


Diffusion und Osmose

Zwei Beobachtungen

- 1  Die erste der beiden Beobachtungen machen Sie an einem **Tonzylinder**, der mit einem U-Rohr zur Druckmessung verbunden ist. Der Tonzylinder ist porös und durchlässig für Gasteilchen, er ist also nicht „luftdicht“.

Der Versuch wird mit fünf Skizzen dokumentiert. Beschreiben Sie die Beobachtung, zeichnen Sie den **Wasserstand** ein, machen Sie **Zeitangaben**, schätzen Sie die **Druckdifferenzen** ab.

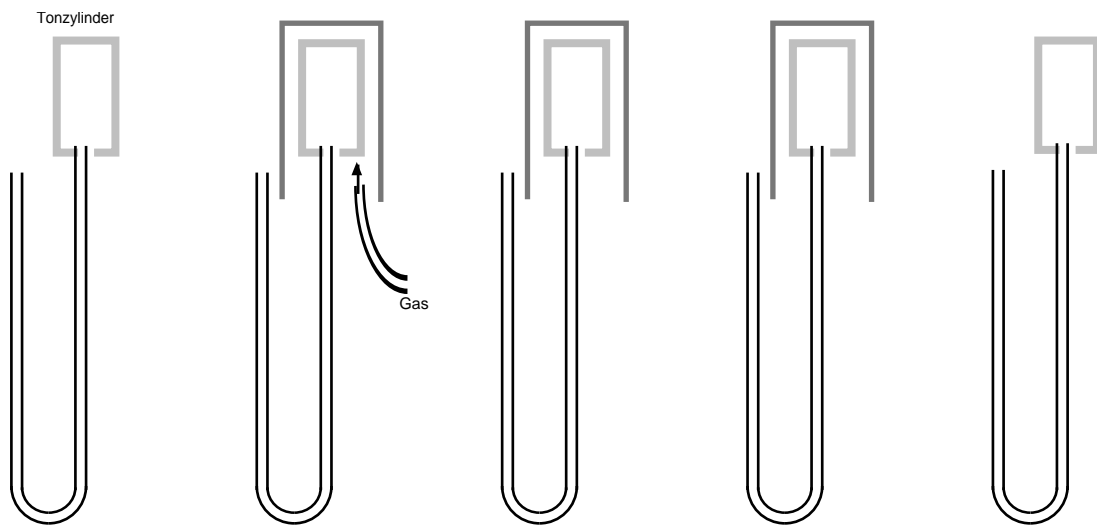
Zur Erinnerung:

$$p = \frac{\text{Kraft}}{\text{Fläche}}$$

Der Druck p , den eine Wassersäule der Höhe h erzeugt, beträgt

$$p = \rho \cdot g \cdot h$$

Darin ist ρ die Dichte von Wasser (1000 kg/m³) und g die Fallbeschleunigung.




a) Wasser wird in das U-Rohr gefüllt:

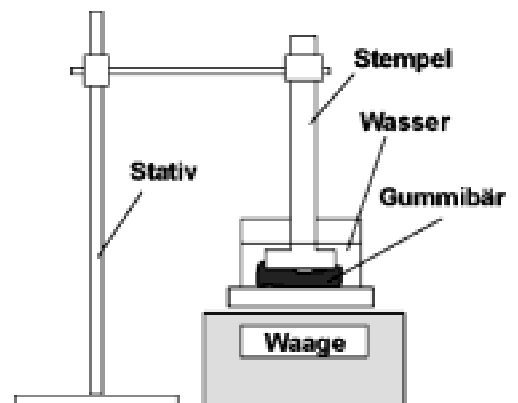
b) Gas wird in das übergestülpte Becherglas geblasen:

c) Nach kurzer Wartezeit:

d) Nach längerer Wartezeit:

e) Kurze Zeit nach dem Entfernen des Becherglases:

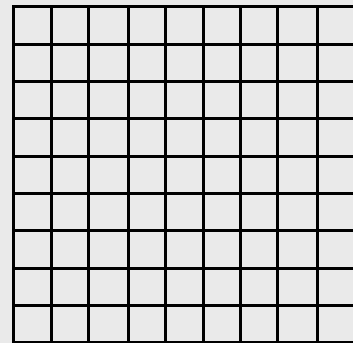
- 2  Die erste Beobachtung hat gezeigt, dass sich für eine gewisse Zeit ein Druck aufbauen kann, wenn zwei verschiedene Gase durch eine "mäßig durchlässige" Wand getrennt sind. Eine solche Druckdifferenz entsteht auch dann, wenn zwei Lösungen unterschiedlicher Konzentrationen an einer halbdurchlässigen Wand (**semipermeable Membran**) anliegen. In diesem Fall ist die Membran nur für das Lösungsmittel durchlässig und der Druckunterschied ist von unbegrenzter Dauer. Wir sprechen bei diesem Vorgang von **Osmose**, resp. vom **osmotischen Druck**.



Von <http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/wwwcu/osmose.htm> stammt die Anregung diesen osmotischen Druck mit "**Gummibärchen**" (Fruchtgummi) zu zeigen: "In destilliertes Wasser eingelegt, nehmen diese an Volumen ganz erheblich zu. Die Gelatine bildet eine hinreichend gute semipermeable Membran. Die Zucker im Gel bauen die Konzentrationsunterschiede auf. Mit diesem Experiment besteht die Möglichkeit, den osmotischen Druck einfach und rasch zu messen, indem die Ausdehnung der Gummibärchen als Kraft auf die Waage verfolgt wird. Ein Stempel beschränkt die Ausdehnung des Bärchens nach oben und hat als Konsequenz, dass die Waage den zunehmenden Druck als wachsende Kraft auf die Waage anzeigt."

Versuchsablauf:

"Gummibärchen" auf der Waage in zylindrische Schale legen / Stempel aufsetzen, so dass die Waage, die hier als Kraftmesser verwendet wird, etwa die Kraft 0.2 N zeigt / Destilliertes Wasser einfüllen, so dass das Gummibärchen ganz zugedeckt wird / Waage auf 0 N tarieren, Zeitmessung starten, alle 10 Minuten ablesen und in die Tabelle rechts eintragen / Umriss Ihres Gummibärchens auf den Raster zeichnen – bevor Sie dieses verspeisen – und Grundfläche bestimmen. / Osmotischen Druck berechnen und in die Tabelle eintragen.




Grundfläche:

Zeit				
Kraft				
Druck				

Erste Interpretationen

- 3 ? Der **Tonzylinder** ist für **alle** Gasteilchen durchlässig, er ist also **keine** semipermeable Membran.
- Wie folgern wir das aus der Beobachtung?
 - Worauf ist es zurückzuführen, dass sich dennoch für kurze Zeit ein Druckunterschied aufbaut?
 - Warum geht der Druckaufbau schneller vor sich, als der Druckabbau?
- 4 ? Vervollständigen Sie die Ausführung des "**Gummibärchen**"-Experimentes (Tabelle ausfüllen).
- Vergleichen Sie die Ergebnisse mit dem Tonzylinderexperiment. Welches sind die qualitativen Unterschiede? Können Sie diese Unterschiede erklären?
 - Vergleichen Sie quantitativ (aber grob gerechnet) die beobachteten Druckunterschiede.

Etwas kinetische Gastheorie

- 5  Erklärungsmodelle für die oben gemachten Beobachtungen können wir auf den Kenntnissen über das **ideale Gas** aufbauen. Zum Teil sind diese aus dem Unterricht bekannt (Wärmelehre, Heft 5).


Die Teilchen des idealen Gases sind in ständiger Be-

wegung. Je heisser das Gas ist, desto "heftiger" sind die Bewegungen der Gasteilchen, das bedeutet, dass die **mittlere Energie der Teilchen** von der **Temperatur** abhängt.


Ist das Gas in einem Gefäss eingeschlossen, so übt es auf die Wand eine Kraft aus. Diese Kraft entsteht durch die vielen Stösse der Gasteilchen auf die Wand. Der Gasdruck kann durch den Quotienten aus Kraft und Wandfläche berechnet werden. Offenbar ist der **Gasdruck** umso grösser, je höher die Temperatur des Gases ist, die Gasteilchen prallen dann nämlich mit grösserer Wucht gegen die Wand. Der Gasdruck kann auch dadurch vergrössert werden, indem das Gas in ein **kleineres Volumen** gezwungen wird, denn so prallen pro Zeiteinheit mehr Teilchen gegen die Wand. Diese Zusammenhänge werden durch die **universelle Gasgleichung** ausgedrückt, sie werden an der nach p umgeformten Gasgleichung deutlich:

$$p = \frac{nRT}{V}$$

Modellvorstellung – bildhaft, qualitativ

- 6  Wenn sich **mikroskopisch kleine Partikel** in einem Gas oder in einer Flüssigkeit befinden (z.B. verdünnte Tusche oder Rauchpartikel in Luft), so werden sie durch die Stösse der Teilchen zufällig und unregelmässig umhergestossen. Diese Bewegung ist als Zitterbewegung unter dem Mikroskop sichtbar. Sie wurde im Unterricht schon einmal beobachtet und als **Brownsche Bewegung** bezeichnet.

Man kann sich nun auch gut vorstellen wie sich ein gasförmiger Stoff im Raum verteilt: Die Moleküle des Stoffes werden durch die Luftmoleküle umhergestossen und dadurch zufällig im Raum verteilt. Im Unterricht wird Ihnen eine Computersimulation zur Demonstration dieser Bewegung gezeigt. Die beschriebene allseitige Ausbreitung eines Stoffes in einem anderen Medium nennen wir **Diffusion**.

- 7  Die **Osmose** ist ein Spezialfall der Diffusion. Von Osmose spricht man dann, wenn sich unter gewissen Bedingungen ein **gerichteter Teilchenstrom ergibt**. Wir müssen uns nun eine bildhafte Vorstellung (ein Modell) zurechtlegen, um zu verstehen wie die Osmose zustande kommt. Wenn Sie das Grundprinzip verstanden haben, können Sie auch die beiden anfangs gemachten Beobachtungen erklären. Auch das hier vorgestellte Modell stellt natürlich eine **Idealisierung** dar.

Stellen Sie sich **zwei Gase** mit gleicher Temperatur bei gleichem Druck in gleich grossen separaten Räumen vor (Bild a). Aus der Gasgleichung folgt, dass die

kinetische Energie eines Teilchens

$$E_{kin} = \frac{1}{2}mv^2$$

mittlere kinetische Energie eines Gasteilchens

$$\bar{E}_{kin} = \frac{3}{2}kT$$

universelle Gasgleichung

$$\frac{pV}{T} = nR$$

bei konstanter Gasmenge: $\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$

m = Masse eines Teilchens

v = Geschwindigkeit eines Teilchens

p = Gasdruck (in Pa)

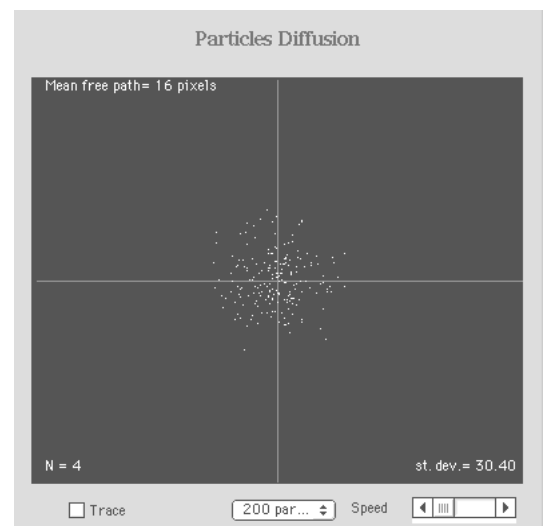
T = absolute Temperatur (in K)

V = Gasvolumen

n = Stoffmenge (Anzahl Mol)

k = Boltzmann-Konstante = $1.38 \cdot 10^{-23}$ J/K

R = univers. Gaskonstante = 8.315 J/(mol K)



<http://www.geocities.com/siliconvalley/campus/2811/index.html> (2000)

Vielleicht gelingt es mir noch, diese und andere ähnliche Simulationen direkt auf <http://homepage.mac.com/mwey> bereitzustellen

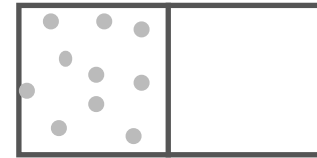
Stoffmengen der beiden Gase unter dieser Voraussetzung gleich sind, denn

$$n = \frac{pV}{RT} = \text{konst.}$$

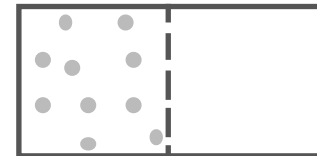
Das bedeutet, dass in beiden Räumen gleich viele Gasteilchen sind, auch wenn eines der Gase eine kleinere Dichte hat. Die unterschiedliche Dichte der Gase ist also auf die unterschiedlichen Massen der Teilchen zurückzuführen. In beiden Gasen ist die mittlere kinetische Energie der Teilchen gleich gross, weil sie gleiche Temperatur haben. Das bedeutet, dass sich die leichten Teilchen schneller bewegen als die schweren.

Wir nehmen nun an, dass die beiden Gase durch eine **ideale semipermeable Wand** getrennt sind. Das soll heissen, dass die Wand völlig undurchlässig ist für grosse Teilchen und völlig durchlässig für kleine Teilchen. In den Bildern b) bis d) ist dargestellt, was dann geschehen wird: Weil die Bewegungen der Teilchen zufällig sind, werden sie zuerst die semipermeable Wand mit grösserer Wahrscheinlichkeit von rechts nach links überwinden. Erst wenn es auf beiden Seiten gleich viele kleine Teilchen hat, wird die Wahrscheinlichkeit für eine Durchdringung der Wand in beiden Richtungen gleich gross sein. Es herrscht zuletzt ein **Fliessgleichgewicht**. Für das leichte Gas hat ein Konzentrationsausgleich stattgefunden.

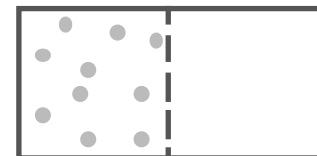
Wir betrachten nun die Situation im Bild d): Die Teilchenzahl ist in den beiden Räumen sehr verschieden. Im linken Raum hat der Druck zugenommen (es prallen pro Zeiteinheit viel mehr Teilchen gegen die Wände), im rechten Raum hat der Druck entsprechend abgenommen. Den Druckunterschied zwischen den beiden Räumen nennen wir auf Grund der beschriebenen Ursache **osmotischer Druck**.



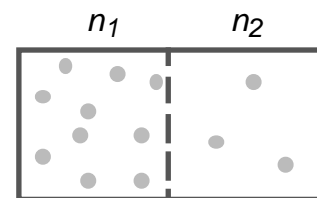
a)



c)



d)



e)

Modellvorstellung – mathematisch

- 8 Wir können für die **ideale Osmose** den **osmotischen Druck** berechnen: Der Druckunterschied kommt allein dadurch zustande, dass im linken Raum zusätzlich zu den kleinen Teilchen auch die grossen gegen die Wände prallen. Sind im rechten Raum auch grosse Teilchen vorhanden, so ergibt sich nur dann ein Druckunterschied, wenn die Teilchenzahlen, also die Stoffmengen, verschieden sind (Bild e). Der osmotische Druck berechnet sich dann wie folgt:

$$\Delta p = p_1 - p_2 = \frac{n_1 RT}{V} - \frac{n_2 RT}{V} = \left(\frac{n_1}{V} - \frac{n_2}{V} \right) RT$$

Den Quotienten n/V bezeichnet man als (**molare**) **Konzentration c**. Somit ist

$$\Delta p = (c_1 - c_2) RT = \Delta c \cdot RT$$

osmotischer Druck

$$\Delta p = \Delta c \cdot RT$$

$c = n/V =$ molare Konzentration (in mol/m^3)

$\Delta c =$ Konzentrationsunterschied

$n =$ Stoffmenge (in mol)

$R =$ universelle Gaskonstante

$T =$ absolute Temperatur

Hinweis zur Probe: Mit den Formeln auf den Seiten 4 und 5 werden Sie keine numerischen Berechnungen machen müssen. Sie werden sie aber kennen und zur qualitativen Argumentation heranziehen müssen. Ansonsten gelten die Ausführungen auf diesen 4 Blättern ohne Einschränkung als Prüfungsstoff.