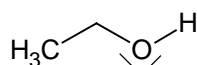


Gruppe 6 – vorgegebener Versuch

Experimentelle Bestimmung der Molmasse von Ethanol

Strukturformel:



Ethanol

Sdp. 78 °C

M = 46.07 g/mol

Zeitbedarf:

Vorbereitung:	15 min
Versuchsdurchführung:	15 min
Nachbereitung	10 min

Chemikalien:

Chemikalien	Summenformel	Menge	R-Sätze	S-Sätze	Gefahrensymbole	Schuleinsatz (HessGiss)
Ethanol	C ₂ H ₅ OH	0,1 mL	11	7-16	F	S 1

Geräte und Materialien:

- 250 mL Rundkolben NS 29
- Glasperlen
- durchbohrter Gummistopfen
- Spritze (2 mL) mit Kanüle
- gebogenes Glasröhrchen (ca. 90° Winkel)
- PVC Schlauch (Länge etwa 8 - 10 cm)
- Kolbenprober
- Heißluftfön
- 2 x Schlauchschellen
- Feinwaage

Versuchsaufbau:



Abb. 1.: Apparatur zum Messen des Gasvolumens des eingesetzten Ethanols

Versuchsdurchführung:

Man entnimmt etwa 0,1 mL Ethanol und bestimmt die exakte Masse des entnommenen Volumens mit einer Feinwaage. Nun gibt man das Ethanol in einen Rundkolben mit Glasperlen. Dieser wurde vorher mit einem Gummistopfen verschlossen und an einen Kolbenprober angeschlossen. Man bestimmt das zu erwartende Volumen an gasförmigen Ethanol mit der Formel: $V \text{ [L]} \approx m \text{ [g]} \cdot 0,49$ und notiert das tatsächliche Volumen, das am Kolbenprober angezeigt wird. Nach Zugabe des Ethanols wird der Rundkolben vorsichtig mit einem Heißluftfön erwärmt, bis das Ethanol in die Gasphase übergegangen ist. Der Kolben darf dabei nicht zu sehr erhitzt werden, um eine zu große Ausdehnung des Gases aufgrund der Temperaturerhöhung zu vermeiden.

Beobachtungen:

Es wurden zwei Versuchsreihen V1) und V2) durchgeführt.

V1) Es wurde eine Masse von $m \text{ (Ethanol)} = 0,119 \text{ g}$ eingesetzt. Das erwartete Volumen betrug: $0,119 \text{ g} \cdot 0,49 = 0,058 \text{ L} = 58 \text{ mL}$. Um das Ethanol in die Gasphase zu überführen, wurde der Rundkolben vorsichtig mit einem Heißluftfön erwärmt. Es stellte sich ein konstantes Volumen von $V \text{ (C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(g)})} = 26 \text{ mL}$ ein.

V2) Es wurde eine Masse von $m \text{ (Ethanol)} = 0,212 \text{ g}$ eingesetzt. Das erwartete Volumen betrug: $0,212 \text{ g} \cdot 0,49 = 0,104 \text{ L} = 104 \text{ mL}$. Um das Ethanol in die Gasphase zu überführen, wurde der Rundkolben vorsichtig mit einem Heißluftfön erwärmt. Es stellte sich ein konstantes Volumen von $V \text{ (C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(g)})} = 64 \text{ mL}$ ein.

Entsorgung:

Die Messapparatur mit dem gasförmigen Ethanol wurde unter dem Abzug geöffnet und abgebaut. Die Glasperlen werden in eine Abdampfschale gefüllt, unter den Abzug gestellt und können wieder verwendet werden.

Fachliche Analyse und Auswertung:

Bei der Arbeit im Labor oder bei theoretischen Überlegungen am Schreibtisch benötigt ein Chemiker zu vielen Anlässen die Kenntnis der Molaren Masse eines Stoffes. Schon früh wurde den Chemikern der Nutzen und die Bedeutung dieser Größe klar. So lassen sich doch mit der Kenntnis der Molaren Masse Aussagen über die Stoffmenge bei einer gegebenen Masse treffen. Besonders einfach lässt sich die Molare Masse von flüchtigen Substanzen bestimmen.

Im Jahr 1811 entdeckte Amedeo Avogadro, dass gleiche Volumina beliebiger Gase bei gleicher Temperatur und gleichem Druck die gleiche Anzahl an Molekülen aufweisen. Das nach ihm benannte „Gesetz des Avogadro“ schuf eine Grundlage zur Aufstellung der „allgemeinen Zustandsgleichung idealer Gase“.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Dabei steht p [atm] für den Druck, V [L] für das Volumen, n [mol] für die Stoffmenge, R

$\left[\frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right]$ für die universelle Gaskonstante und T [K] für die Temperatur eines idealen Gases.

Als ideales Gas bezeichnet man ein hypothetisches Gas, bei dem die Gasmoleküle als ausdehnungslose Massepunkte aufgefasst werden. Die Moleküle sind dabei freibeweglich und unterliegen, außer Stößen mit anderen Molekülen, keinerlei Wechselwirkungen. Ein ideales Gas erfüllt die obige Gleichung unter allen Bedingungen exakt. Mit dieser Zustandsgleichung und mit der Definition der Molaren Masse lässt sich diese bei Stoffen, die leicht in die Gasphase zu überführen sind einfach experimentell bestimmen. Die Molare Masse ist durch die Masse einer bestimmten Stoffmenge bestimmt.

$$M = \frac{m}{n} \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right] \Leftrightarrow n = \frac{m}{M} [\text{mol}] \quad (1)$$

Setzt man (1) in die Zustandsgleichung eines idealen Gases ein und löst diese Gleichung nach M auf, so kann die Molare Masse bei Kenntnis der eingesetzten Masse einer Substanz und deren Volumen im gasförmigen Zustand bestimmt werden.

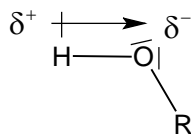
$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$
$$\Leftrightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{V \cdot p} \quad (2)$$

Im durchgeführten Experiment kann die Temperatur konstant als 293,15 K angenommen werden. Die Arbeit mit dem Fön geschieht sehr vorsichtig. Nur ein kleiner Abschnitt der Messapparatur wird erwärmt, so dass die Erwärmung des Gases insgesamt nur minimal ist.

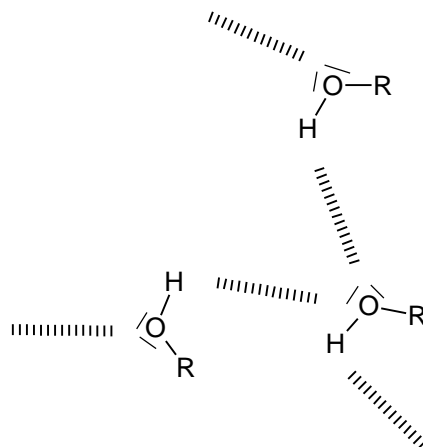
Als Gasdruck kann konstant eine Atmosphäre angenommen werden. Die universelle Gaskonstante beträgt bei den verwendeten Einheiten $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$.

Mit Hilfe dieser Formel kann nun die Molare Masse von Ethanol experimentell bestimmt werden.

Ethanol ist ein Alkohol und hat einen Siedepunkt von 78 °C. Damit zählt es zu den flüchtigen Substanzen. Die physikalischen Eigenschaften des Ethanols werden durch die Anwesenheit der funktionellen Hydroxy-Gruppe geprägt. Durch die hohe Elektronegativität des Sauerstoffatoms ist die O-H-Bindung stark polarisiert.



Der Rest R- steht im Fall des Ethanols für eine Ethylgruppe. Durch diese polarisierte Bindung kommt es, analog zum Wasser, zur Ausbildung von Wasserstoffbrückenbindungen.



Auf die Methylgruppen wirken zusätzlich van-der-Waals-Kräfte, die für weitere schwache Bindungskräfte der Moleküle untereinander sorgen. Bei Raumtemperatur ist Ethanol aufgrund dieser Wechselwirkungen flüssig. Im Experiment kann so eine bestimmte Masse im flüssigen Aggregatzustand entnommen und der gasdichten Messapparatur zugeführt werden. Die verwendeten Glasperlen dienen der Oberflächenvergrößerung. Durch zusätzliches leichtes Erwärmen werden die schwachen Bindungskräfte der Wasserstoffbrückenbindung und der van-der-Waals-Kräfte überwunden. Das Ethanol geht in die Gasphase über. Dabei verhält es sich unter den Versuchsbedingungen wie ein ideales Gas und kann als ein solches angenommen werden. Das Einsetzen der Messwerte **m (Ethanol)** und **V (Ethanol)** in die Gleichung (2) liefert für V1) und V2) folgende Ergebnisse:

$$V1) \quad M(\text{Ethanol}) = \frac{0,119 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293,15 \text{ K}}{0,026 \text{ L} \cdot 1 \text{ atm}} = 110,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Die experimentell bestimmte Molare Masse von Ethanol beträgt damit

$M = 110,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Dieser Wert liegt um das 2,38 fache über dem Literaturwert.

$$V2) \quad M(\text{Ethanol}) = \frac{0,212 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293,15 \text{ K}}{0,064 \text{ L} \cdot 1 \text{ atm}} = 79,63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Die experimentell bestimmte Molare Masse von Ethanol beträgt damit

$M = 79,63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Dieser Wert liegt um das 1,73 fache über dem Literaturwert.

Beide experimentell ermittelten Werte weichen stark vom Literaturwert

$M(\text{Ethanol}) = 46,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ ab. Trotzdem die Apparatur auf ihre Gasdichtheit überprüft wurde,

kann ein kleiner Teil des Gases unbemerkt entwichen sein. Wahrscheinlicher ist jedoch, dass das Ethanol, welches in die Gasphase übergegangen war, an den kalten Wänden der Apparatur kondensierte und damit das Gasvolumen merklich verkleinerte. Durch den „recht hohen“ Siedepunkt des Ethanols von 78 °C kann es leicht an den Glaswänden, die Raumtemperatur haben, kondensieren. Bei den äußerst geringen eingesetzten Mengen an Ethanol ist es möglich, dass der gebildete Kondensationsfilm besonders fein und mit dem bloßen Auge kaum wahrnehmbar gewesen ist. Da das Ethanol mit einer Spritze zugegeben wurde ist es wahrscheinlich, dass ein Teil der Probe in der Spritze verblieben ist und nicht in die Gasphase übergegangen war. Zuletzt ist es möglich, dass der Kolbenprober nicht leichtgängig genug war, um das korrekte Gasvolumen bei $p = 1 \text{ atm}$ anzuzeigen. In diesem Fall kann mit einem Flüssigkeitsmanometer gearbeitet werden.

Methodisch-didaktische Analyse:

1. Einordnung

Der Versuch kann wie folgt in die Themengebiete des hessischen Lehrplans (G8) eingebettet werden.

Jahrgangsstufe u. Unterrichtseinheit	Themengebiet
7G.2	<u>Gesetz von der Erhaltung der Masse:</u> Anhand quantitativer Versuche in geschlossenen Systemen das Gesetz ableiten und mit Hilfe des Teilchenmodells begründen.
8G.1	<u>Stoffmengenbegriff:</u> Quantitative Betrachtungen in verschiedenen Kontexten (Lebensmittelinhaltsstoffe, Grenzen der Nachweisbarkeit, Herstellung von chemischen Verbindungen).
10G	<u>Weg zur Molekül- oder Summenformel:</u> quantitative Elementaranalyse (nach Liebig) und Berechnung der Verhältnisformel; Bestimmung der Molaren Masse nach verschiedenen Methoden und Berechnung der Molekülformel (Summenformel).
11G.2	<u>Identifizierung von Kohlenstoffverbindungen:</u> Qualitative und quantitative Nachweisverfahren für funktionelle Gruppen; Chemische Analyseverfahren zur Ermittlung der Summenformel und der Konstitutionsformel.

2. Aufwand

Die verwendeten Glasgeräte sind Bestandteil der Grundausrüstung einer Chemie Sammlung. Für die Versuchsdurchführung ist die Verwendung eines Föns empfehlenswert, der eventuell organisiert werden muss. Das Ethanol wird nur in kleinstmengen verbraucht, so dass für die verbrauchten Chemikalien fast keine Kosten anfallen. Der Aufbau einer gasdichten Apparatur kann einen erheblichen Zeitaufwand bedeuten. Hierbei sollte ein Zeitpuffer eingerechnet werden. Durchführung und Abbau des Versuchs sind unproblematisch und erfordern wenig Zeit. Insgesamt ist der Versuch innerhalb einer Schulstunde durchführbar.

3. Durchführung

Die Überführung des Ethanol vom flüssigen in den gasförmigen Aggregatzustand ist innerhalb eines sinnvollen Zeitraums nur durch Nachhelfen mit einem Fön zu erreichen. Durch den Einsatz des Föns werden die Versuchsergebnisse, aufgrund der Abhängigkeit des Gasvolumens von der Temperatur, verfälscht. Zudem ist es äußerst schwierig das Ethanol vollständig in die Gasphase zu überführen, da ein Teil der Probe als Rest in der Spritze verbleibt. Zahlreiche weitere Fehlerquellen (vgl. den Abschnitt Fachliche Analyse und Auswertung) machen den Versuch sehr unzuverlässig. Der Übergang des Ethanol in die Gasphase kann gut durch

die Bewegung des Kolbens am Kolbenprober beobachtet werden. Die Volumenzunahme des Gases ist auch aus größerer Entfernung erkennbar. Da der Einsatz von Ethanol nach HessGiss für Schülerversuche ab der Sekundarstufe I zugelassen ist, kann der Versuch sowohl als Demonstrationsversuch, als auch als Schülerexperiment durchgeführt werden.

Insgesamt halte ich den Versuch für den Schuleinsatz für ungeeignet. Das Experiment funktioniert trotz genauen Arbeitens und Einhaltens der Versuchsvorschrift nur unzuverlässig, so dass die ermittelten Werte viel zu stark vom Literaturwert abweichen.

Literatur:

- Versuchsvorschrift aus: **RAABits**, II/C, Kap. 12, S. 13 von 18.
- K. P. C. Vollhardt, N. E. Schore, **Organische Chemie, Dritte Auflage**, Wiley-VCH Verlag GmbH, Weinheim, 2000.
- A. F. Holleman, E. Wiberg, N. Wiberg, **Lehrbuch der Anorganischen Chemie, 102. Auflage**, Walter de Gruyter & Co., Berlin, 2007.
- Charles E. Mortimer, Ulrich Müller, **Chemie, das Basiswissen der Chemie**, Georg Thieme Verlag, Stuttgart, 2003.
- **HessGiss-Datenbank**, V 11.0 – 2006/2007.
- www.dguv.de, **GESTIS-Stoffdatenbank**, 2009, Zugriff: 02.06.09.
- **Lehrplan Chemie, Gymnasialer Bildungsgang, Jahrgangsstufen 7G bis 12G**, Hessisches Kultusministerium 2008.