

QUÍMICA III

3er. Semestre

Preparatoria

Núm. 15



50

QD40
G31
v.3

II

3er. Semestre

0113-41060



1020115140



BIBLIOTECA CENTRAL
Sección Libro Alquilado

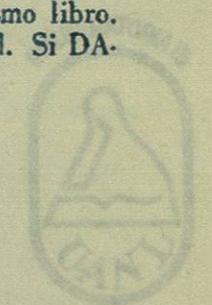
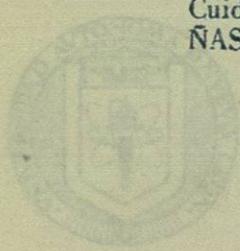
LIBRO N.º. 3264

FECHA Noviembre 25 de 1985

O.R.P. Filiberto de la Garza O.
L.C.B. Graciela García de Garza.

ADVERTENCIAS:

Cumple con el plazo, otros necesitarán el mismo libro.
Cuida los libros, son tuyos y de la Universidad. Si DA-
ÑAS UN LIBRO tienes que sustituirlo.



3264



LIBRO N.º
SERIE

LIBRO N.º
SERIE

ADVERTENCIA:

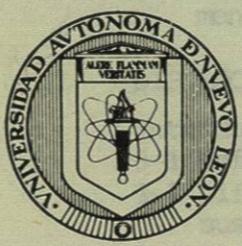
Cumple con el plazo, otros necesarios el mismo libro.
Cuide los libros, sus partes y de la Universidad. Si DA-
RAS UN LIBRO tienes que sustituirlo.

QUÍMICA III. INDICE

I. INTRODUCCIÓN

1-1	Unidades de medida.	1
1-2	Unidades de masa.	2
1-3	Unidades de volumen.	3
1-4	Unidades de temperatura.	4
1-5	Unidades de presión.	5
1-6	Unidades de energía.	6
1-7	Unidades de concentración.	7
1-8	Unidades de velocidad.	8
1-9	Unidades de densidad.	9
1-10	Unidades de viscosidad.	10

Q.B.P. Filiberto de la Garza O.
L.C.B. Graciela García de Garza.

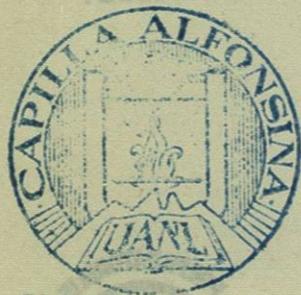


QD40

G31

V.3

QUÍMICA III



FONDO UNIVERSITARIO

131840



I N D I C E.

CAP.		PÁG.
I	GASES I.	
	Introducción.-----	1
	1-1 Modelo de un gas ideal.-----	2
	1-2 Propiedades de los gases.-----	3
	1-3 Teoría cinética molecular de los gases.-----	3
	1-4 Cómo afecta la concentración de un gas.-----	7
	1-5 Cómo afecta la presión.-----	8
	1-6 Cómo afecta la temperatura.-----	8
	1-7 Unidades de temperatura.-----	9
	1-8 Unidades de presión.-----	9
	1-9 Unidades de volumen.-----	11
	1-10 Leyes de los gases.-----	12
II	GASES II.	
	Introducción.-----	23
	2-1 Combinación de las leyes de los gases.-----	23
	2-2 Ley de los gases ideales.-----	27
	2-3 Ley de Dalton y las presiones parciales.-----	30
	2-4 Obtención de gases en el laboratorio.-----	33
	2-5 Cálculos estequiométricos de tipo peso-volumen.-----	40
III	DISOLUCIONES.	
	Introducción.-----	43
	3-1 Definición de conceptos importantes.-----	43
	3-2 Diferencia entre solución, dispersión coloidal, suspensiones y emulsiones.-----	45
	3-3 La solubilidad y factores que le afectan.-----	49

CAP.		PÁG.
	3-4 Electrolitos y no electrolitos.-----	51
	3-5 Tipos de disoluciones en base a la cantidad y estado físico de los componentes.-----	57
IV	DETERMINACIÓN DE LAS CONCENTRACIONES EN LAS SOLUCIONES.	
	Introducción.-----	63
	4-1 Concentración de las soluciones en unidades físicas.-----	63
	4-2 Concentración en unidades químicas (molaridad)	64
	4-3 Molalidad.-----	69
	4-4 Normalidad.-----	70
	4-5 Energía y disolución.-----	74
	4-6 Efectos del soluto en las propiedades de la solución.-----	75
V	HIDRÓGENO, OXÍGENO Y AGUA.	
	5-1 El hidrógeno.-----	77
	5-2 Distribución del hidrógeno en la tierra.-----	78
	5-3 Isótopos del hidrógeno.-----	78
	5-4 El oxígeno.-----	79
	5-5 Descubrimiento del oxígeno.-----	80
	5-6 El ozono.-----	81
	5-7 El agua.-----	82
	5-8 Tipos de aguas.-----	83
	5-9 Naturaleza dipolar del agua.-----	87
	5-10 Fuerzas de Van Der Waals y puntos de ebullición.-----	88
	5-11 El agua y el enlace de hidrógeno.-----	91
	5-12 Modelo de agua líquida.-----	94
	5-13 El agua, caso excepcional.-----	96
	5-14 Propiedades químicas del agua.-----	99
	5-15 El peróxido de hidrógeno.-----	100
	5-16 Usos del peróxido de hidrógeno.-----	101

CAP.		PÁG.
VI	ÁCIDOS Y BASES.	
	6-1 Conceptos ácido-base.-----	103
	6-2 Propiedades de los ácidos y bases.-----	109
	6-3 Hidrólisis.-----	110
	6-4 pH.-----	111
	6-5 Indicadores.-----	114
	6-6 Amortiguadores.-----	116
VII	QUÍMICA DEL CARBONO.	
	7-1 Definición de química orgánica.-----	119
	7-2 El átomo de carbono.-----	120
	7-3 Los alcanos y el isomerismo.-----	125
	7-4 Nomenclatura y grupos.-----	129
	7-5 Alquenos, alquinos y polímeros.-----	135
	7-6 Alcoholes, aldehídos, ácidos y ésteres.-----	140
	7-7 Aminas, amidas y aminoácidos.-----	151
	BIBLIOGRAFÍA.	155

3er. SEMESTRE.

UNIDAD I.

G A S E S I.

INTRODUCCIÓN:

De los tres estados de la materia, evidentemente el gaseoso es el más fácil de estudiar. Las fuerzas de Van Der Waals juegan un papel mucho más importante al llegar las moléculas a estar más próximas entre sí como en los líquidos y los sólidos. Como la magnitud de estas fuerzas de atracción depende de la naturaleza de las moléculas entre las que operan, el comportamiento de los sólidos y de los líquidos frente a un mismo cambio de condiciones será muy variable.

Por otra parte, al someter gases diferentes a los mismos cambios responden de modo muy parecido, pues sus moléculas están tan separadas que las fuerzas de atracción son mucho más débiles.

OBJETIVOS:

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Explicar en que consiste el modelo de un gas ideal.
- 2.- Mencionar las 4 características o propiedades principales de los gases.
- 3.- Enunciar los postulados de la teoría cinética molecular de los gases.
- 4.- Explicar como afecta a un gas las siguientes variables:
 - a) La concentración. b) La presión. c) La temperatura.

CAPÍTULO I.

GASES I.

INTRODUCCIÓN:

Suponemos que todas las sustancias de la naturaleza pueden existir en forma de sólidos, líquidos o gases. Aunque, sin embargo, muchos compuestos se les conoce solo en estado sólido y si acaso en estado líquido ya que se convierten en demasiado inestables a temperaturas más elevadas donde deberían ser gases.

Como ejemplo de lo anterior citaremos algunos casos. La sacarosa o azúcar común al ser calentada, se descompone en diferentes moléculas en lugar de fundirse y ser azúcar líquida, así como; el clorato de potasio después de que se ha fundido, al continuar calentando en lugar de evaporarse, sufre una descomposición. El ejemplo más comunmente utilizado para demostrar en una misma sustancia los tres estados físicos (sólido, líquido y gaseoso) es el agua, ya que la conocemos como hielo, agua y vapor de agua.

Sustancias tales como el agua, el oxígeno, el hierro, el dióxido de carbono y muchos más, cuando se encuentran en estado gaseoso, presentan propiedades que en los otros estados no se manifiestan; de ahí que el estudio específico del estado gaseoso sea tema que ha interesado y seguirá interesando a numerosos investigadores.

5.- Utilizar correctamente las unidades de temperatura, presión y volumen para las leyes de los gases.

6.- Definir los siguientes términos:

- | | |
|-------------------------|---------------|
| a) Presión atmosférica. | b) Barómetro. |
| c) Torr. | d) Atmósfera. |
| e) Mililitros. | d) Litros. |

7.- Enunciar las siguientes leyes de los gases, así como la expresión algebraica que los representa:

- Ley de Boyle.
- Ley de Charles.
- Ley de Gay-Lussac.

8.- Resolver problemas en donde, se apliquen las leyes del objetivo anterior.

Para que puedas cumplir con los objetivos antes señalados, deberas emplear el siguiente:

PROCEDIMIENTO:

- Deberás estudiar todo el capítulo I.
- Observa y estudia detenidamente las figuras y ejemplos de los problemas resueltos que aparecen en el transcurso del capítulo. Esto te será de mucha ayuda para la resolución de los objetivos.
- Resuelve los problemas de la autoevaluación y si tienes alguna duda consultala con tu maestro.

REQUISITO:

Deberás entregar a tu maestro la siguiente autoevaluación correctamente contestada un día antes de la fecha de examen de esta unidad para que con ello tengas derecho a presentar, de

lo contrario no podras hacerlo.

AUTOEVALUACIÓN:

I. Definir los siguientes términos:

- Gas ideal.
- Presión atmosférica.
- Barometro.
- Cuales son las 4 propiedades principales de los gases.

II. Enunciar los postulados de la teoría cinética molecular.

III. Enunciar las leyes de los gases de los siguientes científicos.

- Ley de Boyle.
- Ley de Charles.
- Ley de Gay-Lussac.

IV. Resuelve correctamente los siguientes problemas.

- Si tenemos 5 litros de oxígeno a una presión de 740 torr, ¿qué volumen ocupará esa misma masa de oxígeno, si la presión aumenta a 760 torr y la temperatura permanece constante?
- El volumen de un gas es de 200 ml. a 800 torr de presión, ¿calcular el volumen del mismo gas a 765 torr, si la temperatura permanece constante?
- Una masa de Neón ocupa 200 ml. a 100°C. ¿Calcular el volumen de ese gas, si su temperatura desciende a 0°C y la presión permanece constante?
- Si tenemos un gas a 50°C que ejerce una presión de 2 o 3 atmósferas, ¿qué presión ejercerá ese mismo gas si aumentamos la temperatura a 100°C y el volumen permanece constante?

CAPÍTULO I.

GASES I.

INTRODUCCIÓN:

Suponemos que todas las sustancias de la naturaleza pueden existir en forma de sólidos, líquidos o gases. Aunque, sin embargo, muchos compuestos se les conoce solo en estado sólido y si acaso en estado líquido ya que se convierten en demasiado inestables a temperaturas más elevadas donde deberían ser gases.

Como ejemplo de lo anterior citaremos algunos casos. La sacarosa o azúcar común al ser calentada, se descompone en diferentes moléculas en lugar de fundirse y ser azúcar líquida, así como; el clorato de potasio después de que se ha fundido, al continuar calentando en lugar de evaporarse, sufre una descomposición. El ejemplo más comunmente utilizado para demostrar en una misma sustancia los tres estados físicos (sólido, líquido y gaseoso) es el agua, ya que la conocemos como hielo, agua y vapor de agua.

Sustancias tales como el agua, el oxígeno, el hierro, el dióxido de carbono y muchos más, cuando se encuentran en estado gaseoso, presentan propiedades que en los otros estados no se manifiestan; de ahí que el estudio específico del estado gaseoso sea tema que ha interesado y seguirá interesando a numerosos investigadores.

1.1 MODELO DE UN GAS IDEAL.

Para poder comprender el comportamiento de los gases, es necesario tener en mente un modelo de gas cuyo comportamiento sea ideal y así comprender las leyes que rigen su comportamiento.

Este modelo de gas ideal se desarrollo estudiando e idealizando el comportamiento de los gases reales en condiciones naturales.

En concreto las propiedades moleculares de un gas considerado ideal para el estudio serfan:

Desde el punto de vista microscopico:

- 1) Las moléculas del gas se encuentran en movimiento constante; al azar, rápido y continuo: los constantes choques que por lo anterior se produzcan en las paredes de los recipientes que los contengan serán el origen de la presión que el gas ejerza.
- 2) La velocidad media y la energía cinética media de sus moléculas permanecieran constantes si su temperatura permanece constante.
- 3) La energía cinética media de desplazamiento es directamente proporcional a su temperatura absoluta.
- 4) Las moléculas de un gas ideal no ejerceran fuerzas intermoleculares de atracción o repulsión entre si.

Por lo tanto una definición rápida de el modelo de un gas ideal sería: Aquel en el cual sus átomos o molecular esten relativamente alejadas unas de otras, ejerzan poca influencia entre sí y se encuentran en constante movimiento.

Entonces desde este momento y bajo el punto de vista de nuestro modelo de gas ideal podremos examinar las propiedades de los gases reales.

Un gas real será aquel que se encuentre naturalmente con sus características, así como composición propia en la reali-

dad y que en algunos casos diferirá un poco de los lineamientos antes señalados.

1.2 PROPIEDADES DE LOS GASES.

Si nos proponemos observar la actitud de los gases, podríamos concluir en que presentan las siguientes propiedades:

1. Ocupan cualquier volumen en que se les coloque.
2. Se pueden comprimir fácilmente.
3. Ejercen presiones.
4. Tienen temperatura que se puede medir.

Y por ello fue necesario establecer una teoría general sobre el comportamiento de los gases. Esta teoría abarca un modelo del estado gaseoso que nos permita explicar el comportamiento dinámico de los gases; se le denomina Teoría Cinética Molecular (TCM).

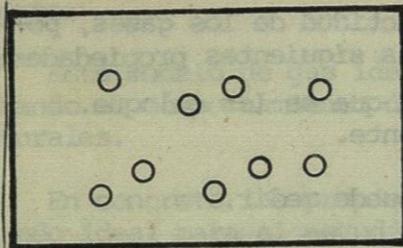
1.3 TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR DE LOS GASES.

Esta teoría está fundamentada en la idea de que los gases están compuestos por partículas (átomos o moléculas) que están en constante movimiento. La teoría cinética molecular puede expresarse en términos de los siguientes postulados:

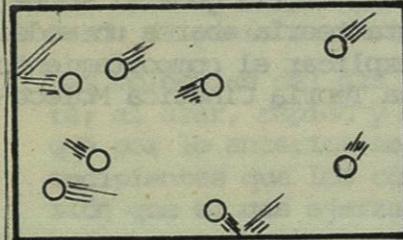
- 1º Los gases consisten en particular (moléculas o átomos) - tan pequeñas y la distancia media entre ellas es tan grande que el volumen real ocupado por las partículas es despreciable comparado con el espacio vacío que hay entre ellas.
- 2º La inexistencia de fuerzas de atracción entre las partículas que forman un gas y puede considerarse que se comportan como masas muy pequeñas.
- 3º Las partículas están en movimiento rápido, aleatorio y recitilíneo, constantemente chocando entre sí y contra cualquier objeto o paredes de recipientes que los contenen-

ga. Como resultado de este movimiento, las partículas poseen energía cinética, EC ($EC = 1/2 mv^2$ donde m es la masa de una partícula y v es la velocidad).

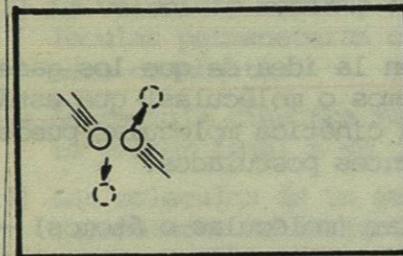
4º No por las colisiones pierde la energía cinética total de las partículas.



Los gases consisten de moléculas (átomos) que son tan pequeñas y se encuentran tan separadas que el volumen ocupado por las partículas es despreciable comparado con el espacio vacío entre ellas.



Las partículas se encuentran en movimiento rápido aleatorio y rectilíneo y constantemente chocan entre sí y con las paredes del recipiente. Como resultado de este movimiento, las partículas poseen energía cinética ($EC=1/2 mv^2$).



Las colisiones no conducen a una pérdida neta en la energía cinética.

Fig. 1-1. Postuados de la teoría cinética molecular.

A partir de estos postulados concluimos en que es un buen modelo de un gas. Ahora podemos imaginar que en un gas existen colisiones diferentes de átomos o moléculas que se mueven rápidamente en todas direcciones, chocando constantemente entre sí y con cualquier objeto vecino a sus partículas. Los gases inertes son aquellos que constan de átomos mientras que otros gases son moleculares, por ejemplo, el O_2 , oxígeno, nitrógeno N_2 , el dióxido de carbono, CO_2 , y el metano CH_4 . Un gas es bastante dinámico y esto determinará el comportamiento de los gases. Cualquier gas ocupará el volumen del recipiente que los contenga aún cuando estén presentes otras partículas. ¿Por qué una muestra de gas puede comprimirse? Porque precisamente consta principalmente de grandes espacios vacíos entre partículas y partículas. La presión de un gas se debe a la colisión de las partículas gaseosas con los objetos con los cuales está en contacto.

Las colisiones constantes de las partículas de una muestra de gas con las paredes del recipiente producirán una cierta fuerza por unidad de área, que es ejercida sobre la superficie del recipiente. Y esta fuerza por unidad de área o presión, básicamente es constante ya que las partículas se encuentran en movimiento continuo y aleatorio. La presión estará directamente relacionada con la rapidez con la que se lleven las colisiones sobre una unidad de área de la superficie del recipiente (Ver fig. 1-2).

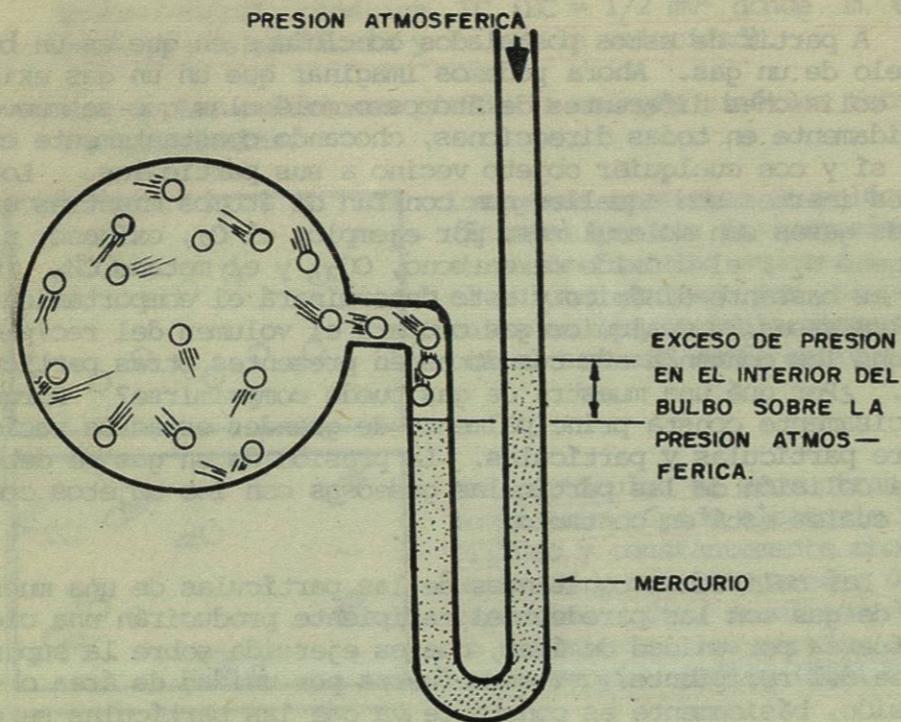


Fig. 1-2. Presión que ejercen los gases.

Otra propiedad interesante es cuando se coloca un termómetro en una muestra de gas, provocando que registre una temperatura específica debido a la energía cinética de las partículas del gas. Si calentáramos la muestra de gas, aumentaría la energía cinética media de las partículas, aumentando así la temperatura.

Si se enfría la muestra, disminuye la energía cinética media de las moléculas y con ello la temperatura. En otras palabras, la temperatura medible de un gas es el resultado directo de la energía cinética de las partículas. De hecho, la energía cinética media de las partículas es directamente proporcional a la temperatura Kelvin ($EC = \alpha T^{\circ}K$).

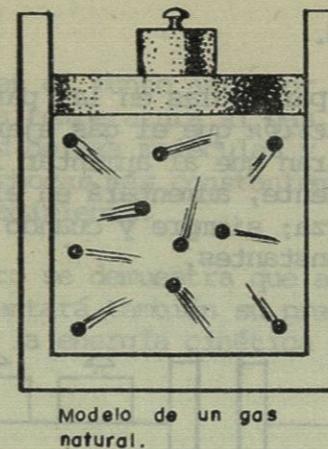


Fig. 1-3. Modelo de un gas natural.

1-4 CÓMO AFECTA LA CONCENTRACIÓN DE UN GAS.

Si por ejemplo tenemos 10 canicas en un recipiente y las agitamos fuertemente, éstas chocarán contra la pared del recipiente. Supongamos que estas 10 canicas al sacudirlas rebotan en las paredes del recipiente un promedio de 30 veces por minuto. Ahora bien, si duplicamos la cantidad de canicas, el promedio de choques en la pared del recipiente será de 60 veces, o sea que también se duplicó.

Exactamente igual al ejemplo anterior es como se comportan los gases, cuando se mantienen constantes otros factores como son la temperatura y el volumen, es decir, que si tuviéramos en un recipiente 10 gramos de oxígeno las moléculas de este gas chocarían con las paredes del recipiente un número determinado de veces y al duplicar la concentración del gas o sea 20 gramos de oxígeno, de la misma manera se duplicará el choque de las partículas en las paredes.

1-5 CÓMO AFECTA LA PRESIÓN.

Como el choque de las partículas en las paredes de los recipientes significa la presión que el gas ejerce, los ejemplos anteriores nos demuestran que al aumentar la concentración de un gas en un recipiente, aumentará en el mismo grado la presión que ese gas ejerza; siempre y cuando la temperatura y el volumen permanezcan constantes.

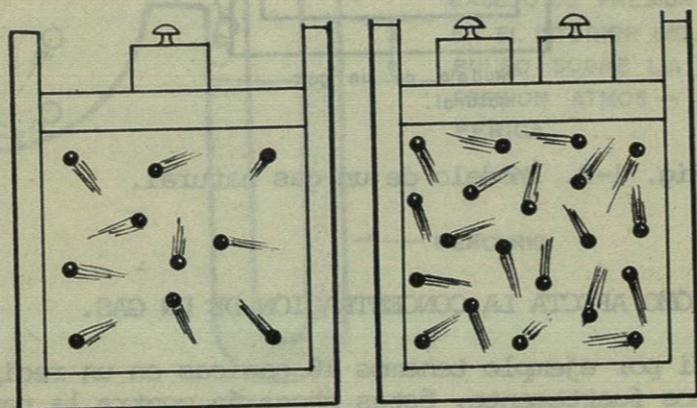


Fig. 1-4. Modelo de un gas ideal representando la relación entre la concentración y la presión del gas.

1-6 CÓMO AFECTA LA TEMPERATURA.

Para poder explicar cómo afecta la temperatura a un gas, en primera instancia consideraremos que la concentración (la cantidad) del gas permanecerá constante.

Si en un recipiente tenemos 4 gramos de nitrógeno gaseoso a una temperatura determinada, las moléculas de nitrógeno se encontrarán con una energía cinética (de movimiento) específica, o sea desplazándose a cierta velocidad y chocando con las paredes del recipiente; lo que provoca cierta presión como se

mencionó en el punto anterior. Pues bien, si aumentamos gradualmente la temperatura al gas, aumentará de la misma forma la velocidad de las moléculas y por consecuencia la presión del gas al chocar más constantemente las moléculas en las paredes del recipiente.

Con esto se demuestra que al aumentar la temperatura de un gas, aumentará también su presión como consecuencia del incremento de la energía cinética de las moléculas del gas.

1-7 UNIDADES DE TEMPERATURA:

Algo muy importante que tomaremos en cuenta para todo el capítulo, es que la temperatura de los gases, como es una medida de la energía cinética, estará dada siempre en grados Kelvin ($^{\circ}\text{K}$) o en su defecto, cuando tengamos en grados centígrados ($^{\circ}\text{C}$) deberá ser transformada a grados Kelvin con una pequeña fórmula que a continuación se presenta.

Para transformar ($^{\circ}\text{C}$) a ($^{\circ}\text{K}$): a la temperatura en grados centígrados se le suman 273 y obtendremos la temperatura en grados Kelvin. Ejemplo: 10°C , a cuántos grados Kelvin equivalen:

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

1-8 UNIDADES DE PRESIÓN:

La presión de los gases para ser medida se pueden utilizar varias unidades que pueden ser:

milímetros de mercurio	=	mm de Hg
torricelis	=	torr
atmósferas	=	atm

Para empezar definamos presión atmosférica para entender las anteriores unidades.

La presión atmosférica es la presión (choque de moléculas y átomos) que ejercen los átomos y moléculas que están presentes en la atmósfera, sobre cualquier objeto que esté expuesto a ella.

La primer persona que ideó cómo medir esta presión fue E. Torricelli en el siglo XVII que consiste en un tubo de vidrio al cual se le cierra uno de sus extremos y se llena de mercurio líquido; después se invierte este tubo sobre un recipiente de mercurio abierto a la atmósfera (ver figura 1-5). La presión ejercida por la atmósfera sobre la superficie del mercurio en el recipiente, sostendrá la columna del mercurio a una altura determinada por lo que dicha altura de la columna será directamente proporcional a la presión atmosférica.

Como la presión atmosférica varía con los cambios de temperatura y la altitud, se ha tomado como estándar a la presión ejercida por la atmósfera al nivel del mar y a 21°C de temperatura, la cual ha hecho permanecer a la columna de mercurio a una altura de 760 milímetros de mercurio. Por consiguiente, una presión de 760 mm de Hg equivaldrá a 1 atmósfera de presión:

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

De la misma manera en honor a Torricelli, el inventor del barómetro, se ha dado en llamar a las unidades de mercurio -torrs, de tal manera que:

$$1 \text{ mm de Hg} = 1 \text{ torr}$$

o bien, $760 \text{ mm de Hg} = 760 \text{ torr}$

y por consiguiente $760 \text{ torr} = 1 \text{ atm}$

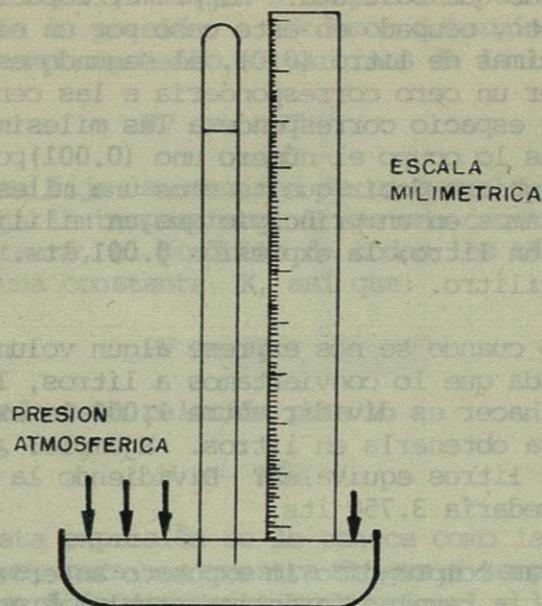


Fig. 1-5. BAROMETRO DE MERCURIO.

1-9 UNIDADES DE VOLUMEN.

El volumen de los gases por lo general esta representado en litros y mililitros, por lo que es recomendable seas capaz de convertir estas unidades para evitar errores.

Como es sabido un mililitro equivale a la milésima parte de un litro, o sea, 1,000 mililitros conforman un solo litro, en base a esto resolveremos algunos ejemplos:

¿A cuántos mililitros equivalen 0.5 lts?

Como 0.5 lts. equivalen a la mitad de un litro y sabemos que en un litro existen 1,000 mililitros, por lo tanto es fácil deducir que 0.5 lts. equivalen a 500 mililitros.

Si nos encontramos con la expresión 0.001 lts., ¿de cuántos mililitros estamos hablando?, en este caso lo correcto sería separar las unidades hacia la derecha del punto y empezar a discernir de que se trata. El primer espacio hacia la derecha del punto, ocupado en este caso por un cero correspondería a las décimas de litro (0.0), el segundo espacio, también ocupado por un cero correspondería a las centésimas (0.00) y el tercer espacio corresponde a las milésimas, en el ejemplo que tenemos lo ocupó el número uno (0.001) por lo tanto esa expresión nos quiere decir que tenemos una milésima de litro y como mencionamos en un principio que un mililitro es la milésima parte de un litro; la expresión 0.001 lts. nos dice que tenemos un mililitro.

Por otro lado cuando se nos exprese algún volumen en mililitros y se nos pida que lo convirtamos a litros, lo único que tendremos que hacer es dividir entre 1,000 la expresión dada y de esta manera obtenerla en litros. Ejemplo: ¿3,750 mililitros a cuántos litros equivalen? Dividiendo la expresión entre 1,000 nos quedaría 3.750 lts.

Esperamos hayas comprendido lo expuesto anteriormente para que te sirva en la resolución de los problemas que estudiaremos a continuación.

1-10 LEYES DE LOS GASES.

Antes de que se desarrollara la teoría cinética molecular ya se habían efectuado investigaciones de los gases bajo ciertas condiciones llegándose a la conclusión de que el comportamiento de los gases se puede expresar en varias *leyes de gases* que están relacionadas con la ley de los gases ideales. Los nombres de estas leyes se han designado en honor a los hombres de ciencia que las establecieron inicialmente.

Para comprender mejor estas leyes debemos considerar que están relacionadas con la ley de los gases ideales. Una manera de estudiar el comportamiento de los gases, es fijar dos de los cuatro factores variables asociados con un gas y observar cómo cambian entre sí los factores. Robert Boyle en 1662

observó la relación entre la presión y el volumen de una cantidad fija de gas que se mantiene a temperatura constante. En base al resultado de sus estudios concluyó que el volumen de una cantidad fija de gas a temperatura constante crece conforme aumenta la presión. Podemos determinar una expresión para este comportamiento si partimos de la ley de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

Si se fija la cantidad de un gas, n es una constante; si se fija la temperatura, T es una constante, y como R es una constante, el producto de todos los términos constantes abarcan una constante, K , así que:

$$PV = K$$

resolviendo esta relación para V :

$$V = K/P$$

A esta expresión se le conoce como la *Ley de Boyle* y nos indica que, para una muestra de gas a temperatura constante el volumen será inversamente proporcional a la presión. Quiere decir esto que cuando la presión de una muestra de gas varía en alguna forma, el volumen variará de manera opuesta. Si la presión aumenta, el volumen disminuye; y si la presión disminuye, el volumen aumenta.

Una manera fácil de recordar esta relación es relacionar la con la ley de los gases ideales o téngase siempre en mente que conforme aumenta la presión de una muestra de gas a temperatura constante, el volumen debe decrecer de modo correspondiente y conforme decrece la presión, el volumen se hace mayor.

La ley de Boyle se puede emplear para determinar cómo puede ser afectado el volumen de una muestra de gas, por algún cambio de presión siempre y cuando la temperatura se mantenga constante. Ya que el producto de P y V es una constante a una temperatura fija, entonces, si cambiamos la presión y, por tanto el volumen del gas, el producto de la nueva presión y el nuevo volumen (P' , V') será igual a la misma constante:

$$PV = K \quad P'V' = K$$

por lo tanto, $P_1V_1 = P_2V_2$

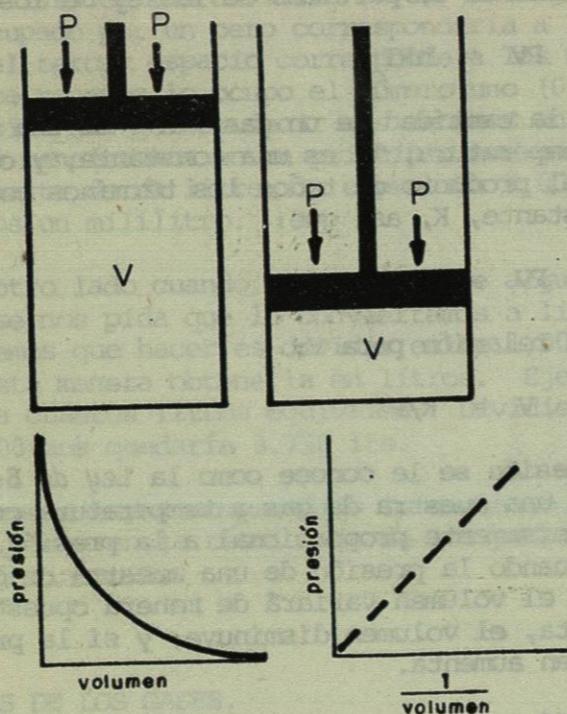


Fig. 1-6. Ley de Boyle.

Para el nuevo volumen tendremos:

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

Para obtener el nuevo volumen, podemos multiplicar el volumen original por un factor que contenga las dos presiones. Si se aumenta la presión del gas, el volumen original decrecerá. Por lo tanto, el nuevo volumen original por una razón de las presiones, la cual es menor que uno. Por otra parte, si se disminuye la presión del gas, el volumen original crecerá. Para este caso, multiplicaremos el volumen original por una razón de las presiones que sea mayor que uno.

Ejemplo. ¿Qué volumen ocupará 3.50 l de una muestra de gas que se encuentra a 26°C y 880 torr; si la presión disminuye hasta 760 torr?

Observando la presión concluimos que ha decrecido (880 torr - 760 torr), lógicamente el volumen será mayor que 3.50 l. Este nuevo volumen se puede obtener multiplicando el volumen inicial por un factor que comprenda una razón de las presiones, lo cual será mayor que uno para dar un nuevo volumen original.

$$P_1 = 880 \text{ torr}$$

$$P_2 = 760 \text{ torr}$$

$$V_1 = 3.50 \text{ l}$$

$$V_2 = ?$$

$$3.50 \left(\frac{880 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \right) 4.02 \text{ l}$$

o despejando el V de la ecuación de Boyle, tendremos:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

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

$$= \frac{880 \text{ torr} (3.50 \text{ l})}{760 \text{ torr}}$$

$$= 4.02 \text{ l}$$

Puede obtenerse el nuevo volumen que corresponde a un cambio de presión asociado con una cantidad fija de gas a temperatura constante, multiplicando el volumen inicial por una razón de las presiones (usando las mismas unidades para la presión). Siempre la razón deberá ser mayor que uno cuando se tiene una disminución de la presión y menor que uno cuando la presión aumenta.

Ejemplo. ¿Qué volumen nuevo ocupará una muestra de 712 ml de gas manteniendo la temperatura a 20°C y 0.832 atm si la presión cambia a 760 torr? Ya que 760 torr equivalen a 1 atm.

$$760 \text{ torr} \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right) = 1 \text{ atm}$$

Como la presión de la muestra aumentó (0.832 atm-1.000 atm) y por lo tanto, el volumen debe decrecer (712 ml-menor) en donde el volumen inicial debe multiplicarse por una razón de las presiones que sea menor que uno.

$$712 \text{ ml} \left(\frac{0.832 \text{ atm}}{1.000 \text{ atm}} \right) = 592 \text{ ml}$$

o despejando la ecuación de Boyle:

$$\begin{aligned} P_1 &= 0.832 & P_1 V_1 &= P_2 V_2 \\ P_2 &= 1 \text{ atm} & V_2 &= \frac{P_1 V_1}{P_2} \\ V_1 &= 712 \text{ ml} & &= \frac{0.832 \text{ atm} \times 712 \text{ ml}}{1 \text{ atm}} \\ V_2 &= ? & &= 592 \text{ ml} \end{aligned}$$

LEY DE BOYLE.

El volumen de un peso dado de gas a temperatura constante varía en razón inversa a la presión ejercida sobre el mismo.

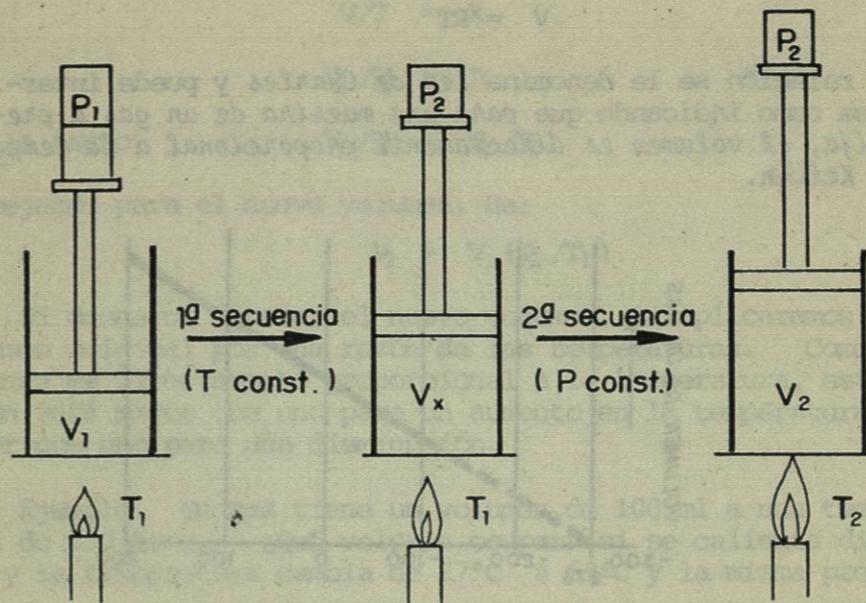


Fig. 1-7. Secuencia de los pasos en la expansión de los gases.

Otro investigador que dejó gran huella en el campo de la física-química fue Jacques Charles, fue él quien por primera vez estudiara la relación entre el volumen y la temperatura de una cantidad fija de gas manteniendo la presión constante. Concluyó que, bajo dichas condiciones fijas, el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura Kelvin (ver fig. 1-8). En otras palabras, si aumenta la temperatura de una cantidad determinada de un gas que se mantiene a presión constante, el volumen del gas crece; y si la temperatura disminuye, el volumen decrece. Esta relación puede deducirse también a partir de la ley de los gases ideales.

$$V = \left(\frac{nRT}{P} \right)$$

Si la cantidad de gas es fija, n es constante; si la presión es fija, P es constante. Por consecuencia, el producto nR dividido entre P es una constante R, de donde:

$$V = RT$$

a esta relación se le denomina *Ley de Charles* y puede interpretarse como indicando que para una muestra de un gas a presión fija, el volumen es directamente proporcional a la temperatura Kelvin.

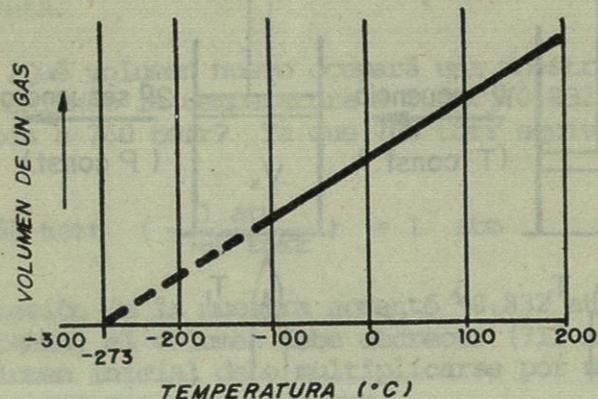


Fig. 1-8. Ley de Charles. Gráfica del volumen de un gas ideal contra la temperatura (nótese que el punto en el que el volumen del gas se volvería cero es la temperatura del cero absoluto).

Para que se nos haga más fácil recordar esta relación, - debemos tener presente que si calentamos una muestra de gas a presión fija, se dilatará y si se enfría, se contraerá.

La ley de Charles puede emplearse para determinar la manera en que es afectado el volumen de una muestra de gas por un cambio de temperatura si se mantiene constante la presión. Esta ley confirma que la razón del volumen y la temperatura de un gas es constante para un gas a presión fija ($V/T = k$). Cuando se cambia la temperatura, el volumen cambia y la razón del nuevo volumen y la nueva temperatura (V^2/T^2) será igual a la misma constante.

$$V/T = k$$

$$V_2/T_2 = R$$

por lo tanto, $V_1/T_1 = V_2/T_2$

Despejando para el nuevo volumen, da:

$$V_2 = V_1 (T_2/T_1)$$

Si deseamos obtener el nuevo volumen, multiplicaremos el volumen original por una razón de las temperaturas. Como el volumen es directamente proporcional a la temperatura, esta razón será mayor que uno para un aumento en la temperatura y menor que uno para una disminución.

Ejemplo. Un gas tiene un volumen de 100 ml a una temperatura de 690 torr. ¿Qué volumen ocupará si se calienta dicho gas y la temperatura cambia de 27°C a 63°C y la misma presión?

Con la ley de Charles debe usarse temperaturas Kelvin, - por lo tanto, convertiremos primero las temperaturas celsius a escala Kelvin:

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

$$V_1 = 100 \text{ ml}$$

$$T_2 = 63^\circ\text{C} + 273^\circ\text{K} = 336^\circ\text{K}$$

$$V_2 = ?$$

La temperatura de la muestra de gas aumenta de (300°K - 336°K), de donde se deduce que el nuevo volumen será mayor que el inicial u original (100 ml). Para encontrar el nuevo volumen debemos multiplicar el volumen inicial por una razón de las temperaturas que sea mayor que uno:

$$100 \text{ ml} \left(\frac{336^\circ\text{K}}{300^\circ\text{K}} \right) = 112 \text{ ml.}$$

$$V_{\text{Final}} = 112 \text{ ml.}$$

Ejemplo. ¿Qué volumen ocupará una muestra de 800 ml de un gas si la presión se mantiene constante a 540 torr y aumentamos la temperatura de 30°C a 35°C.

De nuevo tenemos que convertir los grados celsius a Kelvin.

$$T_1 = 30^\circ\text{C} + 273^\circ\text{K} = 303^\circ\text{K}$$

$$V_1 = 800 \text{ ml}$$

$$T_2 = 35^\circ\text{C} + 273^\circ\text{K} = 308^\circ\text{K}$$

$$V_2 = ?$$

Como la temperatura aumentó (303°K - 308°K) las moléculas del gas aumentarán su energía cinética y por lo tanto, ocuparán un volumen mayor que el original (800 ml); y para encontrar el nuevo volumen deberemos multiplicar el volumen inicial por una razón de las temperaturas mayor que uno:

$$800 \text{ ml} \left(\frac{308^\circ\text{K}}{303^\circ\text{K}} \right) = 816 \text{ ml}$$

$V_{\text{Final}} = 816 \text{ ml}$

Ejemplo. ¿Qué volumen nuevo será ocupado por una muestra de 5.50 l de un gas que se mantiene a presión constante, si cambiamos la temperatura de 600°K a 300°K?

En este caso la temperatura ha disminuido (600°K - 300°K) el volumen inicial debe multiplicarse por una razón de las temperaturas que sea menor que uno:

$$5.50 \text{ l} \left(\frac{300^\circ\text{K}}{600^\circ\text{K}} \right) = 2.75 \text{ l}$$

Volumen = 2.75 l

Hemos visto las relaciones existentes entre la presión y el volumen, así como entre la temperatura y el volumen. Esto nos hace pensar que debe existir una relación entre temperatura y presión, así fue como Joseph Louis Gay-Lussac, enunció su ley que nos dice que:

La presión de un peso constante de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta cuando el volumen permanece constante.

Dicho de otra manera, cuando la temperatura de un gas aumenta, la presión también aumentará, siempre y cuando el volumen no sea alterado. Matemáticamente esta ley se expresa:

$$P = K T$$

o bien,

$$P/T = K$$

Pero cuando nos referimos a 2 estados diferentes del mismo gas, la fórmula que la representaría sería:

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

Ejemplo. ¿Cuál será la presión final de un gas que se encuentra a una temperatura de 37°C y ejerce una presión de 800 torr; si aumentamos su temperatura a 50°C y el volumen permanece constante?

$$P_1 = 800 \text{ torr}$$

$$T_1 = 37^\circ\text{C} + 273 = 310^\circ\text{K}$$

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = 50^\circ\text{C} + 273 = 323^\circ\text{K}$$

tenemos,

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

despejando,

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

entonces,

$$P = \frac{800 \text{ torr} \times 323^\circ\text{K}}{310^\circ\text{K}}$$

$$= 833.54 \text{ torr}$$

3er. SEMESTRE.

UNIDAD II.

G A S E S II.

INTRODUCCIÓN:

Por el hecho de que el estado gaseoso, es el estado de la materia más estudiado y mejor comprendido, nos es posible hacer un estudio muy completo del mismo; por lo tanto esta unidad que es una continuación de la anterior, explicaremos un poco más sobre este tema.

Para que el alumno se de una idea de lo que ha significado el estudio del estado gaseoso, les diré que por ejemplo la muestra más pequeña de un gas que se puede estudiar experimentalmente (no tan solo en la teoría) es de aproximadamente 1 ml de gas; supongamos el aire que respiramos, ya saben cuantas moléculas de los diferentes gases que conforman la mezcla conocida como aire, contendrá este solo mililitro; pues es alrededor de 2×10^{19} moléculas. Por lo tanto es un hecho que el comportamiento que podamos observar de un gas dependerá en mucho si no es que en todo de la interacción de esta enorme cantidad de molecular que nuestra vista no alcanza a detectar.

OBJETIVOS:

Al terminar ésta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Identificar la expresión algebraica que demuestra la combinación de las leyes de los gases.
- 2.- Resolver problemas en donde se aplique la ley del anterior objetivo.

- 3.- Identificar la expresión algebraica que representa la ley de los gases ideales, así como demostrar la obtención del valor de la constante "R" de esta misma ley.
- 4.- Resolver problemas en donde se aplique la ley del anterior objetivo.
- 5.- Enunciar la ley de Dalton sobre las presiones parciales, así como resolver problemas en los que se aplique.
- 6.- Definir el concepto: volumen molar.
- 7.- Reconocer las ecuaciones que representan la obtención de algunos gases en el laboratorio, así como explicar los métodos más comunes para su obtención.
- 8.- Resolver problemas en los que se utilicen los cálculos estequiométricos de tipo peso-volumen.

Para poder cumplir con los objetivos anteriormente señalados deberás emplear el siguiente:

PROCEDIMIENTO:

- 1.- Estudiarás integralmente el capítulo 2.
- 2.- Es de suma importancia que realices los ejercicios señalados en el transcurso del capítulo, ya que ello te será de mucha ayuda en la comprensión de los objetivos.
- 3.- Deberás tratar de comprender perfectamente lo expuesto en el capítulo; si surgen dudas pregunta a tu maestro para evitar que te queden huecos en el conocimiento de este tema.

REQUISITO:

Deberás entregar por escrito y correctamente resueltos los ejercicios que aparecen en el presente capítulo. Además de los ejercicios que tu maestro te pida, esto te dará derecho al examen de esta unidad, de lo contrario no podrás presentar esta unidad.

CAPÍTULO II.

GASES II.

INTRODUCCIÓN:

En este capítulo que es una continuación del anterior nos daremos cuenta como es que el volumen, el peso, la temperatura y la presión de cualquier sustancia gaseosa están ligados mediante una sencilla relación matemática.

El enunciado preciso de estas relaciones constituye las leyes de los gases, para comprenderlo observe lo siguiente: El volumen de un gas dado es directamente proporcional al peso del mismo siempre que los volúmenes se midan a la misma presión y temperatura. En otras palabras esto quiere decir que si 1.0 gr. de oxígeno poseen un volumen de 10 litros, 2.0 gr. poseerán 20 litros, 3.0 gr. un volumen de 30 litros y así sucesivamente, siempre y cuando se cumpla con las restricciones de la ley.

2-1 COMBINACIÓN DE LAS LEYES DE LOS GASES.

¿En qué grado cambiaría el volumen de una muestra de un gas cuando tanto la temperatura como la presión fueran alteradas?

Podemos ejemplificar mejor el comportamiento de un gas con respecto a dichos cambios.

Supóngase que se tiene una muestra de 1.000 l de un gas a 1.000 atm de presión y 273°K a (PTE). ¿Qué volumen ocupará la muestra si cambiamos la temperatura a 546°K? Ya que un incremento en la temperatura aumentará el volumen, el nuevo

volumen será:

$$1.000 \text{ l} \left(\frac{546^\circ\text{K}}{273^\circ\text{K}} \right) = 2.00 \text{ l}$$

¿Qué sucederá al volumen si la presión de esta muestra de 2.00 l la cambiamos a 0.250 atm? Ya que la presión disminuye, el volumen aumentará, y tendremos un nuevo volumen de:

$$2.00 \text{ l} \left(\frac{1.000 \text{ atm}}{0.250 \text{ atm}} \right) = 8.00 \text{ l}$$

Partamos de la muestra original y cambiemos primero la presión y, después, la temperatura. El nuevo volumen ocupado por la muestra de 1.000 l a PTE cuando la presión cambia a 0.250 atm es:

$$1.000 \left(\frac{1.000 \text{ atm}}{0.250 \text{ atm}} \right) = 4.00 \text{ l}$$

El nuevo volumen ocupado por esta muestra de 4.00 l cuando se cambia la temperatura a 546°K será:

$$4.00 \text{ l} \left(\frac{546^\circ\text{K}}{273^\circ\text{K}} \right) = 8.00 \text{ l}$$

Para conveniencia en el cálculo, podemos tratar los cambios separadamente en cualquier orden que se desee. Es decir, las experiencias con los gases han demostrado que cuando se cambia tanto la temperatura como la presión de una muestra gaseosa, puede calcularse el volumen final, calculando primero el cambio en volumen debido al cambio en la presión y a continuación, convertir el volumen resultante al volumen que corresponde al cambio de temperatura o viceversa.

Este volumen final será el nuevo volumen que resulta tanto del cambio de presión como del cambio en la temperatura. Consideremos el ejemplo anterior, en el que una muestra de 1.000 l de un gas a PTE sufre un cambio de presión hacia 0.250 atm y un cambio de temperatura hacia 546°K. Puede hallarse el nuevo volumen multiplicando el volumen inicial por la razón apropiada que contenga las presiones; en seguida, puede multiplicarse este producto por la razón apropiada que se relacione con las temperaturas:

$$1.000 \text{ l} \left(\frac{1.000 \text{ atm}}{0.250 \text{ atm}} \right) \left(\frac{546^\circ\text{K}}{273^\circ\text{K}} \right) = 8.00 \text{ l}$$

Por supuesto, podría usarse el factor de temperatura antes del factor de presión y se obtendría el mismo resultado. Se puede incluir tanto el cambio de presión como el cambio de temperatura en un cálculo así. El hecho de que pueda hallarse el nuevo volumen de una muestra de un gas para la cual se haya cambiado la temperatura y la presión multiplicando el volumen original por un factor de temperatura y un factor de presión, se le denomina *ley combinada de los gases*. Las razones de presión y temperatura usadas siguen el mismo patrón de razonamiento que el usado para las leyes de Boyle y Charles. Mientras se use el nuevo razonamiento, puede deducirse correctamente la determinación de un cambio de volumen que corresponda a un cambio de temperatura y de presión.

Ejemplo. ¿Qué volumen nuevo ocupará una muestra de 350 ml de un gas manteniendo a 25°C y 950 torr de presión, si se cambian la temperatura a 20°C y la presión a 960 torr?

Un aumento en la presión (950 torr- 960 torr) da un volumen menor, por lo tanto, el factor de (25°C + 273°K = 298°K - 293°K = 273°K + 20°C) presión debe ser menor que uno; una disminución en la temperatura dará un volumen menor, de donde el factor de temperatura debe ser menor que uno:

$$350 \text{ ml} \left(\frac{950 \text{ torr}}{960 \text{ torr}} \right) \left(\frac{293^\circ\text{K}}{298^\circ\text{K}} \right) = 336 \text{ ml}$$

Otra manera tal vez más fácil de resolver problemas en los que se combinan las leyes de los gases es la siguiente:

- 1° Pensar en dos estados diferentes de un mismo gas, en el cual se altera uno de los factores en el segundo estado, que por consecuencia traera una alteración a su estado final.
- 2° Los datos que se proporcionan en el problema se separarían de la siguiente manera: la presión, el volumen y la temperatura que se proporcionan como iniciales (o estado 1) se señalarán con los subíndices uno (P_1, V_1, T_1), para

el estado dos o final del problema se señalaran con el subíndice dos (P_2, V_2, T_2) de los cuales variara alguno o dos con respecto al estado inicial y otro será la incógnita del problema.

Ejemplo: Una masa de amoniaco gaseoso ocupa un volumen de 20.0 lts a 5°C y 760 mm de Hg. ¿Cuál será su volumen final si la temperatura aumenta a 30°C y la presión a 800 mm de Hg?

Los datos que se proporcionan se separarán en estado inicial y final mediante los subíndices mencionados anteriormente y así tenemos

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

$$V_1 = 20.0 \text{ lts}$$

$$T_1 = 5^\circ\text{C} + 273 = 278^\circ\text{K}$$

$$P_2 = 800 \text{ mm de Hg}$$

$$T_2 = 30^\circ\text{C} + 273 = 303^\circ\text{K}$$

$$V_2 = ?$$

La ecuación de la ley combinada de los gases sería:

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

de esta ecuación, se despeja la incógnita

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

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

se sustituyen los datos

$$V_2 = \frac{760 \text{ mm de Hg} \times 20.0 \text{ lts} \times 303^\circ\text{K}}{278^\circ\text{K} \times 800 \text{ mm de Hg}}$$

$$V_2 = \frac{4,605,600}{222,400}$$

$$V_2 = 20.7 \text{ lts}$$

para comprobar si han comprendido lo expuesto, realiza los siguientes ejercicios:

- 1.- Una muestra de CO tiene un volumen de 150 ml a 20°C y 760 torr. Determina el volumen de esta muestra si la temperatura baja a 0°C y la presión permanece constante.

Solución (139.76 ml)

- 2.- Tenemos 10 lts de Helio a 10 atm de presión y 500°C de temperatura, a los cuales se les baja la presión a 1 atmósfera y la temperatura a 0°C, ¿cuál será su nuevo volumen?

Solución (35.3 lts)

2-2 LEY DE LOS GASES IDEALES.

Cuando se combinan las leyes de Boyle y Charles resulta una ecuación que describe la interdependencia que existe entre el volumen, la presión y la temperatura de una masa fija de gas. A esta ecuación se le denomina ley de los gases ideales o perfectos y nos muestra como PV/T es igual a una constante

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

en donde R es una constante.

La hipótesis de Avogadro nos sugiere una manera de evaluar a la constante R. Según Avogadro, iguales columnas de gases a la misma presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas o moles.

Si consideramos que la temperatura de 0°C (273.16°K) y la presión de 1 atmósfera (760 torr) han sido designadas como la temperatura y la presión estándar (TPS) o condiciones normales de los gases; entonces, bajo estas condiciones una muestra de 1 mol de cualquier gas contendrá exactamente 22.414 lts. (volumen molar de los gases).

Con lo anteriormente expuesto, tratemos ahora de calcular el valor de la constante R, en condiciones TPS y con el volumen molar, la ecuación es:

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

por lo tanto: presión es igual a = 1 atm

volumen es igual a = 22.414 l

temperatura es igual a = 273.16°K

entonces sustituyendo: $\frac{1 \text{ atm} \times 22.414 \text{ l}}{273.16^\circ\text{K}} = R$

por lo que $R = 0.08205 \frac{\text{atm} \cdot \text{lts}}{^\circ\text{K}}$

como el valor de R dependerá de la masa o número de moles del gas; 2 moles de cualquier gas, contendrán 2 veces el volumen molar 22.414 lts x 2 o sea 44.828 lts. o 0.5 moles de un gas contendrán la mitad del volumen molar 22.414 lts ÷ 2 o sea 11.207 lts. todo esto en condiciones normales o estándar es de P y T; en los 2 casos anteriores el valor de R será respectivamente

$$0.08205 \frac{\text{lts-atm}}{^\circ\text{K}} \times 2$$

o sea $0.08205 \frac{\text{lts-atm}}{^\circ\text{K}} \div 2$

o sea $0.04102 \frac{\text{lts-atm}}{^\circ\text{K}}$

Esto afectaría al hecho de considerar a R como una constante ya que cambiaría su valor según la cantidad de moles del gas que estuviéramos estudiando, para evitar esta contrariedad incluiremos en la ecuación primaria

$$\left(\frac{PV}{T}\right) = R$$

a n como representante del número de moles del gas estudiado por lo que la ecuación quedaría:

$$\frac{PV}{nT} = R$$

o bien $PV = n R T$

de esta manera R tendrá siempre el valor de

$$0.08205 \frac{\text{lts-atm}}{\text{mol } ^\circ\text{K}}$$

(como le corresponde a una constante) y por lo tanto se le denominará a R como la constante de los gases.

Aplicando la ecuación de la ley de los gases ideales a perfectos, resolveremos el siguiente ejemplo:

¿Cuál será la presión que ejerzan sobre un recipiente que tiene un volumen de 5.0 lts. que contenga 3.00 moles del gas helio a -30°C?

Según la ecuación $PV = n R T$ despejando presión nos queda:

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

sustituyendo los datos

$$P = \frac{3.0 \text{ moles} \times 0.08205 \frac{\text{lts-atm}}{\text{mol } ^\circ\text{K}} \times 243^\circ\text{K}}{5.0 \text{ lts}}$$

Los 243°K resultan de tomarle -30°C a 273°K o sea
 NOTA: 273°K + (-30°C) y como más x menos nos da menos -
 quedaría: 273 - 30 = 243°K.

$$P = 11.96 \text{ atm}$$

RESUELVE LOS SIGUIENTES EJERCICIOS:

1. ¿Cuál será la presión que ejerzan 5 gramos de Cl_2 a 400°K en un recipiente con capacidad para 25.0 lts? (peso molecular de $\text{Cl}_2 = 70.8 \text{ u.m.a.}$)

Resultado = 0.092 atm

2. ¿Cuál será el volumen de 16 gramos de O_2 que están siendo sometidos a una presión de 2.3 atm y se encuentran a una temperatura de 18°C? (peso molecular de $\text{O}_2 = 32 \text{ u.m.a.}$)

Resultado = 5.19 lts

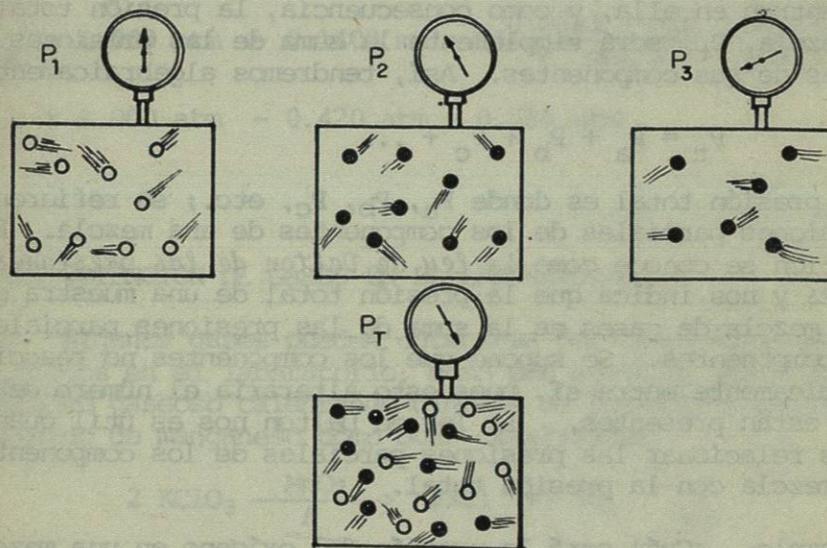
2-3 LEY DE DALTON Y LAS PRESIONES PARCIALES.

Anteriormente hemos estado estudiando muestras de gases - sin tomar en cuenta la composición de la muestra. Sólo nos interesamos en el hecho de que el número de moles o partículas de gas fuera constante. Ahora veremos la relación que existe entre los componentes de una muestra de gas que consista en - una mezcla de gases. Si colocamos una mezcla de tres gases en un recipiente de volumen fijo, V podría considerarse que cada uno de los gases ocupa el volumen completo. Por supuesto, esto deriva de los postulados de la teoría cinética molecular. Dicho en otras palabras, si se coloca un gas en un recipiente, podemos considerar que las moléculas del gas, debido a su rápido movimiento aleatorio y su pequeño tamaño, lo ocupan completamente; en donde cada uno de los tres gases que componen la mezcla tendría el volumen V.

Ahora bien, si mantuviéramos la temperatura fija, es decir, constante, T, cada uno de los gases en la mezcla tendría esta temperatura. ¿Qué presión tendría cada uno de los compo-

nentes? La presión de un componente dado estará directamente relacionado con el número de moles de ese componente y con la rapidez con la cual chocan las partículas con las paredes del recipiente.

Suponiendo que cada uno de los componentes tiene el mismo volumen y la misma temperatura, las diferencias en las presiones ejercidas por el componente estarían relacionadas con las diferencias en el número de moles. (Ver fig. inf.) La presión que se ejercería por un componente dado de una mezcla de gases si ocupara solo el recipiente se denomina presión parcial de ese componente.



$$P_T = P_1 + P_2 + P_3$$

Fig. 2-1. Ley de Dalton de las presiones parciales.

Cada gas en un recipiente separado ejerce una presión que depende de la cantidad de gas presente. Cuando todos los gases se colocan en el mismo recipiente, cada uno contribuye a la presión total.

Las presiones parciales pueden calcularse por medio de la ley de los gases ideales a cada componente. Por lo tanto, la presión parcial, P_c , para un componente que consiste de n_c moles está dada por la expresión:

$$P_c = \frac{n_c RT}{V}$$

Conociendo el número de moles de cada componente de una mezcla de gases contenida en un volumen dado a una temperatura dada, puede calcularse la presión parcial de cada componente. Ya que las partículas de cada componente se comportarán esencialmente de manera independiente, la presión total ejercida por la mezcla será un resultado de todas las partículas que se encuentran en ella, y como consecuencia, la presión total de la mezcla, P_t , será simplemente la suma de las presiones parciales de sus componentes. Así, tendremos algebraicamente:

$$P_t = P_a + P_b + P_c + \dots$$

La presión total es donde P_a , P_b , P_c , etc.; se refieren a las presiones parciales de los componentes de una mezcla. Esta relación se conoce como la *ley de Dalton de las presiones parciales* y nos indica que la presión total de una muestra que sea una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de sus componentes. Se supone que los componentes no reaccionan químicamente entre sí, pues esto alteraría el número de moles que están presentes. La ley de Dalton nos es útil cuando deseamos relacionar las presiones parciales de los componentes de una mezcla con la presión total.

Ejemplo. ¿Cuál será la presión del oxígeno en una mezcla que contienen nitrógeno y oxígeno gaseoso, si la mezcla contiene 0.1400 mol de nitrógeno, ocupa un volumen de 8.21 l y se encuentra a una temperatura de 27°C y a una presión total de 1.000 atm?

Según la ley de Dalton:

$$P_t = P_{N_2} + P_{O_2}$$

despejando para P_{O_2} :

$$P_{O_2} = P_t - P_{N_2}$$

Aplicando la ley de los gases ideales el nitrógeno da:

$$P_{O_2} = P_t - \left(\frac{nRT}{V}\right)$$

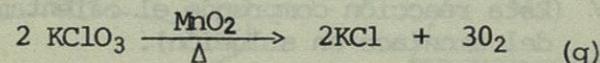
ya que la presión total es de 1.000 atm, el volumen es de 8.21 l, la temperatura es 300°K y el número de moles de nitrógeno es 0.1400, la presión parcial del oxígeno es:

$$P_{O_2} = 1.000 \text{ atm} - 0.1400 \text{ mol N} \left(\frac{0.0821 \text{ l atm}}{^\circ\text{K mol N}}\right) \left(\frac{300^\circ\text{K}}{8.21 \text{ l}}\right)$$

$$P_{O_2} = 1.000 \text{ atm} - 0.420 \text{ atm} = 0.580 \text{ atm}$$

2-4 OBTENCIÓN DE GASES EN EL LABORATORIO.

Algunos gases pueden obtenerse por técnicas y métodos químicos en el laboratorio, como por ejemplo, puede producirse oxígeno gaseoso calentando clorato de potasio en presencia de dióxido de manganeso como buen catalizador.



Esta reacción debe efectuarse bajo condiciones de suma precaución pues es muy peligrosa. En la tabla 2-1 se presentan algunas de las reacciones típicas para producir gases en el laboratorio.

Cuando producimos un gas mediante una reacción química normalmente es emitido de la mezcla de reacción; para así recoger la muestra de gas producida de esta manera, es necesario tener un recipiente apropiado para atrapar el gas. Si el gas no es soluble en agua, deberemos emplear el método de coleccionar

TABLA 2-1. Reacción para la preparación en el laboratorio de algunos gases comunes.

Gas	Reacción de preparación.
Oxígeno (O ₂)	$2\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{cloro}} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2 (\text{g})$ (Peligro: esta reacción es potencialmente explosiva).
Hidrógeno (H ₂)	$\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ac}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2(\text{g})$ (Peligro: el hidrógeno mezclado con el aire puede explotar).
Dióxido de Carbono (CO ₂)	$\text{CaCO}_3(\text{mármol}) + 2\text{H}_2\text{O}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2(\text{g})$
Acetileno (C ₂ H ₂)	$\text{CaC}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ (Peligro: el acetileno mezclado con el aire puede explotar).
Amoniaco (NH ₃)	$\text{NH}_3(\text{ac}) \xrightarrow{\text{calor}} \text{NH}_3(\text{g})$ (Esta reacción comprende el calentamiento del amoníaco en solución).

El gas producido por una reacción química se pasa hacia un recipiente lleno con agua y se deja que el gas reemplace el agua.

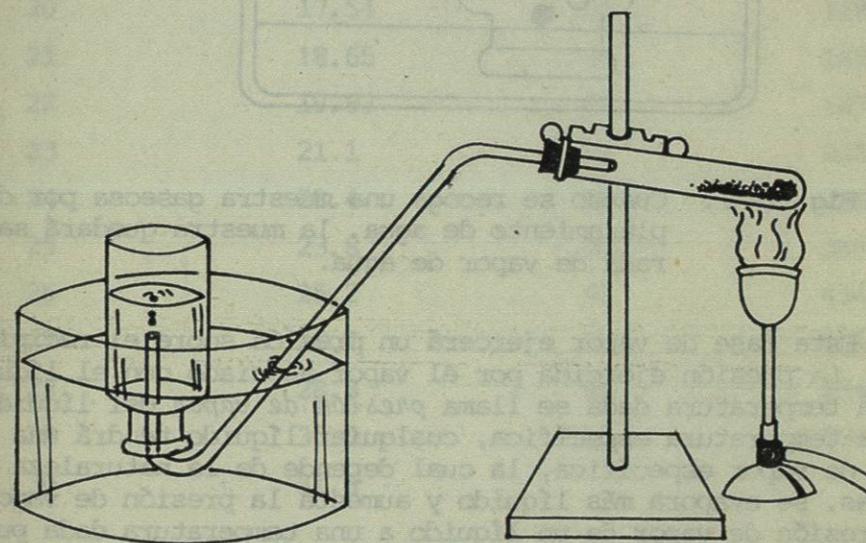


Fig. 2-2 . Los gases que no son solubles en agua deberán recogerse por desplazamiento de agua.

Una de las dificultades relacionadas con el método por desplazamiento de agua es que se obtiene una mezcla de gas junto con vapor de agua. Esto sucede porque parte del agua líquida que entra en contacto con el gas que se convierte en vapor de agua. Es casi un hecho que todos los líquidos conteni-

dos se evaporan un tanto en condiciones normales y, por lo cual tienen un vapor asociado con la fase líquida. (Ver fig. 2-3).

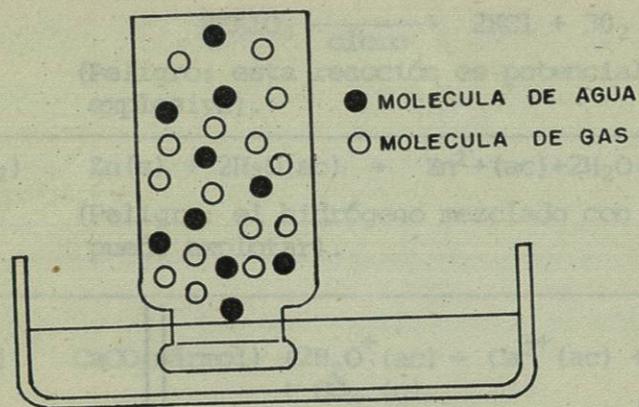


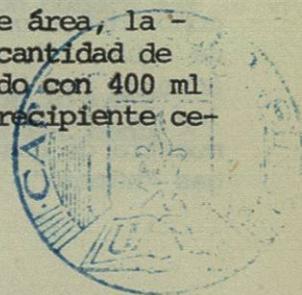
Fig. 2-3. Cuando se recoge una muestra gaseosa por desplazamiento de agua, la muestra quedará saturada de vapor de agua.

Esta fase de vapor ejercerá un presión sobre el recipiente. La presión ejercida por el vapor asociado con el líquido a una temperatura dada se llama *presión de vapor del líquido*. A una temperatura específica, cualquier líquido tendrá una presión de vapor específica, la cual depende de la naturaleza de un gas, se evapora más líquido y aumenta la presión de vapor. La presión de vapor de un líquido a una temperatura dada puede calcularse o determinarse experimentalmente y comúnmente se expresa en torrs (ver tabla 2-2) presiones de vapor de agua a diferentes temperaturas.

TABLA 2-2. Presiones de vapor de agua a diferentes temperaturas.

Temperatura °C	Presión torr	Temperatura °C	Presión torr
0	4.58	35	42.2
5	6.54	40	55.3
10	9.21	45	71.9
15	12.79	50	92.5
20	17.54	55	118.0
21	18.65	60	149.4
22	19.83	65	187.5
23	21.1	70	234.
24	22.4	75	289.
25	23.8	80	355.
26	25.2	85	434.
27	26.7	90	526.
28	28.3	95	634.
29	30.0	100	760.
30	31.8		

Como una presión es una fuerza por unidad de área, la presión de vapor de agua es independiente de la cantidad de agua que se tenga; es decir, un recipiente cerrado con 400 ml de agua tendrá la misma presión de vapor que un recipiente cerrado con 8.00 l de agua. (Ver fig. 2-4).



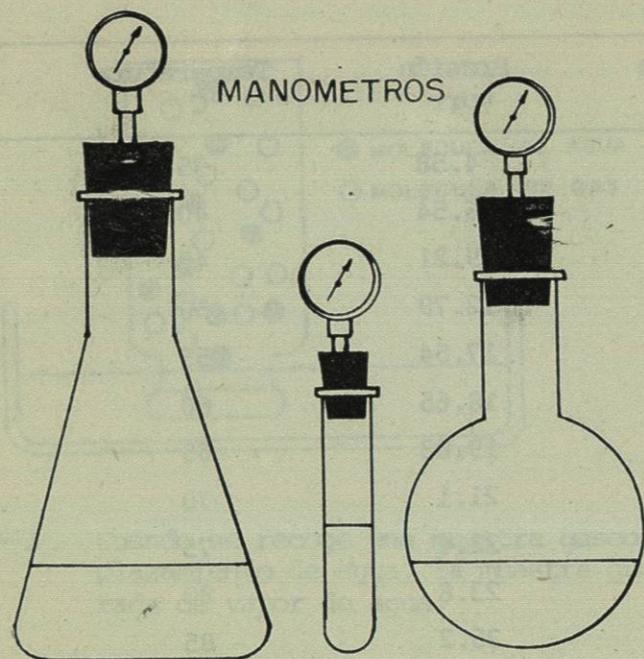


Fig. 2-4.

La presión de vapor de agua en un recipiente cerrado es la misma no importando el tamaño del recipiente pero sí mantener la misma temperatura.

Una muestra de gas recogida por desplazamiento de agua - contendrá algo de vapor de agua y consigo una presión de vapor de agua. La muestra es una mezcla y su presión total será de acuerdo con la ley de Dalton, la suma de las presiones parciales de los componentes. Es muy común encontrarros con una muestra de gas saturada de vapor de agua y recibe el nombre de gas "húmedo". Por supuesto, todos los gases ocupan cualquier

volumen en el que están colocados, la presencia del vapor de agua no afecta el volumen que el otro gas ocupa. Sin embargo, la presión de este gas no está dada por la presión total de la muestra, pero puede calcularse restando la presión de vapor de agua correspondiente a la temperatura de la muestra, a la presión total de ésta:

$$P_{\text{gas}} = P_{\text{muestra}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Es importante tener en cuenta que si se desea aplicar - cualquiera de las leyes de los gases a un gas puro, es necesario usar la presión real del gas y no la presión de una mezcla del gas y el vapor de agua.

Ejemplo. Si por desplazamiento de agua logramos recoger una muestra de 500 ml de oxígeno, dicha muestra se mantiene a una presión de 760 torr y una temperatura de 25°C. ¿Qué volumen ocupará el oxígeno puro a PTE?

Para determinar la presión real del oxígeno, debe restarse la presión de vapor de agua a 25°C de la presión total de la muestra. Ver tabla 2-2 respecto a la presión de vapor de agua.

$$P_{\text{O}_2} = P_{\text{muestra}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$P_{\text{O}_2} = 760 \text{ torr} - 23.8 \text{ torr} = 736 \text{ torr}$$

Como conocemos el volumen, la temperatura y la presión ($P_{\text{muestra}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$) iniciales del oxígeno puro, puede convertirse el volumen a PTE, aplicando el procedimiento de la ley combinada de los gases. Como la presión aumentó (736 torr-760 torr), el volumen disminuirá y la razón de presión deberá ser menor que uno.

La temperatura disminuye (298°K - 273°K), por lo tanto, el volumen decrece y la razón de temperatura debe ser menor - que uno:

$$500 \text{ ml} \left(\frac{736 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \right) \left(\frac{273^\circ\text{K}}{298^\circ\text{K}} \right) = 443 \text{ ml}$$

2-5 CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS DE TIPO PESO-VOLUMEN.

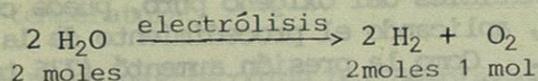
En este tema se pone de manifiesto la relación entre las leyes de los gases y la estequiometría, ya que a partir de datos simples de peso se puede llegar a obtener el volumen de un gas, siempre y cuando se pongan en práctica los conocimientos sobre estequiometría (moles, pesos moleculares, gramos, etc.) y las leyes de los gases, sobre todo el valor del volumen molar de cualquier gas.

Como ya sabemos el volumen molar de cualquier gas medido a presión y temperatura estándar es de 22.4 lts, mediante este simple conocimiento se pueden llevar a cabo los cálculos de los volúmenes de los reactivos gaseosos y los productos que intervengan en las reacciones químicas. Si las condiciones de temperatura y presión son diferentes a las llamadas estándares, deberán aplicarse las leyes de Boyle y Charles como ya se vio anteriormente.

Veamos un ejemplo de problema de relación peso-volumen.

¿Calcular el volumen de hidrógeno y de oxígeno que teóricamente se deberán obtener mediante la descomposición por electrólisis de 100 gr. de agua? (peso molecular de $H_2O = 18.0$)

Relacionando los temas de estequiometría, deberemos escribir primeramente la ecuación química ajustada de la reacción de descomposición del agua y seguidamente calcularemos los moles de oxígeno e hidrógeno que se obtienen por este proceso, y así tenemos:



Este procedimiento es exactamente el mismo que se utilizó
 NOTA: en el capítulo Estequiometría III en el Libro de Química de 2º Semestre, consultalo si es necesario.

ahora calculemos los moles de los reactivos y de los productos (tomando en cuenta que tenemos como dato 100 gr. de H_2O).

$$\begin{aligned} \text{Moles de } H_2O &= 100 \text{ gr de } H_2O \times \frac{1 \text{ mol de } H_2O}{18.0 \text{ gr}} \\ &= \frac{100}{18.0} = 5.55 \text{ moles} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Moles de } H_2 &= 5.55 \text{ moles de } H_2O \times \frac{2 \text{ moles de } H_2}{2 \text{ moles de } H_2O} \\ &= 5.55 \times 1 = 5.55 \text{ moles} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Moles de } O_2 &= 5.55 \text{ moles de } H_2O \times \frac{1 \text{ mol de } O_2}{2 \text{ moles de } H_2O} \\ &= 5.55 \times 0.5 = 2.77 \text{ moles} \end{aligned}$$

ya con los datos de los moles de reactivos y productos, calculemos los volúmenes de los productos, que es la incógnita de nuestro problema; utilizando el valor de 22.4 lts como el volumen de 1 mol de cualquier gas

$$\text{Volumen de } H_2 = \text{moles de } H_2 \times \text{volumen molar}$$

$$\text{Volumen de } H_2 = 5.55 \text{ moles} \times 22.4 = 124.32 \text{ lts}$$

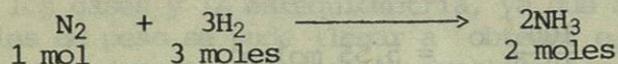
$$\text{Volumen de } O_2 = \text{moles de } O_2 \times \text{volumen molar}$$

$$\text{Volumen de } O_2 = 2.77 \times 22.4 = 62.04 \text{ lts}$$

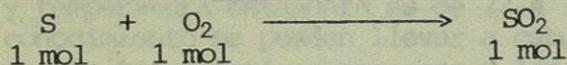
todo lo anterior en condiciones estándares de presión y temperatura.

Resuelve los siguientes ejercicios:

1. ¿Qué volumen de NH_3 (amoníaco) se obtendrá si hacemos reaccionar 28 gramos de nitrógeno en hidrógeno?
Y la ecuación balanceada es: (P.M. de $\text{N}_2 = 28$)



2. ¿Qué volumen de SO_2 se obtendrá a partir de 25 gr. de S que reaccionan con gas oxígeno? (P.A. de azufre = 32).
Y la ecuación balanceada es:



3er. SEMESTRE.

UNIDAD III.

DISOLUCIONES.

INTRODUCCIÓN:

Las disoluciones han jugado un papel muy importante desde que la tierra se enfrió lo suficiente para que el agua pudiera licuarse, empezó a ejercer su acción disolvente, modificando la superficie de la tierra y produciendo por último una disolución fabulosa "Los Océanos".

Todos los organismos vivos se sustentan merced a las soluciones. Las raíces de las plantas no pueden absorber alimentos del suelo a menos que estén en disolución. Nuestros propios alimentos deben ser solubilizados en agua, por el proceso de la digestión, antes de ser transportados por la corriente sanguínea a los distintos tejidos del cuerpo.

Muchos de los materiales que se manejan habitualmente son disoluciones:

Vidrio, gasolina, vinagre, aceites lubricantes, el aire - que respiramos y el agua que bebemos, son algunos pocos ejemplos.

En vista de la gran importancia de las disoluciones en nuestra vida y en el estudio de la química en particular, es que esta unidad tratará sobre su estudio.

OBJETIVOS:

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

1.- Definir los siguientes términos:

- | | |
|--------------------|------------------------|
| a) Soluciones. | b) Solución verdadera. |
| c) Disolvente. | d) Soluta. |
| e) Solvatación. | f) Electrolito. |
| g) No electrolito. | h) Cátodo. |
| i) Anódo. | j) Electrólisis. |

2.- Diferenciar los términos.

- Electrolito fuerte.
- Electrolito débil.

3.- Definir, así como diferenciar entre si, los siguientes términos:

- Solución.
- Dispersión coloidal.
- Suspensiones.
- Emulsiones.

4.- Identificar, así como citar ejemplos de los diferentes tipos de sistemas coloidales que aparecen en el capítulo.

5.- Explicar el significado del término: Solubilidad, así como explicar la manera en que ésta es afectada por los siguientes factores:

- Naturaleza de soluto y disolvente.
- Temperatura.
- Presión.

6.- Definir los siguientes conceptos:

- Soluciones acuosas.
- Soluciones no acuosas.
- Recristalización.
- Solución saturada.
- Solución sobresaturada.

PROCEDIMIENTO:

El tema de este capítulo, es quizá uno de los más relacionados con la vida cotidiana por lo que será importante que leas todo el capítulo, ya que al hacerlo, además de comprender más claramente lo que a diario observas, te será ameno.

REQUISITO:

En tu salón de clases tu maestro te pedirá que realices un trabajo, el cual será entregado un día antes de la fecha de tu examen.

CAPÍTULO III.

DISOLUCIONES.

INTRODUCCIÓN.

Las disoluciones (también se puede emplear el termino soluciones) desempeñan un papel importante en muchos procesos que ordinariamente se estan llevando a cabo en nuestro derredor; por ejemplo la manera en que las plantas transportan sus sustancias nutritivas en su interior, no podría llevarse a cabo si no estuvieran en solución acuosa; todos los fluidos del cuerpo humano o de cualquier animal son en realidad soluciones también, incluso el océano representa la mayor de las disoluciones acuosas conocidas, en el cual se encuentran disueltas una infinidad de compuestos extraídos de la corteza terrestre; por otro lado los alimentos que a diario ingerimos o bien ya vienen en solución o requerimos de agregar agua para ayudar a su disolución y de esa manera poder ser digeridos más cómodamente.

Muchas de las reacciones que suceden en la naturaleza y en el interior de nuestros organismos y de todo ser viviente, por lo general son llevadas a cabo en presencia de agua para acelerarlas, debido a todo lo anterior es que sea muy importante el estudio de las disoluciones en la química por lo que veremos en este capítulo.

3-1 DEFINICIÓN DE CONCEPTOS IMPORTANTES.

Se les denomina *soluciones* a las mezclas en las que las partículas (átomos, moléculas o iones) de los componentes se mezclan íntimamente. Las soluciones son muy importantes en

la industria como para la vida cotidiana. Muchos productos alimenticios y medicinales son soluciones, así como muchas sustancias químicas domésticas tales como los líquidos limpiadores y el alcohol para desmanchar. La gasolina que usan los automóviles es una solución, lo mismo que el agua que tomamos de la llave, etc.

Una *solución verdadera* es una mezcla en que dos o más - sustancias se han unido en una dispersión molecular homogénea. En el caso de soluciones que implican dos sustancias como sal y agua, el agua se llama disolvente, o sea, el medio que disuelve y la sal es el *soluto* o sustancia disuelta.

No existe reglamentación alguna para estas combinaciones de disolventes y soluto. Pero podemos tener cualquiera de las nueve combinaciones posibles de materias sólidas, líquidas y gaseosas que forman verdaderas soluciones.

El agua es un disolvente polar debido a la estructura de dipolo de su molécula. En general, los disolventes polares son excelentes para disolver otras moléculas polares, debido a la separación de cargas de la moléculas polar, las sustancias iónicas se disuelven fácilmente en agua. El extremo negativo (oxígeno) de la molécula de agua es atraído por los cationes. Una capa de dipolos orientados de agua rodea al - cation y lo aísla de los aniones presentes, que a su vez - atraen al extremo positivo de las otras moléculas de agua y su capa de dipolos orientados de agua aísla los aniones de otros iones en solución.

Este proceso en que las moléculas del disolvente son atraídas por los iones del soluto y forman una capa a su alrededor, se le denomina *solvatación*. Para el agua se emplea el término *hidratación* para indicar "solvatación por moléculas de agua".

Si preparásemos una solución líquida, disolviendo azúcar en agua, el agua es el solvente y el azúcar es el soluto. Si las dos sustancias son de la misma fase, comúnmente se considera el solvente el componente que se tiene en mayor cantidad. En una solución formada por agua y alcohol, el agua se considera como solvente si se encuentra en mayor cantidad. Es difícil predecir específicamente cuáles sustancias se disuelven

en otras. Sin embargo, debido a las fuerzas de interacción entre las moléculas, un solvente no polar, comúnmente disolverá con facilidad un soluto no polar (ver fig. 3-1).

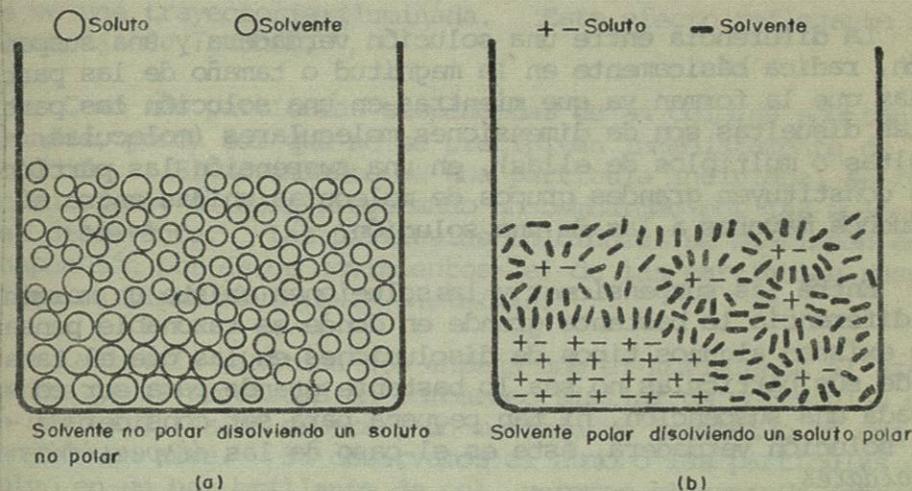


Fig. 3-1.

3-2 DIFERENCIA ENTRE SOLUCIÓN, DISPERSIÓN COLOIDAL, SUSPENSIÓN Y EMULSIONES.

Si al agua le agregáramos un material grueso e insoluble como arena y se deja que repose por un momento, se observaría inmediatamente que la arena se va al fondo del recipiente, por otro lado si el material que agregáramos al agua fuera menos pesado (denso) que ésta como por ejemplo serrín de madera (aserrín) éste inmediatamente se dirigiría a la superficie y flotaría sobre el agua.

En los dos casos anteriormente señalados sería fácil separar los componentes de ambas mezclas por una simple filtración, porque nos daríamos cuenta que son mezclas no homogéneas y en este caso nos estamos refiriendo a lo que llamamos *suspensiones*.

La diferencia entre una solución verdadera y una suspensión, radica básicamente en la magnitud o tamaño de las partículas que la forman ya que mientras en una solución las partículas disueltas son de dimensiones moleculares (moléculas sueltas o múltiples de ellas), en una suspensión las partículas constituyen grandes grupos de moléculas unidas entre sí y muchos mayores a las de una solución.

Entre las suspensiones y las soluciones existe un margen de diferencia lo bastante grande en donde es razonable pensar que existan algunos tipos de disoluciones en las que el tamaño de sus partículas no sea lo bastante grande para ser considerada una suspensión, ni tan pequeña para ser considerada una solución verdadera, éste es el caso de las *dispersiones coloidales*.

En estas dispersiones coloidales el soluto disuelto está tan finamente dividido que sus partículas son capaces de atravesar filtros, de no depositarse en el fondo ni flotar en la superficie, incluso después de un prolongado reposo; así como de no poder ser vistas en muchos casos hasta haciendo uso de microscopio. Sin embargo usando aparatos ópticos apropiados es posible observar no a las partículas pero sí a como la luz es refractada (cambio de dirección) o reflejada por las mismas.

Algunas combinaciones de disolvente y soluto aparecen como soluciones, pero, de hecho, no son verdaderas dispersiones moleculares. El tamaño de sus partículas es realmente, bastante grande en comparación. Estos sistemas, *suspensiones coloidales*, no son en realidad homogéneas; tiene un conjunto de propiedades muy diferentes a la de las verdaderas soluciones. Las diferencias se deben al tamaño de las partículas, las características observables que resultan son muy interesantes.

Un coloide se compone de un disolvente con partículas de soluto, suficientemente grandes como para dispersar la luz visible. Así, se puede distinguir una suspensión de una solución verdadera pasando un haz de luz a través del agua. Como el agua pura, una solución refracta el haz de luz. Un coloide dispersará luz de tal forma que, colocada a un lado del haz, se ve una trayectoria iluminada. Este efecto reflejante se llama *efecto Tyndall*.

Como las partículas suspendidas de un coloide son tan grandes, puede ser que no se precipiten inmediatamente de la solución. El movimiento de una partícula individual se realiza en zigzag al azar provocando un bombardeo por las moléculas del disolvente. Las partículas coloidales se mantienen en suspensión por estos movimientos; el de las partículas suspendidas se llama *movimiento browniano*.

La teoría cinética nos enseña que el movimiento al azar de los gases producirá un bombardeo similar de partículas en un gas; así, es de esperar, un movimiento browniano en una suspensión en aire. Si observamos el humo o las partículas de polvo en un haz brillante de sol, veremos claramente este efecto.

Algunas veces en las suspensiones acuosas, las fuerzas atractivas entre las partículas coloidales se hacen muy grandes debido a los iones captados en la superficie, y las partículas forman agregados. Si el sistema se vuelve semisólido y el movimiento browniano se detiene, la suspensión resultante se llama *gel*. Cuando el coloide fluye libremente se le denomina "sol".

Los coloides son de mucha importancia práctica en nuestra vida cotidiana. Muchos alimentos son de naturaleza coloidal. La célula viva depende de las partículas coloidales del protoplasma para sus funciones químicas de crecimiento y metabolismo. Una función de la célula es separar suspensiones por un proceso llamado *diálisis*. Se puede demostrar la diálisis utilizando celofán o papel filtro tratado con coloidón. El celofán u otra membrana, se llama *membrana dializadora*. El principio es muy sencillo; si la membrana tiene poros o espacios

de tamaño apropiado, las partículas moleculares pasan a través de ella y las coloidales no. Si ponemos gelatina y azúcar en una bolsa de celofán y dejamos que la bolsa quede colgando dentro de agua pura, por un cierto tiempo, el azúcar pasará a través del celofán, pero la gelatina permanecerá dentro. Este proceso se utiliza para separar muchos materiales suspendidos. Con membranas de otro tipo apropiado, podemos separar uno de otro por la diferencia de tamaño de sus partículas. Los poros de las membranas deben ser de tamaño apropiado para excluir y dejar pasar otro.

Tipo	Fase dispersa*	Medio dispersante**	Ejemplos comunes
Espuma	Gas	Líquido	Jabonadura, crema batida
Espuma sólida	Gas	Sólido	Piedra pómez, malvisco
Aerosol líquido	Líquido	Gas	Neblina, niebla, nubes
Emulsión	Líquido	Líquido	Crema, mayonesa, leche
Emulsión sólida	Líquido	Sólido	Mantequilla, queso
Humo	Sólido	Gas	Polvo en el aire
Sol***	Sólido	Líquido	Almidón en agua, jaleas, pinturas
Sol sólido	Sólido	Sólido	Diamantes negros, perlas, ópalos, aleaciones

- * Las partículas coloidales constituyen la fase dispersa.
- ** La materia continua en la que se dispersan las partículas coloidales se llama medio dispersante.
- *** Los sols que adoptan una forma semisólida, semirígida (por ejemplo, los postres de gelatina, las jaleas de frutas), se llaman gels.

Para aclarar el término de emulsión, ya mencionado anteriormente, diremos que cuando la materia en suspensión es un líquido como el aceite, y sus gotitas son tan pequeñas que pueden pasar por un filtro y no se depositan con facilidad, la mezcla así es considerada una *emulsión*. La emulsión tendrá un aspecto blanco por el hecho de las gotitas, oleaginosas (aceite) reflejen la luz. En estos casos particulares si la emulsión se deja mucho tiempo en reposo, puede separarse su- biendo a la superficie el aceite (más ligero que el agua) y quedando el agua abajo, conociéndose este hecho comunmente con el nombre "cortarse".

3-3 LA SOLUBILIDAD Y FACTORES QUE LE AFECTAN.

Solubilidad es la cantidad de soluto que es capaz de disolverse en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica. Si la cantidad de soluto que se disuelve es grande, diremos que ese soluto es muy soluble en ese disolvente; por el contrario si no es capaz de disolverse ninguna cantidad apreciable diremos que es insoluble, y cuando se disuelve una cantidad moderada diremos que es ligeramente soluble o moderadamente soluble.

Los factores que determinarán la solubilidad de los solutos serán tres:

- a) La naturaleza del soluto y del disolvente. La naturaleza polar o no polar del soluto y del disolvente, será un factor importante para predecir la solubili-

dad de un compuesto, por ejemplo el agua (disolvente universal por excelencia) es un excelente disolvente para todos los compuestos electrovalentes, debido principalmente a las fuerzas de atracción que existe entre los iones y las moléculas polares del agua (sección 3-1), por otro lado los disolventes no polares como el éter y el benceno no son capaces de disolver los compuestos iónicos pero son excelentes disolventes de compuestos tales como las grasas y ceras, las cuales el agua no disuelve.

b) Efecto de la temperatura.

Cuando se disuelve un sólido en un líquido, por lo general al aumentar la temperatura, aumenta su solubilidad (salvo raras excepciones) esto debido principalmente a que al aumentar la temperatura, la energía cinética de las moléculas del disolvente aumento con lo que se crean nuevos espacios los cuales pasan a ser ocupados por las moléculas de soluto lo que redundo en un aumento de la solubilidad; el cual desaparecería al bajar la temperatura por el colapso de las moléculas del disolvente y por lo tanto el soluto entraría en fase de recristalización.

Todo lo contrario sucede cuando nos referimos a la disolución de un gas en un líquido, ya que aquí por lo general disminuye la solubilidad del gas al aumentar la temperatura, esto debido a que las moléculas del gas adquieren más energía cinética que las moléculas del disolvente al aumentar la temperatura, por lo que tienden a escapar del líquido como si fuera un proceso de ebullición; un ejemplo clásico de esto es las burbujas de dióxido de carbono (CO_2) que se desprenden vigorosamente de las bebidas carbonicas (refrescos embotellados) al aumentar su temperatura. Por este mismo motivo es más difícil la supervivencia de especies acuáticas cuando la temperatura del agua sube ya que el oxígeno disuelto empieza a perderse rápidamente.

c) Efecto de la presión.

Cuando nos referimos a disoluciones de tipo sólido-líquido la presión o variaciones de la misma realmente influyen muy poco, pero cuando nos referimos a disoluciones de gas en líquido si desempeña un papel importante puesto que

determinará la cantidad de gas que podrá disolverse.

Como ejemplo, en las bebidas embotelladas con gas carbónico disuelto, al ser destapadas emiten un ruido característico el cual significa como el gas disuelto en un principio empieza a escapar, ¿porqué? pues porque en el proceso de embotellado se aplican altas presiones con el fin de mantener disuelto el gas en el líquido como medidas de conservación y saborizantes, el cual al destapar la bebida y no ejercer presión, así como incrementar la temperatura, empieza a escapar el gas con la consecuente pérdida de sabor.

3-4 ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS.

¿Cómo sabemos si una sustancia, reaccionará, ligeramente o no reaccionará en lo absoluto, cuando se disuelva en agua?

Tal comportamiento no puede predecirse con facilidad. Evidentemente, la polaridad es importante pero también intervienen otros factores. No obstante, desde un punto de vista experimental, a menudo puede determinarse cuáles sustancias han formado iones en el proceso de disolución. Para hacerlo, puede aprovecharse el comportamiento de los iones en la fase solución. Dado que los iones están cargados, poseen ciertas propiedades eléctricas. Una de estas propiedades es que entidades de carga opuesta se atraen entre sí. Supóngase que se tiene una solución que contiene cationes (iones positivos) y aniones (iones negativos) y se coloca en esta solución un trozo de metal inerte (como el platino) que lleve una carga negativa. Este metal cargado negativamente atraería los iones positivos en la solución y, por lo tanto, los cationes, emigrarían hacia el metal y, al final, formarían una capa de iones alrededor de él. ¿Cómo es posible obtener los dos trozos cargados de metal? Esto podría realizarse, conectando los dos trozos de metal mediante alambres metálicos a las dos terminales de una batería o un generador como se muestra en la figura 3-2. La batería o el generador sirve como un aparato para bombardear los electrones de uno de los trozos de metal al otro. Los metales son buenos conductores de la electricidad y, por lo tanto, los electrones pueden moverse fácil-

1020115140

mente de uno de los trozos de metal al otro. Esta facilidad del movimiento de los electrones se debe a la naturaleza de la estructura de los metales. Ya que un trozo de metal conectado a la batería tiene un exceso de electrones, estará cargado negativamente y el trozo con deficiencia de electrones, estará cargado positivamente. La bomba de electrones (batería) sirve para mantener lo que se conoce como *diferencia de potencial* entre los dos trozos de metal. Si estos dos trozos de metal conectados a la bomba de electrones se sumergen en una solución que contenga iones, los cationes son atraídos hacia el trozo de metal negativo y los aniones hacia el trozo de metal positivo. En este caso, los trozos de metal se llaman *electrodos*. El electrodo que atrae a los cationes se llama *cátodo* y el electrodo que atrae a los aniones se llama *ánodo*. Ocurre un fenómeno interesante si la diferencia de potencial entre los dos electrodos es lo suficientemente grande. La batería o generador proporciona una fuerza impulsora que puede conducir a un proceso químico que comprende la ganancia de electrones por algunas especies en la superficie del cátodo y la pérdida de electrones por otras especies en la superficie del ánodo. Es decir, como la batería o generador tiende a bombardear los electrones, se presenta una situación en la que algunas especies en la solución pierdan electrones en el ánodo y otras ganan electrones en el cátodo. En esta forma, se establece un circuito eléctrico completo en el que los electrones son bombardeados a través del metal hacia el cátodo, donde los electrones son ganados por algunas especies en la solución, y simultáneamente, algunas especies en la solución pierden electrones hacia el ánodo, lo cual proporciona más electrones para ser bombardeados hacia el cátodo.

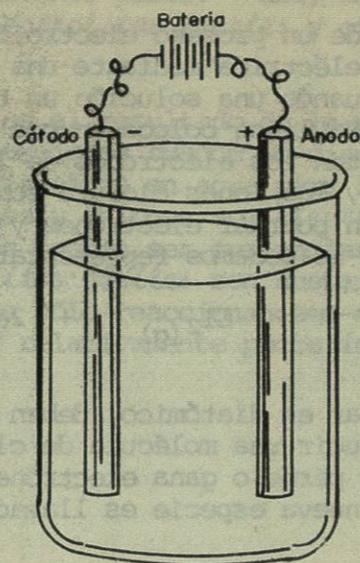
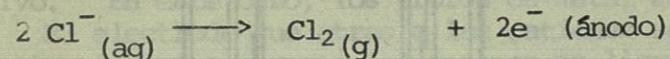


Fig. 3-2. Electrólisis.

El hecho de que, bajo las condiciones correctas, los iones pueden emigrar en la solución y los electrones son perdidos o ganados; en los electrodos significa que una solución que contiene iones conducirá la electricidad. Sin embargo, la conductividad eléctrica en una solución no es la misma que se tiene en un metal. No es posible que los electrones fluyan a través de la solución, sino que la conductividad eléctrica en la solución se debe al movimiento de los iones y a las reacciones en los electrodos. Las especies que reaccionan en el cátodo y el ánodo dependen de la naturaleza de las especies presentes en la solución. Algunas especies reaccionan fácilmente en los electrodos, mientras que otras no reaccionan. El proceso de sujetar una solución a las condiciones que producirán reacciones en los electrodos se llama *electrólisis*. El

aparato usado para la electrólisis, el cual consiste en un recipiente para la solución con los electrodos sobresaliendo de él, se llama *celda electrolítica*.

Como un ejemplo de un proceso electrolítico, el cual ilustra la conductividad eléctrica mediante una solución, consideremos lo que sucede cuando una solución un tanto concentrada de cloruro de sodio, NaCl, se coloca en una celda electrolítica. Cuando se conectan los electrodos de la batería externa (bomba de electrones), los iones cloruro son extraídos hacia el ánodo, donde pueden perder electrones y formar cloro molecular. Este proceso lo podemos representar como:



como el cloro molecular es diatómico, deben reaccionar dos iones cloruro para producir una molécula de cloro. Un proceso en el que una especie pierde o gana electrones en un electrodo y se convierte a una nueva especie es llamada *reacción electrolítica*.

La conducción de la electricidad por una solución está relacionada con el movimiento de los iones y ciertas reacciones electrolíticas. Como consecuencia, observando si una solución conduce la electricidad será una indicación si están presentes iones en una solución. Una sustancia que forma una solución acuosa que conduce la electricidad se llama *electrolito*. Por supuesto, un electrolito debe formar iones en solución cuando se disuelve. La mayoría de las sustancias iónicas solubles son electrolitos, como lo son algunas sustancias moleculares. Una sustancia que forma una solución acuosa que no conduce la electricidad se llama *no electrolito*. Muchas sustancias moleculares (por ejemplo el azúcar y el alcohol) son no-electrolitos. El hecho de que una sustancia sea un no-electrolito indica que no forma iones cuando se disuelve. Puede determinar si una sustancia es o no electrolito, preparando una solución acuosa de la sustancia y, después, observando experimentalmente si la solución conduce la electricidad. Cuando se hace esto se encuentra que las soluciones de otras, no. Clasificaremos a tales sustancias como electrolitos y no-electrolitos respectivamente. Cuando se llevan a cabo los experimentos de -

conductividad, también se encuentra que las soluciones de algunos electrolitos son fuertes conductores, en tanto las soluciones de otros son bastante débiles. Así, se dice que algunos electrolitos son *electrolitos fuertes* y otros son *electrolitos débiles*.

La diferencia es el resultado de la extensión en la que las sustancias forman iones cuando se disuelven en agua. Las sustancias que se disuelven en agua para formar ningún otro producto que cationes y aniones son *electrolitos fuertes*. Los electrolitos fuertes pueden ser sustancias iónicas o moleculares. Los *electrolitos débiles* son sustancias que se disuelven en agua pero que sólo reaccionan con ella en muy poca cantidad para producir relativamente pocos iones.

Tabla 3-1. Algunos electrolitos y no electrolitos.

Electrolitos fuertes (Las especies se disuelven para formar iones).	Especies predominantes en la solución.
H ₂ SO ₄	H ₃ O ⁺ (ac) + HSO ₄ ⁻ (ac)
HClO ₄	H ₃ O ⁺ (ac) + ClO ₄ ⁻ (ac)
HCl	H ₃ O ⁺ (ac) + Cl ⁻ (ac)
HBr	H ₃ O ⁺ (ac) + Br ⁻ (ac)
HI	H ₃ O ⁺ (ac) + I ⁻ (ac)
HNO ₃	H ₃ O ⁺ (ac) + NO ₃ ⁻ (ac)
(Compuestos iónicos más solubles)	
NaCl	Na ⁺ (ac) + Cl ⁻ (ac)
K ₂ SO ₄	K ⁺ (ac) + SO ₄ ⁻ (ac)
NH ₄ NO ₃	NH ₄ ⁺ (ac) + NO ₃ ⁻ (ac)
NaOH	Na ⁺ (ac) + OH ⁻ (ac)
KOH	K ⁺ (ac) + OH ⁻ (ac)
Ba(OH) ₂	Ba ²⁺ (ac) + OH ⁻ (ac)
NaC ₂ H ₃ O ₂	Na ⁺ (ac) + C ₂ H ₃ O ₂ ⁻ (ac)
AgNO ₃	Ag ⁺ (ac) + NO ₃ ⁻ (ac)
Electrolitos débiles (Las especies reaccionan ligeramente con el agua para formar algunos iones)	
NH ₃	NH ₃ (ac)
HF	HF(ac)
HNO ₂	HNO ₂ (ac)
H ₂ SO ₃	H ₂ SO ₃ (ac)
H ₂ S	H ₂ S(ac)
H ₃ PO ₄	H ₃ PO ₄ (ac)
HC ₂ H ₃ O ₂	HC ₂ H ₃ O ₂ (ac)

TABLA 3-1. Algunos electrolitos y no electrolitos. (Cont)

No electrolitos
(Las especies no forman iones en solución).

CH ₃ OH	CH ₃ OH(ac)
C ₂ H ₅ OH	C ₂ H ₅ OH(ac)
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (ac)
CH ₃ COCH ₃	CH ₃ COCH ₃ (ac)

3-5 TIPOS DE DISOLUCIONES EN BASE A LA CANTIDAD Y ESTADO FÍSICO DE LOS COMPONENTES.

Es posible tener soluciones de fase líquida y soluciones de fase sólida y soluciones de fase gaseosa.

En la tabla 3-2 se presentan algunas soluciones típicas, comprendiendo las diversas fases. El tipo que más comúnmente encontramos es el de fase líquida. Como el agua es uno de los solventes más útiles, las soluciones más comunes son denominadas *soluciones acuosas*. Todas las soluciones que no contienen al agua como disolvente se llaman *soluciones no acuosas*.

TABLA 3-2. Algunas soluciones típicas.

Estado físico de la solución fase.	Solvente.	Soluto.	Ejemplo.	Naturaleza del soluto en la solución.
Sólido	Sólido	Gas	Gas hidrógeno disuelto en metal palido	Moléculas de H_2 distribuidas en la red cristalina del metal.
Sólido	Sólido	Gas	Metal cobre disuelto en metal plata.	Átomos de cobre ocupando posiciones cristalinas en el cristal plata.
Gas	Gas	Gas	Mezcla de gas oxígeno y gas nitrógeno.	Mezcla completa de las moléculas de los dos gases.
Líquido	Líquido	Sólido	Sacarosa disuelta en agua.	Moléculas de $C_{12}H_{22}O_{11}$ distribuidas en la fase acuosa.
Líquido	Líquido	Sólido	Cloruro de sodio disuelto en agua.	Los iones constituyen de esta sustancia iónica existen independientemente en la fase acuosa como Na^+ (ac) y Cl^- (ac).
Líquido	Líquido	Líquido	Alcohol etílico disuelto en agua.	Las moléculas de C_2H_5OH se distribuyen en la base acuosa.
Líquido	Líquido	Gas	Cloruro de hidrógeno disuelto en agua.	El gas HCl reacciona con el agua cuando se disuelve, lo cual conduce a que la solución sólo contenga H_3O^+ (ac) y Cl^- (ac). No existe HCl no-

El proceso de disolución puede ser exotérmico. Por supuesto, la naturaleza del cambio de calor que acompaña al proceso de disolución depende de la naturaleza del solvente y del soluto que intervienen. Idealmente, podemos imaginar la disolución de un sólido en un solvente líquido como comprendiendo una interacción entre las moléculas del solvente y del soluto, lo cual conduce a que las partículas de soluto entren a la fase de disolución. Cuando se coloca primero un soluto en contacto con el solvente, las partículas constituyentes entran fácilmente a la fase de solución. Como resultado del movimiento cinético, las partículas del soluto disuelto y el solvente se están moviendo constantemente en todas direcciones en la fase solución. Como resultado de este movimiento, algunas de las partículas del soluto emigran a una posición entre la solución y el soluto no disuelto y reentran a la fase de soluto no disuelto. Esta reformación de la fase soluto se llama *recristalización*. La disolución y la recristalización son procesos opuestos y, tan pronto como se presente suficiente soluto, se alcanza un punto en el proceso de disolución en el que la rapidez de disolución es igual a la rapidez de cristalización. (ver fig. 3-3)

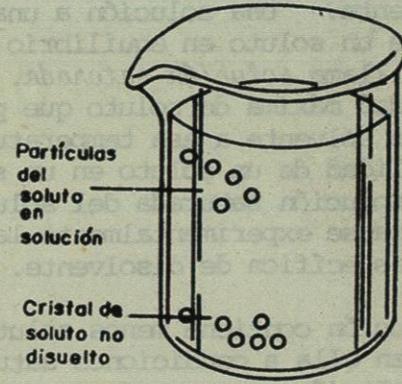


Fig. 3-3. En una solución saturada que se encuentra en contacto con soluto no disuelto, las partículas del soluto (moléculas o iones de carga opuesta) regresan al cristal tan rápidamente como dejan la superficie de éste en todos sus puntos. Independientemente de lo mucho que "entre y salga" no ocurre cambio neto, ya sea en la concentración de la solución o en la cantidad de soluto no disuelto que está presente.

La competencia entre los dos procesos y la eventual igualdad de sus rapidezces ilustra un proceso muy importante en la química conocido con el nombre de *equilibrio dinámico*. El término equilibrio se refiere a la igualdad de las rapidezces de los dos procesos opuestos y el término dinámico se refiere al hecho de que ambos procesos están ocurriendo de manera continua.

La cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente antes de que se alcance el estado de equilibrio dinámico depende de la naturaleza del solvente, del soluto y de la temperatura. La cantidad de una sustancia que puede disolverse en una cantidad dada de solvente a una temperatura específica se llama *solubilidad* del soluto a esa temperatura. Existe una solubilidad característica para cada sustancia en un solvente dado. A menudo, la solubilidad se expresa en términos de número de gramos de soluto que pueden disolverse en 100 gr. de solvente a una temperatura específica. Por ejemplo, la solubilidad del cloruro de sodio en agua a 0°C es 35.7 gr por 100 gr de agua. Se usa una expresión así de la solubilidad porque, en estos términos, las solubilidades pueden medirse fácilmente. Una solución a una temperatura específica que comprende un soluto en equilibrio dinámico con el soluto no disuelto se llama *solución saturada*. Una solución así contiene la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en la cantidad dada de solvente a esa temperatura. Cuando se desea medir la solubilidad de un soluto en un solvente, es necesario preparar una solución saturada del soluto y, a continuación, puede determinarse experimentalmente la cantidad de soluto en una cantidad específica de disolvente.

Cuando una disolución contiene menos soluto que el que podría ser contenido en ella a condiciones saturadas, se dice que se trata de una solución no saturada. La solubilidad de muchas sustancias sólidas aumenta con el incremento en la temperatura. Incidentalmente es importante hacer notar que los gases se comportan de manera opuesta: dicho de otra manera, la solubilidad de los gases disminuye con el incremento de temperatura. Es posible preparar soluciones de sustancias sólidas que contengan cantidades bastante grandes de soluto, elevando la temperatura de la solución de tal suerte que se disuelva más soluto, normalmente cuando se enfrían estas soluciones, el

exceso de soluto se recristalizará. Sin embargo, a veces, cuando se enfría una solución, así se forma una solución saturada a la misma temperatura. Estas soluciones que contienen más soluto que el que es de esperar se llaman *soluciones sobre saturadas*.

3er. SEMESTRE.

UNIDAD IV.

DETERMINACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN EN LAS DISOLUCIONES.

INTRODUCCIÓN:

Es muy común escuchar o decir que alguna solución está diluida o concentrada, y claro en estos casos lo que realmente queremos expresar es que alguna solución contiene una cantidad relativamente pequeña de soluto disuelto (diluído) o bien que en algún disolvente tenemos mucho soluto disuelto y cuando no, mezclado (concentrado). Esto último desde luego cuando nos referimos a solutos que sean muy solubles.

Pues bien, en esta unidad estudiaremos la manera correcta de expresar las concentraciones de una disolución, ya sea desde el punto de vista físico o químico.

OBJETIVOS:

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Expresar la concentración de las soluciones en unidades físicas, según se explica en el texto.
- 2.- Definir los términos:
a) Molaridad. b) Molalidad. c) Normalidad.
- 3.- Expresar, así como calcular las concentraciones de las soluciones en las siguientes unidades químicas:
a) Molaridad. b) Molalidad. c) Normalidad.

- 4.- Explicar como afecta la energía en el proceso de disolución.
- 5.- Explicar como afecta las concentraciones del soluto en las propiedades de una solución.
- 6.- Definir el término: propiedades colegativas.

PROCEDIMIENTO:

- 1.- Deberás estudiar todo el capítulo 4.
- 2.- Pon atención a las explicaciones de tu maestro y además practica con los ejercicios resueltos que aparecen en el capítulo.
- 3.- Resuelve la autoevaluación correctamente para que ello te ayude a la comprensión plena de los objetivos de la unidad.

REQUISITO:

Deberás entregar a tu maestro correctamente resuelta la siguiente autoevaluación, un día antes del examen para que tengas derecho a presentar.

AUTOEVALUACIÓN:

- I. ¿Cuál será la molaridad de una disolución que contiene 16.0 g de CH_3OH en 200 ml de disolución?
(P.M. de $\text{CH}_3\text{OH} = 32.0$)
- II. ¿Calcular la molaridad de una disolución en la que se han disuelto 48 gr de H_2SO_4 en 500 ml de agua?
- III. ¿Cuál es la molalidad de una disolución que contiene 20 gr de azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) disueltos en 125 gr de agua?
- IV. Una disolución de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en agua es 1.54 molal. ¿Cuántos gramos de alcohol están disueltos en 2,500 gr de agua?
- V. ¿Calcular la normalidad de 7.88 gr de HNO_3 que están disueltos en un litro de disolución?
(P. M. de $\text{HNO}_3 = 63.02$ g/mol)
- VI. ¿Calcular la normalidad de 26.5 gr de Na_2CO_3 que están disueltos en 1 litro de disolución?
(P.M. del $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106.0$)

CAPÍTULO IV.

DETERMINACIÓN DE LAS CONCENTRACIONES EN LAS SOLUCIONES.

INTRODUCCIÓN:

Cuando queremos expresar la concentración de una solución, nos estamos refiriendo al peso, o bien al volumen del soluto que se encuentra presente en determinada cantidad (específica) de disolvente.

La concentración de estas soluciones se puede expresar en unidades físicas o químicas. Cuando se trate de expresar en unidades físicas podremos hablar de un *tanto por ciento en peso* o bien de un *tanto por ciento en volumen*, mientras que cuando se utilizan unidades químicas estaremos hablando de *molaridad*, *molalidad*, *normalidad*, etc.

En el presente capítulo explicaremos los diversos métodos para expresar las concentraciones de las soluciones.

4-1 CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES EN UNIDADES FÍSICAS.

Una de las maneras de expresar estas concentraciones es - en un *tanto por ciento en peso*, esto es, cuando el porcentaje dado se refiere al soluto disuelto, por ejemplo una disolución acuosa de NaOH al 5% contendrá 5 gramos de NaOH los cuales se disuelven en una pequeña cantidad de disolvente, agua en este caso, y luego se añade más líquido hasta completar un volumen total de 100ml.

Otra manera de expresar la concentración es mediante una simple relación de gramos de soluto disuelto en alguna canti--

dad en gramos del disolvente, por ejemplo ¿cuál será el porcentaje en peso de 15 gr. de sulfato de sodio que se han disueltos en 100 gramos de agua? Podremos expresar la concentración por la relación de 15 gr. de soluto en 115 gr. de la disolución (que resulta de la suma de 15 gr. de sulfato de sodio y 100 gr. de agua, que será el peso total de la solución) y entonces tendremos;

$$\frac{\text{gr. de soluto}}{\text{peso total de la solución en gr.}} \times 100 = \% \text{ en peso del soluto}$$

para nuestros datos:

$$\frac{15 \text{ gr. de Na}_2\text{SO}_4}{115 \text{ gr. de solución}} = 0.1304 \times 100 = 13.04\% \text{ de Na}_2\text{SO}_4$$

Observe que esta manera de expresar la concentración es diferente a la citada anteriormente.

Por último la concentración de una solución de dos líquidos, frecuentemente se expresa en un *tanto por ciento en volumen* por el hecho de que los volúmenes de los líquidos se mide fácilmente.

El ejemplo clásico es que la concentración de las bebidas alcoholicas se expresa de este modo; y así tendremos que si algún vino expresa en su etiqueta una concentración de alcohol de un 18%, lo que en realidad significa es que por cada 100 ml de vino, el 18% son de alcohol y el resto (82 ml) corresponden a otras sustancias presentes en el vino.

4-2 CONCENTRACIÓN EN UNIDADES QUÍMICAS (MOLARIDAD).

Como las soluciones son mezclas, los componentes que comprenden una solución pueden estar presentes en cantidades variables. Por ejemplo, dos soluciones del mismo volumen pueden contener el mismo soluto disuelto en el mismo solvente pero pueden diferir en la cantidad de soluto que está presente.

Una solución puede describirse cualitativamente, indicando simplemente qué componentes están presentes.

Sin embargo, con frecuencia puede desearse expresar la composición cuantitativa de una solución en términos de la cantidad de cada componente presente en una cantidad específica de solución, se llama *concentración* del soluto. La concentración de un soluto en una solución puede expresarse en varias maneras diferentes.

Una expresión común y útil de la concentración de un soluto es la que se conoce como *molaridad*. La molaridad expresa el número de moles de un soluto por litro de solución. La molaridad, la cual se representa por el símbolo M, puede definirse como:

$$\text{Molaridad (M)} = \left(\frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{litro de solución}} \right)$$

Puede determinarse la molaridad de un soluto si se conoce la cantidad de soluto disuelto en solvente suficiente para producir un volumen específico de solución. Puede convertirse la masa de soluto al número de moles de soluto y, a continuación, puede dividirse el número de moles de soluto entre el volumen de solución en litros para expresar la molaridad. Hay que tener presente que la molaridad es independiente de la cantidad de solución y simplemente sirve como una expresión conveniente de la cantidad de soluto por unidad de volumen de solución. Por ejemplo, puede tenerse una muestra de 10 mililitros de una solución y una muestra de 5 litros de otra, pero ambas soluciones podrían tener la misma concentración de número de moles por litro.

Ejemplo 1. Preparar 1 litro de 0.20 M de NaOH.

1. Tendremos que calcular el número de moles de soluto requerido. 1 lt. de 1.0 M de NaOH debe contener un mol de NaOH; por lo tanto, 1 lt. de 0.20 M de NaOH contendrá 0.20 mol de NaOH.

2. Calcular el número de gramos de soluto requerido.

$$0.20 \text{ mol} \times 40 \text{ gr/mol} = 8.0 \text{ gr}$$

3. Los 8 gr. de NaOH deben ser añadidos al agua y disueltos. Cuando la disolución es completa, se agrega al agua necesaria para tener 1 lt. de disolución.

Ejemplo 2. ¿Cuántos gramos de oxalato de sodio se necesitarán para preparar 500.0 ml de oxalato de sodio 0.150 M?

$$M = \frac{N^{\circ} \text{ de moles de soluto}}{N^{\circ} \text{ litros solución}}$$

entonces,

$$0.150 = \frac{N^{\circ} \text{ moles soluto}}{0.5000}$$

$$(500 \text{ ml} = 0.5000 \text{ litros})$$

$$\begin{aligned} N^{\circ} \text{ moles soluto} &= (0.5000)(0.150) \\ &= 0.750 \text{ moles} \end{aligned}$$

Peso fórmula de oxalato de sodio ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$):

$$\text{Na}_2: 2 \times 22.99 = 45.98$$

$$\text{C}_2: 2 \times 12.01 = 24.02$$

$$\text{O}_4: 4 \times 16.00 = 64.00$$

$$134.00$$

Peso del $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ requerido:

$$= \frac{134.0 \text{ gr}}{\text{mol}} \times 0.750$$

$$= 10.05 \text{ gr}$$

Ejemplo 3. ¿Cuál es la molaridad de una disolución que contiene 16.0 gr de CH_3OH en 200 ml. de disolución?

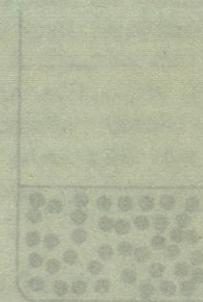
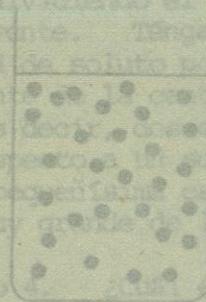
El peso fórmula del $\text{CH}_3\text{OH} = 32.0$

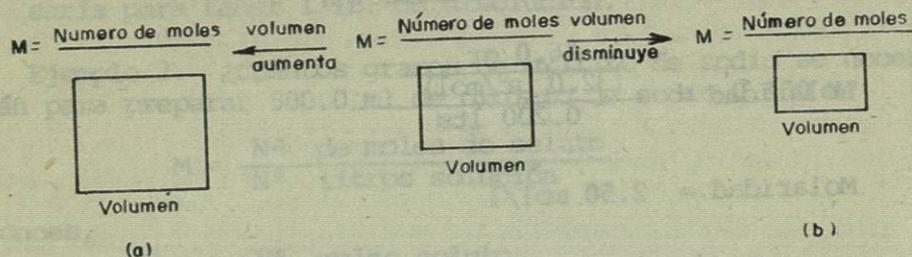
$$\text{Molaridad} = \frac{N^{\circ} \text{ moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{16.0 \text{ gr}}{(32.0 \text{ gr/mol}) / 0.200 \text{ lts}}$$

$$\text{Molaridad} = 2.50 \text{ mol/l}$$

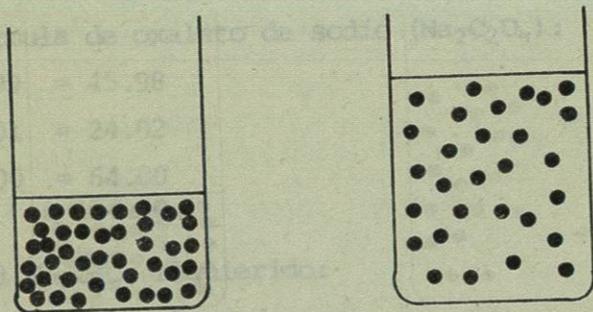
$$\text{Molaridad} = 2.5 \text{ M}$$





Cuando se incrementa el volumen de una solución (la solución se diluye), la molaridad disminuye. Dado que el número de moles es constante, dividiendo entre un volumen mayor da una molaridad menor.

Cuando se disminuye el volumen de una solución (el solvente se evapora), la molaridad aumenta. Dado que el número de moles es constante, dividiendo entre un volumen menor da una molaridad mayor.



(c) Cuando se incrementa el volumen de una solución por dilución, no se cambia el número (moles) de partículas de soluto y el volumen de la solución se hace mayor. Dado que la molaridad se calcula dividiendo el número de moles entre el volumen, la molaridad de la solución disminuye con la dilución.

La molaridad de una solución es inversamente proporcional al volumen.

4-3 MOLALIDAD.

Otra manera en la que puede expresarse la concentración de un soluto es en términos del número de moles de soluto por kilogramo de solvente. Este término de concentración indica el número de moles de soluto por unidad de masa del solvente. La unidad de masa que se usa es el kilogramo. Esta expresión de la concentración se llama molalidad y se representa con el símbolo m . La molalidad se define como:

$$\text{molalidad (m)} = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{kilogramos de solvente}}$$

Puede deducirse la molalidad de un soluto si se conoce la masa del soluto disuelto en una masa dada de solvente. Puede calcularse el número de moles del soluto a partir de la masa, usando el factor del número de gramos por mol y, después, puede calcularse el número de moles de soluto por kilogramo de solvente, dividiendo el número de moles de soluto entre la masa del solvente. Téngase presente que la molalidad expresa la cantidad de soluto por cantidad unitaria de solvente y es independiente de la cantidad real de solución con la que se trate. Es decir, dos soluciones pueden tener la misma molalidad con respecto a un soluto dado, mientras que solo puede tenerse una pequeñísima cantidad de una de las soluciones y una cantidad muy grande de la otra.

Ejemplo 4. ¿Cuál es la molalidad de una disolución que contiene 20.0 gr. de azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$ disueltos en 125 gr. de agua?

$$\text{Peso molecular del } C_{12}H_{22}O_{11} = 342$$

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramos de solvente}}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{\frac{20.0 \text{ gr}}{342 \text{ gr/mol}}}{\frac{125 \text{ gr disolvente}}{1.000 \text{ gr/kg}}}$$

$$= 0.468 \text{ moles/kg}$$

$$= 0.468 \text{ m}$$

Ejemplo 5. Una disolución del alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, en agua es 1.54 molal. ¿Cuántos gramos de alcohol están disueltos en 2.500 gr. de agua?

$$\text{Peso molecular del } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46.1$$

Como la disolución es 1.54 molal, 1.000 gr. de agua disuelven 1.54 moles de alcohol, entonces, 2.500 gr. de agua disuelven $2.500 \times 1.54 = 3.85$ moles de alcohol,

$$\text{Peso del alcohol} = 3.85 \text{ moles} \times 46.1 \text{ g/mol}$$

$$= 177 \text{ gr de alcohol}$$

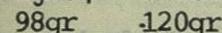
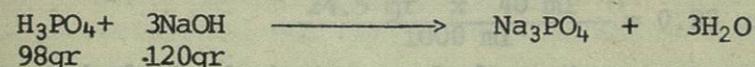
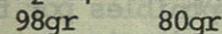
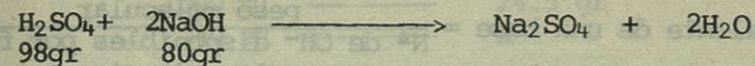
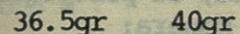
4-4 NORMALIDAD.

La normalidad de una solución se expresa por la letra N y representa el número de pesos equivalentes de soluto por litro de disolución.

En especial conviene expresar la concentración en función de normalidades cuando se trata de disoluciones que reaccionan entre sí como es el caso de reacciones de neutralización de ácidos y bases.

Si analizamos las ecuaciones que a continuación se describen (aplicando los conocimientos de estequiometría del Cap. 7 del libro de 2o. Sem. de Química) se podrá observar como 1 mol de HCl neutraliza a un mol de NaOH, mientras que con un solo

mol de H_2SO_4 pueden neutralizar 2 moles de NaOH, así como que con un solo mol de H_3PO_4 se pueden neutralizar hasta 3 moles de NaOH.



o bien desde otro punto de vista podemos deducir que 1 mol de HCl neutraliza a 1 mol de NaOH, 0.5 moles de H_2SO_4 pueden neutralizar a 1 mol de NaOH y 0.33 moles de H_3PO_4 pueden neutralizar a 1 mol de NaOH; o sea que 1 mol de HCl, 0.5 mol de H_2SO_4 y 0.33 moles de H_3PO_4 , representan la misma fuerza ácida capaz de neutralizar a 1 mol de NaOH y esto es debido a los pesos equivalentes de los ácidos, los cuales se definen mediante la siguiente expresión:

$$\text{Peso equivalente de un ácido} = \frac{\text{peso molecular}}{\text{N}^\circ \text{ de H}^+ \text{ disponibles por fórmula unitaria}}$$

En otras palabras, el peso equivalente de un ácido es aquel que contiene 1.008 gr (peso equivalente en gramo) de hidrógeno o el peso fórmula de ácido dividido por el número de hidrogeno sustituido de su fórmula; y así tenemos los siguientes pesos equivalentes de los ácidos de las ecuaciones anteriores son:

$$\text{Peso equivalente del HCl} = \frac{36.5}{1} = 36.5 \text{ gr.}$$

$$\text{Peso equivalente de } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{98}{2} = 49 \text{ gr.}$$

$$\text{Peso equivalente de } \text{H}_3\text{PO}_4 = \frac{98}{3} = 32.67 \text{ gr.}$$

Según la definición de normalidad, 36.5 gr. de HCl en 1 litro de agua sería una solución de 1.0 N, lo mismo con 49 gr de H₂SO₄ y con 32.67 gr de H₃PO₄

Siguiendo la misma línea de razonamiento, el peso equivalente de una base se define de la siguiente manera:

$$\text{Peso equivalente de una base} = \frac{\text{peso molecular}}{N^{\circ} \text{ de OH}^- \text{ disponibles por fórmula unitaria}}$$

Por ejemplo, ¿Cuál será el peso equivalente de las siguientes bases? NaOH, Ca(OH)₂, Al(OH)₃

$$\text{Peso equivalente de NaOH} = \frac{40}{1} = 40 \text{ gr}$$

$$\text{Peso equivalente de Ca(OH)}_2 = \frac{74}{2} = 37 \text{ gr}$$

$$\text{Peso equivalente de Al(OH)}_3 = \frac{78}{3} = 26 \text{ gr}$$

y respectivamente esos pesos equivalentes disueltos en 1 litro de disolución nos darán una solución de 1 N de cada una de las bases.

Para ejercitar los conocimientos de este tipo de expresión de concentración, resolveremos los siguientes problemas.

1. ¿Cuántos gramos de H₂SO₄ se necesitaría agregar a 40 ml. de agua para obtener una solución de 0.5 N de H₂SO₄ (peso molecular de H₂SO₄ = 98)?

Primero se calcula la cantidad en gramos que necesitamos agregar a 1000 ml de agua para tener una solución de 0.5 N de H₂SO₄

$$\text{Peso equivalente de H}_2\text{SO}_4 = \frac{98}{2} = 49 \text{ gr}$$

con 49 gr disueltos en 1 litro, tendríamos una solución de 1.0 N, por lo tanto con la mitad de estos gramos tendríamos una solución de 0.5 N, todavía en un litro.

$$49 \div 2 = 24.5 \text{ gr}$$

ahora con una regla de tres simple, deduciremos cuantos gramos de H₂SO₄ necesitaríamos para preparar tan solo 40 ml de H₂SO₄ de 0.5 N

$$\begin{array}{l} 1000 \text{ ml} \text{ ————— } 24.5 \text{ gr} \\ 40 \text{ ml} \text{ ————— } X \end{array}$$

$$\frac{24.5 \text{ gr} \times 40 \text{ ml}}{1000 \text{ ml}} = 0.98 \text{ gr de H}_2\text{SO}_4$$

2. Cuántos gramos de Ba(OH)₂ estan presentes en 3.5 ml de solución de 0.2 N de este compuesto (peso molecular de Ba(OH)₂ = 171.3).

Siguiendo los pasos del problema anterior primero calcula remos cuantos gramos de Ba(OH)₂ necesitaríamos para obtener 1 litro de solución de 0.2 N

$$\text{Peso equivalente de Ba(OH)}_2 = \frac{171.3}{2} = 85.65$$

con 85.65 gr de Ba(OH)₂ en 1 litro de disolución tendríamos una solución de 1.0N de este compuesto, para saber cuantos - gramos necesitamos para tener una solución de 0.2 N, mediante una regla de tres simple lo resolveremos.

$$\begin{array}{l} 1.0 \text{ N} \text{ ————— } 85.65 \text{ gr} \\ 0.2 \text{ N} \text{ ————— } X \end{array}$$

$$\frac{85.65 \text{ gr} \times 0.2 \text{ N}}{1.0 \text{ N}} = 17.13 \text{ gr}$$

estos 17.13 gr serían disueltos en 1000 ml para tener la solución de 0.2 N, pero nosotros tan solo queremos 3.5 ml; entonces mediante otra regla de tres simple lo obtendremos:

$$\begin{array}{l} 1000 \text{ ml} \text{ ————— } 17.13 \text{ gr} \\ 3.5 \text{ ml} \text{ ————— } X \end{array}$$

$$\frac{17.13 \text{ gr} \times 3.5 \text{ ml}}{1000 \text{ ml}} = 0.599 \text{ gr}$$

4-5 ENERGÍA Y DISOLUCIÓN.

Los estudios sobre soluciones para descubrir qué cambios de energía se producen, nos informan el "por qué" de la solubilidad.

Existen tres términos de energía que son los que se emplean al considerar una solución de soluto sólido y disolvente líquido. Debe absorberse energía para que las fuerzas de atracción que mantienen al sólido en un estado sólido, puedan ser sobrepasadas. Las llamaremos E_1 , más energía E_2 , que deberá absorberse para que las fuerzas de atracción entre las moléculas del disolvente puedan ser, por lo menos, parcialmente vencidas. Finalmente, debe desprenderse energía de enlace de moléculas de disolvente con moléculas o partículas de soluto. Es la energía de solvatación E_3 .

El proceso de disolución es favorable cuando E_3 es grande, comparado con E_1 y E_2 y, especialmente, cuando E_3 es mayor ($E_1 + E_2$). Cuando el soluto es un sólido iónico, las energías fuertes de Coulomb entre iones cargados opuestamente, hacen que E_1 sea mayor que para los sólidos moleculares serán más fácilmente solubles en agua. Esta conclusión experimentalmente resulta incorrecta. Los sólidos iónicos son más solubles en agua. Para comprenderlo, debemos considerar E_2 y E_3 .

Debido a que no es probable que las moléculas polares del agua sean atraídas por moléculas no polares o débilmente polares de los sólidos moleculares, E_3 debe ser pequeña. También, para el agua polar, E_2 debe ser grande. El resultado es que la suma de E_1 y una E_2 grande es mayor que una E_3 pequeña, por tanto, un sólido molecular tiene una baja solubilidad en el agua.

Los sólidos iónicos son solubles en agua, incluso si E_1 y E_2 son altas. Por otra parte, E_3 para sólidos iónicos debe ser muy alta. En la tabla 4-1 se presentan los efectos de la energía que determinan la solubilidad.

TABLA 4-1. Efectos de energía y solubilidad relativas de los compuestos.

Soluto	Disolvente	E_1
Sólido iónico	Agua	Elevada
Sólido molecular	Agua	Moderada
Sólido iónico	Líquido no polar	Elevada
Sólido molecular	Líquido no polar	Moderada
E_2	E_3	Solubilidad relativa
Elevada	Muy elevada	Moderada a elevada
Elevada	Baja	Baja
Moderada	Baja	Baja
Moderada	Moderada	Moderada a elevada

Existen energías fuertes de atracción entre los iones y las moléculas polares del agua. Un número (que depende de la carga y tamaño del ion) de moléculas de agua, forma una *capa de hidratación* alrededor del ion. Este proceso de hidratación es altamente exotérmico. La energía de hidratación fundamentalmente, suministra la elevada E_3 necesaria para la disolución de los sólidos iónicos.

4-6 EFECTOS DEL SOLUTO EN LAS PROPIEDADES DE LA SOLUCIÓN.

Al estudiar las soluciones vimos que es imposible mezclar soluto y disolvente sin que cambien las propiedades de éste. Al añadir un soluto al agua, baja el punto de congelación (P_c). Cuanto más soluto se agrega, mayor es el descenso del punto de congelación. Este efecto ha sido de gran utilidad durante muchos años.

Si 1.00 mol de azúcar glucosa se añaden a 1.00 Kg de agua

y se enfría la solución resultante, el $P_C = -1.86^\circ\text{C}$. Si se hierve esta solución, lo hace a 100.53°C . Una solución de un mol de soluto en un Kg de disolvente como acabamos de ver se llama solución "molal" (m). Por lo tanto, 1.86°C es la depresión del punto de congelación molal para el agua, y 0.53°C es la elevación molal del punto de ebullición (P_e) para el agua. La depresión del P_C y la elevación de P_e son constantes para cada disolvente.

Las propiedades de una solución, determinadas por el número de partículas de soluto presentes, se llaman *propiedades coligativas*. Comprenden el punto de ebullición, el de congelación o fusión, la presión de vapor y la presión osmótica.

3er. SEMESTRE.

UNIDAD V.

HIDRÓGENO, OXÍGENO Y AGUA.

INTRODUCCIÓN:

Si el agua, la sustancia más común de la tierra, empezara de pronto a comportarse como debiera, según su constitución molecular, la vida quedaría sometida a una serie de desastres. La sangre herviría en el cuerpo, plantas y árboles se secarían y morirían y el mundo se convertiría en un árido desierto. Pero las moléculas del agua están unidas en formas distintas de las de cualquier otro compuesto; por esta razón tiene propiedades que son singulares y paradójicas.

Por ejemplo, el agua es una de las escasas sustancias - que son más pesadas como líquidos que como sólidos. Líquida puede subir cuesta arriba a pesar de las fuerzas de gravedad. Es tan benigna que en ella pueden vivir infinitas formas de vida, y tan corrosiva que en un tiempo suficiente desintegraría el metal más duro. Aunque parece cambiar de forma con milagrosa facilidad, existiendo en sus formas sólida, líquida y gaseosa en el mismo río o en el mismo lago, en realidad tiene - que liberar prodigiosas cantidades de energía para producir estas transformaciones. Por ejemplo, la energía que se necesita para fundir un pequeño témpano de hielo (iceberg) bastaría para que un barco enorme cruzara el Atlántico 100 veces.

OBJETIVO.

Al terminar esta unidad, el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Explicar cómo están constituidos los isótopos de hidrógeno.

- 2.- Explicar quien y como descubrió el oxígeno.
- 3.- Define que es Alotropía.
- 4.- Explica como se produce el ozono.
- 5.- Definir a qué llamamos aguas duras, así como clasificar las diferentes clases de aguas minerales.
- 6.- Enlistar las características que debe reunir el agua para poder ser considerada como potable.
- 7.- Explica en que consiste la naturaleza dipolar del agua.
- 8.- Explicar como actúan las fuerzas de Van Der Waals en el agua, así como definir dipolo instantáneo y dipolo inducido.
- 9.- Explicar la diferencia de unión que presenta el hidrógeno con el oxígeno para formar el agua, con respecto a otros hidruros.
- 10.- De las propiedades químicas del agua, señala:
 - a) Como reacciona con los metales activos a temperaturas ordinarias.
 - b) Como reacciona con los óxidos.
 - c) Como reacciona con los anhídridos.
- 11.- Menciona quien y cuando descubrió el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada H_2O_2).
- 12.- Señala algunos usos del peróxido de hidrógeno, así como las reacciones que demuestren su obtención en el laboratorio.

PROCEDIMIENTO:

- 1.- El agua a pesar de ser la sustancia más común en nuestro mundo, es sin duda el compuesto más importante para la existencia de la vida, por lo que deberás estudiar el capítulo 5 con mucha atención.
- 2.- Observa con detenimiento las gráficas y figuras que aparecen en el transcurso del capítulo; ello te será de mucha ayuda para la resolución de tus objetivos.

REQUISITO:

Deberás entregar a tu maestro la siguiente autoevaluación contestada, un día antes de la fecha del examen de esta unidad para que con ello tengas derecho a presentar tu examen, de lo contrario no tendrás derecho.

AUTOEVALUACIÓN:

- 1.- ¿Qué entiendes por agua dura? _____

- 2.- Describe la clasificación de las aguas minerales.

- 3.- Escribe dos usos del peróxido de hidrógeno.

- 4.- Escribe dos métodos de obtención del peróxido de hidrógeno.

- 5.- Explicar con tus propias palabras por qué el hielo flota en el agua.

- 6.- ¿A qué llamamos fuerzas de Van Der Waals?

- 7.- Explica con tus propias palabras por qué el agua posee altos puntos de fusión y ebullición.

- 8.- Define dipolo, dipolo instantáneo, dipolo inducido, alotropía.

- 9.- Menciona las características que debe reunir una agua para ser considerada potable.

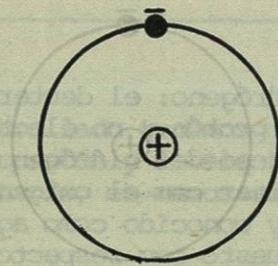
- 10.- Cuales son los isótopos del hidrógeno y quién descubrió el oxígeno.

CAPÍTULO V.

HIDRÓGENO, OXÍGENO Y AGUA.

5-1 EL HIDRÓGENO.

El hidrógeno es el elemento más sencillo que existe, ya que un átomo de este elemento consta solo de un núcleo con un protón dentro y un solo electrón girando a su alrededor.



Modelo de un
átomo de Hidrogeno

Aunque es el elemento más sencillo, es el elemento más abundante en todo el universo, ya que a partir de investigaciones astronómicas se ha llegado a la conclusión de que la mayoría de las estrellas se componen de hidrógeno gaseoso principalmente. Como ejemplo podemos citar al Sol de nuestro sistema solar. En nuestro Sol el 99% en peso aproximadamente es de hidrógeno y la energía que el sol desprende se debe a la conversión del hidrógeno en helio.

5-2 DISTRIBUCIÓN DEL HIDRÓGENO EN LA TIERRA.

Aun cuando en el universo el hidrógeno es el elemento más abundante, nos encontramos con que en nuestro planeta sólo - constituye un 15% de los átomos que se encuentran en unos 15Km de espesor de la Tierra y si excluimos la atmósfera, hidrósfera y biósfera nos encontramos con que la porción se reduce un 2.7%. Pero para esto podemos deducir que el hidrógeno presente en la Tierra en su gran mayoría se encuentra formando parte de compuestos, como el agua y moléculas orgánicas que están en la superficie o en la parte más externa de la corteza terrestre.

5-3 ISÓTOPOS DEL HIDRÓGENO.

Se conoce dos isótopos del hidrógeno: el deuterio y el tritio. El deuterio además de un protón y un electrón, posee un neutrón, lo que lo hace isótopo del hidrógeno. Este isótopo es estable y se puede combinar con el oxígeno para formar un compuesto parecido al agua y conocido como agua pesada D_2O , aunque desde luego, este compuesto con respecto al agua tiene diferentes propiedades (Ver sig. tabla).

TABLA 5-1. Algunas propiedades físicas de los isótopos del hidrógeno.

Propiedades	H_2	D_2
Peso molecular (uma)	2.0016	4.028
Densidad calculada (g/l a TPN)	0.089	0.179
Punto de congelación (°C)	-259.14	-254.6
Punto de ebullición (°C)	-252.8	-249.7
Calor de fusión (cal/mol)	28	47
Calor de vaporización (cal/mol)	216	293

TABLA 5-2. Algunas propiedades físicas del agua y del agua pesada.

Propiedad	H_2O	D_2O
Peso molecular (uma)	18.015	20.027
Punto de congelación (°C)	0.0	3.8
Punto de ebullición (°C)	100	101.42
Densidad (g/ml a 20°C)	0.998	1.106
Calor de fusión (kcal/mol)	1.44	1.52
Calor de vaporización (kcal/mol)	9.72	9.96
Solubilidad del NaCl (g/1.00 g H_2O a 25°C)	0.36	0.30

Por otro lado tenemos que el tritio posee 2 neutrones - además del protón y el electrón; este isótopo en comparación con el deuterio, es menos estable y experimenta desintegración radiactiva.

5-4 EL OXÍGENO.

El oxígeno constituye casi la mitad de la corteza terrestre sólida, casi 9/10 del peso de los océanos y la quinta parte del volumen de la atmósfera. Es esencial para la respiración de los animales y para la vida de las plantas, su solubilidad en el agua es de unos 30 cm por litro de este oxígeno disuelto vive la mayoría de los seres vivos acuáticos. En la actualidad existen 4,000 millones de habitantes, el porcentaje anual de crecimiento es de un 2% y existe un 20% de oxígeno en la atmósfera. ¿Para el año 2,000 qué porcentaje de oxígeno habrá?, ¿habrá suficiente oxígeno para que pueda sobrevivir la humanidad? Afortunadamente la provisión de oxígeno atmosférico proviene de las plantas verdes, las cuales mediante un pro-

ceso conocido como fotosíntesis descomponen el dióxido de carbono exhalado por los animales, conservan el carbono como fuente autoalimenticia y liberan nuevamente el oxígeno. A este constante ir y venir se le denomina ciclo vital del oxígeno.

Uno de los elementos más abundantes de la tierra es el oxígeno, en la atmósfera lo encontramos en forma de moléculas diatómicas O_2 . El oxígeno forma parte fundamental del agua, lo encontramos combinado en las rocas de la corteza terrestre así como en muchos productos naturales como grasas y carbohidratos.

5-5 DESCUBRIMIENTO DEL OXÍGENO.

Joseph Priestley fue quien, trabajando en su laboratorio, descubre indirectamente el oxígeno. En una campana de vidrio colocó un polvo rojo. Cualquier gas que se pudiera formar al agregarle calor al polvo debería pasar de la campana a través de un tubo y acumularse en una botella. Utilizando una gran lente de aumento fue como calentó el polvo, concluyó: "pronto encontré que se desprendía aire fácilmente". Priestley observó el comportamiento de varias sustancias al quemarse en este "aire". Anotó un poco sobresaltado "una vela ardió en este aire vigorosamente y una astilla de madera calentada al rojo vivo ardió rápidamente presentando una apariencia análoga a la del hierro incandescente desde el rojo al blanco y despidiendo chispas en todas direcciones. Priestley fue incapaz de explicar lo que había sucedido.

Después vino Antoine Laurent Lavoisier para tratar de repetir el trabajo de Priestley en condiciones mejor controladas. Lavoisier introdujo cuatro onzas de mercurio puro en un recipiente cerrado de vidrio; luego encendió el horno y lo dejó así por doce días. Al segundo día había empezado a aparecer diminutas partículas rojas sobre la superficie del mercurio. Después que la mayor parte del mercurio se convirtiera en polvo rojo, Lavoisier retiró el fuego del recipiente de vidrio que había pesado cuidadosamente antes del experimento y pesó su contenido nuevamente. Sorpresa la que se llevó al encon-

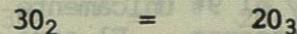
trar que no había cambio de peso.

Como el recipiente de vidrio estaba cerrado, nada podía entrar o escapar durante el calentamiento. Sin embargo, cuando abrió el recipiente, notó que el aire entraba violentamente dentro de él. Para Lavoisier, esta entrada violenta de aire le indicaba que parte del aire del recipiente se había consumido durante el calentamiento y había dejado espacio para que pudiera entrar más aire. Después que entró de nuevo el aire al recipiente, lo pesó una vez más y comprobó el aumento en peso; dedujo entonces, lógicamente, que este aumento igualaba el peso de algo que estaba en el aire contenido en el recipiente y que se había combinado durante el calentamiento con el mercurio formando el polvo rojo.

Lavoisier era un verdadero cinetífico. No quiso establecer un juicio de inmediato basándose en un solo experimento y realizó más experimentos. Como medida de precaución invirtió su experimento original; tomó el polvo rojo del mercurio y lo calentó a temperatura más alta. Encontró que el polvo rojo se convertía en mercurio y que se desprendía un gas, y mediante una serie de pruebas, encontró que este gas era idéntico al de Priestley. Por lo tanto, concluyó que el gas que había en el aire era el causante de la combustión. Lavoisier llamó a ese gas oxígeno. De todas las sustancias que ensayó ninguna podía arder sin oxígeno.

5-6 EL OZONO.

Si hacemos pasar oxígeno entre dos placas metálicas conectadas a una bobina de inducción se produce un cambio interesante en sus propiedades. La corriente que circula a través de la bobina debe ser suficiente para producir una descarga silenciosa de electricidad, pero no tan inmensa que produzca chispas. Las moléculas diatómicas del oxígeno absorben energía y se producen moléculas triatómicas de una forma más activa que el oxígeno llamada ozono, del vocablo griego que significa "oler".



Las moléculas de ozono son inestables a temperatura ambiente, volviendo a formar moléculas diatómicas estables con desprendimiento de energía.

El ozono es un gas azul pálido, más pesado y mucho más soluble en agua que el oxígeno.

El ozono se encuentra en concentraciones mayores en las capas superiores de la atmósfera a una distancia de treinta a cincuenta kilómetros de la superficie de la tierra, las moléculas de oxígeno absorben radiaciones ultravioleta que, serían nocivas para nuestra salud.

Como el ozono posee una gran actividad química, se le emplea como purificador; mata bacterias y otros microorganismos que están en el agua. En grandes concentraciones es tóxico para el hombre. También se usa el ozono para purificar el aire de hospitales, casas, refrigeradores, baños, etc. ya que reacciona con los compuestos malolientes convirtiéndolos en inodoros. Se le ha encontrado aplicación también en la fabricación de pinturas y tintas acelerando el tiempo de secado. El oxígeno no es el único elemento que puede existir en más de una forma. La existencia en el mismo estado físico de dos o más formas del mismo elemento es un fenómeno denominado alotropía. La alotropía no incluye únicamente el estado gaseoso, sino que por ejemplo, el fósforo sólido por lo general se encuentra en dos formas alotrópicas: el fósforo rojo y el fósforo blanco. El fósforo blanco es muy tóxico y en la forma roja no. El fósforo blanco arde al contacto con el aire, el fósforo rojo tendrá que calentarse hasta alcanzar la temperatura de inflamación.

5-7 EL AGUA.

En una sociedad como la nuestra es increíble la cantidad de agua que se consume. Sólo en los Estados Unidos se usan 1.3 miles de millones de metros cúbicos diariamente. La industria utiliza alrededor del 48% de esa agua; en tanto que la agricultura consume el 43% y el 9% únicamente se utiliza en la industria pequeña y en los hogares. El agua potable es funda-

mental para los centros de población humana. Las industrias la utilizan como medio de acarreo de desperdicios en nuestro medio ambiente. El agua se encuentra contenida en su mayor parte en los océanos. Resultados satisfactorios se han logrado al tratar de potabilizar el agua del mar. El agua potable que se obtiene de los manantiales, pozos, lagos y ríos, es una solución que contiene muchas especies iónicas. Los iones que están presentes en mayor cantidad son el ion sodio, ion potasio, ion magnesio, ion cloruro e ion sulfato. El agua también contiene oxígeno y dióxido de carbono disuelto. El agua dura contiene concentraciones más elevadas de iones calcio y magnesio que el agua suave.

5-8 TIPOS DE AGUAS.

Aguas minerales. En determinados lugares de la tierra existen aguas naturales que tienen ciertas propiedades medicinales a las que se les da el nombre de *aguas minerales*, también conocidas como *aguas termales* cuando su temperatura se mantiene constante y mayor de 25°C.

Las aguas minerales se pueden clasificar en:

1. *Aguas carbónicas:* poseen grandes cantidades de gas carbónico.
2. *Aguas sulfurosas:* contienen ácidos sulfhídrico y sulfuro sódico.
3. *Aguas alcalinas:* poseen grandes cantidades de bicarbonato sódico.
4. *Aguas ferruginosas:* se caracterizan por la presencia de grandes cantidades de hierro en forma de sulfatos y bicarbonatos.

Aguas duras. A las aguas que poseen grandes cantidades de calcio y magnesio se les denominan *aguas duras*. Su principal característica es que son muy desagradables al paladar, "cortan" el jabón o dicho de otra manera, no permiten que haga espuma y limpie. Cuando se utilizan mucho en la industria forman en el interior de las calderas una capa de sal insoluble que origina pérdidas de calor y a veces explosiones. Es muy común emplear *zeolita* o resinas sintéticas en el ablandamiento del agua dura. Estas sustancias son empleadas en forma de pastillas por los marineros en caso de naufragio.

Aguas potables. Son todas aquellas que pueden ser utilizadas como bebida para el hombre sin que éstas causen malestar alguno. Deberán cubrir ciertas condiciones para ser aceptadas como tales. El agua potable debe cubrir cuatro requisitos indispensables y son los siguientes:

- 1) Ser inodora y de agradable sabor.
- 2) Contener un mínimo de sales minerales y aire en solución (1 a 5 miligramos por litro).
- 3) No contener residuos de materia orgánica en descomposición.
- 4) Absoluta ausencia de microorganismos patógenos.

Por lo general, el agua debe cumplir las dos primeras condiciones, sin embargo, en ciertas regiones y condiciones el agua no cumple el tercer y cuarto requisito por lo que deberá ser purificada.

Una forma simple de purificar el agua es hirviéndola, dejándola enfriar por un corto tiempo y por último, se agita para permitir la disolución de los gases del aire. La purificación del agua en grandes volúmenes se lleva a cabo por medio de un proceso llamado *clorinación*, el cual consiste en agregar al agua cierta cantidad de cloro (gas halógeno), poseedor de propiedades desinfectantes muy efectivas; o por otro proceso llamado *ozonización*, desinfección por medio de ozono.

Agua destilada. Cuando hay requerimiento de agua que no posea sales en solución tendrá que llevarse a cabo un procedimiento conocido con el nombre de *destilación*, el cual consiste en hervir el agua en un recipiente apropiado el cual recoge los vapores condensándolos otra vez mediante un refrigerante (ver fig. 5-1).

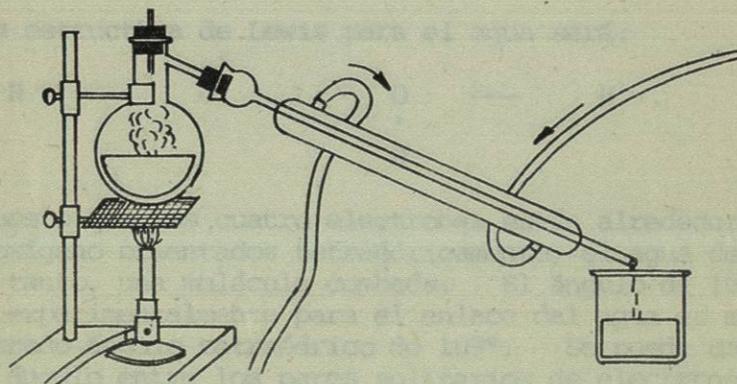
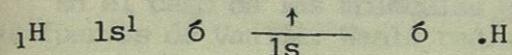


Fig. 5-1. Aparato destilador.

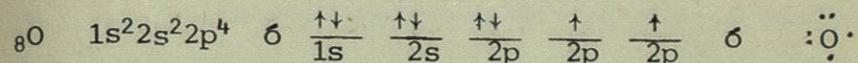
Agua filtrada. El proceso de *filtración* es aquel que se para las materias en suspensión que se encuentran en el seno del agua. Sin embargo, no destruyen los microorganismos patógenos que puedan estar presentes. El agua filtrada no es necesariamente inofensiva, para dicho proceso se emplea un filtro comercial llamado *chamerlano* en honor a su inventor y consta de un cilindro llamado *bujía*; el agua que llega a presión al interior del filtro el cual tiene las paredes porosas y al atravesar el agua estas paredes pierden las materias minerales y orgánicas que pudiera tener en suspensión.

5-9 NATURALEZA DIPOLAR DEL AGUA.

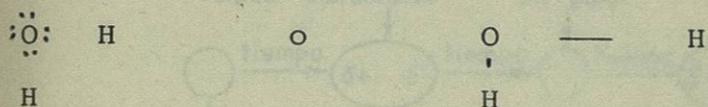
La configuración electrónica del hidrógeno es:



y del oxígeno:



La estructura de Lewis para el agua será:

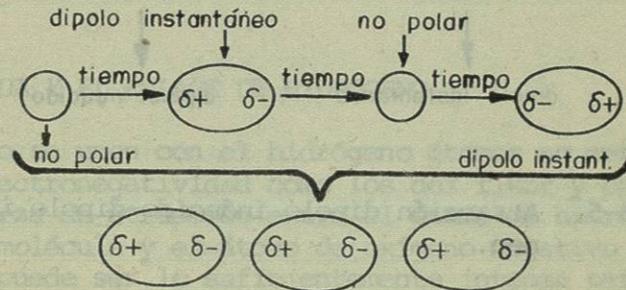


Puesto que los cuatro electrones están alrededor del átomo de oxígeno orientados tetraédricamente, el agua debe ser, por lo tanto, una molécula combada. El ángulo de 105° determinado experimentalmente para el enlace del agua es menor que el esperado ángulo tetraédrico de 109° . Se puede calcular que el ángulo entre los pares solitarios de electrones será mayor de los 109° , debido a la repulsión que existe entre estos pares negativos. Esto hace que el ángulo entre los pares de electrones enlazados (que tienen menor repulsión debido a sus implicaciones en los enlaces) se aminore de 109° a 105° .

Para comprobar la estructura molecular combada del agua se dispone de varias técnicas experimentales. La más común y más sencilla implica la determinación de la polaridad de la molécula del agua. Según los datos de electronegatividad, el hidrógeno tiene un valor de 2.1 y el oxígeno de 3.5. Por eso se puede predecir que un enlace covalente entre hidrógeno y oxígeno tendrá un grado apreciable de carácter iónico, así que era de esperarse que los enlaces fueran polares. Si los átomos de hidrógeno estuvieran en posiciones diametralmente opuestas al átomo de oxígeno, la polaridad de los enlaces sería igual, pero en direcciones opuestas. El efecto neto sería la anulación de las polaridades y la molécula del agua no tendría

y la de dipolo instantáneo-dipolo inducido constituyen las bases de la fuerzas de Van der Waals. Si los átomos están lo suficientemente próximos y sus energías cinéticas son bajas, continuarán siendo atraídos por la repetición de los dipolos temporales.

En el caso de las moléculas que son normalmente dipolos, las fuerzas de Van der Waals realzan las fuerzas de atracción permanente dipolo-dipolo que normalmente existe entre las moléculas (Fig. 5-6).



DIPOLOS INSTANTANEOS

Fig. 5-4. Atracción de dipolo instantáneo-dipolo instantáneo: modelo para las fuerzas de Van der Waals.

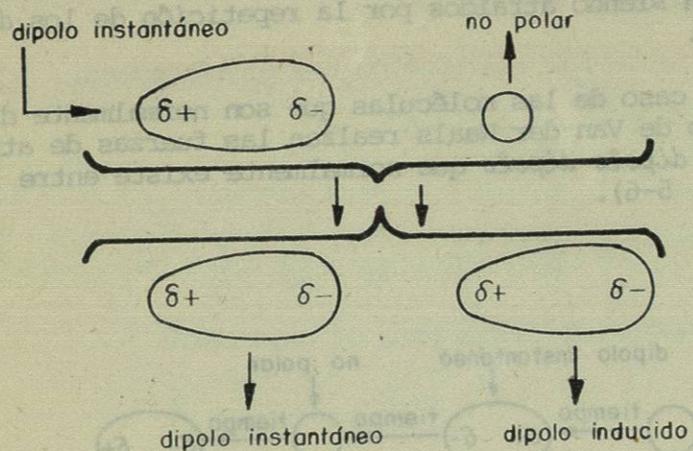


Fig. 5-5. Atracción dipolo inducido-dipolo instantáneo.

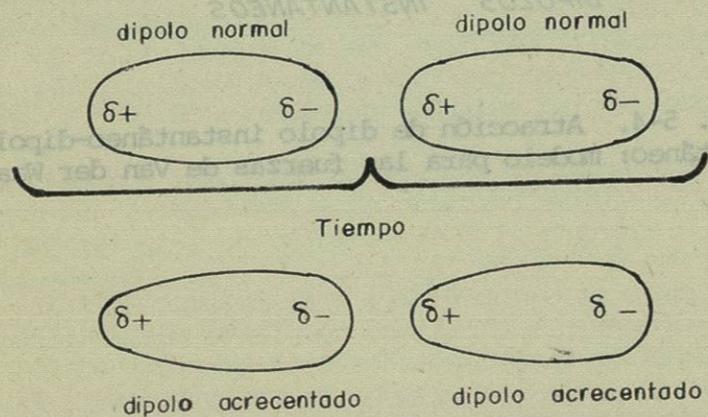
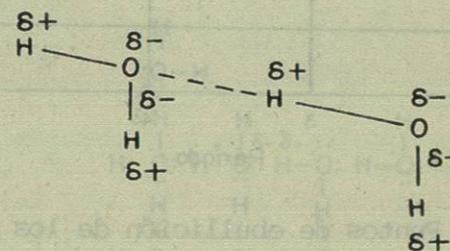


Fig. 5-6. Atracción dipolo-dipolo acrecentado, modelo para las fuerzas de Van der Waals.

A medida que aumenta el número atómico de los átomos que hay en las moléculas, crece el número de electrones presentes en las moléculas más pesadas; al aumentar el número de electrones, se produce una distorsión muy grande en el equilibrio de la carga entre el núcleo y los electrones que oscilan. Como resultado, la fuerza de los dipolos instantáneos también aumenta para estas moléculas. Esta mayor potencia de los dipolos aumenta la atracción de Van der Waals entre las moléculas. Por lo tanto, hace falta un consumo adicional de energía que provoque suficiente energía cinética a las moléculas pesadas para que se alejen entre sí, por consiguiente, la existencia de las fuerzas de Van der Waals ayuda a explicar el aumento en el punto de ebullición.

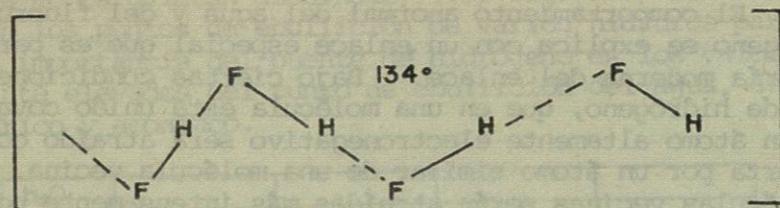
5-11 EL AGUA Y EL ENLACE DE HIDRÓGENO.

Cuando se unen con el hidrógeno átomos no metálicos de elevada electronegatividad como los del flúor y oxígeno, existe una fuerza de atracción entre el átomo de hidrógeno positivo de una molécula y el átomo de oxígeno negativo de otra. Esta fuerza puede ser lo suficientemente intensa para hacer que dos o más moléculas se asocien en agrupaciones mayores, por ejemplo:



Estos enlaces llamados por *punto de hidrógeno*, no son en ningún sentido covalentes puesto que en la molécula de cada

En HF líquido existen cadenas moleculares de HF con átomos de hidrógeno enlazando los átomos de flúor.



En esta asociación de las moléculas del agua y del ácido fluorhídrico en racimos de grandes "supermoléculas" mediante los enlaces del hidrógeno, la que explica los anormales puntos de ebullición de dichos compuestos. Como el más electronegativo de los elementos es el flúor, el enlace del hidrógeno en el HF es muy fuerte; es tan fuerte que cuando se evapora el HF líquido existen a temperaturas moderadas, especies químicas como H_2F_2 , H_4F_4 e incluso H_6F_6 . En cambio el agua se evapora como una especie monomolecular, H_2O .

Es indudable que sin el enlace de hidrógeno, el agua sería un gas a la temperatura ambiente siendo imposible la vida animal y vegetal como la conocemos.

5-12 MODELO DE AGUA LÍQUIDA.

Como ya hemos mencionado anteriormente, el agua es un líquido inodoro, insípido y es incoloro. El agua líquida es algo más densa que el agua sólida (hielo) y su densidad es máxima a $4^\circ C$ (ver tabla 5-3). A partir de estos datos y de otros tipos de mediciones de las propiedades del agua, se puede presentar un modelo para la estructura del agua líquida.

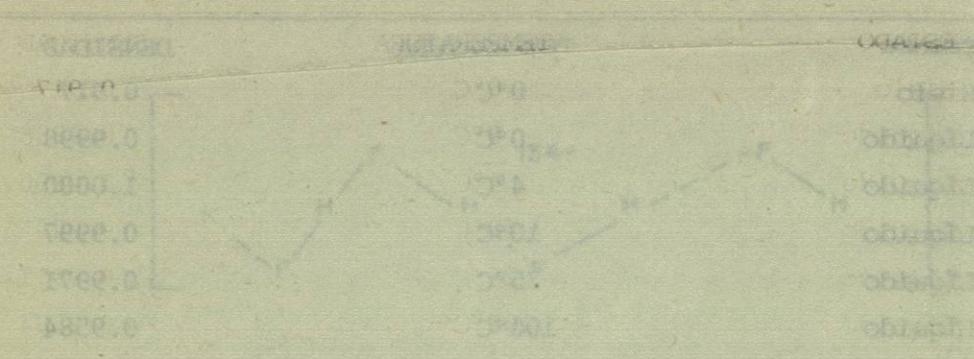
TABLA 5-3. Densidades del hielo y del agua líquida.

ESTADO	TEMPERATURA	DENSIDAD
Hielo	$0^\circ C$	0.917
Líquido	$0^\circ C$	0.9998
Líquido	$4^\circ C$	1.0000
Líquido	$10^\circ C$	0.9997
Líquido	$25^\circ C$	0.9971
Líquido	$100^\circ C$	0.9584

Cuando el hielo se funde, se rompen suficientes enlaces de hidrógeno para causar un colapso parcial de la estructura abierta del hielo. Un cristal de hielo es esencialmente una molécula gigante con enlaces de hidrógeno. El agua líquida consta de grupos más pequeños de moléculas de agua semejantes al hielo y de moléculas solitarias. Algunos de los grupos más grandes de moléculas similares al hielo pueden contener centenares de moléculas individuales de agua con enlaces de hidrógeno.

Debido al colapso parcial de la estructura abierta del hielo, las moléculas en el estado líquido se unen más estrechamente que en el hielo y la densidad del hielo es mayor. Pero, a medida que se eleva la temperatura hay más roturas en los enlaces de hidrógeno, y los grupos similares al hielo en el líquido se rompen aún en unidades más pequeñas. Al mismo tiempo aumenta la energía cinética de los grupos pequeños de moléculas y de las moléculas individuales. El aumento del movimiento molecular hace que el líquido se dilate.

En la figura 5-10 se muestra el comportamiento de la densidad del agua en función de la temperatura.

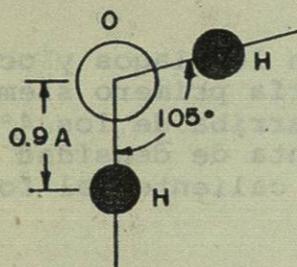


Debido al comportamiento de la densidad del agua, cuando esta se enfría, el agua más fría se hunde y el agua más caliente sube, formando una corriente convectiva. Este fenómeno es el responsable de la mezcla de las aguas en los lagos y océanos durante el invierno.

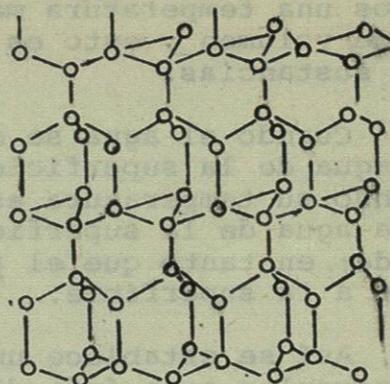
Esto nos indica que el agua aumenta de volumen cuando es calentada por arriba de esta temperatura, al igual que cualquier otra sustancia; pero si aplicamos una temperatura menor de los 4°C también aumenta de volumen y esto es lo que no sucede con las demás sustancias.

Cuando el agua se enfría en los lagos y océanos el agua de la superficie se enfría primero siempre y cuando su temperatura esté por arriba de los 4°C. Esta agua de la superficie aumenta de densidad y se hunde; en tanto que el agua más caliente del fondo, sube a la superficie.

Así se establece una corriente *convectiva* que hace circular agua fría de arriba hacia abajo, y transporta agua menos fría de abajo hacia arriba. Pero cuando el agua de la superficie llega a 4°C el fenómeno cambia. A esta temperatura el agua tiene la máxima densidad posible, se hunde hacia el fondo y ya no es reemplazada por agua de menor temperatura, porque ésta tiene menor densidad y flota. Como con secuencia, todo el volumen de agua va quedando a 4°C del fondo a la superficie. Cuando toda el agua alcanza esta temperatura, la de más arriba empieza a enfriarse abajo de 4°C, y al llegar a 0°C se congela (ver fig. 5-10). ¡Pero el hielo es también de menor densidad! por lo que se mantendrá en la superficie.



molécula de agua



crystal de hielo

Fig. 5-10. (a) Una molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno unidos covalentemente (b) Cuando el agua se congela, sus moléculas se unen formando una "red cristalina"; las moléculas así ocupan un espacio mayor que en el estado líquido y por eso el hielo "flota" en el agua. Si no fuera por esto, el hielo se hundiría hasta el fondo y ahí permanecería la mayor parte de los mares estarían congelados permanentemente desde el fondo hasta cerca de la superficie, la vida marina sería imposible y la del resto del planeta también. La pequeña diferencia de densidad del agua a 0°C y a 4°C (0.00013 gr/cm³) es, determinante para la existencia de la vida en la tierra.

Para elevar 1°C la temperatura de un gramo de agua, se necesita 1 caloría. Se dice que el "calor específico" del agua es 1 cal/gr -°C y lo representamos por el símbolo C_{agua} .

Para aumentar la temperatura de 1 gr de aluminio en 1°C se necesitarán solamente 0.29 cal, por lo tanto, el "calor específico" del aluminio es $C_{\text{Al}} = 0.29 \text{ cal/gr } ^\circ\text{C}$.

Por lo tanto, para elevar en 2°C la temperatura de 1 gr. de aluminio, se necesitará el doble de calor requerido para elevarla en 1°C, o sea:

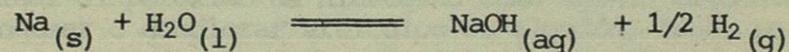
$$\begin{aligned} \text{CAL} \times 2^\circ\text{C} &= 0.29 \text{ cal/gr } ^\circ\text{C} \times 2^\circ\text{C} \\ &= 0.29 \times (2) \frac{\text{cal} - ^\circ\text{C}}{\text{gr} - ^\circ\text{C}} \\ &= 0.58 \text{ cal/gr} \end{aligned}$$

Para elevar esa temperatura en 4°C, se necesitarán cuatro veces el calor requerido para elevarla 1°C.

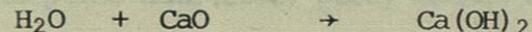
5-14 PROPIEDADES QUÍMICAS DEL AGUA.

Podríamos clasificar a las sustancias en dos: estables e inestables. El agua correspondería a la primera por ser un compuesto estable, no se puede descomponer fácilmente debido a los enlaces covalentes O - H. Solamente en condiciones muy energéticas se le puede dividir en sus partes constitutivas a una temperatura de 2,500°C apenas si se descompone una pequeña parte de agua en oxígeno e hidrógeno. La corriente eléctrica (electrólisis) es capaz de descomponer al agua en sus elementos. El carbono y el hierro descomponen al agua a la temperatura del rojo.

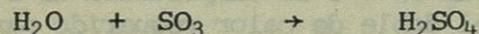
A temperaturas ordinarias, el agua reacciona de forma lenta con los metales químicamente activos, como el sodio y el potasio, con desprendimiento de hidrógeno gaseoso.



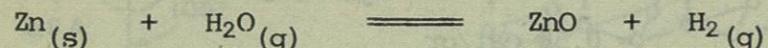
El agua también se combina con los óxidos para dar hidróxidos o bases. Por ejemplo, el óxido de calcio llamado comúnmente cal viva, forma hidróxido de calcio al reaccionar con el agua.



Los anhídridos se combinan con el agua para dar ácidos.



A temperaturas más elevadas, los metales menos activos como el cinc, reaccionan con el vapor de agua liberando hidrógeno gaseoso. Para tales casos, se forma el óxido del metal.



5-15 EL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO.

El agua oxigenada fue descubierta en 1818 por el químico francés llamado Louis Thenard. Es un compuesto que está formado por la combinación de hidrógeno y oxígeno en iguales volúmenes, por lo que tiene mayor proporción de oxígeno que el agua ordinaria. El peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , es un líquido oleoso de color azul pálido y más pesado que el agua. Es inodoro y soluble en todas proporciones en el agua, alcohol y éter. La polaridad del peróxido de hidrógeno líquido comparable con la del agua, claramente excluye una simple distribución lineal de los átomos en la molécula. Además, los estudios espectroscópicos indican que el H_2O_2 , es una molécula no planar (ver fig. 5-11).

Como el agua, el H_2O_2 , en los estados sólido y líquido abunda en enlaces de hidrógeno; lo cual explica sus elevados puntos de fusión y ebullición.

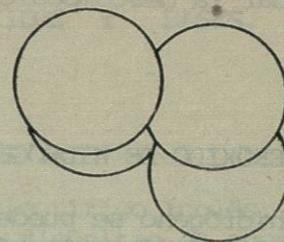
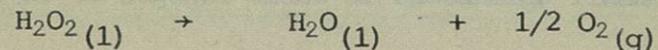


Fig. 5-11. Modelo de una molécula de peróxido de hidrógeno.

5-16 USOS DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO.

El peróxido de hidrógeno es de gran valor porque se descompone espontáneamente en agua y oxígeno.



Esta reacción tendrá una velocidad mayor si se expone al calor o a la luz, o a un catalizador como el MnO_2 .

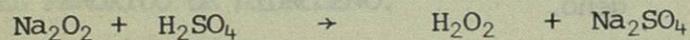
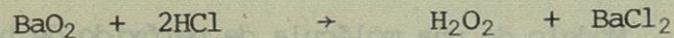
Algunos compuestos coloreados pierden su color cuando se les oxida. Las fibras contienen compuestos que les dan color y pueden blanquearse si se exponen al oxígeno. Es muy común emplear el peróxido de hidrógeno como agente oxidante para blanquear o decolorar artículos de algodón, lana, pulpa de madera, maderas empleadas en la fabricación de muebles, lo mismo que la seda, plumas, pelo, cola para pegar y otras sustancias orgánicas.

Otro uso que se le da al peróxido de hidrógeno es como antiséptico doméstico, pues, muchas bacterias son distribuidas

al ser expuestas al oxígeno. El producto doméstico no es otra cosa que agua con una pequeña cantidad (por lo regular un 3%) de peróxido de hidrógeno disuelto en ella. Junto con un inhibidor para retardar la descomposición del peróxido de hidrógeno.

5-17 OBTENCIÓN DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO.

El peróxido de hidrógeno se puede obtener en el laboratorio por la acción de los ácidos clorhídrico y sulfúrico.



Sin embargo, la mayor parte de peróxido de hidrógeno se obtiene calentando suavemente el ácido persulfúrico, como se representa en la siguiente reacción.



Después se destila el agua oxigenada a presión reducida con magníficos rendimientos. Comercialmente el H_2O_2 se vende como *superxol*, que es una solución al 30% de H_2O_2 . Una solución de 90% de H_2O_2 se emplea como oxidante en la investigación de motores para cohetes. El manejo de estas formas concentradas es sumamente peligroso.

3er. SEMESTRE.

UNIDAD VI.

ACIDOS Y BASES.

INTRODUCCIÓN:

Michael Faraday, científico inglés, llamó electrolitos a aquellas sustancias que disueltas en agua conducen a la corriente eléctrica y llamó a las soluciones no conductoras no electrolitos.

Las sustancias pueden así dividirse en dos grupos; electrolitos y no electrolitos.

Al primer grupo, pertenecen las sustancias de que nos ocuparemos en este capítulo, es decir, los ácidos y las bases. También en este grupo están comprendidas las sales.

El azúcar, la glicerina, el alcohol y la urea, son ejemplos de la segunda clase de sustancias llamadas no electrolitos.

En cuanto a la nomenclatura de los ácidos, podemos decir que aquellos ácidos que no contienen oxígeno (hidrácidos) tienen el sufijo "hídrico"; ejemplos: HCl ácido clorhídrico, HBr, ácido bromhídrico, H_2S , ácido sulfhídrico.

Los ácidos oxigenados (oxácidos) se diferencian por el número de átomos de oxígeno que contienen por ejemplo: HClO_4 es ácido perclórico, HClO_3 ácido clórico, HClO_2 ácido cloroso y HClO ácido hipocloroso.

Encuentro a las bases, éstas se denominan generalmente alcalis, cuando son hidróxidos de los metales alcalinos y alcali notérreos, por ejemplo:

LiOH , hidróxido de litio. NaOH , hidróxido de sodio.
 KOH , hidróxido de potasio, etc.

CAPÍTULO VI.
ACIDOS Y BASES.

A quien inicia sus estudios en esta materia, la gran diversidad de compuestos químicos representa un conjunto abundante y complicado. El número de compuestos inorgánicos, y el número aún mayor de compuestos orgánicos (algunos cálculos llegan hasta el millón de compuestos en total) y son la causa de que se pierda la esperanza de familiarizarse siquiera con una pequeña parte de ellos. En este capítulo veremos muchas de esas sustancias en unos cuantos grupos que comprenden varios compuestos y discutiremos sus características comunes. Aunque puede haber grandes diferencias en algunas propiedades de los miembros de un grupo dado, estas clasificaciones nos permitirán organizar una parte de la química.

6-1 CONCEPTOS ÁCIDO-BASE.

Los términos ácido y base se aplican a dos grupos de compuestos con una serie de características opuestas. Las definiciones específicas de los términos varían de acuerdo con los hechos estructurales particulares del compuesto, o con los aspectos del comportamiento químico en los que se va a poner énfasis. Algunas definiciones son más restringidas que otras y por eso requieren una menor cantidad de conocimientos. Por otro lado, mientras menos restringidas sean las definiciones aplicadas, más lejanas serán las semejanzas en las propiedades de las sustancias así definidas. Para diferentes aplicaciones se necesitan diferentes conceptos ácido-base. Examinaremos tres de ellos que encuentran aplicaciones extensas.

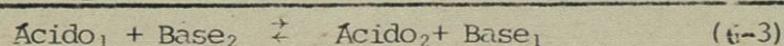
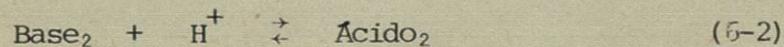
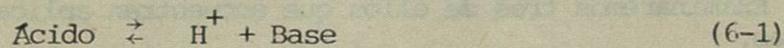
Concepto de Arrhenius. En el concepto de Arrhenius, un ácido se define como una sustancia que en solución acuosa desprende protones y una base es una sustancia que en solución acuosa desprende iones hidroxilos. Ciertas sustancias que en solución acuosa pueden dar ambos, H^+ y OH^- , se llaman anfóteras. Una reacción de neutralización entre un ácido y una base produce una sal y agua.



Este fue el primer concepto moderno de ácidos y bases y aún sirve como fundamento para la nomenclatura química de los mismos. La definición está restringida en el sentido de que el concepto se limita al disolvente agua; sin embargo, muchas reacciones químicas de naturaleza similar pueden llevarse a cabo en disolventes no acuosos y en reacciones sin muchas sustancias que tienen propiedades básicas en solución acuosa. El concepto es útil por su relación con la nomenclatura y porque con él se describen apropiadamente muchas reacciones de neutralización en solución acuosa.

Concepto de Bronsted Lowry. De acuerdo con este concepto, un ácido es una sustancia que desprende protones (un donador de protones) y una base es una sustancia que se combina con protones (aceptor de protones). Las reacciones de neutralización implican una transferencia de protones. Las sales son únicamente agregadas de iones que se producen en algunas, pero no en todas las reacciones de neutralización.

Al perder un protón, un ácido forma una base, puesto que por la reacción inversa, la sustancia formada puede ganar un protón. Del mismo modo una base forma un ácido al ganar un protón, estas relaciones se pueden representar con ecuaciones para una reacción de neutralización.



Entonces, vemos que una reacción de neutralización es una competencia por los protones entre dos bases. El ácido y la base representados en la ecuación (6-1 y 6-2) son un par conjugado; esto es, un ácido forma su base conjugada al perder un protón y una base forma su ácido conjugado cuando gana un protón. En la ecuación 6-3 las sustancias con el mismo subíndice son pares conjugados. Este concepto se puede ilustrar con algunos ejemplos:

	Ácido		Base		Ácido		Base
1	H_3O^+	+	OH^-	\rightleftharpoons	H_2O	+	H_2O
2	HCl	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+	+	Cl^-
3	H_2O	+	NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	+	OH^-
4	H_2O	+	CO_3^{2-}	\rightleftharpoons	HCO_3^-	+	OH^-
5	H_2O	+	HCO_3^-	\rightleftharpoons	H_2CO_3	+	OH^-

La primera ecuación es una reacción de neutralización tanto en el concepto de Arrhenius, como en el de Bronsted Lowry, pero debido a que el primero consideraba bases sólo al ion hidróxilo (OH^-), las otras reacciones según él están excluidas.

Obsérvese que en las ecuaciones 2 y 3 el agua actúa como base y como ácido respectivamente. De acuerdo con este concepto, el agua es anfótera, lo mismo que otras sustancias que pueden donar o aceptar protones. Funciona como un ácido en presencia de bases más fuertes que ella (NH_3) y como una base en presencia de un ácido también más fuerte que ella (HCl). Las posiciones de los equilibrios dados anteriormente dependen en cada caso de las posibilidades relativas de ambos ácidos para donar protones o de ambas bases para aceptar protones. Así, la ecuación 2 es para una reacción en el equilibrio que va bastante hacia la derecha, porque el HCl es un donador de protones mucho más fuerte que el ion H_3O^+ y el ion Cl^- es un aceptor de protones mucho más pobre que el H_2O . Obsér-

vese que la base conjugada de un ácido fuerte es una base débil. Así, Cl^- la base conjugada del ácido fuerte HCl , es un aceptor de protones pobres, por el contrario, la base conjugada de un ácido débil es una base fuerte. El ácido débil H_2O tiene una base conjugada fuerte OH^- .

Estas relaciones permiten establecer escalas de fuerza ácida o básica, la fuerza ácida relativa de los donadores de protones se mide por el grado hasta el que llegan las reacciones en equilibrio con una base común. La fuerza básica de los aceptores de protones se establece de un modo similar.

La tabla 6-1 enlista varias sustancias familiares acomodadas en orden decreciente de fuerza ácida.

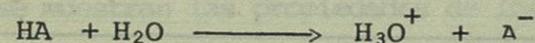
TABLA 6-1. Reacciones ácido base en agua.

Ácido				Base
HClO_4	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + ClO_4^-
HCl	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + Cl^-
H_2SO_4	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + HSO_4^-
H_3PO_4	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + H_2PO_4^-
$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
H_2S	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + HS^-
NH_4^+	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + NH_3
H_2O	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + OH^-
NH_3	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + NH_2^-

Ya que la base conjugada de un ácido débil es una base fuerte y viceversa, las bases que se forman en las reacciones están en el orden inverso de fuerza; esto es la base más fuerte está el final de la tabla.

El concepto de Bronsted Lowry también se puede aplicar a otros disolventes diversos al agua. De acuerdo con tal criterio cualquier proceso en el cual se transfiere un protón puede ser tratado como una reacción ácido-base. A menudo se aplica a disolventes tales como NH_3 líquido anhídrido y ácidos líquidos anhídridos, tales como H_2SO_4 y $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, estos disolventes sirven como materiales anfóteros, lo mismo que el agua. En estos disolventes los iones ácidos y básicos se forman por reacciones análogas a la autoionización del agua, algunas de estas reacciones se muestran en la tabla 6-2. Las sustancias que suministran NH_4^+ en NH_3 líquido son ácidos en este disolvente, del mismo modo que las sustancias que dan el H_3O^+ en H_2O , son ácidas en forma semejante, en NH_3 líquido. Las bases son sustancias que dan NH_2^- . Estos disolventes y otros que no contienen protones, pueden ser tratados aún por medio de otro concepto útil: el concepto del sistema de disolvente, los detalles de este sistema están fuera del alcance de nuestro libro.

El agua es una base suficientemente fuerte como para reaccionar en forma total con algunos de los mejores donadores de protones, tales como HC_4O , HNO_3 , HCl y HBr , según la reacción representada de un modo general como:



Debido a ello no es posible distinguir entre las fuerzas de estos ácidos en solución acuosa, en otras palabras el ácido más fuerte que puede ser medido en agua es H_3O^+ . Las sustancias que son mejores donadoras de protones que el H_3O^+ forman este ion en agua y todos aparecerán teniendo la misma fuerza.

Este es el llamado efecto de nivelación del agua sobre la fuerza ácida. Para distinguir entre las fuerzas de estos ácidos es necesario usar algún disolvente que sea un aceptor de protones más pobre que el agua y en el cual estas sustancias no se ionicen completamente. De este modo se ha establecido que la fuerza relativa de estos ácidos es:

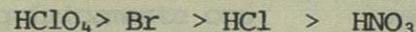
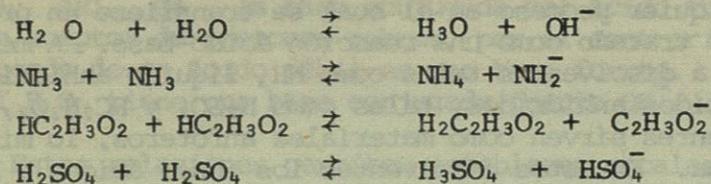


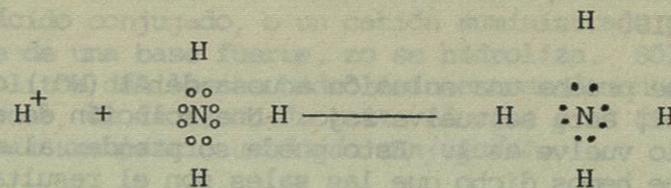
TABLA 6-2. Autoionización de ciertos disolventes.



El concepto de Lewis. G.N. Lewis propuso otro concepto ácido-base, en el mismo año en que apareció el concepto de Bronsted Lowry. Lewis definió a un ácido como una molécula o ion, y una base como una sustancia que puede compartir su par electrónico con un ácido. Así, un ácido es un aceptor de pares electrónicos y una base un donador de pares electrónicos. Cuando un ácido de Lewis reacciona con una base de Lewis se forma como consecuencia, un enlace covalente por coordinación. Esencialmente es esta la relación de neutralización. Ejemplos simples del concepto de Lewis acerca de reacciones ácido-base son:

Ácido (aceptor)		Base (donador)		Producto (enlace por coordinación)
H^+	+	NH_3	\longrightarrow	NH_4^+
H^+	+	OH^-	\longrightarrow	H_2O
H^+	+	H_2O	\longrightarrow	H_3O^+

Las fórmulas electrónicas aclaran el mecanismo de formación de un enlace por coordinación, en la neutralización de un ácido de Lewis. La neutralización de un protón por una molécula de amoníaco es:



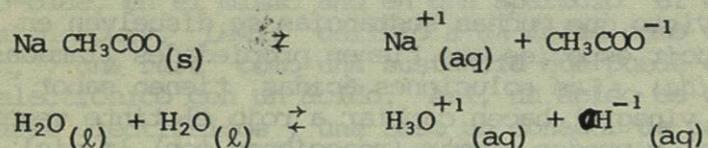
6-2 PROPIEDADES DE LOS ÁCIDOS Y BASES.

Ya hemos visto que muchas sustancias se disuelven en agua para producir especies que tienen propiedades llamadas propiedades ácidas. Las soluciones ácidas tienen sabor agrio (como el vinagre) hacen cambiar a rojo el tinte vegetal llamado tornasol y pueden quemar (reaccionan con) la piel, y por otra parte, ya hemos visto que muchas especies en solución tienen propiedades que se llaman propiedades básicas. Las soluciones básicas tienen sabor amargo, cambian a azul pero el tinte vegetal llamado tornasol y se sienten resbaladizas pero también pueden reaccionar con la piel. A continuación se muestran las propiedades de los ácidos y de las bases.

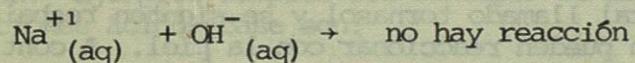
Ácidos	Bases
Sabor agrio.	Sabor amargo.
Cambian el tornasol azul a rojo.	Se sienten resbaladizas.
Vuelven ácidas las soluciones acuosas (bajo pH).	Cambian el tornasol rojo a azul.
Hidrólisis ácida.	Vuelven ácidas las soluciones acuosas (alto pH).
Descomponen las proteínas y otras sustancias biológicas.	Hidrólisis básica.
Reaccionan químicamente con las bases.	Descomponen las proteínas y otras sustancias biológicas.
(Pierden protones hacia las bases)	Reaccionan químicamente con los ácidos.
	(Ganan protones de los ácidos).

6-3 HIDRÓLISIS.

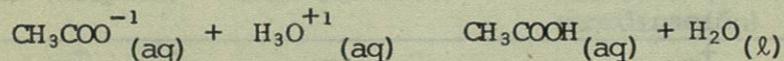
Cuando se prueba una solución acuosa de Al (NO₃)₃ con un papel tornasol, éste se vuelve rojo. Una solución de acetato de sodio lo vuelve azul. Esto puede sorprender al estudiante, ya que hemos dicho que las sales son el resultado de una neutralización ácido-base. La explicación teórica de Bronsted Lowry, de por qué el nitrato de aluminio es una sal ácida y el acetato de sodio es una sal básica, supone que el agua es un reaccionante. La sal produce iones positivos y negativos en solución. Ligeramente ionización del agua también produce iones:



Estos iones reaccionan entre sí:



(NaOH es un electrolito fuerte)



el ion acetato reacciona con H₃O⁺ para formar las moléculas CH₃COOH, lo cual perturba el equilibrio H₃O⁺ - OH⁻. Se ioniza más agua hasta que las condiciones de equilibrio se restablezcan. Los iones H₃O⁺ se han iluminado de la solución, pero no un número igual de iones OH⁻ el resultado es un exceso de OH⁻ y una solución básica.

La regla general es que, sales de un ácido fuerte neutralizado por una base débil se hidrolizan y dan solución ácida. Sales de un ácido débil, neutralizado por una base fuerte se hidrolizan y dan una solución alcalina. Según la teoría de Bronsted Lowry, si una base conjugada, o un anión suministrado por la sal, procede de un electrolito

ácido fuerte, no se hidroliza a la forma molecular del ácido, si el ácido conjugado, o un catión suministrado por la sal - procede de una base fuerte, no se hidroliza. Sólo iones de electrolitos débiles se hidrolizan extremadamente. La hidrólisis pues, es la reacción entre el agua y un ácido o base para formar una base o un ácido conjugados.

6-4 pH

En ciertas reacciones biológicas y químicas que ocurren en la fase solución acuosa la concentración del ión hidronio es importante. El ión hidronio está presente en muchas soluciones y mezclas comunes. Los jugos gástricos, los jugos de frutas cítricas, las bebidas gaseosas, el vinagre, la orina y la leche son ácidos por naturaleza. El agua pura y la saliva son neutros y la sangre es ligeramente básica. En ciertos procesos biológicos que ocurren en solución, el pH debe mantenerse dentro de ciertos límites. La sangre humana normalmente tiene un pH de alrededor de 7.4 a la temperatura ambiente. Cualquier desviación en el pH de la sangre por enzima de 7.9 o por debajo de 7.0 conduciría con bastante rapidez a la muerte.

A causa del valor tan bajo de K_{eq} (constante de ionización o de equilibrio) nos vemos obligados a manejar engorrosas expresiones para la concentración de iones H₃O⁺ y de OH⁻. Con sencillas manipulaciones matemáticas podemos encontrar una manera simplificada para expresar la concentración del ión H₃O⁺ y del OH⁻.

Comenzando por la ley de equilibrio:

$$K_{eq} = [\text{H}_3\text{O}^{+1}] [\text{OH}^{-1}]$$

Se halla el logaritmo de base diez para la expresión:

$$\text{Log } K_{eq} = \text{log} [\text{H}_3\text{O}^{+1}] [\text{OH}^{-1}]$$

Como el logaritmo de un producto es igual a la suma de los logaritmos de los factores:

$$\log K_{eq} = \log [H_3O^{+1}] + \log [OH^{-1}]$$

luego multiplicando por -1:

$$-\log K_{eq} = (-\log [H_3O^{+1}]) + (-\log [OH^{-1}])$$

hagamos $p = -\log$

$$\text{Por lo tanto: } p K_{eq} = p [H_3O^{+1}] + p [OH^{-1}]$$

$$\text{simplificando, tenemos } H = [H_3O^{+1}] \quad OH = [OH^{-1}]$$

con lo que $p K_{eq} = pH + pOH$

El pH, esto es $-\log [H_3O^{+1}]$ y el pOH, $-\log [OH^{-1}]$, son las formas universalmente aceptadas para expresar las concentraciones de los iones H_3O^{+1} y OH^{-1} . El pH fue definido por el químico danés, S. P. Sorenson, en 1909. Eligió p como símbolo de la palabra danesa *potenz*, que significa "poder", la base diez elevada a la potencia de $-pH$ es la concentración molar del ión H_3O^{+1} . Si una solución tiene un $pH=3.0$ entonces $[H_3O^{+1}] = 10^{-3.0}$ moles/l.

Ejemplo 6.1

¿Cuál es el pH de una solución 0.1 M de HCl, a 25°C?

Suponiendo una completa ionización del HCl, diluido la $[H_3O^{+1}]$ sería 0.1 moles/l

$$[H_3O^{+1}] = 1 \times 10^{-1}$$

$$[H_3O^{+1}] = 1 \times 10^{-1} pH$$

$$pH = 1$$

o sea

$$[H_3O^{+1}] = 1 \times 10^{-1} \text{ moles/l}$$

$$pH = \log [H_3O^{+1}]$$

$$pH = \log (1 \times 10^{-1})$$

$$pH = -\log 1 + (-\log 10^{-1})$$

$$pH = 0 + 1$$

$$pH = 1$$

Ejemplo 5.2

¿Cuál es el pH de una solución de HCl cuya $[H_3O^{+1}] = 2.5 \times 10^{-5}$ moles/l ?

$$pH = -\log [H_3O^{+1}]$$

$$pH = -\log (2.5 \times 10^{-5})$$

$$pH = -\log 2.5 + (-\log 10^{-5})$$

$$pH = -0.398 + 5.000$$

$$pH = 4.602$$

Ver tabla 6.3 donde se presentan las relaciones de $[OH^{-1}]$, $[H_3O^{+1}]$, pH y pOH en el agua.

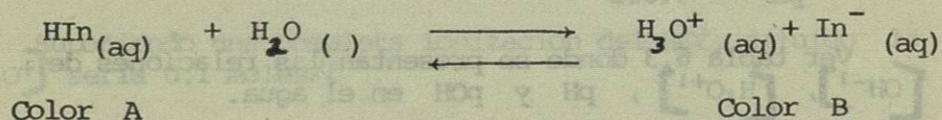
TABLA 6.3.

LA ESCALA DE pH

$[H_3O^{1+}]$	pH	$[OH^{1-}]$	pOH	
10^0	0	10^{-14}	14	Solución ácida
10^{-1}	1	10^{-13}	13	
10^{-2}	2	10^{-12}	12	
10^{-3}	3	10^{-11}	11	
10^{-4}	4	10^{-10}	10	
10^{-5}	5	10^{-9}	9	Solución neutra
10^{-6}	6	10^{-8}	8	
10^{-7}	7	10^{-7}	7	
10^{-8}	8	10^{-6}	6	Solución básica
10^{-9}	9	10^{-5}	5	
10^{-10}	10	10^{-4}	4	
10^{-11}	11	10^{-3}	3	
10^{-12}	12	10^{-2}	2	
10^{-13}	13	10^{-1}	1	
10^{-14}	14	10^0	0	

6.5. INDICADORES.

Con frecuencia es más conveniente hacer una estimación del pH de una solución en lugar de determinarlo con exactitud. Para esta finalidad se utilizan indicadores ácido-base. Estos compuestos son colorantes, llamados indicadores ácido base, por los químicos. Son realmente ácidos orgánicos muy débiles que combinan de color por donación de color de un protón. Debido a su estructura compleja, llamados por conveniencia, HIn a la fórmula de un indicador y representamos su propio equilibrio en el agua:



En agua pura, los colores pueden ser una mezcla de color HIn y el color del In^{-1} . El principio de Le Chatelier dice que cuando se añade un ácido más fuerte que el HIn, el equilibrio se desviará hacia la izquierda y predominará el color del HIn. Si se añade una base fuerte, el equilibrio se desvía a la derecha y predominará el color In^{-1} . Un indicador común tendrá una escala de valores de pH en el que las dos formas pueden verse en color intermedio. Por encima de esta escala sólo se ve el color de In^{-1} y, por debajo el color de HIn. Conociendo la escala de varios indicadores y utilizándolos en algunas combinaciones, encontrará un valor de pH satisfactorio. La tabla 6.4 nos representa algunos indicadores muy conocidos y la escala del pH encima de la cual ocurre el cambio de color.

ALGUNOS INDICADORES ACIDO-BASE

TABLA 6.4.

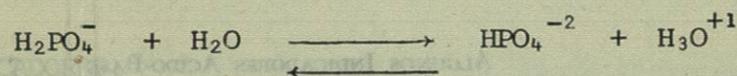
Indicador	Cambio de color al aumentar el pH	Intervalo de pH
Azul de Timol	Rojo a amarillo	1.2-2.8
Azul de Bromofenol	Amarillo a azul	3.0-4.6
Anaranjado de Metilo	Rojo a amarillo	3.1-4.4
Verde de Bromocresol	Amarillo a azul	3.8-5.4
Rojo de Metilo	Rojo a amarillo	4.2-6.2
Tornasol	Rojo a azul	4.5-8.3
Azul de Bromotimol	Amarillo a azul	6.0-7.6
Rojo de Fenol	Amarillo a rojo	6.8-8.4
Fenolftaleina	Incoloro a rojo	8.3-10.0
Amarillo de Alizarina	Amarillo a violeta	10.1-12.0
1, 3, 5-Trinitrobenceno	Incoloro a anaranjado	12.0-14.0

Con un indicador electrónico de pH se puede obtener rápida y exactamente el pH. Medirá una propiedad de la solución que es una función de la concentración de H^+ . El medidor está generalmente calibrado para leer, directamente el pH.

6.6 AMORTIGUADORES.

A veces puede ser interesante mantener un pH constante, incluso si se agregan pequeñas cantidades de H^+ u OH^- . Una solución que tiene la propiedad de mantener constante el pH se llama solución amortiguadora.

Las soluciones amortiguadoras típicas tienen un ácido débil y una sal de ese ácido o una base débil y una sal de esa base. Algunas soluciones amortiguadoras tienen una gran importancia química y biológica. Por ejemplo, la sangre está amortiguada por la presencia del ión fosfato hidrogenado, $H_2PO_4^-$, que existe en equilibrio.



Este equilibrio sirve para mantener un pH bastante constante. Este es un resultado de la tendencia de las concentraciones de equilibrio de las especies que intervienen de mantenerse en equilibrio mediante un desplazamiento de izquierda a derecha o de derecha a izquierda. Si se agrega algo de OH^- al sistema, reaccionará con el $H_2PO_4^-$ y en consecuencia se neutraliza. Si se agrega algo de H_3O^+ al sistema ocurrirá una reacción entre el H_3O^+ y el HPO_4^{2-} para producir H_2O adicional y $H_2PO_4^-$. Esta reacción servirá para agotar del sistema el exceso de H_3O^+ . De donde debido a la presencia del HPO_4^{2-} y el $H_2PO_4^-$, la concentración de H_3O^+ y el pH se mantendrán a un nivel bastante constante incluso se agregan al sistema pequeñas cantidades de un ácido o base. Por supuesto, un sistema amortiguador así tiene una capacidad limitada para resistir los cambios en H_3O^+ y si se agrega demasiado ácido o base, puede sobrepasarse la capacidad del amortiguador. Sin embargo el sistema amortiguador $H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}$ en la sangre

ayuda a mantener la concentración de ión hidronio en ella dentro de los límites críticos. Se usan los amortiguadores en química cuando se desea una solución que tenga un pH específico y que resista el cambio en el pH después de agregar pequeñas cantidades de ión hidronio o ión hidróxido.

Cuatro quintas partes de la tierra cultivada del medio oeste de los Estados Unidos de Norte América es demasiado ácida en su forma natural para que sea plenamente productiva, por lo tanto es necesario para la economía agrícola, que los agricultores entiendan que el exceso de acidez del suelo debe ser neutralizado. Con este fin se emplean enormes cantidades de CaO (Cal) y $Ca(OH)_2$ (Cal apagada), producto secundario en la refinación del azúcar. Muchos procesos industriales dependen en gran medida del control del pH. Especialistas en refinerías de azúcar, cervecerías, fábricas de papel, calbonoplastia, ingeniería sanitaria, bacteriología, necesitan conocer el comportamiento de los ácidos y las bases. Los procesos en que la regulación del pH es crítica, son los vetales, un ejemplo de la forma como la naturaleza realiza su trabajo lo vemos en el pH de una parte del sistema digestivo humano que es menos de 7.0 ó sea ácido.

De hecho somos sistemas ambulatorios en equilibrio ácido-base cuyo bienestar físico depende de miles de sistemas en equilibrio ácido-base. Es indispensable tener conocimiento de la química de estos sistemas.

3er. SEMESTRE.

UNIDAD VII.

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA.

INTRODUCCIÓN:

En sus orígenes, la expresión química orgánica se refería a la química de las sustancias derivadas de los organismos vivos. Aproximadamente hasta la mitad del siglo XIX se creyó que los compuestos "orgánicos" poseían una misteriosa "fuerza vital" que explicaba sus muchas reacciones y las diferenciaba rigurosamente de las sustancias "inorgánicas", a las que supuestamente les faltaba la fuerza vital. Este concepto de fuerza vital carece ya de importancia. Sin embargo, los compuestos inicialmente llamados orgánicos contenían ciertamente carbono, y el comportamiento químico y físico de los compuestos que contienen carbono es, generalmente muy distinto de -- aquellos que no lo contienen. Por consiguiente, la expresión química orgánica se ha mantenido y hoy día se refiere al estudio de los compuestos que contienen carbono junto con hidrógeno y otros pocos elementos. Pero esta definición tiene sus excepciones, como las tiene la mayor parte de las definiciones generales.

Los productos orgánicos sirven para muchos usos. Se utilizan para trajes, alimentos y combustibles. Comprender vitaminas, hormonas, medicinas y venenos mortales, se emplean en la agricultura como fertilizantes, acondicionadores del suelo e insecticidas. También son productos orgánicos la mayor parte de los explosivos no nucleares, tales como el TNT.

La fuente principal de carbono para los organismos vivos es el dióxido de carbono que en las plantas se convierte mediante un proceso llamado fotosíntesis, en compuesto orgánico relativamente sencillo que después se convierte, a su vez en otros más complejos en virtud de los procesos metabólicos de

plantas y animales.

En esta unidad estudiaremos una pequeña parte de la química del carbono para obtener así una idea del inmenso mundo orgánico que nos rodea.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

OBJETIVOS:

- 1.- Definir qué es química orgánica.
- 2.- Enunciar la principal propiedad del carbono.
- 3.- Distinguir entre una fórmula molecular y la fórmula estructural de un compuesto orgánico.
- 4.- Describir y reconocer ejemplos del grupo de los compuestos orgánicos llamados alcanos, así como enunciar su fórmula general.
- 5.- Definir el término hidrocarburos, hidrocarburos saturados y no saturados.
- 6.- Definir el término isómeros estructurales y mencionar su importancia.
- 7.- Reconocer y nombrar los grupos alquilos sencillos.
- 8.- Reconocer un grupo hidróxilo, un grupo amino, un grupo aldehído, un grupo carboxílico.
- 9.- Deducir el nombre IUPAC de un alcano sencillo dado su fórmula estructural.
- 10.- Describir y dar ejemplos de los alquenos y alquinos, así como reconocer su fórmula general.
- 11.- Definir los conceptos polímero, monómero y su importancia.

- 12.- Reconocer un alcohol, un aldehído, un ácido carboxílico y un éster a partir de sus fórmulas.
- 13.- Describir la estructura de las grasas y aceites, así como reconocer sus diferencias.
- 14.- Reconocer una amina, una amida y un aminoácido a partir de sus fórmulas.
- 15.- Reconocer una amina primaria, una secundaria y una terciaria.

Para que puedas cumplir con los objetivos que esta unidad te pide, deberás emplear el siguiente:

PROCEDIMIENTO:

- 1.- Estudia detenidamente el capítulo 7.
- 2.- Deberás poner especial atención a las tablas que se presentan durante el transcurso del capítulo.
- 3.- Para que puedas aprender los nombres de las diferentes estructuras orgánicas te recomiendo que lo hagas escribiendo cada una de ellas cuantas veces sea necesario y creas haberlas aprendido correctamente.
- 4.- En esta unidad la autoevaluación consistirá en un trabajo escrito que te encargará tu maestro y que deberás entregar un día antes del examen para que tengas derecho a presentar la unidad.

REQUISITO:

Deberás entregar un trabajo que tu maestro te señalará y el cual deberás entregar un día antes del examen como requisito para el mismo.

CAPÍTULO VII.
QUÍMICA DEL CARBONO.

La Química orgánica es un tema bastante amplio y complicado. Sus divisiones van desde los conceptos fundamentales de la estructura atómica, unión química y mecanismos de reacción, hasta la síntesis de drogas, polímeros y textiles. El combustible y el hule requerido para nuestro transporte moderno, - nuestras comidas y vestidos, pinturas para casas, colorantes, drogas, insecticidas y vitaminas. Todo esto y muchos otros - productos industriales caen dentro del dominio de la Química Orgánica.

Debido a que la Química Orgánica es un campo de estudio tan grande, nuestras consideraciones a cerca de ella serán, - necesariamente sólo resumidas. Es difícil estudiar una parte de la Química Orgánica, sin el conocimiento de otras; por lo que en este Capítulo únicamente se introducirá al estudiante al campo y lenguaje del Químico Orgánico.

7.1 DEFINICIÓN DE QUÍMICA ORGÁNICA.

El término "Química Orgánica" se originó de la idea histórica de que los compuestos orgánicos eran obtenidos o estaban presentes, exclusivamente en los organismos vivos. En una época se creyó que la formación de ciertas sustancias, como - el alcohol etílico, ácido etílico, metano y benceno, requerían una fuerza vital que no podría ser reproducida en el laboratorio. Sin embargo, cuando F. Wohler sintetizó la urea - (un compuesto de la orina animal) a partir de materiales -- inorgánicos, el término "Química Orgánica" ha venido a significar la química de los compuestos del carbono, tanto de origen natural como sintético. No solo se han sintetizado en el laboratorio los compuestos orgánicos antes mencionados sino que ahora se han obtenido poco más de un millón de compuestos

de carbono, independientemente de una fuerza vital. En Química, una de las grandes tareas ha sido reproducir en el laboratorio compuestos que se presentan en la naturaleza; sin embargo, la mayoría de los compuestos de carbono conocidos se han "inventado" y aparentemente no existen en la naturaleza.

7.2 EL ÁTOMO DE CARBONO.

El corazón de la Química Orgánica es el átomo de carbono, único en su posibilidad de formar enlaces químicos y formas geométricas diferentes a las de cualquier otro elemento, tiene ciertas semejanzas con el silicio, boro, nitrógeno y otros vecinos en la tabla periódica, pero estas semejanzas son limitadas. La propiedad más importante del carbono es la capacidad de sus átomos para formar enlaces químicos entre sí, y con una gran variedad de otros elementos. El carbono normalmente forma *cuatro enlaces covalentes* en los compuestos orgánicos. De donde se dice que el carbono es *tetravalente*. Esta tetravalencia (tendencia a formar cuatro enlaces) se correlaciona con el hecho de que el carbono tiene cuatro electrones de valencia.



Cuando un átomo de carbono forma enlaces covalentes con otros cuatro átomos, las cuatro parejas de electrones se distribuyen tetraédricamente alrededor del átomo de carbono.

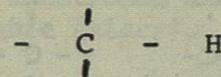


Para facilitar en la escritura, los cuatro enlaces covalentes del carbono pueden representarse en un plano como:

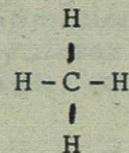


Consideremos ahora, como forma del átomo de carbono los enlaces con otros átomos comunes. El hidrógeno es el elemento que se encuentra con más frecuencia enlazado con el átomo de carbono en los compuestos orgánicos.

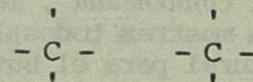
Un átomo de hidrógeno puede compartir una pareja de electrones con un átomo de carbono.



La fórmula anterior no representa un compuesto sino sólo indica como puede representarse un enlace carbono-hidrógeno. En un compuesto metano, CH₄, puede representarse como:

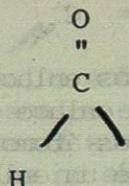


Esta fórmula, la cual indica los átomos que se enlazan se llama *fórmula estructural*. Las fórmulas estructurales se usan para indicar cuales átomos se enlazan a cuales átomos en la molécula. Por otra parte, las fórmulas moleculares se usan para indicar la composición de las moléculas de los compuestos. Una de las razones para que hayan numerosos compuestos orgánicos es que los átomos de carbono pueden formar fuertes enlaces con los otros átomos de carbono mientras que, al mismo tiempo, forman fuertes enlaces con los otros átomos de carbono mientras que, al mismo tiempo, forman fuertes enlaces con otros no metales. Esto significa que es posible formar cadenas de átomos de carbono enlazados entre sí y con otros tipos de átomos. Es posible que dos carbonos estén ligados por un solo enlace covalente.

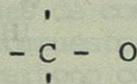


Un átomo de carbono dado puede formar más de un enlace sencillo con otros átomos de carbono. Esto da lugar a un número muy grande de sucesiones posibles de átomos de carbono enlazados entre sí. Presentamos unos cuantos ejemplos:

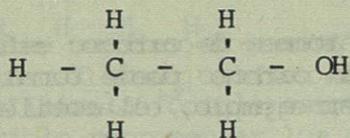
Esto deja dos posiciones de enlace en el carbono que se usan para enlazar a otros átomos. La fórmula estructural del formoldehído, CH_2O , es:



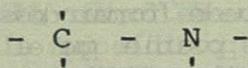
El carbono y el oxígeno pueden ligarse mediante un enlace sencillo.



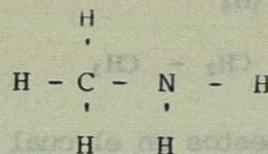
Esto deja una posición de enlace en el oxígeno y tres en el carbono. La fórmula estructural del alcohol etílico $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, es:



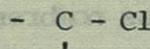
Comúnmente, el nitrógeno y el carbono se ligan mediante un enlace sencillo.



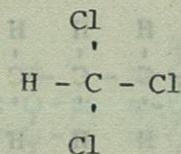
Esto deja dos posiciones de enlace en el nitrógeno y tres en el carbono. La fórmula estructural de la metilamina CH_3NH_2 , es:



El carbono puede formar enlaces sencillos con los halógenos (F, Cl, Br y I).



La fórmula estructural del cloroforno es:



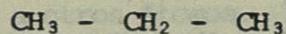
El conocimiento de la manera en la que el carbono forma los enlaces con los átomos sirve como fundamento para la discusión de los compuestos orgánicos.

7-3 LOS ALCANOS Y EL ISOMERISMO.

Los compuestos orgánicos que sólo contienen carbono e hidrógeno se llaman *hidrocarburos*. Los hidrocarburos que sólo contienen carbonos enlazados entre sí mediante enlaces sencillos (no enlaces dobles ni triples) se llaman hidrocarburos *saturados*. Es importante examinar alguno de estos hidrocarburos, ya que sirven como base para la nomenclatura y las fórmulas estructurales de un gran número de compuestos orgánicos. Existen numerosos hidrocarburos posibles. El hidrocarburo más sencillo es el metano, CH_4 , el segundo es el etano C_2H_6



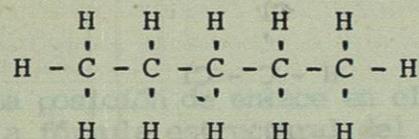
el tercero es el propano, C_3H_8



Nótese que estos compuestos en el cual los miembros difieren de esta manera se llaman serie *homóloga*. Los hidrocarburos saturados comprenden una serie homóloga correspondiente a la fórmula general.

C_nH_{2n+2} (CH_4 , $n=1$, C_2H_6 , $n=2$, C_3H_8 , $n=3$). Estos compuestos se llaman *alcanos*. En la tabla 7-1 se enumeran ocho de los alcanos más importantes, sus nombres son importantes.

Consideremos el alcano de cinco carbonos, C_5H_{12} . En este compuesto, la sucesión de carbonos puede ser:



Pero nótese que en la representación siguiente, que es posible tener otras sucesiones ramificadas de carbonos con la misma fórmula.

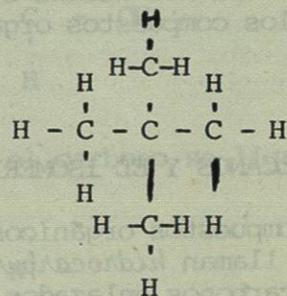
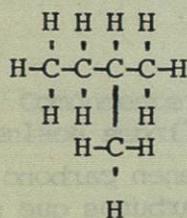
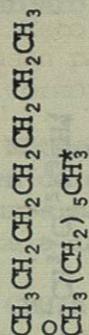
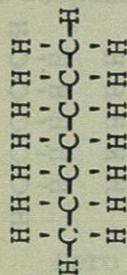


TABLA 7-1. ALGUNOS ALCANOS.

Nombre	Fórmula molecular	Fórmula estructural	Fórmula estructural condensada.
Metano	CH_4	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array}$	
Etano	C_2H_6	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -C-H \\ & \\ H & H \end{array}$	CH_3CH_3
Propano	C_3H_8	$\begin{array}{c} H & H & H \\ & & \\ H-C & -C & -C-H \\ & & \\ H & H & H \end{array}$	$CH_3CH_2CH_3$
Butano	C_4H_{10}	$\begin{array}{c} H & H & H & H \\ & & & \\ H-C & -C & -C & -C-H \\ & & & \\ H & H & H & H \end{array}$	$CH_3CH_2CH_2CH_3$ $CH_3(CH_2)_2CH_3^*$
Pentano	C_5H_{12}	$\begin{array}{c} H & H & H & H & H \\ & & & & \\ H-C & -C & -C & -C & -C-H \\ & & & & \\ H & H & H & H & H \end{array}$	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$ $CH_3(CH_2)_3CH_3^*$
Hexano	C_6H_{14}	$\begin{array}{c} H & H & H & H & H & H \\ & & & & & \\ H-C & -C & -C & -C & -C & -C-H \\ & & & & & \\ H & H & H & H & H & H \end{array}$	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$ $CH_3(CH_2)_4CH_3^*$

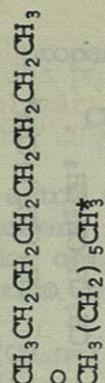
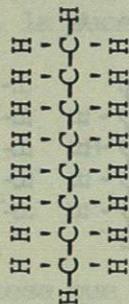
Heptano

C_7H_{16}



Octano

C_8H_{18}



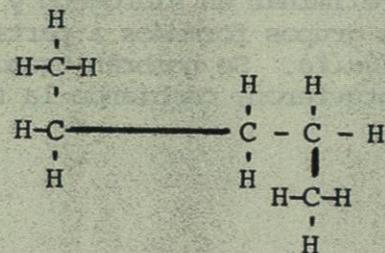
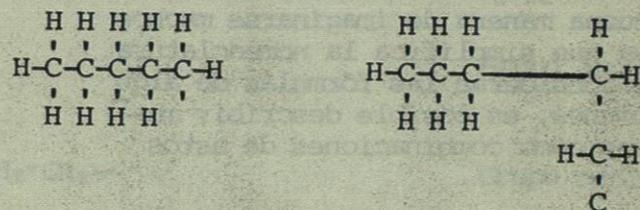
* La notación $(CH_2)_n$ se refiere a n unidades CH_2 en una línea.

Las fórmulas estructurales válidas para el mismo compuesto, el pentano.

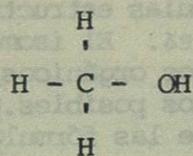
7-4 NOMENCLATURA Y GRUPOS.

Podemos considerar que un gran número de compuestos orgánicos se obtienen por el reemplazo de uno o más hidrógenos de los alcanos por otro átomo o grupo de átomos. Por ejemplo

Estos compuestos no son iguales al primero, pero tienen la misma fórmula molecular. Los compuestos con la misma fórmula molecular pero fórmulas estructurales diferentes se llaman *isómeros estructurales*. El isomerismo estructural es base común en los compuestos orgánicos e incrementa generalmente el número de compuestos posibles. El alumno debe tener cuidado cuando interprete las fórmulas estructurales. Una sucesión continua de carbonos no tiene que escribirse como una cadena recta, ya que puede usarse cualquiera de los cuatro enlaces en un carbono para ligarlo a otros átomos de carbono. Como por ejemplo las fórmulas:



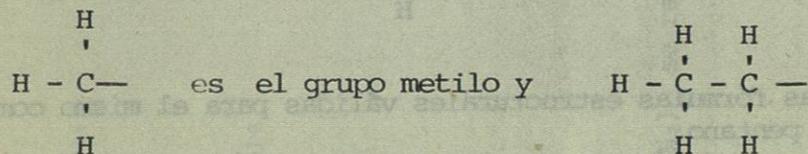
el compuesto:



puede concebirse como si se obtuvieran por el reemplazo de un H del metano por un grupo -OH. Otra imagen de este compuesto es que está formado por un grupo enlazado a un -OH. esta es una buena manera de imaginarse muchos compuestos, ya que simplifica la nomenclatura. Es más, si se consideran las fórmulas de algunos grupos comunes, es posible describir muchos compuestos como combinaciones de estos grupos.

Los grupos correspondientes a los alcanos pueden considerarse como formados al eliminar un hidrógeno y dejar una posición de enlace. Esos grupos formados a partir de los alcanos se llaman *grupos alquilo*. Se nombran usando el nombre del alcano del cual se obtuvieron, cambiando la terminación *ano* por *ilo*.

Por ejemplo:

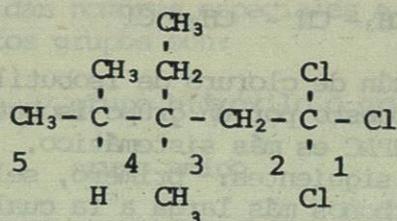


es el grupo etilo.

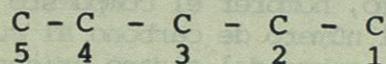
También pueden mostrarse estos grupos por medio de fórmulas condensadas, más fácil de escribir, como CH_3 (metilo) y CH_3CH_2 (etilo).

TABLA 7-2. Algunos grupos alquilo.

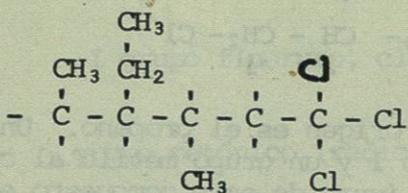
Fórmula.	Nombre.
$\text{CH}_3 -$	Grupo metilo.
$\text{CH}_3\text{CH}_2 -$	Grupo etilo.
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2 -$	Grupo propilo.
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \end{array} -$	Grupo isopropilo.
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$	Grupo butilo.
$\begin{array}{c} \text{CH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} - \text{CH} - \text{CH}_2 -$	Grupo isobutilo.
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} -$	Grupo butilo terciario.
R -	Símbolo general para un grupo alquilo.



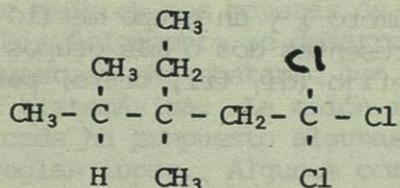
Se nombraría 1 tricloro 3-4 dimetil, 3 etil pentano. Este nombre es largo pero indica la estructura exacta del compuesto. El pentano indica la sucesión de cinco carbonos.



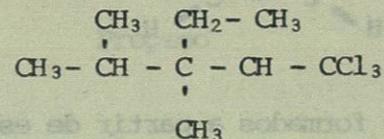
Tres grupos cloro (tri) están en el primer carbono, los grupos metilo están en los carbonos 3 y 4 y el grupo etilo está en el tercer carbono.



Las posiciones restantes respecto a los otros enlaces contienen hidrógenos.



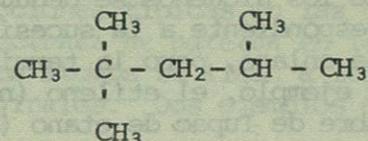
Una fórmula más condensada para este compuesto podría ser:



Si se conoce el nombre de la iupac de un compuesto, es posible deducir la fórmula estructural.

Ejemplo 7-1.

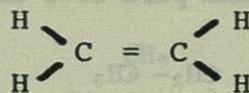
La gasolina es principalmente una mezcla de hidrocarburos. Unos de estos hidrocarburos es el 2-2-4 trimetilpentano, ¿cuál será la fórmula estructural de este compuesto? El nombre indica una sucesión de cinco carbonos (pentano) según la figura 7.1 con dos grupos metilo en el segundo carbono y uno en el cuarto carbono.



Se enumera la cadena poniendo el número, comenzando por el extremo que posea más inmediato una sustitución.

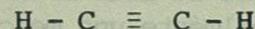
7-5 ALQUENOS, ALQUINOS Y POLÍMEROS.

Los hidrocarburos que tienen un enlace doble o un enlace triple entre dos carbonos cualesquiera, reciben el nombre de hidrocarburos no saturados. Los hidrocarburos que contienen un enlace doble se llaman alquenos y los que contienen un enlace triple se llaman alquinos. El alqueno más simple es el etileno.



Los compuestos formados a partir de este compuesto, agregando sucesiones más largas de carbonos, son miembros de la serie homóloga conocida como los alquenos.

La fórmula general para los alquenos es C_nH_{2n} . ($CH_2=CH_2$, $CH_3-CH=CH_2$, etc.). El alquino más simple es el acetileno.

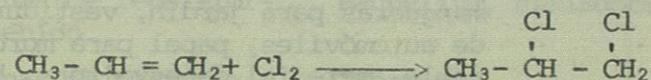
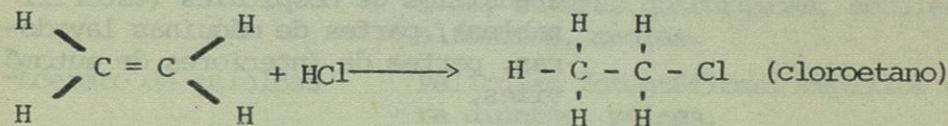


Este compuesto y aquellos que comprenden sucesiones más largas de carbonos con un enlace triple son miembros de la serie homóloga de los alquinos. La fórmula general para los alquinos es C_nH_{2n-2} ($CH \equiv CH$, $n=2$, $CH_3-C \equiv CH$, $n=3$, etc.) Algunos de los alquenos y los alquinos tienen nombres comunes. Los nombres de Iupac de los alquenos se deducen usando el nombre del alcano correspondiente a la sucesión de carbonos que contienen el doble enlace, pero la terminación se cambia de *ano* a *eno*. Por ejemplo, el etileno (nombre común), $CH_2=CH_2$, tiene el nombre de Iupac de etano (*ano* y *eno*). Los alquinos se nombran por el sistema Iupac en una forma semejante, excepto que la terminación *ano* del nombre del alcano se cambia a *ino*. Por ejemplo, el acetileno (nombre común), $CH \equiv CH$, tiene el nombre de Iupac de etino (*ano* por *ino*). El acetileno o etino, C_2H_2 , es uno de los alquinos más importantes y tiene muchos usos industriales. Grandes cantidades de acetileno se usan para soldar y cortar metales, usando el soplete de oxiacetileno en el que se hacen reaccionar el oxígeno con el acetileno.

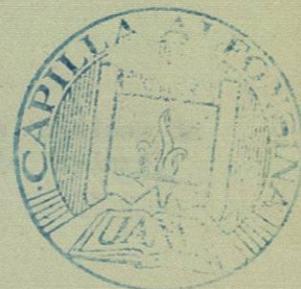
Nombramos a continuación algunos alquenos y alquinos con sustituciones importantes.

Fórmula	Nombre Iupac	Nombre común
$CH_2 = CH_2$	Eteno	Etileno
$CH_3 = CH - CH_2$	Propeno	Propileno
$CH_2 = \begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{C} \\ \diagup \\ \text{Cl} \end{array}$	Cloroeteno	Cloruro de vinilo
$\begin{array}{c} \text{F} & & \text{F} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C} = & \text{C} \\ & / & \diagdown \\ \text{F} & & \text{F} \end{array}$	Tetrafluoroeteno	Tetrafluoroetileno

Siempre que ocurre un enlace doble es una sucesión de carbonos recibe el nombre de *encadenamiento no saturado*. Las moléculas de aceites vegetales polimosaturados comprenden sucesiones de carbonos con muchos eslabonamientos no saturados. Los compuestos con enlaces dobles en general son bastante reactivos químicamente en comparación con los alcanos. Las reacciones típicas en las que intervienen los alquenos son *reacciones de adición* en las que se rompe el enlace doble y otros átomos se ligan a los carbonos de los enlaces dobles originales. Dos ejemplos de reacciones de adición son:



1-2 Dicloropropano



Algunos alquenos pueden reaccionar bajo condiciones específicas en presencia de un catalizador, de manera que las moléculas individuales de alquenos se agregan entre sí. En este proceso se rompen los enlaces dobles y muchas (cientos o miles) moléculas se ligan entre sí para formar moléculas muy grandes llamadas *polímeros*. El alqueno original usado para preparar el polímero se llama monómero, tales reacciones se llaman reacciones de polimerización. Estas moléculas polímeras forman sólidos que se conocen como *plásticos y cauchos*, los cuales se usan para fabricar muchos de los materiales y objetos útiles que usamos en la vida cotidiana. En la tabla 7-3 se enlistan algunos de los productos que se fabrican de polímeros. Muchas sustancias que se presentan en la naturaleza contienen polímeros, el algodón, la lana, la seda y el caucho natural son polímeros.

TABLA 7-3. Polímeros-plásticos, resinas y cauchos.

Nombre.	Uso.
Poliétileno.	Aislamiento eléctrico, material de envoltura (bolsas para emparedados, envoltura de plástico), juguetes y utensilios moldeados, revestimiento de envases de cartón para la leche.
Polipropileno	Recipientes moldeados, botellas, utensilios de hospitales (esterilizables), partes de máquinas lavadoras, partes de interiores de automóviles.
Cloruro de polivinilo	Aislamiento eléctrico, juguetes, mangueras para jardín, vestiduras de automóviles, papel para muros lavable, material de envoltura, botellas (de líquidos para lavar el cabello), "piel patentada", pisos de vinilo, tuberías de agua.

Nombre.	Uso.
Politetrafluoroetileno	"Teflón", aislador eléctrico, material químicamente inerte, revestimientos antiadhesivos (ollas, cazuelas y herramientas).
Polivinilacetato	Pinturas, adhesivos para tejidos, papel y madera, aderezo para tejidos.
Alcohol polivinilo	Emulsificadores para cosméticos, materiales de envoltura solubles en agua.
Polimetilmetacrilato (Acrílico)	"Plexiglas", "Lucita", pinturas, accesorios luminosos, señales, ventanas de aviones, cabinas de helicópteros, dentaduras postizas.
Poliestireno	"Estirofoam", material de envoltura, tapas de botellas, interiores de refrigeradores, juguetes recipientes, utensilios de cocina, aislamiento de espuma.
Cloruro de polivinilideno	"Sarán", material de envoltura, material de revestimiento.
Nylon (Poliamidas)	Partes de máquinas (engranes, levas), recipientes resistentes a la coacción, filamentos usados en cepillos, suturas quirúrgicas, sedales alfombras, medias.
Acetato de celulosa	Películas fotográficas, cepillos para dientes, peines.
Resinas de fenol-formaldehído	Baquelita, aisladores eléctricos.
Resinas de melamina-formaldehído	"Fórmica".
Resinas de poliéster	Compuestos para molduras, resinas de fibra de vidrio, película "Mylar",

Nombre.	Uso.
	fibras sintéticas, pinturas, ropas de planchado permanente.
Resinas de epóxido	Pegamentos de "Epoxi", revestimientos.
Poliuretanos	Espumas para empaque, aislamiento, muebles.
Silicones	Polidores, lubricantes, caucho para altas temperaturas.
cis-Polisopreno	Caucho natural.
Caucho de estirenobutadieno	Caucho sintético.
Policloropreno	Caucho sintético de neopreno

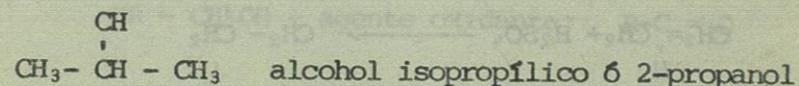
7-6 ALCOHOLES, ALDEHÍDOS, ÁCIDOS Y ÉSTERES.

En esta sección se discuten unos cuantos grupos importantes de compuestos orgánicos. Los compuestos se agrupan de acuerdo con su semejanza. Los alcanos son hidrocarburos saturados y los alquenos son hidrocarburos con un enlace doble. Los compuestos pueden agruparse de acuerdo con alguna característica estructural que los separa de los otros compuestos.

El grupo de compuestos que contiene un grupo hidroxilo (-OH) enlazado a un grupo alquino (R-) se llaman *alcoholes* (R-OH). El grupo hidroxilo es característico de los alcoholes, algunos de los cuales tienen nombres comunes familiares. Los nombres Iupac se basan en el nombre del alcano correspondiente a la sucesión más larga de carbonos a la cual está enlazado el -OH correspondiente. La terminación *o* del nombre del alcano, se reemplaza por una terminación *ol*, si el -OH está enlazado a un carbono en la sucesión que no sea el primero, el nombre se precede por un número que indique el carbono al que está agregado el -OH. En seguida se descri-

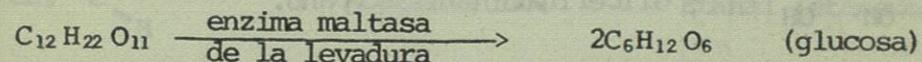
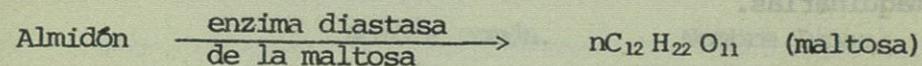
criben unos cuantos alcoholes típicos.

CH₃-OH alcohol metílico o metanol (metanoxol) (alcohol de madera). Millones de kilogramos de alcohol metílico se fabrican (CO + 2H₂ ^{catalizador} CH₃OH) cada año en la República Mexicana. Se usan en numerosos productos químicos tales como el formaldehído, combustible para motores de chorro y anticongelante (el alcohol metílico o alcohol de madera es muy venenoso).

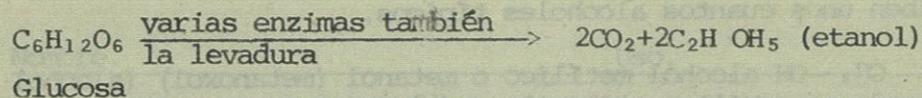


El alcohol isopropílico se usa como desinfectante y en el alcohol para desmanchar CH₃CH₂OH ó C₂H₅OH alcohol etílico o etanol (etanoxol). Millones de kilogramos de alcohol etílico se producen anualmente en los laboratorios de la República Mexicana. Se usa en numerosos procesos de fabricación y en la preparación de bebidas alcohólicas. El etanol puede producirse por la fermentación de los azúcares. La fermentación es un proceso químico en el que las moléculas orgánicas complejas se rompen en compuestos más sencillos como el etanol.

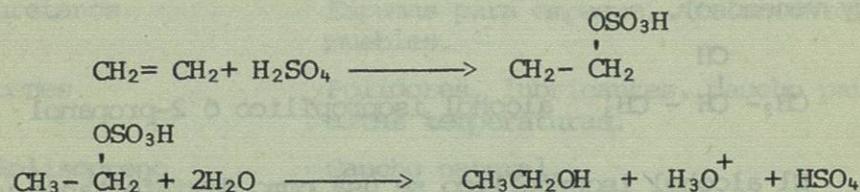
Este proceso se cataliza por medio de cierta enzima, las cuales son catalizadores químicos complejos producidos por células vivas. Los azúcares usados para la fermentación se forman a menudo por la descomposición enzimática de los almidones del maíz, las papas, el arroz o el grano. En las ecuaciones que siguen se muestra el proceso de fermentación que produce el alcohol etílico.



Maltosa



Además de la fermentación se fabrican grandes cantidades de alcohol por el siguiente método industrial.



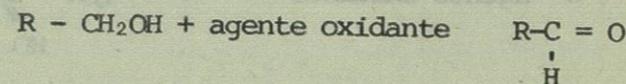
Los alcoholes que tienen más de un -OH agregado a una sucesión de carbonos se llaman alcoholes polihidroxicos. En seguida se describen dos importantes alcoholes polihidroxidos.

	Nombre común.	Nombre Iupac.
$\begin{array}{c} \text{OH} \quad \text{OH} \\ \quad \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$	Etilenglicol.	1,2 dehidroxietano.
$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OH} \quad \text{CH}_2\text{OH} \end{array}$	Etilenglicol.	1,2 Etanodiol (el di indica dos-OH)

El etilenglicol se usa como anticongelante y enfriador de maquinarias.

$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$	Glicerol. Glicerina.	1,2,3 trihidroxipropano.
$\text{CH}_2\text{OH} \quad \text{CHOH} \quad \text{CH}_2\text{OH}$	Glicerol. Glicerina.	1,2,3 Propanotiol (el tri indica tres -OH)

El glicerol se usa en la fabricación de plásticos, drogas, cosméticos, tintas, productos alimenticios y la nitroglicerina, un explosivo. Los alcoholes que tienen el -OH agregado a un carbono, el cual a su vez, sólo está ligado a otro carbono (R-CH₂OH), se llaman alcoholes primarios. Cuando un alcohol primario reacciona con ciertos agentes oxidantes, el agrupamiento -CH₂OH puede oxidarse a un grupo aldehído.



Los compuestos correspondientes a la fórmula se llaman aldehídos. Los nombres Iupac de los aldehídos se forman usando el nombre del alcano correspondiente a la sucesión de carbonos que incluye el carbono aldehído, cambiando la terminación *o* a *al*. Unos cuantos aldehídos típicos son.

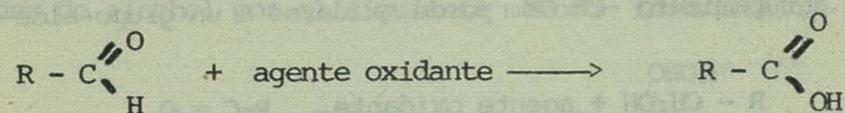
	Nombre común.	Nombre Iupac.
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{C} = \text{O} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$	Formaldehído	Metanal (metano x al)

El formaldehído se usa en la manufactura de plásticos como la fórmica. Las soluciones acuosas de formaldehído, llamadas formalina, se usan como desinfectantes y para preservar los tejidos.

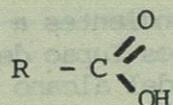
	Nombre común.	Nombre Iupac.
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array}$	Acetaldehído.	Etanal (etanoxol)

El acetaldehído se usa en la fabricación de plásticos y para algunos usos médicos.

Los aldehídos reaccionan con ciertos agentes oxidantes para oxidar el grupo aldehído hacia un grupo carboxílico.



Los compuestos correspondientes a la fórmula:



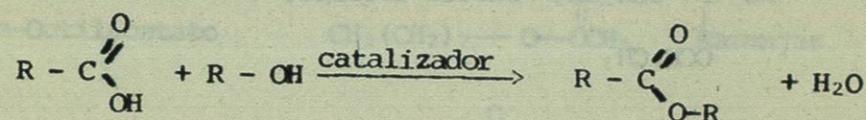
(RCOOH o RCO₂H) se llaman *ácidos carboxílicos*. El nombre iupac para un ácido carboxílico se forman usando el nombre del aldehído, al cual está relacionado el ácido, cambiando la terminación -al a -oico. Esta parte del nombre es antecedida por la palabra *ácido*. A continuación se mencionan algunos ácidos carboxílicos.

	Nombre común.	Nombre UIQPA
$\text{HC} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array}$ o HCOOH	Ácido fórmico.	Ácido metanoico.
$\text{CH}_3\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array}$ o CH ₃ COOH	Ácido acético.	Ácido etanoico.

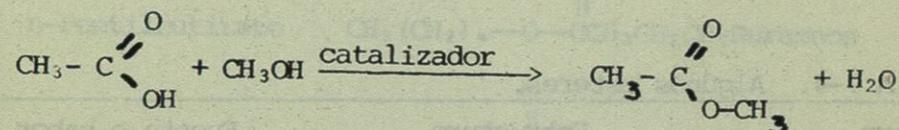
(Una solución acuosa diluida con ácido acético se llama vinagre).

	Nombre común.	Nombre UIQPA.
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array}$ o CH ₃ CH ₂ COOH	Ácido propiónico.	Ácido propanoico.
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array}$ o CH ₃ CH ₂ CH ₂ COOH	Ácido butírico.	Ácido butanoico.

Un ácido carboxílico puede reaccionar con un alcohol para formar un producto llamado éster.

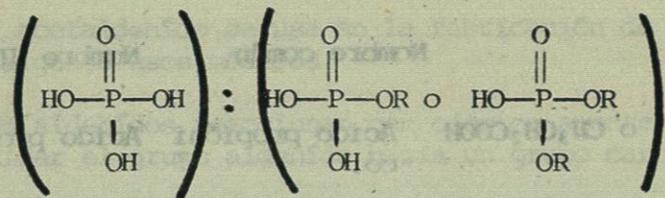


El agrupamiento RO- del alcohol reemplaza el -OH del ácido. Por ejemplo:

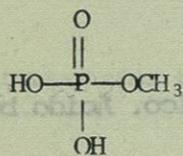


Ácido acético Alcohol metílico Acetato de metilo (éster)

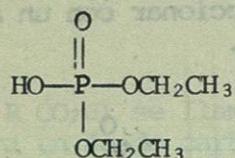
Con frecuencia los ésteres, son los responsables de los sabores y olores de ciertas frutas, la tabla 7-4 nos muestra algunos de los ésteres de este tipo. También pueden formarse ésteres de fosfato, derivados del ácido fosfórico.



Dos ejemplos de tales ésteres del fosfato son:



Metal fosfato, usado como un aditivo de la gasolina para controlar el proceso de ignición en el motor.



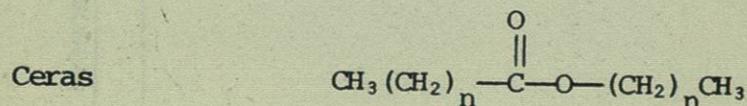
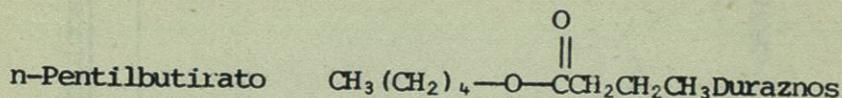
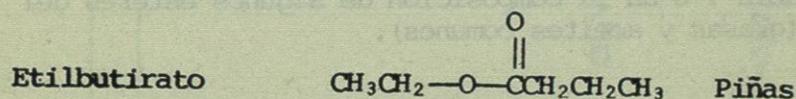
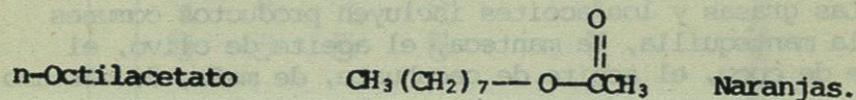
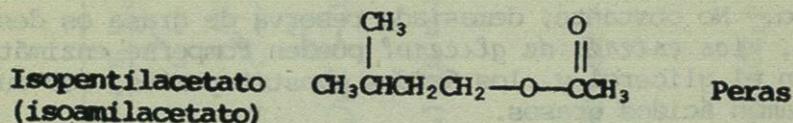
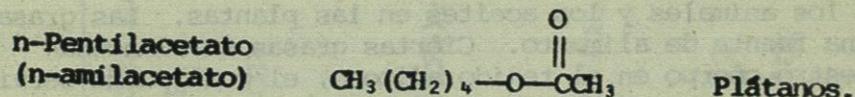
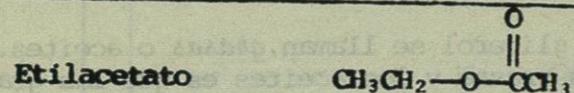
Dietil fosfato.

Algunos esteres de importancia bioquímica son aquellos que contienen glicerol y ácidos de cadena larga (alrededor de 20 carbonos) tales esteres pueden representarse como:

TABLA 7-4. Algunos esteres.

Nombre	Estructura	Fuente o sabor.
Etilformato	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	Ron
Isobutilformato	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{CHCH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} \end{array}$	Frambuesas.

Nombre.	Estructura.	Fuente o sabor.
---------	-------------	-----------------



n=23 a 33 cera carnauba
n=25 a 27 cera de abejas
n=14 a 15 esperma de ballena

(Los símbolos R, R' u R'' se refieren a las diferentes sucesiones posibles de carbonos).

Tales esteres del glicerol se llaman *grasas* o aceites. La diferencia entre las grasas y los aceites es que las grasas son sólidas mientras que los aceites son líquidos a la temperatura ambiente. Las grasas se encuentran principalmente en los animales y los aceites en las plantas. Las grasas son una fuente de alimento. Ciertas grasas se almacenan en nuestro cuerpo en el tejido adiposo, el cual puede servir como una cubierta protectora de determinadas partes de nuestro cuerpo. No obstante, demasiada reserva de grasa es desventajosa. Los esteres de glicerol pueden romperse enzimáticamente en el glicerol y los ácidos constituyentes, los cuales se llaman ácidos grasos.

Las grasas y los aceites incluyen productos comunes como la manteca, la manteca, el aceite de olivo, el aceite de coco, el aceite de cacahuate, de maíz, de cártamo.

La tabla 7-6 da la composición de algunos esteres del glicerol (grasas y aceites comunes).

TABLA 7-5. Ácidos grasos típicos.

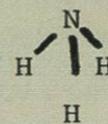
N o m b r e.	F ó r m u l a.
Ácido mirístico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{12}\text{C}(=\text{O})\text{OH}$
Ácido palmítico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{C}(=\text{O})\text{OH}$
Ácido estearico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{C}(=\text{O})\text{OH}$
Ácido oleico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{C}(=\text{O})\text{OH}$
Ácido linoleico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{C}(=\text{O})\text{OH}$
Ácido linolénico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{C}(=\text{O})\text{OH}$

Tabla 7.6 Composición de los Ácidos grasos obtenidos mediante el análisis de grasas y aceites comunes.

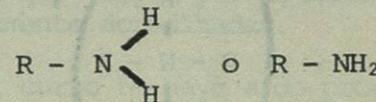
Grasa o aceite	Composición media de los ácidos grasos, en por ciento.							Otros
	Ácido Mirístico	Ácido Palmítico	Ácido Estéarico	Ácido Oleico	Ácido Linoleico	Ácido Linoléico		
Grasas animales								
Mantequilla	8-15	25-29	9-12	18-33	2-4		Butírico	
Manteca	1-2	25-30	12-18	48-60	6-12		Palmitoleico	
Sebo de res	2-5	24-34	15-30	35-45	1-3		Palmitoleico	
Aceites vegetales								
Oliva	0-1	5-15	1-4	67-84	0-1		Palmitoleico	
Cacahuete	-	7-12	2-6	30-60	0-1		Palmitoleico	
Maíz	1-2	7-11	3-4	25-35	0-2		Palmitoleico	
Sem. de Algodón	1-2	18-25	1-2	17-38	0-2		Palmitoleico	
Soya	1-2	4-7	2-4	14-30	15-58		Linolénico	
Linaza	-	4-7	2-4	14-30	15-58		Linolénico	
Cártamo	-	1-5	1-5	14-21				
Aceites Marinos								
Ballena	5-10	10-20	2-5	33-40				
Pescado	6-8	10-25	1-3					

7-7 AMINAS, AMIDAS Y AMINOÁCIDOS.

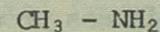
La fórmula estructural del amoníaco es:



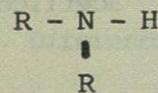
Los compuestos en los que se reemplaza un -H del amoníaco por un grupo alquilo, -R, se llaman *aminas*.



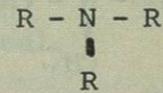
El grupo -NH se llama grupo amino. De donde, una amina podría nombrarse como un amino-alcano. Por ejemplo.



podría llamarse amonimetano. Las aminas también pueden nombrarse como alquiloaminas; el nombre del grupo -R seguido por amina. Usando este método, $\text{CH}_3 \text{NH}_2$ se llamaría metilamina. Las aminas con un grupo alquilo se llaman aminas *primarias*. Las aminas con dos grupos alquilo se llaman (que no necesitan ser iguales) *secundarias* y aquellas con tres grupos alquilos se llaman aminas *terciarias*.

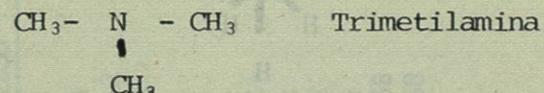
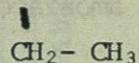
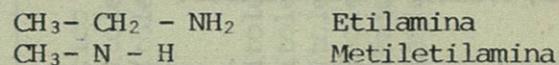


Amina secundarias

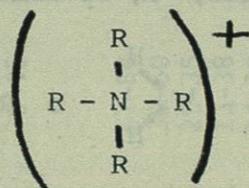


Amina terciaria.

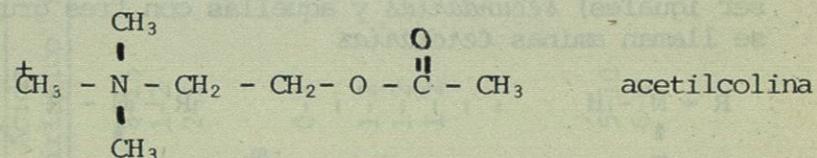
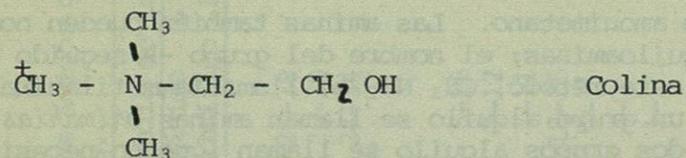
Algunas aminas típicas son:



Un cuarto grupo sobre el nitrógeno forma un ion.



llamado ion *amonio cuaternario* (un ion amonio cuaternario es análogo al ion amonio NH^+) dos iones amonio cuaternarios que son importantes en algunos procesos biológicos son:



(Nótese que este es un éster de la colina y el ácido acético).

3er. SEMESTRE.

UNIDAD VIII.

REPASO GENERAL.

INTRODUCCION:

Esta es una unidad más, al igual que las anteriores, deberás estudiar para lograr acreditarla como hemos mencionado anteriormente; para que tengas derecho a presentar esta unidad el único requisito es que tengas por lo menos 5 de las 7 unidades anteriores debidamente acreditadas.

Esperamos que el curso te haya sido provechoso, es nuestro deseo, deseamos que continúes adelante en tu estudio para que en un futuro puedas lograr tus metas.

Aún y cuando esta unidad contenga un número desacomodado de objetivos, es de vital importancia que los resuelvas, ya que éstos son los más importantes o relevantes de que consta el curso y además te da una idea más general de lo que fue el mismo.

Para aprobar esta unidad deberás ser capaz de:

OBJETIVOS:

- 1.- Diferenciará entre gas ideal y real.
- 2.- Enunciará los postulados de la teoría cinético-molecular.
- 3.- Explicará las propiedades de los gases.
- 4.- Definirá las variables que afectan el comportamiento de un gas (presión, volumen, temperatura y número de moles).

- 5.- Utilizará las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac, para describir el comportamiento de los gases.
- 6.- Obtendrá de las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac, la ley combinada del estado gaseoso.
- 7.- Expresará la ecuación que representa la ley de los gases ideales o ecuación de estado de un gas perfecto.
- 8.- Utilizará el concepto de volumen molar en la resolución de problemas.
- 9.- Usará las leyes del estado gaseoso en la resolución de cálculos estequiométricos del tipo peso-volumen.
- 10.- Definirá los conceptos de solución, soluto y solvente.
- 11.- Distinguirá entre una solución, una dispersión coloidal y una suspensión.
- 12.- Explicará el concepto de solubilidad y los factores que lo afectan.
- 13.- Clasificará los tipos de soluciones en base a la cantidad y estado físico de los componentes.
- 14.- Utilizará las diferentes formas de expresar la concentración (molaridad, normalidad, % peso-volumen) en la resolución de problemas específicos.
- 15.- Interpretará los conceptos de ácido y base de acuerdo a las diferentes teorías.
- 16.- Citará algunas propiedades que caracterizan a los ácidos y a las bases.
- 17.- Definirá reacción ácido-base.
- 18.- Distinguirá entre ácidos y bases débiles y fuertes.
- 19.- Distinguirá entre pH y POH.

- 20.- Calculará el potencial de hidrógeno de una disolución, dada su concentración de hidrógeno y/o hidróxido.
- 21.- Describirá el origen, desarrollo e importancia de la química orgánica.
- 22.- Definirá Química Orgánica.
- 23.- Explicará las principales diferencias entre compuestos orgánicos e inorgánicos.
- 24.- Explicará la importancia del carbono en la química orgánica.
- 25.- Explicará el significado de la tetravalencia del carbono.
- 26.- Describirá la clasificación de los compuestos orgánicos.

BIBLIOGRAFÍA.

QUÍMICA.

Gregory R. Choppin,
Lee Summerlin,
Lynn Jackson.

QUÍMICA GENERAL.

John A. Timm.
Cuarta Edición. Libros McGraw-Hill.

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA.

T. R. Dickson,
Publicaciones Culturales, S. A.
México, D. F. 1976.

QUÍMICA GENERAL.

Silabaugh y Parsons,
Editorial Limusa.
México, 1976

LA QUÍMICA DE O'CONNOR.

Harla, S. A. de C. V.
Harla Harper & Row Latinoamericana.
México, Buenos Aires, Bogotá, Sao Paulo.

CIENCIAS NATURALES DOS.

Virgilio Beltrán,
Victoria Andrade,
Ricardo Linarte,
Daffny Rosado.
Editorial Trillas.
México, 1976.

QUÍMICA GENERAL.
Jerome L.
Rosen Berg.
Schaum McGraw-Hill.

QUÍMICA GENERAL.
Jesse Wood,
Charles W. Keenan,
William E. Bull.
Harper & Row Publishers Inc.

QUÍMICA GENERAL.
Frederick Longo.
McGraw-Hill

QUÍMICA GENERAL.
Gregory R. Duggan,
Lee Summerlin,
Igor Jaskov.
QUÍMICA GENERAL.
John A. Timm.
Quinta Edición. Libros McGraw-Hill.

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA.
T. R. Dickson,
Publicaciones Químicas, S. A.
México, D. F. 1976.

QUÍMICA GENERAL.
Silviano y Ibarra,
Editorial Limusa.
México, 1976.

LA QUÍMICA DE O'CONNOR.
Luis S. A. de C. V.
Harper & Row Latinamericana.
México, Buenos Aires, Bogotá, São Paulo.

QUÍMICA GENERAL DOS
Vladimir Belitski,
Victor A. Ibarra,
Ricardo Jiménez,
Dolores Rosado.
Editorial Limusa.
México, 1976.