

SOLUCIONES ACUOSAS

Brom. Ivana S. Grigor
2016

* CONCEPTO DE SISTEMA Y ENTORNO



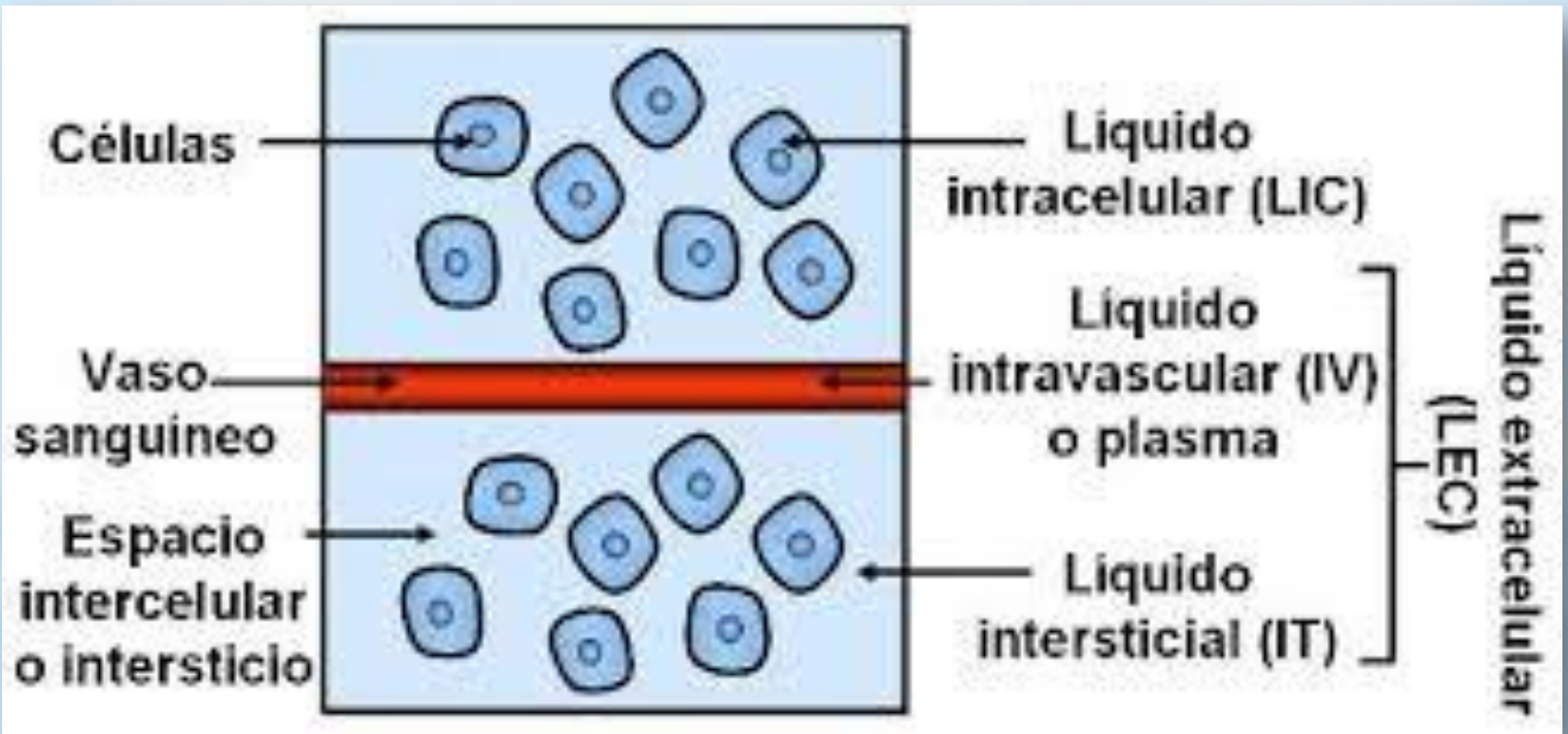
* El sistema «**Hombre**» desde
el Punto de Vista FÍSICO
QUÍMICO.

Puede ser considerado una **SOLUCIÓN**
cuyo **SOLVENTE** es agua y cuyos
SOLUTOS son las proteínas, la glucosa,
la urea, los iones, *disueltos o*
suspendidos en ella.

*Distribución de agua



* Distribución de agua



* Distribución de agua

Distribución del agua dentro del compartimento corporal

COMPARTIMIENTO CORPORAL
(60% peso corporal)

COMPARTIMIENTO EXTRACELULAR
(20% peso corporal)

COMPARTIMIENTO INTRACELULAR
(40% peso corporal)

COMPARTIMIENTO INTRAVASCULAR

IV

COMPARTIMIENTO INTERSTICIAL

IN

IC

* Composición electrolítica de los fluidos corporales

| | Plasma mEq/l | Intersticial mEq/l | Intracelular mEq/l |
|--------------------------------|-----------------|-----------------------|-----------------------|
| CATIONES | | | |
| Na ⁺ | 142 | 145 | 10 |
| K ⁺ | 4 | 4,1 | 159 |
| Mg ⁺⁺ | 1 | 1 | 40 |
| mEq/l totales | 149,5 | 152,5 | 209 |
| ANIONES | | | |
| Cl ⁻ | 104 | 117 | 3 |
| CO ₃ H ⁻ | 24 | 27,1 | 7 |
| Proteinatos | 14 | < 0,1 | 45 |
| Otros | 7,5 | 8,4 | 154 |
| mEq/l totales | 149,5 | 152,5 | 209 |
| NO ELECTROLITOS | mmol/l | mmol/l | mmol/l |
| Glucosa | 4,7 | 5,0 | |
| Urea | 5,6 | 6,0 | 6,0 |
| TOTAL | 300 mOsM | 300 mOsM | 300 mOsM |

* Concentración - tipos de concentraciones

* 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**.

* **EjEMPLO:**

➤ 2 g/l

(se lee **2 g** de **soluto** disueltos en **1 l** de **solución** o **solvente**)

➤ 2 M

(se lee **2 moles** de **soluto** disueltos en **1 l** de **solución** o **solvente**)

Tipos de concentraciones

| CONCENTRACIONES FÍSICAS | | CONCENTRACIONES QUÍMICAS | |
|--|---|--|---|
| UNIDADES FÍSICAS (g , l) | | UNIDADES QUÍMICAS (mol, equivalente, osmol) | |
| GRAVIMÉTRICAS | VOLUMÉTRICAS | GRAVIMÉTRICAS | VOLUMÉTRICAS |
| <p>Miden relaciones de masas:</p> <p><i>g/g - g%g - mg/mg</i></p> | <p>Miden relaciones de masa – volumen o de volumen – volumen:</p> <p><i>g % ml</i> <i>g / l</i></p> | <ul style="list-style-type: none"> • Molalidad <i>mol/kg_o</i> • Osmolalidad <i>osmol/kg_o</i> | <ul style="list-style-type: none"> • Molaridad <i>mol / l</i> • Normalidad <i>eq / l</i> • Osmolaridad <i>osmol / l</i> |

*MOLARIDAD

*Molaridad (M)

»Es la concentración indicada por el cociente entre el numero de moles de moléculas de soluto y el volumen de la solución»

$$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles (mol)}}{\text{Volumen de solución (l)}} \quad \Rightarrow \quad \text{n}^\circ \text{ de moles} = \text{masa de soluto} / \text{pm}$$

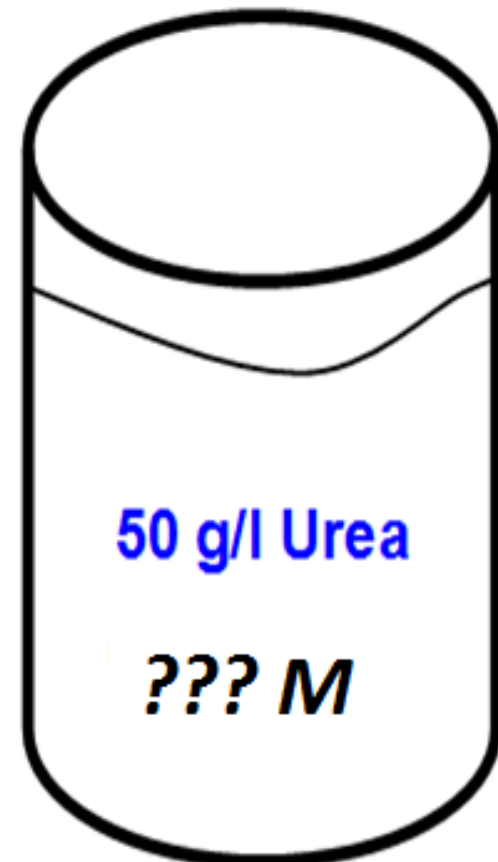
$$M = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\mathcal{M} \text{ (g/mol)} \times \text{Vol de soluc (l)}} \quad ; \quad \text{las unidades que se expresan mol/l}$$

(o mmol / l)

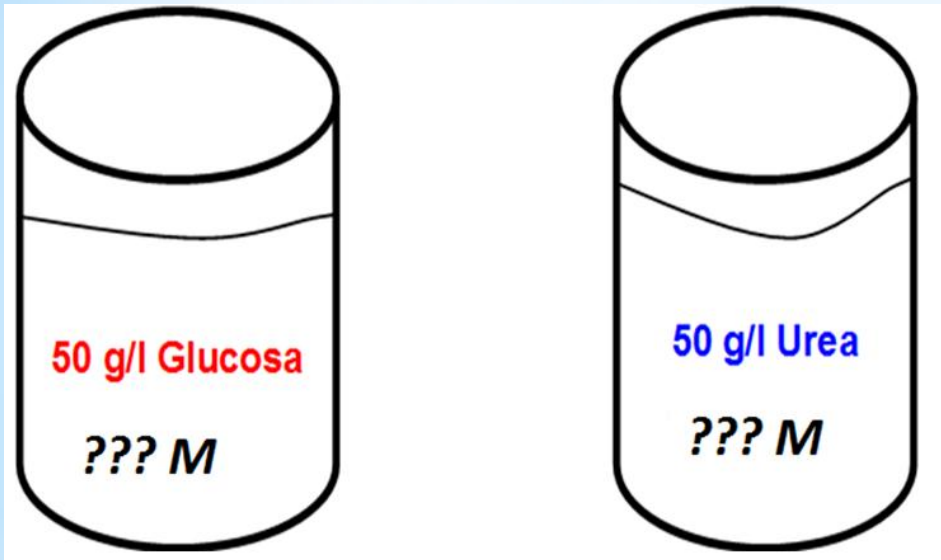
* Importancia del concepto de mol

Tendre el mismo numero de moleculas???

La cantidad de moles de cada solucion será la misma????



* Importancia del concepto de mol



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

50 g/L (50 g de urea disuelto en 1 litro de solución)

$$M = \frac{\text{masa de soluto}}{P_m \cdot V \text{ (L)}}$$

$$M = \frac{50 \text{ g}}{60 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ L}}$$

$$M = 0,83 \text{ mol/l} = \mathbf{0,83 \text{ M}}$$

50 g/L (50 g de glucosa disuelto en 1 litro de solución)

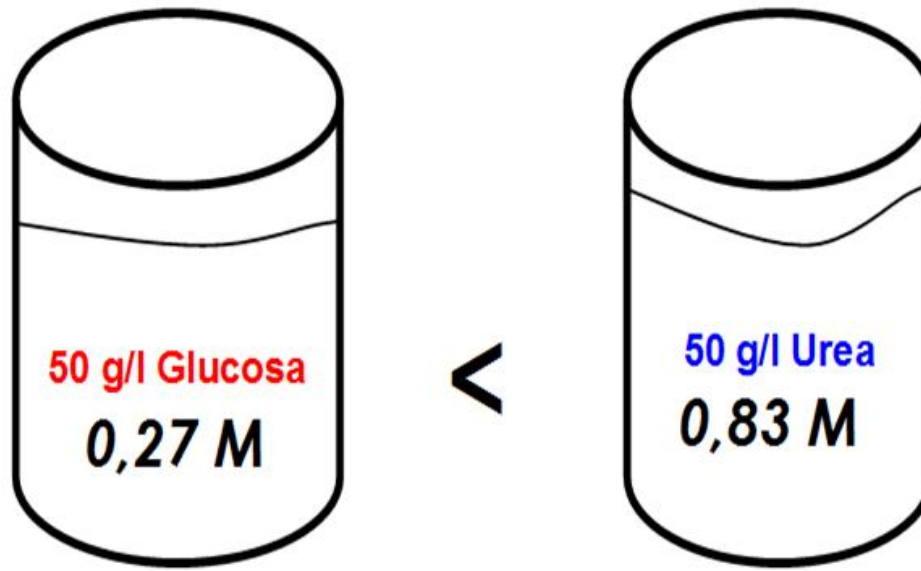
$$M = \frac{\text{masa de soluto}}{P_m \cdot V \text{ (L)}}$$

$$M = \frac{50 \text{ g}}{180 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ L}}$$

$$M = 0,27 \text{ mol/l} = \mathbf{0,27 \text{ M}}$$

*Importancia del concepto de mol

Tendre el mismo numero de moléculas???



1 mol de urea $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de urea por litro de solución

0,83 mol de urea $x = 4,99 \cdot 10^{23}$ moléculas de urea por litro de solución

1 mol de glucosa $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de glucosa por litro de solución

0,27 mol de glucosa $x = 1,66 \cdot 10^{23}$ moléculas de glucosa por litro de solución

*Normalidad

*Soluciones electrolíticas

- * Concentración que exprese la *capacidad de combinación* de la sustancia, que exprese el número de cargas

$$N = \frac{\text{n}^\circ \text{ de equivalentes (Eq)}}{\text{volumen de la solución(l)}}$$



$$\text{n}^\circ \text{ de equivalente} = \text{masa de soluto} / \text{Eq-g}$$

$$N = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{Eq-g} \times \text{volumen de la solución}} ; \quad \text{unidades Eq/l o mEq/l}$$

$$\text{Eq - g} = M \text{ del soluto} / z \quad (\text{g} / \text{Eq})$$

Relación entre la N con M

$$N = M \times z$$

$$M = N / z$$

- ❖ Calcular la Normalidad de una solución de *cloruro de calcio* sabiendo que su M es de 0,03M.



$$N = M \times z$$

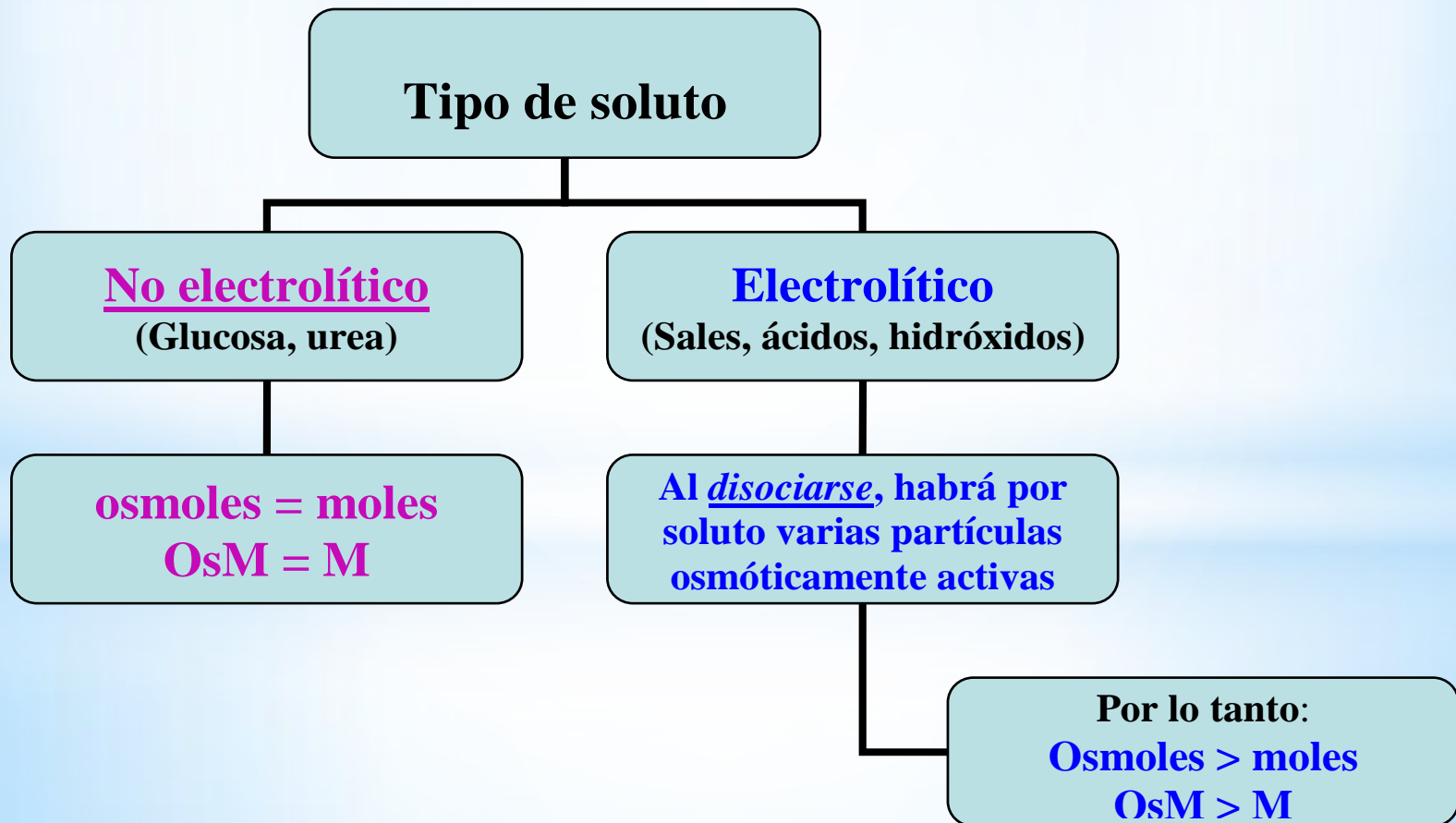
z (al ser una sal se coincide con de cargas positivas o negativas **z:2**)

$$N = 0,03 \text{ mol/l} \cdot 2 \text{ eq / mol}$$

$$N = 0,06 \text{ eq / l}$$

* Osmolaridad

* La Osmolaridad nos indicará el número de partículas de soluto osmóticamente activas que están presentes en un determinado volumen de solvente o solución



Osmolaridad - Coeficiente de Van 't Hoff

* Si el soluto es una molécula electrolítica, al disociarse en el disolvente en un número “*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 Hoff.

$$N^{\circ} \text{ de osmoles} = n^{\circ} \text{ de moles} \times i$$

$$\begin{aligned} \text{Osmolaridad} &= \text{Molaridad} \times i \\ [\text{osmol} / \text{l}] &= [\text{mol} / \text{l}] \cdot [\text{osmol} / \text{mol}] \end{aligned}$$

* Cálculo de coeficiente de Van 't Hoff « i »

* Este factor depende específicamente del soluto si este es ionizable o no. Además, del grado de ionización en la solución, por lo que se puede calcular con la siguiente expresión:

$$i = 1 + \alpha \cdot (N - 1)$$

α : constante de ionización (0 al 1)

N : número de iones

Unidades: (osmol / mol)

Ejemplo:

- *Solución 1 M de ClK. Calcular su Osmolaridad si la ionización es completa*



$$i = 1 + \alpha \cdot (N - 1)$$

$$i = 1 + 1(2 - 1)$$

$$i = 2$$

$$\text{OsM} = M \cdot i$$

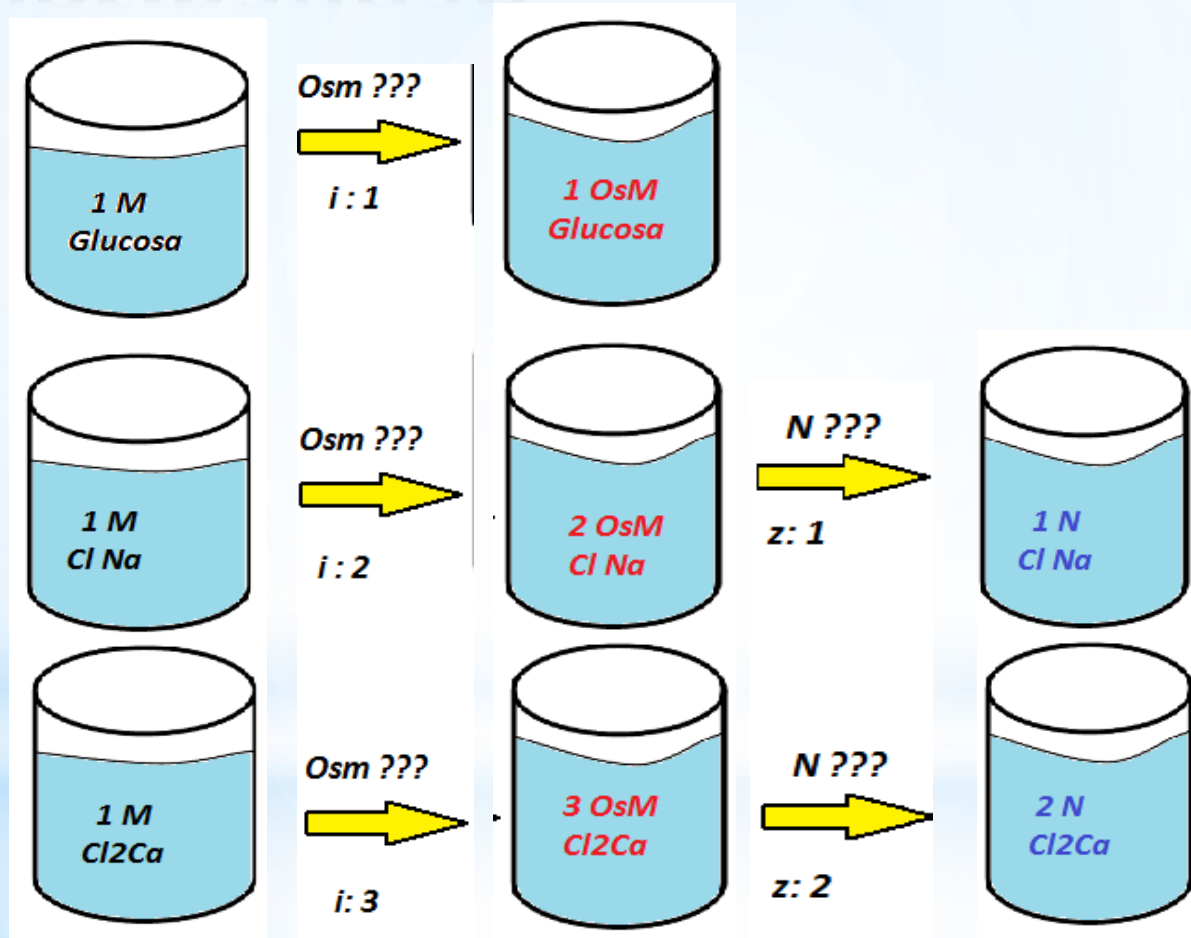
$$\text{OsM} = 1 M \cdot 2$$

$$1 \text{ mol} / l \cdot 2 \text{ osmol} / \text{mol} = 2 \text{ Osmol} / l$$

Conclusión:

« Una solución **1molar** de KCl, será igual que una solución **2 osmolar** de KCl »

* Molaridad - Osmolaridad - Normalidad



$$Osm = M \cdot i$$

$$N = M \cdot z$$