









V3 - Bestimmung der molaren Masse eines Gases mittels Referenzgasen

In diesem Versuch wird die molare Masse eines unbekanntes Gases bestimmt, indem das gleiche Volumen des Probegases und mehrerer Gase mit bekannter molare Masse gewogen wird. Dabei wird die Annahme gemacht, dass sich die Gase ideal verhalten, was bei Luftdruck von etwa einem bar in guter Näherung gilt. Daher ergibt sich aus dem idealen Gasgesetz und der Definition der molaren Masse ein proportionaler Zusammenhang der gemessenen Größen. Mit Hilfe der bekannten Gase, kann daher die lineare Funktionsgleichung bestimmt werden und in diese der Messwert der Masse für das unbekannte Gas eingesetzt werden, was die molare Masse des Stoffes liefert.

Um den Versuch durchführen zu können, müssen Gasdruckflaschen mit mindestens zwei verschiedenen Gasen wie z.B. Stickstoff, Sauerstoff, Kohlenstoffdioxid oder Helium vorhanden sein. Soll der Versuch von Schülerinnen und Schülern durchgeführt werden, müssen diese eine Druckgasflasche mit Druckminderer bedienen können. Weiterhin wird eine Feinwaage benötigt. Als Gefäß ist eine verschließbare Plastikspritze ausreichend.

Für die Auswertung sollte den SuS das ideale Gasgesetz und die Definition der molaren Masse bekannt sein.

Gefahrenstoffe		
Sauerstoff O ₂	H: 270-280	P: 244-220-370-376-403
Butan C ₄ H ₁₀	H: 220-280	P: 210-377-381-403
Kohlenstoffdioxid CO ₂	H: 280	P: 403
Stickstoff N ₂	H: 280	P: 403
Helium He ₂	H: 280	P: 403

Materialien: verschließbare Plastikspritze, Feinwaage

Chemikalien: Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Helium, Butan (Probegas)

Durchführung: Das gleiche Volumen wird von allen Gasen nacheinander jeweils in die gleiche Spritze gefüllt. Die Masse der gefüllten und verschlossenen Spritze wird auf der Feinwaage bestimmt und für jedes Gas notiert.



Abbildung 1: Verschießbare Spritze

Beobachtung: Bei der Messung der Massen ergeben sich je nach eingefülltem Gas unterschiedliche Werte.

Gas	m(Spritze + Gas) [g]
Sauerstoff O ₂	36.1582
Helium He ₂	36.0921
Kohlenstoffdioxid CO ₂	36.1843
Stickstoff N ₂	36.1502
Butan C ₄ H ₁₀	36.2184

Deutung: Für die Auswertung wird bei den Laborbedingungen von etwa 1 bar Luftdruck und 25 °C in guter Näherung angenommen, dass sich die Gase ideal verhalten und damit das ideale Gasgesetz gilt:

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

Da Druck und Temperatur im Labor konstant sind und das Volumen eingestellt wird, muss die eingefüllte Stoffmenge für alle Gase die gleiche sein. Die unterschiedliche Masse kommt daher durch die unterschiedliche molare Masse der Gase zustande:

$$\Rightarrow p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \quad \Leftrightarrow \quad M = \frac{R \cdot T}{p \cdot V} \cdot m$$

Wird daher die molare Masse der bekannten Gase gegen die ermittelte Masse aufgetragen, können die Punkte durch eine Gerade interpoliert und die Geradengleichung bestimmt werden. Da im Folgenden die Gesamtmasse der Spritze mit den Gasen verwendet wird, ergibt sich keine Ursprungsgerade (vgl. Abb. 4). Die Funktionsgleichung der ermittelten Kalibriergeraden lautet:

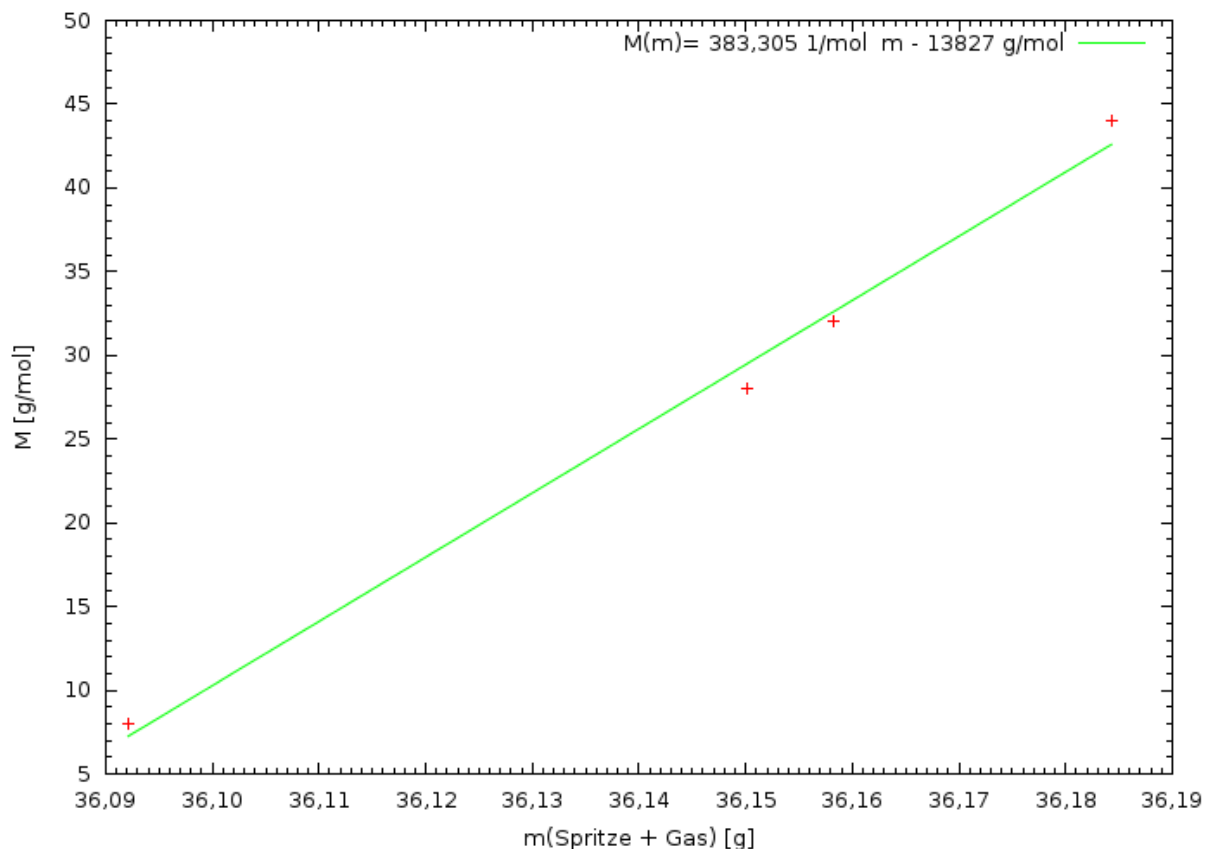


Abbildung 2: Auftragung zur Ermittlung der Kalibriergeraden.

$$M(m) = 383,305 \frac{1}{\text{mol}} \cdot m - 13827 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Durch Einsetzen der gemessenen Masse für das Probegas Butan, wird dessen molare Masse errechnet:

$$M_{\text{Butan}} = 383,305 \frac{1}{\text{mol}} \cdot 36,2184 \text{ g} - 13827 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Für Butan ergibt sich eine molare Masse von $56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Da die tatsächliche

molare Masse $58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ beträgt, liefert diese Methode mit einfacher Durchführung gute Ergebnisse.

Entsorgung: Die Gase können in den Abzug entlassen werden. Die Spritze wird zur Wiederverwertung aufgehoben.

Literatur: W. Glöckner, W. Jansen, R.G. Weissenhorn (Hrsg.), Handbuch der experimentellen Chemie – Sekundarstufe II, Band 9: Kohlenwasserstoffe, Alius Verlag Deubner, 2005, S. 61f