

Química



2007



María Inés CERVELLINI
José Alberto GONZÁLEZ QUINTANA
Estela Noemí HEPPER | Graciela Gloria HEVIA
Ana Lía RONCHI | Gladis Ester SCOLES
Ana María URIOSTE | Nilda Mabel VICENTE
Marta Alicia ZAMBRUNO

Química

María Inés CERVELLINI
José Alberto GONZÁLEZ QUINTANA
Estela Noemí HEPPER
Graciela Gloria HEVIA
Ana Lía RONCHI
Gladis Ester SCOLES
Ana María URIOSTE
Nilda Mabel VICENTE
Marta Alicia ZAMBRUNO

Química / María Inés Cervellini...[et.al.]. - 1a ed. 1a reimp. -
Santa Rosa : Univ. Nacional
de La Pampa, 2009.
275 p. ; 18x25 cm.

ISBN 978-950-863-099-5

1. Química. 2. Educación Superior.
CDD 540.071 1

Fecha de catalogación: 03/08/2009

LIBROS DE TEXTO **PARA ESTUDIANTES UNIVERSITARIOS**

Química

María Inés CERVELLINI, José Alberto GONZÁLEZ QUINTANA, Estela Noemí HEPPER, Graciela Gloria HEVIA, Ana Lía RONCHI, Gladis Ester SCOLES, Ana María URIOSTE, Nilda Mabel VICENTE, Marta Alicia ZAMBRUNO.

Agosto de 2009, Santa Rosa, La Pampa

Coordinación general de Diseño y Diagramación: Gabriela HERNÁNDEZ
(DCV-EdUNLPam).



Diseño de interior y tapa: Laura Sarriegui. **dsñ>ls**
LAURA SARRIEGUI

Impreso en Argentina
ISBN 978-950-863-099-5
Cumplido con lo que marca la ley 11.723
EdUNLPam - Año 2009
Cnel. Gil 353 PB - CP L6300DUG
SANTA ROSA - La Pampa - Argentina

Universidad Nacional de La Pampa

Rector: Sergio D. MALUENDRES

Vice-rectora: Estela TORROBA

EdUNLPam

Presidente: Luis A DÍAZ

Director: Rodolfo D. RODRÍGUEZ

Consejo Editor

Sergio BAUDINO

Alicia María SÁENZ

Mirta Adriana KONCURAT

María Graciela ELIGGI

Alicia Graciela KIN

Edith E. ALVARELLOS de LELL

Lía M. NORVERTO

José CAMIÑA

Griselda Isabel CISTAC

Mónica Alejandra BOERIS

Prólogo **p**

El Proyecto de escribir el presente texto surgió a raíz del desarrollo de las actividades de "Articulación Nivel Medio Universidad", realizadas en la Universidad Nacional de La Pampa en las áreas de Biología, Química y Matemática.

El grupo de Química que integramos maduró el Proyecto materializado en esta publicación mediante la reflexión y el análisis de las inquietudes manifestadas por las Autoridades y los Docentes de los ámbitos educativos de la Provincia de La Pampa.

Contribuyó en gran medida a este emprendimiento el contacto con los docentes del Nivel Medio y Polimodal en los Cursos y Talleres del Proyecto de Articulación.

El contenido de este libro de Química Básica contempla lo que deberían conocer los estudiantes que egresan de los institutos del Nivel Polimodal, cualquiera sea su actividad futura esto equivale a decir que no está específicamente dedicado a futuros estudiantes de Química, aunque quién lo lea con interés evidenciará gusto y buena disposición para el estudio de esa ciencia. Para evitar equívocos se ha cuidado de no rodear de pintoresquismos y falsas expectativas a los temas tratados.

Creemos que la consulta de nuestra obra resultará útil para los docentes de Nivel Polimodal, no para enseñarles lo que ya saben a raíz de haber alcanzado un título o un grado, sino para ayudarles a elegir los temas que desarrollen en el aula y el nivel de profundidad con que podrán encararlos; se sugiere una secuencia de temas que nos parece adecuada pero no es imperativa.

Ante un auditorio con conocimientos básicos exigüos, el docente puede sentirse tentado de adaptarse a ese nivel, aunque la experiencia indica que, potencialmente, los estudiantes tienen una capacidad de asimilación mucho mayor si se los induce a un esfuerzo que ellos mismos pudieron creer irrealizable. A esta meta se tiende con el contenido del presente texto.

De acuerdo con los objetivos propuestos, el libro presenta las propiedades y los procesos de naturaleza química de manera conceptual y cualitativa evitando el uso de un aparato matemático que los expresaría de manera más concisa y rigurosa, pero en la etapa de estudio que nos ocupa el concepto químico es lo fundamental y su expresión matemática una útil y poderosa herramienta.

El lenguaje utilizado en esta obra es el de la Química y en las definiciones y diversos enunciados los autores se han servido del vocabulario técnico o científico imprescindible para la correcta expresión de las ideas.

Aspiramos a que nuestro trabajo contribuya a la adecuada articulación entre los niveles Polimodal y Universitario.

Durante demasiado tiempo se sostuvo con fatalismo que algunos problemas de los estudiantes universitarios provienen de la mala base adquirida en los niveles previos. Ahora la Universidad Nacional de La Pampa, entre otras, sale a enfrentar la actualidad del problema sin limitarse a la contemplación de su historia. Esperamos que los destinatarios obtengan buenos frutos de este emprendimiento.

Los autores.

Índice



CAPÍTULO 1 CONCEPTOS FUNDAMENTALES 17

1. MATERIA
2. MASA Y PESO
3. VOLUMEN
4. MEDICIÓN
 - 4.1 Unidades fundamentales o patrones de medición unidades SI
5. OPERACIONES MATEMÁTICAS CON MAGNITUDES
 - 5.1 Notación científica
 - 5.2 Cifras significativas
 - 5.3 Adición y sustracción
 - 5.4 Multiplicación y división
 - 5.5 Tratamiento gráfico de datos
6. EQUIVALENCIA ENTRE DISTINTAS MAGNITUDES
7. DENSIDAD
8. PRESIÓN

CAPÍTULO 2 MATERIA Y ENERGÍA 37

1. ESTADOS Y PROPIEDADES DE LA MATERIA
2. ENERGÍA
3. TEMPERATURA Y CALOR
 - 3.1 Escalas de Temperatura
 - 3.2 Conversión de una temperatura de una escala a otra
4. TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA
 - 4.1 Transformaciones físicas
 - 4.2 Transformaciones químicas
5. ELEMENTO

CAPÍTULO 3 SISTEMAS MATERIALES 55

1. PROPIEDADES INTENSIVAS Y EXTENSIVAS
2. CLASIFICACIÓN DE LOS SISTEMAS MATERIALES
3. CRITERIO DE HETEROGENEIDAD
4. MÉTODOS SEPARATIVOS
 - 4.1 Separación de las fases de un sistema heterogéneo

4.2 Fraccionamiento de sistemas homogéneos

5. SUSTANCIAS PURAS Y SOLUCIONES

**CAPÍTULO 4 TEORÍA ATÓMICA MOLECULAR DE LA ESTRUCTURA
DE LA MATERIA 67**

1. ANTECEDENTES - LOS GRIEGOS

2. LA TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

3. LEYES PONDERALES DE LA QUÍMICA

3.1 Ley de conservación de la masa

3.2 Ley de las proporciones definidas y constantes

3.3 Ley de las proporciones múltiples

3.4 Las leyes ponderales y la teoría atómica

4. LIMITACIONES DE LA TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

5. EL DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN

5.1 Experiencia de Thomson y Crookes
Los rayos catódicos

5.2 La experiencia de Thomson
Masa y carga eléctrica del electrón

5.3 Experiencia de Millikan
Valores independientes de e y m

6. LOS RAYOS CANALES

7. FENÓMENOS PRODUCIDOS EN LOS TUBOS DE DESCARGA

8. RESPUESTAS A ALGUNAS PREGUNTAS QUE LOS ALUMNOS
PODRÍAN HACERSE

9. LOS COMPONENTES DEL ÁTOMO Y SU PROBABLE DISTRIBUCIÓN

9.1 Modelo atómico de Thomson

9.2 Modelo atómico de Rutherford

9.3 Objeciones al modelo atómico de Rutherford

9.4 Modelo atómico de Bohr

9.5 La configuración electrónica o distribución de los electrones en el átomo. Niveles de energía

9.6 Los subniveles

9.7 Los orbitales

9.8 Modelo actual

9.9 Los números cuánticos

10. LOS NÚMEROS CUÁNTICOS EN EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

11. LOS ÁTOMOS POLIELECTRÓNICOS (O MULTIELECTRÓNICOS)

12. DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRÓN

13. EL NÚCLEO ATÓMICO

- 14. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS
 - 14.1 El Principio de Pauli
 - 14.2 Regla de Hund
- 15. ALGUNAS CONVENCIONES DE NOMENCLATURA
- 16. NÚMEROS DE PARTÍCULAS FUNDAMENTALES EN CADA ÁTOMO
 - NÚMERO ATÓMICO - NÚMERO MÁSCICO
 - 16.1 Número atómico
 - 16.2 Número másico
- 17. ISÓTOPOS
 - 17.1 Definición, abundancia, notación
 - 17.2 Masas isotópicas medias

**CAPITULO 5 LEY PERIÓDICA - TABLA PERIÓDICA
DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS 115**

- 1. ANTECEDENTES HISTÓRICOS
- 2. CLASIFICACIÓN PERIÓDICA MODERNA
- 3. PROPIEDADES PERIÓDICAS
 - 3.1 Radio atómico
 - 3.2 Radio iónico
 - 3.3 Electronegatividad
 - 3.4 Energía de ionización
 - 3.5 Afinidad electrónica

CAPITULO 6 ENLACES QUÍMICOS 133

- 1. ENLACES QUÍMICOS Y ESTRUCTURAS ATÓMICAS
- 2. CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES
 - 2.1 Enlace iónico
 - 2.1.1 Propiedades físicas de los compuestos con enlace iónico
 - 2.2 Enlace covalente
 - 2.2.1 Propiedades de compuestos covalentes
 - 2.2.2 Resonancia
- 3. TRANSICIÓN ENTRE ENLACE IÓNICO Y COVALENTE
- 4. POLARIDAD DE LOS ENLACES COVALENTES. MOLÉCULAS POLARES
- 5. ESTRUCTURA MOLECULAR Y TEORÍAS DEL ENLACE COVALENTE
 - 5.1 Teoría de repulsión del par electrónico
 - 5.2 Teoría del enlace de valencia
 - 5.3 Geometría molecular
 - 5.4 Hibridación de orbitales
 - 5.5 Teoría del orbital molecular: TOM

6. PARAMAGNETISMO Y DIAMAGNETISMO

7. FUERZAS INTERMOLECULARES

CAPITULO 7 FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS 163

1. ESTADO DE OXIDACIÓN

2. FUNCIONES QUÍMICAS

2.1 Óxidos

2.1.1 Óxidos normales

2.1.2 Peróxidos

2.1.3 Superóxidos

2.1.4 Obtención de peróxidos y superóxidos

2.1.5 Deducción de la naturaleza de los compuestos binarios oxigenados

2.1.6 Carácter ácido-base de los óxidos normales

2.2 Ácidos

2.2.1 Oxoácidos

2.2.2 Hidrácidos

2.3 Hidróxidos

2.4 Hidruros

2.5 Compuestos del hidrógeno con los elementos del Grupo 15

2.6 Sales

2.6.1 Sales Neutras

2.6.2 Hidrógenosales

2.6.3 Hidróxidosales

CAPITULO 8 ESTEQUIOMETRÍA 217

1. ECUACIÓN QUÍMICA

1.1 Balance de materia

1.2 Balance energético

1.3 Balance de cargas

2. PRECIPITADOS Y GASES

3. EL ORIGEN DEL CONCEPTO DE MOL

4. MASA ABSOLUTA DE ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

5. LA UNIDAD DE MASA ATÓMICA

6. UNIDADES DE MASA USADAS EN LAS ECUACIONES. EL MOL

6.1 Mol de sustancias iónicas

7. OTRAS UNIDADES DE CANTIDAD DE SUSTANCIA

8. GRADO DE DESARROLLO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

9. CONCEPTO DE REACTIVO LIMITANTE

10. ESCRITURA Y AJUSTE DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS

10.1 Método algebraico de ajuste de ecuaciones

11. REACCIONES Y ECUACIONES DE ÓXIDO REDUCCIÓN

11.1 Ajuste de las ecuaciones de óxido reducción por el método del ion-electrón

12. EJEMPLOS DE RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRÍA

CAPITULO 9 SOLUCIONES 243

1. COMPONENTES DE UNA SOLUCIÓN

2. CONCEPTOS DE SOLUTOS Y SOLVENTE

3. CLASIFICACIÓN DE LAS SOLUCIONES DE ACUERDO CON EL ESTADO DE AGREGACIÓN DEL SOLVENTE

4. CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

5. PREPARACIÓN DE LOS DIVERSOS TIPOS DE SOLUCIONES

6. SOLUCIONES CONCENTRADAS Y SOLUCIONES DILUIDAS

7. MANERAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE UNA SOLUCIÓN



Capítulo 1.-

Conceptos fundamentales

Algunas palabras utilizadas cotidianamente suelen considerarse, por desconocimiento, como sinónimos de otras que no lo son (por ejemplo masa y peso, temperatura y calor, etc) o aplicarse incorrectamente. En el estudio de la Química es necesario tener en cuenta el significado de los términos para poder comprender los temas tratados en la disciplina y evitar errores. Seguidamente se presentan y definen algunos de ellos.

1 Materia

Al observar y analizar los objetos que nos rodean podemos llegar a encontrar que todos presentan algunas características comunes.

Se denomina **materia** a toda porción del universo que tiene una determinada masa, y por lo tanto un determinado peso (es ponderable), ocupa un lugar en el espacio y es impenetrable, esto último significa que el lugar que ocupa una porción de materia no puede ser ocupado simultáneamente por otra.

2 Masa y Peso

La **masa** es una propiedad intrínseca, representa la cantidad de materia de un objeto y no varía cuando el objeto cambia de posición.

El **peso** es una fuerza que mide la atracción gravitatoria de la tierra y varía con la distancia desde el objeto al centro de la tierra.

Ambos términos se utilizan, a veces, de modo impreciso en química.

Fuerza y masa están relacionados por la ecuación:

$$F = m \cdot a$$

donde *m* es la *masa* y *a* la *aceleración*,

el *peso* (*p*) es:

$$p = m \cdot g$$

donde *g* es la *aceleración gravitacional local*.

Dicha aceleración varía según la distancia al centro de la Tierra, por ejemplo al nivel del mar y 45° de latitud el valor de *g* es 9,807 m/s².

Un cuerpo pesa menos en la cima de una montaña, que a nivel del mar debido a que *g* disminuye con la altura; en cambio la masa no varía.

..... Ejercicio

¿Qué peso tendrá un cuerpo de masa 1 kg en las siguientes condiciones?

- 10 000 metros de altura, donde *g* es 9,776 m/s²
- 5 000 metros de altura, donde *g* es 9,791 m/s²
- 2 000 metros de altura, donde *g* es 9,800 m/s²
- a nivel del mar, donde *g* es 9,807 m/s²

Resolución:

En todas las situaciones **la masa es 1 kg**. El peso podemos deducirlo multiplicando el valor de la masa por la aceleración de la gravedad según

el lugar:

- a 10 000 m de altura el peso es 9,776 N (*Newton*)
 - a 5 000 m de altura el peso es 9,791 N
 - a 2 000 m el peso es 9,800 N
 - a nivel del mar es 9,807 N
-

La unidad fundamental en el Sistema Internacional (SI) para la masa es el *kilogramo*.

La unidad en el SI para el peso es el *Newton* (N), la cual puede deducirse de las siguientes expresiones:

$$\text{peso} = \text{masa} \times \text{aceleración de la gravedad}$$

$$p = m \cdot g$$

Unidades: En el SI peso = kg m/s² = N (*Newton*)

3 Volumen

Se denomina **volumen** de una sustancia al espacio que ocupa, en el caso de un gas es igual al del recipiente que lo contiene. Es una propiedad de los objetos cuya magnitud es factible de ser medida. En el SI la unidad de volumen es el *metro cúbico* (m³) habitualmente se usan también como unidades de volumen las del sistema métrico: *litro* (L) y *mililitro* (mL).

En 1964 se redefinió el *litro* (L) como el volumen exactamente igual a 1 dm³, 1000 cm³ (10³ cm³). Por lo tanto:

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3; \quad 1 \text{ litro (L)} = 1 \text{ dm}^3; \quad 1 \text{ litro (L)} = 10^3 \text{ cm}^3$$

En la Figura 1 se comparan los tamaños relativos de dos volúmenes:

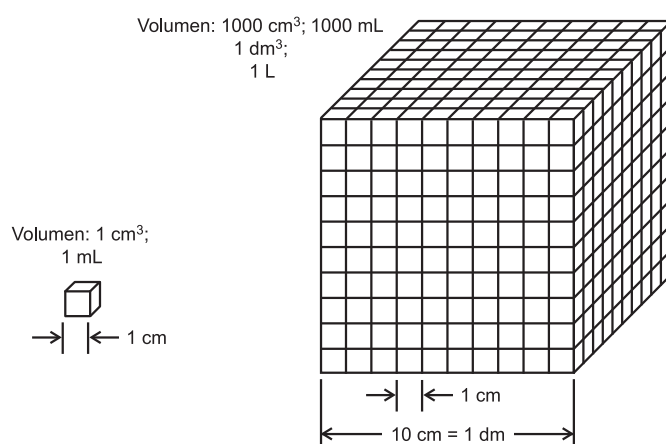


Figura 1: Tamaños relativos de dos volúmenes.

La Química es una ciencia experimental y las mediciones que se realizan dependen de los instrumentos con que se cuente, los más perfeccionados incrementan la variedad de mediciones posibles y su precisión. Por ejemplo si un químico tiene que determinar en el laboratorio la temperatura de fusión de una sustancia, y posteriormente informar el resultado de la experiencia, podrá indicar 43°C ó $43,2^{\circ}\text{C}$. Esto dependerá de que disponga de un termómetro graduado al grado o a la décima de grado, y también de la experiencia del operador en medir temperaturas.

Cada instrumento de medida tiene sus limitaciones que determinan su precisión, por lo tanto toda determinación individual lleva asociada alguna incertidumbre.

¿Cómo se indica la incertidumbre?

Generalmente la última cifra del número indicado es la que puede tener error, por lo que una forma de indicar la incertidumbre consiste en que el error quede indicado por el número de cifras escritas. Por ejemplo el dato $43,2^{\circ}\text{C}$ indica que puede ser incierta la cifra 2, pero no las cifras 4 y 3. En este caso la incertidumbre es de $\pm 0,1^{\circ}\text{C}$.

Es posible medir la masa con balanzas, la temperatura con termómetros, los volúmenes con buretas, pipetas, probetas ó matraces aforados (Figura 2) etc. Siempre una cantidad medida debe expresarse como un número seguido de las unidades apropiadas.

Por ejemplo si se debe indicar que el volumen medido es 22 cm^3 , es incorrecto informar: el volumen es 22.

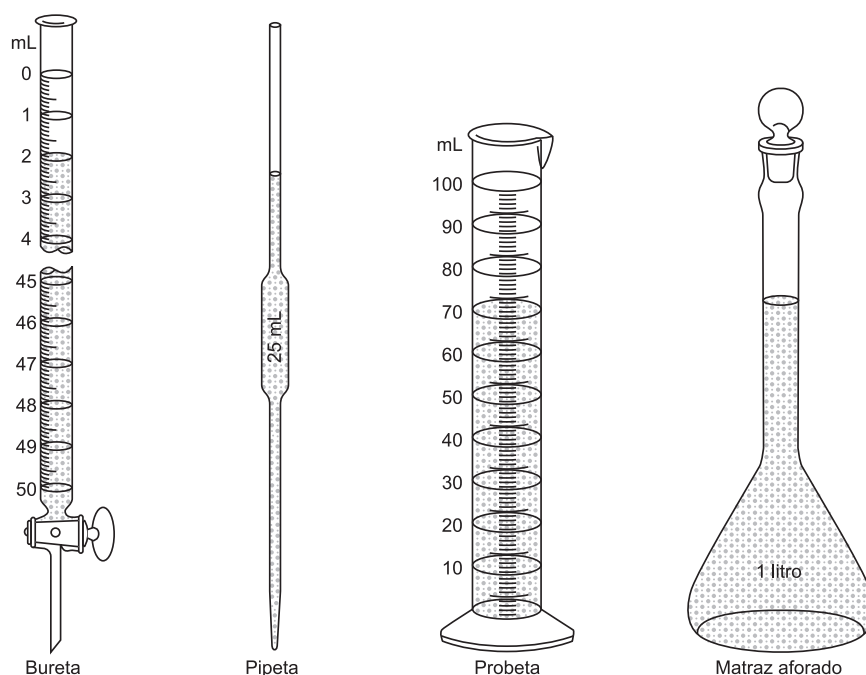


Figura 2: Material de vidrio graduado para medir volúmenes.

Las unidades son indispensables para indicar correctamente las medidas.

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (U.I.Q.P.A.), (internacionalmente se ha difundido su sigla inglesa I.U.P.A.C.) ha definido **magnitud** como: "... *el producto de un valor numérico (un número puro) y una unidad*". Por ejemplo:

10 g ; 2,3 m ; 4,7 m²son magnitudes

10 ; 2,3 ; 4,7son números

g ; m ; m²son unidades

4.1 Unidades fundamentales o patrones de medición Unidades SI

Los valores de las unidades fundamentales son arbitrarios, pero se han fijado patrones que fueron adoptados por el Sistema Internacional de Unidades (SI), el cual se basa en siete unidades fundamentales, las que se indican en la Tabla 1. Todas las demás unidades se derivan de ellas.

Propiedades	Nombre de la unidad	Símbolo
longitud	metro	m
masa	kilogramo	kg
tiempo	segundo	s
intensidad de corriente eléctrica	ampere	A
temperatura	kelvin	K
intensidad luminosa	candela	cd
cantidad de sustancia	mol	mol

Tabla 1: Unidades fundamentales del Sistema Internacional (SI).

El sistema métrico y el SI son sistemas decimales, en los que se emplean prefijos para indicar submúltiplos y múltiplos de diez, los mismos prefijos se utilizan con todas las unidades de medición.

Ejemplo:

2 mL corresponde a 2 mililitros
2 mg corresponde a 2 miligramos

Los múltiplos y submúltiplos están relacionados entre sí mediante potencias de diez. Por ejemplo 1 litro es igual a 10³ cm³.

Para no utilizar números decimales se han elegido prefijos especiales para múltiplos y submúltiplos de unidades, cada uno de los cuales tiene su símbolo convencional.

Algunos de los prefijos estándares para expresar los múltiplos y submúltiplos de las diversas unidades son los siguientes:

Multiplos y Submúltiplos	Nombre	Símbolo
10^6	mega	M
10^3	kilo	k
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n

El prefijo se antepone directamente al nombre de la unidad.

Ejemplos:	unidades de masa:	<i>miligramo</i>	mg
		<i>nanogramo</i>	ng
	unidades de volumen:	<i>mililitro</i>	mL
		<i>microlitro</i>	μ L

Las unidades de longitud que suelen utilizarse y sus equivalencias con el metro son:

1 kilómetro (km)	=	10^3 m
1 centímetro (cm)	=	10^{-2} m
1 milímetro (mm)	=	10^{-3} m
1 micrómetro (μ m)	=	10^{-6} m
1 nanómetro (nm)	=	10^{-9} m
1 angstrom (Å)	=	10^{-10} m

Otras unidades de masa y su equivalencia con el kilogramo son:

1 gramo (g)	=	10^{-3} kg
1 miligramo (mg)	=	10^{-6} kg
1 microgramo (μ g)	=	10^{-9} kg (también llamado gamma)

Cuando un múltiplo o submúltiplo de unidad está elevado a una potencia, ésta afecta a todo el conjunto, por ejemplo:

$$1 \text{ km}^3 = (10^3 \text{ m})^3 = 10^9 \text{ m}^3$$

Las unidades derivadas se forman a partir de dos o más unidades básicas por operaciones matemáticas sencillas, por ejemplo:

$$\text{velocidad} = \frac{\text{desplazamiento}}{\text{tiempo}} \quad \text{unidades: } v = \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

En este caso si el desplazamiento se expresa en metros y el tiempo en segundos la unidad de velocidad es m/s.

Otros ejemplos:

Propiedad	Unidades (SI)
volumen	m^3
aceleración	m/s^2
fuerza	kg m/s^2

5 Operaciones matemáticas con magnitudes

Además de conocer las unidades empleadas en Química es importante saber:

- operar con números asociados a las mediciones: notación científica y cifras significativas
- realizar operaciones algebraicas
- confeccionar e interpretar gráficos en ejes cartesianos

5.1 Notación científica

En Química suelen utilizarse magnitudes muy grandes o muy pequeñas, por ejemplo:

- un átomo de oxígeno tiene una masa de 0,000 000 000 000 000 000 000 026 5 gramos
- en 1 gramo de átomos de hidrógeno hay 602 200 000 000 000 000 000 000 átomos de hidrógeno

Si tuviéramos que realizar un cálculo con tales cantidades, por ejemplo una multiplicación, es muy probable que se cometan errores. Para operar magnitudes muy grandes o muy pequeñas se usa la **notación científica**. La misma se expresa como el producto de un dígito no nulo a la izquierda de la coma decimal y una potencia entera de diez. Por lo tanto, en los ejemplos anteriores:

- la masa de un átomo de oxígeno se debe expresar $2,65 \cdot 10^{-23}$ g
- en 1 g de átomos de hidrógeno hay $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos

..... Ejercicio

a) Expresar 2 450 000 g en notación científica.

Resolución:

$$2\ 450\ 000\ \text{g} = 2,45 \cdot 10^6\ \text{g}$$

La coma decimal se ha corrido hacia la izquierda seis lugares, por lo que el exponente a que debe elevarse el número 10 es 6.

b) Expresar 0,00034 mL en notación científica.

Resolución:

$$0,00034\ \text{mL} = 3,4 \cdot 10^{-4}\ \text{mL}$$

En este ejemplo la coma decimal se ha corrido hacia la derecha cuatro lugares, por lo que el exponente a que debe elevarse el número 10 es -4.

.....

5.2 Cifras significativas

Cuando se realizan mediciones las magnitudes que se obtienen no son exactas. En cada medición se realiza una estimación, por ejemplo si se determina en una balanza que la masa de un cuerpo es de 12 gramos, y la escala de la balanza utilizada da una incertidumbre de 1 gramo en la medición, el valor de la masa real estará comprendido entre 11 g y 13 g. En este ejemplo las cifras significativas son dos, y la incertidumbre es de más o menos 1 gramo. *La masa debe indicarse 12 ± 1 g.*

Las cifras significativas son los dígitos representativos de una cantidad medida o calculada.

Supongamos que se dispone de una balanza con la que se puede medir hasta la décima del gramo, la incertidumbre será de $\pm 0,1$ g. Si el dato experimental, por ejemplo, es 12,3 g. la magnitud se expresará $12,3 \pm 0,1$ g y el valor correcto estará entre 12,2 y 12,4 g. Las cifras significativas en este caso son 3.

Se debe tener en cuenta que el último dígito siempre es incierto, y el valor de la incertidumbre dependerá del instrumento que se utilice para la determinación. En las balanzas más modernas se puede medir hasta con cuatro decimales, por ejemplo se puede determinar experimentalmente una masa de 0,5437 g. En este ejemplo las cifras significativas son cuatro.

Para determinar el número de cifras significativas es importante tener en cuenta las siguientes reglas:

- Cualquier número diferente de cero es significativo. Ejemplo: 2,345 ml tiene cuatro cifras significativas.
- Los ceros que están entre números distintos de cero son significativos. Ejemplo: 20 534 km tiene cinco cifras significativas.
- Los ceros a la izquierda del primer número distinto de cero no son significativos. Ejemplos: 0,89 m tiene dos cifras significativas
0,089 m tiene dos cifras significativas.
- Si un número no es entero los ceros al final de dicho número son significativos. Ejemplo: 0,2070 kg tiene cuatro cifras significativas y 3,2070 g tiene cinco cifras significativas.
- Para magnitudes que tienen números enteros: 12 000 km, los ceros que están después que el último dígito pueden o no ser significativos, para poder establecerlo se debe tener información. Por ejemplo si se pudo determinar el valor de dicha magnitud con:

dos cifras significativas se expresará	$1,2 \cdot 10^4$ km
tres cifras significativas se expresará	$1,20 \cdot 10^4$ km
cuatro cifras significativas se expresará	$1,200 \cdot 10^4$ km

¿Cómo se utilizan las cifras significativas cuando se realizan operaciones matemáticas?

5.3 Adición y Sustracción

Al realizar estas operaciones matemáticas se deben tener en cuenta los datos para informar el resultado final:

Por ejemplo dadas las masas 34,187 g y 2,4 g ¿cuál es la masa total? Antes de operar es conveniente recordar:

- que todas las ecuaciones deben ser dimensionalmente homogéneas, es decir que todos los términos deben tener las mismas unidades

$$\text{masa total} = 34,187 \text{ g} + 2,4 \text{ g}$$

es una ecuación dimensionalmente homogénea

- que el resultado tendrá tantas cifras significativas a la derecha de la coma como el sumando que tenga el menor número de ellas.

En el ejemplo dado:

34,187 g tiene 3 cifras significativas después de la coma

2,4 g tiene 1 cifra significativa después de la coma

El menor número de cifras significativas corresponde al segundo, por lo que la masa total se informará con una cifra significativa después de la coma.

$$\begin{array}{r} 34,187 \text{ g} \\ + \quad 2,4 \text{ g} \\ \hline 36,5 \text{ g} \end{array} \qquad \begin{array}{r} 34,187 \text{ g} \\ + \quad 2,4 \text{ g} \\ \hline 36,587 \text{ g} \end{array}$$

Si informamos que la masa total es 36,5 g puede no ser correcto debido a que no hemos tenido en cuenta que la masa total es mayor que 36,5 g. Debemos aplicar un *método de ajuste* llamado *redondeo de números*, cuyas reglas son las siguientes.

Si el resultado de una operación matemática contiene más dígitos de los que se deben reportar de acuerdo con la cantidad de cifras significativas, se debe analizar el número siguiente a la última cifra significativa y:

- si este dígito es menor que 5, el último dígito que se informa no se modifica.
- si este dígito es 5 o mayor, al último dígito que se informa se le debe adicionar 1.

Retomando la adición de masas indicada anteriormente, 36,6 g es el resultado de la adición teniendo en cuenta las cifras significativas y el redondeo de números.

Un análisis similar a lo expuesto es válido para la sustracción.

Regla para la adición y sustracción utilizando cifras significativas:

Cuando las magnitudes son sumadas o restadas, la respuesta no puede contener más decimales que la magnitud inicial que tenga menos.

5.4 Multiplicación y división

Para la multiplicación y división utilizando cifras significativas se aplica la siguiente regla:

Cuando se multiplican o dividen magnitudes, la respuesta no puede contener más cifras significativas que la magnitud inicial que tenga menos.

..... Ejercicio

Se desea calcular el área de un rectángulo cuya base mide 3,55 cm y la altura 10,43 cm.

Resolución:

Debemos realizar la siguiente operación matemática:

$$\text{Área} = \text{base} \times \text{altura}$$

$$A = b \cdot h$$

operando $A = 3,55 \text{ cm} \times 10,43 \text{ cm}$

$$A = 37,0265 \text{ cm}^2$$

Este resultado se obtendrá al realizar el producto. De acuerdo a los datos iniciales el valor de la base tiene tres cifras significativas y el de la altura tiene cuatro cifras significativas, por lo tanto el resultado final se debe expresar con tres cifras significativas; teniendo en cuenta además el método del redondeo:

El área del rectángulo es 37,0 cm²

.....

5.5 Tratamiento gráfico de datos

La variación de una magnitud en función de otra se puede representar mediante gráficos en ejes cartesianos.

Como ejemplo analizaremos cómo se modifican los valores obtenidos de mediciones correspondientes al volumen de un gas cuando a dicho gas se le aplican distintas presiones. El mismo está contenido en un recipiente cerrado y a una determinada temperatura constante. Los valores obtenidos son los siguientes:

Volumen (L)	V ₁	V ₂	V ₃
	0,51	0,61	0,94	1,16 1,22 1,33 1,50

Presión (atm)	P_1	P_2	P_3
	2,96	2,49	1,618	1,313	1,251	1,143 0,952

En primer término analizando los datos podemos afirmar que el volumen de un gas disminuye cuando aumenta la presión que se ejerce sobre él. Estos resultados se pueden expresar en forma gráfica (Figura 3), de la que podemos deducir cómo es la variación.

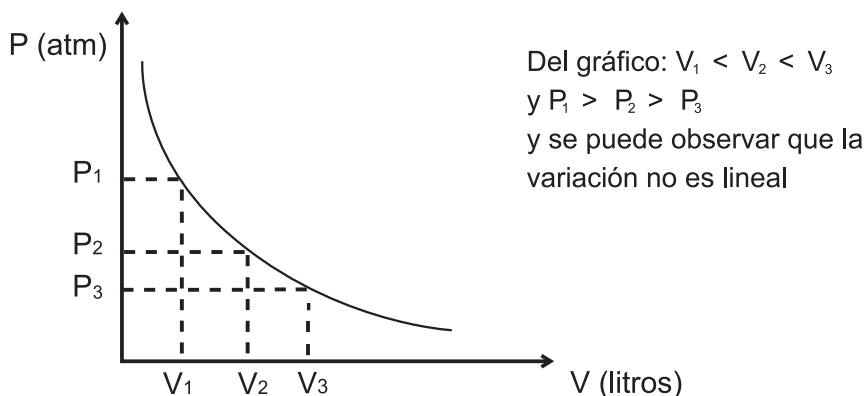


Figura 3: Variación de la presión (P) en función del volumen (V)

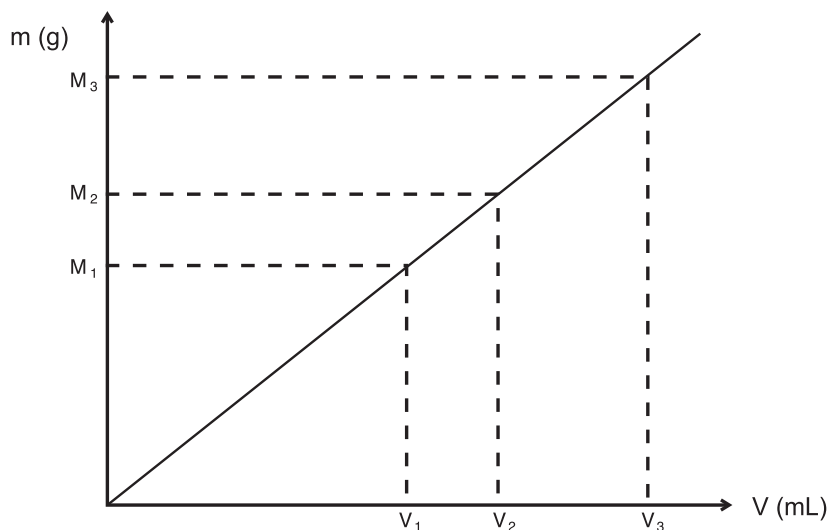
..... Ejercicio

Se ha determinado experimentalmente la masa y el volumen correspondiente de distintas porciones de una misma sustancia, a una temperatura constante. Los datos son los siguientes:

Volumen (mL)	4,40	5,70	8,00	10,10	12,80
Masa (g)	34,45	44,46	62,80	78,88	100,35

Grafique en ejes cartesianos los datos indicados representando la masa en función del volumen.

Resolución:



De la observación de los datos se deduce que la masa y el volumen a temperatura constante, varían en forma directamente proporcional.

Al unir los puntos representados se observa que la relación es lineal, a medida que aumenta el volumen, aumenta la masa.

.....

6 Equivalencias entre distintas magnitudes

¿Cómo expresar $2,5 \cdot 10^{-2}$ g en kg?

Para la resolución se utiliza un **factor unitario** (factor de conversión).

Este factor es una relación en la cual el numerador y denominador son cantidades equivalentes expresadas en diferentes unidades. Por ejemplo pueden utilizarse las siguientes igualdades como factores de conversión expresándolas como cocientes:

$$1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$$

Resolveremos un ejemplo para clarificar lo expresado anteriormente: para convertir $2,5 \cdot 10^{-2}$ g a kg se multiplica por 1 kg y se divide por 10^3 g, el factor de conversión es:

$$1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$$

$$2,5 \cdot 10^{-2} \cancel{\text{g}} \times \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \cancel{\text{g}}} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2} \text{ kg}}{10^3}$$

$$\text{operando: } 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$$

¡Observe la cancelación de unidades!

Si equivocadamente se hubiera multiplicado por 10^3 g y dividido por 1 kg:

$$2,5 \cdot 10^{-2} \text{ g} \times \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$$

el resultado sería $2,5 \cdot 10 \text{ g}^2 / \text{kg}$, que es INCORRECTO

Es importante tener en cuenta que el *factor de conversión es igual a la unidad*, numerador igual a denominador.

En este ejemplo: $1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$

7

Densidad

La densidad es una propiedad que presentan las sustancias que permite identificarlas y compararlas. Se define *densidad absoluta* a la masa de un determinado cuerpo por unidad de volumen o dicho de otra manera es la relación de la masa de un cuerpo con su volumen.

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \quad d = \frac{m}{v}$$

Por lo tanto la densidad de un cuerpo indica la masa de dicho cuerpo que está contenida en un volumen determinado del mismo.

Unidades: $d = \text{g/dm}^3 \text{ ó } \text{g/cm}^3 \text{ ó } \text{g/mL}$

Para comprender este concepto observe los siguientes ejemplos de densidades, a 25°C :

Sustancia	Densidad (g/cm ³)
agua	0,997
aluminio	2,70
plomo	11,34
hielo	0,917
aceite de oliva	0,9
helio	0,0017
aire	0,0408

Podemos observar, por ejemplo, que 1 cm³ de plomo a 25°C tiene una masa de 11,34 g, mientras que el mismo volumen de aluminio, a igual temperatura, posee una masa de 2,7 g. Es decir que si comparamos dos esferas de igual volumen de estas dos sustancias, la de plomo tendrá mayor masa debido a que su densidad es mayor.

..... Ejercicio

Calcule la masa de aire, expresada en gramos, contenida en un recipiente de 1 m³. Para resolverlo debemos recordar la fórmula de densidad:

$$d = \frac{m}{v} \text{ y conocer la densidad del aire: } 0,0408 \text{ g/cm}^3$$

Resolución:

$$m = d \cdot v = 0,0408 \text{g/cm}^3 \times 1 \text{ m}^3$$

Observe que no se puede cancelar la unidad de volumen, por lo tanto debemos introducir en la expresión el siguiente factor de conversión: $10^6 \text{ cm}^3 = 1 \text{ m}^3$

Operando:

$$m = 0,0408 \text{ g/cm}^3 \times 1 \text{ m}^3 \times \frac{10^6 \text{ cm}^3}{1 \text{ m}^3}$$

$$m = 4,08 \cdot 10^4 \text{ g}$$

.....

Ciertos hechos que se observan cotidianamente se explican debido a la diferencia de densidad entre las sustancias, por ejemplo:

- El hielo flota sobre la superficie del agua, no por ser más "liviano", sino porque la densidad del agua sólida es menor que la densidad del agua líquida.
- El aceite flota sobre la superficie del agua.
- Los globos llenos con gas helio se elevan en el aire.

Observe que siempre que se indica la densidad de una sustancia se aclara la temperatura a la cual se ha determinado, esto es así porque la densidad de una sustancia es un valor que depende de la temperatura y de la presión. Ejemplo:

alcohol etílico a 10°C tiene una densidad de 0,797 g/cm³
 a 20°C tiene una densidad de 0,789 g/cm³
 a 30,5°C tiene una densidad de 0,776 g/cm³

En general, en los líquidos la densidad varía muy poco dentro de amplios intervalos de presión y temperatura, y varía menos aún en el caso de los sólidos. En cambio los gases presentan marcadas variaciones de la densidad con respecto a variaciones de presión y temperatura. En general la densidad de una sustancia en el estado gaseoso es menor que en estado líquido o en estado sólido.

..... Ejercicio

La densidad de una sustancia es de 1,25 g/cm³, a determinada temperatura (lo cual significa que 1,25 g de esa sustancia ocupan un volumen de 1 cm³).

Utilizando el mecanismo indicado anteriormente con los factores de conversión que correspondan, exprese dicha densidad en:

- a) g/dm³ b) kg/dm³

Resolución:

$$a) \quad d = 1,25 \text{ g/cm}^3 = \frac{1,25 \text{ g} \times 10^3 \cancel{\text{cm}^3}}{\cancel{\text{cm}^3} \times 1 \text{ dm}^3}$$

$$d = 1,25 \cdot 10^3 \text{ g/dm}^3$$

$$b) \quad d = 1,25 \text{ g/cm}^3 = \frac{1,25 \cancel{\text{g}} \times 10^3 \cancel{\text{cm}^3} \times 1 \text{ kg}}{\cancel{\text{cm}^3} \times 1 \text{ dm}^3 \times 10^3 \cancel{\text{g}}} = \frac{1,25 \cdot 10^3 \text{ kg}}{10^3 \text{ dm}^3}$$

$$d = 1,25 \text{ kg/dm}^3$$

.....

Se define como la magnitud de la fuerza normal (F) por unidad de área (A) a la que se le aplica dicha fuerza.

$$P = \frac{F}{A}$$

De acuerdo a esta definición las unidades de presión son:

- en el sistema MKS: $P = \text{N/m}^2 = \text{Pa}$ (*pascal*) unidad del SI.

Es decir que el pascal se define como la fuerza de 1 newton ($\text{N} = \text{kg m/s}^2$) que actúa sobre un metro cuadrado de superficie.

- en el sistema cgs: $P = \text{dyn/cm}^2$ ($\text{dyn} = \text{g cm/s}^2$)

• Otra unidad que, si bien no es del SI, se continúa utilizando es *atmósfera* (atm) y equivale a 760 mm de Hg o 760 Torr, esta última unidad debe su nombre a Torricelli (1608-1647) quien inventó el barómetro de mercurio; actualmente dicha unidad está en desuso.

Existe una diferencia importante entre la presión que ejerce un cuerpo sólido y la presión de los gases y líquidos. Los gases ejercen presión en todas las direcciones, así la presión que ejerce un gas contenido en un recipiente es igual a la fuerza que ejerce sobre las paredes del mismo, dividida por el área del recipiente.

Por el contrario los sólidos ejercen presión en una sola dirección, por ejemplo un automóvil ejerce presión únicamente sobre la superficie debajo de sus ruedas.

En un líquido en reposo la presión que ejerce la columna líquida en un punto no es igual a la ejercida a otra altura de dicho líquido, debido a que la presión aumenta con la profundidad como consecuencia del peso del líquido (a niveles más bajos soporta más peso que a niveles más altos).

Por el contrario en un recipiente que contiene un gas la variación de la presión con la altura es despreciable debido a que el peso que ejerce el gas es demasiado pequeño, así la presión se considera uniforme en todo el recipiente.

La presión que la atmósfera ejerce sobre la superficie de la tierra se conoce como presión atmosférica. Una forma de demostrar la existencia de dicha presión es bebiendo líquido con una bombilla, al succionar el aire de la bombilla se crea un vacío que se llena rápidamente debido a que el líquido es empujado por la presión atmosférica. Esta presión cambia con la altura y con las condiciones climáticas; recordemos que en un sitio determinado la presión atmosférica es el peso del aire por unidad de área de dicho sitio.

Para medir la presión atmosférica se utiliza el barómetro. Un barómetro sencillo está constituido por un tubo lleno de mercurio, invertido sobre un recipiente abierto a la atmósfera, parte del mercurio pasa al re-

cipiente pero no se vierte todo debido a la presión que la atmósfera ejerce sobre la superficie del mercurio contenido en el recipiente.

En el extremo superior del tubo se crea un vacío. La Figura 4 representa en forma sencilla un barómetro.

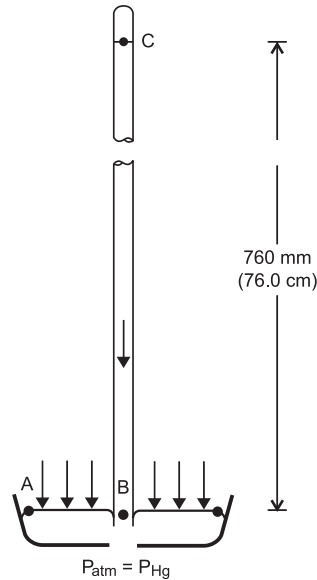


Figura 4: Representación esquemática de un barómetro.

Debido a que en los líquidos la presión es igual en todos los puntos situados a una misma profundidad, la presión que se ejerce sobre el punto **B** es igual a la presión en **A**.

$$P_B = P_A$$

Como la presión en A es igual a la presión atmosférica:

$$P_A = P_{\text{atmosférica}}$$

$$\text{será } P_B = P_{\text{atmosférica}} \quad (\text{I})$$

$$\text{Como } P = \frac{F}{A} \quad (\text{II}),$$

$$\text{y } F = m g \quad (\text{III})$$

y la masa puede expresarse como $m = d \times v$, donde d = densidad y v = volumen, reemplazando en (III) la masa (m):

$$F = d v g$$

y reemplazando esta última expresión en (II):

$$P = \frac{d v g}{A} \quad (\text{IV})$$

El volumen de la columna cilíndrica se puede calcular como:

$$\text{volumen} = \text{superficie} \times \text{altura}$$

$$v = A h$$

reemplazando en (IV) el volumen

$$P = \frac{d \cancel{A} h g}{\cancel{A}}$$

y operando:

$$P = d h g$$

Presión = densidad \times altura \times aceleración de la gravedad

En el punto **B** la presión está dada únicamente por la que ejerce la columna de mercurio, ya que en **C** la presión es considerada cero (en este punto sólo ejerce presión el vapor de mercurio y la misma es despreciable).

La presión ejercida por el mercurio sobre el punto **B** depende de la densidad del mercurio (Hg), de la altura de la columna de Hg y de la aceleración de la gravedad en el lugar donde se mida la presión atmosférica:

$$P_B = d_{Hg} h_{Hg} g$$

reemplazando esta última expresión en (I):

$$P_{\text{atmosférica}} = d_{Hg} h_{Hg} g$$

como la densidad del mercurio es $13,595 \text{ g/cm}^3$ a 0°C , en un lugar donde la aceleración de la gravedad es $980,67 \text{ cm/s}^2$, la altura de la columna de mercurio alcanza los 76 cm . Si se reemplazan los valores respectivos:

$$P_{\text{atmosférica}} = 13,595 \text{ g/cm}^3 \times 76 \text{ cm} \times 980,67 \text{ cm/s}^2$$

operando: $P_{\text{atmosférica}} = 1,013 \cdot 10^6 \text{ dyn/cm}^2$

La presión de $1,013 \cdot 10^6 \text{ dyn/cm}^2$ se define como 1 atmósfera: *la atmósfera normal es la presión que ejerce una columna de mercurio de 76 cm de altura, a nivel del mar, 45° de latitud y 0°C de temperatura.*

$$1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^6 \text{ dyn/cm}^2$$

Equivalencia con otras unidades de presión:

como: $1 \text{ dyn} = 10^{-5} \text{ N}$ y $1 \text{ cm}^2 = 10^{-4} \text{ m}^2$

reemplazando:
$$P = 1 \text{ atm} = \frac{1,013 \cdot 10^6 \times 10^{-5} \text{ N}}{10^{-4} \text{ m}^2}$$

operando:
$$P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ N/m}^2$$

por lo tanto:
$$P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ N/m}^2 = 1 \text{ atm}$$

y como $\text{N/m}^2 = \text{Pa}$:
$$P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1 \text{ atm}$$

y como $10^6 \text{ dyn/cm}^2 = 1 \text{ bar}$:
$$P = 1,013 \text{ bar} = 1 \text{ atm}$$

$$1 \text{ Pa} = 10^{-2} \text{ hPa (hectopascal)}$$

$$1 \text{ Pa} = 10^{-3} \text{ kPa (kilopascal)}$$

Las equivalencias entre distintas unidades de presión pueden expresarse:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \text{ bar} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

..... Ejercicio

¿Qué presión, expresada en atm, ejercerá una columna de agua de 76 cm de altura, cuya densidad es $0,997 \text{ g/cm}^3$ a 25°C ?. Comparar dicha presión con la ejercida por una columna de mercurio (Hg) de igual altura.

Resolución

$$P = d \cdot h \cdot g$$

reemplazando:
$$P = 0,997 \text{ g/cm}^3 \times 76 \text{ cm} \times 980,67 \text{ cm/s}^2$$

operando:
$$P = 7,4307 \cdot 10^4 \text{ dyn/cm}^2$$

aplicando el factor de conversión:
$$1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^6 \text{ dyn/cm}^2$$

$$P = \frac{7,4307 \cdot 10^4 \text{ dyn/cm}^2 \times 1 \text{ atm}}{1,013 \cdot 10^6 \text{ dyn/cm}^2}$$

$$P = 0,0733 \text{ atm}$$
 presión ejercida por el agua

Para comparar esta presión con la ejercida por el Hg debemos realizar un cociente entre las presiones respectivas:

$$P = \frac{P_{\text{Hg}}}{P_{\text{agua}}} = \frac{1 \text{ atm}}{0,0733 \text{ atm}} = 13,64$$

Observe que se obtiene un número y no una magnitud.

La presión ejercida por la columna de Hg es 13,64 veces mayor que la ejercida por una columna de agua de igual altura.

.....



Capítulo 2.-

Materia y Energía

La realidad que nos circunda presenta diversos aspectos: el suelo que nos sustenta, los seres y vehículos que lo transitan, el agua de lluvia y la que llena mares y ríos, la luz y el calor que llegan del sol, la electricidad obtenida por el movimiento de las aspas de un molino o el destello de un relámpago, todas son manifestaciones del Universo que vinculamos con el concepto de materia y energía.

1

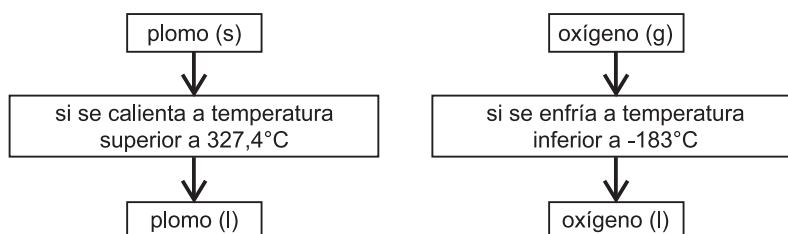
Estados y propiedades de la materia

Cuando observamos los distintos objetos que nos rodean podemos encontrar que algunos de ellos tienen iguales características, mientras que otros no, por ejemplo color, olor, sabor, estado físico, etc. Cada uno de estos cuerpos está constituido por materia, y las características que tienen en determinadas condiciones se denominan propiedades. Por ejemplo un litro de agua, contenido en un recipiente, a 20°C está al estado líquido, mientras que un trozo de hierro a igual temperatura está al estado sólido.

El volumen, la temperatura, el color, el olor, el sabor son algunas de las propiedades de la porción de materia que se considere. También podríamos mencionar otras, como viscosidad, conductividad eléctrica, etc.

Los estados de agregación de la materia son tres: **sólido(s)**, **líquido (l)** y **gaseoso (g)**. Una porción de materia estará en alguno de estos estados, o simultáneamente en dos o en los tres, según a que presión y temperatura se encuentre.

Por la experiencia conocemos que a temperatura ambiente, por ejemplo 25°C y presión atmosférica, el plomo es sólido, el mercurio es líquido, el ozono y el oxígeno son gases. Si la temperatura alcanza determinados valores varía el estado de agregación. Por ejemplo experimentalmente se determinó a presión de 1 atm que:



Para comparar los tres estados de agregación de la materia las propiedades generales que pueden medirse son:

- La **densidad** es una de las propiedades que hemos analizado en el capítulo anterior.
- La **compresibilidad** es la capacidad de una porción de materia de variar el volumen por efecto de la presión. Los gases son altamente compresibles, no ocurre lo mismo con los sólidos y los líquidos.
- La **fluidéz** es una medida de la facilidad de desplazamiento, los gases y líquidos son fluidos y cambian su forma fácilmente.

Las propiedades macroscópicas más relevantes de los gases son la compresibilidad y la fluidéz, mientras que los sólidos presentan rigidez, incompresibilidad y no son fluidos. El estado líquido presenta propiedades intermedias comparado con los otros dos estados, en general los líquidos son fluidos y son prácticamente incompresibles. Existen dife-

rentes grados de fluidez al comparar distintos líquidos por ejemplo agua y aceite. Los sólidos son rígidos y mantienen su forma, en cambio los líquidos toman la forma del recipiente que los contiene. Esta propiedad no siempre se cumple, por ejemplo algunos sólidos pueden deformarse con facilidad, por ejemplo el yeso, el talco, etc, y en cambio otros son muy duros, por ejemplo el carbono diamante.

Tanto en el estado sólido como en el líquido una porción de materia posee un volumen definido, el cual es independiente del recipiente que los contiene, a diferencia de estos dos estados los gases se expanden hasta ocupar todo el volumen disponible.

Además de las propiedades mencionadas podemos especificar para cada estado las siguientes características:

- **Estado sólido:** las partículas constitutivas que forman un sólido están muy próximas porque las fuerzas de atracción entre ellas son grandes, a causa de esto las partículas se mantienen en un cierto orden y mantienen una determinada posición. También existen las fuerzas de repulsión, entre dichas partículas, pero estas son mucho menores que las de atracción.

En la naturaleza existen sustancias al estado sólido cuyas partículas constitutivas ocupan determinadas posiciones en formas geométricas características, son los llamados **sólidos cristalinos**. Ejemplos: sal común, azúcar, hidrógeno trioxocarbonato (IV) de sodio, etc. En cambio otros sólidos, como el vidrio, el caucho, etc, no forman distribuciones regulares, son los llamados **sólidos amorfos**.

- **Estado líquido:** las partículas constitutivas no están tan ordenadas como en el estado sólido y no mantienen una posición fija, las distancias entre ellas son mayores que en los sólidos.

- **Estado gaseoso:** las partículas constitutivas están muy alejadas unas de otras y no existe un orden en la distribución, porque predominan las fuerzas de repulsión por sobre las de atracción. Las partículas al estado gaseoso tienden a ocupar todo el espacio disponible, debido a esto no poseen volumen propio sino el volumen del recipiente que los contiene.

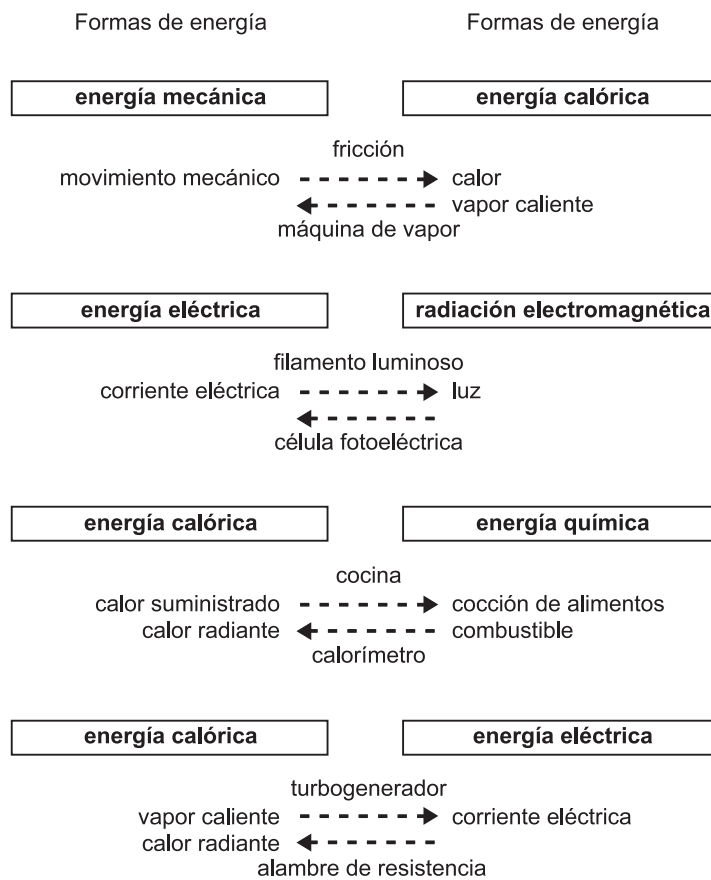
2

Energía

Cuando calentamos los alimentos, encendemos un calefactor, incide la luz solar sobre los vegetales, etc, ocurren **transformaciones** debido a que la materia interactúa con la energía. Antes de estudiar los distintos tipos de transformaciones haremos referencia a la energía.

La **energía** se define como la capacidad para realizar un trabajo. Existen diferentes formas de energía: energía mecánica, calórica, eléctrica, química, etc., además la energía mecánica se clasifica en energía cinética y energía potencial gravitatoria.

La energía puede transformarse de una forma en otra y estos cambios son reconvertibles, por ejemplo:



Distintas experiencias han demostrado que cuando ocurren transformaciones físicas ó químicas la energía se transforma de una forma en otra, esto ha sido enunciado a través de la **Ley de la conservación de la energía**.

La energía no se crea ni se destruye, se transforma de una forma a otra.

Recordemos las expresiones para las formas más habituales de la energía:

Energía potencial gravitacional: es la energía que tiene un sistema en virtud de su posición con respecto a la superficie terrestre. La expresión de la energía potencial es:

$$E_p = m \cdot g \cdot h$$

m = masa del cuerpo

h = altura a la que se encuentra el cuerpo

g = aceleración de la gravedad

Así, un objeto colocado a una cierta altura posee una determinada energía potencial.

..... Ejercicio

¿Qué energía potencial tendrá una piedra con una masa de 1 kg si está a 5000 m o 2000 m de altura? (recordar que el valor de g depende de la altura).

Resolución:

- a 5000 metros de altura

$$E_p = 1 \text{ kg} \times 9,791 \text{ m/s}^2 \times 5000 \text{ m}$$

operando $E_p = 4,895 \cdot 10^4 \text{ kg m}^2 / \text{s}^2 = 4,895 \cdot 10^4 \text{ J}$

- a 2000 metros de altura

$$E_p = 1 \text{ kg} \times 9,800 \text{ m/s}^2 \times 2000 \text{ m}$$

$$E_p = 1,96 \cdot 10^4 \text{ kg m}^2 / \text{s}^2 = 1,96 \cdot 10^4 \text{ J}$$

Esto muestra que para una determinada porción de materia la energía potencial es mayor cuanto mayor sea la altura en que se encuentre.

.....

Energía cinética: es la energía que posee un objeto en movimiento, depende de su masa y de la velocidad que lleva. En una cascada el agua al caer posee energía cinética y la expresión matemática es:

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2$$

E_c = energía cinética

v = velocidad del cuerpo

m = masa del cuerpo

..... Ejercicio

¿Cuál es la energía cinética (expresada en Joules) de una pelota de tenis de 145 g, que es arrojada con una velocidad de 25 m/s?

Resolución:

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2$$

$$E_c = \frac{145 \text{ g}}{2} \times \frac{1 \text{ Kg}}{10^3 \text{ g}} \times \left(\frac{25 \text{ m}}{\text{s}} \right)^2$$

$$E_c = 45 \text{ J}$$

.....

Trabajo mecánico: es la energía desarrollada al desplazarse un cuerpo una cierta distancia (d) cuando se aplica sobre él una fuerza (F). La expresión de trabajo mecánico es:

$$\begin{aligned} \text{Trabajo} &= \text{Fuerza} \times \text{distancia} \\ W &= F \cdot d \end{aligned}$$

Las unidades de trabajo mecánico son:

• *ergio* (erg): en el cgs un ergio es el trabajo mecánico realizado por una fuerza de 1 dina al desplazarse 1 cm en la dirección de su recta de acción.

$$\begin{aligned} \text{erg} &= \text{dina} \cdot \text{cm} = (\text{g} \cdot \text{cm}/\text{s}^2) \cdot \text{cm} \\ \text{erg} &= \text{g} \cdot \text{cm}^2 / \text{s}^2 \end{aligned}$$

• *joule* (J): en el SI un joule es el trabajo mecánico realizado por una fuerza de 1 newton al desplazarse 1 m en la dirección de su recta de acción.

$$\begin{aligned} \text{Joule} &= \text{N} \cdot \text{m} \\ \text{Joule} &= \text{kg} \cdot \text{m}^2 / \text{s}^2 \end{aligned}$$

La relación entre ergios y Joule es:

$$1 \text{ Joule} = \text{N} \cdot \text{m} = \text{kg} \cdot \text{m}^2 / \text{s}^2 = 10^3 \text{ g} \cdot (10^2)^2 \text{ cm}^2 / \text{s}^2 = 10^7 \text{ g} \cdot \text{cm}^2 / \text{s}^2$$

$$1 \text{ Joule} = 10^7 \text{ ergios}$$

..... Ejercicio

Calcular el trabajo mecánico realizado por un atleta para levantar pesas de 10 kg a una distancia de 2 m del suelo (Se debe superar la fuerza de la gravedad).

Resolución:

$$F = m \cdot a$$

$$F_g = m \cdot g$$

$$W = F \cdot d$$

$$W = m \cdot g \cdot d$$

$$W = 10 \text{ kg} \times 9,80 \text{ m/s}^2 \times 2 \text{ m}$$

$$W = 196 \text{ J}$$

.....

La temperatura es una propiedad de la materia que indica el estado térmico de un cuerpo en relación con su posibilidad de transmitir calor a otros cuerpos.

¿Temperatura y calor son sinónimos?

La respuesta es **NO**. Calor o energía calórica es una forma de energía, y se define como la energía que se transfiere de un objeto a otro debido a una diferencia de temperatura entre ambos.

Al poner en contacto dos cuerpos de distinta temperatura, esa diferencia determina el sentido del flujo de calor, siempre desde el cuerpo que está a mayor temperatura hacia el de menor temperatura. Por otra parte, siempre que haya un flujo de calor de un cuerpo a otro se producirá en ambos un cambio de temperatura, hasta que la temperatura de ambos se iguale (Figura 1):

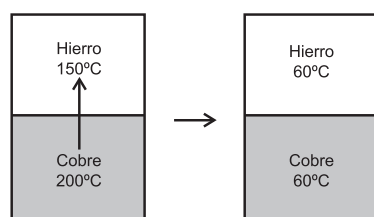


Figura 1: Dos cuerpos alcanzan el equilibrio térmico después de haberse puesto en contacto en un recinto aislado.

Si dos cuerpos se encuentran a la misma temperatura no habrá entre ellos transferencia de calor, en este caso se dice que están en equilibrio térmico.

Los cambios de temperatura de un cuerpo, originados por la ganancia ó pérdida de energía calórica, los experimentamos a diario. Por ejemplo:

- Si calentamos agua en una hornalla de una cocina estamos entregándole una cierta cantidad de calor y la temperatura del agua aumenta.
- Si colocamos el agua en un refrigerador estaremos quitándole energía calórica y como consecuencia su temperatura disminuye.

Unidades

Para la energía térmica o calor se suele utilizar como unidad de cantidad de calor la *caloría* (cal) (que no es una unidad del SI) y un múltiplo de esa unidad que es la *kilocaloría* (kcal). La equivalencia es:

$$1 \text{ kcal} = 10^3 \text{ cal}$$

La energía calórica está relacionada con el trabajo mecánico y esta relación se ha determinado experimentalmente. Las experiencias realizadas por Joule, en 1840, permitieron medir la cantidad de calor producida por un trabajo mecánico. Estas experiencias confirmaron que el calor es una forma de energía. La equivalencia entre calor y trabajo mecánico está dada por la expresión:

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

3.1 Escalas de temperatura:

En la actualidad se usan tres escalas de temperatura: **Celsius**, **Kelvin** (o temperatura absoluta) y **Fahrenheit** (comunmente utilizada en Estados Unidos).

Las unidades de temperatura en estas tres escalas son:

Escala	Unidad	Símbolo
Celsius	grado Centígrado	°C
Fahrenheit	grado Fahrenheit	°F
Kelvin	grado Kelvin	K

Tanto la escala Celsius como la Fahrenheit son escalas de temperaturas relativas. Están definidas por dos puntos de referencia que corresponden a las temperaturas de congelación y de ebullición del agua, 0 y 100°C respectivamente, a presión de 1 atm, para la escala Celsius y 32° y 212°F en la escala Fahrenheit.

La escala de temperatura Kelvin es independiente de las propiedades de una o más sustancias.

Una comparación de estas tres escalas podemos observarla en la Figura 2:

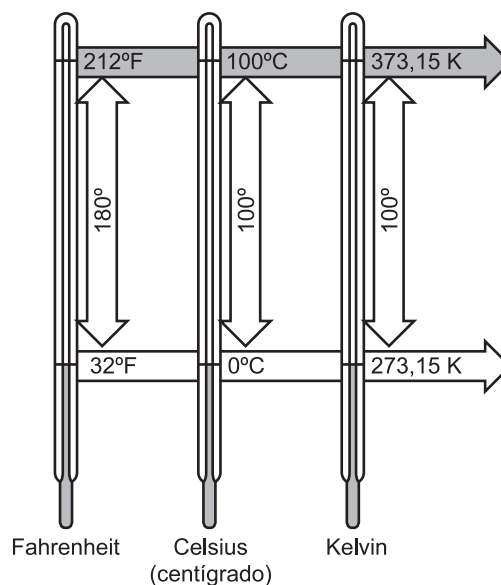


Figura 2: Comparación de tres escalas de temperatura.

3.2 Conversión de una temperatura de una escala a otra:

En la Figura 2 podemos observar que $0^{\circ}\text{C} = 273,15\text{ K}$ y que la amplitud del grado en la escala Kelvin es igual a la amplitud del grado en la escala Celsius.

A su vez se puede observar que 100°C es igual a $373,15\text{ K}$ y en ambas escalas entre tales temperaturas la división es de 100 grados. Así una temperatura en la escala Kelvin es igual a la temperatura en la escala Celsius más 273,15. En la práctica es común que este valor constante se redondee a 273 y esta relación se puede expresar con la siguiente ecuación:

$$T_K = t_c + 273$$

..... Ejercicio

Expresar la temperatura corporal en la escala Kelvin.

Resolución:

$$T_K = t_c + 273$$

Temperatura corporal en $T_K = 37^{\circ}\text{C} + 273$

Temperatura corporal en $K = 310\text{ K}$

.....

Convertir la temperatura en escala Celsius a Fahrenheit es más difícil, debido a que la amplitud del grado Fahrenheit es más pequeña que el grado centígrado. Para convertir una temperatura en la escala Fahrenheit a Celsius se utiliza la siguiente ecuación:

$$t_c = 5/9 (t_F - 32)$$

..... Ejercicio

Un anticongelante comercial hierve a 392°F . ¿Cuál es el punto de ebullición en $^{\circ}\text{C}$?

Resolución:

$$t_c = 5/9 (t_F - 32)$$

$$t_c = 5/9 (392^{\circ}\text{F} - 32)$$

$$t_c = 200^{\circ}\text{C}$$

.....

4

Transformaciones de la materia

Hemos mencionado anteriormente que cuando la materia interactúa con la energía ocurren cambios o transformaciones. Podemos diferenciar dos tipos de transformaciones, **físicas y químicas**.

- Cuando tiene lugar una transformación física la masa de la sustancia permanece constante pero varían algunas de sus propiedades, sin originarse sustancias nuevas.

- Cuando se produce una transformación química la masa de la o las sustancias intervinientes varía, por lo tanto se originan sustancias nuevas.

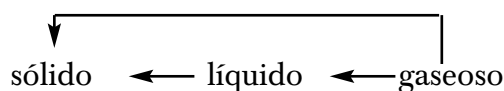
4.1 Transformaciones físicas

Los **cambios de estado** son transformaciones físicas. La experiencia cotidiana muestra que si un volumen de agua líquida se enfría, pierde energía calórica y se forma hielo. Cuando se calienta agua líquida, se le da energía calórica y pasa del estado líquido al gaseoso. Podemos deducir que cuando ocurre un cambio de estado la materia absorbe o pierde energía calórica (transformaciones endotérmicas o exotérmicas respectivamente), según de que cambio se trate. En el siguiente esquema podemos remarcar algunos de los cambios en el estado de la materia:



Los cambios en el sentido indicado son **transformaciones endotérmicas (la materia absorbe energía)** y en ellos se produce un aumento del desorden de las partículas.

Los cambios inversos:



son **transformaciones exotérmicas (la materia libera energía)** y en ellos se produce un aumento en el orden de las partículas.

Cada uno de estos cambios de estado de la materia tiene lugar a una determinada temperatura y presión (propias de cada sustancia) y recibe una denominación. Dichas transformaciones son las siguientes:

Fusión: pasaje del estado sólido al líquido.

Solidificación: pasaje del estado líquido al sólido.

Volatilización: pasaje del estado sólido al gaseoso.

Sublimación: pasaje del estado gaseoso al sólido. El término sublimación suele utilizarse para el pasaje de sólido a gas. La definición del término **sublimar** dada por la Real Academia Española de la Lengua es: "volatilizar un cuerpo sólido y condensar sus vapores". Es decir se trata de dos transformaciones sucesivas y opuestas.

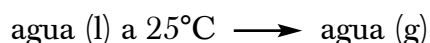
Licuación: pasaje del estado gaseoso al líquido, también recibe el nombre de **licuefacción** o **condensación a líquido**.

Evaporación o vaporización: pasaje del estado líquido al gaseoso; es un fenómeno que ocurre en la superficie del líquido y tiene lugar a cualquier temperatura. Cuando se produce en toda la masa del líquido el cambio se denomina **ebullición** y ocurre a una determinada temperatura, característica de cada sustancia a una determinada presión externa.

Con relación a estas dos últimas transformaciones daremos un ejemplo para remarcar la terminología adecuada en cada caso.

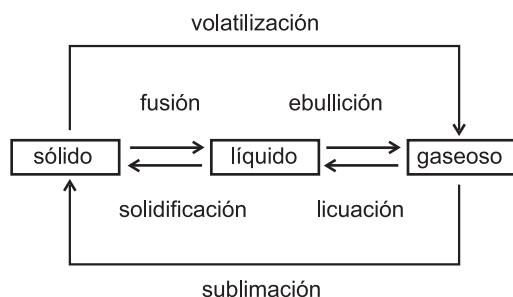
En tablas se encuentra como dato que el agua, a presión de 1 atm, tiene una temperatura de ebullición de 100°C.

Analicemos los siguientes cambios, a presión de 1 atm:



De acuerdo a lo expuesto anteriormente el primero de ellos recibe el nombre de **ebullición**, y el segundo se denomina **evaporación**.

En el siguiente esquema se indican los cambios de estado con las denominaciones correspondientes:



Experimentalmente se ha establecido que a cada presión existe una temperatura a la cual se produce un cambio de estado determinado. Dicha temperatura se denomina **temperatura de fusión**, o **de ebullición**, o **de sublimación**, etc. (nombre según de qué cambio de estado se trate). Esta temperatura es característica de cada sustancia.

Si la presión externa es de 1 atm la temperatura a la cual ocurre la transformación se denomina: punto de ebullición, punto de fusión, etc. También puede indicarse temperatura normal de ebullición, o temperatura normal de fusión, etc.

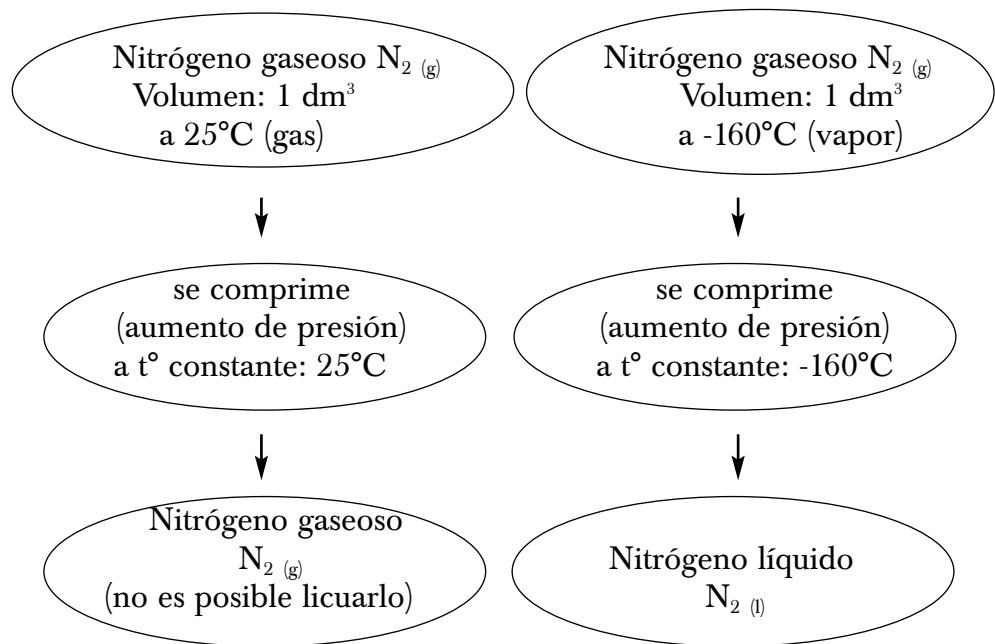
En tablas se indica la temperatura de ebullición de distintas sustancias, a diferentes presiones. Por ejemplo para la sustancia agua:

presión (atm)	temperatura de ebullición (°C)	
0,92	97,71	
0,97	99,25	punto de ebullición
1,00	100,00	o temperatura normal de ebullición
1,05	101,26	

Con relación al estado gaseoso se utilizan los términos vapor y gas. El término vapor se utiliza para aquella sustancia que está en el estado gaseoso por debajo de una temperatura y presión llamados parámetros críticos (característicos de cada sustancia) y puede ser licuada por simple compresión. El término gas se refiere a una sustancia en estado gaseoso que está a temperatura superior a su temperatura crítica y no puede ser licuada.

Por ejemplo se encuentra en tablas que la temperatura crítica del gas nitrógeno (componente principal del aire) es de -147°C , y la presión crítica es 33,5 atm.

Supongamos las siguientes situaciones:



4.2 Transformaciones químicas

Las transformaciones químicas, llamadas reacciones, también se producen con absorción o liberación de energía calórica. Esto depende de la reacción, por ejemplo la combustión de gas natural es una reacción exotérmica, en cambio la descomposición del carbonato de calcio es endotérmica.

Estas transformaciones se indican con una expresión que recibe el nombre de ecuación química. Por ejemplo:

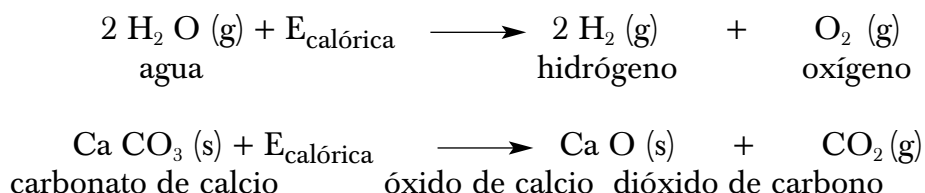


Las sustancias indicadas a la izquierda de la flecha reciben el nombre de reactivos, y son las que durante la transformación se consumen, disminuyendo su masa. Las indicadas a la derecha de la flecha son las que se denominan productos de la reacción, su masa aumenta durante la transformación. La flecha indica el sentido de la transformación.

En el ejemplo dado el hidrógeno (g) y el oxígeno (g) son los reactivos, en este caso se origina un solo producto que es el agua (g).

Los distintos tipos de transformaciones químicas son:

a - Descomposición: la masa del único reactivo disminuye a medida que transcurre la reacción y se forman dos o más productos cuyas masas van aumentando. Como ejemplos podemos mencionar:



En el primer ejemplo se originan como productos hidrógeno y oxígeno, los que no se pueden descomponer en otras sustancias, por lo que esta transformación es una descomposición completa.

En el segundo ejemplo los dos productos (óxido de calcio y dióxido de carbono) pueden descomponerse en una etapa posterior. En este caso se trata de una descomposición incompleta.

En función de lo analizado podemos definir sustancias simples y compuestas:

Sustancias compuestas son aquellas que pueden experimentar la transformación denominada descomposición.

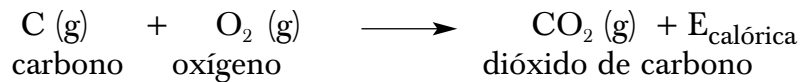
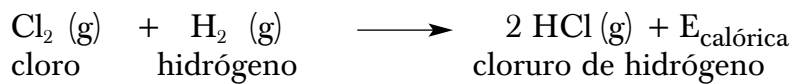
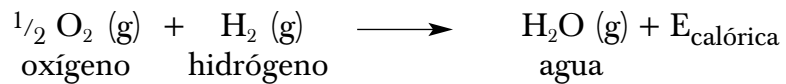
Sustancias simples son aquellas que no pueden experimentar la transformación denominada descomposición.

En los ejemplos dados:

- agua, carbonato de calcio, óxido de calcio, dióxido de carbono, son sustancias compuestas.
- hidrógeno, oxígeno, son sustancias simples.

b - Síntesis: es la obtención de una sustancia compuesta a partir de sustancias simples. Como en todas las transformaciones químicas disminuye la masa de los reactivos que participan y aumenta la masa de la sustancia compuesta que se está formando.

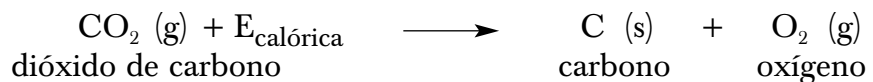
Son ejemplos de síntesis las siguientes reacciones:



Son sustancias simples los reactivos: oxígeno - hidrógeno - cloro - carbono.

Son sustancias compuestas los productos: agua - cloruro de hidrógeno - dióxido de carbono

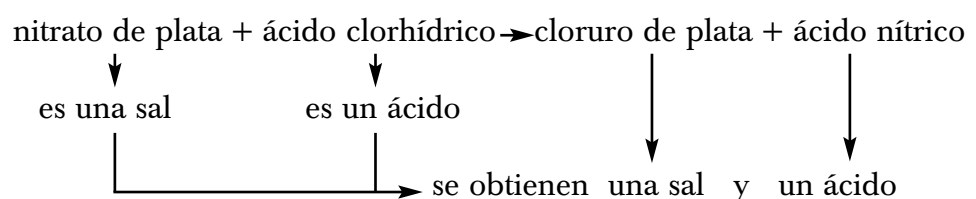
Obsérvese que si ocurrieran las reacciones inversas, por ejemplo:



y teniendo en cuenta lo analizado anteriormente podemos decir que la transformación correspondiente a la síntesis de una sustancia compuesta determinada es la reacción inversa de la descomposición completa de dicha sustancia.

c - Doble descomposición: es la transformación química que ocurre cuando reaccionan dos sustancias compuestas y forman dos sustancias compuestas nuevas.

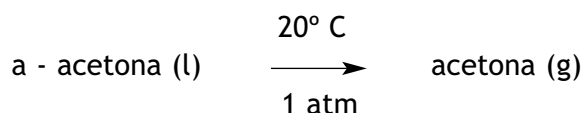
Por ejemplo:



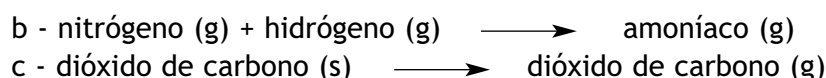
..... Ejercicio

Indicar para cada una de las siguientes transformaciones si es física o química y el nombre específico que recibe:

Resolución:



(t° de ebullición: 56,5° C a P= 1 atm)



Resolución:

- a - Es una transformación física. En las condiciones de temperatura y presión que se realiza se denomina evaporación.
- b - Es una transformación química y se denomina síntesis.
- c - Es una transformación física y se denomina volatilización.

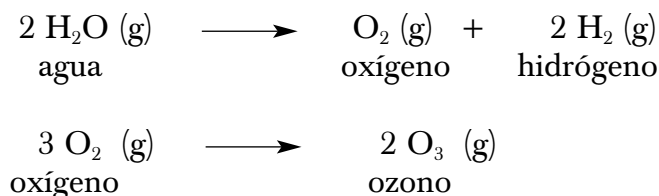
.....

5

Elemento

El concepto de elemento químico ha tenido una gran importancia para la química. En una primera aproximación trataremos de definir elemento químico en función de distintos tipos de transformaciones químicas.

Según lo analizado en el tema transformaciones químicas:



La primera es una descomposición total, donde la sustancia agua es compuesta y los productos son sustancias simples. El segundo ejemplo representa una transformación alotrópica donde una sustancia simple, oxígeno, se transforma en otra sustancia simple, ozono.

Las sustancias agua, oxígeno y ozono tienen en común al elemento oxígeno.

Podemos definir a elemento químico como lo que es común a las variedades alotrópicas de una sustancia simple y a las compuestas de las cuales se pueden obtener dichas sustancias simples.

Analizaremos otro ejemplo para definir al elemento carbono:

dióxido de carbono \longrightarrow carbono (grafito) + oxígeno

carbono (diamante) \longrightarrow carbono (grafito)

El elemento carbono es común a las variedades alotrópicas (grafito y diamante) de la sustancia simple carbono, y a la sustancia compuesta (dióxido de carbono) de la cual se puede obtener la sustancia simple carbono.

De acuerdo a lo planteado se deduce que una sustancia simple está formada por un solo tipo de elemento, en cambio una sustancia compuesta está formada por dos o más tipos de elementos.

Actualmente se conocen 109 elementos químicos de los cuales la mayoría se encuentran en la naturaleza en muy poca proporción. A cada elemento se le asignó un nombre y un símbolo, en algunos casos el símbolo es una sola letra por ejemplo S = azufre, en otros son dos letras, una mayúscula y otra minúscula, por ejemplo Mg = magnesio.

Algunos nombres corresponden a científicos, por ejemplo Einsteinio (Es) por Einstein, Mendelevio (Md) por Mendeleiev, Curio (Cm) por Curie, o están relacionados con lugares geográficos o países como Polonio (Po) por Polonia, Germanio (Ge) por Alemania (Germania), etc.

Ejemplos de algunos de los elementos:

Elemento	Nombre del que deriva el símbolo	Símbolo
Plata	Argentum	Ag
Cobre	Cuprum	Cu
Hierro	Ferrum	Fe
Potasio	Kalium	K
Sodio	Natrium	Na
Oro	Aurum	Au



Capítulo 3.-

Sistemas Materiales

La observación del mundo en que nos movemos nos devuelve una realidad compleja, por ello resulta imposible estudiar simultáneamente todo lo que nos rodea. Se hace necesario aislar, real o de manera imaginaria, el objeto de nuestro estudio. Cada una de las porciones del Universo presentan una organización y estructura compleja y por otra parte están dotadas de masa, dichas fracciones cuando son objeto de estudio reciben la denominación de sistemas materiales.

1

Propiedades intensivas y extensivas

Al estudiar las propiedades de la materia (atributos o cualidades de las sustancias), podemos mencionar dos grandes grupos: propiedades extensivas e intensivas.

Se denominan **propiedades extensivas** a aquellas cuyo valor depende de la cantidad de materia considerada. Estas propiedades no permiten distinguir sustancias. Ejemplos: masa, volumen, peso, presión, energía, etc.

Se denominan **propiedades intensivas** a aquellas cuyo valor no depende de la cantidad de materia, también se las llama propiedades específicas porque permiten diferenciar las sustancias con bastante certeza. Ejemplos: densidad, dureza, conductividad del calor, temperatura de fusión, temperatura de ebullición, etc. (estas propiedades mencionadas son constantes físicas). También son propiedades intensivas los caracteres organolépticos (aquellos que se perciben con los sentidos): olor, sabor, color, sensación al tacto, etc.

Analicemos las propiedades **peso y densidad** del agua pura a 25°C en el siguiente ejemplo:

Peso

$$p = m \cdot g$$

- el peso de una masa de agua de 1 kg (m_1) es:

$$p_1 = m_1 \cdot g = 1 \text{ kg} \times 9,8 \text{ m/s}^2$$

$$p_1 = 9,8 \text{ N}$$

- el peso de una masa de agua de 2 kg (m_2) es:

$$p_2 = m_2 \cdot g = 2 \text{ kg} \times 9,8 \text{ m/s}^2$$

$$p_2 = 19,6 \text{ N}$$

resulta $p_2 > p_1$ porque $m_2 > m_1$

Peso: es dependiente de la masa

Propiedad extensiva

Densidad

$$d = \frac{m}{v}$$

- una masa de agua de 1 kg (m_1) ocupa un volumen de 1 dm³ (v_1), la densidad es:

$$d_1 = \frac{m_1}{v_1} = \frac{1 \text{ kg}}{1 \text{ dm}^3}$$

$$d_1 = 1 \text{ kg/dm}^3$$

- una masa de agua de 2 kg (m_2) ocupa un volumen de 2 dm³ (v_2), la densidad es:

$$d_2 = \frac{m_2}{v_2} = \frac{2 \text{ kg}}{2 \text{ dm}^3}$$

$$d_2 = 1 \text{ kg/dm}^3$$

resulta $d_2 = d_1$ siendo $m_2 > m_1$

Densidad: es independiente de la masa

Propiedad intensiva

Al comparar valores de propiedades intensivas debe hacerse, en general, en iguales condiciones de presión y temperatura, debido a que alguna de dichas propiedades cambian sus valores según las condiciones, por ejemplo la temperatura de ebullición del agua pura es 100°C a la presión de 1 atm y dicha temperatura es mayor si se determina a mayor presión.

La diferencia entre los términos calor y temperatura ya fue analizada. El calor es una propiedad extensiva (depende de la cantidad de sustancia considerada) y la temperatura es una propiedad intensiva (no depende de la cantidad de sustancia considerada).

La temperatura de ebullición del agua pura medida a una determinada presión es la misma para 100 ml que para 5 litros u otro volumen.

2

Clasificación de los sistemas materiales

Si observamos a nuestro alrededor vemos que nos rodea una realidad sumamente compleja. Es evidente que resulta imposible estudiar simultáneamente todo lo que nos rodea, es necesario aislar en forma real o imaginaria un conjunto de objetos para realizar un estudio de los mismos. Cada una de esas porciones del universo que están formadas por materia constituyen lo que se llama **sistema material**.

Tomando como criterio de clasificación las propiedades intensivas, los sistemas materiales pueden ser:

- Homogéneos
- Heterogéneos
- Inhomogéneos

Sistemas homogéneos: *son aquellos en los cuales los valores de cualquiera de las propiedades intensivas no dependen de la porción del sistema que se considere.* Dicho con otras palabras: los valores de las propiedades intensivas son constantes en cualquier porción del sistema que se analice, siempre y cuando se determinen en iguales condiciones.

Si el sistema a estudiar está constituido por agua pura en estado líquido, varias porciones de dicha sustancia en iguales condiciones, tendrán la misma densidad, la misma temperatura de ebullición, etc. (todas propiedades intensivas); por consiguiente este sistema es homogéneo.

Otros ejemplos de sistemas homogéneos:

azúcar disuelta en agua
 un trozo de cobre
 aire filtrado y seco
 oxígeno puro
 nafta
 alcohol etílico puro

Sistemas heterogéneos: *son aquellos en los cuales los valores de algunas o por lo menos de una de sus propiedades intensivas varían según la porción del sistema que se analice, es decir son distintas en diferentes partes del sistema.*

Ejemplo:

Un sistema constituido por clavos de hierro y agua pura líquida es heterogéneo pues si se determina por ejemplo la densidad, temperatura de fusión, etc, (propiedades intensivas) de una porción del sistema (clavos) y de otra porción (agua) darán diferentes valores.

Otros ejemplos de sistemas heterogéneos:

Azúcar disuelta en agua y exceso de azúcar sin disolver en el fondo del recipiente, los valores de las propiedades intensivas de la porción líquida (agua azucarada) son diferentes a los de la porción sólida (azúcar).

Mezcla de aceite y agua es un sistema bifásico ya que son líquidos no miscibles. Los valores de las propiedades intensivas del agua y el aceite son diferentes.

Cada conjunto de porciones de un sistema que presentan iguales propiedades intensivas se denomina **fase**. De acuerdo con este concepto:

Cada una de las fases de un sistema heterogéneo es un sistema homogéneo.

Si un sistema tiene más de una fase éstas están separadas entre sí por superficies de discontinuidad que se llaman **interfases**.

Para asignar el número de fases en un sistema, se debe tener en cuenta que todas las porciones con los mismos valores de propiedades intensivas constituyen una sola fase. Analicemos esto retomando el ejemplo del sistema de los clavos de hierro (supongamos que tiene 5 clavos) y agua líquida. Los 5 clavos constituyen una fase (sólida) y el agua otra fase (líquida), por lo tanto este sistema es bifásico y constituido por dos sustancias o componentes (hierro y agua).

Es consecuencia de lo expresado anteriormente que todo sistema homogéneo es monofásico (una sola fase) y que en todo sistema heterogéneo hay como mínimo dos fases. En éstos últimos la o las superficies de discontinuidad son bien definidas y en ellas se producen cambios bruscos de las propiedades intensivas.

Analicemos los siguientes ejemplos:

Un sistema heterogéneo formado por agua sólida (hielo), agua líquida y vapor de agua consta de tres fases (una sólida, una líquida y otra gaseosa) y está constituido por una sola sustancia o componente (agua).

Un sistema formado por cloruro de sodio (sal de mesa) disuelto en agua es un sistema homogéneo (una sola fase) y está constituido por dos sustancias o componentes (cloruro de sodio y agua).

No siempre el número de fases es igual al número de sustancias o componentes.

Sistemas inhomogéneos: De manera similar a lo que ocurre en los sistemas heterogéneos, los inhomogéneos *tienen distintos valores de las*

propiedades intensivas en diferentes porciones del sistema, pero a diferencia de aquellos no tienen superficies de discontinuidad bien definidas. Presentan una variación gradual y continua de las propiedades intensivas.

Ejemplo: atmósfera terrestre (la densidad varía continuamente según la altitud a la cual se determine).

3 Criterio de heterogeneidad

Un sistema puede ser heterogéneo u homogéneo según el tamaño de la muestra que se utilice para determinar sus propiedades y el instrumento usado para su observación.

Un sistema puede verse como homogéneo a simple vista pero si es observado con una lupa o con microscopio o ultramicroscopio aparece heterogeneidad. Por ejemplo una gota de leche es un sistema homogéneo si se observa a simple vista o con lupa pero presenta heterogeneidad al ser observada con microscopio.

Por lo expuesto anteriormente se ha establecido un criterio de aplicación general para decidir si un sistema es homogéneo o heterogéneo. Se define como sistema homogéneo aquel que *presenta partículas cuyas dimensiones no superan a $1 \cdot 10^{-3} \mu\text{m}$* . Esta magnitud es el límite de la visibilidad ultramicroscópica.

4 Métodos separativos

4.1 Separación de las fases de un sistema heterogéneo

Las fases de un sistema heterogéneo se pueden separar una de otra utilizando métodos adecuados para cada situación.

Los **métodos de separación de fases** en general son métodos mecánicos, las sustancias que componen el sistema no experimentan cambios físicos ni químicos.

Algunos métodos son:

Filtración: se hace pasar el sistema a través de un material poroso (filtro) que generalmente se coloca dentro de un dispositivo que lo soporta (embudo). Como material poroso puede usarse papel de filtro, algodón, porcelana, lana de vidrio, tela, etc. El líquido pasa a través del filtro, la fase sólida es retenida si las partículas del sólido son de mayor tamaño que el diámetro de los poros del filtro. El líquido que atraviesa el filtro es llamado filtrado (Figura 1).

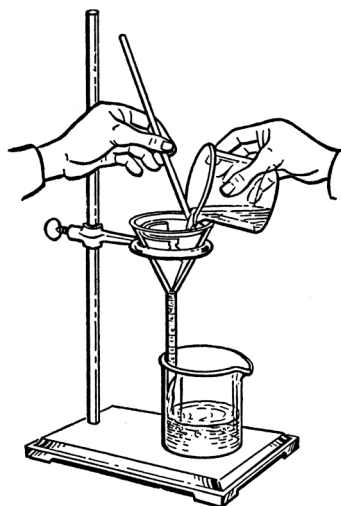


Figura 1: Filtración.

Decantación: se coloca el sistema en un vaso y se deja sedimentar el sólido por acción de la gravedad (el sólido se asienta en el fondo del vaso). Luego, inclinando el vaso se hace pasar la fase líquida por encima de su canto o borde (Figura 2).

Cuando se trata de un sistema formado por dos o más líquidos no miscibles entre sí pueden separarse utilizando una ampolla de decantación (Figura 3). Se coloca el sistema en la ampolla y se deja en reposo. Posteriormente se abre la llave de la ampolla y se deja escurrir el líquido que se encuentra en la parte inferior (el más denso) recogiénolo en un recipiente; cuando se llega a la interfase se cierra la llave impidiendo la salida del otro líquido.

Centrifugación: no es un método de separación por sí mismo, se usa para acelerar la sedimentación de las partículas de sólido que están dispersas en una fase líquida para luego separar dichas fases por decantación. Para centrifugar se coloca el sistema en tubos que irán dentro de un instrumento llamado centrífuga (Figura 4), en el cual se produce un movimiento de rotación que origina una fuerza centrífuga.

Tría: cuando una de las fases sólidas se encuentra dividida en trozos bien diferenciables, éstos pueden separarse del resto del sistema tomándolos con una pinza (Figura 5).

Tamización: la característica que deben tener las fases sólidas es que las partículas que las constituyen sean de distinto tamaño. Se coloca el sistema sobre una malla de metal, plástico, tela, etc. (tamiz) y se sacude, así las partículas de mayor tamaño quedarán retenidas en el tamiz y las de menor tamaño atraviesan la malla (Figura 6). En el caso que el sistema tenga partículas de varios tamaños se utiliza una serie de tamices de diferente tamaño de malla que se apilan unos sobre otros.

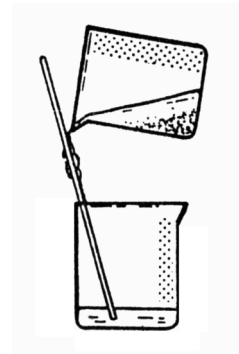


Figura 2: Decantación.



Figura 3: Ampolla de decantación.

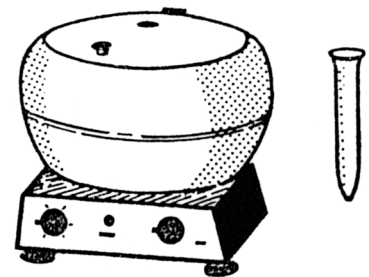


Figura 4: Centrífuga y Tubo de centrífuga.



Figura 5: Tría.

Levigación: al igual que la tamización permite separar entre sí fases en estado sólido, pero a diferencia de dicho método con la levigación se pueden separar partículas que tienen tamaño semejante pero presentan distinta densidad. Se hace pasar sobre el sistema una corriente de líquido o gas a una velocidad conveniente, así las partículas menos densas serán arrastradas y las más densas sedimentan.



62Figura 6: Tamización.

Separación magnética: permite separar materiales magnéticos de los que no lo son. Se utiliza un imán que atraerá a los materiales magnéticos separándolos del resto del sistema.

Por ejemplo: en el proceso de fabricación de harina de trigo, una de las operaciones previas consiste en separar los granos de pequeños trozos metálicos (clavos, alambres, etc.) haciéndolos pasar por un campo magnético.

Disolución fraccionada y posterior filtración: cuando una de las fases sólidas es soluble en un determinado solvente y la otra no, se agrega dicho solvente y se agita para asegurar la disolución, se procede luego a filtrar y por último se deja evaporar el solvente del filtrado para obtener nuevamente la fase sólida soluble.

Este método es aplicable por ejemplo a una mezcla de sal y arena: como solvente se puede agregar agua ya que la sal es soluble en ella y la arena no (Figura 7).

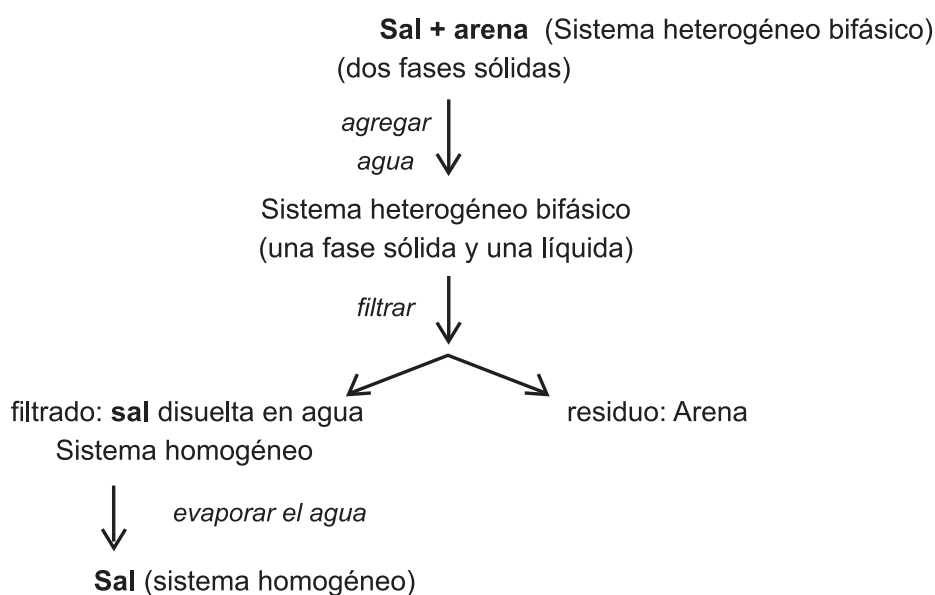


Figura 7: Esquema de separación de componentes en una mezcla de sal y arena.

4.2 Fraccionamiento en sistemas homogéneos

Para obtener los distintos componentes de un sistema homogéneo se utilizan los denominados **métodos de fraccionamiento**. Estos métodos involucran cambios físicos (cambios de estado, disoluciones, etc.) en por lo menos uno de los componentes del sistema, permitiendo la formación de porciones separables luego mecánicamente. Se los suele llamar métodos físicos.

Destilación: Si el sistema está formado por una sustancia no volátil disuelta en un líquido volátil se realiza una destilación simple. Consiste en hacer evaporar el líquido en un recipiente de destilación y condensarlo en otro (refrigerante). Es un método usado comúnmente para obtener agua pura a partir de agua que tenga sales disueltas (Figura 8).

Cuando el sistema está formado por dos o más líquidos volátiles, se emplea la destilación fraccionada (Figura 9). El líquido con menor temperatura de ebullición (más volátil) se evapora primero, mientras que el vapor del líquido menos volátil (mayor temperatura de ebullición) condensa y cae nuevamente al recipiente de destilación. Cuando el líquido más volátil se ha evaporado, la temperatura aumenta y el siguiente líquido más volátil comienza a destilar y así sucesivamente.

En las refinerías se emplean grandes torres de destilación fraccionada para separar mezclas complejas como el petróleo.

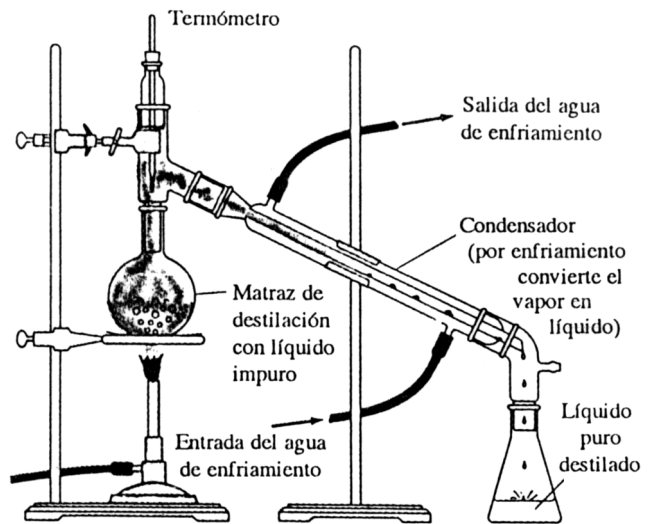


Figura 8: Destilación simple.

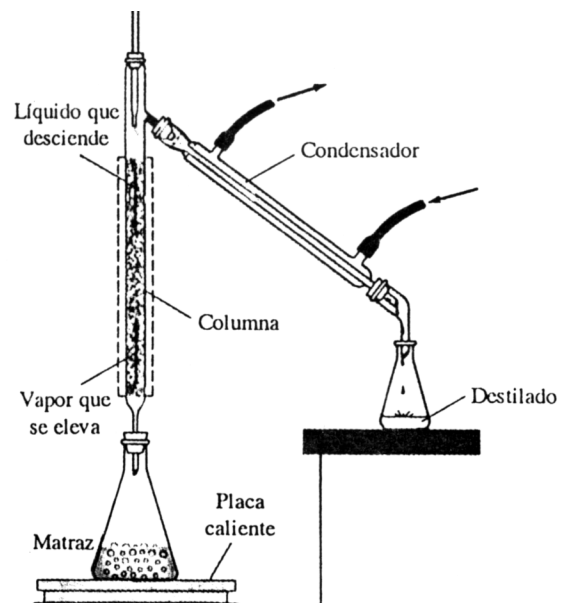


Figura 9: Destilación fraccionada.

Cristalización: Si el sistema está formado por una sustancia sólida no volátil disuelta en un líquido, se deja evaporar el líquido y se obtiene el sólido en forma de cristales. Este procedimiento se lleva a cabo en cristalizadores (recipientes de vidrio de poca profundidad y diámetro grande) que facilitan la evaporación del solvente de la solución (Figura 10). La evaporación del solvente puede realizarse a temperatura ambiente o superior, en este último caso teniendo la precaución de no superar la temperatura a la cuál el sólido sufra una transformación química. Para ésto se consultan tablas que contienen esta información.

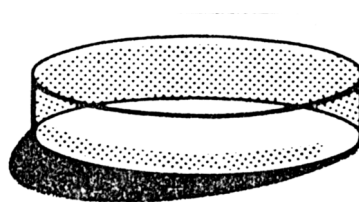


Figura 10: Cristalizador con cristalización.

Disolución fraccionada: consiste en agregar un líquido que disuelva a un componente de una mezcla homogénea sin disolver a los demás, lo que origina un sistema heterogéneo. Si se desea obtener dicho componente puro se deben aplicar posteriormente otros métodos.

Ejemplo: para separar yodo de una solución acuosa de dicha sustancia se puede agregar tetracloruro de carbono. El yodo es más soluble en este solvente que en el agua (aproximadamente 85 veces más), mientras que el agua no es soluble en él. Como resultado de la disolución quedan dos fases líquidas, una es agua y la otra yodo disuelto en tetracloruro de carbono. Posteriormente con una ampolla de decantación pueden separarse ambas fases y por cristalización obtener el yodo puro. Estas operaciones se repetirán tantas veces como sea necesario hasta extraer todo el yodo del agua.

Realizadas las operaciones de fraccionamiento, las fracciones obtenidas se comparan entre sí y con el sistema inicial. Para ello se determinan propiedades intensivas. Si las fracciones obtenidas tienen iguales valores de esas propiedades (determinadas en igualdad de condiciones) entre sí y con el sistema inicial, se dice que el sistema homogéneo inicial es **una sustancia pura**. Si por el contrario, no presentan iguales valores, el sistema inicial es una **solución**.

5

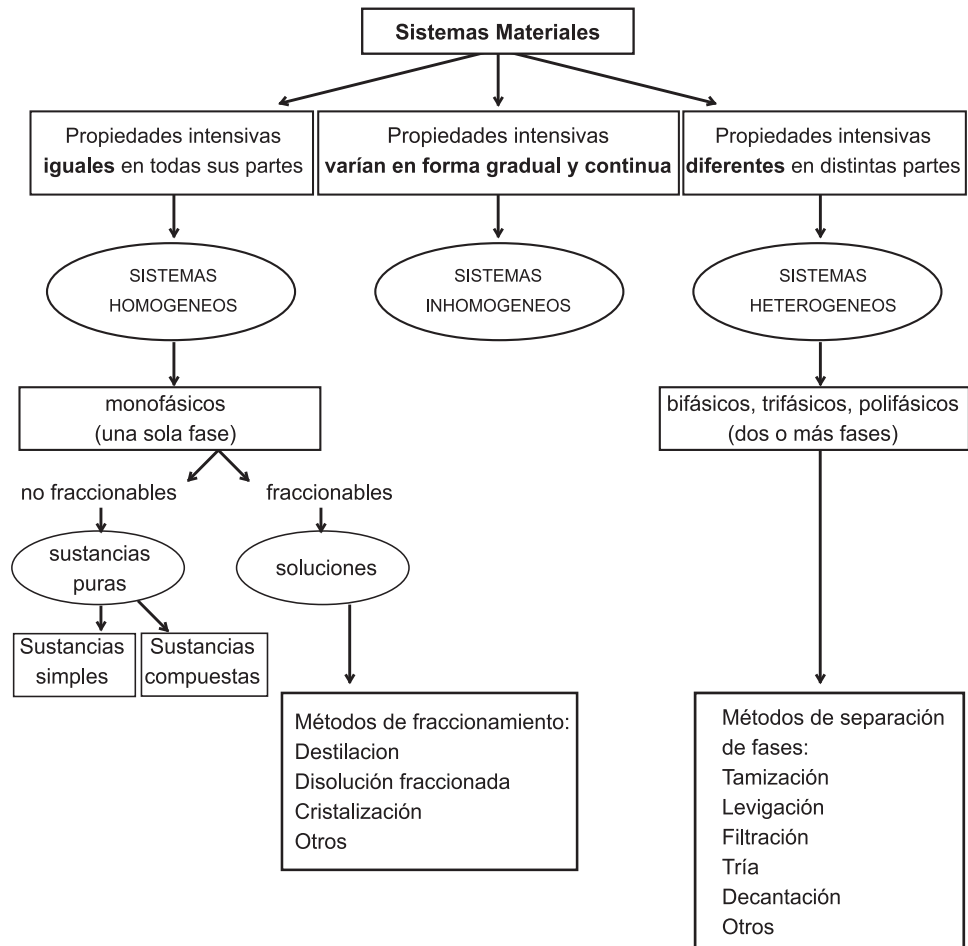
Sustancias puras y soluciones

Las **sustancias puras** son sistemas homogéneos formados por una sola sustancia o componente. Dichas sustancias pueden ser **simples** o **compuestas**. Ejemplos: agua destilada, cloruro de sodio, un trozo de cobre, gas oxígeno, etc.

Las **soluciones** son sistemas homogéneos formados por dos o más sustancias o componentes. Ejemplos: cloruro de sodio disuelto en agua (solución líquida), aire filtrado y seco (solución gaseosa), acero (solución

sólida formada por hierro y carbono), etc.

El comportamiento de un sistema cuando se intenta fraccionarlo revela que las **sustancias puras** son **sistemas homogéneos no fraccionables** y que las **soluciones** son **sistemas homogéneos fraccionables** porque los componentes pueden separarse utilizando el método más apropiado según las características de los mismos.





Capítulo 4.-

Teoría Atómico Molecular de la estructura de la materia

Desde la antigüedad los filósofos han reflexionado acerca de la naturaleza del material del que está hecho el universo, cualquiera que éste sea está formado por agrupaciones de algunos de los más de 100 elementos que se conocen. Al estudiar el fascinante mundo de los átomos desde la perspectiva submicroscópica es posible comprender las propiedades de los elementos, los compuestos que ellos pueden formar y las reacciones que experimentan.

1 Antecedentes - Los Griegos

Desde el comienzo de la civilización los hombres reflexionaron acerca de sí mismos y del mundo circundante. Cuando el grado de desarrollo de la cultura alcanzó el nivel necesario, uno de los interrogantes que se plantearon se refirió a la estructura de la materia.

El grupo de pensadores conocido como "los filósofos griegos"¹, que vivieron en el Ático entre los años 500 y 400 a.C., especularon acerca del tema y se dividieron en dos grupos:

Los que sostenían que la materia debe ser continua, infinitamente divisible, tal que pueda dividirse hasta dimensiones tan pequeñas como se quiera y conservando todas las propiedades de la porción inicial, y los que entendían que estaba constituida por el agregado de partículas discretas indivisibles e indestructibles: los átomos (del griego *átomos*, de *a* privativo y *temno* cortar, dividir).

La controversia no se dilucidó, convirtiéndose en uno de los muchos problemas científicos temporariamente no resueltos.



2 La Teoría Atómica de Dalton

Demócrito y alguno de sus contemporáneos, 400 años a.C., dedujeron la noción de átomo de una mera especulación, de una inteligente meditación, que no pudieron demostrar ni comprobar.

Aristóteles y otros eran contrarios a estas ideas, en lugar de los átomos defendían que la tierra, el aire, el fuego y el agua constituían la base de toda la materia.

Pasaron cerca de 2000 años hasta que la cuestión acerca de la estructura de la materia volvió a plantearse a raíz de las investigaciones de John Dalton (inglés, 1776-1844), de Amadeo Avogadro (italiano, 1776-1856) y de otros físicos y químicos desde principios del siglo XIX.

¿Por qué si Demócrito ya había postulado la naturaleza discreta de

¹ Los "filósofos griegos" eran personas de elevada capacidad intelectual y tenían por ocupación (por vocación y decisión propias) meditar acerca de cuestiones relativas a las ciencias de la naturaleza, las reglas del arte y la poesía, la moral, la realidad del mundo material, la existencia de los dioses, el arte de vivir y todas las que aún siguen preocupándonos.

Algunos, como Arquímedes fueron prácticos "ingenieros" e inventores, ocupación ni habitual ni, al parecer, muy considerada.

La reflexión inactiva y reposada sin preocupaciones utilitarias fue descrita como el "ocio fecundo".

Las civilizaciones posteriores a la de los siglos V, IV y III a.C., las doctrinas religiosas y filosóficas, el arte y la cultura en general, lo que se llama la cultura occidental cristiana, tienen un gran débito con la cultura helénica, transmitida a Europa a través de los romanos y los árabes.

Todavía se estudian, se analizan, se discuten las ideas surgidas del ocio fecundo de los griegos clásicos y todavía se las abraza o se las rechaza con fervor.

la materia, y fundando de hecho el atomismo, se le adjudica a Dalton tanto mérito y se lo reconoce como el creador de la teoría atómica?

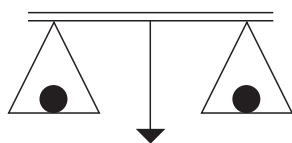
El mérito de John Dalton fue, apoyándose en datos experimentales, sugerir, sobre la base de la hipótesis atómica, algunas leyes que la experiencia confirmó y dar con su hipótesis una justificación aceptable a otras leyes establecidas previamente.

La hipótesis atómica de Dalton consiste en admitir que cualquier forma de sustancia o materia está constituida por el agregado de partículas extremadamente pequeñas (los átomos, retomando la palabra aplicada por los griegos) de las que hay diversas clases.

Según Dalton, los átomos de cada clase tienen las mismas propiedades y en particular, el mismo peso, y los átomos de distinta clase difieren en sus propiedades y tienen pesos diferentes.

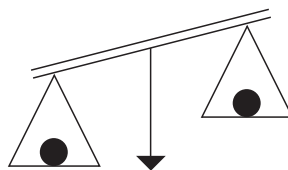
Átomos de igual clase:

- Todos iguales
- Tienen el mismo peso



Átomos de distinta clase:

- Son distintos
- Tienen pesos diferentes



Esta **hipótesis** adquirió luego el carácter de **teoría** por una reiterada verificación o comprobación experimental.

Aunque posteriormente se debió modificarla y perfeccionarla en muchos de sus aspectos, la teoría atómica de Dalton es la base de la más moderna teoría acerca de la estructura íntima de toda forma de materia. Se resume en algunos **postulados** que mencionamos a continuación.

Postulados de Dalton

Los postulados de Dalton, enunciados alrededor del año 1800, se expresan mediante los siguientes enunciados:

- a) Los elementos están constituidos por partículas diminutas, indivisibles e indestructibles a las que se llama átomos.
- b) Todos los átomos de una misma clase (o sea, de un determinado elemento) poseen iguales propiedades, en particular la misma masa.
- c) Los átomos de distinta clase (de elementos diferentes) difieren en sus propiedades, fundamentalmente difieren en sus masas.

Fue una brillante intuición de Dalton reconocer que la masa es la propiedad más importante de los átomos.

Con los conocimientos actuales se ha comprobado que los postulados enunciados en a) y b) no tienen validez.

Avogadro introdujo el concepto de molécula

Pocos años después, alrededor de 1811, Avogadro postuló que algunas sustancias, como los gases hidrógeno, nitrógeno, oxígeno y otros, en las condiciones habituales de presión y de temperatura, están constituidos por moléculas (palabra que viene del italiano mollecula y significa partícula pequeña) diatómicas. Es decir que no siempre son los átomos las partículas más pequeñas que se encuentran en forma independiente en la materia.

según DALTON	<ul style="list-style-type: none"> - El gas oxígeno es un conjunto de átomos de oxígeno independientes. - El gas hidrógeno es un conjunto de átomos independientes de hidrógeno. - El agua es un conjunto de átomos independientes de agua.
según AVOGADRO	<ul style="list-style-type: none"> - El gas oxígeno es un conjunto de moléculas diatómicas O_2. - El gas hidrógeno es un conjunto de moléculas diatómicas H_2. - El agua es un conjunto de moléculas de agua (H_2O), en las que hay átomos de hidrógeno y átomos de oxígeno.

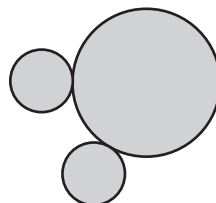
La expresión O_2 representa a la molécula de la sustancia oxígeno, el subíndice 2 indica que una molécula está formada por 2 átomos de oxígeno. Análogamente, se interpreta la expresión H_2 .

Hoy no tenemos ninguna duda de que Avogadro tenía razón. Él se basaba en los resultados de algunas experiencias de reacciones entre gases hechas por J. L. Gay Lussac (francés, 1778-1850) y otros investigadores.

Sin embargo el gran prestigio de Dalton determinó que por algún tiempo no se tuviera en cuenta la opinión de Avogadro que, finalmente, debió ser aceptada.

Ahora bien: el hecho de que en algunas sustancias las partículas independientes fueran moléculas formadas por dos o más átomos no invalida el concepto de que los átomos son las unidades estructurales, los "ladrillos" de construcción de diversa y variable complejidad.

En efecto la sustancia agua es un agregado de moléculas H_2O :



Si una molécula de agua pierde o se le agrega un átomo, deja de ser agua. Luego el agua es la molécula poliatómica H_2O , ni más, ni menos. Por ejemplo, si se le agrega un átomo de oxígeno, se convierte en otra sustancia H_2O_2 , que tiene propiedades distintas.

¿Pero qué es la molécula de agua sino el agregado de:

2 átomos de Hidrógeno
y 1 átomo de Oxígeno?

3 Leyes ponderales de la Química

Las leyes relacionadas con la teoría atómica son, especialmente, las **leyes ponderales**. La denominación ponderal proviene de peso, que es la propiedad a la que se refieren estas leyes. Ellas son:

3.1 Ley de conservación de la masa

Fue verificada por Antoine Louis Lavoisier (francés, 1743-1794) mediante la siguiente experiencia: colocó en un tubo de vidrio en U, con los extremos abiertos, una determinada cantidad de sustancia A y de B de la manera representada en la Figura 1a:

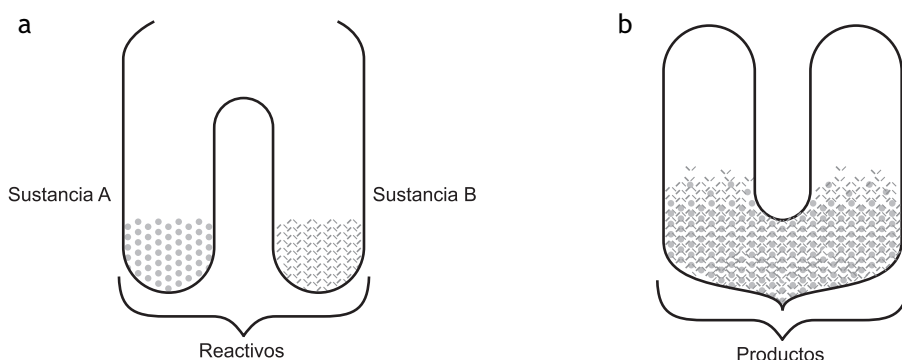


Figura 1: experiencia realizada para verificar la ley de conservación de la masa.

Luego, mediante una llama cerró el tubo, lo pesó con su contenido y obtuvo un valor p_1 .

Después invirtió el tubo, con lo que los reactivos se pusieron en contacto produciéndose una reacción química (Figura 1b).

En el proceso de formación de los productos de la reacción se podían observar diversos cambios (modificación de la temperatura, desprendimiento de gases, cambios de color y de estados de agregación, etc.).

Cuando finalizaron los cambios en el tubo, lo dejó readquirir la temperatura inicial y lo pesó, obteniendo un valor p_2 .

Lavoisier realizó numerosas experiencias similares, con muy diversos reactivos y comprobó que en todos los casos p_1 y p_2 eran iguales:

$$\text{Peso total inicial } p_1 = \text{Peso total final } p_2$$

Más estrictamente, refiriéndose a la propiedad que no varía con la ubicación en el espacio:

$$\text{Masa total inicial } m_1 = \text{Masa total final } m_2$$

Estas conclusiones condujeron a enunciar el **Principio de Conservación de la masa** (o de conservación de la materia):

"La masa de un sistema (porción de materia) se mantiene constante cualesquiera sean los cambios químicos (reacciones) que experimente".

La ley de la conservación de la masa es considerada el umbral de entrada a la Química como Ciencia.

En ese sentido se suele tener a Lavoisier, su descubridor, por padre de la Química.

En rigor esta ley no es totalmente exacta; porque la energía que se desprende durante el desarrollo de una reacción, generalmente en forma de calor, resulta de la disminución de una porción equivalente de materia. Pero la disminución de masa es tan pequeña (excepto en los procesos nucleares no habituales en el laboratorio) que resulta indetectable, aún para las balanzas más exactas, de manera que para las reacciones químicas ordinarias se admite la validez de la ley.

La medida de masas y pesos es una operación muy habitual en la Química Experimental, por lo que la balanza, presente en todos los laboratorios, es considerada el instrumento emblemático de la Química.

3.2 Ley de las proporciones definidas y constantes

Esta ley asevera que la composición de una determinada sustancia no depende del método de preparación, ni del preparador, ni del lugar y fecha de su obtención, ni del tamaño de la muestra. Esto equivale a decir que *"las proporciones de masa con que se combinan dos o más elementos para formar un determinado compuesto son definidas y constantes"*.

Por ejemplo, en 100 gramos de agua pura hay siempre 89 gramos de oxígeno y 11 gramos de hidrógeno, la proporción en masa de O:H es de 8,09:1; en cualquier muestra de agua pura el oxígeno y el hidrógeno están en esa proporción (Figura 2).

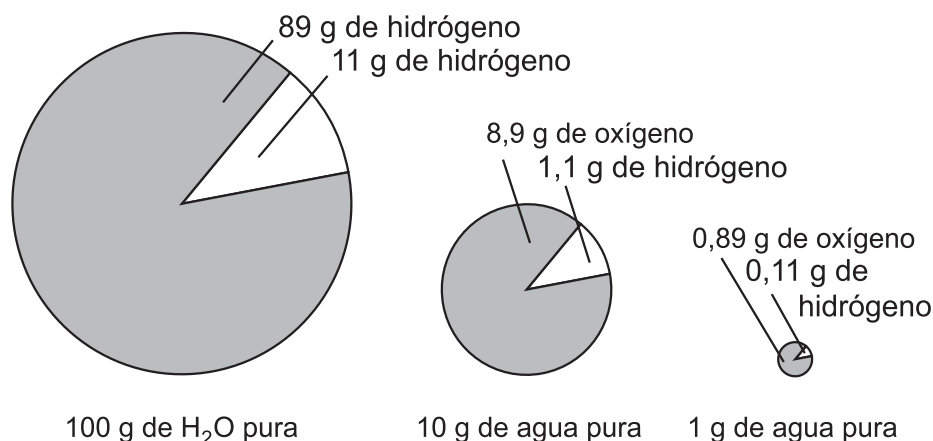


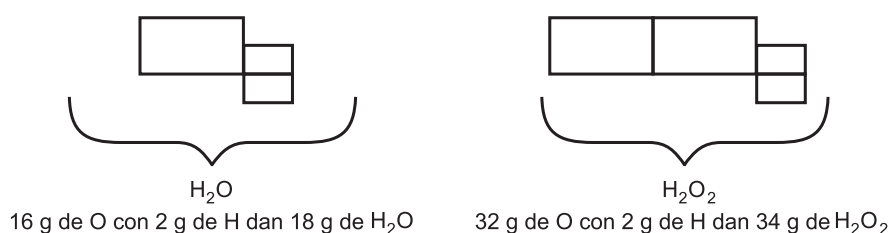
Figura 2: Cantidad de oxígeno y de hidrógeno en distintas muestras de agua pura.

La relación entre las masas de oxígeno y de hidrógeno es un número constante, cualquiera sea la dimensión de la muestra:

$$\frac{\text{Masa O}}{\text{Masa H}} = \frac{89 \text{ g}}{11 \text{ g}} = \frac{8,9 \text{ g}}{1,1 \text{ g}} = \frac{0,89 \text{ g}}{0,11 \text{ g}} = 8,09$$

3.3 Ley de las proporciones múltiples

Esta ley ponderal tiene por enunciado lo siguiente: "Si dos elementos forman entre sí más de un compuesto, las masas de uno de ellos que se combinan con una masa fija del otro están en una relación de números enteros pequeños".



Para clarificar lo establecido por esta ley podemos analizar, por ejemplo, qué relación hay entre las masas de oxígeno y manganeso en la serie de compuestos:



Se comprueba que:

- En el MnO por cada 55 g de Mn hay 16 g de O
- En el Mn_2O_3 por cada 55 g de Mn hay 24 g de O
- En el MnO_2 por cada 55 g de Mn hay 32 g de O
- En el Mn_2O_7 por cada 55 g de Mn hay 56 g de O

Luego las masas de oxígeno que se combinan con 55 g de Mn en los diversos compuestos son:

$$16 \text{ g} - 24 \text{ g} - 32 \text{ g} - 56 \text{ g}$$

Si dividimos esta serie por el divisor común 8 g se obtiene:

$$2 - 3 - 4 - 7$$

O sea que las masas de oxígeno que se combinan con una cantidad fija de manganeso están, entre sí, en una relación de números enteros y pequeños, en este caso 2 - 3 - 4 - 7.

Es posible representar gráficamente estos resultados. Por ejemplo en la Figura 3 se representan las cantidades de oxígeno que se combinan con una dada cantidad de manganeso, para formar la serie de óxidos:

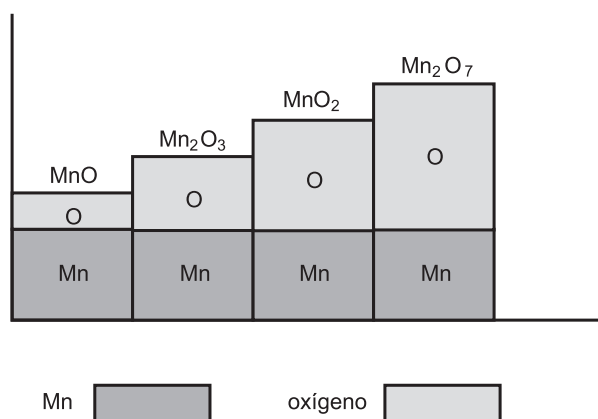


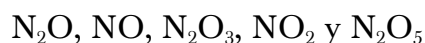
Figura 3: Una dada cantidad de Mn se combina con determinadas cantidades de oxígeno que están en una relación de números enteros pequeños.

Hemos razonado considerando una masa fija de Mn y mostrando como varía la cantidad de oxígeno en una serie de compuestos de manganeso y oxígeno.

Habríamos llegado a las mismas conclusiones si mediante el análisis determináramos cómo varía la masa de manganeso que se combina con una dada masa de oxígeno en la serie de óxidos considerados.

Otra serie de compuestos que ilustra la ley de proporciones múltiples son los óxidos de nitrógeno.

Entre el oxígeno y el nitrógeno, de acuerdo con las condiciones de la combinación, se forman los siguientes compuestos:



Si se analizan muestras de estos óxidos se comprueba que:

- En el N_2O por cada 14 g de N hay 8 g de O
- En el NO por cada 14 g de N hay 16 g de O
- En el N_2O_3 por cada 14 g de N hay 24 g de O
- En el NO_2 por cada 14 g de N hay 32 g de O
- En el N_2O_5 por cada 14 g de N hay 40 g de O

Es decir que las masas de oxígeno que se combinan con una misma masa de nitrógeno están en la relación:

$$8 \text{ g} : 16 \text{ g} : 24 \text{ g} : 32 \text{ g} : 40 \text{ g}$$

que si la dividimos por el factor común 8 g da:

$$1 : 2 : 3 : 4 : 5$$

que es la sucesión de números enteros y pequeños de que habla el enunciado de la ley.

3.4 Las leyes ponderales y la teoría atómica

Actualmente sabemos que la materia tiene una estructura discontinua y no dudamos de la existencia de los átomos cuyas variadas estructuras y propiedades han sido firmemente establecidas.

Asimismo las leyes ponderales han sido comprobadas experimentalmente en forma reiterada.

Reconocemos validez a la teoría atómica y a las leyes ponderales, independientemente una de otra.

Las leyes ponderales son un buen soporte de la interpretación atómica de la materia, pero no la prueban de manera irrefutable.

Lo que puede decirse y esto lo intuyeron Dalton y los químicos de su época, es que la teoría atómica justificaría las leyes ponderales y éstas son naturalmente interpretadas aceptando la naturaleza discreta de la materia, considerada divisible hasta los átomos.

- Ley de la conservación de la masa y su relación con la teoría atómica

Si los átomos son indivisibles e indestructibles es natural que, en los procesos realizados por Lavoisier, sólo hubiera cambios en la distribución de los átomos pero que reaparecieran intactos y en igual número formando compuestos nuevos al finalizar la reacción producida. Sea la reacción entre H_2 y O_2 para dar la sustancia H_2O (Figura 4):

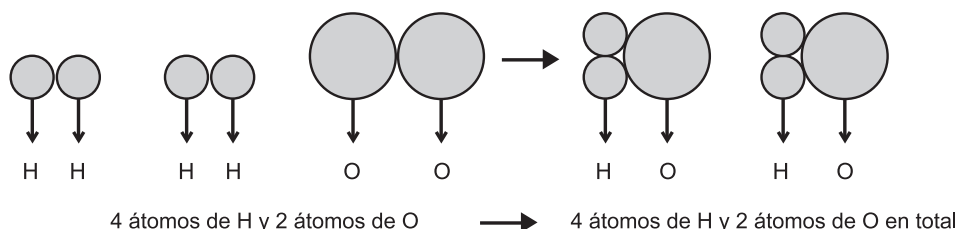


Figura 4: Representación de la reacción entre H_2 y O_2 para formar H_2O .

Si tanto los reactivos como los productos están formados por los mismos átomos y en las mismas cantidades de cada uno, independientemente de qué compuesto forman, es lógico que la masa total de los productos sea igual a la masa total de los reactivos (Figura 5).

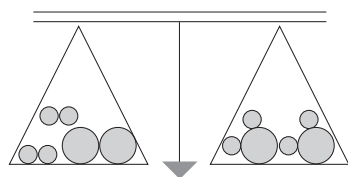


Figura 5: Representación de la igualdad entre la masa total de los reactivos y la masa total de los productos.

De modo que la ley de conservación de la masa es compatible con la teoría atómica, e incluso la indestructibilidad de los átomos hace pre-

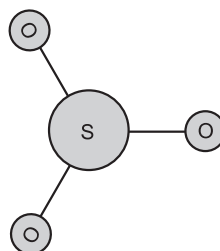
ver la permanencia sin cambios de la masa total, en las reacciones químicas ordinarias.

- Ley de las proporciones definitivas y su relación con la teoría atómica

Por otra parte es lógico admitir que para formar una determinada sustancia binaria, se deban combinar los átomos de uno y otro elemento en determinada relación numérica; uno se siente predispuesto a creer que si se combinaran en otra relación formarían una "cosa" distinta, y como todos los átomos de una cierta clase (elemento) tienen la misma masa, según Dalton, se observaría en cada sustancia una relación ponderal fija, constante entre las masas de los elementos que la forman.

Por ejemplo: En el compuesto SO_3 hay una relación 1:3 entre el número de átomos de azufre y el de átomos de oxígeno.

La molécula de SO_3 es una estructura en la que 3 átomos de oxígeno están unidos a un átomo de azufre.



Considerando que todos los átomos de S tienen la misma masa, salvo pequeñas diferencias isotópicas que analizaremos más adelante, la masa de un átomo de S es $5,312 \cdot 10^{-23}$ gramos y la de cada átomo de O (con la misma salvedad) es de $2,656 \cdot 10^{-23}$ gramos; la relación de masas en una molécula de SO_3 resulta:

$$\frac{5,312 \cdot \cancel{10^{-23}} \text{ gr}\cancel{\text{amos}}}{3 \times 2,656 \cdot \cancel{10^{-23}} \text{ gr}\cancel{\text{amos}}} = 0,6667$$

Si en lugar de considerar 1 molécula tomamos 10, la relación de masas es:

$$\frac{\cancel{10} \cdot 5,312 \cdot \cancel{10^{23}} \text{ gr}\cancel{\text{amos}}}{\cancel{10} \cdot 3 \times 2,656 \cdot \cancel{10^{23}} \text{ gr}\cancel{\text{amos}}} = 0,6667$$

y si tomamos 10^{23} moléculas la relación de masas es:

$$\frac{\cancel{10^{23}} \cdot 5,312 \cdot \cancel{10^{23}} \text{ gr}\cancel{\text{amos}}}{\cancel{10^{23}} \cdot 3 \cdot 2,656 \cdot \cancel{10^{23}} \text{ gr}\cancel{\text{amos}}} = 0,6667$$

En cualquier muestra de moléculas de SO_3 la relación entre las masas de azufre y oxígeno es 0,6667.

Esta conclusión resulta de admitir que todos los átomos de un elemento dado tienen la misma masa y átomos de elementos distintos tienen masas diferentes como postula la teoría atómica. Por lo tanto, en una sustancia dada (en este caso SO_3) la relación entre las masas de los elementos que se combinan es un número constante. Es decir que la teoría atómica justifica a la ley de las proporciones definidas.

Por otra parte, si en una determinada sustancia hay una relación de masas constantes entre los elementos que la forman, una forma razonable de que así suceda es que la contribución a la masa de cada elemento esté formada por un cierto número de partículas siempre iguales y, en particular, de igual masa. Estas partículas son las que Dalton llamó átomos.

Es decir que la ley de las proporciones definidas, verificada experimentalmente, se justifica admitiendo la estructura atómica de la materia.

Un corolario natural de lo antedicho es que también en una determinada masa de una sustancia hay siempre el mismo número de átomos de cada clase.

- Ley de las proporciones múltiples y su relación con la teoría atómica

Con referencia a la ley de las proporciones múltiples, si los elementos se presentan en forma de átomos todos iguales, para cada uno de ellos podemos hacer el siguiente razonamiento basado en un ejemplo:

Si el oxígeno y el nitrógeno forman un compuesto cuya molécula se representa con la fórmula NO (relación entre números de átomos 1:1) otras moléculas posibles formadas entre O y N son, entre otras, N_2O y NO_2 si los átomos son indivisibles.

El átomo de oxígeno tiene una masa de $2,656 \cdot 10^{-23}$ gramos y el de nitrógeno $2,325 \cdot 10^{-23}$ gramos.

Las relaciones de masa N/O en esas moléculas son:

$$N_2O \quad \frac{mN}{mO} = \frac{2 \cdot 2,325 \cdot 10^{-23} \text{ gramos}}{2,656 \cdot 10^{-23} \text{ gramos}} = 1,7508$$

$$NO \quad \frac{mN}{mO} = \frac{2,325 \cdot 10^{-23} \text{ gramos}}{2,656 \cdot 10^{-23} \text{ gramos}} = 0,8754$$

$$NO_2 \quad \frac{mN}{mO} = \frac{2,325 \cdot 10^{-23} \text{ gramos}}{2 \cdot 2,656 \cdot 10^{-23} \text{ gramos}} = 0,4377$$

Si estos números que representan relaciones de masa se dividen todos por el menor de ellos resulta:

$$\frac{1,7508}{0,4377} = 4$$

$$\frac{0,8754}{0,4377} = 2$$

$$\frac{0,4377}{0,4377} = 1$$

La serie de relaciones es una sucesión de números enteros pequeños.

Si se mantiene constante la masa de oxígeno en toda la serie, las masas de nitrógeno varían en la relación 4:2:1.

La ley no afirma que esos compuestos existan (en realidad sí existen) sino indica que, si se forman, para una masa constante de uno de ellos las masas del otro varían como una sucesión de números enteros pequeños.

Los resultados de esta ley hallan una explicación aceptable en la concepción atómica de la materia: un átomo de cierta clase puede combinarse con 1, 2, 3, ... átomos de otra clase pero no con 1/2, 1/3, 1/4 o cualquier número fraccionario de átomos de cualquier clase, si los átomos son indivisibles como postula la teoría atómica. La ley apoya a la teoría atómica y, por otra parte, la ley de las proporciones múltiples sugiere la existencia de la materia como un agregado de átomos.

Debe observarse que **la ley de las proporciones definidas y constantes** se refiere a la composición **de cada sustancia tomada individualmente**.

La ley de las proporciones múltiples se refiere a las composiciones **de las diversas sustancias** que puedan formar dos elementos.

Naturalmente los óxidos de nitrógeno (por ejemplo) que colectivamente obedecen a la ley de las proporciones múltiples, cumplen cada uno individualmente la ley de las proporciones definidas.

4

Limitaciones de la Teoría Atómica de Dalton

El átomo no es una partícula homogénea indiferenciada

Dijimos más arriba que pese al innegable mérito intelectual de los filósofos griegos que concibieron a los átomos discretos, indestructibles y diversos como las piezas fundamentales de toda forma de materia, sus brillantes ideas no eran sino suposiciones sin sustento probatorio.

Dalton, en cambio, fundamentó su hipótesis en hechos experimentales (las leyes ponderales entre otros) que dan sustento sólido a la teoría atómica. Fue un notable progreso, el más importante hasta entonces para el conocimiento de la estructura de la materia.

Sin embargo la teoría de Dalton y Avogadro tenían una inocultable debilidad: no podía explicar mucho mejor que los griegos la naturaleza de los enlaces entre átomos que dan estabilidad a las moléculas.

Además hasta pasada la mitad del siglo anterior los átomos eran concebidos como esferas indiferenciadas de composición homogénea.

En la segunda mitad del siglo XIX, algunos físicos y químicos que se habían incorporado, directa o indirectamente, a la investigación de la estructura de la materia, descubrieron que los átomos no son partículas homogéneas sino que tienen un elevado grado de complejidad.

Esto se reconoció mediante las experiencias que describimos a continuación.

5 El descubrimiento del electrón

5.1 Experiencias de Thomson y Crookes

Hacia mediados del siglo XIX, algunos físicos, como William Crookes y Johann Hittorf estudiaban el comportamiento de la corriente eléctrica circulando a través del aire y otros gases. Estas experiencias las hacían en tubos de vidrio como el representado en la Figura 6.

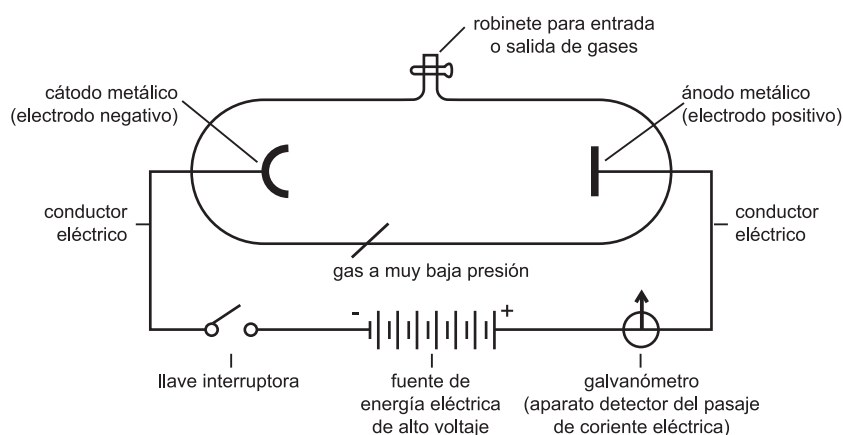


Figura 6: Modelo de tubo de alto vacío, llamado de "rayos catódicos".

Las experiencias iniciales consistían en encerrar en el tubo un gas cualquiera (nitrógeno, hidrógeno, oxígeno, mezclas de ellos, como el aire, etc.) conectar a la fuente de energía y observar si hay pasaje de corriente eléctrica por el interior del tubo y qué diferencias se podían reconocer de acuerdo con la naturaleza del gas, la presión del mismo, el voltaje aplicado y el material del electrodo.

Cuando entre las muchas experiencias realizadas se redujo la presión a más o menos $1,3 \cdot 10^{-2}$ atm y el voltaje aplicado se elevó hasta unos 10.000 voltios, se produjo un hecho inesperado: apareció un flujo luminoso en el interior del tubo que parecía trasladarse desde la zona del cátodo a la zona del ánodo.

Si la presión del gas se reducía aún más ($1,3 \cdot 10^{-6}$ atm), el flujo de rayos persistía y en el fondo del tubo de la zona anódica se observó un brillo intenso sobre el vidrio.

A raíz del sentido de su movimiento y parecer originarse en el cátodo a esta radiación o flujo luminoso se lo llamó rayos catódicos.

El comportamiento de estos rayos se describe de la siguiente manera:

1) Se dirigen desde la zona del cátodo (electrodo negativo) hacia la zona del ánodo (electrodo positivo) por consiguiente deben poseer carga eléctrica negativa (Figura 7). En efecto, las bien fundadas leyes de la electricidad establecen que en un campo eléctrico como el que se produce en el tubo de Crookes las cargas eléctricas positivas se trasladan del ánodo al cátodo y las negativas lo hacen en sentido opuesto.

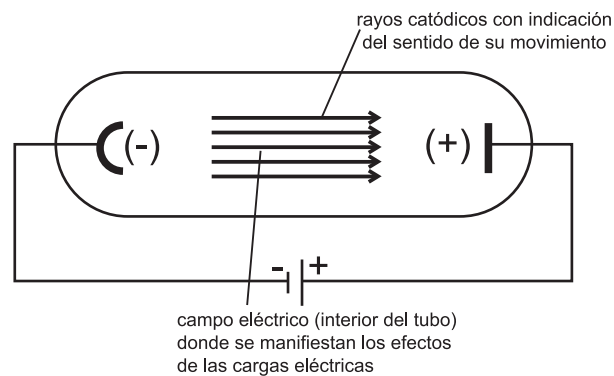


Figura 7: Movimiento de los rayos catódicos en el tubo de alto vacío.

2) Proyectan sombras de los objetos que se interponen en su camino confirmando el sentido de su movimiento (Figura 8).

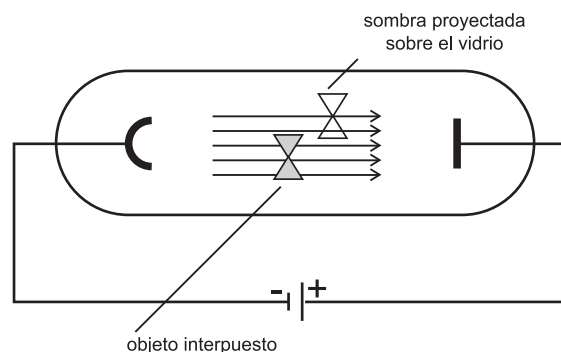


Figura 8: Experiencia con un objeto interpuesto en el camino de los rayos catódicos.

3) Enrojecen a láminas metálicas delgadas con las que choquen, de lo que se deduce que poseen energía cinética que transfieren parcialmente a los objetos interpuestos en su trayectoria. La energía cinética transferida se convierte parcialmente en calor que calienta y enrojece a la lámina metálica. Como:

$$\text{Energía Cinética} = E_c = 1/2m v^2$$

Se deduce que los presuntos rayos catódicos poseen masa.

4) Pueden mover las aspas de molinillos livianos con los que choquen, lo que confirma que poseen masa.

5) Se desplazan rectilíneamente.

Los rayos catódicos muestran en todas las experiencias en tubos de descarga² las mismas propiedades, cualquiera sea la naturaleza del gas encerrado en el tubo y cualquiera sea el material conductor del ánodo y del cátodo.

De esto se infiere que los rayos catódicos son un componente universal de la materia.

Los rayos catódicos son partículas.

Se generaliza el nombre de electrón para designar a partículas y "rayos" de diverso origen.

Las propiedades de los "rayos catódicos" expuestas más arriba, mostraron que aunque se manifiestan visualmente como rayos (como luz) son partículas y tienen masa, además de carga eléctrica negativa:

Los rayos catódicos son partículas cargadas eléctricamente.

No pudo escapar a la comprensión de los investigadores que realizaron o conocieron estas experiencias que entre los años 1830 y 1833 Michael Faraday³ había realizado experiencias de un proceso conocido como electrólisis y sugirió que las partículas (iones) que se trasladan a través de una solución en un proceso electrolítico deben tener asociados "átomos de electricidad", según sus palabras, (Figura 9).

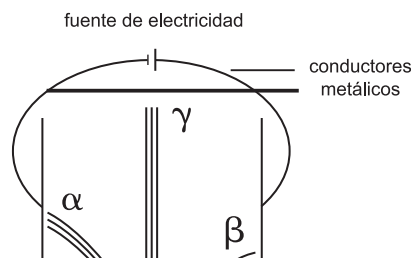


Figura 9: Cuba Electrolítica.

En el año 1874 George J. Stoney dedujo que los "rayos catódicos" de Crookes y los "átomos de electricidad" de Faraday tienen las mismas

² A los tubos de rayos catódicos se los llama también tubos de descarga porque a la circulación de la corriente eléctrica por su interior se la llama "descarga eléctrica".

³ Michael Faraday fue un eminente y recordable hombre de ciencia, fundador de la electroquímica, descubridor de algunos elementos, versado en química, tanto que fue quien estableció la fórmula del benceno.

propiedades, por lo que deben ser la misma partícula.

Stoney propuso llamarla electrón, palabra que en griego designa al ámbar⁴ (ελεψτρον).

Veinte años después de la sugestión de Stoney, Henri Becquerel en una experiencia casual, continuada después sistemáticamente por él y otros investigadores, descubrió que algunas sustancias, llamadas "radiactivas", como los compuestos de uranio emiten espontáneamente "rayos".

Si estos rayos transitan entre dos placas cargadas eléctricamente, una positiva y la otra negativa, tienen el comportamiento que se muestra en Figura 10:

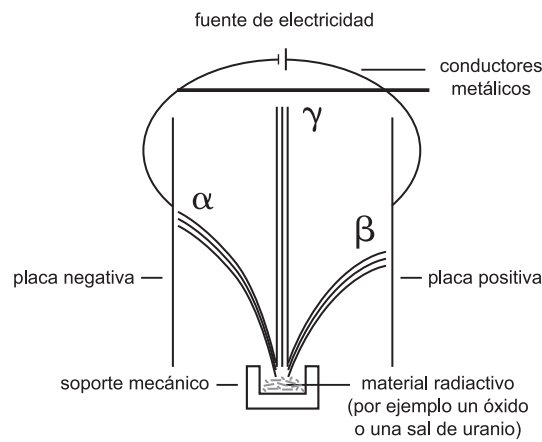


Figura 10. Dispersión de la emisión radiactiva

Algunos rayos se desvían hacia la placa cargada positivamente, se los llamó rayos beta (β), otros se desvían hacia la placa cargada negativamente, se los llamó rayos alfa (α) y algunos no se desvían siguiendo su camino rectilíneo, a estos se los llamó rayos gamma (γ).

Los rayos β mostraron igual comportamiento que los "rayos catódicos", por lo tanto son electrones.

"Rayos catódicos", "átomos de electricidad de Faraday" y "rayos β " son la misma cosa: electrones.

5.2 La experiencia de Thomson

Masa y carga eléctrica del electrón

Las experiencias con tubos de descarga revelaron que los electrones poseen cierta masa y tienen carga eléctrica negativa.

J. J. Thomson que conocía estas experiencias se propuso determinar sus respectivos valores.

Este notable físico realizó una célebre experiencia utilizando un dis-

⁴ Recuérdese que los primeros "físicos electricistas" griegos hicieron experiencias de electrificación (según la palabra moderna) manifestada como atracción o repulsión entre varillas de ámbar y otros materiales, frotados con trozos de paño o gamuza.

positivo similar a los tubos de descarga al que aplicaba, convenientemente, un campo eléctrico y un campo magnético.

El campo eléctrico en la experiencia era el espacio entre dos láminas metálicas conectadas a una fuente de energía eléctrica, y el campo magnético el espacio entre los polos de un electroimán, Figura 11 (a) y (b) respectivamente:

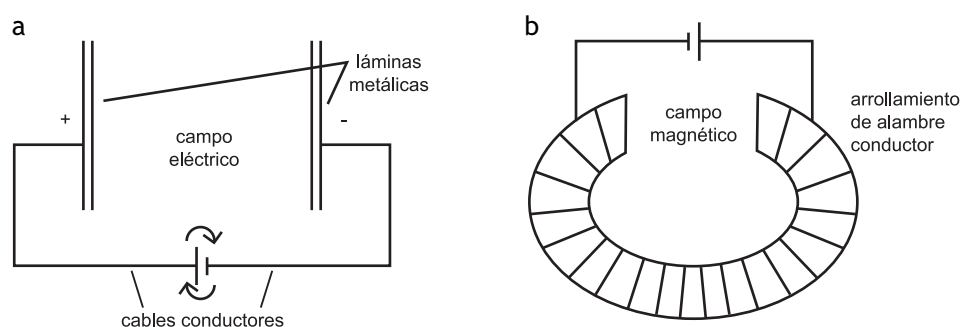


Figura 11: Campo eléctrico (a) y campo magnético (b).

Thomson no pudo determinar independientemente la carga eléctrica (e) del electrón y su masa (m), pero sí la relación entre ellas. Esta relación resultó ser:

$$\frac{\text{Carga eléctrica del electrón}}{\text{Masa del electrón}} = \frac{e}{m} = \frac{1,76 \cdot 10^8 \text{ coulombios}}{\text{gramos}}$$

o sea que la carga eléctrica anexa a un gramo de electrones es de $1,76 \cdot 10^8$ coulombios.

5. 3 Experiencia de Millikan

Valores independientes de e y m

Varios años más tarde, en 1908, un físico norteamericano, Robert Millikan mediante otra célebre experiencia, conocida como “experiencia de la gota de aceite cargada”, pudo medir el valor de la carga eléctrica del electrón que resulta ser:

$$\text{Carga eléctrica de un electrón} = e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ coulombios}$$

Como ya se conocía el valor de e/m por la experiencia de Thomson, resultó inmediato el cálculo del valor de la masa del electrón:

$$\text{La masa de un electrón} = m = \frac{e}{e/m} = \frac{1,60 \cdot 10^{-19} \text{ coulombios}}{1,76 \cdot 10^8 \text{ coulombios/ gramo}} = 9,09 \cdot 10^{-28} \text{ g}$$

o sea que la masa de un electrón es $9,09 \cdot 10^{-28}$ g.

Resulta sorprendente y digno de admiración que valores de propiedades tan íntimas de la materia hayan sido medidos con instrumentos sencillos, al alcance de cualquier laboratorio de física.

6 Los "rayos canales"

La materia aislada (no conectada a una fuente de electricidad) es eléctricamente neutra, como comprobamos cotidianamente al tocar un cuchillo, un trozo de tiza, una silla, etc.

Por lo tanto en la materia junto a los electrones debe haber partículas con carga eléctrica positiva que compensen exactamente la carga de aquellos.

Esta suposición condujo a que entre las experiencias realizadas con tubos de descarga, algunas se hicieron con cátodos perforados, como las llevadas a cabo por Eugen Goldstein. Las mismas consistieron en utilizar un cátodo que tenía túneles o canales practicados en el material, como se muestra en la Figura 12.

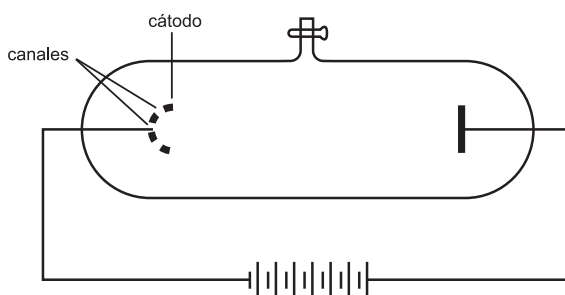


Figura 12: Tubo de descarga con cátodo perforado.

Tal como Goldstein había previsto al operar con tubos de cátodo perforado, simultáneamente con la emisión de "rayos catódicos" (ahora sabemos que son electrones) hacia el ánodo, se observó que a través de los canales del cátodo emergía una radiación de sentido opuesto, a la que se llamó "rayos canales" por el artificio usado para evidenciarlos.

El sentido del movimiento de estos rayos canales indicó que debían tener carga eléctrica positiva.

Mediante técnicas similares a las empleadas para medir la masa y la carga eléctrica del electrón, se midieron la carga y la masa de los "rayos canales", que son también partículas.

Cuando el gas que llenaba el tubo de descarga era hidrógeno (${}^1_1\text{H}$) los valores medidos fueron:

masa de una partícula = $m = 1,67 \cdot 10^{-24}$ g la partícula es alrededor de 1840 veces más pesada que el electrón

carga eléctrica de una partícula = $1,60 \cdot 10^{-19}$ coulombios idéntica en valor absoluto y de signo opuesto a la del electrón

Este "rayo canal" del hidrógeno es el protón.

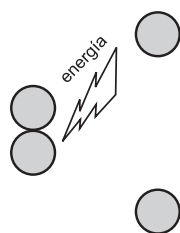
El protón es el constituyente de carga positiva de todos los átomos, como veremos con amplitud más adelante.

7 Fenómenos producidos en los tubos de descarga

Ahora estamos en condiciones de conocer los fenómenos producidos al aplicar un intenso campo eléctrico (alto voltaje) a los gases encerrados en un tubo de descarga y el origen de los entonces llamados rayos catódicos y canales.

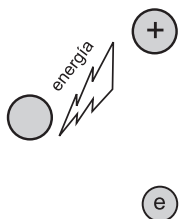
Para visualizar los fenómenos que ocurren en el interior de los tubos de descarga, supongamos que el gas de prueba es el hidrógeno, del que sabemos que en condiciones habituales (temperatura del ambiente y presión de alrededor de una atmósfera) es molecular diatómico, H_2 .

En el campo eléctrico del tubo de descarga la molécula H_2 absorbe energía, se excita, se hace inestable, se rompe el enlace entre los átomos de hidrógeno de la molécula y se originan 2 átomos H, independientes:



H_2 Por absorción de energía del campo eléctrico $\rightarrow 2H$

Cada átomo de hidrógeno se excita, pierde el electrón y origina el ión hidrógeno.



H Por absorción de energía del campo eléctrico $\rightarrow H^+ + 1$ electrón

El proceso indicado también recibe el nombre de *ionización* porque se originan iones⁵.

Los electrones producidos, que tienen carga eléctrica negativa, se orientan hacia el electrodo positivo (el ánodo) alejándose rectilíneamente de la zona del cátodo.

En su camino chocan eventualmente con objetos pequeños móviles y por efectos del choque los mueven, los enrojecen y proyectan sus sombras sobre las paredes del tubo.

⁵ Los iones son partículas originadas cuando los átomos ganan o pierden electrones. Los que se han originado por la pérdida de electrones, tienen carga positiva (como en el ejemplo dado: H^+) y se los llama cationes. Los iones originados por la ganancia de electrones tienen carga negativa y se los llama aniones.

A esta corriente de electrones es lo que se llamó inicialmente "rayos catódicos".

Se observa que simultáneamente con la formación de electrones se forman cationes. Si el gas que llena el tubo es hidrógeno se forman iones hidrógeno, H^+ (o protones).

Estos iones de carga eléctrica positiva se mueven en sentido contrario al de los electrones. Si el cátodo está perforado lo atraviesan y llegan a chocar con la pared del tubo. Estos son los "rayos canales".

Cuando la experiencia de Goldstein se realizó llenando el tubo con otros gases, los rayos canales eran iones resultantes de la pérdida de electrones de los átomos del gas de llenado.

Estos cationes mostraron tener diversos valores de las cargas eléctricas y masas, característicos de cada gas ensayado.

En resumen:

Rayos catódicos	Rayos canales
Son electrones	Si el gas es hidrógeno (1_1H)
Masa: $9,09 \cdot 10^{-28}$ gramos	Son protones
Carga eléctrica: $-1,60 \cdot 10^{-19}$ coulombios	Masa: $1,67 \cdot 10^{-24}$ gramos
	Carga eléctrica: $+1,60 \cdot 10^{-19}$ coulombios

8

Respuestas a algunas preguntas que los alumnos podrían hacerse

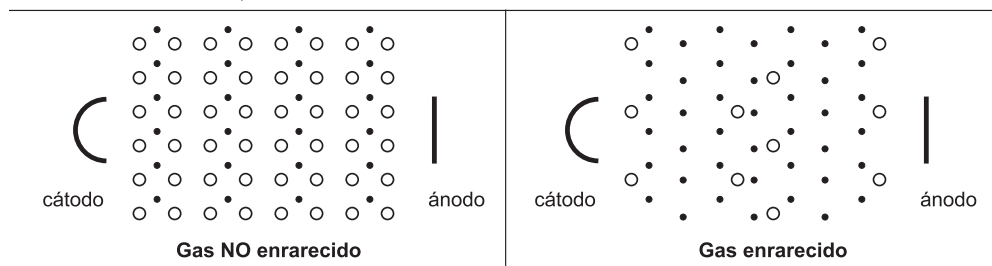
A) ¿Por qué la fuente de energía eléctrica aplicada debe ser de alto voltaje?

Porque en estas condiciones la fuerza del campo eléctrico es suficiente para romper los enlaces de la molécula y posteriormente ionizar los átomos de modo que se liberen los electrones

B) ¿Por qué la presión del gas debe ser muy pequeña o sea por qué el gas debe ser altamente enrarecido?

Porque en estas condiciones los electrones liberados encuentran su camino libre hacia el ánodo y tienen escasa probabilidad de ser frenados por choques con otras partículas como moléculas, átomos o cationes.

• electrones ○ átomos, iones o moléculas



Los electrones se trasladan dificultosamente como un automóvil en una carretera de mucho tránsito.

Los electrones se trasladan sin dificultad como un automóvil en una carretera despejada.

C) ¿A qué se debe el "brillo intenso" que se produce en la pared del tubo de des-

carga, mencionado en la página 87 de éste capítulo?

Son los llamados rayos X, observados por vez primera por W. Röntgen y que resultan del choque de rayos catódicos (electrones) muy veloces contra el material (vidrio) de la pared del tubo.

Más adelante aclararemos su naturaleza.

9

Los componentes del átomo y su probable distribución

A principios del siglo XX, alrededor de 1910, se sabía que los átomos contienen partículas con carga eléctrica positiva y partículas con carga eléctrica negativa, en cantidades equivalentes, (la materia es eléctricamente neutra!) pero se ignoraba como están distribuidas en el átomo.

9.1 Modelo atómico de Thomson

J. J. Thomson, el de la célebre experiencia, propuso un modelo esférico del átomo (Figura 13) en el que la carga eléctrica positiva está esparcida en forma uniforme, sin solución de continuidad, e inmersos en ella, simétricamente distribuidos, los electrones.

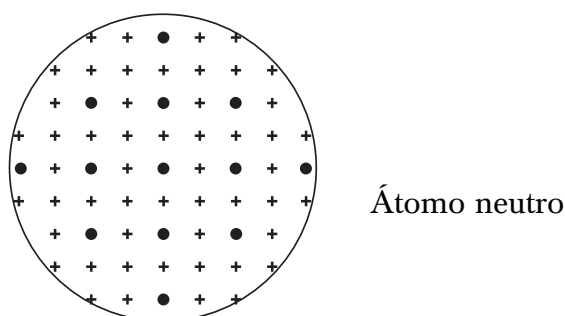


Figura 13: Modelo atómico de Thomson.

Este modelo no suscitó excesivo entusiasmo en la comunidad científica, pero tampoco había argumentos convincentes para rebatirlo.

Fue necesario que algunos hechos y nuevos conocimientos abrieran el camino a un modelo más satisfactorio.

9.2 Modelo atómico de Rutherford

Un químico neocelandés, Ernest Rutherford (1871-1937) publicó un trabajo en 1909 en el que informaba que las partículas o rayos α ⁶, observados en la desintegración radiactiva de compuestos de uranio, son núcleos de helio. Con el fin de conocer sus propiedades realizó algunos ensayos para medir la capacidad de penetración a través de materiales como la mica y observó que algunas partículas α se desviaban ligeramen-

⁶ Las partículas α se visualizaban como rayos, de igual manera que los electrones se visualizaban como rayos catódicos en las experiencias con tubos de descarga.

te de su trayectoria rectilínea.

Dos de los colaboradores de Rutherford, H. Geiger y E. Marsden repitieron la experiencia haciendo que las partículas α chocaran con delgadas láminas metálicas (Au, Pt, Ag y Cu) de aproximadamente 0,0005 cm de espesor.

El dispositivo que utilizaron se ve en la Figura 14.

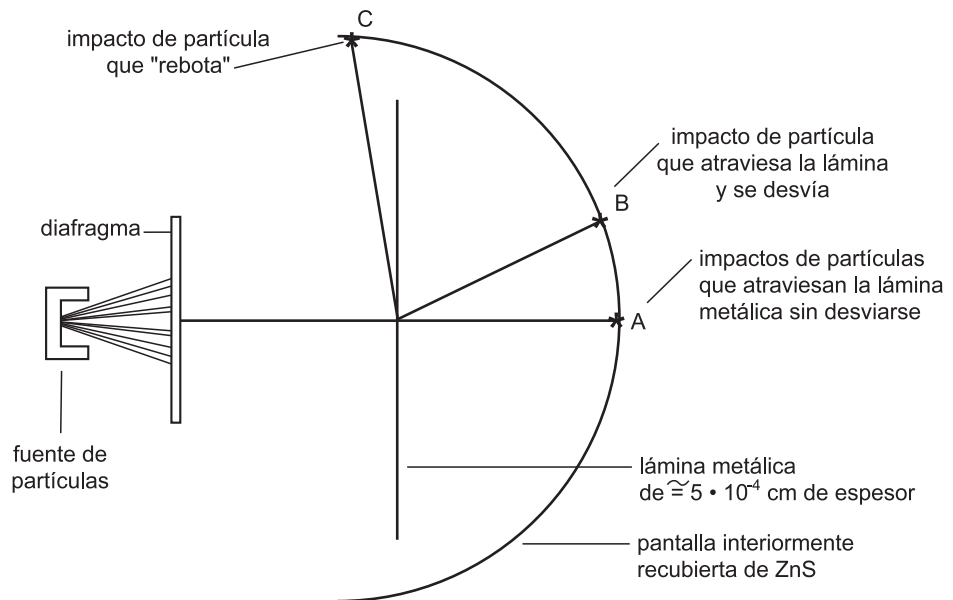


Figura 14: Dispositivo de la experiencia de Rutherford - Geiger - Marsden.

Desde la fuente sale un haz de partículas α (núcleos de He) y pasan a través de un diafragma que delimita un haz delgado de "rayos" paralelos.

Los rayos que atraviesan el orificio del diafragma llegan a chocar con una lámina de metal.

La pantalla parabólica colocada detrás de la lámina está recubierta interiormente por una capa de sulfuro de zinc (ZnS). Esta sustancia destella cuando choca con ella una partícula cargada eléctricamente, con esto se visualizaba a qué punto de la pantalla llegaba una partícula α .

Rutherford observó en esta experiencia que la gran mayoría de las partículas α atravesaban la lámina sin desviarse, produciéndose su impacto en la pantalla en A; unas pocas producían el centelleo en lugares como B, demostrando que al atravesar la lámina se desviaban fuertemente de la dirección inicial de su movimiento; lo que más lo sorprendió fue que algunas, muy pocas, rebotaban en la lámina incidiendo en la pantalla en C.

Las conclusiones que sacó Rutherford son las siguientes:

- Para que una partícula veloz y pesada se desvíe debe chocar con una porción pesada y de igual carga eléctrica de la lámina.
- Los electrones son miles de veces más livianos y de carga eléctrica opuesta que los núcleos de helio, de modo que no pueden interferir

en la marcha de éstos.

- Las porciones densas y de carga eléctrica positiva de la lámina deben ser escasas o estar muy aisladas, pues son pocas las desviaciones observadas.

- El espesor de una lámina de oro de $5 \cdot 10^{-4}$ cm equivale a una capa de alrededor de 40 000 átomos.

Por lo tanto propuso:

1) Los átomos son partículas con una porción central muy pequeña en la que se concentra la carga eléctrica positiva y prácticamente toda la masa del átomo. A esta porción central la llamó núcleo.

2) Alrededor del núcleo y a distancias relativamente muy grandes están los electrones necesarios para que el átomo sea eléctricamente neutro.

Los enunciados 1) y 2) constituyen la teoría del "modelo nuclear" del átomo que se sigue considerando como verdadera.

9.3 Objeciones al modelo atómico de Rutherford

Como vimos, las experiencias de J. J. Thomson permitieron descubrir al electrón y al protón.

Otras experiencias del mismo Thomson y de Robert Millikan condujeron a conocer los valores de las cargas eléctricas y las masas de esas partículas.

Más de 10 años después Rutherford demostró experimentalmente que los protones están en una pequeñísima porción del átomo (el núcleo) y los electrones de alguna manera distribuidos a su alrededor.

Pero esta configuración no era convincente porque no precisaba la distribución y el comportamiento de los electrones. En efecto, los electrones necesariamente debían estar alrededor del núcleo:

- a) en reposo, o
- b) en movimiento

En el caso a) (Figura 15a) los electrones por atracción electrostática se precipitarían al núcleo, formando una partícula cuyas propiedades deberían ser necesariamente distintas a las que posee el átomo en la realidad.

En el caso b) (Figura 15b) los electrones al moverse perderían energía, sus movimientos serían cada vez más cercanos al núcleo y finalmente serían atraídos por él, con el mismo resultado que en a).

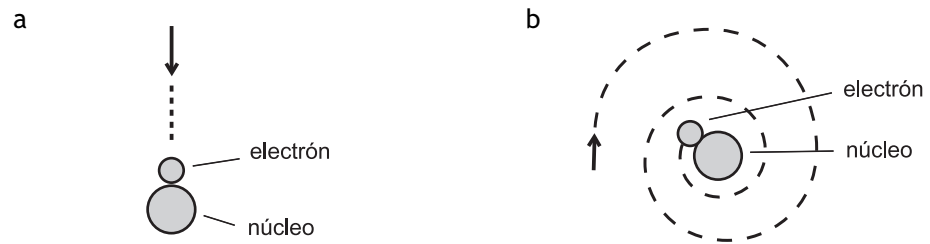


Figura 15: a) El electrón en reposo es atraído por el núcleo y se precipita a él.
b) El electrón en movimiento pierde energía, hace un recorrido espiralado y finalmente se precipita al núcleo.

9.4 Modelo atómico de Bohr

Un nuevo modelo del átomo de hidrógeno que superaba las objeciones hechas al modelo de Rutherford, se debió al genio de un joven físico dinamarqués, Niels Bohr, quien a los 28 años de edad postuló dicho modelo.

Audazmente propuso: los electrones describen un movimiento circular alrededor del núcleo recorriendo órbitas en las que no disipan energía.

Estas órbitas a las que llamó estacionarias, no son cualesquiera, sino que corresponden a bien determinados valores del radio.

En la órbita posible más cercana al núcleo, la de menor radio, el electrón tiene la energía mínima; en las órbitas estacionarias cada vez más alejadas del núcleo tiene valores de energía crecientes.

De lo anterior se desprende que las sucesivas órbitas estacionarias son niveles de energía, en cada una de ellas el electrón tiene una energía fija y definida.

Mientras el electrón recorre una órbita estacionaria no disipa energía. Si transita a una órbita o nivel de menor energía, emite energía y si pasa a un nivel más energético absorbe energía.

9.5 La configuración electrónica o distribución de los electrones en el átomo. Niveles de energía

Los niveles de energía se denotan con la letra n . Cada nivel se identifica con un número entero cuyos valores van desde 1 hasta infinito: n puede valer 1 - 2 - 3 - 4 ...

Si se visualiza al nivel como una órbita que tiene al núcleo por centro, resulta el diagrama de la Figura 16:

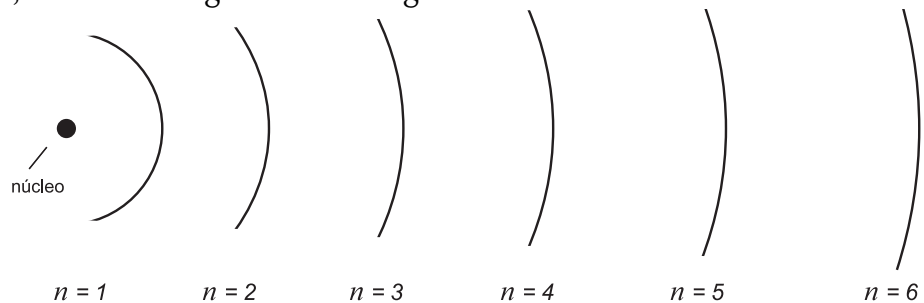


Figura 16: Niveles u órbitas desde $n = 1$ a $n = 6$.

Si en cambio se hace una representación de los sucesivos valores de la energía del electrón en los sucesivos niveles resulta el gráfico de la Figura 17:

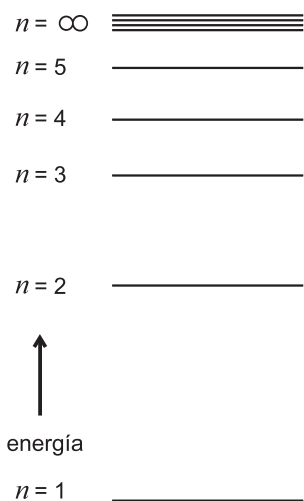


Figura 17: Valores de la energía del electrón en los sucesivos niveles.

En la Figura 16 se observa que la distancia del electrón al núcleo (radio de las órbitas) aumenta geoméricamente con el aumento de n , y en la Figura 17 que la energía del electrón aumenta cada vez menos con el valor creciente de n .

Las órbitas o niveles más externos están muy alejados físicamente entre sí, pero con energías muy cercanas.

9.6 Los subniveles

Los niveles de energía están divididos en subniveles, de manera similar a como una escalera puede estar dividida en tramos. De manera sólo similar porque un átomo y una escalera son sistemas de muy distinta naturaleza. Pero un nivel no tiene un número arbitrario de subniveles a diferencia de una escalera que puede tener un número cualquiera de tramos.

Un nivel n tiene n subniveles

Así el nivel de número $n = 1$ tiene 1 subnivel.

El nivel de número $n = 2$ tiene 2 subniveles.

El nivel de número $n = 3$ tiene 3 subniveles, y así sucesivamente.

9.7 Los orbitales

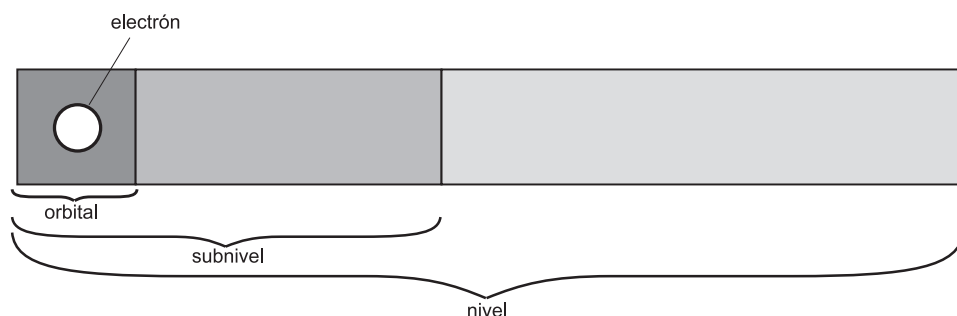
En los subniveles existen distintas regiones del espacio a las que se llaman **orbitales**. Los orbitales pueden ser considerados **sub-subniveles**.

De lo antedicho resulta que cada electrón ocupa en el átomo un nivel, dentro de éste cierto subnivel, y en el subnivel, alguno de los orbi-

tales.

Podemos describir a un orbital atómico como la porción del espacio dentro del átomo en la que transcurre la existencia del electrón, el ámbito en el que se mueve el electrón alrededor del núcleo.

Más adelante nos referiremos a la forma que puede tener esa porción del espacio que llamamos un orbital, lo que ampliará el concepto. Provisoriamente podemos visualizar la relación entre nivel, subnivel y orbital mediante el siguiente esquema, la geometría del mismo no corresponde a la del átomo.



Como se explicará más adelante, en un orbital pueden coexistir hasta 2 electrones, puede haber 1, e incluso, puede estar vacío; en estos dos últimos casos el orbital sería un ámbito potencialmente disponible para ganar uno o dos electrones respectivamente. Las teorías más modernas y rigurosas dan a esta cuestión una respuesta que está fuera de los objetivos y alcances de esta publicación.

9.8 Modelo actual

La teoría y el modelo físico del átomo propuesto por Niels Bohr significaron un progreso inigualado en el conocimiento de los átomos. Se dice que el aporte de Bohr fue el más importante avance parcial en el desarrollo de este capítulo de la Ciencia.

Sin embargo algunos descubrimientos científicos posteriores plantearon objeciones insalvables a la teoría de Bohr.

El principio de indeterminación del matemático y físico alemán Werner Heisenberg que niega la posibilidad de conocer simultáneamente y con exactitud la posición y la velocidad de una partícula como el electrón, desautoriza la pretensión de Niels Bohr de asignar valores exactos a la velocidad del electrón en su órbita y a la distancia al núcleo. Por otra parte el postulado de la dualidad onda-partícula del físico francés Louis De Broglie, permite asignar al electrón (y a cualquier móvil) propiedades ondulatorias, es decir, afirmar que sus propiedades no se agotan con las que caracteriza a una partícula, sino que, en determinadas condiciones se comporta como una radiación electromagnética. Efectivamente, luego se comprobó experimentalmente que un haz de electrones se difracta a través de redes cristalinas como lo hace un haz de rayos X.

Como consecuencia de estos hechos, el concepto de orbital que hemos descrito como un ámbito físico en que se mueve el electrón alrededor del núcleo se reemplaza por una ecuación, la llamada función orbi-

tal o función de onda, que describe las propiedades electrónicas y permite asignarle cuatro parámetros, los números cuánticos, que lo caracterizan.

Efectuar un tratamiento riguroso de la estructura atómica, excede los objetivos del presente texto, lo que sigue es un estudio cualitativo cuyo carácter aproximado no disminuye su utilidad.

Es importante saber que, pese a esas objeciones, Bohr no se desinteresó de la problemática atómica. Por el contrario integró el grupo de científicos que siguió y profundizó las investigaciones sobre estructura atómica alcanzando avances ulteriores en su conocimiento.

9.9 Los números cuánticos

Para caracterizar las propiedades y el comportamiento de un electrón en un átomo se asigna a cada electrón 4 números llamados **números cuánticos**.

La denominación de números cuánticos deriva de la teoría atómica elaborada por Bohr, que tiene como fundamento la llamada **teoría cuántica** propuesta por Max Planck (alemán, 1858-1947) en 1900.

Esta teoría consiste, básicamente, en admitir que la energía es emitida en forma de corpúsculos discretos llamados **cuantos** o **fotones**.

De acuerdo con la teoría cuántica, la energía luminosa (luz) y la energía calórica (calor radiante) que emite una varilla metálica incandescente y la energía que emite un electrón atómico cuando transita de un nivel superior a otro inferior (de menor n) se manifiesta como un rosario de cuantos o fotones y no en forma de "chorro" continuo infinitamente divisible.

Es importante puntualizar que sólo se puede asignar números cuánticos a los electrones que están en un átomo, si el electrón es independiente o libre carece de sentido físico pretender asignarle números cuánticos.

- Los números cuánticos son:

El **número cuántico principal n** : Es el número n que caracteriza e identifica a los niveles de energía.

Su valor puede ser cualquier número entero desde 1 hasta infinito. El valor de n está relacionado con la energía E_T del electrón. Cuando n aumenta la energía del electrón también aumenta.

El **número cuántico secundario l** : Este número es el que caracteriza la forma del orbital en que se encuentra el electrón.

Su valor está restringido por el valor de n y puede variar desde 0 hasta $n - 1$ pasando por todos los números enteros intermedios.

La restricción que le impone n consiste en que si un electrón tiene por número cuántico principal 2, los valores posibles de l son desde 1 hasta 0, es decir 1 ó 0; si un electrón tiene número cuántico principal $n = 3$ los valores de l pueden ser 2, 1 ó 0. En cada caso $n - 1$ es el máximo valor que puede alcanzar l .

El **número cuántico magnético m** : Este número indica la orientación espacial del orbital en un campo magnético.

Si el electrón no está en la zona de influencia de un imán no es posible asignarle número cuántico magnético.

Sus valores están restringidos por los valores que tenga l para el electrón en cuestión. En efecto, m puede valer desde $-l$ hasta $+l$, pasando por todos los números enteros intermedios incluso 0.

Para un electrón de $l = 2$ los valores posibles de m son $-2, -1, 0, 1$ y 2 . Obsérvese que los valores posibles de m son tantos como $2l + 1$

Si $l = 0$ m sólo puede valer 0; un valor posible.

Si $l = 1$ m sólo puede valer $-1, 0, +1$; tres valores posibles.

Si $l = 2$ m sólo puede valer $-2, -1, 0, +1, +2$; cinco valores posibles.

Y así sucesivamente.

- Forma de los orbitales:

Orbitales s :

Si fuera posible tomar una fotografía instantánea de cada una de las sucesivas posiciones que ocupa un electrón en su movimiento alrededor del núcleo, la superposición de todas las fotografías daría la imagen del orbital. Esta imagen sería una nube de puntos (sucesivas posiciones del electrón a lo largo del tiempo) a la que se llama nube electrónica o nube de densidad electrónica.

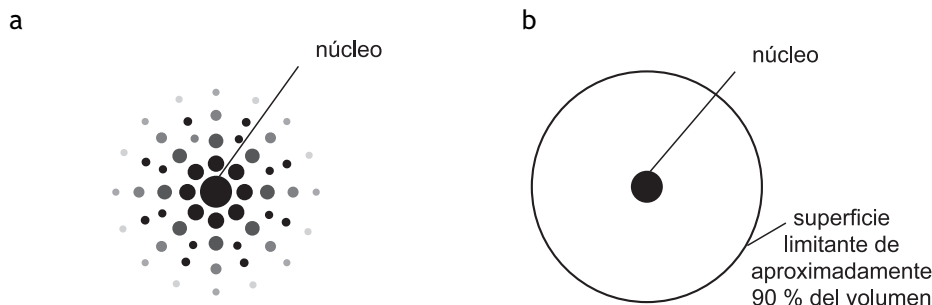


Figura 18: a) nube electrónica de un orbital s .

b) superficie limitante de la mayor parte de la nube electrónica.

En el caso de los orbitales que tienen número cuántico secundario $l = 0$, se denotan con la letra s , la nube electrónica tiene el aspecto de la Figura 18a.

A veces se representa el orbital como una superficie esférica que engloba la mayor parte, por ejemplo el 90%, de la nube electrónica (ver Figura 18b).

Si se observa el diagrama de la Figura 18a, se ve que: 1) hay mayor densidad de puntos (posiciones probables de electrón) en las cercanías del núcleo que a distancias mayores y 2) que los límites de la nube no son precisos.

Esto es así:

- porque efectivamente es más probable que el electrón se encuentre cerca del núcleo que alejado de él, debido a la atracción electrostática.

ca que éste ejerce sobre el electrón, y

- porque la mayor distancia que puede haber entre núcleo y electrón es variable, dentro de ciertos límites.

Los orbitales s tienen simetría esférica, son aproximadamente esferas, con densidad electrónica decreciente hacia los bordes.

Los orbitales $1s, 2s, 3s, \dots$ pueden ser visualizados también como volúmenes esféricos, sucesivamente crecientes, en tamaño y en energía, de igual densidad electrónica pero con zonas internas donde el electrón no puede residir con carácter estacionario (Figura 19). Estas zonas prohibidas son llamadas nodos

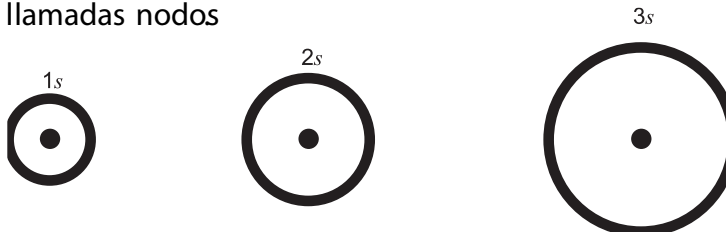


Figura 19. Tamaños relativos de orbitales s .

Orbitales p :

Cuando los orbitales tienen número cuántico secundario $l = 1$, que se denotan con la letra p , son el segundo subnivel de cada nivel a partir de $n = 2$. El subnivel $l = 1$, tiene tres orbitales p , es decir que los orbitales p pueden tener tres orientaciones en el espacio.

Estos orbitales pueden visualizarse como nubes electrónicas que constan de dos posiciones, lóbulos, desarrollados hacia uno y otro lado del núcleo y cuyos límites son tan imprecisos como los de los orbitales s .

Al orbital p cuyos lóbulos se desarrollan a lo largo del eje de las x se le llama orbital p_x . Con el mismo criterio se reconocen los orbitales p_y y p_z (Figura 20).

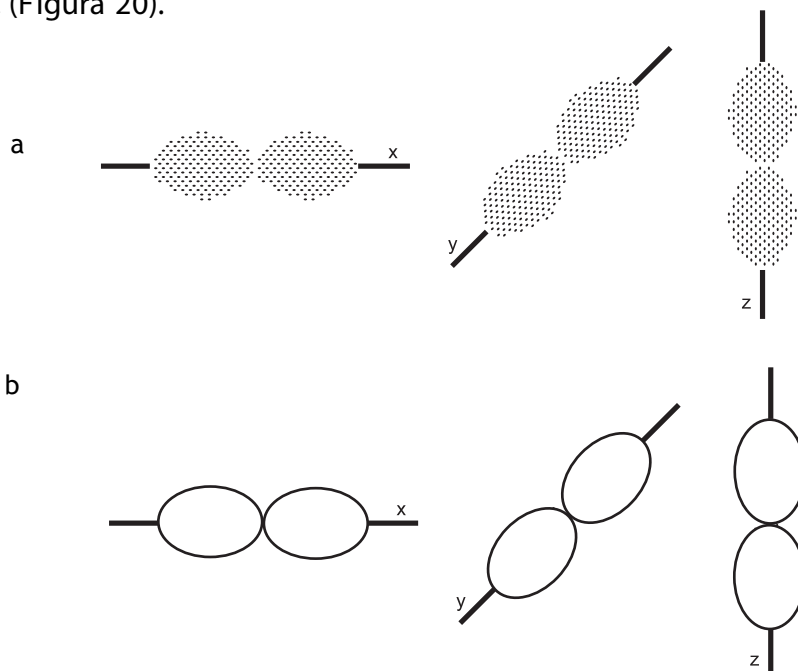


Figura 20: Formas y orientaciones de los orbitales p .

a) orbitales p como nube electrónica.

b) orbitales p representados por una superficie limitante.

Al igual que en el caso de los orbitales s , los orbitales $2p$, $3p$, $4p$, ... incrementan progresivamente su tamaño y energía. Por ejemplo los orbitales $2p_x$ y $3p_x$ tienen los tamaños relativos ilustrados en la figura 20.

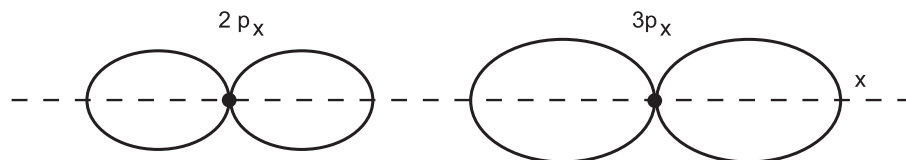


Figura 21: Tamaño relativo de los orbitales $2p_x$ y $3p_x$.

Orbitales d :

A partir de $n = 3$ y $l = 2$, en cada nivel n hay un subnivel d constituido por 5 orbitales que pueden ser representados como una nube de puntos del espacio mediante una superficie limitante.

Estos orbitales son:

1) Orbital d_{z^2} (léase d zeta dos) dos lóbulos dirigidos a lo largo del eje z y un anillo central alrededor del núcleo.

2) $d_{x^2-y^2}$ (léase d equis dos y dos) cuatro lóbulos dirigidos, dos en la dirección de las x y dos en la dirección de las y .

3) d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} que son cuatro lóbulos dirigidos según las bisectrices de los ejes mencionados en sus respectivas designaciones.

En la Figura 22 se representan las formas que corresponden a las superficies limitantes de cada uno de los orbitales d .

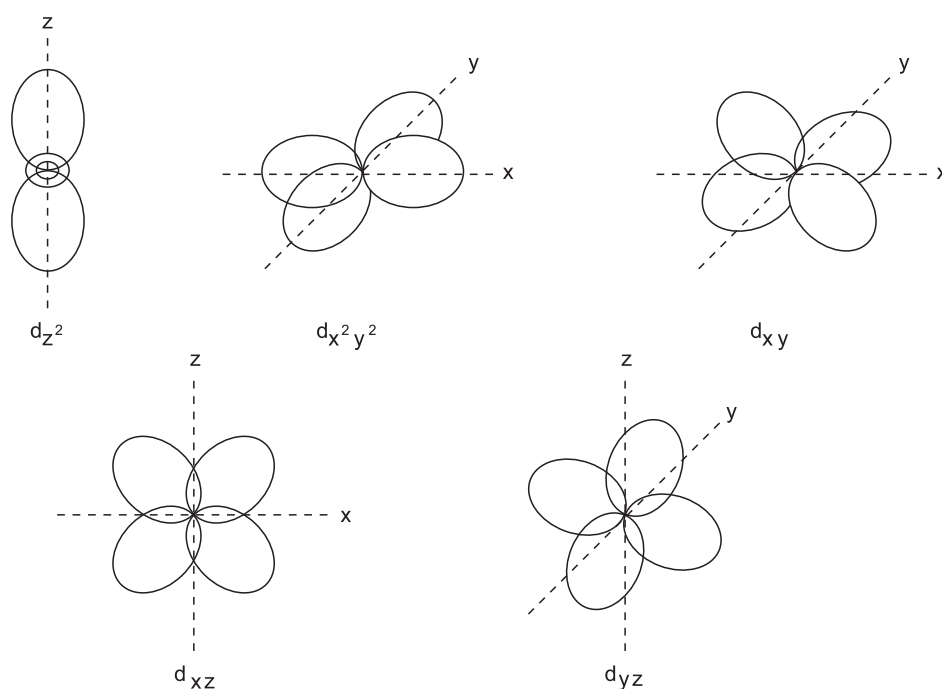


Figura 22: Formas y orientaciones de los orbitales d representados por sus superficies limitantes.

El **número cuántico de spin**: Se denota con la letra s y hace referencia al sentido de rotación del electrón alrededor de su eje.

El electrón atómico tiene un movimiento orbital alrededor del núcleo (recorre una "órbita") y además uno de rotación alrededor de su eje vertical. Este último movimiento puede tener uno de estos sentidos de izquierda a derecha o de derecha a izquierda (Figura 23).

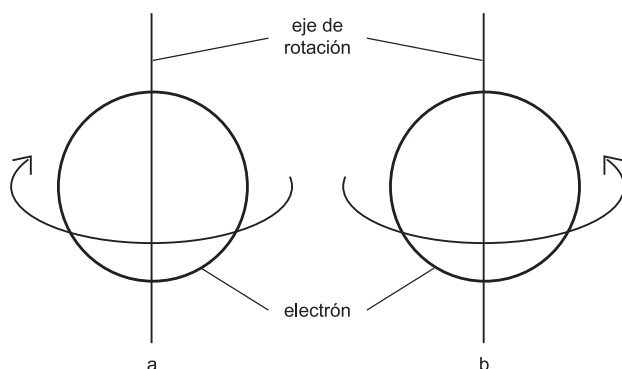


Figura 23: Sentidos de rotación del electrón alrededor de su eje.

Si el electrón gira en sentido horario, su número cuántico de spin es $1/2$, llamado también α .

Si rota como en (b) se le asigna número spin $- 1/2$ o β .

- Criterios para asignar número de spin a los electrones:

Si bien un electrón en cualquier circunstancia (aún en estado libre) tiene un movimiento de rotación alrededor de su eje, es decir tiene spin⁷, para asignarle número de spin se debe comparar el sentido de su rotación con el de otro electrón en su cercanía inmediata.

Si un electrón está solitario en un orbital tiene un sentido de rotación, pero como no se lo puede comparar con el de otro electrón, no se le puede asignar número de spin.

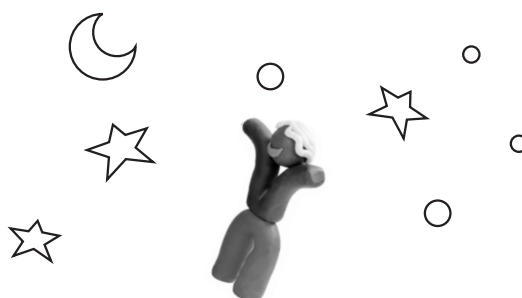
Analicemos una situación de la vida cotidiana: Si se comparan dos personas o dos edificios se puede decir cual de ellos es más alto. Pero si consideramos un edificio o una persona individualmente, no podemos decir si es más alto o más bajo.

Otro caso: Las personas que viven en la Tierra adoptan posiciones que referimos al plano horizontal del planeta. Por relación con este plano podemos decir si está parada sobre sus pies o puesta sobre su cabeza.



⁷ Spin es una palabra inglesa que designa al movimiento de rotación de un cuerpo alrededor de su eje. No es un neologismo científico. También se puede decir que tiene spin un cilindro que en una máquina de la industria textil está rotando para formar un ovillo de hilado.

Pero si una persona está solitaria en el espacio sideral donde no hay planos de referencia, no podemos decir si está de pie, de costado, yacente, etc.



Si ubicáramos a otra persona en su proximidad podremos discernir si están en iguales o distintas posturas.



10 Los números cuánticos en el átomo de hidrógeno

El átomo de hidrógeno es el más sencillo de todos: consta de un núcleo, en el que hay un protón, alrededor del cual se mueve su único electrón.

En las condiciones ambientales de temperatura y presión los números cuánticos del electrón, de acuerdo con lo que hemos explicado antes, son:

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

Si se excita el átomo calentándolo o aplicando una descarga eléctrica, el electrón es promovido a algún nivel superior ($n > 1$) dentro del cual accede a algún subnivel de los posibles y a algún orbital de los disponibles.

En el átomo de hidrógeno todos los subniveles de un nivel tienen la misma energía y asimismo todos los orbitales de un subnivel son indiferenciables con respecto a la energía.

11 Los átomos polieletrónicos (o multieletrónicos)

Los átomos distintos al hidrógeno tienen más de un electrón. Con referencia a la Tabla Periódica son los átomos de los elementos de He en adelante.

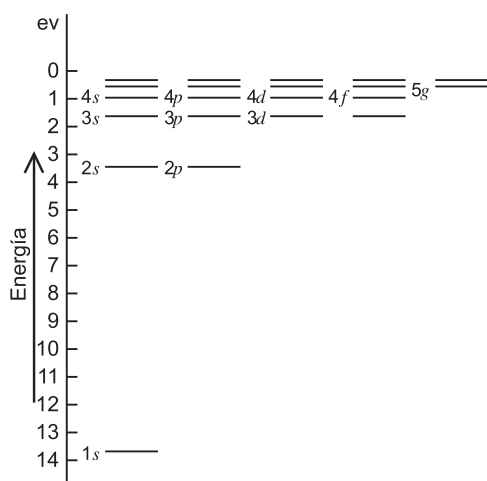


Figura 24: Los niveles de energía del átomo de hidrógeno desde 1 hasta infinito.

En el caso del átomo de hidrógeno los subniveles s , p , d , f , de cada nivel, tienen la misma energía: están degenerados. Estos subniveles a su vez están constituidos por orbitales que tienen la misma energía.

De acuerdo con la información de la Figura 24, en el átomo de hidrógeno la energía del electrón, E_T , sólo depende de n .

En átomos distintos al hidrógeno los diversos subniveles de cada nivel tienen un valor de energía que depende de $n + l$, no están degenerados. Los $(2l + 1)$ orbitales de cada subnivel se representan con la misma energía (están degenerados) indicando que el átomo no se encuentra en un campo magnético (Figura 25).

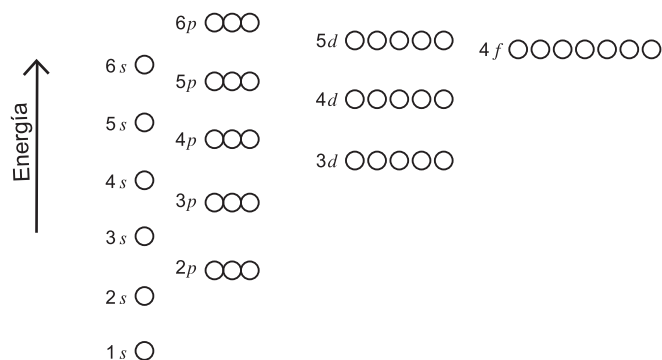


Figura 25: Esquema del diagrama de energía electrónica en átomos distintos al hidrógeno.

12

Descubrimiento del neutrón

Cuando estaba ya bien demostrada la existencia de los electrones y los protones, surgió una grave dificultad para comprender la composición nuclear del átomo que Rutherford había demostrado con su experiencia y que Bohr utilizó para proponer su modelo.

Según la concepción nuclear del átomo, en el núcleo debía residir prácticamente toda la masa y toda la carga eléctrica positiva, aportadas ambas por los protones.

Sin embargo de las medidas experimentales resultaba que las ma-

sas de los átomos eran aproximadamente el doble que la que aportaban los protones. Entonces Rutherford postuló la existencia de partículas de masas iguales o casi iguales a las de los protones, pero sin carga eléctrica.

Esta propuesta resuelve problemas como el siguiente: la masa del átomo de calcio corresponde muy aproximadamente a la de 40 protones, pero su carga nuclear es la de 20 protones. Si se admite que además de 20 protones, el núcleo del calcio tiene 20 partículas de masa casi igual, pero sin carga, se explican los resultados obtenidos.

Alrededor de veinte años después, en 1932 el físico inglés James Chadwick, descubrió la existencia real de esa partícula, de masa muy cercana a la del protón y sin carga eléctrica. Por esta última razón, se lo llamó neutrón.

A Chadwick le fue otorgado el Premio Nobel de Física de 1935 por sus trabajos de medida de la masa del neutrón.

A continuación en la Tabla 1 se reseñan las propiedades físicas de algunas de las partículas subatómicas estables:

Partícula	Masa (gramos)	Carga eléctrica	
		Tomando al electrón c/unidad	Coulombios
Protón	$1,6725 \cdot 10^{-24}$	+1	$+1,6021 \cdot 10^{-19}$
Electrón	$9,1091 \cdot 10^{-28}$	-1	$-1,6021 \cdot 10^{-19}$
Neutrón	$1,6748 \cdot 10^{-24}$	0	0

Tabla 1: Las partículas subatómicas y sus propiedades

13 El núcleo atómico

Los químicos están más interesados en estudiar el comportamiento de los electrones externos del átomo que las propiedades del núcleo.

Esto se debe a que las reacciones químicas ocurren con la participación de los electrones de la capa o nivel más externo, sin participación aparente del núcleo.

En las reacciones químicas habituales en el laboratorio, y las que ocurren en la naturaleza, aún en las más exotérmicas, el núcleo no es alterado, la excepción la constituyen las relaciones nucleares.

Sin embargo, no puede dudarse que la composición del núcleo influye decididamente en las propiedades del átomo.

El número de protones, número atómico Z, es la propiedad fundamental, característica y distintiva de cada clase de átomos.

Corresponde, entonces, decir algo del núcleo:

- Posición y composición:

El núcleo es la porción central del átomo. Por razones bien fundadas, se atribuye a todos los átomos una geometría esférica. En el centro de esta esfera y equidistante muy aproximadamente de cualquier pun-

to de la superficie de ella, está el núcleo. En el núcleo residen los protones y neutrones, los que se denominan nucleones.

- Forma y tamaño:

El núcleo es casi esférico, ligeramente elipsoidal. Se parece más a una pelota de rugby que a una de fútbol. Su tamaño varía de elemento a elemento, pero tiene un radio de alrededor de $5 \cdot 10^{-13}$ cm, expresado en otras unidades es: $5 \cdot 10^{-15}$ m o $5 \cdot 10^{-6}$ nanómetros o $5 \cdot 10^{-5}$ angstrom (Å).

14 Configuración electrónica de los átomos

La distribución de los electrones en los orbitales de un átomo es denominada *configuración electrónica*. En la Tabla Periódica los elementos están ordenados en función del orden creciente del número atómico (número de protones) de izquierda a derecha en un período, por lo tanto el átomo de un elemento difiere del inmediato anterior en un protón y en un electrón. Naturalmente a medida que ingresan los protones a los núcleos se incorporan los electrones a las nubes electrónicas en igual número.

Al analizar cómo varía la distribución electrónica de un átomo deben de tenerse en cuenta el Principio de Exclusión de Pauli y la regla de Hund.

14.1 El Principio de Pauli

El físico suizo Wolfgang Pauli, nacido en 1900 y galardonado con el premio Nobel en 1945, dedujo teóricamente un principio que puede enunciarse:

En un átomo no puede haber 2 (o más) electrones que tengan los 4 números cuánticos iguales.

Mostraremos una aplicación del principio:

El primer electrón que ingresa a la configuración electrónica del helio, en condiciones ambientales normales, tendrá **necesariamente** los siguientes números cuánticos:

$$n = 1, \quad l = 0, \quad m = 0, \quad s = \text{indefinido}$$

El segundo electrón ingresante completará el subnivel s del nivel 1 y al haber 2 electrones en el orbital deberán diferenciarse en el número de spin. Los números cuánticos del segundo electrón serán:

$$n = 1, \quad l = 0, \quad m = 0, \quad s = \text{opuesto al que simultáneamente adquiere el primer electrón.}$$

En el caso que acabamos de analizar el principio de Pauli equivale

a decir que:

Los electrones de un mismo orbital deben diferir en el número de spin, s .

Observe el lector estas dos situaciones posibles de la aplicación del principio de Pauli a un átomo:

a) Si los electrones comparados están en el mismo orbital, la diferencia en el número cuántico debe estar en el spin, ya que los otros 3 números deben ser iguales.

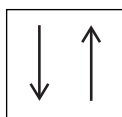
b) Si se comparan dos electrones que están en distintos orbitales del átomo, la diferencia puede ser con respecto a cualquier número cuántico. Así, por ejemplo, comparemos un electrón del primer nivel cuántico ($n = 1$) del berilio con otro del segundo nivel ($n = 2$) del mismo átomo.

Es posible que coincidan en los números l , m y s porque difieren en n :

Electrón 1: $n = 1$; $l = 0$; $m = 0$; $s = -1/2$

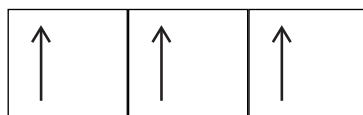
Electrón 2: $n = 2$; $l = 0$; $m = 0$; $s = -1/2$

De los electrones que con distinto spin ocupan el mismo orbital se dice que están apareados.



Electrones apareados
en un orbital

Los electrones que ocupan solitariamente un orbital se denominan electrones desapareados.



Electrones desapareados

Los electrones de un mismo átomo deben diferir en, por lo menos, uno de los números cuánticos, pero pueden diferir en dos, tres o los cuatro números cuánticos.

14.2 Regla de Hund

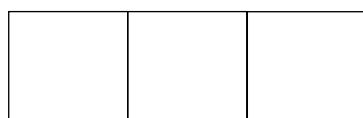
Se refiere a la secuencia de ingresos de los electrones a los orbitales de un subnivel. Su enunciado es:

Cuando los electrones ingresan a un subnivel, primero ocupan individualmente los orbitales del subnivel, todos con el mismo sentido de rotación alrededor de sus ejes. Cuando todos los orbitales están semillenos, se completan con electrones que tienen spin opuesto al del primer electrón.

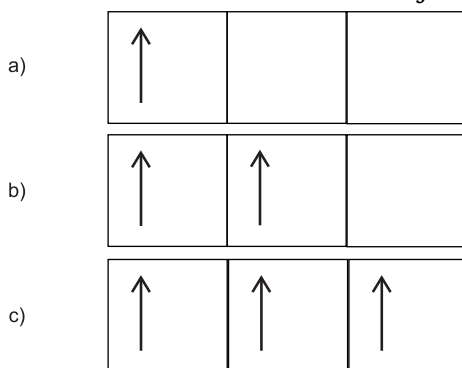
Por ejemplo:

Sea un subnivel de $l = 1$ que tiene $(2 \times 1) + 1 = 3$ orbitales

Representamos al subnivel como un recinto dividido en 3 compartimentos.

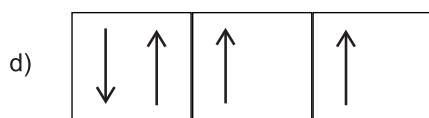


La regla de Hund predice que los electrones van ocupando los orbitales en la secuencia a), b) y c) hasta que cada orbital tiene un electrón con cierto sentido de rotación alrededor de su eje.

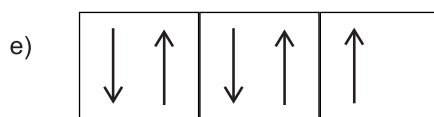


a) b) y c) Estados sucesivos en el tiempo

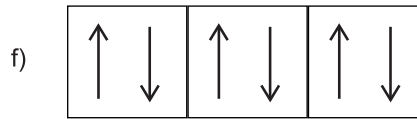
Si ingresa un cuarto electrón, completa uno de los orbitales con spin opuesto al del electrón que había ingresado previamente.



un electrón adicional completa otro orbital en las mismas condiciones.



y el último electrón que puede ingresar a un subnivel $l = 1$, termina de llenar el tercer orbital.



15

Algunas convenciones de nomenclatura

Por razones históricas se distingue a los subniveles con letras que son iniciales de palabras inglesas que distinguían a las líneas de los espectros atómicos (producidas cuando los átomos son excitados y los electrones transitan entre los diversos niveles y subniveles) de acuerdo con su nitidez.

Como consecuencia:

- a los subniveles de número $l = 0$ se los llama subniveles *s* y al único orbital que lo integra se lo denota con la letra *s*
- a los subniveles de número $l = 1$ se los llama subniveles *p* y a los 3 orbitales que los integran se los denota con la letra *p*
- a los subniveles de número $l = 2$ se los llama subniveles *d* y a sus orbitales se los denota con *d*
- a los subniveles de número $l = 3$ se los conoce como subniveles *f* y sus orbitales se denotan con la letra *f*.

Hasta aquí la nomenclatura que aplicaban ya en el siglo XIX los espectroscopistas. Posteriormente a los subniveles $l = 4$, $l = 5$, $l = 6$, etc. se los identifica con las sucesivas letras *g*, *h*, *i*, etc., que en el alfabeto siguen a la *f*.

Notación *spd*

La notación *spd* de un átomo es la representación simbólica de la distribución de sus electrones, en orden creciente de energía.

En una sucesión lineal se van ubicando los niveles 1, 2, 3, etc. Después del número que indica el nivel se van mencionando los subniveles, que contenga el nivel, en el orden *s* ($l = 0$), *p* ($l = 1$), *d* ($l = 2$), etc.

Para cada subnivel se indica con un superíndice cuantos electrones contiene.

De acuerdo con esta convención, los átomos neutros de los elementos correspondientes a los períodos 1, 2 y 3, se representan:

1° período

- H $1s^1$ Un electrón en el subnivel *s* ($l = 0$) del nivel $n = 1$.
 He $1s^2$ Dos electrones en el subnivel *s* del nivel $n = 1$. Se completa así dicho nivel, que no puede tener más de 1 subnivel.

2º período

Li $1s^2 2s^1$ Dos electrones en el subnivel s del nivel 1 y un electrón en el subnivel s del nivel 2.

Be $1s^2 2s^2$ Dos electrones en el subnivel s del nivel 1 y dos electrones en el subnivel s del nivel 2.

B $1s^2 2s^2 2p^1$ Comienza igual que el anterior, pero se inaugura el subnivel p del nivel 2.

C $1s^2 2s^2 2p^2$

N $1s^2 2s^2 2p^3$ Se va llenando el subnivel p del nivel 2.

O $1s^2 2s^2 2p^4$

F $1s^2 2s^2 2p^5$

Ne $1s^2 2s^2 2p^6$ En este elemento se completa el nivel $n = 2$ que tiene 2 subniveles.

3º período

Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Al $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Si $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Como se ve en el diagrama anterior, en la descripción simbólica de cada nivel, siempre se empieza con el subnivel s ($l = 0$), luego se sigue con el p ($l = 1$), y (aunque no hemos llegado a los elementos en que aparecen) después el d ($l = 2$), etcétera.

Notación abreviada

Se puede simplificar la notación spd de un elemento reemplazando la parte de su estructura electrónica que coincide con la del gas noble que lo antecede en la Tabla Periódica por el símbolo entre corchetes. A esta parte de la estructura se la denomina estructura o *configuración electrónica interna* (CEI) y al resto se la denomina *configuración electrónica externa* (CEE).

Por ejemplo, puede escribirse:

Li [He] $2s^1$

B [He] $2s^2 2p^1$

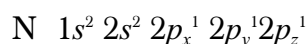
Na [Ne] $3s^1$

Si [Ne] $3s^2 3p^2$

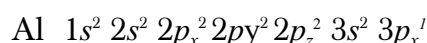
Notación extendida

Si, por el contrario, se quiere hacer más explícita la notación *spd* en vez de consignar el número total de electrones en cada subnivel, se indica el número de electrones en cada orbital del subnivel.

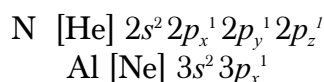
Con este criterio la notación *spd* del nitrógeno es:



y la del aluminio es:



o unificando las dos alternativas:



Observación:

El uso de la estructura electrónica correspondiente a los gases nobles para abreviar la notación *spd* es convencional, pudo elegirse otro grupo de la Tabla Periódica. Sin embargo, la elección si bien convencional no es casual. Los gases nobles tienen una configuración electrónica especial y el grupo es una suerte de "bisagra" de la Tabla Periódica. Todos los elementos del grupo tienen el último nivel con el máximo de electrones.

16 Número de partículas fundamentales en cada átomo Número atómico - Número másico

Los datos de la Tabla 1 muestran que tanto el protón como el neutrón pesan alrededor de 2000 veces más que el electrón; salvo en el hidrógeno cuyo átomo tiene igual número de protones que de electrones (uno de cada clase y no tiene neutrones), en los átomos de los restantes elementos hay a la suma la mitad de electrones que del número total de partículas que hay en el núcleo (protones + neutrones).

Por estas razones la masa de un átomo está concentrada prácticamente en el núcleo, donde residen neutrones y protones, denominados nucleones.

16.1 Número Atómico

Se conoce como Número Atómico de un elemento al número de protones que todos sus átomos poseen en el núcleo. El número atómico se denota con la letra Z.

Es una propiedad que distingue inequívocamente a cada elemento,

porque:

Todos los átomos de **hidrógeno** y **sólo** los átomos de **hidrógeno** tienen 1 protón en el núcleo.

Todos los átomos de **Boro** y sólo los átomos de **Boro** tienen 5 protones en el núcleo.

Todos los átomos de **Oro** y sólo los átomos de **Oro** tienen 79 protones en el núcleo.

Por lo antedicho se deduce que **puede definirse sin ambigüedad a un elemento según el número de protones que tengan sus átomos en el núcleo.**

Así: **el elemento oxígeno es aquel cuyos átomos tienen 8 protones en el núcleo** porque todos los átomos de oxígeno tienen 8 protones en el núcleo y sólo el oxígeno tiene átomos con 8 protones.

El número atómico Z es la propiedad que se tiene en cuenta actualmente para ordenar los elementos químicos en la Tabla Periódica.

Número atómico Z = número de protones.

número de protones = número de electrones (en un átomo neutro).

16.2 Número Másico

Es el número de nucleones que contiene un átomo y se lo denota con la letra A :

Como el número de neutrones que ingresan a los núcleos de los átomos de los sucesivos elementos no varía regularmente y como no todos los átomos de una misma clase tienen siempre igual número de neutrones, el número másico no define inequívocamente a un elemento.

Número másico A = número de nucleones (protones + neutrones).

Se suele representar simbólicamente a un elemento con su símbolo, escribiendo el número atómico respectivo abajo a la izquierda y el número másico arriba a la izquierda.

Así:



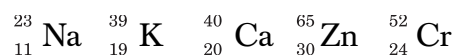
Para el hidrógeno ${}^1_1 H$ ${}^2_1 H$ ${}^3_1 H$



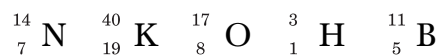
..... Ejercicio

En los siguientes átomos neutros:

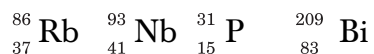
a) ¿Qué números másicos tienen?



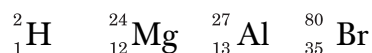
b) ¿Qué números de protones tienen?



c) ¿Qué número de electrones tienen?



d) ¿Qué números de neutrones tienen?



e) Completar la Tabla siguiente:

Elemento	Z	Número de electrones	Número de neutrones	A
argón	18			40
berilio		4	5	
cadmio			64	112
cesio		55		133
escandio	21		24	
germanio		32	41	
litio	3			7

17 Isótopos

17.1 Definición, abundancia, notación

Hemos comentado que para cada elemento el número atómico (Z) es invariable, pero en cambio el número másico (A) puede variar dentro de ciertos límites porque el número de neutrones no es constante.

Por ejemplo:

- En un átomo de hidrógeno siempre hay 1 protón y puede haber uno, dos o ningún neutrón.
- En un átomo de boro siempre hay 5 protones y puede haber 5 o 6 neutrones.
- En un átomo de oxígeno siempre hay 8 protones y puede haber 8, 9 o 10 neutrones.

Los átomos de un elemento que difieren en el número de neutrones son isótopos entre sí.

La mayoría de los elementos tienen 2 o más isótopos.

Algunos isótopos son estables, pero otros se desintegran emitiendo alguna partícula o radiación y convirtiéndose en otro isótopo del elemento o aún en otro elemento. A estos isótopos se los llama radiactivos.

Los isótopos de un elemento (de isos = igual y topos = lugar, ubicación) tienen las mismas propiedades químicas, con muy ligeras variantes, por lo que ocupan la misma casilla en la Tabla Periódica.

En el caso del hidrógeno, como excepción, los diversos isótopos tienen nombres particulares:

el ${}^1_1\text{H}$ es llamado protio.

el ${}^2_1\text{H}$ es llamado deuterio.

el ${}^3_1\text{H}$ es llamado tritio.

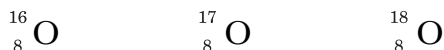
El protio y el deuterio contienen núcleos estables, en cambio el tritio es radiactivo (inestable).

Todos los isótopos tienen la misma configuración de la nube electrónica y naturalmente el mismo número de electrones ya que éstos son

tantos como los protones en un átomo neutro.

El hecho de que los isótopos de un elemento tengan las mismas propiedades químicas **aunque sus núcleos sean diferentes** revela que dichas propiedades dependen de la configuración electrónica del átomo.

Isótopos del Oxígeno



17.2 Masas isotópicas medias

Los isótopos de un elemento tienen números másicos diferentes.

En la naturaleza cada elemento se presenta con un porcentaje prácticamente constante de cada isótopo.

Los elementos naturales tienen una composición isotópica constante.

Por ejemplo:

El hidrógeno natural proveniente de cualquier fuente natural

- gas de un pozo
- electrólisis del agua
- reacción entre ácido clorhídrico y cinc
- etc.

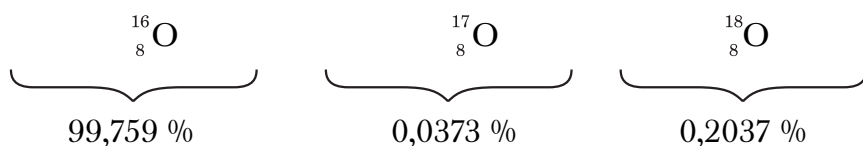
Tiene la siguiente composición

Protio	${}^1_1\text{H}$	99,9844%
Deuterio	${}^2_1\text{H}$	0,0156%
Tritio	${}^3_1\text{H}$	$1 \cdot 10^{-150}\%$

El oxígeno proveniente

- del aire
- de la electrólisis del agua
- de la calcinación de un óxido
- etc.

Tiene la siguiente composición:



Cada átomo de un determinado elemento tiene una masa isotópica media que es el promedio ponderado de las masas atómicas de los isótopos que presenta. El promedio "ponderado" resulta de tener en cuenta qué cantidad de cada isótopo hay en la muestra.

Para ilustrar el concepto hagamos el siguiente problema:

En un conjunto de 4 esferas metálicas, 3 de ellas tienen masa de 55 gramos cada una y la cuarta una masa de 57 gramos.

Problema: ¿Cuál es la masa media de las esferas?

"Se multiplica el número de esferas de cada clase por la masa correspondiente, se suman esos valores parciales, se divide por el número total de esferas y el resultado es la masa media.

$$\text{Masa media} = \frac{\text{números de esferas de cada clase} \cdot \text{masas de las esferas de cada clase}}{\text{número total de esferas}} = \frac{3 \cdot 55 \text{ g} + 1 \cdot 57 \text{ g}}{4} = 55,5 \text{ g}$$

En colecciones de partículas tan numerosas como las de átomos en cualquier muestra susceptible de ser pesada, no se conoce el número de átomos sino el porcentaje y se usan los valores porcentuales en lugar de los numerales.

Por ejemplo:

En el problema anterior hay un 75% de esferas de 55 g (3/4 de 100) y un 25% de esferas de 57 g (1/4 de 100).

La masa media se calcula multiplicando el porcentaje de esferas de cada clase por la correspondiente masa; se suman estos valores parciales y se divide por 100 (el número 100 es la suma de todos los porcentajes).

$$\text{Masa media} = \frac{\text{porcentajes de esferas de cada clase} \cdot \text{masas de las esferas de cada clase}}{100} = \frac{75 \cdot 55 \text{ g} + 25 \cdot 57 \text{ g}}{100} = 55,5 \text{ g}$$

Por ejemplo:

Cálculo de la masa isotópica media del boro natural.

En las muestras naturales de boro o de cualquiera de sus compues-

tos hay 19,923% de átomos de $^{10}_5\text{B}$ y 80,077 % de átomos de $^{11}_5\text{B}$.

Calcular la masa isotópica media.

$$\text{Masa isotópica media del boro} = \frac{19,923 \cdot 10 \text{ uma} + 80,077 \cdot 11 \text{ uma}}{100} = 10,801 \text{ uma}$$

Porcentajes de cada isótopo

Número 100 para expresar en porcentaje

Masas de los isótopos expresadas en uma (unidad de masa atómica)



Capítulo 5.-

Ley Periódica. Tabla Periódica de los elementos químicos

La clasificación periódica constituye una herramienta fundamental para acercarse al mundo de la química. Es un ejemplo de síntesis que además de proporcionar información sobre el comportamiento de los elementos, permite organizar y recordar datos. Aunque se mencione a Mendeleev por la genialidad de su propuesta, la tabla periódica es el resultado de los aportes de muchos científicos que contribuyeron a la organización actual que posee y que es función del número atómico.

1

Antecedentes históricos

En un intento de clasificar a los elementos químicos, Antoine Lavoisier a fines del siglo XVIII, publicó en su libro *Tratado Elemental de Química* (1789), una lista de los 33 elementos que se conocían. Posteriormente Berzelius dividió a los elementos en metales y no metales, basándose en su aspecto y propiedades físicas y J. B. Dumas los ordenó en familias de comportamiento químico semejante.

A mediados del siglo XIX se conocían alrededor de 60 elementos, algunos con semejanzas en las propiedades físicas y químicas, lo que condujo a varios científicos de aquel tiempo a idear un sistema de clasificación, a ordenarlos sistemáticamente o a agruparlos de acuerdo con determinados criterios.

Estas primeras tentativas y la hipótesis atómica de Dalton, fueron preparando a la comunidad científica en la creencia de que sería lógica una ordenación de todos los elementos.

En 1817 Döbereiner analizó los elementos y los agrupó en tríadas en función de las propiedades químicas similares y buscó alguna relación entre estas propiedades y sus pesos atómicos.

En 1864 Newlands propuso ordenar los elementos conocidos en función de sus pesos atómicos crecientes y verificó que las propiedades del octavo elemento de la serie eran similares a las del primero, las del noveno similares a las del segundo y así sucesivamente. Esta regularidad se conoció como Ley de las Octavas, pero no impresionó a sus contemporáneos porque la periodicidad observada solo se limitaba a un pequeño número de los elementos conocidos.

En 1869 el alemán Lothar Meyer y el ruso Dimitri Mendeleev publicaron, en forma independiente, tablas de elementos sistemáticamente ordenados teniendo en cuenta el orden creciente de sus pesos atómicos, de manera que los elementos con propiedades físicas y químicas similares quedaban agrupados. L. Meyer resaltó más el estudio de algunas propiedades físicas, como volumen atómico, punto de fusión y de ebullición, mientras que Mendeleev puso énfasis en las propiedades químicas.

En esta tabla (Figura 1) los aproximadamente 56 elementos conocidos se ordenaban en 8 grupos, designados con números romanos de I a VIII, dispuestos en columnas verticales, con períodos de 7 elementos. En cada grupo quedaban juntas dos familias de elementos que en la mayor parte de sus propiedades se diferenciaban notablemente, a cada subgrupo se lo designó por conveniencia con las letras A y B. Posteriormente se añadió el grupo 0 para ubicar los gases nobles.

	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
1	H 1							
2	Li 7	Be 9.4	B11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Al 27.3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5	
4	K 39	Ca 40	- 44	Tc 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe 26, Co 59 Ni 59, Cu 63
5	(Cu 63)	Zn 65	- 68	- 72	As 75	Se 78	Br 80	-
6	Rb 85	Sr 87	?Yt 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	- 100	Ru 104, Rh 104 Pd 105, Ag 100
7	(Ag 108)	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 125	I 127	
8	Cs 133	Ba 137	?Di 138	?Ce 140	-	-	-	--
9	-	-	-	-	-	-	-	--
10	-	-	?Er 178	?La 180	Ta 182	W 184	-	Os 195, Ir 517
11	(Au 199)	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	-	-	Pt 198, Au 199
12	-	-	-	Th 231	-	U 240		--

Figura 1: Clasificación periódica de Mendeleev (1871).

La clave del éxito de los esfuerzos de este científico fue predecir no solo la existencia de varios elementos que no se conocían, algunos de los cuales llamó eka-boro, eka-aluminio y eka-silicio (eka significa "después de"), sino también sus propiedades; dichos elementos ocuparían los espacios que dejó vacíos en la tabla.

El descubrimiento del escandio (Sc), del galio (Ga) y del germanio (Ge) y la comprobación de que las propiedades previstas por Mendeleev coincidían con la de los elementos descubiertos, confirmaron la validez de su clasificación periódica.

D. Mendeleev en 1871, enunció la Ley Periódica:

"Las propiedades de los cuerpos simples, así como la forma y propiedades de los compuestos de los elementos se encuentran en una relación periódica con respecto a la magnitud de los pesos atómicos de los elementos".

Mendeleev encontró algunos inconvenientes en la clasificación estricta de los elementos según sus pesos atómicos. En algunos pares, tales como cobalto (Co) – níquel (Ni) y telurio (Te) – yodo (I), el elemento ubicado en segundo lugar es de menor peso atómico, pero las propiedades químicas justificaban ubicar al níquel (Ni) después del cobalto (Co) y al yodo después del telurio (Te), por lo que pensó que los valores asignados a los pesos atómicos de esos elementos eran inexactos.

La ley periódica, como otros descubrimientos científicos, surgió de forma empírica, mucho antes de conocerse la estructura atómica (electrones, protones y neutrones) y esto no fue un impedimento para su utilización como principio organizador de muchos hechos químicos.

En 1913, un joven físico, H. Moseley estudiando los rayos X, demostró la relación entre la longitud de onda de las radiaciones y el número atómico. Después de este trabajo y del descubrimiento de los isótopos se consideró al número atómico como criterio ordenador de la

clasificación periódica y teniendo en cuenta, además, la relación entre las propiedades de los elementos y la configuración electrónica de los átomos, reformuló la ley periódica diciendo que:

"Las propiedades químicas y la mayoría de las propiedades físicas de los elementos son función periódica de sus números atómicos".

Al aplicar este criterio desaparecieron los problemas de ubicación en la tabla de algunos elementos y se justificó la ubicación del hidrógeno (H), encabezando la primera columna vertical.

La forma de tabla periódica que responde a estas ideas consta de 7 hileras horizontales y 18 columnas verticales.

A las hileras se las llamó períodos y se denotaban mediante letras (K, L, M, etc.). Hay un período muy corto de dos elementos, dos cortos de ocho elementos, dos largos de 18, uno muy largo de 32 y el último incompleto.

Las propiedades de los elementos varían de una manera sistemática a lo largo del período.

A las columnas se las denominó grupos, abarcando cada uno a una familia de elementos, identificándolos con un número romano y la letra A o B y al último grupo de la derecha con el 0 (cero) u VIII. Los elementos que pertenecen a los grupos designados con A y a los elementos del grupo 0 (gases nobles) se los denominó elementos representativos; a los de los grupos B se los llamó elementos de transición.

Los elementos que están ubicados en dos filas por debajo de los grupos antes mencionados se los llamó elementos de transición interna.

2

Clasificación Periódica Moderna

La versión más moderna de la tabla periódica responde a la recomendación de la I.U.P.A.C., de numerar a los grupos de elementos representativos y de transición de 1 a 18 y de incluir a los elementos de transición interna en forma correlativa según sus números atómicos, de modo que la tabla constituya un único cuerpo. De esta manera la tabla consta de 32 columnas, las que contienen a los elementos de transición interna no se numeran y para las restantes se respeta la numeración de 1 a 18. A los elementos de los grupos 1 y 2 y 13 al 18 se los denomina *elementos principales* y a los elementos de los grupos 3 a 12 *elementos de transición*.

La I.U.P.A.C. recomienda además, nombrar a los elementos desde el 104 en adelante en función del número atómico y usar símbolos de 3 letras. Así:

el 104 se llama unilquadio (Unq)	el 105 se llama unilpentio (Unp)
el 106 se llama unilsexio (Unh)	el 107 se llama unilseptio (Uns)
el 108 se llama uniloctio (Uno)	el 109 se llama unilennio (Une)

En agosto de 1997 se acordó en la I.U.P.A.C., con la oposición de los representantes de EEUU, designar a estos elementos con los nombres: rutherfordio (104), seaborgnio (106), bohrio (107) y meitnerio (109) en homenaje a los científicos E. Rutherford, G. Seaborg, N. Bohr e I. Meitner, respectivamente y dubnio (105) y hassio (108) en reconocimiento a los laboratorios de Dubnia (Rusia) y Hesse (Alemania).

En función de la configuración electrónica externa de los átomos se distinguen 4 bloques, cada uno de los cuales abarca a los elementos que coinciden en el último subnivel ocupado (Figura 2).

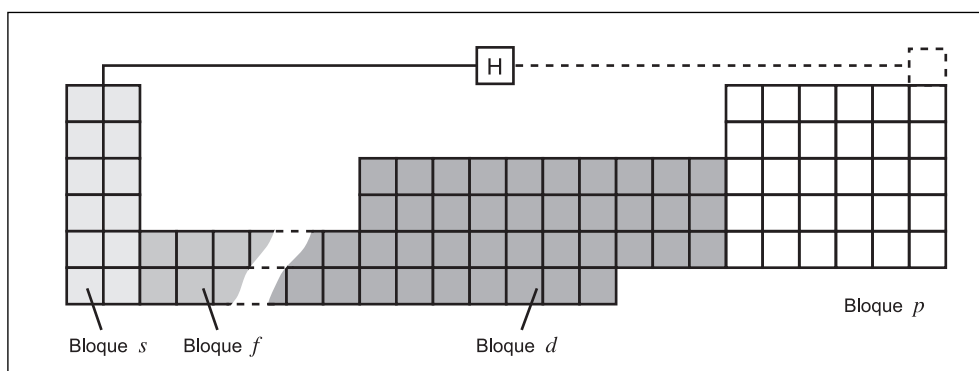


Figura 2: Tabla periódica estructurada en bloques.

Analizaremos los distintos bloques con algunos ejemplos:

◇ el sodio (Na) tiene una configuración electrónica (C.E.) $[\text{Ne}] 3s^1$ y el bario (Ba) $[\text{Xe}] 6s^2$, en ambos el subnivel más externo es s , por lo que pertenecen al bloque s y son elementos principales.

◇ el galio (Ga) tiene una C.E. $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$ y el cloro (Cl) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ pertenecen al bloque p y también son elementos principales.

◇ el níquel (Ni) que tiene una C.E. $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$ pertenece al bloque d y es un elemento de transición.

◇ el cerio (Ce) tiene una C.E. $[\text{Xe}] 6s^2 4f^2$ pertenece al bloque f y es un elemento de transición interna.

Los **períodos** se designan con números arábigos de 1 a 7; el número de período en el que está el elemento coincide con el número cuántico principal (n) de su último nivel energético ocupado.

En el primer período solo se ocupa el nivel $n = 1$, hay un solo orbital, el $1s$, que admite como máximo 2 electrones; el período tiene 2 elementos: hidrógeno (H) y helio (He).

En el segundo período se va ocupando el nivel $n = 2$, hay un orbital $2s$ y tres orbitales $2p$ que admiten en conjunto como máximo 8 electrones, por lo tanto, el período tiene 8 elementos, desde el litio (Li) al neón (Ne).

En el tercer período, que también tiene 8 elementos, del sodio (Na)

al argón (Ar), se va ocupando el nivel $n = 3$ con las mismas características que en el segundo período.

En el cuarto período hay 18 elementos, del potasio (K) al kriptón (Kr); en él se va ocupando el nivel $n = 4$, llenándose los orbitales $4s$, $4p$ y los 5 orbitales $3d$, estos últimos admiten 10 electrones como máximo y por su nivel energético se ubican entre los $4s$ y $4p$.

El quinto período también tiene 18 elementos, del rubidio (Rb) al xenón (Xe) y se va ocupando el nivel $n = 5$, completándose los orbitales $5s$, $4d$ y $5p$ en este orden en función de su contenido energético creciente.

El sexto período, donde se va ocupando el nivel $n = 6$, tiene 32 elementos, desde el cesio (Cs) al radón (Rn), en él se llenan los orbitales $6s$, $4f$, $5d$ y $6p$. Después del Ba se ubican el lantano (La) y los 14 elementos que completan los 7 orbitales $4f$, desde el cerio (Ce) hasta el lutecio (Lu). Estos 14 elementos que forman la primera serie de transición interna se denominan lantánidos o lantanoides. En los elementos siguientes se van completando los orbitales $5d$ y después los $6p$.

En el séptimo período, donde se van ocupando los orbitales del $n = 7$, se ubican los 2 elementos que completan el orbital $7s$, luego el actinio (Ac) y los 14 elementos siguientes, llamados actínidos o actinoides, que forman la segunda serie de transición interna. Estos 14 elementos van completando los orbitales $5f$ desde el torio (Th) al lawrencio (Lr). En los elementos siguientes se van ocupando los orbitales $6d$, aunque la configuración electrónica de los últimos elementos, de número atómico de 104 a 109 (el último descubierto) no se conoce con exactitud.

En la construcción de la tabla periódica, Mendeleev colocó a los elementos con propiedades similares en un mismo **grupo**; hoy esas similitudes están justificadas por la estructura electrónica externa de los átomos.

Los elementos que pertenecen a un mismo grupo de la tabla periódica generalmente tienen la misma C.E.E. (configuración electrónica externa), lo que hace que tengan propiedades químicas y físicas similares que varían en forma gradual a través del grupo.

La C.E.E. de los elementos del grupo 1 es ns^1 (n varía entre 1 y 7), a dichos elementos se los llama *metales alcalinos*. La excepción en este grupo, es el hidrógeno que no es un metal pero se ubica con ellos precisamente por su configuración electrónica: $1s^1$.

Los *metales alcalino térreos* son los elementos del grupo 2, que tienen una C.E.E. ns^2 donde n varía de 2 a 7.

En los elementos de los grupos del 13 al 17 n varía entre 2 y 6; la C.E.E. de los elementos de estos grupos es:

- Grupo 13: $ns^2 np^1$ familia del boro (B).
- Grupo 14: $ns^2 np^2$ familia del carbono (C).
- Grupo 15: $ns^2 np^3$ familia del nitrógeno (N).
- Grupo 16: $ns^2 np^4$ familia del oxígeno (O).
- Grupo 17: $ns^2 np^5$ familia del flúor (F).

Los llamados *gases nobles* o gases inertes son los del grupo 18, su

C.E.E. es $ns^2 np^6$ (excepto el He que tiene la C.E. $1s^2$).

Estos elementos, del período 2 al 6, tienen 8 electrones en su configuración externa lo que le confiere estabilidad y muy poca reactividad química.

..... Ejercicio

Identificar los elementos y la parte de la Tabla Periódica en que se encuentran teniendo en cuenta las siguientes configuraciones:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- b) (Kr) $5s^2 4d^8$
- c) (Xe) $4f^{14} 5d^6 6s^2$
- d) (Xe) $4f^{12} 6s^2$
- e) (Kr) $4d^{10} 5s^2 5p^5$
- f) (Xe) $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$

Resolución:

a) Por tener 19 electrones el elemento es el K (potasio), el subnivel más externo es s , está en el bloque s , en consecuencia es un elemento principal.

b) En este caso se utiliza la representación abreviada colocando entre corchetes la del gas noble anterior (Kr), completándose los orbitales $5s$ y $4d$, en este orden en función de su contenido energético creciente. El elemento es el Pd (paladio) pertenece al bloque d y es un elemento de transición.

c) Está en el sexto período pertenece al bloque d y es un elemento de transición, es el Hg (mercurio).

d) El elemento es el Er (erbio) pertenece al bloque f y es un elemento de transición interna.

e) El elemento pertenece al bloque p y también es un elemento principal. Está en el quinto período, es el I (iodo).

f) El elemento pertenece al bloque p y también es un elemento principal. Está en el sexto período, es el Pb (plomo).

.....

..... Ejercicio

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, indicar a qué grupo y período pertenecen los elementos y decir si son principales, de transición o de transición interna.

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
 b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
 c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$

Resolución:

a) El número cuántico principal n de la C.E.E. es 4 y nos indica el período; el grupo lo obtenemos sumando el número de electrones de dicha configuración $2 + 8 = 10$, se encuentra en el grupo 10.

b) El número cuántico principal n de la C.E.E. es 4 y nos indica el período; el grupo lo obtenemos sumando el número de electrones de dicha configuración $2 + 6 +$ los electrones del subnivel d , que por su contenido energético se completa antes del $4 p$, en total suman 18 electrones y se encuentra en el grupo 18.

c) El número cuántico principal n de la C.E.E. es 3, por lo tanto está en el período 3; el grupo se obtiene sumando el número de electrones de dicho nivel.

d) Este ejercicio se razona de la misma manera que el apartado b, está en el período 5 y en el grupo 14.

3

Propiedades periódicas

En la tabla periódica los elementos están ordenados por sus números atómicos (Z) en forma creciente y se observa una recurrencia periódica de las propiedades.

Los elementos pueden clasificarse en forma muy general, de acuerdo a sus propiedades físicas y químicas, en metales, no metales y metaloides.

En la tabla periódica los elementos ubicados a la izquierda son metales, menos el hidrógeno; la línea escalonada gruesa que va desde el boro (B) al astato (As) representa el límite aproximado entre los metales y los no metales, éstos son los que se ubican a la derecha. Los elementos adyacentes a la línea mencionada generalmente son los metaloides o semimetales.

Los metales se caracterizan por su brillo, ductilidad, maleabilidad, puntos de fusión generalmente altos y conductividades eléctrica y térmica.

ca elevadas. En cambio los no metales en general no poseen brillo, son malos conductores del calor y la electricidad y en estado sólido son quebradizos. Los metaloides tienen propiedades intermedias entre las metálicas y las no metálicas.

De acuerdo con la ubicación en la tabla, el carácter metálico aumenta en los períodos de derecha a izquierda y en los grupos de arriba hacia abajo; el carácter no metálico varía de manera inversa (Figura 3).

Muchas propiedades físicas, tales como: punto de fusión, punto de ebullición, volumen atómico y carácter metálico muestran variaciones periódicas. Estas variaciones también se manifiestan a lo largo de un grupo o de un período de la tabla. Otras propiedades muy útiles para predecir el comportamiento químico dependen de la C.E.E. y de la distancia al núcleo de los electrones que la ocupan. Estas propiedades periódicas son, entre otras, radio atómico, radio iónico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

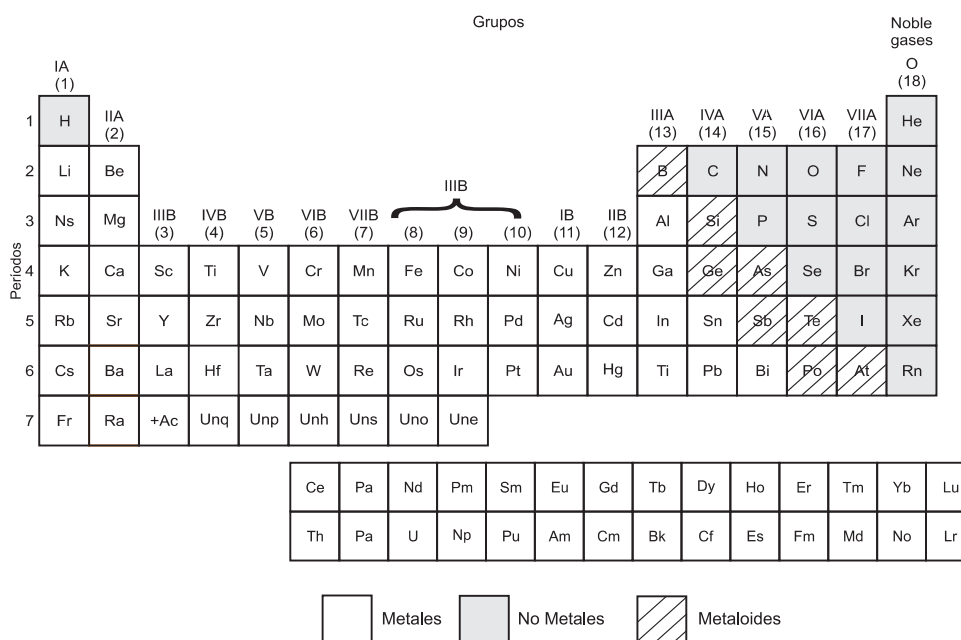


Figura 3: Tabla Periódica.

... Ejercicio ...

Utilice la tabla periódica para ordenar los siguientes sólidos puros de acuerdo con la conductividad eléctrica creciente a la temperatura ambiente y explique la razón para el orden que Ud. eligió.

Ge - Ca - S - Si

Resolución:

El orden es el siguiente: S < Si < Ge < Ca. La conductividad eléctrica generalmente aumenta a medida que lo hace el carácter metálico, en un período aumenta de derecha a izquierda y en los grupos de arriba hacia abajo.

..... Ejercicio

Utilice la tabla periódica para ordenar las siguientes sustancias de acuerdo con su creciente punto de fusión. Explique la razón para el orden que Ud. eligió.

Al - F - Na - Mg

Resolución:

El orden es $F < Al < Mg < Na$. El punto de fusión en un período generalmente aumenta de derecha a izquierda y en los grupos de arriba hacia abajo.

.....

3.1 Radio atómico

Si bien no podemos aislar un átomo y determinar su radio, se puede hacer una aproximación indirecta a partir de su interacción con otros átomos circundantes; de esta forma se obtienen medidas que indican los tamaños relativos de los átomos individuales.

En un período de la tabla periódica, de izquierda a derecha, al aumentar el número atómico aumenta la atracción nuclear sobre la nube electrónica, lo que determina una gradual disminución del radio atómico. Este efecto prevalece sobre el efecto atribuible a la expansión de la nube electrónica por la incorporación de electrones a los orbitales más externos del mismo nivel de energía.

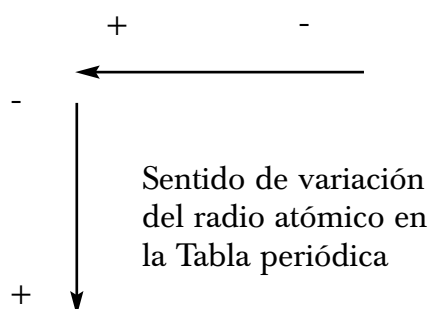


Figura 4: Variación del radio atómico en átomos neutros.

Al analizar los grupos de los elementos representativos se observa que el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo. Esto se debe a que los electrones externos se incorporan a niveles de energía superiores y si bien aumenta el número atómico, la atracción nuclear se ve disminuida por la interposición de los electrones de la estructura electrónica interna (Figura 4).

Las variaciones del radio atómico en los elementos de transición no son tan regulares porque los electrones se incorporan a un nivel interno.

..... Ejercicio

Ordene los átomos siguientes en orden creciente de radio atómico:

In, Ar, Rb, Ge, He

Resolución:

El orden de radios atómicos crecientes es el siguiente:

He < Ge < Ar < In < Rb ;

ya que tiende a aumentar de arriba hacia abajo en un grupo y de derecha a izquierda en cada período.

.....

3.2 Radio iónico

Los elementos ubicados en la parte izquierda de la tabla periódica reaccionan en general con otros elementos perdiendo electrones, convirtiéndose en iones con carga positiva (cationes). El radio de un catión es siempre menor que el radio del átomo neutro que lo origina ya que al mantenerse la carga nuclear los electrones restantes están atraídos por el núcleo con más fuerza (Figuras 5 y 6a).

Los elementos ubicados en la parte derecha de la tabla, cuando reaccionan completan su nivel energético más externo ganando electrones, convirtiéndose en iones simples con carga negativa (aniones). El radio de un anión simple es siempre mayor que el radio del átomo neutro que lo origina, ya que la nube electrónica externa se expande por efecto de la repulsión entre los electrones (Figuras 5 y 6b).

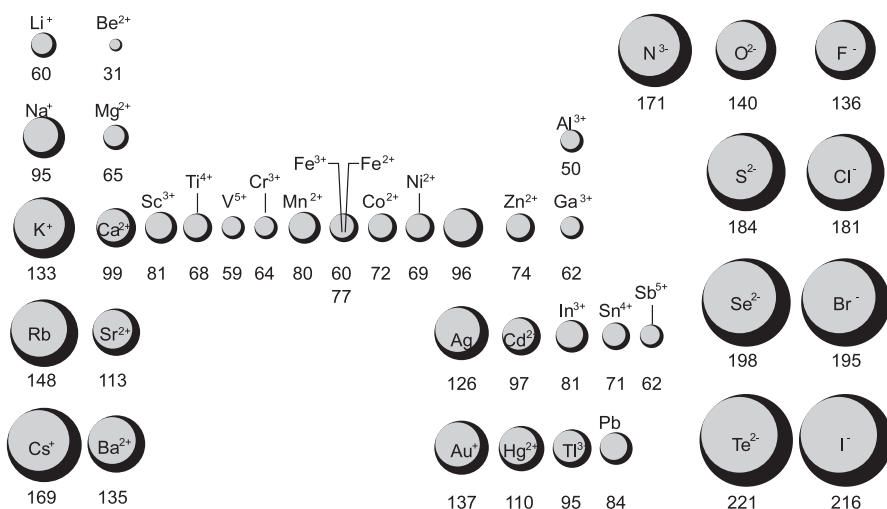


Figura 5: Radio iónico (en nm).

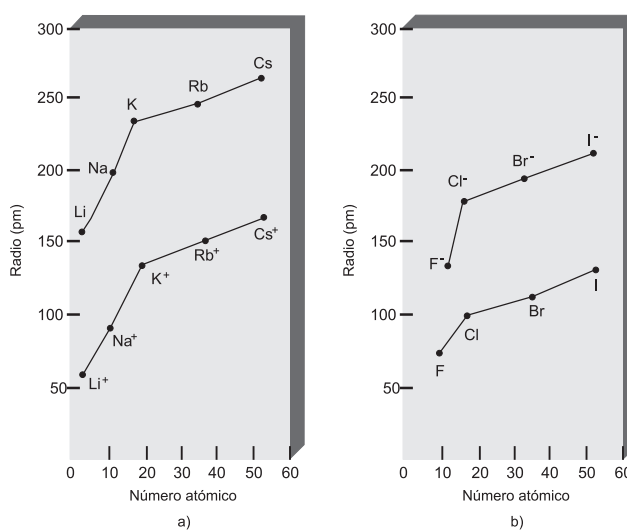


Figura 6: Comparación entre el radio del átomo neutro y el de su ión.

..... Ejercicio

Disponer los miembros de cada uno de los siguientes conjuntos de cationes en orden de radios iónicos crecientes:

- K^+ , Ca^{2+} , Ga^{3+}
- Ca^{2+} , Be^{2+} , Ba^{2+} , Mg^{2+}
- Al^{3+} , Sr^{2+} , Rb^+ , K^+

Resolución:

- $Ga^{3+} < Ca^{2+} < K^+$
- $Be^{2+} < Mg^{2+} < Ca^{2+} < Ba^{2+}$
- $Al^{3+} < Sr^{2+} < K^+ < Rb^+$

Ya que los radios iónicos de los cationes aumentan de derecha a izquierda a través de un período y de arriba hacia abajo en un grupo; los cationes son siempre más pequeños que los átomos neutros de los que provienen.

.....

..... Ejercicio

Disponer los siguientes conjuntos de aniones en orden de radios iónicos crecientes:

- Cl^- , S^{2-} , P^{3-}
- O^{2-} , S^{2-} , Se^{2-}
- N^{3-} , S^{2-} , Br^- , P^{3-}

Resolución:

- a) $\text{Cl}^- < \text{S}^{2-} < \text{P}^{3-}$
- b) $\text{O}^{2-}, \text{S}^{2-}, \text{Se}^{2-}$
- d) $\text{N}^{3-}, \text{S}^{2-}, \text{Br}^-, \text{P}^{3-}$

Los radios iónicos de los aniones aumentan de derecha a izquierda a través de un período y de arriba abajo en un grupo; los aniones son siempre más grandes que los átomos neutros de los que provienen.

.....

3.3 Electronegatividad

Se denomina electronegatividad a la tendencia relativa de un átomo de un elemento a atraer hacia sí a los electrones de un enlace.

Si un elemento en su interacción con otro tiene mayor tendencia a atraer y mantener a los electrones cerca de él, se dice que es más electronegativo.

Se han propuesto varias escalas de electronegatividades, basadas en diferentes propiedades de los átomos, de las cuales la más difundida y la que figura en la tabla periódica es la de Linus Pauling (Figura 7). Si bien la electronegatividad es un concepto cualitativo y las escalas pueden resultar algo arbitrarias, son útiles para hacer predicciones referidas al enlace químico.

La electronegatividad de un elemento es un número sin unidades y cuanto mayor es la electronegatividad mayor es el número que la representa. Por ejemplo: al F se le asignó valor 4 y al Na 0,9.

Los átomos de elementos con electronegatividades iguales o similares tienen tendencia a formar enlaces denominados covalentes. Por ejemplo: Cl_2 (cloro); CCl_4 (tetracloruro de carbono).

Cuando átomos de elementos con electronegatividades muy diferentes reaccionan entre sí, forman compuestos con enlaces denominados iónicos. Por ejemplo: KBr (bromuro de potasio).

Es así que los átomos de los elementos no metálicos, con altas electronegatividades, tienen tendencia a ganar electrones y se convierten en aniones y los átomos de los elementos metálicos, con bajas electronegatividades, con frecuencia pierden electrones y se convierten en cationes.

En la tabla periódica la electronegatividad aumenta a través de un período de izquierda a derecha y en los grupos de abajo hacia arriba; los elementos con mayor electronegatividad son los ubicados a la derecha y arriba.

A los elementos del grupo 18 no se les asignó un valor en la escala de electronegatividades de Pauling debido a su escasa reactividad.

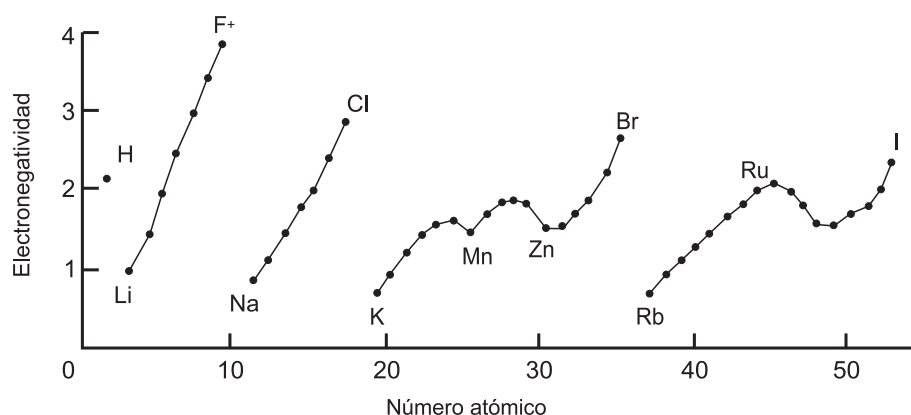


Figura 7: Variación de la electronegatividad con el número atómico

3.4 Energía de ionización

La energía necesaria para separar el electrón menos fuertemente unido de un átomo gaseoso aislado, se llama primera energía de ionización y se indica por cada mol de átomos (Figura 8). Este proceso es endotérmico porque el electrón es atraído por el núcleo y en consecuencia deberá suministrarse energía para separarlo. La pérdida de este electrón origina un ion monopositivo gaseoso X^+ . La energía necesaria para arrancar a este ion un segundo electrón es mayor que la primera y se denomina segunda energía de ionización, en este proceso se origina un catión X^{2+} .

La energía necesaria para arrancar el tercer electrón, tercera energía de ionización, es mayor que las anteriores y así sucesivamente.

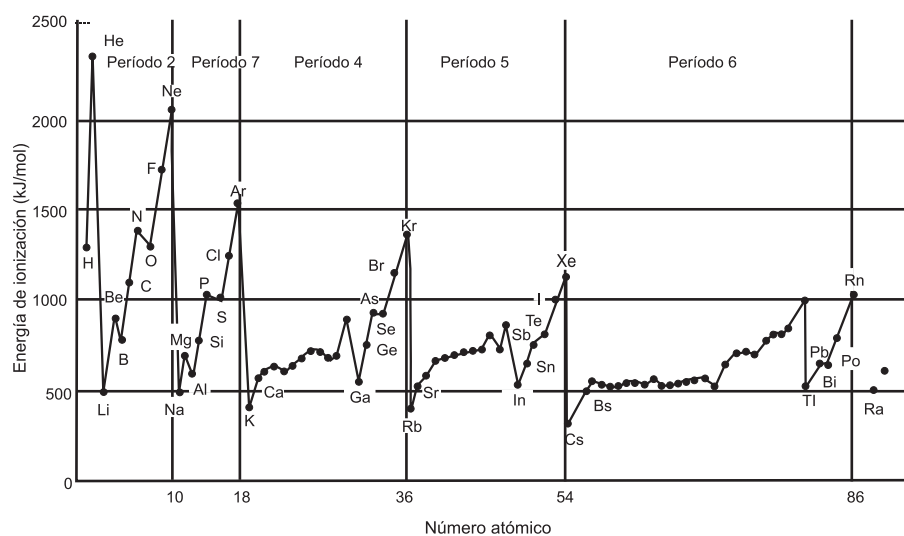


Figura 8: Representación de las primeras energías de ionización

El valor de la energía de ionización permite determinar la fuerza con que los electrones están unidos a los átomos y, de esta manera, pre-

decir el tipo de enlace (iónico o covalente) en los compuestos que probablemente formen. Los elementos con energía de ionización baja tienden a perder electrones fácilmente y se convierten en cationes, formando compuestos iónicos; los de energías de ionización intermedias comparten electrones con otros elementos, formando compuestos covalentes y los de energía de ionización alta tienen tendencia a ganar electrones y se convierten en aniones, formando compuestos iónicos.

En la tabla periódica, al analizar las tendencias de las variaciones de la primera energía de ionización, con algunas excepciones, se observa que aumenta de izquierda a derecha en un período y de abajo hacia arriba en un grupo, (Figura 9).

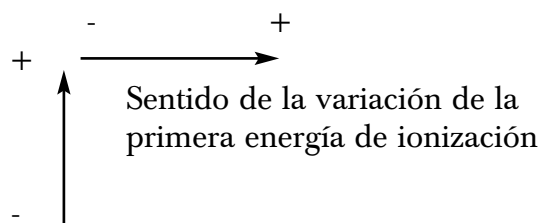


Figura 9: Variación de la primera energía de ionización en la Tabla Periódica.

Los valores de las primeras energías de ionización de los metales del grupo 1 son relativamente bajos. Los metales alcalinos se convierten, con facilidad, en iones monopositivos, con la configuración electrónica del gas noble más próximo. Los elementos del grupo 2 tienen primeras energías de ionización mayores que las del grupo anterior, si se comparan elementos del mismo período. Esta tendencia general no se cumple en los elementos de los grupos 13 y 15, ya que sus primeras energías de ionización son más bajas que lo esperado porque tienen electrones desapareados en orbitales p.

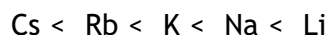
..... Ejercicio

Disponer los miembros de cada uno de los siguientes conjuntos de elementos en orden de primeras energías de ionización crecientes.

- a) metales alcalinos
- b) halógenos
- c) elementos del segundo período
- d) Br, F, B, Ga, Cs y H

Resolución:

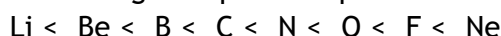
a) en los grupos la energía de ionización aumenta de abajo hacia arriba, por lo tanto el orden creciente de los metales alcalinos es:



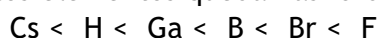
b) para el grupo de los halógenos es: $\text{At} < \text{I} < \text{Br} < \text{Cl} < \text{F}$

c) en los períodos la energía de ionización aumenta de izquierda a de-

recha, los elementos del segundo período quedan así ordenados:



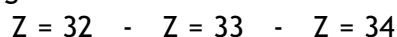
d) teniendo en cuenta cómo varía la energía de ionización en un grupo y en un período estos elementos quedan así ordenados:



.....

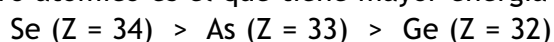
..... Ejercicio

De la siguiente tríada de elementos, ¿cuál se espera que presente el máximo valor de energía de ionización? Justificar.



Resolución:

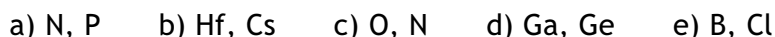
Estos elementos se encuentran en el mismo período, por lo tanto el de mayor número atómico es el que tiene mayor energía de ionización.



.....

..... Ejercicio

De acuerdo a su ubicación en la Tabla periódica, seleccione el átomo con la mayor primera energía de ionización de cada una de los pares siguientes:



Resolución:

- a) Ambos elementos pertenecen al mismo grupo, por lo tanto el $\text{N} > \text{P}$
- b) Estos elementos están en el mismo período, $\text{Hf} > \text{Cs}$
- c) Pertenecen al período 2, $\text{O} > \text{N}$
- d) Ambos son del período 4, así el $\text{Ge} > \text{Ga}$
- e) El cloro al pertenecer al grupo 17 y período 3 posee mayor energía de ionización que el B del grupo 13 y período 2.

.....

3.5 Afinidad electrónica

La afinidad electrónica es la cantidad de energía que un átomo gaseoso aislado absorbe o libera cuando capta un electrón para formar un ion monovalente negativo gaseoso X^- . El valor de la energía se indica por cada mol de átomo.

Por convención se asigna a la energía absorbida un valor positivo (proceso endotérmico) y un valor negativo a la que se libera (proceso exotérmico). Si la afinidad electrónica tiene un valor negativo, el anión es más estable que el átomo neutro, en cambio, si la afinidad

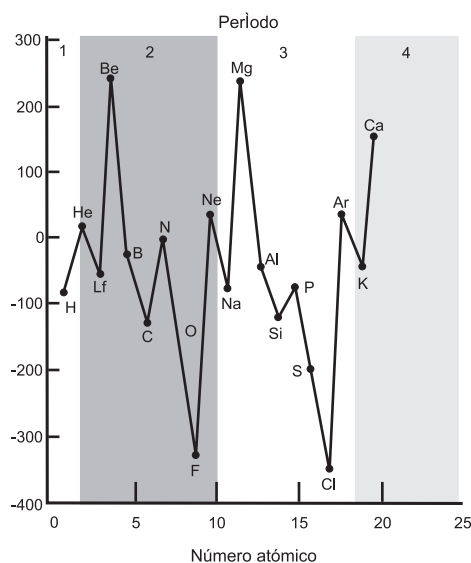
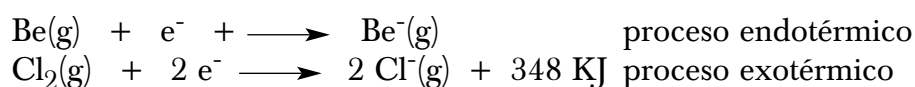


Figura 11: Valores de la afinidad electrónica de los elementos de número atómico de 1 a 20.

electrónica tiene un valor positivo, el anión es menos estable que el átomo neutro. Por ejemplo:



Para los elementos representativos, la tendencia general es que los valores de la afinidad electrónica se hacen crecientemente negativos de izquierda a derecha, a través de un período, excluyendo a los gases nobles y con algunas excepciones notables para los elementos de los grupos 13 y 15.

En los grupos la tendencia general es que los valores de la afinidad electrónica se hacen más negativos de abajo hacia arriba (Figura 10).

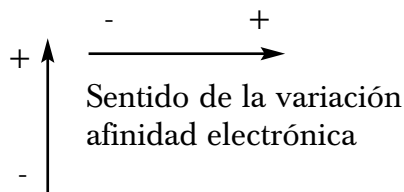


Figura 10: Variación de la afinidad electrónica en la Tabla Periódica.

La afinidad electrónica es un valor característico de cada elemento, pero muy difícil de medir.

Las tendencias generales de las variaciones de las propiedades periódicas analizadas se cumplen satisfactoriamente en los elementos principales, pero no en los de transición ni en los de transición interna.



Capítulo 6.-

Enlaces Químicos

Las propiedades físicas y químicas de las sustancias dependen en gran medida de los enlaces químicos que mantienen unidos a sus átomos.

Las interrelaciones entre las estructuras electrónicas de los átomos y las fuerzas de enlace, aportan las claves para determinar las diferentes características y el tipo de unión que se da entre distintas especies químicas.

Los enlaces químicos son el resultado de las fuerzas de atracción que mantienen unidas las partículas (iones, átomos, moléculas) en las sustancias.

1 Enlaces químicos y estructuras atómicas

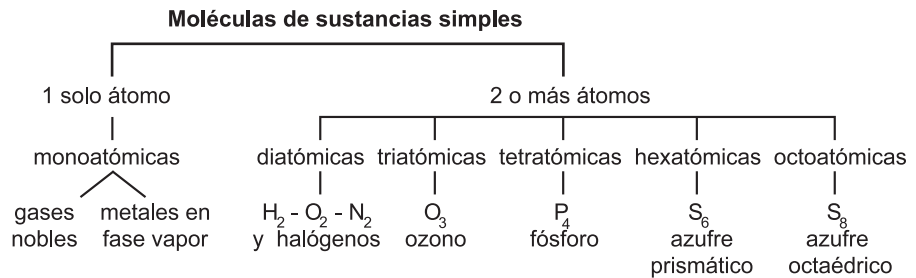
El conocimiento de la estructura del átomo fue un aporte significativo ya que permitió interpretar el papel fundamental que cumplen los electrones del último nivel en la formación de los enlaces.

En nuestro planeta la mayor parte de los elementos se encuentran generalmente como átomos enlazados; raras veces existen como átomos aislados o independientes.

Con respecto a las sustancias simples:

- el oxígeno, el nitrógeno, el hidrógeno, el flúor, el cloro, el bromo y el yodo existen como moléculas diatómicas.
- el azufre amarillo existe como molécula octoatómica.
- el fósforo blanco como molécula tetraatómica.
- el carbono, tanto en forma de diamante como en forma de grafito, puede considerarse como macromolécula compuesta por millones de átomos enlazados en una red.
- los metales, tales como cobre y potasio, también están constituidos por innumerables átomos enlazados entre sí.
- los gases nobles (helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón) existen como átomos sin enlazar, es decir, sus moléculas son monoatómicas.

Cabe destacar que a temperaturas superiores a 5000°C sólo existen los átomos libres en fase gaseosa.



Aquí presentamos moléculas en estado gaseoso: hidrógeno, oxígeno y fluor y en estado sólido: yodo, azufre y fósforo blanco (Figuras 1 y 2), considerando que dichas sustancias se encuentran a temperatura ambiente, es decir 25°C o lo que es lo mismo 298 K y a presión de 1 atmósfera .

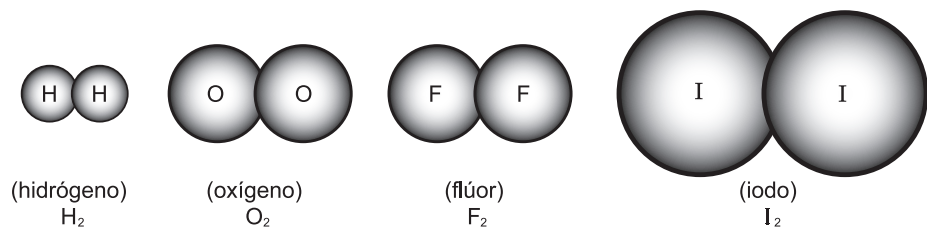


Figura 1: Modelos de moléculas diatómicas de algunas sustancias simples en los que se evidencia la diferencia de tamaño molecular.

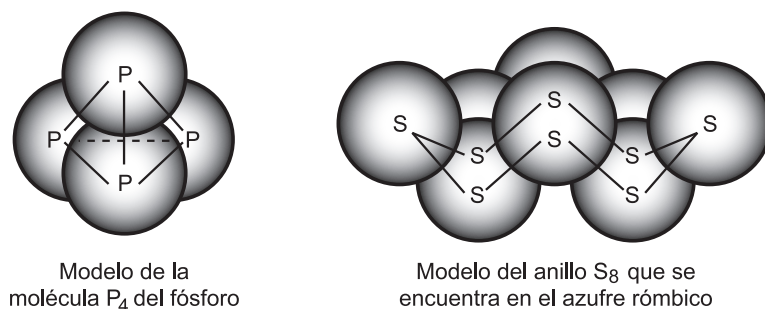


Figura 2: Modelos de moléculas poliatómicas.

Para explicar los enlaces entre átomos hay que aplicar el Modelo Atómico Moderno (Capítulo 4) y los temas desarrollados en Clasificación Periódica de los Elementos (Capítulo 5).

¿Cómo se combinan los átomos para dar origen a la enorme cantidad de sustancias que existen en el mundo que nos rodea?

¿Cuáles son las fuerzas que mantienen enlazados a los átomos? ¿Qué relación tienen estas interacciones con ciertas propiedades de las sustancias?

Estos interrogantes son fundamentales en el estudio de la química, dado que los cambios químicos (reacciones) son esencialmente una alteración de los enlaces químicos, ya que se rompen algunos y se originan otros nuevos.

¿Por qué se enlazan los átomos?

Esta fue una de las principales cuestiones que se plantearon los primeros químicos.

Berzelius, a comienzos del siglo XIX, propuso una teoría de enlace denominada **dualismo**. Este concepto derivaba de la observación experimental, ya que ciertos átomos (en realidad *iones*) migraban en presencia de un campo eléctrico. Propuso que los átomos se mantenían unidos mediante una atracción de tipo eléctrico entre especies con cargas opuestas.

La teoría del dualismo se podía aplicar a la mayoría de las sales binarias que en esa época se conocían, pero no se podía extender a un gran número de sustancias no iónicas, que provenían de animales y plantas. En consecuencia, el enlace en algunos compuestos estaba más allá del alcance de esta teoría.

Hacia la mitad del siglo XIX, fue aceptada la idea de que un átomo poseía una capacidad de combinación específica. Se pensaba que los átomos se conectaban entre sí con una especie de ganchos. Un átomo

determinado siempre utilizaba el mismo número de ganchos (valencia) al enlazarse con otros átomos. De cualquier forma, se desconocía por completo la naturaleza de tales enlaces.

En 1897 Thomson descubrió el electrón y proporcionó la base de la teoría electrónica del enlace. Kossel (1916) propuso que *uno o varios electrones podían ser transferidos de un átomo a otro, generando iones con cargas opuestas*. La atracción mutua entre estos iones explicaría el enlace. Esta explicación era suficiente para la mayoría de los compuestos inorgánicos formados por átomos metálicos y no metálicos; pero el grupo de compuestos no iónicos, mucho más numeroso, no podía ser incluido en este esquema.

Lewis propuso una interpretación del enlace no iónico sugiriendo que *los electrones de la capa exterior pueden ser compartidos por los átomos que se enlazan*.

Los gases nobles, cuyo último nivel de electrones es completo, son muy estables y tienen muy baja capacidad de combinación. Gilbert N. Lewis en 1916 e Irving Langmuir en 1919, atribuyeron la estabilidad de los enlaces químicos a la disminución de energía producida cuando los átomos enlazados adquieren una configuración electrónica como la de los gases nobles.

El aspecto más significativo de la teoría de Lewis es que:

Al combinarse los átomos interactúan compartiendo electrones de tal forma que adquieren la estructura electrónica (configuración electrónica) del gas noble más próximo.

Cada gas noble tiene 8 electrones con una distribución $ns^2 np^6$ en su nivel energético principal más elevado, con excepción del gas helio que tiene una configuración $1s^2$.

Estas estructuras son de gran estabilidad, lo que explica por qué los gases nobles son poco reactivos y sus moléculas son monoatómicas. Sin embargo, se ha logrado sintetizar compuestos de algunos de ellos, lo que revela que no son totalmente inertes.

Se denomina **regla del octeto** a la tendencia de un átomo a tener 8 electrones en su último nivel energético.

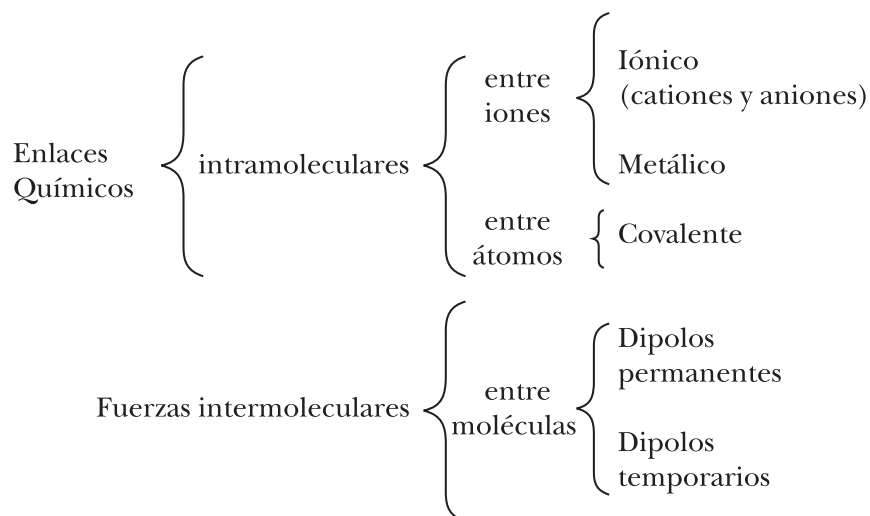
Hay excepciones a la regla del octeto, por ejemplo en el BF_3 el boro se rodea de 6 electrones. En el PCl_5 el P se rodea de 10 electrones y en la molécula de H_2 cada átomo se rodea de 2 electrones, pero en este último caso el átomo adquiere la configuración electrónica del gas noble más próximo (He).

2

Clasificación de los enlaces

Los enlaces químicos resultan de las fuerzas de atracción que mantienen unidas a las partículas (iones, átomos) en los compuestos.

En el siguiente cuadro se mencionan algunos de ellos:



Los no metales se caracterizan por su alta electronegatividad. El flúor es el elemento más electronegativo; en orden decreciente de esa propiedad le sigue el oxígeno y luego el cloro. En cambio, los metales son muy pocos electronegativos, pues sus átomos tienden a perder electrones al formar un enlace, por lo tanto se dice que son electropositivos.

Linus Pauling, Premio Nobel de Química y Profesor de Química de la Universidad de Stanford ha elaborado una escala de Electronegatividades que se extiende desde el cesio (0,7) hasta el flúor (4,0).

El hidrógeno y algunos no metales se encuentran en el centro de la escala con valores de electronegatividades cercanos a 2. Los metales tienen valores próximos a 1,7 o menores.

En la Figura 3 se observa que la distribución de los elementos es similar en líneas generales a la de la Tabla Periódica, aunque deformada por desplazamientos de la parte superior hacia la derecha y de la inferior hacia la izquierda.

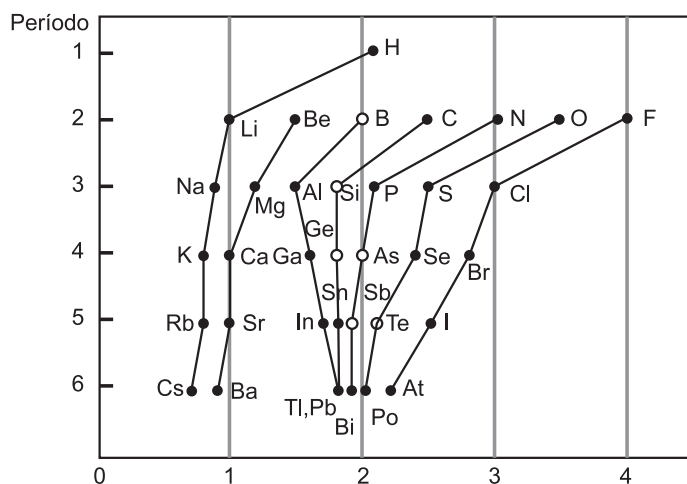
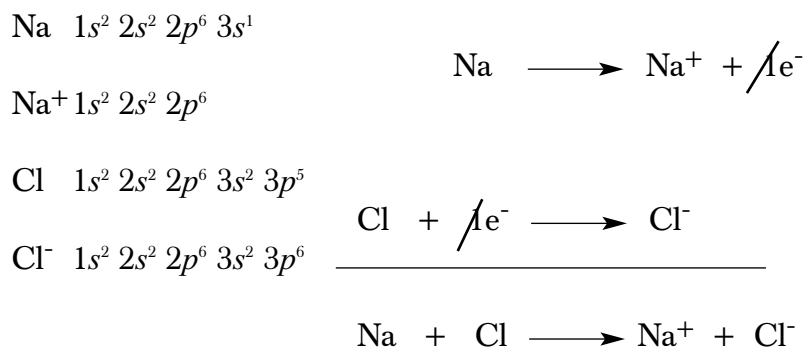


Figura 3: Electronegatividades.

2.1 Enlace iónico

Cuando átomos de distintos elementos con muy diferente electronegatividad interactúan se transfieren uno o más electrones de uno a otro. El átomo que recibe electrones se transforma en un anión y el que pierde electrones en un catión. Estos iones con carga opuesta se atraen eléctricamente estableciendo un **enlace iónico**, estabilizado por fuerzas electrostáticas. Este enlace se establece entre un metal y un no metal, cuyas electronegatividades difieren en un valor mayor a 1,7 aproximadamente de la escala de Pauling.

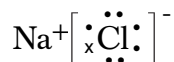
Un ejemplo es el cloruro de sodio:



Debemos destacar que:

- Tanto en el catión sodio como en el anión cloruro, la estructura electrónica es la del gas noble más próximo, anterior y posterior respectivamente.
- Los átomos de sodio se oxidan al transformarse en cationes, pues cada uno de ellos pierde 1 electrón.
- Los átomos de cloro se reducen al transformarse en aniones, pues cada uno de ellos gana 1 electrón.
- La fórmula empírica o mínima del cloruro de sodio es NaCl, que representa la composición de la sustancia, es decir la relación en que se combinan los cationes sodio y los aniones cloruro.
- En los compuestos iónicos siempre se agrupa un número grande de iones de cada clase, los que forman una *red cristalina iónica*, es decir que no existe la partícula individual formada por un sólo catión (Na^+) y un sólo anión (Cl^-). Una red cristalina iónica es una distribución ordenada tridimensional de aniones y cationes alternados.
- En este tipo de compuestos no existen las moléculas individuales formadas por átomos de cloro y átomos de sodio.
- Las estructuras de Lewis, también llamadas configuraciones electrón-punto, se utilizan para representar los enlaces. En estas estructuras se indica el símbolo de cada elemento y con puntos o cruces los electrones del nivel energético más externo (configuración electrónica externa: C.E.E.) de cada átomo, responsables de la unión entre los mismos. Así

por ejemplo podemos representar al compuesto cloruro de sodio, de fórmula mínima NaCl, con la siguiente estructura de Lewis:



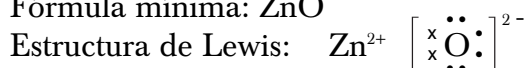
Se han dibujado los electrones de la capa más externa de cada átomo con distintos símbolos, para que se comprenda que:

- el átomo de sodio (Na) cede al cloro 1 electrón (representado por una cruz) y origina el catión Na^+ .
- el átomo de cloro (Cl) tiene 7 electrones en su nivel electrónico externo (representados por círculos pequeños) y al ganar 1 electrón origina el anión Cl^- . En la realidad una vez que se forma el anión no es posible diferenciar dicho electrón de los demás.

Otro ejemplo:

Compuesto: óxido de cinc

Fórmula mínima: ZnO



Se han dibujado los electrones de cada átomo con distintos símbolos, para que se comprenda que:

- el átomo de cinc (Zn) cede al oxígeno 2 electrones (representados por cruces pequeñas) y origina el catión Zn^{2+} .
- el átomo de oxígeno (O) tiene 6 electrones en su configuración electrónica externa (representados por círculos pequeños) y al ganar 2 electrones origina el anión O^{2-} .

A continuación (Figura 4) se presenta la distribución de partículas de algunos cristales iónicos donde se puede observar que los cationes están alternados con los aniones formando una estructura ordenada.

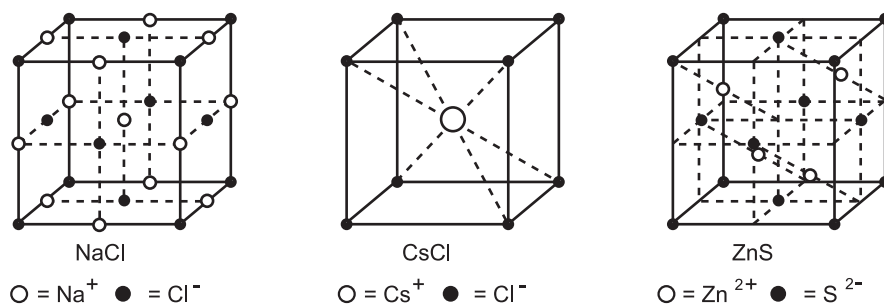


Figura 4: Representación de las celdas unitarias.

2. 1.1 Propiedades físicas de los compuestos con enlace iónico

Estos compuestos son sólidos a temperatura ambiente y tienen altos puntos de fusión y de ebullición. Esto se debe a que en una red cristalina cada ion está rodeado por otros muy cercanos de carga opuesta y se mantiene casi fijo en su posición.

A temperatura ambiente cada ion vibra alrededor de esa posición de equilibrio y se le debe suministrar mucha energía para que pueda vibrar tan rápidamente como para evitar la atracción de sus vecinos. Los puntos de fusión generalmente superan los 600°C, por ejemplo es de 1423°C para CaF₂, de 1257°C para AlF₃ y de 801°C para NaCl.

Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero son buenos conductores fundidos o disueltos en agua. En estos casos el movimiento de iones, partículas con carga eléctrica, origina una corriente eléctrica, así como la produce el movimiento de los electrones a través de un alambre metálico.

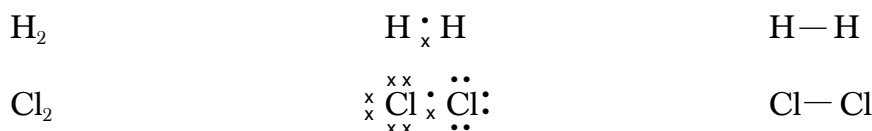
Los cristales de las sustancias iónicas son transparentes, duros, frágiles y tienen formas características.

2. 2 Enlace covalente

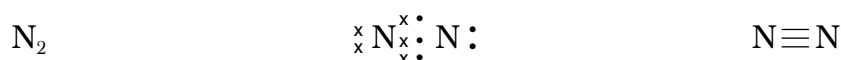
El **enlace covalente** se establece entre átomos de un mismo elemento o entre átomos de elementos distintos, cuya diferencia de electronegatividad no supere a 1,7 unidades de la escala de Pauling. En cualquiera de estas situaciones los átomos enlazados tienden a atraer electrones, comparten uno o más pares en la región comprendida entre sus núcleos. Estos pares compartidos atraen a ambos núcleos y los mantienen unidos.

Se distinguen dos tipos de covalencia: el enlace covalente normal y el covalente dativo.

Se llama **covalente normal** al enlace entre dos átomos que comparten un par de electrones provenientes uno de cada átomo, es decir que un átomo puede realizar tantas covalencias normales como orbitales semillenos tenga. Por ejemplo:



Cuando dos átomos forman dos o tres covalencias normales el enlace se denomina múltiple (doble o triple). Por ejemplo:

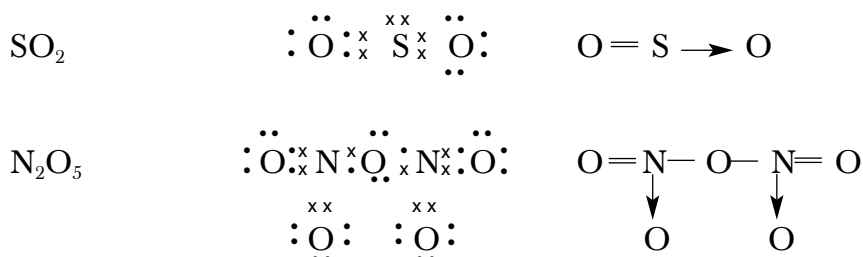


Es usual representar cada enlace covalente normal con una raya o guión.

Las moléculas de sustancias compuestas formadas por dos o más

Se denomina **enlace covalente coordinado o enlace dativo** a aquel en el cual dos átomos comparten un par de electrones que proviene de uno solo de ellos.

El enlace covalente dativo se representa con una flecha orientada desde el átomo más electropositivo hacia el más electronegativo. Ejemplos:



En algunos ejemplos anteriores se han representado las moléculas de manera que 2 enlaces consecutivos forman un ángulo de 90° o de 180° , pero se ha comprobado experimentalmente que en algunos casos dichos ángulos tienen otros valores.

2. 2.1 Propiedades de compuestos covalentes

Las propiedades de los compuestos covalentes, tales como temperaturas de fusión y de ebullición y estructura cristalina y amorfa y reactividad química, dependen en gran medida de la forma de las moléculas o geometría molecular o de la distribución de los átomos en las redes covalentes. Así dos sustancias que tienen fórmulas mínimas similares (SiO_2 y CO_2) presentan propiedades muy diferentes: el SiO_2 a temperatura ambiente es un sólido mientras el CO_2 es un gas.

2. 2.2 Resonancia

En algunos casos una simple estructura de Lewis no permite representar adecuadamente la naturaleza de los enlaces reales de una molécula o ion. Por ejemplo el SO_2 que es el representado a continuación (Figura 6).

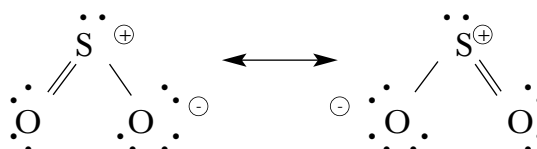


Figura 6: Estructuras resonantes del SO_2 .

Estas estructuras no son satisfactorias. Los enlaces dobles tienen longitudes menores que los enlaces simples, sin embargo experimental-

mente se ha comprobado que ambas uniones S-O tienen la misma longitud, lo que indica que cada enlace S-O no es ni enlace simple ni enlace doble, es intermedio entre los dos y ambos enlaces son idénticos.

En consecuencia dos o más estructuras se utilizan para describir moléculas de este tipo. Se dice que la molécula es un **híbrido de resonancia** y que la estructura real resuena entre todas las estructuras que es posible representar.

Ninguna de las dos estructuras resonantes corresponde estrictamente a la estructura real; la verdadera no es posible representarla.

3 Transición entre enlace iónico y covalente

En la mayoría de los compuestos el enlace es parcialmente iónico y parcialmente covalente.

Los ejemplos de enlace iónico se encuentran en los compuestos formados por un metal con muy baja energía de ionización y por lo tanto muy baja electronegatividad y un no metal que tenga tendencia fuerte a ganar electrones, es decir muy alta energía de ionización y muy alta electronegatividad, ejemplo: CsF (fluoruro de cesio). Un enlace puramente covalente se encuentra en moléculas formadas por átomos idénticos, por lo tanto de igual electronegatividad, ejemplo: Cl₂.

Existe una relación aproximada entre la diferencia de electronegatividad de los dos átomos que constituyen el enlace químico y el grado de carácter iónico del mismo (Figura 7).

La Tabla 1 nos muestra la relación entre la diferencia de electronegatividad y el grado de carácter iónico del enlace, expresado en porcentaje. La diferencia de electronegatividad se representa como $X_A - X_B$, donde X_A representa la electronegatividad del elemento A y X_B la electronegatividad del elemento B.

$X_A - X_B$	Grado de carácter iónico parcial (%)	$X_A - X_B$	Grado de carácter iónico parcial (%)
0,2	1	1,8	55
0,4	4	2,0	63
0,6	9	2,2	70
0,8	15	2,4	76
1,0	22	2,6	82
1,2	30	2,8	86
1,4	39	3,0	89
1,6	47	3,2	92

Tabla 1: Relación entre la diferencia de electronegatividad y el porcentaje de carácter iónico del enlace.

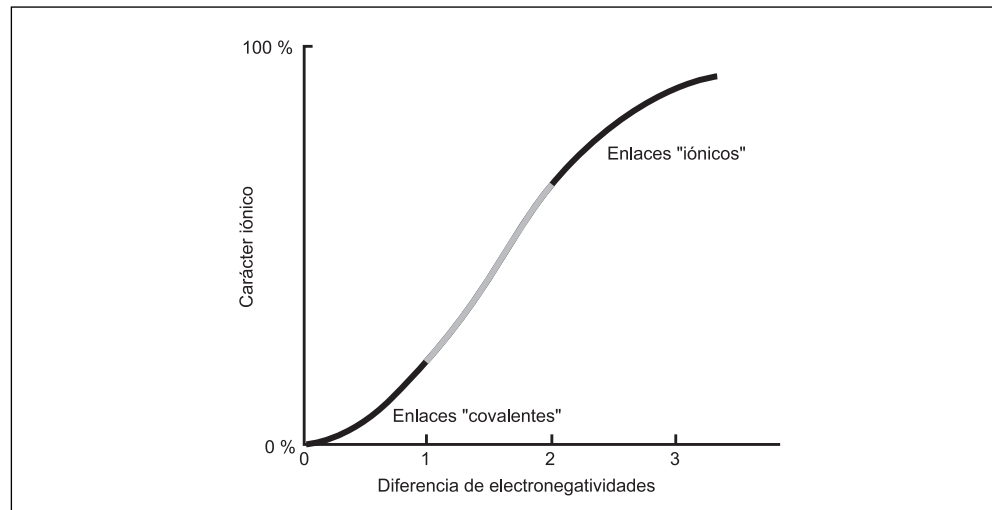


Figura 7: Variación del carácter iónico en función de la diferencia de electronegatividad.

Debemos considerar que:

- Cuanto mayor sea la separación entre los dos elementos en la escala de electronegatividades, mayor será el carácter iónico de su enlace.
- Cuando la diferencia de electronegatividad es de 1,7 el enlace tiene alrededor de 50% de carácter iónico y 50% de carácter covalente.
- Cuando la diferencia de electronegatividad es mayor que 1,7 predomina el carácter iónico del enlace y se deberá escribir la estructura de la sustancia en forma iónica.
- Cuando la diferencia de electronegatividad es menor que 1,7 predomina el carácter covalente del enlace y la estructura de la sustancia deberá representarse con enlaces covalentes.

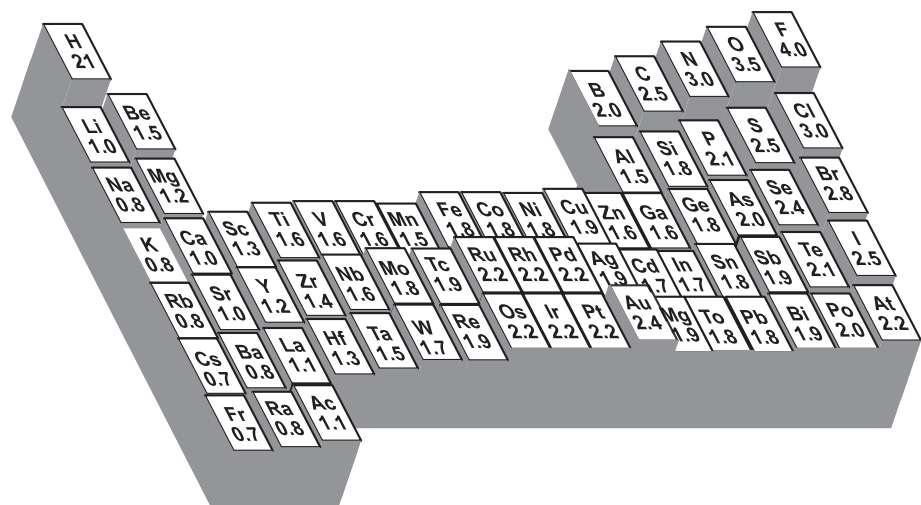


Figura 8: Representación de los valores de electronegatividad de los elementos en la tabla periódica.

Polaridad de los enlaces covalentes. Moléculas polares

Un enfoque para el estudio del carácter intermedio de los enlaces se basa en la "polarización de los enlaces covalentes".

Cuando los dos átomos enlazados covalentemente son iguales, el par electrónico es atraído igualmente por ambos núcleos. Tal es el caso de las moléculas H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , etc.

Cuando los átomos presentan diferentes electronegatividades, el par electrónico está más atraído por el núcleo del átomo del elemento más electronegativo. Dicho átomo tiene mayor densidad de carga negativa a su alrededor, la cual se representa con δ^- y el otro átomo tiene menor densidad electrónica, lo que se representa con δ^+ . Tal es el caso de las moléculas HCl , HF , HBr , etc., en las cuales el Cl , F , Br , tienen mayor densidad de cargas negativas (δ^-) y el H menor densidad de carga negativa. En estos casos se dice que existe un enlace covalente polar, mientras que en las moléculas mencionadas en primer término se trata de un enlace covalente no polar.

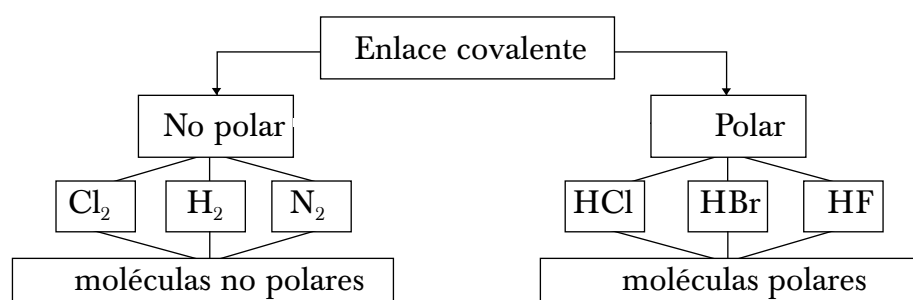
Es conveniente expresar las polaridades mediante el valor del **momento dipolar o dipolo**, que se denota con la letra μ .

Se define como momento dipolar, μ , *el producto entre la distancia d que separa las cargas de igual magnitud y signo opuesto (δ^- y δ^+) y la magnitud de la carga*, que en la expresión del momento dipolar se denota con q .

$$\mu = q \cdot d$$

La unidad del momento dipolar es el Debye (D). $1 D = 1 \cdot 10^{-10}$ ues

Cuando la molécula es diatómica y el enlace es covalente polar, se trata de una molécula polar, como en el caso HF , HCl , etc. Si el enlace es no polar, la molécula es no polar, como en el caso de H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , etc.



Ejemplos de moléculas polares y no polares

En las moléculas biatómicas polares el momento dipolar de la molécula coincide con el momento dipolar del único enlace.



Cuando las moléculas son poliatómicas su momento dipolar depende de todos los momentos dipolares de los enlaces y de la orientación de estos en el espacio, es decir de la geometría de la molécula.

En la molécula de agua, como el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno, se origina un dipolo por cada enlace hidrógeno-oxígeno. Si esta molécula fuese lineal (ángulo de enlace 180°), los dipolos se anularían por ser de igual magnitud y de sentido contrario. Por tanto la molécula no sería polar, lo que está en total contradicción con la realidad.

El hecho de que la molécula de agua sea polar es debido a que los enlaces O-H no están situados en línea recta, sino que forman un ángulo de $104,5^\circ$, por lo que ambos dipolos no se anulan y la molécula presenta un momento dipolar, cuyo valor es 1,844 D, (Figura 9).

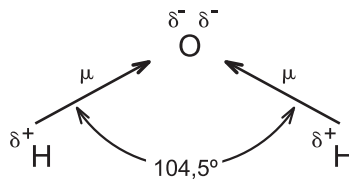


Figura 9: Agua.

En el CO_2 el ángulo de enlace es de 180° por lo tanto los momentos dipolares de los enlaces, con igual magnitud y sentido contrario, se anulan. La molécula es no polar.

Veamos ahora el caso de otra molécula no polar, el tetracloruro de carbono CCl_4 . Esta molécula tiene cuatro dipolos correspondientes a los cuatro enlaces C-Cl.

Dado que la distribución de los dipolos en la molécula es tetraédrica (Figura 10), el momento dipolar resultante es nulo, por lo que la molécula de este compuesto es no polar.

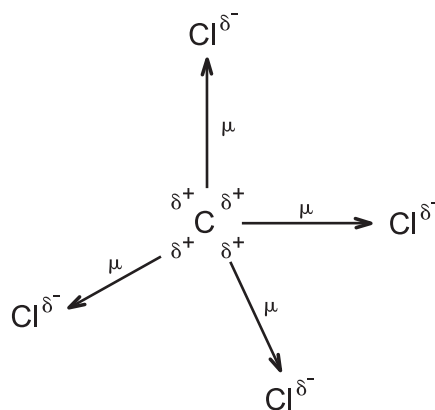


Figura 10: Tetracloruro de carbono.

En la Tabla 2 se dan los valores de momentos dipolares en algunas moléculas.

Molécula	Forma	Momento Dipolar, D
HCl	Lineal	1,03
HBr	Lineal	0,79
H ₂ O	Angular	1,844
H ₂ S	Angular	0,92
SO ₂	Angular	1,633
NO ₂	Angular	0,39
CS ₂	Lineal	0
HCN	Lineal	2,95
BF ₃	Plana triangular	0
SO ₃	Plana triangular	0
NH ₃	Piramidal triangular	1,47
CF ₄	Tetraédrica	0
CCl ₄	Tetraédrica	0

Tabla 2: Momentos dipolares.

En el caso del HCN la molécula es lineal y como el átomo de carbono central está unido a dos átomos de diferentes electronegatividades los momentos dipolares, μ , son de distinta magnitud y no se anulan.

5

Estructura molecular y teorías del enlace covalente

Las propiedades de un compuesto dependen de la estructura molecular y ésta a su vez está determinada en gran medida por el tipo de enlace. Las teorías del enlace covalente deben estar de acuerdo con las observaciones experimentales.

Analizaremos las diversas teorías acerca del enlace covalente.

5.1 Teoría de repulsión del par electrónico. T.R.P.E.

Fue presentada por Sidwick y Powell en 1940 y ampliada por Gillespie. Esta teoría permite predecir la geometría de las estructuras de iones poliatómicos y moléculas (sus formas y sus ángulos de enlace). En ella se considera que *tanto los pares de electrones compartidos en un enlace (covalente simple, doble o triple) como los pares de electrones no compartidos constituyen un espacio de alta densidad electrónica alrededor del núcleo.*

Para explicar las formas moleculares se debe tener en cuenta que los pares de electrones del nivel externo se repelen mutuamente y se sitúan lo más lejos posible unos de otros, para hacer mínima la repulsión entre ellos. La distribución que adquiere un conjunto de pares de electrones, tanto los compartidos como los no compartidos, sobre el átomo central de una molécula (por ejemplo: el O en el H₂O, el C en el CO₂, el C en el CCl₄) toma la forma de una esfera imaginaria que rodea al átomo central; los electrones se sitúan sobre esa superficie imaginaria

tan alejados unos de otros como sea posible. Las formas propuestas para las moléculas, según esta teoría, están de acuerdo con las estructuras moleculares determinadas experimentalmente (Figura 11).

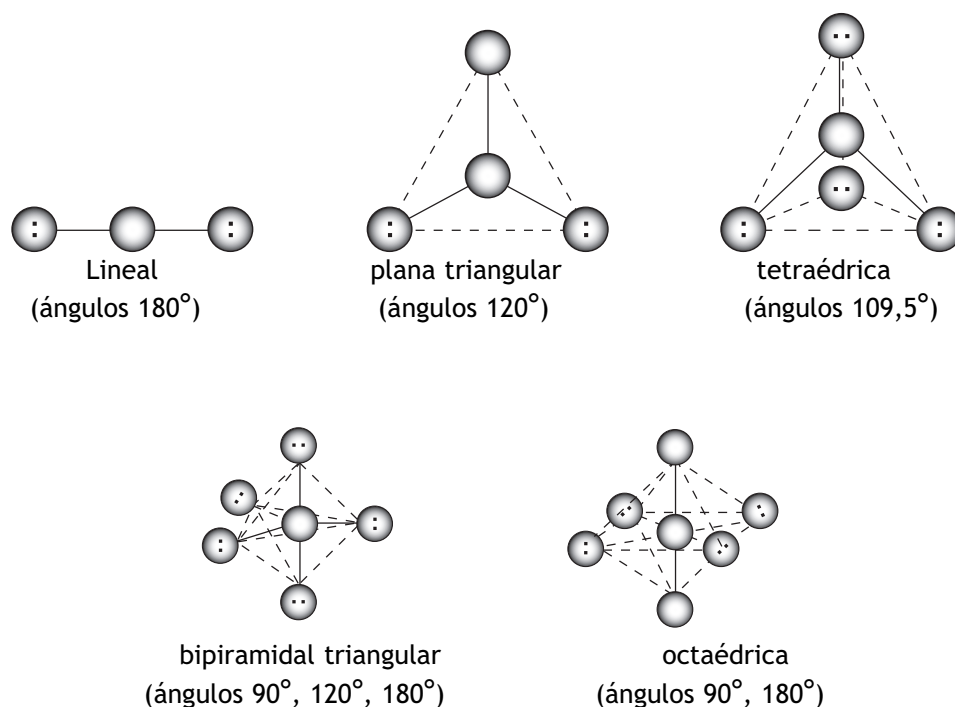


Figura 11: Distribución de los pares de electrones compartidos alrededor del átomo central.

5.2 Teoría del enlace de valencia. T.E.V.

Esta teoría fue propuesta por L. Pauling y J.C. Slater y *explica la formación del enlace covalente por superposición (recubrimiento o solapamiento) de orbitales atómicos de los átomos que intervienen en la unión.*

Estos orbitales deben "contener" los dos electrones necesarios para el enlace, ya sea uno en cada orbital (unión covalente normal) o los dos en uno de ellos (unión covalente dativa). Los orbitales mantienen su identidad luego de producido el enlace.

Esta teoría, en cuanto a que describe el enlace en términos de apareamiento de electrones, podría ser considerada en primera instancia como una extensión del concepto elemental de Lewis de formación del enlace, pero añade la exigencia de que los electrones que se aparean tengan spin opuesto.

Para que el enlace se produzca existen, según la Teoría del Enlace de Valencia, otros requisitos.

Los orbitales que se superponen deben:

- tener energía igual o semejante.
- superponerse lo suficiente como para permitir la interacción (a mayor superposición mayor fuerza de enlace).

- poseer la misma simetría respecto al eje del enlace.
- estar semillenos (con un solo electrón).

Analicemos qué ocurre en el caso más simple: dos átomos de hidrógeno (formados cada uno de ellos por un protón y un electrón) se aproximan a lo largo del eje internuclear para formar la molécula de H_2 . En cada átomo aislado existe la *fuerza de atracción* entre cargas de distinto signo (protón y electrón) y cuando los dos átomos se acercan para formar la molécula aparecen otras interacciones:

- **fuerzas de atracción:** el electrón de un átomo es atraído por el núcleo del otro.
- **fuerzas de repulsión:** tanto los electrones como los núcleos se repelen entre si.

Las fuerzas de atracción prevalecen inicialmente, en consecuencia los orbitales atómicos se superponen, con una disminución progresiva de la energía, hasta que a una cierta distancia las fuerzas repulsivas impiden un mayor acercamiento. La densidad electrónica se hará máxima en la zona internuclear que contiene dos electrones con spin opuesto, provenientes uno de cada átomo. Esta región posee simetría axial con respecto al eje internuclear.

El enlace que se ha originado por la superposición frontal de 2 orbitales atómicos s es llamado **sigma** (σ).

La imagen física (ciertamente cualitativa) que da esta teoría respecto de la formación de la molécula de hidrógeno es la siguiente: inicialmente los dos átomos de hidrógeno están separados por una gran distancia; cuando se acercan a una distancia suficientemente pequeña, las dos nubes electrónicas interactúan, interpenetrándose y produciendo una alta densidad electrónica en la región del espacio ubicada entre los dos núcleos. En otras palabras, los dos electrones pasan la mayor parte del tiempo en esa región del espacio (Figura 12).

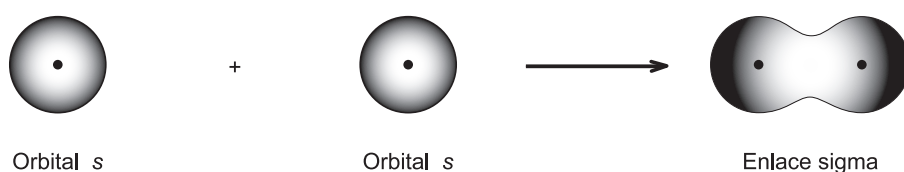


Figura 12: Formación del enlace σ por la superposición de dos orbitales.

El análisis que hemos aplicado a la molécula de hidrógeno puede ser extendido a moléculas diatómicas más complejas, tanto homonucleares (Cl_2 , N_2 , etc.) como heteronucleares (HF , NO , etc.) y también a moléculas polinucleares (poliatómicas).

Veamos el caso de la molécula de flúor, que es también diatómica homonuclear.

La C.E.E. del átomo de flúor es: $2s^2 2p^5$. Ambos átomos tienen un

orbital p_x con 1 electrón desapareado (orbital semiocupado).

El enlace se producirá por superposición de estos orbitales p_x , a lo largo del eje x (Figura 13).

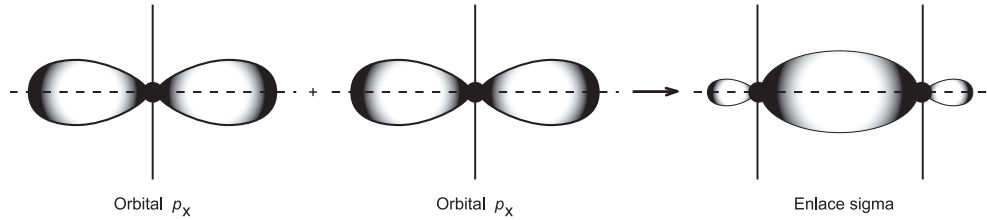


Figura 13: Formación del enlace σ por superposición de 2 orbitales atómicos p_x .

El enlace formado es también de tipo σ pues posee simetría alrededor del eje de unión, pero como se produce por superposición frontal de dos orbitales p se identifica como enlace $\sigma(p-p)$.

Por superposición de 2 orbitales p se puede formar otro tipo de enlace cuando los orbitales participantes no están orientados en la dirección de acercamiento de los átomos (eje internuclear), sino perpendicularmente a ésta (Figura 14).

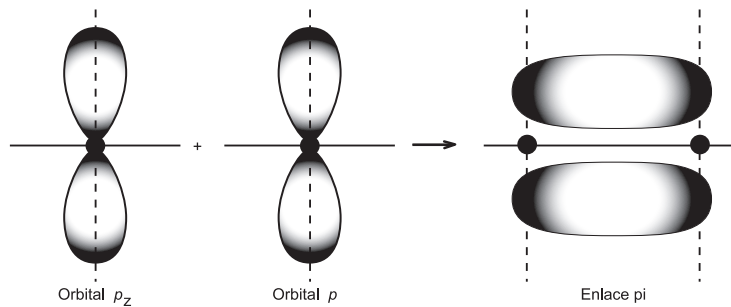


Figura 14: Formación del enlace π por superposición de 2 orbitales atómicos p_z .

Los orbitales p "semiocupados" interactúan lateralmente y se superponen, apareciendo las zonas de mayor probabilidad de encontrar los electrones en orbitales p como nubes, una por encima y otra por debajo del eje inter-nuclear. Queda un plano, a lo largo de dicho eje, en el que la probabilidad de encontrar a los electrones es nula. Este tipo de enlace se denomina **enlace π** y hay menor superposición de orbitales atómicos que en el enlace σ . La fuerza del enlace es menor, es decir que un enlace π es menos estable que un enlace σ . En el enlace π la superposición también puede producirse entre un orbital p y un orbital d .

Cuando entre dos átomos hay enlace covalente doble o triple tendremos un enlace σ y el otro o los otros serán de tipo π , ya que sólo uno de los enlaces que se forman puede ser enlace σ .

Por ejemplo, en la molécula de N_2 los dos átomos de 7N ($1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$) están unidos por un enlace σ ($p_x - p_x$) y dos enlaces π , uno $p_y - p_y$ y el otro $p_z - p_z$ (Figura 15).

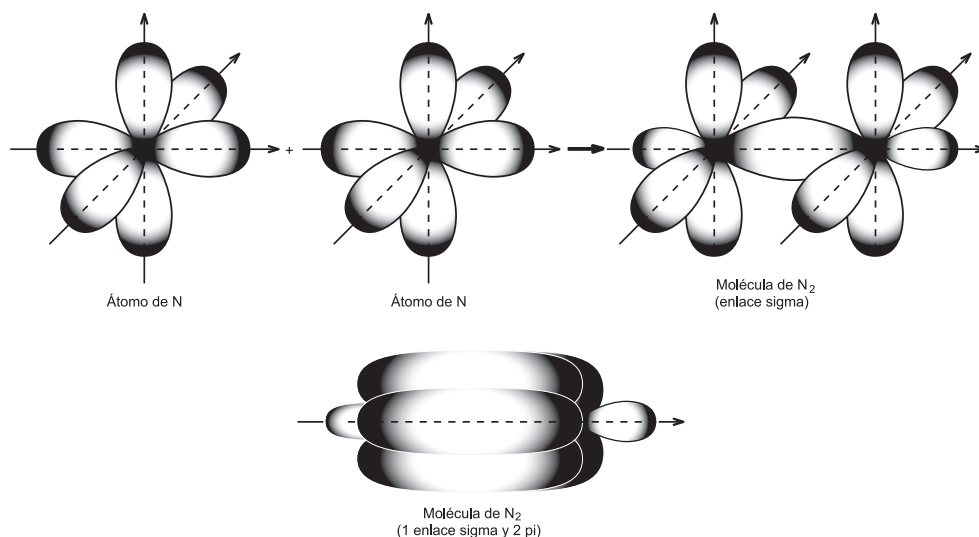


Figura 15: Formación de los enlaces en la molécula de nitrógeno por superposición de orbitales p.

Ahora estamos en condiciones de resumir y comparar las características de los dos tipos de enlaces vistos:

- Enlace de tipo σ :
- a- superposición frontal de orbitales atómicos.
 - b- el área de máxima densidad electrónica rodea al eje internuclear.
 - c- puede producirse un solo enlace σ entre dos átomos.
 - d- mayor superposición de orbitales que en el caso del enlace π .
 - e- mayor fuerza de enlace respecto del enlace π .
- Enlace de tipo π :
- a- superposición lateral de orbitales atómicos.
 - b- hay dos zonas de alta densidad electrónica separadas por una región de densidad electrónica nula a lo largo del eje internuclear.
 - c- puede producirse más de un enlace π entre dos átomos.
 - d- menor superposición de orbitales que en el caso del enlace σ .
 - e- menor fuerza de enlace respecto del enlace σ .

Esta teoría es de aplicación sencilla y da resultados correctos para un gran número de moléculas ya que las formas moleculares que predi-

ce coinciden con las determinadas experimentalmente.

5.3 Geometría molecular

La teoría de la repulsión de los pares electrónicos (TRPE) conjuntamente con la teoría del enlace de valencia (TEV) y el concepto de *hibridación de orbitales*, permiten predecir la *geometría molecular*.

La estructura de una molécula determina muchas de sus propiedades físicas, químicas y biológicas; de allí la importancia de conocer lo más detalladamente posible la geometría para explicar por ejemplo la solubilidad, el punto de ebullición, la actividad biológica, etc.

Recordemos que según la TRPE:

- los electrones externos de los átomos enlazados en una molécula se encuentran con gran probabilidad apareados, ocupando determinadas regiones del espacio.
- los pares electrónicos, compartidos y no compartidos, se repelen mutuamente y se acomodan en el espacio de forma tal que la distancia entre ellos sea la máxima posible. La repulsión condiciona la forma de las moléculas.
- los dos o tres pares de electrones compartidos por los mismos átomos se consideran geoméricamente en la misma situación que un enlace simple.

Estos conceptos son utilizados en el método de hibridación de orbitales.

5.4 Hibridación de orbitales

El modelo de superposición de orbitales semiocupados no es suficiente para justificar las estructuras de algunas moléculas, como las de agua, amoníaco, etc. Surgió así la necesidad de modificar el modelo de unión química, teniendo en cuenta la estructura espacial de las moléculas.

Según la TEV, se produce un enlace covalente al superponerse dos orbitales atómicos quedando entonces, entre los núcleos de los átomos enlazados, una zona de alta densidad electrónica, ocupada por el par de electrones compartidos, teniendo dichos electrones spin opuesto. Con sólo esto no se pueden explicar las longitudes y ángulos de enlace, determinados experimentalmente.

Analicemos una de las moléculas orgánicas más sencillas: metano (CH_4).

Se ha encontrado experimentalmente que la molécula de metano posee una estructura simétrica. Todos los enlaces C-H tienen la misma longitud, el ángulo entre cualquier par de uniones es de $109,5^\circ$.

Teniendo en cuenta la idea que las uniones covalentes se forman por superposición de orbitales atómicos, deberían existir en el átomo de

carbono cuatro orbitales atómicos semiocupados, de igual energía, que formaran entre sí ángulos de $109,5^\circ$.

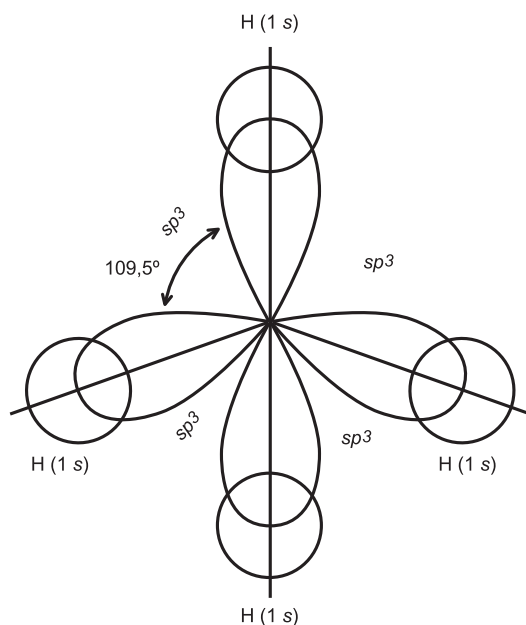


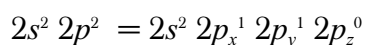
Figura 16: Ángulos de enlace en la molécula de CH_4

Para poder explicar la geometría molecular utilizando la TEV, Pauling y Slater introdujeron el concepto de *hibridación de orbitales atómicos*.

La hibridación es la mezcla o reordenamiento de dos o más orbitales atómicos de similar nivel de energía de un mismo átomo para dar un nuevo conjunto de orbitales, llamados híbridos, compatibles con la geometría (determinada experimentalmente) de la molécula a la que pertenece el átomo en cuestión.

Sabemos que los orbitales de un átomo adoptan la ordenación espacial más estable. Cuando dos átomos se aproximan se producen distorsiones y reordenamientos de los orbitales atómicos.

La configuración electrónica externa de los átomos de C es:



Con el fin de dar cuatro orbitales equivalentes (de igual simetría y forma) la teoría explica que se combinan los 4 orbitales atómicos ($2s$, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$) que contienen 4 electrones (2 en el $2s$ y 2 en el $2p$) originando 4 orbitales híbridos denominados cada uno de ellos sp^3 (con 1 electrón en cada uno) (Figura 17). Los cuatro orbitales híbridos sp^3 están dirigidos hacia los vértices de un tetraedro regular. Las moléculas e iones poliatómicos resultantes de la hibridación sp^3 que carecen de pares electrónicos no compartidos, como en el caso del metano, poseen geometría electrónica y molecular tetraédricas (Figura 16).

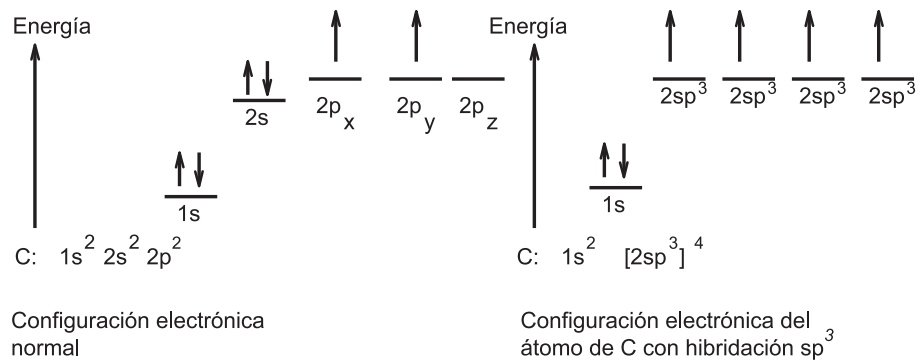
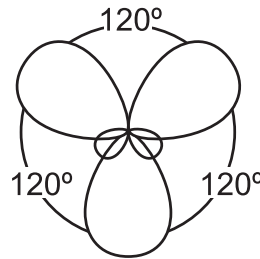


Figura 17: Configuraciones electrónicas del átomo de C.

Otro caso de hibridación lo presenta el átomo de boro, su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^1$, lo que indica que solo podría formar un enlace covalente normal; sin embargo realiza tres enlaces covalentes normales en la molécula de trifluoruro de boro BF_3 .

Figura 18: Ángulos de enlace en el átomo de B cuando forma BF_3 .

Para dar 3 orbitales equivalentes debemos suponer que un electrón del orbital $2s$ se promociona a un orbital $2p$, presentando la siguiente configuración electrónica externa: $2s^1 2p_x^1 2p_y^1$. Se forma una nueva especie: el híbrido sp^2 (Figura 19); los 3 orbitales híbridos están en el mismo plano formando ángulos de enlace de 120° , con una geometría electrónica y molecular trigonal plana (Figura 18).

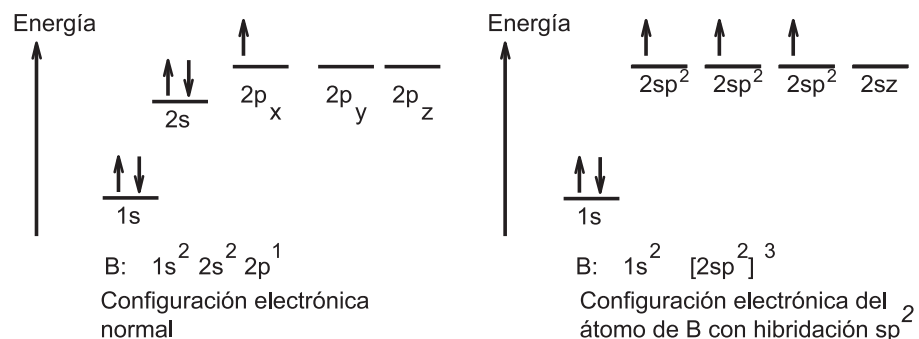


Figura 19: Configuraciones electrónicas del átomo de B.

Si un átomo emplea un orbital s y un orbital p para formar la nueva entidad estaremos ante un caso de hibridación sp . Estos orbitales for-

marán ángulos de enlace de 180° , la geometría electrónica y molecular es lineal como en el caso del cloruro de berilio (en fase vapor) BeCl_2 o del acetileno C_2H_2 (Figura 20).

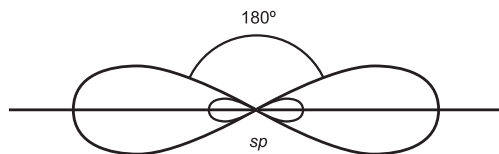


Figura 20: Orbitales híbridos sp .

Observemos que:

¹⁵⁶El número de orbitales híbridos formados es siempre igual al número de orbitales atómicos que se han combinado.

En las moléculas de agua y amoníaco el reagrupamiento interno que experimentan los orbitales de los átomos de oxígeno y de nitrógeno, dan lugar a orbitales híbridos sp^3 sobre el átomo central (Figura 21).

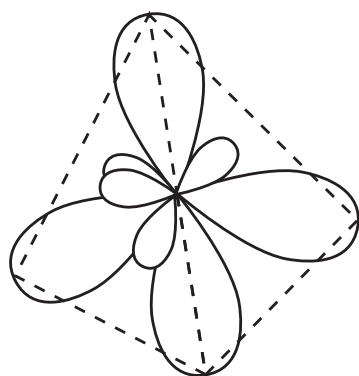
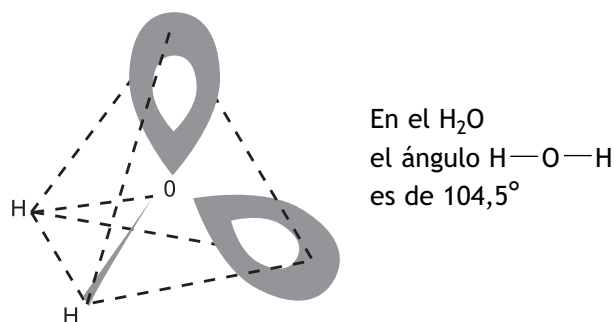


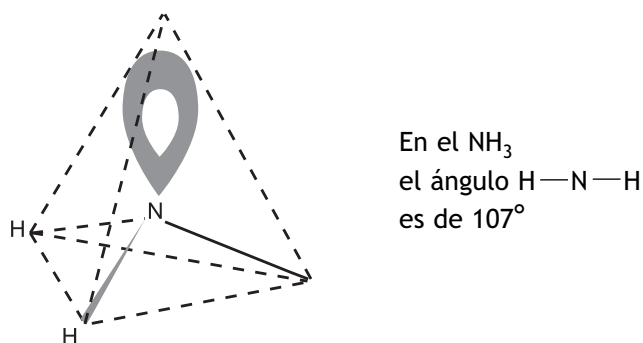
Figura 21: Orbitales híbridos sp^3 .

Como estas moléculas contienen pares electrónicos no compartidos sobre el átomo central, las geometrías electrónica y molecular no son tetraédricas regulares.

La molécula de agua tiene dos pares de electrones compartidos y dos pares de electrones no compartidos sobre el átomo de oxígeno. Los pares electrónicos no compartidos se repelen fuertemente entre sí y obligan a los pares de electrones de enlace a acercarse formando un ángulo menor que el esperado, $104,5^\circ$ en lugar de $109,5^\circ$ y en consecuencia la geometría molecular es angular o tetraédrica deformada (Figura 22).

Figura 22: Geometría de la molécula de H_2O .

Algo similar ocurre en la molécula de amoníaco, en este caso existe un solo par de electrones no compartidos sobre el átomo de nitrógeno debido a su repulsión con los pares enlazantes (o compartidos), el ángulo de enlace disminuye de $109,5^\circ$ a $107,0^\circ$, la geometría molecular es piramidal trigonal (Figura 23).

Figura 23: Geometría de la molécula de NH_3 .

Todos los pares de electrones de una molécula se repelen entre sí y el grado de repulsión es máximo entre pares no compartidos, intermedio entre pares compartidos y no compartidos y menor entre pares compartidos. Estas fuerzas repulsivas entre pares de electrones dependen de la distancia que hay entre ellos.

5.5 Teoría del orbital molecular. T.O.M.

Según esta teoría, en la unión de dos átomos, los orbitales atómicos pierden su individualidad para dar orbitales moleculares.

Un orbital molecular es la zona de una molécula en la que es altamente probable que se encuentre uno o dos electrones.

De la misma forma que un orbital atómico representa la nube de carga de un electrón perteneciente a un átomo individual, un orbital

molecular ocupado es la nube de carga ubicada en la zona internuclear entre dos átomos de la molécula.

Por combinación de orbitales atómicos de dos átomos se obtienen dos orbitales moleculares, uno de menor energía, llamado *enlazante* que es más estable, y otro de mayor energía llamado *antienlazante*. (Figura 24).

El orbital molecular antienlazante es aún menos estable que el sistema formado por los orbitales atómicos que lo originaron.

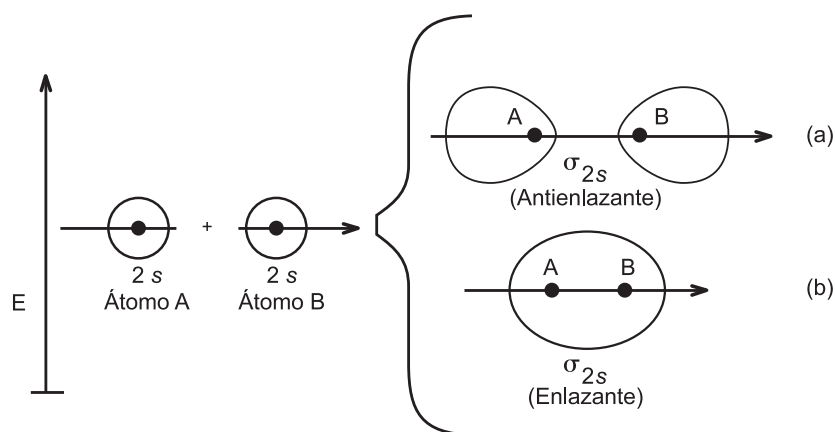


Figura 24: Formación de orbitales moleculares.

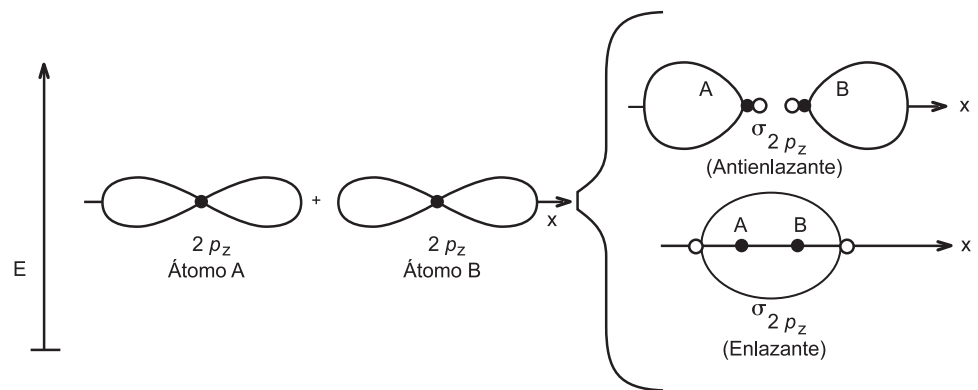
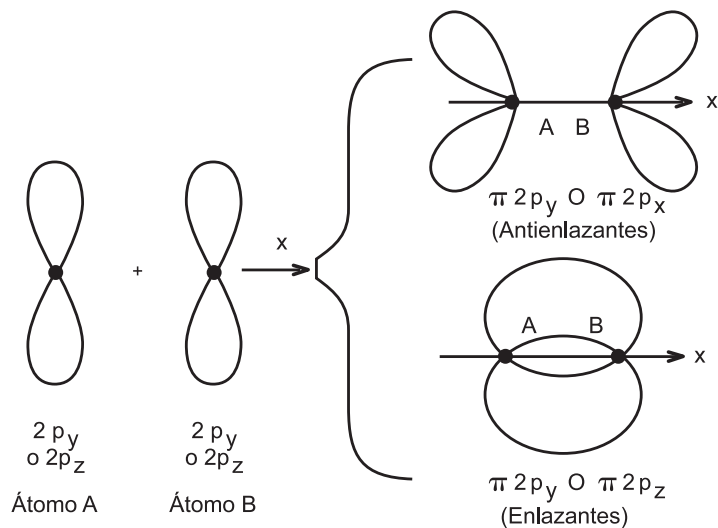
En el orbital enlazante los dos orbitales s han combinado sus densidades electrónicas (Figura 24b) y en el orbital antienlazante se han cancelado la una con la otra (Figura 24a).

Ambos se denominan orbitales σ y son simétricos con relación al eje internuclear.

Si se combinan dos orbitales atómicos s de dos átomos, se forman dos orbitales moleculares, A uno enlazante σ_s y otro antienlazante σ_s^* .

Si se combinan 2 orbitales atómicos p , se tienen distintas posibilidades:

- Si se combinan 2 orbitales p orientados en la dirección del eje internuclear de dos átomos se obtienen los orbitales moleculares σ_p y σ_p^* (Figura 25); mientras que los orbitales moleculares π y π^* (Figura 26) se obtienen por combinación de orbitales atómicos p paralelos entre sí y perpendiculares al eje de los núcleos.

Figura 25: Formación de orbitales moleculares σ .Figura 26: Formación de orbitales moleculares π .

• La combinación de 3 orbitales p de un átomo con los 3 orbitales p de otro átomo produce un orbital molecular σ y uno σ^* , dos orbitales moleculares π y dos π^* , o sea que a partir de 6 orbitales atómicos se obtienen 6 orbitales moleculares.

En la Figura 27 se representa el diagrama de energía de los orbitales enlazantes y antienlazantes para moléculas diatómicas homonucleares e iones del 1^{er} y 2^{do} períodos.

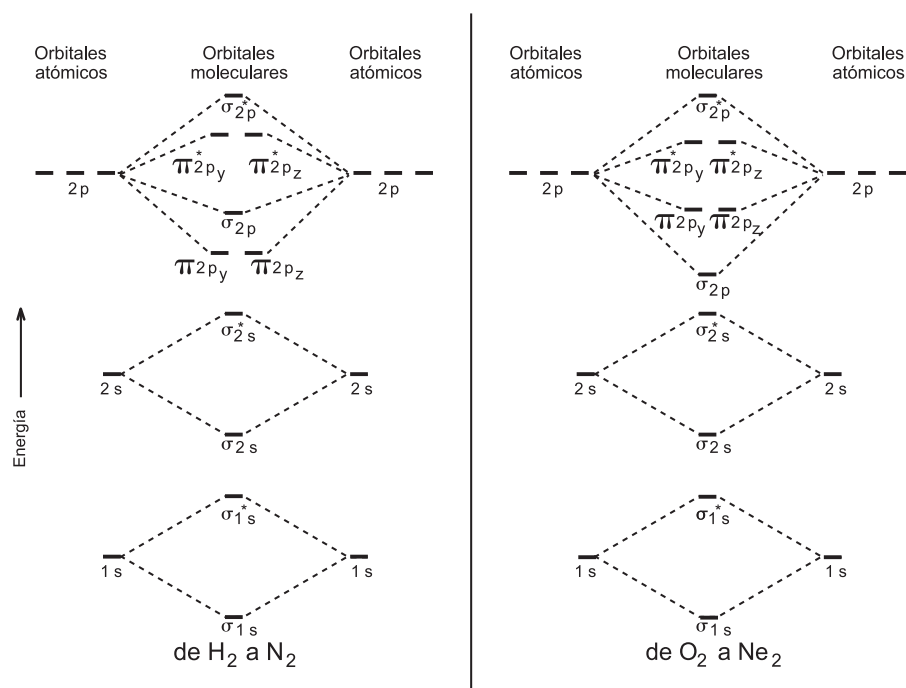


Figura 27: Diagramas de energía.

6

Paramagnetismo y diamagnetismo

Una sustancia es paramagnética cuando es atraída por un campo magnético y diamagnética cuando es repelida por él.

El comportamiento magnético de los compuestos covalentes resulta de la configuración electrónica de las moléculas, para el caso del oxígeno (que experimentalmente se determinó que es paramagnético) y el flúor (que es diamagnético), las configuraciones electrónicas son las siguientes (Figuras 28 y 29):

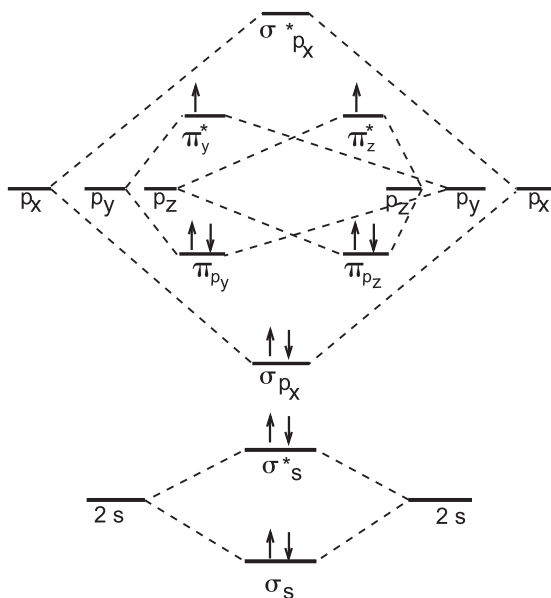


Figura 28: Orbitales moleculares de la moléculas de O₂.

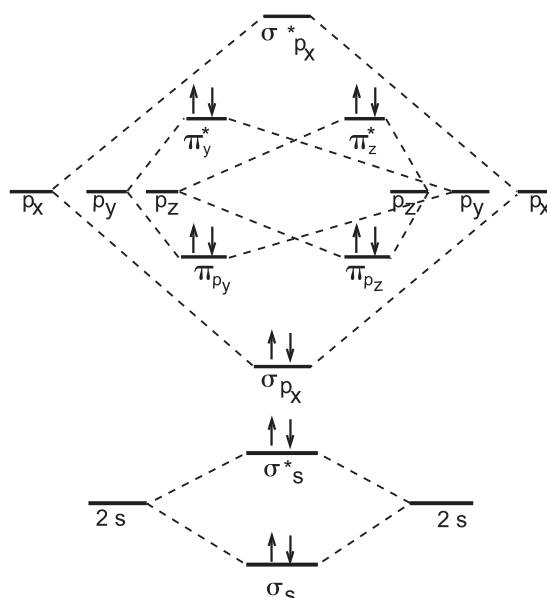


Figura 29: Orbitales moleculares de la molécula de F_2 .

En la molécula de oxígeno hay 2 electrones desapareados en los orbitales π^* (antienlazantes) y se crea un momento magnético permanente, por lo tanto la molécula es paramagnética.

En contraposición en la molécula de flúor no hay electrones desapareados, por lo que el momento magnético resulta nulo y la molécula es diamagnética.

7

Fuerzas Intermoleculares

Hemos analizado las interacciones entre partículas individuales para formar entidades estables mediante enlaces iónicos o covalentes. Se considerarán a continuación las interacciones intermoleculares que son mucho más débiles que las anteriores y que a cada temperatura y a cada presión determinan si una sustancia existirá en estado gaseoso, líquido o sólido; son responsables de las propiedades físicas y químicas (punto de ebullición, densidad, viscosidad, estructura cristalina, solubilidad) e influyen en las propiedades de los sistemas biológicos.

Las *interacciones intermoleculares* son entre moléculas y las *interacciones intramoleculares* son entre átomos que forman una molécula.

Las fuerzas intermoleculares, llamadas también fuerzas de Van der Waals se pueden clasificar en:

- a) fuerzas de London, debidas a la interacción entre dipolos transitorios.
- b) fuerzas dipolo-dipolo debidas a la interacción entre dipolos permanentes.

a) Interacciones dipolo-dipolo transitorios:

Entre las moléculas monoatómicas de los gases nobles y entre moléculas no polares simétricas las fuerzas de atracción, llamadas fuerzas

de London son muy débiles y sólo resultan importantes a distancias extremadamente cortas. Estas fuerzas *son el resultado de la atracción del núcleo de un átomo hacia la nube electrónica de otro átomo o molécula vecinos y originan dipolos inducidos temporarios*, de vida corta. En una molécula grande el núcleo tiene una influencia muy débil sobre los electrones más externos, lo que hace que la nube electrónica sea fácilmente deformable; esta facilidad de deformación se llama *polarizabilidad*.

Las fuerzas de London, llamadas también fuerzas de dispersión, aumentan con la masa molecular, ya que en las moléculas grandes hay más electrones y la deformación momentánea de cada nube electrónica grande origina dipolos de mayor diferencia de carga eléctrica entre un extremo y el opuesto. Estas interacciones entre dipolos transitorios son mucho más débiles que las atracciones entre los iones de carga opuesta de un enlace iónico.

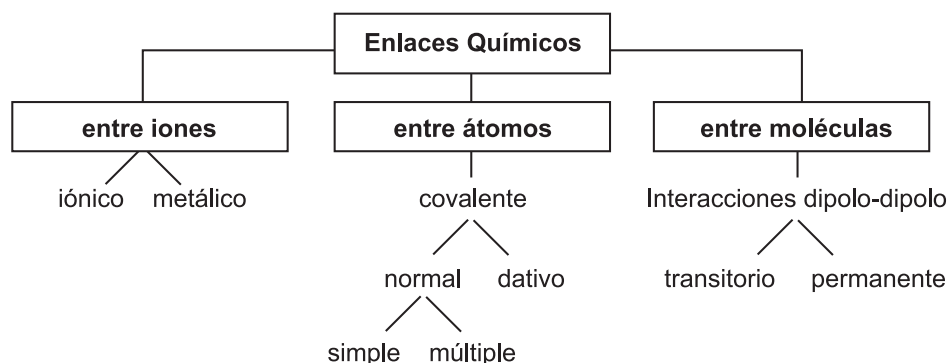
b) Las fuerzas dipolo-dipolo permanentes:

Son las atracciones entre dipolos eléctricos que se producen en las moléculas covalentes polares (por ejemplo: HCl). La zona positiva de una molécula donde la densidad electrónica es baja atrae a la zona negativa, de mayor densidad electrónica, de otra molécula y así sucesivamente. Son estas interacciones atractivas, junto con las de London, las que deben ser vencidas para fundir un sólido y vaporizar un líquido influyendo en los puntos de fusión y de ebullición. Además permiten explicar, por ejemplo, la solubilidad de las sustancias iónicas en solventes polares.

Los enlaces **punto hidrógeno** son un caso especial de las interacciones dipolo-dipolo, son más fuertes y algo direccionales; *se dan entre el átomo de hidrógeno de una molécula polar y un par de electrones no compartido de un átomo muy electronegativo de tamaño pequeño (N, O y F) de otra molécula polar*. Estas fuerzas son responsables de las propiedades singulares del H₂O, (determinantes de la posibilidad de vida en el planeta) muy diferentes de las propiedades de otros compuestos hidrogenados no metálicos, como H₂S, H₂Se, etc.

Los enlaces punto hidrógeno pueden darse entre átomos de moléculas distintas o entre átomos de una misma molécula. En general las grandes moléculas biológicas mantienen las formas necesarias para cumplir su función bioquímica específica mediante enlaces punto hidrógeno; por ejemplo la doble hélice de la estructura del ADN.

En el gráfico siguiente se resume lo visto anteriormente.





Capítulo 7.-

Funciones Químicas Inorgánicas

Es importante considerar que en la Química se han establecido símbolos y fórmulas para representar las sustancias y determinadas reglas para nombrarlas. Los fundamentos básicos para aprender a escribir una “fórmula química” e interpretarla, son aspectos que deben tenerse en cuenta porque son propios de la disciplina.

• En toda molécula o especie química neutra la carga neta total es igual a cero, por lo que la suma algebraica de los estados de oxidación considerando el número de átomos o iones de cada clase debe ser cero. En el ejemplo del H_2O :

$$+1 \times 2 + -2 = 0$$

Los iones Li^+ y S^{2-} forman la sustancia Li_2S (sulfuro de litio), el estado de oxidación del catión es +1 y el del anión es -2. La carga neta total del Li_2S es:

$$+1 \times 2 - 2 = 0$$

• En los iones (aniones o cationes) poliatómicos la carga total resulta de considerar los estados de oxidación y el número de cada uno de los átomos presentes. La suma algebraica debe coincidir con la carga del ión, por ejemplo:

en el anión NO_3^- (nitrato): el N actúa con estado de oxidación +5 y el O con -2

$$+5 - 2 \times 3 = +5 - 6 = -1 \text{ que es la carga del anión}$$

2

Funciones Químicas

Existen muchos tipos de sustancias y se ha determinado experimentalmente que ciertos grupos presentan propiedades semejantes o iguales. Se denomina *función química* a una *agrupación determinada de átomos o iones, que tiene un conjunto de propiedades que la caracteriza*. Se distinguen numerosos grupos según las propiedades que presentan y cada uno de ellos incluye numerosas sustancias. Por ejemplo hay un grupo de sustancias que debido a su comportamiento son denominadas ácidos, a este conjunto lo caracteriza la "función ácida".

A continuación estudiaremos diversas funciones químicas.

2.1 Óxidos

Son compuestos formados por oxígeno y otro elemento que puede ser un metal, no metal o semimetal, es decir que son compuestos binarios.

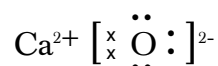
Los óxidos se clasifican en función del estado de oxidación que presenta el oxígeno en: óxidos normales, peróxidos y superóxidos.

2.1.1 Óxidos normales

En los *óxidos normales* el oxígeno presenta *estado de oxidación -2*.

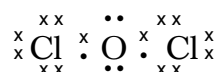
En los óxidos donde el oxígeno está unido a un elemento muy electropositivo el enlace es predominantemente iónico y el oxígeno forma el *anión óxido* (O^{2-}). En estos óxidos la diferencia de electronegatividad entre el oxígeno y el otro elemento es mayor que 1,7 en la escala de Pauling.

Como ejemplo se representa la estructura de Lewis del CaO (óxido de calcio), entre Ca^{2+} y O^{2-} el enlace es iónico.



A diferencia de los anteriores existen otros óxidos normales en los cuales el enlace es predominantemente covalente y no se forma el anión O^{2-} . En estos óxidos el oxígeno está unido a un elemento con el cual no presenta una gran diferencia de electronegatividad.

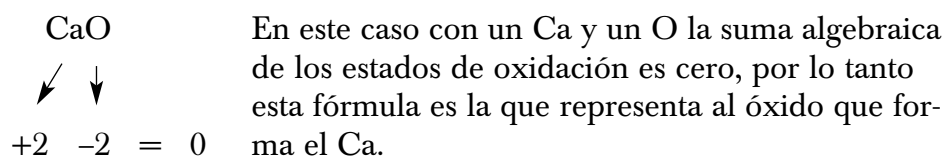
La estructura de Lewis del Cl_2O (óxido de cloro I), donde los enlaces entre el átomo de oxígeno y los de cloro son covalentes, es:



¿Cómo deducir la fórmula de un óxido normal?

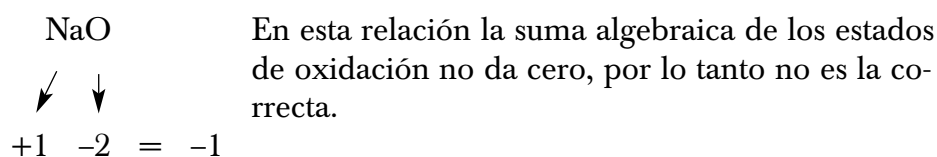
Según las normas de la IUPAC al escribir la fórmula de un óxido se indica en primer lugar el símbolo del elemento unido al oxígeno y a su derecha el símbolo del oxígeno.

Para deducir el número de átomos de cada uno de los elementos que forman el óxido hay que tener en cuenta que la suma algebraica de los estados de oxidación sea igual a cero. Ejemplos:

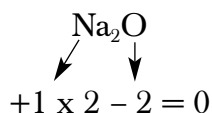


La fórmula del óxido normal de calcio debe indicarse: CaO

Deduciremos la fórmula del óxido normal que forma el sodio:



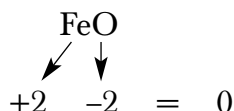
Si se aumenta en 1 el número de átomos de sodio la suma algebraica da cero:



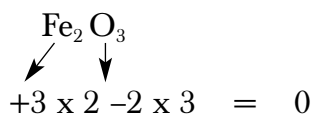
El número entero mayor que uno, que indica la cantidad de partículas de cada clase, se escribe como subíndice a la derecha del símbolo.

Cuando un elemento tiene más de un estado de oxidación forma más de un óxido normal, por lo tanto cada uno de ellos tendrá una fórmula diferente. El hierro forma óxidos normales con los estados de oxidación +2 y +3, seguidamente deduciremos las fórmulas de los dos óxidos:

- Cuando el hierro actúa con estado de oxidación +2:



- Cuando el hierro actúa con estado de oxidación +3:

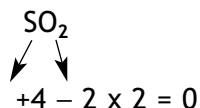


..... Ejercicio

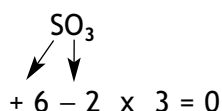
El azufre forma dos óxidos normales (con estado de oxidación +4 y +6). Escribir la fórmula de cada uno de ellos.

Resolución:

- Cuando el azufre actúa con estado de oxidación +4, se debe escribir un 2 como subíndice a la derecha del símbolo del oxígeno, así se cumple que la suma algebraica de los estados de oxidación es cero:



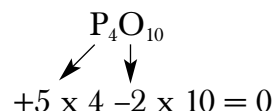
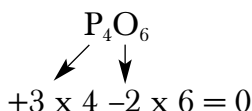
- Cuando el azufre actúa con estado de oxidación +6, el subíndice a la derecha del símbolo del oxígeno es 3:



.....

El fósforo forma un óxido normal con estado de oxidación +3. Si bien la fórmula mínima de este óxido es P_2O_3 , estudios realizados sobre este compuesto revelan que la fórmula verdadera es P_4O_6 . Teniendo en cuenta esta información la fórmula del óxido de fósforo (III) debe escribirse P_4O_6 (exaóxido de tetrafósforo).

Lo mismo ocurre con el óxido que forma el fósforo con estado de oxidación +5, aún cuando su fórmula mínima sea P_2O_5 la molécula es P_4O_{10} (decaóxido de tetrafósforo).

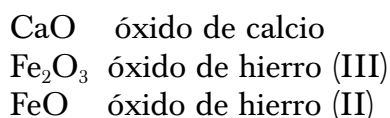


Nomenclatura

Según la IUPAC los óxidos normales pueden nombrarse mediante distintas nomenclaturas:

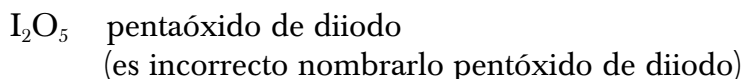
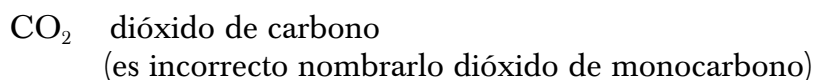
En la *nomenclatura funcional de Stock*: se nombran con las palabras "óxido de" seguidas del nombre del elemento correspondiente. Si dicho elemento tiene más de un estado de oxidación, éste debe indicarse a continuación del nombre con números romanos entre paréntesis. Si el elemento sólo actúa con un estado de oxidación, éste no se indica.

Ejemplos:



En la *nomenclatura sistemática de Stock*: al nombrar el óxido se indica la cantidad de oxígeno anteponiendo, a la palabra *óxido*, prefijos como: mono, di, tri, tetra, penta, ...; los que deben usarse con todas las letras siendo la excepción el prefijo mono. Luego se indica "de" y el nombre del otro elemento especificando con prefijos la cantidad, con excepción del prefijo mono que se omite.

Ejemplos:

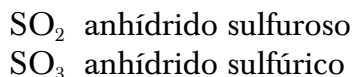


En la *nomenclatura clásica*: los óxidos normales donde el oxígeno es-

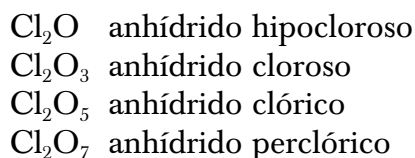
tá unido a un no metal y al reaccionar con agua dan un ácido, se denominan anhídridos y se nombran con la palabra anhídrido seguida del nombre del elemento correspondiente modificado en la terminación, en función de su estado de oxidación.

Para el caso de elementos que tengan dos estados de oxidación, los óxidos correspondientes se nombran de la forma indicada, con la terminación *oso* para el menor estado de oxidación e *ico* para el mayor.

Ejemplos:



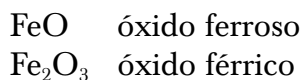
En algunos casos por presentar el elemento más de dos estados de oxidación deben emplearse además prefijos como *hipo* y *per*. Por ejemplo los anhídridos del cloro se nombran de la siguiente manera:



Esta nomenclatura no es recomendada por la IUPAC y en la actualidad está en desuso.

Los óxidos donde el oxígeno esté unido a un metal, en la nomenclatura clásica se nombran con la palabra *óxido* seguida del nombre del elemento modificado con la terminación *oso* o *ico* según el estado de oxidación de dicho elemento, de la misma manera que fue explicado anteriormente.

Ejemplos:



Obtención

En general los óxidos normales se obtienen por reacción directa entre el oxígeno (O₂) y el otro elemento⁽¹⁾. En algunos casos no es posible obtener los óxidos normales por reacción directa.

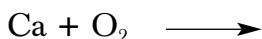
Al plantear la ecuación química correspondiente a la obtención del óxido normal deben escribirse las fórmulas de los reactivos a la izquierda (sustancias simples) y después de la flecha la fórmula del producto (óxido normal). Las transformaciones químicas cumplen las leyes de la conservación de la masa y de la conservación de los elementos, por lo que las ecuaciones que las representan deben estar "equilibradas", esto significa que a ambos lados de la flecha en una ecuación debe haber el mismo número de átomos de cada uno de los elementos intervinientes.

¹ Este tipo de reacción, de acuerdo con lo visto en Capítulo 1, es una síntesis.

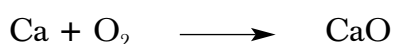
Ejemplo:

Obtención del óxido normal de calcio:

- primero se escriben las fórmulas de los reactivos teniendo en cuenta la atomicidad de las sustancias simples que intervienen:



- luego a la derecha de la flecha se escribe la fórmula del óxido procediendo de la forma que se indicó para deducirla (en función de los estados de oxidación):



- para equilibrar la ecuación se colocan números enteros o fraccionarios positivos, que se denominan coeficientes, delante de las fórmulas. Es recomendable equilibrar con coeficientes que sean lo más pequeño posibles. De acuerdo con lo anterior la ecuación equilibrada es:



Si se prefiere usar coeficientes enteros:



Estas ecuaciones pueden leerse desde los puntos de vista cuali y cuantitativo: para la primera ecuación cuando reacciona 1 mol de átomos de calcio y 0,5 moles de moléculas de oxígeno se obtiene 1 mol de óxido de calcio. En la última ecuación cuando reaccionan 2 moles de átomos de calcio y 1 mol de moléculas de oxígeno se obtienen 2 moles de óxido de calcio. Una vez equilibrada la ecuación se ve que de cada elemento hay el mismo número de átomos a ambos lados de la flecha, independientemente de las sustancias que están formando.

..... Ejercicio

Plantear la ecuación equilibrada de obtención del óxido normal de sodio a partir de las sustancias simples respectivas e indicar el nombre del producto.

Resolución:



Puede equilibrarse con coeficientes enteros:



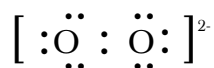
.....

2.1.2 Peróxidos

Los óxidos en los que el oxígeno presenta *estado de oxidación* -1 se denominan *peróxidos*. En la mayoría de estos óxidos el enlace es predominantemente iónico, existe el anión peróxido O_2^{2-} unido a un elemento muy electropositivo (el anión O^- no existe como tal). Los elementos que forman peróxidos fundamentalmente pertenecen a los Grupos 1 y 2 de la Clasificación Periódica, algunos elementos de transición también forman peróxidos.

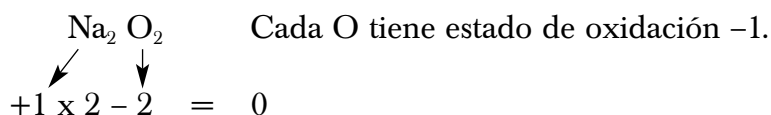
¿Cómo deducir la fórmula de un peróxido?

Para escribir la fórmula de un peróxido se sigue un procedimiento igual al indicado para los óxidos normales, teniendo en cuenta el anión peróxido O_2^{2-} .



Ejemplos:

- Peróxido de sodio: como el anión peróxido tiene carga -2 y el catión sodio carga +1 debe escribirse un 2 como subíndice a la derecha del símbolo del sodio, ya que la carga de dos cationes Na^+ neutraliza la carga del anión O_2^{2-} .



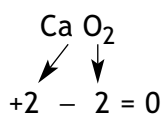
- De acuerdo con las normas de la IUPAC la fórmula debe escribirse: Na_2O_2

..... Ejercicio

Escribir la fórmula del peróxido de calcio.

Resolución:

Teniendo en cuenta la carga del catión calcio (+2) y del anión peróxido (-2) la fórmula es CaO_2 .



.....

Nomenclatura

Se nombran con las palabras "peróxido de" y el nombre del elemento unido al oxígeno.

Ejemplos:

CaO₂ peróxido de calcio

Na₂O₂ peróxido de sodio

..... Ejercicio

Dar el nombre de los peróxidos cuyas fórmulas son:

a) K₂O₂

b) Cs₂O₂

c) SrO₂

Resolución:

a) peróxido de potasio, b) peróxido de cesio, c) peróxido de estroncio.
.....

2.1.3 Superóxidos

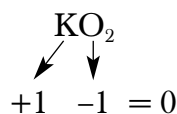
Los óxidos en los que el oxígeno presenta estado de oxidación $-1/2$ se denominan *superóxidos*. En estos óxidos existe el anión superóxido O₂⁻ (el anión O^{-1/2} no existe como tal). La carga neta del anión superóxido es -1 por ello se le asigna a cada oxígeno estado de oxidación $-1/2$.

En estos óxidos el anión superóxido O₂⁻ está unido a un elemento muy electropositivo y el enlace es predominantemente iónico. Los elementos que forman superóxidos son los de mayor tamaño de los grupos 1 y 2 de la Clasificación Periódica.

¿Cómo deducir la fórmula de un superóxido?

Para escribir la fórmula de un superóxido se sigue el mismo procedimiento que el indicado para los óxidos normales, teniendo en cuenta el anión superóxido O₂⁻. Por ejemplo:

Superóxido de potasio: cómo el anión superóxido tiene carga -1 y el catión potasio carga $+1$, la carga del anión es neutralizada por la carga de un solo catión K⁺.



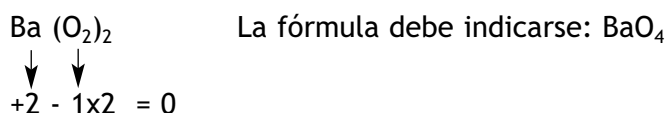
De acuerdo con las normas de la IUPAC la fórmula debe escribirse: KO₂

..... Ejercicio

Escribir la fórmula correspondiente al superóxido de bario.

Resolución:

Teniendo en cuenta la carga del catión bario (+2) y del anión superóxido (-1), se debe colocar el subíndice 4 al símbolo del oxígeno ya que la carga de dos aniones O_2^- neutraliza la carga de un catión Ba^{2+} .

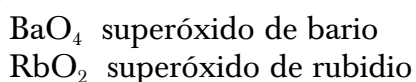


.....

Nomenclatura

Los superóxidos se nombran con las palabras "*superóxido de.....*" y el nombre del elemento unido al oxígeno.

Ejemplos:



..... Ejercicio

Dar el nombre del superóxido cuya fórmula es: CsO_2

Resolución:

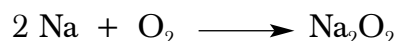
superóxido de cesio

.....

2.1.4 Obtención de peróxidos y superóxidos

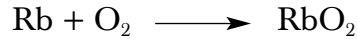
Algunos peróxidos y superóxidos se obtienen por reacción directa a partir de las sustancias simples respectivas (síntesis) en condiciones determinadas. Daremos como ejemplos:

a) La obtención del peróxido de sodio:



Esta reacción ocurre cuando el sodio es calentado en presencia de oxígeno en exceso.

b) La obtención de superóxido de rubidio:



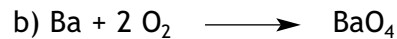
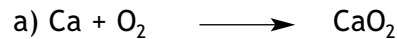
También esta reacción ocurre en condiciones determinadas, el superóxido se forma cuando vapores de rubidio reaccionan con oxígeno en exceso.

..... Ejercicio

Plantear las ecuaciones equilibradas de la obtención de las siguientes sustancias a partir de las sustancias simples respectivas:

- a) peróxido de calcio b) superóxido de bario

Resolución:



.....

2.1.5 Dedución de la naturaleza de los compuestos binarios oxigenados

Conocida la fórmula de un compuesto binario oxigenado, ¿cómo deducir si es un óxido normal, un peróxido o un superóxido?.

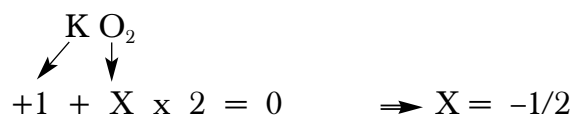
Daremos como ejemplo el caso de los compuestos binarios oxigenados del potasio que actúa exclusivamente con el estado de oxidación +1.

- La fórmula K_2O ¿corresponde a un óxido normal, a un peróxido o a un superóxido?



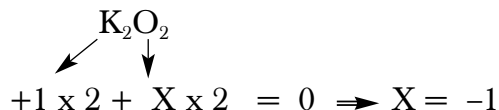
Como la suma algebraica de los estados de oxidación es cero se deduce que el oxígeno tiene estado de oxidación -2, por lo que la fórmula K_2O corresponde al *óxido normal*.

- El compuesto cuya fórmula es KO_2 :



El estado de oxidación del oxígeno es $-1/2$, por lo tanto la fórmula KO_2 corresponde al *superóxido*.

- El compuesto cuya fórmula es K_2O_2 :



El estado de oxidación del oxígeno es -1 , por lo tanto la fórmula K_2O_2 corresponde al *peróxido*.

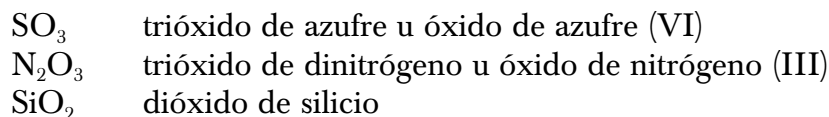
2.1.6 Carácter ácido-base de los óxidos normales

Los óxidos normales se clasifican de acuerdo a cómo reaccionan con otros compuestos en:

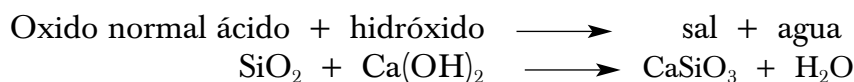
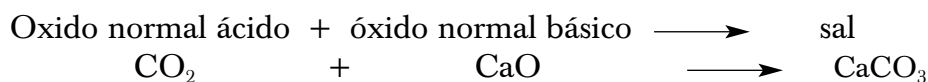
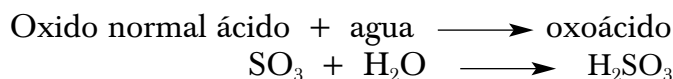
- óxidos de carácter ácido
- óxidos de carácter básico
- óxidos de carácter anfótero
- óxidos neutros

Los *óxidos de carácter ácido* generalmente están formados por oxígeno y elementos no metálicos.

Ejemplos de óxidos normales ácidos:

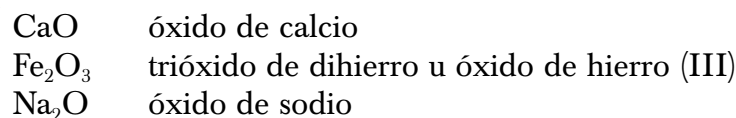


Demuestran el carácter ácido al reaccionar con agua (no todos reaccionan con agua) o con un óxido normal de carácter básico o con un hidróxido.

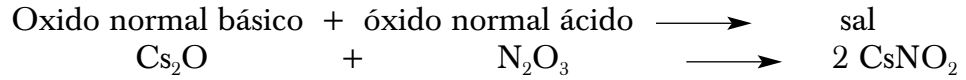
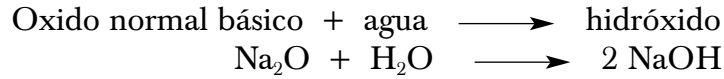


Los *óxidos de carácter básico* generalmente están formados por oxígeno y elementos metálicos.

Ejemplos:



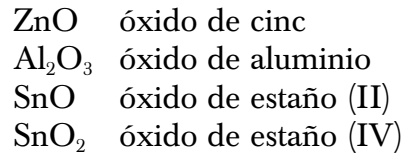
Demuestran el carácter básico al reaccionar con agua o con un óxido normal de carácter ácido o con un ácido (no todos reaccionan con agua).



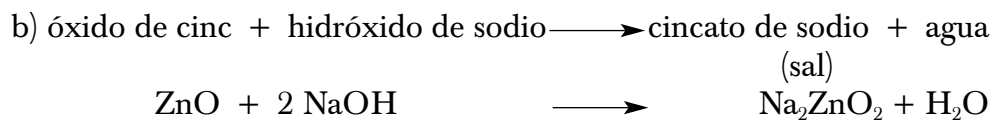
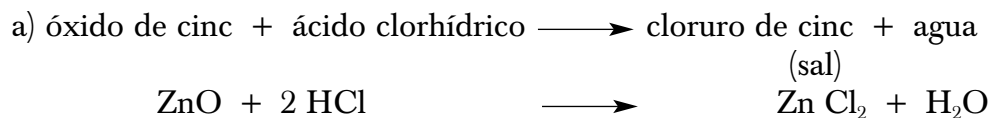
Los *óxidos anfóteros* son los que se comportan como óxidos ácidos o como óxidos básicos, según con que sustancia reaccionen:

- si reaccionan con óxidos básicos o con hidróxidos se comportan como óxidos ácidos.
- si reaccionan con ácidos u óxidos de carácter ácido se comportan como óxidos básicos.

Ejemplos:



El óxido de cinc demuestra el carácter anfótero en las siguientes reacciones:



En la reacción a) el óxido se comporta como óxido básico y en la b) como óxido ácido. Con ambas reacciones demuestra el carácter anfótero.

Cuando un elemento forma con el oxígeno más de un óxido normal de carácter anfótero, los dos caracteres no se manifiestan con igual magnitud en cada óxido. En general en el óxido donde el elemento esté con el menor estado de oxidación predomina el carácter básico y en el óxido donde el elemento esté con el mayor estado de oxidación predomina el carácter ácido.

Por ejemplo el estaño (Sn) forma con el oxígeno dos óxidos norma-

les con estado de oxidación +2 y +4, ambos presentan carácter anfótero, pero en el SnO predomina el carácter básico y en el SnO₂ predomina el carácter ácido.

Los *óxidos neutros* son los que no presentan carácter ácido ni básico. No reaccionan con agua para dar oxoácidos o hidróxidos, tampoco reaccionan con óxidos ácidos, óxidos básicos, ácidos o hidróxidos. Ejemplos:

CO monóxido de carbono
NO monóxido de nitrógeno

Variabilidad del carácter ácido o básico de los óxidos normales de acuerdo al estado de oxidación del elemento unido al oxígeno.

Los elementos pertenecientes a los Grupos 3 al 12 de la Clasificación Periódica que presentan varios estados de oxidación forman óxidos normales de carácter predominantemente básico o ácido según el estado de oxidación del elemento. Los óxidos que forma el elemento con los menores estados de oxidación son de carácter básico, mientras que en los óxidos que forma con los mayores estados de oxidación predomina el carácter ácido. Ejemplos:

MnO óxido de carácter básico
Mn₂O₃ óxido de carácter anfótero
MnO₂ óxido neutro
Mn₂O₇ óxido de carácter ácido

El carácter ácido-base de los óxidos normales se analizará nuevamente en este capítulo cuando se planteen las reacciones de los mismos con otros compuestos.

2.2 Ácidos

Existen sustancias que se denominan *ácidos* y presentan las siguientes propiedades:

- En solución acuosa originan los cationes H⁺ mediante el proceso denominado **ionización**⁽²⁾. Los iones H⁺ en presencia de H₂O dan los cationes llamados *oxonio*, H₃O⁺, y éstos son los responsables de que el indicador tornasol, al estar en contacto con la solución, presente color rojo.

² Se denomina ionización al proceso en el que se originan iones, cuando un compuesto que posee enlaces covalentes interacciona con otro. El término "disociar", que no es sinónimo de ionizar, significa dividir o separar y puede aplicarse tanto a estructuras con enlaces covalentes como a estructuras con enlaces iónicos. Cuando las sustancias con enlaces iónicos reaccionan con agua, se disocian o separan los iones, que ya existían como tales en la sustancia pura. En determinadas condiciones, las moléculas discretas rompen sus enlaces covalentes y se disocian en los átomos respectivos.

- Reaccionan con óxidos normales de carácter básico originando sustancias llamadas sales.
- Reaccionan con hidróxidos originando sales.
- Reaccionan con algunos metales originando sales y otras sustancias en estado gaseoso; los productos formados dependen de qué ácido se trate y en qué condiciones ocurre la transformación.

De acuerdo a cómo están formados los ácidos se clasifican en Oxoácidos e Hidrácidos.

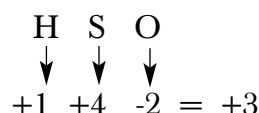
2.2.1 Oxoácidos

Los *oxoácidos* (antes llamados oxiácidos u oxácidos, denominaciones no recomendadas por la IUPAC) son sustancias que están formadas por hidrógeno, el que se indica en primer lugar, otro elemento y oxígeno, que se indica en tercer lugar. Es decir que son compuestos ternarios.

¿Cómo escribir la fórmula de un oxoácido?

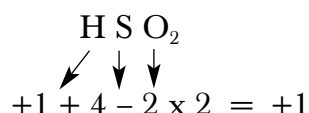
El número de oxidación del H en los oxoácidos es +1 y el del O es -2. Por lo tanto para escribir la fórmula de un oxoácido se deberán tener en cuenta los estados de oxidación de todos los elementos y además que la suma algebraica de los mismos debe ser cero, de acuerdo con las reglas indicadas en el punto 1. Con algunos ejemplos veremos cómo deducir la fórmula mínima de un oxoácido.

El azufre (S) forma distintos oxoácidos. Analizaremos cómo deducir la fórmula del oxoácido cuando el S actúa con estado de oxidación +4:



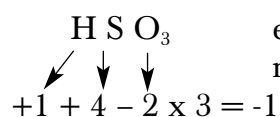
La suma algebraica de los estados de oxidación no es cero, por lo tanto no existe el oxoácido con esta relación de números de átomos.

Como hay exceso de cargas positivas el siguiente paso consiste en aumentar la cantidad de oxígeno, indicando el número como subíndice a la derecha del símbolo O.

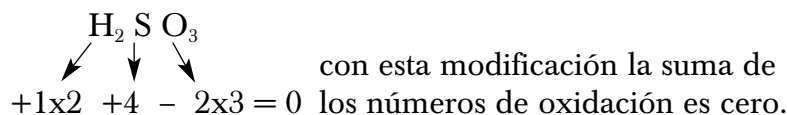


esta relación tampoco es la correcta puesto que la suma no da cero

Aumentaremos en uno más la cantidad de oxígeno:



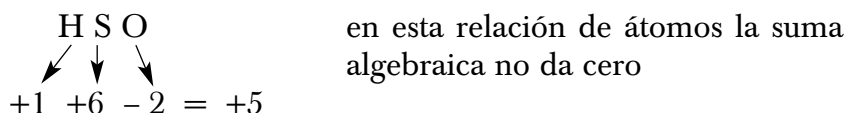
en este caso hay exceso de carga negativa por lo que aumentamos la cantidad de H en uno.



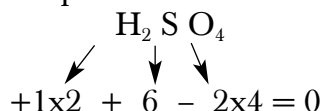
Hemos obtenido la *fórmula mínima*, es decir la mínima relación en que se unen los átomos para formar el oxoácido. Se ha planteado formalmente la deducción de la fórmula de este oxoácido, pero no se ha verificado la existencia del H₂SO₃.

Cuando se deduce la fórmula de un oxoácido de la manera indicada, debe aumentarse el número de átomos de O de uno en uno y si es necesario también aumentar el número de átomos de hidrógeno, de uno en uno.

En el siguiente ejemplo deduciremos la fórmula del oxoácido que forma el S cuando actúa con estado de oxidación +6:



Debemos aumentar progresivamente el número de átomos de O y si es necesario el de H para obtener la fórmula del oxoácido:



Hemos indicado en la fórmula de un oxoácido los símbolos de los elementos en un determinado orden, que está de acuerdo con las normas de la IUPAC, primero el H y en último lugar el O.

Debe indicarse: HNO₃
 H₃PO₄

..... Ejercicio

El nitrógeno, N, forma dos oxoácidos, uno cuando actúa con estado de oxidación +3 y otro con +5. Deducir las fórmulas.

Resolución:



Observe que en los dos ejemplos, partiendo de la fórmula tentativa HNO, aumentando sólo el número de átomos de O la suma algebraica de los estados de oxidación da cero.

.....

Se ha comprobado que en la mayoría de los oxoácidos el H está unido al O y todos los enlaces son covalentes.

Ejemplo:	Fórmula desarrollada
H N O ₂	H—O—N=O

Nomenclatura

En la *nomenclatura funcional de Stock* se nombra en primer lugar la palabra *ácido* seguida de una palabra formada por: "oxo" con un prefijo que indica el número de oxígenos (mono, di, tri, etc.) y el nombre del otro elemento con la terminación "ico", después se indica el estado de oxidación de este elemento entre paréntesis y con números romanos.

Por ejemplo los siguientes oxoácidos se nombran:

H₂SO₃ ácido trioxosulfúrico (IV)
H₂SO₄ ácido tetraoxosulfúrico (VI)

Observe que en esta nomenclatura la terminación es "ico" para todos los oxoácidos, cualquiera sea el estado de oxidación del elemento unido al O.

En la *nomenclatura sistemática de Stock* se nombra primero el oxoanión utilizando la palabra formada por: "oxo" con el prefijo que indica la cantidad de átomos de O y el nombre del otro elemento terminado en "ato", a continuación se indica el estado de oxidación de dicho elemento entre paréntesis con números romanos y al final "de hidrógeno"

H₂SO₃ trioxosulfato (IV) de hidrógeno
H₂SO₄ tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno

Otra de las nomenclaturas es la *estequiométrica* en la que se nombra primero el anión utilizando la palabra formada por: "oxo" con el prefijo que indica la cantidad de O y el nombre del otro elemento terminado en "ato"; al final se indica "de hidrógeno" especificando la cantidad con el prefijo correspondiente (dihidrógeno ó trihidrógeno, etc). Cuando hay un solo hidrógeno se omite el prefijo mono.

Ejemplos:

H₂SO₃ trioxosulfato de dihidrógeno
H₂SO₄ tetraoxosulfato de dihidrógeno

De acuerdo con la *nomenclatura clásica* los oxoácidos se nombran en función del óxido normal ácido que puede originarlos, real o formalmente, en presencia de agua. Por ejemplo:

el SO_2 (anhídrido sulfuroso) origina en presencia de H_2O el:
 H_2SO_3 ácido sulfuroso

el SO_3 (anhídrido sulfúrico) origina en presencia de H_2O el:
 H_2SO_4 ácido sulfúrico

En esta nomenclatura se indica en primer lugar la palabra "*ácido*". Cuando el átomo central tiene el menor estado de oxidación el sufijo es "*oso*" y cuando tiene el mayor el sufijo es "*ico*".

..... Ejercicio

Nombrar los oxoácidos del N según las diferentes nomenclaturas.

Resolución:

HNO_2
 ácido dioxonítrico (III)
 dioxonitrato (III) de hidrógeno
 dioxonitrato de hidrógeno
 ácido nitroso

HNO_3
 ácido trioxonítrico (V)
 trioxonitrato (V) de hidrógeno
 trioxonitrato de hidrógeno
 ácido nítrico

.....

La IUPAC recomienda el uso de las nomenclaturas funcional de Stok, sistemática de Stok y estequiométrica, aunque para nombrar algunos compuestos permite el uso de la nomenclatura clásica.

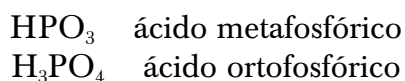
Por ejemplo:

H_3PO_4 ácido fosfórico o también, precedido por el prefijo "orto", ácido ortofosfórico.

HClO_4 ácido perclórico, el prefijo "per" también se utiliza en el oxoácido correspondiente del iodo.

HClO ácido hipocloroso, el prefijo "hipo" también se usa en los oxoácidos correspondientes al bromo y al iodo.

Algunos elementos forman más de un oxoácido con un determinado estado de oxidación. En estos casos se diferencian sin inconvenientes al nombrarlos con las nomenclaturas recomendadas por la IUPAC, pero en la nomenclatura clásica deben anteponerse prefijos. Por ejemplo el P con estado de oxidación +5 forma, entre otros, los siguientes oxoácidos:



El prefijo "meta" se utiliza en el oxoácido que tiene menor cantidad de oxígeno y el prefijo "orto" en el que tiene mayor cantidad.

..... Ejercicio

Nombrar los oxoácidos del P, indicados anteriormente, según las nomenclaturas recomendadas por la IUPAC:

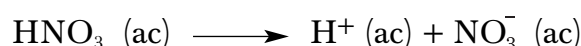
Resolución:

HPO_3
 ácido trioxofosfórico (V)
 trioxofosfato (V) de hidrógeno
 trioxofosfato de hidrógeno

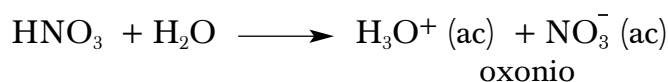
H_3PO_4
 ácido tetraoxofosfórico (V)
 tetraoxofosfato (V) de hidrógeno
 tetraoxofosfato de trihidrógeno

Soluciones acuosas

Los oxoácidos se *ionizan* en solución acuosa originando los cationes H^+ ⁽³⁾ y los aniones correspondientes que, por tener O, se los denomina *oxoaniones*. Plantearemos algunos ejemplos:



Existen evidencias de que el H^+ asociado con moléculas de H_2O es más estable, por lo que es más representativo indicar la ionización:



En realidad el H^+ está asociado con más de una molécula de H_2O , generalmente con 4 o con 6. Para que la escritura de las ecuaciones químicas no sea complicada, en este texto se empleará para el catión hidrógeno en solución el símbolo $\text{H}^+(\text{ac})$.

Se debe tener en cuenta que, de acuerdo a las normas de la IUPAC, en el oxoanión el oxígeno se escribe a la derecha:



³ El catión H^+ también llamado "protón" es el ión simple más pequeño y además a diferencia de todos los otros iones no tiene electrones. Es el núcleo del átomo del isótopo más abundante del hidrógeno ^1_1H llamado "protio".

Observe que la carga del oxoanión NO_3^- es igual, en valor absoluto, a la carga positiva correspondiente al H^+ que el oxoácido pierde en la ionización. Los oxoácidos que en solución acuosa dan, por cada mol de oxoácido, más de un mol de H^+ al ionizarse, lo hacen en etapas que se indican en distintas ecuaciones. El H_2SO_4 origina en solución acuosa el anión HSO_4^- cuando pierde en la ionización un H^+ o el anión SO_4^{2-} cuando pierde un segundo H^+ .

en la primer etapa:



en la segunda etapa el anión HSO_4^- pierde el otro H^+ :



En los ejemplos planteados se ha indicado en la ecuación el sentido del proceso con una sola flecha, admitiendo que la *ionización* de estos oxoácidos es prácticamente *total o completa*. Existen otros oxoácidos que se ionizan en forma incompleta y reversible⁽⁴⁾, lo que se indica con dos flechas de sentido opuesto.

Cuando por cada mol de oxoácido en solución se origina un mol de H^+ se dice que el oxoácido es "*monoprótico*", cuando origina dos moles de H^+ es "*diprótico*" y así sucesivamente, en general con más de tres es "*poliprótico*". Debemos tener en cuenta que la fórmula por sí misma no nos indica si el ácido es di, tri o poliprótico; por ejemplo el H_3PO_4 es triprótico, pero el H_3PO_3 es diprótico. Esto se determina experimentalmente.

Para los ejemplos dados podemos indicar los oxoaniones correspondientes:

- para el H_3PO_4 existen los oxoaniones

H_2PO_4^-
HPO_4^{2-}
PO_4^{3-}
- para el H_3PO_3 existen los oxoaniones

H_2PO_3^-
y HPO_3^{2-}

Nomenclatura de los oxoaniones

En la *nomenclatura clásica* se nombran cambiando la terminación "*oso*" del nombre del ácido por "*ito*" y la terminación "*ico*" por "*ato*".

Por ejemplo:

el ácido sulfuroso, H_2SO_3 , origina en solución acuosa el oxoanión sulfito, SO_3^{2-}

el ácido sulfúrico, H_2SO_4 , origina en solución acuosa el oxoanión sulfato, SO_4^{2-}

⁴ Una reacción es incompleta cuando los reactivos no se consumen totalmente. Además, puede ser reversible, lo que significa que en determinadas condiciones ocurren las dos reacciones (directa e inversa) simultáneamente.

En la nomenclatura sistemática de Stock todos los oxoaniones se nombran con la terminación "ato":

- SO_3^{2-} anión trioxosulfato (IV)
- SO_4^{2-} anión tetraoxosulfato (VI)
- PO_4^{3-} anión tetraoxofosfato (V)
- CO_3^{2-} anión trioxocarbonato (Como el C tiene en los carbonatos sólo estado de oxidación +4, el número IV se omite).

Los oxoaniones que contienen H se nombran según lo indicado anteriormente y anteponiendo la palabra "hidrógeno". Cuando hay un sólo H se recomienda no utilizar el prefijo "mono", en el caso de que el oxoanión contenga dos H se indica "dihidrógeno" y así sucesivamente.

Por ejemplo:

- H_2PO_4^- anión dihidrógeno tetraoxofosfato (V)
- HPO_4^{2-} anión hidrógeno tetraoxofosfato (V)

..... Ejercicio

Para cada uno de los siguientes oxoácidos indicar:

- el nombre en la nomenclatura sistemática de Stock
- la ionización en solución acuosa
- el nombre de los oxoaniones en la misma nomenclatura que los oxoácidos.

- a- H_2SO_3 (ácido diprótico, ionización parcial)
- b- HClO_4 (ácido monoprótico, ionización total)

Resolución:

a) • nombre del oxoácido: trioxosulfato (IV) de hidrógeno

- ionizaciones:



- nombre de los oxoaniones:

- HSO_3^- anión hidrógeno trioxosulfato (IV)
- SO_3^{2-} anión trioxosulfato (IV)

b) nombre del oxoácido: tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno

- ionización:



- nombre del oxoanión: tetraoxoclorato (VII)
-

En algunos casos existen los oxoaniones y las correspondientes sales, pero no los oxoácidos respectivos, por ejemplo existen los oxoaniones HCO_3^- y CO_3^{2-} pero no se ha determinado la existencia del H_2CO_3 .

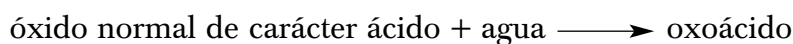
Los siguientes son algunos ejemplos de oxoaniones para los cuales no se forman los oxoácidos:

- ZnO_2^{2-} anión dioxocincato
- AlO_3^{3-} anión trioxoaluminato
- AlO_2^- anión dioxoaluminato
- SiO_4^{4-} anión tetraoxosilicato
- PbO_2^{2-} anión dioxoplumbato(II)

En los cuatro primeros ejemplos no hemos indicado con números romanos el estado de oxidación porque el Zn solamente actúa, en las sustancias que forma, con estado de oxidación +2, el Al sólo con +3 y el Si con +4. El Si también forma, con el mismo estado de oxidación (+4), el anión SiO_3^{2-} , cuyo nombre es anión trioxosilicato.

Obtención

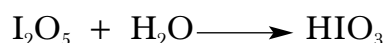
Podemos plantear la obtención de un oxoácido partiendo de un óxido normal de carácter ácido y agua, pero en la práctica no todos los oxoácidos pueden ser obtenidos mediante este tipo de reacción. A los efectos prácticos analizaremos como indicar la ecuación para la obtención, real o formalmente, de la siguiente manera:



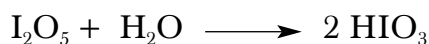
En primer lugar se deben indicar las fórmulas de los reactivos (óxido normal y agua) y luego, a la derecha de la flecha, la fórmula del producto según las reglas que hemos explicado para deducir la fórmula mínima del oxoácido, teniendo en cuenta los estados de oxidación.

Como último paso se equilibra la ecuación con coeficientes apropiados, que pueden ser números enteros o fraccionarios positivos, de acuerdo a lo ya explicado.

Plantaremos la ecuación de obtención del ácido trioxoiódico (V) a partir del pentaóxido de diiodo y agua:



Hemos escrito las fórmulas de los reactivos y del producto, pero esta ecuación está sin equilibrar. Podemos balancearla teniendo en cuenta que a la izquierda hay dos átomos de I y a la derecha solamente uno. Si colocamos el coeficiente 2 delante de la fórmula del oxoácido queda equilibrado no sólo el I, sino también el H y el O:



Se debe controlar que a la izquierda y a la derecha de la flecha haya quedado el mismo número de átomos de cada clase, independientemente de los compuestos que forman.

En este ejemplo hay, en cada miembro, en total 2 átomos de iodo, 6 átomos de O y 2 átomos de H.

Hemos visto que algunos elementos forman más de un oxoácido con el mismo estado de oxidación. En estos casos partiendo de los mismos reactivos se pueden obtener distintos oxoácidos, según las condiciones en que se desarrollen las reacciones.

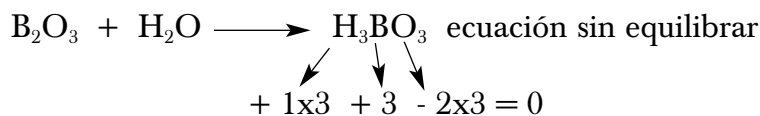
Como ejemplo plantearemos formalmente la formación de dos oxoácidos del boro (B), que podrían obtenerse ambos a partir de B_2O_3 y H_2O . Decimos "formalmente" porque este óxido no reacciona con H_2O y no se ha podido verificar la existencia del HBO_2 .



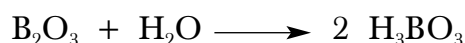
para equilibrar la ecuación debemos poner el coeficiente 2 delante de la fórmula del oxoácido:



Deduciremos otro oxoácido que forma el B (también actuando con número de oxidación +3) que contiene un O más que el obtenido en (1). Plantearemos la obtención partiendo del mismo óxido normal del B con agua:



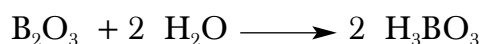
Como a la izquierda de la flecha se tienen 2 átomos de B y 1 a la derecha, la ecuación se equilibra si se escribe el coeficiente 2 delante de la fórmula del oxoácido.



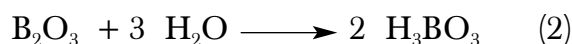
De esta forma resulta que a la derecha hay en total 6 átomos de O

y a la izquierda 4, por lo tanto debe aumentarse el O en los reactivos para que quede equilibrado. No deberá modificarse el coeficiente del B_2O_3 puesto que el B ya se equilibró, la única opción es modificar el coeficiente del H_2O , el que deberá aumentarse de uno en uno, hasta que a la izquierda queden en total 6 átomos de O.

Si asignamos el coeficiente 2 al agua:



nos quedan 5 átomos de O en total en los reactivos y 6 átomos de O en el producto, la ecuación no está aún equilibrada por lo que debemos aumentar nuevamente la cantidad de H_2O . Si aumentamos a 3 el coeficiente del agua:



la ecuación está equilibrada porque en total a la izquierda hay 2 átomos de B, 6 átomos de O y 6 átomos de H, igual que a la derecha.

Comparando las ecuaciones (1) y (2) vemos que formalmente a partir de los mismos reactivos se pueden obtener diferentes oxoácidos. Partiendo de 1 mol de B_2O_3 la obtención formal de uno u otro oxoácido depende del número de moles de agua que reaccionen.

..... Ejercicio

Indicar los oxoaniones correspondientes a los oxoácidos del B obtenidos en la ecuaciones (1) y (2). Nombrarlos.

Resolución:

- BO_2^- anión dioxoborato
- BO_3^{3-} anión trioxoborato

Hemos mencionado que el oxoácido HBO_2 no existe, pero se ha determinado experimentalmente que existe el oxoanión formando sales.

Observe que no hemos indicado en el nombre de los oxoaniones el estado de oxidación del B (+3) porque es el único que presenta.

.....

2.2.2 Hidrácidos

Los *hidrácidos* son las soluciones acuosas de las sustancias formadas por H y otro elemento de carácter no metálico, perteneciente a los Grupos 16 o 17 de la Tabla Periódica.

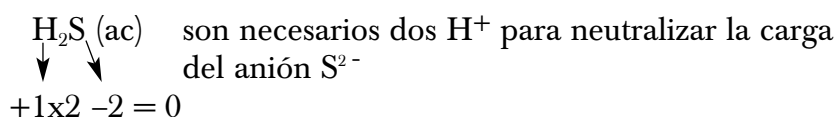
Cuando éstas sustancias están puras no presentan carácter ácido y se las denomina *haluros de hidrógeno*. En solución acuosa, debido a que

se ionizan y originan el catión H^+ , se comportan como ácidos y se los caracteriza con el nombre de *hidrácidos*.

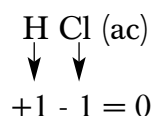
¿Cómo escribir la fórmula de un hidrácido?

Según las recomendaciones de la IUPAC se indica, en primer lugar, el H que actúa con estado de oxidación +1 y a la derecha se indica el símbolo del otro elemento. La fórmula mínima se deduce considerando que la suma algebraica de los números de oxidación debe ser cero.

Los elementos del Grupo 16 forman hidrácidos cuando actúan con estado de oxidación -2.



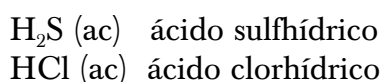
Los elementos del Grupo 17 de la Tabla Periódica, forman hidrácidos cuando actúan con estado de oxidación -1. Por ejemplo el cloro (Cl) forma:



Nomenclatura

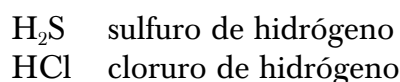
Los hidrácidos se nombran indicando primero la palabra "*ácido*" seguido del prefijo que identifica al elemento unido al H con la terminación "*hídrico*".

Por ejemplo:



Cuando se trata de la sustancia al estado puro se nombra primero el prefijo que identifica al elemento unido al H con la terminación "*uro*" y luego se agrega "*de hidrógeno*".

Para los ejemplos dados:

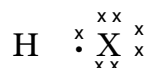


Soluciones acuosas

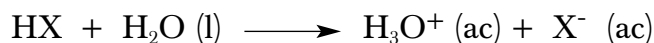
En los haluros de hidrógeno los enlaces son predominantemente covalentes polares y existen las moléculas discretas, a excepción del HF (fórmula mínima) a presión y temperatura ambiente.

Para los elementos del grupo 17 podemos representar la fórmula con HX (donde X representa a F, Cl, Br o I). La representación con la

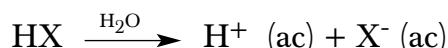
notación de Lewis es:



Al interactuar con agua se produce la ionización:



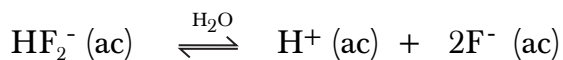
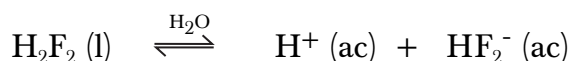
por simplicidad indicaremos:



Por cada mol de HX se indica un mol de H₂O, en realidad la cantidad de agua que reacciona no es una cantidad definida.

Observe que a semejanza con los oxoácidos los hidrácidos originan H⁺(ac) al ionizarse, pero a diferencia de ellos no contienen oxígeno en el anión.

Todos los haluros de hidrógeno que forman los elementos del Grupo 17 son gases a presión y temperatura ambiente, a excepción del HF que es líquido a temperaturas inferiores a 19,5°C. Esta sustancia al estado puro tiene la particularidad de formar enlaces puente hidrógeno, es decir son varias moléculas iguales unidas entre sí, por lo que en realidad deberíamos indicar su fórmula H_nF_n. Con HF estamos indicando la fórmula mínima, por simplicidad suele indicarse H₂F₂ aunque no representa la estructura real. Esta sustancia en solución acuosa se ioniza en forma incompleta y reversible. Como se ha comprobado la existencia del anión HF₂⁻, y del F⁻, H₂F₂ se caracteriza como "ácido diprótico". Podemos plantear dos etapas de ionización:



A los aniones de los hidrácidos se los nombra con la terminación "uro". Ejemplos:

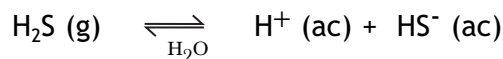
HCl (ac)	origina Cl ⁻ (ac)
ácido clorhídrico	anión cloruro

H ₂ Se (ac)	origina Se ²⁻ (ac)
ácido selenhídrico	anión seleniuro

..... Ejercicio

Plantear la ionización del H₂S en solución acuosa. Se comporta como ácido diprótico y las ionizaciones son parciales y reversibles. Nombrar a los aniones respectivos.

Resolución:



HS⁻ (ac) anión hidrógeno sulfuro

S²⁻ (ac) anión sulfuro

Observe que al nombrar el primer anión se antepone la palabra hidrógeno.

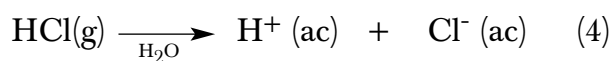
.....

Obtención

Las sustancias puras, haluros de hidrógeno, pueden obtenerse por reacción directa, en determinadas condiciones, de las sustancias simples respectivas. Por ejemplo para el cloruro de hidrógeno podemos indicar la ecuación de obtención:



Posteriormente al reaccionar el HCl(g) con H₂O se obtiene el hidrácido respectivo:

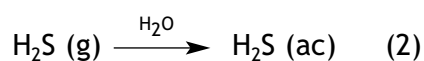
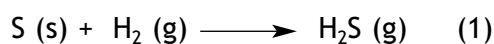


El proceso representado en la ecuación (3) corresponde a una síntesis. En este caso las sustancias simples forman moléculas discretas biatómicas. El proceso indicado en la ecuación (4) es una ionización, pero es usual indicar el segundo miembro como HCl (ac).

..... Ejercicio

Plantee las ecuaciones que correspondan para obtener el ácido sulfhídrico, a partir de las sustancias simples respectivas.

Resolución:



Observe que en la ecuación de síntesis (1) se ha considerado por simplicidad al S sólido como una molécula monoatómica, la molécula real es octoatómica, S₈.

El H₂S puro no presenta carácter ácido y sí lo presenta al reaccionar con H₂O, se obtiene el hidrácido correspondiente.

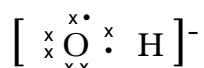
.....

2.3 Hidróxidos

Se conoce con el nombre de *hidróxidos* a aquellas sustancias que contienen en su estructura un catión proveniente de un metal, unido por enlace iónico a un anión característico de estas sustancias y denominado *hidróxido*. A éste anión antiguamente se lo llamó hidroxilo u oxhidri- lo, denominaciones no recomendadas actualmente por la IUPAC.

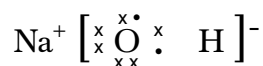
El anión hidróxido está formado por un átomo de oxígeno enlazado covalentemente a un átomo de hidrógeno y presenta una carga neta negativa.

La estructura de Lewis de este anión es:



En el anión hidróxido, el oxígeno además de compartir un par de electrones con el hidrógeno, ha ganado otro electrón, lo que determina que sea un anión mononegativo. El oxígeno, en esta estructura, completa su último nivel y cumple con la regla del octeto.

De acuerdo a lo indicado anteriormente podemos representar con la estructura de Lewis, por ejemplo, al hidróxido de sodio:



Los hidróxidos son compuestos ternarios porque están constituidos por un metal, hidrógeno y oxígeno.

¿Cómo deducir la fórmula de un hidróxido?

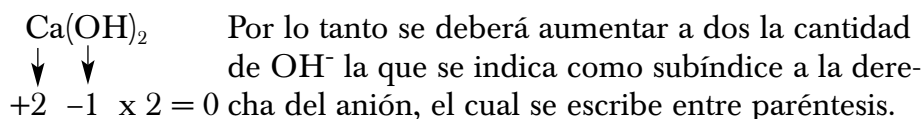
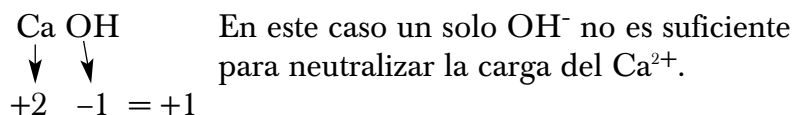
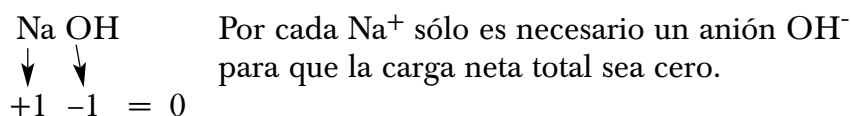
Para escribir correctamente la fórmula de un hidróxido se deben tener en cuenta, según las normas de la IUPAC, las siguientes consideraciones:

- en primer lugar se escribe el símbolo del elemento correspondiente al catión, seguido de los símbolos que representan al anión hidróxido. En este último, se indica primero el elemento oxígeno y luego el hidrógeno.

- en segundo lugar, el número de cargas positivas del catión debe-

rá ser igual al número de cargas negativas de los hidróxidos presentes, tal que la estructura posea una carga neta igual a cero. Dicho de otra manera, la cantidad de cargas positivas deberá ser igual a la de cargas negativas. De acuerdo con esto, en muchos casos son necesarios más de un anión para neutralizar la carga del catión.

Los siguientes ejemplos ilustran la manera correcta de escribir la fórmula de un hidróxido. El catión sodio (Na^+) tiene una carga positiva, el catión calcio (Ca^{2+}) tiene dos cargas positivas y el anión hidróxido (OH^-) tiene siempre una carga negativa, por lo tanto las fórmulas de los respectivos hidróxidos son:



..... Ejercicio

Escribir las fórmulas de los hidróxidos que forman el Ni^{2+} y el Ni^{3+} .

Resolución:

El Ni, al formar dos cationes, origina dos hidróxidos:



La cantidad de OH^- en cada uno es diferente, porque los cationes presentan distinta carga, a pesar de que se trata del mismo elemento.

Nomenclatura

Existen tres maneras diferentes de nombrar un hidróxido, de las cuales dos son recomendadas por la IUPAC: la *nomenclatura funcional de Stock*, la *nomenclatura sistemática de Stock* y una tercera que es la *nomenclatura clásica*.

En la *nomenclatura funcional de Stock* se nombran en primer término las palabras "*hidróxido de*" seguidas del nombre del elemento correspondiente al catión. Si éste actúa con más de un estado de oxidación podrá originar más de un hidróxido, por lo tanto en éstos casos, a continuación del nombre del catión y entre paréntesis, se indica en números romanos el número de oxidación de dicho catión.

Ejemplos:

KOH	hidróxido de potasio
Ni(OH) ₂	hidróxido de níquel (II)
Ni(OH) ₃	hidróxido de níquel (III)

En la *nomenclatura sistemática de Stock* los hidróxidos se nombran anteponiendo a la palabra "*hidróxido*" el prefijo griego di o tri correspondiente al número de aniones OH⁻ presentes en la fórmula y a continuación se nombra el catión. Como de costumbre el prefijo mono se omite.

Ejemplos:

KOH	hidróxido de potasio
Ni(OH) ₂	dihidróxido de níquel
Ni(OH) ₃	trihidróxido de níquel

En la *nomenclatura clásica* los hidróxidos se nombran con las palabras "*hidróxido de ...*" seguidas del nombre del catión, teniendo en cuenta el número de oxidación del mismo. Para ello se aplican las siguientes reglas:

- Si el catión que está unido al anión hidróxido se halla en su mayor número de oxidación, el nombre de dicho catión terminará con el sufijo *ico*.
- Si el catión que está unido al hidróxido se halla en su menor número de oxidación, el nombre de dicho catión terminará con el sufijo *oso*.
- Si el catión posee un único estado de oxidación, se lo nombrará sin ninguna modificación.

Ejemplos:

KOH	hidróxido de potasio
Ni(OH) ₂	hidróxido níqueloso
Ni(OH) ₃	hidróxido níquelico

Si bien en el estudio de la química se utilizan las nomenclaturas recomendadas por la IUPAC, la nomenclatura clásica aún se encuentra en uso.

Soluciones acuosas

Cuando un hidróxido se disuelve en agua, se produce una disociación de los iones que lo forman.

Ejemplo:



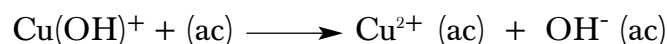
El símbolo (ac) indica que los iones se hallan en presencia de agua, es decir, el medio es acuoso. La flecha en un solo sentido indica que el proceso es completo y debido a esto el hidróxido se halla totalmente disociado.

En otros casos la disociación es incompleta y reversible, lo cual se indica con dos flechas de sentido opuesto.

En los casos en que por cada mol del hidróxido haya más de un mol de OH^- , la disociación tiene lugar en etapas. Por ejemplo:



En una segunda etapa el catión Cu(OH)^+ pierde otro hidróxido:



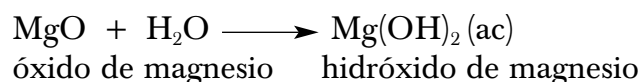
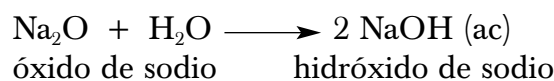
La ecuación de disociación que involucra las dos etapas se expresa de la siguiente manera:



El anión hidróxido en medio acuoso confiere a los hidróxidos una propiedad que se denomina *carácter básico*. El carácter básico de una solución se reconoce experimentalmente por el color que le confieren ciertas sustancias denominadas indicadores ácido-base. El indicador más conocido es el tornasol, que exhibe color azul en presencia de aniones hidróxido.

Obtención

Los hidróxidos se forman, generalmente, por la reacción de un óxido normal de carácter básico con el agua.



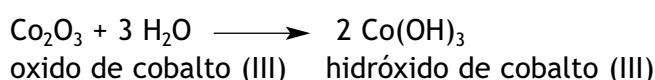
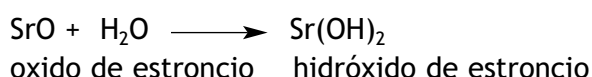
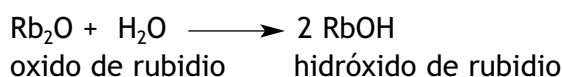
Se debe tener en cuenta que primero se indican las fórmulas de los reactivos y luego la del producto, según las consideraciones dadas para la escritura de la fórmula de los óxidos y de los hidróxidos. Como último paso se debe equilibrar la ecuación con coeficientes, ya que en las transformaciones químicas se cumplen las leyes de la conservación de los elementos y de la conservación de la masa.

Cuando se producen estas reacciones los óxidos normales demuestran su carácter básico.

..... Ejercicio

Plantear la ecuación de obtención del hidróxido de rubidio, del hidróxido de estroncio y del hidróxido de cobalto (III) a partir de la reacción de sus óxidos normales con agua.

Resolución:



La obtención del hidróxido de cobalto (III) ha sido planteada formalmente, ya que el Co_2O_3 no reacciona con agua, el hidróxido puede obtenerse pero a partir de otros reactivos.

.....

2.4 Hidruros

Los *hidruros* son sustancias formadas por hidrógeno con estado de oxidación -1 y otro elemento de carácter metálico. Son compuestos binarios en los que el H es el elemento más electronegativo.

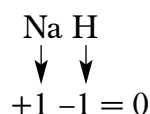
De acuerdo con algunas clasificaciones se distinguen diversos tipos de *hidruros*, aquí consideraremos como hidruros aquellos en los cuales el enlace es predominantemente iónico. Este tipo de compuestos son los que forman los elementos de los Grupos 1 y 2 de la Clasificación Periódica y algunos de los elementos más electropositivos de la serie de los lantánidos y de los actínidos.

Tradicionalmente se han denominado hidruros a todos los compuestos binarios del H y se los diferenciaba en función del tipo de enlace (hidruros iónicos, covalentes o intersticiales). Esta denominación no está de acuerdo con la función química porque los compuestos donde el enlace es covalente, el H no es el elemento más electronegativo. Por ejemplo el HCl se llama cloruro de hidrógeno y no hidruro de cloro (el Cl es el más electronegativo y se nombra con la terminación *uro*). De acuerdo a como hemos definido a la función hidruro en este texto, el HCl no es un hidruro.

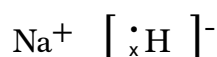
¿Cómo escribir la fórmula de un hidruro?

Primero se debe indicar el símbolo del elemento más electropositi-

vo y luego el del hidrógeno. Se deduce la cantidad de cada uno teniendo en cuenta los estados de oxidación y que la suma algebraica debe ser cero. Por ejemplo:



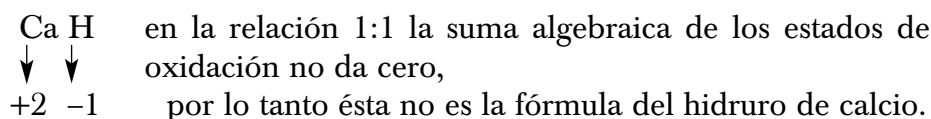
Con la fórmula NaH estamos representando la fórmula mínima del hidruro. En este tipo de compuesto existen los iones Na^+ y H^- (anión hidruro) y el enlace es iónico. Podemos indicar la estructura de Lewis:



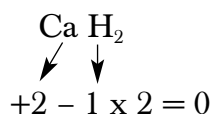
El átomo de hidrógeno ha ganado un electrón (se transforma en anión mononegativo), completando así el máximo de electrones del orbital $1s$, por lo tanto el H^- es isoelectrónico con el átomo de He (helio) y el átomo de Na a perdido un electrón, el Na^+ es isoelectrónico con el átomo de Ne (neón).

Cuando se trata de los hidruros de los elementos del Grupo 1, de la Tabla Periódica, como todos ellos actúan sólo con estado de oxidación +1, podemos representar cualquiera de los hidruros con la fórmula general MH (donde M corresponderá al símbolo de algunos de los elementos Li, Na, K, Rb, Cs). El Fr (francio) no forma el hidruro.

Seguidamente deduciremos la fórmula del hidruro que forma el Ca:

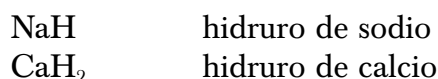


La carga de dos aniones H^- neutralizan la carga del catión Ca^{2+} y la fórmula mínima es:



Nomenclatura

Tanto en la nomenclatura recomendada por la IUPAC, como en la clásica, se los nombra indicando primero el nombre del elemento más electronegativo (el hidrógeno) con la terminación "uro" y luego la preposición "de" seguida del nombre del elemento más electropositivo. En los ejemplos dados:

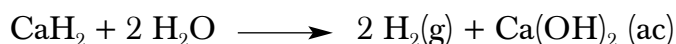


Observe que no se ha indicado con números romanos el estado de oxidación del Na y del Ca, porque sólo actúan con +1 y +2 respectiva-

mente. Es decir cada uno de ellos forma un único hidruro.

Solución acuosa

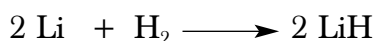
Los hidruros en solución acuosa no son estables, porque el anión H^- reacciona con agua. Por ejemplo cuando el hidruro de calcio reacciona con agua origina la sustancia simple hidrógeno y el hidróxido de calcio:



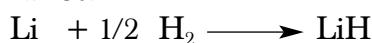
Debido a que se forman aniones OH^- la solución resultante es básica.

Obtención

Algunos hidruros se obtienen por síntesis, en determinadas condiciones de presión y temperatura. Por ejemplo para el hidruro de litio la ecuación de obtención es:



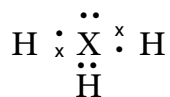
Como los coeficientes de los reactivos y productos representan número de moles, la ecuación se puede equilibrar también con coeficientes fraccionarios:



2.5 Compuestos del hidrógeno con los elementos del Grupo 15

Los elementos que constituyen el Grupo 15 (N, P, As, Sb y Bi) forman sustancias binarias con el hidrógeno y el enlace es predominantemente covalente. A estas sustancias se las suele clasificar como hidruros, aunque estrictamente, según la función química, no lo son.

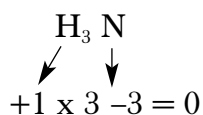
La estructura de Lewis de cualquiera de estas sustancias es la siguiente:



donde X es N, P, As, Sb o Bi.

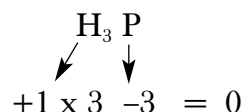
¿Cómo deducir la fórmula?

Para escribir la fórmula correspondiente a la sustancia que forma el N se debe indicar primero el H, porque es más electropositivo y luego el N, teniendo en cuenta que la suma algebraica de los estados de oxidación debe ser cero, la fórmula es:



El H actúa con estado de oxidación +1 y el N con -3

En el compuesto que forma el P con el H, debido a que ambos tiene igual electronegatividad, al P se le asigna por convención el estado de oxidación -3 .



Estas fórmulas comúnmente se indican como NH_3 y PH_3 , aunque no están de acuerdo con las recomendaciones de la IUPAC.

Para escribir las fórmulas correspondientes a las sustancias que forman As, Sb y Bi se debe indicar primero el símbolo de estos elementos y luego el del hidrógeno, porque este último tiene mayor electronegatividad. Las fórmulas son:



Nomenclatura

Según la nomenclatura sistemática, se nombran con una palabra formada por una raíz que indica cual es el elemento y la terminación ano.

H_3N azano (*El prefijo az proviene de la palabra ázoe (nitrógeno), la cual deriva del griego.*)

H_3P fosfano

AsH_3 arsano

SbH_3 estibano (*El prefijo estib proviene de la palabra estibio (antimonio), que deriva del latín.*)

BiH_3 bismutano

Estos compuestos tienen nombres triviales que son:

H_3N amoníaco

H_3P fosfina

AsH_3 arsenamina

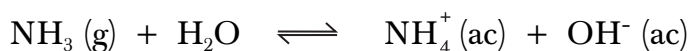
SbH_3 estibamina

BiH_3 bismutina

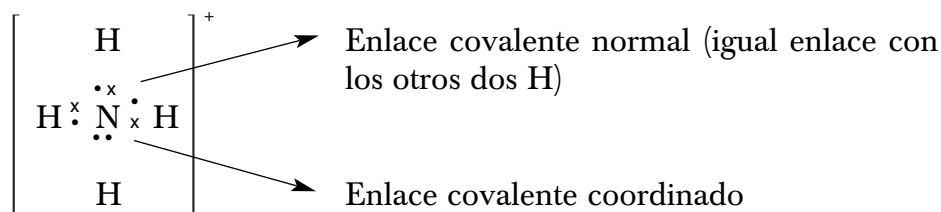
De todos ellos el más importante y el más estable es el amoníaco (azano).

Soluciones acuosas

Plantaremos el proceso que tiene lugar en solución acuosa, sólo para el amoníaco porque en presencia de agua origina iones estables.



El catión NH_4^+ se denomina amonio, dicho ión se ha formado por un enlace covalente coordinado entre el NH_3 y el catión H^+ , proveniente este último de la ionización del agua. La doble flecha indica que el proceso es incompleto y reversible. La estructura de Lewis del amonio es:



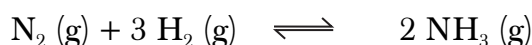
Aunque estos enlaces difieren en su formación, una vez establecidos son indistinguibles.

Tal como se aprecia en la ecuación de ionización, el amoníaco en presencia de agua genera, además del ión amonio, el anión hidróxido. Este anión le confiere a la solución acuosa carácter básico.

Obtención

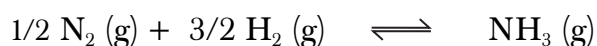
El único de esta serie de compuestos que se obtiene por síntesis es el amoníaco, en determinadas condiciones de presión y temperatura.

La reacción es:



Se ha indicado la ecuación con doble flecha, porque es una reacción incompleta y reversible. También se ha indicado el estado de agregación de los reactivos y del producto porque en las condiciones experimentales, en las que se realiza la síntesis, todas estas sustancias están al estado gaseoso.

También se puede equilibrar la ecuación con números fraccionarios:



2.6 Sales

Se denominan sales a aquellas sustancias formadas por cationes provenientes de un elemento metálico y aniones. En algunas sales el catión puede provenir de un elemento no metálico, como por ejemplo el NH_4^+ (amonio). Tanto los aniones como los cationes de la sal pueden ser iones simples o poliatómicos y entre ellos el enlace es iónico. En estos compuestos no existe la molécula, por lo tanto la fórmula representa la relación mínima en que se unen cationes y aniones para mantener la electroneutralidad.

Existen distintos tipos de sales:

- Sales neutras
- Hidrógenosales
- Hidróxidosales

2.6.1 Sales neutras

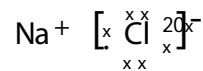
Las siguientes sustancias son sales neutras:

NaCl: formada por Na^+ y Cl^-
(en la relación 1:1 la carga neta es cero)

K_2SO_3 : formada por K^+ y SO_3^{2-}
(en la relación 2:1 la carga neta es cero)

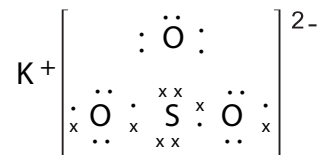
En la estructura de este tipo de sales no se encuentra ni el H ni el OH, por lo que se las denomina sales neutras.

La estructura de Lewis de la sal NaCl es:



Aquellas sales como el NaCl, en que tanto el anión como el catión son iones simples, son compuestos binarios.

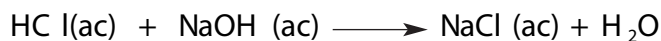
La estructura de Lewis de la sal K_2SO_3 es:



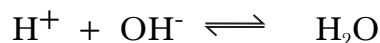
entre los cationes K^+ y el anión SO_3^{2-} el enlace es iónico. Entre el átomo de azufre y los átomos de oxígeno del anión, los enlaces son covalentes

Las sales, como el K_2SO_3 , cuyo catión es simple y el anión es un oxoanión, son compuestos ternarios.

Como ya se mencionó toda sustancia que contenga H^+ en su estructura tiene carácter ácido, mientras que las que contienen OH^- tienen carácter básico. Cuando un ácido reacciona con un hidróxido se produce una transformación llamada neutralización. Si el número de moles de H^+ que aporta el ácido es igual al número de moles OH^- que aporta el hidróxido, la neutralización es total y se obtienen como productos una sal neutra y agua. Por ejemplo si reaccionan HCl (ac) con NaOH (ac) la transformación puede representarse mediante la siguiente ecuación:



La neutralización de los H^+ con los OH^- puede representarse con la ecuación:



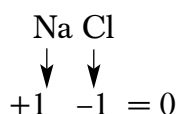
¿Cómo deducir la fórmula de una sal neutra?

Para escribir la fórmula de una sal neutra, se deben tener en cuenta las siguientes recomendaciones de la IUPAC:

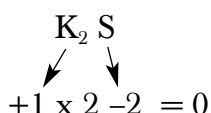
- Se escriben los símbolos de los elementos correspondientes al catión y luego los del anión.
- Como estos compuestos están formados por iones, la cantidad de cationes y de aniones, en la fórmula de la sal, es tal que la suma algebraica de la carga de dichos iones sea igual a cero. En el caso de que exista más de un catión o de un anión se indican los números como subíndices a la derecha de los símbolos. Cuando hay más de un anión y/o catión poliatómicos se indica cada uno de ellos entre paréntesis y su cantidad con un número como subíndice a la derecha del paréntesis. La IUPAC recomienda no indicar el subíndice del anión o del catión cuando es uno.

Ejemplos:

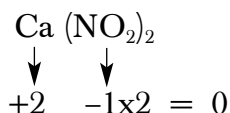
- La fórmula mínima del cloruro de sodio es NaCl ya que la carga de un catión sodio (Na^+) neutraliza la carga de un anión cloruro (Cl^-).



- La fórmula mínima del sulfuro de potasio es K_2S . Se ha escrito el número 2 como subíndice del símbolo del potasio porque la carga de dos cationes potasio (K^+) neutraliza la carga del anión sulfuro (S^{2-}).



En la sal $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ (nitrito de calcio o dioxonitrato (III) de calcio), formada por el catión Ca^{2+} y el anión NO_2^- , la carga de dos aniones neutraliza la carga del catión:

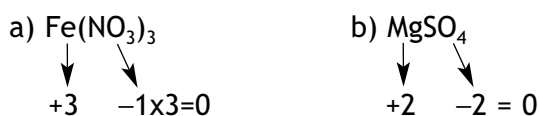


..... Ejercicio

Deducir las fórmulas mínimas de las sales que forman los siguientes iones:

- a) el catión Fe^{3+} con el anión NO_3^- .
 b) el catión Mg^{2+} con el anión SO_4^{2-} .

Resolución:



En la sal indicada en a) puede deducirse que como el catión tiene carga +3 y el anión carga -1, la carga de tres aniones neutraliza la carga de un catión.

En la sal indicada en b) las cargas se neutralizan en la relación 1:1.

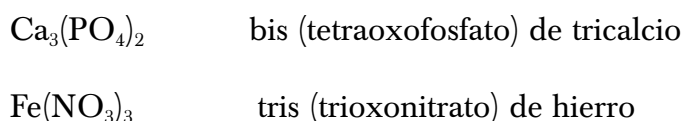
Nomenclatura

En todas las nomenclaturas las sales neutras se nombran indicando primero el nombre del anión seguido de la preposición "de" y luego el nombre del catión. En el punto 2.2 (Ácidos) de este capítulo se indicó como se nombran los aniones, tanto los simples como los oxoaniones.

Ejemplos:

	Nomenclaturas		
	Sistemática de Stock	Estequiométrica	
Clásica			
CuS	sulfuro de cobre (II)	sulfuro de cobre	sulfuro cúprico
Cu ₂ S	sulfuro de cobre (I)	sulfuro de dicobre	sulfuro cuproso
Na ₂ SO ₄	tetraoxosulfato (VI) de sodio	tetraoxosulfato de disodio	sulfato de sodio
Na ₂ SO ₃	trioxosulfato (IV) de sodio	trioxosulfato de disodio	sulfito de sodio

En la *nomenclatura estequiométrica* se utilizan los prefijos bis, tris, etc. en el caso de que la sal contenga más de un anión, por ejemplo:



La IUPAC recomienda el uso de la *nomenclatura sistemática de Stock* y la *estequiométrica*, además de otras no presentadas en este texto.

..... Ejercicio

Dar el nombre de las siguientes sales en las nomenclaturas mencionadas:

- a) Cs_2S b) $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$ c) CaCl_2 d) Na_3PO_4

Resolución:

- a) sulfuro de cesio b) dioxonitrato (III) de cobre (II)
sulfuro de dicesio bis (dioxonitrato) de cobre
nitrito cúprico

- c) cloruro de calcio d) tetraoxofosfato (V) de sodio
dicloruro de calcio tetraoxofosfato de trisodio
ortofosfato de sodio o fosfato de sodio

Soluciones acuosas de sales neutras

Cuando una sal se disuelve en agua se disocia, es decir se separan los iones que la forman por la acción del agua y el sistema que se origina es una solución acuosa.

Ejemplos:



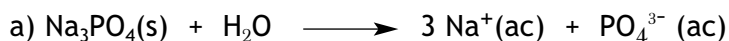
En las disociaciones indicadas en la ecuación (5) se observa que cada mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ que se disocia da en solución acuosa un mol de catión $\text{Ca}^{2+}(\text{ac})$ y dos moles del anión $\text{NO}_3^{-}(\text{ac})$ y en la ecuación (6) cada mol de Na_2S da dos moles de catión $\text{Na}^{+}(\text{ac})$ y un mol de anión $\text{S}^{2-}(\text{ac})$.

..... Ejercicio

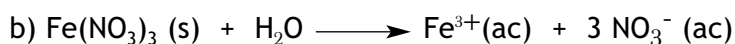
Plantear las ecuaciones equilibradas correspondientes a la disociación de las siguientes sales en solución acuosa:

- a) Na_3PO_4 b) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ c) CaCl_2

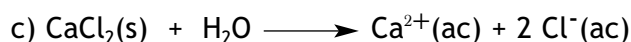
Resolución:



1 mol de Na_3PO_4 que se disocia da 3 moles de $\text{Na}^{+}(\text{ac})$ y 1 mol de $\text{PO}_4^{3-}(\text{ac})$.



1 mol de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ que se disocia da 1 mol de $\text{Fe}^{3+}(\text{ac})$
y 3 moles de $\text{NO}_3^-(\text{ac})$.



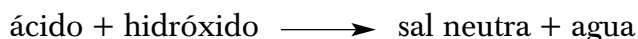
1 mol de CaCl_2 que se disocia da 1 mol de $\text{Ca}^{2+}(\text{ac})$
y 2 moles de $\text{Cl}^-(\text{ac})$

.....

Obtención

Las sales neutras pueden obtenerse a partir de distintos reactivos, aquí plantearnos algunas de las formas de obtención.

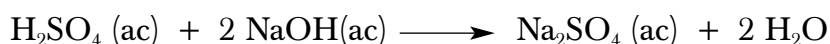
A) Si reacciona un ácido (hidrácido u oxoácido) con un hidróxido y la neutralización es total se obtiene una sal neutra y agua.



El anión de la sal proviene del ácido (anión simple si es hidrácido u oxoanión si es oxoácido) y el catión proviene del hidróxido.

Ejemplo:

La sal tetraoxosulfato(VI) de sodio puede obtenerse por la reacción entre el ácido tetraoxosulfúrico(VI) y el hidróxido de sodio. La ecuación que representa a dicha reacción es:



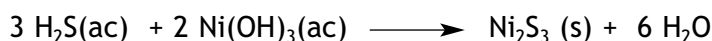
Primero se escriben las fórmulas de los reactivos y luego la fórmula de la sal. En el ejemplo el anión es SO_4^{2-} (proveniente del H_2SO_4) y el catión es Na^+ (proveniente del NaOH); en este caso la carga de dos cationes neutraliza la carga del anión.

Como último paso debe equilibrarse la ecuación, para ello se coloca el coeficiente 2 delante de las fórmulas del hidróxido de sodio y del agua. Observe que la neutralización es total ya que dos moles de H^+ provenientes del oxoácido reaccionaron con igual cantidad de moles de OH^- para dar H_2O .

..... Ejercicio

Plantear la ecuación equilibrada de obtención de la sal neutra a partir de la reacción entre ácido sulfhídrico e hidróxido de níquel (III).

Resolución:



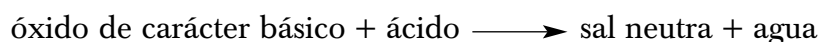
La fórmula mínima de la sal neutra obtenida es Ni_2S_3 (sulfuro de

níquel (III), ya que la carga de tres aniones $S^{2-}(\text{ac})$ neutraliza la carga de dos cationes $Ni^{3+}(\text{ac})$.

Observe que el número de moles de H^+ que reaccionan, seis, es igual al número de moles de OH^- por lo tanto la neutralización es total.

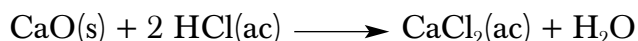
.....

B) Si reacciona un óxido normal de carácter básico con un ácido (hidrácido u oxoácido) y la neutralización es total, se obtienen como productos de la reacción una sal neutra y agua.



El anión de la sal proviene del ácido y el catión proviene del elemento metálico que forma el óxido de carácter básico.

Ejemplo: Si reacciona el óxido de calcio con el ácido clorhídrico se obtienen como productos cloruro de calcio y agua.



Al deducir la fórmula de la sal, surge que la relación mínima es de dos aniones Cl^- por cada catión Ca^{2+} . Posteriormente se coloca el coeficiente 2 delante de $HCl(ac)$ para equilibrar la ecuación.

En esta reacción el óxido normal (CaO) al reaccionar con un hidrácido está demostrando su carácter básico.

Si reacciona PbO con $HCl(ac)$ la ecuación es:

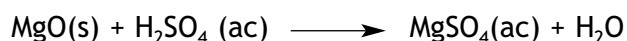


En esta reacción el PbO demuestra carácter básico.

..... Ejercicio

Plantear la ecuación equilibrada de obtención de la sal neutra a partir de la reacción entre óxido de magnesio y ácido sulfúrico.

Resolución:

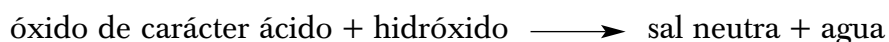


La sal neutra obtenida (sulfato de magnesio) está formada por cationes Mg^{2+} (provenientes del MgO) y aniones SO_4^{2-} (provenientes de la ionización total del H_2SO_4 en solución acuosa). La fórmula mínima de la sal es $MgSO_4$, ya que la carga de un catión está neutralizada por la carga de un anión.

El óxido de magnesio en esta reacción demuestra su carácter básico.

.....

C) Si reacciona un óxido normal de carácter ácido con un hidróxido y la neutralización es total se obtienen como productos de la reacción una sal neutra y agua.



El anión de la sal se forma a partir del óxido de carácter ácido y el catión proviene del hidróxido.

Ejemplo:

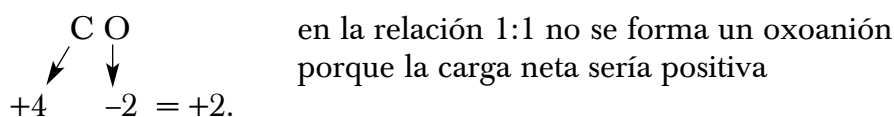
Si reaccionan dióxido de carbono (óxido normal de carácter ácido) e hidróxido de sodio, se obtienen como productos la sal carbonato de sodio y agua. La ecuación es:



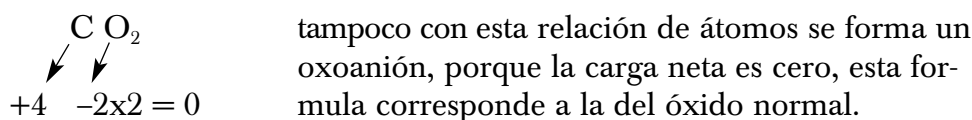
El dióxido de carbono al reaccionar con un hidróxido está demostrando que tiene carácter ácido.

Para escribir la fórmula mínima de la sal debe deducirse primero la fórmula del oxoanión, procediendo de la siguiente manera:

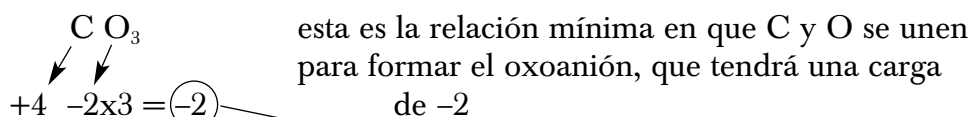
En el oxoanión el C tiene estado de oxidación +4 y el oxígeno -2, igual que en el óxido normal CO_2 :



Si se aumenta el número de átomos de oxígeno en uno:

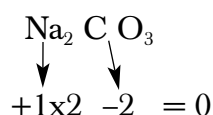


Por lo tanto debemos aumentar en uno más la cantidad de oxígeno:



La fórmula del oxoanión es: CO_3^{2-}

Una vez deducida la fórmula del oxoanión y conociendo la carga del catión se escribe la fórmula mínima de la sal, que en este caso es:

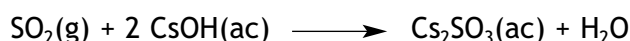


La sal obtenida está formada por aniones CO_3^{2-} y cationes Na^+ . La relación mínima en que se neutralizan las cargas es dos cationes por cada anión.

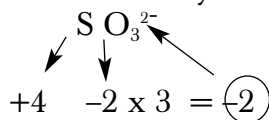
..... Ejercicio

Plantear la ecuación equilibrada correspondiente a la obtención de la sal neutra cuando reaccionan óxido de azufre (IV) e hidróxido de cesio.

Resolución:



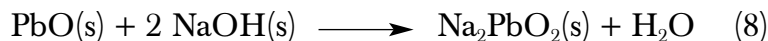
La sal está formada por cationes Cs^+ , provenientes del hidróxido, y aniones SO_3^{2-} que se forman a partir del SO_2 , por lo tanto el S en dichos aniones tiene estado de oxidación +4 y el O -2. La fórmula del oxoanión es:



La fórmula mínima de la sal es Cs_2SO_3 , ya que la carga de dos cationes Cs^+ neutraliza la carga de un anión.

.....

Si reacciona el PbO con NaOH , la ecuación es:



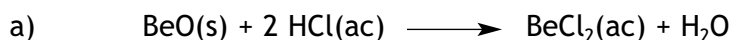
En esta reacción el PbO demuestra carácter ácido.

La comparación de las ecuaciones (7) y (8) revela el carácter anfótero del PbO , ya que en una se comporta como óxido básico y en la otra como óxido ácido respectivamente; es decir que según con qué reacciona manifiesta un carácter u otro.

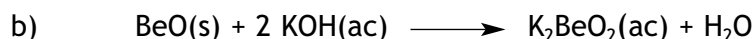
..... Ejercicio

Plantear las ecuaciones equilibradas en las que se obtienen sales neutras tal que se demuestre el carácter anfótero del BeO .

Resolución:



En esta reacción el BeO demuestra carácter básico porque reacciona con un ácido. La sal que se obtiene BeCl_2 está formada por cationes Be^{2+} provenientes del elemento metálico del óxido normal y aniones Cl^- , provenientes del hidrácido.



En esta reacción el BeO demuestra carácter ácido porque reacciona con un hidróxido. La sal K_2BeO_2 está formada por cationes K^+ , provenientes del hidróxido y oxoaniones BeO_2^{2-} que se forman a partir del óxido normal.

.....

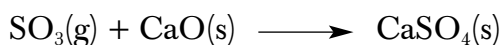
D) Si reacciona un óxido normal de carácter ácido con un óxido normal de carácter básico se obtiene una sal neutra.

óxido de carácter ácido + óxido de carácter básico \longrightarrow sal neutra

El catión de la sal se forma a partir del elemento metálico del óxido normal de carácter básico y el anión proviene del óxido normal de carácter ácido.

Ejemplo:

La sal tetraoxosulfato(VI) de calcio (o sulfato de calcio) puede obtenerse por la reacción entre óxido de azufre(VI) (óxido de carácter ácido) y óxido de calcio (óxido de carácter básico). Esta reacción se representa mediante la ecuación:



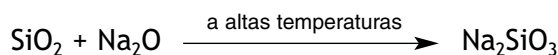
La fórmula mínima de la sal se deduce de la manera indicada anteriormente, teniendo en cuenta que el catión es Ca^{2+} y deduciendo la fórmula del oxoanión SO_4^{2-} .

En esta reacción el SO_3 demuestra su carácter ácido y el CaO su carácter básico.

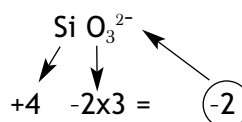
..... Ejercicio

Plantear la ecuación equilibrada de obtención de la sal neutra a partir de la reacción entre el dióxido de silicio y el óxido de sodio.

Resolución:



El anión SiO_3^{2-} se forma a partir del SiO_2 (óxido de carácter ácido) y el catión Na^+ proviene del Na_2O (óxido de carácter básico).



La fórmula mínima de la sal es Na_2SiO_3 , ya que la carga de dos cationes Na^+ neutraliza la carga de un anión.

.....

Observe que en los procesos de obtención de las sales mencionadas:

- en A y B, el anión que forma parte de la sal está implícito en la fórmula del ácido, que actúa como reactivo.
- en C y en D, la fórmula del anión de la sal debe deducirse, de la manera que fue indicada, a partir del óxido de carácter ácido correspondiente.
- en D no se forma agua.

Si un óxido normal ácido, básico o anfótero no está en solución acuosa o es insoluble en agua demuestra el carácter ácido-base en reacciones como las planteadas en los puntos B, C y D.

Experimentalmente se pueden obtener sales neutras con otro tipo de reacciones que no han sido expuestas aquí y no serán abordadas en este texto.

2.6.2 Hidrógenosales

Las *hidrógenosales* son sustancias formadas por un catión proveniente de un elemento de carácter metálico y un anión que posee en su estructura uno o más H proveniente de un ácido diprótico o poliprótico. Los ácidos monopróticos no originan hidrógenosales.

Cuando reacciona un ácido con un hidróxido y la neutralización es total se obtiene una sal neutra y agua, como se vió anteriormente todos los H del ácido reaccionan con igual cantidad de OH^- del hidróxido.

Hay reacciones entre ácidos e hidróxidos, bajo ciertas condiciones, donde la neutralización no es total. Eso ocurre cuando los ácidos poseen en su estructura más de un H y al reaccionar con un hidróxido, uno o más de los H permanece en la estructura del anión, originando así hidrógenosales (antes llamadas sales ácidas, denominación no recomendada por la IUPAC).

Por ejemplo, el ácido sulfúrico (tetraoxosulfato(VI) de hidrógeno), que es diprótico, puede reaccionar con el hidróxido de sodio para dar:



Se ha obtenido una hidrógenosal, formada por el catión Na^+ y el anión HSO_4^- , producto de la primera etapa de ionización del H_2SO_4 . En esta reacción la neutralización no ha sido completa, un H^+ provenien-

te del ácido ha reaccionado con un OH⁻ del hidróxido para dar agua y el otro H forma parte de la estructura del anión de la sal.

Cuando se escribe la fórmula mínima de la sal primero se indica el catión y luego el anión según las recomendaciones de la IUPAC.

Ejemplos:

Ca(HS)₂: sal formada por el catión Ca²⁺ y el anión HS⁻ (producto de la primera etapa de ionización del H₂S(ac) que es un ácido diprótico). La carga de dos aniones neutraliza la carga del catión, por ello en la fórmula mínima se asigna el subíndice 2 al anión.

NaHSO₃: sal formada por el catión Na⁺ y el anión HSO₃⁻ (producto de la primera etapa de ionización del H₂SO₃ que es un ácido diprótico). Las cargas se neutralizan en la relación 1:1.

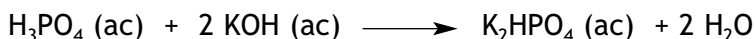
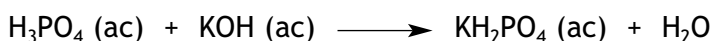
..... Ejercicio

Escribir las ecuaciones de formación de todas las sales posibles cuando reacciona el tetraoxofosfato (V) de hidrógeno (ácido triprótico) con el hidróxido de potasio.

Resolución:

El tetraoxofosfato (V) de hidrógeno es triprótico y origina los aniones H₂PO₄⁻, HPO₄²⁻ y PO₄³⁻ en la primera, segunda y tercera etapas de ionización respectivamente.

En consecuencia al reaccionar con el KOH se forman las siguientes sales:



En las dos primeras reacciones se obtienen hidrógenosales y en la última se obtiene la sal neutra, es decir que a partir de estos reactivos se pueden obtener tres sales distintas, según las condiciones. Observe que la obtención de cada una de estas sales depende de que reaccionen 1, 2 ó 3 moles de hidróxido con 1 mol de ácido.

En las dos primeras reacciones la neutralización no es completa, ya que no todos los H del ácido reaccionan con iones OH⁻ para formar agua, permaneciendo en la estructura del anión 2 y 1 H respectivamente.

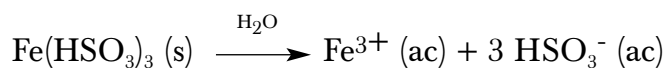
.....

b) bis [hidrógenofluoruro] de calcio
 fluoruro ácido de calcio o bifluoruro de calcio

Soluciones acuosas

Cuando una hidrógenosal se disuelve en agua, se disocia, es decir los aniones hidrogenados se separan de los cationes por acción del agua, originándose así una solución acuosa.

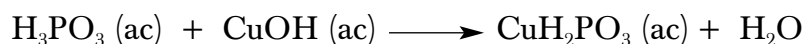
Ejemplos:



Obtención

Las *hidrógenosales* se pueden obtener a partir de un ácido di o poli-prótico con un hidróxido, como ya se mencionó, o por la reacción entre este tipo de ácidos y un óxido de carácter básico.

Ejemplos:



En la última reacción el óxido de plomo(II) (óxido anfótero) actúa con carácter básico al reaccionar con un ácido.

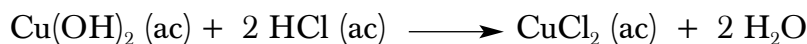
2. 6.3 Hidróxidosales

Algunos hidróxidos que poseen más de un anión hidróxido forman sales que conservan uno o más de esos aniones en su estructura; a estas sales se las denomina *hidróxidosales* (antes llamadas sales básicas, denominación no recomendada por la IUPAC).

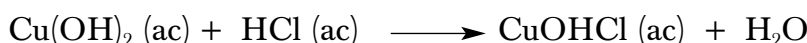
Algunas hidróxidosales pueden formarse cuando no todos los aniones OH^- reaccionan con los H del ácido para formar agua. Esto puede ocurrir si el hidróxido tiene por cada mol más de un mol de aniones OH^- en su estructura.

Por ejemplo, cuando el hidróxido de cobre (II) reacciona con el ácido clorhídrico puede originar:

- una sal neutra, si la relación estequiométrica de los iones OH⁻ y H⁺ es 1:1. La ecuación que representa a la reacción es:



- una hidróxidosal, si el número de moles de OH⁻ es mayor que el número de moles de H⁺. La ecuación es:



Nótese que la sal formada posee en su estructura el catión [CuOH]⁺, a diferencia de la sal neutra. La primera reacción corresponde a una neutralización total, mientras que en la segunda se produce una neutralización parcial, es decir un solo OH⁻ ha reaccionado con el H⁺ proveniente del ácido para dar agua y se ha formado una *hidróxidosal*.

Otros ejemplos:

PbOHNO₃: esta hidróxidosal está formada por cationes [PbOH]⁺ y aniones NO₃⁻, por lo que la carga de un catión neutraliza la carga de un anión.

CoOHCl₂: ésta sal esta formada por cationes [CoOH]²⁺ y aniones Cl⁻, de acuerdo con los valores de las cargas en la fórmula mínima la relación es dos aniones por cada catión.

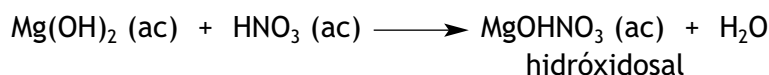
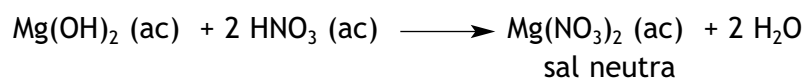
Los cationes [PbOH]⁺ y [CoOH]²⁺ pueden provenir de los hidróxidos respectivos u originarse por otros procesos (por ejemplo la hidrólisis del catión metálico).

..... Ejercicio

Obtener todas las sales posibles para la reacción entre el hidróxido de magnesio y el trioxonitrato(V) de hidrógeno.

Resolución:

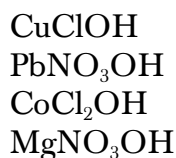
Dado que el hidróxido de magnesio posee dos aniones hidróxido por cada catión Mg²⁺, se podrán obtener dos tipos de sales:



Observe que a partir de estos reactivos no es posible obtener una hidrógenosal porque el ácido es monoprótico.

.....

Según las recomendaciones de la IUPAC en la fórmula de una hidróxidosal debe indicarse el OH⁻ después del anión, por lo que en los ejemplos anteriores las fórmulas de las sales deben escribirse de la siguiente manera:

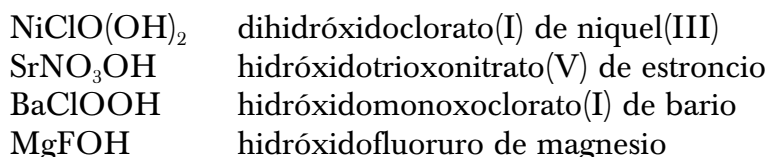


Nomenclatura

Las hidróxidosales se pueden nombrar utilizando la *nomenclatura sistemática de Stock* (recomendada por la IUPAC) o la *nomenclatura clásica*.

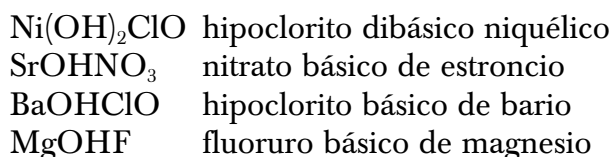
En la *nomenclatura sistemática* se antepone la palabra "*hidróxido*", con prefijos cuando hay más de un OH⁻, al nombre del anión (según lo indicado en 2.2), a continuación la preposición "*de*" seguida del nombre del elemento al que corresponde el catión.

Ejemplos:



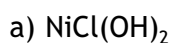
En la *nomenclatura clásica* las hidróxidosales se nombran indicando primero el nombre del anión seguido de la palabra "*básico*", con prefijos si hay más de un OH⁻ y por último el nombre del elemento al que corresponde el catión. Si éste tiene más de un estado de oxidación, con el menor la terminación es "*oso*" y con el mayor estado de oxidación es "*ico*". Los aniones se nombran como se indicó en 2.2 según corresponda a un oxoanión o a un anión simple. Esta nomenclatura, aunque aún se utiliza, no es recomendada por la IUPAC.

En los ejemplos siguientes se indican tanto la fórmula como el nombre según la nomenclatura clásica:



..... Ejercicio

Nombrar las siguientes sales con la nomenclatura sistemática y la clásica.



Resolución:

a) dihidroxidocloruro de níquel (III)
cloruro dibásico níquelico

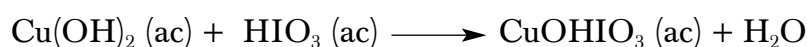
b) hidroxidocloruro de níquel (III)
cloruro básico níquelico

.....

Obtención

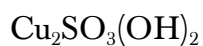
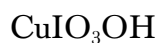
Algunas hidróxidosales se pueden obtener a partir de un hidróxido que tenga más de un anión OH^- en su estructura y un ácido o un óxido de carácter ácido.

Ejemplos:



Notar que en ambas hidróxidosales, el catión es $[\text{CuOH}]^+$. En la primera en la relación catión-anión 1:1 se neutralizan las cargas y en la segunda la carga de dos cationes neutraliza la carga de un anión.

Según las recomendaciones de la IUPAC las fórmulas de estas sales deben escribirse:





Capítulo 8.-

Estequiometría

La estequiometría tiene como objetivo el conocimiento de las relaciones ponderales o volumétricas entre las cantidades de sustancias que intervienen en un proceso químico y las proporciones en que se encuentran diversos elementos en una determinada sustancia. Las ecuaciones químicas que representan a las reacciones químicas son un balance estequiométrico de las mismas y relacionan cantidades de sustancias que desaparecen (reactivos) con cantidades de sustancias que se originan (productos).

1 Ecuación química

La **ecuación química** es la representación simbólica algebraica de una **reacción química**.

Las ecuaciones químicas tienen la misma forma e iguales propiedades que las ecuaciones matemáticas.

Consta de dos miembros (primero y segundo o izquierdo y derecho) vinculados por una flecha con sentido de izquierda a derecha \rightarrow o dos flechas de sentido opuesto \rightleftharpoons .

La flecha dirigida de izquierda a derecha indica el sentido de la reacción directa. Cuando se emplea la dirigida de derecha a izquierda indica el sentido de la reacción inversa. La doble flecha simboliza que se están produciendo simultáneamente las reacciones directa e inversa con igual velocidad.

En las reacciones químicas simbolizadas se cumplen las leyes de conservación de la masa y de los átomos y para enfatizarlo se suele vincular a los dos miembros mediante el signo igual.

En el primer miembro se escriben las fórmulas de los reactivos y en el segundo las fórmulas de los productos, precedidos por números (coeficientes) que indican la cantidad de cada reactivo que se consume y, de cada producto que aparece durante la reacción.

Es habitual, aunque no siempre necesario, indicar el estado de agregación de cada reactivo o producto.

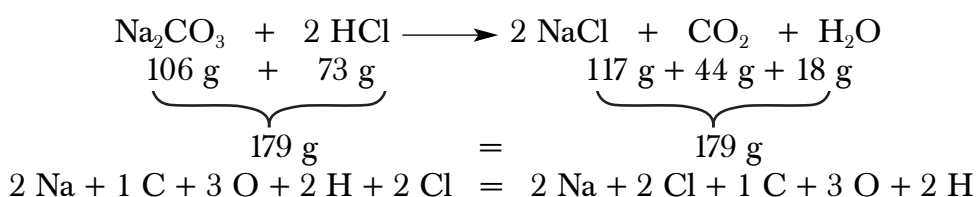
Así, por ejemplo, si en la reacción interviene el agua se especifica si lo hace en estado gaseoso (o de vapor), líquido o sólido, escribiendo $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ o $\text{H}_2\text{O}(\text{v})$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $\text{H}_2\text{O}(\text{s})$, respectivamente.

Veremos más adelante que algunas reacciones no se producen entre sustancias puras sino entre disoluciones cuyo solvente es, generalmente, el agua.

Para indicar que en la reacción un reactivo está en solución acuosa se indica (ac). Por ejemplo el cloruro de sodio disuelto en agua se lo representa $\text{NaCl}(\text{ac})$.

1.1 Balance de materia

Dijimos anteriormente que las reacciones químicas habituales son regidas por las leyes de la conservación de la masa y de los átomos de cada elemento interviniente. Esta exigencia debe reflejarse en la ecuación química, tal como ocurre en la siguiente tomada al azar:

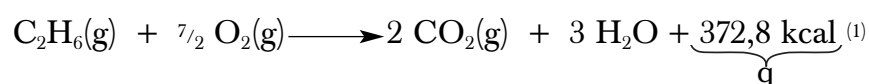


1.2 Balance energético

En algunos casos es importante consignar el balance energético de la reacción, indicando en la ecuación la cantidad de energía (generalmente calórica) que se absorbe o se desprende durante la reacción.

A tal efecto se escribe en el segundo miembro $+q$ o $-q$ según que se desprenda o se absorba calor. Esta consideración es particularmente importante en las reacciones de combustión (reacción directa de una sustancia simple o compuesta con el oxígeno) que se efectúan generalmente para obtener calor a fin de calefaccionar un ambiente, hacer funcionar una maquina, etc.

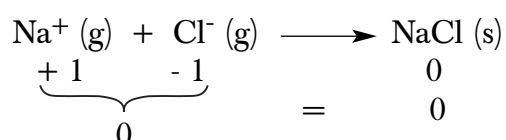
Ejemplo:



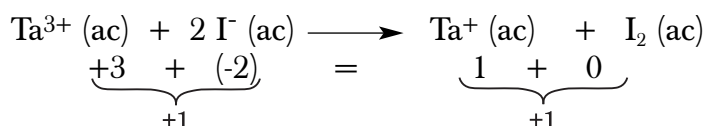
1.3 Balance de cargas

Si en la ecuación de una reacción figuran iones hay que considerar el balance de cargas. Desde este punto de vista una ecuación está equilibrada si el número neto de cargas positivas y de cargas negativas es igual en ambos miembros.

Ejemplos:



En ambos miembros el número neto de cargas positivas y de cargas negativas es cero.

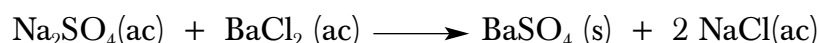


En ambos miembros el número neto de cargas positivas es $+1$.

2 Precipitados y gases

En algunas reacciones que se desarrollan en una solución se originan productos sólidos, insolubles en la misma, que se van al fondo del recipiente. Se dice que el producto precipita.

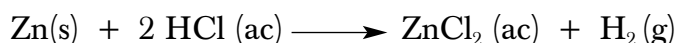
Ejemplo:



En otros casos se forma un producto en estado gaseoso.

¹ En Termodinámica se da una forma ligeramente distinta a esta ecuación, pero con el mismo significado.

Ejemplo:



3

El origen del concepto de mol

Cuando los químicos del primer tercio del siglo XIX, en particular John Dalton, atribuyeron a la masa de los átomos el carácter de propiedad más característica y distintiva, surgió el interés por conocer el valor de esas masas. Pero dada la extrema pequeñez de los átomos y la imposibilidad de conocer el número de ellos, en una masa dada, es imposible la medición directa. Como alternativa se propuso atribuir a la masa de un átomo de un elemento de referencia un valor convencional y calcular las masas de los otros átomos mediante métodos adecuados. Este intento fue exitoso y permitió construir escalas de *masas atómicas relativas*. La primera escala propuesta tenía como átomo de referencia al hidrógeno, que se sabía era el más pequeño de los conocidos y al que se atribuyó masa 1. Mediante los métodos adecuados aludidos más arriba se pudo saber que la masa de los átomos de carbono, nitrógeno y oxígeno, por ejemplo, son aproximadamente 12, 14 y 16 veces mayor que la del hidrógeno.

Por razones prácticas esta escala fue sustituida por otra en la que el átomo de referencia era el oxígeno, al que se le atribuyó una masa relativa exacta 16 y más tarde, en 1961, se construyó la que está actualmente en vigencia y que tiene como átomo de referencia al isótopo 12 del carbono, atribuyéndole masa atómica relativa exacta 12. Al pasar de una a otra escala los valores de las masas atómicas relativas varían sólo ligeramente.

Las masas atómicas relativas son números, independientemente de la unidad de masa utilizada:

Suponga que la masa de 1 átomo de hidrógeno fuera 1 miligramo (*iilo cual no es verdadero!!*), la masa de un átomo de oxígeno que se calculó que es 16 veces más pesado sería 16 miligramos, y por lo tanto la masa atómica relativa del oxígeno en la escala que toma al átomo de hidrógeno de referencia será:

$$\frac{M_{\text{O}}}{M_{\text{H}}} = \frac{16 \text{ mg}}{1 \text{ mg}} = 16$$

Las *masas moleculares relativas* resultan de sumar las masas atómicas relativas de los átomos que la forman, cada una multiplicada por el subíndice que tiene en la fórmula.

Por ejemplo la masa molecular relativa del CO_2 es:

$$12 + (16 \times 2) = 44$$

Luego se convino en denominar masa atómica gramo o átomo gramo y masa molecular gramo o molécula gramo a las masas de átomos y moléculas correspondientes a la cantidad de gramos que indican sus masas atómicas y moleculares relativas.

Finalmente, como de acuerdo con el Principio de Avogadro se pudo afirmar que en un átomo gramo de un elemento y en una molécula gramo de una sustancia simple o compuesta hay un mismo número de partículas, el llamado Número de Avogadro N_A , se convino en denominar *mol* de cualquier sustancia a la cantidad de ella que tiene N_A partículas de esa sustancia.

4 Masa absoluta de átomos y moléculas

Aunque se apelaba al número de Avogadro para definir el mol, el valor numérico de N_A se desconocía y se conoció bastante después mediante diversos métodos experimentales (sedimentación de partículas menudas, desintegración radiactiva, geometría de cristales por rayos X, métodos eléctricos, etc.) y resultó ser $6,023 \cdot 10^{23}$.⁽²⁾

El conocimiento del número de Avogadro permite determinar las masas absolutas de los átomos y de las moléculas. En efecto, si 12 gramos del isótopo 12 del carbono contiene el número de Avogadro de átomos de $^{12}_6\text{C}$, la masa de cada uno de ellos es:

$$M(^{12}_6\text{C}) = \frac{12 \text{ g/mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 1,9926 \cdot 10^{-23} \text{ g/átomo} \quad \begin{array}{l} \text{masa absoluta} \\ \text{o real del} \\ \text{átomo de } ^{12}\text{C} \end{array}$$

De igual manera:

$$M(^{16}_8\text{O}) = \frac{15,9999 \text{ g/mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 2,6567 \cdot 10^{-23} \text{ g/átomo} \quad \begin{array}{l} \text{masa absoluta} \\ \text{o real del} \\ \text{átomo de } ^{16}\text{O} \end{array}$$

$$M(^1_1\text{H}) = \frac{1,008 \text{ g/mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 1,6738 \cdot 10^{-24} \text{ g/átomo} \quad \begin{array}{l} \text{masa absoluta} \\ \text{o real del} \\ \text{átomo de } ^1\text{H} \end{array}$$

$$M(\text{CO}_2) = \frac{44,01 \text{ g/mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 7,3080 \cdot 10^{-24} \text{ g/átomo} \quad \begin{array}{l} \text{masa absoluta} \\ \text{o real de la} \\ \text{molécula de CO}_2 \end{array}$$

5 La unidad de masa atómica

Se define como unidad de masa atómica a la masa que resulta de dividir la masa absoluta de un átomo o de una molécula por el número

² El número de Avogadro no se conoce exactamente. El valor consignado es aproximado pero suficiente para los cálculos habituales. Los valores que aparecen en la bibliografía pueden diferir de acuerdo con el método usado en su determinación.

que corresponde a su masa atómica o molecular relativa en la escala vigente.

Así, razonando, por ejemplo con el átomo del isótopo 12 del carbono

$$\frac{1,9926 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{12} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g (u.m.a.)}$$

en base al átomo de H:

$$\frac{1,6738 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1,008} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g (u.m.a.)}$$

con respecto al átomo de O:

$$\frac{2,9926 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{15,9994} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g (u.m.a.)}$$

y calculando con la molécula de CO₂:

$$\frac{7,308 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{44,01} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g (u.m.a.)}$$

se observa que el valor de la u.m.a. es independiente de la partícula que se considere para calcularla, lo cual es lógico de acuerdo a su definición.

El valor de la masa atómica relativa de un elemento que aparece en la Tabla Periódica, es el número de veces que la u.m.a. está contenida en la masa absoluta de un átomo de dicho elemento.

Por ejemplo en la Tabla Periódica se asigna al cloro la masa atómica relativa 35,453. Esto significa que en un átomo de cloro la u.m.a. está contenida 35,453 veces.

$$35,453 \times 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ gr} = 5,887 \cdot 10^{-23} \text{ gr}$$

↓	↓	↓
masa atómica relativa del cloro	u.m.a.	masa absoluta o real de un átomo de cloro

Otra observación es que (y no por casualidad) el valor numérico de la u.m.a. es la inversa del Número de Avogadro y viceversa:

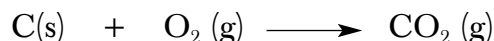
$$\frac{1}{1,6605 \cdot 10^{-24}} = 6,023 \cdot 10^{23}$$

6

Unidades de masa usadas en las ecuaciones. El mol.

Las cantidades de reactivos y productos de una reacción pueden ser indicados en números de átomos, moléculas o iones. Por ejemplo en la

ecuación:



puede entenderse que un átomo de carbono reacciona con una molécula de oxígeno y se produce una molécula de dióxido de carbono, lo cual es química y ponderalmente correcto.

Sin embargo, se recomienda expresar las masa o cantidades de reactivos y productos en la unidad de masa química del Sistema Internacional de Unidades (S.I.).

Esta unidad es el *mol*, que se define con el siguiente enunciado: "*Un mol de cualquier sustancia es la cantidad de ella que contiene el número de Avogadro de partículas constitutivas de esa sustancia*".

El número de Avogadro, que se denota N_A , es igual a $6,023 \cdot 10^{23}$

De modo que:

1 mol de átomos de H es $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de H

1 mol de O_2 es $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas biatómicas de O_2

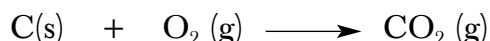
1 mol de Cu es $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de Cu

1 mol de iones de K^+ es $6,023 \cdot 10^{23}$ iones de K^+

1 mol de electrones es $6,023 \cdot 10^{23}$ electrones

1 mol de núcleos de He (partículas α) es $6,023 \cdot 10^{23}$ núcleos de átomos de He

La generalización del uso del mol como unidad de masa química esta tan arraigada y es tan conveniente que la ecuación



se leerá, preferentemente, diciendo: 1 mol de átomos de carbono sólido reacciona con 1 mol de moléculas biatómicas de oxígeno en estado gaseoso y produce 1 mol de moléculas de dióxido de carbono gaseoso.

La recomendación de usar el mol como unidad de masa química se basa en que las reacciones habituales, tanto en el laboratorio como en una planta química industrial, se producen entre un número muy grande de partículas y nunca (salvo en casos especiales poco frecuentes) entre partículas individuales.

Milton K. Snyder en su libro "Chemistry" (Holt, Rinehart and Winston) expresa: "En el trabajo normal de laboratorio es difícil operar con cantidades atómica, Es necesario trabajar con cantidades que puedan ser pesadas y vistas. Tales cantidades contienen un número muy grande de átomos. Por esta razón se define una nueva cantidad, con un número especificado de partículas, para que sea usado como patrón. Este número se llama mol y su valores $6,0225 \cdot 10^{23}$ (.....) En cierto sentido, el mol es la docena de los químicos".

6.1 Mol de sustancias iónicas

Las sustancias moleculares o atómicas no presentan ambigüedad con respecto al número de partículas contenidas en un mol. No ocurre lo mismo en las sustancias iónicas. Por ejemplo, en 1 mol de ioduro de potasio (KI) hay 1 mol de iones K^+ y 1 mol de iones I^- , en total 2 moles de iones y, por lo tanto, 2 veces el número de Avogadro de iones.

En el cloruro de calcio ($CaCl_2$) por cada mol de la sal hay 1 mol de iones Ca^{2+} y 2 moles de iones Cl^- , en total 3 moles de iones y, por lo tanto, 3 veces el número de Avogadro de iones.

En general, el número total de moles de iones (n) en un mol de un compuesto es igual a la suma de los subíndices de cada clase de iones en la fórmula y el número de partículas (iones) contenidas en 1 mol de una sustancia iónica es:

$$N_A \times \text{suma de los subíndices de cada clase de iones en la fórmula}$$

7 Otras unidades de cantidad de sustancia

Al considerar al mol como unidad de masa química se emplea una notación que podríamos llamar "científica". En muchas situaciones experimentales se recurre a otras unidades por razones "prácticas".

En la industria química los reactivos son las materias primas y estas, como los productos, se contabilizan por toneladas y en el laboratorio es usual operar con cantidades de sustancias mediadas y expresadas en gramos.

Un mol de sustancia, además de ser el número de Avogadro de partículas, es una cantidad expresada en gramos:

$$1 \text{ mol de moléculas de } H_2SO_4 = N_A \text{ moléculas de } H_2SO_4 = 98,076 \text{ g de } H_2SO_4$$

$$1 \text{ mol de átomos de } Zn = N_A \text{ átomos de } Zn = 65,37 \text{ g de } Zn$$

$$1 \text{ mol de moléculas de } H_2 = N_A \text{ moléculas de } H_2 = 2,016 \text{ g de } H_2$$

Las cantidades de reactivos en estado gaseoso o líquido se expresan habitualmente en unidades de volumen: dm^3 , litro o mililitro. En el caso de los gases el volumen que ocupa 1 mol a $0^\circ C$ y 1 atmósfera se denomina volumen molar y es $22,4 dm^3$ aproximadamente con ligeras variaciones de una sustancia en estado gaseoso a otra.

Los volúmenes molares de los líquidos son, en cambio, muy variables de una sustancia a otra. Por ejemplo: 1 mol de agua tiene en condiciones ambientales, un volumen de aproximadamente $18 cm^3$ y 1 mol

de ácido sulfúrico en iguales condiciones tiene un volumen aproximado de 53 cm^3 .

Los sólidos también tienen volúmenes molares diferentes para las distintas sustancias. Por ejemplo: 1 mol de la sustancia pura simple Na ocupa un $V = 23,7 \text{ cm}^3$ mientras que 1 mol de la sustancia pura simple Au ocupa un $V = 20 \text{ cm}^3$.

8

Grado de desarrollo de las reacciones químicas

El grado de desarrollo de una reacción química puede variar de acuerdo con la naturaleza del sistema y con las condiciones en que se realiza una reacción, puede ser prácticamente completa o puede tener un grado de desarrollo insignificante.

De modo que al escribir la hipotética ecuación:

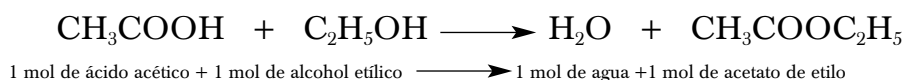


no afirmamos que "si 2 moles de A se ponen en contacto con 1 mol de B producen 1 mol de C y 1 mol de D", sino que "*si la reacción fuera completa se obtendrían 1 mol de C y 1 mol de D*".

Esto último equivale a decir que el sistema $2 A + B$ es **química-mente equivalente** al sistema $C + D$.

Ejemplo:

Cuando reacciona el ácido acético con el alcohol etílico se producen acetato de etilo y agua. La ecuación ajustada correspondiente es:



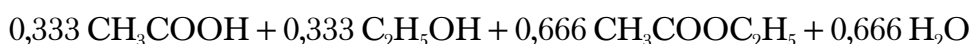
Esta ecuación representa la reacción que se produciría si la transformación de reactivos en productos fuera completa.

En realidad al poner en contacto 1 mol de alcohol etílico con 1 mol de ácido acético a 25°C la reacción llega al equilibrio cuando se han formado 0,666 moles de acetato de etilo y 0,666 moles de agua, quedando sin reaccionar 0,333 moles de ácido acético e igual cantidad de alcohol etílico.

De modo que la ecuación equilibrada que representa al proceso es:



y la composición en el equilibrio es:



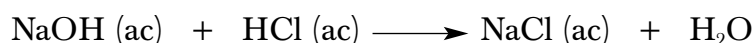
9

Concepto de reactivo limitante

Si se produce una reacción en la que un reactivo está en defecto con respecto al otro u otros, el grado de desarrollo de la reacción está limitado por aquel reactivo.

Ejemplificaremos con la reacción que se produce entre el hidróxido de sodio y el ácido clorhídrico.

Las reacciones entre ácidos e hidróxidos en soluciones acuosas son veloces y casi completas y en la reacción



se consumen casi totalmente el ácido y el hidróxido. Pero si la reacción se hace con ácido clorhídrico en defecto, por ejemplo 2 moles de NaOH con 1 mol de HCl queda algo de hidróxido de sodio sin reaccionar (1 mol) y la cantidad de cloruro de sodio producido está limitada por la cantidad de ácido clorhídrico presente. En este caso se dice que el ácido clorhídrico es el *reactivo limitante* del grado de desarrollo de la reacción.

10

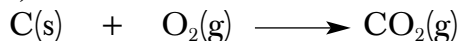
Escritura y ajuste de las ecuaciones químicas

Uno de los objetivos de la Estequiometría es escribir correctamente las ecuaciones químicas de modo que representen cualitativamente y cuantitativamente los cambios producidos en las reacciones. Las ecuaciones químicas deben estar igualadas algebraicamente como las ecuaciones matemáticas.

La consecución de este objetivo puede tener diversos grados de dificultad. Algunas reacciones se representan con ecuaciones que resultan automáticamente ajustadas por la simple indicación de cuáles son los reactivos y cuáles los productos.

Ejemplos:

La combustión del carbono sólido con el oxígeno gaseoso produce dióxido de carbono gaseoso. Si escribimos la ecuación correspondiente en forma cualitativa, es decir indicando los reactivos y los productos:



queda ajustada sin necesidad de modificar los coeficientes unitarios de las sustancias intervinientes.

El calentamiento del carbonato de calcio sólido a 900°C (calcina-ción) produce óxido de calcio sólido y dióxido de carbono gaseoso:

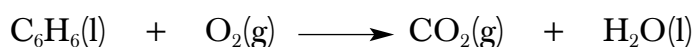


En este caso también la ecuación cumple las exigencias de las leyes de conservación de la masa y de los átomos con la simple indicación de reactivos y productos.

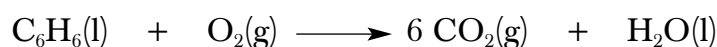
Otras reacciones se representan con ecuaciones en las que los coeficientes no son todos unitarios, sino que uno o más son distintos de 1.

Ejemplos:

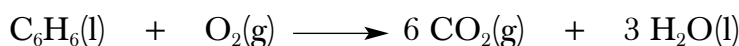
Se ha observado que cuando el benceno líquido reacciona con el oxígeno, se producen dióxido de carbono gaseoso y agua líquida. La ecuación que representa cualitativamente la reacción, señalando cuáles son los reactivos y cuáles los productos es:



Obviamente la ecuación no está equilibrada, las cantidades de carbono, de oxígeno y de hidrógeno de cada miembro son distintas. Para equilibrar la ecuación podemos empezar por observar que en el benceno, única fuente de carbono del primer miembro, hay 6 átomos de carbono y que el dióxido de carbono, único producto del segundo miembro que contiene carbono, tiene un átomo, de modo que se producirán 6 $\text{CO}_2(\text{g})$ por cada $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$. En consecuencia escribimos:



Pero la ecuación no está equilibrada con respecto al hidrógeno, hay 6 átomos en el primer miembro y 2 en el segundo. Para igualar las cantidades ponemos el coeficiente 3 al agua:



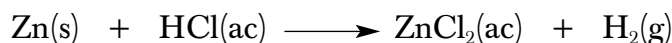
Se han igualado las cantidades de carbono y de hidrógeno pero no las de oxígeno. El ajuste con respecto a este reactivo es inmediato porque es independiente y se le puede asignar el coeficiente necesario para equilibrar la ecuación, que en este caso es $7 \frac{1}{2}$:



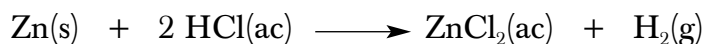
Como usamos la unidad “mol” no es incorrecto usar coeficientes fraccionarios, pero si se prefiere usar coeficientes enteros, bastará multiplicar todos ellos por el número adecuado, que en este ejemplo comentado es 2:



Se ha verificado experimentalmente que al reaccionar el cinc con el ácido clorhídrico se produce una sal y se desprende hidrógeno molecular gaseoso. La ecuación que representa cualitativamente al proceso, es:

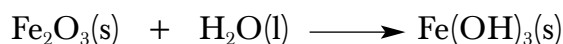


En ambos miembros hay iguales cantidades de Zn, pero no de Cl y de H. Para igualar el cloro (o el hidrógeno) duplicamos la cantidad de HCl(ac) en el primer miembro:

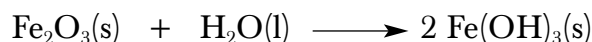


y la ecuación queda equilibrada, porque al ajustar el cloro se ajustó simultáneamente el hidrógeno.

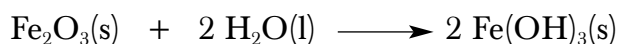
La hidratación del óxido férrico produce hidróxido férrico, la ecuación que da cuenta de cuáles son los reactivos y los productos es:



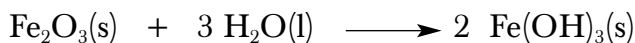
La ecuación no está ajustada, las cantidades de todos los elementos difieren de un miembro a otro. Para equilibrarla podemos comenzar por igualar las cantidades de Fe asignándole coeficiente 2 al hidróxido en el 2º miembro:



Ahora en los reactivos hay menos oxígeno y menos hidrógeno que en los productos. Esto se subsana aumentando el coeficiente del agua que tiene ambos elementos, pero como las cantidades de oxígeno e hidrógeno en el agua no son iguales habrá que ir aumentando la cantidad de agua gradualmente hasta dar con el coeficiente adecuado. Probamos con el coeficiente 2:

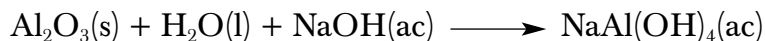


Como la ecuación no está aún equilibrada, probamos colocar el coeficiente 3:



y así ajustamos la ecuación.

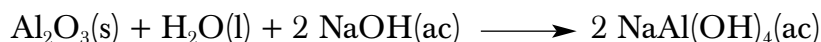
El óxido de aluminio reacciona con una solución acuosa alcalina fuerte y produce una solución acuosa de aluminato de sodio. La ecuación no equilibrada es:



Para ajustar la ecuación observemos que en el primer miembro hay 2 moles de átomos de aluminio y en el segundo no puede haber menos, así que probamos la ecuación:



Esta ecuación exige que en el miembro de la izquierda haya, por lo menos, 2 moles de hidróxido de sodio y escribimos:

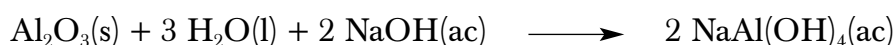


se ha equilibrado el aluminio y el sodio pero no el hidrógeno y el oxígeno que están en defecto en el primer miembro.

Para aumentarlos a ambos se puede aumentar la cantidad de hidróxido de sodio, pero en este caso aumentaríamos también el sodio que ya está equilibrado. La otra posibilidad es aumentar el agua y probamos hacerlo aumentando su cantidad de a 1 mol:



Como todavía no está equilibrada agregamos 1 mol más de agua a los reactivos:



y ahora la ecuación está equilibrada.

..... Ejercicio

Colocar los coeficientes que permitan equilibrar la ecuación:



Resolución:

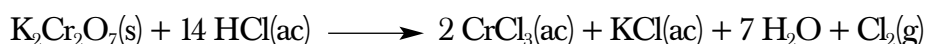
a) en el reactivo $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ del primer miembro hay 2 moles de átomos de cromo, de modo que probamos poner el coeficiente 2 al CrCl_3 del segundo miembro:



b) en el reactivo $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ hay 7 moles de átomos de oxígeno así que le ponemos el coeficiente 7 al H_2O del segundo miembro:



c) para formar 7 moles de moléculas de agua habrá que disponer de 14 moles de átomos de hidrógeno en el primer miembro:



d) en el primer miembro hay 2 moles de átomos de potasio, como en el segundo miembro sólo hay potasio en el KCl, le asignamos a este producto el coeficiente 2:



e) sólo falta igualar las cantidades de cloro en ambos miembros, lo que se consigue asignando al Cl_2 el coeficiente que permita que en el segundo miembro haya tanto cloro como en el primero, ese coeficiente es 3:



y la ecuación está ajustada.

.....

Estos son algunos ejemplos de la práctica habitual de ajustar o equilibrar ecuaciones químicas mediante la correcta asignación de coeficientes a los reactivos y a los productos. Las ecuaciones obtenidas deben reflejar que se cumplen las leyes de conservación de la masa y de los elementos en las reacciones respectivas. La técnica de ajuste requiere un cierta dosis de ingenio y de perspicacia y el lector adquirirá esas habilidades a medida que avance en el estudio y la práctica de la química.

Observaciones: la presencia de agua en un miembro de una ecuación puede ser útil para equilibrarla, si hay exceso de oxígeno con respecto al hidrógeno en un miembro se puede compensar haciendo aparecer agua (que tiene 2 átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno) o aumentando su cantidad en ese miembro. En cambio el exceso de hidrógeno respecto al oxígeno en un miembro se puede compensar agregando agua en el otro miembro.

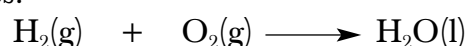
Si un reactivo o producto aparece en forma independiente en un miembro de la ecuación se le puede asignar el coeficiente adecuado para ajustarla sin que haya que modificar otros coeficientes.

Ejemplo:

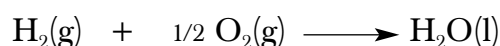
El agua líquida puede obtenerse por la reacción directa del hidrógeno molecular gaseoso con el oxígeno molecular gaseoso en presencia de platino sólido que actúa como catalizador.⁽³⁾

³ Catalizador es un agente que modifica la velocidad de una reacción sin consumirse en ella. No es un reactivo.

La ecuación es:

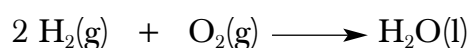


Así escrita se observa que hay exceso de oxígeno en el 1er miembro mientras el hidrógeno está equilibrado. Como el oxígeno es un reactivo independiente en el 1er miembro, se puede modificar su coeficiente en la medida necesaria, en este caso dándole el valor $1/2$.

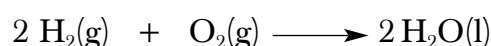


La ecuación está equilibrada.

Alternativa: como el hidrógeno es también un reactivo independiente en el primer miembro se puede duplicar su cantidad para equiparar los requerimientos del oxígeno.



Pero ahora en los productos hay la mitad de átomos de cada clase respecto de los reactivos y como el agua es el único producto se duplica su coeficiente.



y la ecuación queda ajustada

10.1 Método algebraico de ajuste de ecuaciones

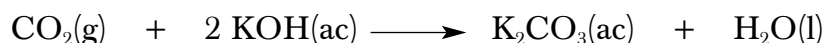
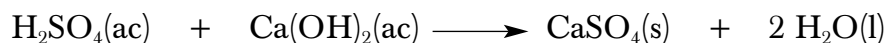
Para equilibrar ecuaciones complicadas se puede apelar al método algebraico que es seguro, evita hacer laboriosas aproximaciones sucesivas y permite ahorrar tiempo.

11 Reacciones y ecuaciones de óxido reducción

Existe un gran número de reacciones en la que el proceso consiste en que las sustancias se descomponen y se reordenan o simplemente se descomponen o se forman a partir de otras más simples, pero *sin que un átomo o ión modifique su estado de oxidación*.

Ejemplos:



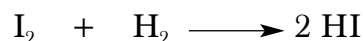


Existen además numerosas e importantes reacciones en la que *dos o más átomos o iones modifican su número de oxidación*. A este tipo de reacciones se las denomina de *óxido reducción* o *redox* y en su transcurso algunos átomos o iones pierden electrones aumentando su número de oxidación y, simultáneamente otros ganan electrones y disminuyen su número de oxidación.

La especie química (átomo, ion o molécula) que contiene al elemento que gana electrones se **reduce** y actúa como **oxidante** y la que contiene al elemento que los pierde se **oxida** actuando como **reductor**.

Ejemplo:

En la reacción entre el yodo y el hidrógeno moleculares se origina yoduro de hidrógeno, la ecuación correspondiente es:



El I_2 tiene número de oxidación 0 y lo disminuye a -1, por aceptación de un electrón por cada átomo. Simultáneamente el hidrógeno, con número de oxidación 0, pierde un electrón por cada átomo y aumenta su número de oxidación a +1.

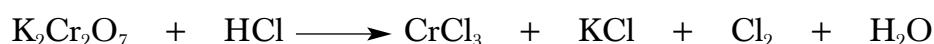
Como corresponde, en las ecuaciones redox se cumplen las leyes de la conservación de la masa, de los elementos y de las cargas eléctricas.

11. 1 Ajuste de las ecuaciones de óxido reducción por el método del ion-electrón

Para equilibrar las ecuaciones redox se ha ideado un método que consiste en escribir la ecuación haciendo intervenir solo los átomos, iones o moléculas que contienen al elemento que modifica su número de oxidación y los electrones necesarios para equilibrarlas eléctricamente.

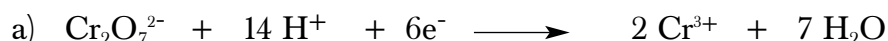
Es usual y conveniente dividir estas ecuaciones redox en dos hemiecuaciones, la de oxidación y la de reducción, las que sumadas dan la ecuación total. Estas hemiecuaciones no ocurren en forma independiente, son procesos simultáneos.

Ejemplo:



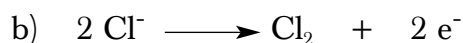
La especie química oxidante es el ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ con prescindencia del catión que lo acompaña. De manera similar, en el HCl el reductor es el ion Cl^- .

La hemiecuación de reducción del dicromato es:



los 7 oxígenos del $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ producen 7 moles de agua, lo que requiere 14 H^+ y los 6 electrones aportan la carga eléctrica necesaria para equilibrar eléctricamente la hemiecuación.

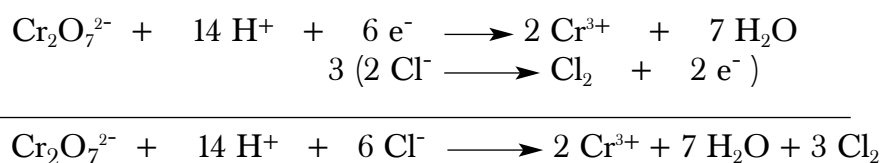
La hemiecuación de oxidación es:



los 2 electrones equilibran eléctricamente la ecuación.

La suma de las hemiecuaciones da la ecuación total.

Como la cantidad de electrones cedidos por el reductor debe ser igual a la cantidad aceptada por el oxidante hay que asignar a las hemiecuaciones a) y b) los coeficientes adecuados para tal fin y que son 1 y 3 respectivamente:



Los electrones se cancelan porque están en igual número en ambos miembros.

Observación importante:

En estas ecuaciones se omiten las especies químicas que no modifican su estado de oxidación. La presencia del catión H^+ , que tampoco modifica el número de oxidación, es necesario para formar agua con el oxígeno.

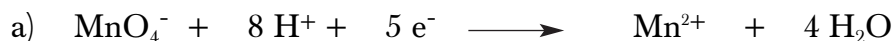
Debe notarse que en este método de ajuste de ecuaciones redox intervienen iones de existencia real. Por eso, aunque en el ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ sólo se reduce el cromo, no aparece en la ecuación el catión Cr^{6+} que no existe en forma independiente.

Otro ejemplo:

Una reacción de oxido reducción importante es la de oxidación de una sal del ion Fe^{2+} con KMnO_4 en un medio ácido fuerte.

Los iones activos desde el punto de vista redox son el anión MnO_4^- que se reduce a Mn^{2+} y el ion Fe^{2+} que simultáneamente se oxida a Fe^{3+} .

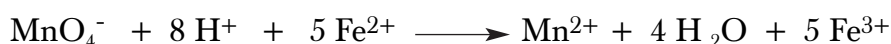
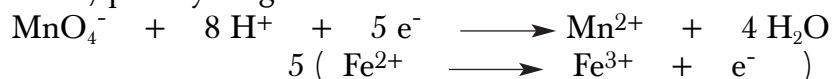
Las correspondientes hemiecuaciones son:



los 5 electrones son la carga eléctrica necesaria para equilibrar eléctricamente la ecuación



para igualar el número de electrones en ambas hemiecuaciones multiplicamos la b) por 5 y luego sumamos:



en la ecuación final ajustada se han omitido los electrones porque aparece en igual cantidad en ambos miembros.

12

Ejemplos de resolución de problemas de estequiometría

La aplicación de las leyes que dan fundamentos a la estequiometría permite resolver problemas que se presentan en los laboratorios e industrias químicas.

Tales problemas son, por ejemplo:

- ¿qué cantidad de una sustancia dada es necesaria para producir cierta cantidad de otra sustancia?
- ¿qué cantidad de Fe_2O_3 es teóricamente necesaria para producir 1000 toneladas de Fe de 98% de pureza?
- ¿cuántos gramos de CO_2 se producen en la combustión completa de 5 moles de átomos de carbono?
- ¿qué volumen de solución acuosa de hidróxido de sodio 1 mol/dm^3 neutraliza exactamente a 49 gramos de ácido sulfúrico al 98% p/p?

Para resolver estos problemas la primera condición es entender claramente el enunciado y saber de qué información se dispone en forma de datos y cuáles son las incógnitas.

..... Ejercicio 1

Si 63,54 gramos de cobre contienen a 1 mol de átomos. ¿Cuántos moles de átomos de cobre son 12,708 gramos del metal?

Los datos son los gramos de cobre y la incógnita es saber cuántos moles hay en un cierto número de gramos de cobre. Esto requiere hacer el siguiente razonamiento:

$$\begin{array}{l} 63,54 \text{ g de Cu} \quad \text{_____} \quad 1 \text{ mol de átomos de Cu} \\ 12,708 \text{ g de Cu} \quad \text{_____} \quad x \text{ moles de átomos de Cu} \end{array}$$

$$x = \frac{12,708 \text{ g Cu} \times 1 \text{ mol de átomos Cu}}{63,54 \text{ g Cu}} = 0,20 \text{ moles de átomos de Cu}$$

Respuesta: en 12,708 g de Cu hay 0,20 moles de átomos

..... Ejercicio 2

¿Cuántos moles de átomos de nitrógeno hay en 10^{24} moléculas de N_2 ?

Los datos son que se dispone de 10^{24} moléculas y que cada una tiene 2 átomos. Esto permite saber cuántos átomos de nitrógeno hay en 10^{24} moléculas de N_2 :

$$\begin{array}{l} 1 \text{ molécula de } N_2 \quad \text{_____} \quad 2 \text{ átomos de N} \\ 10^{24} \text{ moléculas de } N_2 \quad \text{_____} \quad x \text{ átomos de N} \end{array}$$

$$x = \frac{10^{24} \text{ moléculas N} \times 2 \text{ átomos N}}{1 \text{ molécula de } N_2} = 2 \cdot 10^{24} \text{ átomos de N}$$

Pero la incógnita es el número de moles, lo que requiere saber cuántos átomos son 1 mol. Averiguado que 1 mol de átomos son $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos, se resuelve el problema.

$$\begin{array}{l} 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \quad \text{_____} \quad 1 \text{ mol} \\ 2 \cdot 10^{24} \text{ átomos} \quad \text{_____} \quad x \text{ moles} \end{array}$$

$$x = \frac{2 \cdot 10^{24} \text{ átomos} \times 1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 3,32 \text{ moles}$$

Respuesta: en consecuencia 10^{24} moléculas de N_2 contienen 3,32 moles de átomos de N.

..... Ejercicio 3

¿Cuántos átomos de hidrógeno se combinan con 1,20 gramos de oxígeno para formar H_2O sabiendo que 1 mol de átomos de oxígeno es igual a 16,0 gramos?

Los datos son la cantidad de oxígeno en gramos y la sustancia que se forma. La incógnita es el número de átomos de hidrógeno.

El razonamiento es: si la sustancia es H_2O en cualquier cantidad de ella el número de átomos de H es el doble que el de átomos de O. Recordar que 1 mol de átomos = $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos. Luego:

$$\begin{array}{l} 16 \text{ gramos de O} \quad \text{_____} \quad 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} \\ 1,20 \text{ gramos de O} \quad \text{_____} \quad x \text{ átomos de O} \end{array}$$

$$x = \frac{1,20 \text{ g O} \times 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{16,0 \text{ g de O}} = 4,52 \cdot 10^{22} \text{ átomos de O}$$

Por lo tanto, el número de átomos de H que se combina con 1,20 gramos de O es:

$$4,52 \cdot 10^{22} \text{ átomos} \times 2 = 9,035 \cdot 10^{22} \text{ átomos de H}$$

Respuesta: con 1,20 gramos de oxígeno se combinan $9,035 \cdot 10^{22}$ átomos de hidrógeno para formar agua.

..... Ejercicio 4

Mediante una serie de reacciones intermedias a partir de 1,437 gramos de FeO se obtuvo cierta cantidad de $K_4[Fe(CN)_6]$. ¿Cuántos moles de la última sustancia se obtuvieron suponiendo la transformación completa del hierro contenido en el FeO?

La observación de la fórmula muestra que en 1 mol de ella hay 1 mol de átomos de Fe.

Debemos averiguar cuántos moles de Fe hay en 1,437 gramos de FeO: 1 mol de moléculas de FeO contiene 1 mol de átomos de Fe (55,85 gramos) y 1 mol de átomos de O (16,0 gramos) o sea que su masa es:
55,85 gramos de Fe + 16,0 gramos de O = 71,85 gramos de FeO

$$\begin{array}{l} \text{Si } 71,85 \text{ g de FeO} \quad \text{_____} \quad 1 \text{ mol de átomos de Fe} \\ 1,437 \text{ g de FeO} \quad \text{_____} \quad x \text{ moles de átomos de Fe} \end{array}$$

$$x = \frac{1,437 \text{ g FeO} \times 1 \text{ mol de átomos Fe}}{71,85 \text{ g FeO}} = \begin{array}{l} 0,020 \text{ moles de átomos} \\ \text{de Fe que producirán} \\ \text{otros tantos moles} \\ \text{K } [Fe(CN)_6] \end{array}$$

Respuesta: El Fe contenido en 1,437 g de FeO, permite obtener 0,020 moles de $K_4[Fe(CN)_6]$.

..... Ejercicio 5

¿Cuántos moles de moléculas de HCl pueden obtenerse a partir de

2,36 gramos de cloro?

En 1 mol de HCl hay 1 mol de átomos de cloro

35,5 gramos de Cl _____ 1 mol de átomos de Cl
 2,36 gramos de Cl _____ x moles de átomos de Cl

$$x = \frac{2,36 \text{ g Cl} \times 1 \text{ mol de átomos Cl}}{35,45 \text{ g Cl}} = 0,0666 \text{ moles de átomos de Cl}$$

1 mol de átomos de Cl origina 1 mol de moléculas de HCl, luego 0,0666 moles de Cl pueden producir 0,0666 moles de moléculas de HCl.

Respuesta: a partir de 2,36 gramos de Cl se obtienen 0,0666 moles de moléculas de HCl.

..... Ejercicio 6

¿Cuántos gramos de Zn deben reaccionar con HCl para producir 5 moles de moléculas de H₂?

Debe escribirse la ecuación:



La ecuación indica que 1 mol de átomos Zn produce 1 mol de moléculas de H₂, para producir 5 moles de moléculas de H₂ deberán reaccionar 5 moles de átomos de Zn.

1 mol de átomos de Zn _____ 65,37 g de Zn
 5 moles de átomos de Zn _____ x g de Zn

$$x = \frac{5 \text{ moles de átomos Zn} \times 65,37 \text{ gramos Zn}}{1 \text{ mol de átomos Zn}} = 326,85 \text{ g de Zn}$$

Respuesta: deben reaccionar 326,85 g de Zn para producir 5 moles de moléculas de H₂.

..... Ejercicio 7

¿Qué volumen ocupan en condiciones normales de temperatura y presión 9 gramos de O₂?

Las condiciones normales son: temperatura 273 K (0°C) y presión 1 atmósfera. Se indica con la sigla C.N.T.P.

Admitimos que el O₂ gaseoso se comporta como un gas ideal, 1 mol de gas ideal ocupa un volumen de 22,414 dm³, en C.N.T.P.

1 mol de O_2 tiene una masa de 32,0 gramos

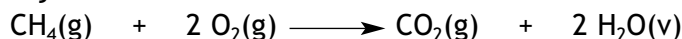
32 gramos de O_2 en C.N.T.P. _____ 22,414 dm³
 9 gramos de O_2 en C.N.T.P. _____ x dm³

$$x = \frac{9 \text{ g } O \times 22,414 \text{ dm}}{32 \text{ g } O_2} = 6,304 \text{ dm}^3$$

Respuesta: 9 gramos de O_2 en C.N.T.P. ocupan un volumen de 6,304 dm³ admitiendo que el gas se comporta idealmente.

..... Ejercicio 8

Calcular la masa en gramos de CO_2 y el número de moles de moléculas de H_2O producidas en la combustión completa de 48,0 gramos de CH_4 . La ecuación ajustada es:



De acuerdo con la ecuación por cada mol de moléculas de CH_4 que reacciona se produce 1 mol de moléculas de CO_2 y 2 moles de moléculas de H_2O . Debemos averiguar cuántos gramos de CO_2 y cuántos moles de moléculas de H_2O se obtendrán por la combustión de 48,0 gramos de CH_4 .
 1 mol de moléculas de metano (CH_4) = 16,0 gramos
 1 mol de moléculas de dióxido de carbono (CO_2) = 44,01 gramos

16,0 g de CH_4 _____ 44,01 g de CO_2
 48,0 g de CH_4 _____ x g de CO_2

$$x = \frac{48,0 \text{ g } CH_4 \times 44,01 \text{ g } CO_2}{16,0 \text{ g } CH_4} = 131,7 \text{ gramos de } CO_2$$

16,0 gramos de CH_4 _____ 2 moles de moléculas de H_2O
 48,0 gramos de CH_4 _____ x moles de moléculas de H_2O

$$x = \frac{48,0 \text{ g } CH_4 \times 2 \text{ moles de moléculas } H_2O}{16,04 \text{ g } CH_4} = 5,98 \text{ moles de moléculas de } H_2O$$

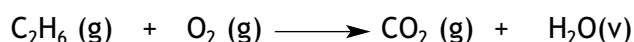
Respuesta: por la combustión completa de 48 g de metano se producen 131,17 g de dióxido de carbono y 5,98 moles de moléculas de agua.

..... Ejercicio 9

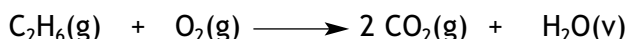
Al reaccionar completamente 17,0 gramos de C_2H_6 (etano) con O_2 se produce agua y dióxido de carbono. Escribir la ecuación ajustada y calcular qué masa en gramos de cada reactivo y de cada producto interviene en

la ecuación.

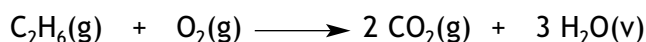
La ecuación no ajustada es:



Para ajustar la ecuación empezamos por observar que en el primer miembro hay 2 moles de átomos de carbono y en el segundo hay solo 1. Para igualar duplicamos la cantidad de CO_2 .



y como en el primer miembro hay 6 moles de átomos de hidrógeno triplicamos la cantidad de agua:



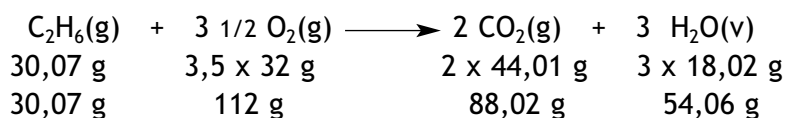
Ahora sólo falta igualar las cantidades de oxígeno en ambos miembros y como es un reactivo independiente acepta el coeficiente adecuado que, en este caso, es $3 \frac{1}{2}$.



y la ecuación queda ajustada.

En esta ecuación asignamos a cada reactivo y a cada producto la masa en gramos que le corresponde, sabiendo que:

1 mol de C_2H_6	_____	30,07 gramos
1 mol de CO_2	_____	44,01 gramos
1 mol de O_2	_____	32,0 gramos
1 mol de H_2O	_____	18,02 gramos



La cantidad de C_2H_6 que interviene es de 17,0 g luego, de acuerdo a la ecuación ajustada, la cantidad de O_2 es:

30,07 g etano	_____	112 g oxígeno
17,0 g etano	_____	x g oxígeno

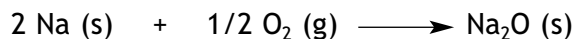
$$x = \frac{17,0 \text{ g etano} \times 112 \text{ g oxígeno}}{30,07 \text{ g etano}} = 63,31 \text{ g oxígeno}$$

De la misma manera se calcula la masa del CO_2 y del H_2O que se forman y que resultan ser 49,75 g de CO_2 y 30,56 g de H_2O respectivamente.

Respuesta: los 17,0 g de C_2H_6 reaccionan con 63,31 g de O_2 y se producen 49,76 g de CO_2 y 30,56 g de H_2O .

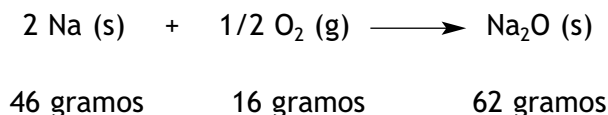
..... Ejercicio 10

El óxido de sodio se obtiene por la reacción directa del O_2 con el Na de acuerdo con la ecuación:



se desea saber cuántos gramos de Na_2O se obtienen al poner en contacto 23,0 gramos de Na con 23,0 gramos de O_2 y si algún reactivo está en exceso en qué cantidad.

Para resolver el problema indicamos en la ecuación las masas de reactivos y productos



se observa que 46 gramos de Na reaccionan con 16 gramos de O_2 , debemos averiguar cuántos gramos de oxígeno reaccionan con los 23 gramos de sodio

$$\begin{array}{ccc} 46 \text{ g de Na} & \text{_____} & 16 \text{ g de O}_2 \\ 23 \text{ g de Na} & \text{_____} & x \text{ g de O}_2 \end{array}$$

$$x = \frac{23 \text{ g Na} \times 16 \text{ g O}_2}{46 \text{ g Na}} = 8 \text{ g de O}_2$$

luego si tenemos 23 g de oxígeno y reaccionan 8 g de oxígeno, quedan en exceso:

$$23\text{g} - 8\text{g} = 15 \text{ g de oxígeno}$$

además la ecuación indica que 46 gramos de sodio producen 62 gramos de óxido de sodio, entonces

$$\begin{array}{ccc} 46 \text{ g de Na} & \text{_____} & 62 \text{ g de Na}_2\text{O} \\ 23 \text{ g de Na} & \text{_____} & x \text{ de g Na}_2\text{O} \end{array}$$

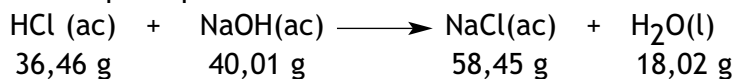
$$x = \frac{23 \text{ g Na} \times 62 \text{ g Na}_2\text{O}}{46 \text{ g Na}} = 31 \text{ g de Na}_2\text{O}$$

Respuesta: si se ponen en contacto 23 g de sodio con 23 g de oxígeno se producirán 31 g de óxido de sodio y 15 g de oxígeno quedarán sin reaccionar por estar en exceso con respecto al otro reactivo.

... Ejercicio 11

Calcular la cantidad de agua que se produce cuando por reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio se originan 37,50 g de cloruro de sodio.

La ecuación que representa la reacción es:



e indica que cuando se forman 58,45 gramos de NaCl también se originan 18,02 gramos de H₂O.

Luego, la cantidad de H₂O que se produce al mismo tiempo que se forman 37,50 g de NaCl resulta de la proporción:

$$\begin{array}{l} 58,45 \text{ g de NaCl} \quad \text{_____} \quad 18,02 \text{ g de H}_2\text{O} \\ 37,50 \text{ g de NaCl} \quad \text{_____} \quad x \text{ g de H}_2\text{O} \end{array}$$

$$x = \frac{37,50 \text{ g NaCl} \times 18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{58,45 \text{ g NaCl}} = 11,56 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Respuesta: cuando al neutralizar ácido clorhídrico con hidróxido de sodio se forman 37,50 g de cloruro de sodio se obtienen simultáneamente 11,56 g de agua.



Capítulo 9.-

Soluciones

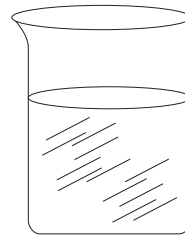
En nuestro entorno cotidiano abundan los ejemplos de soluciones. El aire que respiramos es una solución de varios gases. Los fluidos que se trasladan por el cuerpo son soluciones y transportan una gran variedad de nutrientes indispensables, sales y otros materiales. El latón es una solución sólida de zinc en cobre. En muchas de las reacciones químicas que se producen en un laboratorio o en una planta química las sustancias participantes están en solución.

1 Componentes de una solución ¹

Se denomina *componente de una solución* -ya definida en el capítulo 3- a cada una de las sustancias que forman parte de ella.

Ejemplo:

Si agregamos a un cierto volumen de agua contenida en un vaso de precipitados una cantidad de azúcar que se disuelva totalmente en ella, habremos preparado una solución de azúcar en agua.



Agua y azúcar mutuamente disueltos.

El sistema es homogéneo porque las moléculas de azúcar se han distribuido de manera uniforme en el agua, es decir su cantidad es la misma en cualquiera de las partes iguales de la solución que se consideren y lo mismo puede decirse del agua.

Esta solución es una fase *única*, porque además de ser homogénea tiene límites definidos que son las paredes del recipiente y la superficie libre de la solución en contacto con la atmósfera.

Los componentes de la solución descripta son dos: el agua y el azúcar.

2 Conceptos de solutos y de solvente

- Una solución tiene, por lo menos, dos componentes.
- Es habitual llamar *solvente* al componente de las soluciones que está presente en mayor cantidad que cualquiera de los otros y *solutos* o solutos a los restantes componentes.

3 Clasificación de las soluciones de acuerdo con el estado de agregación del solvente

Aunque con distintos grados de habitualidad e importancia son posibles las siguientes clases de soluciones:

¹ El término "solución" en este capítulo puede ser reemplazado por "disolución" siempre que se haga referencia a un sistema homogéneo.

Estado de agregación del solvente	Estado de agregación del soluto	Tipo de solución
Gaseoso	gaseoso líquido sólido	soluciones gaseosas
Líquido	gaseoso líquido sólido	soluciones líquidas
Sólido	gaseoso líquido sólido	soluciones sólidas

En el laboratorio químico es muy habitual preparar y utilizar soluciones líquidas y entre ellas las más comunes son las que tienen por solvente al agua, es decir, las *soluciones acuosas*.

4

Concentración de las soluciones

Llamamos *concentración de una solución a la cantidad de soluto disuelto en una cierta cantidad de solvente o de solución*. Como veremos más adelante las cantidades de solvente y de solutos pueden expresarse en diversas unidades.

Los valores de las concentraciones de las soluciones están condicionados por la solubilidad de cada soluto en cada solvente. *La solubilidad de un soluto en un solvente se define como la máxima cantidad de soluto que, a una determinada temperatura, se disuelve completamente en una cantidad dada de solvente*, ya que la solubilidad de un soluto en un solvente depende de la temperatura.

En general la cantidad de soluto se indica en gramos o en moles y la del solvente en gramos, cm^3 o dm^3 .

Al consignar un dato de solubilidad es inexcusable mencionar la temperatura y si el soluto es un gas hay que indicar también la presión de dicho gas a la que se disuelve.

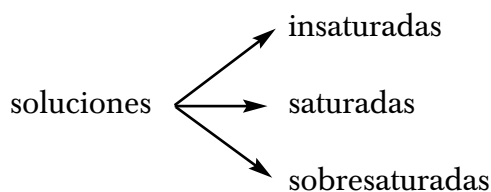
Ejemplos:

Solubilidad de I_2 (s) en agua a 20°C = $0,29 \text{ g/dm}^3$

Solubilidad de TiCl (s) en agua a 25°C = $1,9 \cdot 10^{-4} \text{ moles/dm}^3$

Solubilidad de NO (g) en agua a 0°C y $1,0$ atmósfera de presión = $3,3 \cdot 10^{-3} \text{ moles/dm}^3$

Con respecto a valores de la concentración puede hacerse una clasificación de las soluciones en:



Las soluciones *insaturadas* (o no saturadas) son las que a una determinada temperatura tienen una cantidad de soluto disuelto menor que la que podría disolverse como máximo, de acuerdo a la solubilidad.

Soluciones *saturadas* son las que tienen toda la cantidad de soluto que se puede disolver en una determinada cantidad de solvente a la temperatura a la que se encuentra.

Soluciones *sobresaturadas* son las que tienen en solución una cantidad de soluto mayor que la solubilidad del soluto en el solvente a la temperatura del sistema.

5

Preparación de los diversos tipos de soluciones

Una solución insaturada de la concentración requerida se prepara agregando al solvente una cantidad de soluto menor que la solubilidad de éste a la temperatura de preparación. En este caso se observa que la última porción de soluto agregada se disuelve totalmente.

Con respecto a las soluciones saturadas, teóricamente deberían prepararse agregando al solvente exactamente la cantidad máxima del soluto que puede disolverse a la temperatura a la cual se prepara. En la práctica no es fácil alcanzar el objetivo de esta manera, por lo tanto se agrega una cantidad de soluto mayor que la teóricamente necesaria y el exceso de soluto forma una fase insoluble que se puede separar de la solución.

En algunos casos una solución sobresaturada puede ser obtenida si se enfría suficientemente y con mucha lentitud una solución saturada o muy cercana a la saturación.

Las soluciones sobresaturadas constituyen sistemas materiales llamados *metaestables*. Con prescindencia de posibles cambios de temperatura, basta una perturbación externa (la caída a la solución de una partícula extraña, la agitación de la solución con una varilla, un golpe al recipiente que la contiene, etc.) para que el exceso de soluto con respecto a la saturación se separe por precipitación. En consecuencia la solución deja de ser sobresaturada.

6

Soluciones concentradas y soluciones diluidas

Los conceptos de solución concentrada y de solución diluida son imprecisos y sólo indicativos con respecto a la cantidad de soluto presente en la solución.

Se dice habitualmente que una solución es diluida si contiene cantidades de soluto pequeñas con respecto a la cantidad de solvente y se considera concentrada una solución que contenga una cantidad alta de soluto con relación a la del solvente.

Aunque no hay un límite definido entre soluciones diluidas y soluciones concentradas, consideramos arbitrariamente que las soluciones que tienen menos de 0,01 mol de soluto por cada dm^3 de solución son diluidas y que aquellas que tienen más de 0,5 mol de soluto por cada dm^3 de solución, son concentradas. Como se ve entre los valores de concentración mencionados hay un intervalo muy amplio.

Por otra parte una solución saturada es muy diluida cuando la solubilidad es muy baja, mientras que otra puede ser concentrada aunque esté lejos de la saturación si la solubilidad es alta.

Ejemplos:

a) En 100 gramos de agua a 20°C se disuelven hasta 0,0043 gramos de sulfato de plomo; la solución está saturada en esas condiciones, pero teniendo en cuenta las cantidades relativas de soluto y de solvente (alrededor de 23000 veces más solvente que soluto) podemos decir que la solución es diluida.

b) A la temperatura de 30°C se disuelven hasta 112 gramos de clorato de sodio en 100 gramos de agua. Una solución que tenga 50 gramos de clorato de sodio en 100 gramos de agua a 30°C es ciertamente concentrada (2 partes del solvente por cada parte de soluto) pero está lejos de la saturación.

7

Maneras de expresar la concentración de una solución

1) **Porcentaje:** Se expresa la concentración haciendo referencia al porcentaje de soluto con respecto a la cantidad de solvente o de disolución:

a) cantidad de gramos de soluto por cada 100 gramos de solución.

Ejemplo:

Se disuelven 5 gramos de soluto y se agrega solvente hasta obtener 100 gramos de solución, se dice que la solución tiene una concentración de 5% masa/masa (% m/m).

b) cantidad de gramos de soluto por cada 100 cm^3 de solución.

Ejemplo:

Al disolver 10 gramos de soluto en la cantidad de solvente neces-

ria para obtener 100 cm^3 de solución, se tiene una solución cuya concentración es 10% masa/volumen (% m/v).

c) volumen de soluto en cm^3 por cada 100 cm^3 de solución.

Ejemplo:

Una solución obtenida al disolver 20 cm^3 de soluto en la cantidad necesaria de solvente para obtener 100 cm^3 de solución, tiene una concentración del 20% volumen/volumen (% v/v).

..... Ejercicio 1

Se desea saber qué masa de solución acuosa de NaCl al 5% m/m contienen 1,60 g de la sal.

Una solución al 5% m/m contiene, por definición, 5,0 gramos de soluto (en este caso el cloruro de sodio) en 100 gramos de solución.

Luego:

$$\begin{array}{l} 5 \text{ g de sal} \quad \text{---} \quad 100 \text{ g de solución} \\ 1,60 \text{ g de sal} \quad \text{---} \quad x \text{ g de solución} \end{array}$$

$$x = \frac{1,60 \text{ g sal} \times 100 \text{ g disolución}}{5 \text{ g sal}} = 32 \text{ g de solución}$$

.....

2) **Molaridad:** expresa la concentración como el número de moles de un soluto disueltos en 1 dm^3 de solución.

El método de preparación consiste en disolver el soluto en una cantidad suficiente de solvente y luego agregar la cantidad necesaria de solvente para que el volumen de la solución sea de 1 dm^3 .

Ejemplo:

Si la solución se ha preparado disolviendo 0,500 moles de soluto y llevando el volumen de la solución a 1 dm^3 , se dice que la solución es 0,500 molar o 0,500 M.

..... Ejercicio 2

Calcular cuántos gramos de hidróxido de sodio se requieren para preparar 1 dm^3 de una solución de concentración $0,25 \text{ mol/dm}^3$.

Del enunciado se desprende que para preparar 1 dm³ de la solución deseada son necesarios 0,25 moles de hidróxido de sodio y 1 mol de hidróxido de sodio tiene una masa de 40 gramos de hidróxido de sodio. Para calcular la masa de hidróxido de sodio en gramos escribimos:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de NaOH} \quad \text{_____} \quad 40 \text{ g de NaOH} \\ 0,25 \text{ moles de NaOH} \quad \text{_____} \quad x \text{ g de NaOH} \end{array}$$

$$x = \frac{0,25 \text{ moles NaOH} \times 40 \text{ g de NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 10 \text{ g de NaOH}$$

Respuesta: para preparar 1 dm³ de solución de NaOH de concentración 0,25 mol/dm³ son necesarios 10 g NaOH.

.....

.... Ejercicio 3

En base a la información dada en el ejemplo anterior se puede calcular mentalmente (sin lápiz, papel ni calculadora) cuántos gramos de hidróxido de sodio están contenidos en 2 dm³ de solución de concentración 0,5 moles/dm³.

.....

.... Ejercicio 4

Se dispone de una muestra de cloruro de calcio que contiene 21% de humedad. Qué cantidad de droga hay que pesar para preparar 500 cm³ de una solución de concentración 0,175 mol/dm³.

Teniendo en cuenta que:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de CaCl}_2 \text{ tiene una masa de } 111,1 \text{ gramos} \\ 500 \text{ cm}^3 = 0,5 \text{ dm}^3 \\ \text{una solución de concentración } 0,175 \text{ mol/dm}^3 \\ \text{tiene } 0,175 \text{ moles de CaCl}_2 \text{ en } 1 \text{ dm}^3 \end{array}$$

Por lo tanto:

$$0,175 \text{ mol/dm}^3 \text{ de CaCl}_2 \times 111,1 \text{ g/mol} = 19,44 \text{ g/dm}^3 \text{ de CaCl}_2$$

Es decir que si para preparar 1 dm³ de solución son necesarios 19,44 g de CaCl₂, para preparar 0,5 dm³ de solución son necesarios 9,72 g de CaCl₂.

Si la droga fuera pura se necesitarían 9,72 g de ella para preparar 0,5 dm³ de una solución de concentración 0,175 mol/dm³. Como la dro-

ga no es pura habrá que usar más debido a que la muestra contiene 21% de humedad, lo que significa que en 100 g hay 21 g de agua y 79 g de CaCl_2 , por lo tanto:

$$\begin{array}{l} 79 \text{ g de } \text{CaCl}_2 \text{ ————— } 100 \text{ g de muestra} \\ 9,72 \text{ g de } \text{CaCl}_2 \text{ ————— } x \text{ g de muestra} \end{array}$$

$$x = \frac{9,72 \text{ g } \text{CaCl}_2 \times 100 \text{ g muestra}}{79 \text{ g } \text{CaCl}_2} = 12,31 \text{ g de muestra}$$

Respuesta: para preparar 500 cm^3 de solución de CaCl_2 $0,175 \text{ mol/dm}^3$ hay que pesar $12,31 \text{ g}$ de la muestra impura.

.....

..... Ejercicio 5

Se prepara una solución acuosa de urea que tiene una concentración de 1 mol/dm^3 disolviendo $60,0 \text{ gramos}$ de urea en agua y llevando el volumen final de la solución a 1 dm^3 . ¿Cuántos gramos de urea se necesitan para preparar 250 cm^3 de una solución de concentración $0,05 \text{ mol/dm}^3$?

En primer lugar para expresar las concentraciones en dm^3 observemos que:

$$250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ dm}^3 \text{ de solución ————— } 60 \text{ g de urea} \\ 0,250 \text{ dm}^3 \text{ de solución ————— } x \text{ g de urea} \end{array}$$

$$x = \frac{0,250 \text{ dm}^3 \text{ solución} \times 60 \text{ g urea}}{1 \text{ dm}^3 \text{ solución}} = 15 \text{ g de urea}$$

Para preparar el mismo volumen de solución de concentración $0,05 \text{ mol/dm}^3$ se necesitará la cantidad en gramos que resulta de la proporción:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol/dm}^3 \text{ ————— } 15 \text{ g de urea} \\ 0,05 \text{ mol/dm}^3 \text{ ————— } x \text{ g de urea} \end{array}$$

$$x = \frac{0,05 \text{ mol/dm}^3 \times 15 \text{ g urea}}{1 \text{ mol/dm}^3} = 0,75 \text{ g de urea}$$

Respuesta: para preparar $0,250 \text{ dm}^3$ de solución de urea de concentración $0,05 \text{ mol/dm}^3$ se deben disolver $0,75 \text{ g}$ de urea.

.....

..... Ejercicio 6

Calcular qué cantidad en gramos y en moles de ácido oxálico hay que pesar para preparar 0,150 dm³ de solución acuosa 0,0015 mol/dm³.

La masa molecular del ácido oxálico es 74,04 gramos

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 74,04 \text{ g de ácido oxálico} \\ 0,0015 \text{ moles} \quad \text{---} \quad x \text{ g de ácido oxálico} \end{array}$$

$$x = \frac{0,0015 \text{ moles} \times 74,04 \text{ g ácido oxálico}}{1 \text{ mol}} = 0,111 \text{ g de ác. oxálico}$$

Para preparar 1 dm³ se necesitan 0,111 gramos de ácido oxálico, si se quiere preparar 0,150 dm³ de solución la cantidad de sustancia requerida es:

$$x = \frac{0,111 \text{ g ácido oxálico} \times 0,150 \text{ dm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,0167 \text{ g ácido oxálico}$$

Para calcular la cantidad en moles de ácido oxálico necesaria establecemos la siguiente proporción:

$$\begin{array}{l} 74,04 \text{ g de ácido oxálico} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol} \\ 0,0167 \text{ g de ácido oxálico} \quad \text{---} \quad x \text{ moles} \end{array}$$

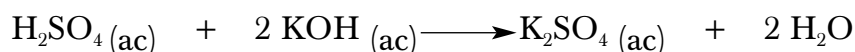
$$x = \frac{1 \text{ moles} \times 0,0167 \text{ g ácido oxálico}}{74,04 \text{ g ácido oxálico}} = 2,255 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

Respuesta: para preparar 0,150 dm³ de solución de ácido oxálico 0,0015 mol/dm³ se necesitan 0,0167 g o sea $2,255 \cdot 10^{-4}$ moles de ácido oxálico.

..... Ejercicio 7

Se desea neutralizar 15,0 cm³ de solución de H₂SO₄ de concentración 0,85 mol/dm³ y se dispone de una solución de KOH que tiene 0,50 moles de hidróxido por cada dm³ de solución. ¿Qué volumen de solución de KOH neutralizará exactamente al ácido?

Planteamos la ecuación:



Averiguamos cuántos moles de H₂SO₄ hay en la solución ácida con el razonamiento habitual.

1 dm³ de solución _____ 0,85 moles de ácido
 0,015 dm³ de solución _____ x moles de ácido

$$x = \frac{1 \text{ moles} \times 0,0167 \text{ g ácido oxálico}}{74,04 \text{ g ácido oxálico}} = 2,255 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

La ecuación muestra que se necesitan 2 moles de KOH por cada mol de ácido que se quiera neutralizar, luego harán falta:

$$0,0128 \text{ moles de ácido} \times 2 \text{ moles de KOH} = 0,0256 \text{ moles de KOH}$$

Para saber qué volumen de solución de KOH contiene ese número de moles establecemos la proporción:

0,50 moles de KOH _____ 1 dm³ de solución
 0,0256 moles de KOH _____ x dm³ de solución

$$x = \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ solución} \times 0,0256 \text{ moles de KOH}}{0,50 \text{ moles de KOH}} = 0,051 \text{ dm}^3 = 51 \text{ cm}^3$$

Respuesta: son necesarios 51 cm³ de solución de KOH de concentración 0,50 mol/dm³ para neutralizar exactamente 15,0 cm³ de solución de H₂SO₄ de concentración 0,85 mol/dm³.

.....

3) Molalidad: este modo de expresar la concentración consiste en indicar la cantidad de moles de soluto en 1000 gramos de solvente.

Ejemplo:

Si una solución se ha preparado disolviendo 1,50 moles de soluto en 1000 gramos de solvente, se dice que su concentración es 1,50 molal y se denota 1,50 mol/kg.

4) Fracción molar: se hace referencia a la relación entre el número de moles de un componente de la solución y el número total de moles de componentes presentes en la solución.

Ejemplo:

Si se disuelven 0,10 moles de urea en 55 moles de agua, la fracción molar de la urea en la solución, que indicaremos x_{urea} es:

$$X_{\text{urea}} = \frac{0,10 \text{ moles}}{0,10 \text{ moles} + 55 \text{ moles}} = \frac{0,10}{55,10} = 0,001815$$

y la del agua:

$$X_{\text{agua}} = \frac{55 \text{ moles}}{0,10 \text{ moles} + 55 \text{ moles}} = \frac{55}{55,10} = 0,998185$$

La suma de las fracciones molares de todos los componentes de una solución es la unidad lo que resulta de la definición de fracción molar.

En el ejemplo anterior la suma de las fracciones molares es:

$$\frac{0,10}{55,10} + \frac{55}{55,10} = \frac{0,10 + 55}{55,10} = \frac{55,10}{55,10} = 1$$

Glosario

69

Ácido: compuesto que en disolución acuosa origina por ionización cationes hidrógeno (H^+).

Ámbar: resina fósil conocida por su propiedad de electrificarse por fricción. Se ha usado para la fabricación de objetos suntuarios, boquillas para fumar, collares, etc.

Ángulo de enlace: es el ángulo que forman las direcciones de 2 enlaces en las moléculas triatómicas o de mayor atomicidad.

Aniones: iones que resultan de la ganancia de electrones por parte de los átomos neutros. Tienen carga negativa.

Ánodo: electrodo en el que se produce una oxidación. En los tubos de descarga de alto vacío es el polo al que se dirigen los rayos catódicos (electrones).

Átomo: la menor porción de un elemento que puede tener existencia independiente o que puede entrar en combinación para formar una sustancia. Es el límite de la divisibilidad de cualquier sustancia.

Bloque: conjunto de elementos de la Tabla Periódica que tienen sus electrones más externos en el mismo subnivel energético (*s, p, d o f*).

Calor o energía calórica: es la energía que se transfiere de un objeto a otro debido a una diferencia de temperatura entre ambos.

Cambios de estado: son transformaciones físicas en las que se modifica el estado de agregación de la materia.

Campo eléctrico: porción del espacio en la que se manifiestan las propiedades de una carga eléctrica, por ejemplo un electrón.

Campo magnético: porción del espacio donde se manifiesta la presencia de un imán.

Caracteres organolépticos: son aquellos que se perciben con los sentidos.

Catalizador: sustancia que modifica la velocidad de una reacción (generalmente aumentándola) sin consumirse ni alterarse.

Cationes: iones que resultan de la pérdida de electrones por parte de átomos neutros. Tienen carga positiva.

Cátodo: electrodo en el que se produce una reducción y del que se alejan los rayos catódicos (electrones) en los tubos de descarga.

Cifras significativas: son los dígitos representativos de una cantidad

medida o calculada, es decir son los dígitos que al hacer una medida se conocen con exactitud, más uno que se estima.

Combustión: reacción de algunas sustancias con oxígeno produciendo calor y habitualmente una llama luminosa.

Concentración: cantidad de soluto disuelto en una cierta cantidad de solvente o de disolución.

Configuración electrónica (de un átomo): manera de distribuirse los electrones alrededor del núcleo.

Densidad absoluta: es la relación de la masa de un cuerpo con su volumen.

Descomposición: es el proceso en el cual la masa del único reactivo disminuye y se forman dos o más productos cuyas masas van aumentando, a medida que transcurre el mismo.

Dipolo inducido o transitorio (Fuerzas de London o fuerzas de dispersión): estas fuerzas son el resultado de un dipolo no permanente en un átomo que induce un dipolo en el átomo contiguo a él y así sucesivamente.

Dipolos permanentes: se producen espontáneamente entre moléculas cuyos átomos están unidos por covalencia polar y la distribución de cargas es asimétrica.

Disociación: proceso por el cual se separan los iones de una sustancia por interacción con otra o bien se separan los átomos de una molécula discreta.

Doble descomposición: es la transformación química que ocurre cuando reaccionan dos sustancias compuestas y forman dos sustancias compuestas nuevas.

Ecuación química: representación simbólica algebraica de una reacción química, que tiene dos miembros.

Electroafinidad: (afinidad electrónica) es la cantidad de energía que un átomo gaseoso aislado absorbe o libera cuando capta un electrón para formar un ion monovalente negativo gaseoso. El valor de la energía se indica por cada mol de átomo. Es una magnitud y su valor se expresa con un número y una determinada unidad de energía.

Electrodo: pieza metálica (lámina, varilla) que en los circuitos eléctricos cumple las funciones que atribuimos a los ánodos y a los cátodos.

Electrólisis: fenómeno consistente en el traslado de los iones de una so-

lución de ácido, base o sal hacia los electrodos a través de un campo eléctrico.

Electrón: partícula fundamental constituyente de cualquier tipo de sustancia. Tiene carga eléctrica negativa y su masa es $9,09 \cdot 10^{-28}$ gramos.

Electronegatividad: es la tendencia relativa de un átomo de un elemento a atraer hacia sí a los electrones de un enlace. Para cada elemento tiene un valor numérico en la escala arbitraria de Pauling.

Elemento: es lo común a las variedades alotrópicas de una sustancia simple y a las compuestas de las cuales se pueden obtener dichas sustancias simples.

Energía: es la capacidad de un sistema para realizar un trabajo.

Energía cinética: forma de energía mecánica que poseen los cuerpos en movimiento. Su expresión es $E_c = \frac{1}{2} m v^2$, donde m es la masa del móvil y v es la velocidad de que está animado.

Energía de enlace: la energía de enlace equivale a la disminución de energía potencial que se produce cuando los átomos inicialmente independientes, se acercan hasta la distancia internuclear de enlace.

Energía de ionización: es la energía necesaria para separar el electrón menos fuertemente unido de un átomo gaseoso aislado, se llama primera energía de ionización y se indica por cada mol de átomos. Es una magnitud y su valor se expresa con un número y una determinada unidad de energía.

Energía potencial de un cuerpo: es la energía que tiene en virtud de su posición.

Enlace covalente: unión formada entre dos o más átomos que comparten electrones.

Enlace covalente polar: enlace en el que los electrones no se comparten por igual entre los átomos.

Enlace covalente no polar: unión en la que los electrones están compartidos por igual entre los átomos.

Enlace iónico: unión debida a las fuerzas electrostáticas que existen entre iones con cargas opuestas. Los iones se forman a partir de los átomos por la transferencia de electrones.

Enlace metálico: atracción entre iones metálicos positivos y los electrones que se mueven libremente a través de la estructura tridimensional.

Enlace químico: unión entre átomos debida a fuerzas atractivas.

Enlaces intermoleculares: se establecen entre partículas independientes, átomos, iones ó moléculas. Las fuerzas de atracción que originan el enlace, llamadas fuerzas de Van der Waals, son de naturaleza electrostática y de corto alcance.

Factor unitario o factor de conversión: es una relación en la cual el numerador y el denominador son cantidades equivalentes en diferentes unidades.

Fase: conjunto de porciones de un sistema que presentan iguales propiedades intensivas en cualquier zona y que tiene límite definido.

Fórmula química: representación de una sustancia basada en la combinación de símbolos que indica su composición química.

Fracción molar: forma de expresar la concentración de una disolución que indica la relación entre el número de moles de un componente de una disolución y el número total de moles de la misma.

Fuerzas de enlace: cuando los átomos se enlazan existen fuerzas de naturaleza fundamentalmente electrostáticas que pueden ser de atracción o de repulsión. Las primeras consisten en las atracciones electrón - núcleo y las segundas en las repulsiones electrón - electrón y núcleo - núcleo. La estabilidad relativa a la disociación de la molécula depende de que las fuerzas atractivas superen a las repulsivas.

Función química: agrupación determinada de átomos o iones que poseen un conjunto de propiedades características.

Grupo (Familia): conjunto de elementos que están en la misma columna en la tabla periódica, ordenados verticalmente. Presentan semejanzas en su comportamiento químico.

Hemiecuación: representación del cambio que experimenta un reactivo particular en una reacción. Tiene dos miembros como las ecuaciones químicas completas.

Hidrácido: disolución acuosa de una sustancia formada por hidrógeno y otro elemento perteneciente al grupo 16 o 17 de la tabla periódica.

Hidrógenosal: sal en la cual en la estructura del anión se encuentran uno o más hidrógenos.

Hidróxido: sustancia que contiene en su estructura un anión característico denominado hidróxido (OH^-) y un catión proveniente de un metal.

Hidroxidosal: sal en la cual en la estructura del catión se encuentran

uno o más iones hidróxidos.

Hidruro: compuesto binario con hidrógeno, constituido por un anión característico denominado hidruro (H^-) y un catión proveniente de un elemento de carácter metálico muy electropositivo.

Hipótesis: propuesta provisoria para la interpretación o la explicación de un fenómeno o conjunto de ellos. La observación y la experimentación posteriores pueden afirmarla o negarla.

Incertidumbre de una medida: magnitud del error de una medida.

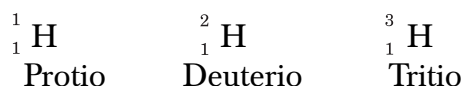
Iones: partículas formadas a partir de un átomo o grupo de átomos por pérdida o ganancia de uno o más electrones.

Ionización: proceso por el cual se generan iones a partir de la interacción de compuestos con enlaces covalentes.

Isóbaros: son los núcleos o átomos de distintos elementos que tienen el mismo número másico.

Isótopos (de isos: igual y topos: ubicación, que tienen igual ubicación en la Tabla Periódica): son los átomos de un mismo elemento que tienen distinto número másico y (naturalmente!) igual número atómico.

Los isótopos de un elemento se representan escribiendo el símbolo correspondiente y a su izquierda, abajo el número atómico y arriba el número másico. Así por ejemplo en el caso del hidrógeno sus tres isótopos son:



Ley de la conservación de la masa: ley deducida experimentalmente por A. Lavoisier. Se enuncia diciendo que en las reacciones químicas la masa del sistema se mantiene constante aunque la sustancia (o sustancias) reaccionante cambie de naturaleza.

Ley de las proporciones definidas o constantes: para cada sustancia química las proporciones en que aparecen los distintos elementos constitutivos son perfectamente definidas e independientes del método de preparación y del lugar y fecha en que fueron preparadas.

Ley de las proporciones múltiples: si dos elementos forman dos o más compuestos, manteniendo constante en todos la cantidad de uno de ellos, la del otro varía según una serie de números enteros pequeños.

Leyes ponderales: son las leyes de la química verificables mediante el análisis ponderal realizado con auxilio de la balanza. El análisis ponderal consiste en la verificación de pesos de reactivos, productos o porcio-

nes de sus componentes.

Longitud de enlace: es la distancia que separa a los núcleos de los átomos que forman el enlace. Su valor oscila alrededor de un promedio, debido a las vibraciones de los núcleos y son independientes de la estructura del resto de la molécula. Está relacionada con la fuerza y con la energía del enlace.

Magnitud: es el producto de un valor numérico, un número puro, y una unidad.

Masa: representa la cantidad de materia de un cuerpo.

Masa atómica relativa: (de un elemento) número que expresa el valor de la masa de un átomo con relación a la de otro átomo que se toma como referencia.

Masa isotópica media: promedio ponderado de las masas de cada isótopo en una muestra natural de un elemento.

Materia: es toda porción del universo que tiene una determinada masa y por lo tanto un determinado peso, ocupa un lugar en el espacio y es impenetrable.

Medida: es la estimación comparativa de una cantidad.

Metal: cada uno de los elementos que poseen elevada conductividad eléctrica y calórica y brillo característico en su superficie.

Mol: número de Avogadro ($N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$) de partículas de una determinada clase. En el sistema S.I. de unidades, es la unidad de cantidad de sustancia química.

Molalidad: forma de expresar la concentración de una disolución indicando el número de moles de un soluto disueltos en 1000 gramos de solvente.

Molaridad: forma de expresar la concentración de una disolución indicando el número de moles de un soluto disueltos en 1 dm^3 de disolución.

Moléculas polares: moléculas que poseen momento dipolar, tienen una distribución asimétrica de sus cargas eléctricas.

Momento dipolar, μ : medida de la polaridad de un enlace químico. Se define como el producto entre la distancia d que separa las cargas de igual magnitud y signo opuesto ($\delta+$ y $\delta-$) $\mu = q \times d$ y la magnitud de la carga que se denota con q .

Neutralización: reacción entre un ácido y una base para formar sal y agua.

Neutrón: partícula fundamental eléctricamente neutra y de masa igual a $1.6767 \cdot 10^{-24}$ g. Se encuentra en todos los núcleos excepto en el del protio.

Nivel: posición del electrón atómico con respecto al núcleo, indicativo de su energía. Se identifica con el número cuántico principal y se simboliza con la letra n. Su valor puede ser 1, 2, 3,hasta infinito.

No metal: cada uno de los elementos que no poseen las propiedades que caracterizan a un metal.

Notación *spd*: representación de la configuración electrónica de un átomo mediante la sucesión, ordenada en sentido creciente de energía, de los subniveles ocupados e indicando el número de electrones que hay en cada uno de ellos.

Núcleo: porción central del átomo que encierra la carga eléctrica positiva y prácticamente, todo la masa del mismo

Nucleón: partícula contenida en el núcleo atómico. Generalmente se alude con este nombre a los protones y neutrones nucleares.

Número atómico: es el número de protones que contiene el núcleo de un átomo particular. Identifica inequívocamente a un elemento.

Números cuánticos: conjunto de los cuatro números (valores de *n*, *l*, *m* y *s*) que describen las propiedades de cada electrón atómico.

Número de oxidación: número de cargas eléctricas positivas o negativas que una partícula (ion, átomo o molécula) posee o se le asigna por convención.

Número másico: para cada elemento es el número que resulta de sumar las cantidades de neutrones y protones que tiene el núcleo de sus átomos.

Órbita: trayectoria descrita por un electrón atómico alrededor del núcleo en la primitiva teoría de Bohr.

Órbita estacionaria: concepto introducido por Bohr para definir las órbitas en las que el electrón no disipa energía al recorrerlas.

Orbital: se lo puede describir como el ámbito o espacio físico en que se mueve un electrón alrededor del núcleo. Puede contener uno o, como máximo, dos electrones.

Orbitales híbridos: Resultan de la combinación de diferentes clases de orbitales atómicos en el mismo átomo.

Oxidación: pérdida de electrones por parte de un ion, átomo o molécula en una reacción química.

Oxidante: especie química que participa en una reacción redox oxidando a otra u otras al mismo tiempo que se reduce.

Óxido: compuesto binario con oxígeno

Óxido normal: óxido donde el oxígeno actúa con estado de oxidación -2 .

Oxoácido: ácido que contiene tres elementos, hidrógeno, oxígeno y por lo general un no metal.

Período: cada una de las series horizontales de elementos en la Tabla Periódica.

Peróxido: óxido donde el oxígeno actúa con estado de oxidación -1 .

Peso: es una fuerza que mide la atracción gravitatoria de la tierra.

Precisión de una medida: repetitividad de una medida.

Presión: es la magnitud de la fuerza normal por unidad de área a la que se le aplica dicha fuerza.

Presión atmosférica: es la presión que ejerce la atmósfera sobre la superficie de la tierra.

Principio de equivalencia: principio según el cual cuando se realiza un trabajo mecánico de $4,184 \text{ J}$ se produce una cantidad de energía calórica de una caloría.

Principio de Pauli: estipula que en un orbital no pueden coexistir más que dos electrones, y en este caso deben tener distinto número cuántico de spin, s . Otra manera equivalente de enunciarlo es decir que en un átomo no puede haber dos (o más) electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

Producto: sustancia que se forma a expensas de otras (reactivos) en un proceso de cambio químico. En las ecuaciones químicas constituyen el segundo miembro.

Propiedades de un cuerpo: son las características o atributos que lo distinguen.

Propiedades extensivas: son las propiedades cuyo valor depende de la cantidad de materia.

Propiedades intensivas: son las propiedades cuyo valor no depende de la cantidad de materia considerada.

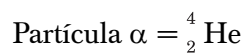
Propiedades periódicas: propiedades cuyos valores varían periódicamente en los elementos químicos, en función de la ubicación de los mismos en la tabla periódica.

Protón: partícula fundamental con carga eléctrica positiva y una masa de $1,6724 \cdot 10^{-24}$ g. El número de protones en el núcleo de un átomo es su número atómico.

Radio atómico: distancia aproximada entre el núcleo de un átomo y el electrón más alejado. Es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes en una molécula específica.

Radio iónico: radio de un anión o de un catión.

Rayos alfa (α): rayos producidos en la desintegración de núcleos inestables de isótopos radiactivos. En un campo eléctrico se desvían hacia la placa negativa revelando tener carga eléctrica positiva. Fueron identificados con núcleos de Helio.



Rayos beta (β): rayos producidos en la desintegración de núcleos de isótopos radiactivos. En un campo eléctrico se desvían hacia la placa positiva, revelando tener carga eléctrica negativa. Fueron luego identificados con los electrones.

Rayos canales: radiación que en los tubos de descarga de Crookes se mueven con sentido opuesto al de los rayos catódicos. Se manifestaron en los tubos cuyos cátodos tenían perforaciones o canales. De ahí su nombre. Posteriormente a su detección fueron identificados como los iones que resultaban en el tubo de descarga cuando los átomos se ionizaban perdiendo electrones.

Rayos catódicos: radiación que en los tubos de descarga de Crookes se dirigen desde la zona catódica a la zona anódica, manifestando carga eléctrica negativa. Fueron identificados con los electrones.

Rayos gamma (γ): radiación electromagnética muy energética que emiten los núcleos radiactivos al desintegrarse. Acompañan, generalmente, a los rayos α y β en los procesos. No se desvían al atravesar un campo eléctrico lo que revela que carecen de carga eléctrica. Son fotones (cuantos) invisibles para el ojo humano.

Rayos Roentgen: rayos X.

Rayos X: radiación producida cuando electrones periféricos de los átomos se precipitan hacia los niveles más internos donde hay vacantes producidas, por ejemplo, cuando los electrones que ocupaban ese nivel son arrancados por el choque de electrones veloces. Son de la misma naturaleza que los rayos γ , algo menos energéticos, y también invisibles para el ojo humano. Un haz de rayos X es una corriente de fotones, igual que los rayos γ .

Reacción química: proceso mediante el cual determinadas sustancias se transforman en otras.

Reacción redox: reacción en cuyo transcurso dos o más reactivos modifican su estado de oxidación.

Reactivo: sustancia, inicialmente presente en un sistema, que experimenta una reacción y que sufre algún cambio durante el proceso. En las ecuaciones químicas constituyen el primer miembro.

Reactivo limitante: sustancia que por la cantidad relativa en que está presente condiciona el grado de desarrollo de una reacción.

Reducción: ganancia de electrones por parte de un ion, átomo o molécula en una reacción química.

Reductor: especie química que participa de una reacción redox, reduciendo a otra u otras al tiempo que se oxida.

Regla de Hund: cuando ingresan electrones a un subnivel atómico lo hacen de a uno, semillorando los diversos orbitales. Cuando están todos semillenos, los sucesivos electrones ingresan individualmente hasta llenarlos a todos.

Regla del octeto: Establece que los átomos reaccionan químicamente tendiendo a adquirir la configuración de ocho electrones en su último nivel energético.

Sal: sustancia que contiene un catión distinto del protón y un anión distinto de los iones hidróxido, óxido, peróxido o superóxido.

Sal neutra: sal en cuya estructura no se encuentra ni el hidrógeno ni el hidróxido.

Semimetales: llamados también metaloides tienen propiedades intermedias entre las metálicas y las no metálicas.

Síntesis: es la obtención de una sustancia compuesta a partir de sustancias simples.

Sistema heterogéneo: es aquel en el que los valores de las propiedades intensivas no son iguales en cualquier porción del sistema, comparados en igualdad de condiciones.

Sistema homogéneo: es aquel en el que los valores de las propiedades intensivas son iguales en cualquier porción del sistema, comparados en igualdad de condiciones.

Sistema inhomogéneo: es el que tiene distintos valores de las propiedades intensivas en diferentes porciones del sistema, pero no presenta superficies de discontinuidad.

Sistema material: porción del universo que está formada por materia.

Solubilidad: máxima cantidad de soluto que a una determinada temperatura se disuelve completamente en una dada cantidad de solvente.

Solución o disolución: sistema homogéneo formado por dos o más sustancia cuyas partículas son átomos, iones o moléculas.

Solución concentrada: aquella que contiene una alta cantidad de soluto en relación a la cantidad de solvente.

Solución diluída: aquella que contiene cantidades de soluto pequeñas con respecto a la cantidad de solvente.

Solución insaturada: aquella que a una determinada temperatura tiene una cantidad de soluto disuelto menor que la que podría disolverse como máximo.

Solución saturada: aquella que tiene toda la cantidad de soluto que se puede disolver en una determinada cantidad de solvente a la temperatura a que se encuentra.

Solución sobresaturada: es la que tiene disuelta una cantidad de soluto mayor que la solubilidad del soluto en el solvente a la temperatura del sistema.

Soluto: componente de una solución que está presente generalmente en menor proporción que los restantes.

Solvente: componente de una solución que está en mayor proporción que los restantes.

Spin: movimiento de rotación del electrón alrededor de su eje. Cuando hay dos electrones en un orbital se distinguen en que:
uno rota en el sentido del movimiento de las agujas del reloj
(y se le asigna número de spin, $s = \frac{1}{2}$)
y el otro en sentido antihorario (y se le asigna número de spin $s = -\frac{1}{2}$).

Subnivel: cada una de las divisiones de un nivel, integrada por orbitales de un mismo número cuántico secundario l . En un nivel de número cuántico principal n hay n subniveles. En un subnivel de número cuántico secundario l hay $2 \times l + 1$ orbitales.

Sustancias compuestas: son aquellas que pueden experimentar la transformación denominada descomposición.

Superóxido: óxido donde el oxígeno actúa con estado de oxidación $-1/2$.

Sustancias simples: son aquellas que no pueden experimentar la transformación denominada descomposición.

Temperatura: es una propiedad de la materia que indica el estado térmico de un cuerpo.

Temperatura de cambio de estado: es la temperatura a la cual se produce el cambio de estado de agregación de una sustancia, a una determinada presión.

Temperatura normal de cambio de estado: es la temperatura a la cual se produce el cambio de estado de agregación de una sustancia, a la presión de una atmósfera.

Teoría: conjunto de leyes que describen, interpretan y explican un fenómeno o un grupo de ellos. Si un fenómeno de la misma naturaleza no obedece a dichas leyes la teoría se invalida.

Teoría atómico-molecular: teoría según la cual toda forma de materia tiene como constituyentes últimos a los átomos que son por lo tanto indivisibles. Cualquier sustancia es un agregado de átomos. Algunos elementos en condiciones normales están constituidos por partículas discretas poliatómicas, las moléculas.

Teoría cuántica: debida a Max Planck. Según ella la energía es emitida en forma de corpúsculos diferenciados (los cuantos o fotones) y no en forma continua infinitamente divisible. La energía luminosa (luz), la energía calórica (calor radiante), los rayos X y los rayos γ se emiten en forma de cuantos de contenido energético variable. De los mencionados, el cuanto más grande (mayor cantidad de energía) corresponde a los rayos γ y el cuanto más pequeño a la energía calórica.

Teoría de la repulsión de pares electrónicos (T.R.P.E.): explica la disposición geométrica de los pares de electrones compartidos y no compartidos alrededor de un átomo central, en términos de las repulsiones entre pares electrónicos.

Teoría de los orbitales moleculares (T.O.M.): explica la formación

del enlace por el ingreso de electrones a orbitales característicos de la molécula.

Teoría del enlace de valencia (T.E.V.): explica la formación de un enlace entre dos átomos cuando se superponen sus orbitales.

Termoquímica: parte de la química que trata de los efectos calóricos (absorción o pérdida de calor) durante las reacciones químicas.

Torr: unidad de presión atmosférica equivalente a la que ejerce una columna de mercurio de 1 mm de alto, a 0°C y a nivel del mar. Su nombre es un homenaje a Evangelista Torricelli, inventor y constructor del barómetro de cubeta.

Trabajo mecánico: es la cantidad de energía necesaria para desplazar un objeto una determinada distancia cuando se aplica sobre él una fuerza.

Transformación endotérmica: durante la transformación la materia absorbe calor.

Transformación exotérmica: durante la transformación la materia libera o pierde calor.

Transformación física: de una sustancia es cuando la masa de dicha sustancia permanece constante.

Transformación química: es cuando la masa de cada una de las sustancias intervinientes varía.

Tubo de descarga: tubo similar a los utilizados por Crookes y Hittorf para estudiar los efectos del pasaje de corriente eléctrica a través de diversos gases. Con ellos se descubrieron los rayos catódicos. Los tubos de Crookes son una versión primitiva de los actuales tubos de TV.

Voltio: unidad de potencial eléctrico. Es el trabajo en Joules producido por el pasaje de un coulombio de carga eléctrica a través de un conductor.

$$\text{Voltio} = \frac{\text{Joule}}{\text{Coulombio}} = \text{amperio} \times \text{ohmio}$$

Unión por puente hidrógeno: enlace entre el átomo de hidrógeno de una molécula polar y un par de electrones no enlazante de un átomo muy electronegativo de otra molécula polar.

Volumen molar: volumen que ocupa un mol de gas ideal a la temperatura de 0° C y a la presión de una atmósfera. Aunque para los gases reales varía ligeramente de uno a otros, se le asigna el valor de 22,414 dm³.

Bibliografía **b**

- ATKINS, P.; JONES, L. *Química. Moléculas. Materia. Cambio* (3ra Edición). Editorial Omega. S.A. Barcelona. (1998).
- ATKINS, P.W. *Química General*. Ed. Omega. (1998).
- BODNER, G. M.; PARDUE, H. L. *Chemistry. An Experimental Science*. Ed. John Wiley & Sons (1989).
- BRADY; HOLUM. *Chemistry. The Study of Mater and its Changes*. John Wiley & Sons. Inc. (1996).
- BROWN, T.L.; LEMAY, H.E.; BURSTEN, B.E. (9ª Edición). *Química. La ciencia central*. Ed. Prentice-Hall Hispanoamérica S.A. (2004).
- CHANG, R. *Química*. Edición (7ª Edición). Ed. S. Mac Graw Hill (2003).
- HEIN, M; ARENA, S. *Fundamentos de Química*. Internacional Thomson Editores (1997).
- MASTERTON, W; SLOWINSKI, E; STANITSKI, C. *Química General Superior*. Ed. McGraw Hill (1996).
- MORTIMER, C. E. Edición. *Química*. Ed. Grupo Editorial Iberoamérica (2004).
- RIEDEL, E . *Allgemeine und Anorganische Chemie*. Ed. W. de Gruyter. Berlin (??).
- RODGERS, G.E. *Química Inorgánica. Introducción a la Química de coordinación del estado sólido y descriptiva*. Ed. Mc Graw Hill (1995).
- RUSSELL, J. B. *Química General*. Ed. McGraw Hill (1989).
- SIENKO, M.; PLANE, R. *Química: Principios y Aplicaciones*. Ed. McGraw Hill (1990).
- TEDESCO, P. *Introducción a la Química*. Ed. Universidad Nacional de La Plata (1999).
- WHITTEN, K. W.; GALEY, K. D.; DAVIS, R. E. *Química General*. Ed. Mc Graw Hill (1998).



UNLPam
Universidad Nacional de La Pampa

Impreso en la Imprenta de la Universidad Nacional de La Pampa, dependiente de la Secretaría de Cultura y Extensión Universitaria.

Santa Rosa, La Pampa. Noviembre 2017

Este libro surge como resultado del desarrollo de las actividades de articulación Nivel Medio Universidad. Su objetivo es brindar a los estudiantes un texto de química básica que los introduzca en esta ciencia y les facilite la comprensión y el estudio de temas fundamentales.

