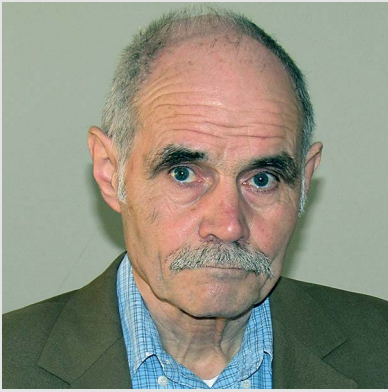


# Fra Molekyle til Mol

Enheden mol har rødder i kemien som et mål for stofmængde og antallet af molekyler i et stof. Det er snævert knyttet sammen med et stort tal kaldet Avogadros tal eller konstant.

■ Helge Kragh



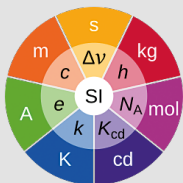
## HELGE KRAGH

Helge Kragh er videnskabshistoriker og professor emeritus ved Niels Bohr Institutet, Københavns Universitet.

Han har læst fysik og kemi på Københavns Universitet og er dr.phil. fra Aarhus Universitet, samt dr.scient. fra Roskilde Universitet.

Hans nuværende interesse er det historiske forhold mellem fiktion-litteratur og naturvidenskab.

helge.kragh@nbi.ku.dk



Mens Gud og hvermand kender til SI-enhederne meter, sekund og kilogram, er det nok de færreste, der har hørt om mol. Nåh jo, musikkyndige er bekendte med, at skalaer kan være i den lystige dur eller den mere sørgmodige mol, der dog udtales anderledes end det kemiske mol. Under alle omstændigheder har den videnskabelige enhed mol ikke noget med musik at gøre, men derimod meget at gøre med kemiens molekyler, fra hvis forstavelse navnet stammer. Ordet er afledt af det latinske moles, der betyder masse, så molekyle betyder nærmest "meget lille masse". I kemiundervisningen fik vi indtil for nylig at vide, at mol har en dobbelt betydning. På den ene side er det den stofmængde, molekylvægten angiver, og på den anden side indeholder denne stofmængde samme antal enheder (molekyler, atomer, ioner), nemlig cirka  $6 \times 10^{23}$ . Dette meget store tal benævnes af historiske grunde Avogadros tal (som har symbolet  $N_A$ ). Vand har molekylvægten 18, så en liter vand indeholder altså cirka  $3,3 \times 10^{25}$  molekyler.

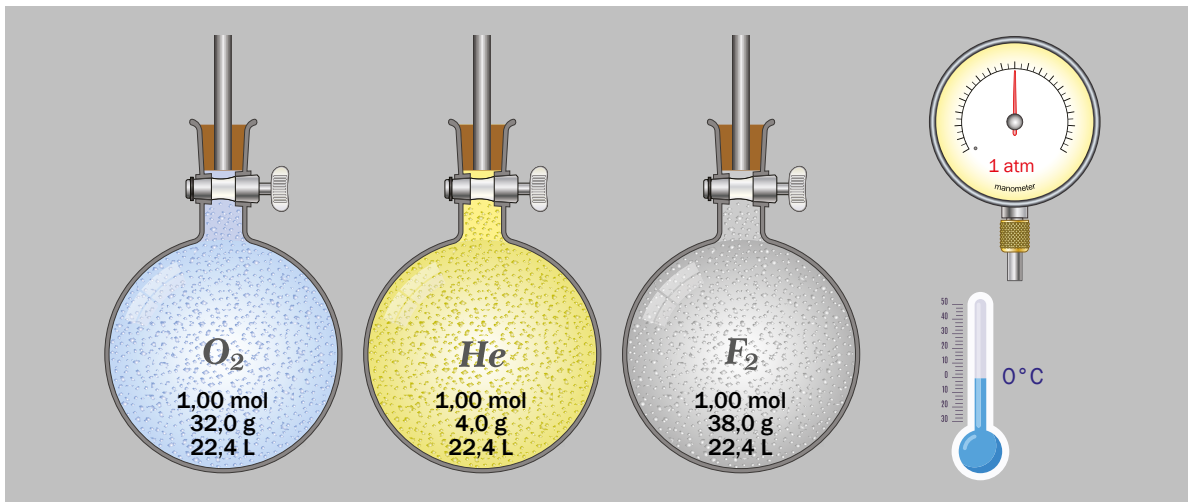
Siden 2019 er koblingen mellem vægtmængde og mol opgivet, idet mol nu blot er et bestemt, meget stort tal og som sådant er dimensionsløst. For at være mere præcis, tallet er defineret til at være  $6,02214076 \times 10^{23}$ , hverken mere eller mindre. Bortset fra størrelsesordenen har det altså samme karakter som de velkendte talangivelser dusin og snes. Som vi kan købe et dusin æg, kan vi i princippet (og kun i princippet!) købe et mol æg. Det vildt store tal er et udtryk for, hvor små molekyler og atomer er, svarende til at molbegrebet især har relevans for de kemiske videnskaber. Som et kuriosum kan nævnes, at astronomer anslår antallet af stjerner i det synlige univers til at være ca.  $2 \times 10^{23}$ , eller anderledes udtrykt cirka en tredjedel mol. I den anden ende af skalaen har vi de

ultralette elektroner. På trods af størrelsen af Avogadros tal vejer et mol elektroner kun 0,0006 gram.

### Avogadro, hans lov og hans tal

Begrebet om atomvægte blev indført af John Dalton i sin atomteori fra starten af 1800-tallet, men Dalton talte ikke om molekyler, kun om atomer (for eksempel om et "sukkeratom"). Begrebet om molekyler i omtrentlig vor forstand blev indført af den italienske kemiker Amedeo Avogadro i en artikel fra 1818 i det ledende tidsskrift *Journal de Physique*. I modsætning til Dalton argumenterede Avogadro, at grundstofatomer slutter sig sammen til molekylære enheder som  $H_2$  og  $N_2$ . Mens Dalton skrev vands syntese som  $H + O \rightarrow HO$ , skrev Avogadro reaktionen som  $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$  (begge her formuleret i moderne nomenklatur). Desuden foreslog han, at samme rumfang af forskellige gasser (ved samme temperatur og tryk) indeholder samme antal partikler, hvilket blev kendt som Avogadros lov. Et bestemt rumfang af gassen butan ( $C_4H_{10}$ ), for eksempel 24 liter, indeholder således det samme antal molekyler som 24 liter af de meget mindre og lettere hydrogenmolekyler.

Hverken Avogadro eller hans samtidige havde nogen anelse om antallet af molekyler i en bestemt vægtmængde, en størrelse der først langt senere blev opkaldt efter den italienske kemiker. Betegnelsen "Avogadros tal" er altså historisk set helt misvisende (i modsætning til "Avogadros lov"). I øvrigt blev Avogadros innovative artikel fra 1818 i lang tid enten ignoreret eller misforstået, hvilket til dels skyldes en forvirrende terminologi. Således skrev han udelukkende om "molekyler", også når det vedrørte, hvad alle andre kaldte atomer. Når han beskrev for eksempel hydrogenatomet H, brugte han det monstrøse udtryk "halv-molekyle" ( $H = \frac{1}{2}H_2$ ).



Ifølge Avogadros lov indeholder det samme rumfang af forskellige gasser det samme antal partikler ved samme tryk og temperatur. Ved en referencetilstand kaldet STP (Standard Temperatur og Pressure), som er 1 atmosfæres tryk og 0°C, er antallet af partikler netop 1 mol. Illustration tilpasset efter Shutterstock.



Der findes faktisk en uofficiel "mol-dag", som af særligt kemi-interesserede fejres årligt den 23. oktober fra kl. 6:02 om morgenen til 6:02 om aftenen. Dagen bruges ofte til at fremme interesse for kemi i skoler. Illustration tilpasset efter Shutterstock.



Amedeo Avogadro blev ikke værdsat i sin samtid, men senere blev han hyldet som en af kemiens pionerer. Illustration: Wikimedia commons.

### En ny naturkonstant

Først omkring 1860 indså kemikerne betydningen af Avogadros innovative teori, hvilket især skyldtes hans landsmand Stanislao Cannizzaro. Der gik yderligere nogle årtier, før kemikere og fysikere fremkom med de første estimater for størrelsen af Avogadros tal.

Blandt dem, der via en kombination af eksperimenter og avancerede teoretiske overvejelser kom frem til et resultat, var den unge Albert Einstein. I 1905 – samme år som han søsatte relativitetsteorien og teorien om lyskvanter (fotoner) – rapporterede han værdien  $4,15 \times 10^{23}$ . I mellemtiden var ordet "mol" dukket op som en bekvem forkortelse for "gram-molekyle", dvs. det antal gram, som formelvægten angiver (1 mol  $O_2 = 32$  g, 1 mol  $C_5H_{10} = 70$  g, etc.). Den første til at bruge ordet og begrebet synes at have været den fremtrædende tyske kemiker Wilhelm Ostwald i en bog fra 1893. Ostwald kobede dog ikke mol-begrebet til antallet af partikler i en stofmængde, da han af filosofiske grunde mente, at atomer og molekyler ikke eksisterede som virkelige partikler. For ham var mol en vejlig mængde stof.

Einstein var derimod overbevist om atomernes eksistens, og det samme gjaldt den franske fysiker Jean Perrin, der specialiserede sig i målinger af molekyler og deres bevægelser. Han blev i 1926 tildelt nobelprisen i fysik for sine banebrydende eksperimenter. Betegnelsen "Avogadros tal" optræder først i en bog af Perrin fra 1909, hvor han desuden ophøjede tallet til en universel naturkonstant. De to størrelser, tallet  $N_0$  og konstanten  $N_A$ , er numerisk identiske, blot er det første dimensionsløst, mens sidstnævnte har dimension af en reciprok mol:  $N_A = N_0/\text{mol}$ . Perrins målinger resulterede i en værdi på  $N_0 = 6,7 \times 10^{23}$ , hvilket efter datidens anskuelse udtrykte antallet af  $O_2$ -molekyler i præcist 32 gram oxygen.

### Atomvægte

Som antydnet hænger molbegrebet snævert sammen med Avogadros tal som mål for det antal partikler, der er i en vægtmængde af et stof givet ved dets atom- eller molekylvægt. Dalton havde oprindeligt valgt  $H = 1$  som standard for grundstoffers atomvægte, men da han ikke anerkendte hydrogenmolekylet  $H_2$ , var hans  $H = 1$  standard i realiteten  $H_2 = 1$ . Senere blev denne standard erstattet med naturligt forekommende oxygen, der konventionelt blev tillagt den eksakte værdi  $O = 16$ , sådan som brugt af Perrin i starten af 1900-tallet. Med opdagelsen af fænomenet

isotoper i 1913 valgte fysikerne den hyppige isotop  $O-16$  som standard, mens kemikerne holdt fast ved den ældre definition.

Den uheldige situation med to forskellige atomvægte (der dog i praksis var næsten det samme) blev skrinlagt i 1962, da IUPAC og IUPAP – henholdsvis kemikernes og fysikernes internationale organisationer – blev enige om en ny standard. Ifølge denne er carbonisotopen  $C-12$  basis for alle atomvægte. Det fulgte heraf, at netop 12 gram af denne isotop indeholder  $N_0$  atomer. Ud fra andre og mere avancerede teknikker, end dem Perrin brugte, blev Avogadros tal bestemt med stadig højere præcision. Målinger baseret på diffraktion af røntgenstråler i siliciumkrytaller gav omkring 2005 den yderst præcise værdi  $N_0 = (6,0221415 \pm 0,0000010) \times 10^{23}$ . Men det var ikke slutningen på historien.

### Den nye definition af et mol

Mol har siden 1971 været en af de syv autoriserede enheder i SI-systemet. Størrelsen adskiller sig fra de øvrige enheder ved at være den eneste, hvor det danske navn for enheden er det samme som dets symbol. Mens symbolet for kilogram er kg og for Ampere er A, så er symbolet for mol blot mol. På engelsk er det dog anderledes, her bruges mole som navn og mol som enhed. På dansk har mol ingen flertalsform – moler er noget ganske andet end flere mol – og i den sjældent benyttede bestemte form hedder det molet (altså et mol, ikke en mol).

Som nævnt i tidligere artikler i denne serie om enheder, har man bestræbt sig på at basere SI-enhederne direkte på definerede naturkonstanter og ikke på målelige størrelser.

En meter kan ikke længere måles, den er defineret ud fra lysets hastighed i vakuum. Denne ambition må jo også omfatte stofmængden mol, der fra maj 2019 er blevet grundigt omdefineret af Den Internationale Komité for Mål og Vægt. Men naturligvis ikke mere grundigt, end at det nye mol svarer til den gamle empiriske mol, sådan som tilfældet også er med de andre omdefinerede enheder. I oversættelse lyder den i dag vedtagne definition:

*Molet, med symbol mol, er SI-enheden for stofmængde. Et mol indeholder præcist  $6,02214076 \times 10^{23}$  elementære enheder. Tallet er den fastlagte numeriske værdi af Avogadros konstant,  $N_A$ , når denne udtrykkes i enheden  $\text{mol}^{-1}$ , og det benævnes da Avogadros tal.*

### Fra håndgribelig til uhåndgribelig

Begrebet om mol har altså ændret karakter, fra noget i bogstavelig forstand håndgribeligt (for eksempel 18 g vand eller 56 g jern) til noget langt mere uhåndgribeligt. Som det ikke længere giver mening at måle længden af en meter med ekstrem præcision, lige så lidt giver det mening at bestemme antallet af partikler i et mol af et stof. De "elementære enheder", definitionen henviser til, kan i princippet være næsten hvad som helst, men i praksis er der tale om elementarpartikler, atomer, ioner eller molekyler.

Strengt taget behøver de "elementære enheder" slet ikke referere til en stofmængde af materielle partikler, men kan være meget abstrakte ting. Hvis man har lyst, kan man udtrykke universets alder i mol-sekunder, men i så fald bliver det et meget lille tal, cirka en milliontedel. Fotoner vejer intet som helst, men alligevel giver det god mening at tale om et mol fotoner, sådan som fysikere af og til gør. Omkring 1930'erne blev enheden "einstein" endda foreslået for et mol af fotoner, altså Avogadros tal af dem. Men enheden blev aldrig officielt anerkendt og bruges ikke længere. ■

## LITTERATUR

A.J. Ihde (1984) *The Development of Modern Chemistry*. New York: Dover  
L. Cerruti (1994) *Metrologia* 31, 159-166

Mole (unit):  
[en.wikipedia.org/wiki/Mole\\_\(unit\)](https://en.wikipedia.org/wiki/Mole_(unit))