

EL FENÓMENO MÁGICO DE LA ÓSMOSIS

Autor: LUIS FELIPE DEL CASTILLO

- [COMITÉ DE SELECCIÓN](#)
- [EDICIONES](#)
- [INTRODUCCIÓN](#)
- [I. HISTORIA DEL DESCUBRIMIENTO DE LA ÓSMOSIS](#)



© Fondo de Cultura Económica
Primera edición, 1986
Tercera reimpresión, 1995
Segunda edición, 1997
ISBN 968-16-5241-X
Impreso en México

- [II. ASPECTOS FUNDAMENTALES DE LA ÓSMOSIS](#)
- [III. OBSERVACIÓN DE LA PRESIÓN OSMÓTICA](#)
- [IV. DESCRIPCIÓN DEL FLUJO OSMÓTICO](#)
- [V. ELECTROÓSMOSIS Y ÓSMOSIS ANÓMALA](#)
- [VI. EXPLICACIÓN DEL FENÓMENO OSMÓTICO](#)
- [VII. LA ÓSMOSIS EN LAS PLANTAS Y LOS ANIMALES](#)
- [VIII. LA IRRIGACIÓN Y EL FENÓMENO OSMÓTICO](#)
- [IX. FENÓMENO DE ÓSMOSIS INVERSA](#)
- [X. TÉCNICAS DE SEPARACIÓN POR MEMBRANAS](#)
- [APÉNDICE I](#)
- [APÉNDICE II](#)
- [APÉNDICE III](#)
- [ANEXO FOTOGRÁFICO](#)
- [BIBLIOGRAFÍA](#)
- [COLOFÓN](#)
- [CONTRAPORTADA](#)



COMITÉ DE SELECCIÓN

Dr. Antonio Alonso

Dr. Gerardo Cabañas

Dr. Juan Ramón de la Fuente

Dr. Jorge Flores Valdés

Dr. Leopoldo García-Colín Scherer

Dr. Tomás Garza

Dr. Gonzalo Halffter

Dr. Raúl Herrera

Dr. Jaime Marruscelli

Dr. Héctor Nava Jaimes

Dr. Manuel Peimbert

Dr. Juan José Rivaud

Dr. Julio Rubio Oca

Dr. José Sarukhán

Dr. Guillermo Soberón

Coordinadora:

María del Carmen Farías

Indice



la

ciencia/1 6

para todos

Primera edición (La Ciencia desde México),1986

Tercera reimpresión,1995

Segunda edición (La Ciencia para Todos) 1997

La Ciencia para Todos es proyecto y propiedad del Fondo de Cultura Económica, al que pertenecen también sus derechos. Se publica con los auspicios de la Secretaría de Educación Pública y del Consejo Nacional de Ciencia y Tecnología.

D.R. © 1996 FONDO DE CULTURA ECONÓMICA, S. A. DE C. V.

D.R. © 1997 FONDO DE CULTURA ECONÓMICA

Carretera Picacho-Ajusco 227, 14200 México, D.F.

ISBN 968-16-5241-X

Impreso en México



INTRODUCCIÓN

La concepción popular de la ósmosis está representada por la posibilidad de hacer pasar "algo" a través de una barrera sin consumo de energía.

Los estudiantes en vísperas de exámenes dicen poner los libros debajo de la almohada para que, por "ósmosis", los conocimientos pasen a la memoria durante el sueño. Algunos escritores se refieren a la ósmosis como un proceso de contaminación intelectual donde las personas se encuentran inmersas en determinada circunstancia y absorben las ideas del ambiente; y ciertos periodistas señalan la "asimilación" osmótica de la propaganda comercial.

En fin, podemos hacer notar que en todas estas alusiones hay una característica: la "absorción". En efecto, el fenómeno osmótico está íntimamente relacionado a un proceso de este tipo, y corresponde a una connotación importante que ya señalaban los fisiólogos del siglo pasado. La absorción por flujo osmótico, decían, es el paso económico de los procesos vitales de una célula o de un organismo.

A fines del siglo pasado y a principios de éste el fenómeno osmótico dejó de ser dominio exclusivo de los fisiólogos y entró a formar parte también del cuadro teórico de la fisicoquímica, a la vez que se eliminó la asociación de la ósmosis a un proceso de absorción. Actualmente conocemos a la ósmosis por referencias formales en términos termodinámicos, que no sugiere gran cosa a la imaginación del estudiante. Esto podría indicar la necesidad de incluir ejemplos biológicos en los estudios introductorios de la ósmosis y es por eso que en este libro se hace hincapié en la interrelación de los casos fisiológicos y los tecnológicos, la que en el pasado ha sido decisiva en los logros de descubrimientos fundamentales, y puede ser muy fructífera para alcanzar conocimientos de primera importancia en el futuro.

Por otra parte, a pesar de que el fenómeno de la ósmosis tiene 160 años de haber sido descubierto, su significado físico aún permanece oculto. La ósmosis aparece ligada a las barreras del flujo de difusión (membranas), de tal manera que se rompe la simetría en los movimientos térmicos de la materia. A partir de muy pocas observaciones se ha querido descubrir ese significado oculto, involucrando un enorme esfuerzo de comprensión intelectual, pero la idea verdadera no ha cobrado forma racional y actualmente no hay una teoría que explique y describa el flujo osmótico; aunque por el momento existe una teoría predictiva que ha hecho posible su aplicación práctica. Lo que ocurre es que, independientemente de la carencia del conocimiento fundamental, sus aplicaciones prácticas suplen ese defecto con imágenes y supuestos que de alguna manera describen la función de la membrana y su interacción con sustancias fluidas. El éxito alarmante de las aplicaciones de las membranas sintéticas en procesos de separación de mezclas ha llevado a muchos autores a la creencia de que tales triunfos se han conseguido gracias a una comprensión de los mecanismos fundamentales que intervienen en las membranas. Esto es un error y por ello esta publicación se propone establecer lo que se ha aceptado correctamente y resaltar los detalles que en realidad son ignorados. Las aportaciones al estudio de las membranas se exponen siguiendo un patrón cronológico.

En primer lugar se presenta un bosquejo histórico del descubrimiento de la ósmosis; luego, junto a los principios del equilibrio osmótico se menciona la construcción de osmómetros para medir los pesos moleculares de sustancias poliméricas. En seguida se discuten las propiedades del flujo osmótico de acuerdo a la teoría lineal de procesos irreversibles, donde aparece también la interdependencia con otro tipo de efectos. La discusión de los principios básicos concluye en el capítulo VI con la explicación del fenómeno osmótico. Los cuatro capítulos restantes se dedican a presentar algunas aplicaciones, indicando los problemas de descripción teórica correspondientes. En estos capítulos finales también se discute la ósmosis de las membranas animales y vegetales, el problema de la absorción del agua en los procesos de irrigación, la desalación del agua por ósmosis inversa y las aplicaciones tecnológicas de las membranas sintéticas.

Alguna conclusión podrá obtener el lector con la lectura de este libro, ya que, a pesar de los avances logrados en la descripción y fundamentación de los procesos de las membranas, muchos de los aspectos fundamentales permanecen intactos, como problemas sin resolver, con lo que se crean perspectivas promisorias para descubrir los primeros principios, además de que queda mucho por hacer en el campo de la aplicación de las membranas sintéticas.



Indice |

I. HISTORIA DEL DESCUBRIMIENTO DE LA ÓSMOSIS

EL DESCUBRIMIENTO del fenómeno osmótico y los primeros estudios al respecto están unidos a la historia de la creación de las ciencias del siglo XIX: la biología, la química y la fisicoquímica.

La biología como ciencia surge prácticamente en 1800, cuando Marie-François-Xavier Bichat (1771-1802) define la vida como "un conjunto de funciones que resisten a la muerte", entendida ésta como el comportamiento inerte de la materia. Tal noción se hizo científica porque señalaba la separación de los tres reinos: vegetal, animal y mineral; además, atribuía a los vegetales y a los animales un principio interno de desarrollo.

Bichat y otros biólogos de la época concibieron esta idea de la vida como un principio vital, consecuencia de un alto desarrollo de la materia inerte. Es decir, se aceptaba que los fenómenos biológicos se podían explicar por medio de la física y de la química. Bichat, quien en 1844 fundó la histología, admitió explícitamente a la química como modelo al observar que los tejidos estaban conformados por constituyentes elementales.

Entre los conocimientos básicos que formaban parte del inicio de las ciencias biológicas estaba la idea de la evolución de la vida, dándole un sentido dinámico al concepto de Bichat. En esta concepción evolutiva los cambios ocurren para contrarrestar un mundo perpetuamente amenazador en forma tal que la función y los órganos están determinados por una evolución hacia la supervivencia de las colectividades.

El siglo XIX destaca por los conflictos ideológicos que influyen fuertemente en el desarrollo científico e industrial. En lo que respecta a la biología como ciencia, la reacción de Theodor Schwann (1810-1882) contra "el vitalismo finalista", impuso la idea de la génesis de los seres vivientes mediante fuerzas puramente físicas. Esto condujo a los fisiólogos a la observación intensa de las células y dio paso a la embriología fundamental. Con los sorprendentes avances de la histología y la embriología registrados en la primera mitad del siglo XIX, se olvidó el científicismo de Schwann como ideología y se hizo de la biología una ciencia rigurosa. Entre los avances que registró la biología en la primera mitad del siglo XIX se encuentra el descubrimiento de la ósmosis, que es motivo de este volumen.

En Europa la filosofía positivista dominó en gran medida esa época y su acoplamiento con el científicismo constituyó una influencia benéfica en la práctica. La medicina experimental surgió entonces con fuerza, incorporándose la práctica de las autopsias, y Rudolf Virchow (1821-1902) introdujo la idea de que todas las enfermedades son producidas por perturbaciones activas o pasivas de las células; se declaró entonces que la salud es un conjunto de hechos regidos por leyes, identificando la medicina experimental con la fisiología, hecho que se considera establecido por Claude Bernard (1813-1878).

Finalmente, Louis Pasteur (1822-1895), el padre del método experimental de la medicina, fue quien puso de manifiesto la acción de los gérmenes, su modificación y su dominio; Pasteur es el precursor de una ciencia que confirió la precisión y puso la química al servicio de la medicina.

Por otro lado, el espíritu positivista de la época no fue adecuado para el desarrollo de la química en Francia. Curiosamente es aquí donde ésta surgió como ciencia, mas por conflictos ideológicos, su avance definitivo se trasladó a otros países. Augusto Laurent (1807-1853), quien dio a la química su forma clásica en la primera mitad del siglo XIX, fue expulsado de la Universidad de París; un poco antes, Lavoisier había sido guillotinado. Además, la concepción positivista de la ciencia entró en conflicto con la aceptación de la teoría atomista, cuando esta última daba a la química el marco riguroso y formal de una disciplina científica. Con todo ello, se limitó el desarrollo de la industria química en Francia, ganando la delantera los alemanes y los rusos. En Alemania, las hipótesis químicas se comprobaban directamente en laboratorios afiliados a fábricas de producción industrial y gracias a ello, en el último tercio del siglo se abrió paso la química orgánica.

A finales del siglo XIX, el desarrollo de la química recibe en Rusia un decisivo impulso con los trabajos de D. I. Mendeleiev (1834-1907), quien da a conocer la clasificación periódica de los elementos. Este descubrimiento impuso en la comunidad científica europea un gran esfuerzo de comprensión y análisis de datos y, sobre todo, una disciplina científica en la que dominaba el sentido de la objetividad de la naturaleza y descartaba el sentido positivista de la época. Esto ocurrió porque el significado capital que aportaba la tabla de Mendeleiev no era comprendido por los químicos contemporáneos y, en cambio, sí requería de una modificación radical de los principios de la organización de la materia. Este espíritu fue el que posteriormente dominó la física atómica de principios del siglo XX y que permitió la evolución hacia la química cuántica.

La fisicoquímica por su parte surge como ciencia a finales del siglo XIX y es el resultado de las investigaciones de la dinámica de las reacciones termoquímicas, la catálisis, la electrólisis y, sobre todo, la física de soluciones. Todo ello se conjuga con la aceptación de la teoría atomista.

A principios del siglo XIX los químicos pretendían dar una explicación al comportamiento de los gases a través de sus experimentos. El objetivo de estos estudios era la comprensión del átomo. En ese entonces, Thomas Graham (1805-1869), padre de la química de los coloides, junto con François Marie Raoult (1830-1901), fundador de la Teoría de las Soluciones, sentaron las bases de la fisicoquímica como disciplina científica. Los estudios de estos químicos coinciden con la corriente de estudio de los fisiólogos, quienes estaban preocupados por entender los procesos de transporte en las células de las plantas y los animales y cuyas investigaciones fueron decisivas para el descubrimiento de la ósmosis. Las dos corrientes, tanto la del estudio de los gases y las soluciones, como la del estudio de la célula y sus intercambios, se entrecruzan y se influyen mutuamente, como veremos a continuación.

El descubrimiento de la difusión fue realizado por Graham mediante experimentos efectuados entre los años de 1828 y 1833. Graham descubrió la difusión de los líquidos y estuvo muy cerca de emitir la ley que ahora conocemos como Ley de Fick, pero Graham no acertó, porque la Ley de Fick implica una relación lineal entre el flujo de difusión y la diferencia de concentraciones que produce dicho flujo; él buscaba una relación más complicada o espectacular como la que encontró en otro de sus experimentos con gases, en los que Graham había demostrado que el flujo de difusión de un gas a través de un tapón poroso es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de las densidades de los gases empleados. Tan impresionante fue este resultado para su época, que le valió su elección para ingresar a la Royal Society a la edad de treinta años.

Así estaban las cosas cuando entró en escena Adolf Eugen Fick (1829-1901), fisiólogo alemán de reconocido prestigio científico. Fick participaba del espíritu científicista de la época y pretendía combinar las matemáticas con la medicina, para señalar que las ciencias básicas deben ser usadas para fundamentar la medicina. Estos conceptos de Fick fueron influenciados por Carl Ludwig (1816-1895) (véase el apéndice 1). Estos conceptos de Fick fueron influenciados por Carl Ludwig (1816-1895) (véase el apéndice I).

Los estudios de la difusión los realizó Fick en Zurich en 1855 cuando tenía 26 años de edad. Este investigador planteó los experimentos de Graham sobre bases cuantitativas y descubrió la ley de la difusión un tanto casualmente. Esto ocurrió cuando Fick sugirió en su publicación una comparación de la difusión de un material disuelto con la Ley de Ohm para conductores eléctricos y también con la ley de la transferencia de calor en conductores sometidos a una diferencia de temperaturas. Esta confrontación daba la clave para la formalización matemática de la difusión.

Pero la presentación de este trabajo produjo a Fick grandes incertidumbres y escribió entonces una obra con el fin de reforzar sus ideas de la difusión; este nuevo trabajo combinaba argumentos de la teoría cinética de los gases, con la que reconocía a la difusión como un proceso de dinámica molecular. Pero los casos por él tratados eran procesos biológicos, considerados por la fisiología y las ciencias médicas el primer texto de biofísica. Esto ocurrió en 1856.

Hasta ese momento Fick sólo sugería una Ley, haciendo notar que la presencia de un *flujo de difusión* es debido a una *diferencia de concentraciones*, de tal manera que las dos cantidades en cursivas son directamente proporcionales y, la constante de proporcionalidad es, precisamente, una cantidad que depende de la naturaleza de las sustancias empleadas. Esta constante es similar a la resistencia eléctrica, que relaciona la diferencia de potencial entre dos puntos y el flujo de corriente presente entre ellos. Sin embargo, fue la analogía con la ley de difusión del calor como Fick trató de demostrar que efectivamente la difusión molecular seguía el mismo patrón matemático. Fick encontró en esta formulación la clave para expresar la ley del flujo de difusión, que se ajustaba a una descripción muy exacta de algunos de los experimentos de la difusión. Pero después de todo, su triunfo no fue completo, porque surgió una dificultad relacionada con los datos obtenidos por Graham, los cuales seguían un comportamiento no lineal, y mostraban que la analogía de la difusión con la conductividad térmica no era muy exacta. Para aclarar este punto, motivo cte polémica, Fick se puso a trabajar de nuevo en el laboratorio repitiendo los experimentos de Graham e, ideando un nuevo método para demostrar dónde estaba la discrepancia descubrió que residía en la geometría de los dispositivos experimentales que usó Graham, los cuales introducen efectos de fronteras (efectos de paredes), desvirtuando la relación lineal válida para un medio homogéneo. Con lo anterior, el camino para la aceptación plena de la Ley de Fick quedaba establecido. La presentación de los trabajos de Fick causaron conmoción inmediata en la comunidad científica. Sus trabajos fueron realizados con tal discreción que cuando los dio a conocer se encontró de súbito con que el tratamiento cuantitativo de la difusión ya estaba hecho.

No obstante estos progresos, tanto los experimentos de Graham como los conceptos derivados del tratamiento de Fick no quedaban aclarados del todo debido a que el concepto mismo de *flujo de difusión* era impreciso y provocaba grandes confusiones cuando se relacionaba con experimentos donde había agitación masiva de un gas o de un líquido. Este asunto fue vivamente discutido en 1860 por toda la comunidad científica interesada, y fue J. C. Maxwell (1831-1879) quien dio la clave de la solución al problema, al señalar que la difusión se debe tanto al movimiento de translación de las moléculas como a la agitación masiva en un movimiento convectivo; así, Maxwell introdujo el concepto de velocidad relativa, donde el flujo de difusión debe definirse. Volveremos a revisar estos conceptos cuando tratemos la relación entre el flujo de difusión y el flujo osmótico (capítulo VI).

El descubrimiento de la ósmosis es anterior al de la difusión, antecedida ésta a su vez, por un mundo reinante de confusiones. La primera luz es dada en 1748 por J. A. Nollet (1700-1770) cuando era profesor de física experimental en la Universidad de Navarra. Nollet obtuvo una membrana de vejiga animal, colocando alcohol de un lado y agua del otro, y observó que el agua fluía a través de la vejiga para mezclarse con el alcohol, pero de ninguna manera el alcohol se mezclaba con el agua. Lo que Nollet descubrió fue la existencia de membranas semipermeables, ya que permitían el paso de uno de los componentes de una solución y evitaba la difusión de otros. Generalmente a la sustancia capaz de atravesar una membrana se le llama *solvente* de una solución, y la que no puede fluir a través de ella es conocida como *soluta*. Se recomienda al lector puntualizar la distinción entre soluto y solvente porque será terminología corriente en muchas de las discusiones futuras.

El descubrimiento de la ósmosis en membranas semipermeables fue realizado por Henri Dutrochet (1776-1847), considerado como uno de los grandes fisiólogos del siglo XIX, quien también tiene relación con las primeras observaciones que condujeron al descubrimiento de la fotosíntesis. Al igual que Fick y Ludwig, Dutrochet profesó la creencia de que las leyes fundamentales de la física y de la química explicaban todos los procesos básicos de la vida. Aseguraba que debía haber similitudes en los procesos físicos y químicos de todos los organismos, fueran plantas o animales; esto debía ser, decía él, para hacer posibles las explicaciones a partir de principios fundamentales.

Dutrochet descubrió el fenómeno de la ósmosis cuando observó que la difusión del solvente a través de una membrana semipermeable ocurría siempre de la solución de menor concentración de un soluto, que no puede pasar, hacia la solución de mayor concentración; además, el solvente que fluye es capaz de desarrollar una presión sobre la membrana a la que denominó *presión osmótica*. Dutrochet construyó el primer dispositivo experimental para observar la presencia de la presión osmótica. Este descubrimiento lo

dio a conocer en 1828 cuando declaró:

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

Con lo anteriormente expresado Dutrochet daba la pauta para la concepción de una célula viva rodeada de una membrana semipermeable que absorbe agua de sus alrededores a través del flujo osmótico, al mismo tiempo que se interrumpe la difusión de ciertas sustancias de la solución.

No obstante la importancia de este descubrimiento, la medida cuantitativa de la presión osmótica fue elaborada 50 años más tarde, en 1877, por el botánico Wilhelm Pfeffer (1845-1920). Pfeffer es otro de los fisiólogos que son mencionados junto a su maestro Julius von Sachs (1832-1897), en relación al descubrimiento de la fotosíntesis.

Curiosamente, y a pesar de los antecedentes fisiológicos bien conocidos de la ósmosis, Pfeffer no utilizó en sus experimentos membranas biológicas sino artificiales, preparadas en el laboratorio por medio del depósito de un electrolito, de ferrocianuro de cobre sobre un dispositivo poroso. En ese entonces, las membranas artificiales habían sido descubiertas por Troube en 1867 y usadas extensivamente entre 1870 y 1920. Con estas membranas se consiguieron medidas aceptables de la presión osmótica de soluciones de azúcar y de algunas moléculas orgánicas, lográndose presiones osmóticas de un poco más de 200 atmósferas.

En su experimento, Pfeffer utilizó agua como solvente y sacarosa como soluto. Los resultados se encuentran en la gráfica de la figura 1. Tal como puede observarse directamente en ella, la presión osmótica de una solución es directamente proporcional a su concentración. Ahora bien, Pfeffer desarrolló este experimento a temperatura constante y concluyó que si modificaba la temperatura, utilizando la misma solución (sin cambiar la concentración), la variación de la presión osmótica también era directamente proporcional a la temperatura. Este comportamiento de la presión osmótica es idéntico al de un gas ideal.

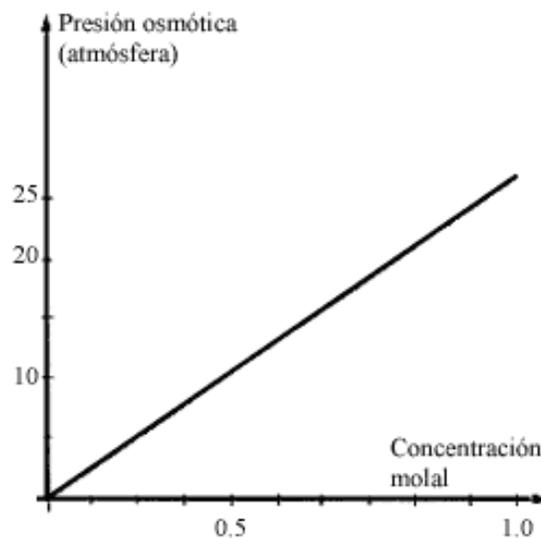


Figura 1. Resultados del experimento de Pfeffer. Se observa la presión osmótica de una solución de sacarosa en agua a 20°C.

J. H. Van't Hoff (1852-1911) fue quien aventuró una interpretación comparativa de la presión osmótica con la presión ejercida por un gas. De esta forma, el estudio de la ósmosis se escapa de las manos de los fisiólogos y cae en las de los fisicoquímicos. Primero Van't Hoff y luego Josiah Willard Gibbs (1839-1903) contribuyeron a dar unidad a la teoría de las soluciones que incorpora el comportamiento osmótico como una de las propiedades de las soluciones. Esta teoría también integra los trabajos realizados por

Raoult entre los años de 1875 y 1890.

Antes de la formalización de la teoría de las soluciones, las leyes de Raoult se daban como hechos empíricos, lo mismo que la ley de la ósmosis; de manera que la conexión que hizo Van't Hoff entre la ósmosis y la teoría cinética impresionó muchísimo a la colectividad y fue considerada como una de las explicaciones más sugestivas de su época. La teoría de Van't Hoff de 1886 fue resumida así:

Toda materia disuelta ejerce sobre una pared semipermeable una presión osmótica igual a la presión que sería ejercida en el mismo volumen, para un número igual de moléculas en estado gaseoso.

Tales ideas sobre la interpretación de la presión osmótica ganaron gran popularidad. Sin embargo, fueron abandonadas por la comunidad científica a principios del siglo XX por considerarse erróneas. La presión osmótica no es el resultado del choque de las moléculas de la sustancia disuelta contra un tabique poroso, sino que su interpretación debe apreciarse como la presión necesaria para compensar un déficit energético que se produce por la disolución espontánea del soluto en el solvente. Esta explicación apareció cuando los trabajos de Van't Hoff quedaron entendidos dentro del formalismo de la teoría termodinámica química dada por Gibbs.

Es necesario hacer notar que el siglo XIX concluye con la aparición de la fisicoquímica como ciencia. Esta establece, como lo hemos comentado, la teoría de las soluciones en general, así como las relaciones entre el equilibrio y las condiciones exteriores de un sistema termodinámico.



II. ASPECTOS FUNDAMENTALES DE LA ÓSMOSIS

DESDE el punto de vista más fundamental de la razón de los porqués, la ósmosis no tiene una explicación. Generalmente sabemos qué papel desempeña la ósmosis en los organismos vivos, podemos predecir el movimiento osmótico en una circunstancia particular, pero no podemos explicar por qué ocurre el proceso de la ósmosis. Su presencia en los fenómenos biológicos relaciona una "función" y un "órgano" a nivel celular. La función es la ósmosis misma, el órgano es una membrana que la hace posible. La creación de la vida en nuestro planeta seguramente derivó de la evolución de los sistemas unicelulares en el desarrollo de una membrana que les permitiera un eficaz intercambio de materia con los alrededores. Aquí hay una razón de la presencia de la ósmosis en los sistemas biológicos al considerarse la evolución como selección natural.

De esta manera, el fenómeno de la ósmosis da sustento a la vida, la prolonga y la motiva, sabemos cómo ocurre, pero es insalvable su comprensión conceptual. En este misterio que hace de la ósmosis un fenómeno mágico, se desea destacar la naturaleza del problema que ahora nos preocupa, y, desde luego, ubicarlo en los ámbitos científico e histórico. Ahora examinaremos el ámbito científico, en vista de que el histórico ha quedado ya expuesto en el capítulo anterior.

Los conocimientos científicos relacionados con el fenómeno de la ósmosis están comprendidos en la rama de la fisicoquímica, y en particular en el tema de las soluciones. La teoría que describe estos hechos es por excelencia la termodinámica de equilibrio y la lineal de procesos irreversibles.

En efecto, la termodinámica de equilibrio describe la presión osmótica y la define como la presión requerida para mantener un sistema en estado de equilibrio. Los detalles de esta definición serán expuestos en el capítulo III. Por lo pronto nos interesa distinguir la condición básica y primordial que el formalismo clásico del fenómeno osmótico lleva en sí mismo.

La presión osmótica, como condición de equilibrio, será un concepto frecuentemente utilizado a lo largo de este libro, Y es importante hacer notar que el concepto de presión osmótica ha cobrado realidad en el laboratorio y no en la naturaleza, porque los sistemas biológicos no son de equilibrio y generalmente realizan acciones transitorias en las que se realizan los procesos eficientemente. La descripción formal de la ósmosis se referirá más bien a un modelo muy simplificado en el laboratorio y no a una situación general de la naturaleza. Es decir, los sistemas biológicos son mucho más complicados que como se estudian en los cursos ordinarios de biofísica y de bioquímica, lo cual no debe desalentarnos ya que es a través de modelos como el hombre de ciencia describe a la naturaleza.

Mientras que el concepto de presión osmótica se establece en el contexto de la termodinámica clásica de equilibrio, el flujo osmótico es un concepto asimilado en la teoría termodinámica de no-equilibrio. Esta última teoría supone relaciones lineales entre flujos y fuerzas, siempre y cuando los flujos producidos no alejen severamente al sistema de su situación de equilibrio. La termodinámica de no-equilibrio es actualmente bien conocida, con sus postulados lógicos, autoconsistentes y suficientes para describir completamente la evolución del sistema a partir de cualquier situación hasta el estado de equilibrio.

Las dos teorías termodinámicas que hemos indicado no son suficientes para establecer la comprensión del mecanismo a través del cual la ósmosis ocurre, puesto que, aunque describen relaciones macroscópicas entre las variables de estado y sus efectos espaciales y temporales, no nos dicen como es la mecánica particular que se extralimita cuando se tiene un movimiento osmótico de masa.

Desde el punto de vista de la teoría cinética de los gases y de la mecánica estadística, el problema tampoco queda aclarado del todo, aunque de momento puede arrojar alguna luz sobre el particular. Es decir, dar una imagen microscópica a través de la cual se explique que el mecanismo de la ósmosis es un problema escasamente resuelto.

En el caso de la capilaridad, la causa intrínseca por la que una columna de agua en un capilar de vidrio se eleva sobre la superficie libre de un recipiente con agua, puede obtenerse microscópicamente. La capilaridad se define en términos de acciones moleculares al indicarse la existencia de una fuerza resultante entre la superficie del agua y la pared del capilar. Esta fuerza ejerce una acción que es opuesta a la dirección de la fuerza de gravedad y la causa que produce esa fuerza en la interfase agua-aire-capilar es la competencia entre las fuerzas de cohesión y de adherencia entre las moléculas de agua, del aire y del vidrio.

Ahora bien, una interpretación parecida en términos de dinámica molecular no ha sido establecida con respecto a la ósmosis, aunque algo se ha podido decir a este respecto utilizando para ello la mecánica estadística o la teoría cinética de los gases. Con la intención de observar las dificultades de la comprensión teórica de la ósmosis vamos a discutir, a continuación, los detalles particulares del fenómeno y su comprobación macroscópica.

Si no se conoce el fenómeno de la ósmosis y por casualidad se observa este fenómeno en un equipo experimental, lo primero que se advertirá es que su presencia contradice el sentido común porque el flujo osmótico ocurre precisamente en dirección contraria a la que se espera.

Cuando tenemos un sistema de vasos comunicantes separados entre sí por una barrera porosa, seremos capaces de hacer una predicción de la dirección del flujo del líquido entre los vasos. Así percibimos que, en efecto, el flujo se dirige del recipiente donde la altura del líquido es mayor, al recipiente donde la altura es menor (véase la figura 2).

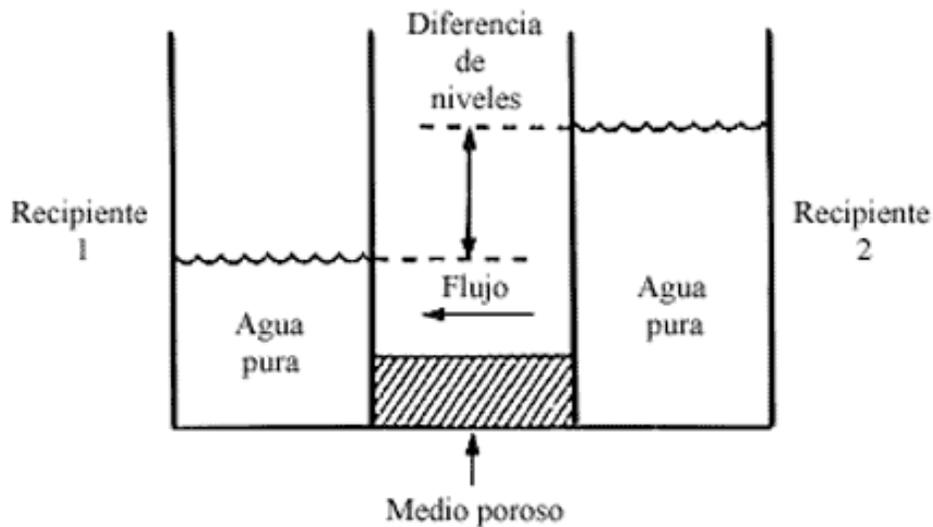


Figura 2. Un flujo volumétrico y viscoso se observa entre dos vasos comunicantes de un líquido a diferentes alturas que puede pasar un medio poroso.

La función de los vasos comunicantes es nivelar las diferencias de nivel del líquido entre los dos sistemas en contacto. De igual forma ocurre con la presencia de un flujo calorífico, originado por una diferencia de temperaturas entre dos puntos. En este caso, el flujo de calor ocurre del punto donde la temperatura es mayor a donde la temperatura es menor.

Sin embargo, en el sistema mencionado de vasos comunicantes haremos un cambio, en lugar de poner agua pura en el recipiente 2, colocaremos una solución de agua con azúcar, y en vez de ponerlo en contacto con el recipiente 1 empleando un medio poroso, utilizaremos una membrana semipermeable que permita el libre tránsito del agua, pero que impida la difusión del azúcar. Entonces ocurre algo sorprendente, la dirección del flujo que teníamos antes (véase la figura 2) se invierte. Ahora el flujo del agua es contrario a la dirección natural que tendría si los recipientes fueran vasos comunicantes (véase la figura 3).

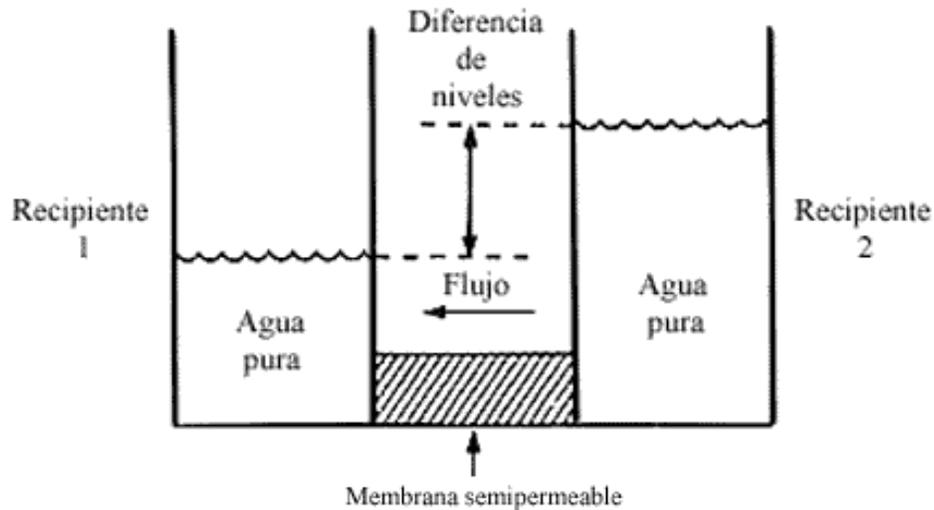


Figura 3. Un flujo volumétrico y viscoso se observa entre dos recipientes con soluciones de diferente concentración. El flujo de la solución diluida hacia la solución concentrada es el flujo osmótico.

Un novato que contemple este fenómeno directamente frente al experimento, seguramente se sorprendería mayúsculamente, porque la columna del líquido de uno de los recipientes se eleva a costa de reducir la altura del vaso contiguo. El fenómeno observado alcanza el estado de equilibrio cuando entre los recipientes se observa una diferencia de niveles que no cambia con el tiempo. Esto es lo inesperado, que el equilibrio mantenga una diferencia de presiones, en lugar de anularla como en el caso observado antes, en los vasos comunicantes. Así, la explicación más natural que el novato puede dar a dicho flujo osmótico y a la diferencia final de niveles es suponer la presencia de un pistón que presiona la columna de agua pura. Tal explicación falla porque dicho pistón no existe. Así pues, el novato se quebrará la cabeza queriendo dar una explicación en términos de "fuerzas" y sus efectos, pero al final de cuentas la causa de tales "fuerzas" no aparecerá por ningún lado.

¿Cuál es el error de apreciación que comete el novato que no le permite contemplar una explicación correcta? La respuesta es que el novato cree que una solución líquida frente a una membrana semipermeable se comporta como un fluido puro. Por lo anterior, el novato no considera ninguna información adicional relacionada con la propiedad de las soluciones y mezclas. El novato tendrá que aprender la teoría termodinámica de mezclas para entender que toda solución posee una "energía química" (energía libre) la cual es menor en la mezcla que en las correspondientes sustancias puras. Así pues, la energía química es mayor en el agua pura que en la solución de agua con azúcar; y otra vez se establece el fenómeno cotidiano por el sentido en que el flujo de masa ocurre, es decir, del punto donde existe un potencial mayor a donde hay uno menor. El potencial de que hablamos se refiere a la famosa "energía química".¹ Esto explica el fenómeno osmótico desde el punto de vista termodinámico. Posiblemente tal aseveración no satisfaga al lector porque la descripción de la energía química no despierta nuestro sentido de apreciación y la curiosidad misma queda en el vacío. Hemos de reflexionar en que la explicación que hemos dado es formal en relación a la teoría termodinámica y que, si no la entendemos en esa forma, estamos perdidos. Sea porque se le llame energía química, energía libre, o bien se nos dé una descripción en términos del concepto de entropía, no nos aclararía el mecanismo del fenómeno osmótico; y la pregunta que inquietó vivamente al novato sobre la causa mecánica de dicho fenómeno queda sin respuesta. Así se confirma el hecho ya comentado de que poco ayuda la teoría termodinámica para establecer el entendimiento de la ósmosis; por lo que recurriremos a la teoría cinética de los gases y la mecánica estadística en auxilio de la termodinámica. Algo se ha podido hacer para dilucidar el fenómeno a partir de las propiedades moleculares, aunque en general se trata de un deseo no satisfecho, porque esta explicación no está elaborada en forma completa y definitiva por los físicos. Por lo pronto podemos hacer referencia a las dificultades que involucra un estudio de este tipo y dar una idea de lo que la teoría cinética de los gases ideales establece para la ósmosis, como lo haremos a continuación.

Imaginemos un vaso con agua donde se coloca un conjunto de municiones de cobre. Lo que ocurre es que las municiones se depositan en el fondo del vaso y desde luego no producen ningún efecto osmótico. Si dividimos las municiones en fragmentos y los colocamos nuevamente en el agua, otra vez observamos que los fragmentos se depositan lentamente en el fondo del vaso. Ahora tampoco observamos un efecto osmótico. Este se conseguirá cuando se logre dividir los pequeños fragmentos metálicos de tal manera que las partículas producidas no se depositen en el fondo, sino que se distribuyan en el volumen del agua formando una suspensión. Ahora bien, las partículas que forman una suspensión son tan grandes, comparadas con los tamaños de las moléculas del agua, que un simple filtro (un medio poroso) funciona como una membrana semipermeable, ya que impide el libre paso de estas partículas. En este caso estaríamos en posición de observar el efecto osmótico de una suspensión. Sin embargo, si tuviéramos mil millones de partículas de cobre en la suspensión, apenas estaríamos considerando una presión osmótica de unas mil millonésimas de la presión atmosférica. De manera que, para que el efecto tuviera importancia y se observara en un experimento, se tendrían que dividir aún más las partículas de cobre. De esta forma llegaríamos al nivel de las dimensiones atómicas. Esto es si insistimos en apreciar con nuestros sentidos el efecto osmótico. En este caso ya no estaríamos hablando de una suspensión sino de una solución. En este ejemplo se destaca que 10^9 partículas no permiten apreciar un resultado de efecto microscópico, sino que para ello requeriremos un número de partículas en disolución del orden de 10^{23} (número de Avogadro). Con esto se destaca el hecho de que el fenómeno osmótico es francamente macroscópico y también se ilustra que, partiendo del punto de vista macroscópico, una descripción del hecho osmótico podrá hacerse considerando la superposición de la dinámica de un número muy grande de moléculas, en donde se pueden establecer resultados promedios, y esto es en realidad un tratamiento mecánico-estadístico a partir de la dinámica molecular que, como hemos dicho, es un procedimiento que no se ha elaborado en forma completa para explicar el fenómeno osmótico. La dificultad principal de este tratamiento es considerar a la membrana como una pared-frontera y describir su interacción con las partículas. Hasta ahora, los resultados obtenidos son promedios que implican operaciones matemáticas de un enorme grado de dificultad. De manera que la dinámica molecular que origina el flujo osmótico queda oculta, y volvemos a lo mismo: tenemos que considerar dicho fenómeno desde el punto de vista macroscópico.

Las informaciones que se han podido obtener sobre el mecanismo de la ósmosis se han realizado por medio de la teoría cinética de los gases. Ahora ilustraremos el tipo de información a que da lugar:

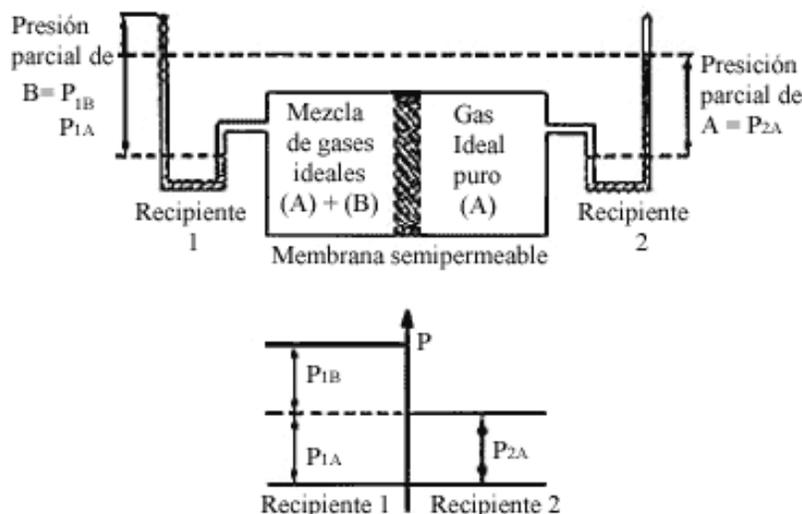


Figura 4. El gas ideal A puede pasar a través de la membrana que separa los recipientes 1 y 2. En equilibrio $P_{2A} = P_{1A}$. La presión total en el recipiente 1 excede a esta presión por P_{1B} , la presión osmótica.

Consideremos un dispositivo como el indicado en la figura 4, donde tenemos dos recipientes separados por una membrana semipermeable. En el recipiente 1 tenemos una mezcla de dos gases ideales que nombramos A y B, y en el recipiente 2 tenemos el gas ideal A puro, permeable a la membrana; mientras

que la membrana es impermeable al componente **B**.

Bajo condiciones de equilibrio ocurre que la presión parcial del componente que puede pasar a través de la membrana es igual en ambos compartimientos, es decir

$$P_{2A} = P_{1A}$$

En este caso, en el recipiente 1 tenemos un exceso de presión causado por el componente B. Este exceso de presión no es observado en el gas del recipiente 2, porque de alguna manera es compensado por la membrana al impedir el libre tránsito del componente B. En efecto, en un balance de presiones es la membrana la que contrarresta los efectos del componente que no puede pasar y así se estima la función de la membrana. De manera que si observamos los manómetros del dispositivo experimental, el sistema conserva su equilibrio, acusando una diferencia de presiones. En este caso, nótese cómo la presión osmótica es la presión parcial del componente que no puede pasar a través de la membrana

$$\pi = P_{1B}$$

A este efecto, algunos autores suelen llamarlo "efecto de manómetro", porque son éstos los que señalan la diferencia de presiones cuando el sistema está en equilibrio. Este hecho tiene una consecuencia importante cuando el sistema está fuera del equilibrio, puesto que la diferencia de presión del componente que puede pasar no será igual a la diferencia de presión registrada por los manómetros.

Si consideramos

Δp Diferencia de presión a ambos lados de la membrana (medida),

entonces

$\Delta p - \pi$ Es la caída de presión del componente que puede pasar a través de la membrana.

La corrección a la presión medida (Δp) por la presión osmótica (π) es para evitar el exceso de presión del componente que no puede pasar y que los manómetros registran, aunque sin importancia en el flujo a través de la membrana. El efecto de manómetro nos hace considerar la naturaleza del flujo osmótico, ya que en la explicación que hemos dado con gases ideales se indica que la presión osmótica aparece como una corrección entre una predicción teórica y su ajuste experimental. Asimismo, observaremos a continuación que el dispositivo empleado con gases ideales no indica a simple vista la causa del flujo osmótico.

Si consideramos que el dispositivo experimental de la figura 4 no se encuentra en equilibrio, es decir

$$P_{2A} \neq P_{1A}$$

entonces se obtendrá un flujo de la especie A (que puede transitar libremente a través de la membrana), producido por la diferencia entre las presiones P_{2A} y P_{1A} . Ahora demostraremos que este flujo no es osmótico. La demostración es muy simple, porque en un gas ideal la presión parcial es proporcional a la concentración, de manera que el flujo es causado por una diferencia de concentraciones de la especie A a través de la membrana, y bien se sabe que es un flujo de difusión que se ajusta a la Ley de Fick de la difusión. Por lo que respecta al flujo osmótico es no difusivo y equivalente al causado por una diferencia de presiones. En nuestro caso, en un estado de no equilibrio, además del flujo difusivo del componente A, observaríamos un flujo del mismo componente A causado por $\pi = P_{1B}$. Para observar de dónde surge este término en nuestras ecuaciones, es necesario utilizar el formalismo completo de la teoría cinética de Boltzmann, para encontrar que, en efecto, es la presión osmótica de los componentes por lo que no pueden pasar por la membrana, y son los que producen el flujo osmótico. Pero este término aparece junto al que

origina el flujo viscoso. Es decir, el flujo osmótico puede interpretarse como un flujo viscoso, producido por los movimientos térmicos moleculares cuando son interrumpidos por una pared porosa (membrana).

La descripción matemática de este hecho fue realizada por L. F. del Castillo, E. A. Mason y H. E. Revercomb en 1979, dándole una expresión formal a la sugerencia que consideraba al flujo osmótico de origen viscoso, descripción cualitativa dada por varios autores cuando estudiaron la naturaleza hidrodinámica de la ósmosis. Reanudaremos esta explicación en el capítulo VI.

NOTAS

1 Cualquiera de nosotros puede interpretar la ósmosis como la originada por un efecto de succión, de una solución concentrada hacia una solución diluida. Tal efecto de succión no se produce mecánicamente como se absorbe el jugo de una naranja con la boca, sino que se trata de un efecto de succión producido por una diferencia de energías químicas.



III. OBSERVACIÓN DE LA PRESIÓN OSMÓTICA

HISTÓRICAMENTE la comprensión del fenómeno osmótico se inicia cuando Pfeffer dio a conocer sus medidas de la presión osmótica en 1887, y Van't Hoff usó esos datos como base para elaborar una teoría de soluciones; al mismo tiempo, el desarrollo de la teoría termodinámica efectuado por Gibbs proporcionaba los fundamentos teóricos para la formalización de las experiencias de Dutrochet y Pfeffer.

A pesar de que el fenómeno osmótico fue aclarado en esas fechas a través de la teoría termodinámica de equilibrio, muy poco se hizo experimentalmente en los años siguientes. La situación cambió a partir de 1920, cuando el interés por la ósmosis surgió básicamente por su aplicación en el estudio de las soluciones poliméricas, y después, por su potencial en los procesos de separación de mezclas. Esto último deriva de la necesidad de obtener agua no contaminada o desalada en regiones críticas cercanas al mar o en depósitos de salmueras. El proceso de la ósmosis inversa acaparó enorme atención en la década de 1960, como técnica para desalar agua de mar o salobre.

El desarrollo de la aplicación de las membranas como técnica de separación o concentración de mezclas es reciente y ha tenido avances sorprendentes; lejos de la sencillez de los principios involucrados en la ósmosis inversa, incluye el uso de técnicas complejas en problemas fisicoquímicos.

En lo que respecta al presente capítulo se explicará la teoría termodinámica de la presión osmótica y sus aspectos experimentales. En el capítulo anterior y en relación a la figura 4, se observó un caso simple en que la presión osmótica es igual a la presión parcial del gas B que no puede pasar la membrana

$$\pi = P_{B1} \quad (1)$$

A su vez, la condición de equilibrio del gas que puede pasar hacia ambos lados de la membrana está representada por la igualdad de las presiones parciales del gas A.

$$P_{A1} = P_{A2} \quad (2)$$

La sencillez de las ecuaciones (1) y (2) se establece por tratarse de gases ideales; evidentemente dejan de ser válidas para cualquier caso que se presente en la naturaleza cuando no sean gases diluidos.

Sin embargo, el esquema fisicoquímico de los gases ideales se preserva en general para cualquier sustancia, si se reemplaza la presión parcial de un componente por el respectivo potencial químico, multiplicado por su concentración. En tal caso y en general, en lugar de las ecuaciones (1) y (2) aplicaremos las siguientes:

$$\text{(para el soluto)} \quad \pi = \Delta P = C_B \mu_{B1} \quad (3)$$

$$\text{(para el solvente)} \quad \mu_{A1} = \mu_{A2} \quad (4)$$

Donde ΔP es la diferencia de presiones en ambos lados de la membrana, donde μ_{B1} , μ_{A1} y μ_{A2} representan los potenciales químicos de los componentes **B** y **A** respectivamente, así como C_B su concentración.

Las ecuaciones (3) y (4) representan las condiciones generales del equilibrio entre un solvente y un soluto a través de una membrana semipermeable y no representan ecuaciones independientes, ya que básicamente contienen la misma información. Esto significa que tendremos el mismo valor de la presión osmótica en cada una de las ecuaciones, lo cual se debe a que, en una situación de equilibrio, el cambio de presión es compensado por medio del efecto de las concentraciones, de manera que se cumpla la igualdad de los potenciales químicos. De aquí se entenderá el papel central que juega el concepto de presión osmótica en las ecuaciones termodinámicas.

En el apéndice II se calcula la presión osmótica considerando la ecuación (4), y se hace notar que es equivalente al valor dado por la ecuación (3).

Ahora bien, si el sistema se encuentra fuera de equilibrio, las ecuaciones (3) y (4) no tienen la misma información, en vista de que

$$\Delta P \neq \pi$$

y en tal caso se hallan las desigualdades siguientes

$$C_B \Delta \mu_B \neq \Delta P \quad (5)$$

$$\Delta \mu_A \neq 0 \quad (5)$$

El símbolo Δ en las ecuaciones (5) y (6) significa la diferencia del potencial químico en ambos lados de la membrana.

La respuesta del sistema fuera de equilibrio es producir un flujo para restaurar las condiciones de equilibrio; y dado que el único componente que puede fluir es el solvente, sobre éste ocurren dos tipos de urgencias para lograr que las desigualdades (5) y (6) observen los valores de equilibrio que satisfacen a (3) y (4). Una de estas urgencias relacionada con la desigualdad (6) está representada por la presencia del flujo de difusión. En cambio, la representada por la desigualdad (5) es el flujo osmótico. Las dos respuestas del sistema para lograr el equilibrio son de naturaleza distinta, ya que el flujo osmótico involucra un flujo convectivo. No obstante esta conclusión, no deriva de las ecuaciones aquí tratadas sino de una teoría de transporte, de la que hablaremos en el capítulo siguiente.

La interpretación de las relaciones (3) - (6) responden a las siguientes preguntas: ¿cuándo se presenta el flujo osmótico? y ¿cuánto vale la presión osmótica? Resulta interesante destacar que la medida obtenida de la presión osmótica sólo tiene sentido si el sistema está en equilibrio, por lo que suele definirse en los libros de texto como la presión que debe ser aplicada a una solución para lograr que el potencial químico del solvente en la solución sea igual al potencial del solvente puro a la misma temperatura. No obstante, el concepto de presión osmótica así definido no tiene una relación con el flujo osmótico. Es más, en el caso de que el flujo osmótico eleve una columna líquida para producir un exceso de presión y así restituir el equilibrio, la presión osmótica parece ser una consecuencia del flujo osmótico, contrariamente a lo que se pudiera pensar respecto a que la presión es la causa de un flujo asociado.

De acuerdo al bosquejo histórico que hemos planteado, la ecuación matemática rigurosa de la presión

osmótica no fue la propuesta por la termodinámica clásica (véase la ecuación (8), apéndice II), sino la aproximación para soluciones diluidas, que asemeja la forma de la ecuación del estado de un gas ideal

$$\pi = N_B RT \quad (7)$$

Donde N_B es el número de moles de soluto en la solución por unidad de volumen, R es la constante de los gases y T la temperatura absoluta.

Esta ecuación fue propuesta originalmente por Van't Hoff, interpretando los experimentos de Pfeffer. Fue entonces cuando se creyó que la presión osmótica era un parámetro del estado de una solución, independientemente de la presencia de una membrana. Ya hemos anotado antes que tal interpretación es errónea, ya que el concepto de presión osmótica aparece como una restricción necesaria para mantener al sistema en un estado de equilibrio.

La ecuación (7) de Van't Hoff es válida para soluciones diluidas y se utiliza en situaciones donde los cambios de la concentración debida al flujo osmótico son pequeños. Pero ocurre que la realidad siempre sobrepasa a las aproximaciones y bajo situaciones experimentales se obtienen valores de presión osmótica muy diferentes de los calculados en la ecuación (7). Las medidas y predicciones de las presiones osmóticas de soluciones concentradas fueron realizadas a principios del siglo XX. Para calcular la presión osmótica se utilizaron ecuaciones del tipo de Van der Waals, es decir; emplearon ciertos parámetros para corregir el volumen y la presión a partir de la ecuación (7). Este tipo de procedimientos fueron rápidamente olvidados, porque la manera correcta de predecir la presión osmótica de una solución cualquiera se establece a través de la termodinámica, aplicando el "coeficiente de actividad" o el "coeficiente osmótico". El coeficiente tipo osmótico fue usado empíricamente por Van't Hoff al darse cuenta que, en efecto, las soluciones concentradas se desviaban del comportamiento simple de la ecuación tipo gas ideal, e introdujo dicho coeficiente con la finalidad de ajustar los datos experimentales a una ecuación del tipo (7), multiplicada por un coeficiente.

Este hecho resultó de importancia, porque se observó que las soluciones pueden caracterizarse por su comportamiento osmótico, y éste no es aislado, sino que se relaciona con otras propiedades de las sustancias, como los cambios de la presión de vapor, del punto de ebullición y del punto de congelación cuando se forma una solución. Todas estas variaciones se observan cuando un soluto queda disuelto en el solvente y representan las consecuencias físicas de la disminución del potencial químico. Estos conocimientos fueron a su vez relacionados con las Leyes de Raoult, y Van't Hoff los integró a una teoría junto al estudio de la presión osmótica.

En las dos primeras décadas del siglo XX mejoraron las técnicas para medir la presión osmótica. Frazer y colaboradores trabajaron de 1916 a 1921 en la consecución de un osmómetro de alta presión. Ellos mejoraron los dispositivos porosos donde se depositaba el ferrocianuro de cobre, capaces de soportar grandes presiones. El osmómetro de Frazer dispone de un sofisticado mecanismo para medir los cambios de presiones, en base a los cambios de la resistencia eléctrica de metales en contacto con la solución, o en el cambio del índice de refracción del agua, en lugar del acostumbrado manómetro de mercurio. Con ese aparato, Frazer y colaboradores lograron medidas de presión osmótica del orden de 273 atmósferas.

En esa misma época, G. S. Hartley introdujo una técnica novedosa que permitía mayor ahorro de tiempo en la medición de la presión osmótica. Ocurría que las medidas con osmómetros ordinarios estaban sujetas a una larga espera, porque el flujo osmótico es un proceso de transporte lento. Recuérdese que la presión osmótica sólo se puede medir en equilibrio, para lo cual hay que permitir que el sistema evolucione al estado final. La modificación de Hartley fue muy simple y efectiva, consiste en lograr en forma inmediata el equilibrio, aplicando una presión para que el flujo osmótico sea cancelado. Esta modificación disminuyó considerablemente el tiempo en el registro de las medidas de la presión osmótica

La consecución de buenos osmómetros durante los años veinte hizo posible la exitosa determinación de los pesos moleculares de macromoléculas, tales como polímeros, proteínas y polisacáridos. Esta práctica ya había sido anunciada por Pfeffer, al encontrar que la presión osmótica depende de las dimensiones de las moléculas de los solutos que no pueden pasar a través de la membrana semipermeable, y permitió a Pfeffer concluir un método para medir las dimensiones de moléculas gigantes a través de sus pesos moleculares.

Por otra parte, las medidas de los pesos moleculares de sustancias poliméricas son obtenidas en la actualidad tanto por el método de Hartley, como por el método dinámico de la ósmosis. En los métodos de Pfeffer, Frazer y Hartley se utiliza un concepto de equilibrio, cuya idea se encuentra en las ecuaciones que hemos descrito en este capítulo. Este método es considerado estático. En cambio el método dinámico se basa en cualidades del flujo osmótico. La revolución de la ósmosis dinámica surgió en los años cuarenta, a pesar de que el principio ya era conocido desde 1896 por el fisiólogo W. S. Lazarus-Barlow. La ósmosis dinámica fue descubierta por los fisiólogos y también por los fisicoquímicos en épocas diferentes, lo que nos hace pensar en la dificultad de comunicación entre ellos o, por lo menos, el retraso de los químicos en asimilar un campo que en otra época fue dominio exclusivo de los fisiólogos. Estas dificultades parecen haber sido resueltas a partir de 1958 con los trabajos de Kedem y Katchalsky al establecerse la teoría de membranas en términos de la termodinámica de procesos de no equilibrio de Onsager, tema que abordaremos en el siguiente capítulo.



IV. DESCRIPCIÓN DEL FLUJO OSMÓTICO

EN ESTE capítulo se discutirá la caracterización de un sistema fuera de equilibrio y la relación de ésta en el contexto de membranas y el flujo osmótico.

La termodinámica clásica, que ya hemos mencionado antes, se refiere a sistemas fluidos en estado de equilibrio, definido éste, como el estado cuyas variables no cambian con el tiempo. Asimismo se observa que esas variables tampoco cambian con la posición. Es decir, la termodinámica de equilibrio es compatible con sistemas fluidos homogéneos y estados independientes del tiempo. ¹

La propiedad de homogeneidad, de la que hacemos referencia aquí, está asociada al equilibrio, porque cualquier cambio en los valores de las variables de estado producirá un proceso de transporte, que a su vez causará cambios en el tiempo de tales variables.

Ahora bien, si consideramos a un sistema termodinámico fuera de equilibrio como uno inhomogéneo, pensaremos en las alteraciones que de forma diversa y distinta aparecen a lo largo y ancho del sistema. Estas alteraciones indican desigualdades en los valores de las variables que describen la situación y las cuales cambiarán con el tiempo.

La descripción de los efectos de las alteraciones del sistema fuera de equilibrio se efectúa en forma natural considerando las diferencias en los valores de las variables de estado y los flujos asociados, para todas las localidades del sistema. Los efectos de los flujos, como se dijo antes, es modificar los valores de las variables de estado, y ocurre de manera tal, que las diferencias disminuyen y el sistema evoluciona al estado de equilibrio homogéneo.

La descripción formal de un sistema fuera de equilibrio se basa en la suposición de que la relación matemática entre los flujos y las fuerzas termodinámicas es de carácter lineal. Aunque esta hipótesis restringe la validez de la teoría en cuanto a la cercanía del equilibrio, se tiene la ventaja de construir una teoría simple y lógicamente consistente.

En lo que respecta al caso de las membranas, hay generalmente tres tipos de esta asociación lineal, tal como se observa en el cuadro 1.

CUADRO I.

| | |
|-------------------|--|
| Ley de Fick | Relación lineal entre flujo de difusión y la diferencia de concentraciones |
| Ley de Ohm | Relación lineal entre el flujo de cargas y la diferencia de potenciales eléctricos |
| Ley de Poiseuille | Relación lineal entre el flujo volumétrico y la diferencia de presiones |

La teoría que da lugar a estas hipótesis acerca de las relaciones lineales se llama "Termodinámica irreversible lineal" y fue formulada por L. Onsager en 1931, por uno de sus principales resultados. Así fue como se estableció por primera vez que, dado un sistema fuera de equilibrio en el que están presentes varios tipos de inhomogeneidades en los valores de las variables de estado, un flujo cualquiera, dentro del sistema, es producido por la superposición lineal de todas las fuerzas presentes siempre y cuando, tanto las fuerzas como los flujos posean una misma calidad vectorial (principio de los acoplamientos, previamente introducido por P. Curie en 1908).

Esto significa que hay efectos cruzados, pues un flujo cualquiera puede ser dado por una fuerza que no

corresponde al efecto directo. Por ejemplo, un flujo difusivo puede ser causado por un campo eléctrico o por una diferencia de presiones. Otro ejemplo es el flujo volumétrico presente a consecuencia de una diferencia de concentraciones, que es el caso del flujo osmótico (véase la figura 5).Al hacerse la distinción entre efectos cruzados, Onsager estableció su reciprocidad. Es decir, la posibilidad de que tales efectos pueden intercambiarse. Así por ejemplo, si una diferencia de temperaturas produce un flujo de cargas eléctricas, por lo tanto es posible que una diferencia de potencial eléctrico produzca una diferencia de temperaturas y por consiguiente un flujo de calor. Estos dos efectos cruzados son conocidos con los nombres de Seebeck y Peltier respectivamente.²

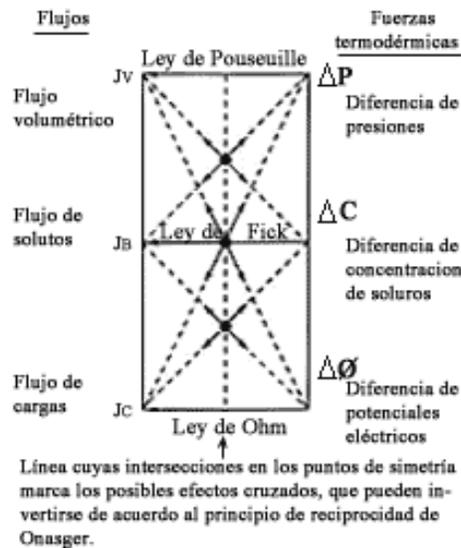


Figura 5. La figura muestra dos cuadrados perfectos compartiendo un mismo lado. Los vértices del lado izquierdo señalan los posibles flujos en el sistema donde las fuerzas son indicadas en los vértices del lado derecho. Las uniones entre vértices de diferentes lados señalan flujos. Las horizontales son los efectos directos y los indicados con líneas de trazos, son los efectos cruzados.

En el caso de las membranas, el hecho que ha provocado muchas horas de discusión entre los fisicoquímicos y los fisiólogos ha sido la correspondencia recíproca de los efectos causados por diferencias de concentraciones y de presiones. Desde 1909 E. G. J. Hartley había demostrado que la presión osmótica y la presión hidrostática son efectos enteramente equivalentes al mover agua a través de una membrana. Otros más hicieron dicho experimento, y aún en 1957-1960 A. Mauro lo repitió hasta entender el mecanismo de acoplamiento entre una diferencia de concentraciones y la generación de un déficit de presión. Este acoplamiento fue interpretado en forma matemática por A. J. Staverman en 1951-1952, utilizando la teoría lineal de procesos irreversibles. Staverman estableció la primera teoría explicativa de las medidas del flujo osmótico y tuvo a bien enseñar las causas termodinámicas de dicho flujo y los acoplamientos entre efectos de una membrana. Asimismo, la comparación de la teoría con el experimento llevó a Staverman a considerar un coeficiente de reflexión que actualmente lleva su nombre, y en el que se toman en cuenta las cualidades de una membrana.

La aplicación de la teoría termodinámica irreversible de transporte fue completada por O. Kedem, A. Katchalsky (1957-1966).

Las ecuaciones básicas que resultan de esta aplicación en membranas son comentadas a continuación para el caso en que hay dos fuerzas termodinámicas dadas por ΔC_B y ΔP .

El flujo de soluto (J_B) es dado por una superposición de un flujo difusivo y un flujo volumétrico (J_v), donde aparece el coeficiente de reflexión de Staverman (σ).

Flujo de soluto (B) = Flujo difusivo + Flujo volumétrico que afecta al flujo de solutos

$$J_B = \omega \Delta C_B + C_B (1 - \sigma) J_v \quad (1)$$

En la ecuación C_B es la concentración promedio del soluto en la membrana y ΔC_B es su diferencia a través de la membrana. Es menester dejar establecido que esta ecuación toma en cuenta la presencia de la membrana como una interfase donde ocurren los procesos de transporte. La membrana está limitada por dos baños en equilibrio termodinámico de manera que los valores de presión y concentración no cambian con el tiempo (véase la figura 6).

Dado que $\Delta C = C''_B - C'_B \neq 0$ la membrana se altera por un proceso difusivo, indicado en el primer término de la ecuación (1). De manera que el sistema al que hacemos referencia como fuera de equilibrio es la membrana y está sujeto a las condiciones de las fronteras especificadas por los baños de los recipientes (1) y (2) como se ilustra en la figura 6.

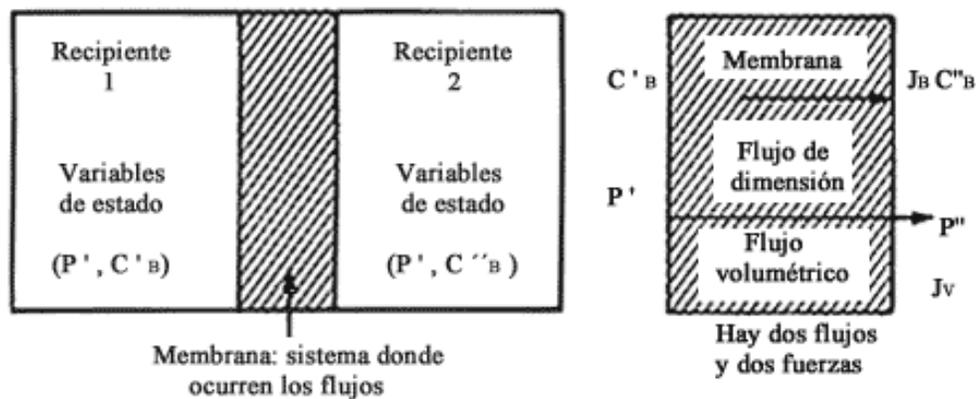


Figura 6. Una membrana separa dos baños con diferentes concentraciones de soluto (C_B) y presiones. En los baños no ocurren procesos y los flujos de intercambio se presentan en el interior de la membrana.

Además de esta contribución al flujo de difusión, disponemos de la originada por la diferencia de presiones $\Delta P = P'' - P'$. Este efecto de acoplamiento se indica en el segundo término de la ecuación (1). El flujo osmótico no aparece en la ecuación (1) en vista de que está asociado al flujo del solvente. Es costumbre no dar la forma explícita de este flujo, sino el correspondiente al flujo volumétrico considerado como la superposición de dos efectos, uno directo debido a la diferencia de presiones y otro cruzado debido a la diferencia de concentraciones; este último es el flujo osmótico. En esta forma el flujo volumétrico se escribe como:

Flujo de volumétrico = Flujo Poiseuille + Flujo osmótico

$$J_v = -L \Delta p + L \sigma R T \Delta C_B \quad (2)$$

Donde R es la constante de los gases y T la temperatura absoluta; L es el coeficiente de permeabilidad de la membrana.³

En el sistema de ecuaciones (1) y (2) están presentes dos flujos, el difusivo y el volumétrico y dos fuerzas ΔP y ΔC . Ahora bien, si se enumeran los coeficientes independientes, se observan sólo tres (ω , L y σ), siendo que hay cuatro efectos en el sistema: dos directos y dos cruzados, que aparecen en el cuadro superior de la figura 5. Lo que ocurre es que el principio de reciprocidad de Onsager garantiza que el coeficiente de reflexión de Staverman (σ) es el mismo en las ecuaciones (1) y (2). Esta situación es compatible con la termodinámica irreversible lineal. No obstante se han dado casos en que este principio deja de ser válido en presencia de membranas. Por ejemplo, en el caso de una membrana muy apretada, casi semipermeable en donde se restringe el paso del soluto ($\sigma \leq 1$) se tiene que el acoplamiento del flujo volumétrico y el soluto (B) se hace muy pequeño y el flujo del soluto en forma mínima se vuelve solamente difusivo (véase la figura 7).

En este tipo de membranas, el efecto cruzado osmótico ocurre correctamente, pero el efecto recíproco originado en el acoplamiento del flujo volumétrico y los solutos se trastoca, ya que afecta a los solutos que pasen y no altera a los solutos que se les impide pasar. En este momento se rompe la simetría en las interacciones soluto-solvente y las relaciones recíprocas de Onsager ya no son válidas, y, por lo mismo, los coeficientes (σ) en las ecuaciones (1) y (2) no son los mismos. Este caso ha sido discutido muy recientemente por L. F. del Castillo y E. A. Mason

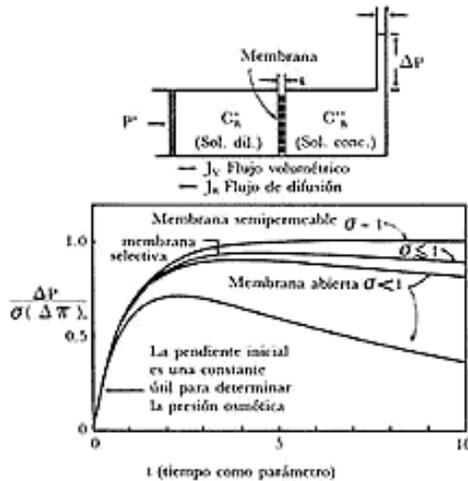


Figura 7. Un diagrama experimental de ósmosis dinámica se observa en la figura superior. La membrana puede ser semipermeable ($\sigma = 1$), selectiva ($\sigma \leq 1$) y abierta ($\sigma < 1$). Las figuras de la gráfica inferior observan la posibilidad de conocer la presión osmótica inicial $\sigma (\Delta \pi)_0$ por medio de la pendiente para tiempos pequeños.

En el caso límite de una membrana semipermeable $\alpha = 1$, debe cancelarse el flujo de difusión del soluto y $\omega = 0$, puesto que se impide totalmente el flujo de soluto a través de la membrana. En tal caso la ecuación (2) sólo representa el flujo del solvente.

El otro límite en que $\sigma = 0$, y las ecuaciones (1) y (2) representan a una membrana muy abierta o a un medio poroso en el que no está presente el efecto osmótico. En tal caso, hay que hacer notar que la ecuación (2) se convierte en la ecuación de Darcy. Se ha supuesto que las variables de estado de los baños a los lados de la membrana no cambian con el tiempo (véase la figura 6), entonces debe tratarse de un caso

estacionario, pues los flujos en la membrana deben ser los mismos todo el tiempo. Esta situación es posible si los recipientes 1 y 2 son muy grandes, comparados con la membrana, de tal manera que el resultado de estos procesos de transporte no afecten las variables P y C de cada baño. Esto también puede ocurrir si tomamos en cuenta una escala de tiempo en que los procesos de transporte son sumamente lentos para que afecten las variables de estado. No siempre tendremos este caso, y si las variables P y C dependen del tiempo, podremos observar la evolución del sistema hasta el estado de equilibrio. Tratándose de una membrana abierta en la que tanto los solutos como los solventes pueden pasar, la situación final observará que $\Delta P = 0$ y $\Delta C_B = 0$

En cambio, en el caso de una membrana semipermeable, la situación final de equilibrio estará especificada sólo por la ecuación (2) en la que

$$J_v = 0 \text{ y}$$

$$\Delta P = \Delta \pi = RT \Delta C_B$$

La cual representa la ecuación de Van't Hoff para la presión osmótica entre dos soluciones diluidas con concentraciones C'' y C' .

La aplicación de la ósmosis dinámica para medir la presión osmótica sin necesidad de esperar a que el sistema evolucione hacia el equilibrio, se consigue por medio de un análisis de la situación inicial cuando se hace un experimento en que originalmente no hay diferencias de presiones, es decir, $\Delta P = 0$ para un intervalo de tiempo inicial. En tal caso el flujo volumétrico es directamente proporcional a la presión osmótica, pues de la ecuación (2) tenemos

$$J_v = L(\sigma \Delta \pi)$$

si la membrana es semipermeable, $\sigma = 1$, sólo basta conocer el coeficiente de permeabilidad L para determinar la presión osmótica a partir de las medidas del flujo volumétrico. Pero en caso de que la membrana presente fugas de soluto de un lado a otro de la membrana, $\sigma \neq 1$, se encontrará que el valor medido de la presión osmótica $(\Delta \pi)_{exp}$, no corresponde al valor teórico determinado por medio de la ecuación de Van't Hoff. Esta diferencia observa también la medida del coeficiente de reflexión de Staverman de la siguiente forma:

$$\sigma = \frac{(\Delta \pi)_{exp}}{\Delta \pi} = \frac{\text{Presión osmótica experimental}}{\text{Presión osmótica teórica}}$$

La medición de σ para membranas abiertas es necesaria en la determinación de la presión osmótica de una solución por el método de ósmosis dinámica. En efecto, la medida del coeficiente de reflexión de Staverman permite que a partir de la determinación experimental de la presión osmótica $(\Delta \pi)_{exp}$ se obtenga la presión osmótica teórica o termodinámica.

$$\sigma = \frac{(\Delta \pi)_{exp}}{\sigma}$$

Es el valor teórico de $\Delta \pi$ que se relaciona, en el límite de soluciones diluidas, con el peso molecular del soluto (Van't Hoff, 1885).

NOTAS

1 Es posible hablar de inhomogeneidades en un estado de equilibrio, pero deben estar conformadas por medio de constricciones que impidan cambios en el tiempo. Este tipo de inhomogeneidades se excluyen de la presente discusión.

2 La teoría lineal de procesos irreversibles fue desarrollada posteriormente a los trabajos de Onsager. Entre los investigadores de esta línea se encuentra a H. B. G. Casimir (1945), quien generalizó la validez de las relaciones recíprocas de Onsager a toda clase de fenómenos irreversibles, así como a J. Meixner (1941-1943), I. Prigogine (1947) y S. R. de Groot (1950), entre otros.

3 En la derivación de la ecuación (2) hay la suposición de que las soluciones de los baños 1 y 2 son diluidas.



V. ELECTROÓSMOSIS Y ÓSMOSIS ANÓMALA

EN EL capítulo anterior ha quedado establecido que en presencia de dos fuerzas termodinámica (ΔC_B) y (ΔP) se producen dos flujos directos cruzados, los cuales dan lugar a las ecuaciones (1) y (2).

$$\text{Flujo del soluto (B)} = \text{Flujo de difusión} + \text{Contribución por Flujo volumétrico (1)} \quad (1)$$

$$\text{Flujo de volumétrico} = \text{Flujo de Poiseuille} + \text{Flujo osmótico} \quad (2)$$

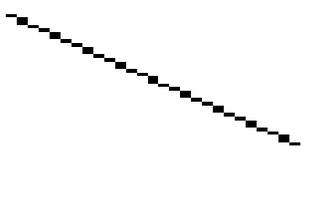
Cuando se tiene una membrana rodeada por baños que sean soluciones electrolíticas, aparecerá una nueva fuerza termodinámica dada por una diferencia de potencial. En tal caso, el formalismo de las ecuaciones (1) y (2) se modifica para incluir un término nuevo en cada ecuación. Además de esto, aparece una tercera ecuación para el flujo de cargas. Habiendo tres fuerzas termodinámicas, hay tres flujos directos y seis flujos indirectos o cruzados, como se observa en la figura 5 o en el cuadro 2.

La ecuación (2) se modifica por un término proporcional a $\Delta\phi$ el cual predice la presencia de un flujo volumétrico producido por un campo eléctrico en la membrana. A este efecto se le conoce como "electroósmosis". A su vez, la ecuación (1) debe cambiar para incluir un término adicional que represente un efecto difusivo originado por el campo eléctrico, debido a la diferencia de potenciales a través de la membrana. Este efecto eléctrico en la difusión fue considerado por M. Planck en 1890 y por W. Nernst en 1904 en términos de una ecuación hoy conocida con el nombre de Nernst-Planck. Este efecto eléctrico en la difusión no es directo, sino cruzado (véase el cuadro 2).

En el cuadro 2 se observa la matriz de los efectos directos y cruzados producidos por la presencia de las tres fuerzas de transporte ($\Delta C_B, \Delta P$ y $\Delta\phi$). Los efectos directos se presentan en los cuadros que aparecen en la diagonal, y los efectos cruzados o secundarios se muestran en los cuadros fuera de la diagonal. Entre estos últimos se encuentra la ósmosis y su efecto recíproco dado por el arrastre viscoso de solutos por el flujo volumétrico. Este efecto se excluye en el caso de una membrana semipermeable. La electroósmosis sigue un papel muy semejante al de la ósmosis. Una diferencia de potencial a través de la membrana produce acumulación de iones en ambas caras de ella y, como en el caso de la ósmosis, se produce un flujo volumétrico. El efecto recíproco consiste en que un flujo volumétrico produce por agregación una concentración de iones en la vecindad de la membrana, que producirá una diferencia de potencial. Esto puede ocurrir sin necesidad de alterar la neutralidad eléctrica de los baños alrededor de la membrana. Un efecto semejante, coadyuvando en la formación de la capa polar, es dado por difusión; que corresponde al efecto cruzado mostrado en el cuadro central inferior de la matriz del cuadro 2. Esta clase de efecto, de polarización por concentración, es capaz de contrarrestar, a tal grado, el efecto de la diferencia de presiones que es posible invertir la dirección del flujo volumétrico. A este fenómeno se le llama "ósmosis anómala" y fue estudiado por E. Grim y K. Sollner en 1957, considerando membranas compuestas. La descripción de este efecto señala una inversión del signo en el coeficiente de reflexión de Staverman. El

caso de una polarización por concentración por difusión fue estudiado por Sollner y Neihof en 1955, y encontraron que una composición de membranas en presencia de iones se puede comportar como un diodo semiconductor con dirección preferente.

Cuadro 2.

| | | | |
|---|--|---|---|
|  | Diferencia de presiones (ΔP) | Diferencia de concentraciones de soluto (ΔC) _B | Diferencia de potencial eléctrico ($\Delta \phi$) |
| Flujo de solvente | Flujo volumétrico | Ósmosis | Electroósmosis |
| Flujo de solutos —moléculas neutras— | Arrastre de solutos por flujo volumétrico | Difusión de Fick | Difusión de Nernst-Planck |
| Flujo de solutos —iones— | Polarización por acumulación de cargas (vía flujo volumétrico) | Polarización por concentración (vía flujo de difusión) | Corriente eléctrica (Ley de Ohm) |

La electroósmosis se verifica en la membrana de la célula, donde flujos masivos de agua se deben a concentraciones de cargas en ausencia de una diferencia de presiones. Estos acoplamientos son independientes del transporte activo \perp a través de membranas biológicas.

La electroforesis representa el caso de polarización por concentración en la que hay simetría de los efectos cruzados. Lo que ocurre es que los efectos de concentración son a su vez originados por la movilidad de iones hacia los electrodos de signos opuestos. En cambio, la simetría de la difusión iónica se rompe por medio de una membrana, que ocurre en los casos de baterías alcalinas. En esta forma se permite el paso de algunos iones (radicales sulfato, por ejemplo) y se impide el tránsito de otros iones como los de cobre, tal como se muestra en la figura 8. En electroquímica, se utilizan membranas semipermeables y selectivas como barreras de la difusión, para reducir la movilidad de constituyentes electrolíticos y alargar la vida media de las baterías.

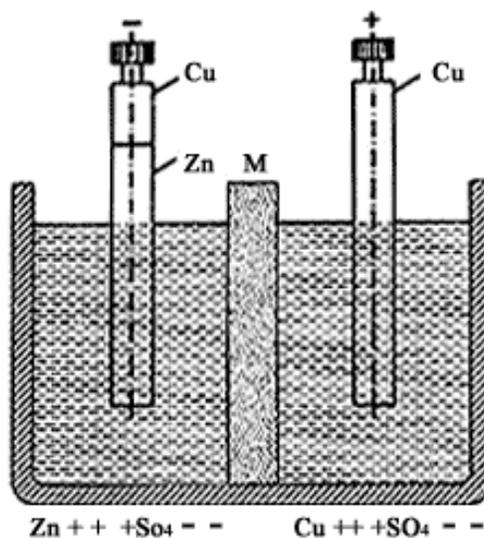


Figura 8. Diagrama esquemático de una celda de batería inventada por Daniell en 1836. La membrana semipermeable (M) impide la mezcla de las dos soluciones en los dos recipientes contiguos, impide el depósito de iones de cobre (Cu) sobre el electrodo de zinc (Zn) y permite el paso

de los iones de sulfato (SO 4⁻).

Es necesario aclarar que los cambios en el tiempo de las variables de estado en estos sistemas determinan su evolución al equilibrio. Si la membrana es abierta, permitiendo el libre tránsito de iones y moléculas neutras de un lado y otro de la membrana, entonces la situación final de equilibrio observará que todas las diferencias se cancelan, $\Delta C = 0$

$$\Delta\phi = 0 \text{ y } \Delta P = 0.$$

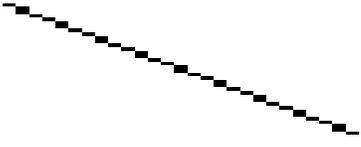
En el caso de membranas semipermeables que impiden el paso de algunas moléculas neutras y de algunos iones, el equilibrio será dado por la presión osmótica modificada por el efecto de los potenciales de Donnan. Este equilibrio es conocido, en igual forma, como equilibrio de Donnan.

Este caso de equilibrio fue descubierto en 1911 por el químico británico Frederick George Donnan (1870-1956), desde entonces se sabe que en el equilibrio de sistemas electrolíticos con membranas semipermeables, los flujos iónicos causados por potenciales electrostáticos y los flujos difusivos causados por gradientes de concentraciones, se cancelan mutuamente.

En todo lo que se ha mencionado en los últimos capítulos, se ha considerado que el sistema es isotérmico, y que por ningún concepto se prevén cambios en la temperatura en las distintas porciones del sistema. Desde luego que esto es una posibilidad que queda contemplada dentro del formulismo de la teoría irreversible lineal, ya que una diferencia de temperatura es, en efecto, una fuerza termodinámica. Si esta fuerza la agregamos a la descripción formal de la misma manera como se ha introducido la diferencia de potencial, el arreglo del cuadro 2 se convierte en un arreglo de 4 X 4 efectos, tal como se aprecia en el cuadro 3. De todos los efectos mostrados en el cuadro 3, cuatro son directos y se indican en diagonal (de izquierda a derecha y en orden descendente), y los 12 restantes son efectos cruzados y se localizan en los cuadros que están fuera de la diagonal. Por otra parte también hay un sistema de cuatro ecuaciones de transporte, una para cada uno de los flujos mostrados en los diferentes tipos de acoplamiento entre flujos y fuerzas. El efecto equivalente al electroosmótico es el llamado de termoósmosis, y representa el caso en que una diferencia de temperatura motiva un flujo volumétrico. El acoplamiento entre los efectos cruzados puede ser de superposición o de interferencia mutua, de manera que la descripción de la situación de equilibrio resulta complicada.

Fuerzas

Cuadro 3.

|  | Diferencia de presiones (ΔP) | Diferencia de concentraciones de soluto (ΔC) _B | Diferencia de potencial eléctrico ($\Delta\phi$) | Diferencia de temperatura (ΔT) |
|--|---|---|--|--|
| Flujo de solvente | Flujo volumétrico | Ósmosis | Electroósmosis | Termoósmosis |
| Flujo de solutos —moléculas neutras— | Arrastre de solutos por flujo volumétrico | Difusión de Fick | Difusión de Nernst-Plank | Termodifusión Soret |

| | | | | |
|--------------------------|--|--|-----------------------------------|-----------------------------|
| Flujo de solutos —iones— | Polarización por acumulación de cargas (vía flujo volumétrico) | Polarización por concentración (vía flujo de difusión) | Corriente eléctrica (Ley de Ohm) | Termoelectricidad Thomson |
| Flujo de calor | Flujo Térmico Joule-Thomson | Difusión térmica. Dufour | Termoelectricidad. Electropirosis | Conducción térmica. Fourier |

En el caso de sistemas biológicos, la temperatura, como variable de estado, juega un papel importante y su regulación se observa en la escala global de un organismo animal o vegetal. Por ejemplo, en una elevación o una disminución de la temperatura de 25 a 30 grados centígrados sobre el valor medio de la temperatura ambiente, los efectos térmicos se contraponen a los osmóticos, de tal manera que se arriesga la sobrevivencia de los organismos, sobre todo la de las plantas, que dependen básicamente de la ósmosis para la realización de sus procesos vitales.

NOTAS

1 El transporte activo no sigue el comportamiento termodinámico irreversible lineal.



VI. EXPLICACIÓN DEL FENÓMENO OSMÓTICO

DESDE el descubrimiento de la ósmosis por Dutrochet en 1828, hasta su explicación racional por Kedem y Katchalsky en 1958, transcurrieron 130 años en que se debatió la naturaleza del flujo osmótico. Todavía a finales de los años cincuenta, se discutió si el flujo osmótico era un flujo de difusión del solvente originado por una diferencia de potenciales químicos o un flujo viscoso semejante al producido por una diferencia de presiones hidrostáticas. A pesar de que esta última cuestión había sido ya resuelta en 1908 por Hartley, volvió a verificarse en los años de 1957 a 1960, cuando A. Mauro demostró que una diferencia de presión osmótica produce en efecto un flujo de igual magnitud al producido por una diferencia de presiones hidrostáticas. En esta forma, la discusión parecía quedar resuelta; no obstante, se comprueba luego que tal desacuerdo no era en realidad de fondo, sino sólo de tipo formal, ya que la distinción entre flujo de difusión y flujo osmótico es arbitraria.

A este respecto se recuerdan las palabras de L. Onsager (1945): "El flujo viscoso es un movimiento relativo de las porciones adyacentes de un líquido. La difusión es un movimiento relativo de sus diferentes constituyentes. Estrictamente hablando, los dos flujos son inseparables, ya que la velocidad hidrodinámica en una mezcla difusiva es meramente un promedio determinado por medio de una convención arbitraria."

Ello significa que podemos escribir la ecuación de transporte para el solvente como una ecuación de difusión, donde el coeficiente correspondiente de difusión se modifica cuantitativamente para incluir el efecto osmótico. Esto mismo quedó explicado en el trabajo de D. C. Mikulecky y S. R. Caplan en 1966, al observar que el flujo osmótico podría depender de un cambio en el sistema de referencia. Con lo que se hace ver que el flujo osmótico aparecerá o no en las ecuaciones, dependiendo del sistema del observador. Esto no representa más complicaciones que la aceptación de que las ecuaciones de transporte pueden escribirse de muchas maneras equivalentes y son los coeficientes de transporte los que cambian de significado. Esta situación, en el caso del flujo osmótico, hace estimar que su identificación no puede ser única. A pesar de que esta objeción es fundamentalmente correcta, la mayoría de los autores han insistido en la descripción por separado del flujo osmótico y se preguntan por el mecanismo que lo produce. De manera que, habiendo establecido una identificación hidrodinámica del flujo osmótico a fines de los años cincuenta, en los primeros años de la siguiente década surgió una discusión sobre el mecanismo que produce el fenómeno osmótico. El problema que se planteó entonces era explicar la mecánica donde una diferencia de concentraciones a través de una membrana produce un flujo equivalente al producido por una caída de presiones. Esta dificultad no había tenido una explicación directa en más de 130 años y tampoco pareció obvia, porque jamás se midió una diferencia de presiones asociada en forma directa al flujo osmótico. La interpretación que se dio entonces fue que esa caída de presión no podrá medirse porque ocurre justamente en el interior de la membrana. Es decir, la función de la membrana es resistir internamente una caída de presión. Discusiones de este tipo fueron realizadas por A. Mauro (1960), L. G. Longsworth (1960), P. Mears (1966) y J. R. Philip (1969). Los trabajos de Mauro y Longsworth fueron analizados respectivamente por Onsager y John Kirwood, dos genios de las teorías de los fenómenos de transporte. De aquí se ha derivado la única explicación que se conoce hasta la fecha del mecanismo por el que ocurre el fenómeno osmótico. Esta explicación se proporcionará a continuación y para facilidad del lector se divide en tres momentos, de acuerdo a la secuencia gráfica siguiente:

a) En una membrana semipermeable existe la reflexión total de las moléculas del soluto y la transmisión parcial de las moléculas del solvente. Esta restricción ocurre básicamente cuando el fluido entra a la membrana entre las porciones abiertas (poros).

En la figura 9, la fase I representa una solución concentrada (C') y la fase III representa una solución diluida (C''). La discontinuidad que observa la interfase frente a la membrana se debe a que esta capa es de unos cuantos diámetros moleculares, por lo que macroscópicamente se observará una caída brusca en los valores de la concentración de la fase I al acercarse a la membrana (fase II).

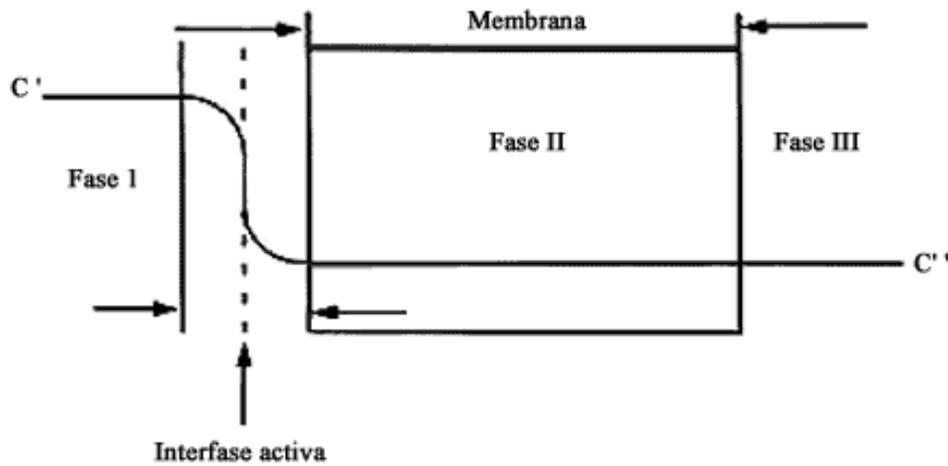


Figura 9. ...

b) La interfase conlleva también una disminución en el valor de la presión. Este cambio se debe particularmente a una alteración local de la cantidad de movimiento, debido a la presencia de una asimetría por la exclusión del soluto (figura 10).

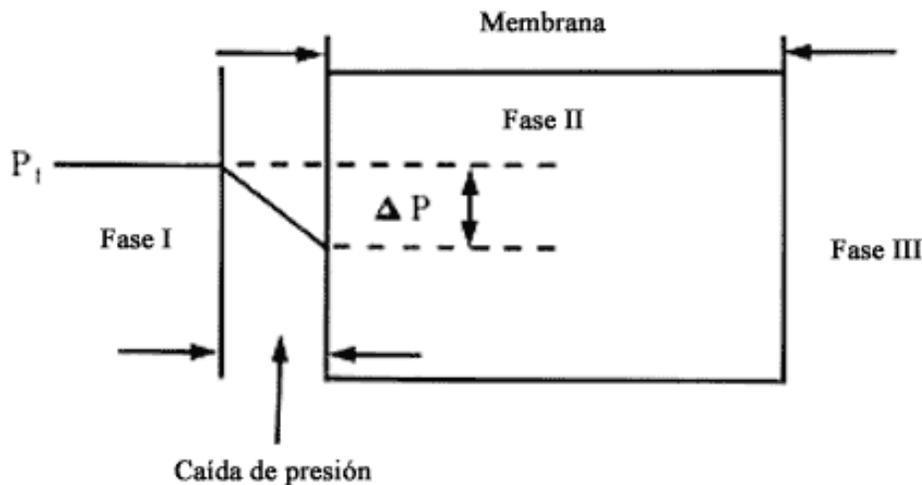


Figura 10. Hay un déficit de presión en la interfase.

c) La caída de presión en la interfase puede manifestarse de tres maneras distintas:

i) ESTADO DE EQUILIBRIO

Para cancelar el déficit de presión en la interfase, es necesario aplicar un exceso de presión a la fase I, dando juntamente por el valor ΔP , para que al producirse la caída en la interfase no exista una diferencia de los valores de la presión entre los fluidos de la interfase y los de la fase II. Es de reconocerse que dicho exceso de presión es necesario para mantener el equilibrio y por definición corresponderá al valor de la presión osmótica (figura 11).

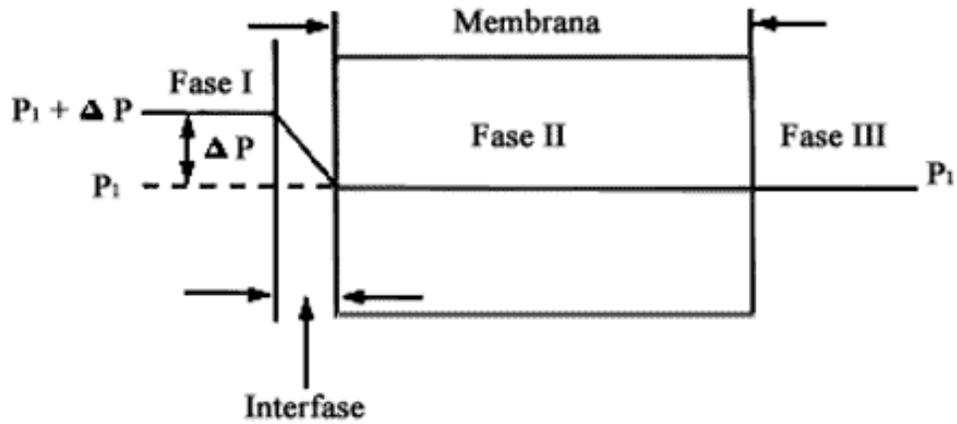


Figura 11. Es necesario aplicar un exceso de presión P a la fase concentrada para mantener el equilibrio.

ii) ESTADO ESTACIONARIO

Si los valores de las concentraciones de las fases I y III se mantienen constantes, sosteniendo la misma presión (p) en dichas fases, no habrá ese exceso de presión para mantener el equilibrio y encontraremos entonces un flujo de solvente, debido a que en una cara de la membrana (punto a de la figura 12) hay una presión que es menor al valor P_1 en la cara opuesta. Este flujo produce una caída cuando el flujo es de tipo viscoso (de Poiseuille). Este es precisamente el flujo osmótico.

De acuerdo a la figura 12 no se mide ninguna diferencia de presiones entre las fases I y III, sin embargo, hay un flujo osmótico. La única diferencia que experimentalmente se aprecia es la de concentraciones. El valor del flujo osmótico es tal, como el diámetro del poro de la membrana, su longitud y la viscosidad del fluido permitan una caída de presión que compense exactamente el déficit de presión en la interfase.

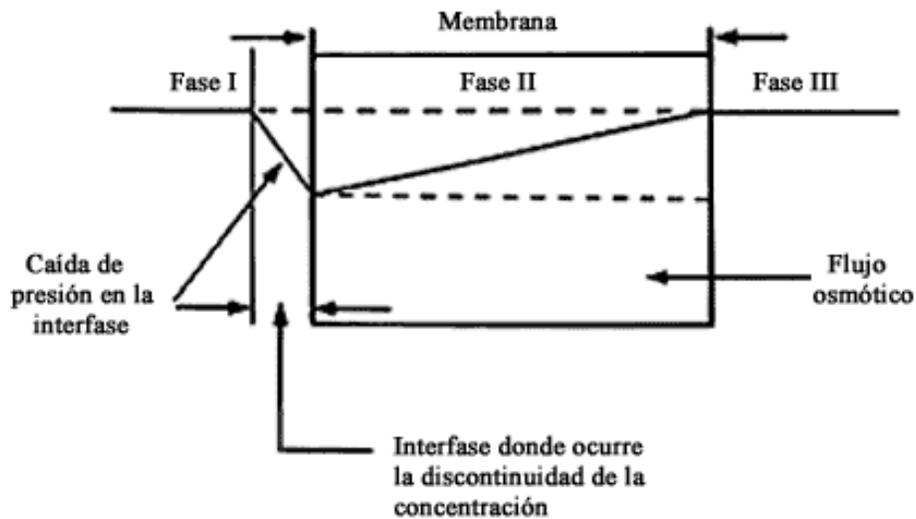
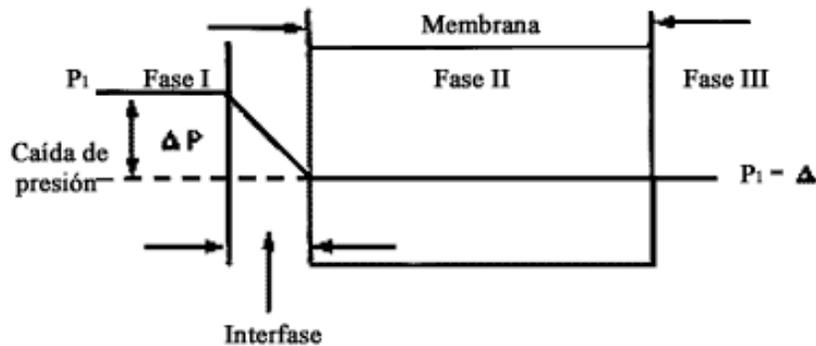


Figura 12. Experimento en estado estacionario donde a ambos lados de la membrana no hay una diferencia de presiones.

iii) ESTADO METAESTABLE

Si el sistema de las tres fases es cerrado, de manera que no se permita el flujo osmótico, entonces la caída de presión en la interfase se manifestará como una tensión negativa en la fase III. Es decir, el déficit de presión se propaga de la interfase al solvente de la fase II, y de ahí a la fase III (V. figura 13).



La transmisión de una tensión negativa por medio de la fase III, muestra la posibilidad del "generador osmótico".

Figura 13. La Fase III se encuentra en un estado de equilibrio metaestable, sujeta a una tensión negativa.

La tensión negativa en la fase III se manifiesta en cuanto a que una partícula de fluido atrae hacia sí a la partícula vecina y así, nuevamente se transmite una capacidad de absorción. El descubrimiento de este estado de los líquidos no es nuevo; históricamente Young y Laplace en 1805 trataron de explicar tales estados en términos de las fuerzas de cohesión. Actualmente se busca una explicación en términos de estados metaestables, descritos por una ecuación de estado.

En nuestro caso, lo importante de un sistema cerrado es que la tensión negativa puede transmitirse a un punto distante de su producción en la interfase por medio de la fase III. Esto significa la posibilidad de hacer un trabajo cuando la fase III se ponga en contacto con otro dispositivo poroso, donde aparece el intercambio del solvente y se genera finalmente el flujo osmótico.

Esta capacidad de la ósmosis para realizar un trabajo ha sido considerado como una posibilidad de obtener dispositivos generadores de energía. Hasta ahora se trata de una "buena posibilidad", pues su realización en el campo de las aplicaciones tecnológicas no ha proporcionado algún motor que involucre un ciclo de este tipo. La dificultad de esta aplicación estriba en que los procesos de la ósmosis son lentos, pero tienen la ventaja de integrar presiones altas, como las indicadas en el osmómetro de Frazer de 273 atmósferas. Por otra parte, parece ser que en el caso de los vegetales hay un ciclo de este tipo. Refiriéndonos a la figura 13, la fase I y la membrana se encuentran en las hojas, donde se genera la tensión negativa o de absorción.

La savia juega el papel de la fase III, que se encuentra en un estado metaestable debido a que el vegetal representa en sí un sistema cerrado. La savia constituye un sistema continuo y transmite esa tensión negativa hacia las raíces. Es en las raíces donde, a través de un sistema de membranas, se hace posible la utilización de la tensión negativa dando lugar a una absorción efectiva de humedad y haciéndose un trabajo en contra de las fuerzas de adherencia de la matriz de los suelos. La tensión en que se encuentra la savia se puede medir y en algunos casos se reportan valores de 80 atmósferas para árboles en el desierto. Del estado metaestable en membranas seguiremos exponiéndolo en el capítulo VIII.

Ahora bien,recapitulando sobre el mecanismo de origen del flujo osmótico, es de llamar la atención su identificación con el flujo viscoso. Esto hace posible la explicación dada en la figura 12, con objeto de que la caída de presión de la interfase no se manifiesta exteriormente. Esta idea se plantea un tanto diferente en el caso de otros sistemas que se comporten como membranas semipermeables. Por ejemplo, cuando se unen dos soluciones de H^3_e y H^4_e a temperaturas por abajo del punto λ por medio de un capilar finísimo, el fenómeno osmótico se presenta cuando el H^4_e : superfluido atraviesa el capilar y al componente H^3_e se le impide fluir. En este caso, tenemos que lo expuesto en la figura 12 no se obtiene, pues el H^4_e superfluido no presenta el fenómeno de viscosidad cuando se desplaza a través del capilar.

Con esta circunstancia, a pesar de contar con un flujo osmótico existe una situación parecida a la

presentada en la figura 13; por lo que hay que contemplar la posibilidad de realizar un trabajo en otra parte del sistema, con la finalidad de llevarlo hasta el equilibrio. Una cantidad de trabajo puede realizarse por medio de la elevación de una columna de fluido sobre la superficie libre de la solución concentrada. En esta forma, se salva la generalidad del mecanismo que produce el flujo osmótico.



VII. LA ÓSMOSIS EN LAS PLANTAS Y LOS ANIMALES

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.

No obstante esta dificultad, no es de extrañar los casos en que los conceptos macroscópicos siguen utilizándose en una escala de pocas moléculas, por ejemplo, la hidrodinámica de capilares sigue siendo válida en la descripción de datos experimentales en radios del orden de unas cuantas docenas de moléculas.¹

Los conceptos termodinámicos a la escala de la membrana celular cobran vigencia debido a la evidencia experimental.

El efecto osmótico en las células se verifica directamente por el fenómeno llamado "plasmólisis". Esto ocurre cuando una célula viva se introduce en un vaso con agua destilada. A consecuencia de que el líquido celular consta de una solución acuosa a cuyos solutos disueltos se les impide fluir al exterior, producen una tensión de absorción tal, que ocurre un flujo osmótico a través de la membrana celular, y el agua fluye al interior de la célula; ésta se hincha lentamente hasta llegar el momento en que estalla, dispersando su contenido celular en el agua destilada.

En cambio, si una célula viva, en lugar de ser introducida en agua destilada, se introduce en una solución que posee un valor de presión osmótica mayor a la dada por el plasma celular (solución hipotónica), la célula disminuye de tamaño, adquiriendo aspecto de mórula por el paso del solvente intracelular al exterior. Si la solución en la que se coloca la célula no provoca ningún cambio por el flujo osmótico, ya sea interior o exterior a la célula, se le llama solución isotónica. Esta última solución nos da una medida de la "fuerza" con que la célula enlaza sus moléculas de agua y su determinación representa un método empleado por De Vries y Donders (1886); éste consistía en colocar una célula viva, sucesivamente, en soluciones: acuosas que contenían concentraciones crecientes de un soluto cualquiera, hasta alcanzar ese

punto crítico en que la célula ya no puede mantener sus moléculas de agua y las cede a la solución de mayor presión osmótica y se deshidrata.

Durante este proceso se considera a la célula como un sistema termodinámico; pero esta asociación ha surgido por circunstancias históricas y se establece por tradición. Esto ha sido justificado, ya que el concepto de la ósmosis misma aparece primero en relación a los procesos de intercambio de la célula y luego toma el lenguaje termodinámico; pero queda sobreentendido que tal formalismo se acepta porque describe al fenómeno observado por los fisiólogos, sin comprometerse a simplificar la realidad o en inferir limitaciones a la naturaleza.

Esto se pone de manifiesto cuando se hace notar que la teoría termodinámica del intercambio celular representa un modelo simplificado de la naturaleza; es decir, de un modelo simple donde se describe el fenómeno osmótico en membranas rígidas, lo que a su vez es compatible con estados estacionarios donde no se aprecian cambios de volumen dentro del sistema. En general, esto no es cierto, pues las células modifican su volumen de acuerdo a las características del medio circundante. En efecto, los trabajos de Ponder en 1933 establece las relaciones semiempíricas que describen el volumen de una célula, dependiendo de la diferencia de las presiones osmóticas externas e internas de la célula.

Ponder observa los mecanismos de regulación osmótica de una célula animal. Los cambios de volumen de una célula se correlacionan con los cambios en la concentración del citoplasma. Así, dicha concentración se hace mayor cuando la célula está en equilibrio, representado por un baño con una solución concentrada. Asimismo, la concentración del citoplasma disminuye cuando el baño está representado por una solución diluida. Respecto a los cambios de volumen en las células de las plantas, se destacan mecanismos diferentes de regulación a las que ocurren en las células animales. Parece ser que las membranas de las células de los vegetales resisten mecánicamente las presiones osmóticas de una solución hipertónica, restringiendo el flujo de agua hacia el interior de la célula. Este comportamiento hace que la pared de la célula vegetal se distienda, ejerciendo una presión suficientemente grande para balancear la diferencia de las presiones osmóticas de la solución externa e interna. A la presión ejercida por la membrana celular sobre la solución interna de la célula se le llama "presión de Turgor". Este fenómeno ocurre porque la membrana celular en realidad es poco elástica y el incremento del volumen celular, debido a la entrada de un poco de agua, produce un incremento apreciable en la presión de Turgor.

La carencia de una teoría que incorpore en la descripción termodinámica estos casos, no significa una falla de fondo de los fundamentos de la termodinámica, sino de la necesidad de una nueva formulación respecto a las membranas biológicas, consideradas como paredes elásticas con permeabilidades y área efectiva dependientes del tiempo.

Por otra parte, hay que distinguir claramente entre la escala de la célula y la escala macroscópica donde se presentan mecanismos de cooperación entre un extenso número de células, originando funciones reguladoras internas de organismos biológicos de mayor tamaño como los animales y las plantas.

En estos casos, la utilización de conceptos termodinámicos en la biología cobran pleno sentido. En el siguiente capítulo sobre irrigación se considerará el caso en que los efectos de la presión osmótica se observan a escala en un árbol.

En la escala macroscópica también se distingue a los organismos biológicos como sistemas termodinámicos sujetos a la acción de un medio ambiente. A este respecto se ha hecho algunos progresos desde el punto de vista termodinámico. En efecto, los procesos de intercambio de trabajo, materia y energía del sistema con el medio ambiente, están sujetos a un principio de máxima eficiencia. Este principio fue propuesto por Prigogine y Wiame en 1946 y está basado en el teorema de la termodinámica de no equilibrio para estados estacionarios de mínima producción de entropía. Lo más interesante de esta descripción es verificar que los organismos biológicos no operan alrededor del estado de equilibrio, sino que ejecutan óptimamente sus funciones de intercambio alrededor de una situación estacionaria. Otra característica también interesante de esta aplicación, es que tales condiciones son estables respecto a

perturbaciones exteriores o internas. Estas dos características están asociadas a la evolución de adaptación de un organismo con su medio ambiente.

De nueva cuenta se observa que el formalismo termodinámico tiene una falla al describir el fenómeno biológico. Esto se debe a que el teorema de mínima producción de entropía tiene su validez para una situación muy cercana al estado de equilibrio total, mientras que los sistemas biológicos operan muy alejados de esta situación.

Los intentos de extender la validez de este teorema a estados lejanos del equilibrio han sido infructuosos hasta la fecha.

NOTAS

1 D. G. Levitt, en 1973, consideró razonable suponer que la descripción de la hidrodinámica y la termodinámica podrían retener su validez, en sentido estadístico, en una escala de un pequeño número de moléculas.



VIII. LA IRRIGACIÓN Y EL FENÓMENO OSMÓTICO

EL ESTADO actual del arte de la irrigación hace de la agricultura una actividad comercialmente buena, sólo donde el agua es abundante y barata. Esta característica de la agricultura ha permanecido inalterada a lo largo de los siglos, considerando a los pueblos sedentarios del neolítico, hasta el siglo XIX.

Se recuerda, en particular, como una de las siete maravillas del mundo antiguo, a los jardines de Babilonia. Entre las murallas defensivas internas y externas que rodeaban a la ciudad, había desde los tiempos de Hammurabi una tierra irrigada con una red de canales. La tradición griega se refería a esa tierra cubierta de vegetación como los jardines Colgantes de Babilonia. Se les ha considerado a estos jardines ornamentales y decorativos. Sin embargo, pudieron ser parte de una maniobra militar; en realidad se trataba de las reservas estratégicas de la ciudad, donde los famosos jardines eran básicamente trigales y plantas para la fabricación de vino, lo que podría haberse utilizado en situaciones de emergencia o de sitio. En tal caso, no se trataba de jardines sino de campos agrícolas cuya importancia no radicaba en su belleza, sino en una inusitada agricultura controlada por la mano del hombre; era pues un alarde tecnológico de la época. En efecto, un campo agrícola separado de la avenida de un río y en ausencia de lluvia representaba un avance revolucionario en la agricultura, ya que generalmente los campos agrícolas estaban situados en las márgenes de los ríos, cuyas inundaciones hacían posible; la agricultura. En Babilonia, en cambio, tenían canales y diques de riego que llevaban el agua hacia las zonas de cultivo e inundaban artificialmente las parcelas dentro de la ciudad. Curiosamente, estos avances revolucionarios de la antigüedad son vigentes en la actualidad y trascienden hasta nuestros días con los nombres de sistema de riego por inundación y por surco.

Las novedosas técnicas del siglo XX para proporcionar avanzados sistemas de riego han sido básicamente los de aspersión y de goteo. El primero consiste en imitar la inundación por lluvia usando aspersores. No obstante, sigue manteniéndose el concepto de que se requieren grandes cantidades de agua para mantener la vida de los vegetales. El sistema de riego por goteo no modifica este principio, sino que lo implementa eficientemente, porque la inundación del suelo corresponde a una pequeña sección cercana a la planta de donde se deriva la humedad por filtración y difusión. Con esto último se ha conseguido un ahorro considerable de agua, pues se elimina en gran medida la cantidad de pérdidas por filtración y evaporación. La novedad técnica de estos sistemas estriba en que puede regularse tanto el régimen de humedad en el suelo, particularmente con el goteo, así como el contenido de humedad a nivel de la raíz.

Hasta aquí todo parece haber sido resuelto con respecto a los métodos y teoría de la irrigación, pero hace falta abrir la caja de Pandora. A principios de este siglo, B. E. Livingston y otros estudiaron a nivel de laboratorio la aplicación subterránea de módulos de cerámica porosa, para proporcionar agua y nutrientes a la raíz de algunos vegetales. En 1975, experiencias de campo similares fueron realidades en Chapingo, México, por P.C. Olguín. En relación a lo anterior, las observaciones del ingeniero J. M. Guerrero de México, en la década de los setenta, le llevaron a considerar que en las experiencias anteriores se había pasado por alto el hecho básico de que un irrigador subterráneo de porcelana poroso se convierte con el tiempo en una raíz virtual; esto ocurre cuando las raíces de la planta envuelven a la cápsula porosa, de tal manera que se impide toda derivación de la humedad del irrigador hacia el suelo. En esta forma, el agua suministrada por este tipo de sistema pasa directa y totalmente al interior del vegetal, semejante a una inyección de agua a través del tronco de un árbol, tal como ocurre en una transfusión de líquidos aplicados directamente a las venas de un individuo. Si por considerarlo más obvio llevamos a la práctica la idea de la inyección, se encontraría que el agua no puede suministrarse indiscriminadamente a una planta. En efecto, en el caso de los vegetales debe utilizarse en cambio la cápsula de cerámica porosa.

Al sistema de riego derivado de esta aplicación se le llama de implante, estequiométrico, de autoirrigación, riego xilema, etcétera.

Los rendimientos reportados para cada sistema de riego son:

Aprovechamiento del 25% de agua de riego por surco,
del 50% de agua de riego por aspersión,
del 80% de agua de riego por goteo,
del 99% de agua de riego por implante.

La caja de Pandora se abre ahora con el riego por implante, pues los reportes de consumo de agua por día utilizando este sistema se dan en mililitros, que no está de acuerdo con los conceptos tradicionales que conforman la teoría de la irrigación actual, y cuyos métodos reportan consumos de agua muchísimo mayores. Al parecer, esta discrepancia es fundamental y requiere de una revisión de los conceptos fisiológicos involucrados en la teoría de la irrigación.

Es curioso y cierto que el evento básico de la irrigación, representado por la absorción del agua del suelo por la raíces de las plantas, no está definitivamente aclarado, pues se debaten distintas causas de las tensiones de absorción de las raíces; asimismo, se discute el mecanismo del agua al moverse a través de los tejidos del xilema. Se asegura que el fenómeno es osmótico cuando el agua del suelo es removida por las raíces. Sin embargo, esto no resuelve el problema planteado, porque hay que establecer el mecanismo regulador de las células de las raíces, obligadas a disponer de agua y nutrientes del suelo circundante. Es bien sabido que esta función no es indiscriminada, sino que obedece a periodos regulares.

Hay un hecho básico que destaca en el sistema de riego por implante. Consiste de un módulo de cerámica poroso que funciona de igual forma en las raíces que incrustada en el tronco de un árbol a cualquier nivel, siempre y cuando esté en contacto con la región donde circula la savia. Esto trae a colación el hecho de que la savia es, por lo general, un líquido en estado metaestable sujeto a una tensión negativa.

Hay al menos una cuestión interesante que se ha discutido al respecto. ¹ La savia puede ser el monitor de la absorción del agua a través de las raíces o de un implante en el tronco. La savia puede representar un movimiento osmótico a gran escala, generando en las hojas de los árboles. En efecto, esto debe ser así porque en las hojas es donde se requiere el agua, tanto para la transpiración como para la elaboración de azúcares y sustancias orgánicas por medio de la fotosíntesis. En todo caso, la tensión negativa se produce ahí a través de membranas semipermeables recuérdese la explicación del capítulo VI en que la presión osmótica puede observarse como una presión de succión negativa). En la relación a la tensión de absorción de la savia, el hecho no es trivial, pues se mencionan valores de presión negativa de hasta 80 atmósferas en plantas del desierto (*Science*, vol. 248, p. 341, 1965). Esta tensión negativa de la savia es transmitida a todas las regiones del árbol, y en particular a las raíces, con la que realizan su acción de absorción al exterior, basada en el principio de Pascal de los medios continuos. La capacidad de alcanzar altos valores de tensión negativa en las raíces explicaría la absorción del agua pura a partir de aguas marismas, como ocurre con los manglares y las plantas halófitas; además, explica el hecho de que algunas hortalizas generen tensiones de 15 atmósferas para remover el agua adherida en las matrices de los suelos.

Las técnicas de irrigación por implante, utilizando en forma natural la presión negativa de la savia, seguramente no desplazará a las demás técnicas de irrigación actualmente vigentes. Así como las novedades del riego por goteo no modificó los sistemas por surco donde era posible. El sistema por implante manifiesta una posibilidad mucho más adecuada de utilización del agua en lugares desérticos o temporales de sequía. Representado este sistema, como cerrado, desde el punto de vista de la comparación con las membranas semipermeables, se considera como un sistema osmótico regulado.

NOTAS

[1](#) M. R. Goyal, O. Colberg, A. Acosta, Winter Meeting of An. Soc. of Agricultural Engineerings. Paper No. 85-2620; Illinois Center, Chicago, Dic. 17-20 (1985).



IX. FENÓMENO DE ÓSMOSIS INVERSA

El lamento del antiguo marinero que gritaba "agua, agua por doquier, pero ninguna gota para beber", sigue siendo el grito de mucha gente de muchas islas y áreas costeras rodeadas por un océano, donde el agua potable para beber y cocinar es escasa.

EL FENÓMENO de ósmosis normal o también llamada directa, expresada en capítulos pasados, representa la respuesta de un sistema discontinuo cuando dos recipientes con solución a diferentes concentraciones se ponen en contacto por medio de una membrana semipermeable. El flujo osmótico se origina del recipiente de solución diluida al recipiente de solución concentrada (diagrama a, figura 14). Es un proceso espontáneo para llevar el sistema a su estado de equilibrio. Ello ocurre cuando el flujo osmótico eleva una columna de líquido sobre la solución concentrada, cuyo peso produce la presión osmótica de equilibrio (diagrama b, figura 14). La segunda ley de la termodinámica asegura que este proceso es irreversible, en vista de que para reintegrar el sistema a su estado inicial tiene la necesidad de realizar un trabajo mecánico neto. Esta labor mecánica se realiza en la solución concentrada, de tal manera que el flujo del solvente ocurre en dirección opuesta al flujo osmótico original. Para que tal cosa se realice, es obligatorio que la presión aplicada tenga un valor mayor a la diferencia de las presiones osmóticas entre los recipientes (véase el diagrama c, figura 14).

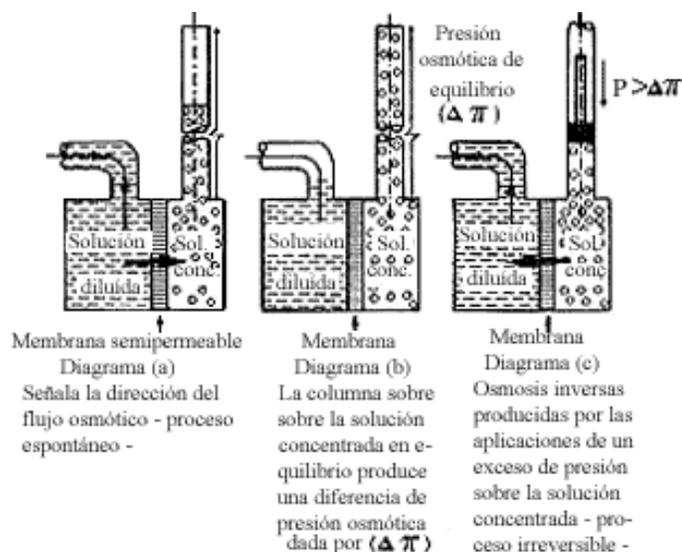


Figura 14

El proceso de ósmosis inversa fue propuesto por primera vez por Charles E. Reid en 1953 para obtener agua potable del agua de mar. La propuesta de Reid fue sometida a la consideración de la Oficina de Aguas Salinas de EUA y surgieron algunas objeciones, una de ellas consideraba a la ósmosis inversa como un proceso impráctico y que en caso de funcionar sería una curiosidad de laboratorio. La duda más seria a la propuesta de Reid fue cuando se hizo ver que el estado del arte carecía de una membrana adecuada para realizar eficientemente el proceso de ósmosis inversa. En efecto, al aprobarse el proyecto Reid se enfrascó en un problema mayúsculo para conseguir la membrana que tuviera la capacidad de realizar ese proceso. Las dificultades básicamente eran las siguientes:

a) Carencia de una membrana que resistiera químicamente las soluciones salinas.

b) Las membranas eran muy poco porosas para permitir el libre tránsito del solvente (agua pura) y demasiado abiertas para tener un adecuado coeficiente de reflexión de Staverman (bajo rechazo de sales).

La solución del problema de la separación de agua pura a partir de agua de mar o salobres fue resuelta por el descubrimiento de la membrana de acetato de celulosa por el mismo Reid y E. J. Breton en 1959.

A este descubrimiento siguió otro efectuado por S. Loeb y S. Sourirajan en los años de 1960 a 1962 al demostrarse que la membrana de Reid y Breton mejoraba considerablemente el flujo de solvente y rechazo de sales, si la membrana se hacía asimétrica en lugar de homogénea. Luego se supo, por observaciones al microscopio electrónico, que la asimetría en la membrana de Loeb y Sourirajan se debía a la presencia de una delgada película de polímero en fase amorfa con secciones cristalinas sobre la superficie de la membrana. Esta película es la parte activa de la membrana y responsable de la exclusión de los solutos. El cuerpo restante de la membrana sirve de soporte y es una estructura polímera esponjada altamente porosa.

Con este tipo de membrana se realizó eficientemente el proceso de ósmosis inversa, acallando a los que pensaron que esa inversión nunca funcionaría. A pesar de este triunfo tecnológico, el precio que se paga es alto, por el costo elevado de energía que cobran las irreversibilidades. En un principio se creyó que el proceso de ósmosis inversa sería altamente eficiente, pues se pensó que bastaría con exceder la presión osmótica del sistema para lograr la inversión osmótica. Aquí no se tomaba muy en cuenta la segunda ley de la termodinámica debido a que se requiere un trabajo extra para su funcionamiento en contra de irreversibilidades y entre más lejos del equilibrio se opere, mayor será ese costo extraordinario de energía. En efecto, resultó que el funcionamiento de dicho efecto requiere de la aplicación de una presión mucho mayor (4 ó 5 veces mayor) al valor de la presión osmótica efectiva e invertir energías 10 veces más que la requerida, si el proceso fuera reversible, por ejemplo, la presión osmótica del agua de mar es de 24 atmósferas, mientras que los equipos que obtienen agua potable a partir de agua de mar operan con presiones de 100 atmósferas o mayores. Ello implica costos de equipo y mantenimiento elevados.

Uno de los logros de la década de los años sesenta fue hacer económica la aplicación de la ósmosis inversa en la obtención de agua potable a partir de aguas salobres y de mar, y entrar francamente en competencia con otros sistemas de separación de pequeña o gran escala. Esta posibilidad fue una consecuencia de la perfección de la membrana de acetato de celulosa y un entendimiento más claro de los procesos de interacción de una solución salina con dichas membranas. En esta década se consiguió comprender los efectos de compactación y de oclusión de las membranas bajo operación, así como percibir la necesidad de tratamientos bioquímicos del agua de alimentación, por la presencia de microorganismos que utilizan a la membrana como nutriente. En particular, el conocimiento de la capa de polarización como efecto adverso fue decisivo en los avances anteriores. Este efecto se ha señalado como el recíproco del osmótico, tal como se indicó en el capítulo V, y es causa de la formación de una capa de iones cuando durante el tránsito del flujo volumétrico se acumulan solutos que no pueden pasar y se concentran a la entrada de la membrana. Esta capa de iones salinos elevan la presión osmótica local de la solución frente a la membrana y por lo mismo aumenta la presión de operación para mantener un flujo del solvente. La eliminación de este efecto adverso fue determinante en el diseño de los módulos que sirven de apoyo a la membrana, en vista de que para eliminar esa capa de polarización se utiliza la agitación convectiva, provocando un flujo turbulento en la solución alimentadora. De esta manera, las celdas donde las membranas ejecutan la separación presentan diseños geométricos de manera que los flujos sean violentos (altos números de Reynolds).

Otro de los avances de la década de los sesenta fue la elaboración de modelos que interpretaban los procesos de transporte de una membrana. Entre otras, están las aportaciones de H. K. Lonsdale, U. Merten y R. L. Riley en 1965. El año siguiente se conocen las contribuciones de Spiegler y Kedem, Gradzinski y Kedem, Mears y Merten. Estos modelos siguen los lineamientos teóricos dados por Kedem Katchalsky en 1958 y predicen relaciones entre distintas variables del sistema, como los flujos de soluto y solvente, porcentaje de rechazo, espesor y permeabilidad de la membrana. Esto permitió un manejo adecuado de los parámetros de diseño en la construcción y verificación de plantas de prueba o pilotos y luego su comercialización en plantas del orden industrial.

En la década de los años sesenta, el estudio y aplicación de la ósmosis inversa se relacionó con la desalación de aguas salinas y del tratamiento de aguas de reúso, como la purificación de agua de desechos industriales y de drenaje.

Por otra parte, en la década de los setenta se consiguió un conocimiento más detallado sobre el funcionamiento de la membrana; en particular se discutió el mecanismo por el que una membrana de acetato de celulosa permite el paso del solvente e impide el tránsito de los solutos. El fenómeno de la causa de la selectividad de una membrana fue discutido primeramente en los trabajos de Reid y Breton en 1959, constituyendo una constante preocupación en las explicaciones físicas de los modelos de la década anterior.

Algunos puntos se establecieron en la década de los sesenta y aparecen en nuestra época como un conocimiento fraccionado. Algunas teorías han formulado una explicación sobre la causa del fenómeno de la selectividad de una membrana, sin que existan correlaciones de observaciones experimentales donde se observe claramente la influencia de las propiedades de las estructuras poliméricas. Este problema al parecer no está resuelto y pone de relieve la necesidad de estudiar a nivel fundamental la interacción de una solución electrolítica con un material polimérico. La información básica que se obtiene del mecanismo de la selectividad en la década de los sesenta, es su relación con la presencia de grupos químicos o radicales en las cadenas poliméricas en el material de la membrana. Estos grupos químicos rechazan los iones por acciones electromagnéticas, a la vez que se permite el acceso de las moléculas de agua por propiedades hidrofílicas de la membrana; es decir, el agua es absorbida por el material polimérico y transmitido de un punto a otro por influencia de transiciones en los puentes de hidrógeno; esto ocurre cuando no hay espacios porosos para un flujo volumétrico. De manera que se confirma la importancia de aglutinar centros de rechazo en la superficie de una membrana hidrofílica.

El conocimiento de estos mecanismos de selectividad permitió predecir el comportamiento de las membranas en variadas aplicaciones. También aparecieron nuevas membranas utilizando otro tipo de polímeros que presentan más ventajas en comparación con las de acetato de celulosa. En esta década de los setenta, se logró dar una clasificación útil de las membranas en relación a procesos de separación y el mecanismo de acción a su vez relacionada con su estructura. Después de todo, la ósmosis inversa ha ganado gran popularidad, se recrearon metodos de operación con diversas membranas, y actualmente existe un sinnúmero de aplicaciones industriales. Esto lo comentaremos en el siguiente capítulo.



X. TÉCNICAS DE SEPARACIÓN POR MEMBRANAS

La utilización de membranas representa el campo de la aplicación de los materiales poliméricos que en los últimos años han inundado de problemas los laboratorios de investigación.

UNA de las sorpresas que se han llevado los fisicoquímicos en el campo de la aplicación de las membranas ha sido descubrir su versatilidad, porque han servido en el tratamiento de un sinnúmero de mezclas, sea para concentrarlas o diluirlas. Las áreas de la ingeniería que más se han visto favorecidas 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, el sulfuro de hidrógeno del gas natural de las refinerías, helio del gas natural, así como el enriquecimiento del oxígeno a partir del aire. Debemos hacer especial mención en las aplicaciones de las membranas, la recuperación de sustancias valiosas en aguas o gases de desechos industriales y que como desperdicio simplemente son causa de una severa contaminación ambiental. En todos los aspectos de las aplicaciones, la literatura aumenta considerablemente bajo la sospecha de convertir estas aplicaciones, en un futuro próximo, en una tecnología corriente en todos los países.

En lo referente a la industria de los alimentos tenemos el caso de un líquido de desecho cuando se manufacturan y refinan alimentos como el queso y productos de soya, llamado "suero", que contiene una gran cantidad de nutrientes de alto valor, en número suficiente para que su extracción sea económicamente posible. La concentración de suero puede hacerse por evaporación o secado, pero los requerimientos energéticos involucrados lo hacen poco atractivo económicamente. Una evaluación económica de los procesos de membranas sugiere que es requerido 20% menos energía como en la evaporación directa. La concentración por membranas, en el caso del suero del queso, logran productos con concentraciones hasta del 20% de proteínas y en el caso del contenido de lactosa hasta 24%. Asimismo, del suero producido por alimentos de soya se obtiene un producto de alto contenido de proteínas y otro rico en carbohidratos y minerales (véase la figura 15).

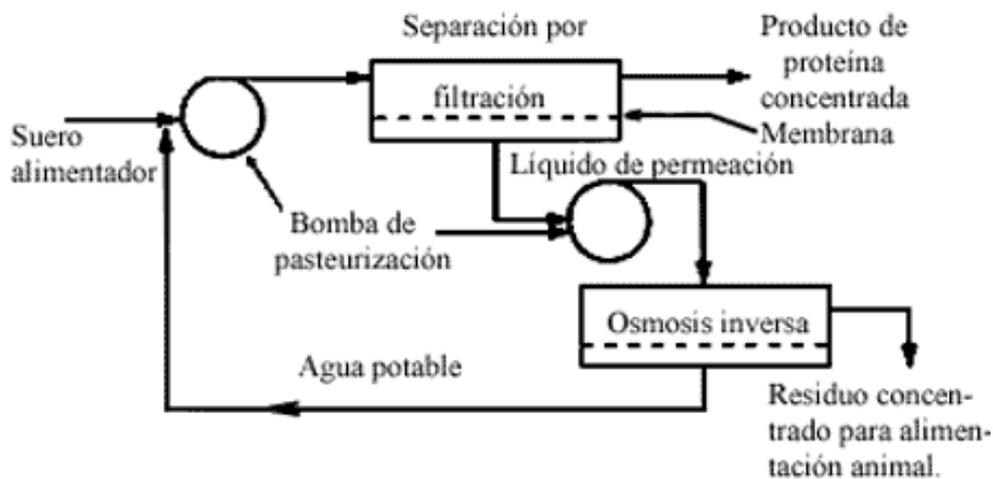


Figura 15. Extracción de proteínas de suero de soya. En el primer paso se concentra la proteína por acumulación a través de filtración. El líquido que atraviesa la membrana (de permeación) es un residuo de alto contenido de carbohidratos que se concentran, a su vez, por un proceso de ósmosis inversa. Los procesos de membranas requieren menos energía y dejan menos volúmenes de desperdicio que un sistema de extracción por centrifugación con tratamiento químico.

En la actualidad se ha considerado una fuente de obtención de líquidos y gases combustibles a las fermentaciones. La utilización de membranas poliméricas hace eficiente la obtención de estos

combustibles. En esta forma se obtiene la segregación de gases ácidos y la recuperación del metano del biogas (véase la figura 16)

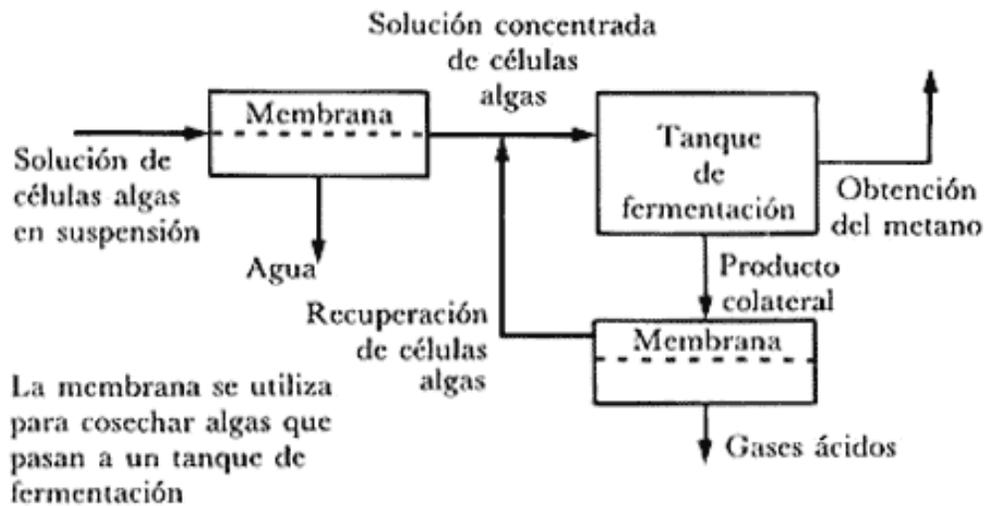


Figura 16. La tecnología de membranas sirve como separador de algas de 5 micras promedio y que por otros medios su cosecha resultaría bastante cara. Una membrana adicional permite la obtención de subproductos como gases ácidos, haciendo costeable la transformación de la biomasa.

Una de las grandes industrias que utiliza las membranas porosas es la de la separación difusiva del uranio U 235 de una mezcla con U 238, enriqueciendo un material de fisión de alto valor comercial para equipos de reacción atómica (para usos pacíficos en reactores y uso militar) Esta separación involucra un sistema que no es del tipo de fases acuosas como las que se han realizado en mayor medida. El efecto en que se basa esta separación está representado por la ley de Graham que expusimos en el capítulo 1. Relativo a que el flujo de un gas a través de un tapón poroso o membrana abierta es inversamente proporcional a la masa de las partículas, de manera que la velocidad de difusión de moléculas será mayor mientras menor sea su peso molecular.

Ahora bien, la separación de los componentes de una mezcla gaseosa de dos especies de diferentes pesos moleculares no ocurre en el interior de la membrana como resultado de una competencia entre los flujos difusivos de dichos componentes, sino que ocurre en la superficie de la membrana y se reconoce como "efecto de entrada". Lo cierto es que las partículas más rápidas penetran a la membrana en un número mayor que las partículas lentas, de tal forma que un enriquecimiento relativo de las moléculas lentas ocurre de inmediato a la entrada de la membrana. Se trata, pues, de una selección por efecto cinético.

La necesidad de separar los isótopos de uranio y otros gases como el O₂, que aparecen mezclados con otros gases en forma natural, ha llevado a la aplicación del efecto Graham a gran escala. Esto se efectúa por un proceso de difusión a contracorriente. Se contemplan varias etapas en que el gas rechazado (concentrado en el componente de mayor peso) es recirculado para iniciar una siguiente etapa. En cambio, el gas enriquecido en el componente ligero pasa a otro módulo para un enriquecimiento adicional. De aquí, pues, la necesidad de un sistema "en cascada" para una separación eficiente.

La separación del hidrógeno en la disociación del amonio se presenta por medio de una barrera metálica porosa que constituye una membrana abierta. En este caso aparecen discrepancias cualitativas y cuantitativas con una teoría de transporte indicada en el capítulo IV, ya que los valores de los flujos del gas hidrógeno a través de la membrana son altos, de manera que el sistema se aleja suficientemente del equilibrio para considerar efectos no lineales.

Lo anterior ocurre porque es necesaria una temperatura elevada en el sistema para propiciar la disociación del amonio. En todo caso, es necesario aplicar una teoría diferente a la expuesta aquí, pero en el consenso actual de la física, una teoría termodinámica no lineal es aún tema de discusión.

En la separación de gases de muy bajo peso molecular como el hidrógeno y el helio es posible usar membranas semipermeables en lugar de membranas abiertas, y la disociación ya no se apoya en el efecto Graham, sino que se debe a una criba que selecciona las partículas de acuerdo a su radio. Por ejemplo, el hidrógeno se puede separar con membranas de paladio. Éstas se disponen concéntricamente alrededor de un tubo de entrada (véase la figura 17). Las membranas delgadas de paladio son permeables al hidrógeno pero impermeables a otros gases, por lo que el hidrógeno puro se difunde a través de los tubos colectores. Los gases de desecho contienen a su vez hidrógeno y son retroalimentados a la mezcla de entrada. Asimismo, un interesante ejemplo de estos casos es también la obtención del helio purificado a partir del gas natural. Esto resulta de la aplicación de membranas de vitrosílica, permeables a los átomos de helio e impermeables a los gases restantes.

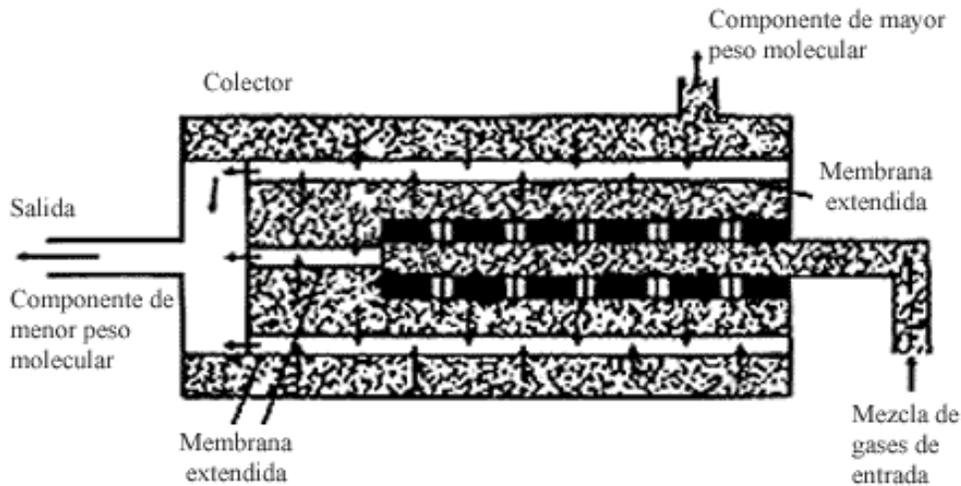


Figura 17. Purificación de un gas o separación de una mezcla de gases, por medio de un flujo de contracorriente usando membranas.

Hay una posibilidad de separación de mezclas por intercambio de iones a través de membranas que poseen una carga neta. En este caso, el principio de separación obedece a un rechazo por interacción coulombiana entre la membrana y, los iones de la misma carga. Esta posibilidad ha simplificado en muchos casos los procesos de separación, pues, la energía se suministra por medio de campos eléctricos y no por efecto mecánico de presurización. Existe la ventaja de no involucrar al flujo osmótico ni al electroosmótico, ya que la separación o purificación de un fluido se efectúa por transporte de iones (solutos) a través de las membranas. Esto reduce el gasto de energía por irreversibilidades internas en procesos muy fuera de equilibrio. A este proceso de separación se le conoce como "electrodialisis". En la figura 18 se observa el esquema de un separador de agua potable a partir de una solución salina por medio de la electrodialisis.

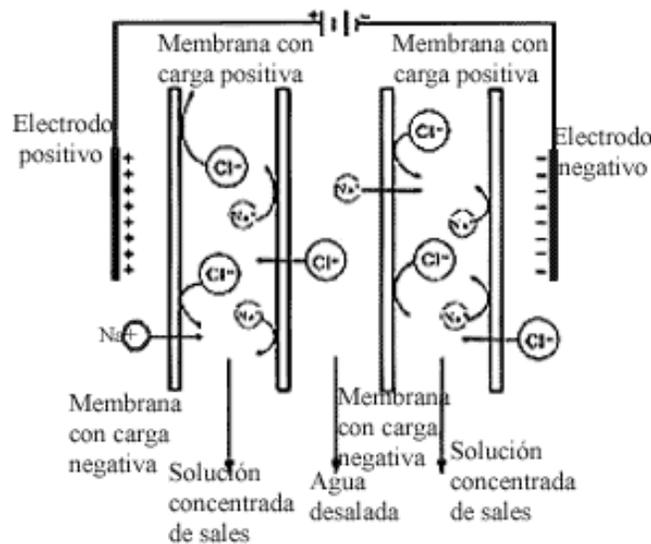


Figura 18. La electrodiálisis emplea membranas con carga fija para extraer agua pura de una solución salina. El campo eléctrico aplicado, pone los iones salinos (solutos) en movimiento hacia el electrodo de signo contrario. Las membranas resultan impermeables en los iones con carga de igual signo. Las membranas de distintas cargas se alternan.

El descubrimiento del principio de la electrodiálisis fue realizada por el bioquímico Leonor Michaelis en 1923, cuando mostró que las membranas de nitrocelulosa son permeables a iones positivos. En 1929, Karl Sollner realizó una investigación sistemática para estudiar la estructura de esas membranas y explicar el mecanismo de selectividad de tal efecto. Poco después, Sollner, en compañía de Charles Carr y Harry P. Gregor, fabricaron la primera membrana que combinaba óptimamente dos parámetros: alta selectividad y alta permeabilidad. Estos conocimientos básicos hicieron posible una tecnología de aplicación de las electromembranas en plantas de mediana y gran escala, en el tratamiento de aguas de todo tipo y otras aplicaciones en la fisicoquímica y biomedicina.

En un artículo del *Scientific American* (julio, 1978), Harry P. Gregor y Charles D. Gregor hicieron notar que todos los procesos de aplicación industriales de membranas tienen una contrapartida biológica, pero que esas membranas sintéticas no se aproximan a las biológicas en velocidad de separación, compactación, selectividad y eficiencia.



CONCEPCIÓN CIENTIFICISTA DEL SIGLO XIX

En el capítulo I de la presente obra hemos tratado de observar el ambiente cultural y científico de la época en que se da a conocer el descubrimiento de la ósmosis. La concepción del mundo que tenían los científicos formaba parte importante del ambiente científico. Esto parece ser producto de las grandes dificultades que tenían los químicos y los biólogos para interpretar los fenómenos observados en sus experimentos.

Claro está que estas ciencias, química, biología y fisicoquímica, eran incipientes y sus métodos propios y leyes fundamentales se hallaban en formación; de manera que los primeros científicos de este periodo carecían de la orientación objetiva de su propia ciencia y, por lo mismo, no tenían un marco racional al cual referir sus observaciones. Así pues, la única guía interpretativa de los científicos del siglo XIX para la fundamentación de estas nuevas disciplinas fue la "concepción científicista del universo". Esta surge del impacto que la mecánica de Newton causó en el ambiente científico de los siglos XVII, XVIII y del que nos ocupa. La ciencia de la mecánica al describir el movimiento de los cuerpos y predecirlos dio un contundente ejemplo de lo que debe ser una ciencia.

No obstante, el impulso científico es avasallador y traspasa la frontera de lo medible y la experimentación; veamos lo que al respecto nos comenta José Ortega y Gasset:

"La interpretación mecánica del mundo triunfante de Newton tenía por fuerza que llevar el intento de someterle toda la realidad, por eso se ensaya a fines del siglo XVII y durante todo el XVIII, en Inglaterra y Francia, extenderlo a lo humano." Es decir, la pretensión de sumisión de todo hecho humano y en general de toda la realidad a un modelo mecánico era un asunto que tomaba forma en la mente de los intelectuales desde mucho antes del momento histórico que nos ocupa. Se ha hablado del fracaso de la concepción de un mundo regido por excelencia en leyes que regulan el orden moral y la conducta humana. Sin embargo, en la formación de las ciencias del siglo XIX la ideología científicista es un punto decisivo, puesto que es por su influjo como se desarrollará la medicina científica, la fisiología y la fisicoquímica.

Ahora entendemos la razón de este hecho, y es que detrás de la concepción científica del mundo está la unidad de las ciencias, por lo menos las que aplican el método científico de la experimentación.

Uno de los máximos exponentes de la concepción científicista en Alemania fue Carl Ludwig (1816-1895), creador de la escuela fisicoquímica de fisiología en Alemania, y maestro de 200 científicos que destacaron en medicina y fisiología; y por ello su influencia traspasa el siglo y las fronteras de su país.

Ejemplo de los alumnos de Ludwig es el patólogo norteamericano William Welch (1850-1934), quien jugó un papel importante en la introducción de la práctica médica moderna y la educación de la medicina científica en los Estados Unidos.

También tenemos como ejemplo a Henri Bowditch (1840-1911) fisiólogo norteamericano que formuló la ley de la respuesta muscular y demostró la infatigabilidad de los nervios.

Otros casos sobresalientes de la concepción científicista en la época lo son, Fick, que descubrió la ley de la difusión y Dutrochet, el fenómeno de la ósmosis.

Indice



APÉNDICE II

ECUACIONES PARA LA PRESIÓN OSMÓTICA

En el caso de dos soluciones con dos componentes (A y B) en equilibrio a través de una membrana permeable al componente A e impermeable al componente B se tiene que

$$C_B \Delta \mu_B = \Delta P_{eq} \quad (1)$$

$$\Delta \mu_A = 0 \quad (2)$$

Las dos ecuaciones contienen básicamente la misma información. Para demostrarlo, se utilizará la expresión para el potencial químico,

$$\Delta \mu_i = RT \Delta \ln \alpha_i + V_i \Delta p \quad (3)$$

donde α_i es la actividad y V_i es el volumen molar parcial del componente i. Sustituyendo la ecuación (3) en la ecuación (1) y considerando el equilibrio, tenemos que:

$$C_B \Delta \mu_B = RT C_B \Delta \ln \alpha_B + C_B V_B \Delta P_{eq} \quad (4)$$

Por otra parte, la ecuación de Gibbs-Duhem establece que

$$C_B \Delta \ln \alpha_B = - C_A \Delta \ln \alpha_A \quad (5)$$

con lo cual, la ecuación (4) se puede escribir

$$C_B \Delta \mu_B = - C_A RT \Delta \ln \alpha_A + V_B C_B \Delta P_{eq} = \Delta P_{eq} \cdot$$

y de donde podemos obtener

$$-RTC_A \Delta \ln \alpha_A - (1 - C_B V_B) \Delta P_{eq} = 0. \quad (6)$$

Dado que $C_A V_A = 1 - C_B V_B$ se tiene que (6) se escribe como

$$RT \Delta \ln \alpha_A + V_A \Delta P_{eq} = 0 \quad (7)$$

Lo que de acuerdo con la ecuación (3), lleva a la ecuación (2). La presión osmótica puede estimarse de acuerdo a la ecuación (7)

$$\pi = \Delta P_{eq} = - \frac{RT}{V_A} \ln \alpha_A \quad (8)$$

En el caso particular de que tomemos en cuenta una solución diluida, el logaritmo de la actividad del solvente en solución puede escribirse como el negativo de la fracción de moles de cada componente en la solución.

$$\ln \alpha_A = - \frac{n_B}{n_A}$$

donde n_A es el número de moles del solvente en la solución y n_B el número de moles del soluto. Ahora bien, $V = V_A n_A$ es el volumen total y la ecuación (8) se convierte en

$$\pi V = n_B RT \quad (9)$$

Es la ecuación de Van't Hoff que muestra la semejanza de la presión osmótica con la presión de un gas ideal.



PRÁCTICA DE LABORATORIO CON MEMBRANA

La idea básica de la ósmosis puede observarse en un dispositivo experimental sencillo, que puede realizarse fácilmente en un laboratorio de demostración escolar.

El dispositivo consiste en formar un cilindro de papel celofán sellado en sus extremos por dos tapones de hule o de corcho. El tapón superior se perfora para introducir un capilar delgado y largo (véase la figura 19). El dispositivo se llena con una solución de agua con azúcar hasta la altura en que el capilar empieza; la solución se tiñe con un colorante rojo para visualizar claramente el movimiento de la solución en el capilar. El dispositivo se sumerge en un recipiente con agua pura. Cuando esto ocurra, el fenómeno osmótico entrará en actividad si el celofán está bien sellado. Después de una hora se podrá observar la elevación de una columna de líquido colorado en el capilar.

Al registrar las observaciones de la posición del capilar, el experimentador podrá determinar si el celofán representa una membrana semipermeable, selectiva o abierta de acuerdo a las representaciones gráficas de la figura 7. Para hacer la comparación con las gráficas de esa figura, se registran en el eje horizontal los intervalos de tiempos, posiblemente en horas (la rapidez con la que se realiza el experimento dependerá del área del cilindro del dispositivo). En el eje vertical se describe la altura de la columna en el capilar.

Terminada la práctica de laboratorio, el experimentador podrá discutir sus resultados, de acuerdo con el material de lectura de los capítulos III y IV.

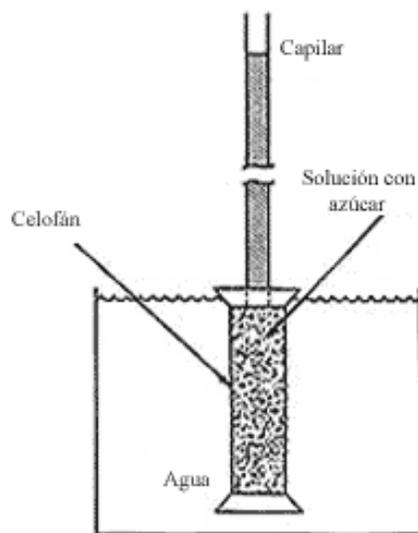


Figura 19. Demostración del fenómeno osmótico.

Indice



ANEXO FOTOGRÁFICO



Figura 1. Theodor Schwann (1810-1882). Combatió al "vitalismo" que suponía procesos químicos especiales en la materia orgánica que no podía poseer la materia inanimada.



Figura 2. Thomas Graham (1805-1869). Descubrió el fenómeno de la difusión de los gases y los líquidos.



Figura 3. Wilhem Pfeffer (1845-1920). Construyó el primer osmómetro.



Figura 4. J.H. Van't Hoff (1852-1911). Formuló la primera ecuación para calcular presiones osmóticas de una solución.



Figura 5. Josiah W. Gibbs (1839-1903). Emitió los principios termodinámicos del efecto osmótico.



Figura 6. Sistema de riego por implante.



Figura 7. Sistema de riego por implante.

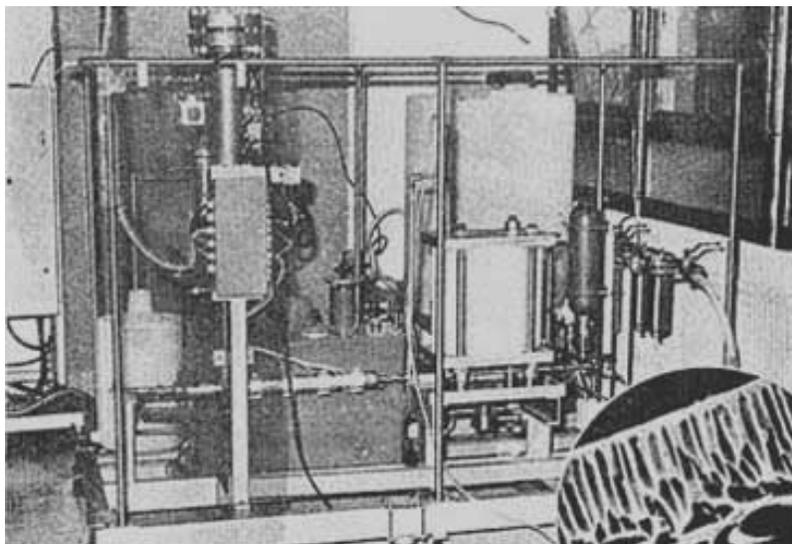


Figura 8. Equipo de desalación por ósmosis inversa.



Figura 9. Microfotografía de una membrana asimétrica. Se observa el borde de un polímero concentrado y un cuerpo poroso.



Índice

BIBLIOGRAFÍA

- M. Bier (compilador): *Membrane Processes in Industry and Biomedicine*, Plenum Press, 1971
- K. G. Denbigh: *The Principles of Chemical Equilibrium*, Cambridge University Press. (Ver secc. II), 1955.
- S. Glasstone: *Textbook of Physical Chemistry*, Londres, Mac Millan, 1962
- A. Katchalsky y P. F. Curran: *Nonequilibrium Thermodynamics in Biophysics*, Harvard University Press. Cambridge, Mass., 1965.
- A. G. Loewi y P. Siekevits: *Estructura y función celular*, CECSA. México, 1966.
- H. K. Lonsdale y H. E. Podall: *Reverse Osmosis Membrane Research Plenum Press*, 1972.
- W. C. McElroy: *Fisiología y bioquímica de la célula*, UTEHA. México, 1967.
- R. N. Ondarza (compilador): *Introducción a la biología moderna*, FCE. México, 1966.



COLOFÓN

Este libro se terminó de imprimir y encuadernar en el mes de junio de 1997 en los talleres de Impresora y Encuadernadora Progreso, S. A. (IEPSA), calzada de San Lorenzo 244, 09830 México, D. F.

Se tiraron 2000 ejemplares.

La Ciencia para Todos es una colección coordinada editorialmente por *Marco Antonio Pulido* y *María del Carmen Farías*.



CONTRAPORTADA

La ósmosis es el paso espontáneo, o la difusión, de agua y otros líquidos a través de una membrana semipermeable, esto es, aquella que bloquea el paso de las sustancias disueltas en los líquidos. El fisiólogo René Joachim-Henri Dutrochet fue el primero que, en 1828, consideró a la ósmosis uno de los principios fundamentales de la vida, aunque el primero que estudió el proceso a fondo fue Wilhem Pfeffer, en 1877. A partir de entonces los estudios sobre este importante fenómeno se han multiplicado.

La ósmosis se observa en los organismos biológicos y está ligada a los procesos de succión por medio de membranas. Por esta razón se entiende que es uno de los procesos principales que dan sustento a la vida.

A medida que los estudios sobre la ósmosis avanzan, se ha visto que trasciende la frontera de la biología. Actualmente se le considera dentro del marco de la fisicoquímica o termodinámica química, en el campo de la teoría de las soluciones. Por otra parte, el estudio de la ósmosis ha trascendido el marco meramente académico, el de las explicaciones teórico-científicas, y ha dado lugar a una serie de aplicaciones de las membranas en la industria. Así, en las últimas décadas la ingeniería de procesos se ha enriquecido con la utilización de la ósmosis en las operaciones de separación de mezclas.

Cada una de estas interesantes facetas del fenómeno osmótico en los campos de la fisiología, de la teoría termodinámica y de la industria es presentado en detalle y claramente por el doctor Luis Felipe del Castillo en la presente obra. Del Castillo, dice "pretende lograr la unidad de los aspectos polifacéticos de la ósmosis".

Luis Felipe del Castillo es egresado de la Universidad de Sonora, se doctoró en física en la Facultad de Ciencias de la UNAM, y efectuó estudios en la Universidad de Brown, EUA. Ha realizado numerosas investigaciones científicas en el Instituto de Investigaciones en Materiales de la UNAM. Durante 25 años se ha dedicado al estudio de los fenómenos termodinámicos dentro y fuera de equilibrio. Ejemplo de tales estudios son los desarrollados en el campo de los procesos de relajación en materiales complejos, en particular los relacionados con los sistemas osmóticos. El doctor Del Castillo ha publicado más de 30 artículos en revistas científicas internacionales, de los cuales 10 corresponden al tema de fenómenos de transporte en membranas semipermeables.

