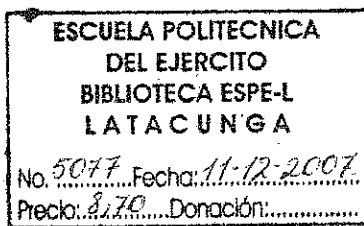


ING. FERNANDO BUCHELI PONCE
PROFESOR DE LA ESCUELA
POLITECNICA NACIONAL

Fundamentos de Química 2

TEORIA Y PROBLEMAS PARA:
POLITECNICAS Y NIVEL SECUNDARIO



QUITO – ECUADOR
2006

PRESENTACION

Hace dos años, estaba en circunstancias similares, buscando las palabras más adecuadas para presentar el libro **"Fundamentos de Química 1"**.

Hoy quiero comenzar agradeciendo a estudiantes y profesores que utilizaron dicho libro y a quienes va dirigido el presente trabajo, que pretende complementar las ideas y conceptos expuestos en 1996.

El libro **FUNDAMENTOS DE QUIMICA 2** contiene seis temas: Enlace Químico, Estados de la Materia, Soluciones y Propiedades Coligativas, Estequiometría, Equilibrio Químico y Equilibrio Iónico; los cuales se estudian en primero y segundo semestre del Instituto de Ciencias Básicas de la Escuela Politécnica Nacional.

Algunos de los temas fueron parte del libro anterior, pero aquí se los presenta con una mayor profundidad y alcance. Sin embargo, el enfoque de la obra no es exclusivamente hacia la formación básica común en Química, para los estudiantes que siguen las diferentes carreras de Ingeniería; sino que pretende ser de utilidad para los alumnos de 5º y 6º Cursos de cualquier colegio, cuyos programas contienen algunos de los temas expuestos en Fundamentos de Química 2.

Se ha mantenido la estructura del libro anterior, puesto que en cada capítulo se presenta la teoría de una forma resumida y concreta, aplicándola luego en algunos problemas resueltos; para luego plantear otros problemas y ejercicios cuya ejecución en las denominadas "Clases Prácticas" bajo el control y ayuda del profesor, permitirán a los alumnos un verdadero aprendizaje de la Química.

En los Apéndices se menciona algo de Historia de la Química, otras formas de concentración, Tablas de Presión de vapor, Tabla Periódica, Constantes de disociación de ácidos y bases, Gráficos Politécnicos y las respuestas de algunos problemas o preguntas propuestas.

Quiero insistir en la participación activa y permanente del estudiante en el proceso de aprendizaje, ya que al compartir responsabilidades con el profesor, se garantiza el cumplimiento de los objetivos educativos; y se puede percibir a la Química como una materia importante y amena .

Finalmente, debo agradecer a muchas personas que apoyaron el presente trabajo a través del estímulo, crítica, sugerencias etc. Especialmente a los compañeros del Area de Química de la Politécnica Nacional: Oswaldo Aldáz, Hugo Barragán, Alejandro Camacho, Diego Carrión, Ricardo Chiriboga, Oscar Durán, Patricio Espín, Patricio Flor, Antonio Proaño, Guillermo Ruiz, Joaquín Salazar, Consuelo Sánchez, Homero Yépez.

Fernando Bucheli Ponce.

En la noche, cuando el viento levanta las cortinas de la casa, se oye el llanto de un niño que busca a su madre.

El viento levanta las cortinas de la casa, se oye el llanto de un niño que busca a su madre.

El viento levanta las cortinas de la casa, se oye el llanto de un niño que busca a su madre.

El viento levanta las cortinas de la casa, se oye el llanto de un niño que busca a su madre.

El viento levanta las cortinas de la casa, se oye el llanto de un niño que busca a su madre.

A DANIEL SANTIAGO

(Un niño diferente)

El viento levanta las cortinas de la casa, se oye el llanto de un niño que busca a su madre.

El viento levanta las cortinas de la casa, se oye el llanto de un niño que busca a su madre.

El viento levanta las cortinas de la casa, se oye el llanto de un niño que busca a su madre.

El viento levanta las cortinas de la casa, se oye el llanto de un niño que busca a su madre.

El viento levanta las cortinas de la casa, se oye el llanto de un niño que busca a su madre.

AUTOR

Fernando Bucheli Ponce, Ing. Químico EPN.

Este libro no podrá ser reproducido total o parcialmente por ningún medio electrónico, mecánico, fotocopia, o cualquier otro medio de reproducción, sin previa autorización por escrito del autor.

FUNDAMENTOS DE QUIMICA

LIBRO I: Primera Edición, 1996
 Segunda Edición, 1997
 Tercera Edición, 2001
 Cuarta Edición, 2002
 Quinta Edición, 2004
 Sexta Edición, 2006

LIBRO II: Primera Edición, 1998
 Segunda Edición, 2001
 Tercera Edición, 2003

LIBRO III: En prensa

ISBN 9978 – 41-694-3

Inscripción: 011581

IMPRESO POR:

Ediciones **RODIN** . León 423 (N5-23) y Chile (La Tola)

Telf.: 3 160 155 . **Fax:** 3 160 157 . Quito – Ecuador

A

Gabriel Alfonso Bucheli y
Carmela de Jesús Ponce
(Por su ejemplo, dedicación
Y amor para todos sus hijos).

CONTENIDO

Pág.

1.- ENLACE QUIMICO II

Generalidades y Estructuras de Lewis.	13-19
Teorías de Enlace.	19
Teoría de la repulsión de los pares de electrones.	20-25
Teoría del enlace de valencia.	26-30
Teoría del orbital molecular.	31-37
Fuerzas Intermoleculares.	38
Fuerzas Dipolares.	38-39
Puente Hidrógeno.	39-41
Fuerzas de London.	41-43
Clases Prácticas.	44-48

2.- ESTADOS DE LA MATERIA

Estado gaseoso.	50
Leyes de los gases ideales.	50-53
Ecuación general de los gases.	53-56
Teoría Cinético-molecular.	56-57
El estado líquido.	58-62
El estado sólido.- clases de sólidos.	63-68
Problemas resueltos.	69-71
Problemas propuestos.	72-74
Clases Prácticas.	75-81

3.- SOLUCIONES Y PROPIEDADES COLIGATIVAS

Generalidades y clasificación.	83-85
Concentración: %W, %V, g/lts.	86-89
M, m, N, fracciones molares.	90
Dilución.	90-92
Propiedades Coligativas.	93-97
Titulaciones.	98-99
Problemas resueltos.	100-110
Problemas propuestos.	111-113
Clases prácticas.	114-119

4.- ESTEQUIOMETRIA II

Igualación de Reacciones Redox.	121-123
--------------------------------------	---------

Cálculos a partir de Ecuaciones Químicas.....	123-135
Relaciones volumen a volumen.....	135-141
Problemas propuestos.....	142
Clases prácticas.....	143-145

5.- TERMOQUIMICA

Introducción.....	147-152
Reacciones Endotérmicas y Exotérmicas.....	152-154
Entalpías de Formación Estandar.....	154-156
Relación entre Entalpía y Energía Interna.....	156-158
Problemas propuestos.....	159-162

6.- EQUILIBRIO QUIMICO

Nociones de Cinética Química.....	163-166
Ley de Acción de las Masas.....	166-167
Constante de Equilibrio.....	168-169
Relación entre K_p y K_c	169-171
Principio de Le Chatelier.....	171-175
Problemas Resueltos.....	176-181
Problemas Propuestos.....	182-183
Clase Práctica.....	184-185

7.- EQUILIBRIO IONICO

Teorías Acido-Base.....	187-189
Producto iónico del agua.....	189
Escala pH.....	190
Acidos poliproticos.....	190
Producto de solubilidad.....	198
Problemas propuestos.....	199-200
Clases prácticas.....	201-203

ENLACE QUIMICO II

1

GENERALIDADES.-

En el capítulo 4 (pag. 103 Fundamentos de Química 1) se estudió el enlace Químico, detallando la formación del enlace iónico, covalente y metálico así como el desarrollo de las estructuras de Lewis y las Teorías de Enlace.

En el presente capítulo se resume lo anterior, se insiste en las teorías de enlace con nuevos ejercicios y se estudia la Teoría del Orbital Molecular (T.O.M.) que solo fue mencionada anteriormente. Finalmente las **fuerzas intermoleculares**, permiten completar este tema del Enlace Químico II.

El enlace atómico (fuerzas intramoleculares) se definió como la fuerza que mantiene unidos a los átomos o iones en una estructura estable de menor energía. Esta estructura estable puede ser un cristal iónico, una molécula o un cristal metálico, según se trate del enlace iónico, covalente o metálico respectivamente.

Los compuestos formados tienen propiedades características ya que las sustancias iónicas generalmente son sólidos duros de altos puntos de fusión y ebullición.

Los compuestos covalentes son líquidos o gases que no siempre son solubles en agua y que a diferencia de los iónicos cuyas soluciones siempre conducen la electricidad; no son conductores excepto las sustancias covalentes polares cuyas soluciones sí pueden conducir la electricidad (electrolitos débiles).

Los compuestos metálicos se consideran formados por iones positivos y electrones deslocalizados o móviles que también están formando el "**cristal metálico**"; son buenos conductores del calor y la electricidad y la mayoría tiene altos puntos de fusión y ebullición.

En el enlace iónico o electrovalente hay transferencia de electrones del metal hacia el no metal, los iones formados se empaquetan en la red cristalina en la que ocupan posiciones fijas existiendo fuerzas electrostáticas de

atracción y también de repulsión.

En el ciclo de Born-Haber se detallan las diferentes energías involucradas en el proceso global de formación del enlace iónico de cada compuesto en particular, y el sumatorio de todas las energías nos dá la Entalpía de formación ΔH_f . Un valor importante en este sumatorio es U_o o energía reticular, que siempre es un valor negativo, ya que es la energía ganada cuando los iones gaseosos forman el cristal sólido en el cuál ocupan posiciones fijas.

En el enlace covalente hay compartición de electrones de diferente spin entre átomos de dos no metales, o entre el H y los no metales.

El número de pares electrónicos compartidos posibilita a cada átomo, rodearse de ocho electrones (regla de octeto). Aunque el H se rodea solo de dos y otros átomos presentan excepciones.

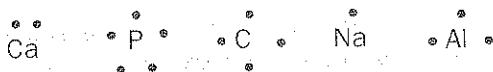
Existe una distancia o **radio de enlace** entre los átomos, a la cual se forma la molécula estable y la energía desprendida en este punto es la **Energía de enlace**.

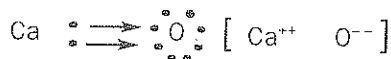
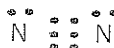
Para el estudio de las Teorías de Enlace es importante desarrollar las estructuras de Lewis de los compuestos que se van a analizar. A continuación se indican los pasos para el desarrollo de las estructuras de Lewis.

ESTRUCTURAS DE LEWIS.-

Son representaciones del enlace covalente en las que se escribe el símbolo de un elemento y se le rodea de un número de puntos igual al de electrones de su capa de valencia. Este número coincidirá con el número del grupo o familia (A) en el que está dicho elemento. Al formarse el enlace covalente hay una tendencia de cada átomo en adquirir unas configuración estable rodeándose de ocho electrones (regla del octeto). El hidrógeno se rodeará sólo de dos electrones.

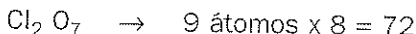
Las estructuras de Lewis se utilizan solo para compuestos formados por elementos de los grupos principales (bloque s y p). Se pueden utilizar también en compuestos iónicos pero se debe indicar primero la transferencia de electrones (mediante flechas) y luego los iones formados. Se indican a continuación algunos ejemplos:



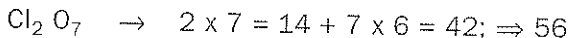


Para establecer las estructuras de Lewis se pueden seguir los siguientes pasos:

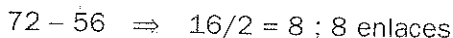
- 1) Se calcula el número de electrones requeridos para completar los octetos de los átomos.



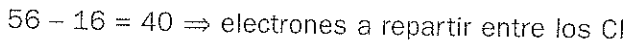
- 2) Se calcula el número de electrones disponibles considerando el grupo de cada elemento



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

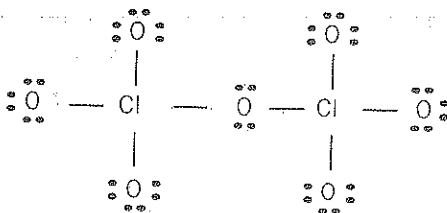


- 4) Se restan los electrones disponibles menos los electrones utilizados en el enlace (paso 2 – paso 3) y ese número representa los electrones a repartir de modo que cada elemento vaya completando su octeto.



- 5) En la mayoría de casos se tiene una estructura simétrica para los átomos que forman la molécula covalente, y se ubica como átomo central al de menor electronegatividad.

Para el anhídrido perclórico la estructura de Lewis será:



Nota: Los O nunca se unen entre sí excepto en un peróxido.

La estructura de Lewis del H_3PO_4 , siguiendo los pasos señalados anteriormente será:

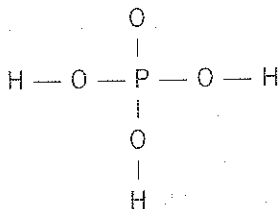
1.- e req $\Rightarrow (3 \times 2) = 6 + (5 \times 8) = 40 = 46$

2.- e disp $\Rightarrow (3 \times 1) = 3 + 5 + (4 \times 6) = 24 = 32$

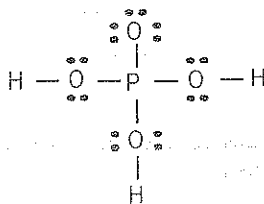
3.- e enlace $\Rightarrow 46 - 32 = 14 ; 14/2 = 7$ enlaces

4.- e a repartir $\Rightarrow 32 - 14 = 18$

Utilizo los dos últimos valores para desarrollar una estructura simétrica cuyo átomo central es el P (el menos electronegativo) al que le rodean los 4 O, mientras que los 3 H se unen a los O. Solo en ciertos casos de excepción, los H se unen directamente al átomo central (por ejemplo en el H_3PO_2)



Los 18 electrones a repartir, se van colocando alrededor de los átomos que no completaban su octeto, de modo que en la estructura final todos los átomos se rodean de 8 electrones (el H de 2). La estructura final quedará así:



Para iones el procedimiento es similar pero en el paso dos, al calcular los electrones disponibles se debe sumar los electrones del ión, o restar si es catión; tal como se indica en los siguientes ejemplos:

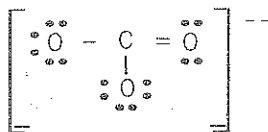
Estructura de Lewis del $[\text{CO}_3]^{--}$

1.- e req $\Rightarrow (4 \times 8) = 32$

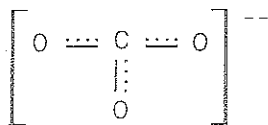
2.- e disp $\Rightarrow 4 + (3 \times 6) + 2 = 24$

3.- e enlace $\Rightarrow 32 - 24 = 8$; $8/2 = 4$ enlaces

4.- e a repartir $\Rightarrow 24 - 8 = 16$



La estructura anterior será un caso de **resonancia**, ya que se pueden establecer otras dos estructuras válidas en las que el doble enlace, estará a la izquierda o hacia abajo. Ninguna de las tres es válida sino una que **"representa una mezcla de las tres"** y que se podría representar de la siguiente manera:



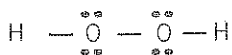
Para el peróxido H_2O_2 la estructura de Lewis será:

1.- e req $\Rightarrow (2 \times 2) + (2 \times 8) = 20$

2.- e disp $\Rightarrow 2 + (2 \times 6) = 14$

3.- e enlace $\Rightarrow 20 - 14 = 6$; $6/2 = 3$ enlaces

4.- e a repartir $\Rightarrow 14 - 6 = 8$



Carga Formal: Se puede calcular un número que representa las carga formal de cada átomo en una estructura de Lewis, restando el número de electrones disponibles de cada elemento menos los enlaces que le rodean y menos los electrones que le rodean. Esto permite tener un criterio para establecer las estructuras correctas de ciertos compuestos. La carga formal del Cl, y del O central en el anhídrido perclórico serán respectivamente.

$$7 - 4 - 0 = 3$$

$$6 - 2 - 4 = 0$$

La carga formal permite establecer si una estructura de Lewis es correcta, pues aunque el número de enlaces y los electrones a repartir son los correctos, al encontrar la carga formal de cada átomo se pueden encontrar ciertos errores como los siguientes:

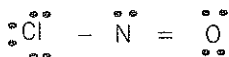
- Dos átomos contiguos tienen carga del mismo signo.
- Un elemento tiene carga negativa, pese a que no es el más electronegativo de la estructura.
- En un ión la suma de las cargas formales de cada átomo es cero. Con éstos criterios en el cloruro de nitrosilo NOCl la estructura de Lewis será:

$$1.- e \text{ req} \implies (3 \times 8) = 24$$

$$2.- e \text{ disp} \implies 5 + 6 + 7 = 18$$

$$3.- e \text{ enlace} \implies 24 - 18 = 6 ; 6/2 = 3 \text{ enlaces}$$

$$4.- e \text{ a repartir} \implies 18 - 6 = 12$$

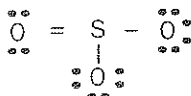


$$1.- \bar{e} \text{ req} \implies (4 \times 8) = 32$$

$$2.- \bar{e} \text{ disp} \implies 6 + 18 = 24$$

$$3.- \bar{e} \text{ enlace} \implies 32 - 24 = 8 ; 8/2 = 4 \text{ enlaces}$$

$$4.- \bar{e} \text{ a repartir} \implies 24 - 8 = 16$$

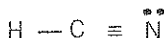


$$1.- \bar{e} \text{ req} \implies 2 + 16 = 18$$

$$2.- \bar{e} \text{ disp} \implies 1 + 4 + 5 = 10$$

$$3.- \bar{e} \text{ enlace} \implies 18 - 10 = 8 ; 8/2 = 4 \text{ enlaces}$$

$$4.- \bar{e} \text{ a rep} \implies 10 - 8 = 2 \bar{e} \text{ a repartir}$$

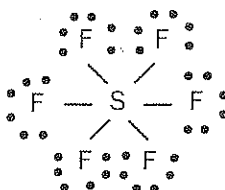


En el enlace covalente se consideran, **excepciones a la regla del octeto**, ya que no todos los átomos se pueden rodear de ocho electrones.

En algunos casos (NO, NO₂) el número de electrones de enlace, y por lo tanto el número de enlaces es impar.

En otros casos (H_2Be) no se cumple el “**octeto del H**” (se rodea de cuatro electrones) o se obtienen valores negativos lo cual indica que NO SIEMPRE se puede aplicar este procedimiento.

Es necesario desarrollar **directamente** esas estructuras de Lewis en las cuáles se deben considerar “**octetos expandidos**” es decir que el átomo central se rodea de cinco o más pares electrónicos que le unen a los otros átomos de la molécula. Por ejemplo:



TEORIAS DE ENLACE

Las teorías aceptadas en la actualidad son tres, y nos permiten predecir la estructura y propiedades de especies químicas; ellas son:

- 1.- La teoría de la repulsión de los pares electrónicos del nivel de valencia (TRPENV).
- 2.- La teoría del enlace de valencia (TEV).
- 3.- La teoría del orbital molecular (TOM).

La primera asume que los pares de electrones se distribuyen alrededor de un átomo central, de modo que exista la máxima separación entre ellos. La segunda teoría, considera el enlace a partir de la superposición o **traslape** de los orbitales atómicos. Considera también la mezcla de los orbitales atómicos para formar nuevos **orbitales híbridos** con orientaciones espaciales diferentes.

La teoría del orbital molecular considera que los electrones ya no pertenecen a los átomos, sino a la molécula en su conjunto, y que se distribuyen en orbitales moleculares de manera similar al llenado en los orbitales atómicos estudiados anteriormente.

TEORIA DE LA REPULSION DE LOS PARES DE ELECTRONES

Al considerar el número de regiones espaciales, que tienen una alta densidad electrónica alrededor del átomo central; se puede predecir la geometría molecular de iones y moléculas. Los pares de electrones del nivel de valencia se repelen entre sí, y tratan de mantenerse lo más alejados posible. Estas repulsiones determinan la forma geométrica del compuesto.

Al considerar un átomo central, la repulsión tanto entre los electrones **compartidos**, cuanto entre los electrones **solitarios** es la que determina el ordenamiento de los átomos. Si hay más de un átomo central, se considera a cada uno de ellos como central y se sigue en secuencia hasta la determinación de la estructura global de la molécula.

En esta teoría se definen como pares electrónicos estereoactivos (PEA) de la capa o nivel de valencia, a los que determinan la forma tridimensional de la molécula. Para encontrar el número de pares estereoactivos (PEA) se debe desarrollar la estructura de Lewis del compuesto, y considerar que:

- 1.- Cualquier conjunto de electrones que enlaza un átomo periférico con el átomo central es **un par**. Es decir que un enlace simple, un doble, un triple o un resonante; se considera como un PEA.
- 2.- Cada par solitario que en la capa de valencia, rodea al átomo central; se considera igualmente como un par estereoactivo. (PEA).

Será necesario diferenciar entre **GEOMETRIA ELECTRONICA** y la **GEO-METRIA MOLECULAR** que pueden coincidir en los compuestos cuyo átomo central no tiene electrones solitarios.

La geometría electrónica es la forma de distribución de los PEA alrededor del átomo central, mientras que la geometría molecular se refiere a la distribución de los átomos que rodean al central y que determinan la forma de la molécula.

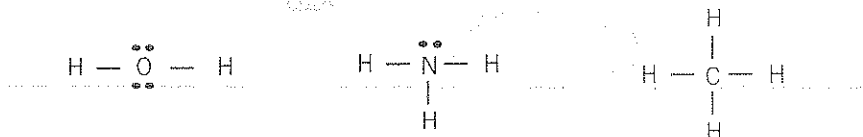
Además, el "**espacio**" que necesita cada PEA no es exactamente igual para todos; ya que los resultados experimentales señalan que un "par solitario" requiere más espacio que un "par de enlace", y por lo tanto para predecir la verdadera geometría molecular de los compuestos, se deberá considerar que las magnitudes de la repulsión entre los PEA es la siguiente:

Un par solitario **repele** a otro par solitario MAS de lo que

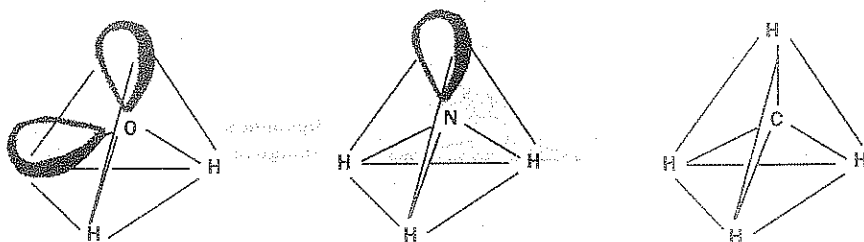
Un par solitario **repele** a un par compartido, y ésta repulsión es mayor que la de un par compartido sobre otro par compartido.

Par solitario/par solitario > par solitario/par compartido > par compartido/par compartido

Con los criterios anteriores, se puede analizar diferentes moléculas o iones cuyas geometrías, establecidas experimentalmente debido al estudio de sus ángulos de enlace son coincidentes con la geometría molecular deducida de la teoría de la repulsión (TRPENV). Las moléculas de H_2O , NH_3 y CH_4 constituyen un buen ejemplo, ya que las tres tienen un átomo central rodeado de cuatro PEA como fácilmente se establece de las estructuras de Lewis:

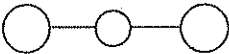
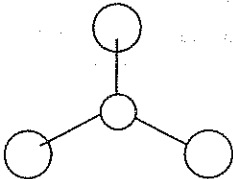
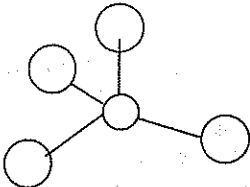
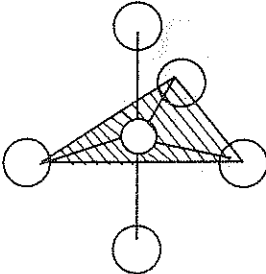
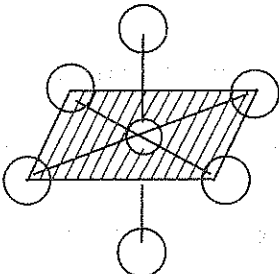


Las tres moléculas tienen por lo tanto la misma Geometría Electrónica pero obviamente su geometría Molecular será distinta, ya que son angular, piramidal triangular, y tetraédrica respectivamente; por que tienen 2, 1, y 0 pares solitarios alrededor del átomo central y porque los átomos periféricos unidos al central son 2, 3 y 4 respectivamente.



Así mismo los ángulos de enlace que deberían ser en los tres casos de $109,4^\circ$ por tener 4 PEA; cambian a 107° en el amoníaco y a $104,5^\circ$ en el agua debido a la mayor repulsión entre los dos pares solitarios en el agua, o entre el par solitario del amoníaco. Solo en el metano los ángulos de enlace son de $109,4^\circ$. Esto se indicó anteriormente, al señalar las magnitudes de repulsión entre los PEA.

Los diferentes compuestos, según el número de PEA que rodean al átomo central tienen diferentes geometrías electrónicas y moleculares. Estas últimas son las más importantes y para cada uno de los casos, se toman los compuestos o iones más representativos, tal como se indica en la siguiente tabla:

# PEA	Geometría electrónica	Angulos
2	 <p>Lineal</p>	180°
3	 <p>Triangular Plana</p>	120°
4	 <p>Tetraédrica</p>	$109,4^\circ$
5	 <p>Bipirámide Triangular</p>	$90^\circ, 120^\circ$ 180°
6	 <p>Octaédrica</p>	$90^\circ, 180^\circ$

Número de pares de electrones	Arreglo de los pares de electrones	Forma de la molécula	Ejemplo
2	Lineal	Cl—Be—Cl	Be Cl ₂
3	Triangular	$\begin{array}{c} \text{Cl} & & \text{Cl} \\ & \diagdown & / \\ & \text{B} & \\ & / & \diagdown \\ \text{Cl} & & \end{array}$	B Cl ₃
4	Tetraédrico	$\begin{array}{c} & \text{Cl} & \\ & & \\ \text{Cl} & - \text{C} & \\ & & \\ & \text{Cl} & \end{array}$	C Cl ₄
5	Bipirámide trigonal	$\begin{array}{c} & \text{Cl} & \\ & & \\ \text{Cl} & - \text{P} & - \text{Cl} \\ & & \\ & \text{Cl} & \end{array}$	P Cl ₅
6	Octaédrico	$\begin{array}{c} & \text{F} & \\ & & \\ \text{F} & - \text{S} & - \text{F} \\ & & \\ & \text{F} & \end{array}$	S F ₆

POLARIDAD DE LAS MOLECULAS

Al considerar la clasificación del enlace covalente, se mencionó el polar y el no polar según la diferente o igual electronegatividad entre los átomos que comparten electrones.

Aunque exista una desigual compartición del par electrónico (enlace covalente polar) algunas moléculas poliatómicas pueden ser **moléculas no polares** ya que aunque existe un extremo(s) de la molécula con carga positiva y otro(s) con carga negativa; los centros efectivos de carga **coinciden**, por lo cuál la molécula es no polar.

Las moléculas polares son las que se orientan ante un campo eléctrico uniforme (dos placas paralelas cargadas) de modo que el extremo positivo de la molécula está más cerca del polo negativo y viceversa. Esto ocurre por ejemplo con el agua.

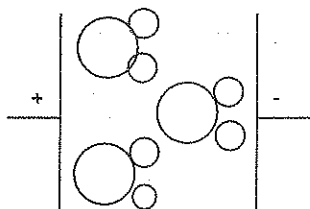


Figura 1.1

MOMENTO DE ENLACE

Se define como el producto de la carga, por la distancia que separa a esas dos cargas de signo opuesto. Es una magnitud vectorial y se considera que su dirección va de la carga positiva a la negativa (al extremo mas electronegativo).

Las unidades más comunes del momento de enlace son los debyes (D)

$$1D = 1 \times 10^{-18} \text{ ues} \times \text{cm.}$$

El momento de enlace de dos cargas elementales que están separadas 1\AA será 4,8 D.

El momento de enlace en enlaces individuales, puede determinarse únicamente en moléculas diatómicas; ya que para otras, se considera el momento dipolar.

MOMENTO DIPOLAR .

Toma en cuenta una suma vectorial de los diferentes momentos de enlace que se establecen entre cada par de átomos, ya que el momento dipolar es una medida de la asimetría de la carga de una molécula.

Al establecer la correcta geometría molecular, según la TRPENV, se puede también predecir la polaridad de una molécula; para lo cual se debe considerar la diferencia de electronegatividad entre el átomo central y los periféricos, para establecer los centros de carga negativos y positivos.

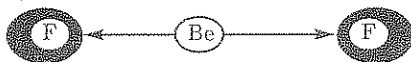
Se debe considerar los vectores que simbolizan los momentos dipolares y analizar si se anulan en cuyo caso la molécula es no polar; o ver si la sumatoria de dichos vectores no es cero. En la tabla 1.1 se indican algunos valores de momentos de enlace y momentos dipolares para moléculas comunes. Para los compuestos diatómicos el momento de enlace es lo mismo que el momento dipolar.

MOMENTOS DE ENLACE Y MOMENTOS DIPOLARES

Enlace	Momento de enlace (D)	Compuesto	Momento Dipolar (D)
C-N	0,22	CO ₂	0
H-C	0,4	CCl ₄	0
C-O	0,74	CO	0,10
H-N	1,31	NO	0,16
C-F	1,56	NO ₂	0,29
C-Cl	1,51	NH ₃	1,46
H-O	1,51	H ₂ O	1,85
C=O	2,4	HF	1,9
C≡N	3,5	HCl	1,05

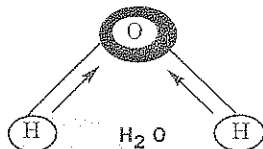
Tabla 1.1

POLARIDAD MOLECULAR



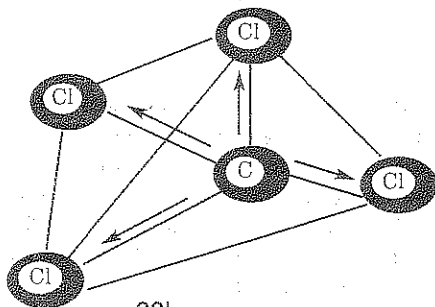
Be F_2

Geometría electrónica: lineal
 Geometría molecular: lineal
 Momento de enlace = 0
 Molécula No polar.



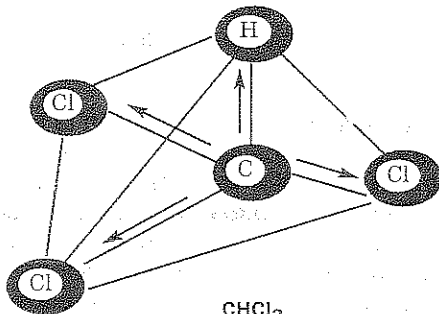
H_2O

Geometría electrónica: tetraédrica
 Geometría molecular: angular
 Momento de enlace $\neq 0$
 Molécula Polar.



CCl_4

Geometría electrónica: tetraédrica
 Geometría molecular: tetraédrica
 Momento de enlace = 0
 Molécula No polar.



CHCl_3

Geometría electrónica: tetraédrica
 Geometría molecular: tetraédrica
 Momento de enlace $\neq 0$
 Molécula Polar.

TEORIA DEL ENLACE DE VALENCIA (TEV)

Según la teoría de la repulsión del par electrónico del nivel (o capa) de valencia, los pares de electrones en el nivel de valencia de un átomo central, están lo más lejos posible, y la forma de la molécula es una consecuencia de estas repulsiones.

La teoría del enlace de valencia (TEV) considera que un enlace covalente se forma cuando un orbital de un átomo (con un electrón sin compartir) se superpone o traslapa con el orbital de otro átomo que también tiene un electrón sin compartir. Para que esto ocurra se deben formar "orbitales híbridos".

La hibridación es la mezcla de orbitales atómicos de un mismo átomo para producir nuevos orbitales híbridos con características y orientaciones espaciales propias. Se puede considerar también que las funciones de onda que describen los orbitales atómicos se combinan matemáticamente para dar funciones de onda para los orbitales híbridos equivalentes. La designación sp^3 por ejemplo, indica el tipo y el número de orbitales utilizados: 1 orbital s y 3 orbitales p que han formado 4 orbitales sp^3 .

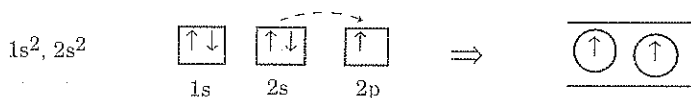
Al relacionar esta teoría con la anterior (TRPENV), el número de pares electrónicos esteroactivos que rodean al átomo central, determinan el número de orbitales atómicos de valencia que pueden mezclarse; no necesariamente deben ser **todos** los orbitales que posee el átomo central. Por ejemplo los tres orbitales híbridos sp^2 del átomo de C pueden obtenerse de la combinación matemática de las funciones de onda de un orbital s y 2 orbitales p. Uno de los tres orbitales p no está incluido en el proceso.

En la tabla 1.2 se indican los tipos comunes de orbitales híbridos, su geometría y ejemplos de cada tipo.

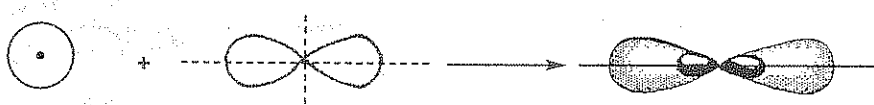
# de PEA	Orbitales atómicos	Tipo de Híbrido	Geometría	Ejemplos
2	1s, 1p	sp	Lineal	Be Cl ₂ , Mg Br ₂
3	1s, 2p	sp^2	Triangular Plana	BF ₃ , BCl ₃
4	1s, 3p	sp^3	Tetraédrica	CH ₄ , ClO ₄ ⁻
5	1s, 3p, 1d	sp^3d	Bipiramidal triangular	PF ₅ , SnCl ₅ ⁻
6	1s, 3p, 2d	sp^3d^2	Octaédrica	SF ₆ , SiF ₆ ⁻
7	1s, 3p, 3d	sp^3d^3	Bipiramidal Pentagonal	IF ₇

Tabla 1.2

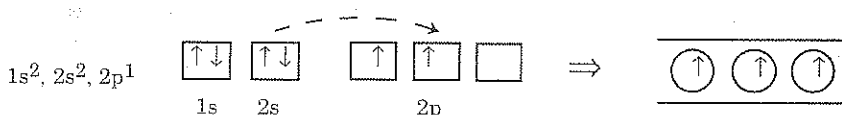
HIBRIDIZACION sp .- Se produce cuando se "mezcla" un orbital atómico s con un orbital p como ocurre en el BeCl_2 . El Be tiene un $Z=4$ y el Cl tiene un $Z = 17$. La configuración electrónica y el diagrama de orbital del Be será:



Si el electrón 2s salta al orbital 2p, se tendrían dos electrones libres para formar dos enlaces que serían diferentes entre sí; pero experimentalmente se ha encontrado que los dos enlaces en el cloruro de berilio son equivalentes, por lo que se debió producir una mezcla del orbital s y del p, formándose dos nuevos orbitales híbridos de tipo sp cuya energía será intermedia entre los orbitales atómico s y los p. Los dos orbitales híbridos sp forman un ángulo de 180° y la molécula de BeCl_2 será lineal.

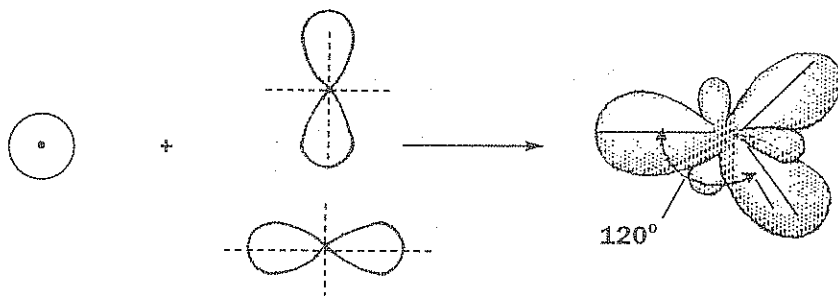


HIBRIDIZACION sp^2 . - Ocurre al "mezclar" un orbital atómico s con dos orbitales p. En el BF_3 se presenta éste caso, ya que la configuración electrónica y el diagrama de orbital del B ($Z = 5$) será:

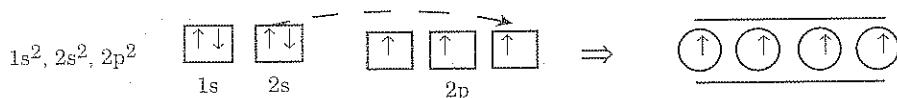


Si un electrón del orbital 2s, es promovido (salta) al orbital 2p; y se mezclan estos tres orbitales, se formarán tres nuevos orbitales híbridos sp^2 idénticos entre sí y que formarán un ángulo de 120° .

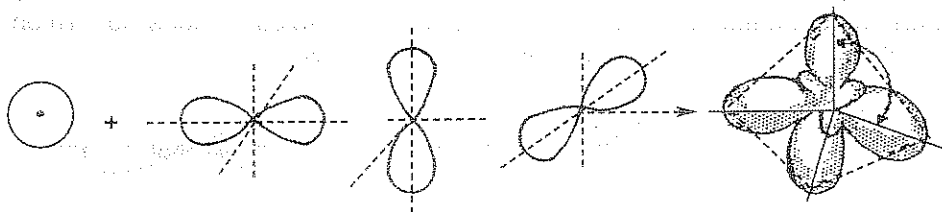
La molécula BF_3 será triangular plana.



HIBRIDIZACION sp^3 .- Ocurre al "mezclar" un orbital atómico s con tres orbitales p. En el CH_4 se presenta éste caso, ya que la configuración electrónica y el diagrama de orbital del C ($Z = 6$) será:



Si un electrón del orbital 2s, es promovido al orbital vacío 2p; y se mezclan estos cuatro orbitales a medio llenar, se formarán cuatro nuevos orbitales híbridos sp^3 idénticos entre sí y que formarán un ángulo de $109,4^\circ$. La molécula CH_4 será tetraédrica.



MOLECULAS POLICENTRADAS Y ENLACES MÚLTIPLES.-

Hay varias moléculas, especialmente orgánicas, cuyas estructuras tienen más de un átomo central, es conveniente analizar la formación de híbridos en forma separada para cada uno de los centros, y luego combinar las geometrías moleculares para obtener la "forma" de esa molécula policentrada.

Por ejemplo el etano C_2H_6 tiene la forma de dos tetraédros unidos por un vértice común, aunque si el hidrocarburo saturado tiene un gran número de carbonos, su geometría sería prácticamente lineal.

Por ejemplo el pentano C_5H_{12} si bien tiene una estructura tetraédrica en cada uno de sus carbonos, se puede decir que su forma es "lineal" (figura 1.2)

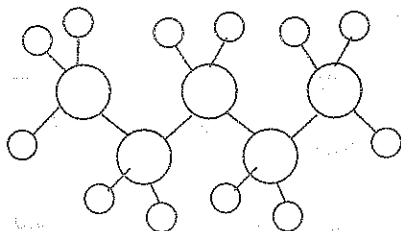


Figura 1.2

En el eteno C_2H_4 la geometría es diferente, ya que cada C tiene tres orbitales híbridos sp^2 pero además un orbital p "puro" que se traslapan o superponen **lateralmente** originando un enlace diferente de los otros que resultan de la superposición de cabeza en orbitales p.

En la figura 1.3 se observa la existencia de estos enlaces múltiples en el eteno.

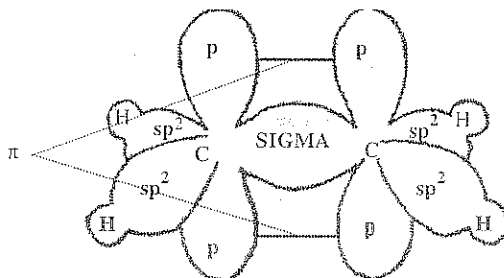


Figura 1.3

Se habla entonces de enlaces sigma (σ). Y enlaces pi (π). Los primeros se forman por el traslape (en cualquier posición) de orbitales s, o por el traslape de cabeza entre los orbitales p.

La densidad de la carga electrónica, está simétricamente distribuida alrededor del eje que une los dos núcleos (forma cilíndrica).

El enlace pi resulta de un traslape "de lado" entre dos orbitales p, y la carga electrónica está concentrada en dos regiones, la una encima y la otra debajo de la línea que une los dos núcleos (forma de salchichas). Este enlace π se forma solamente cuando existe ya un enlace σ entre los mismos núcleos.

Resumiendo, se puede decir que un enlace pi (π) se forma "después" de un enlace sigma (σ)

Cualquier enlace simple (—) es de tipo sigma

— : σ

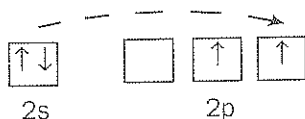
Cualquier enlace doble (=) consiste de un enlace sigma y de un pi. =: $\sigma \pi$

Un enlace triple (\equiv) consiste de un enlace sigma y dos enlaces pi \equiv : $\sigma + 2\pi$

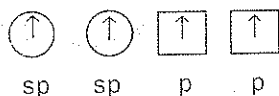
ESTRUCTURA DEL ACETILENO



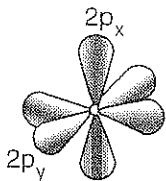
En cada uno de los carbonos hay dos pares esteroactivos y por lo tanto se tiene la hibridación sp ; es decir que considerando el diagrama de orbital del C ($1s^2 2s^2 2p^2$) en la última capa:



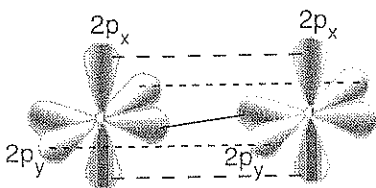
Se debe promover un electrón del orbital $2s$ al orbital $2p$, entonces se **"mezclan"** 1 orbital s con 1 orbital p y forman 2 nuevos orbitales híbridos sp y se mantienen 2 orbitales p **"puros"**.



La geometría aproximada de un átomo de C, en estas condiciones y recordando que el ángulo de enlace en los dos orbitales sp es 180° sería:



Al unirse los dos carbonos mediante un triple enlace, se tiene:



Existen entonces dos enlaces tipo π formados entre los dos orbitales p **"puros"** de los dos átomos de carbono, además hay un enlace tipo σ entre los dos orbitales sp de dichos C.

Finalmente, entre los orbitales s de los 2 H y los orbitales sp de cada C existen otros dos enlaces de tipo σ .

En total el Acetileno contiene dos enlaces tipo π y 3 enlaces tipo σ .

TEORIA DEL ORBITAL MOLECULAR (T.O.M).

INTRODUCCION.-

Las teorías de enlace señaladas anteriormente: **TRPENV** (Teoría de la Repulsión de los Pares Electrónicos del Nivel de Valencia) y la **TEV** (Teoría del Enlace de Valencia) consideran que los electrones pertenecen a los átomos que forman la molécula, es decir consideran la existencia de orbitales **atómicos**.

En cambio la Teoría del Orbital Molecular (**T.O.M.**) parte de un supuesto distinto, ya que considera que los electrones pertenecen a la molécula, y existen por lo tanto **orbitales moleculares**. Si bien los resultados finales son similares, se usa una u otra teoría según sea la naturaleza de la molécula a estudiar.

La teoría del orbital molecular trata las moléculas covalentes como si fueran átomos compuestos por varios núcleos, y plantea que se pueden combinar los orbitales atómicos de **diferentes átomos**. Por esta razón se le conoce también como C.L.O.A. (Combinación Lineal de Orbitales Atómicos).

Las deficiencias de la teoría del enlace de valencia surgen al suponer que los electrones, en una molécula, ocupan orbitales atómicos de los átomos individuales. Por ejemplo en la molécula CH_4 el enlace se describe en términos de los orbitales $1s$ de los átomos de H y de los cuatro orbitales sp^3 del C . En realidad, cada electrón de enlace debe estar en un orbital característico de la molécula como un todo. Además con la TOM, se predice correctamente el carácter magnético de ciertas moléculas como el O_2 (que es paramagnética) como se ha comprobado experimentalmente.

Formación del orbital molecular.-

Con las ideas anteriores, la TOM intenta explicar los enlaces en términos de orbitales que abarquen la molécula completa. La formación de orbitales moleculares incluye tres operaciones básicas:

- 1.- Los orbitales atómicos se combinan para dar los orbitales moleculares, característicos de la molécula como un todo. *El número de orbitales moleculares formados es igual al número de orbitales atómicos que se han combinado.*

Por ejemplo, al combinarse dos átomos de H para formar la molécula H_2 , dos orbitales s , uno de cada átomo, forman dos orbitales molecu-

lares.

En otro caso, seis orbitales p, tres en cada átomo, conducen a un total de seis orbitales moleculares.

2.- Los orbitales moleculares se ordenan según su energía creciente. En principio estas energías se pueden obtener resolviendo la ecuación de Schrodinger (en la práctica no se pueden hacer cálculos precisos, ni siquiera en las moléculas más simples). No obstante las energías relativas de los orbitales moleculares se deducen de los espectros y las propiedades magnéticas de las moléculas.

3.- Los electrones de valencia en una molécula se distribuyen en los orbitales moleculares disponibles, de la misma manera que se hace el llenado en los orbitales atómicos; es decir que:

a) Cada orbital molecular puede contener un máximo de dos electrones.

b) Los electrones van siempre al orbital molecular disponible que tenga la energía más baja. Uno de más alta energía solo empieza a llenarse, cuando cada uno de los orbitales inferiores completa sus dos electrones.

c) Se aplica la regla de Hund: los electrones permanecen en lo posible sin aparearse. Si hay dos orbitales de la misma energía y dos electrones por distribuir, quedarán dos orbitales a medio llenar.

Orden creciente de energías para los orbitales.-

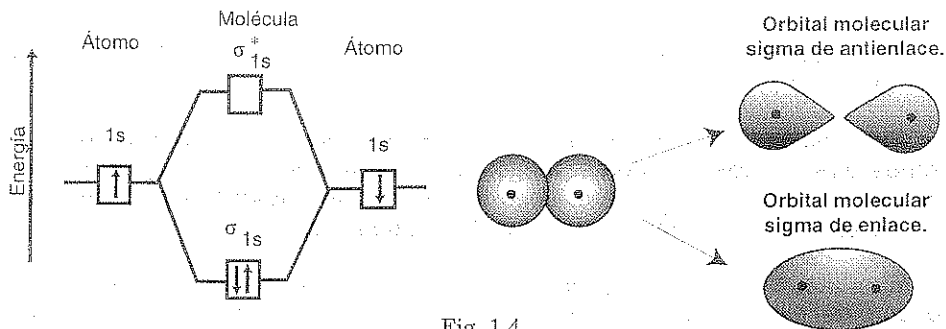
La TOM predice que dos orbitales 1s se combinan para dar dos orbitales moleculares. Uno de ellos tiene una energía más baja que la de los orbitales atómicos que lo formaron y el otro tiene una energía más alta. Se puede suponer que las ondas que describen a los orbitales atómicos, se han combinado "constructivamente" (ondas en fase) o "destructivamente" (ondas desfasadas) respectivamente.

Colocando los electrones en el primer orbital la especie formada es más estable que los átomos aislados. Por esta razón, el orbital molecular más bajo es el **orbital enlazante**.

El otro orbital molecular tiene una energía más alta que los correspondientes orbitales atómicos. Los electrones estarán en un nivel de energía más alto, osea inestable, y por eso se le denomina como **orbital antienlazante**.

La densidad electrónica de estos dos orbitales moleculares se muestra

en la figura 1.4, en la cuál, el orbital enlazante tiene una alta densidad en la región situada entre los núcleos, lo que explica su estabilidad.



En el orbital antienlazante, en cambio la probabilidad de encontrar al electrón entre los núcleos es pequeña. La densidad electrónica se concentra en los extremos de la molécula por lo que, el orbital antienlazante tiene una energía superior a la de los orbitales atómicos que lo formaron.

Para la molécula de H_2 , se señala el diagrama de niveles energéticos del orbital molecular, en que intervienen solamente los orbitales atómicos 1s de dos átomos de H; pero igual diagrama se utilizará para la "molécula He_2 " con la diferencia que ésta última tiene cuatro electrones. Los orbitales de antienlaces se señalan con un asterisco σ^* , π^* y se denominan como anti-sigma; anti-pi, etc

Para comprender las estabildades de varias especies químicas, se establecen el ORDEN DE ENLACE que es la mitad de la diferencia entre el número de electrones de enlace y el número de electrones de antienlace.

$$\text{ORDEN DE ENLACE (OE)} = \frac{1}{2} (\# \bar{e} \text{ de enlace} - \# \bar{e} \text{ de antienlace})$$

Este valor es una medida de la estabilidad de la molécula; si $OE = 0$ o es un valor negativo indica que el enlace no tiene estabilidad y que la molécula o especie química no puede existir.

Para la molécula H_2 , el OE sería:

$$\frac{1}{2} = (2 - 0) = 1$$

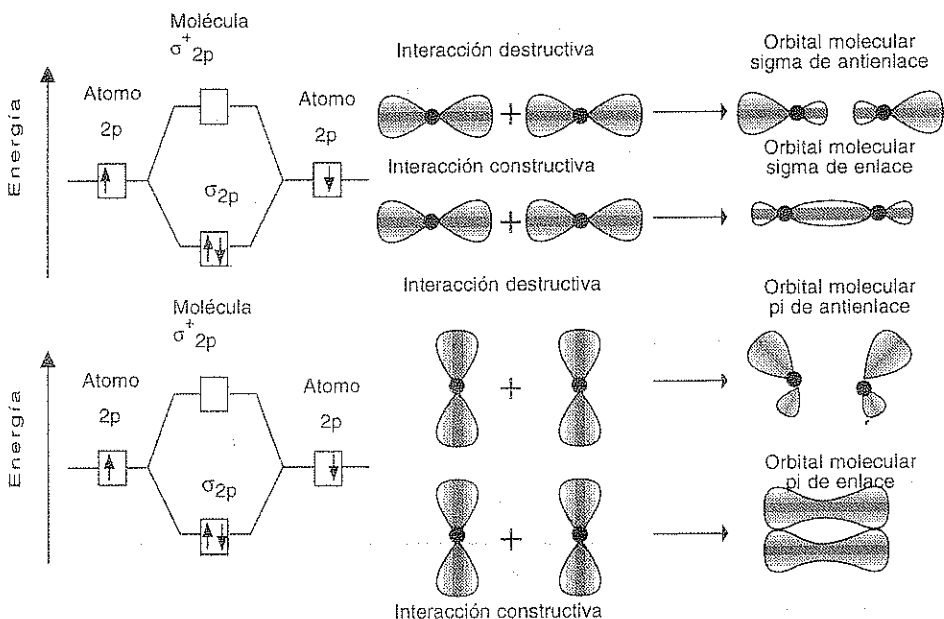
Para la molécula He_2 , el orden de enlace sería:

$$\frac{1}{2} = (2 - 2) = 0$$

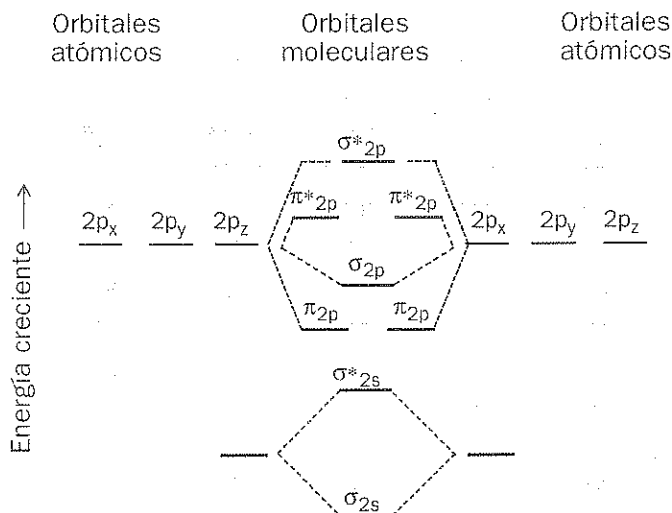
Este valor quiere decir que la molécula de He_2 no existe, lo cual coincide con la realidad.

Para moléculas diatómicas homonucleares con mayor número de electrones que las dos anteriores; luego de los orbitales σ_{1s} y σ_{1s}^* se forman los orbitales σ_{2s} y σ_{2s}^* ; pero luego los 6 orbitales atómicos p, 3 de cada átomo se pueden combinar para dar 6 orbitales moleculares.

El orbital molecular σ_{2p_x} se forma por el traslape de los orbitales $2p_x$ a lo largo del eje X. Los orbitales $2p_z$ y $2p_y$ se traslapan lateralmente y pueden formar los orbitales moleculares π_{2p_z} y π_{2p_y} . También se formaron los orbitales de antienlace $\sigma_{2p_x}^*$, $\pi_{2p_z}^*$, $\pi_{2p_y}^*$.



Generalmente se omite los subíndices y se considera el siguiente diagrama de niveles de energía que NO SIEMPRE ES EL MISMO para las diferentes moléculas homonucleares del 2º período de la tabla:



En la Teoría del orbital molecular, se puede considerar el carácter magnético de las sustancias, para lo cual conviene definir como sustancias PARAMAGNETICAS a las que son atraídas hacia un campo magnético y que contienen uno o más electrones desapareados en su estructura.

Las sustancias DIAMAGNETICAS son repelidas débilmente por un campo magnético y tienen a todos sus electrones apareados.

En el caso del O_2 se tienen dos electrones desapareados y por lo tanto se trata de una molécula paramagnética según la T.O.M., resultado que se ajusta a las observaciones experimentales del carácter magnético del oxígeno.

En la tabla (1.3) se presenta un resumen de las propiedades de las moléculas diatómicas estables del segundo período.





































	Li ₂	B ₂	C ₂	N ₂	O ₂	F ₂
σ^*_{2px}						
$\pi^*_{2py} \pi^*_{2pz}$						
σ_{2px}						
$\pi_{2py} \pi_{2pz}$						
σ^*_{2s}						
σ_{2s}						
Orden de enlace	1	1	2	3	2	1
Longitud de enlace	267	159	131	110	121	142
Energía de disociación del enlace (KJ/mol)	104.6	288.7	627.6	941.4	498.7	150.6
Propiedades magnéticas	diamagnéticas	paramagnéticas	diamagnética	diamagnética	paramagnética	diamagnética
* Por simplificación se omiten los orbitales σ_{1s} σ^*_{1s} . Estos dos orbitales contienen un total de cuatro electrones.						

Tabla 1.3

EJEMPLO:

El ión N_2^+ se puede preparar bombardeando moléculas de N_2 con electrones acelerados. Predíganse las siguientes propiedades del N_2^+ : a) configuración electrónica, b) orden de enlace, c) carácter magnético y d) longitud de enlace relativo con respecto a la longitud de enlace del N_2 (¿es más largo o más corto?).

Respuesta

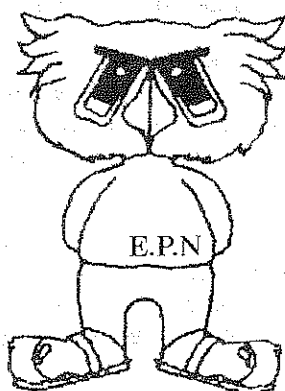
- a) Dado que N_2 tiene un electrón menos que N_2^+ , su configuración electrónica es: (véase la tabla).

$$(\sigma_{1s})^2 (\sigma^*_{1s})^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma^*_{2s})^2 (\pi_{2py})^2 (\pi_{2pz})^2 (\sigma_{2px})^1$$

- b) El orden de enlace de N_2^+ se encuentra empleando la ecuación:

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (9 - 4) = 2.5$$

- c) El N_2^+ tiene un electrón desapareado, por lo que es paramagnético.
- d) Dado que los electrones en los orbitales moleculares de enlace son los responsables de mantener a los átomos juntos, el N_2^+ tiene un enlace más débil y en consecuencia es más largo que el N_2 .



CONCLUSIONES

En este trabajo se han estudiado los aspectos más importantes de la química de coordinación, desde la definición de complejo de coordinación hasta la nomenclatura de los mismos. Se ha visto que la química de coordinación es una rama de la química que estudia la formación y propiedades de los complejos de coordinación, los cuales son compuestos en los que un átomo central (generalmente un metal) está rodeado por un grupo de átomos o moléculas llamadas ligandos.

Se ha visto que la química de coordinación es una rama de la química que estudia la formación y propiedades de los complejos de coordinación, los cuales son compuestos en los que un átomo central (generalmente un metal) está rodeado por un grupo de átomos o moléculas llamadas ligandos. Se ha visto que la química de coordinación es una rama de la química que estudia la formación y propiedades de los complejos de coordinación, los cuales son compuestos en los que un átomo central (generalmente un metal) está rodeado por un grupo de átomos o moléculas llamadas ligandos.

FUERZAS INTERMOLECULARES

Son las que actúan entre moléculas, y aunque son débiles respecto a los enlaces químicos, producen varias atracciones importantes entre moléculas eléctricamente neutras.

Los átomos se mantienen juntos en las moléculas, mediante enlaces covalentes, pero existen varios tipos de fuerzas de atracción que mantienen juntas a las moléculas entre sí, y que se denominan fuerzas de atracción intermoleculares.

Existen tres tipos de fuerzas intermoleculares: fuerzas dipolares, enlace puente Hidrógeno, y fuerzas de dispersión o de London. A éstas últimas se les denomina también fuerzas de Van Der Waals.

Aunque la teoría cinético-molecular, que se estudiará posteriormente, supone que no existen fuerzas atractivas entre las moléculas de un gas. Sin embargo, tales atracciones deben existir debido a que todos los gases pueden licuarse. Las fuerzas intermoleculares, en un líquido, mantienen las moléculas juntas en dicho estado.

El comportamiento de un gas se desvía del estado ideal a medida que la temperatura baja y la presión sube. Entre las moléculas de un gas real, existen ciertas fuerzas de cohesión que si bien es cierto son despreciables a distancias relativamente grandes, se hacen significativas, cuando las moléculas están cercanas.

Una prueba de la existencia de fuerzas atractivas entre las moléculas de un gas está en el hecho de que al expandirlo bruscamente, el gas se enfría aunque no se verifique trabajo exterior.

FUERZAS DIPOLARES

Se presentan entre moléculas polares, que son las que tienen un extremo con carga relativamente positiva, y el otro con carga negativa; por lo tanto dichas moléculas se orientan en un campo eléctrico, de modo que sus extremos positivos se acercan al polo negativo del campo. (pág. 119 Fundamentos de Química 1).

Como se indicó anteriormente, la diferencia de electronegatividad entre los átomos pueden utilizarse para predecir el grado de polaridad de las moléculas diatómicas. En las poliatómicas, se debe considerar también las posiciones de los polos positivos y negativos, y por lo tanto la **Geometría Molecular** del compuesto.

Las fuerzas dipolares se originan por la atracción entre los extremos o polos positivos de unas moléculas y los polos negativos de otras moléculas que le rodean. Se produce un "ordenamiento" de las moléculas, las mismas que están alineadas de tal forma que reflejan las fuerzas dipolo.

En un compuesto cuyas moléculas tienen momentos dipolares permanentes, éstos se orientan con los extremos positivos de un dipolo hacia los extremos negativos de los dipolos vecinos.

Según sea la intensidad de las interacciones, una sustancia puede ser sólida, líquida o gaseosa a temperatura ambiente, aunque esto no depende exclusivamente de dichas interacciones.

Por ejemplo en el ICI que es una molécula dipolar, se puede tener a las moléculas ordenadas como se indica a continuación en la figura 1.5 en la que se señala la existencia de las fuerzas dipolares.

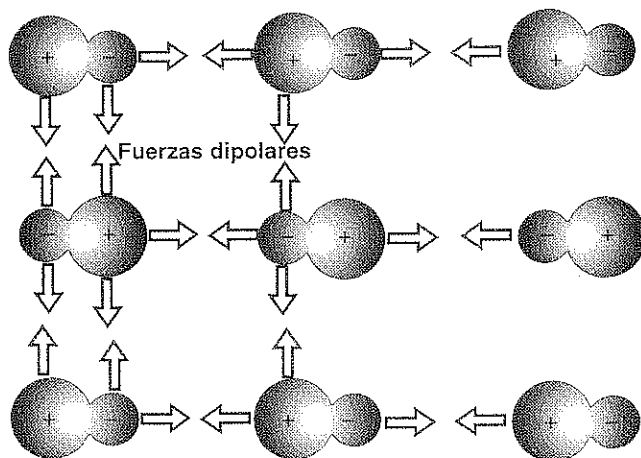


Fig. 1.5

PUENTE HIDROGENO

Existen fuerzas dipolares muy intensas, presentes en compuestos formados por el H y elementos muy electronegativos (F, O, N). Dichas fuerzas constituyen el denominado **enlace puente Hidrógeno**.

En moléculas como el HF , H_2O , NH_3 ; el átomo de H se une a otros que son de pequeño radio atómico y alta electronegatividad ($F = 4$; $O = 3,5$; $N = 3$). Las moléculas por lo tanto son muy polares, como lo demuestra su momento dipolar:

HF = 1,98 D H₂O = 1,84 D NH₃ = 1,47 D (D = debyes)

1 D = 1×10^{-18} ues x cm

En dichos compuestos, el átomo de H se comporta como un "protón desnudo", y en consecuencia hay una intensa atracción entre el H y el F, O, N de una molécula vecina, que constituye un verdadero **punto** entre las moléculas.

El enlace puente de Hidrógeno, representa un 10% de la fuerza de un enlace covalente ordinario; ya que está en el orden de 2 a 10 kcal/mol.

Puede presentarse en algunos compuestos orgánicos, en los cuáles la disposición de los átomos de H con el O y el N permite la atracción descrita anteriormente. En las proteínas (cadenas de aminoácidos) tiene mucha importancia el puente NH – NH – NH – porque determina la estructura terciaria de la proteína.

En la fig. 1.6 (a) se representa el enlace puente H en el agua, y en la 1.6 (b) en el amoníaco.

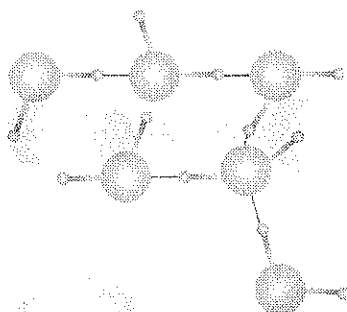


figura 1.6 (a)

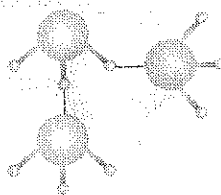


figura 1.6 (b)

Las sustancias que tienen ésta fuerza intermolecular, presentan puntos de ebullición anormalmente altos, en relación a compuestos análogos, debido a la gran energía que se requiere para separar las moléculas que están cercanas en el estado líquido, y permitir que pasen a fase gaseosa.

En el gráfico 1.7 se comparan al ácido fluorhídrico, agua, amoníaco con compuestos similares, y se comprueba la afirmación anterior.

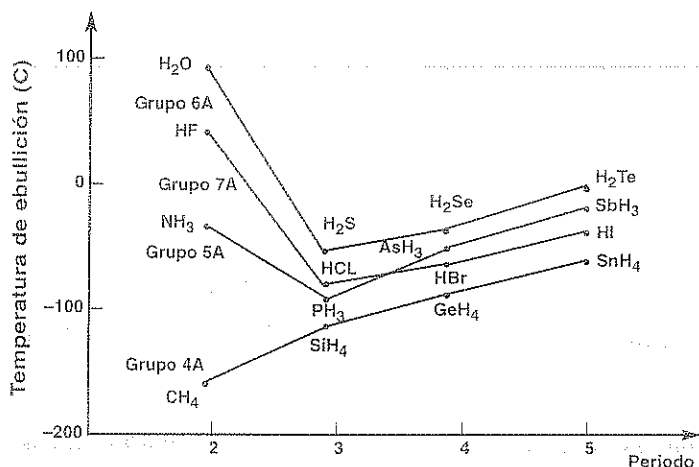


Gráfico 1.7

FUERZAS DE LONDON

En moléculas no polares, puede existir un tercer tipo de fuerzas intermoleculares que se denominan de **dispersión o de London**. (Van deer Waals).

Esta clase de fuerzas, que permiten la condensación de un gas noble son de ordinario, las más débiles de las fuerzas intermoleculares.

Si en un átomo o molécula que de ordinario es no polar, existe un desplazamiento instantáneo de electrones hacia un determinado extremo; resultaría un **dipolo instantáneo**, cuya formación puede ser la que se indica a continuación: al considerar las nociones del orbital atómico (o molecular), es probable que en un instante dado, los electrones se localicen en determinada parte del orbital, la cuál adquirirá carga negativa. En contraposición el otro extremo tendrá carga positiva, estableciéndose así el **dipolo instantáneo**.

En forma simultánea, este proceso produce un desplazamiento de electrones en un átomo o molécula vecina, con lo que se genera un "dipolo inducido".

Luego de un instante, las posiciones de los polos negativos y positivos del dipolo serán diferentes, debido al movimiento de los electrones. Después de un período de tiempo, los efectos de estos dipolos instantáneos se conectan de tal forma que la molécula no polar adquiere un momento de dipolo "permanente".

Por ejemplo, entre las moléculas del metano (o del H_2) se puede señalar este tipo de atracción (fig 1.8).

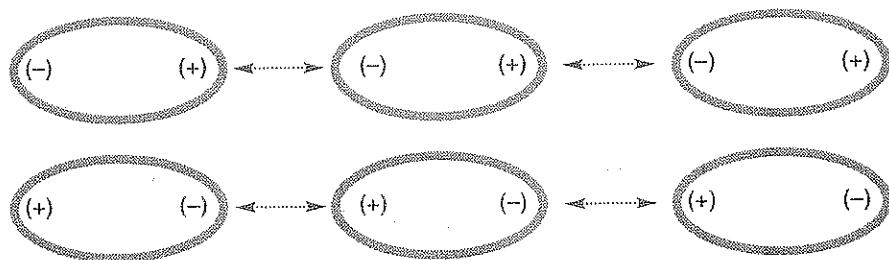


Figura 1.8

Las fuerzas de atracción entre estos dipolos instantáneos constituyen las fuerzas de dispersión o de London. A mayor tamaño (o peso molecular) más intensas resultan ser las fuerzas de dispersión.

Puesto que todas las moléculas contienen electrones las fuerzas de London también existen entre moléculas polares, es decir que son comunes a todas las sustancias covalentes pero en algunos casos, actúan fuerzas intermoleculares que generalmente son más intensas, como resultan ser las fuerzas dipolares o el puente H.

Se puede decir que si queremos condensar una sustancia, deben surgir fuerzas moleculares que puedan superar la tendencia natural que tiene la Energía térmica de mantener muy separadas las moléculas (mayor desorden o Entropía).

A mayor temperatura de condensación (o punto de ebullición) de la sustancia, más fuertes deben ser las fuerzas intermoleculares.

INFLUENCIA EN LAS PROPIEDADES

Las distintas fuerzas intermoleculares, tienen relación directa con las propiedades de las sustancias; aunque obviamente el enlace atómico o intramolecular también incide en dichas propiedades. Los puntos de fusión y ebullición relativamente bajos de las sustancias moleculares, se deben a las **débiles fuerzas intermoleculares** y no a las fuerzas interatómicas que son fuertes.

Por ejemplo el H_2 , tiene un punto de fusión y ebullición muy bajos ($-259^{\circ}C$ y $-253^{\circ}C$ respectivamente) pero los enlaces covalentes H-H son muy fuertes, y a $2.400^{\circ}C$ solo el 1% del H_2 está disociado en átomos.

Para sustancias moleculares no polares, de estructura similar (halógenos o hidrocarburos) se observa que el aumento del **Peso Molecular** produce un aumento en los puntos de fusión y ebullición de dichas sustancias. Esto se comprueba con los valores que constan en la Tabla 1.4 (a).

Así mismo, al comparar 2 sustancias de idéntico peso molecular (o casi igual) una de las cuáles es polar, mientras la otra es no polar; se observa que la sustancia polar tiene un punto de ebullición ligeramente mayor, debido a la existencia de las fuerzas dipolares que existen en dichas sustancias. Esto se comprueba con los valores de la tabla 1.4. (b).

**RELACION ENTRE EL PESO MOLECULAR Y LOS PUNTOS
DE FUSION Y EBULLICION DE SUSTANCIAS MOLECULARES,
POLARES Y NO POLARES(*)**

Sustancia	P.M. g./mol	Punto de fusión °C	Punto de ebullición °C
F ₂	38	-223	-187
Cl ₂	71	-102	- 35
Br ₂	160	- 7	59
I ₂	254	113	184
CH ₄	16	-184	-162
C ₂ H ₆	30	-172	- 88
C ₃ H ₈	44	-188	- 42
C ₄ H ₁₀	58	-135	0
C ₅ H ₁₂	72	-130	36

Tabla 1.4 (a)

Sustancia	P.M. g./mol	Punto de fusión °C	Punto de ebullición °C
N ₂	28		-196
CO	28		-192
SiH ₄	32		-112
PH ₃	34		- 85
GeH ₄	77		- 90
AsH ₃	78		- 55
Br ₂	160		59
ICl	162		97

Tabla 1.4 (b)

CLASE PRACTICA N°. 1

Conocimientos: Estructuras de Lewis, Teorías de Enlace y Geometría Molecular.- Polaridad de las Moléculas.

1.- Al comparar el H_2O , NH_3 y CH_4 se tiene que:

- a) Su geometría molecular es la misma; b) Tienen carácter polar; c) Su geometría electrónica es similar para las tres moléculas; d) El ángulo de enlace es mayor en el H_2O que en el NH_3 ; e) N.R.

2.- El compuesto orgánico cianuro de etilo tiene una fórmula global de $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}$, por lo tanto:

- a) Existen 8 enlaces en su estructura de Lewis; b) No existen electrones solitarios alrededor de los átomos; c) Hay 7 enlaces tipo σ y 2 enlaces tipo π . d) Uno de los carbonos presenta una hibridación tipo $\sigma\pi$; e) N.R

3.- Establecer la Geometría Molecular, e indicar los ángulos de enlace que existirán en las siguientes especies químicas:

- a) CH_4 ; b) HCN ; c) ClF_3 ; d) SbCl_5

4.- A partir de la Geometría Molecular, señale que moléculas son NO polares:

- a) Tricloruro de Fósforo; b) Cl_4 ; c) BF_3 ; d) XeO_3 ; e) N.R.

5.- Según la teoría del enlace de Valencia, hacer un diagrama de las siguientes moléculas, señalando el tipo de híbridos formados y el número total de enlaces tipo σ o tipo π existentes en cada una:

- a) CH_3COCH_3 (propanona); b) CH_3CHO (aldehído etílico); c) N_2H_4 (hidrazina).

6.- Según la T.O.M. el ión N_2^+ puede tener:

- a) Orden de enlace igual a 3; b) Un carácter paramagnético pues posee un electrón desapareado; c) Carácter diamagnético; d) Una configuración electrónica que termina en $(\sigma_{2p})^1$; e) N.R.

7.- Cuántos enlaces σ y cuántos enlaces π existen en las moléculas de:

- a) Ácido etanoico; b) $\text{CH}_2=\text{CHCl}$; c) Dietil cetona.

8.- Cuáles de las siguientes especies químicas son lineales

- a) ICl_2^- ; b) IF_2^+ ; c) OF_2 ; d) SnI_2 ; e) CdBr_2

9.- Determinar el orden de enlace y el carácter magnético de:

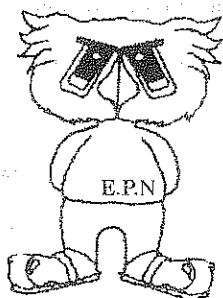
a) CO b) CO⁺ c) CO⁻

d) NO e) NO⁺ f) NO⁻

10.- En el ión acetiluro C_2^{2-} existe una mayor estabilidad (mayor OE) que en el C_2 ?

Qué molécula es isoelectrónica con el ión C_2^{2-} ?

Cuál es el carácter magnético de cada uno?



CLASE PRACTICA N° 2

CURSO.....

NOMBRE.....

Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y señale Verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- 1.- Las fuerzas de dispersión (London) aumentan con el tamaño molecular. V...F...
- 2.- Los líquidos que presentan el enlace Puente H, tienen fuerza intermoleculares más débiles que las de dispersión. V...F...
- 3.- Si 2 moléculas son isómeras (= peso molecular) la más compacta tiene menor punto de ebullición que la ramificada. V...F...
- 4.- Entre los compuestos Hidrogenados de la Familia 6A, el H_2S . tiene el menor punto de ebullición. V...F...
- 5.- El enlace puente de Hidrógeno es más fuerte que el enlace covalente. V...F...
- 6.- Los puntos de ebullición de sustancias análogas (CH_4 , SiH_4 , GeH_4 , SnH_4) disminuyen al aumentar el Peso Molecular. V...F...
- 7.- El H actúa como puente de unión entre moléculas adyacentes que contienen átomos de alta electronegatividad. V...F...
- 8.- Las fuerzas dipolares se presentan en moléculas covalentes no polares. V...F...
- 9.- Las fuerzas de dispersión o London son importantes en sustancias covalentes no polares de gran "tamaño molecular". V...F...
- 10.- Al considerar un gas ideal, no existen ningún tipo de fuerzas intermoleculares. V...F...
- 11.- Al vaporizar un líquido, se destruye la mayoría de las fuerzas covalentes que existen en las moléculas. V...F...
- 12.- Entre los átomos de un metal, pueden existir enlaces: iónico y Puente de Hidrógeno. V...F...
- 13.- A mayor temperatura de condensación, más fuertes deben ser las fuerzas intermoleculares. V...F...
- 14.- El HI tiene mayor punto de ebullición que el HBr, ya que en ninguno de los dos existe Puente H V...F...

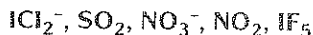
CLASE PRACTICA N° 3

CURSO.....

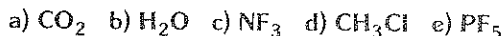
NOMBRE.....

Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y señale la o (s) respuesta (s) correctas.

1.- A partir de las estructuras de Lewis, establecer la geometría electrónica y la Geometría Molecular de las siguientes especies químicas:



2.- Analizar los distintos momentos de dipolo, para establecer si son moléculas polares o no polares las siguientes:



3.- Utilizando la teoría de la hibridación (TEV) analizar las moléculas NCO , H_2CO_3 , CS_2 en lo que respecta a:

a) Enlaces sigma y pi que se formaron. b) Tipos de híbridos del átomo central, ángulos de enlace y la geometría molecular.

4.- El enlace covalente se caracteriza por:

a) Unir a átomos idénticos. b) La atracción de tipo electrostático que existe entre iones. c) La transferencia temporal de electrones. d) La compartición de electrones entre átomos parecidos. e) N.R.

5.- En el enlace metálico se forman:

a) Una molécula neutra. b) una red cristalina de forma geométrica definida c) una red con los iones positivos móviles. d) una red con electrones móviles e) N.R.

6.- En la estructura de Lewis de la dietil cetona (pentanona) $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$ existen:

a) 14 enlaces simples. b) 1 enlace doble y 4 electrones libres. c) 4 enlaces simples entre los C y 1 enlace doble. d) N.R.

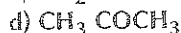
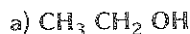
CLASE PRACTICA N° 4

CURSO:..... NOMBRE:.....

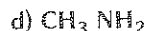
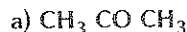
Conocimientos: Enlace atómico y Geometría Molecular, Fuerzas intermoleculares, Estado líquido: propiedades.

1.- Considerando la geometría molecular, justifique por qué el momento dipolar del PF_3 es 1,03 Debyes, pero el del PF_5 es 0.

2.- Considerando las estructuras de Lewis y la Geometría Molecular de cada compuesto, señale el tipo de fuerzas intermoleculares que existirán en:



3.- En cuáles de los siguientes compuestos existen puentes de hidrógeno:



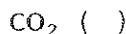
4.- Identifique el tipo de enlace que existe en cada compuesto, escribiendo dentro del paréntesis el número que corresponda:

1.- Enlace iónico

2.- Enlace metálico

3.- Enlace covalente no polar

4.- Enlace covalente polar



5.- Existen fuerzas intermoleculares en compuestos gaseosos covalentes no polares? Si..... No..... Por qué?.....

6.- Por qué no existe puente de hidrógeno entre las moléculas de HCl , si la diferencia de electronegatividad ($3 - 2.1$) es la misma que entre el H y el N (Amóníaco)?.....

ESTADOS DE LA MATERIA

2

ESTADOS DE LA MATERIA

Es muy conocido, que las sustancias en la naturaleza se encuentran en tres estados principales: sólidos, líquidos y gases. Se pueden considerar como otros estados de la materia: **el plasma, el estado coloidal, estado pastoso, estado de gel**, etc. En este capítulo se estudiarán los tres estados principales.

Los sólidos son poco compresibles, al igual que los líquidos; pero los gases son fácilmente compresibles y ejercen presión sobre el recipiente que los contiene, debido a los choques moleculares.

La densidad de los líquidos es similar a la de los sólidos, aunque generalmente es algo inferior. En cambio la densidad de los gases es muy inferior y sus unidades comunes son g/l a diferencia de g/ml que se utiliza para sólidos y líquidos.

Si consideramos al agua, en el estado líquido; un mol (18 g) ocupan un volumen de 18 ml. Pero si tenemos vapor de agua un mol ocupará un volumen de 22.400 ml (en Condiciones Normales).

De manera general se pueden establecer las siguientes comparaciones entre los tres estados principales de la materia.

Los sólidos están formados por partículas cercanas entre sí, entre las cuales existen intensas fuerzas de atracción (o cohesión). Estas partículas ocupan posiciones fijas y tienen solamente movimientos de vibración. Un sólido tiene forma y volumen propios.

Los líquidos tienen a sus partículas unidas por moderadas fuerzas de atracción y las distancias intermoleculares son mayores que para los sólidos. Poseen movimiento de vibración y rotación, es decir que las moléculas pueden **"resbalar"** unas sobre otras por lo cual los líquidos adoptan la forma del recipiente, aunque sí poseen volumen propio.

Finalmente en los gases, sus partículas están a grandes distancias, y existen débiles fuerzas de atracción entre ellas. Poseen movimiento de vibración, rotación y traslación. Un gas no tiene forma ni volumen propio.

EL ESTADO GASEOSO

Introducción.- De los estados de la materia, los gases son los más simples de estudiar ya que diferentes gases se comportan de la misma manera, ante los cambios de temperatura y presión.

Se mencionó ya que las fuerzas de atracción intermoleculares (solo los gases nobles están formados por átomos) son débiles; a diferencia de lo que ocurre en sólidos y líquidos.

El comportamiento de los gases se rige por leyes más sencillas que las aplicadas a los otros estados de la materia.

Gas ideal.- Se considera que un gas es ideal cuando:

- a) Está formado por partículas puntuales, es decir que el volumen propio de sus moléculas es despreciable, pero tienen masa y velocidad;
- b) No existen fuerzas de atracción o repulsión entre las moléculas y,
- c) Los choques entre ellas o contra las paredes del recipiente son perfectamente elásticos.

Esta definición corresponde a un caso hipotético, ya que en la naturaleza no se encuentran gases perfectamente ideales. Sin embargo a bajas presiones y altas temperaturas algunos gases se comportan como ideales y ciertos gases comunes en condiciones ambientales actúan como ideales.

LEYES DE LOS GASES IDEALES

Se refieren a las relaciones que se establecen entre el volumen (V) la presión (P) y la Temperatura (T) de un gas. En la ecuación general de los gases interviene también la cantidad del gas o número de moles (n).

El volumen es el espacio ocupado por las moléculas del gas, y obviamente será igual al volumen del recipiente. Las unidades más utilizadas son: ml o cm^3 , litros (l) y a veces pie^3 .

La presión se define como la relación de una fuerza que actúa sobre cierta área, sus unidades más empleadas son: at, Pa, mm de Hg o torr. Como se indicó anteriormente la presión que ejerce un gas es el resultado de los choques moleculares contra las paredes del recipiente, siendo la misma en cualquier punto del recipiente.

La temperatura, que es una medida del nivel calórico de un cuerpo, está relacionada con el movimiento de las moléculas gaseosas. En el cero absoluto (0 °K) no existe ningún tipo de movimiento molecular. Las unidades más empleadas serán los grados en las diferentes escalas, pero sobre todo °K. La cantidad de gas se expresa generalmente como número de moles (n) que es igual a la relación m/PM (masa / Peso molecular).

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

LEY DE BOYLE.- (Boyle-Mariotte)

En 1.662 Robert Boyle estudió las relaciones entre la presión y el volumen de un gas, si se mantiene invariable la temperatura. Por ejemplo observó que al aumentar la presión de una masa gaseosa, el volumen se reduce como se indica con los siguientes valores que se grafican en la parte inferior:

P mmHg	V ml
400	100
670	60
800	50
1000	40
1200	33

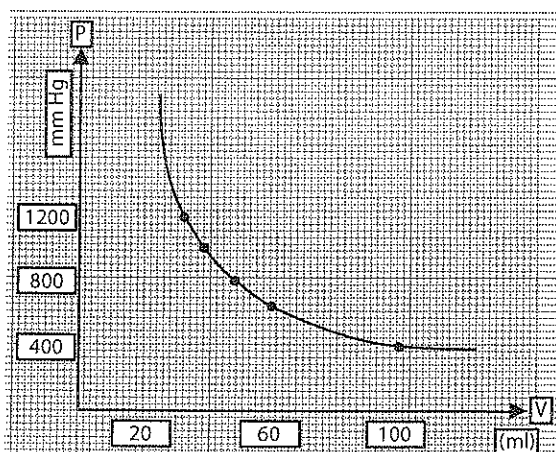


Gráfico. 2.1

Estableció entonces una ley que se la puede enunciar como:

"Si la temperatura de una masa gaseosa se mantiene constante, el volumen es inversamente proporcional a la presión".

$T = \text{cte.}$

$$V \propto 1/P \quad V = k \cdot \frac{1}{P}$$

$$P \cdot V = k$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

LEY DE CHARLES.- (Charles-Gay Lussac)

En 1.787 Jaques Charles estudió las relaciones entre la temperatura y el volumen de un gas, y posteriormente en 1.802 Joseph Gay Lussac desarrolló más ampliamente dicho estudio. Se encontró que al calentar un gas, su volumen aumenta si se mantiene constante la presión. Si se grafican los valores experimentales que se indican a continuación, se observa una variación lineal entre el volumen y la temperatura absoluta del gas.

V ml	T °C	T °K
75	-173	100
150	- 73	200
225	27	300
300	127	400
375	227	500

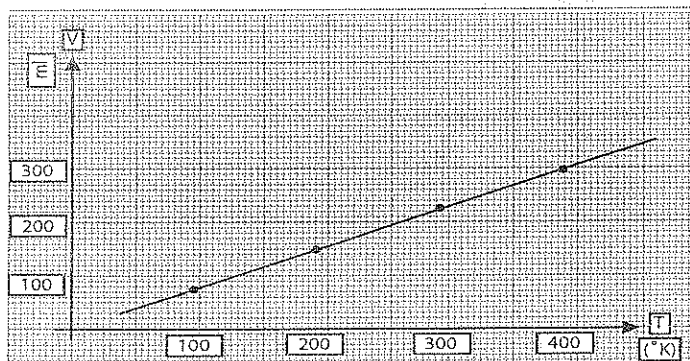


Gráfico. 2.2

De los estudios anteriores, se puede establecer una ley cuyo enunciado sería:

"Si la presión de una masa gaseosa se mantiene constante, el volumen es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas".

$$P = \text{cte}$$

$$V \propto T \quad V/T = k$$

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

LEY DE AMONTONS.- (Segunda forma de la Ley de Charles)

En 1.703 Amontons estableció una relación entre la presión de un gas y su temperatura, cuando se mantiene constante su volumen, e inclusive llegó a construir un termómetro de aire basado en éste principio.

El enunciado de ésta ley sería:

"Si el volumen de una masa gaseosa se mantiene constante, la presión del gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta".

$$V = \text{cte} \quad P \propto T$$

$$P/T = k$$

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

LEY COMBINADA.-

Se puede deducir de las dos primeras leyes indicadas, ya que relaciona P, V, T. Su expresión matemática será:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad (n \text{ es constante})$$

P_1 = presión inicial

P_2 = presión final

V_1 = volumen inicial

V_2 = volumen final

T_1 = temperatura inicial

T_2 = temperatura final

ECUACION DE LOS GASES IDEALES.-

La ley combinada se cumple para la misma masa gaseosa, es decir:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = k$$

Si la masa es de 1 mol, considerando el volumen molar en condiciones normales = 22,4 lts se tiene que un mol de cualquier gas a 0 °C y 1 at. ocupa un volumen de 22,4 litros. Por lo tanto la constante será:

$$\frac{1 \text{ at} \times 22,4 \text{ l}}{273^\circ \times 1 \text{ mol}} = 0,082 \quad \text{que es la constante universal de los gases representada por } R$$

Para un número de moles cualquiera (n) :

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

P = presión (at) R = 0,082 l. at/°K.mol

V = volumen (l) n = número de moles = $\frac{m}{PM}$

T = temperatura (°K) PM = peso molecular (g/ mol)

m = masa (g)

Se puede expresar la Ecuación general, en función de la densidad del gas ($\delta = m/V$):

$$\frac{P V}{T} = \frac{m R}{PM} ; P \cdot PM = \frac{m}{V} R T ; \text{ al despejar la densidad se tiene:}$$

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

Para las mezclas gaseosas, se debe considerar otras dos leyes:

LEY DE DALTON.- (Presiones parciales).-

Si varios gases están contenidos en un mismo recipiente, cada uno de ellos ocupa el volumen total de la mezcla, pero ejerce su propia presión (presión parcial).

"La presión total ejercida por una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de los gases componentes de la mezcla"

$$P_T = p_A + p_B + p_C + \dots$$

P_T = presión total

p_A = presión parcial de A

p_B = presión parcial de B

p_C = presión parcial de C

LEY DE AMAGAT.- (Volumenes parciales).-

Para las mezclas gaseosas se obtienen resultados similares, si se considera que cada gas ocupa un volumen parcial, pero ejerce una presión igual a la total. Esta ley se puede enunciar como: "El volumen ocupado por una mezcla gaseosa es igual a la suma de los volúmenes parciales de cada gas componente de la mezcla"

$$V_T = V_A + V_B + V_C + \dots$$

V_T = volumen total

V_A = volumen parcial de A

V_B = volumen parcial de B

V_C = volumen parcial de C

El volumen parcial es el que ocuparía cada gas como si estuviera solo, sometido a la presión total de la mezcla (a la misma Temperatura).

En la mezcla gaseosa cada componente cumple con la Ecuación general si se considera su correspondiente número de moles; entonces se tendrán las siguientes expresiones:

$$P_A V = n_A R T$$

$$P_B V = n_B R T$$

y para la mezcla total se tiene:

$$P_T V = n_T R T$$

FRACCION MOLAR .-(x)

Se define como la relación entre el número de moles de un componente y el número total de moles de la mezcla.

$$X_A = n_A / n_T$$

Del mismo modo se puede tener la fracción de presión (x_p) o la fracción de volumen (X_v) del componente A:

$$X_P = P_A / P_T$$

$$X_V = V_A / V_T$$

Siempre se cumple que para un mismo componente gaseoso, la fracción molar es igual a la fracción de presión y a la fracción de volumen:

$$X = X_p = X_v$$

Se puede calcular entonces la presión parcial de un gas en una mezcla, multiplicando la presión total por la correspondiente fracción del gas:

$$p_A = p_T \cdot X_A$$

GASES HUMEDOS

En algunos casos, al obtener un gas en el laboratorio, mediante una reacción química adecuada; se lo recoge haciéndolo burbujear sobre agua. En este caso se obtiene, en realidad, una mezcla de vapor de agua y el gas que se considera.

Por lo tanto, para calcular la cantidad de gas obtenido, se deberá aplicar la ley de Dalton o de las presiones parciales; teniendo en cuenta la presión de vapor del agua a la temperatura a la que se recoge el gas. Estos valores de presión de vapor constan en tablas que se pueden consultar fácilmente, (APENDICE C) de modo que se aplica la relación:

$$P_{\text{gas}} = P_T - P_{\text{vapor del agua}}$$

Con la presión propia del gas, se puede aplicar luego la Ecuación general de los gases para calcular la variable que interesa, según el problema particular que se resuelve.

TEORIA CINETICO-MOLECULAR

Es una explicación al comportamiento, y a las observaciones macroscópicas de los gases, en términos microscópicos o moleculares. Varios científicos contribuyeron a ésta teoría (**Cláuisius, Boltzman, Maxwell**) cuyos puntos importantes son:

- 1.- Cualquier gas está formado por moléculas, separadas entre sí grandes distancias, mucho mayores que sus propias dimensiones. El volumen propio de las moléculas es menor al 0,1% del volumen total ocupado por el gas.
- 2.- Las moléculas se mueven constantemente de una manera aleatoria, (las velocidades pueden variar de 200 a 2000 m/s) y chocan unas con otras, y contra las paredes del recipiente; pero los choques son elásticos, de manera que la energía total se mantiene constante.
- 3.- Entre las moléculas no existen fuerzas de atracción, ni de repulsión.
- 4.- La energía cinética promedio de las moléculas, es proporcional a la temperatura absoluta del gas. Si dos diferentes gases están a la misma

temperatura, tienen la misma energía cinética media, pero su velocidad será diferente (debido a su distinta masa o Peso Molecular).

$$\frac{1}{2} m v^2 = k T$$

k = constante de proporcionalidad

En el primer punto, existe una excepción, en cuanto a considerar que todos los gases están formados por moléculas; ya que los gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) son monoatómicos. Los otros elementos gaseosos son diatómicos, y la mayoría de compuestos gaseosos son poliatómicos.

El cuarto punto de ésta teoría permite deducir la ley de GRAHAM o de la difusión de los gases, cuyo enunciado es: "a las mismas condiciones de temperatura y presión, las velocidades de difusión de 2 gases son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de sus pesos moleculares". La fórmula que se aplica con la ley de GRAHAM es:

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

Gracias a la Teoría Cinético-molecular, se pueden explicar las leyes de los gases ideales, estudiadas anteriormente.

Por ejemplo la ley de BOYLE establece que al disminuir el volumen, aumenta la presión. De acuerdo a la teoría, la presión se debe a los choques moleculares contra las paredes del recipiente, y al disminuir el volumen aumenta la concentración molecular, por lo tanto la presión es más alta, debido al mayor número de choques por unidad de tiempo.

Del mismo modo, puede explicarse la ley de CHARLES que relaciona las propiedades del gas con las variaciones de la temperatura absoluta. En el cero absoluto, la energía cinética de las moléculas, teóricamente es cero, ya que las moléculas están en completo reposo. El volumen de un gas ideal a esta temperatura es teóricamente cero, ya que el volumen propio de las moléculas es despreciable.

EL ESTADO LIQUIDO

Se puede considerar al estado líquido, como intermedio entre el gaseoso y el estado sólido. En los líquidos sus moléculas, se mueven más lentamente que en los gases, y las fuerzas de atracción molecular pueden mantenerlas juntas dentro de un volumen definido. Sin embargo, el movimiento molecular es demasiado rápido para que las moléculas ocupen posiciones fijas dentro de un retículo cristalino, como en los sólidos. Por lo tanto un líquido tiene volumen propio pero no forma propia.

Los líquidos son prácticamente incompresibles, puesto que hay poco espacio libre entre las moléculas. Al aumentar la temperatura aumenta ligeramente el volumen de la mayoría de líquidos y por tanto disminuye su densidad. Esto se explica porque aumenta la energía cinética promedio de las moléculas y por tanto el movimiento molecular disminuye las fuerzas de atracción, produciendo un aumento de volumen, que desde luego es menor que el observado para los gases.

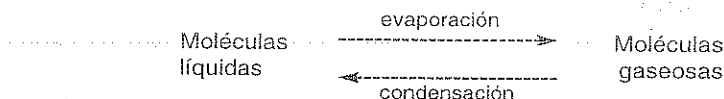
En el estudio de gases, se mencionó que al conectar dos recipientes que contienen diferentes gases a la misma presión y temperatura, se forma luego de cierto tiempo una mezcla homogénea (**DIFUSION**). Si dos líquidos son mutuamente solubles se difundirán el uno en el otro al ponerse en contacto, en un proceso que es más lento que la difusión de gases. Si un líquido se vierte cuidadosamente encima del otro de mayor densidad, se observará fácilmente el límite de separación que será menos visible con el transcurso del tiempo y que desaparecerá cuando las moléculas de los dos líquidos se difundan entre sí.

Entre las propiedades más importantes de los líquidos tenemos: Presión de vapor, punto de ebullición, punto de congelación, viscosidad, tensión superficial, presión y temperatura críticas. Inicialmente se menciona también la difusión.

PRESION DE VAPOR.

Si un líquido está en un recipiente abierto, el fenómeno de la evaporación, ocasiona una pérdida de líquido, ya que algunas moléculas superficiales adquieren una energía cinética suficiente para vencer la atracción de las otras moléculas, y escapar a la fase gaseosa.

Si el mismo líquido está en un recipiente cerrado, las moléculas gaseosas que escaparon del líquido, no pueden abandonar el recipiente, y más bien algunas de ellas, retornan al líquido, es decir se condensan. Esquemáticamente se tendría:



Se puede establecer un equilibrio entre los dos fenómenos anteriores, es decir que el número de moléculas gaseosas que escaparon del líquido, se mantiene constante, y **la presión ejercida por esas moléculas gaseosas es la presión de vapor del líquido.**

La presión de vapor aumenta con la temperatura. Existen tablas de presión de vapor en función de la temperatura, especialmente para el agua; donde se comprueba la anterior afirmación. (APENDICE C).

En el gráfico 2.3 se observa, para ciertos líquidos comunes la variación de la presión de vapor vs. la temperatura; así como los diferentes puntos de ebullición de dichas sustancias, y en consecuencia su diferente volatilidad.

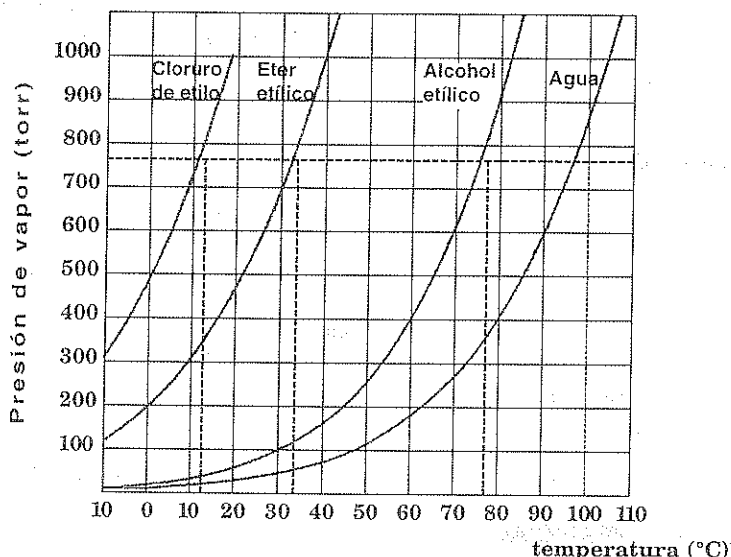


Gráfico 2.3

PUNTO DE EBULLICION.-

Es la temperatura a la cual, la presión de vapor de una sustancia se iguala con la presión atmosférica. El punto normal de ebullición será cuando la presión de vapor de la sustancia es 760 mm Hg. A ésta temperatura todas las moléculas de la sustancia pueden pasar a fase gaseosa.

CALOR DE VAPORIZACION.-

Para que se produzca el cambio del estado líquido al gaseoso, se necesita suministrar calor a todas las sustancias, ya que sus moléculas deben tener la energía cinética suficiente para vencer las fuerzas de cohesión que ejercen las otras moléculas.

El calor de vaporización es la cantidad de calor que necesita 1 g de una sustancia, para pasar del estado líquido al gaseoso, a una temperatura constante. Generalmente esta temperatura es el punto de ebullición de dicha sustancia.

Para el agua el calor de vaporización es 540 cal/g que resulta ser un valor bastante alto, ya que refleja las intensas fuerzas intermoleculares existentes en el agua. Existe pues una relación entre esta propiedad y las fuerzas intermoleculares estudiadas anteriormente.

VISCOSIDAD.-

Es la resistencia a fluir que presentan los líquidos, y se puede determinar midiendo el tiempo que se demora cierta cantidad de líquido para pasar a través de un tubo de diámetro pequeño a una presión determinada.

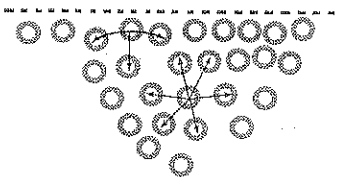
La viscosidad se debe basicamente a las atracciones entre moléculas. De manera general, al aumentar la temperatura de un líquido, la viscosidad disminuye; ya que las fuerzas de cohesión disminuyen por el aumento del movimiento molecular.

Al aumentar la presión aumenta la viscosidad de un líquido dado.

TENSION SUPERFICIAL.-

Es una medida de las fuerzas de atracción molecular, que al actuar sobre la superficie de un líquido, forman una especie de membrana o película sobre el líquido. Existe una fuerza neta de atracción hacia el centro del recipiente porque las moléculas superficiales, a diferencia de las moléculas internas son atraídas solo hacia el interior del líquido; por lo tanto el área superficial del líquido tiende a reducirse.

Esta propiedad explica la forma esférica de las gotas de un líquido, y la posibilidad de que pequeños objetos (alfileres, clips), puedan flotar sobre el agua.



TEMPERATURA CRÍTICA.-

Si se calienta un líquido, a presión normal (1 at) al llegar al punto de ebullición se producirá el paso al estado gaseoso; pero si se aumenta la presión sobre el líquido es posible que una sustancia se mantenga como líquida a temperaturas superiores a su punto de ebullición.

Sin embargo por más alta que sea la presión ejercida sobre el líquido, se alcanza una temperatura a la cual la sustancia se convierte en gas. Esta temperatura se denomina temperatura crítica.

La temperatura crítica es entonces, el máximo valor de temperatura a la cuál una sustancia se mantiene como líquida. Por ejemplo para el agua la temperatura crítica es 374°C por lo tanto nunca se puede encontrar agua líquida a temperaturas superiores a 374°C .

PRESION CRÍTICA.-

La presión de vapor de una sustancia que ha llegado a su temperatura crítica, se denomina presión crítica.

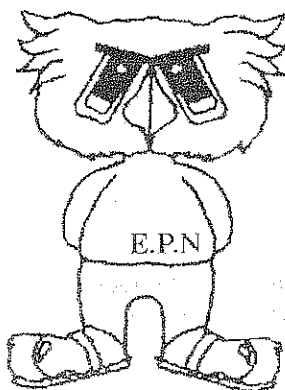
La presión crítica, al igual que la temperatura crítica es una medida de las diferentes fuerzas atractivas, que existen entre las moléculas de las sustancias.

En los gráficos de presión de vapor frente a la temperatura, se puede considerar que el punto último o final de dichas curvas es el que corresponde a la presión y temperatura críticas de dicha sustancia.

A continuación se indican algunos valores de temperatura crítica para ciertas sustancias, en esta tabla se observa que las sustancias cuyas temperaturas críticas son sumamente bajas se denominan gases permanentes ya que dichas sustancias nunca pueden ser líquidas a la temperatura ambiente.

Los denominados gases condensables tienen valores de temperatura crítica cercanos a los valores de la temperatura ambiente, y por lo tanto pueden estar como líquidos a valores inferiores a esa temperatura.

"Gases permanentes"		"Gases condensables"		"Líquidos"	
Helio	- 268 °C	Bióxido de carbono	31 °C	Eter	194 °C
Hidrógeno	- 240	Etano	32	Acohol etílico	243
Nitrógeno	- 147	Propano	97	Benceno	289
Argón	- 122	Amoníaco	132	Bromo	303
Oxígeno	- 119	Cloro	146	Agua	374
Metano	- 82	Anhídrido sulfuroso	158	Mercurio	1460



EL ESTADO SOLIDO

Los sólidos se caracterizan, como se indicó anteriormente, por lo siguiente:

Tienen forma y volumen propios,

Existen intensas fuerzas de cohesión entre moléculas (o partículas en general) las cuales tienen únicamente movimiento de vibración. Son incomprensibles, y al comparar a varios sólidos, presentan muchas diferencias en cuanto a sus propiedades y comportamiento.

CLASES DE SOLIDOS.-

Se considera dos grandes tipos de sólidos: **Cristalinos y Amorfos**. Los sólidos amorfos carecen de forma definida, no tienen puntos de fusión (o congelación) definidos, tienen formas moleculares complejas y se quiebran en fragmentos irregulares con bordes y ángulos desiguales. Son ejemplos de sólidos amorfos: brea, parafina, vidrio y ciertos plásticos.

Una propiedad característica de los sólidos amorfos es la **ANISOTROPIA** que se refiere a la variación de las propiedades de un cuerpo según la dirección en que se consideran.

Los sólidos cristalinos, en cambio, se caracterizan por la **ISOTROPIA** que indica que las propiedades son las mismas para un cuerpo, independientemente de la dirección que se considere.

Los sólidos cristalinos tienen una forma geométrica definida, puntos de fusión y calor de fusión definidos, se pueden dividir en partes idénticas, similares al cristal original. Por ejemplo el NaCl, el CaO y muchos otros sólidos iónicos que se mencionaron al estudiar el **Enlace iónico**.

Un **cristal** es una disposición o arreglo simétrico de átomos, iones o moléculas ubicados en un modelo tridimensional repetitivo. Se puede hablar también de la **Red cristalina**.

La **celda unitaria** es parte de la red, y se considera como la unidad más pequeña que repetida a lo largo de las 3 direcciones produce la estructura completa de la red.

Los sólidos cristalinos, a su vez pueden clasificarse en 4 tipos que son:

1.- Cristales iónicos

2.- Cristales moleculares.

3.- Redes covalentes.

4.- Cristales metálicos.

A continuación se indican las características de cada uno de éstos 4 tipos de sólidos cristalinos, aclarando que los primeros y los últimos se estudiaron ya, dentro del enlace iónico y del enlace metálico (Modelo del mar de electrones) respectivamente.

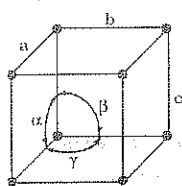
1.- CRISTALES IONICOS

En la formación del enlace iónico, cuando metales de los grupos 1A y 2A se unen con no metales de los grupos 6A y 7A; los iones formados se "empaquetan" en una estructura de forma geométrica definida o **crystal iónico** que es un sólido de altos puntos de fusión y ebullición, de gran dureza y que puede conducir la electricidad cuando está fundido o en solución.

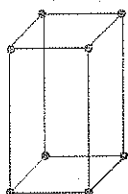
El ciclo de Born-Haber, señala detalladamente cada uno de los pasos o etapas en la formación del cristal iónico y las energías o entalpías involucradas en el proceso, cuya sumatoria algebraica nos permite calcular la entalpía de formación del enlace iónico a partir de los elementos, en su estado natural más común.

Un valor importante dentro del ciclo es la energía reticular o de red (U_o) que es la que se desprende cuando los iones gaseosos se "**empaquetan**" en un arreglo de forma geométrica definida y originan el sólido cristalino.

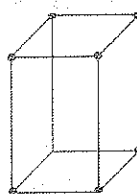
Los sólidos iónicos pueden cristalizar en 7 diferentes sistemas cristalinicos, algunos de los cuáles tienen la misma forma geométrica, pero la disposición de los iones dentro de la red es diferente. Por ejemplo se tiene: cúbica centrada en los vértices, cúbica centrada en el cuerpo, o cúbica centrada en las caras.



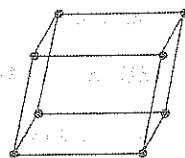
Cúbico simple
 $a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



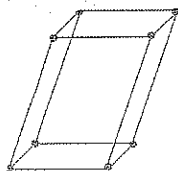
Tetragonal
 $a = b \neq c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



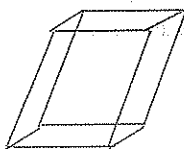
Ortorrómbico
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



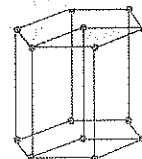
Romboédrico
 $a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



Monoclinico
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha = \gamma = 90^\circ \neq \beta$



Triclinico
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$



Hexagonal
 $a = b \neq c$
 $\alpha = \beta = 90^\circ \neq \gamma = 120^\circ$

2.- CRISTALES MOLECULARES

A diferencia de los anteriores, las unidades estructurales en este tipo de sólidos son las moléculas y no los iones. Las fuerzas que existen en el cristal pueden ser: dipolares, puente de Hidrógeno o de Dispersión; según el tipo de moléculas polares o no polares que forman el cristal molecular.

Los enlaces entre los átomos (en el interior de las moléculas) son de tipo covalente, pero entre moléculas que constituyen la red cristalina, son más débiles, pues son las distintas fuerzas intermoleculares, mencionadas anteriormente. Por ejemplo en el agua (hielo) existen fuerzas intermoleculares de tipo Puente de H que actúan entre las diferentes moléculas del sólido, originando un arreglo espacial de forma geométrica definida, que constituye un verdadero **cristal molecular**. Lo mismo ocurren en el NH_3 sólido.

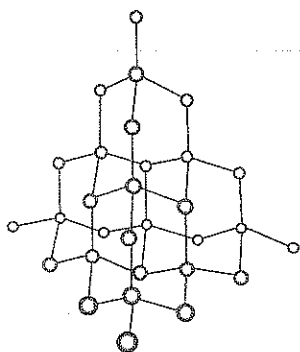
En otras moléculas polares como el SO_2 , HCl existen fuerzas dipolares entre las moléculas que forman el cristal. En cambio en moléculas no polares como el CO_2 , CH_4 y otras las fuerzas que actúan entre molécula y molécula son las de Dispersión o London.

Los sólidos moleculares son relativamente blandos, con bajos puntos de fusión, ya que las moléculas pueden desplazarse con facilidad en la "red" debido a las débiles fuerzas intermoleculares. Son malos conductores de la electricidad.

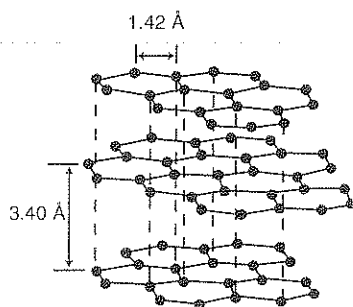
3.- REDES COVALENTES

Las unidades estructurales en éste tipo de sólidos son **átomos** que se ubican en una gigantesca red cristalina o "macromolécula" dentro de la cual existen fuertes enlaces covalentes entre los átomos, que no pueden moverse libremente.

Como ejemplos de éste tipo de sólidos tenemos: diamante, cuarzo o sílice (SiO_2) y el grafito, aunque este último presenta algunas diferencias en las propiedades de los sólidos covalentes.



Diamante



Grafito

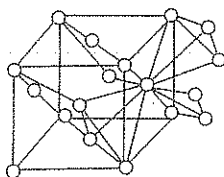
Las redes covalentes, presentan altísimos puntos de fusión y son muy duros (el diamante ocupa el 1º lugar en la escala de dureza de Mohr). Generalmente son malos conductores del calor y la electricidad ya que la estructura de la red es de tipo rígida con fuertes enlaces entre las unidades estructurales que son átomos.

4.- CRISTALES METALICOS

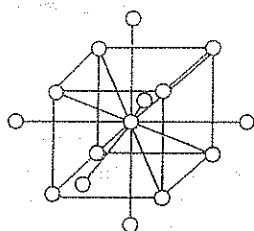
Según el modelo del **“mar de electrones”** los metales están formados por iones positivos y electrones deslocalizados (Página 115) que constituyen un verdadero “mar”. En los metales que cristalizan como sólidos, las unidades estructurales serían los cationes y los electrones móviles. Los primeros ocupan posiciones relativamente fijas, dentro de la red cristalina, y se encuentran en el interior de una nube de electrones móviles o deslocalizados, ya que no pertenecen a un átomo en particular; sino a la red en su conjunto.

Todos los metales son muy buenos conductores del calor y la electricidad, debido a los electrones que se mueven libremente. En cuanto a dureza pueden variar de blandos (Na, K) a muy duros (Fe, Cr, Ni); pero la mayoría son dúctiles y maleables. Igualmente, en cuanto a sus puntos de fusión presentan un amplio rango que va desde $-39\text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta $3.400\text{ }^{\circ}\text{C}$.

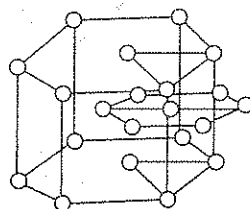
La mayoría de cristales metálicos pertenecen a las estructuras: cúbico centrado en el cuerpo, cúbico centrado en los lados, y empaquetado hexagonal que se caracterizan por el empaquetado compacto ya que los espacios vacíos son mínimos (26% a 32%) de modo que los átomos tienen el mayor contacto posible.



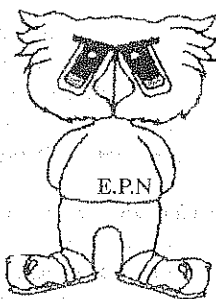
Red cúbica centrada en los lados



Red cúbica centrada en el cuerpo



Red Hexagonal



PROBLEMAS RESUELTOS

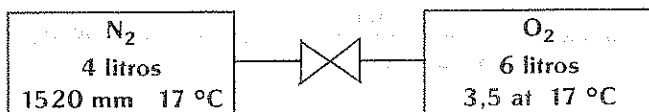
1.- La densidad de un gas ideal en condiciones normales es 3,5 g/l, entonces su peso molecular sería:

- a) 87,35 b) igual al del agua c) 78,35 d) N.R

$$P.M = \frac{RT}{P} \cdot d = \frac{0,082 \text{ l. at/}^\circ\text{K mol} \times 273^\circ\text{K} \times 3,5 \text{ g/l}}{1 \text{ at}} = 78,35 \text{ g/mol}$$

Respuesta = c

2.- Calcular la presión total de la mezcla gaseosa que resulta al abrir la válvula de la figura, y permitir que se mezclen los dos gases contenidos en los recipientes A y B.



Si $T = \text{cte}$ aplico la Ley de Boyle para cada uno de los dos gases ($V_f = 4 + 6 = 10 \text{ lts}$).

Para el N_2

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{2 \text{ at} \times 4 \text{ l}}{10 \text{ lts}} = 0,8 \text{ at}$$

Para el O_2

$$P_1' V_1' = P_2' V_2' \quad P_2' = \frac{3,5 \text{ at} \times 6 \text{ l}}{10 \text{ lts}} = 2,1 \text{ at}$$

$$P_T = P_{N_2} + P_{O_2} = 0,8 + 2,1 = 2,9 \text{ at}$$

3.- En una reacción química se desprenden 18,6 lts de gas Hidrógeno, que se recogen sobre agua a 30°C y presión total de 791,8 mm Hg. La masa de Hidrógeno recogido, si la presión de vapor del agua a 30°C es 31,8 mm Hg; sería:

- a) 18,6 g b) 0,15 kg c) 0,75 g d) 1,5 g e) N.R.

Con la ley de Dalton, se puede calcular la presión parcial del gas H_2

$$P_{H_2} = P_T - P_{\text{vapor agua}} = 791,8 - 31,8 = 760 \text{ mm Hg}$$

Aplicando la ecuación general de los gases se tiene:

$$m = \frac{P_{H_2} V PM}{R T} = \frac{1 \text{ at} \times 18,6 \text{ lts} \times 2 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ lts. at/}^\circ\text{K mol} \times 303^\circ\text{K}} = 1,5 \text{ g}$$

Respuesta = 1,5 g.

4.- En un recipiente de 2,5 lts. se introducen 5,6 lts. de H_2 medidos en condiciones normales, y $6,02 \times 10^{22}$ moléculas de O_2 . Se calienta hasta 67°C , temperatura a la cual se dejan escapar 3 lts. de mezcla medidos a 15°C y 1,2 at. Cuántos g de O_2 permanecen en el recipiente? $H = 1 \quad O = 16$.

Se transforma a moles, las cantidades de H_2 y de O_2

$$5,6 \text{ lts. de } H_2 \left| \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ lts}} \right| = 0,25 \text{ moles de } H_2$$

$$6,02 \times 10^{22} \text{ moléculas} \left| \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ moléc.}} \right| = 0,1 \text{ moles de } O_2$$

El número total de moles será $0,25 + 0,1 = 0,35$ moles
la fracción molar del oxígeno será: $X_{O_2} = 0,1/0,35 = 0,285$

El número de moles que escapan, se calcula con la Ecuación general de los gases.

$$n = \frac{P V}{R T} = \frac{1,2 \text{ at} \times 3 \text{ lts}}{0,082 \text{ lts. at/}^\circ\text{K mol} \times 288^\circ\text{K}} = 0,15 \text{ moles}$$

De estas moles, las de oxígeno que escaparon se pueden calcular con la expresión: $n_{O_2} = n_T X_{O_2} = 0,15 \text{ moles} \times 0,285 = 0,043 \text{ moles}$.

El número de moles de O_2 que permanecen en el recipiente será:

$$0,1 - 0,043 = 0,057 \text{ moles}$$

Y en gramos se tendrá:

$$0,057 \text{ moles} \left| \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \right| = 1,81 \text{ g de } O_2$$

Respuesta = 1,81 g de O_2

5.- En un recipiente de 4 litros se introducen $3,01 \times 10^{23}$ moléculas de H_2 y 4 g de He. Se calienta la mezcla hasta 77°C y se deja escapar 4.200 cm^3 de mezcla medidos a 2,5 at. Calcular la presión parcial final del He, y los gramos de H_2 que quedaron en el recipiente.

$$3,01 \times 10^{23} \text{ moléculas } H_2 \left| \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}} \right| = 0,5 \text{ moles de } H_2$$

$$4 \text{ g He} \left| \frac{1 \text{ mol}}{4 \text{ g He}} \right| = 1 \text{ mol.}$$

$$n_T = 0,5 + 1 = 1,5 \text{ moles.}$$

la composición de la mezcla es 0,33 de $H_2 \rightarrow X_{H_2} = 0,33$

0,67 de He $\rightarrow X_{He} = 0,67$

El número de moles que se escapan será:

$$n = \frac{P V}{R T} = \frac{2,5 \text{ at.} \times 4,2 \text{ lts.}}{0,082 \text{ lts. at / } ^\circ\text{K mol} \times 350 \text{ } ^\circ\text{K}} = 0,366$$

El número de moles que quedan = $1,5 - 0,366 = 1,134$ moles totales

$$\text{La presión total final será: } P = \frac{n R T}{V} = \frac{1,134 \times 0,082 \times 350}{4} = 8,13 \text{ at.}$$

$$P_{He} = P_T X_{He} = 8,13 \text{ at.} \times 0,67 = 5,42 \text{ at.}$$

$$\text{Moles } H_2 \text{ finales} = 1,134 \text{ moles} \times 0,33 = 0,378 \text{ moles } H_2 \left| \frac{2 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol}} \right|$$

Respuesta = 5,42 at. y 0,756 g H_2

6.- Si se dispone de un recipiente que contiene H_2 y O_2 a las mismas condiciones de temperatura y presión:

- a) los dos gases tienen distinta energía cinética. b) sus moléculas se mueven al azar con iguales velocidades. c) la densidad del O_2 es mayor que la del H_2 . d) una mezcla de H_2 y O_2 tiene un peso molecular medio menor al del O_2 . e) N.R.

a y b descartados por los postulados de la Teoría Cinética-Molecular, el literal

c es válido ya que $\delta = \frac{P \cdot \overline{PM}}{R T}$ y la d, también es respuesta ya que el $\overline{PM} = 32(x) + 2(1-x)$ será siempre menor a 32, con cualquier valor de x.

PROBLEMAS PROPUESTOS

- 1.- Un tanque resiste una presión de 9 at. Se llena de aire a 0°C y 6 at. ¿Ofrece seguridad para calentarlo hasta 240°C una vez lleno de aire?
- 2.- La densidad de un gas desconocido es 2,85 g/l a 78°C y 740 mm de Hg. Hallar el peso molecular de dicho gas.

3.- Qué volumen ocuparán 2, 16 g de SO_2 a 21°C y 750 mm? 0,82 l.

4.- El volumen de un gas a 135°C y 3,5 at de presión es 0,53 l. ¿Cuál es su volumen en condiciones normales?

5.- El aire de un neumático de automóvil, de volumen 30 lts. está a la presión de 2 atmósferas. ¿Cuánto aire saldría del neumático si se abriese la válvula? Suponer que el volumen del neumático es constante, así como la temperatura.

6.- Se recogen 5,43 litros de gas un día en que la temperatura era 24°C y la presión barométrica 706 mm Hg. La muestra seca pesa 5,6 g. ¿Cuánto pesan 1,5 moles de gas?

Pvapor H_2O (24°C) = 22 mm

7.- Un gas seco ocupa un volumen de 325 cm^3 en condiciones normales. Si se recogiera esta misma masa de gas sobre agua a 23°C y una presión total de 745 mm. ¿Qué volumen ocuparía? 370 cm^3

La presión de vapor del agua a 23°C es 21 mm.

8.- Se tiene 5 lts. de una mezcla gaseosa formada por un 20% en volumen de Oxígeno, 45% en volumen de Helio y 35% de Nitrógeno. Calcular la composición en peso de la mezcla.

9.- 4 lts. de aire saturado de humedad están a 5 at y 50°C . Calcular la presión final cuando esta masa de aire se expande sobre H_2O hasta 20 lts, a 50°C ; y los gramos de H_2O que se evaporan para mantener el aire saturado de humedad.

10.- Calcular la densidad de una mezcla de 0,3 moles de N_2 y 0,18 moles de O_2 que llena un recipiente de 1 lt. a 47°C .

11.- Una muestra de Oxígeno contenida en un frasco de 1 litro, ejerce a 25°C una presión de 800 mm. En un frasco de 3 l una muestra de Nitrógeno ejerce a 50°C una presión de 1,5 atm. Las dos muestras se mezclan en un frasco de 9 litros a 40°C Calcular:

- a) la presión parcial de cada gas. b) la presión total.

- 2 12.- Una masa de H_2 recogida sobre agua a $25^\circ C$ y 737 mm ocupa un volumen de 245 cm^3 . Calcular el volumen de H_2 seco medido a $12^\circ C$ y 770 mm Hg .

$$P_{\text{vapor } H_2O} (25^\circ C) = 23,8 \text{ mm.} \quad V = 217 \text{ cm}^3$$

- 3 13.- Un litro de aire seco a $10^\circ C$ y a 750 mm se hace burbujear a través de H_2O , obteniéndose un volumen de 1013 cm^3 a las mismas T y P . Hallar la presión parcial del vapor de H_2O (Suponer nulo el vol de aire que se disuelve).
- 4 14.- Aire a $30^\circ C$ y 2 at. con una humedad relativa del 80% , se comprime dentro de un tanque de 1050 l hasta una presión de 4 at. y $50^\circ C$. Calcular el peso de agua que se condensa dentro de tanque. Suponer despreciable el volumen del agua condensada y considerar las presiones de vapor del agua a $30^\circ C$ y $50^\circ C$, $31,8$ y $92,5 \text{ mm}$ respectivamente.
- 15.- En un recipiente de 4 lts. que contiene $0,2 \text{ g}$ de H_2 a $30^\circ C$, se introducen $4,2$ litros de O_2 saturados en un 75% de vapor de agua a $30^\circ C$ y 850 mm Hg . Luego se deja salir 7 lts. de esta mezcla medidos a la misma temperatura y 600 mm Hg . Calcular las fracciones molares de los gases contenidos al final en el recipiente.
- 16.- Un cilindro contiene un gas a la presión de 3 at. y sufre una fuga hasta que la presión manométrica es $1,1 \text{ at.}$ en las condiciones de Quito. Si el volumen de gas que escapó medido en condiciones normales es 85 lts. determinar el volumen del cilindro $74,58 \text{ l}$. La presión atmosférica en Quito es $0,7 \text{ at}$ y la temperatura es $15^\circ C$.
- 2 17.- 10 litros de aire con una humedad relativa del 80% están a $30^\circ C$ y $1,5 \text{ at.}$ Si se comprimen hasta 4500 mm Hg manteniéndose constante la temperatura, calcular el volumen final.
- 3 18.- Una masa de aire con una humedad relativa del 60% está a $50^\circ C$ y a una presión manométrica de 1200 mm Hg , se comprime dentro de un tanque de 1000 lts a $30^\circ C$ y 6 at. Calcular el número de moles de agua que se condensan dentro del tanque.
- Presión barométrica = 540 mm Hg ; $P_v (30^\circ C) = 31,8 \text{ mm Hg}$;
 $P_v (50^\circ C) = 92,5 \text{ mm Hg}$
- 4 19.- En un recipiente que contiene 50 g de CO_2 medidos a $50^\circ C$ y 750 mm Hg , se introduce N_2 y se eleva la temperatura a $70^\circ C$. Si se conoce que en estas condiciones la presión parcial del N_2 es tres veces la presión parcial del CO_2 :
- a) Determinar la composición volumétrica de la mezcla. b) Si al producirse una fuga de la mezcla gaseosa la presión se reduce hasta 2000 mm Hg y la temperatura disminuye a $60^\circ C$, calcular los gramos de CO_2 que escaparon.
- 5 20.- Un recipiente contiene una mezcla formada por $5,2 \text{ g}$ de He y aire que se

encuentra a 23°C ; la presión parcial del He en la mezcla es de 600 mm Hg y su fracción molar es 0,63. Si se deja escapar parte de la mezcla, la cual a 17°C y 520 mm Hg ocupa un volumen de 60 lts, calcular los g de Nitrógeno que salieron. Composición volumétrica del aire: 79% N_2 y 21% O_2 .

- 21.- Un recipiente cilíndrico tiene 30 cm de radio y 2 m. de altura. Cuántos kg de CO_2 medidos a 20°C y 820 mmHg se necesitarán para llenar el recipiente.

C=12 O=16

- 22.- El amoníaco que se encuentra a 150 mmHg, se calienta hasta que se disocia en sus elementos. Calcular la presión de la mezcla gaseosa, al volver a las condiciones iniciales de temperatura y volumen (los elementos ya no forman otra vez amoníaco) N=14 H=1

- 23.- En un recipiente de 4 litros se introducen $3,01 \times 10^{23}$ moléculas de H_2 y 4 g de He. Se calienta la mezcla hasta 77°C y se deja escapar 4.200 cm^3 de mezcla medidos a 2,5 at. Calcular la presión parcial final del He, y los gramos de H_2 que quedaron en el recipiente. He=4 H=1

CLASE PRACTICA N° 5

CURSO:..... NOMBRE:

Conocimientos: Estados de la materia.- Leyes de los Gases.- Propiedades de sólidos, líquidos y gases.- Teoría Cinética-Molecular.

- 1.- Utilizando la relación entre presión de vapor vs. temperatura para algunos líquidos (GRAFICO 2.3) determine la temperatura a la cual hierve el H_2O cuando la presión externa es: a) 900 mm Hg. b) 300 mm Hg.

Calcule también el punto de ebullición aproximado para el éter etílico y el alcohol etílico.

- 2.- En base a las propiedades que se indican a continuación, clasifique a las siguientes sustancias como sólidos iónicos, moleculares, covalentes o metálicos.

Sustancia	Pto. Fusión °C	Pto. Ebullición °C	Conductividad eléctrica		Tipo de sólido
			líquido	sólido	
A	848	1727	Si	No
B	-39	346	Si	Si
C	-25	136	No	No
D	-175	-46	No	No
E	2300	2550	No	No

- 3.- Si los puntos de fusión del K, Fe y KBr son 64, 1536 y 730 °C respectivamente, entonces:

- a) Los 3 son sólidos cristalinos. b) En el segundo existen redes covalentes.
c) Los 3 conducen la electricidad en estado sólido. d) El tercero es un sólido molecular. e) N.R.

- 4.- Si comparamos el diamante y el sodio (sólido):

- a) Los dos son sólidos amorfos. b) El punto de fusión del metal es mayor que el del diamante. c) Los dos son cristales formados por iones y electrones libres. d) N.R.

- 5.- Al considerar las propiedades de líquidos y gases:

- a) Los gases permanentes no se pueden condensar. b) La tensión superficial

está relacionada con las fuerzas de atracción entre moléculas. c) La presión crítica es independiente de la temperatura crítica. d) Los gases tienen volumen propio. e) N.R.

6.- La teoría cinético-molecular considera que:

a) Las moléculas son indestructibles. b) Las fuerzas de atracción entre moléculas gaseosas no son despreciables. c) En los choques entre moléculas no se pierde energía cinética. d) Al reducir el volumen de un gas su presión se reduce. e) N.R.

7.- Los puntos de ebullición del Agua, benceno, metanol (H_2O , C_6H_6 , CH_3OH) son: 100, 82 y 64,8 °C respectivamente, entonces:

a) A una misma temperatura el agua presenta la mayor presión de vapor. b) El benceno presenta las fuerzas intermoleculares de mayor intensidad. c) El agua presenta, a la misma temperatura, el mayor calor de vaporización. d) El metanol es el líquido más volátil. e) N.R.

8.- Identifique con una X los sólidos que presentan las características descritas

	MET.	MOLE.	ION.	R.CO.V.
- Disuelto en agua no conduce la corriente eléctrica.
- Generalmente insoluble en agua.
- Conduce la electricidad en estado sólido.
- Normalmente no volátil.
- Tiene generalmente punto de ebullición bajo.

9.- Se tiene una mezcla equimolecular de O_2 y N_2 . Entonces:

a) El peso atómico promedio es 8.5. b) Es 17. c) El peso molecular promedio es 30. d) Es 16.5. e) N.R.

10.- Al calentar un líquido, se puede lograr:

a) mayor tensión superficial. b) menor presión de vapor. c) mayor viscosidad. d) mayores fuerzas intermoleculares. e) N.R.

11.- La temperatura y presión críticas del agua son 374 °C y 218 at, entonces:

a) a 375 °C el agua se puede mantener como líquido. b) a 370 °C la presión de vapor del agua es 218 at. c) a 374 °C y 100 at. el agua se comportaría como gas ideal. d) N.R.

CLASE PRACTICA N°6

CURSO:

NOMBRE:

Conocimientos: Fuerzas intermoleculares.- Estados de la materia.- Propiedades de sólidos, líquidos y gases.- Leyes y Ecuación General de los gases.

- 1.- Según la estructura de los siguientes sólidos, qué tipos de fuerzas se deben vencer para fundir un cristal de: (Escriba su respuesta en la línea de puntos).
 - a) SiO_2
 - b) BaF_2
 - c) Ba
 - d) F_2
 - e) PF_3

- 2.- El análisis de las fuerzas intermoleculares y los diferentes tipos de sólidos cristalinos, permite afirmar que:
 - a) Existen redes covalentes en el vidrio y el sílice. b) El puente H se presenta únicamente en los sólidos. c) Las fuerzas de dispersión son importantes en moléculas no polares. d) Todos los sólidos metálicos tienen altos puntos de fusión. e) N.R.

- 3.- Los puntos de ebullición del amoníaco y la fosfamina son: 8 y -10°C respectivamente. Entonces:
 - a) Existen fuerzas dipolares en los dos compuestos. b) Los dos son líquidos de igual peso molecular. c) La presión de vapor del amoníaco es menor que la de la fosfamina. d) Existe puente H entre las moléculas de la fosfamina. e) N.R.

- 4.- La presión crítica de una sustancia es:
 - a) La mínima presión de vapor posible de un líquido. b) La máxima presión de vapor posible de un líquido. c) La presión de vapor del líquido a una temperatura mayor que la crítica. d) N.R.

- 5.- La temperatura crítica de una sustancia es:
 - a) La temperatura a la cuál la fase líquida de la sustancia no puede existir. b) La máxima temperatura a la cuál la sustancia puede existir como líquido. c) La temperatura a la cuál la presión de vapor del líquido es igual a la presión crítica. d) N.R.

- 6.- El Ni cristaliza en el sistema cúbico centrado en las caras, con un 26% en vo-

lumen de espacios vacíos. Si su peso atómico es 58,7 y su densidad es 8,9 g/cm³ entonces su átomo "esférico" tiene un radio de:

- a) 1,38 Å b) 1,74 Å c) 1,24 Å d) 1,54 Å e) N.R.

7.- Al considerar las propiedades de los líquidos:

- a) El agua tiene menor punto de ebullición que el H₂S. b) El metano tiene menor punto de ebullición que el silano (SiH₄). c) Nunca se pueden condensar los gases permanentes. d) La presión crítica es independiente de la temperatura crítica. e) N.R.

8.- El radio atómico del Fe es 1,25 Å y su densidad es 7,87g/cm³. El porcentaje de espacio vacío existe en el cristal metálico del Fe es:

- a) 71% b) 23% c) 42% d) 50% e) N.R.

9.- Conociendo que la presión de vapor de algunos líquidos a 25 °C es:

H₂O = 23,8 mm etanol = 67 mm benceno = 94,4 mm
Metanol = 122 mm se puede afirmar que:

- a) El etanol es el más volátil. b) La mayor temperatura de ebullición correspondería al agua. c) El benceno hierve a la menor temperatura de las 4 sustancias. d) El metanol tiene las fuerzas intermoleculares más intensas. e) N.R.

10.- Considerando las siguientes especies químicas, clasifíquelas como sólidos iónicos o sólidos covalentes (redes covalentes). Escriba una I o una C respectivamente en el paréntesis.

1. Cromo () 2. CO₂ () 3. CaO () 4. SiO₂ ()
5. HBr () 6. LiCl () 7. C ()

11.- Si los puntos de ebullición del NH₃ y del PH₃ son respectivamente 8 °C y - 10 °C entonces:

- a) Los dos compuestos tienen igual peso molecular. b) En los dos casos hay fuerzas dipolares. c) A una temperatura determinada, la presión de vapor del PH₃ es menor que la del NH₃. d) N.R.

CLASE PRACTICA N° 7

CURSO

NOMBRE.....

Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y ponga V o F según sean verdaderas o falsas.

- 1.- Entre moléculas no polares pueden existir enlaces Puente de H.
- 2.- En la mayoría de compuestos, los puntos de ebullición más altos se deben a la mayor intensidad de las fuerzas intermoleculares.
- 3.- El metano tiene mayor punto de ebullición que el silano (SiH_4)
- 4.- El agua tiene mayor punto de ebullición que el H_2S
- 5.- Las fuerzas de dispersión son más intensas que las dipolares.
- 6.- La mayoría de enlaces covalentes se destruyen si se calienta un gas (H_2) hasta 1000°C
- 7.- En las raíces vegetales se presenta el fenómeno de capilaridad.
- 8.- El etanol tiene (a = T) una mayor presión de vapor que el agua, y por lo tanto su punto de ebullición será
- 9.- El aumentar la temperatura, disminuye la viscosidad del líquido.
- 10.- Hay relación entre presión de vapor y el punto de ebullición.

Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y encierre en un círculo la o las respuestas correctas N.R.= ninguna respuesta.

- 1.- Las densidades de cierto óxido de nitrógeno y del O_2 son respectivamente $0,258 \text{ g/lts}$ y $0,275 \text{ g/lts}$ a las mismas condiciones de T y P. Entonces el óxido de Nitrógeno sería:
a) N_2O b) NO_2 c) NO d) N.R.
- 2.- El punto de ebullición del HCl es -84°C . A ésta temperatura, la presión de vapor del dióxido de azufre es 10 mm Hg . Por lo tanto:
a) En el HCl hay fuerzas intermoleculares más intensas que en el SO_2 . b) El SO_2 tiene mayor punto de ebullición que el HCl . c) a una temperatura dada, el HCl tiene una mayor presión de vapor. d) N.R.
- 3.- Si 10 litros de aire en condiciones normales, se calientan hasta 100°F manteniendo la presión en 1 at :
a) El volumen final es directamente proporcional a la temperatura en grados Fahrenheit. b) El volumen final es $9,6 \text{ litros}$. c) Se obtienen $11,38 \text{ litros}$. d) N.R.

CLASE PRACTICA N° 8

CURSO: NOMBRE:

Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y encierre en un círculo la o las respuestas correctas. N.R. = ninguna respuesta.

1.- Un recipiente contiene 2 lts. de H_2 a $20^\circ C$ y 1 at, y un segundo recipiente contiene 2 lts. de O_2 a $40^\circ C$ y 1 at; entonces:

- a) Los dos gases tienen igual energía cinética. b) Las moléculas de H_2 se mueven con mayor velocidad. c) Los choques moleculares producen pérdidas de energía. d) N.R.

2.- Un recipiente de 5 lts., contiene una mezcla de CH_4 y N_2 a $20^\circ C$. La presión total es 1.160 mm Hg y existe un 30 % en peso de N_2 . Entonces:

- a) La presión parcial del N_2 es 228,5 mm. b) El peso molecular de la mezcla es 18,36 g/mol. c) La masa total de la mezcla es 5,83 g. d) N. R.

3.- Al considerar las propiedades de los sólidos:

- a) El vidrio es un sólido cristalino. b) El azúcar es un sólido iónico. c) El cuarzo (SiO_2) forma redes covalentes. d) El NaCl es un sólido amorfo. e) N.R.

4.- Las posiciones en las celdas unitarias de los sólidos con redes covalentes, están ocupadas por:

- a) átomos. b) iones. c) moléculas. d) átomos o moléculas. e) N.R.

5.- Si al comparar los puntos de fusión de los halogenuros de nitrosilo: $NOBr > NOCl > NOF$. Dicha variación se puede explicar por:

- a) la polaridad de las moléculas. b) el tamaño molecular. c) las fuerzas dipolares. d) las fuerzas de dispersión. e) la presencia de puentes hidrógeno.

6.- La propiedad que explica la forma esférica de las gotitas de un líquido se denomina:

- a) viscosidad. b) tensión superficial. c) capilaridad. d) presión de vapor. e) N.R.

7.- Se tiene 22 g de CO_2 a 273 °K y 760 mm Hg:

- a) El volumen que ocupan sus moléculas es 22,4 lts. b) Si la temperatura aumenta hasta 100 °C, el volumen sería 15,2 lts. c) Si $T = 0$ °C y la presión aumenta, el volumen será menor a 11.200 cm^3 . d) Si $T = 0$ °C no existen choques contra las paredes del recipiente e) N.R.

8.- Si la densidad de un gas ideal en condiciones normales es 5,71 g/l, entonces:

- a) A 50 °C y 1 at. la densidad es mayor a 5,71 g/l. b) El peso molecular es 16 g/mol. c) Puede tratarse del H_2 . d) No se puede identificar éste gas ideal. e) N.R. $H=1$ $I=127$.

9.- La densidad del hielo es menor que la del agua porque:

- a) Toda sustancia en estado sólido presenta una menor densidad que cuando está líquida. b) El agua líquida no presenta el enlace puente H. c) Hay muchos vacíos en el "cristal" que forma el hielo, debido al puente H. d) N.R.

SOLUCIONES Y PROPIEDADES COLIGATIVAS

3

SOLUCIONES

GENERALIDADES.

Se puede definir a una solución como una mezcla homogénea de composición variable, cuyos componentes son el soluto y el solvente (o disolvente).

El **soluto** es la sustancia que se disuelve, o la que está en menor cantidad. El **solvente**, es el medio en el que se disuelve el soluto. También se considera como solvente a la sustancia que está presente en mayor cantidad, generalmente el agua es el solvente de la mayoría de soluciones (soluciones acuosas).

Algunos de los fenómenos químicos más interesantes se producen en las soluciones acuosas, así la mayoría de las transformaciones o reacciones químicas y las degradaciones químico-biológicas de los desperdicios que se disuelven en los ríos, lagos y mares que tienen vital importancia para el medio ambiente; ocurren entre soluciones.

El análisis de las sustancias disueltas en la sangre y en la orina suministran a la profesión médica claves valiosas para identificar ciertos problemas de la salud.

La ingeniería juega un papel fundamental en el desarrollo de sistemas de purificación del agua, para las plantas industriales productoras de soluciones de uso muy extenso, que van desde los antisépticos, sueros, e inyectables; hasta preservantes zootécnicos, bebidas alimenticias y otros.

Las soluciones son parte de los sistemas dispersos, que según el tamaño de la partícula disuelta (fase dispersa) se pueden clasificar en suspensiones, emulsiones, soluciones coloidales y soluciones verdaderas o simplemente soluciones. La fase dispersante generalmente es el agua, considerado como un solvente universal.

En las suspensiones (arena y H_2O) el tamaño de la fase dispersa se puede

de medir en mm. ya que está formado por grupos sumamente grandes de moléculas y se separa fácilmente de la fase dispersante por decantación, filtración u otro medio físico.

Las emulsiones (agua, aceite y detergente) contienen un agente emulsificante que posibilita que dos líquidos inmiscibles puedan formar una mezcla que inicialmente es homogénea, pero que luego va separándose en sus componentes.

En las soluciones coloidales (gelatina y agua) el tamaño de la partícula disuelta puede variar entre 5 y 5000 Å y su aspecto homogéneo puede ser estable.

Finalmente, las soluciones verdaderas están formadas por partículas (iones o moléculas) cuyo diámetro debe ser menor a 5 Å y deben estar uniformemente distribuidas entre las partículas de la fase dispersante.

CLASIFICACION DE LAS SOLUCIONES.

Existen varias formas de clasificar a las soluciones, que toman en cuenta los siguientes criterios:

- a) El estado físico de la solución
 - b) El número de componentes
 - c) La concentración
 - d) La naturaleza o tipo del soluto disuelto
- a) Según el **estado físico** las soluciones pueden ser: **SOLIDAS, LIQUIDAS y GASEOSAS**. Generalmente se consideran las líquidas.
- b) Por el **número de componentes** se puede tener soluciones: **BINARIAS, TERNARIAS, CUATERNARIAS** etc; según tengan 2, 3, 4, etc. componentes.
- c) Según la **concentración** las soluciones pueden ser: **DILUIDAS, CONCENTRADAS, SATURADAS y SOBRESATURADAS**. Más adelante se definen cada una de ellas.
- d) Por el **tipo de soluto**, se pueden tener soluciones de: **ELECTROLITOS** y de **NO ELECTROLITOS**, si dichas soluciones conducen o no la electricidad, respectivamente.
- Los términos, diluída, concentrada, saturada y sobresaturada se refieren a soluciones que contienen pesos crecientes (en ese orden) de soluto; y si bien son términos relativos ya que dependen del tipo de soluto, es útil conocer dichos conceptos.

Una solución diluída es la que tiene una pequeña cantidad de soluto disuelto, o aquella cuya concentración es **mucho menor** que la de una solución saturada.

Una solución **CONCENTRADA** tiene mayor cantidad de soluto que la diluída, pero sin alcanzar la concentración de una solución **SATURADA**.

Una solución **SATURADA** es aquella en la que, se establece un equilibrio entre el soluto disuelto y el soluto sin disolver.

Al definir una solución saturada, se debe considerar también la definición de **SOLUBILIDAD**, que es la concentración de una solución, cuando alcanza el estado de saturación.

También se podría decir que en la solución saturada existe disuelta la máxima cantidad de soluto, pero se aclara que una solución **SOBRESATURADA** contiene una mayor cantidad de soluto disuelto que la saturada, pero que éste "exceso" de soluto fácilmente se separa de la solución (por una agitación brusca, o por la "siembra" de un cristal) y la solución sobresaturada se convierte en saturada.

La solubilidad depende no solo de la naturaleza del soluto, sino de otros factores como la temperatura, la presión (especialmente para gases disueltos en agua) y generalmente se expresa en gramos del soluto por cada 100 g. de agua. En la tabla 3.1, se señalan ciertos valores de solubilidad.

Solubilidad g (sal) / 100 g H ₂ O		
Sal	0° C	100° C
LiF	0.12	0.14 (a 35 °C)
LiCl	67	127.5
LiBr	143	266
LiI	151	481
NaF	4	5
NaCl	35.7	39.8
NaBr	79.5	121
NaI	158.7	302
KF	92.3 (a 18 °C)	Muy soluble
KCl	27.6	57.6
KBr	53.5	104
KI	127.5	208

Tabla 3.1

En la figura 3.1 se observa la variación de la solubilidad en función de la temperatura, para algunos solutos comunes. En la mayoría de solutos sólidos y líquidos, **al aumentar la temperatura, aumenta la solubilidad**. Las excepciones serían el Na_2SO_4 y el $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$.

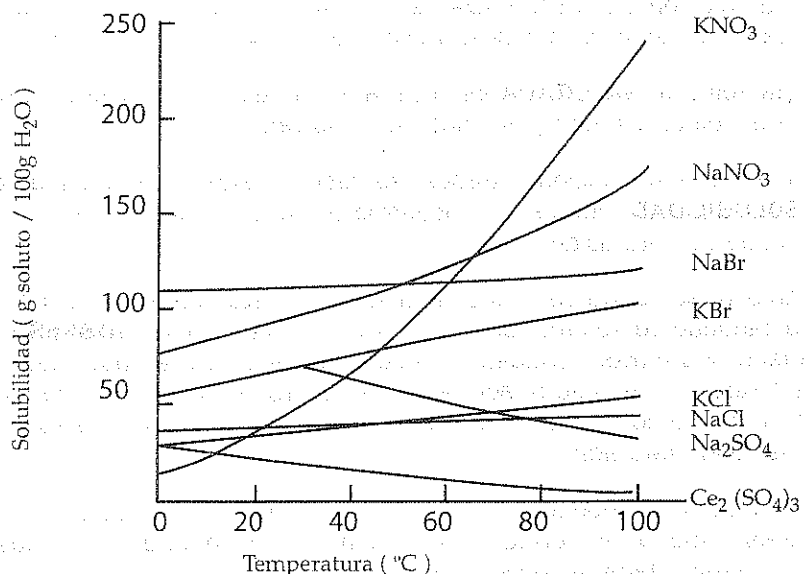


Figura 3.1

En cambio para solutos gaseosos; al aumentar la temperatura, disminuye la solubilidad. En éste caso, se debe considerar la ley de **HENRY: la concentración de un gas en un líquido, a temperatura constante, es directamente proporcional a la presión parcial del gas sobre la solución**.

Esta ley tiene validez cuando la solubilidad del gas en el líquido no es extremadamente alta. El caso contrario ocurre, porque generalmente hay reacción química entre soluto y solvente.

FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACION

De manera general, la concentración es una relación entre la cantidad de soluto y la cantidad total de la solución o del solvente, y si bien las propiedades de las soluciones acuosas dependen tanto de la naturaleza de las sustancias disueltas (solute) como de la concentración de la solución, para los cálculos estequiométricos de las soluciones es importante una adecuada expresión de la concentración.

En química, se utilizan varias formas de expresar concentración de las soluciones, las que se pueden clasificar en 2 grupos:

- a) Las que utilizan **unidades físicas**.
- b) Las que utilizan **unidades químicas**.

Dentro de las primeras tenemos: Porcentaje en peso (%W), Porcentaje en volumen (%V) y gramos por litro, como las de mayor importancia.

Las formas de expresar concentración, utilizando unidades químicas son: Molaridad (M), Molalidad (m), Normalidad (N) y Fracciones Molares (X_s y X_d).

1.- PORCENTAJE EN PESO.- (%W)

Es la relación entre el peso (o masa) del soluto, y el peso (o masa) de la solución, multiplicada por 100. La fórmula será:

$$\% W = \frac{W_s}{W_{sol}} \times 100$$

W_s = Peso del Solutio

W_{sol} = Peso de Solución

Las unidades empleadas pueden ser cualesquiera que correspondan a masa, y que sean las mismas en el numerador y denominador.

Además se debe considerar que:

Peso de solución = Peso del soluto + Peso del disolvente

$$W_{sol} = W_s + W_d$$

2.- PORCENTAJE EN VOLUMEN.- (% V)

Es la relación entre el volumen del soluto, y el volumen de la solución, multiplicada por 100. La fórmula será:

$$\% V = \frac{V_s}{V_{sol}} \times 100$$

V_s = Volumen de Solutio

V_{sol} = Volumen de Solución

Se puede emplear cualquier unidad de volumen, pero que sean las mismas en el numerador y denominador. Además se debe recordar que, a diferencia de la relación anterior, el volumen de la solución no se puede calcu-

lar sumando los volúmenes del soluto y solvente, sino mediante la densidad de la solución.

$$V_{\text{sol}} \neq V_s + V_d$$

$$V_{\text{sol}} = \text{Masa solución} / \text{densidad de la solución}$$

3.- GRAMOS POR LITRO.- (g / l)

Es una forma de expresar la concentración de una solución, que relaciona el peso del soluto en **gramos** con el volumen de la solución en **litros**.

$$g / l = \frac{W_s (g)}{V_{\text{sol}} (lts)}$$

4.- MOLARIDAD.- (M)

La molaridad (M) es una unidad de concentración particularmente útil y se define como: el número de moles del soluto por el volumen de la solución expresado en litros.

$$M = \frac{n_s}{V_{\text{sol}} (lts)}$$

n_s = número de moles del soluto V_{sol} = volumen de solución.

n_s = masa del soluto / peso molecular del soluto

V_{sol} = masa de la solución / densidad de la solución

Una solución 2 M contiene 2 moles de soluto por cada litro de solución; o puede contener 1 mol en 0,5 lts, etc. De manera que al conocer la Molaridad, se conocen en realidad 2 valores: el número de moles del soluto, y el volumen de la solución en litros.

En los problemas resueltos, que se indican más adelante, se consideran dichos criterios.

5.- MOLALIDAD.- (m)

La molalidad (m) es el número de moles del soluto por el peso del solvente expresado en kilogramos. La relación matemática, para calcular la molalidad será:

$$m = \frac{ns}{Wd \text{ (Kg)}}$$

Wd = peso del solvente (disolvente)

ns = masa del soluto / peso molecular del soluto

Wd = Peso (masa) de la solución – Peso (masa) del soluto

6.- NORMALIDAD.- (N)

La normalidad es la relación entre el número de equivalentes gramo del soluto, y el volumen de la solución expresado en litros.

$$N = \frac{n_{eq-g \text{ soluto}}}{V_{sol} \text{ (lts)}}$$

$n_{eq-g \text{ soluto}}$ = número de equivalentes - gramo de soluto

n_{eq-g} = masa del soluto / peso equivalente del soluto

V_{sol} = masa de la solución / densidad de e la solución

Para calcular el peso equivalente (o peso de combinación), se debe considerar si el soluto es un ácido, base, sal o una sustancia que actúa como oxidante o reductor, ya que:

$P_{eq} \text{ Acido} = PM / \# \text{ H ionizables}$

$P_{eq} \text{ Base} = PM / \# \text{ de OH}$

$P_{eq} \text{ Sal} = PM / \text{Carga total del metal}$

$P_{eq} \text{ Oxidante o reductor} = PM / \# \text{ total de } \bar{e} \text{ perdidos o ganados}$

7.- FRACCIONES MOLARES.- (X_s , X_d)

Para cada uno de los componentes de la solución, se puede considerar la fracción molar como una relación entre el número de moles de dicho componente, frente al número total de moles: que será la suma del número de moles del soluto más el número de moles del solvente (disolvente).

$$X_s = \text{fracción molar del soluto} = \frac{n_s}{n_t}$$

$$X_d = \text{fracción molar del disolvente} = \frac{n_d}{n_t}$$

DILUCION.- Es un proceso físico que se utiliza para obtener una solución de menor concentración, agregando solvente (generalmente H_2O) a una solución inicial o concentrada. La solución final se denomina diluida en relación a la inicial.

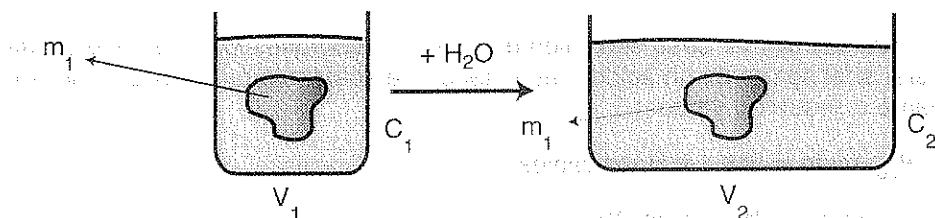
Recordando que la concentración C , es la relación entre la cantidad de soluto y el peso o volumen de la solución; para la DILUCION se consideran concentraciones **referidas a volumen**: M, N, g/lto. Se puede deducir una relación matemática que es muy útil para resolver ejercicios de dilución.

La solución inicial o 1 tiene una concentración inicial (C_1) que es:

$$C_1 = \frac{m_1}{V_1}$$

En donde m_1 = masa inicial del soluto

V_1 = volumen inicial de la solución



Al agregar agua (diluir) cambia el volumen a V_2 y también la concentración, pero se mantiene el mismo peso o masa del soluto es decir que:

$$C_2 = \frac{m_1}{V_2}$$

en donde:

C_2 = Concentración final

V_2 = Volumen final

Despejando e igualando la masa del soluto m_1 en las ecuaciones anteriores se tiene:

$$m_1 = C_1 V_1 \quad \boxed{C_1 V_1 = C_2 V_2} \quad m_1 = C_2 V_2$$

En esta expresión, se recalca que C_1 y C_2 son concentraciones referidas a volumen; y que V_1 y V_2 deben estar en las mismas unidades, generalmente ml o cm^3 .

Si se conocen C_1 y C_2 se puede ASUMIR V_1 (volumen inicial) y calcular entonces V_2 (volumen final) como se indica en el siguiente ejercicio:

Como hay que diluir una solución al 20% de HNO_3 , $\delta = 1,2 \text{ g/cm}^3$ para obtener una solución 0,1 M de dicho ácido.

$$\frac{20 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g sol}} \left| \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} \right| \left| \frac{1,2 \text{ g sol}}{1 \text{ cm}^3 \text{ sol}} \right| \left| \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ sol}}{1 \text{ l sol}} \right| = 3,8 \text{ M}$$

$$C_1 = 3,8 \text{ M}$$

$$C_2 = 0,1 \text{ M}$$

$$V_1 = 10 \text{ ml}$$

$$V_2 = ?$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2}$$

$$V_2 = \frac{3,8 \text{ M} \times 10 \text{ ml}}{0,1 \text{ M}} = 380 \text{ ml}$$

Se debe tomar 10 ml. de la solución y diluirla hasta 380 ml.

En otros casos de dilución, se menciona solamente una concentración inicial y se habla de una dilución 1 a 5; 1 a 10 o se diluye a un volumen 5 veces mayor, se diluye a un volumen 10 veces mayor etc. Se debe entonces asumir V_1 y V_2 para calcular C_2 como se indica en el siguiente ejemplo:

Se diluye a un volumen 5 veces mayor un ácido sulfúrico concentrado de densidad $1,805 \text{ g/cm}^3$ y que contiene 88,43% (en peso) de H_2SO_4 . Calcular la N del ácido diluido.

$$\frac{88,43 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g sol}} \left| \frac{1 \text{ eq - g H}_2\text{SO}_4}{49 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \right| \left| \frac{1,805 \text{ g sol}}{1 \text{ cm}^3 \text{ sol}} \right| \left| \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ sol}}{1 \text{ l sol}} \right| = 32,57 \text{ N}$$

$$C_1 = 32,57 \text{ M}$$

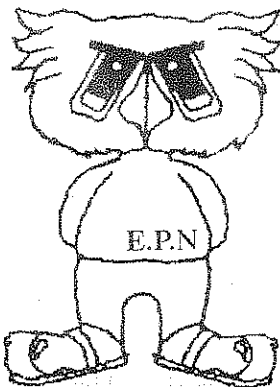
$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = ?$$

$$\begin{aligned} V_1 &= V_1 \\ V_2 &= 5 V_1 \end{aligned}$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

$$C_2 = \frac{32,57 \text{ N} \times V_1}{5 V_1} = 6,51 \text{ N}$$



PROPIEDADES COLIGATIVAS

Las propiedades de las soluciones pueden ser muy diferentes dependiendo del soluto y del solvente. Si comparamos soluciones de diferentes solutos en un mismo solvente, se puede observar que ciertas propiedades (Punto de congelación y punto de ebullición por ejemplo) no dependen de la clase o naturaleza del soluto, sino solamente de la CONCENTRACION de la solución.

Estas propiedades se denominan coligativas (colligatus = en conjunto) y son:

- 1.- Presión de Vapor
- 2.- Punto de Ebullición
- 3.- Punto de Congelación
- 4.- Presión Osmótica

Hay que distinguir entre los solutos electrolitos y no electrolitos ya señalados anteriormente, pues las propiedades coligativas de electrolitos son menos importantes dentro del tema general de las propiedades de las soluciones.

Las propiedades coligativas de no electrolitos, se estudian a continuación de una manera detallada, pero todas ellas están en relación con la presión de vapor de las soluciones.

1.- PRESION DE VAPOR.

Es la presión ejercida por las moléculas gaseosas que escaparon del interior de un líquido (o sólido), al momento de establecerse equilibrio entre la evaporación y la condensación.

La presión de vapor aumenta con la temperatura y al estudiar las propiedades de los líquidos se mencionó detenidamente esta propiedad.

Ley de Raoult.-

La presión de vapor de una solución (de un soluto no electrolito y no volátil) es igual a la presión del vapor del solvente puro multiplicada por la fracción molar del disolvente. Matemáticamente se tiene:

$$P = P^{\circ} x_d$$

P = Presión de vapor de la solución

P° = Presión de vapor del solvente puro (para el H_2O Apéndice C)

X_d = Fracción molar del disolvente (o solvente)

La expresión anterior puede convertirse en otra que se considera como la disminución relativa de la presión de vapor del disolvente $\frac{(P^\circ - P)}{P^\circ}$ y que es igual a la fracción molar del soluto.

Despejando X_d de la expresión anterior, se tiene:

$$\frac{P}{P^\circ} = X_d \quad \text{Si restamos 1 a los 2 miembros de la ecuación}$$

$$\frac{P}{P^\circ} - 1 = X_d - 1$$

Al multiplicar por (-1) nos queda $1 - \frac{P}{P^\circ} = 1 - X_d$

$$\frac{P^\circ - P}{P^\circ} = 1 - X_d$$

el segundo miembro es X_s

$$\frac{P^\circ - P}{P^\circ} = X_s$$

Si la solución está formada por 2 líquidos (se puede considerar el soluto como no electrolito y volátil), la presión de vapor de la solución se encuentra sumando las presiones de vapor de los componentes, cada una de los cuales se calcula mediante la ley de Raoult. Se tendrá entonces:

$$P = P_A^\circ X_A + P_B^\circ X_B$$

P = Presión de Vapor de la solución

P_A° = Presión de Vapor del componente A puro

P_B° = Presión de Vapor del componente B puro

X_A = Fracción molar de A

X_B = Fracción molar de B

Además se cumple que:

$$X_A + X_B = 1$$

2.- PUNTO DE EBULLICION

Se definió anteriormente como la temperatura a la cual la presión de vapor de la sustancia se iguala con la presión atmosférica (760 mm. Hg. o 1 at a nivel del mar).

Al comparar la presión de vapor de una solución acuosa que se encuentra a 100° C, con la presión de vapor de agua pura; y considerando la ley de RAOULT, se tiene:

$$P = P^{\circ} X_d$$

$$P^{\circ} = 760 \text{ mm.}$$

Por más diluída que sea la solución, $X_d < 1$ y al multiplicar por P° se obtiene que $P < 760 \text{ mm.}$; es decir que a 100°C la presión de vapor de la solución es inferior a 760 mm. y por lo tanto la solución aún no hierve. Será necesario elevar la temperatura de la solución para que ésta alcance su punto de ebullición. Se considera por lo tanto un incremento en el punto de ebullición (ΔT_e) que es proporcional a la concentración de la solución.

$$\Delta T_e \propto m \quad m = \text{concentración expresada en molalidad}$$

$$\Delta T_e = K_e m$$

$$\Delta T_e = \text{Elevación del punto de ebullición}$$

K_e = Constante molal del punto de ebullición (depende de cada solvente).
Para el agua $K_e = 0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/m}$

Esta constante está relacionada con el punto de ebullición y el calor latente de vaporización del solvente, ya que se puede calcular con la expresión:

$$K_e = \frac{RT_e^2}{1000 L_v}$$

$$R = \text{Constante universal de los gases} = \frac{2 \text{ cal}}{^{\circ}\text{Kmol.}}$$

$$T_e = \text{Temperatura de ebullición en } ^{\circ}\text{K}$$

$$L_v = \text{Calor latente de vaporización}$$

3.- PUNTO DE CONGELACION

Se define como la temperatura a la cual se igualan la presión de vapor de la forma sólida de una sustancia con la presión de vapor de su forma líquida.

También se puede decir que es la temperatura a la cual la sustancia pasa del estado líquido al estado sólido.

Si tiene una relación similar a la de la propiedad anterior, pero en este caso se considera una disminución o descenso del punto de congelación de la solución:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

ΔT_c = Descenso en el punto de congelación

K_c = Constante molar del punto de congelación

m = Molalidad de la solución

Para el H_2O , el valor de $K_c = 1.86 \text{ } ^\circ\text{C}/m$.

4.- PRESION OSMOTICA

Para definir esta propiedad coligativa, se debe aclarar el concepto de **Osmosis**.

OSMOSIS.- Es el paso de moléculas (generalmente del solvente) a través de una membrana semipermeable. Una membrana semipermeable puede ser el celofán, pergamino, etc, que tiene poros cuyo tamaño permite el paso de moléculas de pequeño tamaño, ya que las más grandes (solutos) no pueden atravesar la membrana.

Si una solución está separada del solvente puro, por una membrana semipermeable, se produce el fenómeno de la osmosis, que es un tipo de difusión, en los dos sentidos, ya que el solvente puede pasar desde la solución hacia el solvente puro y obviamente en el otro sentido. El flujo neto será desde el solvente puro hacia la solución y para impedir ese paso se debe ejercer presión sobre la solución.

La presión Osmótica es la presión que hay que aplicar a una solución para impedir el paso del solvente hacia la solución a través de una membrana semipermeable.

Esta Presión Osmótica (π) dependerá de la concentración y temperatura de la solución.

La presión osmótica es de naturaleza muy compleja pero para soluciones diluidas o ideales se puede utilizar una expresión matemática que permite calcular esta propiedad coligativa:

C = Concentración

R = Constante Universal de los gases $0,082 \frac{\text{l at.}}{^\circ\text{K mol}}$

T = Temperatura absoluta ($^\circ\text{K}$)

La expresión matemática que se emplea es:

$$\pi = MRT$$

En donde M es la molaridad de la solución.

TITULACIONES

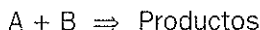
Un aspecto importante de las soluciones, y las reacciones que pueden ocurrir entre ellas es la titulación (llamada también valoración), que consiste en la adición controlada de una solución de concentración conocida que reacciona exactamente con un volumen de otra solución cuya concentración se desea calcular:

Generalmente se realizan titulaciones ácido-base, aunque también pueden reaccionar oxidantes-reductores o algunas sales con ácidos.

En cualquier caso, se debe utilizar un "indicador" que generalmente son sustancias orgánicas que cambian de color al pasar de un medio ácido básico o viceversa; esto permite visualizar el punto final de la titulación y realizar los cálculos adecuados de concentración.

Se pueden utilizar soluciones Molares en la titulación, pero es más conveniente utilizar soluciones Normales, según lo que se indica a continuación:

Para una reacción cualquiera, en la que intervienen 2 reaccionantes para formar productos:



La reacción se completa cuando el número de equivalentes - gr de los reaccionantes es igual.

$$\# \text{ Eq.} - g \text{ A} = \# \text{ eq} - g \text{ B}$$

Recordando que el $\# \text{ eq} - g$ se calcula dividiendo la masa para el peso equivalente de la sustancia; o que al despejar de la relación de Normalidad, el $\# \text{ eq} - g$ es igual al volumen (en litros) por la Normalidad de la solución; se tiene que:

$$\frac{m_A}{P \text{ eq} \cdot A} = \frac{m_B}{P \text{ eq} \cdot B}$$

$$V_A N_A = V_B \cdot N_B$$

En la última relación, para análisis volumétrico cuantitativo se incluye un factor o número cercano a la unidad que corrige los errores cometidos en la preparación de las soluciones estándar o de concentración conocida y se tiene la relación:

$$V_A N_A f_A = V_B N_B f_B$$

En donde:

V_A = Volumen del ácido (litros)

V_B = Volumen de la base (litros)

N_A = Normalidad del ácido

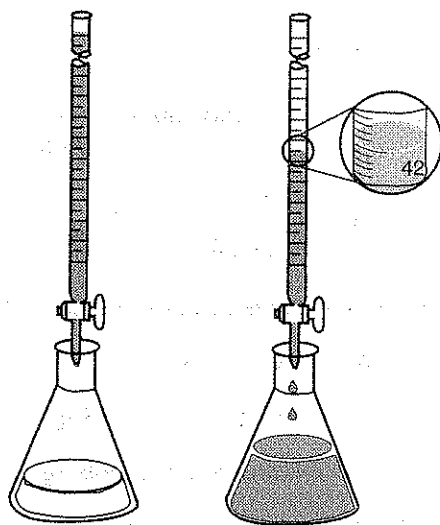
N_B = Normalidad de la base

f_A = factor del ácido

f_B = factor de la base

V_A y V_B pueden expresarse en milímetros (o cm^3) pero se debe considerar que en ese caso se tienen mili-equivalentes gramo de los reaccionantes.

El uso de matraces, pipetas y buretas es indispensable en las titulaciones; en el siguiente esquema se detalla el proceso:



1.- La bureta contiene la solución estándar. Un volumen exacto de la solución desconocida, y el indicador se colocan en el matraz.

2.- Se va agregando la solución al matraz hasta completar la reacción. El cambio de color del indicador señala el punto final de la titulación.

En los siguientes problemas se aplican las relaciones anteriores; y se detalla el caso (problema 6) de la determinación del porcentaje de Fe en un mineral que disuelto en H_2SO_4 forma una sal que reacciona con una solución de KMnO_4 en una titulación redox.

PROBLEMAS RESUELTOS

- 1.- Una solución de KI al 12% tiene una densidad de $1,078/\text{cm}^3$. Calcular la Molaridad y la Molalidad de esta solución. $K = 39$, $I = 127$.

La concentración 12% representa 12 g de KI por cada 100 g de solución, por lo tanto el número de moles del soluto serán:

$$n_s = \frac{m_s}{PMS} = \frac{12 \text{ g}}{166 \text{ g/mol}} = 0.0723 \text{ moles}$$

El volumen de la solución será:

$$V_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{d_{\text{sol}}} = \frac{100 \text{ g}}{1,07 \text{ g/cm}^3} = 93,458 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{sol}} \text{ en litros} = 0.0934 \text{ l}$$

Se calcula M, con la relación ya conocida $M = \frac{n_s}{V_{\text{sol}} (\text{l})}$

$$M = \frac{0,0723}{0,0934} = 0,77$$

Para calcular la molalidad, se debe calcular el peso del solvente (W_d).

$$W_d = W_{\text{sol}} - W_{\text{solute}}$$

$$W_d = 100 \text{ g} - 12 \text{ g} = 88 \text{ g}$$

$$W_d \text{ en kilogramos} = 0,088 \text{ kg}$$

Se puede calcular entonces la molalidad con la relación:

$$m = \frac{n_s}{W_{\text{disol}} (\text{kg})}$$

$$m = \frac{0,0723}{0,088} = 0,82$$

Respuesta = 0,77 M; 0,82 m

2.- Se disuelven 40 g de NaOH en 280 g de agua y se obtiene una solución de densidad 1,26 g/cm³. Si se conocen los pesos atómicos:

Na=23

O=16

H=1

Calcular:

a) Porcentaje en peso

b) Molaridad

c) Molalidad

a)

$$\% W = \frac{W \text{ soluto}}{W \text{ solución}} \times 100$$

W soluto (masa) = 40 g

W disolvente = 280 g

W solución = W soluto + W disolvente = 40 + 280 = 320 g

$$\% W = \frac{40g}{320g} \times 100 = 12,5 \%$$

Respuesta = 12,5 %

b)

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V \text{ solución (lts)}}$$

$n_{\text{solute}} = m/PM = 40 \text{ g}/40 \text{ g/mol} = 1 \text{ mol}$

$V \text{ soluc} = m/d = 320 \text{ g}/1,26 \text{ g/cm}^3 = 253,97 \text{ cm}^3 = 0,254 \text{ l}$

$$M = \frac{1 \text{ mol}}{0,254 \text{ l}} = 3,94$$

Respuesta = 3,94 M

c)

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{W \text{ disolvente (kg)}}$$

$$m = \frac{1 \text{ mol}}{0,28 \text{ kg}} = 3,57 \text{ m}$$

Respuesta = 3,57 M

3.- Si la densidad de una solución al 26% de KCl es 1,1 g/ml. Calcular:

a) Normalidad

b) Fracciones molares

c) Molalidad

K = 39

Cl = 35,5

H = 1

O = 16

a) Si se asume 1 litro de solución, se puede calcular la masa o peso de la solución:

$$m = \delta \times V$$

$$m = 1,1 \text{ g/ml} \times 1000 \text{ ml}$$

$$m = 1.100 \text{ g de solución}$$

$$1.100 \text{ g soluc.} \left| \frac{26 \text{ g KCl}}{100 \text{ g soluc.}} \right| = 286 \text{ g de KCl (solute)}$$

$$N = \# \text{ eq-g soluto} / \text{Vol soluc (lts).}$$

$$\# \text{ eq-g soluto} = m / P_{\text{eq}} \quad P_{\text{eq}} \text{ KCl} = \text{P.M.} / 1 \Rightarrow 74,5 \text{ g/eq-g}$$

$$\# \text{ eq-g soluto} = 286 \text{ g} / 74,5 \text{ g/eq-g} = 3,84 \text{ eq-g}$$

$$N = 3,84 \text{ eq-g} / 1 \text{ lto.} = 3,84 \text{ N}$$

Respuesta = 3,84 N

b) Para calcular las fracciones molares, considero 100 g de solución, es decir:

$$26 \text{ g de KCl y } (100 - 26) = 74 \text{ g de solvente (H}_2\text{O)}$$

$$n_s = 26 \text{ g} / 74,5 \text{ g/mol} = 0,35 \text{ moles}$$

$$n_d = 74 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = 4,11 \text{ moles}$$

$$n_T = n_s + n_d = 0,35 + 4,11 = 4,46 \text{ moles}$$

$$X_s = n_s / n_T = 0,35 / 4,46 = 0,08$$

$$X_d = n_d / n_T = 4,11 / 4,46 = 0,92$$

Respuesta = 0,08 y 0,92

c) Para calcular m de la solución, se conocen ya el número de moles del soluto, y el peso del solvente:

$$m = n_s / W_d \text{ (Kg)}$$

$$m = 0,35 \text{ moles} / 0,074 \text{ Kg} = 4,73 \text{ m}$$

Respuesta = 4,73 m

4.- Calcular las fracciones molares (X_s , X_d) en una solución acuosa 3m de un soluto desconocido.

La concentración 3m representa $\frac{3 \text{ moles de soluto}}{1 \text{ Kg de solvente (H}_2\text{O)}}$

Se puede calcular fácilmente el número de moles del disolvente:

$$m_d = \frac{m_d}{P_{md}} = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 55,5 \text{ moles}$$

$$n_T = n_s + n_d = 3 + 55,5 = 58,5$$

$$X_s = \frac{n_s}{n_T} = \frac{3}{58,5} = 0,0512$$

$$X_d = \frac{n_d}{n_T} = \frac{55,5}{58,5} = 0,9488$$

Se comprueba los valores obtenidos, ya que se debe cumplir que:

$$X_s + X_d = 1$$

$$0,0512 + 0,9488 = 1,00$$

Respuesta = 0,0512 y 0,9488

5.- Calcular M, m y X_s en una solución de NH_3 al 30% en peso. La densidad de la solución es $0,89 \text{ g/cm}^3$.

$$\frac{30 \text{ g NH}_3}{100 \text{ g sol}} \left| \frac{1 \text{ mol}}{17 \text{ g}} \right| \left| \frac{0,89 \text{ g sol}}{1 \text{ cm}^3 \text{ sol}} \right| \left| \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ l}} \right| = 15,7 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$\frac{30 \text{ g NH}_3}{70 \text{ g H}_2\text{O}} \left| \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} \right| \left| \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \right| = 25,2 \frac{\text{mol}}{\text{Kg}}$$

$$n_s = \frac{30 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 1,76 \text{ moles} \quad n_d = \frac{70 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 3,89 \text{ moles}$$

$$n_T = 1,76 + 3,89 = 5,65$$

$$X_s = \frac{1,76}{5,65} = 0,31$$

$$X_d = \frac{3,89}{5,65} = 0,69$$

6.- Se disuelven 0.38 g de un mineral de hierro, en H_2SO_4 . La sal férrica formada se reduce adecuadamente a ferrosa y se titula con $27,6 \text{ cm}^3$ de una solución $0,1 \text{ N}$ de KMnO_4 , factor = $1,03$. Calcular el porcentaje de Fe en dicho mineral.

No es necesario considerar la reacción redox completa, sino aplicar que:

$$\# \text{ m eq - g } \text{Fe SO}_4 = \# \text{ m eq - g } \text{KMnO}_4$$

$$\# \text{ m eq - g} = V \cdot N \cdot f$$

$$\# \text{ m eq - g } \text{Fe} = 27,6 \times 0,1 \times 1,03$$

$$\# \text{ m eq - g } \text{Fe} = 2,8428$$

Para el Fe SO_4 , el peso equivalente es igual al $\text{PM}/1$, ya que el Fe cambia su estado de oxidación de $2 +$ a $3 +$

$$\text{Peq} = 56 + 32 + 64 = 152$$

$$2,8428 \text{ m eq - g} \left| \frac{152 \text{ g}}{1 \text{ eq - g}} \right| \left| \frac{1 \text{ eq - g}}{10^3 \text{ m eq - g}} \right| \left| \frac{56 \text{ g Fe}}{152 \text{ g Fe SO}_4} \right| = 0,159 \text{ g Fe}$$

Se puede relacionar este peso de Fe, con el peso del mineral, para calcular el porcentaje:

$$\% \text{ Fe} = \frac{W \text{ Fe}}{W \text{ Mineral}} \times 100$$

$$\% \text{ Fe} = \frac{0,159 \text{ g}}{0,38 \text{ g}} \times 100$$

$$\% \text{ Fe} = 41.89\%$$

Respuesta: 41.89%

7.- Se valoran 20 cm^3 de una solución de KCl, con solución de nitrato de plata $0,1 \text{ N}$, factor $1,052$. Si se gastaron $25,5 \text{ cm}^3$ de ésta solución, hallar la concentración de la solución de KCl en gramos por litro.

$$\text{K} = 39 \quad \text{Cl} = 35,5$$

En la valoración o reacción entre soluciones se cumple que:

$$V_1 N_1 f_1 = V_2 N_2 f_2$$

$$V_1 = 20 \text{ ml}$$

$$N_1 = ?$$

$$f_1 = 1 \text{ (se puede omitir)}$$

$$N_1 = \frac{V_2 N_2 f_2}{V_1 f_1}$$

$$V_2 = 25,5 \text{ ml}$$

$$N_2 = 0,1$$

$$f_2 = 1,052$$

$$N_1 = \frac{25,5 \text{ ml} \times 0,1 \text{ N} \times 1,052}{20 \text{ ml} \times 1} = 0,13$$

Si la solución de cloruro de potasio es 0,13 N existen 0,13 eq -g de KCl por cada litro de solución, es decir:

$$0,13 \text{ eq - g KCl} \left| \frac{74,5 \text{ g KCl}}{1 \text{ eq - g KCl}} \right| = 10 \text{ g/lto}$$

Respuesta = 10 g/lto

- 8.- 10 cm³ de solución de formaldehído (HCHO) se diluyen en un litro. A 10 cm³ de la solución diluida se agregan 50 cm³ de yodo, 0,1 N $f=1,011$ y unas gotas de Na OH; el yodo oxida el formaldehído a Acido formico (HCOOH). Se agrega HCl y se valora el exceso de yodo con solución de tiosulfato de sodio 0,1 N $f=0,99$. Se gastan 23,2 cm³. Calcular los gramos de formaldehído en 100 cm³ de la solución original.

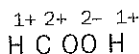
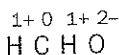
El fundamento para resolver este problema es que el número de eq - g de formaldehído es igual al número de eq - g que existen en los 50 cm³ de yodo agregados - el número eq - g del tiosulfato de sodio utilizados para valorar el exceso de yodo

$$\# \text{ eq - g Na}_2 \text{ S}_2 \text{ O}_3 = V \cdot N \cdot f = 0,0232 \times 0,1 \times 0,99 = 0,0023$$

$$\# \text{ eq - g I}_2 = 0,050 \times 0,1 \times 1,011 = 0,0051$$

$$\# \text{ eq - g HCHO} = 0,0051 - 0,0023 = 0,0028$$

Al pasar de formaldehído a ácido fórmico, el carbono cambia su estado de oxidación de cero a 2 +



Por lo tanto el P. eq del HCHO = $\frac{PM}{2}$

$$P \text{ eq} = \frac{30}{2} = 15 \text{ g/eq-g}$$

La masa de formaldehído será:

$$m = \# \text{ eq - g} \times P \cdot \text{eq}$$

$$m = 0,0028 \text{ eq-g} \times \left| \frac{15 \text{ g}}{\text{eq-g}} \right| = 0,0413 \text{ g}$$

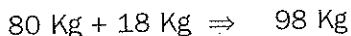
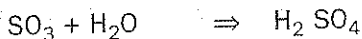
Esa masa existe en 10 cm³ de la solución diluida. Considerando la dilución de 10 cm³ a 1 l, la solución original será 100 veces más concentrada, es decir 4,13 g de HCHO en 10 cm³ de solución.

Como se pide los gramos de formaldehído en 100 cm³ de la solución original, será 10 veces mayor, o sea 41,3 g.

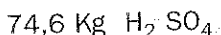
Respuesta = 41,3 g HCHO

9.- Un oleum de un 25,4% en SO₃, se ha de diluir con un ácido sulfúrico de 97,6% en H₂SO₄ para obtener un oleum de 20% en SO₃. Calcular la cantidad de ácido sulfúrico que debe agregarse a 100 Kg del oleum original.

El "oleum" es una mezcla de H₂SO₄ y SO₃ en la que se puede agregar H₂O para que el SO₃ forme más H₂SO₄. Estequiométricamente se cumple que:



En los 100 Kg de oleum original se tiene: 25,4 Kg SO₃ y



Asumiendo X = peso (en Kg) del ácido al 97,6% que debe agregarse, los Kg de H₂O utilizados serán:

$$X \text{ Kg ácido} \left| \frac{2,4 \text{ Kg H}_2\text{O}}{100 \text{ Kg ácido}} \right| = 0,024 X \text{ Kg H}_2\text{O}$$

El peso de SO_3 que reacciona con este peso de H_2O será:

$$0,024 X \text{ Kg H}_2\text{O} \left| \frac{80 \text{ Kg SO}_3}{100 \text{ Kg ácido}} \right| = 0,1067 X \text{ Kg SO}_3$$

El peso de SO_3 que existe al final, será la diferencia entre:

$$25,4 \text{ Kg} - 0,1067 X \text{ Kg}$$

El peso total de mezcla existente será:

$$100 + X \text{ (en Kg)}$$

Por tanto en el óleum que se desea obtener, se cumplirá que:

$$\frac{\text{Peso SO}_3}{\text{Peso total}} \times 100 = 20\%$$

$$\frac{25,4 - 0,1067 X}{100 + X} \times 100 = 20\%$$

$$25,4 - 0,1067 X = 0,2 (100 + X)$$

$$25,4 - 0,1067 X = 20 + 0,2 X$$

$$-0,3067 X = -5,4$$

$$X = \frac{5,4}{0,3067} = 17,6 \text{ Kg}$$

Respuesta = 17,6 Kg

10.- A 19°C , la presión de vapor del CCl_4 es 85,5 mm; y la de una solución de 0,86 g de Antraceno en 20 g de CCl_4 es 82,3 mm. Calcular el peso molecular del antraceno.

$$P^{\circ} = 85,5 \text{ mm}$$

$$PM \text{ CCL}_4 = 154 \text{ g/mol}$$

$$P = 82,3 \text{ mm}$$

De la Ley de Raoult $P = P^{\circ} X_d$ se puede despejar X_d

$$X_d = \frac{P}{P^{\circ}} = \frac{82,3 \text{ mm}}{85,5 \text{ mm}} = 0,9626$$

$$X_d = \frac{n_d}{n_t}$$

$$n_t = n_s + n_d$$

$$n_s = \frac{n_s}{PM_s} = \frac{0,86}{PM_s}$$

$$n_d = \frac{m_d}{PM_a} = \frac{20 \text{ g}}{154 \text{ g/mol}} = 0,13 \text{ moles}$$

$$X_d = \frac{0,13}{0,13 + \frac{0,86}{PM_s}}$$

$$0,9626 \left(0,13 + \frac{0,86}{PM_s} \right) = 0,13$$

$$0,125 + \frac{0,8278}{PM_s} = 0,13 ; \frac{0,8278}{PM_s} = 0,13 - 0,125$$

$$PM_s = \frac{0,8278}{0,005} = 165,6$$

Respuesta = 165,6

11.- Hallar el peso molecular del alcanfor, si una solución de 1g de sustancia en 100 cm³ de benceno, tiene una presión osmótica de 1,55 at a 15 °C.

$$\pi = MRT$$

$$M = \frac{\pi}{RT} = \frac{1,55 \text{ at}}{0,082 \frac{\text{l at}}{\text{mol K}} \times 288 \text{ °K}} = 0,0656 \frac{\text{mol}}{\text{lbs}}$$

$$M = \frac{n_s}{V_{sol}} \quad (I)$$

$$n_s = \frac{1g}{PM} \quad 0,0656 = \frac{1}{0,1 PM}$$

$$0,0656 = \frac{1}{0,1 PM}$$

$$0,00656 PM = 1$$

$$PM = \frac{1}{0,00656} = 152,4 \quad \text{Respuesta: } 152,4 \text{ g/mol}$$

12.- Calcular el punto de congelación y el punto de ebullición del benceno impurificado con el 1% de H_2O . El benceno congela a $5,5^\circ C$ y hierve a $80,2^\circ C$ y las constantes molales del punto de congelación y ebullición del benceno son $5,12^\circ C/mol$ y $2,67^\circ C/mol$ respectivamente.

$$m = \frac{n_s}{W_d \text{ (Kg)}}$$

$$n_s = \frac{1g}{18 \text{ g/mol}} = 0,055 \text{ moles}$$

2. 1% de H_2O en benceno

$$W_d = 100 - 1 = 99 \text{ g} = 0,099 \text{ Kg}$$

$$m = \frac{0,055}{0,099} = 0,56$$

$$\Delta T_c = K_c \cdot m = 5,12^\circ C/m \times 0,56 m = 2,87^\circ C$$

$$\text{Punto de congelación} = 5,5^\circ C - 2,87^\circ C = 2,63^\circ C$$

Respuesta $2,63^\circ C$

$$\Delta T_e = K_e \cdot m$$

$$\Delta T_e = 2,67^\circ C/m \times 0,56 = 1,49^\circ C$$

$$\text{Punto ebullición} = 80,2 + 1,49 = 81,69^\circ C$$

Respuesta: $81,69^\circ C$

13.- Una solución contiene 15 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 150 g de H_2O .
Calcular el punto de congelación y de ebullición de la solución.

$$K_c = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C}/m$$

$$K_e = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C}/m$$

$$PM \text{ de la Glucosa} = 72 + 12 + 96 = 180 \text{ g/mol.}$$

$$n_s = \frac{15 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} = 0,0833 \text{ moles}$$

$$m = \frac{n_s}{Wd \text{ (Kg)}} = \frac{0,0833}{0,150} = 0,556 \text{ m}$$

$$\Delta T_c = K_c \cdot m = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C}/m \times 0,556 \text{ m} = 1,03 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_e = K_e \cdot m = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C}/m \times 0,556 \text{ m} = 0,289 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\begin{aligned} \text{Punto de congelación solución} &= 0 \text{ } ^\circ\text{C} - \Delta T_c \\ &= 0 \text{ } ^\circ\text{C} - 1,03 \text{ } ^\circ\text{C} \\ &= -1,03 \text{ } ^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Respuesta: $-1,03 \text{ } ^\circ\text{C}$

$$\begin{aligned} \text{Punto de ebullición solución} &= 100 \text{ } ^\circ\text{C} + \Delta T_e \\ &= 100 \text{ } ^\circ\text{C} + 0,289 \\ &= 100,289 \text{ } ^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Respuesta: $100,289 \text{ } ^\circ\text{C}$

PROBLEMAS PROPUESTOS

- 1.- Los kilogramos de un hidróxido de sodio húmedo (12% de H_2O) que se necesitan para preparar 60 litros de solución 0,5 N son:
 a) 1,50 b) 1,20 c) 1,36 d) N.R.
- 2.- Se disuelven 5,85 g de Na Cl en 90 g de agua y se obtiene una solución de densidad 1,1 g/ml:
 a) La solución es sobresaturada. b) La concentración es 6,1 %.
 c) M y N coinciden para ésta solución. d) La fracción molar del soluto es 0,1 e) N.R.
- 3.- Se preparan 500 ml de ácido sulfúrico 3N a partir de 43 ml de ácido sulfúrico concentrado de 93,2 %, entonces la densidad del ácido concentrado en g/ml es:
 a) 0,55 b) 1,83 c) 2,6 d) N.R.
- 4.- Se disuelven 13,5 g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en agua suficiente para obtener 100 ml de solución de densidad 1.05 g/ml. La molaridad y la molalidad serán respectivamente :
 a) 0,39 y 0,43 b) 0,43 y 0,39 c) 0,39 y 0,39 d) N.R.
- 5.- En una solución muy diluída se cumple que:
 a) La concentración coincide con la solubilidad. b) la cantidad de soluto es igual a la del disolvente. c) su densidad es prácticamente la del disolvente. d) la molalidad prácticamente coincide con la molaridad. e) N.R.
- 6.- Si el factor de una solución ácida es menor que 1, para neutralizar 100 ml de base de igual concentración, factor igual a la unidad, se requiere:
 a) 10 ml b) más de 10 ml c) menos de 10 ml d) N.R.
- 7.- El peso de tiosulfato de sodio que se necesita para preparar 500 ml de solución 0,2 N según la reacción:

$$S_2O_3^{2-} + I_2 \Rightarrow S_4O_6^{2-} + I^-$$
 Sería:
 a) 24,8 g b) 15,8 g c) 20,8 g d) N.R.

8.- 0,663 g. de un cloruro metálico hidratado se valoran con 5,4 cm³ de solución 1 N de Ag NO₃ $f=1,006$. Un peso igual pero de sal anhidra, gastan 6,34 cm³ de solución. Si en 1 mol de sal hidratada existen 71 g. de Cl, determinar la fórmula molecular del cloruro hidratado.

9.- A 25 ml de solución de K₂CrO₄ se añaden 50 ml de solución 0,1 N de Na₂SO₃, con lo cual el ión (CrO₄)²⁻ se reduce a ión [Cr(OH)₄]¹⁻. Al valorar el exceso de sulfito, se gastan 10,5 ml de cloro 0,2 N. Calcular la concentración en g/l de la solución de K₂CrO₄.

10.- Una solución contiene 50 g de sulfuro de carbono y 50 g de cloroformo (CHCl₃). Calcular las fracciones molares de los componentes de ésta solución.

11.- El volumen de HCl 6N que se necesita para disolver 12 g de carbonato de calcio (PM = 100) sería:

- a) 80 ml b) 74,6 ml c) 40 ml d) 45,5 ml e) N.R.

12.- Una solución de ácido sulfúrico al 79,76% en peso y de densidad 1,725 g/ml, se diluye en una relación en volumen de 1 a 25. Si 10 cm³ de la solución diluida se neutraliza con un álcali 0,5 N factor 1,034 se gastan:

- a) 20 cm³ b) 5 ml c) 21,7 ml d) N.R.

13.- Al diluir 25 ml de Acido clorhídrico 0.5 N hasta 100 ml se obtiene:

- a) un ácido 0,1 N. b) un ácido 0.2 M. c) la concentración se reduce a la cuarta parte. d) la molaridad es igual a 0.125. e) N.R.

14.- Una solución que contiene 2 g. de Mg Cl₂ en 65 g. de H₂O congela a -0,46 °C. Si la densidad de la solución es 1,12 g/cm³ calcular la presión osmótica y la presión de vapor de la solución a 20 °C.

Presión de vapor del H₂O (20 °C) = 17,5 mm

Mg = 23,4 Cl = 35,5 H = 1 O = 16

15.- La solubilidad del NaCl a 20 °C es de 36 g de sal por cada 100 g de agua. Calcular la concentración de una solución saturada de NaCl expresada en molalidad y en porcentaje en peso.

- 16.- Calcular el punto de ebullición y el punto de congelación de una solución que contiene 68,4 g de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$ en 360 g de agua $K_e = 0,52\text{ }^{\circ}\text{C/m}$ $K_c = 1,86\text{ }^{\circ}\text{C/m}$.
- 17.- El radiador de un automóvil contiene 15 litros de agua. Cuántos gramos de etilen glicol ($C_2H_6O_2$) deberán añadirse para que la solución no congele a $-6\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- 18.- A $18\text{ }^{\circ}\text{C}$ la presión osmótica de una solución de lactosa $C_{12}H_{22}O_{11}$ es 3,54 at. Si la densidad de la solución es 1,02 g/ml; calcular la Molaridad y el punto de ebullición de la solución.
- 19.- El benceno C_6H_6 y el octano C_8H_{18} forman soluciones ideales. A $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ P° benceno = 385,3 mmHg y P° octano = 78,3 mmHg. Calcular a ésta temperatura la presión de vapor de una solución que contiene 10 g de benceno y 65 g de octano.
- 20.- La insulina tiene un peso molecular aproximado de 5.700, pero disuelta en agua forma un dímero con peso molecular 11.400. Cuál es la presión osmótica de una solución que contiene 0,25 g de insulina en 50 ml de solución a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$?
Suponiendo que la densidad de la solución es 1 g/ml, qué diferencia de altura hay entre los 2 brazos de un tubo en U en cuya parte inferior existe una membrana semipermeable que separa al solvente puro de la solución.
- 21.- 29 g de un soluto no electrolito y no volátil se disuelven en 154 g de tetracloruro de carbono. A $65\text{ }^{\circ}\text{C}$ la solución tiene una presión de vapor de 503,9 mm Hg, mientras que la del solvente es 531,2 mm Hg. Calcular el peso molecular del soluto.

CLASE PRACTICA N° 9

CURSO..... NOMBRE.....

Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y ponga V o F según sean verdaderas o falsas.

1. Todas las soluciones son líquidas.
2. Sus componentes se pueden separar por medios físicos.
3. Los gases se disuelven más fácilmente al aumentar la temperatura.
4. La mayoría de solutos sólidos solubles en agua, son iónicos.
5. Un mol de soluto disuelto en 1 l de agua, da una sol 1 M.
6. Un soluto molecular no se puede disolver en agua.
7. En un proceso de dilución no hay cambios de concentración.
8. Siempre se requiere energía para preparar una solución.
9. Si existe equilibrio entre el soluto disuelto y el soluto sin disolver, se tiene una solución sobresaturada.
10. Los líquidos que no se mezclan entre sí, son inmiscibles.

Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y encierre en un círculo la o las respuestas correctas N.R. = ninguna respuesta.

1.- Al considerar el proceso de solución:

- a) Depende de las fuerzas intermoleculares entre soluto y solvente
- b) Existen iones hidratados si el soluto es molecular.
- c) Las atracciones entre el ión y las moléculas de agua son independientes del tamaño y la carga del ión.
- d) Las entalpías de solución pueden ser negativas.
- e) N.R.

2.- Las soluciones son parte de los sistemas dispersos, en los que se puede considerar que:

- a) la fase dispersa es el solvente, y la fase dispersante es el soluto.
- b) El tamaño de las partículas coloidales es mayor que el de los iones.
- c) Una emulsión contiene a dos líquidos inmiscibles y un agente que disminuye la tensión superficial.
- d) Una suspensión es un sistema heterogéneo (formado por 2 fases).
- e) N.R.

3.- La dilución de una solución es un proceso:

- a) En el que se mantiene la concentración de las dos soluciones.
- b) exactamente igual a una titulación.
- c) En el que se utiliza la relación $C_1 V_1 = C_2 V_2$, en donde C_1 y C_2 pueden ser molaridad.
- d) Que agrega solvente y disminuye la concentración.
- e) N.R.

4.- 10 cm^3 de un ácido nítrico 1 M se diluyen hasta 50 ml. 25 ml. del ácido diluido reaccionan con Na OH 0,3 M. El volumen de solución de sosa cáustica empleada será:

- a) 25 ml
- b) $16,67 \text{ cm}^3$
- c) 30 ml
- d) 15 ml
- e) N.R.

5.- La solución A es 3 mola y la B es 1,5 m; las 2 tienen el mismo soluto (no electrolito, no volátil). Entonces:

- a) A tiene mayor presión de vapor que B.
- b) La solución A hierve a mayor temperatura.
- c) B congela a menor temperatura.
- d) A 30°C las dos soluciones tienen igual presión osmótica.
- e) N.R.

CLASE PRACTICA N° 10

CURSO NOMBRE.....

Conocimientos : Concentración, dilución y propiedades coligativas.

Resuelva los siguientes problemas, y señale la respuesta correcta.

1.- Se disuelven 5,85 g de NaCl en 90 g de agua y se obtiene una solución de densidad 1,1 g/ml entonces:

- a) La concentración es 6,1%. b) M y m coinciden para ésta solución.
c) M=N. d) La fracción molar del soluto es 0,1. e) N.R.

2.- El volumen de HCl 3N, necesario para reaccionar con 12 g de carbonato de calcio de un 93,2% de pureza sería:

- a) 12 ml. b) 0,745 l. c) 74,5 ml d) N.R.

H=1 Cl=35,5 Ca=40 C=12 O=16

3.- Se disuelve cierto peso de $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ en un peso igual de agua. Calcular el porcentaje en peso de la sal anhidra. $\text{Mg}=24,3$.

4.- Una solución de H_2SO_4 contiene 820,6 g de soluto por litro de solución. Si la densidad es 1,243 g/ml, su concentración sería:

- a) 82,06% b) 8,36M c) 19,35m d) 8,36N e) N.R.

5.- En un litro de solución de alcohol en agua existen 120 g de alcohol, la densidad de la solución es 0,98 g/cm³. Calcular :

- a) El porcentaje en peso de la solución
b) El porcentaje en volumen
c) El volumen de alcohol y el de H_2O que debieron mezclarse para preparar 1 litro. de solución.

Se conoce que las densidades del alcohol y del agua son 0,79 g/cm³ y 1 g/cm³ respectivamente

6.- A 85 °C la presión de vapor del dibromuro de etileno ($\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$) es 173 mm y la del 1,2 dibromo propano ($\text{C}_3\text{H}_6\text{Br}_2$) es 127 mm. Si 10 g de dibromuro de etileno se disuelven en 80 g de 1,2 dibromo propano, calcular:

- a) La presión de vapor de la solución.
b) La composición del vapor que está en equilibrio con la solución

CLASE PRACTICA N° 11

CURSO NOMBRE

- 1.- En 1/2 litro de solución 2N de hidróxido de calcio existen:
 a) 1 mol de soluto. b) 0,5 eq-g de soluto c) 37 g de solvente
 d) 500 g de solución e) N.R.
 Ca = 40 O = 16 H = 1

- 2.- Al disolver 90 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 1000 g de agua, la concentración de la solución es:
 a) 0,5 N b) 9% c) 0,5 M d) 0,5 m e) N.R.
 C = 12 H = 1 O = 16

- 3.- Si se diluye 1 litro de solución 3N de Acido ortofosfórico hasta 5 l de solución, entonces:
 a) Se agregaron 4 l de agua b) La solución resultante es 0,2 M c) La concentración final es 3/5 N. d) La masa de soluto en la solución final es 98 g. e) N.R.
 H = 1 P = 31 O = 16

- 4.- Una solución 2,5 N de ácido nítrico, tiene una densidad de 1,2 g/ml calcular la molalidad y el porcentaje en peso de la solución
 H = 1 N = 14 O = 16.

- 5.- Una solución de sosa cáustica (NaOH) al 35% en peso tiene una densidad de 1,48 g/ml. Cuál es su Molaridad, y su molalidad?
 Na = 23 O = 16 H = 1.

- 6.- 20 cm³ de solución de tiosulfato de sodio, se diluyen hasta 100 cm³. Se toman 25 ml de la solución diluida y se valoran con una solución de iodo 0,1 N factor 1,06; gastándose 20,6 ml. Determinar la Molaridad de la solución concentrada.
 $Na_2S_2O_3 + I_2 \Rightarrow Na_2S_4O_6 + NaI$ Na=23 S=32 O=16

- 7.- El volumen de NH₃ medido a 20 °C y 750 mm Hg, necesario para preparar 1 litro de solución al 25% y de densidad 0,907 g/cm³ es:
 a) 1285,6 lts. b) 321,4 lts. c) 170,7 lts. d) N.R.

- 8.- El H₃PO₄ tiene una concentración del 85% y una densidad de 1,7 g/ml. Cuál es la molalidad de la solución?. Qué volumen de ácido se necesita para preparar 250 ml de solución 2N?.

- 9.- Entre los reactivos concentrados comunes, el NH₃ tiene una molaridad de 14,8 y una densidad de 0,9 g/ml. Calcular el porcentaje en peso, las fracciones molares y los gramos por litro.

CLASE PRACTICA N° 12

CURSO NOMBRE

- 1.- Una solución que contiene 3,24 g de un soluto (no electrolito y no volátil) disuelto en 200 g de H_2O , hierve a $100,13\text{ }^{\circ}\text{C}$ a 1 at. Calcular el peso molecular del soluto y el punto de congelación de la solución.

$$K_c(H_2O) = 1,86\text{ }^{\circ}\text{C/m}$$

$$K_e(H_2O) = 0,52\text{ }^{\circ}\text{C/m}$$

- 2.- Hallar la concentración de una solución de Na_2SO_4 de densidad $1,42\text{ g/cm}^3$, si al diluirla a un volumen 5 veces mayor, 25 cm^3 de la solución diluida gastan $34,7\text{ ml}$ de ácido $0,5\text{ N}$ factor $1,07$.

- 3.- Se disuelven $5,85\text{ g}$ de $NaCl$ en 90 g de agua y se obtiene una solución de densidad $1,1\text{ g/ml}$, entonces:

a) La concentración es $6,1\%$. b) M y m coinciden para ésta solución. c) La fracción molar del soluto es $0,1$. d) N.R.

- 4.- Para preparar 250 ml de un "ácido sulfúrico" $0,1\text{ N}$ se necesitan:

a) $4,9\text{ g}$ de H_2SO_4 y $245,1\text{ ml}$ de agua. b) $0,1\text{ eq-g}$ del soluto y el agua suficiente para completar $1/4$ de litro. c) Disolver $2,45\text{ g}$ de H_2SO_4 en agua, y luego completar 250 ml de solución. d) N.R.

- 5.- Si al disolver en agua $29,22\text{ l}$ de NH_3 medidos a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 740 mm Hg , se obtienen 100 cm^3 de solución de densidad $0,916\text{ g/ml}$; la concentración sería:

a) 22% (en peso) b) $23,6\text{ N}$ c) $201,3\text{ g/l}$ d) N.R.

$$N=14 \quad H=1$$

- 6.- Se prepararon 500 ml de una solución de $K_2Cr_2O_7$ disolviendo $14,7\text{ g}$ de ésta sustancia en agua. Si el dicromato actúa como oxidante, reduciéndose a ión crómico, entonces la Normalidad de la solución será:

a) $0,6$ b) $0,15$ c) $0,3$ d) N.R.

- 7.- Al diluir 20 ml de Ácido clorhídrico $0,5\text{ N}$ hasta 100 ml se obtiene:

a) un ácido $0,2\text{ N}$ b) un ácido $0,1\text{ M}$ c) que la concentración se reduce a la cuarta parte. d) N.R.

- 8.- Un compuesto contiene 40% de C; 6,6% de H; 53,4% de O. Si se disuelven 9 g del compuesto en 500 g de H_2O , el incremento en el punto de ebullición del agua es $0,052\text{ }^\circ\text{C}$. Encontrar la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto.
- 9.- Cuantos litros del anticongelante etilenglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) se deben agregar al radiador de un vehículo que contiene 6,5 lts de H_2O , si la temperatura más baja que debe soportar el vehículo es $-2\text{ }^\circ\text{C}$.
- Cuál es el punto de ebullición de esta solución?
- La densidad del etilenglicol es $1,1\text{ g/ml}$.

ESTEQUIOMETRIA

II

4

En este capítulo se estudian fundamentalmente, las relaciones en peso (o volumen) entre los elementos o compuestos que intervienen en una reacción química.

Anteriormente se estudiaron las composiciones porcentuales, fórmulas empíricas, fórmulas moleculares y las reacciones químicas y su clasificación (Pag. 147 - 152, Fundamentos de Química 1).

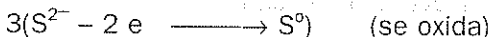
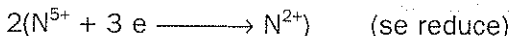
A continuación se describen los métodos del ión electrón, y de los estados de oxidación para igualar reacciones de Oxido - reducción.

Método de los estados de oxidación.-

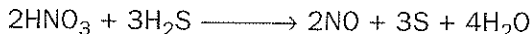
Consiste en establecer los estados o números de oxidación de todos los elementos que intervienen en una reacción química para identificar aquellos que se oxidan y que se reducen. Si el número de electrones perdidos se iguala con el de electrones ganados, se puede encontrar los coeficientes que permitan igualar la reacción de óxido - reducción. **Por ejemplo:**



Los elementos que cambian sus estados de oxidación son N y S:



Se multiplica por dos la primera y por tres la segunda para igualar los electrones perdidos y ganados, y esos números se convierten en los coeficientes de la ecuación igualada.



Finalmente se igualan los H y los O poniendo el coeficiente 4 delante del agua.

Método del ión electrón.- (Semireacciones)

No interesa conocer los estados de oxidación de los elementos, ni identificar los que se oxidan o reducen. Se separa la ecuación en dos partes o semiecuaciones en cada una de las cuales se igualan primero los átomos y luego las cargas agregando electrones (IONES – ELECTRONES) en el lado que haga falta.

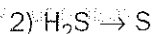
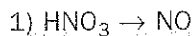
Siempre se pueden agregar moléculas de agua para igualar H y O, además se debe tener en cuenta que si la reacción ocurre en medio ácido se pueden agregar H^+ mientras que si ocurre en medio básico se agregarán OH^- .

El número de OH^- agregados debe ser igual al doble del número de O necesarios.

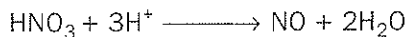
A las semiecuaciones se les multiplica por un número, que permita anular los iones electrones y luego se unen éstas semiecuaciones para obtener la ecuación redox igualada.



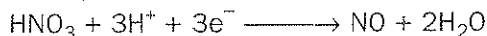
Las dos semiecuaciones son:



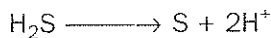
En la primera agrego 2 H_2O para igualar los O, y para igualar los 4H, agrego a la izquierda $3H^+$



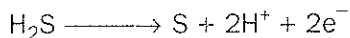
Para igualar la carga eléctrica se debe agregar 3 e a la izquierda:



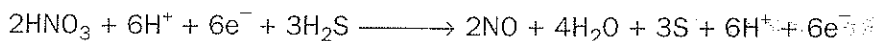
En la segunda, únicamente se agrega a la derecha $2H^+$



Para igualar las cargas se agregan los iones-electrones a la derecha:



Para eliminar los iones-electrones que aparecen en las semiecuaciones, se multiplica la primera por dos y la segunda por tres; y luego se unen las dos semiecuaciones:



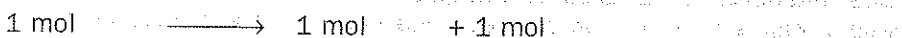
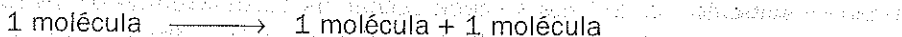
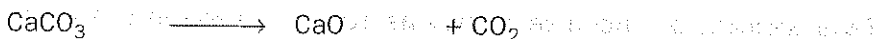
Finalmente se tiene:



CALCULOS A PARTIR DE ECUACIONES QUIMICAS

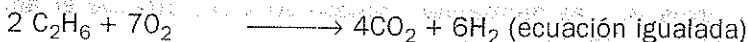
Si se representa mediante una ecuación un determinado proceso químico, se pueden establecer varias relaciones en peso, en moles o en moléculas una vez que se iguale correctamente la ecuación.

Por ejemplo en la calcinación del carbonato de calcio para obtener óxido de calcio y dióxido de carbono, se tiene:



Generalmente se utilizan las relaciones deducidas de la ecuación igualada, como factores de conversión (aunque también se plantean como regla de tres). **Por ejemplo:**

Cuántos g de agua y cuantos moles de CO_2 puede producir la combustión de 90g de etano con un exceso de oxígeno*. Se conocen los pesos atómicos $\text{C} = 12$, $\text{H} = 1$, $\text{O} = 16$.



* RL = Etano

$$90\text{g} \cancel{\text{C}_2\text{H}_6} \left| \frac{180 \text{ g} \cancel{\text{H}_2\text{O}}}{60 \text{ g} \cancel{\text{C}_2\text{H}_6}} \right| = 162 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$90\text{g} \cancel{\text{C}_2\text{H}_6} \left| \frac{176\text{g} \cancel{\text{CO}_2}}{60 \text{ g} \cancel{\text{C}_2\text{H}_6}} \right| \left| \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}}{44 \text{ g de } \cancel{\text{CO}_2}} \right| = 6 \text{ moles CO}_2$$

*R.L. (Reactivo Limitante) es el que se consume por completo, el que no sobra. En el problema anterior no es necesaria la identificación, ya que hay un exceso de O.

Rendimiento (η).-

En algunos problemas de Estequiometría, se considera el concepto de rendimiento o eficiencia de una reacción, recordando que de manera general, el rendimiento es:

$$\eta = \frac{\text{Valor Real}}{\text{Valor Ideal}} \times 100$$

Si se considera que el peso de producto que se obtiene al final de la reacción no es siempre igual al peso calculado estequiométricamente, el rendimiento será igual a:

$$\eta_{RX} = \frac{W \text{ obtenido}}{W \text{ calculado}} \times 100$$

En la práctica, la mayoría de sustancias que intervienen en una Reacción están en **solución**; por lo tanto se debe aplicar los conocimientos de los capítulos anteriores a los cálculos estequiométricos, pues interesa conocer el peso o volumen de solución que debe intervenir en determinado proceso químico.

Igualmente las leyes de los **gases** o la ecuación general permiten calcular el volumen de un producto gaseoso obtenido en una reacción química;

En los siguientes ejercicios se emplean dichos conocimientos, y se utilizan los factores de conversión deducidos de la relación estequiométrica correspondiente.

- 1.- Calcular el volumen de un ácido sulfúrico 3N que se necesita para producir 112 litros de gas hidrógeno, medido en C.N., cuando el ácido reacciona con un exceso de Zn.**

$$\text{Zn} = 65,4$$

$$\text{H} = 1$$

$$\text{O} = 16$$

$$\text{S} = 32$$



$$98 \text{ g} + 65,4 \text{ g} \quad 161,4 \text{ g} + 2 \text{ g}$$

Según la relación estequiométrica 1 mol de H_2 (2g) es producido por 98 g de H_2SO_4 ; entonces:

$$112 \cancel{\text{N}} \text{ H}_2 \left| \frac{1 \cancel{\text{mol}} \text{ H}_2}{22,4 \cancel{\text{N}} \text{ H}_2} \right| \left| \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \cancel{\text{mol}} \text{ H}_2} \right| = 490 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

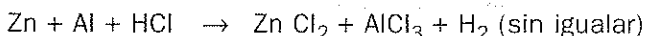
Relacionando el peso de H_2SO_4 con el volumen de ácido 3N se tiene:

$$490 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \left| \frac{1 \text{ l sol}}{3 \text{ eq - g H}_2\text{SO}_4} \right| \left| \frac{1 \text{ eq. g H}_2\text{SO}_4}{49 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \right| = 3,33 \text{ l}$$

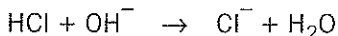
Respuesta = 3,33 litros de ácido 3N

2.- Se disuelven 3,4 g de una aleación de Zn y Al en 100 ml. de un ácido clorhídrico 2N, y el exceso de ácido es neutralizado por 48,5 ml de álcali 1N $f = 1,05$. Calcular la composición de la aleación.

Inicialmente la reacción es:



Luego la reacción de neutralización, debido al exceso de HCl es:



Por lo tanto el $\# \text{ eq - g Zn} + \# \text{ eq - g Al} + \# \text{ eq - g OH}^- = \# \text{ eq - g H}^+$

Asumiendo $x = \text{g de Zn}$ $y = \text{g de Al}$

$$x + y = 3,4 \text{ g} \quad (1)$$

El $\#$ de eq - g es la relación entre la masa y el peso - equivalente, y para un elemento el peso equivalente es.

$$\text{P eq.} = \frac{\text{PA}}{\text{valencia}}$$

$$\text{P eq Zn} = \frac{65,4}{2} = 32,7 \frac{\text{g}}{\text{eq - g}}$$

$$\text{P eq Al} = \frac{27}{3} = 9 \frac{\text{g}}{\text{eq - g}}$$

$$\# \text{ eq - g Zn} = \frac{x}{32,7}$$

$$\# \text{ eq - g Al} = \frac{y}{9}$$

Para las soluciones, el $\# \text{ eq - g}$ es el producto de la normalidad por el volumen (en litros).

$$\# \text{ eq - g HCl} = 0,1 \text{ l} \times 2 \text{ N} = 0,2 \text{ eq - g}$$

$$\# \text{ eq - g álcali} = 0,0485 \times 1 \times 0,5 = 0,0509$$

$$\frac{x}{32,7} + \frac{y}{9} + 0,0509 = 0,2 \quad (2)$$

Despejando y de la ecuación (1) y sustituyendo en (2), se tiene

$$y = 3,4 - x$$

$$\frac{x}{32,7} + \frac{3,4 - x}{9} = 0,2 - 0,0509$$

$$\frac{9x + 32,7(3,4 - x)}{32,7 \cdot 9} = 0,1491$$

$$9x + 109,48 - 32,7x = 43,209$$

$$-23,2 x = -66,271$$

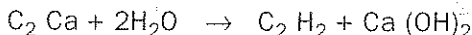
$$x = \frac{66,271}{23,2} = 2,856 \text{ g Zn}$$

$$y = 3,4 - 2,856 = 0,544 \text{ g Al}$$

$$\% \text{ Zn} = \frac{W_{\text{Zn}}}{W_{\text{total}}} = \frac{2,856 \text{ g}}{3,4 \text{ g}} \times 100 = 84,02\%$$

Respuesta 15,98% de Al y 84,02% de Zn

3.- Calcular el volumen de acetileno, medido en condiciones normales (C.N.) que se puede preparar con 3 g de un carburo de calcio de un 80% de pureza. C = 12 Ca = 40 O = 16



Considerando el criterio de pureza:

$$3\text{g "carburo de calcio"} \times \frac{80\% \text{ C}_2\text{Ca}}{100\% \text{ carburo de calcio}} = 2,4\text{g C}_2\text{Ca}$$

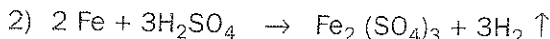
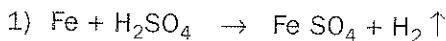
Con éste peso y el factor deducido de la relación estequiométrica, encuentro el peso de acetino:

$$2,4\cancel{\text{g C}_2\text{Ca}} \left| \frac{26\text{g C}_2\text{H}_2}{64\cancel{\text{g C}_2\text{Ca}}} \right| = 0,975\text{g C}_2\text{H}_2$$

$$0,975\cancel{\text{g C}_2\text{H}_2} \left| \frac{1\cancel{\text{mol C}_2\text{H}_2}}{26\text{g}} \right| \left| \frac{22,4\text{ l}}{1\cancel{\text{mol}}} \right| = 0,84\text{ l de C}_2\text{H}_2$$

Respuesta = 0,84 l de C₂H₂

4.- El Fe reacciona con H₂SO₄, formando un sulfato de hierro y liberando H₂. Si cuando reaccionan 1,68g de Fe con un exceso de H₂SO₄, se forman 723 ml de H₂ medidos a 20 °C y 1 at; el sulfato será de Fe (II) o de Fe (III).



Al formarse el sulfato ferroso (ecuación 1) la relación estequiométrica señala que 1 at – g de Fe (56g) produce 1 mol de H₂; mientras que al formarse sulfato férrico, 2 at – g de Fe (112 g) producen 3 moles de H₂.

Con la Ecuación general de los gases se calcula el número de moles de H₂ producidas:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1\text{at} \times 0,723\text{ l}}{0,082 \frac{\text{l} \cdot \text{at}}{\text{°K mol}} \times 293\text{ °K}} = 0,03\text{ moles H}_2$$

Con el peso de Fe, se calcula para las 2 reacciones, el número de moles H₂ producidas; y al comparar con el valor anterior determino el sulfato formado:

$$1) \quad 1,68\cancel{\text{g Fe}} \left| \frac{1\cancel{\text{mol H}_2}}{56\cancel{\text{g Fe}}} \right| = 0,03\text{ moles}$$

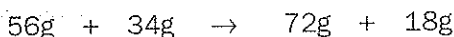
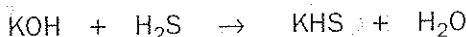
$$2) \quad 1,68\cancel{\text{g Fe}} \left| \frac{3\cancel{\text{moles H}_2}}{112\cancel{\text{g Fe}}} \right| = 0,045\text{ moles}$$

Por lo tanto el sulfato formado es de Fe (II)

Respuesta \Rightarrow Fe SO₄

5.- Cuantos g de bisulfuro de potasio y cuántos moles de H₂O, se obtienen a partir de 80g de sulfhídrico y 150 g de potasa caústica.

$$K = 39 \quad O = 16 \quad H = 1$$



1) Se Identifica el Reactivo limitante:

$$80g \cancel{H_2S} \left| \frac{56g \cancel{KOH}}{34g \cancel{H_2S}} \right| = 131,76g \cancel{KOH}$$

Al comparar éste peso con los 150g que se tienen, sobra KOH por lo tanto el RL = H₂S

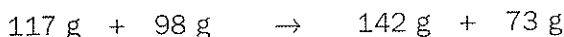
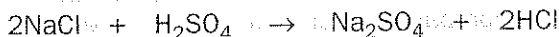
2) En base al RL se calculan los productos formados

$$80g \cancel{H_2S} \left| \frac{72g \cancel{KHS}}{34g \cancel{H_2S}} \right| = 169,41g \cancel{KHS}$$

$$80g \cancel{H_2S} \left| \frac{18g \cancel{H_2O}}{34g \cancel{H_2S}} \right| \left| \frac{1 \text{ mol } \cancel{H_2O}}{18g \cancel{H_2O}} \right| = 2,35 \text{ moles } \cancel{H_2O}$$

6.- Calcular el volumen de HCl, medido a 37 °C y 870 mmHg que se puede obtener, cuando 3,5 l de un "ácido sulfúrico" 0,5 N reaccionan con 100 g de NaCl.

$$\text{Pesos atómicos: Na} = 23 \quad \text{Cl} = 35,5 \quad \text{H} = 1 \quad \text{S} = 32 \quad \text{O} = 16$$



Se encuentra previamente, el peso de soluto que hay en la solución de ácido sulfúrico:

$$3,5 \cancel{\text{ lts.}} \left| \frac{0,5 \text{ eq } \cancel{H_2SO_4}}{1 \cancel{\text{ lts sol}}} \right| \left| \frac{49 g \cancel{H_2SO_4}}{1 \cancel{\text{ eq } - g}} \right| = 85,75 g \text{ de } H_2SO_4$$

Con la relación en peso, deducida de la ecuación igualada, se debe identificar el reactivo limitante (R. L.)

$$100 \text{ g de } \cancel{\text{NaCl}} \left| \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{117 \cancel{\text{ g NaCl}}} \right| = 83,76 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Al comparar éste peso de H_2SO_4 con lo que se tiene de ácido, sobra H_2SO_4 por lo tanto $\Rightarrow \text{RL} = \text{NaCl}$

Se calcula la masa de HCl , en función del NaCl que es el R.L.

$$100 \text{ g de } \cancel{\text{NaCl}} \left| \frac{73 \text{ g HCl}}{117 \cancel{\text{ g NaCl}}} \right| = 62,39 \text{ g de HCl}$$

La masa obtenida, se transforma a volumen con la ecuación general de los gases:

$$PV = n R T$$

$$PV = \frac{m}{PM} RT$$

$$V = \frac{m \times R \times T}{PM \times P}$$

$$V = \frac{62,39 \text{ g} \times 0,082 \text{ l. at} \times 310^\circ\text{K}}{36,5 \text{ g/mol} \times 870/760 \text{ at } ^\circ\text{K mol}}$$

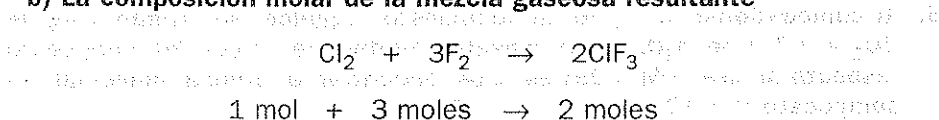
$$V = \frac{1585,95}{41,78} = 37,95 \text{ lts}$$

Respuesta = 37,95 lts HCl

7.- El Cl_2 y el F_2 reaccionan para formar ClF_3 (g). Si 7,16 moles de F_2 reaccionan con 119,4 litros de Cl_2 medidos a 300°K y 0,7 at Calcular:

a) Cuántas moléculas de ClF_3 se formaron, y

b) La composición molar de la mezcla gaseosa resultante



Para el Cl_2

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

$$n = \frac{0,7 \text{ at} \times 119,4 \text{ l}}{0,082 \frac{\text{l at}}{\text{K mol}} \times 300 \text{ }^\circ\text{K}} = 3,4 \text{ moles } \text{Cl}_2$$

Se identifica al RL:

$$3,4 \text{ moles } \text{Cl}_2 \left| \frac{3 \text{ moles } \text{F}_2}{1 \text{ mol } \text{Cl}_2} \right| = 10,20 \text{ moles } \text{F}_2$$

Al comparar con las 7,16 moles de F_2 falta F_2 por lo tanto $\text{RL} = \text{F}_2$

$$7,16 \text{ moles } \text{F}_2 \left| \frac{2 \text{ moles } \text{ClF}_3}{3 \text{ moles } \text{F}_2} \right| \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molec}}{1 \text{ mol}} = 2,872 \times 10^{24} \text{ molec. de } \text{ClF}_3$$

Respuesta $2,872 \times 10^{24}$ molec. de ClF_3

La mezcla resultante contiene Cl_2 y ClF_3 (reactivo en exceso y producto).

$$7,16 \text{ moles } \text{F}_2 \left| \frac{1 \text{ mol } \text{Cl}_2}{3 \text{ moles } \text{F}_2} \right| = 2,39 \text{ moles } \text{Cl}_2 \text{ que reaccionaron}$$

$$\text{moles sobrantes} = 3,4 - 2,39 = 1,01 \text{ moles}$$

$$\text{moles de } \text{ClF}_3 \Rightarrow 7,16 \text{ moles } \text{F}_2 \left| \frac{2 \text{ moles } \text{ClF}_3}{3 \text{ moles } \text{F}_2} \right| = 4,77 \text{ moles } \text{ClF}_3$$

$$\text{moles totales} = 1,01 + 4,77 = 5,78$$

$$\% \text{Cl}_2 = \frac{1,01 \text{ moles}}{5,78 \text{ moles}} \times 100 = 17,47\% \quad \% \text{ClF}_3 = 82,53\%$$

Respuesta 17.47% Cl_2 ClF_3 82,53%

8.- Al combustionar 3,1 g de un compuesto orgánico, se forman 4,4g de CO_2 y 2,7 g de H_2O . Si la densidad relativa del vapor del compuesto respecto al aire ($\text{PM} = 29$) es 2,14; encontrar la fórmula molecular del compuesto $\text{C} = 12$ $\text{H} = 1$ $\text{O} = 16$

Se debe calcular el peso de C, H y O que existen en 3,1 g del compuesto orgánico; a partir del peso de CO_2 y H_2O formados, ya que el peso del C en el CO_2 es el que existía en el compuesto.

Así mismo el peso del H en el H_2O formada, es el peso del H en el compuesto orgánico.

$$4,4\text{g } \cancel{\text{CO}_2} \left| \frac{12\text{g C}}{44\text{g } \cancel{\text{CO}_2}} \right| = 1,2\text{g C}$$

$$2,7\text{g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \left| \frac{2\text{g H}}{18\text{g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} \right| = 0,3\text{g H}$$

El peso de O se calcula por diferencia entre el peso del compuesto y la suma del C e H

$$W_o = 3,1 - (1,2 + 0,3) = 3,1 - 1,5 = 1,6\text{g O}$$

Con estos pesos se calcula la fórmula empírica, mediante el seguimiento procedimiento:

Elemento	W Elemento	PA	WE/PA = V	V/V menor	# entero
C	1,2g	12	$1,2/12 = 0,1$	$0,1/0,1 = 1$	1
H	0,3g	1	$0,3/1 = 0,3$	$0,3/0,1 = 3$	3
O	1,6g	16	$1,6/16 = 0,1$	$0,1/0,1 = 1$	1

Fórmula Empírica CH_3O

Peso de la fórmula empírica = $12 + 3 + 16 = 31$

Considerando la ecuación general de los gases: $PV = nRT$

$$PV = \frac{m}{PM} RT \quad ; \quad P \cdot PM = \frac{m}{V} RT$$

$$P \cdot PM = \delta RT$$

$$\delta = \frac{P \cdot PM}{RT}$$

Al relacionar las densidades de 2 gases, a las mismas condiciones de P y T resulta:

$$\frac{\delta_A}{\delta_B} = \frac{PM_A}{PM_B}$$

$$PM_A = \frac{\delta_A}{\delta_B} \cdot PM_B$$

$$PM \text{ compuesto} = 2,14 \times 29 \text{ g/mol} = 62,06$$

Al dividir el P.M. para el peso de la fórmula empírica, se obtiene:

$$\frac{62,06}{31} = 2$$

Fórmula Molecular = 2 F.E = 2(CH₃O)

Respuesta C₂H₆O

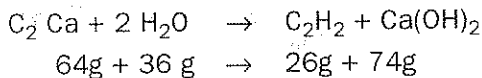
9.- Al tratar 1,028g de una muestra comercial de carburo de calcio (CaC₂) con agua se desprenden 328 ml de acetileno (C₂H₂) medidos a 22 °C y 728,2 mmHg. Entonces:

a) el único producto es el acetileno. b) la pureza de la muestra es 40,5%. c) la pureza es 81%. d) N.R.

Aplicando la Ecuación de los gases, encuentro la masa de acetileno:

$$m = \frac{P V PM}{R T} = \frac{728,2/760 \text{ at} \times 0,328 \text{ l} \times 26 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ l at/}^\circ\text{K mol} \times 295 \text{ }^\circ\text{K}} = 0,338 \text{ g}$$

Según la ecuación igualada se tiene:



Con el peso o masa del C₂H₂ encontrado, calculo el peso del carburo:

$$0,338 \text{ g C}_2\text{H}_2 \left| \frac{64 \text{ g C}_2\text{Ca}}{26 \text{ g C}_2\text{H}_2} \right| = 0,832 \text{ g C}_2\text{Ca}$$

Calculo la pureza relacionando éste peso, con el peso de la muestra

$$\% \text{ Pureza} = \frac{0,832 \text{ g}}{1,028 \text{ g}} \times 100 = 80,9\%$$

Respuesta = c

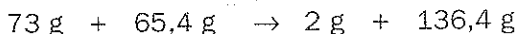
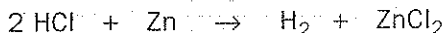
10.- Si reaccionan 10 g de HCl con 8 g de Zinc para formar gas hidrógeno y cloruro de zinc, entonces:

a) el reactivo limitante es el Zn. b) se obtienen 18 g de cloruro de zinc. c) Se obtienen 0,24 g de H₂. d) N.R.

H = 1

Cl = 35,5

Zn = 65,4



$$10 \text{ g HCl} \left| \frac{65,4 \text{ g Zn}}{73 \text{ g HCl}} \right| = 8,95 \text{ g Zn, si tengo 8 g Zn} \Rightarrow \text{RL} = \text{Zn}$$

La respuesta b está descartada porque la suma de los 2 reactivos es 18 g.

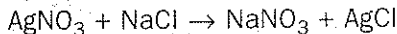
$$8 \text{ g Zn} \left| \frac{2 \text{ g H}_2}{65,4 \text{ g Zn}} \right| = 0,24 \text{ g H}_2$$

Respuestas = a, c

11.- Una moneda de plata pesa 4,652g y se disuelve en ácido nítrico. Se afora hasta un volumen de 200 ml y se toman 10 ml de ésta solución. Se valoran adecuadamente con solución 0,1 N de NaCl, de la que se gastan 19,45 ml. Hallar el porcentaje de plata que tiene la moneda.

Inicialmente se tiene: $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + 1/2 \text{ H}_2$

La solución de AgNO₃ reacciona con la solución de NaCl



V₁ = 10 ml

N₁ = ?

$$V_1 N_1 = V_2 N_2$$

V₂ = 19,45 ml

N₂ = 0,1

$$N_1 = \frac{19,45 \text{ ml} \times 0,1 \text{ N}}{10 \text{ ml}} = 0,1945 \text{ N}$$

Esta concentración corresponde a la solución de AgNO_3 , por lo tanto la plata existente en los 200 ml de solución será:

$$\frac{0,1945 \text{ eq } \cancel{\text{g AgNO}_3}}{1 \text{ lto soluc}} \left| \frac{170 \text{ g } \cancel{\text{AgNO}_3}}{1 \text{ eq } - \text{g AgNO}_3} \right| \frac{108 \text{ g Ag}}{170 \text{ g } \cancel{\text{AgNO}_3}} \times 0,2 \text{ lt soluc} = 4,20 \text{ g}$$

El porcentaje de plata en la moneda será:

$$\% \text{ Ag} = \frac{W \text{ Ag}}{W \text{ moneda}} \times 100$$

$$\% \text{ Ag} = \frac{4,20 \text{ g}}{4,652 \text{ g}} \times 100 = 90 \%$$

Respuesta = 90 %

12.- Al combustionar 1 g de cierto compuesto orgánico se obtienen 0,6 g de agua y 1,47 g de CO_2 . Encontrar la fórmula molecular, si se conoce que 0,44 g del compuesto orgánico en estado de vapor a una temperatura de 67°C y a 1 at ocupan un volumen de 0,25 litros.

$$0,6 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \left| \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} \right| = 0,0667 \text{ g H}$$

$$1,47 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \left| \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} \right| = 0,401 \text{ g C}$$

El peso de oxígeno se calcula por diferencia y se tiene:

$$W_o = 1 \text{ g} - (0,0667 + 0,401) = 0,532 \text{ g}$$

$$\text{H} \quad 0,0667/1 = 0,0667 \quad \frac{0,0667}{0,033} = 2$$

$$\text{C} \quad 0,401/12 = 0,033 \quad \frac{0,033}{0,033} = 1$$

$$\text{O} \quad 0,532/16 = 0,0333 \quad \frac{0,0333}{0,033} = 1$$

La fórmula empírica será CH_2O . El peso de la fórmula empírica será

$$P_{FE} = 12 + 2 + 16 = 30$$

Con la Ecuación General de los gases, calculo el peso Molecular:

$$PM = \frac{mRT}{P.V}$$

$$PM = \frac{0,81 \text{ g} \times 0,082 \text{ l.at} \times 340 \text{ }^{\circ}\text{K}}{1 \text{ at} \times 0,25 \text{ l} \times \text{mol}} = 90,33 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Se divide el peso molecular para el peso de la fórmula empírica:

$$\frac{PM}{P_{FE}} = \frac{90,33}{30} = 3$$

Y se encuentra un número entero, que multiplicado por la fórmula empírica, nos da la fórmula Molecular.

$$F M = 3. (FE)$$

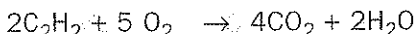
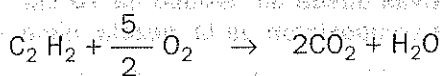
$$\text{Respuesta} = C_3 H_6 O_3$$

RELACIONES VOLUMEN A VOLUMEN

En los cálculos estequiométricos, hay un gran número de reacciones gaseosas para las cuales se pueden aplicar la ley de GAY - LUSSAC o de los volúmenes de combinación: "Si en una reacción química los reaccionantes y los productos son gases y sus volúmenes se miden a igual temperatura y presión, **se pueden establecer relaciones de enteros sencillos entre sus volúmenes**".

Además al considerar el principio de AVOGADRO: "**Volúmenes iguales** de diferentes gases contienen el mismo **número de moléculas**" y teniendo en cuenta que $1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23}$ moléculas. Se tiene que los coeficientes de la ecuación igualada indican el número de moles (o moléculas) y el número de VOLUMENES de cada sustancia.

Por ejemplo en la reacción de combustión del acetileno, se pueden establecer las siguientes relaciones:





Algunas de ellas se aplican al resolver el siguiente problema:

- 13.- Calcular el volumen de aire necesario para la combustión de 30 cm³ de acetileno y encontrar la composición de la mezcla gaseosa resultante. Suponer que el CO₂ formado no se disuelve en el agua.

$$30 \text{ cm}^3 \text{ C}_2\text{H}_2 \left| \frac{5 \text{ cm}^3 \text{ O}_2}{2 \text{ cm}^3 \text{ C}_2\text{H}_2} \right| = 75 \text{ cm}^3 \text{ O}_2$$

Considerando la composición volumétrica del aire se tiene:

$$75 \text{ cm}^3 \text{ O}_2 \left| \frac{100 \text{ cm}^3 \text{ aire}}{21 \text{ cm}^3 \text{ O}_2} \right| = 357,14 \text{ cm}^3 \text{ aire}$$

La mezcla gaseosa resultante contiene CO₂ y el N₂ del aire, que como gas INERTE no interviene en la reacción, por lo tanto, el CO₂ formado será:

$$30 \text{ cm}^3 \text{ C}_2\text{H}_2 \left| \frac{4 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2}{2 \text{ cm}^3 \text{ C}_2\text{H}_2} \right| = 60 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2$$

El volumen de N₂ será: V_{Aire} - V_{O₂} = 357,14 - 75 = 282,14 cm³ N₂

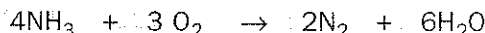
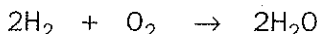
Mezcla resultante = VCO₂ + VN₂ = 60 + 282,14 = 342,14 cm³

$$\% \text{ CO}_2 = \frac{60 \text{ cm}^3}{342,14 \text{ cm}^3} \times 100 = 17,54\%$$

$$\% \text{ N}_2 = \frac{282,14 \text{ cm}^3}{342,14 \text{ cm}^3} \times 100 = 82,46\%$$

Respuesta 17,54% CO₂ y 82,46%N₂

- 14.- A 100 cm³ de una mezcla gaseosa de hidrógeno y amoníaco, se añaden 100 cm³ de O₂. Se hace reaccionar la mezcla y al volver a las condiciones primitivas queda un residuo de 70 cm³ de una mezcla de N₂ y O₂. Hallar la composición de la mezcla inicial de H₂ y NH₃



Considerando las relaciones molares o volumétricas, y suponiendo que:

$$x = \text{volumen de } H_2$$

$$100 - x = \text{volumen de } NH_3$$

Se puede calcular el volumen que reacciona de O_2 en las 2 reacciones:

$$x \text{ cm}^3 \cancel{H_2} \left| \frac{1 \text{ cm}^3 O_2}{2 \text{ cm}^3 \cancel{H_2}} \right| = \frac{x}{2} \text{ cm}^3 O_2$$

$$(100 - x) \text{ cm}^3 \cancel{NH_3} \left| \frac{3 \text{ cm}^3 O_2}{4 \text{ cm}^3 \cancel{NH_3}} \right| = \frac{3}{4} (100 - x) \text{ cm}^3 O_2$$

En el residuo de 70 cm^3 , se supone que existen:

$$y = \text{cm}^3 \text{ de } O_2$$

$$70 - y = \text{cm}^3 \text{ de } N_2$$

Entonces el volumen total de O_2 será:

$$\frac{x}{2} + \frac{3}{4} (100 - x) + y = 100 \text{ cm}^3 \quad (1)$$

El N_2 producido en al combustión de la 2ª ecuación será:

$$(100 - x) \text{ cm}^3 \cancel{NH_3} \left| \frac{2 \text{ cm}^3 N_2}{4 \text{ cm}^3 \cancel{NH_3}} \right| = \frac{1}{2} (100 - x) \text{ cm}^3 N_2$$

Este valor es igual al N_2 de residuo, es decir:

$$70 - y = \frac{1}{2} (100 - x) \quad (2)$$

Resolviendo simultáneamente las Ecuaciones (1) y (2), se despeja y de la 2ª y se sustituye en la 1ª

$$y = \frac{40 + x}{2}$$

$$\frac{x}{2} + \frac{3}{4} (100 - x) + \frac{1}{2} (40 + x) = 100$$

$$\frac{x}{2} + 75 - \frac{3}{4}x + 20 + \frac{x}{2} = 100$$

$$75 + \frac{1}{4}x = 100$$

$$\frac{x}{4} = 5$$

$$x = 20 \text{ cm}^3$$

$$\text{Vol NH}_3 = 100 - x = 80 \text{ cm}^3$$

Por lo tanto la composición de la mezcla inicial será:

$$\% \text{H}_2 = \frac{20 \text{ cm}^3}{100 \text{ cm}^3} \times 100 = 20\%$$

$$\% \text{NH}_3 = \frac{80 \text{ cm}^3}{100 \text{ cm}^3} \times 100 = 80\%$$

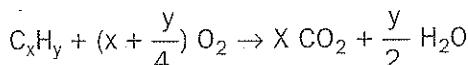
15.- Se hace estallar una mezcla que contiene 20 cm³ de hidrocarburo gaseoso y 150 cm³ de O₂. Después de la combustión queda un residuo gaseoso de 110 cm³ que al reaccionar con KOH (para eliminar el CO₂) se reduce a 50 cm³ que son de Oxígeno. Encontrar la fórmula molecular del hidrocarburo gaseoso.

H = 1

C = 12

O = 16

La reacción igualada para la combustión señalada sería:



El enunciado del problema indica que el Reactivo limitante es el Hidrocarburo;

El vol. de C_xH_y que reacciona = 20 cm³

El volumen de CO₂ formado es 110 - 50 = 60 cm³

El vol. de O₂ que reaccionó = 150 - 50 = 100 cm³

Considerando la Ley de Gay - Lussac, a partir de 1 vol del hidrocarburo,

se puede obtener de $\text{CO}_2 \Rightarrow$

$$1 \text{ vol de } \text{C}_x\text{H}_y \left| \frac{60 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2}{20 \text{ cm}^3 \text{ C}_x\text{H}_y} \right| = 3 \text{ vol CO}_2$$

Por lo tanto $x = 3$

Al considerar la relación entre los volúmenes del hidrocarburo y del O_2 que reaccionan:

$$(x + y/4) \text{ vol de O}_2 \left| \frac{20 \text{ cm}^3 \text{ C}_x\text{H}_y}{100 \text{ cm}^3 \text{ O}_2} \right| = (x/5 + y/20) \text{ vol C}_x\text{H}_y$$

Por lo tanto $x/5 + y/20 = 1$ entonces si $x = 3$ se tiene:

$$3/5 + y/20 = 1$$

$$3/5 + y/20 = 1$$

$$y/20 = 2/5$$

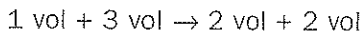
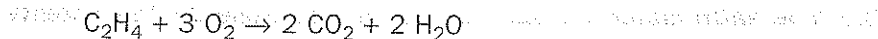
$$y = 8$$

si $x = 3$ $y = 8$ la fórmula del hidrocarburo será: **C_3H_8**

16.- La mezcla gaseosa seca que se obtiene luego de la combustión de 20 cm^3 de etileno gaseoso (C_2H_4) en exceso aire, contiene:

- a) 40 cm^3 de CO_2 . b) 225,7 cm^3 de N_2 . c) 15,1% de CO_2 y 84,9% de N_2 . (en volumen) d) N.R.

Composición volumétrica del aire: 21% de O_2 , 79% de N_2



$$20 \text{ cm}^3 \text{ de } \text{C}_2\text{H}_4 \left| \frac{2 \text{ m}^3 \text{ CO}_2}{1 \text{ cm}^3 \text{ de } \text{C}_2\text{H}_4} \right| = 40 \text{ cm}^3 \text{ de CO}_2$$

$$20 \text{ cm}^3 \text{ de } \text{C}_2\text{H}_4 \left| \frac{3 \text{ cm}^3 \text{ O}_2}{1 \text{ cm}^3 \text{ de } \text{C}_2\text{H}_4} \right| \left| \frac{79 \text{ cm}^3 \text{ N}_2}{21 \text{ cm}^3 \text{ O}_2} \right| = 225,7 \text{ cm}^3 \text{ de N}_2$$

La mezcla final contiene 40 cm³ de CO₂ y 225,7 cm³ de N₂ y por consiguiente su composición en volumen será:

$$\% \text{CO}_2 = \frac{40 \text{ cm}^3 \text{ de CO}_2}{265,7 \text{ cm}^3 \text{ de N}_2 \text{ y CO}_2} \times 100 = 15,05 \% \text{CO}_2$$

Respuestas = a, b, c

17.- El cloruro de mercurio, contiene un 84,97% de metal. Al sublimarse 1,25 g de compuesto, el vapor ocupa un volumen de 131,7 ml medidos a 25°C y 380 mm Hg. Hallar la fórmula molecular del compuesto.

Cl = 35,5 Hg = 200,6

Se puede calcular primero, el peso molecular del compuesto, con la ecuación general:

$$PV = m/PM RT \quad PM = \frac{m RT}{P V} = \frac{1,25\text{g} \times 0,082 \text{ l at/}^\circ\text{K mol} \times 298^\circ\text{K}}{380/760 \text{ at} \times 0,1317 \text{ l}}$$

$$PM = 463,78$$

$$\text{Hg } 84,97 \quad 84,97/200,6 = 0,42 \quad 0,42/0,42 = 1$$

$$\text{Cl } 15,03 \quad 15,03/35,5 = 0,42 \quad 0,42/0,42 = 1$$

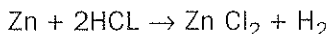
$$\text{Fórmula empírica} = \text{HgCl} \quad \text{Peso de la fórmula empírica} = 236,1$$

$$PM/P_{FE} = 463,78/236,1 = 1,9 \Rightarrow 2$$

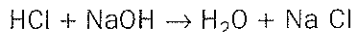
Respuesta = Hg₂Cl₂

18.- 4,51g de un mineral de Zinc, se disuelven en 1 l de ácido clorhídrico 0,1 N. El exceso de ácido se neutraliza con 19,6 ml de solución 0,2 N de NaOH factor = 1,02. Calcular el porcentaje de Zn existente en el mineral.

Considerando la reacción química entre el metal y el ácido:



Y luego la reacción entre el exceso de ácido que se neutraliza con la solución de NaOH



Se tiene que:

$$\# \text{ eq - g HCl} = \# \text{ eq - g Zn} + \# \text{ eq - g NaOH}$$

$$\# \text{ eq - g Zn} = V_A N_A - V_B N_B f_B \quad (\text{los volúmenes deben estar en litros})$$

$$\# \text{ eq - g Zn} = 0,1 \times 1 - 0,0196 \times 0,2 \times 1,02$$

$$\# \text{ eq - g Zn} = 0,1 - 0,0040 = 0,096$$

El peso equivalente del Zn es igual a su peso atómico dividido para 2

$$P_{\text{eq Zn}} = \frac{65,4}{2} = 32,7 \text{ g/eq - g}$$

El peso (masa) del Zn es:

$$W_{\text{Zn}} = \# \text{ eq - g} \times P_{\text{eq}}$$

$$W_{\text{Zn}} = 0,096 \times 32,7 = 3,139 \text{ g}$$

$$\% \text{ Zn} = \frac{W_{\text{Zn}}}{W_{\text{mineral}}} \times 100$$

$$\% \text{ Zn} = \frac{3,139 \text{ g}}{4,51 \text{ g}} \times 100$$

Respuesta = 69,6% de Zn

PROBLEMAS PROPUESTOS

1.- Al combustionar 0,58g de un compuesto orgánico, se forman 1,35g de CO_2 y 0,34g de H_2O . Si el Peso Molecular es 274, encontrar su fórmula molecular.

2.- 3g de una aleación Mg – Al reaccionar con un exceso de HCl, desprendiéndose 3055 ml de gas hidrógeno, medidos en condiciones normales. Qué porcentaje en peso de Mg, contiene la aleación?

Mg = 24,3 Al = 27 H = 1 Cl = 35,5

3.- El monóxido de nitrógeno reacciona con un exceso de O_2 para formar anhídrido nítrico (todos gases). Si se obtienen 2 moles de mezcla resultante cuyo peso molecular promedio es 85,2 entonces:

a) la fracción molar del N_2O_5 es 0,7. b) al inicio de la reacción se tenían 2,7 moles de O_2 . c) No se puede emplear la ley de Gay Lussac. d) N.R.

4.- Se hace estallar una mezcla que contiene 20 cm^3 de hidrocarburo gaseoso y 150 cm^3 de O_2 . Después de la combustión queda un residuo gaseoso de 110 cm^3 que al reaccionar con KOH (para eliminar el CO_2) se reduce a 50 cm^3 que son de Oxígeno. La fórmula el hidrocarburo gaseoso será:

a) C_2H_6 b) C_3H_6 c) C_3H_8 d) N.R.

5.- Si reaccionan a 0 °C y 1 at, 5 litros de acetileno C_2H_2 con 10 l de aire (79% N_2 , 21% O_2 en volumen) entonces:

a) El reactivo limitante es el acetileno. b) El volumen de la mezcla gaseosa final es 13,74 l. c) Se obtienen 3,34 g de CO_2 . d) N.R.

6.- Un hidrocarburo contiene 82,66% de C y 17,34% de H. Si la densidad de su vapor a 30 °C y 75 mmHg es 0,2308 g/l, su fórmula molecular será:

a) C_2H_5 b) CH_3 c) C_4H_{10} d) N.R. C = 12 H = 1

7.- Si a 50 g de carbonato de calcio se añaden 30 g de HCl, el volumen en litros de CO_2 producido, medido a 20 °C y 540 mmHg sería:

a) 33,81 b) 27,8 c) 19,7 d) N.R.

8.- 8 g de Al reaccionar con 1,25 l de un ácido clorhídrico 1,5 N. Calcular el volumen de H_2 medido a 37 °C y 950 mm Hg que se ha obtenido en ésta reacción.

Al = 27 H = 1 Cl = 35,5

9.- Al combustionar 2,175 g se obtienen 3,94 g de CO_2 y 9,89 g de H_2O . Cuando se combustiona 1,873 g del compuesto se forman 0,436 g de NH_3 . Si el Peso Molecular es 150. Calcular la Fórmula Molecular.

CLASE PRACTICA N° 13

Lea detenidamente los enunciados de los siguientes problemas y señale la (s) respuesta (s) correcta (s), después de RESOLVER cada ejercicio, Consulte los pesos atómicos en el APENDICE E.

1.- Al reaccionar 20g de NaOH con 25g de H_2SO_4 , se forman agua y la sal neutra correspondiente, entonces:

- a) El reactivo limitante es el ácido b) Se formaron 18g de H_2O c) Se obtienen 35,5 g de sulfato de sodio d) El número de moléculas de H_2O formadas es $3,01 \times 23^{10}$ e) N.R.

2.- Si reaccionan 10g de HCl con 18g de KOH

- a) Se forman 28 g de KCl b) El reactivo limitante es la base c) Se obtienen 9g de H_2O e) N.R.

3.- En la reacción gaseosa $\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$ intervienen 2 litros de ácido y 3 litros de oxígeno medidos en condiciones normales:

- a) El peso de agua obtenido depende de HCl b) La mezcla final contiene 55,55% en volumen de O_2 c) Se obtienen 0,5 moles de Cl_2 d) El agua formada es 0,803g e) N.R.

4.- Cuántos litros de amoníaco, medidos a 17°C y 1 at, se pueden obtener a partir de 5 moles de hidrógeno y 5×10^{24} moléculas de nitrógeno. (todos son gases).

5.- La combustión de una muestra de 1g de ácido acético, produce 1,467g de CO_2 y 0,6g de H_2O .

1.- Encontrar la fórmula empírica del ácido acético

2.- Encontrar la fórmula molecular, si se conoce que 0,437g de vapor de muestra ocupan un volumen de 247 ml a 140°C y 758 mmHg

6.- El volumen de HCl 3N que se necesita para reaccionar con 60g de carbonato de calcio será:

- a) 0,8 l b) 35 ml c) 400 ml d) 380 ml e) N.R.

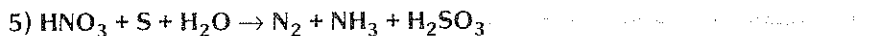
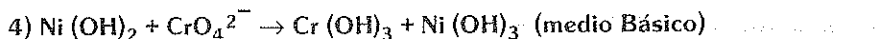
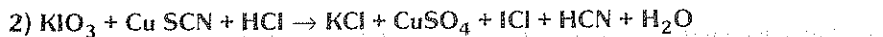
7.- Cuando reaccionan iguales volúmenes de CH_4 y O_2 a las mismas condiciones de temperatura y presión:

- a) El producto formado depende del metano b) La mezcla seca resultante contiene CH_4 y CO_2 c) La mezcla seca resultante contiene un 50% (en vol.) de CO_2 d) N.R.

CLASE PRACTICA N° 14

CURSO NOMBRE

Igualar las siguientes reacciones Redox:

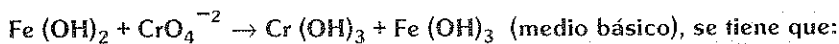


Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y señala la o las respuestas correctas.

1.- Considerando la reacción $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2$

- a) El Mn se oxida y el Cl se reduce b) El peso equivalente del oxidante es igual a su peso molecular c) el eq - g del reductor es igual a su peso molecular d) El peso equivalente del MnO_2 es 21,75g e) N.R.

2.- Al utilizar el método de ión - electrón o semiecuaciones en



- a) Una semiecuación sería $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ b) En las 2 semiecuaciones hay que agregar iones electrones para igualar la carga c) Hay que agregar $3\text{H}_2\text{O}$ para igualar la ecuación d) N.R.

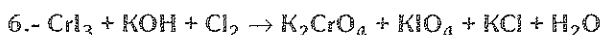
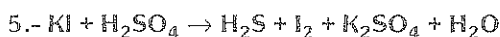
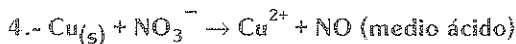
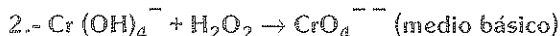
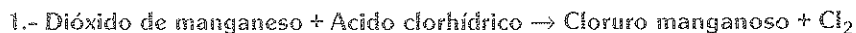
3.- Si reaccionan 30 cm^3 de un hidrocarburo con 0,8 litros de aire, se obtienen 740 cm^3 de mezcla gaseosa que contiene un 85,4% en moles de N_2 . Después de eliminar este gas, la mezcla se reduce por tratamiento con KOH a 18 cm^3 . Calcular la fórmula molecular del hidrocarburo.

4.- 0,7 g de una mezcla de NaBr y NaCl al reaccionar con AgNO_3 y precipitan 1,52g de una mezcla de cloruro de plata y bromuro de plata. Hallar la composición porcentual de la mezcla inicial.

CLASE PRACTICA N° 15

CURSO NOMBRE

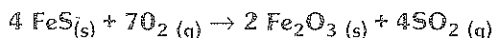
Igualar las siguientes reacciones de óxido-reducción, indicando claramente los elementos que se oxidan y que se reducen, así como el oxidante y el reductor:



7.- En la neutralización de 15g de hidróxido de calcio con un exceso de ácido sulfúrico:

- a) Se obtienen 36g de H_2O . b) Se obtienen 0,5 moles de sulfato de calcio c)
Si el rendimiento fuera del 50% se obtendrían 3,64 g de agua. d) N.R.

8.- Dada la reacción:



- a) Cuántos litros de O_2 medidos en C.N. reaccionarán con 0,8 kg de FeS ?
b) Cuántos litros de SO_2 medidos en C.N. se producirán con 0.8 kg de FeS ?

9.- Si el aire contiene 21% en volumen de Oxígeno, los litros de aire que deben entrar a un carburador para completar la combustión de 6 litros de vapor de gasolina (C_8H_{18}) serían:

- a) 75 b) 357 c) 0,48 d) N.R.

10.- Un hidrocarburo gaseoso contiene el 80% de C. Si su densidad en Condiciones Normales es 1,34g/l, su fórmula molecular será:

- a) C_2H_2 b) HCOH c) C_3H_8 d) C_2H_6 e) N.R.

11.- Cierta jabón tiene la siguiente composición: C = 70,59% H = 11,44% O = 10,46% y Na = 7,52%. Su fórmula empírica será:

- a) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2\text{Na}$ b) $\text{C}_3\text{H}_7\text{O}_2\text{Na}$ c) $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_4\text{Na}$ d) N.R.

C = 12 Na = 23 O = 16 H = 1

TERMOQUIMICA

5

INTRODUCCION

En la definición de Química, se señala que es el estudio de la estructura de la materia, de las reacciones y de la energía asociada a dichos cambios. Por lo tanto es importante considerar dicho aspecto ya que la Termoquímica es el estudio del calor asociado a los procesos químicos.

El **calor** es una forma de energía que se trasmite de un cuerpo hacia otro o hacia los alrededores. Es conocido que la dirección en la que se trasmite es desde el cuerpo "caliente" (que está a mayor temperatura) hacia el cuerpo "frío" (que está a menor temperatura) Igualmente la transmisión del calor se efectúa de distintas maneras, siendo las principales: Conducción, Convección y Radiación.

La **temperatura** es una magnitud física fundamental que expresa la intensidad o nivel calórico de un cuerpo. Es decir mide la energía cinética promedio que poseen sus moléculas. Se mide en grados y existen varias escalas de temperatura; las más conocidas son las escalas Kelvin, Centígrada y Fahrenheit. El Cero Absoluto ($0^{\circ}\text{K} = -273^{\circ}\text{C}$) es un valor ideal que señala que las partículas últimas que constituyen un cuerpo están en completo reposo y carecen por lo tanto de movimiento de cualquier tipo.

Se debe diferenciar entre calor y temperatura para aplicar los conceptos y resolver correctamente los problemas de Termoquímica. El calor o mejor dicho la cantidad de calor que tiene un cuerpo depende de la masa, a diferencia de la temperatura que es independiente de la masa. Es decir el calor es una propiedad extensiva, mientras que la temperatura es una propiedad intensiva.

La temperatura es una propiedad "fácil" de medir (utilizando termómetros, termocuplas, pirómetros) en tanto que el calor no es "fácil" de medir ya que en los calorímetros se tiene que conocer masas, calores específicos y variación de temperatura.

Finalmente las unidades del Calor son las calorías, Kcal , BTU, J, ergs, eV y cualquier otra de energía; mientras que la temperatura se mide únicamente en grados (°C, °K, °F).

Como parte inicial del tema de TERMOQUIMICA se revisan los conceptos básicos de calorimetría o mediciones de la cantidad de calor, se resuelven problemas de calorímetros de taza (a presión constante) y de bombas calorimétricas (a volumen constante).

Se definen las entalpías estándar de formación y las entalpías de reacción, se relacionan con la energía interna y finalmente se estudia la ley de Hess y sus aplicaciones e importancia.

La Calorimetría es la medición del calor asociado (que se desprende o absorbe) a los procesos físicos, químicos o biológicos.

Una caloría: es la cantidad de calor necesaria para que 1 g de H₂O eleve su temperatura en 1 °C, (desde 14,5 °C hasta 15,5 °C) 1 cal = 4,18 J.

Calor específico (Cp) es la cantidad de calor que requiere la unidad de masa de una sustancia para elevar su temperatura en 1 grado. Se puede medir en cal/g °C ; en BTU/lba °F o en J/g °C Para el agua el Cp = 4,18 J/ g °C. A continuación se indican algunos valores de Cp para sustancias muy empleadas.

Sustancia	H2O	C2H5OH	Al	C(grafito)	C(diamante)	Fe	Cu	Au
Cp J/g °C	4,18	2,46	0,90	0,72	0,502	0,44	0,385	0,129

Capacidad calórica (C) es la cantidad de calor que requiere cierta masa de una sustancia para elevar su temperatura en 1 grado. Se considera que **C = m Cp**

La capacidad calórica es igual a la masa por el calor específico
Las unidades de C pueden ser cal/ °C , J/ °C, BTU/ °F, Kcal/ °K etc.

La ecuación fundamental de calorimetría establece que siendo el calor una forma de energía en tránsito, el calor perdido por un cuerpo es igual al calor ganado por otro cuerpo y que dicha cantidad de calor es igual a la masa por el calor específico y por la variación de temperatura:

$$Q = m C_p \Delta t$$

Q = cantidad de calor

m = masa del cuerpo

C_p = calor específico

Δt = variación de temperatura = temperatura final - temperatura inicial $t_f - t_i$

En el siguiente ejemplo, se detalla la aplicación de esta ecuación de calorimetría:

Un mechero de alcohol prendido durante 10 minutos, permite calentar 400ml de agua desde 15 °C hasta 88 °C. Calcular la cantidad de calor suministrada por el mechero.

$$m = d.V = 1 \text{ g / ml} \times 400 \text{ ml} = 400 \text{ g}$$

$$C_p (\text{agua}) = 4,18 \text{ J / g } ^\circ\text{C}$$

$$\Delta t = 88 - 15 = 73 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$Q = m C_p \Delta t$$

$$Q = 400 \text{ g} \times 4,18 \text{ J / g } ^\circ\text{C} \times 73 \text{ } ^\circ\text{C} = 122,06 \text{ KJ}$$

Si se transforma a cal se tiene que:

$$122,06 \cancel{\text{KJ}} \left| \frac{10^3 \cancel{\text{J}}}{1 \cancel{\text{KJ}}} \right| \left| \frac{1 \text{ cal}}{4,18 \cancel{\text{J}}} \right| = 29,2 \times 10^4 \text{ cal}$$

Durante el calentamiento, se pueden producir cambios de estado en la sustancia. En estos casos la ecuación anterior se debe complementar con el calor de fusión (Q_f) o el calor de vaporización (Q_v). Se aclara que durante esos cambios, la temperatura se mantiene constante aunque se siga suministrando calor a la sustancia.

$Q_f = m L_f$ L_f = calor latente de fusión. Para el H_2O es igual a 80 cal/g
m = masa del cuerpo

$Q_v = m \cdot L_v$ L_v = calor latente de vaporización. Para el H_2O es igual a 540 cal / g un valor extremadamente alto que señala las intensas fuerzas intermoleculares (puente H) que existen en el agua.

PROBLEMA.- Cuántos KJ se necesitan para que 5 g de hielo que estaban a $-10^\circ C$ se conviertan en vapor a $120^\circ C$

Se conocen los siguientes datos: Pto fusión = $0^\circ C$

Pto ebullición = $100^\circ C$

C_p hielo = 0,5 cal / g $^\circ C$ $C_p H_2O$ = 1 cal / g $^\circ C$ C_p vapor = 0,5 cal / g $^\circ C$

$$Q_T = Q_1 + Q_f + Q_2 + Q_v + Q_3$$

$$Q_1 = m C_p \Delta t = 5g \times 0,5 \text{ cal/g } ^\circ C \times 10^\circ C = 25 \text{ cal}$$

$$Q_f = m L_f = 5g \times 80 \text{ cal / g} = 400 \text{ cal}$$

$$Q_2 = m C_p \Delta t = 5g \times 1 \text{ cal / g } ^\circ C \times 100^\circ C = 500 \text{ cal}$$

$$Q_v = m L_v = 5g \times 540 \text{ cal / g} = 2700 \text{ cal}$$

$$Q_3 = m C_p \Delta t = 5g \times 0,5 \text{ cal / g } ^\circ C \times 20^\circ C = 50 \text{ cal}$$

$$Q_T = 25 + 400 + 500 + 2700 + 50 = 3675 \text{ cal} \quad \left| \frac{4,18 \times 10^{-3} \text{ KJ}}{1 \text{ cal}} \right| = 15,36 \text{ KJ}$$

Rpta = 15, 36 KJ

Entalpía (ΔH) es una propiedad termodinámica que se define como el calor absorbido o liberado por un sistema durante un proceso a presión constante. En el caso de las reacciones químicas la entalpía es el calor de una reacción que se efectúa en recipientes abiertos (presión constante = 1 at).

La entalpía se mide en los calorímetros de taza, mientras que en una bomba calorimétrica se mide el calor a volumen constante es decir la energía interna (ΔE).

Calorímetros.- Son aparatos que se utilizan para medir los cambios de calor asociados a las reacciones químicas o a otros procesos físicos. Constan de un recipiente en el que se realiza la reacción, y que está rodeado de una masa conocida de agua, contenida en un recipiente bien aislado que contiene también un agitador y un termómetro con el que se mide la variación de temperatura producida por la reacción.

Se debe conocer la capacidad calórica del calorímetro (bomba calorimétrica), o la masa equivalente de agua para calcular el calor asociado a esa reacción, considerando la expresión:

$$Q_{rx} = m_{H_2O} C_p_{H_2O} \Delta t + C_{bomba} \Delta t$$

1,45 g de ácido acético se quemaron en una bomba calorimétrica con un exceso de O_2 . El calorímetro contenía 750 ml de agua y su capacidad calórica era 2,67 KJ/ °C. La temperatura del calorímetro y su contenido aumentó de 24,3 °C a 27,9 °C. Calcular la cantidad de calor liberado por un mol de ácido.

La variación de temperatura es $27,9 - 24,3 = 3,6$ °C

$$Q_{rx} = 750g \times 4,18 J/g \text{ } ^\circ C \times 3,6 \text{ } ^\circ C + 2670 J/^\circ C \times 3,6 \text{ } ^\circ C$$

$$Q_{rx} = 11286 + 9612 = 20898 J$$

Para calcular el calor liberado por mol, consideramos el Peso Molecular del CH_3COOH que es 60 g/mol, y el peso de 1,45g que se combusionó:

$$\left| \frac{20898 J}{1,45 g} \right| \left| \frac{60 g}{1 mol} \right| = 864,75 KJ/mol$$

Los calorímetros a presión constante (de taza) se emplean para medir el calor de solución o de otros procesos físicos. Consisten de un recipiente en el que se efectúa el proceso y que contiene un agitador y un termómetro. Todo esto está contenido en otro recipiente bien aislado para evitar pérdidas de calor hacia los alrededores.

PROBLEMA

200 ml de un ácido clorhídrico 0,25 M se mezclan con 200ml de una solución 0,25 M de NaOH en un calorímetro de taza cuya capacidad calórica es 335J/ °C. La temperatura inicial de la 2 soluciones es la misma = 24,5 °C y la temperatura final es 26,9 °C.

Calcular la cantidad de calor de la reacción de neutralización



Suponer que las densidades y los Cp de las soluciones son los mismos que para el agua:

1 g/ml y 4,18 J/g °C

$Q_{rx} = Q_{sol} + C \text{ cal } \Delta t$. El calor de solución (Q_{sol}) es igual a la masa de la solución por el Cp y por la variación de temperatura t; por lo tanto se tiene que:

$$Q_{rx} = 200 \text{ g} \times 4,18 \text{ J/g } ^\circ\text{C} \times 2,4 \text{ } ^\circ\text{C} + 335 \text{ J/ } ^\circ\text{C} \times 2,4 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$Q_{rx} = 2006,4 \text{ J} + 804 \text{ J} = 2810,4 \text{ J}$$

El valor anterior se refiere a la neutralización de 0,05 moles de los reactivos, ya que:

$$200 \text{ ml} \left| \frac{1 \text{ l}}{1000 \text{ ml}} \right| \left| \frac{0,25 \text{ moles}}{1 \text{ l}} \right| = 0,05 \text{ moles de NaOH y } 0,05 \text{ moles de HCl}$$

El calor de neutralización, expresado en KJ / mol será:

$2,81 \text{ KJ} / 0,05 \text{ mol} = 56,2 \text{ KJ/mol}$. Al ser un proceso exotermico, el signo del calor desprendido o entalpía de neutralización debe ser negativo.

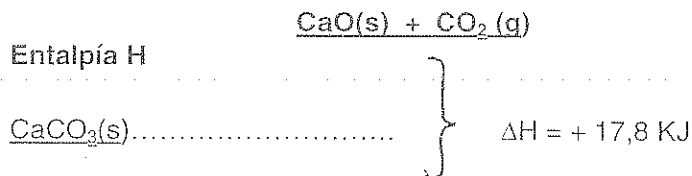
$$\text{Rpta} = - 56,2 \text{ KJ/mol}$$

REACCIONES ENDOTERMICAS Y EXOTERMICAS.

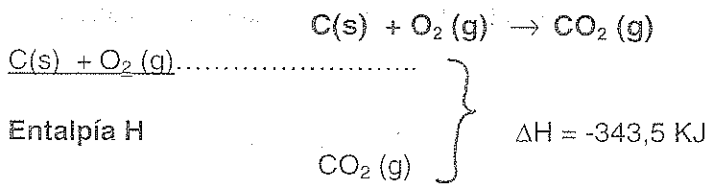
Al considerar la clasificación de las reacciones químicas (Pág 150, Fundamentos de Química 1), se señala que las reacciones endotérmicas son las que absorben calor para producirse $\Delta H = +$ y que las exotérmicas son aquellas que desprenden calor y su entalpía es negativa $\Delta H = -$

De manera general, la entalpía de una reacción es igual a la entalpía de los productos menos la entalpía de los reactivos.

En las reacciones endotérmicas, la entalpía de los productos es mayor que la entalpía de los reactivos y el valor de ΔH es + (**Positivo**). Por ejemplo la descomposición del CaCO_3 en CaO y CO_2 es un proceso endotérmico, que se puede representar mediante el siguiente diagrama.



En las reacciones exotérmicas, la entalpía de los productos es menor que la de los reactivos y el valor de ΔH es – (**negativo**). Por ejemplo la combustión del grafito (C) para formar CO_2 es un proceso exotérmico que se puede representar con el siguiente diagrama.



Ecuaciones termoquímicas.-

Son representaciones de las reacciones químicas que deben estar igualadas y en las que se indica el estado físico o fase de cada sustancia y la entalpía de la reacción con su correspondiente signo.

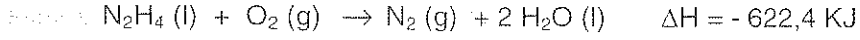
Generalmente esa entalpía es para condiciones estándar es decir a 25 °C y 1 at. Si los coeficientes de la ecuación se multiplican o dividen por un factor, también ΔH debe multiplicarse o dividirse por el mismo factor.

Cuando se invierte una ecuación termoquímica, se debe cambiar el signo de la entalpía.

La resolución de los problemas termoquímicos y la aplicación de la ley de Hess que se indicará más adelante, es similar a los problemas estequiométricos que se estudiaron anteriormente.

Ejemplo:

La hidracina líquida se utiliza como combustible de cohetes. Su combustión se representa mediante la siguiente ecuación termoquímica



Calcular la cantidad de calor liberada por la combustión de 2g de hidracina, y los litros de N_2 medidos en C. N. que se produjeron.

A partir de los pesos atómicos $N=14$ $H=1$ se calcula el peso molecular de la hidracina = 32 g/mol y de la ecuación se establece que 1 mol produce 622,4 KJ, es decir:

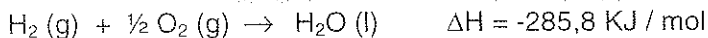
$$2g \cancel{N_2H_4} \left| \frac{622,4 \text{ KJ}}{32 g \cancel{N_2H_4}} \right| = 38,9 \text{ KJ}$$

Para calcular el volumen de N_2 se emplean los siguientes factores de conversión

$$2g \cancel{N_2H_4} \left| \frac{1 \text{ mol } \cancel{N_2H_4}}{32 g \cancel{N_2H_4}} \right| \left| \frac{1 \cancel{\text{mol}} N_2}{1 \cancel{\text{mol}} \cancel{N_2H_4}} \right| \left| \frac{22,4 \text{ lts } N_2}{1 \cancel{\text{mol}} N_2} \right| = 1,4 \text{ lts } N_2$$

ENTALPIAS DE FORMACION ESTANDAR ($\Delta H^\circ f$)

Es la cantidad de calor (medida a presión constante) asociada a la formación de un compuesto, a partir de sus elementos en su estado natural. Por ejemplo la $\Delta H^\circ f$ del agua líquida o gaseosa será:



La diferencia de entalpía entre las 2 (44 KJ / mol) se debe al gasto de energía para cambiar el estado del agua de líquida a gaseosa

Las entalpías de formación de los elementos o de las sustancias elementales estables son iguales a cero. Estos valores y los de la mayoría de sustancias comunes se encuentran en las tablas termodinámicas en las que se indican también los valores de la entropía y la Energía libre de Gibbs (Apéndice F).

Las entalpías de formación standar pueden emplearse para calcular la entalpía de cualquier reacción ya que al considerar que la diferencia entre

las entalpías de los productos y de los reaccionantes es la entalpía de la reacción se tiene que:

$$\Delta H_{rx} = \sum \Delta H^{\circ}_f \text{ productos} - \sum \Delta H^{\circ}_f \text{ reaccionantes}$$

Como las entalpías de formación están dadas en KJ / mol se deben multiplicar por los coeficientes de la ecuación igualada para calcular correctamente los valores del sumatorio de entalpías, como se indica en el siguiente ejemplo que es un método indirecto de calcular la entalpía de reacción.

Calcular la entalpía de la combustión del propano (ΔH°_f) conociendo que los productos obtenidos son el CO_2 (g) y el H_2O (l)

La ecuación igualada es $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Los valores de ΔH°_f que constan en las tablas son $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ KJ/mol}$
 $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8 \text{ KJ/mol}$ $\text{O}_2(\text{g}) = 0$ $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) = -103,8 \text{ KJ/mol}$

$$\Delta H_{rx} = 3\text{moles} \times -393,5 \text{ KJ/mol} + 4\text{ moles} \times -285,8 \text{ KJ/mol} - 5\text{moles} \times 0 \text{ KJ/mol} - 103,8 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_{rx} = -1180,5 - 1143,2 + 103,8 = -2219,9 \text{ KJ}$$

$$\text{Rpta} = -2219,9 \text{ KJ/mol}$$

LEY DE HESS

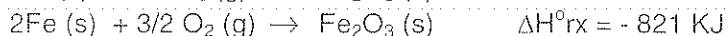
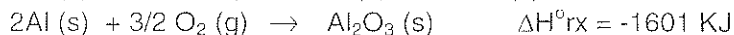
Denominada también ley de la constancia del calor de una reacción, señala que la entalpía de una reacción es siempre la misma, independiente de los pasos (o camino) seguidos para llegar a esa reacción.

Al aplicar esta ley se manejan 2 o más ecuaciones termoquímicas para calcular la entalpía de una nueva reacción, que en la práctica nunca se efectuó pero cuyo calor a presión constante si se puede conocer.

Al igual que el método anterior, la ley de Hess es un método indirecto para determinar la entalpía de una reacción, como se indica en el siguiente ejemplo:

Calcular la entalpía estándar para la reacción:

$2\text{Al (s)} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)} \rightarrow 2\text{Fe (s)} + \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ (s)}$ conociendo que:



Se observa que al sumar la primera ecuación con la segunda cambiada de sentido, se obtiene la ecuación buscada ya que se elimina el término $3/2 \text{O}_2$; por lo tanto la entalpía buscada será:

$$-1601\text{KJ} + 821 \text{ KJ} = -780 \text{ KJ}$$

RELACIÓN ENTRE ENTALPIA Y ENERGIA INTERNA

En Química se considera que un gas produce trabajo cuando se expande contra los alrededores, ya que debe vencer la presión atmosférica externa P .

$$w = -P \Delta V$$

En donde ΔV que es el cambio de volumen está dado por $V_f - V_i$

Al considerar la ecuación general de los gases: $PV = n R T$, se puede considerar que

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

En una bomba calorimétrica se mide el calor a volumen constante, es decir que $\Delta V = 0$ y no se produce trabajo. Considerando la primera ley de la termodinámica (la energía de un sistema se mantiene constante) que se puede expresar con la ecuación:

$$\Delta E = Q + w \text{ en donde } \Delta E \text{ es la energía interna, } Q \text{ es el calor y } w \text{ es el trabajo.}$$

Se tiene que $w = 0$ y por lo tanto $\Delta E = Q$

Es decir que: $\Delta E = Q_p$ La energía interna es el calor a volumen constante

La mayoría de las reacciones químicas se realizan a presión constante (recipientes abiertos sometidos a la presión atmosférica). Si en dicha reacción hay un aumento en el número de moles gaseosas (Δn es $+$) el

sistema hace un trabajo sobre los alrededores y en caso contrario (Δn es -) los alrededores hacen un trabajo sobre el sistema.

Es decir que una parte de la energía producida por la reacción se emplea para realizar trabajo y por lo tanto:

$\Delta E = Q_p + w$ Q_p el calor a presión constante es la entalpía y el trabajo w es $-P \Delta V$

$\Delta E = \Delta H - P \Delta V$ Si se despeja ΔH de esta ecuación se tiene

$\Delta H = \Delta E + P \Delta V$ Si se reemplaza $P \Delta V$ por su equivalente $\Delta n R T$ se tiene:

$\Delta H = \Delta E + \Delta n R T$ en donde Δn es la diferencia entre el número de moles gaseosos de los productos menos los reaccionantes.

R es la constante universal de los gases en unidades adecuadas = $8,36 \text{ J/}^\circ\text{K mol}$.

T es la temperatura absoluta a la que se produce la reacción (se puede asumir 25°C).

Estos procesos se efectúan en los calorímetros de taza, que mide el calor a presión constante, es decir la entalpía (ΔH) $Q_p = \Delta H$

En el siguiente ejercicio se emplea una bomba calorimétrica para determinar el Q_v o energía interna de una reacción y luego se calcula la Entalpía o Q_p para escribir finalmente la ecuación termoquímica buscada.

En una bomba calorimétrica cuya capacidad calórica es $2,25 \text{ KJ / }^\circ\text{C}$, se combustionan $1,25 \text{ g}$ de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. La bomba contiene $0,95 \text{ Kg}$ de agua y la temperatura del conjunto aumenta de $18,1^\circ\text{C}$ hasta $21,3^\circ\text{C}$. Calcular el calor de combustión de la glucosa en KJ / mol y escribir la **ECUACION TERMOQUIMICA** para dicho proceso.

$$Q_{\text{Combustión}} = m_{\text{H}_2\text{O}} C_p_{\text{H}_2\text{O}} \Delta t + C_{\text{bomba}} \Delta t$$

$$Q = 950\text{g} \times 4,18 \text{ J / g }^\circ\text{C} \times 3,2^\circ\text{C} + 2250 \text{ J / }^\circ\text{C} \times 3,2^\circ\text{C}$$

$$Q = 12707,2 + 7200 = 19907,2 \text{ J}$$

Al considerar el peso molecular de la glucosa = 180 g/mol y la masa que se combustiónó:

$$\frac{19907,2 \cancel{J}}{1,25 \cancel{g}} \left| \frac{180 \cancel{g}}{1 \cancel{mol}} \right| \left| \frac{1 \cancel{KJ}}{1000 \cancel{J}} \right| = 2866,7 \text{ KJ/mol este valor es } Q_v = \Delta E$$

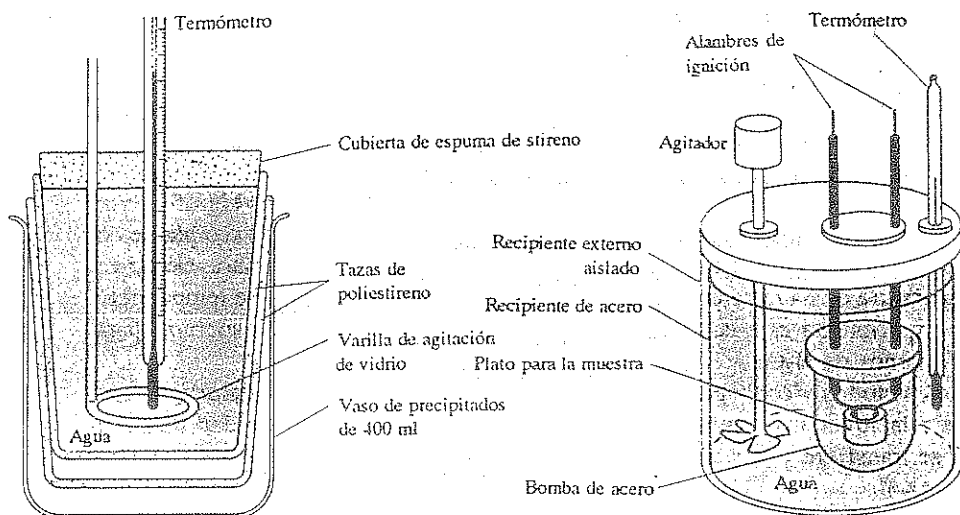
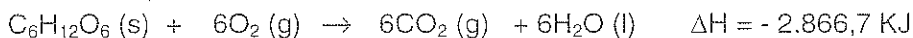
Al igualar la ecuación de combustión se tiene que:



El valor de Δn es $6 - 6 = 0$ (considerando únicamente las sustancias gaseosas)

Al aplicar la ecuación $\Delta H = \Delta E + \Delta n R T$

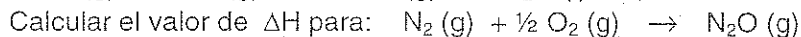
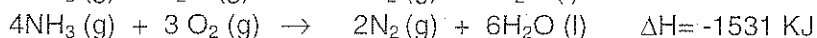
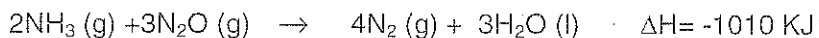
Se obtiene que $\Delta H = \Delta E$ Pero el signo de ΔH es negativo ya que era un calor liberado. Por lo tanto la Ecuación termoquímica será :



PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Calcular la temperatura final que alcanzan 0,5 Kg de hielo que estaban a $-12\text{ }^{\circ}\text{C}$ cuando se les suministra una cantidad de calor de $4,5 \times 10^3$ Kcal. Considerar que los calores específicos del hielo y del vapor son la mitad del C_p del agua líquida cuyo valor es $= 1\text{ cal/g }^{\circ}\text{C}$ y que los calores latentes de fusión y ebullición son respectivamente 335 J/g y 2260 J/g
2. Una lámina de Cu cuya masa es 12,5 g y que estaba a $12\text{ }^{\circ}\text{C}$ está en contacto con una lámina de hierro que pesa 18,5 g y que estaba a $58\text{ }^{\circ}\text{C}$. Suponiendo que no hay pérdidas de calor hacia los alrededores, calcular la temperatura final que alcanzan los 2 metales
3. Cuántos KJ se transfieren hacia los alrededores cuando se enfría un trozo de Au de 54g desde $120\text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta $8\text{ }^{\circ}\text{C}$. El calor específico del Au es $0,13\text{ J/g }^{\circ}\text{C}$
4. Calcular la cantidad de calor necesaria para que 20 g de Hg que estaban a $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$ alcancen una temperatura final de $400\text{ }^{\circ}\text{C}$. Se conoce que el punto de fusión del Hg es $-40\text{ }^{\circ}\text{C}$ y su punto de ebullición es $370\text{ }^{\circ}\text{C}$.
Realizar un gráfico de Q vs T del proceso anterior (utilice una escala aproximada)
5. La combustión de 1,5 g de benceno (C_6H_6) líquido en la bomba rodeada de 820 g de H_2O , elevó la temperatura del calorímetro de $15,6$ a $25,7\text{ }^{\circ}\text{C}$. El equivalente de agua del calorímetro es de 220 g. Calcular la energía interna (ΔU) para la combustión del benceno en KJ / g y en KJ / mol.
b) Escriba la ecuación termoquímica de dicha combustión en la que se obtiene $\text{CO}_2\text{ (g)}$ y $\text{H}_2\text{O (l)}$. Calcule previamente la entalpía de la reacción
6. Escribir la ecuación termoquímica para la combustión del alcohol etílico $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{ (l)}$ Utilice los datos de entalpías de formación estándar para calcular la entalpía de la reacción propuesta.
7. A volumen constante, el calor de combustión de la glucosa es $15,6\text{ KJ/g}$. Se queman 20,5 g de glucosa en una bomba calorimétrica que contenía 2,7 Kg de agua y la temperatura aumentó de $20,5$ a $23,6\text{ }^{\circ}\text{C}$.

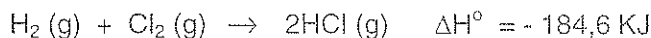
- Calcular la capacidad calorica del calorímetro.
 - Calcular la entalpía de la reacción a partir de ΔH°_f de reactivos y productos.
 - Comparar dicho valor con el experimental a partir de los datos de la bomba calorimétrica.
- La síntesis del amoníaco es un proceso exotérmico que libera 96,2 KJ/ mol. Escribir la ecuación termoquímica y calcular las Kcal liberadas cuando se han obtenido 15 Kg de amoníaco.
 - Calcular ΔH° de descomposición del $\text{KClO}_3(\text{s})$ en $\text{KCl}(\text{s})$ y en $\text{O}_2(\text{g})$. Expresar dicho valor en BTU / Lba conociendo los pesos atómicos
 $\text{K} = 39$ $\text{Cl} = 35.5$ $\text{O} = 16$
 - La combustión de 2 g de almidón desprende 8,4 Kcal. Calcular ΔH°_f para el almidón en KJ / mol considerando que su formula es $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$
 - A partir de:



- Escribir la ecuación termoquímica para la combustión del etano (Utilice las tablas de entalpías de formación estándar)

Si se combustiónan 45 g de etano en una bomba calorimétrica cuya capacidad calórica es $250 \text{ J} / ^\circ\text{C}$ y que contenía 0,8 lts de agua, calcular la temperatura final de la bomba. La temperatura inicial fue de $14 ^\circ\text{C}$.

- Considere la reacción:

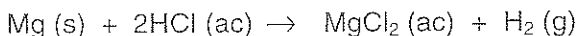


Si 8 g de H_2 reaccionan con 270 g de Cl_2 cuántos g de HCl se obtienen y cuántos KJ se desprenden.

- Dados $\text{FeO}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = +24,7 \text{ KJ}$
 $3\text{FeO}(\text{s}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) \quad \Delta H = -317,6 \text{ KJ}$
 $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = -241,8 \text{ KJ}$

Calcular el valor de ΔH para: $3\text{Fe (s)} + 4\text{H}_2\text{O (g)} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \text{ (s)} + 4\text{H}_2\text{O (g)}$.

15. Al combustionar 2 g de CH_3OH en una bomba calorimétrica se desprenden 316 KJ. Calcular la temperatura final, si la capacidad calorífica de la bomba es $75 \text{ KJ} / ^\circ\text{C}$ y estaba rodeada de 1,5 lts de agua con una temperatura inicial de $15 ^\circ\text{C}$.
b) Calcular la energía interna (ΔU) de esta combustión en Kcal / mol
16. 1,22 g de Mg metálico se disuelven en 100 ml de un HCl 6M cuya densidad es $1,10 \text{ g/ml}$. El ácido se encuentra inicialmente a $23 ^\circ\text{C}$ y la solución resultante alcanza una temperatura final de $45 ^\circ\text{C}$. El calorímetro de taza en el que se efectúa la reacción tiene una $C = 562 \text{ J} / ^\circ\text{C}$. Calcule ΔH para la reacción:



Considere que el calor específico de la solución final es igual al del agua ($4,18 \text{ J} / \text{g}^\circ\text{C}$);

que el valor de ΔH es por mol de Mg (s) consumido y que el peso atómico del Mg es 24,3

17. Utilizando las entalpías de formación, calcular ΔH° para la reacción
 $2\text{NH}_3 \text{ (g)} + 2\text{CH}_4 \text{ (g)} + 3 \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2\text{HCN (g)} + 6 \text{H}_2\text{O (l)}$
18. Al combustionar 1 mol de hidracina $\text{N}_2\text{H}_4 \text{ (g)}$ se obtiene $\text{N}_2 \text{ (g)}$ y $\text{H}_2\text{O (l)}$ y se liberan 622,4 KJ.
a) Escribir la ecuación termoquímica para dicha combustión
b) Calcular la entalpía de formación de la Hidracina
19. 200 ml de un ácido clorhídrico 0,86 M se mezclan con 200 ml de una solución 0,43M de Ba(OH)_2 en un calorímetro a presión constante cuya $C = 450 \text{ J} / ^\circ\text{C}$. La temperatura inicial de las 2 soluciones era la misma, $18,5 ^\circ\text{C}$. Calcular la temperatura final de la mezcla de las soluciones, sabiendo que el calor de neutralización para el proceso:
 $\text{H}^+ \text{ (ac)} + \text{OH}^- \text{ (ac)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)}$ es $-56,2 \text{ KJ}$
20. La transformación de glucosa en ácido láctico se puede representar con la ecuación:
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ Considerando los siguientes experimentos.

a) 0,75 g de C_6H_5COOH (ácido benzoico) se quemaron en una bomba calorimétrica que contenía 1 lto de agua y el Δt observado fue $3,6^\circ C$. Si el calor de combustión del ácido benzoico es $-26,4 \text{ KJ/g}$ calcular C del calorímetro

b) En el mismo calorímetro se quemaron 1,25 g de glucosa y el Δt observado fue de $3,5^\circ C$. Calcular el calor de combustión y la entalpía estándar de formación de la glucosa

c) Al quemar 0,95 g de ácido láctico, en el mismo calorímetro la elevación de temperatura observada fue de $2,6^\circ C$. Calcular el calor de combustión y la entalpía estándar de formación del ácido láctico.

d) Calcular finalmente el cambio de entalpía para la transformación de glucosa en ácido láctico

EQUILIBRIO QUIMICO

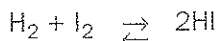
6

GENERALIDADES.-

Es un estado dinámico que alcanzan las reacciones químicas reversibles, en el cuál la velocidad de reacción directa se iguala con la velocidad de reacción inversa. Las concentraciones de reaccionantes y productos, por lo tanto, se mantienen constantes cuando se alcanza el equilibrio químico.

Anteriormente se estudiaron las reacciones químicas y su clasificación, y se indicó que en las reacciones reversibles, los productos formados se descomponen en los reaccionantes; es decir que se produce un desplazamiento en los 2 sentidos.

Por ejemplo, si un recipiente contiene los gases Yodo e Hidrógeno, se producirá la reacción reversible:



Al inicio, se tiene solamente H_2 e I_2 pero al alcanzar la temperatura de reacción (400°C) comienza a formarse HI.

Luego, el HI formado comienza a descomponerse en H_2 e I_2 y se alcanza un estado en el cuál las cantidades de las 3 sustancias no cambian, pese a que se efectúan las reacciones directa (\rightarrow) e inversa (\leftarrow). Dicho estado se denomina Equilibrio Químico, y se caracteriza por la constante de equilibrio, que es un valor definido para cada reacción, y que se puede deducir empleando la ley de acción de las masas, que se estudiará más adelante.

Previamente se mencionan ciertos aspectos de Termoquímica y Cinética.

NOCIONES DE CINETICA QUIMICA

Un aspecto importante de las reacciones químicas es la velocidad de reacción, es decir el tiempo necesario para completar dicha transformación. Dicha velocidad tiene que ver con el tipo de enlaces existentes y la facilidad para romper dichos enlaces y formar otros nuevos.

Generalmente la justificación para dichos cambios está dada por la teoría de las colisiones, que se explicará más adelante.

LA CINETICA QUIMICA estudia las velocidades de reacción y los mecanismos que siguen los reaccionantes para convertirse en productos.

Las velocidades de reacción varían grandemente, algunas se realizan en un instante, mientras otras reacciones toman meses o años en completarse.

La velocidad de reacción puede definirse como un cambio de la concentración con respecto al tiempo.

$$V_{Rx} = \frac{d[c]}{dt}$$

V_{Rx} = velocidad de reacción

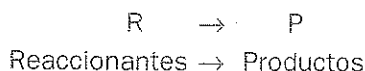
$[c]$ = concentración

t = tiempo

Las unidades para esta magnitud pueden ser:

$$\frac{\text{mol/l}}{\text{s}} \quad (\text{mol l}^{-1} \text{ S}^{-1}) \quad \text{o} \quad \frac{\text{mol/l}}{\text{min}} \quad (\text{mol l}^{-1} \text{ min}^{-1})$$

Para la reacción:



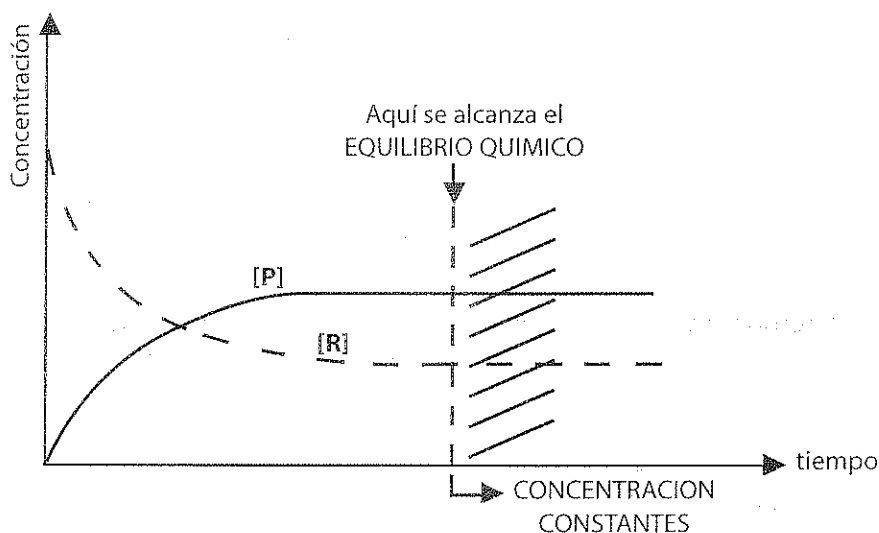
La velocidad se puede expresar en función del aumento de P o de la disminución de R, pero en este segundo caso con el signo - para que la velocidad sea positiva.

$$V_{Rx} = \frac{\Delta[P]}{\Delta t} \quad ; \quad V_{Rx} = - \frac{\Delta[R]}{\Delta t}$$

La velocidad cambia en función del tiempo y se puede hablar de velocidad inicial, velocidad media, velocidad instantánea, etc., para una reacción química.

Para la reacción anterior, un gráfico de concentración vs tiempo que se indica a continuación, señala que la concentración de P (producto) comienza en 0 y aumenta rápidamente al inicio, para luego mantenerse constante. En

cambio la concentración del reaccionante $[R]$ va disminuyendo desde un valor máximo para luego alcanzar un valor constante.



Cuando las concentraciones de reaccionantes y productos se mantienen constantes, se puede alcanzar el estado de Equilibrio Químico que es el objetivo central de éste capítulo.

la velocidad de reacción depende de varios factores: concentración de los reaccionantes, naturaleza de los reaccionantes, temperatura, magnitud del área de contacto entre los reaccionantes y los catalizadores. Cada uno de ellos se analiza brevemente luego de mencionar la Teoría de las colisiones.

LA TEORIA DE LAS COLISIONES: Señala que los "choques efectivos" entre las moléculas de los reaccionantes puede formar los productos y que la velocidad depende de la frecuencia o número de choques o colisiones entre moléculas y también de la "dirección" o "efectividad" de tales choques, porque no todos pueden formar las nuevas moléculas. Se necesita entonces que las moléculas choquen con suficiente energía (Energía de activación) para romper los enlaces e iniciar la reacción.

CONCENTRACION DE LOS REACCIONANTES: Todas las combustiones se realizan a mayor velocidad con oxígeno puro que en presencia del aire. La presión parcial del O_2 en el aire es aproximadamente el 20% de la presión total. Al comparar el aire con el O_2 puro, este último tiene 5 veces la concentración de moléculas de O_2 .

En reacciones homogéneas, si consideramos la teoría de las colisiones, debemos esperar un incremento de la velocidad, cuando se aumenta la concentración de uno o más reaccionantes, ya que aumenta la frecuencia de los choques o colisiones. Sin embargo este efecto específico debe ser determinado experimentalmente.

NATURALEZA DE LOS REACCIONANTES: Se observa que ciertos elementos reaccionan entre sí vigorosamente, mientras otros a las mismas condiciones reaccionan con dificultad o no se combinan directamente. Al actuar moléculas, iones o átomos en una reacción química existen diferentes enlaces que se rompen y que se forman. De los diferentes enlaces involucrados depende la velocidad de reacción.

TEMPERATURA: Si recordamos que la temperatura de una sustancia es una medida de la Energía Cinética promedio que tienen sus partículas, la teoría de las colisiones explica que un incremento de temperatura aumenta el número de choques y por lo tanto la velocidad de reacción. Se afirma entonces de manera general que un aumento de 10°C puede duplicar la velocidad de reacción. Sin embargo debe determinarse experimentalmente la relación entre el incremento de velocidad y la temperatura para cada reacción que se analice.

AREA DE CONTACTO: Es conocido que un trozo de carbón arde lentamente en el aire y que se puede aumentar la velocidad de esta combustión si se divide el trozo en pedazos más pequeños, exponiendo al aire nuevas superficies. Si se convierte en polvo, la combustión puede ser explosiva.

Entonces en reacciones heterogéneas que ocurren cuando las dos fases están en contacto, la superficie de contacto que presenta el sólido reaccionante, es un importante factor de la velocidad.

CATALIZADORES: Son sustancias que modifican la velocidad de reacción sin intervenir directamente en dicha transformación. Un catalizador facilita la reacción ya que disminuye el valor de la Energía de Activación requerida para transformar los reaccionantes en productos. Hay catalizadores ACELERANTES que aumentan la velocidad, pero también hay RETARDANTES o INHIBIDORES que disminuyen la velocidad.

Las enzimas son catalizadores biológicos que juegan un papel importante en reacciones orgánicas y que controlan el metabolismo del cuerpo humano.

LEY DE ACCION DE LAS MASAS.-

Conocida también como ley de Guldberg y Waage, establece que la velocidad de una reacción química es directamente proporcional al producto de

las “**masas activas**” de los reaccionantes. Generalmente se considera a la concentración molar (**M**) como las masas activas.

Matemáticamente se puede expresar como:

$$V_{rx \text{ dir}} \propto [H_2] [I_2]$$

Al pasar de la proporción a la igualdad, se tiene:

$$V_{rx \text{ dir}} = k_d [H_2] [I_2]$$

En donde k_d es la constante de velocidad directa; $[H_2] [I_2]$ representan la concentración molar.

Luego de formarse algo del producto HI, se comienza a descomponer en H_2 y en I_2 originándose la reacción inversa cuya velocidad, de acuerdo a la ley de acción de las masas, es directamente proporcional a la concentración elevada al cuadrado del HI que viene a ser el reaccionante.

Matemáticamente se tiene que:

$$V_{rx \text{ inv}} \propto [HI]^2$$

Al pasar de la proporción a la igualdad, se tiene:

$$V_{rx \text{ inv}} = k_i [HI]^2$$

En el estado de equilibrio, la velocidad con que se forma el HI, se iguala con la velocidad con que se descompone el HI. Por lo tanto se tiene:

$$V_{rx \text{ dir}} = V_{rx \text{ inv}}$$

$$k_d [H_2] [I_2] = k_i [HI]^2$$

En la expresión anterior se puede transponer ciertos términos, y se tiene que:

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[HI]^2}{[H_2] [I_2]}$$

La relación entre las constantes de velocidad directa e inversa es otra constante que se denomina constante de equilibrio (k).

$$\frac{k_d}{k_i} = k \qquad k = \frac{[HI]^2}{[H_2] [I_2]}$$

CONSTANTE DE EQUILIBRIO.-

Es una expresión, deducida de la ley anterior y de la condición del equilibrio, en cuyo numerador consta el producto de las concentraciones de los productos de la reacción elevados a exponentes iguales a los coeficientes de la reacción igualada, mientras que en el denominador consta el producto de las concentraciones de los reaccionantes elevados a exponentes iguales a los coeficientes de la reacción igualada

Por ejemplo para una reacción hipotética:



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

La expresión anterior se denomina K_c es decir una constante referida a concentración, y aunque generalmente se omiten las unidades, hay que considerar en cada equilibrio particular las verdaderas unidades.

Por ejemplo para la reacción anterior:

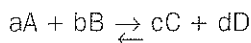
$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \quad K_c \text{ no tiene unidades}$$

En general las unidades son $\left[\frac{\text{moles}}{\ell}\right]^{\Delta n}$

En donde $\Delta n = (c + d) - (a + b)$

Δn = número de moles de productos – número de moles de reaccionantes

Para las reacciones gaseosas, generalmente se puede establecer una constante referida a presiones, que se designa como K_p y que se define como:



$$K_p = \frac{P_c^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

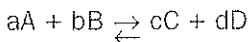
En donde P_c = presión parcial de c

P_A = presión parcial de A

Generalmente las presiones parciales se expresan en atmósferas y por lo tanto las unidades de K_p serán $(at)^{\Delta n}$

Relación entre K_p y K_c .-

Para una reacción gaseosa homogénea:



La constante K_p viene dada por la expresión

$$K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$$

Al considerar la Ecuación general de los gases, para una mezcla se tiene:

$$P_A V = n_A RT$$

$$P_B V = n_B RT \text{ etc}$$

$$\text{Entonces } P_A = \frac{n_A}{V} RT ;$$

$$P_B = \frac{n_B}{V} RT \text{ es decir que:}$$

$$P_A = [A] RT ;$$

$$P_B = [B] RT$$

$[A]$ = concentración molar de A

Sustituyendo estos valores de presión, en la expresión de K_p se tiene:

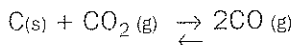
$$K_p = \frac{C^c (RT)^c \cdot D^d (RT)^d}{A^a (RT)^a \cdot B^b (RT)^b}$$

$$K_p = (RT)^{c+d-(a+b)} \frac{C^c \cdot D^d}{A^a \cdot B^b}$$

$$K_p = (RT)^{\Delta n} K_c$$

Δn = número de moles de productos - número de moles de reaccionantes
es decir que conocida la constante K_c y la temperatura, se puede calcular la constante K_p .

En reacciones **heterogéneas**, las sustancias líquidas o sólidas, no intervienen en la expresión de K_p ; por ejemplo en la reacción



$$K_p = \frac{(\text{P}_{\text{CO}})^2}{\text{P}_{\text{CO}_2}}$$

El reaccionante C (s) no interviene en K_p , ya que su presión parcial no se modifica durante el proceso químico; o su masa activa permanece constante a pesar de que la cantidad del sólido presente puede ser variable en cada reacción.

Finalmente se puede mencionar las constantes de equilibrio referidas a número de moles K_n o a fracciones molares K_x . En todos los casos se mantiene el criterio de que en el numerador están los productos y en el denominador los reaccionantes elevados a **exponentes** iguales a los **coeficientes** de la ecuación igualada.

Si $\Delta n = 0$ no solo se cumple que $K_p = K_c$, sino también que

$$K_x = K_n$$

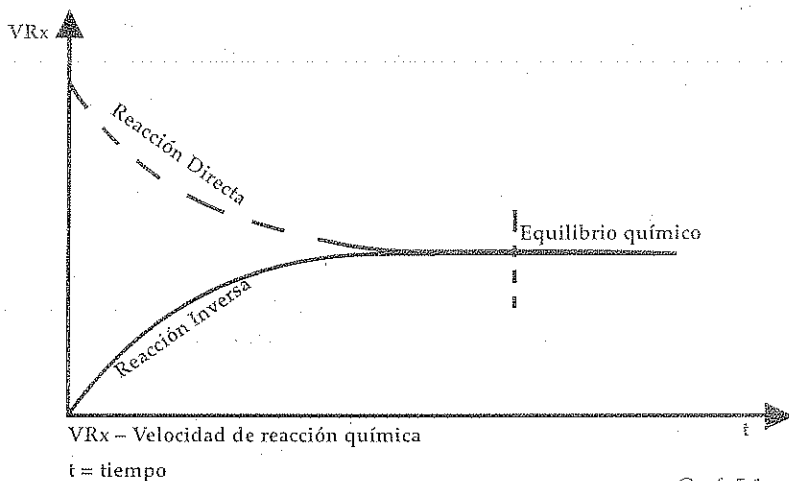
La constante de equilibrio químico puede tener valores muy grandes o ser un número pequeño. Un valor de K grande, indica que se ha obtenido una buena cantidad de productos al llegar al equilibrio; también se puede decir que la reacción **directa** se realizó en forma casi total.

Una constante pequeña indica que los reaccionantes están presentes en una buena cantidad al llegar al Equilibrio. En procesos industriales en los que se desea obtener la mayor cantidad de productos si K es pequeña, el proceso no será económicamente conveniente.

Como se indicó anteriormente en el Equilibrio se mantienen constantes las concentraciones de reaccionantes y productos y se igualan las velocidades de la Reacción directa y de la inversa.

En el gráfico 5.1 se indica la variación de la velocidad en función del tiempo. Para la reacción directa se observa que comienza en un máximo y va disminuyendo hasta alcanzar un valor constante.

En cambio la velocidad de reacción inversa es 0 en el tiempo 0 y luego va aumentando para alcanzar un valor que iguala a la velocidad de reacción directa y mantenerse constante. En ese momento se alcanza el equilibrio y a menos que se cambie alguna concentración agregando reaccionantes o productos; el sistema se **mantiene** en ese estado de equilibrio.



Graf. 5.1

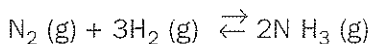
PRINCIPIO DE LE CHATELIER.-

"Si se modifica un sistema que alcanzó el equilibrio químico, la reacción se desplaza en el sentido de contrarrestar el cambio introducido".

Es decir que se favorece la reacción directa o la inversa hasta que el sistema alcance nuevamente el Equilibrio.

Si la temperatura se mantiene constante, el valor K (constante de equilibrio) no cambia; y se puede calcular a partir de él las nuevas concentraciones en el equilibrio final que alcanza el sistema.

Para una reacción gaseosa en la que Δn es negativo (moles de productos menos moles de reaccionantes) un aumento de presión, favorece la reacción directa, ya que el sistema se desplaza hacia donde hay menor número de moles. Esto ocurre en la síntesis de amoníaco.



La mayor cantidad de producto se obtiene a altas presiones, por ejemplo 1000 at, pero hay que considerar también la temperatura adecuada al proceso de síntesis, según la Reacción sea exotérmica o endotérmica, ya que un caso particular del Principio de Le Chatelier es la LEY DE VAN'T HOFF.

Esta ley se puede enunciar como: "Si se modifica la temperatura de un

sistema en equilibrio, el sistema se desplaza en el sentido de favorecer a la reacción que compensa la modificación de la temperatura.

En una reacción exotérmica, al aumentar la temperatura el sistema se desplaza hacia la izquierda, se favorece la reacción inversa.

En cambio si la reacción es endotérmica, conviene aumentar la temperatura, ya que se favorece la reacción directa, se obtienen más productos.

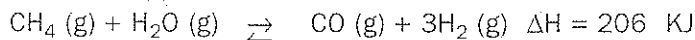
Debe considerarse que al cambiar la temperatura, cambia el valor de K y que al hablar de reacciones exotérmicas o endotérmicas hay que tomar en cuenta la reacción directa para verificar si ΔH es negativo o positivo respectivamente.

Si para la formación de NH_3 (g) la reacción es exotérmica, se debe disminuir la temperatura para favorecer la reacción directa, es decir para obtener más Amoníaco.

Pero en cambio a temperaturas muy bajas la velocidad de reacción es muy pequeña y el tiempo necesario para obtener productos es muy largo.

Por lo tanto en el proceso industrial de síntesis del amoníaco se trabaja con presiones de 100 a 500 at y temperaturas de 500 °C utilizando catalizadores adecuados que permitan acelerar el proceso.

En la siguiente reacción, para obtener hidrógeno a partir de metano, el proceso es endotérmico y existen más moléculas de productos que de reaccionantes;



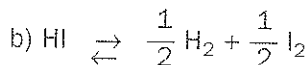
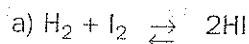
Por lo tanto, las condiciones adecuadas de temperatura para obtener la mayor cantidad posible de productos son ALTAS TEMPERATURAS ya que siendo endotérmica se favorece la reacción directa y se produce más H_2

Al analizar la presión, lo conveniente es disminuir la presión para que se desplace hacia la derecha donde hay más moles.

Por lo tanto el sistema requiere BAJAS PRESIONES Y ALTAS TEMPERATURAS.

Se puede calcular la constante de equilibrio, si se conocen las concentraciones (o presiones) de las sustancias en el equilibrio, como se indica en el siguiente ejercicio:

1.- Las presiones parciales del H_2 , I_2 y HI en equilibrio a $400^\circ C$ son respectivamente 0,15 at, 0,38 at y 1,85 at. Hallar la constante K_p a esta temperatura para las reacciones:



Para la reacción a) se tiene que $K_p = \frac{P_{HI}^2}{P_{H_2} \cdot P_{I_2}}$

$$K_p = \frac{(1,85 \text{ at})^2}{0,5 \text{ at} \times 0,38 \text{ at}} = 60,09$$

Para la reacción b) se tiene que la expresión de K_p será:

$$K_p = \frac{(P_{H_2})^{1/2} (P_{I_2})^{1/2}}{P_{HI}}$$

$$K_p = \frac{(0,15 \text{ at})^{1/2} (0,38 \text{ at})^{1/2}}{1,85 \text{ at}}$$

$$K_p = \frac{(0,387) (0,616)}{1,85 \text{ at}} = 0,129$$

Sin embargo en la mayoría de problemas, se conoce el valor de la constante de Equilibrio (K_p , K_c , K_n) y se debe calcular la concentración o presión en el equilibrio conociendo determinados valores iniciales. En estos casos se debe hacer un análisis del sistema en 3 momentos: al inicio, durante la reacción, y al llegar al equilibrio.

El número de moles iniciales, generalmente solo de los reaccionantes es un dato del problema, y durante la reacción se debe considerar signo – para los verdaderos reaccionantes; ya que éstos desaparecen o se consumen durante la reacción. En cambio para los productos el signo es positivo (+) ya que estos se forman o aumentan durante esta etapa. Además se debe mantener la **MISMA** relación que los coeficientes de la ecuación **igualada**.

Finalmente en el estado final o equilibrio, se considera la suma algebraica del estado inicial y del cambio durante la reacción. Este procedimiento se aplica en el siguiente ejercicio:

2.- Para la reacción $\text{PBr}_3 (\text{g}) + \text{Br}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PBr}_5 (\text{g})$ $K_c = 0,25$

Una mezcla que contiene inicialmente 1 mol de PBr_3 y 3 moles de Br_2 está en un recipiente de 1 litro. ¿Cuáles son las concentraciones en el equilibrio de todos los componentes?

Concentración inicial	1 mol/l	3 moles/l	0
Cambio por reacción	- x	- x	+ x
Concentración en el Eq.	1 - x	3 - x	x

$$K_c = 0,25 = \frac{[\text{PBr}_5]}{[\text{PBr}_3] [\text{Br}_2]}$$

$$0,25 = \frac{x}{(1 - x)(3 - x)}$$

Resolviendo la Ecuación de 2º grado que resulta, se obtiene

$$X_1 = 0,4 \quad X_2 = 7,6$$

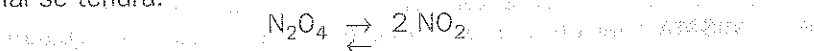
Aunque los valores son positivos, el 2º se descarta porque en el equilibrio no pueden haber valores negativos. Por lo tanto con el valor de $X = 0,4$ se calcula la concentración en el equilibrio:

$$\begin{array}{ccc} 1 - 0,4 & 3 - 0,4 & 0,4 \\ 0,6 & 2,6 & 0,4 \end{array}$$

$$[\text{PBr}_3] = 0,6 \frac{\text{moles}}{\text{l}} \quad [\text{Br}_2] = 2,6 \frac{\text{moles}}{\text{l}} \\ [\text{PBr}_5] = 0,4 \frac{\text{moles}}{\text{l}}$$

3.- A 35° C, la constante K_p para la disociación del N_2O_4 es igual a 0,32 at. Calcular las presiones a las cuáles el N_2O_4 está disociado en un 25% y en un 50% a esta temperatura.

En las reacciones de disociación, cuando hay un solo reaccionante y 2 o más productos más simples, se puede asumir un grado de disociación α por cada molécula (o mol) que se tiene al inicio de la reacción; si se asume 1 mol inicial se tendrá:



Moles Iniciales	1	0
Cambio por disociación	- α	+ 2α
Moles en el Eq.	1 - α	2α ; moles totales = $1 + \alpha$

$$K_p = \frac{(P_{\text{NO}_2})^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

La presión parcial es igual a la fracción molar por la presión total:

$$P_{\text{NO}_2} = X_{\text{NO}_2} \cdot P_T$$

$$P_{\text{NO}_2} = \frac{2\alpha}{1+\alpha} \cdot P_T$$

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{1-\alpha}{1+\alpha} \cdot P_T$$

$$K_p = 0,32 = \frac{\left(\frac{2\alpha}{1+\alpha}\right)^2 P_T^2}{\frac{1-\alpha}{1+\alpha} P_T}$$

$$0,32 = \frac{4\alpha^2 P_T}{(1+\alpha)(1-\alpha)}$$

$$0,32 = \frac{4\alpha^2 P_T}{1-\alpha^2}$$

$$0,32 - 0,32\alpha^2 = 4\alpha^2 P_T$$

$$P_T = \frac{0,32 - 0,32(0,25)^2}{4(0,25)^2} = 1,2 \text{ at}$$

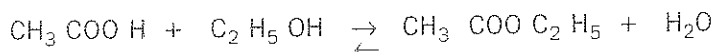
$$\text{Si } \alpha = 0,5 \text{ (50\%)}$$

$$P_T = \frac{0,32 - 0,32(0,5)^2}{4(0,5)^2}$$

$$P_T = \frac{0,24}{1} = 0,24 \text{ at}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

- 1.- A 100 °C K_n para la formación del acetato de etilo, a partir de ácido acético y etanol es igual a 4.0. Calcular el número de moles de acetato de etilo que se forman al reaccionar 2 moles de alcohol con 5 moles de ácido.



moles iniciales	5	2	0	0
Cambio por R	- x	- x	x	x
Moles Equilibrio	5 - x	2 - x	x	x

$$K_n = 4 = \frac{n_{\text{CH}_3 \text{COOC}_2 \text{H}_5} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{CH}_3 \text{COOH}} \cdot n_{\text{C}_2 \text{H}_5 \text{OH}}}$$

$$4 = \frac{x \cdot x}{(5 - x)(2 - x)}$$

$$4(10 - 7x + x^2) = x^2$$

$$40 - 28x + 4x^2 - x^2 = 0$$

$$3x^2 - 28x + 40 = 0$$

Resolviendo esta Ecuación se obtiene como soluciones 2 valores

$$x_1 = 7,57 \quad x_2 = 1,76$$

El que satisface las condiciones del problema es el 2º, ya que con 7,57 se obtendrán valores negativos para el número de moles del ácido acético y del etanol en el equilibrio.

Por lo tanto el número de moles de acetato de etilo que se formaron es 1,76 moles.

Respuesta = 1,76 moles $\text{CH}_3 \text{COOC}_2 \text{H}_5$

- 2.- Para la reacción $\text{H}_2 + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}$ $K_p = 1,6$ a 980 °C

Calcular la concentración de cada componente en el equilibrio que se alcanza cuando se introducen 1 mol de H_2 , 2 moles de CO_2 , 3 moles de

H₂O y 4 moles de CO en un recipiente de 10 l a 980 °C.

En la reacción se tiene 2 moles de reaccionantes y 2 moles de productos, es decir un $\Delta n = 0$; por lo tanto $K_p = K_c = K_n$ se puede trabajar con el número de moles, es decir:

$$1,6 = \frac{n_{H_2O} \cdot n_{CO}}{n_{H_2} \cdot n_{CO_2}}$$

	H_2	+	CO_2	\rightleftharpoons	H_2O	+	CO	
moles moleculares	1				2		3	4
cambio por Rx	-x				-x		x	x
moles en el Equilibrio	1-x				2-x		3+x	4+x

$$1,6 = \frac{(3+x)(4+x)}{(1-x)(2-x)}$$

$$1,6 = \frac{12 + 7x + x^2}{2 - 3x + x^2}$$

$$3,2 - 4,8x + 1,6x^2 = 12 + 7x + x^2$$

$$-8,8 - 11,8x + 0,6x^2 = 0$$

Al resolver la ecuación de 2º grado, las soluciones son:

$$x_1 = 20,38 \quad x_2 = -0,72$$

Este último valor, aunque sea negativo es el que satisface las condiciones del Equilibrio, por lo tanto el número de moles en el Equilibrio será:

H_2	+	CO_2	\rightleftharpoons	H_2O	+	CO	
1-x		2-x		3+x		4+x	
1,43		2,43		2,57		3,57	

Considerando el volumen del recipiente 10 litros, la concentración de cada componente en el Equilibrio será:

$$[H_2] = 0,143 \quad [CO_2] = 0,243 \quad [H_2O] = 0,257 \quad [CO] = 0,357$$

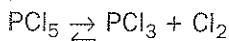
3.- Un recipiente de 1.89 litros contiene 0,03 moles de Cl_2 ; 0,03 moles de PCl_3 y 0,06 moles de PCl_5 en equilibrio a 200 °C.

a) Calcular K_c para la disociación del PCl_5 y la presión de la mezcla gaseosa.

b) Si a 200 °C, el volumen se reduce a la mitad, calcular la composición de la mezcla gaseosa.

c) la presión de la mezcla en estas nuevas condiciones

a)



$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

$$K_c = \frac{\left[\frac{n \text{ PCl}_3}{v} \right] \left[\frac{n \text{ Cl}_2}{v} \right]}{\left[\frac{n \text{ PCl}_5}{v} \right]} = \frac{n \text{ PCl}_3 \cdot n \text{ Cl}_2}{n \text{ PCl}_5 \cdot v}$$

$$K_c = \frac{0,03 \times 0,03}{1,89 \times 0,06} = 0,0079 \frac{\text{mol}}{\text{lto}}$$

El número total de moles en el Equilibrio es $0,03 + 0,03 + 0,06 = 0,12$ moles.

$$P_T V = n_T RT$$

$$P_T = \frac{0,12 \text{ moles} \times 0,082 \text{ l.at} \times 473 \text{ °K}}{1,89 \text{ l} \cdot \text{°K mol}} = \text{at}$$

$$P_T = 2,46 \text{ at}$$

b) Según el principio de Le Chatelier, al disminuir el volumen el equilibrio se desplaza a la izquierda (donde hay menor número de moléculas) es decir que en el nuevo equilibrio se tendrá una mayor concentración de PCl_5 , lo cual se comprueba a continuación.

	PCl_5	\rightleftharpoons	PCl_3	+	Cl_2
moles iniciales	0,06		0,03		0,03
cambio por reacción	- x		x		x
moles en el Equilibrio	$0,06 - x$		$0,03 + x$		$0,03 + x$

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

$$0,0079 = \frac{\left(\frac{0,03 + x}{v} \right) \left(\frac{0,03 + x}{v} \right)}{\frac{0,06 - x}{v}}$$

$$0,0079 = \frac{(0,03 + x)^2 v}{(0,06 - x) v^2}$$

$$0,0079 (0,06 - x) V = (0,03 + x)^2 \quad V = \frac{1,89}{2} = 0,945 \text{ litros}$$

$$x^2 + 0,06747 x + 0,0045 = 0$$

Resolviendo la ecuación anterior se obtienen 2 valores

$$X_1 = -0,00752 \quad X_2 = -0,06$$

El 1º cumple las condiciones del problema y la composición de la mezcla gaseosa en el equilibrio será:

$$\text{c) } \text{PCl}_5 = 0,0675 \text{ moles}$$

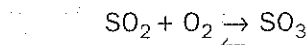
$$\text{PCl}_3 = 0,022 \text{ moles}$$

$$\text{Cl}_2 = 0,022 \text{ moles}$$

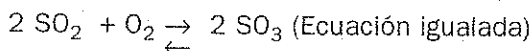
$$n_T = 0,1115$$

$$PT = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,1115 \cdot 0,082 \cdot 473}{1} = 4,32 \text{ at}$$

4.- La reacción homogénea gaseosa



Tiene una constante, de equilibrio $K_p = 0,13$ a 830°C . Si en un recipiente se tenían únicamente 2 moles de SO_2 y 2 moles de O_2 , encontrar la presión total de equilibrio para tener un rendimiento del 80% de SO_3 .



$$K_p = \frac{(P_{\text{SO}_3})^2}{(P_{\text{SO}_2})^2 (P_{\text{O}_2})}$$

moles iniciales 2 2 0

cambio por Rx - x - $\frac{x}{2}$ x

moles en el Equilibrio 2 - x 2 - $\frac{x}{2}$ x

Si el rendimiento es del 80%, a partir de las moles iniciales de SO_2 y O_2 , en el equilibrio se tendrá:

$$\frac{80}{100} (2) = 1,6 \text{ moles de } \text{SO}_3 \text{ es decir que}$$

$$x = 1,6$$

moles en el E. Q 2 - 1,6 2 - $\frac{1,6}{2}$ 1,6

0,4 1,2 1,6 $n_T = 3,2$ moles

En la mezcla gaseosa, con la ecuación general de los gases, se tiene

$$P_{\text{SO}_3} = n_{\text{SO}_3} \frac{RT}{V}; P_{\text{SO}_2} = n_{\text{SO}_2} \frac{RT}{V}; P_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \frac{RT}{V}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p :

$$0,13 = \frac{(n_{\text{SO}_3} \frac{RT}{V})^2}{(n_{\text{SO}_2} \frac{RT}{V})^2 (n_{\text{O}_2} \frac{RT}{V})}$$

$$0,13 = \frac{(1,6)^2}{(0,4)^2 \left(1,2 \times \frac{0,082 \times 1003}{V} \right)}$$

$$0,13 = \frac{2,56 V}{0,16 \times 98,69}$$

$$2,053 = 2,56 V$$

$$V = 0,802 \text{ l}$$

Con este volumen, la presión total de la mezcla gaseosa en Equilibrio a 830 °C será:

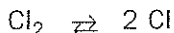
$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_T = \frac{3,2 \times 0,082 \times 1003}{0,802} = 328,20 \text{ at}$$

Respuesta = 328,20 at

PROBLEMAS PROPUESTOS

- 1.- A 1200° K y presión total de 1 at, el Cl_2 , está disociado en sus átomos en un 0,5%. Calcular la constante K_p para la reacción.



- 2.- La constante K_p para el proceso $\text{C}_{(s)} + \text{S}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CS}_2(\text{g})$ a 1000 °C es igual a 5,6. Calcular la composición volumétrica de la mezcla gaseosa que se obtiene al hacer pasar vapor de azufre a través de C calentado a 1000 °C.

- 3.- Dada la siguiente ecuación $\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{g}) + \text{D}(\text{g})$

Cuando se mezcla 1 mol de A y 1 mol de B y se llega al equilibrio a temperatura ambiente, se encuentra que la mezcla contiene 2/3 de mol de C.

a) Calcular la constante de equilibrio

b) Si se mezclan 3 moles de A y 1 mol de B, cuántos moles de C existirán en el equilibrio.

- 4.- Para la reacción $\text{SO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2 \text{Cl}_2(\text{g})$

Cómo se desplazaría la posición de equilibrio, si al sistema que llegó a ese estado, y manteniendo constante la temperatura:

a) Se agrega Cl_2 b) Se retira algo del producto c) Se elimina algo de SO_2

- 5.- A partir de 150 g. de ácido acético y un cierto peso de alcohol etílico, se han obtenido 166 g de acetato de etilo. Si la constante de equilibrio para la reacción de esterificación es 4, calcular el peso de alcohol que debió reaccionar.

- 6.- Un matraz de 1 litro de capacidad que contiene 15,23 g de iodo sólido se llena con yoduro de hidrógeno a 25 °C y 743 mm. Se cierra el matraz y se calienta a 450 °C. Calcular la composición de la mezcla gaseosa en equilibrio.

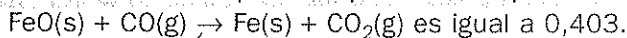
La constante K_c para el proceso $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ a 450 °C es igual a 50,9. Considerar nulo el volumen del iodo sólido.

- 7.- Al calentar el pentacloruro de antimonio se disocia en tricloruro de antimonio y cloro. A 182 °C y presión de 1 atm, se disocia en un 29,2 %. Calcular las constantes K_p y K_c para la disociación del $SbCl_5$ a esta temperatura y hallar la presión a la cual se disociaría en un 60%.

- 8.- El proceso Deacon para la obtención del cloro viene expresado por la ecuación
- $$4HCl(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g) + 2Cl_2(g).$$

Calcular la constante de equilibrio K_p para este proceso a 390 °C si al mezclar 0,080 moles de cloruro de hidrógeno y 0,100 moles de oxígeno a esta temperatura se forman a la presión total de 1 atm, 0,0332 moles de cloro. Hallar el volumen del recipiente que contiene esta mezcla.

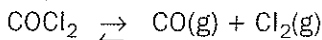
- 9.- La constante de equilibrio K_p a 1000 °C para la reacción



A través de óxido ferroso calentado a 1000 °C se hace pasar lentamente una mezcla gaseosa que contiene en volumen un 20,0 % de CO y un 80,0% de N_2 . Calcular :

a) la composición de la mezcla gaseosa saliente, y b) el volumen de aquella mezcla, medido en condiciones normales, que se necesita para reducir 10 g de FeO .

- 10.- A elevadas temperaturas, el fosgeno $COCl_2$ se disocia de acuerdo a)



Qué efecto tendrá en la concentración en el equilibrio del Cl_2 lo siguiente:

- a) la adición de CO b) la adición de He c) retirar algo de Cl_2
d) triplicar el volumen del recipiente.

CLASE PRACTICA # 16

Conocimientos: Velocidad de reacción, constantes de equilibrio, Principio de Chatelier, Ley de Van't Hoff.- Equilibrio Químico.

Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y señale V (verdadero) o F (falso).

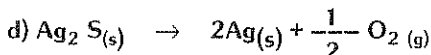
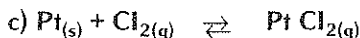
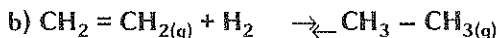
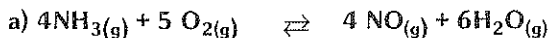
- 1.- Las reacciones homogéneas irreversibles, alcanzan el estado de Equilibrio.
- 2.- La concentración de los reaccionantes y productos son = s cuando se llega al Equilibrio.
- 3.- Los sólidos no intervienen en la expresión de la constante de Equilibrio.
- 4.- K_c es un valor que se modifica al cambiar la concentración de un reactivo.
- 5.- Mientras más grande es el valor de K_c , se obtienen más productos.
- 6.- Al usar un catalizador se obtienen más productos que cuando no se usa catalizador.
- 7.- En la síntesis del amoníaco, un aumento de presión aumenta la cantidad de NH_3 obtenido.
- 8.- Para la reacción $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$ en fase gaseosa, al disminuir la presión se favorece la reacción directa.
- 9.- En la reacción $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ las unidades de K_p son atmósferas.
- 10.- El valor de K_p para la reacción $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ a 25 °C debe ser muy grande. (Qué pasa con el aire?).

Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y señale las res-puesta correctas.
N.R. = Ninguna Respuesta.

- 1.- Un sistema alcanza el equilibrio cuando:
a) Las reacciones directa e inversa ocurren simultáneamente. b) La constante de equilibrio es 1. c) la entalpía o energía de la reacción es cero. d) las velocidades de las reacciones son iguales. e) N.R.
- 2.- Si K_p para la formación del monóxido de nitrógeno, a partir de los gases N_2 y O_2 es $1,2 \times 10^{-30}$ a 25 °C, entonces:
a) El aire debería contener grandes concentraciones de monóxido de Nitrógeno. b) Para la reacción de descomposición del NO la constante debe ser muy grande. c) Las concentraciones en el equilibrio del N_2 y O_2 son prácticamente iguales a las concentraciones iniciales. d) Un aumento en la presión del sistema, produce más NO e) N.R.

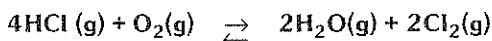
CLASE PRACTICA N° 17

1.- Escribir la expresión de Kc para las siguientes reacciones:



2.- Si Kc o Kp son valores constantes que dependen solo de la temperatura; ¿Por qué cambiar de valor según la forma como se igualó la Ecuación o con el sentido en el cual se escribe la Ecuación.?

3.- Considerando que la siguiente reacción es exotérmica ($\Delta H = -$)

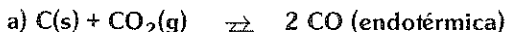


a) Al aumentar la presión total, disminuyen los productos formados en el equilibrio. b) Al aumentar la temperatura disminuyen los productos. c) al adicionar uno de los productos, el otro producto disminuye. d) N.R.

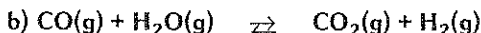
4.- La solubilidad del CaSO_4 en agua a 25°C es aproximadamente 1,9 g/lto. Entonces el Producto de solubilidad (K_{sp}) del Sulfato de calcio será:

a) 14×10^{-3} b) $1,96 \times 10^{-4}$ c) $1,96 \times 10^{-6}$ d) Imposible de calcular. e) N.R.

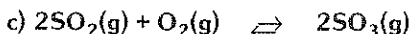
5.- Señale la dirección en la cual se desplazará cada uno de los siguientes sistemas en equilibrio con la aplicación del factor que aparece después de la ecuación:



Aumento de temperatura



disminución de la presión total



adición de un catalizador



eliminación de $\text{CO}_2(\text{g})$

6.- Para el equilibrio $2\text{IBr}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$

Kc es $8,5 \times 10^{-3}$ a 150°C . Si 0,03 moles de $\text{IBr}(\text{g})$ se introducen en un recipiente de 1 litro, calcular la concentración en el equilibrio de todas las sustancias presentes.

$$\mathbb{R}^n \rightarrow \mathbb{R}^n, x \mapsto \begin{pmatrix} x_1 \\ x_2 \\ \vdots \\ x_n \end{pmatrix} \mapsto \begin{pmatrix} x_1 \\ x_2 \\ \vdots \\ x_n \end{pmatrix}$$

$$\begin{aligned} \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n &= \mathbb{R}^{2n} \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \\ \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n &= \mathbb{R}^{2n} \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \\ \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n &= \mathbb{R}^{2n} \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \\ \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n &= \mathbb{R}^{2n} \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \end{aligned}$$

Let \mathbb{R}^n be a vector space over \mathbb{R} . Then \mathbb{R}^n is a vector space over \mathbb{R} with the same operations as \mathbb{R}^n . The only difference is that the scalar multiplication is now defined by $\lambda \cdot x = \lambda x$ for $\lambda \in \mathbb{R}$ and $x \in \mathbb{R}^n$.

Let \mathbb{R}^n be a vector space over \mathbb{R} . Then \mathbb{R}^n is a vector space over \mathbb{R} with the same operations as \mathbb{R}^n .

$$(\mathbb{R}^n, \mathbb{R}) \cong (\mathbb{R}^n, \mathbb{R}) \cong (\mathbb{R}^n, \mathbb{R}) \cong (\mathbb{R}^n, \mathbb{R})$$

Let \mathbb{R}^n be a vector space over \mathbb{R} . Then \mathbb{R}^n is a vector space over \mathbb{R} with the same operations as \mathbb{R}^n . The only difference is that the scalar multiplication is now defined by $\lambda \cdot x = \lambda x$ for $\lambda \in \mathbb{R}$ and $x \in \mathbb{R}^n$.

Let \mathbb{R}^n be a vector space over \mathbb{R} . Then \mathbb{R}^n is a vector space over \mathbb{R} with the same operations as \mathbb{R}^n . The only difference is that the scalar multiplication is now defined by $\lambda \cdot x = \lambda x$ for $\lambda \in \mathbb{R}$ and $x \in \mathbb{R}^n$.

Let \mathbb{R}^n be a vector space over \mathbb{R} . Then \mathbb{R}^n is a vector space over \mathbb{R} with the same operations as \mathbb{R}^n . The only difference is that the scalar multiplication is now defined by $\lambda \cdot x = \lambda x$ for $\lambda \in \mathbb{R}$ and $x \in \mathbb{R}^n$.

$$\begin{aligned} \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n &= \mathbb{R}^{2n} \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \\ \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n &= \mathbb{R}^{2n} \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \end{aligned}$$

$$\mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n = (\mathbb{R}^n)^2 \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n$$

$$\mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n = (\mathbb{R}^n)^2 \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n$$

$$(\mathbb{R}^n)^2 = (\mathbb{R}^n)^2 \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n$$

$$(\mathbb{R}^n)^2 = (\mathbb{R}^n)^2 \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \rightarrow \mathbb{R}^n \times \mathbb{R}^n \quad (1)$$

Let \mathbb{R}^n be a vector space over \mathbb{R} . Then \mathbb{R}^n is a vector space over \mathbb{R} with the same operations as \mathbb{R}^n . The only difference is that the scalar multiplication is now defined by $\lambda \cdot x = \lambda x$ for $\lambda \in \mathbb{R}$ and $x \in \mathbb{R}^n$.

EQUILIBRIO IONICO

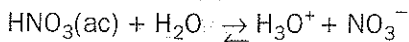
7

TEORIAS ACIDO - BASE.-

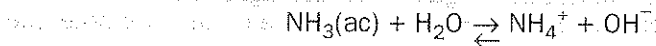
Como una cuestión introductoria al equilibrio iónico, se mencionan 3 teorías sobre ácidos y bases que tratan de definir a los ácidos y a las bases; ya que las reacciones ácido - básicas en solución acuosa, constituyen procesos importantes en sistemas químicos y biológicos.

1. **Teoría de Arrhenius.-** Según esta tradicional teoría (siglo XIX) un ácido es una sustancia que en solución acuosa suministra H^+ (hidrogeniones); una base es una sustancia que se ioniza en agua para producir OH^- (oxhidrillones).
2. **Teoría de Bronsted.-** Se define a un ácido como cualquier sustancia que puede **ceder** protones; mientras que una base puede **aceptar** protones. Los iones hidrógeno o protones, se representan como H_3O^+ y se denominan iones HIDRONIO.

El HNO_3 es un ácido de Bronsted ya que **cede** un protón al agua

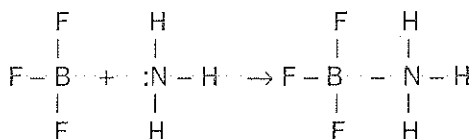


El NH_3 es una base de Bronsted ya que acepta un protón:



3. **Teoría de Lewis.-** Define a un ácido como una sustancia que puede aceptar un par de electrones, mientras que una base es cualquier sustancia que puede donar un par de electrones.

Esta teoría es más general que las anteriores ya que señala como reacciones ácido-base algunas que no implican a los ácidos o bases de la teoría de Bronsted. Por ejemplo la reacción entre BF_3 y el NH_3 .



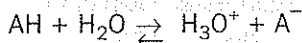
El BF_3 actúa como ácido ya que acepta el par de electrones del NH_3

El NH_3 está actuando como una base, ya que está donando un par de electrones.

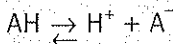
Un caso especial del equilibrio químico, es el equilibrio IÓNICO o en solución, que se presenta en los electrolitos débiles. Estas sustancias se ionizan parcialmente en solución acuosa, y puede establecerse equilibrio entre los iones formados y las moléculas sin disociar.

En los electrolitos fuertes (sales, ácidos o bases) existen solo iones en sus soluciones acuosas y no se puede hablar de equilibrio.

Un ácido débil cualquiera, AH se ioniza según la ecuación siguiente,



El catión H_3O^+ (hidronio) formado, se puede representar a veces de manera simplificada como H^+ (Hidrogenión) y la ecuación anterior será:



La primera ecuación nos permite establecer la expresión de la constante de equilibrio, que según los criterios anteriormente estudiados será:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{AH}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Si se trabaja solo con soluciones diluidas la concentración molar del agua $[\text{H}_2\text{O}]$ prácticamente es constante e igual a la del agua pura o sea 55,5 moles; por lo tanto el producto de $K [\text{H}_2\text{O}]$ será también una constante que litros se denomina K_a (constante de ionización de un ácido).

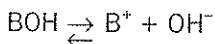
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ = concentración molar de los cationes hidronio

$[\text{A}^-]$ = concentración molar de los aniones A

[AH] = concentración molar de las moléculas de un ácido cualquiera AH

Para una base débil cualquiera BOH que se ioniza de la siguiente manera:

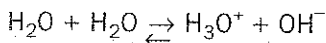


La constante de equilibrio K_b será:

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

PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA.-

Si consideramos que el agua se ioniza ligeramente, como lo demuestran ciertos experimentos de conductividad eléctrica; se puede establecer una constante que se denomina "producto iónico del agua" (K_w).



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

La concentración molar del agua $[\text{H}_2\text{O}]$ es constante y por lo tanto $K [\text{H}_2\text{O}]^2$ es una constante (K_w)

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

En el agua a 25 °C se ha encontrado que

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ moles/litro}$$

Entonces:

$$K_w = (1 \times 10^{-7})(1 \times 10^{-7}) = 1 \times 10^{-14} \text{ (a 25 °C)}$$

Si la temperatura cambia, el valor de K_w cambiará también; por ejemplo a 40 °C $K_w = 3,8 \times 10^{-14}$

Siempre que $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ la solución acuosa es **Neutra**

En una solución **Ácida** $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ hay un exceso de $[\text{H}^+]$

En una solución **Básica** $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ hay un exceso de iones $[\text{OH}^-]$

ESCALA pH.

El pH o potencial Hidrógeno es una forma de expresar la concentración de los iones H^+ (o H_3O^+) y se define como el logaritmo del inverso de la concentración molar de los H^+ .

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

La escala pH es muy utilizada ya que emplea números sencillos para indicar concentraciones de H^+ que son extremadamente pequeñas.

Se considera que un $pH = 7$ señala una solución neutra

$pH > 7$ solución básica

$pH < 7$ solución ácida

La medición y control del pH tiene gran importancia en procesos tecnológicos, biológicos y de investigación científica.

El pH del suelo para ciertos cultivos, el pH de ciertos alimentos para dietas rigurosas, el pH de soluciones que se emplean en la industria farmacéutica son valores importantes que deben mantenerse dentro de ciertos márgenes.

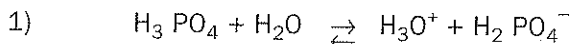
ACIDOS POLIPROTICOS.-

Según la teoría de Bronsted -Lowry un ácido es una sustancia que puede DONAR protones (H^+) y una base es cualquier sustancia que puede ACEPTAR protones.

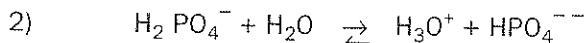
Algunos ácidos al tener más de un hidrógeno en su estructura, pueden donar más de un H^+ o protón, pero esta disociación ocurre en más de una etapa. Para estos ácidos polipróticos se deben considerar 2 o más constantes de ionización que se designan como K_{a1} , K_{a2} , K_{a3} etc, y que se denominan constantes de ionización primaria, secundaria, terciaria etc.

Desde luego, siempre se cumple que $K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$ es decir que la primera ionización es la que más iones H_3O^+ suministra en el equilibrio iónico.

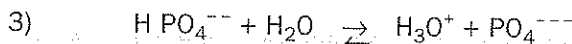
Por ejemplo para el ácido ortofosfórico H_3PO_4 que es un ácido triprótico se tienen las siguientes ionizaciones:



$$K_{a1} = 7,52 \times 10^{-3} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}$$

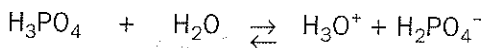


$$K_{a2} = 6,22 \times 10^{-8} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$



$$K_{a3} = 4,8 \times 10^{-13} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$$

Si se desea calcular las concentraciones de los iones, en una solución 1 M de H_3PO_4 se tendrá:



[concentración] i	1M	0	0
Cambio por ionización	-x	x	x
[] eq	1-x	x	x

$$7,52 \times 10^{-3} = \frac{x - x}{1 - x}$$

$$7,52 \times 10^{-3} - 7,52 \times 10^{-3}x - x^2 = 0$$

$$x^2 + 7,52 \times 10^{-3}x - 7,52 \times 10^{-3} = 0$$

$$X = \frac{-7,52 \times 10^{-3} \pm \sqrt{56,55 \times 10^{-6} + 30,08 \times 10^{-3}}}{2}$$

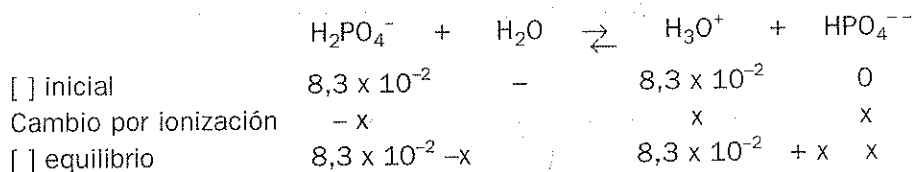
$$X_1 = 0,0830$$

$$X_2 = - \text{(No tiene sentido)}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,3 \times 10^{-2}$$

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 8,3 \times 10^{-2}$$

Para la 2ª ionización se tiene:



$$6,22 \times 10^{-8} = \frac{(8,3 \times 10^{-2} + x)(x)}{(8,3 \times 10^{-2} - x)}$$

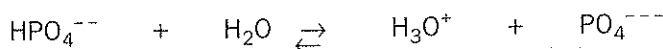
Como el valor de la constante es muy pequeño ($K < 10^{-5}$); se puede despreciar el valor de x frente a un término $8,3 \times 10^{-2}$ que es mayor por lo tanto la expresión anterior puede resolverse de una manera aproximada.

$$6,22 \times 10^{-8} = \frac{(8,3 \times 10^{-2})x}{8,3 \times 10^{-2}}$$

$$x = 6,22 \times 10^{-8}$$

$$[\text{HPO}_4^{--}] = 6,22 \times 10^{-8}$$

La concentración del $[\text{H}_3\text{O}^+]$ se mantiene prácticamente en lo mismo de la 1ª ionización. Finalmente en la última ionización se tiene:



$$4,8 \times 10^{-13} = \frac{(8,3 \times 10^{-2} + x)x}{(6,22 \times 10^{-8} - x)} \quad \text{despreciando x en las sumas o restas}$$

$$4,8 \times 10^{-13} = \frac{(8,3 \times 10^{-2})x}{6,22 \times 10^{-8}}$$

$$29,85 \times 10^{-21} = 8,3 \times 10^{-2} \times$$

$$x = 3,59 \times 10^{-19}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] = 3,6 \times 10^{-19}$$

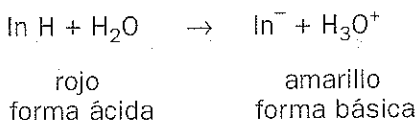
INDICADORES.-

Es importante conocer el valor exacto del pH para ciertos procesos químicos o biológicos, por lo cual en las soluciones ya preparadas sin conocer los pesos de soluto o solvente empleados se debe medir el pH.

Se puede utilizar los peachimetros que son aparatos que mediante la medición de la conductividad eléctrica (comparando un electrodo de referencia con otro que se introduce en la solución) pueden determinar el pH de la solución.

Una forma aproximada de medir el pH es mediante los **indicadores** que son sustancias orgánicas que se comportan como electrolitos débiles ya que al establecerse el equilibrio iónico, la parte ionizada tiene un color que es diferente al de la molécula no ionizada.

Por ejemplo, para el indicador anaranjado de metilo que es una sustancia orgánica compleja en medio ácido es rojo y en medio básico es amarillo, se puede establecer el siguiente equilibrio en solución:



En soluciones ácidas al ser muy grande la concentración $[\text{H}_3\text{O}^+]$ el equilibrio se debe desplazar hacia la izquierda y la solución adquiere la coloración roja.

Si la solución se neutraliza, agregándole una base, existirá un consumo de H_3O^+ y su concentración disminuye; por lo tanto el equilibrio debe desplazarse hacia la derecha y el indicador vira hacia el color amarillo.

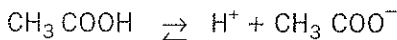
El cambio de color no se produce a un PH fijo, sino en un intervalo de pH que puede ser de unas 2 unidades; además para que se diferencien los colores de la forma ácida In H y de la forma básica In^- , sus concentraciones deben ser bastantes diferentes.

En la tabla 6.1 se indican las zonas de **viraje** y el color de ciertos indicadores comunes.

Indicador	color ácido	intervalo de viraje	color básico
Anaranjado de metilo	rojo	3, – 4,4	amarillo
rojo de metilo	rojo	4,8 – 6,2	amarillo
azul de bromotimol	amarillo	6 – 8	azul
tornasol	rojo	6 – 8	azul
azul de timol	amarillo	8 – 9,6	azul
fenolftaleína	incolore	8,2 – 10	rosado
amarillo de alizarina	amarillo	10 – 12	rojo

Tabla 6.1

Una solución de ácido acético tiene una concentración de 0,02 moles y un PH de 3,23. Hallar la constante de ionización del ácido acético



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}]}$$

α = grado de disociación

$c = 0,02 \text{ M}$

[] i	c	0	0
Cambio por ionización	- C α	C α	C α
[] eq	C(1 - α)	C α	C α

$C\alpha = [\text{H}^+] \Rightarrow$ se puede calcular del PH

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

$$[\text{H}^+] = \text{antilog} (-\text{PH})$$

$$[\text{H}^+] = \text{antilog} - 3,23$$

$$[\text{H}^+] = 6 \times 10^{-4}$$

$$C\alpha = 6 \times 10^{-4}$$

$$6 \times 10^{-4}$$

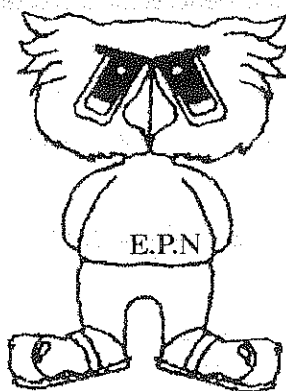
$$\alpha = \frac{6 \times 10^{-4}}{2 \times 10^{-2}} = 3 \times 10^{-2}$$

$$K_a = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$K_a = \frac{2 \times 10^{-2} \cdot (3 \times 10^{-2})^2}{1} = 2 \times 10^{-2} \times 4 \times 10^{-4}$$

$$= 18 \times 10^{-6}$$

$$= 1,8 \times 10^{-5}$$



PROBLEMAS RESUELTOS

1.- Un ácido débil HX está ionizado al 0,1% en una solución 0,1 M ¿Cuál será la concentración a la que está ionizado en el 1%

	$\text{H X} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{X}^-$		
Conc. inicial	c	0	0
Cambio por ionización	- c\alpha	c\alpha	c\alpha
Conc. en el E	c - c\alpha	c\alpha	c\alpha

El grado de ionización α es:

$$\frac{0,1}{100} = 1 \times 10^{-3}$$

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

$$K_a = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$K_a = \frac{0,1 (1 \times 10^{-3})^2}{1 - \alpha}$$

En el denominador se puede despreciar a frente a 1 y por lo tanto resulta:

$$K_a = 0,1 \times 1 \times 10^{-6} = 1 \times 10^{-7}$$

Con este valor de la constante K_a , se puede calcular la nueva concentración tomando

$$\alpha = \frac{1}{100} = 0,01$$

$$K_a = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{c(1 \times 10^{-2})^2}{1}$$

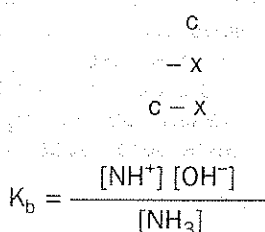
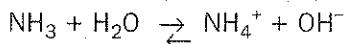
$$1 \times 10^{-7} = c(1 \times 10^{-4})$$

$$c = 1 \times 10^{-3}$$

La concentración será 1×10^{-3} M.

2.- El "amoníaco concentrado" tiene una Molaridad de 15, cuál será su pH si se conoce que la constante $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$

El equilibrio iónico que se llega a establecer será:



$$K_b = \frac{x \cdot x}{c-x}$$

$$K_b (c - x) = x^2$$

$$1,8 \times 10^{-5} (15 - x) = x^2$$

El valor de x se puede despreciar frente a una concentración tan alta como 15.

$$1,8 \times 10^{-5} - 15 = x^2$$

$$x^2 = 2,70 \times 10^{-4}$$

$$x = 1,64 \times 10^{-2}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 1,64 \times 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -\log. [\text{OH}^-] = -\log 1,3 \times 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -(-2 + 0,215) = 1,78$$

Considerando que la suma de $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ se tiene que

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

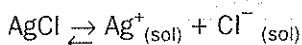
$$\text{pH} = 14 - 1,78 = 12,21$$

Respuesta = 12,21

PRODUCTO DE SOLUBILIDAD.-

Para los electrolitos fuertes, que están totalmente ionizados no se puede hablar de un equilibrio iónico, ni de una constante K_a o K_b ya que se tiene una reacción prácticamente irreversible.

Pero en el caso de electrolitos fuertes prácticamente insolubles se puede hablar de un equilibrio entre los iones formados por la pequeña cantidad de soluto disuelto y el electrolito sin disolver. En este caso si existe una constante de equilibrio denominada constante del producto de solubilidad o simplemente PRODUCTO DE SOLUBILIDAD y representada por K_{ps} del AgCl que es por ejemplo para el caso un electrolito fuerte pero escasamente soluble se tiene:



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

La concentración $[\text{AgCl}]_s$ no interviene en la expresión de K ya que al ser sólido su concentración permanece constante.

Los valores de K_{ps} son muy pequeños y mientras, más insoluble es la sustancia, el valor de K_{ps} es más pequeño.

El AgCl tiene una constante $K_{ps} = 1,72 \times 10^{-10}$ mientras el AgCrO_4 tiene un $K_{ps} = 1,2 \times 10^{-12}$ y el K_{ps} del ferrocianuro de plata $\text{Ag}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ es $1,5 \times 10^{-41}$

PROBLEMAS PROPUESTOS

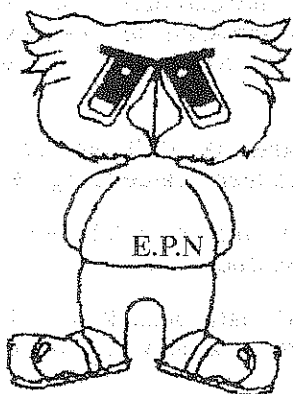
- 1.- Hallar el pH de una solución 0,01 M de H_2SO_4
- 2.- Hallar el pH de una solución 0,001 M de KOH
- 3.- Se prepara una solución disolviendo 0,1 g de NaOH en 200 cm^3 de solución. Calcular el pH.
- 4.- Se disuelven 0,5 g de HCl en 1 l de solución, Cuál es el pH?
- 5.- En una solución 0,01M el Acido Acético está ionizado en un 4,11%. Calcular la constante de ionización del Ac. Acético.
- 6.- El pH de una solución de ácido acético es 2,9. Calcular la Molaridad y el grado de disociación del ácido acético en dicha solución. Se conoce que $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$.
- 7.- Calcular las concentraciones de los iones H_3O^+ , OH^- y el pH de una solución, 0,1 M de HCl.
- 8.- El Acido benzoico es monoprotico y su constante de ionización es $6,3 \times 10^{-5}$. Si la concentración de iones oxhidrilo en el Equilibrio es $4,034 \times 10^{-12}$ moles/litro, encontrar la concentración inicial de la solución.
- 9.- El producto de solubilidad del KClO_4 es $1,07 \times 10^{-2}$. Calcular el volumen de solución que contiene disuelto 1g de KClO_4 (69,8 cm^3)
- 10.- Un ácido débil HX está ionizado al 0,1% en una solución 0,1 M; a que concentración estará ionizado al 1%. (1 $\times 10^{-3}$)
- 11.- El ácido láctico $\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3$ está ionizado un 2,4% en una solución 0,25M. Cuál es la constante de ionización de éste ácido (1,5 $\times 10^{-4}$)
- 12.- Cuáles son las concentraciones de NH_3 , NH_4^+ y OH^- en una solución que resulta al mezclar 0,15 moles de NH_4Cl y 0,25 moles de Na OH en un volumen total de un litro.

 $[\text{NH}_4^+] = 2,7 \times 10^{-5} \text{ M}$ $[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M}$ $[\text{NH}_3] = 0,15 \text{ M}$
- 13.- Estimar el pH del "NH₃ concentrado" sabiendo que la constante $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ (12,21)
- 14.- Calcular la concentración de iones OH^- y el pH de una solución preparada al disolver 0,2 moles de NH_3 ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$) por litro de solución.

15.- Al disolver 5 tabletas de aspirina "BAYER" c/u de las cuales contiene 0,32g de ácido acetil salicílico, en 500 cm³ de agua, se obtiene una solución de pH = 3,7. Calcular la constante Ka del ácido acetil salicílico (HC₉ H₇ O₄) que es monoprótico. Considerar que el volumen de la solución, es el volumen del agua.

16.- Calcular Ka del ácido acético en una solución al 6% de CH₃ COOH. La densidad de la solución es 1,12g/cm³ y el pH es 2,35.

17.- Calcular el pH de una solución 0,01 M de HNO₂. Si Ka = 5 x 10⁻⁴.



CLASE PRACTICA # 18

Escriba V (verdadero) o F (Falso) según corresponda:

- 1.- La alcalinidad de una solución aumenta con el incremento del pH.
- 2.- Una reacción catalizada se produce más lentamente cuando disminuye su energía de activación (E_a).
- 3.- Para llegar al equilibrio iónico debe cumplirse que el grado de disociación (α) sea igual a 1.
- 4.- Si el pH de una solución es 3,26 la $[OH^-] > [H^+]$
- 5.- El valor de la constante de ionización K_a señala la fuerza ácida.
- 6.- Al llegar al equilibrio químico o iónico, terminan los cambios o transformaciones.
- 7.- Existen contradicciones entre la teoría de Bronsted y la de Lewis.
- 8.- La constante K_p es igual a K_c para todas las reacciones.
- 9.- En una solución 0,01 M de HCl el pH es 2.
- 10.- El valor de K no se mantiene constante al cambiar la temperatura.

Escoja la respuesta correcta:

1.- En el estado de equilibrio se puede afirmar que:

- a) Los catalizadores modifican el valor de K_p . b) Los reaccionantes se consumen por completo. c) El catalizador permite obtener más productos. d) La velocidad inversa es mayor que la directa. e) N.R.

2.- En el equilibrio iónico se cumple que:

- a) Los electrolitos débiles están totalmente ionizados. b) Para un electrolito fuerte K_a es igual a 1. c) La constante K_w es 1×10^{-14} d) Una base débil tiene una constante K_b . e) N.R.

3.- Para la reacción $C(s) + O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g)$ $\Delta H = -94.030 \text{ cal}$

- a) Un aumento de temperatura favorece la formación del CO_2 . b) Se debe aumentar la presión para obtener más productos. c) Todas las sustancias participan en la expresión de K_p . d) No se alcanza el equilibrio ya que es una reacción heterogénea. e) N.R.

4.- Si $K_a = 1,6 \times 10^{-3}$ y $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ se puede afirmar que:

- a) El ácido y la base alcanzan el estado de equilibrio. b) La base es más fuerte que el ácido. c) $[H^+][A^-] > [AH]$. d) $[B^+][OH^-] < [BOH]$. e) N.R.

5.- Si comparamos las diferentes sustancias que pueden llegar al Equilibrio iónico

- a) Ningún electrolito fuerte alcanza dicho estado. b) Un ácido débil y una base débil si llegan al equilibrio. c) K_{ps} es una constante para un electrolito fuerte escasamente soluble. d) El agua si puede actuar como un ácido débil. e) N.R.

6.- En una neutralización Acido-base, el producto que siempre aparece será:

- a) un ácido. b) un hidróxido. c) El agua. d) El dióxido de carbono. e) N.R.

7.- En una solución acuosa de H_2SO_4 se puede establecer que:

- a) El pOH es menor que 7 b) una molécula se disocia en 3 iones
c) El pH es menor que 7 d) La concentración de $[H^+]$ es mayor que $[OH^-]$
e) N.R.

8.- Para la reacción $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ que ocurre en fase gaseosa:

- a) $K_p = K_c$. b) K_c carece de unidades. c) Las unidades de K_p pueden ser atmósferas. d) En la expresión K_n intervienen reaccionantes y productos e) N.R.

CLASE PRACTICA N° 19

Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y señale la o las respuesta (s) correcta (s).

- 1.- Si se disuelve un soluto iónico en agua
 - a) La solución puede conducir la corriente eléctrica.
 - b) Siempre se puede llegar a un equilibrio iónico.
 - c) Existen iones H^+ y OH^- en la solución.
 - d) N.R.
- 2.- Al disolver 4,9 g de H_2SO_4 en agua suficiente para preparar 1 l de solución
 - a) La concentración de H^+ es igual a la del SO_4^{--}
 - b) La solución es 0,1 M.
 - c) El pOH de la solución es 13.
 - d) El pH es menor que 7.
 - e) N.R.
- 3.- Si se tiene una solución 0,01 M de $Ca(OH)_2$:
 - a) Para calcular el pH se necesita conocer Kb
 - b) El pH es 2
 - c) El pH es 12
 - d) El pH es 12,3
 - e) N.R.
- 4.- Al comparar una solución 0,1 M de ácido acético con una solución 0,1 M de HCl:
 - a) tienen igual pH porque los 2 ácidos son monopróticos.
 - b) el grado de ionización de la primera es mayor.
 - c) el pH de la primera es mayor que el de la segunda.
 - d) N.R.
- 5.- Si para una base débil $K_b = 2 \times 10^{-4}$, se puede afirmar que:
 - a) No se puede medir el pH de una solución 0,1M.
 - b) El pH de una solución 1 M de NaOH es mayor que una solución 1M de la base débil.
 - c) la concentración $[OH^-]$ en el equilibrio no depende de la concentración inicial.
 - d) N.R.
- 6.- Al disolver una sal en H_2O .
 - a) Se tiene siempre un pH = 7.
 - b) El pH puede ser mayor que 7.
 - c) La presencia de los iones posibilita la conducción de la electricidad.
 - d) N.R.
- 7.- Para el $HClO_2$ $K_a = 1,1 \times 10^{-2}$. Cuántos g de ácido se necesitan para preparar 1 litro de solución con un pH = 2,3.
 $H = 1$ $Cl = 35,5$ $O = 16$
- 8.- El ácido carbónico es diprótico, y sus constantes son $4,2 \times 10^{-7}$ y $4,8 \times 10^{-11}$. Calcular las concentraciones de los iones que existen en el equilibrio de una solución saturada de ácido (0,034 M en CO_2). Cuál es el pH de la solución?.

Page 14

11

the \mathbb{R} -module M is a direct sum of \mathbb{R} -modules M_i for $i \in I$. Then M is a free \mathbb{R} -module.

Answer: True. (The M_i are free \mathbb{R} -modules, and a direct sum of free modules is free.)

Let M be a free \mathbb{R} -module with basis $\{e_i\}_{i \in I}$. Let N be a submodule of M . Then N is a free \mathbb{R} -module.

Answer: True. (A submodule of a free module is free.)

Let M be a free \mathbb{R} -module with basis $\{e_i\}_{i \in I}$. Let N be a submodule of M . Then N is a free \mathbb{R} -module.

Answer: True. (A submodule of a free module is free.)

Let M be a free \mathbb{R} -module with basis $\{e_i\}_{i \in I}$. Let N be a submodule of M . Then N is a free \mathbb{R} -module.

Answer: True.

Let M be a free \mathbb{R} -module with basis $\{e_i\}_{i \in I}$. Let N be a submodule of M . Then N is a free \mathbb{R} -module.

Answer: True. (A submodule of a free module is free.)

Let M be a free \mathbb{R} -module with basis $\{e_i\}_{i \in I}$. Let N be a submodule of M . Then N is a free \mathbb{R} -module.

Answer: True.

Let M be a free \mathbb{R} -module with basis $\{e_i\}_{i \in I}$. Let N be a submodule of M . Then N is a free \mathbb{R} -module.

Answer: True. (A submodule of a free module is free.)

Answer: True.

Let M be a free \mathbb{R} -module with basis $\{e_i\}_{i \in I}$. Let N be a submodule of M . Then N is a free \mathbb{R} -module.

Answer: True. (A submodule of a free module is free.)

APENDICE

A

TRES MOSQUETEROS LUCHAN POR LOS IONES

(ARRHENIUS, VANT HOFF, OSTWALD)

En el laboratorio de Química de la Universidad de Leipzig, 2 hombres; un alemán (Ostwald) y un sueco (Arrhenius) se encuentran a finales del siglo XIX para planear una gran batalla contra una teoría establecida y la inercia científica que les detiene. En Amsterdam, un científico holandés (Vant Hoff) trabaja en la misma campaña. Este trío desarrolló varios experimentos científicos que permitieron una nueva era en el campo de la Química teórica y aplicada.

Los 3 eran hombres jóvenes. Svante Arrhenius era casi un muchacho. Vant Hoff, el profesor Holandés tenía 35 años, y Ostwald el espíritu inquieto de la revuelta tenía 34 años.

La búsqueda de la verdad científica les había juntado, y ellos estaban dispuestos a que las venerables autoridades del mundo científico, acepten las nuevas teorías de la generación más joven.

Uno de los más difíciles problemas de ese tiempo, era una comprensión racional de lo que sucede en una solución cuando una corriente eléctrica circula a través de ella. Durante casi 100 años no se había encontrado la respuesta, pese a los intentos de Davy y Grothuss y a los aportes de Faraday que descubrió la inducción electromagnética y creó toda la terminología en este campo.

Una corriente eléctrica no puede circular en el agua destilada. Tampoco una sal sólida puede ofrecer un paso libre a la electricidad. Pero cuando se mezclan la sal y el agua, se forma una solución que permite un paso fácil de la electricidad. Mientras circula la corriente eléctrica a través de ésta solución se produce una descomposición intensa. Cómo se puede explicar este comportamiento extraño de las soluciones?..

Henry Cavendish, un siglo antes, había intentado comparar cuantitativamente la conductividad eléctrica de soluciones de agua lluvia con varias sales. Sin contar con un galvanómetro para registrar la fuerza de las corrientes, valientemente convirtió su sistema nervioso en galvanómetro. Mientras empleaba muchos recipientes con diferentes líquidos, Cavendish comparaba los diferentes choques eléctricos que recibía. Con éste crudo y heróico método, obtuvo un número grande de resultados sorprendentemente precisos.

Svante Arrhenius era un visionario y soñador que se había graduado a los 17 años como el más joven y brillante estudiante de su clase, y luego ingresó a la Universidad de Upsala escogiendo a la Química como su asignatura más importante. El aspiraba seguir los pasos de Berzelius que 80 años antes, había caminado por esos pasillos, y escuchado el romance de la Química en las mismas salas de conferencias.

A los 22 años, Svante estaba listo para su doctorado, y escogió el problema del paso de la electricidad a través de soluciones, como su tesis. Día tras día, y a menudo hasta entrada la noche, llenaba matraces con soluciones de diferentes sales y concentraciones, las etiquetaba cuidadosamente con fórmulas y concentraciones; y hacía circular corriente eléctrica por cada una de ellas. El pesaba, medía y registraba todos los resultados; y mientras observaba las burbujas de gas desprendiéndose de las placas sumergidas en varias soluciones, el afán por resolver el misterio era más fuerte.

Arrhenius estaba mucho mejor equipado que Cavendish, se habían hecho grandes progresos en el campo de las mediciones eléctricas y era un trabajador preciso y paciente que durante 2 años había experimentado incansablemente en un trabajo monótono. Experimentó con más de 50 diferentes sales en todos sus posibles grados de dilución. "Mi gran suerte fué que investigaba las conductividades de las soluciones más diluídas, en las cuáles las leyes son simples, comparadas con aquellas de las soluciones concentradas que fueron examinadas antes" escribió Arrhenius.

Otros científicos habían observado como el paso de la corriente eléctrica se hace más fácil, mientras más agua se agregaba a las soluciones concentradas; y notaron alguna relación entre la fuerza de un ácido y su fuerza para conducir una corriente eléctrica. Sin embargo Arrhenius fué el primero en ver claramente la extraña relación entre la facilidad de conducir la corriente a través de una solución y la concentración de aquella.

Cuando terminó la parte experimental, dejó su laboratorio y regresó a su hogar para trabajar en la parte teórica de su investigación. Con la ayuda de su prodigiosa memoria y de una aguda facultad para visualizar el rango completo de datos que había reunido durante aquellos 2 años en la Universidad

de Upsala, pudo completar su tesis y regresar a la Universidad, con la disertación en su bolsillo.

Su antiguo profesor de Química Cleve, era un insigne descubridor e investigador de las tierras raras (bloque f de la Tabla) pero odiaba las teorías, y nunca mencionó la gran ley periódica de Mendelejev que tenía ya más de 10 años de edad. Cuando Svante le dijo que tenía una nueva teoría de la conductividad eléctrica, Cleve le respondió: Es muy interesante, Adiós.

Arrhenius no se desanimó pues conociendo a Cleve, no esperaba una respuesta entusiasta, y además como candidato al título de doctor, tenía que defender su tesis en un debate abierto, que era un evento de gran interés.

La Universidad designaba un oponente, y Svante puso especial cuidado en preparar su tesis, pues sus profesores de Upsala iban a buscar hasta el más pequeño error en su trabajo. Reconocía la imposibilidad de que todos acepten completamente su nueva teoría, además no debía ofender las creencias existentes de una manera despiadada. El estaba dispuesto a mostrarse complaciente con el tribunal para salvar su nueva teoría, aunque temía que el entusiasmo de su juventud pudiera sobrepasar los límites de la seguridad de sus respuestas, para las cuáles escogía cuidadosamente las palabras. Luego de 4 horas, terminó el interrogatorio y el resultado final fué anunciado. Aprobaron su disertación, y rápidamente una rama de laurel fué colocada en su cabeza, mientras afuera, el disparo de un cañón anunciaba un nuevo Doctor en Filosofía. La recompensa, sin embargo era una velada condena de su nueva teoría. Su disertación fué calificada de cuarta clase y su defensa de tercera clase.

Aunque dicho resultado pudo haber terminado la carrera de Arrhenius como un químico, estaba convencido de que su tesis era una herramienta que podía ser una bendición para la ciencia, el vikingo de la verdad estaba listo para las batallas que reivindicuen su teoría, pero primero debía unirse con hombres poderosos en el campo de la Química, pues siendo todavía a un desconocido, podría lucir ridículo en la armadura de un cruzado por la Química.

Pensando en que no podía ser profeta en su tierra, Arrhenius decidió acudir al mundo científico fuera de Suecia, envió una copia de su tesis a Rudolph Clausius, quien formuló la segunda ley de la Termodinámica y que era una autoridad reconocida en la electroquímica. Hace más de 30 años había afirmado: "en una solución los átomos que forman las moléculas están cambiando constantemente de compañeros y por tanto una cierta proporción de átomos estarán sin combinarse en determinado instante".

Sin embargo, éste reconocido científico alemán, ahora viejo y con la salud

quebrantada, no se interesó suficientemente en la teoría de Arrhenius y no le dió ningún respaldo

Oliver Lodge, uno de los más famosos científicos ingleses de ese tiempo, también recibió una copia de su tesis, y solamente le reconoció un diferente enfoque hacia una teoría matemática de la Química, sin darle ningún respaldo al joven científico Sueco.

Arrhenius envió su disertación a Lothar Meyer, quién seguramente tendría la visión para ver ésta nueva teoría y el coraje de apoyarla. Pero nuevamente recibió el silencio como respuesta.

WILHELM OSTWALD profesor de Química en la Escuela Politécnica de Riga también escuchó de Arrhenius. Este campeón de las atrevidas causas químicas recibió la publicación de Svante el día en que su esposa dió a luz a una hermosa niña, y en que además estaba padeciendo de un tremendo dolor de muelas. Ostwald más tarde recordaba que era demasiado para un solo día, lo peor era la publicación, que los otros científicos la recibieron de una forma bastante normal.

Arrhenius tuvo la corazonada de que Ostwald iba a entender su teoría, y efectivamente, Ostwald leyó cada palabra de esa publicación, con gran excitación. Saltó como una avispa y se enfureció contra la estupidez de los profesores de Upsala que no habían reconocido el genio de éste joven. Aceptaba la idea revolucionaria de que solo los iones toman parte en las reacciones químicas. Aquí estaba otra causa para luchar.

Ostwald no perdió tiempo, y dejando todos sus trabajos, salió para Suecia, hizo la larga jornada de Riga a Estocolmo convencido de que la ayuda tenía que ser inmediata para el joven talento. Los 2 se encontraron en Estocolmo, en Agosto de 1.884, y pasaron algunos días muy placenteros. Mientras caminaban juntos por las playas del lago Malar, ellos hablaban acerca de los iones como si fueran reales y tangibles como esferas electrificadas.

Ostwald se convenció completamente de la teoría de Arrhenius y juntos hicieron planes, recordando el desarrollo completo de la Química. Ostwald invitó a Svante a Riga para que continuara con sus investigaciones en su laboratorio. El hubiera aceptado en el momento, pero le preocupaba la obstinación de los profesores de Upsala y Estocolmo.

En 1890 los 3 mosqueteros de la física - Química se encontraban en Inglaterra, donde les invitaron para discutir la teoría de las soluciones con un comité de la Asociación Británica. Las opiniones estaban ahora divididas sobre la validez de la nueva teoría. La mayoría admitía no estar capacitados para juzgarla.

El profesor Percival Pickering sostenía que: "la teoría de la disociación es todavía inentendible para la mayoría de químicos" Ramsay que había estudiado con Ostwald, trataba de aclarar el camino para la aceptación de los puntos de vista de Arrhenius por parte de los científicos ingleses. Lodge también apoyaba la teoría, pero Lord Kelvin de Glasgow no estaba convencido. Sir William Tilden también era hostil y por tanto los químicos franceses no aceptarían la teoría de la ionización.

Ostwald, Arrhenius y Van't Hoff partieron a Estocolmo con renovados bríos para participar en esta "batalla".

Ostwald le escribió a Arrhenius para que viaje y se establezca en Leipzig como profesor de la Universidad, pero él escogió permanecer en Suecia y aceptó una posición menor como conferecista y profesor del Colegio Técnico de Estocolmo. Permaneció aquí por 4 años y se casó con Sofia Rudback tuvieron un hijo OLAV VILHELM quien, estudió dos carreras: Ciencia de suelos y botánica agrícola en una sola profesión.

El puesto en el Colegio Técnico, se convertiría en un profesorado en la Universidad de Estocolmo pero luego de una serie de tropiezos y humillaciones.

Mientras las noticias de su probable cambio crecían, sus enemigos acordaron someterle a un examen ante un Comité compuesto por un trío de importantes científicos: Lord Kelvin, el eminente científico Británico, el Dr. Hasselberg un sueco y Christiansen un danés completaban el grupo de inquisidores.

Muy lejos de Estocolmo, en Leipzig, Ostwald oyó de esto y protestó: "Es imposible cuestionar la postura científica de un gigante como Arrhenius". Escribió a Estocolmo y luchó duramente por su amigo. El examen, sin embargo se realizó como estuvo previsto Arrhenius; contestó gran número de preguntas tranquila y confiadamente. Esta vez no iba a faltar a la verdad de la ionización aún para complacer a Kelvin.

Cuando terminó el examen y se conocieron los resultados, creció un nuevo tumulto. Kelvin se oponía a la teoría en general. No podía entender nada, decía él, que no pueda ser traducido a un modelo mecánico; por esta razón había rechazado también la teoría electromagnética de la luz de Maxwell, sólo el danés emitió un entusiasta juicio sobre la competencia de Arrhenius. Su compatriota Hasselberg declaró que sus respuestas "no eran suficientemente físicas" para que Arrhenius pueda ocupar un profesorado en la Universidad.

Las autoridades universitarias se mantuvieron en la búsqueda de un profesor extranjero para llenar el nuevo cargo creado. Ellos querían alguna persona eminente para ejercer la cátedra de Química, a pesar de que habían dejado de lado a Arrhenius. Pero Ostwald seguía luchando por su amigo en éste escándalo científico, desatado por la Universidad de Estocolmo.

Coincidió que la sociedad Bunsen en Alemania le estaba eligiendo miembro honorario por su teoría de la disociación. Finalmente Arrhenius fue aceptado como profesor en la Universidad de Estocolmo.

Pero el reconocimiento total no llegaría sino muchos años después. La teoría tenía aún muchos oponentes. En el propio laboratorio de Ostwald en Leipzig, Luis Kahlenberg que había obtenido un doctorado con los máximos honores, no estaba convencido de la verdad en la teoría de Arrhenius que negaba la existencia de reacciones químicas en soluciones que no fueron acuosas.

Kahlenberg había encontrado que algunas reacciones ocurren en soluciones que no pueden conducir la corriente eléctrica y que según la teoría de Arrhenius no contienen iones. Aquí estaba otra objeción, ya que el nitrato de plata disuelto en benzonitrilo permite el paso de la corriente eléctrica aunque esta solución no contiene iones. Curiosa excepción a la teoría de Arrhenius.

Kahlenberg regresó a la Universidad de Wisconsin y trabajó durante 10 años como profesor de Química, tratando de desmentir las verdades de la teoría de Arrhenius. Trabajando durante algunas semanas con un grupo de 15 personas que probaban toda clase de bebidas y anotaban cuidadosamente sus reacciones. Finalmente llegó a la conclusión que la teoría de Arrhenius era correcta en el hecho de que los iones H eran los responsables del sabor agrio de los ácidos. Un ácido fuerte contenía una gran cantidad de éstos iones H, mientras que un ácido débil contenía solamente pocos iones H.

En el año de 1990 Kahlenberg seguía luchando contra la teoría y profetizaba su caída, pero vivió lo suficiente para ser testigo del triunfo de la ionización. La Química de los átomos y moléculas dio lugar a la Química de los iones.

Ostwald utilizó la teoría completa de Arrhenius con tanto dominio y entendimiento que, construyó las bases de una nueva Química Analítica sobre las bases de la existencia de los iones. La electrolisis, la electrodeposición y otras aplicaciones de la electroquímica tienen sus fundamentos en esta nueva teoría.

El Químico suizo Alfred Werner desarrolló una nueva y comprensiva teoría

de la formación de los iones complejos, nacida de un sueño, confirmaba y ampliaba la teoría de Arrhenius. Werner demostró que algunos metales se combinan químicamente de 2 maneras: La primera a través de un enlace iónico o primario; y la segunda mediante la formación de un enlace no iónico o secundario. Por ejemplo en el ferrocianuro de potasio $K_4 [Fe (CN)_6]$ el enlace primario es entre K y $Fe (CN)_6$

El enlace secundario es entre el Fe y el $(CN)_6$. Este tipo de enlace químico tiene orientaciones químicas específicas alrededor del ion central metálico que influyen en el comportamiento del ión complejo. Junto a Kekulé y Van't Hoff, Werner es reconocido como uno de los fundadores de la moderna teoría atómica estructural y espacial. Arrhenius vivió lo suficiente para ver la entrega del premio Nobel en 1913 a Werner por sus grandes contribuciones.

Después de 2 años de su ingreso como profesor, a la Universidad de Estocolmo, fue elegido presidente de la Universidad. Había ganado su gran batalla y su fama comenzó a expandirse.

Cinco años más tarde la Real Sociedad de Inglaterra le confirió la medalla Davy. Al año siguiente vino el mayor reconocimiento, ya que recibió el Premio Nobel el más alto honor en la Ciencia.

En 1904 Arrhenius realizó su primera visita a Estados Unidos. En la exposición de San Luis, a la que había sido invitado, se encontró nuevamente con Ostwald y Van't Hoff; los 3 mosqueteros estaban todavía cabalgando.

Se encontraron nuevamente, para utilizar la nueva teoría que les había comenzado a rendir éxitos. Dos de los 3 mosqueteros habían ganado el premio Nobel y Ostwald también recibiría similares honores dentro de pocos años.

A su regreso a casa, Arrhenius recibió la oferta de un profesorado de Química en la Academia de Ciencias de Berlín, el mismo honor que Van't Hoff había aceptado previamente. El rey Oscar II de Suecia, le hizo una oferta más tentadora para que se quedara en Suecia; fundó el Instituto Nobel para la investigación Física, con sede en Estocolmo y Arrhenius fué nombrado Director.

Las universidades de Oxford y Cambridge le nombraron Doctor honorario al celebrar el aniversario 25 del apareamiento de la tesis de Arrhenius, Ostwald dedicó un volumen completo de la revista científica "Los fundamentos de la Física - Química" a la teoría de la disociación iónica, varios científicos entre ellos Le Chatelier, Le Blanc, Bancroft llenaron las páginas de la revista y resaltaron la importancia de la teoría. La batalla había sido ganada con

gloria. En 1911, Arrhenius visitó nuevamente los Estados Unidos para dictar una

serie de conferencias en las principales universidades: John Hopkins, Yale, Ohio State University, Columbia, Etc. Fue invitado al Club de Químicos de Nueva York para conversar con sus miembros el 17 de Mayo porque en esa fecha 28 años antes, recibió la luz inspiradora del verdadero significado de la electrolisis. La sociedad americana de Química le condecoró con la medalla "Willard Gibbs" y todos rindieron tributo a la genialidad de este sueco que podía hablar con mucha lucidez e interés no solo de sus diminutos, electrificados e invisibles iones; sino también de los vastos universos que crecían en los espacios celestiales.

Ostwald, decidió descansar de la Química y adquirió una propiedad a la que bautizó apropiadamente como ENERGIA. Van't Hoff había fallecido en 1911. Arrhenius, todavía vigoroso y lucido en sus trabajos, se dedicó a otros campos como la Cosmología, sus meditaciones le permitieron plantear una nueva teoría acerca del nacimiento del sistema solar por el choque de grandes estrellas. Especulaba también sobre la naturaleza de los cometas, las auroras boreales, la temperatura de los cuerpos celestes y las causas de los períodos glaciales.

Sus preocupaciones iban también al campo, de la conservación de los recursos naturales y el suministro de energía para el mundo entero. Al igual que Becher y Ostwald, soñaba en un lenguaje universal, sugiriendo un inglés modificado. No había un campo de la Ciencia, que le resultara desconocido y en todos presentaba ideas originales y que eran aceptadas por casi todo el mundo.

Arrhenius permaneció 3 semanas en Manchester, en el laboratorio de Rutherford, cuyos nuevos descubrimientos (núcleo atómico) convulsionaron al mundo científico. Quería aprender más acerca del átomo, y de primera mano. El joven neozelandés fascinó al sueco con sus estudios.

Más tarde, cuando Arrhenius visitó nuevamente los Estados Unidos hizo un viaje al laboratorio de Biología Marina de Jacques Loeb a quien había conocido como estudiante en Estrasburgo. El quería observar una demostración de como un huevo no fertilizado de una orca marina podría desarrollarse por medios químicos. Fue una de las más emocionantes experiencias que el había observado; una solución química cuidadosamente preparada había hecho la función del líquido que recubre el esperma. Loeb había visto la importancia de la teoría de la ionización de Arrhenius y la utilizó en su estudio de la fisiología de algunos animales marinos. Arrhenius trató un problema similar al que Woehler había evocado cuando sintetizó la urea. ¿Podría la vida en la tierra haberse originado de las sustancias inanimadas sin

la intervención de una fuerza vital?

Su versatilidad era enorme, ayudó a popularizar la Ciencia, escribiendo: "Mundos en construcción", "Vida del universo" "Destino de las estrellas" y otros. Es difícil creer que este hombre tan imaginativo que poseía la habilidad literaria de un poeta no estuviera interesado en la literatura o en las Artes liberales.

Tampoco se mezclaba en la vida política de su país, aunque en 1905 se opuso a la disolución de la unión entre Noruega y Suecia. Durante la 1ra. Guerra mundial simpatizó abiertamente con los aliados.

A inicios de 1927 cuando Arrhenius sobrepasaba los 68 años de edad, su quebrantada salud, le obligó a retirarse del Directorio de Instituto Nobel. Suecia le honró sin reparos. Le fue concedida una pensión por el resto de su vida.

Dejó silenciosamente el Instituto, cuando las noticias a nivel mundial anunciaban que esta gran figura era parte ya de la caravana de genios que habían construido los crisoles de la historia Química.

Después de un funeral público en Estocolmo, su cuerpo fue llevado a Upsala y enterrado cerca de Berzelius. Su vida fue un testimonio viviente al genio nativo de Suecia.

APENDICE

B

ESCALAS ESPECIALES DE CONCENTRACION

GRADOS BAUME

Para ciertas soluciones que son muy empleadas en procesos industriales (sosa cáustica, potasa cáustica, ácido sulfúrico, Amoníaco etc) se acostumbra medir su concentración en grados BAUME (° Bé).

Esta escala establece relación entre la densidad y la concentración expresada en ° Bé, aunque se deben considerar 2 expresiones según la densidad del líquido sea mayor o menor que la densidad del agua.

a) Líquidos más densos que el H₂O $n = 145 - \frac{145}{d}$

b) Líquidos menos densos que el H₂O $n = \frac{140}{d} - 130$

En las 2 fórmulas se cumple que:

n = número de grados Bé

d = densidad relativa de líquidos, (sin unidades).

GRADOS API

Para medir la densidad del petróleo y sus derivados se emplean los grados API. Esta escala relaciona la concentración con la densidad, mediante la siguiente expresión matemática:

$$^{\circ}\text{API} = \frac{141,5}{d} - 131,5$$

° API = número de grados API

d = densidad (expresada adimensionalmente)

En los dos casos (°Be y °API). El valor de d = densidad relativa se toma también como densidad absoluta, es decir que sus unidades pueden ser g/cm³.

Temp. °C	Presión mm de Hg	Temp. °C	Presión mm de Hg	Temp °C	Presión mm de Hg
Hielo		Agua líquida		Agua líquida	
-10	1,95	19	16,48	64	179,31
-9	2,13	20	17,53	66	196,09
-8	2,33	21	18,65	68	214,17
-7	2,54	22	19,83	70	233,7
-6	2,76	23	21,07	72	254,6
-5	3,01	24	22,38	74	277,2
-4	3,28	25	23,76	76	301,4
-3	3,57	26	25,21	78	327,3
-2	3,88	27	26,74	80	355,1
-1	4,22	28	28,35	82	384,9
0 P. f.	4,58	29	30,04	84	416,8
		30	31,82	86	450,9
Agua líquida		31	33,69	88	487,1
		32	35,66	90	525,8
-10	2,15	33	37,73	91	546,0
-9	2,33	34	39,90	92	567,0
-8	2,51	35	42,17	93	588,6
-7	2,71	36	44,56	94	610,9
-6	2,93	37	47,07	95	633,9
-5	3,16	38	49,69	96	657,6
-4	3,41	39	52,44	97	682,1
-3	3,67	40	55,32	98	707,3
-2	3,96	41	58,34	99	733,2
-1	4,26	42	61,50	100 P. e.	760,0
0 P. c.	4,58	43	64,80	101	787,5
1	4,93	44	68,26	102	815,9
2	5,29	45	71,88	103	845,1
3	5,68	46	75,65	104	875,1
4	6,10	47	79,60	105	906,1

5	6,54	48	83,71	106	937,9
6	7,01	49	88,02	107	970,6
7	7,51	50	92,51	108	1004,4
8	8,04	51	97,20	109	1038,9
9	8,61	52	102,09	110	1074,6
10	9,21	53	107,20	120	1489,1
11	9,84	54	112,51	130	2026,2
12	10,52	55	118,04	140	2710,9
13	11,23	56	123,80	150	3570,5
14	11,99	57	129,82	200	11659
15	12,79	58	136,08	250	29818
16	13,63	59	142,60	300	64433
17	14,53	60	149,38	350	124002
18	15,48	62	163,77	374 T.c.	165467

D

Cuadro 19-5 Constantes de disociación de ácidos y bases débiles

219

NEW YORK

METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS										METALES ELECTROLITICOS									
------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------------------------	--	--	--	--	--	--	--	--	--

APENDICE F (VALORES TERMODINAMICOS)

ESPECIES	ΔH_f^0 298.15 (kJ/mol)	S^0 298.15 (J/mol.K)	ΔG_f^0 298.15 (kJ/mol)	ESPECIES	ΔH_f^0 298.15 (kJ/mol)	S^0 298.15 (J/mol.K)	ΔG_f^0 298.15 (kJ/mol)
Aluminio				Cesio			
Al(s)	0	28.3	0	Cs ⁺ (ac)	-248	133	-282
AlCl ₃ (s)	-704.2	111.7	-628.9	CsF(ac)	-568.6	123	-558.5
Al ₂ O ₃ (s)	-1676	50.92	-1582	Cloro			
Bario				Cl(g)	121.7	165.1	105.7
BaCl ₂ (s)	-860.1	126	-810.9	Cl ⁻ (g)	-226	—	—
BaSO ₄ (s)	-1465	132	-1353	Cl ₂ (g)	0	223.0	0
Berilio				HCl(g)	-92.31	186.8	-95.3
Be(s)	0	9.54	0	HCl(ac)	-167.4	55.10	-131.2
Be(OH) ₂ (s)	-907.1	—	—	Cromo			
Bromo				Cr(s)	0	23.8	0.0
Br(g)	111.8	174.9	82.4	(NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇ (s)	-1807	—	—
Br ₂ (ℓ)	0	152.23	0	Cobre			
Br ₂ (g)	30.91	245.4	3.14	Cu(s)	0	32.15	0
BrF ₃ (g)	-255.6	292.4	-229.5	CuO(s)	-157	42.63	-130
HBr(g)	-36.4	198.59	-53.43	Fluor			
Calcio				F(g)	-322	—	—
Ca(s)	0	41.6	0	F(ac)	-332.6	—	-278.8
Ca(g)	192.6	154.8	158.9	F(g)	78.99	158.6	61.92
Ca ²⁺ (g)	1920	—	—	F ₂ (g)	0	202.7	0
CaC ₂ (s)	-62.8	70.3	-67.8	HF(g)	-271	173.7	-273
CaCO ₃ (s)	-1207	92.90	-1129	HF(ac)	-320.8	—	-296.8
CaCl ₂ (s)	-795	114	-750.2	Hidrógeno			
CaF ₂ (s)	-1215	68.87	-1162	H(g)	218.0	114.6	203.3
CaH ₂ (s)	-189	42	-150	H ₂ (g)	0	130.6	0
CaO(s)	-635.5	40	-604.2	H ₂ O(ℓ)	-285.8	69.91	-237.2
CaS(s)	-482.4	56.5	-477.4	H ₂ O(g)	-241.8	188.7	-228.6
Ca(OH) ₂ (s)	-986.6	76.1	-896.8	H ₂ O ₂ (ℓ)	-187.8	109.6	-120.4
Ca(OH) ₂ (ac)	-1002.8	76.15	-867.6	Yodo			
CaSO ₄ (s)	-1433	107	-1320	I(g)	106.6	180.66	70.16
Carbono				I ₂ (s)	0	116.1	0
C(s, grafito)	0	5740	0	I ₂ (g)	62.44	260.6	19.36
C(s, diamante)	1897	2.38	2900	ICl(g)	17.78	247.4	-5.52
C(g)	716.7	158.0	671.3	HI(g)	26.5	206.5	1.72
CCl ₄ (ℓ)	-135.4	216.4	-65.27	Hierro			
CCl ₄ (g)	103	309.7	-60.63	Fe(s)	0	27.3	0
CHCl ₃ (ℓ)	-134.5	202	-73.72	FeO(s)	-272	—	—
CHCl ₃ (g)	-103.1	295.6	-70.37	Fe ₂ O ₃ (s, hematite)	-824.2	87.40	-742.2
CH ₄ (g)	-74.81	186.2	-50.75	Fe ₃ O ₄ (s, magnetite)	-1118	146	-1015
C ₂ H ₂ (g)	226.7	200.8	209.2	FeS ₂ (s)	-177.5	122.2	-166.7
C ₂ H ₄ (g)	52.26	209.5	68.12	Fe(CO) ₅ (ℓ)	-774	338	-705.4
C ₂ H ₆ (g)	-84.86	229.5	-32.9	Fe(CO) ₅ (g)	-733.8	445.2	-697.3
C ₃ H ₈ (g)	-103.8	269.9	-23.49	Plomo			
C ₆ H ₆ (ℓ)	49.03	172.8	124.5	Pb(s)	0	64.81	0
C ₆ H ₁₂ (ℓ)	-268.8	—	—	PbCl ₂ (s)	-359.4	136	-314.1
C ₂ H ₅ OH(ℓ)	-277.7	161	-174.9	PbO(s, amarillo)	-217.3	68.70	-187.9
C ₂ H ₅ OH(g)	-235.1	282.6	-168.6	Pb(OH) ₂ (s)	-515.9	88	-420.9
CO(g)	-110.5	197.6	-137.2	PbS(s)	-100.4	91.2	-99.7
CO ₂ (g)	-393.5	213.6	-394.4				
CS ₂ (g)	117.4	237.7	67.15				
COCl ₂ (g)	-223	289.2	-210.5				

ECIES	ΔH_f^0 [298.15]	S^0 298.15	ΔG_f^0 [298.15]	ESPECIES	ΔH_f^0 [298.15]	S^0 298.15	ΔG_f^0 [298.15]
	(kJ/mol)	(J/mol.K)	(kJ/mol)		(kJ/mol)	(J/mol.K)	(kJ/mol)
	0	28.0	0	Rubidio			
l(s)	-487.23	50	-443.9	Rb(s)	0	76.78	0
l(ac)	-508.4	4	-451.1	RbOH(ac)	-481.16	110.75	-441.24
nesio				Silicio			
s)	0	32.5	0	Si(s)	0	18.8	0
l ₂ (s)	-641.8	89.5	-592.3	SiBr ₄ (l)	-457.3	277.8	-443.9
(s)	-601.8	27	-569.6	SiC(s)	-65.3	16.6	-62.8
OH)(s)	-924.7	63.14	-833.7	SiCl ₄ (g)	-657	330.6	-617
(s)	-347	—	—	SiH ₄ (g)	34	204.5	56.9
curio				SiF ₄ (g)	-1615	282.4	-1573
)	0	76.02	0	SiI ₄ (g)	-132	—	—
z(s)	224	146	-179	SiO ₂ (s)	-910.9	41.84	-856.7
(s, rojo)	-90.83	70.29	-58.56	H ₂ SiO ₃ (s)	-1189	134	-1092
(s, rojo)	-58.2	82.4	-50.6	Na ₂ SiO ₃ (s)	-1079	—	—
rel				H ₂ SiF ₆ (ac)	-2331	—	—
)	0	30.1	0	Plata			
O) ₄ (g)	-602.9	410.4	-587.3	Ag(s)	0	42.55	0
s)	-244	38.6	-216	Sodio			
ógeno				Na(s)	0	51	0
)	0	191.5	0	Na(g)	108.7	153.6	78.11
)	472.704	153.19	455.579	Na ⁺ (g)	601	—	—
g)	-46.11	192.3	-16.5	NaBr(s)	-359.9	—	—
(l)	50.63	121.2	149.2	NaCl(s)	-411	72.38	-384
) ₃ AsO ₄ (ac)	-1268	—	—	NaCl(ac)	-407.1	115.5	-393
l(s)	-314.4	94.6	-201.5	Na ₂ CO ₃ (s)	-1131	136	-1048
l(ac)	-300.2	—	—	NaOH(s)	-426.7	—	—
(s)	-201.4	117	-113	NaOH(ac)	-469.6	49.8	-419.2
IO ₃ (s)	-365.6	151.1	-184	Azufre			
)	90.25	210.7	86.57	S(s, rómbico)	0	31.8	0
g)	33.2	240.0	51.30	S(g)	278.8	167.8	238.3
g)	82.05	219.7	104.2	S ₂ Cl ₂ (g)	-18	331	-31.8
(g)	9.16	304.2	97.82	SF ₆ (g)	-1209	291.7	-1105
(g)	11	356	115	H ₂ S(g)	-20.6	205.7	-33.6
(s)	-43.1	178	114	SO ₂ (g)	-296.8	248.1	-300.2
(g)	52.59	264	66.36	SO ₃ (g)	-395.6	256.6	-371.1
s(l)	-174.1	155.6	-80.79	SOCl ₂ (l)	-206	—	—
s(g)	-135.1	266.2	-74.77	SO ₂ Cl ₂ (l)	-389	—	—
s(ac)	-206.6	146	-110.5	H ₂ SO ₄ (l)	-814	156.9	-690.1
leno				H ₂ SO ₄ (ac)	-907.5	17	-742
)	249.2	161.0	231.8	Estaño			
)	0	205.0	0	Sn(s, blanco)	0	51.55	0
)	143	238.8	163	Sn(s, gris)	-2.09	44.1	0.13
j)	23	246.6	41	SnCl ₂ (s)	-350	—	—
oro				SnCl ₄ (l)	-511.3	258.6	-440.2
)	314.6	163.1	278.3	SnCl ₄ (g)	-471.5	366	-432.2
blanco)	0	177	0	SnO ₂ (s)	-580.7	52.3	-519.7
rojo)	-73.6	91.2	-48.5	Titanio			
g)	-306.4	311.7	-286.3	TiCl ₄ (l)	-804.2	252.3	-737.2
g)	-398.9	353	-324.6	TiCl ₄ (g)	-763.2	354.8	-726.8
j)	5.40	210.1	13	Tungsteno			
j(s)	-2984	228.9	-2698	W(s)	0	32.6	0
l ₄ (s)	-1281	110.5	-1119	WO ₃ (s)	-842.9	75.9	-764.1
sio				Zinc			
)	0	63.6	0.0	ZnO(s)	-348.3	43.64	-318.3
s)	-436.5	82.6	-408.8	ZnS(s)	-205.6	57.7	-201.3
s(s)	-391.2	143.1	-289.9				
s)	-327.9	106.4	-323				
s)	-424.7	79.91	-378.9				
ac)	-481.2	92.0	-439.6				

APENDICE

G

PROBLEMAS DE GASES

1. Un recipiente de 4 lts contiene O_2 a $27^\circ C$ y 940 mmHg. Si se calienta hasta $120^\circ F$ calcular la presión (en mmHg) que ejerce el gas. Calcular los gramos de gas que deben escapar del recipiente para que se restablezca la presión inicial de 940 mmHg
2. 5 lts de aire están en condiciones normales (C. N.) si la presión aumenta hasta 3,3 at y la temperatura disminuye hasta $-10^\circ C$ calcular el volumen final del aire.
3. Un tanque de $0,5 m^3$ contiene He a $15^\circ C$ y presión manométrica de 17 PSI. Calcular el número de globos de 3,5 lts que se pueden llenar en C. N. con el He del tanque.
4. La presión que ejerce el N_2 en un recipiente de $2.500 cm^3$, es de 500 mmHg. Si dicho recipiente contiene 5,5 g de Aire, calcular la temperatura a la que se encuentra el N_2 . Se conoce la composición volumétrica del aire: 21% de O_2 y 79% de N_2
5. Calcular el peso molecular de un gas que está a $57^\circ C$ y 0,2 at ocupando un volumen de 4.5 lts. Su masa es 0,03 lbs
6. Calcular la presión que ejercen 12 g de CO_2 contenidos en un balón de 100 ml a $37^\circ C$
7. En un recipiente de 2 lts lleno de H_2 en C. N. se introducen 4 g de N_2 . La mezcla se calienta hasta $66^\circ C$. Calcular las presiones parciales de cada gas y la presión de la mezcla.

8. Un tanque de 20 lts resiste una presión de 1,8 at, y se llena con 0,2 moles de N_2 ; $3,01 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2 y 7g de O_2 . Si la mezcla se calienta hasta $70^\circ C$ ofrece seguridad a ésta temperatura?Cuál será el máximo valor de temperatura al que se puede llegar?
9. En una probeta se recogen 90 ml de O_2 a $15^\circ C$ y 650 mm Hg. Una segunda probeta contenía 110 ml de CO_2 a $15^\circ C$ y 1,1 at; si se mezclan los 2 gases en un recipiente de 0,5 lts manteniendo la temperatura constante, calcular las presiones parciales de los gases.
10. En un tanque de 10 lts que contenía 17 g de NH_3 se introducen 20 lts de O_2 medidos a $37^\circ C$ y 1,5 at. Si la mezcla se calienta hasta $67^\circ C$.
 - a) Calcular la Presión Total.
 - b) Si escapan 8 lts de la mezcla, medidos en C. N. calcular los gramos de NH_3 que quedaron en el tanque.
11. Una mezcla de CH_4 y C_2H_6 contiene un 30% en peso de metano. Está a $25^\circ C$ en un recipiente de 4 lts, la presión total es 1850 mm Hg. Calcular el peso molecular de la mezcla y la masa total de mezcla que existe en el recipiente.
C = 12 H = 1
12. Si la densidad de un gas ideal que está a $40^\circ C$ y 1,4 at es de 5,66 g/lto calcular el peso molecular de dicho gas.
13. Un cilindro de "gas" (propano-butano) está a una presión de 3,2 at. Se abre la válvula hasta que la presión manométrica señala 1,5 at en las condiciones de Quito ($15^\circ C$ y 540 mm Hg) Si el volumen de gas que escapó medido en las condiciones de Quito es de 75 lts, calcular el volumen del cilindro de "gas"
14. 5 lts. de aire en C. N. Se calientan hasta $102^\circ F$ manteniendo la presión en 1 at. Calcular el volumen en éstas condiciones.
15. La densidad relativa de un gas desconocido respecto a la del H_2 (a igual T y P) es 6,85. Calcular la masa de dicho gas que está contenida en un recipiente de 250 ml en condiciones normales (C. N).
16. Un recipiente de 20 lts contiene CO_2 a una temperatura de $17^\circ C$ y presión manométrica de 840 mm Hg. Si escapan $9,03 \times 10^{23}$ moléculas, cuántos gramos de CO_2 quedaron en el recipiente?

17. En un tanque de 15 lts se introducen 4 g de O_2 ; 0,6 moles de CO y 4×10^{22} moléculas de N_2 . Si la mezcla se calienta hasta $45^\circ C$ calcular la fracción molar del CO , la presión parcial del N_2 , y la presión total de la mezcla gaseosa.
18. 8 lts de aire a $20^\circ C$ y 14,7 PSI se expanden a temperatura constante hasta un volumen de 10 galones. Calcular la presión final en mm Hg.
19. Cierta masa de CH_4 que estaba a $30^\circ C$ y 580 torr se calienta hasta $110^\circ F$ manteniendo constante el Volumen. Calcular la presión final en atmósferas.
20. Qué volumen ocuparán 2.850 cm^3 de aire que estaban a $60^\circ F$ si se calientan, a presión constante, hasta $60^\circ C$.
21. Calcular la densidad de una mezcla de 5 g de N_2 y 0,45 moles de H_2 , contenida en un recipiente de 2,5 lts. A $37^\circ C$. Calcular el Peso Molecular de dicha mezcla.
22. Una mezcla gaseosa que contiene un 35% en peso de CH_4 y un 65% en peso de CO , está contenida en un recipiente de 4 lts. Si la presión total es 1020 mmHg, Calcular:
 - a) La presión parcial del CO
 - b) El peso molecular de la mezcla
 - c) La masa total de la mezcla contenida en el recipiente.
23. Encontrar la temperatura de un gas contenido en un recipiente de 500 ml, si 0,85 g del mismo ejercen una presión de 12,5 PSI. La masa molecular del gas era de 58 g/mol.
24. Se hacen burbujear X ml de N_2 medidos en C.N. sobre agua a $30^\circ C$ y 720 torr. Si se recogen 250 ml de gas saturados de vapor, calcular el volumen X. La presión de vapor del agua a $30^\circ C$ es 31,8 mm Hg.
25. Un recipiente de 1 lto. Contiene O_2 a 800mm de Hg. Está conectado a un segundo recipiente de 2,5 lts que contiene N_2 a 1.2 at. Si se abre la válvula que conecta a los 2 recipientes, calcular la presión total de la mezcla gaseosa y las presiones parciales de cada gas. La temperatura se mantuvo constante en $17^\circ C$.

APENDICE

H

227 GRAFITIS POLITECNICOS**

LOS ESTUDIOSOS.-

- 1) Si estudiar da frutos, que estudien los árboles.
- 2) Si tu novia perjudica tus estudios, deja tus estudios y perjudica a tu novia.
- 3) La inteligencia me persigue, pero ya no corro más rápido.
- 4) Dile No a la vida, Hazte politécnico.
- 5) El que estudia, es porque desconfía de los conocimientos del compañero.
- 6) Mátate estudiando, y serás un muerto inteligente.
- 7) Si tienes tantas ganas de estudiar, entra a la Poli hasta que se te pasen.
- 8) Los estudiantes no son recipientes que llenar, sino antorchas que encender.
- 9) Si estudiar hace grande al hombre, que estudien los petisos.
- 10) Nunca es tarde para estudiar, pero a veces es demasiado temprano.
- 11) Ahorra Energía..... duerme en clase.
- 12) El saber es la parte más considerable de la felicidad.
- 13) No te engañes..... La tercera (y última matrícula) es todo.

LOS MACHISTAS

- 14) Cambio todas las compañeras del paralelo A por una tecnóloga.
- 15) Busco chica con el cuaderno de Química al día.
- 16) La suerte de la fea, a la bonita le importa un pito.
- 17) Si las mujeres fueran buenas, hasta Dios tendría una.
- 18) Claro que las feas tienen derecho a estudiar, pero ¿Por Qué todas en la Poli?

- 19) No existen mujeres feas, sino bellezas extrañas.
- 20) Las lágrimas de la mujer son la mayor fuerza hidráulica.
- 21) Las mujeres son como el camarón, les quitas la cabeza, y todo lo demás sirve.
- 22) Cuál es el animal más parecido al hombre?..... la mujer.
- 23) A las mujeres les gusta las cosas simples de la vida:..... los hombres.
- 24) Cuidado, las mujeres son como el fósforo no hay que acercarse porque se pueden encender.
- 25) La mujer que no tiene suerte con los hombres..... no sabe que suerte que tiene.
- 26) Las mujeres buenas van al cielo, y las malas a donde tú las lleves.
- 27) Machista yo?..... Machista Dios que las hizo inferiores.
- 28) La mujer es una enfermedad del hombre.
- 29) Las mujeres con formas más aerodinámicas son las que ofrecen Mayor resistencia.
- 30) La mujer se parece a la salsa de tomate en que le da gusto a la salchicha.

LOS FEMINISTAS

- 31) En qué se parece el hombre al espermatozoide?..... En que de cada 2 millones, solo 1 sirve.
- 32) Dios hizo primero a Adán y luego a Eva..... Porque primero se hace el boceto y luego la obra maestra.
- 33) ¿Qué hace el hombre después de hacer el amor?..... Estorbar.
- 34) El hombre soltero es un animal..... incompleto; y el hombre casado es un completo animal.
- 35) En qué se parece el hombre a la escoba?..... Que si les quitas el palo, no sirven para nada.
- 36) Algunos hombres están preñados de ideas..... pero no las pueden parir.
- 37) Cuando pierde el hombre el 90% de su inteligencia?..... cuando enviuda y cuando el 10% restante?..... cuando muere su perro.
- 38) Te soñé libertad..... tienes cuerpo de mujer.

LOS POETICOS

- 39) Se me olvidó anotar el paso del tiempo, pero no por ello dejo de caminar.
- 40) Integremos nuestras diferencias y derivemos nuestras aptitudes.

- 41) No le temo al mañana, porque estoy en paz con el ayer, y estoy viviendo el presente.
- 42) La felicidad no es una estación de llegada, es una forma de viajar.
- 43) La esperanza es la victoria sobre la Nostalgia.
- 44) Triunfa quien se enfrenta al peligro, no quién se aleja de él.
- 45) Un verdadero amigo es aquel que como la sangre a la herida acude sin ser llamado.
- 46) Puedes ser solamente una persona para el mundo, pero para una persona tú eres el mundo.
- 47) La Pereza anda tan despacio que la Pobreza no tarda en alcanzarla.
- 48) Hay dos maneras de disfrutar la luz: ser la antorcha que la emite o el espejo que la refleja.
- 49) Huye de las tentaciones.....despacio para que puedan alcanzarte.
- 50) Cuando no se tiene lo que se ama, es preciso amar lo que se tiene.
- 51) En el lugar que Dios nos haya sembrado, es preciso florecer.
- 52) No llores porque ya se terminó, sonríe porque sucedió.

LOS TEMEROSOS E INDECISOS

- 53) El que nada sabe, nada teme.
- 54) Solo sé que nada sé, y hasta de eso tengo dudas.
- 55) Antes era indeciso, ahora no sé.
- 56) Muchos son los que se ufanan, y pocos los que se afanan.
- 57) Atención Prepos: Ya se abrieron los nuevos cursos en el SECAP.
- 58) La esclavitud no se abolió; se cambió a 8h, diarias de clase.
- 59) Trabajar nunca mató a nadie..... pero, ¿para que arriesgarse?
- 60) Entre morir de pie o vivir de rodillas, prefiero subsistir sentado.
- 61) El tiempo todo lo cura..... pero al final te mata.
- 62) Soy tan pobre que no puedo prestar..... ni atención.
- 63) El que no entiende nada de su vida tampoco entiende nada de bajada.
- 64) Dejemos el pesimismo para tiempos mejores.
- 65) La vida es una enfermedad que se cura sola.
- 66) Vivir es estar al fondo del abismo, morir es salir de él.

AMOR Y AMISTAD

- 67) El amor es lo único que crece cuando se reparte.

- 68) La única medida del amor es amar sin medida.
- 69) Y El Creador dijo Hágase el amor (Juan 69) Y el amor se hizo, se hace y se hará.
- 70) Solo el amor engendra melodías.
- 71) Paola: te amo. Yo también (otra letra). Ya somos 3 (un tercer compañero).
- 72) El saber sin amor, infla al hombre; pero el amor unido al saber, lo edifica.
- 73) No desayuno por pensar en ti
no almuerzo por pensar en ti
no meriendo por pensar en ti
no duermo..... porque tengo hambre.
- 74) Un amigo nunca se cruza en tu camino, a menos que estés a punto de caer.
- 75) Un hermano puede no ser un amigo; Pero un amigo será siempre un hermano
- 76) Ama hasta la muerte y serás un esqueleto romántico.
- 77) Un verdadero amigo es quien te toma de la mano y te toca el corazón.
- 78) En cosas del amor la constancia es necesario, la fidelidad es un lujo.
- 79) La amistad es perfeccionarse mutuamente y escalar a la cima de un ideal.
- 80) El mejor modo de amar algo, es tener presente que puedes perderlo.
- 81) Solo te extraño dos veces: de día de noche.
- 82) Un amigo es un familiar que se elige a voluntad.
- 83) La amistad es, sentirse 1, siendo 2.
- 84) Nunca es largo el camino que conduce a la casa de un amigo.
- 85) El amor entra..... de puntillas, pero sale dando un portazo.
- 86) El amor no se encadena..... se encondona.

LOS FIRMADOS

- 87) Bob Esponja es un maldito drogadicto. f) Homero Simpson.
- 88) Mi mayor anhelo es llegar a ser el número 1. f) El Cero.
- 89) Error es de humanos. f) un marciano.
- 90) Nadie es perfecto. f) Nadie.
- 91) Mi padre es un viejo verde. f) Hulk.
- 92) Qué buena "onda". f) Goliat.
- 93) Mi madre es una perra. f) Pluto.
- 94) La virginidad produce cáncer, vacúnate. f) El vacunador.
- 95) Mi hermana es una burra. f) Platero.

- 96) Mañana seré el duro. f) El pan.
- 97) Δ (Triángulo), tienes la cabeza \square (cuadrada). f) \bigcirc (El círculo).
- 98) Las mejores vacaciones las pasé en el I.C.B. f) 3ª matrícula.
- 99) Basta de tanta sangre. f) Mimex.
- 100) Bienvenida clase media. f) Pisulí.
- 101) Jamil con huevos. f) Indaves.
- 102) Estado: te amamos. f) Los banqueros.
- 103) Odio a quien no da la cara. f) Un anónimo.
- 104) El sida me tiene envidia. f) El Cáncer.
- 105) Cuando te fuiste, me dejaste un sabor amargo en la boca. f) Mónica Lewinsky.
- 106) Me gusta la humanidad. f) Un caníbal.
- 107) Tengo nervios de acero. f) Robocop.
- 108) Te largas o Texaco. f) Los ambientalistas.
- 109) Levantaré a los caídos y oprimiré a los grandes. f) El sostén.
- 110) La clonación matará a mi generación. f) La oveja Doly.
- 111) Me pidieron jugar pegado a la línea blanca. f) Maradona.
- 112) Yo también soy forajido. f) Palacio.
- 113) Odio a los cazafantasmas. f) Gasparín.
- 114) Antes yo quería ser como Maradona; ahora el quiere ser como yo. f) Un drogadicto.
- 115) Marx no existe. f) Dios.
- 116) Nadie es ilegal. f) Migrante.

DROGAS Y ALCOHOL

- 117) El alcohol mata al estudiante, pero un buen politécnico no le teme a la muerte.
- 118) Las drogas producen amnesia y otras cosas que ya ni me acuerdo.
- 119) Masturba tus ideas, para que eyacule tu cerebro.
- 120) Bebo para ahogar mis penas, pero las condenadas ya están aprendiendo a nadar.
- 121) Si el cuerpo me pide ron, le doy ron
Si el cuerpo me pide baile, le doy baile
Si el cuerpo me pide sexo, le doy sexo
Si el cuerpo me pide trabajo. NO NO NO, al cuerpo no hay como darle todo lo que pide.

- 122) Hay cambios que no te conducen a ningún lado, pero hay uno que te cambia todo: el alcohol.
- 123) Deja volar tu mente..... fuma dinamita.
- 124) Mejor ser borracho conocido que Alcohólico Anónimo.
- 125) Es bueno dejar el trago, lo malo es no acordarse donde.
- 126) Dicen que el alcohol mata a la gente, pero que feliz me hace morir así.
- 127) Mi abuela dijo No a las drogas Y se murió.
- 128) El cigarrillo causa cáncer, la marihuana No!
- 129) Soy vegetariano..... Por eso fumo marihuana.

LOS VARIADOS

- 130) Educa al niño de hoy para que no castigues al hombre del mañana.
- 131) Ten siempre presente, que el hombre empieza a envejecer cuando deja de estudiar. Manténgase joven!
- 132) La felicidad consiste en tener una buena salud, y una mala memoria.
- 133) Busco apoyo..... Poyo Donde estás?.
- 134) Si la montaña no viene hacia mí, yo voy a la montaña pero si la montaña viene, corre, es el desastre de la Josefina.
- 135) Prefiero ser un fracaso en algo que disfrute, que ser un éxito en alguna cosa que odie.
- 136) No sabemos quienes somos realmente, hasta que vemos lo que, realmente somos capaces de hacer.
- 137) De todos los caminos que conducen al éxito, los dos más seguros son la constancia y el trabajo.
- 138) No busques más el paraíso..... ayer lo quemé.
- 139) Cambio moto chocada por silla de ruedas.
- 140) Prohibido prohibir, la libertad comienza por una prohibición.
- 141) Sólo quien construye castillos en el aire, tiene la posibilidad de habitarlos.
- 142) La luna se regó anoche en mi jardín, hoy cosecho manzanas de plata.
- 143) Pez que lucha contra la corriente..... muere electrocutado.
- 144) El dinero no hace la felicidad..... quiero ser infeliz.
- 145) Barriga llena..... a pagar la cuenta.
- 146) Inteligencia militar es una contradicción.
- 147) La nave que no conoce su rumbo no tiene viento favorable.
- 148) La verdad es relativa, la relatividad también, por que es verdad.

- 149) Por qué solo el mercado es libre?
- 150) El Ave maría..... Vuéla?
- 151) El Ecuador con insomnio..... las ovejas también migraron.
- 152) El que ríe al último..... no entendió el chiste.
- 153) El mejor jabón para sus manos: PILATOS.
- 154) No a la violencia, si a la paz..... y al que piense lo contrario, le rompo la cara
- 155) A palabras embarazosas, oídos anticonceptivos.
- 156) Navega en mi bote.....mañana invento el río.
- 157) La mayor preocupación de los gusanos, es la resurrección de los muertos.
- 158) Si Vilma Palma..... Pebbles se queda huérfana?
- 159) Si en la vida te tropiezas por la 1era vez: levántate si tropiezas por 2da. vez: vuelve a levantarte, pero si tropiezas por 3era. vez: visita al oftalmólogo.
- 160) Al que madruga..... le mandan a comprar el pan.
- 161) Caminante no hay camino, solo hay chaquiñán.
- 162) Todos gozaban de Alegría..... y Alegría quedó embarazada.
- 163) Hoy noche de cuervos, mañana día de ciegos.
- 164) Sal de mis sueños..... entra en mi realidad.
- 165) TLC = Tenemos los días contados.
- 166) TLC = Tratado de Ladrones Comerciales.
- 167) El futuro no se impone..... se decide: Consulta Popular para el TLC.
- 168) Los misiles no matan el sueño de libertad.
- 169) Si las ranas hicieran planificación familiar no habría tantos SAPOS.
- 170) Dios mío, dame paciencia, pero dámela YA.
- 171) Encuentre la Paz..... viaje a Bolivia.
- 172) Si quieres una mano que te ayude, la encontrarás..... al final de tu brazo.
- 173) Basta de hechos..... Queremos promesas.
- 174) Hay un país distinto..... En algún lugar.
- 175) Haga como la gallina..... póngale huevos a la vida.
- 176) Podrán cortar 1 o 1000 flores pero no podrán evitar la primavera.
- 177) No me detengan respiro bajo el mar.
- 178) La piel es pura Geografía..... el alma es el proyecto universal.
- 179) Si una puerta se te cierra..... no pongas los dedos.
- 180) Si la policía está de tu lado..... entonces cámbiate de lado.
- 181) El dinero no hace la felicidad..... La compra hecha.
- 182) Si Nissan Sentra..... Volkswagen Gol?

- 182) Camarón que se duerme Cebiche.
 183) Qúitenme el cielo..... quiero llegar más alto.

LOS POLITICOS

- 184) Beduino Bufón, termina tu canción y deja en paz a la nación.
 185) Abdalá: un loco que ama.....a los Noboa.
 186) Abdalá: llévate el país, pero no cantes.
 187) Jacobino: no te fumes las aduanas.
 188) Oye suso, es impresionante la forma en que vamos a saquear al país.
 189) Que viva Bucaram..... pero en Panamá.
 190) Abdalá Presidente..... Elsa mis Ecuador.
 191) Primero los pobres ja ja ja Lluro mentiroso.
 192) Abdalá, de Batman a Pingüino de un solo toque.
 193) Alvaro cómprate un cerebro en vez de comprar la Presidencia.
 194) Mama Lucha ya está presa, pero Elsa Bucaram ya regresa.
 195) Bacan Noboa, bajaste el gas a S/. 4.900.
 196) Se vende país con vista al mar: informes: CONAM.
 197) Ratas, ratones y banqueros (rateros).
 198) Retornemos a nuestras raíces..... todos a España.
 199) Los ponchos no son blindados, nuestros corazones sí. (CONAIE).
 200) Somos hijos de todo, pero herederos de nada: Los indígenas.
 201) Quaker es quaker..... Alvarito es cuento.
 202) Coronel Lucio Gutiérrez golpista..... de las mujeres.
 203) Gutiérrez capitalista obediente, engañaste a tu gente.
 204) Lucio: de Quico a Pinocho pero sin cambiar de opinión.
 205) Mi cuñado Villa-no..... seguirá en el gobierno.
 206) Gutiérrez ama a su pueblo..... pero hay amores que matan.
 207) Tantos revolucionarios y la revolución Cuando?

REVUELTA DE ABRIL

- 208) Ecuador: no más eunucos abanicando al dictócrata.
 209) Ximena: bota esa huevada, Lucio no sirve para nada.
 210) Ahorkaremos al último político, con las tripas del último militar.

- 211) Lucio, sucio fuera mar.....
- 212) Que se asile en el Brasil..... O muera en el intento.
- 213) El cacerolazo, tablazo y papelazo tumbaron a Gutiérrez y su PSP.
- 214) Los forajidos se transformaron en fora..... GILES.
- 215) Fuera diputa2..... Fuera pichicorte..... Fuera todos.

LOS CUBANOS

- 216) La pobreza pasa La deshonra no.
- 217) Habla poco y piensa rápido.
- 218) Sres. Imperialistas no les tenemos miedo pero si envidia.
- 219) La mejor forma de decir es hacer (Che Guevara).
- 220) Mantén los brazos abiertos para los cambios, pero no dejes que se escapen tus valores.
- 221) Confía en Dios pero cierra la puerta del carro con llave.
- 222) El que a los 20 no es socialista no tiene corazón, el que a los 40 sigue siendo socialista no tiene cerebro.
- 223) En el período especial se salvará solo quien tenga FE (Familia en el Extranjero).
- 224) No podemos acabar con el periodo especial pero no dejaremos que el periodo especial zacabe con nosotros.
- 225) Los cubanos o no llegan o se pasan (no hay término medio).
- 226) Sé infiel y no mires con quien.
- 227) Socialista es el animal que lee a Marx y ataca al hombre.

** Casi todos los grafitis han sido copiados de las carteleras del ICB, (Instituto de Ciencias Básicas) de los pizarrones de las diferentes clases, o de los carteles con los que se decoran las aulas en las mingas de limpieza que suele organizar la AEPRIP, (Asociación de Estudiantes de primer curso y prepolitécnico) excepto los Políticos, los Cubanos y algunos de los variados.

RESPUESTAS A EJERCICIOS PROPUESTOS Y CLASES PRACTICAS

CLASE PRACTICA Nº. 1

1.- c 2.- d 4.- b,c 7.- a) 7 y 1 b) 5 y 1 c) 9 y 1

CLASE PRACTICA Nº. 2

1.- V 2.- F 3.- V 4.- V 5.- F 6.- F
7.- V 8.- F 9.- V 10.- V 11.- F 12.- F
13.- V 14.- V

CLASE PRACTICA Nº. 3

4.- d 5.- d 6.- a y c

CLASE PRACTICA Nº. 4

2.- a) Puente H b) Dispersión c) Dispersión d) Dipolares
5.- Si, por la rotación de la nube electrónica que puede originar la fuerzas de dispersión.

CLASE PRACTICA Nº. 5

3.- a 4.- d 5.- b 7.- d 9.- c 11.- d
12.- c

CLASE PRACTICA Nº. 6

2.- c 3.- e 4.- d 5.- b,c 7.- b 9.- b

CLASE PRACTICA Nº. 7

1.- F 2.- F 3.- F 4.- V 5.- F 6.- F
7.- V 8.- V 9.- V 10.- V

CLASE PRACTICA Nº. 8

3.- c 4.- d 6.- b 7.- b,c 8.- c 9.- c

CLASE PRACTICA Nº. 9

1.- F 2.- V 3.- F 4.- v 5.- V 6.- F
7.- F 8.- V 9.- F 10.- V
2.- b,c,d 3.- d 4.- b

CLASE PRACTICA Nº. 11

1.- e 2.- d 3.- c,d 5.- M=12.95 m=13.46 7.- d
9.- 27,96%; 251,68%; Xs=0,29

CLASE PRACTICA Nº. 12

3.- b 4.- d 7.- b 9.- 3,94 Kg

BIBLIOGRAFIA

1. Andrews D.H., Kokes J.R., *Química Fundamental*, Publicaciones Cultural S.A. (CRAT), 1968.
2. Babor-Ibarz, *Química General*, 1Ed: Epoca 1977.
3. Brescia F., Mehlman S., Pellegrini F., Stambler S., *Química, Nueva* . Ed. Interamericana., 1977.
4. Butler I., Groser A.E., *Problemas de Química*, Ed. Reverté S.A. 1976.
5. Chang R., *Química*, Mc. Graw – Hill, 1992.
6. Dfáz Peña M., Roig Muntaner A., *Química Física*, V.I. Ed. Alhambra, 1972.
7. Dillard C., Goldberg D., *Química: reacciones, estructuras, propiedades*, Fondo Ed. Interamericano, 1977.
8. Duffey G.H. *Química-Física*, Mc Graw Hill, 1965.
9. Garric M., *Química General*, Ed. Reverté, 1979.
10. Hein M., *Química*, Grupo, Editorial Iberoamérica, 1992.
11. Huheey J.E., *Química Inor, Principios de Estructura y Reactividad*, Ed. Harla 1981.
12. Ibarz J. *Problemas de Química General*, Ed. Marín S.A., 1959.
13. Karapetians M.J., Drakin S.I., *Estructura de la sustancia*, Ed. Mir, 1979.
14. Levine, I.N., *Fisicoquímica*, Mc Graw Hill, 1981.
15. Mahan B.H., *Química: Curso Universitario*, Fondo Ed. Interamericano, 1977.
16. Masterton W., Slowinski E., *Química General Superior*. Ed. Interamericano, 1979.
17. Metcalfe H., Williams J., *Química Moderna*, Nueva Ed. Interamericana, 1982
18. Morcillo, J., Fernández M., *Química*, Ed. Amaya 1984.
19. Mortimer C.E., *Química*, Grupo Ed. Iberoamérica, 1983.
20. O'Connor. *La Química*, Ed. Herla, 1976.
21. Pauling L., *Química General*, Aguilar, 1967.
22. Pierce J.B., *Química de la Materia*, Publicaciones Cultura S.A., 1973.
23. Sienko M., *Problemas de Química*, Ed. Reverté, 1981.
24. Sienko M., Plane R., *La Química*, Aguilar, 1979.
25. Whitten K.W., Gailey K.D., *Química General*, Nueva Ed. Interamericana, 1985.

INDICE

Presentación.....	5
Homenaje Póstumo.....	9
Dedicatoria.....	11

CAPITULO 1.- ENLACE QUIMICO II

Generalidades.....	13
Estructura de Lewis.....	14
Teorías de Enlace.....	19
Teoría de la repulsión de los pares de electrones.....	20
Polaridad de las moléculas.....	23
Momento de enlace.....	24
Momento dipolar.....	24
Polaridad molecular.....	25
Teoría de Enlace de Valencia (T.E.V.).....	26
Moléculas policentradas y enlaces múltiples.....	28
Estructura del Acetileno.....	29
Teoría del Orbital Molecular (T.O.M.).....	31
Formación del Orbital molecular.....	31
Orden creciente de energías para los orbitales.....	32
Fuerzas Intermoleculares.....	38
Fuerzas Dipolares.....	38
Puente Hidrógeno.....	39
Fuerzas de London.....	41
Influencia en las propiedades.....	42
Clase Práctica Nº 1.....	44
Clase Práctica Nº 2.....	46
Clase Práctica Nº 3.....	47
Clase Práctica Nº 4.....	48

CAPITULO 2.- ESTADOS DE LA MATERIA

Estados de la Materia.....	49
El estado gaseoso.....	50
Leyes de los gases ideales.....	50
Ley de Boyle.....	51
Ley de Charles.....	52
Ley de Amontons.....	53
Ley combinada.....	53
Ecuación de los Gases ideales.....	53

Ley de Dalton.....	54
Ley de Amagat.....	55
Fracción molar.....	55
Gases húmedos.....	56
Teoría Cinético.- molecular.....	56
El estado líquido.....	58
Presión de Vapor.....	58
Punto de Ebullición.....	60
Calor de Vaporización.....	60
Viscosidad.....	60
Tensión superficial.....	60
Temperatura crítica.....	61
Presión crítica.....	61
El Estado Sólido.....	63
Clases de Sólidos.....	63
Cristales Iónicos.....	65
Cristales moleculares.....	66
Redes covalentes.....	66
Cristales metálicos.....	67
Problemas Resueltos.....	69
Problemas Propuestos.....	72
Clase Práctica N° 5.....	75
Clase Práctica N° 6.....	77
Clase Práctica N° 7.....	79
Clase Práctica N° 8.....	80

CAPITULO 3.- SOLUCIONES Y PROPIEDADES COLIGATIVAS

Soluciones.....	83
Clasificación de las soluciones.....	84
Formas de expresar la concentración.....	86
1. Porcentaje en Peso (% W).....	87
2. Porcentaje en volumen (% V).....	87
3. Gramos por litro (g/l).....	88
4. Molaridad (M).....	88
5. Molalidad (m).....	89
6. Normalidad (N).....	89
7. Fracciones Molares (Sx, Xd).....	90
Dilución.....	90
Propiedades Coligativas.....	93
1.- Presión de Vapor.....	93
Ley de Raoult.....	93
2.- Punto de Ebullición.....	95
3.- Punto de Congelación.....	96
4.- Presión Osmótica.....	96
Titulaciones.....	98
Problemas Resueltos.....	100
Problemas Propuestos.....	111
Clase Práctica N° 9.....	114

Clase Práctica Nº 10.....	116
Clase Práctica Nº 11.....	117
Clase Práctica Nº 12.....	118

CAPITULO 4.- ESTEQUIOMETRIA II

Método de los estados de oxidación.....	121
Método del ión electrón (Semireacciones).....	122
Cálculos a partir de ecuaciones químicas.....	123
Rendimiento (n).....	124
Relaciones volumen a volumen.....	135
Problemas Propuestos.....	142
Clase Práctica Nº 13.....	143
Clase Práctica Nº 14.....	144
Clase Práctica Nº 15.....	145

CAPITULO 5.- TERMOQUIMICA

Introducción.....	147
El calor.....	147
La Temperatura.....	147
La Calorimetría.....	148
Calor Específico.....	148
Capacidad Calórica.....	148
Entalpía.....	150
Calorímetros.....	150
Reacciones Endotérmicas y Exotérmicas.....	152
Entalpía H.....	153
Ecuaciones Termoquímicas.....	153
Entalpías de Formación Estandar.....	154
Ley de HESS.....	155
Relación entre Entalpía y Energía Interna.....	156
Problemas Propuestos.....	159

CAPITULO 6.- EQUILIBRIO QUIMICO

Generalidades.....	163
Noción de Cinética Química.....	163
La Cinética Química.....	164
La Teoría de las Colisiones.....	165
Concentración de los Reaccionantes.....	165
Naturaleza de los Reaccionantes.....	166
Temperatura.....	166
Area de contacto.....	166
Catalizadores.....	166

Ley de Acción de las masas.....	166
Constantes de Equilibrio.....	168
Relación entre k_p y k_c	169
Principio de Le Chatelier.....	171
Problemas Resueltos.....	176
Problemas Propuestos.....	182
Clase Práctica No. 16.....	184
Clase Práctica No. 17.....	185
CAPITULO 7.- EQUILIBRIO IONICO	
Teorías Acido-Base.....	187
Producto Iónico del Agua.....	189
Índice pH.....	190
Ácidos polipróticos.....	190
Indicadores.....	193
Problemas Resueltos.....	196
Producto de Solubilidad.....	198
Problemas Propuestos.....	199
Clase Práctica No. 18.....	201
Clase Práctica No. 19.....	203
APENDICE A	205
Tres mosqueteros luchan por los lones.....	205
APENDICE B	215
Escala especial de concentración.....	215
APENDICE C	217
Presión de Vapor del Agua.....	217
APENDICE D	219
Ácidos y Bases.....	219
APENDICE E	220
Tabla Periódica de los elementos Químicos.....	220
APENDICE F	221
Valores Termodinámicos.....	221
APENDICE G	223
Problemas de Gases.....	223
APENDICE H	226
227 Grafías Politécnicas.....	226
Respuestas a ejercicios propuestos y clases prácticas.....	235
Bibliografía.....	236
Índice.....	237