

DISOLUCIONES

1.º Bach

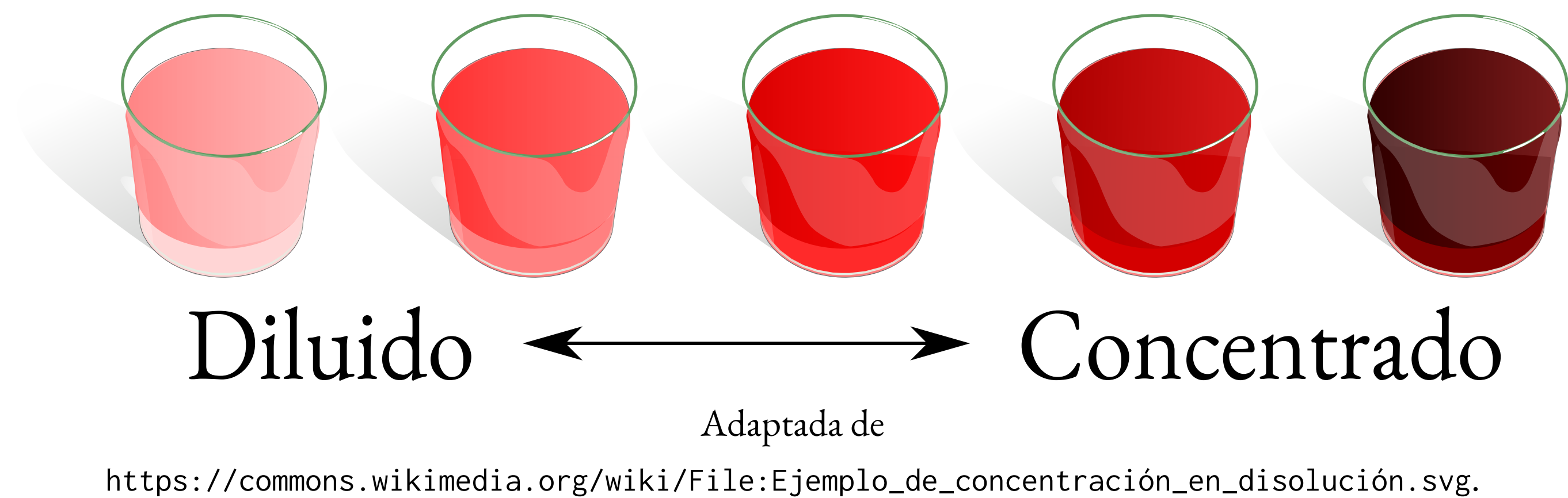
Rodrigo Alcaraz de la Osa y Alba López Valenzuela



Una **disolución** es una **mezcla homogénea** compuesta por un **disolvente** (componente que está en mayor proporción) y uno o varios **solutos** (sustancias en menor proporción, disueltas en el disolvente).

Concentración

Es una **medida** de la **cantidad** de **soluto** en una cantidad dada de disolvente.



% en masa

$$c = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

% en volumen

$$c = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Concentración en masa

$$c = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}}$$

Suele expresarse en g/L.

Molaridad

$$M = \frac{\text{cantidad de soluto (moles)}}{\text{volumen de disolución}}$$

Suele expresarse en mol/L, en cuyo caso se dice *molar* (M).

Molalidad

$$m = \frac{\text{cantidad de soluto (moles)}}{\text{masa de disolvente}}$$

En el SI se expresa en mol/kg, en cuyo caso se dice *molal* (m).

Fracción molar

$$\chi_s = \frac{\text{cantidad de soluto (moles)}}{\text{cantidad total (moles)}} = \frac{n_s}{n_s + n_d}; \quad \chi_d = \frac{n_d}{n_s + n_d}; \quad \chi_s + \chi_d = 1$$

Es una magnitud adimensional (mol/mol).

Solubilidad

Es la máxima cantidad de soluto que puede disolverse a una temperatura dada en un disolvente. Se suele expresar en gramos de soluto por cada 100 mL de disolvente.

Saturación y sobresaturación

Una **DISOLUCIÓN SATURADA** es aquella en la que ya no se puede disolver más soluto, a una temperatura dada. La **SOBRESATURACIÓN** ocurre cuando la concentración de soluto excede el límite de solubilidad, típicamente a altas temperaturas, dando lugar a un estado metaestable que encontrará el equilibrio precipitando el exceso de soluto.

Solubilidad y temperatura

Sólidos en agua La **SOLUBILIDAD** de muchas sales (sólidas) disueltas en agua **AUMENTA** con la temperatura. Algunas, como el $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$, se vuelven menos solubles al aumentar la temperatura, debido a que su disolución en agua es exotérmica.

Gases en agua La **SOLUBILIDAD** suele **DISMINUIR** al aumentar la temperatura.

Gases en disolventes orgánicos La **SOLUBILIDAD** suele **AUMENTAR** con la temperatura.

Solubilidad y presión

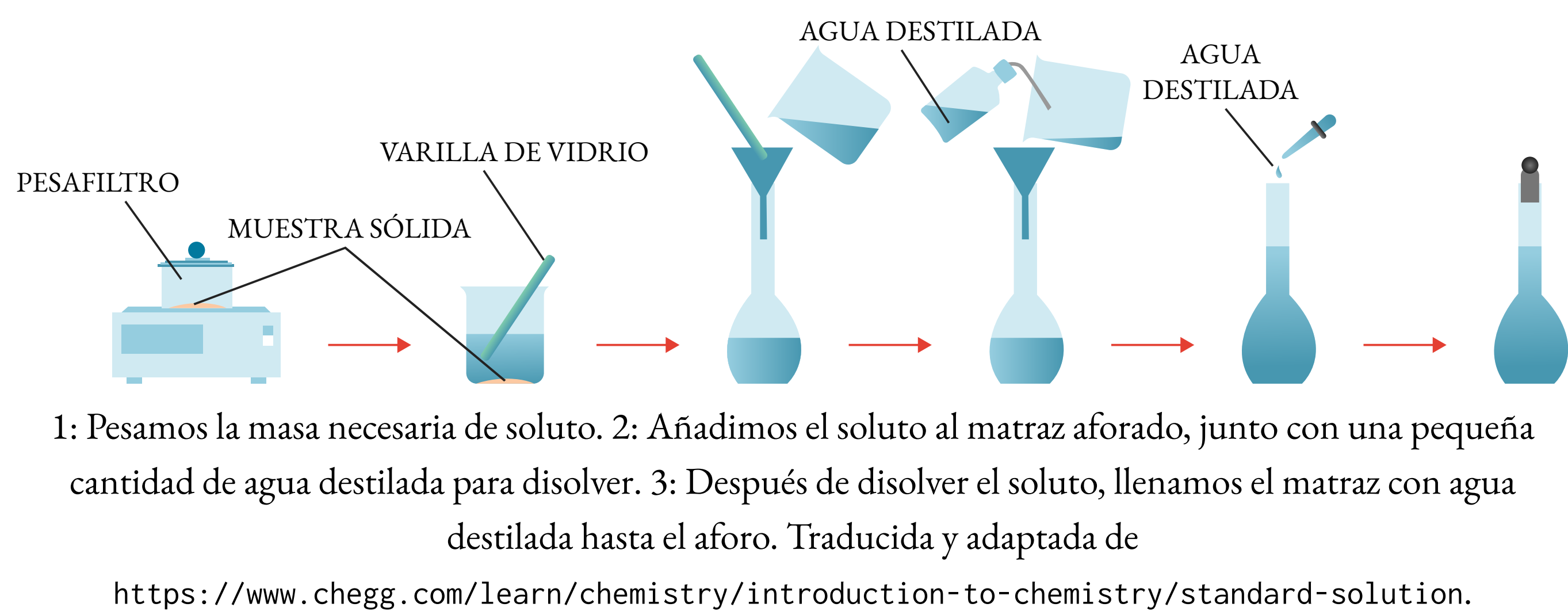
La **SOLUBILIDAD** de los **GASES** **AUMENTA** al aumentar la presión externa.

Preparación de disoluciones

Es una práctica común en los laboratorios preparar una disolución o bien directamente a partir de sus constituyentes o bien diluyendo una disolución comercial más concentrada. A grandes rasgos, en el primer caso debemos medir la cantidad necesaria de soluto, mientras que en el segundo debemos añadir disolvente.

Midiendo la cantidad necesaria de soluto

Para **SOLUTOS SÓLIDOS** disueltos en disolventes líquidos, pesamos la **MASA** necesaria con ayuda de una **BALANZA** y los diluimos hasta el volumen deseado. En el caso de que el **SOLUTO** sea **LÍQUIDO**, en vez de pesar su masa, tomamos el **VOLUMEN** necesario con ayuda por ejemplo de una **PIPETA**.



Dilución de disoluciones

Es el proceso mediante el cual se disminuye la concentración de una disolución, típicamente añadiendo más disolvente (aumentando el volumen total). Se cumple que:

$$c_0 V_0 = cV,$$

donde c representa concentración, V volumen de disolución y el subíndice 0 hace referencia a la disolución inicial. En el **LABORATORIO**, es habitual tener que obtener una disolución de menor concentración a partir de una disolución comercial más concentrada. Dada la densidad, d_0 , y la riqueza (concentración), c_0 , de la disolución comercial, podemos calcular el volumen de disolución comercial, V_0 , necesario para obtener un volumen $V > V_0$ de disolución diluida con una concentración $c < c_0$:

- Obtenemos la cantidad de soluto necesaria a partir del volumen, V , y de la concentración, c , de la disolución deseada. Suponiendo c expresada como molaridad:

$$c = \frac{n_s}{V} \rightarrow n_s = c \cdot V \rightarrow m_s = n_s \cdot M_s \text{ (masa molar del soluto)}$$

- Obtenemos la cantidad de disolución comercial necesaria a partir de la riqueza, c_0 . Suponiendo la riqueza expresada en porcentaje en masa:

$$c_0 = \frac{m_s}{m_0} \cdot 100 \rightarrow m_0 = \frac{m_s}{c_0} \cdot 100$$

- Obtenemos el volumen de disolución comercial necesario, V_0 , a partir de la densidad de la disolución comercial, d_0 :

$$d_0 = \frac{m_0}{V_0} \rightarrow V_0 = \frac{m_0}{d_0}$$

En el caso de querer **AUMENTAR** la **CONCENTRACIÓN** de una disolución, podemos:

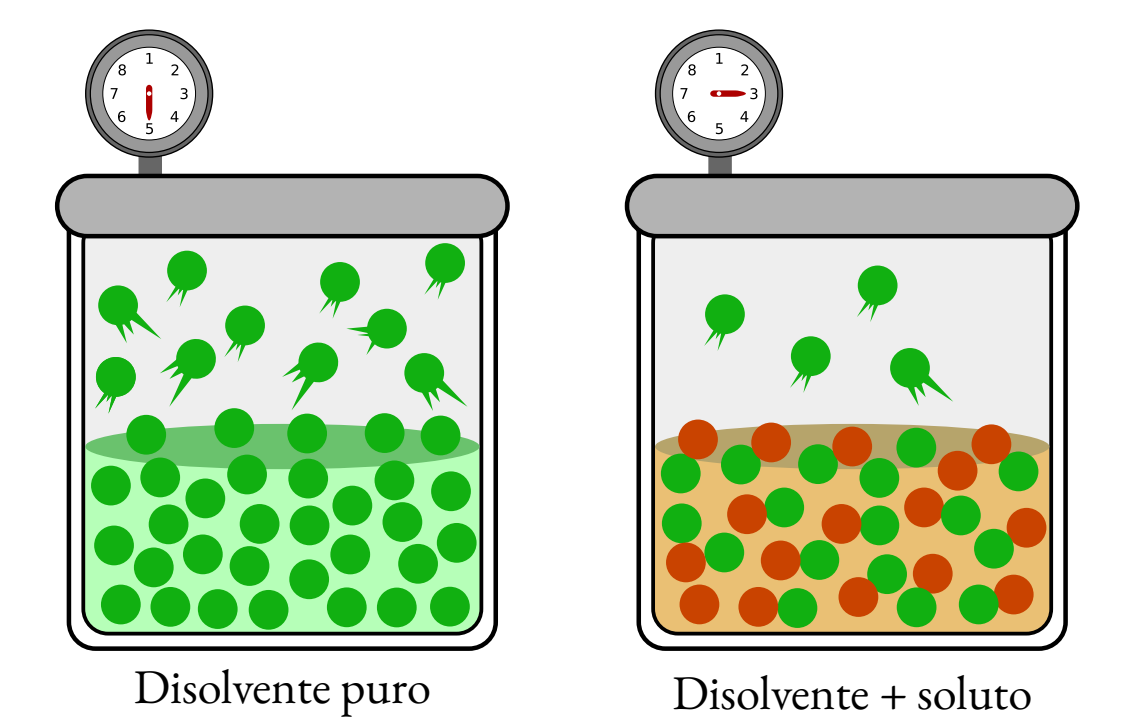
- Añadir más soluto puro.
- Mezclar con otra disolución del mismo soluto pero más concentrada.
- Eliminar disolvente por, por ejemplo, evaporación.

Propiedades coligativas

Propiedades que dependen únicamente de la concentración de soluto, y no de su naturaleza.

Disminución relativa de la presión de vapor: ley de Raoult

Se define la **PRESIÓN DE VAPOR** como la presión ejercida por un vapor en equilibrio termodinámico con sus fases condensadas (líquida o sólida) a una temperatura determinada en un sistema cerrado. En 1887, el químico francés François-Marie **RAOULT** propone que la presión parcial de cada componente de una disolución ideal de líquidos, p , es igual a la presión de vapor del componente puro, p^0 , multiplicada por su fracción molar, χ . La disminución relativa de la presión de vapor de una disolución diluida de un soluto no volátil es igual a la fracción molar del soluto en la disolución.



Traducida y adaptada de <https://psiberg.com/colligative-properties-of-solutions/>.

$$\Delta p = p^0 - p = p^0 \chi$$

Descenso crioscópico

Se trata de un **DESCENSO** de la **TEMPERATURA** a la que se **CONGELA** una **SUSTANCIA**, T_c , provocado por la adición de una cantidad menor de otra sustancia no volátil. Para disoluciones diluidas con solutos que no se disocian (no electrolitos), tenemos:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m,$$

donde $\Delta T_c = T_c^0 - T_c$ es la disminución del punto de congelación, K_c es la constante crioscópica (característica de cada disolvente) y m es la molalidad (mol/kg).

Ascenso ebulloscópico

Describe el fenómeno por el cual el **PUNTO DE EBULLICIÓN**, T_e , de un líquido (un **DISOLVENTE**) es **MÁS ALTO** cuando se **AÑADE** otro compuesto (**SOLUTO**) no volátil. Para disoluciones diluidas con solutos que no se disocian (no electrolitos), tenemos:

$$\Delta T_e = K_e \cdot m,$$

donde $\Delta T_e = T_e - T_e^0$ es el aumento del punto de ebullición, K_e es la constante ebulloscópica (característica de cada disolvente) y m es la molalidad (mol/kg).

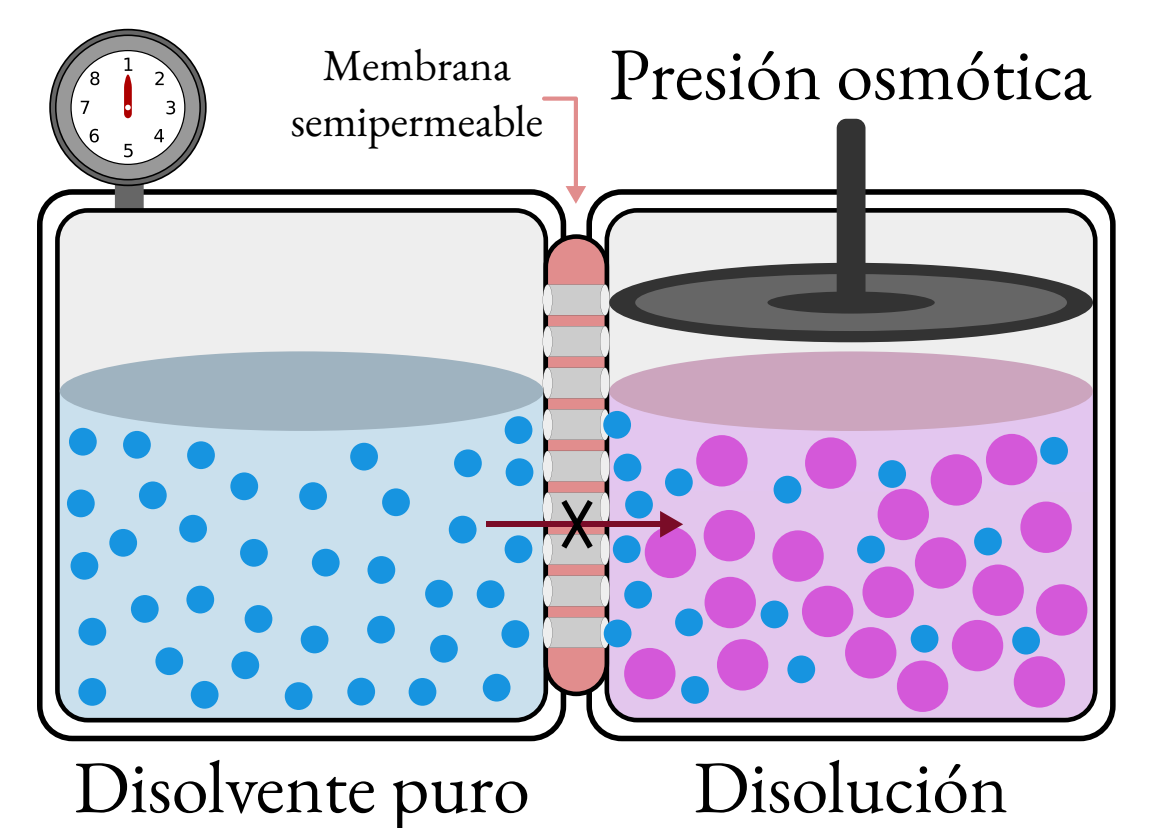
Presión osmótica

La **PRESIÓN OSMÓTICA**, Π , es la **DIFERENCIA** de **PRESIÓN** entre la **DISOLUCIÓN** y el **DISOLVENTE PURO** cuando ambos están en equilibrio a través de una membrana semipermeable (permite el paso de disolvente pero no de soluto). Las **LEYES** de la **OSMOSIS** fueron descubiertas por **PFEFFER** y **VAN 'T HOFF**:

- La presión osmótica de una disolución a temperatura constante es directamente proporcional a su concentración.
- La presión osmótica de una disolución es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

Para una **DISOLUCIÓN IDEAL**, se cumple (análogo a los gases ideales):

$$\Pi V = nRT$$



Traducida y adaptada de <https://psiberg.com/colligative-properties-of-solutions/>.

En función de la molaridad, $M = n/V$:

$$\Pi = \frac{nRT}{V} = MRT$$