

Stehiometrija

Stehiometrija

Zakoni koji su nam potrebni za ovu oblast

- zakon o održanju mase (Lavoisier)

"ukupna masa supstance koja učestvuje u hemijskoj promeni (hemijskoj reakciji) ne menja se"

- zakon stalnih masenih odnosa (Prust)

"elementi se međusobno spajaju u stalnim masenim odnosima, tako da je sastav svakog jedinjenja stalan"

- zakon umnoženih masenih odnosa (Dalton)

"Ako dva elementa međusobno grade dva ili više jedinjenja onda se stalna masa jednog elementa jedini sa različitim masama drugog elementa, a te različite mase drugog elementa stoje u odnosu malih celih brojeva"

Molekulska i formulska masa

Molekulska masa (težina) – masa (u amu) jednog molekula

Izračunava se prostim sabiranjem relativnih atomskih masa svih atoma koji čine taj molekul

Kada neko jedinjenje ne postoji u obiku molekula tada se ono predstavlja empirijskom formulom

Za prikazivanje mase jedinjenja koja su prikazana empirijskom formulom koristi se izraz formulska masa

Formulska masa – izračunava se sabiranjem masa atoma (u amu) koji čine empirijsku formulu

Molekulska i formulska masa

Molekulska masa saharoze ($C_{12}H_{22}O_{11}$) je:

$$12 \text{ C atoma} = 12 \times (12,0 \text{ amu}) = 144,0 \text{ amu}$$

$$22 \text{ H atoma} = 22 \times (1,0 \text{ amu}) = 22,0 \text{ amu}$$

$$11 \text{ O atoma} = 11 \times (16,0 \text{ amu}) = 176,0 \text{ amu}$$

$$342,0 \text{ amu}$$

Molekulska i formulska masa

Formulska masa kalcijum-nitrata, jonskog jedinjenja prikazanog empirijskom formulom $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ je:

$$1 \text{ Ca atom} = 1 \times (40,1 \text{ amu}) = 40,1 \text{ amu}$$

$$2 \text{ N atoma} = 2 \times (14,0 \text{ amu}) = 28,0 \text{ amu}$$

$$6 \text{ O atoma} = 6 \times (16,0 \text{ amu}) = 96,0 \text{ amu}$$

$$164,1 \text{ amu}$$

Određivanje procentnog sastava jedinjenja

Ukoliko znamo molekulsku ili empirijsku formulu jedinjenja veoma lako se može odrediti i njegov procentni sastav

Maseni udeo nekog elementa u jedinjenju je jednak:

$$\% \cdot \text{elementa} = \frac{(\text{broj} \cdot \text{atoma} \cdot \text{tog} \cdot \text{elementa})(\text{relativna} \cdot \text{atomska} \cdot \text{masa} \cdot \text{elementa})}{\text{molekulska} \cdot \text{masa} \cdot \text{jedinjenja}} \times 100\%$$

Zbir masenih udela svih elemenata koji čine jedinjenje mora biti 100,0%

Određivanje procentnog sastava jedinjenja

Primer: odredimo maseni udeo ugljenika, vodonika i kiseonika u saharozi ($C_{12}H_{22}O_{11}$); MW = 342,0

$$\%C = \frac{(12)(12,0amu)}{342,0amu} \times 100\% = 42,1\%$$

$$\%H = \frac{(22)(1,0amu)}{342,0amu} \times 100\% = 6,4\%$$

$$\%O = \frac{(11)(16,0amu)}{342amu} \times 100\% = 51,5\%$$

$$42,1\% + 6,4\% + 51,5\% = 100,0\%$$

Mol

Osnovna jedinica SI sistema za količinu materije

Mol je ona količina materije koja sadrži onoliko objekata (atoma, molekula, čega god) koliko ima atoma u 12 grama izotopski čistog ugljenika ^{12}C

Eksperimentalno je utvrđeno da je taj broj $6,02 \times 10^{23}$ i to je Avogadrov broj (N_A)

Znači jedan mol nečega uvek ima $6,02 \times 10^{23}$ komada tog nečega



Mol

Avogadrov broj $6,02 \times 10^{23}$ je veoma veliki broj. Npr.
univerzum je star tek 4×10^{17} sekundi

Mol

Poređajte sledeće uzorke po porastu broja kiseonikovih atoma: 1 mol H₂O, 1 mol CO₂ i 3 x 10²³ molekula O₃

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} = 6,02 \times 10^{23} \text{ atoma O}$$

$$1 \text{ mol CO}_2 = 2 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ atoma O} = 1,20 \times 10^{24} \text{ atoma O}$$

$$3 \times 10^{23} \text{ molekula O}_3 = 3 \times (3 \times 10^{23} \text{ atoma O}) = 9 \times 10^{23} \text{ atoma O}$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} < 3 \times 10^{23} \text{ molekula O}_3 < 1 \text{ mol CO}_2$$

Mol

Izračunajte broj atoma vodonika u 0,350 mola $C_6H_{12}O_6$

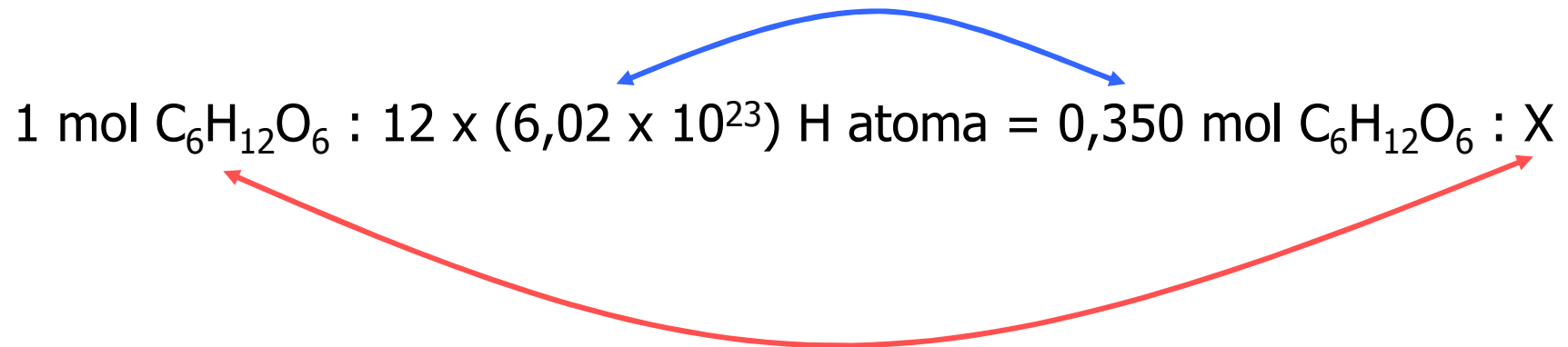
Ovaj zadatak može da se uradi na više načina. Hemičari ga najčešće rade preko poporcije.

Rečenica: jedan mol $C_6H_{12}O_6$ će imati $12 \times (6,02 \times 10^{23})$ atoma vodonika – znači u 0,350 mola $C_6H_{12}O_6$ će biti X atoma vodonika.

Ili to napisano matematički:

$$1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6 : 12 \times (6,02 \times 10^{23}) \text{ H atoma} = 0,350 \text{ mol } C_6H_{12}O_6 : X$$

Mol


$$1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 : 12 \times (6,02 \times 10^{23}) \text{ H atoma} = 0,350 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 : X$$

$$(12 \times (6,02 \times 10^{23}) \text{ H atoma}) \times (0,350 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = (1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \times (X)$$

$$X = \frac{(12 \times (6,02 \times 10^{23}) \text{ H atoma}) \times (0,350 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}$$

$$X = 2,53 \times 10^{24} \text{ H atoma}$$

Molarna masa

Kolika je masa jednog mola ugljenika izotopa ^{12}C ako je masa jednog nukleona ^{12}C $1,993 \times 10^{-23}$ g

$$M_r(^{12}\text{C}) = 1,993 \times 10^{-23} \text{ g} \times 6,02 \times 10^{23} = 12,0 \text{ g}$$

Molarna masa nekog atoma uvek brojno odgovara relativnoj atomskoj masi tog atoma

Samo su jedinice drugačije – kod molare mase su grami a kod relativne atomske mase amu jedinice

Molarna masa nekog molekula uvek brojno odgovara molekulskoj masi tog molekula

Molarna masa se predstavlja u g/mol

1 mol različitih supstanci ima različite mase i to je OK.

Molarna masa

1 atom ^{12}C ima masu od 12 amu \rightarrow 1 mol ^{12}C ima masu 12 g

1 atom Cl ima prosečnu masu 35,5 amu \rightarrow 1 mol Cl ima masu 35,5g

1 molekul H_2O ima masu 18 amu \rightarrow 1 mol H_2O ima masu 18 g

1 NO_3^- jon ima masu 62 amu \rightarrow 1 mol NO_3^- ima masu 62 g

1 NaCl formulska jedinica ima masu 58,5 amu \rightarrow 1 mol NaCl ima masu
58,5 g

Pretvaranje mase u molove i brojeve čestica

Veoma se često koristi pri izradi zadataka kao i pri radu u hemijskoj laboratoriji

Formula koja povezuje broj molova (n), molarnu masu (M_r) i masu uzorka (m) je:

$$n = \frac{m}{M_r}$$

Pretvaranje mase u molove i brojeve čestica

Izračunajmo broj molova vode u 9g čiste vode.

$$m = 9 \text{ g}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

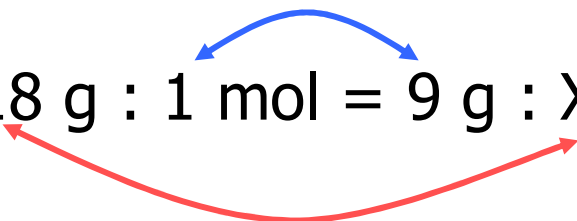
$$n = ?$$

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{9\cancel{\text{g}}}{18\frac{\cancel{\text{g}}}{\text{mol}}} = 0,5\text{mol}$$

Pretvaranje mase u molove i brojeve čestica

Ili ako vam je lakše isto to se može uraditi i pomoću proporcije:

Ako u 18g vode ima 1 mol vode onda u 9 g vode ima X molova

$$18 \text{ g} : 1 \text{ mol} = 9 \text{ g} : X \text{ mol}$$


$$1 \text{ mol} \times 9 \text{ g} = 18 \text{ g} \times X$$

$$X = \frac{1 \text{ mol} \times 9 \text{ g}}{18 \text{ g}} = 0,5 \text{ mol}$$

Pretvaranje mase u molove i brojeve čestica

Koliko iznosi masa u gramima 2,34 mola NaCl

$$M_r(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$n = 2,34 \text{ mol}$$

$$m = n \times M_r = 2,34 \text{ mol} \times 58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 137 \text{ g}$$

Pretvaranje mase u molove i brojeve čestica

Pretvaranje mase u brojeve čestica uvek ide preko broja molova

Prvo se masa pretvori u brojeve molove a zatim brojevi molova pomoću Avogadrovog broja u brojeve čestica

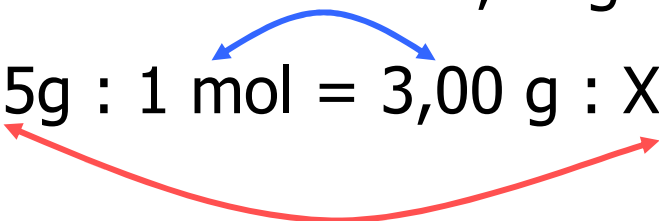
Mogu se koristiti proporcije

Pretvaranje mase u molove i brojeve čestica

Koliko ima atoma bakra u 3,00 grama čistog bakra?

Prvo ćemo naći koliko je to molova bakra. $A_r(\text{Cu})=63,5 \text{ g/mol}$

Ako 63,5 g bakra ima 1 mol onda 3,00 g bakra ima X molova

$$63,5\text{g} : 1 \text{ mol} = 3,00 \text{ g} : X \text{ mol}$$


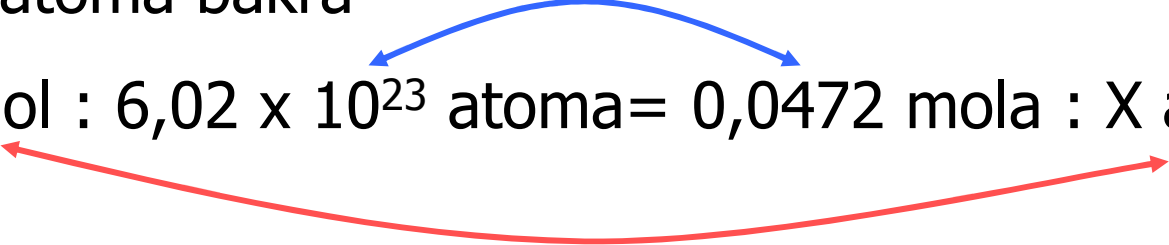
$$(1 \text{ mol}) \times (3,00 \text{ g}) = (63,5 \text{ g}) \times (X)$$

$$X = \frac{1\text{mol} \times 3,00\text{g}}{63,5\text{g}} = 0,0472\text{mol}$$

Pretvaranje mase u molove i brojeve čestica

Nakon toga ćemo pretvoriti broj molova u broj atoma bakra.

Ako 1 mol ima $6,02 \times 10^{23}$ atoma bakra onda 0,0472 mola ima X atoma bakra

$$1 \text{ mol} : 6,02 \times 10^{23} \text{ atoma} = 0,0472 \text{ mola} : X \text{ atoma}$$


$$(6,02 \times 10^{23} \text{ atoma}) \times (0,0472 \text{ mol}) = (1 \text{ mol}) \times (X \text{ atoma})$$

$$X = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ atoma} \times 0,0472 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 2,84 \times 10^{22} \text{ atoma}$$

Pretvaranje mase u molove i brojeve čestica

Šema pretvaranja



Sklapanje empirijskih formula od rezultata elementalne analize

Elementlna analiza – najpouzdaniji i često obavezni prvi korak pri identifikaciji nekog novog jedinjenja

Daje nam koliko je koji element (u procentima) zastupljen u uzorku

Na osnovu rezultata elementalne analize mogu se dobiti samo empirijske formule

Za dobijanje molekulske formule potrebno je još podataka

Sklapanje empirijskih formula od rezultata elementalne analize

Rezultat elementalne analize izgleda ovako:

Sintetisali ste jedinjenje žive i hlora i poslali uzorak na analizu. Vraćeni su vam sledeći rezultati da vaše jedinjenje se sastoji od 73,9% žive i 26,1% hlora.

To znači da u 100g vašeg jedinjenja ima 73,9g žive i 26,1g hlora.

Prva stvar je da to pretvorimo u molove žive i hlora

$$A_r(\text{Hg}) = 200,6 \text{ g/mol}$$

$$A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$$

Sklapanje empirijskih formula od rezultata elementalne analize

$$n(\text{Hg}) = \frac{m}{A_r} = \frac{73,9 \text{ g}}{200,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,368 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}) = \frac{m}{A_r} = \frac{26,1 \text{ g}}{35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,735 \text{ mol}$$

Zatim delimo oba broja sa manjim brojem (0,368) da bi dobili molske odnose Hg i Cl

$$\text{molova} \cdot \text{Hg} = \frac{0,368}{0,368} = 1$$

$$\text{molova} \cdot \text{Cl} = \frac{0,735}{0,368} = 1,99 \approx 2$$

Sklapanje empirijskih formula od rezultata elementalne analize

Znači molski odnos je da na 1 mol Hg dolazi 2mola Cl pa je prema tome jedina empirijska formula koju možemo izvesti:



Sklapanje empirijskih formula od rezultata elementalne analize

Primer 2: Elementalnom analizom askorbinske kiseline je nađeno da se sastoji od 40,92% C, 4,58% H i 54,50% O. Koja je empirijska formula askorbinske kiseline?

$$n(C) = \frac{m}{A_r} = \frac{40,92g}{12,0 \frac{g}{mol}} = 3,407mol$$

$$n(H) = \frac{m}{A_r} = \frac{4,58g}{1,0 \frac{g}{mol}} = 4,58mol$$

$$n(O) = \frac{m}{A_r} = \frac{54,50g}{16,0 \frac{g}{mol}} = 3,406mol$$

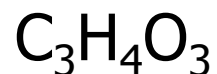
Sklapanje empirijskih formula od rezultata elementarne analize

$$\text{molova} \cdot C = \frac{3,407}{3,406} = 1$$

$$\text{molova} \cdot H = \frac{4,58}{3,406} = 1,34$$

$$\text{molova} \cdot O = \frac{3,406}{3,406} = 1$$

U empirijskoj formuli u indeksima mogu stajati samo celi brojevi tako da je empirijska formula vitamina C:



Dobijanje molekulske formule od empirijske formula

Za jonska i ostala nekovalentna jedinjenja naš posao se završava sa empirijskom formulom. Međutim za molekulska jedinjenja treba nam molekulska formula.

Da bi dobili molekulsku formulu moramo znati molarnu masu (molekulsku težinu) našeg napoznatog jedinjenja. Molarnu masu ili molekulsku težinu (isti broj samo različite jedinice) možemo odrediti masenom spektrometrijom. Još neki način?

Ideksi u molekulskoj formuli su uvek celobrojni umnošci odgovarajućih indeksa u empirijskoj formuli.

Tako da formula vitamina C je:



Dobijanje molekulske formule od empirijske formula

Molarna masa vitamina C je 176 g/mol.

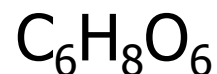
Odavde možemo ili da računamo M_r za svaku formulu sa prethodnog slajda ili da izračunamo M_r za empirijsku formulu i podelimo 176 g/mol sa tim brojem.

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3) = 88,0 \text{ g/mol}$$

Deljenjem se dobija:

$$\frac{176}{88,0} = 2$$

Znači molekulska formula vitamina C je:



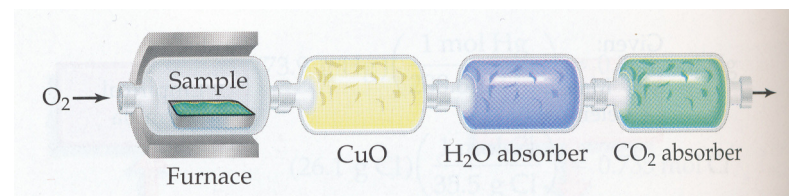
Elementalna analiza

Jedan primer kako radi elementalna analiza za određivanje sastava ugljovodonika ili organskih molekula koji se sastoje od C, H i još nekog elementa.

Prvo se radi kompletno sagorevanje veoma tačno izmerenog uzorka organskog jedinjenja u višku čistog kiseonika uz bakar(II)-oksid kao katalizator.

Sav ugljik se prevede u CO_2 i "uhvati" u apsorberu ugljen-dioksida a sav vodonik se prevede u vodu i "hvata" u apsorberu vode.

Ukoliko postoji treći element njegova masa se određuje na osnovu razlike između mase uzorka i zbira masa C i H



Elementalna analiza

Tipični rezultati elementalne analize bi izgledali ovako:

Nepoznato jedinjenje se sastoji od C, H i O atoma. Sagorevanjem 0,255 g tog jedinjenja dobijeno je 0,561 g CO₂ i 0,306 g H₂O. Odredite empirijsku formulu nepoznatog jedinjenja?

Prvo treba odrediti koliko grama ugljenika i vodonika smo dobili. To možemo odrediti preko broja molova.

$$M_r(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g/mol}; M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{0,561 \text{ g}}{44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0128 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,306 \text{ g}}{18,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0176 \text{ mol}$$

Elementalna analiza

Sada kada imamo brojeve molova možemo odrediti i masu C i H.

Proporcija: u jednom molu CO₂ ima 12 g C, znači u 0,0128 mola CO₂ biće X g C

$$1 \text{ mol} : 12 \text{ g} = 0,0128 \text{ mol} : X \text{ g}$$

$$(1 \text{ mol}) \times (X \text{ g}) = (0,0128 \text{ mol}) \times (12 \text{ g})$$

$$X = \frac{12 \text{ g} \times 0,0128 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 0,154 \text{ g}$$

Imamo 0,154 g ugljenika

Elementalna analiza

Isto i za vodonik.

Proporcija: u jednom molu H_2O ima 2 g H, znači u 0,0176 mola H_2O biće X g H

$$1 \text{ mol} : 2 \text{ g} = 0,0176 \text{ mol} : X \text{ g}$$

$$(1 \text{ mol}) \times (X \text{ g}) = (0,0176 \text{ mol}) \times (2 \text{ g})$$

$$X = \frac{2 \text{ g} \times 0,0176 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 0,0352 \text{ g}$$

Imamo 0,0352 g vodonika

Elementalna analiza

Masa kiseonika je razlika između mase uzorka i masa C i H

$$m(O) = 0,255 - 0,154 - 0,0352 = 0,066 \text{ g}$$

Posle ovoga sve ide kao i u predhodnim primerima:

$$n(C) = \frac{0,154}{12,0} = 0,0128$$

$$n(H) = \frac{0,0352}{1,01} = 0,034$$

$$n(O) = \frac{0,066}{16,0} = 0,0042$$

Elementalna analiza

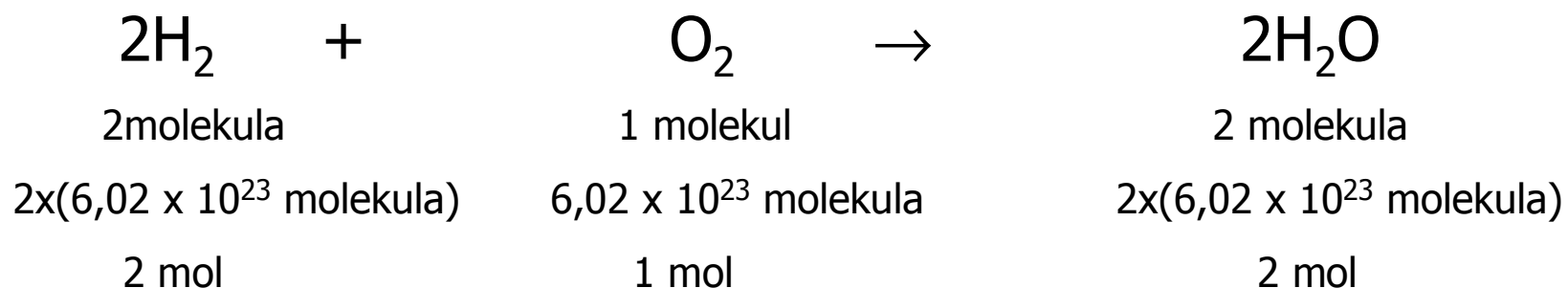
$$\text{molova} \cdot C = \frac{0,0128}{0,0042} = 3,04$$

$$\text{molova} \cdot H = \frac{0,0352}{0,0042} = 8,09$$

$$\text{molova} \cdot O = \frac{0,0042}{0,0042} = 1$$

Na osnovu ovoga (uzimajući uobzir eksperimentalnu grešku) možemo pretpostaviti da nepoznato jedinjenje ima empirijsku formulu C_3H_8O

Izračunavanja preko izbalansiranih jednačina hemijskih reakcija



Koeficijenti koji se nalaze u izbalansiranoj jednačini hemijske reakcije mogu se tumačiti kao brojevi molekula koji učestvuju u reakciji ili kao brojevi molova koji učestvuju u reakciji

Sređeni koeficijenti se zovu još i stehiometrijski ekvivalentne količine.

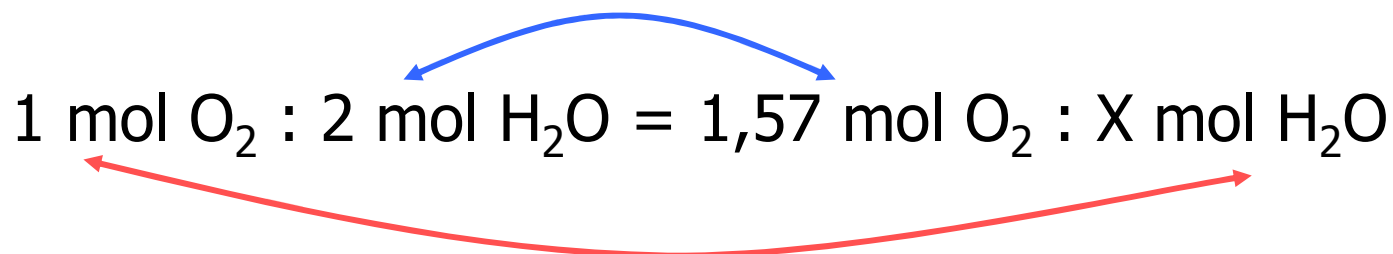
Izračunavanja preko izbalansiranih jednačina hemijskih reakcija

Oni nam pomažu pri predviđanju količine proizvoda koju ćemo dobiti ili češće za rešavanje zadatka tipa:

Koliko se molova vode može dobiti iz 1,57 molova kiseonika i vodonika u višku?

Možemo rešiti proporcijom:

Ako se od 1 mola kiseonika dobija 2 mola vode, onda će se od 1,57 mola kiseonika dobiti X molova vode



Izračunavanja preko izbalansiranih jednačina hemijskih reakcija

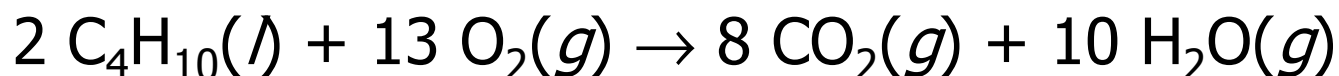
Sređivanjem proporcije dobija se:

$$X = \frac{2\text{mol} \times 1,57\text{mol}}{1\text{mol}} = 3,14\text{mol}$$

Izračunavanja preko izbalansiranih jednačina hemijskih reakcija

Malo komplikovaniji primer izračunavanja preko izbalansiranih hemijskih reakcija

Sagorevanje butana u višku kiseonika se dešava po sledećoj reakciji:



Koliko se oslobodi CO_2 (u gramima) kada sagori 1 g butana?

Prvo se određuje M_r butana i ugljenik(IV)- oksida.

$$M_r(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 58,0 \text{ g/mol}$$

$$M_r(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g/mol}$$

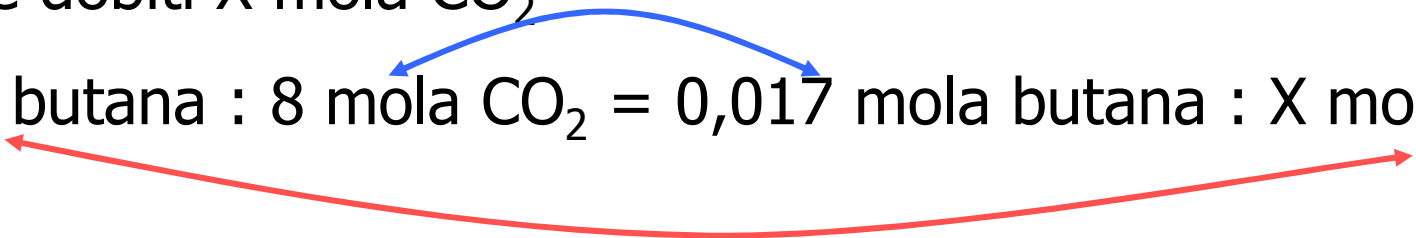
Izračunavanja preko izbalansiranih jednačina hemijskih reakcija

Onda izračunamo koliko je mola u 1g butana

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{1g}{58 \frac{g}{mol}} = 0,017mol$$

Nakon toga se pomoću proporcije odredi koliko će se molova CO₂ dobiti sagorevanjem 0,017 mola butana.

Iz jednačine reakcije vidimo da sagorevanjem 2 mola butana se dobija 8 mola CO₂, znači sagorevanjem 0,017 mola butana će se dobiti X mola CO₂

$$2 \text{ mola butana} : 8 \text{ mola CO}_2 = 0,017 \text{ mola butana} : X \text{ mola CO}_2$$


Izračunavanja preko izbalansiranih jednačina hemijskih reakcija

Sređujemo proporciju:

$$X = \frac{8\text{mol} \times 0,017\text{mol}}{2\text{mol}} = 0,068\text{mol}$$

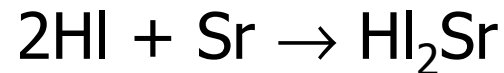
Ostalo je da vidimo koliko je to grama CO₂ u 0,068 mola CO₂

$$m = n \times M_r = 0,068\text{mol} \times 44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 3,0\text{g}$$

Reaktant u manjku

Ako imaš 4 parčeta hleba i 25 parčeta sira koliko se može napraviti sendviča

Samo 2 jer će nestati hleba.



Hemijska reakcija će teći sve dok ima oba (svih) reaktanata. Čim jednog nestane hemijska reakcija se zaustavlja.

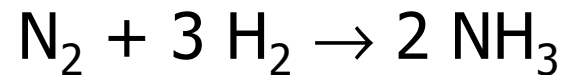
Reaktant koji prvi nestane se zove reaktant u manjku ili ograničavajući reaktant.

Reaktant koji ostane nakon završetka reakcije se zove reaktant u višku.

Često u zadatku su date količine oba (svih) reaktanata i prvo treba odrediti koji će reaktant biti u manjku.

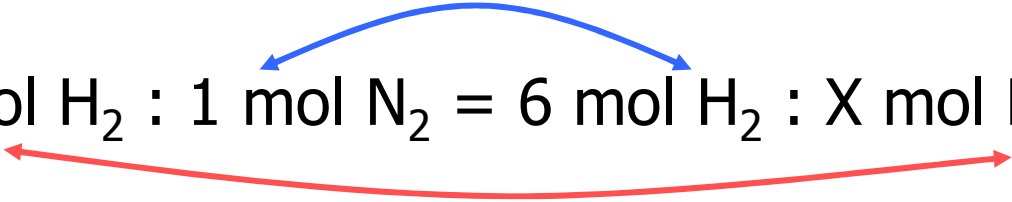
Reaktant u manjku

Primer: Koliko se molova amonijaka može dobiti iz smeše 3 mola azota i 6 mola vodonika?



Prvo treba da odredimo koji je reaktant u manjku.

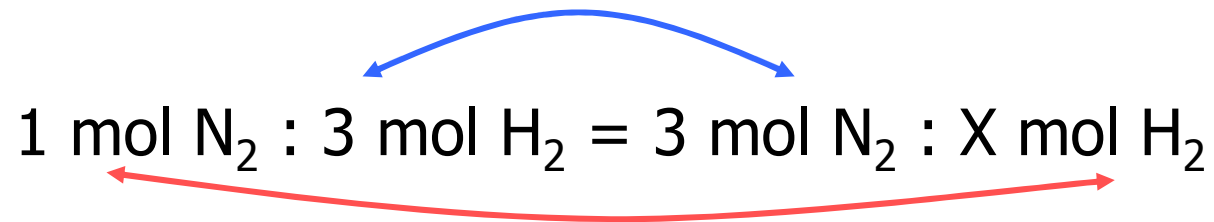
Proporcija: 3 mola vodonika troše 1 mol azota, 6 molova vodonika će trošiti X mola azota


$$3 \text{ mol H}_2 : 1 \text{ mol N}_2 = 6 \text{ mol H}_2 : X \text{ mol N}_2$$

$$X = 2 \text{ mol N}_2$$

Reaktant u manjku

Druga proporcija: 1 mol azota troši 3 mol vodonika, 3 mola azota će trošiti X mola vodonika



$$X = 9 \text{ mol H}_2$$

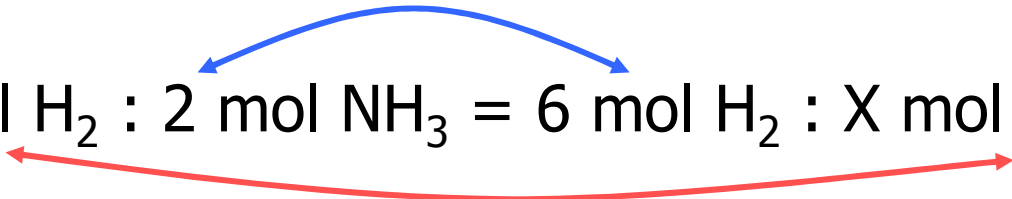
Znači 6 mola H₂ će trošiti 2 mola N₂ (a ima 3 mola N₂ na početku reakcije), a 3 mola N₂ će trošiti 9 mol H₂ (a ima samo 6 mola H₂ na početku reakcije)

Očigledno je da je vodonik reaktant u manjku i da će biti skroz potrošen. Tih 6 mola vodonika će potrošiti 2 mola azota i ostaće nam $3 - 2 = 1$ mol azota

Reaktant u manjku

Sada naš zadatak možemo napisati kao: koliko će se molova amonijaka dobiti ako se pomeša 6 molova vodonika i azota u višku.

Opet proporcija: Ako 3 mola vodonika daju 2 mola amonijaka, onda će 6 molova vodonika dati X molova amonijaka

$$3 \text{ mol H}_2 : 2 \text{ mol NH}_3 = 6 \text{ mol H}_2 : X \text{ mol NH}_3$$


$$X = 4 \text{ mol NH}_3$$

Reaktant u manjku

Na kraju još samo treba odrediti sastav gasne smeše na kraju reakcije.

Vodonika smo imali 6 molova i sve smo potrošili

Azota smo imali 3 mola i potrošili smo 2 mola pa nam u gasnoj smeši ostaje 1 mol azota

Amonijaka smo imali 0 mola i dobili smo 4 mola

Sastav gasne smeše na kraju reakcije je 4 mola amonijaka i 1 mol azota

Teorijski i stvarni prinos reakcije

Količina (masa) proizvoda koja se dobije kada sav reaktant u manjku izreaguje se zove teorijski prinos reakcije. To je najveća moguća količina proizvoda koja se može dobiti iz date reakcije.

U praksi to nije tako, uvek se dobija manje proizvoda iz različitih razloga. Količina proizvoda koja se dobije kada se reakcija izvodi u praksi se zove stvarni prinos. Stvarni prinos se može izražavati u gramima proizvoda ili kao broj procenta od teorijskog prinosa.

$$\% = \frac{\textit{stvarni} \cdot \textit{prinos}}{\textit{teorijski} \cdot \textit{prinos}} \times 100\%$$

Teorijski i stvarni prinos reakcije

Primer: Adipinska kiselina se dobija po sledećoj reakciji:



Ako se pođe od 25,0 g cikloheksana (C_6H_{12}) i kiseonika u višku koliki je teorijski prinos adipinske kiseline.

Ako se pri sintezi dobilo 33,5 g adipinske kiseline koliki je procentni prinos reakcije.

Prvo se računaju M_r cikloheksana i adipinske kiseline

$$M_r(\text{C}_6\text{H}_{12}) = 84,0 \text{ g/mol}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4) = 146,0 \text{ g/mol}$$

Teorijski i stvarni prinos reakcije



Broj molova u 25,0 g cikloheksana je:

$$n = \frac{25,0 \text{ g}}{84,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,298 \text{ mol}$$

Proporcija: 2 mola cikloheksana daju 2 mola adipinske kiseline, znači 0,298 mola cikloheksana će dati X molova adipinske kiseline

2 mola cikloheksana : 2 mola adipinske = 0,298 mola cikloheksana : X mola adipinske

X=0,298 mola adipinske kiseline

Još je ostalo da vidimo koliko je to grama adipinske kiseline u 0,298 mola iste.

$$m = n \times M_r = 0,298 \text{ mol} \times 146 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 43,5 \text{ g}$$

Teorijski i stvarni prinos reakcije

Teorijski prinos ove reakcije je 43,5 g adipinske kiseline.

Procentni prinos (ili češće samo prinos) ove reakcije je:

$$\% = \frac{33,5 \text{ g}}{43,5 \text{ g}} \times 100\% = 77,0\%$$