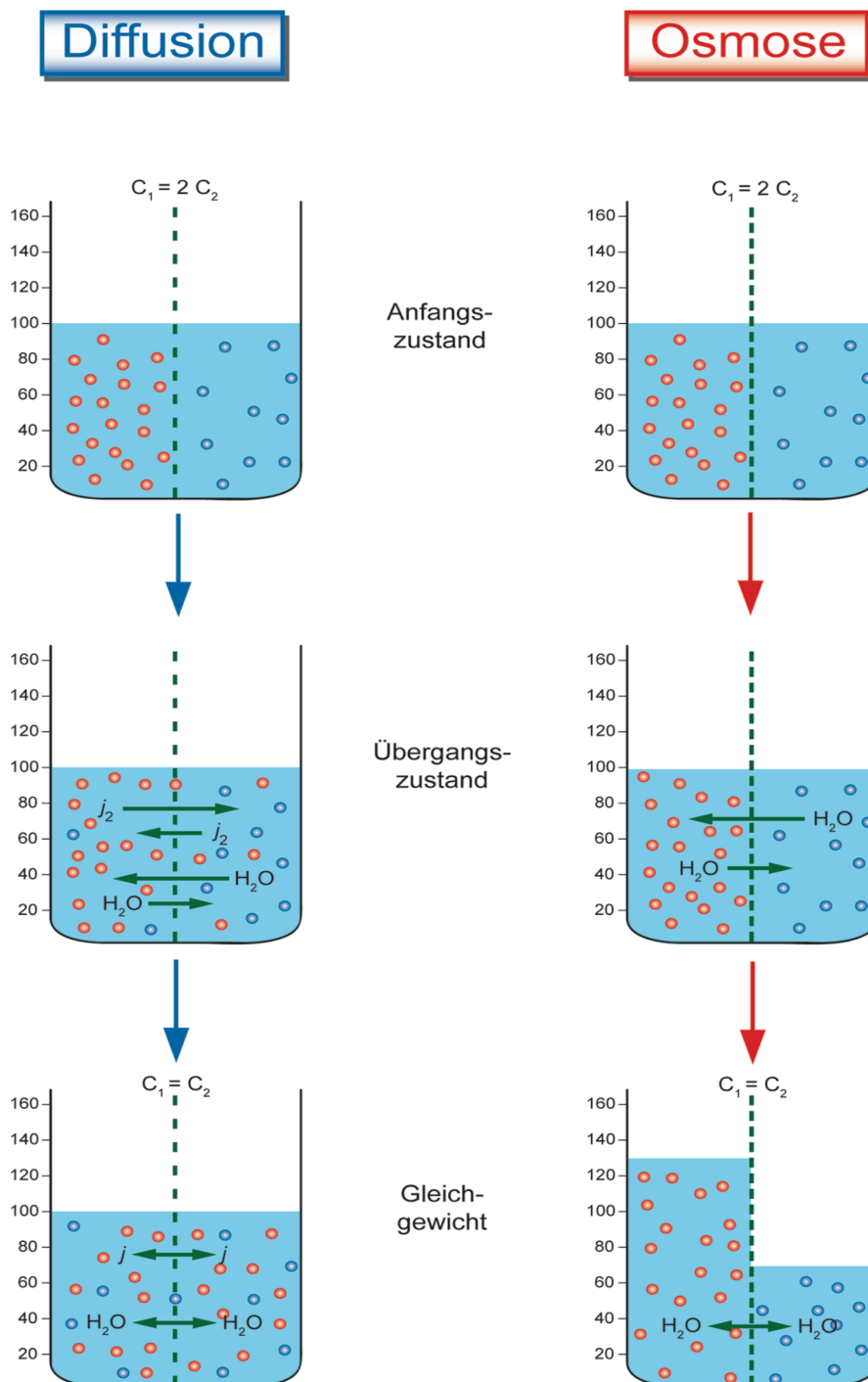


# Osmose

C.Stick

Eine spezielle Form der Diffusion ist die Osmose. Dieser Prozess spielt eine zentrale Rolle in der Volumen- und Wasserregulation der Zellen und Organismen. Als Osmose bezeichnet man die Diffusion des Lösungsmittels über semipermeable Membranen von einer weniger konzentrierten in eine konzentriertere Lösung. Dabei kommt es tendenziell zum Ausgleich der Konzentrationen.



**Abb. 1:** Schematische Darstellung der Vorgänge bei Diffusion und Osmose. Die Ausgangszustände sind in beiden Fällen gleich: Es befinden sich in dem Lösungsmittel Wasser auf beiden Seiten einer Membran gelöste Moleküle, die sich in ihren eigenschaften nicht weiter unterscheiden mögen. Nur zur Verdeutlichung der wanderungen sind die Moleküle links rot, rechts blau markiert. Die Anfangskonzentration ist in beiden Fällen links doppelt so groß wie rechts:  $c_1 = 2 c_2$ . Der einzige Unterschied zwischen Diffusion und Osmose besteht darin, dass bei der Diffusion sowohl das Wasser als auch die gelösten Moleküle sich durch die Membran bewegen können. Es kommt im Übergangszustand zu unterschiedlich großen Flüssen sowohl des Lösungsmittels als auch der gelösten Teilchen mit dem Ergebnis, dass sich schließlich ein Gleichgewicht bei völliger Durchmischung einstellt, so dass kein Nettotransport mehr erfolgt. Bei der Osmose besteht der einzige Unterschied darin, dass die gelösten Moleküle nicht durch die Membran diffundieren können sondern nur das Lösungsmittel. Im Übergangszustand besteht ein Nettotransport von Lösungsmittel in die Lösung mit höherer Konzentration. Dies führt zur Verdünnung und zum Aufbau eines osmotischen Druckes, bis ein Gleichgewicht erreicht ist. Die Abbildung ist in diesem letzten Teil nicht ganz exakt: Tatsächlich werden gleiche Konzentrationen nur dann erreicht, wenn gleichzeitig kein osmotischer Druck aufgebaut wird. Umgekehrt wird der volle osmotische Druck nur dann erreicht, wenn kein Nettotransport des Lösungsmittels erfolgt (siehe Abbildung 2 am Schluss).

Osmose führt überall dort, wo Teilchen (Moleküle oder Ionen) an semipermeablen Membranen in unterschiedlichen Konzentrationen vorliegen, zu einem Nettovolumen-transport. Wird der Volumenänderung, welche die Lösungsmitteldiffusion bewirkt, beispielsweise durch starre Wände ein mechanischer Widerstand entgegengesetzt, so baut sich in der Lösung mit der höheren Konzentration ein Druck, der sog. osmotische Druck, auf.

Semipermeabel bedeutet, dass eine Membran für eine Komponente einer Lösung permeabel, d. h. durchlässig ist, für eine andere Komponente jedoch impermeabel, d. h. undurchlässig ist. Typischerweise sind Membranen für das Lösungsmittel permeabel, aber impermeabel für gelöste Stoffe. Theoretisch kommt es lediglich auf die Unterscheidung zwischen permeablen Molekülen und impermeablen Molekülen an. Die Unterscheidung zwischen Lösungsmittel und gelöster Substanz ist hingegen prinzipiell unwichtig.

Trotz dieser theoretischen Gleichberechtigung ist es für die folgende Betrachtung sinnvoll, zwischen Lösungsmittel und gelöster Substanz zu unterscheiden. Dies gilt zumal für biologische Objekte, Zellen, Organellen und Organe, wo Wasser als Lösungsmittel für die verschiedenen biologischen Intra- und Extrazellulärflüssigkeiten fungiert. Im Allgemeinen sind die biologischen Membranen für Wasser permeabel, für einzelne oder mehrere in den verdünnten Lösungen enthaltenen Stoffe jedoch nicht oder nur wenig permeabel.

In Fällen, in denen nur Makromoleküle wie beispielsweise die Plasmaproteine in ihrer Diffusion durch Membranen behindert und damit osmotisch wirksam werden, spricht man von Kolloidosmose, bzw. kolloidosmotischem Druck.

Viele Gesetze und Aussagen über die Osmose sind zunächst empirisch experimentell gefunden worden. So hat der Botaniker Wilhelm Pfeffer (1845 Grebenstein - 1920 Leipzig) umfangreiche Untersuchungen angestellt, um die Mechanismen, die Pflanzen zu gerichteten Bewegungen befähigen, herauszufinden (Pfeffer 1877). Ohne den

osmotischen Druck lassen welche Blumen beispielsweise die Blüten hängen. Pfeffer erzeugte durch den Niederschlag von Kupfercyanoferrat(III) in den Wänden von Tongefäßen künstliche semipermeable Membranen und stellte mit Hilfe dieser nach ihm benannten Zelle systematische Versuche an. Die daraus gewonnenen Messreihen ermöglichten es van't Hoff (Jacobus Henricus, 1852 Rotterdam - 1911 Berlin; erster Nobelpreisträger für Chemie 1901), 1896 eine Gleichung über die Osmose zu formulieren:

$$\pi = c_{osm} R T$$

Was sagt dieses sog. van't Hoff'sche Gesetz aus? Welche Randbedingungen gelten für die Gesetzmäßigkeiten der Osmose?

Der osmotische Druck einer ideal verdünnten Lösung lässt sich durch eine Gleichung beschreiben, die eine formale Analogie zum allgemeinen Gasgesetz darstellt. So ist der osmotische Druck wie der Druck eines idealen Gases proportional zur absoluten Temperatur. Der osmotische Druck  $\pi$  einer ideal verdünnten Lösung ist proportional der molaren Konzentration  $c_{osm}$  des gelösten Stoffes. Die Gleichung gilt für ideal verdünnte Lösungen, d. h. für Lösungen, die so stark verdünnt sind, dass die gelösten Moleküle ohne Wechselwirkungen untereinander sich völlig unabhängig voneinander im Lösungsmittel bewegen können. Das van't Hoff'sche Gesetz ist insofern ein Grenzgesetz. Für reale Lösungen ist die osmolare Aktivität maßgebend.

Der osmotische Druck ist völlig unabhängig von der Natur der gelösten Teilchen, von deren physikalischen und chemischen Eigenschaften oder deren Größe. Der osmotische Druck wird allein von der Anzahl der impermeablen Teilchen bestimmt. Dieser Umstand wird durch die osmolare Konzentration  $c_{osm}$  in der van't Hoff'schen

Gleichung berücksichtigt:  $c_{osm} = \frac{osmol}{V}$ . Dabei bedeutet osmol analog zur Definition

des mol die Anzahl aller osmotisch wirksamen Teilchen bezogen auf die Avogadro-Konstante.

Weiter ist für die osmotischen Erscheinungen allein die Semipermeabilität der Membran entscheidend, d. h. die Frage, welches Molekül kann durch die Membran diffundieren und welches kann nicht diffundieren. Alle nicht diffusiblen Moleküle gehen ihrer Anzahl nach in die osmolare Konzentration ein. Wie oben erwähnt sind Lösungsmittel und gelöste Stoffe ansonsten völlig gleichberechtigt. Die Membran ist im Hinblick auf die diffusiblen Moleküle völlig symmetrisch. Die Membran entscheidet nur, ob ein Molekül diffusibel ist oder nicht. Sie entscheidet nicht über die Richtung der Diffusion. Hin- und Her-Diffusion werden entweder beide verhindert oder nicht.

Die Behinderung erfolgt auch nicht durch die gelösten Teilchen, etwa in der Weise, dass diese beispielsweise aufgrund ihrer Größe den Weg versperren oder die Membran einseitig „verstopfen“ oder ähnliches. Die Osmose ist eben völlig unabhängig von Größe oder Natur der gelösten Teilchen und nur abhängig von deren Zahl. Der Fall, dass die Membran für gelöste Moleküle nicht vollständig impermeabel ist, kann in der van't Hoff'schen Gleichung durch einen sog. Reflexionsfaktor  $\sigma$  berücksichtigt werden.  $\sigma$  kann Werte zwischen 0 und 1 annehmen.  $\sigma = 1$  bedeutet ideale Impermeabilität,  $\sigma = 0$  dagegen völlige Durchlässigkeit.

Diffusion ist völlig regellos und zufällig durch die thermische Bewegung der Moleküle. Eine Richtung erhält der Stofftransport allein durch die Wahrscheinlichkeit, wenn Konzentrationsunterschiede vorhanden sind. Wegen der zufälligen Bewegung der Moleküle ist die Wahrscheinlichkeit, dass mehr Moleküle zufällig vom Ort höherer Anzahldichte in einen Raum mit geringerer Anzahldichte diffundieren, größer als umgekehrt. Wegen der enormen Größe der Avogadro-Zahl ist die Wahrscheinlichkeit äußerst mächtig.

Diese Prinzipien gelten uneingeschränkt auch für die Osmose. Für Lösungen unterschiedlicher Konzentrationen ist nun nicht allein die Zahl der gelösten Teilchen unterschiedlich, sondern auch die des Lösungsmittels, so dass sich über die Membranen Konzentrationsdifferenzen ergeben. Dies wird aus den Molenbrüchen klar.  $x_g$  sei der Molenbruch für den gelösten Stoff,  $x_L$  der für das Lösungsmittel.  $n_g$  und  $n_L$  seien die Stoffmengen für den gelösten Stoff respektive das Lösungsmittel jeweils in mol.

$$x_g = \frac{n_g}{n_L + n_g} \quad x_L = \frac{n_L}{n_L + n_g}$$

Die Stoffmengen für den gelösten Stoff und für das Lösungsmittel addieren sich zu 1, so dass die Stoffmenge für das Lösungsmittel umso kleiner ist, je höher die Konzentration der Lösung ist. Für das reine Lösungsmittel ist der Molenbruch 1. Es besteht also für das Lösungsmittel ein Konzentrationsgefälle von der verdünnteren Lösung, bzw. vom reinen Lösungsmittel hin zur konzentrierteren Lösung. Entsprechend diesem Konzentrationsgefälle diffundiert das Lösungsmittel von der verdünnteren in die konzentriertere Lösung, bzw. vom reinen Lösungsmittel in die Lösung. Diese Diffusion gehorcht dem ersten Fickschen Diffusionsgesetz. Nach ihm lässt sich die Diffusionsstromstärke, die Geschwindigkeit der Lösungsmitteldiffusion berechnen.

Für die Physiologie des Menschen, der Tiere und der Pflanzen ist von elementarer Wichtigkeit, dass durch die Osmose immer dort, wo unterschiedliche Konzentrationen nicht diffusibler Moleküle auftreten, gerichtete Flüsse von Wasser auftreten, die zu

Volumenänderungen von Zellen, Zellorganellen oder Geweben führen. Hierauf beruht die osmotische Hämolyse, die Funktion von Osmorezeptoren oder der ADH-abhängige Konzentrationsmechanismus in den Sammelrohren der Niere.

In Kompartimenten mit geringer Dehnbarkeit führt die Diffusion von Lösungsmittel in die konzentriertere Lösung zum Aufbau eines osmotischen Drucks. Dieser Druck wirkt der Diffusion entgegen, so dass die Diffusion mit steigendem Druck immer langsamer erfolgt und schließlich ein dynamisches Gleichgewicht erreicht wird. Dabei ist die Diffusion keineswegs unterbunden. Nur sind im Gleichgewicht Hin- und Rückdiffusion gleich groß, so dass kein Nettotransport von Lösungsmittel mehr erfolgt.

Der volle osmotische Druck, wie er durch das van't Hoff'sche Gesetz beschrieben wird, ist ein potentieller Druck, der dann in voller Höhe gemessen werden kann, wenn die Nettodiffusion von Lösungsmittel in die Lösung durch einen äußeren Druck auf die Lösung gerade vollständig kompensiert wird. Das heißt der äußere Druck auf die Lösung muss den Strom von Lösungsmittelmolekülen aus der Lösung so erhöhen, dass der osmotische Diffusionsstrom von Lösungsmittelmolekülen in die Lösung gerade ausgeglichen wird.

Während die osmotischen Flüssigkeitsverschiebungen über semipermeable Membranen auf molekularer Ebene bereits plausibel mit der Diffusion von Lösungsmittelmolekülen entlang eines Konzentrationsgradienten für das Lösungsmittel erklärt werden kann, erfordert die Beschreibung des osmotischen Druckes die Betrachtung des chemischen Potentials.

Aus thermodynamischen Gründen setzen die gelösten Moleküle in einer Lösung das chemische Potential des Lösungsmittels herab. Die Ursache hierfür liegt darin, dass die gelösten Moleküle die Ordnung, die in einem reinen Lösungsmittel herrscht, herabsetzen. Da die gelösten Moleküle sich im Lösungsmittel ähnlich unabhängig voneinander bewegen wie Moleküle in Gasen, erhöhen sie die Entropie der Lösung. Dies führt gewissermaßen im Gegenzug zu einer Herabsetzung des chemischen Potentials des Lösungsmittels in der Lösung.

Die Senkung des chemischen Potentials des Lösungsmittels in einer Lösung ist die gemeinsame Grundlage für die sog. kolligativen Eigenschaften von Lösungen:

- die Dampfdruckerniedrigung,
- die Siedepunktserhöhung,
- die Gefrierpunktserniedrigung und

die Osmose.

Alle diese Effekte hängen für ideal verdünnte Lösungen bei konstanter Temperatur nur von der Zahl der gelösten Teilchen ab, nicht jedoch von deren Größe oder deren chemischen oder physikalischen Eigenschaften.

Das chemische Potential ist die auf die Stoffmenge bezogene freie Enthalpie:  $\mu = \frac{G}{mol}$ .

Das chemische Potential  $\mu_L$  einer Lösung ist eine Funktion des Molenbruchs  $x_L$  für das Lösungsmittel:

$$\mu_L = \mu_L^\circ + RT \ln x_L$$

$\mu_L^\circ$  bedeutet das chemische Potential des reinen Lösungsmittels mit dem Molenbruch

$x_L = 1$ . Da der Molenbruch  $x_L = \frac{n_L}{n_L + n_g}$  für das Lösungsmittel in einer Lösung  $< 1$  ist,

ist auch das chemische Potential des Lösungsmittels in der Lösung kleiner als das des reinen Lösungsmittels. Daraus folgt, dass das Lösungsmittel spontan in die Lösung diffundiert.

Obwohl die Unterschiede in der Osmolarität biologischer Flüssigkeiten typischerweise gering sind, wird der Einfachheit halber in der folgenden Betrachtung eine Lösung dem reinen Lösungsmittel gegenübergestellt. Lösung und reines Lösungsmittel seien durch eine ideal semipermeable Membran getrennt.

Die Erhöhung des Druckes, der auf die Lösung ausgeübt werden muss, um die Nettodiffusion zu kompensieren, erhöht das chemische Potential des Lösungsmittels in der Lösung auf den Wert, den das reine Lösungsmittel auf der anderen Seite der Membran hat. Das chemische Potential des Lösungsmittels ist also eine Funktion des Druckes  $\mu_L^\circ(P)$ :

$$\mu_L = \mu_L^\circ(P) + RT \ln x_L.$$

Bezeichnet man die Größen in den Kompartimenten diesseits und jenseits der semipermeablen Membran mit den Indizes 1 und 2 und sei im Kompartiment 1 ein reines Lösungsmittel (Molenbruch  $x_{L1} = 1, \ln x_{L1} = 0$ ), in Kompartiment 2 die Lösung mit dem Molenbruch für das Lösungsmittel  $x_{L2}$ , so ergibt sich für die Gleichgewichtsbedingung folgender Ansatz:

$$\mu_{L1}^\circ(P_1) = \mu_{L2}^\circ(P_2) + RT \ln x_{L2}$$

$$\mu_{L_2}^{\circ}(P_2) - \mu_{L_1}^{\circ}(P_1) = -RT \ln x_{L_2}$$

Die Differenz der vom Druck abhängigen chemischen Potentiale für das reine Lösungsmittel  $d\mu_L^{\circ}$  entspricht in infinitesimaler Schreibweise der auf die Stoffmenge in mol bezogenen freien Enthalpie  $\frac{dG}{n}$ :

$$d\mu_L^{\circ} = \frac{dG}{n} = \frac{1}{n}(-SdT + VdP)$$

Für konstante Temperatur ( $dT = 0$ ) vereinfacht sich der Ausdruck auf:

$$d\mu_L^{\circ} = \frac{V}{n} dP.$$

Hierin bedeutet  $\frac{V}{n}$  das Molvolumen des Lösungsmittels, das wegen der äußerst geringen Kompressibilität von Flüssigkeiten bei der Integration als unabhängig vom Druck P angesehen werden darf. Die Integration in den Grenzen  $P_1$  bis  $P_2$  führt auf:

$$\int_{\mu_L^{\circ}(P_1)}^{\mu_L^{\circ}(P_2)} d\mu_L^{\circ} = \frac{V}{n} \int_{P_1}^{P_2} dP$$

$$\mu_L^{\circ}(P_2) - \mu_L^{\circ}(P_1) = \frac{V}{n} (P_2 - P_1)$$

Die Druckdifferenz  $P_2 - P_1$  ist die gesuchte Druckerhöhung, die notwendig ist, um die Nettodiffusion des Lösungsmittels zu unterbinden, das heißt sie entspricht dem osmotischen Druck  $\pi$ . Einsetzen in obige Gleichung ergibt die Abhängigkeit des osmotischen Drucks vom Molenbruch  $x_{L_2}$  des Lösungsmittels in der Lösung in Kompartiment 2:

$$\pi = \frac{RT}{V_{nL}} \ln x_{L_2}$$

$V_{nL}$  ist das Molvolumen des Lösungsmittels  $\frac{V}{n}$ ; für Wasser bei üblichen Temperaturen ist  $V_n \approx 18 \text{ ml}$ .

Aus dieser Gleichung für den osmotischen Druck lässt sich das van't Hoff'sche Gesetz durch einige Vereinfachungen gewinnen:

Zunächst wird nach  $x_{L_2} = 1 - x_g$  der Molenbruch für das Lösungsmittel  $x_{L_2}$  durch den

Molenbruch für den gelösten Stoff  $x_g$  ersetzt. Da für sehr verdünnte Lösungen der

Molenbruch  $x_g = \frac{n_g}{n_g + n_L}$  eine kleine Zahl ist, lässt sich  $\ln(1 - x_g) \approx -x_g$  weiter

vereinfachen. Schließlich ist für sehr verdünnte Lösungen das Produkt  $V_{nL} \cdot n_L$

annähernd gleich dem Gesamtvolumen  $V$ , so dass der Bruch  $\frac{n_g}{V_{nL} \cdot n_L} \approx \frac{n_g}{V}$  die

Konzentration  $c$  des gelösten Stoffes angibt. Mit diesen Vereinfachungen für sehr verdünnte Lösungen ergibt sich aus der allgemeinen Gleichung für den osmotischen Druck das van't Hoff'sche Gesetz:

$$\pi = RT \cdot c$$

In dieser Form stellt das empirisch gefundene van't Hoff'sche Gesetz eine formale Analogie zum allgemeinen Gasgesetz dar. Wie die vorgenommenen Vereinfachungen zeigen, ist es ein Grenzgesetz für sehr verdünnte ideale Lösungen. Aus diesem Grunde erlaubt es die Analogie zum Gasgesetz nicht, eine anschauliche molekulare Deutung des osmotischen Druckes vorzunehmen, wie sie für den Gasdruck in der kinetischen Gastheorie einen realen physikalischen Inhalt hat.

Die oben vorgenommene thermodynamische Herleitung zeigt vielmehr, dass sowohl die gerichtete Diffusion des Lösungsmittels, als auch der osmotische Druck auf die Senkung des chemischen Potentials des Lösungsmittels in der Lösung zurückzuführen sind. Diese wiederum ist, wie oben erwähnt, thermodynamisch dadurch zu erklären, dass die gelösten Moleküle, die sich in der Lösung unabhängig voneinander regellos bewegen können, die Entropie gegenüber dem vergleichsweise geordneten Zustand des reinen Lösungsmittels erhöhen.

Zusammengefasst können bei der Osmose, also bei der Diffusion an semipermeablen Membranen zwei extreme Fälle (siehe Abb. 2) unterschieden werden:

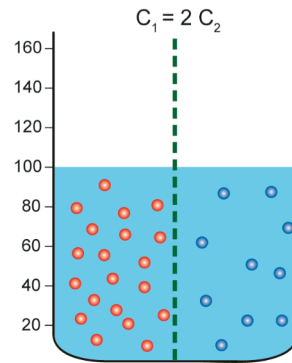
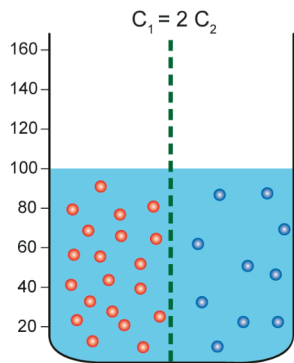
Entweder lässt man einen gerichteten Lösungsmittelfluss zu, dann wird es so lange zu einer Nettodiffusion kommen, bis die Konzentrationen ausgeglichen sind, d.h. bis die Wahrscheinlichkeiten für die Diffusion von Lösungsmittelmolekülen in beide Richtungen über die Membran gleich groß sind.

Oder man übt auf die Lösung einen Druck aus, der einen Strom von Lösungsmittel aus der Lösung erzeugt, also dem Diffusionsstrom entgegengesetzt ist. Dabei wird der volle osmotische Druck dann erreicht, wenn der Diffusionsstrom genau so kompensiert wird, dass der Nettostrom Null ist. Zwischen den Extremen gibt es alle Übergänge. Die Extreme existieren aber nicht gleichzeitig.

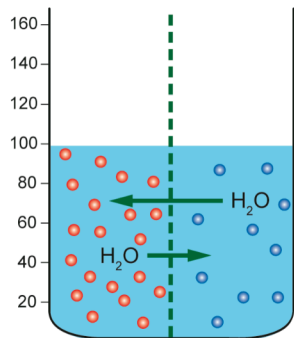


osmotische  
Volumenverschiebung

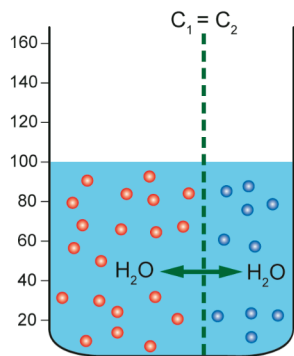
osmotischer  
Druck



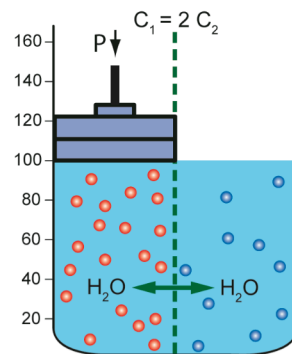
Anfangs-  
zustand



Übergangs-  
zustand



Gleich-  
gewicht



**Abb. 2:** Schematische Darstellung der beiden Extremsituationen der Osmose. Darstellung und Ausgangssituation wie in Abb. 1. Auf der linken Seite ist die Membran beweglich gedacht, so dass eine osmotische Volumenverschiebung ohne Erzeugung eines osmotischen Druckes erfolgen kann. Auf der rechten Seite verhindert die Anwendung eines äußeren Druckes jeglichen Nettotransport von Lösungsmittel. Der äußere Druck entspricht unter dieser Bedingung dem osmotischen Druck.

Wird der Druck auf die Lösung über den osmotischen Druck hinaus erhöht, so kommt es zur Antiosmose. Das bedeutet, es wird Lösungsmittel aus der Lösung über die semipermeable Membran abgepresst. Dieses Verfahren wird beispielsweise zur Seewasserentsalzung eingesetzt.

Pfeffer, W.: Osmotische Untersuchungen zur Zellmechanik.Engelmann,Leipzig (1877)

© Carsten Stick, März 2004, geändert/erweitert Juni 2005/Okttober 2006

Anschrift des Verfassers:  
Prof. Dr. Carsten Stick  
Institut für Medizinische Klimatologie  
Universität Kiel  
Olshausenstr. 40  
D-24098 Kiel  
e-mail: [c.stick@med-klimatologie.uni-kiel.de](mailto:c.stick@med-klimatologie.uni-kiel.de)