

Nú færum við okkur yfir í að skoða efnahvörf og magnbundna þætti efnafræðinnar.

Byrjum í kafla 5.

Nánar tiltekið í **Kafla 5.3 Mól og tala Avogadrosar.**

Mól er í raun bara fjöldi eininga.

Eitt mól er sá fjöldi sem gefur atómmassann í grömmum.

Við vitum að atóm eru mjög lítil og létt. T.d. er eitt atóm af kolefni með atómmassann ca 12. Þá getum við hugsað okkur að skoða hvað tvö atóm eru þung og svo framvegis. Ef við teljum atóm þá kemur í ljós að einhver ákveðinn fjöldi gefur sama grammafjölda og atómmassinn er.

Ef við erum með Na atóm þá er eitt mól af því ca 23 grömm (skoða lotukerfið) og eitt mól af Au (gulli) er 197 g

Eitt mól er þá þessi fjöldi sem gefur atómmassann í grömmum. Hversu mörg atóm eru það? Sá fjöldi er $6,022 \cdot 10^{23}$ Þetta er mjög stór tala og engin ástæða til að þæla í henni. Við tölum bara um mól (eða bara helling af atómum).

Aðalatriðið er að skoða vel formúluna á bls. 126.

$$n = m / M$$

n = mólafjöldi einingin er mól t.d. 3.6 mól

m = massi í grömmum t.d. 43.2 g

M = mólmassi í g/mól (grömm á mól) t.d. mólmassi C er 12 g/mól

Ef við erum með 43.2 grömm af kolefni þá getum við fundið hve mörg mól það eru.

$n = m / M = 43.2 \text{ g} / 12 \text{ g/mól} = 43.2/12 = 3.6 \text{ mól}$ því að grömmmin stytast út í útreikningunum.

Þetta þarftu að vera með alveg á hreinu.

Fjarnám VMA. EFNA2ME05 – almenn efnafræði Kennslubríf – 6. vika

Í kaflanum er líka rætt um reynsluformúlur / empirical formula en það er efnaformúla sem gefur rétt hlutföll af fjölda atóma í heilum tölum með sem lægstum tölum.

Til dæmis er efnið etan. Það er lífrænt efni úr tveim kolefnis- og sex vetnisatómum. C_2H_6 er formúlan en reynsluformúlan er þá $C_1H_3 = CH_3$. Þessi reynsluformúla á líka við öll önnur efni þar sem hlutfall kolefnis- og vetnisatóma er 1 á móti 3.

Aðalatriðið er að kannast við þetta hugtak, reynsluformúla. Við höfum ekki áhyggjur af því hvernig hún er fundin, þú kemst að því í háskólanum.

Hýdröt eru efnasambönd þar sem vatnssameindir festast inni í kristöllum efna. Þegar við sýnum formúlur þessara efna þarf hlutfallslegur fjöldi H_2O sameinda að koma fram því þær eru vigtaðar með ef við erum að nota efnin.

Í bókinni er sýnt dæmi um koparsúlfat (kopar(II)súlfat). $CuSO_4$
Kopar er Cu kopar (II) er tvígild pósitíf koparjón Cu^{2+} og súlfat er SO_4^{2-}

kopar(II)súlfat trínhýdrat er með formúluna $CuSO_4 \cdot 3 H_2O$
Þetta merkir að í einni einingu af $CuSO_4$ eru fólgnar þrjár sameindir af H_2O .

Þetta kemur fram í mólmassa efnisins.

Mólmassi koparsúlfat anhýdrats (án vatns) er 156.521 g/mól en
mólmassi koparsúlfat trínhýdrats er $156.521 + 3 \cdot 18 = 213.566$ g/mól

Oft er hægt að hrekja vatnið út með því að hita kristallaða efnið, það eru fyrst og fremst jónefni sem mynda þessi hýdröt.

Að lokum.

Það sem ræður því líklega hvort þú lýkur áfanganum er það hvort þú getur lesið úr formúlum efna, skilið hve mörg atóm eru af hverri gerð og hvort þú getur reiknað út formúlumassa og notað þær tölur ásamt mólafjölda. Það merkir þessi hluti áfangans.

Stór hluti þess sem kemur á eftir þessu í áfanganum byggir á þessum atriðum. Í raun ætti verkefnið úr þessari viku að gilda þrefalt en ég leyfi mér bara að gera ráð fyrir að þú takir þetta alvarlega.

Kveðja – Jóhannes Árnason jarn@vma.is