



INTRODUCCIÓN

La **presión osmótica** es una de **propiedad coligativa**. Estas propiedades de las soluciones tienen como característica que dependen de la **cantidad de partículas** en solución y no del tipo de partícula; es decir, no importa su tamaño, su carga o polaridad, por ejemplo.

Hay cuatro propiedades coligativas que son directamente proporcionales al número de partículas de soluto presentes en una solución:

1. Disminución de la presión de vapor
2. Elevación del punto de ebullición
3. Disminución del punto de congelación
4. **Presión osmótica**

Nosotros solo estudiaremos la presión osmótica. ¿Por qué? La presión osmótica es la **fuerza impulsora** de la **ósmosis** y muchos procesos biológicos dependen de este **fenómeno de transporte**.

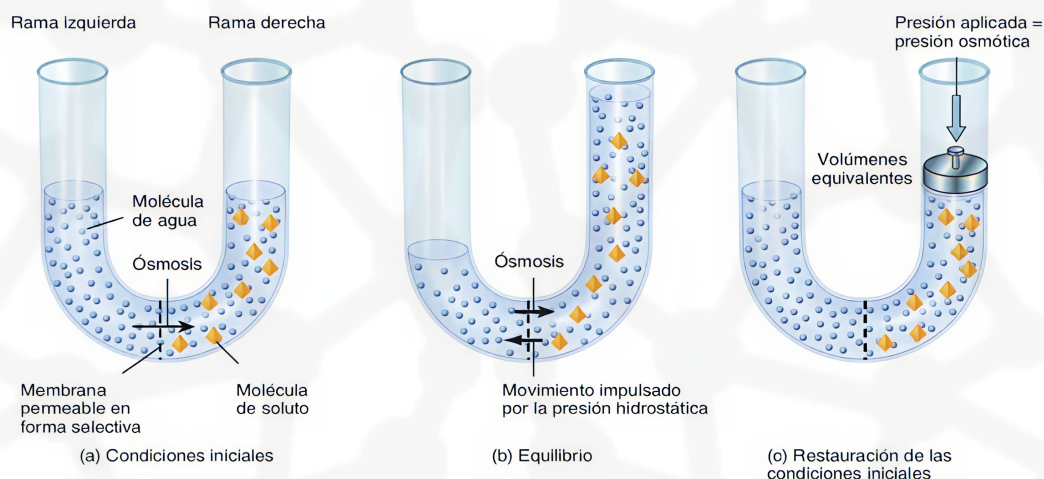
PRESIÓN OSMÓTICA Y ÓSMOSIS

La **ósmosis** es un fenómeno que se da especialmente en soluciones acuosas. Este fenómeno consiste en el **paso de moléculas de agua** a través de una membrana semipermeable que separa dos compartimentos, desde el compartimento menos concentrado hacia el que tiene mayor concentración de soluto. Una membrana semipermeable es una película que permite el paso del solvente, pero no del soluto.

Durante la ósmosis, las moléculas de agua atraviesan la membrana plasmática de dos maneras:

- entre moléculas de fosfolípidos vecinos a través de la bicapa lipídica por difusión simple,
- a través de aquoporinas (aquo- = agua), proteínas integrales de membrana que funcionan como canales de agua.

Las moléculas del solvente pueden pasar en ambas direcciones a través de la membrana, pero el flujo predominante ocurre en la dirección de menor a mayor concentración de soluto. El **movimiento del agua es pasivo** y la energía que alimenta este desplazamiento es la **diferencia de presión osmótica** a cada lado de la membrana.





En la imagen anterior se muestra el fenómeno de ósmosis. La condición para que se dé este tipo de transporte es que las **moléculas de soluto** en la rama derecha no puedan atravesar la membrana. En la **situación (a)**, cuando comienza el proceso de ósmosis, las moléculas de agua se mueven desde la rama izquierda hacia la rama derecha a favor del gradiente de concentración del agua. En **(b)** podemos ver que después de cierto tiempo, el volumen de agua en la rama izquierda descendió y el volumen de la solución en la rama derecha aumentó. En estado de equilibrio, no hay ósmosis neta: la presión hidrostática fuerza el paso de la misma cantidad de moléculas de agua de derecha a izquierda que la presión osmótica, que estimula el movimiento de las moléculas de agua de izquierda a derecha. Por último, en la **situación (c)** observamos que si se aplica presión a la solución en la rama derecha, se pueden restablecer las condiciones iniciales. Esta presión, que detiene la ósmosis (pasaje de agua), es igual a la presión osmótica.

Antes de definir matemáticamente a la presión osmótica, es necesario definir la osmolaridad de una solución, siendo esta última la concentración de **partículas osmóticamente activas**. Se expresa en **osmoles por litro** (Osm/L = OsM - osmolar) o en **milioosmoles por litro** (mOsm/L = mOsM - miliosmolar). Para calcular la osmolaridad es necesario conocer la concentración del soluto, expresada en molaridad, y si el soluto se disocia en solución, es decir, si es un **electrolito** o no. La osmolaridad se calcula de la siguiente manera:

$$\text{Osmolaridad} = i \cdot C$$

Donde:

- Osmolaridad = concentración de partículas osmóticamente activas (Osm/L o mOsm/L)
- i = número de partículas en las que se disocia una molécula
- C = concentración (moles/L o mmoles/L)

Habiendo definido la osmolaridad de una solución, hagamos lo mismo con la presión osmótica. La **presión osmótica** depende de la cantidad de soluto y, como vimos en el ejemplo de la imagen anterior, es la presión que se requiere para detener la ósmosis. Esta presión puede calcularse a través de la **ecuación de Van't Hoff**:

$$\pi = i \cdot C \cdot R \cdot T = \text{Osmolaridad} \cdot R \cdot T$$

Donde:

- i = número de partículas por molécula. Para moléculas que no se disocian al disolverse en agua, este coeficiente es igual a 1. En cambio, para moléculas que sí se disocian, i va a ser mayor a 1.
- T = temperatura en °K
- R = constante de los gases (0,082 atm.L/°K.mol)
- C = concentración total de solutos en moles/L (M)

La ecuación anterior sólo es válida para una membrana en la que los **solutos son impermeables**. Si hay alguna permeabilidad al soluto, se encontrará un valor de presión osmótica menor al que calculamos con esta ecuación. En este caso, debemos corregir la ecuación teniendo en cuenta la permeabilidad. Para ello se introduce el **coeficiente de reflexión de Staverman (σ)**:

$$\pi_{\text{ef}} = R \cdot T \cdot \sigma \cdot \text{Osmolaridad}$$

El Na^+ tiene un coeficiente de reflexión de 1, es decir, en condiciones normales no puede atravesar la membrana. En estas condiciones, si uno aumenta la $[\text{Na}^+]$, aumenta también su osmolaridad. En cambio, la urea presenta un coeficiente de reflexión de 0,62. Esto significa que un aumento de urea, aumenta la





osmolaridad de ese compartimiento, pero luego al difundir a la célula, se incrementa también la osmolaridad del interior celular. Si el coeficiente de reflexión de una sustancia es igual a 0, esto implica un libre pasaje por la membrana y, por lo tanto, aumentará la osmolaridad intracelular.

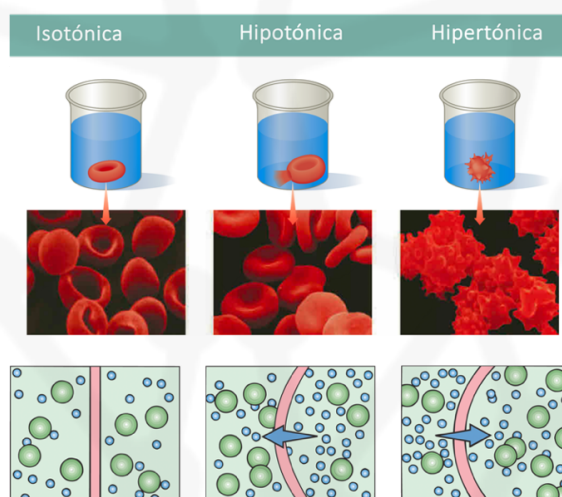
La **osmolaridad efectiva** (π_{ef}) considera la presencia de partículas no penetrantes e ignora las penetrantes porque se equilibran a ambos lados de la membrana y no hacen un **aporte neto a la presión osmótica** de la solución.

OSMOLARIDAD Y TONICIDAD

Si dos soluciones tienen la misma osmolaridad, son soluciones **isoosmóticas**. Si dos soluciones tienen diferente osmolaridad, la solución que tiene la mayor osmolaridad se denomina **hiperosmótica** y la que tiene menor osmolaridad, **hiposmótica**.

A diferencia de la osmolaridad, que define una concentración, la **tonicidad** es un **término fisiológico** que se emplea para describir cómo afecta una solución al volumen celular:

- Una solución será **isotónica** cuando una célula sumergida en ella no cambie su volumen. Eso se debe a que no hay un flujo neto de agua desde adentro hacia afuera o desde afuera hacia adentro de la célula. Esto quiere decir que la **presión osmótica efectiva** es la misma adentro que afuera. De allí el nombre de isotónica: iso (igual) – tónica (presión).
- Una solución será **hipotónica** cuando una célula sumergida en ella se hinche. Esto se debe a que hay un flujo neto de agua hacia el interior de la célula debido a la diferencia de presiones osmóticas, siendo mayor en el interior celular. De allí el nombre de hipotónica: hipo (menor) – tónica (presión).
- Una solución será **hipertónica** cuando una célula sumergida en ella se deshidrate. Esto se debe a que hay un flujo neto de agua hacia el exterior de la célula debido a la diferencia de presiones osmóticas, siendo mayor en la solución. De allí el nombre de hipertónica: hiper (mayor) – tónica (presión).



¿Cómo se puede averiguar la tonicidad de la solución sin colocar una célula en ella?

Como vimos anteriormente, el movimiento neto de agua está determinado por la **osmolaridad efectiva**, es decir, por la presión osmótica generada por los solutos **no penetrantes** presentes en una solución.





Estas son las reglas para predecir la tonicidad a partir de conocer la osmolaridad efectiva:

- Si la célula tiene una mayor concentración de solutos no penetrantes que la solución, habrá un movimiento neto de agua hacia el interior de la célula. La célula se hincha y la solución es hipotónica.
- Si la célula tiene una concentración menor de solutos no penetrantes que la solución, habrá un movimiento neto de agua hacia afuera de la célula. Por lo tanto, la célula se encoge y la solución es hipertónica.
- Si las concentraciones de solutos no penetrantes son las mismas en la célula y en la solución, no habrá movimiento neto de agua. La solución es isotónica para la célula.

Diferencias y relación entre tonicidad y osmolaridad

La osmolaridad describe el número de partículas de soluto disueltas en un volumen de solución y se puede expresar como osmoles/litro. Además, se puede utilizar para comparar dos soluciones cualesquiera y la relación es recíproca, es decir, si la solución A es hiperosmótica con la solución B; por lo tanto, la solución B es hiposmótica con la solución A. Otra característica de la osmolaridad de una solución es que se puede medir con un instrumento de laboratorio llamado osmómetro. En cambio, la tonicidad no tiene unidades y no se puede medir; es solo un término comparativo. **Siempre compara una solución y una célula**, y por convención, la tonicidad se usa para describir solo la solución, por ejemplo, "La solución A es hipotónica para los glóbulos rojos" y, **no es correcto decir que el interior celular es hipertónico con respecto a la solución externa.**

Otra diferencia entre ambas propiedades es que la osmolaridad por sí sola no nos da una idea de lo que le está sucediendo a una célula colocada en una solución. La tonicidad nos dice lo que le sucederá al volumen celular cuando la célula entre en contacto con dicha solución.

Una **solución isoosmótica** puede ser isotónica o hipotónica, pero no puede ser hipertónica porque nunca puede tener una mayor concentración de solutos no penetrantes que la célula. Si todos los solutos en la solución isoosmótica son no penetrantes, entonces la solución también es isotónica. En cambio, si hay solutos penetrantes en la solución isoosmótica, la solución será hipotónica, ya que esos solutos penetrantes ingresaran a la célula hasta llegar al equilibrio, haciendo que la presión osmótica en el interior celular aumente y provoque el ingreso de agua.

Las **soluciones hiperosmóticas** pueden ser hipertónicas, isotónicas o hipotónicas. Su tonicidad depende de la concentración relativa de solutos no penetrantes en la solución en comparación con la célula, como se describió anteriormente. En el siguiente cuadro podemos observar estas relaciones:

TONICIDAD	OSMOLARIDAD		
	Hipoosmótica	Isoosmótica	Hiperosmótica
Hipotónica	✓	✓	✓
Isotónica		✓	✓
Hipertónica			✓





Bibliografía de referencia

1. Berne RM, Levy MN, Koeppen BM, Stanton BA. Fisiología. 6.ª ed. Barcelona: Elsevier; 2009.
2. Silverthorn DU. Fisiología humana: un enfoque integrado. 8.ª ed. Madrid: Editorial Médica Panamericana; 2019.

