

# Physik-Praktikum:MOL

## Einleitung

In diesem Versuch wird die molare Masse von Chloroform ( $\text{CHCl}_3$ ) mit Hilfe der Methode von Dumas bestimmt, die auf das allgemeine Gasgesetz aufbaut, d.h. ein ideales Gas voraussetzt.

## Versuchsaufbau und Durchführung

Ein Glaskolben, der vorher exakt gewogen wurde, wird in warmem Wasser erwärmt, und dann seine Kapillare in Chloroform getaucht. Beim Abkühlen des Kolbens in kaltem Wasser zieht sich die Luft in seinem Inneren zusammen, und Chloroform wird ins Innere gesaugt. Weil die eingesaugte Menge zu gering ist, wird das Ganze noch einmal wiederholt, wobei dann deutlich mehr Chloroform angesaugt wird. Der Grund: Im warmen Wasser verdampft ein kleiner Teil des Chloroforms und entweicht, bis der Druck im Inneren gleich dem Luftdruck ist; beim anschließenden Abkühlen kondensiert das Chloroform wieder, wobei sich sein Volumen stark reduziert, mit dem entstandenen leichten Vakuum wird neues Chloroform aus dem Vorratsgefäß angesaugt.

Anschließend erhitzt man das Wasser weiter, bis es siedet (so kann man die Wassertemperatur auf einfache Weise konstant halten; den Siedepunkt kann man mit Hilfe des Luftdrucks berechnen), und taucht den Kolben in das siedende Wasser und seine Kapillare in das Chloroform-Vorratsgefäß. Das Chloroform verdampft und verflüchtigt sich aus dem Kolben, bis sich der Chloroform-Dampfdruck gleich groß wie der äußere Luftdruck ist.

Nun wird mit dem Bunsenbrenner die Kapillare zugeschmolzen, und der Kolben (mit Chloroform im Inneren) zusammen mit dem abgeschmolzenen Teil gewogen.

Schließlich muss noch das Volumen des Kolbens bestimmt werden. Dazu füllt man ihn mit Wasser; durch die Abkühlung des Kolbens ist der Druck im Inneren gesunken, so dass jetzt ein Vakuum dort herrscht. Unter Wasser wird die Spitze des Kolbens abgeschnitten, so dass Wasser hineingesaugt wird. Die kleine Luftblase, die sich danach noch im Kolben befindet, wird mit einer Spritze entfernt, und der wassergefüllte Kolben zusammen mit allen abgeschnittenen und abgeschmolzenen Teilen gewogen.

## Versuchsergebnisse

Lufttemperatur:  $T = (22 \pm 0,2) \text{ }^\circ\text{C} = (295,16 \pm 0,2) \text{ K}$  ;

Luftdruck:  $p_{\text{mess}} = (692,8 \pm 0,05) \text{ Torr}$

$$p = p_{\text{mess}} - \frac{(0,0001818 - 0,0000184) T}{1 + 0,0001818 T} p_{\text{mess}} = 692,8 \text{ Torr} - 2,48 \text{ Torr} = 690 \text{ Torr} = 920 \text{ hPa}$$

Dichte der Luft bei Normbedingungen ( $273,15 \text{ K}$ ,  $760 \text{ Torr}$ ):  $\rho_{\text{LuftNorm}} = 0,001293 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$  ;

Dichte der Luft:

$$\frac{p}{\rho \cdot T} = \frac{R}{M} = \text{const} ; \Rightarrow \frac{p}{\rho_{\text{Luft}} \cdot T} = \frac{p_{\text{Norm}}}{\rho_{\text{LuftNorm}} \cdot T_{\text{Norm}}} ; \rho_{\text{Luft}} = \frac{p}{p_{\text{Norm}}} \frac{T_{\text{Norm}}}{T} \rho_{\text{LuftNorm}} = 0,00109 \cdot 10^3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

Siedepunkt des Wassers: lt. Tabelle für  $690 \text{ Torr}$ :  $T_s = 97,316 \text{ }^\circ\text{C} = 370,48 \text{ K}$

Masse des Kolbens mit Wasser:  $m_{\text{KW}} = (131,966 \pm 0,001) \cdot 10^{-3} \text{ kg}$  ;

Masse des leeren Kolbens:  $m_{\text{K}} = (18,521 \pm 0,001) \cdot 10^{-3} \text{ kg}$  ;

$\Rightarrow$  Masse des Wassers:  $m_{\text{W}} = 113,445 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$  ;

mit  $\rho_{\text{Wasser}} \approx 10^3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$  :  $V_i = \frac{m_{\text{Wasser}}}{\rho_{\text{Wasser}}} = (113,445 \pm 0,001) \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$  ;

Masse des zugeschmolzenen Kolbens (mit abgeschmolzenem Stück):

$$m_{\text{KC}} = (18,824 \pm 0,001) \cdot 10^{-3} \text{ kg} ;$$

$\Rightarrow$  Masse des eingeschlossenen Chloroforms:  $m_{\text{C}} = m_{\text{KC}} - m_{\text{K}} + V_i \cdot \rho_{\text{Luft}} = 0,000427 \text{ kg}$  ;

molare Masse des Chloroforms:  $M = \frac{m_c R T_s}{p V_i} = 125,9 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}};$

Dichte des Chloroformdampfes:  $\rho_c = \frac{m_c}{V_i} = 3,76 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3};$

## Fehlerrechnung

Unsicherheit bei der Dichte der Luft:

$$u_{\rho_{\text{Luft}}} = \sqrt{\left(\frac{0,2}{295,16}\right)^2 + \left(\frac{0,005}{692,8}\right)^2} \cdot \rho_{\text{Luft}} = 0,0007 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

Unsicherheit bei der Masse:

$$u_{m_c} = \sqrt{(0,001 \cdot 10^{-3})^2 + (0,001 \cdot 10^{-3})^2 + \left(\left(\frac{0,001}{113,445}\right)^2 + \left(\frac{0,0007}{1,09}\right)^2\right) \cdot (113,445 \cdot 10^{-6} \cdot 1,09)^2}$$

$$= 1,4 \cdot 10^{-6} \text{ kg};$$

Unsicherheit beim Luftdruck:

$$u_p = \sqrt{(0,05 \cdot 133,322 \text{ Pa})^2 + \left(2 \cdot \left(\frac{0,2}{295,16}\right)^2 + \left(\frac{0,05}{692,8}\right)^2\right) \cdot (692,8 \cdot 133,322 \text{ Pa})^2} = 9 \cdot 10 \text{ Pa};$$

Unsicherheit bei der molaren Masse:

$$u_M = \sqrt{\left(\frac{1,4 \cdot 10^{-6}}{0,000427}\right)^2 + \left(\frac{9 \cdot 10}{92,0 \cdot 10^3}\right)^2 + \left(\frac{0,001}{113,445}\right)^2} \cdot 125,9 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}} = 0,4 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}};$$

Gegenüber dem Literaturwert von  $119,38 \text{ kg/kmol}$  weicht unser Messergebnis von  $(125,9 \pm 0,4) \text{ kg/kmol}$  sehr deutlich ab, weit stärker als die Messunsicherheit erlauben würde. Mögliche Gründe sind:

- Das Volumen ist größer als berechnet, weil neben dem Wasser auch noch eine Chloroformblase vorhanden war.
- Außerdem war eine kleine Luftblase vorhanden (zu erkennen daran, dass sie oben war, während die Chloroformblase auf dem Boden des Kolbens war), d.h. entweder enthielt das Wasser Luft (oder sogar noch andere Stoffe, Salze, Gase, die seine Dichte verfälschen), oder im zugeschmolzenen Kolben war neben Chloroform auch Luft vorhanden.
- Beim Abrechnen unter Wasser können Splitter entstanden sein, die wir übersehen und daher nicht mitgewogen haben – das halten wir aber eher für unwahrscheinlich.
- Der Kolben wurde leer und mit Wasser gefüllt gewogen, als er kalt war, das Chloroform aber bei heißem Wasser eingefüllt; beim Erhitzen kann sich das Volumen des Glaskolbens ausdehnen.
- Dichte des Wassers ist nicht temperaturunabhängig; möglicherweise ist der angegebene Wert zu ungenau.
- Bei der Dichte von Luft ist die Luftfeuchtigkeit nicht berücksichtigt.
- Chloroform ist kein ideales Gas; das merkt man bei hohem Druck (beim Versuch nicht der Fall) oder bei tiefer Temperatur (das trifft für den Versuch zu: bei Raumtemperatur und Normdruck ist es flüssig, und somit alles andere als ein ideales Gas).

## MAK-Rechnung

Geschätzte Chloroformfreisetzung: 3 g

Bei einem angenommenen Raumvolumen von  $5 \cdot 5 \cdot 4 \text{ m}^3 = 100 \text{ m}^3$  in unmittelbarer Nähe des

Experiments liegt zunächst eine Konzentration von  $30 \text{ mg/m}^3$  vor, die sich im Laufe der Zeit auf den gesamten Raum ( $20 \cdot 5 \cdot 4 \text{ m}^3 = 400 \text{ m}^3$ ) verteilt und sich somit auf ca.  $7,5 \text{ mg/m}^3$  abschwächt. (Bei drei Praktikumsgruppen ergibt sich der dreifache Wert.) Dieser Wert ist deutlich unter der maximalen MAK-Wochenkonzentration, die Gesundheit war als nicht gefährdet.

## Fragen

### 1. Wie ist die physikalische Größe Stoffmenge definiert?

Die Stoffmenge ist die Anzahl der Teilchen (Atome oder Moleküle, je nach Zustand des Stoffes), angegeben in der Maßeinheit „Mol“, die  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen entspricht.

Dabei ist die Avogadro-Konstante  $N_A$  definiert als Anzahl der Teilchen, die in  $12 \cdot 10^{-3} \text{ kg } ^{12}\text{C}$  sind.

### 2. Worin besteht der begriffliche Unterschied zwischen der molaren Masse und der relativen Molekülmasse (früher Molekulargewicht)?

Definitionen:

– Molare Masse  $M_m = \frac{m}{n} \left[ \frac{\text{kg}}{\text{kmol}} \right]$

– relative Molekülmasse  $M_r = \frac{m}{u}$

Die molare Masse ist also die Masse von einem Mol der Moleküle (d.h. die Masse von  $6,022 \cdot 10^{23}$  Molekülen), und die Molekülmasse ist die Masse eines einzigen Moleküls, angegeben in atomaren Masseneinheiten  $u = 1/12 m_{^{12}\text{C}}$ .

Vom Zahlenwert sind diese Werte aber identisch (zumindest wenn man keine Isotopengemische betrachtet, dann könnte man nämlich bei der Molekülmasse bestenfalls einen Durchschnittswert angeben, der vom Mischungsverhältnis abhängt), denn bei der molaren Masse nimmt man  $N_A$ -mal so viele Teilchen, und  $N_A$  ist genau so definiert, dass die Masse von  $N_A$  Teilchen eines Stoffes in kg so groß ist wie seine Masse in atomaren Masseneinheiten.

### 3. Wie kann man mit Hilfe des Avogadro-Gesetzes, nachdem ideale Gase bei gleichem Druck und Temperatur in gleichen Volumina gleich viele Moleküle enthalten, die molare Masse eines Stoffes ermitteln?

$$V_m = \frac{V}{n} = \text{const} = 22,4136 \frac{\text{m}^3}{\text{kmol}};$$

$$\Rightarrow n = \frac{V}{V_m} \equiv \frac{m}{M_m} \Rightarrow M_m = \frac{V_m}{V} m;$$

Dabei ist  $V_m$  das molare Volumen bei Normbedingungen; bei anderer Temperatur/anderem Druck ist lediglich der Zahlenwert anders, er kann mit dem Gasgesetz berechnet werden.

[vraun und braun haben hier was ganz seltsames geschrieben]

### 4. Für welche Stoffe ist die Methode von Dumas geeignet?

Für bei Raumtemperatur flüssige Stoffe, die man im Glaskolben verdampfen kann, und die dann die Luft im Kolben verdrängen. Konkret: Da man den Kolben mit siedendem Wasser erhitzt, muss der Siedepunkt des Stoffes niedriger als der von Wasser sein. Im gasförmigen Zustand muss sich der Stoff annähernd wie ein ideales Gas verhalten (d.h. das Gasgesetz erfüllen; die Teilchen wechselwirken nur durch elastische Stöße, und ihr Eigenvolumen ist zu vernachlässigen gegenüber dem Gesamtvolumen), und insbesondere sich nicht chemisch verändern, dissoziieren etc. (dann würde sich die Teilchenzahl verändern).

## **5. Welche Methoden lassen sich für Stoffe anwenden, die nicht in den gasförmigen Zustand überführt werden können?**

- Massenspektroskopie: die Teilchen werden ionisiert, d.h. die ihre Ladung ist bekannt; aus ihren Bewegungen im elektrischen und magnetischen Feld kann man dann auf ihre Masse schließen, und mit Hilfe der Avogadro-Konstante in die molare Masse umrechnen
- Radioaktivität: bei bekannter Halbwertszeit und gemessener Aktivität kann man auf die Anzahl der Teilchen schließen, und zusammen mit der gemessenen Masse die molare Masse bestimmen.
- Elektrolyse: Die durch die Elektrolyseapparatur fließende Ladungsmenge gibt (bei bekannter Ladung pro Ion) die Anzahl der Ionen, die sich an der Elektrode abgeschieden haben, an; zusammen mit der Massendifferenz der Elektrode (Masse vor und nach der Elektrolyse) kann man die molare Masse bestimmen.
- Gefrierpunktniedrigung oder Siedepunkterhöhung bei bekanntem Dissoziationsgrad