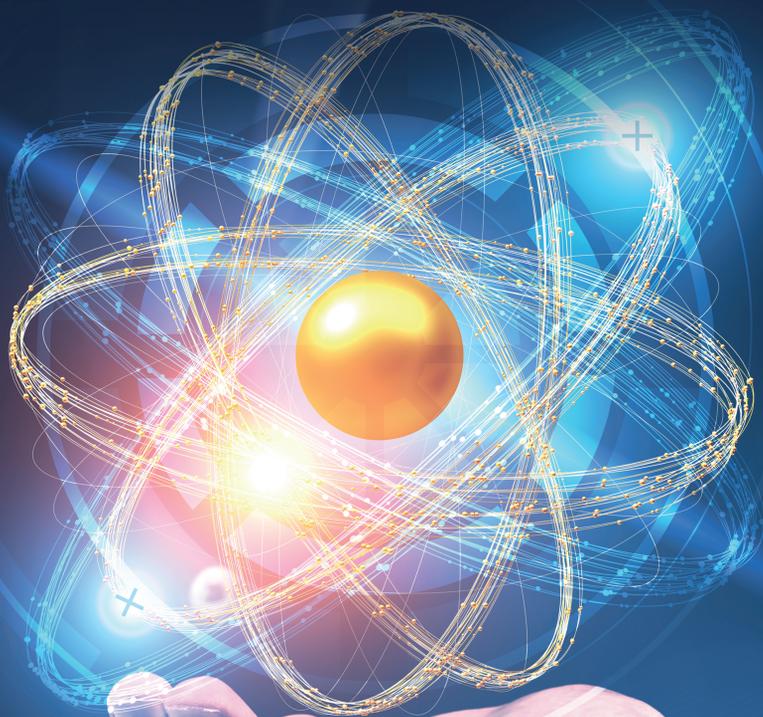


# **BASES DE QUÍMICA GENERAL PARA INGENIEROS**



No hay elemento, cuerpo ni sustancia en la  
que no tenga participación la Química...

**VÍCTOR HUGO ARMAS PhD.**

**BASES DE QUÍMICA  
GENERAL PARA  
INGENIEROS**

---



Víctor Hugo Armas PhD.

---

# **BASES DE QUÍMICA GENERAL PARA INGENIEROS**

UNIVERSIDAD TÉCNICA DE COTOPAXI

## **VÍCTOR HUGO ARMAS PhD.**

BACHILLER EN EDUCACIÓN

Colegio Normal Experimental Juan Montalvo - Quito

LICENCIADO EN EDUCACIÓN

ESPECIALIDAD QUÍMICA Y BIOLOGÍA

Universidad Central del Ecuador - Quito

MÁSTER EN EDUCACIÓN · Universidad Técnica de Cotopaxi – Cotopaxi

DR. PhD EN EDUCACIÓN · Universidad Católica Andrés Bello – Venezuela

PROFESOR INVESTIGADOR PONENTE · Universidades: México, Perú,  
Venezuela, Argentina.

PROFESOR HONORARIO

Universidad del Golfo de México, Jalapa – México

PRESIDENTE DE LA ORGANIZACIÓN INTERNACIONAL PARA LA  
INCLUSIÓN Y CALIDAD EDUCATIVA CAPÍTULO ECUADOR OIICE

DOCTOR HONORIS CAUSA

EX RECTOR COLEGIO PRIMERO DE ABRIL

Latacunga – Cotopaxi – Ecuador

EX DECANO FACULTAD DE CIENCIAS DE LA INGENIERÍA Y APLICADAS

Universidad Técnica de Cotopaxi

AUTOR DEL LIBRO PROCEDIMIENTOS Y ESTRATEGIAS PARA LA INVESTIGACIÓN.

AUTOR DE VARIOS ARTÍCULOS DE INVESTIGACIÓN

# UNIVERSIDAD TÉCNICA DE COTOPAXI

**AVAL:**

La presente obra ha sido evaluada por pares externos a doble ciego, cumpliendo la normativa nacional e institucional para obras de relevancia.

**EDICIÓN:**

Primera

**TIRAJE:**

Libro Digital

**EDICIÓN GRÁFICA:**

MSc. Edison Panchi  
info@gutembergecuador.com

**IMPRESIÓN:**

Libro Digital

**ISBN (D):**

978-9978-395-65-3

**PUBLICACIÓN:**

Universidad Técnica de Cotopaxi  
Latacunga, 2020

## **PRÓLOGO**

Una de las ciencias que ha causado mayor impacto en la vida de los seres humanos, sin duda alguna es la Química.

En sus inicios la Alquimia fue una de las primeras formas de esta rama del conocimiento, que comienza a florecer en la edad media, y se considera llega a su esplendor en el siglo XXI.

Siendo la Química el estudio de la materia y los cambios que ocurren en ella, ningún estudiante de las carreras de ingeniería puede dejar de conocerla.

La Química hoy por hoy es una de las ciencias que, en interacción con la Física, la Biología, la Matemática, la Informática están moldeando y facilitando procesos, y quizá la mayoría de actividades de la vida en su cotidianidad.

No hay elemento, cuerpo ni sustancia en la que no tenga participación la Química; veamos en la industria petrolera, textil, agrícola, siderúrgica, metalmecánica, alimenticia, robótica, Astronomía; en fin, está presente en todo, apoyando y haciendo más sencilla la vida.

Bases de Química General para Ingenieros, permite conducirnos por caminos y direcciones versátiles para impulsar saberes y aprendizajes de los contenidos que en el libro consta; además permite el análisis y la ejemplificación de la teoría.

Textos, libros, folletos, enciclopedias existen en un gran número en Latinoamérica y en el mundo, sin embargo el libro: "Bases de Química

para Ingenieros” induce a la lectura y comprensión partiendo del modelo más simple del átomo elemento, cuerpo, sustancia; describe amablemente lo que es la tabla periódica sus filas y columnas; relacionan los enlaces químicos con las propiedades de las sustancias químicas que más aplicación tienen en las ciencias de la ingeniería; compuestos iónicos, orbitales; permite entender lo que son las reacciones y equilibrio químico, hasta llegar a insumos y materiales, así como prácticas elementales de manejo de laboratorio y profundiza el conocimiento en lo que corresponde en sus contenidos antes mencionados que son muy utilizados en el campo industrial, eléctrico y electromecánico.

Con esta obra se pretende abrir caminos por donde el futuro ingeniero debe transitar, fortaleciendo su acervo cultural y profesional.

En definitiva, el libro Bases de Química General para Ingenieros no es la panacea ni el elixir de la vida que se pretendió en la edad media, es simplemente un compendio de conocimientos y un aporte para el interaprendizaje del docente y estudiantes de educación media y universitaria.

## **TABLA DE CONTENIDO**

### **CAPÍTULO I**

<b>1.</b>	<b>LOS ELEMENTOS Y LAS SUSTANCIAS QUÍMICAS MATERIALES DE INGENIERÍA.</b>	<b>1</b>
1.1.	Estructura Atómica y Tabla Periódica.	1
1.1.1.	Introducción.	1
1.2.	La Teoría Cuántica.	1
1.2.1.	Resumen de los antecedentes históricos de la teoría cuántica.	1
1.2.2.	Distribución electrónica según la teoría atómica.	2
1.3.	La Tabla Periódica de 18 Elementos. Historia, Conceptos, e Importancia de la Tabla Periódica.	5
1.3.1.	Características de los elementos químicos.	9
1.3.2.	Organización de los elementos químicos en la tabla periódica moderna.	9
1.3.3.	Ubicación de los grupos en la tabla periódica.	10
1.3.4.	Ubicación de los elementos representativos, de transición, de transición interna y gases nobles en la tabla periódica.	11
1.3.5.	Relación entre la estructura electrónica y la tabla periódica:	11
1.3.6.	Propiedades atómicas de los elementos en la tabla periódica.	12
1.4.	Los elementos Químicos en la Industria	15
1.4.1.	Presencia de los Metales y su Abundancia	16

**CAPÍTULO II**

<b>2.</b>	<b>ENLACE QUÍMICO.</b>	<b>20</b>
2.1.	Enlace Químico. Tipos de Enlaces Principales.	20
2.2.	Dependencia de la naturaleza del enlace formado por los elementos de sus posiciones respectivos en el sistema periódico.	22
2.2.1.	Enlace iónico. Características generales.	24
2.2.2.	Conductividad eléctrica.	31
2.2.3.	Temperaturas de fusión y ebullición.	32
2.2.4.	Solubilidad en disolventes polares.	32
2.2.5.	Efectos de un campo eléctrico sobre unión.	33
2.2.6.	Polarización mutua de los iones.	33
2.3.	Naturaleza del enlace covalente.	35
2.3.1.	Teorías de los enlaces covalente.	37
2.3.2.	Enlaces sigma ( $\sigma$ ) y pi $\pi$ .	41
2.3.3.	Carácter dirigido del enlace covalente.	44
2.3.4.	Polaridad de un enlace.	50
2.3.5.	Propiedades de las sustancias covalentes.	52
2.4.	Enlace metálico.	52
2.4.1.	Para los conductores.	53
2.4.2.	Para los Aislantes.	54
2.4.3.	Para los Semiconductores.	54
2.4.4.	Puente de Hidrógeno	54
2.4.5.	Fuerzas de Van der Walls.	59

**CAPÍTULO III**

<b>3.</b>	<b>LAS REACCIONES QUÍMICAS DESDE EL PUNTO DE VISTA TERMODINÁMICO Y CINÉTICO.</b>	<b>63</b>
3.1.	Reacciones Químicas.	63
3.1.1.	Reacciones de Síntesis o Adición.	63
3.1.2.	Reacciones de Análisis o Descomposición.	64
3.1.3.	Reacciones de Desplazamiento.	64
3.1.4.	Reacciones de Doble Sustitución.	64
3.1.5.	Reacciones de Combustión.	64
3.1.6.	Reacción de Neutralización.	65
3.1.7.	Reacciones redox.	65
3.2.	Primer principio de la Termodinámica.	67

3.3.	Entalpía. (Calor Evolucionado en el proceso).	69
3.4.	Desorden Molecular $\rightarrow$ S.	69
3.5.	Criterio termodinámico de espontaneidad.	69
3.6.	Espontánea a altas temperaturas.	70
3.7.	Catálisis	73
3.7.1.	Catálisis enzimática.	73
3.8.	Catálisis heterogénea.	74
3.9.	Catálisis homogénea.	74

## CAPÍTULO IV

4.	<b>EQUILIBRIO QUÍMICO.</b>	77
4.1.	Equilibrio Iónico. Clasificación de los Electrolitos.	78
4.1.1.	Electrolitos Débiles y Solubles.	79
4.1.2.	Teoría Ácido-Base de Bronsted-Lowry.	79
4.2.	Principio de Le Chatelier.	79
4.3.	Equilibrio Iónico del agua.	80
4.4.	Ionización e Hidrólisis. $K_a$ y $K_b$ .	81
4.5.	Equilibrio iónico Heterogéneo. Solubilidad y constante de Producto de Solubilidad.	82

## CAPÍTULO V

5.	<b>EQUILIBRIO DE FASES LÍQUIDO VAPOR Y SÓLIDO LÍQUIDO.</b>	84
5.1.	Equilibrio de fases.	85
5.2.	Equilibrio de vaporización de las sustancias puras.	86
5.2.1.	Presión de Vapor.	87
5.2.2.	Tendencia del líquido a convertirse en gas.	87
5.3.	Equilibrio de Vaporización en Sistemas binarios. ley de Raoult. disolución ideal. diagramas de fases a temperatura y presión constantes.	87
5.3.1.	Mezclas binarias líquidas ideales.	87
5.3.2.	Ley de Raoult.	89
5.3.3.	Diagramas de fases.	91
5.4.	Destilación Fraccionada.	96
5.5.	Aleaciones Metálicas. Importancia.	99
5.5.1.	Mezclas mecánicas y soluciones sólidas.	100

## CAPÍTULO VI

<b>6.</b>	<b>ELECTROQUÍMICA Y CORROSIÓN.</b>	<b>106</b>
6.1.	Procesos de oxidación reducción.	106
6.2.	Reacciones de oxidación reducción.	107
6.3.	Estudio del electrodo reversible.	107
6.4.	Potencial normal de electrodo. Tabla de potencial de electrodo.	108
6.6.	Ecuación de Nernst. Influencia de la concentración sobre el potencial de electrodo.	109
6.7.	Ecuación de Nernst.	109
6.8.	Pilas galvánicas. Acoplamiento de electrodos.	109
6.9.	Reacciones espontáneas de redox. Termodinámica de los procesos de redox.	112
6.10.	Predicción de reacciones de oxidación - reducción.	112
6.11.	Polarización del electrodo.	114
6.12.	Electrólisis de Sales en Disolución Acuosa.	114
6.13.	Celdas Electroquímicas.	116
6.13.1.	Celdas Galvánicas o Voltaicas.	116
6.13.2.	Celdas Electroquímicas.	118

## CAPÍTULO VII

<b>7.</b>	<b>LOS MATERIALES DE INGENIERÍA.</b>	<b>120</b>
7.1.	Tipos de Materiales de la Ingeniería.	120
7.1.1.	Los Metales.	120
7.1.2.	Cerámicas.	121
7.1.3.	Los polímeros.	122
7.2.	Polimerización:	123
7.2.1.	Masa Molecular:	124
7.2.2.	Grado de Polimerización.	124
7.2.3.	Distribución de los G.P.	124
7.3.	Estructura de los Polímeros.	125
7.3.1.	Clasificación de los Polímeros.	125
7.4.	Propiedades físico-mecánicas de los polímeros.	126
7.5.	Los estados de agregación de los polímeros.	127
7.6.	Comportamiento Físico-químico de los polímeros según su estructura.	127
7.7.	Efectos de la orientación molecular.	127

7.8.	Aplicaciones de los plásticos en envases y embalajes:	128
7.9.	Deterioro ambiental y reciclado de los plásticos.	128
7.9.1.	Los polímeros se degradan por diferentes factores:	128
7.9.2.	Vías de recuperación de los plásticos:	128
7.9.3.	Símbolos para el reciclado:	129
7.10.	Tecnologías de transformación de los plásticos.	129
7.11.	Los materiales compuestos.	129

## **CAPÍTULO VIII**

<b>8.</b>	<b>SECCIÓN QUÍMICA EXPERIMENTAL DE LA INGENIERÍA.</b>	<b>130</b>
8.1.	Introducción.	130
8.2.	Objetivos Generales.	130
8.3.	Objetivos Específicos.	130
8.4.	Kit que el alumno debe llevar al acudir al laboratorio.	131
8.5.	Preparación de la Práctica.	131
8.6.	Puntualidad.	131
8.7.	Limpieza.	131
8.8.	Metodología de trabajo.	132
8.9.	Medidas de Seguridad en el Laboratorio.	132
8.9.1.	Gafas de seguridad.	132
8.9.2.	Servicios de emergencia.	133
8.9.3.	Extintores.	133
8.9.4.	Incendios.	134
8.9.5.	Reactivos.	134
8.9.6.	Vertidos.	135
8.9.7.	Visitas.	135
8.9.8.	El cuaderno de Laboratorio.	135
	PRIMERA PRÁCTICA.	140
	SEGUNDA PRÁCTICA.	142
	TERCERA PRÁCTICA.	147
	CUARTA PRÁCTICA	150
	QUINTA PRÁCTICA	151
	SEXTA PRÁCTICA.	157
	SÉPTIMA PRÁCTICA.	159
	OCTAVA PRÁCTICA.	160
	NOVENA PRÁCTICA.	161

DECIMA PRÁCTICA.	<b>163</b>
PLÁSTICO BIODEGRADABLE.	<b>163</b>
DÉCIMO PRIMERA PRÁCTICA.	<b>165</b>
DÉCIMA SEGUNDA PRÁCTICA.	<b>166</b>
DECIMA TERCERA PRÁCTICA.	<b>167</b>
OBTENCIÓN DEL UREA- FORMOL.	<b>167</b>
Bibliografía.	<b>171</b>

## **ÍNDICE DE TABLAS**

Tabla 1.	Cronología de la Teoría Atómica.	<b>2</b>
Tabla 2.	Tabla de aumento del radio atómico.	<b>13</b>
Tabla 3.	Carácter metálico de los elementos de la Tabla Periódica.	<b>13</b>
Tabla 4.	Tabla de electronegatividad de los elementos químicos.	<b>14</b>
Tabla 5.	Tabla de electroafinidad de los elementos químicos.	<b>14</b>
Tabla 6.	Carácter de los enlaces químicos.	<b>23</b>
Tabla 7.	Conformación en el espacio en función del radio.	<b>30</b>
Tabla 8.	Orbitales híbridos y sus conformaciones espaciales.	<b>50</b>
Tabla 9.	Solubilidad de aleaciones.	<b>105</b>
Tabla 10.	Fuerzas Oxidantes y Reductoras de elementos.	<b>107</b>
Tabla 11.	Fuerza electromotriz en reacciones químicas.	<b>113</b>
Tabla 12.	Algunos usos de los polímeros.	<b>122</b>
Tabla 13.	Propiedades de los Polímeros.	<b>127</b>
Tabla 14.	Usos de los Polímeros.	<b>128</b>

## **ÍNDICE DE FIGURAS**

Figura 1.	Sentido de giro de los electrones.	<b>3</b>
Figura 2.	Diagrama de las Energías Progresivas.	<b>4</b>
Figura 3.	Primeras Organizaciones de la Tabla Periódica.	<b>7</b>
Figura 4.	Información elemental de los elementos en la tabla periódica.	<b>9</b>
Figura 5.	Filas de la Tabla Periódica.	<b>10</b>
Figura 6.	División de la Tabla Periódica.	<b>11</b>
Figura 7.	Potencial eléctrico en función del radio atómico.	<b>26</b>
Figura 8.	Deformación bipolar.	<b>33</b>
Figura 9.	Polarización de los iones.	<b>34</b>
Figura 10.	Efecto de polarización entre iones.	<b>34</b>
Figura 11.	Formación de enlaces químicos.	<b>35</b>
Figura 12.	Fórmula desarrollada del $\text{BCl}_3$ .	<b>36</b>
Figura 13.	Energía de los Orbitales Moleculares para los electrones enlazantes.	<b>40</b>
Figura 14.	Electrones en orbitales moleculares.	<b>40</b>
Figura 15.	Hibridación de Orbitales Moleculares.	<b>41</b>
Figura 16.	Traslape de orbitales moleculares.	<b>41</b>
Figura 17.	Enlaces de la molécula de Oxígeno.	<b>42</b>
Figura 18.	Nivel de Energía de los orbitales moleculares.	<b>43</b>
Figura 19.	Hibridación del cloro en moléculas iónicas y covalentes.	<b>45</b>
Figura 20.	Hibridaciones para la formación de moléculas.	<b>46</b>
Figura 21.	Hibridación $sp^2$ .	<b>47</b>
Figura 22.	Hibridación $sp^3$ .	<b>48</b>
Figura 23.	Hibridación $sp^3d$ .	<b>49</b>

Figura 24. Banda de conducción.	53
Figura 25. Puente de Hidrógeno en el agua.	54
Figura 26. Modelos de Hibridación para el agua.	56
Figura 27. Modelos de Hibridación para el amoniaco.	56
Figura 28. Modelos de Hibridación para el metano.	57
Figura 29. Densidades electrónicas en el agua.	57
Figura 30. Densidades electrónicas en alcoholes.	57
Figura 31. Fuerzas de Van der Walls.	58
Figura 32. Modelos de puentes de Hidrógeno.	58
Figura 33. Puentes de Hidrógeno de Amino Ácidos.	59
Figura 34. Fuerzas de unión dipolo.	60
Figura 35. Fuerzas dipolo inducido.	61
Figura 36. Diagramas de Energía de Activación.	73
Figura 37. Energía de activación de reacciones.	75
Figura 38. Diagrama de presión de vapor de solventes polares.	87
Figura 39. Mezcla de solventes polares.	89
Figura 40. Diagrama de fases de componentes de una mezcla líquida.	91
Figura 41. Diagrama de fases.	93
Figura 42. Diagrama de fases para el agua.	94
Figura 43. Diagrama de fases con punto eutéctico.	95
Figura 44. Demostración de la ley de Raoult en diagramas de fases.	96
Figura 45. Destilación Fraccionada.	96
Figura 46. Diagrama de fases para líquidos volátiles.	98
Figura 47. Diagrama de fases en mezcla azeotrópica.	98
Figura 48. Diagrama de fases del alcohol etílico.	99
Figura 49. Diagrama de fases de aleaciones.	101
Figura 50. Diagrama de Fases en equilibrio.	102
Figura 51. Diagrama de fases. Comparación.	105
Figura 52. Una celda voltaica basada en la reacción espontánea.	117
Figura 53. Celda voltaica con puente salino.	117
Figura 54. Electrólisis del NaCl.	119
Figura 55. Polimerización.	123
Figura 56. Copolimerización.	123
Figura 57. Polimerización del PET.	123
Figura 58. Distribución en la polimerización.	124

Figura 59. Tipos de Polímeros.	<b>125</b>
Figura 60. Formas de los Polímeros.	<b>126</b>
Figura 61. Consistencia de los Polímeros.	<b>127</b>

## **CAPÍTULO I**

# **LOS ELEMENTOS Y LAS SUSTANCIAS QUÍMICAS. MATERIALES DE INGENIERÍA**

---

## 1.1. Estructura Atómica y Tabla Periódica.

### 1.1.1. Introducción

La materia impartida de Bases de Química General para estudiantes con vocación a la ingeniería se encarga de abarcar los temas de: sustancias químicas y sus transformaciones. Para mejorar su entendimiento se ha dividido en dos partes:

1. Analizar la estructura de las sustancias y sus propiedades.
2. Las transformaciones que se producen por medio de los diferentes tipos de reacciones químicas.

Para entender los temas antes mencionados se requiere los conocimientos en Termodinámica, Cinética, Equilibrio químico y la Electroquímica.

Estudiar dicha asignatura nos sirve previo a:

- Fundamentos de operaciones unitarias.
- Termotecnia
- Materiales de ingeniería.
- Contaminación ambiental y manipulación de materiales.

## 1.2. La Teoría Cuántica.

### 1.2.1. Resumen de los antecedentes históricos de la teoría cuántica.

Tabla 1. Cronología de la Teoría Atómica. (Chang, 2002).

FECHA	CIENTÍFICO	DESCUBRIMIENTO
<b>Siglo IV a.n.e.</b>	Demócrito	Elaboró la concepción filosófica del átomo.
<b>1741</b>	Lomonosov	Representación moderna del átomo.
<b>1805</b>	Dalton	Elaboró la teoría atómica y abrió las puertas de la Química como ciencia natural.
<b>1830</b>	Faraday	Evidenció las propiedades eléctricas átomo. Estudió la naturaleza de la electricidad.
<b>1897</b>	Thomson	Determinó la relación carga (q)- masa (m) del Electrón $q/m = 1,76.104 \text{ C/kg}$ .
<b>1910</b>	Millikan	Determinó la carga del electrón como $1,605.19-14 \text{ C}$

<b>1911</b>	Rutherford	Desarrolló la teoría nuclear del átomo. Demostró que el núcleo es $10^4$ veces menor que el radio del átomo.
<b>1913</b>	Bohr	Enunció los siguientes postulados: <ul style="list-style-type: none"> <li>• Los electrones se mueven en orbitas circulares, sin absorber ni liberar energía.</li> <li>• Las órbitas posibles son: <math>mvr = \frac{nh}{2\pi}</math></li> <li>• <math>\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu</math></li> </ul>
<b>1924</b>	Luis de Broglie	Enunció la dualidad onda corpúsculo de los e-. $\lambda = h/p$ o $\lambda = h/mv$
<b>1925</b>	Heisenberg	Principio de incertidumbre (No se puede calcular con precisión simultáneamente la posición y la velocidad de las partículas en los átomos.
<b>1926</b>	Schrödinger	Ecuación de onda: $-\frac{h^2}{8\pi^2m} \cdot \frac{\delta^2\psi}{\delta x^2} = \nu\psi = E\psi$

### 1.2.2. Distribución electrónica según la teoría atómica.

Viene a ser los procedimientos que se deben considerar a realizar para localizar los electrones dentro de los orbitales que ocupan las regiones de energía que rodea al núcleo del átomo. Siendo un orbital la región probable alrededor del núcleo donde se puede encontrar un electrón.

**Tipos de orbitales**, según los números cuánticos:

- El número cuántico principal (n), indica el nivel energético principal del electrón o capa en donde se encuentra el electrón y además nos da a conocer la posición de la nube electrónica. A cada nivel de energía, le corresponde un numero cuántico iniciando desde el 1 hasta al 7.

- Número cuántico secundario (l), determina el subnivel o subcapa dentro del nivel principal de energía. Nos indica la forma de la nube electrónica u orbital donde se encuentran electrones alrededor del núcleo. De acuerdo a la mecánica cuántica puede tomar los siguientes valores de acuerdo a esta fórmula " $l = n - 1$ ".

s para  $l=0$  (orbitales esféricos).  
 p para  $l=1$  (forma de doble peras)  
 d para  $l=2$   
 f para  $l=3$ .

- Número cuántico magnético ( $m$ ), representa la orientación de los orbitales electrónicos en el espacio. Cada subnivel consta de uno o más orbitales electrónicos. El número de orbitales está dado por la siguiente ecuación,  $m = 2l + 1$ .

Sus valores son:

$$m: -l, \dots, -1, 0, +1, \dots, +l$$

- Número cuántico espín ( $s$ ), representa el movimiento de rotación que tiene el electrón sobre su propio eje, mientras va describiendo su trayectoria.

Los valores para este número son:  $-1/2$  ( $\downarrow$ ) y  $+1/2$  ( $\uparrow$ )



**Figura 1.** Sentido de giro de los electrones

### 1.2.2.1. La distribución electrónica de los átomos por la notación $nlx$ de acuerdo a las reglas de la diagonales de Pauling.

Reglas del llenado de los orbitales atómicos:

1. Principio de Aufbau para la distribución electrónica, los orbitales se van llenando desde los niveles de más baja energía, que son los que están junto al núcleo y después los niveles superiores o externos. Cada orbital sea s, p, d, f adquieren energías diferentes
2. Principio de exclusión de Pauli manifiesta que: en un átomo cualquiera no pueden existir dos electrones cuyos números cuánticos tengan los mismos valores.
3. Regla de Hund o de la máxima multiplicidad establece que: cuando un subnivel contiene más de un orbital, los electrones se distribuirán en todos los orbitales disponibles, con sus espines en la misma dirección. Los electrones se incorporan a los átomos en orden, llenándose primero los niveles y subniveles de menor energía, la saturación electrónica está relacionada con la Tabla Periódica.

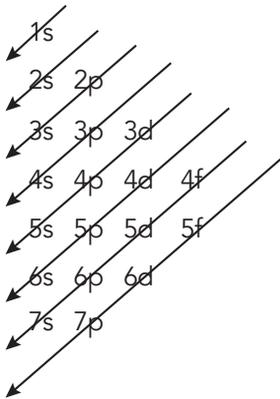
Notación  $nlx$  donde  $n$  = número cuántico principal.

$l$  = número cuántico secundario, que se indica por las letras de los orbitales.

<p>s para <math>l=0</math> donde                  p para <math>l=1</math>                  d para <math>l=2</math>                  f para <math>l=3</math></p>	}	<p><math>s^2</math>  <math>p^6</math>  <math>d^{10}</math>  <math>f^{14}</math></p>	<p>Máxima                  cantidad                  de                  Electrones</p>
---	---	---	---

$x$  = número de electrones presentes en el orbital.

### DIAGRAMA ENERGÉTICO



Ejemplo:  $Z = 23$

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

reordenando

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

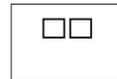
**Figura 2.** Diagrama de las Energías Progressivas

#### Ejercicio:

De. (Brown, 2004). Represente la estructura electrónica de un átomo del elemento de número atómico  $Z = 20$  y diga los cuatro números cuánticos del último electrón.

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

4s



$n = 4 \quad l = 0 \quad m = 0 \quad s = +\frac{1}{2}$

En algunos elementos las verdaderas estructuras electrónicas de sus átomos no coinciden con la obtenida por el esquema de la energía creciente, como por ejemplo el cromo  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$  y el cobre  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ , cuyos átomos son más estables de la siguiente forma:

Cr  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$  (orbitales semicompletos).

Cu  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$  (orbitales semicompleto y completo).

Regla: Son más estables los orbitales semicompletos y completos que los incompletos.

En 1869 Mendeleiev ordeno a los elementos en orden creciente de acuerdo a los pesos atómicos, observando que muchas propiedades físicas y químicas variaban periódicamente, estableciendo la ley que establece que: "Las propiedades físicas y químicas de los elementos son funciones periódicas de su masa atómica", conocida como Ley Periódica. (Brown, 2004).

### **1.3. La Tabla Periódica de 18 Elementos. Historia, Conceptos, e Importancia de la Tabla Periódica.**

La humanidad siempre ha estado tentada de encontrar una explicación a la complejidad de la materia que lo rodea. Al principio se pensaba que los elementos de toda materia se resumían al agua, tierra, fuego y aire. Sin embargo, al cabo del tiempo y gracias a la mejora de las técnicas de experimentación física y química, se dieron cuenta de que la materia es en realidad más compleja de lo que parece.

#### **Historia.**

Los químicos del siglo XIX encontraron entonces la necesidad de ordenar los nuevos elementos descubiertos. La primera manera, la más natural, fue la de clasificarlos por masas atómicas, pero esta clasificación no reflejaba las diferencias y similitudes entre los elementos. Muchas más clasificaciones fueron adoptadas antes de llegar a la tabla periódica que es utilizada en nuestros días.

A principios de 1789, se realizaron los primeros ensayos para simbolizar, establecer y clasificar los 55 elementos químicos que hasta entonces se conocían.

### **Primeras representaciones de los elementos químicos.**

Se presume que los primeros en poseer y utilizar un procedimiento de símbolos para representar a los elementos fueron los alquimistas, luego John Dalton, y otros científicos de su época crearon su propia estrategia para identificar a los elementos químicos hasta entonces descubiertos, donde se utilizaban símbolos circulares para figurar a cada elemento, y de la misma forma para realizar combinaciones entre ellos dando así la representación de los compuestos.

En 1830 el químico sueco John Jacob Berzelius, planteó un método el cual se lo aplica desde aquel entonces y radica en que el símbolo de un elemento está representado por la inicial de su nombre en latín, acompañada de una segunda letra, en el caso de que la primera letra ya se encuentre establecida a otro elemento. (Reboiras, 2006).

### **Primeras tablas periódicas de los elementos químicos**

Para que la tabla periódica se encuentre clasificada como lo está en la actualidad, tuvieron que pasar aproximadamente 200 años. Tiempo que va desde los inicios que dio Lavoisier hasta la presentación de Mendeleiev, desde ese tiempo Mosley, en 1913, presentó la moderna tabla periódica de los elementos químicos 44 años más tarde.

El científico francés Antoine-Larent Lavoisier, fue el primero en organizar los elementos de acuerdo a sus propiedades donde dedujo a los subsiguientes grupos: Elementos metálicos formadores de bases, elementos no-metálicos formadores de ácidos, formadores de sales, etc.

En el año 1829 fue presentado un estudio denominado "ley de las triadas"; por el químico alemán Johann Wolfgang Dobereiner, según él, los elementos podían organizarse en grupos de tres elementos cada uno, y dentro de cada triada los elementos se colocaban en forma progresiva de sus pesos atómico, existiendo semejanza entre las propiedades químicas de los elementos de una triada, y lo mismo observo entre sus pesos atómicos, siendo el primero en relacionar ambos aspectos.

Este trabajo lo confirmo el químico francés Jean Baptiste Dumas en 1851, año en el que se llegaron a conocer hasta veinte triadas, lo cual le dio cierta validez a esta ley. (Casabó, 1996).

Los estudiosos de esta época ya iban relacionando las propiedades de los elementos con sus respectivos pesos atómicos, que en realidad son masas atómicas.

Otro estudio importante de la época fue la relación del peso atómico con las propiedades de los elementos, esta actividad fue expuesta por el químico británico John Alexander Reina Newlands.

Así, en 1864, expuso su trabajo denominado "Ley de las Octavas"; ordenando los elementos en forma creciente de sus pesos atómicos y, de esta manera, distinguió que las propiedades del octavo elemento eran similares a las del primero, las del noveno con las del segundo, las propiedades del décimo elemento eran semejantes a las del tercer elemento, y así continuamente. Teniendo en cuenta este principio creó grupos horizontales o hileras de siete elementos cada uno, y el octavo elemento siempre lo asentó como primero de la sub-siguiente hilera observando que al representar los pesos atómicos de forma creciente algunos elementos se comportarían de igual forma. Este trabajo al principio fue refutado pero unos años más tarde luego de su muerte fue objeto de homenaje por la Royal Society de Inglaterra. (Marconi, 2012).

**LAS TRIADAS DE DOBEREINER**  
(ley de las Triadas)

Cl	Br	I
S	Se	Te
Li	Na	K
Ca	Sr	Ba
P	As	Sb
Fe	Co	Ni
siguen...		

**OCTAVAS DE NEWLANDS**  
(ley de las octavas)

Octavas o hileras →							H
Li	Be	B	C	N	O	F	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	Co, Ni	
Cu	Zn	Y	In	As	Se	Br	
siguen...							

**Figura 3.** Primeras Organizaciones de la Tabla Periódica.  
(Marconi. etal, 2012).

Desde 1869, ciertos científicos ejecutaron estudios de tal manera que se conformaban las primeras verídicas tablas periódicas gracias a la participación de grandes y exitosos químicos: Dimitri Ivanovich Mendeleiev, de Rusia, Julios Lothar Meyer, de Alemania, el físico inglés Henry Gwynn Jeffreys Moseley, entre otros.

La tabla creada y renovada de Moseley figura actualmente como la tabla periódica de los elementos químicos. (Marconi. etal, 2012).

### **Concepto.**

(Marconi. etal, 2012) Afirma: La tabla periódica es el espacio donde se encuentran detallados los elementos químicos según sus propiedades físicas y químicas y teniendo en cuenta el número atómico de su composición en ella se encuentran elementos nuevos y antiguos con respecto a su descubrimiento.

### **Importancia.**

(Marconi. etal, 2012) Afirma: La Tabla Periódica es uno de los elementos de aprendizaje más utilizados por un estudiante de química en ella muestra una beneficiosa información de todos los elementos químicos así como la interrelación entre ellos, por lo que colabora y suscita el estudio de las materias relacionadas, en las que figuran dos tipos de información la química y la física.

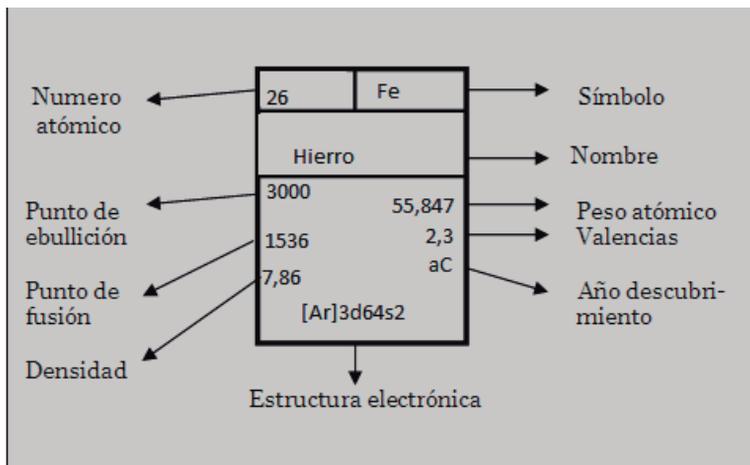
### **Información química.**

Tiene propiedades químicas como podemos ver : Menciona el nombre y símbolo del elemento, considera el peso atómico y su masa, coordina el radio y número atómico, cita las valencias, estructura electrónica, afinidad electrónica, carácter metálico, electronegatividad, isótopos radiactivos etc. (Marconi. etal, 2012).

### **Información física.**

Tiene propiedades físicas como podemos ver: punto de fusión, ebullición, estado de la materia, densidad, estructura cristalina, conductividad térmica y eléctrica, calor de vaporización, etc. (Marconi. etal, 2012).

## Simbología



**Figura 4.** Información elemental de los elementos en la tabla periódica. (Marconi. etal, 2012)

### 1.3.1. Características de los elementos químicos.

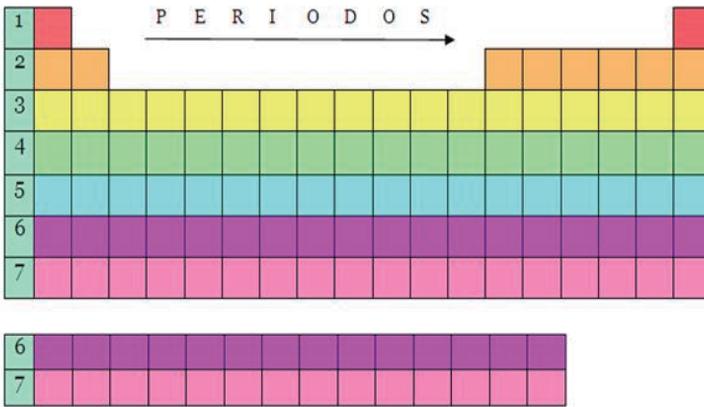
En la tabla periódica los elementos se encuentran organizados por las características específicas que tienen. Cada uno de estos elementos posee un nombre y símbolo propio; los cuales se les atribuyen según el lugar geográfico en el cual fueron descubiertos, en honor a la persona que los halló o bien por el astro o planeta del que provienen.

### 1.3.2. Organización de los elementos químicos en la tabla periódica moderna.

Los 118 elementos químicos que actualmente se conocen están organizados de acuerdo a algunas de sus propiedades físicas y químicas. Considerando esto se los puede agrupar en familias de elementos, periodos y grupos. Además de clasificarlos como elementos metales, no metales o metaloides, y como elementos representativos o de transición.

- Elementos metales, no-metales y metaloides.
- Familias de elementos.
- Elementos representativos, de transición.
- Periodos y grupos.

### Ubicación de los periodos en la tabla periódica



**Figura 5.** Filas de la Tabla Periódica. (Marconi. etal, 2012)

Los cuadros representados del mismo color corresponden a un mismo periodo.

- Podemos definir a un grupo como una columna en la tabla periódica, es decir, está formado por los elementos químicos agrupados de forma vertical en la misma columna. Estos elementos comparten propiedades análogas entre sí. Los grupos se simbolizan con números romanos acompañados de una letra mayúscula y en la tabla periódica se ubican sobre cada columna.

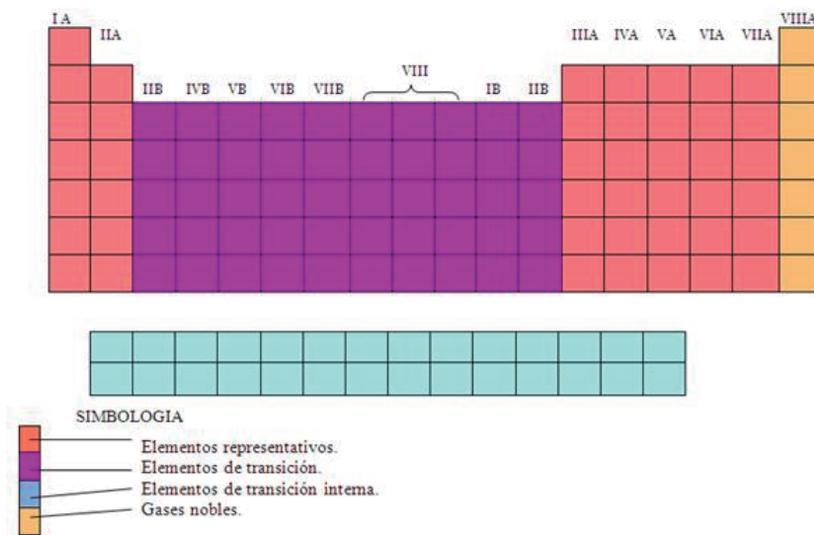
#### 1.3.3. Ubicación de los grupos en la tabla periódica.

La tabla periódica está conformada por 18 grupos que se dividen en secciones: la sección A, formada por 8 grupos y la sección B que abarca los 10 grupos restantes.

Los elementos representativos son como su propio nombre lo indica, los más relevantes en relación a la biología. Dentro de ellos podemos encontrar al Oxígeno, Hidrógenos, Carbono y Nitrógeno. Los elementos del grupo A, a excepción del VIIIA, forman este conjunto con 43 elementos químicos y se distribuyen tanto al lado izquierdo (IA y IIA) como al lado derecho (IIIA - VIIA) de la tabla periódica.

Por su parte los elementos de transición son 40 elementos químicos pertenecientes al grupo B y se localizan en la mitad de la tabla periódica, entre los conjuntos de elementos representativos. Se caracterizan principalmente porque las dos últimas capas de electrones de sus átomos están incompletas.

### 1.3.4. Ubicación de los elementos representativos, de transición, de transición interna y gases nobles en la tabla periódica.



**Figura 6.** División de la Tabla Periódica. (Marconi. etal, 2012)

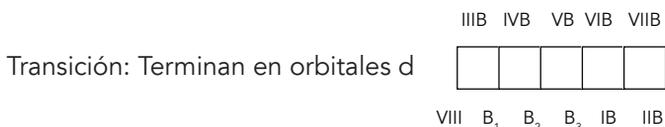
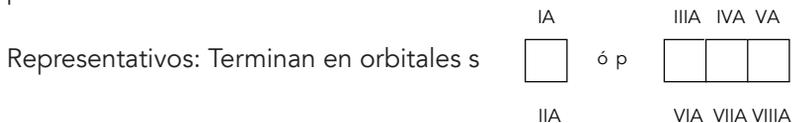
#### Elementos de transición interna.

Forman parte del periodo 6 y 7, debido a su ubicación fuera de la tabla periódica son comúnmente llamadas "Tierras Raras", que junto a los "Lantánidos" forman un conjunto de 28 elementos químicos. Gases nobles. Representan los elementos gaseosos de la familia VIIIA, ubicados a lado derecho de la tabla periódica presentan una configuración estable cumpliendo con la "Ley del Octeto", es decir, tal capa está completa. Estos elementos son inertes y no reaccionan con los demás elementos de la tabla periódica.

Los átomos de los gases nobles prácticamente no reaccionan (no se adhieren) con los átomos del resto de elementos de la tabla periódica, de donde proviene su nombre de "nobles". (Chang, 2002).

### 1.3.5. Relación entre la estructura electrónica y la tabla periódica:

Utilizar los siguientes esquemas, según las secciones a las cuales pertenecen los elementos.



Ejemplo: Se distribuye los electrones los electrones del último subnivel de energía del elemento en las casillas cuánticas y la última flecha siempre indica el grupo en que está el elemento. Para  $Z = 17$  (Marconi. etal, 2012).



Basado en la posición de los elementos en la tabla periódica es posible describir con facilidad sus propiedades.

#### Ejemplo 1: Cinc

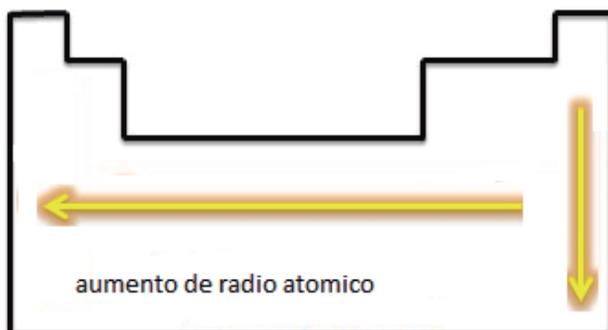
Elemento cinc, con  $Z = 20$ , distribución electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ , es un metal de transición, su masa atómica es 64, forma óxidos metálicos con propiedades anfóteras, etc. (Marconi. etal, 2012).

- Radio atómico
- Carácter metálico
- Electronegatividad
- Electroafinidad
- Energía de ionización.

### 1.3.6.1. Radio Atómico.

El radio atómico aumenta de lado derecho a lado izquierdo, a menor carga nuclear los electrones son más atraídos fuertemente por el núcleo así el radio atómico disminuye.

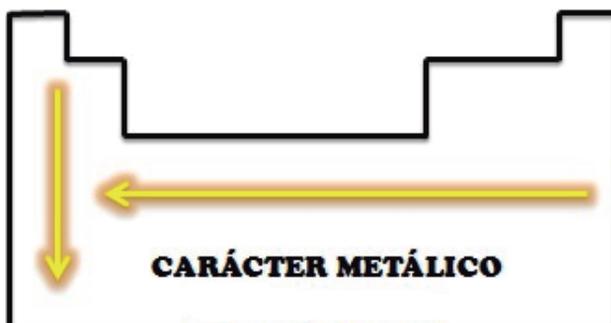
**Tabla 2.** Tabla de aumento del radio atómico. (Chang, 2002).



### 1.3.6.2. Carácter metálico.

Se llama tendencia metálica cuando se ceden fácilmente electrones y no tiene mucha tendencia a ganarlos, es decir son pocos electronegativos.

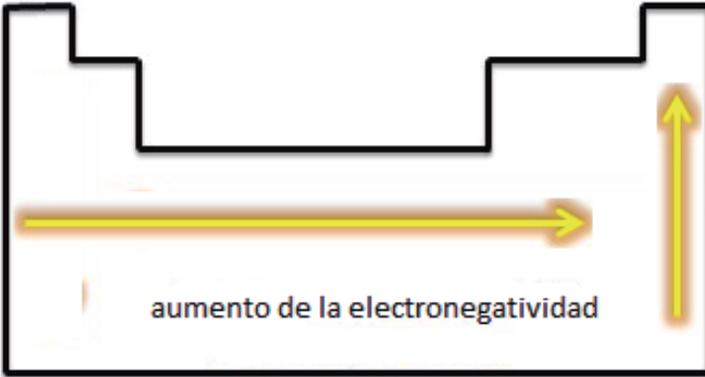
**Tabla 3.** Carácter metálico de los elementos de la Tabla Periódica. (Chang, 2002)



### 1.3.6.3. Electronegatividad.

Esta propiedad expresa la capacidad de un elemento a captar la densidad electrónica de otro elemento mientras se forma un nuevo enlace, no es más que la tendencia de atraer electrones hacia sí mismo.

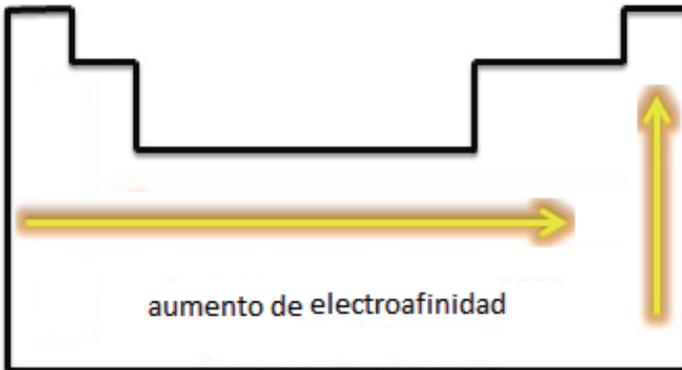
**Tabla 4.** Tabla de electronegatividad de los elementos químicos. (Chang, 2002).



### 1.3.6.4. Electroafinidad.

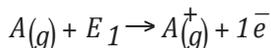
Al igual que la electronegatividad es la tendencia de un elemento para captar electrones y convertirse en un ion, aumenta de izquierda a derecha y al subir en el grupo.

**Tabla 5.** Tabla de electroafinidad de los elementos químicos. (Chang, 2002).



### 1.3.6.5. Energía de ionización.

Es la energía que se debe suministrar a un átomo neutro, para arrancarle un electrón de su capa más externa y convertirlo en un catión mono positivo gaseoso. Su reacción se determina de la forma siguiente:



Donde  $A(g)$  es el átomo de un determinado elemento químico en estado gaseoso;  $E_1$  la energía de ionización y  $e^-$  un electrón.

La unidad de medida en el sistema internacional S.I., de la energía de ionización se puede expresar en electronvoltios, julios o en kilojulios por mol (kJ/mol).

$$1eV = 1,6 \times 10^{-19} C \times 1V = 1,6 \times 10^{-19} J$$

Cuando estudiamos la tabla periódica observamos que el aumento no es continuo, esto se debe al tipo de configuración  $s^2$  y  $s^2 p^3$  que presentan es muy estable.

Los gases nobles de la familia VIIIA debido a su configuración presentan una alta energía de ionización, lo que les hace difícil arrancar un electrón de su última capa de valencia. (Whitten, 2002).

## 1.4. Los elementos Químicos en la Industria.

El uso y refinación de los metales data desde el primer milenio d.C., habitantes de Sri Lanka utilizaron los vientos del monzón para hacer funcionar los hornos en los que se fundía el hierro a fin de producir acero al alto carbono. Tiempo después, quizá el acero de las legendarias espadas de Damasco, conocidas por su filo y durabilidad, se elaboró en esos hornos. (Chang, 2002).

Los metales se emplean en grandes cantidades para construir edificios, automóviles, ferrocarriles, barcos y aviones. Se usan como conductores del calor y electricidad. Los metales Na, K, Ca y Mg, (Minería).

En la metalurgia es el proceso para extraer los metales de los minerales que los contiene, su reducción y purificación, como también la fabricación de productos derivados de ellos; en la actualidad el uso de los metales exige el buscar, explorar, explotar, manejar y aplicar en menas grandes de metales preciosos usados en la tecnología para la fabricación de instrumentos materiales y equipos de alta resolución que ayudan a optimizar el trabajo del hombre.

Interesante entonces que el conocimiento y la impartición de la cátedra de química en las ingenierías se incorpore los metales y sus compuestos (Mezclas, Combinaciones, Aleaciones, Amalgamas). En tanto que algunos no metales (C, H, O, N, P y S), se hallan presentes en el cuerpo humano en cantidades sustanciales. (Whitten, 2014)

En las mineras, el mineral que contiene el metal frecuentemente solo constituye un pequeño porcentaje (del orden de las unidades y a veces incluso una fracción de la unidad) del material de la mina. Es necesario separar la mena del resto del mineral antes de proseguir con otras operadoras metalúrgicas. Un método útil es el de flotación. (Petrucci, 2011)

#### 1.4.1. Presencia de los Metales y su Abundancia.

Una gran mayoría de estos elementos químicos, se hallan en la naturaleza formando compuestos, muy pocos se encuentran en estado libre como el oro, la plata y el platino.

Se definen tomando en cuenta sus propiedades. En su gran mayoría sólidos, brillo característico, buenos conductores del calor y la electricidad.

#### Cuadro de localización en la tabla periódica

Clasificación	Grupo	Elementos
Metales alcalinos	IA	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
Alcalinotérreos	IIA	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
Metales nobles	IB	Cu, Ag, Au
Subgrupo del zinc	IIB	Zn, Cd, Hg
Grupo del aluminio	IIIA	Al, Ga, In, Tl
Metales de transición	IIIB a VIII B	Primera serie de Sc a Ni Segunda serie de Y a Pd, Tercera serie de Hf a Pt
Lantánidos		La a Lu
Actínidos		Ac a Lw

#### 1.4.2. Propiedades físicas de los metales.

Son en su mayoría sólidos, a excepción del mercurio (Hg) que es líquido.

MALEABILIDAD.\_ Propiedad de los metales para hacer láminas, entre ellos: Au, Ag, Al, Cu, Sn.

CONDUCTORES TERMICOS Y ELECTRICOS.\_ Conducen excelentemente el calor y la electricidad (Au, Ag, Cu).

DUCTILIDAD.\_ Propiedad para convertir en hilos, cables y alambres: Au, Ag, Pt, Al, Cu, Sn, Pb.

### Cuadro demostrativo de actividades de los metales.

Estado Natural	Metales	Hidruros	Hidróxidos	Reacciones
Nunca se encuentran libres en la naturales	K Be Ca Na Mg Al Mn Zn Cr	Se combinan con H <sub>2</sub> formando hidruros $2 \text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NaH}$	Reacciones con agua dando Hidróxidos + H <sub>2</sub> $\text{Ca} + 2\text{H}_3\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$	Saluciones acuosa $\text{Zn} + \text{H}_2 \text{SO}_4$  $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
Rara vez se encuentras libres	Fe  Cd Co Ni Sn PB			
En estado libres	(H) Bi Cu Hg			
Se encuentran libres	Ag Pt Au			

#### 1.4.3. Propiedades Químicas de los metales.

Papel importante es la configuración electrónica de cada elemento.

1. Cede electrones, convirtiéndose en iones positivos.
2. Se combinan inmediatamente con (O, S) y halógenos.
3. Las sustancias que contienen metales forman cationes al disolverse en el agua.
4. Los óxidos e hidróxidos de metales son solubles en el agua, formando soluciones básicas.
5. Pueden mezclarse entre sí para formar aleaciones.

#### 1.4.4. Metalurgia.

Son Procesos de extracción de metales en los minerales que los contiene, su reducción y purificación así como la fabricación de productos derivados de ellos. (Alambras, Cables, Hilos, Laminas, Estuches, Covertores, Entre otros).

**Metales Nativos:** Se encuentran en la corteza de la tierra libres, químicamente poco activos (Oro, Cobre, Plata, Platino, Hierro).

**Mena :** Son minerales del que se extraen metales.

En general los procedimientos metalúrgicos tienen sus momentos :1 Concentración de la mena. 2 Composición química de la mena.3 Extracción del metal.4 Afinación del metal. 5 Purificación del metal.

**Aleaciones :** Son la unión de dos o más metales blandos y formando una sustancia nueva, Ejemplos :

$\text{Cu} + \text{Sn} \rightarrow \text{Bronce}$

$\text{Fe} + \text{C} \rightarrow \text{Acero}$

$\text{Cu} + \text{Zn} \rightarrow \text{Latón}$

$\text{Co} + \text{Al} \rightarrow \text{Alnico}$

$\text{Cu} + \text{Zn} + \text{Ni} \rightarrow \text{Alpaca}$

$\text{Cu} + \text{Al} \rightarrow \text{Cuproaluminio}$

$\text{Cu} + \text{Ni} \rightarrow \text{Cuproníquel}$

Todas estas aleaciones son utilizadas en el campo de las ingenierías: Industrial, Eléctrica, Electromecánica, Sistemas e Hidráulica.

El método de reducción que se utiliza para reducir metales a partir de sus compuestos en menas a metales libres depende de la fuerza con que los iones metálicos estén unidos a los aniones.

**Amalgamas:** Las amalgamas son compuestos que forman producto de la unión de mercurio con metales, de importancia en el campo eléctrico, industrial, odontológico y decoración de instrumentos tecnológicos y estas pueden ser líquidas y sólidas:

Líquidas, cuando predomina el mercurio.

Sólidas, cuando este se halla en ellas en menor cantidad que el metal al cual está unido.

**Tipos de amalgamas:**

$\text{Mg} + \text{Bi} \rightarrow \text{Amalgama de Bismuto}$

$\text{Mg} + \text{Sn} \rightarrow \text{Amalgama Eléctrica.}$

$\text{Mg} + \text{Sn} \rightarrow \text{Amalgama de Estaño.}$  (Tres partes de mercurio más una parte de estaño).

$\text{Mg} + \text{Au} \rightarrow \text{Amalgama de Oro.}$

Cabe indicar al estudiante y al profesor que conduce el interaprendizaje, agregar la fortaleza y la debilidad en los enlaces entre metales, con el oxígeno y el hidrogeno.

Cuando el enlace es fuerte, se requiere más energía para reducirlos a metales. Esto hace que el proceso de reducción sea más costoso. Los metales más activos suelen tener los enlaces más fuertes.

Los metales menos reactivos se encuentran en estado libre y, por lo tanto, no necesitan someterse a reducción; tal es el caso del Au, la Ag y el Pt. Esta es la razón por la que el oro y la plata se han utilizado como metales libres desde la prehistoria. Algunos metales menos activos, como el Hg, pueden obtenerse de manera directa de sus menas de sulfuro mediante tostado. El tostado hace que los iones metálicos se reduzcan a metales libres por oxidación de los iones sulfuro para formar SO<sub>2</sub> gaseoso. (Whitten, 2014)

En la vida diaria, suma de múltiples actividades, se dispone en el siglo XXI de tecnología, empleando los metales en gran escala, por lo que facilita al ser humano y particularmente a los ingenieros como herramientas, utensillos que ahorran tiempo y recursos; sin embargo ahí que propiciar que no haya una explotación irracional, más bien un manejo adecuado para preservar para las futuras generaciones.

## **CAPÍTULO II**

# **ENLACE QUÍMICO**

---

## **SUMARIO**

Enlaces químicos y sus principales tipos. Enlace iónico; características y propiedades generales, energía de formación de un compuesto iónico, factores que influyen en su formación, energía reticular, ciclo energético de Born-Habe, estructura cristalina de los compuestos iónicos, efecto de un campo eléctrico sobre un ión y polarización mutua de iones. Enlace covalente; propiedades generales, regla del octeto y del dueto, teoría del enlace de valencia, teoría de orbitales moleculares, carácter dirigido del enlace covalente, hibridación de orbitales, polaridad de un enlace, momento dipolar.

## **INTRODUCCIÓN**

La Química es la ciencia que estudia la interacción entre materia y energía, así como las transformaciones de la materia acompañado de cambios de energía, estas transformaciones implican la destrucción de uniones interatómicas y la aparición de nuevas. De la misma manera la química estudia las propiedades de las sustancias, que dependen de las características que tengan las uniones de los átomos, en la sustancia. Es por esta razón que, el estudio de los tipos de enlaces químicos, tienen una gran importancia para el futuro ingeniero. (Chang, 2002).

## 2.1 Enlace Químico. Tipos de Enlaces Principales.

Se define al enlace químico como un conjunto de fuerzas e interacciones que condicionan la existencia de especies químicas, ya sean bi o poli atómico, por ejemplo; moléculas, iones, cristales, radicales, etc. Se puede decir que existirá un enlace químico entre los átomos o grupos de átomos, cuando las fuerzas actuantes, sean de una intensidad muy alta, que de tal manera se forme un agregado, que tenga estabilidad suficiente para que sea considerado como una especie independiente.

El enlace químico es muy complejo de ser estudiado, tanto cualitativa como cuantitativamente, y es debido al limitado conociendo que se tiene sobre este tema, que solo se ha podido conocer parcialmente este fenómeno. Debido a esto, no existe una única teoría que permita explicar su funcionalidad.

Una teoría aceptable sobre el enlace químico, debe tener la finalidad de explicar aspectos fundamentales del mismo, por ejemplo, las proporciones en que los átomos entran a formar parte de la molécula y el número de estos, geometría y características de la molécula formada, y finalmente, la energía de las moléculas. Este último aspecto es muy importante, ya que una molécula contendrá unos átomos en unas proporciones y con una geometría, tal que la energía sea la mínima posible, ya que la formación de un enlace entre átomos disminuye la energía del sistema. (Whitten, 2002).

Hay tres modelos que explican limitados conceptos sobre enlace químico y otros que sirven para eliminar una parte de estas limitaciones en los modelos originales. Dichos modelos facilitan y contribuyen al desarrollo del conocimiento humano, aunque tienen limitaciones, ya que son menos ricos que la realidad objetiva y se condicionan por el desarrollo de nuestros conocimientos.

Se debe resaltar que estoy no significa que haya diversos tipos de enlace químicos distintos. El enlace químico es exclusivo, mientras que son varias las teorías.

En el inicio de aprendizaje de la estructura del átomo puede enseñarse la formación de compuestos mediante la envoltura electrónica de los mismos, por lo tanto, empieza a surgir diversas teorías que tratan de detallar estos fenómenos. La primera fue la teoría del enlace iónico o electroestático, en donde se considera la formación

del compuesto con una transferencia de electrones entre dos átomos con la consiguiente formación de iones, estos se unen por atracción electrostática. Esta teórica es restringida según el número de compuestos a los que se pueden aplicar. (Reboiras, 2006).

La teoría del enlace covalente prescrita para demostrar las propiedades de varios compuestos que carecían de explicación por la teórica del enlace iónico, propone la formación del enlace por compartición de electrones entre los átomos quienes lo conforman. (1916, Kossel; 1918 Lewis-Lagmuir).

Realmente, existen ínfimas situaciones donde se encuentra alguno de estos extremos. La mayor parte de las sustancias representa propiedades intermedias, sin embargo, cercanas a uno u otro extremo. A consecuencia de esto, se hizo imprescindible desarrollar algunas teorías como la polarización iónica, carga parcial, etc., las cuales son usadas como correcciones con la finalidad de detallar muchas propiedades de los compuestos químicos.

Al final, la teoría del enlace metálico autoriza la explicación de la formación de los cristales metálicos y sus propiedades, aquellas que no se pueden detallar con las teorías antes que esta. (Reboiras, 2006).

(Reboiras, 2006) afirma: "En resumen, para la explicación del cómo, se pueden unir los átomos para la formación de compuestos y las propiedades de estos, se conservan tres teorías generales que son:"

- Teoría del enlace iónico.
- Teoría del enlace covalente.
- Teoría del enlace metálico.

Estas teorías se hallan en continuo desarrollo según se añaden nuestros conocimientos e interpretaciones.

## **2.2. Dependencia de la naturaleza del enlace formado por los elementos de sus posiciones respectivos en el sistema periódico.**

Un factor es el que más influye acerca de las características de un enlace entre dos átomos, es la naturaleza de aquellos. Esto nos autoriza la relación de propiedades de aquel enlace con la posición que se instalan estos átomos en el sistema periódico. (Whitten, 2002).

Se pudo observar, que en el extremo derecho superior del sistema periódico se hallan ocupados los elementos más electronegativos, mientras que en la parte izquierda inferior y derecha se sitúan los elementos más electropositivos. Generalmente, cuando más electronegativo es uno de los elementos y más electropositivo el otro, más iónico deberá ser aquel enlace que se conformó entre ellos. Por lo tanto, el enlace será más covalente cuando menor sea la diferencia de electronegatividades.

Entonces, partiendo de los lugares de los elementos en la tabla periódica se puede dictar criterios cualitativos muy próximos acerca de las características del enlace. Y por lo tanto, empezando del valor de las electronegatividades de los elementos, se establecen criterios cuantitativos aproximados. Esto se puede distinguir en la tabla mostrada a continuación. (Chang, 2002).

**Tabla 6.** Carácter de los enlaces químicos. (Chang, 2002).

$X_a - X_b$	% iónico
0.0	0
0.2	1
0.4	3
0.6	7
0.8	12
1.0	18
1.2	25
1.4	32
1.6	40
1.8	47
2.0	54
2.2	61
2.4	68
2.6	75
2.8	80
3.0	85
3.2	90

En la tabla 6 se indica los cálculos que se realiza con las diferencias de electronegatividades en la columna  $X_a - X_b$  de la tabla se indica la diferencia de electronegatividades que existe entre los elementos a y b que forman un enlace. Es un enlace iónico cuando la diferencia de las electronegatividades de los átomos que forman el enlace es igual o mayor a 1.7, caso contrario si es menor es un enlace covalente polar, si esta diferencia es igual a cero quiere decir que es un enlace covalente apolar. Debido a que la electronegatividad es una propiedad variable esta diferencia solo es una aproximación. Existen muchas escalas de electronegatividades, pero la más conocida es la de Linus Pauling.

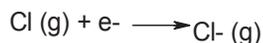
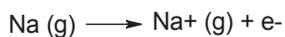
$X_a - X_b \geq 1,7$	Iónico	Ejemplo: NaCl
$X_a - X_b \leq 1,7$	Covalente polar	Ejemplo: $H_2O$ , HCl
$X_a - X_b = 0$	Covalente apolar	Ejemplo: $Cl_2$ , $Br_2$

Las diferencias de electronegatividades y el carácter iónico disminuyen conforme los grupos de la tabla periódica se encuentran más cerca. Se toman los siguientes compuestos: NaCl,  $MgCl_2$ ,  $AlCl_3$ ,  $Cl_2$ , los cuales se encuentran en el mismo periodo. Se observa que el carácter iónico de los compuestos disminuye desde el el cual es el más iónico hasta el que es el covalente polar, de allí que se concluye que solo con saber la ubicación de los elementos en la tabla periódica si puede estimar que tipo de enlaces puede formar y sus propiedades.

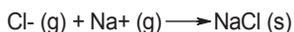
### 2.2.1. Enlace iónico. Características generales.

Existen muchos compuestos cuyas propiedades pueden ser explicadas por el hecho de formar un enlace iónico, de ahí la importancia del estudio de este enlace. Este explica la formación del enlace mediante una transferencia de electrones de un elemento que posee más electronegatividad al que posee menos electronegatividad y se forma iones con cargas opuestas a las que tenían.

**Ejemplo:**



Estos iones se atraen electrostáticamente formando así el compuesto iónico:



El compuesto anterior tiene las siguientes características:

- Este compuesto no tendrá moléculas con un número definido de átomos.
- Cada ion puede interactuar con muchos otros iones.
- Se disuelven en disolventes polares.

El compuesto anterior debido a que se queda formando iones y además por el carácter de enlace que forma tiene esas propiedades. Los elementos no electronegativos que originan el catión deben tener una energía de ionización lo más bajo posible. Este proceso es un proceso endotérmico; por otra parte, un elemento no electropositivo que origina el anión tiene una afinidad electrónica alta, a este proceso se le considera un proceso exotérmico, ya que desprende energía. Un enlace iónico se forma cuando más electropositivo y más electronegativo sea uno de los elementos y más favorecido energéticamente era el compuesto que lo forma. (Whitten, 2002).

Otros ejemplos de compuestos con enlaces iónicos son: Sales de Halogenuros (KCl, NaBr, FeI<sub>2</sub>, etc). Estos compuestos llegan a formarse cuando el elemento metálico pierde sus pocos electrones de valencia (electrones de la última capa), y a la vez el elemento no metálico recibe aquellos electrones enviados por el elemento metálico. En nuestros ejemplos los elementos metálicos se encuentran escritos a la izquierda y el elemento no metálico se encuentra a la derecha. Una reacción globalizada de la formación de compuestos con enlaces iónicos se detalla a continuación:



### 2.2.1.1 Energía de Formación de un compuesto iónico. Factores que influyen en su formación.

Al relacionar la energía potencial del compuesto con la interacción de los iones formados hay que tener en cuenta las distancias que existe entre cada ion "r"; cuando los valores de "r" son elevados las cargas no interactúan y su energía potencial es igual a cero. En la figura se observa la variación de la energía potencial del compuesto en función de la distancia "r" entre los iones. (Whitten, 2002).

Por otro lado, el elemento electronegativo que origina al anión debe tener una afinidad electrónica elevada, por lo que en el proceso debe

desprenderse una gran cantidad de energía. Debe señalarse que, si se trata de la formación de un ion divalente negativo, debe suministrarse energía para la formación de éste. (Brown, 2004).

De ahí que mientras más electropositivo sea uno de los elementos y más electronegativo el otro, más iónico será el enlace que se forma y más favorecido energéticamente será el compuesto que se forma. Otro aspecto a considerar es la energía relacionada con la interacción de los iones formados anteriormente para dar lugar al compuesto. En la figura se observa la variación de la energía potencial del compuesto en función de la distancia "r" entre los iones. Para valores elevados de "r", cuando las cargas no interactúan prácticamente, la energía potencial es aproximadamente igual a cero. Los iones se atraen uno al otro de acuerdo con la ley de Coulomb y la energía potencial viene dada por: (Brown, 2004).

$$V = -\frac{(Z^+ Z^-) \times e^2}{r} = -\frac{Z^2}{r}$$

Donde  $Z^+$ ,  $Z^-$ : carga de los iones.

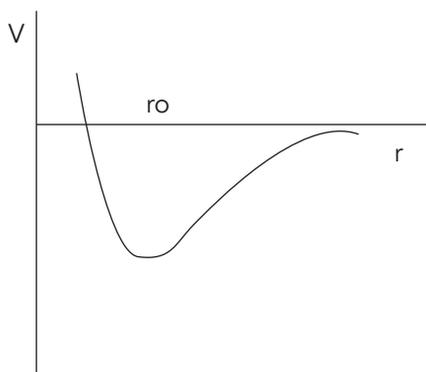
e: carga del electrón.

r: distancia entre los iones.

### 2.2.1.2. Interacción entre dos iones de carga opuesta.

Cuando dos iones de carga opuesta se acercan desde el infinito, ocurre una disminución gradual de la energía potencial del sistema. Sin embargo, esa disminución tiene un límite a partir del cual la energía potencial comienza a aumentar de forma muy rápida, como resultado de la repulsión ínter nuclear y de las envolturas electrónicas.

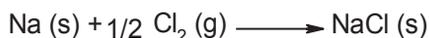
La primera parte de la curva está determinada por el trabajo que realiza el sistema durante el acercamiento de dos cargas opuestas, siendo este proceso exotérmico. La segunda parte está determinada por la repulsión que aparece entre las envolturas electrónicas de los dos iones y de los núcleos, debido a que ambos tienen la misma carga. En este caso, para provocar un mejor acercamiento es necesario realizar un trabajo sobre el sistema por lo que el proceso será endotérmico, es decir, el acercamiento de dos iones cargados puede ocurrir sólo hasta una distancia óptima de enlace a la cual se compensan las fuerzas de atracción y repulsión que aparecen entre las mismas. Estas distancias determinan los radios iónicos efectivos.



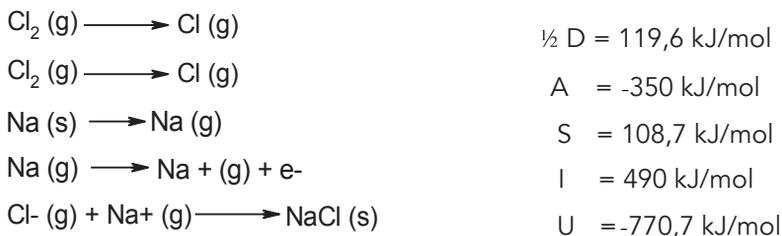
**Figura 7.** Potencial eléctrico en función del radio atómico.  
(Brown, 2004).

### 2.2.1.3. Ciclo energético en la formación de un cristal iónico. (Ciclo de Born-Haber). Energía reticular.

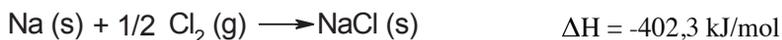
El ciclo de Born-Haber es un proceso Dinámico que permite entender la formación de un compuesto iónico es basada en la ley de conservación debido a esto permite determinar algunos parámetros como lo son las unidades electrónicas y la energía reticular de los compuestos. Ejemplo: Formación del NaCl sólido, cuya reacción de formación es:



Este proceso puede descomponerse de la forma siguiente:



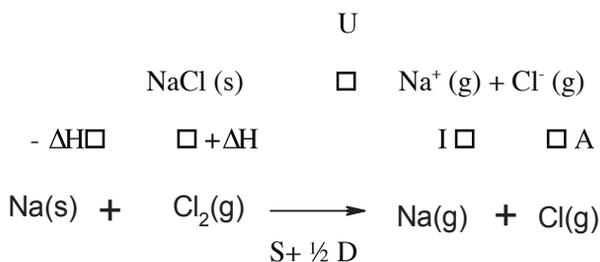
Y sumando estas ecuaciones:



El valor de  $\Delta H$  representa la entalpía de formación del cloruro de sodio. Así, la formación del cloruro de sodio sólido puede descomponerse en: disociación del cloro gaseoso; ionización de los átomos de cloro gaseoso; sublimación del sodio; ionización del sodio gaseoso; formación del compuesto sólido a partir de los iones en estado gaseoso.

En la experiencia, el valor de  $U$  (energía reticular) y los valores de  $D$ ,  $S$ ,  $I$  se obtienen experimentalmente con una adecuada aproximación, pero el valor de  $A$  (afinidad electrónica) se determina por este ciclo, reflexionando la entalpía de formación del compuesto.

El ciclo de Born-Haber puede considerarse un ciclo cerrado si se tiene en cuenta que la variación de entalpía equivalente al calor liberado para formar el  $\text{NaCl (s)}$  a partir de cloro gaseoso y sodio sólido es igual al calor absorbido para descomponer el  $\text{NaCl (s)}$  en cloro gaseoso y sodio sólido, siguiendo al inverso los pasos señalados:



Siendo  $\Delta H = \frac{1}{2} D + S + A + I + U$

Es indudable que el valor elevado de la energía reticular y de la afinidad electrónica son elementos concluyentes de la estabilidad de los compuestos iónicos, pues estos dos procesos son asociados con la pérdida de energía por el sistema, lo cual beneficia su formación.

Se ha estudiado la formación de los compuestos iónicos de los elementos de los grupos I y II con los elementos de los grupos VI y VII, arrojando buenos resultados en la determinación de la afinidad electrónica y la energía reticular, por lo cual importante en la teoría en el análisis de la estabilidad de compuestos iónicos y en la idea de la proporción de carácter iónico o covalente de los enlaces.

En el ciclo de Born-Haber se puede evidenciar la importancia de la energía reticular en los compuestos iónicos. La mayoría de procesos que actúan en la formación de compuestos iónicos son endotérmicos, con excepción la energía reticular y en algunos casos, la afinidad electrónica.

La energía reticular es definida como la energía liberada por mol del compuesto cristalino formado cuando se aproximan muchos cationes y aniones equivalentes, iniciando en una fase gaseosa definida por las distancias entre los iones que son muy grandes, y llegando hasta el sólido cristalino en el que la distancia entre los iones es menor y las interacciones más fuertes. Además, la energía reticular como la energía liberada cuando los iones positivos y negativos que componen la sustancia iónica se acercan desde un trayecto infinito para dar lugar a una mol del sólido iónico.

Esta energía es característica de las sustancias iónicas y es un estándar de la estabilidad de las sustancias en el estado sólido. Esto no es la energía de sublimación para estas sustancias ya que cuando los sólidos iónicos se funden o subliman, no llegan a la separación en iones.

La energía reticular es calculada por la ecuación de Born y Mayer deducida en 1932, los iones están bien definidos y no existiendo la colocación o superposición de orbitales entre ellos teniendo comportamiento de esferas duras y dispuestas en los vértices de poliedros bien delimitados, es decir, cuyo principio es considerar que el sólido tiene enlace iónico en un 100%. Por tanto, se concluye con la expresión:

$$U = -\frac{Ne^2\alpha^2M}{r_0} * \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

Donde:

- U: Energía reticular.
- e: Carga del electrón.
- $\alpha$ : Máximo factor común de los números de oxidación de los dos iones.
- N: Número de Avogadro.
- M: Constante de Madelung. Factor de corrección geométrico cuya

magnitud viene determinada por el tipo de red cristalina.

$r_0$ : Distancia íter iónica.

$N$ : exponente de Born. Exponente de repulsión vinculado a las fuerzas repulsivas que surgen como consecuencia de las nubes electrónicas.

$N$ ,  $e$  y  $M$  son constantes para una red cristalina; el término  $1/n$  no contribuye notablemente, pues depende de los iones más cercanos de la red. De acuerdo con esto:

$$U = -\frac{Ne^2\alpha^2M}{r_0}$$

La energía reticular habitualmente se determina experimentalmente por datos termodinámicos, usando el ciclo de Born-Haber. En los compuestos los haluros del grupo I, concuerdan los valores de energía reticular adquiridos experimentalmente con los deducidos teóricamente. Aunque, los valores para las sales de cationes que corresponden al tipo de 18 electrones tiene a veces diferencias; por la polarización que ejercen los cationes pequeños sobre los aniones muy grandes por lo que daña la densidad de carga de estos, debido al campo eléctrico de los cationes.

Como la energía reticular está claramente relacionada con la disminución de energía potencial que resiste el medio como resultado de la proximidad de los iones cargados desde el infinito hasta el trayecto de equilibrio del enlace, podemos estudiar en función de la fórmula que enuncia esta energía. De acuerdo con esto, la energía reticular será claramente correspondiente a las cargas de los iones que constituyen al compuesto e recíprocamente proporcionales a los radios iónicos de dichos iones. Asimismo, la energía reticular de dichos iones obedece también de la estructura cristalina del compuesto que se forma compuesto que este depende del número de coordinación que se muestra en dichas estructuras.

En resumen, la energía reticular depende de:

- La carga de los iones.
- El trayecto de enlace en la red cristalina.
- El tipo de red cristalina.

Por eso, la energía reticular de un compuesto iónico será mayor mientras más superior sean las cargas de los iones y mayor sea el número de coordinación de su estructura cristalina.

### 2.2.1.4. Estructura cristalina de los compuestos iónicos.

Por una estructura cristalina se deduce el ordenamiento de los átomos e iones en el cristal. Las sustancias iónicas están formadas por iones unidos por simpatía electrostática; estas fuerzas no son direccionales por lo que las estructuras cristalinas de estas sustancias deben estar fijas por los tamaños relativos de los iones y la destreza final que adopte el sólido iónico cristalino será la que corresponde a un mínimo de energía.

El número de iones de una clase que rodea a cada ión de signo opuesto se llama número de coordinación del ión y está determinado por la relación del radio del ión menor y el radio del ión mayor. Puesto que el radio del catión  $r_c$  es generalmente menor que el radio del anión  $r_a$ , la relación de radios se escribe  $r_c/r_a$ . Hay un valor límite de esta relación para cada tipo de estructura iónica que la conforma.

La estructura de las sustancias iónicas está determinada por el hecho de que cada ión permite que una pequeña partícula cargada eléctricamente que crea a su alrededor un campo electrostático en todas las trayectorias del espacio y cuya fuerza varía regularmente y de igual manera en todas las trayectorias (simetría esférica). Esto trae como efecto que cada ión atrae en todas las trayectorias a su alrededor un número determinado de iones de signo contrario; este número será solo limitado por la forma y tamaño de los iones. (Atkins, 2006).

Para (Casabó, 1996), considera que los iones son esferas perfectas y a partir de consideraciones geométricas, podemos establecer una relación directa entre el tamaño de los iones y la estructura cristalina de la sustancia. Por ejemplo, se puede determinar fácilmente el valor mínimo posible de  $r_c/r_a = 0,155$ .

A medida que aumenta la relación  $R$ , el catión es mayor y por tanto el número de coordinación crece. En la tabla podemos apreciar los resultados que se obtienen para compuestos del tipo 1:1.

**Tabla 7.** Conformación en el espacio en función del radio. (Atkins, 2006).

Número de Coordinación	Distribución geométrica en el cristal	Relación de radios $r_c/r_a$
2	Lineal	0.155
3	Triangular	0.15-0.22
4	Tetraédrico	0.22-0.41
6	Octaédrico	0.41-0.73
8	Cúbica	0.73

Como podemos observar, existe una dependencia estrecha entre el tamaño relativo de los iones y la estructura de la sustancia que forman. Se acostumbra designar cada red cristalina de acuerdo con un compuesto que tenga ese tipo de estructura. Por ejemplo, para el NaCl que cristaliza con estructura octaédrica, los compuestos que tengan la estructura con número de coordinación 6 se les otorga estructura tipo NaCl. Debemos marcar que la correlación de radios de los iones de un compuesto lo podemos utilizar como criterio contiguo para fijar la estructura cristalina del mismo puesto que para establecer esta correlación se parte de que los iones son esferas perfectas y no deformables y esto es solo una aproximación. (Casabó, 1996). (Gispert, 2000).

#### **2.2.1.5. Propiedades de los compuestos iónicos.**

Los compuestos iónicos son llamados así gracias a que la unión de sus átomos en presencia de atracción electrostática entre los iones de distinto signo, se definen de acuerdo a su grado mayor o menor.

Conductividad eléctrica.

Temperaturas de fusión y ebullición elevadas.

Solubilidad en disolventes polares.

#### **2.2.1.5. Propiedades de los compuestos iónicos.**

Los compuestos iónicos son sólidos y cristalinos a temperatura ambiente, y no conducen la electricidad en su estado anhidro, es decir cuando en su composición es inexistente el agua, no obstante, cuando se encuentran en su punto de fusión sin descomponerse, pueden ser conductores de la electricidad debido a que los electrones adquieren movilidad.

Es decir que son excelentes conductores cuando se encuentran en una solución acuosa.

La buena conductividad eléctrica de los metales se debe a que sus átomos liberados forman una suerte de nube de electrones, la cual conduce la electricidad con suma facilidad. Cuando se aplica un campo eléctrico al material, los electrones de la misma comienzan a fluir desde un extremo del metal a otro libremente.

Un buen conductor eléctrico es un material que permite el paso a través de él con facilidad, sin ofrecer mucha resistencia. En cambio, llamamos mal conductor al material que ofrece resistencia al paso del

flujo eléctrico a través del mismo. Todo buen conductor tiene entonces una alta conductividad (válida la redundancia) y una baja resistencia mientras que un mal conductor posee una conductividad escasa (o nula) y una alta resistencia. Los metales tienen varios millones de átomos, cada uno con dos o tres electrones en su órbita externa (electrones de valencia). Estos electrones de valencia, en los metales, se caracterizan por una tendencia a liberarse de electrones para lograr cierta estabilidad en cuanto a la configuración de los mismos. Cabe destacar que, en cambio, en su gran mayoría, los no metales tienen entre uno y cuatro u ocho electrones de valencia, que carecen de esta tendencia.

Los átomos de los metales se unen formando enlaces metálicos que le dan una estructura más estrecha y estable al metal en sí. Esos átomos liberados forman una suerte de nube de electrones, la cual conduce la electricidad con suma facilidad. Cuando se aplica un campo eléctrico al material, los electrones de la misma comienzan a fluir desde un extremo del metal a otro libremente. Lo mismo ocurre con el calor en la conductividad térmica.

Los principales metales que conducen la electricidad con gran eficacia son:

- Cobre
- Plata
- Aluminio
- Oro
- Níquel
- Cromo
- Hierro
- Magnesio
- Mercurio
- Titanio

Así es como en el desenvolvimiento de los profesionales en Ingeniería eléctrica o electromecánica aparece el uso muy común de los acumuladores de energía secundarios llamados baterías que es el dispositivo que consiste en una o más celdas electroquímicas que pueden convertir la energía química almacenada en electricidad. Cada celda consta de un electrodo positivo, o cátodo y un electrodo negativo, o ánodo y electrolitos que permiten que los iones se muevan entre los electrodos, facilitando que la corriente fluya fuera de la batería para llevar a

cabo su función. Su principio de funcionamiento está basado esencialmente en un proceso químico reversible llamado reducción-oxidación, un proceso en el cual uno de los componentes se oxida y el otro se reduce. Un acumulador es así, un dispositivo en el que la polarización se lleva a sus límites alcanzables y consta en general de dos electrodos del mismo o de distinto material sumergidos en un electrolito.

### 2.2.3. Temperaturas de fusión y ebullición.

Sus puntos de fusión y ebullición son elevados debido a que las fuerzas electrostáticas que mantienen unidos los iones es muy fuerte y es más difícil separarlos. (Chang, 2002).

### 2.2.4. Solubilidad en disolventes polares.

Los compuestos iónicos son capaces de disolverse en compuestos polares como el agua o el amoníaco debido a que las moléculas del disolvente rodean los iones y los atraen electrostáticamente para separarlos de la red iónica que tienen.

Este fenómeno se conoce como solvatación.

Cuando más estable sea la red iónica, ósea mayor sea su energía reticular, más difícil será disolver un compuesto iónico.

### 2.2.5. Efectos de un campo eléctrico sobre un ión.

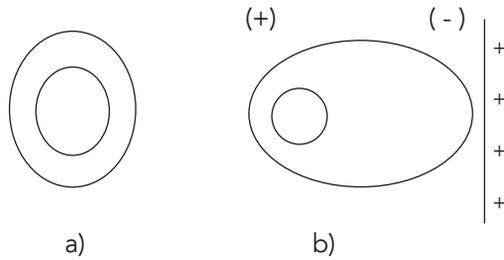
Los iones son deformables debido a que su formación no es rígida, es decir que se mantiene por campos eléctricos que lo rodean.

Esta formación puede destruirse si hay estímulos externos de otras fuerzas eléctricas, es decir que pueden ser deformados o deformar a sus iones acompañantes.

En la figura 8 a) podemos apreciar la situación de un ión en condiciones normales. En este caso, sus orbitales tienen simetría esférica con respecto al núcleo y no se observa deformación. (Chang, 2002)

En este caso se observa que sobre el ion se sobrepone un campo eléctrico de cargas positivas, las cuales son atraídas por la carga negativa del campo eléctrico del ion y repelidas por la carga del núcleo que es positiva.

Debido a esto la deformación determina un dipolo el cual se mide de acuerdo a la ecuación:  $\mu = q.d$



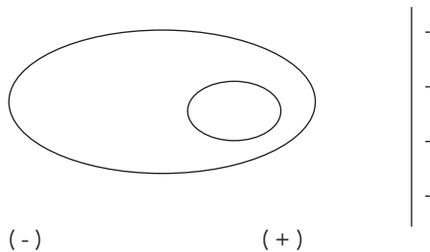
**Figura 8.** Deformación bipolar. (Chang, 2002).

En la que  $d$  es la distancia entre los centros de carga y  $q$  representa las cargas. A diferencia de que fuese al contrario y el campo fuese de carga negativa ya que en este caso los campos se atraerían entre si y se repelerían los núcleos. Deformándose y formándose un dipolo semejante al anterior.

La capa principal es aquella que sufre mayores deformaciones debido a que es la más atraída por las fuerzas electrostáticas de las cargas de los campos eléctricos, en este caso las capas que se encuentran dentro de la capa principal se deforman.

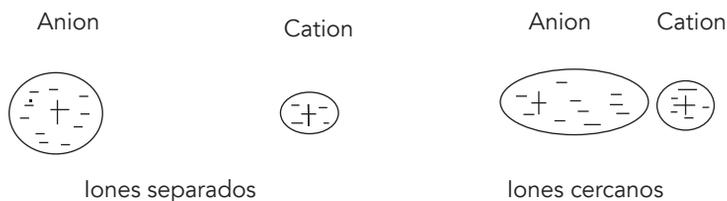
### 2.2.6. Polarización mutua de los iones.

En la siguiente figura, es evidente que los campos eléctricos de los iones a una distancia considerable, interaccionan recíprocamente estimulando a la deformación de estos iones. Entre más deformables y más polarizantes sean los iones, mayores serán las interacciones de polarización entre ellos.



**Figura 9.** Polarización de los iones. (Chang, 2002).

El intercambio de electrones puede producirse si el efecto de polarización es grande, de este modo también se produce un intercambio de electrones entre ellos.



**Figura 10.** Efecto de polarización entre iones. (Chang, 2002).

El carácter covalente de un enlace iónico aumenta cuando en el enlace intervienen:

- Iones positivos de pequeño radio.
- Iones negativos de radio apreciable.
- Iones positivos y negativos de cargas elevadas.

Los aniones habitualmente tienen radios grandes, cargas negativas pequeñas y en la última capa solo 8 electrones. Mientras que los cationes generalmente tienen radios pequeños, cargas positivas a veces grandes y pueden presentar hasta 18 electrones en su última capa. En consecuencia, los cationes serán muy poco deformables y bastante polarizantes. (Brown, 2004).

De esta manera, cuando el anión y el catión se encuentran a la distancia de enlace, sucede entre ellos interacciones de polarización. Sin embargo, se discurre al catión como un agente polarizante, mientras que al anión como aquella a la que le ocurren las deformaciones.

Cuando dos iones de carga contraria interactúan, cada uno de ellos es deformado por el otro, pero debido a la acción polarizante de los aniones la cual es muy pequeña, el efecto práctico puede considerarse que los cationes deben deformarse muy poco. Y por esta razón en la mayoría de los casos, suele tenerse en cuenta solo la acción polarizante de los cationes sobre los aniones.

### 2.3. Naturaleza del enlace covalente.

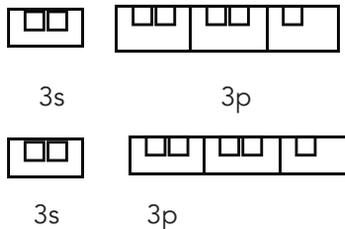
Chang, 2002), afirma que un enlace en el que un par de electrones son compartidos por dos átomos, forman compuestos covalentes ya que son la unión de enlaces del mismo.

Lewis, en 1916, utilizó una notación llamada "del electrón punto". Para referirse a la formación del enlace covalente, la que se debe a la compartición de electrones entre dos átomos que adquirirían al enlazarse la estructura electrónica de un gas noble.

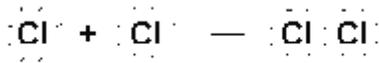
Por ejemplo, la formación de la molécula de cloro ( $Z = 17$ )

Distribución electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$   
 $[Ne] 3s^2 3p^5$

Teniendo en cuenta los dos átomos:



Se forma la molécula por compartición de los electrones no apareados. Cada átomo en la molécula queda con 8 electrones en la última capa. (Configuración del gas noble).



**Figura 10.** Efecto de polarización entre iones. (Chang, 2002).

La estructura de Lewis o del electrón punto, permite tener una idea de la estructura de la molécula. Mediante el mecanismo de formación del enlace a partir de las configuraciones electrónicas de los átomos, aquellos que se enlazan entre sí. Sin embargo, esta forma de representar el enlace covalente, no brinda ningún tipo de información acerca de la geometría espacial de la molécula. (Chang, 2002, p.338)

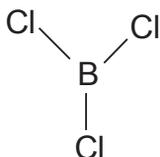
Lewis, en su denominada "regla del octeto", afirma que los átomos buscan tener 8 electrones en su capa externa. Sin embargo, esto no suele cumplirse en todos los casos.

Ejemplo:

**A) Átomos que quedan con menos de 8 electrones:**

1. Formación del  $\text{BF}_3$ . B (Z=5) y C (Z=17)

B (Z=5)  $1s^2 2s^2 2p^1$  (3 electrones en la última capa)



**Figura 12.** Fórmula desarrollada del  $\text{BCl}_3$ . (Chang, 2002).

Cl (Z=17)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  (7 electrones en la última capa)

El Boro queda con 6 electrones en la última capa.

2. Formación del  $\text{BeCl}_2$  Be (Z=4) y Cl (Z=17).

Be (Z=4)  $1s^2 2s^2 2p^1$  (2 electrones en la última capa)

Cl (Z=17)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  (7 electrones en la última capa)



El Berilio queda con 4 electrones.

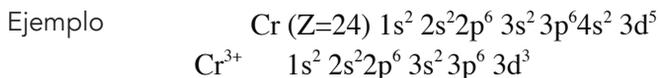
Cuando un átomo con menos de 4 electrones de valencia los comparte para formar enlace covalente, puede quedar con menos de 8 electrones.

**B) Átomos con más de 8 electrones.**

Los átomos ubicados en periodos mayores de 2 de la Tabla periódica pueden llegar a presentar más de 8 electrones en sus compuestos.

Ejemplo  $\text{PCl}_5$  P (Z=15)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  (5 electrones)

C) Los iones de muchos elementos de transición no son isoelectrónicos con gases nobles.



Para (Chang, 2002), la "regla del dueto" es el apareamiento de electrones formando así enlaces entre átomos, indicando así que el átomo no tiene la necesidad de que adquiera de un electrón en la última capa, sino que se deben aparear 2 electrones.

Esta regla mantiene el concepto de que los orbitales incompletos de cierto átomo, puede ser completado con otro electrón de diferente átomo siempre y cuando este tenga diferente spin, es decir, spin opuesto.

Al generarse el apareamiento de estos electrones que poseen el spin opuesto se justifican las diferentes fuerzas de atracción las cuales se generan debido a los diferentes campos magnéticos opuestos creados por la propiedad rotatoria que posee el respectivo electrón. (Chang, 2002).

Hay que tomar en cuenta que no todos los enlaces covalentes significan una compartición de electrones siempre existe una excepción este es el caso del ión-molécula de hidrógeno ( $\text{H}_2^+$ ).

El enlace covalente toma en cuenta las diferentes energías producidas cuando dos átomos semejantes en su naturaleza química se próxima para producir el enlace; un enlace covalente estable es generado cuando la distancia interatómica, la energía potencial tienen un valor mínimo. (Brown, 2004).

### 2.3.1. Teorías de los enlaces covalente.

El enlace covalente se basa en dos teorías:

1. La teoría del enlace de valencia, esta teoría supone la participación de electrones desapareados. Consiste en la interpenetración de orbitales atómicos ocupados por electrones desapareados de los diferentes átomos que se enlazan. Al generarse esta interpenetración existe un aumento en la densidad electrónica y mantiene unido a los núcleos. (Brown, 2004).

La teoría de los orbitales moleculares los electrones de los átomos enlazados se ubican en orbitales moleculares y la existencia de estos electrones en un orbital de los llamados enlazantes, justifica la formación del enlace. Esta teoría plantea la formación de orbitales moleculares a partir de orbitales atómicos. (Brown, 2004).

Estas dos teorías presentan muchas diferencias, pero también utilizan la mecánica cuántica para explicar la formación de los enlaces y además de esto ambas teorías obtienen resultados similares. La teoría del enlace de valencia obtiene mejores resultados en compuestos de carácter covalente.

### **2.3.1.1. Teoría del enlace de valencia. Estudio energético de la formación del enlace covalente en la molécula de hidrógeno.**

Cuando dos átomos de hidrógeno se aproximan desde el infinito, las diferentes fuerzas de interacción serían:

- 1- La rotación de los electrones, produce un campo magnético, cuya dirección sigue la de rotación del electrón. Por lo cual se genera una atracción cuando se unen electrones con spins contrarios, en virtud de la interacción de fuerzas entre dichos campos.
- 2- Fuerzas de repulsión entre las envolturas electrónicas y entre los núcleos de ambos átomos.
- 3- Interacción de la nube electrónica de un átomo con el núcleo del otro y viceversa.

En la figura se muestra los datos obtenidos en base a la dependencia entre la energía potencial de una molécula de hidrógeno con la longitud que separa entre los átomos.

Para (Brown, 2004), a longitudes donde ya no va a existir una interacción, se tomará como punto de partida a la energía potencial, la misma que debe ser igual a cero. Conforme se acercan e interaccionan, esta energía disminuye; la cual continúa hasta la distancia "rho" de equilibrio.

Si  $r < r_0$  empezará a incrementar la energía potencial, se encuentra limitado por la acción de fuerzas de repulsión que tiene una magnitud formidable a cortas distancias entre los átomos. A la distancia  $r_0$ , la

energía potencial es ínfimo produciendo el enlace a esta distancia. Para la molécula de hidrógeno, la disminución de la energía potencial es de  $-431,69$  kJ/mol (energía de enlace) y  $r_0 = -0,074$  nm (longitud de enlace). (Brown, 2004).

Cuando los átomos que se acercan son de spines iguales, las nubes electrónicas se repelen y permanecen los núcleos relativamente descubiertos. Así, crece la repulsión y la energía potencial del sistema. En estas limitaciones, la molécula de hidrógeno no puede ser estable debido a que la energía es mayor a la del sistema del cual procede. Además, en los orbitales no serían capaces de ocupar el mismo orbital, porque de esta manera tendrían sus 4 números cuánticos semejantes. En cambio, cuando los átomos que se acercan son de spines distintos, la atracción magnética y la de cada núcleo sobre la nube de carga del otro hacen posible la distribución de electrones. Aumenta la intensidad de la nube electrónica en la región entre los núcleos y es atraída por ambos. En base al principio de Exclusión de Pauli, el par de electrones pueden ocupar el mismo orbital molecular y la molécula se vuelve estable por que la energía del estado final será menor que la del estado fundamental. (Brown, 2004).

La energía que se libera en la formación del enlace covalente proviene de:

- La neutralización de los momentos magnéticos de electrones con spines opuestos.
- La elevada densidad electrónica entre los núcleos de ambos átomos,

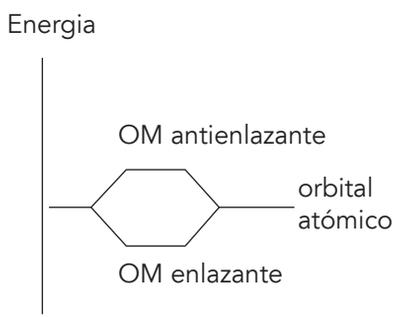
En resumen, se analiza la formación de la molécula de hidrógeno basándose con la teoría del electrón de valencia, teniendo en cuenta las interacciones atractivas que llevan al sistema a un estado de mínima energía. Esto se debe al apareamiento de electrones con spines opuestos y de la interpenetración de los orbitales del par de átomos.

Mientras la distancia que separa los núcleos es reducida, la región de interpenetración crece mayoritariamente y la energía potencial disminuirá hasta que se alcance la posición de equilibrio de un enlace y la energía potencial del sistema será mínima.

### 2.3.1.2. Teoría de los orbitales moleculares.

Según esta teoría, la organización de los orbitales atómicos darán origen a la manifestación de igual número de orbitales moleculares. En cambio, a la teoría explicada anteriormente, en esta teoría se estima que los electrones no pertenecen a cada uno de los átomos por separado y su posición se efectúa en el orbital molecular que ha sido formado en base a los orbitales atómicos. (Petrucci, 2011).

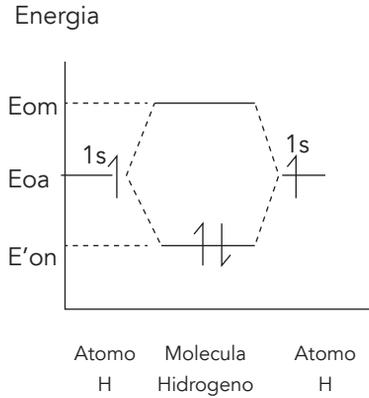
Según (Whitten K. D., 2014), la combinación de dos orbitales atómicos da lugar a dos orbitales moleculares. Uno de ellos tiene un contenido energético más bajo y se llama orbital molecular enlazante; el otro es de mayor energía y se llama orbital molecular antienlazante.



**Figura 13.** Energía de los Orbitales Moleculares para los electrones enlazantes. (Whitten, 2014)

Formados siguiendo las mismas reglas y principios estudiados para el llenado de los orbitales atómicos. Por ejemplo, en la molécula de hidrógeno participan 2 electrones ubicados en los orbitales atómicos. Estos dos electrones se sitúan en el orbital molecular enlazante por ser el de menor energía.

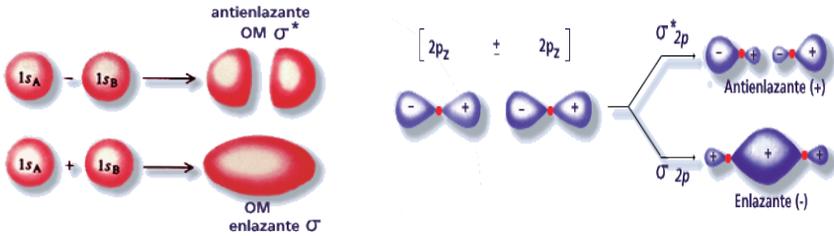
La energía de enlace de la molécula resulta de la diferencia de energía entre la del orbital molecular enlazante y la de los orbitales atómicos. La ubicación de los electrones en este orbital molecular disminuye la energía del sistema. (Whitten, 2014).



**Figura 14.** Electrones en orbitales moleculares. (Whitten, 2014)

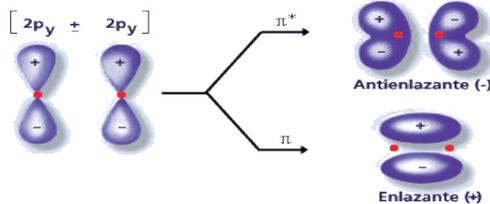
**2.3.2. Enlaces sigma ( $\sigma$ ) y pi ( $\pi$ ).**

(Brown, 2004). Afirman en su texto que el enlace  $\sigma$  se establece entre orbitales atómicos "s" y/o "p", si la línea que une los núcleos de ambos átomos contiene la región de máxima interpenetración de los orbitales atómicos. Estos enlaces presentan simetría cilíndrica y una distribución simétrica de cargas a lo largo del eje de enlace.



**Figura 15.** Hibridación de Orbitales Moleculares. (Brown, 2004).

Los enlaces pi se establecen entre orbitales "p" cuando la interpenetración se verifica lateralmente, de manera que la línea que une ambos núcleos no pase por la región común a ambos orbitales atómicos.



**Figura 16.** Traslape de orbitales moleculares p. (Brown, 2004).

Los enlaces pi presentan mayor densidad de carga a ambos lados del eje que une a los núcleos. Este enlace es más débil que la sigma debido a que la interpenetración de los orbitales lateralmente es menor que cuando se produce frontalmente. Además, las zonas de alta densidad electrónica se encuentran más alejadas de los núcleos. (Brown, 2004)

El estudio de los espectros moleculares ha posibilitado la determinación del valor energético para los orbitales moleculares. En el caso de los átomos del 1er y 2do periodo de la tabla periódica, el orden de energía es:

$$\sigma_{1s} < \sigma_{1s}^* < \sigma_{2s} < \sigma_{2s}^* < \sigma_{2p_x} < \pi_{2p_y} < \pi_{2p_z}^* < \sigma_{2p_x}^* \\ \pi_{2p_z} \quad \pi_{2p_z}^*$$

Siendo los orbitales moleculares  $\pi_{2p_y}$ ,  $\pi_{2p_z}$  y  $\pi_{2p_y}^*$ ,  $\pi_{2p_z}^*$  degenerados, pues tienen un mismo contenido energético.

El llenado de los orbitales moleculares se realiza de acuerdo a la siguiente regla:

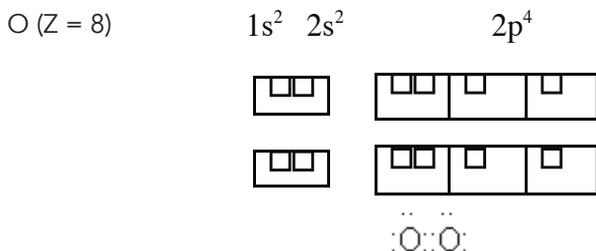
Los electrones ocupan sucesivamente los orbitales de menor energía.

En cada orbital molecular puede haber dos electrones.

En los orbitales moleculares  $\pi$  y  $\pi^*$  degenerados, seorean electrones solo después de haber sido ocupados por un electrón.

Los electrones no apareados de los orbitales moleculares de igual energía tienen igual spin.

(Brown, 2004) establecen que uno de los aspectos que le ha dado valor a la teoría de los orbitales moleculares es que ha podido explicar el enlace entre los átomos de oxígeno, justificando el hecho de que el mismo sea paramagnético, debido a la existencia de electrones despareados.



**Figura 17.** Enlaces de la molécula de Oxígeno.

Una manera correcta de explicar la existencia de electrones desapareados es mediante los orbitales moleculares:

Los orbitales  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$  de cada átomo se combinan para formar seis orbitales moleculares, tres de características enlazantes y tres no enlazantes. Los ocho electrones que ocupan los orbitales atómicos se distribuyen como se muestra en la figura. Los tres orbitales enlazantes son ocupados por 6 electrones y quedan apareados. Los otros dos electrones ocupan los orbitales degenerados no enlazantes  $\pi^* 2p_y$ ,  $\pi^* 2p_z$  y quedan desapareados.

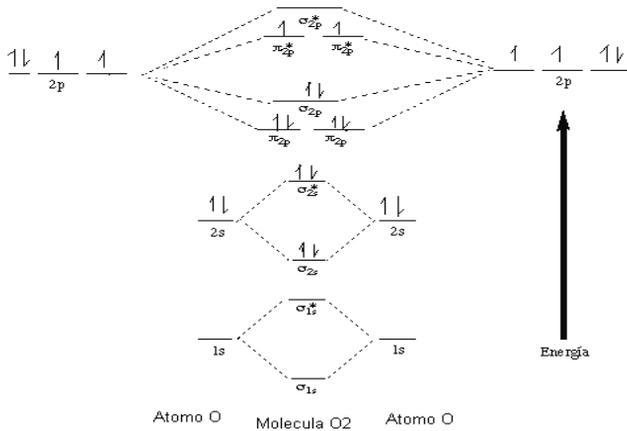
Tres pares enlazantes = 6 electrones enlazantes  
 2 electrones antienlazantes  
 4 electrones enlazantes

Cada molécula tiene realmente un doble enlace ya que cada 2 electrones enlazantes corresponden a un enlace. Los 2 electrones antienlazantes no apareados justifican la alineación paralela a un campo magnético como es el caso del oxígeno.

En la Teoría de Orbitales Moleculares el orden de enlace se define como:

Orden de enlace = # electrones enlazantes -  $\frac{1}{2}$  # electrones antienlazantes

El valor desigual a cero indica que hay enlace.



**Figura 18.** Nivel de Energía de los orbitales moleculares. (Brown, 2004).

En resumen, la TOM comienza por considerar un sistema en el que los núcleos están en sus posiciones de equilibrio en la molécula estable y discute la forma en que los electrones se asocian a todos los núcleos para poder describirlos por sus funciones de onda. El procedimiento es análogo al que se usa para sistemas atómicos:

Cada electrón se coloca en un orbital molecular que se describe por una función de onda que tiene el mismo sentido físico que para átomos simples. El OM es polinuclear, o sea, está asociado con todos los núcleos atómicos presentes en la molécula.

Cada OM posee valores de energía definidos.

Los electrones se introducen en los OM llenándose primero por completo el OM con más baja energía. Cada electrón tiene su spin  $y$ , de acuerdo con el Principio de Exclusión de Pauli cada OM puede tener un máximo de 2 electrones con spines opuestos (+) o (-).

Solamente se produce la combinación efectiva de OA si se cumplen las siguientes condiciones:

- Estados de energía similares.
- Superposición que posee una considerable extensión.
- Tienen la misma simetría con respecto al eje molecular A-B

La combinación de " $n$ " orbitales atómicos conduce a la formación de " $n$ " orbitales moleculares, siendo la mitad de ellos enlazantes (menor energía que la de los orbitales atómicos por separado) y la otra mitad no enlazantes (mayor energía).

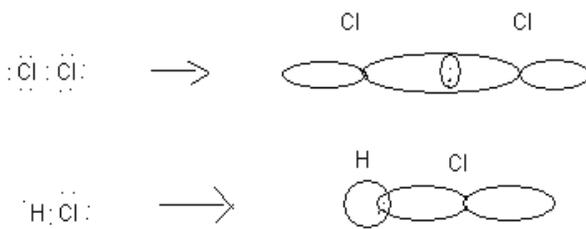
La presencia de un electrón en un orbital no enlazante introduce un factor que se opone a la formación de una molécula estable.

La trasposición de orbitales moleculares no enlazados y enlazados completos no traslada a la posibilidad de la formación de un nuevo enlace.

### 2.3.3. Carácter dirigido del enlace covalente.

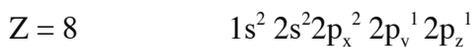
El modelo de enlace entre iones no se puede utilizar para explicar la unión entre cualquier pareja de átomos. Si dos átomos son iguales, no existe ninguna razón que justifique que uno de estos átomos se transforme en ion. Para justificar estas situaciones se utiliza otro modelo de enlace. Cuando los átomos que forman un enlace comparten sus electrones con la finalidad de cumplir con la regla de los ocho, se forma un enlace. El tipo de enlace que se observa en la molécula de hidrógeno y en otras moléculas en que los electrones son compartidos por los dos núcleos se llama enlace covalente. En la molécula de H<sub>2</sub> los electrones residen principalmente en el espacio entre los núcleos en donde son atraídos de manera simultánea por ambos protones. El aumento de fuerzas de atracción en esta zona provoca la formación de la molécula de H<sub>2</sub> a partir de dos átomos de hidrógeno separados. La formación de un enlace entre los átomos de hidrógeno implica que la molécula H<sub>2</sub> es más estable por determinada cantidad de energía, que dos átomos separados (energía de enlace).

En el caso de formación de un enlace covalente con moléculas biatómicas de átomos iguales o distintos, la dirección del enlace está contenida en la línea que une ambos átomos.



**Figura 19.** Hibridación del cloro en moléculas iónicas y covalentes. (Brown, 2004).

Esta molécula se forma a partir de un átomo de O y dos de H. El átomo de O tiene dos electrones "p" no apareados.



Estos dos electrones están ubicados en orbitales con un ángulo de enlace de 90 grados por lo que debe esperarse que el ángulo de enlace en la molécula de agua sea también de 90 grados. Experimentalmente se comprueba que el ángulo de enlace es de 104,5 grados.

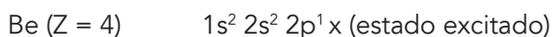
En resumen, Un orbital atómico es la región del espacio definido por una determinada solución particular, espacial e independiente del tiempo, a la ecuación de Schrödinger para el caso de un electrón sometido a un potencial. La elección de tres números cuánticos en la solución general señala unívocamente a un estado mono electrónico posible.

### 2.3.3.1. Hibridación de orbitales.

Se analizará la formación del  $\text{BeF}_2$



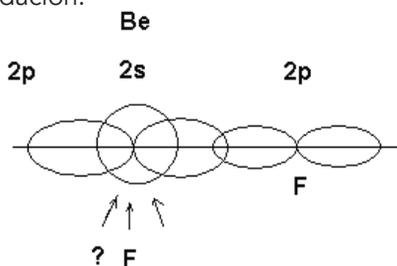
No existen electrones desapareados que justifiquen la formación del enlace por compartición de electrones. La formación del enlace ocurre a partir de la promoción de un electrón 2s al orbital 2p por absorción de energía. Esto se justifica por la pequeña diferencia de energía entre estos orbitales.



La formación de enlaces covalentes son las fuerzas que mantienen unidos entre sí los átomos no metálicos (los elementos situados a la derecha en la tabla periódica -C, O, F, Cl,...).

Estos átomos tienen muchos electrones en su nivel más externo (electrones de valencia) y tienen tendencia a ganar electrones más que a cederlos, para adquirir la estabilidad de la estructura electrónica de gas noble. Por tanto, los átomos no metálicos no pueden cederse electrones entre sí para formar iones de signo opuesto.

Para explicar esta contradicción entre la teoría y los resultados experimentales encontrados para la molécula de  $\text{BeF}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y muchas otras, Slater y Pauling propusieron una explicación teórica que se conoce como teoría de la hibridación.



**Figura 20.** Hibridaciones para la formación de moléculas. (Brown, 2004)

En química, se conoce como hibridación a la interacción de orbitales atómicos dentro de un átomo para formar nuevos orbitales híbridos. Los orbitales atómicos híbridos son los que se superponen en la formación de los enlaces, dentro de la teoría del enlace de valencia, y justifican la geometría molecular.

La hibridación de orbitales, en términos simples, es un procedimiento matemático que implica la combinación de las funciones de onda individuales para los orbitales atómicos (puros) s y p a fin de obtener funciones de onda para los nuevos orbitales atómicos híbridos con diferentes formas y orientaciones.

La hibridación se utiliza para la explicación, características de los enlaces de electrones formados de los orbitales con una mínima capacidad de energía.

**Hibridación sp:** Combinación de un orbital s y de un orbital p para dar dos orbitales híbridos que reciben el nombre de "híbridos sp" y se disponen de forma lineal. Dentro de la misma vamos a estudiar dos casos:

Hibridación sp con enlaces simples. Veremos la geometría de la molécula de cloruro de berilio,  $\text{BeCl}_2$ .

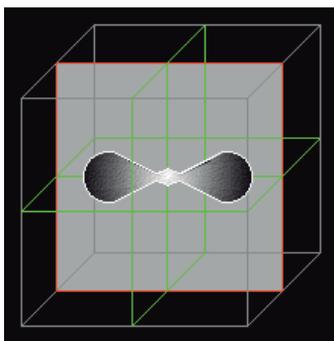
Be (Z = 4)	$1s^2 2s^2$	(estado normal)
Be (Z = 4)	$1s^2 2s^2 2p^1x$	(estado excitado)
Be (Z = 4)	$1s^2 2(sp)^1 2(sp)^1$	(estado hibridizado)

En la formación de enlaces químicos 2s y 2p llegan a ser dos orbitales llamados sp que se encuentran en un ángulo determinado de  $180^\circ$ , correspondiente a este ángulo en enlace alcanza la máxima disminución de energía obteniéndose de la combinación de electrones compartidos de cada enlace que se encuentren lo más alejado.

**Hibridación "sp<sup>2</sup>":** Tiene lugar durante la formación de compuestos del Boro (Z=5). El Boro es un elemento del grupo IIIA que forman muchos compuestos covalentes enlazándose con otros tres átomos. Ejemplos característicos son el  $\text{BF}_3$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{BBr}_3$ ,  $\text{BI}_3$ , etc. Todas las moléculas son trigonal planas con ángulos de  $120^\circ$ .

B (estado normal)	$1s^2 2s^2 2p^1$
B (estado excitado)	$1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1$
B (estado hibridizado)	$1s^2 2(sp^2)^1 2(sp^2)^1 2(sp^2)^1$

El átomo excitado del Boro tendrá 3 electrones desapareados en los orbitales 2s, 2p<sub>x</sub> y 2p<sub>y</sub>. Estos 3 orbitales se combinan para formar 3 orbitales híbridos "sp<sup>2</sup>", equivalentes y situados en un plano bajo un ángulo de 120°, como se observa en la figura.



**Figura 21.** Hibridación sp<sup>2</sup>. (Brown, 2004)

Hibridación "sp<sup>3</sup>": Explica los enlaces de los átomos de C, Si, Ge y otros. Estos elementos del grupo IVA tienen cuatro electrones en sus niveles de energía ocupados más altos. Forman muchos compuestos covalentes compartiendo estos cuatro electrones con otros cuatro átomos; ejemplos característicos son CH<sub>4</sub>, CF<sub>4</sub>, CCl<sub>4</sub>, SiF<sub>4</sub>, etc. Todas estas moléculas son no polares y tetraédricas, ángulos de enlace 109.5°. En cada una de ellas el átomo IVA está localizado en el centro de un tetraedro regular. Los cuatro átomos restantes se encuentran en los cuatro vértices del tetraedro. (Brown, 2004).

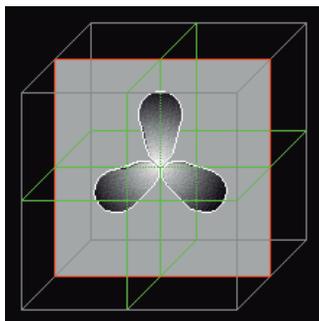
Ejemplo, C(Z=6)	C (estado normal)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>1</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>1</sup>
	C (estado excitado)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>1</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>1</sup> 2p <sub>z</sub> <sup>1</sup>

De acuerdo con la configuración normal del carbono, debe formar 2 enlaces por compartición de electrones. Sin embargo, se sabe que forma 4 enlaces equivalentes. La excitación del átomo de carbono provoca que uno de los electrones situados en el orbital 2s pase al orbital 2p, quedando 4 electrones desapareados. La combinación de estos 4 orbitales produce 4 orbitales híbridos "sp<sup>3</sup>" de igual contenido energético que se encuentran separados en el espacio lo máximo posible.

C (estado hibridizado) 1s<sup>2</sup> 2(sp<sup>3</sup>)<sup>1</sup> 2(sp<sup>3</sup>)<sup>1</sup> 2(sp<sup>3</sup>)<sup>1</sup> 2(sp<sup>3</sup>)<sup>1</sup>

La dirección espacial corresponde a las direcciones que van del centro a los vértices de un tetraedro regular y forman un ángulo de  $109,5^\circ$ .

Este tipo de hibridación puede explicar también la formación de enlaces en las moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{NH}_3$ . En el caso del agua dos de los cuatro orbitales híbridos están ocupados por electrones no apareados y en el caso del amoníaco, tres.



**Figura 22.** Hibridación  $sp^3$ . (Brown, 2004)

Hibridación " $sp^3d$ ": Este tipo de hibridación permite explicar la geometría de moléculas tales como  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{IF}_7$ ,  $\text{SF}_6$ , etc. Surge por combinación de orbitales atómicos s, p y d de un mismo átomo y está restringida a elementos cuyos átomos tengan  $n \geq 3$ .

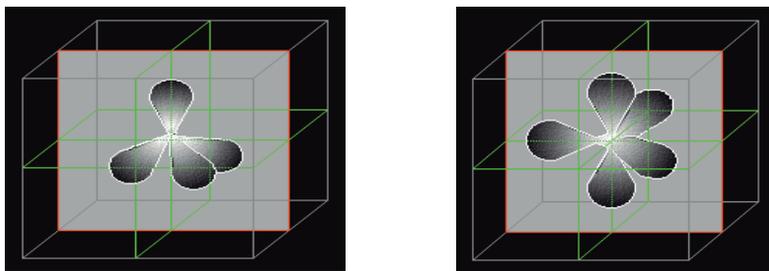
Ejemplo: Formación del  $\text{PCl}_5$ . La hibridación ocurre en el átomo de P con  $Z=15$ .

P (normal)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$

P (excitado)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 3d^1$

P (hibridizado)  $1s^2 2s^2 2p^6 3(sp^3d)_1 3(sp^3d)_1 3(sp^3d)_1 3(sp^3d)_1 3(sp^3d)_1$

En este caso no todos los orbitales híbridos son exactamente iguales, tres orbitales se orientan en el plano ecuatorial y forman ángulos de  $120^\circ$ , siendo equivalentes. Los otros dos orbitales se orientan verticalmente siendo equivalentes entre sí. La estructura geométrica correspondiente recibe el nombre de "bipirámide de base triangular" o "bipirámide trigonal", ya que son dos pirámides de base triangular unidas por su base. (Química General - Ralph Petrucci, William Harwood y Geoffrey Herring).



**Figura 23.** Hibridación  $sp^3d$ . (Brown, 2004)

En resumen, la hibridación es un modelo que permite explicar las características de los enlaces formados por una serie de átomos. Esta teoría supone que los orbitales atómicos pueden combinarse para dar orbitales híbridos degenerados de mayor energía.

Para que se lleve a cabo la hibridación es necesario tomar en cuenta los siguientes pasos:

1. Se combinan orbitales no electrones.
2. Se combinan orbitales de un mismo átomo.
3. La disposición de los orbitales híbridos en el espacio es de tal forma en que la repulsión sea mínima.
4. El número de orbitales híbridos es igual a la suma de orbitales atómicos puros que intervienen.
5. Se combinan orbitales de energías cercanas.

Cada tipo de hibridación se relaciona con determinada geometría, de ahí que el ángulo de enlace sea un criterio del tipo de hibridación que presenta cada átomo. La tabla siguiente resume estas características:

**Tabla 8.** Orbitales híbridos y sus conformaciones espaciales. (Brown, 2004)

Orbitales originales	Orbitales híbridos	Geometría
s, p	$Sp$	Lineal
s,p,p	$sp^2$	Trigonal plana
s,p,p,p	$sp^3$	Tetrahédrica
s,p,p,p,d	$sp^3d$	Bipirámide trigonal

Estos tipos de hibridación son los más frecuentes, pero existen además hibridaciones  $sp^3d^2$  y  $sp^3d^3$ .

La hibridación tiene una geometría determinada, definidos por ángulos en los enlaces en cada tipo de hibridación dentro de la molécula.

### 2.3.4. Polaridad de un enlace.

Al reaccionar 2 átomos iguales tanto en la electronegatividad como en la naturaleza, los átomos ejercen una misma fuerza de atracción hacia los pares de electrones comunes (compartidos) a este tipo de enlace se lo llama "covalente polar".

Al reaccionar 2 átomos distintos, la electronegatividad va a ser diferente por lo cual los electrones comunes estarán más atraídos hacia un átomo que a otro. Al tener esta desigualdad en la compartición de electrones ciertos átomos presentan carga negativa mientras que otro presentaría una carga positiva. Este tipo de enlace es llamado "covalente polar".

La diferencia de electronegatividades de los átomos da como resultado una formación de enlaces covalentes, al tener mayor diferencia entre sus electronegatividades el enlace es más polar. Por lo cual se puede concluir que los enlaces apolares solo se produce en átomos iguales.

Un caso extremo del enlace polar es el enlace iónico, este tipo de enlace se da cuando el par electrónico este desplazado totalmente. La polaridad del enlace puede determinar la cantidad del carácter iónico. Partiendo de la diferencia entre las electronegatividades de los enlaces atómicos se determina el carácter iónico parcial.

Ejemplos:  $H^2$ :



Apolar

HCl :



Polar



Como resultado de la diferencia de electronegatividad de los elementos que forman un enlace covalente, la densidad electrónica no se comparte por igual entre ellos dando lugar a un enlace covalente polar. Mientras mayor sea la diferencia de electronegatividades, más polar será el enlace. Solo son apolares los enlaces entre átomos idénticos.

El enlace iónico puede considerarse como un caso extremo del enlace polar, cuando el par electrónico está prácticamente desplazado por completo. La mayor o menor polaridad del enlace covalente determina su mayor o menor carácter iónico. El carácter iónico parcial de un enlace se puede determinar de forma aproximada a partir de la diferencia entre las electronegatividades de los átomos enlazados. En la mayoría de los casos, una diferencia de 1,7 entre las electronegatividades se corresponde con un enlace iónico mientras que una diferencia menor corresponde a los enlaces covalentes. Para el enlace apolar la diferencia es cero.

### 2.3.4.1. Momento dipolar.

De los centros de gravedad de las cargas de la molécula se obtiene:

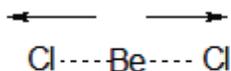
- Existen reacciones en las cuales los centros de gravedad entre moléculas son iguales por lo cual se diría que son **apolares**.
- En sustancias con asimetría eléctrica entre sus moléculas, los centros de gravedad son diferentes, por lo que se les llaman **polares**.

Las moléculas son caracterizadas por su polaridad al cual se los denomina "momento dipolar"

La bipolaridad es un momento de magnitud vectorial que se lo puede representar con un vector donde el momento dipolar es la magnitud de dicho vector y la dirección del vector va en forma ascendente de la electronegatividad.

Las moléculas biatómicas tienen muy visible el momento dipolar resultante, aunque depende mucho de su geometría. (Brown, 2004).

Ejemplo:



La molécula de Cloruro de Berilio es apolar debido a su simetría, aunque sus enlaces individuales son polares.

Algo similar ocurre con la molécula de metano, CH<sub>4</sub>.

### 2.3.5. Propiedades de las sustancias covalentes.

Las sustancias unidas con enlace covalente, diferentes en la unión a las que se unen por medio de enlace y por esta razón sus propiedades físicas y químicas son diferentes, pero, dentro del enlace covalente, las diferencias de electronegatividad entre los átomos que se unen por este enlace, así como la medida en que cada átomo permite (polarizabilidad) proporcionará a esta unión características especiales. (Casabó, 1996).

Algunos enlaces covalentes presentan polaridad y dan lugar a iones cuando las sustancias están en solución. Las sustancias que representan a los enlaces covalentes son solubles en disolventes polares, cuando la mayoría se disuelve en disolventes no polares una de las características es el punto de fusión de los compuestos covalentes donde en diferencia con los compuestos iónicos se funden en temperaturas bajas.

Propiedades generales de los compuestos covalentes

1. Son gases, líquidos o sólidos con puntos de fusión y ebullición bajos debido a que las interacciones entre las moléculas no son fuertes.
2. Muchos de ellos son insolubles en solventes polares.
3. En su mayoría solubles en solventes apolares como el hexano.
4. Compuestos líquidos, conducen la corriente eléctrica.
5. Soluciones acuosas malas conductoras de la electricidad, porque no contienen iones. (Wolfe, 1996).

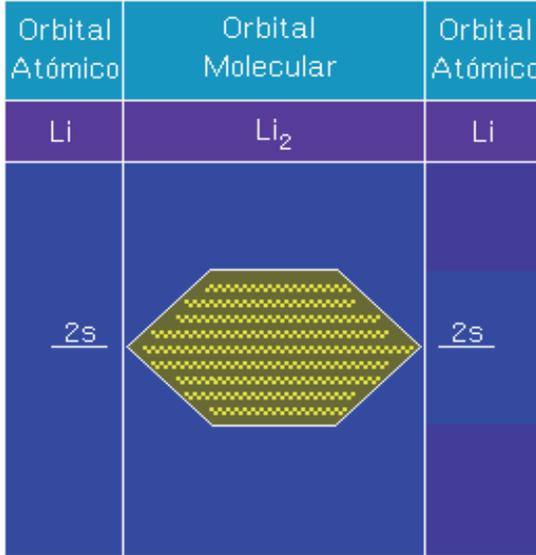
### 2.4. Enlace metálico.

Los metales son elementos cuyos átomos tienen uno, 1, 2 o 3 electrones de valencia en el último o penúltimo nivel. La Teoría de Orbitales Moleculares explica la formación de este tipo de enlace.

En la formación de un cristal metálico usamos gran número de átomos metálicos, entre ellos los orbitales atómicos de estos átomos producen un gran número de orbitales moleculares de energía cercana. La unión de  $N$  orbitales atómicos produce  $N$  orbitales moleculares dando lugar a las llamadas bandas de energía.

Banda de energía: el conjunto de orbitales moleculares muy cercanos en cuanto a su contenido energético. Como los distintos estados de energía

de cada banda están tan cercanos, los electrones de valencia pueden pasar fácilmente de un estado a otro y tienen gran facilidad de traslación dentro del cristal.



**Figura 24.** Banda de conducción. (Wolfe, 1996).

La banda 2s conducción.

Si se considera además la combinación de orbitales 2p y la posibilidad de los electrones de ocupar estos niveles energéticos, la banda de conducción resulta bastante grande.

Diferencias en estructura

- Bandas de valencia formadas por el conjunto de orbitales moleculares llenos.
- Bandas de conducción formadas por el conjunto de orbitales moleculares vacíos.
- Zonas prohibidas o estados energéticos no permitidos con valores comprendidos entre las energías de las bandas.

Las propiedades de los metales con relación a la conductividad eléctrica se justifican por la teoría de las bandas.

### **2.4.1. Para los conductores.**

No hay zonas prohibidas. La banda de valencia se superpone con la de conducción. Bajo la influencia de un campo eléctrico los electrones pueden adquirir energía y moverse hacia niveles superiores.

### **2.4.2. Para los Aislantes.**

En estos casos la zona prohibida es ancha, con gran diferencia de energía entre la banda de valencia y de conducción. Aquí no se logra el salto del electrón a la banda de conducción pues la energía del campo eléctrico es demasiado pequeña.

### **2.4.3. Para los Semiconductores.**

La zona prohibida es relativamente pequeña, aproximadamente de 1 eV. A bajas temperaturas son aislantes; al aumentar la temperatura aumenta la conductividad.

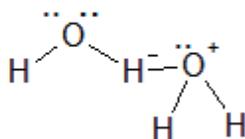
En resumen, el átomo aislado puede ocupar diferentes niveles energéticos, pero cuando los se unen para formar un cristal, las actividades entre ellos modifican su energía, de tal manera que cada nivel inicial se desdobra en numerosos niveles, que forman bandas energéticas prohibidas, que sólo pueden salvar los electrones en caso de que se les comunique la energía suficiente.

En los aislantes la banda de valencia está cumplida con los electrones más internos de los átomos, pero la banda de conducción está vacía y no unida por una banda la cual tiene prohibiciones muy anchas (~ 10 eV), que no es factible de atravesar por un e-. En el caso de los conductores las bandas de conducción y de valencia se encuentran superpuestas, por lo que cualquier aporte de energía es suficiente para producir un avance de los electrones.

En ambos casos se encuentran los semiconductores, cuya estructura de bandas es muy igual a los aislantes, pero con la diferencia de que la anchura de la banda que tiene prohibición es muy diminuta. Los semiconductores son, por lo tanto, aislantes en condiciones normales, pero una subida de temperatura proporciona la suficiente energía a los electrones para que, saltando la banda prohibida, pasen a la de conducción, dejando en la banda de valencia el hueco que le corresponde.

#### 2.4.4. Puente de Hidrógeno.

En el ámbito de la química se emplea, la noción de puente de hidrógeno. El concepto refiere a una clase de enlace que se produce a partir de la atracción existente en un átomo de hidrógeno y un átomo de oxígeno, flúor o nitrógeno con carga negativa. Dicha atracción, por su parte, se conoce como interacción dipolo-dipolo y vincula el polo positivo de una molécula con el polo negativo de otra.



**Figura 25.** Puente de Hidrógeno en el agua.

Distintas moléculas pueden ser vinculadas por el puente de hidrógeno e incluso sectores diferentes de una misma molécula. El átomo de hidrógeno, el átomo de oxígeno, flúor o nitrógeno es el átomo aceptor del enlace mientras que el que cuenta con carga positiva, se conoce como átomo donante.

Por ejemplo, el ADN, el agua y las proteínas aparecen en los puentes de hidrógeno. Debido a su existencia, se producen fenómenos de gran importancia, que incluso aparecen de manera cotidiana. Están vinculados a la presencia de puentes de hidrógeno en las moléculas el punto de ebullición del agua, la menor densidad del hielo respecto al agua líquida y la consistencia de la glicerina.

Debido a la poca fuerza de atracción muchas particularidades de los puentes de hidrógeno tienen en comparación a los enlaces covalentes. Las sustancias experimentan cambios en sus propiedades debido a esta característica. El punto de fusión de una sustancia, puede estar relacionado a esta particular atracción del puente de hidrógeno.

Por lo cual los puentes de hidrógeno cuentan con diferentes valores en lo referente a la energía de sus enlaces, que suele expresarse en kJ/mol.

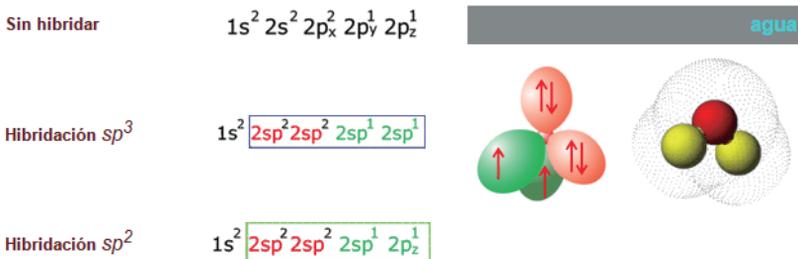
### 2.4.4.1. Dador.

Por la elevada electronegatividad del oxígeno y por el hecho de que el único protón del núcleo del hidrógeno atrae débilmente a los electrones del enlace se dice que el enlace O-H está muy polarizado. Así, se estima que la carga positiva sobre el hidrógeno es de 0,4 unidades. Si el átomo electronegativo sea nitrógeno la situación es igual, aunque dada la menor electronegatividad del nitrógeno la polarización del enlace va a ser algo menor. En el enlace de hidrógeno los grupos O-H y el N-H van a actuar como donadores de hidrógeno. A pesar de la similitud química el grupo S-H es un mal donador, debido a la baja electronegatividad del azufre. (Askeland, 1998)

### 2.4.4.2. Aceptor.

El átomo que acepte un hidrógeno va a ser electronegativo (oxígeno o nitrógeno) pero tomar en cuenta que el hidrógeno se va a depositar a un orbital ocupado por dos electrones solitarios, debido a la densidad de carga negativa alta de estos orbitales se pueden unir al hidrógeno de carga positiva sin inconveniente alguno. (Askeland, 1998)

El oxígeno presenta en su totalidad 8 electrones, y este elemento posee 4 electrones solitarios, tanto para el caso de la hibridación  $sp^3$  como de la  $sp^2$



**Figura 26.** Modelos de Hibridación para el agua. (Askeland, 1998)

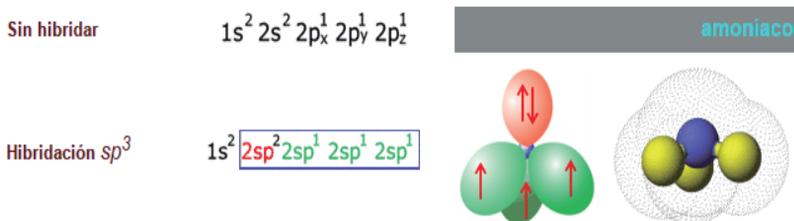
Como podemos apreciar en la gráfica superior se muestran en rojo los dos pares de electrones solitarios, en color verde los orbitales ocupados por un electrón cada uno, estos serán los que participarán en los enlaces. Para el caso de la hibridación  $sp^2$ , trigonal, como en el  $C=O$ , existe dos pares de electrones solitarios. En forma resumida cabe entender que el oxígeno es aceptor de dos puentes de hidrógenos. (Askeland, 1998)

### 2.4.4.3. Modelo de la estructura del hielo cúbico.

El oxígeno de la molécula de agua central (rojo, "spacefill") es capaz de aceptar dos hidrógenos (azul) de otras dos moléculas vecinas de agua.

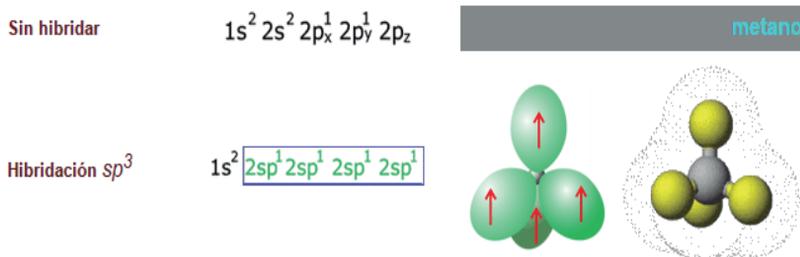
En la figura se puede observar la geometría tetraédrica que dan los 4 hidrógenos que rodean al oxígeno central.

El nitrógeno al poseer un electrón menos presenta solo un par de electrones solitarios, pero este tiene tres orbitales que llegan a participar en enlaces. Un átomo de este elemento puede actuar como aceptor de un solo puente de hidrógeno.



**Figura 27.** Modelos de Hibridación para el amoniaco. (Askeland, 1998)

El carbono que posee un electrón menos que el nitrógeno, este a diferencia de los dos elementos mencionados anteriormente no posee electrones solitarios y por ende puede formar 4 enlaces, como es conocida su forma tetraédrica en la hibridación  $sp^3$ . El carbono al no poseer pares de electrones solitarios ni suficiente electronegatividad no puede aceptar puentes de hidrógeno. (McKee, 2003).



**Figura 28.** Modelos de Hibridación para el metano. (Askeland, 1998)

Otros aceptores de puentes de hidrógeno importantes de mencionar son los aniones monovalentes es su prioridad el  $\text{Cl}^-$ . (McKee, 2003).

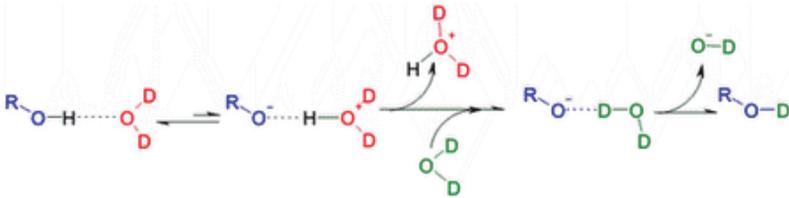
#### 2.4.4.4. Propiedades.

El enlace de hidrógeno presenta una cierta característica de enlace covalente, como se puede ver en la figura inferior resuena en estas dos estructuras.



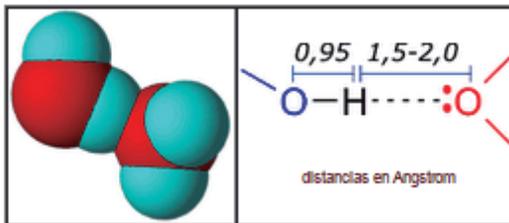
**Figura 29.** Densidades electrónicas en el agua. (Askeland, 1998).

10% de carácter covalente en condiciones óptimas. Se pueden intercambiar los hidrógenos de una molécula con los hidrógenos de agua disolvente es una importancia de esta resonancia. Esto es fácilmente apreciable si la molécula se disuelve en agua pesada con su fórmula  $\text{D}_2\text{O}$ ; si los hidrógenos son accesibles al disolvente, se intercambian por deuterio:



**Figura 30.** Densidades electrónicas en alcoholes. (Askeland, 1998)

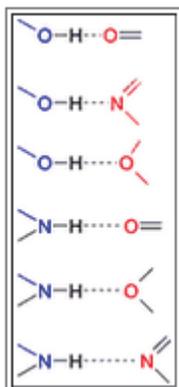
La distancia interatómica que existe en entre el hidrógeno y el aceptor es mínima que la suma de sus radios de Van der Waals. (0,27 nm, aprox. para un par Oxígeno-Hidrógeno) a pesar de estar más separados que si estuvieran unidos por un enlace covalente puro.



**Figura 31.** Fuerzas de Van der Waals. (Askeland, 1998)

Cuando los tres átomos (dador-hidrógeno- aceptor) están alineados la energía del enlace de hidrógeno es mayor, mientras que si se disponen en ángulo tiende a disminuir, cabe recalcar que la energía de un enlace de hidrógeno depende de los aceptores y dadores.

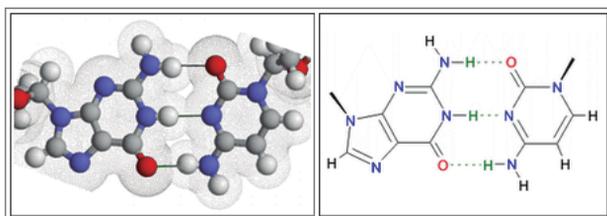
De mayor a menor energía de enlace tenemos las siguientes posibilidades. (Brown, 2004).



**Figura 32.** Modelos de puentes de Hidrógeno. (Askeland, 1998)

(Brown, 2004) afirma “La energía de un enlace de hidrógeno puede llegar a unos 23 kJ/mol en óptimas condiciones (unas 15 veces más que la energía de las fuerzas de dispersión de London)”.

La fuerza parcialmente elevada de estos enlaces y su direccionalidad hacen que sean muy importantes en la estructura de las macromoléculas. Un ejemplo bien conocido es el emparejamiento de bases en el ADN. Por ejemplo, en este par GC correspondiente a un dodecaedro cuya estructura en disolución ha sido determinada por RMN, lo que permite observar los átomos de hidrógeno. (Brown, 2004).



**Figura 33.** Puentes de Hidrógeno de Amino Ácidos. (Askeland, 1998).

### 2.4.5. Fuerzas de Van der Walls.

Son fuerzas que sirven para la estabilización molecular; originan un enlace químico no covalente en el que interactúan dos tipos de fuerzas o interacciones, las fuerzas de dispersión (que son fuerzas de atracción) y las fuerzas de repulsión entre las capas electrónicas de 2 átomos contiguos. (Whitten, 2014).

#### 2.4.5.1. Fuerzas de dispersión.

Todos los átomos forman pequeños dipolos debidos al giro de los electrones en torno al núcleo. La aparición de este dipolo transitorio ocasiona que los átomos contiguos también se polaricen, de modo que se originan pequeñas fuerzas de atracción electrostática entre los dipolos que forman todos los átomos. (Whitten, 2014).

#### 2.4.5.2. Repulsión electrostática.

(Chang, 2002) establece. "A estas fuerzas de dispersión se opone la repulsión electrostática entre las capas electrónicas de dos átomos contiguos".

La resultante de estas fuerzas opuestas es una longitud mínima permitida entre los núcleos de dos átomos contiguos, la cual se conoce como radio de Van der Waals. Es ésta una fuerza muy importante en biología, debido a que es uno de los enlaces no covalentes que se encargan de estabilizar la conformación de las proteínas. La energía del enlace de Van der Waals es de 1-2 kcal/mol. (Chang, 2002).

(Chang, 2002) afirma. "Las fuerzas de Van der Waals constituyen el tipo más débil de fuerza intermolecular que puede encontrarse en la naturaleza, requiriendo un aporte energético de 0,1 a 35 kJ/mol para dividir dicha interacción".

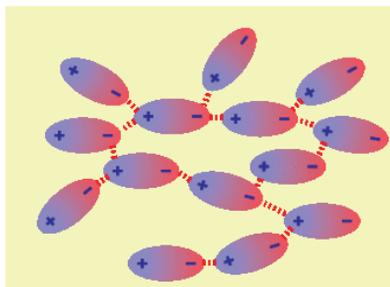
#### 2.4.5.3. Clases de enlace de Van Der Waals.

- Orientación: interacción dipolo permanente-dipolo permanente.
- Inducción: interacción dipolo permanente-dipolo inducido.
- Dispersión (Fuerzas de London): dipolo instantáneo-dipolo instantáneo.

#### 2.4.5.4. Fuerzas de orientación o de Keeson (dipolo-dipolo).

(Chang, 2002) afirma. "Este tipo de interacción se encuentra solo entre moléculas polares. Aparte, son proporcionales a los valores de los momentos dipolares de las moléculas".

(Chang, 2002) afirma. "Esta interacción se produce por las atracciones electrostáticas que ocurren entre la zona cargada negativamente de una molécula y la positiva de otra, lo que ocasiona que las moléculas se orienten unas con respecto a otras".



**Figura 34.** Fuerzas de unión dipolo. (Chang, 2002)

Así, por ejemplo, si las moléculas polares conforman un gas (por ejemplo,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{HCl}$ , etc.) y se encuentran sujetas a fuerzas de orientación, este gas será sencillamente licuable. Al bajar ligeramente la temperatura, disminuirá la agitación térmica, los dipolos se orientan entre sí, las moléculas se relacionan y se produce un estado más condensado (líquido). (Phillips, 2012).

#### 2.4.5.5. Fuerzas de dispersión o de London.

(Brown, 2004) afirma "Son fuerzas muy débiles, aunque incrementan con el número de electrones de la molécula".

Todos los gases, incluido los gases nobles y las moléculas no polares, son susceptibles de ser licuados. Por ello deben de existir unas fuerzas atractivas entre las moléculas o átomos de estas sustancias, que deben ser muy débiles, puesto que sus puntos de ebullición son muy pequeños. (Atkins, 2006).

Se puede considerar un átomo de gas noble para visualizar la situación física. La distribución electrónica alrededor del núcleo positivo es esférica, de manera que no hay momento dipolar neto; pero, como los

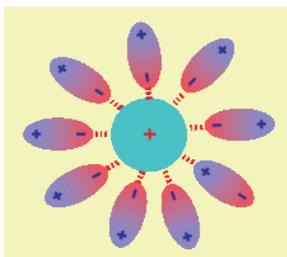
electrones se encuentran en movimiento, puede existir en cualquier instante un desbalance de la distribución electrónica en el átomo. Esto indica que puede auto polarizarse por un momento. Este átomo polarizado proporciona un incremento dipolar en el vecino, que crea el mismo efecto en sus vecinos y el efecto poco a poco se propaga por toda la sustancia. (Atkins, 2006).

(Atkins, 2006) afirma, "Estos dipolos inducidos ocasionan que los átomos de los gases nobles o las moléculas no polares se capten mutuamente".

(Atkins, 2006) afirma, "En general, son proporcionales al número de electrones por molécula, aunque también puede influir la estructura de la molécula".

#### 2.4.5.6. Fuerzas de inducción (dipolo-dipolo inducido).

(Phillipis, 2012) afirma. "Donde una molécula polar incita un dipolo en otra molécula no polar; creándose, de esta forma, la atracción electrostática. Esta fuerza indica la disolución de algunos gases apolares ( $C_{12}$ ) en disolventes polares".



**Figura 35.** Fuerzas dipolo inducido. (Chang, 2002).

#### 2.4.5.7. Fuerzas ion-dipolo.

(Reboiras, 2006) afirma. "En este caso el ion se va rodeando de las moléculas polares. Estas fuerzas son importantes en los procesos de disolución de sales".

#### 2.4.5.8. Fuerzas ion-dipolo inducido.

(Reboiras, 2006) afirma. "Es similar a las Fuerzas ion-dipolo, pero el dipolo es previamente incitado por el campo electrostático del ion. Por ejemplo, la existencia de la especie ion triyoduro ( $I_3^-$ ), se demuestra en base a la interacción entre el yodo ( $I_2$ ) y el ion yoduro ( $I^-$ )".

## **CAPÍTULO III**

# **LAS REACCIONES QUÍMICAS DESDE EL PUNTO DE VISTA TERMODINÁMICO Y CINÉTICO**

---

## **SUMARIO**

---

Sistema termodinámico. Primer principio de la termodinámica. Entalpía. Entropía y energía libre. Criterio termodinámico de espontaneidad. El calor como forma de energía. Velocidad de las reacciones.

## **OBJETIVO**

---

Interpretar las expresiones fundamentales del sistema termodinámico vinculadas a las reacciones químicas.

## INTRODUCCIÓN

“Para el mejoramiento de la conducta de un proceso químico se debe plasmar su estudio tanto desde el punto de vista termodinámico como cinético.” (Brown, 2004).

“En el carácter químico del movimiento de la materia, es insignificante en particular sus expresiones energéticas, las reacciones químicas son de gran valor, como fuente de energía relacionada con el desarrollo económico de cualquier país” (Phillpis, 2012).

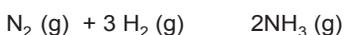
### 3.1. Reacciones Químicas.

#### 3.1.1. Reacciones de Síntesis o Adición.

Las reacciones de síntesis o adición son aquellas donde las sustancias se juntan formando una única sustancia. Representando genéricamente los reactivos como A y B, una reacción de síntesis puede ser escrita como:



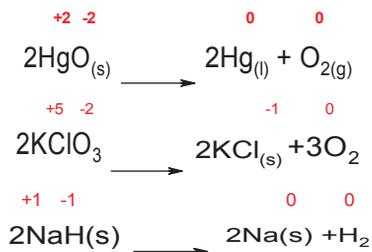
Un ejemplo es la síntesis del amoníaco:



#### 3.1.2. Reacciones de Análisis o Descomposición.

Las reacciones de análisis o descomposición son lo opuesto de las reacciones de síntesis, o sea, un reactivo da origen a productos más simples que él.

El concepto más claro que define a este tipo de reacción es la ruptura de un compuesto en dos o más componentes. Como se pone en manifiesto en el siguiente ejemplo:

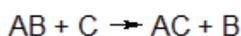


En este tipo de reacciones se describen como lo opuesto a las reacciones de combinación. (Chang, 2002)

#### 3.1.3. Reacciones de Desplazamiento.

Las reacciones de desplazamiento o de sustitución simple merecen un poco más de atención que las anteriores. No que sean complejas, pues no lo son, pero tienen algunos pequeños detalles. En su forma genérica la reacción puede ser escrita como:

Ejemplo:



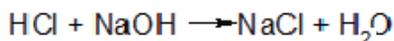
### 3.1.4. Reacciones de Doble Sustitución.

Son también muy simples, pero debemos quedar atentos a los detalles. El mecanismo es fácil:

Ciertamente ya habrá podido ver lo que sucede. A cambió de lugar con C. La diferencia de este tipo de reacción con el desplazamiento, es que ni A ni C estaban solos y en ambos casos ninguno de ellos quedó solo luego de la sustitución.

Por otra parte, la cinética que no tiene los cambios energéticos se ocupa de la velocidad de las reacciones químicas, los procesos y mecanismos que tienen lugar en las mismas para producirse, así como los factores que entran en la velocidad de las reacciones, es un asunto decisivo también en la economía de las industrias que dependen de procesos químicos. (Phillips, 2012).

Ejemplo:



### 3.1.5 Reacciones de Combustión.

Se describe como una reacción en donde la sustancia reacciona con el oxígeno, provocando la liberación de calor y luz para seguidamente producir una flama. Un ejemplo claro es la combustión del propano, el cual constituye el gas natural usado para cocinar. (Chang, 2002)

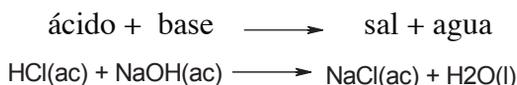


Una consideración especial en este tipo de reacción en base a la asignación de la oxidación de los átomos de C se manifiesta complicada su asignación, es por ello se toma en cuenta solamente la oxidación de los átomos de O, el cual cambia en este caso de 0 a -2.

### 3.1.6 Reacción de Neutralización.

Una reacción de neutralización es una reacción entre un ácido y una base. Generalmente, en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una sal, que es un compuesto iónico formado por un catión distinto del  $H^+$  y un anión distinto del  $OH^-$  u  $O_2^-$ . (Chang, 2002)

Reacción general:



Tanto la base como el ácido son electrolitos fuertes están completamente ionizados en la disolución.

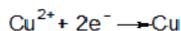
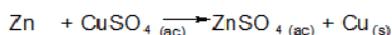
Reacción neta



### 3.1.7 Reacciones redox.

Las reacciones de oxidación-reducción, o reacciones redox, se consideran como reacciones de transferencia de electrones. Muchas reacciones redox importantes se llevan a cabo en agua, pero esto no implica que todas las reacciones redox sucedan en medio acuoso. Se presenta dos etapas que son: la reacción de oxidación que se refiere a la semirreacción que implica la pérdida de electrones. Y la reacción de reducción es una semirreacción que implica una ganancia de electrones. En el cual se presenta agente reductor y agente oxidante. Aquí los elementos van cambiando su número de oxidación. (Chang, 2002)

Ejemplo:



La termodinámica y la cinética química se complementan.

**La termodinámica:** Es la ciencia que se ocupa de los intercambios de energía en forma de calor y de trabajo entre las reacciones químicas y el medio que las rodea. Es una ciencia fenomenológica, que fundamenta sus proposiciones, hipótesis y conclusiones en datos experimentales, sin buscar los principios presentes en el comportamiento de las partículas. (Petrucci, 2011).

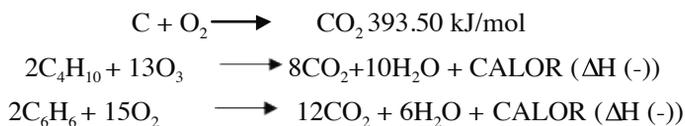
**Calor como forma de energía:** La sustancia en general necesitan calor para subir la temperatura desprendiendo igual o similar cantidad de calor cuando se enfrían a la temperatura inicial. También se absorbe calor cuando se produce la evaporación en un líquido o se funde un sólido.

Es necesario explicar que una unidad de calor (Julio) no es algo que pueda conservarse en un laboratorio; la cantidad de calor que participa en algún proceso se puede medir por el cambio que acompaña en esta sucesión.

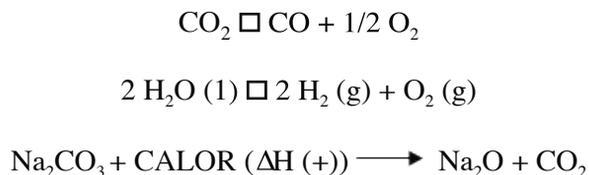
En general el calor de las reacciones se mide en KJ/ mol, también se utiliza como unidad de calor la caloría, a la que definimos como la cantidad que necesitan un grama de agua para aumentar su temperatura en un grado Celsius.

En referencia al calor de reacción, las reacciones se clasifican en exotérmicas y endotérmicas.

Es una **reacción exotérmica** cuando se desprende energía calorífica, y se constituyen cuando el calor contenido por las sustancias reactivas es superior al de los productos de la reacción por consiguiente, se desprende el calor excedente, como ejemplos: Son las combustiones de madera, carbón, petróleo, entre otros.



Es una **reacción endotérmica** cuando se absorbe energía calorífica. Y se produce cuando el calor contenido por los cuerpos reactivos es inferior al de los productos de la reacción. Ejemplos: La descomposición química del agua en hidrógeno y oxígeno. La fotosíntesis de las plantas. Descomposición de las proteínas. La descomposición del carbonato de calcio (CaCO<sub>3</sub>).



### 3.1.6 Reacción de Neutralización.

La cinética química: Es la ciencia que experimenta la velocidad de las reacciones químicas, las causas de los que depende y los mecanismos según los cuales acontecen dichas reacciones". Asevera (Phillips, 2012). Los análisis cinéticos se fundamentan en la propia esencia del proceso de reacción.

La termodinámica y la cinética se complementan en tanto:

$$\Delta FE = E_f - E_i$$

Ejemplo:

- $\Delta FE$**  - Variación de una propiedad que sea función de estado.
- $E_f$**  - Valor de la propiedad en el estado final.
- $E_i$**  - Valor de la propiedad en el estado inicial.

**Velocidad de las reacciones químicas:** La velocidad de las reacciones se ocupa la cinética química.

La velocidad de reacción es la cantidad de sustancia que reacciona por unidad de tiempo y unidad de volumen, teniendo en cuenta sí que lo se toma es un producto o un reactivo. La velocidad de la reacción se emplea para decir la mayor o menos rapidez con que se efectúa las transformaciones químicas, y la velocidad de la reacción se mide por el número de moles transformados en la unidad de tiempo.

En el ámbito experimental se ha verificado que los factores de mayor importancia en las reacciones químicas son:

1. Naturaleza de la sustancia reaccionantes.
2. Superficie de contacto de las sustancias reaccionantes.
3. Concentración de las sustancias reaccionantes.
4. Temperatura.
5. Presencia de aceleradores.

### 3.2. Primer principio de la Termodinámica.

"Un método químico intercambia con el medio calor y trabajo. La energía que define a un sistema en determinada fase que se le llama energía interna  $E$  o de igual forma  $U$ ". (Atkins, 2006).

Primera ley de la Termodinámica.

$$\Delta U = Q - W$$

↓  
ΔFE

↓  
no FE

↓  
no FE

Si  $\Delta U < 0$  El sistema pierde energía.

FE: Función de estado

$\Delta U$ : Variación de energía interna.

Q: Calor evolucionado en el sistema.

W: Trabajo realizado por el sistema.

$$Q = mxC_p \times \Delta T$$

M: Masa

Cp.: Capacidad calorífica.

$\Delta T$ : Variación de la temperatura.

$$\omega = \int_{V_1}^{V_2} P dV$$

P: Presión.

dV: Variación de la presión.

Si P = Cte,  $W = P\Delta V$ ,  $\Delta V = v_2 - v_1$  Si V = Cte,  $W = 0$

$$\omega = \Delta n * R * T$$

$\omega < 0$  El sistema recibe trabajo (Compresión)

$\omega > 0$  El sistema realiza trabajo (Expansión)

$$n = Sn_p - Sn_r$$

Dónde:

$\Delta n$  -> variación del número de moles de los gases.

$Sn_p$  -> moles de gases en los productos.

$Sn_r$  -> moles de gases en los reaccionantes. Ej:



$$\Delta n = 1 - 0 = 1 \text{ mol}$$

### 3.3. Entalpía. (Calor Evolucionado en el proceso).

$$Q_p = \Delta U + P\Delta V = \Delta H$$

$$\Delta H_R = \sum n \Delta H_{fp} - \sum \Delta n H_{fr}$$

Dónde:

H<sub>fp</sub> → Entalpía de formación de los productos.

H<sub>fr</sub> → Entalpía de formación de los reaccionantes.

n → Número de moles.

Ejemplo

$$\Delta H_R = \Delta H_{fH_2} + \Delta H_{fZnCl_2} - (2\Delta H_{fHCl} + \Delta H_{fZn})$$

### 3.4. Desorden Molecular → S

$$\Delta S = \sum n S_p^0 - \sum n S_r^0 \quad \Delta S > 0 \rightarrow \text{Aumenta el desorden}$$

Ejemplo:

$$\Delta S = S_{H_2}^0 + S_{ZnCl_2}^0 - (2S_{HCl}^0 + S_{Zn}^0)$$

Sólido, líquido, gaseoso → aumenta S

$$\Delta S > 0$$

Energía Libre. (Atkins, 2006).

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$\Delta G < 0$  Espontáneo

$\Delta G > 0$  No Espontáneo

Ejemplo . (+)

$$\Delta H - T\Delta S$$

(-) (-) →  $\Delta G < 0$  Espontáneo

Hay 4 casos posibles ver (Atkins, 2006)

### 3.5. Criterio termodinámico de espontaneidad.

$\Delta G < 0 \implies$  Reacción espontánea en el sentido en que está planteada.

**Casos:**

**Caso 1:**  $\Delta H < 0$  (reacción exotérmica)

$\Delta S > 0$  (aumenta el desorden)

“Surge sola a cualquier temperatura, siempre a menos que los signos de  $\Delta H$  y  $\Delta S$  cambien al variar la temperatura”

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \text{ y } \Delta G < 0$$

Ejemplo:



$$\Delta H = -108,0 \text{ kJ}; T\Delta S = 108,4 \text{ kJ}$$

$$\Delta G = -216,4 \text{ kJ}$$

“El peróxido de hidrógeno o agua oxigenada se descompone en agua y oxígeno a cualquier temperatura espontáneamente” afirma (Atkins, 2006).

**Caso 2:**  $\Delta H < 0$  (reacción exotérmica)

$\Delta S < 0$  (disminuye la entropía)

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = -\Delta H + T\Delta S \therefore \Delta G < 0 \text{ si } |\Delta H| > |\Delta S|$$

Espontánea a bajas temperaturas.

Ejemplo:



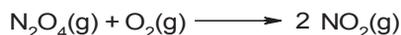
$$\Delta H = -92,4 \text{ kJ} \quad ; \quad T\Delta S = -59,0 \text{ kJ}$$

$$\Delta G = -33,4 \text{ kJ}$$

“La reacción tiene lugar a 298 K, pero a mayores temperaturas puede ser no espontáneo en ese sentido”, afirmó (Atkins, 2006).

### 3.6. Espontánea a altas temperaturas.

Ejemplo:



A 298 K y 101,3 kPa.

$$\Delta H = 66,4 \text{ kJ} \quad ; \quad T\Delta S = -36,2 \text{ kJ}$$

$$\Delta G = 2,8 \text{ kJ}$$

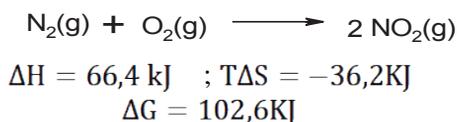
“Sin embargo a temperaturas superiores a 314 K debe producirse espontáneamente la disociación del  $\text{N}_2\text{O}_4$  (g) en  $\text{NO}_2$  (g)” afirmó (Atkins, 2006).

**Caso 4:**  $\Delta H > 0$  (reacción endotérmica)  
 $\Delta S < 0$  (disminuye la entropía)

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = \Delta H + T\Delta S \therefore \Delta G > 0$$

A cualquier temperatura la reacción es no espontánea.

Ejemplo a 298 K y 101,3 kPa:



“No se origina espontáneamente la formación del  $\text{NO}_2$  (g) a partir del  $\text{N}_2$ (g) y  $\text{O}_2$ (g) a cualquier temperatura” afirmó (Atkins, 2006).

Resumiendo, los casos anteriores, se puede decir que:

a) Las reacciones exotérmicas son espontáneas, tanto si aumenta como si disminuye la entropía, aunque si  $\Delta S < 0$  pueden ser espontáneas sólo a bajas temperaturas; cabe recalcar que las reacciones exotérmicas son aquellas que desprenden calor al realizarse.

b) Las reacciones endotérmicas sólo son espontáneas si  $\Delta S > 0$  y esto solamente a temperaturas relativamente altas.

c) Todas las reacciones en que aumenta la entropía son espontáneas a temperaturas suficientemente altas; independientemente si son exotérmicas o endotérmicas, a su vez se entiende como reacciones endotérmicas a aquellas reacciones que necesitan de calor como factor para que se puedan realizar.

Resumen

$\Delta U = Q - W$	$\rightarrow$	Variación de Energía
$\Delta H_R = \sum n \Delta H_{fr} - \sum n \Delta H_{fr}$	$\rightarrow$	Calor Evolucionado (Exotérmica o Endotérmica)
$\Delta S = \sum n S_p^\circ - \sum n S_r^\circ$	$\rightarrow$	Desorden
$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$	$\rightarrow$	Espontaneidad

Estudiar el concepto de velocidad de reacción.

Velocidad instantánea

$$v = \frac{dc(x)}{dt}$$

Velocidad media

$$v = \frac{\Delta c(x)}{\Delta t}$$

Ejemplo:

$$v = \frac{1 \setminus 2 \Delta c(HCl)}{\Delta t}$$

$$v = \frac{\Delta c(ZnCl_2)}{\Delta t}$$

Factores de los que depende la velocidad de reacción.

**Internos**  
**(microscópicos)**

- Energía de las partículas
- Choques o interacciones entre las partículas.
- Orientación de las partículas.
- Estructura de las partículas.
- Estado de división de los reaccionantes

**Externos**  
**(microscópicos)**

- Agitación.
- Concentración de los reaccionantes.
- Temperatura.
- Presencia de catalizadores.
- Acción de la energía radiante.

**Concentración**

La lluvia ácida



Dónde :

k → con stante de velocidad.

n → Orden de reacción (se determina experimentalmente).

r → Reaccionantes.

**Ley de velocidad**

$$V = K$$



→ Si m y n coinciden con los coeficientes estequiométricos, la reacción ocurre en un solo paso.

→ Si no depende del paso más lento.

ECC. De Arrhenins. Dónde:

$$k = Ae^{-\frac{EA}{RT}}$$

**Temperatura.**

A → Factor de frecuencia.

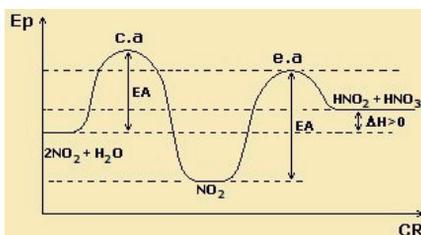
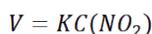
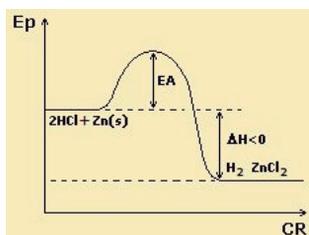
EA → Energía de activación.

T → Temperatura.

R → Constante de los gases

### Gráficos de Energía Potencial vs. Curso de Reacción

Un solo pasó



**Figura 36.** Diagramas de Energía de Activación. (Atkins, 2006)

## 3.7. Catálisis.

### 3.7.1. Catálisis enzimática.

Las enzimas son proteínas que catalizan los procesos que determinan la actividad de los organismos vivos. Se trata en la mayoría de los casos de reacciones muy complejas que, a la temperatura corporal, desde el punto de vista cinético, serían demasiado lentas para las necesidades de los organismos. Las enzimas son fundamentales para que esos procesos sean suficientemente rápidos.

Por ejemplo, la amilasa que hay en la saliva ayuda a transformar los almidones de la comida en glucosa, más dulce y de digestión más fácil. Por esa razón, si masticas repetidamente una galleta puedes observar un aumento de su dulzor.

Las enzimas actúan de acuerdo con un mecanismo llamado de Michaelis-Menten, en el que la enzima se une al sustrato, formándose un complejo que se descompone originando el producto y regenerando la enzima.

Si observas la simulación verás por qué se le suele llamar mecanismo de "llave-cerradura": en la molécula de enzima encajan determinados sustratos y no otros, igual que una llave sirve para una cerradura y no para otra.

### 3.8. Catálisis heterogénea.

En muchas ocasiones el catalizador se encuentra en una fase distinta de los reactivos, por lo que se habla de **catálisis heterogénea**.

El caso típico es la reacción entre gases catalizada por la acción superficial de un sólido. En la imagen puedes ver una forma muy habitual de presentación del catalizador, a través del cual pasa la corriente gaseosa de reactivos. Su superficie activa es muy grande, y sobre ella se adsorben los reactivos, de manera que la ruptura de enlaces es más sencilla y disminuye la energía de activación.

Otro ejemplo lo puedes ver en la simulación de la hidrogenación del etileno con platino como catalizador.

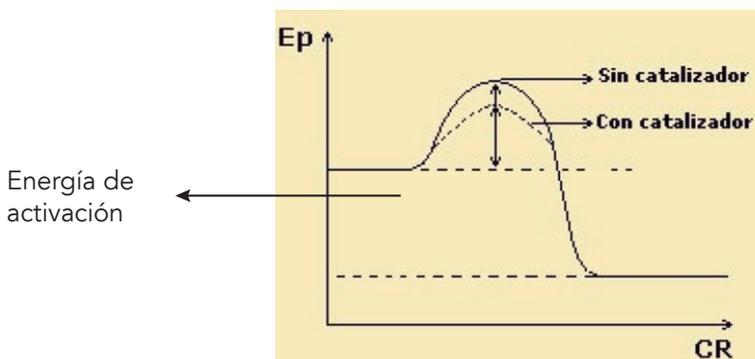
Por último, puedes ver la síntesis catalítica del yoduro de cinc, con reactivos sólidos y catalizador líquido.

### 3.9. Catálisis homogénea.

En el sentido más amplio del término, la catálisis homogénea tiene lugar cuando los reactivos y el catalizador se encuentran en la misma fase, sea líquida o gaseosa. En la catálisis homogénea se tiene un acceso más fácil al mecanismo de reacción y por consecuencia se puede dominar mejor el proceso catalítico correspondiente. Otra ventaja no menos despreciable de este tipo de catálisis es la ausencia de efectos de envenenamiento tan frecuentes en el caso de la catálisis heterogénea, y que obliga a tratamientos costosos de eliminación de impurezas. Finalmente, el último impulso que han dado los complejos organometálicos a la catálisis homogénea ha sido decisivo en su aplicación industrial a gran escala.

### 3.10. Catalizadores.

"Estos reducen (alteran) la energía de activación con lo que aumenta (alteran) la velocidad de reacción", afirmó (Brown, 2004).



**Figura 37.** Energía de activación de reacciones. (Atkins, 2006)

En la figura 37 se demuestra que la energía de activación debe ser reducida para que la reacción sea promovida. Cuando hay ausencia de catalizador, la reacción no se promueve y la energía de activación se encuentra en incremento.

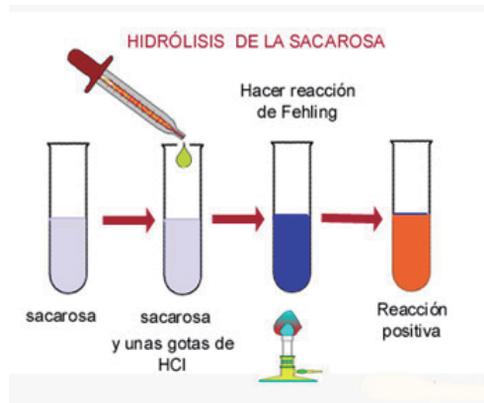
A continuación compartimos un ejemplo de catalisis.

### Hidrolisis de la Sacarosa.

La Hidrolisis de la sacarosa es un proceso de catalisis a partir del azúcar común ( sacarosa ) la misma que puede efectuarse por dos metodos :

1. Por acción de un ácido a temperatura elevada. (Se produce espontáneamente durante la acumulación de jugos de fruta.)
2. Por enzima invertasa.
3. Pasando la solución por resinas sulfónicas.

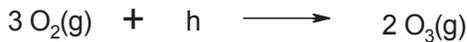
En el primer caso de hidrolisis por acción de un ácido. Se prepara un jarabe de azúcar y se acidifica utilizando ácido cítrico. Como producto de esto se elimina un puente de oxígeno, transformando la solución acuosa de sacarosa en una solución acuosa de glucosa más fructosa. Cuando la solución se reduce la temperatura a  $80\text{ }^{\circ}\text{C}$  se puede neutralizar el pH con bicarbonato de sodio. Hecho que genera efervescencia.



### Energía Radiante.

La capa de Ozono se encuentra a una altura de 20 a 50 km

### Reacciones que tienen lugar en la capa de ozono de la atmósfera



**Longitud de onda = 240 – 300 nm**

Experimentalmente se ha demostrado que los factores que tienen mayor importancia en la velocidad de las reacciones químicas son:

1. Naturaleza de las sustancias reaccionantes.
2. Superficie de contacto de las sustancias reaccionantes.
3. Concentración de las sustancias reaccionantes.
4. Temperatura.
5. Presencia de catalizadores.
6. Tiempo.

Conclusiones.

Con el análisis termodinámico y cinético de un proceso químico se tiene sensatez necesaria del mismo acerca de si:

$w \rightarrow$  Realiza o Recibe  $W$ .

$\Delta U \rightarrow$  Gana o Pierde energía.

$\Delta H \rightarrow$  Desprende Calor o absorbe calor.

$\Delta S \rightarrow$  Aumenta o disminuye el Desorden molecular.

$\Delta G \rightarrow$  Si es o no espontáneo.

$v \rightarrow$  Con que velocidad ocurre.

$v = kc(r) \rightarrow$  La relación entre Velocidad y Concentración.  
(Ley de Relación.)

Arrhenius  $\rightarrow$  La Influencia de la temperatura.

$E_a \rightarrow$  La Energía de activación.

## **CAPÍTULO IV**

# **EQUILIBRIO QUÍMICO**

---

Al producirse una reacción química, la misma puede ser instantánea; los reaccionantes se transforman en fracciones de segundos de tiempo, así por ejemplo, el contacto soluciones de cloruro de sodio y nitrato de plata.

Hay reacciones lentas cuando los elementos o sustancias que reaccionan se transforman poco a poco, ejemplo: Zn, Fe con un ácido HCl,  $H_2SO_4$ , el monto de sustancia que se transforma se denomina velocidad de reacción.

## SUMARIO

---

- Equilibrio químico.
- Constante de equilibrio.
- Relación de la variación de energía libre con la constante de equilibrio.
- Equilibrio iónico homogéneo y heterogéneo.
- Solubilidad.
- Constante del producto de solubilidad.
- Equilibrio de precipitación.

## OBJETIVO

---

- Caracterizar cualitativa y cuantitativamente los estados de equilibrio de los electrolitos a través de las diferentes teorías: Ácido-Base, el principio de Le Chatelier y las constantes de equilibrio de las reacciones químicas.

## INTRODUCCIÓN

(Atkins, 2006) afirma. “Una gran parte de los procesos donde está presente el equilibrio químico, tienen lugar en disolución acuosa”.

(Atkins, 2006) afirma. “Los Electrólitos son sustancias que disueltos en agua o fundidos conducen la corriente eléctrica, lo cual se debe a la presencia de iones que actúan como portadores de las cargas eléctricas”.  
(Atkins, 2006) afirma. “Una gran parte de los procesos donde está presente el equilibrio químico, tienen lugar en disolución acuosa”.

(Atkins, 2006) afirma. “Los Electrólitos son sustancias que disueltos en agua o fundidos conducen la corriente eléctrica, lo cual se debe a la presencia de iones que actúan como portadores de las cargas eléctricas”.

#### 4.1. Equilibrio Iónico. Clasificación de los Electrolitos.

(Brown, 2004) afirma. "Los Electrolitos pueden clasificarse en Débiles y Fuertes teniendo en cuenta como conducen la corriente eléctrica".

(Brown, 2004) afirma. "Teniendo en cuenta la solubilidad en agua los electrolitos también se clasifican en solubles y poco solubles.

Uniendo ambas clasificaciones tenemos:

- |                                   |  |
|-----------------------------------|--|
| 1. Fuertes y Solubles (FS).       | Ejemplo: HCL, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , Na. |
| 2. Fuertes y Pocos Solubles (FI). | Ejemplo: PbCl <sub>2</sub> , AgCl.                 |
| 3. Débiles y Solubles (DS).       | Ejemplo: H <sub>2</sub> S, HCH <sub>3</sub> COO.   |
| 4. Débiles y Poco Solubles (DI).  | Ejemplo: Cu (OH) <sub>2</sub> .                    |

##### 4.1.1. Electrolitos Débiles y Solubles.

(Atkins, 2006) afirma. "Las sustancias que en disolución acuosa presentan un equilibrio entre moléculas e iones, pudiendo dar lugar a un ácido o una base".

##### 4.1.2. Teoría Ácido-Base de Bronsted-Lowry.

(Atkins, 2006) afirma. "Ácido: Especie química (sustancia molecular o iónica) con tendencia a ceder protones".

(Atkins, 2006) afirma. "Base: Sustancia molecular o iónica con tendencia a ganar protones"

Ejemplo:



#### 4.2. Principio de Le Chatelier.

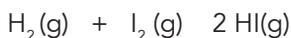
(Brown, 2004) afirma. "Si un sistema en equilibrio es perturbado por un cambio de temperatura, presión o la concentración de uno de los componentes, el sistema desplazará su posición de equilibrio de manera que se contrarreste el efecto de la perturbación".

Este principio plantea la adaptabilidad que posee un sistema que fue sometido a cambios de diversos factores como la presión, temperatura o concentración para poder encontrar el equilibrio del mismo.

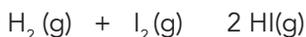
Este principio predice que a Presiones más elevadas las condiciones de equilibrio harán que éste se desplace en el sentido en el que se produzcan el menor número de moles de gas, lo que está de acuerdo con las deducciones de la constante de equilibrio. Si un sistema en equilibrio se somete a un cambio (adición de calor, aumento de volumen, etc.) que altere el equilibrio, la dirección de la reacción se vuelca al lado de las sustancias más estables bajo ese cambio de condiciones.

Ejemplo.

Por ejemplo, si se adiciona H<sub>2</sub> al sistema en equilibrio:



Este tiende a ajustarse de modo de anular el efecto del hidrógeno adicionado. Esto sucede cuando el H<sub>2</sub> se combina con el I<sub>2</sub> para formar moléculas de HI, trasladando el equilibrio hacia la derecha, esto significa que la [HI] aumenta y la [I<sub>2</sub>] disminuye. Por otro lado, si se retira uno de los componentes del sistema, por ejemplo, H<sub>2</sub> en el sistema debajo:



El principio de Le Chatelier predice que el sistema se ajustará para huir del efecto causado por la remoción de H<sub>2</sub>. Parte del HI se descompone para formar H<sub>2</sub>, para sustituir lo que fue retirado.

El efecto obtenido es la disminución de la concentración del HI y al aumento de la concentración del I<sub>2</sub>. El equilibrio queda ahora más trasladado hacia el sentido de los reactivos.

### **Efecto de la Presión**

Los cambios de presión pueden ejercer considerable efecto sobre la posición de equilibrio, o casi ningún efecto en absoluto. Por ejemplo, un aumento en la presión de un sistema en que ocurre el siguiente equilibrio.



La reacción se trasladará para el lado con menor número de moles de gas, a fin de atenuar la elevación de la presión. Por otra parte, si la presión disminuye, la reacción se trasladará para el lado con mayor número de moles de gas para ayudar a no reducir la presión.

### 4.3. Equilibrio Iónico del agua.

(Brown, 2004) afirma. "El Agua es una sustancia anfótera que puede auto ionizarse según la ecuación siguiente":



(Brown, 2004) afirma. "Teniendo en cuenta el equilibrio de disociación o ionización del agua puede plantearse en equilibrio en función de las concentraciones".

$$K_c = \frac{C(\text{H}_3\text{O}^+)C(\text{OH}^-)}{C^2(\text{H}_2\text{O})}$$

(Brown, 2004) afirma. "En el agua pura los valores de  $C(\text{H}_3\text{O}^+)$  y  $C(\text{OH}^-)$  son iguales entre si e iguales a  $1 \times 10^{-10} \text{ mol/l}$ ".

La auto ionización del agua provoca una disminución despreciable en la concentración molar del agua, de manera que la  $C(\text{H}_2\text{O})$  es prácticamente constante; por esta razón la ecuación de  $K_c$  se simplifica definiendo una nueva constante: (Brown, 2004).

$$K_c C^2(\text{H}_2\text{O}) = C(\text{H}_3\text{O}^+)C(\text{OH}^-) \text{ Donde}$$

$$K_{\text{H}_2\text{O}} C^2(\text{H}_2\text{O}) = K_{\text{H}_2\text{O}}, \rightarrow K_{\text{H}_2\text{O}} = C(\text{H}_3\text{O}^+)C(\text{OH}^-)$$

$K_{\text{H}_2\text{O}}$  varía con la temperatura.

$$\text{Como a } 298 \text{ K, } C(\text{H}_3\text{O}^+) = C(\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/l}$$

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \times 10^{-14} \text{ mol} \text{ aplicando logaritmo nos queda:}$$

$$-\log K_{\text{H}_2\text{O}} = -\log C(\text{H}_3\text{O}^+) + (-\log C(\text{OH}^-)) = 14$$

$$pK_{\text{H}_2\text{O}} = \text{PH} + \text{POH} = 14$$

El pH es la potencia negativa a que debe elevarse 10 para obtener la concentración en mol/l de  $H_3O^+$  :

$$C(H_3O^+) = 10^{-pH} \rightarrow PH = -\log C(H_3O^+)$$

El POH es la potencia negativa a que debe elevarse 10 para obtener la concentración en mol/l de  $OH^-$  :

$$C(OH^-) = 10^{-pOH} \rightarrow POH = -\log C(OH^-)$$

Escala de pH

El PH es una medida de la acidez de modo que:

Si  $PH < 7$  la disolución es ácida.

Si  $PH > 7$  la disolución es básica.

Si  $PH = 7$  la disolución es neutra.

#### 4.4. Ionización e Hidrólisis. $K_a$ y $K_b$ .

El equilibrio se presenta cuando un ácido o una base débil se disuelven en agua. Al ser un electrolito molecular se trata de una ionización y al ser un iónico se trata de una hidrólisis.

Ejemplo de Ionización:



$$K_a = \frac{C(CH_3COO^-)C(H_3O^+)}{C(CH_3COOH)}$$



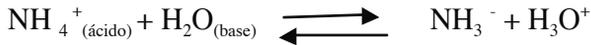
$$K_b = \frac{C(NH_4^+)C(OH^-)}{C(NH_3)}$$

En ambos casos el agua se considera constante y no se representa.

Ejemplo de Hidrólisis:



$$K_b = \frac{C(\text{CH}_3\text{COOH})C(\text{OH}^-)}{C(\text{CH}_3\text{COO}^-)}$$



$$K_a = \frac{C(\text{NH}_3)C(\text{H}_3\text{O}^+)}{C(\text{NH}_4^+)}$$

### Disoluciones Buffer

Una disolución al estar formada por electrolitos DS se las denominan disoluciones buffer, conteniendo un electrolito FS y un ion común, la cual actúa como reguladora de PH.

T/I: Formas de determinar pH y pOH en las disoluciones buffer.

#### 4.5. Equilibrio iónico Heterogéneo. Solubilidad y constante de Producto de Solubilidad.

La relación que presentan los factores como la entalpía de disolución, de hidratación y de energía reticular, es la causa de muchas de las sustancias iónicas sea poco soluble en agua.

Para el equilibrio heterogéneo de una reacción debemos -- tener en cuenta los estados de agregación de los reactivos y de los productos, así pues, en el equilibrio heterogéneo cuando participa un reactivo o producto en estado sólido o líquido puro, en la expresión de la constante de equilibrio de la reacción no se incluye la concentración de estos. Esto aplica también para disolventes que participan en el equilibrio, solo si las concentraciones de reactivos y productos son pequeñas, en este caso el disolvente es considerado como una sustancia pura. (Brown, 2004)

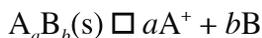
La solubilidad de una sustancia se determina según la cantidad de sustancia que se disuelve hasta formar una disolución saturada; sus unidades más comunes (g/L) definen los gramos de soluto por litro de disolución. La constante del producto de solubilidad (Kps) es la constante de equilibrio entre un sólido iónico y su disolución saturada. (Brown, 2004).

Se define como solubilidad a la concentración de la disolución saturada a una temperatura determinada y se expresa en  $\frac{\text{kg de soluto}}{\text{L de agua}}$

Un equilibrio dinámico heterogéneo se produce en una disolución acuosa saturada de un electrolito poco soluble, esta se da entre la fase sólida del electrolito puro y la porción disuelta de la fase líquida.

El producto de solubilidad ( $K_{ps}$ ) de un compuesto iónico es el producto de las concentraciones molares (de equilibrio) de los iones constituyentes, cada una elevada a la potencia del coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio.

En general, para una reacción química del tipo:

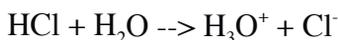


la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps}(A_aB_b) = [A^+]^a [B^-]^b$$

La constante del producto de solubilidad de un compuesto depende de la temperatura. El valor de  $K_{ps}$  indica la solubilidad de un compuesto iónico, es decir, cuanto menor sea su valor menos soluble será el compuesto.

**Ejemplos:** En concordancia con la teoría planteada es necesario ejemplificar de algunos procesos de equilibrio iónico.



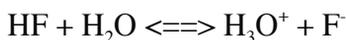
Dónde:

$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+][Cl^-]}{[HCl]}$$

En el tiempo de equilibrio  $[HCl]$  tiende a cero, por ende  $K_{eq}$  tiende a infinito.

Cuando la disociación es menor al 100%, se habla de un electrolito débil. Los electrolitos débiles forman equilibrios verdaderos.

Ejemplo:



Esta reacción no se completa, alcanza cierto equilibrio, con cierta constante, por eso debe llevar dos medias flechas en direcciones opuestas. (Flecha doble)

Dónde: 
$$K_{cq} = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]}$$

Como la disociación no es completa, en el tiempo de equilibrio, [HF], [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] y [F<sup>-</sup>] permanecerán constantes, por ende estamos en presencia de un equilibrio químico.

### **Conclusiones.**

Para cerrar este capítulo, se explican de forma clara las teorías ácido y base según distintos autores, la hidrólisis del agua y el pH como medida de la acidez o basicidad de una sustancia, lo cual permite evaluar cómo proceder en un proceso bioquímico o microbiano. Por otra parte, se pone de manifiesto el uso de las constantes Ka y Kb para determinar la cantidad de sustancia en forma de ácido o base que se encuentra en la disolución. Todo lo anteriormente mencionado son conocimientos fundamentales para predecir el comportamiento de una disolución.

Además hay que ponderar lo que son las reacciones químicas, tipos, velocidad de reacción (Catálisis), equilibrio iónico.

## **CAPÍTULO V**

# **EQUILIBRIO DE FASES LÍQUIDO VAPOR Y SÓLIDO LÍQUIDO.**

---

## **SUMARIO**

---

Equilibrio de fases. Equilibrio de vaporización de las sustancias puras. Presión de Vapor. Equilibrio de vaporización en sistemas binarios. Ley de Raoult. Diagramas de fases. Reglas de las fases. Desviaciones del comportamiento ideal. Mezcla Azeotrópica. Destilación fraccionada. Aleaciones Metálicas. Importancia. Estructura de las aleaciones.

# INTRODUCCIÓN

---

El estudio del equilibrio de fases líquido vapor y sólido líquido es de suma importancia, por el motivo que en los procesos industriales existen mezclas de líquidos en los que se busca conocer su composición. Un ejemplo de esto lo tenemos en la purificación de bebidas y licores, se realiza mediante un proceso de destilación fraccionada, parte importante del tema a estudio. Se realiza el diseño de las columnas de fraccionamiento que depende del objeto a analizar por ello se necesita tener la noción de las características sobre las sustancias a estudiar.

Por lo que es necesario conocer las características de las mezclas de sustancias líquidas para realizar el diseño correcto de las columnas. Por ejemplo, el ácido nítrico y el agua forman un azeótropo a una composición y temperatura determinada, condiciones a las cuales no pueden separarse. Por tanto, en el proceso tecnológico de fabricación de este ácido se hace necesario conocer las características de este punto.

En la fábrica de fertilizantes de Cienfuegos se sintetiza el ácido nítrico y éste a su vez se emplea en la obtención de fertilizantes nitrogenados por lo que se hace necesario realizar un estudio del diagrama de fases de la mezcla ácido nítrico-agua. Se pueden citar muchos otros ejemplos. Con el tema serán estudiados los procesos físicos que tienen lugar al ponerse en contacto distintas fases.

Se enfoca en tres aspectos:

- Disoluciones Ideales.
- Disoluciones Reales.
- Aleaciones.

### 5.1. Equilibrio de fases.

Los sistemas evolucionan de forma directa mientras no alcancen el equilibrio, por lo que podemos afirmar que un sistema permanece en equilibrio con el entorno si su universo o si las propiedades que definen su estado tales como U, H, A y G permanecen invariables en el tiempo. Si por el contrario varían podríamos determinar el sentido en que variaría el sistema y para ello podemos utilizar las ecuaciones de Gibbs, la cual podemos utilizar cuando no hay cambios macroscópicos ni transporte de materia de una fase a otra del sistema. (Burns, 2002).

$$\sum_{\infty} \sum_i \mu_i^{\infty} dn_i^{\infty} = 0$$

En química y termodinámica, la llamada regla de las fases de Gibbs describe la relación algebraica que existe entre el número de grados de libertad (L) o variables independientes termodinámicas en un sistema cerrado en equilibrio (como por ejemplo la presión o la temperatura), el número de fases en equilibrio (F) y el número de componentes químicos (C) del sistema. Esta regla establece la relación entre esos 3 números enteros dada por:

$$L = C - F + 2$$

Las variables (intensivas) necesarias para describir el sistema son la presión (+1), la temperatura (+1) y las fracciones molares relativas de los componentes en cada fase (+F(C-1)) de cada uno de los componentes de cada fase, eso nos da un número máximo de grados de libertad  $m = F(C-1) + 2$  para un sistema cualquiera.

La condición termodinámica importante es que en equilibrio termodinámico el cambio de la energía libre de Gibbs cuando se producen pequeñas transferencias de masa entre las fases es cero. Esa condición equivale a que el potencial químico de cada componente sea el mismo en todas las fases, eso impone  $r = C(F-1)$  restricciones o ecuaciones más para un sistema en equilibrio.

La regla de Gibbs para el equilibrio afirma precisamente que  $L = m - r = C - F + 2$ . A partir de esta ecuación se puede despejar cualquier término de la igualdad. (Wikipedia).

## 5.2. Equilibrio de vaporización de las sustancias puras.

Los líquidos tienen tendencias a transformarse en vapor cuyo proceso da lugar a la presión de vapor a determinada temperatura, que indica la volatilidad del líquido.

Un diagrama de fases permite determinar el estado más estable para una sustancia a una presión y temperatura dadas (figura 38). El punto triple de un diagrama de fases da las condiciones en las que podemos tener los tres estados en equilibrio.

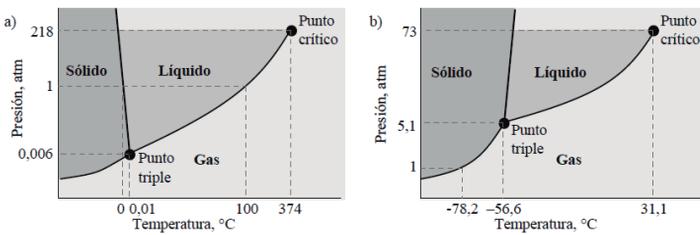


Diagrama de fases (no a escala) para a) el agua, b) el dióxido de carbono. Para el CO<sub>2</sub>, la temperatura de fusión aumenta con la presión. Esta es la situación general para casi todas las sustancias. La anomalía de la curva de fusión del agua se debe a que su volumen aumenta al congelar, y se puede explicar mediante el principio de Le Chatelier.

### 5.2.1. Presión de Vapor.

Es la presión de la fase gaseosa o vapor de un sólido o un líquido sobre la fase líquida, para una determinada temperatura.

### 5.2.2. Tendencia del líquido a convertirse en gas.

Factores:

- Temperatura
- Naturaleza

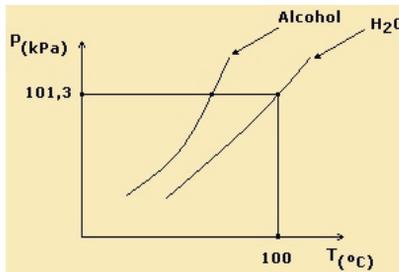


Figura 38. Diagrama de presión de vapor de solventes polares. (Atkins, 2006)

## 5.2. Equilibrio de Vaporización en Sistemas binarios. ley de raoult. disolución ideal. diagramas de fases a temperatura y presión constantes.

### 5.3.1. Mezclas binarias líquidas ideales.

Al mezclar dos sustancias líquidas, se nota una disminución de la presión de vapor que corresponde a cada uno de los componentes relacionado a la presión de vapor que éstas son puras. De una manera más sencilla, esta disminución de la presión de vapor se debe a la pérdida del número de moléculas del mismo tipo, por unidad de superficie, sin tener en cuenta la posible consecuencia de las interacciones entre las sustancias que son mezcladas.

Se considera que en una Disolución ideal que cada molécula de los componentes en la mezcla es perjudicada por las mismas fuerzas que la afectan cuando se encuentra de manera pura.

Sea una mezcla binaria de dos líquidos A y B, se tiene lo siguiente:

$$F(A-A) \approx F(B-B) \approx F(A-B)$$

En las disoluciones ideales se debe cumplir en que:

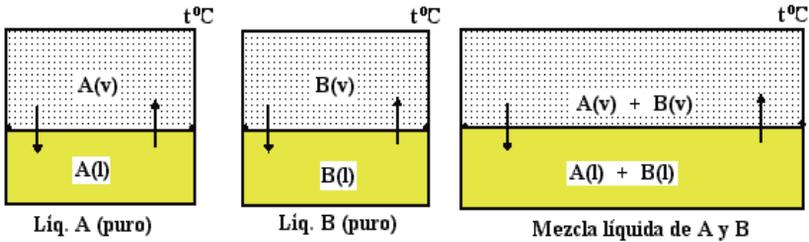
- 1) Sus componentes pueden mezclarse entre sí en cualquier medida, o que la solubilidad individual es ilimitada.
- 2) No se gasta ni libera energía al formarse la disolución partiendo de sus componentes. Es decir que el calor de solución es igual a cero.
- 3) No hay alteración de volumen al formarse la mezcla. Por lo tanto el volumen de la solución es igual a la suma de los volúmenes que se mezcla de los líquidos
- 4) La naturaleza química de ambos líquidos debe ser muy semejante.

Durante las práctica de disoluciones, las disoluciones muy diluidas se comportan como ideales. Unos ejemplos de estas disoluciones formadas por los componentes son:

- a) benceno-tolueno
- b) benceno-xileno
- c) n. hexano- n heptano (30 oC)
- d) bromuro de etilo-yoduro de etilo
- e) cloruro de n-butilo – bromuro de n-butilo (50 oC)

Cuya relación es clara

Considere dos líquidos volátiles A y B que solubles entre sí y diferenciado en estado puro por las presiones de vapor correspondiente  $p_{oA}$  y  $p_{oB}$ , respectivamente por la temperatura de  $t^{\circ}C$ .



**Figura 39.** Mezcla de solventes polares. (Atkins, 2006)

Al mezclarse dos líquidos A y B a la misma temperatura ( $t^{\circ}C$ ), la presión de vapor que actúa A en la mezcla ( $p_A$ ) es diferente cuando actúa puro. Por lo que demuestra lo siguiente  $p_A < p_{oA}$ . De forma semejante sucede para el componente B, teniendo como resultado  $p_B < p_{oB}$ .

Relacionado con la ley de Dalton la presión de vapor total en una mezcla es la suma de las presiones parciales de los componentes individuales de la mezcla,  $P_T = p_A + p_B$ , lo cual se demuestra experimentalmente (considerando el comportamiento ideal)

De esta manera se puede comprender que los dos líquidos son semejantes en las estructuras de las mismas, lo que constituyen una mezcla de las moléculas de A y B son semejantes a las interacción de las moléculas individuales entre sí, como resultado de la mezcla que no se altera la propensión de ambos a "fugarse" en la fase de vapor por efecto de las fuerzas de atracción son mayores entre las partículas. Por eso la presión vapor depende directamente del número de moléculas del líquido que fugan a la fase de vapor por unidad de superficie; y cuando A y B se mezclan, el número de moléculas individual que escapan a la fase de vapor por la unidad de superficie que es menor.

A consecuencia de la reducción de las presiones de vapor es el resultado directo del número relativo de moléculas individuales en la mezcla, y no depende de la naturaleza del mismo, si se conoce de líquidos con moléculas de estructuras análogas.

### 5.3.2. Ley de Raoult.

Relacionado con el producto experimental se relaciona entre la presión de vapor de un componente puro con su presión parcial en una disolución, lo que quiere decir que esto se cumple en las disoluciones ideales. Con los resultados de Raoult se concluye lo siguiente: "La presión de vapor de un componente en una disolución (ideal) es igual a la presión de vapor de dicho componente puro por la fracción molar del mismo en la disolución".

#### 5.3.2.1. La expresión para los componentes A y B son:

$$p(A) = x(A)p^{\circ}(A) \text{ (I)} \quad p(B) = x(B)p^{\circ}(B) \text{ (II)}$$

Donde:

$p(A)$	$p(B)$	simboliza las presiones parciales de A y B en la mezcla
$p^{\circ}(A)$	$p^{\circ}(B)$	simboliza las presiones de vapor de A y B puros
$x(A)$	$x(B)$	son las fracciones molares de A y B en fase líquida

En consideración la fracción molar  $x_A$  de un componente A en un medio es la vínculo entre la cantidad del componente A incluido en el sistema y la cantidad de sustancia total. Análogamente se define a la B,

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} \quad \therefore x_A + x_B = 1$$

Dónde:

$n_A$  y  $n_B$  representa las cantidades de sustancia de A y B

Por consecuencia las presiones parciales de A y B en la mezcla se someten al número relativo de partículas de A y B con respecto al número total.

$$PT = pA + pB \text{ (III)}$$

La presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de los componentes

Sustituyendo I y II en III, quedaría:

$$PT = X_A p_A^{\circ} + X_B p_B^{\circ} \text{ (IV)}$$

Como  $X_A + X_B = 1$ , escribiendo (IV) en función de  $x_A$ , se tiene:

$$P_T = X_A p_A^{\circ} + (1 - X_A) p_B^{\circ} = X_A p_A^{\circ} + p_B^{\circ} - X_A p_B^{\circ}$$

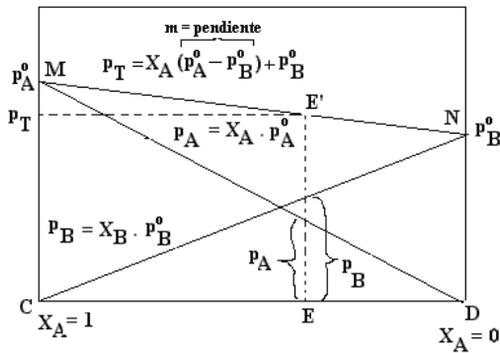
$$P_T = X_A (p_A^{\circ} - p_B^{\circ}) + p_B^{\circ} \text{ (V) [ecuación del tipo } y = mx + b]$$

Al representar gráficamente las presiones parciales de A y B para los distintos componentes de la mezcla líquida, por las fracciones molares, obtenemos, según las siguientes expresiones (I) y (II) son líneas rectas que pasan por el origen con pendientes  $p_{oA}$  y  $p_{oB}$ , respectivamente. Para la presión total se obtiene, la expresión siguiente (V) una línea recta que es la pendiente que no pasa por el origen. (Whitten, 1992)

Las disoluciones ideales se conceptualizan como aquellas disoluciones en las que se realiza la Ley de Raoult para diferente composición de la mezcla, aún más cuando suceda solo a una determinada temperatura.

**5.3.3. Diagramas de fases.**

**5.3.3.1. Diagramas de fases de una disolución ideal.**



**Figura 40.** Diagrama de fases de componentes de una mezcla líquida. (Whitten, 2014)

Para los sistemas binarios, la regla de las fases tiene la forma:  $F + V = 4$ , ya que  $C = 2$ .

Si al considerarse como valor mínimo de  $F = 1$  lo que el medio debe aparecer al menos en una fase, se obtendría el valor máximo que es  $V$ , en este caso es el número 3, y los que representan los grados de libertad de un sistema binario son la presión, composición y la temperatura.

En la representación gráfica de estos tres grados de libertad ordena un diagrama tridimensional. Ya que estos diagramas resultan complicados para su aplicación en la práctica, se utiliza se fija una variable y se estudia la variación de la misma y de las otras dos siguientes. Se establece así los diagramas (Temperatura vs Composición) a una presión constante y el diagrama (Presión vs Composición) a una temperatura constante.

En los valores experimentales en el equilibrio de vaporización son de mucha aplicabilidad en el estudio de la destilación. En vinculo con ello, se tiene dados los valor en los diagramas que representa no solo la presión de vapor de una disolución de la composición dada, sino también la composición del liquido y del vapor. Son datos que se pueden adicionar en los diagramas presión de vapor-composición. Para determinar la composición del vapor, considerar que se comportan como un gas ideal y por consiguiente aplicando la ley general de los gases a ambos componentes en fase de vapor. Ecuación de estado.

$$p_A = \frac{n'_A \cdot RT}{V} \quad p_B = \frac{n'_B \cdot RT}{V} \quad n'_A \text{ y } n'_B$$

Cantidad de sustancia de A y B en el vapor

Dividiendo miembro a miembro se tiene:  $\frac{p_A}{p_B} = \frac{n'_A}{n'_B}$

Dividiendo entre  $n'_T$  en ambos miembros:

$$\frac{p_A}{p_B \cdot n'_T} = \frac{n'_A}{n'_B \cdot n'_T} \Rightarrow \frac{p_A}{p_B \cdot n'_T} = \frac{n'_A}{n'_T} \cdot \frac{1}{n'_B}$$

$$\frac{p_A}{p_B} = \frac{n'_A}{n'_T} \cdot \frac{n'_T}{n'_B} \Rightarrow \frac{p_A}{p_B} = \frac{n'_T}{n'_B} = \frac{x'_A}{x'_B} \Rightarrow \frac{p_A}{p_B} = \frac{x'_A}{x'_B}$$

$$\frac{x_A p_A^o}{x_B p_B^o} = \frac{x'_A}{x'_B} \Rightarrow \frac{x_A p_A^o}{(1-x_A) p_B^o} = \frac{x'_A}{(1-x'_A)}$$

$$X_A p_A^o (1 - X'_A) = X'_A (1 - X_A) p_B^o$$

$$p_A p_A^o - X'_A \cdot X_A \cdot p_A^o = X'_A p_B^o - X'_A \cdot X_A \cdot p_B^o$$

$$X'_A \cdot X_A \cdot p_B^o - X'_A \cdot X_A \cdot p_A^o + p_A p_A^o = X'_A p_B^o$$

$$X_A (X'_A p_B^o - X'_A p_A^o) = p'_A p_B^o$$

$$P_A \frac{X'_A P_B^0}{P'_A P_B^0 - X'_A P_A^0 + P_A^0} \Rightarrow X_A \frac{X'_A \cdot P_B^0}{X'_A (P_B^0 - P_A^0) + P_A^0} \quad (\text{VI})$$

Sustituyendo VI en V:

$$(\text{V}) P_T = X_A (p_A^0 - p_B^0) + p^0$$

$$P_T = \frac{x'_A p_B^0 (p_A^0 - p_B^0)}{p_A^0 + x'_A (p_B^0 - p_A^0)} + p_B^0$$

$$P_T = \frac{x'_A p_B^0 (p_A^0 - p_B^0) + p_B^0 [p_A^0 + x'_A (p_B^0 - p_A^0)]}{p_A^0 + x'_A (p_B^0 - p_A^0)}$$

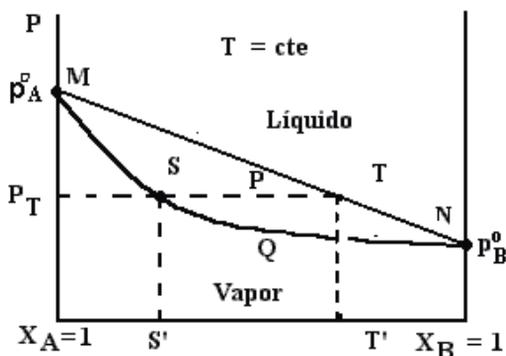
En la ecuación anterior, la presión total se expresa en función de la composición en la fase de vapor. La sustitución tiene como base que en el equilibrio la presión será la misma en cualquier parte del sistema.

Existe una relación más sencilla la cual permite calcular la composición del vapor en equilibrio con su líquido (mezcla líquida) si se sabe la presión total y la presión parcial de un componente en la mezcla. Esta puede expresarse como resultado de la Ley de Dalton y la ecuación de estado de un gas ideal que es:

$x'_A$  y  $x'_B$  ==> fracciones molares de A y B en el vapor.

Si se expresa la presión total de la solución en función de la composición de la fase líquida y la de vapor a una temperatura constante, como resultado obtenemos un diagrama presión vs composición para la mezcla:

La línea MN representa la presión total para las diferentes composiciones de la fase líquida y la curva MQN pertenecen a la fase del vapor. Obsérvese que el líquido permanentemente tiene una diferente composición que el vapor, excluyéndose los extremos en que los dos líquidos se encuentran en estado puro, así, para todas las composiciones se evaporarán siempre más de un líquido que del otro.



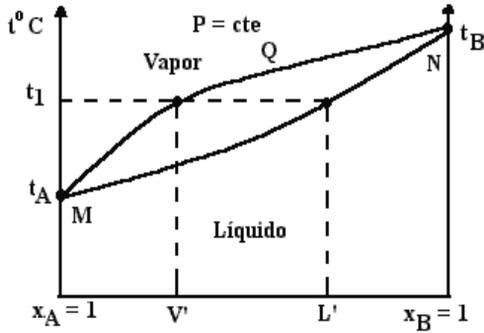
**Figura 41.** Diagrama de fases. (Whitten, 2014)

En este caso el componente A es más volátil que B, ya que posee una presión de vapor mayor que B, las dos a la misma temperatura. En base a esto se observa que el vapor siempre tendrá mayor proporción de A que en el líquido, es decir, el vapor siempre será más rico que el líquido en el componente más volátil (Regla de Konowaloff). Para saber la composición del líquido y la del vapor en el equilibrio para el punto P, se dibuja una línea horizontal, paralela al eje de las composiciones, que incide en las curvas del líquido y vapor a la presión correspondiente; esta línea se designa como la línea de conexión o línea de enlace. Por los puntos de intersección se trazan perpendiculares al eje de las composiciones y se observa la composición correspondiente al vapor y al líquido.

Por arriba de la línea MN los puntos pertenecen al sistema en estado líquido, pues se encontrará sometido a presiones mayores a la presión total del equilibrio. Los puntos por abajo de MQN pertenecen a la fase de vapor, pues el sistema está sometido a presiones menores a la presión total de equilibrio y se favorece el vapor.

Desde la perspectiva práctica, los gráficos de temperatura de ebullición vs. composición a presión constante tienen una mayor utilidad que los contruidos a temperatura constante.

Para este caso la curva MQN o curva del vapor, está por arriba de la MN o curva del líquido. Los puntos ubicados por encima de MQN pertenecen a las condiciones de presencia de la fase de vapor y los ubicados por debajo de MN a la fase líquida. El líquido A posee una temperatura de ebullición menor que el B en correspondencia con una presión vapor mayor.



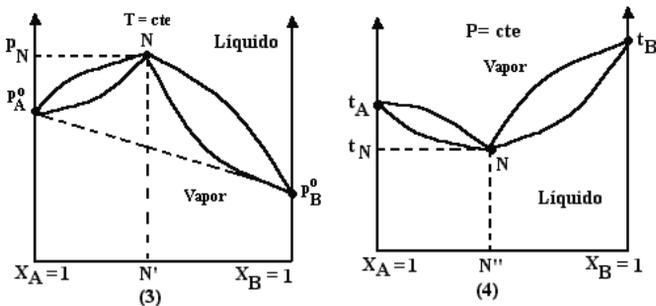
**Figura 42.** Diagrama de fases para el agua. (Whitten, 2014)

Estas curvas no resultan directamente de las pertenecientes a los diagramas de presión vapor vs composición. Sin embargo, siempre tendrá menor temperatura de ebullición el componente o la mezcla de mayor presión de vapor a consecuencia de esto la gráfica se verá invertida.

La forma de analizar la composición del líquido y el vapor en equilibrio a una temperatura dada es similar a la explicada anteriormente. En el gráfica se visualiza que el líquido cuando ebulle producirá un vapor más rico en el componente más volátil y el líquido excedente se irá haciendo más rico en el menos volátil.

**5.3.3.2. Mezclas con grandes desviaciones del comportamiento ideal. Mezclas azeotrópicas.**

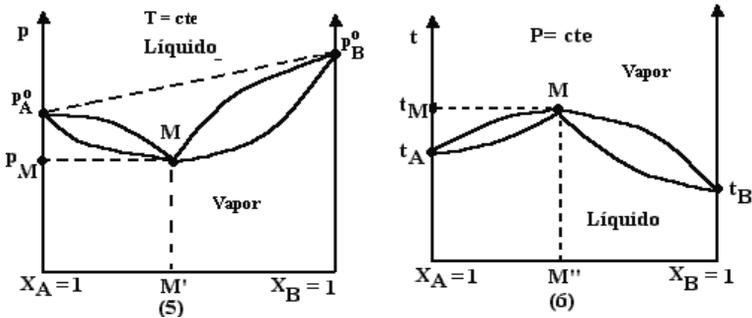
Cuando las desviaciones del comportamiento ideal son considerables, aparecen puntos máximos o mínimos en las curvas T – Composición o P – Composición.



**Figura 43.** Diagrama de fases con punto eutéctico. (Whitten, 2014)

Los diagramas (3) y (4), pertenecen a sistemas que muestran una desviación (4) de la Ley de Raoult, es decir, tienen un máximo de la presión total lo que corresponde con un mínimo en la temperatura de ebullición. Como peculiaridad se observa la presencia de un punto singular (N) en el que la composición del líquido es igual a la del vapor, sin ser los casos de las sustancias puras; conjuntamente, en ese punto se presenta el máximo de la presión de vapor y el mínimo de la temperatura de ebullición. La mezcla líquida cuya composición pertenece a este punto se nombra mezcla azeotrópica.

La mezcla azeotrópica se describe por tener una composición y presión de vapor específicas para una temperatura dada, y de igual manera, una composición y temperatura de ebullición específicas para una presión dada. Esto hace que se comporte como una especie pura, con temperatura de ebullición específica y que produce un vapor de la igual composición que el líquido. Consecuencia de esto, la composición del líquido será constante durante la evaporación y la temperatura de ebullición también será constante. Cabe recalcar que no es un compuesto formado por los dos componentes, lo cual se manifiesta por el hecho de que la composición de la mezcla de temperatura de ebullición constante varía con la presión.



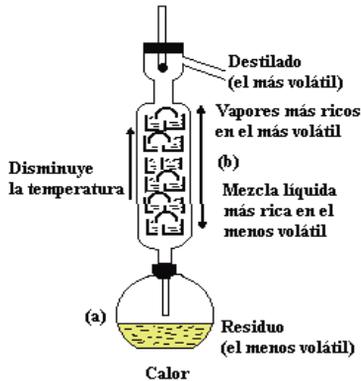
**Figura 44.** Demostración de la ley de Raoult en diagramas de fases. (Whitten, 2014)

Los diagramas (5) y (6) pertenecen a las mezclas con desviaciones (-) de la Ley de Raoult, estas muestran un mínimo en la presión total y por tanto un máximo en las temperaturas de ebullición.

De igual manera se visualiza un punto singular (M) que pertenece justamente al mínimo de la presión total o un máximo en la temperatura de ebullición, y en el que la composición del líquido y el vapor son las mismas. Este pertenece a una mezcla azeotrópica de punto de ebullición máximo. Ej. HCl - H<sub>2</sub>O, HNO<sub>3</sub> - H<sub>2</sub>O, ácido fórmico - H<sub>2</sub>O.

#### 5.4. Destilación Fraccionada

Como se ha mencionado, los diagramas de fases de mezclas de líquidos volátiles se identifican porque el vapor producido tiene siempre diferente composición que el líquido que lo origina, con excepción del punto correspondiente a la mezcla azeotrópica, por lo tanto permite concluir que el procedimiento llamado destilación, con el objetivo de separar los componentes.



**Figura 45.** Destilación Fraccionada. (Whitten, 2014)

La destilación fraccionada es un proceso de vaporización y condensación continuas, mediante el cual se consigue separar los componentes de una mezcla líquida. La diferencia que tiene con la destilación simple es que en esta última ocurre en un solo paso, lo que permite la separación en el caso de mezclas de componentes con temperaturas de ebullición muy diferentes.

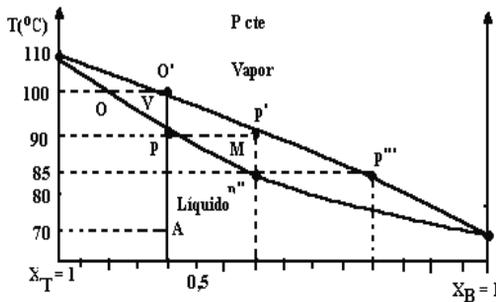
Se procede con la destilación fraccionada en columnas de fraccionamiento, uno de varios tipos es el de platos, como se muestra en la figura.

En este tipo de columnas, cada plato posee una mezcla líquida de composición progresiva en el líquido más volátil y de punto de ebullición menor, por lo cual los vapores resultantes en cada uno pasan al líquido del plato superior por medio de los bordes de la campana o sombrerete que tiene el papel de cierre, se condensan por partes, mientras que el líquido mencionado entra en ebullición, forma a su vez vapores y el líquido que queda en menor concentración en el componente más volátil pasa a través del tubo de caída del líquido al plato inferior. Como resultado de lo anterior, el componente más volátil surge como vapor de lo alto de la columna y el componente menos volátil sale como líquido por la parte inferior de la columna.

La eficiencia de una columna de fraccionamiento se enuncia en término de su número de platos teóricos; este es el número de continuos estados de equilibrio que origina al final en los vapores un producto de fija pureza.

Al someter una mezcla a destilación fraccionada, el vapor se volverá más rico en el componente más volátil (mayor presión de vapor) y el líquido excedente se enriquecerá en el componente menos volátil (menor presión de vapor). Por lo tanto, mediante esta forma, es permisible separar los componentes de una mezcla homogénea (destilación isotérmica). En la práctica las destilaciones se desarrollan a presión constante, variando la temperatura. La temperatura de la mezcla se eleva hasta que ebulle a la presión aplicada. Consideremos el sistema benceno (B)-tolueno(T) en que la temperatura de ebullición varía gradualmente.

Sea la mezcla A a 70 oC, la que se encuentra en estado líquido. Si se calienta, al alcanzar la temp de 90 oC, esta ebulle y se obtiene un vapor más rico en el componente más volátil (B) [ $X'_B = 0,65$ ;  $X_B = 0,42$ ]. El líquido, por supuesto, se enriquece relativamente en el componente menos volátil.



**Figura 46.** Diagrama de fases para líquidos volátiles. (Whitten, 2014)

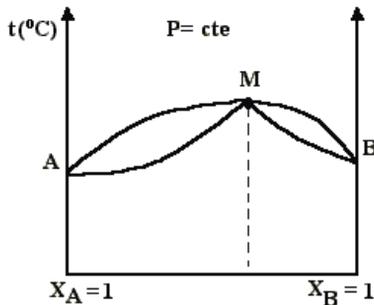
Si el producto P' se condensa el líquido tendrá su misma composición ( $p''$ ) y ebullicirá a 85 oC produciendo un vapor  $p'''$  más rico aún en el componente más volátil, si se vuelve a condensar este vapor, etc., se llegará a obtener el benceno puro.

Cuando las mezclas de líquidos volátiles presentan desviaciones que determinan una variación de la presión o de la temperatura como es el caso analizado anteriormente, puede lograrse una separación prácticamente completa de los componentes por destilación fraccionada.

En este caso es necesario señalar, sin embargo, que si la diferencia entre las temperaturas de ebullición de los componentes es menor que 20 K el proceso de fraccionamiento requiere de columnas muy eficientes.

En el caso de mezclas azeotrópicas los componentes no se pueden separar en estado puro; sino que se obtendrá en estado puro el componente que está en exceso con respecto a la composición del azeotrópico y además la mezcla azeotrópica.

Supongamos una mezcla azeotrópica de A y B con temperatura de ebullición máxima.



**Figura 47.** Diagrama de fases en mezcla azeotrópica. (Whitten, 2014).

Si se parte de una mezcla de composición que está entre A y M se obtendrá A en el destilado (menor temperatura de ebullición), mientras que en el excedente permanecerá la mezcla azeotrópica de composición M que muestra la máxima temperatura de ebullición. La mezcla azeotrópica destilará en definitiva (si se continúa) a temperatura constante y sin cambio en la composición.

Si se parte de una mezcla con composición entre M y B se obtendrá B en el destilado, mientras que M quedará en el residuo.

El análisis de transcurencia de este proceso de destilación es similar al anteriormente descrito para las mezclas homogéneas.

En el caso de mezclas con temperaturas de ebullición mínimas, el análisis es parecido, destilandose la mezcla azeotrópica con una composición y temperatura de ebullición establecidas, mientras que en el excedente permanecerá el componente puro que está en exceso con respecto a la mezcla azeotrópica. Ejemplo:

Un ejemplo que representa desviación (+) lo constituye el sistema alcohol etílico-agua. En este caso la temperatura de ebullición normal del agua es  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  y la del etanol  $78,3\text{ }^{\circ}\text{C}$  y la mezcla azeotrópica etanol-agua tiene una temperatura de ebullición mínima de  $78\text{ }^{\circ}\text{C}$ ; esta mezcla azeotrópica tiene una fracción molar de etanol igual a  $x(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 0,96$ , es decir, que por destilación fraccionada a la presión atmosférica no puede obtenerse etanol puro, sino que siempre se obtiene un alcohol de un 96 por ciento (%) de pureza, aproximadamente.

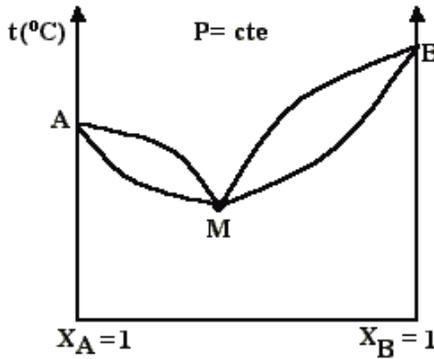


Figura 48. Diagrama de fases del alcohol etílico. (Whitten, 2014)

### 5.5. Aleaciones Metálicas. Importancia.

Se conoce que los metales tienen una amplia aplicación en la técnica e industria moderna y el Ingeniero Industrial tiene que poseer una amplia información y conocimiento sobre su estructura, propiedades y aplicaciones. Sin embargo, los metales, en la mayoría de los casos, no se emplean puros sino aleaciones metálicas. De esta manera se logra que las propiedades sean eficientes.

La aleación se define como una combinación con propiedades metálicas, formada por dos o más elementos, con al menos un metal.

Para obtener una aleación los componentes deben mezclarse con suficiente homogeneidad; esto se logra en estado líquido porque la mayoría de los metales son solubles en estado líquido. En la aleación debe persistir el carácter metálico. (Thomson, 2006)

### 5.5.1. Mezclas mecánicas y soluciones sólidas.

La estructura microscópica de las aleaciones, encontrada por análisis de rayos x, muestra una estructura cristalina compleja con la particularidad de que en las aleaciones los átomos son de distinta naturaleza y los granos cristalinos pueden ser distintos, es decir, en el nivel atómico el sistema es heterogéneo.

Si se suponen dos metales que formen una aleación, los átomos de ambos deben ser solubles totalmente en estado líquido, pero al solidificar pueden ocurrir dos casos extremos:

- 1- Los átomos distintos de cada grano siguen entremezclados y forman cristales mixtos con átomos de los dos metales.
- 2- Los átomos de los metales se separan formando granos de cada metal puro, por ser insolubles en estado sólido. (Atkins, 2006)

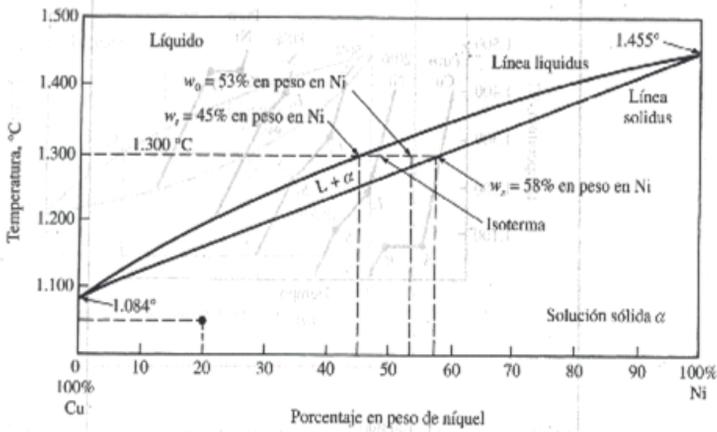
#### 5.5.1.1. Disoluciones sólidas. Diagramas de fases.

Consideremos un sistema en el que ambos componentes participan en la formación del cristal y se distribuyen uniformemente en el mismo. No existen cristales individuales de los componentes puros. Se trata de sistemas formados por componentes solubles en fase líquida y en fase sólida por lo que ambas fases son homogéneas. (Whitten, 2014).

Para el estudio del equilibrio entre fases, en el caso de un sistema binario en equilibrio sólido – líquido, se tiene que  $C = 2$  y  $F + V = 4$ . De forma similar a lo ya visto, el número máximo de grados de libertad para el sistema es de 3 y son la temperatura, presión y composición. El tratamiento se acorta si se considera constante uno de los grados de libertad y se combinan gráficamente los otros dos.

En el equilibrio sólido – líquido, el sistema se estudia a presión constante, ya que la presión influye poco sobre este equilibrio. Los diagramas de fases reflejan la relación entre la temperatura de equilibrio y la composición de las fases.

Los diagramas de fases para sistemas que forman disoluciones sólidas, están formados por dos curvas que separan el diagrama en tres secciones. La figura siguiente describe el diagrama característico del sistema Ni – Cu.



**Figura 49.** Diagrama de fases de aleaciones. (Whitten, 2014)

La curva superior refleja el cambio de la temperatura de fusión o cristalización con la composición de la fase líquida y se denomina "curva del líquido". La curva inferior refleja la variación de estas temperaturas con la composición del sólido, "curva del sólido". La región superior, a temperaturas superiores a las de fusión, representa las condiciones en las que existe una sola fase, la líquida. La región inferior, a temperaturas inferiores a las de fusión, representa las condiciones en las que existe una sola fase, la sólida. Entre ambas curvas aparecen las condiciones de existencia del equilibrio sólido – líquido.

Por ejemplo, a la temperatura de 1300 oC y a la presión constante a la que se estudió el sistema, existe un equilibrio entre una fase líquida de composición 45% en Ni con una fase sólida de composición 58% en peso de Ni. Como se observa, las fases en equilibrio no tienen la misma composición lo que provoca que en el proceso de cambio de estado cambien las composiciones de las fases presentes y por lo tanto, cambia también la temperatura correspondiente a dicho cambio. Resumiendo, a diferencia de una sustancia pura que funde o solidifica a una temperatura constante, en el caso de estas mezclas el cambio de estado ocurre en un intervalo de temperatura.

### 5.5.1.2. Mezclas mecánicas. Diagramas de fases.

Si los componentes son combinables en todas proporciones en la fase líquida e incombible en la fase sólida, la combinación de cantidades arbitrarias de los componentes en la fase líquida produce un sistema homogéneo.

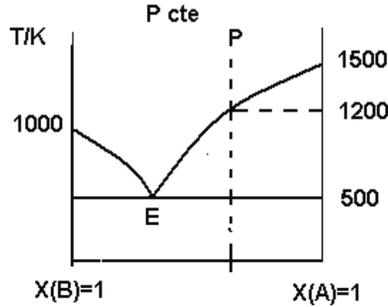
El enfriamiento de esta mezcla líquida hasta solidificación total conduce a un sistema heterogéneo formado por la mezcla de los dos sólidos. En la figura se representa el diagrama de fases más sencillo de este tipo de sistema, considerando una combinación hipotética de los elementos A y B. (Chang, 1996)

Se observan 4 zonas en el diagrama:

1. A temperaturas elevadas, que sobrepasan la curva, se representan las condiciones de existencia de la disolución líquida.
2. A temperaturas bajas, por debajo de la recta que contiene al punto E, se describen las condiciones de existencia de los componentes puros en estado sólido.
3. La zona intermedia (3) representa las condiciones de coexistencia de la disolución líquida con uno de los componentes puros, B.
4. De forma idéntica, esta zona representa las condiciones de coexistencia de la disolución líquida con el elemento puro A, en estado sólido.

La suma de un constituyente puro a otro reduce la temperatura de congelación de este último; esto se observa a lo largo de las curvas 1000E y 1500E. Estas curvas describen las condiciones de temperatura bajo las cuales coexisten en equilibrio la fase sólida correspondiente a un componente puro y la disolución líquida. Puede también describirse como la curva que representa el cambio de la solubilidad de uno de los componentes en el otro, con la temperatura.

Al punto E le pertenece la temperatura más baja a la cual puede existir la fase líquida. Este punto se llama punto eutéctico e indica las condiciones de coexistencia de 3 fases en equilibrio, A(s), B(s) y la solución líquida de composición E.



**Figura 50.** Diagrama de Fases en equilibrio. (Chang, 2002).

Supongamos el enfriamiento de un líquido representado por el punto P, con  $x(A) = 0,7$ .

Según se observa en la figura, la disolución líquida se mantiene en ese estado hasta que la temperatura sea de  $1200^{\circ}\text{C}$ . A esa temperatura empiezan a dividirse cristales del componente A puro por lo que la fracción molar de A en el líquido disminuye. Al concentrarse la solución con respecto al componente B reducirá la temperatura de solidificación. Cuando se alcance la temperatura correspondiente al eutético, la composición del líquido coincidirá con la de la mezcla E y comenzará a precipitar también el otro componente. Las cantidades relativas de A y B que se separan se corresponden con la composición eutética, por lo que la composición del líquido no varía más y termina de solidificar a temperatura constante. (Chang, 1996).

En la siguiente figura se observa el diagrama de fases característico del sistema Antimonio (Sb) – Plomo (Pb). Estos dos metales son inmiscibles en estado sólido y forman un eutético con 87% de Plomo y una temperatura de  $246^{\circ}\text{C}$ . Como se observa en el diagrama, el punto de fusión del Sb es de  $630^{\circ}\text{C}$  y el del Pb es de  $326^{\circ}\text{C}$ . (Puntos A y B en el diagrama). Las curvas AE y BE, representan aquellos estados en que coexisten en equilibrio las soluciones líquidas de Sb y Pb, con los correspondientes metales sólidos. La región AEC, es aquella donde el Sb sólido y la solución pueden coexistir en equilibrio en tanto que la solución y el Pb sólido pueden coexistir en los puntos dentro de la región EBD. A temperaturas inferiores a  $246^{\circ}\text{C}$ , no existe fase líquida; el sistema se encuentra formado por una mezcla mecánica de los dos metales en estado sólido. (Chang, 1996)

**CONCLUSIONES**

Para la correcta comprensión de este tema es de suma importancia la correcta interpretación de los diagramas de fases en todas sus variantes.

Si se mezclan dos líquidos cada uno de ellos aporta cierto valor de la presión al sistema de acuerdo con la ley de Dalton.

$$P_T = P_A + P_B$$

Donde:

$P_T$  - Presión total.

$p_A$  y  $p_B$  - Presiones parciales de los líquidos A y B respectivamente.

$X_A$  y  $X_B$  - Composiciones de los líquidos A y B respectivamente.

$$X_A + X_B = 1$$

La presión parcial de cada componente viene dada por la Ley de Raoult

Líquido:  $P_A = X_A P_A^0$        $P_B = X_B P_B^0$

Vapor:  $P_A = X'_A P_T$        $P_B = X'_B P_T$

$X'$  - Composición del vapor.

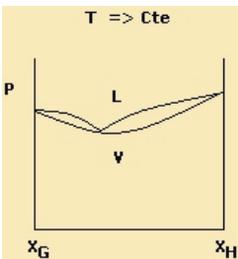
La Ley de Raoult se cumple en disoluciones ideales.

Características de las disoluciones ideales.

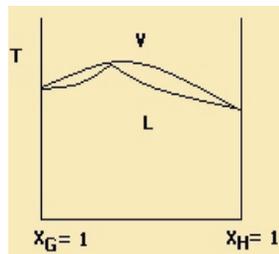
- Interacciones semejantes.
- Aditividad de los volúmenes.  $V_A + V_B = 2V_{A-B}$
- $\Delta H_R = 0$

**Diagrama de fases de una mezcla binaria ideal.**

**(T vs Composición X)**



**Desviación negativa**



**Desviación negativa**

**Mezcla Azeotrópica.**

Se caracteriza por:

- Temperatura de ebullición constante.
- Presión de vaporización constante.
- Se comportan como una sustancia pura.

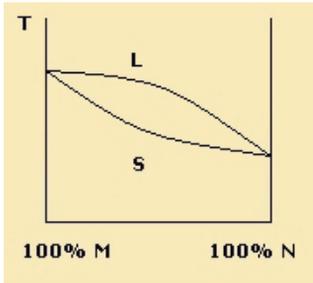
**Destilación fraccionada.**

Es la separación de dos líquidos mezclados se hace posible por destilación debido a que la composición del vapor y la del líquido son diferentes, el líquido más volátil se encuentra en mayor proporción en el vapor que en el líquido (Regla de Konowalov).

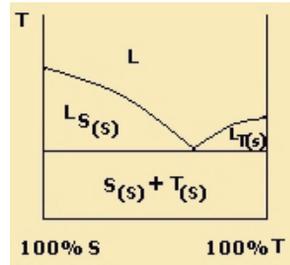
**Aleaciones Metálicas. Importancia.**

**Tabla 9.** Solubilidad de aleaciones. (Chang, 2002)

<b>Estructura de las aleaciones.</b>	
Las aleaciones metálicas pueden ser:	
Solución Sólida	- Soluble en fase líquida. - Soluble en fase sólida.
Mezcla mecánica	- Soluble en fase líquida. - Insoluble en fase sólida.



**Disolución Sólida**



**Mezcla Mecánica**

**Figura 51.** Diagrama de fases. Comparación. (Whitten, 2014)

## **CAPÍTULO VI**

# **ELECTROQUÍMICA Y CORROSIÓN**

---

A las reacciones que gastan y/o producen energía eléctrica se denomina electroquímica. La energía eléctrica es el paso de corriente eléctrica a través de la materia por medio de cargas eléctricas. Toda carga eléctrica para su movilización necesitan de un vehículo y un impulsor. El transportador pueden ser los electrones en caso de metales, y los iones en las soluciones electrolíticas, el impulsor pueden ser una pila u alguna fuente generadora de energía eléctrica.

## **SUMARIO**

---

Reacciones redox. Electrodo reversible. Potencial normal de electrodo. Desplazamiento del equilibrio del electrodo. Ecuación de Nernst. Pilas. Fem de una pila. Termodinámica de procesos redox. Aplicación de los potenciales de electrodo a la predicción de la espontaneidad de procesos redox. Electrolisis de disoluciones acuosas de electrolitos. Aplicación de potenciales de electrodo a la predicción de reacciones anódicas y catódicas. Fem mínima. Polarización de electrodo. Sobre voltaje. Leyes de Faraday.

## **OBJETIVOS**

---

Interpretar los procesos de oxidación - reducción a un nivel productivo mediante los conceptos de potencial de electrodo y las leyes de la electroquímica en las reacciones de redox, las pilas galvánicas y las electrólisis.

## **INTRODUCCIÓN**

---

(Chang, 2002) afirma. "Resulta interesante el estudio de los procesos de oxidación- reducción, asociados a fenómenos de contaminación ambiental debido a la actividad del hombre, en este último tema de la asignatura nos centraremos en el estudio de las reacciones espontáneas de oxidación-reducción, así como también los fenómenos de corrosión, todo lo cual reviste una gran importancia para los ingenieros.

**6.2. Reacciones de oxidación reducción.**

Procesos Redox

Espontáneos - Pilas.  
- Reacciones redox.  
- Corrosión.

No espontáneos - Electrólisis.

**6.1. Procesos de oxidación reducción.**

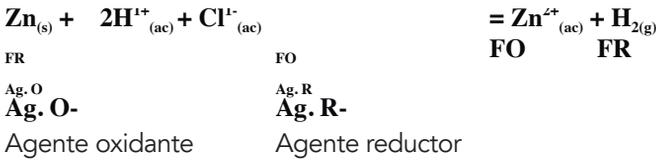
Oxidación: un átomo ión o molécula se oxida cuando pierde electrones.

**Tabla 10.** Fuerzas Oxidantes y Reductoras de elementos. (Chang, 2002)

FR	FO	FR- Forma reducido. FO- Forma oxidada.
Zn <sub>(s)</sub>	Zn <sup>2+</sup> <sub>(ac)</sub> + 2e	Oxidación
H <sub>2</sub> O	2H <sup>+</sup> <sub>(ac)</sub> + 1/2O <sub>2</sub> + 2e	
Reducción: un átomo ión o molécula se reduce cuando gana electrones.		
FO	FR	
Cl <sub>2(g)</sub> + 2e	2Cl <sup>-</sup> <sub>(ac)</sub>	Reducción
H <sub>2</sub> O + 2e	H <sub>2(g)</sub> + 2OH <sup>-</sup>	

(Brown, 2004) afirma. "Estas son reacciones que no pueden ocurrir independientes ya que para que una especie se oxide perdiendo electrones tiene que haber otra que los reciba".

**Como en la reacción:**



**6.3. Estudio del electrodo reversible.**

Todas las reacciones de redox, pueden resumirse a dos semiecuaciones de oxidación y reducción, que en esencia están compuestos por el equilibrio:



Como son procesos reversibles al invertir las ecuaciones, se produce el proceso contrario: la reducción pasa a oxidación y viceversa. (Brown, 2004).

El equilibrio entre la forma oxidada (FO) y la forma reducida (FR) da lugar a la existencia de un potencial eléctrico debido a los electrones que se pueden transferir entre ambas formas, denominado: Potencial de electrodo. (Chang, 2002).

#### 6.4. Potencial normal de electrodo. Tabla de potencial de electrodo.

El valor del potencial de electrodo de forma aislada no se puede medir, por lo que este se determina por comparación con otro, en cuyo caso se produce una f.e.m. que puede ser medida bajo condiciones de reversibilidad. (Chang, 2002.)

Se tomó por convenio el electrodo de H<sub>2</sub> como patrón, de tal forma, que para este su potencial es cero Volt, como la Temperatura (T) y la Concentración (Conc.) influyen se fijaron:

**T = 298 K Temperatura ambiente**

**Conc. = 1 mol.L<sup>-1</sup>**

Se obtiene así la tabla de potenciales normales, donde todas las Ecuaciones vienen escritas en forma de reducción:

**FO + e FR reducción (Cátodo)**

La tabla se empieza con valores positivos. Sustancias que se reducen con gran facilidad Agentes Oxidantes (no metales) y termina en valores negativos; sustancias que se oxidan con gran facilidad. Agentes Reductores (metales). (Brown, 2004.)

<b>Inicio</b>	<b>F<sub>2</sub></b>	<b>2F<sup>-</sup>+2e</b>	<b>E<sup>0</sup> = 2,87 V Agente Oxidantes</b>
<b>Fin</b>	<b>Li<sup>+</sup>+1e</b>	<b>Li<sub>(s)</sub></b>	<b>E<sup>0</sup> = -3,05 V Agente Reductor</b>

**R e c o r d a r:**

Mayor potencial => reducción **Agente Oxidante**  
(Reacción directa de la tabla de potenciales)

Menor potencial => oxidación **Agente Reductor**  
(Reacción inversa de la tabla de potenciales)

### 6.5. Determinación de la fem bajo condiciones no estándar

(Brown, 2009) menciona que "La fem disminuye de manera progresiva hasta que  $E = 0$ , el punto en que decimos que la celda muere" Cuando se consumen todos los reactivos los productos van a generar cambios en sus concentraciones, cuando la fem muere las concentraciones van a dejar de cambiar porque llegaron a un punto de equilibrio.

Para calcular la fem cuando está en condiciones no estándar se la calcula mediante la ecuación de Nernst, su nombre es gracias al químico alemán Walther Nernst (1864-1941) que dedico su vida a estudiar principios fundamentales de la electroquímica.

### 6.6. Ecuación de Nernst. Influencia de la concentración sobre el potencial de electrodo.

Como se ha dicho la concentración es un factor que afecta el valor del potencial de electrodo (E). de manera que el potencial E ajustado para cualquier concentración se puede calcular por la expresión. (Brown, 2004).

### 6.7. Ecuación de Nernst.

Esta ecuación se utiliza para calcular el potencial de reducción de un electrodo fuera de las condiciones normales (concentración 1 M, presión de 1 atm, temperatura de 298 K o 25 °C)

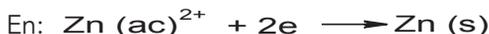
Dónde:

E - Potencial ajustado.

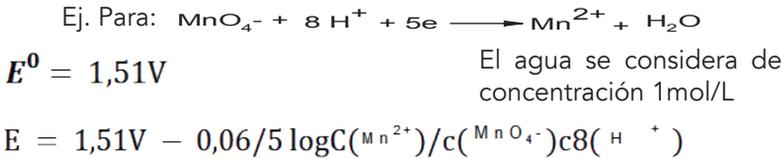
$E^\circ$  - Potencial normal.

n - electrones en la semiecuación.

$c(\text{FR})$ ,  $c(\text{FO})$  - concentración de la forma reducida y de la forma oxidada respectivamente.



si: Concentración de iones  $\text{Zn}^{2+}$  aumenta el Potencial de electrodo E aumenta  $c(\text{Zn}^{2+})$  **E**



### 6.8. Pilas galvánicas. Acoplamiento de electrodos.

Al conectar mediante un conductor eléctrico y un puente salino dos electrodos de diferentes naturalezas se produce una diferencia de potencial, f.e.m. o ET que se obtiene por la siguiente expresión. (Chang, 2002).

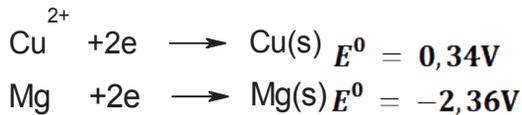
$ET = EC - EA$  Dónde:  $E_C$ - Donde:  $E_C$  Potencial del cátodo. y  $E_A$ - potencial del ánodo.

$$ET = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}$$

$$ET = 0,34\text{V} - (-2,36\text{V})$$

$$ET = 2,70\text{V}$$

El cátodo será la semiecuación de mayor potencial. Se ha formado una pila galvánica para los electrodos:



#### 6.8.1 Pilas Electroquímicas Ecológicas, Biodegradables, Orgánicas

El mundo moderno necesita generar energía mediante la utilización del sol, el agua, el viento, vegetales, etc. Dejando de lado los combustibles fósiles; de ahí la intención del profesional en ingeniería disponer de conocimientos básicos para la elaboración de generadores y acumuladores de energía inofensivos para el hombre y la naturaleza.

- **EnergiAgua**

Esta propuesta de pila ecológica ofrece similares funciones que una pila alcalina con la ventaja que no causan daños a la naturaleza y que se puede cargar sin la necesidad de la corriente eléctrica.

EnergíaAgua, está constituida por varillas de carbono que concentran y trasportan la corriente a la capa positiva, un cátodo fabricado con una lámina de zinc puro y polvo reactivo para el electrolito hecho de una sustancia natural, sin materiales alcalinos. Una pequeña capa de papel es la encargada de separar el electrodo positivo del polvo reactivo por lo que al mojarse comienza a trasportarla la corriente; antes de su utilización es indispensable activarla retirando la capa posterior y sumergiéndolas en agua durante unos 10 minutos en un recipiente de activación. Acto seguido se coloca la tapa y se secan totalmente, y ya están listas para colocarles en cualquier aparato.



**ENERGIAGUA**

- **CitrusPila**

Esta pila es una propuesta para acumular y generar energía, muy fácil de confeccionar, sin causar contaminación al ambiente. En una naranja introducimos dos clavos de metales diferentes: Uno de zinc y otro de cobre, estas dos láminas actúan como electrodos que causan una reacción electroquímica mediante el jugo de la naranja que producen una pequeña cantidad de corriente eléctrica. Para comprobar su funcionamiento se utilizara una pequeña LED y un Multímetro.



**CITRUSPILA**

- Bacterias Verdes

El problema mayor del hombre es buscar la solución a problemas, y en particular a confeccionar baterías orgánicas que no contaminen y causen daño a la naturaleza al generar energía. La mayor parte de estudios se realizan en países desarrollados, sin embargo la utilización de vegetales en grandes proporciones es contraproducente por la alimentación de millones de habitantes en el planeta; en la actualidad para cargar dispositivos electrónicos es urgente disponer de este tipo de baterías, que sean sustentables y sostenibles.

### 6.9. Reacciones espontáneas de redox. Termodinámica de los procesos de redox.

Cuando un proceso redox se produce bajo condiciones de reversibilidad en equilibrio, el trabajo eléctrico producido al paso de los electrones del ánodo al cátodo es equivalente a la variación de energía libre que se produce en el proceso, que es el máximo trabajo útil del sistema  $\Delta G$ . (Chang, 2002).

La expresión termodinámica para esta función de estado viene dada por:

$$\Delta G = -nFE_T$$

$n \rightarrow$	moles de electrones que se mueven del ánodo al cátodo
$E_T \rightarrow$	Fuerza electromotriz
$F \rightarrow$	96 500 C Constante de Faraday (carga de un mol de electrones)

De modo que si

$E_T > 0 \quad \Delta G < 0$  proceso espontáneo.

$E_T < 0 \quad \Delta G > 0$  proceso no espontáneo.

### 6.10. Predicción de reacciones de oxidación - reducción.

Los procesos de intercambio de electrones que tienen lugar en las pilas pueden ocurrir en las reacciones de oxidación - reducción directamente.

Ej. Se podrá obtener  $Cl_{2(g)}$  al reaccionar una disolución de  $KMnO_4$  (FS) 1 mol  $L^{-1}$ , sobre una disolución 1 mol  $L^{-1}$  de  $NaCl$  (FS) a pH cero.

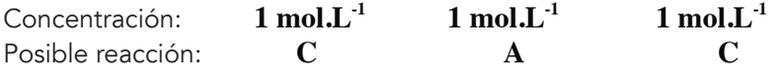
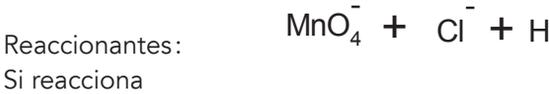
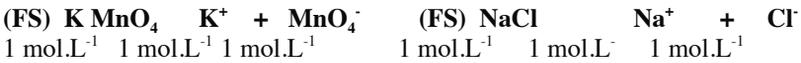
Datos:

**Tabla 11.** Fuerza electromotriz en reacciones químicas. (Chang, 2002).

Especies Químicas con reacción Catódica C		Especies Químicas con reacción Anódica A		Potencial
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$	$+ 5e^-$	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$		$E^\circ = 1,51 \text{ v}$
$\text{Cl}_2$	$+ 2e^-$	$2\text{Cl}^-$		$E^\circ = 1,36 \text{ v}$
$2\text{H}^+$	$+ 2e^-$	$\text{H}_{2(g)}$		$E^\circ = 0 \text{ v}$

**Solución:**

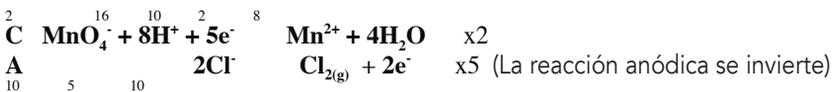
Disociar en iones para encontrar especies químicas presentes y sus concentraciones:



La reacción ocurre si  $\Delta G < 0$  y  $\Delta G = -nFE_T$ . Para que  $\Delta G < 0$ ,  $E_T > 0$   
 Como  $E_T = E_C - E_A$  para que  $E_T > 0$  entonces  $E_C < E_A$ .

En el ejemplo el potencial del Cl- Ánodo (A) = (1,36v) es menor que el del MnO4- Cátodo (C) = (1,51v) por lo que la reacción si se da.

Para obtener la reacción total se suman las dos semiecuaciones multiplicando a estas por un factor conveniente para que se eliminen los electrones.



### 6.11. Polarización del electrodo.

Las medidas de potenciales de electrodos descritas hasta aquí son determinadas bajo las condiciones de equilibrio Químico lo cual explica un mínimo de energía libre, como conocemos de las leyes del equilibrio, pero los procesos de redox en la práctica ocurren en un solo sentido irreversiblemente, por lo que se realiza una diferencia en los potenciales respecto a las condiciones de equilibrio que se nombra polarización de electrodo. Este efecto siempre obstruye el proceso de oxidación reducción y es de origen cinético. (Chang, 2002).

La polarización: Reduce el potencial total f.e.m. de la pila.  
Aumenta el potencial de descarga en la electrólisis.

El fenómeno de la polarización se manifiesta por:

1. Polarización por concentración.
2. Polarización por activación o sobre voltaje.

A los efectos de los cálculos la polarización se resta en el cátodo y se suma en el ánodo.

$$E_T = E_C - p_c - (E_A - p_A)$$

### 6.12. Electrólisis de Sales en Disolución Acuosa.

Como se indicó inicialmente, la electrólisis es un proceso de Redox provocado.

La electrólisis puede producirse en sales fundidas o en disoluciones acuosas de electrolitos fuertes.

En la electrólisis se dan reacciones químicas no espontáneas a expensas del consumo de energía eléctrica, por lo que en dichos procesos:  $E_T < 0$  y  $\Delta G > 0$ .

El caso más simple son las electrólisis de sales fundidas donde solo intermedian los aniones y cationes presentes en la sal.

Cuando se realiza la electrólisis de disoluciones acuosas pueden inmiscuirse en el ánodo y el cátodo simultáneamente diversos iones y las moléculas de agua, todo lo cual debe tenerse en cuenta para anunciar las reacciones anódicas y catódicas que tienen lugar en ambos electrodos.

La espontaneidad en las reacciones de oxidación reducción.

Como ya mencionamos la circunstancia para que las reacciones químicas ocurran de forma espontánea está definida por la variación de la energía libre de Gibbs, si esta es menor que cero ocurrirá de forma espontánea y a medida que la reacción produce este valor se va acercando a cero que es cuando alcanza el momento de equilibrio.

La reacción de oxireducción también se atiene a este presupuesto y existen algunas que ocurren espontáneamente y otros no, por ejemplo, el proceso espontaneo está presente en las pilas o celdas galvánicas lo que nos permite obtener la corriente eléctrica a mediante esta reacción, mientras que en las celdas electrolíticas tenemos el caso inverso donde por medio del paso de la corriente eléctrica obtenemos la reacción química, aquí estamos en presencia de un proceso redox no espontaneo. (Atkins, 2006).

### 6.12.1. Electrolisis En Procesos De Niquelado, Cromado y Galvanizado.

**El Niquelado Electrolítico.**- Es una técnica de electrodeposición de una delgada capa de níquel sobre objeto metálico. La capa de níquel puede tener una finalidad decorativa, proporcionar resistencia a la corrosión, resistencia al desgaste o se utiliza para la acumulación de piezas desgastadas o inferior con la finalidad de ahorrar. (Wikipedia)

La electrodeposición puede ser bien utilizada por estudiantes universitarios de las carreras de Industrial, Electromecánica, Eléctrica e Hidráulica en su laboratorio o gabinete.

El niquelado es un procedimiento de colocar níquel sobre piezas metálicas, las mismas que estarán previamente limpias, libres de corrosión, sin deformaciones; una vez que tengan esta presencia se procede al enmascaramiento (Ocultación de deformaciones en la pieza ) decapado ( Tratamiento superficial para remoción de impurezas ) y grabado ( Aplicación ). Luego de preparar la pieza se hunde en una solución de electrolito y se utiliza como cátodo. El ánodo se disuelve en el electrolito en forma de iones de níquel. Los iones se trasladan mediante la solución y se unen al cátodo.

**El Cromado Electrolítico.-** El proceso de recubrimiento electrolítico consiste en sumergir la superficie a tratar en un electrolito que posee los iones del metal a depositar. La pieza a recubrir constituye el cátodo de la cubeta electrolítica, mientras el ánodo está formado por piezas de gran pureza del metal que se deposita. Estas piezas tienen como misión mantener constante la concentración de los iones metálicos en el electrolito. Si el metal a depositar es cromo, el proceso se denomina cromado electrolítico. (Wikipedia), este procedimiento en la actualidad muy utilizado en el campo decorativo, construcción, industria del mueble, entre otros.

**El Galvanizado Electrolítico.-** Se entiende por galvanizado el cubrir un metal con otro, este proceso se realiza mediante un metal de mayor carga sobre otro de carga menor, así por ejemplo: depositar una capa de zinc sobre hierro. Esta capa protege al hierro de la oxidación.

### **6.13. Celdas Electroquímicas.**

En la actualidad nos encontramos invadidos de dispositivos electrónicos que emplean pilas recargables, las cuales emplean reacciones químicas dentro de sus componentes para almacenar energía eléctrica y hacer funcionar a los dispositivos electrónicos. Las pilas recargables son un claro ejemplo de celdas electroquímicas que emplean reacciones de oxidación y reducción dentro de sí mismas, estas reacciones se desarrollan en procura de ocurrir la transformación de la energía química de los enlaces químicos en energía de flujo de electrones, o sea, en energía eléctrica.

Existen dos tipos de celdas Electroquímicas. Las que convierten la energía química en energía eléctrica, a estas celdas se les denominan voltaicas o galvánicas. Y existen las del otro tipo, las que necesitan de energía eléctrica para poder producir las reacciones químicas de oxidación y reducción.

#### **6.13.1. Celdas Galvánicas o Voltaicas.**

La energía liberada en una reacción de oxidación-reducción espontánea puede emplearse para generar energía eléctrica. Esta función es realizada por una celda voltaica (o galvánica), dispositivo en el cual la transferencia de electrones se da mediante una ruta externa. (Brown, 2004)

Tal reacción espontánea ocurre cuando se coloca una tira de zinc en contacto con una disolución que tiene  $\text{Cu}^{2+}$ . Al llevarse a cabo la reacción, el color azul de los iones  $\text{Cu}^{2+}$  (OCC) se desvanece y el cobre metálico se deposita en el zinc. Al mismo tiempo, el zinc comienza a disolverse (Brown, 2004)

Los dos metales conductores que están conectados en el circuito externo se llaman electrodos. En dónde el electrodo en el que ocurre la oxidación se llama ánodo, y el electrodo en donde ocurre la reducción se llama cátodo. En el transcurso de la reacción el electrodo de Zn desaparecerá de manera gradual y el electrodo de cobre ganará masa. (Brown, 2004)

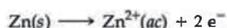
Una celda voltaica posee dos compartimentos denominados semi-celdas. Una semi-celda es el sitio en donde se da lugar una reacción de oxidación y la otra semi-celda la reacción de reducción. (Brown, 2004)



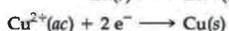
**Figura 52.** Una celda voltaica basada en la reacción espontánea. (Brown, 2004)

En el ejemplo presente el Zn se oxida y el  $\text{Cu}^{2+}$  se reduce:

Anodo (media-reacción de oxidación)

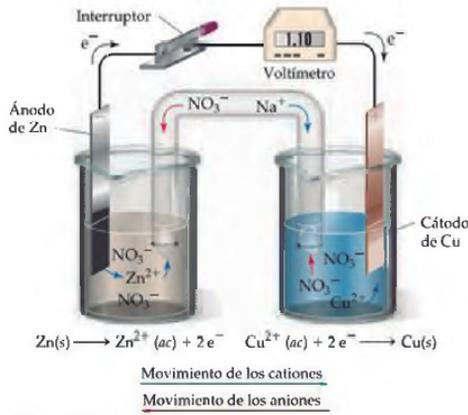


Cátodo (media-reacción de reducción)



En el funcionamiento de una celda fotovoltaica, las disoluciones de las dos semi-celdas deben permanecer eléctricamente neutras. Al oxidarse el Zn en el compartimiento del ánodo, los iones  $\text{Zn}^{2+}$  entran a la disolución. Por lo tanto existe un medio para que los iones positivos migren hacia fuera del compartimiento del ánodo y los iones negativos migren hacia dentro del compartimiento para mantener la disolución eléctricamente neutra. (Brown, 2004)

Un puente salino consiste de un tubo en forma de U que contiene una disolución electrolítica, como  $\text{NaNO}_3(\text{ac})$ , cuyos iones no reaccionaran con otros iones en la celda o no reaccionara con los materiales de los electrodos (Brown, 2004)



**Figura 53.** Celda voltaica con puente salino. (Brown, 2004)

Por ende, la oxidación se dará en el ánodo y la reducción se efectuará en el cátodo. El movimiento de los electrones será de manera espontánea desde el ánodo negativo hacia el cátodo positivo. El movimiento de los iones en la disolución completa el circuito eléctrico. Los aniones se mueven hacia el ánodo, mientras que los cationes se mueven hacia el cátodo. Los compartimentos de la celda pueden separarse mediante una barrera de vidrio poroso. (Brown, 2004)

La diferencia de potencial entre los dos electrodos de una celda voltaica proporciona una fuerza impulsora la cual empuja a los electrones a través del circuito externo. Por lo tanto, a esta diferencia de potencial se le llama fuerza electromotriz. (Brown, 2004)

La fuerza electromotriz de una celda voltaica depende de las reacciones específicas que ocurren en el cátodo y en el ánodo, las concentraciones de los reactivos y de los productos, y la temperatura es decir en condiciones estándar.

El potencial de celda estándar se designa como  $E^\circ_{\text{celda}}$  es la fuerza electromotriz de una celda galvánica a condiciones estándar. Por ejemplo, en el caso de la celda voltaica Zn-Cu, el potencial de celda estándar a  $25^\circ\text{C}$  es  $+1.10\text{ V}$ . (Brown, 2004)

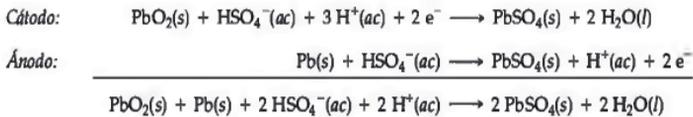


Dentro de aplicaciones industriales de una celda galvanica es la creación de baterías de plomo y ácido.

Una batería de automóvil de plomo y ácido de 12 V posee seis celdas voltaicas en serie, cada una produce 2 V. El cátodo de cada celda consta de dióxido de plomo empacado en una rejilla metálica. El ánodo de cada celda esta compuesto de plomo. Ambos electrodos estan sumergidos en ácido sulfúrico. (Brown, 2004)

### 6.13.1. Celdas Galvánicas o Voltaicas.

La energía liberada en una reacción de oxidación-reducción espontánea puede emplearse para generar energía eléctrica. Esta función es realizada por una celda voltaica (o galvánica), dispositivo en el cual la transferencia de electrones se da mediante una ruta externa. (Brown, 2004)



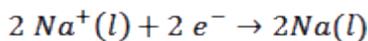
Una ventaja de la batería de plomo y ácido es que se puede recargar. Durante la recarga, se utiliza una fuente externa de energía para invertir el sentido de la reacción general de la celda, lo que regenera Pb(s) y PbO<sub>2</sub>(s). (Brown, 2004)

### 6.13.2. Celdas Electroquímicas.

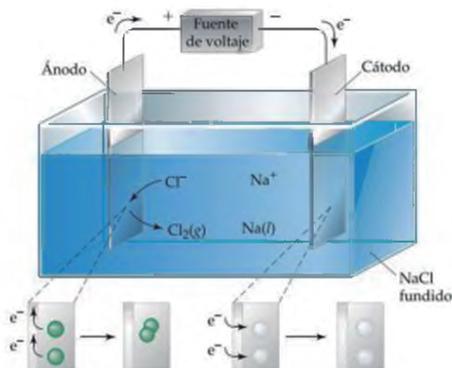
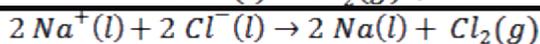
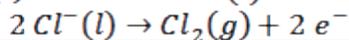
En una celda electrolítica, ocurre una reacción no espontánea la cual es impulsada y ocurre gracias a que se le aplica energía eléctrica. Esta reacción se llama reacción de electrólisis.

Consta de dos electrodos los cuales se encuentran inmersos en una disolución acuosa o una sal fundida. Estos dos electrodos se llaman cátodo y ánodo. En el cátodo se efectúa la reducción y en el ánodo se efectúa la oxidación. La fuente de corriente eléctrica induce el bombardeo de electrones desde un electrodo hacia el otro el cual los acepta. (Brown, 2004)

Cátodo:



Ánodo:



**Figura 54.** Electrólisis del NaCl. En el ánodo iones  $\text{Cl}^-$  se oxidan a  $\text{Cl}_2(\text{g})$  y en el cátodo los iones  $\text{Na}^+$  se reducen a  $\text{Na}(\text{l})$ . (Brown, 2004)

### Aplicación industrial

En procesos como la Electrometalurgia se utiliza la electrólisis para reducir las menas de metal o para refinar los metales. Los procesos varían dependiendo de cómo se aplique la electrólisis en los cuales se usa una disolución acuosa o una sal fundida.

Los metales de mayor interés son el sodio, magnesio y el aluminio. En los cuales se deberá usar un medio no acuoso mediante una sal fundida y el ion de interés será la especie que se reduzca con mayor facilidad. (Brown, 2004)

### Conclusiones.

Los métodos de oxidación-reducción son de vital importancia para expresar fenómenos de gran aplicación como el trabajo de una batería de acumuladores o las pilas, y el pronóstico de las reacciones de redox así como las electrólisis.

## **CAPÍTULO VII**

# **LOS MATERIALES DE INGENIERÍA**

---

## INTRODUCCIÓN

Tipos de materiales de la ingeniería: Los metales, Cerámicas y Los polímeros. Concepto básico de la Química de los Polímeros, estructura, clasificación, propiedades físico-mecánicas y los estados de agregación de los polímeros.

Comportamiento Físico-químico de los polímeros según su estructura. Aplicaciones de los plásticos en envases y embalajes. Deterioro ambiental y reciclado de los plásticos. Tecnologías de transformación de los plásticos. Materiales compuestos. (Whitten, 2014).

Cualquier profesional que desempeñe su trabajo en el campo de las ingenierías tendrá que valerse de sus conocimientos sobre la estructura y propiedades de las sustancias para poder aplicar adecuadamente los materiales que corresponden a cada situación específica y tener la explicación adecuada de algún comportamiento anormal que se presente en determinadas circunstancias en cualquier material que él tenga que manipular. A través de un conocimiento más profundo de la estructura podrá además familiarizarse rápidamente con la aplicación o incorporación de nuevos materiales que esencialmente tendrán que responder a estructuras conocidas. (Whitten, 2014).

## 7.1. Tipos de Materiales de la Ingeniería.

Los materiales de la ingeniería según su estructura se clasifican en 4 grandes grupos:

1. Metales.
2. Cerámicas.
3. Polímeros.
4. Compuestos.

### 7.1.1. Los Metales.

Los metales y aleaciones incluyen:

Acero = Fe + C            - Ti. Co.        - Otros.  
 Zn.                            - Ni. Pb.  
 Fe Fundido.                - Mn. Sn

Características fundamentales de los metales:

- Propiedad química fundamental de los metales:
  - o Pierden electrones:  $M = M^+ + e^-$  Se oxidan.
  - o Baja energía de ionización  $E_i$ . Radio atómico grande.
  - o Pocos electrones en su último nivel. Orbitales; s, p, d no ocupados.
  - o Esto propicia la formación del enlace metálico que se puede explicar por la Teoría de las Bandas, basada en la Teoría de los Orbitales Moleculares. TOM. (Whitten, 2014).
  - o Se ubican a la izquierda y hacia abajo en Tabla Periódica en los elementos representativos y todos los de Transición.
  - o El enlace metálico es el más débil de los tres. ¿Por qué su elevada  $T_f$ ?
- Propiedades físico-mecánicas:

Térmica

•• Conductividad

Eléctricas

•• Resistencia mecánica

{ Rigidez  
 Dureza  
 Ductilidad  
 Maleabilidad  
 Resistencia al impacto

### 7.1.2 Cerámicas.

Estructura compleja.

- Presentan enlace iónico y covalente combinados.
- Lo integran metales + no metales y solo no metales.

Características:

- .. Poca conductividad
  - { Eléctrica (dieléctricos)
  - { Térmica.
- .. Buena estabilidad
  - { Química: Resistentes a la corrosión.
  - { Térmica.
- .. Alta temperatura de fusión.
- .. Alta resistencia a la deformación: Son muy frágiles
- .. Alta dureza.
- .. Excelentes propiedades ópticas.

Ejemplos:

- Porcelana: Caolín Contiene (Si,O,Al,H). Fórmula:  $\text{SiO}_4\text{H}_2\text{Al}_2\text{H}_2\text{O}$
- Vidrios:  $\text{SiO}_2$  + otros componentes como B, K, Na.
- Materiales ordinarios de construcción: Ladrillos, Tejas, Muebles sanitarios.
- Muelas Abrasivas.

### 7.1.3 Los polímeros.

Están formados por grandes estructuras moleculares. Los polímeros surgen con el hombre, los encontramos en:

**Tabla 12.** Algunos usos de los polímeros. (Whitten, 2014)

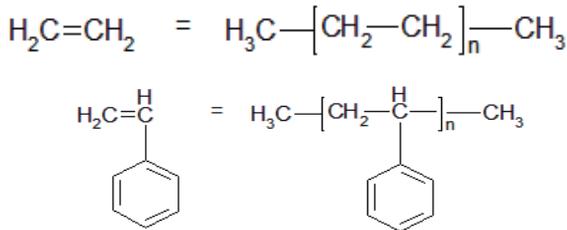
<b>Los Alimentos</b>	<b>- Almidones</b>
	- Proteínas
<b>Las ropas y otras prendas</b>	- Algodones (celulosa)
	- Poliéster
	- Nylon
	- Seda
	- Aretes (PUC,PE,etc.)
	- Cintillos
	- Reloj
<b>Las viviendas</b>	- Maderas (celulosa, lignina)
	- Pintura (caseína)
	- Ácidos polinucléicos
<b>Nuestro cuerpo</b>	- Proteínas
	- Lípidos

El desarrollo del plástico en la actualidad "La era del plástico".

Concepto básico de la Química de los Polímeros.

**Polímeros:** Poli "muchos", mero "miembros". Son macromoléculas formadas por muchas moléculas más pequeñas unidas por enlaces covalentes.

Ejemplo:

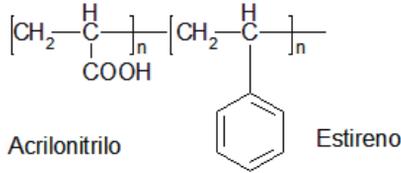


**Figura 55.** Polimerización

Copolímeros: Más de una unidad estructural. -A-A - B-B - A-A -

Ejemplo.

(1) **Acrido nitrilo estireno SAN**



(2) **Acrido nitrilo butadieno estireno ABS**

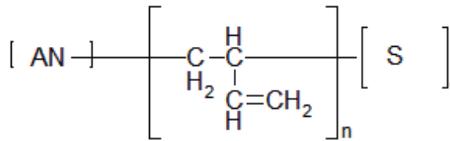


Figura 56. Copolimerización. (Whitten, 2014)

**7.2. Polimerización:**

Formación de compuestos poliméricos.

- Por adición PE
- Condensación PS

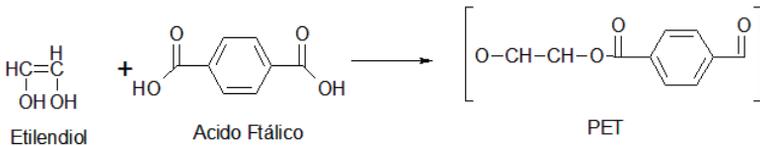


Figura 57. Polimerización del PET. (Whitten, 2014)

**7.2.1. Masa Molecular:**

Es la masa media de las macromoléculas existentes en el polímero.

$$\overline{M}_n = \sum X_i \cdot M_i$$

Donde:

- $X_i \rightarrow$  Fracción molar de las moléculas de longitud  $i$ .
- $M_i \rightarrow$  Masa molar de cada fracción.

**7.2.2. Grado de Polimerización.**

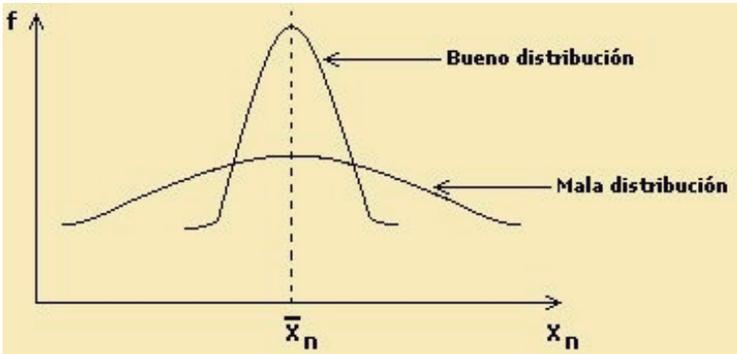
Es el valor medio del número de veces que se repite la que en el polímero.

$$\bar{x}_n = \frac{\overline{M_n}}{M_{ue}}$$

Dónde:

- Xn → Grado de Polimerización.
- Mn → (definido anteriormente)
- Mue → Masa molecular del monómero.

**7.2.3. Distribución de los G.P.**



**Figura 58.** Distribución en la polimerización. (Whitten, 2014)

**7.3. Estructura de los Polímeros.**

Los polímeros pueden ser:		
<b>Lineales</b>		<b>PE, PVC, PS</b> (funcionalidad 2)
<b>No-lineales o Ramificados</b>		(funcionalidad 3)
<b>Reticulados</b>		(funcionalidad 4)

**Figura 59.** Tipos de Polímeros. (Whitten, 2014)

### 7.3.1. Clasificación de los Polímeros.

#### 7.3.1.1. Por su naturaleza:

##### Orgánicos

- Los del carbono.

##### Inorgánicos

- Vidrios  $\text{SiO}_2$  (amorfo)
- Siliconas  $\text{SiCO}$
- Cuarzo  $\text{SiO}_2$  (cristalino)

#### 7.3.1.2. Por su obtención (fuente)

- Naturales; (celulosa, seda, almidón.)
- Artificiales; (AC, NC, Caucho, Ebonita.)
- Sintéticos; obtenidos por el hombre (polimerización)

#### 7.3.1.3. Por sus aplicaciones.

- Plásticos -> de uso general  
Polímero + Aditivos -> Ingenieriles.
- Materiales compuestos.  
Soporte mecánico + aglutinante (poliéster insaturados, Resinas epoxi.)
- Elastómeros. Estructura ligeramente reticulada.  
Gomas Isopropeno; caucho.
- Fibras. Textiles (nylon, poliéster)
- Adhesivos. Resina epoxi, polialcalinos.
- Pinturas (caseína de la leche) poliéster.

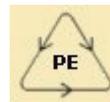
#### 7.3.1.4. Por su comportamiento frente al calor.

- Termoplásticos. Pueden ser moldeados al elevarse la temperatura por encima de cierto valor conservando su estructura química.

Son reciclables mecánicamente.

Tienen estructura lineal y simplificada:

Ej: PE, PS, ABS, PP, PVC, PET → Botellas.



- Termoestables: Son polimerizados al formar la pieza con estructura reticulada, por lo que presentan estructura rígida, no se funden; se moldean con cambio químico.

No son reciclables mecánicamente. Resisten el calor sin deformarse.

- **Fenoplastos:** piezas de máquinas de engranajes.
- **Urea :** Formaldehído (vajillas)
- **Poliéster insaturado:** recubrimientos en botes, aviones, etc.

#### 7.4. Propiedades físico-mecánicas de los polímeros.

Las macromoléculas de los polímeros dado su gran tamaño y tratarse en general de largas cadenas presentan en su estructura zonas más organizadas en forma **crystalina** y zonas desordenadas **amorfás**; pudiéndose encontrar (ambos extremos) polímeros semicristalinos y amorfos. Por lo que presentan comportamiento viscoelástico. (Chang, 2002).

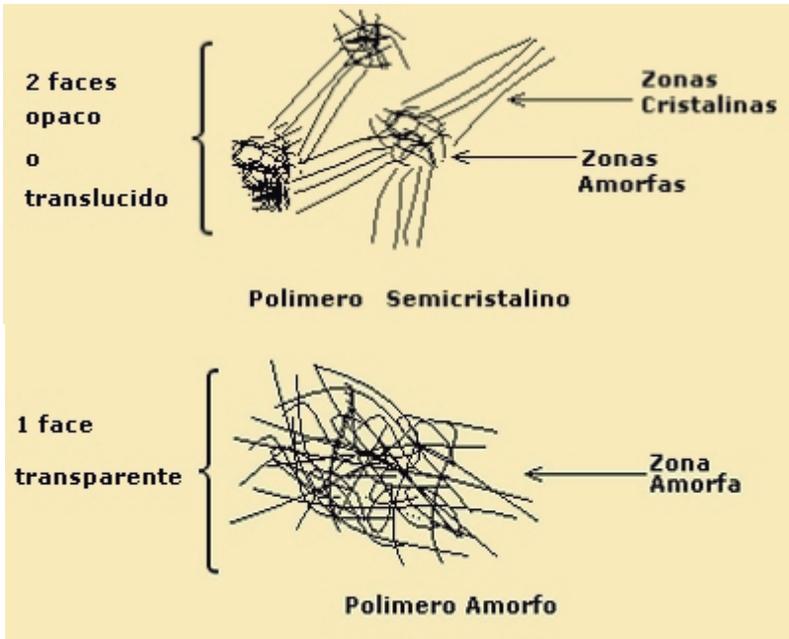


Figura 60. Formas de los Polímeros. (Whitten, 2014)

#### 7.5. Los estados de agregación de los polímeros.

- Diagrama de temperatura contra M.

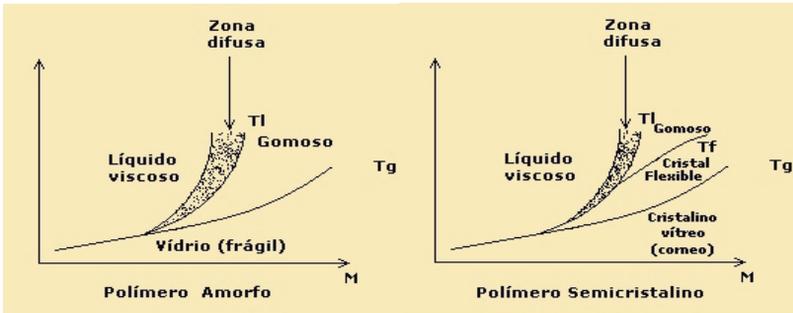


Figura 61. Consistencia de los Polímeros. (Whitten, 2014)

7.6. Comportamiento Físico-químico de los polímeros según su estructura.

Tabla 13. Propiedades de los Polímeros. (Whitten, 2014).

Estructura	Polímero	Tg(C)	Tm(C)
Cristalino	PE(Polietileno)	-20	120
Amorfo	PVC (Policloruro de vinilo)	+80	-
Amorfo	PS (Poliestireno)(Atáctico)	90-100	-
Amorfo	PMMA (Polimetacrilato de metilo)	99	-
Cristalino	PA (Nylon 66)	60	264
Cristalino	PP (Polipropileno)	5	150
Cristalino	PET (Polietilenterftalato)	67	256

7.7. Efectos de la orientación molecular.

Al someter un polímero a temperaturas superiores a Tg para los amorfos y Tm para los cristalinos sus moléculas pueden ser orientadas por estiramiento y al enfriar nuevamente conservan su ordenamiento confiriendo propiedades mecánicas.

Ejemplos.

- El vaso de avión de PS: monorientado.
- El bolso de PE (cubalse): monorientado.
- Bisagras de PP.
- Las botellas de PET.

## 7.8. Aplicaciones de los plásticos en envases y embalajes:

**Tabla 14.** Usos de los Polímeros. (Brown, 2004).

Envases		Embalajes	
<b>PVC</b>	(Segundo material plástico en volumen de mercado en España)		
<b>PS</b>	(Artículos domésticos; vasos, lapiceros.)	EPS	PS Expandido (Poliespuma)
<b>PE</b>	Vajillas y objetos domésticos.	PE	(Cajas de botellas, soportes de huevos)
<b>LDPE</b>	Bolsos que no hacen ruido.		
<b>HDPE</b>	Bolsos que hacen ruido.		
<b>PP</b>	Botellas de gaseosa, cajas de baterías.		
<b>PET</b>	Botellas.		

## 7.9. Deterioro ambiental y reciclado de los plásticos.

Los desechos tradicionales del hombre eran biodegradables, pero los plásticos perduran por decenas de años sin destruirse, aunque pierden sus principales propiedades.

### 7.9.1. Los polímeros se degradan por diferentes factores:

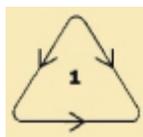
- Oxidación térmica.
- Fotodegradación.
- Agentes Químicos.
- Agentes Biológicos.

Para evitar que la tierra se convierta en un basurero de plásticos debe trabajarse por su reciclaje.

### 7.9.2. Vías de recuperación de los plásticos:

- Reciclaje mecánico
- Reciclaje Químico.
- Recuperación Energética de los plásticos.

### 7.9.3. Símbolos para el reciclado:



- 1- PET
- 2- HDPE
- 3- Vinil
- 4- LDPE
- 5- PP
- 6- PS
- 7- Otros

### **7.10. Tecnologías de transformación de los plásticos.**

Los plásticos al igual que los metales tienen sus tecnologías propias de transformación en objetos, estas son entre otras:

- Extrusión: Formas continuas.
- Inyección. El material se calienta en una antecámara y se inyecta con un émbolo al molde frío.
- Termoconformado: Láminas precalentadas e incrustadas por vacío en una matriz.
- Calandrado: Fabricación de láminas entre rodillos giratorios.
- Colada: Similar a los metales.

### **7.11. Los materiales compuestos.**

Son el resultado de la combinación de los anteriores materiales.

Polímero + metal.

Metal + cerámica

Polímero + cerámica.

### **Conclusión.**

Los plásticos revisten de una gran importancia para el desarrollo económico del país y para su adecuada explotación se debe tener dominio sobre su ciencia y tecnología.

## **CAPÍTULO VIII**

# **SECCIÓN QUÍMICA EXPERIMENTAL DE LA INGENIERÍA**

---

## **INTRODUCCIÓN**

---

La Química se encarga de estudiar compuestos y su ámbito en cuestión de reactividad, nomenclatura y síntesis. Entre estas sustancias existen relaciones y propiedades inherentes a ellas, lo cual se debe demostrar en modelos experimentales y que se llevan a cabo en el Laboratorio.

## 8.2. Objetivos Generales.

La Química se encarga de estudiar compuestos y su ámbito en cuestión de reactividad, nomenclatura y síntesis. Entre estas sustancias existen relaciones y propiedades inherentes a ellas, lo cual se debe demostrar en modelos experimentales y que se llevan a cabo en el Laboratorio.

## 8.2. Objetivos Generales.

Permitir a los estudiantes una ampliación de conocimientos de los cursos de Química en Ingeniería, adquiriendo habilidades en el trabajo de laboratorio en general.

Disponer de destrezas, habilidades y competencias en el manejo y uso de materiales, equipos y compuestos químicos con responsabilidad, prolijidad y seguridad.

## 8.3. Objetivos Específicos

Los objetivos que se pretenden conseguir en esta asignatura se pueden resumir en los siguientes puntos:

1. Instruir a los alumnos sobre procedimientos elementales al ingreso en y a la salida del laboratorio, taller o gabinete.
2. Instruir al alumno sobre las normas de seguridad, que llegue al manejo de material y reactivos y tratamiento de residuos en un laboratorio de Química.
3. Iniciar al estudiante en las técnicas como calentamiento, preparación de soluciones, mezclas de compuestos, pesaje de sustancias, calcinación, armado de equipos de extracción, destilación y separación.
4. Instruir al alumno en la preparación, desarrollo y registro del trabajo experimental en Química, tomando apuntes de datos obtenidos para la realización de sus informes de las experiencias (Cuaderno de laboratorio).

#### **8.4. Kit que el alumno debe llevar al acudir al laboratorio.**

Mandil de la Carrera  
Mascarilla con cartuchos para gases  
Cuaderno de apuntes  
Tijeras  
Estilete  
Guantes Quirúrgicos  
Bolígrafo o pluma  
Limpiones de mesa  
Rotulador para vidrio.  
Etiquetas  
Cartucho de cinta de Teflón  
Juego de corchos de caucho

#### **8.5. Preparación de la Práctica.**

Antes de acudir al laboratorio para comenzar una sesión de prácticas es preciso haber preparado la práctica que se vaya a realizar ese día: esto incluye haber leído el manual de la práctica, comprendido el fundamento teórico de la misma y realizado los cálculos previos (p.ej. para saber las cantidades exactas de los productos que se van a necesitar para preparar una disolución).

#### **8.6. Puntualidad.**

El tiempo de permanencia en el laboratorio es limitado y hay que aprovecharlo. Al comienzo de cada práctica se da a los alumnos una serie de explicaciones y detalles concretos sobre la práctica a realizar. Es imprescindible asistir a dichas explicaciones para poder trabajar de forma adecuada.

#### **8.7. Limpieza.**

El material de la taquilla debe estar siempre limpio. Es preferible guardarlo limpio al terminar una sesión de prácticas, ya que de esta forma se encontrará listo para su utilización en la siguiente clase.

Cualquier sólido o líquido que se derrame, tanto en la mesa como en el suelo, deberá ser limpiado inmediatamente. En caso de duda sobre el método o protocolo a seguir en cada caso, consultar al Profesor. Al terminar el periodo de prácticas el material debe quedar limpio y ordenado, tanto el particular como el de uso general. Los reactivos quedarán ordenados (no cambiados de mesa ni abandonados junto a las balanzas).

## 8.8. Metodología de trabajo.

1. Durante el desarrollo de las prácticas, hay veces que es necesario esperar un determinado tiempo antes de pasar al punto siguiente. Sin dejar nunca desatendido el experimento, se puede aprovechar el tiempo para preparar cosas que se van a necesitar después (filtros de pliegues, disoluciones, etc.), para limpiar material o para realizar cálculos.
2. Etiquetar adecuadamente los contenidos de los recipientes. Muchos compuestos orgánicos pueden tener la misma apariencia y puede resultar peligroso confundirlos.
3. No se deben introducir pipetas en las botellas o frascos generales de reactivos, para evitar riesgos de contaminación. Se pone en un recipiente (vaso de precipitados), la cantidad aproximada que se vaya a necesitar, y se introduce en él la pipeta. De igual forma, los reactivos sobrantes nunca se devolverán a sus recipientes originales. Es mejor, si ha sobrado mucho, pasar dicho reactivo a otro compañero que pueda necesitarlo.
4. El vidrio caliente tiene la misma apariencia que el frío. Hay que esperar unos minutos antes de desmontar un aparato que se ha estado calentando.
5. Es necesario tener mucho cuidado de que no entre nada en contacto (gomas de refrigerante, cordón del enchufe, la propia mano) con un placa de calefacción en funcionamiento o recién apagada.
6. Cuando se está realizando una extracción es conveniente guardar siempre las dos fases, hasta estar seguro de que alguna no interesa.
7. Las cuestiones relativas a cada práctica pueden ser contestadas durante el desarrollo de la misma, aunque su entrega se hará al finalizar las prácticas.

## 8.9. Medidas de Seguridad en el Laboratorio.

### 8.9.1. Gafas de seguridad.

Es obligatorio el uso de gafas de seguridad siempre que se esté en el laboratorio, aunque no se realice ningún experimento.

No deben utilizarse lentes de contacto, ya que en caso de accidente pueden introducirse partículas de reactivos o disolventes entre la lente y el ojo dañando a este.

En caso de que algún reactivo penetre en los ojos, se acudiría rápidamente al grifo más cercano y se aclararía con agua abundante durante aproximadamente 5 minutos y se avisará al Profesor responsable.

### **8.9.2. Servicios de emergencia.**

Es obligatorio conocer la localización y disponibilidad de todos los servicios: botiquín, lavajos, duchas, mantas ignífugas y extintoras.

### **8.9.3. Extintores.**

Es necesario conocer su funcionamiento antes de comenzar a trabajar en el laboratorio.

Se debe investigar en el manual de cada etiqueta dependiendo del tipo de extintor.

#### **Operaciones previas a la extinción.**

- Elegir el extintor adecuado al tipo de fuego previsible:
- Coger el extintor de su soporte o emplazamiento.
- Desplazarse hasta el lugar del conato de incendio.
- Situarse en la proximidad del foco del incendio, asegurándose de que desde ese punto existe un camino de repliegue ante una eventualidad. Si hay alguna corriente de aire en la zona del incendio colocarse de espaldas al sentido de la corriente.
- La duración de un extintor es muy corta, no utilizar hasta estar junto al fuego.

#### **Operaciones durante la extinción**

- No invertir el extintor
- Retirar la anilla de seguridad.
- Sujetar la manguera con una mano y accionar la válvula de disparo con la otra.
- Dirigir el chorro de agente extintor hacia la base de las llamas, procurando mantener el extintor lo más vertical posible (no es necesario mantenerlo en vilo; puede dispararse desde el suelo).
- Efectuar un movimiento de barrido en zigzag de fuera hacia dentro. En el caso de fuego de combustibles sueltos o líquidos inflamables, evitar que el chorro por efecto del soplo y choque extienda la superficie de ignición y/o provoque proyecciones de partículas inflamadas.
- Evitar que el chorro de agente extintor toque a las personas.
- En caso de extintores de polvo, evitar que este caiga sobre el área incendiada en forma de llovizna

**Operaciones posteriores a la extinción**

- Remover con cualquier elemento (un palo, una barra, etc.) los restos y comprobar que el fuego se ha sofocado.
- Ventilar el local.
- Enviar para su recarga o notificar a mantenimiento que extintor se ha utilizado.
- Efectuada la recarga, volver a colocar en su emplazamiento, listo para una nueva

**8.9.4. Incendios.**

En un laboratorio de Química se trabaja frecuentemente con disolventes inflamables (éter de petróleo, etanol, acetona, etc.), y siempre existe el riesgo de incendios. Por ello está prohibido fumar en el laboratorio.

Actualmente, todas las fuentes de calefacción disponibles en los laboratorios son eléctricas, pero pueden provocarse incendios por deflagración o explosión de vapores.

Los líquidos inflamables no se calentarán nunca al fuego directo, ni en un vaso abierto.

Antes de desmontar los aparatos en que se hayan utilizado disolventes se esperará a que hayan alcanzado la temperatura ambiente.

Los aparatos en que se calientan sustancias, con o sin desprendimiento gaseoso, no deben estar completamente cerrados.

**8.9.5. Reactivos.**

Todos los reactivos deben ser manejados con cuidado. Se debe evitar el contacto con la piel. En caso de que este se produzca se debe aclarar con agua abundante, y nunca se deben utilizar disolventes orgánicos ya que pueden aumentar la absorción del reactivo en la piel.

También debe evitarse al máximo la inhalación de vapores de compuestos orgánicos, particularmente de disolventes aromáticos o clorados. Se debe utilizar la vitrina siempre que el profesor lo indique. Durante su utilización hay que cerciorarse de su buen funcionamiento y de que permanece cerrada el mayor tiempo posible.

No se debe pipetear con la boca ningún compuesto orgánico ni inorgánico bajo ningún concepto, para ello se usan las propipetas.

No se debe dejar nunca abiertas las botellas o recipientes con reactivos o disolventes.

### **Está prohibido comer o beber en el laboratorio.**

Los frascos de reactivo no pueden estar organizados por el tipo de frasco o por el tamaño. Deben estar organizados y separados en los pisos de las vitrinas por su reactividad. Por ejemplo no se puede almacenar un inflamable con un explosivo. Hacer lo contrario es una irresponsabilidad del encargado del Laboratorio.

### **8.9.6. Vertidos.**

Los ácidos y bases fuertes y los compuestos tóxicos no se verterán en los desagües, sino en los contenedores adecuados.

Los disolventes orgánicos no se verterán nunca por los desagües, sino que se intentarán recuperar siempre que sea posible para su reutilización. En caso contrario se almacenarán en unos bidones de plástico disponibles en el laboratorio. Se diferenciará entre disolventes clorados y no clorados.

No se deben arrojar a la pila residuos sólidos (tapones, trozos de plato poroso) que puedan obturar el desagüe, sino a la papelera.

Los trozos de vidrio se depositarán en el contenedor adecuado.

### **8.9.7. Visitas.**

Queda prohibida la entrada en el laboratorio a toda persona ajena al mismo.

La indumentaria de los alumnos, profesores y personal técnico de los laboratorios debe ser la adecuada: cabellos recogidos, bata de laboratorio, calzado cómodo (no usar sandalias), etc.

Cualquier incidencia que se produzca en el laboratorio, que afecte a la seguridad en el trabajo, deberá comunicarse inmediatamente al Profesor que esté al cargo del grupo, el cual, a su vez, informará al Coordinador de las Prácticas.

### 8.9.8. El cuaderno de Laboratorio.

Durante la realización de cualquier trabajo en un laboratorio, es fundamental la utilización de un cuaderno de laboratorio. No se debe confiar nunca en la memoria para la retención de un dato u observación, ni emplear hojas sueltas para hacer anotaciones.

Antes de entrar en el laboratorio se debe realizar una cierta preparación de la práctica, que redundará en un ahorro posterior de tiempo. Las reglas generales de esta preparación previa son:

1. Leer cuidadosamente el experimento que se va a realizar, identificando todo el material y reactivos que se van a emplear.
2. Buscar las propiedades físicas de los compuestos que se van a emplear, como p.f., p. eb., densidades de líquidos, etc. (p.ej en el catálogo de Aldrich).
3. Calcular los pesos moleculares de los reactivos y anotarlos en el cuaderno.

El cuaderno de laboratorio es el registro permanente de todo lo que se realiza en el laboratorio durante el periodo de prácticas. Debe contener los detalles y documentación necesarios para que el mismo experimento pueda repetirse posteriormente por otra persona. Por tanto, deben seguirse las siguientes indicaciones

1. Debe tratarse de un cuaderno auténtico, no una serie de hojas sueltas que después se grapen o sujetan.
2. Escribir, a mano, en tinta, no en lápiz. Hacer correcciones si es necesario, para que el cuaderno resulte legible.
3. Se pueden incluir placas de cromatografía, sujetándolas a la hoja de forma adecuada, aunque también es admisible un dibujo a escala de la misma.
4. En cada práctica se comienza con el título, objetivo, ecuaciones químicas necesarias, datos sobre los reactivos (pueden incluirse los de toxicidad) y una breve descripción del experimento.

En todos los casos en que se prepara un compuesto el procedimiento consta de tres fases bien definidas:

**a) Descripción de la reacción:** orden de adición de los reactivos, cantidades [g, ml, moles)], condiciones de reacción (temperatura, tiempo, etc.).

**b) Aislamiento del producto de reacción (crudo o bruto de reacción):** procedimiento para separar el producto del disolvente utilizado en la reacción, de las sales u otros productos inorgánicos que se hayan podido formar o de algunos de los reactivos utilizados que no se hubieran consumido totalmente y fueran solubles en agua o en disoluciones acuosas de diferente pH.

**c) Purificación del producto:** separación del producto de los componentes de la mezcla de reacción que lo acompañan después de su aislamiento (generalmente, reactivos en exceso insolubles en agua o en disoluciones acuosas de diferente pH y subproductos de reacción).

5. Seguidamente se anotan las cantidades usadas en el experimento y las incidencias que se observen en el transcurso del mismo.

6. Si se utiliza un aparato, se debe incluir un esquema del mismo.

7. Por último, se anotan los resultados obtenidos y las conclusiones a que se llegan con los mismos. En todos los casos en que se sintetiza un compuesto, debe calcularse el rendimiento obtenido. Para ello, en primer lugar hay que calcular cual es el reactivo limitante en nuestro caso, seguidamente se calcula el rendimiento teórico de la reacción, y, por último, el rendimiento real en cada caso.

8. Si se trata de una síntesis por pasos, se calcula el rendimiento de cada uno de los pasos de la forma señalada anteriormente. El rendimiento global del proceso es el producto de los rendimientos de cada uno de los pasos.

9. Se incluirán, de forma clara y concisa, las explicaciones que se consideren oportunas para justificar los errores o datos incorrectos, o que no se ajusten a lo esperado en un principio.

10. En todos los casos, los datos deben ir acompañados de sus unidades y con el número de dígitos adecuado a la precisión con que se ha realizado la medida.

### 8.11. Modelo de Informe de Laboratorio de Química Industrial.

La finalidad que se persigue con la realización de experiencias de laboratorio es doble:

- Iniciar el adiestramiento del alumno en las operaciones que se realizan más frecuentemente en un laboratorio de Química.
- Intentar relacionar las enseñanzas teóricas vistas en el aula con experiencias que permiten verificarlas.

Desde los primeros días de trabajo en el laboratorio el alumno debe acostumbrarse a ser ordenado y atento, pues la falta de estas cualidades, con frecuencia, puede llevar a errores en los resultados experimentales, así como provocar accidentes. Es fundamental crear un ambiente de orden y disciplina para obtener seguridad.

Durante la realización de la práctica se debe anotar todas las observaciones en un cuaderno especial o diario de laboratorio para que no se nos olvide ningún detalle que posteriormente puede ser importante. De toda experiencia de Laboratorio se realizará un informe, siguiendo el método científico, que debe constar de los siguientes apartados:

**1. Título de la práctica:** Debe ser una frase corta, que refleje no lo que se ha hecho en el laboratorio sino una conclusión de la experiencia realizada.

**2. Introducción teórica:** Antes de realizar el experimento, debemos revisar toda la parte teórica relacionada con el mismo. En esta parte del informe hay que redactar las leyes y teorías que vamos a utilizar o que debemos tener presentes.

**3. Objetivo de la experiencia:** Debemos escribir con claridad y precisión cuál o cuáles son los objetivos que pretendemos conseguir con la realización del experimento.

**4. Planteamiento de hipótesis:** En el método científico, antes de realizar el experimento, nos aconsejan que nos planteemos hipótesis, es decir, suposiciones (verosímiles y que vayamos a contrastar experimentalmente) de lo que puede salir o las conclusiones a las que podemos llegar con el experimento que vamos a realizar. Dichas hipótesis que te has planteado, también deben constar en el informe.

**5. Dibujo del dispositivo experimental utilizado:** Hay que ser observador a la hora de realizar la experiencia, y anotar en el cuaderno de laboratorio cualquier material que vayamos a utilizar y los productos químicos. Posteriormente en el informe, dibujaremos el material utilizado en la disposición en la que se encuentran para realizar la experiencia, poniendo el nombre a cada uno de ellos y la precisión si fuera el caso. Posteriormente haremos un listado de los productos químicos que también hayamos utilizado.

**6. Explicación del proceso seguido para tomar datos:** Hay que redactar, con mucho cuidado, todo lo que sucedió en el laboratorio cuando se realizó la experiencia: cómo se ha dispuesto el material y porqué, cómo se han tomado los datos. Una idea que suele funcionar bastante bien es que una vez redactado este apartado se lo demos a leer a una persona que no haya estado en el laboratorio. Con este informe, debería enterarse de todo lo que hemos estado haciendo allí con todo lujo de detalles.

**7. Presentación de los datos (tablas, gráficas):** Los datos que hayamos tomado en el laboratorio debemos plasmarlos de forma estructurada para que sean más fácilmente inteligibles. Esto se suele hacer con la ayuda de tablas o gráficas (recuerda que las gráficas deben hacerse siempre en papel milimetrado y colocando las unidades de las magnitudes que estamos representando en los dos ejes).

**8. Cálculos realizados:** Con los datos tomados, en la mayoría de los casos habrá que realizar una serie de cálculos. En este apartado del informe, los realizaremos de forma clara y ordenada, y explicando en cada paso qué es lo que se está haciendo.

**9. Expresión del resultado:** En este apartado sólo plasmaremos el resultado obtenido, y si la experiencia lo permite, con el cálculo del error cometido. Por supuesto que no hace falta indicar que dicho resultado debe llevar la unidad correspondiente.

**10. Conclusiones:** Este es como el saco roto del informe, aquí cabe todo, por ejemplo, un comentario del resultado obtenido (si es lógico o no), una verificación de si se han cumplido las hipótesis planteadas, si se han conseguido los objetivos, si se ha cometido algún error en el proceso de medida realizado, etc.

**11. Propuestas de mejora:** También cabe la posibilidad de: plantearse preguntas de qué hubiese ocurrido si, cómo se hubiese podido hacer la experiencia mejor y muchas otras cosas que seguro que se te ocurren. Deberías finalizar con una impresión personal de lo que te ha parecido la experiencia realizada, comentar y sugerir mediante el informe, a tu profesor, sobre que debió hacer para que puedas aprender más y mejor sobre el experimento.

**12. Cuestionario:** Resulta imperante que el estudiante demuestre sus conocimientos con ejercicios de aplicación dependiendo del tema de la experiencia de Laboratorio. El cuestionario puede contener preguntas o cuestiones sobre el tema de la práctica o a su vez la resolución de ejercicios.

## **PRIMERA PRÁCTICA**

# **USO Y MANEJO DEL LABORATORIO DE QUÍMICA. (VOLÚMENES)**

---

## **OBJETIVO GENERAL**

Disponer de conocimientos en el uso y manejo de materiales, instrumentos, equipos del laboratorio de Química.

## **OBJETIVO ESPECIFICO**

Conocer con precisión que instrumento (Vaso de Precipitación, Probeta, Bureta) es el más exacto en la medición del volumen de un líquido.

## INTRODUCCIÓN

El laboratorio de Química es un área adecuada y especializada que dispone de materiales: insumos, instrumentos y equipos tecnológicos, donde se reproduce los experimentos para entender de mejor manera la Química.

En este centro experimental, existen áreas delimitadas donde trabajan maestros y estudiantes.

Al ingresar al laboratorio el maestro debe dar instrucciones y los estudiantes recibirlas y cumplir con las orientaciones. La utilización de mandil, mascarilla. Guantes, libreta de apuntes, evitarán percances en su interior.

## MARCO TEÓRICO

En el laboratorio de Química se utiliza una variedad de instrumentos, herramientas y equipos que en su conjunto se llaman material de laboratorio.

Este está integrado por material de vidrio: Vasos de precipitación, matraces, embudos, buretas, pipetas, agitadores, balones, tubos de ensayo, vidrio reloj. Material metálico como: soportes, pinzas, aros, espátulas, mecheros, tela metálica, cucharas, cucharillas; material de plástico: pinza plástica, pizeta, probeta, frascos, entre otros.

Instrumentos eléctricos y electrónicos: Balanza de platillos, balanza de precisión, pH-metro, Multímetro, Pluviómetro, Termómetros, Alcohólimetro.

Cabe indicar que el laboratorio de Química moderno la mayor parte de instrumentos en la actualidad son digitales, los mismos que facilitan en tiempo, espacio; y lo hacen con precisión.

Fuentes de agua, gas y electricidad: Indudable la presencia de agua, gas para las combustiones a través del mechero de Bunsen; la electricidad fundamental para la mayor parte de actividades en el laboratorio con voltaje de 110 V y 220.

Colorantes, Reactivos: El manejo y uso de reactivos tiene que hacerlo con mucha precaución, en razón de que puede causar intoxicación, heridas leves y graves.

Finalmente en el laboratorio debe constar extinguidor, legías, jabones, antiinflamatorios, entre otros.

## MARCO TEÓRICO

- Vaso de Precipitación
- Probeta
- Bureta
- Agua
- Balanza de Precisión
- Papel adsorbente

Al concluir la práctica los estudiantes podrán determinar con exactitud cuál de los instrumentos para medir volúmenes es de mayor precisión.

## PROCEDIMIENT

Colocamos 20 cm<sup>3</sup> de agua en cada uno de los instrumentos de vidrio y pasamos a observar meniscos superior e inferior; luego, el agua del vaso de precipitación pasamos a la probeta y después a la bureta. Hacemos la verificación y repetimos por tres ocasiones la medición.

## EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS

- 1) Pregunta: ¿Qué ha sucedido con la cápsula y por qué?
- 2) Pregunta: ¿La llama es idéntica o no a la anterior y por qué? (indicar 2 razones).
- 3) Pregunta: ¿Qué observa en la llama y qué le demuestra aquello? ¿Debido a qué ese fenómeno? Hacer la reacción de oxidación del hierro.
- 4) Esquema: Hacer un dibujo o esquema de la sección de la llama, indicando las zonas respectivas.
- 5) Pregunta: ¿Cuál es la temperatura aproximada de la llama?
- 6) Pregunta: ¿Qué color dan a la llama las sustancias problemas dadas?
- 7) Ecuaciones: Balancear las ecuaciones de combustión completa de la gasolina, metanol y etanol.
- 8) Ecuaciones: Balancear las ecuaciones de combustión incompleta de la gasolina con producción:
  - a) De 2 de C, 3 de CO y 3 de CO<sub>2</sub>
  - b) De 3 de C, 2 de CO y 3 de CO<sub>2</sub>
- 9) Ecuaciones: Balancear las ecuaciones de combustión completa e incompleta del acetileno, si se conoce que de ésta segunda todo el carbono del compuesto pasa a hollín.

## **SEGUNDA PRÁCTICA**

### **LAS BALANZAS Y SU MANEJO (PRECISION Y ANALITICA)**

---

## **OBJETIVO**

Conseguir la familiarización del estudiante en el conocimiento de las partes fundamentales de las balanzas del laboratorio (eléctrica) y el manejo y uso de las mismas.

## INTRODUCCIÓN

La balanza es un instrumento que sirve para medir pesos o masas. La balanza más generalmente utilizada en los laboratorios está constituida por una palanca cruz de brazos iguales, apoyados en su punto medio sobre prismas de ágata o acero. En ambos extremos de la cruz están suspendidos los platillos destinados a contener el objeto y las pesas que se utilizarán como términos de comparación por tener una masa conocida. Solidaria a la cruz y perpendicular a ella, una larga aguja o fiel se desplaza sobre una escala graduada y que permite determinar la posición de equilibrio de la cruz.

Al colocar en los brazos las masas  $m_1$  y  $m_2$  (Fig. 4) y llegar al equilibrio se cumple:  $F_1 L_1 = F_2 L_2$  y al ser  $L_1 = L_2$  se obtiene:

$$F_1 = F_2$$

Puesto que  $F = mg$ , puede establecerse que  $m_1g = m_2g$ , o en definitiva:

$$m_1 = m_2$$

De éstas, se puede establecer que las masas son iguales cuando los pesos son también iguales. La masa de un cuerpo se suele determinar comparando su peso con el peso de una masa conocida.

Nota: Entendiéndose que las balanzas de precisión y analítica son eléctricas y no electrónicas.

## MARCO TEÓRICO

Tipos de balanzas. **-De acuerdo al orden de magnitud que puede alcanzarse en la pesada**, las balanzas pueden clasificarse en:

**Corrientes, como la Roberval**, permiten pesar desde 1000 g hasta el orden de  $10^{-1}$  g.

**Sensibles no analíticas**, permiten pesar desde 100 g hasta el orden de  $10^{-2}$  g.

**Analíticas**, permiten pesar desde 100 g hasta el orden de  $10^{-4}$  g.

**Analíticas eléctricas**, permiten pesar desde 100 g hasta el orden de  $10^{-5}$  g.

**Métodos de pesada. - Simple pesada:** Es el método que más empleamos y consiste en colocar en el platillo de la izquierda el cuerpo a pesarse y en el de la derecha las pesas. Este método será correcto en el caso de que la balanza cumpliera las condiciones de exactitud.

Se dice que una balanza es exacta cuando la cruz se mantiene horizontal estando descargada o con cargas iguales en los platillos. Las condiciones de exactitud son: que los brazos deben ser iguales en longitud y peso y que los puntos de suspensión de la cruz y platillos deben estar en línea recta.

## MATERIAL Y PRODUCTOS

Balanza Roberval, balanza analítica, caja de pesas, vidrio de reloj u objetos a pesarse como: Erlenmeyer, cápsula de porcelana, fichas de plástico, bolas, papel etc.

## PROCEDIMIENTO

### I. Balanza Roberval o de sustentación.

Antes de usar una balanza, primero hay que nivelarla (encerrarle) mediante la burbuja de nivel (la burbuja debe estar centrada) y luego se procede a equilibrarla mediante los tornillos de ajuste, de modo que el fiel indique directamente el O de la escala estando los platillos vacíos y en reposo. Si los platillos están en movimiento, el fiel oscilará iguales divisiones a los lados del punto O de la escala. Conseguido estos dos factores, pesar un vaso de precipitación, un vidrio de reloj, un embudo, en los dos tipos de balanza Roberval.

En la de dos platos, la masa desconocida se coloca sobre el platillo izquierdo y se equilibra de un modo aproximado, poniendo pesas relativamente grandes en el platillo derecho. Hecho esto se corren las pesas deslizables colgadas de la cruz, hasta que el fiel oscile igualmente a la derecha e izquierda del O de la escala. Se puede también trabajar sólo con reiters o pesas deslizables.

Si se emplea la de un solo plato el equilibrio se obtiene como en las romanas, corriendo las pesas o reiters a lo largo de los tres brazos hasta que el fiel, situado en el extremo, oscile con igual amplitud por encima y por debajo del O de la escala. En estas balanzas se puede pesar sobre los 100 g.

## II. Balanza Analítica

Es de uso muy común y de precisión, se fundamenta en el mismo principio de la balanza de sustentación de dos platos. Consiste en una cruz horizontal que lleva también dos platillos, pero suspendidos de sus extremos. La cruz se apoya en su punto medio, donde lleva un borde en cuchilla que descansa sobre una superficie plana y dura. Este contacto alrededor del cual oscila la cruz, es una de las partes más adecuadas de la balanza y debe tratarse con cuidado para evitar que sufra un daño permanente y grave.

Allí donde los platillos cuelgan de la cruz existen delicados contactos del mismo tipo. Con el fin de evitar que se estropeen los tres contactos, la cruz y los platillos se apoyan sobre unos soportes que los mantienen inmóviles, excepto en el momento de observar las oscilaciones de la balanza. Inmovilícese la cruz y los platillos cada vez que se cambian los cuerpos a pesarse o las pesas, cuando se abra o se cierre la caja de la balanza y cuando no se utilice a ésta. El soporte de la cruz se controla con un mando que va del centro del suelo de la caja a un botón exterior a la misma. El soporte de los platillos suele estar controlado por otro botón próximo al anterior. Debido a la escasa amplitud de las oscilaciones de la cruz existe, para facilitar la observación» una larga aguja o fiel solidaria a la cruz y cuyo extremo inferior recorre una escala graduada. Un equilibrio aproximado se consigue colocando pesas en el platillo de la derecha, pero si se quiere lograr el equilibrio perfecto hay que deslizar una pieza de alambre llamada jinetillo a lo largo de la cruz. El jinetillo se manipula con un ganchito soldado a una varilla que puede manejarse mediante una perilla colocada en la parte externa superior derecha de la caja.

Cada balanza está provista de su propia caja de pesas. Las mayores son cilíndricas que indican valores de uno a cien gramos. Las pesas más pequeñas son láminas metálicas con su peso señalado en miligramos. Todas estas pesas deben ser manejadas con pinzas y no con los dedos.

El jinetillo pesa diez miligramos, pero sólo ejerce este peso cuando ocupa en la cruz la posición 10. A medida que se desplaza a lo largo de ella, su valor eficaz se reduce al indicado por los números escritos en los distintos puntos de la cruz.

Debemos considerar las siguientes instrucciones para el manejo de la balanza analítica:

- 1) La balanza y pesas deben estar perfectamente limpias.
- 2) Comprobar que la balanza se encuentre bien nivelada.
- 3) No se debe colocar directamente muestra alguna sobre los platillos.
- 4) Los sólidos deben pesarse sobre un vidrio de reloj o en una pesa filtros y los líquidos sobre éste último.
- 5) No pesar objetos calientes.
- 6) No colocar o quitar el cuerpo o las pesas de los platillos sin llevar la cruz al estado de reposo mediante la perilla respectiva.
- 7) Agregar las pesas en orden decreciente de valor.
- 8) Efectuar las lecturas cuidando de no cometer errores de paralaje.
- 9) Colocar las pesas en el platillo de la derecha y el objeto en el platillo de la izquierda.

### III. Punto Cero (P0)

Casi todos los procedimientos de pesada necesitan conocer el punto cero. Veamos qué es y cómo se determina. Punto cero o posición verdadera del 0 es el valor en que el fiel queda en reposo o la subdivisión donde el fiel se detiene cuando la balanza está en equilibrio y descargada. Si la balanza tiene muelle amortiguador se determina en pocos segundos, si no la tiene se hace girar la perilla para movilizar la cruz, lo que da lugar a que el fiel recorra divisiones tanto a la izquierda que se les asigna valores negativos, como a la derecha que se les da valores positivos. Se toman un número impar de medidas, digamos tres a la izquierda y dos a la derecha o viceversa; luego se toma la media aritmética tanto de los valores positivos como de los negativos y los resultados los sumamos algebraicamente y dividimos para dos. Ejemplo:

Lecturas Izquierda (-)	Lecturas Derecha (+)
3,6    3,6	
3,4    3,4	
3,2    3,2	
<hr style="width: 100%; border: 0.5px solid black;"/>	
-10,2   -10,2	
-10,2	
<hr style="width: 100%; border: 0.5px solid black;"/>	
$\frac{3}{3} = -34,4$	$\frac{9,4}{2} = 4,7$
$\frac{-3,4 + 4,7}{2} = 0,6 \text{ es } P_0$	

Lo que indica, que el punto cero se encuentra en la subdivisión 0,6 a la derecha del 0 original de la escala.

Anotemos que el punto cero de la balanza sin carga puede llevarse al 0 mediante los tornillos regulares laterales.

#### IV. Sensibilidad de una balanza

Se dice que una balanza es muy sensible cuando el fiel sufre deflexión o grandes desviaciones por sobrecargas pequeñas en los platillos. La sensibilidad de una balanza corresponde al número de divisiones que se desplazada el fiel agregar el exceso de peso de un miligramo a uno de los platillos.

Se puede determinar la sensibilidad de la balanza, colocando el peso de 1 miligramo en el plato de la derecha con lo que oscilara el fiel y se toma un nuevo punto cero (P1) provocado por la pesa. De este nuevo punto cero o P1 se resta el punto inicial cero u original P0 y la diferencia constituye la sensibilidad que se la expresa en divisiones por miligramo.

Digamos que el nuevo punto cero o P1 es 2,1 tendremos:

$P_1 - P_0 = \text{sensibilidad div/mg}$

$2,1 - 0,6 = 1,5$  es la sensibilidad o sea 1,5 divisiones por miligramo.

#### V. Determinación de una masa desconocida

Con la ayuda del punto cero P0 y la sensibilidad de la balanza, se puede obtener la masa exacta de un cuerpo.

Mediante la sensibilidad se puede calcular el valor del punto cero, pero en peso que se lo da generalmente en miligramos; valor que lo podemos sumar o restar según sea positivo o negativo.

Ejemplo: Un cuerpo presenta los siguientes valores: 20 g, 5g, 2 g, 0,01 g, el jinetillo se encuentra en el lado derecho marcando el valor 5,4 mg, el punto cero P0 se encuentra en la división + 2 y la sensibilidad es de 0,5 mg por división. ¿Cuál es el peso exacto de dicho cuerpo?

Calculamos mediante la sensibilidad el valor del punto Cero en peso. Si la sensibilidad es 0,5 mg por 1 división y como el punto cero están en 2 divisiones del 0 original de la escala, su valor en peso será:

$$\begin{array}{r}
 0,5 \text{ mg} \dots\dots\dots 1 \text{ división} \\
 \times \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad 2 \\
 \hline
 x = \frac{0,5 * 2}{1} = 1 \text{ mg}
 \end{array}$$

Como el jinetillo se encuentra a lado derecho de sus valores son positivos y por tanto se suman a los de las pesas.

$$\begin{array}{r}
 20,0000 \\
 5,00000 \\
 0,0100 \\
 0,0054 \\
 0,0010 \\
 \hline
 27,0154 \text{ g}
 \end{array}
 \begin{array}{l}
 \left. \begin{array}{l} \text{Pesas} \\ \text{Jinetillo (punto cero)} \end{array} \right\} \\
 \text{Peso exacto}
 \end{array}$$

De donde

**Ejemplo:** una sustancia presenta los siguientes valores: 50 g, 0 g, 100 mg, 20 mg, el jinetillo se encuentra en el brazo izquierdo indicando 2,5 y sensibilidad es de 2 divisiones por miligramo. Como el jinetillo se encuentra al lado izquierdo su valor es negativo, por lo tanto, hay que restar y tenemos:

$$\begin{array}{r}
 50,0000 \\
 5,0000 \\
 0,10000 \\
 0,0200 \\
 \hline
 55,1200 \\
 -0,0025 \\
 \hline
 55,1175 \text{ g}
 \end{array}
 \begin{array}{l}
 \text{Pesas} \\
 \text{(jinetillo)}
 \end{array}$$

Si la sensibilidad es de dos divisiones por miligramo y como el punto cero están a 2,5 divisiones del 0 original de la escala, su valor en peso será:

2 divisiones.....1mg  
 2, divisiones.....x

$$x = \frac{2,5 \cdot 1}{2} = 1,25 \text{ mg o } 0,00125 \text{ g Peso exacto}$$

Por ser que el punto cero es positivo, este último valor sino al resultado 55, 1175g.

$$55,1175 + 0,00125 \text{ (punto cero)} = 55,11875 \text{ g peso exacto}$$

Si el punto cero se encuentra a la izquierda o es negativo, el valor calculado mediante la sensibilidad, se resta del peso que falta.

**VI. Aplicación de la Analítica**

Pesar en la analítica, un vidrio de reloj y dos cuerpos sólidos problemas. Pesar una moneda de un dólar.

**EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS**

- 1) Pregunta: ¿Cuáles son los pesos de los correspondientes cuerpos?
- 2) Pregunta: Luego de realizar las operaciones descritas, ¿cuál es el punto cero de la balanza utilizada?

- 3) Pregunta: ¿Cuáles han sido los pesos encontrados?
- 4) Pregunta: ¿Cuál será el valor en dólares de una tonelada de estas monedas?
- 5) Pregunta: ¿Cuál balanza le parece más práctica e indique por qué?
- 6) Pregunta: Indicar tres semejanzas y tres diferencias existentes entre las balanzas Roberval y analítica.
- 7) Pregunta: Indicar tres factores que influyan para no tener un peso exacto en la Roberval.
- 8) Pregunta: En una balanza Roberval se efectúan dos pesadas de un gramo y diez gramos. ¿Para cuál de las dos es mayor el error relativo de la pesada y por qué razón?

## **TERCERA PRÁCTICA**

### **ESTUDIO DE LAS PROPIEDADES FÍSICAS DE LAS SUSTANCIAS: PUNTO DE FUSIÓN, PUNTO DE EBULLICIÓN, SOLUBILIDAD**

---

## **OBJETIVO**

Capacitar en la valoración de la densidad de líquidos y sólidos, la misma que servirá para identificar una sustancia y diferenciarla con otras.

## **INTRODUCCIÓN**

Para identificar una especie química o sustancia pura y distinguirla de las demás, es indispensable conocer sus características o propiedades físicas. De las propiedades interesan: las intensivas o específicas que en igualdad de condiciones de temperatura y presión poseen las sustancias de manera fija o determinada, tales como: color, sabor, olor, aspecto, forma cristalina, densidad, punto de fusión, punto de ebullición y solubilidad. Trataremos sobre estas últimas.

## MARCO TEÓRICO

Densidad. - Es una propiedad específica que poseen las sustancias y se la define como la masa por unidad de volumen. Se puede seleccionar cualquier unidad de masa y cualquier unidad de volumen.

$$d = \frac{m(g)}{v(cm^3)}$$

Densidad de líquidos. - Se la determina por varios métodos: por medio de la balanza de Mohor, por medio del picnómetro y valiéndose de una probeta o de una pipeta, siendo el más utilizado el último. Conociendo la masa y el volumen del líquido se puede aplicar la fórmula de la densidad.

Densidad de sólidos. - La densidad de un sólido de forma regular es muy fácil determinarla, así: de una esfera o de un cubo, es necesario pesarlos, encontrar su volumen y aplicar la fórmula de la densidad. Más difícil es obtener la densidad de un sólido de forma irregular. Para hallar su masa, lo pesamos y para obtener su volumen, nos valemos de un método indirecto que se basa en un principio de la Física que dice: "Dos porciones de materia no pueden ocupar el mismo espacio o volumen al mismo tiempo". Luego, el cambio aparente de volumen que se observa en un líquido cuando en él se ha hecho sumergir un sólido insoluble, es igual al volumen de éste sólido.

## MATERIAL Y PRODUCTOS

Balanza, probetas de 10 y 100 cm<sup>3</sup>, 3 clases de tubos de ensayo de diferentes tamaños, sustancias líquidas problemas y sustancias sólidas problemas.

## PROCEDIMIENTO

### I. Lectura y determinación de volúmenes de líquidos

Para leer correctamente el volumen de un líquido en la probeta graduada (Fig. 7), se la coloca a ésta en posición vertical a la altura de los ojos y se mira a la superficie libre del líquido, superficie cóncava o menisco cóncavo. La observación de la posición de la parte inferior del menisco con respecto a las señales que gradúan la probeta da el volumen correcto.

Realizar 5 lecturas diferentes en la probeta de 10 cm<sup>3</sup> y en la de 100 cm<sup>3</sup>. Determinar los volúmenes de 3 tubos de ensayo diferente, para lo cual llenarlos con agua hasta el borde; luego trasvasarla en la probeta graduada y leer los valores de volumen correspondientes. Los matra-

ces y vasos de precipitación muy frecuentemente utilizados tienen su capacidad marcada o grabada. Demostrar que estos valores pueden ocasionar errores, midiendo el volumen de un vaso de precipitación de 250 cm<sup>3</sup> y el de un matraz Erlenmeyer de 250 cm<sup>3</sup>. Proceder como en el caso anterior.

## II. Determinación de la densidad de un líquido

Pesar una probeta de 10 cm<sup>3</sup> que debe estar perfectamente limpia y seca; añadir a ella un volumen de agua destilada, que oscile entre 7 y 10 cm<sup>3</sup> y pesar la probeta con el volumen escogido.

Los datos anotar en la tabla No. 1.

Cálculo: Del volumen y peso del agua, calcular la densidad en g/cm<sup>3</sup>.

Pregunta: Si se pesa la probeta graduada no seca, luego la probeta con el agua, ¿será la densidad calculada mayor o menor que la verdadera? Explicar la respuesta.

Tabla de datos				
Datos	Agua destilada		Líquido problema	
	1 <sup>a</sup> det.	2 <sup>a</sup> det.	1 <sup>a</sup> det.	2 <sup>a</sup> det.
<b>Peso probeta</b>				
<b>Peso probeta + V del líquido</b>				
<b>Peso del líquido</b>				
<b>Volumen del líquido</b>				
<b>Cálculos</b>				
<b>Densidad del líquido</b>				

Repetir el experimento con otro volumen diferente de agua destilada. Si las densidades obtenidas difieren en más de un 3 %, repetir el experimento hasta lograr conseguir un porcentaje no mayor al indicado. Realizar las mismas operaciones para la determinación de la densidad del segundo líquido problema.

## III. Determinación de la densidad de un sólido

Pesar individualmente dos sólidos problemas; luego obtener sus volúmenes basándose en aquel principio de la Física. El líquido utilizado en la probeta no debe pasar de 8 cm<sup>3</sup>.

Anotar los datos obtenidos en la tabla No. 2, Repetir las experiencias en ambos casos.

<b>Tabla de datos</b>				
<b>Datos</b>	<b>Agua destilada</b>		<b>Líquido problema</b>	
	<b>1<sup>a</sup> det.</b>	<b>2<sup>a</sup> det.</b>	<b>1<sup>a</sup> det.</b>	<b>2<sup>a</sup> det.</b>
<b>Paso de sólido</b>				
<b>Volumen del agua sola</b>				
<b>Volumen del agua + sólido</b>				
<b>Volumen del sólido</b>				
<b>Cálculos</b>				
<b>Densidad del líquido</b>				

## EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS

- 1) Pregunta: ¿Qué volumen tiene cada una de las 3 clases de tubos de ensayo?
- 2) Pregunta: ¿Cuáles han sido los volúmenes reales del vaso y del matraz Erlenmeyer?
- 3) Pregunta: Al no leer correctamente el valor del menisco, sino el valor de la línea que une a los bordes del mismo, el error de la densidad calculada con relación a la verdadera, ¿será por exceso o por defecto?
- 4) Pregunta: ¿Cuáles han sido las densidades de los dos líquidos problemas?
- 5) Pregunta: ¿Cuáles son las densidades de los dos sólidos?
- 6) Pregunta: A un sólido se lo pesa no correctamente y como tal presenta un peso ligeramente mayor que el real, ¿la densidad del mismo será mayor o menor que la verdadera?
- 7) Pregunta: Si el sólido estuviera parcialmente sumergido en el líquido, ¿la densidad calculada sería mayor o menor que la normal? Explicar la respuesta.

## **CUARTA PRÁCTICA**

### **¿QUE ES UNA TINTA? UNA MEZCLA, UNA DISOLUCIÓN**

---

## **OBJETIVO**

Identificar si la tinta es una mezcla o una disolución mediante una técnica convencional.

## FUNDAMENTO TEÓRICO

La asociación de dos o más cuerpos da lugar a una reacción química (Combinaciones decir es la unión íntima de dos o más elementos); en cambio la mezcla si los constituyentes al unirse es momentánea, y que se puede separar.

Las mezclas son de dos clases: homogéneas cuando sus partículas sean estos líquidos, sólidos o gaseosos están uniformemente repartidos y se puede separar; se los conoce también como dispersiones.

Mezcla heterogénea: están constituidas por partículas de distintos cuerpos, pudiendo distinguir con relativa facilidad una de otras.

## MATERIAL Y PRODUCTOS

- Tinta
- Papel Secante
- Frascos de Vidrio
- Agua

## PROCEDIMIENTO

Se pone una pequeña porción de disolución sobre una tira de papel secante a una distancia de 2.50 cm de un extremo. Cuando la gota se ha secado colocar el papel secante en una posición vertical dentro de un frasco de un litro que contenga agua hasta un nivel de 1.25 cm sobre el nivel del agua. En pocos minutos el agua será absorbida por el papel secante y va empezar a disolver la mancha de la disolución.

Las sustancias disueltas irán ascendiendo hasta quedar depositas en el papel secante.

## EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS

Puede observarse una separación de colores; este procedimiento puede aplicarse a otras disoluciones coloreadas como por ejemplo un te cargado, salsa de tomate, jugo de remolacha, café.

## **QUINTA PRÁCTICA**

# **PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES**

---

## **INTRODUCCIÓN.**

Una disolución es la dispersión molecular o iónica de una sustancia llamada soluto en el seno de otra sustancia llamada disolvente.

## MARCO TEÓRICO

**Concentración.** - Es la forma de expresar en la etiqueta de un frasco con solución, la cantidad de soluto contenido en un volumen, o en un peso determinado de solución o de disolvente.

Las concentraciones más usuales son:

**Porcentaje en peso.** - Si en la etiqueta de un frasco de  $H_2SO_4$  se lee ácido sulfúrico de 96% en peso, quiere decir: que de cada 100 g de solución, 96 g son de ácido sulfúrico puro y 4g de agua.

Matemáticamente sería:

$$\% = \frac{m \text{ soluto}}{m \text{ solución}} * 100$$

**Gramos por litro.** - Si una solución de  $NaNO_3$  es de 30 g/lit, indica que en un litro de solución se encuentran disueltos 30 g de nitrato de sodio.

Matemáticamente:

$$C = \frac{m \text{ soluto}}{V \text{ lt solución}}$$

**Molaridad.** - La molaridad se designa con la letra M y se define como el número de moles de soluto contenidos en un litro de solución.

Será solución 0,5 molar (0,5 M) de KI aquella que por litro de solución tiene disueltas 0,5 moles u 83 g de KI.

Matemáticamente se expresa:

$$M = \frac{\text{numero de moles de soluto}}{V \text{ litros de solución}} = \frac{m(\text{soluto})}{\text{mol. } V \text{ litros de solución}}$$

La molaridad también se puede expresar:

$$M = \frac{\text{milimoles de soluto}}{\text{mililitros de solución}}$$

**Molalidad.**- La molalidad de una solución es el número de moles de soluto por kilogramo de solvente contenido en la solución. Se representa por la letra m.

Por ejemplo, en una solución 1,5 m de NaOH, hay 1,5 moles o 60 g de NaOH por 1000 g o 1 Kg de agua.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de solvente}} = \frac{m \text{ soluto}}{\text{mol. kg solvente}}$$

O también:

$$m = \frac{\text{milimoles de soluto}}{\text{gramos de solvente}}$$

**Normalidad.** - Se la define como el número de equivalentes gramo de soluto contenido en un litro de solución. Se la representa con la letra N. Un litro de solución 2 N de NaHCO<sub>3</sub> contiene 2 equivalentes gramo o 168 g de NaHCO<sub>3</sub>.

Matemáticamente se tiene:

$$N = \frac{\text{Numero de equivalentes} - \text{gramo de soluto}}{V \text{ litros de solución}}$$

$$N = \frac{m \text{ soluto}}{eq - g. V \text{ litros de solución}}$$

o también:

$$N = \frac{\text{miliequivalentes} - \text{gramo de soluto}}{\text{mililitros de solución}}$$

**Fracción molar.**- Es el tanto por uno referido a moles, es decir, el número de moles de soluto por cada mol de solución; o también el número de moles de cada componente por una mol de solución. Se lo representa por X.

Matemáticamente tenemos:

$$X \text{ soluto} = \frac{n \text{ soluto}}{n \text{ solución}} = \frac{n \text{ soluto}}{n \text{ soluto} + n \text{ solvente}}$$

$$n = \text{numero de moles}$$

Generalizando según componentes:

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_m}$$

Se llaman soluciones tituladas o valoradas, aquellas de las que se conoce exactamente su título o concentración, expresada en cualquiera de las formas expuestas. La más utilizada es la normalidad.

Como estas soluciones suelen emplearse después para medir o valorar otras de concentración desconocida, es absolutamente indispensable mucha exactitud en su cálculo y preparación.

## MATERIAL Y PRODUCTOS

Matraz aforado de 100 cm<sup>3</sup>  
 Tizeta, papel filtro  
 Balanza  
 Embudo  
 Pipeta  
 Bureta  
 Soporte y pinza para bureta  
 Frascos limpios y secos para colocar las soluciones tituladas  
 Bicromato de potasio (sólido)  
 Ácido sulfúrico de determinada concentración y densidad específica  
 Agua destilada.

## PROCEDIMIENTO

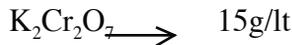
### I. Preparación de una solución de dicromato de potasio de concentración 15 g/lit.

La cantidad que se va a preparar es 100 cm<sup>3</sup>, para lo cual efectuar el cálculo necesario con el fin de conocer cuántos gramos de dicromato de potasio se deben pesar.

Los gramos necesarios pesados introducir en el matraz aforado. Se añade agua hasta la mitad del matraz con el embudo. Se agita hasta que se disuelva totalmente el dicromato de potasio. Se añade más agua hasta las proximidades de la línea de aforo o línea de enrase. Luego con la pipeta, dejar caer agua gota a gota, hasta que la base del menisco esté a igual altura que la línea de enrase (el agua que se utiliza es destilada).

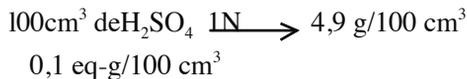
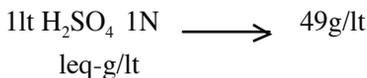
Se vierte el contenido del matraz con el embudo en el frasco que va a contener la solución.

Colocar una etiqueta en el frasco, que diga:



### II. Preparación de 100 cm<sup>3</sup> de solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1N

Para preparar un litro de solución 1 N de ácido sulfúrico se necesita un equivalente gramo, o sea, 49 gramos de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, pero como sólo se tiene que preparar 100 cm<sup>3</sup> de la misma concentración, hay que pesar 4,9 gramos de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> puro.



También se calcula la masa de  $H_2SO_4$  por la fórmula:

$$m = N \times eq\text{-g} \times V$$

$$m = 1 \times 49 \times 0,1 = 4,9 \text{ g } H_2SO_4$$

Sabemos que el ácido sulfúrico comercial dado, tiene una pureza de 95,6% , lo que quiere decir que en 100 gramos de ácido dado existen 95,6 g de ácido sulfúrico puro, pero necesitamos saber en qué peso de ácido dado estarán contenidos o disueltos los 4,9 g de ácido sulfúrico (puro) necesarios.

Por tanto:

$$\begin{array}{r} 95,6 \text{ g } H_2SO_4 \text{ (puro)} \text{ ————— } 100 \text{ g} \\ 4,9 \text{ g } H_2SO_4 \text{ (puro)} \text{ ————— } X \end{array}$$

$$x = \frac{4,9 \times 100}{95,6} = 5,12 \text{ g } H_2SO_4 \text{ dado}$$

5,12 gramos de ácido dado es la cantidad que se disolverá en agua hasta llegar a los 100 cm<sup>3</sup> de solución.

Pesar un líquido acarrea muchos inconvenientes y más fácil resulta el medir su volumen, por lo que dicho peso se transforma a volumen gracias a la densidad.

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

$$V = \frac{5,12 \text{ g}}{1,84 \text{ g/cm}^3} = 2,78 \text{ cm}^3 \text{ de ácido dado}$$

Entonces, en el matraz aforado se coloca agua destilada hasta la mitad y mediante la bureta se agregan los 2,78 cm<sup>3</sup> de  $H_2SO_4$ ; luego se agrega agua hasta cerca de la línea de enrase y por último con la pipeta se gotea más agua hasta que la base del menisco coincida con la línea de aforo.

El contenido del matraz verter en un frasco mediante el embudo y colocar en el mismo una etiqueta que indique la cantidad y la concentración de la solución del  $H_2SO_4$ .

## EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS

**1) Preguntas:** Si acaso se ha aforado la solución a una temperatura de  $10^{\circ}\text{C}$  y luego al utilizarla se tiene una temperatura de  $20^{\circ}\text{C}$ , ¿qué se observa en cuanto al nivel del líquido con relación a la línea de aforo? ¿Ha aumentado o disminuido la densidad de la solución? En consecuencia, en valoraciones. ¿Qué factor debe tomarse muy en cuenta?

**Pregunta:** ¿Por qué si se prepara ácido sulfúrico diluido es necesario colocar antes agua en el matraz?

**3) Ejercicios:** Determinar en un cuadro, como el siguiente, los pesos de solutos que se han necesitado para obtener las soluciones  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  y  $\text{NaCl}$  de concentraciones: 1 N, 0,3 N, 1 M, 0,8 M y 4,25 m.

Substancias	1N	0.3N	1M	0.8M	4,25 m
$\text{H}_2\text{SO}_4$					
$\text{NaNO}_3$					
$\text{KOH}$					
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$					
$\text{NaCl}$					

1. Determinar el número de gramos de soluto necesarios para preparar las soluciones siguientes:

- Un litro de una solución de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  0,1 M.
- 500 gramos de una solución de  $\text{NaOH}$  1,0 m.
- 250 ml de una solución de sacarosa 0,025 M.
- 1,5 lt de una solución de ácido acético 1,0 N.

2. ¿Cuál de las siguientes soluciones preparadas es la más concentrada?

- 10 g de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  en 100 g de  $\text{H}_2\text{O}$ .
- 0,5 moles de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  en un litro de  $\text{H}_2\text{O}$ .
- Una solución 0,6 molal de  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .
- $1,8 \times 10^{24}$  moléculas de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  en 500 g de  $\text{H}_2\text{O}$ .

3. Una solución de ácido acético se ha preparado de tal modo que corresponde a una concentración de 12 g/lit. Expresar dicha concentración en molaridad.
4. Se prepara una solución de hidróxido de sodio de concentración 24% y de densidad 1,263 g/cm<sup>3</sup>. Expresar la concentración en g/lit, molaridad y molalidad.
5. Se preparó una solución disolviendo 75 g de etanol en 250 g de agua. ¿Cuál es la molalidad de la solución y cuál es la fracción molar del etanol? (Considerar a los volúmenes aditivos).
6. ¿Qué volumen en ml de una solución acuosa de H<sub>2</sub>S 0,25 M debe prepararse, de modo que contenga 1,5x10<sup>-12</sup> moles de H<sub>2</sub>S disueltos?
7. Encontrar la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 25 g de KMnO<sub>4</sub> en agua suficiente hasta cubrir un volumen de 750 ml.
8. Se mezclan 200 ml de solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,2 N, con 300 ml de una solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,08 M. Se añaden luego 500 ml de agua, destilada. Se pregunta: a) ¿Cuántos Eq-g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> habían en los primeros 200 ml? b) ¿Cuántas moles y cuántos Eq-g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> habían en los otros 300 ml de solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>? c) ¿Cuál es la normalidad y molaridad de la mezcla resultante?
9. Una solución de K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> que servirá como oxidante, se prepara de la siguiente manera: 85 g de K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> se disuelven en agua suficiente hasta aforar 1200 ml, de ésta tan sólo se toman 300 ml a los cuales se agregan 1250 ml de solución de K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> 0,25 M, como también 1720,5 g de solución K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> de densidad 1,25 g/cm<sup>3</sup> y de concentración 12,816% y por último se diluyen con 700 ml de H<sub>2</sub>O. ¿Cuál es la concentración N de la mezcla?
10. Una solución de KMnO<sub>4</sub> que servirá como oxidante en medio ácido se prepara de la siguiente manera: 150 g de KMnO<sub>4</sub> se disuelven en agua suficiente hasta aforar 1500 ml, de ésta tan sólo se toman 600 ml, a los cuales se agregan 750 ml de solución de KMnO<sub>4</sub> 1,25 M, como también 840 g de solución de KMnO<sub>4</sub> de densidad 1,2 g/cm<sup>3</sup> y de concentración 24% y por último se diluyen con 1200 ml de H<sub>2</sub>O. ¿Cuál es la concentración N de la solución final?

## **SEXTA PRÁCTICA**

# **NANOTUBOS DE CARBONO POR ARCO DE DESCARGA ELÉCTRICA**

---

## **OBJETIVO**

Obtener nanotubos de carbono mediante la técnica de arco de descarga eléctrica usando cobre y grafito para aplicaciones industriales.

## INTRODUCCIÓN

Los nanotubos de carbono, SCNT, por si siglas en inglés (single walls carbón nanotubos); están formados por átomos de carbono los cuales se disponen en forma de una red hexagonal cilíndrica. Su estructura es se considera procedente de la del grafito si esta se enrolla sobre sí misma.

También se pueden encontrar nanotubos que asemejan una serie de tubos concéntricos incluidos dentro de otros, de diferentes diámetros, conocidos como Multi-walled nanotubos (MWCNTS).

Entre las propiedades que facilitan su uso para diferentes aplicaciones se encuentran las propiedades mecánicas, térmicas, eléctricas, químicas y ópticas las cuales varían entre los SCNT y los MWCNTS y dependen de su diámetro, longitud y de los defectos presentes en ellos.

Existen varios métodos para producir nanotubos y nanofibras de carbono, entre estos se encuentran:

Arco de descarga eléctrica

Ablación o erosión láser

Pirólisis de hidrocarburos

Deposición química en fase vapor (CVD por sus siglas en inglés)

Este último tiene la ventaja de que las estructuras de los catalizadores que inician el crecimiento pueden ser definidos litográficamente, así los métodos catalíticos parecen ser de los más prometedores para su producción a gran escala (Jong K.P., 2000).

## FUNDAMENTO TEÓRICO

En 1992 Thomas Ebbeser y Pullickel M. Ajayan, del laboratorio de investigación Fundamental de NEC, publicaron el primer método arco de descarga eléctrica para fabricación de cantidades macroscópicas de nanotubos.

El método consiste en conectar dos barras de grafito con diámetros de 0,5 - 40 mm a una fuente de alimentación con voltaje de 20 – 50 V, separarlas unos milímetros y accionar un interruptor. Al saltar una chispa de corriente DC de 50 - 120 A entre las barras y una presión base de 400 torr de helio, el carbono se evapora en un plasma caliente. Parte del mismo se vuelve a condensar en forma de nanotubos.

Los nanotubos de carbono al ser siempre cerrados crecen por la absorción de C<sub>2</sub> que esté cerca a los defectos pentagonales de las puntas. Durante el proceso de síntesis los nanotubos se encuentran abiertos y crecen al momento en que átomos de carbono se unen en las extremidades.

En el método de arco descarga eléctrica el proceso de crecimiento se lleva a cabo por adición de C<sub>2</sub> y C<sub>3</sub>; sin embargo la adición en posiciones herradas puede hacer que el nanotubos se cierre.

## MATERIAL Y PRODUCTOS

Mina de grafito  
Tijeras  
Marcadores  
Alicate  
Destornillador  
Tapa  
Envase de vidrio  
Cable eléctrico  
Trípode  
Enchufe  
Estilete  
Cable de cobre

## PROCEDIMIENTO

Pelar el alambre 10 cm y extraer el cobre

Realizamos una extensión con el enchufe y el alambre sobrante

Hacemos dos orificios en la tapa del envase

En los orificios colocar los cables de cobre un extremo por cada orificio

Debemos asegurarnos que en el trípode metálico pueda ingresar la parte superior del envase de vidrio

Enrollamos en la parte inferior de la extensión la mina de grafito a cada

lado dejando una pequeña lámina conectado de extremo a extremo

Colocamos en la tapa en el envase, y el mismo en el trípode

Conectamos al interruptor, verificamos resultados

## EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS

Se debe verificar las masas del producto obtenido utilizando una Balanza Analítica con una superficie que permita recolectar las muestras de Carbono acumulado.

## **SÉPTIMA PRÁCTICA**

# **NEUTRALIZACIÓN DE UNA SUSTANCIA ACIDA O BASE**

---

## **OBJETIVO**

Demostrar la neutralización de ácidos o bases mediante reactivos y colorantes.

## FUNDAMENTO TEÓRICO

Las reacciones químicas en la que un ácido y una base reaccionan cuantitativamente entre sí, se denomina neutralización; en una reacción en agua, se producen resultados en la que no hay exceso de iones de hidrogeno o hidróxido presentes en la solución. El pH de la solución neutralizada, depende de la fuerza acida de los reactivos.

En el organismo humano es de gran importancia la neutralización ayudándonos a mantener buena salud, cumplen un papel de importancia en nuestra sociedad, contribuyen a la limpieza, obtención de energía, entre otras.

Así por ejemplo, la piel es el tejido más grande del cuerpo humano y se agrega ácidos grasos, al bañarnos con jabón que es básico nuestra piel queda reseca por lo que nos ponemos ácidos grasos (cremas) provocando la neutralización.

## MATERIALES

- 2 Frascos boca ancha
- 1 limón (Jugo)
- 2 Cucharadas de bicarbonato de sodio
- 1 Indicador
- 1 Agitador
- 1 Gotero

## PROCEDIMIENTO

Se exprime el limón en un frasco y en otro colocamos 2 cm<sup>3</sup> de agua; en el que se disuelve 2 cucharadas de bicarbonato de sodio, entonces tendremos: un ácido del limón y la base de bicarbonato de sodio.

Se puede comprobar añadiendo tres gotas del indicador en el vaso de jugo de limón y con un gotero unas tres gotas al frasco que contiene el bicarbonato de sodio.

## EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOST

Se puede observar que el líquido va pasando de un color rosa a violeta, este cambio de color indica que el ácido se va neutralizando.

## **OCTAVA PRÁCTICA**

# **CONSTRUCCIÓN DE UNA PILA ECOLÓGICA (CITRUS-ENERGÍA)**

---

## **OBJETIVO**

Elaborar una pila casera que dote simbólicamente de una cantidad de energía eléctrica mediante la utilización de un cítrico, y se puede relacionar sus funciones con los conceptos teóricos de reacciones químicas

## FUNDAMENTO TEÓRICO

Una pila es un acumulador de energía que está lista para entrar en acción; está construida para ser descargada mediante un circuito externo; en otras palabras es una reacción redox en la cual los electrones se movilizan por afuera y van de un electrodo al otro. En esos electrodos se producen esas reacciones.

La reacción oxidante en el cátodo y reductora en el ánodo.

## MATERIAL Y PRODUCTOS

- Un vaso de precipitación 500 ml
- Un clavo de zinc
- Un clavo de cobre
- Un LED
- Dos cables
- Una naranja

## PROCEDIMIENTO

Primeramente frotando con la mano la naranja sobre una mesa para disponer, se suelta el jugo que está dentro de la naranja, este paso es de importancia pues sirve para obtener la máxima respuesta del cítrico.

Aproximadamente un tercio de distancia desde un extremo. Con un estilete hacemos un corte de un centímetro (3/4 pulgadas) dentro de la naranja, aproximadamente un 1\3 de distancia desde un extremo insertamos un clavo de zinc dentro del corte para que quede la mitad del clavo en el interior de la naranja; y al otro extremo en igual forma insertamos el clavo de cobre.

Los dos clavos estarán unidos por el cable y en la parte media un LED por el que comprobaremos de que produce energía eléctrica.

## EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS

De creer o no se puede obtener electricidad de una naranja y su comportamiento con una pila eléctrica.

En este experimento te familiarizarás con los componentes de una pila y tratarás de identificar las reacciones que en ella ocurren.

## **NOVENA PRÁCTICA**

# **ANÁLISIS ESPECTRAL Y A LA LLAMA DE LOS METALES LITIO, SODIO Y POTASIO**

---

## **OBJETIVO**

Determinar el color y el espectro que presentan los metales alcalinos a la llama de un mechero.

## FUNDAMENTO TEÓRICO

La mayoría de los metales se encuentran en la naturaleza en forma de compuestos, como unos bien escasos se encuentran en estado libre, como el Oro, Plata, Platino.

Se definen en base a sus propiedades, que en su gran mayoría son sólidos y poseen un brillo característico., buenos conductores de calor y reactividad.

Los metales alcalinos como litio, sodio y calcio, tiene propiedades químicas individuales, que depende de la configuración electrónica de cada uno de ellos.

- Ceden Electrones, convirtiéndose en iones positivos
- Se combinan directamente con el oxígeno, azufre y halógenos.
- Los compuestos que conforman metales forman cationes cuando se disuelve en el agua .
- Los óxidos de los metales y los hidróxidos, solubles en agua forman soluciones básicas .Pueden mezclarse entre sí para formar ligas o aleaciones.
- Los metales alcalinos presentan una estructura cristalina cúbica centrada.

## PROCEDIMIENTO

- Quemar el alambre de platino en la llama del mechero y luego introducirlo en ácido clorhídrico concentrado, repita hasta agotar cualquier impureza adherida al alambre, este hecho comprobado porque el color de la llama no cambia.
- En los tubos de ensayo preparar soluciones diluidas de LiCl, NaCl Y KCl acidule con 1 ml de HCl concentrado.
- Moje el alambre de platino en la primera solución y llévelo al límite de la zona reductora de la llama.
- Observe el color de la llama en ese momento, luego mire a través del vidrio de azul de Cobalto, registre lo que observa.
- Limpie el alambre de platino como indica el paso número uno, empapelado en la segunda solución y repita el ensayo del paso tres.
- Repita el ensayo del paso cuatro, pero mojando el alambre de platino en la tercera solución.
- En los tubos de ensayo prepare soluciones diluidas  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{SO}_4$  y  $\text{KClO}_3$ , acidule con cada uno con un 1 ml de HCl concentrado.
- Finalmente con cada una de ellas repita el ensayo del paso cuatro, y mire a través del espectroscopio, registre el color de cada uno de las llamas.

## EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS

Demostrar que las llamas de los metales analizados en ningún momento son iguales.

Mediante el espectroscopio se puede observar los espectros de emisión generados por los elementos al absorber o emitir fotones energéticos; en conclusión los elementos Li, Na y K en la espectrografía son diferentes uno de otro.

## **DÉCIMA PRÁCTICA**

# **PLÁSTICO BIODEGRADABLE**

---

## **OBJETIVO**

Obtener plástico biodegradable usando almidón como propuesta ecológica para reducir la contaminación ambiental.

## INTRODUCCIÓN

El bioplástico es un tipo de Plástico derivado de productos vegetales, el cual se puede obtener de diversas fuentes vegetales de desperdicios hogareños que van directo a la basura, o simplemente también de los desperdicios vegetales a nivel industrial, por ejemplo, cascaras de papas, cascaras de plátano, del maíz, del arroz, de la soja, etc.

El plástico tradicional es compuesto por polietileno sintetizado a partir del petróleo, el bioplástico es compuesto por ácido poliláctico que es sintetizado a través de productos vegetales como almidón o celulosa.

El bioplástico tiene la misma resistencia y rigidez del plástico convencional.

La idea principal es concientizar a las personas del daño que provoca el plástico convencional al medio ambiente y dar a conocer el beneficio del bioplástico

Entre las características y beneficios principales de este material se pueden mencionar:

No toxico.

No Cancerígeno.

100% Biodegradable.

Aprovechamiento de residuos orgánicos.

Ahorro de Energía.

Al producir bioplástico hay una reducción de la emisión de carbono.

Fomenta el Consumo responsable.

Una solución al impacto ambiental.

Independencia del sector Petrolero

Mayor ingreso a agricultores

Producir bioplástico no genera contaminación.

Degradación bioplástico 1 año vs plástico derivado del petróleo 1000 años.

## FUNDAMENTO TEÓRICO

El almidón es un polímero natural. Se trata de un tipo de hidrato de carbono por moléculas grandes que la planta sintetiza durante la fotosíntesis y le sirve a la misma como reserva energética. Cereales como el maíz y tubérculos como la papa contienen grandes cantidades de almidón.

El almidón puede ser procesado y convertido en plástico; en presencia de microorganismos el almidón es transformado en una molécula más pequeña llamada monómero, el ácido láctico. Posteriormente el ácido láctico es tratado químicamente para formar cadenas de monómeros, polímeros. Estos polímeros se unen entre sí para formar el ácido poli láctico (PLA). El entrecruzamiento de cadenas de PLA da lugar a la lámina de plástico biodegradable que sirve de base para la elaboración de numerosos productos plásticos no contaminante.

## MATERIAL Y PRODUCTOS

40 g de Almidón.  
200 ml de agua destilada.  
24 ml de ácido clorhídrico a 0,1 M.  
16 ml de glicerina.  
Hidróxido de Sodio a 0,1 M.  
Anilina (opcional).  
Bicarbonato de sodio.  
Indicador de pH.  
Vaso de precipitación de 250 ml.  
Pipeta.  
Recipiente de acero inoxidable.  
Moldes  
Placa calefactora

## PROCEDIMIENTO

En un vaso de precipitación mezclar el agua destilada con el ácido clorhídrico y la glicerina.

En el recipiente de acero inoxidable mezclar la solución anterior con el almidón y revolver hasta crear una mezcla homogénea.

Poner a cocer la mezcla en la placa calefactora sin dejar de agitar, durante aproximadamente 15 minutos, hasta formar una consistencia pastosa.

Retirar el bioplástico del calor y añadir a la mezcla el NaOH para neutralizar el HCl y añadir colorante.

Verificar si la mezcla se neutralizó.

Verter la mezcla en una superficie plana o molde y dejar secar.

## **EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS**

Se procede a formar figuras dispuestas en moldes adecuados. Posteriormente al secado al ambiente. Pesar los resultados en una balanza analítica para comprobar resultados para saber la eficiencia del proceso.

## **DÉCIMA PRIMERA PRÁCTICA**

### **ACCIÓN DE LOS HIDROXIDOS EN LA VIDA HUMANA**

---

## **OBJETIVO**

Demostrar la acción de un hidróxido en la salud de los seres humanos.

## **FUNDAMENTO TEÓRICO**

Los Hidróxidos están constituidos por tres elementos, un metal, hidrogeno y oxígeno. En los hidróxidos metálicos el oxígeno y el hidrogeno se encuentra formando uno o más hidroxilos, por lo que siempre disponen del mismo número de átomos igual para el oxígeno y el hidrogeno.

Estos compuestos son de gran importancia en la vida, la industria. Los álcalis al reaccionar con las proteínas, permiten determinar el porcentaje de lana que disponen los tejidos. Otros hidróxidos son utilizados en la medicina cuando se necesita la presencia de un medio básico en el organismo para combatir la acides estomacal. En la industria azucarera para controlar la acides del guarapo y en la agricultura para equilibrar o variar el grado de acides de los otros.

**MATERIALES**

- 1 vaso de cristal
- 50 cm<sup>3</sup> de agua
- 1 Alka-Seltzer (2,1 g de hidrogenocarbonato de sodio.)
- 1 Agitador

**PROCEDIMIENTO**

En el vaso de agua colocamos la pastilla de alka-selzer, agitamos, y la disolución está lista para hacer ingerida, provocando alivio eficaz para tratar molestias de ácidos y ardor de estómago.

**EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS**

La disolución de la pastilla de hidrogenocarbonato de sodio actúa directamente en el estómago provocando alivio inmediato al malestar propiciado por los ácidos.

**DÉCIMA SEGUNDA PRÁCTICA**  
**ELABORACIÓN DE PLEXIGLÁS**

---

## **OBJETIVO**

**SINTETIZAR DISTINTOS TIPOS DE POLÍMEROS Y RECONOCER SUS PROPIEDADES MEDIANTE LA FABRICACIÓN DE PLEXIGLÁS.**

## INTRODUCCIÓN

El término macromolécula se aplica a sustancias de peso molecular elevado que están compuestas por un gran número de unidades de bajo peso molecular conocidos como monómeros, estos se unen entre sí mediante enlaces covalentes, si los monómeros están unidos entre sí formando una sola línea larga se los denomina polímeros lineales, algunos de estos polímeros no tienen un peso molecular muy elevado y esto permite que sean solubles en distintos disolventes, y al calentarse se ablandan o se funden, la cual es moldeable y puede tomar la figura que uno desee, por ellos se les denomina termoplásticos, por lo contrario cuando los monómeros se unen mediante enlaces covalentes se los denomina polímeros estructurados, estos polímeros forman grandes redes tridimensionales que hace que sean insolubles e infusibles, podemos recalcar que los polímeros son de gran importancia en la industria y la vida misma ya que nuestro ADN Y ARN de los seres vivos son polímeros, así también como las botellas, el nylon.

## MARCO TEÓRICO

### Polimerización

Un polímero es una molécula grande que se obtiene por combinación de unidades pequeñas. Estas moléculas pequeñas toman el nombre de monómeros, el proceso por el cual se obtiene a partir de monómeros se llama polimerización. La polimerización se puede llevar a cabo por dos reacciones las cuales son la adición y la condensación, el polímero de condensación se forman por reacciones entre grupos funcionales de los monómeros, al contrario que los polímeros de adición se obtienen por la reacción entre monómeros sin eliminar átomos. (PRACTICA N5, s.f.)

## MATERIAL Y PRODUCTOS

Guantes  
Gafas de seguridad  
Tubos de ensayos  
3ml de metacrilato de sodio  
Espátula con cucharilla metálica  
Peróxido de benzoilo  
Recipiente para realizar baño María

## PROCEDIMIENTO

- 1.- Colocar en un tubo de ensayo 3 ml de metacrilato de metilo y una punta de espátula de peróxido de benzoilo
- 2.- calentar suavemente el tubo al baño de maría procurar que no hierva
- 3.- una vez finalizado el experimento tomar nota de las características del producto obtenido
- 4.- Tomar en cuenta que esto puede ser un poco inflamable tomar mucho cuidado al momento de lavar los materiales de laboratorio

## EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS

Se procede a formar figuras dispuestas en moldes adecuados. Posteriormente al secado al ambiente. Pesar los resultados en una balanza analítica para comprobar resultados para saber la eficiencia del proceso.

**DÉCIMA TERCERA PRÁCTICA**  
**OBTENCIÓN DEL UREA- FORMOL**

---

## **OBJETIVO**

Sintetizar distintos tipos de polímero y reconocer sus propiedades mediante la fabricación de urea- formol.

## INTRODUCCIÓN

---

El término macromolécula se aplica a sustancias de peso molecular elevado que están compuestas por un gran número de unidades de bajo peso molecular conocidos como monómeros, estos se unen entre sí mediante enlaces covalentes, si los monómeros están unidos entre sí formando una sola línea larga se los denomina polímeros lineales, algunos de estos polímeros no tienen un peso molecular muy elevado y esto permite que sean solubles en distintos disolventes, y al calentarse se ablandan o se funden, la cual es moldeable y puede tomar la figura que uno desee, por ellos se les denomina termoplásticos, por lo contrario cuando los monómeros se unen mediante enlaces covalentes se los denomina polímeros estructurados, estos polímeros forman grandes redes tridimensionales que hace que sean insolubles e infusibles, podemos recalcar que los polímeros son de gran importancia en la industria y la vida misma ya que nuestro ADN Y ARN de los seres vivos son polímeros, así también como las botellas, el nylon.

## MARCO TEÓRICO

### Polimerización

Un polímero es una molécula grande que se obtiene por combinación de unidades pequeñas. Estas moléculas pequeñas toman el nombre de monómeros, el proceso por el cual se obtiene a partir de monómeros se llama polimerización. La polimerización se puede llevar a cabo por dos reacciones las cuales son la adición y la condensación, el polímero de condensación se forman por reacciones entre grupos funcionales de los monómeros, al contrario que los polímeros de adición se obtienen por la reacción entre monómeros sin eliminar átomos. (PRACTICA N5, s.f.)

## MATERIAL Y PRODUCTOS

Guantes  
Gafas de seguridad  
Tubos de ensayos  
Agua  
2 gramos de urea  
5ml de formaldehído al 40%  
Ácido sulfúrico  
Pipeta

## PROCEDIMIENTO

- 1.- 4 ml de agua y se va añadiendo lentamente con agitación 2 g de urea (calentar el tubo en baño María)
- 2.- añadir 5ml de formaldehído al 40%
- 3.- homogeneizar la solución
- 4.- añadir con una pipeta con mucho cuidado gota a gota, ácido sulfúrico concentrado
- 5.- observar la evolución del sistema y anotar los resultados obtenidos

## EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS

Se procede a formar figuras dispuestas en moldes adecuados. Posteriormente al secado al ambiente. Pesar los resultados en una balanza analítica para comprobar resultados para saber la eficiencia del proceso.

## ANEXOS

## RÚBRICA DE LA PRÁCTICA DE LABORATORIO

DIMENSIONES		100%	60%	30%	0%	
ORD.	INDICADORES	COMPLETAMENTE SATISFACTORIO	SATISFACTORIO	POCO SATISFACTORIO	NO SATISFACTORIO	
1	PRESENTACIÓN DEL PREPARATORIO	15%	Cumplió con el material solicitado en la ejecución de la práctica, preparó de manera adecuada el trabajo preliminar para la ejecución de las prácticas.	0,0%	No cumplió con el material solicitado en la ejecución de la práctica, no preparó de manera adecuada el trabajo preliminar para la ejecución de las prácticas.	0,0%
2	VESTIMENTA PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA	5%	Utilizó la vestimenta, las medidas de seguridad, disciplina y desarrollo de la práctica.	0,0%	Utilizó la vestimenta, las medidas de seguridad y disciplina, pero no las de higiene en el desarrollo de la práctica.	0,0%
3	DESEMPEÑO EN EL CUMPLIMIENTO REQUERIDO	20%	Desarrolla adecuadamente el procedimiento de la práctica y llega a cumplir con el objetivo deseado.	0,0%	Desarrolla el procedimiento de la práctica.	0,0%
4	ORGANIZACIÓN EN EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA	20%	Organiza adecuadamente sus compañeros cada uno de los pasos para lograr el objetivo.	0,0%	La organización no se realiza en cada uno de los pasos.	0,0%
5	LOGRO DE OBJETIVOS DE LA PRÁCTICA	40%	Comenta de manera crítica y reflexiva la conclusión solicitada en tiempo y forma.	0,0%	Comenta la conclusión solicitada, pero no el tiempo estipulado.	0,0%

## RÚBRICA DE LA PRÁCTICA DE LABORATORIO

DIMENSIONES		100%	60%	30%	0%	
ORD.	INDICADORES	PESO	COMPLETAMENTE SATISFACTORIO	SATISFACTORIO	POCOSATISFACTORIO	NO SATISFACTORIO
1	PLAZO ESTABLECIDO	0%	Entrega el informe dentro del plazo establecido	Entrega el informe retrasado, pero con menos de cuatro días de retraso	Entrega el informe retrasado, pero con menos de cuatro días de retraso	No entrega el informe
2	PRESENTA INTRODUCCIÓN TEÓRICA DEL PROCESO DESARROLLADO	0%	Describe en forma eficiente lo que se desarrolla en la práctica	La descripción de lo que se presenta en el informe no se expresa de manera clara	La descripción de lo que se presenta en el informe es confusa y no se relaciona de manera directa con lo presentado	No presenta introducción al trabajo que se desarrolla en el informe
3	DESCRIBE PROCEDIMIENTO	5%	Describe en forma completa el procedimiento realizado en el desarrollo de la práctica	Descripción del procedimiento realizado en la práctica en forma parcial.	Descripción confusa del procedimiento utilizado.	No describe el procedimiento utilizado
4	PRESENTA RESULTADOS CORRECTOS Y EN FORMA ORDENADA	0%	Los resultados se presentan en forma completa, ordenada y son correctos	Resultados correctos, completos, pero no expresados en forma ordenada	Presenta resultados en forma ordenada pero incorrectos	Resultados incompletos sin orden.
5	PRESENTA RESULTADOS EN FORMA DE TABLAS Y/O GRÁFICOS	20%	Se utilizan gráficos y/o tablas que son correctos para presentar los resultados obtenidos	Se presentan gráficos que se relacionan en forma directa con los resultados obtenidos pero no aportan al informe.	Los gráficos presentados no se relacionan con los requerimientos de la práctica	No incluye gráficos y/o tablas que debieron haberse incluido en el informe
6	INCLUYE BIBLIOGRAFÍA REVISADA	0%	Se incluye la bibliografía completa relacionada con el informe	La bibliografía está relacionada con el informe pero se presenta en forma incompleta	Bibliografía presentada sin relación directa con el informe	No presenta bibliografía o sin relación directa con el informe
7	ELABORA CONCLUSIONES EN LAS QUE SE IDENTIFICAN LOS PROBLEMAS PRESENTADOS.	0%	Conclusiones satisfactorias de acuerdo a lo obtenido en el desarrollo de la práctica	Presenta conclusiones en forma incompleta	Presenta conclusiones no relacionadas directamente con el trabajo desarrollado	No presenta conclusiones
8	ELABORA RECOMENDACIONES PARA SOLUCIONAR PROBLEMAS PRESENTADOS	0%	Las recomendaciones coherentes con las conclusiones y con la práctica desarrollada	Recomendaciones con coherencia parcial de acuerdo a los resultados de la práctica	Las recomendaciones emitidas no se relacionan en forma directa con la práctica desarrollada.	No presenta recomendaciones.

**BIBLIOGRAFÍA**

Alzate, G. (2010). Obtenido de <http://www.bdigital.unal.edu.co/3541/1/gonzaloivanalzatelopez.2011.pdf>

Askeland, D. R. (1998). Ciencia e Ingeniería de los Materiales. Missouri: International Thomson Editores.

Atkins, J. (2006). Principios de química. los caminos del descubrimiento. En J. Atkins, Principios de química. los caminos del descubrimiento. Buenos Aires: Editorial Médica Panamericana. 3ra. Edición.

Brown, T. (2004). Química: la ciencia central. En T. Brown, Theodore Brown (septima ed., págs. 218,219,221). Mexico: prentice hall hispanoamericana.

Burns, R. (2002). Fundamentos de Química. México. D.F.: PEARSON.

Casabó, J. (1996). Estructura atómica y enlace químico. En J. Casabó, & E. Reverté (Ed.), Estructura atómica y enlace químico (pág. 399). Barcelona, España.

Chang, R. (2002). Química. En R. Chang, Química (septima ed., pág. 1004). Mexico: McGraw-Hill.

Gispert, J. (2000). Química de Coordinación. Barcelona: Reverté.  
Herring., P. H. (s.f.). 8va edición. Pearson. . Prentice Hall.

Marconi, j. (25 de Diciembre de 2012). monografias.com. (j. marconi, Productor) Recuperado el 21 de septiembre de 2016, de quimica: <http://www.monografias.com/trabajos94/tabla-periodica-elementos-quimicos/tabla-periodica-elementos-quimicos.shtml>

Mariano. (1 de Julio de 2011). Acerca de nosotros: Tecnología de los plásticos. Obtenido de Tecnología de los plásticos Web site: <http://tecnologiadelosplasticos.blogspot.com/2011/07/nylon.html>

Mariano. (23 de Junio de 2011). Acerca de nosotros: Tecnología de los plásticos. Obtenido de Tecnología de los plásticos: <http://tecnologiadelosplasticos.blogspot.com/2011/06/poliuretano.html>

Mariano. (14 de noviembre de 2012). Acerca de nosotros: Tecnología

de los plásticos. Obtenido de Tecnología de los plásticos web site: <http://tecnologiadelosplasticos.blogspot.com/2012/11/resinas-urea-formaldehido.html>

McKee, T. M. (2003). Bioquímica. La base molecular de la Vida. Madrid: Mc Graw Hill.

Petrucci, R. H. (2011). Química General. Barcelona: Pearson.

Phillips, J. S. (2012). Química. Conceptos y Aplicaciones. México. D.F.: Mc Graw Hill.

PRACTICA N5. (s.f.). Obtenido de [www.fccs.ulpgc.es/es/component/docman/doc.../49-practica-no-5-polimerizacion.htm...](http://www.fccs.ulpgc.es/es/component/docman/doc.../49-practica-no-5-polimerizacion.htm...)

Reboiras. (2006). Química: la ciencia básica. En Reboiras, & Thomson (Ed.), Química: la ciencia básica (págs. 56,57,58). Madrid, España.

Whitten, K. D. (2014). Química . México. D.F: CENGAGE LEARNING.

Wolfe, D. H. (1996). Química. México D.F: Mc. Graw Hill.



**VÍCTOR HUGO ARMAS Ph.D.**



**UNIVERSIDAD  
TÉCNICA DE  
COTOPAXI**

ISBN: 978-9978-395-65-3



9 789978 395653