

# Bestimmung der molaren Masse nach Dumas (MOL)

Manuel Staebel – 2236632 / Michael Wack 2234088

## 1 Versuchsbeschreibung

Im folgenden Versuch werden wir nach der Methode von Dumas die molare Masse von Chloroform und deren Fehler bestimmen sowie aus den Messwerten die Dichte von Chloroform bei Versuchsbedingungen berechnen.

Zur Berechnung dienen Formeln wie die Zustandsgleichungen für ideale Gase.

## 2 Versuchsdurchführung

Zunächst haben wir den luftgefüllten Glaskolben mit der Analysewaage gewogen. Es ergab sich eine Masse von

$$m_L = (16,027 \pm 0,001) \text{ g}$$

wobei die Ungenauigkeit auf Schwankungen der Waage beruht. Diese können z.B. durch Luftzug hervorgerufen werden. Daraufhin haben wir wie angegeben den Glaskolben erwärmt und anschließend dessen Kapillare in das Chloroform-Vorratsgefäß getaucht. Mit Leitungswasser wurde der Kolben gekühlt, was ein Ansaugen von Chloroform (durch eine Verringerung des Volumens der Luft) verursachte. Diese Prozedur wiederholten wir noch zweimal, bis sich in etwa die gewünschte Menge an Chloroform (etwa  $1 \text{ cm}^3$ ) im Kolben befand. Den Ansaugvorgang 2 und 3 mussten wir sogar unterbrechen, da im Vergleich zum ersten mal sehr viel Chloroform in den Kolben gesogen wurde und unter Umständen zu viel Chloroform aufgenommen worden wäre.

Das starke Ansaugen beim 2. und 3. Mal ist wohl auf die Kondensation des Chloroforms zurückzuführen: Beim Erwärmen des Glaskolbens, in dem sich schon ein wenig Chloroform befindet (bei Zimmertemperatur in flüssigem Zustand) verdampft ein Teil dieses und nimmt einen Großteil des Volumens des Kolbens ein. Wird der Kolben wieder abgekühlt, kondensiert das Chloroform und nimmt einen wesentlich geringeres Volumen ein. Beim ersten Versuch fand natürlich keine „Kondensation der Luft“ statt und somit auch keine derartig drastische Volumenverkleinerung.

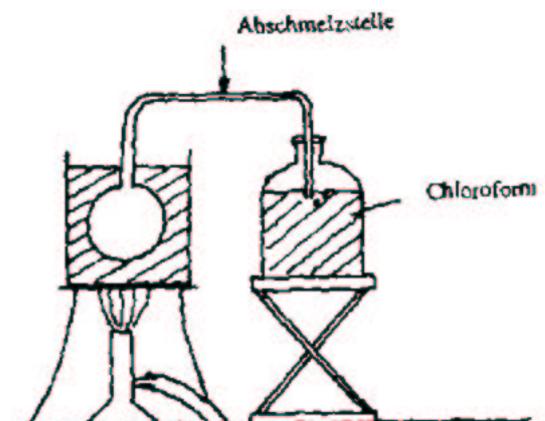
Während wir auf das Sieden des mit zwei Bunsenbrennern erhitzten Wassers warteten bestimmten wir den aktuellen Luftdruck und die aktuelle Temperatur. Wir lasen am Thermometer die Temperatur  $T_z$  mit  $(22,5 \pm 0,5) \text{ }^\circ\text{C}$  ab, die große Ungenauigkeit wählten wir aufgrund der Schwankungen des Thermometers. Wahrscheinlich ist das Ansteigen der Temperatur während der Ablesezeit von Druck und Temperatur auf die abgestrahlte Körperwärme der sich in unmittelbarer Umgebung aufhaltenden Personen zurückzuführen. Der abgelesene Barometerstand  $p_B$  betrug  $(725,10 \pm 0,05) \text{ Torr}$ , er muss noch auf  $0^\circ\text{C}$  reduziert werden (siehe Auswertung).

Als das Wasser zu sieden begann, tauchten wir den gesamten Glaskolben in den Wassertopf, wobei wir die Kapillare wieder in das Chloroform-Vorratsgefäß einführten. Wir warteten, bis durch die starke Erhitzung das gesamte Chloroform verdampft war, was dadurch zu sehen war, dass im Chloroform-Vorratsbehälter aus der Kapillare keine Bläschen mehr austraten. Wir gingen davon aus, dass zu diesem Zeitpunkt der Druck im Glaskolben gleich dem Aussendruck war und der gesamte Kolben mit Chloroformgas ausgefüllt war.

Um den Glaskolben anschließend absolut gasdicht abzuschließen, schmolzen wir die Kapillare in der Mitte mit einem Bunsenbrenner ab. Den Glaskolben mit dem nun eingeschlossenen Chloroformgas wogen wir zusammen mit dem abgeschmolzenen Stückchen der Kapillare, wobei sich folgende Masse ergab:

$$m_c = (16,345 \pm 0,001) \text{ g}$$

Nun kühlten wir das zuvor siedende Wasser auf Zimmertemperatur. Durch das Sieden/kochen erhielten wir sehr luftarmes Wasser (Auskochen). Den Glaskolben mit dem Chloroformgas tauchten wir wieder komplett in dieses Wasser und öffneten ihn durch Abbrechen eines weiteren Teils der Kapillare. Der durch die Abkühlung herrschende Unterdruck führte zu einem raschen Ansaugen des Wassers, so dass sich der komplette Kolben



(abgesehen von einer winzigen Gasblase) füllte.

Wiederum wogen wir den nun mit Wasser gefüllten Kolben samt des abgeschmolzenen und des abgetrennten Kapillarenstücks. Wir ermittelten die Masse

$$m_w = (133,384 \pm 0,001) \text{ g}$$

### 3 Versuchsauswertung

Gemessene Werte:

$$m_L = (16,027 \pm 0,001) \text{ g}$$

$$m_c = (16,345 \pm 0,001) \text{ g}$$

$$m_w = (133,384 \pm 0,001) \text{ g}$$

$$p_B = (725,10 \pm 0,05) \text{ Torr}$$

$$T_z = (22,5 \pm 0,5) \text{ }^\circ\text{C}$$

Das Volumen des Kolbens errechnet sich mit Gleichung (11) aus dem Skript:

$$V = \frac{m_w - m_L}{\rho_w - \rho_L} \text{ wobei } \rho_w, \rho_L \text{ die Dichte von Wasser bzw. Luft ist.}$$

Dabei kann die Dichte des Wasser  $\rho_w = 1 \text{ g/cm}^3$  gesetzt werden. Die Dichte der Luft muss mittels Gleichung (7) den im Praktikumsraum herrschenden Bedingungen angepasst werden:

Dazu korrigieren wir erst den abgelesenen Barometerwert:

$$p_B = (725,10 \pm 0,05) \text{ Torr}; T_z = (295,7 \pm 0,5) \text{ K}$$

Korrekturformel für den Luftdruck:

$$\Delta b = \frac{(0,0001818 - 0,0000184) \cdot T_z}{1 + 0,0001818 \cdot T_z} \cdot p_B = 2,65 \text{ Torr}$$

$$p_z = p_B + \Delta b = (727,75 \pm 0,05) \text{ Torr} = (97,0 \cdot 10^3 \pm 70) \text{ Pa}$$

Aus der ausliegenden Tabelle haben wir den Siedepunkt von Wasser für  $p_z$  abgelesen:

$$T_s = 99,291 \text{ }^\circ\text{C} = 373,07 \text{ K}$$

Dichte der Luft bei Normbedingungen:

$$a = \frac{p_{norm}}{\rho_{norm} \cdot T} = \frac{1,013 \text{ bar}}{0,001293 \text{ g/cm}^3 \cdot 273,15 \text{ K}} = 2,8682 \frac{\text{bar} \cdot \text{cm}^3}{\text{g} \cdot \text{K}}$$

Dichte der Luft bei unseren gemessenen Bedingungen:

$$\rho_L = \frac{p_z}{T_z \cdot a} = 0,001144 \text{ g/cm}^3$$

Für die Berechnung von  $a$  vernachlässigen wir eventuelle Unsicherheiten, da diese im Skript nicht angegeben sind und vermutlich auch in Anbetracht der genauen Werte nicht relevant wären. Für  $\rho_L$  ergibt sich eine Unsicherheit von

$$\frac{u_{\rho_L}}{\rho_L} = \sqrt{\left(\frac{u_{p_z}}{p_z}\right)^2 + \left(\frac{u_{T_z}}{T_z}\right)^2} = 0,0018$$

Auch dieser relative Fehler ist so gering, dass wir ihn vernachlässigen.

Nun können wir endlich das Volumen des Kolbens berechnen:

$$V = \frac{m_w - m_L}{\rho_w - \rho_L} = 117,49 \text{ cm}^3$$

Der Fehler der Dichte von Wasser ist nicht im Skript angegeben, der Fehler der Dichte von Luft kann wie oben wiederum vernachlässigt werden, insbesondere deshalb, weil die Dichte von Luft um ca. 3 Zehnerpotenzen

geringer ist, als die von Wasser. Somit beschränkt sich die Fehlerermittlung auf die Massendifferenz:

$$u_{\Delta m} = \sqrt{u_{m_w}^2 + u_{m_L}^2} = 0,0014 \text{ g} ; u_V = \left( \frac{u_{\Delta m}}{\Delta m} \right) \cdot V = 0,0014 \text{ cm}^3$$

Auch dieser Fehler wirkt sich nicht auf die signifikanten Stellen des Volumens aus.

Nach Gleichung (12) lässt sich nun die Masse  $m$  des im abgeschmolzenen Kolben befindlichen Chloroformgases berechnen:

$$m = \rho_C \cdot V = m_C - m_L + \rho_L \cdot V = 0,452 \text{ g}$$

Der Fehler der Massendifferenz beträgt wieder 0,0014 g, der Fehler von  $\rho_L$  und  $V$  ist zu vernachlässigen  $\Rightarrow m = (0,452 \pm 0,001) \text{ g}$

Die molare Masse des Chloroformgases ergibt sich mit Formel (13):

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T_s}{p_z \cdot V} = 123,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Wir berechnen die relative Unsicherheit:

$$\frac{u_M}{M} = \sqrt{\left( \frac{u_m}{m} \right)^2 + \left( \frac{u_{T_s}}{T_s} \right)^2 + \left( \frac{u_{p_z}}{p_z} \right)^2 + \left( \frac{u_V}{V} \right)^2} = 0,0023 \quad \text{woraus sie eine Unsicherheit von}$$

$$u_M = 0,29 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ ergibt } \Rightarrow M = (123,0 \pm 0,3) \text{ g/mol}$$

Abschließend berechnen wir die Dichte des Chloroformdampfes bei den Versuchsbedingungen ( $p_z$ ,  $T_s$ ) aus Gl. (8) und (9) bzw. Gl. (12):

$$\rho_C = \rho_L + \frac{m_C - m_L}{V} = 0,0039 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Die Unsicherheit von  $\rho_C$  ist wiederum so klein, dass sie mit gutem Gewissen vernachlässigbar ist.

Unsere Endergebnisse für die molare Masse von Chloroform und dessen Dichte bei Versuchsbedingungen (gasförmig) lauten also:

$$M = (123,0 \pm 0,3) \text{ g/mol}$$

$$\rho_C = 0,0039 \text{ g/cm}^3$$

Der Fehler unseres ermittelten Wertes für die molare Masse ist nicht groß genug, damit der angegebene Literaturwert ( $M_{\text{Chloroform}} = 119,38 \text{ g/mol}$ ) innerhalb des Fehlerintervalls liegt. Aus diesem Grund sind systematische Fehler zu vermuten. Mögliche Fehler sind:

Ungenauigkeiten bei der Ermittlung des Volumens des Glaskolbens
Bestimmung der Raumtemperatur und des Luftdrucks (bleiben nicht konstant während des Versuchs)
Ermittlung der Siedetemperatur von Wasser
Siedetemperatur von Wasser ist nur ungefähr die Temperatur im Inneren des Kolbens beim Verdampfen des Chloroforms
Ungenauere Dichteangabe von Wasser (nicht sonderlich gut ausgekocht), unreines Wasser

Wir vermuten, dass die Ungenauigkeiten bei der Ermittlung des Volumens des Glaskolbens den größten Fehler verursachen. Nach dem Ansaugen des Wassers war im Glaskolben z.B. ein winziges Gasbläschen zu sehen, was wir in der Fehlerrechnung nicht berücksichtigten. Allein hätte uns ein von uns um ca. 3% höher ermitteltes Volumen schon auf den angegebenen Literaturwert gebracht.

Die gleichen Fehler führen auch zu eventuellen Abweichungen unserer Chloroformdichte von der in der Literatur angegebenen.

#### 4 Vergleich der Chloroformkonzentration mit dem MAK-Wert

Zur Abschätzung der während des Versuchs herrschenden Konzentration an Chloroform treffen wir folgende Annahmen:

- das verdampfte Chloroform befindet sich zunächst in dem Volumen  $V = 5\text{m} \cdot 5\text{m} \cdot 5\text{m} = 125\text{m}^3$  um den Experimentator
- jede Arbeitsgruppe verdampft 2,5g Chloroform
- dieses Chloroform ist in obigem Volumen gleichmäßig verteilt

Aus den Annahmen ergibt sich eine Chloroform-Konzentration von  $20\text{mg/m}^3$  – der Wert liegt deutlich unter dem MAK-Wert von  $50\text{mg/m}^3$ . Inwieweit unsere Abschätzung realistisch ist können wir nur hoffen. Selbst bei einer höheren Chloroform-Konzentration als dem erlaubten MAK-Wert wäre eine Gefährdung der Experimentatoren unwahrscheinlich, da sie dem Gas nur sehr kurzzeitig ausgesetzt waren und der MAK-Wert für Belastungen über einen Zeitraum von 40 Stunden pro Woche gilt.

#### 5 Fragen

##### 5.1 Wie ist die physikalische Größe Stoffmenge definiert?

Stoffmenge ist eine SI-Einheit und beschreibt die Anzahl von Molen eines Stoffes.

$$\text{Stoffmenge} = \frac{\text{Teilchenzahl}}{\text{Avogadro-Zahl}}$$

Das Mol (mol) ist die Basiseinheit der Stoffmenge: 1 mol ist die Stoffmenge eines Systems, das genauso viele Moleküle enthält wie Atome in 0,012 kg des Kohlenstoffisotops  $^{12}\text{C}$  enthalten sind.

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

Bei der molaren Masse handelt es sich um die Masse, die 1 Mol eines Stoffes hat. Gemessen wird sie in z.B. in g/mol oder kg/mol. Die relative Molekülmasse ist eine Größe, die sich auf die willkürlich festgelegte Atommasseinheit  $u$  bezieht. So beschreibt die relative Molekülmasse das Verhältnis der Masse eines Moleküls zu einem zwölftel der Masse eines  $^{12}_6\text{C}$  Atoms.

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

Nach dem Avogadro-Gesetz kann man die molare Masse eines Stoffes durch Zuhilfenahme eines zweiten Gases, von dem mehrere Daten bekannt sind, bestimmen. Beide Gase müssen sich in gleichem Volumen bei gleicher Temperatur befinden. Vom „Referenzgas“ muss die molare Masse sowie die Masse des gesamten Gases bekannt sein bzw. gemessen werden. Von dem Stoff, dessen molare Masse ermittelt werden soll, muss ebenfalls die Gesamtmasse gemessen werden. Da die Stoffmenge der beiden Gase gleich ist, folgt (aus Avogadro):

$$M = M_{ref} \frac{m}{m_{ref}}$$

##### 5.4 Für welche Stoffe ist die Methode nach Dumas geeignet?

Die Methode nach Dumas ist nur für Stoffe geeignet, deren Siedepunkt unter dem von Wasser liegt, da man den Stoff ansonsten nicht im siedenden Wasser verdampfen kann. Außerdem muss sich der Stoff bei Raumtemperatur im flüssigen Aggregatzustand befinden. Dies gilt natürlich nur, wenn man den Versuch wie im Praktikum durchführt. Verwendet man beispielsweise eine Flüssigkeit mit höherem Siedepunkt als Wasser um den Glaskolben zu erwärmen, so kann natürlich der untersuchte Stoff auch einen entsprechend höheren Siedepunkt besitzen. Das allgemeine Gasgesetz lässt sich nur anwenden, wenn sich der Stoff im gasförmigen Zustand annähernd wie ein ideales Gas verhält.

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

- **Gefrierpunktniedrigung** oder **Siedepunkterhöhung** bei bekanntem Dissoziationsgrad
- **Massenspektroskopie**: von der Ablenkung ionisierter Teilchen im elektrischen und magnetischen Feld kann man auf ihre Masse schließen, und diese mit Hilfe der Avogadro-Konstante in die molare Masse umrechnen
- **Elektrolyse**: aus der Massendifferenz der Elektrode vor und nach der Elektrolyse sowie der Anzahl der geflossenen Ionen (lässt sich aus dem Strom und der Zeit bestimmen, wenn die Ladung der einzelnen Ionen bekannt ist) kann man die molare Masse bestimmen.
- **Radioaktivität**: bei bekannter Halbwertszeit, kann man durch messen der Aktivität die Teilchenanzahl bestimmen und mit Hilfe der Gesamtmasse die molare Masse bestimmen.