

MÓDULO DE QUÍMICA GENERAL

UNIDAD 1

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

***MATERIAL EN
REVISIÓN***

INTRODUCCIÓN

Este módulo de química general pretende presentar de una manera concreta los conceptos que a consideración del autor son necesarios para el desarrollo del respectivo curso académico en los programas de las facultades de ciencias básicas e ingeniería y de la facultad de ciencias agrarias.

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. Por eso se hace necesario entender la relación que existe entre la estructura de la materia y sus propiedades, y los cambios energéticos que acompañan las transformaciones los compuestos químicos.

El módulo está distribuido en tres unidades:

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

En la segunda unidad se estudia las diferentes dispersiones, especialmente a las soluciones verdaderas. Se muestra además las propiedades de los coloides y de las suspensiones.

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

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

1. ELEMENTOS QUÍMICOS

1.1.1 ESTRUCTURA DE LOS ÁTOMOS

La idea principal de una de las teorías más antiguas de la historia de las ciencias, consiste en 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 A.C–370 A.C), 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, carga. Los átomos de los diferentes elementos tienen masas 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 partículas subatómicas, que permitió que diversos científicos () propusieran modelos atómicos que pretendían de explicar el comportamiento de la materia. Todos estos descubrimientos llevaron al declive de la teoría atómica de Dalton¹

PROPIEDADES DE LAS 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, electrones, entre otras. En este curso, la atención se centra en las tres partículas mencionadas anteriormente.

¹ El desarrollo histórico de los modelos atómicos lo 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)	9.110×10^{-31} Kg.
Protón	p	Positiva (+1)	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg.
Neutrón	n	No posee (0)	$1,673 \cdot 10^{-27}$ Kg.

El número atómico (Z) de un átomo de 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 másico se llaman **isótopos**.

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).



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 positivo o negativo, convirtiéndose en un **ión**.

Si el ión tiene carga positiva se llama catión. En caso de que tenga carga negativa se llama anión.

Son cationes H^+ , Al^{3+} , Ca^{2+} entre otros.

Son aniones Cl^- , NO_3^- , S^{2-} entre otros.

*MATERIAL EN
REVISIÓN*

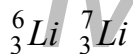
AUTOEVALUACIÓN

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.

a.



b.

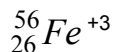


c.



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

a.



b.



4. ¿Por qué un átomo es eléctricamente neutro?

5. ¿Por qué puede haber más de 1000 átomos, si solamente existen cerca de 100 elementos?

1.1.2 CONFIGURACION ELECTRONICA

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 Heisenberg, se denomina principio de incertidumbre.

MODELO ACTUAL DEL ÁTOMO

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

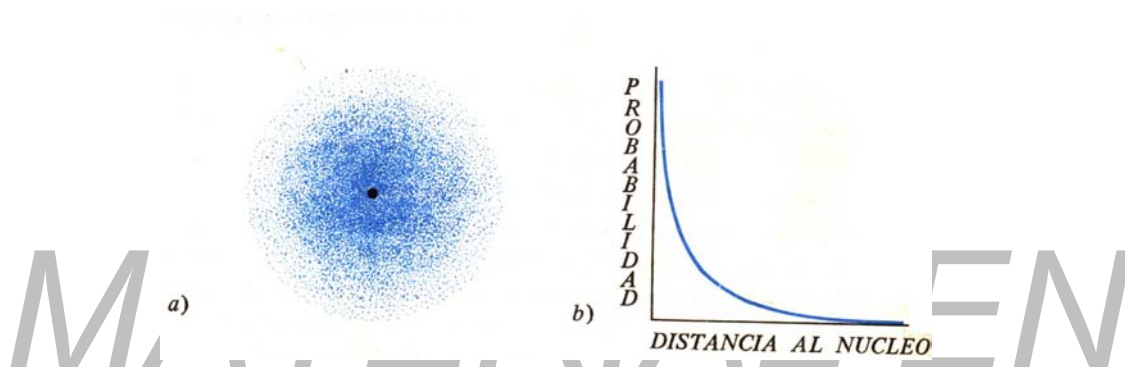


Figura 1. Región de alta probabilidad para un electrón 1s. A mayor sombreado mayor probabilidad, b. Gráfica de probabilidad contra distancia al núcleo.

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 Schrodinger 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 (l)	No. cuántico de momento magnético m_l (m)	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	3 p _y
		+1	3p _z
	2	-2	3 d
		-1	3d
		0	3 d
		+1	3 d
+2		3d	

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

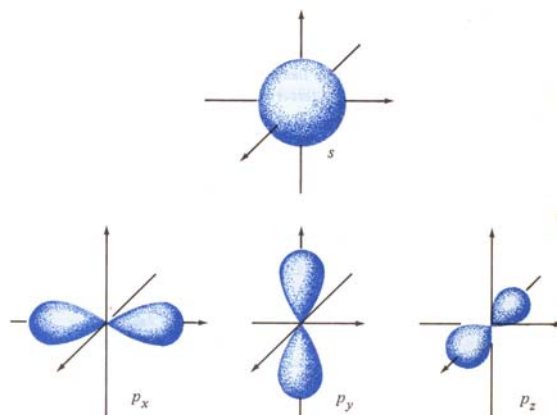


Figura 2. a Forma y orientación de los orbitales s y p.

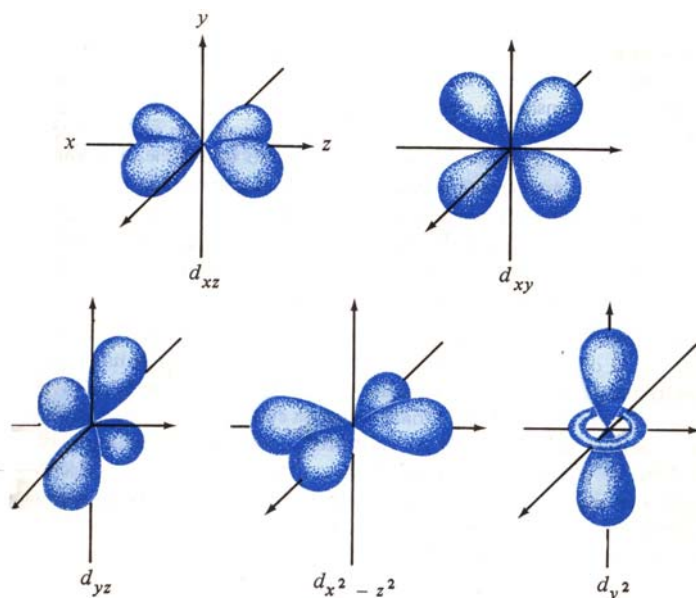


Figura 2. b Forma y orientación de los orbitales d.

En estudios posteriores sobre el paramagnetismo surgió la necesidad de introducir un nuevo número cuántico, *el spin* (m_s), como necesidad 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 de electrón.

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.

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. ($2 n^2$)
1	s	1	1	2	2
2	s p	1 2	3	2 6	10
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	

La distribución de los electrones en los diferentes niveles y subniveles de energía se muestran en las siguientes tablas:

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			2						
66	Dy									10		2	6			2						
67	Ho									11		2	6			2						
68	Er									12		2	6			2						
69	Tm									13		2	6			2						
70	Yb									14		2	6			2						
71	Lu									14		2	6	1		2						
72	Hf									14		2	6	2		2						
73	Ta									14		2	6	3		2						
74	W									14		2	6	4		2						
75	Re									14		2	6	5		2						
76	Os									14		2	6	6		2						
77	Ir									14		2	6	7		2						
78	Pt									14		2	6	9		1						
79	Au									14		2	6	10		1						
80	Hg									14		2	6	10		2						
81	Tl									14		2	6	10		2	1					
82	Pb									14		2	6	10		2	2					
83	Bi									14		2	6	10		2	3					
84	Po									14		2	6	10		2	4					
85	At									14		2	6	10		2	5					
86	Rn	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6					
87	Fr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6			1		
88	Ra															2	6			2		
89	Ac															2	6	1		2		
90	Th															2	6	2		2		
91	Pa															2	6	1		2		
92	U															3	6	1		2		
93	No															4	6	1		2		
94	Pu															6	6			2		
95	Am															7	6			2		
96	Cm															7	6	1		2		
97	Bk															9	6			2		
98	Cf															10	6			2		
99	Es															11	6			2		
100	Fm															12	6			2		
101	Md															13	6			2		
102	No															14	6			2		
103	Lr															14	6	1		2		
104	Rf															14	6	2		2		
105	Db															14	6	3		2		
106	Sg															14	6	4		2		
107	Bh															14	6	5		2		
108	Hs															14	6	6		2		
109	Mt															14	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.

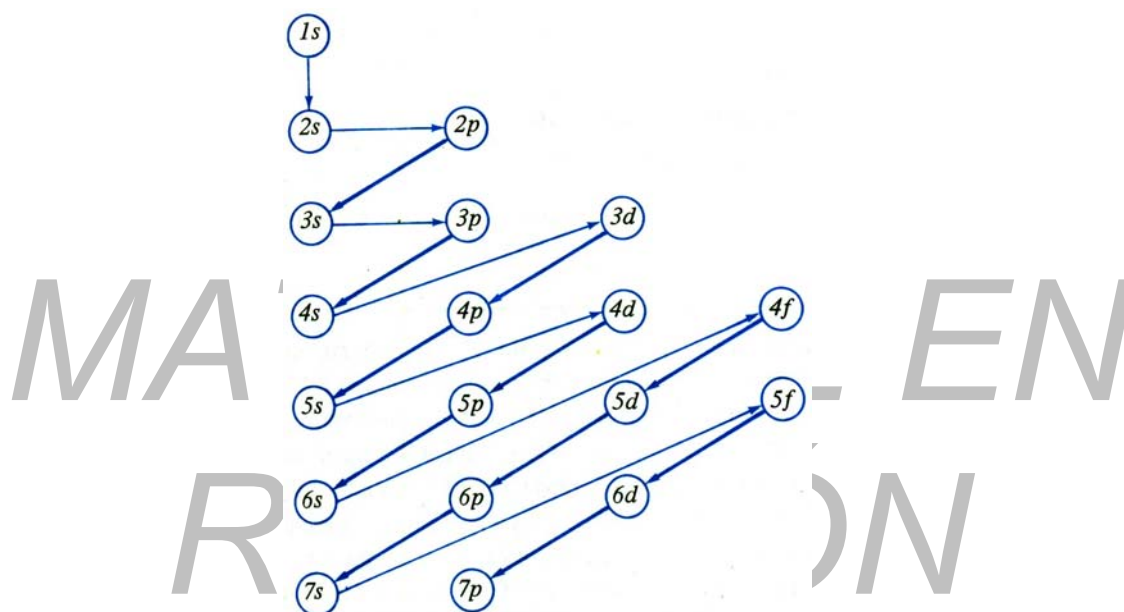


Fig. 3a. Orden de ocupación de los subniveles de energía.

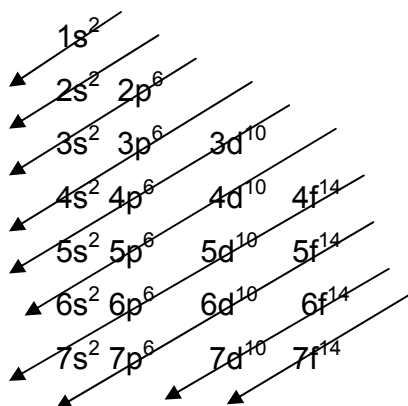


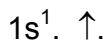
Fig. 3b. Distribución electrónica por niveles y subniveles de energías.

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.

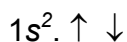
El anterior enunciado constituye la Regla de Hund, que indica que el estado de mínima energía, en los orbitales de un subnivel, es aquel en el cual es posible colocar un máximo de electrones con el mismo espín. En otras palabras, los electrones con igual spin, ocupan los orbitales de uno en uno. Si están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

Ejemplo:

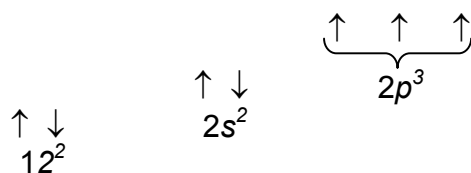
El átomo de hidrógeno posee un electrón que ocupará el subnivel de más baja energía, o sea el 1s. La distribución electrónica del hidrógeno será:



El número 1 indica el nivel en el cual está situado el electrón. La letra describe el subnivel correspondiente y por último, en la 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) ocuparán los tres orbitales del siguiente subnivel, el 2p. El nitrógeno queda entonces con tres electrones desapareados de espines iguales.

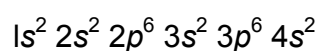


Si observamos el nitrógeno tiene cinco electrones en el nivel más externo. Estos se llaman **electrones de valencia**. Para cualquier átomo los electrones de valencia son los electrones del último nivel. El siguiente cuadro muestra la distribución electrónica de los 10 primeros elementos.

Elemento	Número atómico	Distribución electrónica.	Número de electrones desapareados.
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: Realizar la distribución electrónica del elemento con número atómico 20.

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



AUTOEVALUACIÓN

FALSO Y VERDADERO

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

1. Los electrones en un mismo nivel de tienen la misma energía.
2. En los subniveles de energía el electrón tiene energía cinética constante.
3. El número cuántico magnético indica el tipo de orbital.
4. El número de neutrones es igual al número de masa menos el número de protones.
5. Todos los orbitales de un mismo subnivel, tienen igual energía.
6. Para el elemento $Z = 35$ los electrones del último nivel de energía son 7.
7. El nivel de energía con $n = 4$ puede albergar hasta 32 electrones.
8. En un átomo pueden existir 2 e con los 4 números cuánticos iguales.

RELACIONE LOS ENUNCIADOS DE LA COLUMNA I CON LOS DE LA COLUMNA II

9. 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 | | | |

10. 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

SELECCIÓN MÚLTIPLE

11. ¿Qué configuración electrónica corresponde al ión Ca^{+2} ?

- a) $1\text{S}^2 2\text{S}^2$
 b) $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2$
 c) $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6$
 d) $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6$
 e) $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 4\text{S}$

11. El elemento cuya notación espectral terminal es $4\text{s}^2 3\text{d}^2$ tiene un número atómico.

- a) 20 b) 18 c) 24 d) 22 e) 26

12. ¿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.

13. 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.

14. Razone si serán posibles cada uno de los grupos de números cuántico para un electrón y denomine, en su 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) $n = 1, l = 3, m = 3, s = 1/2$

COMPLETACIÓN.

Para cada uno de los postulados complete los espacios correspondientes:

15. El número máximo de electrones que en 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 _____

16. La configuración electrónica de un elemento termina en $4p^5$, especifique los números cuánticos para esos tres electrones.

Electrón	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
$4p_x^1$				
$4p_y^1$				
$4p_z^1$				

1.1.3 PROPIEDADES PERIÓDICAS 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.

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 .

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	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1 5p^6 6s^1$
89Fr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^1 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^1$

Los elementos con distribución electrónica terminada en s^2 constituyen otro grupo con propiedades similares y se llaman **alcalino-térreos**. 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 y 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 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 esta 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.

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

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

Notas:
 Metales
 Metaloides
 No metales
 Gases nobles
(1) Base en peso atómico carbono de 12 () indica el más estable o el de isótopo más conocido.

Tabla 4. Tabla periódica de los elementos químicos

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

- 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.

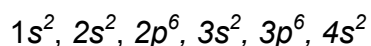
El período, en el cual se localiza un elemento representativo, lo da el último nivel de la distribución electrónica, o sea el mayor valor del número cuántico principal.

Ejemplo 1:

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

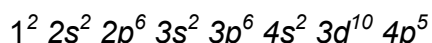
Solución:

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 ps .

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 .

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

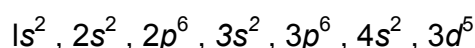
Las familias de transición se designan con la letra B y un número romano que resulta de sumar los electrones de los últimos subniveles d y s , del penúltimo y del último nivel respectivamente. Si la suma es 3, 4, 5, 6, 7 el grupo es respectivamente IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB. Si la suma es 8, 9 ó 10 el 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 2:

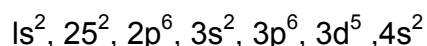
Localice en la tabla periódica los elementos cuyos números atómicos son respectivamente 25 y 26.

Solución:

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

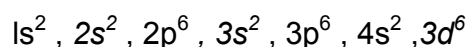


En forma ordenada por niveles será:

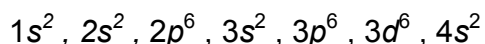


Si se observa el penúltimo subnivel ocupado es $3d$. El elemento es de transición y su último nivel es 4 por lo tanto pertenece al periodo 4. Para hallar el grupo se suman los electrones de los subniveles $3d$ y $4s$; es decir a $5 + 2 = 7$; por lo tanto, corresponde al grupo VIIB.

- b. 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 VIII B.

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 período 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.

1.1.3 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 electro-negatividad, entre otras.

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.

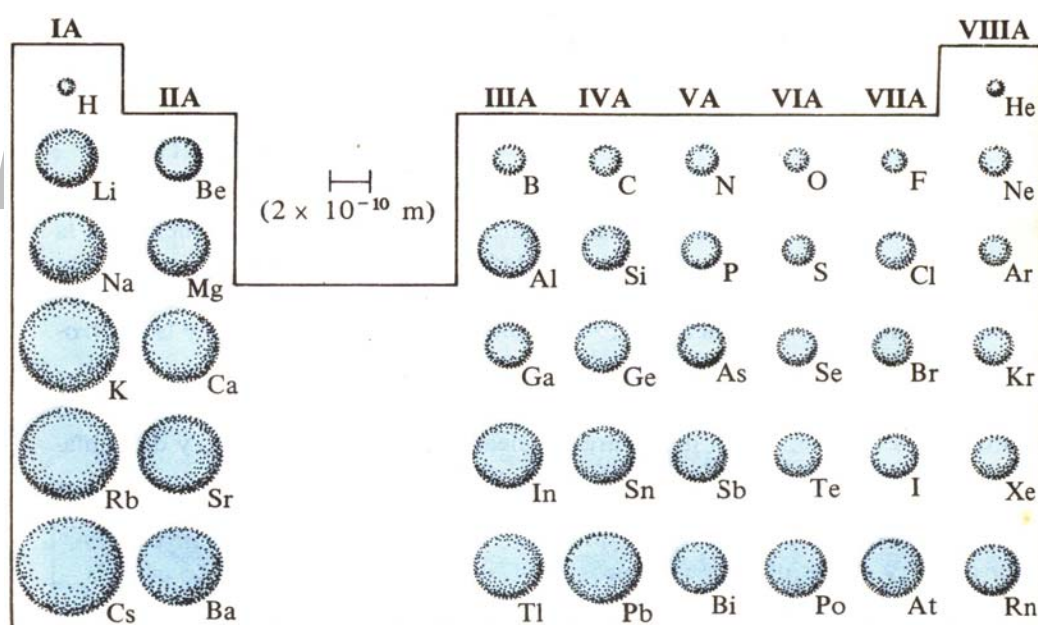
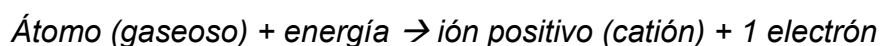
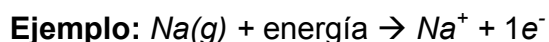


Figura 4. Tamaños relativos de átomos e iones.

Observe la variación periódica de los tamaños relativos de los átomos, en la figura 5. La energía de ionización es otra propiedad periódica importante. La energía o potencial de ionización es la energía requerida para quitarle un electrón a un átomo neutro en el estado gaseoso.

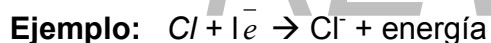




La variación de esta propiedad periódica se explica fácilmente si se considera que a mayor tamaño atómico, menor fuerza de atracción sobre los electrones de valencia y por lo tanto menor energía o potencial de ionización; por lo cual, en la tabla periódica en un período, de izquierda a derecha, aumenta 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.

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:



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.

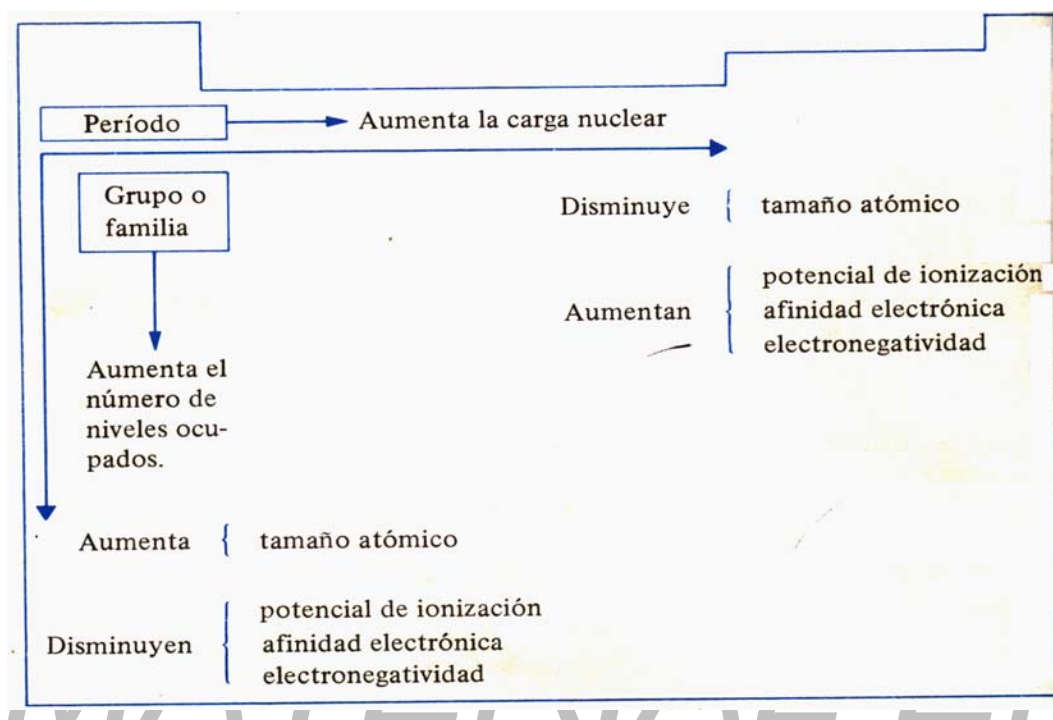


Figura 5. Variación de las propiedades periódicas

Electronegatividad Química: Es una de las propiedades periódicas más importante en química y con base a la cual se establecen las propiedades de los enlaces químicos y se explica el comportamiento y las propiedades de las sustancias.

La electronegatividad es la tendencia relativa que tienen los átomos para atraer los electrones que participan en un enlace químico para formar compuestos. Se han propuesto varias escalas de valores para la electronegatividad, pero la que mayor aceptación ha tenido es la de **Linus Pauling**, Pauling 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. Entre mayor sea la carga nuclear, mayor es la tendencia para atraer electrones y será mayor la

electronegatividad; a mayor tamaño, menor es esta tendencia y menor es el valor de la electronegatividad.

La electronegatividad varía exactamente en la misma forma que la afinidad electrónica y el potencial de ionización a través de los grupos y períodos de la tabla periódica.

AUTOEVALUACIÓN

1. ¿Cuáles son los símbolos para los elementos con la siguiente configuración electrónica?

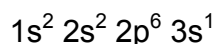
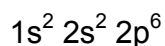
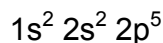
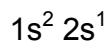
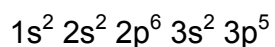
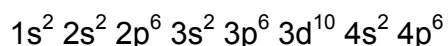
- a. s^1 b. s^2p^4 c. s^2d^{10}

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

- a. Be, Mg, Sr b. Bi, Cs, Ba c. Na, Al, S

3. 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.

4. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas



¿Cuál de ellas presentaría propiedades similares? ¿Por qué?

5. 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 formarán A, B y C.
6. Indique para los elementos con números atómicos 13, 16 y 20:
- a) Configuración electrónica.
 - b) Justifique cuál tendrá mayor energía de ionización.
 - c) El grupo y el período del sistema periódico en que se encuentra cada elemento.
7. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia:
- 1) ns^1 2) $ns^2 np^4$ 3) $ns^2 np^6$
- a) Indique el grupo al que corresponde cada una de ellas.
 - b) Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores
9. 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 <i>d</i> | 5. z = 1 |
| f. () Su configuración electrónica termina en $4f^4 6s^2$ | 6. z = 30 |
| g. () Radio atómico más pequeño | 7. z = 42 |
| h. () Halógeno | 8. z = 83 |

SELECCIÓN MÚLTIPLE:

10. El tamaño atómico:
- aumenta si aumenta la carga nuclear
 - disminuye si aumenta la carga nuclear
 - disminuye si aumenta el número de niveles llenos.
 - disminuye si la carga nuclear disminuye
 - se mantiene constante cuando varía la carga.
11. La energía de ionización
- permanece constante si la carga nuclear disminuye.
 - aumenta si la carga nuclear aumenta.
 - disminuye si la carga nuclear aumenta.
 - disminuye a lo largo de un período.
 - es mayor para los elementos del grupo VIA que para los elementos del grupo VA.
12. El elemento con $z = 49$
- es de transición.
 - es un gas noble.
 - se localiza en el período 4 grupo IVA.
 - se localiza en el período 5 grupo IIIA.
 - se localiza en el período 4 grupo IIIA.
13. El elemento neutro que ocupa 9 orbitales en su distribución electrónica se localiza en el:
- período 1 grupo IA
 - período 4 grupo VA
 - período 3 grupo IIIA.
 - período 3 grupo VIIA
 - período 2 grupo VI A.

DISCUSIÓN

Cada uno de los iones Mg^{2+} y el Na^+ tiene diez electrones rodeando el núcleo. ¿Cuál de ellos se esperaría tener menor radio? ¿Por qué?

14. 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.

2. COMPUESTOS QUÍMICOS

2.1.1 ESTRUCTURA DE LAS MOLÉCULAS

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.

TEORÍAS SOBRE LA FORMACIÓN DE ENLACES

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 comportamiento de electrones originan los enlaces químicos.

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

Enlace covalente. Es el enlace en el cual los electrones de valencia de los átomos son compartidos entre ellos, porque poseen igual electronegatividad, ó poca diferencia de ella. Cabe resaltar que en el enlace covalente no ocurre transferencia de los electrones que participan en el enlace, ya que ellos al aparearse quedan compartidos entre los átomos enlazados.

Esta clase de enlace se produce entre elementos no metálicos, o no metálicos con el hidrógeno. En algunos casos puede darse un **enlace covalente coordinado o dativo**, en el que uno sólo de los átomos aporta dos electrones que se comparten en el enlace.

Ejemplo: Amoníaco aporta el par de electrones catión de hidrógeno para formar 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 ó simple ó saturado. Cuando los electrones compartidos son cuatro, el enlace es doble ó 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: H_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 7 se puede observar que entre mayor sea la diferencia de electronegatividades, mayor es el carácter iónico del enlace. Un enlace es iónico cuando se unen dos átomos cuya diferencia de electronegatividades es igual ó mayor que 1,7.

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 6. a. Formación de enlace covalente b. Iónico,

Según la teoría del enlace valencia.

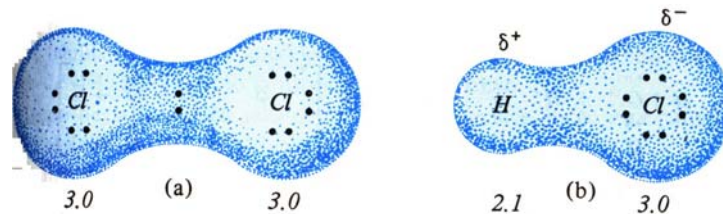


Figura 7. Enlace covalente. a. No polar b. Polar

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

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.

AUTOEVALUACIÓN

1. 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			

2. Clasifica los siguientes compuestos en covalentes o iónicos.

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

3. ¿Qué compuesto de cada par tiene un enlace puente de hidrógeno intramolecular más fuerte?
- a. $\text{NH}_3, \text{H}_2\text{O}$ b. $\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{O}$ c. HCl, HBr d. HCl, HF .
4. 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-F c. H-N d. H-H e. H-C .
5. Clasifica las siguientes moléculas como polares o no polares.
- a. F_2 b. CO_2 c. NH_3 d. CCl_4 e. HCl
6. Señalar de entre los siguientes compuestos los que cabe esperar que conduzcan la corriente eléctrica.
- a. He(g) b. KCl(l) c. Mg(l) d. Cu (s) e. diamante(s).
7. De las siguientes moléculas: F_2 ; HC ; NaCl , Cl_2 , CsF , SH_2 , ClF , CH_4 .
- a) Indique las que presentan enlaces covalentes polar.
b) Indique las que presentan enlaces covalentes apolar
c) Indique las que presentan enlaces iónicos.
d) Indique la que presenta el enlace con mayor carácter iónico.
8. ¿Es posible que una molécula sea no polar aunque contenga enlaces covalentes polares?
9. ¿Qué compuesto tiene doble enlace dentro de su estructura?
- a. NaCl b. CO_2 c. CH_4 d. H_2O
10. ¿Cómo podría explicar que el H_2O tenga una alta temperatura de ebullición?

3. ESTADOS DE LA MATERIA

3.1.1 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.

CARACTERÍSTICAS DE LOS SÓLIDOS

- Los sólidos tienen forma y volumen definido, son rígidos y no presentan fluidez.
- Los sólidos no se pueden comprimir, porque se deforman.
- Los sólidos se dilatan por acción del calor.
- Los sólidos se difunden muy lentamente a través de otros sólidos.
- Los sólidos tienen densidades que dependen muy poco de la temperatura y la presión.
- Los sólidos presentan la propiedad de isomorfismo, es decir que diferentes sólidos se pueden cristalizar en la misma forma. Así mismo un sólido puede cristalizarse en forma diferente. Este fenómeno se conoce con el nombre de polimorfismo.

3.1.2 ESTADO LÍQUIDO

Un líquido está formado por moléculas que están en movimiento constante y desordenado. Sin embargo, diferentes fuerzas de atracción 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.

PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS

Difusión. Cuando se mezclan dos líquidos las moléculas de un líquido se desplaza 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.

Viscosidad. Es la resistencia que presentan los líquidos a fluir. La fluidez de un líquido es tanto mayor cuanto menor es su viscosidad. La viscosidad aumenta con las fuerzas intermoleculares.

Acción capilar. Es el ascenso espontáneo de un líquido en tubos angostos. 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**.

Tensión superficial. Es la energía necesaria para ampliar la superficie de un líquido. Las moléculas en la superficie del líquido están menos atraídas por las fuerzas intermoleculares, es por esto que la tensión superficial es responsable de la resistencia que un líquido presenta a la penetración de su superficie, de la forma esférica de las gotas de un líquido, del ascenso de los líquidos en los tubos capilares y de la flotación de objetos u organismos en la superficie de los líquidos.

Temperatura de vaporización. Las moléculas de un líquido pueden pasar al estado gaseoso a diversas temperaturas. La temperatura de vaporización es diferente a la temperatura de ebullición. La temperatura de ebullición es la temperatura, a una presión dada, en la cual un líquido pasa al estado gaseoso.

3.1.3 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), las **fuerzas intermoleculares** son muy débiles, por lo que las moléculas del gas no se unen unas a otras, sino que se encuentran separadas, y cuando chocan no se pierde ninguna energía.

CARACTERÍSTICAS GENERALES DEL ESTADO GASEOSO.

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.

Presión. Es una 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 **presión atmosférica** es la ejercida por los gases de la atmósfera. 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. 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 atm = 760 torr = 760 mmHg = 101325 Pa = 1013 mbar = 14.7 lb/pulg² 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 contenido calórico de un cuerpo, como resultado del movimiento de sus partículas (moléculas, iones, átomos). La temperatura de un cuerpo se mide utilizando un **termómetro**, que se gradúa con referencias 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 el punto 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:

$$K = ^\circ C + 273$$

$$^\circ F = 1.8 \times ^\circ C + 32$$

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

GASES IDEALES

Un gas ideal es un gas hipotético (modelo) en el cual el tamaño y las interacciones de las partículas se pueden despreciar. Es estudio de las relaciones entre presión (P), temperatura (T), volumen (V) se conocen 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.

LEYES DE LOS GASES

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

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

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.

Ejemplo

Si una masa 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:

Por la ecuación algebraica:

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

El ejercicio también se puede resolver analíticamente como sigue:

Si sabemos que la temperatura permanece constante, entonces se aplica la ley de Boyle. En este caso el volumen debe aumentar porque la presión disminuyó. El volumen inicial se multiplica por un factor mayor que la unidad para que aumente. El factor es mayor que uno si el numerador es mayor que el denominador.

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

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.

$$V \propto T; T_2 V_1 = T_1 V_2; V = K \times T \text{ ó también}$$

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

Ejemplo

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: Inicialmente convertimos la temperatura a Kelvin:

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

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

Por la ecuación algebraica.

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

Resuelva este ejercicio por el método analítico.

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.

$$P \propto T; T_2 P_1 = T_1 P_2; P = K \times T \text{ ó también}$$

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

Ejemplo:

Cierto volumen de un gas se encuentra a una presión de 970 mmHg cuando su temperatura es de 25.0°C. ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea 760 mmHg?

Solución: Inicialmente convertimos la temperatura a Kelvin:

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

Por la ecuación algebraica.

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

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

Resuelva este ejercicio por el método analítico.

Ley de Dalton: 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 presión que ejercería si los restantes 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:

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:

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

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:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}}$$

Ejemplo:

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 el del hidrógeno, H_2 es 2 g/mol.

Entonces.

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

Quiere decir que el hidrógeno se difunde 4 veces más rápido que el oxígeno.

Ley de Avogadro: Volúmenes iguales de diferentes gases tienen el mismo número de moléculas, si se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura.

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:

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

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.

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

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 5:

Calcule el volumen que ocupan 2 moles de O_2 , considerado como un gas ideal, a 2 atmósferas de presión y $27^\circ C$.

Solución:

La temperatura absoluta es: $K = 27^\circ C + 273 = 300 \text{ K}$ despejando el volumen de la ecuación de estado 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:

Determine la densidad del oxígeno a condiciones normales.

Solución:

El peso molar del oxígeno es 32 g/mol

Si en la ecuación de estado se reemplaza $n = \frac{m}{M}$ y $d = \frac{m}{V}$

$$PV = \frac{m}{M}RT \quad \text{ó} \quad PM = dRT$$

Despejando y reemplazando:

$$d = \frac{PM}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \times 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0.082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \times 273\text{K}} = 1.428 \text{ g/L}$$

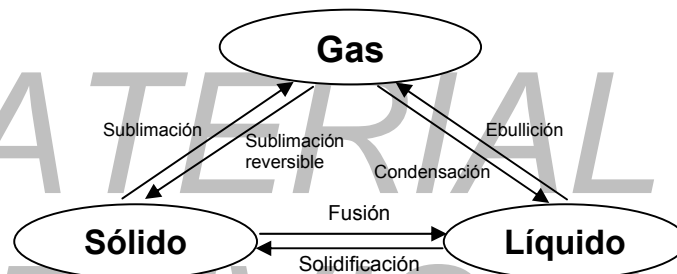
AUTOEVALUACION

- Expresar en grados Kelvin y °F.
 - 35 °C
 - 7 °C
 - 100 °C
 - 0 °C
- 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?
- Se tienen 24 litros de gas a 5,0 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. La densidad de un gas es de 1,98 kg/m³, calcular:
 - a) masa molar
 - b) La densidad cuando dos moles de ese gas ocupan un recipiente de 30 litros.
7. Se obtienen 20 cm³ de helio a 14 °C y presión atmosférica de 750 mm de Hg, determinar:
 - a) El volumen en condiciones normales.
 - b) La densidad a 20 °C.
8. 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?
9. Un cilindro contiene una mezcla de oxígeno y óxido nitroso (N₂O) 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 del óxido nitroso?
10. 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).

3.1.4 CAMBIO 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 calor. Sin embargo cuando esta ocurriendo el cambio de estado la temperatura se mantiene constante.



Calor de transición en los cambios de estado.

Fusión es un proceso endotérmico en el cual una sustancia en estado sólido pasa a 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 ó entalpía de fusión** (ΔH fusión.), y es específico para cada sustancia.

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

$$Q_f = m \Delta H \text{ fusión}$$

El calor de fusión se conoce como **calor latente de fusión** porque cuando se adiciona al sistema, no hay cambio en la temperatura.

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

Ebullición 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 ó entalpía de ebullición o vaporización** (ΔH_v), y es específico para cada sustancia.

El calor 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:

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

El **calor de ebullición o de vaporización** se conoce como **calor latente de ebullición ó vaporización** porque cuando se adiciona al sistema, no hay cambio en la temperatura.

Condensación es un proceso exotérmico en el cual una sustancia en estado gaseoso pasa a estado líquido. En la temperatura de ebullición y la de condensación, coexisten en equilibrio el gas y el líquido.

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 regresiva** es el paso de vapor a sólido con liberación de calor.

CURVA DE CALENTAMIENTO

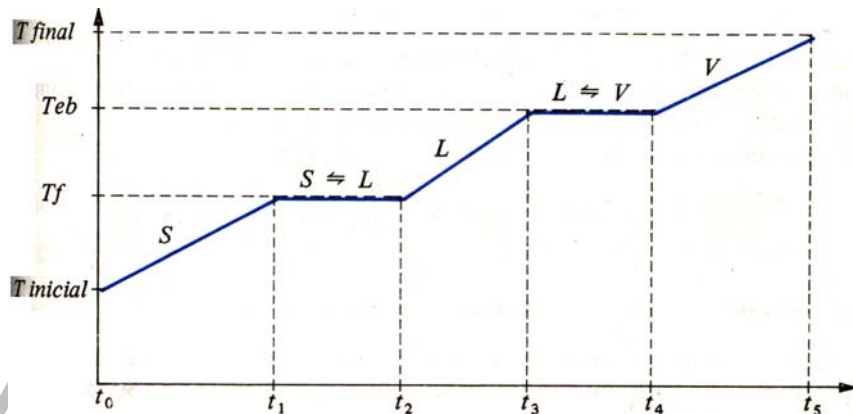


Figura 6 Curva de calentamiento.

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:

$$Q_1 = m C(s) (T_2 - T_1)$$

donde:

Q_1 = cantidad de calor, medido en calorías

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

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

$T_2 - T_1$ = Representa el cambio de temperatura (ΔT), en ese intervalo.

T_2 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:

$$Q_2 = m \Delta H_{\text{fusión}}$$

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:

$$Q_3 = m C(l) (T_{\text{eb}} - T_2) \quad \text{ó} \quad Q_3 = m C(l) \Delta T$$

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

Cuando el líquido alcanza la temperatura de ebullición, debe absorber calor (latente de ebullición ó vaporización (ΔH_v)) para convertirla en gas. El calor absorbido depende de la masa y se calcula por la expresión:

$$Q_4 = m \Delta H_v$$

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:

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

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

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

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

Ejemplo:

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.

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

$\Delta H(\text{ebullición}) = 540 \frac{\text{Cal}}{\text{g}}$

Solución:

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

$$Q_1 = m C_{(s)} (T_f - T_1) = 100 \text{ g} \times 0.5 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} (0 - (-10))^{\circ}\text{C} = 500 \text{ cal.}$$

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

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

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

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

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

4. CANTIDAD DE SUSTANCIA

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.

4.1.1 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 número de átomos que existen en 0,012 kilogramo del isótopo de carbono 12 es igual a 6.02×10^{23} (número de Avogadro).

La masa de un mol de un elemento o de un compuesto es igual a la masa atómica o molecular expresada en gramos.

MASA MOLAR

La masa molar es la relación entre la masa de la sustancia y la cantidad de sustancia, es decir

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$$

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 de masa es g , kg . La unidad SI de cantidad de sustancia es mol .

Ejemplo:

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

Solución.

La masa molar del aluminio constituye:

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol.}$$

Determinamos la cantidad de sustancia de aluminio en la muestra:

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

Ejemplo:

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

Solución. La masa molar del óxido de azufre (VI) constituye

$$M(\text{SO}_3) = M(\text{S}) + 3M(\text{O}); \quad M(\text{SO}_3) = (32 + 3 \times 16) \text{ g/mol} = 80 \text{ g/mol,}$$

donde $M(\text{S})$ y $M(\text{O})$ son las masas molares del azufre y del oxígeno atómicos, respectivamente.

*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:

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

Determinamos la cantidad de sustancia del óxido de azufre. (VI):

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

Ejemplo.

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

Solución. La masa molar del carbonato (le sodio constituye

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

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

Determinamos la masa de Na_2CO_3 :

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

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,25 \cdot 106\text{ g} = 26,5\text{ g}.$$

Ejemplo.

¿Cuántas unidades estructurales 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:

$$n(I_2) = \frac{m(I_2)}{M(I_2)}; \quad n(I_2) = \frac{50,8}{254} = 0,2 \text{ mol}$$

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;

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}.$$

Por consiguiente.

$$N(I_2) = 0,2 \times 6 \times 10^{23} = 1,2 \times 10^{23}$$

Ejemplo:

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

Solución.

La masa molar del sulfuro de hierro (II) FeS constituye 88 g/mol.

Determinamos la cantidad de sustancia de FeS :

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

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

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

AUTOEVALUACIÓN

1. 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 $^{\circ}\text{C}$
Calor específico del agua (líquida):	1,0 cal/g $^{\circ}\text{C}$
Calor específico del agua (gas):	0.5 cal/g $^{\circ}\text{C}$
Calor de fusión: ($\Delta H_{\text{fusión}}$)	80 cal/g
Calor de ebullición o vaporización: ($\Delta H_{\text{ebullición}}$)	540 cal/g

2. 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 cal/g $^{\circ}\text{C}$
Calor específico (líquido):	2.5 cal/g $^{\circ}\text{C}$
Calor específico (gas):	1.5 cal/g $^{\circ}\text{C}$
Masa de la sustancia:	85g

3. Determinar la cantidad de sustancia del bromo Br_2 contenida en 12.8 g.

4. Determinar la masa del yoduro de sodio NaI , si la cantidad de sustancia es igual a 0,6 mol.
5. Determinar la cantidad de sustancia del boro atómico que se contiene en 40.4 g de tetraborato de sodio $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$.
6. ¿Cuántos átomos de fósforo contiene el tetrafósforo P_4 de 155g de masa?
7. ¿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?

*MATERIAL EN
REVISIÓN*

MATERIAL EN
UNIDAD 2
REVISIÓN
DISPERSIONES

2.1 SOLUCIONES VERDADERAS

Las soluciones verdaderas o simplemente soluciones, son mezclas homogéneas 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.

2.1.1 CLASIFICACIÓN DE LAS SOLUCIONES 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.

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

Otras combinaciones de componentes son posibles pero no serían soluciones verdaderas. Por ejemplo, la mezcla de sólido en gas esta 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, y de líquido en sólido.

SOLUCIONES SATURADAS; INSATURADAS; SOBRESATURADAS.

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:

☞ **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 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.

SOLUCIONES CONCENTRADAS Y DILUIDAS.

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 son concentradas.

2.1.2 UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

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.

UNIDADES FÍSICAS.

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

☞ **Porcentaje de soluto en la solución.** Puede ser porcentaje en masa (peso)² ó porcentaje de masa en volumen ó porcentaje en volumen.

² Es importante anotar que los conceptos de masa y peso son diferentes. El peso depende de la gravedad. Aquí usaremos indistintamente estos conceptos.

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

$$\% \frac{m}{m} \left(\% \frac{P}{p} \right) = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la solución}} \times 100$$

Ejemplo:

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

Solución.

$$m(\text{solute}) = 20\text{g}$$

$$m(\text{solución}) = 20\text{g} + 120\text{g} = 140\text{g}$$

$$\% \frac{m}{m} = \frac{20\text{g}}{140\text{g}} \times 100 = 14.28\%$$

Ejemplo:

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

Solución.

De la fórmula obtenemos:

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

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

Ejemplo:

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

Solución.

De la fórmula obtenemos:

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

$$m(\text{solución}) = \frac{165g}{15\%} \times 100\% = 1100g \text{ de solución}$$

Porcentaje masa/volumen.

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

$$\% \frac{m}{V} = \frac{\text{masa de soluto}}{100 \text{ ml de solución}} \times 100\%$$

Ejemplo:

¿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.

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

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

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:

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

$$V(\text{solute}) = 70\text{ml}$$

$$V(\text{solución}) = 70\text{ml} + 300\text{ml} = 370\text{ml}$$

$$\% \frac{V}{V} = \frac{V(\text{solute})}{V(\text{solución})} \times 100 = \frac{70\text{ml}}{370\text{ml}} \times 100 = 18,92\%$$

Ejemplo:

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 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:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \times \rho(\text{H}_2\text{O}) = 50\text{ ml} \times 1\text{g/ml} = 50\text{g}$$

$$m(\text{alcohol}) = V(\text{alcohol}) \times \rho(\text{alcohol}) = 70\text{ ml} \times 0,8\text{g/ml} = 56\text{g}$$

$$m(\text{solución}) = 50\text{g} + 56\text{g} = 106\text{g}$$

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:

$$\% \frac{V}{V} = \frac{V(\text{solute})}{V(\text{solución})} \times 100 = \frac{70 \text{ ml}}{117,8 \text{ ml}} \times 100 = 59,4\%$$

Partes por millón.

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: 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:

$$45 \text{ ppm} = \frac{m(\text{solute}), \text{mg}}{3 \text{kg}(\text{solución})}$$

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

UNIDADES QUÍMICAS

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

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

$$M = \frac{n(\text{solute})}{V \text{ solución}(L)}$$

Ejemplo:

¿Cuál es la concentración molar de una solución de volumen 200 ml que contiene 20g de NaCl?

Solución.

$$M = \frac{n(\text{NaCl}) \text{ mol}}{V (\text{Solución}) L}$$

$$n(\text{NaCl}) = \frac{20\text{g}}{58.45 \text{ g/mol}} = 0.34 \text{ mol}$$

$$V (\text{solución}) = 200 \text{ ml} \times \frac{1 L}{1000 \text{ ml}} = 0.2 L$$

$$M = \frac{0.34 \text{ mol}}{0.2 L} = 1.7 \frac{\text{mol}}{L} \text{ ó } 1.7 M$$

Ejemplo:

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

Solución.

$$V (\text{solución}) = 500 \text{ ml} \times \frac{1 L}{1000 \text{ ml}} = 0.5 L$$

$$0.45 \frac{\text{mol}}{L} = \frac{n(\text{KClO}_3)}{0.5 L}$$

$$n(\text{KClO}_3) = 0.45 \frac{\text{mol}}{L} \times 0.5 L = 0.225 \text{ mol}$$

$$m(\text{KClO}_3) = 0.225 \text{ mol} \times \frac{122.6 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 27.58 \text{ g}$$

Concentración normal (normalidad). La concentración normal o normalidad se define como el número de equivalentes del soluto presente en un litro de solución.

$$N = \frac{Eq(\text{solute})}{V \text{ solución}(L)}$$

El número de equivalentes del soluto se calcula a partir de la expresión:

$$Eq(\text{solute}) = \frac{m(\text{solute})}{M_{eq}}$$

donde:

M_{eq} = masa molar equivalente o peso equivalente. El peso molar equivalente o peso equivalente es igual a:

$$M_{eq}(\text{solute}) = \frac{M(\text{masa molar soluto})}{Z}$$

donde Z es un número que depende de la naturaleza de las sustancias y de la clase de reacción donde participen los compuestos.

El número de equivalente esta relacionado con la cantidad de sustancia (número de mol) por la expresión:

$$Eq(\text{solute}) = \frac{Z m(\text{solute})}{M} = Z n$$

n = Cantidad de sustancia del soluto (número de mol)

A partir de esta relación la concentración normal se puede relacionar con la concentración molar por la expresión:

$$N = Z M$$

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.

Ejemplo:

¿Cuál es la concentración normal de una solución que se preparó disolviendo 9,8 gramos de H_2SO_4 en suficiente agua hasta completar 100ml de solución?

Solución:

$$Eq(\text{solute}) = \frac{9,8g(\text{solute})}{M_{eq}}$$

Para el ácido sulfúrico $Z = 2$ y la masa molar equivalente (peso equivalente) es:

$$M_{eq}(\text{solute}) = \frac{98g/mol(\text{masa molar soluto})}{2Eq/mol} = 49g/Eq$$

Entonces el número de equivalente es:

$$Eq(\text{solute}) = \frac{9,8g(\text{solute})}{49g/Eq} = 0,2Eq$$

$$V(\text{solución}) = 100ml = 0,1L$$

La concentración normal es:

$$N = \frac{Eq(\text{solute})}{V \text{ solución}(L)} = \frac{0,2Eq}{0,1L} = 2Eq/L = 2N$$

Ejemplo:

¿Cuántos gramos de $Ca_3(PO_4)_2$ se necesitan para preparar 250 ml de una solución 4 N?

Solución:

$$N = \frac{Eq(\text{solute})}{V \text{ solución}(L)} = \frac{Eq(\text{solutos})}{0,25L} = 4Eq/L$$

$$Eq(\text{solute}) = 4Eq/L \times 0,25L = 1Eq$$

El número de equivalente es igual a:

$$Eq(\text{solute}) = \frac{\text{masa}(\text{solute})}{M_{eq}} = 1Eq$$

Para el $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, Z es igual a 6. La valencia del calcio 2 se multiplica por los 3 átomos de calcio que hay en la molécula.

$$M_{eq}(\text{solute}) = \frac{310,18 \text{ g/mol} (\text{masa molar soluto})}{2 \times 3 \text{ g/Eq}} = 51,7 \text{ g/Eq}$$

$$m(\text{solute}) = 1 \text{ Eq} \times 51,7 \text{ g/Eq} = 51,7 \text{ g}$$

Concentración molar (molalidad).

Se define como la cantidad de sustancia (número de moles) del soluto contenido en 1 kilogramo del solvente. Se calcula mediante la ecuación.

$$m = \frac{n(\text{solute})}{m(\text{solvente}) \text{ Kg}}$$

Ejemplo:

Calcule la molalidad de una solución que resulta de disolver 8 gramos de NaOH en 200 gramos de H_2O .

$$m = \frac{n(\text{solute})}{m(\text{solvente}) \text{ Kg}} \quad n(\text{solute}) = \frac{\text{masa}(\text{solute})}{M} = \frac{8 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ moles}$$

$$m(\text{solvente}) = \frac{100 \text{ g}}{1000 \text{ g/kg}} = 0,1 \text{ kg}$$

$$m = \frac{0,2 \text{ moles}}{0,1 \text{ Kg}} = 2 \text{ mol/kg}$$

La concentración de la solución es 2 molar.

2.1.3 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 mostraran ejemplo de las propiedades coligativas sólo para solutos moleculares, es decir aquellos solutos que no se disocian.

PRESIÓN DE VAPOR

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 soluto (X), multiplicada por la presión de vapor del solvente puro (p°)

$$p = X p^\circ$$

Las soluciones que cumplen esta ley se denominan soluciones ideales. Generalmente son soluciones diluidas.

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 esta dado por:

$$\Delta T_e = m K_e$$

Donde: m es la molalidad

K_e es la constante ebulloscópica del solvente ó constante molal del punto de ebullición.

Ejemplo:

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 at de presión es $100^\circ C$.

Solución:

M (masa molar) de la sacarosa es 342g/mol

$$\Delta T_e = mK_e$$

$$m = \frac{n(\text{solute})}{\text{masa}(\text{solvente})\text{kg}} \quad n(\text{solute}) = \frac{17,1\text{g}}{342\text{ g/mol}} = 0,05\text{mol}$$

$$m = \frac{0,05\text{ mol}}{0,5\text{ kg}(\text{solvente})} = 0,1\text{mol/kg}$$

$$K_e(H_2O) = 0,52 \frac{^\circ C \text{ kg}}{\text{mol}}$$

$$\Delta T_e = 0,52 \frac{^\circ C \text{ kg}}{\text{mol}} \times 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 0,052^\circ C$$

$$\Delta T_e = T_e(\text{solución}) - T_e(\text{solvente})$$

Despejando de la ecuación:

$$T_e(\text{solución}) = T_e(\text{solvente}) + \Delta T_e = 100^\circ C + 0,104^\circ C = 100,104^\circ C$$

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:

$$\Delta T_c = m K_c$$

Donde: m es la molalidad

K_c es la constante crioscópica del solvente ó constante molal del punto de congelación.

Ejemplo:

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

$$\Delta T_c = mK_c$$

$$m = \frac{n(\text{solute})}{\text{masa}(\text{solvente})\text{kg}} \quad n(\text{solute}) = \frac{200\text{g}}{62,07\text{g/mol}} = 3,22\text{mol}$$

$$m = \frac{3,22\text{ mol}}{0,4\text{ kg}(\text{solvente})} = 8,05\text{mol/kg}$$

$$K_e(H_2O) = 1,86 \frac{^\circ\text{C kg}}{\text{mol}}$$

$$\Delta T_e = 1,86 \frac{^\circ\text{C kg}}{\text{mol}} \times 8,05 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 14,90^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_c = T_c(\text{solvente}) - T_c(\text{solución})$$

Despejando de la ecuación:

$$T_c(\text{solución}) = T_c(\text{solvente}) - \Delta T_c = 0^\circ\text{C} - 14,90^\circ\text{C} = -14,90^\circ\text{C}$$

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: 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 al fórmula:

$$\pi = \frac{n}{V} RT \text{ ó } \pi = M R T$$

donde M es la concentración molar.

Ejemplo:

¿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

$$n(\text{glucosa}) = \frac{m}{M} = \frac{45g}{180g/mol} = 0,25mol$$

$$V(\text{solución}) = 100ml = 0,1L$$

$$\pi = \frac{n}{V} RT = \frac{0,25mol}{0,1L} \times 0,082 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K} \times 300 \text{ } ^\circ K = 61,5 atm.$$

AUTOEVALUACIÓN.

1. ¿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 CaCO_3 + 100 g de H_2O
- ¿Cuántos gramos de una solución de AgNO_3 al 12,5% en masa contiene 15 g de AgNO_3 ?
 - Cuál es el porcentaje en volumen de una solución preparada con 10 ml de metanol disuelto en agua hasta un volumen de 40 ml.?
 - Se prepara una solución que contiene 6 g de soluto en 500 cm^3 de solución. Expresar su concentración en: % m/V
 - 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
 - ¿Cuántos gramos de Na_2SO_4 se necesitan para preparar 250 ml de una solución 2M?
 - ¿Cuántos gramos de NaOH deberán utilizarse para obtener 1 litro de solución 0,25 M?
 - ¿Qué volumen de solución de H_2SO_4 0,75 mol/L contienen 50 gramos de Ácido?
 - Calcular la molaridad de una solución que contiene:
 - 58,5 g de NaCl en 500 cm^3 de solución.
 - 315 g de NaCl en 2000 cm^3 de solución.
 - 10 g de NaOH en 500 cm^3 de solución.
 - En 250 g de agua se disuelven 20 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$). Calcular la molaridad de la solución.
 - Calcular la concentración molal (molalidad) de 500 cm^3 de una solución que contiene en los que se disuelven 60 g de H_2SO_4 .
 - Calcular los pesos equivalentes (masa molar equivalente) de los ácidos:
 - HNO_2
 - H_3PO_4
 - H_2SO_4
 - HNO_3

13. Calcular los pesos equivalentes (masa molar equivalente) de las siguientes bases:

- a) NaOH
- b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- c) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- d) $\text{Al}(\text{OH})_3$

14. Calcular los equivalentes gramos de las siguientes sales:

- a) FeCl_3
- b) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- c) AlCl_3
- d) KF

15. Calcular la normalidad de una solución que contiene 15 g de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ en 800 ml de solución.

16. ¿Qué volumen de solución 0,1 N de KOH contiene 2,8 g de base?

17. ¿Qué sería más efectivo para bajar la temperatura de congelación de 500 g de agua?

- a) 100 g de sacarosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ o 100 g de alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- b) 100 g de sacarosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ o 20 g de alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- c) 20 g de alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ o 20 g de alcohol metílico, CH_3OH

2.2 SUSPENSIONES

2.2.1 CARACTERÍSTICAS GENERALES DE LAS SUSPENSIONES.

Las suspensiones son mezclas heterogéneas e inestables que contienen partículas sólidas relativamente grandes suspendidas en un líquido que se asientan con el tiempo, por la acción de la gravedad. Las suspensiones se pueden separar utilizando papel filtro o una centrifugadora.

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 filtración (papel o membranas), son visibles a simple vista o con el microscopio óptico, y se mueven por la acción de la gravedad.

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.

2.3 COLOIDES.

Las **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.

2.3.1 CLASIFICACIÓN DE LOS COLOIDES.

Existen ocho clases de coloides:

Clase	Nombre	Ejemplo
Líquido en líquido	emulsión	leche, mayonesa
Líquido en sólido	emulsión sólida	queso, mantequilla, jaleas

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.

2.3.2 PROPIEDADES DE LOS COLOIDES

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.

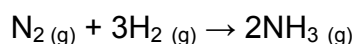
El carbón vegetal pulverizado es un ejemplo de una sustancia que tiene muchos usos prácticos debido al tamaño coloidal de sus partículas. Se utiliza en las máscaras respiratorias (contra gases) para adsorber gases venenosos en el aire; se usa también para eliminar gases y olores del suministro de agua 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.

2.4 EQUILIBRIO QUÍMICO.

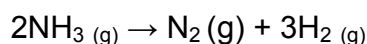
2.4.1 GENERALIDADES DEL EQUILIBRIO QUÍMICO.

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.

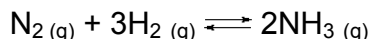
El equilibrio químico es una consecuencia de la reversibilidad de las reacciones. Por ejemplo, mientras que, el nitrógeno y el hidrógeno reaccionan para formar amoníaco:



el amoníaco se descompone para producir nitrógeno e hidrógeno:



La reacción es reversible, y la ecuación también puede escribirse:



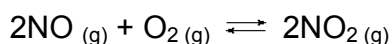
Cuando se establece el equilibrio la reacción no ha terminado sino que se desarrollan simultáneamente y con igual velocidad las reacciones directa (formación de los productos) e indirecta (formación de los reactantes). Es por esto que el equilibrio químico es dinámico.

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).

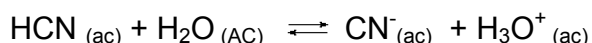
En resumen, el equilibrio químico es un sistema dinámico en el que las concentraciones de reactantes y productos permanecen constantes y donde la velocidad de la reacción directa es igual a la de la reacción inversa.

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.

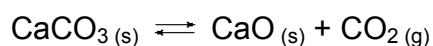


Ejemplo de equilibrio homogéneo con todas las especies solución (fase líquida).



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.



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. A partir de estas consideraciones se puede establecer la expresión de la constante de equilibrio, a una temperatura dada.

Para la reacción general



la expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_e = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

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, u una temperatura determinada.

K_e , es la constante de equilibrio una temperatura dada.

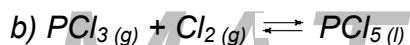
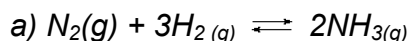
Las cantidades entre los corchetes [] indican concentraciones en moles por litro.

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:

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.

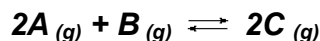
$$c) K_e = [CO_2]$$

$CaCO_3(s)$, y $CaO(s)$ no se escriben en la expresión de la constante de equilibrio porque se encuentran en estado sólido.

APLICACIÓN DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Ejemplo :

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 una de B, por lo tanto la moles que reaccionan de B son:

$$n(B) = 6 \text{ moles de A} \times \frac{1 \text{ mol de B}}{2 \text{ moles de A}} = 3 \text{ moles de B}$$

Las moles de todas las especies en equilibrio son:

$$[A] = 4 \text{ moles/L}$$

Las moles de B en equilibrio se calculan como la diferencia entre las moles iniciales y las moles que reaccionaron:

$$[B] = (15 - 3) = 12 \text{ moles/L}$$

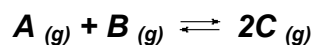
Las moles de C en equilibrio, según los coeficientes de la reacción, son iguales a las moles de A que reaccionaron:

$$[C] = 6 \text{ moles/L.}$$

$$K_e = \frac{[C]^2}{[A]^2[B]} = \frac{(6)^2}{(4)^2(12)} = 1.87 \times 10^{-1}$$

Ejemplo :

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:

$$[A] = 5 - X$$

$$[B] = 20 - X$$

$$[C] = 2X$$

$$K_e = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{(2X)^2}{(5-X)(20-X)} = 10^{-6}$$

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:

$$[A] = 5 - 0.005 = 4,995$$

$$[B] = 19,995$$

$$[C] = 2 \times 0.005 = 0.01$$

2.4.2 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.

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.

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 ($\Delta H = -185 \text{ kJ}$).

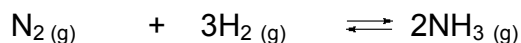


Por eso un aumento de la temperatura desplazará el equilibrio hacia la izquierda, es decir, hacia los reactantes, porque en ese sentido la reacción es endotérmica y absorbe calor.

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.



1 volumen 3 volúmenes 2 volúmenes

La conclusión anterior se puede hacer a partir de la ley de Boyle, considerando los gases ideales.

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:

$$K_e = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad \text{Ke es la constante de equilibrio para cada reacción.}$$

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad \text{Q es la relación antes de que se alcance el equilibrio.}$$

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.

2.4.3 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:

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 electrolitos 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).

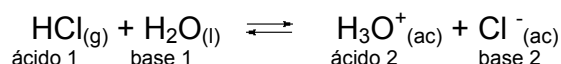
Entre los electrolitos débiles se encuentran todos los ácidos orgánicos, cuyo ejemplo típico es el ácido acético, ácidos como el fluorhídrico, carbónico y el fosfórico y bases como el NH_4OH .

Los no electrolitos 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.

Definiciones 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.

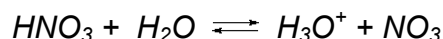
Para el equilibrio:



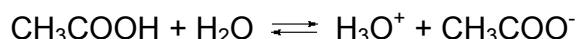
El ácido 2 (H_3O^+) se llama ácido conjugado. Un ácido conjugado es la sustancia que se forma de la base que recibió el protón. La base y ácido conjugado en este equilibrio son H_2O y H_3O^+ respectivamente.

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.



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).

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

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^+ .

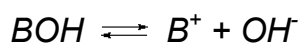
La constante de disociación depende de la temperatura, es característica para cada electrolito y su valor numérico se determina experimentalmente.

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}
H_2CO_3/HCO_3^-	4.4×10^{-7}	$(CH_3)_2NH$	7.4×10^{-4}
HCN	4.0×10^{-10}	$C_2H_5NH_2$	4.6×10^{-4}
HCOOH	2.1×10^{-4}	Anilina	4.0×10^{-10}
C_6H_5COOH	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



$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$$

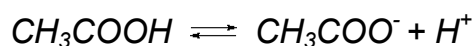
El **porcentaje de disociación (α)** es el número de moles, de ácido o base débiles, que se disocian por cada 100 moles iniciales.

Matemáticamente se expresa así:

$$\% \text{ de } \alpha = \frac{\text{moles/L disociadas}}{\text{moles/L iniciales}} \times 100$$

Ejemplo :

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:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}$$

Sustituyendo en la ecuación:

$$\text{Moles/L disociadas} = \frac{\text{moles/L iniciales} \times \% \alpha}{100}$$

$$\text{Moles/L disociadas} = \frac{0.1 \times 1.3}{100} = 0,013$$

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 .0013).

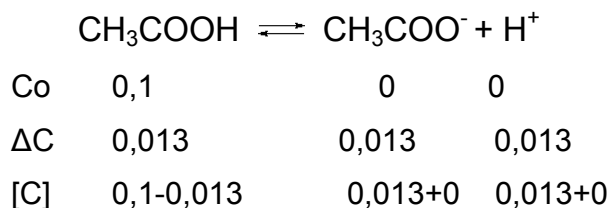
Las moles de ácido acético sin disociar serán las moles iniciales (0.1) menos las disociadas (0.0013):

$$[CH_3COOH] = 0.1 - 0.0013 \quad [H^+] = 0.0013 \quad [CH_3COO^-] = 0.0013$$

Sustituyendo en K_a se haya su valor:

$$K_a = \frac{(0.0013)(0.0013)}{(0.1 - 0.0013)} = 1.8 \times 10^{-5}$$

El ejercicio anterior se puede resolver a partir del siguiente esquema



Co – moles iniciales

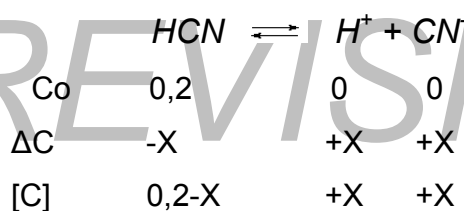
ΔC – moles disociadas

[C] – moles en equilibrio

Ejemplo

Dual será la concentración de hidrogeniones en una solución 0.2 M de **HCN**, si su constante de disociación es 4×10^{-10}

Solución:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = \frac{(X)(X)}{0,2 - X} = 4 \times 10^{-10}$$

Despreciando la X en el denominador y resolviendo la ecuación:

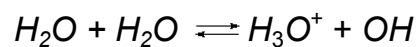
$$X^2 = 0,2 \times 4 \times 10^{-10}$$

Se obtiene:

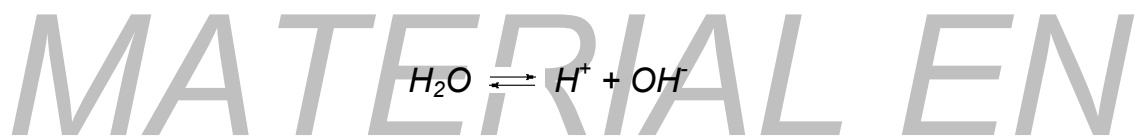
$$X = 8.91 \times 10^{-6} = [\text{H}^+]$$

El mismo procedimiento se utiliza para el equilibrio de bases.

Producto iónico del agua. El agua es uno de los electrolitos 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 :

$$K_w = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

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:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$$

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:

$$pH = -\log [H^+] \text{ o también } pH = \log \frac{1}{[H^+]}$$

También se define el potencial de iones hidroxilos como:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Entre el pH y el pOH existe la relación:

$$pH + pOH = 14$$

Para los **ácidos fuertes** el pH se calcula de la siguiente manera:

Ejemplo:

¿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 y $[H^+] = 0,02$

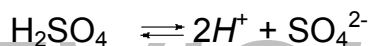
$$pH = -\log [H^+] = -\log [0,02] = 1,69$$

Ejemplo:

¿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:

¿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 $[OH^-] = 0,035$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log [0,035] = 1,46$$

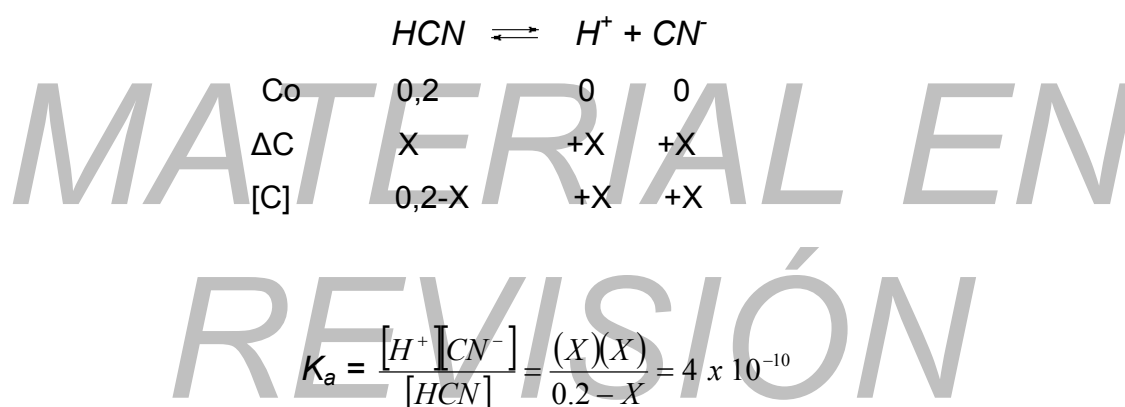
$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,46 = 12,54$$

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

¿Cuál es el pH de una solución 0.2 M de **HCN**, si su constante de disociación es 4×10^{-10}

Solución:



Despreciando la X en el denominador y resolviendo la ecuación:

$$X^2 = 0,2 \times 4 \times 10^{-10}$$

Se obtiene:

$$X = 8,91 \times 10^{-6} = [H^+]$$

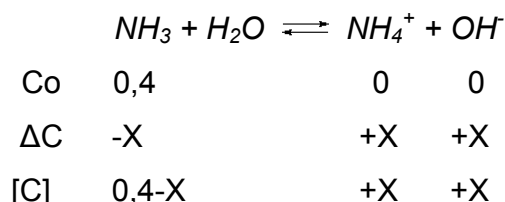
$$pH = -\log [H^+] = -\log [8,91 \times 10^{-6}] = 5,05$$

Ejemplo:

¿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:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(X)(X)}{0,4 - X} = 1,75 \times 10^{-5}$$

Despreciando la X en el denominador y resolviendo la ecuación:

$X^2 = 0,4 \times 1,75 \times 10^{-5}$ se obtiene:

$$X = 2,64 \times 10^{-3} = [\text{OH}^-]$$

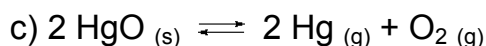
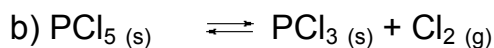
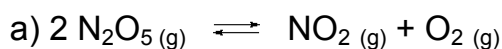
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log [2,64 \times 10^{-3}] = 2,57$$

$$\text{pH} = 14 - 2,57 = 11,43$$

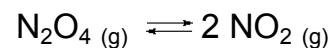
AUTOEVALUACIÓN.

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?:



A 100°C $[\text{N}_2\text{O}_4] = 1.40 \times 10^{-3}$, y $[\text{NO}_2] = 1.72 \times 10^{-2}$ en el 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?
7. El jugo gástrico tiene un pH de 1.5. ¿Cuál es su concentración de $[\text{H}]^+$?
8. La $[\text{OH}]^-$ del jugo pancreático es 1×10^{-6} . ¿Cuál es el pH? El jugo pancreático ¿es una sustancia ácida, básica o neutra?
9. 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?
10. 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 3

CAMBIOS QUÍMICOS

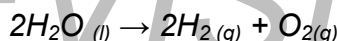
**MATERIAL EN
REVISIÓN**

3.1 REACCIONES QUÍMICAS

3.1.1 CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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.

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 la masa, 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.

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	$\text{HCl}_{(ac)} + \text{NaOH}_{(ac)} \rightarrow \text{NaCl}_{(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
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.	$\text{K}_2\text{S}_{(ac)} + \text{MgSO}_{4(ac)} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_{4(ac)} + \text{MgS}_{(s)}$
---	--	--

3.2 ESTEQUIOMETRÍA

La palabra estequiometría 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 estequiometría 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.

La base para los cálculos estequiométricos son las leyes ponderales:

3.2.1 LEYES PONDERALES

Ley de la conservación de la masa. 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. 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 ó de 11.11% y 88.88 %.

Ley de las proporciones múltiples. 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 se combinan y forman los óxidos: FeO y Fe_2O_3 . Si tomamos en ambos óxidos 56g de hierro, la relación de las masas de oxígeno es 4:3 (realice los cálculos).

Ley de los pesos equivalentes. 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.

3.2.2 BALANCEO DE ECUACIONES.

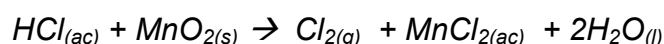
Cuando ocurre una reacción química las cantidades de los productos que se forman deben ser iguales a las cantidades iniciales de reactantes. De esta manera se cumple la ley de la conservación de la masa. Sin embargo en la realidad esto no se cumple porque las reacciones no transcurren en un 100 %, como 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:

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:

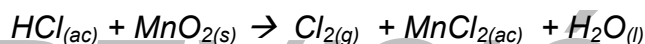
Balancear la siguiente ecuación:



Los elementos se deben balancear, utilizando solo coeficientes, en el siguiente orden: 1. metales. 2. no metales. 3. hidrógeno. 4. oxígeno.

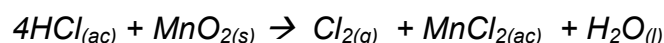
a) Balancear metales: (en este caso Mn).

Existe un átomo de manganeso a cada lado de la ecuación, por lo tanto ya está balanceado.



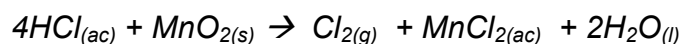
b) Balancear no metales: (en este caso Cl)

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.

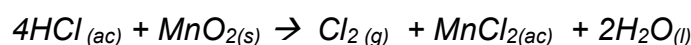


c) Balancear hidrógeno y oxígeno:

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:



Método de oxido-reducción. Antes de exponer los métodos de óxido-reducción, definiremos los siguientes conceptos:

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.

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. El número de oxidación del H es +1, excepto en los hidruros metálicos, en los que es -1 (p. ej., NaH, CaH₂).
3. El número de oxidación del oxígeno es -2, excepto en los peróxidos, en los que es -1, y en OF₂, en el que es +2.
4. 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⁻
5. En los compuestos covalentes, el número de oxidación negativo se asigna el átomo más electronegativo.
6. 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.

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.
- **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:

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

Paso 2: En el compuesto hay dos átomos de oxígeno, por eso se multiplica por $2(-2)$

Paso 3: Se escribe la expresión matemática $\text{Mn} + (-4) = 0$

Paso 4: $\text{Mn} = +4$ (número de oxidación del manganeso)

Ejemplo:

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 -2

paso 2: $2(+1) = +2$ $4(-2) = -8$

Paso 3: $+2 + \text{S} + (-8) = 0$

Paso 4: S = +6 (número de oxidación del azufre)

Ejemplo:

Determine el número de oxidación del nitrógeno en el ión permanganato NO_3^- :

Solución



Paso 1: -2 (estado de oxidación del oxígeno)

Paso 2: $(-2)3$

Paso 3: $\text{N} + (-6) = -1$ (igual a la carga del ión)

Paso 4: $\text{N} = -1 + 6 = 5$ (número de oxidación del manganeso)

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:



En el ejemplo anterior el zinc se óxido, es por consiguiente el agente reductor porque reducirá a otro u otros elementos o compuestos.

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.

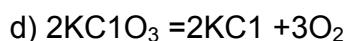
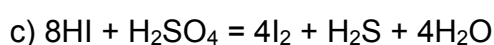
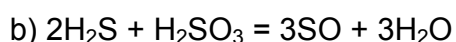
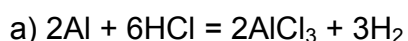
Ejemplo:



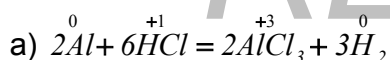
En el ejemplo anterior el nitrógeno se redujo, es por consiguiente el agente oxidante porque oxidará a otro u otros elementos o compuestos.

Ejemplo:

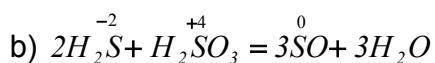
Indicar el reductor y el oxidante en las siguientes reacciones:



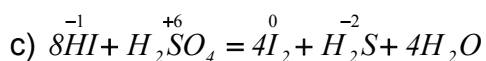
Solución. Cuando ocurre una reacción química de oxidación-reducción el agente reductor cede electrones aumentando su estado de oxidación, es decir se oxida. Por el contrario el agente el oxidante acepta electrones disminuyendo su estado de oxidación, es decir se reduce. Por esta razón, es necesario determinar qué átomos en las ecuaciones químicas dadas cambian su estado de oxidación:



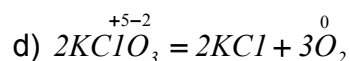
En esta reacción el aluminio, Al es el reductor y HCl (más exactamente, el ión H^+) es el oxidante.



Aquí H_2S ($\overset{-2}{\text{S}}$) es el reductor y H_2SO_3 (el ión SO_3^{2-} o bien $\overset{+4}{\text{S}}$) es el oxidante.



HI (el ión yoduro I^-) es el reductor y H_2SO_4 (el ión sulfato SO_4^{2-} o bien S), el oxidante.



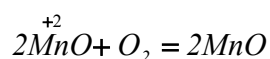
Esta reacción es de oxidación-reducción intramolecular. Aquí, el reductor $\overset{-2}{\text{O}}$ y el oxidante $\overset{+5}{\text{Cl}}$ entran en la composición de una misma molécula.

Ejemplo:

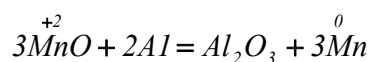
¿En cuáles de los compuesto el manganeso presenta propiedades oxidantes o reductoras: KMnO_4 , MnO_2 , Mn_2O_7 , Mn , K_2MnO_4 , MnO ?

Solución. Determinamos los números o estados de oxidación del manganeso en los compuestos: $\overset{+7}{\text{KMnO}_4}$, $\overset{+4}{\text{MnO}_2}$, $\overset{+7}{\text{Mn}_2\text{O}_7}$, $\overset{0}{\text{Mn}}$, $\overset{+6}{\text{K}_2\text{MnO}_4}$, $\overset{+2}{\text{MnO}}$. 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 de oxidantes, por ejemplo:



reductor



oxidante

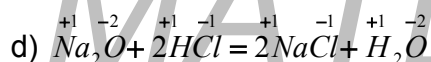
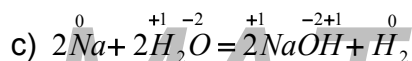
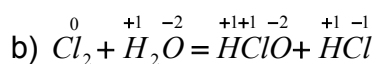
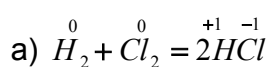
Ejemplo:

¿Cuáles de las siguientes reacciones son las 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:



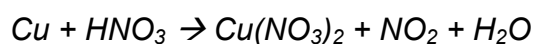
El cambio de estado de oxidación de los átomos se observa en las reacciones a), b) y c), por consiguiente, éstas son reacciones de oxidación-reducción.

Entre los métodos de oxido-reducción analizaremos:

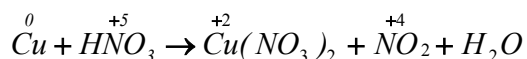
- 1) Método del cambio del número de estado de oxidación
- 2) Método del ión electrón.

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:

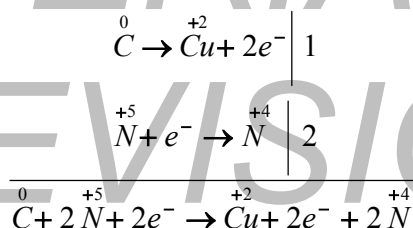


Paso 1: Se escribe la ecuación señalando los números o estados de oxidación de aquellos átomos que los cambian:

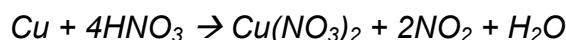


De la ecuación se observa que el cobre es el agente reductor y el ácido nítrico es el agente oxidante. Es necesario llamar la atención al hecho de que no todo el ácido nítrico que participa en la reacción es agente oxidante: una parte de dicho ácido se consume para formar el nitrato de cobre (II) sin 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 se requieren para formar 1 mol de Cu(NO₃)₂. En consecuencia, el coeficiente del HNO₃ será 4(2+2):



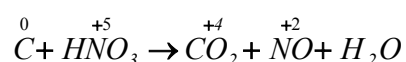
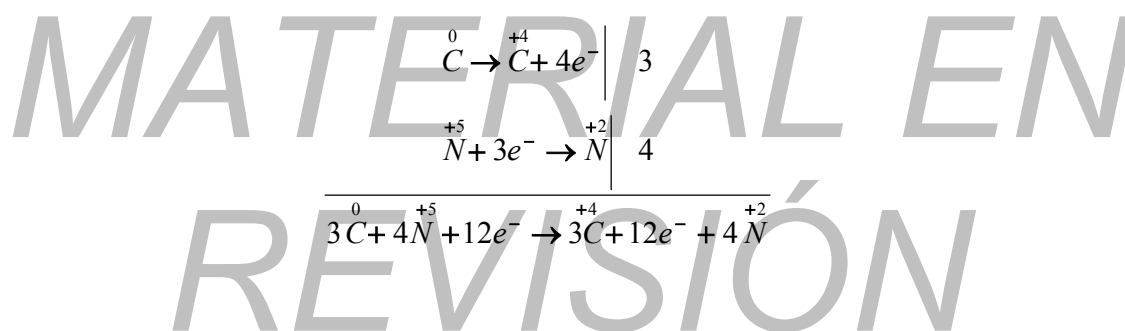
Y por último, colocamos el coeficiente delante de la fórmula del agua:



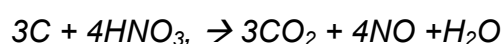
Siempre compruebe que las cantidades de átomos de los reactantes es igual a la cantidad de átomos de los productos.

Ejemplo:

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:



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 sea ácido, básico o neutro.

Ejemplo:

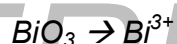
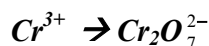
a) Medio ácido

Balancear la siguiente reacción por el método del ión electrón.

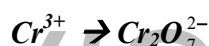


Solución. Para proceder a balancear la reacción seguiremos una secuencia de pasos como se hizo en el método anterior.

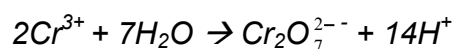
Paso 1: Determinamos los iones donde están los átomos que cambian de estados de oxidación.



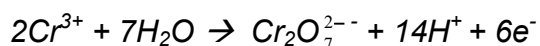
Paso 2: El ión cromo (III) se transforma en ión dicromato:



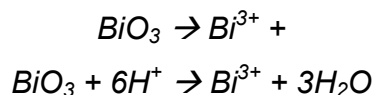
Para formar 1 mol de iones $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ se necesitan 2 moles de iones Cr^{3+} y 7 moles de oxígeno atómico que se completan de lado izquierdo agregando 7 moles de agua. Los hidrógenos que provienen del agua, en este caso 14 moles, se completan en la parte derecha con 14 iones (H^+), porque el medio donde ocurre la reacción es **ácido**.



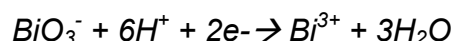
Si se observa la reacción están presentes 6 cargas positivas del lado izquierdo y 12 positivas (+14 -2) de lado derecho. Es necesario igualar las cargas de ambos lados con los electrones que se transfieren. Los electrones se colocan del lado de la semirreacción en donde representen ganancia.



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+}

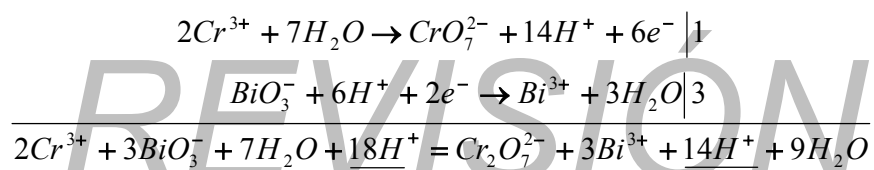


Igualamos el número de cargas y obtenemos

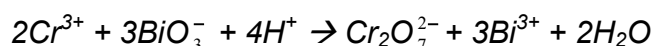


Los iones BiO_3^- sirven de oxidante.

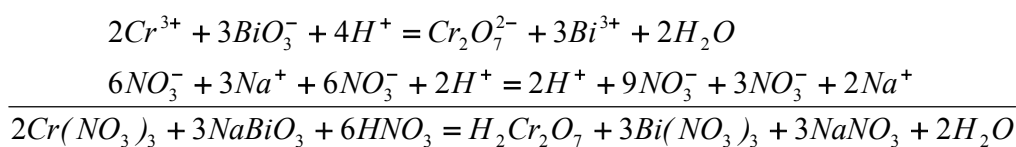
Paso 3: se suman las dos semireacciones de los procesos de oxidación y de reducción. En este caso, cada ecuación se multiplica por un coeficiente determinado de modo que la cantidad de sustancia de electrones cedidos por el reductor sea igual a la cantidad de sustancia de electrones aceptados por el oxidante:



o bien

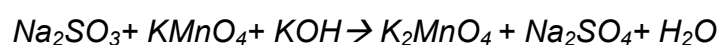


completando al primero y al segundo miembros de la ecuación con cantidades iguales de iones espectadores (iguales) pasamos la ecuación de la reacción a la forma molecular:



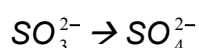
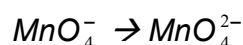
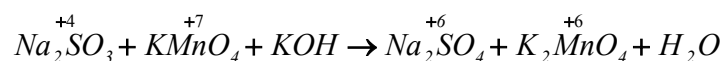
b) Medio básico.

Balancear la siguiente reacción por el método del ión electrón.

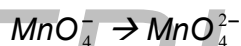


Solución.

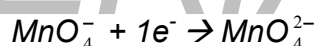
Paso 1: Determinamos los iones donde están los átomos que cambian de estados de oxidación.



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.



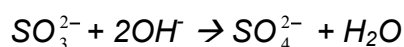
Igualamos el número de cargas y obtenemos



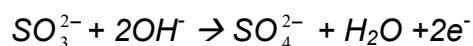
En esta reacción MnO_4^- sirve de agente oxidante.



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 $2 OH^-$ y los átomos de hidrógeno se completan con H_2O .

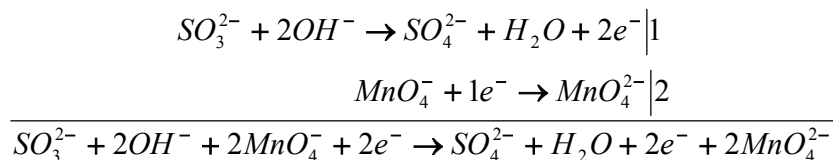


Igualamos el número de cargas y obtenemos

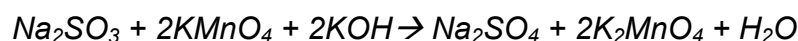


Paso 3: se suman las dos semireacciones de los procesos de oxidación y de reducción. En este caso, cada ecuación se multiplica por un coeficiente determinado de modo que la cantidad de sustancia de electrones cedidos por el

reductor sea igual a la cantidad de sustancia de electrones aceptados por el oxidante:



Escribimos la ecuación de la reacción en la forma molecular:



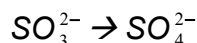
b) Medio neutro.

Balancear la siguiente reacción por el método del ión electrón.

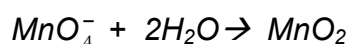


Solución.

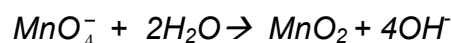
Paso 1: Determinamos los iones donde están los átomos que cambian de estados de oxidación.



Paso 2: En el ión permanganato el manganeso tiene estado de oxidación +7 y se convierte en óxido de manganeso (IV), en el cual el manganeso tiene estado de oxidación igual a +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.

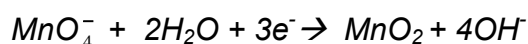


Los excesos de hidrógeno se completan con los grupos OH⁻

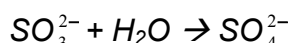


En esta reacción MnO_4^- sirve de agente oxidante.

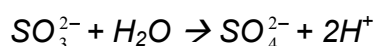
Igualamos el número de cargas y obtenemos



Para el agente reductor los átomos de oxígeno en exceso (parte izquierda) se igualan con moléculas de agua.



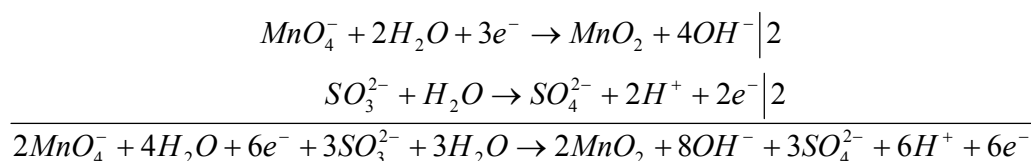
Los átomos de hidrógenos se igualan con iones H^+



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:

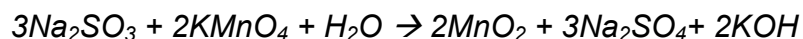


En la parte izquierda de la ecuación se suman las moléculas de agua para un total de 7, y en la parte derecha se suman 6 iones de los $8OH^-$ con los $6H^+$ para formar 6 moléculas de agua.

Escribimos la ecuación de la reacción en la forma molecular:

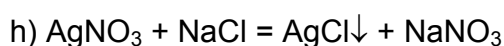
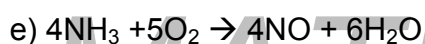
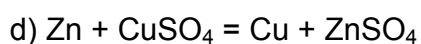
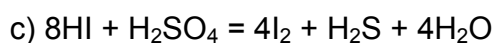
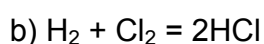
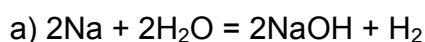


Simplificamos la ecuación:



AUTO EVALUACIÓN

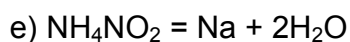
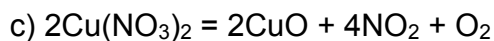
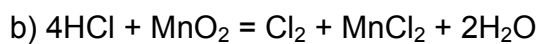
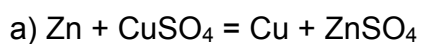
1. Clasifique las siguientes reacciones según su clase:



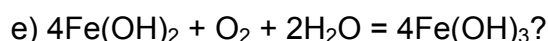
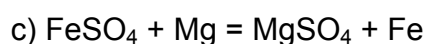
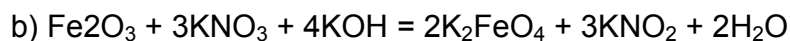
2. Determina el número de oxidación de (a) S en Na_2SO_3 , (b) As en K_3AsO_4 y (c) C en CaCO_3 .

3. Determina los números de oxidación de (a) N en HN_4^+ , (b) Cr en $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ y (c) P en PO_4^{3-} .

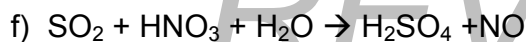
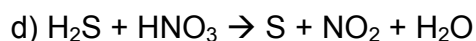
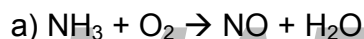
4. Indicar el agente reductor y el agente oxidante en las siguientes reacciones de oxidación-reducción:



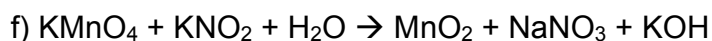
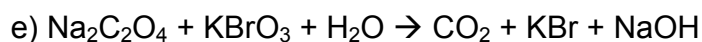
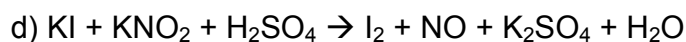
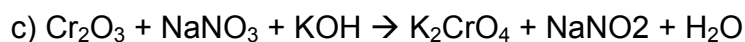
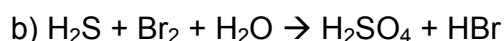
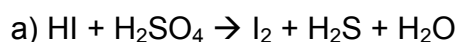
5 ¿En cuáles de las ecuaciones de las reacciones expuestas a continuación los compuestos del hierro son oxidantes, y en cuáles, reductores?



6. Utilizando el método del cambio del número de estado de oxidación ajustar los coeficientes de las reacciones de oxidación-reducción:



7. Balancear las siguientes reacciones por el método del ión electrón, teniendo en cuenta el carácter del medio (ácido, básico o neutro).

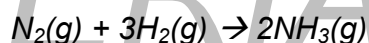


3.2.3 RELACIONES DE MASAS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

RELACIÓN ESTEQUIOMÉTRICA MOLAR

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.

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.

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Como ya sabemos, los cálculos estequiométricos permiten determinar las cantidades de los reactantes necesarios para producir cantidades deseadas de

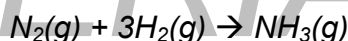
productos o cantidades de productos obtenidas a partir de cantidades existentes de reactantes.

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:

$$\text{Cantidad Buscada} = \text{Cantidad dada} \times \frac{\text{Factores de conversión}}{\text{REM}^*} \times \frac{\text{Factores de conversión}}{\text{REM}^*} = \text{Resultados}$$

*REM: Relación estequiométrica molar de la ecuación balanceada.

Ejemplo: ¿Qué masa de amoníaco se produce a partir de 10g de hidrógeno, según la ecuación balanceada?

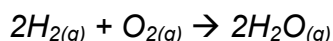


A partir del esquema propuesto, tenemos:

$$m(\text{NH}_3) = 10\text{g H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ g H}_2} \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} \times \frac{17\text{g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 28.33\text{g de NH}_3$$

Cant. buscada	Cant. dada	Factor de Conversión	REM	Factor de conversión	Resultado
------------------	---------------	-------------------------	-----	-------------------------	-----------

Ejemplo: ¿Qué masa de agua se produce a partir de 20g de oxígeno?



Solución:

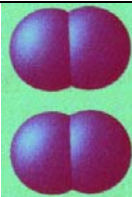
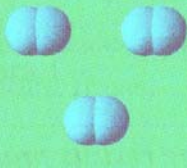

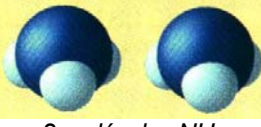
$$m(\text{H}_2\text{O}) = 20\text{g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} \times \frac{18\text{g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 22.5\text{g H}_2\text{O}$$

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.

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.

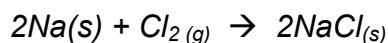
Ecuaciones químicas		
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$		
Receta microscópica	1 molécula N_2 + 3 moléculas H_2	\rightarrow 2 moléculas NH_3
Receta macroscópica	1 mol N_2 + 3 mol H_2	\rightarrow 2 mol NH_3

Condiciones experimentales			
	Reactantes	Productos	
<i>Antes de la reacción</i>	 2 moléculas N_2	 3 moléculas H_2	0 moléculas NH_3
<i>Después de la reacción</i>	 1 moléculas N_2	 2 moléculas NH_3	

El reactivo límite es el hidrógeno.

Ejemplo:

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 Cl₂ ¿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 que involucre al otro reactante.

$$7 \text{ mol de Na} \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol Na}} = 3.5 \text{ mol de Cl}_2$$

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 (o limitante).

El problema anterior se puede resolver también partiendo de las moles de Cl₂.

$$3.25 \text{ mol de Cl}_2 \times \frac{2 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 6.50 \text{ mol de Na}$$

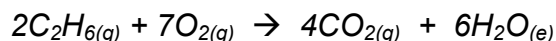
Es decir 3.25 mol de Cl₂ reaccionan exactamente con 6.50 mol de Na. Es evidente que el sodio está en exceso en una cantidad de 0.5 mol (7 – 6.50 mol).

A partir de las moles del cloro se calculan las moles de NaCl producidas.

$$3.25 \text{ mol de Cl}_2 \times \frac{2 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 6.50 \text{ mol de NaCl}$$

Ejemplo:

¿Cuál es la masa del dióxido de carbono obtenida en la reacción de 120g de etano con 500g de oxígeno?

**Solución:**

120g de etano (C_2H_6) deben reaccionar con una cantidad de oxígeno igual a:

$$m(O_2) = 120g \text{ de } C_2H_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_6}{30g \text{ } C_2H_6} \times \frac{7 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } C_2H_6} \times \frac{32g \text{ } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 448g \text{ de } O_2$$

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:

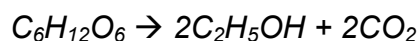
$$m(CO_2) = 120g \text{ de } C_2H_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_6}{30g \text{ } C_2H_6} \times \frac{4 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol } C_2H_6} \times \frac{44g \text{ } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 352g \text{ de } CO_2$$

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.

$$m(NaHCO_3) = 80g \times \frac{75}{100} = 60g$$

Ejemplo:

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:

$$m(C_2H_5OH) = 250g \text{ de } C_6H_{12}O_6 \times \frac{90\%}{100\%} \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180g \text{ } C_6H_{12}O_6} \times \frac{2 \text{ mol } C_2H_5OH}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \times \frac{46g \text{ } C_2H_5OH}{1 \text{ mol } C_2H_5OH} = 115g \text{ } C_6H_5OH$$

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 pierde 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.

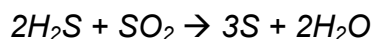
Rendimiento real es la cantidad de producto que se obtiene en la práctica.

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:

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:

$$m(s) = 6.8g \text{ de } H_2S \times \frac{1 \text{ mol } H_2S}{34g \text{ } H_2S} \times \frac{3 \text{ mol } S}{2 \text{ mol } H_2S} \times \frac{32g \text{ } S}{1 \text{ mol } S} = 9.6g$$

Rendimiento porcentual es igual a:

$$\% \text{rendimiento} = \frac{8.2g}{9.6g} \times 100 = 85.4\%$$

Ejercicios de estequiometría que involucra soluciones y gases.**Ejemplo**

¿Qué volumen de hidrógeno medido a una temperatura de $30^\circ C$ y presión 0.95 atm se obtienen cuando reaccionan 420g de Zinc con cinco litros de ácido sulfúrico 0.01M?

Solución:

$$T = 30^\circ C + 273 = 303K$$

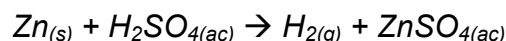
$$P = 0.95 \text{ atm}$$

$$m(\text{Zn}) = 420g$$

$$V(H_2SO_4) = 5L$$

$$CM(H_2SO_4) = 0.01M$$

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 H_2SO_4 según la estequiometría de la reacción, son:

$$n(\text{Zn}) = 0.05\text{ mol H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1\text{ mol de Zn}}{1\text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0.05\text{ mol de Zn}$$

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: $PV = nRT$.

$$m(\text{H}_2) = 0.05\text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1\text{ mol H}_2}{1\text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0.05\text{ mol H}_2$$

Volumen de hidrógeno

$$V(\text{H}_2) = \frac{nRT}{P} = \frac{0.05\text{ mol} * 0.082\text{ atm} * \text{L} * 303\text{K}}{0.95\text{ atm mol} * \text{K}} = 1.30\text{ L}$$

Recuerde que los cálculos estequiométricos pueden incluir reactivo límite, pureza, rendimiento porcentual, soluciones, gases.

AUTOEVALUACIÓN

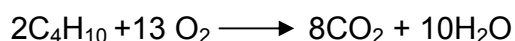
1. ¿Cuántas moléculas y cuántos átomos hay en 4.5 g de agua H₂O(l)?

2. Calcular:

a) La masa de oxígeno que se forma por la combustión completa de 200 g de butano (C₄H₁₀) de 80% de pureza

b) El volumen de CO₂ obtenido en condiciones normales.

La reacción es:



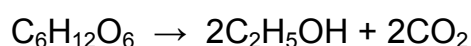
3. En la descomposición térmica del carbonato de calcio CaCO₃ se obtienen óxido de calcio CaO(s) y dióxido de carbono CO₂(g). Si en la descomposición 25 g de carbonato de calcio se obtienen 14 g de óxido de calcio, ¿qué masa de dióxido de carbono se forman?

4. ¿Qué masa de FeSO₄ se requiere para producir 500 g de Fe₂(SO₄)₃, de acuerdo a la reacción? :



5. El zinc reacciona con el ácido clorhídrico y produce cloruro de zinc e hidrógeno. ¿Qué volumen, medido en condiciones normales, de gas se obtendrá al reaccionar 2,14 g de zinc con 100 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0,5 M?. Si se obtienen 0'25 L de hidrógeno, medidos en condiciones normales, ¿cuál será el rendimiento de la reacción?

6. el alcohol etílico (C₂H₅OH), se puede elaborar por la fermentación de la glucosa:



Glucosa

alcohol etílico

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?

*MATERIAL EN
REVISIÓN*