

Untersuchung isotoner Lösungen im Schulunterricht

Andreas Döring

19. Mai 2009

Inhaltsverzeichnis

1 Osmotischer Druck – Theorie	1
2 Bestimmung der Konzentration der gelösten Teilchen in einer Lösung	2
2.1 Experimentelle Konzentrationsbestimmung durch Gefrierpunktserniedrigung	2
2.2 Durchführung	3

einen Mikroorganismus Lebensgefahr, wenn er in reines Wasser gebracht wird.

- 1 Diesen Effekt kann man auch bei reifen Früchten beobachten, die starkem Regen ausgesetzt waren: Die Früchte nehmen immer mehr Wasser durch die wasserdurchlässige Schale auf und platzen. Der Riss kann eventuell wieder zuwachsen und hinterlässt eine holzige Narbe.
- 2

Abbildungsverzeichnis

1 Eine Nektarine am Baum mit Riss.	1
2 Lösemittel und gelöste Stoffe in einem Gefäß.	2
3 Aufbau zur Kryoskopie.	3



Abbildung 1: Eine Nektarine am Baum mit Riss.

1 Osmotischer Druck – Theorie

Experimentelle Untersuchungen haben im Unterricht ergeben: Wenn eine mit Zuckerwasser gefüllte Zelle mit einer halbdurchlässigen Membran in reines Wasser getaucht wird, so sickert langsam Wasser in diese Zelle. Der Druck steigt dadurch in dieser Zelle. Dieser Vorgang heißt *Osmose* und das Eindringen des Wassers wird *Diffusion* genannt.

Weitere Untersuchungen zeigen, dass der Druck nicht beliebig ansteigt. Vielmehr gibt es einen Maximaldruck, der erreicht werden kann; dieser heißt *osmotischer Druck*. Wenn biologische Zellen diesem Maximaldruck nicht standhalten können, so zerplatzen sie – es besteht also für

Der Osmotische Druck hat das Symbol Π und hängt einzig von der Konzentration c der Teilchen und der Temperatur in der Zelle ab. In verdünnten Lösungen gilt daher

$$\Pi = R \cdot c \cdot T \quad (1)$$

Hierbei ist T die absolute Temperatur in Kelvin:

$$T/\text{K} = \vartheta/^{\circ}\text{C} + 273,15 \quad (2)$$

Der Proportionalitätsfaktor R heißt allgemeine Gaskonstante; sie spielt auch bei der Wärmekapazität eine Rolle.

$$R = 8,31451 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \quad (3)$$

Beim Einsetzen von Werten ergibt sich für eine 1 molare Lösung bei einer Standardtemperatur von 25 °C

$$\Pi = R \cdot c \cdot T \quad (4)$$

$$= 8,31451 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 298,15 \text{ K} \quad (5)$$

$$= 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 1000 \frac{\text{L}}{\text{m}^3} \cdot 298 \text{ K} \quad (6)$$

$$= 2480000 \frac{\text{J}}{\text{m}^3} \quad | \quad 1 \text{ J} = 1 \text{ N m} \quad (7)$$

$$= 2480000 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \quad | \quad 1 \text{ Pa} = 1 \text{ N m}^{-2} \quad (8)$$

$$= 2480000 \text{ Pa} \quad | \quad 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} \quad (9)$$

$$= 24,8 \text{ bar}$$

Wenn man bedenkt, dass der normale Luftdruck gerade einmal 1,013 bar beträgt, ein gewöhnlicher Autoreifen unter einem Druck von 3 bar steht und selbst Espressomaschinen das Wasser mit einem maximalen Druck von 8-15 bar durch den Kaffee pressen, ist klar, dass Konzentrationsunterschiede in Zellen fatale Folgen haben können.

Aufgaben:

1. Erkläre bitte in einem Satz und mit Rechnung, wie in Gleichung (5) der Wert 289,15 K zustande kommt.
2. Erkläre bitte, welche beiden Umformungen von Schritt (5) zu Schritt (6) vorgenommen worden sind.
3. Erkläre, warum die Einheit „Joule pro Kubikmeter“ das gleiche ist wie „Pascal“, und sieh dazu auf die Gleichungen (7)-(9).
4. Berechne bitte den Osmotischen Druck einer 0,1 molaren Glucose-, Natriumchlorid- und Magnesiumchloridlösung. Beachte, dass Glucose nicht dissoziiert, jedoch Natriumchlorid und Magnesiumchlorid beim Lösen in mehrere Teilchen zerfallen! Stelle daher zunächst die Reaktionsgleichung der Dissoziation der Salze auf.
5. Berechne den osmotischen Druck für eine Tasse (0,125 L) Kaffee mit 3 Stück Würfelzucker ($m_{\text{Würfel}} = 3 \text{ g}$, Saccharose hat die Summenformel $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$). Berechne dazu zunächst die molare Masse von Saccharose, und benutze dann die Formeln $n = \frac{m}{M}$ und $c = \frac{n}{V}$! Gib das Ergebnis in bar an.

2 Bestimmung der Konzentration der gelösten Teilchen in einer Lösung

Für den osmotischen Druck ist von Belang, wie viele Teilchen an Fremdstoffen in einem Lösungsmittel gelöst sind (Abbildung 2). Im Beispiel sind das 8 Fremtteilchen in der kreisförmigen Zelle.

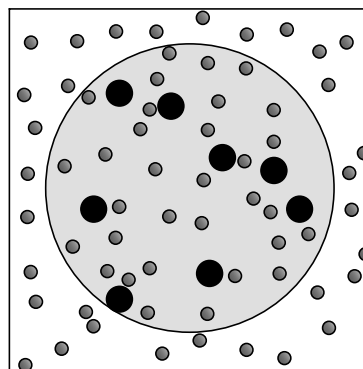


Abbildung 2: Lösemittel und gelöste Stoffe in einem Gefäß.

2.1 Experimentelle Konzentrationsbestimmung durch Gefrierpunktserniedrigung

Die Konzentration der Fremtteilchen pro Kilogramm eines Lösemittels beeinflusst aber auch andere Eigenschaften, beispielsweise den Schmelzpunkt. Wenn man im Winter beispielsweise Salz streut, so löst sich das Salz im Eiswasser und der Schmelzpunkt sinkt unter die Umgebungstemperatur. Deswegen taut das Eis. Um welche Temperaturdifferenz ΔT die Schmelztemperatur T_m sinkt, gibt die Kryoskopische Konstante K eines Stoffes an. Sie hängt von der Schmelzenergie ΔH_m ab; Proportionalitätsfaktor ist wieder die allgemeine Gaskonstante R :

$$K = R \cdot \frac{T_m^2}{\Delta H_m} \quad (10)$$

Wenn die Osmolalität eines Stoffes \hat{m} in der Einheit $\frac{\text{mol}}{\text{kg}}$ (Mol gelöster Teilchen pro Kilogramm Lösemittel, das ist bei Wasser quasi

Stoff	Formel	ΔH_m	ϑ_m
Benzol	C_6H_6	$126\,000 \frac{J}{kg}$	$5,5\,^\circ C$
Glycerin	$C_3H_8O_3$	$200\,000 \frac{J}{kg}$	$18,2\,^\circ C$
Wasser	H_2O	$333\,000 \frac{J}{kg}$	$0,0\,^\circ C$

Tabelle 1: Schmelztemperatur und -enthalpie einiger Lösemittel für die Kryoskopie

gleich der Konzentration in Mol pro Liter) bekannt ist, so kann man die Temperaturdifferenz aus der kryoskopischen Konstanten berechnen:

$$\Delta T_m = -K \cdot \hat{m} \quad (11)$$

Aufgaben:

1. Berechne die kryoskopische Konstante K von Wasser; Werte siehe Tabelle 1 auf der nächsten Seite. Beachte: Du musst die Schmelztemperaturen in die Einheit Kelvin umrechnen!
2. Der Eskimo Nanuk friert in seinem Iglu – denn das Thermometer in seinem Iglu zeigt nur $-1\,^\circ C$. Da er seine Familie zum Mittagessen eingeladen hat, möchte er keinen kalten Fisch sondern heiße Nudeln servieren. Für das Spaghettiwasser füllt er daher seinen Kochtopf mit 3 kg Schnee und gibt – anweisungsgemäß – 60 g Kochsalz hinzu, das ist ca. 1 mol. Wird der Schnee von selbst zu Nudelwasser schmelzen? Bedenke: $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$!
3. in Material 6.3.1 ist ein Bereich für die Gefrierpunktserniedrigung von Schweiß (die fehlende Einheit ist Kelvin) angegeben. Berechne die Osmolarität \hat{m} von Schweiß.
4. Vergleiche die Osmolarität von Schweiß mit der von Blut (ebenfalls in 6.3.1 angegeben).

2.2 Durchführung

Geräte und Chemikalien:

- Stativ, 2 Muffen und 2 Klemmen
- 1 hohes Becherglas
- 1 sehr sauberes Reagenzglas (neu)
- 1 Draht, um eine Rührschlinge zu biegen
- 1 Präzisions-Quecksilberthermometer
- Viehsalz
- zerkleinertes Eis

- zu analysierende Lösung

Durchführung:

Zunächst wird aus dem Draht eine Rührschlinge gebogen, die sich gut um das Thermometer legen und im Reagenzglas auf- und abbewegen lassen.

Auf ein Stativ wird dann ein hohes Becherglas gestellt. Die untere Muffe wird so eingestellt, dass das Reagenzglas möglichst hoch oben von der Stativklemme gehalten wird. Die obere Klammer führt nur das Thermometer, sie hält dieses nicht fest! (ACHTUNG, SONST BRUCHGEFAHR!)

Nun wird das Becherglas zu $\frac{2}{3}$ mit einer Kältemischung aus Eis und viel Kochsalz gefüllt.

Das Reagenzglas wird etwa zur Hälfte mit der Probelösung gefüllt, in das Becherglas gestellt und mit der Stativklammer lose fixiert. Die Lösung sollte oben aus der Kältemischung heraussehen, ansonsten das Reagenzglas etwas anheben. Der Rührdraht und das Thermometer werden in das Reagenzglas eingeführt. Unter Rühren wird die Temperaturabnahme beobachtet. Meist beobachtet man, dass die Lösung unterkühlt: Bei einer Temperatur von etwa $-5\,^\circ C$ beginnt das Eis schlagartig zu kristallisieren und die Temperatur beginnt wieder zu steigen. Die dabei erreichte Maximaltemperatur wird als Schmelzpunkterniedrigung ΔT_m notiert.

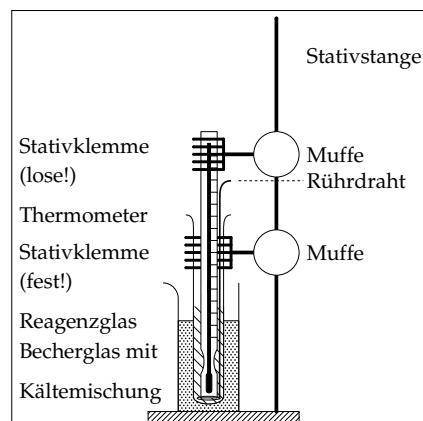


Abbildung 3: Aufbau zur Kryoskopie.