



UNIVERSIDAD NACIONAL ABIERTA Y A DISTANCIA
ESCUELA DE CIENCIAS BÁSICAS, TECNOLOGÍA E INGENIERÍA
PROGRAMA CIENCIAS BÁSICAS

201102 – QUÍMICA GENERAL

DANILO LUSBIN ARIZA RUA
Autor

STELLA DIAZ NEIRA
Directora Nacional

MILENA RAQUEL ALCOCER
Acreditadora

BOGOTA
Julio de 2010

ASPECTOS DE PROPIEDAD INTELECTUAL Y VERSIONAMIENTO

El presente módulo fue diseñado en el año 2006 por el Msc. Danilo Lusbín Ariza, docente de la UNAD, y ubicado en el CEAD de Barranquilla, actualmente se desempeña como tutor de la UNAD.

Esta es la primera actualización del módulo realizada por la Química Stella Díaz Neira quien ha sido tutora en el CEAD JAG, de la ciudad de Bogotá desde el año 2001 y se desempeña actualmente como directora del curso a nivel nacional.

Para la presente actualización se recibieron observaciones, sugerencias y aportes del Químico Manuel Lozano Regueiros, el Licenciado en Química Johny Roberto Rodríguez y la Ingeniera Química Alba Janeth Pinzón.

Este mismo año La Ingeniera. Milena Raquel Alcocer, tutora del CEAD Ibagué, apoyó el proceso de revisión de estilo del módulo y dio aportes disciplinares, didácticos y pedagógicos en el proceso de acreditación de material didáctico desarrollado en el mes de Julio de 2009.

INTRODUCCIÓN

Este módulo de química general pretende presentar de una manera concreta los conceptos que se consideran necesarios para el desarrollo del respectivo curso académico en los programas de la Escuela de Ciencias Básicas, Tecnologías e Ingenierías y de la Escuela de Ciencias Agrarias.

El curso académico de Química General tiene 3 (tres) créditos académicos y se inscribe en el campo de formación disciplinar. Es básico para la formación en diversos campos profesionales ya que debe proporcionar los fundamentos conceptuales y prácticos de la disciplina, para la comprensión de sus leyes y sus métodos, a partir de su aplicación en diferentes procesos tecnológicos y en la descripción de fenómenos naturales.

Asimismo el curso pretende propiciar en los estudiantes el desarrollo de habilidades de pensamiento comunicativas y destrezas instrumentales a través del análisis y solución de problemas prácticos en diferentes campos de aplicación de la química para resolver problemas relacionados con el ejercicio de la profesión, su campo de interés y de la vida diaria.

Aunque el objetivo de la química es extremadamente amplio, con el módulo buscamos aprender y comprender los principios generales que rigen el comportamiento de la materia; entender la relación que existe entre su estructura y propiedades y comprender los cambios energéticos que acompañan las transformaciones de los compuestos químicos.

El entendimiento de las anteriores relaciones y transformaciones son importantes para poder contestar preguntas del día a día como por ejemplo: ¿Por qué si se deja una manzana cortada se oscurece con el tiempo? Pero si le agregamos unas gotas de limón ese fenómeno no ocurre? ¿Por qué el cloro blanquea? ¿Por qué las hojas cambian de color en el otoño? ¿Por qué debemos comer alimentos para mantenernos vivos? ¿Cuáles son los mecanismos que los medicamentos lleguen a una célula enferma? Porque pueden aparecer reacciones indeseables cuando el consumo de un producto (en alimentos, agrarias, farmacia) se hace con otras

sustancias? Hay muchos fenómenos sorprendentes, pero la explicación de los mismos, es una fascinación todavía mayor. Por eso se hace necesario entender la relación que existe entre la estructura de la materia y sus propiedades.

El módulo está distribuido en tres unidades:

La primera hace referencia a la estructura de la materia a partir de los átomos y compuestos y a las propiedades de la misma, haciendo énfasis en el estado gaseoso.

En la segunda unidad se estudian las diferentes dispersiones, especialmente las soluciones verdaderas. Se muestran además las propiedades de los coloides y de las suspensiones, también se estudia el equilibrio químico y el pH.

La tercera unidad abarca los cambios químicos y los cálculos estequiométricos de las cantidades de reactantes y productos involucrados en una reacción química.

Se espera que con el estudio del curso académico de química general se proporcionen las bases para el desarrollo de futuros aprendizajes.

INDICE DE CONTENIDO

	Pág.
INTRODUCCION	3
UNIDAD UNO. ESTRUCTURA DE LA MATERIA	11
Capítulo Uno. ELEMENTOS Y COMPUESTOS QUÍMICOS	13
Lección 1. Estructura de los Átomos	13
1.1 Partículas subatómicas	
Lección 2. Configuración Electrónica	16
2.1 Modelo actual del átomo	
2.2 Distribución de los electrones en los estados de Energía	
Lección 3. Tabla Periódica	26
3.1 Elementos representativos	
3.2. Elementos de transición	
3.3 Elementos de Tierras Raras	
Lección 4. Propiedades periódicas de los elementos	32
4.1 Tamaño atómico	
4.2 Potencial de Ionización	
4.3 Afinidad Electrónica	
4.4 Electronegatividad	
Lección 5. Compuestos Químicos. Estructura	35
5.1 Estructuras de Lewis	35
Lección 6. Enlaces Químicos.	38
6.1 Enlaces Intramoleculares	38
6.2 Fuerzas intermoleculares	42
6.3 Propiedades de los enlaces	43
Ejercicios capítulo Uno	44
Capítulo Dos. ESTADOS DE LA MATERIA	47
Lección 7. Teoría Cinético Molecular	47
Lección 8. Estado Sólido	48
8.1 Características de los sólidos	
8.2. Sólidos amorfos y cristalinos	
Lección 9. Estado Liquido	51
9.1 Propiedades de los líquidos	
9.2. Evaporación y Presión de vapor.	
9.3. Aplicaciones en la Industria	

Lección10. Estado Gaseoso	59
10.1 Características de los gases	
Lección 11. Gases ideales	61
11.1 Teoría Cinética Molecular de los gases	
11.2 Leyes de los gases ideales	
11.3 Gases Reales	
Lección 12. Cambios de estado	71
12.1 Calor de transición en los cambios de estado	
12.2 Curva de calentamiento	
Ejercicios capítulo Dos	78
Capítulo Tres. CANTIDAD DE SUSTANCIA	80
Lección 13. Masa atómica y masa molecular	80
13.1 Repaso conceptos	
13.2 Unidades de masa atómica	
13.3 Masa atómica	
13.4 Masa molecular	
Lección 14. Mol y Número de Avogadro	84
Lección 15. Masa Molar	85
15.1 Relaciones entre los conceptos del capítulo 3	
Ejercicios capítulo Tres	88
AUTOEVALUACION UNIDAD UNO	89
Anexo 1 Método Científico	96
Anexo 2 Sistema Internacional de Medidas	99
Anexo 3 Análisis dimensional	103
UNIDAD DOS. MEZCLAS	105
Capítulo Cuatro. SOLUCIONES VERDADERAS	107
Lección 16. Componentes de una solución	107
Lección 17. Clasificación de las Soluciones	108
17.1 Según su estado físico	
17.2 Según su concentración	
Lección 18. Unidades de Concentración. Unidades Físicas	110
18.1 Porcentaje (%) de soluto en la solución	
18.2. Partes por millón (ppm)	
Lección 19. Unidades de Concentración. Unidades Químicas	113
19.1 Molaridad	
19.2 Normalidad	
19.3 Molalidad	
19.4 Fracción Molar	
Lección 20. Propiedades Coligativas de las Soluciones	119

20.1 Presión de Vapor	
20.2 Aumento ebulloscópico	
20.3 Descenso crioscópico	122
20.4 Presión Osmótica	
Ejercicios capítulo Cuatro	124
Capítulo Cinco. SUSPENSIONES Y COLOIDES	125
Lección 21. Suspensiones.	126
21.1 Características Generales de las suspensiones	
21.3. Suspensiones de Importancia Biológica	
Lección 22. Coloides	127
22.1 Clasificación de los coloides	
22.2. Propiedades de los coloides.	
Lección 23. Comparación de las propiedades de las soluciones, coloides y Suspensiones.	131
23.1 Tabla comparativa	
EJERCICIOS CAPITULO CINCO	132
Capítulo Seis. EQUILIBRIO QUÍMICO	133
Lección 24. Generalidades del Equilibrio Químico	133
24.1. Equilibrio homogéneo	
24.2. Equilibrio Heterogéneo	
Lección 25. Constante de Equilibrio	134
25.1 Expresión de la constante de Equilibrio.	
25.2. Aplicaciones de la constante de equilibrio	
Lección 26. Principio de L'Chatelier	137
26.1. Efectos en el cambio de concentración	
26.1. Efectos del cambio de temperatura	
26.2. Efectos del cambio de Presión	
26.3. Efectos en el cambio de catalizador	
Lección 27. Equilibrio Iónico	139
27.1 Electrolitos	
27.2 Definición de Brønsted-lowry de ácido y base	
27.3 Equilibrio ácido base	
Lección 28. Porcentaje de disociación	142
Lección 29. Producto iónico del agua	144
Lección 30. Potencial de Hidrógeno (pH)	145
30.1. Cálculos de pH para ácidos y bases fuertes	
30.2. Cálculos de pH para ácidos y bases débiles	
Ejercicios capítulo Seis	148
AUTOEVALUACION UNIDAD DOS	149
UNIDAD TRES. CAMBIOS QUÍMICOS	152

Capítulo Siete. REACCIONES QUÍMICAS	154
Lección 31 Ecuación química	154
Lección 32 Clasificación de las reacciones	155
32.1 la fórmula molecular de algunos compuestos orgánicos	
32.2 Algunas reacciones químicas de interés	
Lección 33 Leyes Ponderales	157
Lección 34 Balanceo de ecuaciones	160
34.1 Método del ensayo y error	
34.2 Método de oxido reducción	
Ejercicios capítulo Siete	162
Capítulo ocho. OXIDACION – REDUCCION	164
Lección 35 Reacciones de oxido reducción	164
Lección 36 Número de oxidación	165
36.1 Reglas para asignar un número de oxidación	
Lección 37 Oxidación y reducción	167
Lección 38 Balanceo redox por método del cambio del No. de oxidación	170
Lección 39 Balanceo redox por método del ion electrón	172
39.1 En medio ácido	
39.2 en medio básico	
39.3 en medio neutro	
Ejercicios capítulo Ocho	177
Capítulo nueve. ESTEQUIOMETRÍA	179
Lección 40. Relación estequiométrica molar REM	179
40.1 Cálculos estequiométricos utilizando la REM	
Lección 41 Reactivo Límite	182
Lección 42 Pureza de los reactivos	184
Lección 43 Rendimiento de una reacción	185
Lección 44 Cálculos de Estequiometría que involucran gases y soluciones	186
Ejercicios capítulo Nueve	188
AUTOEVALUACION UNIDAD TRES	190
INFORMACION DE RETORNO UNIDAD UNO	193
INFORMACION DE RETORNO UNIDAD DOS	197
INFORMACION DE RETORNO UNIDAD TRES	199
Fuentes documentales	203

LISTADO DE TABLAS

Tabla 1	Números cuánticos	18
Tabla 2.	Configuración electrónica de los átomos de los elementos	20
Tabla 3	Distribución electrónica de los metales alcalinos	27
Tabla 4.	Tabla periódica de los elementos químicos	29
Tabla 5.	Valores aproximados del carácter polar de un enlace.	40
Tabla 6	Comparación de algunas propiedades de soluciones, coloides y suspensiones	131
Tabla 7.	Constante de disociación	141

LISTADO DE GRÁFICOS Y FIGURAS

Figura 1. Región de alta probabilidad para un electrón 1s	17
Figura 2. Forma y orientación de los orbitales.	18
Figura 3. Orden de ocupación de los subniveles de energía.	24
Figura 4. Tamaños relativos de átomos.	33
Figura 5. Variación de las propiedades periódicas	34
Figura 6. Estructuras de Lewis de algunos elementos	35
Figura 7. Enlaces covalentes y iónicos	40
Figura 8. Enlace covalente a) polar b) no polar	40
Figura 9. Enlace metálico	41
Figura 10. Fuerzas intermoleculares en la superficie de un líquido.	52
Figura 11. Menisco formado por fuerzas de adhesión	53
Figura 12. Variación de la presión de vapor con la temperatura	51
Figura 13. Diagrama de fases del agua	56
Figura 14. Cambios de estado	72
Figura 15. Curva de calentamiento Temperatura (°C) vs tiempo.	74
Figura 16. Moléculas	81
Figura 17 Micelas	129

UNIDAD UNO

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

PRESENTACIÓN

Esta unidad comprende tres temas que hacen referencia a la estructura de los elementos y compuestos, los cambios físicos, haciendo énfasis en los gases y la cantidad de sustancia, por lo que contiene tres capítulos:

Capítulo 1. Elementos y Compuestos químicos

Capítulo 2. Estados de la materia

Capítulo 3. Cantidad de sustancia

Los temas de esta unidad son la base para los temas tratados en las otras dos unidades y en otros cursos de los programas de Química, Ingeniería de alimentos, Ingeniería industrial, Agrarias, Zootecnia y afines y Regencia de Farmacia.

Se pretende que los estudiantes comprendan y diferencien los conceptos de átomo, molécula, orbital atómico, estructura electrónica y la relación entre esta y la unión química. Además que aprenda la utilidad y manejo de la tabla periódica, conozcan los estados de la materia, sus cambios y el calor involucrado en ellos y entiendan los conceptos de mol y masa molar.

CAPITULO UNO: ELEMENTOS Y COMPUESTOS QUÍMICOS

Objetivos

En este capítulo se pretende que el estudiante comprenda la estructura del átomo, sus partes y distribución de los electrones en él. Además que entienda como se forman las moléculas comprendiendo la teoría de enlace., diferencie los elementos de los compuestos y las propiedades de estos últimos dependiendo del tipo de enlace. Comprender los criterios utilizados para la clasificación de los elementos en la tabla periódica y las propiedades periódicas de los elementos. Aprender a dibujar la fórmula electrónica de los elementos utilizando la notación de Lewis.

Nota: En las diferentes lecciones se presentan ejemplos resueltos y al final de algunas de ellas se presentan autoevaluaciones con sus respuestas para que practiquen sobre los temas correspondientes.

Lección 1: Estructura de los Átomos

La idea principal de una de las teorías más antiguas de la historia de las ciencias, establece que toda sustancia se puede dividir solo hasta que se obtengan las partículas más pequeñas posibles. Esta idea fue propuesta por el filósofo griego Demócrito (460 AC – 370 AC), quien llamó a las partículas átomos (del griego ατομοξ), es decir sin división. Los postulados de Demócrito no recibieron reconocimiento, sino hasta el siglo 18, cuando los químicos comenzaron a explicar los resultados experimentales de sus trabajos utilizando el concepto de átomo. El inglés John Dalton (1766 - 1844) formuló en el año 1808 la teoría atómica. Los principales postulados de esta teoría son:

- ◆ Todas las sustancias (materia) están compuestas de átomos, partículas indivisibles que no pueden ser creadas ni destruidas.
- ◆ Los átomos de un mismo elemento son totalmente idénticos, es decir, poseen la misma masa y carga. Los átomos de elementos diferentes tienen masas también diferentes.
- ◆ Los átomos permanecen sin división, aún cuando se combinen en las reacciones químicas.
- ◆ Cuando se combinan los átomos para formar compuestos, estos guardan relaciones simples.
- ◆ Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.

- ◆ Los átomos de dos o más elementos distintos se unen para formar compuestos químicos.

En el siglo 19 la teoría de Dalton fue aceptada por la comunidad científica, lo que avivó el interés en el estudio de la estructura atómica. Fue así como se logró el descubrimiento de las partículas subatómicas, que permitió que diversos científicos¹ propusieran modelos atómicos que pretendían explicar el comportamiento de la materia. Todos estos descubrimientos llevaron al declive la teoría atómica de Dalton¹

1.1 Partículas Subatómicas

Los elementos químicos están constituidos por una sola clase de átomos. Ejemplo, hierro, cobre, sodio y otros. Estos elementos se representan mediante símbolos derivados de su nombre latino.

Elemento	Nombre latino	Símbolo	Elemento	Nombre latino	Símbolo
Antimonio	Stibium	Sb	Mercurio	Hydrargyrum	Hg
Azufre	Sulphur	S	Oro	Aurum	Au
Cobre	Cuprum	Cu	Plata	Argentum	Ag
Escandio	Scandium	Sc	Plomo	Plumbum	Pb
Estaño	Stannum	Sn	Potasio	Kalium	K
Fósforo	Phosphorus	P	Sodio	Natrium	Na
Hierro	Ferrum	Fe	Torio	Thorium	Th

Los átomos de los elementos químicos están compuestos por muchas partículas subatómicas, como: protones, neutrones y electrones, entre otras. En este curso, la atención se centra en las tres partículas mencionadas anteriormente.

¹ El desarrollo histórico de los modelos atómicos se puede consultar en las respectivas fuentes documentales citadas en la guía didáctica.

Características de las partículas subatómicas

Partículas	Símbolo	Carga eléctrica relativa	Masa
Electrón	e ⁻	Negativa (-1)	9.110 x 10 ⁻³¹ Kg.
Protón	p	Positiva (+1)	1,673 . 10 ⁻²⁷ kg.
Neutrón	n	No posee (0)	1,673. 10 ⁻²⁷ Kg.

El número atómico (Z) de un elemento químico es igual al número de protones de su núcleo. En un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones.

El número másico (A) (ó masa atómica) de un átomo es la suma de la cantidad de protones y neutrones en su núcleo. Éste número depende de los isótopos del elemento en la naturaleza.

A (número másico) = **Z** (cantidad de protones)+ **N** (cantidad de neutrones). Los átomos de un mismo elemento que tienen diferentes números másicos se llaman **isótopos** (se amplía sobre este tema en el capítulo 3 de esta unidad).

Se representa al átomo con el símbolo del elemento que le corresponde; a la izquierda y arriba del símbolo se escribe el número másico (A) y a la izquierda y abajo se coloca el número atómico (Z).



Ejemplo 1.1



Significa que el átomo de carbono tiene 6 protones y 12- 6 = 6 neutrones.

El número de protones en el núcleo (Z) es invariable, es por esto que cuando un átomo pierde o gana electrones que tienen carga negativa, queda cargado positiva o negativamente, convirtiéndose en un **ión**, el cual se llama catión si su carga es positiva o anión si es negativa.

Son cationes: H⁺, Al³⁺, Ca²⁺ y

Aniones: Cl⁻, NO₃⁻, S²⁻, entre otros.

Ver la siguiente página interactiva. <http://www.educaplus.org/play-85-Part%C3%ADculas-de-los-%C3%A1tomos-e-iones.html>

Lección 2: Configuración Electrónica

De acuerdo a la teoría ondulatoria de la luz, los fenómenos de interferencia y difracción de la luz se pueden comprender si se conocen las leyes de propagación de las ondas. Otras propiedades de la luz como el espectro de rayas de los elementos y el efecto fotoeléctrico se explican a partir de la teoría corpuscular de la luz. Esa dualidad de la naturaleza de la luz llevó, en 1924, a Louis De Broglie a proponer que los electrones podrían tener propiedades ondulatorias. Mucho antes Max Planck había postulado que las ondas luminosas se componían de partículas. En un intento de unificar las dos posturas, De Broglie propuso que la longitud de onda λ para una partícula de masa m que se mueve con una velocidad v , se determina con la siguiente ecuación:

$$\lambda = h/mv$$

λ - propiedad del movimiento ondulatorio.

v - propiedad del movimiento de la partícula.

h - constante, igual a $6.63 \cdot 10^{-34}$

A partir de esta ecuación, los modelos atómicos existentes en la época se volvieron insatisfactorios.

Una particularidad surgida de la teoría propuesta por De Broglie, fue la imposibilidad de medir simultáneamente la velocidad del electrón y su posición. Este postulado, propuesto por Heisenberg, se denomina principio de incertidumbre.

2.1 Modelo actual del átomo

El modelo actual del átomo, es el resumen de las conclusiones de los trabajos de: Heisenberg, Schrödinger, De Broglie y Dirac entre otros.

Durante la primera mitad del siglo 20 los trabajos de los físicos teóricos, Heisenberg, De Broglie, y Schrödinger ayudaron a desarrollar la teoría de la estructura atómica basada en la mecánica ondulatoria. Esta teoría considera los electrones como ondas cuya trayectoria alrededor del núcleo no es posible conocer. Se postula entonces la "probabilidad" de encontrar el electrón alrededor del núcleo. Si bien no se puede conocer la trayectoria de los electrones, si se pueden determinar, mediante la ecuación de Schrödinger, regiones espaciales donde es más probable encontrarlos.

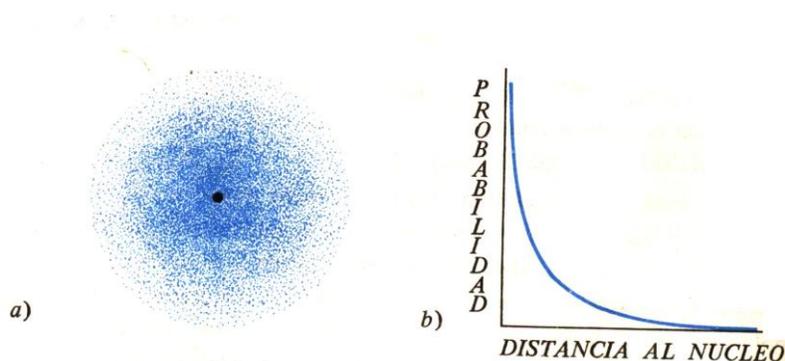


Figura 1. Región de alta probabilidad para un electrón 1s. A mayor sombreado mayor probabilidad, b. Gráfica de probabilidad contra distancia al núcleo.

Los resultados de la mecánica ondulatoria ó cuántica llevaron a la conclusión que los tratamientos matemáticos de la mecánica clásica, que son adecuados para sistemas macroscópicos, no se cumplen al aplicarlos a sistemas submicroscópicos, como es el caso de los electrones.

La resolución matemática de la ecuación de Schrödinger conduce a la aparición de tres números cuánticos:

El primero de ellos se denomina número cuántico principal, n , e indica la distancia más probable del núcleo hasta el electrón. Es un número positivo que puede tomar valores de 1, 2, 3 etc. El número cuántico principal designa los principales niveles de energía de un orbital. El segundo es el número cuántico secundario ó momento angular l . Determina la forma de los orbitales, indica el subnivel y puede tomar valores desde 0 hasta $n - 1$. El número máximo de electrones en un subnivel está dado por $2(2l + 1)$.

El tercer número cuántico, representado por m_l , llamado número cuántico magnético, describe la dirección en la que se proyecta el orbital en el espacio. Puede tomar valores así: $-l, (-l + 1), \dots, (l-1), \dots, (+1)$. Por ejemplo para $l = 0, m = 0$, si $l = 1, m$ puede tomar tres valores, $m = -1, m = 0, m = +1$. Si $l = 2 m$ puede tomar cinco valores. $m = -2, m = -1, m = 0, m = +1, m = +2$.

Tabla .1 combinaciones permitidas de números cuánticos para $n = 1$ hasta 3

No. cuántico principal n	No cuántico de momento angular; l	No. cuántico de momento magnético m_l	Tipo de orbital	
1	0	0	1 s	
2	0	0	2s	
	1	- 1	$2p_x$	
		0	$2p_y$	
+ 1		$2p_z$		
3	0	0	3s	
	1	- 1	$3p_x$	
		0	$3p_y$	
		+ 1	$3p_z$	
	2	-2	-2	3d
			- 1	3d
			0	3d
			+ 1	3d
			+ 1	3d
+ 2			3d	

En las Figs. 2a y 2b se ilustra la forma y orientación de los orbitales.

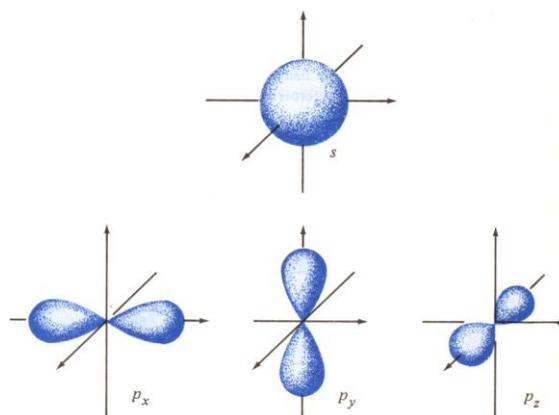


Figura 2a Forma y orientación de los orbitales s y p.

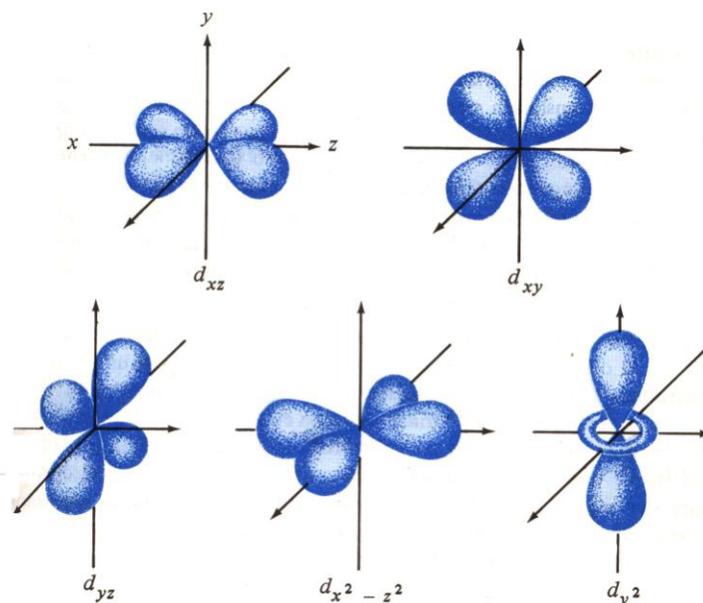


Figura 2b Forma y orientación de los orbitales d.

En estudios posteriores sobre el paramagnetismo surgió la necesidad de introducir un nuevo número cuántico, *el spin* (m_s), para diferenciar dos electrones que se pueden encontrar en un mismo orbital s. De acuerdo con las soluciones de la ecuación de *Schrödinger*, m_s puede tomar dos únicos valores: $+1/2$ ó $-1/2$, según el giro del electrón.

Simulación de los orbitales

Principio de Exclusión de Pauli

El Principio de exclusión de Pauli dice que no pueden existir dos electrones en un mismo átomo con los cuatro números cuánticos iguales. Este principio implica que no puede haber más de dos electrones en cada orbital; y si existen dos electrones en el mismo orbital, deben tener al menos el número cuántico del spin diferente (es decir $+1/2$ y $-1/2$), es decir los spines de esos electrones son opuestos.

2.2 Distribución de los electrones en los diferentes estados de energía

La energía de un electrón depende tanto del nivel como del subnivel en el cual se encuentra. El siguiente cuadro muestra la relación de los números cuánticos con la estructura atómica.

Número cuántico principal (nivel de energía, n)	Número cuántico de momento angular (orbital, l) n subniveles	Número cuántico de momento magnético, m_l (número de orientaciones de los orbitales por subniveles)	Número de orbitales por nivel de energía. (n^2)	Número de electrones por subnivel.	Número de electrones por nivel de energía. ($2n^2$)
1	s	1	1	2	2
2	s p	1 3	4	2 6	8
3	s p d	1 3 5	9	2 6 10	18
4	s p d f	1 3 5 7	16	2 6 10 14	32

La distribución de los electrones en los diferentes niveles y subniveles de energía se muestran en la siguiente tabla:

Tabla 2. Configuración electrónica de los átomos de los elementos

Grupo o nivel		K		L			M			N				O				P				Q
Subgrupo		1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f	7s		
Número atómico y símbolo																						
1	H	1																				
2	He	2																				
3	Li	2	1																			
4	Be	2	2																			
5	B	2	2	1																		

6	C	2	2	2				
7	N	2	2	3				
8	O	2	2	4				
9	F	2	2	5				
10	Ne	2	2	6				
11	Na	2	2	6	1			
12	Mg				2			
13	Al				2	1		
14	Si	10 electrones			2	2		
15	P				2	3		
16	S				2	4		
17	Cl				2	5		
18	Ar	2	2	6	2	6		
19	K	2	2	6	2	6	1	
20	Ca						2	
21	Sc					1	2	
22	Ti					2	2	
23	V					3	2	
24	Cr					5	1	
25	Mn					5	2	
26	Fe					6	2	
27	Co	18 lectrones				7	2	
28	Ni					8	2	
29	Cu					10	1	
30	Zn					10	2	
31	Ga					10	2	1
32	Ge					10	2	2
33	As					10	2	3
34	Se					10	2	4
35	Br					10	2	5
36	Kr	2	2	6	2	6	10	2
37	Rb	2	2	6	2	6	10	2
38	Sr							2

39	Y										1	2									
40	Zr										2	2									
41	Nb										4	1									
42	Mo										5	1									
43	Tc										5	2									
44	Ru				36 electrones									7	1						
45	Rh										8	1									
46	Pd										10	0									
47	Ag										10	1									
48	Cd										10	2									
49	In										10	2	1								
50	Sn										10	2	2								
51	Sb										10	3	2								
52	Te										10	4	2								
53	I										10	5	2								
54	Xe	2	2	6	2	6	10	2	6	10	6	2									
55	Cs	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	6		1							
56	Ba										2	6		2							
Grupo o nivel		K	L			M			N				O				P				Q
Subgrupo		1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f	7s	
Número atómico y símbolo																					
57	La											2	6	1		2					
58	Ce										1	2	6	1		2					
59	Pr										3	2	6			2					
60	Nd										4	2	6			2					
61	Pm										5	2	6			2					
62	Sm										6	2	6			2					
63	Eu										7	2	6			2					
64	Gd										7	2	6	1		2					
65	Tb										9	2	6	1		2					
66	Dy										10	2	6			2					
67	Ho										11	2	6			2					

68	<i>Er</i>									12	2	6		2				
69	<i>Tm</i>									13	2	6		2				
70	<i>Yb</i>			<i>46 electrones</i>						14	2	6		2				
71	<i>Lu</i>									14	2	6	1	2				
72	<i>Hf</i>									14	2	6	2	2				
73	<i>Ta</i>									14	2	6	3	2				
74	<i>W</i>									14	2	6	4	2				
75	<i>Re</i>									14	2	6	5	2				
76	<i>Os</i>									14	2	6	6	2				
77	<i>Ir</i>									14	2	6	7	2				
78	<i>Pt</i>									14	2	6	9	1				
79	<i>Au</i>									14	2	6	10	1				
80	<i>Hg</i>									14	2	6	10	2				
81	<i>Tl</i>									14	2	6	10	2	1			
82	<i>Pb</i>									14	2	6	10	2	2			
83	<i>Bi</i>									14	2	6	10	2	3			
84	<i>Po</i>									14	2	6	10	2	4			
85	<i>At</i>									14	2	6	10	2	5			
86	<i>Rn</i>	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6		
87	<i>Fr</i>	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	1	
88	<i>Ra</i>													2	6	2		
89	<i>Ac</i>													2	6	1	2	
90	<i>Th</i>													2	6	2	2	
91	<i>Pa</i>												2	2	6	1	2	
92	<i>U</i>												3	2	6	1	2	
93	<i>No</i>												4	2	6	1	2	
94	<i>Pu</i>												6	2	6		2	
95	<i>Am</i>													7	2	6	2	
96	<i>Cm</i>													7	2	6	1	2
97	<i>Bk</i>													9	2	6	2	2
98	<i>Cf</i>													10	2	6	1	2
99	<i>Es</i>													11	2	6		2
100	<i>Fm</i>													12	2	6		2

101	Md					13	2	6		2
102	No					14	2	6		2
103	Lr					14	2	6	1	2
104	Rf					14	2	6	2	2
105	Db					14	2	6	3	2
106	Sg					14	2	6	4	2
107	Bh					14	2	6	5	2
108	Hs					14	2	6	6	2
109	Mt					14	2	6	7	2

Con el propósito de facilitar la distribución de los electrones en los niveles y subniveles es conveniente tener en cuenta las siguientes reglas:

1. Los electrones ocupan primero los subniveles de más baja energía siguiendo el orden indicado en la figura 3.

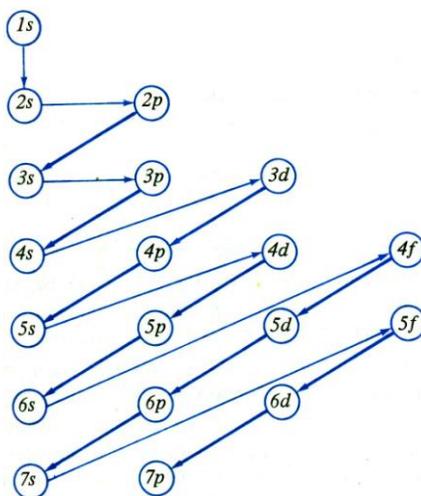


Fig. 3a. Orden de ocupación de los subniveles de energía.

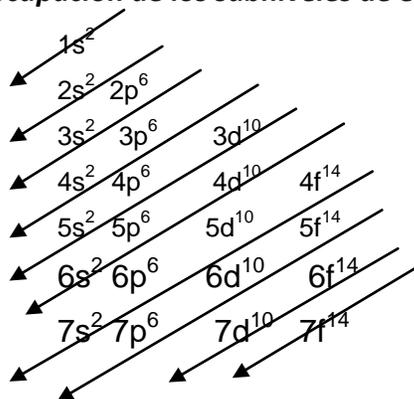


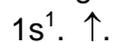
Fig. 3b. Distribución electrónica por niveles y subniveles de energías.

2. Los electrones llenan de uno en uno los orbitales vacíos de un subnivel determinado. Cuando los orbitales se ocupan con un electrón, los restantes electrones, si los hay, formarán parejas con los distribuidos anteriormente.

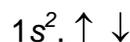
El anterior enunciado constituye la Regla de Hund, que indica que el estado de mínima energía, en los orbitales de un subnivel, es aquel en el cual es posible colocar un máximo de electrones con el mismo espín. En otras palabras, los electrones con igual spin, ocupan los orbitales de uno en uno. Si están presentes electrones con espín contrario en orbitales diferentes tenderán a aparearse produciendo un estado más energético y menos probable.

Ejemplo 1.2

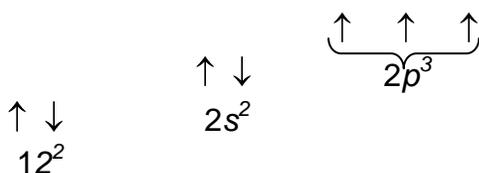
El átomo de hidrógeno posee un electrón que ocupará el subnivel de más baja energía, o sea el 1s. La distribución electrónica del hidrógeno será:



El número 1 indica el nivel en el cual está situado el electrón. La letra describe el subnivel correspondiente y por último, en forma de exponente se indica el número de electrones presentes en él. El siguiente elemento, Helio tiene dos electrones, que pueden aparearse en el orbital 1s cuyo número máximo de electrones es 2. La distribución electrónica del helio será:



Para el átomo de nitrógeno, que tiene 7 electrones, cuatro de ellos ocuparán por parejas (apareados), los subniveles 1s y 2s, los tres restantes (desapareados, con spines iguales) ocuparán los tres orbitales del siguiente subnivel, el 2p; quedando entonces con cinco electrones (llamados **electrones de valencia**), en el nivel más externo.



Si observamos el nitrógeno tiene cinco electrones en el nivel más externo. Estos son sus **electrones de valencia**. Para cualquier átomo los electrones de valencia son los electrones del último nivel.

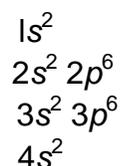
El siguiente cuadro muestra la distribución electrónica de los 10 primeros elementos.

<i>Elemento</i>	<i>Número atómico</i>	<i>Distribución electrónica.</i>	<i>Número de electrones desapareados.</i>
H	1	1s ¹	1
He	2	1s ²	0
Li	3	1s ² 2s ¹	1
Be	4	1s ² 2s ²	0
B	5	1s ² 2s ² 2p ¹	1
C	6	1s ² 2s ² 2p ²	2
N	7	1s ² 2s ² 2p ³	3
O	8	1s ² 2s ² 2p ⁴	2
F	9	1s ² 2s ² 2p ⁵	1
Ne	10	1s ² 2s ² 2p ⁶	0

Ejemplo 1.3

Realizar la distribución electrónica del elemento con número atómico 20.

Solución: De acuerdo al diagrama de las Figuras 3a y 3b, la distribución electrónica será:



Ver la siguiente página interactiva:

<http://www.educaplus.org/play-73-Configuración-electrónica.html>

Lección 3: Tabla Periódica de los Elementos

Un paso importante en el desarrollo de la química lo constituyó la organización de numerosas observaciones en el comportamiento de los elementos químicos. Entre muchos intentos realizados, el más importante fue un esquema de organización de los elementos con base en sus pesos atómicos, propuesto por el químico ruso Dimitri Mendeleev. Este esquema constituye en la actualidad la **Tabla periódica de los elementos químicos**.

La tabla periódica.

Es probablemente la herramienta más importante de la química. En ella, los elementos químicos están organizados, actualmente, según la carga del núcleo. Esta organización permite enunciar la ley periódica así: "*Las propiedades químicas y físicas de los elementos son función periódica de sus números atómicos*".

Esta ley significa que cuando se ordenan los elementos por sus números atómicos en forma ascendente, aparecen grupos de ellos con propiedades químicas similares y propiedades físicas que varían periódicamente.

Ver la Tabla periódica en: <http://personal1.iddeo.es/romeroa/latabla/index.htm>

La tabla periódica está organizada en columnas (grupos) y filas (periodos) que permiten establecer una relación entre la distribución electrónica de los elementos y su lugar en la tabla periódica. Los grupos son las columnas verticales de la tabla, constituidos por elementos que manifiestan propiedades físicas y químicas similares.

Por ejemplo, al realizar la distribución electrónica de los elementos del primer grupo (primera columna) se puede observar que la terminación electrónica es idéntica para ellos. Se puede notar que todas terminan en s^1 . Esta familia está formada por los elementos litio (Li), sodio (Na), potasio (K), rubidio (Rb) y cesio (Cs), llamada de los **metales alcalinos**, los cuales en general son sólidos a 0°C que funden por debajo de 200°C , de color plateado y con propiedades metálicas como poseer buena conductividad del calor y la electricidad, ser maleables, dúctiles y oxidarse fácilmente al aire; reaccionan violentamente con el agua para formar hidróxidos.

Desde el punto de vista farmacéutico, los compuestos que tienen sodio por tener menor tamaño, permiten incluir más unidades por gramo además de que tienen una mayor capacidad de hidratación, aunque las sales que tienen potasio se disuelven mejor en solventes orgánicos. Además, el sodio es un catión de líquidos extracelulares, en tanto que el potasio lo es de líquidos intracelulares.

Tabla 3. Distribución electrónica de los metales alcalinos

3Li	$1s^2 2s^1$
11Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
19K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
37Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$
55Cs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1 5p^6 6s^1$
87Fr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^1$

Los elementos con distribución electrónica terminada en s^2 constituyen otro grupo con propiedades similares y se llaman **alcalino-térreos**. Está constituido por los elementos berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba) y radio (Ra), los cuales presentan propiedades metálicas, color plateado gris, se combinan con el oxígeno para formar óxidos y con los halógenos para formar sales, las cuales tienen importancia desde el punto de vista farmacológico ya que por ejemplo las del magnesio se usan como antiácidos, en tanto que el hidróxido y el sulfato de este elemento son catárticos y el último es además anticonvulsivo o antiinflamatorio aplicado tópicamente. El calcio se utiliza ampliamente como reemplazo del sodio en caso de hipertensión.

Otras familias son:

- El grupo del Boro, con distribución electrónica terminada en s^2p^1 .
- El grupo del Carbono, con distribución electrónica terminada en s^2p^2 .
- El grupo del Nitrógeno, con distribución electrónica terminada en s^2p^3 .
- El grupo del Oxígeno, con distribución electrónica terminada en s^2p^4 .
- Los Halógenos, con distribución electrónica terminada en s^2p^5 , de los cuales, las sales de flúor como el fluoruro de sodio y el fluoruro estannoso se usan como profiláctico dental. El cloro se usa ampliamente ya que los cloruros de sodio, potasio y calcio se usan para reponer iones electrolíticos, el cloruro de amonio es expectorante y el hipoclorito de sodio desinfectante y desodorante. El clorato de potasio forma parte de coluportorios bucales, duchas vaginales y otras preparaciones limpiadoras locales. El bromo es cáustico y germicida poderoso aunque de muy difícil uso, en tanto que el ión bromuro es un depresivo de dosificación muy precisa. El yodo se usa en soluciones mezclado con su sal de potasio como desinfectante, y para regular el funcionamiento de la tiroides (hipertiroidismo).
- Finalmente Los gases nobles con distribución electrónica terminada s^2p^6

Los ocho grupos anteriores se conocen como **elementos representativos**.

Para la mayoría de los elementos el número de su grupo está determinado por el número de electrones de valencia.

Además, se puede observar que existen otras dos series de elementos, la primera de las cuales tiene una distribución electrónica ordenada terminada en ds ; se reparten en 10 grupos y se llaman **elementos de transición**. La segunda serie tiene una distribución electrónica ordenada termina en fs , distribuidos en 14 grupos

Tabla 4. Tabla periódica de los elementos químicos

Período	Grupo																	
	1											13	14	15	16	17	18	
1	1 H Hidrógeno																	2 He Helio
2	3 Li Litio	4 Be Berilio											5 B Boro	6 C Carbono	7 N Nitrógeno	8 O Oxígeno	9 F Flúor	10 Ne Neón
3	11 Na Sodio	12 Mg Magnesio											13 Al Aluminio	14 Si Silicio	15 P Fósforo	16 S Azufre	17 Cl Cloro	18 Ar Argón
4	19 K Potasio	20 Ca Calcio	21 Sc Escandio	22 Ti Titanio	23 V Vanadio	24 Cr Cromo	25 Mn Manganeso	26 Fe Hierro	27 Co Cobalto	28 Ni Níquel	29 Cu Cobre	30 Zn Zinc	31 Ga Galio	32 Ge Germanio	33 As Arsénico	34 Se Selenio	35 Br Bromo	36 Kr Criptón
5	37 Rb Rubidio	38 Sr Estroncio	39 Y Itrio	40 Zr Circonio	41 Nb Niobio	42 Mo Molibdeno	43 Tc Tecnecio	44 Ru Rutenio	45 Rh Rodio	46 Pd Paladio	47 Ag Plata	48 Cd Cadmio	49 In Indio	50 Sn Estaño	51 Sb Antimonio	52 Te Teluro	53 I Yodo	54 Xe Xenón
6	55 Cs Cesio	56 Ba Bario	57 La Lantano	72 Hf Hafnio	73 Ta Tántalo	74 W Volframio	75 Re Renio	76 Os Osmio	77 Ir Iridio	78 Pt Platino	79 Au Oro	80 Hg Mercurio	81 Tl Talio	82 Pb Plomo	83 Bi Bismuto	84 Po Polonio	85 At Astatio	86 Rn Radón
7	87 Fr Francio	88 Ra Radio	89 Ac Actinio	104 Rf Rutherfordio	105 Db Dubnio	106 Sg Seaborgio	107 Bh Bohrio	108 Hs Hassio	109 Mt Meitnerio	110 Uun Ununnilio	111 Uuu Ununnilio	112 Uub Ununbicio	114 Uuq Ununquadio		116 Uuh Ununhexio		118 Uuo Ununoctio	

Lantánidos	6	58 Ce Cerio	59 Pr Praseodimio	60 Nd Neodimio	61 Pm Promecio	62 Sm Samario	63 Eu Europio	64 Gd Gadolinio	65 Tb Terbio	66 Dy Disproscio	67 Ho Holmio	68 Er Erbio	69 Tm Tulio	70 Yb Iterbio	71 Lu Lutecio
Actínidos	7	90 Th Torio	91 Pa Protactinio	92 U Uranio	93 Np Neptunio	94 Pu Plutonio	95 Am Americio	96 Cm Curio	97 Bk Berkelio	98 Cf Californio	99 Es Einstenio	100 Fm Fermio	101 Md Mendelevio	102 No Nobelio	103 Lr Laurencio

Notas:
 [Color Verde] Metales [Color Amarillo] Metaloides [Color Rosa] No metales [Color Gris] Gases nobles (1) Base en peso atómico carbono de 12 () indica el más estable o el de isótopo más conocido.

y se conocen como **elementos de tierras raras** ó **elementos de transición interna**.

En la tabla periódica se puede observar que en forma horizontal se obtienen conjuntos de elementos que presentan el mismo número de niveles ocupados con electrones, constituyendo cada conjunto, **un período**.

El primer período lo forman los elementos hidrogeno, *H* y helio, *He*. El segundo periodo está conformado por ocho elementos: *Li*, *Be*, *B*, *C*, *N*, *O*, *F* y *Ne*, el tercero por ocho, el cuarto por diez y ocho, etc. En el primer período se llena el nivel uno, en el segundo el nivel 2 y así sucesivamente.

Algunos elementos como *Cr*, *Cu*, *Ag*, *Au*, etc. presentan una aparente irregularidad en la distribución electrónica, pero este comportamiento se explica en base a la **regla de Hund** que dice "Los elementos tienden, cuando es posible a poseer un subnivel *d* ó *f* semi ó completo, lo que produce mayor estabilidad".

Es importante señalar que los elementos químicos dentro de la tabla periódica también se clasifican de acuerdo a algunas propiedades físicas, como es el caso

del carácter metálico que puedan poseer o no. Existen elementos metálicos, no metálicos y metaloides.

En la tabla periódica los elementos de cada grupo se localizan de la siguiente manera:

3.1. Elementos Representativos: los elementos representativos se caracterizan porque su distribución electrónica termina en *sp* ó *ps* y están ubicados en ocho **grupos ó familias**.

Las familias representativas son designadas con la letra A y un número romano igual al número de electrones de valencia, que resultan de sumar los electrones que hay en los subniveles *s* ó *s* y *p* del último nivel.

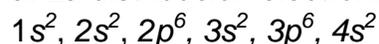
El período, en el cual se localiza un elemento representativo, lo da el último nivel de la distribución electrónica, o sea el mayor valor del número cuántico principal.

Ejemplo 1.4

Localice en la tabla periódica los elementos cuyos números atómicos son respectivamente 20 y 35.

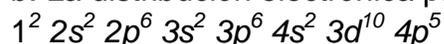
Solución:

a. La distribución electrónica para el elemento con $z = 20$ es:



En esta distribución electrónica se observa que último nivel electrónico es 4, es decir el elemento pertenece al periodo 4; también se observa que en el último nivel solo hay electrones en *4s* porque el *4p* no está ocupado con electrones; o sea que la suma es $2 + 0 = 2$ y por lo tanto, el elemento es del grupo IIA. Es representativo porque su distribución electrónica termina en *s*.

b. La distribución electrónica para el elemento con $z = 35$ es



Ordenándola de acuerdo a los niveles ocupados queda:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ como se puede observar el último nivel es 4; lo que proporciona el período.

El grupo se puede hallar sumando los electrones en *s* y *p* del último nivel; o sea $2+5 = 7$; el elemento es del grupo VIIA, y es representativo porque su distribución electrónica termina en *sp*.

3.2 Elementos de Transición: Están constituidos por todos los elementos cuya configuración electrónica ordenada ascendientemente según el valor de n tiene como penúltimo el subnivel ocupado con electrones el d .

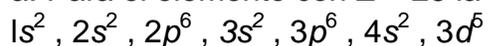
Las familias de transición se designan con la letra B y un número romano que resulta de sumar los electrones de los últimos subniveles d y s , del penúltimo y del último nivel respectivamente. Si la suma es 3, 4, 5, 6, 7 el grupo es respectivamente IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB. Si la suma es 8, 9 ó 10 el grupo es VIIIB primera, segunda o tercera columna respectivamente. Y si la suma es 11 ó 12 el grupo es IB y IIB respectivamente. El período se determina también por el último nivel en la distribución electrónica.

Ejemplo 1.5

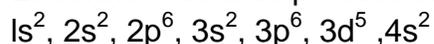
Localice en la tabla periódica los elementos cuyos números atómicos son respectivamente 25 y 26.

Solución:

a. Para el elemento con $Z = 25$ la distribución electrónica es:

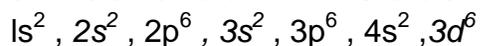


En forma ordenada por niveles será:

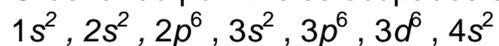


Si se observa el penúltimo subnivel ocupado es $3d$. El elemento es de transición y su último nivel es 4 por lo tanto pertenece al periodo 4. Para hallar el grupo se suman los electrones de los subniveles $3d$ y $4s$; es decir a $5 + 2 = 7$; por lo tanto, corresponde al grupo VIIB.

a. El elemento con $Z = 26$ la distribución electrónica es:



Ordenando por niveles ocupados es:



Como se puede observar, el elemento es de transición porque el penúltimo subnivel ocupado en la distribución electrónica ordenada es el $3d$. El período en el cual se localiza el elemento es el 4 por ser el valor del último nivel en la distribución electrónica.

Para hallar el grupo se suman los electrones de los subniveles $3d$ y $4s$; o sea, $6 + 2 = 8$; corresponde, por lo tanto, al grupo VIIIB.

3.3 Los elementos de tierras raras: Son todos aquellos elementos en cuya configuración electrónica ordenada, el penúltimo subnivel es $4f$ o $5f$.

Los elementos de transición interna se colocan aparte en la tabla periódica en dos grupos o series de elementos; la primera serie comienza con el elemento que sigue al lantano y por eso se llama **serie lantánida**. La distribución electrónica ordenada de esta serie termina en $4f 6s$.

La segunda serie comienza con el elemento que sigue al actinio, en el periodo y por eso se llama **serie actínida**, constituida por los elementos cuya configuración electrónica ordenada termina en $5f 7s$. La serie **lantánida** corresponde al período 6 y la actínida al período 7 de la tabla periódica.

Lección 4: Propiedades Periódicas de los elementos

Existe una serie de propiedades en los elementos que varían regularmente en la tabla periódica y que se denominan propiedades periódicas. Esto es, se repite un patrón particular de propiedades a medida que aumenta el número atómico. Entre ellas se encuentran: la densidad, el punto de ebullición, el punto de fusión, la energía de enlace, el tamaño atómico, el potencial de ionización, la afinidad electrónica y la electronegatividad, entre otras.

Ver tabla periódica y propiedades periódicas en:

<http://tablaperiodica.educaplus.org/>

4.1 Tamaño atómico. Una propiedad de los elementos que muestra una relación periódica es el tamaño de sus átomos. En general, el radio atómico disminuye de izquierda a derecha en un mismo periodo (por ejemplo del litio al flúor). En los grupos el radio atómico aumenta a medida que aumenta el número atómico. Observe la variación periódica de los tamaños relativos de los átomos, en la figura 4.

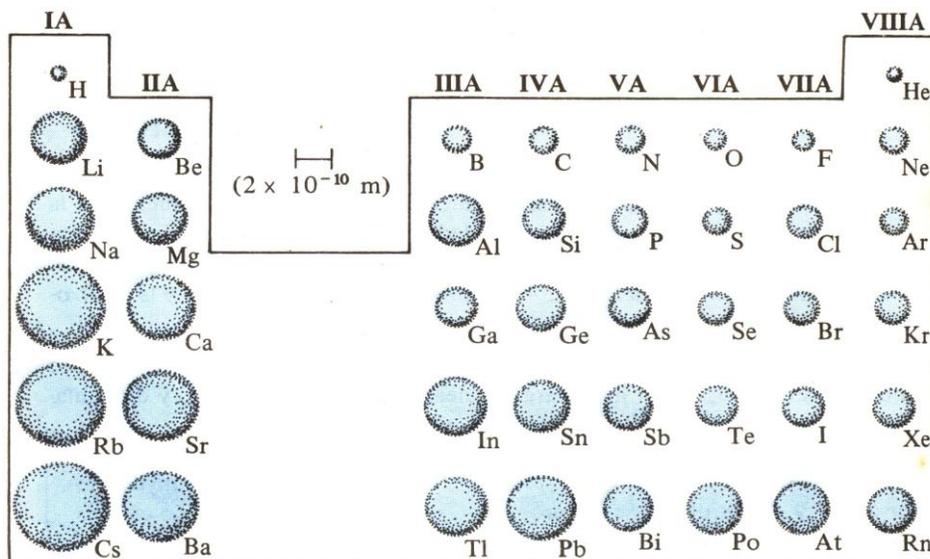
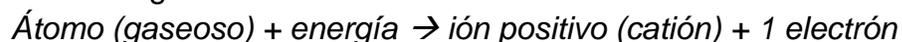


Figura 4. Tamaños relativos de átomos.

4.2 La Energía o Potencial de Ionización. Es otra propiedad periódica importante. Es la energía requerida para quitarle un electrón a un átomo neutro en el estado gaseoso.



La variación de esta propiedad periódica se explica fácilmente si se considera que a mayor tamaño atómico, menor fuerza de atracción sobre los electrones de valencia y por lo tanto menor energía o potencial de ionización; por lo cual, en la tabla periódica en un período, de izquierda a derecha, aumenta la energía de ionización por el efecto del aumento en la carga. Se observa la relación inversa cuando disminuye el tamaño de los átomos. En un grupo de la tabla periódica, de arriba hacia abajo, el potencial de ionización disminuye debido al aumento en el número de niveles de energía ocupados con electrones.

4.3 Afinidad Electrónica:

Es la energía liberada cuando un átomo neutro en el estado gaseoso enlaza un electrón para formar un ión negativo (anión).

El proceso se representa así:



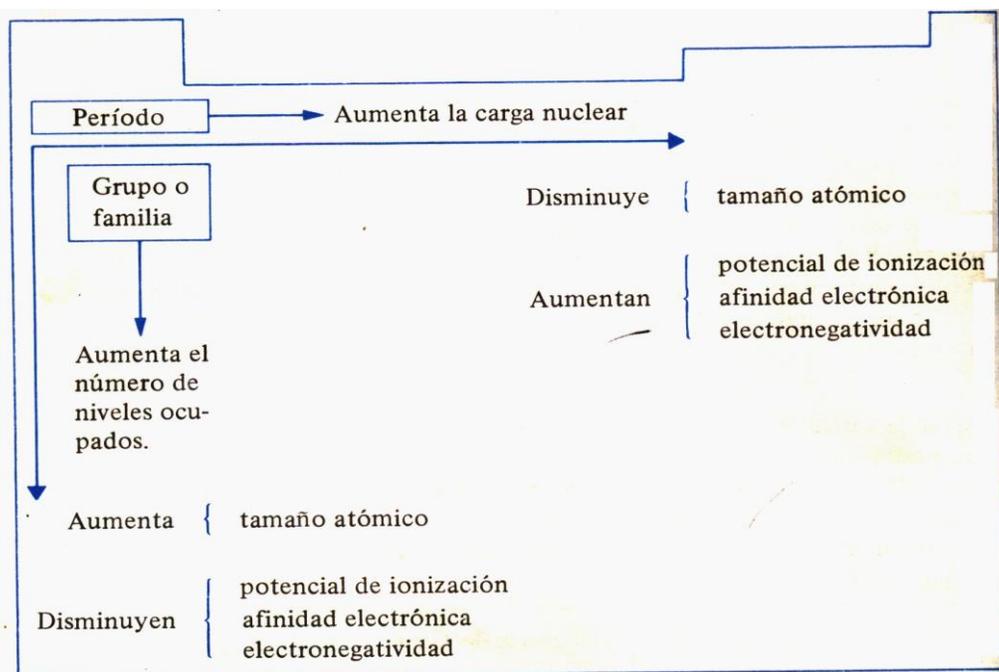


Figura 5. Variación de las propiedades periódicas

La *afinidad electrónica* se comporta de la misma manera que el *potencial de ionización* en cada uno de los grupos y períodos de la tabla periódica.

4.4 Electronegatividad Química: Es la tendencia relativa que tienen los átomos para atraer los electrones que participan en un enlace químico al formarse los compuestos; Es una de las propiedades periódicas más importantes en química, con base en la cual se establecen las propiedades de los enlaces químicos y se explica el comportamiento y las propiedades de las sustancias.

Se han propuesto varias escalas de valores para medirla, pero la que mayor aceptación ha tenido es la de **Linus Pauling**, quien asignó al flúor, arbitrariamente, un valor de 4 y a los demás elementos valores que dependen de la tendencia relativa por atraer los electrones en un enlace.

Esta propiedad periódica también depende de los mismos factores que las demás. Entre mayor sea la carga nuclear de un átomo, mayor es la tendencia para atraer electrones y será mayor su electronegatividad; a mayor tamaño, menor es esta tendencia y menor es el valor de la electronegatividad.

Lección 5: Compuestos químicos. Estructura de las moléculas

5.1 Estructuras de Lewis

La idea de enlace covalente fue sugerida en 1.916 por *G. N. Lewis*:

“Los átomos pueden adquirir estructura de gas noble compartiendo electrones para formar un enlace de pares de electrones.”

Las estructuras de Lewis son útiles para entender los enlaces en muchos compuestos y se utiliza al estudiar las propiedades de las moléculas.

Símbolos de Lewis:

Son una representación gráfica para comprender donde están los electrones en un átomo, colocando los electrones de valencia (electrones del último nivel), como puntos alrededor del símbolo del elemento:

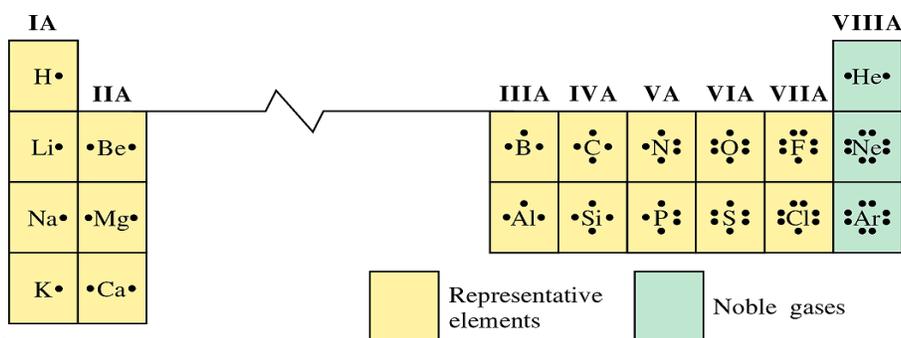


Figura 6. Estructuras de Lewis de algunos elementos

(Tomado de <http://www.acienciasgalilei.com/alum/qui/lewis#307,6>, Diapositiva 6)

Regla del octeto:

Los átomos se unen compartiendo electrones hasta conseguir completar la última capa con 8 e⁻ (4 pares de e⁻) es decir conseguir la configuración de gas noble: s^2p^6

Tipos de pares de electrones:

1- Pares de e⁻ compartidos entre dos átomos (representado con una línea entre los átomos. unidos)

- Enlaces sencillos
- Enlaces dobles
- Enlaces triples

2- Pares de e⁻ no compartidos (ó par solitario)

Cómo dibujar estructuras de Lewis?

Dibujar estructuras de Lewis es una habilidad importante que el estudiante debe practicar. Por ello se debe seguir los siguientes pasos:

1. Sumar los electrones de valencia de todos los átomos (puede ayudarse con la tabla periódica),
En el caso de un anión, sume un electrón por cada carga negativa.
En el caso de un catión, reste un electrón por cada carga positiva.
2. Escriba los símbolos de los átomos para indicar cuáles átomos están unidos entre sí, y conectemos con un enlace sencillo (cada guión representa dos electrones)
3. Sitúe como átomo central el más electronegativo (nunca el H). En las fórmulas químicas suele escribirse en el orden en que los átomos se conectan en las moléculas o ion, ejemplo HCN, si un átomo tiene un grupo de átomos unido a él, el átomo central suele escribirse primero, ejemplo en $(\text{CO}_3)^{2-}$ y en SF_4 .
4. Completar los octetos de los átomos unidos al átomo central (recuerde que el H solo puede tener 2 electrones).
5. Coloque los electrones que sobran en el átomo central.
6. Si no hay suficientes electrones para que el átomo central tenga un octeto, pruebe con enlaces múltiples.

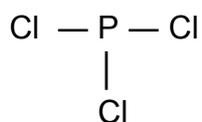
Ejemplo 1.8

Dibujar la estructura de Lewis del tricloruro de fósforo PCl_3

Solución:

Primero, sumamos los electrones de valencia. El fósforo (grupo VA) tiene 5 electrones de valencia, y cada cloro (grupo VIIA) tiene 7, total de 26 electrones ($5 + 7 \times 3 = 5 + 21 = 26$)

Segundo, Colocamos en el centro el Fósforo, que en la fórmula está escrito primero (ver paso tres para dibujar estructuras de Lewis), los cloros alrededor conectados con un enlace sencillo.



Tercero, se completan los octetos de los átomos unidos al átomo central. Se han colocado 24 electrones,

Se prueba a colocar dble enlace con uno de los pares alrededor del N, pero todavía quedan menos de ocho electrones alrededor del C, se prueba con triple enlace y así si da octeto alrededor del C y del N.:



En las diez primeras diapositivas del siguiente enlace encuentran sobre el tema de las estructuras de Lewis.

<http://www.uhu.es/quimiorq/covalente1.html>

<http://www.estudiandooptica.com/quimica/enlacequimico.pdf>

Lección 6: Enlaces Químicos.

En la naturaleza existen diversos compuestos formados por más de un átomo de igual o diferentes clases, que se unen por medio de enlaces químicos, en los cuales participan los electrones de valencia de los átomos enlazados.

Enlace químico se define como la fuerza de unión que existe entre dos átomos, cualquiera que sea su naturaleza, debido a la transferencia total o parcial de electrones para adquirir ambos la configuración electrónica estable correspondiente a los gases inertes; en el proceso se unen átomos iguales o diferentes para formar moléculas estables.

Cuando los átomos reaccionan para formar enlaces únicamente actúan los electrones del nivel más externo, denominado nivel de valencia. Para representar los electrones del nivel de valencia se usa la notación de Lewis, así llamada en honor del físico estadounidense Lewis (1875-1946), que consiste en escribir los símbolos atómicos rodeados de tantos puntos como electrones tenga el átomo en el nivel de valencia (ver fig 6).

6.1 Enlaces Intramoleculares (dentro de la molécula)

Teoría sobre la formación de enlaces. Teoría electrónica de la valencia

Los electrones de valencia de un átomo juegan un papel importante en la formación de los compuestos químicos. Estos electrones son transferidos de un átomo a otro ó son compartidos entre los átomos que conforman el compuesto. La transferencia o el compartir los electrones originan los enlaces químicos.

Según la teoría del enlace de valencia los enlaces químicos pueden ser:

6.1.1 Enlace covalente. Es el enlace en el cual los electrones de valencia de los átomos son compartidos entre ellos, porque poseen igual electronegatividad, o poca diferencia de ella. Cabe resaltar que en el enlace covalente no ocurre transferencia de los electrones que participan en el enlace; quedan compartidos entre los átomos enlazados. Esta clase de enlace se produce entre elementos no metálicos, o metálicos con el hidrógeno. En algunos casos puede darse un **enlace covalente coordinado o dativo**, en el que uno sólo de los átomos aporta los dos electrones que se comparten en el enlace.

Ejemplo 1.10

El amoníaco aporta el par de electrones al catión de hidrógeno para formar el ión amonio.



El enlace covalente se puede clasificar de acuerdo a diversos criterios:

a. La cantidad de electrones compartidos. Si entre los átomos se comparten dos electrones el enlace es covalente sencillo, simple ó saturado. Cuando los electrones compartidos son cuatro, el enlace es doble o insaturado. Por último si se comparten seis electrones, el enlace es triple, ó insaturado.

b. La diferencia de electronegatividades. El enlace covalente es *polar* si la diferencia de electronegatividades es mayor que cero, y el par de electrones no se encuentra distribuido equitativamente entre los átomos. Ejemplo: H:Cl El enlace covalente es *apolar* si la diferencia de electronegatividades es igual a cero. En este caso, el par de electrones se distribuye equitativamente entre los átomos. Ejemplo: H₂

6.1.2 Enlace iónico. Es el enlace formado entre dos átomos con una apreciable diferencia en el valor de sus electronegatividades. Los electrones de valencia de los átomos son transferidos de un átomo a otro. En este enlace el átomo menos electronegativo cede electrones y queda cargado positivamente en forma de catión, mientras que el átomo más electronegativo recibe los electrones y queda cargado negativamente en forma de anión.

Los compuestos iónicos resultan normalmente de la reacción de un metal de bajo potencial de ionización, con un no metal. Los electrones se transfieren del metal al no metal. El enlace iónico formado se mantiene por las atracciones electrostáticas entre iones. Ejemplo:



En la tabla 5 se puede observar que entre mayor sea la diferencia de electronegatividades, mayor es el carácter polar del enlace. Un enlace es iónico cuando se unen dos átomos cuya diferencia de electronegatividades es mayor que 1,9.

Tabla 5. Valores aproximados del carácter polar de un enlace.

Diferencia de electronegatividades	0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.9	2.1	2.3	2.5
Porcentaje del carácter iónico	12	19	26	34	43	51	59	67	74	79



Figura 7. a. Formación de enlace covalente b. Iónico, Según la teoría del enlace valencia.

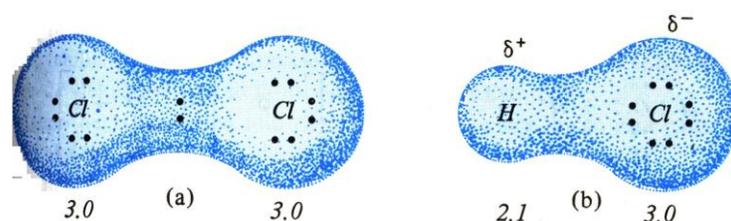


Figura 8. Enlace covalente. a. No polar b. Polar

Se puede determinar si un enlace es iónico, covalente polar ó no polar, mediante la diferencia de electronegatividades.

Considerar los siguientes tres compuestos que contienen fluor.

Compuesto	F	HF	LiF
Diferencia de electronegatividades	$4.0 - 4.0 = 0$	$4.0 - 2.1 = 1.9$	$4.0 - 1.0 = 3.0$
Tipo de enlace	Covalente no polar	Covalente polar	Iónico

Ver: <http://www.educaplus.org/play-78-Naturaleza-del-enlace-químico.html>

<http://www.educaplus.org/play-77-Enlace-iónico.html>

Video Enlace iónico: <http://www.youtube.com/watch?v=BsIF3FVYEK&NR=1>

6.1.3 Enlace metálico

Para explicar las propiedades características de los metales (su alta conductividad eléctrica y térmica, ductilidad y maleabilidad,...) se ha elaborado un modelo de enlace metálico conocido como **modelo de la nube o del mar de electrones**: Los átomos de los metales tienen pocos electrones en su última capa, por lo general 1, 2 ó 3. Estos átomos pierden fácilmente esos electrones (electrones de valencia) y se convierten en iones positivos, por ejemplo Na^+ , Cu^{2+} , Mg^{2+} . Los iones positivos resultantes se ordenan en el espacio formando la red metálica. Los electrones de valencia desprendidos de los átomos forman una nube de electrones que puede desplazarse a través de toda la red. De este modo todo el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve. (tomado de http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/enlaces1.htm).

Se llama enlace metálico al tipo de unión que mantiene unidos los átomos de los metales entre sí. Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos a otros, lo que produce estructuras muy compactas. Se trata de redes tridimensionales que adquieren la estructura típica de empaquetamiento compacto de esferas (tomado de http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Empaquetamiento_compacto_de_esferas&action=edit).

En este tipo de estructura cada átomo metálico está rodeado por otros doce átomos (seis en el mismo plano, tres por encima y tres por debajo).

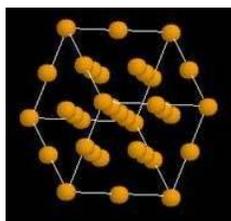


Figura 9. Enlace metálico

(tomado de <http://mx.geocities.com/marcos693/enlacesquimicos.htm>)

El **enlace metálico** tiene lugar entre los metales. En este enlace no existe una auténtica unión entre los átomos, sino una red de iones positivos, y entre los espacios vacíos circulan electrones libres.

6.2 Fuerzas intermoleculares

Los enlaces covalentes y otros, que son fuerzas entre átomos para formar moléculas, estudiado en la lección anterior, influyen en la forma molecular, las energías de enlace y muchos aspectos de sus comportamientos químicos. A continuación se estudiarán las fuerzas que existen entre las moléculas, *las Fuerzas intermoleculares*, de las que dependen las propiedades físicas de los líquidos y de los sólidos moleculares.

En los gases, como se verá en la teoría cinético molecular del siguiente capítulo, las fuerzas entre sus moléculas es menor que la energía cinética promedio de ella, lo que las mantiene separadas y permite a los gases expandirse, en cambio en los líquidos y los sólidos las fuerzas de atracción entre las moléculas, son lo bastante intensas para mantener sus moléculas juntas. En los sólidos esas fuerzas son mayores que en los líquidos, haciendo que sus moléculas no solo están muy juntas sino prácticamente fijas en un sitio, mientras que en los líquidos las fuerzas menos intensas que en los sólidos, permite que las moléculas fluyan.

6.2.1 Enlace por puentes de Hidrógeno

Otro tipo de enlace, muy importante en los sistemas biológicos, es el enlace por puentes de hidrógeno. Estos enlaces se forman entre átomos de hidrógeno y otros átomos más electronegativos como oxígeno y nitrógeno. Los enlaces por puentes de hidrógeno son enlaces débiles. Sin embargo, cuando se forman muchos enlaces de este tipo en y entre macromoléculas la estabilidad general de la molécula aumenta notablemente.

6.2.2 Fuerza de Van der Waals

Las fuerzas dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido, y de dispersión constituyen los que los químicos llaman comúnmente **Fuerzas de VAN DER WAALS**.

- **Fuerza dipolo-dipolo:** "son las fuerzas que actúan entre moléculas polares esto es, entre moléculas que tienen momento dipolo". Su origen es electrostático. A mayor momento dipolo, mayor fuerza. Ej. HBr y H₂S, son moléculas polares por lo tanto las fuerzas entre ellos son dipolo-dipolo.
- **Fuerzas de dispersión de London :** "son las fuerzas atractivas que se originan como resultado de los dipolos temporales inducidos en los átomos o moléculas y pueden ser muy débiles". las fuerzas de dispersión comúnmente aumentan con la masa molar por la siguiente razón: las moléculas con una masa molar grande tienden a tener más electrones y las fuerzas de dispersión

aumentan en magnitud al número de electrones. Además la masa molar grande a menudo indican átomos grandes cuya distribución electrónica es más fácil de perturbar debido a que los electrones externos están menos fuertemente atados al núcleo. Los puntos de fusión de molécula como el CH_4 , CF_4 , CCl_4 etc. Aumentan a medida que se incrementa el número de electrones en la molécula. Dado que todas estas moléculas son no-polares las únicas fuerzas intermoleculares de atracción presentes son fuerzas de dispersión.

6.3 Propiedades de los enlaces.

A. Propiedades de las sustancias iónicas:

- Las sustancias iónicas se encuentran en la naturaleza formando redes cristalinas, por tanto son generalmente sólidas.
- La mayoría corresponde a compuestos inorgánicos
- Su dureza es bastante grande, y tienen por lo tanto puntos de fusión y ebullición altos.
- Son solubles en disolventes polares como el agua.
- Cuando se tratan de sustancias disueltas o fundidas tienen una conductividad alta.
- Sus reacciones tienen rendimientos altos y son rápidas.

B. Propiedades de los compuestos covalentes.

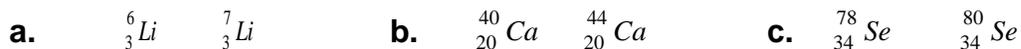
- Los compuestos covalentes suelen presentarse en estado líquido o gaseoso aunque también pueden ser sólidos. Por lo tanto sus puntos de fusión y ebullición no son elevados.
- La mayoría corresponde a compuestos orgánicos
- La solubilidad de estos compuestos es mínima en disolventes polares.
- Generalmente en solución no conducen la corriente eléctrica (excepto los ácidos).
- Los sólidos covalentes macromoleculares, tienen altos puntos de fusión y ebullición, son duros, malos conductores y en general insolubles.
- Las reacciones son de bajo rendimiento y lentas.

EJERCICIOS CAPITULO UNO

1. Complete el siguiente cuadro.

Símbolo del elemento	Número atómico	Número másico	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
	9			10	
			14	15	
		47		25	
		55	25		

2. Determine el número de protones, neutrones, y electrones en los siguientes pares de isótopos.



3. Determine el número de protones, neutrones, y electrones en los siguientes iones.



4. ¿Por qué un átomo es eléctricamente neutro?

5. ¿Por qué puede haber más de 500 clases de átomos, si solamente existen cerca de 100 elementos?

FALSO Y VERDADERO

6

Indique si son falsos o verdaderos cada uno de los enunciados siguientes:

- A. Los electrones en un mismo nivel tienen la misma energía.
- B. En los subniveles de energía el electrón tiene energía cinética constante.
- C. El número cuántico magnético indica el tipo de orbital.
- D. El número de neutrones es igual al número de masa menos el número de protones.
- E. Todos los orbitales de un mismo subnivel, tienen igual energía.

- F. Para el elemento $Z = 35$ los electrones del último nivel de energía son 7.
G. El nivel de energía con $n = 4$ puede albergar hasta 32 electrones.
H. En un átomo pueden existir 2 e con los 4 números cuánticos iguales.

Selección múltiple con única respuesta:

7. ¿Qué configuración electrónica corresponde al ión Ca^{+2} ?
- a) $1s^2 2s^2$
 - b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 - c) $1s^2 2s^2 2p^6$
 - d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s$
8. El elemento cuya notación espectral Terminal es $4s^2 3d^2$ tiene un número atómico.
- a) 20
 - b) 18
 - c) 24
 - d) 22
 - e) 26
9. ¿Qué par de orbitales tienen la misma forma?
- a) 2s y 2p
 - b) 2s y 3s
 - c) 3p y 3d
 - d) más de una es correcta.
10. En el tercer nivel de energía,
- a) Hay dos subniveles de energía
 - b) El subnivel f tiene 7 orbitales
 - c) Hay tres orbitales s
 - d) Es permitido un máximo de 18 electrones.

Propiedades Periódicas de los elementos

Selección múltiple con única respuesta:

11. El tamaño atómico:
- a. () aumenta si aumenta la carga nuclear
 - b. () disminuye si aumenta la carga nuclear
 - c. () disminuye si aumenta el número de niveles llenos.
 - d. () disminuye si la carga nuclear disminuye
 - e. () se mantiene constante cuando varía la carga.
12. La energía de ionización
- a. () permanece constante si la carga nuclear disminuye.
 - b. () aumenta si la carga nuclear aumenta.
 - c. () disminuye si la carga nuclear aumenta.

- d. () disminuye a lo largo de un período.
e. () es mayor para los elementos del grupo VA que para los elementos del grupo VIIA.

13. El elemento con $z = 49$

- a. () es de transición.
b. () es un gas noble.
c. () se localiza en el período 4 grupo IVA.
d. () se localiza en el período 5 grupo IIIA.
e. () se localiza en el período 4 grupo IIIA.

14. El elemento neutro que ocupa 9 orbitales en su distribución electrónica se localiza en el:

- a. () período 1 grupo IA
b. () período 4 grupo VA
c. () período 3 grupo IIIA.
d. () período 3 grupo VIIA
e. () período 2 grupo VI A.

Preguntas abiertas

15. Clasificar los siguientes compuestos en covalentes o iónicos, tomando como base la diferencia de electronegatividades así:

Enlace iónico: 1,9 o mayor

Enlace covalente polar: entre 0,1 y 1,9

Enlace covalente no polar 0,3 o menor.

- a. $MgCl_2$ b. Na_2S c. NH_3 d. H_2O e. H_2S

16. ¿Qué compuesto de cada par tiene un enlace puente de hidrógeno intramolecular más fuerte?

- a. NH_3, H_2O b. H_2S, H_2O c. HCl, HBr d. HCl, HF .

17. Los enlaces entre los siguientes pares de elementos son covalentes. Ordénelos de acuerdo a la polaridad, del más polar al menos polar.

- a. H-O b. H-S c. H-N d. H-H e. H-C.

CAPITULO DOS. ESTADOS DE LA MATERIA

"Observar algo que nadie antes haya visto es emocionante y a la vez profundamente satisfactorio. Esos son los momentos en que uno desea ser un científico", dice Wolfgang Ketterle, un físico del MIT y uno de los primeros científicos en crear una nueva clase de materia llamada condensados de Bose-Einstein.²

Objetivos

En el capítulo 2, se presenta al estudiante las bases sobre los diferentes estados de la materia y el estudio de los más representativos, para que conceptualice y comprenda el por qué de sus diferencias, especialmente con base en los postulados de la teoría cinética.

Se pretende que el estudiante profundice sobre los temas y cálculos de las leyes de los gases ideales y el calor involucrado en los cambios de estado.

Introducción.

Los **sólidos, líquidos y gases** son los estados más comunes de la materia que existen en nuestro planeta.

Sin embargo existen otros estados como son:

- el **plasma**
- los **condensados Bose-Einstein** y
- actualmente un sexto estado de la materia, **El condensado fermiónico**.

Los **plasmas** son gases calientes e ionizados. Los plasmas, son parecidos al gas, se forman bajo condiciones de extremadamente alta energía, tan alta, en realidad, que las moléculas se separan violentamente y sólo existen átomos sueltos que han sido divididos en iones y electrones. El sol está hecho de plasma, como la mayor parte de la materia del universo. Los plasmas son comúnmente muy calientes, y se los puede contener en botellas magnéticas.

Los **condensados B-E** representan un quinto estado de la materia descubierto en 1955. Son superfluidos gaseosos enfriados a temperaturas muy cercanas al cero

² http://ciencia.nasa.gov/science-at-nasa/2002/20mar_newmatter/).

absoluto. En este extraño estado, todos los átomos de los condensados alcanzan el mismo estado mecánico-quantum y pueden fluir sin tener ninguna fricción entre sí. Aún más extraño es que los condensados B-E pueden “atrapar” luz, para después soltarla cuando el estado se rompe.

También han sido descritos o vistos varios otros estados de la materia menos comunes. Algunos de estos estados incluyen cristales líquidos, condensados fermiónicos, superfluidos, supersólidos y el correctamente denominado "extraña materia". (tomado de http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=120&l=s y http://ciencia.nasa.gov/science-at-nasa/2002/20mar_newmatter/).

El **condensado fermiónico**, recientemente descubierto por investigadores financiados por la NASA

(Tomado de http://ciencia.nasa.gov/science-at-nasa/2004/12feb_fermi/).

Lección 7: Teoría Cinético Molecular

Para comprender como se comporta la materia en los tres estados, se necesita un modelo que ayude a visualizar lo que sucede con las partículas que los forman. Un modelo desarrollado durante más de 100 años, comenzado en 1738 con Daniel bernoulli y culminado en 1857 por Rudolf Clausius (1822-1888) se conoce como **Teoría Cinético Molecular** (la teoría de las moléculas en movimiento) comprende, en resumen, los siguientes postulados aplicados a todos los estados de la materia:

1. La materia está constituida por partículas que pueden ser átomos ó moléculas cuyo tamaño y forma característicos permanecen en cualquiera de los tres estados, sólido, líquido ó gas.
2. Estas partículas poseen energía representada en continuo movimiento aleatorio traslacional, vibracional y rotacional. En los sólidos y líquidos los movimientos están limitados por las fuerzas cohesivas, las cuales hay que vencer para fundir un sólido ó evaporar un líquido.
3. La energía depende de la temperatura. Es proporcional a ella, a mayor temperatura mayor energía cinética,
4. Existe una atracción mutua de naturaleza eléctrica, entre las partículas.
5. La energía promedio de las partículas es constante a temperatura constante En una colisión la energía cinética de una partícula se transfiere a otra sin pérdidas de la energía global.

Se recomienda ver la siguiente página web URL:

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/estados1.htm

Lección 8: Estado sólido

El estado sólido de la materia se compone de ordenamientos de partículas que no se desplazan de un sitio a otro y vibran en torno a posiciones fijas en sus estructuras. Estos sólidos se denominan **sólidos cristalinos**. Otros sólidos, denominados **amorfos**, no tienen estructuras ordenadas y bien definidas. Los vidrios se consideran sólidos amorfos o líquidos superenfriados, ya que fluyen con suma lentitud.

Cuando un sólido se calienta, sus partículas vibran más rápido y su energía cinética aumenta, lo que provoca el rompimiento de la organización hasta la fusión del mismo. La **temperatura de fusión** es la temperatura a la cual el sólido se convierte en líquido.

En el caso de los sólidos se hace una restricción al segundo postulado de la teoría cinético molecular

2. La energía de las partículas es menor que en los otros estados, su energía cinética promedio no permite que las moléculas se desplacen, están sujetas una a otra en una posición fija y en un ordenamiento regular. Sin embargo, las partículas poseen energía suficiente para vibrar.

8.1 Características de los sólidos

- Tienen **forma y volumen** definido, son rígidos y no presentan fluidez (las fuerzas de cohesión en el sólido son suficientes como para contrarrestar las fuerzas externas).
- **No se pueden comprimir**, porque se deforman.
- **Se dilatan** por acción del calor.
- Se **difunden** muy lentamente a través de otros sólidos.
- Tienen **densidades** que dependen muy poco de la temperatura y la presión. En general la densidad de un sólido es mayor que la de un líquido, sin embargo hay excepciones, la más notable es la del agua, El agua a 0°C tiene una densidad de 1,0g/cm³ y a esta misma temperatura el hielo tiene una densidad de 0.92g/ cm³. Este hecho es importante en la naturaleza, El hielo que se forma en un lago flota y se convierte en un aislante para que el agua

abajo permanezca a 4°C, lo que permite sobrevivir a las especies marinas de sangre fría.

Presentan las propiedades de:

- **Isomorfismo.** Diferentes sólidos se pueden cristalizar en la misma forma.
- **Polimorfismo.** Un sólido puede cristalizarse en formas diferentes.
- **Isotropía.** Cuando las propiedades como conductividad térmica y eléctrica e índice de refracción, son las mismas en todas las direcciones, (como ocurre en los líquidos y los gases). Poseen isotropía los materiales amorfos (que no tienen forma definida), como el vidrio, el caucho, el plástico,
- **Anisotropía.** Cuando no se transmiten igualmente en todos los sentidos cualquier acción efectuada en un punto de su masa

8.2. Sólidos amorfos y cristalinos

Se diferencian dos tipos de sólidos: cristalinos y amorfos.

Los sólidos cristalinos, que adoptan formas geométricas regulares limitadas por caras planas, tiene átomos, iones o moléculas en posiciones fijas en el espacio, alrededor de las cuales, los únicos movimientos son vibracionales.

Los sólidos amorfos carecen de esta regularidad en gran extensión, por estar constituidos por macromoléculas que encuentran dificultad para acomodarse en posiciones fijas, aunque rígidos y de elevada cohesión, no tienen sus partículas regularmente ordenadas como los cristales, no tienen temperatura de fusión definida y son isótropos.

Ejemplos de los primeros son: cloruro de sodio, diamante, hielo; de los segundos caucho, vidrio y cualquier plástico.

Es habitual reservar la denominación de sólidos o cristales a los que hemos mencionado como sólidos cristalinos y llamar líquidos de elevada viscosidad a los vidrios, resinas y plásticos que, aunque rígidos y de elevada cohesión, no tienen sus partículas regularmente ordenadas como los cristales, no tienen temperatura de fusión definida y son isótropos.

8.2.1 Formas Cristalinas.

Para estudiar las formas cristalinas se utilizan tres métodos principalmente: por difracción eléctrica, de neutrones o de rayos X, estos estudios han demostrado que los átomos en un cristal forman un patrón tridimensional repetitivo o periódico,

una unidad patrón de cada cristal se repite indefinidamente en las tres direcciones para generar la estructura cristalina, esta unidad se llama CELDA UNITARIA.

A escala atómica existen catorce tipos de estructuras de las cuales se enumeran las SIETE principales.

Cúbico, tetragonal y Ortorrómbico, que poseen ángulos de 90° entre las caras y Monocíclico, Triclínico, Rombohédrico y hexagonal, en la que ningún ángulo es de 90° entre sus caras.



CUBO



TETRAGONAL



HEXAGONAL

En el siguiente enlace observa las diferentes formas cristalinas.

<http://www.esi2.us.es/IMM2/estructuras%20cristalinas/los%207%20sistemas.html>

Algo más sobre estado sólido.

http://www.utp.edu.co/~publio17/temas_pdf/estructura_sol.pdf

Lección 9. Estado líquido

Los líquidos están compuestos por moléculas en movimiento constante y desordenado, con un contenido medio de energía cinética, relacionado con su temperatura. Sin embargo, no todas sus moléculas se mueven con la misma velocidad. Diferentes fuerzas de atracción, relativamente grandes evitan que se muevan tan libremente y estén tan separadas como se encuentran en un gas. Por otra parte, las moléculas de un líquido no están tan juntas o estructuradas como lo están en un sólido.

En el caso de los líquidos las restricciones de la teoría cinético molecular se hacen a los postulados 4 y 5

4. La atracción es suficiente para mantener las partículas juntas, pero no fijas en las mismas posiciones.

5. La energía promedio es mucho menor que la de los gases pero mayor que la de los líquidos.

9.1 Propiedades de los líquidos

9.1.1 Cohesión. Fuerza de atracción entre moléculas iguales. Las fuerzas intermoleculares que unen moléculas similares unas a otras, como los puentes de hidrógeno del agua, se llaman *fuerzas de cohesión*.

9.1.2 Adhesión. Fuerza de atracción entre moléculas diferentes. Las fuerzas intermoleculares que unen una sustancia a una superficie se llaman *fuerzas de adhesión*.

9.1.3 Vaporización. Es el paso al estado gaseoso. Sucede a temperaturas diversas. Existen dos formas en las que puede ocurrir dicho cambio para los líquidos³:

Evaporación: se produce vaporización en la superficie de un líquido (es un proceso de enfriamiento). Se favorece con la temperatura y las corrientes de aire.

Ebullición: vaporización dentro del líquido.

Temperatura de ebullición. Es la temperatura, a una presión dada, a la cual un líquido pasa al estado gaseoso

9.1.4 Viscosidad. Es una fricción interna producida por la interacción entre las moléculas de un líquido al fluir. La fluidez de un líquido es tanto mayor cuanto menor es su viscosidad. La viscosidad aumenta con las fuerzas intermoleculares.

La viscosidad puede medirse determinando el tiempo que cierta cantidad de líquido tarda en fluir a través de un tubo delgado bajo la influencia de la gravedad, los líquidos más viscosos tardan más.

La unidad utilizada para la viscosidad (η) es el Poise = g/cm.s; el nombre de la unidad deriva del apellido Poiseuille, investigador francés quien hacia 1840 trabajaba en el tema de la circulación de la sangre sobre cuyo mecanismo influye la viscosidad del fluido sanguíneo. El Poise es una unidad demasiado grande de modo que usualmente las viscosidades de los líquidos comunes se expresan en centipoise = 0,01 Poise.

9.1.5 Tensión Superficial. Fuerza que se manifiesta en la superficie de un líquido, por medio de la cual la capa exterior del líquido tiende a contener el volumen de este dentro de una mínima superficie.

Esta propiedad se origina porque en el interior de un líquido, cada molécula está rodeada por otras que ejercen sobre ella una atracción prácticamente igual en todas las direcciones en cambio en una molécula de la superficie, la atracción neta es hacia el interior del líquido (ver figura 8).

³ Existe una tercera, pero es exclusiva de los sólidos. Es la **Sublimación** por la cual el sólido pasa al estado gaseoso sin pasar por la fase líquida.

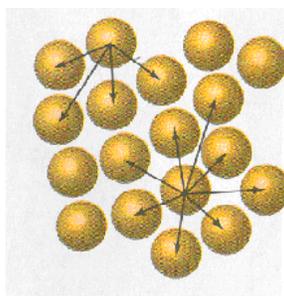


Figura 10. Fuerzas intermoleculares en la superficie de un líquido.

Vista a nivel molecular de las fuerzas intermoleculares que actúan sobre una molécula en la superficie de un líquido, a comparación con las que actúan sobre una molécula en el interior

tomado de: <http://www.quimicaorganica.org/foro/cuestiones-varias/fuerzas-intermoleculares.html>

Como consecuencia de esta fuerza hacia adentro jala las moléculas de la superficie para llevarlas al interior y así reducir el área superficial, la superficie del líquido tiende siempre a contraerse hasta presentar un área mínima (la esfera es la forma que tiene el área superficial más pequeña para un volumen dado). La tensión superficial se manifiesta en el ascenso de algunos líquidos y el descenso de otros en el interior de tubos capilares sumergidos parcialmente en ellos, en la formación de gotas de un líquido que se derrama o en el extremo de una bureta, en la formación de meniscos convexos o cóncavos en la superficie libre de líquidos contenidos en pipetas, vasos, etc.

La tensión superficial permite que cuerpos de mayor densidad que el agua (mosquitos, agujas, polvo, etc.) floten sobre la superficie de un charco, La tensión superficial es la energía necesaria para ampliar la superficie de un líquido resultante de que las moléculas en su superficie están menos atraídas por las fuerzas intermoleculares, por tanto es la energía requerida para aumentar el área superficial de un líquido en una unidad de área. Por ejemplo, la tensión superficial del agua a 20°C es de $7,29 \cdot 10^{-2} \text{ J/m}^2$, lo que significa que es necesario suministrar $7,29 \cdot 10^{-2} \text{ J}$ de energía para aumentar en 1 m^2 el área superficial de una cantidad dada de agua. El agua tiene una tensión superficial elevada por las fuerzas por puentes de hidrógeno entre sus moléculas. La tensión superficial del mercurio es aún mayor ($0,46 \text{ J/m}^2$) a causa de los enlaces metálicos, más fuertes, entre los átomos de mercurio.

El agua colocada en un tubo de vidrio se adhiere al vidrio porque las fuerzas de adhesión entre el agua y el vidrio son más intensas que las fuerzas de cohesión entre las moléculas del agua (el agua moja el vidrio). Por ello, la superficie curva o

menisco, de la parte superior del agua tiene forma de U, como se observa en la parte izquierda de la siguiente figura:



Figura 11. Menisco formado por fuerzas de adhesión

(tomado de <http://www.quimicaorganica.org/foro/cuestiones-varias/fuerzas-intermoleculares.html>)

En el mercurio, que no moja el vidrio, en cambio, el menisco tiene una curva hacia abajo en los puntos en que el metal hace contacto con el vidrio (parte derecha de la figura 9). En este caso las fuerzas de cohesión entre los átomos de mercurio son mucho más intensas que las fuerzas de adhesión entre los átomos de mercurio y el vidrio.

Tensoactivos son compuestos, que disminuyen la tensión superficial por ejemplo, algunos alcoholes de alto peso molecular o los jabones. Ver video en el siguiente enlace: <http://www.youtube.com/watch?v=hs05-tDcqLM>

9.1.6 Acción capilar. Facilidad que tienen los líquidos para subir por tubos muy angostos (capilares)

Esto se debe a la diferencia entre las fuerzas que mantienen unido al líquido, denominadas, **fuerzas de cohesión** y las fuerzas de atracción entre un líquido y otra superficie, denominadas **fuerzas de adhesión**, en la capilaridad la fuerza de adhesión es superada por la fuerza de cohesión.

La acción capilar ayuda a que los nutrientes disueltos suban por los tallos de las plantas

9.1.7 Difusión. Cuando se mezclan dos líquidos las moléculas de un líquido se desplazan entre los espacios de las moléculas de otro líquido. Este proceso se denomina difusión. La difusión de dos líquidos se puede observar dejando caer una gota de tinta en un poco de agua.

9.2. Evaporación y Presión de vapor.

Si un líquido se deja expuesto al aire, se evapora. Si se deja un tiempo largo se evapora completamente, puesto que las moléculas del líquido que escapan a la fase gaseosa serán llevadas por el aire. Sin embargo, si el líquido está en un recipiente cerrado, solo se evaporará una cierta cantidad, hasta el punto en que el aire sobre la superficie del líquido se sature, en este punto, por cada molécula que escapa a la fase gaseosa, otra es atrapada por la superficie del líquido. Este es un ejemplo de **equilibrio dinámico**, un sistema en el que no se observan cambios macroscópicos a pesar de que existen cambios microscópicos opuestos.

Presión de vapor es la presión de un sistema cuando el sólido o líquido se hallan en equilibrio con su vapor.

Las moléculas pueden escapar de la superficie de un líquido hacia la fase gaseosa por vaporización o evaporación. El vapor escapado de un líquido es un gas y por lo tanto tiene todas las propiedades de este estado.

La regla de fases establece que la presión del vapor de un líquido puro es función única de la temperatura de saturación. Vemos pues que la presión de vapor en la mayoría de los casos se puede expresar como

$$P_{vp} = f(t)$$

La cual podría estar relacionada con cualquier otra propiedad intensiva de un líquido saturado (o vapor), pero en general, se relaciona directamente con la temperatura de saturación por medio de la ecuación de Clausius Clapeyron. Aunque existen muchas ecuaciones que estudian esta propiedad de los fluidos, finalmente todas ellas pueden referirse a la ecuación de Clapeyron:

$$\ln P_2/P_1 = (\Delta H/R)_{\text{vaporización}} (1/T_1 - 1/T_2)$$

Que mediante pasos matemáticos, se convierte en:

$$\ln P_{vp} = A + B/T, \text{ donde } A \text{ y } B \text{ son constantes.}$$

La gráfica del logaritmo de la presión del vapor y el recíproco de la temperatura absoluta es una recta. Debemos tener en cuenta que esta ecuación no es aplicable a temperaturas inferiores al punto de ebullición normal.

La figura 9 muestra la variación de la presión de vapor de algunos líquidos con la temperatura. Examinando la gráfica se ve que la presión de vapor de éter dietílico es mayor que la del agua a todas las temperaturas, por lo que se dice que el éter

dietílico es más volátil que el agua. El punto de ebullición normal del éter (a P de 1 atm), es 34.5°C y la del agua es 100°C , se dice que el éter hierve más fácilmente que el agua.

Del análisis de la gráfica y de lo anteriormente expuesto se puede deducir que un líquido puede hervir a cualquier temperatura, sólo es necesario modificar la presión exterior hasta hacerla igual a la presión de vapor que tiene el líquido a la temperatura que deseamos que hierva.

Ejemplo 1.11: El punto de ebullición normal del benceno es 80°C ; que presión externa necesito para que el benceno hierva a 60°C ?

Solución. Esta determinación se hace tomando en la escala de temperatura el punto correspondiente a 60°C y prolongándolo paralelo al eje vertical hasta que corte la curva del benceno, este punto de corte se proyecta, ahora, paralelamente al eje horizontal hasta la escala de presión de vapor, en este caso corresponde a 400 mmHg. Si la presión externa es 400 mmHg el benceno hierve a 60°C .

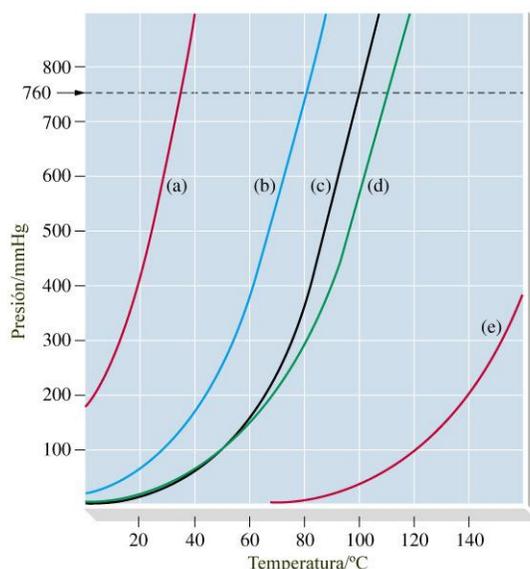


Figura 12. Variación de la presión de vapor con la temperatura

a) Éter dietílico, b) benceno, c) agua, d) tolueno, e) anilina

(tomada de http://www.uv.es/gomezcb/QMA/Tema6_previo.pdf)

La igualdad de Clausius-Clapeyron describe no sólo la pendiente de la curva de presión de vapor, sino también las pendientes de las curvas de sublimación (para el equilibrio de fases sólido/gas) y la curva de fusión (para el equilibrio bifásico sólido/líquido). Dicha relación es también válida para transformaciones sólido-sólido. en la figura se recogen las tres curvas en un diagrama de fases.

Diagramas de fases. El equilibrio entre un líquido y su vapor no es el único equilibrio dinámico que puede existir entre estados de la materia.

En condiciones apropiadas de temperatura y presión, un sólido puede estar en equilibrio con su estado líquido o, incluso, con su estado de vapor. En un diagrama de fases se resume en forma gráfica las condiciones en las que existen equilibrios entre los diferentes estados de la materia. En la figura 10 se muestra el diagrama de fases del agua, con tres curvas importantes, en las que se muestran las condiciones de temperatura y presión en que las fases coexisten en equilibrio.

- La línea verde, desde el punto triple hasta el punto crítico es la curva de presión de vapor del líquido, representa el equilibrio entre la fase líquida y gaseosa. El punto crítico está en la temperatura crítica y la presión crítica, mas allá de este punto no se puede distinguir las fases líquida y gaseosa.
- La línea azul oscura que parte del punto triple hacia abajo y hacia la izquierda, representa la presión de vapor del sólido al sublimarse a diferentes temperaturas.
- La línea roja, que parte desde el punto triple hacia arriba, representa el cambio del punto de fusión del sólido al aumentar la presión. El punto de fusión de una sustancia es idéntico al punto de congelación

DIAGRAMA DE FASES DEL AGUA

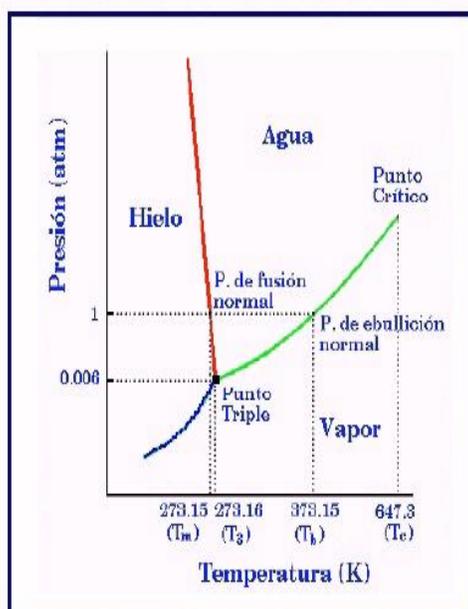


Figura N°13 Diagrama de fases del H₂O

tomadas de

- <http://www.meteored.com/ram/2348/experimento-de-la-ram-3/>

- http://es.wikipedia.org/wiki/Diagrama_de_fase

En el punto triple, donde se interceptan las tres curvas, a esta temperatura y presión, están en equilibrio las tres fases. Cualquier otro punto de las tres curvas representa equilibrio entre dos fases.

Puede ver algo más sobre el tema relacionado con la presión de vapor y diagrama de fases en: http://www.uv.es/gomezcb/QMA/Tema6_previo.pdf

9.3 Aplicaciones en la Industria

9.3.1. Secado de sustancias húmedas. Liofilización

Una aplicación de lo anterior es la liofilización que consiste en un método de desecación en el que se elimina el agua por congelación de producto húmedo y posterior sublimación del hielo en condiciones de vacío (presiones muy bajas). Al suministrar calor el hielo sublima y se evita el paso por la fase líquida.

En la desecación tradicional se corre el riesgo de degradación química, desnaturalización de proteínas, pérdida de aromas, coagulación, etc

Ventajas de la liofilización:

- Se obtienen productos de redisolución rápida
- La forma y características del producto final son esencialmente las originales
- Proceso idóneo para sustancias termolábiles
- Los constituyentes oxidables están protegidos
- Contenido muy bajo de humedad final
- Compatible con la elaboración en medio aséptico.

Inconvenientes

- Alto coste de instalaciones y equipos
- Elevado gasto energético
- Operación de larga duración

9.3.2. Extracción con fluidos supercríticos.

A presiones ordinarias, una sustancia que está por encima de su temperatura crítica se comporta como un gas ordinario. Sin embargo al aumentar la presión a varios cientos de atmósferas, su carácter cambia, la sustancia se expande como un gas llenando el recipiente que lo contiene, pero su densidad se acerca a la de un líquido, Estas sustancias a temperatura y presiones críticas se les conoce

como *Fluidos supercríticos*. (ejemplo, la T crítica del agua es 647,6K y su presión crítica 217,7 atmósferas, a esta temperatura y presión críticas, la densidad del agua es 0,4 g/mL, ver fig. 10)

La extracción convencional con solventes orgánicos presenta inconvenientes por sus desventajas en la extracción de componentes naturales, como la contaminación del extracto y del medio ambiente, así como el daño térmico producido en algunos casos. La extracción con compuestos químicos en condiciones **de fluidos supercríticos** representa una alternativa a las desventajas mostradas por la extracción convencional. Los campos de aplicación de la extracción con fluidos supercríticos van desde el campo alimentario, cosmético, farmacéutico, petroquímico, etc. Más aún las ventajas mostradas por los fluidos supercríticos evidencian su aplicación cada vez más creciente en diferentes ramas de la industria.

La industria alimentaria, busca mejorar las técnicas de separación para obtener extractos naturales de gran pureza, que garanticen la calidad e inocuidad de los extractos obtenidos y que no provoquen riesgos para la salud.

Un proceso para eliminar la cafeína de granos de café verdes, que se emplea comercialmente, utiliza Dióxido de carbono supercrítico. A temperatura y presión correctas el CO₂ extrae la cafeína de los granos pero deja los componentes del aroma y el sabor, produciendo el café descafeinado. Otra aplicación de CO₂ supercrítico incluye la eliminación de nicotina del tabaco y la grasa de las papas fritas, para bajar calorías sin alterar el sabor y textura (pag. 399 Química La ciencia Central).

Lección 10. Estado Gaseoso

El estado gaseoso es el menos denso de los estados de la materia. Según la teoría cinético-molecular se caracteriza por el movimiento libre, al azar, de las partículas (átomos, iones o moléculas), cuyas **fuerzas intermoleculares** son muy débiles, por lo que sus moléculas no se unen unas a otras, sino que se encuentran separadas, predominando las fuerzas de expansión y cuando chocan no se pierde ninguna energía.

10.1 Características de los gases

Los gases no tienen forma ni volumen definidos. Ocupan el volumen del recipiente que los contiene y se pueden comprimir. El estado gaseoso se puede caracterizar teniendo en cuenta los siguientes parámetros.

Volumen. El volumen de un gas es el del recipiente que lo contiene. En el sistema internacional de unidades se expresa como metro cúbico (m^3). El litro es otra unidad de expresión del volumen. (Ver anexo, sobre sistema internacional de medidas).

Presión. Es una característica física que se define como la fuerza ejercida sobre un cuerpo por unidad de área, o sea:

$$P = F/A$$

Donde P = presión, F = Fuerza y A = área.

La unidad de medición de la presión en el sistema internacional de unidades es el pascal (Pa). Una atmósfera de presión equivale a 101325 Pa. y se define como la presión de la atmósfera⁴ a la altura del mar.

Existen otras unidades de medición de la presión, entre las cuales las más usadas son:

- a) milímetros de mercurio (mm Hg)
- b) Torr (torr)
- c) milibares (mbar)
- d) libras por pulgadas cuadradas (psi- de sus iniciales en inglés ó lb/pulg²)

Las equivalencias son:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ torr} = 760 \text{ mmHg} = 101325 \text{ Pa} = 1013 \text{ mbar} = 14.7 \text{ lb/pulg}^2 \text{ ó psi.}$$

La **presión de un gas** se debe al choque de las moléculas contra las paredes del recipiente que lo contiene.

Temperatura. Es la medida del **promedio** de las energías cinéticas de las moléculas⁵. Es la propiedad de la materia que determina si se puede transferir energía calorífica de un cuerpo a otro y el sentido de dicha transferencia.

⁴ **Presión atmosférica.** Es la ejercida por los gases de la atmósfera.

⁵ Diferente del calor que es la **suma** de la energía cinética de las moléculas.

La temperatura de un cuerpo se mide utilizando un **termómetro**, que se gradúa con referencia a los puntos de fusión y ebullición del agua, medidos a una atmósfera de presión.

Existen diversas escalas para expresar la temperatura:

La **escala Celsius** toma como referencia los puntos de congelación y de ebullición del agua y les asigna un valor 0°C y 100°C , respectivamente. Entre estos dos valores se hacen 100 divisiones iguales, cada una equivale a 1°C .

La **escala Fahrenheit**, le asigna a la temperatura de congelación del agua un valor de 32°F y al de ebullición 212°F . Entre estos dos valores se hacen 180 divisiones iguales; cada una equivale a 1°F .

La **escala Kelvin**, le asigna a la temperatura de congelación del agua un valor de 273°K y al de ebullición 373°K . Entre estos dos valores se hacen 100 divisiones iguales; cada una equivale a 1°K .

Las equivalencias entre las escalas de temperatura son:

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

$$^{\circ}\text{F} = 1.8 \times ^{\circ}\text{C} + 32$$

Efusión. El proceso por el que un gas se escapa a través de un orificio.

Lección 11. Gases Ideales

11.1 Teoría Cinético Molecular de los gases ideales.

Esta teoría permite analizar el comportamiento de los gases con base en el modelo cinético molecular cuyos postulados generales se enunciaron al principio del capítulo 3.

La teoría cinética de los gases ideales se enuncia en los siguientes postulados, teniendo en cuenta un gas ideal o perfecto:

1. Los gases están constituidos por moléculas pequeñísimas ubicadas a gran distancia entre sí; su volumen se considera despreciable en comparación con el que ocupan.
2. Las moléculas de un gas se encuentran en movimiento continuo, en línea recta y al azar, chocan entre sí y contra las paredes del recipiente, dando lugar a la presión del gas.

3. Las moléculas de un gas son totalmente independientes unas de otras, no existen fuerzas atractivas, ni repulsivas.
4. Los choques de las moléculas son elásticas, no hay pérdida ni ganancia de energía cinética, aunque puede existir transferencia de energía entre las moléculas que chocan.
5. La energía cinética media de las moléculas, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas; se considera nula en el cero absoluto.
Los gases reales, tienen volumen y fuerzas de atracción entre sus moléculas. Además, pueden tener comportamiento de gases ideales en determinadas condiciones: temperaturas altas y presiones muy bajas.

11.2 Leyes de los gases ideales

Un gas ideal es un gas hipotético (modelo) en el cual el tamaño y las interacciones de las partículas se pueden despreciar con respecto al volumen del recipiente que lo contiene. El estudio de las relaciones entre presión (P), temperatura (T), volumen (V) se conoce como **leyes de los gases**.

Se dice que un gas se encuentra en condiciones normales si su temperatura es de 0 °C y su presión de 1 atm.

Se recomienda ver la siguiente página web

<http://www.educaplus.org/gases/gasideal.html>

Para las relaciones que siguen, se dice que un gas se encuentra en condiciones normales si su temperatura es de 0 °C y su presión de 1 atm.

11.2.1 Ley de Boyle:

A temperatura constante (T), el volumen (V) de una masa fija de un gas es inversamente proporcional a la presión (P).

$$V \propto \frac{1}{P}; \quad \text{o sea } V = \frac{K}{P} \therefore PV = K \quad \text{ó} \quad P_1V_1 = P_2V_2 \quad (1)$$

Las ecuaciones anteriores significan que cuando la presión se duplica el volumen se reduce a la mitad, si la presión se triplica el volumen se reduce a la tercera parte; y si la presión, se reduce a la mitad el volumen se duplica, etc.

Pasos generales para resolver problemas de gases:

Paso 1. Identificar las variables y tabularlas.

Paso 2. Convierta a las unidades apropiadas, ejemplo, para cálculos de leyes de los gases la temperatura debe expresarse en Kelvin.

Paso 3. Si una sola ecuación relaciona las variables dadas por el problema, despeje aquella cuyo valor se pide calcular.

Paso 4. Realice los cálculos y siga las unidades durante todo el proceso, lo que permite comprobar que se ha resuelto la ecuación correctamente.

Si se opta por el método analítico, 1. se identifican las relaciones de proporcionalidad entre las variables cuyo valor se pide calcular, con las demás del sistema.

2. Se plantea la relación de volúmenes, presiones, o temperaturas correspondientes 3. Se efectúan los cálculos.

Ejemplo 1.12

Si una masa de un gas ocupa un volumen de 30 L a 760 mm Hg y 0°C. ¿Qué volumen ocupará a 520 mm Hg y 0°C?

Solución: Puede resolverse por dos métodos, uno aplicando directamente la ecuación (1), y otra por medio del método analítico

- Aplicando la ecuación (1)

Primero debe identificar los valores de las variables, en este caso presión y volumen y luego la ecuación que va a aplicar.

Datos que da el problema:

$$V_1 = 30 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

$$P_1 = 760 \text{ mm Hg}$$

$$P_2 = 520 \text{ mm Hg}$$

La ecuación que se va a aplicar es:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad (1)$$

Se despeja de la ecuación, la variable que pide el problema (V_2) y se reemplazan las variables por los datos dados en el problema y se hacen los cálculos:

$$V_2 = \frac{V_1 \times P_1}{P_2} = \frac{30 \text{ L} \times 760 \text{ mmHg}}{520 \text{ mmHg}} = 43.8 \text{ L}$$

Respuesta: $V_2 = 43.8 \text{ L}$

- El ejercicio también se puede resolver analíticamente como sigue:

El primer paso es, como en el método anterior, identificar las variables dadas en el problema. El segundo paso es analizar la relación existente entre las variables, así: Como la relación entre el volumen y la presión es INVERSA, al disminuir la presión, de $P_1 = 760 \text{ mm Hg}$ a $P_2 = 520 \text{ mm Hg}$, el volumen debe aumentar, por lo que el volumen final V_2 , es igual al volumen inicial V_1 , multiplicado por una relación de presiones MAYOR DE UNO ($760 \text{ mmHg}/560 \text{ mmHg}$).

$$V_2 = 30 \text{ L} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{520 \text{ mmHg}} = 43.8 \text{ L}$$

11.2.2 Ley de Charles:

Si la presión se mantiene constante, el cambio de volumen que experimenta una masa fija de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta (Kelvin).

$$V \propto T; \quad V = K \times T; \quad \frac{V}{T} = K \quad \text{ó también}$$

$$T_2 V_1 = T_1 V_2 \quad (2)$$

Ejemplo 1.13

4,50 L de oxígeno a 28°C se calientan hasta 56°C . Si la presión del gas permanece constante, ¿Cuál es el nuevo volumen del gas?

Solución: Puede resolverse por dos métodos, uno aplicando directamente la ecuación (1), y otra por medio del método analítico

Aplicando la ecuación (1)

Primero deben identificarse los valores de las variables, en este caso volumen y Temperatura, luego la ecuación que va a aplicar.

Enseguida se convierte la temperatura a Kelvin:

$$T_1 = 28^\circ\text{C} + 273 = 301 \text{ K}$$

$$T_2 = 56^\circ\text{C} + 273 = 329 \text{ K}$$

$$V_1 = 4,50 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_1 = 301 \text{ K}$$

$$T_2 = 329 \text{ K}$$

Se reemplaza en la ecuación algebraica (2), se despeja V_2 y se hacen los cálculos:

$$V_2 = \frac{V_1 \times T_2}{T_1} = \frac{4.5 L \times 329 K}{301 K} = 4.91 L$$

El ejercicio también *se puede resolver analíticamente* como sigue:

El primer paso es, como en el método anterior, identificar las variables dadas en el problema. El segundo paso es convertir las unidades de temperatura a Kelvin, Tercero analizar la relación existente entre las variables, así: Como la relación entre el volumen y la temperatura es DIRECTA, al aumentar de la $T_1 = 301 K$ a $T_2 = 329 K$, el volumen debe aumentar, por lo que el volumen final V_2 , es igual al volumen inicial V_1 , multiplicado por una relación de temperaturas MAYOR DE UNO (329K/301K).

$$V_2 = \frac{4.5 L \times 329 K}{301 K} = 4.91 L$$

11.2.3 Ley de Gay-Lussac:

Si mantenemos constante el volumen, los cambios de presión que experimenta una cantidad fija de gas son directamente proporcionales a los cambios de temperatura.

$$P \propto T; \quad \frac{P}{T} = K; \quad P = K \times T \quad \text{ó también}$$

$$T_2 P_1 = T_1 P_2 \quad (3)$$

Ejemplo 1.14

Cierto volumen de un gas se encuentra a una presión de 970 mm Hg cuando su temperatura es de 25.0°C. ¿A qué temperatura, en grados centígrados (°C) deberá estar para que su presión sea 760 mm Hg?

Solución: Inicialmente convertimos la temperatura a Kelvin:

$$T_1 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 K$$

Se reemplaza en la ecuación algebraica (3), se despeja V_2 y se hacen los cálculos:

$$T_2 = \frac{T_1 \times P_2}{P_1} = \frac{298 \times 760 \text{ mmHg}}{970 \text{ mmHg}} = 233.5 K$$

$$T_2 = 233.5 \text{ K} - 273 = -39.5 \text{ }^\circ\text{C}.$$

Resuelva este ejercicio por el método analítico.

11.2.4 Ley combinada:

Al relacionar las leyes de Boyle, Charles y Gay _empe se obtiene una ecuación que relaciona tres variables el volumen, la presión y la temperatura, en una ecuación llamada ecuación combinada.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad (4)$$

Ejemplo 1.15

El volumen de una muestra gaseosa es 800 cm^3 a 77°C y a una presión de 380 mm de Hg . ¿A qué temperatura (en $^\circ\text{C}$) la muestra ocupará un volumen de $1,0 \text{ L}$ a una presión de $1,0 \text{ atm}$ ¿

Solución:

Si se resuelve aplicando la ecuación se procede como sigue.

Primero identificar las variables y la ecuación.

Datos del problema

$$V_1 = 800 \text{ cm}^3 = 0,8 \text{ L}$$

$$T_1 = 77^\circ\text{C} + 273 = 350^\circ\text{K}$$

$$P_1 = 380 \text{ mmHg} \times (1 \text{ atm}/760 \text{ mmHg}) = 0.5 \text{ atm}$$

$$V_2 = 1,0 \text{ L}$$

$$T_2 = ?$$

$$P_2 = 1,0 \text{ atm}$$

Cálculos

Despejar T_2 en la ecuación combinada y reemplazar los valores

$$\begin{aligned} T_2 &= P_2 V_2 T_1 / P_1 V_1 \\ &= \underline{1 \text{ atm} \times 1.0 \text{ L} \times 350 \text{ K}} \\ &\quad \underline{0.8 \text{ L} \times 0.5 \text{ atm}} \end{aligned}$$

$$T_2 = 875 \text{ K}$$

$$T_2 = 875\text{K} - 273 = 602^\circ\text{C}$$

Respuesta: La temperatura aumento a **602°C**

Por el método analítico se resuelve como sigue:

Como el volumen y la temperatura son DIRECTAMENTE proporcionales, al aumentar el volumen de 0.8L a 1.0 L, la temperatura debe aumentar; por lo tanto la temperatura final T_2 es igual a la temperatura inicial T_1 (en Kelvin) multiplicada por una relación de volúmenes mayor a 1 (1,0L/0,8L). Como simultáneamente varió la presión se hace el mismo análisis respecto a la temperatura. Como la presión es directamente proporcional a la temperatura, al aumentar la presión de 0.5 atm a 1.0 atm la temperatura debe aumentar, por lo que la temperatura final T_2 es igual a la temperatura inicial T_1 (en Kelvin) multiplicada por una relación de presiones MAYOR A 1 (1,0atm/0,5atm).

$$T_2 = 350\text{K} \times \frac{1\text{L}}{0.8\text{L}} \times \frac{1\text{atm}}{0.5\text{atm}} = 875\text{K}$$

Como el problema solicita la temperatura en grados centígrados hago la conversión como sigue.

$$T_2 = 875\text{K} - 273 = 602^\circ\text{C}$$

11.2.5 Ley de Dalton de las Presiones Parciales:

Los sistemas gaseosos, hasta aquí estudiados, están formados por un solo gas, sin embargo es normal encontrar sistemas de mezclas gaseosas de por lo menos dos componentes. A continuación se analizará este tipo de sistemas.

John Dalton fue uno de los primeros investigadores que estudió sistemas gaseosos de varios componentes, quien con base en sus experiencias estableció la llamada **Ley de las presiones parciales**. Esta ley establece que la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada gas. La presión parcial de un gas es la presión que ejercería si los otros gases no estuvieran presentes.

Para una mezcla de gases A, B, C, D la presión total es igual a:

$$P_T = P_A + P_B + P_C + P_D$$

Ejemplo 1.16

Una mezcla contiene H_2 a 0.8 atm de presión, N_2 a 0.25 atm de presión y O_2 a 0.6 atm de presión. ¿Cuál es la presión total de la mezcla?

Solucion:

$$P_T = P(H_2) + P(N_2) + P(O_2) = 0.8 \text{ atm} + 0.25 \text{ atm} + 0.6 \text{ atm} = 1.65 \text{ atm}.$$

Respuesta: 1.65 atm.

Al despejar la presión de cada gas en la ecuación de estados se observa que hay una relación entre la composición de la mezcla gaseosa y la presión parcial que ejerce cada gas.

$$P_A = \frac{n_A x RT}{V} \qquad P_B = \frac{n_B x RT}{V} \text{ , etc}$$

Una forma de expresar las composiciones de las mezclas gaseosas es la llamada FRACCIÓN MOLAR.(X)

Se define la fracción molar como la relación entre el número de moles de cada componente de la mezcla y el número de moles totales (observar la ecuación 5).

fracción molar de A $X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$ (5) fracción molar de B $X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$ (5)

$$P_T = \frac{n_A x RT}{V} + \frac{n_B x RT}{V} = \frac{RT}{V} (n_A + n_B) = \frac{n_T x RT}{V}$$

$$P_A/P_T = (n_A x RT/V)/(n_T x RT/V)$$

$$n_T = n_A + n_B$$

$$P_A/P_T = n_A/n_T = X_A$$

$$P_A = P_T x X_A \quad (6)$$

P_A es la presión parcial del componente A, P_T la presión total y X_A su fracción. Molar.

Ejemplo 1.17

Una mezcla de 70 g de oxígeno (masa molar del O₂ = 32 g/mol) y 40 g de Helio (masa molar del He = 4g/mol) tiene una presión total de 1.6 atm, ¿Cuál es la presión parcial de cada gas?

Solución

Para cada gas aplicamos la ecuación (6).

Para ello se debe calcular primero el número de moles de cada gas.

$$n = m/M \quad n_{O_2} = 70g/32g/mol = 2.18 \text{ moles}$$

$$n_{He} = 40 g/4g/mol = 10 \text{ moles}$$

$$n_T = 2,18 \text{ moles} + 10 \text{ moles} = 12.18 \text{ moles}$$

Segundo, se calcula la fracción molar de cada gas aplicando la ecuación (5).

$$\text{Fracción molar del oxígeno} \quad X_{O_2} = 2,18/12,18 = 0.179$$

$$\text{Fracción molar del Helio} \quad X_{He} = 10/12,18 = 0.821$$

Aplicando la ecuación (6) obtenemos las presiones parciales.

$$P_{O_2} = P_T \times X_{O_2}$$

$$P_{He} = P_T \times X_{He}$$

$$P_{O_2} = 0,8 \times 0.179$$

$$P_{He} = 0.8 \times 0.821$$

$$P_{O_2} = 0.143$$

$$P_{He} = 0.657$$

Respuesta

Las presiones parciales solicitadas por el problema son: $P_{O_2} = 0.143$ y

$$P_{He} = 0.657$$

11.2.6 Ley de Graham: La razón de las velocidades de difusión de dos gases es inversamente proporcional a la razón de las raíces cuadradas de las masas molares. Matemáticamente, para dos gases de masas molares M_1 y M_2 respectivamente la ley de Graham se expresa:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}} \quad (7)$$

Ejemplo 1.18

Determine la relación entre las velocidades de difusión del oxígeno y el hidrógeno.

Solución:

La masa molar del oxígeno, O_2 , es 32 g/mol y la del hidrógeno, H_2 es 2 g/mol. Entonces.

$$\frac{v_{H_2}}{v_{O_2}} = \frac{\sqrt{M_{O_2}}}{\sqrt{M_{H_2}}} = \frac{\sqrt{32}}{\sqrt{2}} = 4 \quad \therefore \quad v_{H_2} = 4v_{O_2}$$

Respuesta: El hidrógeno se difunde 4 veces más rápido que el oxígeno.

11.2.7 Ley de Avogadro:

Amadeo Avogadro (s.XVIII) propuso lo que se conoce como hipótesis de Avogadro “Volúmenes iguales de diferentes gases tienen el mismo número de moléculas, si se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura.” Por ejemplo, se puede comprobar experimentalmente que 22,4 L de cualquier gas a CN contiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de gas (es decir, 1 mol).

A medida que se le agrega gas a un globo, este se expande. El volumen de un gas depende no solo de la presión y la temperatura, sino también de la cantidad de gas.

La **ley de Avogadro** es una consecuencia de la hipótesis de Avogadro: “El volumen de un gas mantenido a Temperatura y presión constante es directamente proporcional al número de moles del gas”.

$V \propto n$

11.2.8 Ecuación de estado de los gases ideales:

Todas las leyes descritas anteriormente se pueden expresar en una sola ecuación matemática que relaciona los cuatro parámetros y se conoce como la **ecuación general del estado gaseoso**.

Las leyes de los gases muestran que el volumen es directamente proporcional a la cantidad de sustancia (n) y a la temperatura absoluta e inversamente proporcional a la presión:

$$V \propto \frac{nT}{P} \quad \text{ó} \quad V = R \frac{nT}{P}; \quad \text{o sea} \quad PV = nRT \quad (8)$$

Donde R es la constante universal de los gases y su valor depende de las unidades en las cuales se expresen el volumen, la presión y la temperatura.

$$R = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \quad \text{ó} \quad R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

La cantidad de sustancia (n) se expresa en mol y será definida más adelante. Se puede calcular como la razón de una masa dada de la sustancia y su masa molar.

La ecuación de estado para el gas ideal se puede utilizar:

- Para calcular el valor de cualquier parámetro de la ecuación.
- Determinar densidades y las masas molares de los gases.

Ejemplo 1.19

Calcule el volumen que ocupan 2 moles de O₂, considerado como un gas ideal, a 2 atmósferas de presión y 27 °C.

Solución:

La temperatura absoluta es: K = 27 °C + 273 = 300 K despejando el volumen de la ecuación de estado (8) y reemplazando:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{2 \text{ mol} \times 0.082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \times 300\text{K}}{2 \text{ atm}} = 24.6 \text{ L}$$

Ejemplo 1.20

Determine la densidad del oxígeno a condiciones normales.

Solución:

La masa molar del oxígeno gaseoso (O₂) es 32 g/mol

Condiciones normales (CN) son: temperatura = 273 K

Presión = 1 atm

Si en la ecuación de estado se reemplaza $n = m / M$, queda $PV = (m / M) \times R T$

al reordenar los datos, queda $P \times M = (m/V) \times R T$

Como $\delta = m/V$, donde δ = densidad

Queda la ecuación **$P \times M = \delta R T$ (9)**

Despejando la δ y reemplazando queda:

$$\delta = \frac{P M}{R T} = \frac{1 \text{ atm} \times 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0.082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 273 \text{ }^\circ\text{K}} = 1.428 \text{ g / L}$$

Respuesta: La densidad del oxígeno a condiciones normales es 1,428 g/L

11.3 Gases Reales

En los gases reales, ninguna de las condiciones de los gases ideales se cumplen satisfactoriamente, resultando así **desviaciones respecto al comportamiento ideal.**

La desviación de la idealidad es más acentuada a presiones altas y temperaturas bajas.

A presiones altas, porque las moléculas están relativamente cerca y como hay menor espacio vacío en el gas, los volúmenes de las moléculas no son despreciables en comparación con el volumen total del gas y por otra parte las fuerzas intermoleculares no son ya tan insignificantes.

A temperaturas bajas, porque la velocidad promedio de las moléculas disminuye y las fuerzas de interacción comienzan a influir en el movimiento molecular, a diferencia de las temperaturas altas en que la violencia del movimiento molecular evita que esas fuerzas tengan efecto apreciable.

Ningún gas real puede describirse por las ecuaciones ya estudiadas. La ecuación de estado más conocida para los gases reales es la ecuación de Van Der Waals.

Lección 12. Cambios de Estado

En el estado gaseoso, las moléculas están bastante separadas y poseen una gran energía cinética, en el estado líquido las moléculas están más cerca unas de otras y su energía cinética es menor que en el gaseoso y en el estado sólido las moléculas están vibrando en una posición fija y su energía cinética es muchísimo menor. *Los cambios de estado ocurren casi siempre a presión constante, sólo necesitan cambiar la temperatura por adición ó sustracción de calor⁵. Sin embargo cuando esta ocurriendo el cambio de estado la temperatura se mantiene constante.*

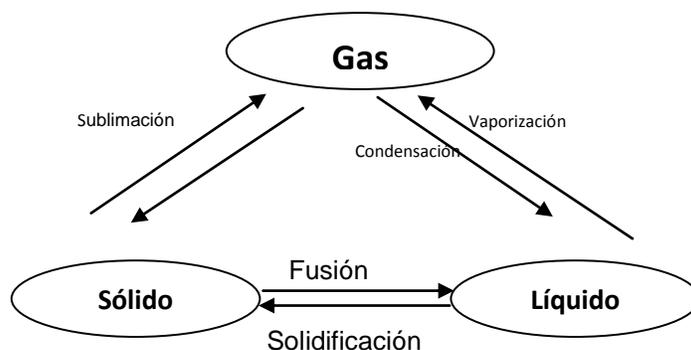


Figura 14. Cambios de estado

URL:

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/cambios.htm

12.1 Calor de transición en los cambios de estado

12.1.1 Fusión es un proceso endotérmico en el cual una sustancia en estado sólido pasa al estado líquido. Cuando un sólido alcanza la temperatura de fusión, para pasarlo al estado líquido hay necesidad de aplicarle una cantidad de calor adicional, para romper las fuerzas de atracción intermoleculares. Este calor se denomina **calor latente ó entalpía de fusión** (ΔH fusión.), y es específico para cada sustancia.

El **calor latente de fusión** (ΔH fusión) es la cantidad de calor necesaria para fundir una unidad de masa de una sustancia a su temperatura de fusión.

El calor Q_f necesario para fundir una masa (m) dada de una sustancia, que se encuentra a una temperatura T , se halla la expresión:

$$Q_f = m \Delta H \text{ fusión}$$

$$Q_{f(\text{cal})} = m_{(g)} \times \Delta H \text{ fusión } (\text{cal/g})$$

12.1.2 Solidificación es un proceso exotérmico en el cual una sustancia en estado líquido pasa a estado sólido. A la temperatura de fusión y de solidificación, coexisten en equilibrio el sólido y el líquido.

12.1.3 Vaporización o Evaporación es un proceso endotérmico en el cual una sustancia en estado líquido pasa a estado gaseoso. Cuando un líquido alcanza la temperatura de ebullición, para pasarlo al estado gaseoso es necesario aplicarle una cantidad de calor adicional, para romper las fuerzas de atracción intermoleculares. Este calor se denomina **calor latente ó entalpía de ebullición o vaporización** (ΔH_v), y es específico para cada sustancia.

El **calor latente de ebullición ó vaporización** (ΔH_v) es la cantidad de calor por unidad de masa que es necesario para cambiar la sustancia de líquido a vapor a la temperatura de ebullición.

El calor Q_v necesario para convertir una masa (m) dada de un líquido a gas (vapor), que se encuentra a una temperatura la T , se halla la expresión:

$$(Q_v = m \Delta H_v)$$

$$Q_{v(\text{cal})} = m_{(g)} \times \Delta H \text{ vaporización } (\text{cal/g})$$

12.1.4 Condensación es un proceso exotérmico en el cual una sustancia en estado gaseoso pasa a estado líquido. A las temperaturas de ebullición y de condensación, coexisten en equilibrio el gas y el líquido.

12.1.5 Sublimación y sublimación inversa son cambios de estado en los cuales la **sublimación** es el paso de sólido a vapor e implica absorción de calor, mientras que la **sublimación inversa** es el paso de vapor a sólido con liberación de calor.

12.2 Curva de calentamiento

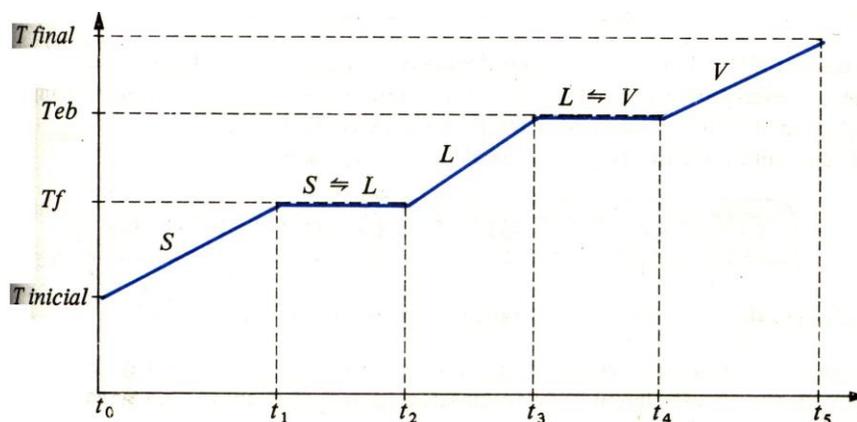


Figura 15 Curva de calentamiento Temperatura ($^{\circ}\text{C}$) vs tiempo.

La gráfica muestra una **curva de calentamiento** de una sustancia desde su estado sólido, pasando por el líquido, hasta el estado gaseoso. Si se desea calcular el calor requerido para cambiar la temperatura de una determinada masa de un compuesto químico desde su estado sólido hasta una temperatura de su estado gaseoso, se debe tener en cuenta el siguiente procedimiento:

$$Q_1 = m \times C(s) \times (T_f - T_{\text{inicial}})$$

donde:

Q_1 = cantidad de calor (medido en calorías), necesario para calentar el sólido desde T_{inicial} hasta T_f . (En el sistema Internacional la unidad es Julio)

m = masa (gramos) de sustancia en estado sólido.

$C(s)$ = es el calor específico de la sustancia en el estado sólido $\frac{\text{Cal}}{\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C}}$

Su unidad en el sistema SI es el julio por kilogramo y kelvin, cuya notación es $\text{J}/(\text{kg} \cdot \text{K})$.

$(T_f - T_{\text{inicial}})$ = Representa el cambio de temperatura (ΔT), en ese intervalo.

T_f es la temperatura de fusión. Cuando la sustancia alcanza la temperatura de fusión, debe absorber calor latente de fusión ($\Delta H_{\text{fusión}}$) para fundirla a líquido. El calor absorbido depende de la masa, y se calcula por la ecuación:

$$Q_2 = m(g) \times \Delta H_{fusión}(cal/g)$$

Si el calentamiento continúa el líquido incrementa su temperatura hasta alcanzar la temperatura de ebullición. El calor requerido para este cambio de temperatura se calcula por la expresión:

$$Q_3 = m \times C(l) \times (T_{eb} - T_{fusión}) \quad \text{ó} \quad Q_3 = m \times C(l) \times \Delta T$$

$C(l)$ es el calor específico de la sustancia en el estado líquido $\frac{Cal}{g \cdot ^\circ C}$

Cuando el líquido alcanza la temperatura de ebullición, debe absorber calor latente de ebullición ó vaporización ($\square H_v$) para convertirla en gas.

El calor absorbido depende de la masa y se calcula por la expresión:

$$Q_4 = m \times \Delta H_v$$

Por último el compuesto en estado gaseoso absorbe calor para cambiar su temperatura hasta una final en el mismo estado. La cantidad de calor se calcula por la expresión:

$$Q_5 = m \times c_{(eb)} \times (T_f - T_{eb}) \quad \text{ó} \quad Q_5 = m \times c_{(eb)} \times \Delta T$$

donde $C_{(eb)}$ es el calor específico de la sustancia en el estado gaseoso $\frac{Cal}{g \cdot ^\circ C}$

El calor total aplicado durante el proceso de calentamiento es la suma de todos los calores, es decir:

$$Q_T = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5$$

La gráfica N°6 muestra el comportamiento de la temperatura versus el tiempo de un compuesto cuando cambia de estado. Una similar se presenta cuando se grafica la variación de temperatura versus la cantidad de calor absorbida (ver como ejemplo, la curva de calentamiento del agua en la Química General de José Muñoz y Luis Alberto Moreno, pp. 258-259. Este texto se encuentra en la biblioteca de la sede Celestino Mutis)

En resumen hay dos ecuaciones generales para los cálculos de cantidad de calor involucrada en los cambios de estado:

Ecuación para calcular la cantidad de calor para calentar las sustancias en cualquiera de los estados:

$$Q_{calentamiento} = m(g) \times C_{(cal/g^\circ C)} \times (T_f - T_{inicial})(^\circ C) \quad (10)$$

Donde $C_{(cal/g^\circ C)}$ será calor específico del sólido, o del líquido o del gas.

Ecuación para cambiar de estado:

$$Q = m_{(g)} \times \Delta H_v \text{ (cal/g)} \quad (11)$$

Donde $\Delta H_v \text{ (cal/g)}$ es el calor latente de fusión o de vaporización.

Ejemplo 1.21

Determinar el calor necesario para calentar 30 gramos de agua desde 8°C hasta 42°C, conociendo los siguientes datos:

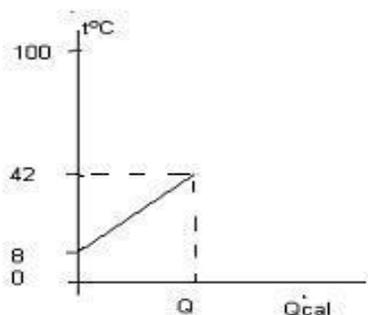
$T_f \text{ (H}_2\text{O)} = 0^\circ\text{C}$ – temperatura de fusión del agua.

$T_{eb} \text{ (H}_2\text{O)} = 100^\circ\text{C}$ – temperatura de ebullición del agua.

$C_{(l)} = 1 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$ - calor específico de la sustancia en el estado líquido

Solución:

Se dibuja la gráfica t° vs Q (cal) localizando los puntos de fusión, ebullición, T inicial y T final.



Se analiza el estado de la sustancia, en el ejemplo las temperaturas inicial y final están entre la temperatura de fusión y de ebullición, concluyendo que está en estado líquido.

Solo se requiere calcular las calorías necesarias para calentar el líquido, para lo que utilizo la ecuación 10

$$Q_{\text{cal}} = m_{(g)} \times C_{\text{(cal/g}^\circ\text{C)}} \times (T_f - T_{\text{inicial}}) \text{ (}^\circ\text{C)}$$

Reemplazo con los datos que me da el problema

$$Q_{\text{cal}} = 30\text{g} \times 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times (42 - 8)^\circ\text{C} = 1020 \text{ cal}$$

Ejemplo 1.22

Determinar el calor necesario para producir vapor de agua a partir de 100 gramos de hielo desde -10°C hasta agua vapor a 105°C a presión de 1 atmósfera.

Datos: $T_f(\text{H}_2\text{O}) = 0^\circ\text{C}$ – temperatura de fusión del agua. $T_{eb}(\text{H}_2\text{O}) = 100^\circ\text{C}$ – temperatura de ebullición del agua. $C_{(s)} = 0.5 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$ - calor específico de la sustancia en el estado sólido. $C_{(l)} = 1 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$ - calor específico de la sustancia en el estado líquido. $C_{(g)} = 0.5 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$ - calor específico de la sustancia en el estado gaseoso. $\square H(\text{fusión}) = 80 \frac{\text{Cal}}{\text{g}}$ $\square H(\text{ebullición}) = 540 \frac{\text{Cal}}{\text{g}}$ **Solución:**

Se calculan los diferentes calores a partir de la curva de calentamiento así:

$$Q_1 = m C_{(s)} (T_f - T_{\text{inicial}}) = 100 \text{ g} \times 0.5 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (0 - (-10))^\circ\text{C} = 500 \text{ cal}$$

$$Q_2 = m \Delta H_{(\text{fusión})} = 100 \text{ g} \times 80 \frac{\text{Cal}}{\text{g}} = 8000 \text{ cal}$$

$$Q_3 = m C_{(l)} (T_{eb} - T_f) = 100 \text{ g} \times 1 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (100 - 0)^\circ\text{C} = 10000 \text{ cal}$$

$$Q_4 = m \Delta H_{(\text{ebullición})} = 100 \text{ g} \times 540 \frac{\text{Cal}}{\text{g}} = 54.000 \text{ cal}$$

$$Q_5 = m C_{(g)} (T_{\text{Final}} - T_{eb}) = 100 \text{ g} \times 0.5 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (105 - 100)^\circ\text{C} = 250 \text{ cal}$$

$$Q_T = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5 = 500 + 8000 + 10000 + 54000 + 250 = 72750 \text{ cal}$$

EJERCICIOS CAPITULO DOS

1. Expresar en grados Kelvin y °F.
 - a. 35 °C
 - b. - 7 °C
 - c. 100 °C
 - d. 0 °C
2. Una masa gaseosa de un litro se calienta a presión constante desde 15°C hasta 92 °C, ¿Cuál es el volumen final que ocupa el gas?
3. Se tienen 24 litros de gas a 0,5 atm, ¿Cuál será el volumen si la presión fuese de 5 atm y la temperatura se mantiene constante?
4. ¿Cuál será el volumen a 37 °C y 4320 mm de Hg, de 100 litros de un gas que se encuentran a 4 atm de presión y 17 °C?
5. Un neumático de automóvil se calienta de 27 °C a 37 °C, suponiendo que no se dilate, ¿cuál será la presión final si la inicial es de 5 psi?
6. Una muestra de gas ocupa un volumen de 1.250 cm³ a una presión de 0.5 atm. ¿Cuál será la presión (en mmHg) necesaria para que el volumen ocupado por el gas sea de 735 cm³.
7. El volumen ocupado por una muestra gaseosa a 37 °C es 4,3 litros. ¿Cuál será la temperatura (en °C) a la cual debe llevarse la muestra para que el volumen sea 2.6 L.
8. ¿Cuántas moles de dióxido de carbono (CO₂) están presentes en una muestra de 0,5 L de este gas a una temperatura de 60 °C y una presión de 2 atm?
9. Determinar el calor necesario para fundir 30 gramos de hielo (agua sólida), conociendo los siguientes datos:
 $T_f(\text{H}_2\text{O}) = 0^\circ\text{C}$ – temperatura de fusión del agua.
 $T_{eb}(\text{H}_2\text{O}) = 100^\circ\text{C}$ – temperatura de ebullición del agua.

$$\Delta H(\text{fusión}) = 80 \frac{\text{Cal}}{\text{g}}$$

10. Determine el calor necesario para pasar 30 gramos de una sustancia sólida a 25°C hasta una temperatura de 50 °C, conociendo los siguientes datos:

Temperatura de fusión:	25 °C
Temperatura de ebullición:	200° C
Calor de fusión: (ΔH fusión)	165 cal/g.
Calor específico (líquido):	2.5 cal/g °C

11. Calcule el calor necesario para convertir en vapor 50 g. de hielo a -15°C hasta vapor a 110°C. Utilice los siguientes datos:

Calor específico del agua (sólido):	0,5 cal/g °C
Calor específico del agua (líquida):	1,0 cal/ g °C
Calor específico del agua (gas):	0.5 cal/g °
Calor de fusión: (ΔH fusión)	80 cal/g
Calor de ebullición o vaporización: (ΔH ebullición)	540 cal/g

CAPITULO TRES. CANTIDAD DE SUSTANCIA

Objetivos

- Los estudiantes deben entender la diferencia entre masa atómica, masa molecular y masa molar.
- Conocer el concepto de mol como unidad básica de la Química y
- Realizar interconversiones masa, número de moles (la mol unidad es la unidad de medida internacional de cantidad de sustancia) y cantidad de partículas en una mol (número de Avogadro)

Introducción

La materia esta compuesta por diferentes clases de partículas. Una manera de medir la cantidad de sustancia es contar su número de partículas. Debido a que los átomos, moléculas, iones y otras partículas son extremadamente pequeñas, el número de partículas individuales en una muestra (aunque sea muy pequeña) es muy grande. Contar las partículas no es práctico. Sin embargo se puede contar las partículas si se introduce un término que representa un número específico de esas partículas. Ese término se conoce con el nombre de mol.

La **cantidad de sustancia** es una de la siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema internacional de unidades SI). Su unidad es el **mol**.

Lección 13. Masa atómica y masa molecular

13.1. Repaso conceptos.

Para empezar se repasan los conceptos de átomo y molécula

El átomo es la mínima cantidad de materia de un elemento químico. Por las observaciones que se han realizado bombardeando átomos con partículas elementales, un átomo se puede explicar así:

1. Un núcleo de carga positiva donde se concentra la mayoría de su masa, y alrededor del núcleo varios electrones (con carga negativa).
2. El núcleo está compuesto de protones (con carga positiva) y neutrones (sin carga)
3. La carga neta de un átomo es cero.

La diferencia entre los elementos químicos que se encuentran en la naturaleza no es más que el número de protones, electrones y de neutrones en sus átomos.

Molécula

Las moléculas están hechas de átomos de uno o más elementos. Algunas moléculas están hechas de un sólo tipo de átomo. Por ejemplo, dos átomos de oxígeno se unen para formar una molécula de O_2 . Otras moléculas son muy grandes y complejas. Por ejemplo, generalmente las moléculas de proteína contienen cientos de átomos.

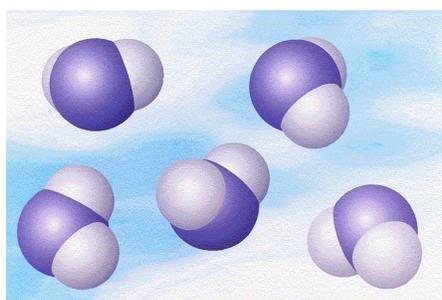


Figura 16. Moléculas

(tomada de <http://mx.geocities.com/marcos693/hipotesisdeavogadro.htm>)

Cada molécula es tan pequeña que es imposible ver una molécula dentro de una sustancia. Pero cuando cientos de moléculas se encuentran juntas, podrían estar en forma de un vaso de agua, el árbol de un bosque, la pantalla de la computadora; dependiendo del tipo de moléculas que sean.

Cómo hizo Mendeleiev para saber la masa de los diferentes átomos?

Los Químicos del siglo XIX no podían tomar átomos individuales y colocarlos en una balanza. Ellos únicamente podían estudiar las reacciones químicas que involucraban un número considerable de átomos a la vez.

Comenzando el año 1800, científicos como John Dalton habían descubierto que el peso de los elementos envueltos en una reacción química siempre tiene que estar en determinadas proporciones (ley de las proporciones definidas).

Mendeleiev y sus contemporáneos no podían decir cuánto pesaba exactamente un átomo en libras o gramos pero, estudiando las reacciones, pudieron decir qué tan pesados eran *en relación con otros átomos*

13.2 Unidad de Masa Atómica

Símbolo: **u** (antes **uma**)

Es aproximadamente la masa de un protón o un neutrón (Los electrones son tan livianos que usualmente se puede ignorar su masa en relación con la de todo el átomo. Un protón tiene cerca de 2000 veces la masa de un electrón).

Una **unidad de masa atómica**, es equivalente a la **duodécima (1/12)** parte de la masa de un átomo de **carbono -12**.

Un gramo es alrededor de 600,000,000,000,000,000,000 **u** (esto es 600 sextillones, o un 6 seguido de 23 ceros).

Muchas versiones de la tabla periódica dan la masa atómica de los elementos en **u**; que son promedios de masas, que tienen en cuenta los diferentes **isótopos** que existen.

Isótopos: Los átomos de un mismo elemento que tienen diferentes números másicos o masa atómica (A). La diferencia en la masa atómica se debe a la diferencia en el número de neutrones del núcleo (los protones nunca cambian).

Ejemplo: isótopos del carbono

Isótopo	Masa atómica (u)	Número de protones	Número de neutrones
C - 12	12	6	6
C - 13	13	6	7
C - 14	14	6	8

13.3 Masa atómica

La masa atómica puede ser considerada como la masa total de los protones y neutrones en un átomo único en estado de reposo.

La **masa atómica**, también se ha denominado peso atómico, aunque esta denominación es incorrecta, ya que la masa es propiedad del cuerpo y el peso depende de la gravedad.

Las **masas atómicas** de los elementos químicos se suelen calcular con la media ponderada de las masas de los distintos isótopos de cada elemento teniendo en cuenta la abundancia relativa de cada uno de ellos

La masa atómica de un isótopo coincide aproximadamente con la masa de sus protones + neutrones, mientras que la masa atómica, de un elemento no coincide exactamente con el número de nucleones (protones + neutrones) que alberga el núcleo de su isótopo más común.. Esta diferencia es debida a que los elementos, en general, no están formados por un solo isótopo sino por una mezcla con unas ciertas abundancias para cada uno de ellos.

Isótopos del C	Estabilidad	Abundancia en la naturaleza %	Participación en la masa atómica promedio del elemento C u
C- 12	Estable	98.9	$98,9 \times 12 / 100 = 11,868$
C- 13	Estable	1.1	$1.1 \times 13 / 100 = 0.143$
C- 14	Radioactivo	$< 10^{-10}$	mínima = $< 10^{-10}$
Masa atómica promedio (u)			12,011

Isótopos del O	Estabilidad	Abundancia en la naturaleza %	Participación en la masa atómica promedio del elemento O u
O- 16	Estable	99,76	$99,76 \times 16 / 100 = 15,9616$
O- 17	Estable	0,038	$0.038 \times 17 / 100 = 0.0065$
O- 18	Estable	0.205	$0.205 \times 18 / 100 = 0.0369$
Masa atómica promedio (uma)			16.005

Datos tomados de *Isótopos Ambientales en el Ciclo Hidrológico IGME. Temas: Guías y manuales. ISBN: 84-7840-465-1*

<http://www-web.iaea.org/napc/ih/document/LIBRO%20IS%20TOPOS/PDF%20Isotopos-I/Seccion%207.pdf> (actualmente no abre).

Ejemplo 1.23

Masa atómica del Cu = 63,54 u

Significa que la masa de un átomo de Cu es 63.54 veces mayor que la unidad de masa atómica, pero no que la masa de un átomo de Cu es 63.54g

Masa atómica del C = 12.011 u

Significa que la masa de un átomo de C es 12.011 veces mayor que la unidad de masa atómica, pero no que la masa de un átomo de C es 12.011g

13.4 Masa molecular

Es la suma de la masa atómica de los elementos que forman la molécula. Ej. El SO₂ tiene una masa de (32 + 2x16) = 64 u.

Lección 14. Mol y Número de Avogadro

Mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas unidades estructurales (átomos, iones, moléculas, electrones, protones etc.) como la cantidad de átomos en 0,012 kilogramo del isótopo de carbono 12. el cual es igual a 6.02×10^{23} y recibe el nombre de **número de Avogadro**, en honor al científico Italiano Amedeo Avogadro (s.XVIII) quien propuso lo que se conoce como hipótesis de Avogadro “Volúmenes iguales de diferentes gases tienen el mismo número de moléculas, si se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura.”

El número de Avogadro es útil porque permite contar partículas microscópicas a partir de medidas macroscópicas como la masa y permite conversiones entre la unidad de masa (gramo) y la masa atómica.

El **mol** es un concepto con el que se han sustituido los términos ya antiguos de molécula-gramo y de átomo-gramo:

Mol es la cantidad de materia que contiene el número de Avogadro, N, de partículas unitarias o entidades fundamentales (ya sean éstas moléculas, átomos, iones, electrones, etc.).

También puede definirse como:

Mol es la cantidad de materia que contiene un número de entidades igual al número de átomos contenidos en 12 g de carbono-12.

Este concepto de mol es mucho más amplio, y lo importante es que hace referencia a un número determinado de partículas o entidades. Es, pues, una cantidad de unidades, y lo mismo que nos referimos a un docena de huevos (12 huevos), un cartón de cigarrillos (200 cigarrillos), etc., podríamos referirnos a un mol de huevos o de cigarrillos ($6,023 \times 10^{23}$ huevos, $6,023 \times 10^{23}$ cigarrillos, etc)

Lección 15. Masa molar

Es la masa de un mol de un elemento o de un compuesto, que es igual a la masa atómica del elemento o molecular del compuesto expresada en gramos.

15.1. Relación entre los conceptos del capítulo 3,

La masa molar se relaciona con la **masa** de una sustancia y con la **cantidad de sustancia** a través de la siguiente expresión matemática:

$$M(x) = \frac{m(x)}{n(x)} \quad (12)$$

Donde $M(x)$ es la masa molar de la sustancia X; $m(x)$ la masa de la sustancia X, y $n(x)$, la cantidad de sustancia X. La masa molar tiene unidades de kg/mol, sin embargo, habitualmente, se utiliza la unidad **g/mol**. La unidad SI de masa es kg. La unidad SI de cantidad de sustancia es **mol**.

Para RECORDAR:

1 mol = 6.02×10^{23} unidades (número de Avogadro)

1 mol de átomos = 6.02×10^{23} átomos

1 mol de moléculas = 6.02×10^{23} moléculas

1 mol de iones = 6.02×10^{23} iones

Masa molar = masa en g de un mol de sustancia

Ejemplo 1.24

¿Qué cantidad de sustancia contienen 10,8 g de una muestra de aluminio?

Solución.

Primero se determina la masa molar del aluminio es: $M(\text{Al})=27 \text{ g/mol}$.

Segundo determinar la cantidad de sustancia de aluminio en la muestra, despejando n de la ecuación anterior y reemplazando los valores que nos da el problema:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})}; \quad n(\text{Al}) = \frac{10,8}{27} \text{ mol} = 0,4 \text{ mol} *$$

*En este ejemplo y en los que siguen las unidades se colocarán después del valor numérico de la magnitud tanto al final del cálculo, como después de los resultados de todos los cálculos intermedios. Aunque lo correcto sería:

$$n(\text{Al}) = \frac{10,8 \text{ g}}{27 \text{ g/mol}} = 0,4 \text{ mol de Al}$$

Ejemplo 1.25

¿Qué cantidad de sustancia contienen 12 g el óxido de azufre (VI)?

Solución.

Primero se calcula la masa molar del óxido de azufre (VI):

$M(\text{SO}_3) = M(\text{S}) + 3M(\text{O})$; $M(\text{SO}_3) = (32 + 3 \times 16) \text{ g/mol} = 80 \text{ g/mol}$, donde $M(\text{S})$ y $M(\text{O})$ son las masas molares del azufre y del oxígeno atómicos, respectivamente.

Segundo, se determina la cantidad de sustancia en los 12 g del óxido de azufre (VI):

$$n(\text{SO}_3) = \frac{m(\text{SO}_3)}{M(\text{SO}_3)}; \quad n(\text{SO}_3) = \frac{12}{80} \text{ mol} = 0,15 \text{ mol}$$

Ejemplo 1.26

Determinar la masa del carbonato de sodio, de una cantidad de sustancia igual a 0,25 mol.

Solución. La masa molar (M) del carbonato de sodio será:

$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2M(\text{Na}) + M(\text{C}) + 3M(\text{O})$;

$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = (2 \times 23 + 12 + 3 \times 16) \text{ g/mol} = 106 \text{ g/mol}$.

Determinamos la masa (g) de Na_2CO_3 utilizando la ecuación (12), despejando m

$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) \times M(\text{Na}_2\text{CO}_3)$;

$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,25 \text{ mol} \times 106 \text{ g/mol} = 26,5 \text{ g}$.

Ejemplo 1.27

¿Cuántas unidades estructurales (moléculas) contienen 50,8 g de yodo molecular?

Solución. La masa molar de I_2 es igual a 254 g/mol. Determinamos la cantidad de sustancia del yodo molecular:

$$n(\text{I}_2) = \frac{m(\text{I}_2)}{M(\text{I}_2)}; \quad n(\text{I}_2) = \frac{50,8}{254} = 0,2 \text{ mol}$$

Determinar el número de unidades estructurales (en el caso dado, de moléculas) del yodo es posible valiéndose de la constante de Avogadro N_A :

$$N(I_2) = n(I_2) N_A,$$

donde $N(I_2)$ es el número de unidades estructurales (moléculas) del yodo; $N(A) = 6,02 \times 10^{23}$ unidades de A/mol.

Por consiguiente.

$$N(I_2) = 0,2 \text{ mol} \times 6 \times 10^{23} \frac{\text{moléculas de } I_2}{\text{mol de } I_2} = 1,2 \times 10^{23} \text{ moléculas de } I_2$$

Ejemplo 1.28

¿Qué cantidad de sustancia del azufre atómico (elemental) se encuentra en el sulfuro de hierro (II) cuya masa es de 22 g?

Solución.

La masa molar del sulfuro de hierro (II) FeS son 88 g/mol. Determinamos la cantidad de sustancia (moles) de FeS :

$$n(FeS) = \frac{m(FeS)}{M(FeS)} : n(FeS) = \frac{22}{88} \text{ mol} = 0,25 \text{ mol}$$

De la fórmula mínima (empírica) del sulfuro de hierro (II) se infiere que la cantidad de sustancia del azufre atómico es igual a la cantidad de sustancia del sulfuro, es decir

$$n(S) = n(FeS) \text{ por tanto } n(S) = 0,25 \text{ mol.}$$

Ejemplo 1.29

¿Qué cantidad de sustancia del óxido de azufre (VI) SO_3 , contiene el mismo número de átomos de azufre que la pirita FeS_2 de 48 g de masa?

Solución.

Para resolverlo utilizamos factores de conversión.

Primero se calcula la masa molar de la pirita $FeS_2 = 120 \text{ g}$

$$48 \text{ g de } FeS_2 \times \frac{1 \text{ mol } FeS_2}{120 \text{ g } FeS_2} \times \frac{2 \text{ moles de átomos S}}{1 \text{ mol } FeS_2} \times \frac{1 \text{ mol de } SO_3}{1 \text{ mol de átomos S}} = 0.8 \text{ moles de } SO_3$$

Respuesta: **0.8 moles de SO_3 contienen igual número de átomos de S que 48 gramos de pirita FeS_2 .**

EJERCICIOS CAPITULO TRES

1. Determinar la cantidad de sustancia del bromo Br_2 contenida en 12.8g.
2. Determinar la masa del yoduro de sodio NaI , si la cantidad de sustancia es igual a 0,6 mol.
3. Determinar la cantidad de sustancia del boro atómico que se contiene en 40.4 g de tetraborato de sodio $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$.
4. Cuántas moles y cuántos átomos de C hay en 48 gramos de Carbono.
5. Cuántas moles de O_2 hay en 64 g de oxígeno gaseosos?
6. Cuántos átomos de O hay en 64 g de oxígeno gaseosos?
7. Cuántas moléculas de O_2 hay en 64 g de oxígeno gaseosos?
8. Cuántas moles y cuántas moléculas de metano (CH_4) hay en 80 g de gas metano?

AUTOEVALUACIÓN UNIDAD UNO

Los Sigüientes son ejercicios de conversión de unidades (revisar el tema de los anexos 2 y 3 al final de la unidad 1).

1. Contesta anotando en la línea la cantidad correspondiente.

- a) 7.5 g = _____ mg
- b) 0.04 kg = _____ g
- c) 4.3 mg = _____ kg
- d) 0.000006 kg = _____ mg
- e) 3.2 g = _____ kg
- f) 6000000 mg = _____ kg
- g) 2951 mg = _____ g
- h) 9.2 kg = _____ g
- i) 0.008 g = _____ mg
- j) 3.7 mg = _____ g

2. Escribir en forma exponencial las siguientes cantidades

- a) 0.000006 kg = _____ Kg
- b) 0.000006 kg = _____ g
- c) 0.000006 kg = _____ mg
- d) 6 ton = _____ Kg
- e) 6 ton = _____ g
- f) 6 ton = _____ mg
- g) 6 ton = _____ μ g

Relacione los enunciados de la columna I con los de la columna II

3. Para el elemento ($Z = 21$) efectúe la distribución electrónica e indique las parejas que mejor se correlacionan:

- | | | | |
|-------------------------|-----|-----------|----|
| a. Número de niveles. | () | 1. | 11 |
| b. Número de subniveles | () | 2. | 7 |
| c. Número de orbitales | () | 3. | 1 |

- d. Número de electrones () **4.** 4
 desapareados () **5.** 2
 e. Número de electrones en el () **6.** 3
 Último nivel

4. Para ${}_{92}^{235}\text{U}$ relacione cada literal con el numeral verdadero.

- a. Protones () **1.** 235
 b. Neutrones () **2.** 143
 c. Número atómico () **3.** 92
 d. Número másico () **4.** 327

Preguntas abiertas

5. Razone si serán posibles los siguientes grupos de números cuánticos para un electrón y denomine, en cada caso, el correspondiente orbital atómico:

- a) $n = 1, l = 0, m = 0, s = 1/2$
 b) $n = 5, l = 2, m = -3, s = -1/2$
 c) $n = 2, l = 1, m = 1, s = 1/2$
 d) $n = 1, l = 3, m = 3, s = 1/2$

6. Complete los espacios correspondientes:

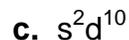
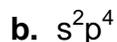
El número máximo de electrones que un átomo posee en los números cuánticos.

- a. $n = 3$ es _____
 b. $n = 3, l = 2$ es _____
 c. $n = 3, l = 2, m = -2$ es _____
 d. $n = 3, l = 2, m = -2, m_s = +1/2$ es _____

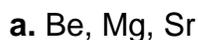
7. La configuración electrónica de un elemento termina en $4p^3$, especifique los números cuánticos para esos tres electrones.

Electrón	n	l	m	m_s
$4p_x^1$				
$4p_y^1$				
$4p_z^1$				

8. ¿Cuáles son los elementos que presentan, en sus últimos niveles, la siguiente configuración electrónica?

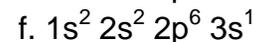
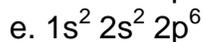
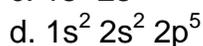
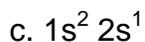
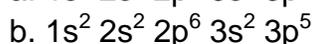
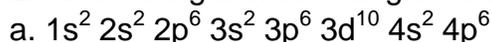


9. Ordene los siguientes elementos en orden creciente de su energía de ionización.



10. Escriba la configuración electrónica del elemento de número atómico 17. Indique si se trata de un metal o un no metal y a qué grupo y periodo pertenece.

11. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas



¿Cuáles de ellas presentarían propiedades similares? ¿Por qué?

12. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:



Indique:

a. El grupo y período en los que se hallan A, B y C.

b. Los iones más estables que formarían A, B y C.

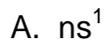
13. Para los elementos con números atómicos 13, 16 y 20:

a. Indique la configuración electrónica.

b. Justifique cuál tendrá mayor energía de ionización.

c. Indique el grupo y el período del sistema periódico en que se encuentra cada elemento.

14. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia:



a. Indique el grupo al que corresponde cada una de ellas.

b. Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores

15. Relacione los conceptos de la columna de la derecha con los conceptos de la columna de la izquierda.

a. () Su configuración electrónica termina en S^1

1. $z = 10$

b. () Alta electronegatividad

2. $z = 23$

c. () Nivel 3 completo con electrones

3. $z = 9$

- | | |
|--|-------------|
| d. () Átomo con todos sus electrones apareados | 4. $z = 60$ |
| e. () 5 electrones en su penúltimo subnivel d | 5. $z = 1$ |
| f. () Su configuración electrónica termina en $4f^5 6s^1$ | 6. $z = 30$ |
| g. () Radio atómico más pequeño | 7. $z = 42$ |
| h. () Halógeno | 8. $z = 83$ |

Nota: ver tabla 2. Configuración electrónica

Discusión

16. Cada uno de los iones Mg^{2+} y el Na^+ tiene diez electrones rodeando el núcleo. ¿De cuál de ellos se esperaría menor radio? ¿Por qué?
17. Para cada uno de los enunciados discuta si son falsos o verdaderos. Explique, además, si la razón es la respuesta de la afirmación.
- a.** Los elementos no metálicos tienen un valor de electronegatividad más alto que los metálicos. **Porque:**
 Los átomos de los elementos no metálicos son más grandes.
- b.** El átomo de calcio es más grande que el ión calcio. **Porque:**
 Los iones siempre son más grandes que los átomos de los cuales se forman.
- c.** La energía de ionización de un gas noble es siempre la más baja de los elementos de un mismo periodo. **Porque:**
 Dentro de cada periodo, el radio atómico decrece de derecha a izquierda.

18. Complete el siguiente cuadro.

	Sustancias químicas Propiedades	Sustancias Covalentes (moléculas)	Sustancias Covalentes (cristales)	Sustancias Iónicas
1	Estado natural			
2	Partículas constituyentes			
3	T. de fusión y T de ebullición.			
4	Solubilidad en agua.			
5	Solubilidad en disolventes orgánicos			

6	Conductividad			
7	Velocidad de reacción			
8	Ejemplo			

19. Clasificar las siguientes moléculas como polares o no polares.

- a. F_2 b. CO_2 c. NH_3 d. CCl_4 e. HCl

20. Señalar de entre los siguientes compuestos los que cabe esperar que conduzcan la corriente eléctrica.

- a. $He(g)$ b. $KCl(ac)$ c. $Mg(l)$ d. $Cu(s)$ e. diamante(s).

21. De las siguientes moléculas: F_2 ; HC ; $NaCl$, Cl_2 , CsF , SH_2 , ClF , CH_4 , indique las que presentan enlace:

- a. Covalente polar.
 b. Covalente apolar.
 c. Iónico.
 d. Con mayor carácter iónico.

22. ¿Es posible que una molécula sea no polar aunque contenga enlaces covalentes polares?

23. ¿Qué compuesto tiene doble enlace dentro de su estructura?

- a. $NaCl$ b. CO_2 c. CH_4 d. H_2O

24. ¿Cómo podría explicar que el H_2O tenga una alta temperatura de ebullición?

Gases y Leyes de los gases

25. Una muestra de metano (masa molar del $CH_4 = 16 \text{ g/mol}$) ocupa un volumen de 800 cm^3 a una presión de 586 mm de Hg y a una temperatura de $-15^\circ C$, la masa en gramos de metano es?

26. La densidad de un gas a CN es de $1,98 \text{ kg/m}^3$, calcular:

- a) Masa molar del gas.

b) La densidad del gas cuando dos moles del mismo ocupan un recipiente de 30 litros.

Ayuda: las condiciones Normales (CN) son $T = 273^{\circ}\text{K}$ y $P = 1 \text{ atm}$.

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}, \quad 1 \text{ Kg} = 1000 \text{ g}$$

27. Se obtienen 20 cm^3 de helio (masa molar 4 g/mol) a 14°C y presión atmosférica de 750 mm de Hg , determinar:

- El volumen en condiciones normales.
- La densidad a 20°C y Presión 1 atm .

28. Una masa gaseosa a 25°C ejerce una presión de 12 atmósferas , ¿cuál será el aumento de la presión si es calentada hasta 62°C manteniendo constante el volumen?

29. Un cilindro contiene una mezcla de oxígeno y óxido nitroso (N_2O) que se usa como anestésico. La lectura del manómetro de presión del tanque es de 1.20 atm . Si la presión parcial del oxígeno es de 137 torr , ¿Cuál será la presión parcial en atm, del óxido nitroso?

30. Un anestesista administra un gas a 20°C a un paciente cuya temperatura corporal es de 37°C ¿Cuál será el cambio de volumen en mililitros de una muestra de gas de 1.20 L , según pasa de la temperatura de la habitación a la temperatura del cuerpo? (considere que la presión permanece constante).

Cantidad de calor en cambios de estado

31. Determine la cantidad de calor (en cal.) requerida para calentar un compuesto desde -25°C hasta 280°C con base en los siguientes:

Temperatura de fusión:	25°C
Temperatura de ebullición:	200°C
Calor de fusión: ($\Delta H_{\text{fusión}}$)	165 cal/g .
Calor de ebullición o vaporización: ($\Delta H_{\text{ebullición}}$)	350 cal/g .
Calor específico (sólido):	$1.0 \text{ cal/g }^{\circ}\text{C}$
Calor específico (líquido):	$2.5 \text{ cal/g }^{\circ}\text{C}$
Calor específico (gas):	$1.5 \text{ cal/g }^{\circ}\text{C}$
Masa de la sustancia:	85 g

Cantidad de Sustancia

32. ¿Cuántos átomos de fósforo contiene el tetrafósforo P_4 de 155g de masa?

33. ¿Qué cantidad de sustancia del óxido de azufre (IV) contiene el mismo número de átomos de azufre que la pirita FeS_2 de 24 g de masa?

34. elegir masas de las siguientes sustancias que contengan la misma *cantidad de sustancia* (moles) en: agua, cloruro de sodio, hierro, y oxígeno gaseoso

Completar la tabla siguiente, justificando las respuestas.

Sustancia	Masa atómica, masa molecular u.m.a.	Masas (en g) de sustancias distintas, que contienen la misma cantidad de partículas		
		Muestra 1 2 moles	Muestra 2 3 moles	Muestra 3 5 moles
H_2O (l)				
$NaCl$ (s)				
Fe (s)				
O_2 (g)				

35. Calcular la cantidad de partículas (átomos, moléculas) para las mismas muestras de las sustancias del ejercicio anterior.

Sustancia	Masa atómica, masa molecular u.m.a.	Cantidad de partículas de sustancias distintas, que contienen la misma cantidad de sustancia (moles)		
		Muestra 1 2 moles	Muestra 2 3 moles	Muestra 3 5 moles
H_2O (l)				
$NaCl$ (s)				
Fe (s)				
O_2 (g)				

ANEXO 1

MÉTODO CIENTÍFICO

El método científico es un proceso destinado a explicar fenómenos, implica hacer observaciones, formular hipótesis para explicar las observaciones, probar esas hipótesis con experimentos, establecer relaciones entre los hechos y enunciar leyes que expliquen los fenómenos físicos del mundo y permitan obtener, con estos conocimientos, aplicaciones útiles al hombre.

- El método científico es una forma de investigar que nace en el siglo VII.
- Es un método no dogmático ya que se basa en leyes deducidas por el hombre y no en principios supuestamente revelados.
- Usa las matemáticas como herramientas.

Pasos del método científico.

- Observar
- Plantear Problema.
- Formular hipótesis (explicación tentativa).
- Comprobar experimentando
- Registrar datos.
- Analizar datos y obtener relaciones (leyes*).
- Confirmar hipótesis (verificación y replicación)
- Enunciar las leyes y/o teorías**.

* Ley científica: expresión verbal concisa o ecuación matemática que resume una variedad de explicaciones y experiencias.

** Teoría, es una explicación de los principios generales de ciertos fenómenos, apoyada en una cantidad considerable de pruebas o hechos. (Brown, L. Le May, H. Bursten, B., p. 13)

Modelos del método científico

- **El método experimental o inductivo**

Es el más utilizado y el que se desarrolla de forma más completa en este tema. De niños aprendemos así: al hacer una observación nuestros sensores (los sentidos) mandan los impulsos originados al córtex cerebral (fina capa de neuronas que recubre el cerebro de los mamíferos y que se formó hace un millón de años) y aquí se crea nuestra imagen del mundo y se hacen las predicciones sobre su funcionamiento. Probando nuestras predicciones vamos formando y mejorando nuestro esquema del mundo.



El científico, bien porque desea entender un fenómeno aún no explicado, o bien para desarrollar

más un determinado proceso, realiza experiencias con el fenómeno estudiado variando de una en una las variables que intervienen hasta INDUCIR una ley que las relaciona. La ley inducida, para que sea cierta, debe cumplirse siempre. Así se confirma las hipótesis de partida.

Este método nos induce al descubrimiento de una Teoría por medio de las experiencias.

- El método teórico o deductivo

Newton utilizó este método para elaborar la teoría de la Gravitación Universal. Einstein utilizó método deductivo para elaborar la Teoría de la Relatividad.

Einstein utilizó este método para elaborar la Teoría de la Relatividad. Partió de una teoría, que imaginó, y dio por supuesto una serie de axiomas o definiciones previas. Al aplicar estos axiomas se llegaba a unos resultados (leyes) que contradecían "el sentido común", pero que resultaron ser ciertos cuando en años posteriores fueron sometidos a experimentos diseñados para comprobarlos. Por lo tanto el modelo es teórico en su partida, pero totalmente experimental en su validación.

También Newton para elaborar su Teoría se apoyó en las matemáticas y en unos axiomas que enunció, basándose en hechos estudiados por otros, sin hacer ninguna experimentación personal. Sus teorías fueron luego plenamente confirmadas.



Las fórmulas obtenidas por Newton le permitían calcular posiciones y velocidades que coincidían con las que tenían los cuerpos por él

estudiados. Calculó cuánto cae la Luna (cuánto se aparta de una línea recta tangente a la trayectoria) hacia la Tierra cada segundo y comprobó que coincidía con lo que predecía su ley. Una vez comprobado que sus leyes explicaban perfectamente lo observado y que se cumplían, hizo pública la Ley de Gravitación Universal.

Este método se utiliza menos que el método experimental o inductivo. Se le llama **deductivo** porque en esencia consiste en sacar consecuencias (deducir) de un principio o suposición.

(tomado de: <http://newton.cnice.mec.es/3eso/mcientifico/index.htm>)

Toda investigación científica se somete siempre a una "prueba de la verdad" que consiste en que sus descubrimientos pueden ser comprobados, mediante experimentación, por cualquier persona y en cualquier lugar, y en que sus hipótesis son revisadas y cambiadas si no se cumplen.

- Método Científico- videos:

<http://www.youtube.com/watch?v=ytl75uRjp5g&feature=related>

<http://www.youtube.com/watch?v=EpztrXazrYU&feature=related>

ANEXO 2.

SISTEMA INTERNACIONAL DE MEDIDAS

Unidades básicas.

Magnitud	Nombre	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Intensidad de corriente eléctrica	ampere	A
Temperatura termodinámica	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Definiciones:

Las definiciones de las unidades de base adoptadas por la Conferencia General de Pesas y Medidas, son las siguientes:

El **metro (m)** se define como la longitud de la trayectoria recorrida por la luz en el vacío en un lapso de $1 / 299\,792\,458$ de segundo (17^a Conferencia General de Pesas y Medidas de 1983).

El **kilogramo (kg)** se define como la masa igual a la del prototipo internacional del kilogramo (1^a y 3^a Conferencia General de Pesas y Medidas, 1889 y 1901).

El **segundo (s)** se define como la duración de $9\,192\,631\,770$ períodos de la radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado base del átomo de cesio 133 (13^a Conferencia General de Pesas y Medidas, 1967).

El **ampere (A)** se define como la intensidad de una corriente constante, que mantenida en dos conductores paralelos, rectilíneos, de longitud infinita, de sección circular despreciable, colocados a un metro de distancia entre sí en el

vacío, produciría entre estos conductores una fuerza igual a 2×10^{-7} newton por metro de longitud (9ª Conferencia General de Pesas y Medidas, 1948).

El **kelvin (K)** se define como la fracción $1/273,16$ de la temperatura termodinámica del punto triple del agua (13ª Conferencia General de Pesas y Medidas, 1967).

El **mol (mol)** se define como la cantidad de materia que contiene tantas unidades elementales como átomos existen en 0,012 kilogramos de carbono 12 (^{12}C) (14ª Conferencia General de Pesas y Medidas, 1971).

La **candela (cd)** se define como la intensidad luminosa, en una dirección dada de una fuente que emite una radiación monocromática de frecuencia 540×10^{12} Hz y cuya intensidad energética en esa dirección es de $1/683$ wat por esterradián (16ª Conferencia General de Pesas y Medidas, 1979).

Unidades SI derivadas expresadas a partir de unidades básicas y suplementarias.

Magnitud	Nombre	Símbolo
Superficie	metro cuadrado	m^2
Volumen	metro cúbico	m^3
Velocidad	metro por segundo	m/s
Aceleración	metro por segundo cuadrado	m/s^2
Número de ondas	metro a la potencia menos uno	m^{-1}
Masa en volumen	kilogramo por metro cúbico	kg/m^3
Velocidad angular	radián por segundo	rad/s
Aceleración angular	radián por segundo cuadrado	rad/s^2

Nombres y símbolos especiales de múltiplos y submúltiplos decimales de unidades SI autorizados

Magnitud	Nombre	Símbolo	Relación
Volumen	litro	l o L	$1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$
Masa	tonelada	t	10^3 kg
Presión y tensión	bar	bar	10^5 Pa

Unidades en uso con el Sistema Internacional cuyo valor en unidades SI se ha obtenido experimentalmente.

Magnitud	Nombre	Símbolo	Valor en unidades SI
Masa	unidad de masa atómica	u	1,6605402 10^{-27} kg
Energía	electronvolt	eV	1,60217733 10^{-19} J

Múltiplos y submúltiplos decimales

Factor potencia decimal	Prefijo	Símbolo	Factor potencia decimal	Prefijo	Símbolo
10^{24}	yotta	Y	10^{-1}	deci	d
10^{21}	zeta	Z	10^{-2}	centi	c
10^{18}	exa	E	10^{-3}	mili	m
10^{15}	peta	P	10^{-6}	micro	μ
10^{12}	tera	T	10^{-9}	nano	n
10^9	giga	G	10^{-12}	pico	p
10^6	mega	M	10^{-15}	femto	f
10^3	kilo	k	10^{-18}	atto	a
10^2	hecto	h	10^{-21}	zepto	z
10^1	deca	da	10^{-24}	yocto	y

Tomado de :

<http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/unidades/unidades/unidades.htm>

Ejemplo

1 kg =	0.001 ton 1000 g 1000000 mg
---------------	--

1 g =	0.000001 ton 0.001 kg 1000 mg
--------------	--

1 mg =	0.001 g 0.000001 kg
--------	------------------------

Cibergrafía

Múltiplos y submúltiplos

<http://newton.cnice.mec.es/3eso/fconversion/index.html>

Mediciones y Magnitudes

<http://www.quimica.uns.edu.ar/descargas/Modulo2.pdf>

Convertor de unidades.

<http://www.elmatematico.com/conversores/longitud.php>

ANEXO 3.

ANÁLISIS DIMENSIONAL

Es una estrategia que ayuda a resolver problemas.

Utiliza factores de Conversión

En esta herramienta se llevan las unidades en todos los cálculos.

Las unidades se dividen, o se multiplican unas con otras, o se **cancelan**.

Ventajas:

- Es una forma sistemática de resolver muchos problemas
- Asegura que los resultados tengan las unidades correctas
- Permite detectar posibles errores de cálculo.

La clave para su utilización es emplear el factor de conversión correcto para convertir una unidad en otra.

Factor de Conversión.

Repaso a la siempre útil herramienta de los factores de conversión.

$$\text{Lo que quieres} = \text{Lo que tienes} \times \frac{\text{Lo que quieres}}{\text{Lo que tienes}}$$

Donde la fracción se obtiene de tablas de conversión.

Es una fracción cuyo numerador y denominador son la misma cantidad expresada en diferentes unidades.

Ejemplo:

1 Kilogramo es igual a 1000 gramos 1 Kg = 1000 g

1 Kg y 1000 gramos son la misma cantidad de masa

La relación anterior la podemos escribir de forma matemática en dos factores de conversión:

$$\frac{1\text{Kg}}{1000\text{g}} \quad \frac{1000\text{g}}{1\text{ Kg}}$$

El primer factor se emplea cuando se quiere convertir gramos a Kilogramos.
 El segundo factor se emplea cuando se quiere convertir Kg a gramos.

Ejercicio 1:

Si una solución tiene una masa de 0,2 Kg, que masa tiene en gramos?

Solución:

Multiplicamos los 0,2 Kg por el factor que nos permita cancelar Kg y dejar los gramos, el ejercicio utiliza el segundo

$$\cancel{0,2} \text{ Kg} \times \frac{1000\text{g}}{1\text{ Kg}} = 200 \text{ g}$$

$$\text{Unidad dada} \times \frac{\text{unidad deseada}}{\text{Unidad dada}} = \text{unidad deseada.}$$

Respuesta: 200 g

Ejercicio 2:

Cuántos metros mide un hombre que tiene 6.5 pies de altura, sabiendo que 1 metro tiene 3,28 pies

Solución:

Los dos factores de conversión son:

$$\frac{1 \text{ m}}{3,28 \text{ pies}}, \quad \frac{3,28 \text{ pies}}{1 \text{ m}}$$

La unidad dada es pies, la unidad pedida es metro

Se multiplica por el factor que cancele la unidad dada y deje la unidad pedida.

Se utiliza el primer factor

$$\cancel{6.5} \text{ pies} \times \frac{1 \text{ m}}{3,28\text{pies}} = 1,98 \text{ m}$$

Respuesta: 1,98 m

Tomado de BROWN, L. Theodore, LE MAY, H. Eugene, BURSTEN, Bruce.
Química: la Ciencia Central, 7ª edición, Pearson, Prentice Hall. México, 1998.



UNIDAD DOS

MEZCLAS

PRESENTACION

En esta unidad,, en los capítulos 4 y 5, se estudiarán los temas que hacen referencia a las diferentes mezcla de sustancias, en el capítulo 6 se estudia el equilibrio químico, los ácidos, bases y la medición de pH., como se señala acontinuaci{on:

Capítulo 4: Soluciones verdaderas

Capítulo 5: Suspensiones y coloides

Capítulo 6: Equilibrio químico

En la naturaleza las sustancias se encuentran frecuentemente formando mezclas, como el aire, el agua del mar, el vidrio, las gasolinas, que al ser tan comunes no nos damos cuenta que son soluciones. En la industria de alimentos, farmacéutica, en los suelos, en los organismos animales, son muchos los procesos que van a estar determinados por las propiedades de las soluciones.

Entre esas soluciones están, unas muy importantes, que son los ácidos y las bases que tienen una amplia aplicación en la industria y forman parte de los procesos bioquímicos, de ahí la importancia de estudiar en esta unidad sobre estos temas.

Se pretende que los estudiantes diferencien los tipos de mezclas conozcan y sepan calcular la forma de expresar las concentraciones, comprendan el equilibrio químico de las reaccione,s diferencien los ácidos de las bases y entiendan qué es y cómo calcular el pH de una solución.

CAPITULO CUATRO. SOLUCIONES VERDADERAS

Objetivo

- Que los estudiantes comprendan que es una solución, las diferentes clase de soluciones y las formas de expresar y calcular la concentración de las soluciones verdaderas o simplemente soluciones.
- Que los estudiantes puedan realizar cálculos de concentración expresándolas en diferentes unidades.

Qué es una solución?

Es una mezcla homogénea de dos o más componentes, que pueden separarse por métodos físicos. Son homogéneas porque poseen una sola fase y sus partículas son de tamaño semejante al de iones y moléculas pequeñas. Son estables y no se precipitan. Las soluciones verdaderas difieren de las suspensiones y de los sistemas coloidales, principalmente en el tamaño de las partículas del soluto o de la fase dispersa y en las propiedades que derivan de dicha diferencia.

Lección 16. Componentes de una Solución.

Los componentes de una solución son: **soluto** ó sustancia disuelta ó fase dispersa y el **solvente** ó medio dispersante. Si el solvente y el soluto se encuentran en diferentes estados de la materia, entonces el solvente es el componente cuyo estado es igual al de la solución final. Por ejemplo, si preparamos una mezcla de mercurio (líquido) y plata (sólido) y la solución final resulta en estado sólido, entonces el solvente es la plata. Cuando los componentes se encuentran en el mismo estado de la materia, el solvente es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad. Cuando el agua es uno de los componentes, se considera que es el solvente, aún cuando se encuentre en menor cantidad.

Solubilidad

En el proceso de disolución de las sustancias se debe tener en cuenta las fuerzas intermoleculares tanto en el soluto como en el solvente, estas fuerzas son:

- Fuerzas de Van Der Waals.
- Interacciones dipolo – dipolo.
- Fuerzas iónicas.
- Puentes de hidrógeno.

Se cumple el principio que “Lo semejante disuelve lo semejante”

Así una sustancia covalente (fuerzas intermoleculares, fuerzas de Van der Waals) es disuelta por un solvente covalente

Una sustancia iónica (fuerzas intermoleculares, iónicas), se disuelve en sustancias iónicas.

Factores que afectan la solubilidad.

Ver: <http://soloeduca.org/disoluciones/2010/06/04/factores-que-afectan-la-solubilidad/>

Lección 17. Clasificación de las Soluciones

Las soluciones pueden clasificarse de acuerdo a su estado físico y de acuerdo a su concentración.

17.1 Según su estado físico las soluciones pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas.

Estado Físico de la solución	Estado físico de los componentes puros		Ejemplo
	Soluto	Solvente	
Gaseoso	Gas	Gas	Aire. Mezclas gaseosas
Líquido	Gas	Líquido	Amoníaco en agua
	Líquido	Líquido	Acetona en agua
	Sólido	Líquido	Azúcar en agua
Sólido	Gas	Sólido	Hidrógeno en níquel
	Sólido	Sólido	Cobre en oro (aleación)
	Líquido	sólido	Plata en Mercurio (amalgama)

Otras combinaciones de componentes son posibles pero no serían soluciones verdaderas. Por ejemplo, la mezcla de sólido en gas está compuesta por dos fases y se trata de un **aerosol** que es una clase de coloide que se estudiará más adelante; igual sucede con las mezclas de líquido en gas.

17.2 Según su concentración.

Las soluciones se clasifican de acuerdo a su concentración expresada en forma cualitativa (la concentración expresada en forma cuantitativa se tratará en las dos siguientes lecciones como unidades de concentración, Físicas y Químicas).

Cualitativamente. La proporción de las masas del soluto y el solvente en una solución es el principal criterio para clasificar las soluciones. De acuerdo a las cantidades relativas de soluto y solvente las soluciones se clasifican en:

17.2.1 Soluciones Concentradas o Diluidas: Según tengan poco o mucha cantidad de soluto.

Desde el punto de vista cualitativo se puede hablar de: solución **concentrada**, como aquella que posee una cantidad considerable de soluto con relación a la cantidad de solvente; solución **diluida**, como aquella que tiene poca cantidad de soluto con relación a la cantidad de solvente. Las soluciones saturadas no siempre son concentradas.

17.2.2 Soluciones saturadas; insaturadas; sobresaturadas. Determinada por la capacidad de solubilidad de los solutos en determinado solvente.

☞ **Solución saturada**, es aquella en la que se ha disuelto, la máxima cantidad de soluto que es capaz de disolver una determinada cantidad de solvente a una temperatura dada. Por ejemplo, si se desea preparar una solución saturada de NaCl en agua habría que disolver 39 gramos de esta sal en 100 gramos de agua a 20°C (la solubilidad del NaCl en agua es 39 g por cada 100 g de agua a 20°). Cualquier exceso de sal se precipitaría.

☞ **Solución insaturada**, es aquella en la que se ha disuelto, poca cantidad de soluto, de la máxima que es capaz de disolver una determinada cantidad de solvente a una temperatura dada.

☞ **Solución sobresaturada**, es aquella en la que se ha disuelto una cantidad de soluto mayor que la máxima cantidad de soluto que es capaz de disolver una determinada cantidad de solvente a una temperatura dada. Por ejemplo, si se desea preparar una solución sobresaturada de NaCl, es necesario disolver más de

39 gramos en 100 gramos de agua a una temperatura mayor de 20°C y luego enfriar a 20°C. Estas soluciones no son estables.

Video: <http://www.youtube.com/watch?v=w0t1CzQgV8&feature=related>

Lección 18. Unidades de concentración: Unidades Físicas

Las unidades de **concentración** expresan la cantidad de soluto disuelta en una cantidad dada de solvente o de solución. Entre mayor sea la cantidad de soluto disuelta más concentrada estará la solución. Las unidades de concentración se clasifican en unidades físicas y químicas.

Las **unidades físicas** de concentración no tiene en cuenta la masa molar de los componentes de la solución.

18.1 Porcentaje de soluto en la solución. Puede ser porcentaje en masa (peso)⁶ ó porcentaje de masa en volumen ó porcentaje en volumen.

☞ **Porcentaje en masa. (Porcentaje masa/masa).** Indica la masa de soluto en g disuelta en 100 gramos de solución y se puede calcular mediante la expresión:

$$\% \text{ (m/m)} = \frac{m(\text{solute})}{m(\text{solution})} \times 100\%$$

Ejemplo 2.1

¿Cuál es el porcentaje en masa (peso) de una solución que se preparó mezclando 20g de glucosa con 120g de agua?

Solución.

Datos: $m(\text{solute}) = 20\text{g}$ $\%(\text{m/m}) = ?\%$
 $m(\text{solución}) = 20\text{g} + 120\text{g} = 140\text{g}$

Cálculos: $\% \text{ (m/m)} = \frac{m 20\text{g}}{m 140\text{g}} \times 100\%$

Ejemplo 2.2

¿Qué masa de sacarosa se necesita para preparar 150g de solución al 4% en masa?

Solución.

Datos: $\%(\text{m/m}) = 4\%$ $m(\text{solute}) = ?\text{g}$
 $m(\text{solución}) = 150\text{g}$

⁶ Es importante anotar que los conceptos de masa y peso son diferentes. El peso depende de la gravedad. Aquí usaremos indistintamente estos conceptos.

Cálculos: De la fórmula obtenemos:

$$4\% = \frac{m(\text{solute})}{150 \text{ g}} \times 100\% , \quad \text{se despeja } m(\text{solute})$$

$$m(\text{solute}) = \frac{4\% \times 150 \text{ g}}{100\%} = 6 \text{ g}$$

Ejemplo 2.3

¿Cuál es la masa de una solución de ácido acético al 15% (m/m) que contiene 165g de ácido acético?

Solución.

Datos: $m(\text{solute}) = 165 \text{ g}$
 $\%(m/m) = 15\%$

$m(\text{solución}) = ? \text{ g}$

De la fórmula obtenemos:

$$15\% = \frac{165 \text{ g}}{m(\text{solución})} \times 100\% , \quad \text{se despeja } m(\text{solución})$$

$$m(\text{solución}) = \frac{165 \times 100}{15}$$

☞ Porcentaje masa/volumen.

Indica la masa de soluto en g disuelta en 100 ml de solución y se puede calcular mediante la expresión:

$$\% \frac{m}{V} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{mls de solución}} \times 100\%$$

Ejemplo 2.4

¿Cuál es la masa de KOH que hay que disolver con suficiente agua hasta completar 100 ml de solución con una concentración al 2.5% m/v?

Solución.

Datos: Volumen de solución = 100 ml
 $\%(m/v) = 2.5\%$

$m(\text{solute}) = ? \text{ g de KOH}$

Cálculos: $2.5\% = \frac{m(\text{g de soluto})}{\text{Volumen de solución (100mL)}} \times 100\%$, se despeja $m(\text{solute})$

$$m(\text{g de KOH}) = \frac{2.5 \times 100}{100} = 2.5 \text{ g de KOH}$$

☞ Porcentaje en volumen. (Porcentaje volumen /volumen).

Indica el volumen (en mililitros) de soluto disuelto en 100 mililitros de solución y se puede calcular mediante la expresión:

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100 \%$$

Para el cálculo de esta unidad se puede considerar con bastante aproximación que los volúmenes son aditivos, es decir que el volumen final de la solución es igual al volumen del soluto más el volumen del solvente. Pero en muchos casos el volumen de la solución no es igual a la suma de los volúmenes del soluto y del solvente. En este caso para realizar los respectivos cálculos es necesario conocer las densidades del soluto, solvente y de la solución final.

Ejemplo 2.5

Calcule el porcentaje en volumen, en una solución que se prepara mezclando 70 ml de etanol y 300 ml de agua a 25°C. Considere los volúmenes aditivos.

Solución

Datos: $V(\text{solute}) = 70\text{ml}$ $\%(v/v) = ? \text{ mL}$
 $V(\text{solución}) = 70\text{ml} + 300\text{ml} = 370\text{ml}$

Cálculos:

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen de solución}}$$

Ejemplo 2.6

Al mezclar 50 ml de agua de densidad 1g/ml con 70 ml de metanol de densidad 0,8 g/ml se obtiene una solución de densidad $\sigma=0,9$ g/ml. Calcular el porcentaje en volumen del metanol en la solución.

Solución.

Al mezclar el agua y el alcohol, el volumen de la solución no es igual a la suma de los volúmenes. Por esta razón es necesario calcular la masa de la solución inicialmente con ayuda de la densidad σ :

$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \times \rho(\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ ml} \times 1\text{g/ml} = 50\text{g}$
 $m(\text{alcohol}) = V(\text{alcohol}) \times \sigma(\text{alcohol}) = 70 \text{ ml} \times 0,8\text{g/ml} = 56\text{g}$
 $m(\text{solución}) = 50\text{g} + 56\text{g} = 106\text{g}$

Determinamos el volumen de la solución:

$$V = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{106\text{g}}{0,9\text{g/ml}} = 117,8\text{ml}$$

Calculamos el porcentaje en volumen:

$$\% \frac{V}{V} = \frac{V_{\text{solute}}}{V_{\text{solution}}}$$

18.2 Partes por millón (ppm).

Se define como la masa soluto expresada en miligramos contenidos en un litro ó kilogramo de solución. El nombre de ésta expresión de concentración se deriva de la relación entre Kg y mg (1 kilogramo = 10^6 miligramos).

$$\text{ppm} = \frac{m(\text{solute}), \text{mg}}{m(\text{solución}) \text{kg, ó } V(\text{solución}) \text{L}}$$

Ejemplo 2.7

La concentración de histamina permitida en ciertos alimentos no puede exceder de 50 ppm. ¿Cuántos miligramos de histamina contiene 3 kg de un alimento con una concentración de 45 ppm?

Solución:

Datos: $m(\text{solución}) = 3 \text{ Kg}$ $m(\text{solute}) = ? \text{ mg}$
 $\text{ppm} = 45 \text{ ppm}$

Cálculos: $45 \text{ ppm} = \frac{m(\text{solute}) \text{ mg}}{3 \text{ Kg de solución}}$, se despeja $m(\text{solute})$

$$m(\text{solute}) = 45 \frac{\text{mg}}{\text{kg}} \times 3 \text{ kg} = 135 \text{ mg}$$

Lección 19. Unidades de Concentración. Unidades Químicas

Las unidades químicas de concentración tiene en cuenta la masa molar de los componentes de la solución.

19.1 Concentración Molar (Molaridad).

La concentración molar o molaridad (**M**) se define como la cantidad de sustancia (número de moles) presente en un litro de solución.

$$M (\text{moles/litro}) = \frac{n (\text{moles de soluto})}{V(\text{litros de solución})} \quad (1)$$

Ejemplo 2.8

¿Cuál es la concentración molar o Molaridad (**M**) de una solución de volumen 200 ml que contiene 20g de NaCl?

Solución.

Datos: Volumen de solución = 200 mL concentración molar **M** = ?
 m (g de sustancia) = 20 g de NaCl
 Sustancia (Solute) = NaCl

Cálculos

M = molaridad (moles/L) = ?

M = masa molar (g/mol) = 58,45 g/mol

$n = \text{número de moles} = \frac{m \text{ (g de sustancia)}}{M \text{ (g/mol)}} \quad (2),$

- Calcular el número de moles utilizando la ecuación (2)

$n \text{ (moles de NaCl)} = \frac{m \text{ (g de soluto)}}{M \text{ (g/mol)}}$, reemplazo los datos en la ecuación (2)

$n \text{ (moles de NaCl)} = \frac{20 \text{ g}}{58,45 \text{ g/mol}} = 0,34 \text{ moles de NaCl}$

- Convertir los mL a Litros, utilizando el factor de conversión $\frac{1 \text{ Litro}}{1000 \text{ mL}}$

$V \text{ (solución)} = 200 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ Litro}}{1000 \text{ mL}} = 0,2 \text{ L}$

- Reemplazar n y V en la ecuación (1) y se calcula la **M** (molaridad)

$M = \frac{0,34 \text{ moles de NaCl}}{0,2 \text{ L}} = 1,7 \text{ mol/L} \text{ ó } 1,7 \text{ M}$

Ejemplo 2.9

¿Cuál es la masa de KClO_3 necesaria para preparar 500 ml de una solución 0.45M?

Solución.

- Convertir el volumen a litros,

$V \text{ (solución)} = 500 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ Litro}}{1000 \text{ mL}} = 0,5 \text{ L}$

$M = 0,45 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{n \text{ (KClO}_3\text{)}}{0,5 \text{ L}}$, despejando, calculo $n \text{ (KClO}_3\text{)}$

~~mol~~
~~KClO₃~~
~~L~~

- Convertir los moles a gramos de $KClO_3$ con ayuda de la Masa molar del $KClO_3$.

$$m(KClO_3) = 0.225 \text{ mol} \times \frac{122.6 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 27.58 \text{ g de } KClO_3$$

19.2 Concentración normal (Normalidad).

La concentración normal o normalidad (N) se define como el número de equivalentes del soluto presente en un litro de solución.

$$N(\text{equivalentes/litro}) = \frac{\text{equivalentes de soluto}}{V(\text{litros de solución})} \quad (3)$$

El número de equivalentes del soluto se calcula a partir de la expresión:

$$Eq(\text{soluto}) = \frac{m(\text{gramos soluto})}{M_{eq}} \quad (4)$$

donde:

M_{eq} = masa equivalente. La masa molar equivalente es igual a:

$$M_{eq}(\text{soluto}) = \frac{M(\text{masa molar soluto})}{Z} \quad (5)$$

Z es un número que depende de la naturaleza de las sustancias y de la clase de reacción donde participen los compuestos.

Para un ácido Z es igual al número de H^+ que contenga en su molécula o al número de H^+ que participe en una reacción química.

Para una base Z es igual al número de OH^- que contenga en su molécula o al número de OH^- que participe en una reacción química.

Para una sal Z es igual a la valencia del metal multiplicado por la cantidad de ellos que contenga la molécula.

El número de equivalentes está relacionado con la cantidad de sustancia (número de mol) al reemplazar M_{eq} de la ecuación (5) en la ecuación (4), queda la expresión:

$$Eq(\text{soluto}) = \frac{Z \times m(\text{soluto})}{M} = Z \times n$$

$$Eq(\text{soluto}) = Z \times n$$

~~FE~~

A partir de esta relación la concentración normal se puede relacionar con la concentración molar por la expresión:

$$N = Z \times M$$

Normalidad = Z x Molaridad

Ejemplo 2.10

¿Cuál es la concentración normal de una solución que se preparó disolviendo 9,8 gramos de H₂SO₄ en suficiente agua hasta completar 100ml de solución?

Solución:

Datos: soluto = H₂SO₄
 m = 9,8 gramos de H₂SO₄
 V = 100 mL de solución
 Concentración normal N = ? eq/L

Cálculos

- Calcular la masa equivalente a partir de la ecuación (5)

Para el ácido sulfúrico Z = 2 y la masa equivalente (peso equivalente) es:

$$M_{eq} = \frac{M_{solute}}{Z}$$

- Calcular el número de equivalentes reemplazando en la ecuación (4).

$$Eq(\text{solute}) = \frac{9,8g \text{ de soluto}}{M_{eq}}$$

$$Eq(\text{solute}) = 0,2 Eq$$

- Calcular la Normalidad reemplazando en la ecuación de Normalidad (3)

$$V(\text{solución}) = 100ml = 0,1L$$

$$Eq(\text{solute}) = 0,2 Eq$$

La concentración normal es:

$$N = \frac{Eq(\text{solute})}{V \text{ solución (L)}} = \frac{0,2 Eq}{0,1L} = 2 Eq / L = 2N$$

Ejemplo 2.11

¿Cuántos gramos de Ca₃(PO₄)₂ se necesitan para preparar 250 mL de una solución 4 N?

Solución:

Datos: soluto = $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Volumen de solución = 250 mL

m (soluto) = ?g

Concentración de la solución = 4N = 4 eq/L

Cálculos:

- Primero convertir el volumen a Litros

$$250\text{mL} \times \frac{1\text{Litro}}{1000 \text{ mL}} = 0,25 \text{ L}$$

- Calcular el número de equivalentes, Eq (soluto), despejando de la ecuación de Normalidad (3)

$$N = \frac{\text{Eq (soluto)}}{V \text{ solución (L)}} = \frac{\text{Eq (solutos)}}{0,25 \text{ L}} = 4 \text{ Eq / L}$$

$$\text{Eq (soluto)} = 0,25 \text{ L} \times 4 \text{ Eq / L} = 1 \text{ Eq de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

- Calcular la Masa equivalente del $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ a partir de la ecuación (5).

Z es igual a 6 (La valencia del calcio, 2, se multiplica por los 3 átomos de calcio que hay en la molécula).

$$M_{eq} (\text{soluto}) = \frac{310,18 \text{ g / mol (masa molar soluto)}}{2 \times 3 \text{ Eq / mol}} = 51,7 \text{ g / Eq}$$

- Calcular la masa de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ a partir de la masa equivalente.

$$m (\text{soluto}) = 1 \text{ Eq} \times 51,7\text{g/Eq} = 51,7\text{g de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

Respuesta: Se obtuvieron 51,7g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, a partir de 250mL de una solución 4N

19.3 Concentración molar (molalidad).

La concentración molar o molalidad (**m**) se define como la cantidad de sustancia (número de moles) del soluto contenido en 1 kilogramo del solvente. Se calcula mediante la ecuación:

$$m (\text{moles/Kgr}) = \frac{n (\text{moles de soluto})}{\text{Kg de solvente}} \quad (6)$$

Ejemplo 2.12

Calcule la molalidad (**m**) de una solución que resulta de disolver 8 gramos de NaOH en 200 gramos de H_2O .

Datos: soluto= NaOH, solvente = H₂O

Masa de soluto = 8 gramos de NaOH

Masa de solvente = 200 gramos de H₂O

Cálculos

- Se calcula el número de moles que hay en los 8 gramos de NaOH, utilizando la ecuación (2)

$$n(\text{solute}) = \frac{\text{masa (solute)}}{M} = \frac{8 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0.2 \text{ moles}$$

- Calcular la molalidad a partir de la ecuación (6).

Se pasa la masa de solvente a Kilogramos, usando el factor de conversión $\frac{1\text{Kg}}{1000 \text{ g}}$

Y luego se reemplaza en la ecuación (6).

$$m(\text{solvente}) = 200 \text{ g} \times \frac{1\text{Kg}}{1000 \text{ g}} = 0.2 \text{ Kg de H}_2\text{O}$$

$$m = \frac{0.2 \text{ moles NaOH}}{0.2 \text{ Kg H}_2\text{O}} = 1 \text{ mol/kg}$$

Respuesta: La concentración de la solución es 1 molal.

19.4 Fracción Molar (X)

La **fracción molar** X es un número adimensional (sin unidades) que expresa la relación entre el número de moles de un componente y el número total de moles de la mezcla. Si tenemos una mezcla de los componentes A y B la fracción molar de A es:

$$\text{Fracción molar de un componente} = \frac{\text{moles de un componente}}{\text{moles totales de todos los componentes}}$$

Ejemplo: Si tenemos una solución con dos componentes A y B la fracción molar del componente A es:

$$X_A = \frac{\text{moles de A}}{\text{moles totales}}$$

donde moles totales = moles de A mas moles de B

También se representa:

$$X_A = n_A / n_T$$

donde n_A son los moles del componente A y n_T es la suma de los moles de todos los componentes en la solución. Note que **la fracción molar no tiene unidades**.

Tiene la propiedad de que la suma de la fracción molar de todos los componentes en la solución es igual a uno (1).

Por ejemplo, para una solución de dos componentes (A y B).

$$X_A + X_B = 1$$

De manera que si conocemos X_A , X_B se obtiene restando de 1 el valor de X_A

$$X_B = 1 - X_A.$$

Ejemplo 2.13

Determinar las fracciones molares de los componentes de una mezcla binaria de alcohol y agua, conformada por 6 moles de etanol y 4 moles de agua.

Solución

Determinar el número total de moles

6 moles + 4 moles = 10 moles,

La fracción molar del etanol es:

moles de etanol/ moles totales = $6/10 = 0,6$

La fracción molar del agua es :

moles de agua/ moles totales = $4/10 = 0,4$

La suma de todas las fracciones molares de una mezcla da como resultado la unidad.

$$0,6 + 0,4 = 1.0$$

Lección 20. Propiedades Coligativas de las Soluciones

Las propiedades coligativas de una solución son aquellas que dependen solamente de la concentración de soluto, independientemente de su naturaleza, se trate de átomos, iones o moléculas. Estas son: disminución de la presión de vapor del solvente, aumento de la temperatura de ebullición (aumento ebulloscópico) disminución de la temperatura congelación (descenso crioscópico); y la presión osmótica. Las propiedades coligativas tienen aplicaciones importantes en el cálculo de concentraciones de soluciones, de masas molares de solutos, en la preparación de mezclas anticongelantes, soluciones de uso médico, entre otras.

En este curso se mostrarán ejemplos de las propiedades coligativas sólo para solutos moleculares, es decir aquellos solutos que no se disocian.

20.1 Presión de Vapor

La presión de vapor es la presión ejercida por un vapor en equilibrio con su líquido.

Cuando un soluto se disuelve en un solvente líquido, la presión del vapor del solvente disminuye

La presión de vapor de una solución es menor que la presión de vapor del solvente puro que la conforma. Si el soluto no forma iones cuando se disuelve una solución, la presión de vapor de la solución (P) es igual a la fracción molar del solvente (X), multiplicada por la presión de vapor del solvente puro (P_0)

$$P = X P_0 \quad (7)$$

Las soluciones que cumplen esta ley se denominan soluciones ideales. Generalmente son soluciones diluidas.

Ejemplo 2.14

La presión de vapor del agua es de 17,5 mmHg a 20°C. Manteniendo la temperatura constante, se agrega glucosa ($C_6H_{12}O_6$) al agua, de tal forma que la solución resultante tenga una fracción molar del agua (X_{agua}) = 0,80 y una fracción molar de la glucosa ($X_{(C_6H_{12}O_6)}$) = 0,20.

De acuerdo con la ecuación (7) se obtiene que la presión parcial de la solución de agua con glucosa es 14 mmHg.

$$P_{\text{solución}} = 0,80 \times 17,5 \text{ mmHg} = 14 \text{ mmHg}$$

20.2 Aumento Ebulloscópico.

Una solución que contiene un soluto no volátil y molecular aumenta la temperatura de ebullición (ΔT_e), con respecto a la temperatura de ebullición del solvente puro. El aumento ebulloscópico está dado por:

$$\Delta T_e = m K_e \quad (8)$$

Donde: m es la molalidad

K_e es la constante ebulloscópica del solvente ó constante molal del punto de ebullición.

Ejemplo 2.15

Calcule la temperatura de ebullición de una solución que contiene 17,1 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) disueltos en 500 g de H_2O . La temperatura de ebullición del agua a 1 atm de presión es $100^\circ C$.

Solución:

Datos

Masa de soluto = 17.1 g de sacarosa

Masa de solvente = 500 g de agua \times 1Kg/1000g = 0,5 Kg de agua

$$\Delta T_e = mK_e$$

Constante ebulloscópica del agua $K_e(H_2O) = 0,52 \text{ }^\circ C Kg/mol$

molalidad (m) = n(soluto)/ masa(solvente)Kg

Cálculos

- Calcular la masa molar (M g/mol) de la sacarosa

M (masa molar) de la sacarosa es 342g/mol

Calcular las moles de soluto (sacarosa) a partir de la masa (g) de sacarosa (soluto) y la masa molar M (g/mol) de la sacarosa

$$m = \frac{n(\text{soluto})}{\text{masa}(\text{solvente})kg} \quad n(\text{soluto}) = \frac{17,1g}{342g/mol} = 0,05 \text{ moles de sacarosa}$$

- Calcular la molalidad de la solución m (moles de soluto/Kg de solvente)

$$m = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,5 \text{ kg}(\text{solvente})} = 0,1 \text{ mol / kg}$$

- Calcular ΔT_e a partir de la ecuación: $\Delta T_e = mK_e$

Sabiendo que $K_e(H_2O) = 0,52 \frac{^\circ C kg}{mol}$

$$\Delta T_e = 0,52 \frac{^\circ C kg}{mol} \times 0,1 \text{ mol/kg} = 0,052 \text{ }^\circ C$$

Calcular la temperatura de la solución a partir de la ecuación:

$$\Delta T_e = T_e(\text{solución}) - T_e(\text{solvente})$$

Se despeja $T_e(\text{solución})$, de la ecuación anterior :

$$T_e(\text{solución}) = T_e(\text{solvente}) + \Delta T_e = 100^\circ C + 0,052^\circ C = 100,052^\circ C$$

Respuesta: La temperatura del agua aumenta en $0,052 \text{ }^\circ C$, cuando se le agregan 17.1 g de sacarosa, quedando la temperatura de la solución en $100,052$

20.3 Descenso Crioscópico.

Una solución que contiene un soluto no volátil y molecular disminuye la temperatura de congelación (ΔT_c), con respecto a la temperatura de congelación del solvente puro. El descenso crioscópico está dado por:

$$\Delta T_c = m K_c \quad (8)$$

Donde: **m** es la molalidad

K_c es la constante crioscópica del solvente ó constante molal del punto de congelación.

Ejemplo 2.16

Calcule la temperatura de congelación de una solución que contiene 200 gramos de etilenglicol, ($C_2H_6O_2$) en 400 gramos de agua.

Solución:

M (masa molar) del etilenglicol 62,07g/mol

$$\Delta T_c = m K_c$$

$$m = \frac{n(\text{solute})}{\text{masa}(\text{solvente}) \text{ kg}} \quad n(\text{solute}) = \frac{200 \text{ g}}{62,07 \text{ g/mol}} = 3,22 \text{ mol}$$

$$m = \frac{3,22 \text{ mol}}{0,4 \text{ kg}(\text{solvente})} = 8,05 \text{ mol/kg}$$

$$K_c(\text{H}_2\text{O}) = 1,86 \frac{^\circ\text{C kg}}{\text{mol}}$$

$$\Delta T_c = 1,86 \frac{^\circ\text{C kg}}{\text{mol}} \times 8,05 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 14,90 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_c = T_c(\text{solvente}) - T_c(\text{solución})$$

$$T_c(\text{solvente}) = 0^\circ\text{C}$$

Despejando de la ecuación:

$$T_c(\text{solución}) = T_c(\text{solvente}) - \Delta T_c = 0^\circ\text{C} - 14,90^\circ\text{C} = -14,90^\circ\text{C}$$

20.4 Presión Osmótica.

Cuando dos soluciones de diferentes concentraciones o una solución y su solvente puro están separados por una membrana semipermeable (selectiva) que deja pasar solamente a las moléculas de solvente, el resultado neto es el paso del solvente de la solución más diluida a la solución más concentrada o del solvente puro a la solución, para tratar de igualar las concentraciones. Este fenómeno se denomina ósmosis. La presión osmótica, es la presión ejercida sobre la solución más concentrada para que no ocurra la ósmosis

La presión osmótica (π), esta dada por la siguiente ecuación:

$$\pi V = n R T$$

Donde:

π (letra griega pi) = presión osmótica

V es el volumen de la solución (L)

n es la cantidad de sustancia (número de moles de soluto)

R es la constante universal de los gases ideales

T temperatura absoluta [K]

Despejando π , queda:

$$\pi = \frac{n}{V} RT, \quad \text{ó} \quad \pi = M R T$$

donde **M** es la concentración molar.

Ejemplo 2.17

¿Cuál es la presión osmótica a 27°C de una solución que contiene 45 gramos de glucosa $C_6H_{12}O_6$ en 100 ml de solución acuosa?

Solución:

M (masa molar) de la glucosa 180g/mol

$$n(\text{glucosa}) = \frac{m = 45}{M = 180 \text{ g/mol}} = 0,25$$

$$V (\text{solución}) = 100 \text{ ml} = 0,1 \text{ L}$$

$$\pi = \frac{n}{V} RT = \frac{0,25 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol}} \cdot 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K} = 61,575 \text{ atm}$$

EJERCICIOS CAPITULO CUATRO

- 1.Cuál de los siguientes términos no cambia cuando se diluye una solución.
 - a. Molaridad
 - b. Molalidad
 - c. % de masa del soluto
 - d. Número total de moles del soluto
 - e. Número total de moles del soluto y el solvente
2. ¿Cuál es el porcentaje en masa de cada una de las siguientes soluciones?:
 - a. 25 g de NaBr + 100 g de H₂O
 - b. 1,20 g de CaCO₃ + 100 g de H₂O
3. ¿Cuántos gramos de una solución de AgNO₃ al 12,5% en masa contiene 15 g de AgNO₃?
4. ¿Cuál es el porcentaje en volumen de una solución preparada con 10 ml de metanol disuelto en agua hasta un volumen de 40 ml.?
5. Se prepara una solución que contiene 6 g de soluto en 500 cm³ de solución. Expresar su concentración en: % m/V
6. Una muestra de agua de mar contiene 15 g de NaCl en 300 g de Agua. Expresar su concentración en: a. % m/m b. ppm
7. ¿Cuántos gramos de Na₂SO₄ se necesitan para preparar 250 ml de una solución 2M?
8. ¿Cuántos gramos de NaOH deberán utilizarse para obtener 1 litro de solución 0,25 M?

CAPÍTULO 5. SUSPENSIONES Y COLOIDES

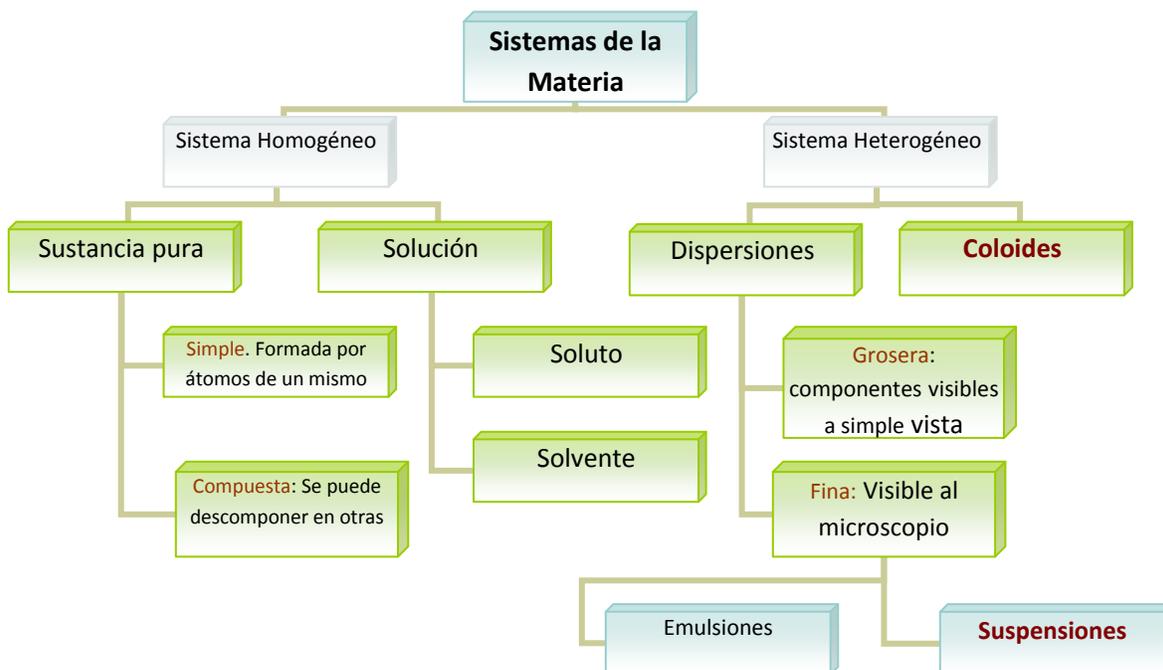
Objetivo.

En este capítulo se pretende que los estudiantes reconozcan los coloides y los diferencien de las soluciones verdaderas y de las suspensiones.

Que conozcan la clasificación y propiedades de los mismos

Las Suspensiones y coloides son dos tipos de mezclas que se diferencian en el tamaño de partícula de su fase dispersa y dispersante; en las suspensiones tienen mayor tamaño que en los coloides.

En el siguiente mapa conceptual, podemos ubicar a las suspensiones y los coloides también denominados dispersiones coloidales



Dispersiones macroscópicas o groseras: son sistemas heterogéneos, las partículas dispersas se distinguen a simple vista son mayores a 50 micrómetros (50.000nm^7).

Dispersiones finas: son sistemas heterogéneos visibles al microscopio, las partículas son mayores a 1000 nm y menores de 50.000nm.

Las dispersiones finas tienen diferente denominación, de acuerdo con el estado físico de la fase dispersa y dispersante, cuando los dos son líquidos, son emulsiones y cuando la fase dispersa es sólido y la dispersante es líquido se denominan **suspensiones**

Dispersiones o sistemas coloidales: en estas dispersiones el medio disperso solo es visible con el ultramicroscopio. Si bien son sistemas heterogéneos, marcan un límite entre los sistemas materiales heterogéneos y homogéneos. El tamaño de sus partículas se halla entre 1nm y 1000 nm .

Soluciones verdaderas: en estos sistemas las partículas dispersas son moléculas o iones, su tamaño es menor a 1nm. No son visibles ni siquiera con ultramicroscopio, y son sistemas homogéneos.

Lección 21. Suspensiones.

Si se pone en contacto con agua un material insoluble, por ejemplo arena, y lo agitamos, al principio se aprecia **una suspensión** de los granos de arena en el agua, si lo dejamos reposar, la arena se decanta en el fondo del recipiente.

21.1 Características generales

Las suspensiones son mezclas heterogéneas e inestables que contienen partículas sólidas relativamente grandes suspendidas en un líquido que se precipitan (asientan) con el tiempo, por la acción de la gravedad. Las suspensiones se pueden separar utilizando papel filtro o una centrifugadora.

21.2 Propiedades de las suspensiones. Las propiedades de las suspensiones están relacionadas con el tamaño de sus partículas. El tamaño de las partículas de las suspensiones es superior a 1000 nm, por lo tanto se pueden separar por

⁷ Nota: $\text{nm} = \text{nanometro} = 10^{-9} \text{ metros}$

filtración (papel o membranas), son visibles a simple vista o con el microscopio óptico, y se mueven por la acción de la gravedad.

21.3 Suspensiones de importancia biológica. En la naturaleza existe y en la industria se produce una gran variedad de suspensiones biológicas, entre las cuales podemos citar algunos ejemplos: la sangre es una suspensión biológica; los glóbulos rojos y blancos se asientan con el tiempo o pueden ser separados del plasma por centrifugación; en la inseminación artificial de algunos animales se utilizan suspensiones concentradas de espermatozoos móviles; en la industria de alimentos se utilizan suspensiones bacterianas en medios de cultivo; y en la industria farmacéutica se preparan diversos fármacos en suspensiones.

Lección 22. Coloides

En el capítulo 1 se estudiaron y clasificaron las soluciones mediante la relación soluto – solvente y soluto – solución. En las soluciones se aprecia una sola fase (homogénea) debido a que las partículas de soluto se encuentran en tamaño molecular o iónico de tal manera que no se pueden distinguir del solvente donde se encuentran y se aprecia un sistema homogéneo.

De otra parte en la lección anterior, de este capítulo se estudiaron las suspensiones que son otro tipo de mezclas heterogéneas,

Entre los extremos de las mezclas homogéneas y las mezclas heterogéneas, se encuentran las mezclas llamadas **dispersiones coloidales** o **coloides**, son mezclas heterogéneas cuyas partículas son mayores que las moléculas o iones que forman las soluciones verdaderas, pero más pequeñas que las partículas que forman las suspensiones. El tamaño de las partículas coloidales oscila entre los límites de 1 nm (10^{-7} cm.) y 1000 nm (10^{-4} cm.), por esto no pueden ser separadas por membranas (ver tabla 6).

Una dispersión coloidal se caracteriza porque una **fase dispersa**, similar a un soluto, se distribuye en otra sustancia llamada **fase dispersante**, semejante a un solvente.

“Los coloides son, entonces, dispersiones de partículas (no suspensiones) en un medio dado (especialmente el agua y el aire)” (Trujillo S. p. 243)

Los coloides son importantes en diversos campos: en la química, la biología, la medicina, geología y la industria de alimentos, entre otros.

Los coloides son un grupo heterogéneo que comprende:

- Partículas de sólidos.
- Macromoléculas (proteínas, ácidos nucleicos, polímeros, polisacáridos)
- Agregados moleculares (micelas)
- Organismos (virus).

22.1 Clasificación de los Coloides.

Al igual que las soluciones, los coloides pueden ser gaseosos, líquidos o sólidos, dependiendo del medio dispersante, sin embargo reciben diferentes nombres como se aprecia en la tabla a continuación.

Existen ocho clases de coloides:

Clase	Nombre	Ejemplo
Líquido en líquido	emulsión	leche, mayonesa
Líquido en sólido	emulsión sólida	queso, mantequilla, jaleas
Líquido en gas	aerosol líquido	niebla, nubes,
Sólido en líquido	sol	proteína en agua, gelatina en agua
Sólido en sólido	sol sólido	vidrio de colores, ciertas aleaciones
Sólido en gas	aerosol sólido	humo, polvo en el aire
Gas en líquido	espuma	crema batida, espuma de jabón.
Gas en sólido	espuma sólida	piedra pómez, espuma plástica.

22.2 Propiedades de los Coloides

El nombre coloide proviene del griego *kolas* que significa *que puede pegarse*. Este nombre hace referencia a la propiedad que tienen los coloides a tender a formar coágulos de forma espontánea.

Para determinar cuando una solución es coloidal es necesario contemplar la totalidad de las propiedades que les caracterizan. Esto es, el tamaño de sus partículas (micelas), su estabilidad, efecto Tyndall, movimiento browniano, comportamiento eléctrico, adsorción y avidez por el medio dispersante.

Efecto Tyndall. La trayectoria de un rayo de luz que pasa a través de una dispersión coloidal se hace visible debido a la dispersión de la luz por las partículas coloidales. Dos ejemplos bien notorios lo constituye la trayectoria de un

rayo de sol en un recinto cerrado donde existen partículas de polvo y el haz de luz de un proyector de cine moviéndose al azar.

Movimiento browniano. El movimiento desordenado de las partículas en un coloide que es causado por el bombardeo de estas partículas por las moléculas del solvente. Esta propiedad es importante para la estabilidad del coloide porque impide que las partículas coloidales se asienten.

Diálisis. Los coloides pasan a través de filtros ordinarios, por lo que no pueden separarse de las soluciones verdaderas por este medio, para retener partículas coloidales se utilizan membranas de poro de menor tamaño, que retenga las partículas coloidales y permita pasar las más pequeñas de las soluciones verdaderas, esta se denominan membranas coloidales.

La operación de separación mediante membranas recibe el nombre de Diálisis y se usa para separar partículas coloidales de iones disueltos en la solución.

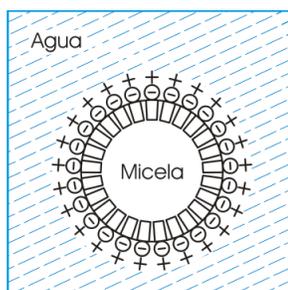
Liofobia y liofilia

Liofilia: Gran afinidad de las partículas dispersas y el medio dispersante.

Liofobia: afinidad pequeña o nula.

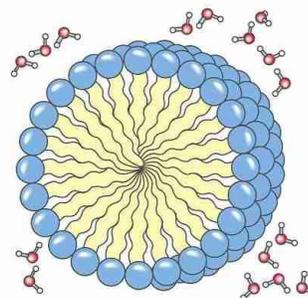
Cuando el medio de dispersión, es el agua, esta propiedad se denomina **hidrofilia e hidrofobia**.

Coloides Liofilos. Se caracteriza por una atracción muy fuerte entre las partículas dispersadas y el medio de dispersión, lo que los hace sistemas muy estables y fáciles de preparar. Un caso particular de este tipo de coloides son los coloides de asociación, donde las partículas son agregados de moléculas llamadas **Micelas** (ver figura).



Micela

Figura 17



Micela

Tomado de <http://www.textoscientificos.com/quimica/coloides>

Coloides Liofobos. Cuando las partículas dispersadas tienen baja afinidad por el medio de dispersión.

La hidratación de los coloides se debe a, la atracción recíproca que tiene lugar entre las partículas coloidales, cargadas eléctricamente, y las moléculas de agua.

Adsorción. La adsorción es un fenómeno de superficie, que sucede entre las partículas que forman una solución. Las micelas coloidales, de gran superficie, gozan de la propiedad de adsorber los iones del medio que las rodean quedando cargadas positiva o negativamente. Los coloides son excelentes adsorbentes debido al tamaño pequeño de las partículas y a la gran superficie.

Este fenómeno explica, por ejemplo, lo ya dicho sobre la carga de las micelas y también la estabilidad de los coloides.

El carbón vegetal pulverizado es un ejemplo de una sustancia que tiene muchos usos prácticos debido al tamaño coloidal de sus partículas. Se utiliza en las máscaras respiratorias (contra gases) para adsorber gases venenosos en el aire; se usa también para eliminar gases y olores del suministro de agua urbana. Se utiliza asimismo para eliminar impurezas cromáticas en soluciones en el laboratorio y en la industria, y también sirve como antídoto contra venenos ingeridos. Un dispositivo recién desarrollado contribuye a salvar vidas mediante un filtro de carbón que elimina las sustancias tóxicas de la sangre, de personas que han tomado veneno o dosis excesivas de medicamentos.

Imbibición o gelificación. Es el fenómeno de la fijación de agua por las micelas coloidales y se demuestra introduciendo un trozo de gelatina o agar agar en un recipiente con agua; casi inmediatamente comienza a hincharse, aumentando sensiblemente su volumen y adquiriendo un aspecto blando y elástico.

Sinéresis. Es el proceso inverso a la imbibición, consiste en la pérdida del disolvente por parte de los coloides. El líquido que se separa de un gel durante la sinéresis, no es agua pura, sino una solución cuya composición depende del gel. Un ejemplo es la separación del suero en la manufactura del queso.

Comportamiento eléctrico de los coloides

Las micelas están cargadas de electricidad, lo que se puede demostrar introduciendo dos electrodos conectados a una fuente de corriente continua en una dispersión coloidal, en cuyo caso las partículas se mueven según el signo de su carga, sea hacia el ánodo (**anaforesis**) o hacia el cátodo (**cataforesis**), originando un fenómeno conocido con el nombre de electroforesis. La velocidad de desplazamiento de las micelas, por unidad de intensidad del campo, es variable y depende de su carga y de la resistencia que le opone el disolvente.

Lección 23. Comparación de algunas propiedades de soluciones, coloides y suspensiones

Tabla 6. Comparación de algunas propiedades de soluciones, coloides y suspensiones

Propiedad	Soluciones	Coloides	Suspensiones
Tamaño de la partícula	Menos de 1 nm ^a	1 a 1000 nm	Más de 1000 nm
Homogeneidad	Es homogénea	Está en el límite	Es heterogénea
Filtración	Pasa a través de filtros y membranas	Pasan a través de filtros pero no de membranas	Detenidas por filtros y membranas
Visibilidad	Invisible	Visibles en un microscopio electrónico	Visible a simple vista o en un microscopio óptico
Movimiento	Movimiento molecular	Movimiento Browniano	Tiene movimiento sólo por la gravedad.
Acción de la gravedad	No sedimenta	Puede sedimentar	Sedimenta
Paso de la luz	Transparente, no presenta el efecto de Tyndall	Pueden ser transparentes, a menudo translúcidos u opacos Efecto de Tyndall	Pueden ser opacas, a menudo translúcidas
Ejemplos Cotidianos	Salmuera Agua azucarada	Albúmina Nubes	Sangre Talcos, polvos.

^a1 nanómetro (nm) = 10⁻⁹ m.

EJERCICIOS CAPITULO CINCO

Selección múltiple de múltiple respuesta.

Dos respuestas

1. Una micela es:
 - a. Una partícula de las dispersiones
 - b. Una partícula cargada eléctricamente
 - c. agregado de moléculas hasta un tamaño coloidal
 - d. una forma de separar los coloides.

2. Los coloides se caracterizan por:
 - a. Ser mezclas heterogéneas
 - b. Ser mezclas homogéneas
 - c. Sus partículas tiene un tamaño mayor que el de las soluciones
 - d. Sus partículas tienen un tamaño menor que el de las soluciones

3. El movimiento browniano.
 - a. Es un movimiento desordenado de las partículas
 - b. Permite la estabilidad el coloide
 - c. Permite que las partículas coloidales se precipiten
 - d. No deja que las soluciones verdaderas sean retenidas por filtros ordinarios

Unica respuesta

4. una propiedad importante para la estabilidad del coloide porque impide que las partículas coloidales se precipiten, es:
 - a. Diálisis
 - b. Sinéresisc.
 - c. Movimiento Brownianod.
 - d. Efecto Tyndall

CAPÍTULO SEIS. EQUILIBRIO QUÍMICO

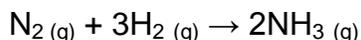
Objetivo

En este capítulo los estudiantes deben entender el equilibrio químico de las reacciones reversibles, relacionarlo con el equilibrio iónico de las reacciones de ionización de ácidos y bases para realizar cálculos de pH de estos últimos.

Lección 24. Generalidades del Equilibrio Químico.

El equilibrio químico es un estado dinámico del sistema en el que no se observan cambios a medida que transcurre el tiempo. En este curso consideraremos las reacciones químicas reversibles como sistemas.

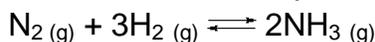
El equilibrio químico es una consecuencia de la reversibilidad de las reacciones. Por ejemplo, mientras que, el nitrógeno y el hidrógeno reaccionan para formar amoníaco:



el amoníaco se descompone para producir nitrógeno e hidrógeno:



La reacción es reversible, y la ecuación también puede escribirse:



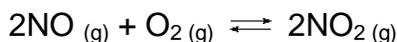
Cuando se establece el equilibrio la reacción no ha terminado sino que se desarrollan simultáneamente y con igual velocidad las reacciones directa (formación de los productos) e indirecta (formación de los reactantes). Es por esto que el equilibrio químico es dinámico.

Para que las velocidades directa e indirecta se igualen es necesario que la velocidad directa disminuya y la velocidad inversa aumente a medida que transcurre la reacción. Esto ocurre porque la velocidad de una reacción es función de la concentración de sus reactantes y productos: a medida que transcurre la reacción, la concentración de los reactantes va disminuyendo (y, por tanto, su velocidad directa) y la concentración de productos va aumentando (y, por tanto, su velocidad inversa).

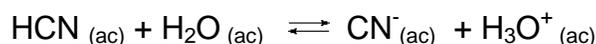
En resumen, el equilibrio químico es un sistema dinámico en el que las concentraciones de reactantes y productos permanecen constantes y donde la velocidad de la reacción directa es igual a la de la reacción inversa.

24.1 Equilibrio homogéneo. Es el equilibrio en el cual todas las especies involucradas (reactantes y productos) se encuentran en una sola fase:

Ejemplo de equilibrio homogéneo con todas las especies en fase gaseosa.



Ejemplo de equilibrio homogéneo con todas las especies solución (fase líquida).



24.2 Equilibrio heterogéneo. Es el equilibrio en el cual todas las especies involucradas (reactantes y productos) se encuentran diferentes fases:

Ejemplo de equilibrio heterogéneo con las especies en fase sólida y fase gaseosa.



Lección 25. Constante de Equilibrio.

Cuando una reacción química se encuentra en equilibrio, las concentraciones de los reactantes y productos permanecen constantes. Además las velocidades de la reacción directa e inversa son iguales.

25.1 Expresión de la constante de Equilibrio. A partir de las anteriores consideraciones se puede establecer la expresión de la constante de equilibrio, a una temperatura dada.

Para la reacción general: $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$
la expresión de la constante de equilibrio es:

$$K = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}$$

K_e es igual al producto (multiplicación) de las concentraciones en el equilibrio de los productos de la reacción elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos, dividido por el producto de las concentraciones de los

reactantes en el equilibrio, elevados a sus respectivos coeficientes estequiométricos, a una temperatura determinada.

K_e , es la constante de equilibrio a una temperatura dada.

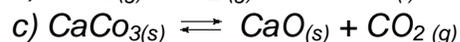
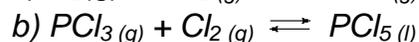
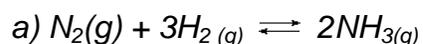
Las cantidades entre los corchetes [] indican concentraciones en moles por litro.

Los superíndices a, b, c, d son los coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada.

Nótese que en la expresión de la constante de equilibrio las concentraciones de los productos se escriben en el numerador y las de los reactivos en el denominador. Además en esta expresión sólo se escriben las concentraciones de las sustancias que se encuentren en estado gaseoso y en solución, porque las concentraciones de las sustancias en estado sólido o líquido permanecen constante en el transcurso de la reacción.

Ejemplo 2.18

Escriba las expresiones de la constante de equilibrio para las siguientes reacciones:



Solución.

$$a) K_e = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

$$b) K_e = \frac{1}{[PCl_3][Cl_2]}$$

$PCl_5(l)$ – no se escribe en la expresión de la constante de equilibrio porque es un líquido puro.

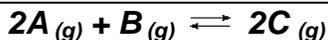
$$c) K_e = [CO_2]$$

$CaCO_3(s)$, y $CaO(s)$ no se escriben en la expresión de la constante de equilibrio porque se encuentran en estado sólido.

25.2 Aplicación de la constante de equilibrio

Ejemplo 2.19

Considere el siguiente equilibrio:



Se colocan en un recipiente de 1 L, 10 moles de A y 15 moles de B. Si en el equilibrio se encuentran 4 moles de A, calcule la constante de equilibrio para la reacción:

Solución:

- Se calcula las moles de A que reaccionan:

Las moles de A que reaccionan son iguales a la diferencia entre las moles iniciales y las moles en equilibrio:

$$n(A) = 10 - 4 = 6 \text{ moles.}$$

- Se calcula las moles de B que reaccionan:

Según la ecuación química 2 moles de A reaccionan con 1 mol de B, por lo tanto la moles que reaccionan de B son:

$$n(B) = 6 \text{ moles de A} \times \frac{1 \text{ mol B}}{2 \text{ moles A}} = 3 \text{ moles}$$

Las concentraciones en moles por litro de todas las especies en equilibrio son:

$$[A] = 4 \text{ moles/L}$$

La concentración en moles por litro de B en equilibrio se calculan como la diferencia entre las moles iniciales y las moles que reaccionaron:

$$[B] = (15 - 3) = 12 \text{ moles/L}$$

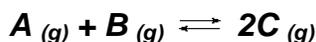
La concentración en moles por litro de C en equilibrio, según los coeficientes de la reacción, son iguales a las moles de A que reaccionaron:

$$[C] = 6 \text{ moles/L.}$$

$$K_e = \frac{[C]^2}{[A]^2 [B]} = \frac{6^2}{4^2 \cdot 12} = \frac{36}{192} = \frac{3}{16}$$

Ejemplo 2.20

Considere el siguiente equilibrio:



para el cual K_e es igual a 10^{-6} . Si en un recipiente de 1 L se introducen 5 moles de A y 20 de B, calcule las concentraciones de cada sustancia en el equilibrio.

Solución:

De acuerdo a la ecuación química X moles de A reaccionan con X moles de B y se producen 2X moles de C. Las cantidades en el equilibrio serán iguales a la diferencia entre las moles iniciales y las que reaccionan:

$$[A] = 5 - X$$

$$[B] = 20 - X$$

$$[C] = 2X$$

$$K_e = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{(2X)^2}{(5-X)(20-X)} = 5 \times 10^{-6}$$

Para valores de la constante menor de 10^{-4} , las concentraciones de las especies que se encuentran en el numerador son mucho menores que las concentraciones de las especies que se encuentran en el denominador. Esto significa que el valor de X es bastante pequeño y se puede despreciar. Con esta aproximación se evita resolver la ecuación cuadrática.

$$4X^2 = 5 \times 20 \times 10^{-6} \quad X = 5 \times 10^{-3}$$

Concentraciones en el equilibrio:

$$[A] = 5 - 0.005 = 4,995 \text{ moles/L}$$

$$[B] = 20 - 0.005 = 19,995 \text{ moles/L}$$

$$[C] = 2 \times 0.005 = 0.01 \text{ moles/L}$$

Lección 26. Principio de Le Chatelier.

Este principio establece que si un sistema en equilibrio es modificado por un factor externo, éste reacciona para contrarrestar el efecto que lo modificó y reestablecer un nuevo estado de equilibrio. Cabe señalar que este principio se aplica en una gran cantidad de reacciones pero no en todas las que se nos presenten. Hay ciertos casos particulares en los que no es posible su aplicación, pero como su estudio excede este curso, no son tenidos en cuenta.

Veamos a continuación como influyen la concentración, la temperatura, la presión y la presencia de un catalizador en el equilibrio químico.

26.1 Efectos del cambio de concentración.

Si se tiene el siguiente sistema en equilibrio:



y se agrega alguna cantidad de uno de los reactante, por ejemplo A, se favorecerá la reacción que tiende a consumir el reactante añadido. Si hay más reactivo A, la

velocidad de de formación de los productos aumenta y el equilibrio desplaza hacia los productos. Es decir, se formará una mayor cantidad de C y D, hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio. De la misma manera si se aumenta la concentración de cualquiera de los productos C o D, el equilibrio se desplazará hacia los reactantes hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio. Ahora bien, si se disminuye la concentración de alguno de los reactantes retirando parte de A o B, también según el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplazaría en el sentido de contrarrestar dicha falta, es decir, hacia la formación de reactantes. De igual modo, si disminuimos la concentración de uno de los productos, el sistema reacciona desplazándose hacia la formación de los productos. Cabe señalar que aunque la variación de la concentración de cualquiera de las sustancias que interviene en el equilibrio no afecta en absoluto el valor de la constante, sí se modifican las concentraciones de las restantes sustancias en equilibrio.

26.2 Efectos del cambio de temperatura. Cuando se aumenta la temperatura en un equilibrio químico, el sistema se opone al cambio desplazándose en el sentido que absorba calor, esto es, favorece la reacción endotérmica. Por el contrario, al disminuir la temperatura se favorece el proceso que libere calor; es decir, la reacción exotérmica.

La reacción de obtención del cloruro de hidrógeno es exotérmica ($\Delta H = -185 \text{ kJ}$).

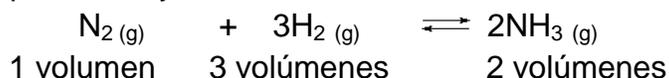


Por eso un aumento de la temperatura desplazará el equilibrio hacia la izquierda, es decir, hacia los reactantes, porque en ese sentido la reacción es endotérmica y absorbe calor.

26.3 Efectos del cambio de presión.

El cambio de la presión en un equilibrio sólo influye cuando participan sustancias en estado gaseoso y hay una variación en la cantidad de sustancia (número de moles) entre reactantes y productos. Cuando aumenta la presión se favorece la reacción que implica una disminución de volumen. Por otro lado, si se disminuye la presión, se favorece la reacción en la que los productos ocupen un volumen mayor que los reactantes.

La reacción de obtención del amoníaco ocurre con disminución de volumen: 4 volúmenes (1 de nitrógeno + 3 de hidrógeno) de reactantes producen 2 volúmenes (de amoníaco) de productos y se verá favorecida con una disminución de presión.



La conclusión anterior se puede hacer a partir de la ley de Boyle, considerando los gases ideales.

26.4 Efectos del cambio de catalizador. Un catalizador es una sustancia que influye solamente en la velocidad de una reacción y por lo tanto no desplaza el equilibrio hacia ninguna dirección. Sólo afecta la rapidez con que se alcanza el equilibrio.

De acuerdo a los valores de la constante de equilibrio podemos hacer la siguiente conclusión:

$$K_e = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$
 K_e es la constante de equilibrio para cada reacción.

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$
 Q es la relación antes de que se alcance el equilibrio.

Entonces:

Si $K \ll 1$, entonces la reacción es muy reversible y se dice que se encuentra desplazada a la izquierda.

Si $K = 1$, es una reacción en la que se obtiene 50% de reactantes y 50% de productos.

Si $K \gg 1$, la reacción tiene un rendimiento alto y se dice que esta desplazada a la derecha.

Si $Q < K$: la reacción ocurre hacia los productos (derecha), y Q va a aumentar hasta que se iguale a K , donde se vuelve constante.

Si $Q > K$: la relación entre productos y reactantes es muy grande, y por esto los productos se convierten en reactantes y la reacción ocurre en sentido contrario (izquierda, pero en menor cantidad).

Si $Q = K$: el sistema se encuentra en equilibrio.

Lección 27. Equilibrio Iónico.

Un caso particular de equilibrio químico es el que ocurre en soluciones. Generalmente en las soluciones las especies se encuentran en forma de iones. Es por esto que el equilibrio en soluciones se conoce con el nombre de equilibrio iónico.

Para comprender mejor lo que sucede en un equilibrio iónico es necesario tener en cuenta los siguientes conceptos:

27.1 Electrolitos:

Son sustancias que al disolverse en agua conducen la corriente eléctrica debido a que se disocian en iones. Si la disociación ocurre en todas, o en casi todas las

moléculas, la sustancia se denomina **electrolito fuerte**. Si solo un pequeño número de las moléculas se disocian en iones, generalmente menos del 1%, la sustancia es un **electrolito débil**.

Son ejemplos de electrólitos fuertes: los ácidos sulfúrico, nítrico, clorhídrico y otros; todas las sales, excepto el cloruro mercurioso; todas las bases inorgánicas, excepto el hidróxido de amonio (NH_4OH).

Entre los electrólitos débiles se encuentran todos los ácidos orgánicos, cuyo ejemplo típico es el ácido acético, ácidos como el fluorhídrico, carbónico y el fosfórico y bases como el NH_4OH .

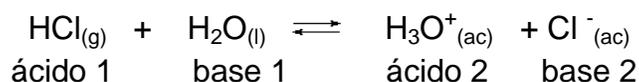
Los no electrólitos son sustancias que al disolverse en agua no se disocian, es decir, no forman iones; entre estas sustancias se encuentran la sacarosa, el etanol, el oxígeno, el metano, el monóxido de carbono, etc.

27.2 Definición Brönsted-Lowry de ácidos y bases.

En 1884, **Arrhenius** propuso una definición de ácidos y bases que restringían su aplicación debido a que estas sustancias se comportaban como tales sólo si se disolvían en agua.

En concepto de **Brönsted-Lowry** define a un **ácido** como toda sustancia que puede ceder o donar un protón (H^+) a otra sustancia y una **base** como toda sustancia capaz de recibir o aceptar un protón (H^+) de otra sustancia. Estas definiciones a diferencia de las de Arrhenius son válidas para cualquier solvente diferente al agua.

Para el equilibrio:



El ácido 2 (H_3O^+) se llama ácido conjugado. Un ácido conjugado es la sustancia que se forma de la base que recibió el protón. La base y ácido conjugado en este equilibrio son H_2O y H_3O^+ respectivamente.

La base 2 (Cl^-) se llama base conjugada. Una base conjugada es la sustancia que se forma cuando se dona un protón (H^+) de un ácido. El ácido y la base conjugada en este equilibrio son HCl y Cl^- respectivamente. Un ácido y una base conjugada se les conocen como **pares conjugados ácido-base**.

Los ácidos fuertes y débiles se definen de una manera muy semejante a los electrólitos fuertes y débiles. Un **ácido fuerte** es aquel que se ioniza por completo o casi por completo para donar todos sus protones. Por ejemplo, el ácido nítrico es un ácido fuerte. En el HNO_3 0.1 M, el 92% de las moléculas del ácido nítrico están ionizadas a iones hidronio y nitrato, y sólo el 8% quedan como moléculas enteras.



Un **ácido débil** se ioniza sólo parcialmente en agua para donar protones. El ácido acético constituye un ejemplo de ácido débil. En una solución de CH_3COOH 0.1 M, sólo el 1,3% de las moléculas están ionizadas.



Con **las bases fuertes y débiles** ocurre igual que con los ácidos fuertes y débiles.

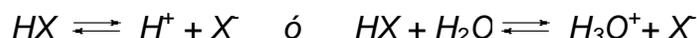
Ejemplo de bases fuertes NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Ejemplo de bases débiles : NH_4OH .

27.3 Equilibrio ácido-básico.

Aunque el equilibrio ácido-básico se estudia sin importar la naturaleza de los ácidos y bases, en este curso haremos referencia sólo a los equilibrios de ácidos y bases débiles.

Cuando un ácido débil HX se disocia se establece un equilibrio dinámico que se representa así:



La constante de equilibrio se denomina **constante de disociación** (K_a para ácidos y K_b para bases).

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

Estrictamente el H^+ se une a una molécula de agua para formar el ión H_3O^+ (hidronio), pero se puede representar en una forma abreviada como H^+ .

La constante de disociación depende de la temperatura, es característica para cada electrolito y su valor numérico se determina experimentalmente.

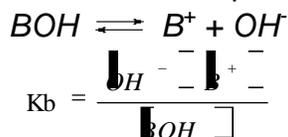
En la tabla 7. se muestran algunas constantes de disociación:

Tabla 7. Constantes de disociación a 25°C

Ácido	K_a	Base	K_b
HCl	2×10^6	NH_3	1.75×10^{-5}
HF	6.7×10^{-4}	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
$\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$	4.4×10^{-7}	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	7.4×10^{-4}
HCN	4.0×10^{-10}	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	4.6×10^{-4}
HCOOH	2.1×10^{-4}	Anilina	4.0×10^{-10}
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	6.6×10^{-5}	Piridina	1.4×10^{-9}
CH_3COOH	1.86×10^{-5}		

Ácido cítrico	8.7×10^{-4}		
Ácido láctico	1.5×10^{-4}		
Fenol	1.3×10^{-10}		

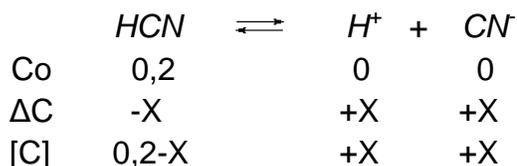
Para las bases el equilibrio de disociación se representa así



Ejemplo 2.21

Cuál será la concentración de hidrogeniones en una solución 0.2 M de **HCN**, si su constante de disociación (K_a) es 4×10^{-10}

Solución:



$$K_a = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$$

Despreciando la X en el denominador y resolviendo la ecuación:

$$X^2 = 0,2 \times 4 \times 10^{-10}$$

Se obtiene:

$$X = 8.91 \times 10^{-6} = [H^+]$$

El mismo procedimiento se utiliza para el equilibrio de bases.

Lección 28. El porcentaje de disociación (α)

Es el número de moles, de ácido o base débiles, que se disocian por cada 100 moles iniciales.

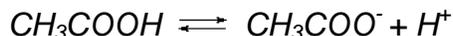
Matemáticamente se expresa así:

$$\% \text{ de } \alpha = \frac{\text{moles/L disociadas}}{\text{moles/L iniciales}} \times 100$$

Ejemplo 2.22

El porcentaje de disociación de una solución de ácido acético, CH_3COOH , 0.1 M es del 1,3%. Calcular su constante de disociación.

Solución:



$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \times [H^+]}{[CH_3COOH]}$$

Despejando y sustituyendo en la ecuación de porcentaje de disociación (α):

$$\text{Moles/L disociadas} = \frac{\text{moles/L iniciales} \times \% \text{ de } \alpha}{100}$$

$$\text{Moles/L disociadas} = \frac{0,1 \times \% 1,3}{100} = 0,0013$$

Por la estequiometría de la disociación 1 mol/L de ácido acético disociado, produce 1 mol/L de iones acetato y 1 mol/L de hidrogeniones (0.0013 producen 0.0013).

Por la estequiometría de la disociación 1 mol/L de ácido acético disociado, produce 1 mol/L de iones acetato y 1 mol/L de hidrogeniones (0.0013 producen 0.0013).

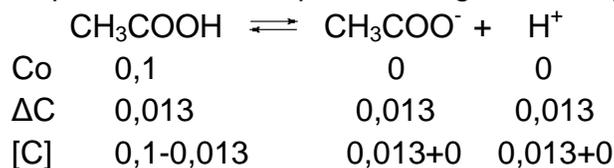
Las moles de ácido acético sin disociar serán las moles iniciales (0.1) menos las disociadas (0.0013):

$$[CH_3COOH] = 0.1 - 0.0013; \quad [H^+] = 0.0013; \quad [CH_3COO^-] = 0.0013$$

Sustituyendo en K_a se haya su valor:

$$K_a = \frac{0,0013 \times 0,0013}{0,1 - 0,0013}$$

El ejercicio anterior se puede resolver a partir del siguiente esquema



Co – moles iniciales

ΔC – moles disociadas
 $[C]$ – moles en equilibrio

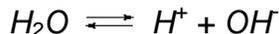
Lección 29. Producto iónico del agua.

El agua es uno de los electrólitos más débiles que existen. Algunas de sus propiedades especialmente su conductividad eléctrica, muestra que el agua pura tiene la capacidad de disociarse en iones, por lo que en realidad se puede considerar como una mezcla de: agua molecular (H_2O), protones hidratados (H_3O^+) e iones hidroxilo (OH^-).

Su equilibrio de disociación es:



que también se puede escribir así:



Su constante de disociación se denomina K_w :

$$K_w = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_3O^+]}$$

Debido a que los sólidos y los líquidos puros no se incluyen en la constante de equilibrio, se obtiene:

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

K_w también se denomina producto iónico del agua y su valor numérico determinado experimentalmente es 1×10^{-14} a $25^\circ C$.

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Es evidente que si se aumenta la concentración de una de las especies que participan en el equilibrio, la otra u otras, deben cambiar hasta que su relación vuelva a ser igual a la constante de equilibrio.

En el caso del agua, si aumenta la concentración de hidrogeniones (H^+), debe disminuir la de OH^- , de tal manera que su producto iónico alcance el valor numérico de 1×10^{-14} .

Por ejemplo, si la concentración de hidrogeniones es $1 M$, la del OH^- será: 1×10^{-14} . Para el agua pura a $25^\circ C$, la ecuación de disociación muestra que la cantidad de $[H^+]$ y $[OH^-]$ son iguales:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$$

Lección 30. pH Potencial de hidrógeno.

En el agua las concentraciones $[H^+]$ y $[OH^-]$ son muy pequeñas, inclusive en las soluciones ácidas ó básicas muy diluidas. Por esta razón se introdujo el concepto de pH para expresar en números mayores dichas concentraciones.

El **potencial de hidrógeno**, o pH, se define como:

$$pH = -\log [H^+] \text{ o también } pH = \log \left[\frac{1}{[H^+]} \right]$$

$$[H^+] = 1 / 10^{pH}$$

También se define el potencial de iones hidroxilos como pOH :

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Entre el pH y el pOH existe la relación:

$$pH + pOH = 14$$

30.1 Cálculos de pH

- Para los **ácidos fuertes** el pH se calcula de la siguiente manera:

Ejemplo 2.23

¿Cuál es el pH de una solución de ácido clorhídrico HCl 0,02M?

Solución

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte, por lo tanto se encuentra totalmente disociado, como se aprecia en la siguiente ecuación de ionización del ácido:



En el inicio se tiene

$$[HCl] = 0.02 \text{ moles/L}$$

$$[H^+] = 0 \text{ moles/L}$$

$$[Cl^-] = 0 \text{ moles /L}$$

Al final de la reacción de ionización, se tiene:

$$[HCl] = 0 \text{ moles/L}$$

$$[H^+] = 0,02 \text{ moles/L}$$

$$[Cl^-] = 0,02 \text{ moles /L}$$

Como se conoce la concentración de iones H^+ , podemos calcular el pH

$$pH = -\log [H^+] = -\log [0,02] = 1,69$$

Ejemplo 2.24

¿Cuál es el pH de una solución de ácido sulfúrico H_2SO_4 0,015M?

Solución

El ácido sulfúrico es un ácido fuerte, por lo tanto se encuentra totalmente disociado. Pero a diferencia del ácido clorhídrico $[H^+] = (2 \times 0,015)$, porque en su disociación se forman 2 H^+



$$pH = -\log [H^+] = -\log [2 \times 0,015] = 1,52$$

- Para las **bases fuertes** el pH se calcula de la siguiente manera:

Ejemplo 2.25

¿Cuál es el pH de una solución de hidróxido de sodio NaOH 0,035M?

Solución

El hidróxido de sodio es una base fuerte, por lo tanto se encuentra totalmente disociado y $[OH^-] = 0,035$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log [0,035] = 1,46$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,46 = 12,54$$

- Para el cálculo del pH de los **ácidos y bases débiles** se tiene en cuenta los procedimientos vistos anteriormente para el equilibrio de los ácidos y bases débiles.

Ejemplo 2.26

¿Cuál es el pH de una solución 0.2 M de **HCN**, si su constante de disociación es 4×10^{-10}

Solución:

	HCN	\rightleftharpoons	H^+	$+ CN^-$
Co	0,2		0	0
ΔC	X		+X	+X
[C]	0,2-X		+X	+X

$$K_a = \frac{[H^+][X]}{[HC\ddot{O}X]}$$

Despreciando la X en el denominador y resolviendo la ecuación:

$$X^2 = 0,2 \times 4 \times 10^{-10}$$

Se obtiene:

$$X = 8,91 \times 10^{-6} = [H^+]$$

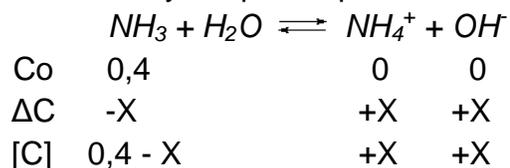
$$pH = -\log [H^+] = -\log [8,91 \times 10^{-6}] = 5,05$$

Ejemplo 2.27

¿Cuál es el pH de una solución 0,4 M de NH_3 si su constante de disociación es $1,75 \times 10^{-5}$?

Solución:

El amoníaco es una base débil y acepta un protón:



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{X \times X}{0,4 - X} = 1,75 \times 10^{-5}$$

Despreciando la X en el denominador y resolviendo la ecuación:

$$X^2 = 0,4 \times 1,75 \times 10^{-5} \text{ se obtiene:}$$

$$X = 2,64 \times 10^{-3} = [OH^-]$$

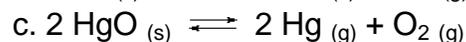
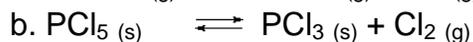
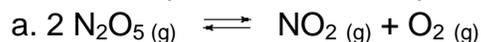
$$pOH = -\log [OH^-] = -\log [2,64 \times 10^{-3}] = 2,57$$

$$pH = 14 - 2,57 = 11,43$$

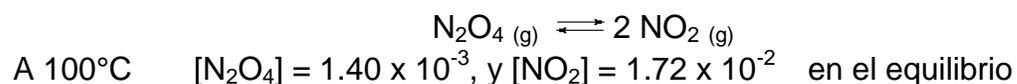
EJERCICIOS CAPÍTULO SEIS

1. Escriba la expresión de la constante de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones.

Escriba entre paréntesis si el equilibrio es homogéneo o heterogéneo.



2. ¿Cuál es el valor de K_{eq} para el siguiente equilibrio?:



3. Calcule el pH del ácido nítrico HNO_3 0.028M.

4. Calcule el pH del hidróxido de potasio KOH 0.07M.

5. Calcule el pH de una muestra de café negro si su concentración molar de iones hidrógeno es 6.31×10^{-6} . ¿Cómo se clasifica el café de acuerdo a su pH?

6. Una solución contiene 3.15×10^{-11} mol/l de iones $[\text{OH}]^-$. ¿Cuál es el pH de la solución?

¿Es ácida o alcalina?

AUTOEVALUACIÓN UNIDAD DOS

1. Completar la siguiente tabla con los términos que se encuentran a continuación de la tabla.

Un mol de soluto en 100 g de solvente	
Un mol de soluto en 1000 ml de solución	
100 g de soluto en 400 gramos de solvente	
5 moles de soluto en $\frac{1}{2}$ L de solución	
1 litro de Agua	

55,5 moles; 20% en masa; 1 Molar; 1 molal; 10 Molar.

2. ¿Qué volumen de solución de H_2SO_4 0,75 mol/L contienen 50 gramos del Ácido?

3. Calcular la molaridad de una solución que contiene:

- a. 58,5 g de NaCl en 500 cm^3 de solución.
- b. 315 g de NaCl en 2000 cm^3 de solución.
- c. 10 g de NaOH en 500 cm^3 de solución.

4. En 250 g de agua se disuelven 20 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$). Calcular la molalidad (m) de la solución.

5. Calcular la concentración molal (molalidad) de 500 cm^3 de una solución en la que se disuelven 60 g de H_2SO_4 puro, sabiendo que la densidad de la solución es 1,10 g/mL

6. Calcular los pesos equivalentes (masa molar equivalente) de los ácidos:

- a. HNO_2
- b. H_2PO_4
- c. H_2SO_4
- d. HNO_3

7. Calcular los pesos equivalentes (masa molar equivalente) de las siguientes bases:

- a. NaOH
- b. Ca (OH)₂
- c. Fe (OH)₃
- d. Al (OH)₃

8. Calcular los equivalentes gramos de las siguientes sales:

- a. FeCl₃
- b. Al₂ (SO₄)₃
- c. AlCl₃
- d. KF

9. Calcular la normalidad de una solución que contiene 15 g de Fe(OH)₃ en 800 ml de solución.

10. ¿Qué volumen de solución 0,1 N de KOH contiene 2,8 g de base?

11. ¿Qué sería más efectivo para bajar la temperatura de congelación de 500 g de agua? En cada numeral debe escoger uno)

- a. 100 g de sacarosa C₁₂H₂₂O₁₁ o 100 g de alcohol etílico, C₂H₅OH
- b. 100 g de sacarosa C₁₂H₂₂O₁₁ o 20 g de alcohol etílico, C₂H₅OH
- c. 20 g de alcohol etílico, C₂H₅OH o 20 g de alcohol metílico, CH₃OH

12. Relacione los siguientes conceptos:

- a. Baja afinidad entre el medio disperso y el medio dispersante _____ efecto Tyndall
- b. Fenómeno contrario a la sinéresis _____ hidrófilo
- c. Coloide con alta afinidad por el agua _____ liofobo
- d. Fenómeno cuando sobre una superficie se fijan las partículas de otras sustancias. _____ diálisis
- e. Separación de partículas coloidales a través de membranas, _____ Adsorción
- f. Fenómeno que se presenta cuando un rayo de luz atraviesa una solución coloidal. _____ imbibición

13. A continuación, seleccione la respuesta correcta.

Las soluciones coloidales presentan un tamaño de partícula entre 1 y 1000 Nm; este tamaño es menor que el de _____ y mayor que el de las _____.

- a. Dispersiones groseras, dispersiones finas
 - b. Soluciones verdaderas, dispersiones groseras
 - c. Dispersiones, soluciones verdaderas.
 - d. Soluciones verdaderas, dispersiones.
14. Son clases de coloides: (debe escoger dos respuestas)
- a. Emulsión
 - b. Sol
 - c. Solución saturada
 - d. suspensión
15. El jugo gástrico tiene un pH de 1.5. ¿Cuál es su concentración de $[H]^+$?
- 16 . La $[OH]^-$ del jugo pancreático es 1×10^{-6} . ¿Cuál es el pH? El jugo pancreático ¿es una sustancia ácida, básica o neutra?
17. Si la concentración molar de iones hidroxilo en sangre de un paciente es 5.01×10^{-7} , y el pH normal es de 7.35, ¿qué tipo de problema padece el paciente, acidosis o alcalosis?



UNIDAD TRES

CAMBIOS QUÍMICOS

PRESENTACION

En esta unidad se estudian los temas que se relacionan con las reacciones químicas y sus cálculos estequiométricos.

Capítulo 7: Ecuaciones y reacciones químicas

Capítulo 8: Número de Oxidación

Capítulo 9: Cálculos estequiométricos

Muchas de las transformaciones a nuestro alrededor son cambios químicos, cuando un clavo dejado a la intemperie cambia su brillo metálico por un color rojizo es porque sucedió un cambio químico. La transformación de los nutrientes en los organismos vivos para formar estructuras, u obtener energía, los procesos industriales en donde se obtienen productos al transformar las materias primas, son otros ejemplos de cambios químicos.

Los temas que se estudian en esta unidad son básicos para entender dichas transformaciones. Se pretende que los estudiantes comprendan, qué es un cambio químico, como se representa y como se realizan los cálculos que permitan conocer, a partir de unas cantidades dadas, cuanto se puede producir.

A través del estudio de los contenidos se espera que los estudiantes desarrollen habilidades de pensamiento de análisis y deducción.

CAPITULO 7. REACCIONES QUÍMICAS

Objetivos

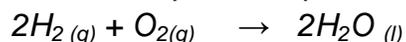
En este capítulo, el estudiante conceptualizará los temas sobre cómo se representa una reacción química (Ecuación química), las leyes ponderales, y la clasificación, balanceo y cálculos estequiométricos de reacciones químicas.

Introducción

Una reacción química es el proceso de transformación de la materia, por el cual unas sustancias (elementos o compuestos) se transforman en otras diferentes. Para que ocurra una transformación, las sustancias iniciales llamadas **reactantes** o reaccionantes, deben romper sus enlaces químicos y formar nuevos enlaces en un orden diferente, para obtener las sustancias finales llamadas **productos**. Las características químicas de los reactantes se diferencian de las que tienen los productos. Un ejemplo, es la formación de agua a partir del oxígeno y el hidrógeno.

Lección 31. Ecuación Química

Una ecuación química es la representación simbólica de una reacción química. El ejemplo citado anteriormente se puede expresar mediante los siguientes símbolos:



La ecuación química presenta las siguientes características:

1. Se utilizan los símbolos de los elementos químicos de la tabla periódica para representar tanto los elementos mismos, como los compuestos que intervienen en la reacción.
2. Indica el estado físico de los reactantes y productos (l) líquido, (s) sólido, (g) gaseoso y (ac) acuoso (en solución)
3. Muestra el desprendimiento de gases o la formación de un precipitado (sustancia insoluble) en el medio donde ocurre la reacción.
4. Se indica la absorción o el desprendimiento de energía
5. En la ecuación química se debe cumplir con la ley de la conservación de las masas, es decir el número de átomos de los reactantes es igual al número de

átomos de los productos. Una ecuación química cumple con esta condición cuando esta balanceada.

VER: <http://www.federicofroebel.org/preparatory/reaccionesquimicas.ppt>

Lección 32. Clasificación de las Reacciones Químicas

Las reacciones químicas se pueden clasificar en:

NOMBRE	EXPLICACIÓN	EJEMPLO
Reacción endotérmica	Es aquella reacción que necesita el suministro de calor para que ocurra.	$2\text{KClO}_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2\text{KCl}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)}$
Reacción exotérmica	cuando ocurre esta reacción se produce calor	$\text{C}_3\text{H}_{8(g)} + 5\text{O}_{2(g)} \rightarrow 3\text{CO}_{2(g)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{calor}$
Composición o síntesis	En esta reacción dos o más sustancias se unen para formar un solo producto.	$\text{Na}_2\text{O}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{NaOH}_{(ac)}$
Descomposición o análisis	A partir de un compuesto se obtienen dos o más productos.	$2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$
Desplazamiento	Ocurre cuando un átomo sustituye a otro en una molécula	$\text{Zn}_{(s)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(ac)} \rightarrow \text{ZnSO}_{4(ac)} + \text{H}_{2(g)}$
Doble desplazamiento	Se realizan por el desplazamiento o intercambio de átomos entre las sustancias que participan en la reacción.	$\text{H}_2\text{S}_{(ac)} + \text{ZnCl}_{2(ac)} \rightarrow \text{ZnS}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(ac)}$
Neutralización (doble desplazamiento)	Un ácido reacciona con una base para formar una sal y agua	$\text{HCl}_{(ac)} + \text{NaOH}_{(ac)} \rightarrow \text{NaCl}_{(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
Combustiones de materiales orgánicos en presencia de oxígeno.	Los compuestos orgánicos* con oxígeno producen dióxido de carbono y agua.	$\text{Compuesto orgánico} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Con transferencia de electrones (Oxido-reducción)	Hay cambio en el número de oxidación de algunos átomos en los reactivos con respecto a los productos.	Reacciones de síntesis, descomposición, desplazamiento
Sin transferencia de electrones (doble desplazamiento)	Ocurre una redistribución de los elementos para formar otros compuestos. No hay pérdida ni ganancia de electrones.	$K_2S_{(ac)} + MgSO_{4(ac)} \rightarrow K_2SO_{4(ac)} + MgS_{(s)}$

32.1 la fórmula molecular de algunos compuestos orgánicos

*A continuación se colocan la fórmula molecular de algunos compuestos orgánicos (Metano, Etano, Propano, Butano, Etanol, Acetileno)

- Metano: CH₄
- Etano: CH₃-CH₃ (C₂H₆)
- Propano: CH₃-CH₂-CH₃ (C₃H₈)
- Butano: CH₃-CH₂-CH₂-CH₃ (C₄H₁₀)
- Etanol: CH₃-CH₂OH (C₂H₆O)
- Etino o acetileno: CH ≡ CH (C₂H₂)

32.2 Algunas reacciones químicas de interés:

- a) Metales + O₂ (Metales: Na, Mg, Fe, Zn, Al) → Óxidos del metal (Na₂O, MgO, Fe₂O₃, FeO, ZnO, Al₂O₃)
- b) No metales + O₂ (No metales: C, S, H) → óxidos no metálicos (CO₂, CO, SO₂, H₂O)
- c) Óxidos del metal (Na₂O, MgO, Fe₂O₃, FeO, ZnO, Al₂O₃) + H₂O → Hidróxidos (NaOH, Mg(OH)₂, Fé(OH)₃, Zn(OH)₂, Al(OH)₃)
- d) Óxidos no metálicos (CO₂, CO, SO₂, P₂O₅, H₂O) + H₂O → Ácidos (H₂CO₃, H₂SO₄, H₂SO₃, H₃PO₄, etc)
- e) Ácidos con metales:
 Ácidos (HCl, H₂SO₄, HNO₃) + Metales (Mg, Zn) → Sal del ácido (MgCl₂, MgSO₄, Mg(NO₃)₂, ZnCl₂, ZnSO₄, Zn(NO₃)₂) + Hidrógeno (H₂)

Ácidos más comunes

- HCl → ácido clorhídrico
- H_2SO_4 → ácido sulfúrico
- HNO_3 → ácido nítrico
- H_3PO_4

Bases más comunes

- NaOH → Hidróxido de Sodio
- KOH → Hidróxido de Potasio
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$ → Hidróxido de Calcio
- $\text{Al}(\text{OH})_3$ → Hidróxido de Aluminio

Sales más comunes

- MgCl_2 → cloruro de magnesio
- MgSO_4 → sulfato de magnesio
- $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ → nitrato de magnesio
- ZnCl_2 → cloruro de cinc
- ZnSO_4 → sulfato de cinc
- $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ → nitrato de cinc
- $\text{Cu}(\text{SO}_4)_2$ → sulfato de cobre

Tomado y modificado de:

http://platea.pntic.mec.es/pmarti1/educacion/primer_bach/estequiometria/reacciones.htm

Lección 33. Leyes Ponderales

Son algunas de las leyes fundamentales de la Química que se relacionan con la estequiometría. Ellas son:

Ley de la conservación de la masa.

Fue propuesta por Lavoisier en 1774.

En los procesos de transformación de la materia la masa siempre permanece constante. En una reacción química esta ley se aplica diciendo que *la masa de los reactantes es igual a la masa de los productos*.

Ley de las proporciones constantes.

Fue propuesta por Joseph Louis Proust en 1801. Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto determinado, siempre lo hacen en una relación de masas constante. Ejemplo, el hidrógeno y el oxígeno se combinan para formar agua siempre en una relación de 2:1 átomos ó en masa de 11.11% y 88.88 %.

Ejemplo 3.1

Determina la proporción en peso entre los elementos que forman SO_3 , CH_4 , H_2O_2 . (tomado de <http://mx.geocities.com/marcos693/2leyponderal.htm>)

SO_3 (trióxido de azufre)

ELEMENTO	ÁTOMOS	MASA ATÓMICA	TOTAL	FRACCIONES DE PROPORCION
S :	1 x	32 =	32	$\frac{32}{80} = \frac{16}{20} = \frac{8}{10} = \frac{2}{5}$
O :	3 x	16 =	48	$\frac{48}{80} = \frac{24}{20} = \frac{12}{10} = \frac{3}{5}$
			80 uma	

PROPORCION: **2 A 3** (2 PARTES DE AZUFRE POR CADA 3 DE OXÍGENO)

CH_4 (metano)

ELEMENTO	ÁTOMOS	MASA ATÓMICA	TOTAL	FRACCIONES DE PROPORCION
C :	1 x	12 =	12	$\frac{12}{16} = \frac{6}{8} = \frac{3}{4}$
H :	4 x	1 =	4	$\frac{4}{16} = \frac{2}{8} = \frac{1}{4}$
			16 uma	

PROPORCION: **3 A 1** (3 PARTES DE CARBONO POR CADA 1 DE HIDRÓGENO)

H_2O_2 : (peróxido de hidrógeno o agua oxigenada)

ELEMENTO	ÁTOMOS	MASA ATÓMICA	TOTAL	FRACCIONES DE PROPORCION
H :	2 x	1 =	2	$\frac{2}{34} = \frac{1}{17}$
O :	2 x	16 =	32	$\frac{32}{34} = \frac{16}{17}$
			34 uma	

PROPORCION: **1 A 16** (1 PARTE DE HIDRÓGENO POR CADA 16 DE OXÍGENO)

Ley de las proporciones múltiples.

Fue propuesta por Dalton (1766-1844).

Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, y la masa de uno de ellos permanece constante, las masas del otro elemento están en relación de números enteros pequeños. Ejemplo, el hierro y el oxígeno de Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, y la masa de uno combinan y forman los óxidos: FeO y Fe₂O₃. Si tomamos en ambos óxidos 56g de hierro, la relación de las masas de oxígeno es 2:3 (realice los cálculos).

Compuestos	Relación de combinación en gramos		Cantidad de oxígeno que se combina con un gramo de nitrógeno	Relación en masa entre el oxígeno y el nitrógeno
	N	O		
1.- Monóxido de dinitrógeno N ₂ O	28	16	0.5714	0.5714/0.5714 = 1
2.- Monóxido de nitrógeno NO	14	16	1.1428	1.1428/0.5714 = 2
3.- Trióxido de dinitrógeno N ₂ O ₃	28	48	1.7142	1.7142/0.5714 = 3
4.- Bióxido de nitrógeno NO ₂	14	32	2.2857	2.2857/0.5714 = 4
5.- Pentaóxido de dinitrógeno N ₂ O ₅	28	80	2.8571	2.8571/0.5714 = 5

En el compuesto dos se requieren dos veces más oxígeno que en el compuesto 1, en el compuesto 3 se requieren 3 veces más oxígeno que en el compuesto 1, etc.

Ley de los pesos equivalentes.

Esta ley fue propuesta por el químico alemán Jeremías Benjamín Richter en 1792. Los pesos de dos sustancias que se combinan con un peso conocido de otra tercera son químicamente equivalentes entre sí.

Es decir, si **x** gramos de la sustancia **A** reaccionan con **y** gramos de la sustancia **B** y también **z** gramos de otra sustancia **C** reaccionan con **y** gramos de **B**, entonces si **A** y **C** reaccionaran entre sí, lo harían en la relación ponderal **y/z**.

Cuando el equivalente se expresa en gramos se llama equivalente gramo.

Esta ley significa que si se combinan, por ejemplo, hidrógeno y oxígeno para formar agua, y calcio con oxígeno para formar óxido de calcio, lo hacen en las siguientes proporciones, de las masas moleculares de cada elemento.

H_2O :- ----- 2g de H con 16 g de O

CaO :------ 40 g de Ca con 16 g de O

Las masas del hidrógeno y del calcio serán químicamente equivalentes, ya que al combinarse el hidrógeno y el calcio guardan la siguiente relación:

2 g de H con 40 g de Ca

Lección 34. Balanceo de Ecuaciones.

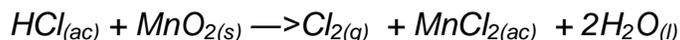
Cuando ocurre una reacción química las cantidades de los productos que se forman deben ser iguales a las cantidades iniciales de reactantes. De esta manera se cumple la ley de la conservación de la masa. Sin embargo en la realidad esto no se cumple porque las reacciones no transcurren en un 100 %, como consecuencia de pérdida de calor, de sustancias, la reversibilidad de las reacciones, entre otras causas.

En las ecuaciones químicas que representan simbólicamente las reacciones, cada reactante y producto debe estar acompañado de un número (coeficiente estequiométrico) que indica la invariabilidad de los átomos y la conservación de la masa. Encontrar esos coeficientes es balancear una ecuación química. Existen diversos métodos de balancear una ecuación química. Miraremos los siguientes:

34.1 Método del ensayo y error. Este método consiste en probar diferentes coeficientes estequiométricos para cada reactante y producto de la reacción para igualar el número de átomos a cada lado de la ecuación.

Ejemplo 3.2

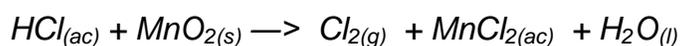
Balancear la siguiente ecuación:



Los elementos se deben balancear, utilizando solo coeficientes, en el siguiente orden: 1. metales. 2. no metales. 3. hidrógeno. 4. oxígeno.

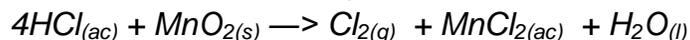
Balancear metales: (en este caso Mn).

Existe un átomo de manganeso a cada lado de la ecuación, por lo tanto ya está balanceado.



Balancear no metales: (en este caso Cl)

Hay 4 átomos de cloro en el lado de los productos, por eso se coloca un coeficiente igual a 4 al ácido clorhídrico que contiene el átomo de cloro.



Balancear hidrógeno y oxígeno:

Existen 4 átomos de hidrógeno el lado de los reactantes, y dos del lado de los productos, por eso se coloca un coeficiente igual a 2 en la molécula de agua para igualarlos.



Como se observa los átomos de oxígeno quedan balanceados. En caso contrario se debe buscar el coeficiente respectivo. La ecuación balanceada es la siguiente:



34.2 Método de oxido-reducción. Este método emplea diferentes conceptos que se tratarán en el siguiente capítulo, OXIDACION - REDUCCION

EJERCICIOS CAPITULO 7

Opción Múltiple con una respuesta

1. Completar el dato que falta en la siguiente ecuación química, para que se cumpla la ley de Lavoisier de la conservación de la masa.

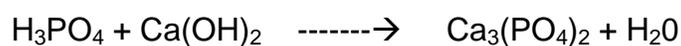
HCl	+	CaO	----->	CaCl ₂	+	H ₂ O
730 g		560 g		?		180 g

Seleccione una respuesta.

- 235 g
- 1.110 g
- 1.470 g
- 450 g

Selección múltiple con múltiple respuesta

2. Analice la siguiente reacción química:



Qué tipo de reacciones químicas se suceden:

- Endotérmica
 - Desplazamiento
 - Síntesis
 - Neutralización
3. De las transformaciones químicas siguientes, son consideradas reacciones de Descomposición ó análisis:

- $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{HCl} + \text{NH}_3$
- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

Correlación

4. Coloque el nombre del tipo de reacción química a las ecuaciones generales siguientes relacionado los datos de las columnas.

- | | | |
|--------------------------|-------|-----------------------------------|
| a. Síntesis | _____ | $XY \longrightarrow X + Y$ |
| b. Descomposición | _____ | $WY + HJ \longrightarrow WJ + HY$ |
| c. Desplazamiento doble | _____ | $X + Y \longrightarrow XY$ |
| d. Desplazamiento simple | _____ | $W + XY \longrightarrow WY + X$ |

5. Escriba una F o una V si la afirmación es falsa o verdadera, respectivamente:

- Oxidación significa pérdida de electrones _____
- En una reacción endotérmica se consume calor _____
- La descomposición también se conoce como síntesis _____
- La reacción del sodio con el agua es de desplazamiento _____
- En la combustión siempre interviene el oxígeno _____

CAPITULO 8. OXIDACION – REDUCCION

Objetivos

- Recordar los conceptos de oxidación y reducción.
- Conceptualizar el término número de oxidación, y el ajuste de reacciones redox por los métodos de, cambio en el número de oxidación y método del ión–electrón.
- Conocer las aplicaciones de las reacciones redox.

Introducción.

Una de las reacciones importantes es la de Oxidación – Reducción (reacciones REDOX), que es base para comprender el balanceo por oxido reducción

La química, nos afecta a todos y repercute en nuestras vidas hasta el punto de hacerlas posibles. Esto se hace a través de diferentes reacciones, muchas de ellas enmarcadas y ligadas a las reacciones **redox**.

Las reacciones redox o de oxido-reducción, implican una transferencia de electrones (unidad de carga negativa), pueden ocurrir en sustancias puras o impuras, lo que da paso a la combinación de los átomos de distintos elementos para formar nuevos compuestos. Como resultado de esto cada átomo queda caracterizado por una cierta carga, la carga que se asigna a cada átomo recibe el nombre de estado o numero de oxidación.

En las reacciones químicas podemos encontrar el agente oxidante y el agente reductor, además identifica el par de semirreacciones de oxidación y reducción.

Originalmente el termino “oxidación” se utilizó para describir la adición de oxígeno a un elemento o a un compuesto, y el término “reductor” fue utilizado para designar a la eliminación de oxígeno de un compuesto, después, conforme el proceso se fue conociendo en forma más completa, el significado de los términos se amplio.

Lección 35. Reacciones de Oxido- Reducción o procesos redox.

Son reacciones en las que se produce transferencia de electrones y como consecuencia variaciones de los números de oxidación de algunos elementos químicos, aumentando estos (oxidación) o disminuyendo (reducción).

Los términos oxidación o reducción provienen de la concepción antigua y actualmente restringida de estos procesos, según la cual la oxidación consistía en la reacción del oxígeno para obtener otras sustancias que lo contienen en su composición: Óxidos metálicos o no metálicos



Contrariamente la reducción es una pérdida de oxígeno de una sustancia oxigenada por acción de otra sustancia que capta oxígeno:



Los procesos de oxidación-reducción tienen gran importancia industrial, como lo muestra la obtención del aluminio, la obtención de energía eléctrica en pilas y acumuladores, a los fenómenos de corrosión metálica, entre otros.

En la actualidad se considera que un proceso es de oxidación-reducción cuando transcurre con la transferencia de electrones de unas sustancias a otras.

Cuando una sustancia se oxida, pierde electrones:



Oxidación, es el proceso por el que un átomo de un elemento o de un compuesto pierde electrones.

Lección 36. Número de Oxidación,

o estado de oxidación de un elemento es la carga que resultaría si los enlaces entre los átomos fueran iónicos.

Los números de oxidación son la guía para balancear reacciones de oxidación-reducción en las cuales hay transferencia de electrones.

36.1 Reglas para asignar un número de oxidación.

1. Todos los elementos en su estado libre (no combinados con otros) tienen un número de oxidación de cero (p. ej, Zn, Na, Mg, H₂, O₂, Cl₂, N₂).

2. En los gases biatómicos H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 , etc. el número de oxidación del compuesto es cero.
3. El número de oxidación del H es +1, excepto en los hidruros metálicos, en los que es -1 (p. ej., NaH, CaH_2).
4. El número de oxidación del oxígeno es -2, excepto en los peróxidos, en los que es -1, y en OF_2 , en el que es +2.
5. El número de oxidación de cualquier ión atómico (catión, anión) es igual a su carga; por ejemplo:
Ión sodio Na^+ número de oxidación 1^+
Ión cloruro Cl^- Número de oxidación 1^-
6. En los compuestos covalentes, el número de oxidación negativo se asigna el átomo más electronegativo.
7. La suma de los números de oxidación de todos los elementos de un compuesto debe ser igual a cero y en un ión debe ser igual a la carga del mismo.
8. Los metales alcalinos (grupo IA) tienen número de oxidación +1 y los metales alcalinotérreos (grupo IIA) tienen número de oxidación +2.

36.2 Pasos para encontrar el Número de Oxidación

Para encontrar el número de oxidación de un elemento dentro de un compuesto se pueden seguir los siguientes pasos:

- **Paso 1.** Se escribe el número de oxidación conocido de cada átomo en la fórmula (tener en cuenta las reglas anteriores)..
- **Paso 2.** Se multiplica cada número de oxidación por el número de átomos de ese elemento en el compuesto o ión.
- **Paso 3.** Se escribe una expresión matemática que indique que la suma de todos los números de oxidación en el compuesto es igual a cero o la carga del ión.
- **Paso 4.** Se calcula el estado de oxidación desconocido.

Ejemplo 3.3

Determinar el número de oxidación del manganeso en MnO_2 :

Solución:

Siguiendo los pasos anteriormente descritos, se tiene:



Paso 1: Estado de oxidación del oxígeno es -2 (de acuerdo a las reglas para asignar número de oxidación).

Paso 2: En el compuesto hay dos átomos de oxígeno, por eso, el número de oxidación del oxígeno se multiplica por 2: $(-2) \times 2 = -4$

Paso 3: Se escribe la expresión matemática $\text{Mn} + (-4) = 0$

Paso 4: $\text{Mn} = +4$ (número de oxidación del manganeso)

Ejemplo 3.4

Determina el número de oxidación del azufre en el ácido sulfúrico:

Solución:

De acuerdo a las explicaciones del ejercicio anterior, se tiene:



Paso 1: $+1 \quad -2$

paso 2: $2(+1) = +2 \quad 4(-2) = -8$

Paso 3: $+2 + \text{S} + (-8) = 0$

Paso 4: $\text{S} = +6$ (número de oxidación del azufre)

Ejemplo 3.5

Determine el número de oxidación del nitrógeno en el ión Nitrato NO_3^-

Solución

Paso 1: -2 (estado de oxidación del oxígeno)

Paso 2: $(-2) \times 3$

Paso 3: $\text{N} + (-6) = -1$ (igual a la carga del ión)

Paso 4: $\text{N} = -1 + 6 = 5$ (número de oxidación del ión nitrógeno)

Lección 37. Oxidación y Reducción

37.1 Oxidación es la pérdida de electrones. En un átomo neutro el número de cargas positivas (protones) es igual al número de cargas negativas (electrones), y es por esto que cuando ocurre la oxidación se incrementan las cargas positivas,

aumentando el estado o número de oxidación. El elemento o el compuesto donde se encuentra el átomo que se oxida, es el agente reductor.

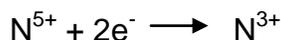
Ejemplo 3.6



En el ejemplo anterior el zinc se óxido, es por consiguiente el agente reductor porque reducirá a otro u otros elementos o compuestos.

37.2 Reducción es la ganancia de electrones. Cuando ocurre la reducción se incrementan las cargas negativas, disminuyendo el estado o número de oxidación. El elemento o el compuesto donde se encuentra el átomo que se reduce, es el agente oxidante.

Ejemplo 3.7



En el ejemplo anterior el nitrógeno se redujo, es por consiguiente el agente oxidante porque oxidará a otro u otros elementos o compuestos.

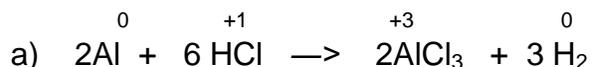
37.3 Ejercicios de oxido - reducción

Ejemplo 3.8

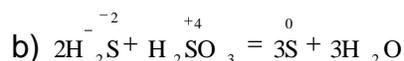
Indicar el reductor y el oxidante en las siguientes reacciones:

- $2\text{Al} + 6\text{HCl} \longrightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$
- $2\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow 3\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$
- $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{KClO}_3 \longrightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

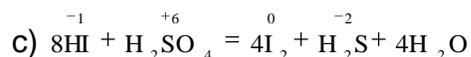
Solución. Cuando ocurre una reacción química de oxidación-reducción el agente reductor cede electrones aumentando su estado de oxidación, es decir se oxida. Por el contrario el agente el oxidante acepta electrones disminuyendo su estado de oxidación, es decir se reduce. Por esta razón, es necesario determinar qué átomos en las ecuaciones químicas dadas cambian su estado de oxidación:



En esta reacción el aluminio, Al es el reductor y HCl (más exactamente, el ión H^+) es el oxidante.



Aquí H_2S ($\overset{-2}{\text{S}}$) es el reductor y H_2SO_3 (el ión $\overset{+4}{\text{S}}$ o bien $\overset{+4}{\text{S}}$) es el oxidante.



HI (el ión yoduro $\overset{-1}{\text{I}}$) es el reductor y H_2SO_4 (el ión sulfato $\overset{+6}{\text{S}}$ o bien $\overset{+6}{\text{S}}$), el oxidante.



Esta reacción es de oxidación-reducción intramolecular. Aquí, el reductor $\overset{-2}{\text{O}}$ y el oxidante $\overset{+5}{\text{Cl}}$ entran en la composición de una misma molécula.

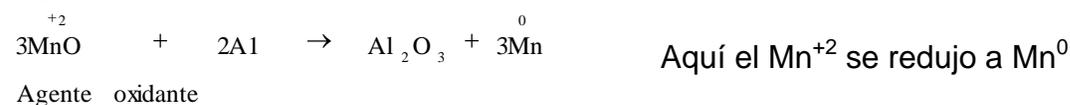
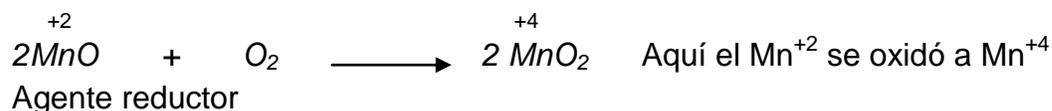
Ejemplo 3.9

¿En cuáles de los compuesto el manganeso presenta propiedades oxidantes o reductoras: KMnO_4 , MnO_2 , Mn_2O_7 , Mn , K_2MnO_4 , MnO ?

Solución. Determinamos los números o estados de oxidación del manganeso en

los compuestos: ~~KMnO_4 , MnO_2 , Mn_2O_7 , Mn , K_2MnO_4 , MnO~~ . El estado de oxidación máximo para el manganeso es +7 (pertenece al grupo VII B). Este se observa en los compuestos KMnO_4 y Mn_2O_7 . Por consiguiente, el manganeso en estos compuestos puede participar solamente como oxidante, es decir, disminuir su estado de oxidación.

El menor estado de oxidación del manganeso se observa en el elemento libre. Por lo tanto, el manganeso metálico sólo puede ser reductor, aumentando su estado de oxidación. En los compuestos restantes, MnO_2 , K_2MnO_4 y MnO , el manganeso, en dependencia de los reactivos que actúan sobre éste, puede manifestar tanto propiedades reductoras, como oxidantes, por ejemplo:



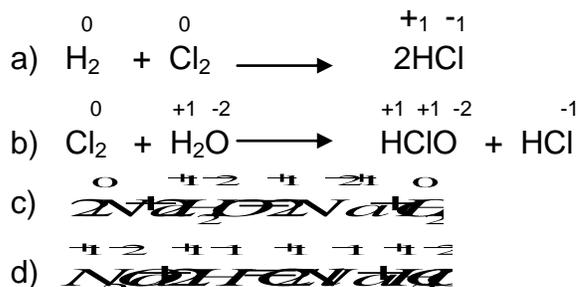
Ejemplo 3.10

¿Cuáles de las siguientes reacciones son de oxidación-reducción?

- a) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$
- b) $Cl_2 + H_2O = HClO + HCl$
- c) $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$
- d) $Na_2O + 2HCl = 2NaCl + H_2O$

Solución.

Se determina en cuáles de las ecuaciones existen átomos que cambian el estado oxidación:



El cambio de estado de oxidación de los átomos se observa en las reacciones a), b) y c), por consiguiente, éstas son reacciones de oxidación-reducción.

Balaceo por Oxido - Reducción

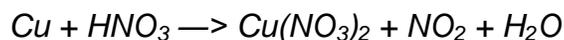
Entre los métodos de oxido-reducción analizaremos:

- a) Método del cambio del número de estado de oxidación
- b) Método del ión electrón.

Lección 38. Método del cambio del número de estado de oxidación.

Este método sólo tiene en cuenta los átomos que cambian de estado de oxidación.

Analizaremos la reacción entre el cobre y el ácido nítrico concentrado, siguiendo los siguientes pasos:

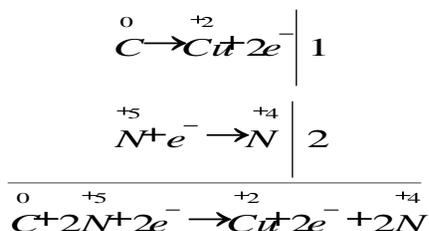


Paso 1: Se escribe la ecuación señalando los números o estados de oxidación de aquellos átomos que los cambian:



De la ecuación se observa que el cobre es el agente reductor y el ácido nítrico es el agente oxidante. Es necesario llamar la atención al hecho de que no todo el ácido nítrico que participa en la reacción es agente oxidante: una parte de dicho ácido se consume para formar el nitrato de cobre (II) sin que cambie el estado de oxidación del nitrógeno.

Paso 2: Se escriben las respectivas reacciones de oxidación y reducción. La cantidad de electrones cedidos debe ser igual a la cantidad de electrones ganados. Por esta razón multiplicamos la reacción de oxidación por el número de electrones ganados en la reducción; y multiplicamos la reacción de reducción por el número de electrones perdidos en la oxidación, y sumamos las dos ecuaciones.



Paso 3: Sustituimos los coeficientes obtenidos en el esquema anterior. Cuando se busca el coeficiente ante la fórmula del ácido nítrico es necesario tener en cuenta que 2 moles de HNO₃ se reducen y otras 2 moles de HNO₃ no se reduce y no se requieren para formar 1 mol de Cu(NO₃)₂. En consecuencia, el coeficiente del HNO₃ será 4(2+2):



Y por último, colocamos el coeficiente delante de la fórmula del agua:



Siempre compruebe que las cantidades de átomos de los reactantes es igual a la cantidad de átomos de los productos.

Ejemplo 3.11

Balancear la siguiente reacción por el método del cambio del número de estado de oxidación.

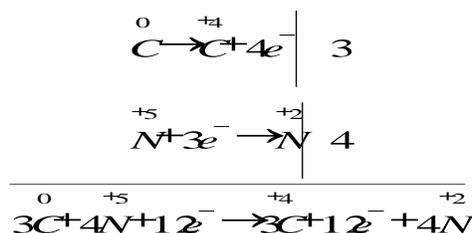


Solución:

Paso 1:

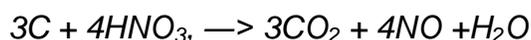


Paso 2:



Paso 3:

Sustituimos los coeficientes obtenidos en la reacción:



Ajustamos el coeficiente para el agua:



Lección 39. Método del ión electrón.

Para balancear una reacción química por este método, se tiene en cuenta los iones que contienen los átomos que cambian de estado de oxidación. Además es indispensable tener presente el carácter del medio donde ocurre la reacción, ya se ácido, básico o neutro.

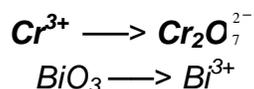
39.1 Ejemplo en medio ácido 3.12

Balancear la siguiente reacción por el método del ión electrón.

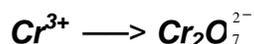


Solución. Para proceder a balancear la reacción seguiremos una secuencia de pasos como se hizo en el método anterior.

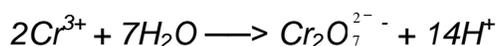
Paso 1: Determinamos los iones donde están los átomos que cambian de estados de oxidación.



Paso 2: El ión cromo (III) se transforma en ión dicromato:



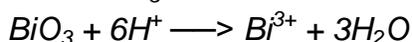
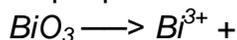
Para formar 1 mol de iones $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ se necesitan 2 moles de iones Cr^{3+} y 7 moles de oxígeno atómico que se completan de lado izquierdo agregando 7 moles de agua. Los hidrógenos que provienen del agua, en este caso 14 moles, se completan en la parte derecha con 14 iones (H^+), porque el medio donde ocurre la reacción es **ácido**.



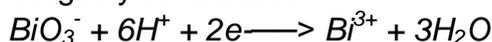
Si se observa la reacción están presentes 6 cargas positivas del lado izquierdo y 12 positivas (+14 –2) de lado derecho. Es necesario igualar las cargas de ambos lados con los electrones que se transfieren. Los electrones se colocan del lado de la semirreacción en donde representen ganancia.



En esta reacción los iones Cr^{3+} sirven de reductor. El ión BiO_3^- se transforma en Bi^{3+} . En este caso se procede igual que para el ión Cr^{3+}



Igualamos el número de cargas y obtenemos

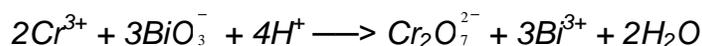


Los iones BiO_3^- sirven de oxidante.

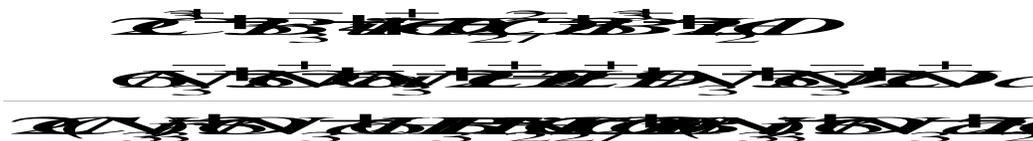
Paso 3: se suman las dos semi-reacciones de los procesos de oxidación y de reducción. En este caso, cada ecuación se multiplica por un coeficiente determinado de modo que la cantidad de sustancia de electrones cedidos por el reductor sea igual a la cantidad de sustancia de electrones aceptados por el oxidante:



o bien

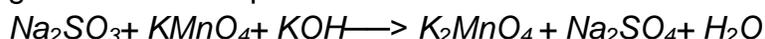


completando al primero y al segundo miembros de la ecuación con cantidades iguales de iones espectadores (iguales) pasamos la ecuación de la reacción a la forma molecular:



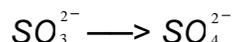
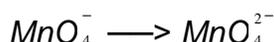
39.2 ejemplo en Medio básico 3.13

Balancear la siguiente reacción por el método del ión electrón.

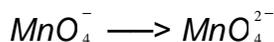


Solución.

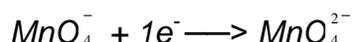
Paso 1: Determinamos los iones donde están los átomos que cambian de estados de oxidación.



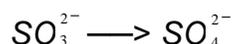
Paso 2: En el ión permanganato el manganeso tiene estado de oxidación +7 y se convierte a ión manganato, en el cual el manganeso tiene estado de oxidación iguala +6. En esta semirreacción todos los átomos están balanceados.



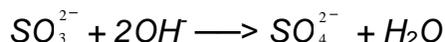
Igualamos el número de cargas y obtenemos



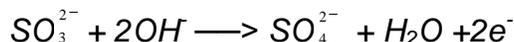
En esta reacción MnO_4^- sirve de agente oxidante.



En esta semirreacción un átomo de oxígeno se encuentra en exceso en la parte derecha. En estos casos (medio básico) por cada átomo de oxígeno en exceso se escriben dos grupos 2OH^- y los átomos de hidrógeno se completan con H_2O .



Igualamos el número de cargas y obtenemos



Paso 3: se suman las dos semireacciones de los procesos de oxidación y de reducción. En este caso, cada ecuación se multiplica por un coeficiente determinado de modo que la cantidad de sustancia de electrones cedidos por el reductor sea igual a la cantidad de sustancia de electrones aceptados por el oxidante:

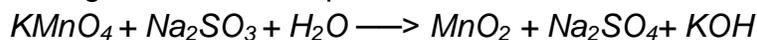


Escribimos la ecuación de la reacción en la forma molecular:



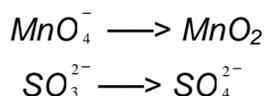
39.3 Ejemplo en Medio neutro 3.14

Balancear la siguiente reacción por el método del ión electrón.

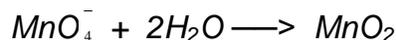


Solución.

Paso 1: Determinamos los iones donde están los átomos que cambian de estados de oxidación.



Paso 2: En el ión permanganato el manganeso tiene estado de oxidación +7 y se convierte en óxido de magnesio (IV), en el cual el manganeso tiene estado de oxidación iguala +4. Para balancear los átomos de oxígeno del agente oxidante se adicionan moléculas de agua en la parte **izquierda** de la semirreacción en una cantidad igual al número de átomos de oxígeno que hacen falta en la parte derecha.



Los excesos de hidrógeno se completan con los grupos OH⁻



En esta reacción MnO₄⁻ sirve de agente oxidante.

Igualamos el número de cargas y obtenemos



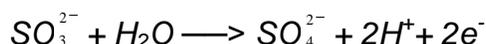
Para el agente reductor los átomos de oxígeno en exceso (parte izquierda) se igualan con moléculas de agua.



Los átomos de hidrógenos se igualan con iones H^+



Igualamos el número de cargas y obtenemos

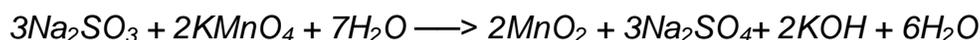


Paso 3: se suman las dos semireacciones de los procesos de oxidación y de reducción. En este caso, cada ecuación se multiplica por un coeficiente determinado de modo que la cantidad de sustancia de electrones cedidos por el reductor sea igual a la cantidad de sustancia de electrones aceptados por el oxidante:

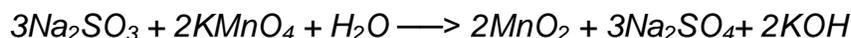


En la parte izquierda de la ecuación se suman las moléculas de agua para un total de 7, y en la parte derecha se suman 6 iones de los 8OH^- con los 6H^+ para formar 6 moléculas de agua.

Escribimos la ecuación de la reacción en la forma molecular:



Simplificamos la ecuación:



EJERCICIOS CAPITULO 8

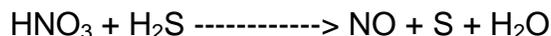
1. El número de oxidación en el Azufre (S) en el sulfato de sodio (Na_2SO_4) es:

- a. 5 b. 1 c. 4 d. 6

2.Cuál de las siguientes reacciones requiere un agente reductor

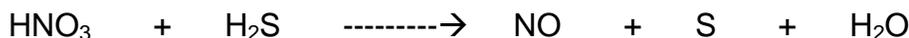
- a. $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$
 b. $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+$
 c. $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2$
 d. $(\text{NO}_3)^- \rightarrow (\text{NO}_2)^-$

3. Emparejar los conceptos a partir del balanceo por oxido reducción de la ecuación mostrada a continuación



- | | |
|--|-------------------------|
| a. El coeficiente del H_2O después del balanceo es | 1. H_2S |
| b. El elemento que se redujo es: | 2. 3 |
| c. No cambió de número de oxidación | 3. +5 |
| d. El coeficiente del H_2S después del balanceo es | 4. N de HNO_3 |
| e. El elemento que perdió 2 electrones, se convirtió en | 5. -2 |
| f. Número de oxidación del N en el HNO_3 | 6. El oxígeno |
| g. El agente reductor es: | 7. 4 |
| h. El coeficiente del HNO_3 después del balanceo es | 8. N del NO |
| i. Número de oxidación del S en el H_2S | 9. 2 |

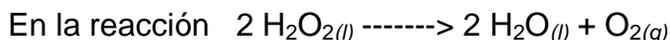
4. En la reacción



el agente reductor es : _____

la sustancia reducida es: _____

5. La siguiente pregunta tiene dos respuestas.

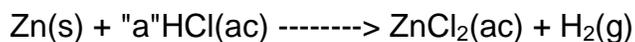


1. H_2O es agente reductor.

2. H_2O_2 es agente reductor.
3. O_2 es agente oxidante
4. H_2O_2 es agente oxidante

6. Emparejar los conceptos de acuerdo con la siguiente información:

2,6 g de zinc reaccionan con 100 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0,5 M, formando Hidrógeno gaseoso y cloruro de Zn, como se muestra en la ecuación



- | | |
|---|----------|
| A. moles de H_2 producidos | 1. 0.04 |
| B. moles de Zn | 2. HCl |
| C. moles de HCl | 3. 0.05 |
| D. coeficiente estequiométrico "a" | 4. 0.025 |
| E. reactivo límite | 5. Zn |
| F. moles de reactivo en exceso que sobran | 6. 2 |
| G. reactivo en exceso | 7. 0.015 |

Datos adicionales

pesos atómicos: Zn = 65 ; Cl = 35.5; H = 1.

Molaridad (M) = n° de moles / L de solución

CAPITULO 9. ESTEQUIOMETRIA

Objetivos

- Que el estudiante sea capaz de interpretar y aplicar la ley de la conservación de la masa en la realización de cálculos estequiometricos.
- Que el estudiante conozca la importancia de los cálculos estequiométricos.
- Que el estudiante compare las diferentes unidades estequiometricas del Sistema Internacional de Unidades.
- Que el estudiante sea capaz de estudiar la estequiometría de una reacción, es decir, indicar la proporción que intervienen de moléculas de reactivos y productos en una reacción química (REM), para resolver de manera correcta, problemas y ejercicios.

Introducción

La palabra estequiometria deriva del griego *stoicheion* y *metron*. La primera significa “elemento” y la segunda “medir”. Esta parte de la química estudia las relaciones cuantitativas entre los reactantes y productos de una reacción química. La base para los cálculos estequiométricos son las leyes ponderales:

La estequiometria permite calcular:

Las cantidades de reactantes necesarias para producir una cantidad deseada de producto.

La cantidad de productos a partir de masas dadas de reactantes.

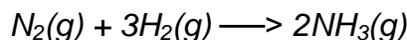
El rendimiento de una reacción química.

Lección 40. Relación Estequiométrica Molar (REM)

Una ecuación química balanceada nos proporciona información acerca de las cantidades de las partículas (átomos, moléculas y otros) expresadas en moles, masas, volúmenes, etc. Pero lo más importante de la ecuación balanceada es la posibilidad que nos brinda de calcular las cantidades de los reactantes y de los productos involucrados en una reacción química. Si se conoce la cantidad de sustancias (número de moles) de un compuesto, se puede hallar el número de moles de otro compuesto en la reacción.

Ejemplo 3.15

Si tomamos como ejemplo la reacción:



Se observa que una (1) mol de nitrógeno reaccionan con tres (3) moles de hidrógeno y forman 2 moles de amoníaco. Con esta interpretación podemos relacionar los números de moles de las sustancias como sigue:

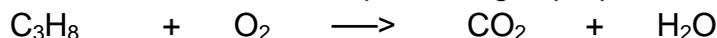
$$\frac{1 \text{ mol } N_2}{3 \text{ mol } H_2}; \frac{2 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ mol } N_2}; \frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } NH_3}$$

Existen otras relaciones ¿cuáles son?

Las relaciones anteriores se denominan relaciones estequiométricas molares (REM) y son útiles en los cálculos estequiométricos.

Ejemplo 3.16

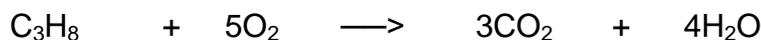
En la reacción de combustión completa del gas propano



Cuál es la relación estequiométrica molar entre el gas oxígeno y el gas propano?

Solución:

El primer paso es balancear la ecuación



Como solicitan la relación Oxígeno / propano, debemos utilizar los coeficientes que aparecen delante de estos dos reactivos en la ecuación balanceada, quedando

5 moles de O_2

REM = $\frac{5 \text{ moles de } O_2}{1 \text{ mol de } C_3H_8}$, se lee, 5 moles de O_2 reaccionan con 1 mol de C_3H_8

40.1 Cálculos Estequiométricos utilizando la REM

Como ya sabemos, los cálculos estequiométricos permiten determinar las cantidades de los reactantes necesarios para producir cantidades deseadas de productos o cantidades de productos obtenidas a partir de cantidades existentes de reactantes.

En los cálculos estequiométricos se utiliza a menudo un esquema muy práctico que da la posibilidad de involucrar diversas magnitudes sin necesidad de recurrir a reglas matemáticas muy utilizadas en el estudio de la química. El esquema es el siguiente:

$$\text{Cantidad Buscada} = \frac{\text{Cantidad dada}}{\text{Factor de conversión}} \times \text{REM}^* \times \frac{\text{Factor de conversión}}{\text{Factor de conversión}} = \text{Resultados}$$

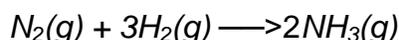
*REM: Relación estequiométrica molar de la ecuación balanceada.

Pasos a seguir para realizar cálculos estequiométricos

- Balancear la ecuación química
- Calcular el peso molecular o fórmula de cada compuesto
- Convertir las masas a moles
- Usar la ecuación química para obtener los datos necesarios.
- Determinar la REM que va a utilizar
- Reconvertir las moles a masas si se requiere

Ejemplo 3.17

¿Cuántas moles de amoníaco se produce a partir de 6 moles de hidrógeno, según la ecuación balanceada?



Solución:

Primero, se debe leer con cuidado el enunciado y determinar cuales son los compuestos que intervienen en el problema, ubicándolos en la ecuación, para este problema son amoníaco e hidrógeno

Segundo, determinar la REM (relación estequiométrica molar) que se va a emplear, teniendo en cuenta sus respectivos coeficientes y cuál es la sustancia dada y cual la que se debe obtener.

$$\text{REM} = \frac{\text{cantidad solicitada}}{\text{cantidad dada}}$$

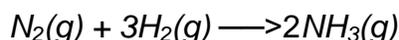
Para este ejemplo queda: $\text{REM} = \frac{2 \text{ moles } NH_3}{3 \text{ moles } H_2}$

Tercero, se multiplica la cantidad dada por la REM

$$6 \text{ moles } H_2 \times \frac{2 \text{ moles } NH_3}{3 \text{ moles } H_2} = 4 \text{ moles de } NH_3$$

Ejemplo 3.18

¿Qué masa de amoníaco se produce a partir de 10g de hidrógeno, según la ecuación balanceada?



Solución:

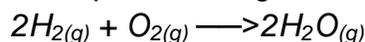
A partir del esquema propuesto, tenemos:

$$m(NH_3) = 10g \text{ H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ g de H}_2} \times \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol de H}_2} \times \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 56.66g \text{ de NH}_3$$

<i>Cant.</i>	<i>Cant.</i>	<i>Factor de</i>	<i>REM</i>	<i>Factor de</i>	<i>Resultado</i>
<i>buscada</i>	<i>dada</i>	<i>Conversión</i>		<i>conversión</i>	

Ejemplo 3.19

¿Qué masa de agua se produce a partir de 20g de oxígeno?



Solución:

$$m(H_2O) = 20g \text{ O}_2 \times \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32g \text{ de O}_2} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de O}_2} \times \frac{18g \text{ H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 22.5g \text{ H}_2\text{O}$$

<i>Cant.</i>	<i>Cant.</i>	<i>Factor de</i>	<i>REM</i>	<i>Factor de</i>	<i>Resultado</i>
<i>buscada</i>	<i>dada</i>	<i>Conversión</i>		<i>conversión</i>	

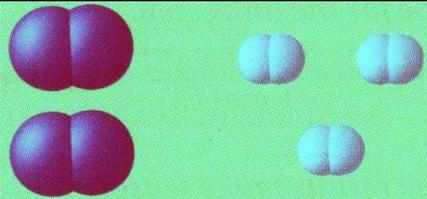
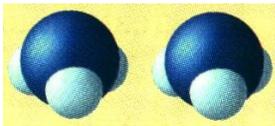
En los ejemplos anteriores se puede notar que solamente está dada la cantidad de uno de los reactantes. Veamos cómo se realizan los cálculos estequiométricos cuando se conocen las cantidades de más de un reactante.

Lección 41. Reactivo límite o limitante

En una reacción química las relaciones estequiométricas molares siempre son constantes, pero cuando ocurre una reacción química, los reactantes quizás no se encuentren en una relación estequiométrica exacta, sino que puede haber un exceso de uno o más de ellos. El reactante que no esté en exceso se consumirá en su totalidad y la reacción terminará en esos momentos. Es por eso que a este reactante se le conoce como reactivo límite o limitante. Los cálculos estequiométricos se realizarán a partir de este reactivo, como se observa en la gráfica.

Ecuaciones químicas	
$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$	
Receta microscópica:	
1 molécula N_2 + 3 moléculas H_2 \longrightarrow 2 moléculas NH_3	
Receta macroscópica: 1 mol N_2 + 3 mol H_2 \longrightarrow 2 mol NH_3	

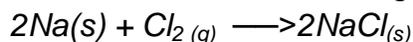
Ejemplo 3.20:

Condiciones experimentales		
	<i>Reactantes</i>	<i>Productos</i>
<i>Antes de la reacción</i>	 2 moléculas N_2 3 moléculas H_2	<i>0 moléculas NH_3</i>
<i>Después de la reacción</i>	 1 moléculas N_2 0 moléculas H_2	 2 moléculas NH_3

El reactivo límite es el hidrógeno.

Ejemplo 3.21

La sal de cocina (Cloruro de sodio) $NaCl$ se puede preparar por la reacción del sodio metálico con cloro gaseoso. La ecuación es la siguiente:



Si hacemos reaccionar 7 moles de Na con 3.25 moles de Cl_2 ¿cuál es el reactivo límite?, ¿Cuántas moles de $NaCl$ se producen?

Solución:

Para resolver este problema la cantidad dada se multiplica por una relación estequiométrica molar (**REM**) que involucre al otro reactante (1 mol de Cl_2 reacciona con 2 moles de Na)

$$7 \text{ mol de Na} \times \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{2 \text{ mol Na}} = 3,5 \text{ mol de Cl}_2$$

Este cálculo indica que 3.5 mol de Cl₂ reaccionan con 7 mol de Na, pero solamente hay 3.25 mol de Cl₂, lo que indica que el sodio se encuentra en exceso y el cloro es el reactivo que se acaba primero (o limitante).

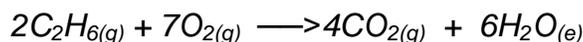
El problema anterior se puede resolver también partiendo de las moles de Cl₂. A partir de las moles del cloro se calculan las moles de NaCl producidas.

$$3.25 \text{ mol de Cl}_2 \times \frac{2 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol de Cl}_2} = 6.50 \text{ mol de Na}$$

Es decir 3.25 mol de Cl₂ reaccionan exactamente con 6.50 mol de Na. Es evidente que el sodio está en exceso en una cantidad de 0.5 mol (7 – 6.50 mol).

Ejemplo 3.22

¿Cuál es la masa del dióxido de carbono obtenida en la reacción de 120g de etano con 500g de oxígeno?



Solución:

120g de etano (C₂H₆) deben reaccionar con una cantidad de oxígeno igual a:

$$m(\text{O}_2) = 120\text{g de C}_2\text{H}_6 \times \frac{7 \times 32}{2 \times 30}$$

De las condiciones del ejercicio la cantidad de oxígeno es igual a 500g, lo que indica que se encuentra en exceso. Por lo tanto, el reactivo límite es el metano.

Calculamos la masa del dióxido de carbono a partir de la masa del reactivo límite:

$$m(\text{CO}_2) = 120\text{g de C}_2\text{H}_6 \times \frac{4 \times 44}{2 \times 30}$$

Lección 42. Pureza de los reactivos

A menudo las sustancias que participan en una reacción química no se encuentran en estado puro. En estos casos, los cálculos estequiométricos deben

realizarse teniendo en cuenta, solamente la cantidad de la sustancia que se encuentra en estado puro. Por ejemplo, si tenemos 80g de bicarbonato de sodio al 75% de pureza, la cantidad utilizada en los cálculos estequiométricos será de 60g.

$$m(\text{NaHCO}_3) = 80\text{g} \times \frac{75}{100} = 60\text{g}$$

Ejemplo 3.23

El alcohol etílico se puede obtener a partir de la fermentación de la glucosa según la reacción:



¿Cuántos gramos de alcohol se producen a partir de 250g de glucosa al 90% de pureza?

Solución:

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 250\text{g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \times$$

$$\frac{2 \times 46}{180} = 115\text{g } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

Lección 43. Rendimiento de una reacción

En los ejemplos anteriores, las cantidades calculadas a partir de las ecuaciones químicas representan un rendimiento máximo del 100%. Esto quiere decir, que las masas calculadas son las que se obtendrían si los reactantes se convirtieran totalmente en los productos. Sin embargo, muchas reacciones no ocurren con un rendimiento del 100% del producto. Esto se debe a que en las reacciones químicas, además de la principal, se desarrollan reacciones secundarias, hay pérdidas de calor, pérdida de vapores, a veces se pierden productos en la manipulación de las sustancias, o las reacciones son reversibles. Es por esto, que en los cálculos estequiométricos se utilizan los conceptos rendimiento teórico y rendimiento real.

Rendimiento teórico de una reacción química es la cantidad de producto calculada a partir de cantidades determinadas de los reactantes de acuerdo a la ecuación química balanceada. En otras palabras el rendimiento teórico es la

cantidad de producto que se obtiene si reacciona y se consume totalmente el reactivo límite.

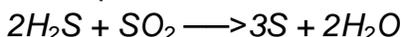
Rendimiento real es la cantidad de producto que se obtiene en la práctica.

El **Rendimiento porcentual** es la relación entre el rendimiento real y el teórico multiplicado por 100.

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

Ejemplo 3.24

El azufre se puede preparar en el proceso indicado en la siguiente reacción:



¿Cuál es el rendimiento de la reacción si se producen 8.2g de azufre a partir de 6.8g de H_2S con exceso de SO_2 ?

Solución:

El rendimiento real es igual a 8.2g.

Calculamos el rendimiento teórico:

$$m(s) = 6.8g \text{ de } \text{H}_2\text{S} \times \frac{3 \text{ mol S} \times 32.06 \text{ g/mol}}{2 \text{ mol H}_2\text{S} \times 34.08 \text{ g/mol}} = 9.6g$$

Rendimiento porcentual es igual a:

$$\% \text{rendimiento} = \frac{8.2g}{9.6g} \times 100 = 85.4\%$$

Lección 44. Cálculos de estequiometría que involucran soluciones y gases.

Muchas reacciones químicas, involucran entre sus reactivos y productos, tanto soluciones, como gases. Conociendo la concentración de las soluciones y el volumen de los gases, podemos calcular el número de moles, o, al contrario, conociendo el número de moles (cantidad de sustancia) podemos calcular concentraciones, o volúmenes, aplicando las respectivas formulas.

Ejemplo 3.25

¿Qué volumen de hidrógeno medido a una temperatura de 30°C y presión 0.95 atm se obtienen cuando reaccionan 420g de Zinc con cinco litros de ácido sulfúrico 0.01M?

Solución:

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

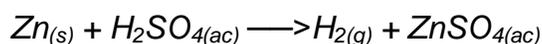
$$P = 0.95 \text{ atm}$$

$$m(\text{Zn}) = 420\text{g}$$

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5\text{L}$$

$$CM(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0.01\text{M}$$

La reacción es la siguiente:



Se halla el reactivo límite:

$$n(\text{Zn}) = 420\text{g de Zn} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{65.4 \text{ g}} = 6.4 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0.01 \text{ mol/L} \times 5\text{L} = 0.05 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Las moles de Zinc que deben reaccionar con 0.05 mol de H₂SO₄ según la estequiometría de la reacción, son:

$$n(\text{Zn}) = 0.05 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0.05 \text{ mol de Zn}$$

Esto significa que el Zn se encuentra en exceso y el reactivo límite es el ácido sulfúrico. Entonces el volumen de hidrógeno, si se considera un gas ideal, se calcula a partir de las moles de hidrógeno producidas y la ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$.

$$n(\text{H}_2) = 0.05 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0.05 \text{ mol H}_2$$

Volumen de hidrógeno

$$V(\text{H}_2) = \frac{nRT}{P} = 1.30 \text{ L}$$

Recuerde que los cálculos estequiométricos pueden incluir reactivo límite, pureza, rendimiento porcentual, soluciones, gases.

EJERCICIOS CAPÍTULO 9

Contesta las preguntas 1 y 2 de acuerdo con la siguiente información



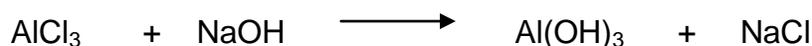
SUSTANCIA	MASA MOLAR (g/mol)
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	180
O_2	32
CO_2	44
H_2O	18

1. De acuerdo con la información anterior, es válido afirmar que:
 - a. 6 moles de oxígeno reaccionan con 2 moles de glucosa
 - b. a partir de 1 mol de glucosa se obtienen 6 moles de dióxido de carbono.
 - c. 1 mol de glucosa reacciona con 1 mol de oxígeno
 - d. a partir de 2 moles de glucosa se obtienen 6 moles de agua

2. De acuerdo con la información anterior, es correcto afirmar que
 - a. 180 gramos de glucosa producen 18 gramos de agua
 - b. 180 gramos de glucosa producen 44 gramos de dióxido de carbono
 - c. 192 gramos de oxígeno producen 108 g de agua
 - d. 192 gramos de oxígeno producen 44 gramos de dióxido de carbono

3. Una muestra de 2 moles de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ contiene:
 - a. 3 moles de átomos de oxígeno
 - b. una masa de 46 g
 - c. $12,04 \times 10^{23}$ moléculas de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.
 - d. 18 g de hidrógeno

4. La cantidad de moles de hidróxido de aluminio que se pueden obtener de seis moles de hidróxido de sodio en la siguiente reacción

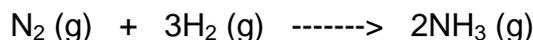


es:

- a. 2 moles
- b. 4 moles
- c. 3 moles
- d. 6 moles

NOTA: Deben balancear la ecuación por tanteo.

5. De acuerdo con la siguiente ecuación química, cuál es la relación estequiométrica molar REM que se utiliza para calcular las moles de N_2 que deben reaccionar con suficiente H_2 para producir 3,0 moles de amoníaco NH_3 .



- a. $2\text{NH}_3/3\text{H}_2$
- b. $3\text{H}_2 / 2\text{NH}_3$
- c. $\text{N}_2 / 2\text{NH}_3$
- d. $\text{N}_2 / 3\text{H}_2$

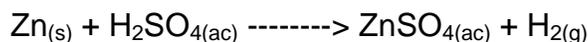
6. La sal de cocina (Cloruro de sodio) NaCl se puede preparar por la reacción del sodio metálico con cloro gaseoso. La ecuación es la siguiente:



Si hacemos reaccionar 5 moles de Na con 3 moles de Cl_2 , el reactivo límite es.

- a. El sodio
- b. El Cloro
- c. El cloruro de amonio
- d. La sal

7. El zinc reacciona con el ácido sulfúrico y produce sulfato de zinc e hidrógeno. de acuerdo con la siguiente reacción:



Reaccionan 2,6 g de zinc con suficiente ácido y se obtienen 0,25 L de hidrógeno, medidos en condiciones normales, el rendimiento de la reacción es:

- a. 27.9%
- b. 80%
- c. 52%
- d. 13.5%

Datos adicionales

pesos atómicos: Zn = 65

Recuerden que las reacciones químicas teóricas se consideran a Condiciones normales (P = 1 at T = 273 K)

PV = nRT, donde R = 0,082(L-atm/mol-K)

AUTOEVALUACIÓN UNIDAD TRES

1. Qué es una ecuación química?
2. En un mapa conceptual clasifique las reacciones químicas.
3. Clasifique las siguientes reacciones según su clase:
 - a) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
 - b) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{HCl}$
 - c) $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
 - d) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$
 - e) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \longrightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
 - f) $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \longrightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
 - g) $2\text{NaN}_3 \longrightarrow 2\text{Na} + 3\text{N}_2$
 - h) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \longrightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
4. Determina el número de oxidación de (a) S en Na_2SO_3 , (b) As en K_3AsO_4 y (c) C en CaCO_3 .
5. Determina los números de oxidación de (a) N en NH_4^+ , (b) Cr en $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ y (c) P en PO_4^{3-} .
6. Indicar el agente reductor y el agente oxidante en las siguientes reacciones de oxidación-reducción:
 - a) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$

- b) $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 \longrightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
c) $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
d) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \longrightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

7 ¿En cuáles de las ecuaciones de las reacciones expuestas a continuación los compuestos del hierro son oxidantes, y en cuáles, reductores?

- a) $\text{Fe}_2\text{CO}_3 + 2\text{Al} \longrightarrow 2\text{Fe}_4 + \text{Al}_2\text{O}_3$
b) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{KNO}_3 + 4\text{KOH} \longrightarrow 2\text{K}_2\text{FeO}_4 + 3\text{KNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
c) $\text{FeSO}_4 + \text{Mg} \longrightarrow \text{MgSO}_4 + \text{Fe}$
d) $10\text{FeSO}_4 + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
e) $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3?$

8. Utilizando el método del cambio del número de estado de oxidación ajustar los coeficientes de las reacciones de oxidación-reducción:

- a) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{C} \longrightarrow \text{P} + \text{CO}$
c) $\text{KClO}_3 + \text{S} \longrightarrow \text{KCl} + \text{SO}_2$
d) $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
e) $\text{KNO}_2 + \text{KClO}_3 \longrightarrow \text{KCl} + \text{KNO}_3$
f) $\text{SO}_2 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$

9. Balancear las siguientes reacciones por el método del ión electrón, teniendo en cuenta el carácter del medio (ácido, básico o neutro).

- a) $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$
c) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
e) $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{KBr} + \text{NaOH}$
f) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH}$

10. ¿Cuántas moléculas y cuántos átomos hay en 4.5 g de agua H_2O (l)?

11. Calcular:

- a. La masa de dióxido de Carbono (CO_2) que se forma por la combustión completa de 200 g de butano (C_4H_{10}) de 80% de pureza (Masa molar del butano: 58g/mol).

b. El volumen de CO₂ obtenido en condiciones normales.

La reacción es:



12. En la descomposición térmica del carbonato de calcio CaCO₃ se obtienen óxido de calcio CaO(s) y dióxido de carbono CO₂ (g). Si en la descomposición de 25 g de carbonato de calcio se obtienen 14 g de óxido de calcio, ¿qué masa de dióxido de carbono se forman?

13. ¿Qué masa de FeSO₄ se requiere para producir 500 g de Fe₂(SO₄)₃, de acuerdo a la reacción? :

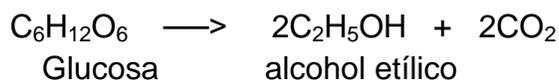


14. El zinc reacciona con el ácido clorhídrico y produce cloruro de zinc e hidrógeno.

a) ¿Qué volumen, medido en condiciones normales, de gas Hidrógeno se obtendrá al reaccionar 2,14 g de zinc con 100 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0,5 M?

b) Si se obtienen 0,25 L de hidrógeno, medidos en condiciones normales, ¿cuál será el rendimiento de la reacción?

15. el alcohol etílico (C₂H₅OH), se puede elaborar por la fermentación de la glucosa:



Si se obtiene un rendimiento del 84,6% de alcohol etílico,

a) ¿Qué masa de alcohol etílico se puede producir a partir de 750g de glucosa?

b) ¿Qué masa de glucosa se debe usar para producir 475g de alcohol etílico?

INFORMACIÓN DE RETORNO UNIDAD UNO

CAPITULO 1

1.

Símbolo del elemento	Número atómico	Número másico	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
F	9	19	9	10	9
Si	14	29	14	15	14
Ti	22	47	22	25	22
Mn	25	55	25	30	25

2. a. Isótopo 1 protones = 3, neutrones = 3, electrones = 3.
 Isótopo 2 protones = 3, neutrones = 4, electrones = 3.
 b. Isótopo 1 protones = 20, neutrones = 20, electrones = 20.
 Isótopo 2 protones = 20, neutrones = 24, electrones = 20.
 c. Isótopo 1 protones = 34, neutrones = 44, electrones = 34.
 Isótopo 2 protones = 34, neutrones = 46, electrones = 34.
3. a. Catión, protones = 26, neutrones = 30, electrones = 23.
 b. Anión, protones = 53, neutrones = 74, electrones = 54.
4. porque poseen igual cantidad de cargas positivas (protones) y de cargas negativas (electrones).
5. Por el número de isótopos que posee cada elemento.

6. Falso y verdadero

A. F, B. V, C. F, D.V, E. V, F. V, G. V, H. F.

Selección múltiple

7. d
 8. d

9. b
10. d
11. b
12. b
13. d
14. d
15. a. iónico b. covalente polar c. covalente polar d. covalente no polar.
16. a. H₂O b. H₂O c. HCl d. HF
17. a, c, b, e, d.

CAPITULO 2

1. a. 308 K , 95°C
b. Respuesta: 266K, 19.4°F
c.. Respuesta: 373K, 212°F
d. Respuesta: 273K, 32°F
2. Rta. V₂ = 1,26 L
3. Rta. V₂ = 2,4 L
4. Rta. V₂ = 75,28
5. Rta. P₂ = 5,17 psi
6. Rta. P₂ = 646.3 mmHg
7. Rta. T₂ = -85.6°C
8. Rta. n_{CO2} = 0,037 moles
9. 2.400 calorías
10. 6.825 calorías
11. 36.625 calorías

CAPITULO 3

1. R: 0.08 mol
2. R: 90g
3. R: 0.20 moles
4. R: 4 moles de C y 2,4 x 10²⁴ átomos de C
5. R: 2 moles de O₂
6. R: 2,4 x 10²⁴ átomos de O
7. R: 1,2 x 10²⁴ moléculas de O₂
8. R: 5 moles de metano y 3,0 x 10²⁴ moléculas de CH₄.

AUTOEVALUACION UNIDAD UNO

Relacione los enunciados de la columna I con los de la columna II

3. a (4), b (2), c (1), d (3), e (5).

4. a (3), b (2), c (3), d (1).

Preguntas abiertas

5. a. si es posible, corresponde al orbital 1s con un electrón

b. no es posible

c. si es posible,, corresponde al orbital $2p_z$ con un electrón

d. no es posible

6. a. corresponde al nivel 3, puede albergar máximo 18 electrones

b. corresponde al subnivel 3d, puede albergar máximo 10 electrones

c. corresponde al orbital $3d_{xz}$, puede albergar máximo 2 electrones

d. corresponde a un electrón en el orbital $3d_{xz}$.

7.

Electrón	n	l	m	ms
$4P_x^1$	4	1	-1	+1/2
$4P_y^1$	4	1	0	+1/2
$4P_z^1$	4	1	1	+1/2

8. a. Elementos del grupo IA

b. Elementos del grupo VIA

c. Elementos del grupo IIB

9. a. Sr, Mg, Be; b Cs, Ba y Bi; c. Na,Al, S.

10. $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$ periodo 3 grupo VIIA (halógenos), no metal.

11. Por estar en el mismo grupo: a y e en el grupo VIIIA; b y d en el grupo VIIA; c y f en el grupo IA.

12.

Elemento	Grupo	Periodo	Ion más estable
A	VIA	3	-2
B	IIA	2	+2
C	VIIIA	2	No se ioniza

13. a. configuración electrónica:

Elemento número atómico 13, $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$

Elemento número atómico 16 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$

Elemento número atómico 20 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$

- b. El azufre tiene mayor energía de ionización porque aumenta de izquierda a derecha en la tabla periódica.
- c. Elemento número atómico 13, Grupo IIIA, período 3
Elemento número atómico 16, grupo VIA, período 3
Elemento número atómico 20, grupo IIA, período 4.
14. a. Los elementos pertenecen a: grupo IA, grupo VIA y grupo VIIIA
b. Na y K, O y S, He y Ne
15. a (1), b (3), c (4,6,7 y 8), d (1,4,6), e (7), f (4), g (5), h (3).

Discusión

16. El Magnesio porque tiene mayor carga nuclear.
17. a. Afirmación verdadera, Razon falsa
b. Afirmación Verdadera, Razón Falsa (los iones positivos (cationes) son más pequeños que sus átomos padres)
c. Afirmación Falsa, Razón Falsa
19. a. no polar, b. polar, c. polar, d. polar, e. polar
20. b y d
21. a. Covalente polar. SH₂, HC, CH₄, CIF.
b. Covalente apolar F₂, Cl₂.
c. Iónico: NaCl, CsF.
d. Con mayor carácter iónico: CsF.
22. Si
23. b.
24. Porque sus moléculas se unen entre sí con fuerza, debido a los enlaces tipo Puente de Hidrógeno, y por esto necesita más energía para separar las moléculas de agua.
25. Rta = 0,47 g
26. a. Rta: Masa molar del gas = 44.32 g
b. Rta: Densidad del gas = 2.95 g/Litro = 2.95 Kg/ m³
27. a. Rta. Volumen = 18.77 cm³
b. Rta. Densidad = 0.166 g/L
28. Rta. Presión = 13.5 atm
29. Rta. Presión parcial del N₂O = 1,02 atm.
30. Rta. Volumen = 1.06 L
31. 95.412 calorías
32. Respuestas: 3.01 x 10²⁴ átomos de P
33. Respuestas: 0.4 moles de SO₂.

34.

Sustancia	Masa atómica, masa molecular U (antes u.m.a.)	Masas (en g) de sustancias distintas, que contienen la misma cantidad de partículas		
		Muestra 1 2 moles	Muestra 2 3 moles	Muestra 3 5 moles
H ₂ O (l)	Masa molecular 18 u	36 g	54 g	90 g
NaCl (s)	Masa molecular 58.5 u	117g	175.5 g	292.5 g
Fe (s)	Masa atómica 56 u	112 g	168 g	280 g
O ₂ (g)	Masa molecular 32 u	64 g	96 g	160 g

Sustancia	Masa atómica, masa molecular u	Cantidad de partículas de sustancias distintas, que contienen la misma cantidad de sustancia		
		Muestra 1 2 moles	Muestra 2 3 moles	Muestra 3 5 moles
H ₂ O (l)	18 u	1.2 x 10 ²⁴ moléculas	1.8 x 10 ²⁴ moléculas	3,0 x 10 ²⁴ moléculas
NaCl (s)	58.5 u	1.2 x 10 ²⁴ moléculas	1.8 x 10 ²⁴ moléculas	3,0 x 10 ²⁴ moléculas
Fe (s)	56 u	1.2 x 10 ²⁴ átomos	1.8 x 10 ²⁴ átomos	3,0 x 10 ²⁴ átomos
O ₂ (g)	32 u	1.2 x 10 ²⁴ moléculas	1.8 x 10 ²⁴ moléculas	3,0 x 10 ²⁴ moléculas

INFORMACIÓN DE RETORNO UNIDAD DOS CAPITULOS

CAPITULO 4

1. Respuesta: d
2. Respuesta: a) 20 % m/m (%p/p)
b) 1.19 %m/m (%p/p)

3. Respuesta: 120 g de AgNO_3
4. Respuesta: 25 %v/v
5. Respuesta: 1.2% m/v
6. Respuesta: a) 4.76%
b) 47.619 ppm
7. Respuesta: 1.136 g de Na_2SO_4
8. Respuesta: 10 g de NaOH

CAPITULO 5

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

CAPITULO 6

1. Respuesta: a) $[\text{NO}_2] \times [\text{O}_2] / [\text{N}_2\text{O}_5]^2$ (equilibrio homogéneo)
b) $[\text{Cl}_2]$ (equilibrio heterogéneo) c) $[\text{Hg}]^2 \times [\text{O}_2]$ (equilibrio heterogéneo)
2. Respuesta: $K_{\text{eq}} = 0.211$
3. Respuesta: pH = 1.55
4. Respuesta: pH = 12.85
5. Respuesta: pH = 5.20 Es ácido
6. Respuesta: pH = 3.5 . Es ácida

AUTOEVALUACIÓN UNIDAD DOS

2. Respuesta: 0.680 L = 680 mL
3. Respuesta: a) 2 M
b) 2.69 M
c) 0,5 M
4. Respuesta: 1,74 m
5. Respuesta: 1,25 m
6. Respuesta:

Compuesto ácido	Masa molar	Masa Equivalente
HNO_2	47g/mol	47g/Eq
H_3PO_4	98 g/mol	32.7g/Eq
H_2SO_4	98 g/mol	49 g/Eq
HNO_3	63 g/mol	63 g/Eq

7. Respuesta:

Compuesto base	Masa molar	Masa Equivalente
NaOH	40g/mol	40g/Eq
Ca(OH) ₂	74 g/mol	37g/Eq
Fe(OH) ₃	107 g/mol	35.67 g/Eq
Al(OH) ₃	78 g/mol	26g/Eq

8. Respuesta:

Compuesto sales	Masa molar	Masa Equivalente
FeCl ₃	106.5g/mol	54.17g/Eq
Al ₂ (SO ₄) ₃	342 g/mol	57g/Eq
AlCl ₃	106.5 g/mol	44.5 g/Eq
KF	58 g/mol	58g/Eq

9. Respuesta: 0,53 Eq/L = 0.53N

10. Respuesta: V = 0.5 L = 500mL

11. Respuesta: a) En 100 g de C₁₂H₂₂OH hay 0.29 moles. En 100 g de C₂H₅OH hay 2.17 Moles, por tanto disminuye mas los 100 gramos de alcohol etílico.

b) En 20 g de C₂H₅OH hay 0.43 moles de alcohol etílico, por tanto entre los 100 g de sacarosa y 20 g de alcohol etílico, disminuye más la temperatura de congelación los 20 g de éste último.

c) En 20 g de CH₃OH hay 0.63 moles de alcohol metílico, por tanto este disminuye mas el punto de congelación.

12. f, c, a, e, d, b.

13. c

14. a y b

15. Respuesta: concentración de [H]⁺ = 3.16x10⁻² moles/L

16. Respuesta: pH = 8 es básico.

17. Respuesta: pH = 7.70 sufre alcalosis.

INFORMACIÓN DE RETORNO UNIDAD TRES CAPITULOS

CAPITULO 7

1. b

2. 2y4

3. 1 y 4, la reacción 2 es de síntesis y la reacción 3 es de sustitución
4. el orde es: b, c, a, d
5. a V, b V, c F, dV, e V
6. a
7. a

CAPITULO 8

1. d
2. El ión nitrato que es la sustancia que se redujo
3. a7, b4, c6, d2, e8, f3, g1, h9, i5
4. H_2S , HNO_3
5. 2y4
6. a4, b1, c3, d6, e2, f7, g5

CAPITULO 9

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

AUTOEVALUACIÓN UNIDAD TRES

3.
 - a) Desplazamiento o sustitución y Redox
 - b) Síntesis y Redox
 - c) Redox
 - d) Sustitución y Redox
 - e) Sustitución y Redox
 - f) Combustión y Redox
 - g) Descomposición y Redox
 - h) Doble desplazamiento o doble sustitución.

4.
 - (a) S en Na_2SO_3 , es +6
 - (b) As en K_3AsO_4 es +5
 - (c) C en CaCO_3 .es +4

5.

- (a) N en NH_4^+ , es -3
- (b) Cr en $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, es +6
- (c) P en PO_4^{3-} , es +5

6.

- a) Agente oxidante CuSO_4
Agente reductor Zn
- b) Agente oxidante MnO
Agente reductor HCl
- c) Agente oxidante $\text{Cu}(\text{NO}_3)$ el Nitrógeno
Agente reductor $\text{Cu}(\text{NO}_3)$ el oxígeno
- d) Agente oxidante NH_4NO_2 el Nitrógeno del anión $(\text{NO}_2)^{1-}$
Agente reductor NH_4NO_2 el Nitrógeno del catión $(\text{NH}_4)^{1+}$

7.

- a) es agente oxidante
- b) es agente reductor
- c) es agente oxidante
- e) es agente reductor

8.

- a) 4, 5, 4, 6
- b) 2, 5, 2, 5
- c) 2, 3, 2, 3
- d) 1, 2, 1, 2, 2
- e) 3, 1, 1, 3
- f) 3, 2, 2, 3, 2

9.

- a) $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{H}_2\text{S} + 4\text{Br}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HBr}$
- c) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{NaNO}_3 + 4\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 3\text{NaNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- d) $2\text{KI} + 2\text{KNO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- e) $3\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2\text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 6\text{CO}_2 + 2\text{KBr} + 6\text{NaOH}$
- f) $2\text{KMnO}_4 + 3\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 3\text{KNO}_3 + 2\text{KOH}$

10. Una molécula de H_2O tiene 2 átomos de H y un átomo de O

En 4,5 g de H_2O hay: $1,50 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O

3×10^{23} átomos de H

$1,50 \times 10^{23}$ átomos de O
 $4,5 \times 10^{23}$ átomos totales

11. a) Se obtienen 485,5 g de CO_2
b) El volumen de CO_2 a CN es 247 litros.
12. Se obtienen 11 gramos de CO_2
13. Para obtener 500 gramos de sulfato férrico se necesitan 380 gramos de sulfato ferroso.
14. Se debe calcular primero el reactivo límite
 - a) El reactivo límite es el HCl, el volumen de Hidrógeno obtenido es 0.56 L
 - b) El rendimiento es del 44,64%
15. a) Se obtienen 324 gramos de alcohol etílico a partir de 750 gramos de glucosa
en una reacción con un rendimiento del 84,6%
b) Para obtener 475 gramos en una reacción del 84,6 % se necesitan 902 gramos.

FUENTES DOCUMENTALES

Brown, T. L., LeMay H. E. y Bursten, B. E. (1998) *Química: la Ciencia Central*, (7ª ed.), México, Pearson, Prentice Hall.

Muñoz Castillo, J., Maldonado Salomón, L. A. (1990). *Química General*. (1ª ed.) Bogotá. Unidad universitaria del Sur UNISUR.

Trujillo Santacoloma F. J. (2004) *Soluciones Acuosas: Teorías y Aplicaciones*. (1ª ed.), Medellín. Universidad de Medellín.

Cibergrafía

Átomos, iones e isótopos

<http://www.educaplan.org/play-85-Part%C3%ADculas-de-los-%C3%A1tomos-e-iones.html>

Tabla Periódica Interactiva, configuración electrónica

<http://personal1.iddeo.es/romeroa/latabla/index.htm>

Ejercicios con tabla periódica

<http://www.educaplan.org/sp2002/tests/test1.html>

Cambios de estado

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/estados1.htm

Gases

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/gases.htm

Gases y Leyes de los gases

<http://www.educaplan.org/gases/gasideal.html> ingresar a los conceptos, leyes, etc. del menú de la izquierda.

Estados sólido y líquido

<http://materias.unq.edu.ar/qui01/silvina/seminarios/LyS.doc>

masa molar, mol, número de avogadro.

<http://www.slideshare.net/pookyloly/uma-mol-n-avogadro>

Módulo de apoyo sobre soluciones acuosas

URL:

http://books.google.com.co/books?id=FjkH2LJtHaoC&pg=PA244&lpg=PA244&dq=dispersiones+y+soluciones+acuosas&source=bl&ots=g6rY0I0SDN&sig=n4p8WIETvNg6rX53FL1ZsbQ4tnw&hl=es&ei=OFZdStH1CoT6MbaLsa4C&sa=X&oi=book_result&ct=result&resnum=2#v=onepage&q=dispersiones%20y%20soluciones%20acuosas&f=false

Solución sobresaturada

Video: <http://www.youtube.com/watch?v=w0t1CzQgV8&feature=related>

Coloides

<http://www.textoscientificos.com/quimica/coloides>

Soluciones

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/soluciones.htm

Taller sobre estequiometría, gases y soluciones

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/TALLERES/Talleres_solucionesygases.htm

Reacciones química

<http://platea.pntic.mec.es/pmarti1/educacion/primerobach/estequiometria/reacciones.htm>

Reacciones Redox

<http://www.educaplanet.com/play-86-Reacciones-redox.html?PHPSESSID=58dcc3b6e1b105644885e2a26dcbe5d9>

Leyes ponderales

<http://mx.geocities.com/marcos693/2leyponderal.htm>

SDN