

FENOMENE TERMICE

1. NOTIUNI INTRODUCTIVE :

După cum se știe corpurile sunt formate din substanțe. Spre exemplu un scaun de lemn este "construit" din substanța lemn. În natură substanțele se află în una din cele trei stări de agregare : gazoasă, lichidă și solidă.

Corpurile aflate într-o stare gazoasă sunt caracterizate prin faptul că acestea nu au nici formă și nici volum propriu. Adică aceste substanțe (corpuri) aflate în această stare ocupă tot spațiul pus la dispoziție. Spre exemplu în sala de clasă există aer (cu componentele lui specifice : oxigen, azot, etc). Dacă ar avea volum propriu aerul ar exista doar într-o porțiune al săli de clasă.

Corpurile aflate într-o stare lichidă sunt caracterizate prin faptul că acestea au volum propriu, dar nu au formă proprie (spunem că i-au forma recipientului în care sunt puse) Adică aceste substanțe aflate în stare lichidă din tot spațiul pus la dispoziție ocupă doar o parte din el, deci au un volum propriu, nu ocupă tot volumul pus la dispoziție. Spre exemplu apa dintr-un pahar umplut pe jumătate. Aici i-am pus la dispoziție apei tot paharul, dar ea a ocupat doar jumătate (partea de jos), deci are un volum propriu. Pe de altă parte dacă mutăm apa din pahar în alt recipient, spre exemplu un vas, aceasta i-a forma vasului, dar nu ocupă tot volumul vasului, ci doar o parte, și i-a forma vasului în care este pus.

Corpurile aflate în stare solidă sunt caracterizate prin faptul că acestea au atât formă cât și volum propriu, ele ocupă un loc bine definit în spațiu. Scaunul din exemplul de mai sus indiferent în ce sală îl vom pune are aceeași formă și evident un volum propriu.

Indiferent de starea de agregare în care se află (gazoasă, lichidă sau solidă) corpurile (substanțele) sunt formate din atomi.

ATOMUL este cea mai mică parte dintr-o substanță care prin metode fizice sau chimice obișnuite nu poate fi divizat. Această teorie "atomistă" conform căreia aceste particule ce nu pot fi divizate numite atomi sunt "indivizibile și eterne" a fost formulată de Democrit în anii 460 – 370 î.e.n. Evident că acum știm că această teorie este "depășită", dar la acea vreme era o descoperire esențială în evoluția cunoașterii.

MOLECULA este o "combinație" de mai mulți atomi. Spre exemplu o moleculă de apă (H_2O) este formată din doi atomi de hidrogen (H_2) și un atom de oxigen (O).

Din experiențe simple rezultă un fapt care este acceptat în fizică conform căruia : *moleculele oricărui corp, indiferent de starea de agregare, se află într-o mișcare permanentă dezordonată numită mișcare termică(sau agitație termică). Această mișcare termică nu are cauze externe, ea nu încetează niciodată și crește cu creșterea temperaturii.*

2. MĂRIMI FIZICE CARACTERISTICE SUBSTANTELOR

În cele ce urmează ne vom ocupa de substanțele aflate în stare gazoasă, pe scurt cu *gazele*. În mare măsură legile care se aplică în cazul gazelor se aplică și la cele în stare lichidă sau solidă dar cu corecții specifice fiecărei stări. Se pune întrebarea : care este dimensiunea și masa unui atom? Dimensiunea atomului este de ordinul a 10^{-10} metri. Ca și masă (atenție nu greutate!), spre exemplu, masa unui atom de hidrogen (H – primul element din sistemul periodic, cu masa cea mai mică) este de $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg. Deci masa unui atom este de ordinul a 10^{-27} kg. Deoarece în calcule este greu să lucrăm cu astfel de numere s-a căutat ca pentru substanțe să avem o altă unitate de măsură, astfel încât masele atomilor și moleculelor să fie exprimate în numere întregi. Astfel pentru a exprima masele atomilor nu vom folosi ca și în cazul corpurilor kg, ci *unitatea atomică de masă*.

a) Unitatea atomică de masă reprezintă a 12-a parte din masa atomului de carbon 12.

$^{12}_6\text{C}$ - atomul de carbon. Unde $A = 12$ reprezintă numărul de masă (masa atomului exprimată în unități atomice de masă), iar $Z = 6$ reprezintă numărul de electroni (protoni) ai carbonului. Deci un element chimic (în cazul nostru substanțele în stare gazoasă) se reprezintă astfel : reprezentarea unui atom



Putem spune că $1 \text{ u.a.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$. Sau altfel spus o unitate atomică de masă (u.a) reprezintă masa în kg al unui atom de hidrogen (sau definiția de mai sus).

b) Masa atomică relativă reprezintă numărul care ne arată de câte ori masa unui atom este mai mare decât unitatea atomică de masă.

Spre exemplu masa atomică relativă a carbonului ce are numărul de masă 12 este 12.(este de 12 ori mai mare decât u.a. definită mai sus). Iar masa atomică relativă a hidrogenului este 1. Dacă trecem la molecule observăm că masa relativă a moleculei de apă (H_2O) este : $2+16 = 18$. Unde 2 reprezintă u.a. a moleculei de hidrogen(sunt doi atomi de hidrogen), iar 16 reprezintă u.a a oxigenului. Astfel a apărut și noțiunea de *masă moleculară relativă*.

c) Masă moleculară relativă reprezintă de câte ori masa unei molecule este mai mare decât unitatea atomică de masă(u.a.).

Spre exemplu masa moleculară relativă a moleculei de hidrogen (H_2) este 2 pentru că este formată din 2 atomi de hidrogen. Vom scrie $m_{rH_2} = 2$. În mod identic se calculează și masa moleculară relativă a moleculei de oxigen (O_2). $m_{O_2} = 32$. (pentru că e formată din doi atomi de oxigen a carei masă atomică relativă este 16).

ATENȚIE : atât masa atomică relativă, cât și masa moleculară relativă sunt mărimi adimensionale. Pentru masa atomică relativă aceasta este, în general, locul în sistemul periodic al elementelor al atomului respectiv.

d) Molul(având simbolul mol) reprezintă cantitatea de substanță, exprimată în grame, numeric egală cu masa moleculară relativă a substanței date.

Spre exemplu un mol din substanțele exemplificate mai sus sunt :

- 1 mol de hidrogen H_2 este 2g(grame), scriem 1 mol $H_2 = 2g$.
- 1 mol de apă (H_2O) = 18g.
- 1 mol de oxigen (O_2) = 32g.

În practică se folosește multiplu molului, kilomolul (kmol) : $1kmol = 10^3 mol$

e) Masa molară (μ) reprezintă masa unui mol. Se măsoară în g/mol sau kg/kmol

Numărul de molecule cuprinse într-un mol de substanță este același indiferent de substanță și este egal cu $6,023 \cdot 10^{23}$ molecule/mol sau $6,023 \cdot 10^{26}$ molecule/kmol. Acest număr îl vom numi numărul lui Avogadro și îl scriem $N_a = 6,023 \cdot 10^{23}$ molecule/mol.

f) Legea lui Avogadro : un mol dintr-un gaz oarecare, în aceleași condiții (temperatură și presiune) ocupă același volum.

S-a stabilit experimental că, indiferent de gaz, la temperatura de $t = 0^\circ C$ și presiune de $P = 1atm$ (atmosfera) volumul unui gaz este : 22,42 l/mol. Vom spune că volumul molar ($V_{\mu o}$) în ”condiții normale de temperatură și presiune” este :

$$V_{\mu o} = 22,42 \frac{l}{mol} = 22,42 \frac{m^3}{kmol} = 22,42 \cdot 10^{-3} \frac{m^3}{mol}$$