

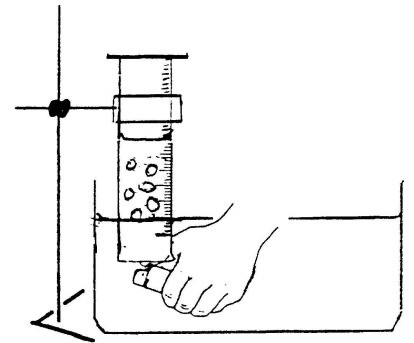
## Best. af molarmasse for lighter gas

Apparatur: 250 mL måleglas. Stort kar (fx 40x16x30 cm) med vand, vægt (0,001 g), termometer (0-100 °C), barometer, stativ med klemme og muffe.

Andet: lighter (helst af den regulærbare type) og køkkenrulle.

**Formålet med forsøge** er at bestemme den molare masse for lighter gas - og om muligt at identificere gassen.

**Metode:** Et 250 mL måleglas fyldes med lighter gas, og gassens volumen, tryk og temperatur måles således, at man kan beregne stofmængden ud fra idealgasloven. Gassens masse kan bestemmes ved at veje lighteren før og efter. Til sidst kan man så beregne gassens molare masse.



### Udførelse

- Bestem lighterens masse med 0,001 grams nøjagtighed.
- Et vandfyldt 250 mL måleglas anbringes omvendt i et stort kar med vand. Vandets temperatur skal være lig med stuetemperatur, og det er vigtigt, at der ikke er atmosfærisk luft i måleglasset.
- Anbring lighterhovedet under målglassets munding, (Se figur) Lad gassen strømme ud af lighteren og op i måleglasset, indtil vandoverfladen i måleglasset er næsten nede ved 250 mL -mærket. Dernæst hæves eller sænkes måleglasset, så vandoverfladerne i måleglasset og i karret er i samme højde, og gassens volumen  $V$  aflæses og skrives ned. (NB: Når de to vandoverflader er i samme højde, kan man regne med, at trykket i måleglasset lig med trykket i lokalet. )
- Mål vandets temperatur  $t$  og skriv den ned. Tilsidst tømmes måleglasset for gas - ud af et vindue eller ind i et stinkskab med tændt udsugning. [ Eksplosionsfare ved antænding!! ]
- Tør lighteren omhyggeligt med køkkenrulle (uden at lukke gas ud!). Blæs eller ryst vandet ud af lighterhovedet. Når lighteren er helt tør, vejes den igen. Aflæs barometerstanden  $B$ .

Masse af lighter		Gassens volumen $V$ (mL)	Vandets temperatur $t$ (°C)	Barometerstand $B$ ( )
før	efter			

### Databehandling

- Vi antager, at temperaturen af gassen i måleglasset er det samme som vandets temperatur. Omregn temperaturen til absolut temperatur  $T$ .

$$t = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$T =$$

2. På et barometer aflæste man trykket  $B$  i mmHg eller i mbar. Omregn trykket til enheden bar

$$B =$$

3. Lightergassen i måleglasset antages at være mættet med vanddamp, dvs. en del af trykket i måleglasset hidrører fra vanddamp. Mættede vanddampes tryk afhænger af temperaturen jvf tabellen:

(Databog: 'vanddamp i luft' )

Temperatur/°C	18	19	20	21	22
Tryk/bar	0,0206	0,0220	0,0234	0,0249	0,0264

Vi kan nu udnytte **Daltons lov** om partialtrykkene i en gas: Beregn lightergassens tryk i måleglasset ved at trække vanddamptrykket fra det tryk, som er målt på barometret.

$$p =$$

4. Udnyt dernæst idealgasloven (  $pV = nRT$  ) til at beregne stofmængden af lightergas:

$$n =$$

5. Anvend vejeresultaterne til at beregne gassens masse, og beregn derefter gassens molare masse

$$m =$$

$$M =$$

Absolut temperatur T	Gassens tryk p	Gassens masse m	Gassens molare masse M

6. Lightergassen er sandsynligvis et af følgende stoffer:  $\text{CH}_4$  ,  $\text{C}_2\text{H}_6$  ,  $\text{C}_3\text{H}_8$  ,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  eller  $\text{C}_5\text{H}_{12}$

Find ud af, hvad stofferne hedder og beregn hvert enkelt stofs molare masse ( med 2 decimaler). Alle udregningerne ønskes medtaget i rapporten/journalen.

7. Anvend den målte molare masse til at afgøre, hvilket af stofferne som lighteren kan tænkes at indeholde. (Måske tyder måleresultaterne på, at lightergas er en blanding af flere stoffer?)

**Fejlkilder:** (Hvilke målinger kan være unøjagtige? Hvor unøjagtige? Hvis resultatet er dårligt, checker man naturligvis først for regnefejl. Men hvis det ikke er forklaringen - hvor kan det ellers være gået galt? )

**Konklusion:** (Hvor stor er den målte molare masse? Hvilket stof er det? Og hvor godt stemmer det med forventningerne?)