

OSMOSIS Y PRESIÓN OSMÓTICA

Efecto de la ósmosis en las células

LA CÉLULA es un sistema abierto que intercambia materia con su medio, sumergido en un baño que a su vez está constituido por una solución acuosa de iones, albúmina, glicerol, etcétera. Cuando se trata de un organismo animal, en el interior de sus células se encuentra el citoplasma que es una solución acuosa viscosa cuyos solutos (proteínas solubles, azúcares, aminoácidos y iones) producen efectos osmóticos. La célula también está constituida por un núcleo y organelos como ribosomas y mitocondrias.

La importancia de la descripción osmótica de la célula radica en que este mecanismo describe el intercambio de solvente de la célula con el baño en que se encuentra sumergido. El intercambio de solutos ha llevado a considerar un proceso de diferente naturaleza a los termodinámicos, denominado "transporte activo". Además,

por la presencia de iones como parte de los solutos, el fenómeno osmótico se ve modificado por el efecto Donnan, que se ha incorporado a la teoría termodinámica de los procesos de transporte, gracias a que tal efecto está representado por potenciales, cuya formulación electrostática modifica el potencial químico, y por lo mismo es capaz de contrarrestar los efectos de presiones y concentraciones. Por consiguiente, el equilibrio puramente mecánico se altera por la presencia de un potencial electrostático, al grado que es posible el equilibrio entre dos soluciones a iguales presiones y con diferente concentración de iones.

La aplicación de los conceptos termodinámicos a la membrana celular pone de manifiesto una dificultad conceptual que se origina en la aplicación de conceptos macroscópicos a nivel de la escala celular.

La membrana celular es una frontera con un espesor de alrededor de cien Angstroms. En esta dimensión no es posible definir una temperatura o una presión, debido a que los procesos involucran un pequeño número de moléculas. No se puede hablar ni siquiera de mil moléculas en una porción de la membrana; mientras que los procesos hidrodinámicos reportan más de mil billones de moléculas.

Transporte celular

El **transporte celular** es el intercambio de sustancias entre el interior celular y el exterior a través de la [membrana plasmática](#) o el movimiento de [moléculas](#) dentro de la [célula](#).

Transporte a través de la membrana celular

La célula necesita este proceso porque es importante para esta expulsar de su interior los desechos del [metabolismo](#) y adquirir nutrientes del líquido extracelular, gracias a la capacidad de la [membrana celular](#) que permite el paso o salida de manera selectiva de algunas sustancias. Las vías de transporte a través de la membrana celular y los mecanismos básicos para las moléculas de pequeño tamaño son:

Transporte pasivo o difusión

El transporte pasivo es el intercambio simple de moléculas a través de la membrana plasmática, durante el cual la célula no gasta energía, debido a que va a favor del gradiente de concentración o a favor de gradiente de carga eléctrica, es decir, de un lugar donde hay una gran concentración a uno donde hay menor. El proceso celular pasivo se realiza por difusión. En sí, es el cambio de un medio de mayor concentración a otro de menor concentración.

Difusión facilitada

Algunas moléculas son demasiado grandes como para difundir a través de los canales de la membrana y demasiado insolubles en lípidos como para poder difundir a través de la capa de fosfolípidos. Tal es el caso de la glucosa y algunos otros monosacáridos.

Estas sustancias, pueden sin embargo cruzar la membrana plasmática mediante el proceso de difusión facilitada, con la ayuda de una proteína transportadora. En el primer paso, la glucosa se une a la proteína transportadora, y esta cambia de forma, permitiendo el paso del azúcar. Tan pronto como la glucosa llega al citoplasma, una kinasa (enzima que añade un grupo fosfato a un azúcar) transforma la glucosa en glucosa-6-fosfato. De esta forma, las concentraciones de glucosa en el interior de la célula son siempre muy bajas, y el gradiente de concentración exterior --> interior favorece la difusión de la glucosa.

Ósmosis

La ósmosis es un tipo especial de transporte pasivo en el cual sólo las moléculas de agua son transportadas a través de la membrana. El movimiento de agua se realiza desde un punto en que hay mayor concentración a uno de menor para igualar concentraciones. De acuerdo al medio en que se encuentre una [célula](#), la [ósmosis](#) varía. La función de la osmosis es mantener hidratada a la membrana celular. Dicho proceso no requiere gasto de energía. En otras palabras la ósmosis u osmosis es un fenómeno consistente en el paso del solvente de una disolución desde una zona de baja concentración de soluto a una de alta concentración del soluto, separadas por una membrana semipermeable.

Ósmosis en una célula animal

- En un medio [isotónico](#), hay un equilibrio dinámico, es decir, el paso constante de agua.
- En un medio [hipotónico](#), la célula absorbe agua hinchándose y hasta el punto en que puede estallar dando origen a la [citólisis](#).
- En un medio [hipertónico](#), la célula arruga llegando a deshidratarse y se muere, esto se llama [crenación](#).

Ósmosis en una célula vegetal

- En un medio [isotónico](#), existe un equilibrio dinámico.
- En un medio [hipotónico](#), la célula toma agua y sus vacuolas se llenan aumentando la presión de turgencia.
- En un medio [hipertónico](#), la célula elimina agua y el volumen de la vacuola disminuye.

Transporte activo

Mecanismo que permite a la célula transportar sustancias disueltas a través de su membrana desde regiones de menor concentración a otras de mayor concentración. Es un proceso que requiere de energía, llamado también transporte activo debido al movimiento absorbente de partículas es un proceso el energía-requerir que mueve el material a través de una membrana de la célula y sube el gradiente de la concentración. La célula utiliza transporte activo en tres situaciones: cuando una partícula va de punto bajo a la alta concentración, cuando las partículas necesitan la ayuda que entra en la membrana porque son selectivamente impermeables, y cuando las partículas muy grandes incorporan y salen de la [célula](#).

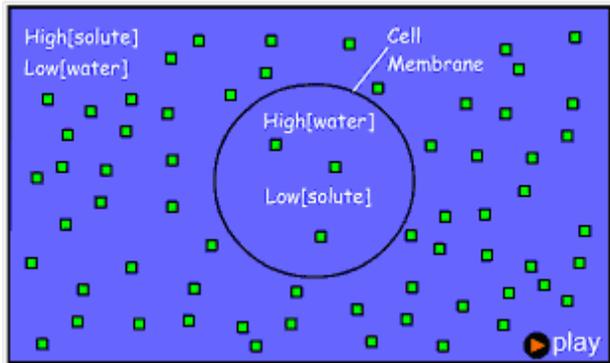
Los sistemas de transporte activo son los más abundantes entre las bacterias, y se han seleccionado evolutivamente debido a que en sus medios naturales la mayoría de los procariontes se encuentran de forma permanente o transitoria con una baja concentración de nutrientes.

Los sistemas de transporte activo están basados en permeasas específicas e inducibles. El modo en que se acopla la energía metabólica con el transporte del soluto aún no está dilucidado, pero en general se maneja la hipótesis de que las permeasas, una vez captado el sustrato con gran afinidad, experimentan un cambio conformacional dependiente de energía que les hace perder dicha afinidad, lo que supone la liberación de la sustancia al interior celular.

Las proteínas portadoras del transporte activo poseen actividad ATPasa, que significa que pueden escindir el ATP (Adenosin Tri Fosfato) para formar ADP (dos Fosfatos) o AMP (un Fosfato) con liberación de energía de los enlaces fosfato de alta energía. Comúnmente se observan tres tipos de transportadores:

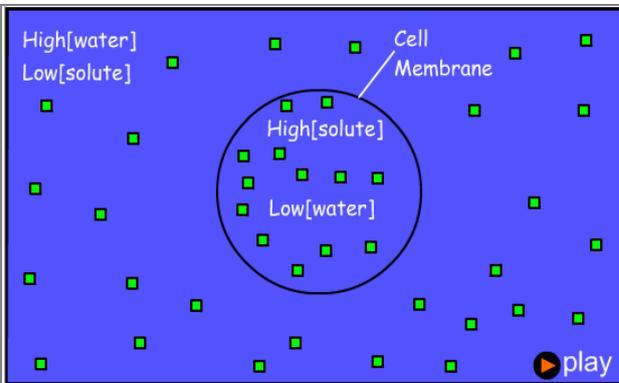
- Uniportadores: son proteínas que transportan una molécula en un solo sentido a través de la membrana.
- Antiportadores: incluyen proteínas que transportan una sustancia en un sentido mientras que simultáneamente transportan otra en sentido opuesto.
- Simportadores: son proteínas que transportan una sustancia junto con otra, frecuentemente un protón (H^+).

FENÓMENOS OSMÓTICOS



SOLUCIÓN HIPERTÓNICA:

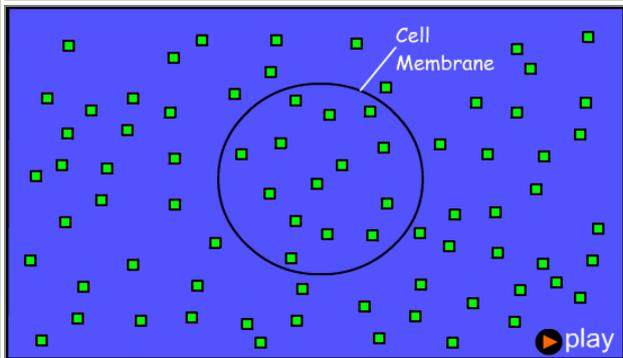
Contiene una alta concentración de soluto en relación con la concentración del citoplasma. En este caso el agua se difunde desde el interior de la célula (medio hipotónico) al exterior. La célula perdería agua deshinchándose.



SOLUCIÓN HIPOTÓNICA:

Esta solución contiene una baja concentración de soluto en relación con la concentración del citoplasma.

En este caso, el agua se difunde desde la solución al interior de la célula, el volumen de la célula iría aumentando y podría llegar a explotar.

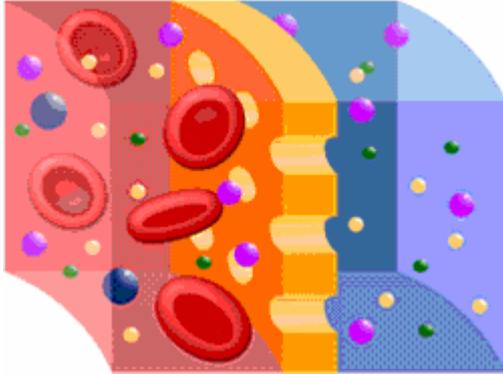


SOLUCIÓN ISOTÓNICA:

Contiene la misma concentración de soluto que la del interior de la célula. En este caso, el agua se difunde tanto del interior de la célula al exterior, como del exterior al interior de la célula.

PRESIÓN OSMÓTICA

http://es.wikipedia.org/wiki/Presi%C3%B3n_osm%C3%B3tica

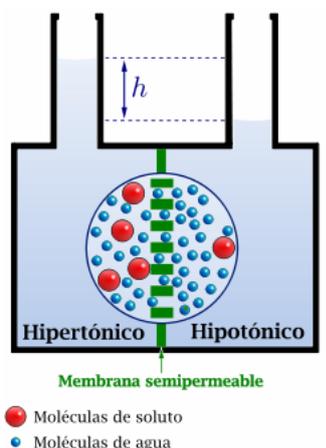


Esquema de una [membrana semipermeable](#). Las moléculas grandes de la [sangre](#) no pueden atravesar la membrana, mientras que las pequeñas de solvente sí.

La **presión osmótica** puede definirse como la [presión](#) que se debe aplicar a una solución para detener el flujo neto de [disolvente](#) a través de una [membrana semipermeable](#).¹ La presión osmótica es una de las cuatro [propiedades coligativas](#) de las [soluciones](#) (dependen del número de partículas en disolución, sin importar su naturaleza). Se trata de una de las características principales a tener en cuenta en las relaciones de los [líquidos](#) que constituyen el medio interno de los [seres vivos](#), ya que la [membrana plasmática](#) regula la entrada y salida de soluto al medio extracelular que la rodea, ejerciendo de barrera de control.

Cuando dos soluciones se ponen en contacto a través de una membrana semipermeable (membrana que deja pasar las [moléculas](#) de [disolvente](#) pero no las de los [solutos](#)), las moléculas de disolvente se difunden, pasando habitualmente desde la solución con menor concentración de solutos a la de mayor concentración. Este fenómeno recibe el nombre de [ósmosis](#), palabra que deriva del [griego](#) *osmos*, que significa "impulso".² Al suceder la ósmosis, se crea una diferencia de presión en ambos lados de la membrana semipermeable: la presión osmótica.

Presión osmótica de equilibrio

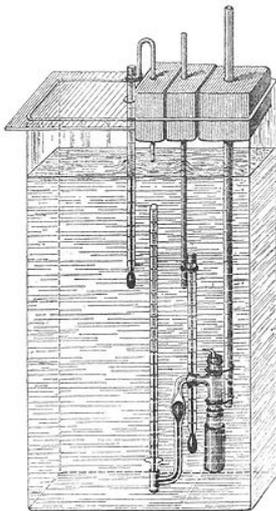


Esquema del modo de acción de la presión osmótica. En azul se representan las moléculas de [disolvente](#) y en rojo las de [solute](#). La disolución más concentrada se denomina [hipertónica](#) y la diluida [hipotónica](#). Como consecuencia de la diferencia inicial de concentraciones se produce una presión osmótica, apareciendo una diferencia de altura h , hasta que las concentraciones se igualan.

Se considera que una disolución está en [equilibrio](#) cuando no existe intercambio neto de soluto entre las diferentes partes de la misma. Si la disolución se encuentra rodeada por una membrana, el equilibrio se alcanza cuando la presión exterior (generalmente la [presión atmosférica](#)) se iguala a la presión que el disolvente ejerce sobre la membrana. Ésta última es la presión osmótica, que se representa habitualmente mediante la letra griega Π (P_{os}).

Cuando se tiene una membrana semipermeable separando dos soluciones de distinta concentración (llamada [hipertónica](#) a la de mayor concentración e [hipotónica](#) la de menor), las moléculas de disolvente ([agua](#) por lo general) la atraviesan, pasando de la disolución menos concentrada a la más concentrada, diluyéndose ésta última cada vez más, hasta que las concentraciones se igualen. Si el volumen era inicialmente idéntico en las dos soluciones, ocurre que en la solución hipertónica el volumen aumenta, hasta que la presión hidrostática (que aumenta debido al incremento de altura h) iguale las presiones a ambos lados de la membrana. Esta presión hidrostática que detiene el flujo neto de disolvente es equivalente a la presión osmótica, y es el fundamento del [osmómetro](#) utilizado para su medición.

Historia



Figur 5

[Osmómetro](#) empleado por [Wilhelm Pfeffer](#).

Las primeras investigaciones sobre la presión osmótica fueron realizadas en [1748](#) por el abad francés [Jean Antoine Nollet](#), cuando era profesor de física en la [Universidad de Navarra](#), quien descubrió la existencia de las [membranas semipermeables](#). Nollet obtuvo una membrana a partir de una [vejiga](#) de cerdo, colocó [alcohol](#) a un lado y [agua](#) al otro, y observó que el agua fluía a través de la vejiga para mezclarse con el alcohol, pero el alcohol no lo hacía.

No obstante, el descubrimiento de la [ósmosis](#) en membranas semipermeables se le atribuye a [Henri Dutrochet](#), considerado uno de los grandes [fisiólogos](#) del siglo XIX, en el año [1828](#).⁴ Dutrochet descubrió este fenómeno al observar que la difusión de disolvente a través de una membrana semipermeable ocurría siempre desde la disolución de menor concentración de un soluto, el cual no podía atravesarla, hasta la disolución de mayor concentración; además, el disolvente que fluye es capaz de ejercer una [presión](#) sobre la membrana, la presión osmótica. Dutrochet construyó el primer dispositivo experimental para observar la presencia de la presión osmótica, denominado [osmómetro](#). Al descubrir la ósmosis declaró:

Este descubrimiento que he hecho pertenece a una clase nueva de fenómenos físicos que sin duda alguna intervienen fuertemente en los procesos vitales.

De este modo, Dutrochet intuyó la importancia del fenómeno en las [células](#), las cuales absorberían o retendrían determinadas sustancias.

El inglés [Thomas Graham](#) descubrió, en [1854](#), que las sustancias [coloidales](#) no atravesaban ciertas membranas. Sin embargo, los primeros estudios cuantitativos datan de [1877](#) y se deben al alemán [Wilhelm Pfeffer](#), profesor de botánica en [Tubingen](#) y [Leipzig](#), quien preparó una membrana semipermeable artificial precipitando [hexacianoferrato \(II\) de cobre \(II\)](#), $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, sobre las paredes de un vaso poroso. Pfeffer, a partir de la medición de presiones osmóticas en multitud de disoluciones de solutos no volátiles, llegó a las siguientes conclusiones:

1. A presión constante, la presión osmótica es directamente proporcional a la concentración de soluto.
2. La presión osmótica de una concentración determinada es directamente proporcional a la temperatura.
3. A una temperatura determinada, dos disoluciones con el mismo número de moles tienen la misma presión osmótica.

Pfeffer midió la presión osmótica en soluciones de [azúcar](#) y otras [moléculas orgánicas](#), logrando presiones de hasta algo más de 200 [atmósferas](#).

El holandés [Jacobus Henricus van 't Hoff](#) realizó un estudio sistemático de las [propiedades coligativas](#) de las disoluciones, que publicó en [1885](#). En este artículo van 't Hoff formula una expresión, para disoluciones diluidas, que relaciona la presión osmótica con la concentración del soluto, la cual es similar a la [ecuación de los gases ideales](#) y proporciona la primera teoría para explicar la presión osmótica:

$$P_{os} = c \cdot R \cdot T$$

donde:

P_{os} , es la presión osmótica, en [atmósferas](#) (atm).

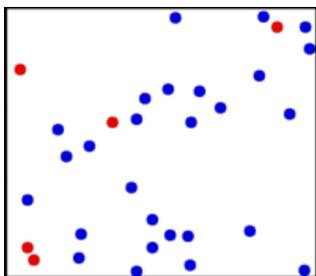
R , es la [constante universal de los gases ideales](#) (aunque a pesar de su nombre no sólo se aplica a gases, como es el caso). Su valor es de $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

T , es la [temperatura](#) absoluta, en [kelvin](#) (K).

c , es la [concentración molar](#) o molaridad de la disolución, medida en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Teorías

Teoría de van 't Hoff



Las partículas de un [gas](#) se mueven en todas direcciones y chocan entre ellas mismas y con las paredes del recipiente. Los choques contra las paredes representan la presión del gas. En esta animación el disolvente se representa con bolas azules y el soluto con bolas rojas.

Se han propuesto diversas teorías para explicar la causa de la [ósmosis](#). La primera teoría fue la del bombardeo de van 't Hoff, que está basada en la analogía entre la ecuación de la presión osmótica y la [ley de los gases ideales](#). Van 't Hoff describió la presión osmótica como el resultado de las colisiones de las moléculas de [solute](#) contra la [membrana semipermeable](#), y supuso que las moléculas de [disolvente](#) no contribuían de ninguna manera. Con este modelo, la presión osmótica de una disolución es la misma presión que un [gas ideal](#) ejercería si ocupase el mismo volumen de la disolución.

Magnitud de la presión osmótica

La presión osmótica, como su nombre indica, es una [presión](#), y por tanto tiene las mismas unidades que el resto de presiones, es decir, [Pascuales](#) (Pa) en el [Sistema Internacional](#), aunque tradicionalmente también se utilizan las [atmósferas](#) (atm).

La [molaridad](#) mide la cantidad de masa del soluto por volumen de disolución. La molaridad y la presión osmótica son dos magnitudes relacionadas proporcionalmente; el aumento o disminución de una de ellas produce el mismo efecto en la otra, aunque en distinta proporción. Del mismo modo, la temperatura (medida en [kelvin](#), K) también posee la misma relación con la presión osmótica.

A continuación se muestra una tabla con los valores de la presión osmótica correspondientes a diferentes concentraciones de [sacarosa](#) a una temperatura constante de 293 K (20 °C). La concentración se expresa en [molalidad](#) y no en molaridad, según la [ecuación de Morse](#), pero las diferencias son mínimas.

Presión osmótica experimental de disoluciones de sacarosa a 20 °C ¹¹						
Molalidad (g sacarosa/kg agua)	0,1	1,0	2,0	3,0	4,0	6,0
Presión osmótica (atm)	2,47	27,2	58,4	95,2	139,0	232,3

Comparación entre presión osmótica y presión hidrostática

Al tratarse ambas de presiones, se puede comparar el valor de la presión osmótica con el de la [presión hidrostática](#) en determinadas situaciones. La presión hidrostática viene dada por:

$$P_h = \rho \cdot g \cdot h$$

donde ρ es la [densidad](#) del líquido (para agua: $\rho_{\text{agua}} = 1\,000\text{ kg/m}^3$), g es la [aceleración de la gravedad](#) (en la superficie terrestre: $g = 9,81\text{ m/s}^2$), y h es la profundidad, expresada en [metros](#).

Con esta fórmula, se puede comparar a qué profundidad de agua correspondería cualquier valor de la presión osmótica de la tabla anterior. Por ejemplo, a molalidad 1 $\text{g}_{\text{sac}}/\text{kg}_{\text{agua}}$ corresponde una presión de 27,2 atm. De este modo, despejando h :

$$h = \frac{27.2\text{ atm}}{(1000\text{ kg/m}^3)(9.81\text{ m/s}^2)}$$

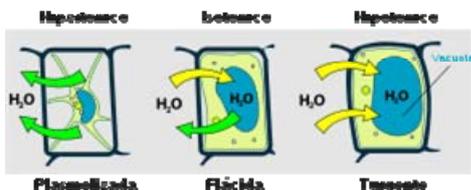
Y convirtiendo atmósferas a pascuales ($27,2\text{ atm} \approx 2\,750\,000\text{ Pa}$), obtenemos finalmente la altura:

$$h = 281\text{ m}$$

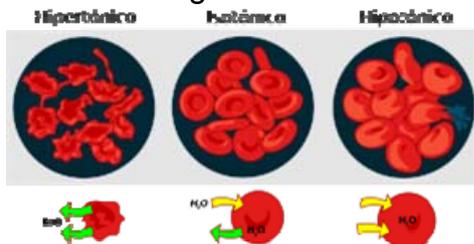
Así, la presión osmótica sobre la membrana semipermeable que ejerce la disolución de un gramo de sacarosa en un kilogramo de agua equivale a la presión a 281 m bajo el agua, un valor realmente elevado.

La presión osmótica en la naturaleza

La presión osmótica en el medio interno



Difusión de agua en las células vegetales por efecto de la presión osmótica.



[Eritrocitos](#) dentro de disoluciones con distinta concentración.

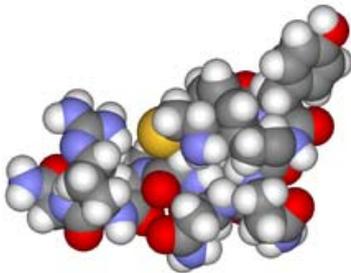
La ósmosis tiene una gran importancia en los [seres vivos](#). Las células de los organismos están rodeadas por fluidos acuosos, como la [sangre](#), la [linfa](#), o la [savia](#), que contienen concentraciones de diferentes [solutos](#). Las [membranas celulares](#) son permeables al agua, al [oxígeno](#), al [nitrógeno](#), al [dióxido de carbono](#), y a otras moléculas orgánicas de pequeño tamaño, como [glucosa](#) o [aminoácidos](#), mientras que son impermeables a las moléculas poliméricas, como [proteínas](#) y [polisacáridos](#). En cambio, los [iones](#) inorgánicos y los [disacáridos](#), como la [sacarosa](#), pasan muy lentamente a través de las membranas celulares.

Las células también tienen la capacidad de transportar especies químicas a través de su membrana desde una región de baja concentración de la especie a una región de concentración más elevada, en sentido contrario al del flujo espontáneo. Los mecanismos que originan este tipo de transporte, denominado transporte activo, son complejos y todavía no se conocen totalmente. Un ejemplo típico de transporte activo es el de [cationes potasio](#), K^+ , hacia el interior de las células desde los líquidos circundantes, que tienen menor concentración de cationes potasio.

En ausencia de transporte activo, la membrana celular permite el paso de moléculas de [agua](#) y de todos los solutos permeables hasta que se igualen sus respectivos [potenciales químicos](#) a ambos lados de la membrana. No obstante, existe un gran número de especies, tanto en el fluido que rodea la célula como en el fluido celular o [citoplasma](#), que no pueden atravesar la membrana. Si la concentración total de este soluto es más grande en el fluido que rodea la célula, esta perderá agua por ósmosis, y se dice que el fluido circundante es [hipertónico](#) respecto al fluido celular (tiene mayor presión osmótica). En caso contrario, cuando la concentración total del soluto que no puede atravesar la membrana es mayor en el fluido de la célula, esta ganará agua del líquido [hipotónico](#) circundante (de menor presión osmótica). Cuando no se produce transferencia neta de agua entre el fluido celular y el que rodea la célula, se dice que los dos fluidos son [isotónicos](#), es decir, tienen la misma presión osmótica. La sangre y la linfa son aproximadamente isotónicos respecto de las células de un organismo.

Los líquidos de las [inyecciones](#) contienen una disolución salina isotónica con la sangre, porque si se inyectara agua directamente, los [eritrocitos](#) de la sangre la absorberían por ósmosis hasta estallar.

Osmorreceptores



[Hormona antidiurética](#), vasopresina o ADH. [H](#) blanco, [C](#) gris, [O](#) rojo, [N](#) azul, [S](#) amarillo.

Existen unas células especializadas en detectar cambios de la presión osmótica en los líquidos corporales ([plasma sanguíneo](#), [fluido intercelular...](#)), llamadas [osmorreceptores](#). Los osmorreceptores pueden localizarse en algunas estructuras, como en el [hipotálamo](#), en las [arterias](#), entre otros lugares. Mediante estas células, el organismo puede regular la concentración de sales en sus fluidos, la [osmolalidad](#). En los seres humanos, son osmorreceptores los núcleos [supraóptico](#) o [paraventricular](#). Por medio de las [hormonas antidiuréticas](#) (también llamada vasopresina, ADH o pitresina), los osmorreceptores inhiben la [diuresis](#) con tal de mantener la presión osmótica de la sangre correspondiente a una osmolalidad media de 285 osmol/kg. Es suficiente una variación de tan sólo 3 osmol/kg para activar este mecanismo.

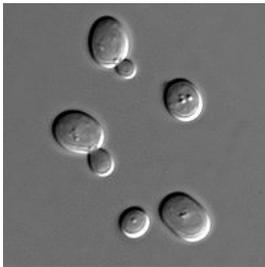
La absorción de agua en los vegetales



Semillas germinadas con la radícula llena de pelos absorbentes.

Los [vegetales](#) utilizan la presión osmótica para hacer ascender agua a través del [xilema](#) desde las [raíces](#) hasta las [hojas](#). Así se ha comprobado en los [arces](#) al comenzar la primavera y se inicia el movimiento de la [savia](#). Las raíces tienen una gran concentración de [azúcares](#) almacenados, producidos durante el verano. Cuando se funde la [nieve](#), el agua llega en grandes cantidades a las raíces y entra dentro de ellas a través de pelos absorbentes, y por efecto de la presión osmótica la savia sube hacia las hojas. Sin embargo, en la mayoría de los vegetales no es posible explicar la ascensión de la savia hasta las hojas por medio de la presión osmótica. En las partes más elevadas del vegetal, la savia asciende debido al descenso de presión provocado por la transpiración de las hojas. En ocasiones, en lugar de que las raíces presenten grandes concentraciones de azúcares, se encuentran rodeadas de agua muy salada, produciéndose el fenómeno conocido como [ósmosis inversa](#); este es el caso de los [mangles](#).

Organismos osmófilos



[Levadura](#) de la especie [Saccharomyces cerevisiae](#), utilizada para la [fermentación](#) de la [cerveza](#).

Se denominan [osmófilos](#) los organismos [extremófilos](#) que pueden crecer en ambientes con una alta concentración de [azúcares](#). Casi todos los microorganismos osmófilos son [levaduras](#). Los osmófilos son similares a los organismos [halófilos](#) (medios salinos). La alta concentración de azúcar representa un factor limitante en el crecimiento de muchos [microorganismos](#), pero los osmófilos logran protegerse contra la elevada presión osmótica por medio de la síntesis de [osmoprotectores](#), como [alcoholes](#) y [aminoácidos](#). Estos organismos son importantes porque causan el deterioro de productos como los [zumos de frutas](#), los [jarabes](#) o la [miel](#), además de tener aplicaciones industriales como la [fermentación](#) de la [cerveza](#). Algunos ejemplos de este tipo de microorganismos osmófilos son: [Saccharomyces rouxii](#), [Saccharomyces bailii](#), [Debaryomyces](#), y [Saccharomyces cerevisiae](#), la levadura de la cerveza. "Saccharomyces" deriva del [griego](#), que significa "moho del azúcar".

Aplicaciones

Científicas

Una de las aplicaciones científicas de la presión osmótica es la determinación de [masas moleculares](#) o masas molares, de [macromoléculas](#). A partir de la ecuación de van 't Hoff se puede despejar la masa molar, M, del soluto disuelto:

$$P_{os} = c \cdot R \cdot T = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T = \frac{m/M}{V} \cdot R \cdot T$$

Despejando la [masa molar](#), ésta queda en función de constantes y variables que se pueden medir en el laboratorio: la masa disuelta de soluto, la [constante de los gases ideales](#), R, la [temperatura](#) absoluta, T, el volumen de disolución, V, y la presión osmótica, P_{os} :

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

Analíticas

En los laboratorios se puede determinar la concentración total de partículas en disolución osmóticamente activas, lo que se conoce como [osmolaridad](#) u [osmolalidad](#), midiendo la presión osmótica. Los aparatos que se utilizan se denominan [osmómetros](#) de membrana. Se trata de aparatos automatizados que permiten la realización de las determinaciones de presión osmótica de forma rápida.

Industriales



[Bobina](#) de membrana semipermeable empleada en la [desalinización](#) del [agua salobre](#).

En la industria se emplea la [ósmosis inversa](#). Se trata de un procedimiento que invierte la difusión normal de disolvente desde la disolución diluida hacia la disolución concentrada, aplicando una presión sobre la disolución concentrada que supera a la presión osmótica, permitiendo el paso de disolvente desde la disolución concentrada a la diluida.

Los campos de aplicación de la ósmosis inversa son cada vez más numerosos. Las áreas de la [ingeniería](#) que más se han visto beneficiadas con estas aplicaciones son principalmente las industrias de los [alimentos](#), del [papel](#), la [biomedicina](#), la [petroquímica](#), la [nuclear](#) y, entre otras, la de separación o purificación de [gases](#), donde se obtiene [hidrógeno](#) de la disociación del [amonio](#), [sulfuro de hidrógeno](#) del [gas natural](#) de las [refinerías](#), [helio](#) del gas natural, así como el enriquecimiento de [oxígeno](#) a partir del [aire](#). También cabe destacar la recuperación de sustancias valiosas en fluidos de desechos industriales. No obstante, la aplicación más importante es la desalinización del [agua salada](#) marina para su potabilización, lo cual ha permitido abastecer con agua de calidad a poblaciones situadas en lugares donde los recursos hidráulicos son insuficientes.

ELEMENTOS Y COMPUESTOS

El Mol

Un mol se define como la cantidad de materia que tiene tantos objetos como el número de átomos que hay en exactamente 12 gramos de ^{12}C .

Se ha demostrado que este número es: $6,0221367 \times 10^{23}$

Se abrevia como 6.02×10^{23} , y se conoce como **número de Avogadro**.

Pesos atómicos y moleculares

Los subíndices en las fórmulas químicas representan **cantidades exactas**.

La fórmula del H_2O , por ejemplo, indica que una molécula de agua está compuesta exactamente por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Todos los aspectos cuantitativos de la química descansan en conocer las masas de los compuestos estudiados.

La escala de masa atómica

Los átomos de elementos diferentes tienen masas diferentes

Trabajos hechos en el S. XIX, donde se separaba el agua en sus elementos constituyentes (hidrógeno y oxígeno), indicaban que **100 gramos de agua** contenían **11,1 gramos de hidrógeno** y **88,9 gramos oxígeno**.

Un poco más tarde los químicos descubrieron que el agua estaba constituida por **dos** átomos de H por **cada átomo** de O.

Por tanto, nos encontramos que en los **11,1 g de Hidrógeno hay el doble de átomos que en 88,9 g de Oxígeno**.

De manera que 1 átomo de **O** debe pesar alrededor de 16 veces más que 1 átomo de **H**.

Si ahora, al **H** (el elemento más ligero de todos), le asignamos una masa **relativa** de **1** y a los demás elementos les asignamos **masas atómicas relativas** a este valor, es fácil entender que al **O** debemos asignarle **masa atómica** de 16.

Sabemos también que un átomo de **hidrógeno**, tiene una masa de $1,6735 \times 10^{-24}$ gramos, que el átomo de **oxígeno** tiene una masa de $2,6561 \times 10^{-23}$ gramos.

Si ahora en vez de los valores en gramos usamos la unidad de masa atómica (**uma**) veremos que será muy conveniente para trabajar con números tan pequeños.

Recordar que la unidad de masa atómica **uma** no se normalizó respecto al hidrógeno sino respecto al isótopo ^{12}C del **carbono** (**masa = 12 uma**).

Entonces, la masa de un **átomo de hidrógeno** (^1H) es de 1,0080 **uma**, y la masa de un **átomo de oxígeno** (^{16}O) es de 15,995 **uma**.

Una vez que hemos determinado las masas de todos los átomos, se puede asignar un valor correcto a las **uma**:

$$1 \text{ uma} = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ gramos}$$

y al revés:

$$1 \text{ gramo} = 6,02214 \times 10^{23} \text{ uma}$$

Masa atómica promedio

Ya hemos visto que la mayoría de los elementos se presentan en la naturaleza como una mezcla de isótopos.

Podemos calcular la **masa atómica promedio** de un elemento, si sabemos la masa y también la abundancia relativa de cada isótopo.

Ejemplo:

El carbono natural es una mezcla de tres isótopos, 98,892% de ^{12}C y 1,108% de ^{13}C y una cantidad despreciable de ^{14}C .

Por lo tanto, la masa atómica promedio del carbono será:

$$(0,98892) \times (12 \text{ uma}) + (0,01108) \times (13,00335 \text{ uma}) = 12,011 \text{ uma}$$

La masa atómica promedio de cada elemento se le conoce como **peso atómico**. Estos son los valores que se dan en las tablas periódicas.

Masa Molar

Un átomo de ^{12}C tiene una masa de 12 *uma*.

Un átomo de ^{24}Mg tiene una masa de 24 *uma*, o lo que es lo mismo, el doble de la masa de un átomo de ^{12}C .

Entonces, una mol de átomos de ^{24}Mg deberá tener el doble de la masa de una mol de átomos de ^{12}C .

Dado que por definición una mol de átomos de ^{12}C pesa 12 gramos, una mol de átomos de ^{24}Mg debe pesar 24 gramos.

Nótese que la masa de un átomo en unidades de masa atómica (uma) es numéricamente equivalente a la masa de un mol de esos mismos átomos en gramos (g).

La masa en gramos de 1 mol de una sustancia se llama **masa molar**

La masa molar (en gramos) de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su peso fórmula (en uma).

Peso molecular y peso fórmula

El **peso fórmula** de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de cada átomo en su fórmula química

Por ejemplo, el agua (H₂O) tiene el peso fórmula de:

$$[2 \times (1,0079 \text{ uma})] + [1 \times (15,9994 \text{ uma})] = 18,01528 \text{ uma}$$

Si una sustancia existe como moléculas aisladas (con los átomos que la componen unidos entre sí) entonces la fórmula química es la fórmula molecular y el peso fórmula es el peso molecular.

Una molécula de H₂O pesa 18,0 uma; 1 mol de H₂O pesa 18,0 gramos.

Un par iónico NaCl pesa 58,5 uma; 1 mol de NaCl pesa 58,5 gramos.

Por ejemplo, el carbono, el hidrógeno y el oxígeno pueden unirse para formar la molécula del azúcar **glucosa** que tiene la fórmula química C₆H₁₂O₆.

Por lo tanto, el **peso fórmula** y el **peso molecular** de la glucosa será:

$$[6 \times (12 \text{ uma})] + [12 \times (1,00794 \text{ uma})] + [6 \times (15,9994 \text{ uma})] = 180,0 \text{ uma}$$

Como las sustancias iónicas no forman enlaces químicos sino electrostáticos, no existen como moléculas aisladas, sin embargo, se asocian en proporciones discretas. Podemos describir sus pesos fórmula pero no sus pesos moleculares. El peso fórmula del NaCl es:

$$23,0 \text{ uma} + 35,5 \text{ uma} = 58,5 \text{ uma}$$

Composición porcentual a partir de las fórmulas

A veces al analizar una sustancia, es importante conocer el **porcentaje en masa** de cada uno de los elementos de un compuesto.

Usaremos de ejemplo al metano:



Peso fórmula y molecular:

$$\begin{aligned} & [1 \times (12,011 \text{ uma})] + [4 \times (1,008)] = 16,043 \text{ uma} \\ \%C & = 1 \times (12,011 \text{ uma}) / 16,043 \text{ uma} = 0,749 = 74,9\% \\ \%H & = 4 \times (1,008 \text{ uma}) / 16,043 \text{ uma} = 0,251 = 25,1\% \end{aligned}$$

Interconversión entre masas, moles y número de partículas

Es necesario rastrear las unidades en los cálculos de interconversión de masas a moles.

A esto lo conocemos formalmente con el nombre de **análisis dimensional**.

Ejemplo:

Calcular la masa de 1,5 moles de cloruro de calcio

Fórmula química del cloruro de calcio = CaCl₂

Masa atómica del Ca = 40,078 uma

Masa atómica del Cl = 35,453 uma

Al ser un compuesto iónico no tiene **peso molecular**, sino **peso fórmula**.

Peso fórmula del CaCl₂ = (40,078) + 2(35,453) = 110,984 uma

De manera que, un mol de CaCl₂ tendrá una masa de 110,984 gramos. Y entonces, 1,5 moles de CaCl₂ pesarán:

$$(1,5 \text{ mol})(110,984 \text{ gramos/mol}) = 166,476 \text{ gramos}$$

Ejemplo:

Si tuviera 2,8 gramos de oro, ¿cuántos átomos de oro tendría?

Fórmula del oro: Au

Peso fórmula del Au = 196,9665 uma

Por lo tanto, 1 mol de oro pesa 196,9665 gramos.

De manera que, en 2,8 gramos de oro habrá:

$$(2,8 \text{ gramos})(1 \text{ mol}/196,9665 \text{ gramos}) = 0,0142 \text{ mol}$$

Sabemos por medio del número de Avogadro que hay aproximadamente 6,02 x 10²³ átomos/mol.

Por lo cual, en 0,0142 moles tendremos:

$$(0,0142 \text{ moles})(6,02 \times 10^{23} \text{ átomos/moles}) = 8,56 \times 10^{21} \text{ átomos}$$

Fórmulas empíricas a partir del análisis

Una fórmula empírica nos indica las proporciones relativas de los diferentes átomos de un compuesto.

Estas proporciones son ciertas también al nivel molar.

Entonces, el H₂O tiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

De la misma manera, **1,0 mol de H₂O está compuesto de 2,0 moles de átomos de hidrógeno y 1,0 mol de átomos de oxígeno.**

También podemos trabajar a la inversa a partir de las proporciones molares:

Si conocemos las cantidades molares de cada elemento en un compuesto, podemos determinar la fórmula empírica.

El mercurio forma un compuesto con el cloro que tiene **73,9%** de mercurio y **26,1%** de cloro en masa. ¿Cuál es su fórmula empírica?

Supongamos que tenemos una muestra de **100 gramos** de este compuesto. Entonces la muestra tendrá **73,9 gramos de mercurio** y **26,1 gramos de cloro.**

¿Cuántas moles de cada átomo representan las masas individuales?

Para el mercurio: **(73,9 g) x (1 mol/200,59 g) = 0,368 moles**

Para el cloro: **(26,1 g) x (1 mol/35,45 g) = 0,736 mol**

¿Cuál es la proporción molar de los dos elementos?

(0,736 mol Cl/0,368 mol Hg) = 2,0

Es decir, tenemos el doble de moles (o sea átomos) de Cl que de Hg. La fórmula empírica del compuesto sería: **HgCl₂**

Fórmula molecular a partir de la fórmula empírica

La fórmula química de un compuesto obtenida por medio del análisis de sus elementos o de su composición siempre será la fórmula empírica.

Para poder obtener la fórmula molecular necesitamos conocer el peso molecular del compuesto.

La fórmula química siempre será algún múltiplo entero de la fórmula empírica (es decir, múltiplos enteros de los subíndices de la fórmula empírica).

La **Vitamina C (ácido ascórbico)** tiene **40,92 % de C** y **4,58 % de H, en masa.**

El resto, hasta completar el 100%, es decir el **54,50 %**, es de **O.**

El **peso molecular** de este compuesto es de **176 uma.** ¿Cuáles serán su fórmula molecular o química y su fórmula empírica?

En 100 gramos de ácido ascórbico tendremos:

40,92 gramos C

4,58 gramos H

54,50 gramos O

Esto nos dirá cuantas moles hay de cada elemento así:

$$(40,92 \text{ g de C}) \times (1 \text{ mol}/12,011 \text{ g}) = 3,407 \text{ moles de C}$$

$$(4,58 \text{ g de H}) \times (1 \text{ mol}/1,008 \text{ g}) = 4,544 \text{ moles de H}$$

$$(54,50 \text{ g de O}) \times (1 \text{ mol}/15,999 \text{ g}) = 3,406 \text{ moles de O}$$

Para determinar la proporción simplemente dividimos entre la cantidad molar más pequeña (en este caso 3,406 o sea la del oxígeno):

$$\text{C} = 3,407 \text{ moles}/3,406 \text{ moles} = 1,0$$

$$\text{H} = 4,544 \text{ moles}/3,406 \text{ moles} = 1,333$$

$$\text{O} = 3,406 \text{ moles}/3,406 \text{ moles} = 1,0$$

Las cantidades molares de O y C parecen ser iguales, en tanto que la cantidad relativa de H parece ser mayor. Como no podemos tener fracciones de átomo, hay que **normalizar** la cantidad relativa de H y hacerla igual a un entero.

1,333 es como **1 y 1/3**, así que si multiplicamos las proporciones de cada átomo por **3** obtendremos valores enteros para todos los átomos.

$$\text{C} = 1,0 \times 3 = 3$$

$$H = 1,333 \times 3 = 4$$

$$O = 1,0 \times 3 = 3$$

Es decir $C_3H_4O_3$

Esta es la **fórmula empírica** para el ácido ascórbico. Pero, ¿y la **fórmula molecular**?

Nos dicen que el peso molecular de este compuesto es de **176 uma**.

¿Cuál es el peso molecular de nuestra fórmula empírica?

$$(3 \times 12,011) + (4 \times 1,008) + (3 \times 15,999) = 88,062 \text{ uma}$$

El peso molecular de nuestra fórmula empírica es significativamente menor que el valor experimental.

¿Cuál será la proporción entre los dos valores?

$$(176 \text{ uma} / 88,062 \text{ uma}) = 2,0$$

Parece que la fórmula empírica pesa esencialmente la mitad que la molecular.

Si multiplicamos la fórmula empírica por dos, entonces la masa molecular será la correcta.

Entonces, la fórmula molecular será:



Algunos conceptos

Elemento.- Es una sustancia compuesta por átomos de una sola clase; todos los átomos poseen el mismo número atómico Z.

Isótopos.- Son átomos que poseen el mismo número atómico Z pero cuyas masas son diferentes.

Ión.- Átomo o grupo de átomos con carga eléctrica.

Número atómico, Z.- De un elemento es el número de protones que contiene el núcleo de un átomo del elemento; este número es igual al de electrones que rodean al núcleo en el átomo neutro.

Número másico (número de nucleones).- Es la suma del número de protones y el número de neutrones de un átomo.

Defecto de masa.- Es la diferencia entre la masa de un átomo y la suma de las masas de sus partículas constituyentes (protones, neutrones y electrones).

Fórmula.- Combinación de símbolos que indica la composición química de una sustancia.

Unidad fórmula o fórmula unitaria.- La menor unidad repetitiva de una sustancia, molécula para las sustancias no iónicas.

Fórmula empírica (fórmula más simple).- Es la fórmula más sencilla que expresa el número relativo de átomos de cada clase que contiene; los números que figuran en la fórmula empírica deben ser enteros.

Fórmula molecular.- Indica el número de átomos de cada clase que están contenidos en una molécula de una sustancia. Se trata siempre de algún múltiplo entero de la fórmula empírica.

Hidrato.- Compuesto sólido que contiene un porcentaje definido de agua enlazada a él.

Ley de las proporciones definidas (Ley de la composición constante).- Enunciado que establece que las muestras diferentes de compuestos puros siempre contienen los mismos elementos en la misma proporción de masas.

Unidad de masa atómica (uma).- Duodécima parte de la masa de un átomo del isótopo de carbono-12; unidad que se emplea para establecer pesos moleculares y atómicos, a la cual se le llama dalton.

Masa atómica.- De un átomo es la masa del átomo expresada en unidades de masa atómica.

Peso atómico.- El peso promedio de las masas de los isótopos constituyentes de un elemento; masas relativas de los átomos de diferentes elementos.

Masa molecular.- Es la que se obtiene como suma de las de todos los átomos que intervienen en la fórmula molecular de una sustancia.

Peso molecular.- Masa de una molécula de una sustancia no iónica en unidades de masa atómica.

Masa fórmula.- Es la que se obtiene como suma de las de todos los átomos que intervienen en la fórmula empírica de una sustancia.

Peso fórmula.- La masa de una fórmula unitaria de sustancias en unidades de masa atómica.

Composición porcentual.- El tanto por ciento de masa de cada elemento en un compuesto.

Mol.- Es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (por ejemplo, átomos, moléculas, unidades fórmula, etc.) como átomos hay en 0,012 kg (12 g) de carbono-12; $1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23}$ entidades.

Constante de Avogadro.- Es el número de entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc) contenido en un mol de dichas entidades; $N = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Masa molar.- Es la masa de un mol de una sustancia.