

Osmotischer Druck

1 Einleitung	3
1.1 Der osmotische Druck	3
1.2 Osmose	3
1.3 Osmose: Wie Wurzeln Wasser aufnehmen	4
1.4 Osmose und rote Blutkörperchen	4
1.5 Umkehrosmose	5
2 Physikalische Beschreibung	5
2.1 van-'t-Hoff-Gleichung	6
2.2 Verdünnte Lösungen	7
2.3 Osmotischer Druck realer Lösungen	9
2.4 °Bx und osmotischer Druck	9
3 Messung des osmotischen Drucks realer Lösungen	11
3.1 Osmometer	11
3.2 Prinzip des klassischen Osmometers	12
3.3 Membran-Osmometer	12

3.4	Gefrierpunkt-Osmometrie	12
3.5	Dampfdruck-Osmometrie	12
3.6	Osmometer für die Membrantechnik	13
4	Einflussfaktoren	13
4.1	Zusammenhang zwischen Leitfähigkeit und osmotischem Druck	13
5	Auslegung und Betrieb	14
5.1	Probenahme in Membransystemen	14
6	Forward Osmosis	15
6.1	Erfindung der Forward Osmosis (FO)	15
6.2	Stand Forward Osmosis (FO)	16

1 Einleitung

1.1 Der osmotische Druck

Der osmotische Druck π ist eine thermodynamische Kenngrösse, die den durch gelöste Stoffe verursachten Druck in einer Lösung beschreibt. Er entsteht, wenn zwei Lösungen unterschiedlicher Konzentration durch eine semipermeable Membran voneinander getrennt sind. Diese Membran ist für das Lösungsmittel durchlässig, nicht jedoch für die gelösten Stoffe.

Aufgrund des Konzentrationsunterschieds strömt das Lösungsmittel bevorzugt in Richtung der höher konzentrierten Lösung. Der osmotische Druck ist genau derjenige Druck, der diesem Nettofluss entgegnet und ihn im Gleichgewicht vollständig kompensiert.

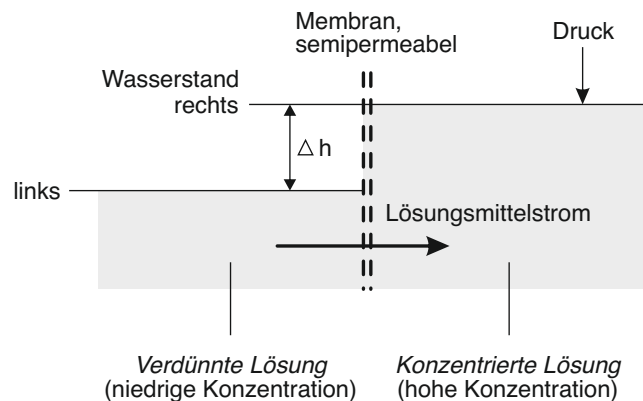


Abbildung 1. Schematische Darstellung des osmotischen Drucks. Zwei Lösungen unterschiedlicher Konzentration sind durch eine semipermeable Membran getrennt. Das Lösungsmittel strömt zur höher konzentrierten Seite, bis der osmotische Druck π – entsprechend einem Gegendruck bzw. einer hydrostatischen Höhendifferenz Δh – den Nettofluss aufhebt.

1.2 Osmose

Osmose und osmotischer Druck beschreiben denselben physikalischen Sachverhalt aus zwei unterschiedlichen Perspektiven. Osmose bezeichnet den Transport des Lösungsmittels durch eine semipermeable Membran infolge eines Konzentrationsunterschieds der gelösten Stoffe.

Der osmotische Druck π ist hingegen die thermodynamische Grösse, welche die treibende Kraft dieses Transports quantitativ beschreibt. Er entspricht genau dem Druck, der auf die konzentriertere Lösung ausgeübt werden müsste, um den osmotisch verursachten Nettofluss zu stoppen.

Mit anderen Worten: Die Osmose ist der beobachtbare Vorgang, der osmotische Druck ist seine physikalische Ursache beziehungsweise sein Gleichgewichtszustand.

Die Osmose ist ein natürlicher Prozess, der in zahlreichen biologischen, chemischen und physikalischen Systemen auftritt.

1.3 Osmose: Wie Wurzeln Wasser aufnehmen

Pflanzenwurzeln nehmen Wasser nicht einfach wie ein Strohhalm auf, sondern vor allem durch Osmose. Osmose bedeutet: Wasser wandert durch eine halbdurchlässige Membran (semipermeable Membran) von dort, wo wenig gelöste Stoffe sind, zu dort, wo viel gelöste Stoffe sind.

Im Bodenwasser sind gelöste Stoffe (z. B. Salze und Nährstoffe), aber oft weniger als in den Zellen der Wurzel. Wurzelzellen enthalten viele gelöste Stoffe (z. B. Zucker, Ionen), darum ist ihre Flüssigkeit konzentrierter. Die Zellmembran lässt Wasser gut durch, aber viele gelöste Stoffe nur schlecht.

Warum fließt das Wasser in die Wurzel? Weil es einen Unterschied in der Konzentration gibt:

- aussen (Bodenwasser): eher verdünnt
- innen (Wurzelzelle): eher konzentriert

Wasser wandert deshalb in die Wurzelzellen hinein, bis es ausgeglichener ist.

Man kann sich das so vorstellen:

Die Wurzelzelle ist innen wie "stärker gesalzen". Wasser will dorthin, wo mehr Salz ist.

Wenn Wasser in die Zellen einströmt, werden sie praller. Das nennt man Turgor. Der Turgor hilft der Pflanze:

- aufrecht zu stehen (die Zellen drücken gegeneinander),
- Wasser weiter nach oben zu transportieren,
- Stängel und Blätter stabil zu halten.

Wenn der Boden sehr salzig ist, kann es sein, dass draussen mehr gelöste Stoffe sind als in der Wurzel. Dann kehrt sich die Osmose um: Wasser würde aus der Wurzel herauswandern. Die Pflanze kann dann trotz Wasser im Boden austrocknen.

1.4 Osmose und rote Blutkörperchen

Rote Blutkörperchen (Erythrozyten) eignen sich besonders gut, um die Wirkung der Osmose zu veranschaulichen. Sie besitzen eine semipermeable Zellmembran, die für Wasser gut durchlässig ist, viele gelöste Stoffe jedoch nur eingeschränkt passieren lässt.

Befinden sich rote Blutkörperchen in einer isotonischen Lösung (z. B. einer 0,9 %igen Kochsalzlösung), entspricht die Konzentration der gelösten Stoffe ausserhalb der Zelle ungefähr derjenigen im Zellinneren. Es findet zwar ein Austausch von Wasser statt, jedoch kein Nettofluss. Die Zellen behalten ihre normale, bikonkave Form bei.

In einer hypotonischen Lösung ist die Konzentration der gelösten Stoffe ausserhalb der Zelle geringer als im Zellinneren. Aufgrund der Osmose strömt Wasser in die Zelle hinein. Das Volumen der Zelle nimmt zu, sie schwillt an. Ist der Konzentrationsunterschied zu gross, kann die Zellmembran reissen. Dieser Vorgang wird als Hämolyse bezeichnet.

In einer hypertonen Lösung ist die Konzentration der gelösten Stoffe ausserhalb höher als im Zellinneren. Wasser tritt aus der Zelle aus. Das Volumen nimmt ab, die Zelle

schrumpft und zeigt eine unregelmässige, stachelige Form. Dieser Prozess wird als Kränation bezeichnet.

Das Verhalten der roten Blutkörperchen zeigt anschaulich, dass Osmose stets von Konzentrationsunterschieden der gelösten Stoffe bestimmt wird. Wasser bewegt sich durch die Zellmembran in Richtung der höheren Konzentration gelöster Teilchen, bis ein Gleichgewicht erreicht ist oder mechanische Grenzen der Zelle überschritten werden.

1.5 Umkehrosmose

In der Membrantechnik spielt der osmotische Druck insbesondere bei Nanofiltration und Umkehrosmose eine zentrale Rolle. Der wirksame Antrieb für den Stofftransport ergibt sich aus der Differenz zwischen Transmembrandruck und osmotischem Druck. Mit zunehmender Konzentration des Retentats steigt der osmotische Druck an. Dadurch nimmt der effektive Filtrationsdruck entlang der Membran ab.

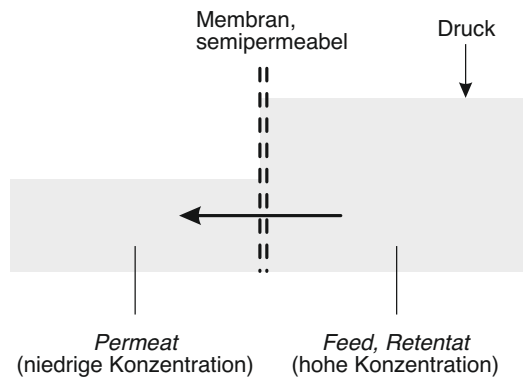


Abbildung 2. Bei der Umkehrosmose wird auf der Feedseite ein Druck ausgeübt, der grösser ist als der osmotische Druck der Lösung, sodass Permeat erzeugt wird.

Der maximal erreichbare Permeatfluss ist proportional zur Differenz zwischen dem angelegten Druck und dem osmotischen Druck:

$$J \propto (\Delta p - \Delta \pi)$$

2 Physikalische Beschreibung

Für verdünnte Lösungen kann der osmotische Druck näherungsweise mit der van-'t-Hoff-Gleichung beschrieben werden. Er ist proportional zur Konzentration der gelösten Stoffe und zur absoluten Temperatur. Der osmotische Druck besitzt dieselbe Einheit wie der mechanische Druck. Typischerweise wird er in Pascal oder Bar angegeben. Bereits geringe Konzentrationen niedermolekularer Stoffe können einen messbaren osmotischen Druck erzeugen.

2.1 van-'t-Hoff-Gleichung

Für verdünnte Lösungen kann der osmotische Druck näherungsweise mit der van-'t-Hoff-Gleichung beschrieben werden:

$$\pi = RT \sum_i c_i \quad (1)$$

Die Gleichung zeigt, dass der osmotische Druck proportional zur Temperatur und zur Gesamtteilchenkonzentration ist. Die Summe $\sum_i c_i$ berücksichtigt alle gelösten Teilchenarten. Entscheidend ist dabei die Anzahl der frei beweglichen Teilchen und nicht nur die Konzentration des gelösten Stoffes selbst. Ein Elektrolyt wie NaCl dissoziiert in Wasser in Na^+ und Cl^- , sodass sich die Teilchenzahl verdoppelt.

Symbol	Bedeutung	Typischer Wert
π	osmotischer Druck	einige bar
R	universelle Gaskonstante	$8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
T	absolute Temperatur	298 K bei 25°C
c_i	Stoffmengenkonzentration der Komponente i	z.B. 0.10 mol/L

Gegeben sei eine NaCl-Lösung mit

$$c = 0.10 \text{ mol/L.}$$

Da NaCl in zwei Ionen zerfällt, gilt näherungsweise:

$$\sum_i c_i \approx 2c = 0.20 \text{ mol/L.}$$

Zur Berechnung muss die Konzentration in mol/m^3 umgerechnet werden:

$$0.20 \text{ mol/L} = 200 \text{ mol/m}^3.$$

Mit $T = 298 \text{ K}$ ergibt sich:

$$\pi = (8.314) (298) (200) \approx 4.95 \times 10^5 \text{ Pa.}$$

Dies entspricht etwa:

$$\pi \approx 4.9 \text{ bar.}$$

Das Beispiel zeigt, dass bereits relativ kleine Konzentrationen einen beachtlichen osmotischen Druck erzeugen können. Die van-'t-Hoff-Gleichung ist jedoch nur für verdünnte Lösungen gültig, bei höheren Konzentrationen müssen Aktivitätskoeffizienten berücksichtigt werden.

Die Summe berücksichtigt, dass der osmotische Druck proportional zur Gesamtzahl osmotisch wirksamer Teilchen in der Lösung ist.

Die van-'t-Hoff-Gleichung gilt nur für verdünnte Lösungen, bei denen Wechselwirkungen zwischen den gelösten Stoffen vernachlässigt werden können. Bei höheren Konzentrationen sowie bei Elektrolyten treten Abweichungen auf, sodass Korrekturen erforderlich sind. In technischen Anwendungen liefert die Gleichung dennoch eine wichtige Orientierung für die Abschätzung des osmotischen Drucks.

2.2 Verdünnte Lösungen

Der Ausdruck “verdünnte Lösung” ist kein exakt definierter physikalischer Begriff. In der Thermodynamik gilt eine Lösung als verdünnt, wenn die Wechselwirkungen zwischen den gelösten Teilchen vernachlässigbar sind und sich das System annähernd ideal verhält. Ob diese Näherung gültig ist, hängt jedoch vom betrachteten Stoff und vom physikalischen Kontext ab.

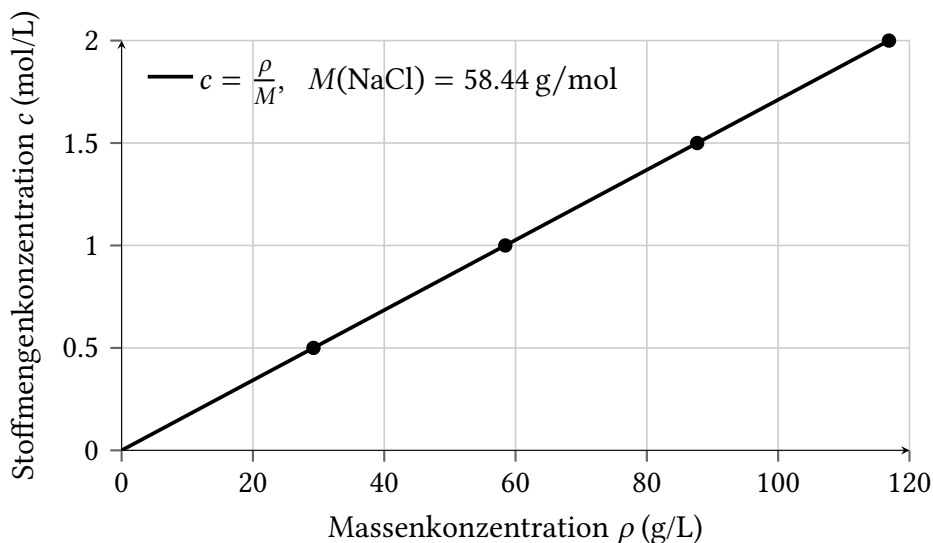
Beispiel: Salzlösung

Eine wässrige Natriumchlorid-Lösung mit einer Konzentration von $c = 0.01 \text{ mol L}^{-1}$ wird in der physikalischen Chemie in der Regel als verdünnt betrachtet. Die Ionenwechselwirkungen sind klein, und die van-'t-Hoff-Gleichung

$$\pi = i c R T \tag{2}$$

liefert eine gute Näherung für den osmotischen Druck.

Erhöht man jedoch die Konzentration auf $c = 1 \text{ mol L}^{-1}$, treten deutlich stärkere elektrostatische Wechselwirkungen zwischen den Ionen auf. Die Lösung weicht vom idealen Verhalten ab, und Aktivitätskoeffizienten müssen berücksichtigt werden. Obwohl 1 mol L^{-1} im Alltag noch “verdünnt” erscheinen mag, ist die Lösung thermodynamisch nicht mehr ideal.



Frage: Ist Meerwasser eine verdünnte Lösung?

Thermodynamisch betrachtet ist Meerwasser keine verdünnte Lösung.

Meerwasser enthält typischerweise etwa

$$\rho \approx 35 \text{ bis } 36 \text{ g/L}$$

gelöste Salze.

Zur Abschätzung wird vereinfacht angenommen, dass das Salz ausschliesslich aus Natriumchlorid besteht. Die molare Masse von Natriumchlorid beträgt

$$M(\text{NaCl}) = 58.44 \text{ g/mol.}$$

Die Stoffmengenkonzentration ergibt sich aus

$$c = \frac{\rho}{M}. \tag{3}$$

Für $\rho = 35 \text{ g/L}$ erhält man:

$$c = \frac{35 \text{ g/L}}{58.44 \text{ g/mol}} \approx 0.60 \text{ mol/L.}$$

Für $\rho = 36 \text{ g/L}$ ergibt sich:

$$c = \frac{36 \text{ g/L}}{58.44 \text{ g/mol}} \approx 0.62 \text{ mol/L.}$$

Die typische Stoffmengenkonzentration von Meerwasser liegt somit bei ungefähr

$$c \approx 0.60 \text{ bis } 0.62 \text{ mol/L.}$$

Zu beachten ist, dass Meerwasser in Wirklichkeit eine Mischung verschiedener Ionen enthält (Na^+ , Cl^- , Mg^{2+} , SO_4^{2-} usw.). Die obige Berechnung stellt daher eine vereinfachte Näherung dar.

Beispiel: Zuckerlösung

Eine Saccharose-Lösung mit $c = 0.1 \text{ mol L}^{-1}$ enthält ungeladene Moleküle. Hier sind die zwischenmolekularen Wechselwirkungen schwächer als bei Elektrolyten, und die Lösung verhält sich über einen grösseren Konzentrationsbereich annähernd ideal.

Erst bei höheren Konzentrationen, zum Beispiel $c > 1 \text{ mol L}^{-1}$, ändert sich die Viskosität deutlich, und das Lösungsmittelverhalten weicht von der Idealisierung ab. In diesem Fall kann eine deutlich höhere Konzentration noch als "verdünnt" gelten als bei einer Elektrolytlösung gleicher Stoffmenge.

Diese Beispiele zeigen, dass "verdünnt" kein absoluter Wert ist. Der Begriff beschreibt vielmehr einen Bereich, in dem Näherungen wie das ideale Lösungsverhalten oder lineare Konzentrationsabhängigkeiten anwendbar sind. Ob eine Lösung als verdünnt gilt, hängt somit vom betrachteten Stoffsystem und von der geforderten Genauigkeit der Berechnung ab.

2.3 Osmotischer Druck realer Lösungen

In der Membrantechnik arbeitet man in der Praxis meist nicht mit ideal definierten Modelllösungen, wie sie in der klassischen physikalischen Chemie untersucht werden. Stattdessen handelt es sich häufig um komplexe Mehrkomponentensysteme, zum Beispiel Lebensmittel, Molke, Fruchtsäfte oder Fermentationsbrühen aus der Biotechnologie.

Diese Systeme enthalten neben niedermolekularen Salzen auch Zucker, Proteine, Polysaccharide, Kolloide und weitere Makromoleküle. Zwischen den verschiedenen Komponenten treten Wechselwirkungen auf, und die Lösungen zeigen häufig nichtideales Verhalten. Oft sind sie zudem hoch konzentriert und damit thermodynamisch nicht mehr als verdünnt einzustufen.

Unter diesen Bedingungen ist die van-'t-Hoff-Gleichung nicht anwendbar. Die genaue Zusammensetzung aller osmotisch aktiven Komponenten ist häufig nicht vollständig bekannt. Eine zuverlässige theoretische Berechnung des osmotischen Drucks ist daher meist nicht möglich.

In der technischen Praxis wird der osmotische Druck solcher komplexen Lösungen experimentell bestimmt. Dazu verwendet man Osmometer oder membrantechnische Druckmess-

verfahren, bei denen der Gleichgewichtsdruck direkt erfasst wird. Die experimentelle Bestimmung ist in diesen Fällen wesentlich genauer und praxisrelevanter als eine vereinfachte theoretische Abschätzung.

2.4 °Bx und osmotischer Druck

Eine praktische Möglichkeit zur Abschätzung des osmotischen Druckes besteht in der Messung des Brechungsindex einer Lösung. In der Lebensmitteltechnik wird dieser häufig in Grad Brix (°Bx) angegeben. Der Brix-Wert entspricht näherungsweise dem Massenanteil gelöster Trockenmasse in Prozent, bezogen auf eine Saccharose-Referenzlösung. Ein Wert von 20°Bx bedeutet beispielsweise, dass etwa 20 g gelöste Stoffe in 100 g Lösung enthalten sind.

Zwischen Brechungsindex und Stoffmengenkonzentration besteht häufig eine empirische Korrelation. Da der osmotische Druck von der Anzahl der gelösten Teilchen abhängt, kann der Brix-Wert in einfachen Systemen als grobe Abschätzung dienen. Für reine Zuckerlösungen ist diese Näherung oft brauchbar.

Es ist jedoch zu beachten, dass der Brix-Wert nur die gesamte gelöste Trockenmasse erfasst, nicht aber die Anzahl der osmotisch aktiven Teilchen. Der osmotische Druck ist proportional zur Teilchenkonzentration, nicht zur Massekonzentration.

Makromoleküle wie Proteine oder Polysaccharide tragen stark zur Trockenmasse und damit zum Brix-Wert bei, erhöhen den osmotischen Druck jedoch vergleichsweise wenig, da ihre Stoffmengenkonzentration gering ist. Umgekehrt können niedermolekulare Salze bei kleiner Masse einen grossen Beitrag zum osmotischen Druck leisten.

Der Zusammenhang zwischen Brix-Wert und osmotischem Druck ist nicht linear und oft mit Fehlern von über 100% verbunden.

Der Zusammenhang zwischen Brix-Wert und osmotischem Druck ist nicht linear und kann zu erheblichen Fehlabschätzungen führen. Abweichungen von über 100 % sind in komplexen Systemen möglich. Der Grund liegt darin, dass der Brix-Wert die Masse gelöster Stoffe erfasst, während der osmotische Druck von der Anzahl gelöster Teilchen abhängt.

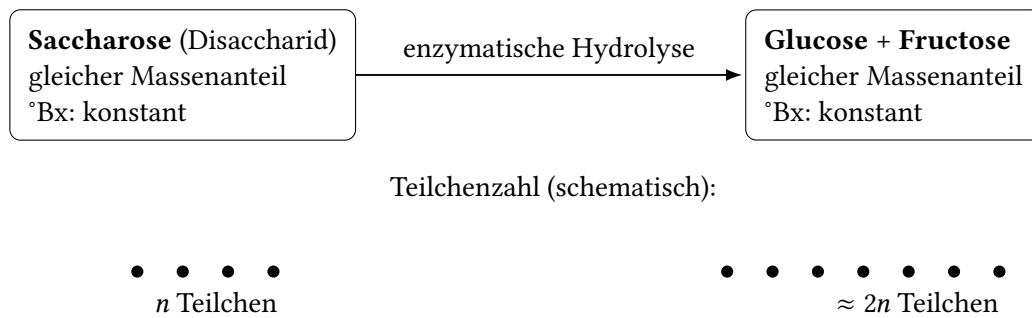
Ein anschauliches Beispiel ist eine Zuckerlösung vor und nach enzymatischer Hydrolyse. Betrachtet man eine Saccharoselösung mit einem bestimmten °Bx-Wert, so bleibt dieser Wert nach vollständiger Hydrolyse unverändert. Der Massenanteil gelöster Stoffe ändert sich nicht, da aus einem Saccharosemolekül genau eine Glucose- und eine Fructoseeinheit entsteht. Die Gesamtmasse bleibt erhalten.

Thermodynamisch betrachtet verändert sich jedoch die Teilchenzahl. Saccharose ist ein Disaccharid und bildet in Lösung ein einzelnes gelöstes Teilchen pro Molekül. Nach der Hydrolyse entstehen zwei Monosaccharide, also näherungsweise die doppelte Anzahl osmotisch aktiver Teilchen.

Da der osmotische Druck proportional zur Teilchenkonzentration ist,

$$\pi \propto \sum_i c_i, \quad (4)$$

verdoppelt sich näherungsweise der osmotische Druck. Der Brix-Wert bleibt jedoch konstant.



, obwohl °Bx bleibt gleich. Weil mehr Teilchen: .

Abbildung 3. Schematische Darstellung: Bei der Hydrolyse von Saccharose zu Glucose und Fructose bleibt der Brix-Wert als Massenparameter näherungsweise konstant, während die Teilchenzahl (und damit der osmotische Druck) zunimmt.

Dieses Beispiel zeigt klar, dass der Brix-Wert kein direkter Indikator für den osmotischen Druck ist. Er beschreibt die gelöste Trockenmasse, nicht die Anzahl thermodynamisch wirksamer Teilchen.

Für die Auslegung von Nanofiltrations- und Umkehrosioseprozessen ist daher die experimentelle Bestimmung des osmotischen Drucks oder eine fundierte thermodynamische Modellierung unerlässlich. Nur so lassen sich realistische Betriebsdrücke und energetische Anforderungen korrekt abschätzen.

Fluid	Konzentration	Osmotischer Druck
Molke (Süßmolke)	5–6 °Bx	3–4 bar
Karottensaft	7–9 °Bx	10–14 bar
Zitronensaft	10 °Bx	15 bar
Apfelsaft	11–12 °Bx	16–18 bar
Orangensaft	10–12 °Bx	17–20 bar
Birnenensaft	11–13 °Bx	16–20 bar
Ananassaft	12–14 °Bx	18–22 bar
Milch (zum Vergleich)	12 % TS	6 bar
Traubensaft	16–18 °Bx	25–30 bar
Tomatenmark (verdünnt)	15–18 °Bx	25–30 bar
Zuckerrübensaft	20 °Bx	34.5 bar
Tomatensaft	33 °Bx	69 bar
Zuckerrohrsaft	44 °Bx	69 bar
Zitronensaft (konzentriert)	45 °Bx	103 bar
Orangensaft (konzentriert)	60 °Bx	207 bar
Traubensaftkonzentrat	65 °Bx	220–260 bar
Ahornsirup	66 °Bx	230–260 bar
Apfelsaftkonzentrat	70 °Bx	250–300 bar

Tabelle 1. Osmotischer Druck ausgewählter Flüssigkeiten in Abhängigkeit der Konzentration. Quelle: K. W. Böddeker, *Liquid Separations with Membranes – An Introduction to Barrier Interference*, 2nd ed., Springer, 2018, S. 36.

3 Messung des osmotischen Drucks realer Lösungen

3.1 Osmometer

Bei realen Lösungen ist der osmotische Druck nicht zuverlässig aus theoretischen Gleichungen ableitbar. Wechselwirkungen zwischen gelösten Stoffen, nichtideales Verhalten sowie Elektrolyt- und Konzentrationseffekte führen zu deutlichen Abweichungen. Daher wird der osmotische Druck in der Praxis experimentell bestimmt. Hierfür werden Osmometer eingesetzt, die unterschiedliche physikalische Messprinzipien nutzen.

Die Messung des osmotischen Drucks mit Osmometern (Labormessgeräte) ermöglicht eine schnelle, genaue und reproduzierbare Charakterisierung komplexer Lösungen, deren Zusammensetzung häufig aus einer Vielzahl niedermolekularer und makromolekularer Komponenten besteht.

Im Gegensatz zu rein rechnerischen Abschätzungen erfasst die Messung den Effekt aller osmotisch wirksamen Bestandteile einer Probe. Dies ist insbesondere bei Lebensmitteln

relevant, da Zucker, Salze, Proteine und weitere Inhaltsstoffe gleichzeitig zum osmotischen Druck beitragen.

In biotechnologischen Prozessen liefert der osmotische Druck wichtige Informationen über das physiologische Umfeld von Zellen und Mikroorganismen. Abweichungen vom optimalen osmotischen Bereich können das Zellwachstum, die Produktbildung oder die Proteininstabilität erheblich beeinflussen.

Messgeräte ermöglichen zudem eine schnelle Qualitätskontrolle während der Produktion und erleichtern die Prozessüberwachung in Echtzeit.

Insbesondere bei fermentativen Prozessen erlaubt dies eine frühzeitige Erkennung von Prozessabweichungen.

Darüber hinaus sind osmotische Druckmessungen weitgehend unabhängig von Modellannahmen über das Lösungsverhalten einzelner Komponenten.

Aus diesen Gründen stellt die direkte Messung des osmotischen Drucks ein robustes und praxisnahes Werkzeug für Forschung, Entwicklung und industrielle Anwendung dar.

3.2 Prinzip des klassischen Osmometers

Ein Osmometer misst den osmotischen Druck über den Gleichgewichtszustand zwischen einer Probe und einem Referenzmedium, die durch eine semipermeable Membran getrennt sind. Die Membran ist für das Lösungsmittel durchlässig, nicht jedoch für die gelösten Stoffe. Aufgrund des Konzentrationsunterschieds entsteht ein Lösungsmittelstrom, der zu einem Druck- oder Höhenunterschied führt. Der gemessene Gegendruck entspricht dem osmotischen Druck der Lösung.

3.3 Membran-Osmometer

Beim Membran-Osmometer wird der osmotische Druck direkt als mechanischer Druck gemessen. Die Probe befindet sich auf einer Seite der Membran, während auf der anderen Seite ein Lösungsmittel oder eine Referenzlösung vorliegt. Der Lösungsmittelstrom wird durch Anlegen eines äusseren Drucks gestoppt. Der hierfür notwendige Druck entspricht dem osmotischen Druck der Probe. Diese Methode eignet sich besonders für Lösungen mit mittleren und hohen osmotischen Drücken.

3.4 Gefrierpunkt-Osmometrie

Ein in der Praxis häufig eingesetztes Verfahren ist die Gefrierpunkt-Osmometrie. Dabei wird die Absenkung des Gefrierpunkts einer Lösung im Vergleich zum reinen Lösungsmittel gemessen. Die Gefrierpunktserniedrigung ist proportional zur Anzahl osmotisch wirksamer Teilchen in der Lösung. Aus dieser Messgrösse wird die Osmolalität berechnet, die direkt mit dem osmotischen Druck verknüpft ist. Dieses Verfahren wird besonders in der Biotechnologie und Medizin verwendet.

3.5 Dampfdruck-Osmometrie

Bei der Dampfdruck-Osmometrie wird die Absenkung des Dampfdrucks einer Lösung gemessen. Der Dampfdruck ist ebenfalls eine kolligative Eigenschaft und hängt von der Teil-

chenkonzentration ab. Diese Methode eignet sich vor allem für sehr konzentrierte oder viskose Lösungen, ist jedoch weniger verbreitet.

3.6 Osmometer für die Membrantechnik

In der Membrantechnik werden Osmometer eingesetzt, um reale Prozesslösungen charakterisieren zu können. Die experimentell bestimmten Werte liefern deutlich realistischere Daten als theoretische Abschätzungen. Insbesondere bei Nanofiltration und Umkehrosmose ist die Kenntnis des tatsächlichen osmotischen Drucks entscheidend für Auslegung und Betrieb. Eine direkte Messung ermöglicht die zuverlässige Bewertung von Energiebedarf, Flusslimitierung und Prozessgrenzen.

4 Einflussfaktoren

Der osmotische Druck einer Lösung wird durch die Art, die Anzahl und den Dissoziationsgrad der gelösten Stoffe bestimmt. Massgebend ist dabei die Anzahl osmotisch wirksamer Teilchen, sodass Stoffe mit hohem Dissoziationsgrad einen überproportionalen Beitrag zum osmotischen Druck leisten. Elektrolyte erzeugen infolge ihrer Dissoziation in Ionen einen höheren osmotischen Druck als ungeladene Moleküle gleicher Stoffmengenkonzentration. Der effektive Beitrag von Elektrolyten hängt zudem von der Ionenaktivität ab, welche bei höheren Konzentrationen infolge elektrostatischer Wechselwirkungen von idealem Verhalten abweicht. Auch die Molekülmasse und -struktur gelöster Stoffe beeinflussen über ihre Auswirkung auf Aktivitäten und Wechselwirkungen den osmotischen Druck, was insbesondere bei Makromolekülen von Bedeutung ist. Darüber hinaus ist der osmotische Druck direkt proportional zur absoluten Temperatur, sodass Temperaturänderungen unmittelbar zu einer Veränderung des osmotischen Drucks führen. Dieser Zusammenhang muss insbesondere bei prozesstechnischen Anwendungen und bei der Auswertung experimenteller Messdaten berücksichtigt werden. In realen Lösungen ergibt sich der osmotische Druck somit aus dem Zusammenspiel thermodynamischer, struktureller und interaktioneller Effekte der gelösten Komponenten.

4.1 Zusammenhang zwischen Leitfähigkeit und osmotischem Druck

Kann man aus der Leitfähigkeit auf den osmotischen Druck schliessen? Nur sehr bedingt und nur bei geladenen Teilchen. Die elektrische Leitfähigkeit einer Lösung ist ein Mass für die Konzentration beweglicher geladener Teilchen, insbesondere von Ionen. Sie hängt von Art, Ladung, Mobilität und Konzentration der Ionen sowie von der Temperatur ab. Der osmotische Druck hingegen ist eine kolligative Eigenschaft und wird durch die Gesamtzahl aller osmotisch wirksamen Teilchen bestimmt.

Daraus folgt, dass eine hohe Leitfähigkeit lediglich auf einen erhöhten Anteil ionischer Spezies hinweist, nicht jedoch auf die Gesamtteilchenkonzentration in der Lösung. Ungeladene Moleküle wie Zucker, Alkohole oder viele organische Verbindungen tragen wesentlich zum osmotischen Druck bei, beeinflussen die Leitfähigkeit jedoch kaum. In solchen Systemen besteht keine direkte Korrelation zwischen Leitfähigkeit und osmotischem Druck.

Eine qualitative Abschätzung des osmotischen Drucks aus der Leitfähigkeit ist nur un-

ter stark vereinfachenden Annahmen möglich. Dies ist der Fall, wenn die Lösung nahezu ausschliesslich aus vollständig dissoziierten Elektrolyten bekannter Zusammensetzung besteht. In solchen Fällen kann die Ionenstärke als Näherung für die Anzahl osmotisch wirksamer Teilchen dienen.

In realen Prozesslösungen, insbesondere in der Lebensmittel- und Bioprozesstechnik, liegen jedoch in der Regel komplexe Gemische aus Elektrolyten und ungeladenen Stoffen vor. Hier liefert die Leitfähigkeit lediglich Informationen über den ionischen Anteil der Lösung. Der osmotische Druck kann in diesen Systemen trotz geringer Leitfähigkeit beträchtliche Werte annehmen.

In der Membrantechnik wird die Leitfähigkeit häufig zur Überwachung von Salzdurchbruch oder Rückhalteraten eingesetzt. Sie ist jedoch nicht zur quantitativen Bestimmung des osmotischen Drucks geeignet. Insbesondere bei Nanofiltration und Umkehrosmose kann der osmotische Druck bei zucker- oder polymerreichen Lösungen erheblich unterschätzt werden, wenn Leitfähigkeitsdaten unkritisch interpretiert werden.

5 Auslegung und Betrieb

Der osmotische Druck muss bei der Auslegung von Membranprozessen UF, NF und RO immer berücksichtigt werden. Eine unzureichende Berücksichtigung kann zu überschätzten Leistungsdaten führen.

Der osmotische Druck wird in der Praxis häufig bestimmt, indem eine Probe aus der Membrananlage entnommen und anschliessend mittels Osmometer analysiert wird. Dabei ist zu beachten, dass es sich bei dieser Probe stets um eine Durchschnittsprobe aus dem Kernstrom handelt. Die gemessenen Werte repräsentieren somit den mittleren osmotischen Druck der Bulk-Lösung und nicht die lokalen Bedingungen an der Membranoberfläche.

5.1 Probenahme in Membransystemen

An der Membranoberfläche stellt sich in der Regel ein höherer osmotischer Druck ein als im Kernstrom der Anlage. Ursächlich hierfür ist die Konzentrationspolarisation: Gelöste Stoffe werden durch den konvektiven Stofftransport zur Membran hin angereichert, während ihre Rückdiffusion in den Kernstrom nur begrenzt erfolgt. Infolgedessen kann die lokale Konzentration in der Grenzschicht an der Membranoberfläche deutlich über der Konzentration im Kernstrom (Bulk) liegen.

Da der osmotische Druck direkt von der lokalen Konzentration abhängt, ist auch der osmotische Druck an der Membranoberfläche entsprechend erhöht. Der Vergleich mit dem im Kernstrom gemessenen osmotischen Druck unterschätzt daher den tatsächlich wirksamen lokalen Wert. Dieser Unterschied führt zu einer Reduktion des effektiven Antriebsdrucks und stellt eine zentrale Ursache für Flusslimitierungen in der Nanofiltration und Umkehrosmose dar.

Experimentell wird der osmotische Druck in der Regel anhand von Proben aus dem Kernstrom bestimmt. Die dort gemessene Konzentration ist jedoch stets geringer als diejenige in der Grenzschicht an der Membranoberfläche, welche – neben der eigentlichen Membran – massgeblich den Flux und den Rückhalt beeinflusst. Da sich die Konzentration in dieser Grenzschicht experimentell nicht direkt erfassen lässt, können Rückschlüsse auf die lokalen

Verhältnisse an der Membran nur mithilfe rechnerischer Modelle gezogen werden.

Aus diesem Grund muss der Effekt der Konzentrationspolarisation bei der Auslegung, Modellierung und Bewertung von Membranprozessen zwingend berücksichtigt werden.

6 Forward Osmosis

Forward Osmosis (FO) bezeichnet ein Membranverfahren, bei dem Wasser aufgrund eines natürlichen osmotischen Druckunterschieds durch eine semipermeable Membran transportiert wird. Im Gegensatz zur Umkehrosmose wird kein hoher äusserer hydraulischer Druck angelegt. Die treibende Kraft ist allein der Unterschied im osmotischen Druck $\Delta\pi$ zwischen zwei Lösungen unterschiedlicher Konzentration.

Eine typische FO-Anordnung besteht aus einer Feed-Lösung (geringe Konzentration) und einer Draw-Lösung (hohe Konzentration). Die Membran ist für Wassermoleküle permeabel, jedoch weitgehend undurchlässig für gelöste Ionen oder Moleküle. Wasser bewegt sich vom Bereich mit niedrigerer Salzkonzentration zur Seite mit höherer Salzkonzentration. Der Wasserfluss kann vereinfacht beschrieben werden durch:

$$J_w = A \Delta\pi \quad (5)$$

wobei J_w der spezifische Wasserfluss und A die Wasserpermeabilität der Membran ist.

Die Draw-Lösung wird dabei verdünnt und muss anschliessend regeneriert werden, falls reines Wasser gewonnen werden soll. Forward Osmosis wird unter anderem in der Wasseraufbereitung, in der Lebensmitteltechnik sowie in neuartigen Energiekonzepten eingesetzt. Das Verfahren zeichnet sich durch einen vergleichsweise niedrigen Energiebedarf und reduzierte mechanische Belastung der Membran aus. Die Leistungsfähigkeit hängt jedoch stark von der Membranstruktur und von der Minimierung der inneren Konzentrationspolarisation ab.

Forward Osmosis nutzt somit grundlegende thermodynamische Prinzipien und stellt ein energieeffizientes Trennverfahren dar, dessen technische Bedeutung weiterhin zunimmt.

Pro 1 m³ Süsswasser, das ins Meer fliessen lassen sich ca. 0,6–0,8 kWh Energie gewinnen. Weltweit könnte das mehrere hundert Gigawatt liefern. Aber:

- Membranen sind teuer
- Wirkungsgrad noch begrenzt
- Wartung aufwendig (Verschmutzung)

6.1 Erfindung der Forward Osmosis (FO)

Die Forward Osmosis (FO), auch als druckretardierte Osmose (*pressure retarded osmosis*, PRO) bekannt, wurde von Sidney Loeb entwickelt.

Sidney wurde 1917 in den USA geboren, studierte an der University of Illinois und spezialisierte sich auf Verfahrenstechnik. In den 1950er-Jahren begann er, sich intensiv mit Membrantechnologie zu befassen. Gemeinsam mit dem Forscher Srinivasa Sourirajan entwickelte er eine neuartige Membran für die Umkehrosmose. Diese Membran war dünn, selektiv und gleichzeitig mechanisch stabil. Damit wurde die Meerwasserentsalzung erst-

mals technisch und wirtschaftlich realisierbar. Loeb erkannte das energetische Potenzial von Salzkonzentrationsunterschieden. Er stellte die Idee vor, Energie aus dem natürlichen Salzgradienten zwischen Flusswasser und Meerwasser zu gewinnen. Dieses Konzept wird als Druckretardierte Osmose (PRO) bezeichnet. Dabei fließt Wasser durch eine semipermeable Membran in eine salzhaltige Lösung. Der entstehende osmotische Druck kann genutzt werden, um eine Turbine anzutreiben. Auf diese Weise lässt sich elektrische Energie erzeugen. In den 1970er-Jahren veröffentlichte Loeb wissenschaftliche Arbeiten zu diesem Konzept. Damals war die Membrantechnologie jedoch noch nicht leistungsfähig genug für den grossen Einsatz. Trotzdem gilt Loeb als Pionier der sogenannten Blue Energy. Seine Arbeiten beeinflussten sowohl die Wasseraufbereitung als auch die Energieforschung nachhaltig. Spätere Pilotanlagen, zum Beispiel in Norwegen, basierten auf seinen theoretischen Grundlagen. Sidney Loeb zeigte, wie chemisch-physikalische Prinzipien technisch genutzt werden können. Er starb 2004, doch seine Entwicklungen prägen die Membranforschung bis heute.

6.2 Stand Forward Osmosis (FO)

FO gilt heute als technisch etabliert, jedoch weiterhin stark forschungsgetrieben.

Literatur

- [1] Peter W. Atkins und Julio de Paula, *Physikalische Chemie*, Wiley-VCH, Weinheim, 5. Auflage, 2013. Ein modernes Standardlehrbuch der physikalischen Chemie mit grundlegenden Erläuterungen zu Lösungen, kolligativen Eigenschaften und osmotischem Druck. :contentReference[oaicite:0]index=0
- [2] Hartmut Kamp, *Physikalische Chemie: Grundlagen für Biowissenschaftler*, Springer Berlin, 1988, ISBN 978-3-540-19497-2. Ein didaktisch gut aufgebautes Grundlagenwerk, das physikalische Chemie einschließlich der Eigenschaften von Lösungen und Membrantransporten behandelt. :contentReference[oaicite:1]index=1
- [3] Heinz Hug, *Physikalische Chemie*, Europa-Lehrmittel, 4. Auflage, 2016, ISBN 978-3808571545. Deutsches Lehrbuch mit verständlicher Einführung in Lösungstheorie, thermodynamische Grundlagen und osmotischen Druck. :contentReference[oaicite:2]index=2
- [4] Ramven (Hrsg.), *Reverse Osmosis: Principles, Design and Operation for Water Treatment Professionals*, Water Treatment Publishing, 1. Auflage. Ein praxisorientiertes Fachbuch, das die grundlegenden Prinzipien der Umkehrosmose, die Systemkomponenten, Entwurfsgesichtspunkte und Betriebsfragen behandelt – ideal für technisches Verständnis und praktische Anwendung. :contentReference[oaicite:0]index=0
- [5] Fauzi Ismail, Kailash C. Khulbe, Takeshi Matsuura, *Reverse Osmosis*, 1. Auflage, Elsevier. Ein detailliertes Lehrbuch über den Umkehrosmose-Prozess, das die historische Entwicklung, Membrantechnologie, Transportmodelle und Membranfouling erklärt – empfehlenswert für vertieftes technisches und wissenschaftliches Verständnis. :contentReference[oaicite:1]index=1

- [6] S. Loeb, "Energy production at the Dead Sea by pressure-retarded osmosis: Challenge or chimera?," *Desalination*, vol. 120, pp. 247–262, 1998. doi:10.1016/S0011-9164(98)00049-9
- [7] S. Loeb, "Large-scale power production by pressure-retarded osmosis using river water and sea water passing through spiral modules," *Desalination*, vol. 143, pp. 115–122, 2002. doi:10.1016/S0011-9164(02)00233-3
- [8] D. Xu, X. Sun und S. Wu, "A Comprehensive Review of Forward Osmosis Membrane Modification Strategies for Membrane Fouling Mitigation in Wastewater Treatment," *Journal of Environmental Chemical Engineering*, vol. 13, no. 3, 116992, 2025. <https://doi.org/10.1016/j.jece.2025.116992>
- [9] S. Reddy, K. Dey, D. D. W. Rufuss, S. Arulvel und T. Akinaga, "Forward Osmosis Desalination: A Critical Review Focusing on Recent Advancements in Draw Solution Recovery Techniques for Enhanced Efficiency and Regeneration," *Journal of Environmental Chemical Engineering*, vol. 12, no. 5, 113968, 2024. <https://doi.org/10.1016/j.jece.2024.113968>
- [10] M. Suleman, B. Al-Rudainy und F. Lipnizki, "Overcoming the Limitations of Forward Osmosis and Membrane Distillation in Sustainable Hybrid Processes Managing the Water–Energy Nexus," *Membranes*, vol. 15, no. 6, 162, 2025. <https://doi.org/10.3390/membranes15060162>
- [11] N. AlZainati, H. Saleem, A. Altaee, S. J. Zaidi, M. Mohsen, A. Hawari und G. J. Millar, "Pressure Retarded Osmosis: Advancement, Challenges and Potential," *Journal of Water Process Engineering*, vol. 43, 101950, 2021. <https://doi.org/10.1016/j.jwpe.2021.101950>
- [12] A. E. Zadeh, K. Touati, C. N. Mulligan, J. R. McCutcheon und M. S. Rahaman, "Closed-Loop Pressure Retarded Osmosis Draw Solutions and Their Regeneration Processes: A Review," *Renewable and Sustainable Energy Reviews*, vol. 159, 112191, 2022. <https://doi.org/10.1016/j.rser.2022.112191>
- [13] C. Lee, S. H. Chae, E. Yang, S. Kim, J. H. Kim und I. S. Kim, "A Comprehensive Review of the Feasibility of Pressure Retarded Osmosis: Recent Technological Advances and Industrial Efforts towards Commercialization," *Desalination*, vol. 491, 114501, 2020. <https://doi.org/10.1016/j.desal.2020.114501>
- [14] S. Pakdaman, G. Nouri, C. N. Mulligan und F. Nasiri, "Integration of Membrane-Based Pretreatment Methods with Pressure-Retarded Osmosis for Performance Enhancement: A Review," *Materials*, vol. 18, no. 5, 1020, 2025. <https://doi.org/10.3390/ma18051020>
- [15] M. Rahbari-Sisakht und A. F. Ismail, "A Comprehensive Review of Pressure- and Osmosis-Driven Membrane Processes: Processes, Characteristics and Materials," *Desalination*, vol. 598, 118427, 2025. <https://doi.org/10.1016/j.desal.2024.118427>
- [16] M. Rastgar *et al.*, "Harvesting Blue Energy Based on Salinity and Temperature Gradient: Challenges, Solutions, and Opportunities," *Chemical Reviews*, vol. 123, 2023. <https://doi.org/10.1021/acs.chemrev.3c00168>