

Lightergas

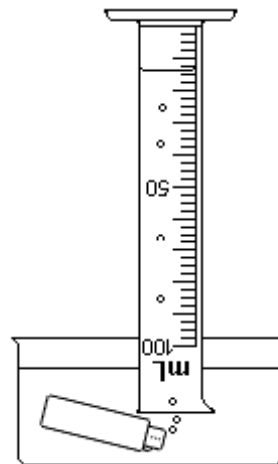
Formål Formålet med forsøget er at bestemme den molare masse for lightergas. Det gøres ved at bestemme masse og volumen af en bestemt mængde lightergas. Et måleglas fyldes med lightergas. Gassens masse m måles ved at veje lighteren før og efter. Stofmængden n bestemmes ud fra kendskab til, at 1 mol af en gasart fylder 24L ved 20EC. Ud fra masse og stofmængde beregnes molarmassen som $M = m/n$.

Apparatur Måleglas 100 mL. Stort kar med vand, vægt, termometer, barometer, køkkenrulle, engangslighter

Teori Et stofs molarmasse M er defineret som $M = m / n$, hvor m er massen og n er stofmængden. Stofmængden n bestemmes ud fra kendskab til, at 1 mol af en gasart fylder 24L ved 20EC ($^{\circ}$). Ud fra masse og stofmængde beregnes molarmassen som $M = m / n$.

Udførelse Bestem lighterens masse med 0.01 grams nøjagtighed. Et 100 mL måleglas fyldes med vand, og anbringes omvendt i et stort kar med vand. Vandets temperatur skal være lig med stuetemperatur (20EC). Det er vigtigt, at der ikke er luft i måleglasset. Anbring lighterhovedet under måleglassets munding, og lad gassen strømme ud af lighteren og op i måleglasset, indtil vandoverfladen i måleglasset næsten er ud for 100 mL-stregen. Hæv eller sænk måleglasset, så vandoverfladerne i måleglasset og i karret er i samme højde, og aflæs gassens volumen. Når de to vandoverflader er i samme højde, er trykket i måleglasset lig med trykket i lokalet.

Tag baskyttelseskappen af lighteren, og ryst vanddråberne af. Tør lighteren med køkkenrulle (uden at lukke gas ud), og bestem igen lighterens masse.



Måleresultater anføres i skema

$m_{\text{Lightergas, før}} / \text{g}$	$m_{\text{Lightergas, efter}} / \text{g}$	$V_{\text{Lightergas}} / \text{mL}$

Databehandling Beregn massen m af lightergas og stofmængden n af lightergas. Når du beregner stofmængden skal du udnytte, at 1 mol af en gasart fylder 24L ved 20EC. Så kan du opstille (og løse) følgende ligning

$$\frac{n_{\text{Lightergas}}}{V_{\text{Lightergas}}} = \frac{1\text{mol}}{24\text{L}} \Leftrightarrow n_{\text{Lightergas}} = V_{\text{Lightergas}} \cdot \frac{1\text{mol}}{24\text{L}}$$

*

Man skal egentlig benytte *idealgasloven*, der giver sammenhængen mellem volumen V , tryk P , temperatur T og stofmængde n for en gasart. Loven siger $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$. R er en konstant, *gaskonstanten*, der har værdien $R=8,31\text{L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$. Man kan vise, at der ved temperaturen 20EC og trykket 1atm. gælder, at 1 mol af gasarten fylder 24L. I dette forsøg antager vi, at temperaturen er 20EC og at trykket er 1 atm. Evt. afvigelser medtages som fejlkilder.

Den sidste omskrivning giver dig en formel, du kan bruge til beregningen af stoffmængden n .

$m_{\text{Lightergas}} / \text{g}$	$n_{\text{Lightergas}} / \text{mol}$	$M_{\text{Lightergas}} / \text{g/mol}$

Lightergassen er sandsynligvis et af følgende stoffer: CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 , C_4H_{10} , C_5H_{12} . Beregn molarmasserne for disse gasser, og brug disse molarmasser til at finde ud af, hvilket af disse stoffer lightergas består af. Det kan tænkes, at måleresultaterne vil vise, at lightergas er en blanding af to af de nævnte stoffer.

Fejlkilder Du ved allerede, at der kan være fejl hvis tryk og temperatur ikke var 1 atm. og 20°C. En anden fejlkilde er, at der - ud over lightergassen - er *mættet vanddamp* i måleglasset. Trykket af den mættede vanddamp er 2-3% af trykket af lightergassen, så det er en mindre fejlkilde.

Overvej, hvilke andre fejlkilder der er ved forsøget. Overvej, om der er en eller flere fejlkilder, der kan give større fejl end de 2-3% som den mættede vanddamp giver (svaret er selvfølgelig, at det er der. Men hvilken?)

Konklusion Hvad ved du nu om lightergas - og er du sikker eller bare overbevist? Sammenlign også med den "varedeklaration", der står på engangslighteren.