

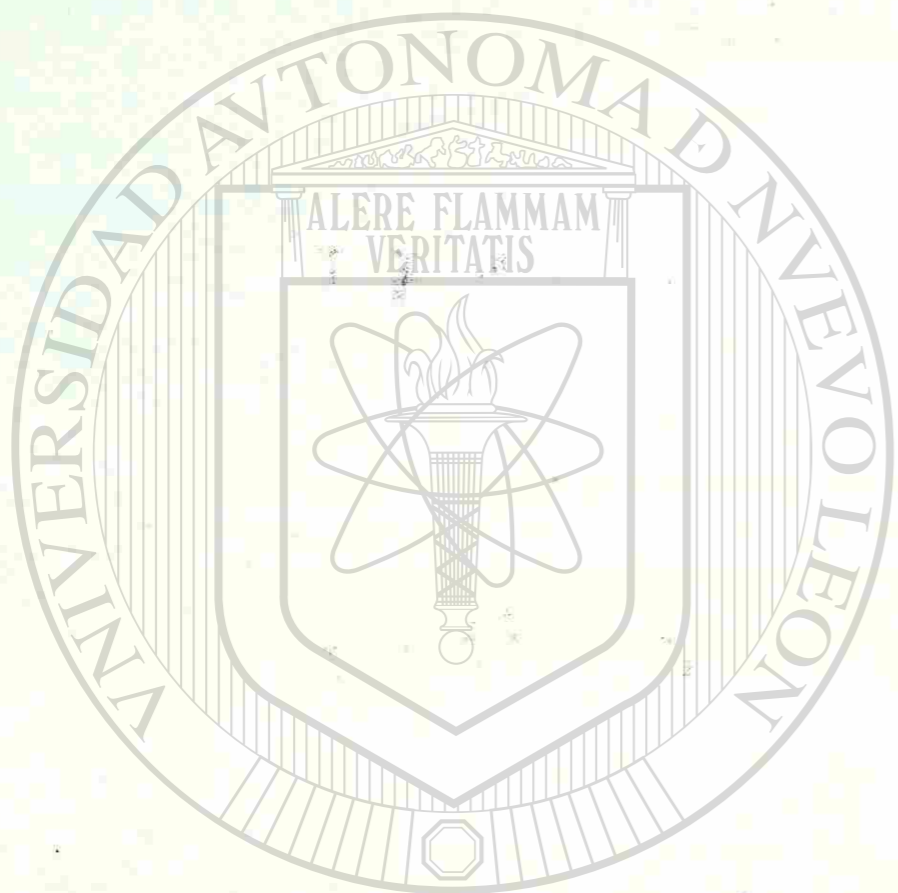
QD40
M3

QD40
.M3

1024535



1020121486



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

I N D I C E

	<u>PAGINA</u>
<u>UNIDAD VII</u>	
ESTEQUIOMETRIA.....	10
LEY DE LAS COMPOSICIONES DEFINIDAS.....	11
LEY DE LAS PROPORCIONES MULTIPLES	12
CONCEPTO DE MOL	14
RELACION MASA-MOL	15
NUMERO DE AVOGADRO-APLICACIONES.....	17
COMPOSICION PORCENTUAL DE UNA FORMULA.....	21
FORMULA EMPIRICA Y MOLECULAR.....	22
CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS RELACION MOLAR.....	28
CALCULO MOL A MOL	28
CALCULOS DE MOL A MASA	30
CALCULO MASA-MASA	32
REACTIVO LIMITANTE	35
RENDIMIENTO DE LA REACCION	37
PORCIENTO DE RENDIMIENTO	40
<u>UNIDAD VIII</u>	
SOLUCIONES	44
TIPO DE SOLUCIONES	48
SUSPENSIONES Y COLOIDES	50
ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS	50
FACTORES QUE AFECTAN LAS SOLUCIONES	52
CONCENTRACION DE LAS SOLUCIONES.....	54
PORCIENTO EN MASA	55
PARTES POR MILLON	56
PORCIENTO EN MASA/VOLUMEN	58
PORCIENTO EN VOLUMEN	59
MOLARIDAD	61
DILUCION	64



FONDO
UNIVERSITARIO

22-I-07 J.N.

INDICE

	<u>PAGINA</u>
<u>UNIDAD IX</u>	
ACIDOS Y BASES	72
TEORIA DE ARRHENIUS	72
TEORIA DE BRONSTED-LOWRY	72
TEORIA DE LEWIS	74
PROPIEDADES DE ACIDOS Y BASES	76
DISOCIACION DEL AGUA Y SU CONSTANTE DE IONIZACION	76
POTENCIAL DE HIDROGENO	79
CALCULO DEL PH DE UNA SOLUCION	84
TITULACION	86
<u>UNIDAD X GASES</u>	
ANTECEDENTES	94
GASES IDEALES Y REALES	94
TEORIA CINETICO MOLECULAR	94
PROPIEDADES DE LOS GASES	95
COMPORTAMIENTO DE LOS GASES IDEALES	96
VARIABLES QUE AFECTAN EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES	97
ENERGIA CINETICA	98
PRESION Y SU MEDICION	98
TEMPERATURA, SU MEDICION Y CONVERSIONES.....	99
VOLUMEN	104
LEY DE BOYLE	107
LEY DE CHARLES O GAY-IUSSAC	109
LEY DE GAY-LUSSAC	111
LEY COMBINADA DEL ESTADO GASEOSO	113
ECUACION DEL ESTADO DE UN GAS PERFECTO O DE LOS GASES IDEALES.....	116
LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES DE DALTON	118
VOLUMEN MOLAR	119
CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS DEL TIPO MASA-VOLUMEN GASEOSO	122

INDICE

	<u>PAGINA</u>
PROBLEMAS DE LAS LEYES DE LOS GASES	124

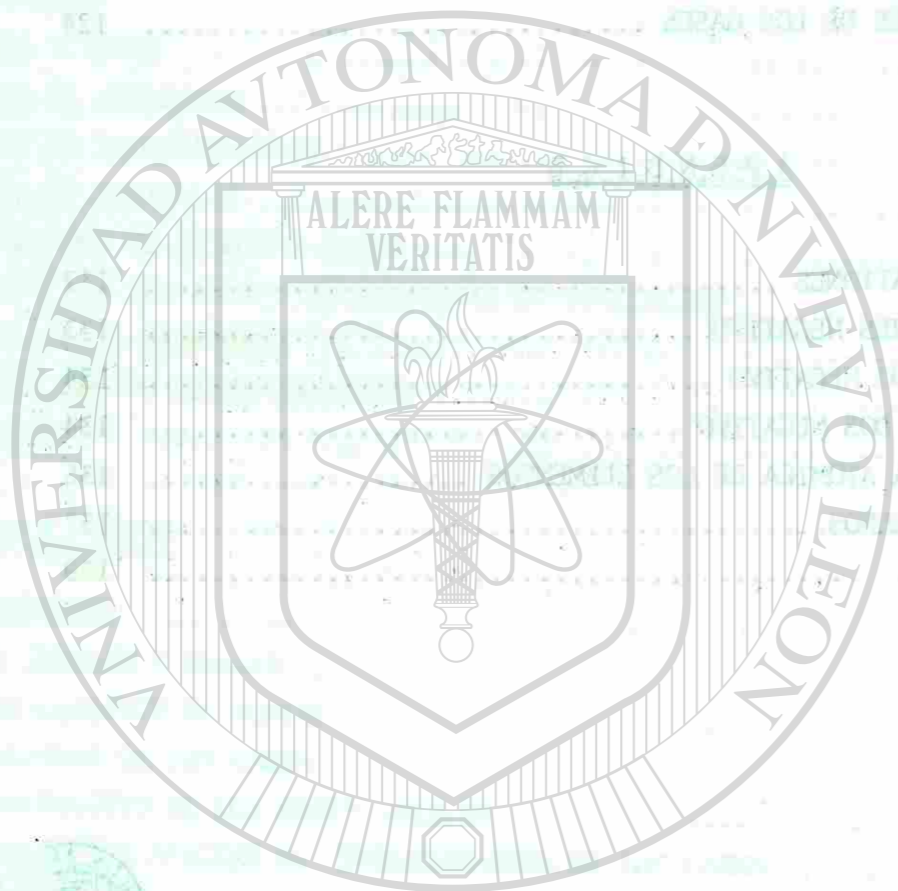
A P E N D I C E

LISTADO DE ALGUNOS CATIONES	132
ANIONES UNO, DOS Y TRES NEGATIVO	133
IONES POLIATOMICOS UNO NEGATIVO	134
ANIONES POLIATOMICOS DOS NEGATIVO	134
NUMERO ATOMICO Y MASA ATOMICA DE LOS ELEMENTOS	135
LOGARITMOS DE LOS NUMEROS.....	137
BIBLIOGRAFIA	139



FONDO
UNIVERSITARIO





Tened en mente que las cosas maravillosas que se aprenden en las escuelas son el trabajo de muchas generaciones, producidas por el esfuerzo entusiasta y la labor infinita de todos los países del orbe. Todo esto se pone en vuestras manos como herencia para que la recibáis, honréis, aumentéis y, un día, con toda vuestra fé, la traspaséis a vuestra descendencia. Esta es la forma en que nosotros los mortales logramos la inmortalidad en las cosas permanentes que creamos en común.

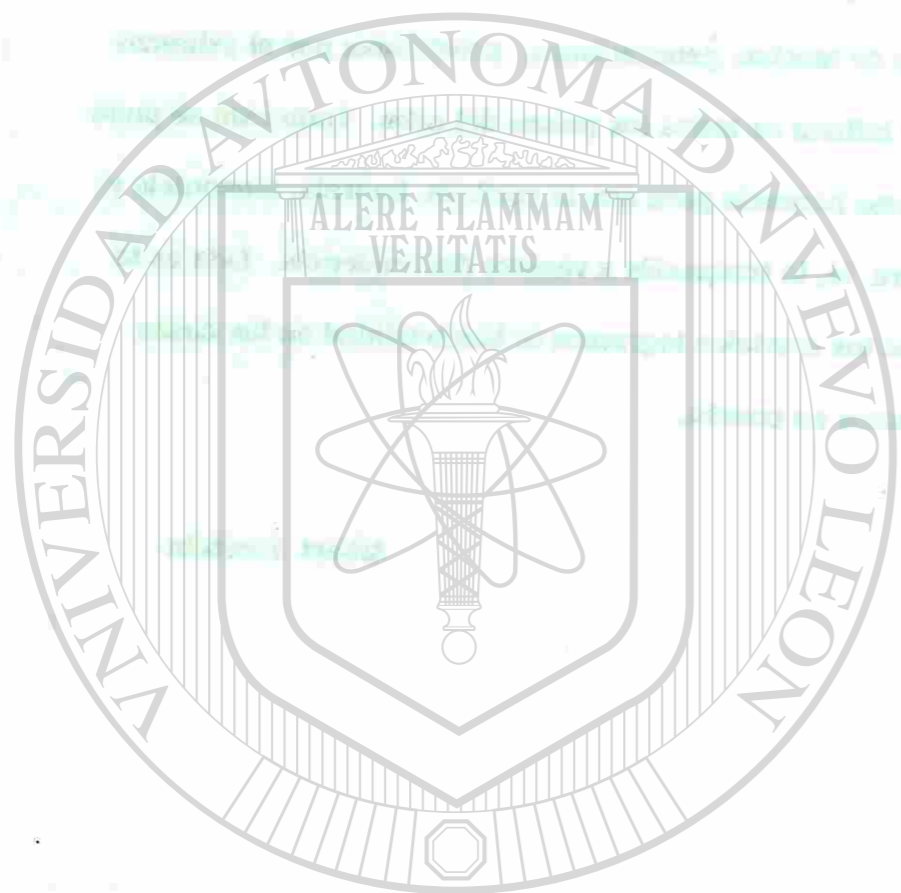
Albert Einstein

JUAN L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





U A N L

UNIDAD VII
ESTEQUIOMETRÍA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

QUIMICA MODULO IV.

LA RAMA DE LA QUIMICA QUE SE REFIERE A LAS RELACIONES ENTRE ELECTRICIDAD Y REACCIONES QUIMICA ES LA ELECTROQUIMICA. LA CUAL PROPORCIONA UNA VISION DE TEMAS TAN DIVERSOS COMO LA CONSTRUCCION Y FUNCIONAMIENTO DE BATERIAS- LA ESPONTANEIDAD DE REACCIONES LA ELECTRODEPOSITACION Y LA CORROSION DE- LOS METALES.

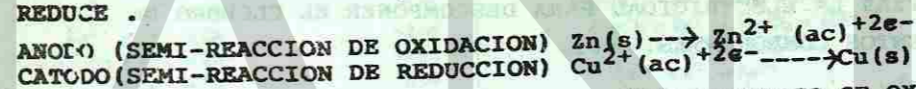
LA TRANSFERENCIA DE ELECTRONES QUE OCURRE DURANTE LAS REACCIONES DE OXI- DACION REDUCCION SE PUEDEN UTILIZAR PARA PRODUCIR ENERGIA EN FORMA DE -- ELECTRICIDAD .

LA ENERGIA LIBERADA EN CUALQUIER RECCION REDOX ESPONTANEA SE PUEDE APRO- VECHAR DIRECTAMENTE PARA REALIZAR UN TRABAJO ELECTRICO. ESTA TAREA SE LLE- VA A CABO A TRAVES DE UNA CELDA VOLTAICA O (GALVANICA) LA CUAL ES UN DIS- POSITIVO EN EL QUE LOS ELECTRONES TRANSFERIDOS SON FORZADOS A PASAR A TRA- VEZ DE UNA VIA EXTERNA.

LA CELDA VOLTAICA CONSTA DE:

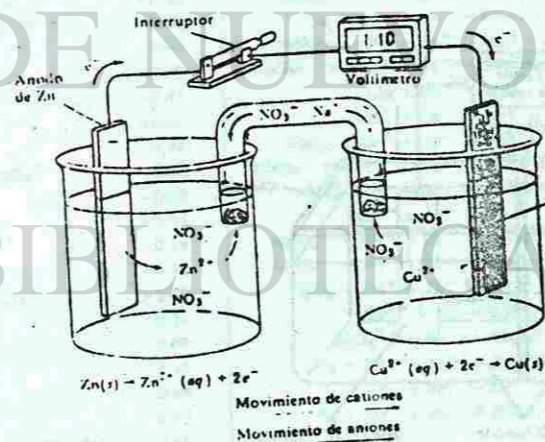
A) DOS ELECTRODOS, EL ELECTRODO EN EL CUAL OCURRE LA OXIDACION SE LLAMA ANODO; EL ELECTRODO EN EL CUAL OCURRE LA REDUCCION SE RECIBE EL NOMBRE DE CATODO.

B) DOS "SEMI-CELDA" EN UNA SE LLEVA A CABO LA SEMIREACCIONES DE OXIDACION Y LA OTRA LA DE REDUCCION. POR EJEMPLO SI SE PONE EN CONTACTO UN PEDAZO DE CINE CON UNA SOLUCION QUE CONTIENE Cu^{2+} EL Zn SE OXIDA Y EL Cu^{2+} SE REDUCE .



LOS ELECTRONES QUEDAN LIBRES, CONFORME EL CINE METALICO SE OXIDA EN EL ANODO Y FLUYEN A TRAVES DEL CIRCUITO EXTERNO AL CATODO, DONDE SE CONSUMEN A MEDIDA QUE EL Cu^{2+} SE REDUCE AUMENTANDO LA CONCENTRACION DE Zn^{2+} Y DE Cu

FIGURA. CELDA VOLTAICA



OBJETIVO PARTICULAR:	OBJETIVOS ESPECÍFICOS
<p>Aplicará los principios este- quiométricos en la realiza- ción de cálculos químicos.</p>	<p>El alumno:</p> <ul style="list-style-type: none"> Definirá el concepto de Estequiome- tría. Enunciará las leyes de conservación de la materia, composición constante y proporciones múltiples. Explicará los conceptos de mol y su relación con el número de Avogardo. Resolverá problemas sobre conversión de moles a masa y viceversa, para -- elementos y compuestos. Determinará la composición porcen- tual de los elementos que integran -- una sustancia. Diferenciará entre fórmula empírica y fórmula molecular. Determinará la fórmula empírica de -- un compuesto, dada su composición -- porcentual en peso. Determinará la fórmula molecular de un compuesto, dada su fórmula empíri- ca y su peso molecular experimental. Resolverá problemas sobre relaciones ponderales en las reacciones quími- cas. Diferenciará entre reactivo limitan- te y reactivo en exceso. Calculará el reactivo limitante en -- una reacción química.

LOS ELECTRONES SE LIBERAN EN EL ANODO CONFORME EL CINC SE OXIDA Y DEBIDO A QUE ESTOS TIENEN CARGA NEGATIVA ASIGNAMOS UN SIGNO NEGATIVO AL ANODO. POR EL CONTRARIO, LOS ELECTRONES FLUYEN HACIA AL CATODO DONDE SE CONSUMEN EN LA REDUCCION DEL COBRE, SE ASIGNA UN SIGNO POSITIVO AL CATODO PORQUE ATRAE A LOS ELECTRONES NEGATIVOS.

C) UN PUNTE SALINO QUE CONSISTE EN UN TUBO EN FORMA DE U QUE CON TIENE UNA SOLUCION DE ELECTROLITO POR EJEMPLO $\text{NaNO}_3(\text{ac})$ A MEDIDA QUE LA OXIDACION Y LA REDUCCION PROCEDEN EN LOS ELECTRODOS, LOS IONES DEL PUNTE SALINO MIGRAN PARA NEUTRALIZAR LA CARGA EN LOS COMPARTIMENTOS DEL ANODO Y EL CATODO. LOS ANIONES. LOS ANIONES NITRATO NO_3^- MIGRAN HACIA EL ANODO Y LOS CATIONES Na^+ HACIA EL CATODO. EN EFECTO NO HAY UN FLUJO DE ELECTRONES QUE SE PUEDEN MEDIR A TRAVES DEL CIRCUITO EXTERNO A MENOS QUE SE DIPONGA DE UN MEDIO PARA QUE LOS IONES MIGREN A TRAVES DE LA SOLUCION DEL COMPARTIMIENTO DE UN ELECTRODO AL OTRO COMPLETANDO ASI EL CIRCUITO.

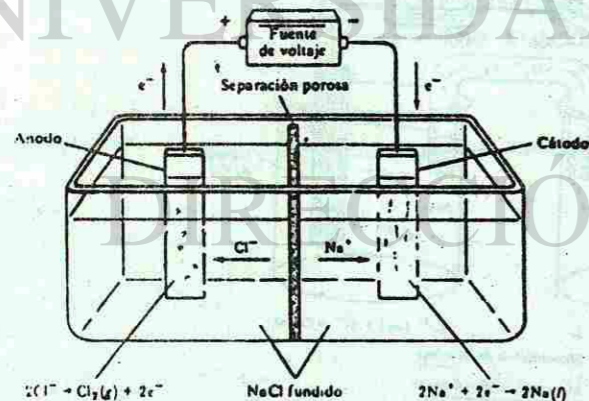
ELECTROLISIS

HEMOS VISTO QUE LAS REACCIONES ESPONTANEAS DE OXIDACION-REDUCCION SE UTILIZAN COMO BASE DE LAS CELDAS VOLTAICAS, DISPOSITIVOS ELECTROQUIMICOS QUE GENERAN ELECTRICIDAD. A LA INVERSA ES POSIBLE UTILIZAR ENERGIA ELECTRICA PARA LLEVAR A CABO REACCIONES NO ESPONTANEAS DE OXIDACION-REDUCCION. ESTE PROCESO QUE ES IMPULSADO POR UNA FUENTE EXTERNA DE ENERGIA ELECTRICA SE DENOMINA ELECTROLISIS Y SUS REACCIONES TIENEN LUGAR EN CELDAS ELECTROLITICAS POR EJEMPLO SE PUEDE UTILIZAR LA ELECTRICIDAD PARA DESCOMPONER EL CLORURO DE SODIO FUNDIDO EN SUS ELEMENTOS COMPONENTES:



UNA CELDA ELECTROLITICA CONSTA DE DOS ELECTRODOS INMERSOS EN UNA SAL FUNDIDA O EN UNA SOLUCION ACUOSA. LA CELDA ES ACTIVADA POR UN ACUMULADOR U OTRA FUENTE DE CORRIENTE ELECTRICA LA BATERIA ACTUA COMO UNA FUENTE DE ELECTRONES PUES IMPULSA A UNO DE LOS ELECTRODOS Y LOS JALA DEL OTRO

FIGURA. CELDA ELECTROLITICA



LOS SIGNOS PARA LOS ELECTRODOS EN UNA CELDA ELECTROLITICA SON OPUESTOS EN COMPARACION A UNA CELDA VOLTAICA.

EL CATODO ES NEGATIVO DEBIDO A QUE LOS ELECTRONES SE VEN IMPULSADOS HACIA EL CATODO POR LA FUENTE DE VOLTAJE EXTERNA.

EL ANODO ES POSITIVO PORQUE LOS ELECTRONES SON JALDOS POR LA FUENTE EXTERNA.

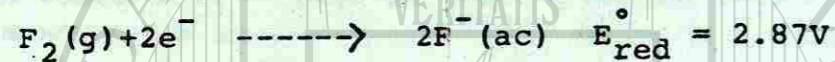
LA ELECTROLISIS DEL NaCl FUNDIDO QUE SE ILUSTRAN EN LA FIGURA ANTERIOR LOS IONES Na^+ FIJAN LOS ELECTRONES EN EL ELECTRODO NEGATIVO Y POR LO TANTO SE REDUCEN, A MEDIDA QUE LOS IONES Na^+ ADICIONALES MIGRAN A EL. EN UNA FORMA SEMEJANTE HAY UN MOVIMIENTO NETO DE IONES HACIA EL ELECTRODO POSITIVO DONDE LIBERAN SU ELECTRON Y SON OXIDADOS. PRECISAMENTE COMO EN LAS CELDAS VOLTAICAS EL ELECTRODO EN EL CUAL OCURRE LA REDUCCION SE LLAMA CATODO Y EL ELECTRODO EN EL QUE OCURRE LA OXIDACION SE LLAMA ANODO.

El potencial estándar de reducción (a 25°C, 101,325 kPa, 1M)

Media reacción	E° (Voltios)	Media reacción	E° (Voltios)
$\text{Li}^+ + e^- \rightarrow \text{Li}$	-3.05	$\text{AgCl} + e^- \rightarrow \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0.22
$\text{K}^+ + e^- \rightarrow \text{K}$	-2.93	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	0.27
$\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$	-2.87	$\text{UO}_2^{2+} + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{U}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$	0.33
$\text{Ba}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ba}$	-2.91	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$	0.34
$\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$	-2.87	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + e^- \rightarrow \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	0.36
$\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$	-2.71	$\text{Cu}^+ + e^- \rightarrow \text{Cu}$	0.52
$\text{Am}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Am}$	-1.38	$\text{I}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-$	0.53
$\text{Mg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mg}$	-2.36	$\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2e^- \rightarrow 2\text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$	0.62
$\text{Ce}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Ce}$	-2.34	$2\text{HgCl}_2 + 2e^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{Cl}^-$	0.63
$\text{H}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{H}^-$	-2.25	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$	0.68
$\text{Pu}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Pu}$	-2.03	$\text{Fe}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0.77
$\text{Be}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Be}$	-1.85	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- \rightarrow 2\text{Hg}$	0.79
$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$	-1.66	$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$	0.80
$\text{SiFe}^{2+} + 4e^- \rightarrow \text{Si} + 6\text{F}^-$	-1.20	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0.80
$\text{Mn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mn}$	-1.18	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ (10^{-7}\text{M}) + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	0.82
$\text{OCN}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{CN}^- + 2\text{OH}^-$	-0.97	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Hg}$	0.85
$\text{Cr}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cr}$	-0.91	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0.90
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0.83	$2\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}$	0.92
$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$	-0.76	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0.94
$\text{U}^{4+} + e^- \rightarrow \text{U}^{3+}$	-0.61	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e^- \rightarrow \text{NO}(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	0.96
$\text{Ga}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Ga}$	-0.56	$\text{Pd}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pd}$	0.99
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0.50	$\text{Br}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Br}^-$	1.07
$2\text{CO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0.49	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1.23
$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0.46	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1.23
$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}$	-0.44	$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$	1.27
$\text{Eu}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Eu}$	-0.43	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1.33
$\text{Cr}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Cr}^{2+}$	-0.41	$\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1.36
$2\text{H}^+ (10^{-7}\text{M}) + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$	-0.41	$\text{Au}^{3+} + 2e^- \rightarrow \text{Au}^+$	1.42
$\text{Cd}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cd}$	-0.40	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1.46
$\text{PtSO}_4 + 2e^- \rightarrow \text{Pt} + \text{SO}_4^{2-}$	-0.36	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1.47
$\text{Co}^{3+} + 2e^- \rightarrow \text{Co}$	-0.28	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1.49
$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}$	-0.25	$\text{Au}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Au}$	1.50
$\text{Sn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}$	-0.14	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1.51
$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}$	-0.13	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1.70
$\text{AgCN} + e^- \rightarrow \text{Ag} + \text{CN}^-$	-0.02	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1.78
$2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$	0.00	$\text{Co}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Co}^{2+}$	1.81
$\text{UO}_2^{2+} + e^- \rightarrow \text{UO}_2^+$	0.06	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	2.01
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	0.14	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2.07
$\text{Sn}^{4+} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	0.15	$\text{F}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{F}^-$	2.87
$\text{Cu}^{2+} + e^- \rightarrow \text{Cu}^+$	0.15	$\text{F}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow 2\text{HF}$	3.03
$\text{SO}_4^{2-} - 4\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{SO}_2(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}$	0.17		

EL POTENCIAL DE SEMI-CELDA DEBIDO A LA PERDIDA DE ELECTRONES EN EL ANODO SE LLAMA POTENCIAL DE OXIDACION. E_{ox} , Y EL DEBIDO A LA GANANCIA DE ELECTRONES EN EL CATODO SE LLAMA POTENCIAL DE REDUCCION E_{red} .

UN POTENCIAL DE REDUCCION NEGATIVO INDICA QUE LA ESPECIE ES MAS DIFICIL DE REDUCIR QUE EL H^+ , EN TANTO QUE UN POTENCIAL DE OXIDACION NEGATIVO INDICA QUE LA ESPECIE ES MAS DIFICIL DE OXIDAR QUE EL H_2 . POR LO TANTO EL F_2 ES LA ESPECIE QUE SE REDUCE CON MAS FACILIDAD, EN CONSECUENCIA, EL AGENTE OXIDANTE MAS FUERTE DE LOS ENUMERADOS EN LA LISTA



EL ION LITIO, Li^+ , ES EL MAS DIFICIL DE REDUCIR Y POR CONSIGUIENTE, ES EL AGENTE OXIDANTE MAS POBRE



UNA SEMI-REACCION CON UN E_{red}° MUY NEGATIVO TENDRA UN E_{ox}° MUY POSITIVO. ASI COMO ENTRE LAS SUSTANCIAS ENUMERADAS EN LA TABLA EL $Li(s)$ ES EL QUE MAS FACILMENTE SE OXIDA Y ES, EN CONSECUENCIA, EL AGENTE REDUCTOR MAS FUERTE:

EL ION FLUORURO, F^- , ES EL MAS DIFICIL DE OXIDAR Y ES, EN CONSECUENCIA, EL AGENTE REDUCTOR MAS POBRE.

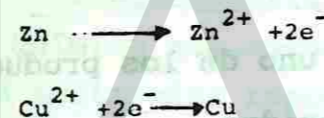
1.- CONTESTA LO QUE SE TE PIDE:

1.- ¿COMO AUMENTARIAS LA VELOCIDAD DE UNA REACCION?

2.- ¿QUE ES UNA CELDA VOLTAICA?

3.- ¿QUE ES UNA CELDA ELECTROLITICA?

4.- EN UNA CELDA VOLTAICA OCURREN LAS SIGUIENTE MEDIAS REACCIONES:



A) ¿DONDE OCURRE LA MEDIA REACCION DEL ZINC?

B) ¿DONDE OCURRE LA MEDIA REACCION DEL COBRE?

5.- ¿QUE SIGNIFICA EL VALOR NEGATIVO DE -3.05V PARA EL POTENCIAL DE REDUCCION ESTANDARD PARA LA MEDIA CELDA DEL LITIO: $Li^+ + e^- \longrightarrow Li$

6.- ¿QUE SIGNIFICA EL VALOR POSITIVO DE +2.87V PARA EL POTENCIAL DE REDUCCION ESTANDARD PARA LA MEDIA CELDA DEL FLUOR: $F_2 + 2e^- \longrightarrow 2F^-$

- Escribe dentro del paréntesis la letra que corresponde a la respuesta correcta.

- | | | |
|------------------------|--------------------------|--|
| A) ánodo | G) velocidad de reacción | L) naturaleza de reactivos, temperatura, concentración, presión. |
| B) cátodo | H) Complejo activado | M) Oxidación |
| C) electrólisis | I) energía de activación | N) reducción |
| D) celda voltáica | J) Catalizadores | O) Agente oxidante |
| E) celda electrolítica | K) inhibidores | P) Agente reductor |
| F) puente salino | | Q) cambio de color |

- () 1.- Se define como la energía necesaria para formar el complejo activado.
- () 2.- Factores que afectan la velocidad de reacción.
- () 3.- Es una evidencia de que ocurrió una reacción química.
- () 4.- Aparato en el que se lleva a cabo una reacción de electrólisis.
- () 5.- Se define como la rapidez con que se consume uno de los reactivos.
- () 6.- Cambio químico producido por una corriente eléctrica.
- () 7.- Sustancias que aumentan la velocidad de reacción pero no son afectadas por ésta.
- () 8.- Sustancias que detienen las reacciones atando a uno de los productos.
- () 9.- Es la sustancia que contiene los átomos que se oxidan.
- () 10.- Es la sustancia que contiene los átomos que se reducen.
- () 11.- Se define como el proceso por el cual se añaden electrones a los átomos o iones.
- () 12.- Se define como proceso por el cual se remueven electrones a los átomos o iones.
- () 13.- Tubo en forma de U que contiene una sustancia iónica en solución.
- () 14.- Electrodo donde se lleva a cabo la oxidación.
- () 15.- Electrodo donde se lleva a cabo la reducción.
- () 16.- Aparato que convierte la energía química potencial en energía eléctrica.

ESTEQUIOMETRIA

En 1775 Lavoisier expone su teoría de oxidación, en la que -- habla acerca de la naturaleza del principio (oxígeno) que se une -- con los metales en la calcinación, el cual las hace aumentar de peso; además hace notar la importancia de cuantificar el peso en las investigaciones químicas, surgiendo así la necesidad de determinar las relaciones ponderales (pesos) de las sustancias que reaccionan entre sí y la de aplicar teóricamente estas relaciones.

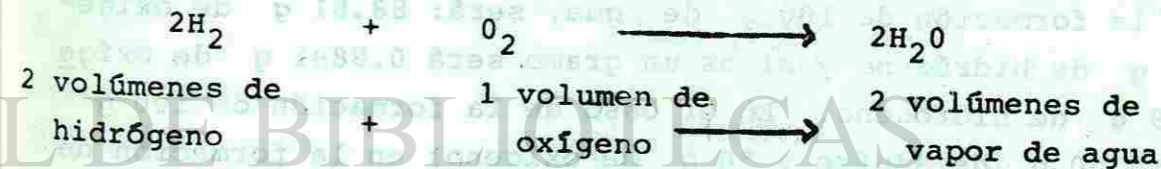
Así, a fines del siglo XVIII se inició la estequiometría ---- con las investigaciones del alemán Jeremías Benjamín Richter, (1762 -1807) al publicar su obra Principios de Estequiometría o Ciencia de Medir los Elementos Químicos, en la que desarrolla la teoría de las combinaciones en peso de los elementos químicos. Richter fue -- el que introdujo la palabra estequiometría, la cual se deriva de -- los vocablos griegos stoicheion -elemento y metron - medida.

Estequiometría, podemos definirla diciendo que es la parte de la química que estudia las relaciones ponderales que existen entre las sustancias reaccionantes.

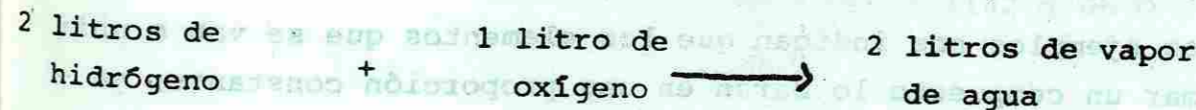
En esta unidad estudiaremos la forma de calcular las relaciones ponderales en los compuestos y en las reacciones químicas.

LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA

Al realizar la síntesis del agua se encuentra que:



Si tomamos como unidad de volumen el litro, tendremos:



Y si se calcula el peso de los reactivos y del producto en condiciones normales se obtiene:

REACTIVOS

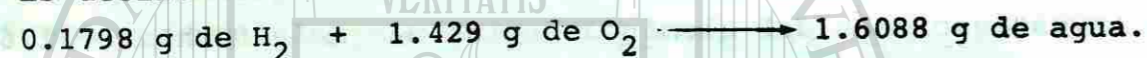
Peso de 2 litros de hidrógeno = 0.1798 g

Peso de 1 litro de oxígeno = $\frac{1.4290}{1.6088}$ g

PRODUCTO

Peso del vapor de agua = 1.6088 g

Es decir:



De aquí podemos deducir que la suma de las masas de los reactivos es igual a la masa del producto; por lo tanto, podemos afirmar que no hay pérdida de materia y que la cantidad de masa permanece constante. Esto que se está afirmando no es más que la Ley de la Conservación de la Materia, dada por Antonio Lorenzo Lavoisier y que dice: En toda reacción química la cantidad de materia que interviene permanece constante.

LEY DE LAS COMPOSICIONES DEFINIDAS

Esta ley establece que los elementos que forman un compuesto dado, siempre serán los mismos y a su vez guardarán la misma proporción en masa.

Esto indica que los elementos que se combinan para formar un compuesto, siempre lo harán en proporciones fijas; por ejemplo en el caso de la formación de 100 g de agua, será: 88.81 g de oxígeno y 11.19 g de hidrógeno y si es un gramo será 0.8881 g de oxígeno y 0.1119 g de hidrógeno. En el caso de la formación de 100 g de SO₂, será 50 g de azufre y 50 g de oxígeno; en la formación de 10 g será de 5 g de O₂ y 5 de S.

Estos ejemplos nos indican que los elementos que se van a unir para formar un compuesto lo harán en una proporción constante; ya que si para formar 10 g de SO₂ juntamos 5 g de S y 8g de O₂ reaccionaron solo 5 g de azufre con 5 de oxígeno, por que la propor-

ción de formación de SO₂ es del 50% de cada elemento.

Esta ley se aplica a todos los compuestos, ya que todos ellos tendrán la proporción bien definida en que se forman.

LEY DE LAS PROPORCIONES MULTIPLES

Al combinarse dos o más elementos para formar más de un compuesto, las cantidades de masas de un elemento que se unen a la masa fija de otro, para formar diferentes compuestos, guardan una relación de números enteros pequeños.

Tomemos por ejemplo el nitrógeno y el oxígeno que se unen para formar cinco compuestos diferentes.

Obtengamos primero la cantidad de oxígeno que se une con un gramo de nitrógeno en los cinco compuestos:

N ₂ O		
Composición		
N = 2 x 12 = 28 g	28 g. de N se unen con 16 de O	
O = 1 x 16 = 16 g	1 g de N ————— X	
	1 g de N se une con 0.5714 g de O	

NO		
Composición		
N = 14 g	14 g de N ——— 16 g de O	
O = 16 g	1 g de N ——— X	
	1 g de N con 1.142 g de O	

N ₂ O ₃		
Composición		
N = 2 x 14 = 28 g	28 g de N ——— 48 g de O	
O = 3 x 16 = 48 g	1 g de N ——— X	
	1 g de N con 1.7142 g de O	



Composición

$$\text{N} = 1 \times 14 = 14 \text{ g}$$

$$14 \text{ g de N} \text{ --- } 32 \text{ de O}$$

$$\text{O} = 2 \times 16 = 32 \text{ g}$$

$$1 \text{ g de N} \text{ --- } \text{X}$$

$$1 \text{ g de N con } 2.2857 \text{ g de O}$$



Composición

$$\text{N} = 2 \times 14 = 28 \text{ g}$$

$$28 \text{ g de N} \text{ --- } 80 \text{ g de O}$$

$$\text{O} = 5 \times 16 = 80 \text{ g}$$

$$1 \text{ g de N} \text{ --- } \text{X}$$

$$1 \text{ g de N con } 2.8571 \text{ g de O}$$

Si dividimos cada una de las masas de oxígeno que se unen con un gramo de nitrógeno, entre su valor más pequeño, obtenemos la relación numérica entre estas masas.

$$\frac{0.5714 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 1$$

$$\frac{1.1428 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 2$$

$$\frac{1.7142 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 3$$

$$\frac{2.2857 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 4$$

$$\frac{2.8571 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 5$$

Esto nos indica que un gramo de nitrógeno se una con 1, 2, 3, 4, ó 5 veces la masa de 0.5714 g de oxígeno. Este ejemplo nos ilustra la Ley de las Proporciones Múltiples.

CONCEPTO DE MOL

Con el espectrógrafo de masas se pueden tabular las masas atómicas de los elementos, comparándolas con un patrón tomado arbitrariamente; el patrón que se usa es la masa del átomo de carbono, al cual se le ha asignado un valor de 12; a esta tabulación o lista de masas relativas se conoce como escala de masas atómicas y se miden en unidades de masa atómica, que se abrevia u.m.a.

Esta escala de masas se elaboró así, porque cuando los científicos habían intentado medir a los átomos en forma individual, encontraron que eran muy pequeños para pesarlos individualmente. Por lo que para poder en la realidad pesar la materia se necesitan cantidades muy grandes de átomos y se pensó en una unidad que describa adecuadamente esas cantidades.

La unidad empleada por los científicos en forma universal, es la mol, que es la unidad SI para medir cantidad de sustancia y se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades (átomos, moléculas, fórmulas unitarias o iones.) como el número de átomos contenidos en 12 gramos de carbono 12 puro.

El número de unidades contenidas en un mol fué determinado por Amadeo Avogadro y su valor actual es de:

$$1 \text{ mol} = 6.022045 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

Así un mol de neón contiene 6.022×10^{23} átomos de neón. El hidrógeno se encuentra por lo general como moléculas diatómicas (dos átomos), por lo que un mol de hidrógeno contiene 6.022×10^{23} moléculas de H_2 y $2(6.022 \times 10^{23})$ átomos de H.

Como se explicó antes cada tipo de átomos tiene una masa característica y definida por lo que un mol de cierta sustancia pura también tiene masa definida.

Como el mol se define en base al patrón de la escala de masas atómicas, que es el carbono 12, entonces:

La masa en gramos de un mol de átomos de un elemento puro es numéricamente igual a su masa atómica en u.m.a.

Igualmente se puede decir que un mol de moléculas de compuestos o elementos que se encuentren como tal, es igual a su masa molecular en gramos.

La masa molecular de un compuesto es igual a la suma de las masas atómicas de todos los elementos que lo constituyen, multiplicados cada uno por el número de veces que esta presente el elemento.

Pregunta: ¿Cuál es la masa de un mol de Al ?

Tomando en cuenta que la masa atómica del aluminio es 26.98 u.m.a., la masa de una mol será de 26.98 g.

RELACION MASA - MOL

Utilizando el concepto de mol y su equivalencia con la masa molecular de los compuestos (o masa atómica para los compuestos monoatómicos), se pueden hacer conversiones de masa a número de moles o a la inversa.

Estas conversiones se pueden hacer de dos formas:

1.- Utilizando la fórmula:

$$\text{número de moles} = \frac{\text{gramos de sustancia}}{\text{masa molecular de la sustancia}}$$

Ejemplo:

¿Cuántos moles hay en 160 g de hidroxido de sodio (NaOH) ?

M.A. Na = 23 O = 16 H = 1

Aplicando la fórmula:

$$\begin{aligned} \text{número de moles} &= \frac{\text{gramos de la sustancia}}{\text{masa molecular de la sustancia}} \\ &= \frac{160 \text{ g}}{40 \text{ g mol}} \\ &= 4 \text{ moles NaOH} \end{aligned}$$

NaOH	
Na=1x23=23	
O=1x16=16	
H=1x1=1	
40	

2.- Utilizando los factores de conversión, que es el método que emplearemos mas adelante, en los ejemplos que sea necesario.

1 mol = la masa molecular

Con el mismo ejemplo: ¿Cuántos moles hay en 160 g de hidroxido de sodio (NaOH) ?

$$1 \text{ mol NaOH} = 40 \text{ g NaOH}$$

$$160 \text{ g NaOH} \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \right) = 4 \text{ moles NaOH}$$

Otros ejemplos:

1.- ¿Cuántos moles hay en 480 g de potasio?

Una mol de potasio es igual a 39.098 g, por lo tanto:

$$480 \text{ g de K} \left(\frac{1 \text{ mol de K}}{39.098 \text{ g de K}} \right) = 12.27 \text{ moles de K}$$

2.- ¿Cuál es la masa contenida en 3 moles de ácido sulfúrico cuya fórmula es: H₂SO₄?

$$3 \text{ moles H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g}$$

H = 2x1= 2	
S = 1x32=32	
O = 4x16=64	
98	

$$3 \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \left(\frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \right) = 296 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

NUMERO DE AVOGADRO - APLICACIONES

Como ya se mencionó, un mol de una sustancia contiene un número definido de átomos, moléculas, fórmulas unitarias o iones, este número fué determinado experimentalmente y se conoce con el nombre de Número de Avogadro (N) en reconocimiento al físico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856) y su valor es de:

$$6.022 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}} \quad \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}$$

Problemas:

1.- ¿Cuántos átomos contienen 10 g de calcio?

Si 40 u.m.a. es la masa atómica del calcio, entonces:

$$1 \text{ mol de calcio} = 40 \text{ g} \quad 1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$10 \text{ g Ca} \left(\frac{1 \text{ mol Ca}}{40 \text{ g Ca}} \right) = 0.25 \text{ moles Ca}$$

$$0.25 \text{ moles} \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} \right) = 1.505 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Planteado de otra forma:

$$\text{En } 40 \text{ g hay } \text{---} 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$\text{En } 10 \text{ g habrá } \text{---} \times$$

$$\frac{10 \text{ g} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{40 \text{ g}} = 1.505 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

2.- En 2 moles de cloro gaseoso, ¿cuántas moléculas hay?

El cloro existe en forma molecular; es decir, en forma de Cl_2

$$2 \text{ moles} \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \right) = 12.044 \times 10^{23}$$

$$= 1.2044 \times 10^{24} \text{ moléculas}$$

CUESTIONARIO.MOL Y NUMERO DE AVOGADRO

- 1.- ¿Cuál es la masa de un mol de los siguientes elementos?
a) fierro b) cobre c) bario d) mercurio
- 2.- ¿Cuántos átomos hay en 100 g. de plata?
- 3.- En 250 g de cobre ¿Cuántos átomos hay?
- 4.- ¿Cuántos moles hay en 128 g de Ca?
- 5.- Completa el siguiente cuadro:

Sustancia	Fórmula	Masa atómica	Masa molecular	No. de átomos en una mol
Bromo				
Hidrógeno				
Hidróxido de sodio				
Cloro				
Acido Clorhídrico				

" Cuadro 3.1 "

- 6.- ¿Cuántos g de plata hay en 3.5 moles?
- 7.- ¿Cuántos átomos hay en una muestra de 20.00 g de uranio?
- 8.- ¿Cuántos g de plomo hay en 4.8 moles?
- 9.- ¿Cuál es la masa en g de un mol de fierro?
- 10.- Expresar la masa en gramos de 3 moles de aluminio.

PROBLEMAS DE MASA MOLECULAR Y MOLES

1.- ¿Cuál es la masa molecular de los siguientes compuestos?

- | | | |
|--------------------------------------|-----------------------------|----------------------------|
| a) CH_3OH | b) Na_2SO_4 | c) HCl |
| d) H_2S | e) NaOH | f) KI |
| g) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | h) HNO_3 | i) H_2SO_4 |
| j) H_2O_2 | | |

2.- ¿Cuántos gramos de cada uno de los siguientes compuestos se necesitan para tener una mol de los mismos?

- | | | |
|-----------------------------|----------------------------|--------------------|
| a) HI | b) LiOH | c) BaSO_4 |
| d) KCl | e) Fe_2O_3 | f) CuCl_2 |
| g) HgCl_2 | h) FeCl_2 | i) CaO |
| j) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | | |

3.- ¿Cuántos moles hay en 200 g de cada uno de los siguientes compuestos?

- | | | |
|--------------------------------------|---------------------------|-----------------------------|
| a) BaCl_2 | b) CaSO_4 | c) KCl |
| d) NaCl | e) NH_4OH | f) Na_2SO_4 |
| g) SO_2 | h) KMnO_4 | i) CCl_4 |
| j) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ | | |

4.- ¿Cuántos gramos hay de cada uno de los siguientes compuestos expresados en moles?

- 12.5 moles de Na_2CO_3
- 4.8 moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 5.64 moles de HI
- 12.5×10^{-2} moles de H_2O_2
- 2×10^{-3} moles de KNO_3
- 1.4×10^4 moles de BaCl_2
- 1.4×10^{-5} moles de H_2O
- 1.02 moles de AgCl

5.- Expresar en kg;

- 1.4×10^3 moles de Cu
- 7.4×10^2 moles de H_3PO_4
- 2.5×10^{-3} moles de AlCl_3

COMPOSICION PORCENTUAL DE UNA FORMULA

Para calcular la composición porcentual de una fórmula se obtiene primero la masa molecular del compuesto y en seguida se calcula el % que hay de cada elemento en la fórmula. Ejemplo:

Calcular en que porcentaje se unen los elementos constituyentes del H_3PO_4

MASA MOLECULAR:

3 átomos de hidrógeno	3 x 1	3.00
1 átomo de fósforo	1 x 30.97	= 30.97
4 átomos de oxígeno	4 x 16	= 64.00
		97.97

$$\% \text{ de un elemento} = \frac{\text{masa del elemento en un mol}}{\text{Masa Molecular}} \times 100$$

POR LO TANTO:

$$\% \text{ de H} = \frac{3(H)}{H_3PO_4} \times 100 = \frac{3}{97.97} \times 100 = 3.06\%$$

$$\% \text{ de P} = \frac{30.97}{97.97} \times 100 = 31.61\%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{64}{97.97} \times 100 = 65.32\%$$

¿Cuál es la composición porcentual del Na_2CO_3 ?

$$\begin{aligned} \text{Masa de una mol: } & (2 \times 23) + (1 \times 12) + (3 \times 16) = \\ & = 46.00 + 12 + 48 = 106g \end{aligned}$$

$$\% \text{ de Na} = \frac{46}{106} \times 100 = 43.39\%$$

$$\% \text{ de C} = \frac{12}{106} \times 100 = 11.32\%$$

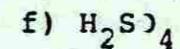
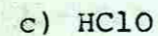
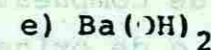
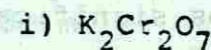
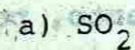
$$\% \text{ de O} = \frac{48}{106} \times 100 = 45.28\%$$

$$99.99\%$$

La suma de los porcentos debe ser igual a 100 o tener un error de 0.01% debido a las decimales.

COMPOSICION PORCENTUAL

1).- ¿Cuál es la composición porcentual de los siguientes compuestos?



2).- ¿Cuánto potasio hay en 100 g de $KClO_3$?

3).- ¿Cuánto fierro hay en 100 g de una muestra de Fe_2O_3 ?

FORMULA EMPIRICA Y MOLECULAR

Fórmula: En la representación de una sustancia se usa la fórmula, la cual es la unión de símbolos, los cuales están afectados por subíndices que indican el número de átomos que integran la molécula o unidad fórmula.

La fórmula representa el nombre de la sustancia, la cantidad de átomos que tiene, los elementos que la forman e implícitamente la cantidad de masa que hay de cada elemento, así como su masa molecular.

Fórmula empírica o mínima.- Es la fórmula más simple que muestra los números relativos de las diferentes clases de átomos en una molécula.

Fórmula molecular.- Es la fórmula que muestra el número real de cada clase de átomos en una molécula.

En muchos casos la fórmula empírica de un compuesto es igual a la fórmula real o molecular; en otros casos la fórmula molecular es un múltiplo de su fórmula más simple.

CÁLCULO DE LA FÓRMULA EMPÍRICA

Ejemplo:

¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 26.57% de potasio, 35.35% de cromo y 38.07% de oxígeno?

1.- Los porcentajes dados significan partes por ciento, por lo cual podemos escribir: 100 g de compuesto contienen 26.57 g de potasio, 35.35 g de cromo y 38.07 g de oxígeno.

En seguida cada uno de estos valores se dividen entre sus respectivas masas atómicas, para determinar el número de moles que hay en cada elemento.

$$\text{moles de potasio} = \frac{26.57 \text{ g}}{39.09 \text{ g/mol}} = 0.6798 \text{ moles}$$

$$\text{moles de cromo} = \frac{35.35 \text{ g}}{51.99 \text{ g/mol}} = 0.6799 \text{ moles}$$

$$\text{moles de oxígeno} = \frac{38.07 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mol}} = 2.3700 \text{ moles}$$

2.- Dividir cada número de moles encontrado entre el menor de ellos, con la finalidad de determinar la relación molar de los diferentes átomos.

$$\text{Relación de moles para el potasio} = \frac{0.6789 \text{ moles}}{0.6798 \text{ moles}} = 1$$

$$\text{Relación de moles para el cromo} = \frac{0.6799 \text{ moles}}{0.6799 \text{ moles}} = 1$$

$$\text{Relación de moles para el oxígeno} = \frac{2.3700 \text{ moles}}{0.6799 \text{ moles}} = 3.49$$

3.- Escribir la fórmula más simple tomando en cuenta que el átomo es indivisible, ya que sólo existen como unidades enteras, tomando en cuenta lo anterior, si escribimos la fórmula como $K_1Cr_1O_{3.49}$ estará incorrecta, ya que el oxígeno contiene subíndice fraccionario; para eliminarlo se multiplican todos los subíndices por un número pequeño que los haga enteros; en este caso, si multiplicamos por 2, la fórmula quedaría $K_2Cr_2O_7$ (dicromato de potasio).

síntesis de pasos a seguir:

- 1.- Los datos de por ciento del elemento expresarlos en gramos y dividirlos entre la masa atómica correspondiente.
- 2.- Dividir el número de moles encontrado entre el resultado más pequeño.
- 3.- Establecer la fórmula tomando en cuenta que los átomos existen en unidades enteras. (Multiplicar por números pequeños para no tener fracciones en los subíndices).

Ejemplo:

En 100 g de un compuesto hay 74.86 g de carbono y 25.12 g de hidrógeno, calcular su fórmula empírica.

1.- Como sus elementos ya están dados en gramos, dividiremos entre la masa atómica de cada uno.

$$C = \frac{74.86 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 6.23 \text{ moles} \quad H = \frac{25.12 \text{ g}}{1.0089 \text{ g/mol}} = 24.85 \text{ moles}$$

2.- Dividiendo entre el número menor de moles.

$$C = \frac{6.23 \text{ moles}}{6.23 \text{ moles}} = 1$$

$$H = \frac{24.95 \text{ moles}}{6.23 \text{ moles}} = 4$$

3.- Fórmula empírica: CH_4

(El número uno no se escribe).

FÓRMULA MOLECULAR

La fórmula molecular en ocasiones es igual a la empírica y en otros casos es un múltiplo de ésta, o podemos decir: La fórmula molecular es igual a n veces la fórmula empírica, donde n puede tomar cualquier valor numérico de uno en adelante.

Fórmula molecular = (fórmula empírica) n

$$n = \frac{\text{masa (determinada experimentalmente) de una mol del compuesto}}{\text{masa de una mol de la fórmula empírica}}$$

Ejem.- El análisis de un compuesto puro mostró un contenido de carbono de 79.885% y 20.114% de hidrógeno; además, por experimentación, se encontró que la masa de una mol era de 30.068 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?.

1.- Hallar primero la fórmula empírica:

$$C = 79.88 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol de C}}{12.01 \text{ g}} \right) = 6.58 \text{ moles}$$

$$H = 20.114 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol de H}}{1.008 \text{ g}} \right) = 19.95 \text{ moles}$$

2.- Fórmula empírica $C_{6.58}H_{19.95}$; dividiendo entre el número menor:

$$\frac{6.58}{6.58} = 1 \quad \frac{19.95}{6.58} = 3.03 \text{ (aproximadamente 3)}$$

Fórmula empírica C_1H_3

3.- Para hallar la fórmula molecular:

$$\begin{array}{l} (C_1H_3)_n \\ C = 12 \\ H_3 = \frac{3}{15} \text{ g/mol} \\ n = \frac{30.068 \text{ g/mol}}{15 \text{ g/mol}} = 2 \end{array}$$

$$\begin{aligned} \text{Fórmula molecular} &= (C_1H_3)_2 \\ &= C_2H_6 \end{aligned}$$

Ejemplo:

Por análisis cuantitativo se encontró que un compuesto puro está -- constituido por 82.66% de carbono y 17.20% de hidrógeno; posteriormente se encontró experimentalmente que una mol de este compuesto -- tenía una masa de 58.12 g. Calcular la fórmula molecular del compuesto.

Datos

$$C = 82.66\% = 82.66 \text{ g}$$

$$H = 17.20\% = 17.20 \text{ g}$$

$$\text{Masa 1 mol de compuesto} = 58.12 \text{ g}$$

Solución

1o. Encontramos la fórmula empírica:

$$C = 82.66 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol de C}}{12.01 \text{ g}} \right) = 6.88 \text{ moles}$$

$$H = 17.20 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol de H}}{1.008 \text{ g}} \right) = 17.20 \text{ moles}$$

Dividiendo entre el número de moles más pequeños:

$$\frac{6.88 \text{ moles}}{6.88 \text{ moles}} = 1 \quad \frac{17.20 \text{ moles}}{6.88 \text{ moles}} = 2.5$$

Fórmula empírica $C_1H_{2.5}$; se multiplica el subíndice por dos para

$$\text{tener números enteros } C_{1 \times 2}H_{2.5 \times 2} = C_2H_5$$

La fórmula molecular sería: $(C_2H_5)_n$.

Como a "n" no lo conocemos hay que calcularlo.

$$n = \frac{\text{masa experimental de mol}}{\text{masa mol de la fórmula empírica}}$$

$$\text{Masa experimental} = 58.12 \text{ g/mol}$$

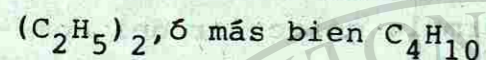
$$\text{Masa de la fórmula empírica } C = 2 \times 12.0 \text{ g} = 24.02 \text{ g}$$

$$H = 5 \times 1.008 = \frac{5.040 \text{ g}}{29.060 \text{ g/mol}}$$

Sustituyendo:

$$n = \frac{58.12 \text{ g/mol}}{29.06 \text{ g/mol}} = 2$$

Con este resultado la fórmula molecular es:



PROBLEMAS

FORMULA EMPIRICA

- 1.- ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que tiene: 94.11 % de oxígeno y 5.88 de hidrógeno?
- 2.- ¿Un compuesto tiene la siguiente composición porcentual: C= 53.28 %, H= 15.65 % y N= 31.07 %, ¿cuál es su fórmula empírica?
- 3.- La composición de un compuesto es la siguiente: Ca= 23.57 %, H= 2.37 %, P= 36.43 % y O= 37.83 % ¿cuál es su fórmula empírica?
- 4.- El sulfato de sodio tiene la siguiente composición porcentual: Na= 32.39 %, S= 22.53 %, O= 45.07 % ¿cuál es su fórmula empírica?
- 5.- ¿Cuál es la fórmula empírica del etano, si experimentalmente se encontró que su masa molecular es de 30 una y su composición porcentual es de: C = 80 % , H = 20 %

FORMULA MOLECULAR

- 6.- ¿Cuál es la fórmula molecular de un compuesto que está formado de 94.11 % de oxígeno y 5.88 % de hidrógeno y además la masa de una mol es de 34 g?
- 7.- ¿Cuál es la fórmula molecular de un compuesto, que experimentalmente se encontró que su masa molecular es de 30 una y su composición es de C = 80 % y H = 20 %?

CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS USO DE LAS RELACIONES MOLARES

Como ya se dijo, la estequiometría es la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química.

Un método muy utilizado para establecer estas relaciones es el factor molar (o relación molar).

La relación molar es el cociente entre el número de moles de dos sustancias involucradas en una determinada reacción química.

EJEMPLO:



La relación molar de K a K_2O es:

$$\frac{2 \text{ moles } \text{K}_2\text{O}}{4 \text{ moles K}}$$

La relación molar de O_2 a K_2O es:

$$\frac{2 \text{ moles } \text{K}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{O}_2}$$

La relación de K a O_2 es:

$$\frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{4 \text{ moles K}}$$

La relación molar sirve para determinar el número de moles que reaccionan o se obtienen como producto a partir de un dato conocido en una reacción química.

CALCULOS MOL A MOL:

En este tipo de problemas se tiene la sustancia de partida en moles y se pide la respuesta en moles, por lo que solamente se aplica la relación molar de la ecuación balanceada.

EJEMPLO:

1.- ¿Cuántos moles de oxígeno (O_2) se pueden obtener por descomposición térmica de 5 moles de clorato de potasio ($KClO_3$)?



PASOS:

- Tener la ecuación balanceada.
- Determinar la relación molar según el planteamiento del problema.

El problema dice ¿Cuántos moles de O_2 se obtienen con X moles de $KClO_3$ - marcar esa relación en la ecuación.

$$\frac{3 \text{ moles } O_2}{2 \text{ moles } KClO_3}$$

c) aplicar la relación molar:

$$5 \text{ moles } KClO_3 \left(\frac{3 \text{ moles } O_2}{2 \text{ moles } KClO_3} \right) = 7.5 \text{ moles } O_2$$

RESPUESTA:

Se obtienen 7.5 moles de O_2 a partir de 5 moles de $KClO_3$

EJEMPLO:

2.- De la ecuación balanceada:



Calcular el número de moles de óxido de plomo (II) que reaccionarán con 12 moles de ácido clorhídrico.

- Tener la ecuación balanceada.

= 3 =

- Establecer la relación molar según la pregunta o problema.

$$\frac{1 \text{ mol } PbO_2}{4 \text{ moles } HCl}$$

- Aplicar la relación molar.

$$12 \text{ moles } HCl \left(\frac{1 \text{ mol } PbO_2}{4 \text{ moles } HCl} \right) = 3 \text{ moles } PbO_2$$

RESPUESTA:

12 moles de HCl reaccionarán con 3 moles de PbO_2

CALCULOS DE MOL A MASA:

En este tipo de problemas se da la sustancia de partida en gramos y se pide la sustancia pregunta en moles o a la inversa se da en moles y se pide la respuesta en gramos.

Solo se agrega un paso que es: Convertir según sea necesario, de gramos a moles o de moles a gramos. Recuérdese que un mol es numéricamente igual a su masa atómica o masa molecular -- (ver Pag.37).

EJEMPLO:

1.- Dada la ecuación:



¿Cuántos moles de Al_4C_3 se necesitan para reaccionar con 162 g de agua?

PASOS:

1.- Balancear la ecuación:



2.- Establecer la relación molar necesaria según la pregunta y marcarla en la ecuación.

$$\frac{1 \text{ mol Al}_4\text{C}_3}{12 \text{ moles H}_2\text{O}}$$

3.- Convertir gramos de agua a moles, 1 mol H₂O = 18g

$$\begin{array}{l} \text{H}_2\text{O} \\ \text{H} = 2 \times 1 = 2 \\ \text{O} = 1 \times 16 = 16 \\ \hline 18 \end{array}$$

$$162\text{g H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \right) = 9 \text{ moles H}_2\text{O}$$

4.- Aplicar la relación molar.

$$9 \text{ moles H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ mol Al}_4\text{C}_3}{12 \text{ moles H}_2\text{O}} \right) = 0.75 \text{ moles Al}_4\text{C}_3$$

RESPUESTA:

Se necesitan 0.75 moles de Al₄C₃ para reaccionar con 162g de agua.

EJEMPLO:

2.- ¿Cuántos gramos de Fe₂O₃ pueden obtenerse a partir de 3 moles de FeS₂?, según la siguiente ecuación.



PASOS:

- 1.- Partir de la ecuación balanceada.
- 2.- Establecer la relación molar requerida en la pregunta indicarla en la ecuación

$$\frac{2 \text{ moles Fe}_2\text{O}_3}{4 \text{ moles FeS}_2}$$

3.- Aplicar la relación molar

$$3 \text{ moles FeS}_2 \left(\frac{2 \text{ moles Fe}_2\text{O}_3}{4 \text{ moles FeS}_2} \right) = 1.5 \text{ moles Fe}_2\text{O}_3$$

4.- Convertir los moles a gramos 1 mol Fe₂O₃=160g

$$\begin{array}{l} \text{Fe}_2\text{O}_3 \\ \text{Fe} = 2 \times 56 = 112 \\ \text{O} = 3 \times 16 = 48 \\ \hline 160 \end{array}$$

$$1.5 \text{ moles Fe}_2\text{O}_3 \left(\frac{160\text{g}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \right) = 240\text{g de Fe}_2\text{O}_3$$

RESPUESTA:

Se obtienen 240 gramos de Fe₂O₃ a partir de 3 moles de FeS₂

NOTA: Obsérvese que el paso donde se efectúa la conversión de gramos a moles es el número tres y cuando es de moles a gramos el cuatro, esto es porque se requiere tener los datos de partida en moles para aplicar la relación molar.

CALCULOS DE MASA -MASA:

En estos problemas la información (datos) de la sustancia de partida se dan en gramos (o múltiplos) y la respuesta o sea la sustancia que preguntan, se pide en gramos también.

Como en la mayoría de los problemas hay varias formas de resolverlos, pero solo presentaremos una serie de pasos a seguir.

PASOS:

- 1.- Balancear la ecuación
- 2.- Establecer la relación molar que señala la pregunta e indicarla en la ecuación balanceada.
- 3.- La información en gramos convertirla a moles.
- 4.- Aplicar la relación molar.
- 5.- Convertir los moles obtenidos a gramos.

EJEMPLO:

1.- ¿Cuántos gramos de yoduro de potasio se obtienen por calentamiento de 203.2 g de yodo en solución -

de hidróxido de potasio? según la siguiente ecuación.



PASOS:

- 1.- Balancear la ecuación.
En este caso se tiene la ecuación balanceada.
- 2.- Establecer la relación molar que señala la pregunta e indicarla en la ecuación balanceada.

$$\frac{5 \text{ moles KI}}{3 \text{ moles } I_2}$$

- 3.- Convertir los gramos a moles.

$$1 \text{ mol } I_2 = 254 \text{ g}$$

I_2

$$I = 2 \times 127 = 254$$

$$203.2 \text{ g } I_2 \left(\frac{1 \text{ mol } I_2}{254 \text{ g } I_2} \right) = 0.8 \text{ mol } I_2$$

- 4.- Aplicar la relación molar.

$$0.8 \text{ mol } I_2 \left(\frac{5 \text{ moles KI}}{3 \text{ moles } I_2} \right) = 1.33 \text{ moles KI}$$

- 5.- Convertir de moles a gramos;

$$1 \text{ mol KI} = 166 \text{ g}$$

KI

$$K = 1 \times 39 = 39$$

$$I = 1 \times 127 = \frac{127}{166}$$

$$1.33 \text{ moles KI} \left(\frac{166 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}} \right) = 220 \text{ g KI}$$

RESPUESTA:

Se obtienen 220g de KI por calentamiento de 203.2 g de yodo en solución de hidróxido de potasio

EJEMPLO:

- 2.- ¿Qué peso de óxido de potasio (K_2O) puede ser - preparado a partir de la oxidación completa de 100 g de potasio?



PASOS:

- 1.- Balancear la ecuación.



- 2.- Establecer la relación molar que se requiere para responder la pregunta indicada en la ecuación

$$\frac{2 \text{ moles } K_2O}{4 \text{ moles K}}$$

- 3.- Convertir los gramos a moles de la sustancia de partida.

$$1 \text{ mol K} = 39 \text{ g}$$

$$100 \text{ g K} \left(\frac{1 \text{ mol K}}{39 \text{ g K}} \right) = 2.56 \text{ moles K}$$

- 4.- Aplicar la relación molar

$$2.56 \text{ moles K} \left(\frac{2 \text{ moles } K_2O}{4 \text{ moles K}} \right) = 1.28 \text{ moles } K_2O$$

- 5.- Convertir la respuesta de moles a gramos.

$$1 \text{ mol } K_2O = 94 \text{ g}$$

K_2O

$$K = 2 \times 39 = 78$$

$$O = 1 \times 16 = \frac{16}{94}$$

$$1.28 \text{ mol } K_2O \left(\frac{94 \text{ g } K_2O}{1 \text{ mol } K_2O} \right) = 120.32 \text{ g}$$

RESPUESTA:

Se preparan 120.32 g de K_2O a partir de 100 g de K

REACTIVO LIMITANTE:

En la ecuación química balanceada se indica la proporción en que reaccionan las sustancias reactivas, pero en algunas ocasiones en la práctica no se tienen estas proporciones exactas y es necesario calcular con las cantidades que se tienen, la cantidad de los reactivos que van a intervenir en la reacción. Así podemos observar que un reactivo está en exceso y otro no, a este que NO está en exceso se le llama reactivo limitante porque limita el rendimiento de la reacción o sea la cantidad de producto.

Para determinar cuál es el reactivo limitante, como la palabra lo indica, solo se toman los reactivos para calcularlo; este cálculo se efectúa como los de mol-mol o masa-mol.

EJEMPLO:

Dada la ecuación limitante.



Si se hacen reaccionar 16 g de KOH con 12 g de HNO_3 , ¿Cuál es el reactivo limitante?

Como los datos son en gramos hay que convertir a moles.

PASOS:

- 1.- Ecuación balanceada.
- 2.- Establecer la relación molar en la ecuación.
- 3.- Convertir a moles:

$$1 \text{ mol KOH} = 56 \text{ g KOH}$$
$$16 \text{ g KOH} \left(\frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} \right) = 0.28 \text{ moles KOH}$$

$$1 \text{ mol HNO}_3 = 63 \text{ g HNO}_3$$

$$12 \text{ g HNO}_3 \left(\frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} \right) = 0.19 \text{ moles HNO}_3$$

- 4.- Aplicar la relación molar utilizando uno de los datos, para determinar con cuántos moles debe de reaccionar.

$$0.28 \text{ moles KOH} \left(\frac{1 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol KOH}} \right) = 0.28 \text{ moles HNO}_3$$

0.28 moles de KOH reaccionan con 0.28 moles de HNO_3 , pero se tienen solo 0.19 moles de HNO_3 por lo que es el HNO_3 el reactivo limitante.

EJEMPLO:

- 2.- Cuando reaccionan 3 moles de Fe y 5 moles de $CuSO_4$, ¿Cuál es el reactivo limitante? Según la siguiente ecuación:



Si la información es en moles, se aplica directamente la relación molar y se compara para determinar el reactivo limitante.

PASOS:

- 1.- Ecuación balanceada.
- 2.- Establecer la relación molar.
- 3.- Aplicar la relación molar con uno de los datos.

$$3 \text{ moles Fe} \left(\frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{1 \text{ mol Fe}} \right) = 3 \text{ moles CuSO}_4$$

3 moles de Fe reaccionarán con 3 moles de $CuSO_4$, como se tienen 5 moles de $CuSO_4$ éste es el reactivo en exceso y el Fe es el reactivo limitante.

RENDIMIENTO DE LA REACCION:

Utilizando los cálculos estequiométricos, se puede determinar la cantidad de producto que se obtiene en una reacción química o sea el rendimiento.

Para calcular el rendimiento de la reacción es necesario saber primero cual es el reactivo limitante, ya que éste es el que limita, determina la cantidad de producto que se forma.

EJEMPLO:

- 1.- La combustión del propano es:



Si se hacen reaccionar 5 moles de C_3H_8 con 8 moles de O_2 , ¿cuántos moles de CO_2 se pueden obtener?

PASOS:

- 1.- Determinar primero el reactivo limitante como la información son moles se aplica la relación molar directamente.

$$5 \text{ moles } \text{C}_3\text{H}_8 \left(\frac{5 \text{ moles } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8} \right) = 25 \text{ moles } \text{O}_2$$

5 moles C_3H_8 reaccionarán con 25 moles de O_2 , como se tienen 8, éste será el reactivo limitante.

- 2.- Se pasa a calcular el rendimiento de la reacción utilizando el reactivo limitante y el producto -- por el que se pregunta.

PASOS:

- 1.- Ecuación balanceada que ya se tiene.
2.- Establecer la relación molar: ahora es el reactivo limitante y el producto que se cuestiona o --

$$\text{sea } \text{O}_2 \text{ y } \text{CO}_2 \quad \frac{3 \text{ moles } \text{CO}_2}{5 \text{ moles } \text{O}_2}$$

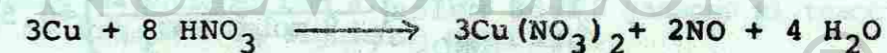
- 3.- Aplicar la relación molar con los moles del reactivo limitante que nos dan en el problema.

$$8 \text{ moles } \text{O}_2 \left(\frac{3 \text{ moles } \text{CO}_2}{5 \text{ moles } \text{O}_2} \right) = 4.8 \text{ moles } \text{CO}_2$$

RESPUESTA: Se obtienen 4.8 moles de CO_2

EJEMPLO:

- 2.- ¿Cuántos gramos de nitrato de cobre (II) se pueden obtener al hacer reaccionar 100 g de cobre -- con 100 g de ácido nítrico según la siguiente -- ecuación.



PASOS:

- 1.- Determinar el reactivo limitante; como los datos son gramos, hace falta convertirlos a moles.

$$1 \text{ mol Cu} = 63.5 \text{ g Cu}$$

$$100 \text{ g Cu} \left(\frac{1 \text{ mol Cu}}{63.5 \text{ g Cu}} \right) = 1.57 \text{ moles Cu}$$

$$1 \text{ mol HNO}_3 = 63 \text{ g HNO}_3$$

$$100 \text{ g HNO}_3 \left(\frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} \right) = 1.58 \text{ moles HNO}_3$$

Aplicando la relación molar con uno de los reactivos:

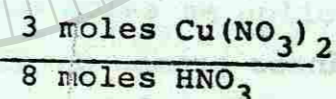
$$1.57 \text{ moles Cu} \left(\frac{8 \text{ moles HNO}_3}{3 \text{ moles Cu}} \right) = 4.18 \text{ moles HNO}_3$$

1.57 moles Cu reaccionan con 4.18 moles de HNO₃ y solo se tienen 1.58 por lo que es el HNO₃ el reactivo limitante.

2.- Calcular el rendimiento de la reacción, utilizando los moles del reactivo limitante.

PASOS:

- 1.- Ecuación balanceada.
- 2.- Establecer la relación molar ahora entre el reactivo limitante y el producto que se pregunta, o sea entre el HNO₃ y Cu(NO₃)₂



- 3.- Aplicar la relación molar con los moles que se tienen del reactivo limitante.

$$1.58 \text{ moles HNO}_3 \left(\frac{3 \text{ moles Cu(NO}_3)_2}{8 \text{ moles HNO}_3} \right) = 0.59 \text{ moles Cu(NO}_3)_2$$

- 4.- Convertir los moles a gramos, porque se piden gramos en el problema: 1 mol Cu(NO₃)₂ = 187.5 g

$$0.59 \text{ moles Cu(NO}_3)_2 \left(\frac{187.5 \text{ g Cu(NO}_3)_2}{1 \text{ mol Cu(NO}_3)_2} \right) = 110.62 \text{ g}$$

Se obtienen 110.62 g de Cu(NO₃)₂

$$\begin{array}{r} \text{Cu(NO}_3)_2 \\ \text{Cu} = 1 \times 63.5 = 63.5 \\ \text{N} = 2 \times 14 = 28 \\ \text{O} = 6 \times 16 = 96 \\ \hline 187.5 \end{array}$$

PORCENTAJE DE RENDIMIENTO:

Para calcular el porcentaje de rendimiento se debe calcular primero la cantidad teórica del producto (si no la tenemos) mediante la ecuación balanceada y después dividimos el rendimiento real obtenido (en la práctica) entre el teórico por cien.

EJEMPLO:

Teóricamente un estudiante debía haber obtenido en el laboratorio 5.51g de NaCl. Al efectuar el experimento obtuvo solo 4.32g ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento para el NaCl?

$$\frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

$$\frac{4.32 \text{ g}}{5.51 \text{ g}} \times 100 = 78.4\%$$

PROBLEMAS

FORMULA MINIMA Y MOLECULAR

- 1.- La composición porcentual del ácido sulfhídrico es: S = 94.12 %, H = 5.87 % ¿cuál es su fórmula molecular si su masa molecular es de 34.06 uma?
- 2.- ¿Cuál es la fórmula molecular de la etilamina, si por experimentación se encontró que una mol es igual a 45 g y está constituida de C en un 53.28 %, H en un 15.65 % y N en un 31.07%?

MOL-MOL

- 1.- ¿Cuántos moles de azufre se obtienen con 4.5 moles de H₂S gaseoso al reaccionar con SO₂ gaseoso? de acuerdo a la siguiente reacción:



- 2.- ¿Cuántos moles de oxígeno se necesitan para oxidar completamente 18.6 moles de cobre? según la siguiente reacción:



- 3.- ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico se necesitan para reaccionar completamente con 12 moles de zinc?; reacción:



- 4.- ¿Cuántos moles de bisulfuro de carbono se necesitan para reaccionar completamente con 12 moles de cloro? según la reacción siguiente:

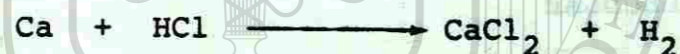


MOL-MASA

- 5.- Al reaccionar ácido sulfhídrico gaseoso con dióxido de azufre gaseoso se produce azufre sólido y agua. ¿Cuántos moles de azufre se pueden producir con 816 g de ácido sulfhídrico? Reacción (no balanceada):



- 6.- ¿Cuántos gramos de calcio se necesitan para llevar a efecto totalmente la siguiente reacción, si se cuenta con 36.5 moles de ácido clorhídrico?



- 7.- Tomando en cuenta la siguiente ecuación:



- a).- ¿Cuántos moles de cloruro de cinc son producidos por la reacción completa de 228.83 gramos de cinc?
b).- ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico son necesarios?

- 8.- El tetracloruro de carbono puede ser preparado de acuerdo a la siguiente reacción: (no balanceada):



¿Cuántos moles de disulfuro de carbono y de cloro son necesarios para preparar 770 g de tetracloruro de carbono?

MASA-MASA

- 9.- ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio reaccionan con 849 g de nitrato de plata y cuánto cloruro de plata y nitrato de sodio se obtiene?



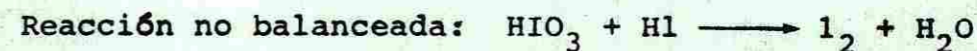
- 10.- ¿Cuánto óxido férrico se obtiene teóricamente al oxidar completamente 307.12 g de hierro? Reacción (no balanceada):



- 11.- ¿Cuántos gramos de clorato de potasio, cloruro de potasio y de agua se obtienen teóricamente al hacer reaccionar 568 g de cloro gaseoso con hidróxido de sodio? Reacción (no balanceada):



- 12.- Teóricamente, ¿Cuántos gramos de ácido yodhídrico se necesitan para reaccionar completamente con 634.5 g de ácido yódico y cuánto yodo se obtiene?



REACTIVO LIMITANTE

- 13.- Se hacen reaccionar 100 g de ácido sulfúrico con 100 g de ácido yodhídrico para dar yodo, ácido sulfhídrico y agua. ¿Cuántos gramos de yodo se obtienen? Reacción (no balanceada):

- 14.- ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico gaseoso se obtienen al hacer reaccionar 50 gramos de cloruro de sodio con 48 gramos de ácido sulfúrico? según la siguiente reacción (no balanceada):



- 15.- ¿Cuántos gramos de agua oxigenada se obtienen al hacer reaccionar 730 g de dióxido de bario con 600 g de ácido clorhídrico, según la siguiente reacción (no balanceada):



- 16.- Se hacen reaccionar 88 g de calcio con 88 g de ácido clorhídrico. ¿Cuánto cloruro de calcio se obtiene? Reacción:



RELACIONES PARA UTILIZAR EN ESTEQUIOMETRÍA

1.- Convertir gramos a moles:

$$\text{gramos de A} \left(\frac{1 \text{ mol de A}}{\text{Mm de A en gramos}} \right) = \text{moles de A}$$

2.- Aplicar la relación molar (factor molar) de la ecuación:

$$\text{moles de A} \left(\frac{Y \text{ moles de B}}{X \text{ moles de A}} \right) = \text{moles de B}$$

3.- Convertir moles a gramos:

$$\text{moles de B} \left(\frac{\text{Mm de B en gramos}}{1 \text{ mol de B}} \right) = \text{gramos de B}$$

Donde:

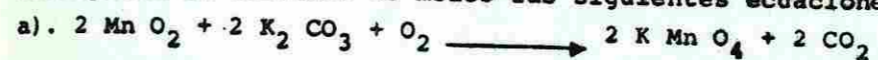
- A.- Es la sustancia de partida, o sea la cantidad de moles o gramos proporcionados en el problema.
- B.- Es la sustancia por la que preguntan en el problema.
- X.- Es la cantidad de moles de la sustancia A en la ecuación.
- Y.- Es la cantidad de moles de la sustancia B en la ecuación.
- Mm.- Es la masa molecular o atómica o peso fórmula según sea necesario.

NOMBRE DEL ALUMNO: _____

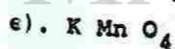
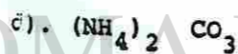
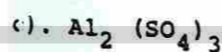
1.- Definición de estequiometría.

2.- Menciona cuáles son las leyes estequiométricas.

3.- Interpreta en terminos de moles las siguientes ecuaciones químicas:



4.- Calcula la masa molecular o masa de fórmula unitaria de los siguientes compuestos.



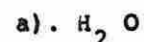
¿Cuántos átomos hay en 2 moles de Au. ?

¿Cuántas moléculas hay en 5 moles de $\text{H}_2 \text{ O}$?

¿Cuál es la masa de 12 moles de Na Cl.?

¿Cuántos moles de H NO_3 hay en 100 gr. de éste ácido.

9.- Calcula el porcentaje del oxígeno en los siguiente compuesto.



10.- Cuántos moles de H₂ O se obtienen al hacer reaccionar 8 moles de H Cl con suficiente Mn O₂, según la siguiente ecuación:

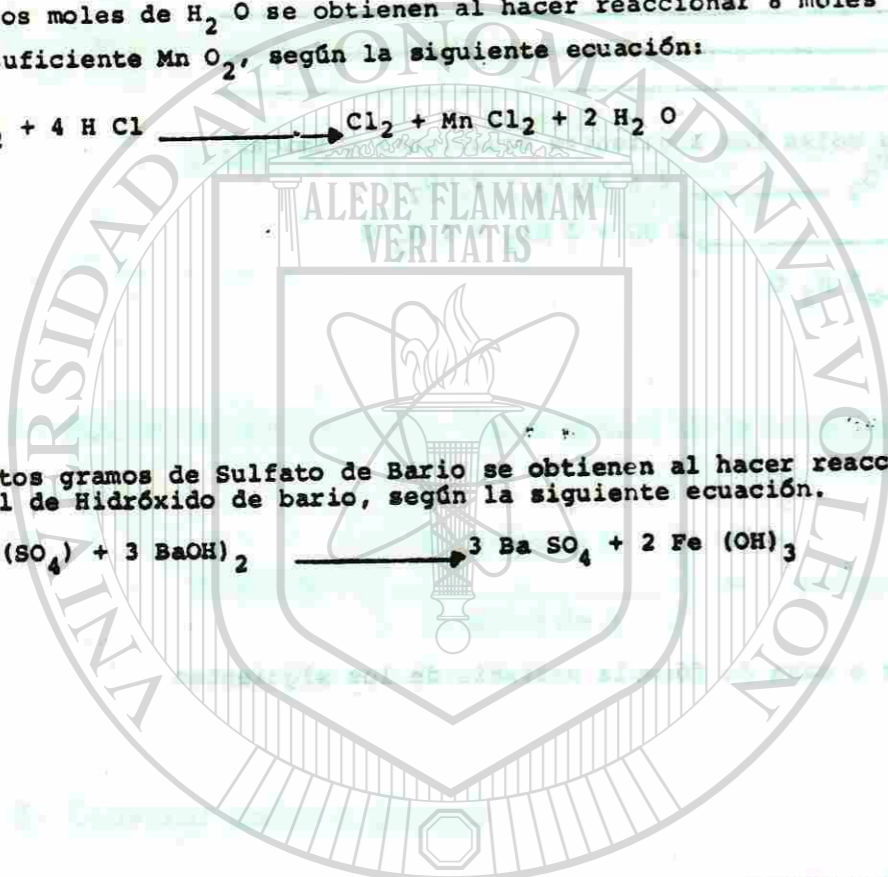
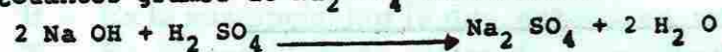


11.- ¿Cuántos gramos de Sulfato de Bario se obtienen al hacer reaccionar 1 mol de Hidróxido de bario, según la siguiente ecuación.



12.- ¿Cuántos gramos de Al se necesitan para hacer reaccionar con un exceso de Mn O₂ para obtener 150 gr. de Al₂ O₃

13.- Si hacemos reaccionar 40 gr. de Na OH con 150 gr. de H₂ SO₄.
¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
¿Cuántos gramos de Na₂ SO₄ se obtienen?



U A N L

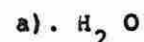
UNIDAD VIII
SOLUCIONES

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

9.- Calcula el porcentaje del oxígeno en los siguiente compuesto.



10.- Cuántos moles de H₂ O se obtienen al hacer reaccionar 8 moles de H Cl con suficiente Mn O₂, según la siguiente ecuación:



11.- ¿Cuántos gramos de Sulfato de Bario se obtienen al hacer reaccionar 1 mol de Hidróxido de bario, según la siguiente ecuación.

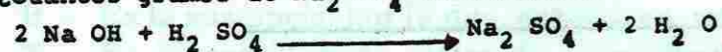


12.- ¿Cuántos gramos de Al se necesitan para hacer reaccionar con un exceso de Mn O₂ para obtener 150 gr. de Al₂ O₃

13.- Si hacemos reaccionar 40 gr. de Na OH con 150 gr. de H₂ SO₄.

¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?

¿Cuántos gramos de Na₂ SO₄ se obtienen?

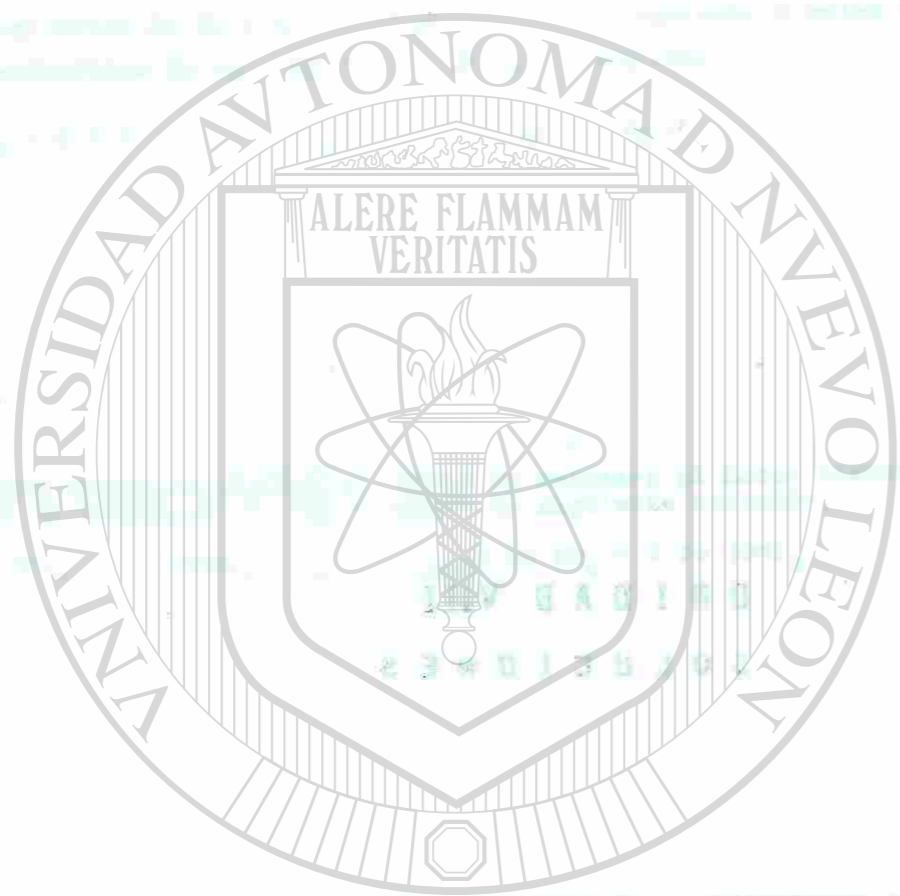


UNIDAD VIII
SOLUCIONES

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

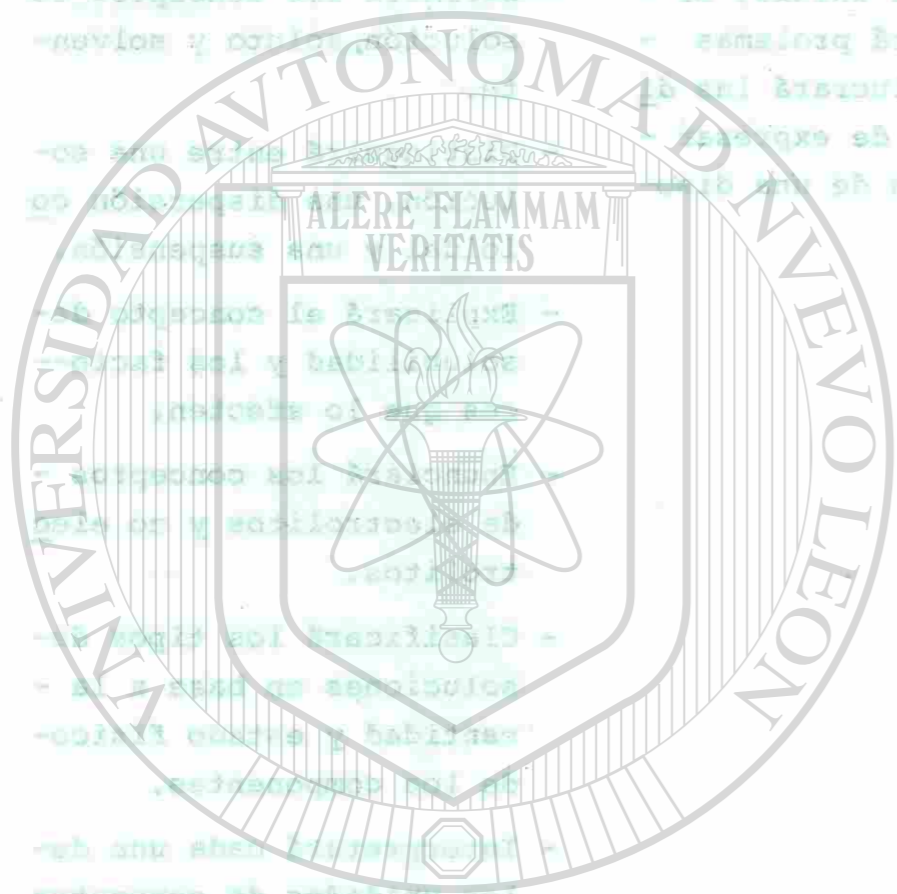
Unidad VIII

SOLUCIONES:

Al término de la unidad, el alumno: resolverá problemas en los que involucrará las diferentes formas de expresar la concentración de una disolución.

El alumno:

- Definirá los conceptos de solución, soluto y solvente.
- Distinguirá entre una solución, una dispersión coloidal y una suspensión.
- Explicará el concepto de solubilidad y los factores que lo afecten.
- Enunciará los conceptos de electrolitos y no electrolitos.
- Clasificará los tipos de soluciones en base a la cantidad y estado físico de los componentes.
- Interpretará cada una de las unidades de concentración físicas y químicas y sus correspondientes expresiones matemáticas.
- Utilizará las diferentes formas de expresar la concentración (molaridad, normalidad, % peso volumen) en la resolución de problemas específicos.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

DISOLUCIONES O SOLUCIONES

Se llama disolución o solución a toda mezcla homogénea de dos o más sustancias, cuya composición puede variar sin perder dicha homogeneidad.

En una solución a la sustancia que entra en mayor abundancia se le llama **solvente** y a la que entra en menor cantidad se le llama **soluto**. También se puede decir: a la sustancia que disuelve se le llama **disolvente** y a la que se disuelve se le nombra **soluto**. Por ejemplo en una limonada, bebida preparada con agua, zumo de limón y azúcar el agua es el **solvente** y el zumo de limón y el azúcar son **solutos**.

TIPOS DE SOLUCIONES

Tomando en cuenta los tres estados de la materia: **sólido**, **líquido** y **gaseoso** se pueden tener los siguientes tipos de soluciones más importantes:

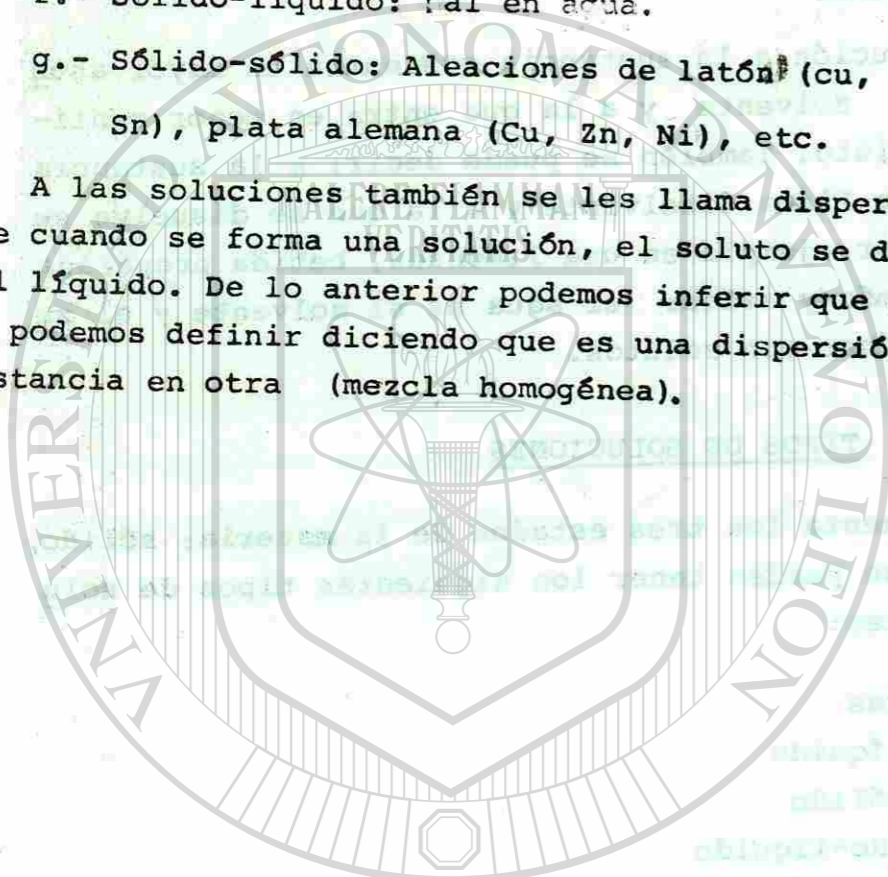
- a) Gas-gas
- b) Gas-líquido
- c) Gas-sólido
- d) Líquido-líquido
- e) Líquido-sólido
- f) Sólido-líquido
- g) Sólido-sólido

EJEMPLOS DE SOLUCIONES:

- a.- Solución: Gas-gas. El aire es una mezcla de oxígeno, nitrógeno, dióxido de carbono y gases raros.
- b.- Solución: Gas-líquido. Bebida gaseosa, contiene agua, dióxido de carbono, colorante y azúcar.
- c.- Gas-sólido-hidrógeno con paladio. El paladio puede absorber grandes cantidades de hidrógeno. Este tipo de solución es poco común.

- d.- Líquido-líquido: Alcohol etílico y agua
- e.- Líquido-sólido. La mezcla de mercurio con oro o plata, forman lo que se llama amalgamas.
- f.- Sólido-líquido: Sal en agua.
- g.- Sólido-sólido: Aleaciones de latón (Cu, Zn) bronce (Cu, Zn, Sn), plata alemana (Cu, Zn, Ni), etc.

A las soluciones también se les llama dispersiones, debido a que cuando se forma una solución, el soluto se dispersa en el seno del líquido. De lo anterior podemos inferir que a una solución la podemos definir diciendo que es una dispersión homogénea de una sustancia en otra (mezcla homogénea).



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

SUSPENSIONES Y DISPERSION COLOIDAL

SUSPENSIONES: Cuando se hace una mezcla de arena y agua y se agita, el líquido se torna turbio, observándose las partículas del sólido, las cuales al cabo de un tiempo se sedimentan. A este tipo de solución se le llama suspensión, la cual podemos definir diciendo que son dispersiones no homogéneas de una sustancia insoluble en otra, las cuales se pueden separar por filtración.

DISPERSIONES COLOIDALES: Son dispersiones heterogéneas de una sustancia insoluble en otra, (aunque aparentemente son homogéneas) y no se pueden separar por filtración. Como ejemplo de dispersiones coloidales tenemos: la gelatina, albúmina de huevo, cola, etc.

Las partículas de los coloides (entre 1-100nm) se mantienen dispersos en la solución, son excelentes materiales adsorbentes y dispersan la luz, lo que se conoce como efecto Tyndall.

ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS

Una de las características más importantes de las soluciones líquidas es que algunas de ellas conducen la corriente eléctrica, sobre todo cuando el solvente es el agua. A las soluciones acuosas que conducen la corriente eléctrica se les llama soluciones electrolíticas o iónicas y a las que no la conducen se les llama no electrolíticas. A las sustancias cuyas soluciones conducen la corriente eléctrica se les llama electrolitos y a las sustancias cuyas soluciones no conducen la corriente eléctrica se les llama no-electrolitos.

SOLUBILIDAD

Cuando se disuelve un sólido en un líquido, sea por ejemplo: sal en agua, azúcar en agua, yodo en alcohol, etcétera,

- La presión tiene efecto sobre todo en la solubilidad de un gas en un líquido.

William Henry, en 1803, descubrió que si se duplicaba la presión del gas en contacto con el líquido, la solubilidad del gas también se duplicaba, siempre y cuando la temperatura permaneciera constante.

Lo anterior lo expresó bajo la siguiente Ley, "a temperatura constante, la solubilidad de un gas sobre un líquido varía directamente proporcional a la presión ejercida sobre el gas".

- Temperatura.

Con respecto a la temperatura, se puede afirmar que la solubilidad de una sustancia es afectada grandemente por la temperatura, ya que los sólidos son más solubles en disolventes calientes que en fríos; por ejemplo, si se disuelve azúcar en agua caliente la disolución se hace fácilmente, pero, si el agua está fría (cerca del grado de congelación) el azúcar no se disuelve fácilmente.

En muy pocos casos el grado de solubilidad permanece constante al variar la temperatura. También se puede aclarar que hay sus excepciones; por ejemplo, hay sustancias (pocas) que se disuelven más fácil en frío que en caliente.

podemos observar: primero, si son solubles o no lo son; segundo, si son poco o muy solubles.

De lo anterior podemos concluir que los sólidos se disuelven en cierto grado, ya sea en mayor o menor cantidad, o no se disuelven. A la relación de la cantidad de soluto que se disuelve en una cierta cantidad de solvente, se le llama solubilidad.

Dicho grado de disolución se mide en gramos de sustancia disuelta por 100 g de solvente a una temperatura dada y se expresa como coeficiente de solubilidad de una sustancia, el cual se define como la masa en gramos de una sustancia que es necesario disolver en 100 g de disolvente para obtener una solución saturada a una temperatura y presión dadas.

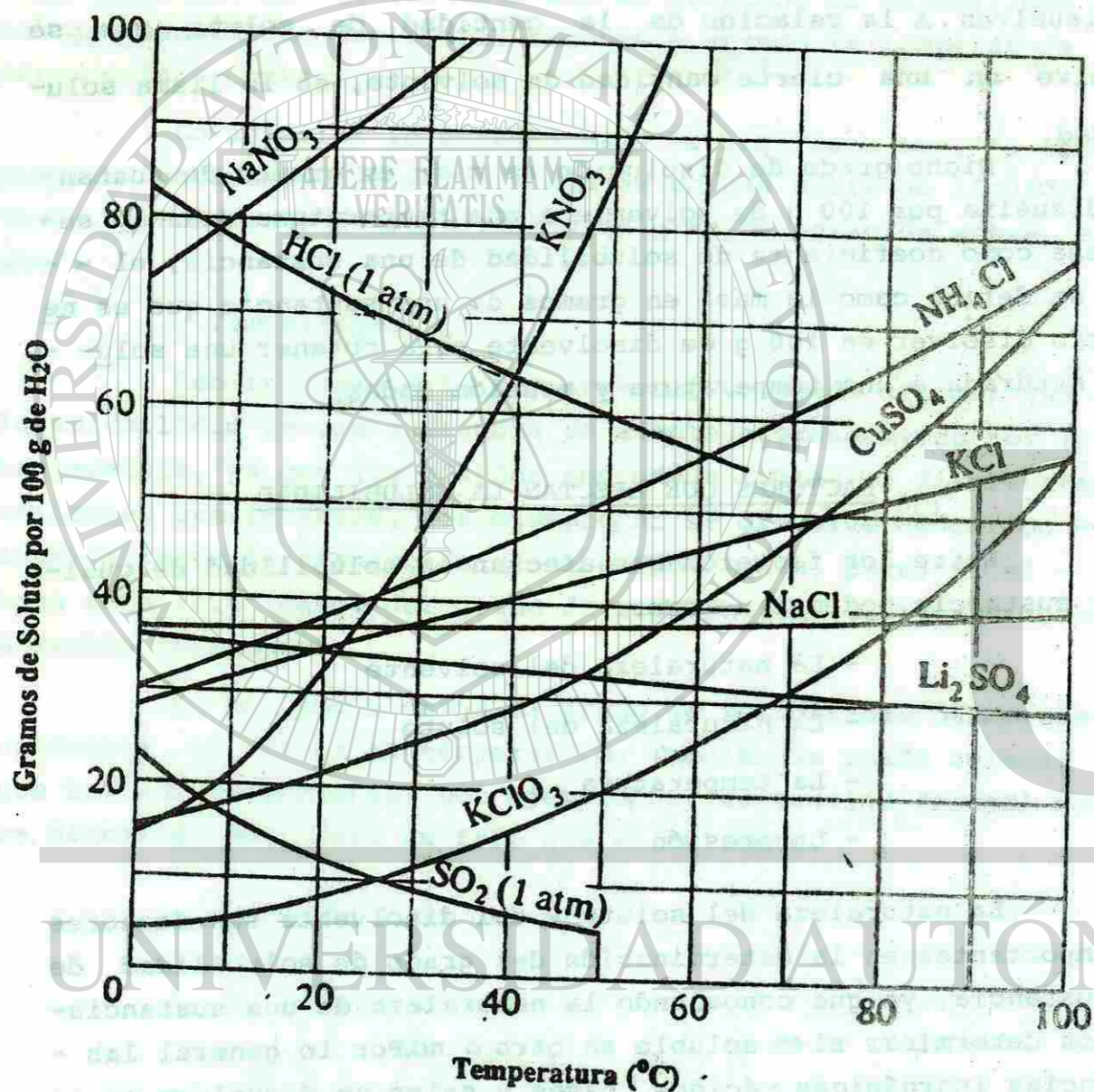
FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

Entre los factores que afectan la solubilidad de cualquier sustancia podemos nombrar:

- La naturaleza del solvente
- La naturaleza del soluto
- La temperatura
- La presión

La naturaleza del soluto y del disolvente son factores muy importantes en la determinación del grado de solubilidad de una sustancia, ya que conociendo la naturaleza de una sustancia podemos determinar si es soluble en otra o no. Por lo general las sustancias inorgánicas: ácidos, bases y sales se disuelven en agua; igualmente podemos decir de algunos disolventes orgánicos, por ejemplo, éter y acetona, disuelven aceites y grasas más fácil que el alcohol etílico. Se puede aplicar el viejo aforismo de que lo igual disuelve a lo igual; es decir, compuestos polares se disuelven en solventes polares y los compuestos no polares son disueltos en solventes no polares.

Solubilidad de varios compuestos en agua



Tomado de: Hein, Química, la. Edición, 1992

CONCENTRACION DE LAS SOLUCIONES

La concentración de una solución indica la cantidad exacta de soluto disuelto en un volumen dado de solución. Se puede expresar la concentración en forma cualitativa o cuantitativa.

MEDIDAS CUALITATIVAS DE LA CONCENTRACION DE LAS SOLUCIONES

De acuerdo con la poca o mucha cantidad de soluto que tenga la solución, ésta puede ser: insaturada, saturada o sobresaturada.

Hay un límite en la cantidad de soluto que se puede disolver en un volumen dado de solución, a cierta temperatura; esa cantidad varía con los factores que afectan la solubilidad y se ha determinado para cada soluto, utilizando generalmente el agua como solvente.

En base a lo anterior se dice que una solución que contiene la cantidad límite que se puede disolver en un cierto volumen, es saturada; la que contiene una cantidad menor a ese límite es insaturada y la que contiene más cantidad de soluto del que se puede disolver es sobresaturada.

Es importante mencionar la temperatura al utilizar esta clasificación, ya que una solución saturada a una cierta temperatura podría no ser saturada a una temperatura más alta.

Las soluciones también se pueden clasificar como diluidas y concentradas, de acuerdo con la cantidad de soluto que tenga una solución. Es diluida si tiene poco soluto en una cantidad grande de solvente y es concentrada si contiene mucho soluto en poco disolvente. Esta clasificación se utiliza poco actualmente.

MEDIDAS CUANTITATIVAS DE LA CONCENTRACION DE LAS SOLUCIONES

Cuando se quiere determinar la concentración de una solución se tiene que comparar contra una solución de concentración exacta y conocida.

Existen unidades para expresar con exactitud la concentración de las soluciones como: por ciento en masa (por ciento en peso), partes por millón (ppm), por ciento de masa sobre volumen, por ciento en volumen, molaridad (M), formalidad (F), normalidad (N), molalidad (m). A continuación estudiaremos algunas de ellas.

PORCIENTO EN MASA

Esta concentración se expresa como el por ciento de soluto en una masa determinada de solución. Esto es, que de una masa determinada de solución (el total se considera 100%) un porcentaje de ésta es soluto. Por ejemplo, una solución de nitrato de plata al 5 % se prepara disolviendo 5 g de nitrato de plata en 95 g de agua; obsérvese que son gramos de agua, no mililitros.

$$\text{por ciento en masa} = \frac{\text{g (soluto)}}{\text{g(soluto) + g(solvente)}} \times 100$$

$$= \frac{\text{g (soluto)}}{\text{g (solución)}} \times 100$$

PARTES POR MILLON

Hay soluciones muy diluidas que sus concentraciones no se expresan como por ciento en masa y se utiliza generalmente partes por millón (ppm).

Estas unidades son usadas en medicamentos y para indicar contaminantes en el agua, aire y alimentos por ejemplo.

$$\text{partes por millón} = \frac{\text{g (soluto)}}{\text{g(soluto) + g(solvente)}} \times 1\,000\,000$$

Ejemplos:

- 1.- ¿Cuál es el % en masa de hidróxido de sodio, de una solución que se prepara disolviendo 15 gramos de NaOH en 60.0 g de agua?

DATOS:

gramos de soluto (NaOH) = 15 g
gramos de solvente (H₂O) = 60 g

FORMULA

$$\text{porcentaje en masa} = \frac{\text{g (soluto)}}{\text{g(soluto) + g(solvente)}} \times 100$$

$$= \frac{15 \text{ g}}{15 \text{ g} + 60 \text{ g}} \times 100$$
$$= \frac{15}{75} \times 100 = 20.8 \%$$

- 2.- ¿Qué cantidad de solución al 5.5 % en masa, se puede preparar con 25 g de KCl?

DATOS:

% en masa = 5.5 %
gramos de soluto (KCl) = 25 g

FORMULA:

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{g (soluto)}}{\text{g (solución)}} \times 100$$

DESPEJANDO:

$$\text{g (solución)} = \frac{\text{g (soluto)}}{\% \text{ en masa}} \times 100$$

$$= \frac{25}{5.5} \times 100 = 454.5 \text{ g}$$

- 3.- En una muestra de 0.600 Kg de una aleación se detectaron 2.6 mg de plomo como contaminante. ¿Cuál es la concentración del plomo en ppm?

DATOS:

g (soluto) = 2.6 mg
g (solución) = 0.6 Kg

Convertir las unidades a gramos:

$$0.6 \text{ Kg} \left(\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} \right) = 600 \text{ g}$$

$$2.6 \text{ mg} \left(\frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \right) = 0.0026 \text{ g}$$

FORMULA:

$$\text{ppm} = \frac{\text{g (soluto)}}{\text{g (solución)}} \times 1\,000\,000 =$$

$$= \frac{0.0026 \text{ g}}{600 \text{ g}} \times 1\,000\,000 = 4.33 \text{ ppm}$$

PORCIENTO EN MASA / VOLUMEN

En este método se expresa la concentración como número de gramos de soluto por 100 mL de solución. Por ejemplo, una solución de cloruro de sodio al 15 % m/v se prepara disolviendo 15 g de NaCl y agregando agua hasta completar 100 mL; si se quieren preparar 200 mL de solución se colocan 30 g de NaCl y se añade agua hasta aforar a 200 mL.

$$\% \text{ en masa/volumen} = \frac{\text{g (soluto)}}{\text{mL (solución)}} \times 100$$

Ejemplos:

- 1.- ¿Calcula el % de m/v de 100 mL de una solución que contiene 25 g de AgCl disueltos?

DATOS:

g (soluto) = 25 g
mL (solución) = 100 mL

FORMULA:

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{g (solute)}}{\text{mL (solución)}} \times 100$$
$$= \frac{25 \text{ g}}{100 \text{ mL}} \times 100 = 25 \% \text{ m/v}$$

2.- ¿Cómo prepararías 200 mL de una solución de glucosa al 10% en m/v?

DATOS:

$$\% \text{ m/v} = 10 \text{ g/mL}$$
$$\text{mL (solución)} = 200 \text{ mL}$$
$$\text{g (solute)} = ?$$

FORMULA:

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{g (solute)}}{\text{mL (solución)}} \times 100$$

DESPEJANDO:

$$\text{g (solute)} = \frac{\% \text{ m/v} \times \text{mL (solución)}}{100} = \frac{10 \text{ g/mL} \times 200 \text{ mL}}{100} = 20 \text{ g}$$

Se prepara disolviendo 20 gramos de glucosa agregando agua hasta completar 200 mL.

PORCIENTO EN VOLUMEN

Cuando se prepara una solución con dos líquidos se utiliza generalmente el por ciento en volumen para expresar la concentración, dando el volumen de un soluto (líquido) en 100 mL de solución.

Por ejemplo, este por ciento en volumen se emplea para indicar la concentración de alcohol en las bebidas que lo contienen; así un vino suave (wine cooler) tiene una concentración de 5% en volumen, esto es: contiene 5 mL de alcohol por cada 100 mL de vino (5 mL de alcohol y 95 mL de solvente).

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{v (solute)}}{\text{v (solute)} + \text{v (solvente)}} \times 100$$
$$= \frac{\text{v (solute)}}{\text{v (solución)}} \times 100$$

Ejemplos:

1.- ¿Cuál es el por ciento en volumen de una solución que se prepara disolviendo 20 mL de etanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$) añadiendo agua hasta un volumen de 500 mL?

DATOS:

$$\text{v (solute)} = 20 \text{ mL}$$
$$\text{v (solución)} = 500 \text{ mL}$$

FORMULA:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{v (solute)}}{\text{v (solución)}} \times 100$$
$$= \frac{20 \text{ mL}}{500 \text{ mL}} \times 100 = 4$$

2.- ¿Cómo prepararías 250 mL de una solución de ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) al 30% en volumen?

DATOS:

$$\% \text{ en volumen} = 30$$
$$\text{v (solución)} = 250 \text{ mL}$$
$$\text{v (solute)} = ?$$

FORMULA:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{v (solute)}}{\text{v (solución)}} \times 100$$

DESPEJANDO:

$$\text{v (solute)} = \frac{\% \text{ en v} \times \text{v (solución)}}{100} = \frac{(30) (250)}{100} = 75 \text{ mL}$$

Se prepara con 75 mL de ácido acético y se le agrega 175 mL de agua, dando esta solución un volumen total de 250 mL.

MOLARIDAD

Una solución molar es aquella que contiene una mol gramo de soluto por litro de solución. Un litro de solución molar (M) de ácido clorhídrico contiene 36.45 g de HCl; un litro de solución 0.5 molar contiene 18.225 g de HCl.

Los cálculos para determinar la molaridad y la formalidad de una solución son exactamente iguales, pero se utilizaba el término formalidad para las sustancias iónicas y el cálculo utiliza la masa de una unidad fórmula en lugar de la masa molecular; sin embargo, numéricamente son iguales.

Se debe de diferenciar entre molaridad y molalidad; en la molaridad es número de moles por litro de solución, o sea se coloca la masa de un mol de soluto y se agrega agua hasta completar un litro de solución; en la molalidad, la cual contiene la masa de un mol de soluto que se disuelve añadiendo un litro de agua, por lo que el volumen resultante es un poco más que un litro.

Para determinar la molaridad de una solución se requieren conocer la cantidad de soluto en moles; además, el volumen total de la solución en litros.

$$\text{Molaridad} = M = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{litro de solución}} = \frac{\text{moles}}{\text{litro}}$$

$$\text{moles} = \text{g de soluto} \left(\frac{1 \text{ mol}}{\text{masa molar en g}} \right)$$

$$\text{moles} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{masa molar}} = \frac{\text{g (soluto)}}{\text{masa molar}}$$

La masa molar es numéricamente igual a la masa molecular o la masa de una fórmula expresada en g/mol.

PROBLEMAS

- 1.- ¿Cuál es la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 180 g de NaOH en 2.5 litros de agua?

Primero debemos conocer el número de moles del soluto:

$$\text{moles} = \frac{\text{g(soluto)}}{\text{masa molar}} = \frac{180 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 4.5 \text{ moles}$$

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{litro}} = \frac{4.5 \text{ moles}}{2.5 \text{ litros}} = 1.8 \text{ moles de NaOH/litro}$$

Por lo tanto se tiene una solución de NaOH 1.8 M

- 2.- En el laboratorio se disuelven 50 g de H₂SO₄ en 400 mL de agua. ¿Cuál es la molaridad de la solución resultante?

$$\text{moles} = \frac{50 \text{ g}}{98.08 \text{ g/mol}} = 0.51 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

Sustituyendo en la fórmula de molaridad:

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{litro}} = \frac{0.51 \text{ moles}}{0.4 \text{ litros}} = 1.28 \text{ moles/litro}$$

Por lo tanto la solución resultante de H₂SO₄ es 1.28 M.

- 3.- ¿Cuántos gramos de AgNO₃ se necesitan para preparar 8 litros de solución al 0.25 M?

Primero se despeja número de moles:

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{litro}} \quad \text{moles} = M \times \text{litro}$$
$$= 0.25 \text{ mol/litro} \times 8 \text{ litros}$$
$$= 2 \text{ moles}$$

Enseguida convertir los moles a gramos de soluto:

$$\text{moles} = \frac{\text{g(soluto)}}{\text{masa molar}} \quad \text{g(soluto)} = \text{moles} \times \text{masa molar}$$
$$= 2 \text{ moles} \times 169.87 \text{ g}$$
$$= 339.79 \text{ g de AgNO}_3$$

EVALUACIONES DE CONCENTRACION PARA SOLUCIONES

$$\text{porcentaje en masa} = \frac{g(\text{solute})}{g(\text{solute}) + g(\text{solvente})} \times 100$$

$$= \frac{g(\text{solute})}{g(\text{solución})} \times 100$$

$$\text{partes por millón} = \frac{g(\text{solute})}{g(\text{solute}) + g(\text{solvente})} \times 1\,000\,000$$

$$\text{porcentaje en masa/volumen} = \frac{g(\text{solute})}{\text{mL}(\text{solución})} \times 100$$

$$\text{porcentaje en volumen} = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen total de la solución}} \times 100$$

$$\text{Molaridad} = M = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

$$\text{Número de moles} = \frac{g(\text{solute})}{\text{Masa molecular}}$$

PROBLEMAS DE DILUCION

Cuando se tiene una solución ya preparada y se le agrega más disolvente, el número de moles de soluto no cambia, permanece constante, lo que cambia es el volumen y la molaridad, por lo tanto, podemos decir que:

$$\text{moles } i = \text{moles } f$$

$$\text{Número de moles de soluto iniciales} = \text{Número de moles de soluto finales}$$

Como número de moles = M X litro se cambia litro por volumen (V)

$$\text{Volumen X Molaridad iniciales} = \text{Volumen X Molaridad finales}$$

$$V_i \times M_i = V_f \times M_f$$

Ecuación que nos permite determinar el volumen o la molaridad de una solución que se prepara de otra de la cual ya se conoce su volumen y su molaridad.

Ejemplo

Si tiene 80 ml de una solución 3 M de HCl. ¿Qué volumen de agua hay que adicionar para tener una solución al 0.5 M?

Datos:

$$V_i = 80 \text{ ml} = 0.080 \text{ lts}$$

$$M_i = 3 \text{ m}$$

$$V_f =$$

De la fórmula 4: $V_i M_i = V_f M_f$

Despejando V_f

$$V_f = \frac{V_i M_i}{M_f}$$

Sustituyendo:

$$V_f = \frac{0.080 \text{ lts} \times 3 \text{ m}}{0.5 \text{ M}} = \frac{0.48 \text{ lts}}{0.5} = 0.96 \text{ lts} = 960 \text{ ml}$$

Para preparar la solución 0.5 M a partir de los 80 ml a 3 M de HCl debe diluirse a 480 ml; por lo tanto, para tener esa cantidad deben adicionarse 400 ml de agua a las 80 que ya se tenían, para tener al volumen de 480 ml.

Ejemplo

A 200 ml de una solución de H_2SO_4 al 0.6 se le diluyó hasta 800 ml. Calcular la molaridad resultante.

Datos:

$$V_i = 200 \text{ ml} = 0.20 \text{ litros}$$

$$M_i = 0.6 \text{ M}$$

$$V_f = 800 \text{ ml} = 0.8 \text{ litros}$$

$$M_f = \text{-----}$$

$$V_i M_i = V_f M_f$$

$$\text{Despejando } M_f \quad M_f = \frac{V_i \times M_i}{V_f}$$

$$\text{Sustituyendo } M_f = \frac{0.20 \text{ l} \times 0.6 \text{ M}}{0.8 \text{ l}} = 0.15$$

$$M_f = 0.15$$

PROBLEMAS SOBRE MOLARIDAD

1.- A 1500 ml de una solución $NaNO_2$ al 0.8 M se diluyó hasta 2.5 lts. Calcular la molaridad resultante.

$$\text{RESP.} = 0.48 \text{ M}$$

2.- ¿Cuántos gramos de K_3PO_4 se necesitan para preparar 800 ml de solución al 0.5 M?

$$\text{RESP.} = 84.8 \text{ g}$$

3.- ¿Cuántos gramos de NaOH se necesitan para preparar 500 ml de solución 0.25 M?

$$\text{RESP.} = 5 \text{ g}$$

4.- ¿Cuál es la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 200 g de KOH en 4.5 litros de agua?

$$\text{RESP.} = 0.79$$

5.- ¿Qué volumen de solución 2.6 M se puede preparar con 250 g de K_2CrO_4 ?

$$\text{RESP.} = 0.495 \text{ litros}$$

6.- 1200 ml de solución de HCl al 0.25 M se diluyó -- hasta 2100 ml; calcular la molaridad resultante.

$$\text{RESP.} = 0.142 \text{ M}$$

7.- 80 g de HCl se disuelven en 1600 ml de agua. ¿Cuál es la molaridad de la solución resultante?

$$\text{RESP.} = 1.369 \text{ M}$$

8.- Se tienen 120 g de NaCl: ¿Qué volumen de solución 0.8 M se puede preparar?

$$\text{RESP.} = 2.56 \text{ lts}$$

9.- Se tienen 160 ml de solución 1.5 M de HCl. ¿Qué volumen de agua hay que adicionar para tener una solución 0.8 M

$$\text{RESP.} = 140 \text{ ml}$$

10.- Se desea preparar 3 lts de solución 0.5 M de NaI. ¿Cuántos gramos se necesitan?

$$\text{RESP.} = 225 \text{ g}$$

NOMBRE _____ GPO. _____ TURNO _____

1.- DEFINE LA SOLUCION _____

2.- DEFINA LOS TERMINOS SOLUTO Y SOLVENTE. _____

3.- ENUNCIA LO QUE ES: DISPERSION COLOIDAL _____

SUSPENSION _____

4.- NOMBRA LOS TIPOS DE SOLUCIONES MAS COMUNES Y DA UN EJEMPLO DE CADA UNA. _____

5.- A QUE SE LLAMA SOLUBILIDAD. _____

6.- FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD. _____

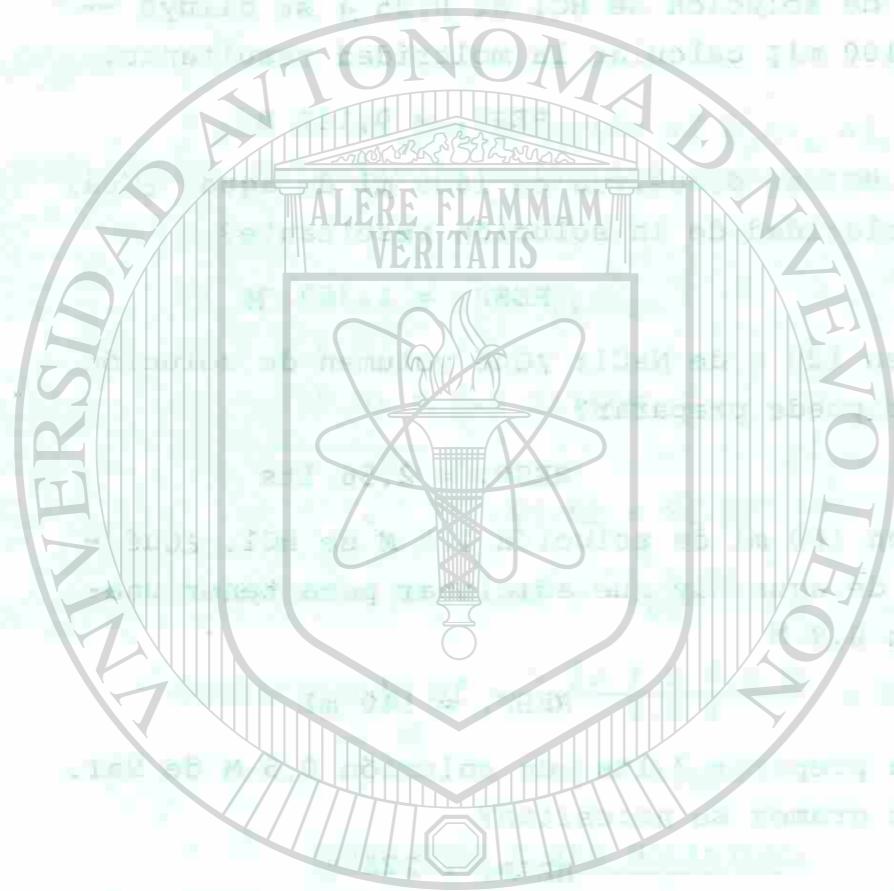
7.- DEFINI: LO QUE ES UN ELECTROLITO FUERTE Y ELECTROLITO DEBIL. _____

8.- DEFINE LOS SIGUIENTES TERMINOS: _____

a) Solución diluída: _____

b) Solución concentrada _____

c) Solución saturada _____



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

9.- ¿QUE VOLUMEN DE VINAGRE DE MANZANA SE DEBEN MEDIR EN UNA PROBETA PARA PREPARAR UNA SOLUCION AL 40% EN VOLUMEN DE VINAGRE DE MANZANA?

10.- ¿CUAL ES LA MOLARIDAD DE UNA SOLUCION QUE SE PREPARA DISOLVIENDO 11.8 gr. de KOH en 1,500 ml. DE AGUA.

11.- UN LIQUIDO LIMPIADOR ES UNA SOLUCION 8.75 M. DE AMONIACO - (NH₃) ¿CUANTOS GRAMOS DE AMONIACO ESTAN CONTENIDOS EN 1 L. DE SOLUCION?

12.- ¿CUAL ES EL PORCIENTO EN VOLUMEN (% V/V) DE UNA SOLUCION PREPARADA CON 30 ml. DE ALCOHOL ETILICO DISUELTO EN AGUA PARA COMPLETAR UN VOLUMEN. DE 60 ml.

13. ¿CUAL ES LA MOLARIDAD DE UNA SOLUCION QUE SE PREPARA DISOLVIENDO 200 gr. DE KOH EN 4.5 LITROS DE AGUA.
K= 39 O= 16 H= 1

14. ¿QUE VOLUMEN DE SOLUCION 2.8 M. SE PUEDE PREPARAR CON 800 gr. DE HCl.

H= 1 Cl= 35.5

UNIDAD IX
ACIDOS Y BASES

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

9.- ¿QUE VOLUMEN DE VINAGRE DE MANZANA SE DEBEN MEDIR EN UNA PROBETA PARA PREPARAR UNA SOLUCION AL 40% EN VOLUMEN DE VINAGRE DE MANZANA?

10.- ¿CUAL ES LA MOLARIDAD DE UNA SOLUCION QUE SE PREPARA DISOLVIENDO 11.8 gr. de KOH en 1,500 ml. DE AGUA.

11.- UN LIQUIDO LIMPIADOR ES UNA SOLUCION 8.75 M. DE AMONIACO - (NH₃) ¿CUANTOS GRAMOS DE AMONIACO ESTAN CONTENIDOS EN 1 L. DE SOLUCION?

12.- ¿CUAL ES EL PORCIENTO EN VOLUMEN (% V/V) DE UNA SOLUCION PREPARADA CON 30 ml. DE ALCOHOL ETILICO DISUELTO EN AGUA PARA COMPLETAR UN VOLUMEN. DE 60 ml.

13. ¿CUAL ES LA MOLARIDAD DE UNA SOLUCION QUE SE PREPARA DISOLVIENDO 200 gr. DE KOH EN 4.5 LITROS DE AGUA.
K= 39 O= 16 H= 1

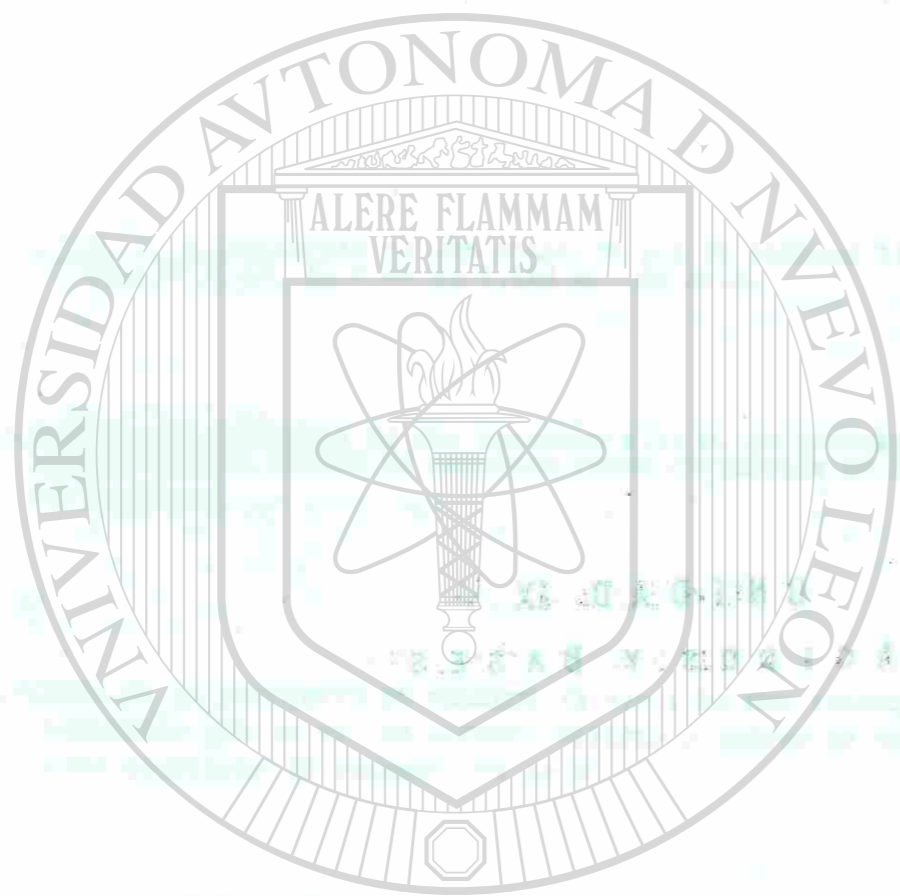
14. ¿QUE VOLUMEN DE SOLUCION 2.8 M. SE PUEDE PREPARAR CON 800 gr. DE HCl.

H= 1 Cl= 35.5

UNIDAD IX
ACIDOS Y BASES

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Unidad IX

ACIDOS Y BASES

Al término de la unidad, -
el alumno: conocerá las di-
ferentes teorías ACIDO-BA-
SE

Calculará el potencial de-
hidrógeno de una disolu-
ción.

El alumno:

- Interpretará los conceptos de
ácido y base de acuerdo a las
diferentes teorías.

- Citará algunas propiedades --
que caracterizan a los ácidos
y a las bases.

- Definirá reacción ácido-base.

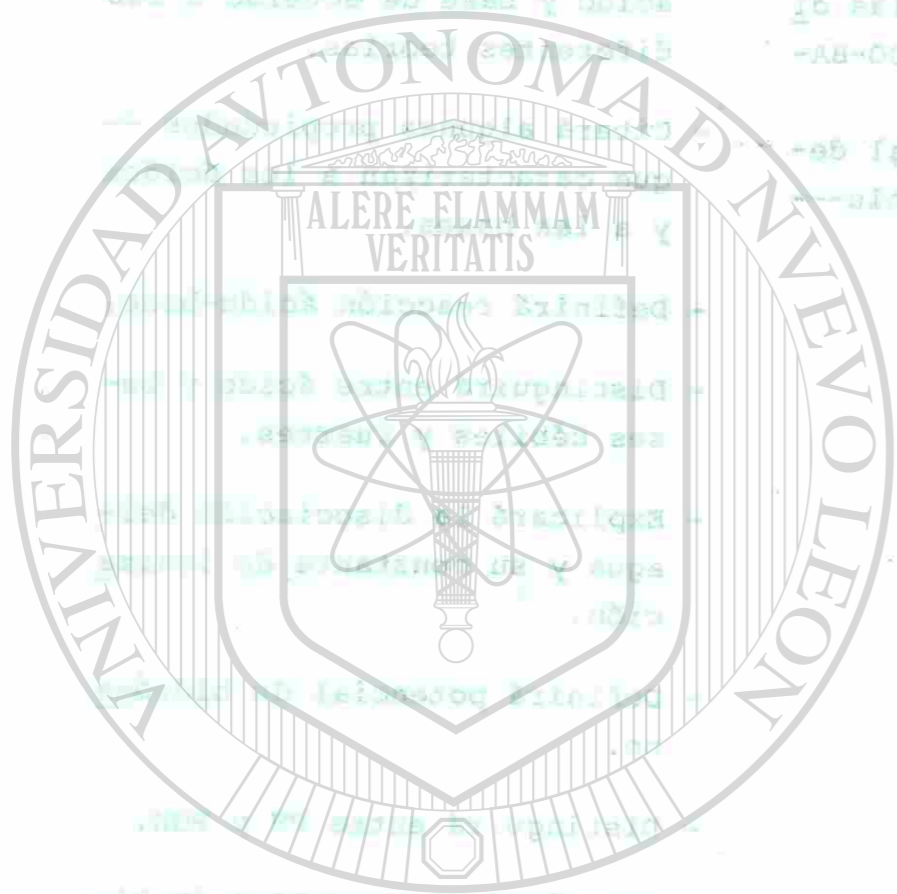
- Distinguirá entre ácido y ba-
ses débiles y fuertes.

- Explicará la disociación del-
agua y su constante de ioniza-
ción.

- Definirá potencial de hidróge-
no.

- Distinguirá entre PH y POH.

- Calculará el potencial de hi-
drógeno de una disolución, da-
da su concentración de hidró-
geno y/o hidróxido.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

ACIDOS Y BASES

TEORIA DE ARRHENIUS

A fines del siglo XIX, Svante August Arrhenius (1859-1927), basado en su Teoría de Ionización, da las definiciones de ácidos y bases, las cuales con frecuencia hoy en día se siguen considerando.

Según Arrhenius, los ácidos son compuestos que en solución acuosa proporcionan iones hidrógeno y las bases son compuestos que en soluciones acuosas dan iones hidroxilo.

Actualmente las definiciones de Arrhenius sobre ácidos y bases resultan limitadas, ya que se aplican a sustancias en medio acuoso que dan iones hidrógeno e hidroxilo.



TEORIA DE BRONSTED-LOWRY

Al profundizar más sobre la naturaleza de las soluciones electrolíticas, se descubrió que disolventes no acuosos también producen soluciones electrolíticas, lo cual motivó la necesidad de buscar definiciones más generalizadas de ácidos y bases. Fue así como Tomás Martín Lowry (1874-1936) y J.N. Bronsted (1879-1947) propusieron en 1923, independientemente uno del otro, sus teorías sobre ácidos y bases. ®

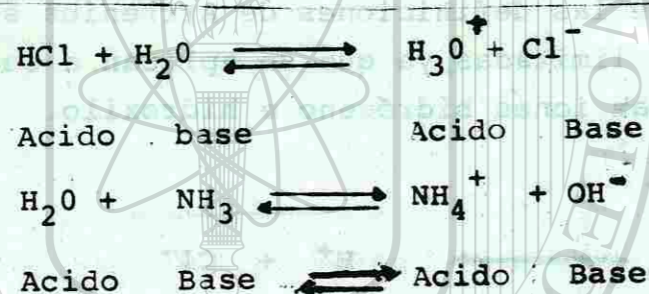
Según Bronsted y Lowry un ácido es una sustancia capaz de ceder protones.

De esta manera se amplía más el concepto de ácido y de base, ya que cualquier sustancia que pueda ceder un protón a otra será un ácido y una base será toda sustancia que pueda aceptar un protón, y además, el disolvente no necesariamente debe ser el agua.

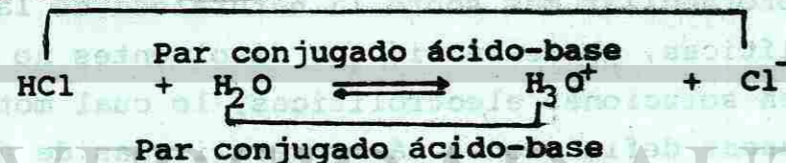
La mayor ventaja de estas definiciones es la extensión del término base a otras sustancias que no llevan el ion-hidróxido.

Una sustancia puede ser ácida, pero se comportará como ácido solo si existen bases que acepten protones; de igual manera, una sustancia puede ser intrínsecamente básica, pero actuará como base solo si hay ácidos que le cedan protones.

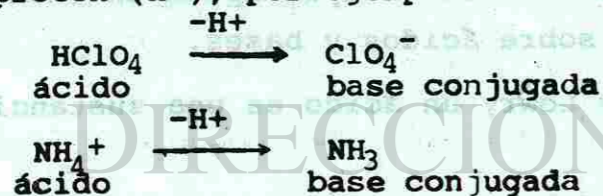
Estos comportamientos son muy comunes en soluciones que tienen como solvente el agua, pues el agua puede actuar ya sea como donador o aceptor de protones.



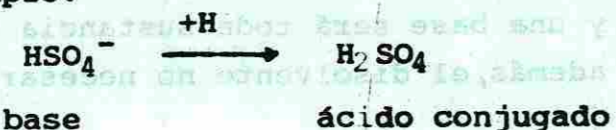
Según el modelo de Bronsted - Lowry, la reacción que ocurre al disolver un ácido en agua, esta actúa como base aceptando un protón quedando como producto un ácido al que se llama ácido conjugado y el ácido original pierde un protón quedando una base que es la base conjugada; por lo que a esta relación se le nombra: par conjugado ácido - base.



Para obtener la base conjugada de un ácido se necesita eliminar un protón (H), por ejemplo:



Se obtiene un ácido conjugado después de que una base acepta un protón, ejemplo:



TEORIA DE LEWIS

En 1923 el químico Norteamericano Gilbert Newton Lewis propuso una definición más amplia para ácidos y bases.

Lewis definió a un ácido como una sustancia capaz de aceptar un par de electrones.

A una base la definió como una sustancia capaz de donar un par de electrones.

Estas definiciones son más amplias que las propuestas por Bronsted-Lowry y se pueden aplicar a reacciones y soluciones donde no participa el hidrógeno o iones del mismo.

PROPIEDADES QUE CARACTERIZAN A LOS ACIDOS

- 1.- Los ácidos tienen la propiedad de cambiar el color de los indicadores que se usan para reconocerlos; por ejemplo, cambian el papel tornasol azul en rojo y la solución de naranja de metilo a rojo.
- 2.- Los ácidos tienen sabor agrio, esta propiedad se manifiesta al probar jugo de limón o naranja o una solución muy diluida de ácido clorhídrico o sulfúrico (no es recomendable hacer la prueba de estos últimos si no están suficientemente diluidos).
- 3.- Los ácidos, al reaccionar con los metales activos, desprenden hidrógeno y forman una sal.



- 4.- Los ácidos, al reaccionar con los hidróxidos, se neutralizan y forman una sal y agua.



Según el número de hidrógenos Ionizables en la fórmula los ácidos pueden ser: monopróticos, dipróticos, tripróticos, si tienen uno, dos o tres hidrógenos respectivamente; a los que tienen más de un hidrógeno se les llama polipróticos en general. Por ejemplo el HCl es monoprótico igual que el ácido acético $(\text{CH}_3 - \text{COOH})$ que aunque tiene más hidrógenos solo uno es Ionizable:

PROPIEDADES DE LAS BASES

- 1.- Las bases o hidróxidos cambiar el papel tornasol rojo en azul y la solución de fenolftaleína a rojo violeta.
- 2.- Las bases manifiestan al probarlas un sabor amargo.
- 3.- Los hidróxidos neutralizan a los ácidos.
- 4.- Las bases se caracterizan por contener el ión hidroxilo (OH^-) generalmente.

Una reacción ácido-base es una reacción de neutralización en la cual el producto es una sal más agua.

LAS TEORIAS ACIDO-BASE

TEORIA	DEFINICION DE ACIDO	DEFINICION DE BASE
Teoría de ARRHENIUS	Cualquier sustancia que en solución acuosa libera iones hidrógeno H^+ .	Cualquier sustancia que en solución acuosa libera iones hidroxilo, OH^-
Teoría de BRONSTED-LOWRY	Sustancia capaz de ceder un protón.	Sustancia capaz de aceptar un protón.
Teoría de LEWIS	Sustancia capaz de aceptar un par de electrones.	Sustancia capaz de ceder un par de electrones.

CLASIFICACION DE LOS ACIDOS Y BASES, SEGUN SU GRADO DE IONIZACION.

Los ácidos presentan grandes diferencias en sus grados de ionización; es decir, sus disoluciones equivalentes contienen concentraciones muy distintas de iones hidrógeno, el cual es el responsable de su actividad química como ácido

De acuerdo al grado de ionización los ácidos y las bases se clasifican en: débiles y fuertes.

Ácidos fuertes: son aquellos que se ionizan más de un 40% en soluciones de 0.1 M a 25° C. Sus disoluciones conducen perfectamente la corriente eléctrica y químicamente los más activos, entre ellos tenemos: HCl, HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 ,

Un ácido fuerte suele tener una base conjugada débil.

Ácidos débiles: son los que se ionizan menos del 5% en soluciones 0.1 M a 25° C y sus disoluciones conducen poco la corriente eléctrica. Los ácidos débiles tiene una base conjugada fuerte generalmente.

Bases fuertes: Aquéllas que en disolución al 0.1 M y a 25°C están ionizadas por arriba de un 40% y, al igual que los ácidos fuertes, conducen perfectamente la corriente eléctrica y son muy activos, por ejemplo: KOH, NaOH, $\text{Ba}(\text{OH})_2$

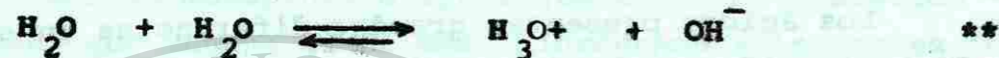
Bases débiles: Son aquéllas que en disolución al 0.1 M y a 25°C están ionizadas por abajo de un 5%, conducen muy poca corriente eléctrica y son poco activas; ejemplo, el NH_4OH

DISOCIACION DEL AGUA Y SU CONSTANTE DE IONIZACION

El agua es una sustancia anfótera o sea que se comporta como ácido y como base como se muestra en la ecuación (**)

Por lo común al agua se le considera como una sustancia no conductora de la corriente eléctrica y por lo tanto no ionizable, pero esto no es cierto, ya que el agua más pura muestra una pequeña conductividad eléctrica lo que indica que hay ionización.

La ecuación de equilibrio que representa la ionización del agua es:



Esta ecuación con frecuencia se abrevia así:



Experimentalmente se midió la conductividad del agua y se determinó que el agua pura contiene 1×10^{-7} moles de H^+ y 1×10^{-7} moles de OH^- por litro a $25^\circ C$.

$$K_{eq} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O][H_2O]} = \frac{1 \times 10^{-7} \cdot 1 \times 10^{-7}}{[H_2O]^2}$$

Como la concentración del agua es constante, se multiplica ese valor en ambos lados de la ecuación, eliminando así la concentración del agua del lado derecho; a la nueva constante se le denomina: constante del producto iónico del agua (K_w).

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Como las demás constantes de equilibrio el valor de K_w varía con la temperatura. Para soluciones a temperatura ambiente se usa generalmente el valor de 1×10^{-14} .

El producto iónico del agua es importante no solo en lo que se refiere al agua pura si no a cualquier solución acuosa, ya que en éstas el producto de las concentraciones $[H^+]$ y $[OH^-]$ debe ser una constante.

Si ya tenemos una concentración fija la otra quedará automáticamente igual; por ejemplo, en una solución en que $[H^+] = 1 \times 10^{-5}$ ion g/litro tendrá una $[OH^-]$ de:

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$1 \times 10^{-14} = 1 \times 10^{-5} [OH^-]$$

Despejando:

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}} = 1 \times 10^{-9} \text{ iones g/litro}$$

De lo anterior podemos concluir también que si aumenta el valor de la concentración H^+ al agregar más ácido, el valor de la concentración OH^- disminuye, para que el valor de K_w permanezca constante, lo mismo sería si aumenta $[OH^-]$ disminuye la $[H^+]$.

Problema 1:

¿Cuál será la concentración H^+ $[H^+]$ de una solución que tiene una concentración OH^- $[OH^-]$ de 1×10^{-4} moles / litro.

$$[H^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H^+] (1 \times 10^{-4}) = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-4}} = 1 \times 10^{-10}$$

Tomando en cuenta los valores de $[H^+]$ y $[OH^-]$ podemos determinar si la solución es ácida o alcalina; si...

$$[H^+] > [OH^-] \text{ se á solución ácida}$$

$$[OH^-] > [H^+] \text{ se á solución alcalina}$$

$$[H^+] = [OH^-] \text{ se á solución neutra}$$

En el problema anterior los valores de:

$$[H^+] = 1 \times 10^{-10} \text{ y } [OH^-] = 1 \times 10^{-4}.$$

$[H^+] = 0.0000000001$ son menores que

$$[OH^-] = 0.0001$$

Por lo que la solución es alcalina.

Problema 2:

¿Cuál será el valor de la $[OH^-]$ de una solución cuya $[H^+]$ es de 3×10^{-6} ? Indicar si es ácida o básica.

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K_w$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$3 \times 10^{-6} \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{3 \times 10^{-6}} = 0.33 \times 10^{-8} = 3.3 \times 10^{-9}$$

Valor de:

$$[H^+] = 3 \times 10^{-6}$$

$$[OH^-] = 3.3 \times 10^{-9}$$

¿Cuál es mayor de los dos?

$$0.000003 > 0.000000033$$

El valor de $[H^+]$ es mayor, por lo tanto será una solución ácida.

ACIDEZ, NEUTRALIDAD Y ALCALINIDAD EN SOLUCIONES ACUOSAS.

POTENCIAL HIDROGENO

En el agua pura las concentraciones H^+ y OH^- son iguales, esto es:

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \text{ ion g/l}$$

Esta condición de igualdad es una condición de neutralidad, por lo tanto el agua pura es neutra.

Si la concentración de H^+ es mayor que la concentración de OH^- se tiene una solución ácida y, por el contrario, si la concentración de OH^- es mayor que la concentración H^+ se tiene una solución alcalina.

pH y pOH

Las concentraciones de iones hidrógeno y iones hidroxilo son relativamente pequeñas, por lo que se ha convenido en expresarlos mediante una notación logarítmica.

Así, para la concentración de iones hidrógeno se tiene:

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

Y para la concentración de iones hidroxilo:

$$pOH = \log \frac{1}{[OH^-]} = -\log [OH^-]$$

El pH se puede definir como el logaritmo decimal del recíproco de la concentración molar de iones hidroxilo.

La diferencia entre ambos términos estriba en que el pH es una forma de indicar la concentración de iones hidrógeno y el pOH es la forma de indicar la concentración de iones hidroxilo en una solución y, como se verá más adelante, la expresión pH es la más frecuentemente usada, ya que ambos nos pueden servir para indicar tanto concentración de iones hidrógeno como hidroxilo.

Para entender mejor la acidez, la neutralidad y la alcalinidad en las soluciones acuosas obsérvese la siguiente tabla:

Los términos pH y pOH se pueden relacionar entre sí por medio de la fórmula del producto iónico del agua, tomando logaritmos negativos en ambos miembros de dicha ecuación.

ec'n. $K_w = [H^+] [OH^-]$
 $-\log K_w = (-\log [H^+]) + (-\log [OH^-])$

Lo cual se reduce a:

$pK_w = pH + pOH$

Y como $K_w = 1 \times 10^{-14}$

$pH + pOH = 14$

Por medio de esta ecuación se puede determinar el pH o el pOH, conociendo uno de ellos.

El pH es el término más empleado para indicar la acidez o alcalinidad de una solución y con frecuencia a las soluciones se les caracteriza solo por los valores del pH. En la tabla B se presentan los valores del pH y pOH, indicando los rangos de la alcalinidad, acidez y neutralidad de una solución acuosa.

A continuación se muestra otra tabla o escala que nos permite interpretar también rápidamente si una solución es ácida, neutra o alcalina y al mismo tiempo el grado en que lo son.

Solución Ácida Neutro Solución Alcalina



En la escala se tienen los valores que puede tomar el pH de una solución. De cero a un valor menor de 7 el pH es ácido; en pH=7 la solución es neutra y cualquier valor mayor de 7 hasta 14 la solución será alcalina.

C_H ión g/l	C_{OH^-} ión g/l		pH	pOH
1×10^{-14}	1×10^{-0}	A	14	0
1×10^{-13}	1×10^{-1}	L	13	1
1×10^{-12}	1×10^{-2}	C	12	2
1×10^{-11}	1×10^{-3}	A	11	3
1×10^{-10}	1×10^{-4}	L	10	4
1×10^{-9}	1×10^{-5}	I	9	5
1×10^{-8}	1×10^{-6}	N	8	6
1×10^{-7}	1×10^{-7}	A	7	7
1×10^{-6}	1×10^{-8}	NEUTRA	6	8
1×10^{-5}	1×10^{-9}	A	5	9
1×10^{-4}	1×10^{-10}	C	4	10
1×10^{-3}	1×10^{-11}	I	3	11
1×10^{-2}	1×10^{-12}	D	2	12
1×10^{-1}	1×10^{-13}	A	1	13
1×10^{-0}	1×10^{-14}			14

ALCALINIDAD, NEUTRALIDAD Y ACIDEZ EN SOLUCIONES ACUOSAS.

TABLA B

La escala también nos indica que de un valor menor que 7 hacia la izquierda la acidez va aumentando, siendo mayor la acidez por cada número que se pase y del 7 hacia la derecha la alcalinidad aumenta cada vez más por cada número que sea mayor hasta llegar al 14, que sería el punto máximo de alcalinidad.

Por ejemplo:

Se tienen dos soluciones; una pH= 4 y otra de pH=2, ¿cuál es más ácida?, naturalmente que la de pH=2, por estar este valor más a la izquierda en la gráfica.

Se tiene una solución pH=11 y otra de pH= 13, - - - ¿cuál es más alcalina? La más alcalina será la de pH= 13, ya que este valor está más a la derecha en la gráfica.

LOGARITMOS

El logaritmo decimal (log en la calculadora) de un número es el exponente al que esta elevada la base 10 para expresar dicho número.

así: log de 1 = 0
 log de 10 = 1 10 = 1 x 10¹
 log de 100 = 2 100 = 1 x 10²
 log de 250 = 2.3979

cálculo: log de 250

$$\begin{aligned} 250 &= 2.5 \times 10^2 \\ \text{entonces log de } 250 &= \log \text{ de } 2.5 + \log \text{ de } 10^2 \\ &= 0.39794 + 2 \\ &= 2.39794 \end{aligned}$$

* Se busca en las tablas el log de 25 y el resultado es decimal (.3979), a esta porción de el logaritmo se le llama mantisa y a el número entero se le llama característica. En la calculadora se escribe el número(250) y después se oprime la tecla log y el resultado es igual.

→ 2.3979
 característica mantisa

Cabe aclarar que la mantisa de 2.5, 25, 250 ó 2500 es la misma y que los logaritmos de esos números solo difieren en la característica, la cual la determina el punto decimal (tamaño del número).

De lo anterior se puede deducir que: si se tiene el logaritmo de un número(desconocido), se puede determinar de que número se trata, tomando solo la mantisa y haciendo la operación inversa (antilogaritmo), se obtiene el número y la característica nos indicará la posición del punto decimal.

CALCULO DEL PH DE UNA SOLUCION

Para soluciones de ácidos fuertes o bases fuertes los valores del pH se determinan fácilmente, puesto que estas sustancias al estar en solución están ionizadas en un 100%.

Ejemplo 1.-

¿Cuál es el pH de una solución 0.002 M de HClO₄?
 El 0.002 M equivale a: una [H⁺] = 0.002 ion g/litro

Una forma de resolver:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log 0.002 \quad \text{como } 0.002 = 2 \times 10^{-3} \\ &= -\log (2 \times 10^{-3}) \\ &= -\log 2 + (-\log 10^{-3}) \quad \log \text{ de } 10 = -3 \\ &= -0.3010 + (-(-3)) \\ &= -0.3010 + 3 \\ &= 2.699 \end{aligned}$$

Otra forma de calcular el pH

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \log \frac{1}{[\text{H}^+]} \\ \text{pH} &= \log \frac{1}{0.002} = \log 500 = 2.6989 \end{aligned}$$

log 500 = log 5 x 10²

Usando la calculadora:

$$\text{pH} = -\log 0.002$$

Se escribe el número y después se oprime la tecla log el resultado es -2.6989 pero el pH es -log entonces:

$$\text{pH} = -(-2.6989)$$

$$\text{pH} = 2.6989 \quad \text{se redondea a } 2.7$$

Ejemplo 2.-

El pH de una solución es igual a 2.7, calcular el pOH

De la ecuación:

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \\ \text{pOH} &= 14 - 2.7 = 11.3 \end{aligned}$$

Ejemplo 3.-

El pH de una solución es igual a 3.8; calcular la concentración del ión hidrógeno.

Solución:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 3.8$$

Por lo tanto:

$$[\text{H}^+] = 10^{-3.8} \text{ M}$$

Resolviendo:

$$[\text{H}^+] = 10^{-3.8 + 0.2} \times 10^{-4}$$

= antilog de 0.2×10^{-4}

$$= 1.584 \times 10^{-4}$$

Utilizando la calculadora:

como:

$$[\text{H}^+] = 10^{-3.8}$$

entonces:

$$[\text{H}^+] = \text{antilog de } -3.8$$

$$[\text{H}^+] = 1.58 \times 10^{-4}$$

Para determinar el antilogaritmo de -3.8, por ejemplo, se teclea el número (3.8) después se invierte el signo con la tecla (+/-), luego la tecla INV y enseguida se le pide log el resultado es la concentración de H⁺ y aparece en la pantalla 1.5848 -04 que nos expresa un número en notación científica donde el -04 es el exponente de la base 10, por lo que el número es 1.584 x 10⁻⁴

Ejemplo 4.-

Calcular el pH de una solución de ácido acético 0.04 M que está 1.8 % ionizado.

si 0.04 es el --- 100%

X ---- 1.8

$$[\text{H}^+] = \frac{0.04 \text{ moles g/lto} \times 1.8}{100} = 0.00072 \text{ iones g/lto}$$

$$= 7.2 \times 10^{-4}$$

Entonces:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (7.2 \times 10^{-4})$$

$$= -\log 7.2 + (-\log 10^{-4})$$

$$= -0.8573 + (-(-4))$$

$$\text{pH} = 3.1427$$

TITULACION

La titulación es el proceso que sirve para medir la concentración desconocida de una solución ácida o básica.

En la titulación se mide el volumen de un reactivo (de concentración conocida) que es necesario para neutralizar el volumen medido de una solución. Si la solución de concentración desconocida, es una base el reactivo deberá ser un ácido y si es un ácido el reactivo será una base.

Para poder saber cuando ocurre la neutralización, se agrega un indicador a la solución de concentración desconocida.

Por ejemplo: en la titulación de un ácido con una base. Se coloca en un matraz la solución ácida de concentración desconocida, se le agrega un indicador. Utilizando una bureta se agregara una solución básica de concentración conocida, lentamente hasta que el indicador cambie de color, lo que indica que se llegó a el punto final (neutralización) Enseguida se toma la lectura de el reactivo que fué consumido en la neutralización.

Se puede calcular la concentración desconocida de una solución o el volumen si se conoce la concentración y el volumen del reactivo, a partir de la ecuación:

$$V_a M_a = V_b M_b$$

En esta ecuación se utiliza la concentración molaridad por ser la que se maneja en este curso, pero se debe aclarar que solo sirve para calculos en reacciones de neutralización de ácidos y bases simples, o sea ácidos con un solo hidrógeno ionizable y bases con un grupo OH⁻.

Ejemplo:

1.- ¿Cuál será la molaridad de 50mL de una solución ácida (HCl) que se titula con 42 mL de solución de NaOH 0.15M?

$$V_a M_a = V_b M_b$$

$$50 \text{ mL} \cdot M_a = 42 \text{ mL} (0.15 \text{ M})$$

$$M_a = \frac{42 \text{ mL} (0.15 \text{ M})}{50 \text{ mL}}$$

$$M_a = 0.126$$

La molaridad de la solución ácida es igual a 0.126 M.

SOLUCIONES AMORTIGUADORAS O BUFFERS.

Tanto en los procesos industriales como en plantas y animales es necesario mantener el PH, casi constante para que se lleve a cabo alguna(s) reacción(es) adecuadamente. Por ejemplo en la sangre se mantiene un PH de 7.4 para que la hemoglobina pueda transportar el oxígeno adecuadamente.

El cuerpo en el caso del PH de la sangre, utiliza unos compuestos que se concen como sistema amortiguador, los cuales ayudan a mantener el PH dentro de un cierto rango.

El funcionamiento de la solución amortiguadora se basa en el efecto del ión común.

Las soluciones amortiguadoras más comunes están formadas por:

- 1.- Una solución de ácido débil con una sal iónica soluble del mismo ácido débil.
- 2.- Una solución de base débil con una sal iónica soluble de la misma base débil.

Ejemplo 1:



Equilibrio:



Ejemplo 2:



Equilibrio:



La solución amortiguadora funciona de la siguiente mane

ra:



Si se añade un ácido fuerte se produce iones H_3O^+ adicionales lo que hace que el equilibrio se desplace hacia la izquierda disminuyendo parte de los iones H_3O^+ adicionales.

PROBLEMAS

DE: pH, pOH, $[H^+]$ y $[OH^-]$

1.- ¿Cuál es el pH de una solución cuya concentración en iones hidrógeno es de 2.6×10^{-3} M? Indicar si la solución es ácida o alcalina.

2.- ¿Cuál es la concentración en iones hidrógeno de una solución cuyo pOH es de 5.14? ¿La solución es ácida o alcalina?

3.- ¿Cuál es el pH de: a) HCl 0.002 M (100% de ionización) de: b) NaOH 0.40 M (90% de ionización) c) de una solución de HCl cuya concentración de iones hidrógeno es de 9.02×10^{-2} M?

4.- ¿Cuál es la concentración de iones hidrógeno de una solución cuyo pH es de 0.22?

5.- Si el pH de una solución es de 11.4 calcular: $[H^+]$, $[OH^-]$ y su pOH.

6.- Si la $[OH^-]$ de una solución es de $.46 \times 10^{-2}$, calcular $[H^+]$, pH y pOH.

QUIMICA II MODULO IV
ACIDOS Y BASES

1.- CONTESTA LO SIGUIENTE:

1.- ELABORA UN CUADRO SINOPTICO EN RELACION A LAS TEORIAS DE ACIDOS Y BASES (ARRHENIUS Y BRONSTED - LOWRY)

2.- ESCRIBE PROPIEDADES DE ACIDOS

3.- ESCRIBE PROPIEDADES DE BASES

4.- IDENTIFICA EL ACIDO, LA BASE, EL ACIDO CONJUGADO Y LA BASE CONJUGADA EN LAS SIGUIENTES REACCIONES.



5.- CLASIFICA LOS ACIDOS Y BASES DEL SIGUIENTE LISTADO EN DEBILES Y FUERTES, E IDENTIFICA A LOS ACIDOS POLIPROTICOS.

Hf, HBr, H_2S , HCl, H_3PO_4 , HClO, HClO₄, HNO₃, HCN, H_2SO_4

NaOH, CuOH, Fe(OH)₃, LiOH, Ca(OH)₂, NH₄OH, Mg(OH)₂, Pb(OH)₄,

Sr(OH)₂, AgOH.

ACIDOS DEBILES _____

ACIDOS FUERTES _____

BASES DEBILES _____

BASES FUERTES _____

ACIDOS POLIPROTICOS _____

- A QUE SE LLAMA REACCION DE NEUTRALIZACION Y DA UN EJEMPLO.

REPRESENTARA MEDIANTE UNA ECUACION QUIMICA LA IONIZACION DEL AGUA Y ESCRIBIRA EL VALOR DE SU CONSTANTE DE IONIZACION.

8.- ¿QUE ES UNA SOLUCION AMORTIGUADORA O BUFFER?
MENCIONA COMO ESTA CONSTITUIDA Y DA UN EJEMPLO.

9.- EXPLICA EN QUE CONSISTE EL PROCESO DE TITULACION ACIDO-BASE.

II.- RESUELVE LOS SIGUIENTES PROBLEMAS:

1.- UNA SOLUCION TIENE UNA CONCENTRACION DE IONES $[H^+] = 3 \times 10^{-6}$,
DETERMINA LA CONCENTRACION DE IONES $[OH^-]$.

2.- DETERMINA EL PH DE ACADA UNA DE LAS SOLUCIONES CON LAS SIGUIENTES CON-
CENTRACIONES.

a). $[H^+] = 1 \times 10^{-8} M$

b). $[H^+] = 2 \times 10^{-3} M$

c). $[OH^-] = 1 \times 10^{-6}$

UNA SOLUCION ES 2.7 CALCULA EL PH.

UNIDAD X

GASES

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

8.- ¿QUE ES UNA SOLUCION AMORTIGUADORA O BUFFER?
MENCIONA COMO ESTA CONSTITUIDA Y DA UN EJEMPLO.

9.- EXPLICA EN QUE CONSISTE EL PROCESO DE TITULACION ACIDO-BASE.

II.- RESUELVE LOS SIGUIENTES PROBLEMAS:

1.- UNA SOLUCION TIENE UNA CONCENTRACION DE IONES $[H^+] = 3 \times 10^{-6}$,
DETERMINA LA CONCENTRACION DE IONES $[OH^-]$.

2.- DETERMINA EL PH DE ACADA UNA DE LAS SOLUCIONES CON LAS SIGUIENTES CON-
CENTRACIONES.

a). $[H^+] = 1 \times 10^{-8} M$

b). $[H^+] = 2 \times 10^{-3} M$

c). $[OH^-] = 1 \times 10^{-6}$

UNA SOLUCION ES 2.7 CALCULA EL PH.

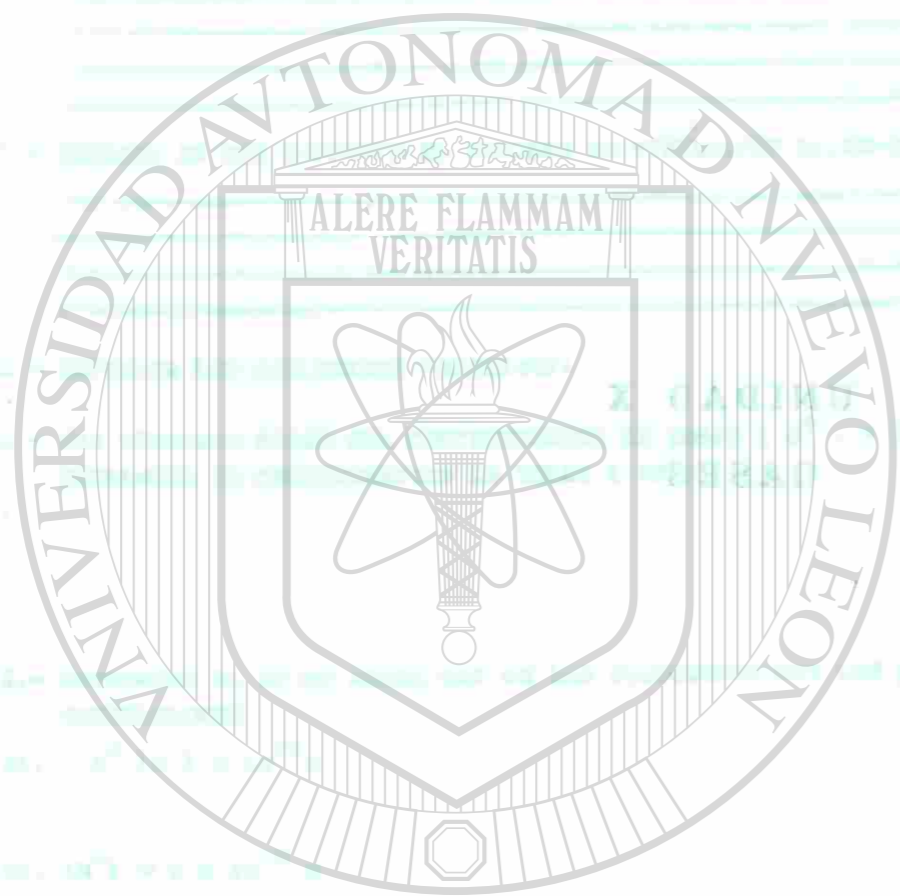
UNIDAD X

GASES

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PROGRAMA DE QUÍMICA

OBJETIVO GENERAL:

El alumno.

- Aplicará los principios que rigen el comportamiento de los gases y las disoluciones en la resolución de problemas.
- Comprenderá los fundamentos de la Química Orgánica.

OBJETIVOS PARTICULARES

Unidad X

GASES

Al término de la unidad, el alumno: Aplicará las leyes de los gases en la resolución de problemas.

OBJETIVOS ESPECÍFICOS

El alumno:

- Diferenciará entre gas ideal y real.
- Enunciará los postulados de la teoría cinético-molecular.
- Explicará las propiedades de los gases.
- Interpretará el comportamiento de un gas ideal.
- Definirá las variables que afectan el comportamiento de un gas (presión, volumen, temperatura y número de moles).
- Citará los instrumentos que sirven para medir la temperatura y la presión de los gases.
- Mencionará las diferentes unidades de medición, volumen y temperatura.

- Efectuará conversiones - con las diferentes unidades de medición (volumen, presión y temperatura).
- Utilizará las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac para describir el comportamiento de los gases.
- Obtendrá de las leyes -- Boyle, Charles y Gay-Lussac la ley combinada - del estado gaseoso.
- Expresará la ecuación -- que representa la ley de los gases ideales o ecuación de estado de un gas perfecto.
- Enunciará la ley de Dalton sobre las presiones parciales.
- Utilizará la ley de las presiones parciales de Dalton para describir el comportamiento de los gases.
- Utilizará el concepto de volumen molar en la resolución de problemas.
- Usará las leyes del estado gaseoso en la resolución de cálculos estequiométricos del tipo peso - volumen.

G A S E S

ANTECEDENTES.-

Los estados de agregación de la materia son tres: sólido, líquido y gaseoso; no se incluye el plasma porque en este estado la materia no se encuentra como átomos o moléculas.

Todos estamos familiarizados con los sólidos, líquidos y gases, sin embargo recordemos algunas generalidades.

El estado sólido se caracteriza porque los cuerpos poseen un volumen definido, así como forma propia, a una temperatura y presión dadas.

Los líquidos poseen un volumen definido, pero no tienen forma propia, ellos adquieren la forma del recipiente que los contiene.

Los gases no tienen forma ni volumen propios, el volumen del gas es igual al volumen del recipiente que los contiene. En esta unidad estudiaremos los gases, en cuanto a sus propiedades y las leyes que describen su comportamiento.

GASES IDEALES Y REALES

A los gases se les puede clasificar en: gases ideales o perfectos y gases reales.

GAS IDEAL .- Es el que se comporta tal como lo describen las leyes de los gases; es decir es un gas en el que el volumen ocupado por las propias moléculas es insignificante (o cero) en comparación con el volumen total del recipiente a cualquier presión y temperatura; además, la atracción intermolecular es mínima bajo cualquier condición.

GASES REALES .- Son los que no cumplen rigurosamente las leyes de los gases, aunque sí con gran aproximación cuando su estado está lejos del punto crítico; es decir la temperatura a la cual las propiedades del vapor y líquido se hacen iguales.

TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR.

Como principio fundamental de esta teoría tenemos que: las moléculas de un gas se encuentran en constante movimiento.

Este principio se puede desglosar en los siguientes postulados:

- a) Todos los gases están formados por pequeñas partículas: - átomos o moléculas.
- b) Las moléculas de un gas están sumamente separadas unas de otras (excepto cuando esté a mucha presión), y el espacio entre ellas está vacío.
- c) Las moléculas de un gas se mueven constantemente, en trayectoria recta, con alta velocidad y dirección al azar.
- d) Cuando sube la temperatura de un gas la velocidad de las moléculas aumenta y disminuye cuando baja la temperatura.
- e) Las moléculas de un gas se mueven a diferentes velocidades pero la energía cinética media de todas las moléculas es la misma para una temperatura dada.
- f) Las moléculas chocan frecuentemente entre sí, así como -- con las paredes del recipiente que las contiene.
- g) No se pierde energía cuando las moléculas chocan.

PROPIEDADES DE LOS GASES.

Los gases, como se dijo antes, no tienen forma ni volumen propio y entre sus propiedades podemos citar las siguientes:

Los gases como no tienen volumen propio, ocuparán todo el volumen del recipiente que los contiene.

A los gases se les puede comprimir fácilmente; es decir, se les puede forzar a ocupar un volumen más pequeño, por ejemplo -- cuando inflamos un globo; a esta propiedad de los gases de poderse reducir de volumen se le llama compresibilidad.

Los gases también tienen la propiedad de expandirse; por -- ejemplo, cuando dejamos salir el aire encerrado en un globo o -- una llanta, el aire se está expandiendo, está ocupando mayor volumen: a esta propiedad que tienen los gases de aumentar su volumen se le llama expansibilidad.

Los gases también se pueden difundir unos con otros; es decir, se pueden mezclar sin que intervenga ninguna energía. Esta propiedad se llama difusión y es la propiedad que tienen los ga

ses de esparcirse o mezclarse con otros gases sin necesidad de aplicar energía al sistema.

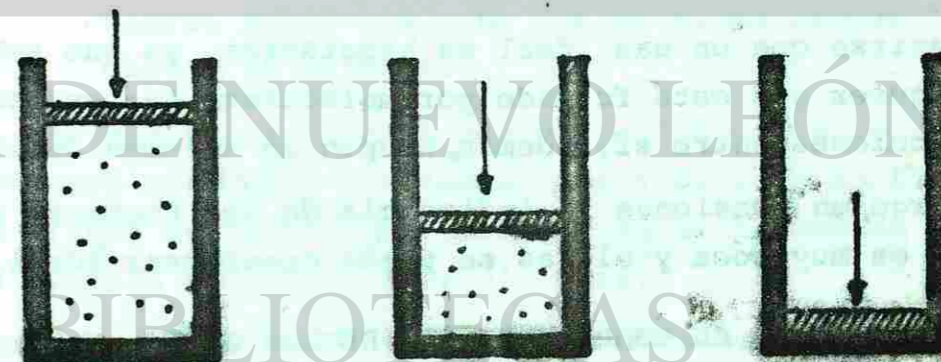
COMPORTAMIENTO DE LOS GASES IDEALES.

Los gases ideales obedecen ciertas leyes, tales como: Ley de Boyle, Ley de Charles o Gay-Lussac, Ley de Dalton de las Presiones Parciales y la Ley de Difusión de Graham (además del Principio de Avogadro) los cuales estudiaremos más adelante.

Un gas ideal se dice que es aquél cuyo volumen ocupado por sus moléculas es ínfimo en comparación con el volumen total, para cualquier presión y temperatura; además, la atracción entre sus moléculas es casi nula.

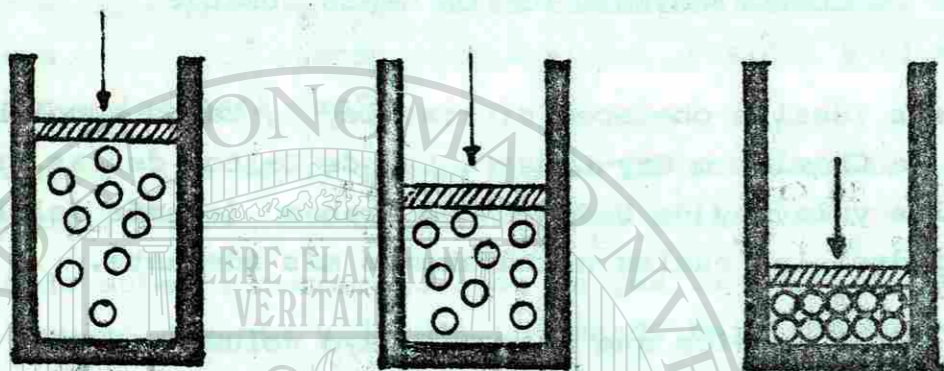
Las condiciones dadas en la definición (para cualquier presión y temperatura y para atracción entre sus moléculas) se cumplen a presiones bajas y a temperaturas altas, ya que bajo estas condiciones el espacio libre dentro del gas es grande y poca la atracción entre sus moléculas.

GAS IDEAL



En un gas ideal, sus moléculas no tienen volumen y se puede comprimir a volumen cero.

GAS REAL



En un gas real, sus moléculas tienen volumen y la compresión es limitada por el volumen de sus moléculas.

En un gas ideal el volumen es ínfimo en comparación con el volumen total, un gas ideal puede comprimirse a volumen cero.

Las moléculas de un gas real tienen volumen y la compresión está limitada por el volumen de sus moléculas.

Se pueden afirmar que un gas será más ideal cuanto menor sea la presión a que se somete y que se hace ideal cuando la presión tiende a cero.

Puede decirse que un gas ideal es hipotético, ya que sabemos que cualquier gas está formado por moléculas, las cuales se ejercen atracciones entre sí, además, ocupan un volumen definido.

Sin embargo, en ocasiones la influencia de los factores antes anotados es muy poca y el gas se puede considerar ideal.

VARIABLES QUE AFECTAN EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES

En los postulados anteriores se introdujeron algunos conceptos, tales como: energía cinética, temperatura, presión, volumen y número de moles. Éstas son las principales variables que afectan el comportamiento de los gases, las cuales se definen a continuación:

- a) Energía Cinética. - Es la energía que tiene un cuerpo al encontrarse en movimiento. La energía cinética se define matemáticamente de la siguiente manera:

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

Donde \bar{v} es la velocidad promedio de un grupo de moléculas.

- b) La Presión. - Se define como la fuerza aplicada por unidad de área. Matemáticamente se define: $P = \frac{F}{A}$.

Donde: P= presión, F= fuerza y A= área.

Para el caso de los gases, Torricelli (1608-1647) fue el primero en medir la presión ejercida por la atmósfera (que es una mezcla de gases) por medio del barómetro de mercurio, aparato que él inventó.

El experimento que Torricelli realizó consiste en lo siguiente:

A un tubo de vidrio de 90 cm de largo y 7 mm de diámetro:

- Se le cierra por uno de sus extremos.
- Se llena de mercurio.
- Se tapa con un dedo el extremo abierto y se invierte sobre una cuba que contiene mercurio, ya dentro se destapa.

Al destaparlo se observa que parte del mercurio cae, independientemente del tamaño del tubo y de su forma; la altura de la columna de mercurio es la medida de la presión atmosférica en el lugar.

Pero, ¿por qué no fluye todo el mercurio fuera del tubo? porque las masas de aire que están sobre el mercurio están ejerciendo una presión que impide la salida del mercurio.

También podemos explicarlo tomando en cuenta la teoría a cinética molecular que nos dice que las moléculas -

de un gas están en constante movimiento y que están chocando con el cuerpo que esté en contacto, en este caso el choque de las moléculas sobre el mercurio; pero en el sistema hay dos fuerzas, la de la columna de mercurio y la del aire.

Cuando estas fuerzas se equilibran o sea ($P_a = P_m$) presión del aire = presión del mercurio, son iguales, la altura de la columna permanece constante y nos indica la presión del lugar.

La presión ejercida por un gas se puede medir en atmósferas o en mm de Hg.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg o Torr}$$

$$1 \text{ atm} = 1.033 \text{ Kg/cm}^2$$

Una atmósfera es la presión ejercida por una columna de 760 mm de Hg medida al nivel del mar.

Un Torr (en honor a Torricelli) es la presión ejercida por una columna de 1 mm de Hg.

En los laboratorios, para medir la presión, comúnmente se usan el manómetro y el barómetro aneroide.

c) Temperatura.- Otra de las variables que afectan el comportamiento de los gases es la temperatura, ya que, al aumentar la temperatura aumenta el movimiento de las moléculas.

La temperatura de un gas se puede definir como la energía cinética media de las moléculas del gas.

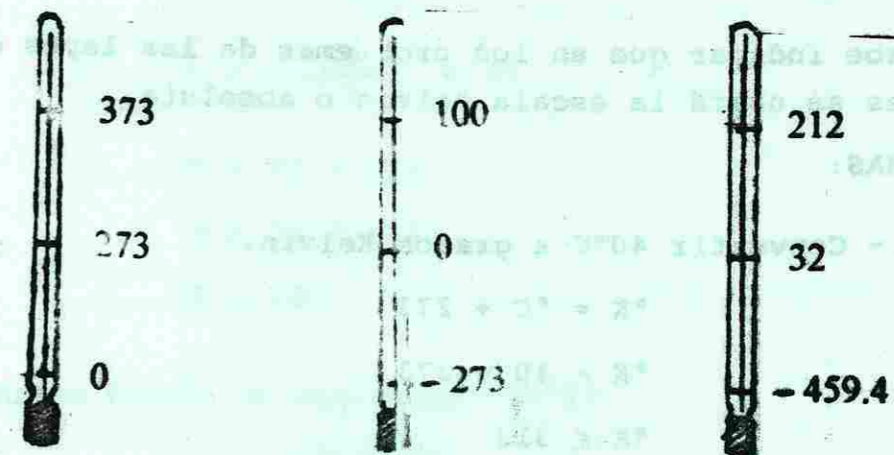
Para medir la temperatura se utilizan los termómetros que pueden estar graduados en las escalas que existen, tales como escala Kelvin Celsius y Fahrenheit.

TERMOMETROS

KELVIN

CELSIUS

FAHRENHEIT



Escalas de los termómetros marcando los puntos de fusión y ebullición del agua.

En la escala Kelvin o escala de temperaturas absolutas, el cero de la escala (0 K) es llamado **cero absoluto** porque decir 0° de temperatura significa que no hay temperatura (o energía cinética) en la materia y esto solo es en la escala Kelvin y no en la Celsius o Fahrenheit en las que sí existen valores "bajo cero"; lo que significa que a una temperatura bajo cero sí hay energía cinética y el cero por lo tanto no es absoluto.

$$0^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K} \quad 100^{\circ}\text{C} = 373 \text{ K} \quad 212^{\circ}\text{F} = 100^{\circ}\text{C} = 373 \text{ K}$$

$$0 \text{ K} = -273^{\circ}\text{C} \quad 32^{\circ}\text{F} = 0^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K}$$

Para convertir de °C a Kelvin basta sumar los °C + 273

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

Para convertir grados Fahrenheit a Kelvin hay que convertir primero los °F a °C y luego convertir a Kelvin.

$$C = \frac{^{\circ}F - 32}{1.8}$$

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

Cabe indicar que en los problemas de las leyes de los gases se usará la escala Kelvin o absoluta.

PROBLEMAS:

1.- Convertir $40^{\circ}C$ a grados Kelvin.

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

$$^{\circ}K = 40 + 273$$

$$^{\circ}K = 313$$

2.- Convertir $60^{\circ}F$ a grado Celsius.

$$^{\circ}C = \frac{^{\circ}F - 32}{1.8}$$

$$^{\circ}C = \frac{60 - 32}{1.8} = \frac{28}{1.8}$$

$$^{\circ}C = 15.55$$

3.- $60^{\circ}C$, convertirlos a grados Fahrenheit.

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

$$^{\circ}F = 1.8(60) + 32$$

$$^{\circ}F = 108 + 32$$

$$^{\circ}F = 140$$

4.- $286^{\circ}F$, a cuántos Kelvin equivalen?

En este caso es conveniente transformar los grados F a grados Celsius y luego éstos a Kelvin.

$$^{\circ}C = \frac{^{\circ}F - 32}{1.8}$$

$$^{\circ}C = \frac{86 - 32}{1.8}$$

$$^{\circ}C = \frac{54}{1.8} = 30$$

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

$$K = 30 + 273$$

$$K = 303$$

5.- ¿A cuántos Kelvin, K equivalen $-22^{\circ}F$?

$$^{\circ}C = \frac{-22^{\circ}F - 32}{1.8}$$

$$^{\circ}C = \frac{-22 - 32}{1.8} = \frac{-54}{1.8}$$

$$^{\circ}C = -30^{\circ}$$

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

$$K = -30 + 273$$

$$K = 243$$

PROBLEMAS DE CONVERSION DE ESCALAS DE TEMPERATURA.

1.- Convertir de grados Celsius a grados Fahrenheit.

- a) $32^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$
 b) $-12^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$
 c) $13^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$
 d) $65^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$
 e) $50^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$
 f) $80^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$
 g) $-8^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$
 h) $-90^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$
 i) $30^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$
 j) $180^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$

2.- Convierte a grados Celsius.

- | | | |
|-------------------------|-------------------------|------------------------|
| 266°F | 140°F | 75.2°F |
| -2.2°F | 188.6°F | 93.2°F |
| 258.8°F | 37.4°F | |
| 109.4°F | 21.1°F | |

3.- Convierte a Kelvin (K) los siguientes grados:

- a) $118.4^{\circ}\text{F} = \underline{48^{\circ}\text{C}} =$ _____ K
 b) $-2.2^{\circ}\text{F} = \underline{-19^{\circ}\text{C}} =$ _____ K
 c) $266^{\circ}\text{F} =$ _____ $^{\circ}\text{C} =$ _____ K
 d) $180^{\circ}\text{C} =$ _____ K
 e) $125^{\circ}\text{C} =$ _____ K
 f) $-8^{\circ}\text{C} =$ _____ K
 g) $-95^{\circ}\text{C} =$ _____ K

h) $212^{\circ}\text{F} =$ _____ $^{\circ}\text{C} =$ _____ K

i) $78^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$

j) $147.2^{\circ}\text{F} =$ _____ $^{\circ}\text{C} =$ _____ K

Convierte a $^{\circ}\text{C}$:

$1773\text{ K} =$ _____ $^{\circ}\text{C}$ $140\text{ K} =$ _____ $^{\circ}\text{C}$

$188\text{ K} =$ _____ $^{\circ}\text{C}$ $30\text{ K} =$ _____ $^{\circ}\text{C}$

$403\text{ K} =$ _____ $^{\circ}\text{C}$

d) Volumen.

Al espacio que ocupan los cuerpos se le denomina volumen. En el caso de los gases, su volumen esta determinado por el recipiente que los contiene, ya que las moléculas de los gases están en constante movimiento y se desplazan a ocupar el volumen del recipiente en que se encuentran.

Las unidades más usadas de volumen en la resolución de problemas de la leyes de los gases son: litro, mililitro, metro cúbico, centímetro cúbico.

Equivalencias:

$1\text{ litro} = 1000\text{ ml} = 1000\text{ cm}^3$

Ejem. 1 $3.5\text{ litros} = 3500\text{ ml} = 3500\text{ cm}^3$

Ejem. 2 $6000\text{ ml} = 6000\text{ cm}^3 = 6\text{ litros}$

Ejem. 3 $2\text{ m}^3 = 2000\text{ litros}$

e) Número de Moles.

Este factor involucra la masa del gas y su masa molecular.

El número de moles se determina mediante la siguiente fórmula:

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

Donde n = número de moles

m = masa

M_m = masa molecular

PROBLEMA 1 :

Calcular el número de moles que existen en 30 g de oxígeno (masa molecular de $O_2 = 32$ g/mol).

DATOS:

$$m = 30 \text{ g}$$

$$M_m = 32 \text{ g/mol}$$

FORMULA

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

$$n = \frac{30 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = .937 \text{ moles}$$

CONDICIONES NORMALES.

Se dice que un gas se encuentra en condiciones normales o TPN (Temperatura y presión normal) cuando dicho gas posee una presión de 1 atmósfera y una temperatura de 0°C ó 273 K .

FACTORES DE CONVERSIÓN:

Presión:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 76 \text{ cm Hg}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr}$$

$$1 \text{ atm} = 29.9 \text{ pulg Hg}$$

$$1 \text{ atm} = 1.033 \text{ Kg/cm}^2$$

$$1 \text{ atm} = 14.7 \text{ lb/pulg}^2$$

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 1.013 \text{ mbar}$$

$$1 \text{ lb/pulg}^2 = 1 \text{ psi}$$

$$1 \text{ Torr} = 1 \text{ mm Hg}$$

$$1 \text{ kPa} = 1000 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ kPa} = 0.145 \text{ psi}$$

$$1 \text{ kPa} = 0.009869 \text{ atm}$$

$$1 \text{ kPa} = 7.501 \text{ mm Hg}$$

$$1 \text{ kPa} = 0.01 \text{ bar}$$

Volumen:

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ mL}$$

$$1 \text{ pie}^3 (\text{ft}^3) = 28.3 \text{ L}$$

$$1 \text{ metro}^3 (\text{m}^3) = 1000 \text{ L}$$

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ galón} = 3.785 \text{ L}$$

CONVERSIONES CON UNIDAD DE VOLUMEN Y PRESION.

a) $1520 \text{ mm Hg} = \text{--- atm}$

$$1520 \text{ mm Hg} \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \right) = 2 \text{ atm}$$

b) $800 \text{ galones} = \text{a cuántos litros}$

a cuántos cm^3

$$800 \text{ galones} \left(\frac{3.785 \text{ litros}}{1 \text{ galón}} \right) = 3255.1 \text{ litros}$$

$$3255.1 \text{ L} \left(\frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \right) = 3255100 \text{ cm}^3$$

c) $125 \text{ lb/pulg}^2 = \text{a cuántos mm de Hg}$

$$125 \text{ lb/pulg}^2 \left(\frac{760 \text{ mm Hg}}{14.7 \text{ lb/pulg}^2} \right) = 6462.58 \text{ mm de Hg}$$

d) $20 \text{ lb/pulg}^2 = \text{a cuántas atm}$

$$20 \text{ lb/pulg}^2 \left(\frac{1 \text{ atm}}{14.7 \text{ lb/pulg}^2} \right) = 1.36 \text{ atm}$$

e) $90 \text{ cm de Hg} = \text{--- atm}$

$$90 \text{ cm de Hg} \left(\frac{1 \text{ atm}}{76 \text{ cm de Hg}} \right) = 1.18 \text{ atm}$$

f) $7.8 \text{ kg/cm}^2 = \text{cuántas lb/pulg}^2$

$$7.8 \text{ kg/cm}^2 \left(\frac{14.7 \text{ lb/pulg}^2}{1.033 \text{ kg/cm}^2} \right) = 110.99 \text{ lb/pulg}^2$$

g) $800 \text{ mm Hg} = \text{a cuántas lb/pulg}^2$

$$800 \text{ mm Hg} \left(\frac{14.7 \text{ lb/pulg}^2}{760 \text{ mm Hg}} \right) = 15.47 \text{ lb/pulg}^2$$

h) $5.8 \text{ ft}^3 = \text{a cuántos litros}$

$$5.8 \text{ ft}^3 \left(\frac{28.3 \text{ L}}{1 \text{ ft}^3} \right) = 164.14 \text{ litros}$$

LEY DE BOYLE.

Robert Boyle en 1662, al estar experimentando con gases, descubrió cómo varía el volumen de un gas al variar la presión, al permanecer la temperatura constante.

Dicho descubrimiento lo conocemos como Ley de Boyle, la cual establece que "a temperatura constante el volumen de una masa gaseosa varía inversamente proporcional a la presión que soporta", dando a entender que el volumen de un gas disminuye si aumenta su presión y que el volumen aumentará si disminuye su presión.

De la ley antes enunciada se puede deducir la siguiente fórmula:

$$V \propto \frac{1}{P}$$

$$P_1 V_1 = K_1$$

$$P_2 V_2 = K_2$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Donde P V son los estados iniciales y P'V' son los finales.

De acuerdo a la teoría cinética molecular, la Ley de Boyle se puede explicar de la siguiente manera:

Al disminuir el volumen las moléculas tendrán menos espacio para moverse y esto provocará que entre ellas exista mayor número de choques, al igual que las paredes del recipiente, por lo que aumentará la presión; en cambio, si el volumen es mayor, el número de choques entre las moléculas y las paredes del recipiente será menor, ya que tendrán mayor espacio para moverse.

PROBLEMAS:

- 1.- Un gas ocupa un volumen de 800 ml cuando está sujeto a una presión de 760 mm de Hg. ¿Cuál será el volumen que ocupará este gas si la presión se reduce a 730 mm, si la temperatura permanece constante?

DATOS

$$P = 760 \text{ mm de Hg}$$

$$V = 800 \text{ ml}$$

$$P_2 = 730 \text{ mm de Hg}$$

$$V_2 = ?$$

FORMULA

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

SUSTITUCION

$$V_2 = \frac{760 \text{ mm de Hg} \times 800 \text{ ml}}{730 \text{ mm de Hg}}$$

$$832.876 \text{ ml}$$

- 2.- Un gas ocupa un volumen de 900 ml, cuando la presión que se ejerce sobre él es de 70 cm de Hg ¿qué presión se tendrá que ejercer sobre dicho gas para que ocupe un volumen de 720 ml si la temperatura permanece constante?

DATOS

$$P_1 = 70 \text{ cm de Hg}$$

$$V_1 = 900 \text{ ml}$$

$$P_2 = ?$$

$$V_2 = 720 \text{ ml}$$

FORMULA

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

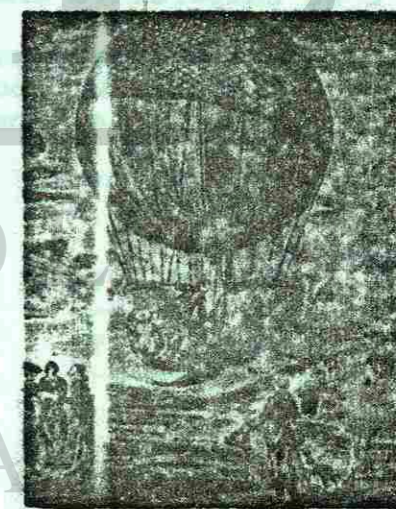
$$P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2}$$

SUSTITUCION

$$P_2 = \frac{70 \text{ cm de Hg} \times 900 \text{ ml}}{720 \text{ ml}}$$

RESULTADO

$$87.5 \text{ cm de Hg}$$



J. Charles en su primera tripulación de un globo de hidrógeno.

LEY DE CHARLES

Al estudiar la relación entre el volumen y la presión Robert Boyle observó que al calentar una muestra de gas, cambiaba su volumen, pero no le dió mayor importancia y no siguió estudiando el efecto. En 1800 dos científicos franceses Jacques Charles y Joseph Gay Lussac, comenzaron a estudiar la expansión de los gases al aumentar su temperatura y aplicaron este conocimiento, haciéndose pioneros en la tripulación de globos de gas en su época. Sus investigaciones indicaron que la proporción en que se expande un gas al elevarse la temperatura era constante para cualquier gas a presión también constante.

En la gráfica 10-1 se muestra el cambio de volumen con relación al cambio de temperatura de una muestra del mismo gas e igual masa a presión constante, la línea 1 es a una presión y la línea 2 a otra presión.

El físico británico Lord Kelvin observó que al prolongar estas líneas hasta el volumen cero se llega a una intersección común a -273.15°C y a este punto lo llamo cero absoluto; esta escala recibe su nombre en su honor.

Convirtiendo los $^{\circ}\text{C}$ a Kelvin ahora obsérvese la gráfica y se verá claramente la relación de temperatura y volumen a presión constante. Esta relación recibe el nombre de Ley de Charles, la cual se enuncia:

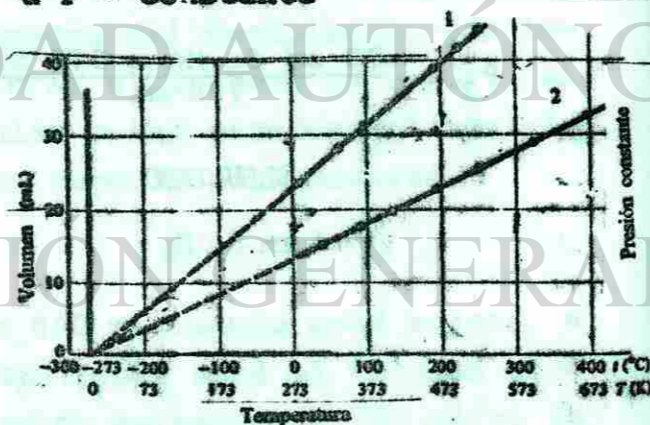
"A presión constante el volumen de una cantidad determinada de gas varía directamente proporcional a su temperatura absoluta".

Expresada matemáticamente: $V \propto T$
lo que significa que el cociente del volumen entre la temperatura absoluta es una constante, a presión constante.

$$\frac{V}{T} = k \quad \text{a } P = \text{constante}$$

entonces:

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



GRAFICA 10-1

PROBLEMAS.

- 1.- Un gas ocupa un volumen de 250 ml a una temperatura de -57°C . ¿Qué volumen ocupará dicho gas a temperatura normal, si la presión permanece constante?

DATOS

$$\begin{aligned} V_1 &= 250 \text{ ml} \\ T_1 &= 57^{\circ}\text{C} = 330 \text{ K} \\ V_2 &= \\ T_2 &= 0^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K} \end{aligned}$$

FORMULA

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

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

SUSTITUCION

$$V_2 = \frac{250 \text{ ml} \times 273 \text{ K}}{330 \text{ K}}$$

RESULTADO

$$V_2 = 206.8 \text{ ml}$$

- 2.- Una muestra de hidrógeno ocupa un volumen de 1.63 lts. a una temperatura de -10°C . ¿Qué volumen ocupará el gas a una temperatura de 150°C a presión constante?

DATOS

$$V_1 = 1.63 \text{ lts.}$$

FORMULA

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

DATOS

$$\begin{aligned} T_1 &= -10^{\circ}\text{C} = 263 \text{ K} \\ V_2 &= \\ T_2 &= 150^{\circ}\text{C} = 423 \text{ K} \end{aligned}$$

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

SUSTITUCION

$$V_2 = \frac{1.63 \text{ L} \times 423 \text{ K}}{263 \text{ K}}$$

RESULTADO

$$V_2 = 2.51 \text{ L}$$

LEY DE GAY LUSSAC

En 1802, Gay Lussac realizó estudios sobre los gases en cuanto a la variación de la presión al variar la temperatura, permaneciendo el volumen constante; de sus experimentos concluyó la siguiente ley:

"A volumen constante, la presión de un gas varía directamente proporcional a la temperatura absoluta que soporta dicho gas".

Esta ley nos da a entender que al aumentar la temperatura aumenta la energía cinética de las moléculas, lo que en consecuencia hace que aumente el número de choques entre ellas y el recipiente, dando como resultado un aumento de presión.

De la ley enunciada se puede establecer la siguiente relación:

$$P \propto T \quad v = cte$$

Introduciendo el factor de proporcionalidad k' , podemos escribir para un estado inicial:

$$P = k' T$$

$$k' = \frac{P_1}{T_1}$$

Si varía la temperatura, varía la presión y se tendría un estado final, el cual podríamos escribir como:

$$P_2 = k' T_2$$

$$k' = \frac{P_2}{T_2}$$

Como el valor de k' es el mismo para ambos estados, podemos escribir:

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

Esta ecuación es la expresión matemática de la Ley de Gay-Lussac.

PROBLEMAS.

1.- Un gas se encuentra a una presión de 2 atm y a la temperatura de 27°C, ¿cuál será la presión del gas a la temperatura de 127°C si el volumen permanece constante?

DATOS

$$V = cte$$

$$P_1 = 2 \text{ atm}$$

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

$$P_2 =$$

$$T_2 = 127^\circ\text{C} = 400 \text{ K}$$

FORMULA

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

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

SUSTITUCION

$$P_2 = \frac{2 \text{ atm} \times 400 \text{ K}}{300 \text{ K}}$$

RESULTADO

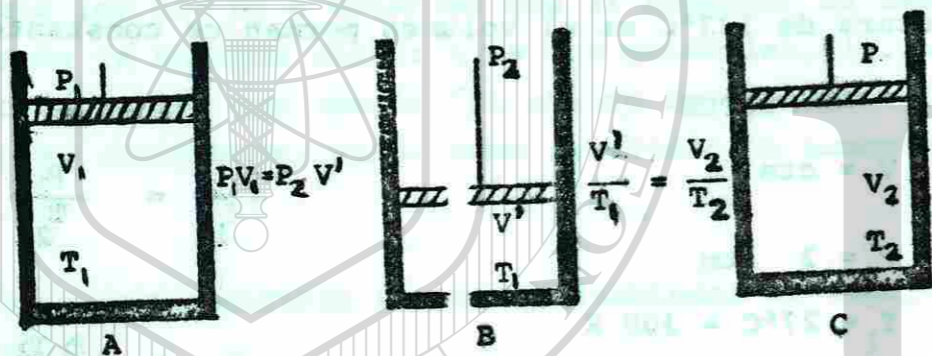
$$P_2 = 2.66 \text{ atm}$$

LEY COMBINADA DEL ESTADO GASEOSO

En los puntos anteriores se ha estudiado los gases observando la variación que experimentan cuando permanece constante la temperatura, o la presión o el volumen.

A continuación veremos el caso en que teniendo un gas en condiciones iniciales de volumen, presión y temperatura para un estado final donde varían los valores iniciales o sin que permanezca constante ninguno de dichos valores.

Para este tipo de problemas se hace uso de las leyes de Boyle y Charles, las cuales se enlazarán de acuerdo al siguiente ejemplo ilustrativo:



En el recipiente A se tiene un gas a una presión P_1 ocupando un volumen V_1 y a una temperatura T_1 , en seguida se cambian

condiciones, se comprime lentamente hasta alcanzar el volumen que llamaremos V' el cual queda a presión P_2 y la temperatura T_1 permanece constante ya que se comprimió lentamente, lo cual queda representado en el recipiente B.

Hasta aquí el sistema estará regido por la Ley de Boyle:

$$P_1 V_1 = P_2 V' \quad T = \text{cte}$$

Si a continuación se aplica calor al recipiente B, se pasará al estado final representado en el recipiente C en el cual la presión permanecerá constante, debido al calor suministrado, la temperatura T_1 pasa a T_2 y el volumen V' pasará a V_2 . En este caso al pasar el gas de las condiciones de B a C estará regido por la Ley de Charles:

$$\frac{V'}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Lo que se hizo fue pasar el gas de un estado inicial A a un estado intermedio B y posteriormente al estado final C.

Igualando los estados inicial y final (de A a C) mediante las ecuaciones anteriores queda

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

En estas ecuaciones se tiene que V' el volumen intermedio es igual, por lo que se elimina de ambos lados de la ecuación quedando:

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

La ecuación anterior es la expresión matemática de la Ley Combinada del Estado Gaseoso, la cual se puede enunciar como sigue:

“El volumen de una masa determinada de gas varía directamente proporcional a la temperatura absoluta que soporta e inversamente proporcional a la presión”.

PROBLEMAS.

1.- 600 ml de oxígeno fueron medidos a la presión de 730 mm de Hg y a la temperatura de 23°C, ¿cuál será el volumen del oxígeno en condiciones normales?

DATOS	FORMULA
$P_1 = 730 \text{ mm de Hg}$	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$
$V_1 = 600 \text{ ml}$	
$T_1 = 23^\circ\text{C} = 296 \text{ K}$	$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2}$
$P_2 = 760 \text{ mm de Hg}$	
$T_2 = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$	

SUSTITUCION

$$V_2 = \frac{730 \text{ mm de Hg} \times 600 \text{ ml} \times 273 \text{ K}}{296 \text{ K} \times 760 \text{ mm de Hg}} = 531.53 \text{ ml}$$

2.- Un gas ocupa un volumen de 38 ml a 130°C y a presión normal ¿ a qué presión el gas ocupará un volumen de 70 ml a una temperatura de 90°C?

DATOS	FORMULA
$P_1 = 760 \text{ mm de Hg}$	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$
$V_1 = 38 \text{ ml}$	
$T_1 = 130^\circ\text{C} = 403 \text{ K}$	$P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 V_2}$
$P_2 =$	
$V_2 = 70 \text{ ml}$	
$T_2 = 90^\circ\text{C} = 363 \text{ K}$	

SUSTITUCION

$$P_2 = \frac{760 \text{ mm de Hg} \times 600 \text{ ml} \times 363 \text{ K}}{403^\circ\text{K} \times 70 \text{ ml}}$$

RESULTADO

$$P_2 = 371.62 \text{ mm de Hg}$$

ECUACION DEL ESTADO DE UN GAS PERFECTO O DE LOS GASES IDEALES

Esta ecuación, que es el resultado de la combinación de las variables de las leyes de Boyle y Charles con el número de moles, queda de la siguiente manera:

$$P V = n R T \quad \text{o} \quad P V = \frac{n}{Mn} R T$$

Donde n es el número de moles del gas y R es una constante cuyo valor se determina de acuerdo a condiciones normales.

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

Presión = 1 atm, Vol = 22.414 lts (volumen de un mol)
T = 273°K n = 1 mol.

$$R = \frac{1 \text{ atm} \times 22.414 \text{ lts}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ K}}$$

$$R = 0.08205 \text{ lts atm/mol} \cdot \text{K}$$

PROBLEMAS.

1.- ¿Que presión ejercerán 0.4 moles de hidrógeno en un recipiente de 8 litros a una temperatura de 24°C?

DATOS	FORMULA
$P =$	$P V = n R T$
$V = 8 \text{ litros}$	
$n = 0.4 \text{ moles}$	$P = \frac{n R T}{V}$

DATOS

$$R = 0.0821 \text{ lts-atm/mol} \cdot \text{K}$$

$$T = 24^\circ\text{C} = 297 \text{ K}$$

SUSTITUCION

$$P = \frac{0.4 \text{ moles} \times 0.0821 \text{ lts-atm/mol} \cdot \text{K} \times 297 \text{ K}}{3 \text{ lts}}$$

RESULTADO

$$P = 1.21 \text{ atm}$$

2.- ¿Cuántos moles de oxígeno contiene un recipiente de 500 ml que se encuentra a 13°C y a 600 mm de Hg?

DATOS

$$P = 600 \text{ mm de Hg} = 0.789 \text{ atm}$$

$$V = 500 \text{ ml} = 0.5 \text{ lts}$$

$$n = \text{---}$$

$$R = 0.0821 \text{ lts-atm/mol} \cdot \text{K}$$

$$T = 13^\circ\text{C} = 286 \text{ K}$$

FORMULA

$$P V = n R T$$

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

SUSTITUCION

$$n = \frac{0.789 \text{ atm} \times 0.5 \text{ lts.}}{0.0821 \text{ lts-atm/mol} \cdot \text{K} \times 286 \text{ K}}$$

RESULTADO

$$n = 0.016 \text{ moles}$$

LEY DE PRESIONES PARCIALES DE DALTON

Dalton, al experimentar con la presión en la mezcla de gases, determinó que la presión total de la mezcla de varios gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de los gases que forman la mezcla.

$$P_t = P_a + P_b + P_c + \dots + P_n$$

donde P_t = presión total y P_a, P_b, P_c es la presión de cada uno de los gases en la mezcla

Las presiones parciales se pueden determinar por medio de la ecuación de los gases ideales:

$$P_a V = n_a R T$$

$$P_b V = n_b R T$$

$$P_c V = n_c R T \dots \text{etc.}$$

PROBLEMA.

1.- Un cilindro de 12 litros contiene 20 g de nitrógeno y 60 g de hidrógeno. ¿Cuál será la presión total en el cilindro si la temperatura es de 25°C?

a) Primero obtener el número de moles de nitrógeno y de hidrógeno.

$$n_{N_2} = \frac{m}{M_n} = \frac{20 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}}$$

$$n_{N_2} = 0.71 \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = \frac{m}{M_n} = \frac{60 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 30 \text{ mol}$$

b) Calcular las presiones de N_2 y H_2 .

$$P_{N_2} = \frac{n R T}{V}$$

$$P_{N_2} = \frac{0.71 \text{ mol} \times 0.082 \text{ atm-lts/mol-K} \times 298 \text{ K}}{12 \text{ lts}}$$

$$P_{N_2} = 1.447 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = \frac{30 \text{ mol} \times 0.082 \text{ atm-lts/mol-K} \times 298 \text{ K}}{2 \text{ lts}}$$

$$P_{H_2} = 61.16 \text{ atm}$$

c) Calcular la presión total con las presiones parciales obtenidas.

$$P_T = P_{N_2} + P_{H_2}$$

$$P_T = 1.447 \text{ atm} + 61.16 \text{ atm}$$

$$P_T = 62.61 \text{ atm}$$

VOLUMEN MOLAR

El volumen molar de un gas es el volumen que ocupa una mol de gas en condiciones normales de presión y temperatura, el cual es igual a 22.4 litros.

Como ya se indicó anteriormente una mol es numéricamente igual a la masa molecular en gramos (o peso fórmula) para los compuestos o elementos que se encuentran como moléculas; así por ejemplo: 1 mol de $O_2 = 32 \text{ g}$, 1 mol de $Cl_2 = 71 \text{ g}$, 1 mol de $H_2O = 18 \text{ g}$, 1 mol de $NaCl = 58.5 \text{ g}$ y es igual a su masa atómica para los elementos que se encuentran como átomos, ejemplo: 1 mol de $Na = 23 \text{ g}$, 1 mol de $Ne = 20.1 \text{ g}$ y 1 mol de $Al = 27 \text{ g}$. Como también se sabe que una mol contiene un número definido de átomos o moléculas (6.2×10^{23}) se esperaría que su volumen también fuera igual, lo que fue comprobado por Amadeo Avogadro.

En la definición se dice que es el volumen que ocupa una mol el cual es igual a 22.4 l; para comprobar lo anterior recordemos también la densidad, la cual es la masa contenida en la unidad de volumen.

$$D = \frac{M}{V}$$

D = densidad
M = masa
V = volumen

De esta fórmula despejamos volumen:

$$V = \frac{M}{D}$$

Aplicando la ecuación; para una mol de O_2 , de H_2 y una mol de Cl_2 teniendo en cuenta la densidad de cada uno de ellos.

DATOS

Para el O_2

$$V = \frac{32 \text{ g}}{1.43 \text{ g/l}} = 22.4 \text{ lts}$$

$$V = 2$$

$$M = 1 \text{ mol} = 32 \text{ g}$$

$$D = 1.43 \text{ g/l}$$

Para el H_2

$$V = 2$$

$$M = 1 \text{ mol} = 2 \text{ g}$$

$$V = \frac{M}{D}$$

$$D = 0.089 \text{ g/lts}$$

$$V = \frac{2 \text{ g}}{0.089 \text{ g/lts}}$$

$$V = 22.4 \text{ litros}$$

Para el Cl_2

$$V = ?$$

$$M = 1 \text{ mol} = 70.9 \text{ g}$$

$$D = 3.16 \text{ g/litro}$$

$$V = \frac{M}{D}$$

$$V = \frac{70.9g}{3.16 \text{ g/litro}}$$

$$V = 22.4 \text{ litros}$$

Se ha calculado el volumen para estos gases; lo mismo podría hacerse con otros y llegaríamos a la conclusión de que un mol de cualquier gas en C.N.P.T. ocupa un volumen de 22.4 - litros.

PROBLEMAS REFERENTES A VOLUMEN MOLAR.

- 1.- Si una mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22.4 - l, C N P T ¿cuál será el volumen de 6 moles de un gas?

$$1 \text{ mol ocupa } 22.4 \text{ lts}$$

$$6 \text{ mol} = x$$

$$V = \frac{6 \text{ mol} \times 22.4 \text{ lts.}}{1 \text{ mol}} = 134.4 \text{ lts}$$

- 2.- ¿Qué volumen ocuparán 80g de CO₂ medidos en condiciones normales de P y T?

El volumen será igual a moles x 22.4 lts/mol. Por lo tanto se necesita conocer el número de moles.

$$\text{moles} = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molecular}} = \text{mol} = \frac{g}{Mm}$$

$$\text{moles} = \frac{80 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 1.81 \text{ moles}$$

$$V = \text{moles} \times 22.4 \text{ lts/mol}$$

$$V = 1.81 \text{ moles} \times 22.4 \text{ lts/mol} = 40.54 \text{ lts}$$

$$V = 40.54 \text{ lts}$$

- 3.- ¿Cuál será la masa de 6.4 litros de N₂ medidos C N P T?

$$\text{moles} = \frac{\text{litros}}{22.4 \text{ lts/mol}}$$

$$\text{moles} = \frac{6.4 \text{ litros}}{22.4 \text{ lts/mol}} = 0.285 \text{ moles}$$

como

$$\text{moles} = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molecular}}$$

despejando

$$g = \text{moles} \times Mm$$

$$g = 0.285 \text{ mol} \times 28 \text{ g/mol} = 7.98g$$

CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS DEL TIPO MASA-VOLUMEN GASEOSO.

En el punto anterior se demostró que una mol de gas -- ocupa 22.4 l (a T y P normal).

Este valor nos permite determinar el volumen de gas que se obtiene en una reacción, teniendo su ecuación balanceada.

Ejemplo:

¿Cuántos litros de hidrógeno en condiciones normales de P y T se obtienen al hacer reaccionar 8g de Zn con HCl?

a) Primer paso. - Escribir la ecuación y balancearla.



b) Calcular la cantidad de moles de H₂ que se obtienen con los 8 g de Zn dado.

1.- Convertir 8 g de Zn a moles

$$8 \text{ g de Zn} \left(\frac{1 \text{ mol de Zn}}{65.4 \text{ g}} \right) = 0.122 \text{ moles}$$

2.- Aplicar la relación molar de la ecuación

$$0.122 \text{ moles Zn} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \right) = 0.122 \text{ moles H}_2$$

c).- Calcular el volumen del hidrógeno gaseoso (H₂)

$$V = \text{No. moles} \times 22.4 \text{ L/mol}$$

$$V = 0.122 \text{ moles H}_2 \times 22.4 \text{ L/mol}$$

$$V = 2.73 \text{ L de H}_2$$

¿Cuántos litros de amoníaco a CNPT se obtienen al reaccionar 21 g de Nitrógeno con un exceso de hidrógeno?

a) Escribir la ecuación balanceada



b) Calcular la cantidad de moles que se obtienen con 21 g de Nitrógeno (N_2)

1.- Calcular los moles de Nitrógeno

$$21 \text{ g N}_2 \left(\frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} \right) = 0.75 \text{ moles N}_2$$

2.- Aplicar la relación molar de la ecuación:

$$0.75 \text{ moles N}_2 \left(\frac{2 \text{ moles NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} \right) = 1.5 \text{ moles NH}_3$$

c).- Calcular los litros de NH_3 obtenidos
 $V = \text{No. moles} \times 22.4 \text{ L/mol}$

$$V = 1.5 \text{ moles} \times 22.4 \text{ L/mol}$$

$$V = 33.5 \text{ L}$$

¿Cuántos litros de oxígeno gas (O_2) se obtienen teóricamente en la descomposición electrolítica de 100 g de agua a TPN?

a) Escribir la ecuación balanceada:



b) Calcular los moles de O_2 que se obtienen

1.- Convertir los 100 g de agua a moles

$$100 \text{ g H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \right) = 5.56 \text{ moles H}_2\text{O}$$

2.- Aplicar la relación molar de la ecuación

$$5.56 \text{ moles H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ moles H}_2\text{O}} \right) = 2.78 \text{ mol O}_2$$

c) Calcular los litros de O_2 obtenidos

$$V = \text{No. moles} \times 22.4 \text{ L/mol}$$

$$V = 2.78 \text{ moles} \times 22.4 \text{ L/mol} = 62.3 \text{ L a TPN}$$

PROBLEMAS DE LAS LEYES DE LOS GASES

1.- ¿Cuál será el volumen de un gas a la presión de 160 cm de Hg si su volumen es de 4 lts a la presión de 76 cm de Hg.

$$\text{RESP.} = 1.9 \text{ lts}$$

2.- Si el volumen de un gas se reduce de 100 a 60 cm^3 al mismo tiempo que la presión pasa para 1800 mm de Hg, calcular la presión original si la temperatura permanece constante.

$$\text{RESP.} = 1080 \text{ mm de Hg}$$

3.- La presión que se ejerce sobre 180 ml de O_2 es de 3.2 atm, si se pasa a presión normal, ¿cuál será el volumen de O_2 ?

$$\text{RESP.} = 576 \text{ ml}$$

4.- 60 cm^3 de N_2 fueren medidos en condiciones normales, ¿cuál será su presión cuando su volumen sea de 148 cm^3 ?

$$\text{RESP.} = 0.405 \text{ atm} = 30.8 \text{ cm de Hg} = 308 \text{ de Hg}$$

5.- La presión ejercida sobre 3.5 de H_2 es de 180 cm de Hg. ¿cuál será su volumen cuando la presión sea normal?

$$\text{RESP.} = 8.28 \text{ lts.}$$

6.- 1600 galones de O_2 fueren medidos a la presión de 80 lb/pulg² ¿qué volumen ocupará dicho gas cuando la presión sea de 3 atm? Dar el resultado en litros.

$$\text{RESP.} = 10981.54 \text{ lts}$$

7.- Un tanque contiene 10,000 lts de nitrógeno a la presión de 2 atm, si se pasa el gas a un tanque de 282.68 Pt^3 , ¿a qué presión estará sometido el gas?

$$\text{RESP.} = 2.499 \text{ atm}$$

8.- 10 m^3 de aire fueron medidos a la presión de 4 atm, ¿cuál será el volumen de aire a la presión de 5.165 kg/cm^2 ?

RESP. = 8 m^3

9.- 40 cm^3 de CO_2 se midieron a la presión de 29.4 lb/pulg^2 , ¿cuál será la presión del gas cuando ocupe un volumen de 2 litros?

RESP. = 0.588 lb/pulg^2

10.- 600 lts de H_2 fueron medidos a la presión de 4 atm. ¿Qué presión en kg/cm^2 tendrá el gas cuando ocupe un volumen de 1400 lts?

RESP. = 1.77 kg/cm^2

11.- Un gas ocupa un volumen de 200 m^3 a la temperatura de -127°C , si la presión permanece constante, ¿cuál será el volumen del gas a la temperatura de 27°C ?

RESP. = 150 m^3

12.- 800 cm^3 de amoníaco fueron medidos a la temperatura de -70°C , ¿cuál será la temperatura del gas cuando ocupe un volumen de 650 cm^3 ?

RESP. = 278.68°K

13.- Un cilindro contiene 2 m^3 de aire a la temperatura de -1200°C , ¿cuál será el volumen del aire a la temperatura de 800°K ?

RESP. = 1.086 m^3

14.- 1500 cm^3 de N_2 fueron medidos a la temperatura de 131°F , ¿cuál será el volumen del gas a la temperatura de: 190.4°F ?

RESP. = 1650.91 cm^3

15.- 5 ft^3 de monóxido de carbono se midieron a la temperatura del gas cuando su volumen sea 113,2 litros?, presión constante.

RESP. = 314.4°K

16.- 60 ml de cloro fueron medidos a la temperatura de 0°C , ¿cuál será el volumen del gas a la temperatura de -4°F , si la presión permanece constante?

RESP. = 55.60 ml

GAY-LUSSAC

17.- Un tanque contiene amoníaco a la presión de 600 torr y a una temperatura de 27°C , ¿qué presión soporta el gas a la temperatura de -27°C ?

RESP. = 492 torr

18.- Un gas fué medido a la presión de 7.2 atmósferas y a la temperatura de 41°F , ¿cuál será la temperatura del gas cuando la presión se incremente a 9 atm?

RESP. = 347.5°K

19.- Un cilindro contiene un gas a la presión de 4 kg/cm^2 y a una temperatura de 50°C ; si la presión cambia a 90 lb/pulg^2 ¿cuál será la temperatura del sistema?

RESP. = 510.7°K

20.- 150 cm^3 de O_2 fueron medidos a la presión de 2 atmósferas y a la temperatura de 27°C ¿cuál será el volumen del gas a la presión de 3.5 atmósferas y a la temperatura de -127°C ?

RESP. = 114.28 cm^3

21.- ¿Qué presión soportarán 160 litros de nitrógeno a la temperatura de 18°C , si dicho gas ocupaba un volumen de 180 litros a la presión de 260 mm de Hg y a una temperatura de -80°C ?

RESP. = 241.12 mm de Hg

22.- 0.75 m^3 de H_2 fueron medidos a la presión de 2.5 Kg/cm^2 y a la temperatura de 120°C ¿cuál será la temperatura del sistema si el volumen cambia a 1.2 m^3 a la presión de 1.8 atm ?

RESP. = 467.7°K

- 23.- 1600 cm³ de CO₂ fueron medidos a la presión de 14 atm y a la temperatura de -20°C ¿Cuál será el volumen del gas a la presión de 24 atm y a la temperatura de -80°C?

RESP. = 711.98 cm³

GASES IDEALES

- 24.- La masa de un gas es de 11.5 g y su volumen de 6.8 lts a la temperatura de 50°C y a una presión de 0.94 atm, ¿cuál es su masa molecular?

RESP. = 47.65 g/mol

- 25.- ¿Cuántos gramos de CO₂ se tienen en un recipiente de 3.5 litros a una presión de 0.8 atm y a la temperatura de -8°C?

RESP. = 5.66 g

- 26.- ¿Cuál será la presión que soportarán 6.3 g de cloro si se colocan en un recipiente de 600 ml a una temperatura de 12°C?

RESP. = 3.45 atm

- 27.- 0.56 moles de un gas se encuentran en un recipiente de 6 litros, ¿cuál será su temperatura si la presión del sistema es de 0.8 atm?

- 28.- ¿Cuántos moles de un gas contiene un recipiente de 386 ml a 20°C y a 600 torr?

DALTON

- 29.- Una mezcla de gases se encuentra a las siguientes presiones:

Oxígeno 400 mm de Hg
Nitrógeno 250 mm de Hg
Hidrógeno 160 mm de Hg

¿Cuál será la presión total de la mezcla?

RESP. = 1.065 atm

- 30.- Una mezcla de gases se encuentra a las siguientes presiones:

CO₂ a 600 mm de Hg

O₂ a 1200 mm de Hg

CO a 800 mm de Hg

¿Cuál será la presión total de la mezcla en atmósferas?

- 31.- ¿Cuál será la presión parcial del oxígeno en atmósferas, en un sistema gaseoso que presenta una presión total de 2100 mm de Hg y las siguientes presiones parciales?

Presión del CO₂ = 230 mm de Hg

Presión de N₂ = 300 mm de Hg

Presión de N₂ = 400 mm de Hg

Presión de CO = 550 mm de Hg

- 32.- Una mezcla de 2.8 g de O₂ y 5g de CO₂ se encuentran en un recipiente de 5 litros a la temperatura de 24°C, ¿cuál será la presión total ejercida por la mezcla de gases?

VOLUMEN MOLAR

- 33.- ¿Qué volumen ocuparán 6 moles de un gas en C.N.P.T.?

RESP. = 134.4 lts

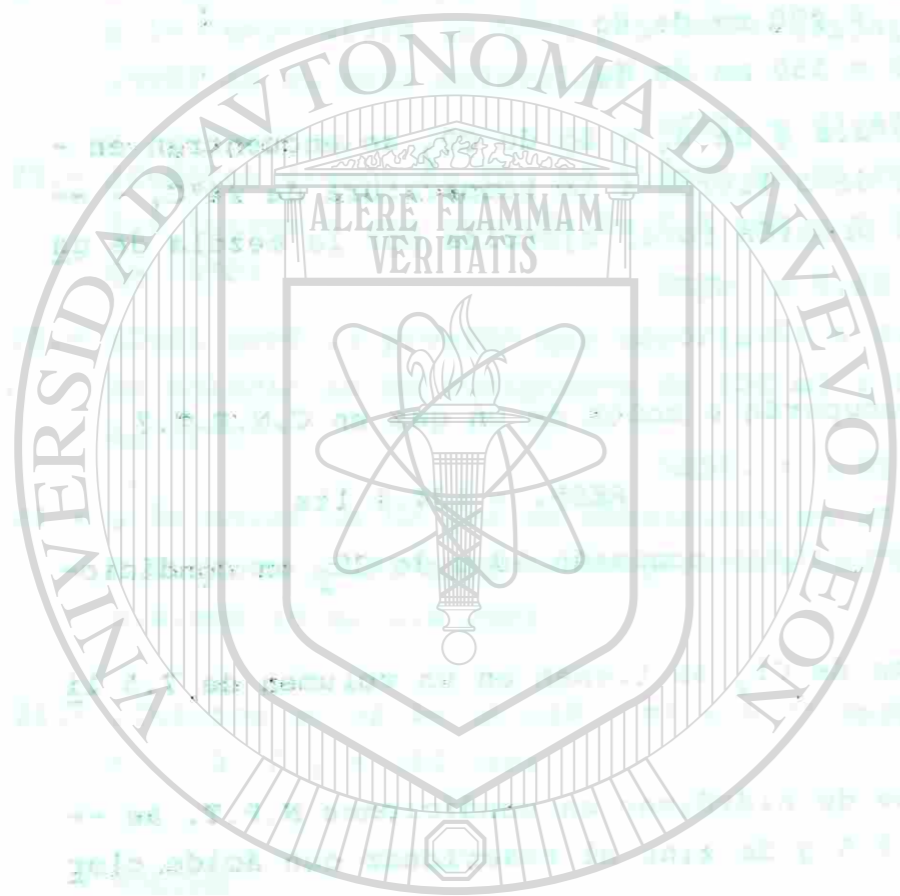
- 34.- ¿Qué volumen en litros ocuparán 60 g de CO₂ en condiciones N.P.T.?

- 35.- ¿Cuántos gramos de Cl₂ se tienen en un volumen de 7.5 litros a C.N.P.T.?

- 36.- ¿Cuántos litros de hidrógeno en condiciones N.P.T. se producen con 12.5 g de zinc al reaccionar con ácido clorhídrico?

- 37.- ¿Cuántos litros de H₂ a C.N.P.T., se producen con 2 g de sodio al reaccionar con agua?

- 38.- ¿Cuántos gramos de H₂O se producen al reaccionar 250 litros de H₂ con oxígeno a condiciones N.P.T.?



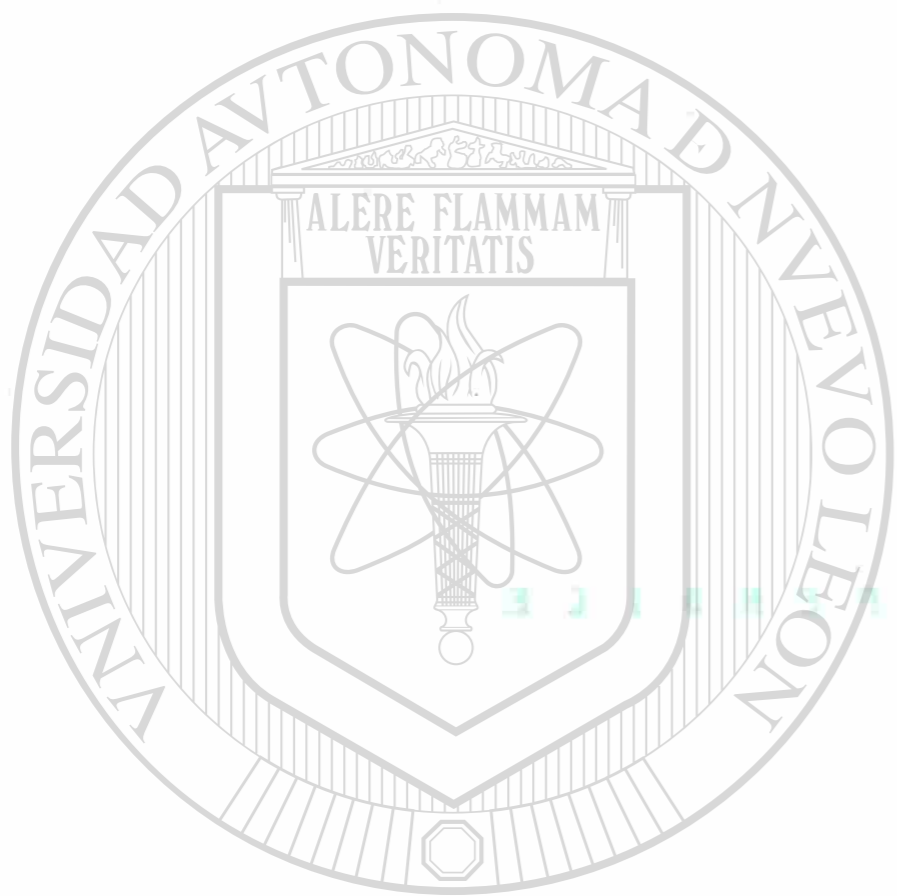
U A N L

A P E N D I C E

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

LISTADO DE ALGUNOS CATIONES

Cationes uno Positivo

NOMBRE	SIMBOLO
Hidrógeno	H ⁺
Potasio	K ⁺
Sodio	Na ⁺
Litio	Li ⁺
Plata	Ag ⁺
Cobre	Cu ⁺
Mercurio (I)	Hg ₂ ⁺

CATIONES DOS POSITIVO

NOMBRE	SIMBOLO
Bario	Ba ⁺²
Calcio	Ca ⁺²
Cadmio	Cd ⁺²
Magnesio	Mg ⁺²
Níquel	Ni ⁺²
Estroncio	Sr ⁺²

CATIONES TRES POSITIVO

NOMBRE	SIMBOLO
Aluminio	Al ⁺³
Bismuto	Bi ⁺³
Fierro	Fe ⁺³

CATIONES CUATRO POSITIVO

NOMBRE	SIMBOLO
Estaño	Sn ⁺⁴
Plomo	Pb ⁺⁴

Zinc	Zn ⁺²
Cobre	Cu ⁺²
Fierro	Fe ⁺²
Plomo	Pb ⁺²
Estaño	Sn ⁺²
Mercurio	Hg ⁺²

ANIONES UNO NEGATIVO		
NOMBRE	SÍMBOLO	NOMBRE DEL ANION
Bromo	Br ⁻¹	Bromuro
Cloro	Cl ⁻¹	Cloruro
Flúor	F ⁻¹	Fluoruro
Iodo	I ⁻¹	Ioduro
ANIONES DOS NEGATIVO		
NOMBRE	SÍMBOLO	NOMBRE DEL ANION
Oxígeno	O ⁻²	Oxido
Azufre	S ⁻²	Sulfuro
ANIONES TRES NEGATIVO		
NOMBRE	SÍMBOLO	NOMBRE DEL ANION
Nitrógeno	N ⁻³	Nitruro
Fósforo	P ⁻³	Fosfuro

IONES POLIATOMICOS UNO NEGATIVO

NOMBRE	FORMULA DEL ION POLIATOMICO
Acetato	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻¹
Hipoclorito	ClO ⁻¹
Clorito	ClO ₂ ⁻¹
Clorato	ClO ₃ ⁻¹
Perclorato	ClO ₄ ⁻¹
Cianuro	CN ⁻¹
Bicarbonato	HCO ₃ ⁻¹
Bisulfito	HSO ₃ ⁻¹
Bisulfato	HSO ₄ ⁻¹
Hidróxido	OH ⁻¹
Permanganato	MnO ₄ ⁻¹
Nitrito	NO ₂ ⁻¹
Nitrato	NO ₃ ⁻¹

ANIONES POLIATOMICOS TRES NEGATIVO

NOMBRE	FORMULA DEL ION POLIATOMICO
Fosfato	PO ₄ ⁻³
Fosfito	PO ₃ ⁻³

CATION POLIATOMICO

NOMBRE	FORMULA DEL ION
Amonio	NH ₄ ⁺¹

ANIONES POLIATOMICOS DOS NEGATIVO

NOMBRE	FORMULA DEL ION POLIATOMICO
Carbonato	CO ₃ ⁻²
Cromato	CrO ₄ ⁻²
Dicromato	Cr ₂ O ₇ ⁻²
Sulfato	SO ₄ ⁻²
Sulfito	SO ₃ ⁻²

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

NUMERO ATOMICO Y MASA ATOMICA DE LOS ELEMENTOS

ELEMENTO	SIMBOLO	NUM. ATOMICO	MASA ATOMICA
Actinio	Ac	89	227
Aluminio	Al		26,98
Americio	Am	95	(243)
Antimonio	Sb	51	121,7
Argón	Ar	18	39,94
Arsénico	As	33	74,91
Astato	At	85	(210)
Azufre	S	16	32,06
Bario	Ba	56	137,3
Berilio	Be	4	9,013
Berkelio	Bk	97	(245)
Bismuto	Bi	83	209,00
Boro	B	5	10,82
Bromo	Br	35	79,91
Cadmio	Cd	48	112,41
Calcio	Ca	20	40,08
Californio	Cf	98	(246)
Carbono	C	6	12,01
Cerio	Ce	58	140,1
Cesio	Cs	55	132,9
Cinc	Zn	30	65,38
Cloro	Cl	17	35,45
Coblato	Co	27	58,94
Cobre	Cu	29	63,54
Cromo	Cr	24	52,01
Curio	Cm	96	(243)
Disproσιο	Di	66	162,5
Einsteinio	Es	99	
Erbio	Er	68	167,2
Escandio	Sc	21	44,96
Estaño	Sn	50	118,7
Estroncio	Sr	38	87,63
Europio	Eu	63	152,0
Fermio	Fm	100	
Flúor	F	9	19,00
Fósforo	P	15	30,97
Franci	Fr	87	(223)
Gadolio	Gd	64	157,2
Gali	Ga	31	69,72
Germ	Ge	32	72,60
Hafn	Hf	72	178,5
Hahn	Ha	105	
Helio	He	2	4,00
Hidróg.	H	1	1,008
Hierro	Fe	26	55,85
Holmio	Ho	67	164,9
Indio	In	49	114,8
Iridio	Ir	77	192,2
Kriptón	Kr	36	83,80
Lantaneo	La	57	138,9
Laurencio	Lr	103	(257,0)

Litio	Li	3	6,94
Lutecio	Lu	71	174,9
Magnesio	Mg	12	24,32
Manganeso	Mn	25	54,94
Mendelevio	Md	101	
Mercurio	Hg	80	200,6
Molibdeno	Mo	42	95,95
Neodimio	Nd	60	144,2
Neón	Ne	10	20,18
Neptunio	Np	93	(237)
Niobio	Nb	41	92,91
Níquel	Ni	28	58,71
Nitrógeno	N	7	14,008
Nobelio	No	102	
Oro	Au	79	197,0
Osmio	Os	76	190,2
Oxígeno	O	8	16,000
Paladio	Pd	46	106,4
Plata	Ag	47	107,88
Platino	Pt	78	195,0
Plomo	Pb	82	207,2
Plutonio	Pu	94	(242)
Polonio	Po	84	210
Potasio	K	19	39,10
Praseodimio	Pr	59	140,9
Prometio	Pm	61	(145)
Protactinio	Pa	91	231
Radio	Ra	88	226,0
Radón	Rn	86	222
Renio	Re	75	186,2
Rodio	Rh	45	102,9
Rubidio	Rb	37	85,48
Rutenio	Ru	44	110,1
Rutherfordio	Rh	104	
Samario	Sm	62	150,3
Selenio	Se	34	78,96
Silicio	Si	14	28,09
Sodio	Na	11	22,99
Talio	Tl	81	204,3
Tántalo	Ta	73	180,9
Tecnecio	Tc	43	(99)
Teluro	Te	52	127,6
Terbio	Tb	65	158,9
Titanio	Ti	22	47,90
Torio	Th	90	232,00
Tulio	Tm	69	168,90
Uranio	U	92	238,00
Vanadio	V	23	50,90
Wolframio	W	74	183,80
Xenón	Xe	54	131,30
Yodo	I	53	126,90
Yterbio	Yb	70	173,00
Ytrio	Y	39	88,92
Zirconio	Zr	40	91,22

24
Nov. 14-04

BIBLIOGRAFIA

Octave Levenspiel Chemical Reaction Engineering.
2a. Ed. Wiley Intl. Editores, 1974.

Whitten - Gailey Química General, Tercera Edición
Mc Graw Hill, 1992

Hein Química, 1a. Edición Mex.
Editorial Iberoamericana, 1992

Keenan - Kleinfelter - Wood Química General Universitaria
Tercera Ed. CECSA., 1987

Hamilton-Simpson-Ellis Cálculos de Química Analítica
7a. Edición. Mexico
Mc Graw Hill, 1989.

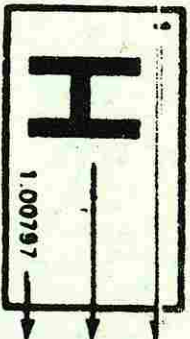


Capilla Alfonsina
U.A.N.L.
Esta publicación deberá ser devuelta antes de la
última fecha abajo indicada

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





Símbolo del elemento
 Masa atómica
 Peso atómico

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

IA IIA IIIB IVB VB VIB VIBB
 VIIB IB IIB IIIA IVA VA VIA VNA
 METALES NO METALES

PERIODOS

1	H	METALES DE TRANSICIÓN																He
2	Li	Be	METALES DE TRANSICIÓN										B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	METALES DE TRANSICIÓN										Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	METALES DE TRANSICIÓN										Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	METALES DE TRANSICIÓN										In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	METALES DE TRANSICIÓN										Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	METALES DE TRANSICIÓN															

* * *

La	Ce	Pt	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw

OMA
 AMMAM
 ATIS
 SID
 AU
 A E N U E V
 ECCION GENERAL DE BIBLIOTE