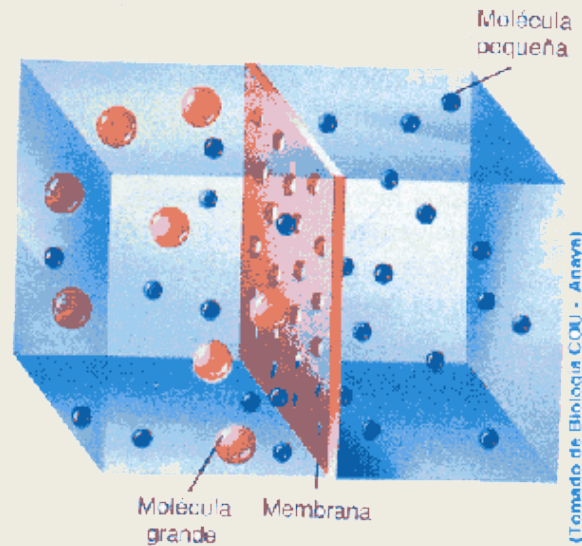


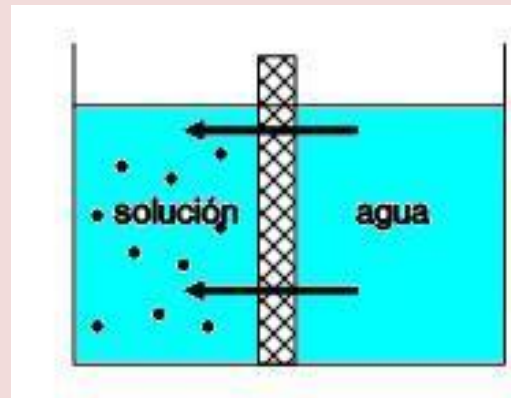
Osmosis: Pasaje de solvente a través de una **membrana semipermeable** que separa dos **soluciones de distinta concentración.**

Membrana semipermeable: Son **películas porosas.** El tamaño de estos poros es muy pequeño, tal que solo permiten el pasaje de **moléculas de pequeño tamaño (solvente: agua)** e **impiden** el pasaje de moléculas de soluto (**mayor tamaño**). (Figura 1)



OSMOSIS DIRECTA: Es el pasaje de solvente a través de la membrana semipermeable, que **ocurre espontáneamente**, como consecuencia de la **diferencias de concentraciones de ambas soluciones**

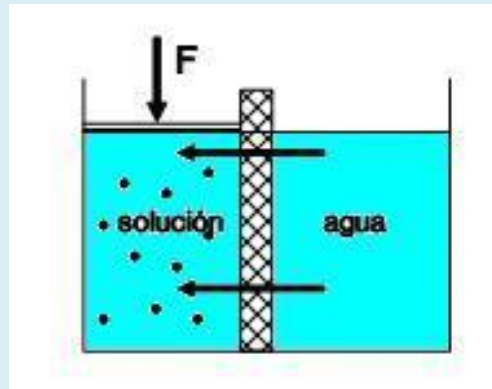
- **OSMOSIS DIRECTA** : Coloquemos **agua pura** en un compartimento, y una **solución de azúcar en agua** en el otro, y separemos ambos compartimentos con una membrana semipermeable (**Figura 2**):



- Se observa **pasaje de agua hacia la solución**, como consecuencia, la **solución se diluirá (disminuirá su concentración)**. Este fenómeno es la **osmosis directa (ocurre espontáneamente, sin intervención externa alguna)**

Presión Osmótica: Si quiero **detener la ósmosis**, una manera es aplicar una **presión** al recipiente de la izquierda (solución). La presión necesaria para detener la ósmosis se llama presión osmótica:

- Explicación de la presión osmótica (**Figura 3**)



- La fuerza F aplicada al recipiente de la izquierda, debe producir una presión que detenga la ósmosis (pasaje de agua a través de la membrana semipermeable). Se puede encontrar que esta presión (**presión osmótica Π**) depende de la **concentración de la solución** y de la **temperatura**.
- Pfeffer (1885) postuló que las **soluciones diluidas** se comportan como **gases ideales** , y comparó a la **presión osmótica** con la presión de un **gas ideal**.

Expresión de la **presión osmótica** Π para una **solución diluida**:

$$\Pi = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = M \cdot R \cdot T$$

n : nº de moles de soluto en la solución.

V : Volumen de la solución (lt); $n/V = M$ (**Molaridad**).

T : Temperatura de la solución, en la **escala absoluta** (Kelvin: **K**)

R = 0,082 atm.lt/K.mol (Constante universal de los gases)

R = 8,31 J/K.mol (valor de la cte. en unidades del S.I.)

- Esta ecuación es válida solamente para **soluciones no electrolíticas**.

El fenómeno de ósmosis depende **solamente del número de partículas de soluto disueltas** que **no atraviesan la membrana**, sin importar la naturaleza de las partículas.

En el ejemplo de la **Figura 2**, supongamos que la solución es **sacarosa** en agua **0,05 M** (En el otro compartimento hay agua pura). La temperatura de la solución es **27°C**. Calculemos la presión osmótica de esta solución.

$$\Pi = M.R.T$$

$$M = 0,05 \text{ moles/lit}$$

$$R = 0,082 \text{ atm.lit /K mol}$$

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

$$\Pi = 0,05 \text{ mol/lit} \cdot 0,082 \text{ atm.lit /K mol} \cdot 300 \text{ K} = 1,23 \text{ atm} = 124.630 \text{ Pa}$$

Si quisiéramos detener la ósmosis, deberíamos aplicar una fuerza **F** sobre el recipiente donde se encuentra la **solución** de sacarosa (**Figura 3**). Si el área superior del recipiente es **A = 0,1 m²**

$$F = \Pi . A = 124.630 \text{ Pa} \cdot 0,1 \text{ m}^2 = 12.460 \text{ N} = 1246 \text{ kgf}$$

Osmolaridad: En las **soluciones electrolíticas**, el **nº de partículas de soluto disueltas aumenta** debido a la **disociación iónica** del electrolito. Para tener en cuenta este aumento, Van Hoff (1986) introdujo un factor de corrección en la formula anterior (**factor de disociación “i” ; i > 1**)

- Para una solución electrolítica de molaridad **M**, con un factor de disociación “i”, su presión osmótica valdrá:

$$\Pi = i \cdot M \cdot R \cdot T$$

La **concentración total** de partículas de soluto, que es igual a **i.M** se la llama **Osmolaridad**, de manera que :

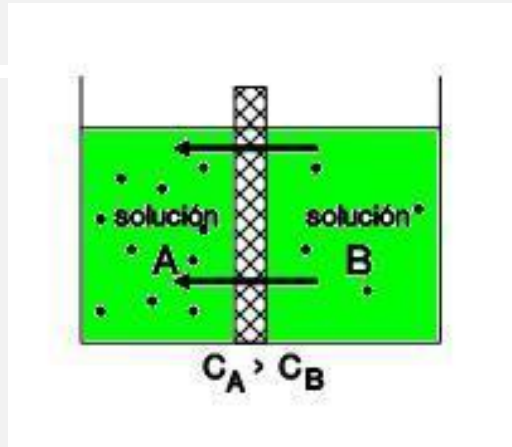
$$\Pi = Os \cdot R \cdot T$$

Ejemplo: **180 g** de glucosa tiene una masa de **1 mol** ($M_{r,glucosa}=180$), como la glucosa **no se disocia i=1**, **1 mol = 1 osmol (glucosa)**.

58,8 g de **NaCl** tiene una masa de **1 mol**, si se disocia completamente, **i=2**, tendre **2 Osmoles** de **Na⁺** y de **Cl⁻**.

Veamos el siguiente ejemplo: 2 soluciones separadas por una membrana semipermeable en dos compartimentos A y B.

Dos soluciones :



Cuando tengo 2 soluciones, el **agua fluirá** (a través de la membrana semipermeable), desde la solución **de menor osmolaridad** hacia la de **mayor osmolaridad** , para **tratar de igualar** las **osmolaridades**.

La solución en A: **0,1 M** de $CaCl_2$

La solución en B : **0,1 M** de $NaCl$

Temperatura de las soluciones: **10°C**

INICIALMENTE: Tengo **igual volumen** en ambas soluciones; e **igual concentración** en ambas ($M_A = M_B = 0,1$ molar).

Para saber como sera el pasaje de agua a través de la membrana tengo que calcular la **Osmolaridad inicial** de cada solución:

$Os_A = i_A \cdot M_A$ (cada molécula de CaCl_2 se disocia en **3 iones**, dos iones Cl^- y un ion Ca^{++} ; $i_A=3$)

$Os_B = i_B \cdot M_B$ (cada molécula de NaCl se disocia en **2 iones**, un ion Cl^- y un ion Na^+ ; $i_B=2$)

$Os_A = 3 \cdot 0,1 \text{ molar} = 0,3 \text{ Osm}$

$Os_B = 2 \cdot 0,1 \text{ molar} = 0,2 \text{ Osm}$

Como $Os_A > Os_B$; el agua **fluirá** de la **solución B** a la **solución A** (como esta indicado en la figura).

Solucion hipertónica : Solución de **mayor osmolaridad (Solución A)**.

Solucion hipotónica : Solucion de **menor osmolaridad (Solución B)**.

Soluciones isotónicas : Ambas soluciones tienen **igual osmolaridad**.

Calculemos la presión osmótica **inicial** de cada solución:

$$\Pi_A = Os_A \cdot R \cdot T = 0,3 \text{ Os/lit} \cdot 0,082 \text{ atm lit} / \text{K Os} \cdot 283 \text{ K} = 6,96 \text{ atm}$$

$$\Pi_B = Os_B \cdot R \cdot T = 0,2 \text{ Os/lit} \cdot 0,082 \text{ atm lit} / \text{K Os} \cdot 283 \text{ K} = 4,64 \text{ atm}$$

La **diferencia de presión osmótica** inicial es:

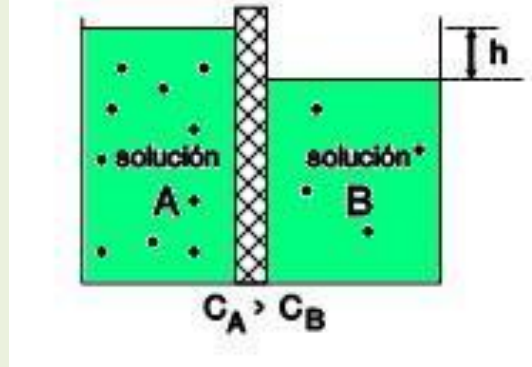
$$\Delta\Pi_{A,B} = \Pi_A - \Pi_B = \Delta os \cdot R \cdot T = (0,3 - 0,2) \text{ Os/lit} \cdot 0,082 \text{ atm lit} / \text{K Os} \cdot 283 \text{ K} = 2,32 \text{ atm}$$

Si quisiera **detener la ósmosis**, debería aplicar sobre la **solución A** (**mayor presión osmótica**) una **presión igual a 2,32 atm**.

Con este flujo de agua a través de la membrana, se **diluye** la **solución A** (**disminuye** la presión osmótica de **A**), y aumenta la concentración de la solución B (**aumenta** la presión osmótica de **B**), por lo tanto, la $\Delta\Pi_{A,B}$ **va a ir disminuyendo**, es decir, **las presiones osmóticas** de ambas soluciones **tienden a igualarse**, pero **no se igualan** en el equilibrio, como se verá a continuación.

Condición de equilibrio : Al fluir el agua en esta dirección (de B hacia A), el nivel de agua **subirá** en la **solución A** y **bajará** en la **solución B**, hasta que se **alcanza un equilibrio**, que se muestra en la siguiente figura:

Equilibrio final :

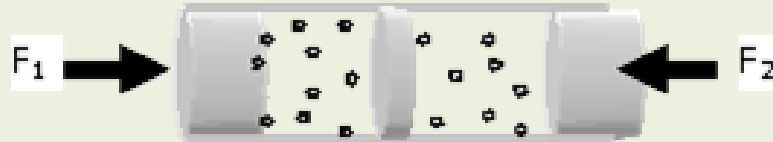


En el equilibrio, se alcanza **una diferencia de nivel h** en ambas soluciones. Esta diferencia de nivel significa una **diferencia de presión hidrostática** entre ambas soluciones, que detiene la ósmosis. Se encuentra que esta **diferencia de presión hidrostática**, en el equilibrio, **igual a la diferencia de presión osmótica entre ambas soluciones = presión osmótica sobre la membrana**:

$$\delta.g.h = (\Delta\Pi_{A,B})_{eq} = (\Pi_A)_{eq} - (\Pi_B)_{eq}$$

En el equilibrio **no se igualan las presiones osmóticas**.

Otra disposición de las soluciones: La solución de la **izquierda** tiene una Π_1 y la de la **derecha** una Π_2 . La membrana semipermeable es móvil.



La membrana semipermeable se encuentra en el medio. Si no aplicamos fuerzas, el **equilibrio** se alcanzara cuando **se igualen las presiones osmóticas**.

Ambas soluciones tienen **distintas presiones osmóticas** ($\Pi_1 > \Pi_2$), el agua fluirá de la solución a la 2 a la 1, hacia la izquierda, la membrana móvil se desplazará hacia la derecha, hasta igualar las presiones osmóticas. Si quiero **detener la ósmosis**, debo aplicar fuerzas F_1 y F_2 sobre los émbolos que se encuentran en los extremos, para que la presión en el émbolo 1, p_1 , sea mayor que en el émbolo 2; p_2 , de modo que:

$$p_1 - p_2 = \Pi_1 - \Pi_2$$

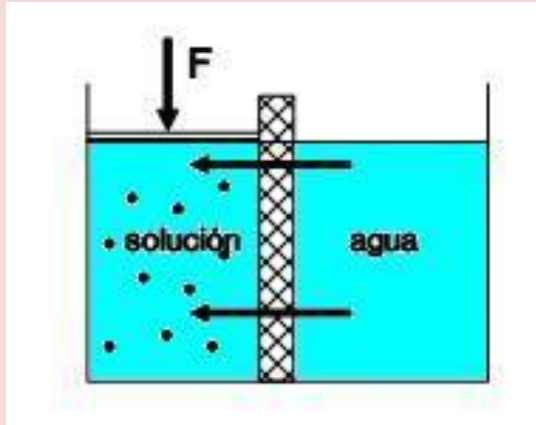
Si no aplicamos fuerzas, o las 2 presiones aplicadas p_1 y p_2 son iguales, fluirá agua de la **solución 2** a la **solución 1** (agua fluye de derecha a izquierda).

Para detener la osmosis, necesitare que $p_1 > p_2$

Es decir, debo aplicar una **mayor presión** a la **solución que tiene mayor presión osmótica**

OSMOSIS INVERSA: Sabemos que si al recipiente de la solución aplicamos una fuerza **F** suficiente para producir una presión igual a la presión osmótica detenemos el proceso de osmosis. Es lo que observamos en la figura.

Si $\frac{F}{A} = \Pi$



Detengo la ósmosis

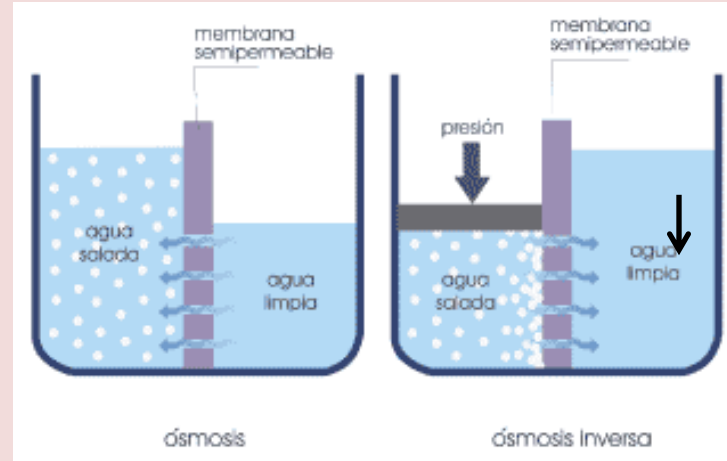
¿Que sucederá si aplicamos una **fuerza mayor**, es decir, una **presión mayor** a la **presión osmotica**? Es decir:

$$\frac{F}{A} > \Pi$$

Sucede que el **agua fluir**á en **sentido contrario** a la **ósmosis directa**, es decir, **fluir**á desde la **solución** hacia el recipiente de **agua pura**. La situación se muestra en la siguiente figura.

La figura muestra las dos situaciones (la solución es agua salada)

- La ósmosis inversa se muestra en la figura derecha. Al ser la presión aplicada a la solución (agua salada) mayor a la presión osmótica, el agua fluye hacia el recipiente de agua limpia (derecha).



- Este proceso **no es espontáneo** y requiere de una **acción externa y un gasto de energía (Trabajo para mover un fluido)**. La **energía mínima** para llevar a cabo este proceso es igual a:

$$L_F = F \cdot \Delta x \quad ; \quad \Delta x \text{ es el desplazamiento del embolo superior}$$

$$F \cdot \Delta x = \Pi \cdot [A \cdot \Delta x] = \Pi \cdot Vol = L_F = \text{Trabajo en la osmosis inversa.}$$

$$\text{Potencia} = L_F / \Delta t = \Pi \cdot Q$$