

FISICOQUIMICA

1. ACIDEZ

1.1 DEFINICION

El **pH** es una medida de la acidez o alcalinidad de una solución. En 1909, el químico danés Sorensen definió el potencial hidrógeno (**pH**) como el logaritmo negativo de la concentración molar (mas exactamente de la actividad molar) de los iones hidrógeno. Esto es:

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

Desde entonces, el término pH ha sido universalmente utilizado por la facilidad de su uso, evitando así el manejo de cifras largas y complejas. Por ejemplo, una concentración de $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-8} \text{M}$ (0.00000001) es simplemente un pH de 8 ya que: $\text{pH} = -\log[10^{-8}] = 8$ La relación entre pH y concentración de iones H se puede ver en la siguiente tabla, en la que se incluyen valores típicos de algunas sustancias conocidas:

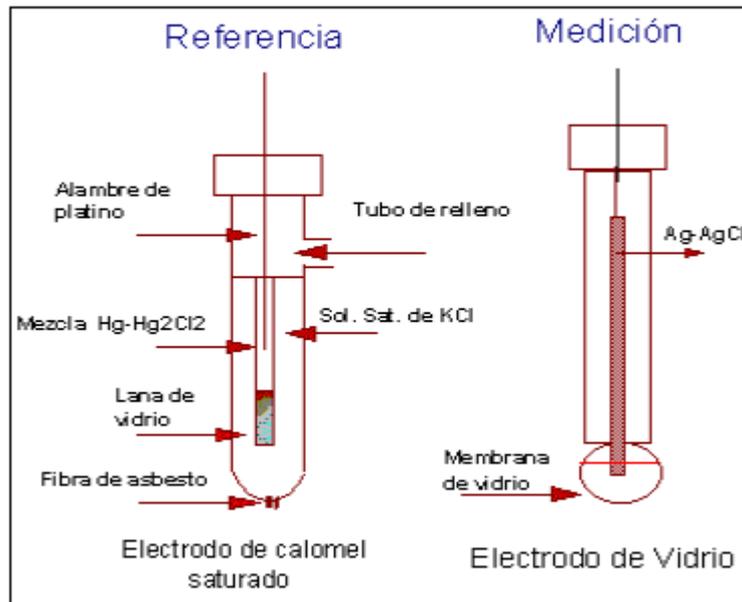
	pH	Conc. H^+	Conc. OH^-	pOH
	14	1×10^{-14}	1×10^0	0
NaOH, 0.1 M	13	1×10^{-13}	1×10^{-1}	1
Blanquedor casero Amoniaco casero	12	1×10^{-12}	1×10^{-2}	2
Agua de cal	11	1×10^{-11}	1×10^{-3}	3
Leche de magnesia	10	1×10^{-10}	1×10^{-4}	4
Borax	9	1×10^{-9}	1×10^{-5}	5
Clara de huevo, agua de mar Sangre humana, lágrimas	8	1×10^{-8}	1×10^{-6}	6
→ Punto de neutro	7	1×10^{-7}	1×10^{-7}	7
Lluvia	6	1×10^{-6}	1×10^{-8}	8
Café negro	5	1×10^{-5}	1×10^{-9}	9
Plátanos, tomates	5	1×10^{-5}	1×10^{-9}	9
Vino	4	1×10^{-4}	1×10^{-10}	10
CocaCola, vinagre	3	1×10^{-3}	1×10^{-11}	11
Jugo de limón	2	1×10^{-2}	1×10^{-12}	12
Jugo gástrico	1	1×10^{-1}	1×10^{-13}	13
	0	1×10^0	1×10^{-14}	14

RELACIÓN DE pH, pOH y Concentración de H^+ y OH^-

2.2 MEDIDA DEL PH

El valor del pH se puede medir de forma precisa mediante un potenciómetro, también conocido como pH-metro, un instrumento que mide la diferencia de potencial entre dos electrodos: un electrodo de referencia (generalmente de plata/cloruro de plata) y un electrodo de vidrio que es sensible al ión hidrógeno.

También se puede medir de forma aproximada el pH de una disolución empleando *indicadores*, ácidos o bases débiles que presentan diferente color según el pH. Generalmente se emplea *papel indicador*, que se trata de papel impregnado de una mezcla de indicadores cualitativos para la determinación del pH. El papel de litmus o papel tornasol es el indicador mejor conocido. Otros indicadores usuales son la fenolftaleína y el naranja de metilo.



- A pesar de que muchos potenciómetros tienen escalas con valores que van desde 1 hasta 14, los valores de pH también pueden ser aún mayores que 1 o aún menores que 14. Por ejemplo el ácido de batería de automóviles tiene valores cercanos de pH menores que uno, mientras que el hidróxido de sodio 1 M varía de 13,5 a 14.
- Un pH igual a 7 es neutro, menor que 7 es ácido y mayor que 7 es básico a 25 °C. A distintas temperaturas, el valor de pH neutro puede variar debido a la constante de equilibrio del agua (K_w).

La determinación del pH es uno de los procedimientos analíticos más importantes y más usados en ciencias tales como química, bioquímica y la química de suelos. El pH determina muchas características notables de la estructura y actividad de las biomacromoléculas y, por tanto, del comportamiento de células y organismos.

2.3 INDICADORES DE PH

Se puede determinar un valor aproximado de manera sencilla y rápida mediante el empleo de sustancias indicadoras.

Estas, son compuestos cuyo color, en disolución, cambia con la concentración de iones hidrógeno. El intervalo de pH en el que tiene lugar el cambio de color varía sensiblemente de un indicador a otro.

Generalmente se trata de compuestos que son ácidos o bases orgánicos débiles, cuyo equilibrio se ve desplazado al introducirse en soluciones ácidas o básicas, cambiando así su color ; siendo los más importantes los que en la siguiente tabla se expresan junto con el intervalo de viraje y los colores que adquieren:

● INDICADOR	● COLOR	● Intervalo de pH de viraje
● Azul de Timol	● Acido ● rojo	● Alcalino ● amarillo
● Azul de bromofenol	● amarillo	● azul
● Azul de bromotimol	● amarillo	● azul
● Azul de Timol (2ª etapa)	● amarillo	● púrpura
● Naranja de metilo	● rojo	● amarillo
● Rojo de metilo	● rojo	● amarillo
● Fenofaleína	● incoloro	● rojo
● Tornasol	● rojo	● azul

2.3.1 DISOLUCIONES AMORTIGUADORAS, BUFFER O TAMPON. EFECTO DEL ION COMUN.

Una disolución amortiguadora es aquella en la que se realiza una de las dos siguientes mezclas:

- Un ácido débil con la sal de ese mismo ácido y una base fuerte.
- Una base débil con la sal de esa misma base y un ácido fuerte.

Se caracterizan por ofrecer una gran resistencia a modificar su pH a pesar de que se les añada un ácido o una base. Por ello son de gran importancia en los procesos bioquímicos de los seres vivos.

La manera en que este tipo de disoluciones actúa puede verse mediante el estudio de un ejemplo de cada uno de los casos expuestos:

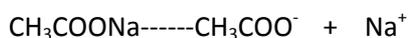
✓ DISOLUCION REGULADORA ACETICO / ACETATO SODICO:

La disociación del ácido acético será:



Que estará desplazada hacia la izquierda por la presencia en el medio de ion acetato procedente del acetato sódico.

La disociación del acetato sódico será:



Las dos disociaciones conllevan la hidrólisis del ión acetato.



Que estará desplazado hacia la izquierda como consecuencia de existir en el medio ácido acético.

Esta mezcla actuará, como disolución reguladora del pH, como sigue:

- Si agregamos un ácido fuerte, los protones de su disociación reaccionarán con el ion acetato formando ácido acético muy poco disociado.
- Si se agrega una base fuerte, los iones OH⁻, desaparecen por neutralización con el ácido acético.

✓ **DISOLUCION REGULADORA AMONIACO / CLORURO AMONICO:**

La reacción del amoniaco con el agua será:



Que estará muy desplazado hacia la izquierda por la presencia de ion amonio procedente de la disociación del cloruro amónico.

La disociación del cloruro amónico será:



Las dos reacciones conllevan la hidrólisis del ion amonio:



Que está desplazado a la izquierda por la presencia en el medio de NH₃.

Esta mezcla actuará, como disolución reguladora del pH, como sigue:

- Si se agrega un ácido fuerte, los protones que éste coloca en el medio reaccionan con el amoniaco para dar ion amonio, que a su vez reaccionan para producir sal amónica.
- Si se agrega una base fuerte, los iones OH⁻ reaccionan con el ion amonio produciéndose amoniaco y agua.

2.4 REACCIONES DE NEUTRALIZACION

Las reacciones de neutralización son aquellas en las que intervienen un ácido y una base, dando lugar a la formación de una sal con desprendimiento de agua:



En todo proceso de neutralización se cumple la "ley de los equivalentes": el nº de equivalentes de ácido debe ser igual al nº de equivalentes de base:

$$\text{n}^\circ \text{equiv. Ácido} = \text{n}^\circ \text{equiv. Base}$$

Puesto que los equivalentes dependen de la Normalidad:

$$N = \frac{\text{n}^\circ \text{equiv. soluto}}{\text{litros. Disolucion}}$$

$$\text{Deducimos: } \text{n}^\circ \text{equiv. soluto} = V_{\text{disolucion}} \cdot \text{Normalidad}$$

Por ello, si denominamos:

NA la normalidad de la solución ácida. VA el volumen de la solución ácida.
NB la normalidad de la solución básica. VB el volumen de la solución básica

quedará:
$$\underline{N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B}$$

Expresión que se cumple en todas las reacciones de neutralización.

En la práctica, esta reacción se utiliza para, conociendo la normalidad de una disolución ácida o básica, determinar la normalidad de otra, básica o ácida con la que hacemos reaccionar (neutralizamos); mediante la adición lenta y paulatina de la disolución conocida sobre un volumen conocido de la solución problema que contenga un indicador adecuado para observar el cambio de color cuando se produzca la neutralización completa.

Llamamos *Punto de equivalencia*, al valor del pH en el que los equivalentes de ácido y de base son exactamente iguales, diferenciando entre el valor teórico y el experimental determinado por la neutralización práctica.

En las volumetrías de neutralización debe tenerse en cuenta que:

Cuanto más próximos se encuentren los puntos de equivalencia teórico y experimental, más pequeño será el error cometido en la determinación.

Si la valoración se hace de un ácido fuerte con una base fuerte, el punto teórico de equivalencia es aproximadamente 7, se produce una total neutralización en la disolución, y la sal formada no se hidroliza.

Si, en cambio, se valora un ácido débil con una base fuerte, la sal producida se hidroliza añadiendo al medio ion OH⁻, con lo que el punto de equivalencia será mayor que 7.

Si se valora un ácido fuerte con una base débil, la sal producida se hidroliza añadiendo al medio iones hidronio, con lo que el punto de equivalencia será menor que 7.

2.5 VOLUMETRIA DE PRECIPITACION

2.5.1 Valoración de Mohr: precipitado coloreado en el punto final

El método de Mohr para la determinación de Cl⁻, Br⁻, CN⁻ se basa en la utilización de un cromato alcalino como indicador.

- ✓ Reacción de valoración: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl (s)}$ (Blanco)
- ✓ Reacción de punto final: $\text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4$ (Rojo)

En el punto final los iones cromato se combinan con el exceso de iones plata originando un precipitado rojizo de cromato de plata.

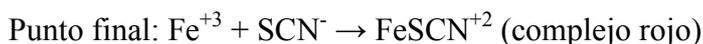
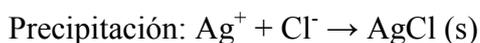
La disolución problema debe ser neutra o ligeramente alcalina; pues si es demasiado alcalina precipita hidróxido de plata, mientras que si su pH < 5 el punto final aparece muy lentamente y de manera muy poco clara debida la disminución de iones plata presentes.

Mediante un ensayo en blanco subsanamos el error de valoración. Medimos el volumen de disolución valorada da AgNO₃ que es preciso gastar para dar una coloración perceptible a un volumen de agua destilada que contiene la misma cantidad de indicador que el que se utiliza en la valoración. El volumen así determinado se debe restar al volumen de disolución valorada gastado en la determinación.

Este método no se puede aplicar al I⁻ ni al SCN⁻(TIOCIANATO).

2.5.2 Valoración de Volhard: Valoración de Ag⁺ por retroceso. Formación de una sustancia coloreada en el seno de la disolución

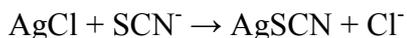
Consiste en la valoración de sales de plata con tiocianatos usando una sal de Fe⁺³ como indicador. La adición de la disolución de tiocianato produce en primer lugar la precipitación de AgSCN, y cuando ha precipitado toda la plata, el primer exceso de tiocianato produce una coloración rojiza debido a la formación de tiocianato de hierro.



Este método se aplica a la determinación de Cl⁻, Br⁻, I⁻ en disolución ácida.

Para la determinación de las anteriores sustancias, se añade una disolución valorada de AgNO₃, y el exceso de ésta se valora por retroceso con una disolución de tiocianato de conocida concentración.

Al aplicar este procedimiento puede aparecer un error bastante grande debido a que el AgSCN es menos soluble que el AgCl, y por tanto puede producirse la reacción:



Para evitar que tenga lugar esta reacción:

1°.- Se separa por filtración el precipitado de AgCl y se valora con el SCN⁻ el líquido filtrado reunido con las aguas de lavado del precipitado.

2°.- Adicionamos unos mililitros de nitrobenzono que provocan la coagulación.

El método de Volhard puede usarse para la determinación de bromuros y yoduros sin que esté presente el error antes expuesto, debido a que el AgBr y el AgI tienen solubilidades similares a del AgSCN (TIOCIANATO DE PLATA).

2.5.3 Valoración de Fahans: Uso de indicadores coloreados de adsorción que se adhieren al precipitado que se forma

Los indicadores de adsorción son colorantes orgánicos aniónicos. La acción de estos indicadores es debida a que la adsorción del indicador se produce al alcanzar el punto de equivalencia y durante el proceso de adsorción ocurre un cambio en el indicador que lo transforma en una sustancia de color diferente. El cambio de color en estos indicadores se debe a una deformación de sus capas electrónicas que tiene lugar cuando un ion entra dentro del campo eléctrico de un ion vecino de carga opuesta.

Ejemplos de indicadores:

- La **diclorofluoresceína** es adsorbida sobre el AgCl, pasando a la disolución iones Cl⁻. Cuando se añade AgNO₃ a una disolución neutra de cloruro que contiene una pequeña cantidad de fluoresceínas, el punto de equivalencia de la reacción se pone de manifiesto por un cambio de color de amarillo a rosado. Cuando se deja sedimentar el precipitado se observa que es de color rosa, mientras que la disolución es casi incolora.

- **Eosina**: indicador para la valoración de Br⁻, I⁻; SCN⁻.

2. SOLUBILIDAD

2.1 SOLUCIONES O DISOLUCIONES

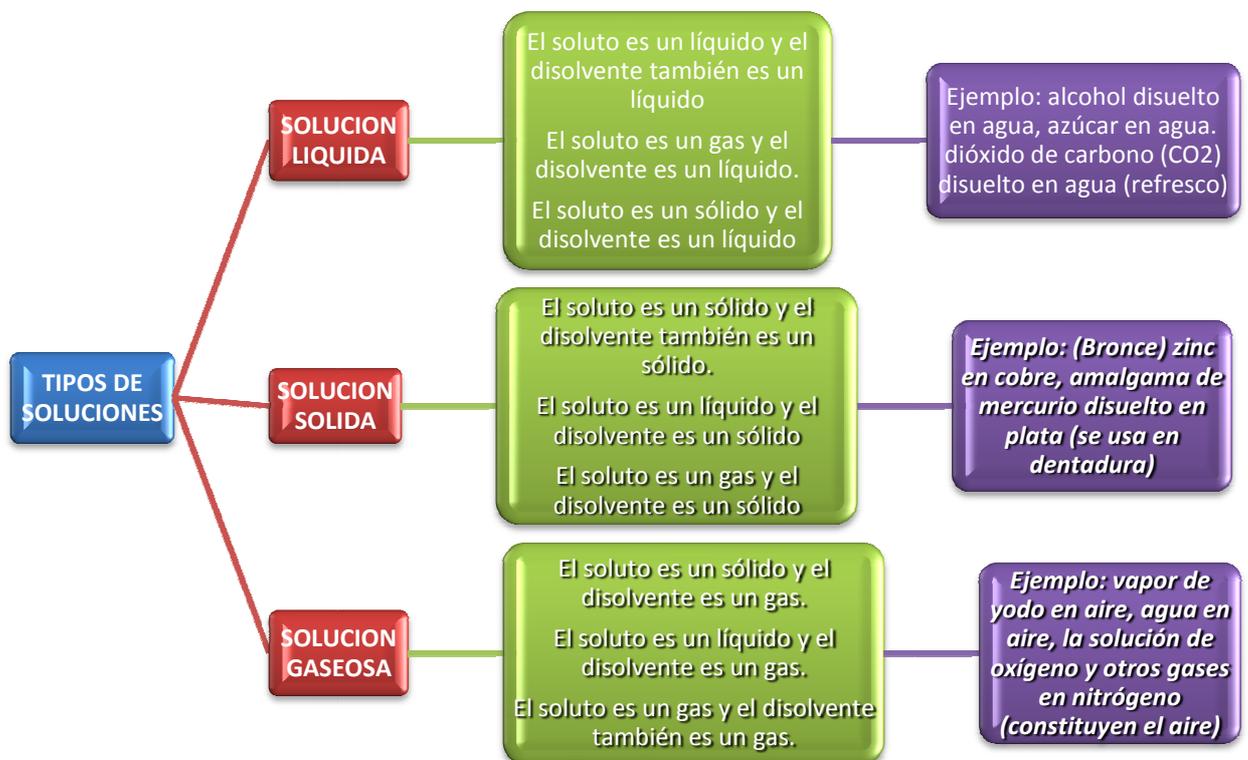
Las soluciones son mezclas homogéneas y están formadas por dos o más sustancias puras, el disolvente y el soluto.

✓ **SOLUTO:** Es la sustancia disuelta en una solución; por lo regular presente en menor cantidad que el disolvente.

✓ **SOLVENTE o DISOLVENTE:** Sustancia que va a disolver al soluto; por lo general presente en mayor cantidad que el soluto.

2.2 TIPOS DE SOLUCIONES

Según el estado de agregación de las sustancias, las soluciones pueden clasificarse como sigue:



2.3 CONCENTRACION DE UNA SOLUCION

La relación entre la cantidad de sustancia disuelta (soluto) y la cantidad de disolvente se conoce como *concentración*.

Esta relación se expresa cuantitativamente en forma de *unidades físicas* y *unidades químicas*, debiendo considerarse la densidad y el peso molecular del soluto.

2.3.1 Concentración en Unidades Físicas

- ✓ **Porcentaje masa en masa (% m/m o % p/p):** Indica la masa de soluto en gramos, presente en 100 gramos de solución.

$$X\text{g soluto} \rightarrow 100\text{g solución}$$

$$\% \frac{p}{p} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa total de la solución}} 100$$

Ejemplo:

Una solución de azúcar en agua, contiene 20g de azúcar en 70g de solvente. Expresar la solución en % p/p.

$$\text{soluto} + \text{solvente} \rightarrow \text{solución}$$

$$20\text{g} \quad 70\text{g} \quad 90\text{g}$$

$$20\text{g azúcar} \rightarrow 90\text{g solución}$$

$$\underline{X\text{g azúcar} \rightarrow 100\text{g solución}}$$

$$X = \frac{20 * 100}{90} = 22,22 \%p/p$$

90

- ✓ **Porcentaje masa en volumen (% m/v o % p/v):** Indica la masa de soluto en gramos disuelto en 100 mL de solución.

$$X\text{g soluto} \rightarrow 100\text{mL solución}$$

$$\% \frac{p}{v} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen total de la solución}} 100$$

Ejemplo:

Una solución salina contiene 30g de NaCl en 80 mL de solución. Calcular su concentración en % p/v.

$$30\text{g NaCl} \rightarrow 80 \text{ mL solución}$$

$$\underline{X\text{g NaCl} \rightarrow 100\text{mL solución}}$$

$$X = \frac{30 * 100}{80} = 37,5 \% \frac{p}{v}$$

- ✓ **Porcentaje en volumen (% v/v):** Indica el volumen de soluto, en mL, presente en 100 mL de solución.

X mL soluto → 100mL solución

$$\% \frac{v}{v} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen total de la solución}} 100$$

Ejemplo:

Calcular la concentración en volumen de una solución alcohólica, que contiene 15 mL de alcohol disueltos en 65 mL de solución.

15 mL alcohol → 65 mL solución

X mL alcohol → 100mL solución

$$X = \frac{15 * 100}{65} = 23 \% \frac{v}{v}$$

- ✓ **Concentración común (g/L):** Indica la masa de soluto en gramos, presente en un litro de solución (recordar que 1 L = 1000 mL, por lo que es lo mismo decir mg/mL).

Xg soluto → 1 L o 1000 mL solución

Ejemplo

Una solución de KCl contiene 10g de sal en 80 mL de solución. Calcular su concentración en gramos por litro.

10g KCl → 80 mL solución

Xg KCl → 1000 mL solución

$$X = \frac{10 * 1000}{80} = 125 \text{ g/L}$$

- ✓ **Partes por millón (ppm):** Se define como los miligramos de soluto disueltos en 1000 mL o 1 litro de solución.

X mg soluto → 1000 mL solución

Ejemplo:

Calcular la concentración en ppm de una solución que contiene 0,85g de KNO₃ disueltos en 670 mL de solución.

En primer lugar se debe transformar los gramos a miligramos, según la relación de arriba.

$$1 \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ mg}$$

$$\underline{0,85 \text{ g} \rightarrow X \text{ mg}}$$

$$X = 850 \text{ mg}$$

Teniendo los miligramos calculados, es posible realizar la regla de tres:

$$850 \text{ mg KNO}_3 \rightarrow 670 \text{ mL solución}$$

$$\underline{X \text{ mg KNO}_3 \rightarrow 1000 \text{ mL solución}}$$

$$X = 1268,65 \text{ ppm}$$

2.3.2 CONCENTRACIÓN EN UNIDADES QUÍMICAS

- ✓ **Molaridad (M):** Indica el número de moles de soluto disuelto hasta formar un litro de solución.

$$X \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ L o } 1000 \text{ mL solución}$$

$$M = \frac{\text{mol de soluto}}{v(L)\text{solución}}$$

Ejemplo:

Calcular la concentración molar de una solución disolviendo 7,2 moles de HCl en 7 litros de solución.

Solución 1

$$X = 1,02 \text{ mol}$$

$$7,2 \text{ mol} \rightarrow 7 \text{ L}$$

Solución 2

$$\underline{X \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ L}}$$

$$M = \frac{7.2 \text{ moles KCl}}{7 \text{ L}} = 1.02 \text{ mol/L}$$

Analizando

$$\text{Como } n = m(g) / PM\left(\frac{g}{\text{mol}}\right)$$

$$M = \frac{\text{mol de soluto}}{V(L)\text{solucion}} \quad \text{Reemplazando se tiene que}$$

$$M = \frac{m(g)}{PM\left(\frac{g}{\text{mol}}\right) \times V(\text{lt})\text{solución}}$$

Ejemplo:

Calcular la concentración molar de una solución de HCl que contiene 73 g en 500 mL de solución (Masa molar=36,5 g/mol).

$$M = \frac{m(g)}{PM \left(\frac{g}{mol}\right) \times V (lt) \text{solución}}$$

$$M = \frac{73g}{36.5 \left(\frac{g}{mol}\right) \times 0.5Lt} = 4M$$

- ✓ **Molaridad en función del porcentaje masa en masa:** Esto quiere decir que algunas veces podremos calcular la molaridad sólo conociendo el porcentaje masa en masa de la solución, mediante la siguiente relación:

$$M = \frac{\% \frac{m}{m} \times \text{densidad solución } (\rho) \times 100}{\text{masa molar soluto}}$$

Ejemplo

Calcular la molaridad del NaOH sabiendo que la densidad de la solución es 0,9 g/mL y el porcentaje en masa del NaOH en la solución es 20 % m/m. La masa molar del NaOH es 40 g/mol.

$$M = \frac{20 \times 0.9 \times 100}{40} = 4.5 \frac{mol}{Lt}$$

- ✓ **Normalidad (N):** Indica el número de equivalentes de soluto en un volumen de un litro de solución.

$$X \text{ eq} \rightarrow 1L \text{ o } 1000 \text{ mL solución}$$

$$N = \frac{\text{numero de equivalente de soluto}}{V (lt) \text{solución}}$$

El **equivalente-gramo de un ácido** es igual a su peso molecular dividido por la basicidad del ácido, es decir, por el número de los átomos de hidrógeno contenidos en su molécula y capaces de ser sustituidos por un metal;

El peso molecular del H_3PO_4 es igual a 98,00 uma, y su equivalente

$$\frac{98 \frac{g}{mol}}{3} = 32,67 \text{ g/mol}$$

El **equivalente-gramo de una base** es igual a su peso molecular dividido por la valencia del metal o del número de los grupos hidroxilos contenidos en la molécula de la base;

El peso molecular del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es igual a 74,09 uma, y su equivalente

$$\frac{74.09 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2} = 37,05 \text{ g/mol}$$

El **equivalente-gramo de una sal** resulta de dividir la masa de un mol por el número de cargas positivas (o el de cargas negativas) que el compuesto libere al ionizarse;

El peso molecular del $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ es igual a 342,14 uma, y su equivalente

$$\frac{342.14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{3 * 2} = 57,02 \text{ g/mol}$$

Ejemplo

¿Cuál es la normalidad de una solución que contiene 40g de ácido sulfúrico en 600 ml de solución?

Masa Eq= $98/2 = 49 \text{ g/Eq}$

$$49\text{g H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } 1 \text{ Eq}$$

$$40\text{g H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } x=0,82 \text{ Eq}$$

$$N = \frac{0,82 \text{ Eq}}{0.6 \text{ Lt}} = 1,37N$$

- ✓ **Molalidad (m):** Indica el número de moles de soluto por kilogramo de disolvente.

X moles → 1Kg o 1000 g disolvente

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de disolvente}}$$

Ejemplo

Una solución de ácido clorhídrico contiene 36% en masa de ácido clorhídrico. Calcular la molalidad de ácido clorhídrico en la solución.

Que la solución sea del 36% implica que contiene 36g de HCl en 100g de solución.

Masa de solución=masa de soluto + masa de disolvente

Masa de disolvente=masa de solución – masa de soluto

Masa de disolvente=100 – 36 = 64g

36,5g de HCl----- 1 mol

36g de HCl ----- x=0,99 moles de HCl

64g de disolvente-----0,99 moles

1000g de disolvente----x= 15 molal

$$m = \frac{0,99 \text{ moles}}{0.064 \text{ Kg}} = 15 \text{ molal}$$

- ✓ **Fracción molar (X):** permite expresar la concentración en función de cada uno de los componentes de la solución, ya que relaciona el n° de moles de cada uno de los componentes y el n° total de moles de todas las sustancias presentes en la solución.

$$X = \frac{\text{moles de un componente}}{\text{moles totales}}$$

Ejemplo

Una solución gaseosa contiene 2g de helio y 4g de oxígeno. ¿cuáles son las fracciones molares de helio y oxígeno en la solución?

$$n_{\text{He}} = \frac{m}{\text{mol}} = \frac{2}{4} = 0.5 \text{ moles de helio}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m}{\text{mol}} = \frac{4}{32} = 0.125 \text{ moles de oxígeno}$$

$$n_{\text{totales}} = 0.5 + 0,125 = 0,625$$

$$X_{\text{He}} = \frac{0.5}{0.625} = 0.8$$

$$X_{\text{O}_2} = \frac{0.125}{0.625} = 0.2$$

2.3.3 SOLUBILIDAD

Se define solubilidad como la máxima cantidad de un soluto que puede disolverse en una determinada cantidad de solvente a una temperatura dada. La solubilidad depende de la temperatura, presión y naturaleza del soluto y solvente.

La solubilidad puede expresarse en:

$$\frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Litro de solvente}}, \frac{\text{gramos de soluto}}{100 \text{ g de solvente}}, \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

2.3.4 DILUCIÓN

Procedimiento por el cual se disminuye la concentración de una solución por adición de mayor cantidad de solvente.

Al agregar más solvente, se está aumentando la cantidad de solución pero la cantidad de soluto se mantiene constante.

$$C_1 * V_1 = C_2 * V_2$$

Ejemplo

¿Qué volumen de HCl 18 M se necesitan para preparar 6 litros de solución 5 M?

$$C_1 * V_1 = C_2 * V_2$$

$$5M * 6L = 18M * V_2$$

$$\frac{5M * 6L}{18M} = V_2$$

$$V_2 = 1,67M$$

2.4 PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES

Las **propiedades coligativas** aquellas propiedades de una solución que dependen únicamente de la concentración molal, es decir, de la cantidad de partículas de soluto por partículas totales, y no de la naturaleza o tipo de soluto. Están estrechamente relacionadas con la presión de vapor, que es la presión que ejerce la fase de vapor sobre la fase líquida, cuando el líquido se encuentra en un recipiente cerrado.

La presión de vapor depende del solvente y de la temperatura a la cual sea medida (a mayor temperatura, mayor presión de vapor). Se mide cuando el sistema llega al equilibrio dinámico, es decir, cuando la cantidad de moléculas de vapor que vuelven a la fase líquida es igual a las moléculas que se transforman en vapor.

2.4.1 DESCENSO DE LA PRESIÓN DE VAPOR

Cuando se prepara una solución con un solvente y un soluto no volátil (que se transformará en gas) y se mide su presión, al compararla con la presión de vapor de su solvente puro (medidas a la misma temperatura), se observa que la de la solución es menor que la del solvente. Esto es consecuencia de la presencia del soluto no volátil.

A su vez, cuando se comparan las presiones de vapor de dos soluciones de igual composición y diferente concentración, aquella solución más concentrada tiene menor presión de vapor. El

descenso de ésta se produce por dos razones: por probabilidad, pues es menos probable que existan moléculas de disolvente en el límite de cambio, y por cohesión, pues las moléculas de soluto atraen a las de disolvente por lo que cuesta más el cambio.

La presión de vapor de un disolvente desciende cuando se le añade un soluto no volátil.

Este efecto es el resultado de dos factores:

1. la disminución del número de moléculas del disolvente en la superficie libre
2. la aparición de fuerzas atractivas entre las moléculas del soluto y las moléculas del disolvente, dificultando su paso a vapor.

3.4.2 DESCENSO CRIOSCÓPICO

El soluto obstaculiza la formación de cristales sólidos, por ejemplo el líquido refrigerante de los motores de los automóviles tiene una base de agua pura a presión atmosférica se congelaría a 0°C dentro de las tuberías y no resultaría útil en lugares fríos. Para evitarlo se le agregan ciertas sustancias químicas que hacen descender su punto de congelación.

$$\Delta T_f = K_f \cdot m$$

m es la molalidad. Se expresa en moles de soluto por kilogramo de disolvente (mol/kg).

ΔT_f es el **descenso del punto de congelación** y es igual a $T_f - T$ donde T es el punto de congelación de la solución y T_f es el punto de congelación del disolvente puro.

K_f es una constante de congelación del disolvente. Su valor, cuando el solvente es agua es 1,86 °C kg/mol.

- **Aplicación**

Para enfriar algo rápidamente se hace una mezcla de hielo con sal o, si tiene precaución, alcohol. El punto de congelación bajará y el hielo se derretirá rápidamente. Pese a aparentar haberse perdido el frío, la mezcla formada estará en realidad a unos cuantos grados bajo cero y será mucho más efectiva para enfriar que los cubos de hielo sólidos. Es una consecuencia del descenso de la presión de vapor.

El agua se congela a partir de los 0 °C, mientras que una solución formada por agua y sal se congelará a menor temperatura (de ahí que se utilice sal para fundir nieve o hielo con mayor facilidad).

- **Aplicación del frío en la congelación de alimentos**

La congelación es la aplicación más drástica del frío

- Temperatura del alimento < punto de congelación
- Temperaturas de conservación mas o menos -20°C

- Disminuye la actividad del agua (forma de hielo)
- No hay desarrollo microbiano, pero no destruye todas las bacterias
- Limita la acción de la mayoría de las reacciones químicas y enzimáticas
- Aumento de la vida útil de los alimentos
- Se mantienen las características organolépticas y valor nutritivo si el proceso de congelación y almacenamiento son los adecuados
- La Congelación es el mejor método para conservación a largo plazo
- La Congelación y almacenamiento realizados correctamente permiten la no variación de propiedades organolépticas y nutritivas y una vida útil elevada.

3.4.3 AUMENTO EBULLOSCÓPICO

Al agregar moléculas o iones a un solvente puro la temperatura en la que éste entra en ebullición es más alta. Por ejemplo, el agua pura a presión atmosférica ebulle a 100°C, pero si se disuelve algo en ella el punto de ebullición sube algunos grados centígrados.

$$\Delta T_b = K_b \cdot m$$

m es la molalidad. Se expresa en moles de soluto por kilogramo de disolvente (mol/kg).

ΔT_b es el aumento del punto de ebullición y es igual a $T - T_b$ donde T es el punto de ebullición de la solución y T_b el del disolvente puro.

K_b es una constante de ebullición del disolvente. Su valor cuando el solvente es agua es 0,52 °C kg/mol.

- **Aplicación**

Cuando un mol de una sal se disuelve en solución, el efecto del aumento del punto de ebullición es aún mayor, pues la sal hará un efecto tal que será el total de las partes que se disuelven. Por ejemplo, el NaCl será disuelto en un mol de sodio y un mol de cloro, un total de dos moles en solución.

El punto de ebullición es la temperatura a la cual la presión de vapor de un solvente o solución iguala la presión externa y comienza a observarse las moléculas de líquido transformarse en gas. Por ejemplo, a presión externa de 1 atm, el agua hierve a 100 °C, mientras que para una solución acuosa de algo a 100 °C las presiones externas y de vapor no se han igualado y por ende no se observa el cambio a estado gaseoso. Cuando la presión de vapor iguale la presión externa la temperatura de la solución será mayor que 100 °C y, consecuentemente, se comprueba que su punto de ebullición es, efectivamente, mayor que el punto de ebullición de su solvente puro (agua) medido a una misma presión externa.

3.4.4 PRESIÓN OSMÓTICA

La ósmosis es la tendencia que tienen los solventes a ir desde zonas de menor concentración hacia zonas de mayor concentración de partículas. El efecto puede pensarse como una tendencia de los solventes a "diluir". Es el pasaje espontáneo de solvente desde una solución más diluida hacia una solución más concentrada, cuando se hallan separadas por una membrana semipermeable

$$\pi V = nRT \text{ (también: } \pi = (nRT) / V \text{)}$$

n es el número de moles de partículas en la solución.

R es la constante universal de los gases, donde $R = 8.314472 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

T es la temperatura en Kelvin.

Teniendo en cuenta que n/V representa la molaridad (M) de la solución obtenemos:

$$\pi = MRT$$

Al igual que en la ley de los gases ideales, la presión osmótica no depende de la carga de las partículas.

Observación: Se utiliza la unidad de Molaridad (M) para expresar la concentración ya que el fenómeno de ósmosis ocurre a temperatura constante (de esto se deduce que las unidades de concentración para el ascenso ebulloscopio y el descenso crioscópico estén dadas en molalidad (m), ya que este tipo de expresión no varía con la temperatura).

- **Aplicación**

El experimento más típico para observar el fenómeno de ósmosis es el siguiente:

- Se colocan dos soluciones con distinta concentración (por ejemplo, una consta de agua con sal común o azúcar y la otra de agua sola).
- Ambas soluciones se ponen en contacto a través de una membrana semipermeable que permite el movimiento del agua a través de ella, es decir, que permite que el solvente pase y las partículas no. El papel celofán suele funcionar, pero debe ser verdadero papel celofán y no sus sustitutos.
- Al cabo de un tiempo se podrá observar que el solvente ha pasado de la solución diluida hacia la solución concentrada y los niveles de líquido han cambiado.

Las membranas celulares son semipermeables. La observación al microscopio de células que previamente han estado sumergidas en soluciones de sal común o azúcar, permite constatar el efecto de la entrada de agua (turgencia) o la pérdida de agua (plasmólisis) en función de que el medio exterior sea hipertónico o hipotónico respecto al medio interno celular.

3. TEMODINAMICA

3.1 PRESION

Se define como la magnitud de la fuerza perpendicular por unidad de área ejercida por el sistema sobre sus alrededores:

$$P \cong F/A$$

Donde F es la magnitud de la fuerza perpendicular ejercida sobre una pared separadora de área A. El símbolo \cong indica una definición.

3.2 PRESION HIDROSTATICA

Es la fuerza por unidad de área que ejerce un líquido en reposo sobre las paredes del recipiente que lo contiene y sobre cualquier cuerpo que se encuentre sumergido, como esta presión se debe al peso del líquido, esta presión depende de la densidad (ρ), la gravedad (g) y la profundidad (h) del lugar donde medimos la presión (P).

$$P = \rho * g * h$$

Ejemplo: Al sumergir un vaso boca abajo en el agua lo sumerges con todo y el aire que contiene desde que esta afuera, pues que el aire siempre es empujado hacia arriba por ser menos denso que el agua, al encontrarse con las paredes del vaso y una fuerza introduciendo el vaso, no le queda mas que mantenerse en el vaso, por lo tanto el agua no puede entrar al espacio que esta siendo ocupado por el aire.

La **Presión hidrostática** es la parte de la presión debida al peso de un fluido en reposo. En un fluido en reposo la única presión existente es la presión hidrostática, en un fluido en movimiento además puede aparecer una presión hidrodinámica adicional relacionada con la velocidad del fluido. Es la presión que sufren los cuerpos sumergidos en un líquido o fluido por el simple y sencillo hecho de saberse dentro de este.

3.3 TEMPERATURA

Es una magnitud referida a las nociones comunes de caliente o frio. Por lo general, un objeto mas "caliente" tendrá una temperatura mayor, y si fuere frio tendrá una temperatura menor. Físicamente es una magnitud relacionada con la energía interna de un sistema termodinámico, definida por el principio cero de la termodinámica.

De las diferentes escalas para medir la temperatura, las mas usadas son:

- Kelvin o absoluta (T_k)
- Celsius o centígrados (T_c)
- Fahrenheit (T_f)

- **Kelvin:** Su cero absoluto (0°K) es la temperatura mas baja a la que se puede llegar (en teoría). La escala Celsius usa intervalos de igual magnitud que la Kelvin para representar un grado. Debido a esto, un intervalo en escala Kelvin es idéntico al intervalo en la escala Celsius. Para convertir grados centigrados a Kelvin se tiene:

$$T_k = T_c + 273.15$$

Para calcular grados Fahrenheit a partir de Tc se tiene:

$$T_f = 32^{\circ}F + \left(\frac{9}{5}\right) T_c$$

Si se necesita convertir de grados Fahrenheit a grados Kelvin, se puede calcular de la manera siguiente:

$$T_k = 273.15 + (T_f - 32) \left(\frac{5}{9}\right)$$

3.4 GASES IDEALES

3.4.1 LEY DE BOYLE

Boyle investigo en 1662 la relación entre la presión y el volumen de los gases, y encontró que para una cantidad fija de gas a una temperatura constante, P y V son inversamente proporcionales:

$$PV = k \quad T, m \text{ constantes}$$

Donde k, es una constante y **m es la masa del gas.**

La ley de Boyle puede entenderse considerando que un gas consiste en un numero enorme de moléculas moviéndose de forma prácticamente independiente unas respecto a otras. La presión ejercida por el gas se debe a los choques de las moléculas contra las paredes. Si se reduce el volumen, las moléculas chocan con las paredes con más frecuencia, y por consiguiente aumenta la presión.

3.4.2 LEY DE CHARLES

Charles (1787) y Gay-Lussac (1820) midieron la expansión térmica de los gases y encontraron un aumento lineal del volumen con la temperatura a presión constante y para una cantidad fija de gas:

$$V = a_1 + a_2 T \quad P, m \text{ constantes}$$

Donde **a₁**, **a₂** son constantes.

La ley de charle consiste en que las expansiones térmicas (dilataciones) de los gases y del mercurio liquido son muy similares. La explicación molecular de la ley de Charles radica en que

un aumento de temperatura con las paredes con mayor fuerza y frecuencia. Por consiguiente, el volumen debe aumentar si la presión permanece constante.

3.4.3 ECUACION GENERAL DE LOS GASES IDEALES.

Las leyes de Boyle y de Charles se aplican cuando se mantienen constantes la temperatura y la masa del gas o la presión y la masa del gas. Ahora, si consideramos un cambio general en el estado de un gas ideal, en el que varía tanto la presión como el volumen y la temperatura, pasando de P_1, V_1, T_1 a P_2, V_2, T_2 , con masa constante. Al aplicar las leyes de Boyle y Charles, se llega a la conclusión de que volúmenes iguales de gases diferentes a la misma presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas. Esta idea fue formulada por primera vez por Avogadro. Como el número de moléculas es proporcional al número de moles, la hipótesis de Avogadro establece que volúmenes iguales de gases diferentes a la misma T y P contienen igual número de moles.

Puesto que la masa de un gas puro es proporcional al número de moles la ley del gas ideal puede escribirse:

$$PV = nRT$$

Donde n es el número de moles del gas, y R es una constante, llamada **Constante de los gases**.

Si utilizamos $M \equiv m/n$ para introducir la masa molar M del gas, se puede escribir la ley de los gases ideales como:

$$PV = \frac{mRT}{M}$$

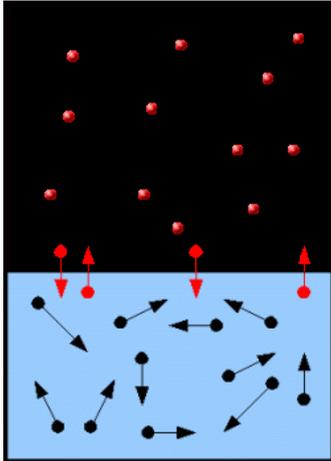
Esta expresión nos permite determinar el peso molecular de un gas midiendo el volumen ocupado por una masa conocida a T y P dadas.

También podemos escribir la ley de los gases ideales en función de la densidad $\rho = m/V$ como:

$$P = \frac{\rho RT}{M}$$

3.5 PRESION DE VAPOR

La presión de vapor o Presión de saturación es la presión de la fase gaseosa o vapor de un sólido o un líquido sobre la fase líquida, para una temperatura determinada, en la que la fase líquida y el vapor se encuentran en equilibrio dinámico, su valor es independiente de las cantidades de líquido y vapor presentes mientras existan ambas. Este fenómeno también lo presentan los sólidos, cuando un sólido pasa al estado gaseoso sin pasar por el estado líquido (proceso denominado sublimación) también hablamos de presión de vapor.



En este constante choque e intercambio de energía, algunas moléculas pueden alcanzar tal velocidad, que si están cerca de la superficie pueden saltar del líquido (bolitas rojas) al espacio cerrado exterior como gases.

A este proceso de conversión lenta de los líquidos a gases se les llama evaporación. A medida que mas y mas moléculas pasan al estado de vapor, la presión dentro del espacio cerrado sobre el líquido aumenta, este aumento no es indefinido, y hay un valor de presión para el cual por cada molécula que logra escapar del líquido necesariamente regresa una de las gaseosas a él, por lo que se establece un equilibrio y la presión no sigue subiendo. Esta presión se conoce como Presión de Vapor Saturado.

La presión de vapor saturado depende de dos factores:

1. La naturaleza del líquido
2. La temperatura

3.6 PUNTO DE EBULLICION

Es aquella temperatura en la cual la materia cambia de estado líquido a gaseoso. Expresado de otra manera, en un líquido, el punto de ebullición es la temperatura a la cual la presión de vapor del liquido es igual a la presión del medio que rodea al liquido. En esas condiciones se puede formar vapor en cualquier punto del líquido.

La temperatura de una sustancia o cuerpo depende de la energía cinética media de las moléculas. A temperaturas inferiores al punto de ebullición, sólo una pequeña fracción de las moléculas en la superficie tiene energía suficiente para romper la tensión superficial y escapar. Este incremento de energía constituye un intercambio de calor) que da lugar al aumento de la entropía del sistema (tendencia al desorden de las partículas que lo componen).

El punto de ebullición depende de la masa molecular de la sustancia y del tipo de las fuerzas intermoleculares de esta sustancia. Para ello se debe determinar si la sustancia es covalente polar, covalente no polar, y determinar el tipo de enlaces.

4. PROPIEDADES DE LA MATERIA

4.1 DENSIDAD

Se conoce como densidad, la masa por unidad de volumen, siendo sus dimensiones (masa)/(longitud)³. Es un indicativo de cómo la materia esta organizada en un cuerpo, así los materiales con estructura molecular mas compacta tiene mayor densidad.

$$\rho = m/V$$

El peso específico de una sustancia es la relación entre la densidad y la del agua a la misma temperatura.

Existen 3 densidades cuando se habla de alimentos: Densidad del solido, densidad de partículas y densidad de granel.

Si se descuenta el volumen de los poros se esta considerando la **Densidad del solido**, que en la mayoría de los alimentos, excepto de los grasos o salados, esta entre 1400 – 1600 Kg/m³.

La **Densidad de partícula**, da una idea de la porosidad interior de las partículas. Se define como la relación entre la masa y el volumen real de la partícula.

La **Densidad granel**, se define como la masa de una unidad de volumen de un lecho de partículas da una idea del espacio libre entre las partículas que forman el lecho; este espacio libre puede expresarse mediante la porosidad, que es el volumen ocupado por los huecos libres entre las partículas de solido. Entonces,

$$\text{Porosidad} = 1 - \text{densidad granel} / \text{densidad del sólido}$$

La densidad imparticular puede definirse como:

$$\rho \text{ imparticular} = 1 - \rho \text{ granel} / \rho \text{ particulas}$$

Se han calculado algunas ecuaciones para calcular la densidad, como la leche descremada:

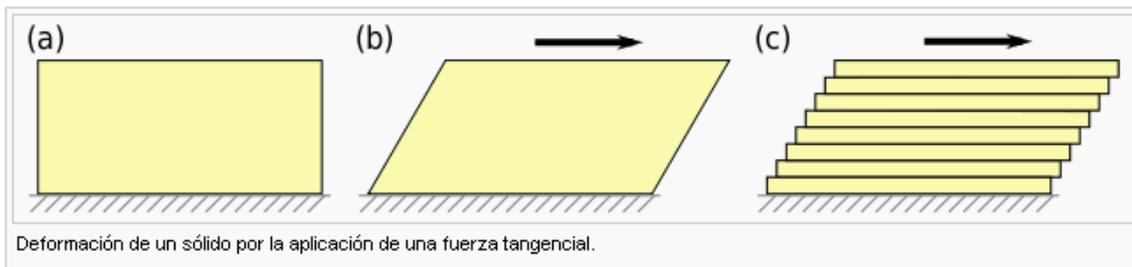
$$\rho = 1036,6 - 0,146T + 0,0023T^2 - 0,00016T^3, \text{ donde } T = \text{temperatura } (^{\circ}\text{C})$$

4.2 VISCOSIDAD

La **viscosidad** es la oposición de un fluido a las deformaciones tangenciales. Un fluido que no tiene viscosidad se llama **fluido ideal**. En realidad todos los fluidos conocidos presentan algo de viscosidad, siendo el modelo de viscosidad nula una aproximación bastante buena para ciertas aplicaciones.

Imaginemos un bloque [sólido](#) (no fluido) sometido a una fuerza tangencial (por ejemplo: una goma de borrar sobre la que se sitúa la palma de la mano que empuja en dirección paralela a la mesa.) En este caso (a), el material sólido opone una resistencia a la fuerza aplicada, pero se deforma (b), tanto más cuanto menor sea su rigidez.

Si imaginamos que la goma de borrar está formada por delgadas capas unas sobre otras, el resultado de la deformación es el desplazamiento relativo de unas capas respecto de las adyacentes, tal como muestra la figura (c).



La viscosidad para un fluido depende de las atracciones intermoleculares (fuerzas de cohesión). Depende también de las moléculas que componen un fluido (forma), del tamaño de estas. En tal efecto cuantos mayores son las moléculas, tienen mas dificultad para moverse entre si. Por ejemplo el etilenglicol HOCH2CH2OH que tiene dos grupos OH que puedan formar puentes hidrogeno, es mas viscoso que el alcohol CH3CH2OH, que solo tiene uno. Asi también si tenemos en cuenta al gas He la diferencia es patente.

Los fluidos formados por moléculas largas y flexibles que pueden doblarse entre si también son mas viscosos. Los fluidos formados por moléculas esféricas (vario de ellos gases) fluyen con mejor facilidad que los formados por moléculas largas y flexibles.

Los minimos valores de la viscosidad se dan en lo gases y los máximos valores se da en los solidos, lo cual se puede generalizar de la siguiente manera:

$$\mu_{gas} < \mu_{liquido} \ll \mu_{solido}$$

Si tenemos dos adyacentes de un liquido de area o superficie "A" separados una distancia "L". una de las capas se desliza con una fuerza "F" a una rapidez v:

$$\mu = \frac{F * L}{v * A}$$

4.3 TENSION SUPERFICIAL

Es la fuerza en la superficie de un liquido que hace que el area de esa superficie sea la minima posible. De otra manera la tensión superficial es la medida de la fuerza elástica por unidad de longitud que actua en la superficie de un liquido.

$$\gamma = \frac{F}{L}$$

Donde, F = fuerza de la película elástica, L = longitud de la película elástica.

Entre los factores que afectan la tensión superficial se encuentran las sustancias tenso activas las cuales disminuyen la tensión superficial del agua; las sales las cuales aumentan la tensión superficial y la temperatura la cual tiene una relación inversa con la tensión superficial.