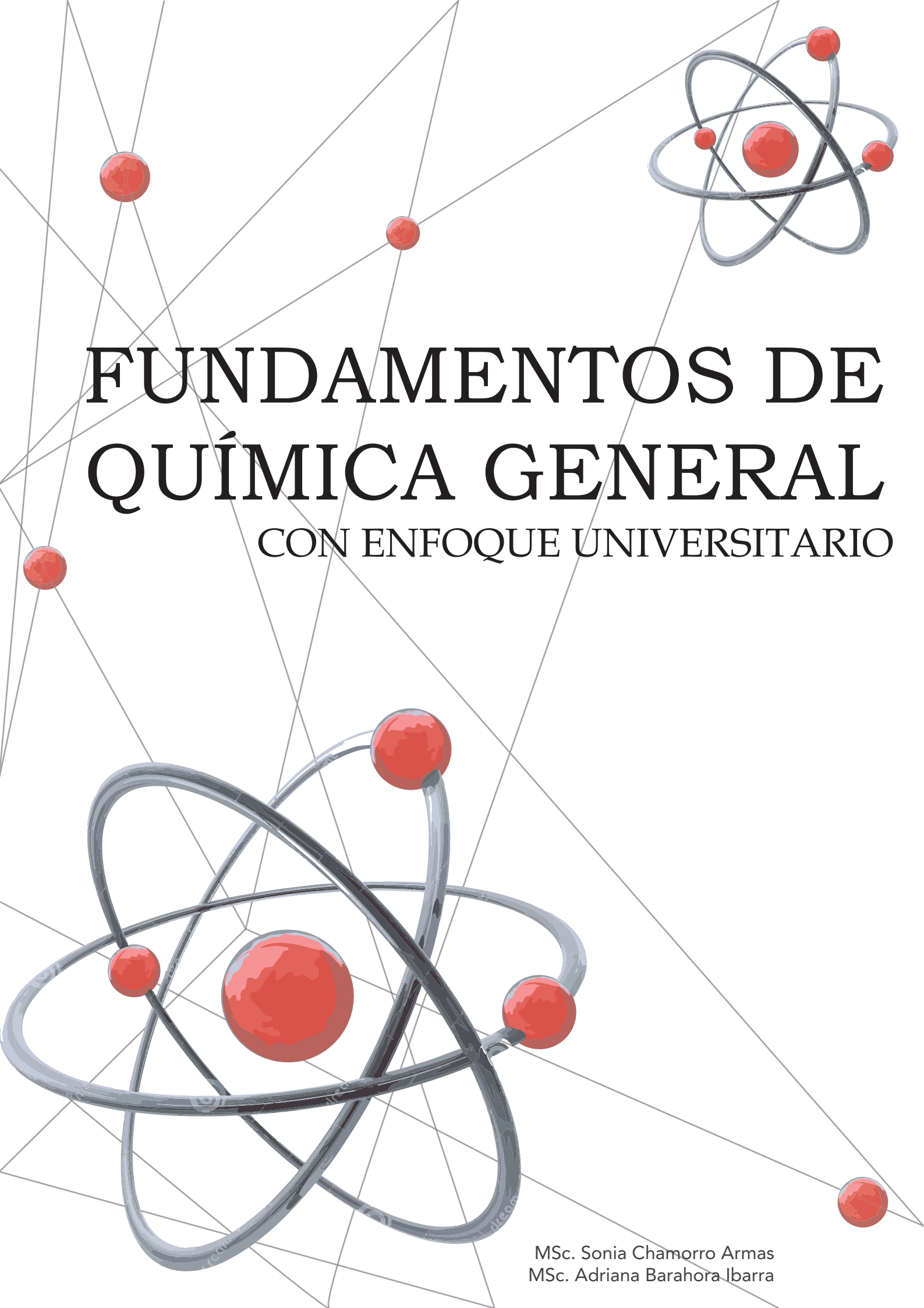




FUNDAMENTOS DE QUÍMICA GENERAL

CON ENFOQUE UNIVERSITARIO

MSc. Sonia Chamorro Armas
MSc. Adriana Barahora Ibarra

FUNDAMENTOS
DE
QUÍMICA GENERAL
CON ENFOQUE
UNIVERSITARIO

FUNDAMENTOS DE
QUÍMICA GENERAL
CON ENFOQUE UNIVERSITARIO

Autoras:

MSc. Sonia Chamorro Armas

MSc. Adriana Barahona Ibarra

Editorial: Ediciones Ecuafuturo

Años: 2021

Revisión de Pares Académicos:

Ing. Ivonne Carrillo MSc.

Docente de la Facultad de Ingeniería Química

Universidad Central del Ecuador

MSc. Pablo Renán Aguilar Barriga

Facultad de Ingeniería e Industrias

Ingeniería en Alimentos

Universidad UTE

DERECHOS RESERVADOS

ISBN: 978-9942-780-36,2

DERECHO DE AUTOR: 059848

Impreso en Ecuador

Ediciones Ecuafuturo

Teléfonos: (02) 2621593 / 0995416060

FUNDAMENTOS DE QUÍMICA GENERAL CON ENFOQUE UNIVERSITARIO



MSc. Sonia Chamorro Armas

MSc. Adriana Barahona Ibarra

INDICE

INTRODUCCIÓN	10
ÁTOMO	11
EL ÁTOMO Y LAS PARTÍCULAS SUBATÓMICAS	14
CONSTANTES DEL ÁTOMO:	17
NÚMEROS CUÁNTICOS Y DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA	27
TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS	36
CARGA EFECTIVA NUCLEAR	48
ENLACES QUÍMICOS	52
CLASES DE ENLACES:	57
IÓNICO O ELECTRO VALENTE, COVALENTE Y METÁLICO	57
FUERZAS INTERMOLECULARES	63
GEOMETRÍA MOLECULAR	65
TIPOS DE ESTRUCTURAS GEOMÉTRICAS MOLECULARES	67
WEBGRAFÍA RECOMENDADA	71
ESTADOS DE LA MATERIA	75
ESTADO SÓLIDO	79
ESTADO LÍQUIDO	84
ESTADO GASEOSO	87
TEORÍA CINÉTICA – MOLECULAR	88
LEYES DE LOS GASES	91
WEBGRAFÍA RECOMENDADA	104
ESTADO PLASMA	106
CONDENSADO DE BOSE – EINSTEIN	107
REACCIONES QUÍMICAS	112
MÉTODOS DE BALANCEO DE ECUACIONES	114
TIPOS DE REACCIONES	116
WEBGRAFÍA RECOMENDADA	123
ESTEQUIOMETRÍA	127
ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES	140
WEBGRAFÍA RECOMENDADA	153
EXPRESIONES DE CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES	162
UNIDADES DE CONCENTRACIÓN QUÍMICAS	166
COLOIDES	176
PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES	179
VELOCIDAD DE REACCIONES QUÍMICAS Y EQUILIBRIO QUÍMICO	201
EQUILIBRIO QUÍMICO	206
ÁCIDOS Y BASES	216

WEBGRAFÍA RECOMENDADA	222
EL PH	223
SOLUCIONES BUFFER O AMORTIGUADORAS	225
REFERENCIAS	233

INDICE DE FIGURAS

FIGURA 1. CARGAS ELÉCTRICAS	11
FIGURA 2. HISTORIA DEL ÁTOMO	12
FIGURA 3. PARTÍCULAS SUBATÓMICAS	14
FIGURA 4. ESTRUCTURA DEL ÁTOMO DE CARBONO	15
FIGURA 5. DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN	15
FIGURA 6. EL NEUTRÓN	16
FIGURA 7. ISÓTOPOS DEL HIDRÓGENO	17
FIGURA 8. ÁTOMO DE SODIO	18
FIGURA 9. PUNTOS CUÁNTICOS	20
FIGURA 10. MECÁNICA CUÁNTICA	20
FIGURA 11. REPRESENTACIÓN ESQUEMÁTICA DE UNA ONDA PLANA UNIDIMENSIONAL	22
FIGURA 12. PERIODO	22
FIGURA 13. FRECUENCIA	23
FIGURA 14. RELACIÓN ENTRE LA FRECUENCIA Y EL PERIODO	23
FIGURA 15. VELOCIDAD DE PROPAGACIÓN DE LA ONDA	23
FIGURA 16. VELOCIDAD DE PROPAGACIÓN DE LA LONGITUD DE LA ONDA	23
FIGURA 17. ESPECTRO VISIBLE POR EL OJO HUMANO (HORST FRANK, 2006).	24
FIGURA 18. DIAGRAMA DE MÖELLER (BEJARANO PEDRO, 2013)	26
FIGURA 19. DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA	26
FIGURA 20. NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL	27
FIGURA 21. SUBNIVEL S	28
FIGURA 22. SUBNIVEL P	28
FIGURA 23. SUBNIVEL D	28
FIGURA 24. SUBNIVEL F (EXPERIMENTALES, 2011).	28
FIGURA 25. NÚMERO CUÁNTICO DEL SPIN	29

FIGURA 26. TABLA PERIÓDICA	35
FIGURA 27. TABLA PERIÓDICA POR BLOQUES	41
FIGURA 28. TABLA PERIÓDICA POR SUBNIVELES	41
FIGURA 29. TABLA PERIÓDICA DE LOS METALES	42
FIGURA 30. TABLA PERIÓDICA DE LOS NO METALES	43
FIGURA 31. TABLA PERIÓDICA DE LOS GASES NOBLES	43
FIGURA 32. RADIO ATÓMICO	46
FIGURA 33. CARGA EFÉCTIVA NUCLEAR	49
FIGURA 34. ENLACE QUÍMICO	52
FIGURA 35. EL ATOMIUM	53
FIGURA 36. PROPIEDADES Y FACTORES QUE INFLUYEN EN UN ENLACE	54
FIGURA 37. TIPO DE ENLACE QUÍMICO	56
FIGURA 38. TABLA PERIÓDICA Y LA ELECTRONEGATIVIDAD	56
FIGURA 39. DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA SEGÚN BOHR PARA EL ÁTOMO DE CLORO	57
FIGURA 40. DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA PARA EL ÁTOMO DE CLORO	57
FIGURA 40. LA REGLA DEL OCTETO	¡ERROR! MARCADOR NO DEFINIDO.
FIGURA 41. LA REGLA DEL OCTETO	58
FIGURA 42. ENLACE IÓNICO	58
FIGURA 43. COMPUESTOS DE ENLACE IÓNICO	58
FIGURA 45. ÓXIDO DE CALCIO	59
FIGURA 44. CLORURO DE SODIO	59
FIGURA 46. BICARBONATO DE CALCIO	59
FIGURA 47. FORMACIÓN DEL F_2	59
FIGURA 48. ENLACE COVALENTE SIMPLE	59
FIGURA 49. FORMACIÓN DEL O_2	60
FIGURA 50. FORMACIÓN DEL N_2	60
FIGURA 51. EJEMPLOS TIPOS DE ENLACE.	60
FIGURA 52. FORMACIÓN DEL H_2SO_4	60
FIGURA 53. ENLACE METÁLICO	62
FIGURA 54. ENLACE MOLÉCULA IMPAR	62
FIGURA 55. ENLACE OCTETO REDUCIDO	62
FIGURA 56. ENLACE OCTETO EXPANDIDO	63
FIGURA 57. ATRACCIÓN ELECTROSTÁTICA DIPOLO DIPOLO	64
FIGURA 58. ENLACE PUENTE DE H	64
FIGURA 59. ENLACES PUENTE DE HIDRÓGENO EN EL ÁCIDO FLUORHÍDRICO	65

FIGURA 60. ESTRUCTURA GEOMÉTRICA MOLECULAR LINEAL	67
FIGURA 61. ESTRUCTURAS GEOMÉTRICA MOLECULAR ANGULAR	68
FIGURA 62. ESTRUCTURA GEOMÉTRICA MOLECULAR PIRAMIDAL TRIGONAL	68
FIGURA 63. ESTRUCTURA GEOMÉTRICA MOLECULAR TETRAÉDRICA	68
FIGURA 64. ESTRUCTURA GEOMÉTRICA MOLECULAR BIPIRAMIDE TRIANGULAR	69
FIGURA 65. CONFIGURACIÓN LEWIS	71
FIGURA 66. ESTADOS DE LA MATERIA	75
FIGURA 67. CAMBIOS DE ESTADO	76
FIGURA 68. ESTADO SÓLIDO	79
FIGURA 69. EL HOMBRE EN LA LUNA	79
FIGURA 70. ÁTOMOS ESTADO SOLIDO	79
FIGURA 71. EJEMPLOS ESTADO SÓLIDO	79
FIGURA 72. CLASIFICACIÓN DE LOS SÓLIDOS	81
FIGURA 73. SÓLIDO AMORFO	81
FIGURA 74. MAGNETISMO METALES AMORFOS	82
FIGURA 75. SÓLIDOS CRISTALINOS	83
FIGURA 76. SOLIDÓS CRISTALINOS	84
FIGURA 77. ESTADO LÍQUIDO	84
FIGURA 78. TENSIÓN SUPERFICIAL	86
FIGURA 79. VISCOSIDAD	87
FIGURA 80. TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR	88
FIGURA 81. ESTADO GASEOSO	89
FIGURA 82. ESCALAS DE TEMPERATURA	90
FIGURA 83. LEY DE BOYLE	92
FIGURA 84. LEY COMBINADA DE LOS GASES	94
FIGURA 85. LEY DE AVOGRADO	95
FIGURA 86. ESTADO DE PLASMA	106
FIGURA 87. CONDENSADO DE BOSE-EINSTEIN	107
FIGURA 88. LAS REACCIONES QUÍMICAS	112
FIGURA 89. ESQUEMA DE REACCIÓN QUÍMICA	113
FIGURA 90. REACCIÓN QUÍMICA (HERNANDEZ ANTONIO, 2017)	114
FIGURA 91. REACCIONES	116
FIGURA 92. REACCIÓN DE COMBINACIÓN	116
FIGURA 93. REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN	117
FIGURA 94. REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO O SUSTITUCIÓN SIMPLE	117

FIGURA 95. REACCIONES DE DOBLE DESPLAZAMIENTO	117
FIGURA 96. REACCIÓN DE COMBUSTIÓN	118
FIGURA 97. REACCIÓN REDOX	118
FIGURA 98. ORDEN DE LA OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN	119
FIGURA 99. MASA ATÓMICA	127
FIGURA 100. MASA ATÓMICA DE LOS ELEMENTOS	128
FIGURA 101. EL MOL	128
FIGURA 102. EL ELEMENTO QUÍMICO	129
FIGURA 103. MASA MOLAR	131
FIGURA 104. ESQUEMA CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS	133
FIGURA 105. EL PROCEDIMIENTO PARA LOS CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS	135
FIGURA 106. ESQUEMA MOLECULAR	136
FIGURA 107. ESQUEMA MOLECULAR	138
FIGURA 108. ESQUEMA MOLECULAR CIANURO DE POTASIO	138
FIGURA 109. ESQUEMA MOLECULAR ÁCIDO ASCÓRBICO	139
FIGURA 110. REACTIVO LIMITANTE Y EN EXCESO	142
FIGURA 111. RENDIMIENTO DE LA REACCIÓN	143
FIGURA 112. SOLUCIONES	157
FIGURA 113. MEZCLA HOMOGÉNEA	159
FIGURA 114. MEZCLAS HETEROGÉNEAS	159
FIGURA 115. ESQUEMA DE LAS PARTES DE UNA SOLUCIÓN	160
FIGURA 116. SOLUBILIDAD COMPUESTOS COVALENTES	162
FIGURA 117. CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES	166
FIGURA 118. EJEMPLO DE COLOIDE	176
FIGURA 119. AEROSOL	177
FIGURA 120. GEL	177
FIGURA 121. ESPUMA	177
FIGURA 122. PROPIEDADES COLIGATIVAS	179
FIGURA 123. EXPANSIÓN DEL NaCl Y CaCl ₂ EN LAS CALLES	179
FIGURA 124. PROPIEDADES DE LAS DISOLUCIONES QUÍMICAS	180
FIGURA 125. LEY DE RAOULT	181
FIGURA 126. VOLÁTIL	181
FIGURA 127. NO VOLÁTIL	181
FIGURA 128. PRESIÓN DE VAPOR	181
FIGURA 129. FÓRMULA DEL DESCENSO EN LA PRESIÓN DE VAPOR DEL SOLVENTE	182

FIGURA 130. PUNTO DE EBULLICIÓN	183
FIGURA 131. PUNTO DE CONGELACIÓN	185
FIGURA 132. PRESIÓN OSMÓTICA	188
FIGURA 133. ANTICONGELANTES	190
FIGURA 134. ELIMINACIÓN DE ACOMULACIÓN DE HIELO	190
FIGURA 135. ORGANISMO CON PROPIO ANTICONGELANTE(ORYCTES NASICORNIS)	190
FIGURA 136. FACTORES QUE INFLUYEN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.	202
FIGURA 137. DESARROLLO DE LA REACCIÓN.	204
FIGURA 138. TEORÍA DE COLISIONES (QUIROGA LUZ, 2017)	204
FIGURA 139. EQUILIBRIO QUÍMICO (AGUILERA SEBASTIAN, 2018)	206
FIGURA 140. LA TEMPERATURA EN EL EQUILIBRIO QUÍMICO	209
FIGURA 141. EQUILIBRIO QUÍMICO DE GASES	210
FIGURA 142. ÁCIDOS Y BASES	216
FIGURA 143. EJEMPLO DE UN PRODUCTO ÁCIDO	218
FIGURA 144. EJEMPLO DE LA TEORÍA DE LEWIS	219
FIGURA 145. AUTO IONIZACIÓN DEL AGUA	221
FIGURA 146. PAPEL MEDIDOR DE PH	223
FIGURA 147. ESCALA DE PH	224

INDICE DE TABLAS

TABLA 1. PARTÍCULAS ATÓMICAS	15
TABLA 2. ISÓTOPOS ESTABLES	19
TABLA 3. NÚMEROS CUÁNTICOS	27
TABLA 4. RELACIÓN DE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS	29
TABLA 5. LOS ELEMENTOS QUÍMICOS Y SU MASA	36
TABLA 6. LEY DE LAS OCTAVAS	36
TABLA 7. LEY PERIÓDICA	37
TABLA 8. DISTRIBUCIÓN GRUPOS Y PERIODOS	38
TABLA 9. DISTRIBUCIÓN DE LOS ELEMENTOS EN EL CUERPO	38
TABLA 10. COMPOSICIÓN DE LA ATMÓSFERA TERRESTRE	39
TABLA 11. PERÍODOS	40
TABLA 12. LOS NO METALES	43
TABLA 13. GASES NOBLES	44
TABLA 14. TABLA PERIÓDICA Y LA DENSIDAD DE LOS ELEMENTOS	45
TABLA 15. TABLA PERIÓDICA Y EL RADIO ATÓMICO DE SUS ELEMENTOS	46
TABLA 16. TABLA PERIÓDICA Y SU AFINIDAD ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS	47
TABLA 17. TABLA PERIÓDICA Y LA ELECTRONEGATIVIDAD	55
TABLA 18. ESTRUCTURA DE LEWIS	56
TABLA 19. PROPIEDADES GENERALES DE UN COMPUESTO IÓNICO Y UN COMPUESTO COVALENTE	61
TABLA 20. GEOMETRÍA MOLECULAR EJEMPLOS	69
TABLA 21. ELEMENTOS	70
TABLA 22. ELEMENTOS	71
TABLA 23. PROPIEDADES DE LOS ESTADOS DE LA MATERIA.	78
TABLA 24. ESTRUCTURA DE LOS SÓLIDOS	83
TABLA 25. PRESIONES DE VAPOR	85
TABLA 26. PRESION Y TEMPERATURA	85
TABLA 27. TEMPERATURA DE EBULLICIÓN	85
TABLA 27. DISTINTAS TENSIONES SUPERFICIALES	86
TABLA 28. TENSIÓN SUPERFICIAL DEL AGUA	87
TABLA 29. DIFERENTES SUSTANCIAS Y SUS VISCOSIDADES	87
TABLA 30. PRESIÓN Y TEMPERATURA CRÍTICA	88
TABLA 31. LA PRESIÓN DE VAPOR DE AGUA ES FUNCIÓN DE LA TEMPERATURA	98
TABLA 32. RELACIÓN DE LA LEYES DE LOS GASES	100
TABLA 33. ELEMENTOS, REACTIVOS Y PRODUCTOS	121

TABLA 34. SOLUCIONES SÓLIDAS, LIQUIDAS Y GASEOSAS _____	161
TABLA 35. CLASIFICACIÓN DE LOS COLOIDES _____	176
TABLA 36. CONSTANTES EBULLOSCÓPICAS COMUNES _____	183
TABLA 37. CONSTANTES CRIOSCÓPICAS DE ALGUNAS SUSTANCIAS _____	186
TABLA 38. VELOCIDAD DE REACCIÓN. _____	201
TABLA 39. DIFERENCIAS ENTRE ÁCIDOS Y BASES _____	216
TABLA 40. SUSTANCIAS COMUNES Y SU COMPOSICIÓN QUÍMICA _____	217
TABLA 41. SUSTANCIAS ÁCIDAS Y BÁSICAS FUERTES. _____	219
TABLA 42. ÁCIDOS Y BASES DEBILES _____	220
TABLA 43. CONSTANTES DE IONIZACIÓN DE ÁCIDOS _____	220
TABLA 44. CONSTANTES DE IONIZACIÓN DE BASES _____	221
TABLA 45. LA TEMPERATURA EN RELACIÓN CON KW _____	222
TABLA 46. DISTINTAS SUSTANCIAS Y SU PH _____	224

INTRODUCCIÓN

El estudio de la química en cualquier nivel de educación no es tarea fácil, los procesos de su enseñanza y aprendizaje son complejos y por ende no hay soluciones definitivas a las múltiples interrogantes y problemas que conlleva, tales como: la falta de manejo del lenguaje de esta materia, los mínimos básicos del conocimiento obtenidos durante la educación secundaria (entendiéndose los mínimos básicos a los conceptos, habilidades de pensamiento, destrezas, razonamiento lógico, visión interdisciplinaria y falta aparente de conexión de esta cátedra con la realidad en la que viven los educandos); así como también, las clases desconectadas del análisis de situaciones cotidianas o alejadas de la práctica profesional, lo cual ha provocado una posición conocida como “químio fobia”. Adicionalmente, en los estudiantes universitarios se advierte como otra posible barrera de aprendizaje, la concepción de su aplicabilidad a lo largo de su instrucción superior y en su vida profesional.

Frente a lo referido, surge la iniciativa de producir un texto de aprendizaje-enseñanza de esta disciplina que permita que las temáticas abordadas sean claras, conceptualizadas y significativas para el desenvolvimiento tanto universitario como laboral.

Por lo expuesto, el contenido del presente trabajo está elaborado con un lenguaje sencillo y técnico, con un enfoque pedagógico que contribuya al aprendizaje autónomo, el desarrollo del pensamiento ejecutivo, resolutivo y creativo, mediante revisión de conceptos, información científica, ejercicios propuestos y resueltos sobre aplicación de temas específicos de química.

ÁTOMO

Objetivos

- Analizar la estructura atómico – molecular y propiedades de las sustancias.
- Identificar las partículas subatómicas y sus propiedades más relevantes.
- Explicar la constitución del núcleo atómico y cómo se distribuyen los electrones en los distintos niveles electrónicos.

Estructura atómica

Desde la antigüedad se consideró que la materia era continua e indivisible hasta que en el siglo XVII diversos experimentos confirmaron que era posible separarla en partículas más pequeñas llamadas átomos.

Los fenómenos de electrización pusieron de manifiesto a la naturaleza eléctrica de la materia. Los científicos idearon un modelo en el cual se demostraba que estos efectos eléctricos son debido a una propiedad de la materia llamada carga eléctrica.

Hacia el año 600 a. C., el filósofo griego Tales de Mileto frotó una resina de ámbar con piel de gato y consiguió atraer con ella unos trozos de pluma. Ámbar, en griego, se denomina *electrón*, de ahí que ese fenómeno se conozca con el nombre de electricidad. Además, a lo largo de la historia de la electricidad se han ideado distintos aparatos para saber si un cuerpo está electrizado o no, por ejemplo un electroscopio.

Las propiedades de los cuerpos eléctricos se deben a la existencia de dos tipos de s: positiva y negativa figura 1. Dos cuerpos que hayan adquirido una carga del mismo tipo se repelen, mientras que si poseen carga de distinto tipo se atraen. En general, la materia es eléctricamente neutra, es decir, tiene la misma cantidad de cada tipo de carga.

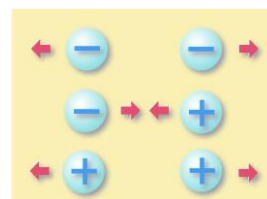


Figura 1. Cargas eléctricas

Estos fenómenos eléctricos fueron los que dieron lugar a que se pensara en la posibilidad de un Átomo divisible. El una partícula extraordinariamente pequeña; es la mínima porción de la materia, capaz de tener existencia independiente y ser divisible, con capacidad de combinación.

Desde las teorías atómicas figura 2 de Leucipo y Demócrito en el siglo IV a. C. hasta las investigaciones actuales, han sido diversos los descubrimientos científicos que se han realizado para conocer la estructura de la materia y modelos atómicos elaborados.

Han pasado casi 2000 años desde la teoría de Leucipuo y Demócrito, el inglés Boyle en el siglo XVII usó el concepto de átomo en sus trabajos de química y Newton lo tuvo en mente al desarrollar sus descubrimientos en Física; el francés Antonie Lavoisier, en sus investigaciones de combustión.

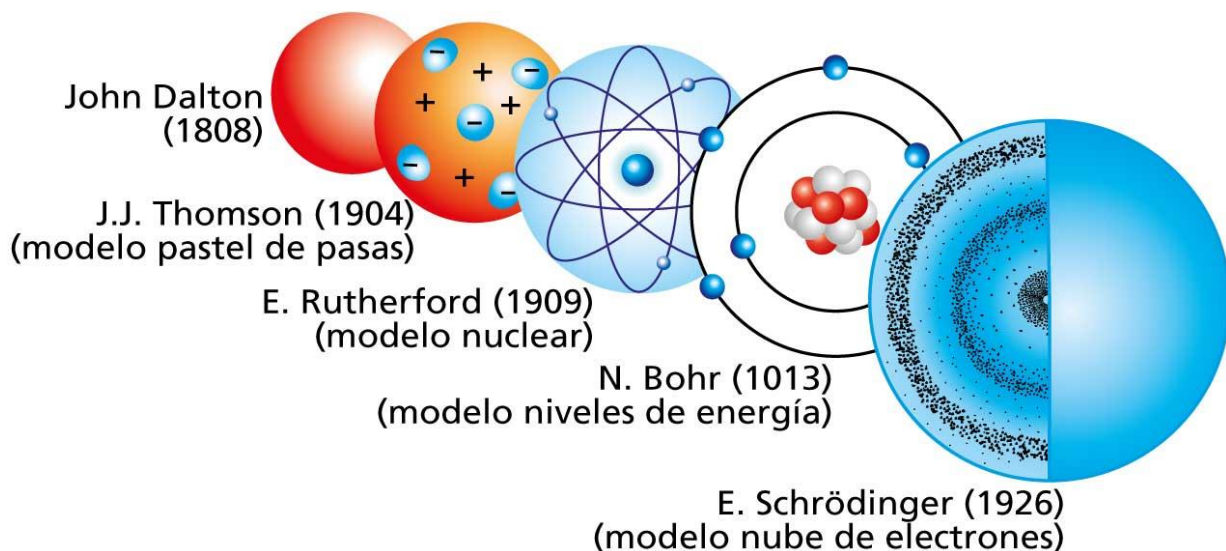


Figura 2. Historia del átomo

Wilhelm Roentgen, un profesor alemán de física, el 8 de noviembre de 1895, fue la primera persona en descubrir la radiación electromagnética en un rango de longitud de onda conocida comúnmente como los rayos X. Roentgen había cubierto el tubo de cristal en forma de pera con trozos de cartón negro y había oscurecido la habitación para probar la opacidad de la cubierta de papel negro. De pronto a un metro del tubo aproximadamente observó un débil luz que brillaba en un punto blanco que sabía que estaba cerca, al encender la cerilla descubrió que la fuente de luz era una diminuta pantalla de platino-cianuro de bario depositada en el banco, ésta sustancia produce fluorescencia (emite luz visible cuando se ilumina con luz ultravioleta) pero no existía ninguna fuente de luz ultravioleta, lo llamó rayos X ya que eran de naturaleza desconocida. Informó de la capacidad de los rayos X para penetrar diferentes sustancias como el papel, la madera, el aluminio, el platino y el plomo y que no se desviaban por la presencia de un campo magnético.

Modelo atómico de John Dalton (1808)

Dalton formuló una definición precisa de las unidades indivisibles con las que está formada los átomos. Su trabajo fue parte de la Química Moderna.

Hipótesis:

- Los elementos están formados por átomos.
- Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
- Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento.
- Una reacción química implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos, nunca supone la creación o destrucción de los mismos.

A pesar que la teoría de Dalton era errónea significó un avance muy importante en el camino de la comprensión de la materia.

Modelo atómico de Joseph Thomson (1904)

Propuso un nuevo modelo de átomo formado por unas partículas con carga eléctrica negativa (electrones), inmerso en un fluido de carga eléctrica positiva, que daba como resultado un átomo eléctricamente neutro.

A veces es llamado pudín de pasas o ciruelas. El cual demuestra que un átomo neutro podría convertirse en un ion al ganar o perder electrones.

Modelo atómico de Rutherford (1911)

Rutherford a partir de la radiactividad colocó una sustancia radioactiva en una caja de plomo con un orificio; de él salían partículas alfa que bombardeaban una lámina muy delgada de oro. Años después logró interpretar las observaciones, y creó un modelo atómico nuclear.

El modelo atómico decía que:

- El átomo tiene un núcleo donde se encuentra concentrada toda la carga positiva y casi toda la masa.
- En la corteza se encuentra la carga negativa y su masa es menor.
- Los electrones se están moviendo a gran velocidad en torno al núcleo.
- El átomo es eléctricamente neutro porque tiene tantos electrones negativos en la periferia como cargas positivas en el núcleo.

Modelo atómico de Neils Bohr (1913)

Niels Bohr presentó el primer modelo de un átomo basado en la cuantización de la energía. el cual propone que solo los electrones pueden ocupar ciertas órbitas circulares, las capas inferiores tienen menor energía y después las superiores.

Modelo atómico de Ernest Schrödinger (1924)

El físico Erwin Schrödinger estableció el modelo mecano-cuántico del átomo, el cual dice que los electrones se encuentran alrededor del núcleo ocupando posiciones más o menos probables, pero su posición no se puede predecir con exactitud.

En este modelo:

- No se habla de órbitas, sino de orbitales.
- Los orbitales atómicos tienen distintas formas geométricas.
- El átomo está constituido por núcleo central que contiene protones (+).
- En la corteza están los electrones (-), giran en órbitas circulares concéntricas en torno al núcleo equilibrando con la positiva.
- Un elemento puede tener diversos isótopos, es decir, átomos con el mismo número de protones y distintos de neutrones, su masa atómica es la medida ponderada de todos los isótopos, la cual depende de la abundancia relativa de cada uno de ellos.

EL ÁTOMO Y LAS PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

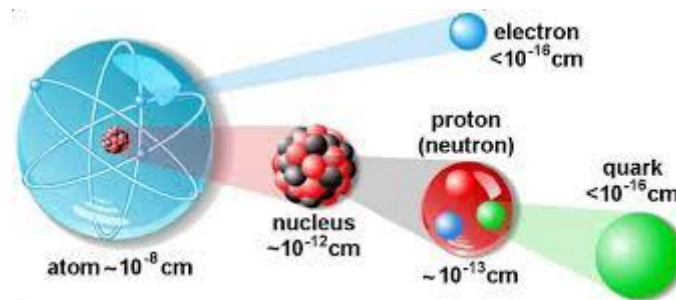


Figura 3. Partículas subatómicas

Las partículas son fragmentos muy reducidos de materia que, pese a sus diminutas dimensiones, mantienen intactas las propiedades químicas y físicas de una sustancia. El adjetivo subatómico, por otra parte, menciona al nivel de una estructura que resulta más pequeño que el del átomo.

Los primeros modelos atómicos consideraban tres tipos de partículas subatómicas: protones, electrones y neutrones figura 4. Más adelante el descubrimiento de la estructura interna de protones y neutrones, reveló que estas eran partículas compuestas; además, el tratamiento cuántico usual de las interacciones entre las partículas comporta que la cohesión del átomo requiere otras partículas bosónicas como: los piones, los gluones o los fotones.

Los protones y los neutrones, por su parte, están constituidos por quarks. Así un protón está formado por dos quarks arriba y un quark abajo. Los quarks se unen mediante partículas llamadas gluones. Existen seis tipos diferentes de quarks y otros tantos antiquarks, no se encuentran aisladas, sino formando grupos de 3 quarks, 3 antiquarks o 1 quark + 1 antiquark; presentan carga eléctrica fraccionaria: $-1/3 e$ ó $+2/3 e$ quarks. Los quarks nunca se han observado aislados, sino formando parte de las partículas compuestas denominadas hadrones.

Los quarks se mantienen unidos a través de la interacción fuerte (gluones). Los hadrones se dividen en: bariones: formados por tres quarks o tres antiquarks Ej: protones (u,u,d) y neutrones (u,d,d) mesones: compuestos por un quark y un antiquark. Ej: Los mesones están formados por un quark up y un anti down. Los protones se mantienen unidos a los neutrones por el efecto de los piones, que son mesones compuestos formados por parejas de quark y antiquark (a su vez unidos por gluones). Existen otras partículas elementales que son responsables de las fuerzas electromagnética (los fotones) y débil (los neutrinos y los bosones W y Z).

Representación Gráfica del átomo del Carbono

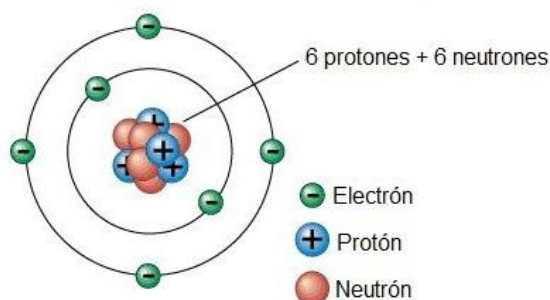


Figura 4. Estructura del átomo de carbono

Tabla 1. Partículas atómicas

PARTÍCULAS ELEMENTALES DEL ÁTOMO			
PÁRTICULA	SÍMBOLO	MASA (g)	UNIDA DE CARGA
Electrón	e ⁻	$9,10938 \times 10^{-23}$	-1
Protón	p ⁺	$1,67262 \times 10^{-24}$	+1
Neutrón	n ⁰	$1,67493 \times 10^{-24}$	0

Descubrimiento del protón

En 1886 el físico alemán Eugene Goldstein había observado rayos catódicos compuestos de iones cargados positivamente. Luego del descubrimiento del electrón por J.J. Thomson, Goldstein sugirió que puesto que el átomo era eléctricamente neutro, el mismo debía contener partículas cargadas positivamente. Goldstein usó los rayos canales y pudo calcular la razón carga/masa como se usaría en la figura 5.

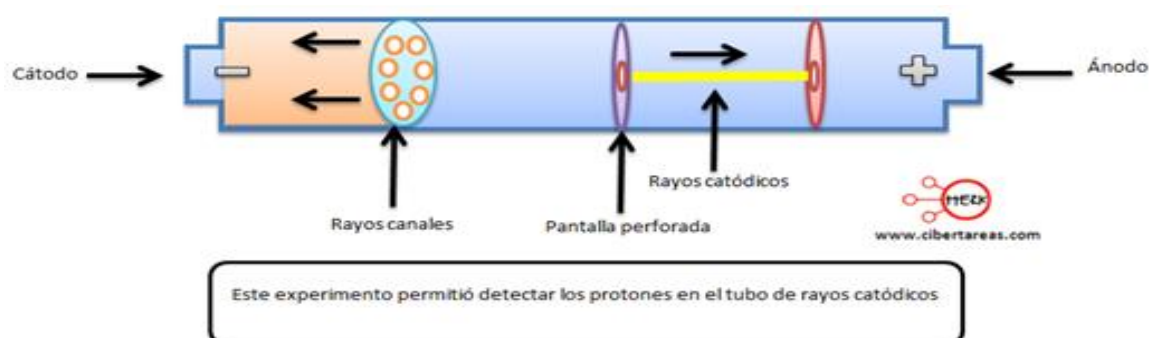


Figura 5. Descubrimiento del electrón

El estudio de estos rayos determinó que estaban formados por partículas de carga positiva y que tenían una masa distinta según cual fuera el gas que estaba encerrado en el tubo. Esto aclaró que las partículas salían del seno del gas y no del electrodo positivo; al experimentar con hidrógeno se consiguió aislar la partícula elemental positiva o protón, cuya carga es la misma que la del electrón pero positiva y su masa es 1837 veces mayor.

Descubrimiento del neutrón

Chadwick fue capaz de demostrar que la partícula neutra no podía ser un fotón al bombardear objetivos distintos del hidrógeno, incluyendo el nitrógeno, el oxígeno, el helio y el argón. No solamente eran estos incompatibles con la emisión de fotones por motivos energéticos, la sección eficaz de las interacciones eran órdenes de magnitud mayor que la de los fotones por la dispersión de Compton; con las investigaciones realizadas determinó la masa de la partícula neutra; escogió el bombardeo del átomo de boro con partículas alfa y analizó la interacción de las resultantes partículas neutras con nitrógeno. Estos objetivos particulares se eligieron en parte porque las masas del boro y el nitrógeno eran bien conocidas.

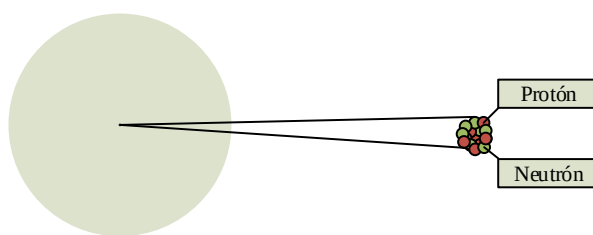


Figura 6. El Neutrón

El Neutrón es una partícula subatómica contenida en el núcleo atómico figura 6. No tiene carga eléctrica neta, a diferencia de carga eléctrica positiva del protón. El número de neutrones en un núcleo atómico determina el isótopo de ese elemento.

Descubrimiento del electrón

Es una partícula con carga eléctrica negativa de -1.6×10^{-19} Coulomb y una masa de 9.11×10^{-28} gramos.

Fue la primera partícula subatómica que se detectó. Y se logró ya que J.J. Thomson observó a los rayos catódicos con ayuda del experimento del tubo de Crookes, y demostró que viajan en línea recta, son de carga negativa desviados por campos eléctricos y magnéticos.

- El electrón gira en torno al núcleo en órbitas circulares de energía fija.
- Sólo existen órbitas en las que los electrones tienen valores de energía determinados. Por eso, las orbitas se llaman también niveles de energía, designados con la letra $n = 1, 2, 3, 4, \dots$
- Cuando el electrón pasa de un nivel de energía superior a otro de energía inferior, la diferencia de energía se emite como luz.

CONSTANTES DEL ÁTOMO:

Número atómico, Z: Es el número de protones p^+ que existen en el núcleo atómico, el número de electrones e^- que se encuentran girando alrededor del núcleo. En un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones, de manera que el número atómico también indica el número de electrones presentes en un átomo. La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico. Ejemplo, el número atómico del flúor es 9. Esto significa que cada átomo de flúor tiene 9 protones y 9 electrones.

Número de masa atómica o número másico, A: *es el número total de neutrones y protones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento. Con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen tanto protones como neutrones. Tomando en cuenta esta definición podemos establecer que:*

El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico, o ($n = A - Z$). Por ejemplo, si el número de masa de un átomo específico de boro es 12 y su número atómico es 5 (que indica 5 protones en el núcleo), por lo tanto el número de neutrones es $12 - 5 = 7$. Observe que las tres cantidades (número atómico, número de neutrones y número de masa) deben ser números enteros positivos.

Por lo tanto, no todos los átomos de un elemento determinado tienen la misma masa. La mayoría de los elementos tiene dos o más isótopos, átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de masa. Por ejemplo, existen tres isótopos de Hidrógeno. Uno de ellos, que se conoce como Hidrógeno, tiene un protón y no tiene neutrones. El isótopo llamado Deuterio contiene un protón y un neutrón, y el tritio tiene un protón y dos neutrones.

Así, para los isótopos de Hidrógeno podemos observar en la figura 7:

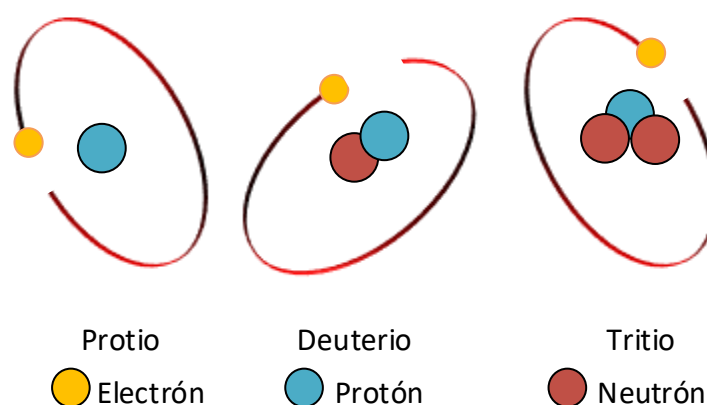


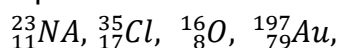
Figura 7. Isótopos del hidrógeno

Representación simbólica de un átomo:



Dónde: E = Símbolo de un elemento
A = Número de masa atómica
Z = Número atómico.

Por ejemplo:



Ejercicio:

Un elemento cualquiera tiene las siguientes características: Z=23 y A=75. Hallar: a) Número de e^- , b) Número de p^+ , c) Número de n^0 , y d) Representar en forma gráfica y simbólica el átomo del elemento.

- Como Z=23 y Z es el número atómico y este representa el número de electrones y protones, entonces hay 23 e^- .
- Como $\#p^+ = \#e^-$, entonces hay 23 p^+ .
- El número de neutrones es: $\#n^0 = 75 - 23 = 52$
- Tomando en cuenta los anteriores cálculos, representamos al átomo: ${}^{75}_{23}\text{E}^{75}$

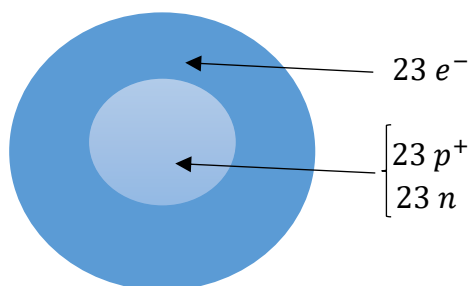


Figura 8. Átomo de Sodio

Isótopos:

La palabra ISÓTOPOS se deriva del griego y se descompone en las raíces: *ISO*, que significa Igual y *TOPOS*, Lugar. Es decir, el isótopo de un elemento químico es un átomo que ocupa el mismo lugar del elemento en la tabla periódica, tiene el mismo número atómico, Z (el mismo número de protones); pero diferente número de masa atómica, A (diferente número de neutrones).

${}^{24}_{12}\text{Mg}$	12 p^+	12 e^-	12 n^0	78,9%
${}^{25}_{12}\text{Mg}$	12 p^+	12 e^-	13 n^0	10,0%
${}^{26}_{12}\text{Mg}$	12 p^+	12 e^-	14 n^0	11,0%

En cambio los átomos de igual peso o masa atómica pero diferente número atómico, se denominan ISÓBAROS, por ejemplo: ${}^{40}_{19}\text{K}$ y ${}^{40}_{20}\text{Ca}$:

$^{40}_{18}\text{Ar}:$	18 p ⁺	18 e ⁻	22 n ⁰
$^{40}_{19}\text{K}:$	19 p ⁺	19 e ⁻	21 n ⁰
$^{40}_{20}\text{Ca}:$	20 p ⁺	20 e ⁻	20 n ⁰

Los átomos de elementos diferentes que poseen igual número de neutrones y diferente número atómico y másico, se conocen como ISOTONOS, por ejemplo:

$^{23}_{11}\text{Na}:$	11 p ⁺	11 e ⁻	12 n ⁰
$^{24}_{12}\text{Mg}:$	12 p ⁺	12 e ⁻	12 n ⁰

Se llaman ISOELÉCTRICOS, a los átomos que poseen igual número de electrones en su estructura; por ejemplo:

$^{-2}_8\text{O}:$	8 p ⁺	10 e ⁻
$^{-1}_9\text{F}:$	9 p ⁺	9 e ⁻
$^{10}_{10}\text{Ne}:$	10 p ⁺	10 e ⁻
$^{+1}_{11}\text{Na}:$	11 p ⁺	11 e ⁻
$^{+2}_{12}\text{Mg}:$	12 p ⁺	10 e ⁻

En la siguiente tabla se presentan algunos isótopos estables de algunos elementos y sus abundancias:

Tabla 2. Isótopos estables

Z	ISÓTOPO	ABUNDANCIA (%)	Z	ISÓTOPO	ABUNDANCIA RELATIVA (%)
1	H ¹	99,985	14	Si ²⁸	92,28
	H ²	0,015		Si ²⁹	4,67
2	He ⁴	100		Si ³⁰	3,05
3	Li ⁶	7,40	15	P ³¹	100
	Li ⁷	92,6	16	S ³²	95,06
4	Be ⁹	100		S ³³	0,74
5	B ¹⁰	18,83		S ³⁴	4,18
	B ¹¹	81,17		S ³⁵	0,014
6	C ¹²	98,89	17	Cl ³⁵	75,4
	C ¹³	1,11		Cl ³⁷	24,6
7	N ¹⁴	99,64	19	K ³⁹	93,1
	N ¹⁵	0,36		K ⁴¹	6,9
8	O ¹⁶	99,76	20	Ca ⁴⁰	96,92
	O ¹⁷	0,04		Ca ⁴²	0,64
	O ¹⁸	0,20		Ca ⁴³	0,13
9	F ¹⁹	100		Ca ⁴⁴	2,13
10	Ne ²⁰	90,51		Ca ⁴⁶	Indicios
	Ne ²¹	0,28		Ca ⁴⁸	0,18
	Ne ²²	9,21	47	Ag ¹⁰⁷	51,35
11	Na ²³	100		Ag ¹⁰⁹	48,65
12	Mg ²⁴	78,6	51	Sb ¹²¹	57,25
	Mg ²⁵	10,1		Sb ¹²³	42,75
	Mg ²⁶	11,3	77	Ir ¹⁹¹	38,5
13	Al ²⁷	100		Ir ¹⁹³	61,5

Puntos cuánticos

(*Quantum dot*) Llamado en ocasiones transistor de un solo electrón (*single-electron-transistor*), bit cuántico (*quantum bit*), o “qubit”; se podría definir como nano partículas semiconductoras que cuando se exponen a la luz, emiten claramente colores diferentes dependiendo de su tamaño. Son materiales semiconductores que se vuelven fluorescentes cuando resultan excitados por los fotones o electrones. Así, al elegir un material determinado y un cierto tamaño, los investigadores pueden sintonizar con precisión la longitud de onda de la luz emitida y, en consecuencia, el color de la misma figura 9.

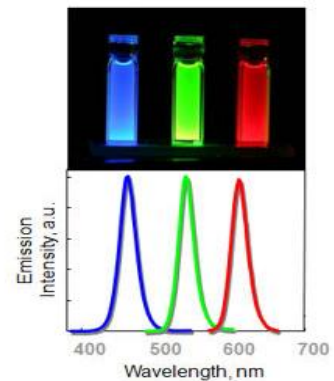


Figura 9. Puntos cuánticos

Se descubrieron a finales de los 80's, pero están cobrando importancia en la actualidad porque se han encontrado formas sencillas para su fabricación, mediante procesos de disolución. Una de sus principales propiedades es que es capaz de absorber todos los colores del espectro electromagnético de la luz solar. El astro suma los siete colores del arcoíris, además de proyectar haces infrarrojos y ultravioleta.

Por lo tanto se esperan importantes aplicaciones en el campo de la iluminación, de tal manera que los distintos nuevos tipos de focos y bombillas que utilice el ser humano imiten, de algún modo, al sol, aprovechando que, gracias a los puntos cuánticos, puede jugarse con el espectro lumínico. No obstante, su aplicación estrella es la fabricación de células solares mucho más eficientes y baratas, teniendo en cuenta que con las actuales, de silicio, solamente se absorbe uno de los componentes del espectro solar, desperdiciando el resto.

Mecánica Cuántica

La mecánica cuántica, conjuntamente con la teoría de la relatividad, compone lo que hoy en día conocemos como física moderna; surgió como una rama diferente a la física en el año 1922, a partir de la teoría cuántica expuesta por el físico alemán Max Planck (1858-1947).

La teoría de Planck afirma que la luz se propaga en paquetes de energía o fotón. La energía de cada fotón es proporcional a la frecuencia del mismo.



Figura 10. Mecánica cuántica

El físico Albert Einstein, además de postular que la velocidad de la luz en el vacío es una constante fundamental de la naturaleza, y no así el espacio-tiempo, absorbe la idea de

Planck. De manera general, llega a la conclusión de que la luz es una partícula que también se comporta como una onda.

La dualidad onda-partícula es una de las propiedades fundamentales de la naturaleza a nivel atómico estudiada por la mecánica cuántica, llamada también física cuántica.

Uno de los postulados de la mecánica cuántica describe que las partículas elementales que constituyen la materia (electrones, protones, neutrones) están dotadas de propiedades tanto de onda como de partícula, comportándose de forma diferente a la naturaleza de los objetos macroscópicos de la mecánica clásica o newtoniana.

A diferencia de la mecánica clásica que determina el estado físico de un cuerpo u objeto por su posición y velocidad, la mecánica cuántica lo hace a través de una función de onda, que es la solución de la ecuación de Schrödinger, llamada así por el físico Erwin Schrödinger. Cabe destacar que la función de onda sólo especifica la probabilidad de encontrar la partícula en un cierto lugar del espacio.

La Física y la Teoría Cuántica

La Física comprende el estudio de los objetos y fuerzas de muy pequeña escala, es decir, de la materia a nivel del átomo y de las partículas que lo componen, así como los movimientos que las caracterizan.

Raffino (2019), manifiesta que la mecánica cuántica es una de las ramas más recientes de la Física, desarrollada durante el siglo XX a la par de la Teoría de la relatividad, aunque la mayoría de sus formulaciones son posteriores a 1920. Estos dos campos de comprensión del universo son los pilares de la Física Moderna (junto con la mecánica clásica de Newton) a pesar de que no parten de principios comunes y todavía se requiere de una teoría unificadora.

Los primeros estudios realizados de la mecánica cuántica lo instituyen los estudios del francés Louis de Broglie, quien formuló la ley que dicta el movimiento a la vez corpuscular (de cuerpo) y ondulatorio (de ondas) de los objetos subatómicos. Esto ocasionó que inicialmente se conociera a esta disciplina como mecánica ondulatoria.

Por tanto es importante recalcar que esto no habría sido posible sin los desarrollos previos de Max Planck, quien postuló la hipótesis de que la luz (radiación electromagnética) era absorbida y emitida por la materia como *cuantos* (del inglés *quantum*) de luz (hoy llamados *fotones*) según la Constante de Planck. Este fue el primer desarrollo cuántico de la historia, que demostraba la posibilidad de una dualidad onda-partícula

Los estudios de este campo no sólo revolucionaron a la física, sino también a la Química y a otras áreas cercanas. El estudio del átomo y de las partículas que lo componen (fermiones, leptones y quarks) y el aprovechamiento de las energías que contienen para el desarrollo industrial y para el estudio, por ejemplo, de la galaxia, no serían posibles sin este conjunto de experiencias científicas.

Propiedades de las Ondas

Los físicos a finales del siglo XIX idealizaron un cuerpo cualquiera y construyeron un modelo que llamaron cuerpo negro, “cavidad”, etc. La idealización consistía en que el cuerpo negro tenía que absorber y por tanto emitir ondas electromagnéticas en todo el espectro de frecuencias. Era un hecho bien conocido que la luz visible estaba constituida por ondas electromagnéticas dentro de un cierto rango de frecuencias.

La Teoría cuántica de Planck da conocer la naturaleza de las ondas. Por lo tanto una onda es como una alteración vibracional mediante la cual se transmite la energía; las propiedades básicas de una onda se ilustran con un tipo muy conocido de ondas: las del agua, variación regular de las crestas y los valles hace posible percibir la propagación de las ondas figura 11.

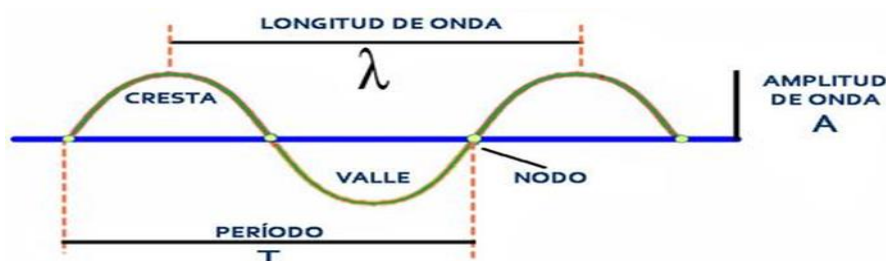


Figura 11. Representación esquemática de una onda plana unidimensional

Las propiedades características de las ondas son su longitud y altura, así como el número de ondas que pasan por determinado punto en un segundo.

La ecuación de onda es una función $y = f(x, t)$ que suele expresarse mediante una serie de magnitudes o parámetros característicos del movimiento ondulatorio:

- Amplitud: es la elongación máxima o, lo que es lo mismo, la máxima distancia de cualquier punto de la onda medida respecto a su posición de equilibrio. Su símbolo es A y se expresa en unidades de longitud (m).
- Longitud de onda: es la distancia que existe entre dos puntos sucesivos que se encuentran en el mismo estado de vibración. Se simboliza mediante la letra griega λ (lambda) y se expresa en unidades de longitud metros, centímetros o nanómetros.
- Periodo *figura 12*: es el tiempo necesario para describir una oscilación completa o, también, el tiempo que emplea la onda en recorrer una longitud de onda. Su símbolo es T y se expresa en unidades de tiempo (s).

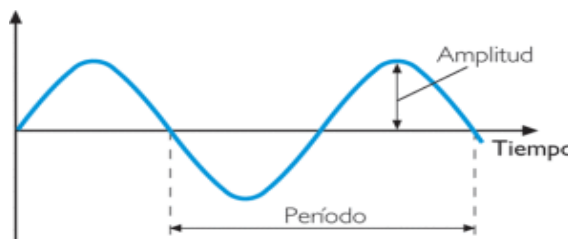


Figura 12. Periodo

- Frecuencia *figura 13*: es el número de oscilaciones por unidad de tiempo. Se simboliza mediante f o con la letra griega ν (leída ni o nu) y su unidad es el s^{-1} o hercio (Hz), donde $1\text{Hz} = 1\text{ciclo/s}$



Figura 13. Frecuencia

La frecuencia y el periodo se relacionan mediante:

$$T = \frac{\text{tiempo}}{\text{oscilaciones}} \quad y \quad f = \frac{\text{oscilaciones}}{\text{tiempo}}$$

$$T = \frac{1}{f} \leftrightarrow f = \frac{1}{T}$$

Figura 14. Relación entre la frecuencia y el periodo

Teniendo en cuenta estas definiciones es posible determinar, de una manera sencilla, la velocidad de propagación de la onda figura 15 y 16.

$$\lambda = \frac{c}{\gamma}$$

$c = \text{velocidad de luz en el vacío}$
 $\lambda = \text{longitud de onda}$
 $\gamma = \text{frecuencia}$

Figura 15. Velocidad de propagación de la longitud de la onda

$$v = \frac{\text{espacio}}{\text{tiempo}} \rightarrow \frac{\lambda}{T} = \lambda \cdot \gamma \rightarrow \frac{m}{s}$$

Figura 16. Velocidad de propagación de la onda

Ejercicio de aplicación:

Calcule la velocidad de una onda cuya longitud de onda y frecuencia son 17,4 cm y 87,4 Hz, respectivamente.

$$V = \lambda f$$

$$V = 17,4\text{cm} \cdot 87,4\text{Hz}$$

$$V = 1,52 \times 10^3 \text{cm/s}$$

Radiación Electromagnética

James Clerk Maxwell 1873, propuso que la luz visible se compone de ondas electromagnéticas; de acuerdo con esta teoría, una onda electromagnética tiene un componente de campo eléctrico y un componente de campo magnético. Ambos tienen la misma longitud de onda y frecuencia y, por lo tanto, igual velocidad, pero viajan en planos perpendiculares entre sí.

La radiación electromagnética es la emisión y transmisión de energía en forma de ondas electromagnéticas.

Las ondas electromagnéticas viajan a 3.00×10^8 metros por segundo o 186 000 millas por segundo en el vacío (cantidades redondeadas). Esta velocidad varía según el medio, pero no lo suficiente para modificar de manera sustancial los cálculos. Por convención, la velocidad de las ondas electromagnéticas, que comúnmente se llama velocidad de la luz, se expresa con el símbolo **c**. La longitud de onda de las ondas electromagnéticas se expresa por lo común en nanómetros (nm).

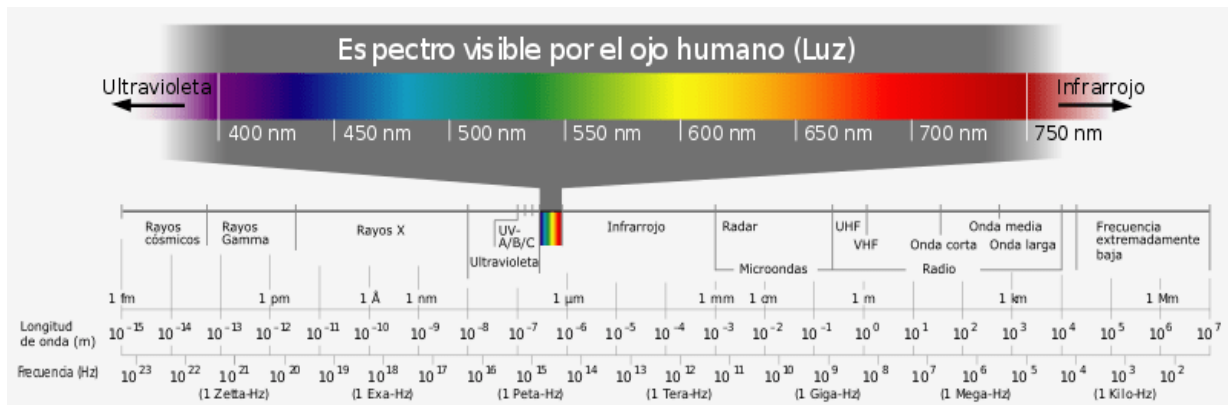


Figura 17. Espectro visible por el ojo humano (Horst Frank, 2006).

Ejercicio de aplicación:

La longitud de onda de la luz amarilla de un semáforo es de alrededor de 522 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación?

Modelo mecánico cuántico del átomo

El modelo atómico de Bohr estableció el concepto de niveles de energía rodeando el núcleo, pero este modelo no era suficiente, no pasó mucho tiempo sin que este modelo fuera sustituido por modelos más exactos del átomo y con interpretaciones matemáticas. Quienes sentaron las bases del nuevo modelo mecánico cuántico fueron tres científicos:

1.- Louis de Broglie 1924, postuló que los electrones tenían un comportamiento dual de onda y partícula. Cualquier partícula que tiene masa y que se mueve a cierta velocidad, también se comporta como onda.

2.- Werner Heisenberg 1927, sugiere que es imposible conocer con exactitud la posición, el momento y la energía de un electrón. A esto se le llama "Principio de Incertidumbre"

3.- Erwin Schrödinger 1927, establece una ecuación matemática que al ser resuelta permite obtener una función de onda (ψ cuadrado) llamada orbital. Esta describe probabilísticamente el comportamiento de un electrón en el átomo. Esta función es llamada densidad electrónica e indica la probabilidad de encontrar un electrón cerca del núcleo. La probabilidad es mayor mientras más cercana al núcleo y menor si nos alejamos del núcleo. Con esta teoría de Schrödinger queda establecido que los electrones no giran en orbitas alrededor del núcleo como el modelo de Bohr, sino en volúmenes alrededor del núcleo.

La teoría de la mecánica cuántica, ha explicado muchos fenómenos, pero también tiene sus errores. Es lo que trataron de explicar estos científicos a través del entrelazamiento cuántico cómo la teoría cuántica era errónea. Este experimento, que no deja de ser otro planteamiento teórico, afirma que se puede conocer el posicionamiento.

La mecánica cuántica se fundamenta en 4 números cuánticos que son: número cuántico principal, secundario, magnético y de spin.

Se denomina principio de construcción (Aufbau) al proceso para establecer la distribución electrónica de un átomo *figura 19*, en donde se sigue un orden para el llenado de los diferentes orbitales, basado en los diferentes valores de la energía de cada uno de ellos.

Se utiliza el diagrama de Möller o de las diagonales *figura 18*, así como la regla de la mínima energía ($n+l$). Este diagrama se encuentra en las tablas periódicas. Además del principio de construcción hay que tener en cuenta:

El principio de exclusión de Pauli: establece que no es posible que dos electrones de un átomo tengan los mismos cuatro números cuánticos iguales. Esto significa que en un mismo orbital atómico sólo pueden coexistir dos electrones con espines opuestos.

La regla de Hund: manifiesta que, si hay más de un orbital en un mismo subnivel, los electrones están lo más desapareados posibles, ocupando el mayor número de ellos.

Diagrama de Möeller

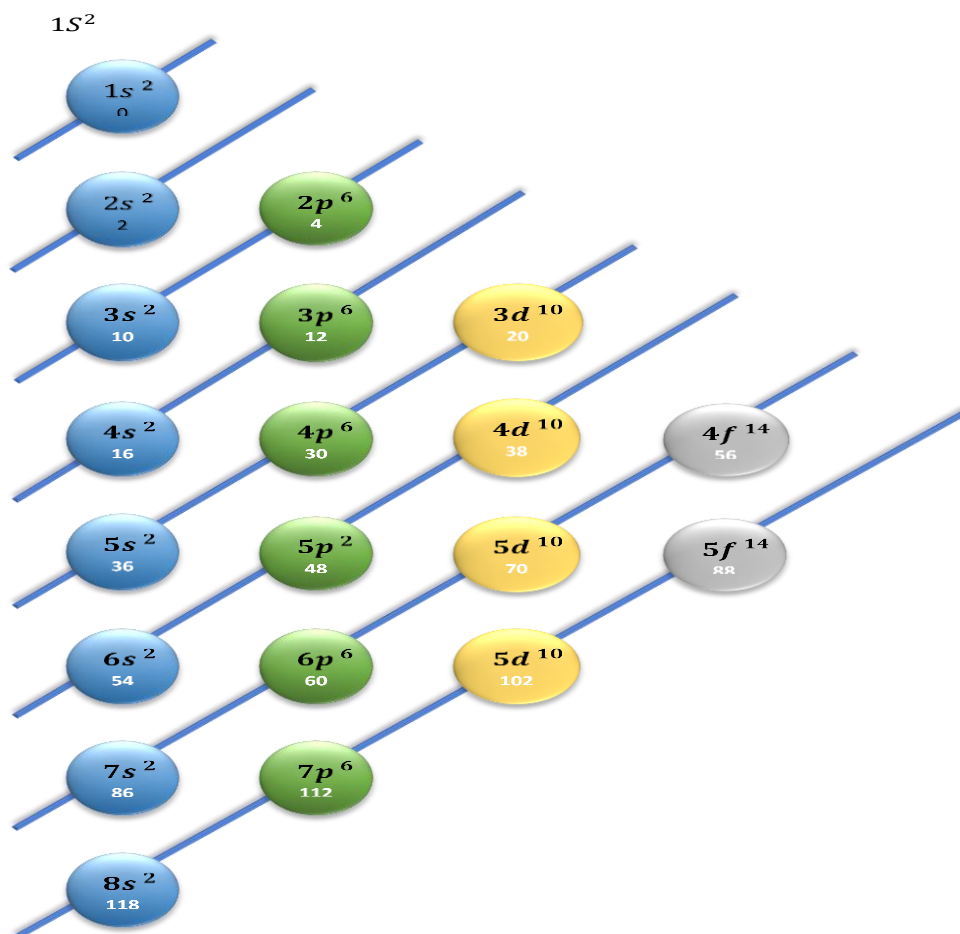


Figura 18. Diagrama de Möeller (Bejarano Pedro, 2013)

FORMA DE INDICAR LA DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA	ELEMENTO QUÍMICO	
	${}^2\text{He}$ 2 electrones	${}^3\text{Li}$ 3 electrones
Configuración electrónica	$1s^2$	$1s^2 2s^1$
Diagrama orbital	$\begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline 1s \\ \hline \end{array}$	$\begin{array}{ c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow \\ \hline 1s & 2s \\ \hline \end{array}$
Números cuánticos	$(1,0,0,+\frac{1}{2})$ $(1,0,0,-\frac{1}{2})$	$(1,0,0,+\frac{1}{2})$ $(2,0,0,+\frac{1}{2})$ $(1,0,0,-\frac{1}{2})$

Figura 19. Distribución electrónica

NÚMEROS CUÁNTICOS Y DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA

Números Cuánticos:

Estos números nos permiten calcular la energía del electrón y predecir el área alrededor del núcleo donde se puede encontrar el electrón (ORBITAL). Estos son:

Tabla 3. Números cuánticos

n	l	m	s
Tamaño	Forma espacial	Orientación	Rotación del electrón

Número cuántico Principal, n :

Determina el NIVEL de energía principal o capa en donde se encuentra el electrón y además nos da a conocer la posición de la nube electrónica.

Los valores determinados para este número son los siguientes:

n :	1	2	3	4	5	6	7
	K	L	M	N	O	P	Q

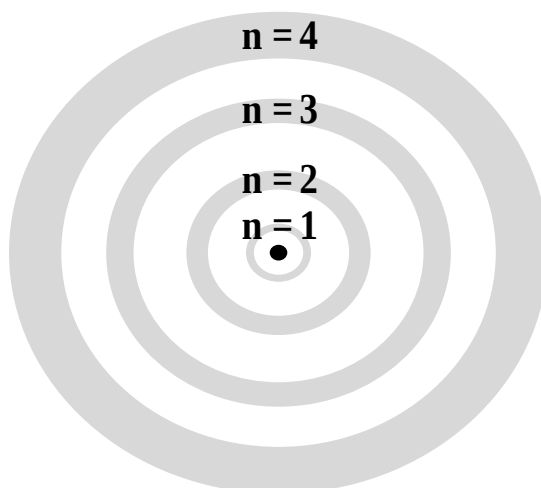


Figura 20. Número cuántico principal

La capa $n = 1$, es la más cercana al núcleo y tiene la menor energía, es decir, la energía tiene que ver con la distancia que hay entre cada nivel y el núcleo atómico.

Número cuántico Secundario, l :

Determina el SUBNIVEL o SUBCAPA dentro del nivel principal de energía (n). 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:
 $l : 0, 1, 2, 3, \dots$, hasta $(n - 1)$.

Se nombran por medio de letras:

$l :$	0	1	2	3
	s	p	d	f

Donde:

s: Sharp
 p: Principal
 d: Diffuse
 f: Fundamental

A continuación se muestran algunas formas de estos subniveles:

Subnivel "s"

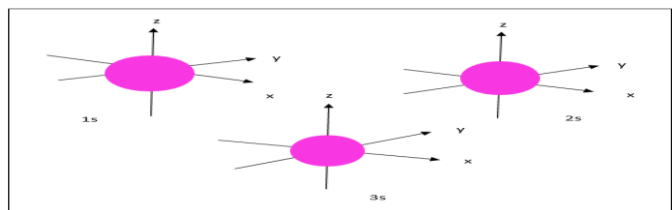


Figura 21. Subnivel s

Subnivel "p"

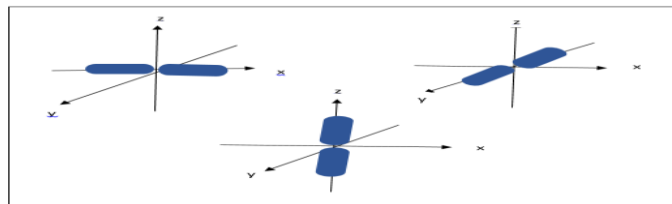


Figura 22. Subnivel p

Subnivel "d"

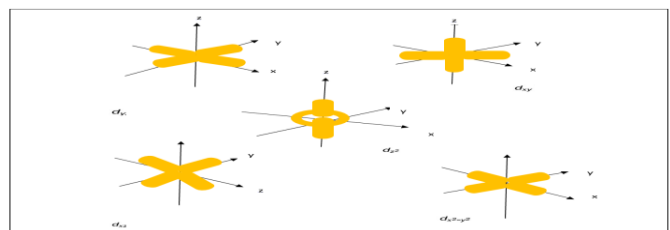


Figura 23. Subnivel d

Subnivel "f"

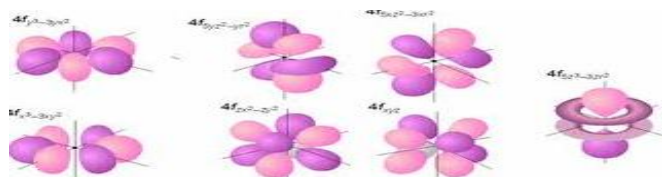


Figura 24. Subnivel f (Experimentales, 2011).

Número cuántico Magnético, m:

Representa la ORIENTACIÓN de los orbitales atómico en el espacio. Cada subnivel consta de uno o más orbitales. El número de orbitales (m), está dado por la siguiente ecuación, n^2 .

Sus valores son: $m: -l, \dots, -1, 0, +1, \dots, +l$

A continuación se muestra la relación entre los números cuánticos n , l y m :

Tabla 4. Relación de los números cuánticos

N	l	DESIGNACIÓN DE LOS SUBNIVELES	m	NÚMERO DE ORBITALES
1	0 (s)	1s	0	1
2	0 (s)	2s	0	1
	1 (p)	2p	-1, 0, +1 (px, py y pz)	3
3	0 (s)	3s	0	1
	1 (p)	3p	-1, 0, +1	3
	2 (d)	3d	-2, -1, 0, +1, +2	5
4	0 (s)	4s	0	1
	1 (p)	4p	-1, 0, +1	3
	2 (d)	4d	-2, -1, 0, +1, +2	5
	3 (f)	4f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

Cada valor de m , constituye un orbital.

Número cuántico del Spin, 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 $+1/2$ ($\uparrow$)

Ejemplo:

Determinar la distribución electrónica para el siguiente elemento:

$Z=29$ Zn Es un átomo neutro(es decir no gana ni pierde electrones)

Indica el número atómico (Z) ----->

$Z = p = 29$

$N^{\circ}e^- = 29$

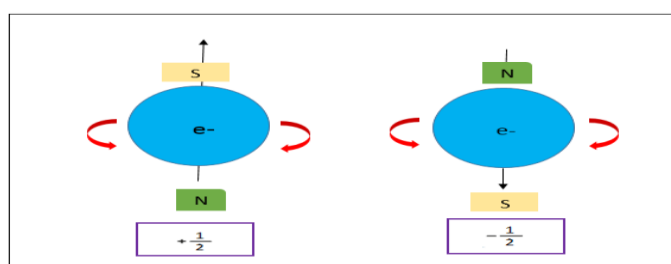


Figura 25. Número cuántico del Spin

El número de electrones es igual a los protones. (p)

Se debe distribuir 29 electrones

$1s^2$,	Van 2 electrones
$2s^2, 2p^6$,	Van 8 electrones
$3s^2, 3p^6, 3d^9$,	Van 17 electrones
$4s^2$	Van 2 electrones
Total 29 electrones	

WEBGRAFÍA RECOMENDADA

➤ **Peso atómico y masa atómica**

Video: peso atómico y masa atómica

<https://bit.ly/2vXM3MD>

Khan Academy. (16 de Marzo de 2015). *Peso atómico y masa atómica (Archivo de video)*. Recuperado el 16 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/quimica-pe-pre-u/xa105e22a677145a0:estructura-atomica/xa105e22a677145a0:introduccion-y-propiedades-de-los-atomos/v/atomic-weight-and-atomic-mass?modal=1>

➤ **Modelos atómicos**

Video: Khanacademy

<https://bit.ly/2Hdb7So>

Khan Academy. (25 de Noviembre de 2016). *Números cuánticos (Archivo de video)*. Recuperado el 26 de Octubre de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/electronic-structure-of-atoms/orbitals-and-electrons/v/quantum-numbers?modal=1>

➤ **Modelos atómicos**

Video: Khanacademy

<https://bit.ly/2OJ45c1>

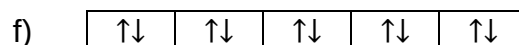
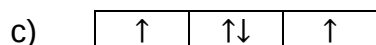
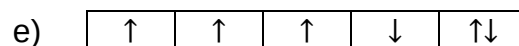
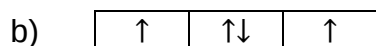
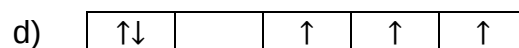
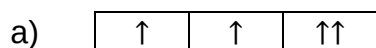
Khan Academy. (15 de Junio de 2017). *La historia de la química atómica (Archivo de video)*. Recuperado el 25 de Noviembre de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/electronic-structure-of-atoms/history-of-atomic-structure/v/chem37-history-of-atomic-chemistry?modal=1>

Apliquemos lo aprendido

Marque la alternativa correcta:

1. ¿Cuál de las siguientes proposiciones explica mejor el principio de Pauli?
 - a) Un orbital atómico acepta como máximo 8 electrones.
 - b) Un orbital atómico acepta un máximo de 18 electrones.
 - c) No pueden existir 2 átomos en el mismo número de electrones.
 - d) No pueden existir 2 electrones que tengan 4 electrones que tengan cuatro números cuánticos iguales.
 - e) No puede existir un átomo con un nivel electrónico lleno.
2. El principio de Heisenberg, indica:
 - a) Los electrones tienen comportamiento dual.
 - b) La luz es un fenómeno que depende del movimiento de los electrones.
 - c) No se puede determinar el lugar en el que existe un átomo.
 - d) No se puede determinar con exactitud, la ubicación de un electrón, pero si se puede establecer la zona de probable movimiento.
 - e) Es posible determinar con exactitud, la ubicación de un electrón.
3. La regla de la máxima multiplicidad, corresponde:
 - a) Regla de Hund.
 - b) Principio de Bohr.
 - c) Principio de exclusión de Pauli.
 - d) Principio de Aufbau.
4. El principio de Aufbau, señala:
 - a) No se puede determinar el lugar exacto en el que se ubica un electrón.
 - b) Dos electrones existen en la misma orbita con spin iguales.
 - c) Los electrones llenan un nivel de alta energía para luego llenar los de más baja energía.
 - d) Los electrones, llenan un nivel de baja energía, para luego ocupar otros de mayor energía.
 - e) Los electrones tienen comportamiento dual.
5. El número cuántico principal n representa:
 - a) La forma del orbital.
 - b) El giro del electrón.
 - c) La energía del electrón.
 - d) La orientación del orbital.
6. El máximo de electrones para el orbital "s" son _____ electrones
 - a) 2
 - b) 6
 - c) 18
 - d) 10
 - e) 14

7. ¿Cuáles de las siguientes porciones de diagramas de orbital que representan las configuraciones electrónicas del estado fundamental de ciertos elementos violan el principio de exclusión de Pauli y/o la regla de Hund?



8. Si la configuración electrónica del F es $1s^2 2s^2 2p^5$, entonces la configuración electrónica del anión F^- será:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6$
- b) $1s^2 2s^2 2p^4$
- c) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$
- d) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$
- e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

9. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6$, corresponde a: (O=8; F=9; Ne=10; Mg=12)

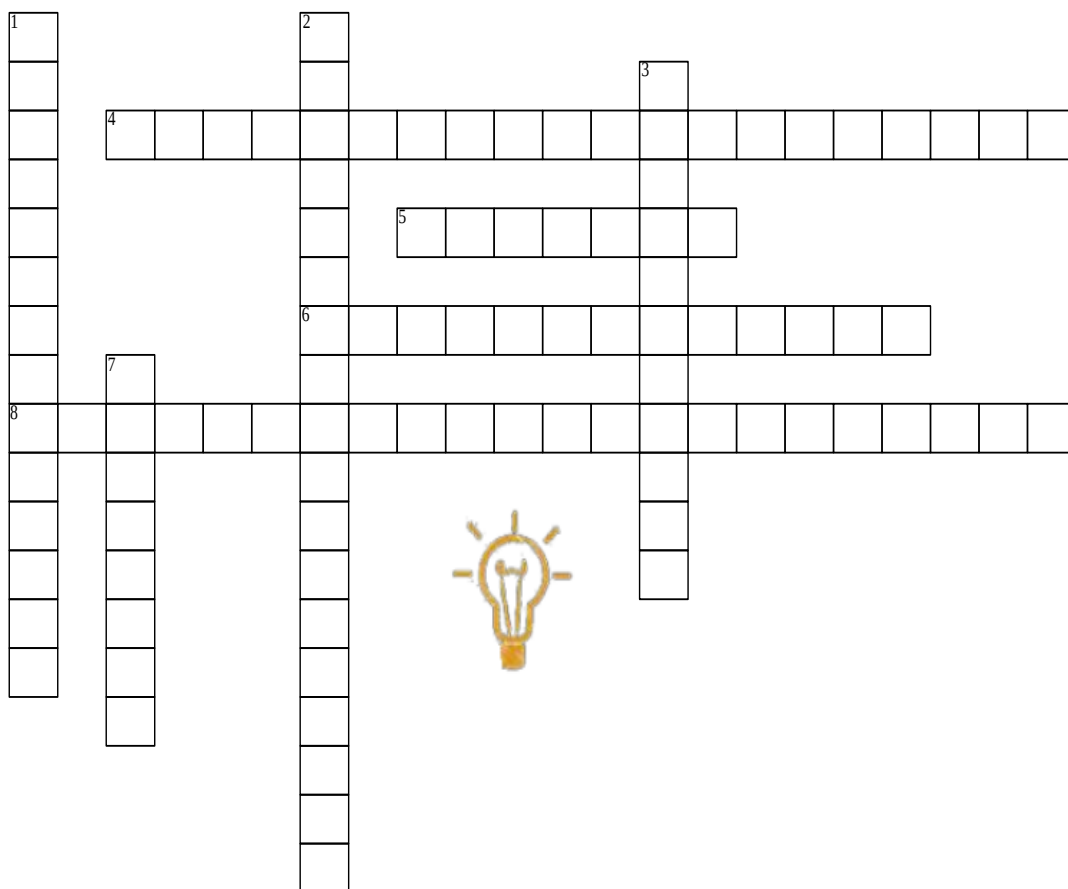
- a) O^{2-}
- b) F^-
- c) Ne
- d) Mg^{+2}

10. El orbital 2 contiene los subniveles:

- a) S
- b) S y p
- c) S, P y d
- d) S, p, d y f
- e) Determine el Z y el símbolo químico de los elementos de las siguientes series de números cuánticos.

N	l	M	S	Z	Símbolo	Elemento
3	2	1	-1/2			
2	0	0	+1/2			
2	0	0	-1/2			
5	1	-1	-1/2			
4	0	0	-1/2			

Resuelva el siguiente crucigrama.



HORIZONTAL

4. Electrones que se encuentran en el mayor nivel energético. Pueden participar de los elementos químicos.
5. Conjunto de elementos de la tabla periódica que poseen propiedades químicas y físicas similares, por poseer iguales configuraciones electrónicas externas. Se les conoce también como grupos.
6. Propiedades de los materiales que consiste en repeler los campos magnéticos, producida por ausencia de electrones desapareados.
8. Electrones que semicompletan los orbitales atómicos.

VERTICAL

1. Propiedades de elementos que son atraídos por los imanes al estar cerca de ellos, pero no se imantan. Se produce por la presencia de electrones desapareados.
2. Suma de cargas positivas y negativas de un átomo, indirectamente indica el número de electrones que el átomo ha aceptado o cedido.
3. Elementos que presentan un comportamiento entre metal y no metal. Son conocidos también como metaloides o elementos anfóteros.
7. Ordenación de los elementos en la tabla periódica, basada en el nivel energético más externo del elemento.

Identifique el nombre del elemento químico cuyos átomos tienen, en su nivel más externo, la siguiente configuración electrónica:

Configuración electrónica	Z	Símbolo	Elemento
$1s^2$			
$2s^2, 2p^6$			
$2s^2, 2p^3$			
$2s^2, 3p^4$			
$2s^2$			
$3s^1$			

Completar la información faltante en la siguiente tabla:

Número atómico	Configuración global externa
13	
5	
	$[\text{Ne}]3s^1$
	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
9	
	$[\text{Ar}]4s^2$
23	

Periodos

- ☒ Metales
- ☐ No Metales
- ☐ Metaloides
- ☐ Gases Nobles
- ☐ Electronegatividad
- ☐ Radio Atómico
- ☐ Tierras Raras

	Cerio	Prasodimio	Neodimio	Prometio	Samario	Europio	Gadolinio	Terbio	Disprosio	Holmio	Erbio	Tulio	Yterbio	Lutencio														
6	58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu
	140.12		140.91		144.24		(147)		150.36		151.96		157.25		158.93		162.50		164.93		167.26		168.93		173.05		174.97	
	+3, +4		+3, +4		+3		+3, +4		+2, +3		+2, +3		+3		+3, +4		+3		+3		+3		+3		+2, +3		+3	
	Terbio	Prasecio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio	Berkelio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendelevio																
7	90	Th	91	Pb	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lw
	232.04		231.04		238.03		(237)		(244)		(243)		(247)		(247)		(251)		(252)		(257)		(258)		(259)		(262)	
	+4		+4, +5		+3,+4,+5,+6		+3,+4,+5,+6		+3,+4,+5,+6		+3,+4,+5,+6		+3		+3, +4		+3		+3		+3		+3		+2, +3		+3	



Fernando Córdova

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Generalidades:

A medida que se fueron descubriendo los elementos químicos se observaron propiedades semejantes entre algunos de ellos, por lo que se les clasificó en dos grandes grupos: Metales y No metales.

En 1817, el alemán Johann Wolfgang Dobereiner agrupó a los elementos en las llamadas triadas de Dobereiner, explica de la existencia de diversos grupos de tres, elementos con propiedades químicas semejantes estableciendo lo siguiente:

“Los elementos químicos que tienen propiedades semejantes y progresivas, pueden clasificarse en grupos de tres, en donde la masa atómica del elemento intermedio es aproximadamente igual al promedio de las masas atómicas de los elementos extremos”.

Tabla 5. Los elementos químicos y su masa

TRIADA	MASA ATÓMICA	MASA REAL
Li	6,9	22,99
Na	23,0	
K	39,1	
Ca	40,0	87,63
Sr	88,6	
Ba	137,3	

En 1864, el británico John Alexander Newlands descubrió la llamada Ley de las Octavas de Newlands, clasificó a los elementos químicos conocidos de acuerdo a sus masas atómicas, colocándoles en orden creciente de las mismas, encontrando que el primer elemento era semejante al octavo elemento, el segundo al noveno, y así sucesivamente. Esta ley se enuncia así: *“Si se ordena a los elementos químicos de acuerdo a sus masas atómicas crecientes en grupos de siete, las propiedades de un elemento se repiten en el octavo elemento”.*

Tabla 6. Ley de las octavas

						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
Rb	Sr	La, Ce	Zr	Nb, Mo	Ru, Rh	Pd
Ag	Cd	U	Sn		Te	I
Cs	Ba, V					

En 1869, el ruso Dimitri Mendeleiev y el alemán Lothar Meyer independientemente uno del otro ordenaron 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: “*Las propiedades físicas y químicas de los elementos son funciones periódicas de su masa atómica*”, conocida como Ley Periódica.

Tabla 7. Ley periódica

I R ₂ O	II RO	III R ₂ O ₃	IV RO ₂	V R ₂ O ₅	VI RO ₃	VII R ₂ O ₇	VIII RO ₄
H							
Li	Be	B	C	N	O	F	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca	?	Ti	V	Cr	Mn	Fe, Co, Ni
Cu	Zn	?	?	As	Se	Br	Ru, Rh,
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Pd
Cs	Ba						

En 1914, el físico inglés Henry Moseley muestra que el número atómico debe responder a la constitución íntima del átomo y no ser tan sólo un lugar de colocación del elemento en una tabla de clasificación de los mismos, determinan que representa el número de cargas positivas o protones del núcleo y es exactamente igual al número de cargas negativas o electrones de la envoltura, porque el átomo es eléctricamente neutro, establecen la propuesta de: “*Las propiedades físicas y químicas de los elementos son funciones periódicas del número atómico*”. Esta clasificación constituye la base de la tabla periódica actual.

Bases de la clasificación periódica:

Los elementos son función de la estructura electrónica de sus átomos, más específicamente del ordenamiento de los electrones en los niveles de energía más externos.

Los elementos con un ordenamiento similar de electrones en los orbitales externos se agrupan en columnas (verticales), y los elementos con el mismo número cuántico principal (n) máximo para la estructura electrónica fundamental del átomo, se agrupan en filas (horizontales).

Distribución de los elementos en la tabla:

Sabemos que los elementos son sustancias puras, formadas por una sola clase de átomos. La mayoría de elementos se encuentran en estado sólido, en estado líquido (Mercurio y Bromo) a la temperatura ambiente y once existen en la naturaleza en forma de gas (6 Gases Nobles, Nitrógeno, Oxígeno, Hidrógeno, Flúor, Cloro). Algunos elementos son radiactivos, otros son extremadamente raros y otros solamente pueden obtenerse en el laboratorio. La actual Tabla Periódica consta de todos los elementos conocidos, los mismos que están colocados en orden creciente de sus números

En la parte inferior de la Tabla, existen dos filas horizontales que corresponden a la serie Lantánida y Actínida, conocidas como Tierras Raras. En el siguiente esquema se muestra la distribución de los elementos en los diferentes grupos y períodos:

												1 2								
												H He								
												1,01 4,00								
												Número Atómico (Z) Símbolo Peso Atómico (A)								
IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0			
3	4											5	6	7	8	9	10			
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne			
6,94	9,01											10,8	12,0	14,0	15,9	18,9	20,2			
11	12											13	14	15	16	17	18			
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar			
22,9	24,3	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII				IB	IIB	26,9	28,1	30,9	32,1	35,5	39,9		
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36			
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
39,1	40,1	44,9	47,9	50,9	51,9	55,0	55,8	58,8	58,9	63,5	65,4	69,7	72,6	74,9	78,9	79,9	83,8			
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54			
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe			
85,5	87,6	88,9	91,2	92,9	95,9	98	101	103	106	108	112	115	119	122	128	127	131			
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86			
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn			
133	137	139	179	181	184	186	190	192	195	197	201	204	207	209	210	210	222			
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110											
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds											
223	226	227	261	262	263	264	265	266	272											

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
140	141	144	147	150	152	157	159	163	165	167	169	173	175
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw
232	231	238	237	242	243	247	247	249	254	253	256	254	257

ELEMENTO	% EN PESO
Oxígeno	65,0
Carbono	18,0
Hidrógeno	10,0
Nitrógeno	3,0
Calcio	2,0
Fósforo	1,2
Otros	0,8

Tabla 10. Composición de la atmósfera terrestre

ELEMENTO	% EN FRACCION MOLAR
Nitrógeno	78,084
Oxígeno	20,948
Argón	0,934
Anhídrido Carbónico	0,033
Neón	0,001818
Helio	0,000524
Metano	0,0002
Kriptón	0,000114
Hidrógeno	0,00005
Óxido Nitroso	0,00005
Xenón	0,0000087

Grupos o familias:

Son las columnas de elementos, las mismas que se encuentran numeradas (Numeración Romana) seguidas de las letras A o B. Cada columna reúne a los elementos que tienen propiedades químicas idénticas y valencia semejantes.

En los grupos se encuentran los elementos que en su distribución electrónica tienen el mismo número de electrones en las capas externas, estos se encuentran en el mismo subnivel, a continuación se muestra la distribución electrónica de los elementos del grupo IA, estos tienen en el subnivel “s” un solo electrón:

Li (Z=3): $1s^2, 2s^1$

Na (Z=11): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$

K (Z=19): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$

Rb (Z=37): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^1$

Cs (Z=55): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^1$

Fr (Z=87): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6, 7s^1$

Existen 18 columnas que forman nueve grupos:

- Los grupos I a VII, A y B: 14 columnas
- El grupo VIII: 3 columnas
- El grupo 0: 1 columna

Algunos grupos reciben nombres especiales:

IA: Alcalinos
 IIA: Alcalino-Térreos
 VIIA: Halógenos
 0: Gases Nobles

El significado de las letras A y B, es el siguiente:

A: Elementos representativos, su distribución electrónica termina en subniveles s o p.

B: Elementos de transición, incluido el grupo VIII, su distribución termina en d o f.

El Hidrógeno, no pertenece a ningún grupo de la Tabla Periódica, a pesar que tiene una distribución electrónica parecida a la familia IA, por tanto ocupa un casillero especial debido a sus características físicas y químicas.

En los grupos o familias están los elementos que tienen el mismo número de electrones de valencia, que las propiedades de los elementos pertenecientes a mismo sean semejantes es decir, son los electrones que se ubican en los últimos nivel de energía.

Periodos:

Con este nombre se conocen a las filas de elementos. Son en número de siete, ordenados según sus números atómicos en orden creciente.

Tabla 11. Períodos

PERÍODO	NÚMERO DE ELEMENTOS	INICIA	TERMINA
1	2	H	He
2	8	Li	Ne
3	8	Na	Ar
4	18	K	Kr
5	18	Rb	Xe
6	32	Cs	Rn
7	20 (Incompleto)	Fr	108

La serie de los Lantánidos y de los Actínidos, conocidas como Tierras Raras, tienen las siguientes características:

Lantánidos	(14 elementos)	Ce – Lu	(Sexto Período)
Actínidos	(14 elementos)	Th – Lr	(Séptimo Período)

Número del período: nos indica los niveles de energía que tienen todos los elementos pertenecientes al mismo. A continuación se muestra la distribución electrónica de los elementos del segundo período:

Li (Z=3):	$1s^2, 2s^1$
Be (Z=4):	$1s^2, 2s^2$
B (Z=5):	$1s^2, 2s^2, 2p^1$
C (Z=6):	$1s^2, 2s^2, 2p^2$
N (Z=7):	$1s^2, 2s^2, 2p^3$
O (Z=8):	$1s^2, 2s^2, 2p^4$
F (Z=9):	$1s^2, 2s^2, 2p^5$
Ne (Z=10):	$1s^2, 2s^2, 2p^6$

Bloques: Recordemos que la Tabla Periódica está constituida de tal manera que los elementos de propiedades semejantes están dispuestos en una misma columna vertical o grupos que están organizados figura 27. “Tabla Periódica por bloques” de la siguiente manera:

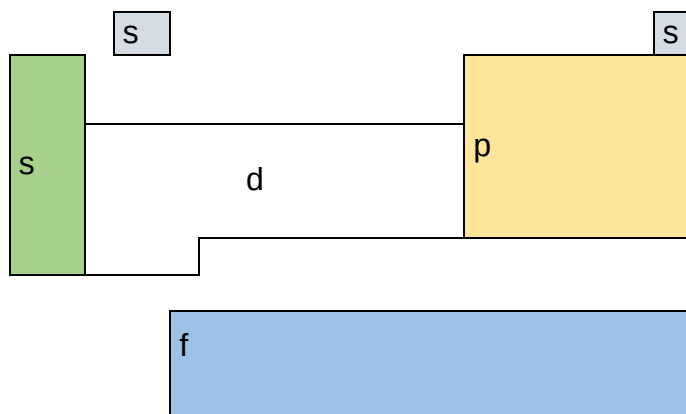


Figura 27. Tabla Periódica por bloques

Las similitudes en cuanto a la disposición de los electrones están estrechamente relacionadas con la posición en la Tabla Periódica. En la figura 28 “Tabla periódica de subniveles” muestra la saturación con electrones de diferentes subniveles:

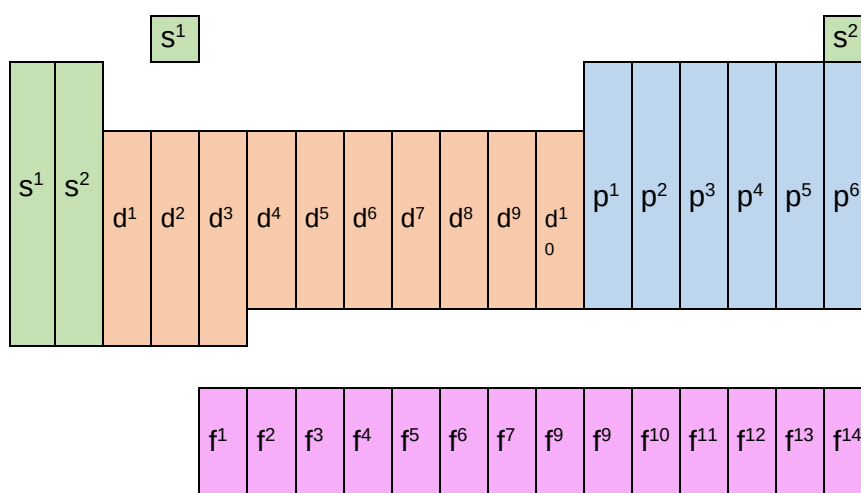


Figura 28. Tabla periódica por subniveles

A continuación se muestran los subniveles en los que se encuentran los electrones de valencia:

IA:	ns^1	IIIB:	$ns^2, (n-1)d^1$
IIA:	ns^2	IVB:	$ns^2, (n-1)d^2$
IIIA:	ns^2, np^1	VB:	$ns^2, (n-1)d^3$
IVA:	ns^2, np^2	VIB:	$ns^1, (n-1)d^5$
VA:	ns^2, np^3	VIIB:	$ns^2, (n-1)d^5$
VIA:	ns^2, np^4	VIIIB:	$ns^2, (n-1)d^6$
VIIA:	ns^2, np^5		$ns^2, (n-1)d^7$
0:	ns^2, np^6		$ns^2, (n-1)d^8$
		IB:	$ns^1, (n-1)d^{10}$
		IIB:	$ns^2, (n-1)d^{10}$

Carácter químico:

La Tabla Periódica está dividida en dos grandes grupos de elementos, tomando en cuenta el carácter químico de los mismos. Estos dos grandes grupos son:

Metales:

Son todos los estos elementos que se encuentran sombreados en la siguiente tabla figura 29 .:

El diagrama muestra la Tabla Periódica con las celdas correspondientes a los metales sombreadas en amarillo. Estas incluyen:

- Los grupos IA y IIA.
- Los grupos IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA y VIIIB.
- Los grupos IB y IIB.
- La serie de metales de transición (d-block), que incluye los grupos IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB, IB y IIB.
- La serie de metales de transición interna (f-block), que incluye los grupos IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA y VIIIB.

Figura 29. Tabla Periódica de los metales

Son sólidos en su mayoría, caracterizados por su brillo, dureza, ductilidad, maleabilidad, conductividad eléctrica y del calor, ser electropositivos, formar óxidos básicos, alta densidad, etc. Los metales tienden a ceder electrones cuando experimentan reacciones químicas, es decir tienen estados de oxidación positivos, al perder electrones se transforman en iones positivos.

Se localizan en la parte central de la tabla periódica. Según su localización, los metales tienen uno, dos o tres electrones en su nivel más externo de energía.

Los elementos que son metales típicos son los Alcalinos y Alcalino-Térreos. A medida que aumenta el número atómico dentro de un período, las propiedades metálicas van disminuyendo gradualmente. En el centro de la tabla tenemos elementos que poseen propiedades intermedias, es decir conservan aún propiedades de los metales y de los no metales.

No Metales:

Figura 30. Tabla Periódica de los no metales

Pueden ser gases, sólidos o líquidos de bajos puntos de fusión, son malos conductores de la corriente eléctrica y del calor. Son electronegativos, debido a que en las combinaciones químicas tratan de ganar electrones o compartirlos. Cuando se unen al oxígeno forman óxidos ácidos, tienen densidad baja. Estos elementos se encuentran a la derecha de la Tabla Periódica.

Los elementos no metales son los siguientes:

Tabla 12. Los no metales

IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
B	C	N	O	F
	Si	P	S	Cl
		As	Se	Br
		Sb	Te	I
				At

Dentro de este grupo hay que incluir al Hidrógeno (H). En el grupo de los no metales se incluyen los gases nobles figura 31. “Tabla periódica de los gases nobles”

Gases nobles:

Figura 31. Tabla periódica de los gases nobles

Denominados también gases inertes, por su actividad química nula. Presentan en su estructura 8 electrones en el último nivel de energía, excepto el He que tiene sólo dos; lo que les confiere una extraordinaria estabilidad química.

Tabla 13. Gases nobles

Se ubican en la primera columna de la derecha. Presentan inercia química absoluta, no se combinan entre sí y constan de átomos que se unen unos con otro. La molécula que tienen es monoatómica y la estructura de sus átomos ofrece una estabilidad perfecta.

A continuación se registran los gases nobles en el grupo VIIIA ó Cero (0):

VIIIA (0)
He
Ne
Ar
Kr
Xe
Rn

Ejercicios resueltos:

Determinar bloque, grupo, período, valencia, carácter químico, estados de oxidación, número atómico, símbolo del elemento cuyos números cuánticos del último electrón son:

$n \quad l \quad m$

1) 4, 2, 0, $-1/2$

Graficando el electrón a través de los orbitales, tenemos

	d				
4			↓		
	-2	-1	0	+1	+2

Se trata del tercer electrón del subnivel 4d, como es el último electrón, su distribución electrónica es: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^3$; por lo que podemos establecer las siguientes características:

B:	d	EO:	+1 a +5
G:	VB	Z:	41
P:	5	S:	Nb
V:	5	#niveles:	5
CQ:	METAL	#subnivel	10
		es:	

#orbitales: 24 → # orbitales con e^- apareados: 19

Orbitales con e^- no apareados: 3

Orbitales sin electrones: 2

2) 3, 1, +1, $-1/2$

Graficando el electrón utilizando los orbitales del subnivel p, tenemos:

	p		
3			↓
	-1	0	+1

B: p

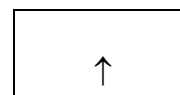
G: VA

P: 3

3) 5, 0, 0, +1/2

Graficando el electrón a través de los orbitales, tenemos:

5



PROPIEDADES PERIÓDICAS

Densidad: Se define como la concentración de la materia, medida a través de la masa por unidad de volumen (masa/longitud³). En las sustancias sólidas y líquidas, las unidades de densidad son g/cm³ o g/ml y en los gases, g/litro.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volúmen}} \rightarrow d = \frac{m}{V}$$

A continuación se muestran datos de densidades para algunos elementos:

Tabla 14. Tabla Periódica y la densidad de los elementos

																	0										
																	2										
																	He										
																	0,13										
																	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA						
3	4																5	6	7	8	9	10					
Li	Be																B	C	N	O	F	Ne					
0,53	1,85																2,34	2,26	0,81	1,14	1,51	1,20					
11	12																13	14	15	16	17	18					
Na	Mg																Al	Si	P	S	Cl	Ar					
0,97	1,74	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII			IB	IIB	2,70	2,33	1,82	2,07	1,56	1,40										
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36										
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr										
0,86	1,55	3,00	4,51	6,10	7,19	7,43	7,86	8,90	8,90	8,96	7,14	5,91	5,32	5,72	4,79	3,12	2,60										
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54										
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe										
1,53	2,60	4,47	6,49	8,40	10,2	11,5	12,2	12,4	10,5	10,5	8,65	7,31	7,30	6,62	6,24	4,94	3,06										
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86										
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn										
1,90	3,50	6,17	13,1	16,6	19,3	21,0	22,6	22,5	19,3	19,3	13,6	11,9	11,4	9,80	9,20		9,91										
87	88	89	104	105	106	107																					
Fr	Ra	Ac																									
	5,00																										
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71														
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu														
6,67	6,77	7,00		7,54	5,26	7,89	8,27	8,54	8,80	9,05	9,33	6,98	9,84														
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103														
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw														
11,7	15,4	19,1	19,5	19,8	11,7	13,5																					

1

← Número Atómico

H

← Símbolo

0,0

← Densidad (g/ml)

7

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
6,67	6,77	7,00		7,54	5,26	7,89	8,27	8,54	8,80	9,05	9,33	6,98	9,84
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw
11,7	15,4	19,1	19,5	19,8	11,7	13,5							

A diagram showing two identical spheres, each with radius r , placed side-by-side. The distance between the centers of the two spheres is labeled as $2r$. Two vertical lines are drawn through the centers of the spheres, and a horizontal double-headed arrow between these lines is labeled $2r$.

Tabla 15. Tabla periódica y el radio atómico de sus elementos

Radio iónico: Se refiere a la distancia cuando el átomo se ha transformado en ion. Los iones positivos son considerablemente más pequeños que el respectivo átomo neutro. En cambio los iones negativos, son más grandes que el átomo neutro, ligeramente. Mientras más electrones pierdan el átomo más pequeño es el radio iónico y viceversa.

Es la relación que se obtiene dividiendo el valor de un átomo-gramo (número de abogados) de un elemento químico por el valor de su densidad. El volumen atómico se expresa en cm^3/mol .

46

Energía o potencial de ionización: Es la energía necesaria para quitar el electrón más externo al núcleo de un átomo en estado gaseoso y convertirlo en ion positivo o catión. Se expresa en calorías u otra unidad de energía (Joule, ev).



Electroafinidad o afinidad electrónica: Es la cantidad de energía invertida para que un átomo neutro en estado gaseoso gane un electrón extra y le permita convertirse en un ion negativo o anión. Se expresa en kJ/mol.

Tabla 16. Tabla periódica y su afinidad electrónica de los elementos

1 ← Número Atómico

H ← Símbolo

-73 ← Afinidad Electrónica (kJ/mol)

IA

IIA

AUMENTA

→

IIIA

IVA

VA

VIA

VIIA

3 Li -60	4 Be 240											5 B -23	6 C -123	7 N 0	8 O -142	9 F -322	10 Ne +21		
11 Na -53	12 Mg 230	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII					IB	IIB	13 Al -44	14 Si -120	15 P -74	16 S -200	17 Cl -348	18 Ar +35
19 K -48	20 Ca 156	21 Sc -18	22 Ti -8	23 V -50	24 Cr -64	25 Mn	26 Fe -15	27 Co -63	28 Ni -156	29 Cu -119	30 Zn -9	31 Ga -36	32 Ge -116	33 As -77	34 Se -195	35 Br -324	36 Kr +39		
37 Rb -47	38 Sr 168	39 Y -29	40 Zr -42	41 Nb -86	42 Mo -72	43 Tc -96	44 Ru -101	45 Rh -110	46 Pd -54	47 Ag -126	48 Cd +26	49 In -34	50 Sn -121	51 Sb -101	52 Te -190	53 I -295	54 Xe +40		
55 Cs -46	56 Ba 52	57 La -48	72 Hf	73 Ta -14	74 W -79	75 Re -14	76 Os -106	77 Ir -151	78 Pt -205	79 Au -223	80 Hg +18	81 Tl -50	82 Pb -101	83 Bi -101	84 Po -170	85 At -270	86 Rn +41		
87 Fr	88 Ra	89 Ac -29	104	105	106	107													

58
Ce

59
Pr

60
Nd

61
Pm

62
Sm

63
Eu

64
Gd

65
Tb

66
Dy

67
Ho

68
Er

69
Tm

70
Yb

71
Lu

90
Th

91
Pa

92
U

93
Np

94
Pu

95
Am

96
Cm

97
Bk

98
Cf

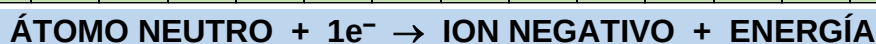
99
Es

100
Fm

101
Md

102
No

103
Lw



Los valores negativos corresponden a energía liberada y los positivos a energía absorbida.

Electronegatividad: Es la fuerza o capacidad que tiene un átomo para retener electrones de enlace (últimos electrones). La electronegatividad guarda relación directa con el potencial de ionización.

A continuación podemos observar gráficamente la variación de esta propiedad en los elementos del grupo IA y del segundo periodo:

Relaciones en los grupos y periodos:

a) En los grupos:

Relación Directa:

Al aumentar el número atómico, aumenta: densidad, radio atómico, radio iónico, volumen atómico, carácter metálico, volumen iónico.

Relación Inversa:

Al aumentar el número atómico, disminuye: potencial de ionización, electroafinidad, electronegatividad, carácter no metálico, actividad química de los metales.

b) En los períodos:

Relación Directa:

Al aumentar el número atómico, aumenta: el potencial de ionización, electronegatividad, electroafinidad, radio iónico de los no metales, actividad química de los no metales, densidad, carácter no metálico.

Relación inversa:

Al aumentar el número atómico, disminuye: radio atómico, carácter metálico, radio iónico de los metales, actividad química de los metales.

Carga Efectiva Nuclear

Se define como la diferencia entre el número atómico (Z) que representa a los protones menos el número de electrones que conforman el Apantallamiento y se emplea la siguiente fórmula:

$$Z_{\text{efec}} = Z - \sigma$$

Z carga nuclear real

σ constante de pantalla

Efecto apantallamiento

Si tomamos en cuenta que el electrón del último nivel en esta distribución está solo debería ser atraído por las cargas positivas del núcleo sin embargo este proceso no se realiza porque está protegido por una pantalla de protección constituido por los electrones de los niveles más bajos.

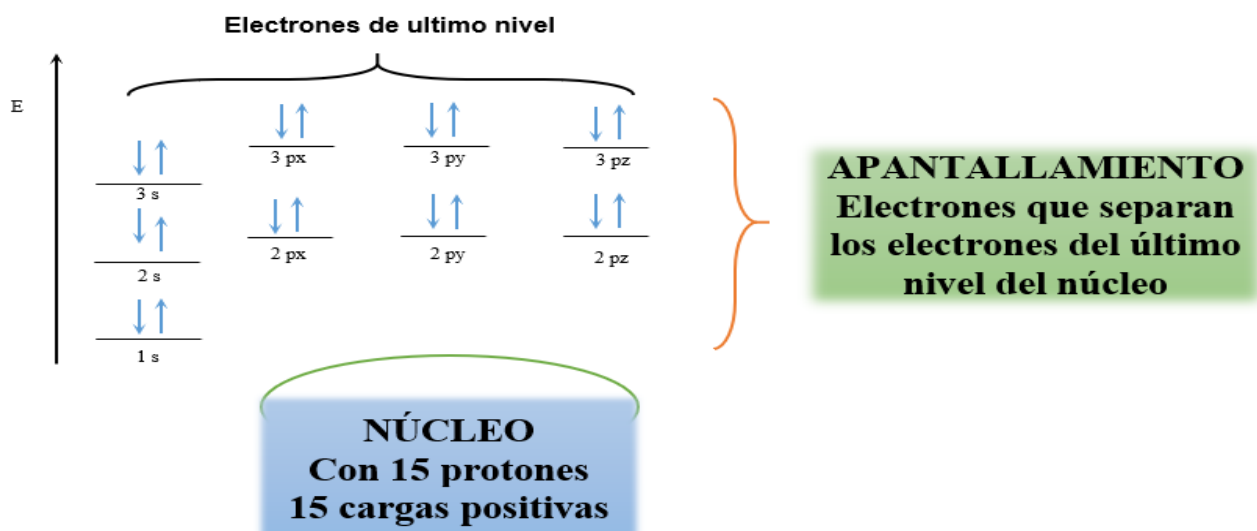


Figura 33. Carga efectiva nuclear

Si el número atómico es 14 y el efecto de apantallamiento es 10 la carga nuclear efectiva se calcula de la siguiente manera:

$$Z_{\text{efec}} = 14 - 10 = 4$$

WEBGRAFIA RECOMENDADA

➤ Elementos de Tierras raras

Revista: Chemical&Engineers

Tema: Del carbón, una nueva fuente de tierras raras

<https://bit.ly/2uotC3v>

(Chemical & Engineering News, 2018)

Chemical & Engineering News. (8 de Julio de 2018). *Del carbón, una nueva fuente de tierras raras* (Archivo de Video). Recuperado el 26 de Junio de 2019, de <https://translate.google.com/translate?depth=1&hl=es&prev=search&rurl=translate.google.com&sl=en&sp=nmt4&u=https://cen.acs.org/materials/inorganic-chemistry/coal-new-source-rare-earths/96/i28&xid=17259,15700023,15700186,15700191,15700256,15700259&usg=ALkJrhgi70JSsDweQbXt1sYiidotRFURjA>

➤ Propiedades físicas y químicas de los metales

Revista: Chemical&Engineers

Tema: El nanocardboard de óxido de aluminio es fuerte pero flexible

<https://bit.ly/39nwOLn>

(Chemical & Engineering News, 2018)

Chemical & Engineering News. (25 de Noviembre de 2018). *El nanocardboard de óxido de aluminio es fuerte pero flexible*. Recuperado el 26 de Junio de 2019, de https://translate.googleusercontent.com/translate_c?depth=1&hl=es&prev=search&rurl=translate.google.com&sl=en&sp=nmt4&u=https://cen.acs.org/materials/nanomaterials/Aluminum-oxide-nanocardboard-strong-yet/96/i47&xid=17259,15700023,15700186,15700191,1570025&usg=ALkJrhgJ-8KTwwiZOvQabOgk6hRVesUWWA

➤ **Electronegatividad**

Video: electronegatividad (khanacademy)

<https://bit.ly/39mLiLC>
(Khan Academy, 2015)

Khan Academy. (15 de Abril de 2015). *Electronegatividad (Archivo de Video)*. Recuperado el 26 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/periodic-table/periodic-table-trends-bonding/v/electronegativity-trends?modal=1>

➤ **Tabla periódica**

Tema: Electrones de valencia y enlaces

Video: valencias

<https://bit.ly/2SzW2PV>
(Khan Academy, 2015)

Khan Academy. (15 de Marzo de 2015). *Electrones de valencia y enlaces (Archivo de video)*. Recuperado el 16 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/quimica-pe-pre-u/xa105e22a677145a0:enlaces-quimicos/xa105e22a677145a0:introduccion/v/valence-electrons-lewis?modal=1>

➤ **Los átomos y la tabla periódica**

Video: Khanacademy

<https://bit.ly/31GoNid>
(Khan Academy, 2015)

Khan Academy. (16 de Marzo de 2015). *Elementos y átomos (Archivo de Video)*. Recuperado el 16 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/atomic-structure-and-properties/introduction-to-the-atom/v/elements-and-atoms?modal=1>

➤ **Elementos**

Tema: Un choque de estrellas revela los orígenes de los elementos pasados

Revista: Knowable magazine

<https://bit.ly/37IKipO>
(Knowable Magazine, 2018)

Knowable Magazine. (1 de Enero de 2018). *Un choque de estrellas revela el origen de elementos pesados. (Archivo de Video)* Obtenido de <https://translate.google.com/translate?depth=1&hl=es&prev=search&rurl=translate.google.com&sl=en&sp=nmt4&u=https://www.knowablemagazine.org/article/physical-world/2018/crash-stars-reveals-origins-heavy-elements&xid=17259,15700023,15700186,15700191,1570025>

Apliquemos lo aprendido

Problemas propuestos:

1. El Bromo y el Berilio tienen número atómico 35 y 4. Indicar a qué familia y período de la Tabla pertenecen.
2. Se tienen los elementos de número atómico 17 y 47. Decidir a qué grupo y período pertenecen de la Tabla Periódica.
3. En qué grupo y período estará el elemento cuyo átomo tiene la configuración $5s^2, 5p^4$ en el nivel de valencia.
4. Sin consultar la Tabla Periódica, seleccionar de la siguiente lista los elementos que se encuentren en el mismo grupo y aquellos que estén en el mismo período: ${}^3\text{Li}$, ${}^{14}\text{Si}$, ${}^{50}\text{Sn}$, ${}^5\text{B}$, ${}^{47}\text{Ag}$, ${}^{51}\text{Sb}$, ${}^{11}\text{Na}$.
5. En cada par seleccionar el átomo o ión más grande: a) Ga o Al; b) S^{-2} o Se^{-2}
6. Para la siguiente serie de iones isoelectrónicos determinar cuál tiene el mayor tamaño: Rb^{+1} , Sr^{+2} , Y^{+3} , Zr^{+4} .
7. Ordenar los elementos del grupo IVA en orden creciente de tamaño atómico.
8. De la siguiente lista: Te, I, Se, Br. ¿Cuál átomo tiene la afinidad electrónica más pequeña?
- 9.Cuál de los siguientes elementos: B, As, F, P, Cl; es el más electronegativo.
10. De los siguientes elementos: I, Sn, Sb y Te.Cuál es el más activo químicamente.
11. Ordenar la familia IIIA: a) por la densidad descendente b) carácter metálico ascendente y c) volumen atómico descendente.
12. Ordenar el tercer período por: a) Electronegatividad, ascendente y b) Radio atómico, descendente.
13. Ordenar el grupo VIA por: a) Radio iónico, ascendente y b) Carácter Metálico, descendente.
14. De los siguientes elementos, cuál es el de mayor actividad química: P, Na, K, Ra, Ag, O, Ni, Br.
15. Escribir la configuración electrónica para los siguientes iones: Cu^{+1} , Sn^{+2} , W^{+3} .

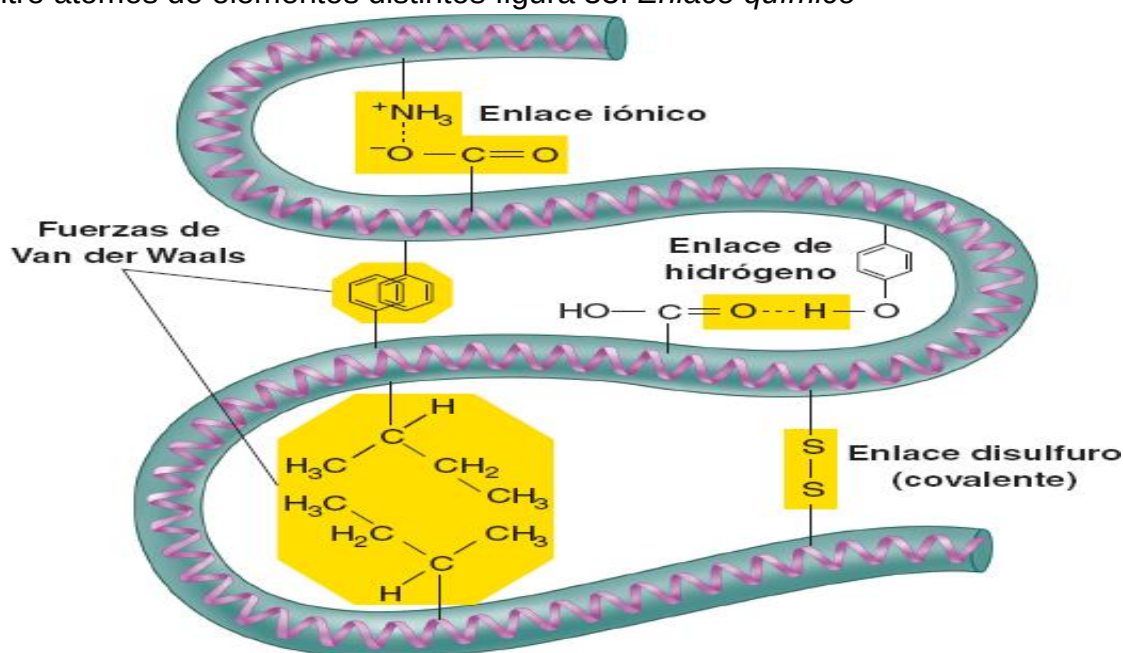
ENLACES QUÍMICOS

Objetivos

- Comprender el enlace químico como un recurso de la naturaleza para evolucionar hacia estados energéticamente más favorables.
- Relacionar las propiedades macroscópicas que se observan en una sustancia distinguiendo el enlace que se da entre sus átomos.
- Aplicar el concepto de enlace químico para formar nuevas moléculas inorgánicas y orgánicas.

Generalidades

Se define como enlaces químicos a todas y cada una de las formas y fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos en una estructura estable de elementos entre sí para formar moléculas de compuestos determinados. Debemos tener presente que se requiere de energía para que un átomo de un elemento se una a otro y forme una molécula; al unirse químicamente el compuesto formado tiende a alcanzar una mayor estabilidad, obteniéndose el nivel más bajo de energía que puede tener y que la unión entre los átomos de esos elementos se debe a la distribución electrónica que posee cada uno en su último nivel. Cuando se dice que dos átomos están enlazados entre sí, quiere decir que se encuentran muy cerca uno del otro y que se mantienen unidos bajo la acción de ciertas fuerzas; lo que llamaremos de aquí en adelante enlace químico. Estas uniones entre átomos pueden ser: entre átomos de un mismo elemento o entre átomos de elementos distintos figura 33. *Enlace químico*



Fuente: Stuart Ira Fox: *Fisiología humana*, 14e: www.accessmedicina.com
Derechos © McGraw-Hill Education. Derechos Reservados.

Figura 34. Enlace químico

En la naturaleza casi no se encuentran átomos aislados (excepto los gases nobles) sino formando moléculas o compuestos que tienen una energía menor que la de los átomos aislados, por lo cual, son mucho más estables.

Los enlaces iónicos y covalentes representan los dos extremos y todos los enlaces tienen algún grado de carácter tanto iónico como covalente. La naturaleza de estas uniones va a determinar las propiedades físicas y químicas de los distintos compuestos; por ejemplo el Cloruro de Sodio NaCl que es un sólido a temperatura ambiente y presenta puntos de fusión y ebullición muy altos, o bien, el alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$) que es un líquido a temperatura ambiente y sus puntos de fusión y ebullición son muy bajos.

De acuerdo con el número atómico de los elementos, los electrones se distribuyen en diferentes niveles de energía. Al establecer la distribución electrónica de los elementos se ha encontrado que para el caso de los gases nobles, con excepción del Helio (grupo VIIIA o 18) tienen 8 electrones en su último nivel. Anteriormente estos gases se consideraban inertes, es decir, incapaces de reaccionar frente a otra sustancia, lo cual se atribuyó a la distribución de sus electrones en su nivel exterior. Esta idea fue la base para plantear que el número de electrones del último nivel de energía tiene que ver con la forma de reaccionar de los elementos para formar compuestos.

Pero, antes de continuar, es necesario que recordemos algunos conceptos fundamentales como ¿qué dice la regla del octeto?, ¿qué es el diagrama de Lewis? Regla del Octeto. Los átomos que participan en las reacciones químicas tienden a adoptar la configuración electrónica propia de un gas noble (con excepción del helio), tienen ocho electrones en su último nivel, lo cual le confiere estabilidad a sus átomos. La Regla del Octeto se puede cumplir cuando existe una transferencia de electrones de un átomo a otro, o bien, por el hecho de compartir uno o más pares de electrones.

Diagrama de Lewis: es la representación de los electrones del último nivel de un átomo por medio de puntos, pequeños círculos o cruces, con la finalidad de visualizar lo que ocurre con estos electrones al formarse el enlace químico (este modelo es una forma sencilla de representar enlaces y nada tiene que ver con la forma geométrica o espacial de la estructura del átomo o de la molécula). Cabe destacar que los electrones del último nivel de un átomo son los responsables del comportamiento químico.

El Atomium es una escultura de acero de 110m de altura que se encargó con motivo en la feria mundial de Bruselas 1958. Las nueve esferas representan átomos y las varillas conectoras evocan los enlaces químicos que los mantienen unidos.



Figura 35. El Atomium

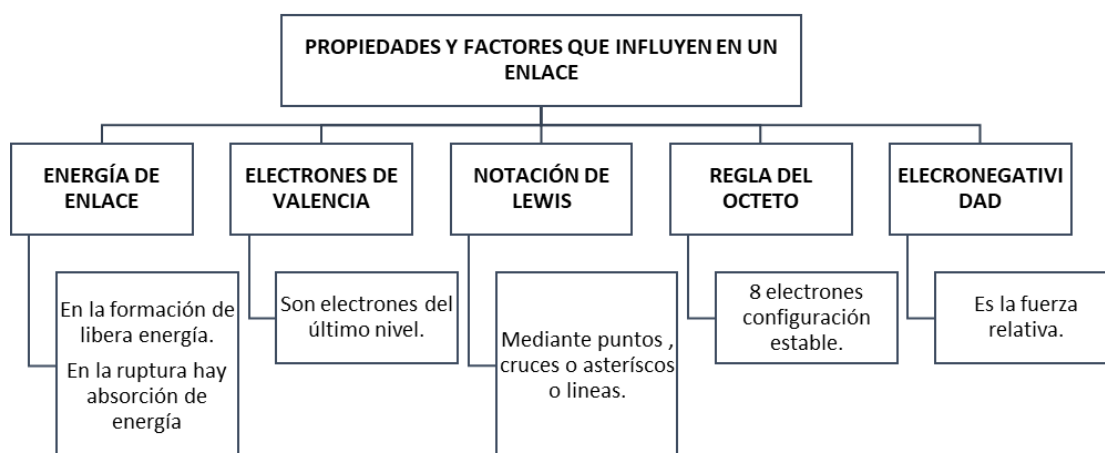
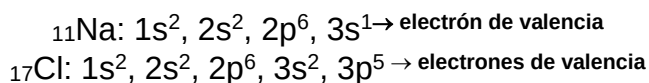


Figura 36. Propiedades y factores que influyen en un enlace

Energía de enlace: Es la energía que se libera o se absorbe durante la formación o disociación de un enlace químico.

Valencia: Capacidad que tiene un elemento para formar enlaces químicos. Según la teoría electrónica, es el número de electrones que acepta, cede o comparte un átomo o un grupo atómico. Los electrones del nivel de energía más externa, se conocen como electrones de valencia dependen principalmente las propiedades químicas del elemento.



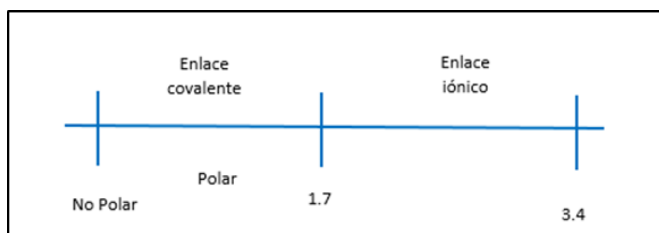
Al aceptar, ceder o compartir electrones un átomo, lo hace de tal manera que tiende a quedar con la última capa de estructura análoga a la del gas noble más próximo (Regla del Octeto: tener ocho electrones en el último nivel de energía).

Número o estado de oxidación: Es la carga eléctrica positiva o negativa que se le asigna a cada átomo de un elemento en un compuesto determinado, y que corresponde al número de electrones cedidos (carga positiva) o aceptados (carga negativa).

Se utilizan las siguientes reglas para asignar estados de oxidación:

- El número o estado de oxidación de un elemento en estado libre (sin combinarse) es siempre cero.(0)
- El número de oxidación del Oxígeno, es -2 ; en los peróxidos se considera que el estado de oxidación es -1 .
- El número de oxidación del Hidrógeno, es $+1$; en los hidruros metálicos es -1 .
- La suma de los estados o números de oxidación de los átomos de todos los elementos de un compuesto neutro es cero.
- El elemento que se presente en estado monoatómico, diatómico o triatómico tendrá un número de oxidación de 0.

Como conclusión se puede decir:



Diferencia de electronegatividad	Tipos de enlace
Menor o igual a 0.4	Covalente no polar
De 0.5 a 1.7	Covalente polar
Mayor a 1.7	Iónico

Figura 37. Tipo de enlace químico

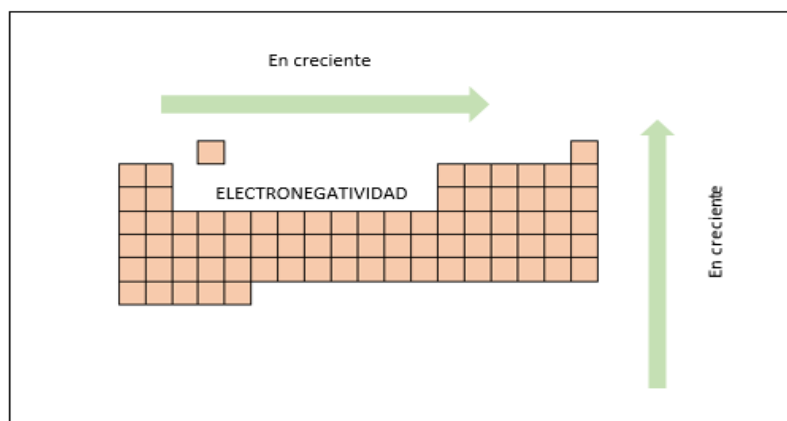


Figura 38. Tabla periódica y la electronegatividad

Estructura de Lewis:

Es una forma de escribir los enlaces químicos y consiste en representar a los átomos de los elementos con sus electrones de valencia, sin tomar en cuenta a los demás electrones. Para representar a las estructuras de Lewis se sigue el siguiente procedimiento:

Tabla 18. Estructura de Lewis

Grupo # electrones de Valencia Elementos	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	1	2	3	4	5	6	7	8
	H	Be	B .	C:	N:	O:	.F:	:Ne:
	Li	Mg	Al .	Si:	P:	S:	.Cl:	:Ar:
	Na	Ca	Ga .	Ge:	As:	Se:	.Br:	:Kr:
	K	Sr	In .	Sn:	Sb:	Te:	.I:	:Xe:
Rb	Ba	Ta .	Pb:	Bi:	Po:	.At:	:Rn:	

Para representar esos electrones se ubica el elemento en la Tabla Periódica, por ejemplo el cloro está en el grupo VIIA(17) y período 3, y su número atómico es 17, así la distribución electrónica para este átomo en su último nivel tiene 7 electrones que son los que se representan con puntos en el diagrama de Lewis.

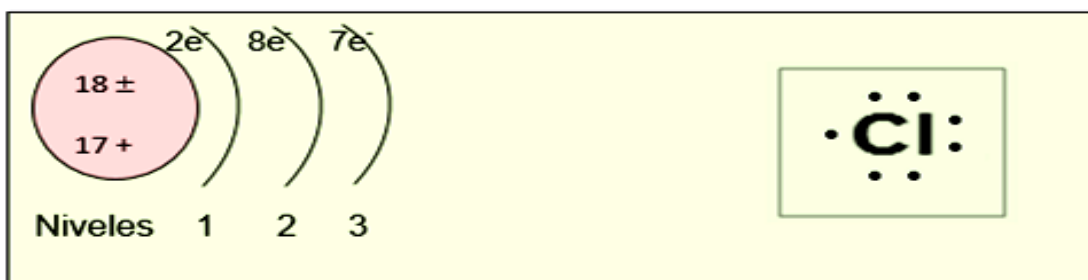


Figura 39. Distribución electrónica según Bohr para el átomo de cloro

Para establecer las estructuras de Lewis se pueden seguir los siguientes pasos:

1.- se calcula el número de **electrones requeridos** para completar los octetos
 $\text{H}_2\text{C O}_3 \longrightarrow 4 \text{ átomos} \times 8 = 32 + 4 \text{ Hidrógeno} = 36 \text{ electrones}$

2.- Se calcula el número de **electrones disponibles** considerando el grupo de cada elemento

$\text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow (2 \times 1 = 2) + (1 \times 4 = 4) + (3 \times 8 = 24) = 32 \text{ electrones}$

3.- Se restan los electrones (paso 1 y paso 2) y ese número, que representamos los **electrones de enlace** se divide para dos (2), con lo cual se obtiene el número de enlaces covalentes que contiene el compuesto.

$$36 - 32 = 4 / 2 = 2 \text{ enlaces.}$$

$$36 - 32 = 4 / 2 = 2 \text{ enlaces.}$$

4.- Se restan los electrones disponibles menos los electrones utilizados en el enlace (paso 1 – paso 3) y ese número representa los electrones a repartir de modo que cada elemento vaya completando su octeto.

$$32 - 8 = 24 \text{ electrones a repartir entre los Cl.}$$

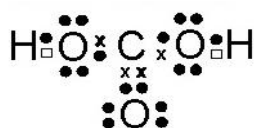


Figura 40. Distribución electrónica para el átomo de cloro

CLASES DE ENLACES: IÓNICO O ELECTRO VALENTE, COVALENTE Y METÁLICO

Enlace iónico: Llamado también electro valente, se establece entre los elementos con electronegatividades muy diferentes, existe una transferencia completa de uno o más electrones de un átomo (menos electronegativo) a otro (más electronegativo), formándose iones.

Se puede explicar la formación de este enlace considerando que los metales se convierten en cationes al perder uno o varios electrones que al transferirse a los no metales los convierte en aniones.

Entre los iones formados que se distribuyen en una estructura geométrica definida (cristal iónico) existen fuerzas de atracción electrostáticas, pero también fuerzas de repulsión entre iones de la misma carga. Los metales al perder electrones adquieren una configuración electrónica estable similar a un gas noble; lo mismo ocurre cuando los no metales ganan electrones.

Se efectúa generalmente entre un metal (cede electrones) y un no metal (acepta electrones). Existe enlace estrictamente iónico entre los metales de las familias I y II A; y los no metales de los grupos VIA y VIIA figura 41 *Enlace iónico*



Figura 41. La regla del octeto

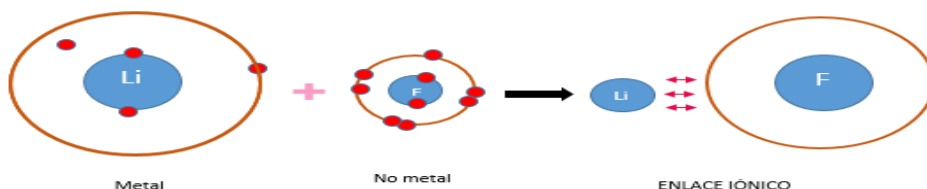


Figura 42. Enlace iónico

Los compuestos con enlace iónico, presentan las siguientes propiedades:

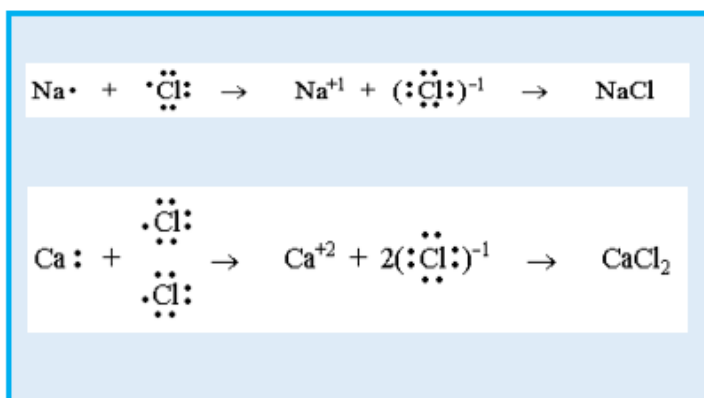


Figura 43. Compuestos de enlace iónico

- Son sólidos a temperatura ambiente.
- Forman cristales de forma bien definida, duros, frágiles.
- Presentan puntos de fusión y ebullición elevados por lo regular entre 1000 y 1500°C.
- Son buenos conductores de la corriente eléctrica, en estado

- Son solubles en solventes polares o iónicos (compuestos inorgánicos: H_2O , HCl , H_2SO_4 , etc.).



Figura 46. Bicarbonato de Calcio
CaHCO₃

El enlace covalente se caracteriza por la formación de par de electrones; si se forma un par (Enlace Simple, $-$), dos pares (Enlace Doble, $=$), tres pares (Enlace Triple, $\equiv$), figura 46. “Formación del F_2 ”

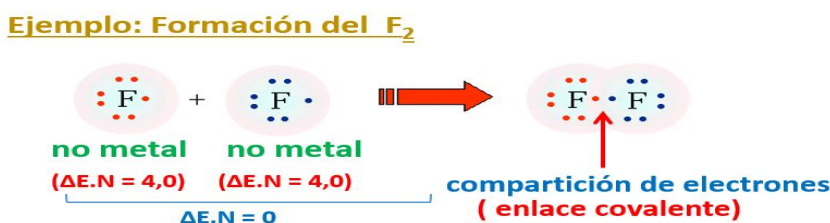


Figura 47. Formación del F_2

Enlace covalente simple: Este tipo de enlace se da cuando entre los átomos enlazados se comparte un par de electrones, figura 46

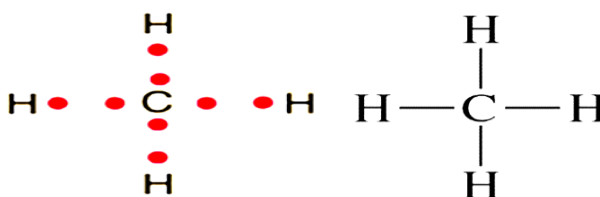


Figura 48. Enlace covalente simple

Enlace Covalente Múltiple: Este tipo de enlace se da cuando entre los átomos enlazados se comparte 2 o más pares de electrones, estos pueden ser: doble y triple.

Enlace Doble: Compartición de dos pares de electrones. Ejemplo: Formación del O_2 .

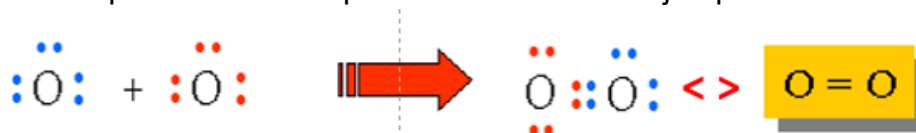


Figura 49. Formación del O_2

Enlace Triple: Compartición de tres pares de electrones. Ejemplo formación del N_2 .

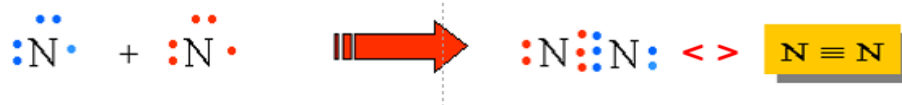


Figura 50. Formación del N_2

A continuación se muestran algunos ejemplos de estos enlaces figura 50:

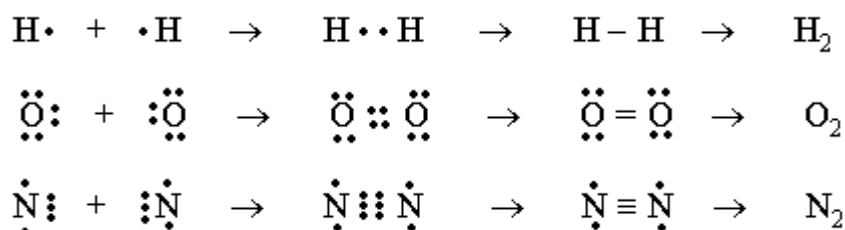


Figura 51. Ejemplos tipos de enlace.

El par electrónico compartido se acostumbra representar mediante una línea de la siguiente forma: $H-H$, $O=O$, $N=N$ Otros ejemplos de moléculas de compuestos con enlace covalente son el, amoníaco NH_3 y metano CH_4

Enlace Covalente Coordinado: En este tipo de enlace también se comparte una pareja de electrones, Pero la gran diferencia es que esta pareja proviene de tan solo uno de los átomos que forman el enlace y el átomo que aporta la pareja de electrones se llama *donante* y el átomo que los recibe *aceptor*. Ejemplo: Formación del H_2SO_4 figura 50.

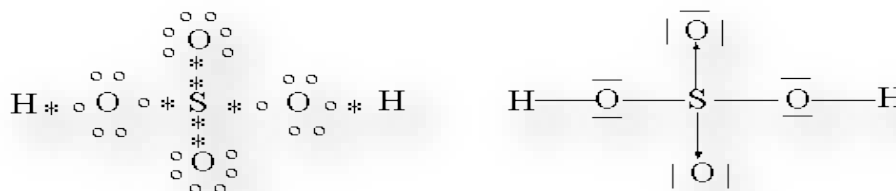


Figura 52. Formación del H_2SO_4

Polaridad de los enlaces:

- Un enlace es estrictamente covalente, cuando los dos átomos que forman el enlace se benefician por igual del par de electrones. Es común este enlace en moléculas

diatómicas mononucleares (ambos átomos son del mismo elemento), así: H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, etcetera , estas moléculas presentan enlace no polar.

- b) Un enlace iónico cuando uno de los átomos que forma el enlace se apodera completamente de la pareja de electrones; como en NaCl, el Cl se apropia del par electrónico por su mayor afinidad de electrones y por consiguiente la pareja está más próxima él. Se dice que el enlace es POLAR.

Los compuestos que se unen por enlace covalente, tienen las siguientes propiedades:

- Son sustancias gaseosas o líquidos volátiles.
- Presentan bajos puntos de ebullición y de fusión.
- En estado sólido, líquido y gaseoso no conducen la corriente eléctrica, es decir no son buenos conductores.
- Son solubles en compuestos covalentes.
- Reaccionan lentamente, porque los enlaces covalentes son difíciles de romper

A continuación se muestra una comparación de algunas propiedades generales de un compuesto iónico y un compuesto covalente:

Tabla 19. Propiedades generales de un compuesto iónico y un compuesto covalente

PROPIEDAD	NaCl	CCl ₄
Aspecto	Sólido blanco	Líquido incoloro
Punto de Fusión (°C)	801	-23
Calor molar de fusión (kJ/mol)	30,2	2,5
Punto de ebullición (°C)	1413	76,5
Calor molar de vaporización (kJ/mol)	600	30
Densidad (g/cm ³)	2,17	1,59
Solubilidad en agua	Alta	Muy baja
Conductividad eléctrica: Sólido	Pobre	Pobre
Líquido	Buena	Pobre

Enlace metálico: Como su nombre lo indica es el que se produce entre metales, en la formación de moléculas, aleaciones, y amalgamas. Se considera un tipo especial de enlace covalente, en el que cada átomo del metal con los átomos vecinos tratan de

formar pares electrónicos, produciéndose un conjunto de electrones móviles, formándose la llamada nube electrónica figura 52 “Enlace metálico”

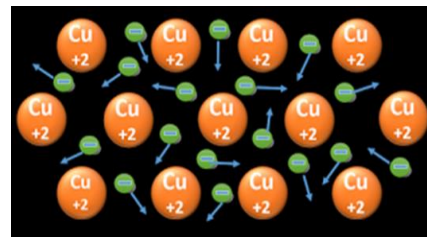
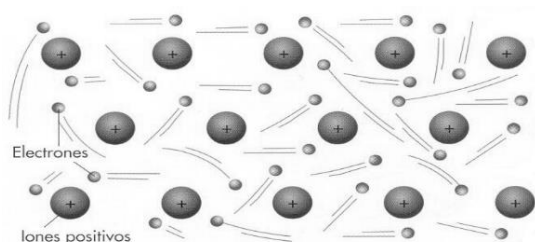


Figura 53. Enlace metálico

La nube proporciona la fuerza necesaria para que los átomos se unan y el enlace se mantenga estable evitando la repulsión entre cargas positivas del metal. La nube electrónica determina la principal característica de los metales, la conducción eléctrica, además de las otras propiedades de los metales.

Excepciones a la Regla del Octeto: A continuación se dan a conocer una serie de excepciones de moléculas que no cumplen con la regla del octeto.

a.- Moléculas con número de electrones impares: NO (5+6=11 e- de valencia)

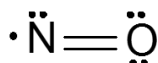


Figura 54. Enlace molécula impar

Las moléculas estables de esta clase son escasas existen algunas, como por ejemplo: NO, con un total de 8 electrones de valencia; NO₂ con un total de 17 electrones de valencia y ClO₂ que tiene un total de 19 electrones de valencia.

b.- Compuestos en cuyas moléculas los átomos centrales tienen menos de 8 electrones: Este grupo está compuesto por moléculas que contienen átomos centrales de los grupos IIA y IIIA. Por ejemplo: BeCl₂ (g), BF₃ (g) y AlCl₃ (g).

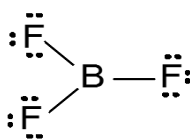


Figura 55. Enlace octeto reducido

c.- Moléculas en las cuales un átomo sobrepasa el octeto: La clase más amplia de moléculas que violan la regla consiste en especies en las que el átomo central está rodeado por más de 4 pares de e-, tienen *octetos expandidos*.

PCl₅ número de electrones de valencia $\Rightarrow 5+7 \times 5 = 40$ e-

Este grupo comprende las moléculas cuyos átomos centrales pertenecen a los periodos 3, 4, 5, 6 o mayores que estos. Por ejemplo: PCl₅, SF₆, XeF₄, son típicos.



Figura 56. Enlace octeto expandido

FUERZAS INTERMOLECULARES

Comprende el enlace entre moléculas. Hay cuatro tipos básicos de enlaces que se pueden formar entre dos o más moléculas, iones o átomos que de otro modo no estarían asociados (iónico, covalente, metálico y enlace de hidrógeno). Las fuerzas intermoleculares originan que las moléculas se atraigan o repelen unas a otras. Frecuentemente, esto define algunas de las características físicas como estado de agregación, punto de fusión y de ebullición de algunas sustancias.

Los átomos al unirse mediante enlaces covalentes forman moléculas, pero ¿Las moléculas pueden unirse entre sí? Si la respuesta fuera negativa, cada molécula sería independiente de otra molécula y los compuestos moleculares serían todos ellos gaseosos a cualquier temperatura, como esto no es cierto ¿qué ocurre entonces?

Los compuestos covalentes están formados por agregados moleculares en los que sin que exista pérdida en la individualidad de las moléculas, estas se unen mediante fuerzas de atracción débiles denominadas fuerzas intermoleculares las cuales varían en magnitud, pero en general son más débiles que los enlaces entre los átomos de una molécula (son mil veces menos fuertes que un enlace covalente) o los iones de un compuesto iónico. Las fuerzas intermoleculares reciben el nombre de fuerzas de van der Waals y se clasifican de la siguiente forma: fuerzas dipolares, puentes de hidrógeno y fuerzas de dispersión o de London.

Fuerzas dipolares

Atracción Electrostática Simple o Dipolo - Dipolo

Las moléculas polares contienen dipolos permanentes es decir, algunas regiones de una molécula polar son siempre parcialmente negativas mientras que otras son siempre parcialmente positivas (dipolos). Las atracciones entre regiones de moléculas polares con cargas opuestas se llaman fuerzas dipolo-dipolo y son las responsables de mantener unidas a las moléculas polares. Un ejemplo lo tenemos para el cloruro de hidrógeno gaseoso (HCl). Cuando estas moléculas se aproximan, el átomo de hidrógeno parcialmente positivo de una molécula, es atraído hacia el átomo de cloro parcialmente negativo de otra molécula, en la figura 56 se muestran las múltiples atracciones entre las moléculas de HCl.

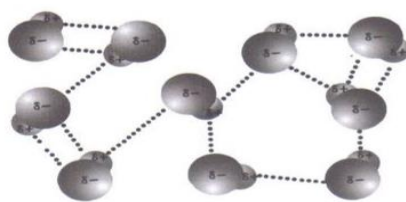


Figura 57. Atracción electrostática dipolo dipolo

Son ejemplos de moléculas dipolares agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2) y metanol (CH_4).

Enlaces Puente de Hidrógeno

Las fuerzas intermoleculares entre moléculas polares que contienen átomos de hidrógeno unidos a flúor, oxígeno o nitrógeno son más intensas de lo que cabría esperar con base únicamente en las fuerzas dipolares de atracción. Estas fuerzas intermoleculares son tan intensas que se les ha dado un nombre especial, el de puente de hidrógeno. El término puente de hidrógeno es un nombre que puede dar lugar a confusión pues destaca solo el componente de hidrógeno. Los compuestos HF , H_2O y NH_3 tienen punto de ebullición mucho más altos de lo que sería de esperar con base en las tendencias de los puntos de ebullición de los compuestos de hidrógeno con elementos de las mismas familias.

Lo anterior se puede explicar debido a que sus fuerzas de atracción intermolecular son muy intensas debido a la presencia de los puentes de hidrógeno.

La importancia del Puente de Hidrógeno para la vida y la salud es inmensa. La estructura de las proteínas, unas sustancias que son indispensables para la vida está determinada en parte por la formación de puentes de hidrógeno.

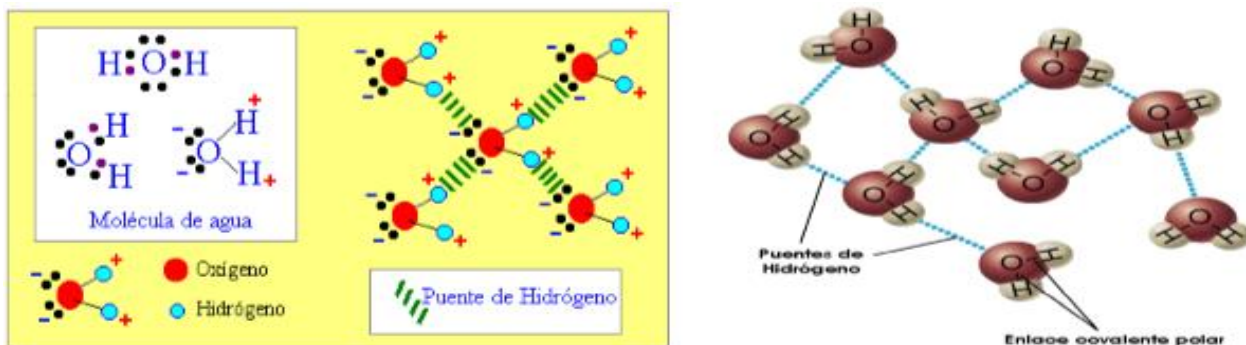


Figura 58. Enlace puente de H

Los compuestos más comunes que presentan enlace Puente de Hidrógeno son el Agua (H_2O), el Amoniac (NH_3) y el Fluoruro de Hidrógeno (HF).

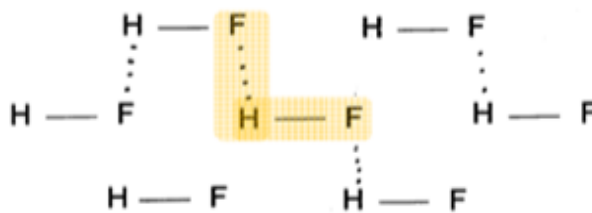


Figura 59. Enlaces Puente de Hidrógeno en el Ácido Fluorhídrico

Fuerzas de dispersión (London o Vander Waals)

Estas interacciones están presentes en todas las moléculas. Son las únicas interacciones presentes en los gases nobles o H_2 , O_2 , SO_3 , CO_2 ,

Se llaman fuerzas de dispersión de London, en honor al científico *Fritz London*, son unas fuerzas de tipo intermolecular. Dichas fuerzas tienen lugar entre moléculas de tipo no polar, donde pueden encontrarse dipolos.

Cuando se representan los orbitales de átomos y moléculas, la distribución de los electrones, es decir, la densidad electrónica, es el valor promediado en el tiempo. Lo que da origen a la atracción entre moléculas vecinas son las oscilaciones respecto a dicho valor promediado en el tiempo. Los átomos de los gases nobles nos proporcionan el ejemplo más sencillo. En promedio, la densidad electrónica debería ser esféricamente simétrica alrededor del núcleo atómico. Sin embargo, la gran parte del tiempo, los electrones tienen una distribución asimétrica; en consecuencia de esto, una parte del átomo tiene una densidad electrónica mayor y en otra la densidad electrónica es menor. Así, bajo dicha base, es el número de electrones el que determinará la facilidad con la que se puede polarizar la densidad del electrón y a mayor polarización, son más intensas las fuerzas de dispersión. A su vez, la intensidad de estas fuerzas intermoleculares determina el punto de fusión y el punto de ebullición de la sustancia: cuando más intensas son las fuerzas intermoleculares, más altos son los puntos de fusión y de ebullición.

GEOMETRÍA MOLECULAR

Es la disposición tridimensional de los átomos de una molécula. La geometría de una molécula afecta sus propiedades físicas y químicas; por ejemplo, el punto de fusión, el punto de ebullición, la densidad y el tipo de reacciones en que pueden participar. En general, la longitud y el ángulo de los enlaces se deben determinar de manera experimental. Sin embargo, existe un procedimiento sencillo que permite anticipar la geometría de las moléculas o iones con **buena predictibilidad, si conocemos el número de electrones** que rodean al átomo central, según su estructura de Lewis. El fundamento de este enfoque es la suposición de que los pares de electrones de la capa de valencia de un átomo se repelen entre sí. La capa de valencia es la capa de electrones más externa ocupada en un átomo; contiene los electrones que generalmente están implicados en el enlace. En un enlace covalente, un par de electrones, a menudo llamado par enlazante, es el responsable de mantener dos átomos juntos. Sin embargo,

en una molécula poliatómica, donde hay dos o más enlaces entre el átomo central y los átomos que lo rodean, la repulsión entre los electrones de los diferentes pares enlazantes hace que se mantengan lo más alejados que sea posible. La geometría que finalmente adopta la molécula (definida por la posición de todos los átomos) es aquella en la que la repulsión es mínima.

(Raymong, 2013)

Este concepto nace de la combinación y los datos experimentales de dos teorías: la del enlace de valencia (TEV) y la de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV). Mientras que la primera define los enlaces y sus ángulos, la segunda establece la geometría y, por consiguiente, la estructura molecular. En 1957 el químico canadiense Ron Gillespie basándose en trabajos previos de Nyholm desarrolló la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia (RPECV), es un modelo químico para predecir la forma de cada una de las moléculas basado en el grado de repulsión electrostática e los pares de electrones, de ésta manera adoptan una disposición espacial que minimiza esta repulsión, determinando la Geometría Molecular.

Al aplicar el modelo RPENV a moléculas que contienen enlaces múltiples revela que un doble o tripe enlace tiene el mismo efecto sobre los ángulos de enlace que el de enlace sencillo, esta determina que un doble o triple enlace se cuenta como un par enlazante al predecir su geometría. Por ejemplo, la estructura de Lewis del CO₂ tiene dos dobles enlaces C=O, como se muestra en la figura $\ddot{O} = C = \ddot{O}$, al aplicar el modelo RPENV a esta molécula, cada uno de los dobles enlaces contará como un solo par de electrones. Así, el modelo RPENV predice correctamente que el CO₂ es lineal.

La Geometría Molecular y su importancia en procesos químicos

El estudio de la estructura de las moléculas es que las células, tejidos y organismos, tienen como base estructura miles de moléculas cuyo comportamiento se rige estrictamente por las leyes generales de la física y química.

En la química de la visión, la luz que incide en la retina, la capa celular que recubre el interior del globo ocular, en ella están ubicadas diferentes células foto receptoras que se ven afectadas por dicha luz, los bastones y conos de estas células contienen en sus terminaciones rodopsinas. La ruptura de un doble enlace y un cambio de geometría molecular es lo que desencadenan el proceso químico que nos permite ver.

Otro ejemplo claro es la función de las enzimas ya que cada una de éstas presenta un sitio activo formado por aminoácidos que entran en contacto directo con el sustrato sobre el cual actúa la enzima y este sitio debe tener la forma adecuada para permitir que la sustancia o grupo de sustancias puedan unirse y formar enlaces que no son permanentes.

Los compuestos covalentes pueden presentarse en cualquier estado de la materia (sólido, líquido, gaseoso) son malos conductores del calor y electricidad. La Estructura de Lewis introdujo la notación de Lewis para representar los átomos y sus enlaces, además se utilizará para representar la disposición estructural de los compuestos covalentes, mediante un proceso sencillo a partir de la configuración electrónica de átomos que intervienen. El átomo central suele ser el elemento más electronegativo es decir el que necesita más electrones para complementar el nivel de e valencia.

Los compuestos covalentes están formados generalmente por moléculas discretas los enlaces son direccionales y existen fuerzas de enlace covalente entre los átomos de estas moléculas y otras. En el sólido solamente actúan fuerzas de carácter débil entre una molécula y otra, las cuales son llamadas fuerzas de van de Waals.

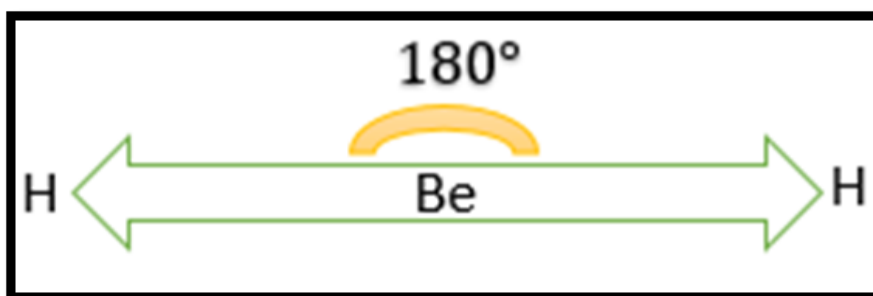
La Estructura de Lewis permitía ver con certeza los enlaces entre los diversos átomos de una molécula, pero no nos indica la forma de la molécula, se han revelado las longitudes de enlace entre los átomos de una molécula y los ángulos de enlace que se forman entre los enlaces de una molécula y son representados con una línea que une los centros de los dos átomos que participan en el enlace. Tanto el ángulo de enlace como la longitud de enlace permiten establecer la geometría de una molécula.

Tipos de estructuras geométricas moleculares

Lineal

Todos los enlaces covalentes son direccionales, por lo que el enlace A-B es lineal. En caso afirmativo, la geometría se representa sencillamente como: B-A-B. Los dos átomos B están separados por un ángulo de 180° , y según la TEV, A debe tener orbitales híbridos sp.

Este tipo de Geometría Molecular es uno de los más típicos, incluyendo compuestos como el Dióxido de Carbono, el Ácido Cianhídrico y el Di fluoruro de Xenón. También destaca la existencia de múltiples iones de geometría lineal. Los aniones Azida y Tiocianato, y el catión Nitronio son ejemplos de iones cuyos enlaces son lineales.



Ejemplo el Hidruro de Berilio (BeH_2) dos enlaces compartidos, cero pares de electrones no compartidos y un ángulo de 180° .

Figura 60. Estructura Geométrica Molecular Lineal

Angular

La molécula del agua, H-O-H, es el ejemplo ideal para este tipo de geometría. En el átomo de oxígeno hay dos pares de electrones sin compartir los cuales se orientan en un ángulo aproximado de 109° .

¿Por qué este ángulo? Porque la geometría electrónica es tetraédrica, la cual posee cuatro vértices: dos para los átomos de H, y dos para los electrones. En la imagen superior nótese que los puntos verdes y los dos “lóbulos con ojos” dibujan un tetraedro con el punto azulado en su centro.

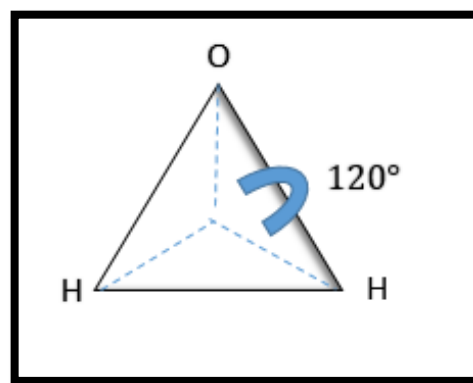


Figura 61. Estructuras geométrica molecular angular

Si el Oxígeno no tuviera pares de electrones libres, el agua formaría una molécula lineal, su polaridad disminuiría y los océanos, mares, lagos, etc., probablemente no existirían tal como se conocen.

Piramidal Trigonal

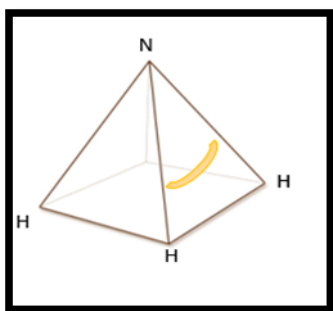


Figura 62. Estructura geométrica molecular piramidal trigonal

Es un tipo de Geometría Molecular con un átomo en el vértice superior y tres átomos en las esquinas de un triángulo en un plano inferior. Entre las moléculas con geometría piramidal trigonal están el amoníaco (NH_3). También existen iones con geometría piramidal trigonal como el ion fósforo P^{3+} , ClO_3 , el ion de hierro.

El ejemplo es el amoníaco (NH_3), con tres enlaces compartidos, un par de electrones no compartidos y un ángulo de 109.4

Tetraédrica

Es un tipo de Geometría Molecular en la que un átomo central se encuentra en el centro enlazado químicamente con cuatro sustituyentes que se encuentran en las esquinas de un tetraedro. Algunos ejemplos de especies químicas son el metano (CH_4), el ion amonio, los aniones sulfato (SO_4) y fosfato (PO_4).

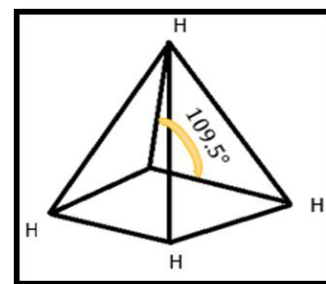


Figura 63. Estructura geométrica molecular tetraédrica

Por ejemplo el metano (CH_4) con cuatro enlaces compartidos y un ángulo de 109.4 .

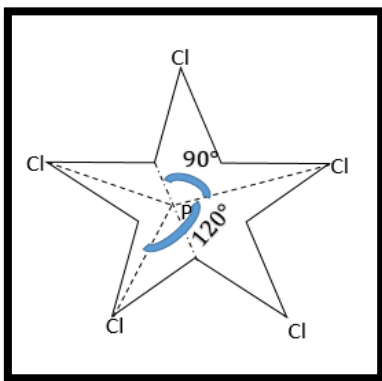


Figura 64. Estructura geométrica molecular Bipirámide triangular

Bipirámide Triangular

Describe la disposición de seis átomos, cinco de los cuales se ubican en torno al átomo restante, formando una bipirámide triangular. La única forma de reducir las fuerzas de repulsión entre cinco pares enlazantes es distribuir los enlaces Pentacloruro de Fósforo (PCl_5) en forma de una Bipirámide Triangular, se forma al unir por la base dos tetraedros. El átomo central en este caso es fósforo (P) en el centro del triángulo común con los átomos que se rodean colocados en los cinco vértices de la bipirámide triangular.

Por ejemplo el Pentacloruro de Fósforo (PCl_5) con cinco enlaces compartidos y un ángulo de 90 y 120

Octaédrica

La distribución de pares estables para seis pares enlazantes en el hexafluoruro de azufre (SF_6) forma un octaedro, que presenta ocho lados y se forma uniendo por la base dos pirámides de base cuadrada.

El átomo central en este caso es Azufre (S) está en el centro de la base cuadrada y los átomos que lo rodean se encuentran en sus vértices.

Ejemplos de compuestos para cada una de las principales geometrías moleculares

Tabla 20. Geometría molecular ejemplos

GEOMETRÍA MOLECULAR					
Geometría Lineal	-Etileno, $\text{H}_2\text{C}\equiv\text{CH}_2$ - BeCl_2 - CO_2 - N_2 - HgBr_2 - I_3 -HCN Sus ángulos deben ser 180° , y tener por tanto hibridación sp.	Geometría Angular	-El agua -Dióxido de azufre, SO_2 -Dióxido de nitrógeno, NO_2 -Ozono, O_3 -Anión amiduro, NH_2^-	Pirámide Trigonal	-Amoníaco, NH_3 -Cation hidronio, H_3O^+
		Plana Trigonal	-Trifluoruro de bromo, BF_3 -Tricloruro de aluminio, AlCl_3 -Anión nitrato, NO_3^- -Anión carbonato, CO_3^{2-}	Bipirámide Triagonal	-Pentafluoruro de fósforo, PF_5 -Pentacloruro de antimonio, SbF_5

		Tetraédrica	-Gas metano, CH ₄ -Tetracloruro de carbono, CCl ₄ -Cation amonio, NH ₄ ⁺ -Anión sulfato, SO ₄ ²⁻	Octaédrica	-Hexafluoruro de azufre, SF ₆ -Hexafluoruro de selenio, SeF ₆ -Hexafluorofosfato, PF ₆ ⁻
--	--	--------------------	---	-------------------	--

Ejercicios resueltos:

1.- Cuando los elementos A y B se unen químicamente forman el compuesto iónico AB₂, adquiriendo los átomos de los elementos la configuración electrónica del Argón (Z=18). Identificar a los elementos A y B, dando a conocer: bloque, grupo, periodo, valencia, carácter químico, número atómico y símbolo de cada elemento. Además dar la posible fórmula del compuesto.

Como el compuesto AB₂, es iónico: A → metal: A⁺², pierde 2 electrones

B → no metal: B⁻¹, gana 1 electrón

Entonces: A - 2 = 18 → A = 20

B + 1 = 18 → B = 17

Por otro lado los átomos tendrán la siguiente distribución electrónica, ya que al distribuir 18 electrones el primer nivel tendría 2, el segundo nivel 8 electrones y el tercer nivel 8 electrones para completar su configuración.

Ar (Z=18): 1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁶

Si A pierde 2 electrones, tendrá la configuración 1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁶, 4s²; siendo su número atómico (Z) 20 y B que ha ganado 1 electrón tiene 1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁵ como configuración electrónica y su número atómico es 17.

Con estas consideraciones podemos identificar a los elementos:

Tabla 21. Elementos

ELEMENTO	A	B
Bloque	s	p
Grupo	IIA	VIIA
Período	4	3
Valencia	2	7
Compuesto Químico	Metal	No Metal
Estado Oxidación	+2	-1, +1, +3, +5, +7
Número atómico	20	17
Símbolo	Ca	Cl

La posible fórmula del compuesto es: CaCl₂

2.- Cuando los elementos X e Y se unen químicamente forman el compuesto covalente XY_2 , adquiriendo los átomos de los elementos la configuración electrónica del Ar ($Z=18$). Identificar a los elementos X e Y, dando a conocer: bloque, grupo, periodo, valencia, carácter químico, número atómico y símbolo de cada elemento. Además dar la posible fórmula del compuesto. Como ahora el compuesto XY_2 es covalente los elementos X e Y son no metales, debiendo representar la configuración Lewis:

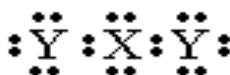
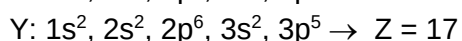
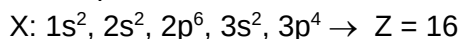


Figura 65. configuración Lewis

En la estructura anterior podemos observar que los tres átomos cumplen con la Ley del Octeto (8 electrones al final), de lo que podemos concluir que X tiene 6 electrones de valencia e Y tiene 7 electrones de valencia, si la distribución electrónica del Argón ($Z=18$) es $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$; tenemos:



Con lo que podemos identificar los elementos:

Tabla 22. Elementos

ELEMENTO	X	Y
B	p	p
G	VIA	VIIA
P	3	3
V	6	7
CQ	No Metal	No Metal
EO	-2, +2, +4, +6	-1, +1, +3, +5, +7
Z	16	17
S	S	Cl

La posible fórmula es: SCl_2

WEBGRAFÍA RECOMENDADA

➤ Clases de enlaces

Tema: Enlace iónico

Video: enlace iónico

<https://www.educatube.es/enlace-ionico/>
(Khan Academy, 2011)

Khan Academy. (11 de Noviembre de 2011). *Enlace Iónico (Archivo de video)*. Recuperado el 25 de Junio de 2019, de <https://www.educatube.es/enlace-ionico/>

➤ Enlaces

Video: Enlaces químicos (Khanacademy)

<https://bit.ly/2Sd4N3o>

(Khan Academy, 2016)

Khan Academy. (26 de Junio de 2016). *pH, pOH de ácidos y bases fuertes*. Recuperado el 26 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/acids-and-bases-topic/acids-and-bases/v/ph-poh-of-strong-acids-and-bases?modal=1>

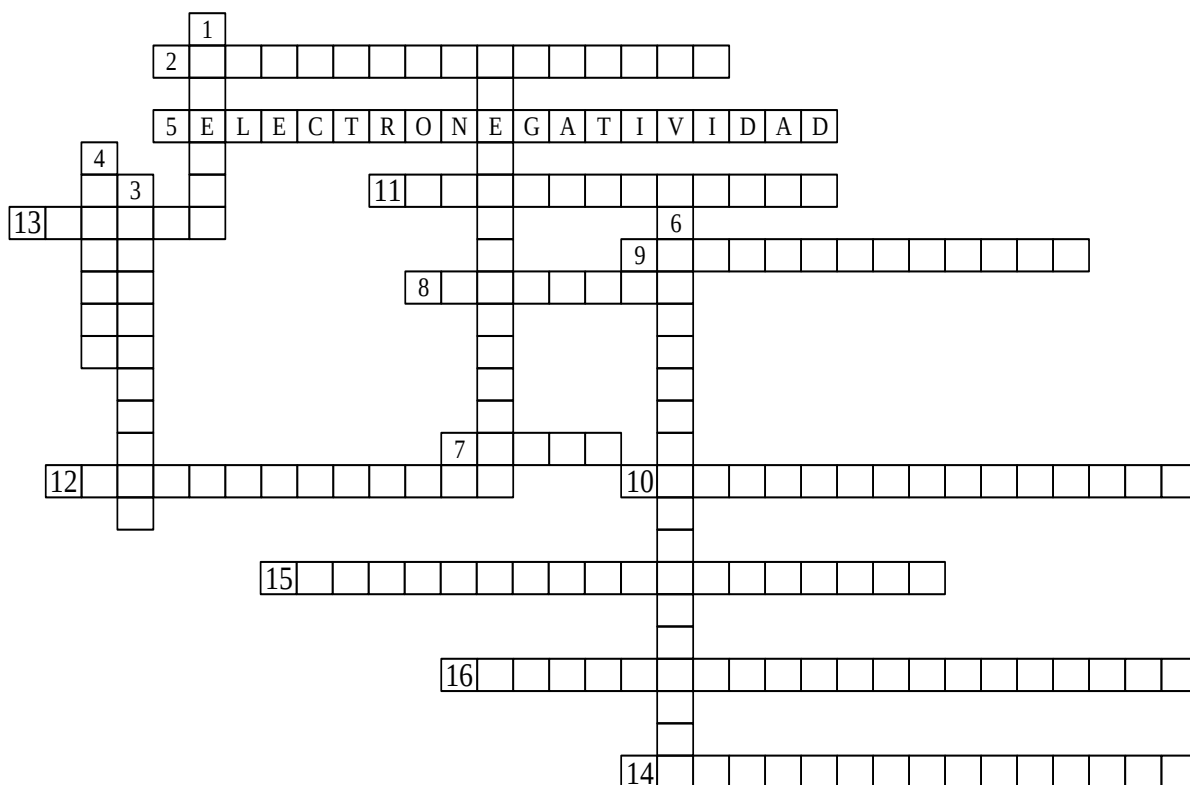
➤ Fuerzas intermoleculares

Video: fuerzas intermoleculares (Khanacademy)

<https://bit.ly/2UHHeBE>
(Khan Academy, 2016)

Khan Academy. (15 de Marzo de 2016). *Solubilidad y fuerzas intermoleculares (Archivo de video)*. Recuperado el 15 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/states-of-matter-and-intermolecular-forces/introduction-to-intermolecular-forces/v/solubility?modal=1>

Aplique sus conocimientos en las siguientes actividades



1. Se necesita para que un átomo de un elemento se una a otro _____
2. Fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos _____
3. La regla del octeto consiste en tener 8 _____ en su última capa
4. El diagrama de Lewis es la representación de los electrones mediante _____
5. Capacidad de un átomo para atraer electrones de valencia _____
6. Carga electrónica positiva o negativa que se le asigna a cada átomo _____
7. Suma de los estados de oxidación de los átomos de los compuestos en una reacción _____

8. Poseen números de oxidación positivos _____
9. Tipo de enlace en donde su electronegatividad es mayor de 1.7 _____
10. Interacciones de naturaleza electromagnética _____
11. Enlace covalente formado por tres pares _____
12. Los enlaces covalentes son difíciles de romper por su _____
13. El NaCl posee una conductividad eléctrica en estado líquido es muy _____
14. Electrones móviles que son metálicos _____
15. Fuerzas intermoleculares entre las moléculas polares que contienen átomos de Hidrogeno y Flúor _____
16. Determinan en parte la formación de los Puentes de Hidrogeno _____

RESUELVA LA SIGUIENTE SOPA DE LETRAS

E	O	P	Q	Y	N	M	B	G	B	Q	Z	A	E	W	Q	E	R	O	G	J	U	X	T	H	C	V	B	U	F
I	L	A	W	H	B	Z	G	P	R	O	T	O	N	E	S	K	J	H	G	M	O	G	G	G	Ñ	N	K	U	Y
Y	Ñ	E	F	N	F	A	U	G	U	A	X	G	L	J	L	O	D	C	V	N	P	V	H	T	O	C	E	T	T
H	P	D	C	M	E	S	O	F	T	D	S	G	A	S	E	S	N	O	B	L	E	S	A	T	Y	R	N	U	R
V	Z	V	H	T	X	D	N	E	G	T	F	U	Y	P	Ñ	L	N	N	B	B	R	M	Q	C	Z	B	L	I	E
E	L	E	C	T	R	O	N	E	G	A	T	I	V	I	D	A	D	J	I	C	W	K	T	A	R	Y	A	O	Q
O	V	Q	W	O	D	O	J	O	I	G	N	O	I	O	C	T	E	T	O	F	R	Ñ	S	R	E	H	C	Ñ	A
I	B	A	G	P	G	S	N	C	K	B	L	N	M	N	R	Y	G	H	K	P	Y	D	I	G	W	D	E	P	Z
E	N	S	H	Ñ	E	T	N	E	M	D	K	E	N	K	T	A	H	A	M	Ñ	I	P	O	A	Q	L	I	I	X
W	H	S	J	C	U	E	U	W	S	F	J	G	I	N	O	K	I	I	N	P	I	O	P	N	Q	M	O	O	U
S	G	D	A	M	L	U	C	Q	Ñ	V	Ñ	O	B	J	S	I	P	T	O	L	O	J	F	E	B	N	N	L	P
A	D	L	G	A	L	J	V	A	L	B	P	R	O	H	A	R	A	L	N	M	P	M	B	G	M	B	I	J	I
T	N	U	V	B	F	S	B	T	M	I	O	D	A	A	P	E	A	P	S	O	M	O	T	A	P	C	C	M	I
E	L	E	C	T	R	O	N	O	G	A	T	I	V	I	D	R	P	T	Y	P	O	L	L	T	Ñ	V	O	N	L
M	G	P	R	Z	A	O	J	Y	O	Ñ	Y	H	J	R	E	Q	S	X	C	J	B	N	D	I	U	M	C	S	J
L	M	Ñ	K	T	X	T	L	F	Ñ	M	Ñ	P	O	S	K	Y	F	S	H	N	D	R	H	V	J	H	I	I	J
E	S	T	R	U	C	T	U	R	A	S	D	E	L	E	W	I	S	B	H	T	T	Y	R	A	D	G	N	M	C

Palabras a buscar

Electrones, Electronegatividad, Estructuras de Lewis, Fuerzas Dipolares, Átomos Protones, Hidrógeno, Octeto, Ión, Gases Nobles.

Encierre en un círculo la respuesta correcta.

1.- La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y tiene un átomo central con cinco pares de electrones enlazantes es:

- a) Tetraédrica
- b) Bipirámide trigonal
- c) Octaédrica
- d) Trigonal plana

2.- ¿Qué geometrías son posibles para compuestos cuyos enlaces pueden describirse utilizando orbitales híbridos sp^3 ?

- a) Tetraédrica, angular y bipirámide trigonal
 - b) Tetraédrica, lineal y angular
 - c) Tetraédrica, trigonal plana y lineal
 - d) Tetraédrica, piramidal trigonal y angular
- 3.- ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?
- a) Amoníaco
 - b) Ácido sulfhídrico
 - c) Dióxido de carbono
 - d) Diclorometano
- 4.- La molécula de Agua es:
- a) Lineal y polar
 - b) Angular y polar
 - c) Angular y apolar
 - d) Piramidal y polar
- 5.- La molécula de Amoníaco posee una geometría:
- a) Tetraédrica
 - b) Pirámide triangular
 - c) Triangular plana
 - d) Pirámide cuadrada
- 6.- ¿Cuántos enlaces σ y enlaces π hay, respectivamente, en la molécula de $\text{CF}_2=\text{CF}_2$?
- a) 5 y 1
 - b) 4 y 2
 - c) 4 y 1
 - d) 6 y 0
- 7.- La forma geométrica de la molécula de Formaldehído (H_2CO) es:
- a) Triangular plana
 - b) Angular
 - c) Piramidal triangular
 - d) Tetraédrica
- 8.- La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y que tiene un átomo central con dos pares de electrones enlazantes y un par solitario, es:
- a) Angular
 - b) Piramidal triangular
 - c) Triangular plana
 - d) Tetraédrica
- 9.- ¿Cuál de las siguientes moléculas se podría explicar mediante una hibridación sp ?
- a) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$
 - b) HCN
 - c) HCHO
 - d) CH_4

10.- Para las siguientes moléculas: SiH_4 , PH_3 y H_2S :

- a) En las tres moléculas, el átomo central tiene cuatro pares de electrones en orbitales enlazantes
- b) El ángulo H-Si-H es menor que el ángulo H-P-H
- c) En los tres casos el átomo central presenta hibridación sp^3
- d) La única molécula no polar es H_2S

ESTADOS DE LA MATERIA

Objetivos

- Identificar e interpretar los estados de agregación de la materia en algunos procesos físicos y químicos que subyacen en los fenómenos y cambios que suceden en nuestro entorno, a la luz de las teorías aceptadas actualmente.

Generalidades

La materia en el universo en el que vivimos los encontramos en diferentes estados a los que se denominan estados de agregación de la materia, porque son las distintas maneras en que la materia se "agrega", distintas presentaciones de un conjunto de átomos. Los estados de la materia son cinco, como se muestra en la Figura 65. "Estados de la materia"

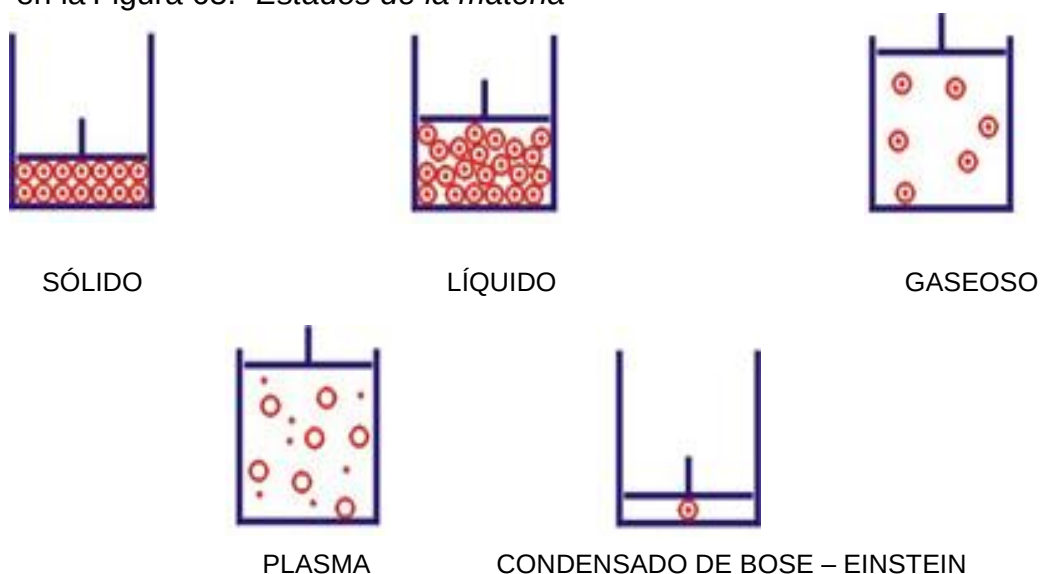


Figura 66. Estados de la materia

Los tres primeros estados los encontramos en numerosas experiencias de nuestro día a día. El **sólido** lo experimentamos en los objetos que utilizamos, el **líquido** en el agua que bebemos, el **gas** en el aire que respiramos, el plasma es la forma en la que se presentan los gases contenidos en el interior de las luces de neón, los tubos fluorescentes y, por supuesto, las pantallas de plasma; de hecho, se estima que el 99% de la materia del universo observable es plasma y el estado condensado de Bose – Einstein observable solo a nivel subatómico.

Factores que determinan los cambios de estado

Entre los factores que determinan el cambio físico de estado de la materia se pueden indicar los siguientes:

1. La elevación o disminución de la temperatura
2. La elevación o disminución de la presión
3. La tensión de vapor de un cuerpo
4. El estado de cohesión o agregación molecular
5. La composición química de la sustancia (tipos de enlaces)



Figura 67. Cambios de estado

Se denomina cambio de estado a las transformaciones físicas que sufre la materia al pasar de un estado físico a otro por pérdida o ganancia de calor, cada cambio de estado tiene su nombre particular.

Evaporación

Es el cambio que sufre la materia al pasar del estado líquido al gaseoso por aumento de temperatura, pero mayormente en las moléculas superficiales.

Ebullición

Es el cambio del estado líquido al gaseoso por aumento de temperatura en las moléculas de cualquier parte del líquido y a una presión determinada. La ebullición se produce cuando se equilibran la presión atmosférica del lugar con la presión de vapor del líquido.

Punto de ebullición

Es la temperatura a la cual su presión de vapor se equilibra a la presión atmosférica exterior, se forma tomándose como punto normal de ebullición el correspondiente a la presión de una atmósfera pero varía dependiendo la presión.

Condensación

Es el cambio del estado gaseoso al líquido por disminución de temperatura que se produce en sustancias que generalmente son sólidas o líquidas a temperaturas ambiente, es decir que la condensación se puede efectuar a presión constante.

Licuefacción

Es el cambio del estado gaseoso al líquido por disminución de temperatura que se produce en sustancias que ordinariamente son gaseosas a la temperatura ambiental, la temperatura y presión necesarias para que un gas licúe se llaman temperatura crítica y presión crítica.

Fusión

Es el cambio del estado sólido al líquido por aumento de calor. Cuando se produce un equilibrio entre las fases sólidas líquidas durante el cambio, se denomina punto de fusión.

Solidificación o congelación

Es el cambio del estado líquido al sólido que se produce por disminución de la temperatura, es decir el fenómeno contrario a la fusión. Se denomina punto de solidificación a la temperatura a la cual un líquido se solidifica; es decir se produce un equilibrio entre las fases líquidas y sólidas. Generalmente para la mayoría de sustancias los puntos de fusión y de congelamiento son iguales.

Sublimación

Es el cambio del estado sólido a gaseoso en forma directa que se produce por aumento de calor, este cambio de estado se presenta en sólidos que tienen alta presión de vapor o sea son volátiles como el hielo seco, el yodo, el alcanfor, el mentol, etc.

Sublimación regresiva

Es el cambio del estado gaseoso a sólido directamente que se produce por disminución de calor, puede llamarse cristalización.

Líquidos volátiles y no volátiles

Los líquidos que tienen más facilidad para evaporarse y por lo tanto puntos de ebullición más bajos toman el nombre de líquidos volátiles, por ejemplo, el éter, la acetona, en general son líquidos orgánicos. Los líquidos que tienen dificultad para evaporarse y por lo tanto puntos de ebullición más altos toman el nombre de líquidos no volátiles, por ejemplo, el agua, el aceite de vaselina, el Ácido Sulfúrico, el Mercurio, en general son líquidos con altos pesos moleculares y/o fuentes interacciones intermoleculares (ejemplo. Puentes de Hidrógeno).

Presión de vapor de un líquido

Cuando un líquido se evapora en recipiente abierto o cerrado, las moléculas gaseosas que se forman ejercen una fuerza sobre la superficie del que se encuentra sobre el líquido, esta fuerza toma el nombre de presión de vapor del líquido.

Algunas aplicaciones

Es muy difícil hablar de las aplicaciones de un tipo de estado en la materia que no ha sido suficientemente estudiado ni controlado sin embargo, se conoce que se utiliza este conocimiento para el control de la contaminación ambiental, la identificación de la estructura de las auroras boreales, la lava de los volcanes, la quema de plásticos, fundición de metales o las soldaduras.

Estados de agregación

Tabla 23. Propiedades de los estados de la materia.

GAS	LÍQUIDO	SÓLIDO
Sus partículas están muy separadas (en comparación con su tamaño). Están desordenadas. Se mueven más rápidamente que en los líquidos y en los sólidos.	Sus partículas están menos separadas que en los gases, pero más que en los sólidos. Están menos desordenadas que en los gases, pero más que en los sólidos.	Disminuye las distancias entre las partículas y las fuerzas de atracción son más dominantes.
Los gases pueden comprimirse o expandirse fácilmente.	Las distancias entre ellas se acortan y empiezan a atraerse entre sí, aumentan las fuerzas intermoleculares.	Las partículas ocupan posiciones relativamente fijas en el espacio.
	No tienen forma propia (adoptan la del recipiente).	Los sólidos tienen forma y volumen propios.
	Sí tienen volumen propio. Se comprimen mínimamente.	El arreglo atómico origina sólidos que siguen un cierto orden y dan origen a los cristales, o bien los átomos se pueden acomodar al azar originando sustancias amorfas, (el hule y muchos plásticos). Son incompresibles.

Ley de la conservación de la materia y energía

Albert Einstein en 1905 manifestó que la materia y la energía están en íntima relación lo que demostró con la siguiente ecuación:

$$E = mc^2 \text{ de donde:}$$

E= cantidad de energía

m= cantidad de materia

c= velocidad de la luz (300.000 km/s.)

La materia y la energía son dos formas diferentes de una esencia con todo esto Einstein formule la Ley que dice:

“La materia y la energía pueden transformarse mutuamente, pero la suma total de materia y energía del universo es constante”.

ESTADO SÓLIDO

Se caracteriza por tener la forma y el volumen constante, esto se debe a que en los sólidos predominan las fuerzas de cohesión sobre las de repulsión y los espacios intermoleculares son tan cortos que parecería que las moléculas están juntas unas u otras ejemplo un trozo de madera, un pedazo de hierro, etc.



Figura 68. Estado sólido

Sabías que?

Existe oxígeno en la Luna. Incluso es el compuesto que más abunda en la superficie con un 42%, pero se encuentra en estado sólido en forma de óxidos y se requiere procesos químicos para descomponerlos.



Figura 70. El hombre en la luna

En estado sólido los cuerpos se presentan un orden regular y precisa; y sus átomos a menudo se entrelazan formando estructuras cristalinas (orden regular), lo que

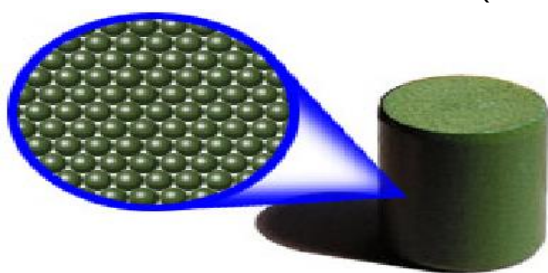


Figura 69. Átomos estado sólido

les confiere la capacidad de soportar fuerzas externas sin deformación aparente. Son calificados generalmente como duros y resistentes, y en ellos las fuerzas de atracción son mayores que las de repulsión.

La presencia de pequeños espacios intermoleculares caracteriza a los sólidos dando paso a la intervención de las fuerzas de

enlace que ubican a las celdillas en una forma geométrica.

Las partículas pueden vibrar alrededor de sus posiciones fijas, pero no pueden cambiar de posición. De ahí que la forma y el volumen invariable y la débil compresibilidad de los sólidos.

Calentados a alta temperatura, la cohesión se debilita y puede convertirse sucesivamente en líquido y gas.



Figura 71. Ejemplos estado sólido

Propiedades

Entre las propiedades de los sólidos, se destacan es la elasticidad (un sólido puede recuperar su forma original cuando es deformado), la dureza (no puede ser rayado por

cuerpo más blando) y la fragilidad (los sólidos pueden romperse en muchos pedazos ya que son quebradizos).

Las sustancias en estado sólido presentan las siguientes particularidades:

- Ocupan posiciones relativamente fijas $\Rightarrow$ las partículas “vibran”
- Fuerte interacción entre partículas
- Tienen forma propia y definida
- Son prácticamente incompresibles
- No difunden entre sí

¿A qué se debe que los sólidos sean diferentes?

Las diferencias pueden explicarse debido a que las uniones entre las partículas están unidas por las fuerzas de atracción, los cuerpos sólidos presentan propiedades específicas, en mayor o menor grado, entre las cuales señalaremos:

- **Elasticidad:** Un sólido recupera su forma original cuando es deformado. Un elástico o un resorte son objetos en los que podemos observar esta propiedad. Estira un elástico y observa lo que sucede.
- **Fragilidad:** Un sólido puede romperse en muchos pedazos (quebradizo). En más de una ocasión habrás quebrado un vaso de vidrio o un objeto de cerámica. Estos hechos representan la fragilidad de un sólido.
- **Dureza:** Un sólido es duro cuando no puede ser rayado por otro más blando. El diamante de una joya valiosa o el material utilizado para cortar vidrios presenta dicha propiedad.

Clasificación de los sólidos de acuerdo a sus propiedades macroscópicas

La mayoría de los elementos y compuestos químicos, especialmente los compuestos inorgánicos, son sólidos en condiciones normales. Existe una relación directa entre el tipo de enlace y la estructura del sólido como se aprecia en la Figura 71. “Clasificación de los sólidos”

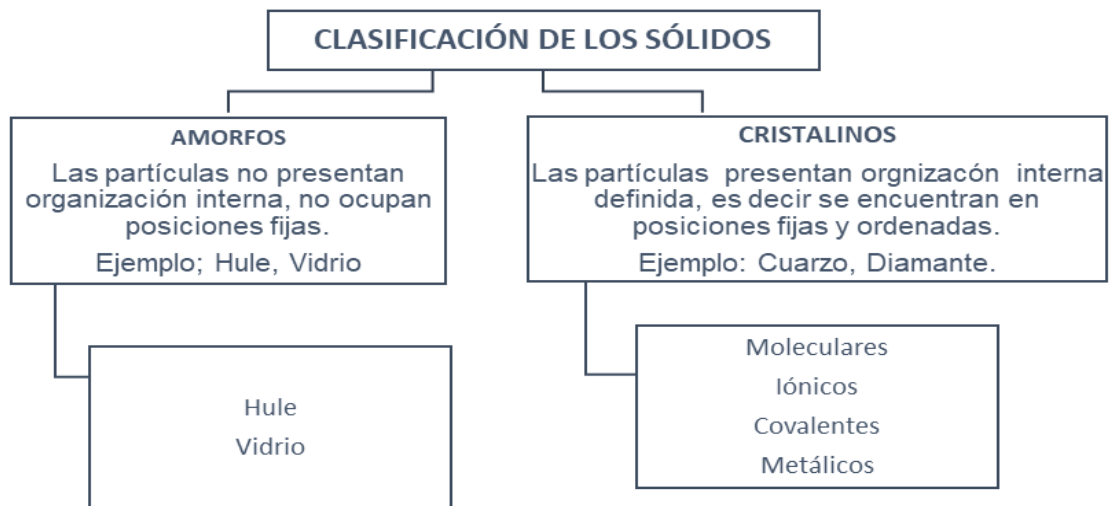


Figura 72. Clasificación de los sólidos

Sólidos Amorfos

Un Sólido Amorfo consiste en partículas acomodadas en forma irregular y por ello no tienen el orden que se encuentra en los cristales. Ejemplos de sólidos amorfos son el vidrio y muchos plásticos. Los sólidos amorfos difieren de los cristalinos por la manera en que se funden. Si controlamos la temperatura de un sólido cristalino cuando se funde, encontraremos que permanece constante. Los sólidos amorfos no tienen temperatura de fusión bien definida y no tienen “punto de fusión” característico. Esto se debe a la falta de regularidad en el ordenamiento de las partículas en los sólidos amorfos, lo cual determina que no todas las direcciones sean equivalentes.

La característica más notoria de estos materiales es la ausencia de orden a largo alcance. Esto significa que, al contrario de lo que ocurre en un cristal, el conocimiento de las posiciones atómicas de una región no le permite predecir cuáles serán las posiciones atómicas en otra región más o menos distante. Los sólidos amorfos se pueden formar, en condiciones naturales, si crecen en condiciones donde no existe suficiente movilidad de los átomos.

Estructura de un Sólido Amorfo

Las formas amorfas tienen un rango temperatura característica a la cual sus propiedades experimentan cambios importantes. Esta temperatura se conoce como temperatura de transición vítrea (T_g).

La temperatura de transición a vidrio de un material amorfo puede reducirse añadiendo moléculas pequeñas, denominadas "plastificadores", que se adaptan entre las moléculas vítreas y les proporciona mayor movimiento.

Una consecuencia directa de la disposición irregular de las partículas en un sólido amorfo, es la diferencia de intensidad que toman las fuerzas intermoleculares entre las mismas, de ahí que la fusión se alcance a distintas

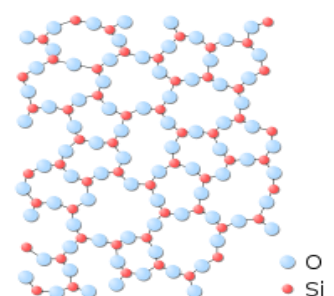


Figura 73. Sólido amorfo

temperaturas, según la proporción de las distintas partículas que forman la muestra. De ello se deduce que un sólido amorfo no tiene un punto de fusión definido, sino que dicha transformación acontece en un intervalo de temperatura. Cuando se calienta un sólido amorfo, la sustancia no manifiesta un punto de fusión, aunque se ablandan progresivamente aumentando su tendencia a deformarse.

Con respecto al magnetismo, los metales amorfos presentan las propiedades magnéticas más notables, comportándose como materiales ferromagnéticos (aquellos en los que se produce un ordenamiento magnético de todos los momentos magnéticos en la misma dirección y sentido).



Figura 74. Magnetismo Metales amorfos

Hay tres modelos que intentan explicar la estructura de un amorfo:

- Modelo micro cristalino
- Modelo poliédrico
- Modelo de empaquetamiento

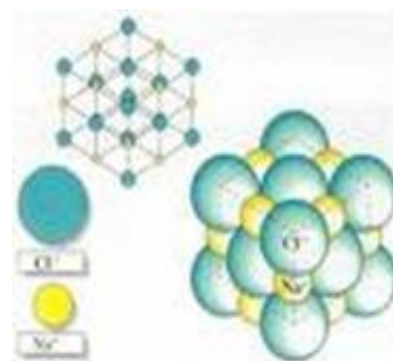
Aplicaciones de los Sólidos Amorfos

Hay un gran número de materiales que se emplean para la construcción e industria. Los óxidos amorfos, gracias a su transparencia, solidez y facilidad para darle forma en láminas grandes, se emplean profusamente como vidrio de ventana; polímeros orgánicos, en virtud de su resistencia y peso ligero y fácil procesamiento, se emplean como materiales estructurales (plásticos). Existen otros materiales que son semiconductores amorfos que se emplean en las memorias de ordenador y en células solares gracias a sus propiedades ópticas fotovoltaicas y en la facilidad para crear películas delgadas de gran superficie. El halogenuro amorfo se emplea en xerografía en virtud de su fotoconductividad y la posibilidad de formar películas de gran área.

Cristalinos

Un sólido cristalino es aquél que tiene una estructura periódica y ordenada, como consecuencia tienen una forma que no cambia, salvo por la acción de fuerzas externas.

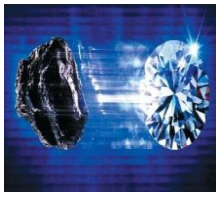
Cuando se aumenta la temperatura, los sólidos se funden y cambian al estado líquido. Las moléculas ya no permanecen en posiciones fijas, aunque las interacciones entre ellas siguen siendo suficientemente grande para que el líquido pueda cambiar de forma sin cambiar apreciablemente de volumen, adaptándose al recipiente que lo contiene.



Las estructuras y propiedades de los átomos, punto de fusión, densidad y dureza están determinadas por el tipo de fuerzas que mantienen unidas a las partículas. Los sólidos cristalinos pueden ser iónicos, covalentes o metálicos.

Figura 75. Sólidos Cristalinos

Tabla 24. Estructura de los sólidos

	MOLECULAR	COVALENTE	IÓNICO	METÁLICO
PARTÍCULAS DE CELDA UNIDAD	Moléculas o átomos	Átomos	Aniones y cationes	Iones metálicos con nubes electrónicas
FUERZAS	London Dipolo-dipolo Puentes de Hidrógeno	Enlaces covalentes	Electrostáticas	Enlace metálico Atracciones electrostáticas entre iones
PROPIEDADES	Blandos malos conductores eléctricos y térmicos. Peso molecular bajo	Muy duros, malos conductores eléctricos y térmicos. Alto peso molecular.	Duros, frágiles Malos conductores eléctricos y térmicos. Alto peso molecular	De blandos a muy duros, buenos conductores eléctricos y térmicos. Amplio rango peso molecular.
EJEMPLOS	Agua, CO ₂ , I ₂ , SO ₂ 	Diamante, cuarzo, SO ₂ 	BaCl ₂ , NaCl, Sales, Silicatos. 	Li, Ca, Cu 

Sólidos semicristalinos

Son sólidos que presentan estructuralmente una parte no ordenada (amorfa) y otra parte ordenada (cristalina). Ejemplo materiales plásticos (polímeros).



Figura 76. Solidos cristalinos

ESTADO LÍQUIDO

Se caracteriza por tener el volumen constante, pero la forma variable. Los líquidos se caracterizan por tener la fuerza de cohesión y repulsión equilibradas, sin predominar ninguna de las dos por lo que los espacios intermoleculares son mayores que en el estado sólido por esto las moléculas se deslizan una sobre otras haciendo que los líquidos no tengan forma constante, sino que adopten la del recipiente que los contiene, ejemplo el agua, la leche, la gasolina, etc.



Figura 77. Estado líquido

Propiedades

- Las fuerzas de atracción molecular son aproximadamente iguales a las cinético moleculares.
- Poseen espacios intermoleculares pequeños.
- Poseen volumen determinado.
- Adopta la forma del recipiente que los contiene.
- Son incompresibles.
- Fluyen lentamente.

Además los líquidos presentan las siguientes propiedades que los caracterizan:

- Presión de vapor
- Punto de ebullición
- Punto de congelación
- Tensión superficial
- Viscosidad

a) Presión de Vapor:

En los líquidos a medida que se incrementa la temperatura, se incrementa el escape de las moléculas de la superficie del líquido, estableciéndose un equilibrio entre el líquido y su vapor, debido a que el número de moléculas que se escapan es igual al de las moléculas que retornan. La presión ejercida por el vapor en equilibrio con el líquido a una determinada temperatura, se llama presión de vapor del líquido.

La presión de vapor es un valor característico para cada líquido a una temperatura definida.

Es una propiedad independiente de la cantidad del líquido y constituye una medida de la tendencia del líquido a evaporarse, los líquidos de mayor presión de vapor se evaporan con mayor facilidad. A continuación se muestran presiones de vapor en mmHg de varios líquidos a diferentes temperaturas:

Tabla 25. Presiones de vapor

TEMPERATURA (°C)	Presión de vapor en mm Hg		
	AGUA	ETANOL	ETER
0	4,6	12,7	184,4
20	17,4	44,5	432,8
40	54,9	133,7	921,1
60	148,9	350,2	1725
80	354,9	812,9	3022,8
100	760	1697,5	4953,3

Como conclusión se puede establecer que:

$$\text{Presión de Vapor} = f(\text{Energía Cinética})$$

$$\text{Energía Cinética} = f(\text{Temperatura})$$

Por lo tanto: Presión de Vapor = f (Temperatura)

b) Punto de ebullición:

La temperatura de ebullición de un líquido se relaciona con su presión de vapor. Cuando la presión de vapor interna de un líquido es igual a la presión externa, el líquido hierve. Por tanto, la temperatura a la cual la presión del vapor es igual a la presión externa (atmosférica), se denomina punto de ebullición del líquido.

Se denomina punto de ebullición normal de un líquido, la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido es igual a 1 atmósfera (760 torr).

Tabla 26. Presion y temperatura

La temperatura de ebullición y la presión son directamente proporcionales. Por ejemplo en el agua se registran los siguientes datos:

PRESIÓN (Torr)	T(°C)
540	92
760	100

A continuación se muestran datos de temperatura de ebullición de algunas sustancias:

Tabla 27. Temperatura de ebullición

SUSTANCIA A 1 ATM DE P°	TEMPERATURA DE EBULLICIÓN (°C)
----------------------------	-----------------------------------

Agua	100
Alcohol Etílico	78
Hierro	2750
Cobre	2600
Aluminio	2400
Plomo	1750
Mercurio	357

c) Tensión superficial:

Todo líquido opone resistencia a cualquier fuerza que tienda a expandir su superficie. Por esta razón un líquido tiende a adoptar la forma esférica, ya que una superficie esférica tiene en comparación con el volumen que encierra un área menor que cualquier otra forma geométrica.

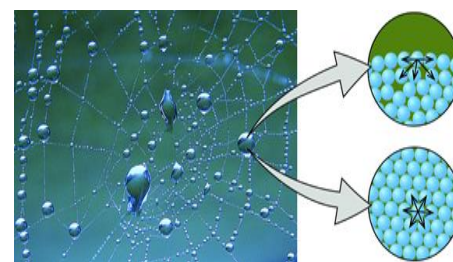


Figura 78. Tensión superficial

La tensión superficial es la propiedad que tiende a halar las moléculas de la superficie de un líquido hacia el interior de éste, el resultado es la disminución de la superficie al mínimo. Este fenómeno es causado por el hecho que dentro del líquido cada molécula es atraída por el resto de las moléculas en todas las direcciones, pero las de la superficie son atraídas únicamente hacia abajo o sea hacia el cuerpo del líquido, formando estas una especie de membrana superficial templada.

Cuanto mayor sea la fuerza de atracción entre las moléculas, mayor es la tensión superficial.

En la tabla. 27 se muestran datos de la tensión superficial de algunas sustancias:

Tabla 27. Distintas tensiones superficiales

SUSTANCIA	γ (Dinas/cm)
Aceite de Oliva	32,00
Agua	72,75
Ácido Acético	27,26
Acetona	3,70
Benceno	28,85
Glicerina	63,40
Hexano	18,40
Éter	17,00

En la siguiente tabla se muestran valores de tensión superficial para el agua a diferentes temperaturas:

Tabla 28. Tensión superficial del agua

T (°C)	γ (Dinas/cm)
0	75,64
10	74,22
20	72,75
30	71,18
40	69,56
50	67,91

d) Viscosidad:

Las fuerzas de atracción que mantiene las moléculas a distancias ínfimas dando a los líquidos suficiente cohesión, determinan que estos al fluir sobre una superficie produzcan fricción. La resistencia que el líquido ofrece al flujo se denomina viscosidad.

La Viscosidad depende de la Temperatura y de la Presión. Disminuye con el aumento de la temperatura y aumenta con la disminución de la presión.

En el sistema internacional de unidades la unidad de la viscosidad es el Pascal·segundo que corresponde a $\text{N}\cdot\text{s}/\text{m}^2$ o $\text{kg}/\text{m}\cdot\text{s}$. La unidad CGS para la viscosidad es el Poise (P) que es equivalente a $\text{g}/\text{cm}\cdot\text{s}$.

A continuación se muestran algunos datos de viscosidad:

Tabla 29. Diferentes sustancias y sus viscosidades

SUSTANCIA	VISCOSIDAD (kg/m.s)
Agua	0,00105
Glicerina	1,3923
Benceno	0,000673
Aceite	0,391



Figura 79. Viscosidad

ESTADO GASEOSO

Propiedades

Comprensibilidad.- Es la propiedad que tienen los gases de dejarse comprimir cuando se efectúa sobre ellos una presión y por lo tanto disminuyen de volumen al aumentar la presión (Ley de Boyle – Mariotte).

Expansibilidad.- Es la propiedad que poseen los gases de ocupar todo el volumen del recipiente que los contiene.

Si queremos aumentar todavía más el volumen hay que someterlos a altas temperaturas y muy bajas presiones. (Ley de Charles) de ahí, que los gases no tienen volumen y forma propia, toman la forma del recipiente que los contienen y lo llenan totalmente independientemente cual sea el volumen.

Sus moléculas están muy distanciadas unas de otras y en continuo movimiento. La velocidad con que se mueve estas moléculas depende de la temperatura.

Di fusibilidad.- Es la propiedad que tienen los gases de mezclarse espontáneamente sin que ocurra ninguna reacción química entre ellos.

Licuación.- Es la propiedad de los gases en el que de un estado gaseoso pasa a un estado líquido; este proceso ocurre por efecto del aumento de la presión y la temperatura que permite llegar a una sobrepresión elevada.

Presión crítica.- Es aquella presión por encima de la cual no se puede licuar un gas aunque se someta a muy bajas temperaturas. Ejemplos:

Tabla 30. Presión y temperatura crítica

Gases	Presión crítica	Temperatura crítica
Hidrógeno	12,8 atm.	- 240°C
Oxígeno	49,7 atm.	- 118°C
Helio	2,26 atm.	- 267,7°C

TEORÍA CINÉTICA – MOLECULAR

Todos estos fenómenos y otros, pueden explicarse con la teoría cinética – molecular de los gases, que se resume en los siguientes postulados básicos:

- Todos los gases están formados por diminutas partículas llamadas moléculas. Para un determinado gas, todas sus moléculas son de la misma masa y tamaño, que difieren según la naturaleza del gas.
- Las moléculas de un gas están ampliamente separadas unas de otras, de ahí que las fuerzas atractivas se pueden considerar despreciables en estas circunstancias, a menos que el gas esté sometido a alta presión. El espacio entre las moléculas está vacío.
- Las moléculas de un gas se mueven constantemente, su velocidad es alta, su trayectoria recta, pero su dirección es al azar.
- Las moléculas chocan frecuentemente unas con otras y con las paredes del recipiente originando la presión.

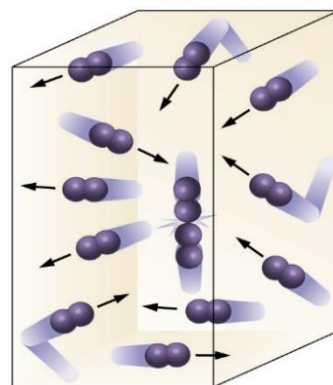


Figura 80. Teoría cinética molecular

- La velocidad de las moléculas de un gas aumenta cuando la temperatura sube (disminuye cuando la temperatura baja).
- Las moléculas de un gas se mueven a diferentes velocidades, pero a una temperatura dada la energía cinética media de todas las moléculas del gas es la misma.
- Cuando las moléculas del gas chocan, no hay pérdida de energía.

Factores que determinan el comportamiento de un gas

Como factores que determinan el comportamiento de los gases podemos citar a los siguientes:

- Presión
- Temperatura
- Volumen
- Cantidad del gas (Número de moles)



Figura 81. Estado gaseoso

Presión

Se define como la fuerza que actúa por unidad de área:

$$\text{Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Área}}$$

La unidad internacional de la presión es el PASCAL, que se definen como la presión ejercida por una fuerza de un Newton sobre un área de un metro cuadrado.

Algunas equivalencias de presión son las siguientes:

$$\begin{aligned} 1 \text{ Atmósfera} &= 760 \text{ mmHg} \\ &= 760 \text{ Torr} \\ &= 14,7 \text{ psi} \\ &= 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} \\ &= 1033 \text{ g/cm}^2 \\ &= 1,013 \times 10^6 \text{ Dinas/cm}^2 \\ &= 1,013 \text{ bares} \end{aligned}$$

Volumen

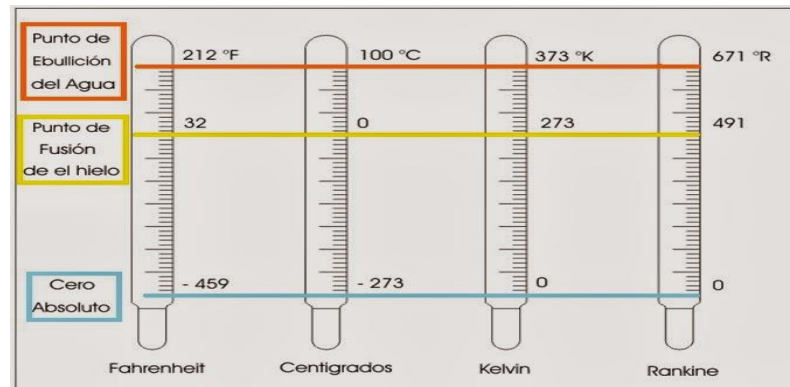
Es el espacio que ocupa un cuerpo. La unidad internacional del volumen es el metro cúbico (m^3).

Para expresar volúmenes se utiliza el centímetro cúbico, litro, mililitro, pie cúbico, etc.

1 litro = 1000 ml = 1000 cm³ = 1 dm³
1 galón = 3,785 litros
1 pie cúbico = 25,32 litros
1 metro cúbico = 1000 litros (1000 litros)

Temperatura

Es una medida de la energía cinética promedio de las moléculas de un cuerpo dado, también se define como la medida de la intensidad de calor que tiene un cuerpo.



Para ex

Figura 82. Escalas de temperatura

Escala Centígrada o Celsius

La unidad es el grado centígrado (°C). En esta escala se registran dos temperaturas extremas:

0°C = Punto de congelación del agua
100 °C = Punto de ebullición del agua

Entre estos dos puntos la escala se divide en 100 partes iguales, cada una constituye un grado centígrado.

Escala Fahrenheit

La unidad es el grado Fahrenheit (°F), usada en los países ingleses. También esta escala utiliza dos puntos extremos:

32°F = Punto de congelación del agua
212°F = Punto de ebullición del agua

Existen entre estos dos puntos 180 partes, a cada una de ellas se considera como un grado Fahrenheit.

La relación matemática entre los grados Centígrados y Fahrenheit, se obtiene de la siguiente manera:

De la comparación anterior, podemos establecer que:

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{100} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{180}$$

De donde podemos obtener:

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} \rightarrow ^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32)$$

Escala Kelvin

La unidad es el grado Kelvin (K). Es la unidad internacional de temperatura, mide las llamadas temperaturas absolutas. Parte del cero absoluto, valor considerado como la temperatura más baja. En la escala centígrada el cero absoluto corresponde a:

−273,16 °C.

K = °C + 273,16

Escala Rankine

Otra temperatura es el GRADO RANKINE, definido de la siguiente manera.

$$^{\circ}\text{R} = ^{\circ}\text{F} + 460$$

Cantidad del gas

Se expresa en moles (n) y es un factor determinante para el comportamiento de los gases. Al analizar la LEY DE AVOGADRO, veremos la importancia que tiene la cantidad del gas.

LEYES DE LOS GASES

El comportamiento de gas se estudia sobre la base de un conjunto de leyes que relacionan la cantidad de un gas (número de moles, n), el volumen, la presión y la temperatura.

Cuando un gas cumple exactamente con los postulados de estas leyes se dice que es un GAS IDEAL.

Ley de Boyle

Esta ley establece que: “A temperatura constante, el volumen de una determinada masa de gas es inversamente proporcional a la presión”.

$$(n \text{ y } T, \text{ constante}) \rightarrow V \propto \frac{1}{P}$$

$$V = \frac{k}{P}$$

$$P \cdot V = k$$

Si consideramos dos condiciones diferentes que pueden denominarse inicial y final para el mismo gas:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = K \quad (T, \text{ Constante})$$

La variación de la Presión en función del Volumen, para un gas podemos analizarla en la siguiente gráfica:

Ejemplo: El volumen de un barril es de 380 ml a una presión de 640 mmHg. Si la temperatura permanece constante. ¿Cuál será el volumen a la presión de 850 mmHg?

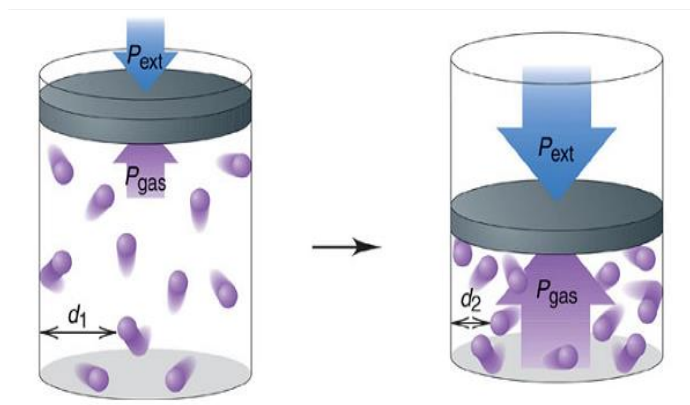


Figura 83. Ley de Boyle

DATOS: $V_1 = 380 \text{ ml}$ $V_2 = ?$
 $P_1 = 640 \text{ mmHg}$ $P_2 = 850 \text{ mmHg}$

A Temperatura constante: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

Despejando V_2 y reemplazando datos, tenemos:

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} = \frac{(640 \text{ mmHg})(380 \text{ ml})}{(850 \text{ mmHg})} \rightarrow V_2 = 286,11 \text{ ml}$$

Ley de Charles

La Ley dice: “A presión constante, el volumen de una determinada masa gaseosa es directamente proporcional a la temperatura”.

$$(n \text{ y } P, \text{ constantes}) \rightarrow V \propto T$$

$$V = k T$$

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

Para dos estados:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = k$$

Ejemplo: Un cilindro contenía 600 ml de crudo a 20°C. ¿Cuál será el volumen de crudo a 40°C, manteniendo la presión constante?

DATOS: $V_1 = 600 \text{ ml}$ $V_2 = ?$
 $T_1 = 20^\circ\text{C}$ $T_2 = 40^\circ\text{C}$

Cuando se mantiene la Presión constante: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

Reemplazando datos en la ecuación anterior, tenemos:

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{(600 \text{ ml})(273 + 40 \text{ K})}{(273 + 20) \text{ K}} = 640,95 \text{ ml}$$

Ley de Gay Lussac

Esta ley nos dice que: *“A volumen constante, la presión de una determinada masa gaseosa es directamente proporcional a la temperatura”*.

(n y V, constantes) $\rightarrow P \propto T$

$$P = kT$$

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

Para estados iniciales y finales:

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

Ejemplo: En una máquina térmica se encuentra un gas a una presión de 640 mmHg a la temperatura de 23°C , al exponerla a la luz solar la temperatura aumentó a 70°C . ¿Cuál será la presión del tanque?

DATOS: $P_1 = 640 \text{ mmHg}$ $P_2 = ?$
 $T_1 = 23^\circ\text{C} = 296 \text{ K}$ $T_2 = 70^\circ\text{C} = 343^\circ\text{C}$

Si mantenemos el Volumen constante:

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

Reemplazando en la ecuación anterior los datos, obtenemos el valor de la presión:

$$P_2 = \frac{P_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{(640 \text{ mmHg})(343 \text{ K})}{(296 \text{ K})} \rightarrow P_2 = 741.6 \text{ mm Hg}$$

Ley combinada de los gases

Una combinación de las leyes anteriores nos da una relación simultánea entre V, P y T.

$$(n \text{ y } T, \text{cte}) \rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \rightarrow V_1 = \frac{P_2 \cdot V_2}{P_1}$$

$$(n \text{ y } P, \text{cte}) \rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1}$$

Cuando T y P son constantes: $V_1 = V_2$

Por lo tanto:

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

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P \cdot V}{T} = k \quad (n, \text{constante})$$

Ecuación que nos establece que: “El volumen de una determinada masa de gas, varía directamente con la temperatura e inversamente con la presión”.

Ejemplo: Un matraz con un volumen de 250 ml se recoge a 20°C y una presión de 785 mmHg. Al día siguiente la temperatura es de 37°C y la presión es de 770 mmHg, ¿Cuál será el volumen que ocupaba el gas?

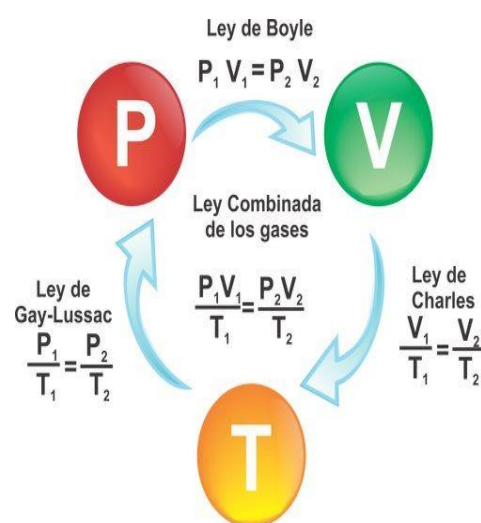


Figura 84. Ley combinada de los gases

DATOS:	$V_1 = 250 \text{ ml}$	$V_2 = ?$
	$T_1 = 20^\circ \text{C} = 293 \text{ K}$	$T_2 = 37^\circ \text{C} = 310 \text{ K}$
	$P_1 = 785 \text{ mmHg}$	$P_2 = 770 \text{ mmHg}$

Aplicando la Ley Combinada de los gases, tenemos: $\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$

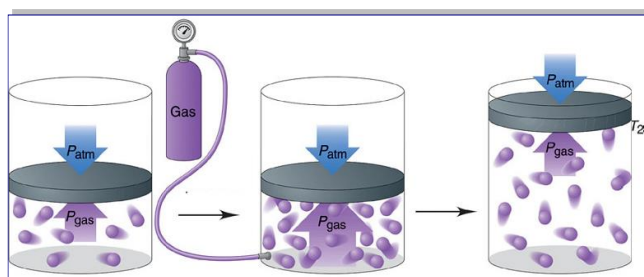
Si en la ecuación anterior reemplazamos datos, tenemos:

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2} = \frac{(785 \text{ mmHg})(250 \text{ ml})(310 \text{ K})}{(293 \text{ K})(770 \text{ mmHg})} \rightarrow V_2 = 270 \text{ ml}$$

Ley de Avogadro

Para Avogadro, esta ley manifiesta que: “Si la presión y la temperatura permanecen constantes, el volumen de un gas varía directamente con el número de moles”.

$$(P \text{ y } T, \text{Constantes}) \rightarrow V \propto n$$



$$V = k n$$

$$\frac{V}{n} = k$$

Figura 85. Ley de Avogrado

Para dos situaciones del mismo gas, podemos escribir la siguiente ecuación:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} = k$$

Ecuación general de un gas (ecuación de estado)

Si en la ecuación que define la Ley Combinada de los gases:

$$\frac{P \cdot V}{T} = k$$

Introducimos condiciones normales (CN, SPT, TPS) de Presión, Volumen y Temperatura; tenemos: $P = 1$ atmósfera; $V = 22,4$ litros/mol y $T = 0^\circ\text{C} = 273,16$ K. Reemplazando estos datos, tenemos:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{(1 \text{ atm})(22,4 \text{ L/mol})}{(273,16 \text{ K})} = 0,08205 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}$$

En donde el $0,08205 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}$ valor, es conocido como la constante universal de los gases y se representa por R.

Por lo tanto, la ecuación de estado para un mol es:

$$\frac{P \cdot V}{T} = R$$

Para n moles de la masa gaseosa:

$$\frac{P \cdot V}{T} = n \cdot R$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Si el número de moles n, es igual a la masa del gas (m) para el peso molecular (M), tenemos:

$$n = \frac{m}{M}$$

La ecuación de estado se escribe así:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

Si la densidad (d), es:

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

Tenemos:

$$P \cdot M = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot M = d \cdot R \cdot T$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Ejemplo: ¿Cuál será el volumen que ocupe 7,31 gramos de gas explosivo a la presión de 720 mmHg y a 35 °C.?

DATOS: $V = ?$
 $T = 35\text{ °C} = 308\text{ K}$
 $m = 7,31\text{ g}$
 $P = 720\text{ mmHg}$

Determinamos el peso molecular del gas explosivo = 44 g/mol y como tenemos de datos la temperatura, presión y masa; aplicamos la ecuación general de los gases:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V_2 = \frac{m \cdot R \cdot T}{PM \cdot P} = \frac{(7,31\text{ g})(0,08205\text{ atm L/K mol})(308\text{ K})}{(44\text{ g/mol})(720/760\text{ atm})} \rightarrow V_2 = 4,31\text{ litros}$$

Ejemplo: ¿Cuál será la densidad del ácido sulfhídrico, si 2,5 gramos de este gas a 27°C ejercen una presión de 830 mmHg?

DATOS: $T = 27\text{ °C} = 300\text{ K}$
 $P = 830\text{ mmHg}$
 $m = 2,5\text{ g}$
 $\text{H}_2\text{S} = 34\text{ g/mol}$
 $d = ?$

Aplicando la ecuación general de los gases, tenemos:

$$V_2 = \frac{P \cdot PM}{R \cdot T} \rightarrow \frac{(830/760\text{ atm})(34\text{ g/mol})}{(0,08205\text{ atm L/K mol})(300\text{ K})} \rightarrow 1,508\text{ g/L}$$

Ley de Dalton

Conocida como Ley de las presiones parciales. Estudia el comportamiento de los gases cuando forman una mezcla.

Establece que: “En un volumen definido, la presión total de una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de los gases que la componen”.

$$P_T = p_a + p_b + p_c + \dots + p_i = \sum p_i$$

La PRESIÓN PARCIAL, de un componente de la mezcla gaseosa, es la presión que ejercería el gas si ocupase solo el recipiente (volumen) en las mismas condiciones de la mezcla.

Cuando se mezclan PESOS o MASAS de cada gas, el número total de los moles (n_T) es igual a la suma de los números de moles de cada componente:

$$n_T = n_a + n_b + n_c + \dots + n_i = \sum n_i$$

La Presión Parcial de un gas de una mezcla a temperatura constante, se define de la siguiente manera:

$$p_i = x_i \cdot P_T$$

Dónde: x_i = Fracción molar
 P_T = Presión Total

También puede representarse de la siguiente manera:

$$p_i = v_i \cdot P_T$$

Dónde: v_i = Fracción en volumen
 P_T = Presión total

La fracción molar es una unidad de concentración química que se define como la igualdad en el número de moles de un componente dividido por el número total de moles de una solución que se expresa sin unidades.

Para calcular la composición de la mezcla en porcentaje de fracción molar o en volumen, se aplica las siguientes ecuaciones:

$$\%X_i = \frac{P_i}{P_T} \cdot 100$$

$$\%V_i = \frac{P_i}{P_T} \cdot 100$$

En las ecuaciones anteriores $\frac{P_i}{P_T}$, se conoce como fracción de composición.

Una de las principales aplicaciones de la Ley de Dalton de las presiones parciales, tienen lugar en relación con la recolección de gases sobre agua. Debido a la vaporización del agua, en el gas recogido hay siempre cierta cantidad de vapor de agua que depende de la temperatura. La tendencia de una sustancia a pasar al estado gaseoso se mide

por la presión de vapor de la sustancia, cuando mayor es la temperatura, mayor es la presión de vapor. La ley de Dalton, se establece de la siguiente manera:

$$P_{\text{Total}} = P_{\text{gas}} + P_{\text{vapor de agua}}$$

La PRESIÓN DEL VAPOR DE AGUA es función de la TEMPERATURA, como se puede observar en la siguiente tabla:

Tabla 31. La presión de vapor de agua es función de la temperatura

T(°C)	P(mm Hg)	T(°C)	P(mm Hg)
0	4,6	21	18,5
1	4,9	22	19,8
2	5,3	23	20,9
3	5,6	24	22,2
4	6,1	25	23,6
5	6,5	26	25,1
6	7,0	27	26,5
7	7,5	28	28,1
8	8,0	29	29,8
9	8,6	30	31,5
10	9,2	31	33,4
11	9,8	32	35,4
12	10,5	33	37,4
13	11,2	34	39,6
14	11,9	35	41,9
15	12,7	36	44,2
16	13,5	37	46,7
17	14,4	38	49,4
18	15,4	39	52,1
19	16,3	40	55,0
20	17,4	100	760,0

Ejemplo: En los tanques de buceo se emplean mezclas de Helio y Oxígeno para evitar la parálisis por inmersión. En cierta ocasión se bombearon 46 litros de O₂ a 25°C y 1atmósfera y 12 litros de Helio a 25°C y 1 atmósfera en un tanque de 5 litros. Determinar la presión parcial de cada gas y la presión total en el tanque a 25°C.

Calculamos el número de moles para cada gas independientemente; para lo cual aplicamos la ecuación general de los gases:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n_{O_2} = \frac{(1 \text{ atm})(46 \text{ L})}{(0,08205 \text{ atm L/K mol})(298 \text{ K})} = 1,9 \text{ moles}$$

$$n_{He} = \frac{(1 \text{ atm})(12 \text{ L})}{(0,08205 \text{ atm L/K mol})(298 \text{ K})} = 0,49 \text{ moles}$$

Como el tanque tiene una capacidad de 5 litros, calculamos la presión de cada gas en este nuevo volumen, utilizando la misma ecuación general de los gases:

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_{O_2} = \frac{(1,9 \text{ moles}) (0,08205 \text{ atm L/K mol})(298 \text{ K})}{5 \text{ L}} = 9,3 \text{ atm}$$

$$P_{He} = \frac{(0,49 \text{ moles}) (0,08205 \text{ atm L/K mol})(298 \text{ K})}{5 \text{ L}} = 2,4 \text{ atm}$$

Determinamos la presión total, mediante la suma de las presiones parciales calculadas anteriormente:

Densidad de un gas

Los gases presentan generalmente densidades bajas. La densidad de un gas se expresa en gramos por litro. Tomando en cuenta la ecuación general de los gases, la densidad se determina de la siguiente manera:

$$d = \frac{P \cdot PM}{R \cdot T}$$

La densidad (d), de una masa de gas a temperatura constante es directamente proporcional a la presión. Es decir:

$$(T \text{ y } m, \text{ constan tes}) \rightarrow d \propto P \rightarrow d = k \cdot P \rightarrow \frac{d_1}{P_1} = \frac{d_2}{P_2}$$

La densidad de una masa de gas a presión constante es inversamente proporcional a la temperatura, es decir.

$$(P \text{ y } m, \text{ constan tes}) \rightarrow d \propto \frac{1}{T} \rightarrow d = \frac{k}{T} \rightarrow d_1 \cdot T_1 = d_2 \cdot T_2$$

Si manejamos estas dos expresiones para dos condiciones, tendremos:

$$\frac{d_1 \cdot T_1}{P_1} = \frac{d_2 \cdot T_2}{P_2}$$

Con el volumen, la densidad varía inversamente, por lo que matemáticamente podemos escribir:

$$d \propto \frac{1}{V} \rightarrow d = \frac{k}{V} \rightarrow d \cdot V = k \rightarrow d_1 \cdot V_1 = d_2 \cdot V_2$$

En la siguiente tabla se resumen las relaciones más importantes de las leyes de los gases:

Tabla 32. Relación de la leyes de los gases

LEY	ECUACIÓN	CONSTANTE	RELACIÓN
BOYLE	$P \cdot V = k \rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$	n y T	Inversa
CHARLES	$\frac{V}{T} = k \rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	n y P	Directa
GAY-LUSSAC	$\frac{P}{T} = k \rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	n y V	Directa
COMBINADA	$\frac{P \cdot V}{T} = k \rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$	n	Directa e Inversa
AVOGADRO	$\frac{V}{n} = k \rightarrow \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$	T y P	Directa
GENERAL	$\frac{P \cdot V}{T} = k \rightarrow PV = nRT$	R	Todas variables
DALTON	$P_T = p_a + p_b + p_c + \dots + p_i$	T y V	Aditiva

Ejercicios resueltos

- 1) Un volumen de 1,43 litros (L) de gas tóxico se recoge a 27°C y a una presión de 540 mmHg. ¿Cuál será el volumen que ocupe dicho gas tóxico en condiciones normales?

DATOS:

$$V_1 = 1,43 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

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

$$\text{Condiciones Normales: } T_2 = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$P_1 = 540 \text{ mmHg}$$

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

Si utilizamos la siguiente ecuación: $\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$, reemplazando datos, tenemos:

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2} = \frac{(540 \text{ mmHg})(1,43 \text{ L})(273 \text{ K})}{(300 \text{ K})(760 \text{ mm Hg})} \rightarrow V_2 = 0,92 \text{ L} = 1 \text{ L}$$

2) ¿Cuál es la densidad del metano en condiciones normales?

DATOS: $T = 273 \text{ K}$
 $P = 760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm}$
 $\text{CH}_4 = 16 \text{ g/mol}$
 $d = ?$

Si reemplazamos los datos en la ecuación general de los gases tenemos:

$$d = \frac{P \cdot PM}{R \cdot T} = \frac{(1 \text{ atm})(16 \text{ g/mol})}{(0,08205 \text{ atm} \cdot \text{L/K mol})(273 \text{ K})} = 0.71 \text{ g/L}$$

El mismo resultado se puede obtener si aplicamos el volumen en condiciones normales, siendo este igual a 22,4 litros/mol:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{(16 \text{ g/mol})}{22,4 \text{ L/mol}} = 0.71 \text{ g/L}$$

3) Se recolectó gas combustible sobre agua a 27°C y 780,5 mmHg de presión. El volumen de gas sobre agua era de 124 ml. Calcular el volumen de gas en condiciones normales. A 27°C la presión del vapor de agua es 26,5 mmHg.

DATOS: $T_1 = 27^\circ \text{C} = 300 \text{ K}$ $T_2 = 273 \text{ K}$
 $P_1 = 780,5 \text{ mmHg}$ $P_2 = 760 \text{ mmHg}$
 $V_1 = 124 \text{ ml}$ $V_2 = ?$

Aplicamos la ecuación de la ley combinada de los gases:

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

$$V_2 = \frac{(780,5 \text{ mm Hg})(124 \text{ ml})(273 \text{ K})}{(300 \text{ K})(760 \text{ mmHg})} = 112 \text{ ml}$$

$V_2 = 112 \text{ ml}$

4) Una emanación de un volcán desprende una mezcla gaseosa con 350 cm³ de un gas A y 500 cm³ de un gas B, la presión de la mezcla es de 765 mmHg. Calcular la presión parcial de cada uno de los gases.

DATOS: $V_A = 350 \text{ cm}^3$

$$V_B = 500 \text{ cm}^3$$

$$P_T = 765 \text{ mmHg}$$

Manteniendo P y T constantes, podemos sumar los volúmenes de los dos gases, obteniendo la siguiente expresión:

$$V_T = V_A + V_B \rightarrow V_T = 350 + 500 = 850 \text{ cm}^3$$

Con el volumen total, calculamos la fracción en volumen para cada gas:

$$v_A = \frac{V_A}{V_T} = \frac{350 \text{ cm}^3}{850 \text{ cm}^3} = 0,4118 \text{ y } v_B = \frac{V_B}{V_T} = \frac{500 \text{ cm}^3}{850 \text{ cm}^3} = 0,5882$$

Con estos valores determinamos la presión parcial de cada gas:

$$p_A = v_A \cdot P_T = (0,4118)(765) \quad p_B = v_B \cdot P_T = (0,5882)(765)$$

$$p_A = 315,03 \text{ mmHg} \quad p_B = 449,97 \text{ mmHg}$$

- 5) Un balón de 75 ml contenía un gas A, a 120 mmHg; otro balón de 120 cm³ contenía otro gas B, a 500 torr. Se mezcló el contenido de los dos gases ocupando la mezcla gaseosa de las dos bombonas. Si la temperatura permanece constante. Calcular la presión total final y la composición de la mezcla gaseosa.

Consideramos que la presión y la temperatura permanecen constantes, por lo que podemos sumar los volúmenes:

$$V_T = 75 \text{ ml} + 120 \text{ ml} = 195 \text{ ml}$$

Si la temperatura permanece constante, podemos escribir: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$ y despejando la presión P_2 , tenemos:

$$P_2(A) = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{(120 \text{ mmHg})(75 \text{ ml})}{195 \text{ ml}}$$

$$P_2(A) = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{(120 \text{ mm Hg})(75 \text{ ml})}{195 \text{ ml}} = 46.15 \text{ mm Hg}$$

$$P_2(B) = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{(500 \text{ torr})(120 \text{ ml})}{195 \text{ ml}} = 307,69 \text{ torr}$$

$$P_2(B) = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{(500 \text{ torr})(120 \text{ ml})}{195 \text{ ml}}$$

$$P_2(B) = 307,69 \text{ torr}$$

Sumamos las presiones para determinar la presión total:

$$P_T = P_2(A) + P_2(B) = 353,84 \text{ mmHg}$$

A través de este valor determinamos la composición de la mezcla gaseosa:

$$\%X_i = \frac{P_i}{P_T} \cdot 100 \rightarrow \%X_A = \frac{46,15}{353,84} \cdot 100 = 13,04$$

$$\%X_B = 100 - 13,04 = 86,96$$

- 6) Un almacenamiento (depósito) pesa 125 libras y su capacidad es de 1,5 pies³. Cuando el almacenamiento se llena con Oxígeno a una presión de 2000 lb/plg² a 25°C, qué porcentaje total de peso lleno es Oxígeno.

DATOS: $V = 1,5 \text{ pies}^3$
 $P = 2000 \text{ lb/plg}^2 = 2000 \text{ psi}$
 $T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$

Realizamos una transformación de unidades:

$$2000 \text{ PSI} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{14,7 \text{ PSI}} = 136,05 \text{ atm}$$

$$125 \text{ lb} \cdot \frac{454 \text{ g}}{1 \text{ lb}} = 56750 \text{ g}$$

$$1,5 \text{ pies}^3 \cdot \frac{(30,48)^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ pie}^3} \cdot \frac{1 \text{ litro}}{1000 \text{ cm}^3} = 42,48 \text{ litros}$$

Aplicando la ecuación general de los gases, determinamos el peso del gas correspondiente:

$$P \cdot V = \frac{g}{PM} \cdot R \cdot T$$

$$g_{O_2} = \frac{P \cdot V \cdot PM}{R \cdot T} = \frac{(136,05 \text{ atm})(42,48 \text{ L})(32 \text{ g/mol})}{(298 \text{ K})(0,08205 \text{ atm L/K mol})} = 7562,93 \text{ g } O_2$$

Determinamos el porcentaje de oxígeno:

$$\%O_2 = \frac{\text{masa } O_2}{\text{masa total}} \cdot 100 = \frac{7562,93 \text{ g}}{(56750 + 7562,93)\text{g}} \cdot 100 = 11,76 \% O_2$$

WEBGRAFÍA RECOMENDADA

➤ Gases

Video: Khanacademy

Tema: Ecuación general de los gases

<https://bit.ly/38ftr97>

(Khan Academy, 2017)

Khan Academy. (16 de Junio de 2017). *Ecuación de los gases ideales: $PV = nRT$* (Archivo de video). Recuperado el 24 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/gases-and-kinetic-molecular-theory/ideal-gas-laws/v/ideal-gas-equation-pv-nrt?modal=1>

➤ Estados de la materia

Video: Estados de la materia (Khanacademy)

<https://bit.ly/3bpUHUt>

(Khan Academy, 2018)

Khan Academy. (20 de Marzo de 2018). *Estados de la materia*. Recuperado el 18 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/states-of-matter-and-intermolecular-forces/states-of-matter/v/states-of-matter?modal=1>

Ejercicios propuestos para resolver

1. En un balón un gas seco ocupa 127,0 cm³ en condiciones normales. Si se recoge la misma masa de gas sobre agua a 23°C y una presión total del gas de 745 torr. ¿Qué volumen ocuparía si la presión del vapor de agua a 23°C es 21 torr? Resp. 145 cm³
2. De un barril se recoge una muestra de 500 litros de aire seco a 25°C y 750 torr de presión se hace burbujear lentamente a través de agua a 25°C y se recoge en un gasómetro cerrado con agua. La presión del gas recogido es de 750 torr. ¿Cuál es volumen del gas húmedo si la presión del vapor de agua a 25°C es 23, 8 torr? Resp. 516,6 litros

3. En un procesamiento de gas natural, calcular la temperatura a la cual la presión de metano en mmHg, es numéricamente igual, al número de gramos de agua existentes en 1 m^3 de cualquier gas saturado de vapor de agua. Resp. 16°C
4. De un depósito se recogió en un recipiente de 250 ml de Azufre a 500 torr, otro de 450 ml contiene Helio a 950 torr. Se mezcló el contenido de ambos recipientes abriendo la llave que los conectaba. Suponiendo que todas las operaciones se realizaron a temperatura constante, calcular la presión total final y el porcentaje en volumen de cada gas en la mezcla. Resp. 789 torr; 22,6 % Kr
5. Una masa de siderita (FeCO_3) se encuentra inicialmente en un recipiente de 6 litros y es trasladado a otro recipiente de 4 litros, en el traslado se pierden 6 gramos. Calcular la masa de siderita en el primer recipiente, sabiendo que ambos se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura. Resp. 18 g
6. En un área natural se recoge en un recipiente 5 litros de un gas, si se extraen 2 litros del gas de modo que la presión disminuye en un 50% y la temperatura aumenta un 60%. Determinar en qué porcentaje varía la masa del gas. Resp. 68,75%
7. Un balón de 2 litros contiene una mezcla de Nitrógeno y Oxígeno gaseosos a 25°C . La presión total de la mezcla gaseosa es 0,91atm y se sabe que la mezcla contiene 0,050 moles de Nitrógeno. Calcular la presión del Oxígeno y las moles de Oxígeno. Resp. 0,2984 atm; 0,0244 moles
8. En una reserva probada había 10 kg de un gas a una presión de $1 \times 10^7 \text{ N/m}^2$. Al extraer una cierta cantidad de gas la presión se redujo a $2,5 \times 10^6 \text{ N/m}^2$. Determinar la cantidad de gas extraído si se mantiene la temperatura constante. Resp. 7,5 kg
9. De un pozo se extrae cierta cantidad una mezcla gaseosa. Determinar la densidad de la mezcla gaseosa que contiene 4 g de Hidrógeno y 32 g de Oxígeno a la temperatura de 7°C y una presión de $1 \times 10^5 \text{ Pa}$. Resp. $0,52 \text{ kg/m}^3$
10. En una planta criogénica de 2 litros de capacidad se recogen 5 litros de Oxígeno medidos a la presión de 2 atm, y 10 litros de Nitrógeno a la presión de 4 atm. Se dejan salir 25 litros de la mezcla gaseosa a la presión de 1 atm. Calcular: a) la presión final, y b) la masa de oxígeno y nitrógeno en la planta. La temperatura se ha mantenido siempre constante a 25°C . Resp. a) 12,5 atm; b) 6,55 g O_2 y 22,92 g N_2
11. La temperatura de una galería en una mina subterránea es 10°C , después de cambiar de galería su temperatura se eleva hasta 20°C . El volumen de la galería es de 50 m^3 y la presión es de 97 kPa. ¿Cuánto habrá variado la masa de aire en dicha galería si la masa molecular del aire es $28,96 \text{ g/mol}$?

Resp. 2,04 kg

12. En una bombona de 6 litros se tiene Hidrógeno a una presión de 6 atmósferas, mientras que en otra bombona de 5 litros se tiene Cloro a una presión de 9 atmósferas. El contenido de estas dos bombonas es vaciado en un recipiente de 18 litros. Determinar la presión total de la mezcla. Resp. 4,5 atm
13. Una masa de 1,225 g de crudo se vaporiza, generando 400 cm³ de vapor cuando se mide sobre agua a 30°C y 770 torr. La presión del vapor de agua a 30°C es de 32 torr. ¿Cuál es el peso molecular de la sustancia? Resp. 78,4 g/mol
14. La composición ponderal del aire en la atmosfera es 23,1% de Oxígeno, 75,6% de Nitrógeno y 1,3% de Argón. Calcular las presiones parciales de estos tres gases en un recipiente de 1 litro de capacidad, que contiene 2 gramos de aire a -20°C. Resp. 0,29 atm O₂; 1,12 atm N₂; 0,014 atm CO₂

ESTADO PLASMA

El plasma es un estado que nos rodea, aunque lo experimentamos de forma indirecta. El plasma es un gas ionizado, esto quiere decir que es una especie de gas donde los átomos o moléculas que lo componen han perdido parte de sus electrones o todos ellos. Así, el plasma es un estado parecido al gas, pero compuesto por electrones, cationes (iones con carga positiva) y neutrones. En muchos casos, el estado de plasma se genera por combustión.



Figura 86. Estado de plasma

El Sol situado en el centro de nuestro sistema solar está en estado de plasma, no es sólido. Los conocidos tubos fluorescentes contienen plasma en su interior (vapor de mercurio). Las luces de neón y las luces urbanas usan un principio similar. La ionosfera, que rodea la tierra a aproximadamente 70 km de la superficie terrestre, se encuentra también en estado de plasma. El viento solar, responsable de las auroras boreales, es un plasma también.

En este estado sus componentes no son átomos, sino partículas individuales y núcleos de átomos. Parece un gas, pero formado por iones (cationes -núcleos y protones con carga positiva-, neutrones sin carga y electrones -con carga negativa-). Cada componente del estado de plasma está cargada eléctricamente y el conjunto ocupa un gran volumen.

Los plasmas son buenos conductores eléctricos y buenos conductores térmicos, su capacidad de permitir la propagación y transmisión de ondas electrostáticas y electromagnéticas en una gran diversidad de modos.

Son buenos emisores de radiaciones en un espectro muy amplio, la capacidad para emitir radiación constituye una propiedad importante que permite sondearlo para conocer sus propiedades y establecer un diagnóstico de los parámetros que lo caracterizan, tales como: densidades y temperaturas de los gases de iones, electrones

y neutrones que los componen, frecuencias de oscilación características, espesor óptico, propiedades de transporte.

CONDENSADO DE BOSE – EINSTEIN

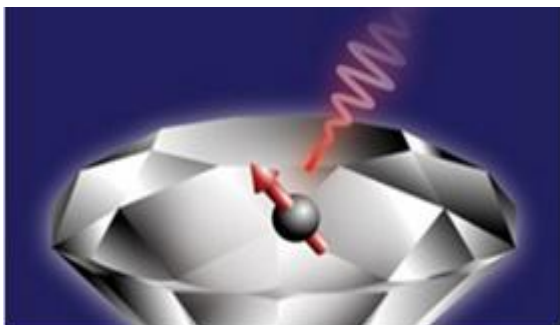


Figura 87. Condensado de Bose-Einstein

Estado de agregación de la materia que se da en ciertos materiales a temperaturas cercanas al cero absoluto. La propiedad que lo caracteriza es que una cantidad microscópica de las partículas del material pasan al nivel de mínima energía, denominado estado fundamental; la materia en el que una muestra gaseosa se comporta como un gran sistema cuántico en vez de un conjunto de sistemas cuánticos individuales, o una agrupación de átomos. En 1920, Santyendra Nath Bose desarrolló una estadística mediante la cual se estudiaba cuándo dos fotones debían ser considerados como iguales o diferentes. Envío sus estudios a Albert Einstein, con el fin de que le apoyara a publicar su novedoso estudio en la comunidad científica y, además de afirmar, Einstein aplicó lo desarrollado por Bose a los átomos. Predijeron en conjunto el quinto estado de la materia en 1924.

No todos los átomos siguen las reglas de la estadística de Bose-Einstein. Lo que hacen, a muy bajas temperaturas, se encuentran todos en el mismo nivel de energía.

Es complejo entender intuitivamente qué significa el Condensado de Bose-Einstein (CBE). Puesto que, todos los átomos se encuentran en el mismo lugar, aunque esto va en contra de todo lo que vemos a nuestro alrededor. A las temperaturas increíblemente bajas que se necesitan para alcanzar el estado de condensado de Bose-Einstein, se observa que los átomos pierden su identidad individual y se juntan en una masa común que algunos denominan superátomo.

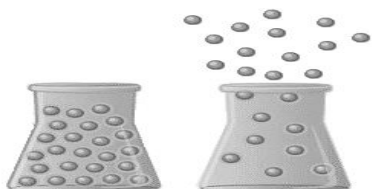
Para hacernos una idea de lo que sería un objeto cotidiano estando en condensado de Bose-Einstein, proponemos imaginar que varias personas estuvieran sentadas en la misma silla, no una sentada sobre otra, sino literalmente todas sentadas en la misma silla, ocupando el mismo espacio en el mismo momento.

Las aplicaciones del quinto estado de la materia ya se han comentado algunos usos como:

- Aplicaciones en la electrónica y en el Desarrollo de relojes atómicos preciosos(chips atómicos).
- Algunas aplicaciones de los chips atómicos lo encontramos en dispositivos portátiles de precisión atómica para comunicaciones inalámbricas seguras, navegación GPS precisa.
- Láser de átomos: para construcción de nano-estructuras, es decir, objetos de un tamaño muy pequeño (de nanómetros).

- Detección de la intensidad del campo gravitatorio: con el fin de buscar petróleo .

Apliquemos lo aprendido



1. El diagrama ilustra el paso del estado:
A. Líquido a gaseoso.
B. Gaseoso a líquido.
C. Sólido a líquido.
D. Sólido a gaseoso.
2. ¿Qué se debe hacer para que un líquido se congele?
A. Calentarlo - aplicarle calor.
B. Enfriarlo - quitarle calor.
C. Disolverlo en agua.
D. Molerlo o licuarlo.
3. Para que el cobre pase de sólido a líquido es necesario:
A. Enfriarlo.
B. Calentarlo.
C. Molerlo.
D. Frotarlo.
4. ¿En cuál situación se producirá un cambio de estado de la materia?
A. Al arrugar una hoja de papel.
B. Al mezclar un jugo en polvo con agua.
C. Al reventar un globo.
D. Al calentar agua.
5. En un cambio físico:
A. se altera la estructura interna de la materia.
B. el proceso es irreversible.
C. los átomos intercambian neutrones.
D. cambia el estado o la forma en que se presentan las moléculas.
6. ¿Cuál de las siguientes situaciones representa un cambio físico?
A. La quema de un papel.
B. La oxidación de un clavo.
C. La cocción de un huevo.
D. La mezcla de sal con agua.
E. La cocción de un trozo de carne.
7. ¿Qué cambio de estado representa la siguiente figura?



- A. ebullición
- B. fusión
- C. sublimación
- D. evaporación
- E. solidificación

8- El volumen y forma de un gas son:

- A. Indefinidos.
- B. Definidos.
- C. Ninguna de las anteriores.
- D. Sólo a y b.

9.- Llamamos fusión al fenómeno físico por el cual:

- A- Un líquido pasa al estado sólido.
- B. Un sólido pasa al estado gaseoso.
- C. Un líquido pasa al estado gaseoso.
- D. Un sólido pasa al estado líquido.

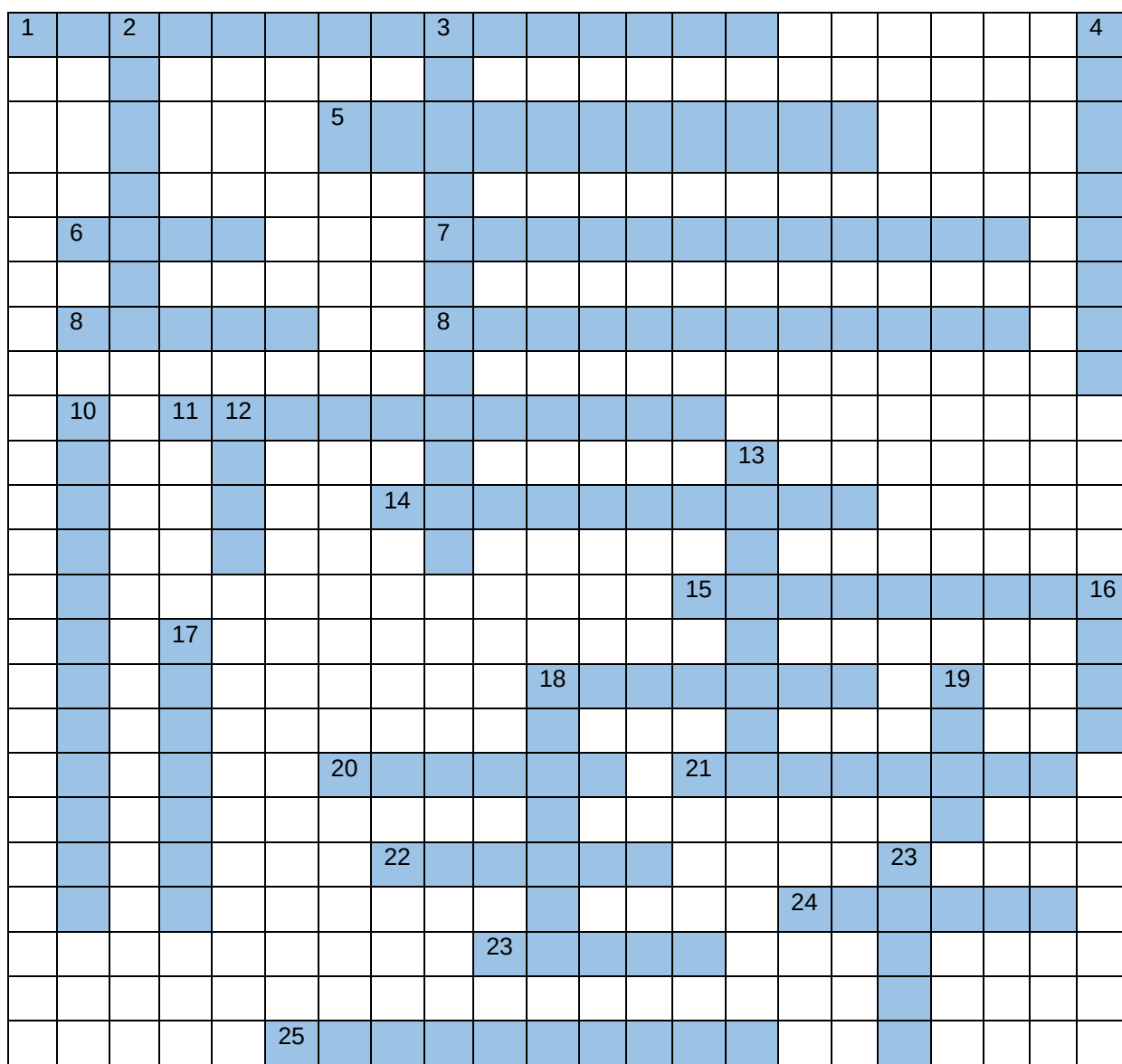
10.-La condensación es el fenómeno por el cual:

- A. Un líquido pasa al estado gaseoso.
- B. Un sólido pasa al estado líquido.
- C. Un gas pasa al estado líquido.
- D. Ninguna de las anteriores.

Ponga el número que corresponda frente a cada una de las definiciones:

- | | |
|---------------------------------|--|
| 1. CAMBIO FÍSICO | _____ Capacidad para realizar un trabajo. |
| 2. CAMBIO QUÍMICO | _____ Estados de agregación, cambios físicos materia, deformación, compresión, dilatación, quiebre, etc. |
| 3. ENERGÍA | _____ Oxidación, combustión, descomposición, respiración. |
| 4. FENÓMENOS DE CAMBIOS FÍSICOS | _____ Ocurren en los cambios físicos. |
| 5. FENÓMENOS DE | _____ Son aquellos en los que ocurre una transformación CAMBIOS QUÍMICOS. de la materia, formándose una sustancia. |
| 7. CAMBIOS IRREVERSIBLES | _____ Son aquellos en los que cambia el estado o la forma de las sustancias, pero no su composición química. |

Resuelva el siguiente crucigrama



Horizontales

1. Cambio de estado, de líquido a sólido.
5. Electrodoméstico, o parte de él, con el que podemos hacer cubitos de hielo.
6. Agua en estado sólido.
7. Vaporización lenta, sin alcanzar la ebullición.
8. Estado de la materia en el que las partículas están muy juntas y unidas unas con otras.
9. Nombre que puede indicar dos cambios de estado: de sólido a gaseoso, o al contrario, de gaseoso a sólido.

11. Según la Teoría Cinética, las pequeñas "cositas" de las que está hecha la materia.
14. Cuando hacemos que un gas junte sus partículas, disminuyendo su volumen.
15. Sustancia negra, líquida a temperatura ambiente, que por su elevado precio recibe el nombre de "oro negro". De esta sustancia se obtiene la gasolina.
18. La mantequilla cuando se derrite está:
20. Sustancia que venden en bombonas, en estado líquido, pero que cuando la dejamos salir se va convirtiendo en gas. Mucha gente la usa para cocinar.
21. Estado de la materia en el que las partículas están muy separadas y se mueven deprisa, con masa fija pero con volumen y forma variable.
22. Cambio de estado de sólido a líquido.
24. Vulgarmente hablando, poner una sustancia en ebullición.
25. Lo único variable de los líquidos.
26. Tipo de vaporización muy rápida, formando burbujas.

Verticales

2. Estado de la materia con masa y volumen fijos, pero con forma que varía según la forma del recipiente donde esté.
3. Cambio de estado de gaseoso a líquido. Por ejemplo, debido a este cambio se forma el rocío.
4. Masa dividida por volumen.
10. Cambio de estado de líquido a gaseoso. Si es rápido se llama ebullición, y si es lento recibe el nombre de evaporación.
12. Sustancia muy común en la naturaleza, que puede encontrarse en los tres estados.
13. Nombre de la Teoría que dice que la materia está formada por partículas que se hallan en continuo movimiento.
16. Percibir partículas del aire, en estado gaseoso, de cosas como alimentos, perfumes, etc.
17. La cantidad de espacio que ocupa un cuerpo material.
18. El queso de una pizza cuando se derrite.
19. La cantidad de materia de un cuerpo material. Se mide en gramos.

Completa V si es verdadero o F si es falsa la aseveración. Justifica las falsas

- a) _____ La temperatura no influye en los cambios de la materia. _____
- b) _____ Las propiedades básicas de la materia son volumen y presión. _____
- c) _____ La materia no ocupa un lugar en el espacio, sólo tiene masa. _____
- d) _____ Las propiedades de la materia permiten identificarla y a su vez distinguirla de otras _____
- e) _____ El volumen nos indica la cantidad de materia que posee un cuerpo y la masa indica el espacio que este cuerpo ocupa. _____
- f) _____ Los sólidos tienen forma definida y son prácticamente incomprensible. _____
- g) _____ Los estados de agregación son sólido, líquido y condensación. _____
- h) _____ Las moléculas están formadas por diferentes átomos. _____
- i) _____ La evaporación es el paso del estado líquido al estado gaseoso. _____
- j) _____ Fusión es el paso del estado gaseoso al estado sólido. _____
- k) _____ Densidad está relacionada con la cantidad de materia que posee un cuerpo. _____
- l) _____ La temperatura provoca la dilatación o contracción de los cuerpos. _____
- m) _____ En un gas las fuerzas de atracción de sus moléculas es fuerte. _____
- n) _____ Los gases no tienen forma ni volumen fijo. _____
- ñ) _____ El aire encerrado en un globo no ocupa todo el espacio interior. _____
- o) _____ Los gases no poseen propiedades. _____
- p) _____ Los gases los podemos comprimir expandir. _____

REACCIONES QUÍMICAS

Objetivos

- Comprender los fenómenos fisicoquímicos involucrados en la síntesis y transformación de sustancias químicas desde el punto de vista cinético-molecular.
- Aplicar conocimientos fisicoquímicos y cálculos avanzados para resolver problemas complejos relacionados con la transformación, el flujo de energía-calor y la velocidad de reacción en transformaciones en donde compuestos inorgánicos están involucrados.

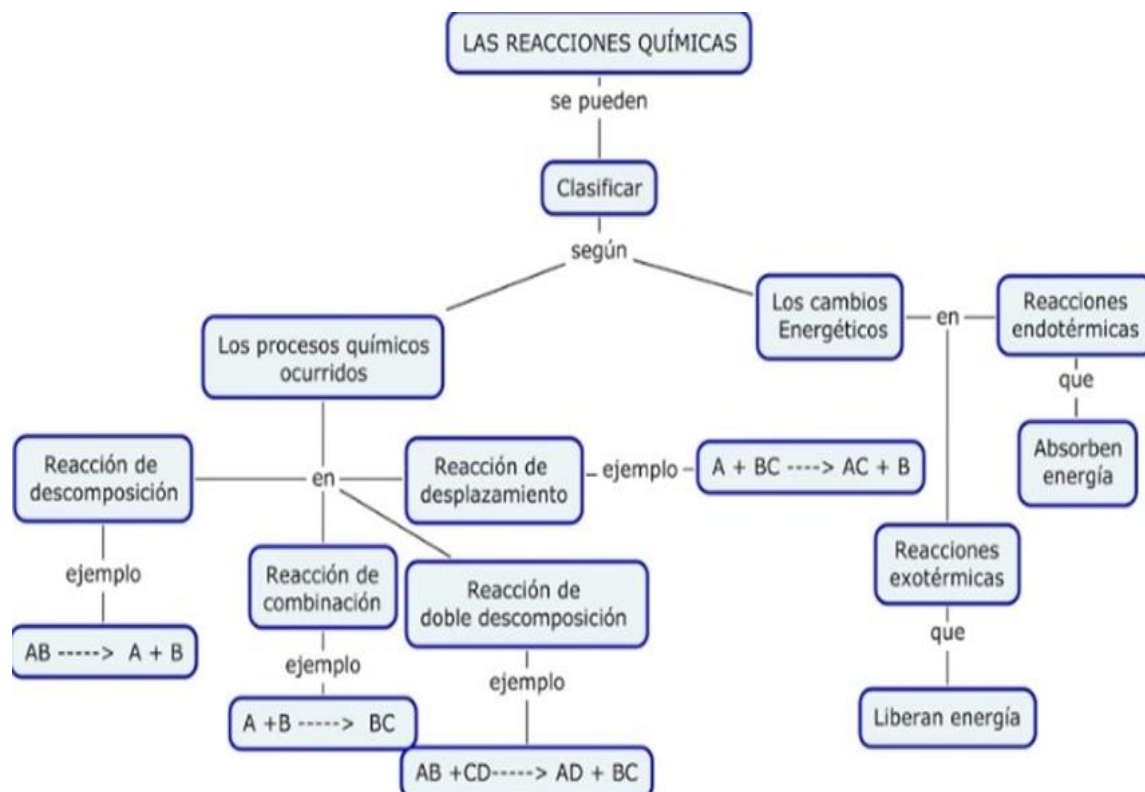


Figura 88. Las Reacciones Químicas

Reacción química es un fenómeno en el cual una o más sustancias (reactivos) interaccionan para transformarse en otras sustancias (productos) de propiedades diferentes a las originales.

Velocidad de una reacción depende de algunos factores, como:

- Concentración
- Temperatura
- Presión
- Acción de la luz
- Acción de los catalizadores

Para representar a una reacción química se utiliza una simbología apropiada que se conoce como ecuación química.

Toda ecuación química se basa en la Ley de la Conservación de la Masa, que dice: *“Siempre que ocurre un cambio químico, la masa total de las sustancias reaccionantes, es exactamente igual a la masa total de los productos de la reacción”*.

En una ecuación química identificamos dos miembros, el de la izquierda los reactivos y el de la derecha los productos.

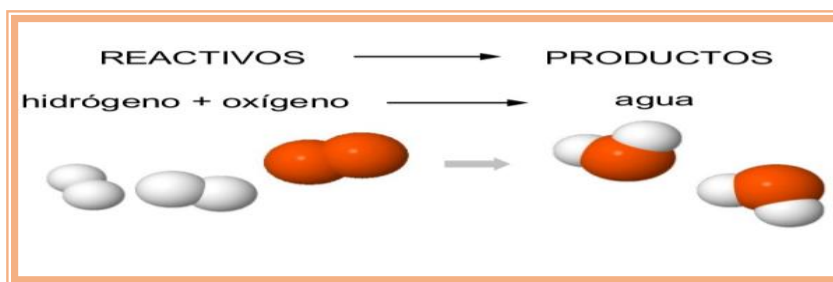
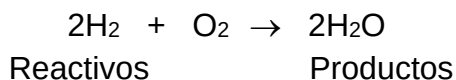
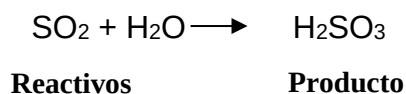


Figura 89. Esquema de Reacción Química

Los dos miembros están separados por un signo “=” o bien por una flecha “→” que nos indica el sentido de la reacción.

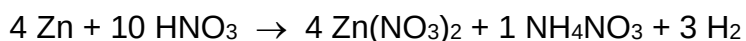


Una ecuación química debe ser lo más informativa, por lo que muchas veces es necesario indicar el estado físico de las sustancias, factores que intervienen y características de las sustancias resultantes, razón por la cual se pueden utilizar los siguientes símbolos:

g: gas	l: líquido	ac: acuosa	↓: precipitación
s: sólido	sol: solución	↑: desprendimiento	

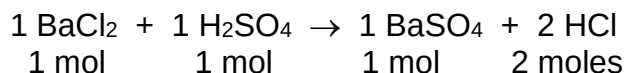
Una ecuación química nos indica:

- La proporción de partículas que intervienen en la reacción:



De la reacción anterior podemos concluir que hay la participación de 4 moléculas de Zinc y 10 moléculas de HNO_3 ; formándose 4 moléculas de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, 1 molécula de NH_4NO_3 y 3 moléculas de H_2O .

- Una relación de pesos, moles y volumen (en caso de gases) de las sustancias que toman parte en la reacción:



Para equilibrar reacciones químicas, se ponen delante de las fórmulas unos números llamados **coeficientes**, que indican el número relativo de átomos y moléculas que intervienen en la reacción.

Nota: Estos coeficientes situados delante de las fórmulas, son los únicos números en la ecuación que se pueden cambiar, mientras que los números que aparecen dentro de las fórmulas son intocables, pues un cambio en ellos significa un cambio en la identidad de las sustancias, se trataría de una reacción distinta.

Balanceo de ecuaciones

Para equilibrar o balancear ecuaciones químicas, existen diversos métodos. En todos, el objetivo que se persigue es que la ecuación química cumpla con la ley de la conservación de la materia.

Reacción de calcinación del clorato de potasio

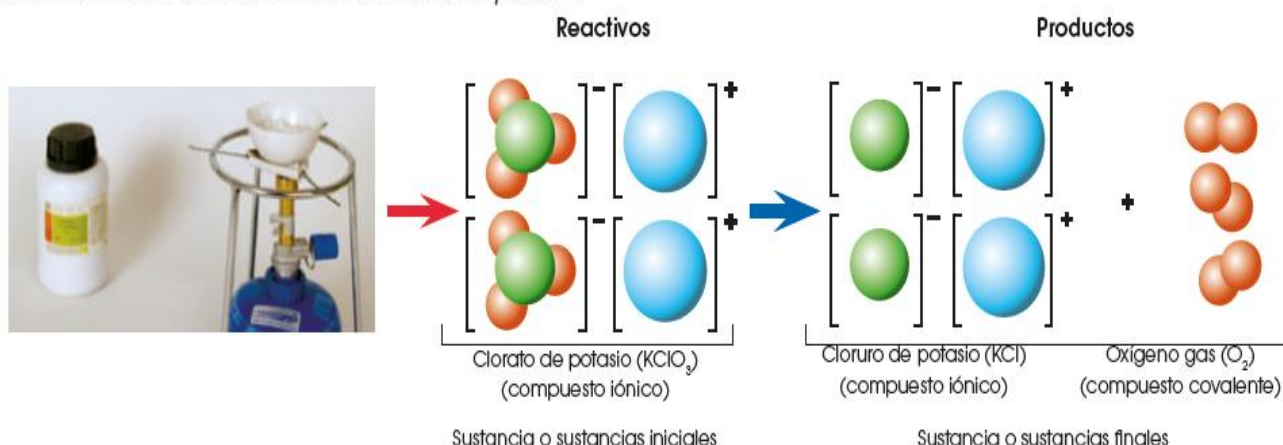


Figura 90. Reacción química (Hernandez Antonio, 2017)

MÉTODOS DE BALANCEO DE ECUACIONES

Método de tanteo

Consiste en que las dos ecuaciones tengan los átomos de cada elemento químico en igual cantidad, aunque estén en compuestos distintos (en diferentes sustancias).

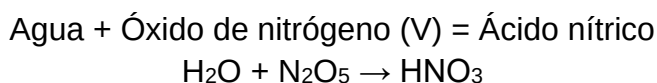
Para ello, recordaremos que:

En una molécula H_2SO_4 hay 2 Hidrógenos, 1 Azufre y 4 Oxígenos.

En 5 moléculas de H_2SO_4 habrá 10 hidrógenos, 5 azufres y 20 oxígenos.

Para equilibrar ecuaciones, solo se puede agregar coeficientes a las fórmulas que lo necesiten, pero no se puede cambiar los subíndices.

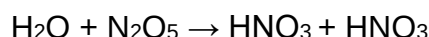
Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación:



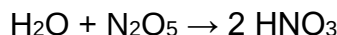
Tal como se ha escrito, vemos que en el 1er. miembro hay 2 hidrógenos, mientras que en el 2º hay solo uno; a la izquierda hay 2 nitrógenos y a la derecha hay uno; en el sistema inicial hay 6 oxígenos y al final solamente hay 3.

Normalmente, el ajuste se inicia con el elemento menos "frecuente", en nuestro caso el nitrógeno.

Para ajustar el nitrógeno, podemos añadir otra molécula de HNO_3 en el 2º miembro:



Al contar el número de átomos de cada tipo, veremos que es igual en reactivos y productos. Para evitar tener que "dibujar" las moléculas, se pone su número delante de su fórmula; aquí, se inserta un "2"(coeficiente) delante de HNO_3 , y la ecuación queda equilibrada.



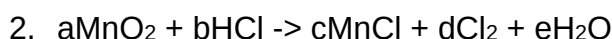
Método Algebraico

Balanceo de ecuaciones por método algebraico

Métodos a seguir para poder realizarlo:

Es importante verificar que los compuestos de las ecuaciones sean correctos ya que un error complicaría el procedimiento.

1. El primer paso es agregar a cada compuesto una literal se tiene la siguiente ecuación.



a,b,c,d,e son los coeficientes estequiométricos a hallar.

3. En el segundo paso se plantean ecuaciones igualando el número de átomos y productos.

4. - Mn: $a = c$ 1Mn del lado izquierdo, 1 Mn del lado derecho. - O: $2a = e$ 2 O del lado izquierdo, 1 el lado derecho. - H: $b = 2e$ 1h del lado izquierdo, 2 del lado derecho. - Cl: $b = 2c + 2d$ Cl del lado izquierdo, 4 del lado derecho.

5. Para resolver ecuaciones se asigna cualquier valor a uno de los coeficientes. Tomando en cuenta las ecuaciones anteriores: $a=c=1$ $e=1$

6. Sustituimos en la siguiente ecuación: $2a=e$ $(1) = e$ *ya tenemos los valores de "a", "c" y "e". $2=e$

7. Siguiendo ecuación: $b = 2e$ $b = 2(2)$ $b = 4$

8. El que está multiplicando pasa dividiendo.

$$b = 2c + 2d \quad 4 = 2 + 2d \quad 4 - 2 = 2d \quad 2 = 2d \quad 1 = d$$

pasa restando $4 - 2 = 2$ $2 = 2d$ $1 = d$

9. Después se ponen las coeficientes.



TIPOS DE REACCIONES

Las reacciones pueden ser:

Reacciones de Combinación (Síntesis)

Cuando dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto:

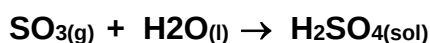
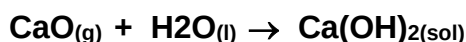
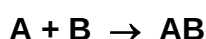


Figura 92. Reacción de combinación



Figura 91. Reacciones

Reacciones de Descomposición

Una sustancia se descompone en dos o más productos:

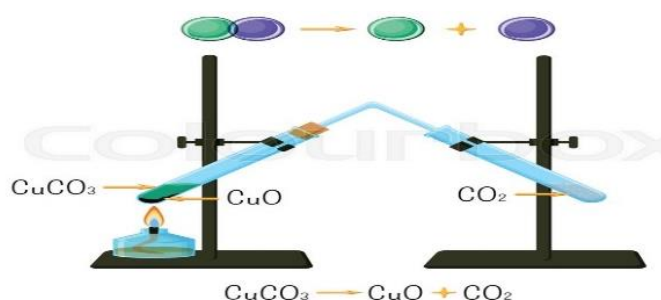
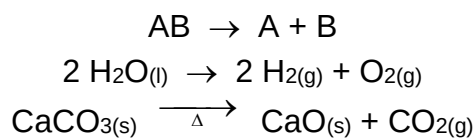


Figura 93. Reacciones de Descomposición

Reacciones de Desplazamiento o Sustitución simple

Un determinado elemento desplaza a otro de un compuesto:

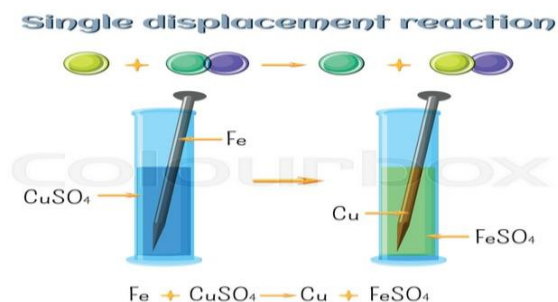
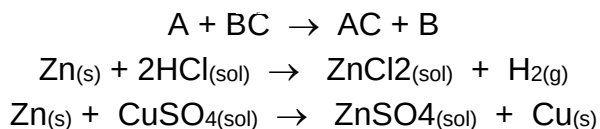


Figura 94. Reacciones de Desplazamiento o Sustitución simple

Reacciones de doble Desplazamiento

Cuando uno más átomos de un elemento de un compuesto son sustituidos por uno o más átomos de otro elemento:

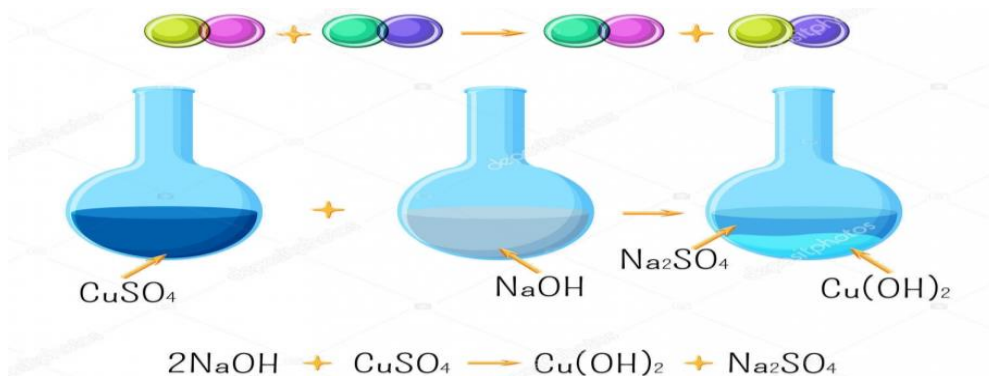
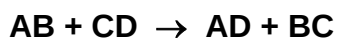
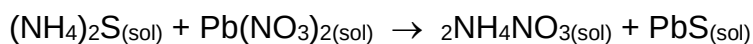
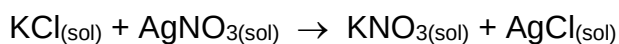
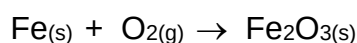


Figura 95. Reacciones de doble Desplazamiento



Reacciones de Combustión

Reacciones que tienen lugar entre un elemento o compuesto y el oxígeno (generalmente del aire), acompañadas del desprendimiento de luz y/o calor.



Reacción de Combustión

ETANOL
 CARBÓN
 BUTANO
 PROPANO
 GASOLINA
 MADERA
 PLÁSTICOS




 $+n\text{O}_2 \rightarrow n\text{CO}_2 + n\text{H}_2\text{O}$



Reacciones de Oxidación-Reducción

Figura 96. Reacción de combustión

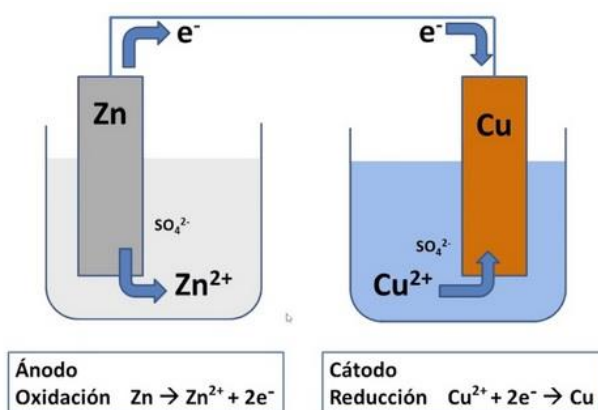


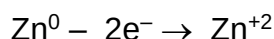
Figura 97. Reacción Redox

Son reacciones químicas de cualquiera de las anteriores, se caracterizan porque hay modificación en los estados de oxidación de algunos de los elementos reaccionantes al formar los productos.

En toda reacción de este tipo se registran dos fenómenos simultáneos:

Oxidación

Es la pérdida de electrones o aumento en el estado de oxidación de un elemento hacia un valor más positivo.



Reducción

Se define como la ganancia de electrones o una disminución en el número de oxidación hacia un valor menos positivo.



En toda reacción rédox, hay dos agentes químicos: el agente oxidante y el reductor. El agente oxidante es el que induce la oxidación, por lo tanto, se reduce es decir proporciona electrones y el agente reductor es el que se oxida, acepta los electrones.

En el siguiente diagrama se puede observar el orden de la óxido-reducción, es:

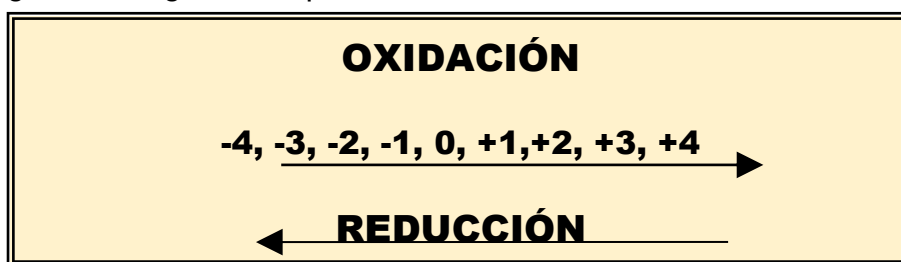
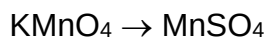


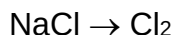
Figura 98. Orden de la oxidación y reducción

Para reconocer una reacción rédox, se debe tomar en cuenta las siguientes consideraciones:

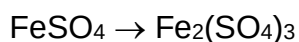
- Cuando un elemento se encuentra en el centro de un compuesto ternario en un lado de la reacción, pero no en el otro lado; por ejemplo el Manganeseo:



- Cuando un elemento está en un compuesto en un lado de la reacción y en estado libre (sin combinar) en el otro lado, por ejemplo el Cloro:



- Cuando la terminación del nombre en un compuesto en un lado de la reacción cambia en el otro lado de la misma, por ejemplo Sulfato Ferroso a Sulfato Férrico:



Agentes oxidantes

Entre los principales agentes oxidantes, tenemos a los siguientes:



- b) $\text{MnO}_4^- + \text{Ácido} \rightarrow \text{Mn}^{+2} + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} + \text{Ácido} \rightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{HNO}_3(\text{c}) + \text{Metales} \rightarrow \text{M}(\text{NO}_3)_x + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{HNO}_3(\text{c}) + \text{No Metales} \rightarrow \text{Ácido orto del no metal} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HNO}_3(\text{d}) + \text{Metales} \rightarrow \text{M}(\text{NO}_3)_x + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{HNO}_3(\text{d}) + \text{No Metales} \rightarrow \text{Ácido orto del no metal} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{c}) + \text{Metales} + \text{Calor} \rightarrow \text{M}_2(\text{SO}_4)_x + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{c}) + \text{No Metales} + \text{Calor} \rightarrow \text{m}_2\text{O}_x + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- f) $\text{Cl}_2 + \text{Hidróxido} \rightarrow \text{M}(\text{ClO})_x + \text{MCl}_x + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cl}_2 + \text{Hidróxido} + \text{Calor} \rightarrow \text{M}(\text{ClO}_3)_x + \text{MCl}_x + \text{H}_2\text{O}$

Igualación de ecuaciones rédox

Método de la variación en el estado de oxidación

- Identificar los elementos que intervienen en la óxido-reducción (rédox), utilizando los cambios en el estado de oxidación.
- Con cada elemento escribir semireacciones, mostrando la pérdida y ganancia de electrones.
- Si hay subíndices en las fórmulas, equilibrar el número de átomos que se oxidan y se reducen.
- Sumar las semireacciones equilibradas, transfiriendo los coeficientes a la ecuación original, debiendo igualar previamente el número de electrones ganados y perdidos.
- Equilibrar por simple inspección los metales, no metales, radicales y luego el Hidrógeno.
- Contar el número de Oxígenos, para verificar su igualación.

Problemas resueltos

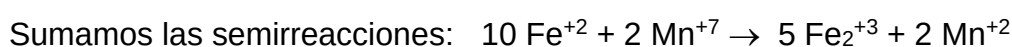
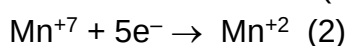
Igualar las siguientes reacciones:

- Permanganato de Potasio + Sulfato Ferroso + Ácido Sulfúrico $\rightarrow$ Sulfato Manganesoso + Sulfato de Potasio + Sulfato Férrico + Agua

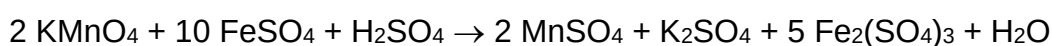
Utilizando nomenclatura química, escribimos las fórmulas de los compuestos:



Utilizando los cambios en los estados de oxidación, identificamos los elementos que intervienen en la óxido-reducción, con los cuales escribimos las semireacciones:



Los coeficientes encontramos transferimos a la ecuación original:



Equilibramos por simple inspección los demás elementos:

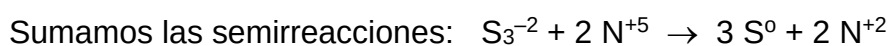
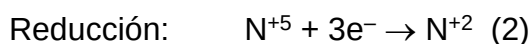
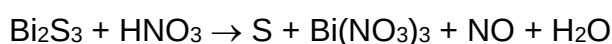
Tabla 33. Elementos, reactivos y productos

ELEMENTOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
K	2	2
Mn	2	2
Fe	10	10
S	18	18
H	16	16
O	80	80

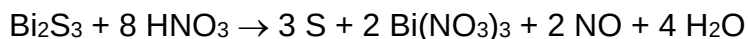
Por lo que, la reacción igualada es:



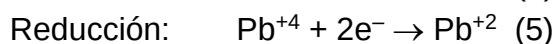
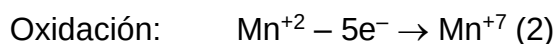
2. Sulfuro de Bismuto + Ácido Nítrico → Azufre + Nitrato de Bismuto + Monóxido de Nitrógeno + Agua



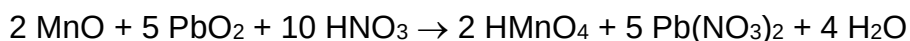
La reacción igualada es:



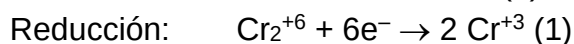
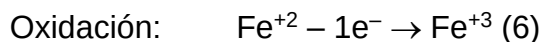
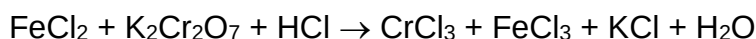
3. Óxido Manganeso + Óxido Plúmbico + Ácido Nítrico → Ácido Per manganico + Nitrato Plumboso + Agua



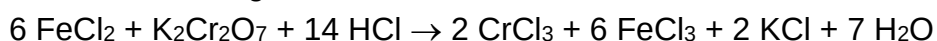
Siendo la ecuación igualada:



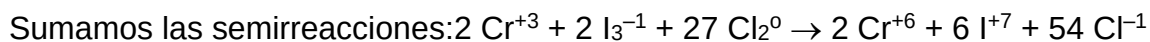
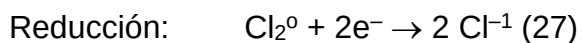
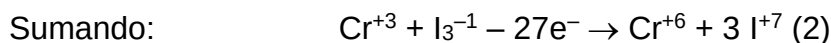
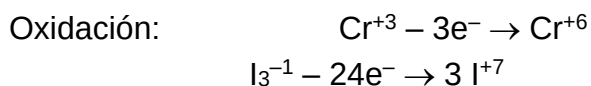
4. Cloruro Ferroso + Dicromato de Potasio + Ácido Clorhídrico → Cloruro Crómico + Cloruro Férrico + Cloruro de Potasio + Agua



La reacción igualada es:



5. Ioduro Crómico + Hidróxido de potasio + Cloro → Cromato de Potasio + Periodato de Potasio + Cloruro de Potasio + Agua



La reacción igualada es:



WEBGRAFÍA RECOMENDADA

➤ Reacciones químicas

Revista: Chemica & Engineers News

Tema: Técnica láser basada en explosiones minerales para examinar su absorción de metales.

<https://bit.ly/2Hbf6yD> v
(Chemica & Engineers News, 2019)

Chemica & Engineers News. (22 de Febrero de 2019). *La técnica basada en láser dispara minerales para examinar su absorción de metales*. Recuperado el 16 de Junio de 2019, de https://translate.googleusercontent.com/translate_c?depth=1&hl=es&prev=search&rurl=translate.google.com&sl=en&sp=nmt4&u=https://cen.acs.org/analytical-chemistry/imaging/Video-Laser-based-technique-blasts-mineral-to-examine-its-uptake-of-metals/97/web/2019/02&xid=17259,15700023,15700186,15700191,15700256,15700259&usg=ALkJrhge6OQ2JXHL8euWd0ZyZkrfDgj9mA

➤ Reacción química y ecuaciones

Video: Khanacademy

<https://bit.ly/2SdDw0S>
(Khan Academy, 2017)

Khan Academy. (16 de Junio de 2017). *Introducción a las reacciones químicas*. Recuperado el 29 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/chemical-reactions-stoichiome/balancing-chemical-equations/v/chemical-reactions-introduction?modal=1>

➤ Tipos de reacciones químicas

Tema : Reacciones óxido – reducción

Video: óxido – reducción (Khanacademy)

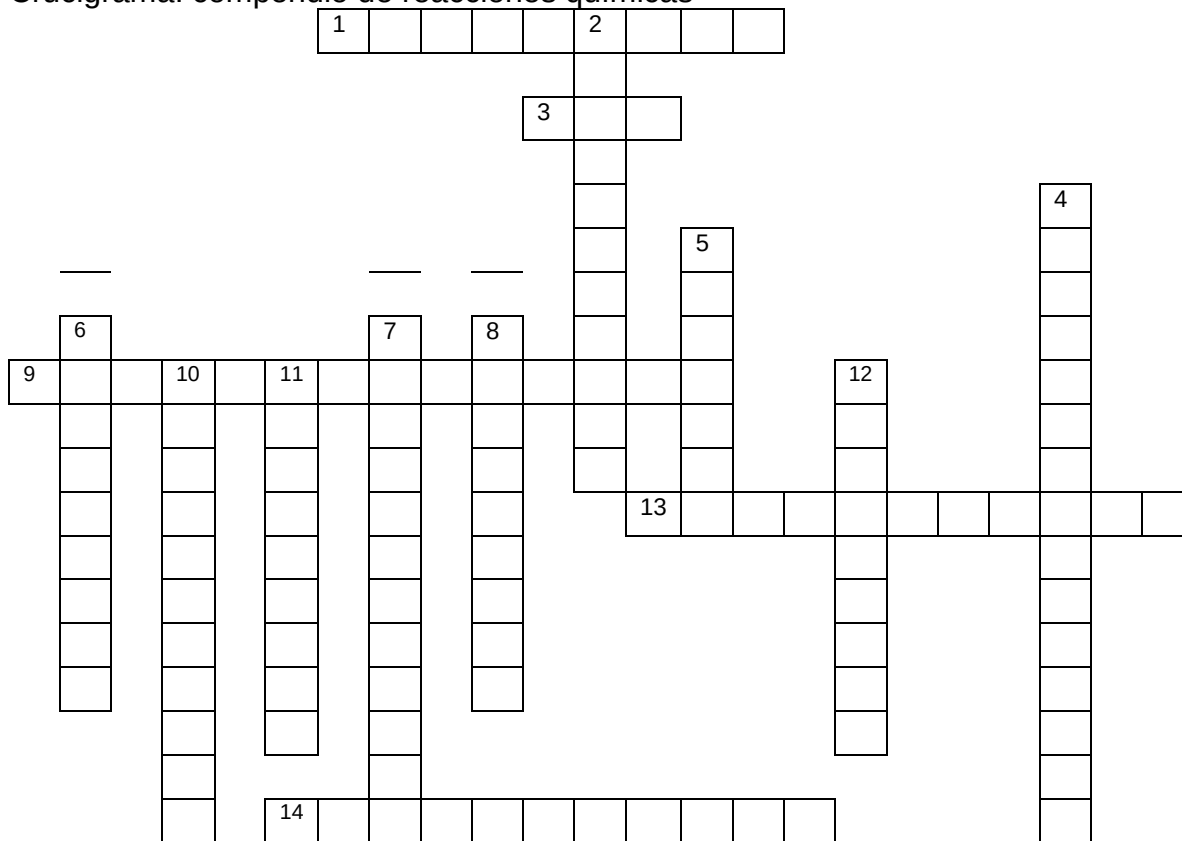
<https://bit.ly/31PygUs>

(Khan Academy, 2017)

Khan Academy. (16 de Junio de 2017). *Oxidación y reducción*. Recuperado el 24 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/oxidation-reduction/redox-oxidation-reduction/v/introduction-to-oxidation-and-reduction?modal=1>

Apliquemos lo aprendido

Crucigrama: compendio de reacciones químicas



Horizontal

1. Sustancias que se forman.
3. Unidad de Masa Atómica.
9. Una sustancia se separa en dos o más sustancias más simples.
13. Dos sustancias reaccionan para dar una única sustancia nueva.
14. Un elemento de un compuesto se desplaza en otro, o 2 elementos de distintos compuestos se desplazan mutuamente.

Vertical

2. Reacción de oxidación rápida en que se desprende calor y generalmente luz.
4. Rama de la química que se encarga del estudio de los reactivos y productos de una reacción.
5. Método que consiste en observar que cada miembro de la ecuación tenga los átomos en la misma cantidad.
6. Sustancias que reaccionan.
7. En una ecuación química ajustada indican la proporción en moléculas o en moles no en gramos.
8. En una reacción química solo el reactivo... se gasta completamente.
10. Sustancia que aumenta la velocidad de una reacción sin experimentar cambios.
11. Es la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, etc.
12. La palabra estequiometría viene del griego.

Sopa de letras: tipos de reacciones químicas

S	A	I	D	E	S	C	O	M	P	O	S	I	C	I	O	N	R	R
P	T	D	E	M	I	A	U	I	O	O	Z	U	E	O	D	U	E	A
E	B	T	B	C	R	D	V	S	B	L	O	O	O	M	I	N	I	O
N	D	L	A	U	E	C	S	N	D	T	O	O	E	N	C	S	P	O
I	O	I	A	L	M	N	U	S	A	S	I	O	A	O	A	D	S	I
A	I	I	O	E	G	N	P	O	A	I	L	N	M	T	E	O	C	C
N	V	C	C	M	C	I	A	D	N	S	O	B	P	S	V	U	A	C
T	M	O	N	U	O	U	E	D	E	E	I	O	P	R	T	I	O	D
T	P	M	I	C	T	C	O	C	T	N	D	L	A	N	O	A	E	U
C	C	B	A	O	Z	I	N	C	A	E	A	O	L	N	A	C	M	A
N	O	U	C	S	C	P	T	C	M	Z	A	D	R	O	D	D	I	N
S	C	S	I	C	O	I	I	S	A	S	T	O	C	A	I	D	S	H
D	T	T	A	M	E	O	L	M	U	U	E	C	M	P	T	R	C	A
C	Y	I	I	A	N	S	I	I	O	S	E	D	M	N	O	U	A	R
A	D	O	O	C	A	E	I	A	A	N	E	S	B	S	R	P	A	S
A	N	N	A	O	N	S	L	O	I	E	T	L	M	O	N	I	N	O
E	E	S	A	T	C	S	I	E	R	O	I	O	B	O	N	F	A	O
L	U	C	O	Z	V	I	T	O	P	T	L	D	A	O	E	O	O	A
B	O	T	O	E	U	E	I	B	E	E	N	E	A	A	D	E	A	D

Palabras

1. Combinación
2. Descomposición
3. Desplazamiento
4. Doble Sustitución
5. Combustión
6. Combinación
7. Descomposición
8. Desplazamiento
9. Doble Sustitución
10. Combustión

Problemas propuestos

1. Permanganato de Potasio + Ácido Clorhídrico → Cloro + Cloruro de Potasio + Cloruro Manganoso + Agua.
2. Cloruro Ferroso + Peróxido de Hidrógeno + Ácido Clorhídrico → Cloruro Férrico + Agua.
3. Sulfuro Arsénico + Ácido Nítrico → Acido Arsénico + Ácido Sulfúrico + Dióxido de Nitrógeno + Agua.
4. Óxido Manganoso + Oxido Plúmbico + Ácido Nítrico → Ácido Per mangánico + Nitrato Plumboso + Agua.
5. Arsenito Ácido de Sodio + Bromato de Potasio + Ácido Clorhídrico → Cloruro de Sodio + Bromuro de Potasio + Ácido Arsénico.
6. Telurito de Sodio + Yoduro de Sodio + Ácido Clorhídrico → Cloruro de Sodio + Teluro + Yodo + Agua.

7. Óxido de Bismuto + Hidróxido de Sodio + Hipoclorito de Sodio → Metabismutato de Sodio + Cloruro de Sodio + Agua.
8. Ácido Nítrico + Ácido Iodhídrico → Monóxido de Nitrógeno + Yodo + Agua.
9. Dicromato de Potasio + Cloruro Estannoso + Ácido Clorhídrico → Cloruro Crómico + Cloruro Estánnico + Cloruro de Potasio + Agua.
10. Cloruro Cobaltoso + Peróxido de Sodio + Hidróxido de Sodio + Agua → Hidróxido Cobáltico + Cloruro de Sodio.
11. Clorato de Potasio + Ácido Sulfúrico → Sulfato Ácido de Potasio + Oxígeno + Dióxido de Cloro + Agua.
12. Bromuro de Potasio + Ácido Sulfúrico → Sulfato de Potasio + Bromo + Ácido Sulfhídrico + Agua.
13. Óxido Crómico + Carbonato de Sodio + Nitrato de Potasio → Cromato de Sodio + Anhídrido Carbónico + Nitrito de Potasio.
14. Difosfuro de Tetrahidrógeno → Fosfamina + Tetrafosfuro de Dihidrógeno.
15. Fosfato de Calcio + Anhídrido Silísico + Carbono → Silicato de Calcio + Fósforo + Monóxido de Carbono.
16. Cloruro de Bario + Óxido Plúmbico + Ácido Sulfúrico → Cloro + Sulfato Plumboso + Sulfato de Bario + Agua.
17. Cloruro de Litio + Permanganato de Potasio + Ácido Sulfúrico → Cloro + Sulfato Manganoso + Sulfato de Potasio + Sulfato de Litio + Agua.
18. Dicromato de Potasio + Cloruro de Bario + Ácido Sulfúrico → Cloro + Sulfato Crómico + Sulfato de Bario + Sulfato de Potasio + Agua.
19. Dióxido de Manganeso + Cloruro de Calcio + Ácido Fosfórico → Cloro + Fosfato Manganoso + Fosfato de Calcio + Agua.
20. Permanganato de Potasio + Bromuro de Bismuto + Ácido Sulfúrico → Bromo + Sulfato Manganoso + Sulfato de Bismuto + Sulfato de Potasio + Agua.

ESTEQUIOMETRÍA

Objetivos

- Interpretar y aplicar la ley de la conservación de la masa en la realización de cálculos estequiométricos.
- Identificar las diferentes unidades del Sistema Internacional de Unidades.
- Resolver problemas y ejercicios de manera metódica.

Masa Atómica y Molecular

La masa atómica de un átomo individual es simplemente su masa total y generalmente se expresa en Unidades de Masa Atómica (uma).

Para dar valor a la masa de los átomos y de las moléculas se toma como referencia una unidad patrón, la unidad de masa atómica, la cual está definida a partir del Carbono 12.

Llamamos unidad de masa atómica a la doceava parte de la masa de un tipo especial de átomo de carbono, el carbono 12.

$$1u = \frac{\text{masa de 1 átomo de } ^{12}_6\text{C}}{12}$$

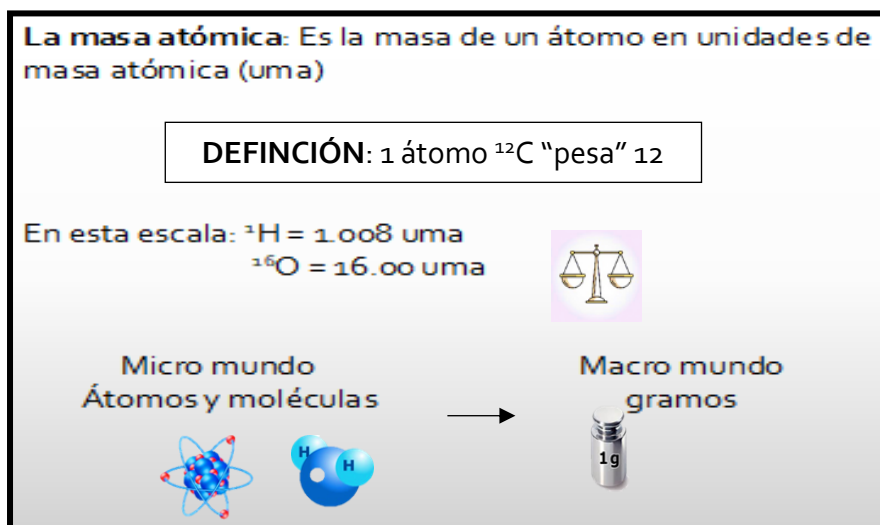


Figura 99. Masa Atómica

Masa Atómica Relativa

Masa Atómica Relativa es un sinónimo de peso atómico y estrechamente relacionada con la Masa Atómica Media (pero no un sinónimo de masa atómica), la media ponderada de las masas atómicas de todos los átomos de un elemento químico que se encuentra en una muestra particular (ponderado por isotópica abundancia).

EJEMPLO:

La Masa Atómica del cloro es 35 u, lo que significa que un átomo de cloro tiene una masa treinta y cinco veces mayor que la doceava parte de la de un átomo de $^{12}_6\text{C}$ la representamos así: $\text{Cl}=35,45 \text{ u}$.

Masa Molecular Relativa

Es un número que indica cuantas veces es mayor la masa de una molécula de una sustancia con respecto a la unidad de masa atómica.

Su unidad es el Dalton o unidad de masa atómica, que se abrevia u (antes uma). La Masa Molecular se determina sumando las masas atómicas relativas de los elementos cuyos átomos constituyen una molécula de dicha sustancia.

Por ejemplo: la masa molecular del H_2O será:

$$1,00794 \times 2 + 15,9994 = 18,015128 \text{ u}$$

(Masa atómica del H: 1,00797, Masa atómica del O: 15,9994)

Masa atómica Relativa

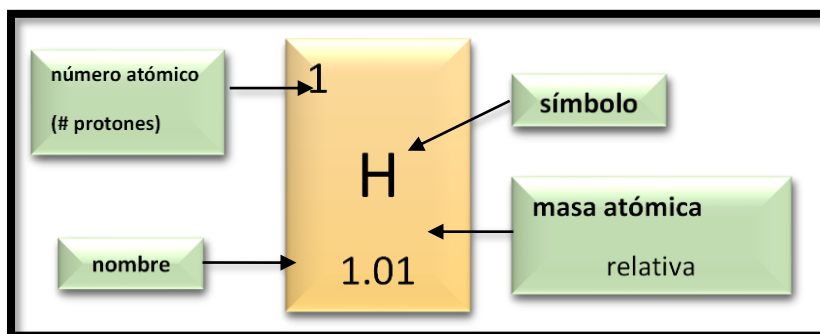


Figura 100. Masa Atómica de los Elementos

La cantidad de sustancia es una de las siete magnitudes básicas del sistema internacional y tiene por unidad el mol.

En química, muchas de las veces es más útil conocer la cantidad de sustancia que la masa o el volumen.

Sin embargo, el número de partículas en valor absoluto, aún para masas muy pequeñas, resulta muy grande e incómodo manejar. Por ello usamos el mol para medir la cantidad de sustancia.



Figura 101. El mol

El mol (símbolo: mol) es la unidad de la magnitud de la sustancia que contiene tantos átomos, moléculas, etcetera. Como las que hay en 12 g de C12. Podemos obtener las masas atómicas de los elementos consultando en la tabla periódica.

Elemento Químico

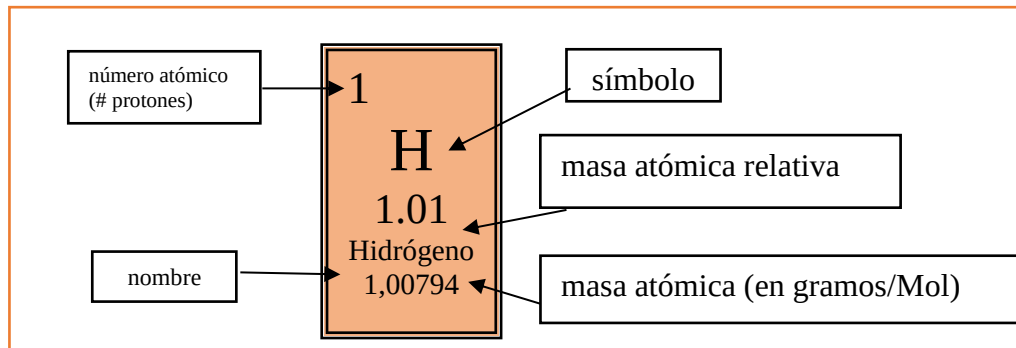


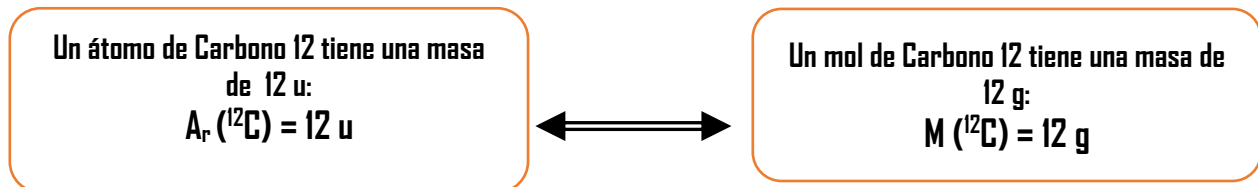
Figura 102. El elemento químico

Número de Avogadro

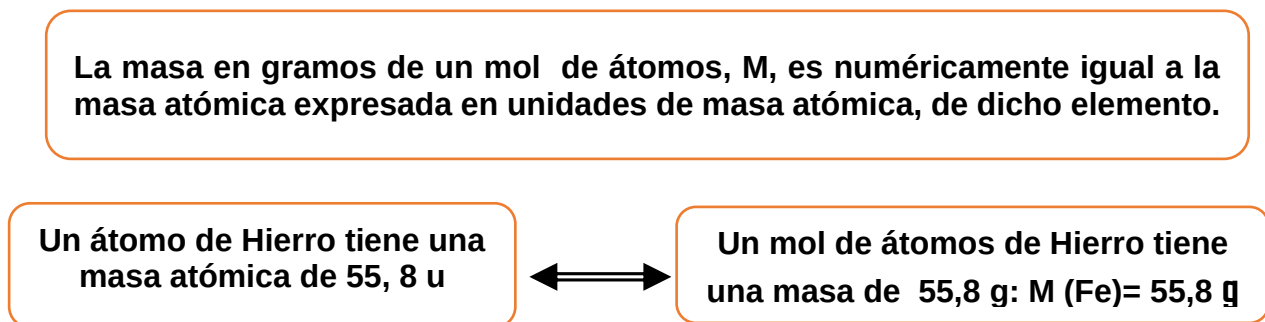
No podemos contar los átomos o las moléculas, pero existen métodos para determinar el número de partículas presentes en las sustancias como la constante de Avogadro que nos indica lo siguiente:

- Un mol de átomos equivale a $6,022 \times 10^{23}$ átomos.
- Un mol de moléculas equivale a $6,022 \times 10^{23}$ moléculas.

De las definiciones de unidad de masa atómica y de mol obtenemos que:



Esta equivalencia es válida para todos los elementos, de manera que:



Esta equivalencia se amplía a las moléculas:

La masa molar expresada en gramos es numéricamente igual a la masa molecular, expresada en unidades de masa atómica, de dicha molécula.

La masa de una molécula de oxígeno es de 32 u



La masa de un mol de oxígeno es de 32 g

Ejemplo:

Tenemos 23 gr. de Na y el peso atómico del Na es 23 gr.

$$\text{mol} = \frac{23 \text{ Gramos del átomo o molécula Na}}{23 \text{ Peso atómico Peso Molecular Na}}$$

Entonces, el volumen atómico se calcula dividiendo la masa atómica (expresada en gr/mol) de un elemento por su densidad (peso atómico). Por lo tanto, las unidades del volumen atómico son cm^3 (volumen/masa).

Otro ejemplo:

Tenemos 2,21 moles de una sustancia y sabemos que su peso molecular es 40 gr.

¿Cuántos g. tenemos de la sustancia?

De la igualdad sabemos:

$$2,21 \text{ moles} = \frac{\text{X gramos del átomo o molécula}}{40 \text{ peso atómico o Peso Molecular}}$$

Despejando X (los gramos) obtenemos $2,21 \text{ moles} \times 40 \text{ gr.} = 88,4 \text{ gr}$

Masa Molar

La masa de un átomo en unidades de Masa Atómica (uma) es numéricamente equivalente a la masa de un mol de esos mismos átomos en gramos (g). La masa en gramos de 1 mol de una sustancia se llama masa molar. La masa molar (en gramos) de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su peso fórmula (en uma).

La Masa Molar es la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, etc. La Masa Molar de una sustancia es la masa de un mol. Proviene del latín *massa*. En el sistema internacional, tiene como unidad al kilogramo (kg).

La Masa Molar se representa mediante el símbolo *M* y se expresa en Kg/mol o en g/mol. Cuando la masa molar se expresa en gramos, su valor numérico coincide con la masa atómica relativa o con la Masa Molecular Relativa.

La masa molar de cualquier sustancia se puede calcular a partir de la masa atómica relativa si esta sustancia está compuesta de átomos o de la masa molecular relativa si se trata de moléculas.

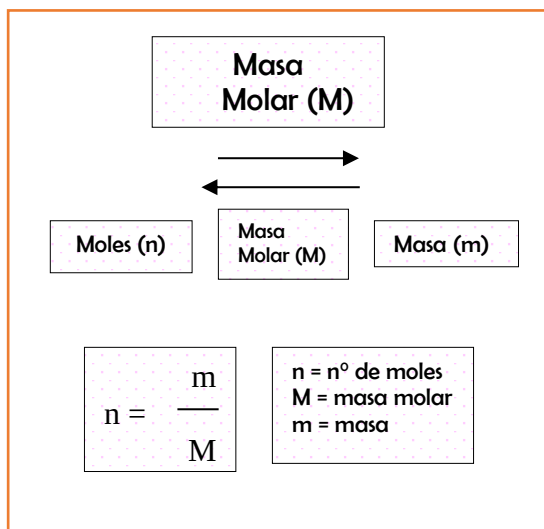


Figura 103. Masa molar

Ejemplo:

1.- ¿Cuántos átomos hay en 0.551 g de potasio (K)?

1 mol K = 39.10 g K

1 mol K = 6.022×10^{23} átomos de K

$$0.551g\ K * \frac{1\ mol\ K}{39.10\ g\ K} * \frac{6.022 \times 10^{23}\ átomos\ K}{1\ mol\ K}$$

Respuesta= 8.49×10^{21} átomos K

Relación entre cantidad de sustancia y masa molar

La relación que hay entre cantidad de sustancia, masa, y masa molar es la siguiente:
Es decir:

$$\text{Cantidad de sustancia} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$$
$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (}\frac{\text{g}}{\text{mol}}\text{)}} ; n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (kg)}}{M \text{ (}\frac{\text{kg}}{\text{mol}}\text{)}}$$

A partir de esta expresión, podemos obtener la masa, en gramos, de cualquier sustancia, conociendo la masa molar y la cantidad de sustancia:

$$\text{Masa (g)} = \text{cantidad de sustancia (mol)} \times \text{masa molar (g/mol)}$$

Cálculos Estequiométricos

La palabra estequiometría viene del griego *stoichion*, que significa “elemento”, y se refiere a la medición y cálculo de las cantidades de los elementos presentes en los compuestos y en las reacciones químicas (Enciso y Zaldivar 2005).

La estequiometría de una reacción que nos indica la relación en moles de las sustancias que intervienen en ella. Si conocemos la masa o el volumen de alguno de los reactivos o productos implicados, podemos calcular la masa o el volumen de las otras sustancias que participan.

La estequiometría es la rama de la química que se encarga del estudio de los moles, las masas y los volúmenes de los reactivos y los productos que participan en una reacción.

Interpretación Cuantitativa de una Ecuación Química

Para calcular la cantidad de una sustancia que debe reaccionar con una determinada cantidad de otra, o la cantidad de una sustancia que se producirá si conocemos las cantidad de los reactivos, la ecuación química debe estar balanceada.

Relación Mol-Mol

Los problemas estequiométricos más simples son aquellos en los cuales se calcula el número de moles de una sustancia que ha reaccionado con otra (relación mol-mol). Para resolver este tipo de problemas, se balancea la ecuación y si es necesario se establece una regla de tres simple (Enciso y Zaldivar 2005).

Ejemplo:

1. ¿Cuántas moles de Dióxido de Carbono (CO₂) se pueden obtener en la combinación de dos moles de Óxido de Hierro (III) con Carbón?

Esqueleto de la reacción $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$

Reacción balanceada $2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow 4 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$

De la ecuación balanceada se observa que con 2 moles de Fe₂O₃ se pueden obtener 3 moles de CO₂.

Relación masa-masa

Este tipo de relaciones entre sustancias son las que más frecuentemente se presentan en la práctica y se resuelven de acuerdo con la siguiente secuencia (Enciso y Zaldivar 2005):

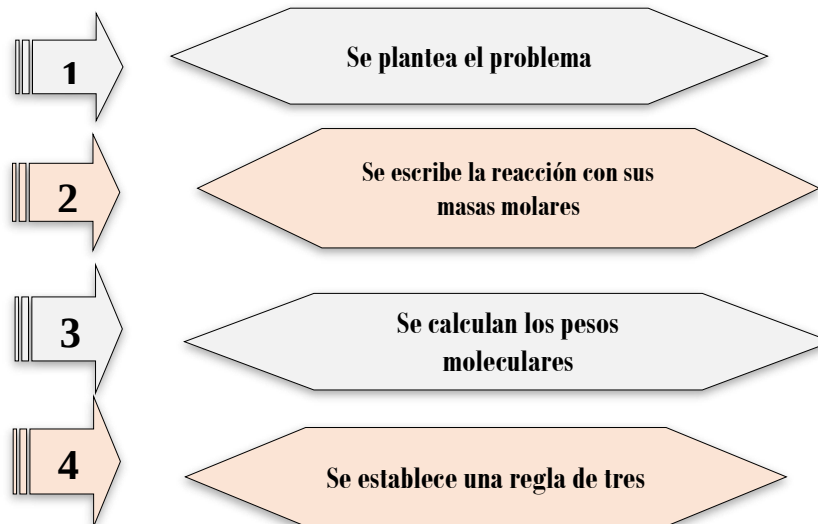


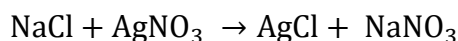
Figura 104. Esquema cálculos estequiométricos

Ejemplo:

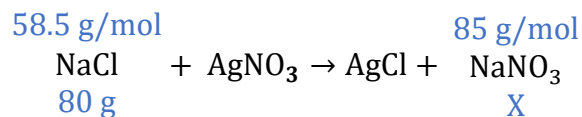
1. Se plantea el problema

¿Cuántos gramos de Nitrito de Sodio (NaNO₃) se producen de 80 g de sal común (NaCl) cuando esta sustancia se combina con el nitrato de plata (AgNO₃)?

2. Se escribe la reacción Completa y balanceada, subrayando la sustancia problema y la sustancia cuya masa se menciona.



3. **Se calculan las masas molares** y se anotan en la parte superior de las mismas; en la parte inferior se anota la masa de la sustancia mencionada en el problema y se pone una X para la sustancia que se desea encontrar.



$$X = \frac{(80 \text{ g de NaCl})(85 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ de NaNO}_3)}{58.5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ de NaCl}} = \mathbf{116.24 \text{ de NaNO}_3}$$

Relaciones Masa-Volumen

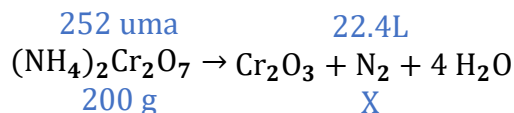
Cuando se trabaja con sustancias gaseosas, puede ser conveniente calcular no la masa sino su volumen. Es posible calcular el volumen de un gas utilizado o producido en la reacción si conocemos la masa de una sustancia y teniendo en consideración además el volumen molecular-gramo.

De acuerdo con el Principio de Avogadro, volúmenes iguales de gases diferentes en iguales condiciones de presión y temperatura contienen iguales cantidades de moléculas las cuales ocupan un volumen de 22.4 litros (volumen-molar).

En este tipo de problemas para establecer la regla de tres se establece una relación entre el peso molecular de una sustancia y el volumen molar de la sustancia gaseosa.

Ejemplo:

- 1.- ¿Cuántos litros de N₂ se obtienen a partir de 200 g de Dicromato de Amonio, (NH₄)₂Cr₂O₇?, durante la siguiente reacción:



1 mol de N₂ = 22.4L (volumen molar)

$$X = \frac{(200 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)(22.4\text{L de N}_2)}{252 \text{ uma de } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \mathbf{17.77 \text{ L de N}_2}$$

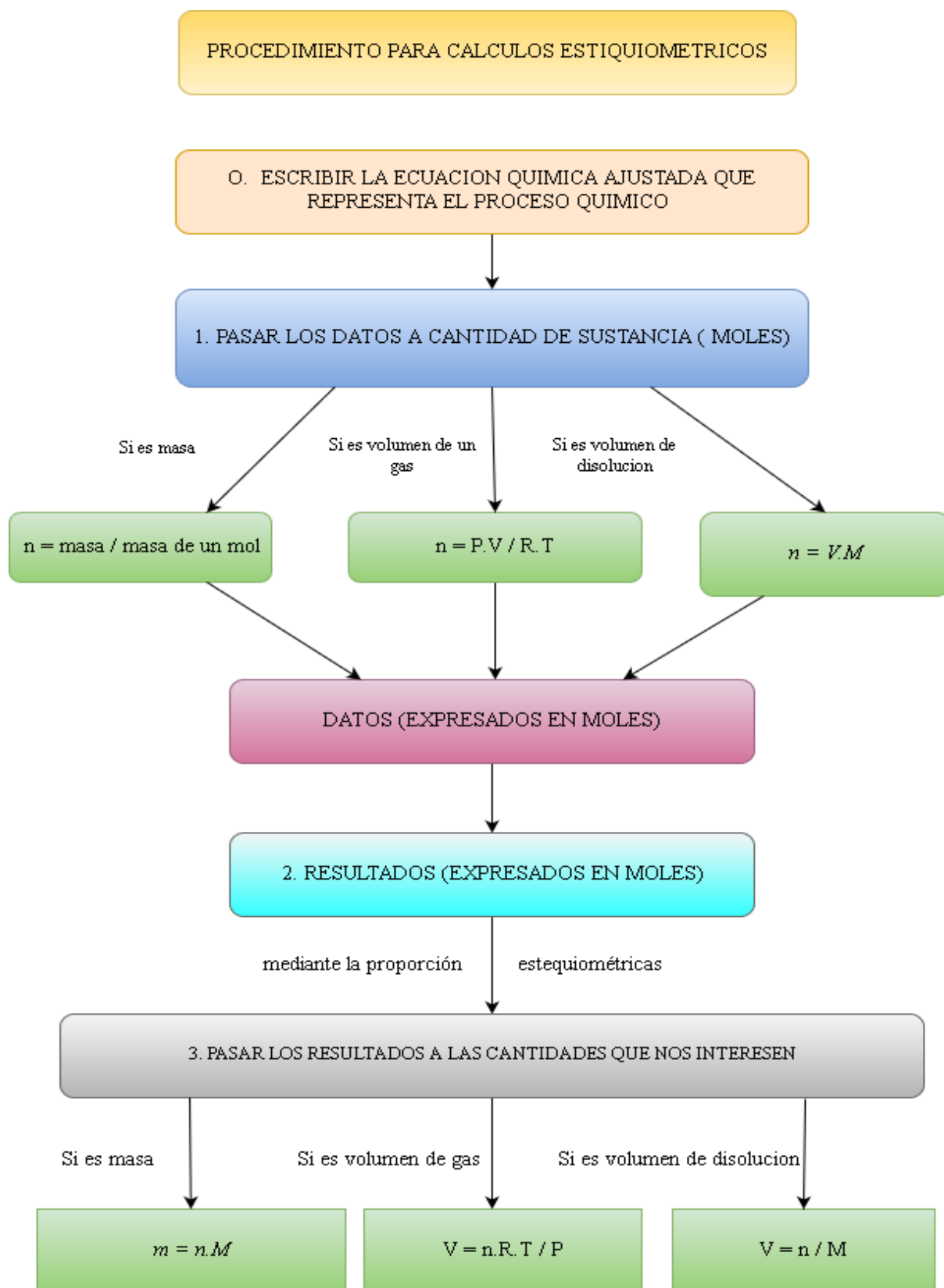


Figura 105. El procedimiento para los cálculos estequiométricos

Composición Porcentual

La fórmula de un compuesto indica la relación entre el número de átomos de cada elemento presente en el compuesto. A partir de la fórmula química se calcula la masa molecular o la masa de fórmula de la sustancia (UTP 2016).

La composición porcentual es el porcentaje en masa de cada elemento presente en un compuesto. La obtenemos dividiendo la masa de cada elemento para la masa del compuesto.

Ejemplo

$$\% \text{ Elemento} = \frac{(\text{Cantidad de átomos del elemento}) \times (\text{peso del elemento})}{\text{peso del compuesto}} \times 100$$

1.- Calcular el porcentaje de Hidrógeno (H), Fósforo (P) y Oxígeno (O) presentes en Ácido Fosfórico (H_3PO_4).

$$\text{H} = 1\text{g} \times 3 = 3\text{g}$$

$$\text{P} = 31\text{g} \times 1 = 31\text{g}$$

$$\text{O} = 16\text{g} \times 4 = 64\text{g}$$

$$\text{H}_3\text{PO}_4 = 3\text{g} + 31\text{g} + 64\text{g} = 98\text{g}$$

$$\% \text{H} = \frac{(3) \times (1)}{98\text{g}} \times 100\% = \mathbf{3.06\%}$$

$$\% \text{P} = \frac{(1) \times (31)}{98\text{g}} \times 100\% = \mathbf{31.36\%}$$

$$\% \text{O} = \frac{(4) \times (16)}{98\text{g}} \times 100\% = \mathbf{65.31\%}$$

Al sumar los porcentajes de los elementos, si el resultado es o tiende al 100%, el ejercicio está bien realizado.

2.- Calcular la composición porcentual del siguiente compuesto: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

$$\text{C} = 12\text{g} \times 2 = 24\text{g}$$

$$\text{H} = 1\text{g} \times 6 = 6\text{g}$$

$$\text{O} = 16\text{g} \times 1 = 16\text{g}$$

$$\text{C}_2\text{H}_6\text{O} = 24\text{g} + 6\text{g} + 16\text{g} = 46\text{g}$$

$$\% \text{C} = \frac{(2) \times (12)}{46\text{g}} \times 100\% = \mathbf{52.14\%}$$

$$\% \text{H} = \frac{(6) \times (1)}{46\text{g}} \times 100\% = \mathbf{13.13\%}$$

$$\% \text{O} = \frac{(1) \times (16)}{46\text{g}} \times 100\% = \mathbf{34.73\%}$$

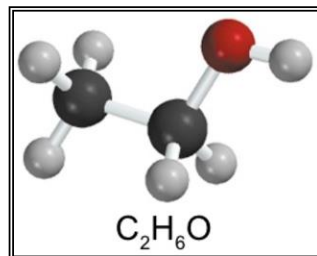


Figura 106. Esquema molecular

Fórmula empírica y molecular

Fórmula Empírica

La fórmula empírica es una expresión que representa la proporción más simple en la que están presentes los átomos que forman un compuesto químico. Es por tanto la representación más sencilla de un compuesto. Por ello, a veces, se le llama fórmula mínima (Osorio 2010).

NOTA

Una reacción química es un proceso en el cual una sustancia desaparece para formar una o más sustancias nuevas, mientras que las ecuaciones químicas son el modo de representar las reacciones químicas.

Ejemplos:

El Ácido Ascórbico (vitamina C) contiene 40,92% en Masa de Carbono, 4,58% en Masa de Hidrógeno y 54,50% en Masa de Oxígeno.

a. Determinar la fórmula empírica del Ácido Ascórbico

Datos

C= 40,92%  40,92 g de C

H=4,58%  4,58 g de H

O=54,50%  54,50 g de O

Verifiquemos que todos los porcentajes dados de los compuestos estén en unidades de gramos.

Cálculos de las moles de cada elemento

$$\text{C: } 40,92 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12,01 \text{ g de C}} = 3,40 \text{ mol de C}$$

$$\text{H: } 4,58 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1,01 \text{ g de H}} = 4,53 \text{ mol de H}$$

$$\text{O: } 54,50 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16 \text{ g de O}} = 3,40 \text{ mol de O}$$

Dividir las respuestas obtenidas para el menor resultado

$$\text{C: } \frac{3,40 \text{ mol}}{3,40 \text{ mol}} = 1$$

$$\text{H: } \frac{4,53 \text{ mol}}{3,40 \text{ mol}} = 1,33$$

$$\text{O: } \frac{3,40 \text{ mol}}{3,40 \text{ mol}} = 1$$

$$\text{C: } 1 \times 3 = 3 \quad \text{H: } 1,33 \times 3 = 3,99 \approx 4 \quad \text{O: } 1 \times 3 = 3$$

Si los resultados obtenidos son números enteros pasamos al siguiente paso, caso contrario debemos multiplicar por cualquier número hasta que el resultado sea un número entero.

Fórmula empírica

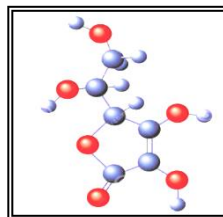
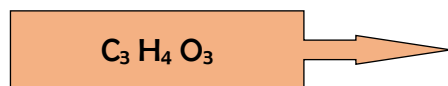


Figura 107. Esquema molecular

Calculemos la fórmula empírica de la sustancia, está compuesta por 18,4% de carbono, 21,5% de nitrógeno y 60,1% de potasio.

1.1 Datos

C= 18,4% → 18,4 g

N= 21,5% → 21,5 g

O= 60,1% → 60,1 g

$$18,4 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12,01 \text{ g de C}} = \frac{1,53 \text{ mol C}}{1,53 \text{ mol C}} = 1$$

$$21,5 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol de N}}{14,01 \text{ g de N}} = \frac{1,53 \text{ mol N}}{1,53 \text{ mol N}} = 1$$

$$60,1 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ mol de K}}{39,10 \text{ g de K}} = \frac{1,53 \text{ mol N}}{1,53 \text{ mol N}} = 1$$

Fórmula Empírica

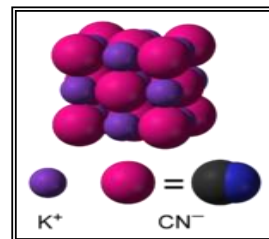
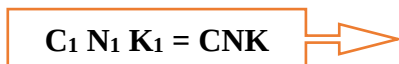


Figura 108. Esquema molecular Cianuro de Potasio

Fórmula Molecular

La fórmula molecular, indica el tipo de átomos presentes en un compuesto molecular, y el número de átomos de cada clase. Sólo tiene sentido hablar de fórmula molecular en compuestos covalentes. Así la fórmula molecular de la glucosa es C₆H₁₂O₆, lo cual indica que cada molécula está formada por 6 átomos de C, 12 átomos de H y 6 átomos de O, unidos siempre de una determinada manera (Osorio 2010). El Ácido Ascórbico (vitamina C) contiene 40,92% en masa de carbono, 4,58% en masa de hidrógeno y 54,50% en masa de Oxígeno.

Determinar la fórmula empírica del Ácido Ascórbico
 Establezcamos la fórmula molecular del ácido ascórbico si el peso molecular real es de 176,14 g

Siguiendo con la continuación del ejercicio anterior tenemos lo siguiente

Fórmula Molecular

Fórmula

$$\text{factor} = \frac{\text{peso real}}{\text{peso calculado}}$$

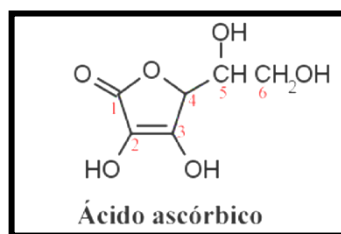


Figura 109. Esquema molecular Ácido Ascórbico

Cálculo del peso



$$\text{C} = 12,01 \times 3 = 36,03$$

$$\text{H} = 1,01 \times 4 = 4,04$$

$$\text{O} = 16 \times 3 = 48$$

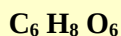
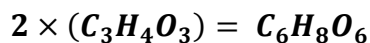


$$88,07$$

Aplicación de la fórmula molecular

$$\text{factor} = \frac{176,14}{88,07} = 2$$

Resultado de la fórmula molecular



Multiplicar cada subíndice del compuesto por el factor calculado

- La fórmula empírica nos informa únicamente de la proporción de átomos en un compuesto.
- La fórmula molecular nos informa de los átomos que hay en una

ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES

Es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en el transcurso de una reacción química (Khanacademy 2013).

A las reacciones químicas podemos clasificarlas según diversos criterios, entre ellos la reorganización de los átomos que intervienen y el mecanismo que desencadenan (Ministerio de Educación 2016).

Las transformaciones que ocurren en una reacción química se rigen por la Ley de la conservación de la masa:

NOTA

Procedimiento teórico para trabajar con reactivos en exceso

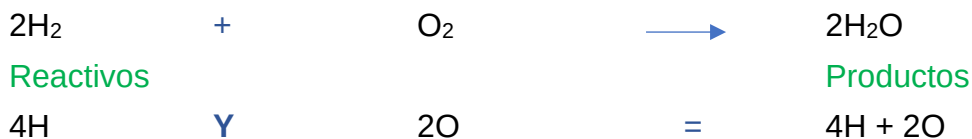
Para determinar cuál es el reactivo en exceso, debemos seguir los siguientes pasos:

- *Calculamos el número de moles de las sustancias dadas.*
- *Hallamos la relación entre estos moles.*
- *Comparamos esta relación con la relación molar que se deduce de la ecuación ajustada.*

En una reacción química la materia no se crea ni se destruye, se transforma.

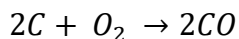
Entonces, el mismo conjunto de átomos está presente antes, durante y después de la reacción. Los cambios que ocurren en una reacción química simplemente consisten en una reordenación de los átomos (Dutti 2014).

Por lo tanto una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha. Cuando esto ocurre se dice que la ecuación está balanceada.



EJERCICIO

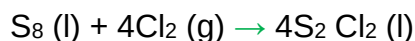
1. Transformemos 70 gramos de O₂ a moles de CO.



$$70 \text{ g } O_2 \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} \times \frac{2 \text{ moles de CO}}{1 \text{ mol } O_2} = 4,38 \text{ moles de CO}$$

4,38 moles de CO

1. Con base en la siguiente ecuación



Determinemos:

1.1. Con 7 moles de Cl_2 , ¿cuántas moléculas de $\text{S}_2 \text{Cl}_2$ se van a producir?

$$7 \text{ moles de } \text{Cl}_2 \times \frac{4 \text{ moles de } \text{S}_2 \text{Cl}_2}{4 \text{ moles de } \text{Cl}_2} \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{S}_2 \text{Cl}_2}{1 \text{ mol de } \text{S}_2 \text{Cl}_2}$$

$$4,21 \times 10^{24} \text{ moléculas de } \text{S}_2 \text{Cl}_2$$

1.2 Para que se produzcan $6,20 \times 10^{15}$ moléculas de $\text{S}_2 \text{Cl}_2$, ¿cuántos gramos de Cl_2 se deben consumir?

$$6,20 \times 10^{15} \text{ moléculas } \text{S}_2 \text{Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{S}_2 \text{Cl}_2}{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{S}_2 \text{Cl}_2} \times \frac{4 \text{ moles } \text{Cl}_2}{4 \text{ moles } \text{S}_2 \text{Cl}_2} \\ \times \frac{70 \text{ g } \text{Cl}_2}{1 \text{ mol } \text{Cl}_2} = 7,20 \times 10^{-7} \text{ g } \text{Cl}_2$$

Reactivo Limitante y Reactivo en Exceso

Cuando ocurre una reacción química, generalmente los reactivos no están presentes en las mismas cantidades estequiométricas. Están en diferentes proporciones que las que indica la ecuación balanceada.

Reactivo Limitante

Es el que se consume por completo, y limita la reacción porque, al terminar, la reacción concluye. Es el reactivo que produce menor cantidad de producto.

Reactivo en Exceso

Es el que ingresa en mayor proporción, por lo tanto, queda como sobrante al finalizar la reacción.

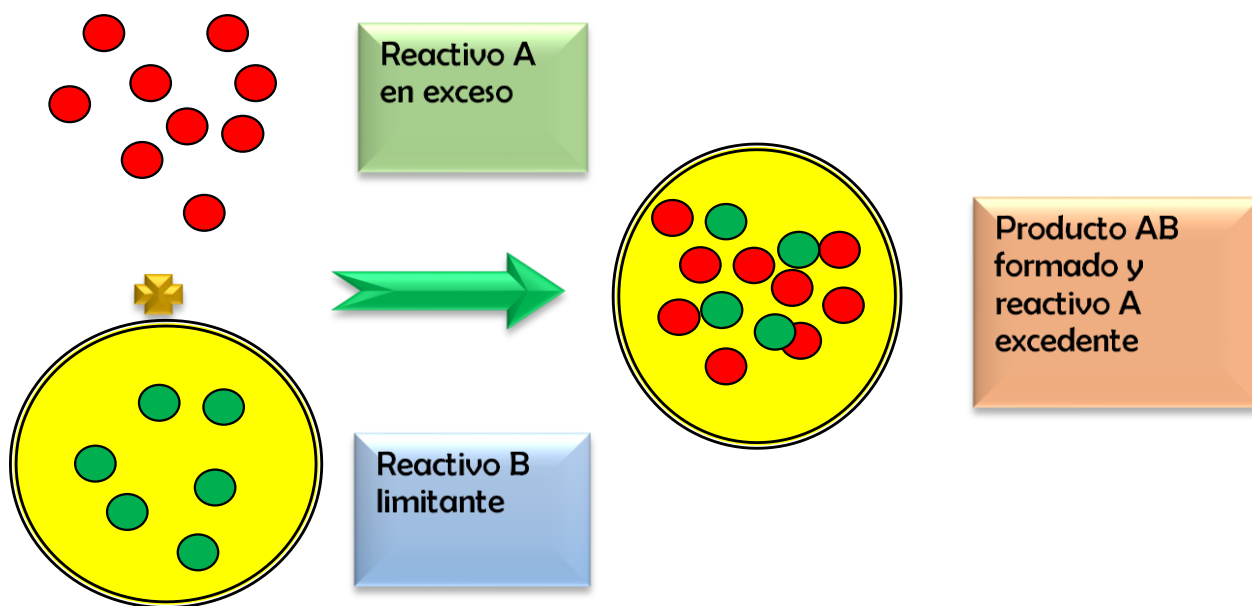


Figura 110. Reactivo limitante y en exceso

Consideremos la siguiente reacción:



Determinar

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuál es el reactivo en exceso?

Cálculos

1.1 Balanceamos la ecuación



1.2 Cálculo del reactivo limitante y en exceso

$$0,80 \text{ moles de MnO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{1 \text{ mol de MnO}_2} \times \frac{70 \text{ g de Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 56 \text{ g de Cl}_2$$

$$48,2 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,46 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ mol de HCl}} \times \frac{70 \text{ g de Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 23,13 \text{ g de Cl}_2$$

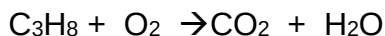
Reactivo limitante: HCl

Reactivo en exceso: MnO₂

Resuelva:

El propano (C_3H_8) es un componente del gas natural y se utiliza para cocinar y para la calefacción doméstica.

a) Haga el balanceo de la siguiente ecuación, que representa la combustión del propano en el aire:



b) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se pueden producir a partir de la combustión de 3.65 moles de propano? Suponga que el oxígeno es el reactivo en exceso en esta reacción.

Rendimiento de la reacción

Cuando efectuamos una reacción química calculamos las cantidades de productos que esperamos obtener a partir de las cantidades de reactivos utilizadas y de la estequiometría de la reacción.

Cuando esto ocurre decimos que la reacción tiene un rendimiento inferior al 100%. Este menor rendimiento se da por diferentes causas:

- Puede perderse el material durante su manipulación.
- Las condiciones para que se desarrolle la reacción suelen ser inadecuadas.
- Si existen reacciones paralelas se consiguen productos deseados.

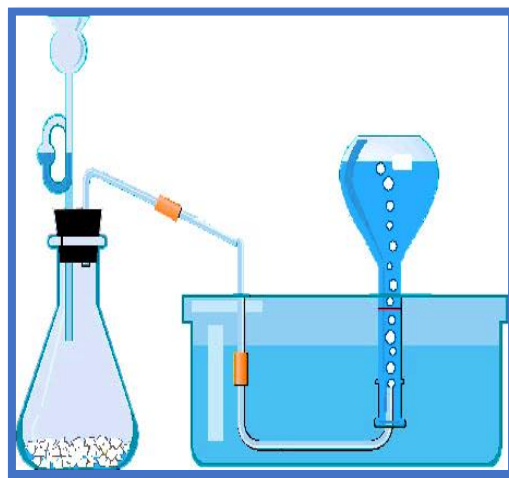


Figura 111. Rendimiento de la reacción

La relación entre la cantidad de producto final obtenido (rendimiento real) y la cantidad que debía obtenerse según la estequiometría de la ecuación (rendimiento teórico) se expresa mediante el rendimiento de la reacción.

$$\text{Rendimiento porcentual (\%)} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$

Si se trata de calcular el rendimiento real que obtendremos en una reacción, procederemos del siguiente modo:

$$\text{Rendimiento real} = \text{rendimiento teórico} = \frac{\text{rendimiento porcentual (\%)}}{100 \%}$$

1. Se hacen reaccionar diez gramos de Óxido de Aluminio (Al_2O_3) con un exceso de Ácido Clorhídrico (HCl) para obtener veinticinco gramos de cloruro de aluminio.



- 1.1 Calculamos el rendimiento de la reacción. Para la resolución del literal 1.1. Del ejercicio debemos seguir dos pasos sencillos.

$$\begin{aligned} 10 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3 &= \frac{1 \text{ mol de } \text{Al}_2\text{O}_3}{102 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ moles de } \text{AlCl}_3}{1 \text{ mol de } \text{Al}_2\text{O}_3} \times \frac{132 \text{ g de } \text{AlCl}_3}{1 \text{ mol de } \text{AlCl}_3} \\ &= 25,88 \text{ g } \text{AlCl}_3 \\ \% \text{ de rendimiento} &= \frac{25}{25,88} \times 100\% = 96,56\% \end{aligned}$$

Rendimiento de la reacción: 96,56%

- 1.2 Si el rendimiento teórico fuera del 60%, ¿Cuánto se esperaría que fuera el rendimiento real? Para la resolución del literal 1.2 del ejercicio, debemos usar la fórmula:

$$\text{Rendimiento real} = \text{rendimiento teórico} = \frac{\text{rendimiento porcentual (\%)}}{100 \%}$$

$$\text{Rendimiento real} = 25,88 \text{ g} \times \frac{60\%}{100 \%} = 15,52 \text{ gramos de } \text{Al}_2\text{Cl}_3$$

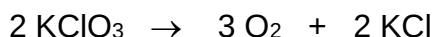
Rendimiento Real: 15,52

2.- ¿Qué cantidad de clorato de potasio se debe emplear para obtener 3,5 gramos de oxígeno?. Determinar además la cantidad de cloruro de potasio formada.

Para este tipo de ejercicios se aconseja seguir el siguiente procedimiento:

1. Escribir la reacción química
2. Igualar la reacción química
3. Identificar las sustancias que continúan utilizándose en la solución del problema
4. Determinar pesos moleculares de dichas sustancias
5. Determinar el reactivo limitante (si es el caso)
6. Resolver el problema, aplicando reglas de tres y/o ecuaciones determinadas

La reacción química igualada es la siguiente:



Los pesos moleculares de las sustancias que intervienen en la solución del problema son: $\text{KClO}_3 = 122,6 \text{ g/mol}$ y $\text{O}_2 = 32 \text{ g/mol}$.

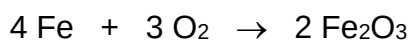
Calculamos la cantidad de KClO_3 que se forma, mediante la siguiente regla de tres:

$$3,5 \text{ g O}_2 \cdot \frac{2(122,6) \text{ g KClO}_3}{3(32) \text{ g O}_2} = 8,94 \text{ g KClO}_3$$

Si aplicamos (La conservación de la Masa de Lavoisier), podemos establecer la cantidad de KCl que se produce:

$$\begin{aligned} \text{g KCl} &= \text{gKClO}_3 - \text{gO}_2 \\ \text{g KCl} &= 8,94 - 3,5 = 5,44 \text{ g} \end{aligned}$$

2. ¿Qué peso de Óxido Férrico se producen al oxidar completamente 100 gramos de Hierro? Calcular el volumen de Oxígeno necesario en condiciones normales.
La ecuación igualada es:



Los pesos moleculares son: $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 160 \text{ g/mol}$ y $\text{Fe} = 56 \text{ g/mol}$.
Determinamos la cantidad de Fe_2O_3 :

$$100 \text{ g Fe} \cdot \frac{2(160) \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{4(56) \text{ g Fe}} = 142,86 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

La cantidad de Oxígeno se determina por diferencia:

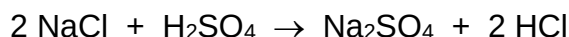
$$\text{O}_2 = 142,86 - 100 = 42,86 \text{ g}$$

Para determinar el volumen de Oxígeno en condiciones normales, establecemos:

$$\begin{aligned} P \cdot V &= n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} \\ V &= \frac{(42,86 \text{ g})(0,08205 \text{ atm litros/K mol})}{(32 \text{ g/mol})} = 30 \text{ litros O}_2 \end{aligned}$$

3. ¿Cuántas libras de Sulfato de Sodio al 83,4% de pureza se pueden obtener a partir de 250 lb de Cloruro de Sodio al 94,5% de pureza, si el Cloruro de Sodio reacciona con Ácido Sulfúrico?

La ecuación que describe el fenómeno es:



Con ayuda de los pesos atómicos, determinamos los pesos moleculares de los compuestos: $\text{NaCl} = 58,5 \text{ g/mol}$ y $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ g/mol}$

Luego determinamos la cantidad de NaCl puro:

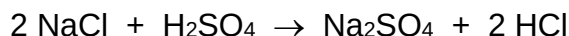
$$\text{g NaCl puro} = (250 \text{ lb})(0,945) = 236,25 \text{ lb} = 107257,7 \text{ g}$$

Estableciendo reglas de tres determinamos la cantidad de Na_2SO_4 :

$$107257,7 \text{ g NaCl (p)} \cdot \frac{1(142) \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{2(58,5) \text{ g NaCl}} = 130175,77 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 = 286,73 \text{ libras Na}_2\text{SO}_4$$

4. Al calentar cloruro de sodio con Ácido Sulfúrico concentrado se produce Ácido Clorhídrico comercial. ¿Qué cantidad de Ácido Sulfúrico concentrado al 95% de pureza se necesita para preparar 350 gramos de HCl de 42% de pureza?

El proceso químico se muestra en la siguiente reacción:



Si los pesos moleculares son: $\text{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$ y $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$

Determinamos la cantidad de HCl puro: $\text{g HCl puro} = (350 \text{ g})(0,42) = 147 \text{ g}$

Calculamos la masa de H_2SO_4 puro:

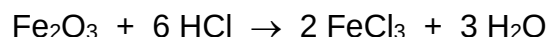
$$147 \text{ g HCl (p)} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{2(36,5) \text{ g HCl}} = 197,34 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}$$

Luego determinamos el peso de H_2SO_4 al 95%:

$$\frac{197,34 \text{ g}}{0,95} = 207,73 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ al } 95\%$$

5. La oxidación de metales se puede eliminar de las telas por la acción del Ácido Clorhídrico Diluido. ¿Cuántos gramos de óxido se pueden eliminar con la acción de 100 ml de ácido al 40% de pureza y de densidad 1,118 g/ml?

La reacción que describe el fenómeno es:



Determinamos la masa pura de HCl:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V = (100 \text{ ml})(1,118 \text{ g/ml}) = 111,8 \text{ g HCl } 40\%$$

$$m = (111,8 \text{ g})(0,40) \rightarrow m = 44,72 \text{ g HCl puro}$$

Con este valor calculamos la cantidad de Fe_2O_3 :

$$44,72 \text{ g HCl} \cdot \frac{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{6(36,5) \text{ g HCl}} = 32,67 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

6. Calcular la masa del Ácido Clorhídrico al 39% de pureza (39% en peso de ácido puro) que se necesita para preparar cloro suficiente para llenar un cilindro de 3500 ml de capacidad a una presión de 200 atmósferas y a la temperatura de 0°C, cuando el ácido reacciona con el Dióxido de Manganeso.

El fenómeno químico, se representa por la siguiente ecuación:



Con ayuda de la ecuación general de los gases determinamos la masa de Cl_2 :

$$P \cdot V = \frac{g}{PM} R \cdot T \rightarrow g = \frac{P \cdot V \cdot PM}{R \cdot T}$$

$$g \text{ Cl}_2 = \frac{(200 \text{ atm})(3,5 \text{ litros})(71 \text{ g/mol})}{(0,08205 \text{ atm litros/K mol})(273 \text{ K})} = 2218,78 \text{ g}$$

Determinamos luego la cantidad de HCl puro:

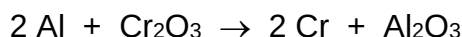
$$2218,78 \text{ g Cl}_2 \cdot \frac{4(36,5) \text{ g HCl}}{71 \text{ g Cl}_2} = 4562,56 \text{ g HCl puros}$$

Con esta masa determinamos la cantidad de HCl al 39%:

$$4562,56 \frac{g}{0,39} = 11698,88g \text{ HCl al } 30\%$$

7. Cuando reaccionan 5 libras de Aluminio con 20 libras de Óxido Crómico. Calcular la cantidad de Cromo metálico que puede obtenerse y la sustancia que está en exceso y en qué cantidad.

La reacción química igualada es:



Determinamos las masas en gramos de cada reactivo: 5 lb Al = 2270 g Al

20 lb Cr₂O₃ = 9080 g Cr₂O₃

Luego determinamos el reactivo limitante, calculando moles:

$$n \text{ Al} = \frac{2270 \text{ g}}{2(27 \text{ g/mol})} = 42,04 \text{ moles} \quad (\text{REACTIVO LIMITANTE})$$

$$n \text{ Cr}_2\text{O}_3 = \frac{9080 \text{ g}}{152 \text{ g/mol}} = 59,74 \text{ moles} \quad (\text{REACTIVO EN EXCESO})$$

Establecemos las siguientes relaciones:

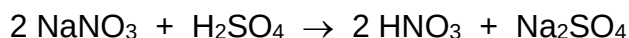
$$2270 \text{ g Al} \cdot \frac{2(52) \text{ g Cr}}{2(27) \text{ g Al}} = 4371,85 \text{ g Cr}$$

$$2270 \text{ g Al} \cdot \frac{152 \text{ g Cr}_2\text{O}_3}{2(27) \text{ g Al}} = 6389,63 \text{ g Cr}_2\text{O}_3 = 14,07 \text{ lb Cr}_2\text{O}_3$$

Por diferencia determinamos el exceso: 20 lb – 14,07 lb = 5,93 lb Cr₂O₃

8. Calcular el peso en gramos de Nitro de Chile que contienen 89,5% de Nitrato de Sodio, que al ser tratado con suficiente cantidad de Ácido Sulfúrico produce 50 gramos de Ácido Nítrico al 65,3% de pureza.

La reacción química que explica este fenómeno es:



Calculamos la cantidad de HNO_3 puro:

$$\text{gHNO}_3 = (50)(0,653) = 32,65\text{g}$$

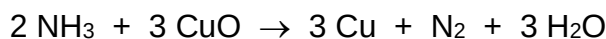
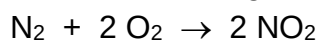
Determinamos la cantidad de NaNO_3 y de Nitro de Sodio, con ayuda de las siguientes relaciones:

$$32,65 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{2(85) \text{ g NaNO}_3}{2(63) \text{ g HNO}_3} = 44,05 \text{ g NaNO}_3$$

$$44,05 \text{ g NaNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g Nitro de Chile}}{89,5 \text{ g NaNO}_3} = 49,21 \text{ g Nitro de Chile}$$

9. ¿Qué cantidad de Amoníaco se necesita para preparar 150 gramos de Dióxido de Nitrógeno si se desea preparar Dióxido de Nitrógeno, NO_2 , a partir de sus elementos? El Nitrógeno que se usará en la preparación se obtiene de la reacción: Amoníaco + Oxido Cúprico $\rightarrow$ Cobre + Nitrógeno + Agua.

Las reacciones igualadas para los dos procesos son:



Determinamos los pesos moleculares: $\text{NO}_2 = 46$; $\text{N}_2 = 28$ y $\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$

Establecemos las relaciones, para determinar las cantidades de N_2 y NH_3 :

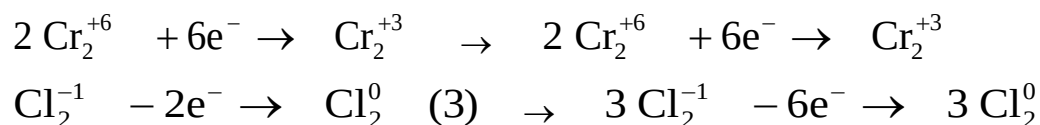
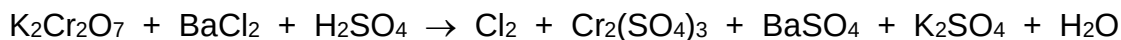
$$150 \text{ g NO}_2 \cdot \frac{28 \text{ g N}_2}{2(46) \text{ g NO}_2} = 45,65 \text{ g N}_2$$

$$45,65 \text{ g N}_2 \cdot \frac{2(17) \text{ g NH}_3}{28 \text{ g N}_2} = 55,43 \text{ g NH}_3$$

10. En la reacción: Dicromato de Potasio + Cloruro de Bario + Ácido Sulfúrico $\rightarrow$ Cloro + Sulfato Crómico + Sulfato de Bario + Sulfato de Potasio + agua. Calcular:

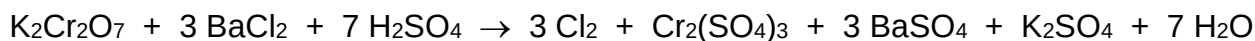
- a) El volumen de Ácido Sulfúrico concentrado de densidad 1,75 g/cm³ y que contiene 75% de pureza, que volumen será necesario para reaccionar 185 gramos de Cloruro de Bario.
 b) Si todo el cloro obtenido de la reacción se une al fósforo, qué cantidad de cloruro fosfórico se forma.

Escribimos e igualamos la reacción química:



Sumando las semireacciones, tenemos: $2 \text{Cr}_2^{+6} + 3 \text{Cl}_2^{-1} \rightarrow \text{Cr}_2^{+3} + 3 \text{Cl}_2^0$

La ecuación igualada:



A continuación se realizan los cálculos correspondientes:

$$\text{a) } 185 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{7(98) \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}}{2(208,34) \text{ g BaCl}_2} = 203,05 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}$$

$$\frac{203,05 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{0,75} = 270,73 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ concentrado al 75 \%}$$

Determinamos el volumen del ácido, utilizando la ecuación:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} \rightarrow V = \frac{270,73 \text{ g}}{1,75 \text{ g/ml}} = 154,70 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 75\%}$$

- b) Para esta segunda parte la reacción es: $10 \text{Cl}_2 + \text{P}_4 \rightarrow 4 \text{PCl}_5$

$$185 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{3(71) \text{ g Cl}_2}{3(208,34) \text{ g BaCl}_2} = 63,05 \text{ g Cl}_2$$

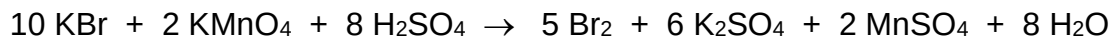
$$63,05 \text{ g Cl}_2 \cdot \frac{4(208) \text{ g PCl}_5}{10(71) \text{ g Cl}_2} = 74,06 \text{ g PCl}_5$$

11. En la reacción:

Bromuro de Potasio + Permanganato de Potasio + Ácido Sulfúrico → Bromo + Sulfato Manganeso + Sulfato de Potasio + Agua. Si reaccionan 55 gramos de Permanganato con 80 cm³ de Ácido Sulfúrico concentrado al 96% de pureza y de densidad 1,84 g/ml. Determinar:

- La cantidad de sulfato de potasio al 75% de pureza;
- el volumen de bromo si su densidad es 3,12 g/cm³.

La ecuación igualada es:



Determinamos el reactivo limitante:

Para el KMnO₄:

$$n_{\text{KMnO}_4} = \frac{55 \text{ g}}{2(158,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}})} = 0,1739 \text{ moles}$$

Para el H₂SO₄:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V \rightarrow m = (80 \text{ cm}^3) (1,84 \text{ g/ml}) = 147,2 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ al } 96\%$$

$$m = (147,2 \text{ g}) (0,96) = 141,31 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{141,312 \text{ g}}{8(98 \text{ g/mol})} = 0,1802 \text{ moles}$$

Analizando la cantidad de moles, el reactivo limitante es aquel que se encuentra en menor cantidad en moles, por lo que el KMnO₄ es el REACTIVO LIMITANTE.

$$\text{a) } 55 \text{ g KMnO}_4 \cdot \frac{6(174,2) \text{ g K}_2\text{SO}_4}{2(158,1) \text{ g KMnO}_4} = 181,80 \text{ g K}_2\text{SO}_4 \text{ puros}$$

Determinamos la masa de K₂SO₄ al 75%:

$$\frac{181,80 \text{ g}}{0,75} = 242,4 \text{ g K}_2\text{SO}_4 \text{ 75\%}$$

$$\text{b) } 55 \text{ g KMnO}_4 \cdot \frac{5(160) \text{ g Br}_2}{2(158,1) \text{ g KMnO}_4} = 139,15 \text{ g Br}_2$$

Determinada la masa calculamos el volumen de Bromo mediante la siguiente ecuación:

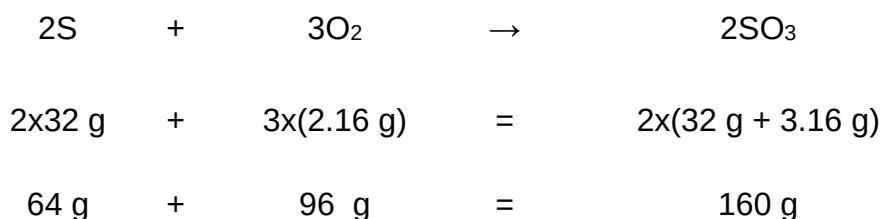
$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} \rightarrow V = \frac{139,15 \text{ g}}{3,12 \text{ g/ml}} = 44,6 \text{ ml Br}_2$$

Problema con pureza

¿Qué masa de Ácido Sulfúrico se podrá obtener a partir de 250 g de azufre 98 % de pureza?. Pesos moleculares: S = 32 g/mol y O = 16 g/mol

Solución

La ecuación de formación del Trióxido de Azufre es la siguiente:



Mediante regla de tres simple calculamos que masa de azufre puro interviene:

100 % $\rightarrow$ 250 g de S

98 % $\rightarrow m_{\text{azufre}} = (98 \%). (250 \text{ g de S}) : (100 \%)$

$m_{\text{azufre}} = 245 \text{ g de azufre puro.}$

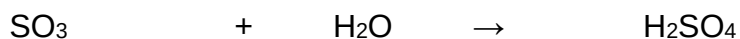
Con éste resultado y mediante regla de tres simple calculamos la masa de trióxido de azufre obtenido:

64 g de S $\rightarrow$ 160 g de SO₃

245 g de S puro $\rightarrow m_{\text{trióxido de azufre}} = (245 \text{ g de S}).(160 \text{ g de SO}_3) : (64 \text{ g de S})$

$m_{\text{trióxido de azufre}} = 612 \text{ g de SO}_3 \text{ puro.}$

Luego la ecuación de formación del ácido sulfúrico es la siguiente:



$$32 \text{ g} + 3 \times 16 \text{ g} + 2 \times 1 \text{ g} + 16 \text{ g} = 2 \times 1 \text{ g} + 32 \text{ g} + 4 \times 16 \text{ g}$$

$$80 \text{ g} + 18 \text{ g} = 98 \text{ g}$$

Con el valor de $m_{\text{trióxido de azufre}}$ y mediante regla de tres simple calculamos la masa de ácido sulfúrico obtenido:

$$80 \text{ g de SO}_3 \rightarrow 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

$$612 \text{ g de SO}_3 \rightarrow m_{\text{ácido sulfúrico}}$$

$$m_{\text{ácido sulfúrico}} = (612 \text{ g de SO}_3) \cdot (98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4) : (80 \text{ g de SO}_3)$$

$$m_{\text{ácido sulfúrico}} = 749,7 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

WEBGRAFÍA RECOMENDADA

➤ **Cálculos estequiométricos**

Tema: Estequiometría de reacciones

Video: Estequiometría (Khanacademy)

<https://bit.ly/2vjCV4I>
(Khan Academy, 2015)

Khan Academy. (15 de Noviembre de 2015). *Estequiometría (Archivo de video)*. Recuperado el 15 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/chemical-reactions-stoichiome/stoichiometry-ideal/v/stoichiometry?modal=1>

➤ **Reactivo limitante y reactivo en exceso**

Tema: Estequiometría R. limitante

Video: estequiometría reactivo limitante

<https://bit.ly/39pjiXA>
(Khan Academy, 2015)

Khan Academy. (14 de Nviembre de 2015). *Estequiometría: reactivo limitante (Archivo de video)*. Recuperado el 29 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/chemical-reactions-stoichiome/limiting-reagent-stoichiometry/v/stoichiometry-limiting-reagent?modal=1>

➤ **Química Analítica de skoog**

Tema: Química analítica

<https://bit.ly/2wpGua3>

CENAGE learning. (2015). *Fundamentos de química Analítica*. MÉXICO DF, México: Cengage Learning Editores. Recuperado el 06 de 06 de 2019, de <https://bit.ly/2wpGua3>

Problemas propuestos

Fórmulas y composición:

1. Una mezcla homogénea contiene 21,6% de Sodio; 33,3% de Cloro y 45,1% de Oxígeno. Determinar la fórmula empírica del compuesto. Resp. NaClO_3
2. Cuando se incineran 1,010 g de Zinc en aire, se producen 1,257 g de óxido. Determinar la fórmula empírica del óxido. Resp. ZnO
3. Una mezcla homogénea tiene la siguiente composición porcentual: Hidrógeno, 2,24%; Carbono 26,69% y Oxígeno, 71,07%. Si su peso molecular es 90, determinar la fórmula molecular del compuesto. Resp. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
4. Determinar la fórmula mínima o empírica de un compuesto que tiene la siguiente composición: Cromo 26,52%; Azufre 24,52% y Oxígeno 48,96%. Resp. $\text{Cr}_2\text{S}_3\text{O}_{12}$
5. Una muestra de 3,245 g de Cloruro de Titanio se redujo con Sodio hasta Titanio metálico, después se eliminó el Cloruro de Sodio resultante, el Titanio metálico residual se secó y se pesó, se obtuvieron 0,819 g. Determinar la fórmula empírica del Cloruro. Resp. TiCl_4
6. Una muestra de 1,5 gramos de un compuesto que contiene Carbono, Hidrógeno y Oxígeno se incineró completamente. Los productos de dicha incineración son 1,738 g de Anhídrido Carbónico y 0,711 g de Agua. Determinar la fórmula empírica del compuesto. Resp. $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_3$
7. Mediante análisis se encontró que un compuesto contiene solo C, H, N y O. Una muestra de 1,279 g se incinero por completo y se obtuvieron 1,60 g de Anhídrido Carbónico y 0,77 g de Agua. Una muestra de 1,625 g que se pesó por separado contiene 0,216 g de Nitrógeno. Determinar la fórmula empírica del compuesto. Resp. $\text{C}_3\text{H}_7\text{O}_3\text{N}$
8. El Manganeseo forma óxidos no estequiométricos que tienen la fórmula general MnO_x . Encuéntrese el valor de x para un compuesto que contiene 63,70% de Mn. Resp. 1,957
9. Al realizar un completo análisis de un compuesto orgánico se encontraron los siguientes datos: 47,37% de Carbono y 10,59% de Hidrógeno, el resto es Oxígeno. Determinar la fórmula empírica del compuesto. Resp. $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_2$
10. Se ha incinerado con un exceso de Oxígeno una muestra de 3,42 g de un compuesto que contiene C, H, N y O, obteniéndose como productos de la combustión 2,47 g de Anhídrido Carbónico y 1,51 g de Agua; otra muestra del mismo compuesto cuyo peso era de 5,26 g contenía 1,20 g de Nitrógeno. Calcular la fórmula empírica de dicho compuesto. Resp. $\text{CH}_3\text{O}_2\text{N}$

11. Se incinero con un exceso de Oxígeno una muestra de 2,52 g de un compuesto que contiene C, H, N, O y S. Producto de la combustión fueron 4,23 g de Anhídrido Carbónico y 1,01 g de Agua. Otra muestra del mismo compuesto, cuyo peso era de 4,14 g produjo 2,11 g de Anhídrido Sulfúrico. Y finalmente, otra muestra de 5,66 g del compuesto genera 2,27 g de Ácido Nítrico. Calcular la fórmula empírica de dicho compuesto. Resp. $C_6H_7O_2NS$
12. Las especificaciones de un material para elementos dentro de la electrónica requiere de un átomo de Boro por cada 1×10^{10} átomos de Silicio. Determinar el contenido de Boro por cada kilogramo de este material. Resp. $3,84 \times 10^{-11}$ kg B
13. Calcular que tanto por ciento de Cobre existe en cada uno de los siguientes minerales: cuprita, Cu_2O ; pirita de cobre, $CuFeS_2$; malaquita, $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$. Cuántos kilogramos de cuprita darán 500 kg de cobre. Resp. 88,82%; 34,63%; 57,48%; 563 kg
14. Determinar la composición porcentual de a) Cromato de Plata, Ag_2CrO_4 ; b) Pirofosfato de Calcio, $Ca_2P_2O_7$. Resp. a) 65,03% Ag; 15,67% Cr; 19,29% O; b) 31,54% Ca; 24,38% P; 44,08% O
15. Se incineran 0,580 gramos de cierta mezcla que contiene C, H y O, obteniéndose 1,274 g de Anhídrido Carbónico y 0,696 g de agua. Al volatilizar 0,705 g del compuesto a $28^\circ C$ y 767 mmHg se determina que ocupan 295 ml. Determinar la fórmula del compuesto. Resp.
16. Calcular la cantidad de Zinc en 1 ton de cierto mineral que contiene 60,0% de Zinquita, ZnO . Resp. 964 lb Zn
17. ¿Cuánto Fósforo está contenido en 5 g de compuesto $CaCO_3 \cdot 3Ca_3(PO_4)_2$? ¿Cuánto P_2O_5 ? Resp. 0,902 g P; 2,07 g P_2O_5
18. Una muestra de 10 g de cierto mineral contiene 2,80 g de HgS . Determinar el porcentaje de Mercurio en el mineral. Resp. 24,1 % Hg
19. El contenido de Arsénico en un preservante de la madera es de 28% de As_2O_5 . Determinar el porcentaje de arsénico en dicho preservante. Resp. 18,26 % As
20. Una muestra contaminada de Cu_2O , contiene 66,6% de Cobre. Determinar el porcentaje de Cu_2O puro en la muestra. Resp. 75 % Cu_2O

Estequiometría - rédox:

1. Una mezcla homogénea que contiene 10 gramos de Sulfato Ferroso es tratada con suficiente cantidad de Permanganato de Potasio y Ácido Sulfúrico para completar la reacción. Calcular el peso de Sulfato Férrico obtenido.
2. Una muestra de una moneda de plata que pesaba 10 gramos se disolvió en Ácido Nítrico, cuya densidad es 1,2 g/ml y que contiene el 41,3% en peso de ácido puro. Calcular: a) El número de mililitros de Ácido Nítrico necesario para disolver la Plata; y b) el número de mililitros de ácido necesarios para la oxidación de dicha moneda.
3. A una muestra de Bronce contenido en un pequeña paila (70% de Cu y 30 % de Zn) y que pesa 5 gramos se disolvió en Ácido Nítrico, cuya densidad es 1,2 g/ml y que contiene el 33% en peso de ácido puro. Calcular el volumen de la solución de Ácido Nítrico necesario para disolver el Bronce.

4. Calcular: b) el peso de Iodo obtenido en esta reacción y a) el peso de Dicromato de Potasio requerido para completar la reacción con 20 ml de Ácido Iodhídrico de densidad 1,7 g/ml y que contiene el 57% en peso de ácido puro.
5. Calcular el peso de una moneda de Plata metálica obtenida por la acción de 1,5 gramos de Sulfato Ferroso con Nitrato de Plata en solución.
6. Calcular el volumen de Sulfuro de Hidrógeno a 25°C y 750 mmHg que serán requeridos para la reducción de 10 gramos de Permanganato de Potasio en solución, acidificada con Ácido Sulfúrico.
7. Una mezcla de Cloruro de Potasio y Permanganato de Potasio es tratada con Ácido Sulfúrico concentrado. Calcular: a) el peso de Permanganato de Potasio requerido para oxidar 10 gramos de Cloruro; y b) el volumen de Cloro producido en condiciones normales.
8. Determinar el volumen de una solución de Ácido Nítrico de densidad 1,2 g/ml y que contiene en 32,3% de ácido puro, necesarios para reaccionar completamente con 100 gramos de Iodo; y b) El peso en gramos de Ácido Yódico producidos en la reacción.
9. Calcular el volumen de Ácido Sulfhídrico en condiciones normales, requerido para reducir 1,0 gramos de Dicromato de Potasio en presencia de Ácido Clorhídrico.
10. Un método para obtener Bromo en el laboratorio, consiste en tratar una mezcla de Bromuro de Sodio y Dicromato de Potasio con Ácido Sulfúrico concentrado. Determinar los pesos de Bromuro de Sodio y Dicromato de Potasio necesarios para obtener 100 ml de Bromo, si la densidad del Bromo es 3,12 g/ml.

SOLUCIONES

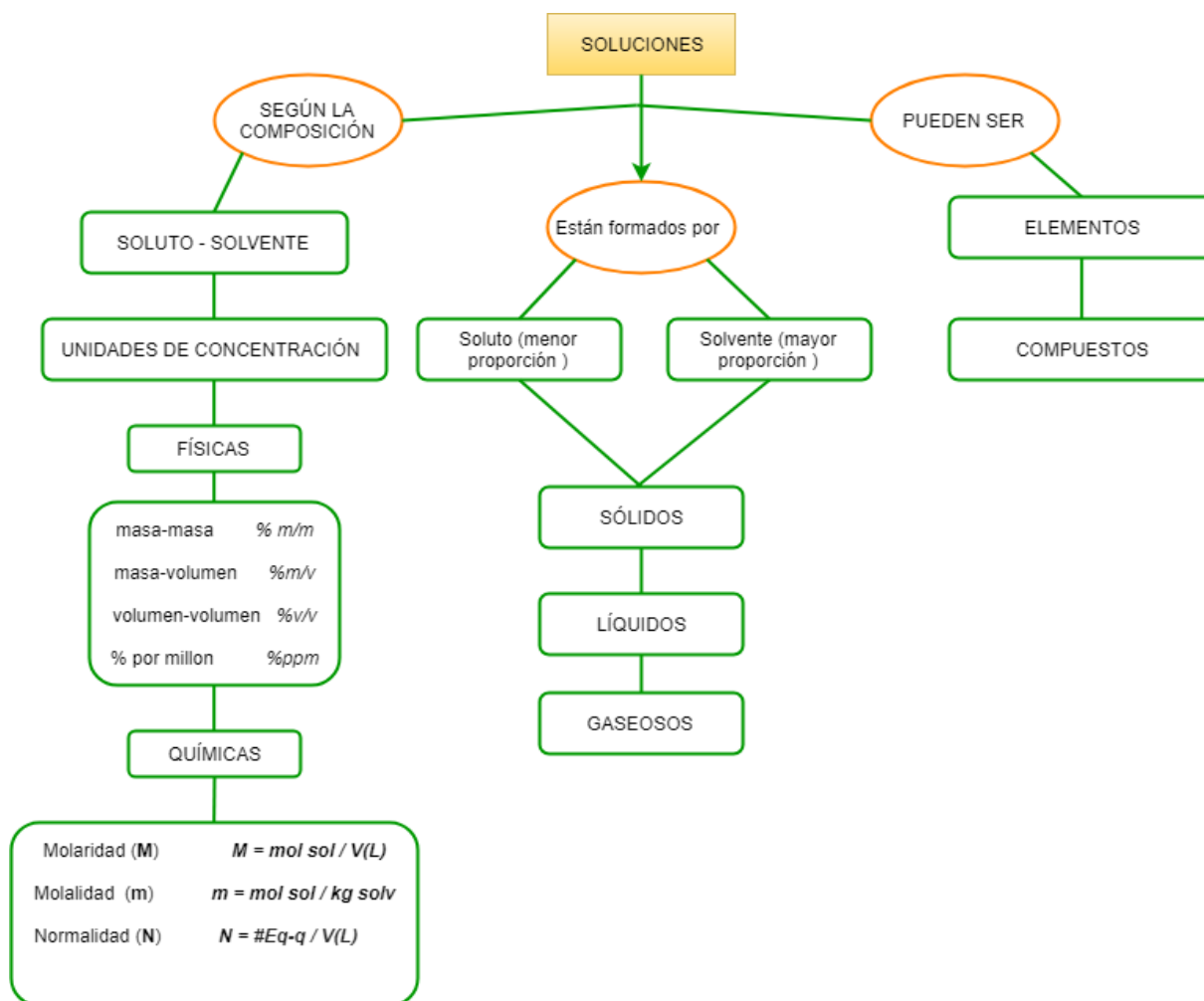


Figura 112. Soluciones

Objetivos

- Identificar y describir que es, cuando y como surge una solución.
- Determinar los procedimientos adecuados para preparar soluciones físicas aplicando las formulas correspondientes a fin de calcular la concentración de soluto y solvente.
- Reconocer la importancia de una solución en el comportamiento y características de las sustancias.



¿Sabías qué?

Comemos mucha más agua de la que bebemos

Cada día comemos, lo cual significa que además del agua que ingerimos en forma de líquido también la “comemos” diariamente a través de los alimentos. Además, ésta implica un mayor gasto de agua que la que bebemos.

En función de nuestra dieta, el agua utilizada para producir los alimentos que consumimos varía entre los 2.000 y los 5.000 litros diarios por persona. Unas cifras tremendas se convierten en absolutamente insostenibles si tenemos en cuenta que la población mundial alcanzará los diez mil millones de personas a mitad de siglo. (<https://agua.org.mx/5-datos-curiosos-preocupantes-la-escasez-agua>)

Para definir lo que es una solución empezaremos con un ejemplo de la vida cotidiana que es mezclar sal (NaCl) que es soluto y agua (H_2O) que sería nuestro solvente; es decir una solución es una mezcla homogénea entre dos o más sustancias.

En otro ejemplo colocamos una cucharadita de azúcar ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en un vaso de agua (H_2O), y agitas hasta que ya no veas los cristales de azúcar. Con una cucharilla, prueba el agua endulzada arriba, en el fondo y cerca de los lados del vaso. Si el azúcar se ha disuelto en su totalidad, el grado de dulzura es el mismo en todas partes, pues se trata de una mezcla homogénea. Según Burns (2011), “El agua que bebes no es H_2O pura; es una solución que contiene iones calcio, iones magnesio y trazas de muchos otros iones. La evaporación del agua deja depósitos blancos de sustancias que estaban disueltas en el agua, es decir, que estaban en solución”.

Las soluciones no solo se representan en un solo estado, pueden ser líquidos, sólidos y gaseosos.

Las combinaciones físicas se conocen como *mezclas*, las que son de dos tipos: heterogéneas y homogéneas.

En las **mezclas heterogéneas**, las sustancias que se mezclan no se distribuyen uniformemente, por lo que, se pueden distinguir ambas sustancias utilizadas en la mezcla.

En las **mezclas homogéneas**, las sustancias si se distribuyen uniformemente, y toda la mezcla se observa como si fuese una sola sustancia, es decir, las sustancias no se

pueden distinguir una de la otra, pues han formado una sola fase (homogénea). Un ejemplo lo constituyen los perfumes, que contienen agua, alcohol y esencia, y sin embargo ninguna de las tres sustancias puede distinguirse; a este tipo de mezclas se les denomina disoluciones o simplemente *soluciones*.

Mezclas homogéneas



Figura 113. Mezcla homogénea

Chocolate

Mezclas heterogéneas



Figura 114. Mezclas heterogéneas

Agua y arena

Los componentes de una solución reciben nombres especiales, la sustancia que se disuelve (o la que está en menor cantidad) se llama *soluto*. El componente cuyo estado físico se conserva (o la sustancia presente en mayor cantidad) es el *disolvente*. El agua es, sin duda, el disolvente más conocido. Su estado físico se conserva cuando disuelve sustancias comunes como el azúcar de mesa (Sacarosa), sal común (NaCl) y Alcohol Etilico (etanol), pero existen muchos otros disolventes.

IMPORTANCIA DE LAS SOLUCIONES

La materia se presenta con mayor frecuencia en la naturaleza en forma de soluciones, dentro de las cuales se llevan a cabo la gran mayoría de los procesos químicos. Más del 90% de las reacciones químicas ocurren en soluciones y más del 95% de las reacciones químicas que ocurren en soluciones se dan en soluciones acuosas. El estudio de las soluciones es muy importante, debido a sus múltiples usos en la industria, en el hogar y en los seres vivos.

Por ejemplo, la mayoría de reacciones químicas se llevan a cabo en disolución, muchas drogas y sueros que se administran a los pacientes son soluciones. Las gaseosas, las bebidas alcohólicas, el plasma sanguíneo, la savia en las plantas y otros sin fin de sustancias comunes presentes en los seres vivos y en sustancias de uso cotidiano para la vida del ser humano.



Figura 115. Esquema de las partes de una solución

Estados de las Soluciones

Se sabe que toda la materia del mundo se presenta fundamentalmente en 3 estados físicos o de agregación, y en igual modo se presentan las soluciones en la naturaleza, así:

a. Soluciones sólidas.

Todas las aleaciones, como el Latón (Cobre con Zinc), Bronce (Cobre con Estaño), Acero (Carbono con Hierro), etc.

b. Soluciones líquidas.

- Sólido en líquido: sal disuelta en agua; azúcar disuelta en agua, etcetera.
- Líquido en líquido: alcohol disuelto en agua, etcetera.
- Gas en líquido: Oxígeno en agua, el gas Carbónico en los refrescos, etcetera.

c. Soluciones gaseosas. Como el aire, que es una solución formada por varios gases, tales como el Dióxido de Carbono, Oxígeno y Argón, los cuales están disueltos en otro gas llamado Nitrógeno (solvente). Otros ejemplos son la niebla y el humo.

Así, las soluciones pueden ser sólidas, líquidas y gaseosas, y están formadas por gases (soluto) en gases (solvente), gases en líquidos, sólidos en líquidos, líquidos en líquidos y sólidos en sólidos. Esto es que, el soluto puede ser un gas, un líquido o un sólido, e igual el solvente.

Tabla 34. Soluciones sólidas, líquidas y gaseosas

Solución	Componentes
Soluciones gaseosas	
Aire	N ₂ , O ₂ , H ₂ y otros
Gas Natural	CH ₄ , C ₂ H ₆
Soluciones Líquidas	
Agua de mar	H ₂ O, NaCl, y muchos otros
Vinagre	H ₂ O y ácido acético
Gaseosa	H ₂ O, CO ₂ , sacarosa, y otros
Soluciones Sólidas	
Latón amarillo	Cu-Zn
Amalgama para dientes	Ag-Sn-Hg

Concentración: señala la relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente. Las propiedades químicas del solvente y del soluto no se alteran en la solución.

Soluto: componente de una solución que se encuentra en menor proporción y esta contenida por el solvente.

Solvente: presente en mayor proporción y que disuelve al soluto dispersándolo en él. El solvente universal es el agua

Tipos de soluciones

Solución diluida: contiene una pequeña cantidad del soluto diluida en el disolvente y esta cantidad es más pequeña que la cantidad límite en la solución saturada.

Solución saturada: aquella solución que no disuelve más soluto; es decir la solubilidad de soluto llegó a su límite, esta solución se encuentra en un equilibrio dinámico.

Solución sobresaturada: contiene mayor cantidad de soluto que la solución saturada; este se pudo disolver en la solución a una temperatura superior a la solución saturada.

Solubilidad de los compuestos covalentes

La solubilidad depende de la afinidad soluto-solvente. Si son apolares, serán solubles en solventes apolares tales como diclorometano, cloroformo, tolueno y tetrahidrofurano (THF); si son polares, serán solubles en solventes polares, como los alcoholes, agua, ácido acético glacial, amoníaco, etc.

Sin embargo, más allá de tal afinidad soluto-solvente, hay una constante en ambos casos: las moléculas covalentes no rompen (salvo ciertas excepciones) sus enlaces ni disgregan sus átomos. Las sales, por ejemplo, sí se destruye su identidad química al disolverse, solventándose sus iones por separado.



Figura 116. Solubilidad compuestos covalentes

¿SABÍAS QUÉ? El aceite es menos denso que el agua y es una de los factores que intervienen para que no se mezclen.

Nota: Los dos líquidos son inmiscibles porque el aceite tiene moléculas no polares grandes que no son atraídas hacia las moléculas polares de agua con tanta intensidad como éstas se atraen unas a otras. En estos líquidos las polaridades no son similares.

EXPRESIONES DE CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN

La concentración de una solución tiene que ver con el número de moléculas que tenga el soluto de una sustancia y el número de moléculas que tiene el resto de la solución. Existen distintas formas de decir la concentración de una solución, pero las dos más utilizadas son: gramos por litro (g/l) y molaridad (M). Existen factores que influyen en la solubilidad y dan lugar a diferentes formas de expresiones de concentración en las soluciones.

a) Porcentaje Peso – Peso, % p/p o M/M

Indica el peso de soluto por cada 100 unidades de peso de la solución y se la representa con la siguiente fórmula.

$$\% \frac{p}{p} = \frac{\text{peso del soluto}}{\text{peso de la solución}} \times 100$$

1) ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio y agua se necesitan para preparar 500 cm^3 de solución al 20 % en peso y densidad de 1,2 g/cm^3 ?

Datos:

$N_aCl = ? \text{ gr}$

$V=500$

$D=1.2g/cm^3$

$P=20\%$

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa solución}} \times 100$$

Obtenemos su masa con la siguiente fórmula

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

Despejamos m para obtener la masa

$$m = d \cdot v$$

$$m = 1.2 \cdot 500 \text{ g/cm}^3$$

$$m = 600 \text{ g}$$

Aplicamos la fórmula

$$20\% = \frac{\text{masa soluto}}{600\text{gr}} \times 100$$

Despejamos la masa de soluto

$$\text{masa de soluto} = \frac{600 \text{ gr} \cdot 20 \%}{100} = 120 \text{ g NaCl}$$

b) Porcentaje Volumen - Volumen

Se refiere al volumen de soluto por cada 100 unidades de volumen de la solución es una expresión común para especificar la concentración de una solución.

$$\text{volumen porcentaje} = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100\%$$

¿Cuál es la concentración en volumen de una solución que contiene 15 ml de Etanol en 400ml de H_2O ?

Datos:

15ml de etanol

400 ml de H_2O

Solución = soluto + solvente

Solución = $C_2H_5OH + H_2O$

Solución= 15ml + 400ml

Solución= 415

$$\frac{v}{v} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100 \quad \text{Aplicamos la fórmula}$$

$$\% \frac{v}{v} = \frac{15 \text{ ml } C_2H_5OH}{415 \text{ ml de solución}} \quad \text{Introducimos todos los datos}$$

$$\% = 3,61\% \quad \text{Llegamos al resultado}$$

c) Porcentaje Masa – Volumen

La concentración en masa es el nombre que se le da a la razón porcentual de la masa de un soluto en relación al volumen de la disolución en la que se encuentra.

$$\% \text{ masa/vol} = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{volumen de disolución (mL)}} \cdot 100$$

Se disuelven 2.5 kg de azúcar en H_2O suficiente hasta obtener una solución de concentración 11% m encontrar el volumen de la solución formada.

Datos:

Azúcar = 2.5 kg en H_2O

Solución de concentración: 11%

$$\% \frac{m}{v} = \frac{\text{masa soluto}}{v \text{ solución}} \times 100 \quad \text{Utilizamos la fórmula}$$

$$11\% = \frac{2,5 \text{ kg } H_2O}{v \text{ solución}} \times 100 \quad \text{Introducimos los datos}$$

$$\text{solución} = \frac{2,5 \text{ kg } H_2O}{11\%} \times 100 \quad \text{Despejamos la solución}$$

$$\text{solución} = 22,7 \text{ m}^3 \quad \text{Obtenemos el resultado}$$

d) Partes por Millón (ppm)

Para hablar de soluciones o concentraciones muy diluidas, como la cantidad de Aluminio o Flúor en el agua, en las cuales los porcentajes resultan inadecuados ya que conducen a valores muy pequeños, se emplean las partes por millón o ppm. De la misma manera que el porcentaje significa partes de Masa Soluta por 100 partes de Masa de Solución las partes por millón significan partes de soluto por cada millón de partes de solución.

En soluciones acuosas: 1ppm = 1miligramo/litro (mg/L)

1ppb = 1microgramo/litro(ug/L)

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg soluto}}{\text{litros o kg de solución}}$$

- 2) Calcular la composición en ppm de una muestra que contiene 25 mg de iones fluoruro en 400 ml de solución?

Datos:

Iones:25mg

Fluoruro:400ml

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

Utilizamos la fórmula

$$\text{ppm} = \frac{25\text{mg}}{0,4\text{ l}}$$

Introducimos los datos

$$\text{ppm} = 62,5$$

Obtenemos el resultado

Ejercicios para consolidar lo aprendido:

- 1) ¿Qué masa de KCl y agua se necesitan para preparar 250 gramos de la disolución al 5% m/m?
- 2) ¿Cuál será el porcentaje en masa de CaCl_2 en una solución que contiene 16,5 gramos de CaCl_2 en 456 gramos de H_2O %m/m?
- 3) En un vaso que contiene 100ml de agua se disuelven 5 gramos de NaCl ¿Cuál es su porcentaje m/v?
- 4) Indica el número de gramos de soluto de NaCl que hay en cada 100ml de solución m/v . Si el cloruro de sodio contiene 30 gramos de NaCl.
- 5) ¿Cuál es el % v/v de una solución que contiene 1 mililitro de ácido en 19 mililitros de agua %v/v?

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN QUÍMICAS

Concentración se refiere a la cantidad de soluto que hay en una masa o volumen determinado de solución o disolvente. la concentración de una solución es la proporción o relación que hay entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolvente, donde el soluto es la sustancia que se disuelve, el disolvente es la sustancia que disuelve al soluto, y la disolución es el resultado de la mezcla homogénea de las dos anteriores. Otra forma de expresar las concentraciones por métodos químicos, estos se diferencian de los métodos físicos por que toman en cuenta la fracción molar, es decir las unidades químicas son aquellas que tienen magnitudes químicas “. Entre los métodos químicos más utilizados tenemos:



Figura 117. Concentración de las soluciones

Molaridad.- (M) se define como la cantidad de sustancia de soluto, expresada en moles, contenida en un cierto volumen de solución, expresado en litros, es decir: $M = n/v$. El número de moles de soluto equivale al cociente entre la masa de soluto y la masa de un mol (Masa Molar) de soluto.

Este es un método muy conveniente de expresar la concentración de una solución ya que a menudo nos interesa medir un número específico de moles de soluto.

Aplique lo aprendido

¿Calcular la molaridad de una disolución de 250ml en la que están disueltos 30 gr de cloruro de sodio?

Disolución: 250ml

30gr de NaCl

$$30g \frac{1 \text{ mol NaCl}}{57g \text{ NaCl}} = 0.52 \text{ mol NaCl} \quad \text{Pasamos de gramos a mol}$$

$$250ml \frac{1l}{1000ml} = 0.250l \quad \text{Transformamos la unidad de mililitros a litros}$$

$$M = \frac{\text{mol soluto}}{\text{litros de solución}} \quad \text{Usamos la fórmula}$$

$$M = \frac{0.52 \text{ mol NaCl}}{0.250l} = 2.08 \text{ moles/l} \quad \text{Obtenemos el resultado}$$

Molalidad.- (m) es el número de Moles de Solute que contiene un kilogramo de solvente. Para preparar disoluciones de una determinada Molalidad, no se emplea un matraz aforado como en el caso de la molaridad, sino que se puede hacer en un vaso de precipitados y pesando con una balanza analítica, previo peso del vaso vacío para poderle restar el correspondiente valor. La principal ventaja de este método de medida respecto a la molaridad es que como el volumen de una disolución depende de la temperatura y de la presión, cuando éstas cambian, el volumen cambia con ellas. Gracias a que la Molalidad no está en función del volumen, es independiente de la temperatura y la presión, y puede medirse con mayor precisión.

Es menos empleada que la molaridad pero igual de importante. La unidad del SI para Molalidad es el mol/kg.

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$$

Aplica lo aprendido:

¿Calcular la molalidad se tiene 50 gr de H_2SO_4 en 200 gramos de H_2O y su densidad de $1,12 \text{ g/cm}^3$?

Datos:

m 50gr H_2SO_4

H_2O =200 gramos

$d=1,12 \text{ gr/cm}^3$

$$\text{molalidad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg de solvente}}$$

Aplicamos la fórmula

$$H_2SO_4 50 \text{ gr} \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ gr } H_2SO_4} = 0.51 \text{ mol } H_2SO_4$$

Pasamos de gramos a mol

$$H_2O 200 \text{ gr} \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ gr}} = 0.2 \text{ kg}$$

Pasamos de gramos a kilogramos

$$m = \frac{0,51 \text{ mol } H_2SO_4}{0,2 H_2O}$$

Ubicamos los datos

$$m = 2,55 \text{ mol}$$

Obtenemos el resultado

Normalidad.- (N) Es el número de equivalente químico o gramo del Solute contenidos en 1 litro de solución.

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{Equivalente químico o gramos soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

Equivalente químico – gramo: es un mol de la función química con que actúa una sustancia química.

Para conocer de mejor manera el cómo calcular cada equivalente químico del soluto es necesario mencionar:

Equivalente Químico de un Ácido: depende del número de hidrógenos del ácido que se disocian. Viene dado por la siguiente ecuación:

$$\text{EQ}_{\text{Ácido}} = \frac{\text{peso molecular del ácido}}{\text{n}^{\circ} \text{ átomos de H}^+ \text{ del ácido}}$$

Ejemplo 1: Equivalente químico del ácido sulfúrico disuelto en agua ($\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$)

$$\text{EQ}_{\text{Ácido Sulfúrico}} = \frac{\text{peso molecular H}_2\text{SO}_4}{\text{n}^{\circ} \text{ átomos de H}^+ \text{ del ácido}} = \frac{98 \text{ gramos / mol}}{2} = \mathbf{49 \text{ g / mol}}$$

Ejemplo 2: Equivalente químico del HNO_3 en la reacción $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

$$\text{EQ}_{\text{ÁNitríco}} = \frac{\text{peso molecular HNO}_3}{\text{n}^{\circ} \text{ átomos de H}^+ \text{ del ácido}} = \frac{63 \text{ gramos / mol}}{1} = \mathbf{63 \text{ g / mol}}$$

Equivalente Químico de un Hidróxido: depende del número de hidrógenos del ácido que se disocian. Viene dado por la siguiente ecuación:

$$\text{EQ}_{\text{Hidróxido}} = \frac{\text{peso molecular del hidróxido}}{\text{n}^{\circ} \text{ de grupos OH que posee}} .$$

Ejemplo 1: Equivalente químico del NaOH en la reacción $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

$$\text{EQ}_{\text{NaOH}} = \frac{\text{peso molecular NaOH}}{\text{n}^{\circ} \text{ grupos OH}} = \frac{40 \text{ gramos / mol}}{1} = \mathbf{40 \text{ g / mol}}$$

Ejemplo 2: Equivalente químico del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en la reacción $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{CaHPO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

$$\text{EQ}_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{\text{peso molecular Ca}(\text{OH})_2}{\text{n}^\circ \text{ grupos OH}} = \frac{74 \text{ gramos / mol}}{2} = 37 \text{ g / mol}$$

Equivalente Químico de una Sal: depende del número de carga de los iones que se generan al disociarse la sal (positivas totales o negativas totales). Viene dado por la siguiente ecuación:

$$\text{EQ}_{\text{Sal}} = \frac{\text{peso molecular de la sal}}{\text{n}^\circ \text{ de cargas de los iones}}$$

Ejemplo 1: Equivalente químico del NaNO_3 que se disuelve según $(\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{Na}^+)$

$$\text{EQ}_{\text{NaOH}} = \frac{\text{peso molecular NaNO}_3}{\text{n}^\circ \text{ cargas de iones}} = \frac{85 \text{ gramos / mol}}{1} = 85 \text{ g / mol}$$

Ejemplo 2: Equivalente químico del $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ que se disuelve según $(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 3 \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Cr}^{3+})$

$$\text{EQ}_{\text{NaOH}} = \frac{\text{peso molecular Cr}_2(\text{SO}_4)_3}{\text{n}^\circ \text{ cargas de iones}} = \frac{392 \text{ gramos / mol}}{1} = 85 \text{ g / mol}$$

Aplica lo aprendido:

¿Calcule la normalidad de 0,908 gramos de H_2SO_4 en 150 ml de solución?
Datos:

H_2SO_4 0,908 gramos
solución = 150 ml

$$N = \frac{\# \text{Eq soluto}}{V(\text{L}).\text{solución}}$$

Fórmula

$$0.908 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} = 9.26 \times 10^{-3} \text{ moles}$$
 transformamos de gramos a mol

$$9.26 \times 10^{-3} \text{ mol} \frac{2 \# \text{Eq}}{1 \text{ mol}} = 0.018 \#$$

Transformamos de mol a equivalente Químico

$$N = \frac{0.018 \# \text{Eq}}{0.15 \text{ l}}$$

Introducimos los datos

$$N = 0,12$$

Obtenemos el resultado

a) **Fracción Molar (X):** Son soluciones que expresan la cantidad de moles de cada componente relación a la totalidad de los moles de la disolución.

$$X = X_{\text{solute}} + X_{\text{solvente}}$$

Aplica lo aprendido:

Una solución contiene 80,5 gramos de ácido ascórbico $C_6H_8O_6$ en 210 gramos de H_2O y posee 1,22 gramos/ mol de su densidad.

Calcular:

- a. %m/m
- b. Fracción molar
- c. molalidad
- d. Molaridad

Datos:

$C_6H_8O_6$ 80.5 gr $\longrightarrow$ masa soluto

H_2O 210 gr $\longrightarrow$ masa solvente

a)

$\text{solucion} = \text{masa soluto} + \text{masa de solvente}$

Aplicamos la fórmula

$\text{solucion} = 80.5 + 210$

Introducimos los datos

$\text{solucion} = 290.5$

Obtenemos el resultado

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa solución}} \times 100$$

Aplicamos la fórmula

$$\% \frac{m}{m} = \frac{80.5}{290.5} \times 100$$

Introducimos los datos

$$\% \frac{m}{m} = 27.27$$

Obtenemos el resultado

b) Gramos de Soluta: $20\text{gr } H_2O \frac{1\text{ mol}}{18\text{g r}} = 11,66\text{mol}$ Pasamos mol de soluto
Gramos de Solvente: $80.5\text{gr } C_6H_8O_6 \frac{1\text{ mol}}{176\text{g r}} = 0.45\text{mol}$ Pasamos a mol de solvente
moles de solución = moles de soluto + moles de solvente Aplicamos la fórmula

moles de solución = 0.45 + 11.66 Introducimos los datos

moles de solución = 12.11 Obtenemos el resultado

$x = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles solución}}$ Aplicamos la formula

$x = \frac{0.45}{12.11} = 0.037$ Obtenemos el resultado

c) $210\text{g } H_2O \cdot \frac{1\text{ kg}}{1000\text{gr } H_2O} = 0.21\text{kg}$ Pasamos de gramos a kilogramos

$m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg solvente}}$ Aplicamos la fórmula

$m = \frac{0.45}{0.21}$ Introducimos los datos

$m = 2.14\text{ molal}$ Obtenemos el resultado

masa de solución = 290.5gr Recordando

b)

densidad = 1.22g/mol

$\text{densidad} = \frac{\text{masa solución}}{\text{volumen}}$ Utilizamos la fórmula

$\text{volumen} = \frac{\text{masa solución}}{\text{densidad}}$ Despejamos volumen

$\text{volumen} = \frac{290.5\text{gr}}{1.22\text{gr/ml}} = 238,1\text{ ml}$ Obtenemos el resultado

$238.1\text{ml} = \frac{1\text{l}}{1000\text{ml}} = 0.23\text{l}$ Transformamos el mililitro a litros

$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{litros de la solución}}$ Usamos la fórmula la molaridad

$$M = \frac{0.45 \text{ mol}}{0.23 \text{ l}}$$

Introducimos los datos

$$M = 1.95 \text{ molar}$$

Obtenemos el resultado

Ejercicios resueltos

1.- Se necesita preparar 250 gramos de una solución de NaOH al 15% m/m, en peso de concentración, ¿qué cantidad de Solute y Solvente se deben utilizar?

En toda solución se establece que:

$$\text{Solute} + \text{Solvente} = \text{Solución}$$

A través del porcentaje en peso se establece que de 100 g de solución, 15 g son de soluto (NaOH) y 85 g de solvente (H₂O):

$$\begin{array}{ccc} \text{Solute} + \text{Solvente} & = & \text{Solución} \\ 15 \text{ g} & 85 \text{ g} & 100 \text{ g} \end{array}$$

Lo que nos permite determinar la cantidad de soluto y solvente en los 250 g de solución, mediante la siguiente operación:

$$250 \text{ g Solución} \cdot \frac{15 \text{ g Solute}}{100 \text{ g Solución}} = 37,5 \text{ g soluto (NaOH)}$$

Por diferencia determinamos la cantidad de solvente (H₂O):

$$\text{g Solvente (H}_2\text{O)} = 250 - 37,5 = 212,5 \text{ g}$$

2.- ¿Cuántos gramos de H₂O se deberán utilizar para disolver 150 gramos de NaCl, para producir una Solución al 20% m/m en peso?

Establecemos la siguiente expresión utilizando el porcentaje en peso:

$$\begin{array}{ccc} \text{Solute} + \text{Solvente} & = & \text{Solución} \\ 20 \text{ g} & 80 \text{ g} & 100 \text{ g} \end{array}$$

Lo que nos permite determinar la cantidad de solvente (H₂O):

$$150 \text{ g Solute} \cdot \frac{80 \text{ g Solvente}}{20 \text{ g Solute}} = 600 \text{ g Solvente (H}_2\text{O)}$$

3.- Una solución al 25% en peso de ácido clorhídrico (HCl), tiene una densidad de 0,950 g/ml. Determinar la concentración Normal, Molar, Molal y la Fracción Molar de la solución.

Al 25% m/m en peso significa que existen 25 g de HCl y 75 g de H₂O por cada 100 g de solución, entonces podemos determinar el volumen de la solución:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} \rightarrow V = \frac{100 \text{ g}}{0,950 \text{ g/ml}} = 105,26 \text{ ml}$$

Calculamos las diferentes concentraciones:

$$N = \frac{\# \text{ eq - g Solute}}{V \text{ (L) solución}} = \frac{\frac{25 \text{ g}}{36,5 \div 1}}{0,10526 \text{ L}} = 6,51 \text{ normal}$$

$$M = \frac{\# \text{ moles Solute}}{V \text{ (L) solución}} = \frac{\frac{25 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}}}{0,10526 \text{ L}} = 6,51 \text{ molar}$$

$$m = \frac{\# \text{ moles Solute}}{\text{kg de solvente}} = \frac{\frac{25 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}}}{0,075 \text{ kg H}_2\text{O}} = 9,13 \text{ molal}$$

$$X_{\text{solute}} = \frac{\# \text{ moles soluto}}{\# \text{ moles soluto} + \# \text{ moles solvente}} = \frac{\frac{25 \text{ g}}{36,5 \text{ g}}}{\frac{25 \text{ g}}{36,5 \text{ g}} + \frac{75 \text{ g}}{18 \text{ g}}} = 0,1412$$

- X solvente = 1 – 0,1412 = 0,86 moles.

4.- ¿Cuántos mililitros de Ácido Sulfúrico (H₂SO₄) concentrado, de densidad 1,80 g/ml y que contiene el 95% en peso de ácido puro, se necesitan para preparar 2 litros de una solución 5 N?

Calculamos el peso de ácido en los 2 litros de solución:

$$N = \frac{\frac{\text{g soluto}}{\text{eq - g soluto}}}{V \text{ (L) solución}} \rightarrow 5 \text{ N} = \frac{\frac{\text{g soluto}}{98 \div 2}}{2 \text{ L}} \rightarrow \text{g Solute} = 490 \text{ g}$$

Esta masa de soluto puro le cambiamos al 95%:

$$490 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puros} \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ concentrado}}{95 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}} = 515,19 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ concentrado}$$

Calculamos el volumen de ácido concentrado:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} \rightarrow V = \frac{515,9 \text{ g}}{1,80 \text{ g/ml}} = 286,55 \text{ ml}$$

4.- Calcular la normalidad y la molaridad de una solución al 40% de Ácido Fosfórico (H_3PO_4) si la densidad es 1,19 g/ml.

Primero determinamos el volumen de la Solución, asumiendo que por cada 100 g de solución existen 40 gramos de Solute y 60 gramos de Solvente:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} \rightarrow V = \frac{100 \text{ g}}{1,19 \text{ g/ml}} = 84,03 \text{ ml}$$

Determinamos las concentraciones de la solución:

$$N = \frac{\# \text{ eq - g Solute}}{V \text{ (L) solución}} = \frac{\frac{40 \text{ g}}{98 \div 3}}{0,08403 \text{ L}} = 14,57 \text{ normal}$$

$$M = \frac{\# \text{ moles Solute}}{V \text{ (L) solución}} = \frac{\frac{40 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}}}{0,08403 \text{ L}} = 4,85 \text{ molar}$$

5.- ¿Qué volumen de solución 10 M de NaOH, se necesita para preparar 150 ml de Solución de NaOH 2 M?

Aplicamos la ecuación de la dilución: $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

Despejamos el V_1 :

$$V_1 = \frac{C_2 \cdot V_2}{C_1} = \frac{(2 \text{ M})(150 \text{ ml})}{10 \text{ M}} = 30 \text{ ml NaOH}$$

6.- ¿Qué volumen de una mezcla de NaOH 4 N se necesita para reaccionar por neutralización con 25 ml de Solución de HCl 3 N?

En toda reacción química las sustancias reacción equivalente a equivalente, por lo tanto podemos escribir:

$$\# \text{ eq - g Acido} = \# \text{ eq - g Base}$$

$$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B$$

Por lo tanto:

$$(3N)(25\text{ml}) = (4N)(V_B) \rightarrow V_B = 18,73\text{ml NaOH}$$

7.- Calcular la normalidad de una solución de HCl, si 72,6 ml de dicha Solución se necesitan para reaccionar completamente con 1,86 gramos de Carbonato de Calcio (CaCO_3).

Igualando equivalentes podemos tener:

$$\# \text{eq} - \text{g HCl} = \# \text{eq} - \text{g CaCO}_3$$

$$N_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = \frac{1,86 \text{ g}}{100 \div 2} \rightarrow N_{\text{HCl}} = \frac{0,0372 \text{ eq} - \text{g}}{0,0726 \text{ L}} = 0,5124 \text{ normal}$$

8.- Qué volumen de Hidrógeno (H_2) se desprenden a 740 mmHg y 27°C , a partir de 50 ml de una Solución de HCl 0,2 M, usando un exceso de Magnesio.

$$\text{Igualando equivalentes: } \# \text{eq} - \text{g H}_2 = \# \text{eq} - \text{g HCl}$$

$$\text{De donde podemos escribir: } \# \text{eq} - \text{g H}_2 = N_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}$$

$$\# \text{eq} - \text{g H}_2 = (0,2N)(0,050\text{L})$$

$$\# \text{eq} - \text{g H}_2 = 0,01$$

Del número de equivalentes-gramo determinamos la masa de H_2 desprendidos:

$$\# \text{eq} - \text{g H}_2 = \frac{\text{g H}_2}{\text{eq} - \text{g H}_2} \rightarrow \text{g H}_2 = (0,01)(1,008) = 0,01008 \text{ g}$$

Aplicando la ecuación general de los gases, calculamos el volumen de H_2 :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$
$$V = \frac{m \cdot R \cdot T}{PM \cdot P} = \frac{(0,01008\text{g}) \left(0,08205 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right) \cdot (300\text{K})}{\left(2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) \cdot (0,973\text{atm})} = 0,1274\text{L H}_2$$

COLOIDES

Un coloide, sistema coloidal, suspensión coloidal o dispersión coloidal es un sistema formado por dos o más fases, normalmente una fluida (líquido) y otra dispersa en forma de partículas generalmente sólidas muy finas, de diámetro comprendido entre 10^{-9} y 10^{-5} m. La fase dispersa es la que se halla en menor proporción. Normalmente la fase continua es líquida, pero pueden encontrarse coloides cuyos componentes se encuentran en otros estados de agregación.



Figura 118. Ejemplo de coloide

¿Sabías qué? La crema de afeitar, el jabón y los malvaviscos son ejemplos comunes de espumas. Las espumas son coloides formados por dispersión de un gas en un líquido o sólido.

Clasificación de los Coloides

Los Coloides se clasifican según la magnitud de la atracción entre la fase dispersa y la fase continua o dispersante. Si esta última es líquida, los sistemas coloidales se catalogan como «Soles» y se subdividen en «Liófilos» (poca atracción entre la fase dispersa y el medio dispersante) y «Liófilos» (gran atracción entre la fase dispersa y el medio dispersante).

Los Coloides Liófilos la fase dispersa y el medio dispersante son afines, por lo tanto forman soluciones verdaderas y tienen carácter termodinámicamente estable; en tanto que los coloides liófilos son aquellos donde la fase dispersa y el medio dispersante no son afines, pueden formar dos fases y tienen carácter cinéticamente estable.

Tabla 35. Clasificación de los coloides

	FASE DISPERSA			
		GAS	LIQUIDO	SÓLIDO
	Gas	No es posible porque todos los gases son solubles entre sí.	Aerosol líquido. Ejemplos: niebla, bruma	Aerosol sólido. Ejemplos: humo, polvo en suspensión.
	Líquido	Espuma Ejemplos: espuma de afeitar, nata	Emulsión. Ejemplos: leche, salsa de mayonesa, cremas cosméticas	Sol. Ejemplos: pintura, tinta china
FASE CONTINUA	Sólido	Espuma sólida. Ejemplo: piedra pómez, merengue	Gel. Ejemplos: gelatina, gomas, queso	Sol sólido. Ejemplos: cristales de rubí

Tipos de coloides

Emulsiones: Se llama emulsión a una suspensión coloidal de un líquido en otro inmiscible con él, y puede prepararse agitando una mezcla de los dos líquidos o, pasando la muestra por un molino coloidal llamado homogeneizador. Una emulsión es un sistema donde la fase dispersa y la fase continua son líquidas.

Soles: Los soles liófilos son relativamente inestables (o meta estables); a menudo basta una pequeña cantidad de electrólito o una elevación de la temperatura para producir la coagulación y la precipitación de las partículas dispersadas.



Figura 119. Aerosol

Aerosoles: Se definen como sistemas coloidales con partículas líquidas o sólidas muy finalmente subdivididas, dispersadas en un gas. Hoy en día el término aerosol, en lenguaje general, es sinónimo de un envase metálico con contenido presurizado, aunque se habla de aerosoles atmosféricos.



Figura 120. Gel

Geles: La formación de los geles se llama gelación. En general, la transición de sol a gel es un proceso gradual. Por supuesto, la gelación va acompañada por un aumento de viscosidad, que no es repentino sino gradual.

Espuma: La fase dispersante puede ser líquida o sólida y dispersa un gas.



Figura 121. Espuma

Propiedades de un Coloide

- **Absorción:** Por su tamaño, las partículas coloidales tienen una relación área/masa extremadamente grande, por ello son excelentes materiales absorbentes. En la superficie de las partículas existen fuerzas llamadas de Van Der Waals e incluso enlaces inter-atómicos que al estar insatisfechos pueden atraer y retener átomos, iones o moléculas de sustancias extrañas. A esta adherencia de sustancias dependiendo el fenómeno ajenas en la superficie de una partícula se le llama absorción o adsorción. Las sustancias absorbidas se mantienen firmemente unidas en capas que suelen tener no más de una o dos moléculas (o iones) de espesor. Aunque la absorción/ adsorción es un fenómeno general de los sólidos, resulta especialmente eficiente en dispersiones coloidales, debido a la enorme cantidad de área superficial.

- **Efecto Tyndall:** Consiste en que un haz luminoso se hace visible cuando atraviesa un sistema coloidal. Este fenómeno se debe a que las partículas coloidales dispersan la luz en todas las direcciones haciéndola visible. Los rayos de luz pueden ser vistos al pasar a través de un bosque, por ejemplo, como resultado de la dispersión de la luz por las partículas coloidales suspendidas en el aire del bosque. Aunque todos los gases y líquidos dispersan la luz, la dispersión por una sustancia pura o por una solución es muy pequeña, que generalmente no es detectable.
- **Movimiento Browniano:** Son ejemplos de este fenómeno los movimientos observados en partículas de polvo que se desplazan libres al azar en un rayo de sol que ingresa a través de una ventana (o una cortina abierta), o partículas de polvo y humo moviéndose en un rayo de luz proveniente del cuarto de proyección de una sala de cine. El movimiento desordenado de dichas partículas coloidales es debido al bombardeo o choque con las moléculas del medio dispersante, y en los ejemplos citados sería por las moléculas presentes en el aire (N_2 , O_2 , Ar, etc.).
- **Electroforesis:** Consiste en la migración de partículas coloidales cargadas dentro de un campo eléctrico. Las partículas coloidales adsorben iones en su superficie cargándose positiva o negativamente, aunque todo el sistema coloidal es eléctricamente neutro, estas partículas viajan hacia los electrodos (cátodo y ánodo) mediante fuerzas eléctricas de atracción.
- **Diálisis:** Se define como el movimiento de iones y moléculas pequeñas a través de una membrana porosa, llamada membrana dialítica o dializante, pero no de moléculas grandes o partículas coloidales. La diálisis no es una propiedad exclusiva de los coloides, puesto que ciertas soluciones también se pueden dializar; por ejemplo, en Bioquímica se utiliza con frecuencia la diálisis para separar moléculas proteínicas de iones acuosos. En los coloides, la diálisis permite purificar el sistema coloidal, puesto que se eliminan iones y otras moléculas pequeñas consideradas impurezas. Se utilizan como membranas dialíticas, el celofán y las membranas de origen animal.

PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES

Se denominan **propiedades coligativas** son aquellas que dependen directamente del número de partículas de soluto en la solución y no de la naturaleza de las partículas de soluto. Son cuatro las propiedades coligativas de las soluciones:

- Descenso de la Presión de Vapor
- Descenso en el Punto de Congelación
- Aumento en el Punto de Ebullición
- Presión Osmótica

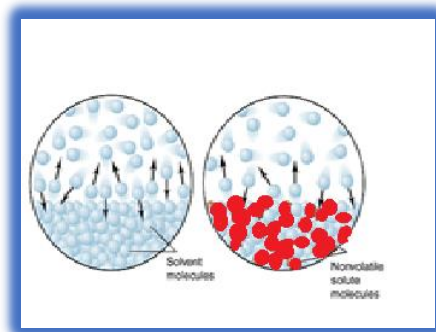


Figura 122. Propiedades coligativas

Muchas de las propiedades de las disoluciones son aquellas que dependen del pequeño tamaño de las partículas dispersas. Estas propiedades son función de la naturaleza del soluto (color, sabor, densidad, viscosidad, conductividad eléctrica). Otras dependen del disolvente, aunque el soluto puede modificarlas.

- Densidad
- Punto de ebullición
- Punto de congelación
- Viscosidad
- Conductividad eléctrica

¿Sabías qué?

Esparcir NaCl y CaCl_2 en las calles y caminos nevados reduce el punto de congelación del agua por debajo de 0°C con lo cual el hielo y la nieve se derriten.



Figura 123. Expansión del NaCl y CaCl_2 en las calles

Cuando un soluto y un disolvente se combinan para formar una disolución, el resultado es una mezcla que posee propiedades físicas propias, diferentes a aquellas que poseían el soluto y disolvente originalmente y por separado. De acuerdo con lo anterior, estas propiedades pueden clasificarse en constitutivas y coligativas.

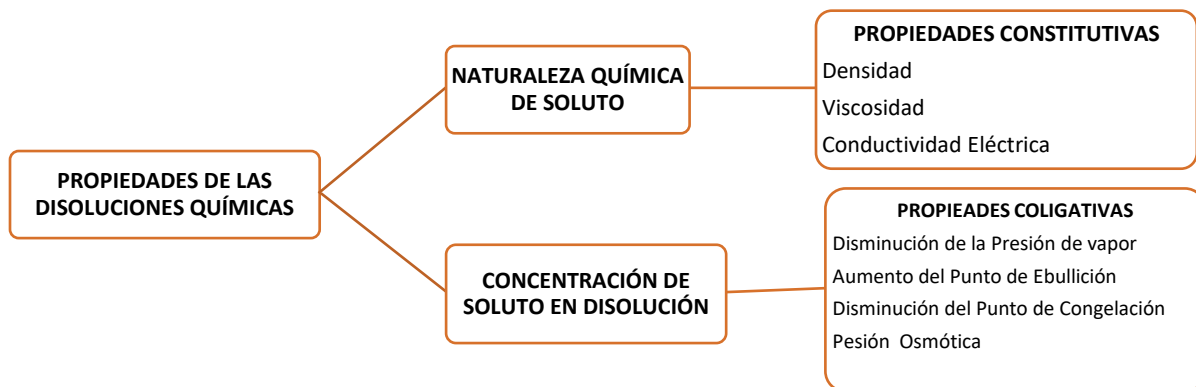


Figura 124. Propiedades de las Disoluciones Químicas

Muchas de las propiedades de las disoluciones son aquellas que dependen del pequeño tamaño de las partículas dispersas. Estas propiedades son función de la naturaleza del soluto (color, sabor, densidad, viscosidad, conductividad eléctrica). Otras dependen del disolvente, aunque el soluto puede modificarlas (tensión superficial, índice de refracción, viscosidad). Sin embargo, hay propiedades que dependen de la concentración del soluto y no de la naturaleza de sus moléculas, estas son las llamadas propiedades coligativas, aquellas que dependen del número de partículas es decir el efecto de las partículas de soluto sobre la presión de vapor del disolvente. Los líquidos tienen propiedades físicas características como: densidad, ebullición, congelación y evaporación, viscosidad, capacidad de conducir corriente, etc. Con valores característicos constantes para cada líquido. Cuando un Solute y un disolvente dan origen a una disolución, la presencia del soluto determina la modificación de estas propiedades con relación a las propiedades del Solvente puro. (Arco, 2016)

Presión de Vapor, p_v : es la presión ejercida por un vapor sobre su estado líquido cuando ambos están en equilibrio dinámico.

- Aumenta a medida que aumenta la temperatura.
- Líquidos diferentes a la misma temperatura tienen diferentes presiones de vapor.

Cuando se adiciona un soluto no volátil y no electrolito a un Solvente puro, se observa que la presión de vapor del Solvente puro disminuye.

$$\Delta P_v = P_v \text{ solvente puro} - P_v \text{ solución}$$

Ley de Raoult:

Raoult encontró que cuando se agregaba soluto a un disolvente puro disminuía la presión de vapor del disolvente. Entre más se agrega más disminuye la presión de vapor. Este hallazgo llegó a ser conocido como Ley de Raoult, fue elaborada por François Marie Raoult, basándose en experimentos que llevó a cabo en 1886, a finales del siglo XIX.

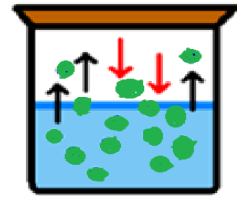


Figura 125. Ley de Raoult

“Si un soluto tiene una presión de vapor medible, la presión de vapor de su disolución siempre es menor que la del disolvente puro” (Muñoz, 2017).

a) Volátil: significa poca atracción entre sus moléculas componentes

PRESIÓN DE VAPOR MAYOR



Figura 126. Volátil

b) No volátil: significa gran atracción entre sus moléculas componentes.

PRESIÓN DE VAPOR PEQUEÑA

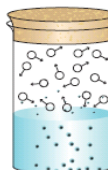


Figura 127. No volátil

Descenso en la presión de vapor del solvente

La presión de vapor de un disolvente desciende cuando se le añade un soluto no volátil. Este efecto es el resultado de dos factores:

- La disminución del número de moléculas del disolvente en la superficie libre
- La aparición de fuerzas atractivas entre las moléculas del soluto y las moléculas del disolvente, dificultando su paso a vapor

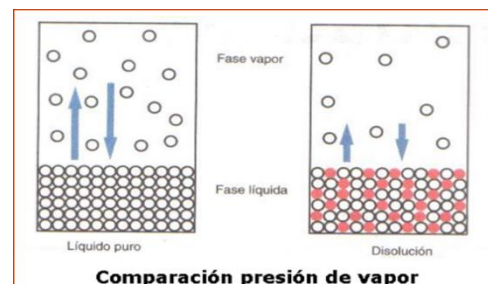


Figura 128. Presión de vapor

Cuanto más soluto añadimos, menor es la presión de vapor observada. La formulación matemática de este hecho viene expresada por la observación de Raoult de que el descenso relativo de la presión de vapor del disolvente en una disolución es proporcional a la fracción molar del soluto.

Lo que cuantitativamente se expresa como:

$$P = \text{Fracción molar (X) . disolvente} \cdot P^{\circ} \text{ disolvente puro}$$

Ahora, si el Solute es volátil la presión de vapor de la solución será la suma de las presiones parciales de los componentes de la mezcla.

SOLUTO

SOLVENTE

$$P_A = X_A \cdot P^{\circ}_A$$

$$P_B = X_B \cdot P^{\circ}_B$$

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B$$

Ejercicios:

1.- Se mezclan 1 mol de Benceno y 2 mol de Tolueno. Las presiones de vapor de Benceno y Tolueno puros a 25°C son 95.1 y 28.4 mm Hg.



Figura 129. Fórmula del descenso en la presión de vapor del solvente

Calcular la presión total de la mezcla.

Primero calculamos la Presión Parcial del Benceno

Fracción Molar del Benceno $X_{\text{BENCENO}} = \frac{\text{mol de benceno}}{\text{Moles totales}}$

$$X_{\text{Benceno}} = \frac{1 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = 0,3$$

$$P = 75 \text{ mmHg} \cdot 0,3 = 22,5 \text{ mmHg}$$

Ahora calculamos la presión del tolueno

$$X_{\text{Tolueno}} = \frac{2 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = 0,6$$

$$P = 22 \text{ mmHg} \cdot 0,6 = 136 \text{ mmHg}$$

Finalmente sumamos las Presiones Parciales del Tolueno y Benceno para obtener la Presión Total de la mezcla.

Presión total = 22,5 mmHg + 13,2 mm= 36,7mmHg

Ejercicio de aplicación

2.- Calcular la presión de vapor a 20 °C de una solución que contiene 150 gramos de glucosa disueltos en 140 gramos de alcohol etílico. Presión de vapor del alcohol etílico a 20 °C es 43 mm Hg.

Aumento del punto de ebullición

La temperatura de ebullición de un líquido es aquella a la cual su presión de vapor iguala a la atmosférica.

Cualquier disminución en la presión de vapor (como al añadir un soluto no volátil) producirá un aumento en la temperatura de ebullición. La elevación de la temperatura de ebullición es proporcional a la fracción molar del soluto. Este aumento en la temperatura de ebullición (ΔT_e) es proporcional a la concentración molal del soluto:

$$\Delta T_e = T_{e \text{ disolución}} - T_{e \text{ disolvente puro}}$$

ΔT_e = Ascenso del punto de ebullición

T_e = Punto ebullición disolución

T_e = Punto ebullición disolvente

Además el ascenso del punto de ebullición depende de la concentración del soluto, siendo la relación directamente proporcional:

$$\Delta T_e = K_e \cdot m$$

Tabla 36. Constantes ebulloscópicas comunes

CONSTANTES EBULLOSCÓPICAS DE SOLVENTES COMUNES	
SUSTANCIA	K_e [(°C.kg)/mol]
Benceno	2.53
Cloroformo	3.63
Dietil éter	2.02
Alcohol etílico	1.22
Agua	0.52

K_e (°C/Molal) = Constante ebullescópica establece el ascenso del punto ebullición de una disolución 1 molal.

m = molalidad



Figura 130. Punto de ebullición

Ejercicios:

1.- En 392 g de H₂O se disuelven 85 g de azúcar de caña (sacarosa). Determine el punto de ebullición y el punto de congelación de la solución resultante. La masa molar de la sacarosa es 342 g/mol.

Datos:

g solvente= 342g

g soluto = 85g

$\Delta T_e = X$

a.- Nos piden calcular el punto de ebullición y el punto de congelación de la solución y sus fórmulas son:

$$\Delta T_e = T_{e_{solc}} + T_{e_{ste}}$$

$$\Delta T_c = T_{c_{ste}} - T_{c_{solc}}$$

b.- Para poder calcular lo que nos piden debemos conocer la $T_{e_{solc}}$ y la $T_{c_{solc}}$, para obtenerlas debemos emplear:

$$T_{e_{solc}} = K_e * \text{molalidad}$$

$$T_{c_{solc}} = K_c * \text{molalidad}$$

Como el solvente es agua entonces $K_e = 0.52 \text{ } ^\circ\text{C Kg/mol}$ y $K_c = 1.86 \text{ } ^\circ\text{C Kg/mol}$.

c.- Debemos calcular la molalidad de la solución, para eso hacemos:

$$342 \text{ g Sacaros} = \frac{1 \text{ mol Sacarosa}}{342 \text{ g Sacarosa}} = 0,249 \text{ mol sacarosa} \quad X = 0.249 \text{ mol Sacarosa}$$

$$392 \text{ g} \left| \frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ g}} \right| = 0,392 \text{ Kg}$$

$$m = \frac{\text{mol sto}}{\text{Kg ste}} \quad ; \quad m = \frac{0.249 \text{ mol}}{0.392 \text{ Kg ste}} = 0.635 \frac{\text{mol}}{\text{Kg ste}}$$

d.- Ahora que conocemos la molalidad de la solución podemos hallar su temperatura de ebullición y de congelación:

$$T_{e_{solc}} = K_e * \text{molalidad}$$

$$T_{e_{solc}} = 0.52 \text{ } ^\circ\text{C} * \frac{\text{Kg}}{\text{mol}} * 0.635 \frac{\text{mol}}{\text{Kg ste}}$$

$$T_{e_{solc}} = 0.33 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$T_{c_{solc}} = K_c * \text{molalidad}$$

$$T_{c_{solc}} = 1.86 \text{ } ^\circ\text{C} * \frac{\text{Kg}}{\text{mol}} * 0.635 \frac{\text{mol}}{\text{Kg ste}}$$

$$T_{c_{solc}} = 1.181 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Ejercicio de aplicación:

Calcular el punto de ebullición de una solución que contiene glucosa y agua y de concentración 0,35 mola.



Disminución del Punto de Congelación

Figura 131. Punto de congelación

La congelación se produce cuando todas las moléculas del estado líquido pasan al estado sólido. El punto de congelación es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido coincide con la presión de vapor del sólido, es decir, el líquido se convierte en sólido.

Cuando el agua de una disolución alcanza el punto de congelación, sus moléculas se enlazan, rompiendo las interacciones con el soluto disuelto. Esto ocasiona un descenso de la presión de vapor y, por lo mismo, una disminución en el punto de congelación en relación con el disolvente puro (0°).

Esto quiere decir que cuando se añade soluto a un solvente puro, este impide la solidificación a la temperatura característica y se necesita de una disminución aún más drástica de la energía para lograr el ordenamiento de las moléculas. Dicho descenso en el punto de congelación del solvente es proporcional al número de partículas disueltas.

$$\Delta T_c = T^\circ\text{C disolvente puro} - T_c \text{ disolución}$$

T_c = Descenso punto de congelación.

T_c disolución= Punto de congelación disolución.

T_c disolvente puro= Punto de congelación disolvente.

El descenso del punto de congelación es directamente proporcional a la concentración molal de la solución:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

K_c ($^{\circ}\text{C/molal}$)= Constante crioscópica representa el descenso del punto de congelación de una solución 1 molal.

m =Es la concentración molal de la solución.

NO SE EXPLICA X Q SE PRODUCE ESTE EFECTO

Cada sustancia posee una constante crioscópica característica.

Tabla 37. Constantes crioscópicas de algunas sustancias

Solvente	Constante crioscópica K_c ($^{\circ}\text{C/molal}$)
Agua	1,86
Benceno	5,12
Etanol	1,99
Ácido acético	3,90
Ciclohexano	20,00
Alcanfor	37,70
Naftaleno	6,90
Fenol	7,27
Ácido fórmico	2,77
Benzofenona	9,80
Difenilamina	8,60

Ejercicios de aplicación

1.- El Etilenglicol, $\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})$, es un anticongelante comúnmente utilizado en automóviles, es soluble en agua y no volátil (Peb. 197°C). Calcule el punto de congelación de una disolución que contenga 651 g de esta sustancia en 2 505 g de agua. La masa molar del Etilenglicol es de 62.01 g.

Para encontrar el valor de la molalidad de la disolución necesitamos conocer el número de moles de $\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})$ y la masa del disolvente en kilogramos. Encontramos

la masa molar del $\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})$, convertimos la masa del disolvente en 2.505 kg, y la molalidad se calcula como sigue:

$$|651_g \text{ EG}| \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})}{62.07_g \text{ EG}} = 10.5 \text{ mol } \text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})$$

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Masa de disolvente (Kg)}}$$

$$m = \frac{10.5 \text{ mol } \text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})}{2.505 \text{ Kg } \text{H}_2\text{O}} = 4.19 \text{ mol} \quad \text{EG/Kg } \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4.19 \text{ molal}$$

2.505Kg H_2O

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

$$\Delta T_c = 1.86^\circ\text{C}/m \cdot 4.19m = 7.79^\circ\text{C}$$

2.- Añadimos 49 g de H_2SO_4 puro (densidad 1.84 g/cm^3) a 473,37 g de agua. Si la temperatura de la disolución así obtenida es 27°C , halla:

- Temperatura de ebullición.
- Temperatura de solidificación.

Realiza el problema:

Primero si se considera que el ácido está sin disociar

Segundo si está disociado en un 60%.

Datos: $K_c = 1.86^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$; $K_e = 0.52^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$

Datos: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 49 \text{ g}$; $d(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1.84 \text{ g/cm}^3$; $m'(\text{H}_2\text{O}) = 473.37 \text{ g}$; $t = 27^\circ\text{C}$;

$K_c = 1.86^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$; $K_e = 0.52^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$

Si se considera que el ácido está sin disociar

- Incremento de la temperatura de ebullición de una disolución:

$$\Delta t_e = K_e m$$

Siendo m la Molalidad de la Disolución (moles de soluto dividido por kg de disolvente).

Peso molecular del soluto:

$$P_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 + 32 + 64 = 98$$

Moles del soluto:

$$49 \text{ g} \cdot (\text{mol}/98 \text{ g}) = 0.5 \text{ moles}$$

Masa del disolvente (H_2O) en kg:

$$473.37 \text{ g} \cdot (\text{kg}/1000 \text{ g}) = 0.47337 \text{ kg}$$

Molalidad:

$$m = 0.5 \text{ moles}/0.47337 \text{ kg} = 1.06 \text{ molal}$$

$$\Delta t_e = (0.52^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}) (1.06 \text{ mol/kg}) = 0.55^\circ\text{C}$$

Temperatura de ebullición de la disolución (temperatura de ebullición del disolvente puro más el incremento):

$$T_e = 100^{\circ}\text{C} + 0,55^{\circ}\text{C} = 100,55^{\circ}\text{C}$$

b) Temperatura de solidificación de la disolución:

$$\Delta t_c = K_c \cdot m$$

$$\Delta t_c = (1,86^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg/mol}) (1,06 \text{ mol/kg}) = 1,97^{\circ}\text{C}$$

Temperatura de solidificación de la disolución (temperatura de solidificación del disolvente puro menos el incremento): $t_c = 0^{\circ}\text{C} - 1,97^{\circ}\text{C} = -1,97^{\circ}\text{C}$

Ejercicio de aplicación

Calcular el punto de congelación de una solución de 90g de Anticongelante Etilenglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$), en 700 g de agua ($K_c = 1,86^{\circ}\text{C/molal}$).

Presión Osmótica

Numerosos procesos químicos y biológicos dependen de la Ósmosis, el paso selectivo de moléculas del disolvente a través de una membrana porosa desde una disolución diluida hacia una de mayor concentración. Por lo tanto podemos definir que:

La Ósmosis consiste en el paso selectivo de moléculas de un solvente desde un lugar de menor concentración a otro lugar de mayor concentración, a través de una membrana semipermeable.

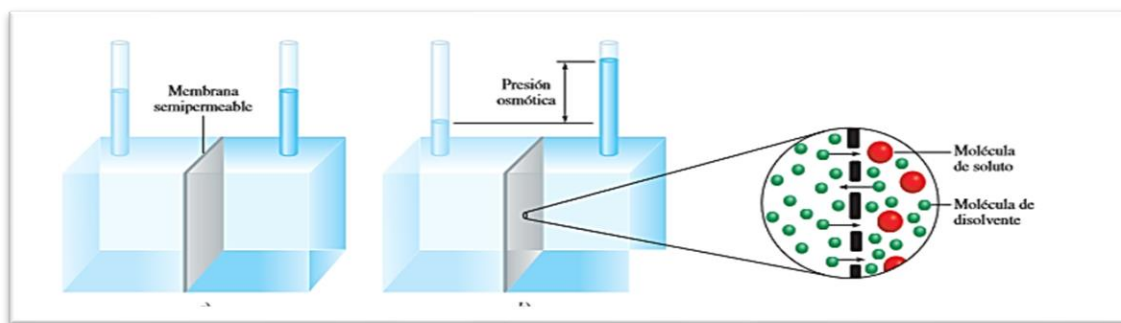


Figura 132. Presión Osmótica

Los dos compartimientos están separados por medio de una membrana semipermeable, que permite el paso de moléculas del disolvente pero impide el paso de moléculas de soluto. Al principio, el nivel de agua en los dos tubos es igual; después de algún tiempo, el nivel del tubo de la derecha empieza a aumentar y continúa elevándose hasta que se alcanza el equilibrio, es decir, hasta que ya no se observa ningún cambio.

La Presión Osmótica (π) es la presión requerida para detener la ósmosis; esta presión depende de la temperatura y de la concentración molar de la solución.

La Presión Osmótica de una disolución está dada por:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

M = Molaridad

R= Constante de los gases (0.082atm.L/K.mol)

T= Temperatura (K)

Ejemplo

1.- La Presión Osmótica promedio del agua de mar, es aproximadamente de 30.0 atm a 25°C. Calcule la concentración molar de una Disolución Acuosa de Sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) que es isotónica con el agua de mar.

Una Disolución de Sacarosa que es isotónica con el agua de mar debe tener la misma presión osmótica, 30.0 atm.

$$\pi = MRT \quad M = \frac{\pi}{RT} \quad M = \frac{30\text{atm}}{(0.082 \text{ atm.L/n.K})(298 \text{ K})} = 1,23 \text{ n/L} \rightarrow \mathbf{1,23 \text{ M}}$$

Ejercicio de aplicación:

Un investigador sintetiza suero para inmunizar animales de experimentación frente a una enfermedad. El suero contiene una proteína X de concentración 0,010 molar a 20°C. Calcular la Presión Osmótica de la disolución.

Importancia de las propiedades coligativas

- Separar los componentes de una solución por un método llamado Destilación Fraccionada.
- Formular y crear mezclas frigoríficas y anticongelantes.
- Determinar masas molares de solutos desconocidos.
- Formular soluciones de nutrientes especiales para regadíos vegetales en general.
- Formular soluciones fisiológicas como sueros.

En la vida cotidiana podemos encontrar algunas de estas propiedades

Uso de anticongelantes para vehículos

En zonas muy frías se agregan anticongelantes como el etilenglicol al agua de los radiadores de los automóviles. Así se evita que se congele el agua en el motor o que se reviente el radiador por el aumento del volumen del agua al solidificarse.



Figura 133. Anticongelantes

Limpieza en carreteras y caminos

Cuando las carreteras se cubren de nieve es necesario espolvorear las capas de hielo con sales como cloruro de sodio o cloruro de Calcio, de modo que disminuya el punto de congelación del agua y así escurra, provocando que no se acumule.



Figura 134. Eliminación de acumulación de hielo

También para eliminar la acumulación de hielo en las alas de los aviones se rocía una mezcla de propilenglicol con agua, dispersado en caliente y altas presiones.

Anticongelantes biológicos

Algunos seres vivos habitantes de zonas muy frías poseen sus propios anticongelantes en el organismo (crioprotector); así pueden sobrevivir a temperaturas muy bajas.



Figura 135. Organismo con propio anticongelante (Oryctes nasicornis)

Consolidar lo aprendido

1.- Un Mol un Soluta ($C_6H_{12}O_6$) se añade a 29 Moles de solvente a $25^{\circ}C$. Si la presión de vapor del solvente puro a $25^{\circ}C$ es 23,8 mmHg, ¿Cuál es la presión de vapor de la solución?

Determinamos la fracción molar del solvente:

$$X_{\text{solvente}} = \frac{\# \text{ moles solvente}}{\# \text{ moles soluto} + \# \text{ moles solvente}} = \frac{29}{1 + 29} = 0,9667$$

Calculamos la presión de vapor de la solución:

$$P_{\text{vsolución}} = P_{\text{vsolventepuro}} \cdot X_{\text{solvente}} = (23,8 \text{ mmHg})(0,9667) = 23,01 \text{ mmHg}$$

2.- A 25°C la presión de vapor del agua es 23,8 mmHg. Disolviendo 10 g de un Soluta No Volátil en 180 g de agua se obtiene una solución con una presión de vapor de 23,5 mmHg. Determinar el peso molecular del soluto.

Determinamos la fracción molar del solvente:

$$P_{\text{solución}} = P_{\text{solventepuro}} \cdot X_{\text{solvente}}$$

Aplicando la ecuación de la Fracción Molar del Solvente, determinamos el Peso Molecular del Soluta:

$$X_{\text{solvente}} = \frac{\# \text{ moles solvente}}{\# \text{ moles soluto} + \# \text{ moles solvente}}$$

$$0,9874 = \frac{\frac{180\text{g}}{18\text{g}}}{\frac{10\text{g}}{\text{PM}} + \frac{180\text{g}}{18\text{g}}} = \text{PM} = 78,37\text{g}$$

3.- Calcular el Punto de Ebullición y de Congelación de una Solución que contienen 20 g de glucosa (C₆H₁₂O₆) y 500 g de agua.

Determinamos la molalidad de la solución:

$$m = \frac{\# \text{ moles Soluta}}{\text{kg de solvente}} = \frac{\frac{20 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}}}{0,5 \text{ kg H}_2\text{O}} = 0,2222 \text{ molal}$$

Calculamos el aumento en la Temperatura de Ebullición y el descenso en la Temperatura de Congelación:

$$\theta_b = K_b \cdot m = (0,514 \frac{^{\circ}\text{C}}{\text{m}})(0,2222\text{m}) = 0,1142 ^{\circ}\text{C}$$

$$\theta_c = K_c \cdot m = (1,86 \frac{^{\circ}\text{C}}{\text{m}})(0,2222\text{m}) = 0,4133 ^{\circ}\text{C}$$

Determinamos la Temperatura de Ebullición y la de Congelación:

$$T_b = 100 + 0,1142 = 100,1142 ^{\circ}\text{C}$$

$$T_c = 0 - 0,4133 = - 0,4133 ^{\circ}\text{C}$$

4.- Determinar la Temperatura de Ebullición y de Congelación de una solución acuosa de Alcohol Metílico al 5% en peso.

En 100 g de una solución al 5% de CH₃OH hay 5 g de CH₃OH y 95 g de H₂O, por lo tanto determinamos la Molalidad de la Solución:

$$m = \frac{\# \text{ moles CH}_3\text{OH}}{\text{kg H}_2\text{O}} = \frac{\frac{5 \text{ g CH}_3\text{OH}}{32 \text{ g/mol}}}{0,095 \text{ kg H}_2\text{O}} = 1,6447 \text{ molal}$$

Determinamos luego el aumento en la Temperatura de Ebullición y el Descenso en el Punto de Congelación:

$$\theta_b = K_b \cdot m = (0,514 \frac{^\circ\text{C}}{m})(1,6447 m) = 0,85 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\theta_c = K_c \cdot m = (1,86 \frac{^\circ\text{C}}{m})(1,6447 m) = 3,06 \text{ }^\circ\text{C}$$

Luego determinamos las temperaturas respectivas:

$$T_b = 100 + 0,85 = 100,85 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_c = 0 - 3,06 = -3,06 \text{ }^\circ\text{C}$$

5.- Calcular la Presión Osmótica a 25°C de una solución de 52,5 g de azúcar, (C₁₂H₂₂O₁₁), y 500 g de agua, si la densidad de la solución es 1,42 g/ml.

Determinamos el Volumen de la Solución, para lo cual calculamos la masa de la solución:

$$\text{g Solución} = 52,5 + 500 = 552,5 \text{ g}$$

Luego calculamos el volumen:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} \rightarrow V = \frac{552,5 \text{ g}}{1,42 \text{ g/ml}} = 389,09 \text{ ml}$$

Calculamos la Molaridad de la solución:

$$M = \frac{\# \text{ moles Solute}}{V \text{ (L) solución}} = \frac{\frac{52,5 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}}}{0,38909 \text{ L}} = 0,3945 \text{ molar}$$

Finalmente, determinamos la Presión Osmótica de la solución:

$$\pi = M \cdot R \cdot T = \left(0,3945 \frac{\text{moles}}{\text{L}}\right) \left(0,08205 \frac{\text{atm L}}{^\circ\text{K mol}}\right) (298^\circ\text{K}) = 9,65 \text{ atm}$$

6.- Una solución preparada al disolver 35 g de un Solute No Volátil en 300 g de agua, tiene una densidad de 1,23 g/ml; si la Presión Osmótica de la solución a 18°C es 12,5 atm. Determinar el Peso Molecular de dicho soluto.

Determinamos la Masa de la Solución:

$$g \text{ Solución} = g \text{ Solute} + g \text{ Solvente}$$

$$g \text{ Solución} = 35 + 300 = 335 \text{ g}$$

Se calcula luego el volumen de la solución:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} \rightarrow V = \frac{335 \text{ g}}{1,23 \text{ g/ml}} = 272,36 \text{ ml}$$

Utilizando la ecuación de la Presión Osmótica, determinamos el peso molecular:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

$$PM = \frac{g \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V} = \frac{(25_g)(0,08205 \text{ atm L/}^\circ\text{K mol})(291^\circ\text{K})}{(12,5 \text{ atm})(0,27236 \text{ L})} = 175,33 \text{ g/mol}$$

Consolidando lo aprendido

Encierre en un círculo la respuesta correcta:

1.- Si al agua hirviendo, se le agrega una cantidad adecuada de sal, es posible observar que esta deja de hervir. Al respecto, ¿Cuál de las siguientes opciones permite explicar este fenómeno?

- A.- Aumento de la solubilidad del Solute en agua
- B.- Descenso Crioscópico de la Solución
- C.- Disminución del Punto de Ebullición del agua
- D.- Aumento del Punto de Ebullición de la solución
- E.- Aumento de la Presión de Vapor del agua

2.- El descenso crioscópico de una disolución, depende de la concentración del soluto expresada en:

- A.- Masa de Solute (g) en una masa de 100 g de solución
- B.- Masa de Solute (g) en un volumen de 100 mL de solución
- C.- Volumen de Solute (mL) en un volumen de 100 mL de solución
- D.- Cantidad de Solute (mol) en una masa de 1 kg de solvente
- E.- Cantidad de Solute (mol) en un volumen de 1 L de solución

3.- En el contexto de las propiedades coligativas de las disoluciones, el descenso del punto de congelación:

- I) Se relaciona directamente con la Constante Crioscópica.
 - II) Es inversamente proporcional a la Concentración Molal del Solute.
 - III) Es numéricamente igual al aumento del punto de ebullición.
- Es (son) correcta(s)

- A) Sólo I.
- B) Sólo II.
- C) Sólo III.
- D) Sólo I y III.
- E) I, II y III.

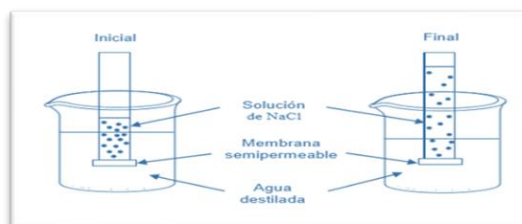
4.- ¿Cuál de estas descripciones NO corresponde a las propiedades coligativas?

- A.- El Punto de Ebullición de una disolución será superior al del disolvente puro
- B.- El Punto de Congelación de una disolución será inferior al del disolvente puro
- C.- La Ósmosis se producirá desde una región de baja concentración de soluto a una región de alta concentración de Solutos
- D.- La Presión de Vapor de una disolución será menor que la del disolvente puro
- E.- La Conductibilidad Eléctrica será mayor a medida que aumenta la concentración de Solutos

5.- Al bajar gradualmente la temperatura, ¿Cuál de las siguientes Disoluciones Acuosas congela a una temperatura más alta?



6.- El esquema representa la situación inicial y final de un sistema compuesto por un tubo que contiene una disolución de NaCl, en cuya base presenta una membrana permeable solo al paso de agua.



Respecto al esquema, es correcto afirmar que:

- I) El volumen de agua que entra al tubo depende de la concentración inicial de la solución de NaCl.
- II) La entrada de agua desde el vaso hacia el tubo ocurre por ósmosis.
- III) En el estado final, la concentración de la solución contenida en el tubo es mayor que la del estado inicial.

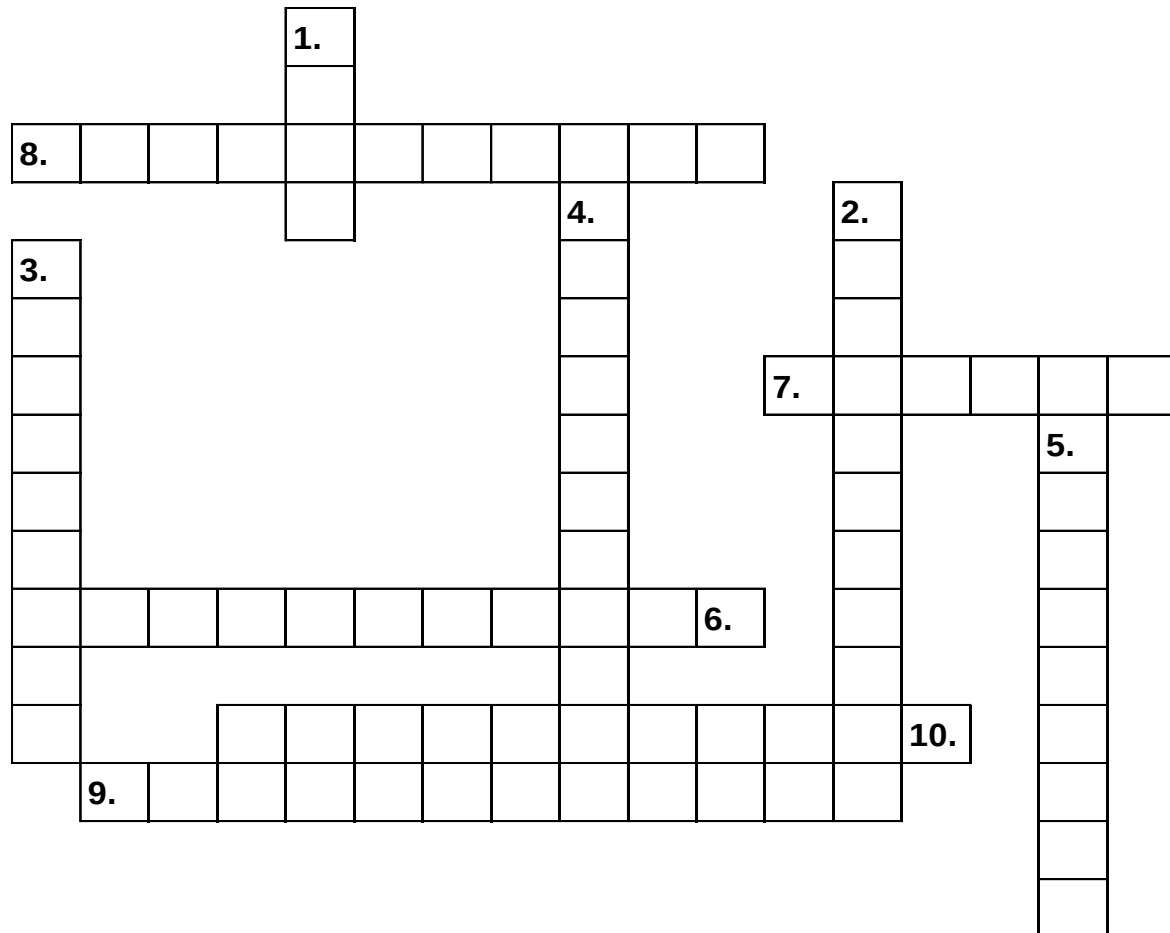
- A.- Sólo I
- B.- Sólo II
- C.- Sólo III
- D.- Sólo I y II
- E.- Sólo II y III

Relacione los conceptos con las definiciones siguientes

- a. Solute
- b. Disolvente
- c. Disolución
- d. Ósmosis
- e. Ebullición
- f. Heterogénea

- g. Mol
- h. Ebullición
- i. Raoult
- j. Coligativas
- k. Crioscópico

Llene el crucigrama con las palabras correctas.



Vertical

1. Para definir lo que es una solución empezaremos con un ejemplo de la vida cotidiana que es mezclar.
2. Las combinaciones físicas se conocen como *mezclas*, las que son de dos tipos: heterogéneas y
3. Las partes de una Solución es el Solute y
4. Existen soluciones sólidas, líquidas y
5. Porcentaje % p/p se conoce como

Horizontal

6. Las unidades químicas son: molaridad, normalidad
7. Unidades de medida de molaridad.
8. Solubilidad en compuestos iónicos
9. Propiedades de una disolución que dependen únicamente de la concentración.
10. Coloides cuyos componentes se encuentran en otros estados de....

Encuentre las siguientes palabras:

1. molaridad	6. volumen	11. coloides
2. normalidad	7. soluto	12. temperatura
3. molalidad	8. solvente	13. solubilidad
4. masa	9. gaseoso	14. Ley de Henry
5. liquido	10. sólido	15. browniano

A	B	S	O	L	U	T	O	G	G	V	G	H	G	F	D	F	S
H	F	T	G	C	Y	U	Q	H	L	H	Y	J	E	P	O	H	O
G	R	R	S	O	H	J	T	O	F	G	B	T	O	L	D	J	B
F	G	F	D	N	G	G	S	L	B	B	N	L	Ñ	I	G	K	R
D	G	K	F	C	R	F	F	K	A	E	V	M	L	S	D	I	E
M	Z	A	Q	E	W	E	R	T	V	Y	U	U	I	O	P	U	S
O	S	A	S	N	X	A	E	L	T	V	I	Y	U	I	O	Y	A
L	I	H	G	T	F	D	O	C	Ñ	D	H	T	R	E	W	T	T
A	D	G	Y	R	K	S	Ñ	O	A	R	S	T	B	X	Z	T	U
L	K	P	I	A	U	H	G	S	F	D	V	R	T	V	P	R	R
I	W	D	V	D	B	M	O	L	A	R	I	D	A	D	S	E	A
D	H	K	T	A	E	R	U	I	P	K	G	S	A	C	D	F	D
A	G	O	Y	S	T	R	W	Q	O	M	L	K	J	H	G	G	A
D	N	L	F	R	A	C	C	I	O	N	M	O	L	A	R	G	S
Q	W	E	R	T	Y	H	J	S	D	A	S	F	G	K	G	G	U
T	Y	U	I	O	P	K	A	J	H	F	D	S	G	G	G	Y	T
B	Z	R	N	O	R	M	A	L	I	D	A	D	D	Q	W	E	R
V	C	X	Z	Ñ	L	K	J	H	G	F	D	S	A	D	P	O	I

Problemas propuestos:

Concentración de soluciones:

a) Unidades físicas:

1. ¿Cuánto peso en gramos se necesita de $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ para preparar 1 litro de Solución que contenga 20 mg de Cr^{+3} por cm^3 de Solución? Resp. 102 g
2. ¿Cuánta solución de Ácido Nítrico Diluido, de densidad $1,11 \text{ g/cm}^3$ y al 19% en peso, contiene 10 g de Ácido Nítrico? Resp. 47 cm^3
3. ¿Cuántos cm^3 de una solución que contiene 40 g de Cloruro de Calcio por litro de solución se necesitan para la reacción con 0,642 g de Carbonato de Sodio puro? Resp. $16,8 \text{ cm}^3$
4. Se pesa Amoníaco Gaseoso por agua, obteniéndose una solución de densidad $0,93 \text{ g/cm}^3$ y que contiene 18,6% en peso de Amoníaco Puro. ¿Cuál es la masa de Amoníaco por cm^3 de solución? Resp. 173 mg
5. Si se tienen 100 cm^3 de agua pura a 4°C . ¿Qué volumen de una solución de Ácido Clorhídrico, de densidad $1,175 \text{ g/cm}^3$ y que contenga 34,4% en peso de Ácido Clorhídrico puro, se puede preparar? Resp. 130 cm^3
6. Se satura una solución de 105 cm^3 de agua pura a 4°C con Amoníaco gaseoso, obteniéndose una solución de densidad $0,90 \text{ g/ml}$ y que contiene 30% en peso de Amoníaco. Encuentre el volumen resultante de la solución de amoniaco y el volumen de Amoniaco gaseoso a 5°C y 775 torr que se utilizó para saturar el agua. Resp. 167 cm^3 , 59 litros
7. ¿Cuánto Cloruro de Bario se necesitará para preparar 250 ml de una solución que tenga la misma concentración de Cloro que una que contiene 3,78 g de Cloruro de Sodio en 100 ml? Resp. 16,8 g BaCl_2
8. Un litro de jugo de frutas pesa 1032 g. La grasa que contiene es un 4% en volumen y posee una densidad de $0,865 \text{ g/ml}$. ¿Cuál es la densidad del jugo? Resp. $1,039 \text{ g/ml}$
9. ¿Cuánta Solución de $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ y cuánta agua se deben pesar para preparar 100 g de una solución al 5% de CaCl_2 ? Resp. 9,9 g; 90,1 g
10. En una Solución de Hidróxido de Potasio de densidad $1,415 \text{ g/ml}$ y que contiene 41,71% de Hidróxido. ¿Qué volumen de la Solución contiene 10 Moles de Hidróxido? Resp. $950,8 \text{ cm}^3$

b) Unidades químicas:

1. Calcular el volumen de Ácido Sulfúrico de densidad $1,827 \text{ g/cm}^3$ y 92,77% en peso que se necesita para preparar 10 litros de Ácido Sulfúrico 3 normal. Resp. $868,2 \text{ cm}^3$
2. ¿Cuánto peso en gramos de soluto se necesitan para preparar 1 litro de solución 1 M de $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$? Resp. 219,1 g
3. ¿Cuál es la Fracción Molar del Solute en una Solución Acuosa 1 Molal? Resp. 0,0177
4. ¿Qué volumen de una solución 0,2 M de $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ contiene 500 mg de Ni^{+2} ? Resp. $42,6 \text{ cm}^3$
5. Calcule la Masa de Permanganato de Potasio que se necesita para preparar 80 cm^3 de Permanganato N/8, cuando este último actúa como agente oxidante en Solución Ácida. Resp. 0,316 g

6. Una Solución Acuosa etiquetada como al 35% de Ácido Perclórico tiene una densidad de 1,251 g/ml. ¿Cuál es la Concentración Molar y la Molalidad de la Solución? Resp. 4,36 M; 5,358 m
7. Se mezcla 1 litro de Ácido Nítrico de densidad 1,380 g/ml y 62,70% con 1 litro de Ácido Nítrico de densidad 1,130 g/ml y 22,38%. Hallar: a) la concentración del ácido resultante en tanto por ciento; b) el volumen de ácido que se forma, y c) su molaridad. La densidad del ácido formado es igual a 1,276 g/cm³. Resp. A) 44,53%; b) 1,967 litros; c) 9,02 M
8. Dada la reacción: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{+2} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{Fe}^{+3} + \text{H}_2\text{O}$. Determinar: a) la normalidad de una solución de Dicromato de Potasio, en la cual 35 ml contienen 3,87 g de Dicromato; b) la normalidad de una solución de Sulfato Ferroso, en la cual 750 cm³ contienen 96,3 g de Sulfato. Resp. A) 2,25 N; b) 0,845 N
9. Determinar la densidad de una solución de Sulfato de Magnesio 3,56 N y del 18% en peso de concentración. Resp. 1,19 g/cm³
10. ¿Cuál es la normalidad de esta solución cuando la cantidad de Hidróxido de Sodio y de agua que se necesitan para preparar 5 litros de una solución al 20%, cuya densidad es 1,219 g/cm³? Resp. 1219 g NaOH y 4876 g H₂O; 6,095 N

Dilución:

1. Una mezcla homogénea contiene 75 mg de Cloruro de Sodio por cm³. ¿A qué grado se debe diluir para obtener una solución de concentración 15 mg de Cloruro de Sodio por cm³?
2. ¿Qué cantidad de una gaseosa hay que evaporar de una tonelada de Ácido Sulfúrico de densidad 1,260 g/ml y 35,03% para obtener un Ácido de densidad 1,490 g/cm³ y 59,24%? Resp. 408,6 kg
3. ¿Cuántos cm³ del volumen de una solución de concentración 100 mg de Co⁺² por ml se necesitan para preparar 1,5 litros de solución con una concentración de 20 mg de Co⁺³ por cm³? Resp. 300 cm³
4. Calcule el volumen aproximado del agua que se debe agregar a 250 ml de una solución 1,25 N para hacerla 0,5 N (despreciando los cambios de volumen). Resp. 375 cm³
5. Determine el volumen de Ácido Nítrico diluido (densidad 1,11 g/ml; 19% en peso de ácido que puede prepararse diluyendo con agua 50 cm³ del ácido concentrado (densidad 1,42 g/ml; 69,8% en peso de ácido). Calcule las Concentraciones Molares y Mólales de los ácidos concentrado y diluido. Resp. 235 ml; 15,7 M y 3,35 M; 36,7 m y 3,72 m
6. ¿Qué volumen de alcohol al 95% en peso (densidad 0,809 g/ml) se debe utilizar para preparar 150 cm³ de alcohol al 30% en peso (densidad 0,957 g/cm³)? Resp. 56 cm³
7. ¿Qué volúmenes de Soluciones de Ácido Clorhídrico 12 N y 3 N se deben mezclar para preparar 1 litro de Solución de Ácido 6 N? Resp. 1/3 litros 12 N; 2/3 litros 3 N

Estequiometría con soluciones:

1. Un modelo de 50 cm³ de solución de Sulfato de Sodio se trata con un exceso de Cloruro de Bario, si el Sulfato de Bario formado pesa 1,756 g. ¿Cuál es la concentración molar de la solución de Sulfato de Sodio? Resp. 0,1505 M
2. Un modelo de 50 cm³ de solución de Hidróxido de Sodio necesita 27,8 ml de ácido 0,1 normal durante la titulación. ¿Cuál es su Normalidad? ¿Cuántos mg de Hidróxido de Sodio hay en cada cm³? Resp. 0,0556 N; 2,22 mg/cm³
3. Se necesitaron exactamente 21 cm³ de ácido 0,80 N para neutralizar por completo 1,12 g de un modelo impuro de Óxido de Calcio. ¿Cuál es la pureza del óxido? Resp. 42%
4. ¿Cuál es la pureza de una solución de Ácido Sulfúrico concentrado (densidad 1,8 g/ml) si 5 cm³ se neutralizan con 84,6 cm³ de Hidróxido de Sodio 2 N? Resp. 92,2%
5. Exactamente 400 ml de una solución Ácida, al actuar sobre un exceso de Zinc, desprendieron 2,430 litros de Hidrógeno Gaseoso medido sobre agua a 21°C y 747,5 torr. ¿Cuál es la Normalidad del Ácido, si la presión de vapor del agua a 21°C es 18,6 torr? Resp. 0,483 N
6. ¿Cuántos gramos de Cobre serán desplazados de una solución de Sulfato Cúprico mediante 2,7 g de Aluminio? Resp. 9,5 g
7. ¿Qué volumen de Solución de Ácido Sulfúrico 1,5 M se necesitan para liberar 185 litros de Hidrógeno gaseoso en condiciones normales, cuando se trata con un exceso de Zinc? Resp. 5,51 litros
8. ¿Cuántos gramos de Cloruro Ferroso se oxidarán con 28 ml de una solución 0,25 N de Dicromato de Potasio en presencia Ácido Clorhídrico? Resp. 0,89 g
9. Una cantidad de Ácido Acético Diluido, cuya densidad es 1 g/ml, se valora con sosa cáustica 0,2 normal de factor 1,028. En la valoración, 20 cm³ del ácido consumen 16,20 cm³ de los álcalis. Hallar la concentración del Ácido Acético. Resp. 1% HC₂H₃O₂
10. ¿Cuántos gramos de Permanganato de Potasio se necesitarán para oxidar 2,40 g de Sulfato Ferroso en presencia de Ácido Sulfúrico? ¿Cuál es el peso equivalente del Permanganato en esta reacción? Resp. 0,50 g; 31,62 g
11. a) ¿Qué volumen de Dicromato de Potasio 0,40 N se necesita para liberar el cloro de 1,20 g Cloruro de Sodio en presencia de Ácido Sulfúrico?
b) ¿cuántos gramos de Dicromato se necesitan?
c) ¿cuántos gramos de Cloro se liberan?
Resp. A) 51 ml; b) 1,01 g; c) 0,73 g
12. Calcular el volumen de Ácido Clorhídrico concentrado de densidad 1,180 g/ml y 36,23% de ácido puro, que ha de reaccionar sobre un exceso de Dióxido de Manganeso para producir el Cloro necesario que al actuar sobre una solución de Hidróxido de Sodio origine 5 litros de solución normal de Hipoclorito de Sodio. Resp. 427 cm³
13. ¿Cuántos mililitros de Yodato de Potasio 0,0257 N se necesitarán para alcanzar el punto final en la oxidación de 34,2 ml Hidracina 0,0416 N en presencia de Ácido Clorhídrico? Resp. 55,4 ml

14. ¿Cuántos gramos de Permanganato de Potasio deberán tomarse para preparar 250 ml de una solución tal que un mililitro sea equivalente a 5 mg de Hierro en forma de Sulfato Ferroso? Resp. 0,707 g
15. ¿Cuál es el peso equivalente de un ácido si 1,243 g del mismo requieren 31,72 cm³ de una base valorada 0,1923 N para ser neutralizados? Resp. 203,8
16. ¿Cuántos litros de Hidrógeno en condiciones normales serán desplazados de 500 cm³ de Ácido Clorhídrico 3,78 N mediante 125 g de Zinc? Resp. 21,2 litros
17. ¿Qué masa de Dióxido de Manganeso se reduce mediante 35 cm³ de una solución 0,16 N de Ácido Oxálico, H₂C₂O₄, en presencia de Ácido Sulfúrico? La reacción del proceso es la siguiente: $\text{MnO}_2 + \text{H}^+ + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Mn}^{+2}$. Resp. 0,2436 g
18. Una muestra de 48,4 cm³ de solución de Ácido Clorhídrico necesitan 1,240 g de Carbonato de Calcio puro para la neutralización completa. Calcular la normalidad del Ácido. Resp. 0,512 N
19. ¿Cuántos cm³ de una solución que contiene 40 g de Cloruro de Calcio por litro se necesitan para la reacción con 0,642 g de Carbonato de Sodio puro? Resp. 16,8 cm³
20. Un modelo de 50 cm³ de solución de Sulfato de Sodio se trata con un exceso de Cloruro de Bario. Si el Sulfato de Bario precipitado es 1,756 g. ¿Cuál es la concentración Molar de la Solución de Sulfato de Sodio? Resp. 0,1505 M
21. Cuántos gramos de Alcohol Etílico, C₂H₅OH, deben agregarse a un litro de agua para que la solución no se congele a -20°C. Resp. 495

VELOCIDAD DE REACCIONES QUÍMICAS Y EQUILIBRIO QUÍMICO

Objetivos

- Identificar los fundamentos de la Cinética Química.
- Determinar e interpretar la constante de equilibrio en diferentes Reacciones Químicas.

Se define la velocidad de una Reacción Química como la cantidad de sustancia formada (si tomamos como referencia un producto) o transformada (si tomamos como referencia un reactivo) por unidad de tiempo.

“La velocidad de reacción es la cantidad de sustancia que reacciona por unidad de tiempo”

Ejemplos:

Tabla 38. Velocidad de reacción.

La oxidación del Hierro bajo condiciones atmosféricas es una reacción lenta que puede tomar muchos años.	La combustión del Butano en un fuego es una reacción que sucede en fracciones de segundo.
 Fe más O ₂	BUTANO + OXÍGENO → DIÓXIDO DE CARBONO + AGUA $2\text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$

La medida de la velocidad de reacción implica la medida de la concentración de uno de los reactivos o productos a lo largo del tiempo, esto es, para medir la velocidad de una reacción necesitamos medir:

- La cantidad de reactivo que desaparece por unidad de tiempo.
- La cantidad de producto que aparece por unidad de tiempo.

La velocidad de reacción se mide en unidades de concentración/tiempo, esto es, en moles/s.

Factores que afectan a la velocidad de una reacción química.

Una Reacción Química se produce mediante colisiones eficaces entre las partículas de los reactivos, por tanto, es fácil deducir que aquellas situaciones o factores que aumenten el número de estas colisiones implicarán una mayor velocidad de reacción.

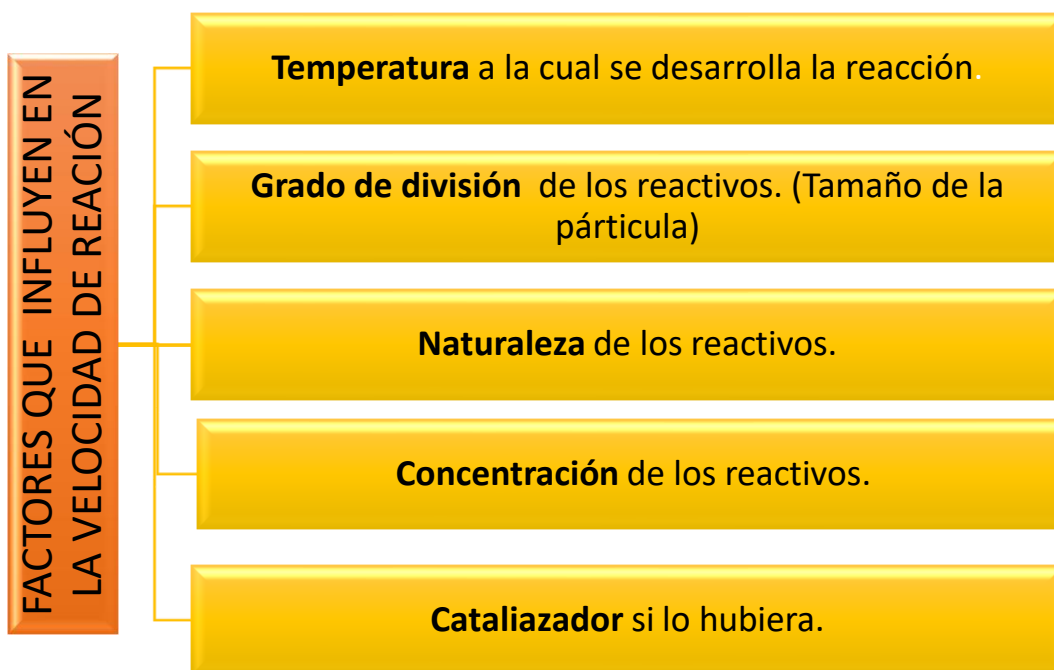


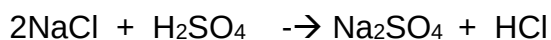
Figura 136. Factores que influyen la velocidad de reacción.

La temperatura.- según la Teoría Cinética, la temperatura aumenta la energía cinética de las moléculas o iones y por consiguiente el movimiento de estos, con lo cual, aumenta la posibilidad de choques entre las moléculas o iones de los reactivos, aumentando la posibilidad de que ocurra la reacción o acelerando una reacción en desarrollo.

Sin embargo, el incremento de la velocidad de la reacción no depende tanto del incremento del número de colisiones, cómo del número de moléculas que han alcanzado la energía de activación.

La velocidad de una reacción crece, en general, con la temperatura, y se duplica, aproximadamente, por cada 10 °C que aumenta la temperatura.

Por ejemplo, el cloruro de sodio reacciona lentamente con el ácido sulfúrico. Si se le proporciona calor aumenta la velocidad de reacción dando sulfato de sodio (Na_2SO_4) y ácido clorhídrico:



Recordemos que los combustibles para ser quemado, primero deben alcanzar su punto de combustión, luego por ser reacciones exotérmicas (liberan calor) la combustión continúa sola.

Grado de división de los reactivos.- el grado máximo de subdivisión hace posible que todas las moléculas reaccionen en cualquier momento; ocurre cuando los reactivos se encuentran en estado gaseoso o en disolución. Por ejemplo el carbón arde más velozmente cuando entre más pequeños sean los pedazos, cuando esta pulverizado genera una explosión.

Naturaleza del reactivo.- las reacciones químicas se ven favorecidas cuando todos los reactivos se encuentran en la misma fase, cuando se cumplen estas condiciones, el contacto con los reactivos es más estrecho, ya que se difunden unos dentro de otros y la reacción se lleva a cabo sin problemas; muchos de los procesos químicos se llevan a cabo entre reactivos en diferente fase (gas con sólido), en estos casos la reacción se lleva a cabo en interfase, esto quiere decir que se lleva a cabo en la superficie de contacto entre ambos reactivos. En estos casos, si la superficie de contacto es pequeña, la velocidad de reacción es pequeña y si la superficie de contacto es grande, favorece la reacción y por consecuencia se incrementa la velocidad.

Así, por ejemplo, si tomamos como referencia la oxidación de los metales, la oxidación del sodio es muy rápida, la de la plata es muy lenta y la velocidad de la oxidación del hierro es intermedia entre las dos anteriores.

Concentración de los reactivos.- dentro de una reacción química, sucede que al aumentar la concentración de uno de los reactivos, se multiplica la velocidad de reacción.

Si los reactivos están en disolución o son gases encerrados en un recipiente, cuanto mayor sea su concentración, más alta será la velocidad de la reacción en la que participen, ya que, al haber más partículas en el mismo espacio, aumentará el número de colisiones. La variación de la velocidad de reacción con los reactivos se expresa, de manera general, en la forma: $v = k [A]^{\alpha} [B]^{\beta}$ donde α y β son exponentes que no coinciden necesariamente con los coeficientes estequiométricos de la reacción general antes considerada. La constante de velocidad k , depende de la temperatura. •

Los catalizadores: son sustancias que facilitan la reacción modificando el mecanismo por el que se desarrolla; en ningún caso el catalizador provoca la reacción química; no varía su calor de reacción. Los catalizadores se añaden en pequeñas cantidades y son muy específicos; es decir, cada catalizador sirve para unas determinadas reacciones. El catalizador se puede recuperar al final de la reacción, puesto que no es reactivo ni participa en la reacción.

Los catalizadores hacen que la reacción transcurra por un camino diferente en que la energía de activación sea otra. Pueden disminuir la energía de activación, entonces la velocidad de la reacción aumenta, se llaman catalizadores positivos; o pueden aumentar la energía de activación, entre estos catalizadores esta la temperatura, las enzimas, el Paladio, Platino, Niquel sustancias como el Dióxido de Manganeso, Cloruro de Aluminio, la luz ultravioleta; entonces la velocidad de la reacción disminuye, se llaman catalizadores negativos o inhibidores, por ejemplo la temperatura, Ácido Cítrico, inhibidores enzimáticos, Clorato de Potasio, Ácido Propanóico el Azufre y sus derivados

La energía de activación es la energía mínima necesaria para iniciar una reacción química, en Química es la energía que necesita un sistema antes de poder iniciar un determinado proceso o la energía mínima necesaria para que se produzca una reacción química. Para que ocurra una reacción entre dos moléculas, éstas deben colisionar en la orientación correcta y poseer una cantidad de energía mínima.

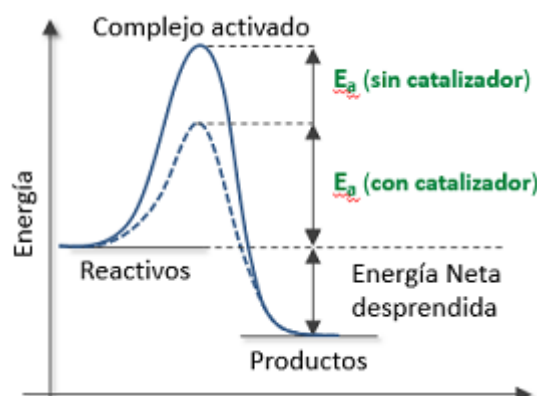


Figura 137. Desarrollo de la reacción.

Teoría de las colisiones

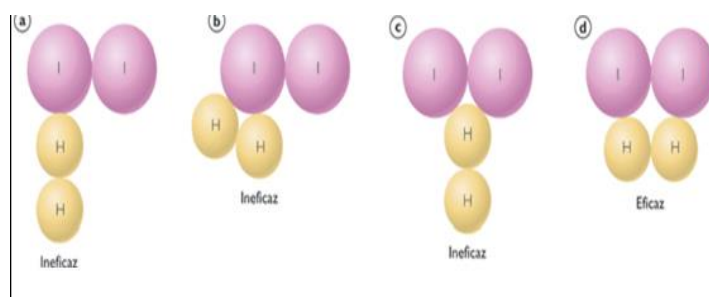


Figura138 Teoría de colisiones (Quiroga Luz, 2017)

1

La teoría de colisiones, propuesta hacia 1920 por Gilbert N. Lewis (1875-1946) y otros químicos, afirma que para que ocurra un cambio químico es necesario que las moléculas de la sustancia o sustancias iniciales entren en contacto mediante

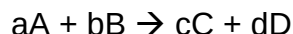
una colisión o choque, no todos los choques son iguales. El choque que provoca la reacción se denomina choque eficaz y debe cumplir estos dos requisitos:

- Que el choque genere la suficiente energía para romper los enlaces entre los átomos.
- Que el choque se realice con la orientación adecuada para formar la nueva molécula.

Los choques que no cumplen estas condiciones y, por tanto, no dan lugar a la reacción, se denominan choques ineficaces. A veces, el paso de reactivo a producto se realiza mediante la formación de un compuesto intermedio o complejo activado que se transformará posteriormente en los productos.

Ecuación de velocidad y constante de velocidad En una reacción, el exponente al que se encuentra elevada la concentración de un reactivo en la ecuación de velocidad se llama orden parcial respecto a ese reactivo. La suma de los órdenes parciales, esto es, la suma de todos los exponentes de la ecuación de velocidad, es el orden total de la reacción.

En general, para una reacción química del tipo:



la expresión de la ecuación de velocidad es: $\text{Velocidad} = k [A]^n [B]^m$

donde n y m se obtienen experimentalmente y representan el orden parcial de la reacción respecto al reactivo A y al reactivo B. La suma $m + n$ determina el orden total de la reacción.

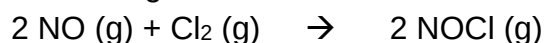
La constante de proporcionalidad se designa con la letra k y se denomina constante de velocidad. Formalmente, es la velocidad de la reacción cuando las concentraciones de todos los reactivos son la unidad.

La constante de velocidad es específica para cada reacción química y depende de la temperatura.

Las unidades de k vienen determinadas por el orden de la reacción y deben adaptarse a la condición de que la velocidad debe expresarse en las unidades $\text{mol/l} \times \text{s}$ (variación de la concentración por unidad de tiempo).

La Relación Matemática que indica la dependencia de la velocidad respecto a las concentraciones de los reactivos se llama ecuación de velocidad y es una expresión que debe determinarse experimentalmente. Ejemplo:

Para la siguiente reacción:



La velocidad de reacción es directamente proporcional a la concentración de Cl_2 y al cuadrado de la concentración de NO . Por ello, la reacción es de primer orden respecto al cloro y de segundo orden respecto al monóxido de nitrógeno.

La ecuación de Velocidad hallada experimentalmente es:

$$\text{Velocidad} = K[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]$$

La velocidad de reacción es directamente proporcional a la concentración de Cl_2 y al cuadrado de la concentración de NO . Por ello, la reacción es de primer orden respecto al cloro y de segundo orden respecto al monóxido de nitrógeno. En una reacción, el exponente al que se encuentra elevada la concentración de un reactivo en la ecuación de velocidad se llama orden parcial respecto a ese reactivo. La suma de los órdenes parciales, es decir, la suma de todos los exponentes de la ecuación de velocidad, es el orden total de la reacción. En el ejemplo, el orden total es 3.

EQUILIBRIO QUÍMICO

El Equilibrio Químico es un estado en el que no se observa cambios a medida que transcurre el tiempo. Por ejemplo, cuando una reacción química ha alcanzado el estado de equilibrio, permanecen constantes las concentraciones de reactivos y de productos. Sin embargo, existe gran actividad en el nivel molecular porque sigue habiendo conversión entre las moléculas de reactivos y productos.

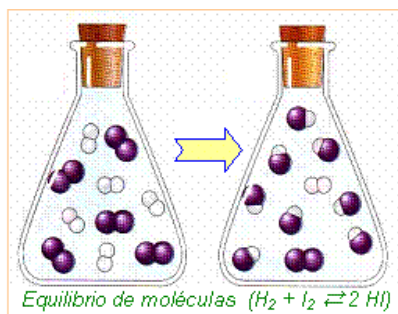


Figura 139. Equilibrio Químico (Aguilera Sebastian, 2018)

Al equilibrio entre dos fases de una misma sustancia, por ejemplo el sistema que contiene agua líquida y vapor, se llama equilibrio físico, porque los cambios que se efectúan son procesos físicos. (Raymond, 2002)

Es una reacción que nunca llega a completarse, pues se produce simultáneamente en ambos sentidos (los reactivos forman productos, y a su vez, éstos forman de nuevo reactivos). Es decir, se trata de un EQUILIBRIO DINÁMICO.

El Equilibrio químico se alcanza cuando la velocidad de las reacciones en ambos sentidos se igualan y las concentraciones de reactivos y productos permanece constante.

Cuando las concentraciones de cada una de las sustancias que intervienen (reactivos o productos) se estabiliza, es decir, se gastan a la misma velocidad que se forman, se llega al EQUILIBRIO QUÍMICO.

¿Por qué se da el equilibrio?

La existencia de las reacciones reversibles es la causa del Equilibrio Químico, no es posible entender este concepto sin comprender el fenómeno de reversibilidad.

¿Qué es una reacción reversible?

Son dos reacciones en las que intervienen los mismos compuestos. Los reactivos de una reacción son los productos de la segunda.

¿Por qué hay reacciones reversibles?

Para que se produzcan reacciones químicas, las moléculas deben chocar o colisionar unas con otras, estos choques pueden unir a más de una molécula o pueden superarla para dar lugar a la molécula inicial. Esta explicación es un acercamiento a la teoría de las colisiones, que es la que mejor describe la causa del porqué de las reacciones reversibles.

¿Cómo son las reacciones reversibles?

Son simultáneas, las dos reacciones se llevan a cabo al mismo tiempo, normalmente una reacción es más rápida que la otra y por eso no se aprecia la simultaneidad ni el equilibrio.

Para la reacción:

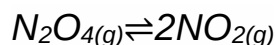


La constante de equilibrio se escribe:

$$K = \frac{(C)^c (D)^d}{(A)^a (B)^b}$$

Equilibrio Homogéneo y Heterogéneo

El equilibrio homogéneo se aplica a las reacciones en las que todas las especies reactivas se encuentran en las mismas fases. Por ejemplo, la disociación del N_2O_4 en fase gaseosa es un equilibrio homogéneo, ocurre en una fase:



Cuando el equilibrio consta de más de una fase (gas y sólido, o líquido y sólido) se considera que el equilibrio es heterogéneo.

Una solución saturada en equilibrio con soluto sin disolver es un ejemplo clásico de equilibrio heterogéneo como en la siguiente Reacción Química:



De acuerdo a la reacción, los dos sólidos y el gas constituyen tres fases distintas, la constante de equilibrio puede expresarse tomando en cuenta solo el gas:

$$K_{eq} = [CO_2]$$

Constante de equilibrio (Kp)

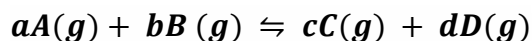
Las constantes de equilibrio se usan para describir la relación entre las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio dada una reacción a cierta temperatura. En general se utiliza el símbolo K o K_c , para representar constantes de equilibrio. Cuando utilizamos el símbolo K_c , el subíndice c indica que todas las concentraciones se expresan en términos de concentración molar, es decir:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{L de solución}}$$

Constante de presión (Kp)

Cuando el componente de una reacción está en fase gas, se puede expresar también la cantidad de esa sustancia en el equilibrio en términos de su presión parcial. Cuando la constante de equilibrio describe gases en términos de la presión parcial, la constante de equilibrio se escribe con el símbolo K_p . El subíndice p representa la presión.

Por ejemplo, la siguiente ecuación general en fase gas balanceada:



En esta ecuación, a moles de reactivo A reaccionan con b moles de reactivo B para dar c moles de producto C y d moles de producto D.

Si se conoce la presión parcial para cada uno de los componentes en el equilibrio, donde la presión parcial de A(g), se abrevia PA, entonces la expresión para Kp, para esta reacción queda como sigue:

$$Kp = \frac{(Pc)^c (Pd)^d}{(PA)^a (PB)^b}$$

Se puede utilizar esta relación para obtener una ecuación que permita convertir directamente entre Kc y Kp a temperatura T, donde R es la constante molar del gas:

$$Kp = Kc (RT)^{\Delta n}$$

El símbolo Δn representa el número de moles de gas en el lado de productos menos el número de moles de gas en el lado de los reactivos, según la ecuación balanceada:

Δn = moles de producto en fase gas – moles de reactivo.

Factores que pueden alterar el estado de Equilibrio Químico

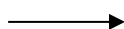
Los más importantes son:

- La temperatura.
- La presión.
- La concentración de los reactivos o productos.

La manera en que estos factores pueden alterar el equilibrio químico se puede predecir cualitativamente según el Principio de Le Chatelier, que establece lo siguiente figura 138:

Si un sistema en equilibrio se somete a un cambio de condiciones, éste se desplazará hacia una nueva posición a fin de contrarrestar el efecto que lo perturbó y recuperar el estado de equilibrio.

LA TEMPERATURA
Una disminución de la temperatura, favorece el sentido exotérmico de la reacción, es decir el desprendimiento de calor.



El calor se debe dar al sistema en el equilibrio para aumentar la temperatura de la misma.

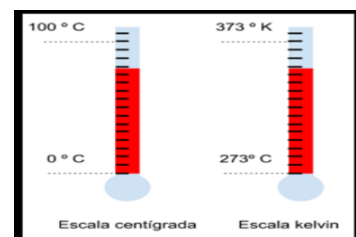


Figura 140. La temperatura en el equilibrio químico

Variación de la Presión y el Volumen

Si aumenta la presión de un sistema gaseoso en equilibrio, disminuye el volumen, entonces el sistema se desplaza hacia donde hay menor número de moles.

Si la presión de un sistema gaseoso en equilibrio disminuye, el volumen aumenta, entonces el sistema se desplaza hacia donde hay mayor número de moles (Cedrón, 2000).

Por ejemplo:

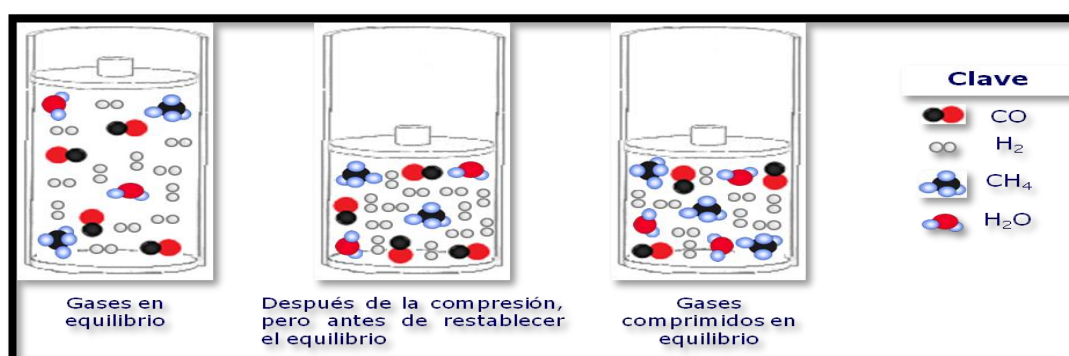


Figura 141. Equilibrio químico de gases

Observamos que al disminuir el volumen del sistema en equilibrio, se incrementa la presión interna, en consecuencia la reacción buscará disminuirla, desplazándose hacia donde haya menor número de moles, por lo tanto se favorece el sentido directo de la reacción, hasta restablecer el estado de equilibrio.

Variación de la Concentración

Cuando aumenta la concentración de una sustancia que se encuentra en un sistema en equilibrio, el sistema se desplazará de modo que utiliza parcialmente la sustancia que se adicionó.

El valor de la constante de equilibrio K no varía.

La disminución de la concentración de una sustancia que se encuentra en un sistema en equilibrio, ocasionará que el sistema se desplace en el sentido que le permita reemplazar parcialmente la sustancia que se removió.

Constante de equilibrio (K_c)

Para una reacción cualquiera ($a A + b B + \dots \rightleftharpoons c C + d D + \dots$) se define la constante de equilibrio (K_c) de la siguiente manera:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Por qué se denomina constante de equilibrio?

Porque se observa que dicho valor es constante (dentro un mismo equilibrio) si se parte de cualquier concentración inicial de reactivo o producto.

Principio de Le Chatelier. Factores que afectan al equilibrio

Cuando una reacción química ha alcanzado el estado de equilibrio químico, las concentraciones de reactivos y productos se mantienen inalteradas de forma indefinida si permanecen fijas las condiciones del sistema.

Pero si se modifica alguna de ellas, el sistema evoluciona hacia un nuevo estado de equilibrio con la consiguiente variación en las cantidades de las sustancias presentes en el equilibrio.

Jacobus Van't Hoff y Henry Le Chatelier estudiaron la influencia que las variaciones de temperatura, de presión y de concentración ejercen sobre el equilibrio químico y observaron que si alguno de estos factores se modifican en un sentido, el sistema tiende a contrarrestar el efecto de esa modificación.

Le Chatelier recogió estas observaciones en el Principio de desplazamiento del equilibrio químico o Principio de Le Chatelier.

Aplicando lo aprendido

1.- Carlos se encuentra en el Laboratorio de Química de su Universidad, toma un recipiente de 2 L en el cual introduce 2.1 moles de CO_2 Y 1.6 moles de H_2 y posteriormente se calienta a una temperatura de 1800°C . Una vez alcanzado el Equilibrio Químico de la mezcla quedan 0.9 moles de CO_2 . Calcule:

- La concentración de cada especie en equilibrio.
- El valor de las constantes K_c y K_p a esta temperatura.

Datos:

2.1 moles de CO₂

1.6 moles de H₂

1800 °C

K_c = ?

K_p = ?

CO ₂	+	H ₂	→	CO	+	H ₂ O
2,1 moles		1,6 moles				
- x		- x		+ x		+ x
2,1 - x = 0,9		1,6 - 1,2 = 0,4		1,2		1,2

$$X = 2,1 - 0,9$$

$$X = 1.2$$

$$\text{CO}_2 = 0.9 / 2L = 0.45 \text{ M.}$$

$$\text{H}_2 = 0.4 / 2L = 0.2 \text{ M}$$

$$\text{CO} = 1.2 / 2L = 0.6 \text{ M}$$

$$\text{H}_2\text{O} = 1.2 / 2L = 0.6 \text{ M}$$

$$K_c = (\text{CO}) (\text{H}_2\text{O}) / (\text{CO}_2) (\text{H}_2)$$

$$K_c = 0.6^2 / 0.45 * 0.2 = 4$$

$$K_p = K_c (RT)^n$$

$$K_p = 4 (0.082 * 2073)^0$$

$$K_p = 4$$

2.- En el Laboratorio de Química un grupo de estudiantes tienen un recipiente de 12 litros en el que se dejan reaccionar Gas de Hidrógeno y Gas de Azufre para obtener Sulfuro de Hidrógeno (H₂S), al final de la reacción se concentran 2.35 moles de H₂, 1.35x 10⁻⁵ moles de S₂ y 8.7 moles H₂S. Calcular la constante de equilibrio para dicha reacción.



12 litros 2.35 moles 1.35x 10⁻⁵ moles 8.7 moles

$$2.35 \text{ moles de H}_2 \quad \text{H}_2 = 2.35 / 12L = 0.19$$

$$1.35 \times 10^{-5} \text{ moles de S}_2 \quad \text{S}_2 = 1.35 \times 10^{-5} / 12L = 1.125 \times 10^{-6}$$

$$8.7 \text{ moles H}_2\text{S} \quad \text{H}_2\text{S} = 8.7 \text{ moles} / 12L = 0.725$$

K_c = Productos/ reactivos

$$K_c = (0.725)^2 / (0.19)^2 (1.125 \times 10^{-6})$$

$$K_c = 0.525 / 0.0361 * 1.125 \times 10^{-6}$$

$$K_c = 1292$$

3.- Dos estudiantes experimentan introduciendo en un recipiente de 3 litros, 3.4 moles de NaOH y 2.3 moles de CO₂, se calienta a una temperatura de 340 °C. Una vez alcanzado el equilibrio en la mezcla quedan 0.5 moles de Hidróxido de Sodio. Calcular:

- La concentración de cada especie en equilibrio.
- El valor de las constantes K_c y K_p a esta temperatura.

Datos:

3 litros

3.4 moles de NaOH

2.3 moles CO₂

340 °C

	NaOH +	CO ₂	→ Na ₂ CO ₃	+ H ₂
Moles iniciales	3,4 moles	2, 3 moles		
Moles reaccionan	-X	- X	+X	+X
Moles equilibrio	3,4 -0,5	2,3 – 2,9	x	x
	X= 2,9	X= 0,6	2,9	2,9

$$\text{NaOH} = 0.5 / 3\text{L} = 0.16 \text{ M}$$

$$K_c = (0.96)^2 / (0.16)^2 * (0.2)$$

$$\text{CO}_2 = 0.6 / 3\text{L} = 0.2 \text{ M}$$

$$k_c = 0.9216 / 5.12 \times 10^{-3}$$

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2.9 / 3\text{L} = 0.96$$

$$K_p = 180 (0.082 * 613 \text{ k})$$

$$\text{H}_2\text{O} = 2.9 / 3\text{L} = 0.96$$

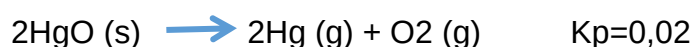
$$K_p = 3.58$$

Equilibrio Heterogéneo

Solo se deben usar los gases

- En un recipiente de 5L se introducen 10g de Oxido de mercurio (II) y se calienta a 400°C y se alcanza el equilibrio:

-Escribimos la Ecuación Química Balanceada



a) Calcule K_c

-Ponemos la fórmula para encontrar K_p

$$K_p = k_c (R \times T)^{\Delta n}$$

-Despejamos kc-

$$0.02 = k_c (0.082 \times 673)^3$$

$$k_c = \frac{0.02}{167959} = 1.19 \times 10^{-7}$$

-Se realiza el cuadro que indica las moles iniciales, que reaccionan y las moles en el equilibrio



Inicio	n	-	-
Cambio	-2x	2x	x
Equilibrio	n-2x	2x	x

$$K_c = \frac{(\text{Hg})^2}{(\text{O}_2)} \text{ g}$$

-Trabajamos solo con gases y con el valor obtenido de kc dividido para su volumen

$$1.19 \times 10^{-7} = \left(\frac{2x}{5}\right)^2 \left(\frac{x}{5}\right)$$

$$1.19 \times 10^{-7} = \frac{4x^3}{125}$$

-Despejamos x-

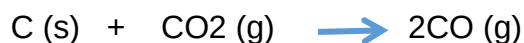
$$\sqrt[3]{\frac{1.48 \times 10^{-5}}{4}} = \sqrt[3]{x^3}$$

$$X = 2.84 \times 10^{-6}$$

2. En la reacción del grafito con CO₂ para dar monóxido de carbono a 5 atm y 800 °C, han reaccionado el 40% del CO₂ en el equilibrio.

Calcular kc y Kp

-Escribimos la ecuación química balanceada



-Se realiza el cuadro que indica las moles iniciales, que reaccionan y las moles en el equilibrio

Inicio	x	-
Cambio	40%n	2x40%
Equilibrio	x-0,4n	0,8n

-Aplicamos fracción molar-

$$X_{CO_2} = \frac{0,6}{0,6+0,8} = 0,43$$

$$X_{CO} = \frac{0,8}{1,4} = 0,57$$

-Procedemos a sacar las presiones parciales del CO₂ y CO-

$$P_p \text{ CO}_2 = P_T \times X_{CO_2} = 5 \times 0,43 = 2,142 \text{ atm}$$

$$P_p \text{ CO} = P_T \times X_{CO} = 5 \times 0,57 = 2,85 \text{ atm}$$

-Con estos valores sacamos K_p-

$$K_p = \frac{(2,85)^2}{2,14} = 3,81$$

-Con el valor de K_p despejamos K_c y obtenemos esta constante -

$$K_p = K_c (R \times T)^{\Delta n} =$$

$$3,81 = K_c (0,082 \times 1073 \text{ } ^\circ K)^1$$

$$K_c = 0,043$$

Aplicaciones del equilibrio químico

- **En la Industria Cervecera**, la Ley de Le Chatelier, es muy usada para determinar el tiempo y la velocidad de la fermentación.
- **En Medicina**, para las operaciones al corazón, se altera el equilibrio químico, disminuyendo así la temperatura a 4°C para que los procesos metabólicos sean más lentos y así minimizar los daños producidos a los tejidos.
- **Botella de agua o de algún refresco**, cuando esta frío ves que le salen unas gotas de agua, esto se produce porque lo frío de la botella entra en contacto de la temperatura ambiental y condensa con el agua y el ambiente.
- **En una piscina**, es el agua la que adquiere la temperatura ambiente por ese equilibrio.
- **Un gas en un recipiente cerrado**, se le pueden adaptar distintos tipos de condensaciones para lograr un equilibrio químico (temperatura, presión, volumen, catalizador).

ÁCIDOS Y BASES

Objetivos

- Identificar compuestos químicos formados por ácidos y bases para relacionarlos con sustancias presentes en los productos y materiales usados en la vida diaria.
- Interpretar el proceso de transferencia de H^+ hidronio entre sustancias en solución acuosa.
- Establecer que las diferencias de comportamiento de las sustancias se deben a su composición o estructura.

Generalidades:

En la antigüedad el vinagre se obtenía de la sidra de la manzana y del vino. Vinagre, significa *acetum*, relacionada muy de cerca con la palabra latina *acidus* (agrio, de donde proviene la palabra *ácido*). Todos los líquidos de sabor agrio contienen ácidos.

Las sustancias químicas que tienen sabor amargo se dice que son básicas o alcalinas. Las sustancias utilizadas en la limpieza contienen con frecuencia ácidos y bases, nuestro organismo también los produce.

Se reconocía a los ácidos en forma general como sustancias que, en solución acuosa presentaban las siguientes propiedades:



Figura 142. Ácidos y bases

Tabla 39. Diferencias entre ácidos y bases

Diferencias	Ácidos	Bases
	Tienen un sabor agrio si se diluyen lo suficiente para poderse probar.	Tienen sabor amargo.
	Hacen que el papel indicador cambie de color, de azul a rojo.	Hacen que el papel indicador cambie de color rojo a azul..
	Reaccionan con los metales activos como el Magnesio, Zinc y Hierro produciendo Hidrógeno Gaseoso.	Son untuosas (resbalosas o jabonosas) al tacto.
	Reaccionan con los Carbonatos y Bicarbonatos, formando Anhídrido Carbónico.	Reaccionan con los ácidos formando sales y agua.
	Reaccionan con las bases formando sales y agua.	
	Conducen la corriente eléctrica, es decir son electrolitos.	Conducen la corriente eléctrica (son electrolitos).

A continuación se muestran algunas sustancias comunes y su ingrediente:

Tabla 40. Sustancias comunes y su composición química

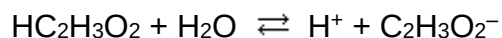
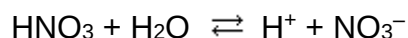
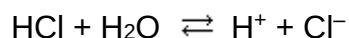
SUSTANCIA	COMPONENTE
ÁCIDOS:	
Acido de batería	Ácido Sulfúrico
Agua carbonatada	Ácido Carbónico
Solución para el lavado de ojos	Ácido Bórico
Conservador de alimentos	Ácido Benzoico
Limón, lima, tomate	Ácido Cítrico
Removedor de óxido	Ácido Fosfórico
Leche agria	Ácido Láctico
Jugo gástrico	Ácido Clorhídrico
Vinagre	Ácido Acético
Vitamina C	Ácido Ascórbico
BASES:	
Limpiador para el drenaje	Hidróxido de Sodio
Leche de magnesia	Hidróxido de Magnesio
Mortero y yeso	Hidróxido de Calcio
Limpiador de ventanas	Solución de Amoníaco

Teorías Acido - Base

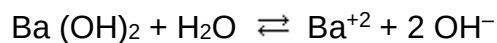
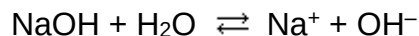
Teoría de Arrhenius:

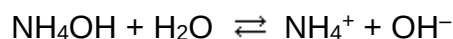
Propuesta alrededor de 1894, y dice:

Ácido: Toda sustancia que en solución acuosa libera iones hidrógeno (H^+):



Base: Toda sustancia que en solución acuosa libera iones dióxido (OH^-):

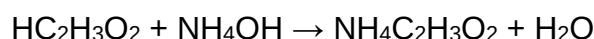
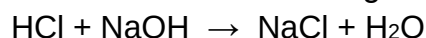
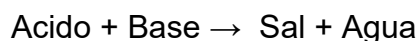




El Ión Hidrógeno (H^+) se considera como protón que en solución acuosa se hidrata y se convierte en ion hidronio (H_3O^+):



De acuerdo con esta teoría, si en solución acuosa, un ácido cede H^+ y una base libera OH^- , la reacción de neutralización se representa de la siguiente manera:



Teoría de Bronsted-Lowry

La definición de Bronsted-Lowry es más general que el concepto de Arrhenius, ya que no se limita a soluciones acuosas. Fue propuesto en 1923, y las definiciones son:

Ácido: Es toda sustancia capaz de ceder iones hidrógeno (H^+) a otra sustancia.

Base: Es toda sustancia capaz de aceptar iones hidrógeno (H^+) de otra sustancia.

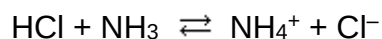
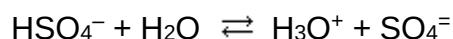
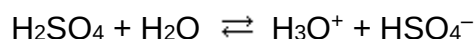
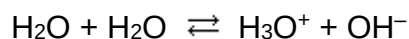
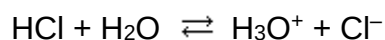


Figura 143. Ejemplo de un producto ácido

Teoría de Lewis

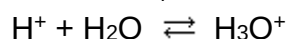
El concepto de ácidos y bases propuesto por Lewis en 1923 es la definición más general e incluye todas las sustancias que son ácidos y bases de acuerdo a los conceptos de Arrhenius y Bronsted-Lowry, las definiciones son:

Ácido: Es una sustancia capaz de aceptar (y compartir) un par electrónico y formar un enlace covalente.

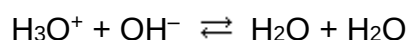
Base: Es una sustancia capaz de ceder (y compartir) un par electrónico y formar un enlace covalente.

De esta manera el concepto de ácido se aplica a ciertas sustancias que sin tener hidrógeno, se comportan como tales y otras que, en ausencia de disolvente, pueden formar sales.

Por lo tanto el ion hidrógeno (H^+) es un ácido puesto que puede aceptar un par de electrones, tal como se muestra en la siguiente reacción:



y el ion hidróxido (OH^-) es una base, puesto que puede ceder un par de electrones, como se muestra en la siguiente reacción:



La reacción entre el Fluoruro de Boro con el Amoníaco es un ejemplo clásico de la teoría de Lewis:

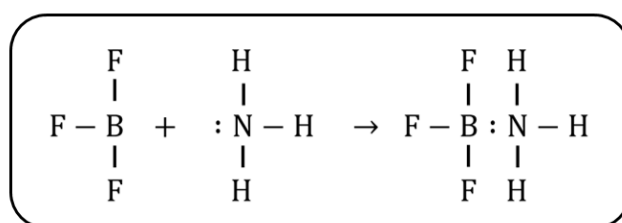


Figura 144. Ejemplo de la teoría de Lewis

Fuerza de los Ácidos y las Bases:

Los ácidos y las bases pueden ser fuertes y débiles.

Ácidos y Bases Fuertes, son aquellas sustancias que al ionizarse lo hacen completamente, son considerados electrolitos fuertes; algunos ácidos y bases fuertes son:

Tabla 41. Sustancias Ácidas y Básicas fuertes.

ÁCIDOS FUERTES	BASES FUERTES
Ácido Clorhídrico, HCl Ácido Bromhídrico, HBr Ácido Iodhídrico, HI Ácido Sulfúrico, H_2SO_4 Ácido Nítrico, HNO_3 Ácido Perclórico, HClO_4	Hidróxido de Sodio, NaOH Hidróxido de Potasio, KOH Hidróxido de Calcio, Ca(OH)_2

Ácidos y bases débiles , son los que se ionizan parcialmente, se consideran electrolitos débiles; algunas de estas sustancias se muestran a continuación:

Tabla 42. Ácidos y Bases debiles

ÁCIDOS DÉBILES	BASES DÉBILES
Ácido Fosfórico, H_3PO_4	Dimetilamina, $(CH_3)_2NH$
Ácido Carbónico, H_2CO_3	Anilina, $C_6H_5NH_2$
Ácido Acético, $HC_2H_3O_2$	Hidróxido de Magnesio, $Mg(OH)_2$
Ácido Cítrico, $C_3H_5(COOH)_3$	Hidróxido de Amonio, NH_4OH
Ácido Láctico, $CH_3CHOHCOOH$	Hidracina, N_2H_4
Ácido Bórico, H_3BO_3	Piridina, C_5H_5N

La fuerza de los ácidos y las bases también se cuantifica si se toma en cuenta la constante de ionización. Para ácidos y bases fuertes la constante es muy grande, mientras que para ácidos y bases débiles es muy baja. A continuación se muestran algunas constantes:

Tabla 43. Constantes de ionización de ácidos

Para ácidos:

ÁCIDO	Ka
$HClO_4$	muy grande
HI	muy grande
HBr	muy grande
HCl	muy grande
HNO_3	muy grande
H_2SO_4	muy grande
HIO_3	0,17
$H_2C_2O_4$	$5,9 \times 10^{-2}$
HNO_2	$4,6 \times 10^{-4}$
HF	$3,5 \times 10^{-4}$
$HC_2H_3O_2$	$1,8 \times 10^{-5}$
H_3BO_3	$7,3 \times 10^{-10}$
HCN	$4,9 \times 10^{-10}$

Tabla 44. Constantes de ionización de bases

BASE	Kb
NaOH	muy grande
KOH	muy grande
LiOH	muy grande
Etiamina, C ₂ H ₅ NH ₂	5,6x10 ⁻⁵
Metilamina, CH ₃ NH ₂	4,2x10 ⁻⁴
NH ₃ , NH ₄ OH	1,8x10 ⁻⁵
Piridina, C ₅ H ₅ N	1,5x10 ⁻⁹
Anilina, C ₆ H ₅ NH ₂	4,2x10 ⁻¹⁰

Para bases:

Auto ionización del agua:

El agua puede actuar como un ácido y como una base, por tanto, es una sustancia anfótera. Cuando reacciona consigo mismo los hace de la siguiente manera:



Figura 145. Auto ionización del agua

También puede auto ionizarse: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Como la ionización del agua es un equilibrio:

$$K_{\text{equilibrio}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Como el agua se encuentra en forma de moléculas no ionizadas, cualquier valor de su grado de ionización influye muy poco en la concentración de las moléculas. Por eso la $[\text{H}_2\text{O}]$ se puede considerar constante, entonces:

$$K_{\text{equilibrio}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Donde el producto: ($K_{\text{equilibrio}}$) ($[\text{H}_2\text{O}]$) se denomina K_w , conocida como **CONSTANTE DEL PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA**:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

A 25°C K_w es igual a 1×10^{-14} , por tanto:

Tabla 45. La temperatura en relación con Kw

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Cuando cambia la temperatura, cambia el valor de Kw; esto podemos observar en la siguiente tabla:

TEMPERATURA (°C)	Kw
0	1,13x10 ⁻¹⁵
10	2,92x10 ⁻¹⁵
25	1,00x10 ⁻¹⁴
37	2.40x10 ⁻¹⁴
45	4,02x10 ⁻¹⁴
60	9,61x10 ⁻¹⁴

De la ecuación anterior podemos concluir que:

- a) Una solución es NEUTRA, si: $[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$
- b) En una solución ÁCIDA, se cumple que: $[H^+] > [OH^-]$
- c) En una solución BÁSICA, se cumple que: $[H^+] < [OH^-]$

WEBGRAFÍA RECOMENDADA

➤ Equilibrio químico

Tema: Reacciones en equilibrio

Video: Khanacademy

<https://bit.ly/2UGUw0Y>

(Khan Academy, 2016)

Khan Academy. (04 de Octubre de 2016). *Reacciones en equilibrio*. Recuperado el 25 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/chemical-equilibrium/equilibrium-constant/v/reactions-in-equilibrium?modal=1>

➤ Unidades constantes de velocidad K

Video: unidades velocidad K (Khanacademy)

<https://bit.ly/2OGOI3K>

(Khan Academy, 2018)

Khan Academy. (25 de Enero de 2018). *Encontrar las unidades de la constante de velocidad k*. Recuperado el 25 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/chemical-kinetics/reaction-rates/v/finding-units-of-rate-constant-k?modal=1>

➤ Cinética química

Video: introducción a la cinética (Khanacademy)

<https://bit.ly/2SA04Ic>

(Khan Academy, 2018)

Khan Academy. (15 de 04 de 2018). *Introducción a la electrólisis*. Recuperado el 29 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/oxidation-reduction/electrolytic-cell/v/introduction-to-electrolysis?modal=1>

➤ **Velocidad de la reacción**

Video: velocidad de la reacción (Khanacademy)

<https://bit.ly/37aIMqg>

(Khan Academy, 2018)

Khan Academy. (25 de Enero de 2018). *Velocidad de reacción*. Recuperado el 25 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/chem-kinetics/reaction-rates/v/rate-of-reaction?modal=1>

➤ **Ley de la velocidad de la reacción**

Video: velocidad de la reacción (Khanacademy)

<https://bit.ly/2Ulwe6L>

(Khan Academy, 2019)

Khan Academy. (25 de Enero de 2019). *Ley de velocidad y orden de reacción*. Recuperado el 20 de Junio de 2019, de <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/chem-kinetics/reaction-rates/v/rate-law-and-reaction-order?modal=1>

EL PH

Determinar el pH de una solución, es determinar cuantitativamente la concentración de iones hidrógeno, $[H^+]$. Sörensen, estableció una expresión matemática que nos indica el grado de acidez de toda solución, que es igual a:

$$pH = -\log[H^+] \rightarrow [H^+] = 10^{-pH}$$



Figura 146. Papel medidor de pH

De la ecuación anterior se puede establecer las siguientes conclusiones:

- a) Una solución es NEUTRA si: $pH = 7$
- b) Una solución es ÁCIDA cuando el $pH < 7$
- c) Una solución es BÁSICA, si $pH > 7$

De donde se puede establecer la siguiente escala de pH:

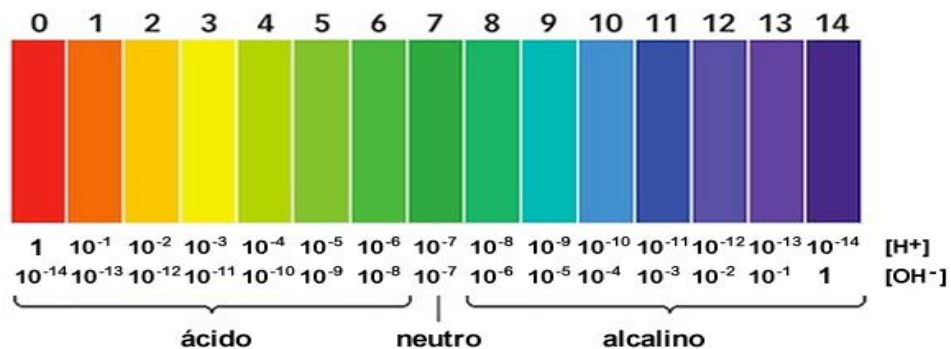


figura 147. Escala de pH

Además se puede usar el pOH, que es igual a:

$$pOH = -\log[OH^-] \rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH}$$

Entre el pH y el pOH, se puede establecer la siguiente relación:

$$pH + pOH = 14$$

A continuación se muestran algunos ejemplos de sustancias con su pH:

Tabla 46. Distintas sustancias y su pH

SOLUCIÓN	pH
HCl 0,10 M	1,0
Jugo gástrico	1,6 – 1,8
Jugo de limón	2,3
Vinagre	2,4 – 3,4
Bebidas gaseosas	2,0 – 4,0
Cerveza	4,0 – 4,5
Leche	6,3 – 6,6
Orina	5,5 – 7,5
Agua de lluvia	5,6
Saliva	6,2 – 7,4
Agua pura	7,0
Sangre	7,35 – 7,45
Clara de huevo	7,6 – 8,0
Bilis	7,8 – 8,6
Leche de magnesia	10,5
Amoníaco doméstico	11
NaOH 0,10 M	13

Soluciones Buffer o Amortiguadoras

También se les denomina soluciones "Buffer" o tampón y son aquellas que se oponen a los cambios de pH, cuando se les adicionan ácidos o álcalis (hidróxidos). su acción se basa principalmente en la absorción de hidrogeniones (H^+) o iones hidroxilo (OH^-). En forma general, una solución amortiguadora está conformada por una mezcla binaria de un ácido débil y una sal del mismo ácido proveniente de base fuerte o también, una base y una sal de esta base proveniente de un ácido fuerte.

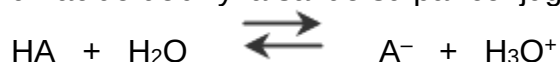
Ejemplo:

- Mezcla de ácido acético y acetato de Sodio
- Hidróxido de amonio y cloruro de amonio

Las soluciones buffer o amortiguadoras son capaces de mantener su pH en valores aproximadamente constantes, aun cuando se agreguen pequeñas cantidades de ácido o base, o se diluya la solución.

Una disolución buffer o amortiguadora se caracteriza por contener simultáneamente una especie débil y su par conjugado:

- un ácido débil y la sal de su par conjugado



- una base débil y la sal de su par conjugado

B + Las soluciones buffer o amortiguadoras son capaces de mantener su pH en valores aproximadamente constantes, aun cuando se agreguen pequeñas cantidades de ácido o base, o se diluya la solución.

Una disolución buffer o amortiguadora se caracteriza por contener simultáneamente una especie débil y su par conjugado:

- un ácido débil y la sal de su par conjugado



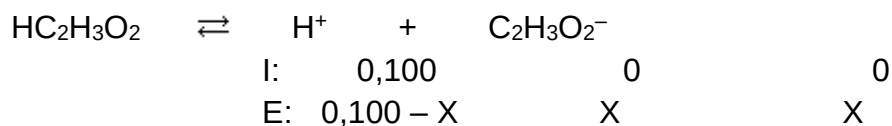
- una base débil y la sal de su par conjugado



Problemas resueltos

1. Calcular la $[H^+]$ y $[OH^-]$ en una solución 0,100M de ácido acético, $HC_2H_3O_2$, cuya constante K_a es $1,75 \times 10^{-5}$.

La reacción de ionización es:



Definiendo la constante de ionización para el ácido acético, tenemos:

$$K_a = \frac{[H^+][C_2H_3O_2^-]}{[HC_2H_3O_2]}$$

Reemplazando datos tenemos:

$$1,75 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0,100 - X}$$

De donde se obtiene la siguiente ecuación de segundo grado:

$$X^2 + 1,75 \times 10^{-5} X - 1,75 \times 10^{-6} = 0$$

Resolviendo esta ecuación, obtenemos los siguientes resultados:

$$X_1 = 1,3142 \times 10^{-3}$$

$$X_2 = -1,3317 \times 10^{-3}$$

Valores de X negativos, no son solución para nuestro problema ya que no podemos hablar de concentraciones negativas, por lo que:

$$X = [H^+] = 1,3142 \times 10^{-3} \text{ moles/litro}$$

Aplicando la constante del producto iónico del agua (K_w), podemos determinar la concentración de iones hidróxido:

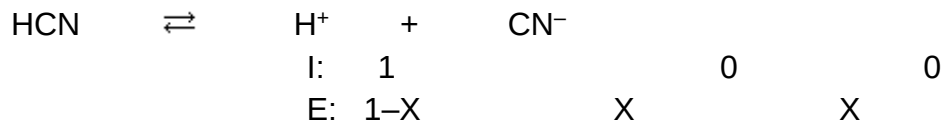
$$K_w = [H^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Despejando $[OH^-]$ y reemplazando datos tenemos:

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,3142 \times 10^{-3}} = 6,6092 \times 10^{-12} \text{ moles/litro}$$

2. Calcular el pH y el porcentaje de ionización de una solución 1M de Ácido Cianhídrico (HCN), si la K_a es $4,8 \times 10^{-10}$.

El HCN se ioniza mediante la siguiente reacción:



Reemplazando datos tenemos:

$$4,8 \times 10^{-10} = \frac{X \cdot X}{1 - X} = \frac{X^2}{1 - X}$$

$$X^2 + 4,8 \times 10^{-10} X - 4,8 \times 10^{-11} = 0$$

$$X = [H^+] = 2,19 \times 10^{-5} \text{ moles/litro}$$

Definiendo el pH, como:

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = -\log (2,19 \times 10^{-5}) = 4,65$$

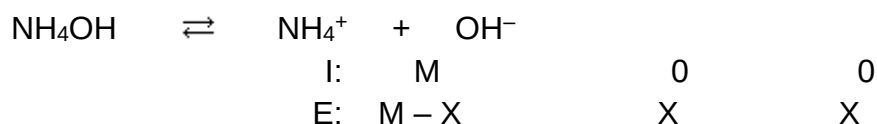
Para calcular el Porcentaje de Ionización, utilizamos la siguiente ecuación:

$$\% \text{ Ionización} = \frac{\text{Concentración Ionizada}}{\text{Concentración Inicial}} \cdot 100$$

$$\% \text{ ionización} = \frac{2,19 \times 10^{-5}}{1} \cdot 100 = 2,19 \times 10^{-3}$$

3. Calcular la molaridad de una solución de Hidróxido de Amonio, NH_4OH , que se encuentra ionizada en un 2%, si su K_b es $1,8 \times 10^{-5}$.

El NH_4OH , se ioniza de la siguiente manera:



De donde:

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{X \cdot X}{M - X} = \frac{X^2}{M - X} \quad (1)$$

$$2 = \frac{X}{M} \cdot 100 \rightarrow M = 50X \quad (2)$$

Entonces, sustituyendo la ecuación (2) en la (1):

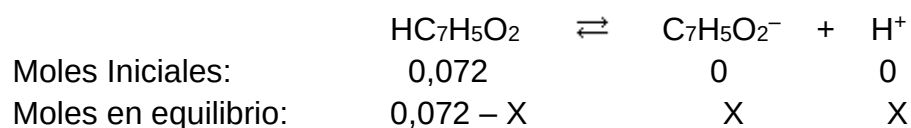
$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{49X}$$

$$X = 8,82 \times 10^{-4}$$

Por lo tanto: $M = 50X \rightarrow M = 0,0441$ moles/litro

4. El pH de una solución de Ácido Benzoico, $\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$, 0,072 M es 2,7. Calcular la K_a de este ácido.

El Ácido Benzoico, se ioniza mediante el siguiente proceso:



Reemplazando datos tenemos:

$$K_a = \frac{X^2}{0,072 - X}$$

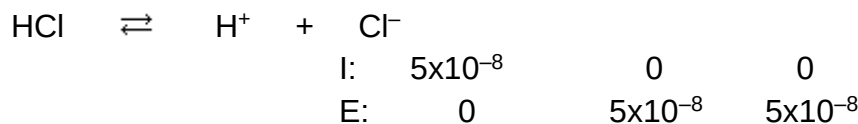
Como el pH es 2,7; entonces: $[\text{H}^+] = X = 10^{-2,7} = 1,9953 \times 10^{-3}$ moles/litro; por tanto:

$$K_a = \frac{(1,9953 \times 10^{-3})^2}{0,072 - 1,9953 \times 10^{-3}}$$

$$K_a = 5,6871 \times 10^{-5}$$

5. Calcular el pH de una solución acuosa de Ácido Clorhídrico de concentración 5×10^{-8} M.

La ionización del HCl es total, como se muestra a continuación:



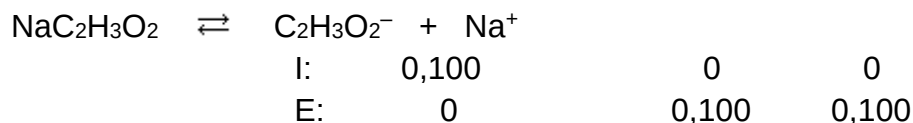
Como es una solución acuosa muy diluida, hay que tomar en cuenta la ionización del agua, que aporta con una $[H^+]$ de 1×10^{-7} moles/litro, por lo tanto:

$$[H^+]_{TOTAL} = 5 \times 10^{-8} + 1 \times 10^{-7} = 1,5 \times 10^{-7} \text{ moles/litro}$$

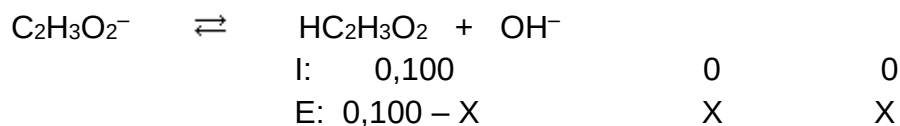
$$\text{Entonces: } pH = -\log(1,5 \times 10^{-7}) \rightarrow pH = 6,82$$

6. Calcular el pH y el % de Hidrólisis de una solución 0,100 M de Acetato de Sodio, $NaC_2H_3O_2$, si K_a del Ácido Acético es $1,75 \times 10^{-5}$.

Consideramos la ionización de la sal:



Tomando en cuenta la Hidrólisis, podemos escribir:



Definiendo la constante de Hidrólisis y calculando su valor, tenemos:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_h = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,75 \times 10^{-5}} = 5,7143 \times 10^{-10}$$

Reemplazando en la ecuación de la hidrólisis, podemos escribir:

$$5,7143 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0,100 - X}$$

De donde obtenemos la ecuación: $X^2 + 5,7143 \times 10^{-10}X - 5,7143 \times 10^{-11} = 0$; que al resolverla se encuentra que $X = 7,5590 \times 10^{-6}$ y que corresponde a $[\text{OH}^-]$.

Por lo que podemos calcular el pOH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log (7,5590 \times 10^{-6}) = 5,12$$

Como: $\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - 5,12 = 8,88$; corresponde a una solución básica ya que el $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ es una sal básica.

El porcentaje de hidrólisis se calcula de la siguiente manera:

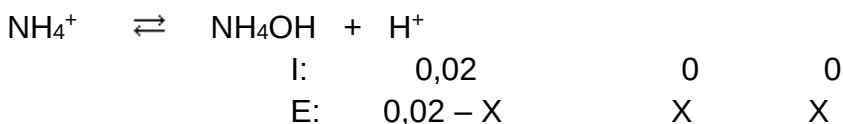
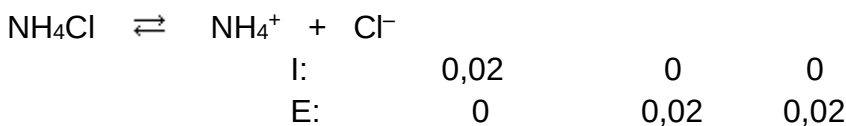
$$\% \text{ Hidrólisis} = \frac{\text{Concentración Hidrolizada}}{\text{Concentración Inicial}} \cdot 100$$

$$\% \text{ Hidrólisis} = \frac{7,5590 \times 10^{-6}}{0,100} \cdot 100$$

$$\% \text{ Hidrólisis} = 7,5590 \times 10^{-3}$$

Calcular el pH y el % de Hidrólisis de una solución 0,02M de Cloruro de Amonio, NH_4Cl , si K_b del Hidróxido de Amonio es $1,8 \times 10^{-5}$.

Las reacciones de ionización e Hidrólisis, se muestran a continuación:



Tomando en cuenta la Hidrólisis, podemos escribir:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Reemplazando datos tenemos:

$$K_h = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,5556 \times 10^{-10}$$

$$5,5556 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0,02 - X}$$

$$X = [H^+] = 3,3330 \times 10^{-6} \text{ moles/litro}$$

De donde:

$$PH = -\log [H^+] = -\log (3,3330 \times 10^{-6}) = 5,47$$

El NH_4Cl es una sal ácida, por lo tanto su pH es ácido.

El porcentaje de Hidrólisis se determina así:

$$\% \text{ Hidrólisis} = \frac{\text{Concentración Hidrolizada}}{\text{Concentración Inicial}} \cdot 100$$

$$\% \text{ Hidrólisis} = \frac{3,3330 \times 10^{-6}}{0,02} \cdot 100$$

$$\% \text{ Hidrólisis} = 0,0167 \%$$

Problemas propuestos

1. Calcular la $[H^+]$ y la $[OH^-]$ en una solución 0,010 N de una base débil que esta ionizada el 1,3%. Cuál es el pH de la solución. Resp. $7,7 \times 10^{-11}$ moles/litro; $1,3 \times 10^{-4}$ moles/litro; 10,11
2. Calcular el pH y el pOH de las soluciones, suponiendo una ionización completa: a) ácido 0,00345 N; b) base 0,00886 N. Resp. a) 2,46 y 11,54; b) 11,95 y 2,05
3. El amoníaco líquido a $-50^\circ C$ se ioniza produciendo NH_4^+ y NH_2^- . Su producto iónico es $[NH_4^+][NH_2^-] = 1 \times 10^{-30}$. ¿Cuántos iones NH_2^- , están presentes por cada mm^3 de amoníaco líquido? Resp. 602 iones
4. Una solución de Ácido Acético, $HC_2H_3O_2$, ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$) esta ionizada en un 1%. Calcular $[H^+]$ de la solución. Resp. $1,8 \times 10^{-3}$ moles/litro

5. ¿Cuál es el porcentaje de ionización de una solución que contiene 100 g de Ácido Acético disuelto en agua para producir 1000 ml de solución? Resp. 0,33%
6. Una solución de Ácido Fórmico, HCO_2H , 0,0010 M, está ionizada en un 34%. Calcular la constante de ionización del ácido. Resp. $1,8 \times 10^{-4}$
7. Calcular K_a para el Ácido Fluorhídrico, HF , si se encuentra ionizado en un 9% en solución 0,10 M. Resp. $8,9 \times 10^{-4}$
8. Calcular el porcentaje de ionización de una solución de Ácido Acético 0,045 M. K_a ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) es $1,75 \times 10^{-5}$. Resp. 2%
9. Una solución de Amoníaco esta ionizada en un 2,5%. Determinar la concentración molar de la solución y el pH. Resp. 0,0273; 10,83
10. Calcular la concentración de una Solución de Acetato de Sodio cuyo pH es 8,97. K_a del Ácido Acético $1,8 \times 10^{-5}$. Resp. 0,18 M
11. Calcular el volumen de una Solución de Amoníaco 0,15 N que se encuentra ionizada 1% y que contiene la misma cantidad de iones OH^- que 0,50 litros de una solución de Hidróxido de Sodio 0,20 N. Resp. 67 litros
12. Una solución 1 M de Metilamina, CH_3NH_2 , tiene un pH de 12,32. Calcular la constante de ionización del ácido. Resp. $4,4 \times 10^{-4}$
13. Calcular el pH y el porcentaje de Hidrólisis que ocurre en una solución de Acetato de Sodio, $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, 1×10^{-3} M. Resp. 7,87; $7,5 \times 10^{-2}\%$
14. Calcular el pH y el porcentaje de Hidrólisis de una solución de Cloruro de Amonio, NH_4Cl , 2×10^{-3} M. Resp. 5,98; $5,3 \times 10^{-2}\%$
15. Calcular la $[\text{H}^+]$, $[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-]$ y $[\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-]$ en una solución que contiene $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ 0,02 M y $\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$ 0,01 M. Las constantes de ionización para el $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ y el $\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$ son respectivamente $1,75 \times 10^{-5}$ y $6,46 \times 10^{-5}$. Resp. 1×10^{-3} ; $3,5 \times 10^{-4}$; $6,5 \times 10^{-4}$
16. El valor de K_w a la temperatura fisiológica de 37°C es $2,4 \times 10^{-14}$. ¿Cuál es el pH en el punto neutro del agua a esta temperatura? Resp. 6,81
17. Una solución 0,25 M de Cloruro de Piridonio, $\text{C}_5\text{H}_6\text{N}^+\text{Cl}^-$ se encontró que tiene un pH de 2,93. ¿Cuál es el valor de K_b para la ionización de la piridina, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$? Resp. $1,8 \times 10^{-9}$
18. Una solución contiene 25 g de Hidróxido de Amonio en 500 ml de solución. ¿Cuál es el pH de la solución a 25°C ? Resp. 11,71
19. Una solución 0,20 M de una sal de NaX tiene un pH de 10,96. Determinar el valor de K_a para el ácido HX . Resp. $2,4 \times 10^{-9}$
20. Una solución 0,18 M del Ácido débil HA tiene un pH de 3,80. Calcular el pH de una solución 0,25 M de la sal NaA . Resp. 10,13

REFERENCIAS

- Brady, J. (1993). *Química Básica: principios y estructura*. México: Editorial Limusa.
- Brescia, F. (1980). *Fundamentos de Química*. México: CECSA.
- Brown, H. Y Lemay, B. (1987). *Química "La ciencia central"*. Mexico: Prentice Hall.
- Bucheli, P. (2001). *Fundamentos de Química 1*. Quito : CIDEE.
- Burns, R. (2003). *Fundamentos de Química*. México: Prentice Hall.
- Daub, W., y Seese, G. (1989). *Química*. México: Prentice-Hall Hispanoamérica S. A.
- Frey, P. (1968). *Química Moderna*. Centro Regional de Ayuda Técnica : Primera Edición en español.
- Frey, P. (1978). *Problemas de química y como resolverlos*. México: Editorial CECSA.
- Gallego, A. (2018). *Química Básica*. España: Editorial Uned
- Garritz, A. (2005). *Química Universitaria*. México: Pearson Universitaria.
- Gray, H., Haight, P., y Gilbert, F. (1996). *Principios Básicos de Química*. España: Reverté
- Ibarz, B. (1982). *Química General*. España: Editorial Marín.
- Lewis, M., y Guy, W. (1995). *Química Razonada*. México: Trillas.
- López, J. (2001). *Problemas de Química*. México: Prentice Hall.
- Martínez, J. (1987). *Química I*. Colombia: Editores PIME.
- Masterton, W., Hurley, C. (2003). *Química Principios y Reacciones*. España: Thomson
- Masterton, W., y Slowinsky, E. (1991). *Química General Superior*. México: McGraw-Hill.
- Mortimer, Ch. (1983). *Química*. México : Grupo Editorial Iberoamérica.
- Peterson, W. (2016). *Nomenclatura de las Sustancias Químicas*. España: Reverté.
- Petrucci, R. (2017). *Química General*. México: Pearson Educación.
- Quiñoá, E., Riguera, R. y Vila, J. (2006). *Nomenclatura y formulación de los compuestos inorgánicos*. España: McGraw Hill.

- Raffino, M. (2019). *Mecánica Cuántica*. Argentina. Edulp
- Raymond, Ch. (2010). *Química*. Bogotá: McGraw-Hill.
- Redmore, F. (1981). *Fundamentos de Química*. México: Prentice Hall.
- Rosenberg, J. (1990). *Química General*. España: McGraw-Hill.
- Shiver, D. y Atkins, P. (2008). *Química Inorgánica*. México: Mc Graw Hill.
- Whitten, K., Davis, R., Peck, L. y Stanley, G. (2014). *Química*. México: Cengage Learning.
- Willis, C. (1995). : Resolución de problemas de Química General. Reverté.
- Wood, J., Keenan, W. y Bull, W. (1974). *Química General*. México: Editorial Harla.
- Zumdahl, S. (1994). *Fundamentos de Química*. México : McGraw-Hill.

FUNDAMENTOS DE QUÍMICA GENERAL CON ENFOQUE UNIVERSITARIO

Las ciencias experimentales nos permiten conocer la naturaleza del mundo que nos rodea, comprender sus transformaciones entendiendo las propias condiciones fisico-químicas de los seres vivos y del planeta.

La tradicional disciplina de la Química forma parte del pensamiento científico que contribuye de manera decisiva al desarrollo en los estudiantes para enfrentar los problemas científicos-tecnológicos.

