

SOLUCIONES ACUOSAS

1) INTRODUCCIÓN

Los fenómenos biológicos en general se desarrollan en medios acuosos. Organismos como el humano, el 60 % está constituido por agua. Los diversos mecanismos fisiológicos se desarrollan en este medio: reacciones químicas, mecanismos de transporte, mecanismos de comunicación de información “celular”. Así mismo, la mayoría de los métodos terapéuticos tienen en cuenta esta característica de los medios intracelular y extracelular para ejercer sus defectos.

Asumir la importancia que tiene el tema, ayudará al estudiante a preocuparse y ocuparse de su aprendizaje y “dominio”.

Se realizará una revisión de la concentración de las soluciones y de la propiedad de solubilidad de los solutos en diferentes solventes. Estos conceptos y el manejo fluido del cálculo de concentración de soluciones, es fundamental para la comprensión de los fenómenos osmóticos de gran importancia fisiológica.

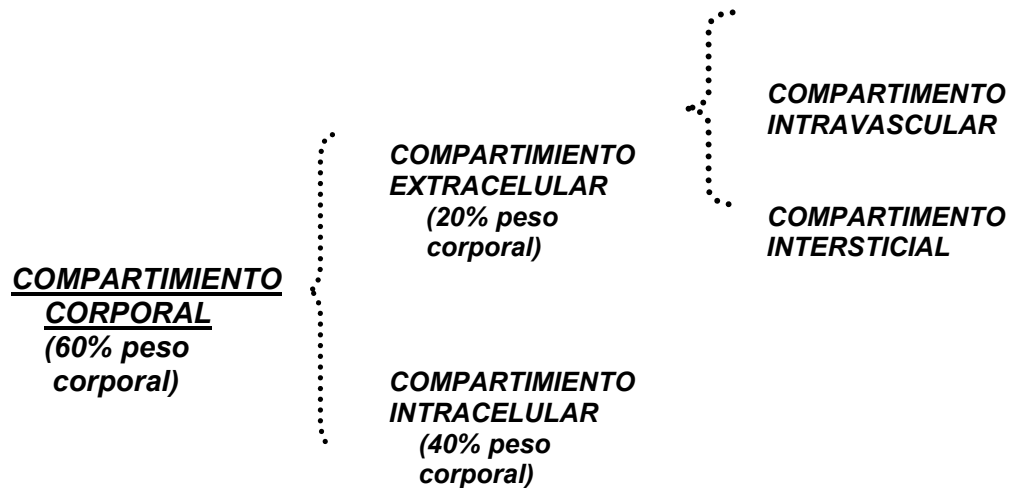
Además se señalarán algunas nociones de compartimentos del organismo y la composición de los mismos

2) COMPARTIMIENTO CORPORAL. COMPARTIMIENTO EXTRA E INTRACELULAR

El **Compartimiento Corporal**, esta formado por el agua corporal total y los solutos totales, separado del medio exterior por los epitelios, se encuentra, a su vez, dividido en dos grandes compartimientos: **el Compartimiento Intracelular y el Compartimiento Extracelular**.

En un hombre de 70 kg se puede decir que su Compartimiento Corporal está compuesto por 42 litros de agua y 26 kg de solutos. De los cuales, 28 litros estarán dentro de las células, formando el **agua intracelular** y 14 litros estarán fuera de las células, formando el **agua extracelular**. Con respecto al peso corporal, se puede decir que el agua extracelular es el 20% del peso corporal y el agua intracelular es el 40% del peso corporal.

A su vez, el agua extracelular está distribuida en dos compartimientos: el **Intravascular**, formado por el volumen contenido dentro del árbol vascular y el **Intersticial**, el comprendido entre las membranas celulares, por un lado, y la pared de arterias, venas y capilares, por el otro.

Distribución del agua dentro del compartimiento corporal

En conclusión, como el hombre está compuesto, en un 60-65%, por AGUA y, desde el punto de vista fisicoquímico, puede ser considerado una solución cuyo SOLVENTE es agua y cuyos SOLUTOS son las proteínas, la glucosa, la urea, el sodio, el cloruro, el potasio, etc., disueltos en ella. Es importante manejar bien los siguientes conceptos que se verán a continuación.

3) CONCEPTO DE SOLUCIÓN. COMPONENTES DE UNA SOLUCIÓN.

El concepto más elemental que el estudiante debe tener es que una **solución** es un **sistema material homogéneo, monofásico, formado por dos componentes como mínimo**, el que se encuentra en menor cantidad, se llama **soluto** y el que se encuentra en mayor cantidad, **solvente o disolvente**. Dijimos antes que los compartimientos corporales son acuosos, ya que el componente mayoritario es el agua, siendo la misma, por lo general, el disolvente de sustancias en menor proporción como iones de K^+ , Na^+ , Cl^- , formando soluciones verdaderas. Sin embargo, estrictamente hablando, el agua no es un solvente para los glóbulos rojos, por ejemplo, en la medida en que estos no se *disuelven* en el agua, sino que se encuentran *suspendidos* en ella. En fisicoquímica se suele clasificar a las mezclas o dispersiones de sustancias en agua, como:

- Soluciones verdaderas.
- Suspensiones coloidales.
- Suspensiones groseras.

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

Las cuales se diferencian en el tamaño de las partículas suspendidas en las mismas y la estabilidad que presenten.

Cuadro de clasificación de sustancias presentes en el compartimiento corporal

	<i>Ejemplo</i>	<i>Diámetro (nm)</i>	<i>Estabilidad</i>
Solución	Iones	<1	Buena , difícil de separar sus componentes
Suspensión coloidal	Proteínas	1-100	Regular , pueden precipitar pero no de forma espontánea
Suspensión grosera	Glóbulo rojo	>100	Escasa , sedimentan y se separan en dos fases plasma y glóbulos rojos

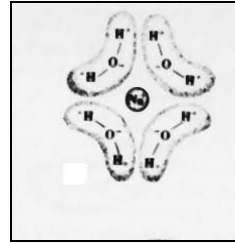
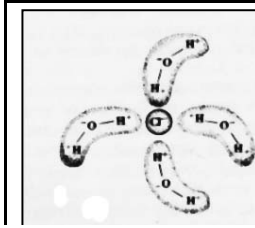
4) SOLUBILIDAD

Se parte del presupuesto que el soluto es **soluble** en el disolvente. El **mecanismo molecular** de la disolución puede deberse : **1.** A la **solvatación** del soluto de naturaleza iónica o covalente polar por adsorción de las moléculas del solvente. **2.** A la **dispersión** molecular del soluto en el solvente, sin cambios químicos en ninguna de las dos especies. **3.** A la **reacción** química del soluto con el solvente, dando origen a otra sustancia disuelta en el mismo disolvente. En todos los casos, resulta un sistema **homogéneo** tal como se ha definido inicialmente a las soluciones.

4.1) Naturaleza polar del agua y su propiedad como solvente.

Se detallará aquí, que en los casos de solventes polares (ej. agua) que solvatan a moléculas del **soluto polares y iónicas**. Por ejemplo, para que un cristal, como el del NaCl, al entrar en SOLUCION, se separe en Na^+ y Cl^- , tiene que haber actuado una fuerza que venza las uniones electroestáticas que los mantenían unidos y que, una vez separados, impida que se vuelvan a unir. Esta función la puede cumplir el agua porque su molécula se comporta como un **dipolo**, con un extremo positivo, que se unirá al Cl^- y un extremo negativo que se unirá al Na^+ . El esquema siguiente aclara este concepto:

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor



Anión Cloruro hidratado

Catión Sodio hidratado

La capacidad dieléctrica del agua, esto es, su propiedad de mantener separadas cargas opuestas, es muy alta, sobre todo si se la compara con la capacidad dieléctrica de otros solventes, como el etanol o la acetona. Es, entonces, por la naturaleza **polar del agua y su alta capacidad dieléctrica**, que las sales en solución acuosa se disocian en iones y los iones formados permanecen como tal, sin recombinarse.

Cuando el disolvente es agua, a la **solvatación** se le denomina **hidratación**, siendo la forma más habitual de solvatación en la naturaleza.

Se puede concluir que: una sustancia polar es un buen solvente para moléculas polares (alcoholes, cetonas, hidratos de carbono) y para iónicas, pero es un solvente débil para moléculas no polares. Inversamente, un líquido no polar es un buen solvente para moléculas no polares, simétricas eléctricamente (diferencia de electronegatividad entre sus átomos casi nula), pero es un solvente débil para moléculas polares o iónicas.

5) CONCENTRACIÓN DE SOLUCIONES. UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Es fundamental conocer de una solución, en qué proporción se encuentra el soluto con respecto al disolvente o con respecto a la cantidad total de solución.

La relación entre la cantidad de soluto y la de disolvente o la cantidad de soluto y la cantidad total de solución, es llamada **concentración de la solución**.

Este concepto expresado de modo general, exige algunas especificaciones que serán mejor comprendidas al revisar las **unidades de concentración de soluciones**.

La clasificación general de **unidades de concentración** establece dos tipos:

* **Unidades Físicas :**

Las cuales pueden medir relaciones de masas (unidades **gravimétricas**) y relaciones de masa – volumen o de volumen - volumen (unidades **volumétricas**)

*** Unidades Químicas:**

Las cuales también se subdividen en **gravimétricas (Molalidad, Osmolalidad) y volumétricas (Molaridad, Normalidad y Osmolaridad)**

5.1) Unidades Físicas de concentración

Masa: La unidad de masa en el Sistema Internacional (SI) es el kilogramo (kg), pero, en Medicina, solo se usará esta unidad cuando se quiera, por ejemplo, expresar el peso de un individuo. También se puede usar para expresar la masa de agua de una solución, pero, por lo general, para indicar cantidades de **solutos** es más habitual usar **gramos (g)** o **miligramos (mg)**, por ser unidades más apropiadas.

Volumen: La unidad de Volumen en el SI es el **metro cúbico (m³)**, pero resulta más conveniente usar el **decímetro cúbico (dm³)** y el **centímetro cúbico (cm³)**. Estas unidades de volumen deberán ir reemplazando al tradicional litro (l) y mililitro (ml). Una unidad muy usada en Medicina es el decilitro (dl), igual a 100 ml o 100 cm³.

Concentración: Para conocer la situación de una sustancia en un compartimento biológico se hace necesario conocer la **masa** de la sustancia en estudio y el **volumen** en que se encuentra distribuida.

Así, será posible decir que un determinado paciente tiene un volumen plasmático de 3800 mL y una masa de urea, disuelta en ese plasma, de 1,14 g. Se está dando la información completa sobre el soluto UREA en el compartimento PLASMA. Sin embargo, ésta no es la forma habitual de expresar la relación existente entre el soluto y el solvente. En el ejemplo que hemos puesto de la urea, sería:

UNIDADES DE MASA– gramos (g)		
kilogramo (kg)	10 ³	
gramo (g)	1	
miligramo (mg)	10 ⁻³	
microgramo (µg)	10 ⁻⁶	
nanogramo (ng)	10 ⁻⁹	
UNIDADES DE VOLUMEN		
	cm ³	litros
centímetro cúbico (cm ³)	1	10 ⁻³
decímetro cúbico (dm ³)	1000	1
litro (l)	1000	1
mililitro (ml)	1	10 ⁻³
microlitro (µl)	10 ⁻³	10 ⁻⁶
milímetro cúbico (mm ³)	10 ⁻³	10 ⁻⁶
nanolitro (nl)	10 ⁻⁶	10 ⁻⁹

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

Cálculo de concentración de urea en el plasma

Masa: 1,14 g
Volumen: 3800 ml

$$\text{Concentración} = \text{Masa} / \text{Volumen} = 1,14 \text{ g} / 3800 \text{ ml} = 0,3 \text{ g/l}$$

Otras unidades que también expresan la concentración de urea en plasma 0,3 g/L

300 mg/l 30 mg%cm³ 0,3 mg/ml 0,3 µg/µl

Las unidades de uso habitual en las Ciencias Biológicas, son submúltiplos de las que se resumen en la tabla siguiente. Esto ocurre debido a que las soluciones en los sistemas biológicos tienen baja concentración

Presentamos las unidades físicas de uso habitual en la siguiente tabla:

		Unidad	Ecuación	Léase	
		UNIDADES FÍSICAS	UNIDADES	mg / mg	$\text{mg} / \text{mg} = \frac{\text{masa de soluto en mg}}{\text{masa de solvente o de solución, en mg}}$
GRAVIMÉTRICAS	g / g			$\text{g} / \text{g} = \frac{\text{masa de soluto en g}}{\text{masa de solvente o de solución en g}}$	gramos de soluto por cada gramo de solvente o de solución
	g % g (*)			$\text{g} \% \text{g} = \frac{\text{masa de soluto en g}}{\text{masa de solvente o de solución en g}} \cdot 100$	gramos de soluto por cada 100 gramos de
	(*) análogam			con masas expresadas en	subunidades
UNIDADES V	g / ml		$\text{g} / \text{ml} = \frac{\text{masa de soluto en g}}{\text{volumen de solvente o de solución en ml}}$	gramos de soluto por cada mililitro de solvente o	
	g % ml		$\text{g} \% \text{ml} = \frac{\text{masa de soluto en g}}{\text{volumen de solvente o de solución en ml}} \cdot 100$	gramos de soluto por cada 100 mililitros de solvente o de	

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

O L U M É T R I C A S	ml / ml	ml / ml =	volumen de soluto en ml volumen de solvente o de solución en ml	mililitros de soluto por cada mililitro de solvente o de solución
	ml % ml	ml % ml =	vol de soluto en ml volumen de solvente o de solución	mililitros de soluto por cada 100 mililitros de

5.2) Unidades químicas de concentración

Concepto de mol - Peso molecular o masa molar:

Las concentraciones expresadas como "gramos por litro", (g/l), o cualquiera de sus variantes, son de uso cotidiano en medicina. Sin embargo, tienen el grave inconveniente de no permitir conocer, **el número de moléculas de solutos** que hay una cierta unidad de volumen, lo cual es de suma importancia para entender fenómenos de la difusión, ósmosis, etc, que veremos más adelante. Supóngase que tenemos 2 soluciones: una de **glucosa al 5%** (5 g/100 cm³ ó 5 g/dL) y otra de **urea, también al 5%**. No habrá duda que la *masa* de glucosa, por unidad de volumen, será igual a la *masa* de urea por unidad de volumen. Lo que no se puede afirmar es que el **número de moléculas** glucosa sea igual al número de moléculas de urea.

En este caso hay la misma masa por unidad de volumen de glucosa que de urea, pero hay 3 veces más moléculas de urea, por unidad de volumen, que de glucosa. Esta afirmación de que hay más moléculas de urea que de glucosa viene del concepto de **MOL**.

Lo fundamental, en todo caso, reside en que: *un mol de cualquier sustancia contiene 6,02 . 10²³ partículas (numero de Avogadro), éstas pueden ser de átomos, iones, moléculas y el peso de esa cantidad especifica de partículas, es igual al peso atómico o peso molecular o masa molar de esa sustancia, expresado en gramos. Éste lo calculamos consultando las masas atómicas en la Tabla Periódica, que coinciden numéricamente con el mol del átomo o molécula de interés, la unidad que lo acompaña es el gramo por mol (g / mol)*

De este modo, como el peso atómico del Na es 23, esto quiere decir que **1mol de átomos de sodio** (6,02 . 10²³ átomos de sodio) pesan **23 g** de sodio. El peso molecular de la molécula de ácido sulfúrico, H₂SO₄, es 98 lo que indica que un mol de moléculas de ácido (6,02 . 10²³ moléculas) pesan 98 gramos

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

Para el ejemplo que nombramos recién, el peso molecular o masa molar (pm) de la urea es de 60 por lo que 1 mol ($6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de urea) pesan 60 g o, más sencillamente: **pm de la urea: 60 g/ mol**. Del mismo modo, el peso molecular de la glucosa es 180 y **pm de la glucosa: 180 g/ mol**.

En la solución de urea al 5% hay 5 g de urea por cada 100 cm³ ó 50g urea por cada litro de solución. Entonces:

$$\begin{array}{l} 60 \text{ g / L} \dots\dots\dots 1 \text{ mol / L de urea} \\ 50 \text{ g / L} \dots\dots\dots \boxed{x = 0,83 \text{ mol/L de urea}} \end{array}$$

Esto equivale a decir que la solución de urea al 5% tiene una concentración de:

$$\boxed{0,83 \text{ mol} \times 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléc / mol} = 4,99 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de urea por litro de solución}}$$

En la solución de glucosa al 5% hay 5 g de glucosa por cada 100 cm³ o 50 g de glucosa por cada litro de solución. De ese modo:

$$\begin{array}{l} 180 \text{ g / L} \dots\dots\dots 1 \text{ mol / L de glucosa} \\ 50 \text{ g / L} \dots\dots\dots \boxed{x = 0,277 \text{ mol / L de glucosa}} \end{array}$$

Esto equivale a tener

$$\boxed{1,66 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de glucosa por litro de solución}}$$

La relación de los pesos moleculares es: $\frac{\text{pm glucosa } 180}{\text{pm urea } 60} = 3$

Y la relación del número de moléculas es:

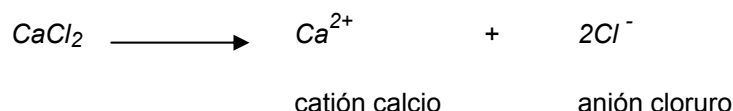
$$\frac{\text{número de moléculas de urea / L } 4,99 \cdot 10^{23}}{\text{número de moléculas de glucosa / L } 1,66 \cdot 10^{23}} = 3$$

Por eso, al comienzo de esta discusión. afirmamos que había 3 veces más moléculas de urea que de glucosa, a pesar de que las concentraciones, en gramos por litro, eran iguales.

□ **Equivalente – Peso equivalente o Equivalente gramo.**

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

Se llaman **soluciones electrolíticas** a todas aquellas que el soluto al disolverse en el agua forma iones. En una solución de HNO_3 , H_2SO_4 , NaOH , NaCl o CaCl_2 , no hay ni una molécula de cloruro de sodio o de cloruro de calcio, de ácido sulfúrico o hidróxido de sodio, sino que están todas *ionizadas* y encontramos en ella cationes y aniones. Por ejemplo, en una solución acuosa de CaCl_2 tenemos:



Es importante expresar la concentración en forma tal que diga algo sobre la **capacidad de combinación** de la sustancia con otras especies electrolíticas. Es conveniente, ahora, encontrar una manera de expresar el número de **valencias o de cargas** que hay en una determinada masa de sustancia.

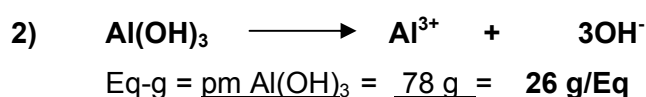
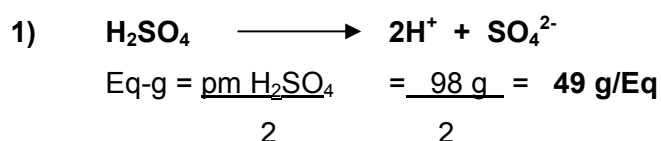
Aparece entonces el concepto de **equivalente**, se llama *equivalente de un ion a la cantidad de masa de ese ion que contiene un mol de cargas eléctricas elementales* (puede ser cationes hidrógenos que se ionizan en una solución ácida, o aniones oxidrilo que se ionizan en una solución básica)

Peso Equivalente o Equivalente-gramo(Eq-g), que depende fundamentalmente de la especie que se trate, ya sea si la solución electrolítica es un ácido, una base o una sal.

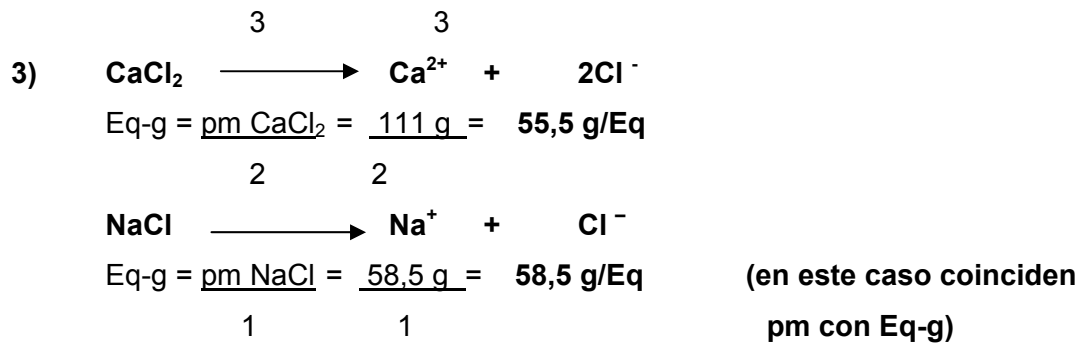
Este mismo se calcula de la siguiente forma:

- Para el caso que se trate de un **ÁCIDO**, el *equivalente gramo* será el peso molecular del ácido, expresado en gramos, dividido la cantidad de moles de H^+ , que proporcione el mismo en solución acuosa
- En el caso que se trate de una **BASE**, el *equivalente gramo* se calculará, dividiendo el peso molecular de la base, expresado en gramos, por la cantidad de moles de OH^- , que proporcione el mismo en solución acuosa
- Y si se tratase de una **sal** en solución acuosa, el *equivalente gramo* será el peso molecular de la sal, expresado en gramos, dividido la cantidad de cargas ya sean positivas o negativas presentes

Ejemplos



Autor: Bromat. S. Ivana Grigor



□ **Soluciones molares y normales:**

Es poco frecuente usar, en Medicina, soluciones de una concentración tan alta como para tener que hablar de MOLES por litro. Lo habitual es que la sustancia se encuentre en los líquidos orgánicos en concentraciones del orden de los MILIMOLES ($1 \text{ mmol} = 10^{-3} \text{ mol}$) y, así, la solución de glucosa será de 277 mmol/L. Una notación muy conveniente, sobre todo cuando se quieren evitar confusiones en las ecuaciones, es decir:

$$277 \text{ mmol/L} = 277 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

También, de acuerdo al SI: $277 \text{ mmol} \cdot \text{dm}^3 = 277 \text{ mmol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Según las unidades, esta concentración se puede expresar de muchas otras maneras:

$$277 \text{ mmol/L} = 277 \text{ } \mu\text{mol/mL} = 0,277 \text{ mmol/mL} = 0,277 \text{ } \mu\text{mol/}\mu\text{L}$$

El término **SOLUCION MOLAR** se usa para definir la solución que tiene una cierta cantidad de moles por litro de solución y, en el caso antes citado de glucosa y urea, se diría "solución de glucosa 0,277 molar" ó 0,277 M. Aunque ésta forma de expresar es muy usada, es preferible señalar siempre las unidades (0,277 mol/L)

Además, la Molaridad en una solución se puede calcular de la siguiente manera

$$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles (mol)}}{\text{Volumen de solución (l)}}$$

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

Y como **n° de moles** se puede calcular como = **masa de soluto / pm**, reemplazando este término, la fórmula para determinar Molaridad quedaría

$$M = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{pm (g/mol)} \times \text{Vol de soluc (l)}} ; \text{ las unidades que se expresan mol/l} \\ \text{(o mmol / ml)}$$

En química también, es habitual utilizar para expresar la concentración de una solución, otra unidad química denominada Normalidad, a este tipo de soluciones se las llama **SOLUCIONES NORMALES**. Por ejemplo, "**una solución 1 NORMAL (1 N)**", significa que es una solución que contiene 1 equivalente de un determinado ión, por litro de solución. Es más conveniente, como hemos señalado usar las unidades de 1000 mEq / L

Para calcular la Normalidad se utiliza la siguiente expresión:

$$N = \frac{\text{n° de equivalentes (mEq)}}{\text{volumen de la solución(l)}}$$

El **n° de equivalentes** es igual a **masa de soluto / Eq-g**

Y el **Eq-g** = **pm del soluto / z**

Siendo z:

- El número de cationes hidrógenos ionizados, en caso que se tratase de un ácido
- El número de aniones oxhidrilos para el caso de un hidróxido
- Y la cantidad de cargas positivas o negativas en caso de una sal

Entonces la fórmula finalmente quedará:

$$N = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{Eq-g (g/Eq)} \times \text{volumen de la solución (l)}}$$

Ejercicios:

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

1) Se desea calcular la molaridad de una solución de hidróxido de sodio, si se disolvieron 25 g de dicho hidróxido, en un litro de solución.

La fórmula de Molaridad es la siguiente:

$$M = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{pm (g/mol)} \times \text{Vol de soluc (l)}}$$

Los datos que poseemos son:

- masa de soluto: 25 g
- pm: 63 g/mol
- Volumen de solución: 1l

Reemplazando en la fórmula con éstos datos:

$$M = \frac{25 \text{ g}}{63 \text{ g/mol} \times 1 \text{ l}} = \boxed{0,39 \text{ mol/l} \text{ ó } 390 \text{ mmol/l}}$$

Si quisiéramos ahora averiguar la Normalidad de la misma solución, los cálculos serían:

$$N = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{Eq-g (g/Eq)} \times \text{volumen de la solución (l)}}$$

- masa de soluto: 25 g
- Eq - g: 63 g / 1 Eq (ya que el hidróxido tiene un sólo oxidrilo ionizado): 63 g/ Eq
- Volumen de solución: 1l

$$N = \frac{25 \text{ g}}{63 \text{ g/eq} \times 1 \text{ l}} = \boxed{0,39 \text{ eq/l} \text{ ó } 390 \text{ mm Eq/l}}$$

2) Calcular la molaridad y normalidad de una solución de cloruro de calcio si se disolvieron 3,5 g de dicha sal en un litro de solución

$$M = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{pm (g/mol)} \times \text{Vol de soluc (l)}}$$

- masa de soluto: 3,5 g
- pm: 111 g/mol
- Volumen de solución: 1l

Reemplazando en la fórmula:

$$M = \frac{3,5 \text{ g}}{111 \text{ g/mol} \times 1 \text{ l}} = \boxed{0,03 \text{ mol/l} \text{ ó } 30 \text{ mmol/l}}$$

$$N = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{pm (g/mol)} \times \text{Vol de soluc (l)}}$$

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

Eq-g (g/Eq) x volumen de la solución (l)

- masa de soluto: 3,5 g
 - Eq-g = 111 g / 2 Eq = 55 g/Eq (porque hay dos cargas positivas)
 - Volumen de solución : 1l
- $$N = \frac{3,5 \text{ (g)}}{55,5 \text{ (g/Eq)} \times 1 \text{ (l)}} = \boxed{0,06 \text{ Eq/l o bien } 63 \text{ mEq/l}}$$

Podemos concluir entonces que la normalidad resulta el doble de la molaridad, de este concepto podemos deducir que:

N	=	M	.	z
Nº de Eq	=	Nº de moles	.	z

Siendo z:

- El número de cationes hidrógenos ionizados, en caso que se tratase de un ácido
- El número de aniones oxhidrilos para el caso de un hidróxido
- Y la cantidad de cargas positivas o negativas en caso de una sal
- Para moléculas, aparentemente más complejas, como las de gluconato de calcio, el valor de z es 2, ya que allí hay 2 iones gluconato y un ión calcio por molécula. Para sales como el NaCl o el Lactato o gluconato de sodio, el calculo es directo (z=1) , por ser **monovalentes**.

□ Concepto de osmol- Osmolalidad- Osmolaridad

La Osmolalidad y Osmolaridad, son términos que nos interesan, ya que es el que nos indicará el número de partículas de soluto que hay con respecto al agua

Un **osmol** se lo puede definir diciendo que: *1 osmol es la cantidad de sustancia que contienen 1 mol de partículas.*

Si el soluto es una molécula **no electrolítica** (ejemplo, glucosa) que no se disocia en agua, la cantidad de osmoles coincide con la cantidad de moles y la osmolaridad con la molaridad, sin embargo, si el soluto es una molécula **electrolítica**, al disociarse en el disolvente en un numero "i" de partículas, diferirán, por cada mol de soluto obtendremos una cierta cantidad de osmoles que dependerán del soluto. Ese valor "i" se llama coeficiente de Van`T Of..

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

Por lo expuesto definimos:

$$\mathbf{N^{\circ} de osmole s = n^{\circ} de moles \times i}$$

$$\mathbf{Osmolaridad = Molaridad \times i}$$

Para aclarar el panorama, pongamos algunos ejemplos

- Una solución 1molar de glucosa, será igual que una solución **1 osmolar** de glucosa, porque la glucosa no se ioniza
- Una solución 1molar de KCl, será igual que una solución **2 osmolar** de KCl, porque en el agua el cloruro de potasio se disocia en un ion de K^+ y otro de Cl^- , **en dos partículas**, el coeficiente i sera = 2
- Una solución 1molar de $CaCl_2$, será igual que una solución **3 osmolar** de $CaCl_2$, porque en el agua el cloruro de calcio se disocia en un ion de Ca^{2+} y dos iones de Cl^- , en total **tres partículas**, para este caso, entonces el coeficiente i será =a 3

Qué PARTICULAS de solutos hay en el plasma? Como ya sabemos, hay electrolitos, como el Na^+ , el Cl^- , el K^+ , no electrolitos, como la urea y la glucosa, sustancias de alto peso molecular, como los lípidos y las proteínas y muchas otras que están en baja concentración, como las vitaminas, por ejemplo. Todas ellas JUNTAS determinan el descenso crioscópico y la osmolaridad del plasma.

Osmolalidad y osmolaridad son dos términos que se usan para expresar la concentración de solutos totales u OSMOLES de una solución.

- En la OSMOLALIDAD, la concentración queda expresada como:

Osmolalidad = osmoles por kilogramo de agua

Su unidad, en medicina: miliosmoles por kilogramo de agua (mOsm/kg)

- En la OSMOLARIDAD, la concentración queda expresada como:

COMPOSICIÓN ELECTROLÍTICA DEL PLASMA HUMANO	
CATIONES	mEq/l
Sodio (Na^+)	142
Potasio (K^+)	4
Calcio (Ca^{2+})	5
Magnesio (Mg^{2+})	2
Total de cationes	153
ANIONES	mEq/l
Cloruro (Cl^-)	102
Bicarbonato (HCO_3^-)	26
Fosfato (HPO_4^{2-})	2
Sulfato (SO_4^{2-})	1
Ácidos orgánicos	6
Proteínas	16
Total de aniones	153

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

Osmolaridad = osmoles por litro de solución

Su unidad, en medicina: miliosmoles por litro de solución (mOsm/L)

Cabe recordar que **1 Osm = 1000 mOsm**

La teoría fisicoquímica indica que debe usarse osmolalidad, ya que los osmoles están disueltos SOLO en el agua y no en todo el volumen de la solución: ésta tiene un cierto volumen ocupado por los solutos. Sin embargo, debemos saber que hay veces en que la diferencia entre una y otra manera de expresar y preparar una solución es mínima y por lo tanto puede usarse mOsm/kg o mOsm/L indistintamente. Por el contrario, en otros casos, la diferencia es grande y se hace OBLIGATORIO usar mOsm/kg.

Se resumen en la tabla las de uso más habitual:

		Unidad	Ecuación	Léase
UNIDADES QUÍMICAS	VOLÚMETRICAS	M (molaridad) (*)	$M = \frac{n \text{ moles de soluto}}{\text{volumen de solución en L}}$	nº moles por cada
			$N = \frac{n \text{ equivalentes}}{\text{volumen de solución en L}}$	nº equivalentes por cada litro de solución
			$OsM = \frac{n \text{ osmoles de soluto}}{\text{volumen de solución en L}}$	nº osmoles de soluto
		(*)	en submúltiplos de los	mM
	GRAVIMÉTRICAS	m (molalidad)	$m = \frac{n^\circ \text{ moles de soluto}}{\text{masa de solvente en kg}}$	nº moles de soluto por cada kg de solvente
		f (fracción molar)	$f = \frac{n^\circ \text{ moles de soluto}}{n^\circ \text{ moles de soluto} + n \text{ moles de solvente}}$	nº moles de soluto por mol de solución

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

Seguidamente se presenta una revisión resumida de algunas ecuaciones útiles para el cálculo de concentraciones de soluciones en los diferentes tipos de unidades y las ecuaciones de **interconversión** de un tipo en otro de unidad, de uso habitual

$C_v = C_g \cdot \delta_{\text{solución}}$ $C_g = C_v / \delta_{\text{solución}}$	<p><u>Concentración volumétrica</u> en unidades físicas es equivalente al producto de la Concentración en unidades gravimétricas y la densidad absoluta de la solución. Mientras que la <u>concentración gravimétrica</u>, es el cociente</p>
$M = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{solución}}}$	<p><u>Molaridad</u>: masa de soluto expresada en g dividido por el producto del peso</p>
$N = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{solución}} \cdot z}$	<p><u>Normalidad</u>. masa de soluto expresada en g dividido por el producto del</p>
$N = M \cdot z$	<p>Normalidad es equivalente al producto entre la Molaridad y z, que son la</p>
$Osm = M \cdot i$	<p><u>Osmolaridad</u>: Producto de la concentración molar y el factor "i" de</p>

6) PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES

6.1) Introducción

Los estudios teóricos y experimentales han permitido establecer, que los líquidos poseen propiedades físicas características. Algunas de estas propiedades son función de la **naturaleza del soluto** (color, sabor, densidad, viscosidad, conductividad eléctrica, etc.). Otras propiedades dependen **del disolvente**, aunque pueden ser modificadas por el soluto (tensión superficial, índice de refracción, viscosidad, etc.). Sin embargo, hay otras propiedades más universales que **sólo dependen de la concentración del soluto** y no de la naturaleza de sus moléculas. Estas son las llamadas **propiedades coligativas**.

Las propiedades coligativas no guardan ninguna relación con el tamaño ni con cualquier otra propiedad de los solutos. Son función sólo del número de partículas y son resultado del mismo fenómeno: **el efecto de las partículas de soluto sobre la presión de vapor del disolvente**.

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

Las cuatro propiedades coligativas son:

- ☺ *Descenso de la presión de vapor del disolvente*
- ☺ *Elevación ebulloscópica*
- ☺ *Descenso crioscópico*
- ☺ *Presión osmótica*

Cada líquido presenta valores característicos (es decir, constantes) para cada una de estas propiedades. Cuando un **soluto** y un **solvente** dan origen a una **solución**, la presencia del soluto determina una modificación de la presión de vapor, el punto de ebullición y congelación y la aparición de presión osmótica, con relación a su estado normal en forma aislada, es decir, líquido puro.

6.2) Propiedad coligativa N° 1: Disminución de la presión de vapor

Consideraciones:

Una de las características más importantes de los líquidos es su capacidad para evaporarse, es decir, la tendencia de las partículas de la superficie del líquido, a salir de la fase líquida en forma de vapor.

- No todas las partículas de líquido tienen la misma **Energía Cinética**, es decir, no todas se mueven a igual velocidad sino que se mueven a diferentes velocidades.
- Solo las partículas más energizadas (con mayor energía) pueden escaparse de la superficie del líquido a la fase gaseosa.
- En la evaporación de líquidos, hay ciertas moléculas próximas a la superficie con suficiente energía como para vencer las fuerzas de atracción del resto (moléculas vecinas) y así formar la fase gaseosa.

Importante: Cuanto más débiles son las fuerzas de atracción intermoleculares, mayor cantidad de moléculas podrán escapar a la fase gaseosa.

- Si un líquido está en un recipiente sellado puede parecer que no existiera evaporación, pero experimentos cuidadosos demuestran que las moléculas continúan abandonando el líquido.

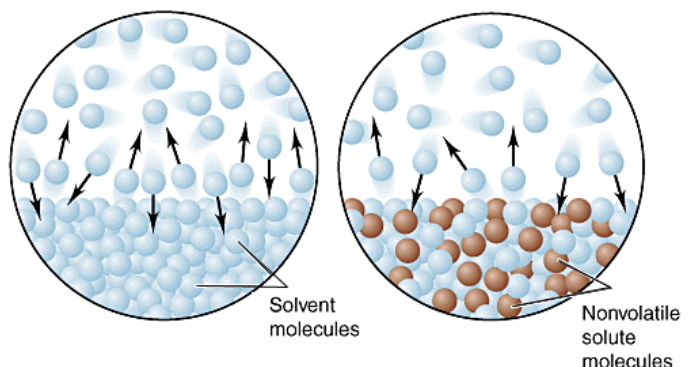
- Algunas moléculas de vapor regresan a la fase líquida, ya que a medida que aumenta la cantidad de moléculas de fase gaseosa aumenta la probabilidad de que una molécula choque con la superficie del líquido y se adhiera a él.

- A medida que pasa el tiempo, la cantidad de moléculas que regresan al líquido iguala exactamente a las que escapan a la fase de vapor. Entonces, el número de moléculas en la fase gaseosa alcanza un valor uniforme.

Importante: La condición en la cual dos procesos opuestos se efectúan simultáneamente a igual velocidad se denomina **EQUILIBRIO DINÁMICO**.

Definición de Presión de Vapor

Las moléculas de un líquido cualquiera, a una determinada temperatura, poseen una cierta cantidad de energía cinética. Algunas moléculas,



Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

especialmente aquellas situadas cerca de la superficie, pasan espontáneamente al estado gaseoso, es decir, se volatilizan.

No obstante, como resultado de las constantes colisiones entre moléculas, muchas de estas regresan nuevamente al líquido, dando como resultado un estado de equilibrio entre las fases gaseosa y líquida de la sustancia. Ahora bien si el líquido se halla contenido en un recipiente cerrado, la fracción gaseosa ejercerá presión sobre la tapa del recipiente, al golpearla continuamente. Esta presión denominada **presión de vapor**, que se define como la presión ejercida por un vapor puro sobre su fase líquida cuando ambos se encuentran en equilibrio dinámico.

Factores que afectan la presión de vapor:

Experimentalmente se ha comprobado que:

- i) Para un líquido la presión de vapor aumenta a medida que aumenta la temperatura.
- ii) Líquidos diferentes a la misma temperatura presentan presiones de vapor diferentes.
- iii) La presión de vapor de una solución es menor que la del solvente puro.

Descenso de la Presión de vapor

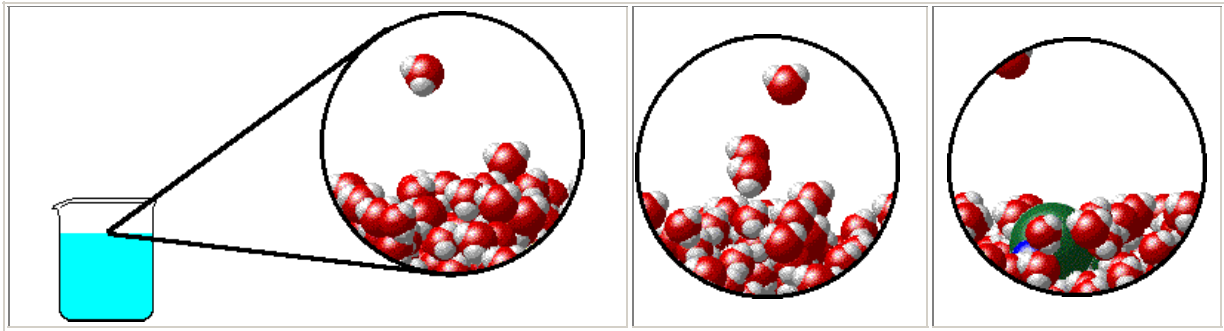
Como ya sabemos un líquido puro posee una presión de vapor determinada, que depende sólo del líquido en estudio y de la temperatura. El valor de la presión de vapor del líquido puro se altera si agregamos al líquido (solvente) un soluto cualquiera.

Si el soluto que se agrega al solvente es **no volátil**, se producirá un **DESCENSO DE LA PRESIÓN DE VAPOR**. Este efecto es el resultado de dos factores:

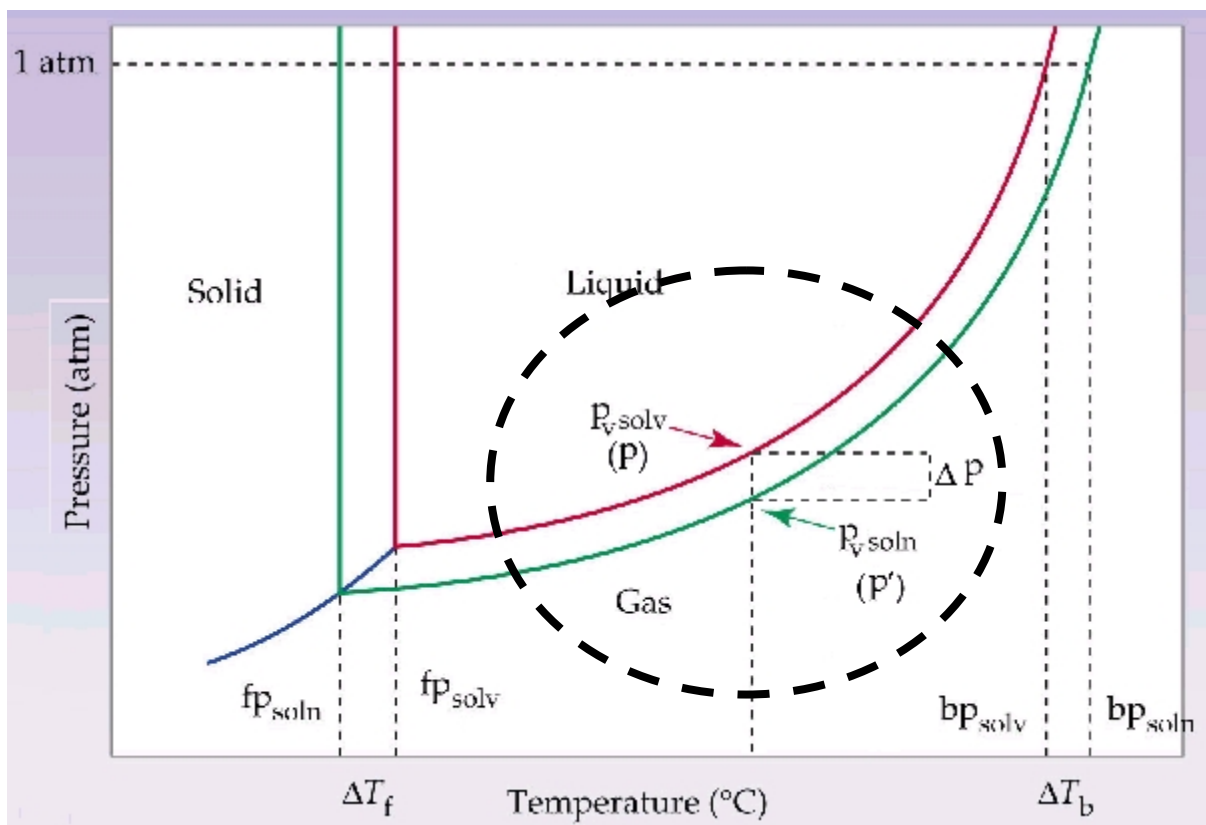
1. La disminución del número de moléculas del disolvente en la superficie libre
2. La aparición de fuerzas atractivas entre las moléculas del soluto y las moléculas del disolvente, dificultando su paso a vapor

Presión de vapor	disolvente puro	disolución
------------------	-----------------	------------

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor



Cuanto más soluto añadimos, menor es la presión de vapor observada. Representamos en la curva siguiente, las variaciones de la presión de vapor según las variaciones de temperatura y la comparación entre la curva con el solvente puro y la de solución. La $P_{v\text{ solv}} (P)$ representa la presión de vapor del solvente, y $P_{v\text{ soln}} (P')$ la presión de vapor de la solución y ΔP el descenso de la presión de vapor



6.3) **Propiedad coligativa N° 2: Elevación ebulloscópica**

Definición

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

Como hemos visto un líquido contenido en un recipiente abierto, sufre evaporación. Si la temperatura es lo suficientemente alta, se forman **dentro** del líquido burbujas de vapor que ascenderán a la superficie. Cuando sucede esto, se dice que el líquido hierve. Se ha demostrado experimentalmente que cuando este fenómeno sucede la presión de vapor del líquido iguala a la presión externa o atmosférica que actúa sobre la superficie del líquido. Por lo que el **punto de ebullición se define** como: la temperatura a la cual la presión de vapor iguala a la presión externa o atmosférica.

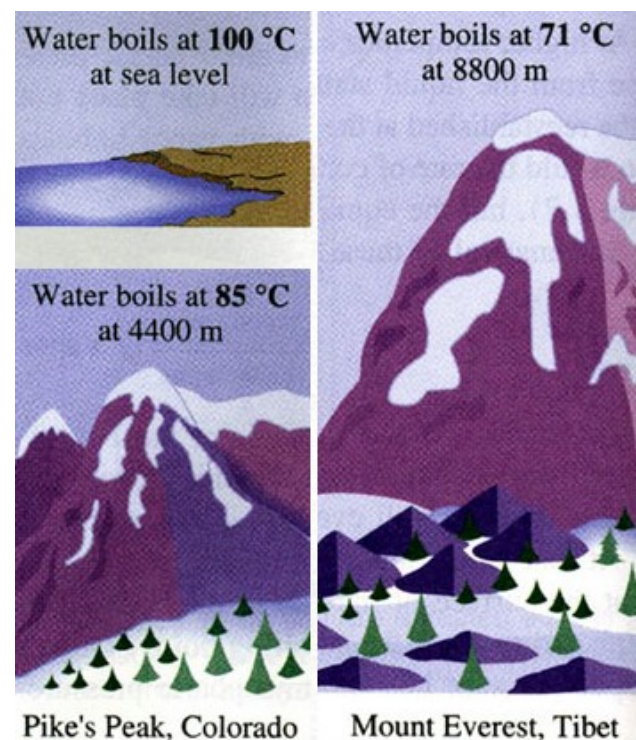
Factores que afectan el punto de ebullición

El **punto de ebullición** de un líquido depende de la presión externa a la cual esté sometido. Si la presión externa o atmosférica es baja, se necesita poca energía para que la presión de vapor del líquido iguala a la presión externa, por lo que su punto de ebullición es bajo.

Ejemplo: En las altas cumbres cordilleranas, la presión atmosférica es baja, por ello, el agua hierve a una temperatura menor a 100°C.

Si la presión externa o atmosférica es alta se necesita más energía para que la presión de vapor del líquido iguala la presión externa, por lo que su punto de ebullición es alto. Ejemplo: A nivel del mar, la presión atmosférica es alta, entonces el agua hierve a 100°C

Cualquier disminución en la presión de vapor (como al añadir un soluto no volátil) producirá un aumento en la temperatura de ebullición, debido a que los solutos **No volátiles** al disminuir la presión de vapor de la solución, se requiere una temperatura más elevada para que la solución hierva. El aumento en el punto de ebullición es proporcional al número de partículas de soluto disueltas en la solución.

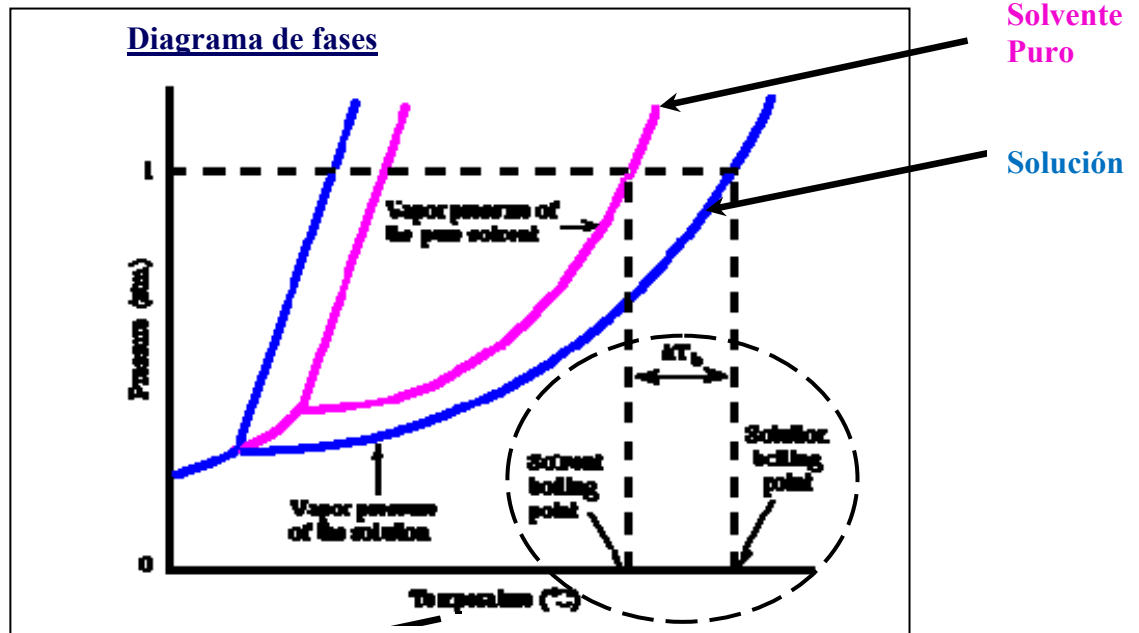


Se puede calcular con la siguiente expresión matemática:

$$\underline{\Delta T_e = K_e \cdot Osm}$$

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

- Osm es la osmolaridad (omol/l).
- ΔT_e 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_e es una constante de ebullición del disolvente. Su valor cuando el solvente es agua es $0,52 \text{ } ^\circ\text{C l/osmol}$



6.4)

Propiedad coligativa N° 3: Descenso Crioscópico

Definición

La transformación de un líquido a sólido se llama **Congelación**, y el proceso inverso se llama **Fusión**.

En otras palabras: el **punto de congelación** de un líquido corresponde a la temperatura en la cual las moléculas de un compuesto (como por ejemplo el agua) pasan del estado líquido al estado sólido.

Este fenómeno se debe a la agrupación de las moléculas, las cuales se van acercando paulatinamente, disminuyendo el espacio intermolecular que las separa hasta que la distancia sea tal que se forma el sólido. Este acercamiento se debe básicamente a que el movimiento molecular se va haciendo menor debido a la disminución de la temperatura lo que provoca que la energía cinética de las moléculas sea menor.

Por lo tanto, como la energía calórica del ambiente (medida por la temperatura) no es lo suficientemente alta como para contrarrestar la atracción entre las moléculas, ellas tienden entonces a agruparse y por lo tanto "congelar".

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

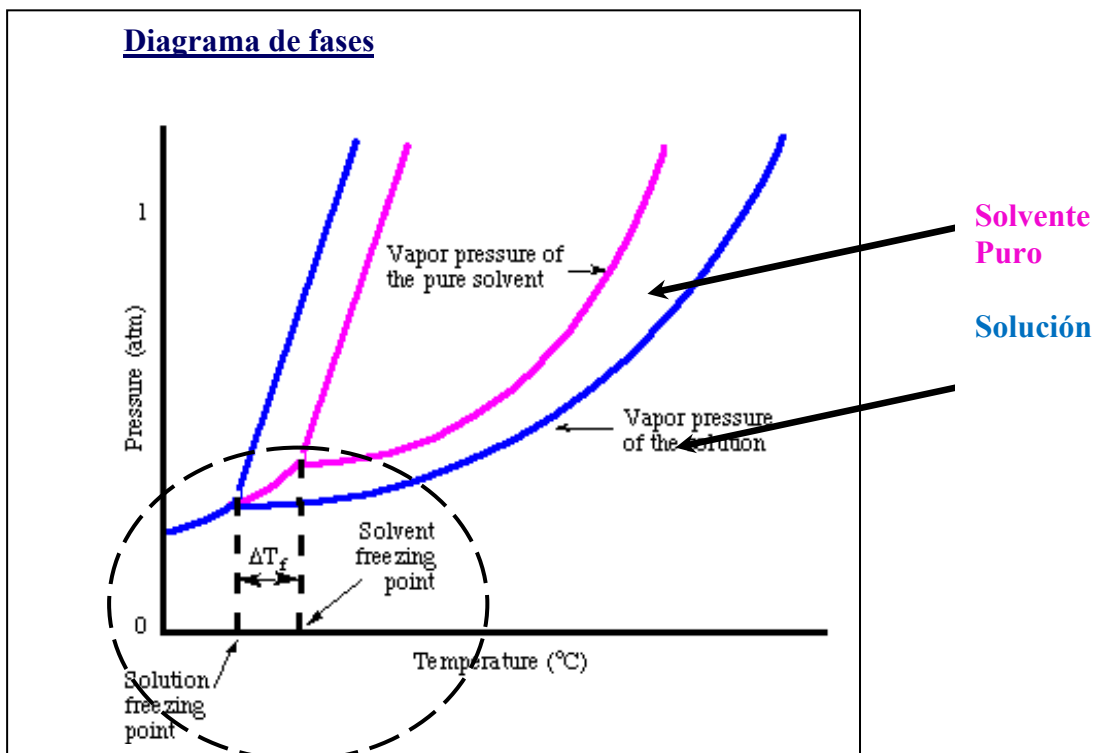
Factores que afectan el punto de congelación

Si se disuelve un soluto no volátil en un líquido (solvente), se observa experimentalmente un **descenso en el punto de congelación**. Por lo cual, podemos decir, que las soluciones congelan a temperaturas inferiores a las del solvente puro, por que el soluto obstaculiza la formación de cristales sólidos, por ejemplo el líquido anticongelante 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.

Se puede calcular este descenso con la siguiente expresión matemática:

$$\Delta T_c = K_c \cdot Osm.$$

- $Osm.$ es la osmmolaridad (osmol/l)
- ΔT_c es el **descenso del punto de congelación** y es igual a $T - T_f$ donde T (punto de congelación de la solución) y T_f (del solvente puro)
- K_c es una constante de congelación del disolvente. Su valor, cuando el solvente es agua es 1,86 °C./ osmol (cualquier soluto en agua congelan a -1,86 °C.)



6.5) Propiedad coligativa N° 4: Aparición de la Presión osmótica

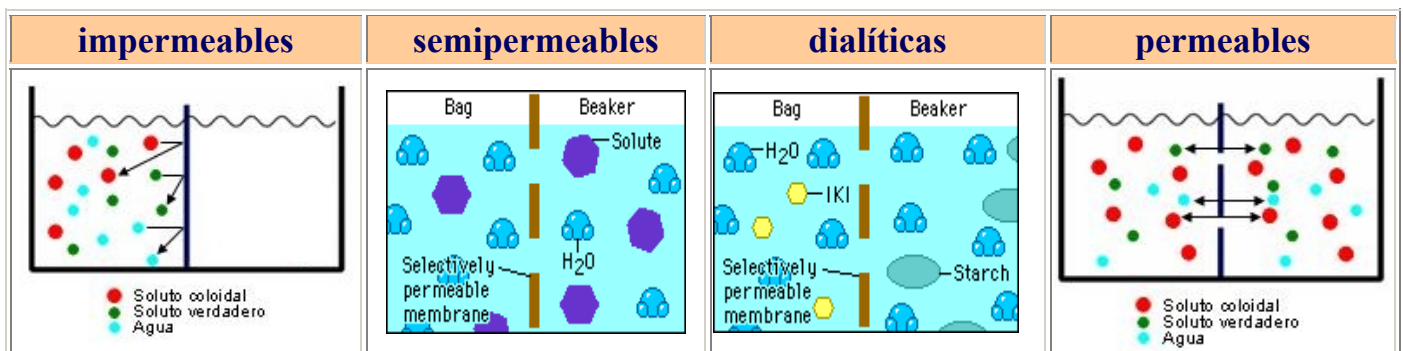
Consideraciones y definiciones

La presión osmótica es la propiedad coligativa más importante por sus aplicaciones biológicas, pero antes de entrar de lleno en el estudio de esta propiedad es necesario **revisar los conceptos de difusión y de ósmosis**.

Difusión es el proceso mediante el cual las moléculas del soluto tienen a alcanzar una distribución homogénea en todo el espacio que les es accesible, lo que se alcanza al cabo de cierto tiempo. En Biología es especialmente importante el fenómeno de **difusión a través de membranas**, ya que la presencia de las membranas biológicas condiciona el paso de disolvente y solutos en las estructuras celulares.

La presencia de una membrana separando dos medios diferentes impone ciertas restricciones al proceso de difusión de solutos, que dependerán fundamentalmente de la relación entre el diámetro de los poros de la membrana y el tamaño de las partículas disueltas. **Las membranas se clasifican en cuatro grupos:**

- **impermeables:** no son atravesadas ni por solutos ni por el disolvente
- **semipermeables:** no permiten el paso de solutos verdaderos, pero sí del agua
- **dialíticas:** son permeables al agua y solutos verdaderos, pero no a los solutos coloidales
- **permeables:** permiten el paso del disolvente y de solutos coloidales y verdaderos; sólo son impermeables a las dispersiones groseras

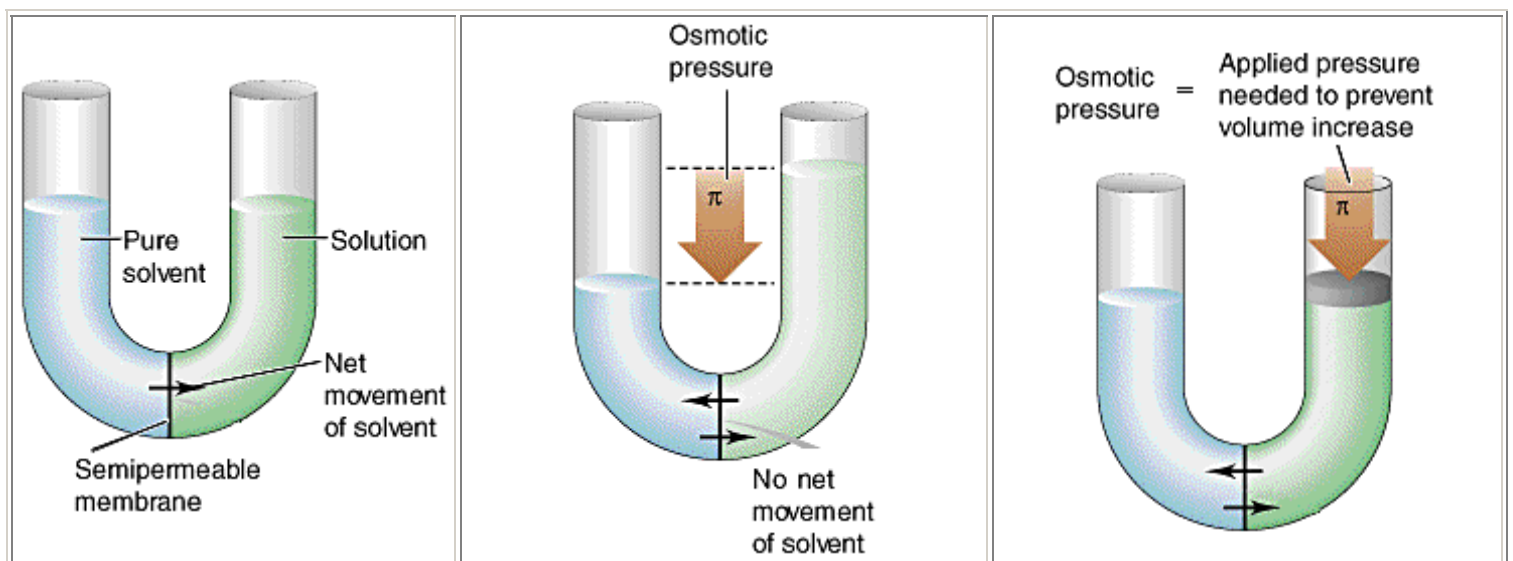


Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

Biología y en Fisiología, al hablar de disolvente nos referimos al agua, pero los solutos pueden ser:

- coloidales (proteínas, polisacáridos)
- verdaderos de tipo molecular (glucosa, urea)
- verdaderos de tipo salino (NaCl, KHCO_3)

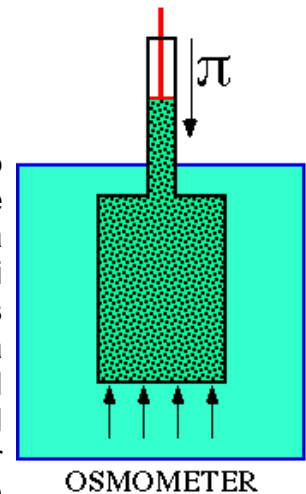
Ósmosis es la difusión de líquidos a través de membranas. Supongamos una disolución de NaCl separada del solvente por una membrana semipermeable que, como hemos visto, permite el paso del agua pero no de la sal (Figura izquierda de la tabla). El agua tiende a atravesar la membrana, **pasando de la solución más diluída a la más concentrada** (Figura central de la tabla), o sea, en el sentido de igualar las concentraciones. Esta tendencia obedece al segundo principio de la termodinámica y **se debe a la existencia de una diferencia en la presión de vapor entre las dos soluciones.** El equilibrio se alcanza cuando a los dos lados de la membrana se igualan las concentraciones, ya que el flujo neto de agua se detiene. (Figura central de la tabla)



Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

Se define la **presión osmótica** como la tendencia a diluirse de una disolución separada del disolvente puro por una membrana semipermeable (Figura central de la tabla). Un soluto ejerce presión osmótica al enfrentarse con el disolvente sólo cuando no es capaz de atravesar la membrana que los separa. La presión osmótica de una solución equivale a **la presión mecánica necesaria para evitar la entrada de agua** cuando está separada del disolvente por una membrana semipermeable (Figura derecha de la tabla). Esta presión aplicada se conoce como **Presión Osmótica** (π) y es la presión requerida para detener la osmosis; esta presión depende de la temperatura y de la concentración de la solución.

Para medir la presión osmótica se utiliza el **osmómetro** (Figura de la derecha), que consiste en un recipiente cerrado en su parte inferior por una membrana semipermeable y con un émbolo en la parte superior. Si introducimos una solución en el recipiente y lo sumergimos en agua destilada, el agua atraviesa la membrana semipermeable y ejerce una presión capaz de elevar el émbolo hasta una altura determinada. Sometiendo el émbolo a una presión mecánica adecuada se puede impedir que pase el agua hacia la disolución, y **el valor de esta presión mecánica mide la presión osmótica**.



Las leyes que regulan los valores de la presión osmótica para soluciones muy diluidas (como las que se manejan en Biología) son análogas a las leyes de los gases. Se conocen con el nombre de su descubridor **Jacobus H. Van t'Hoff**, y se expresan mediante la siguiente fórmula:

Ley general de los gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$

Ecuación de Van t'Hoff: $\pi = M \cdot R \cdot T$

- Si se trabaja con temperaturas (**T**) 0°C (273K)
- Soluciones diluidas (**M**: Molaridad)
- **R** (constante general de los gases) es igual a 0,082 l.atm/mol K
- El producto **R . T** = 22,4 atm . l / mol

$$\pi = M \cdot \underbrace{22,4 \text{ atm} \cdot \text{l/mol}}_{\text{Constante osmótica } K \pi \text{ a } 0^\circ\text{C}}$$

$$\pi = M \cdot K \pi_{0^{\circ}\text{C}}$$

- Si el soluto se ioniza (incorporación del coeficiente “*i*”)
- Como el producto de *M* . *i* es Osmolaridad

$$\pi = 22,4 \text{ atm.l/mol} \cdot \underbrace{M \cdot i}_{\text{Osm}}$$

Obtenemos la siguiente expresión para calcular la presión osmótica a una T: 0°C

$$\pi = 22,4 \text{ atm.l/mol} \cdot \text{Osm}$$

- Existe un coeficiente que varía según el tipo de soluto que difunda, si es o no permeable a la membrana, se simboliza con “ σ ” se denomina “coeficiente de reflexión” o “de Staverman”
- La expresión para calcular la π efectiva será:

$$\pi_{\text{efect}} = M \cdot i \cdot R \cdot T \cdot \sigma$$

$$\sigma = \pi_{\text{efect}} / \pi_{\text{calculada}}$$

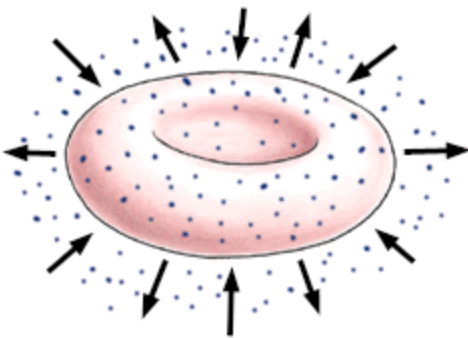
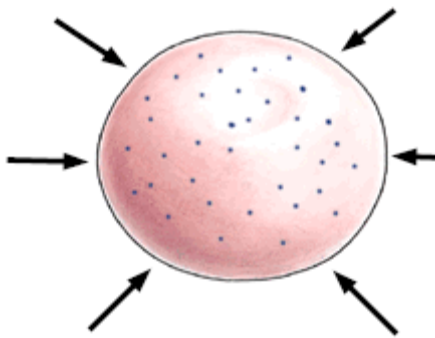
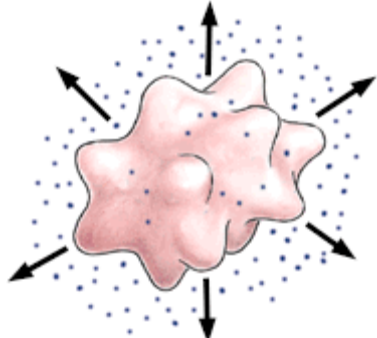

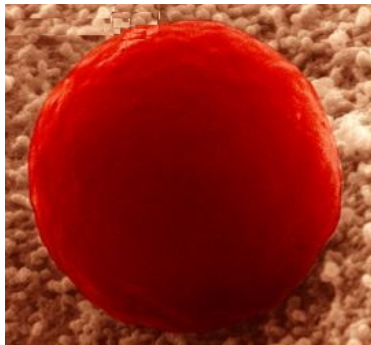
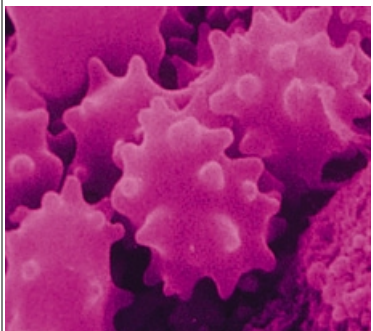
Si comparamos la presión osmótica de dos disoluciones podemos definir tres tipos de disoluciones:

- **soluciones isotónicas** son aquéllas que manifiestan la misma presión osmótica que la solución de referencia
- **soluciones hipotónicas** son aquéllas que manifiestan menor presión osmótica que la solución de referencia
- **soluciones hipertónicas** son aquéllas que manifiestan mayor presión osmótica que la solución de referencia

Autor: Bromat. S. Ivana Grigor

La **membrana del eritrocito** puede considerarse como una membrana semipermeable, que permite el paso del agua, pero no de las sales. **En un medio isotónico** (de igual presión osmótica), el eritrocito permanece inalterable. Si el eritrocito se introduce **en agua destilada o en un medio hipotónico** el agua atravesará la membrana hacia el citoplasma, con lo que aumenta el volumen celular, distendiendo la membrana hasta que llega un punto en que ésta se rompe. Este fenómeno se conoce con el nombre de **hemolisis**. Si el eritrocito se pone **en un medio hipertónico** (de mayor presión osmótica), el agua sale del eritrocito hacia el exterior, con lo cual su volumen disminuye, y la membrana se retrae, de forma que ofrece al microscopio un aspecto estrellado.este fenómeno se llama crenación.

En los tres casos siguientes, se observa una célula eritrocito sumergida en tres medios diferentes y cómo el agua ingresa o egresa de la célula siguiendo su gradiente de presión.

medio isotónico	medio hipotónico	medio hipertónico
		
		

Aplicaciones biológicas:

Existen moléculas confinadas, por distintos motivos al interior de la célula, como lo son iones y macromoléculas (amino ácidos azúcares, nucleótidos) que contribuyen a la presión osmótica intracelular. La presión osmótica extracelular, en cambio está dada por los iones inorgánicos que si pueden atravesarla

Autor: *Bromat. S. Ivana Grigor*

libremente, esta desigualdad de condiciones crea un verdadero problema que consiste en que la presión osmótica interna es siempre mayor que la externa, esta diferencia de presiones osmóticas hace que el agua entre a la célula continuamente por ósmosis, con la consecuencia de la ruptura de la membrana debido a la alta presión, por ello ante esta dificultad la célula, responde con de la siguiente manera: la célula necesita energía para hacer funcionar sus bombas, principalmente de Na^+ y K^+ ATPasa, que continuamente sacarán iones inorgánicos fuera de la célula, disminuyendo la concentración de iones inorgánica intracelular. Estos mecanismos, compensan no sólo el exceso de carga sino la alta concentración de macromoléculas y evitan la entrada excesiva de agua.

Las personas que comen demasiada sal en los alimentos sufren la retención de agua en las células de los tejidos debido a la ósmosis. La hinchazón que resulta se denomina *edema*.

A las personas que necesitan el reemplazo de los fluidos corporales nutrientes, y que no pueden ser tomados por vía oral, se les administran soluciones por infusión intravenosa, la cual provee los nutrientes directamente al interior de las venas. Para evitar crenación o hemólisis de los glóbulos rojos, las soluciones deben ser isotónicas con los líquidos en el interior de las células.

Bibliografía de Referencia

1. Parisi, M. **Temas de biofísica**. Mc Graw Hill. Santiago. Chile. 2001
2. Barrow, G.M. **Química Física** Ed Reverté. España. 1975
3. Ganong, W.F. **Fisiología médica** Ed El Manual Moderno. México. 1996
4. Monteoran **Biofísica**