

U.A.N.L.

Química

Módulo 4

P
r
e
p
a
r
a
t
o
r
i
a

N
o.

1



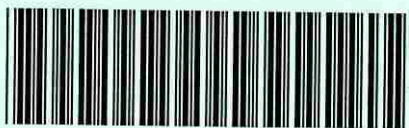
D.A.A.P.

2.J. Elizabeth Buentello Cuéllar

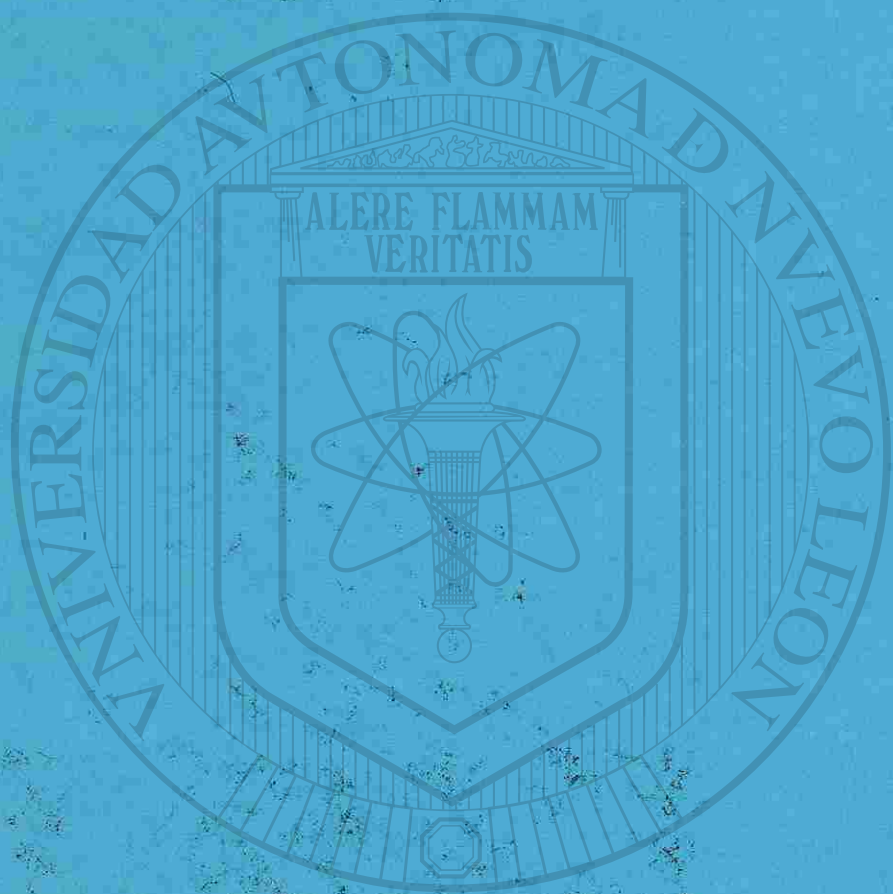
031

83
97

QD 21 P4 G1
19



1020120744



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PRESENTACIÓN

Me es muy grato presentar a la comunidad universitaria, a los jóvenes estudiantes y maestros de Química, el "MANUAL DE QUÍMICA MÓDULO IV", elaborado por la docente Q.I. Elizabeth Buentello Cuéllar, mismo que fue diseñado conforme a los lineamientos académicos y a los más indispensables requerimientos de la curricula.

Sin duda alguna que éste esfuerzo educativo de la Presidenta de la Academia de Química de nuestra escuela se suma al trabajo diario de toda la planta de maestros que con dedicación, responsabilidad y amor coadyuvan al mejoramiento académico de nuestra Universidad.

Por lo que le agradezco y felicito a la maestra por su excelente trabajo y hago votos porque cumpla con los objetivos propuestos.

Monterrey, N. L. a 6 de octubre de 1997

" ALERE FLAMMAM VERITATIS "

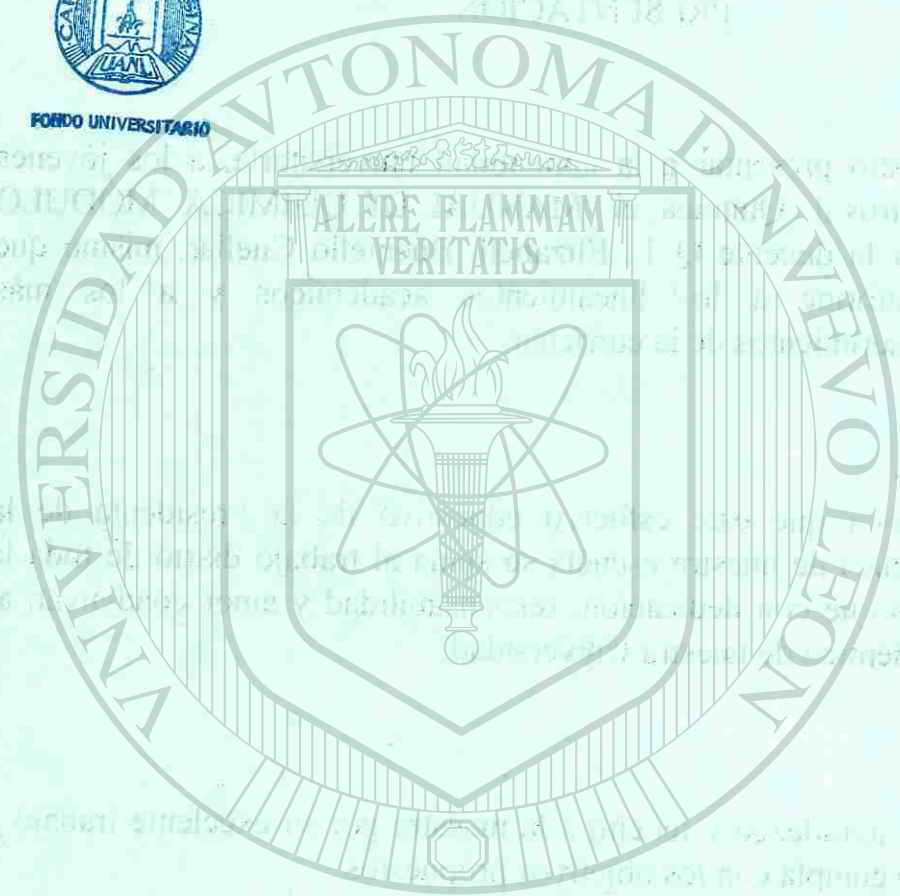


LIC. JOSÉ ANGEL GALINDO MORA
Director.

QD31
.2
.B83
1997



FONDO UNIVERSITARIO



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

AGRADECIMIENTO

Con el objetivo de reforzar los aspectos temáticos fundamentales del módulo IV de la materia de Química presento a la comunidad el "MANUAL DE QUÍMICA", integrado por cinco unidades, a saber: Electroquímica, Estequiometría, Soluciones, Ácidos y Bases y Gases.

Este material está diseñado de manera sencilla y operativa para que el alumno conozca y aplique los conceptos básicos de la materia de Química para lo cual se presentan una serie de ejercicios.

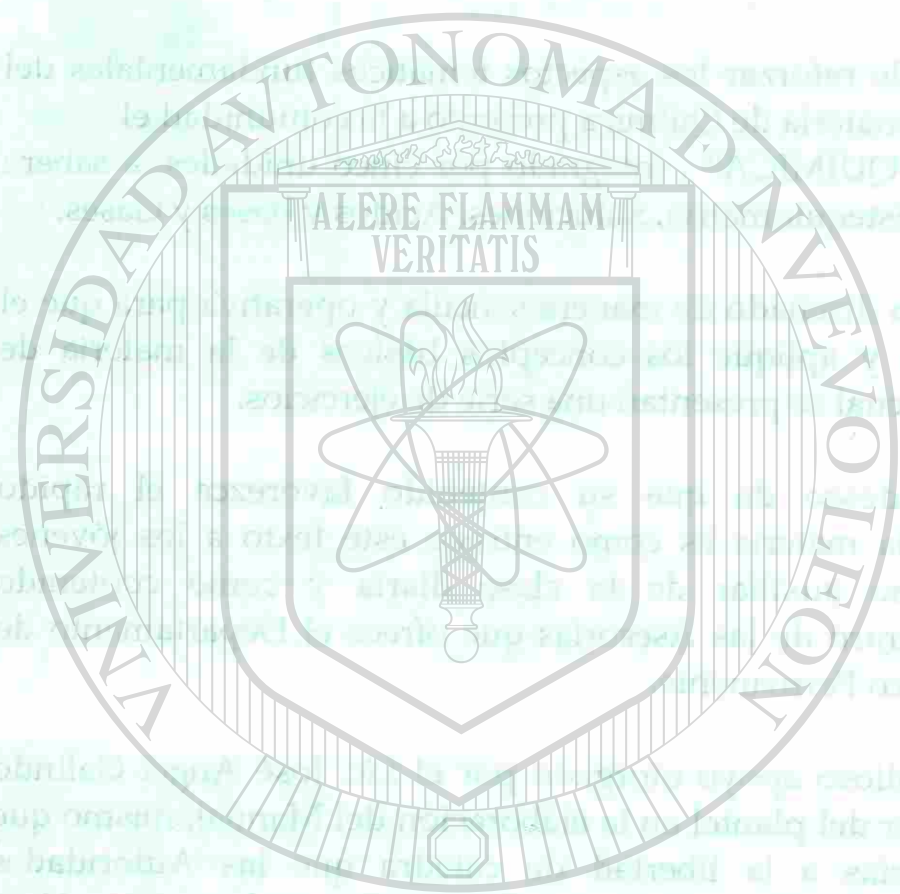
Con el mejor deseo de que su contenido favorezca el rápido aprendizaje de la materia es como entrego éste texto a los jóvenes estudiantes como auxiliar de la clase diaria y como contenido programático dentro de las Asesorías que ofrece el Departamento de Apoyo Académico Permanente.

Agradezco el valioso apoyo otorgado por el Lic. José Angel Galindo Mora, C. Director del plantel en la elaboración del Manual, mismo que es posible, gracias a la libertad de cátedra que las Autoridades universitarias y el Dr. Reyes S. Tamez Guerra, Rector de nuestra Alma Matter han permitido.

Así también mi agradecimiento es para la Maestra QFB. María Nelly Bueno Correa por el diseño de la portada y al Lic. Rosalío Tomás Quintero Juárez por la coordinación general en la edición del material.

Atentamente

Maestra Q.I. Elizabeth Buentello Cuéllar
Presidenta de la Academia de Química



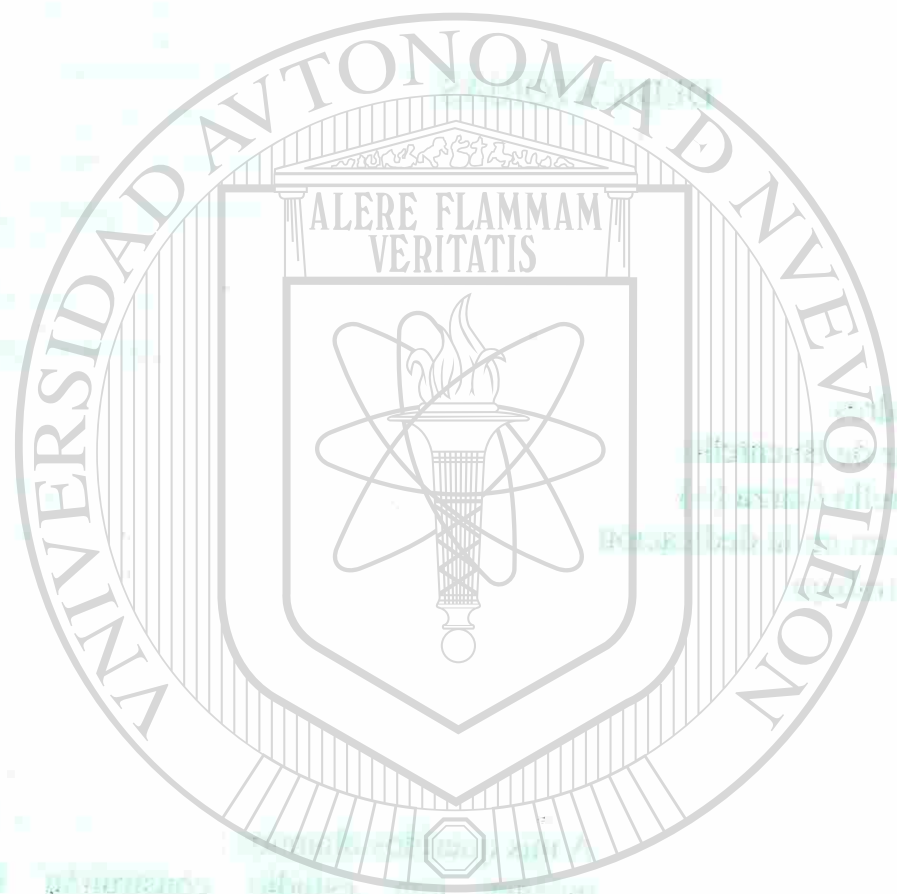
DEDICATORIAS

Con amor a mis padres :
Sra. Amelia Cuéllar de Buentello
Sr. Medardo Buentello Garza (+)
quienes sembraron en mí la dedicación
por el estudio y el trabajo.

A mis queridos alumnos :
quienes con estudio construirán la
sociedad del mañana.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



" UNA DE LAS BELLAS COMPENSACIONES QUE OFRECE LA VIDA ES QUE NADIE PUEDE TRATAR SINCERAMENTE DE AYUDAR A ALGUIEN SIN QUE A LA VEZ SE AYUDE A SÍ MISMO ".

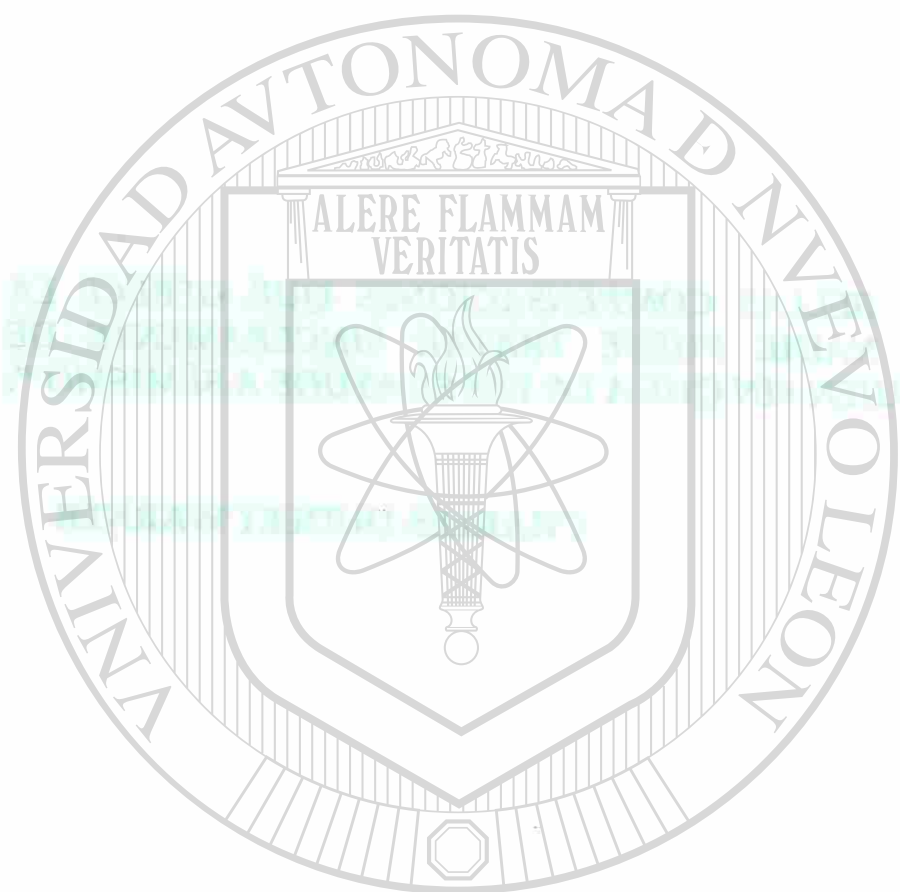
CHARLES DUDLEY WARNER

U A N L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

ÍNDICE :

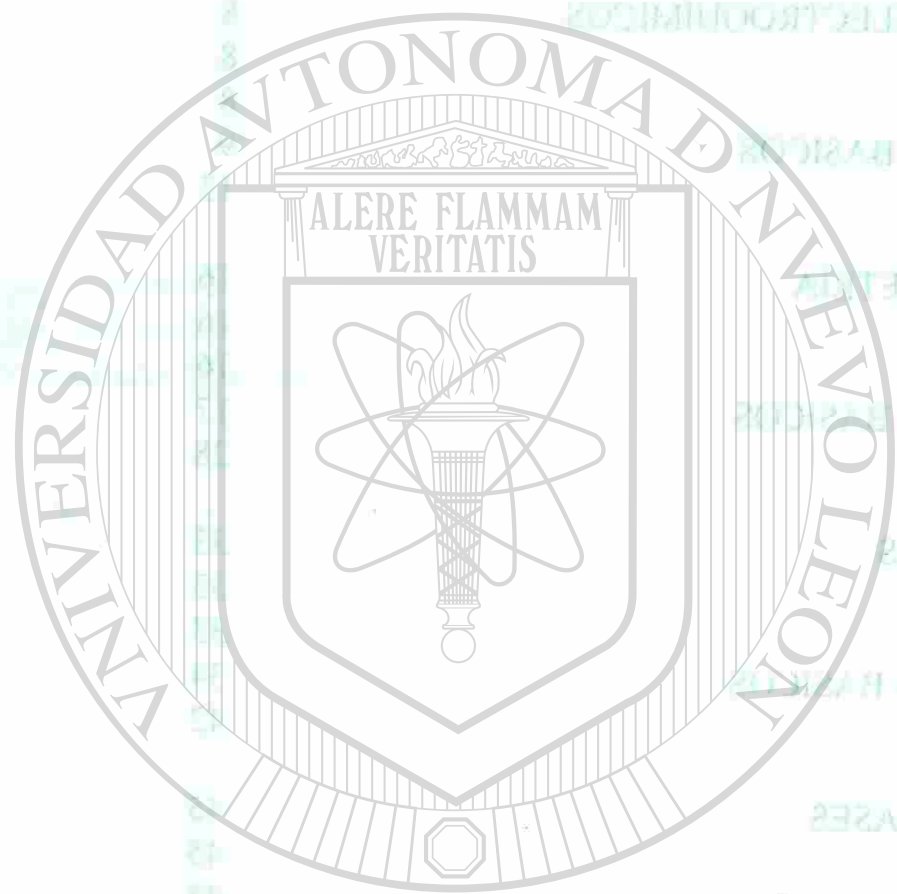
UNIDAD	PÁGINA
VI PROCESOS ELECTROQUÍMICOS	8
OBJETIVO	8
METAS	8
CONCEPTOS BASICOS	9
EJERCICIO	13
VII ESTEQUIOMETRÍA	16
OBJETIVO	16
METAS	16
CONCEPTOS BASICOS	17
EJERCICIO	28
VIII SOLUCIONES	33
OBJETIVO	33
METAS	33
CONCEPTOS BASICOS	34
EJERCICIO	42
IX ÁCIDOS Y BASES	45
OBJETIVO	45
METAS	45
CONCEPTOS BASICOS	46
EJERCICIO.	52
X GASES	55
OBJETIVO	55
METAS	55
CONCEPTOS BASICOS	56
EJERCICIO	67
GLOSARIO	
TABLA : POTENCIAL ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN	
TABLA : MASAS ATÓMICAS INTERNACIONALES	
SOLUCIÓN DE PROBLEMAS	



INDICE:

PÁGINA

UNIDAD



VI PROYECTOS ELECTROQUÍMICOS

OBJETIVO

METAS

CONCEPTOS BÁSICOS

EJERCICIO

VII ESTEQUIOMETRÍA

OBJETIVO

METAS

CONCEPTOS BÁSICOS

EJERCICIO

VIII REACCIONES

OBJETIVO

METAS

CONCEPTOS BÁSICOS

EJERCICIO

IX ÁCIDOS Y BASES

OBJETIVO

METAS

CONCEPTOS BÁSICOS

EJERCICIO

X GASES

OBJETIVO

METAS

CONCEPTOS BÁSICOS

EJERCICIO

GLOSARIO

TABLA POTENCIAL ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN

TABLA MASAS ATÓMICAS INTERNACIONALES

SOLUCIÓN DE PROBLEMAS

QUÍMICA MÓDULO IV

ASESORÍAS OCTUBRE DE 1997

Q.I. ELIZABETH BUENTELLO CUÉLLAR

OBJETIVO GENERAL :

- Predecir y cuantificar cambios químicos
- Identificar soluciones acuosas y determinar la acidez y basicidad de las mismas, verificando la importancia de su aplicación en la vida diaria.
- Describir el comportamiento del estado gaseoso, estableciendo la relevancia del cuidado de la atmósfera como recurso vital.

Examen Diagnóstico

Química . Modulo IV

Nombre : _____

Fecha : _____

Grupo : _____

1) Relaciona las siguientes columnas, colocando dentro del paréntesis la respuesta correcta.

- | | |
|---|---|
| () Parte de la celda voltaica donde ocurre la oxidación. | 1.- Solución |
| () Parte de la celda voltaica donde ocurre la reducción | 2.- Cátodo |
| () Parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas de las sustancias y de sus reacciones. | 3.- Coloide |
| () Masa total de sustancias que intervienen en una reacción permanece constante. | 4.- Brönsted - Lowry |
| () Mezcla homogénea formada por soluto y disolvente | 5.- Suspensión |
| () Efecto Tyndall y movimiento Browniano son propiedades de : | 6.- Base |
| () Ácido : produce iones hidrógeno en una solución acuosa. Es la teoría de : | 7.- Boyle |
| () Tienen sabor amargo, pH mayores a 7 | 8.- Estequiometria |
| () A mayor presión mayor volumen. Se trata de la ley de : | 9.- Arrhenius |
| () A mayor temperatura mayor volumen. Se trata de la ley : | 10.- Anodo |
| | 11.- Ley de la conservación de De la materia. |
| | 12.- Charles |

11) Selecciona la mejor opción para cada una de las siguientes cuestiones.

11) Celda electroquímica que hace uso de una reacción química espontánea para generar una corriente eléctrica.

- a) Voltaica.
- b) Electrolítica.
- c) Galvánica.
- d) Electromotriz
- e) a y c correctas

12) Cuando el oxígeno y el hidrógeno se combinan para formar agua, siempre lo hacen en la misma proporción de masa. Cuál es la ley que confirma estos datos :

- a) Conservación de la materia.
- b) Proporciones múltiples
- c) Proporciones constantes.
- d) Proporciones definidas
- e) c y d correctas

13) Son procesos que se siguen para potabilizar el agua :

- a) Colado.
- b) Floculación
- c) Filtración.
- d) Aeración
- e) todos correctos

14) $H_2SO_4 + Na_2O \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$.En esta reacción química el ácido conjugado de la base es :

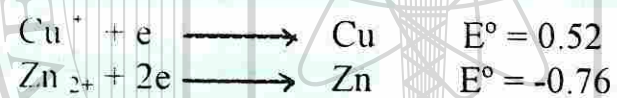
- a) H_2SO_4
- b) Na_2O
- c) Na_2SO_4
- d) H_2O
- e) a y d correctas

15) El enunciado " Volúmenes iguales de gases diferentes a la misma presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas. Corresponde a la ley establecida por :

- a) Boyle
- b) Charles
- c) Gay - Lussac
- d) Dalton
- e) Avogadro.

III) Resuelve los siguientes problemas

16) Basándote en una celda voltaica, predice las medias reacciones de oxidación y reducción, quien actúa como ánodo y quien como cátodo :



17) Utilizando la tabla de potencial de reducción predice si la siguiente reacción ocurre espontáneamente :



18) Determina el porcentaje de los elementos en el siguiente compuesto :



19) Determina la fórmula Empírica para 0.538 g de O y 0.540 g de S.

20) Cuantos gramos de Fe se necesitan para reaccionar con 8 gramos de S en :



21) Calcula el % m/v de una solución que se prepara disolviendo 22 g de KCl en 250 ml. de solución.

22) Calcula la Molaridad de 1.5 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ disueltos en 2 L de solución.

23) Calcula los gramos que se necesitan para preparar 2 L de solución 0.8 M de HI.

24) Calcula la concentración de iones Hidróxido si la $[H_3O^+]$ es de $3.4 \times 10^{-7} M$

25) Calcula el pOH si la $[H^+]$ es igual a $6.8 \times 10^{-7} M$.

26) Calcula el pH si el pOH es igual a 10.

27) Una muestra dada de gas ocupa un volumen de 12.7 L a una presión de 655 torr. ¿Qué presión debería tener para un volumen de 20 l? Supóngase una temperatura constante.

28) Si un gas tiene un volumen de 800 ml. a $10^\circ C$ y 1 atm. ¿Cuál será su presión a una temperatura de $100^\circ C$ y el volumen aumenta hasta 850 ml?

29) Cuantos mol de helio hay en un globo lleno con 8.5 L de gas a $20^\circ C$ y 800 torr?

30) Cuantos gramos de NO se requieren para un volumen de 0.5 L a T.P.N.

UNIDAD VI. (SEGUNDA PARTE)

PROCESOS ELECTROQUÍMICOS.

OBJETIVO :

Describir los procesos electroquímicos más sencillos y distinguir los que utilizan electricidad de aquellos que lo producen, reconociendo su importancia en algunas aplicaciones industriales y en la vida diaria.

METAS :

6. 13 .- Explicará la naturaleza del proceso electroquímico, considerando los fenómenos de oxidación y de reducción involucrados.
6. 14 .- Describirá una celda electroquímica y designará el cátodo, el ánodo y la dirección del flujo de electrones.
6. 15 .- Distinguirá entre celdas voltaicas y electrolíticas, enumerando sus características, reacciones que ocurren, dando ejemplos prácticos de cada una.
6. 16 .- Explicará en qué consiste la serie electromotriz de los elementos.
6. 17 .- Describirá en que consisten los procesos de corrosión y recubrimiento, aplicando los conceptos electroquímicos.

Electroquímica :

Se considera como el estudio integrado de la corriente eléctrica y los átomos , iones y moléculas.

Los metales, en general, son excelentes conductores de electricidad, tanto en su estado sólido como en su estado líquido, por ejemplo : el mercurio (Hg), un líquido a temperatura ambiente, se usa en los equipos científicos por su excelente conductividad eléctrica.

Se considera a los metales como cobre (Cu) , plata (Ag) y aluminio (Al) como los conductores más comunes..

Los materiales iónicos o ionizables, en solución y los metales conducen electricidad porque contienen partículas cargadas que pueden moverse libremente en un campo eléctrico.

Corriente Eléctrica :

Es el flujo o movimiento de electrones a través de un conductor.

Cuando algunas sustancias se disuelven en agua y la solución que resulta es un conductor , se le conoce como Electrolitos. Cualquier sustancia que produce iones al estar en solución es un electrolito.

Los iones se clasifican en Aniones y Cationes. Los Aniones son iones negativos y son atraídos hacia el electrodo positivo llamado Anodo ; y los Cationes son iones positivos y son atraídos hacia el electrodo negativo llamado Cátodo.

Conducción Electrolítica se define como la migración de iones en una solución.

La Oxidación es la pérdida de electrones y tiene lugar en el electrodo llamado Anodo. La Reducción es la ganancia de electrones y tiene lugar en el electrodo llamado Cátodo.

Una Celda Electroquímica está formada por dos electrodos : el Anodo y el Cátodo, y los electrones se dirigen de ánodo al cátodo.

Celda Electrolítica es una celda en la cual se lleva a cabo una reacción de electrólisis.

Considerándose como Reacción de Electrólisis a la reacción de descomposición que tiene lugar cuando se hace pasar una corriente directa a través de un compuesto.

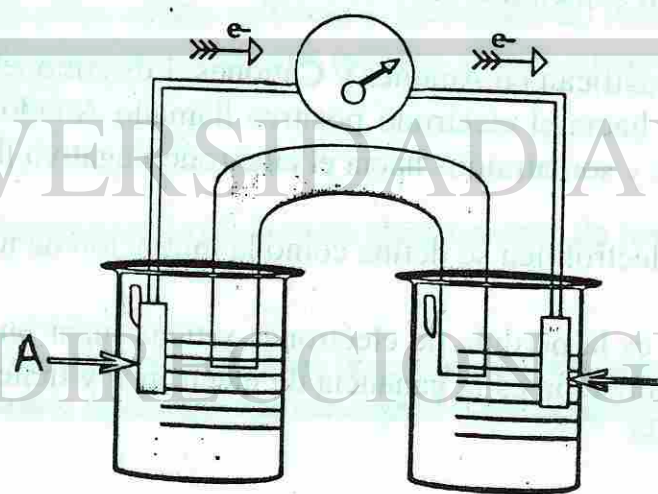
En todos los procesos electrolíticos implican reacciones redox (oxidoreducción).

Se usan procesos electrolíticos en la producción de aluminio (Al), litio (Li), potasio (K), sodio (Na) y magnesio (Mg) y en la refinación del cobre (Cu), así como también para cubrir un metal con otro.

Celda Voltaica o Celda Galvánica :

Es una celda electroquímica que hace uso de una reacción química espontánea para generar una corriente eléctrica.

Una celda voltaica esta construida a partir de dos medias celdas (ver figura)

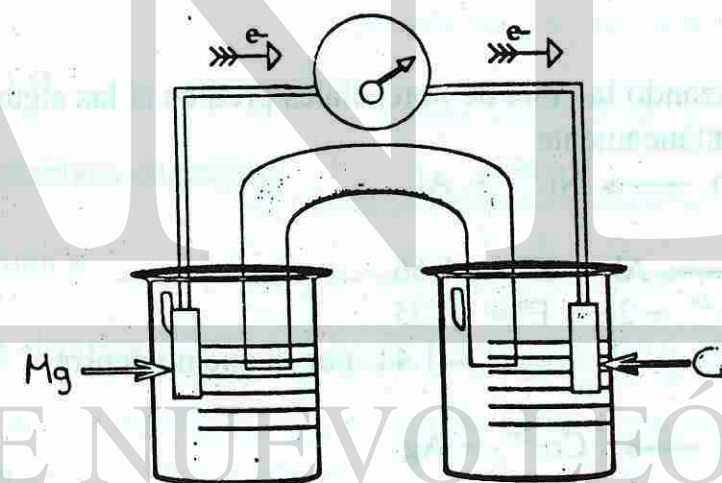


La oxidación ocurre en una media celda y la reducción tiene lugar en la otra, o sea a una se le llama Anodo y la otra Cátodo.

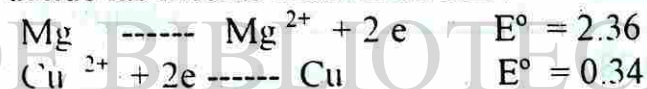
Los dos electrodos deben hallarse conectados por un conductor que permita el paso de la corriente a través de un galvanómetro (instrumento que se usa para medir la corriente eléctrica).

Las dos soluciones deben de estar conectadas de manera que se retarde el mezclado de los iones en solución por lo que se utiliza el Puente Salino que es un tubo en forma de U con una solución acuosa o un gel que contiene un electrólito fuerte, el tubo dotado de tapones porosos en ambos extremos retarda el mezclado de las soluciones de las medias celdas ya que la celda continua operando hasta que se interrumpa el flujo de electrones o de iones, o hasta que la celda alcanza finalmente el equilibrio.

Ejemplo :



en donde las medias reacciones son :



Mg se oxida ocurre en el Ánodo

Cu se reduce ocurre en el Cátodo

Los electrones van del Mg al Cu.

Y la suma de las dos reacciones de media celda proporciona la reacción neta de la Celda Voltaica.



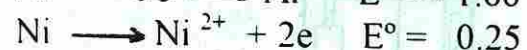
La reacción química produce electricidad al pasar los electrones a través del conducto que conecta los electrodos.

Las dos celdas voltaicas de uso común son la pila seca y el acumulador.

Potencial de Reducción de una media reacción es la tendencia de la media reacción a ganar electrones. Mientras más positivo, mayor es la tendencia a ganar electrones.

Estos potenciales varían con la temperatura, presión y concentración. Las tablas de potenciales de las medias celdas son útiles para predecir la dirección de las reacciones químicas.

Ejemplo : Utilizando la tabla de potenciales predice si las siguientes reacciones ocurrirán espontáneamente



- 1.41 por lo que no ocurre



1.8 por lo que si ocurre

6.17) Procesos de Corrosión y recubrimiento.

Corrosión :

Es la reacción química entre los metales y su ambiente, dando como resultado el deterioro del metal. El agua y el oxígeno son los reactivos principales

Muchos procesos corrosivos, incluyendo el enmohecimiento, son procesos electroquímicos.

Se puede prevenir la corrosión de varias formas, ejemplo : algunos metales forman en la superficie una capa autoprotectora de metal oxidado, esta capa es impermeable y protege el interior del metal contra un nuevo ataque. El Al, Ni, Cr son metales típicos que inhiben este comportamiento. Así como la grasa, pintura y el esmalte de porcelana se han usado para proteger los metales contra la corrosión.

EJERCICIO 6.1 B

1.- Define los siguientes conceptos.

1.) Electroquímica : _____

2.) Corriente eléctrica : _____

3.) Electrolito : _____

4.) Conducción electrolítica : _____

5.) Ánodo : _____

6.) Cátodo : _____

7.) Describe una celda electroquímica :- _____

8.) Dibuja una celda voltaica, de sus características y reacciones que ocurren, y la definición :

9.) Define una celda electrolítica y ejemplifica : _____

10.) Define reacción de electrólisis : _____

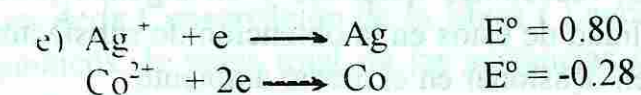
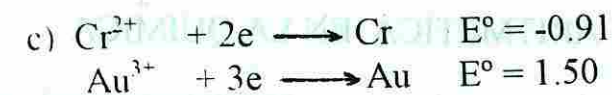
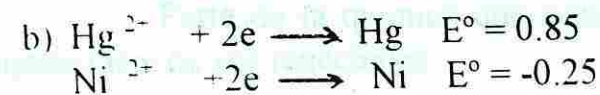
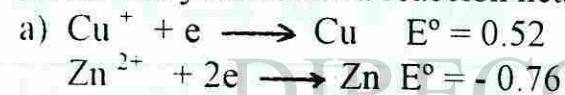
11.) Para que se usa el puente salino: _____

12.) A que se llama puente salino : _____

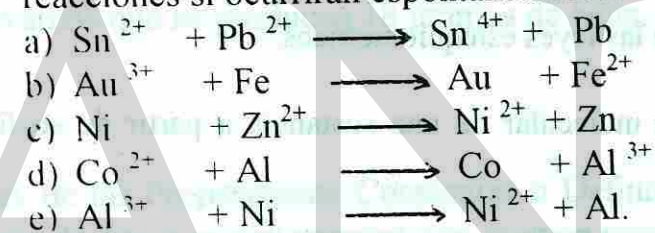
13.) A que se llama Potencial de reducción : _____

II.) Resuelve los siguientes problemas

Basándote en una celda voltaica de preferencia dibuja una para todos los siguientes ejercicios, predice las medias reacciones de oxidación y de reducción, quien actúa como ánodo , Cátodo, hacia donde se dirigen los electrones y establece a reacción neta de la celda voltaica.



Utilizando la tabla de potencial de reducción predice en las siguientes reacciones si ocurrirán espontáneamente



UNIDAD VII

ESTEQUIOMETRIA. LA ARITMETICA EN LA QUIMICA

OBJETIVO :

Demostrar el cumplimiento de las leyes estequiométricas mediante cálculos en sustancias, reacciones químicas y en algunos procesos industriales, reconociendo la utilidad de éstos en la obtención de satisfactores y el detrimento (daño) que pueden ocasionar en el medio ambiente.

METAS.

- 7.1) Explicará el significado de las leyes estequiométricas.
- 7.2) Calculará la masa o peso molecular de una sustancia a partir de su fórmula química.
- 7.3) Definirá el concepto de mol en base al número de átomos, moléculas y fórmulas unitarias, relacionándolo con el número de Avogadro.
- 7.4) Efectuará conversiones de masa - mol y mol - masa en una sustancia.
- 7.5) Calculará la composición porcentual de un compuesto a partir de su fórmula química
- 7.6) Determinará fórmulas empíricas y moleculares a partir de datos experimentales, basados en porcentos de composición o en números de gramos.
- 7.7) Interpretará una ecuación química balanceada en términos de mol, con base en los reactivos y productos que la constituyen.
- 7.8) Realizará cálculos estequiométricos de masa y/o mol en ecuaciones químicas.
- 7.9) Determinará el porcentaje de rendimiento en reacciones químicas a partir de datos teóricos y experimentales.

Estequiometría :

Parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas de las sustancias y de sus reacciones.

Leyes Estequiométricas :

- a) Ley de la Conservación de la Masa (Lavoisier) : En todos los fenómenos químicos, la masa total de las sustancias que intervienen en una reacción permanece constante.

Ejemplo : Si al reaccionar 16 gramos de oxígeno con 2 gramos de hidrógeno observamos que se producen 18 gramos de agua.

- b) Ley de las Proporciones Constantes o Definidas (Proust) : La relación en peso de dos o más elementos que se unen para dar una combinación química definida.

Ejemplo : Cuando el oxígeno y el carbono se combinan para formar el bióxido de carbono lo hacen siempre en la misma proporción de masa : 3 partes de carbono por cada 8 partes de oxígeno.

- c) Ley de las Proporciones Múltiples. (Daltón) : Las proporciones de las masas de dos elementos que se combinan entre si para formar una serie de compuestos siempre serán números enteros y pequeños.

Ejemplo : El azufre puede reaccionar con el oxígeno de dos formas para dar dos compuestos diferentes, el bióxido de azufre y el trióxido de azufre.

CALCULO DE MASA O PESO MOLECULAR :

Masa o peso molecular :

Es la suma de las masas o pesos atómicos de los átomos en una molécula.

Ejemplo : Determina la masa o peso molecular de los siguientes compuestos :



Masas atómicas

$\text{Li} = 6.94$

$\text{Cl} = 35.45$

42.39 u. m. a

Masas atómicas

$\text{Ca} = 40.08 \times 1 = 40.08$

$\text{O} = 16.00 \times 2 = 32.00$

$\text{H} = 1.00 \times 2 = 2$
 74.8 uma



Masas atómicas

$\text{Al} = 26.98 \times 2 = 53.96$

$\text{Cr} = 52.00 \times 6 = 312.00$

$\text{O} = 16.00 \times 21 = 336$
 701.96 uma

Masas atómicas

$\text{Na} = 22.99 \times 2 = 45.98$

$\text{S} = 32.07 \times 2 = 64.14$

$\text{O} = 16.00 \times 3 = 48.00$

$\text{H} = 1.00 \times 10 = 10.00$

$\text{O} = 16.00 \times 5 = 80.00$
 248.12 uma



Masas atómicas

$\text{Br} = 79.90 \times 2 = 159.80 \text{ uma}$

MOL. Y SU RELACION CON EL NÚMERO DE AVOGADRO

Mol :

Es una cantidad de sustancia que contenga el número de Avogadro de partículas unitarias.

$1 \text{ mol} = 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}$

$1 \text{ mol} = 6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$

ejemplo :

1) 0.6 mol de Zn . A cuantos átomos de Zn equivalen.

Si 1 mol de Zn = 6.02×10^{23} átomos de Zn , entonces

$$= \frac{0.6 \text{ mol de Zn} \mid 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de Zn}}{1 \text{ mol de Zn}} = 3.612 \times 10^{23} \text{ átomos de Zn}$$

2) 1.3×10^{24} moléculas de H_2O . A cuantas mol de H_2O equivalen

Si 1 mol de $\text{H}_2\text{O} = 6.02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O

$$= \frac{1.3 \times 10^{24} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O} \mid 1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas}} = 0.215 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

RELACIÓN MOL - MASA O MASA - MOL

Ejemplos :

1) 16.6 gramos de CaBr_2 . A cuantos mol de CaBr_2 equivalen.

Masas atómicas

$$\text{Ca} = 40.08 \times 1 = 40.08$$

$$\text{Br} = 79.90 \times 2 = 159.80$$

199.88 uma entonces :

$$1 \text{ mol de } \text{CaBr}_2 = 199.88 \text{ g de } \text{CaBr}_2$$

$$= \frac{16.6 \text{ g de } \text{CaBr}_2}{199.88 \text{ g de } \text{CaBr}_2} \times 1 \text{ mol de } \text{CaBr}_2 = 0.083 \text{ mol de } \text{CaBr}_2$$

2) 2.504 mol de Ag. A cuantos gramos de Ag equivalen

Masa atómica

$$\text{Ag} = 107.9 \text{ uma entonces :}$$

$$1 \text{ mol de Ag} = 107.9 \text{ g de Ag}$$

$$= \frac{2.504 \text{ mol de Ag}}{1 \text{ mol de Ag}} \times 107.9 \text{ g de Ag} = 270.18 \text{ g de Ag}$$

COMPOSICIÓN PORCENTUAL

La composición porcentual nos ayuda a determinar la cantidad de un elemento en un compuesto.

$$\% \text{ Elemento} = \frac{n(M.A)}{M.M} \times 100$$

en donde : n = subíndice del elemento

M.A = masa atómica

M.M = masa molecular

ejemplo :

Determina el % Al, % S y % O en el $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Masas atómicas

$$\text{Al} = 26.98 \times 2 = 53.96$$

$$\text{S} = 32.07 \times 3 = 96.21$$

$$\text{O} = 16.00 \times 12 = 192.00$$
$$\hline 342.17$$

$$\% \text{ Al} = \frac{2(26.98)}{342.17} \times 100 = 15.77 \% \text{ Al}$$

$$\% \text{ S} = \frac{3(32.07)}{342.17} \times 100 = 28.11 \% \text{ S}$$

$$\% \text{ O} = \frac{12(16)}{342.17} \times 100 = 56.11 \% \text{ O}$$

FORMULA EMPIRICA Y FORMULA MOLECULAR

Fórmula Empírica llamada también fórmula mínima es la razón mas simple entre los átomos de un compuesto.

Elemento (n) = $\frac{\text{gramos o } \%}{\text{masa atómica}}$ y luego se divide entre el mas pequeño

Ejemplo :

Busca la fórmula empírica de :

1) 1.69 g de Ce y 4.54 g de I

Masas atómicas

Ce = 140.1

I = 126.9 y aplicando la fórmula

$$\text{Ce (n)} = \frac{1.69}{140.1} = \frac{0.0119}{0.0119} = 1$$

$$\text{I (n)} = \frac{4.54}{126.9 \cdot 0.0119} = \frac{0.0357}{0.0119} = 3$$

por lo que la fórmula empírica será



2) 96.2 % Tl y 3.77 % O

Masa atómicas

Tl = 204.4

O = 16.0

$$\text{Tl (n)} = \frac{96.2}{204.4} = \frac{0.4706}{0.2350} = 2$$

$$\text{O (n)} = \frac{3.77}{16} = \frac{0.2350}{0.2350} = 1$$

Tl_2O

Fórmula Molecular nos proporciona el número real de átomos de cada elemento presentes en una molécula.

$$N = \frac{\text{M.M dada}}{\text{M.M}}$$

Ejemplo :

Si la fórmula empírica es CH y su masa atómica es 26. Cuál es la fórmula molecular.

Masas atómicas

C = 12

H = 1

13 y aplicando la fórmula

$$N = \frac{26}{13} = 2$$

por lo que la fórmula molecular será : C_2H_2

INTERPRETACIÓN DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA EN TÉRMINOS DE MOL

Ejemplo :



$$2 \text{ mol de Sb} = 3 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$2 \text{ mol de Sb} = 1 \text{ mol de Sb}_2\text{O}_3$$

$$2 \text{ mol de Sb} = 3 \text{ mol de H}_2$$

$$3 \text{ mol de H}_2\text{O} = 1 \text{ mol de Sb}_2\text{O}_3$$

$$3 \text{ mol de H}_2\text{O} = 3 \text{ mol de H}_2$$

$$1 \text{ mol de Sb}_2\text{O}_3 = 1 \text{ mol de H}_2$$

CALCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN REACCIONES QUÍMICAS

Calculo de MOL a MOL

Ejemplo :

En la reacción : $4 \text{HCl} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Cuantas MOL de Cl_2 se pueden producir con 5.6 mol de HCl.

Primero se establece la relación de mol entre el que me dan y el que me preguntan.

$$2 \text{ mol de Cl}_2 = 4 \text{ mol de HCl}$$

y luego se hace lo siguiente :

$$\frac{5.6 \text{ mol de HCl}}{4 \text{ mol de HCl}} \times \frac{2 \text{ mol de Cl}_2}{2 \text{ mol de Cl}_2} = 2.8 \text{ mol de Cl}_2$$

Calculo de MOL a MASA

Ejemplo :

En la siguiente reacción : $2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \longrightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2$. Qué masa de H_2 puede producirse haciendo reaccionar 6 mol de Al.

Primero se establece la relación de mol entre la sustancia que me dan y la que me preguntan :

$$2 \text{ mol de Al} = 3 \text{ mol de H}_2$$

después se determina la masa molecular de la sustancia que me preguntan los gramos, en este caso el de H_2 .

Masa atómica :

$$\text{H} = 1.00 \times 2 = 2 \text{ entonces : } 1 \text{ mol de H}_2 = 2 \text{ g de H}_2$$

y luego :

$$\frac{6 \text{ mol de Al}}{2 \text{ mol de Al}} \times \frac{3 \text{ mol de H}_2}{3 \text{ mol de H}_2} \times \frac{2 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 18 \text{ g de H}_2$$

Calculo de MASA a MOL

Ejemplo :

En la reacción siguiente : $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$. Cuantas mol de H_3PO_4 se necesitan para producir 74 g de Na_3PO_4 .

Primero se establece la relación de mol entre la sustancia que me dan y la que me preguntan : $1 \text{ mol de H}_3\text{PO}_4 = 1 \text{ mol de Na}_3\text{PO}_4$

y luego la masa molecular de la sustancia que me dan los gramos.

Masas atómicas

$$\text{Na} = 22.99 \times 3 = 68.97$$

$$\text{P} = 30.97 \times 1 = 30.97$$

$$\text{O} = 16.00 \times 4 = 64.00$$

163.94 entonces :

$$1 \text{ mol de Na}_3\text{PO}_4 = 163.94 \text{ g}$$

y por último :

$$\frac{74 \text{ g de Na}_3\text{PO}_4}{163.94 \text{ g de Na}_3\text{PO}_4} \times \frac{1 \text{ mol de Na}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol de Na}_3\text{PO}_4} = 0.45 \text{ mol}$$

Calculo de MASA a MASA

Ejemplo :

En la siguiente reacción : $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$. Cuantos gramos de H_2 se pueden producir con 72 g de Na.

Primero la relación de mol entre el que me dan y el que me preguntan :

$$2 \text{ mol de Na} = 1 \text{ mol de H}_2$$

y luego las masas moleculares de las sustancias que me dan y me preguntan los gramos :

Masas atómicas :

$$\text{H} = 1.00 \times 2 = 2 \quad \text{o sea : } 1 \text{ mol de H}_2 = 2 \text{ g de H}_2$$

$$\text{Na} = 22.99 \quad \text{o sea : } 1 \text{ mol de Na} = 22.99 \text{ g de Na}$$

y luego :

$$\frac{72 \text{ g de Na}}{22.99 \text{ g de Na}} \times \frac{1 \text{ mol de Na}}{2 \text{ mol de Na}} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} \times \frac{2 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 3.13 \text{ g de H}_2$$

2) En la siguiente reacción : $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$. Cuantos gramos de O_2 se necesitan para quemar completamente 84.9 g de C.

primero la relación en mol entre la sustancia que me dan y la que me preguntan :

$$1 \text{ mol de C} = 1 \text{ mol de O}_2$$

enseguida determinamos las masas moleculares de las sustancias que me preguntan los gramos y la que me dan los gramos.

Masas atómicas :

$$\text{C} = 12.01 \quad \text{o sea } 1 \text{ mol de C} = 12.01 \text{ g de C}$$

$$\text{O} = 16 \times 2 = 32 \quad \text{o sea } 1 \text{ mol de O}_2 = 32 \text{ g de O}_2$$

y luego

$$\frac{84.9 \text{ g de C}}{12.1 \text{ g de C}} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de C}} \times \frac{1 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} \times \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 226.4 \text{ g de O}_2$$

PORCENTAJE DE RENDIMIENTO EN REACCIONES QUÍMICAS :

$$\% \text{ R} = \frac{\text{Gramos reales} (100)}{\text{Gramos teóricos}}$$



Ejemplo:

Un estudiante debía de haber obtenido en un experimento 5.51 g de NaCl. Pero al efectuar el experimento en realidad solo se obtuvo 4.32 g de NaCl. Cuál es el porcentaje de rendimiento?

$$\% R \text{ NaCl} = \frac{4.32 \text{ g} (100)}{5.51} = 78.4 \% \text{ NaCl}$$

EJERCICIO 7.1

I) Defina lo siguiente:

- 1) Estequiometría: _____
- 2) Ley de la Conservación de la Masa: _____
- 3) Ley de las proporciones Constantes o Definidas: _____
- 4) Ley de las Proporciones Múltiples: _____
- 5) Mol: _____
- 6) Fórmula Empírica: _____
- 7) Fórmula Molecular: _____

II) De los siguientes ejemplos, di a que tipo de ley estequiometrica corresponde y quien es su autor:

- a) Cuando el Carbono y el Oxígeno se combinan pueden formar diferentes compuestos como son el Monóxido de carbono (CO) y el Bióxido de carbono (CO₂): _____
- b) Si al reaccionar 40 g de Calcio con 16 g de Oxígeno observamos que se producen 56 g de CaO: _____
- c) Cuando el Hidrógeno y el Oxígeno se combinan para formar agua siempre lo hacen en la misma proporción 16 : 2 : _____

III) Problemas:

- a) Determina la Masa o Peso Molecular de los siguientes compuestos:
 - 1) (NH₄)₂SO₄
 - 2) Ca₃(PO₄)₂
 - 3) C₂H₅OH

- 4) Be (MnO₄)₂
- 5) H₃PO₄

b) Realiza las siguientes conversiones:

Mol - Número de Avogadro

- 6) 1.3 mol de CaO. Cuantas Moléculas de CaO corresponden.
- 7) 5.6 mol de Al. Cuantos Átomos de Al corresponden.
- 8) 0.7 mol de H₂O. Cuantas Moléculas de H₂O corresponden.
- 9) 2.9 mol de Fe. Cuantos Átomos de Fe corresponden.
- 10) 0.09 mol de HCl. Cuantas Moléculas de HCl corresponden.

Número de Avogadro - Mol

- 11) 4.6 X 10²³ átomos de Li. Cuantas mol de Li corresponden.
- 12) 5.9 X 10²⁴ moléculas de HBr. Cuantas Mol de HBr corresponden.
- 13) 6.8 X 10²⁵ átomos de Cu. Cuantas Mol de Cu corresponden.
- 14) 3.2 X 10²⁵ moléculas de Ca₃P₂. Cuantas mol de Ca₃P₂ corresponde.
- 15) 1.6 X 10²⁴ átomos de Mg. Cuantas Mol de Mg corresponden.

Mol - Masa

- 16) 4.6 mol de HCl. A cuantos gramos de HCl corresponden.
- 17) 8.7 mol de H₂O. A cuantos gramos de H₂O corresponden.
- 18) 0.16 mol de Li. A cuantos gramos de Li corresponden.
- 19) 3.59 mol de FeS. A cuantos gramos de FeS corresponden.
- 20) 0.95 mol de N₂. A cuantos gramos de N₂ corresponden.

Masa - Mol

- 21) 56 g de LiCl. A cuantos Mol de LiCl corresponden.
- 22) 134 g de CaO. A cuantos Mol de CaO corresponden.
- 23) 890 g de Al₂S₃. A cuantos Mol de Al₂S₃ corresponden.
- 24) 75.3 g de O₂. A cuantos Mol de O₂ corresponden.
- 25) 0.556 de HBr. A cuantas Mol de HBr corresponden.

Composición Porcentual

Determina el por ciento de los elementos en los siguientes compuestos

- 26) Na₂CO₃
- 27) Be(OH)₂
- 28) B₂(SO₄)₃

- 29) Sn_3P_4
 30) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$

Fórmula Empírica

Determina la fórmula empírica para :

- 31) 40.92 % C, 4.58 % H y 54.5 % O
 32) 0.538 g de O y 0.540 g de S
 33) 58 % Rb, 9.55 % N y 32.5 % O
 34) 63 g de Rb y 5.9 g de O
 35) 46.1 % Rh, 21.6 % S y 32.3 % O

Fórmula Molecular

Con base a las fórmulas empíricas siguientes y la masa molecular de cada compuesto. Determina las fórmulas moleculares de :

- 36) CH_2 M.M. = 84 g
 37) $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}$ M.M. = 60 g
 38) $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}$ M.M. = 176 g
 39) BH_3 M.M. = 27.7 g
 40) $\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$ M.M. = 194.19 G

Interpretación de una ecuación química en términos de mol

Escribe todas las relaciones de mol de los siguientes reactivos y productos en las siguientes ecuaciones químicas

- 41) $2\text{Re} + 3\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{ReBr}_3$
 42) $\text{Zn} + 2\text{CrCl}_3 \rightarrow 2\text{CrCl}_2 + \text{ZnCl}_2$
 43) $\text{Ca}(\text{AlO}_2)_2 + 8\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + \text{CaCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
 44) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
 45) $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

Cálculos en reacciones químicas

Mol - Mol

- 46) en $2\text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Ag} + \text{O}_2$. Cuantas Mol de O_2 se producen con 0.16 mol de Ag_2O .
 47) En $2\text{Sb} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2$. Cuantos Mol de Sb se necesitan para reaccionar con 0.29 mol de H_2O .

- 48) En $3\text{HfCl}_3 + \text{Al} \rightarrow 3\text{HfCl}_2 + \text{AlCl}_3$. Cuantas Mol de AlCl_3 se producen si se obtienen 1.09 mol de HfCl_2 .
 49) En $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$. Cuantas Mol de Na se necesitan para producir 0.85 mol de H_2 .
 50) En $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$. Cuantas Mol de O_2 se necesitan para reaccionar con 3.4 mol de Fe.

Mol - Masa

- 51) En $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Cuantos gramos de H_2O se producen con 3.7 mol de HCl.
 52) En $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CH}_4$. Cuantos gramos de CH_4 se producen, si se producen 0.96 mol de $\text{Al}(\text{OH})_3$.
 53) En $5\text{C} + 2\text{SO}_2 \rightarrow \text{CS}_2 + 4\text{CO}$. Cuantos gramos de C se necesita para reaccionar con 2.56 mol de SO_2 .
 54) En $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$. Cuantos gramos de Na se necesitan para producir 3.96 mol de NaOH.
 55) En $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$. Cuantos gramos de H_2 se necesitan para producir 9.6 mol de NH_3 .

Masa - Mol

- 56) En $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$. Cuantas mol de AlCl_3 se producen con 50 g de Al.
 57) En $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$. Cuantas mol de Na_3PO_4 se producen con 104 g de NaOH.
 58) En $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$. Cuantas mol de CO_2 se producen, si se producen 59 g de CaO.
 59) En $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CH}_4$. Cuantas mol de H_2O se necesitan para reaccionar con 110 g de Al_4C_3 .
 60) En $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$. Cuantas mol de NH_3 pueden ser producidas a partir de 56 g de N_2 .

Masa - Masa.

- 61) En $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$. Cuantos gramos de Fe se necesitan para reaccionar con 8 g de S.
- 62) En $\text{I}_2\text{O}_5 + 5 \text{CO} \rightarrow \text{I}_2 + 5 \text{CO}_2$. Cuantos gramos de I_2 se forman con 25 g de CO.
- 63) En $2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Cuantos gramos de H_2SO_4 se necesitan para producir 39 g de H_2O .
- 64) En $\text{Ni} + \text{S} \rightarrow \text{NiS}$. Cuantos gramos de Ni se necesitan para reaccionar con 4 g de S.
- 65) En $3 \text{H}_2\text{S} + 2 \text{SbCl}_3 \rightarrow 6 \text{HCl} + \text{Sb}_2\text{S}_3$. Cuantos gramos de HCl se forman con 50 g de H_2S .

Rendimiento Porcentual

Calcula el rendimiento porcentual para las sustancias en los siguientes problemas.

- 66) Se calculo un rendimiento teórico de 66.6 g de NH_3 . Si la cantidad real obtenida fue de 56.9 g de NH_3 .
- 67) Se calculo un rendimiento teórico de 13.9 g de NaCl. Si la cantidad real obtenida fue de 12.3 g de NaCl.
- 68) Se calculo un rendimiento teórico de 39.5 g de AlBr_3 . Si la cantidad real obtenida fue de 32.2 g de AlBr_3 .
- 69) Se calculo un rendimiento teórico de 43.5 g de CH_3OH . Si la cantidad real obtenida fue de 39.5 g de CH_3OH .
- 70) Se calculo un rendimiento teórico de 131.42 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Si la cantidad real obtenida fue de 125 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

UNIDAD VIII.

SOLUCIONES. EL AGUA Y LOS SISTEMAS ACUOSOS.

Objetivo :

Describir los diferentes tipos de soluciones y sus propiedades, aplicando las unidades de concentración para su preparación. Considerar la importancia del agua como solvente universal y recurso indispensable para la vida.

METAS :

- 8.1) Distinguirá entre agua dura y blanda, explicando los métodos principales para su tratamiento y purificación.
- 8.2) Definirá los términos Solución, Soluteo y Disolvente.
- 8.3) Clasificará las soluciones de acuerdo al estado fisico de sus componentes.
- 8.4) Predecirá la solubilidad de sustancias aplicando la regla " lo similar disuelve a lo similar"
- 8.5) Distinguirá entre soluciones electrolíticas y no electrolíticas.
- 8.6) Describirá los factores que afectan la solubilidad
- 8.7) Definirá las soluciones : Diluidas, Concentradas, Saturadas, No saturadas y Sobresaturadas.
- 8.8) Identificará el tipo de soluciones utilizando la gráfica de Solubilidad contra Temperatura.
- 8.9) Distinguirá entre Soluciones, Coloides y Suspensiones.
- 8.10) Explicará en que consiste el efecto Tyndall y el movimiento Browniano.

Masa - Masa.

- 61) En $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$. Cuantos gramos de Fe se necesitan para reaccionar con 8 g de S.
- 62) En $\text{I}_2\text{O}_5 + 5 \text{CO} \rightarrow \text{I}_2 + 5 \text{CO}_2$. Cuantos gramos de I_2 se forman con 25 g de CO.
- 63) En $2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Cuantos gramos de H_2SO_4 se necesitan para producir 39 g de H_2O .
- 64) En $\text{Ni} + \text{S} \rightarrow \text{NiS}$. Cuantos gramos de Ni se necesitan para reaccionar con 4 g de S.
- 65) En $3 \text{H}_2\text{S} + 2 \text{SbCl}_3 \rightarrow 6 \text{HCl} + \text{Sb}_2\text{S}_3$. Cuantos gramos de HCl se forman con 50 g de H_2S .

Rendimiento Porcentual

Calcula el rendimiento porcentual para las sustancias en los siguientes problemas.

- 66) Se calculo un rendimiento teórico de 66.6 g de NH_3 . Si la cantidad real obtenida fue de 56.9 g de NH_3 .
- 67) Se calculo un rendimiento teórico de 13.9 g de NaCl. Si la cantidad real obtenida fue de 12.3 g de NaCl.
- 68) Se calculo un rendimiento teórico de 39.5 g de AlBr_3 . Si la cantidad real obtenida fue de 32.2 g de AlBr_3 .
- 69) Se calculo un rendimiento teórico de 43.5 g de CH_3OH . Si la cantidad real obtenida fue de 39.5 g de CH_3OH .
- 70) Se calculo un rendimiento teórico de 131.42 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Si la cantidad real obtenida fue de 125 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

UNIDAD VIII.

SOLUCIONES. EL AGUA Y LOS SISTEMAS ACUOSOS.

Objetivo :

Describir los diferentes tipos de soluciones y sus propiedades, aplicando las unidades de concentración para su preparación. Considerar la importancia del agua como solvente universal y recurso indispensable para la vida.

METAS :

- 8.1) Distinguirá entre agua dura y blanda, explicando los métodos principales para su tratamiento y purificación.
- 8.2) Definirá los términos Solución, Soluteo y Disolvente.
- 8.3) Clasificará las soluciones de acuerdo al estado fisico de sus componentes.
- 8.4) Predecirá la solubilidad de sustancias aplicando la regla " lo similar disuelve a lo similar"
- 8.5) Distinguirá entre soluciones electrolíticas y no electrolíticas.
- 8.6) Describirá los factores que afectan la solubilidad
- 8.7) Definirá las soluciones : Diluidas, Concentradas, Saturadas, No saturadas y Sobresaturadas.
- 8.8) Identificará el tipo de soluciones utilizando la gráfica de Solubilidad contra Temperatura.
- 8.9) Distinguirá entre Soluciones, Coloides y Suspensiones.
- 8.10) Explicará en que consiste el efecto Tyndall y el movimiento Browniano.

8.11) Definirá las unidades de concentración de : % en peso, % en volumen, % peso - volumen ,p.p.m , y Molaridad. Resolverá problemas que los incluyan.

AGUA DURA :

agua que tiene disueltas sales de calcio y magnesio.

Técnicas para suavizar el Agua Dura :

- Destilación : aquí el agua se hierve y el vapor formado se condensa de nuevo en agua líquida, quedando los minerales en el recipiente de destilación.
- Precipitación Química : aquí los iones de calcio y magnesio se precipitan y se separan del agua agregando carbonato de sodio.
- Intercambio Ionico : el agua se suaviza eficazmente haciéndola pasar por un tanque de zeolita, en donde los iones de sodio remplazarán a los perjudiciales iones de calcio y magnesio.
- Desmineralización : se eliminan cationes y aniones mediante un sistema de intercambio ionico de dos etapas .En la primera, los cationes metálicos son sustituidos por iones hidrógeno, y en la segunda los aniones se reemplazan con iones hidroxilo.

Procesos para Potabilizar el Agua son :

- Colado.
- Floculación y Sedimentación.
- Filtración por arena.
- Aeración
- Desinfección.

Solución :

Mezcla homogénea compuesta de soluto y disolvente.

Soluto :

La sustancia que está presente en menor cantidad en una solución.

Sustancia que se disuelve.

Disolvente :

La sustancia que está presente en mayor cantidad en una solución.

Sustancia que disuelve.

Clasificación de soluciones de acuerdo al estado fisico de sus componentes.

Soluto	Disolvente	Solución	Ejemplos
Gas	Gas	Gas	Aire (O ₂ en N ₂)
Gas	Líquido	Líquido	Bebidas carbonatadas (CO ₂ en H ₂ O) Alberca de Natación (Cl ₂ en H ₂ O)
Líquido	Líquido	Líquido	Vino (etanol en agua) Vinagre (ácido acético en agua)
Líquido	Sólido	Sólido	Amalgama dental para empastes (Hg líquido en Ag sólida)
Sólido	Líquido	Líquido	Salina (NaCl en H ₂ O) Azúcar en agua.
Sólido	Sólido	Sólido	Oro de 14 Kilates (Ag en Au) Acero (carbono en hierro).

Solubilidad de compuestos :

Se afirma que lo similar disuelve a lo similar. Esto significa que los solutos no polares (o muy poco polares) se disuelven mejor en disolventes no polares; y que los solutos de alta polaridad se disuelven mejor en disolventes polares como el agua.

Ejemplos :

Soluto	Disolvente	Ocurre la disolución
Polar (sal)	Polar (agua)	si
Polar (sal)	No polar (hexano)	no
No polar (cera)	No polar (hexano)	si
No polar (cera)	Polar (agua)	no

Solución Electrolítica :

Es una sustancia cuya solución acuosa conduce electricidad. Ejemplo : CaCl_2 , HCl , NaOH , AgNO_3 , HF .

Solución No- Electrolítica :

Es una sustancia cuya solución acuosa no conduce la electricidad porque no contiene iones. Ejemplo : CCl_4 , Alcohol, Azúcar, Benceno.

Solución Diluida :

Solución que contiene una cantidad relativamente pequeña de soluto.

Solución Concentrada :

Solución que contiene cantidad relativamente grande de soluto.

Solución Saturada :

Solución que contiene tanto soluto disuelto como es capaz de contener a una cierta temperatura, en equilibrio con soluto no disuelto.

Solución No - Saturada :

Solución que contiene menos soluto que una solución saturada a la misma temperatura.

Solución Sobresaturada :

Solución que contiene más soluto que el de una solución saturada a la misma temperatura.

Solubilidad :

Es una medida de cuanto soluto se disuelve en una cierta cantidad de disolvente.

Existen varios factores que influyen en la solubilidad que son : Naturaleza del Solute y Disolvente ; Temperatura(en la mayor parte e los sólidos disueltos en líquidos un aumento en la temperatura ocasiona un aumento en la solubilidad) , Presión está solo afecta a gases.

Utilizando la Gráfica de Solubilidad identifica el tipo de solución que será :

Si el dato se localiza arriba de la curva de la sustancia que estamos buscando se dice que la solución es Sobresaturada.

Si el dato se localiza sobre la línea de la curva de la sustancia que estamos buscando se dice que la solución es Saturada.

Si el dato se localiza abajo de la curva de la sustancia que estamos buscando se dice que la solución es No Saturada.

Ejemplo :

a) 80 g de KNO_3 a 30°C : Sobresaturada

b) 20 g de KClO_3 a 50°C : Saturada

c) 30 g de NaCl a 30°C : No saturada.

Solución :

Mezcla homogénea compuesta de soluto y disolvente.

Coloide :

Una dispersión de partículas de 1 a 100 nm. En por lo menos, una dimensión, en un medio continuo.

Suspensión :

Dispersión de partículas mayores a 100 nm. A través de un medio continuo.

Efecto Tyndall :

Dispersión de la luz que produce un haz visible cuando se observa lateralmente. El efecto se debe a la presencia de partículas coloidales que dispersan y reflejan la luz hacia los lados.

Movimiento Browniano :

El movimiento al azar de las partículas coloidales debido al bombardeo por las moléculas en la fase continua.

Unidades de Concentración

a) Físicas

1) Por ciento en masa (% Masa)

La masa total de soluto dividida entre la masa total de solución, multiplicada por 100.

$$\% \text{ Masa} = \frac{\text{gramos de soluto} (100)}{\text{gramos de soluto} + \text{gramos de disolvente}}$$

Ejemplo.

Cuál es el por ciento en masa de NaOH para una solución que se prepara disolviendo 15 g de NaOH en 235 g de H_2O

$$\% \text{ Masa} = \frac{15 \text{ g} (100)}{15 \text{ g} + 235 \text{ g}} = 6 \% \text{ NaOH en la solución}$$

2) Por ciento Masa / Volumen (% m / v) :

Los gramos de soluto dividida en el volumen de solución, multiplicada por 100.

$$\% \text{ m / v} = \frac{\text{gramos de soluto} (100)}{\text{volumen de solución}}$$

Ejemplo.

Cuál es el % m / v de una solución que se prepara con 35 g de HCl en 600 ml. de H_2O

$$\% \text{ m / v} = \frac{35 \text{ g} (100)}{600 \text{ ml}} = 5.83 \% \text{ HCl / H}_2\text{O}$$

3) Por ciento volumen / volumen (% v / v)

El volumen de soluto dividida entre el volumen de solución, multiplicada por 100.

$$\% v / v = \frac{\text{volumen de soluto} (100)}{\text{volumen de soluto} + \text{volumen de disolvente}}$$

Ejemplo :

Cuál es el % v / v de una solución que se ha preparado disolviendo 500 ml de etanol en 1500 ml. de agua

$$\% v / v = \frac{500 \text{ ml.} (100)}{500 \text{ ml.} + 1500 \text{ ml}} = 25 \% \text{ de etanol en solución}$$

4) Partes por Millón

Es el número de gramos de soluto entre los gramos de solución multiplicada por millón.

$$\text{p.p.m} = \frac{\text{gramos soluto} (1\ 000\ 000)}{\text{disolvente.}}$$

Ejemplo :

Una muestra de agua potable contiene 0.0035 g de ion fluoruro (F -) disueltos en 825 ml. de solución. Calcule la concentración del ion fluoruro en partes por millón

$$\text{p.p.m} = \frac{0.0035 \text{ g} (1\ 000\ 000)}{825 \text{ ml}} = 4.2 \text{ p.p.m de F-}$$

b) Química

1) Molaridad :

Medida de la concentración que indica el número de mol de soluto por litro de solución. Y se representa por una M

$$M = \frac{\text{Mol}}{\text{Volumen}}$$

$$\text{Mol} = \frac{\text{gramos}}{\text{Masa Molecular}}$$

Ejemplo :

Cuántos gramos de NaOH se necesitan para preparar 500 ml. de una solución 6 M.

Primero se determina la Masa Molecular del NaOH

Masas atómicas

$$\text{Na} = 22.98$$

$$\text{O} = 15.99$$

$$\text{H} = 1.00$$

$$39.97$$

El volumen se convierte a litros dividiendo los ml. entre 1000

$$V = .5 \text{ L}$$

De la fórmula primera se despeja mol

$$\text{Mol} = M (V) = 6 (.5) = 3 \text{ mol}$$

Y de la segunda se despeja gramos :

$$\text{Gramos} = \text{Mol} (M : M) = 3 (39.97) = 119.91 \text{ g de NaOH}$$

Cuál es la Molaridad de una solución que contiene 16 g de metanol (CH₃OH) en 0.2 L de solución.

Primero se determina la Masa molecular de CH₃-OH

Masas atómicas

$$C = 12.01 \times 1 = 12.01$$

$$H = 1.00 \times 4 = 4.00$$

$$O = 15.99 \times 1 = 15.99$$

$$\underline{32.00}$$

Se determina Mol

$$\text{Mol} = \frac{\text{gramos}}{\text{M.M}} = \frac{16}{32} = 0.5 \text{ mol}$$

Y por último la Molaridad

$$M = \frac{\text{mol}}{V} = \frac{0.5}{0.2} = 2.5 \text{ M}$$

Ejercicio 8.1

1) Contesta lo que se te pide :

1) Porque se llama Agua Dura :

2) Escribe las técnicas que se utilizan para suavizar al Agua Dura :

3) Nombra los procesos para potabilizar el Agua :

4) Define Solución :

5) A que se llama Soluta :

6) A que se llama Disolvente :

7) Que es Solubilidad :

8) Señala la diferencia entre solución Electrolítica y No - Electrolítica :

9) Define :

a) Solución Diluida : _____

b) Solución Concentrada : _____

c) Solución Saturada : _____

d) Solución No - Saturada : _____

e) Solución Sobresaturada : _____

f) Coloide : _____

g) Suspensión : _____

h) Efecto Tyndall : _____

i) Movimiento Browniano : _____

II) Utilizando la Gráfica de Solubilidad, identifica que tipo de solución será :

a) 50 g de KNO₃ a 40 °C _____

b) 40 g de NH₄Cl a 23 °C _____

c) 60 g de CuSO₄ a 60 °C _____

d) 30 g de Li₂SO₄ a 80°C _____

e) 20 g de SO₂ a 40°C _____

f) 40 g de KCl a 90 °C _____

Resuelve los siguientes problemas

% Masa

Determina el porcentaje en masa de una solución preparada con :

1) 6.9 g de NaHCO₃ en 100 g de H₂O

2) 20 g de NaCl en 49 g de H₂O

3) 14 g de Benceno (C₆H₆) en 86 g de H₂O

4) 3.55 g de Ba(NO₃)₂ en 100 g de H₂O

5) 25 g de Na₂SO₄ en 90 g de H₂O

% masa / volumen

Calcula el % m / v de una solución preparada disolviendo :

6) 22 g de KCl en 100 ml. de solución

7) 4.2 g de NH₄Cl en 125 ml. de solución

8) 15 g de KNO₃ en 300 ml. de solución

9) 28 g de NaOH en 750 ml. de solución

10) 56 g de Na₂SO₄ en 500 ml. de solución

% Volumen / volumen

Cuál es el % v/v de las siguientes soluciones :

- 11) 10 ml. de CH_3OH disueltos en agua para completar 40 ml. de solución.
- 12) 2 ml. de CCl_4 disueltos en benceno para completar 9 ml. de solución
- 13) 10 ml. de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ en agua y aforar a 200 ml.
- 14) 75 ml. de etanol y aforando a 250 ml.
- 15) 40 ml. de metanol y completar un volumen de 50 ml. de solución.

Partes por Millón

Calcular en p.p.m la concentración de sustancias en la siguiente muestra de agua :

- 16) 3 mg. De CaCO_3 disueltos en 7 ml.
- 17) 0.017 g de Na_2SO_4 disueltos en 50 ml.
- 18) 0.0082 g de NaCl disueltos en 25 ml.
- 19) 2.2 mg de F^- disueltos en 0.5 L
- 20) 2.5 mg de Hg disueltos en 0.525 Kg

Molaridad

Calcula la Molaridad de las siguientes soluciones :

- 21) 1.5 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ disueltos en 2 L de solución
- 22) 0.025 mol de HCl en 10 ml. de solución
- 23) 48 g de Na_2CrO_4 en 1.5 L de solución
- 24) 2.2 mol de NaCl en 0.65 L de solución
- 25) 1 mol de KCl en 750 ml. de solución

Calcula los gramos que se necesitan para preparar las siguientes soluciones :

- 26) 2 L de solución de 0.8 M de HI
- 27) 0.8 L de solución 1.5 M de NaOH
- 28) 750 ml de solución 1.2 M de H_2SO_4
- 29) 1250 ml. de solución 0.02 M de HCl
- 30) 5 L de solución 2.5 M de KOH

UNIDAD IX

ACIDOS Y BASES. OPUESTOS QUE SE NEUTRALIZAN

Objetivo :

Distinguir entre ácidos y bases de acuerdo a sus propiedades, a las teorías que los definen y a su grado de ionización. Determinar la concentración y el potencial de iones hidrógeno y de iones hidróxido, estableciendo la relevancia de los ácidos y de las bases en la vida diaria y en nuestro organismo

Metas :

- 9.1) Diferenciará entre ácidos y bases de acuerdo a sus propiedades y a las teorías de Arrhenius y Brönsted - Lowry.
- 9.2) Distinguirá los pares ácido - base conjugados en reacciones ácido - base identificando al agua como sustancia anfotérica.
- 9.3) Clasificará los ácidos y las bases como fuertes o débiles, de acuerdo a su grado de ionización.
- 9.4) Definirá ácidos polipróticos y dará ejemplos.
- 9.5) Representará mediante una ecuación química la ionización del agua y escribirá el valor de su constante de ionización.
- 9.6) Representará mediante ecuaciones químicas la ionización de ácidos y bases en solución acuosa.
- 9.7) Escribirá reacciones de neutralización entre ácidos y bases.
- 9.8) Calculará la concentración de iones hidrógeno y de iones hidróxido en soluciones de ácido y bases, a partir de la concentración de la solución y utilizando la constante de ionización del agua.
- 9.9) Definirá los conceptos de pH, pOH .
- 9.10) Calculará el pH y pOH de soluciones.
- 9.11) Describirá las soluciones amortiguadoras
- 9.12) Describirá un indicador ácido - base.

% Volumen / volumen

Cuál es el % v/v de las siguientes soluciones :

- 11) 10 ml. de CH_3OH disueltos en agua para completar 40 ml. de solución.
- 12) 2 ml. de CCl_4 disueltos en benceno para completar 9 ml. de solución
- 13) 10 ml. de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ en agua y aforar a 200 ml.
- 14) 75 ml. de etanol y aforando a 250 ml.
- 15) 40 ml. de metanol y completar un volumen de 50 ml. de solución.

Partes por Millón

Calcular en p.p.m la concentración de sustancias en la siguiente muestra de agua :

- 16) 3 mg. De CaCO_3 disueltos en 7 ml.
- 17) 0.017 g de Na_2SO_4 disueltos en 50 ml.
- 18) 0.0082 g de NaCl disueltos en 25 ml.
- 19) 2.2 mg de F^- disueltos en 0.5 L
- 20) 2.5 mg de Hg disueltos en 0.525 Kg

Molaridad

Calcula la Molaridad de las siguientes soluciones :

- 21) 1.5 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ disueltos en 2 L de solución
- 22) 0.025 mol de HCl en 10 ml. de solución
- 23) 48 g de Na_2CrO_4 en 1.5 L de solución
- 24) 2.2 mol de NaCl en 0.65 L de solución
- 25) 1 mol de KCl en 750 ml. de solución

Calcula los gramos que se necesitan para preparar las siguientes soluciones :

- 26) 2 L de solución de 0.8 M de HI
- 27) 0.8 L de solución 1.5 M de NaOH
- 28) 750 ml de solución 1.2 M de H_2SO_4
- 29) 1250 ml. de solución 0.02 M de HCl
- 30) 5 L de solución 2.5 M de KOH

UNIDAD IX

ACIDOS Y BASES. OPUESTOS QUE SE NEUTRALIZAN

Objetivo :

Distinguir entre ácidos y bases de acuerdo a sus propiedades, a las teorías que los definen y a su grado de ionización. Determinar la concentración y el potencial de iones hidrógeno y de iones hidróxido, estableciendo la relevancia de los ácidos y de las bases en la vida diaria y en nuestro organismo

Metas :

- 9.1) Diferenciará entre ácidos y bases de acuerdo a sus propiedades y a las teorías de Arrhenius y Brönsted - Lowry.
- 9.2) Distinguirá los pares ácido - base conjugados en reacciones ácido - base identificando al agua como sustancia anfotérica.
- 9.3) Clasificará los ácidos y las bases como fuertes o débiles, de acuerdo a su grado de ionización.
- 9.4) Definirá ácidos polipróticos y dará ejemplos.
- 9.5) Representará mediante una ecuación química la ionización del agua y escribirá el valor de su constante de ionización.
- 9.6) Representará mediante ecuaciones químicas la ionización de ácidos y bases en solución acuosa.
- 9.7) Escribirá reacciones de neutralización entre ácidos y bases.
- 9.8) Calculará la concentración de iones hidrógeno y de iones hidróxido en soluciones de ácido y bases, a partir de la concentración de la solución y utilizando la constante de ionización del agua.
- 9.9) Definirá los conceptos de pH, pOH .
- 9.10) Calculará el pH y pOH de soluciones.
- 9.11) Describirá las soluciones amortiguadoras
- 9.12) Describirá un indicador ácido - base.

PROPIEDADES DE ACIDOS Y BASES

Propiedades de Ácidos :

- Tienen sabor agrio.
- Producen una sensación punzante en la piel.
- Cambian el papel tornasol a rojo.
- Disuelven ciertos metales
- Neutralizan bases
- Donan protones
- pH menores a 7

Propiedades de Bases :

- Tienen sabor amargo.
- Producen una sensación jabonosa al tacto.
- Cambian el papel tornasol a azul
- Neutralizan ácidos
- pH mayores a 7

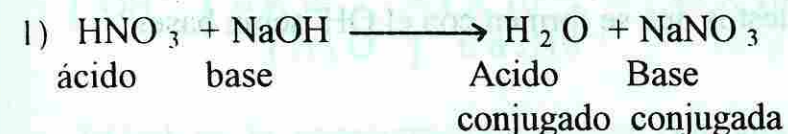
Teoría de Arrhenius :

- a) Ácido : es el que produce iones hidrógeno en una solución acuosa.
- b) Base : es el que produce iones hidróxido en una solución acuosa.

Teoría de Brønsted - Lowry :

- a) Ácido : es el que dona un protón.
- b) Base : es el que acepta un protón
- c) Base Conjugada : es la partícula que queda luego de que un ácido a donado o liberado un protón
- d) Ácido Conjugado : es la especie que se obtiene luego de que la base ha aceptado un protón.

Identifica al ácido, base, ácido conjugado y base conjugada en :



El agua se comporta como ácido y como base por lo que se llama una sustancia Anfotérica.

Los Ácidos se clasifican en fuertes y débiles.

Las Bases se clasifican en fuertes y débiles.

Los Ácidos y Bases Fuertes se ionizan o disocian completamente en una solución acuosa.

Los Ácidos y Bases Débiles se ionizan o disocian solo parcialmente en una solución acuosa.

Reglas para determinar :

a) Ácidos fuertes :

- 1) En ácidos binarios solo el HCl, HBr y HI son fuertes, todos los demás son débiles ejemplo : H₂S, H₃P, H₂O.
- 2) En un ácido ternario, si el número de oxígenos excede el número de hidrógenos por 2 o más átomos el ácido será fuerte, ejemplo :
H₂SO₄, HNO₃, HClO₃, HClO₄

b) Bases Fuertes :

1) Cuando el OH⁻ se combina con los iones de los grupos I A y II A excepto el Be. Ejemplo : LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Mg(OH)₂, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂.

Todos los demás compuestos que se formen con el OH⁻ serán bases débiles.

Ácidos Poliproticos : son los que poseen mas de un hidrógeno ionizable ejemplo : H₂SO₄, H₃PO₄, H₃PO₃, H₂CO₃.

Neutralización de un ácido con una base siempre nos da de productos una sal y agua.

Ejemplo :



Indicador :

Es una sustancia que nos ayuda a determinar exactamente cuando ocurre la neutralización en el cambio de coloración.

IONIZACION DE AGUA. El agua solo se ioniza parcialmente. Su ecuación química es :



$$K_w = \text{Constante de equilibrio} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

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

ejemplo :

1)Cuál es la concentración del ion Hidróxido en una solución con una concentración de iones Hidronio de 6.8×10^{-10} M.

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{6.8 \times 10^{-10}} = 1.47 \times 10^{-5} \text{ M}$$

2)Cuál es la concentración del ion Hidronio en una solución con una concentración del ion Hidróxido de 5.67×10^{-3} M

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5.67 \times 10^{-3}} = 1.76 \times 10^{-12}$$

pH :

Es una medida de la concentración del ion Hidronio o Hidrógeno.

$$\text{pH} = \text{Log } 1 / [\text{H}_3\text{O}^+]$$

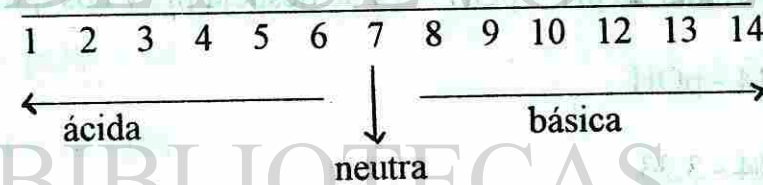
pOH.

Es una medida de la concentración del ion Hidróxido

$$\text{pOH} = \text{Log } 1 / [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

escala :



ejemplos:

1) Calcula el pH si la concentración de iones Hidrógeno es 3×10^{-6}

$$\text{pH} = \text{Log } 1 / 3 \times 10^{-6}$$

$$\text{pH} = \text{Log } 333333.3333$$

$$\text{pH} = 5.52$$

2) Calcula el pOH si la concentración de iones Hidróxido es de 2.6×10^{-5}

$$\text{pOH} = \text{Log } 1 / 2.6 \times 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = \text{Log } 38461.53846$$

$$\text{pOH} = 4.58$$

3) Calcula el pH si la concentración de iones Hidróxido es de 4.6×10^{-4}

aquí como me están dando $[\text{OH}^-]$, debo determinar primero pOH

$$\text{pOH} = \text{Log } 1 / 4.6 \times 10^{-4}$$

$$\text{pOH} = \text{Log } 2173.9130$$

$$\text{pOH} = 3.33$$

después con la fórmula de $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ se despeja pH y nos quedaría:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 3.33$$

$$\text{pH} = 10.66$$

4) Calcula el pOH si la concentración de iones Hidrógeno es de 7.9×10^{-5} como me están dando $[\text{H}^+]$ debo determinar el pH

$$\text{pH} = \text{Log } 1 / 7.9 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = \text{Log } 12658.22785$$

$$\text{pH} = 4.1023$$

y luego de la fórmula $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, se despeja pOH, quedando:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH}$$

$$\text{pOH} = 14 - 4.1023$$

$$\text{pOH} = 9.8977$$

5) Calcula el pH si pOH es de 10

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 10$$

$$\text{pH} = 4$$

6) Calcula el pOH si el pH es de 2

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH}$$

$$\text{pOH} = 14 - 2$$

$$\text{pOH} = 12$$

Ejercicio 9.1

1) Contesta lo que se te pide :

1) Menciona tres características de ácidos : _____

2) Menciona tres características de bases : _____

3) Según la teoría de Arrhenius define :

a) Ácido : _____

b) Base : _____

4) Según la teoría de Brönsted - Lowry define :

a) Ácido : _____

b) Base : _____

5) Identifica al Ácido, Base, Ácido y base conjugados en las siguientes ecuaciones :



6) A que se llama sustancia Anfóterica : _____

7) Clasifica los siguientes ácidos como fuertes o débiles :

HCl _____ HClO₄ _____ HNO₃ _____

H₂S _____ HClO _____ H₂SO₄ _____

8) Clasifica las siguientes bases como fuertes o débiles :

LiOH _____ Fe(OH)₃ _____ KOH _____

BeOH _____ Ca(OH)₂ _____ AgOH _____

9) A que se llama Ácidos Polipróticos : _____

10) Mencione 2 ejemplos de ácidos polipróticos : _____

11) Escriba el valor de la constante de ionización del agua : _____

12) Para que sirve el indicador : _____

13) Escriba los productos de las ecuaciones químicas que representan la neutralización :



II) Problemas

Calcula la concentración de iones Hidróxido en :

1) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$

2) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-9} \text{ M}$

3) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.4 \times 10^{-7} \text{ M}$

4) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7.5 \times 10^{-6} \text{ M}$

5) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 8.6 \times 10^{-5} \text{ M}$

Calcula la concentración de iones Hidronio en :

6) $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$

7) $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-10} \text{ M}$

8) $[\text{OH}^-] = 9.7 \times 10^{-3} \text{ M}$

9) $[\text{OH}^-] = 4.3 \times 10^{-9} \text{ M}$

10) $[\text{OH}^-] = 7.5 \times 10^{-10} \text{ M}$

Calcula el pH si :

11) $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-10} \text{ M}$

12) $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$

13) $[\text{H}^+] = 3.7 \times 10^{-5} \text{ M}$

14) $[\text{H}^+] = 6.8 \times 10^{-7} \text{ M}$

15) $[\text{H}^+] = 9.4 \times 10^{-8} \text{ M}$

Calcula el pOH si :

16) $[\text{OH}^-] = 3.5 \times 10^{-3} \text{ M}$

17) $[\text{OH}^-] = 1.6 \times 10^{-4} \text{ M}$

18) $[\text{OH}^-] = 2.9 \times 10^{-6} \text{ M}$

19) $[\text{OH}^-] = 5.6 \times 10^{-9} \text{ M}$

20) $[\text{OH}^-] = 8.8 \times 10^{-11} \text{ M}$

Calcula el pH si :

21) $[\text{OH}^-] = 4.9 \times 10^{-13} \text{ M}$

22) $[\text{OH}^-] = 5.6 \times 10^{-9} \text{ M}$

23) $[\text{OH}^-] = 4.8 \times 10^{-4} \text{ M}$

24) $[\text{OH}^-] = 7.3 \times 10^{-3} \text{ M}$

25) $[\text{OH}^-] = 1.9 \times 10^{-7} \text{ M}$

Calcula el pOH si :

26) $[\text{H}^+] = 1.4 \times 10^{-12} \text{ M}$

27) $[\text{H}^+] = 7.5 \times 10^{-2} \text{ M}$

28) $[\text{H}^+] = 4.6 \times 10^{-9} \text{ M}$

29) $[\text{H}^+] = 6.4 \times 10^{-6} \text{ M}$

30) $[\text{H}^+] = 6.6 \times 10^{-4} \text{ M}$

Calcula el pH si :

31) pOH = 11

32) pOH = 3

33) pOH = 2

34) pOH = 6

35) pOH = 10

Calcula el pOH si :

36) pH = 9

37) pH = 5

38) pH = 7

39) pH = 13

40) pH = 8

UNIDAD X

GASES. EL MUNDO DE LOS GASES

Objetivo :

Describir el comportamiento de los gases en diferentes condiciones, utilizando las leyes que los rigen y la Teoría Cinética Molecular.

Establecer la importancia del cuidado de la atmósfera como recurso vital.

METAS :

10.1) Describirá las principales características de los gases.

10.2) Enunciará y explicará los postulados de la Teoría Cinética Molecular.

10.3) Definirá las variables que afectan el comportamiento de los gases.

10.4) Mencionará las unidades de medición de presión, temperatura y volumen, así como los instrumentos utilizados en su medición.

10.5) Enunciará las leyes de Boyle, Charles, Gay-Lussac, Combinada, Dalton., y la Hipótesis de Avogadro.

10.6) Aplicará las leyes en la resolución de problemas.

Calcula el pOH si :

16) $[\text{OH}^-] = 3.5 \times 10^{-3} \text{ M}$

17) $[\text{OH}^-] = 1.6 \times 10^{-4} \text{ M}$

18) $[\text{OH}^-] = 2.9 \times 10^{-6} \text{ M}$

19) $[\text{OH}^-] = 5.6 \times 10^{-9} \text{ M}$

20) $[\text{OH}^-] = 8.8 \times 10^{-11} \text{ M}$

Calcula el pH si :

21) $[\text{OH}^-] = 4.9 \times 10^{-13} \text{ M}$

22) $[\text{OH}^-] = 5.6 \times 10^{-9} \text{ M}$

23) $[\text{OH}^-] = 4.8 \times 10^{-4} \text{ M}$

24) $[\text{OH}^-] = 7.3 \times 10^{-3} \text{ M}$

25) $[\text{OH}^-] = 1.9 \times 10^{-7} \text{ M}$

Calcula el pOH si :

26) $[\text{H}^+] = 1.4 \times 10^{-12} \text{ M}$

27) $[\text{H}^+] = 7.5 \times 10^{-2} \text{ M}$

28) $[\text{H}^+] = 4.6 \times 10^{-9} \text{ M}$

29) $[\text{H}^+] = 6.4 \times 10^{-6} \text{ M}$

30) $[\text{H}^+] = 6.6 \times 10^{-4} \text{ M}$

Calcula el pH si :

31) pOH = 11

32) pOH = 3

33) pOH = 2

34) pOH = 6

35) pOH = 10

Calcula el pOH si :

36) pH = 9

37) pH = 5

38) pH = 7

39) pH = 13

40) pH = 8

UNIDAD X

GASES. EL MUNDO DE LOS GASES

Objetivo :

Describir el comportamiento de los gases en diferentes condiciones, utilizando las leyes que los rigen y la Teoría Cinética Molecular.

Establecer la importancia del cuidado de la atmósfera como recurso vital.

METAS :

10.1) Describirá las principales características de los gases.

10.2) Enunciará y explicará los postulados de la Teoría Cinética Molecular.

10.3) Definirá las variables que afectan el comportamiento de los gases.

10.4) Mencionará las unidades de medición de presión, temperatura y volumen, así como los instrumentos utilizados en su medición.

10.5) Enunciará las leyes de Boyle, Charles, Gay-Lussac, Combinada, Dalton., y la Hipótesis de Avogadro.

10.6) Aplicará las leyes en la resolución de problemas.

Características de los gases :

Los gases se expanden en forma indefinida y uniforme para llenar todo el espacio en que se encuentren (Expansión).

Una muestra de gas no tiene forma ni volumen definidos, pero se pueden ajustar al recipiente en donde se coloca. (Forma y volumen indefinido).

Los gases se pueden comprimir (Compresibilidad).

La densidad de los gases es muy pequeña (Baja Densidad).

Dos o mas gases diferentes normalmente se mezclan por completo en una forma, cuando se ponen en contacto entre si (Miscibilidad o Difusión).

Postulados de la Teoría Cinética Molecular :

Las partículas del gas se mueven de manera continua , rápida y al azar en líneas rectas en todas direcciones.

Las partículas del gas son extremadamente pequeñas y las distancias entre ellas son grandes.

Para los gases, se pueden despreciar las fuerzas gravitatorias y las fuerzas de atracción entre partículas del gas.

Cuando las partículas del gas chocan entre sí o con las paredes del recipiente, no se pierde energía ; todas las colisiones son perfectamente elásticas.

La energía cinética promedio es la misma para todos los gases a la misma temperatura ; varía de manera proporcional con la temperatura en Kelvin.

Variables que afectan el comportamiento de los gases :

Presión :

Se define como la fuerza que se ejerce por unidad de área.

La presión de la atmósfera se mide mediante un dispositivo llamado Barómetro.

Unidades de Presión.

Atmósfera = atm

Torr = torr

Pascal = pa

Libra/ pulgada cuadrada = psi.

Equivalencias :

1 atm = 760 torr

1 atm = 101325 pa

1 atm = 101.325 Kpa.

Temperatura :

Es una medida de lo caliente o frio de la materia, expresada por lo común en grados Fahrenheit, grados Celcius y Kelvin.

La temperatura se mide con el Termómetro.

Unidades de Temperatura :

Grados Fahrenheit = ° F

Grados Celcius = ° C

Grados Kelvin = K

Equivalencias :

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

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

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

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

La presión y la temperatura a condiciones normales (TPN) son 1 atm y 273 K.

Leyes de los Gases :

LEY DE BOYLE :

La temperatura de un gas se mantiene constante por lo que la presión ejercida por el gas varía inversamente con el volumen.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

P_1 = Presión inicial

P_2 = Presión Final

V_1 = Volumen inicial

V_2 = Volumen final

$$P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

Al aumentar la presión disminuye el volumen. Y al disminuir la presión aumenta el volumen.

Ejemplos :

1) Un cilindro de oxígeno tiene un volumen de 2 L. La presión del gas es 1470 psi. ¿ Qué volumen ocupará el oxígeno a la presión de 14.7 psi ? , se supone que no hay cambio e temperatura.

Datos :

$$V_1 = 2 \text{ L}$$

$$P_1 = 1470 \text{ psi.}$$

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 14.7 \text{ psi.}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

$$V_2 = \frac{(1470 \text{ psi})(2 \text{ L})}{14.7 \text{ psi.}}$$

$$V_2 = 200 \text{ L}$$

2) Una cápsula espacial está equipada con un tanque de aire que tiene un volumen de 0.1 m³ y una presión de 100 atm. ¿Cuál será la presión final si el volumen cambia a 12.5 m³? Suponiendo que no hay cambio de temperatura.

Datos

$$V_1 = 0.1 \text{ m}^3$$

$$P_1 = 100 \text{ atm}$$

$$P_2 = ?$$

$$V_2 = 12.5 \text{ m}^3$$

$$P_2 = \frac{V_1 P_1}{V_2}$$

$$P_2 = \frac{(0.1 \text{ m}^3)(100 \text{ atm})}{12.5 \text{ m}^3}$$

$$P_2 = 0.8 \text{ atm.}$$

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

LEY DE CHARLES :

El volumen de una cantidad de gas, mantenido a una presión fija varía directamente con la temperatura Kelvin.

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

- V_1 = Volumen inicial
- V_2 = Volumen final
- T_1 = Temperatura inicial = K
- T_2 = Temperatura final = K

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

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

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

A mayor temperatura mayor volumen y a menor temperatura menor volumen.

ejemplos :

- 1) Un globo, en el interior de una habitación a $27^\circ C$, tiene un volumen de 2 L. ¿Cuál será su volumen en el exterior, donde la temperatura es de $-23^\circ C$? Supón que no hay cambio de presión .

Datos :

$$T_1 = 27^\circ C + 273 = 300 K$$

$$V_1 = 2 L$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = -23^\circ C + 273 = 250 K$$

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

$$V_2 = \frac{(2 L)(250 K)}{300 K}$$

$$V_2 = 1.67 L$$

- 2) Si una muestra de aire de 1500 ml. a $20^\circ C$ se calienta lo suficiente lo suficiente para expandir su volumen a 1750 ml. a presión constante. ¿Cuál fue el cambio de temperatura ?

Datos :

$$V_1 = 1500 ml.$$

$$T_1 = 20^\circ C + 273^\circ C = 293 K$$

$$V_2 = 1750 ml.$$

$$T_2 = ?$$

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

$$T_2 = \frac{(1750 ml.)(293 K)}{1500 ml.}$$

$$T_2 = 341.83 K$$

LEY DE GAY - LUSSAC :

A volumen constante, la presión de un gas varía directamente con la temperatura Kelvin.

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

P_1 = Presión inicial

P_2 = Presión final

T_1 = Temperatura inicial = K

T_2 = Temperatura final = K

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

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

A mayor temperatura mayor presión y a menor temperatura menor presión.

Ejemplos :

1) Cuando un bote de aerosol con una presión de 850 torr a 21°C se arroja al fuego, que tiene una temperatura de 450°C. ¿Qué presión se puede alcanzar si el bote no revienta ?

Datos :

$$P_1 = 850 \text{ torr}$$

$$T_1 = 21^\circ\text{C} + 273 = 294 \text{ K}$$

$$T_2 = 450^\circ\text{C} + 273 = 723 \text{ K}$$

$$P_2 = ?$$

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

$$P_2 = \frac{(850 \text{ torr}) (723 \text{ K})}{294 \text{ K}}$$

$$P_2 = 2090.3 \text{ torr.}$$

2) Antes de iniciar un viaje, un neumático de automóvil tenía una presión de 32 psi. A 20 °C, luego de varias horas de camino la presión fue de 36 psi. ¿ A qué temperatura estaba el aire en ese momento ?

Datos :

$$P_1 = 32 \text{ psi.}$$

$$T_1 = 20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$$

$$P_2 = 36 \text{ psi}$$

$$T_2 = ?$$

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

$$T_2 = \frac{(36 \text{ psi}) (293 \text{ K})}{32 \text{ psi}}$$

$$T_2 = 329.6 \text{ K}$$

LEY COMBINADA DE LOS GASES :

Aquí se combinan las leyes de Boyle, Charles y Gay - Lussac.

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

en donde :

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

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

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

Ejemplos :

1) Un gas ocupa 15 l a la presión de 700 mm de Hg y 10 °C. ¿ Qué volumen ocupará si la presión cambia a 760 mm de Hg a 17 °C ?

Datos :

$$V_1 = 15 \text{ L}$$

$$P_1 = 700 \text{ mm de Hg}$$

$$T_1 = 10^\circ\text{C} + 273 = 283 \text{ K}$$

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 760 \text{ mm de Hg}$$

$$T_2 = 17^\circ\text{C} + 273 = 290 \text{ K}$$

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

$$V_2 = \frac{15 \text{ L} (700 \text{ mm de Hg}) 290 \text{ K}}{(760 \text{ mm de Hg}) (283 \text{ K})}$$

$$V_2 = 14.15 \text{ L}$$

2) se tiene 1 L con una presión de 860 mm de Hg a -20 °C. ¿ Qué presión debe ejercerse para comprimir a medio litro a 40 °C ?

Datos :

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

$$P_1 = 860 \text{ mm de Hg}$$

$$T_1 = -20^\circ\text{C} + 273 = 253 \text{ K}$$

$$P_2 = ?$$

$$V_2 = 0.5 \text{ L}$$

$$T_2 = 40^\circ\text{C} + 273 = 313 \text{ K}$$

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

$$P_2 = \frac{(1 \text{ L}) (860 \text{ mm de Hg}) (313 \text{ K})}{0.5 \text{ L} (253 \text{ K})}$$

$$P_2 = 2127.9 \text{ mm de Hg.}$$

3) Una muestra de gas ocupa un volumen de 250 ml. a 100 °C y 1 atm. Si la presión aumenta a 2.5 atm y 500 ml. A qué temperatura deberá calentarse ?

Datos :

$$V_1 = 250 \text{ ml} \quad T_2 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1}$$

$$T_1 = 100 \text{ °C} + 273 = 373 \text{ K}$$

$$P_1 = 1 \text{ atm} \quad T_2 = \frac{2.5 \text{ atm} (500 \text{ ml.}) (373 \text{ K})}{1 \text{ atm.} (250 \text{ ml.})}$$

$$P_2 = 2.5 \text{ atm} \quad T_2 = 1865 \text{ K}$$

$$V_2 = 500 \text{ ml.}$$

$$T_2 = ?$$

LEY DEL GAS IDEAL:

$$PV = nRT$$

P = Presión = atm
 V = Volumen = L
 n = Mol = mol
 T = Temperatura = K
 R = constante universal = $0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}$

en donde :

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

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

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$T = \frac{PV}{nR}$$

Ejemplos :

1) Una muestra de 1.5 mol de Radón tiene un volumen de 21 L a 33 °C. ¿ Qué presión ejerce el gas ?

Datos :

$$n = 1.5 \text{ mol} \quad P = \frac{nRT}{V}$$

$$V = 21 \text{ L}$$

$$T = 33 \text{ °C} + 273 = 306 \text{ K} \quad P = \frac{(1.5 \text{ mol}) (0.082 \text{ L atm}) (306 \text{ K})}{(21 \text{ L}) \text{ K mol}}$$

$$R = 0.082 \text{ L atm} \quad \text{K mol}$$

$$P = ? \quad P = 1.79 \text{ atm}$$

2) 4.5 mol de un gas ocupan 0.25 L a 4.15 atm. ¿Cuál será la temperatura ?

Datos :

$$n = 4.5 \text{ mol} \quad T = \frac{PV}{nR}$$

$$V = 0.25 \text{ L}$$

$$P = 4.15 \text{ atm} \quad T = \frac{4.15 \text{ atm} (0.25 \text{ L}) \text{ K mol}}{4.5 \text{ mol} (0.082 \text{ L atm})}$$

$$R = 0.082 \text{ L atm} \quad \text{K mol}$$

$$T = ? \quad T = 2.81 \text{ K}$$

3) Cuántas Mol de N₂ hay en 0.328 L a 4 atm y 527 °C ?

Datos :

$$n = ? \quad n = \frac{PV}{RT}$$

$$V = 0.328 \text{ L}$$

$$P = 4 \text{ atm} \quad n = \frac{(4 \text{ atm}) (0.328 \text{ L}) \text{ K mol}}{800 \text{ K} (0.082 \text{ L atm})}$$

$$T = 527 \text{ °C} + 273 = 800 \text{ K}$$

$$R = 0.082 \text{ L atm} \quad \text{K mol} \quad n = 0.02 \text{ mol}$$

4) Calcula el volumen de 2.15 mol de un gas a 27 °C y 1.25 atm ?

Datos :

$$V = ?$$

$$n = 2.15 \text{ mol}$$

$$T = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P = 1.25 \text{ atm}$$

$$R = 0.082 \text{ L atm} / \text{K mol}$$

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

$$V = \frac{2.15 \text{ mol} (0.082 \text{ L atm}) (300 \text{ K})}{(1.25 \text{ atm}) \text{ K mol}}$$

$$V = 42.31 \text{ L}$$

LEY DE DALTÓN DE LAS PRESIONES PARCIALES :

suma de las presiones parciales.

La presión total es la

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

Ejemplo :

1)Cuál será la presión total que ejercen 0.25 atm de O₂, 0.5 atm de N₂, y 0.2 atm de H₂ ?

$$P_t = 0.25 \text{ atm} + 0.5 \text{ atm} + 0.2 \text{ atm.}$$

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

HIPÓTESIS DE AVOGADRO :

A igual temperatura y presión, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moléculas.

$$V_m = 22.4 \text{ (mol) a T.P.N}$$

$$\text{mol} = \text{Gramos} / \text{Masa molecular}$$

Ejemplos.

1)Cuál es el volumen de 15 g de CO a T.P.N ?

primero se determina la masa molecular

Masas atómicas

$$C = 12.01$$

$$O = 16.00$$

$$28.01$$

$$\text{Mol} = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molecular}} = \frac{15}{28} = 0.535$$

$$V_m = 22.4 \text{ (mol)}$$

$$V_m = 22.4 (0.535)$$

$$V_m = 12 \text{ L}$$

2) Qué volumen ocupan 2.5 mol de Cl₂ a T.P.N ?

$$V_m = 22.4 \text{ (mol)}$$

$$V_m = 22.4 (2.5 \text{ mol})$$

$$V_m = 56 \text{ L.}$$

Ejercicio 10.1

Contesta lo que se te pide.

1) Menciona algunas características de los gases : _____

2) Describe el comportamiento de los gases en base a la Teoría Cinética Molecular : _____

3) Define Presión : _____

4) Aparato que se usa para medir la presión de la atmósfera : _____

5) Menciona tres unidades de Presión : _____

6) Proporciona la temperatura y la presión a T.P.N.:

- 7) Enuncia las siguientes leyes:
- a) Boyle:
 - b) Charles:
 - c) Gay - Lussac:
 - d) Dalton:
 - e) Hipótesis de Avogadro:

II) Problemas:

Ley de Boyle

- 1) Un tanque contiene 500 ml. de aire comprimido a 1800 torr. ¿Qué volumen ocupará el aire comprimido a 750 torr, si se supone que no hay cambio de temperatura.
- 2) Un cilindro de motor de automóvil con un volumen de 400 cm^3 se comprime hasta un volumen de 100 cm^3 a temperatura constante. Si la presión inicial era de 1 atm. ¿Cuál es la presión final?
- 3) Un cilindro de 3 L que contiene gas a temperatura ambiente tiene una presión de 20 atm. ¿Cuál será el volumen del gas a 0.5 atm y a la misma temperatura?
- 4) Una muestra dada de gas ocupa un volumen de 12.7 L a una presión de 655 torr. ¿Qué presión debería fijarse para tener un volumen de 20 L? Supóngase una temperatura constante.
- 5) Una masa dada de nitrógeno gas tiene un volumen de 7.50 L a 750 torr. ¿A qué presión debe de cambiar para que el volumen se reduzca a 3.5 L? La temperatura permanece constante.

Ley de Charles

- 6) Un globo lleno de helio de 5 L a 27°C . ¿Cuál será su nuevo volumen a -93°C , suponiendo que no hay cambio de presión?

- 7) Si una muestra de aire de 1500 ml. a 22°C se enfría lo suficiente para que su volumen se reduzca a 750 ml a presión constante. ¿Qué temperatura final se requiere?
- 8) Un globo lleno de helio tenía un volumen de 400 ml. al enfriarse a -120°C . ¿Cuál será el nuevo volumen si el globo se calienta a 100°C , suponiendo que no hay cambio de presión?
- 9) 15 L de hidrógeno gas a 25°C se reducen a un volumen de 8.5 L. Si se mantiene la presión constante. ¿Cuál será la nueva temperatura del hidrógeno?
- 10) Se calentaron 23 L de un gas desde 30°C hasta 150°C a presión constante. ¿Cuál será el volumen final?

Ley de Gay - Lussac

- 11) Un gas a 200 K y 1 atm de presión se calienta hasta 400 K y el volumen se mantiene constante. ¿Cuál es la nueva presión del gas?
- 12) La presión de un neumático de automóvil es de 28 psi a 20°C , después durante algún tiempo de correr a gran velocidad, la presión sube a 30 psi. ¿Cuál será la temperatura del aire dentro del neumático?
- 13) Un manómetro de una bomba de nitrógeno señala 5 atm a 20°C . ¿Cuál será la lectura del instrumento si la temperatura sube a 90°C ?
- 14) Si la presión inicial es de 30 mm de Hg a 35°C y la temperatura cambia a 60°C . ¿A qué presión cambiará?
- 15) Si un gas a 2.4 atm se calienta de 30°C a 198°C . ¿Cuál será la nueva presión del gas?. Supóngase un volumen constante.

Ley Combinada

- 16) ¿Qué volumen ocuparán 150 ml. de un gas a 23°C y 710 torr a T.P.N.?
- 17) Si un gas tiene un volumen de 800 ml a 10°C y 1 atm. ¿Cuál será su presión a una temperatura de 100°C si el volumen aumenta hasta 850 ml?
- 18) Un globo lleno de helio tiene un volumen de 8.5 l a 20°C y 750 torr. Después de que se soltó el globo, se elevó hasta una altitud donde la temperatura era de -20°C y la presión 425 torr. ¿Cuál será el volumen del globo?

- 19) Un balón tiene un volumen de 5 L a 750 torr y 25 °C. ¿Cuál sería la nueva temperatura para que el balón se comprima a un volumen de 3.8 L y 1026.5 torr ?
- 20) En un experimento de laboratorio, se recogen 3.6 L de oxígeno a 20 °C y 720 torr. ¿Qué volumen ocuparía el gas a 0.8 atm y 0°C ?

Ley del Gas Ideal

- 21) Qué presión ejercen 0.12 mol de vapor de agua a 100 °C, si el volumen es de 2 L ?
- 22) Qué volumen ejercen 44 mol de propano a 22 °C y 29.56 atm de presión. ?
- 23) Un volumen de 15.8 L a 39 °C y 0.98 atm. ¿ Cuantas mol de gas contendrá ?
- 24) Cuantas mol de helio hay en un globo lleno con 8.5 L de gas a 20 °C y 800 torr ?
- 25) 0.6 mol de un gas ocupan un volumen de 19 L y 0.8 atm. ¿Cuál será la temperatura.

Ley de Dalton

Cuál será la presión total que ejercen las siguientes mezclas de gases ?

- 26) 0.88 atm de N₂, 0.25 atm de Ne y 0.5 atm de He.
- 27) 1.46 mm de Hg de O₂, 0.016 mm de Hg de H₂ y 3.4 mm de Hg de N₂
- 28) 3.56 torr de N₂, 800 torr de Ne y 700 torr de H₂
- 29) 0.98 atm de O₂, 0.056 atm de He y 0.59 atm de N₂
- 30) 4.02 atm de O₂, 5.94 atm de Ne, y 8.4 atm de He

Hipótesis de Avogadro

- 31) Cuál será el volumen ocupado por 4.5 mol de gas oxígeno a T.P.N ?
- 32) Cuál será el volumen de 25 g de CO₂ a T.P.N ?
- 33) Cuantos gramos de NO se requieren para preparar un volumen de 0.5 L a T.P.N ?
- 34) Cuantos gramos de O₂ se requieren para un volumen de 1.8 L a T.P.N ?
- 35) Cuál será el volumen ocupado por 0.88 mol de N₂ a T.P.N ?

Examen Diagnóstico

Química . Modulo IV

Nombre : _____

Fecha : _____ Grupo : _____

I) Relaciona las siguientes columnas, colocando dentro del paréntesis la respuesta correcta.

- | | |
|---|---|
| () Parte de la celda voltaica donde ocurre la oxidación. | 1.- Solución |
| () Parte de la celda voltaica donde ocurre la reducción | 2.- Cátodo |
| () Parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas de las sustancias y de sus reacciones. | 3.- Coloide |
| () Masa total de sustancias que intervienen en una reacción permanece constante. | 4.- Brönsted - Lowry |
| () Mezcla homogénea formada por soluto y disolvente | 5.- Suspensión |
| () Efecto Tyndall y movimiento Browniano son propiedades de : | 6.- Base |
| () Ácido : produce iones hidrógeno en una solución acuosa. Es la teoría de : | 7.- Boyle |
| () Tienen sabor amargo, pH mayores a 7 | 8.- Estequiometria |
| () A mayor presión mayor volumen. Se trata de la ley de : | 9.- Arrhenius |
| () A mayor temperatura mayor volumen. Se trata de la ley : | 10.- Ánodo |
| | 11.- Ley de la conservación de De la materia. |
| | 12.- Charles |

II) Selecciona la mejor opción para cada una de las siguientes cuestiones.

11) Celda electroquímica que hace uso de una reacción química espontánea para generar una corriente eléctrica.

- a) Voltaica.
- b) Electrolítica.
- c) Galvánica.
- d) Electromotriz
- e) a y c correctas

12) Cuando el oxígeno y el hidrógeno se combinan para formar agua, siempre lo hacen en la misma proporción de masa. Cuál es la ley que confirma estos datos :

- a) Conservación de la materia.
- b) Proporciones múltiples
- c) Proporciones constantes.
- d) Proporciones definidas
- e) c y d correctas

13) Son procesos que se siguen para potabilizar el agua :

- a) Colado.
- b) Floculación
- c) Filtración.
- d) Aeración
- e) todos correctos

14) $H_2SO_4 + Na_2O \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$. En esta reacción química el ácido conjugado de la base es :

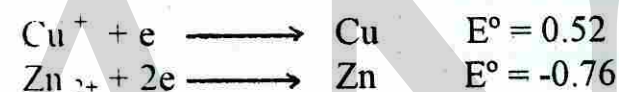
- a) H_2SO_4
- b) Na_2O
- c) Na_2SO_4
- d) H_2O
- e) a y d correctas

15) El enunciado "Volúmenes iguales de gases diferentes a la misma presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas. Corresponde a la ley establecida por :

- a) Boyle
- b) Charles
- c) Gay - Lussac
- d) Daltón
- e) Avogadro.

III) Resuelve los siguientes problemas

16) Basándote en una celda voltaica, predice las medias reacciones de oxidación y reducción, quien actúa como ánodo y quien como cátodo :



17) Utilizando la tabla de potencial de reducción predice si la siguiente reacción ocurre espontáneamente :



18) Determina el porcentaje de los elementos en el siguiente compuesto :
 Na_2CO_3

19) Determina la fórmula Empírica para 0.538 g de O y 0.540 g de S.

20) Cuantos gramos de Fe se necesitan para reaccionar con 8 gramos de S en :



21) Calcula el % m/v de una solución que se prepara disolviendo 22 g de KCl en 250 ml. de solución.

22) Calcula la Molaridad de 1.5 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ disueltos en 2 L de solución.

23) Calcula los gramos que se necesitan para preparar 2 L de solución 0.8 M de HI.

24) Calcula la concentración de iones Hidróxido si la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es de $3.4 \times 10^{-7} \text{ M}$

25) Calcula el pOH si la $[\text{H}^+]$ es igual a $6.8 \times 10^{-7} \text{ M}$.

26) Calcula el pH si el pOH es igual a 10.

27) Una muestra dada de gas ocupa un volumen de 12.7 L a una presión de 655 torr. ¿ Qué presión debería tener para un volumen de 20 l ? .Supóngase una temperatura constante.

28) Si un gas tiene un volumen de 800 ml. a 10 °C y 1 atm. ¿ Cuál será su presión a una temperatura de 100 °C y el volumen aumenta hasta 850 ml ?

29) Cuantos mol de helio hay en un globo lleno con 8.5 L de gas a 20 °C y 800 torr ?

30) Cuantos gramos de NO se requieren para un volumen de 0.5 L a T.P.N.

GLOSARIO

Acido : Una sustancia que produce iones de hidrógeno en una solución acuosa (Arrhenius). Un donante de protones (Brönsted). Un aceptor de pares de electrones (Lewis)

Ácido conjugado : La especie que se obtiene luego que una base ha aceptado un protón.

Ácido poliprótico : Un ácido que posee más de un hidrógeno ionizable.

Agua dura : Tiene disueltas sales de calcio y magnesio.

Agente oxidante : Una sustancia que tiende a ganar electrones.

Agente reductor : Una sustancia que tiende a donar electrones.

Amortiguador : Una solución que puede aceptar cantidades moderadas de ácidos o bases, sin que se afecte significadamente su pH.

Anfotérica : Una sustancia que puede actuar como ácido o como base.

Anión : Un ion negativo.

Anodo : Electrodo positivo. El electrodo donde se lleva a cabo la oxidación.

Barómetro : Un manómetro utilizado para medir la presión atmosférica.

Base : una sustancia que produce iones hidróxidos en solución acuosa (Arrhenius). Un aceptor de protones (Brönsted). Un donante de electrones.

Base conjugada : La partícula que queda luego de que un ácido ha donado un protón

27) Una muestra dada de gas ocupa un volumen de 12.7 L a una presión de 655 torr. ¿ Qué presión debería tener para un volumen de 20 l ? .Supóngase una temperatura constante.

28) Si un gas tiene un volumen de 800 ml. a 10 °C y 1 atm. ¿ Cuál será su presión a una temperatura de 100 °C y el volumen aumenta hasta 850 ml ?

29) Cuantos mol de helio hay en un globo lleno con 8.5 L de gas a 20 °C y 800 torr ?

30) Cuantos gramos de NO se requieren para un volumen de 0.5 L a T.P.N.

GLOSARIO

Acido : Una sustancia que produce iones de hidrógeno en una solución acuosa (Arrhenius). Un donante de protones (Brönsted). Un aceptor de pares de electrones (Lewis)

Ácido conjugado : La especie que se obtiene luego que una base ha aceptado un protón.

Ácido poliprótico : Un ácido que posee más de un hidrógeno ionizable.

Agua dura : Tiene disueltas sales de calcio y magnesio.

Agente oxidante : Una sustancia que tiende a ganar electrones.

Agente reductor : Una sustancia que tiende a donar electrones.

Amortiguador : Una solución que puede aceptar cantidades moderadas de ácidos o bases, sin que se afecte significadamente su pH.

Anfotérica : Una sustancia que puede actuar como ácido o como base.

Anión : Un ion negativo.

Anodo : Electrodo positivo. El electrodo donde se lleva a cabo la oxidación.

Barómetro : Un manómetro utilizado para medir la presión atmosférica.

Base : una sustancia que produce iones hidróxidos en solución acuosa (Arrhenius). Un aceptor de protones (Brönsted). Un donante de electrones.

Base conjugada : La partícula que queda luego de que un ácido ha donado un protón

Catión : Un ion positivo.

Cátodo : El electrodo negativo. El electrodo donde se lleva a cabo la reducción (electroquímica).

Celda electrolítica : Una celda en la cual se lleva a cabo una reacción de electrólisis.

Celda electroquímica : Esta formada por dos electrodos : el ánodo y el cátodo, y los electrones se dirigen de ánodo al cátodo.

Celda voltaica : Una celda electroquímica en la cual una reacción química genera una corriente eléctrica.

Cero absoluto : La temperatura a la cual debe cesar todo movimiento molecular.

Coloide : Una dispersión de partículas de 1 a 100 nm, por lo menos, una dimensión, en un medio continuo.

Corriente eléctrica : Flujo de electrones a través de un conductor.

Conducción electrolítica : la migración de los iones en una solución.

Conducción electrónica : El flujo de electrones en un metal.

Conducción metálica : Conducción electrónica.

Corrosión : La destrucción electroquímica gradual de un metal por las sustancias en el ambiente.

Débil (ácido o base) : Un electrolito que se ioniza parcialmente.

Disolvente o solvente : La sustancia en mayor cantidad en una solución.

Efecto de Tyndall : La dispersión de la luz por los coloides.

Electrólisis : Un cambio químico producido por una corriente eléctrica.

Electrolito : Una sustancia cuya solución acuosa conduce electricidad.

Electroquímica : El estudio integrado de la corriente eléctrica y los átomos, iones y moléculas.

Escala Celsio : La escala de temperatura que utiliza como puntos de referencia el punto de congelación (0 °) y el punto de ebullición (100 °C).

Escala de pH : La escala logarítmica que expresa el grado de acidez o basicidad.

Escala Kelvin : La unidad de temperatura del SI igual a 1/ 273.16 de la temperatura termodinámica del punto triple del agua.

Estequiometría : La solución de problemas que comprende cantidades específicas de una o varias sustancias.

Fórmula empírica : La fórmula que representa la razón más sencilla entre los átomos de los elementos presentes en un compuesto.

Fórmula molecular : Una fórmula que indica el número real de cada clase de átomo presente en una molécula.

Galvanización : El recubrimiento del hierro con una capa protectora de zinc.

Galvanómetro : Un instrumento utilizado para detectar una corriente eléctrica.

Gas : Un estado físico caracterizado por el movimiento al azar de las partículas que están bien separadas una de otras en comparación con su diámetro.

Gas ideal : Un modelo donde las moléculas gaseosas son tratadas como si fuesen puntos geométricos que no ejercen alguna fuerza entre sí.

Gas real : Un gas en la naturaleza compuesto de partículas con un volumen definido y donde operan las fuerzas de van der Waals entre ellas.

Hipótesis de Avogadro : Volúmenes iguales de gases , a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas.

Indicador : Un ácido orgánico débil cuya base conjugada difiere en color. Se utiliza para indicar el pH de una solución.

Ley de Boyle : El volumen de una cantidad definida de gas varía inversamente con la presión, si la temperatura se mantiene constante.

Ley de la Conservación de la Masa : La masa se conserva en todos los cambios, excepto en las reacciones nucleares.

Ley de Charles : El volumen de una cantidad específica de gas varía directamente con la temperatura absoluta, si se mantiene la presión constante.

Ley de Dalton : En una mezcla de gases, la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de cada gas que la compone.

Ley de Gay-Lussac : A volumen constante, la presión de un gas varía directamente con la temperatura kelvin,

Ley de las Proporciones Definidas o Constantes : Los elementos que componen un compuesto siempre están presentes en las mismas proporciones de masa.

Ley de Proporciones Múltiples : Las proporciones de las masas de dos elementos que se combinan entre sí para formar una serie de compuestos siempre serán números enteros pequeños.

Manómetro : Un instrumento para medir la presión de los gases

Mol : El número de Avogadro de objetos = 6.02×10^{23} .

Molaridad : Una unidad de concentración igual al número de mol de soluto en 1 dm^3 de solución.

Movimiento Browniano : El movimiento al azar de las partículas coloidales debido al bombardeo por las moléculas en la fase continua.

Neutralización : La reacción de un ácido con una base en las proporciones representadas en la ecuación de su reacción.

No electrolito : Una sustancia cuya solución acuosa no conduce electricidad.

Oxidación : El proceso en el cual se pierden electrones.

pH : El negativo del logaritmo de la concentración del ion hidronio.

pOH : El negativo del logaritmo de la concentración de ion hidróxido.

Potencial del electrodo : El potencial de reducción en voltios de una media reacción comparada con el potencial de la media reacción de hidrógeno a 0.0000V.

Presión : Fuerza por unidad de área.

PTE : Presión y temperaturas estándares (273 K y 101.325 Kpa)

Puente salino : Una solución iónica utilizada para completar un circuito en una celda voltaica.

Solubilidad : La cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad específica de disolvente , a una temperatura específica.

Solución : Una mezcla homogénea compuesta de soluto y disolvente.

Solución concentrada : Una solución que tiene una proporción grande de soluto a disolvente.

Solución diluida : Una solución con una baja proporción de soluto a disolvente.

Solución insaturada : Una solución que contiene menos soluto que una solución saturada, a la misma temperatura.

Solución saturada : Una solución en la cual existe un equilibrio entre el soluto disuelto y el soluto sin disolverse.

Solución sobresaturada : Una solución que contiene más soluto que el de una solución saturada, a la misma temperatura. Es un estado metaestable.

Soluto : La sustancia que está presente en menor cantidad en una solución.

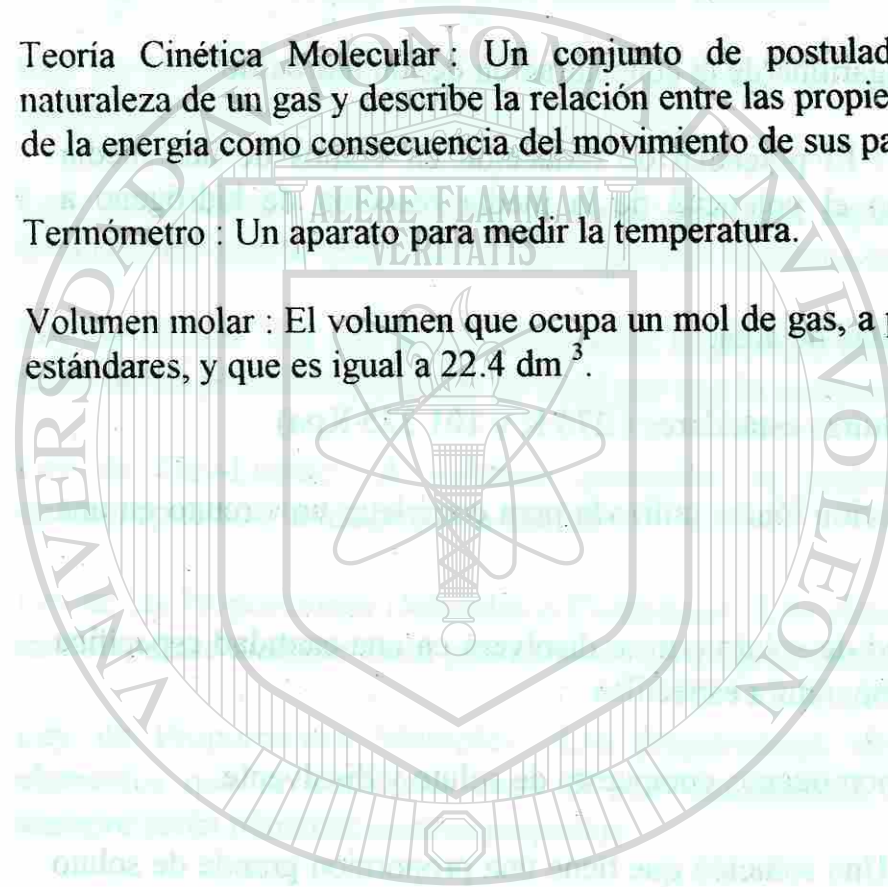
Suspensión : La dispersión de partículas mayores de 100 nm a través de un medio continuo.

Temperatura : Una medida de la energía cinética promedio de las moléculas.

Teoría Cinética Molecular : Un conjunto de postulados que describe la naturaleza de un gas y describe la relación entre las propiedades de la materia y de la energía como consecuencia del movimiento de sus partículas.

Termómetro : Un aparato para medir la temperatura.

Volumen molar : El volumen que ocupa un mol de gas, a presión y temperatura estándares, y que es igual a 22.4 dm^3 .



SOLUCIÓN DE PROBLEMAS

UNIDAD VII

- | | | |
|--------------------------------------|---|----------------|
| 1.- 132.14 uma | 24.- 2.353 mol | 49.- 1.7 mol |
| 2.- 310.18 uma | 25.- 0.00687 mol | 50.- 2.55 mol |
| 3.- 46.069 uma | 26.- 43.393%, 74.369 %, 4.68% | 51.- 33.32 g |
| 4.- 246.88 uma | 27.- 20.945%, 74.369% 61.97% | 52.- 11.55 g |
| 5.- 97.995 uma | 28.- 6.98%, 35.05% 61.97 % | 53.- 76.87 g |
| 6.- 7.82×10^{23} moléculas | 29.- 75.19 %, 25.81% | 54.- 91.039 g |
| 7.- 3.37×10^{24} átomos | 30.- 31.05%, 15.57% 53.37% | 55.- 29.03 g |
| 8.- 4.21×10^{23} moléculas | 31.- C H O | 56.- 1.853 mol |
| 9.- 1.75×10^{24} átomos | 32.- SO ₂ | 57.- 1.157 mol |
| 10.- 5.42×10^{22} moléculas | 33.- RbNO ₃ | 58.- 1.052 mol |
| 11.- 0.764 mol | 34.- Rb ₂ O ₃ | 59.- 9.169 mol |
| 12.- 9.801 mol | 35.- Rh ₂ S ₃ O ₂ | 60.- 3.998 mol |
| 13.- 112.956 mol | 36.- C ₆ H ₁₂ | 61.- 13.933 g |
| 14.- 53.156 mol | 37.- C ₂ H ₄ O ₂ | 62.- 45.306 g |
| 15.- 2.658 mol | 38.- C ₉ H ₁₂ O ₃ | 63.- 106.163 g |
| 16.- 167.720 g | 39.- B ₂ H ₆ | 64.- 7.321 g |
| 18.- 1.111 g | 40.- C ₄ H ₅ N ₂ O | 65.- 101.112 g |

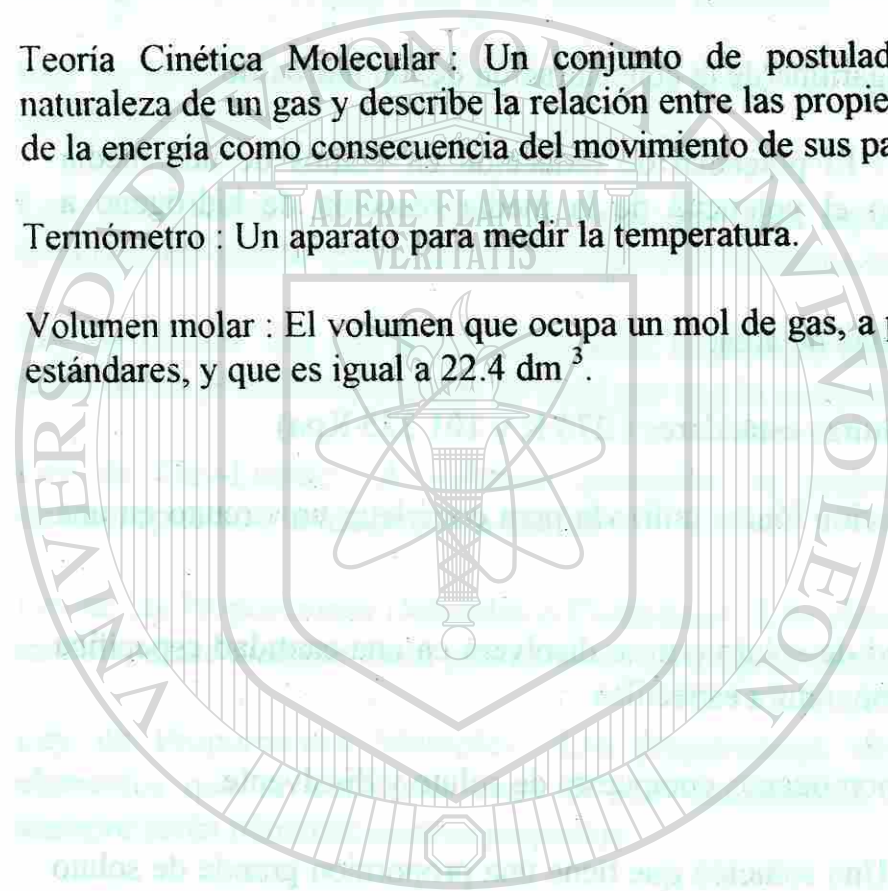
Suspensión : La dispersión de partículas mayores de 100 nm a través de un medio continuo.

Temperatura : Una medida de la energía cinética promedio de las moléculas.

Teoría Cinética Molecular : Un conjunto de postulados que describe la naturaleza de un gas y describe la relación entre las propiedades de la materia y de la energía como consecuencia del movimiento de sus partículas.

Termómetro : Un aparato para medir la temperatura.

Volumen molar : El volumen que ocupa un mol de gas, a presión y temperatura estándares, y que es igual a 22.4 dm^3 .



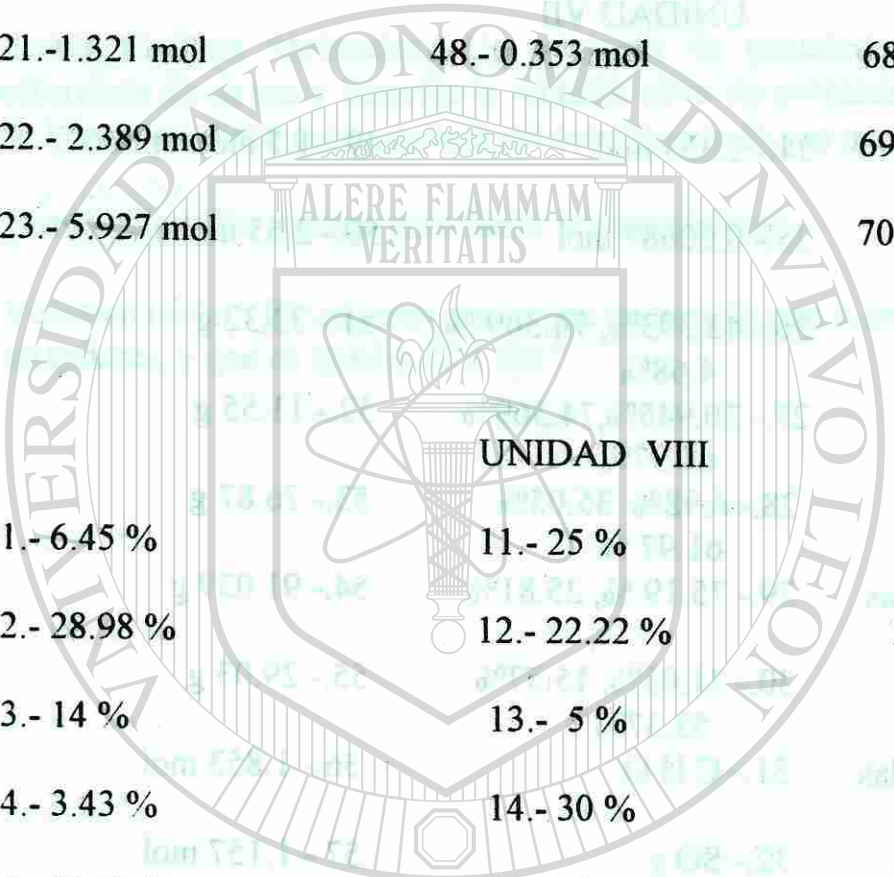
SOLUCIÓN DE PROBLEMAS

UNIDAD VII

- | | | |
|--------------------------------------|---|----------------|
| 1.- 132.14 uma | 24.- 2.353 mol | 49.- 1.7 mol |
| 2.- 310.18 uma | 25.- 0.00687 mol | 50.- 2.55 mol |
| 3.- 46.069 uma | 26.- 43.393%, 74.369 %, 4.68% | 51.- 33.32 g |
| 4.- 246.88 uma | 27.- 20.945%, 74.369% 61.97% | 52.- 11.55 g |
| 5.- 97.995 uma | 28.- 6.98%, 35.05% 61.97 % | 53.- 76.87 g |
| 6.- 7.82×10^{23} moléculas | 29.- 75.19 %, 25.81% | 54.- 91.039 g |
| 7.- 3.37×10^{24} átomos | 30.- 31.05%, 15.57% 53.37% | 55.- 29.03 g |
| 8.- 4.21×10^{23} moléculas | 31.- C H O | 56.- 1.853 mol |
| 9.- 1.75×10^{24} átomos | 32.- SO ₂ | 57.- 1.157 mol |
| 10.- 5.42×10^{22} moléculas | 33.- RbNO ₃ | 58.- 1.052 mol |
| 11.- 0.764 mol | 34.- Rb ₂ O ₃ | 59.- 9.169 mol |
| 12.- 9.801 mol | 35.- Rh ₂ S ₃ O ₂ | 60.- 3.998 mol |
| 13.- 112.956 mol | 36.- C ₆ H ₁₂ | 61.- 13.933 g |
| 14.- 53.156 mol | 37.- C ₂ H ₄ O ₂ | 62.- 45.306 g |
| 15.- 2.658 mol | 38.- C ₉ H ₁₂ O ₃ | 63.- 106.163 g |
| 16.- 167.720 g | 39.- B ₂ H ₆ | 64.- 7.321 g |
| 18.- 1.111 g | 40.- C ₄ H ₅ N ₂ O | 65.- 101.112 g |

19.- 315.607 g	46.- 0.08 mol	66.- 85.43 %
20.- 26.613 g	47.- 0.193 mol	67.- 88.49%
21.- 1.321 mol	48.- 0.353 mol	68.- 81.52 %
22.- 2.389 mol		69.- 90.80 %
23.- 5.927 mol		70.- 95.11 %

1.- 6.45 %	11.- 25 %	21.- 0.0022 M
2.- 28.98 %	12.- 22.22 %	22.- 2.5 M
3.- 14 %	13.- 5 %	23.- 0.197 M
4.- 3.43 %	14.- 30 %	24.- 3.385 M
5.- 21.74 %	15.- 80 %	25.- 1.333 M
6.- 22 %	16.- 4.28×10^5 ppm	26.- 204.66 g
7.- 3.36 %	17.- 340 ppm	27.- 47.99 g
8.- 5 %	18.- 328 ppm	28.- 88.271 g
9.- 3.73 %	19.- 4.4×10^6 ppm	29.- 0.911 g
10.- 11.2 %	20.- 4.76×10^6 ppm	30.- 701.32 g



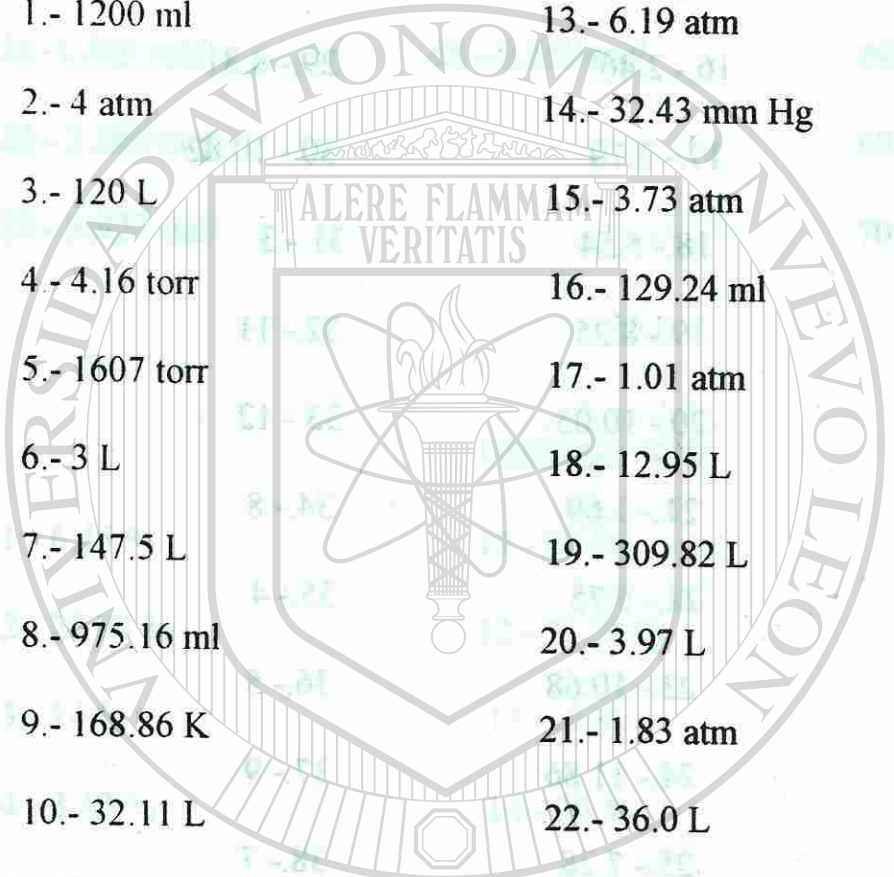
UNIDAD IX

1.- 1×10^{-11} M	15.- 7.02	28.- 5.66
2.- 1×10^{-5} M	16.- 2.46	29.- 8.81
3.- 2.94×10^{-8} M	17.- 3.79	30.- 10.82
4.- 1.33×10^{-9} M	18.- 5.54	31.- 3
5.- 1.16×10^{-10} M	19.- 8.25	32.- 11
6.- 1×10^{-9} M	20.- 10.05	33.- 12
7.- 1×10^{-4} M	21.- 1.69	34.- 8
8.- 1.03×10^{-12} M	22.- 5.75	35.- 4
9.- 2.32×10^{-6} M	23.- 10.68	36.- 5
10.- 1.33×10^{-5} M	24.- 11.86	37.- 9
11.- 10	25.- 7.28	38.- 7
12.- 2	26.- 2.15	39.- 1
13.- 4.43	27.- 12.87	40.- 6
14.- 6.17.		

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD X

- 1.- 1200 ml
- 2.- 4 atm
- 3.- 120 L
- 4.- 4.16 torr
- 5.- 1607 torr
- 6.- 3 L
- 7.- 147.5 L
- 8.- 975.16 ml
- 9.- 168.86 K
- 10.- 32.11 L
- 11.- 2 atm
- 12.- 313.93 K
- 13.- 6.19 atm
- 14.- 32.43 mm Hg
- 15.- 3.73 atm
- 16.- 129.24 ml
- 17.- 1.01 atm
- 18.- 12.95 L
- 19.- 309.82 L
- 20.- 3.97 L
- 21.- 1.83 atm
- 22.- 36.0 L
- 23.- 0.598 mol
- 24.- 1.04 mol.
- 25.- 308.9 K
- 26.- 1.63 atm
- 27.- 4.876 mm Hg
- 28.- 1503.56 torr
- 29.- 1.626 atm
- 30.- 18.36 atm
- 31.- 100.8 L
- 32.- 16.46 L
- 33.- 0.66 g
- 34.- 2.57 g
- 35.- 19.71 L



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Masas atómicas de los elementos

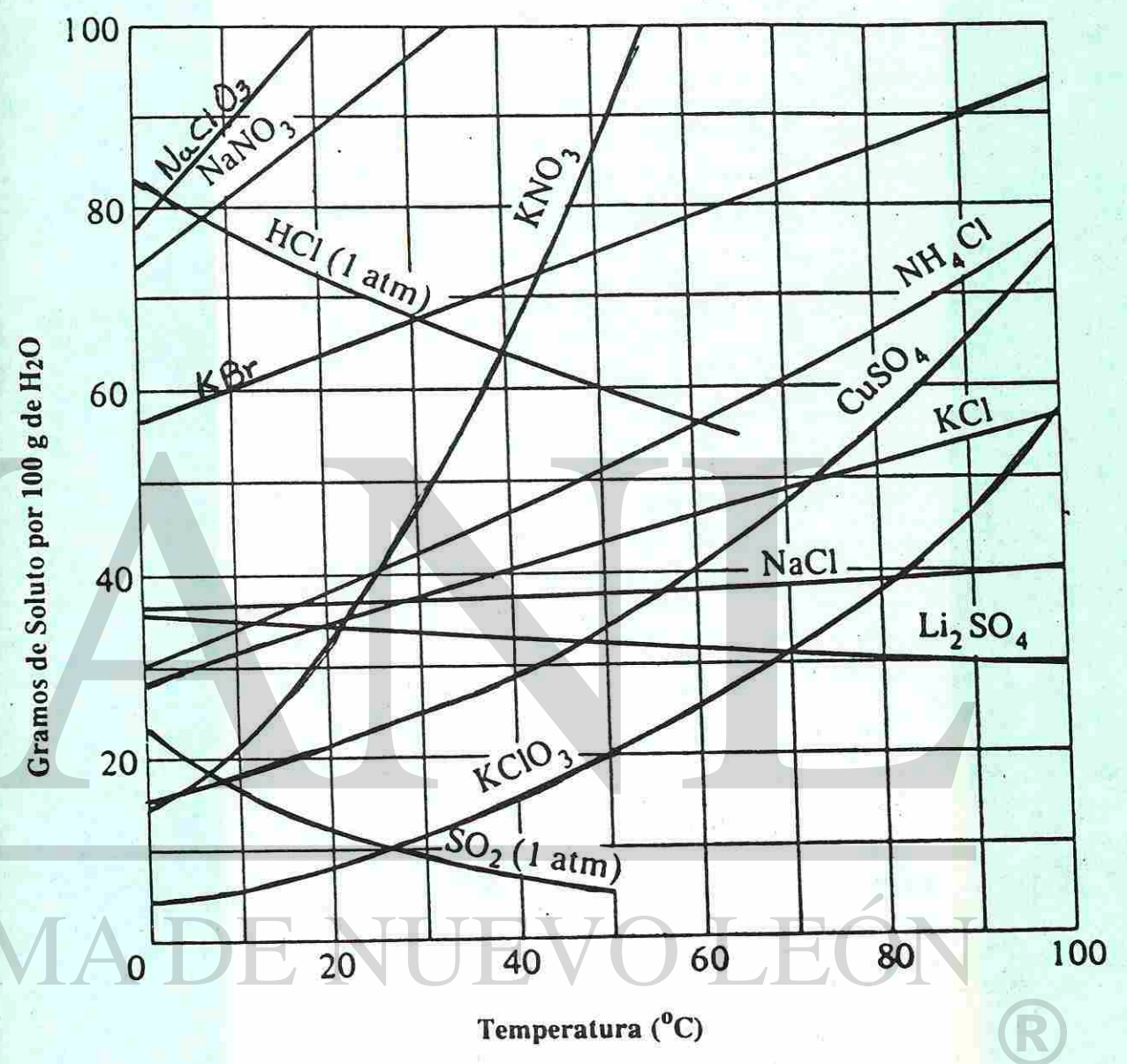
base en el carbono-12. Un número entre paréntesis indica la masa atómica del isótopo estable de un elemento radiactivo.

Nombre	Símbolo	Número atómico	Peso atómico	Nombre	Símbolo	Número atómico	Peso atómico
Actinio	Ac	89	227.0	Manganeso	Mn	25	54.94
Aluminio	Al	13	26.98	Mendelevio	Md	101	(258)
Americio	Am	95	(243)	Mercurio	Hg	80	200.6
Antimonio	Sb	51	121.8	Molibdeno	Mo	42	95.94
Argón	Ar	18	39.95	Neodimio	Nd	60	144.2
Arsénico	As	33	74.92	Neón	Ne	10	20.18
Astatino	At	85	(210)	Neptunio	Np	93	237.0
Azufre	S	16	32.07	Niobio	Nb	41	92.91
Bario	Ba	56	137.3	Níquel	Ni	28	58.69
Berilio	Be	4	9.012	Nitrógeno	N	7	14.01
Berkelio	Bk	97	(247)	Nobelio	Nb	102	(259)
Bismuto	Bi	83	209.0	Oro	Au	79	197.0
Bromo	Br	35	79.90	Osmio	Os	76	190.2
Cadmio	Cd	48	112.4	Oxígeno	O	8	16.00
Calcio	Ca	20	40.08	Paladio	Pd	46	106.4
Californio	Cf	98	(251)	Plata	Ag	47	107.9
Carbono	C	6	12.01	Platino	Pt	78	195.1
Ceño	Ce	58	140.1	Plomo	Pb	82	207.2
Cesio	Cs	55	132.9	Plutonio	Pu	94	(244)
Circonio	Zr	40	91.22	Polonio	Po	84	(209)
Cloro	Cl	17	35.45	Potasio	K	19	39.10
Cobalto	Co	27	58.93	Praseodimio	Pr	59	140.9
Cobre	Cu	29	63.55	Prometio	Pm	61	(145)
Criptón	Kr	36	83.80	Protactinio	Pa	91	231.0
Cromo	Cr	24	52.00	Radio	Ra	88	226.0
Curio	Cm	96	(247)	Radón	Rn	86	(222)
Disproscio	Dy	66	162.5	Renio	Re	75	186.2
Einsteinio	Es	99	(252)	Rodio	Rh	45	102.9
Erbio	Er	68	167.3	Rubidio	Rb	37	85.47
Escandio	Sc	21	44.96	Rutenio	Ru	44	101.1
Estañio	Sn	50	118.7	Samario	Sm	62	150.4
Estroncio	Sr	38	87.62	Selenio	Se	34	78.96
Europio	Eu	63	152.0	Silicio	Si	14	28.09
Fermio	Fm	100	(257)	Sodio	Na	11	22.99
Flúor	F	9	19.00	Talio	Tl	81	204.4
Fósforo	P	15	30.97	Tantalio	Ta	73	180.9
Francio	Fr	87	(223)	Tecnecio	Tc	43	(98)
Gadolinio	Gd	64	157.3	Telurio	Te	52	127.6
Galio	Ga	31	69.72	Terbio	Tb	65	158.9
Germanio	Ge	32	72.59	Titanio	Ti	22	47.88
Hafnio	Hf	72	178.5	Torio	Th	90	232.0
Helio	He	2	4.003	Tulio	Tm	69	168.9
Hidrógeno	H	1	1.008	Tungsteno	W	74	183.9
Hierro	Fe	26	55.85	Unilcuadio	Unq	104	(261)
Holmio	Ho	67	164.9	Unilenio	Une	109	(266)
Indio	In	49	114.8	Unilhexio	Unh	106	(263)
Indio	Ir	77	192.2	Uniloctio	Uno	108	(265)
Iterbio	Yb	70	173.0	Unilpentio	Unp	105	(262)
Itrio	Y	39	88.91	Unilseptio	Uns	107	(262)
Lantano	La	57	138.9	Uranio	U	92	238.0
Laurencio	Lr	103	(260)	Vanadio	V	23	50.94
Litio	Li	3	6.941	Xenón	Xe	54	131.3
Lutecio	Lu	71	175.0	Yodo	I	53	126.9
Magnesio	Mg	12	24.31	Zinc	Zn	30	65.39

El potencial estándar de reducción (a 25°C, 101.325 kPa, 1M)

Media reacción	E° (Voltios)	Media reacción	E° (Voltios)
Li ⁺ + e ⁻ → Li	-3.05	AgCl + e ⁻ → Ag + Cl ⁻	0.22
K ⁺ + e ⁻ → K	-2.93	Hg ₂ Cl ₂ + 2e ⁻ → 2Hg + 2Cl ⁻	0.27
Cs ⁺ + e ⁻ → Cs	-2.92	UO ₂ ²⁺ + 4H ⁺ + 2e ⁻ → U ⁴⁺ + 2H ₂ O	0.33
Ba ²⁺ + 2e ⁻ → Ba	-2.90	Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu	0.34
Ca ²⁺ + 2e ⁻ → Ca	-2.87	Fe(CN) ₆ ³⁻ + e ⁻ → Fe(CN) ₆ ⁴⁻	0.36
Na ⁺ + e ⁻ → Na	-2.71	Cu ⁺ + e ⁻ → Cu	0.52
Am ³⁺ + 3e ⁻ → Am	-2.38	I ₂ + 2e ⁻ → 2I ⁻	0.53
Mg ²⁺ + 2e ⁻ → Mg	-2.36	Hg ₂ SO ₄ + 2e ⁻ → 2Hg + SO ₄ ²⁻	0.62
Ce ³⁺ + 3e ⁻ → Ce	-2.34	2HgCl ₂ + 2e ⁻ → Hg ₂ Cl ₂ + 2Cl ⁻	0.63
H ₂ + 2e ⁻ → 2H ⁻	-2.25	O ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂ O ₂	0.68
Pu ³⁺ + 3e ⁻ → Pu	-2.03	Fe ³⁺ + e ⁻ → Fe ²⁺	0.77
Be ²⁺ + 2e ⁻ → Be	-1.85	Hg ₂ ²⁺ + 2e ⁻ → 2Hg	0.79
Al ³⁺ + 3e ⁻ → Al	-1.66	Ag ⁺ + e ⁻ → Ag	0.80
SiF ₆ ²⁻ + 4e ⁻ → Si + 6F ⁻	-1.20	NO ₃ ⁻ + 2H ⁺ + e ⁻ → NO ₂ + H ₂ O	0.80
Mn ²⁺ + 2e ⁻ → Mn	-1.18	O ₂ + 4H ⁺ (10 ⁻⁷ M) + 4e ⁻ → 2H ₂ O	0.82
OCN ⁻ + H ₂ O + 2e ⁻ → CN ⁻ + 2OH ⁻	-0.97	Hg ²⁺ + 2e ⁻ → Hg	0.85
Cr ²⁺ + 2e ⁻ → Cr	-0.91	ClO ⁻ + H ₂ O + 2e ⁻ → Cl ⁻ + 2OH ⁻	0.90
2H ₂ O + 2e ⁻ → H ₂ + 2OH ⁻	-0.83	2Hg ₂ ²⁺ + 2e ⁻ → Hg ₂ ²⁺	0.92
Zn ²⁺ + 2e ⁻ → Zn	-0.76	NO ₃ ⁻ + 3H ⁺ + 2e ⁻ → HNO ₂ + H ₂ O	0.94
U ⁴⁺ + e ⁻ → U ³⁺	-0.61	NO ₃ ⁻ + 4H ⁺ + 3e ⁻ → NO(g) + 2H ₂ O	0.96
Ga ³⁺ + 3e ⁻ → Ga	-0.56	Pd ²⁺ + 2e ⁻ → Pd	0.99
H ₃ PO ₃ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → H ₃ PO ₂ + H ₂ O	-0.50	Br ₂ + 2e ⁻ → 2Br ⁻	1.07
2CO ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂ C ₂ O ₄	-0.49	MnO ₂ + 4H ⁺ + 2e ⁻ → Mn ²⁺ + 2H ₂ O	1.23
NO ₂ ⁻ + H ₂ O + e ⁻ → NO + 2OH ⁻	-0.46	O ₂ + 4H ⁺ + 4e ⁻ → 2H ₂ O	1.23
Fe ²⁺ + 2e ⁻ → Fe	-0.44	2HNO ₂ + 4H ⁺ + 4e ⁻ → N ₂ O + 3H ₂ O	1.27
Eu ³⁺ + 3e ⁻ → Eu	-0.43	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14H ⁺ + 6e ⁻ → 2Cr ³⁺ + 7H ₂ O	1.33
Cr ³⁺ + e ⁻ → Cr ²⁺	-0.41	Cl ₂ + 2e ⁻ → 2Cl ⁻	1.36
2H ⁺ (10 ⁻⁷ M) + 2e ⁻ → H ₂	-0.41	Au ³⁺ + 2e ⁻ → Au ⁺	1.42
Cd ²⁺ + 2e ⁻ → Cd	-0.40	PbO ₂ + 4H ⁺ + 2e ⁻ → Pb ²⁺ + 2H ₂ O	1.46
PbSO ₄ + 2e ⁻ → Pb + SO ₄ ²⁻	-0.36	2ClO ₃ ⁻ + 12H ⁺ + 10e ⁻ → Cl ₂ + 6H ₂ O	1.47
Co ²⁺ + 2e ⁻ → Co	-0.28	HClO + H ⁺ + 2e ⁻ → Cl ⁻ + H ₂ O	1.49
Ni ²⁺ + 2e ⁻ → Ni	-0.25	Au ³⁺ + 3e ⁻ → Au	1.50
Sn ²⁺ + 2e ⁻ → Sn	-0.14	MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e ⁻ → Mn ²⁺ + 4H ₂ O	1.51
Pb ²⁺ + 2e ⁻ → Pb	-0.13	MnO ₄ ⁻ + 4H ⁺ + 3e ⁻ → MnO ₂ + 2H ₂ O	1.70
AgCN + e ⁻ → Ag + CN ⁻	-0.02	H ₂ O ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → 2H ₂ O	1.78
2H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂	0.00	Co ³⁺ + e ⁻ → Co ²⁺	1.81
UO ₂ ²⁺ + e ⁻ → UO ₂ ⁺	0.06	S ₂ O ₈ ²⁻ + 2e ⁻ → 2SO ₄ ²⁻	2.01
S + 2H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂ S	0.14	O ₃ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → O ₂ + H ₂ O	2.07
Sn ⁴⁺ + 2e ⁻ → Sn ²⁺	0.15	F ₂ + 2e ⁻ → 2F ⁻	2.87
Cu ²⁺ + e ⁻ → Cu ⁺	0.15	F ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → 2HF	3.03
SO ₄ ²⁻ + 4H ⁺ + 2e ⁻ → SO ₂ (ac) + 2H ₂ O	0.17		

LC 8.2 Solubilidad de varios compuestos en agua



DIRECCION GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECA

