



EVROPSKÁ UNIE
Evropské strukturální a investiční fondy
Operační program Výzkum, vývoj a vzdělávání



BILANCE

STUDIJNÍ OPORA PROGRAMU ENVIRONMENTÁLNÍ TECHNOLOGIE

Marek Večeř a Petr Stavárek

OSTRAVA 2021

VŠB TECHNICKÁ
UNIVERZITA
OSTRAVA

FAKULTA
MATERIÁLOVĚ
TECHNOLOGICKÁ

Název: Bilance

Autor: doc. Ing. Marek Večeř, Ph.D., Ing. Petr Stavárek, Ph.D.

Počet stran: 119

Studijní materiál pro profesně zaměřený bakalářský studijní program Environmentální technologie Fakulty materiálů technologické. Verze 01

Jazyková korektura: nebyla provedena.

Studijní opora byla vytvořena v rámci projektu: **Technika pro budoucnost 2.0**

Registrační číslo: CZ.02.2.69/0.0/0.0/18_058/0010212



Toto dílo podléhá licenci Creative Commons Uveďte původ 4.0 Mezinárodní License.

OBSAH

POKYNY KE STUDIU	4
1 ÚVOD.....	5
1.1 Základní principy.....	5
1.2 Vizualizace bilancí - Sankeyův diagram	7
2 JEDNODUCHÉ MATERIÁLOVÉ BILANCE	8
2.1 Základ bilance a jednotky	9
2.2 Celková hmotnost a složení	9
2.3 Koncentrace	10
2.4 Kontinuální procesy	12
2.5 Míchání	14
2.6 Sušení.....	14
3 ZÁKLADNÍ FYZIKÁLNÍ A CHEMICKÉ VELIČINY	15
3.1 Soustavy jednotek	15
3.2 Látkové množství	16
3.3 Molární hmotnost.....	17
3.4 Molární objem	19
3.5 Hustota	19
3.6 Měrný objem	20
3.7 Relativní hustota.....	20
3.8 Příklady k procvičení	23
4 SMĚSI A VYJADŘOVÁNÍ JEJICH SLOŽENÍ.....	25
4.1 Složení soustavy.....	25
4.1.1 Příklady k procvičení.....	30
4.2 Chemické vzorce	34
4.2.1 Určování empirického vzorce	35
4.2.2 Výpočty podle chemického vzorce	41
4.3 Příklady k procvičení	43
5 Příprava a separace směsí.....	52
6 Nasycené roztoky. Krystalizace. Výtěžek.	52
6.1 Roztoky	52
6.2 Vyjadřování složení roztoků	52
7 BILANCE HMOTY S CHEMICKOU REAKCÍ.....	60

7.1	Chemické reakce a chemické rovnice.....	60
7.1.1	Sestavování chemických rovnic.....	60
7.1.2	Oxidačně-redukční reakce.....	61
7.1.3	Příklady k procvičení.....	66
7.2	Jednoduché stechiometrické výpočty	71
7.2.1	Příklady k procvičení.....	75
8	Procesy s plynnou fází.....	82
8.1	Základní představy o plynech a pojem ideálního plynu	82
8.2	Procesy při konstantní teplotě	84
8.3	Procesy při konstantním tlaku	85
8.4	Procesy při konstantním objemu.....	87
8.5	Stavová rovnice ideálního plynu.....	88
8.6	Procesy se směsí plynů	94
8.7	Výpočty podle Avogadrova zákona	97
8.8	Příklady k procvičení	101
9	Bilance energie.....	112
9.1	Jednoduchá bilance tepla	113
9.2	Ostatní form energie	116
10	SHRNUTÍ	117
10.1	Jak provést materiálovou a energetickou bilanci?	117

POKYNY KE STUDIU

Studijní opora je primárně určena pro předmět „Bilance“, který je zařazen do bakalářského studijního programu Environmentální technologie Fakulty materiálově-technologické VŠB-TU Ostrava. Autoři věří, že oporu využijí studenti i v jiných studijních programech nejen z FMT.

Prerekvizity

Předmět „Bilance“ je základní předmět plánovaný pro úvodní ročníky studia. K jeho absolvování postačí zvládnutí středoškolské matematiky, fyziky a chemie. Pro studium předmětu „Bilance“ se tedy nevyžaduje absolvování žádného předmětu.

Cíl předmětu a výstupy z učení

Předmět je zaměřen na praktické zvládnutí základních chemicko-inženýrských výpočtů nutných pro absolvování laboratorních cvičení a dalších navazujících kursů. Jeho obsahem jsou mj. výpočty založené na stechiometrii chemických reakcí (množství reaktantů a produktů), vyjadřování a přepočty složení směsí, výpočty založené na stavové rovnici ideálního plynu a materiálové bilance jednoduchých procesů (separátor, mísič aj.) i procesů složitějších složených z více jednotek. Je vysvětlen princip bilancí energií v kontextu praktických příkladů.

Soustavně je procvičováno látkové a energetické bilancování procesů na jednoduchých příkladech tak aby byly upevněny základní principy před masivním využitím výpočetní techniky, které bude následovat v navazujících předmětech.

Po prostudování předmětu by měl student být schopen:

- formulovat bilanční úlohu
- sestavit bilanční rovnice
- pracovat se základními pojmy a veličinami
-

Při studiu každé kapitoly doporučujeme následující postup

Studijní opora se dělí na části, kapitoly, které odpovídají logickému dělení studované látky, ale nejsou stejně obsáhlé. Jednotlivé kapitoly studujte v pořadí, v jakém jsou uvedeny. Dílčí znalosti a vědomosti si můžete ověřit na příkladech, které jsou uvedeny na konci kapitol. Pro lepší orientaci v textu využívejte klíčová slova. Doba, kterou budete potřebovat na zvládnutí celého studia předmětu je velmi individuální, neboť záleží také na úrovni základních znalostí.

Způsob komunikace s vyučujícím

Konzultace budou probíhat s garantem předmětu či přednášejícím:

- na společných přednáškách a výpočtových cvičeních
- individuální konzultace po předchozí domluvě emailem či telefonicky

1 ÚVOD

Množství materiálu procházející zpracovatelskými technologickými operacemi, lze popsat materiálovými bilancemi. Tyto bilance vyjadřují zákon o zachování hmoty. Podobně i energetické veličiny lze popsat pomocí energetických bilancí, což jsou formulace popisující zákon o zachování energie.

Pokud nedochází k akumulaci materiálu či energie v procesu musí platit že množství vstupujícího materiálu se rovná množství vystupujícího materiálu. To platí jak pro dávkový (vsádkový) provoz tak i pro provoz nepřetržitý v libovolně zvoleném časovém intervalu.

Materiálové a energetické bilance jsou v průmyslu velmi důležité. Slouží jako základ pro kontrolu surovin, jejich zpracování a zejména na kontrolu výtěžků produktů. První materiálové bilance jsou provedeny při návrhu nového procesu, pokročilé bilance v průběhu pilotních experimentů, když je nový proces plánován a testován. Ve chvíli, kdy je proces odzkoušen provádí se materiálové bilance rutinně jako kontrolní nástroj optimálního průběhu výroby. Pokud nastanou v procesu podstatné změny, je potřeba přeformulovat bilanční úlohu.

Rostoucí náklady na energie přiměly průmyslová odvětví zkoumat způsoby, jak snížit její spotřebu při zpracování surovin a provozu technologie. Energetické bilance se používají při zkoumání jak samostatných procesních technologických uzlů, tak i celkově v celé technologii, případně ve více technologiích, které jsou provozovány v dostupné vzdálenosti od sebe a to od zpracování surovin, po hotový výrobek.

Materiálové a energetické bilance jsou velmi účelné a mohou být použity jak pro jednoduché procesy, tak i pro velmi komplikované technologie. Základní přístup k bilancování je ale obecný. Zkušenosti s prací s jednoduššími systémy jako jsou samostatné jednotkové operace umožní aplikaci postupů na složitější situace. Rostoucí dostupnost počítačů umožňuje počítat velmi složité hmotnostní a energetické bilance velmi rychle. Při výpočtech lze nastavit a měnit poměrně snadno složení a množství v proudech. Tyto výpočty je účelné využívat ke každodennímu řízení procesů s cílem maximalizovat výnosy produktů a minimalizovat náklady na jejich pořízení.

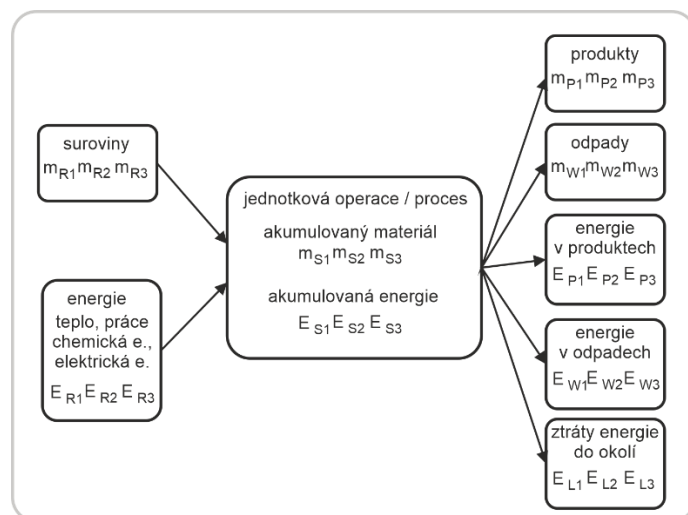
1.1 Základní principy

Pokud je jednotková operace, ať už je její povaha jakákoli, viděna jako celek, může být znázorněna schematicky jako box, jak je znázorněno na obrázku. Hmoty a energie vstupující do boxu musí být v rovnováze s hmotou a energií vycházející.

$$\text{VSTUP} + \text{ZDROJ} = \text{VÝSTUP} + \text{AKUMULACE}$$

V případech kdy v procesu neprobíhá chemická reakce je zdroj roven nule.

$$\text{VSTUP} = \text{VÝSTUP} + \text{AKUMULACE}$$



Obrázek 1 Schéma obecná bilance hmoty a energie bez zdroje

Suroviny = Produkty + Odpady + Akumulace (uskladněný materiál)

$$\Sigma m_R = \Sigma m_P + \Sigma m_W + \Sigma m_S \quad (\text{kg/s}) \quad ()$$

Kde Σ značí součet všech dotčených členů.

$\Sigma m_R = m_{R1} + m_{R2} + m_{R3}$	součet surovin	()
$\Sigma m_P = m_{P1} + m_{P2} + m_{P3}$	součet produktů	()
$\Sigma m_W = m_{W1} + m_{W2} + m_{W3}$	součet odpadů	()
$\Sigma m_S = m_{S1} + m_{S2} + m_{S3}$	součet akumulace	()

Pokud v procesu nedochází k žádným chemickým změnám, platí zákon zachování hmoty platí také pro každou složku, takže například pro složku A platí:

$$m_A(\text{v surovině}) = m_A(\text{ve výstupních proudech}) + m_A(\text{akumulovaný}) \quad ()$$

Například pokud v technologii výroby cukru, pokud se celkové množství cukru vstupující do technologie nerovná celkovému množství vyčištěného cukru a cukru v odpadních loužích, pak je něco špatně. Cukr se buď spaluje (chemicky mění), nebo se hromadí v závodě, nebo jde bez povšimnutí někam do odpadu. V tomto případě:

$$M_A = (m_{AP} + m_{AW} + m_{AU}) \quad ()$$

Kde m_{AU} jsou neznámé ztráty, které musí být identifikovány. Takže obecná materiálová bilance je pak:

$$\text{VSTUP} + \text{ZDROJ} = \text{VÝSTUP} + \text{AKUMULACE} + \text{ZTRÁTY}$$

Stejně jako se bilancuje hmota, bilancuje se také energie. Jednoduchá bilance zahrnuje všechny energetické vstupy a výstupy a také energii uloženou v materiálech. Ve složitějších procesech do bilance zahrnujeme také energie potřebné na průběh chemických reakcí, na fázové změny složek, a na další fyzikálně chemické procesy, které mohou při výrobě produktů probíhat.

$$E_{vstup} = E_{výstup} + E_{akumulace/sklad} \quad ()$$

$$\sum E_R = \sum E_P + \sum E_W + \sum E_L + \sum E_S \quad ()$$

kde

$$\sum E_R = E_{R1} + E_{R2} + E_{R3} + \dots \quad \text{Energie na vstupu} \quad ()$$

$$\sum E_P = E_{P1} + E_{P2} + E_{P3} + \dots \quad \text{Energie na výstupu} \quad ()$$

$$\sum E_W = E_{W1} + E_{W2} + E_{W3} + \dots \quad \text{Energie ve vedlejších produktech} \quad ()$$

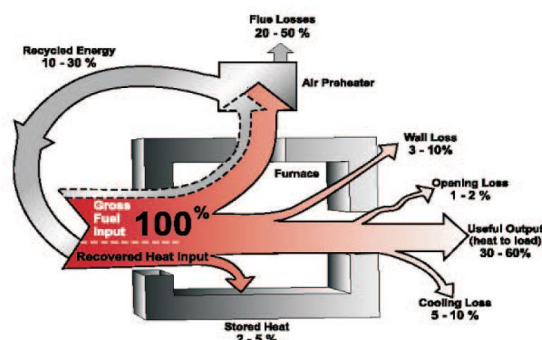
$$\sum E_L = E_{L1} + E_{L2} + E_{L3} + \dots \quad \text{Ztráty energie do okolí} \quad ()$$

$$\sum E_S = E_{S1} + E_{S2} + E_{S3} + \dots \quad \text{Uložená energie} \quad ()$$

Energetické bilance jsou často komplikované. Formy energie se mohou vzájemně přeměňovat, například mechanická energie na tepelnou energii. Energetická bilance ovšem, postihuje všechny tyto případy a proto je množství energie na vstupu a výstupu z bilancovaného systému vyrovnané.

1.2 Vizualizace bilancí - Sankeyův diagram

Sankeyův diagram je velmi užitečný nástroj pro reprezentaci celkového vstupního a výstupního toku hmoty/energie v jakémkoli procesu nebo energetickém zařízení. Jako příklady mohou dobře posloužit například kotel na výrobu páry, topná tělesa, pece a podobná zařízení, která se běžně energeticky bilancují. Diagram vizuálně znázorňuje různé výstupy a ztráty energie, ze kterých je patrné na které aspekty zařízení je potřeba se zaměřit při optimalizaci energetické náročnosti provozovaných procesů.



Obrázek 2 Sankeyův diagram energetické bilance pro předehřívanou pec.

Z obrázku 1 je zřejmé, že ztráty odváděných spalin jsou klíčovou složkou ztrát energie, které je třeba věnovat hlavní prioritu. Protože pece pracují při vysokých teplotách, výfukové plyny odcházejí při vysokých teplotách, což má za následek nízkou účinnost. Zařízení na rekuperaci tepla, jako je například předehřívač spalovacího vzduchu, proto bývají nedílnou součástí takových zařízení. Obecně se dá říci, že čím je teplota spalin nižší, tím vyšší je účinnost pece/celého integrovaného systému včetně rekuperace.

2 JEDNODUCHÉ MATERIÁLOVÉ BILANCE

Základním krokem k sestavení materiálové bilance je identifikovat materiály vstupní / suroviny, materiály výstupní / produkty a materiály akumulované, či uložené uvnitř bilancovaného systému. Na základě typu bilancovaného systému je vhodné se rozhodnout, zda budeme bilancovat hmotnosti (hmotnostní bilance) nebo látková množství (látková bilance). Látková bilance je obvykle výpočtově jednodušší pro systémy s chemickou reakcí. Hmotnostní bilance je pak jedinou volbou v případě výskytu složek komplexního složení například uhlí, biomasa, ruda, ropa, a podobně. Pro bilancování je potřeba znát hmotnosti všech zúčastněných složek a jejich zastoupení v jednotlivých proudech bilancovaného procesu.

S ohledem na položené otázky je někdy výhodné s komplexními složkami zacházet uceleně pro hrubou bilanci a někdy je zase vhodné je rozdělit na nejlépe identifikované podsložky (ruda a hlušina, materiál a vlhkost, ...)

V zásadě se dá bilance provádět na různých úrovních vzhledu jak do procesu tak i do materiálu. Z hlediska materiálu lze postupovat od nejobecnější až po atomární bilanci. Z hlediska procesu od bilance továrny, provozu, technologického uzlu, jednotkové operace, Volba úrovně a množství podrobnosti závisí na důvodech pro vytvoření bilance a na položených otázkách. Hlavním faktorem v průmyslu obvykle bývá cena materiálů, takže drahé suroviny jsou sledovány pečlivě než levné a stejně tak je to i s produkty. Významnou položkou jsou odpadní materiály, které v dnešním světě vytvářejí příležitosti k optimalizaci procesu, případně vybízí k dalšímu zpracování v jiných procesech, například při výrobě škrobu se zhydrolyzovaná část vstupních surovin, ze které již škrob nelze vyrobit nechá zkvasit a následnou destilací je možné s využitím odpadního tepla ze škrobářenských odparek vyrobit etanol potravinářské kvality.

2.1 Základ bilance a jednotky

Po rozhodnutí, které složky je třeba vzít v úvahu, je třeba rozhodnout o základu pro výpočty. Může to být určitá hmotnost suroviny vstupující do procesu v dávkovém systému nebo určitá hmotnost za hodinu v kontinuálním procesu. Obvykle se volí celé číslo v souvislosti s velikostí bilancovaného systému, například 100 kg, 100 tun, 100 molů,... Například hmotnostní bilance v pekárně se může vztahovat ke 100 kg vstupující mouky; nebo výpočty spalovacích procesů se vzduchem je užitečné vztáhnout vše k inertní dusíkové složce, nebo uhlík přidaný do živin ve fermentačním systému, protože základní energetické vztahy rostoucích mikroorganismů souvisí s kombinovaným uhlíkem v krmivu, nebo v podstatě inertní neolejnaté složky olejnatých semen v procesu extrakce oleje.

V některých případech není důležité, jaký základ se zvolí. V takových případech se často volí celkové množství surovin do jedné šarže nebo předávané za hodinu do kontinuálního procesu. Jednotky souvisí s typem bilance, pokud jde o hmotnostní bilanci je účelné zvolit jednotku hmotnosti adekvátní velikosti procesu. U procesů kontinuálních lze škálování provést také s ohledem na čas. Totéž platí u bilancí látkových, které jsou výhodné u bilancování procesů s chemickou reakcí.

2.2 Celková hmotnost a složení

Materiálové bilance mohou být založeny na celkové hmotnosti, hmotnosti sušiny nebo hmotnosti jednotlivých složek, například bílkovin.

Příklad: Složková bilance

Zadání: Odstředěné mléko se připravuje odstraněním části tuku z plnotučného mléka. Toto odstředěné mléko obsahuje 90,5 % vody, 3,5 % bílkovin, 5,1 % sacharidů, 0,1 % tuku a 0,8 % popela. Pokud původní mléko obsahovalo 4,5 % tuku, vypočítejte jeho složení za předpokladu, že k výrobě odstředěného mléka byl odstraněn pouze tuk a při zpracování nedochází ke ztrátám.

Základ výpočtu: 100 kg odstředěného mléka.

Odstředěné mléko tedy obsahuje 0,1 kg tuku. Nechť množství tuku, který se z plnotučného mléka odstraní aby vzniklo odstředěné mléko je x kg.

Původní množství tuku $= (x + 0.1)$ kg

Celková původní hmotnost mléka $= (100 + x)$ kg

A je známo, že původní množství tuku v plnotučném mléce je 4.5%, pak tedy

$$(x + 0.1) / (100 + x) = 0.045$$

$$x + 0.1 = 0.045(100 + x)$$

$$x = 4.6 \text{ kg}$$

Pak tedy složení původního plnotučného mléka je:

tuk = 4.5%,

voda = $90.5/104.6 = 86.5 \%$,

bílkoviny = $3.5/104.6 = 3.3 \%$,

sacharidy = $5.1/104.6 = 4.9\%$

a popel = 0.8%

2.3 Koncentrace

Koncentrace lze vyjádřit mnoha způsoby: hmotnostní zlomek (hmotnost / hmotnost, w/w), hmotnostní koncentrace (hmotnost / objem w/V), molární koncentrace (látkové množství / objem), molární zlomek (látkové množství / látkové množství). Hmotnostní zlomek vyjadřuje poměr hmotnosti rozpuštěné látky ku celkové hmotnosti směsi. Jedná se o poměrnou formu procentuálního zastoupení podle hmotnosti. Podobně lze definovat i molární zlomek s tím rozdílem, že se porovnávají látková množství. Hmotnostní objemová koncentrace (hustota) je dána hmotností rozpuštěné látky v celkovém objemu roztoku. Molární koncentrace je dána počtem molů rozpuštěné látky v 1 dm³ roztoku.

Příklad: Koncentrace kuchyňské soli

Zadání: Roztok kuchyňské soli ve vodě se připraví přidáním 20 kg soli do 100 kg vody, čímž vznikne kapalina o hustotě 1323 kg/m³. Koncentraci soli v tomto roztoku vyjádřete jako:

- a) hmotnostní zlomek,
- b) hmotnostně objemový zlomek,
- c) molární zlomek,
- d) molární koncentraci.

Řešení:

- a) hmotnostní zlomek:

$$20 / (100 + 20) = 0.167: \% \text{ hmotnost} / \text{ hmotnost} = 16.7\%$$

- b) hmotnostně objemový zlomek:

Hustota 1323 kg/m³ znamená, že 1 m³ roztoku váží 1323 kg, ale 1323 kg solného roztoku obsahuje $(20 \times 1323 \text{ kg soli}) / (100 + 20) = 220.5 \text{ kg soli} / \text{ m}^3$

1 m³ roztoku obsahuje 220.5 kg salt.

$$\text{hmotnostně objemový zlomek} = 220.5 / 1000 = 0.2205$$

a proto hmotnost / objem = 22.1%

- c) Molární zlomek

$$\text{Moly vody} = 100 / 18 = 5.56 \text{ kmol}$$

$$\text{Moly soli (NaCl)} = 20 / 58.5 = 0.34 \text{ kmol}$$

Molární zlomek soli = $0.34 / (5.56 + 0.34) = 0.058 \Rightarrow 5.8\%$

d) Molární koncentrace je $220,5 \text{ kg} / 58,5 \text{ kg/kmol} = 3,77 \text{ mol v dm}^3$

pro velmi zředěné roztoky lze molární zlomek rozpuštěné látky s výhodou nahradit poměrem molů rozpuštěné látky / molům rozpouštědla.

V pevných i kapalných směsích lze použít všechny tyto způsoby vyjádření koncentrace. V pevných směsích ale převládá využití hmotnostních zlomků.

U plynů se koncentrace primárně měří v hmotnostních koncentracích na jednotku objemu nebo jako parciální tlaky. Ty jsou s koncentrací v souvislosti pomocí stavových rovnic, z nichž nejjednodušší případ je stavová rovnice ideálního plynu ve tvaru:

$$p V = n R T \quad ()$$

kde p je tlak v pascálech, V je objem v m^3 , n je látkové množství v molech, R je univerzální plynová konstanta $8,314 \text{ Pa}\cdot\text{m}^3/\text{mol}\cdot\text{K}$ a T je termodynamická teplota v K.

molární koncentrace v plynu je pak

$$\frac{n}{V} = \frac{p}{R T} \quad ()$$

a hmotnostní koncentrace je pak nM/V , kde M je molekulová hmotnost plynu.

Jednotkou tlaku v SI je Pascal (Pa) definovaný jako N/m^2 . Svou velikostí je pro výpočty procesů a zařízení nevyhovující, obvykle se využívají jednotky násobné kPa, MPa nebo standardní atmosféry (atm), přičemž převod je $1 \text{ atm} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$, nebo přibližně $1 \text{ atm} = 100 \text{ kPa}$.

Příklad: Složení vzduchu

Zadání: Pokud vzduch obsahuje 77 % hmotnosti dusíku a 23 % hmotnosti kyslíku, vypočítejte:

a) střední molekulová hmotnost vzduchu,

b) molární zlomek kyslíku,

c) koncentrace kyslíku v molech/ m^3 a kg/m^3 , pokud je celkový tlak 1,5 atmosféry a teplota je 25°C .

Řešení:

(a) Zvolený základ výpočtu: 100 kg vzduchu: obsahuje $77/28$ molů N_2 a $23/32$ molů O_2

Celkový počet molů = $2,75 + 0,72 = 3,47$ molů.

Takže střední molekulová hmotnost vzduchu = $100 / 3,47 = 28,8 \text{ g/mol}$

Střední molekulová hmotnost vzduchu = $28,8 \text{ g/mol}$

b) Molární zlomek kyslíku = $0,72 / (2,75 + 0,72) = 0,72 / 3,47 = 0,21$

Molární zlomek kyslíku = 0,21.

c) Ve stavové rovnici ideálního plynu, je n počet přítomných molů: hodnota R je 8,314 Pa.m³/mol/K nebo 0,08206 m³.atm/mol K a při teplotě 25 °C = 25 + 273 = 298 K, a objemu $V = 1 \text{ m}^3$

$$p V = n R T \quad ()$$

$$1,5 * 1 = n 0,08206 * 298 \quad ()$$

$$n = 0,061 \text{ mol/m}^3 \quad ()$$

hmotnost vzduchu = $n \times$ střední molekulová hmotnost vzduchu = $0,061 \times 28,8 = 1,76 \text{ kg / m}^3$

a z toho je 23 % kyslíku, takže hmotnost kyslíku = $0,23 \times 1,76 = 0,4 \text{ kg v } 1 \text{ m}^3$

Koncentrace kyslíku = $0,4 \text{ kg/m}^3$ nebo $0,4 / 32 = 0,013 \text{ molu / m}^3$

Když je plyn rozpuštěn v kapalině, lze určit molární zlomek plynu v kapalině tím, že se nejprve vypočítá počet molů plynu pomocí stavové rovnice, přičemž objem považujeme za objem kapaliny a pak se přímo vypočítá počtu molů kapaliny ze znalosti hustoty a molekulové hmotnosti.

Příklad: Složení plynu

Zadání: Při sycení nealkoholického nápoje je celkové množství potřebného oxidu uhličitého ekvivalentní 3 objemů plynu na jeden objem vody při 0 °C a atmosférickém tlaku. Vypočítejte:

a) hmotnostní zlomek a

b) molární zlomek CO₂ v nápoji, všechny složky kromě CO₂ a vody zanedbejte.

Řešení:

Základ výpočtu 1 m³ vody = 1000 kg

Objem přidaného oxidu uhličitého = 3 m³

Ze stavové rovnice ideálního plynu, $pV = nRT$ plyne: $1 * 3 = n * 0,08206 * 273$, $n = 0,134$ molů.

Molekulová hmotnost oxidu uhličitého = 44 g/mol.

Pak tedy hmotnost přidaného oxidu uhličitého = $0,134 \times 44 = 5,9 \text{ kg}$

a) Hmotnostní podíl oxidu uhličitého v nápoji = $5,9 / (1000 + 5,9) = 5,9 \times 10^{-3}$

b) Molový podíl oxidu uhličitého v nápoji = $0,134 / (1000/18 + 0,134) = 2,41 \times 10^{-3}$

2.4 Kontinuální procesy

V kontinuálních procesech hraje zásadní roli také i čas a bilancovaná množství jsou vždy vztažena k jednotkovému času. Pokud tedy uvažujeme o kontinuální odstředivce oddělující plnotučné mléko na odstředěné mléko a smetanu, je-li zadržení materiálu v odstředivce

konstantní jak co do hmotnosti, tak složení, pak množství složek vstupujících a vystupujících v různých proudech za jednotku času jsou také konstantní. Za těchto předpokladů lze sestavit hmotnostní bilanci zařízení. Taková analýza předpokládá, že proces je v ustáleném stavu, tj. průtoky a množství zadržovaná v nádobách se s časem nemění. Opačným problémem jsou procesy neustálené/dynamické při těchto se v průběhu času mění podmínky v bilancovaném systému. Příkladem může být třeba najíždění nebo odstávka výrobní linky, řípadně změna kvalita vstupní suroviny. Pro bilancování takovýchto procesů je vhodné využít specializované programy, například některý z balíků Aspen Engineering Suite.

Příklad: Balance kontinuální odstředivky mléka

Zadání: Má-li být 35 000 kg plnotučného mléka obsahujícího 4 % tuku rozděleno za 6 hodin na odstředěné mléko s 0,45 % tuku a smetanu se 45 % tuku, jaké jsou průtoky dvou výstupních proudů z kontinuální odstředivky, která takové dělení umožňuje?

Řešení:

Základ výpočtu: 1 hodina přítoku plnotučné mléčné suroviny

Hmotnost zpracovaného plnotučného mléka za hodinu = $35\,000 / 6 = 5833 \text{ kg/h}$.

Hmotnost tuku = $5833 \cdot 0,04 = 233 \text{ kg/h}$.

Proto zbytek tvořící voda a sušina musí být = 5600 kg/h .

Výstupní proudy:

Hmotnost smetany nechť je $x \text{ kg}$, pak její celkový obsah tuku je $0,45x$. Hmotnost odstředěného mléka je $(5833 - x)$ a jeho celkový obsah tuku je $0,0045 (5833 - x)$

Materiálová balance na tuku:

Fat in = Fat out

$5833 \cdot 0,04 = 0,0045 (5833 - x) + 0,45 x$. a tak $x = 465 \text{ kg}$.

Tak, aby průtok smetany byl 465 kg/h a odstředěné mléko $(5833 - 465) = 5368 \text{ kg/hod}$.

Bilanční období je potřeba pečlivě vybrat, protože zařízení v etržitých procesech nepracují plynule po celou dobu výrobního času. Obvykle jsou minimálně tři období, spuštění, nepřetržité zpracování (tzv. ustálený stav) a odstavování, přičemž je důležité rozhodnout, pro jaké období se materiálová balance studuje. Rovněž časový interval, ve kterém se provádějí jakákoli měření, musí být dostatečně dlouhý, aby umožnil odhalit možné periodické nebo náhodné odchylky od běžných hodnot. Typické je například kolísání okolní teploty v noci a ve dne a podobně.

V některých případech dochází v rocesu k chemické reakci a podle toho je třeba upravit zápis materiálové balance. Během procesu může docházet k různým chemickým změnám, například během tepelného zpracování mohou být zničeny bakterie, mohou se slučovat cukry s aminokyselinami, mohou se hydrolyzovat tuky, což ovlivňuje detaily materiálové balance.

Celková hmotnost systému zůstane stejná, ale součásti se mohou změnit, například při karamelizaci / hnědnutí se obsah cukrů může snížit, ale zastoupení karamelu se zvyšuje.

2.5 Míchání

Další třídou situací, které vznikají, jsou problémy míchání, kdy se různé složky kombinují v takových poměrech, aby se získal produkt určitého požadovaného složení. Složité příklady, ve kterých je třeba hledat optimální nebo nejlépe dosažitelnou skladbu, vyžadují poměrně propracované výpočetní metody, ale jednoduché příklady lze vyřešit přímočarými hmotnostními bilancemi, které vedou často na směšovací rovnici.

2.6 Sušení

Při nastavování materiálové bilance pro proces lze napsat řadu složkových rovnic, vyjadřujících poměry pro každou složku a také celkovou bilanci pro proces jako celek. V některých případech, kdy si skupiny materiálů udržují konstantní poměry, pak rovnice mohou zahrnovat takové skupiny spíše než jejich jednotlivé složky. Například při sušení zeleniny mohou být sacharidy, minerály, bílkoviny atd. seskupeny jako „suché pevné látky = sušina“ a pak je možné v rámci materiálové bilance uvažovat pouze dvě složky sušinu a vodu.

Příklad: Výtěžek sušení

Zadání: Brambory se suší ze obsahu 14 % celkové sušiny na 92 % celkové sušiny. Jaká je výtěžnost produktu z každých 1000 kg syrových brambor za předpokladu, že 8 % hmotnosti původních brambor se ztratí loupáním?

Řešení:

Základ výpočtu: 1000 kg brambor

Protože 8 % brambor se ztratí loupáním, brambor k sušení je 920 kg, sušiny v syrových bramborách je tedy 129 kg.

Jednoduchou hmotnostní bilanci je tedy možné zapsat následovně:

Hmotnost sušiny na vstupu (kg) = Hmotnost sušiny na výstupu (kg)

Vstupy	(kg)	Výstupy	(kg)
Sušina v syrových bramborách	140	Suchý produkt	92%
Voda	860	Sušina v produktu	$140 \cdot (92/100) = 129$
		Vázaná voda	10
		Celkem produkt	139
		Bramborové slupky	
		sušina	11
		voda	69
		Odpařená voda	781
		Celková ztráta	861
		hmotnosti	
		Celkem zpracováno	1000

Výtěžek produktu = $139/1000 = 14 \%$

Často je důležité umět sledovat konkrétní složky suroviny v procesu. Je to jen otázka způsobu vedení výpočtu bilance pro každou složku.

3 ZÁKLADNÍ FYZIKÁLNÍ A CHEMICKÉ VELIČINY

Základní fyzikální a chemické veličiny. Jednotky, rozměry, přepočty. Počítání s nepřesnými hodnotami. Normální podmínky vs. standardní podmínky ($20^{\circ}\text{C} + 1 \text{ atm}$, 0°C a 101325 Pa)

3.1 Soustavy jednotek

Soustava jednotek hraje důležitou roli při bilancování procesů. Je zcela nezbytné aby bilancované veličiny byly v rozměrově konzistentních jednotkách. V současné době se v oblasti kontinentální Evropy s výhodou využívá mezinárodní systém jednotek SI („Le Système International d'Unités“), která byla na našem území zaváděná v 80 letech minulého století. Definice těchto jednotek a uchovávání případných etalonů garantuje Mezinárodní úřad pro míry a váhy v Sèvres (Francie).

Poznámka: V Česku stanovuje povinnost používat soustavu jednotek SI zákon č. 505/1990 Sb. ze dne 16. listopadu 1990 (Zákon o metrologii) a prováděcí vyhláška č. 264/2000 Sb. (Vyhláška Ministerstva průmyslu a obchodu o základních měřicích jednotkách a ostatních jednotkách a o jejich označování). Těmito předpisy je také stanoven Český metrologický institut se sídlem v Brně jako garant jednotek a etalonů pro Českou republiku.

Nejdříve přistupme k objasnění základních pojmů veličina a jednotka:

- **Veličinou** rozumíme pojem, kterým lze kvantitativně a kvalitativně popsat jevy, stavy a vlastnosti různých materiálních objektů.
- **Jednotka** je zvolená a definičně stanovená veličina určitého „druhu“, sloužící k porovnávání veličin stejného druhu.

Roku 1960 bylo přijato 6 základních jednotek SI soustavy, sedmá (mol) byla doplněna roku 1971. V současné době máme tedy sedm základních jednotek pro sedm základních veličin:

Tabulka 1 Systém mezinárodních základních jednotek SI.

Veličina	Značka	Základní jednotka	
		název	značka
délka	L, x, r,	metr	m
hmotnost	M	kilogram	kg
čas	t	sekunda	s
elektrický proud	I	ampér	A
termodynamická teplota	T	kelvin	K
látkové množství	n	mol	mol
svítivost	I _v	kandela	cd

Základními jednotkami jsou nazývány proto, že jsou základem jisté, soustavy jednotek a nejsou definovány pomocí jednotek jiných. Všechny ostatní jednotky, definované pomocí jednotek základních, jsou jednotky hlavní a slouží k vyjadřování odpovídajících veličin. Hlavní jednotkou

např. délky, hmotnosti a teploty je metr, kilogram a kelvin, které jsou současně v SI soustavě jednotkami základními. Pro vlastní veličinu (např. délku, hmotnost) je základní jednotka (metr, kilogram) jednotkou hlavní. Hlavní jednotkou např. tlaku/ energie je pascal, joule, které jsou v soustavě SI jednotkami odvozenými.

V SI soustavě jsou zahrnuty také jednotky odvozené. Jejich počet není omezen a jsou to všechny hlavní jednotky odvozených veličin. Jako příklad lze uvést hustotu v kg.m^{-3} , objem v m^3 , molární koncentraci v mol.dm^{-3} , sílu v N (kg.m.s^{-2}) nebo tlak v Pa (N.m^{-2}) a další. Všechny tyto jednotky společně tvoří soustavu SI.

Od hlavních jednotek jsou odvozeny jednotky násobné a dílčí, které vyjadřujeme pomocí předpon. Přehled je uveden v tabulce

Tabulka 2 Předpony pro násobné a dílčí jednotky.

Činitel	Název předpony	Značka předpony	Činitel	Název předpony	Značka předpony
10^{18}	exa	E	10^{-1}	deci	d
10^{15}	penta	P	10^{-2}	centi	c
10^{12}	tera	T	10^{-3}	mili	m
10^9	giga	G	10^{-6}	mikro	μ
10^6	mega	M	10^{-9}	nano	n
10^3	kilo	k	10^{-12}	piko	p
10^2	hekto	h	10^{-15}	femto	f
10^1	deka	da	10^{-19}	atto	a

3.2 Látkové množství

Látky z hlediska kvantitativního vyjádření můžeme vzájemně porovnávat na základě jejich hmotnosti, objemu nebo podle počtu elementárních entit, z nichž jsou složeny. Veličinou definovanou počtem entit je *látkové množství*. Roku 1971 byla do Mezinárodní soustavy jednotek (SI) zařazena sedmá jednotka *mol*, jednotka látkového množství, veličiny umožňující jednoduše porovnávat různé látky z hlediska jejich chemické ekvivalence.

Mol (symbol mol) je látkové množství v systému, který obsahuje právě tolik elementárních jedinců (entit), kolik je atomů v 0,012 kg uhlíku ^{12}C . Tento počet je vyjádřen číselně Avogadrovou konstantou N_A .

V jednom molu libovolné látky je tedy vždy přítomno $6,0220 \cdot 10^{23}$ elementárních, přesně definovaných částic, z nichž je látka složena. Definice molu sama o sobě nic neříká o charakteru těchto základních částic, a proto musí být vždy a přesně specifikovány. Mohou jimi být atomy, molekuly, ionty, chemické ekvivalenty, elektrony, jiné částice nebo i přesně určená seskupení těchto částic.

Pro názornost je uvedeno několik příkladů:

1 mol	Hmotnost (g)
N_2	28,0134

N	14,0067
KMnO ₄	158,034
Fe ²⁺	55,847
CuZn	128,93
e ⁻	5,485 80 x10 ⁻⁴

1 mol vzduchu, směsi, jejíž složení vyjádřeno molárními zlomky je 78,09 % N₂, 20,95 % O₂, 0,93 % Ar a 0,03 % CO₂, má hmotnost 28,964 g.

Z uvedených příkladů je zřejmé, že látkové množství a hmotnost jsou dvě různé veličiny, které se nesmějí zaměňovat.

veličina	symbol	Jednotka SI	Symbol jednotky
Hmotnost	m	kilogram	kg
Látkové množství	n	mol	mol

Veličiny vztažené na jednotkové množství hmotnosti se označují jako měrné a veličiny vztažené na jednotkové látkové množství jako molární. (měrná/molární tepelná kapacita, měrné/molární výparné teplo, atp).

3.3 Molární hmotnost

(symbol M) je určena podílem hmotnosti m a látkového množství n .

$$M = \frac{m}{n} \quad (\text{g/mol}) \quad ()$$

Molární hmotnost tedy vyjadřuje kolik váží jeden mol dané látky. Je to tedy úhrnná hmotnost elementárních jedinců v počtu číselně určeném Avogadrovou konstantou. I zde je zcela nezbytné přesně specifikovat elementární entitu., jejíž molární hmotnost je uvažována, a píšeme ji do závorky za symbol M .

„Molární hmotnost kyslíku“ je označení nepřesné, pokud nespecifikujeme, o jako entitu jde. Můžeme uvažovat molární hmotnost atomů kyslíku $M(\text{O}) = 15,9994 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} = 15,9994 \text{ g mol}^{-1}$ nebo molární hmotnost kyslíku v molekulovém stavu $M(\text{O}_2) = 31,9988 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} = 31,9988 \text{ g mol}^{-1}$.

Molární hmotnost manganistanu draselného je: $M(\text{KMnO}_4) = 158,034 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} = 158,034 \text{ g mol}^{-1}$.

Molární hmotnost $\text{KMnO}_4/5$ (tj. chemického ekvivalentu pro oxidaci manganistanem draselným v kyselém prostředí) je:

$$M(\text{KMnO}_4/5) = 31,6067 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} = 31,6067 \text{ g mol}^{-1},$$

V jednom molu KMnO_4 i $\text{KMnO}_4/5$ z předchozího příkladu je obsaženo vždy $6,022 \times 10^{23}$ elementárních částic. V prvním případě jsou to molekuly manganistanu draselného, ve druhém

případě formální zlomky molekuly, zlomky označované jako chemické ekvivalenty a platné jen pro určitou chemickou reakci.

Poznámka: Chemický ekvivalent je formální zlomek molekuly, atomu či iontu, který při dané reakci je ekvivalentní jednomu atomu vodíku nebo jednomu elektronu, popř. jednomu elementárnímu náboji nesenému iontem. Dříve používaný pojem valární hmotnost se dnes již nevidá, obdobně není možno užívat val jako jednotky pro látkové množství. Chceme-li vyjádřit entitu $\text{KMnO}_4/5$ jako chemický ekvivalent pro určitou reakci, pak je možno uvést, že jeden mol chemických ekvivalentů manganistanu draselného pro oxidaci v kyselém prostředí má hmotnost 31,6067 g, nebo molární hmotnost chemických ekvivalentů manganistanu draselného $M(\text{KMnO}_4/5) = 31.6067 \text{ g mol}^{-1}$.

Molární hmotnost korektně vyjadřujeme v hlavních jednotkách SI soustavy, tj. v kg mol^{-1} . Používání těchto jednotek je zcela nezbytné při dosazování do rovnic, kde ostatní veličiny jsou uváděny v základních jednotkách (např. ve stavové rovnici pro ideální plyn). Při běžných výpočtech s molární hmotností, jak je z výše uvedených příkladů patrné, je praktičtější používat dílčí jednotky g mol^{-1} .

•••

Příklad – Určení molární hmotnosti vodíku

Určete výpočtem molární hmotnost atomů vodíku $M(\text{H})$, molární hmotnost - manganistanu draselného $M(\text{KMnO}_4)$ a relativní hmotnosti odpovídajících entit $M_r(\text{H})$ a $M_r(\text{KMnO}_4)$.

K výpočtu potřebujeme tyto údaje:

- ${}^1m(\text{H}) = 1,67381 \times 10^{-27} \text{ kg}$
- ${}^1m(\text{KMnO}_4) = 2,62428 \times 10^{-25} \text{ kg}$
- $N_A = 6,0220 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- $m_u = 1,66056 \times 10^{-27} \text{ kg}$

Molární hmotnosti vypočítáme podle jako součin hmotnosti entity a Avogadrovy konstanty:

$$M(\text{H}) = {}^1m(\text{H}) \times N_A = 1,67381 \times 10^{-27} \times 6,0220 \times 10^{23} \text{ kg mol}^{-1}$$

$$M(\text{H}) = 1,00797 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} = 1,00797 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{KMnO}_4) = 2,62428 \times 10^{-25} \times 6,0220 \times 10^{23} = 0,158 \text{ kg mol}^{-1} = 158 \text{ g mol}^{-1}$$

Relativní molekulové hmotnosti odpovídajících entit vypočítáme následovně:

$$M_r(\text{H}) = {}^1m(\text{H}) / m_u = 1,67381 \times 10^{-27} \text{ kg} / 1,66056 \times 10^{-27} \text{ kg} = 1,00797$$

nebo

$$M_r(\text{H}) = {}^1m(\text{H}) \times N_A \times 10^3 = 1,67381 \times 10^{-27} \times 6,0220 \times 10^{23} \times 10^3 = 1,00797$$

$$M_r(\text{KMnO}_4) = {}^1m(\text{KMnO}_4) / m_u = 2,62428 \times 10^{-25} / 1,66056 \times 10^{-27} = 158,0$$

nebo

$$M_r(\text{KMnO}_4) = {}^1m(\text{KMnO}_4) \times N_A \times 10^3 = 2,62428 \times 10^{-25} \times 6,0220 \times 10^{23} \times 10^3 = 158,0$$

•••

3.4 Molární objem

V_m je objem, který zaujímá jeden mol látky za známých stavových podmínek (teplota a tlak). Definován je tedy jako poměr objemu a látkového množství.

$$V_m = \frac{V}{n} \quad (\text{m}^3/\text{mol}) \quad ()$$

Standardní molární objem (V_m°) je konstanta vyplývající z Avogadrova zákona, která vyjadřuje objem jednoho molu ideálního plynu za standardních podmínek, tj. tlaku 101325 Pa a teplotě 0°C (273,15K).

$$V_m^\circ = 22,4136 \pm 0,0030 \times 10^3 \text{ (m}^3/\text{mol)} \quad ()$$

Teplota je termodynamická veličina více či méně ovlivňující všechny děje a stavy. Jednotkou termodynamické teploty je Kelvin (K). a používá se také k vyjadřování teplotních intervalů nebo rozdílů. Kromě termodynamické teploty (značené T) se používají i jiné teplotní stupnice, například v našich končinách obvyklá Celsiova nebo Fahrenheitova, která je hojně užívaná zejména v USA.

Přepočítání jednotlivých teplotních stupnic je následující:

$$T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

$$T(\text{K}) = 5/9 (t(^{\circ}\text{F}) + 459,67)$$

$$t(^{\circ}\text{C}) = T(\text{K}) - 273,15$$

$$t(^{\circ}\text{C}) = 5/9 (t(^{\circ}\text{F}) - 32)$$

$$t(^{\circ}\text{F}) = 9/5 T(\text{K}) - 459,67$$

$$t(^{\circ}\text{F}) = 9/5 t(^{\circ}\text{C}) + 32$$

...

Příklad – Přepočty teplot

Přepočítejte navzájem následující teploty

a) 20°C

b) 1000K

c) 110°F

...

3.5 Hustota

nebo *měrná hmotnost* (ρ) udává hmotnost jednoho krychlového metru látky měřenou v kilogramech.

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (\text{kg m}^{-3}) \quad ()$$

3.6 Měrný objem

(v) udává objem v krychlových metrech jednoho kilogramu látky.

$$v = \frac{V}{m} = \frac{1}{\rho} \quad (\text{m}^3 \text{kg}^{-1}) \quad ()$$

3.7 Relativní hustota

nebo **hutnost** (ρ_r) je poměrná veličina vyjadřující hustotu dané látky ρ v poměru k hustotě srovnávací látky ρ_v při předepsaných podmínkách.

$$\rho_r = \frac{\rho}{\rho_v} \quad (-) \quad ()$$

K vyjádření téhož lze s výhodou využítí obdobný poměr molárních hmotností:

$$\rho_r = \frac{M}{M_v} \quad (-) \quad ()$$

Pro tuhé látky a kapaliny volíme za srovnávací látku zpravidla vodu se standardní hustotou 999,8 kg m⁻³. Pro plyny se jako srovnávací látka nejčastěji používá vzduch se standardní hustotou vzduch 1,292 kg m⁻³. Molární hmotnost vzduchu je 28,964 g mol⁻¹. Standardní podmínky jsou tlak = 101 325 Pa a teplota 273,15 K.

Při praktickém používání SI soustavy počítáme nejen s jednotkami hlavními, ale podle potřeby používáme násobky i díly těchto jednotek. Volba vhodného násobku nebo dílu jednotky SI má umožnit vyjádření číselné hodnoty veličiny v praktickém číselném rozsahu. Násobek nebo díl má být zvolen tak, aby číselná hodnota ležela v intervalu od 0,1 do 1000. Násobky (díly) jednotek SI se mohou u složených jednotek vyskytovat jak v čitateli, tak ve jmenovateli. Dáváme přednost takovým složeným jednotkám, kde je násobek (díl) jen na jednom místě. Násobky (díly) jsou přednostně stupňovány podle mocniny 10³ (10⁻³).

V následující tabulce je uveden přehled obvyklých násobků a dílů použitých základních a složených jednotek.

Veličina	Hlavní jednotka		Doporučované násobky a díly hlavní jednotky
	název	symbol	
Látkové množství	mol	mol	Mmol, kmol, μmol
Hmotnost	kilogram	kg	t, g, mg, μg
Objem	krychlový metr	m ³	dm ³ , l, cm ³ , ml, mm ³
Molární hmotnost	kilogram na mol	kg mol ⁻¹	g mol ⁻¹
Hustota	kilogram na krychlový metr	kg m ⁻³	kg dm ⁻³ , g cm ⁻³
Molární objem	krychlový metr na mol	m ³ mol ⁻¹	dm ³ mol ⁻¹

•••

Příklad – Poměrné zastoupení kyslíku v CO₂

Určete hmotnost kyslíku připadající v oxidu uhličitém na 10 g uhlíku. Vypočítejte celkovou hmotnost oxidů uhličitých.

Řešení: a) V oxidu uhličitém připadají na jeden atom uhlíku dva atomy kyslíku, resp. vyjádřeno látkovým množstvím, na jeden mol uhlíku dva moly atomu kyslíku. Molární hmotnost atomů kyslíku je $M(O) = 15,9994 \text{ g mol}^{-1}$ a uhlíku $M(C) = 12,0112 \text{ g mol}^{-1}$.

$$1 \text{ mol C} : 2 \text{ moly O} = 12,0112 : 2 \times 15,9994 = 10 : x$$

$$x = \frac{31,9988 \times 10}{12,0112} = 26,6408 \text{ g kyslíku}$$

$$m_{\text{celkem}} = 10 + 26,641 = 36,641 \text{ g CO}_2$$

b) Celkovou hmotnost oxidu uhličitého lze vypočítat přímo následující úvahou ($M(\text{CO}_2) = 44,010 \text{ g mol}^{-1}$):

12,9112 g uhlíku je obsaženo v 44,010 g CO₂

10 g uhlíku je obsaženo y g CO₂

$$y = 44,010 \times 10 / 12,9112 = 36,641 \text{ g CO}_2$$

Odpověď: Oxid uhličitý má celkovou hmotnost 36,641 g a obsahuje 26,641 g kyslíku.

•••

Příklad – Počet atomů v definovaném objemu

Vypočítejte, kolik atomů stříbra obsahuje jeden mililitr ryzího kovu. Molární hmotnost stříbra je $M(\text{Ag}) = 107,868 \text{ g mol}^{-1}$ a hustota je $\rho = 10,5 \text{ Mg m}^{-3}$.

Řešení: Jeden mol stříbra má hmotnost 107,868 g a obsahuje $6,022 \times 10^{23}$ atomů stříbra. Hmotnost 1 cm³ je 10,5-g.

107,868 g Ag obsahuje $6,022 \times 10^{23}$ atomů

10,5 g Ag obsahuje x atomů

$$x = \frac{10,5 \times 6,022 \times 10^{23}}{107,868} = 5,8619 \times 10^{22} \text{ atomů Ag}$$

Odpověď: Jeden krychlový centimetr obsahuje $5,8619 \times 10^{22}$ atomů stříbra. •••

Příklad - výpočet látkového množství

Jakému látkovému množství v molech odpovídá oxid boritý o hmotnosti jednoho kilogramu? Kolik molekul B_2O_3 toto množství obsahuje? (Ve skutečnosti- je oxid boritý makromolekula a neobsahuje molekuly B_2O_3 .) Vyjádřete látkové množství boru a kyslíku v molech.

Řešení: Molární hmotnost oxidu boritého je $69,62 \text{ g mol}^{-1}$

Příklad řešíme z následující úvahy

$$69,62 \text{ g } B_2O_3 \quad \dots 1 \text{ mol } B_2O_3 \quad 6,0220 \times 10^{23} \text{ molekul}$$

$$1000 \text{ g } B_2O_3 \quad \dots x \text{ molů } B_2O_3 y \text{ molekul}$$

$$x = 14,3637 \text{ mol } B_2O_3.$$

$$y = 8,6498 \cdot 10^{24} \text{ molekul } B_2O_3$$

V kilogramu oxidu boritého bude $2 \times 14,3637$ molu boru a $3 \times 14,3637$ mol kyslíku:

$$n_B = 28,7274 \text{ mol}$$

$$n_O = 43,0911 \text{ mol}$$

Odpověď: Látkové množství oxidu boritého je $14,3637 \text{ mol}$, což odpovídá $8,6498 \times 10^{24}$ molekul B_2O_3 . V uvedeném množství je obsaženo $28,7274 \text{ mol}$ atomů boru a $43,0911 \text{ mol}$ atomů kyslíku.

...

Příklad - počet molů v objemu plynu

V nádobě objemu 10 litrů je přechováván kyslík. Vypočítejte, kolik molekul kyslíku bude za standardních podmínek v uvedené nádobě. Jakému látkovému množství a jaké hmotnosti toto množství odpovídá? Předpokládejte, že se kyslík v nádobě chová jako ideální plyn

Řešení: Látkové množství plynu v uvedeném objemu zjistíme ze vztahu:

$$n = \frac{V^\circ}{V_m^\circ}$$

kde V_m° je standardní molární objem a V° je objem kyslíku za standardních podmínek.

$$n = \frac{V^\circ}{V_m^\circ} = \frac{10}{22,41} = 0,4462 \text{ mol}$$

Počet molekul kyslíku určíme jako součin látkového množství a Avogadrovy konstanty.

$$N = n \times N_A = 0,4462 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ molekul } O_2$$

$$N = 2,6872 \times 10^{23} \text{ molekul kyslíku}$$

Hmotnost kyslíku vypočítáme ze součinu látkového množství a molární hmotnosti molekuly kyslíku $m = n \times M(O_2) = 0,4462 \times 31,9988 = 14,2779 \text{ g kyslíku}$.

Odpověď: Objem 10 dm³ kyslíku za standardních podmínek odpovídá látkovému množství 0,4462.mol, hmotnosti 14,28 g a obsahuje 2,6872x10²³ molekul O₂.

•••

Příklad – oxidace zinku

V částečně zoxidovaném zinkovém prachu byl nalezen zinek a oxid zinečnatý v molárním poměru 10:1. Na jakou hodnotu se zvýšila hmotnost původně deseti gramového vzorku čistého zinku?

Řešení: Čistý zinek měl počáteční hmotnost 10 g a jeho oxidace proběhla tak, že na 1 mol oxidu zinečnatého připadá 10 molů zinku nezoxidovaného. Na celkové látkové množství 11 molů zinku připadá 1 mol atomů kyslíku. Přírůstek hmotnosti vypočítáme z úměry:

11 x 65,38 g zinku 16,00 g kyslíku

10 g zinku x

$$x = 0,2225 \text{ g kyslíku}$$

Hmotnost vzorku je určena součtem hmotností zinku a kyslíku:

$$m = m_{\text{Zn}} + m_{\text{O}} = 10 \text{ g} + 0,222 \text{ g} = 10,222 \text{ g}$$

Odpověď: Výsledná hmotnost vzorku je 10,222 g.

•••

3.8 Příklad k procvičení

Příklad 1

Vyjádřete látkové množství jedné tuny uhličitanu vápenatého. Jaký objem oxidu uhličitého za standardních podmínek se může z tohoto množství uvolnit? •••

Příklad 2

Vypočítejte objem za standardních podmínek a hmotnost 1,125x10³⁰ molekul methanu. •••

Příklad 3

Jaké látkové množství vody vznikne sloučením vodíku o objemu 20 m³ (za standardních podmínek) a kyslíku o hmotnosti 14,5 kg. Který z obou plynů zůstane v přebytku? Určete objem, látkové množství a hmotnost nesloučeného plynu. •••

Příklad 4

Určete látkové množství odpovídající 243 g hexachloroplatičitanu draselného; 1,55 t bis(fosforečnanu)trivápenatého a 33,4 mg bromičnanu draselného. •••

Příklad 5

Určete látková množství dusíku a vodíku slučujících se za vzniku 511 g amoniaku. Vyjádřete hmotnost, objem a látkové množství výsledného plynu. •••

Příklad 6

Po ozonizaci se objem kyslíku zmenšil o jednu pětadvacetinu původního objemu, (měřeno za stejných tlakových i teplotních, podmínek). Vypočítejte molární poměr kyslíku a ozonu ve výsledné směsi. ●●●

Příklad 7

O jakou hodnotu poklesla hmotnost 5 kg uhličitanu vápenatého, který byl neúplným termickým rozkladem zčásti rozložen na oxid vápenatý a oxid uhličitý?

Molární poměr oxidu vápenatého a uhličitanu vápenatého ve výsledném produktu je 1:1. Jaký bude objem oxidu uhličitého za standardních podmínek? ●●●

Příklad 8

Hmotnost uhličitanu vápenatého termickým rozkladem poklesla ze 100 na 89 hmotnostních dílů. V jakém molárním poměru jsou uhličitan vápenatý a oxid vápenatý? ●●●

Příklad 9

Jaký bude relativní pokles hmotnosti při termickém rozkladu uhličitanu vápenatého, jestliže ve výsledném produktu je molární poměr uhličitanu a oxidu vápenatého 1:3? ●●●

Příklad 10

Vypočítejte hmotnost a látkové množství hydridu vápenatého potřebného k přípravě vodíku o objemu 1000 m³ za standardních podmínek. ●●●

Příklad 11

Spálením methanu vznikl oxid uhličitý o objemu 1000 m³ (za standardních podmínek). Vypočítejte hmotnost methanu a látkové množství vody vytvářející se při hoření. ●●●

Příklad 12

Při teplotě 800 °C je relativní hustota par fosforu ve vztahu ke vzduchu 4,278 a při 1500 °C je dvakrát menší. Kolik atomů obsahuje molekula fosforu při teplotě 800 °C a 1500 °C? ●●●

Příklad 13

Analýzou směsi oxidu zinečnatého a oxidu rtuťnatého byl zjištěn stejný hmotnostní obsah zinku a kyslíku. Určete molární a hmotnostní poměr obou oxidů ve sledované směsi. ●●●

Příklad 14

V jakém molárním poměru byla připravena směs dusíku; kyslíku a oxidu uhličitého, jestliže v objemu 1 dm³ je obsaženo látkové množství celkem 35,7 mmol O₂. Relativní hustota této plyné směsi vzhledem ke vzduchu je 1,3123. ●●●

Příklad 15

Ve směsi oxidu berylnatého a oxidu hlinitého má kyslík právě polovinu celkové hmotnosti. Vypočítejte molární poměr -obou oxidů. ●●●

Příklad 16

Při výrobě, tranzistorů je nutno kontrolovat příměsi nečistot. Chceme-li vyrobit germaniový tranzistor s obsahem $1,0 \times 10^{18}$ atomů boru v 1 cm^3 germania, v jakém hmotnostním poměru musíme smísit germanium a bor? Hustota germania je 5350 kg m^{-3} ...

4 SMĚSI A VYJADŘOVÁNÍ JEJICH SLOŽENÍ

Různá vyjádření složení a vzájemné přepočty. Složení sloučenin. Určení stechiometrického vzorce ze složení. Hmotnostní zlomek prvku ve směsi sloučenin.

4.1 Složení soustavy

Složení soustavy můžeme charakterizovat údaji o hmotnostních, objemových či molárních množstvích, resp. počtu molekul nebo jiných přesně specifikovaných entit, z nichž je soustava složena. Obecně lze vyjádřit:

$$\text{zastoupení látky A v soustavě} = \frac{\text{množství látky A v soustavě}}{\text{celkové množství všech látek v soustavě}} \quad ()$$

Vyjadřujeme-li množství látky hmotnosti, pak složení je určeno hmotnostním zlomkem. Hmotnostní zlomek látky A, w_A je definován vztahem

$$w_A = \frac{m_A}{\sum_i m_i} = \frac{m_A}{m_S} \quad ()$$

kde m_A a obecně m_i jsou hmotnosti jednotlivých složek soustavy a m_S je celková hmotnost soustavy. Součet všech hmotnostních zlomků soustavy je roven jedné.

$$\sum_i w_i = 1 \quad ()$$

Hmotnostní zlomek určité složky soustavy je relativní tedy poměrná veličina a nabývá hodnot mezi 0 a 1. Je obvyklé vyjadřovat složení soustavy v procentech % (setina celku; 0,01). V případě nižšího zastoupení látek v soustavě je účelné vyjádření v promile ‰ (tisícina celku; 0,001; g/kg, mg/g) nebo například u škodlivin v ovzduší se s výhodou využívá ppm (miliontina celku; 10^{-6} ; mg/kg; $\mu\text{g/g}$).

Takže například, je-li $w_A = 0,05$ je látky A v soustavě právě 5%.

Objemový zlomek látky A φ_A je definován vztahem:

$$\varphi_A = \frac{V_A}{V_S} \quad ()$$

kde V_A je objem látky A, a V_S je celkový objem soustavy.

Všechny objemy musí být měřeny za stejných podmínek. Celkový objem soustavy V_S není správné nahrazovat součtem objemů jednotlivých látek, které soustavu tvoří, protože může docházet k objemové kontrakci, popř. objemové dilataci; tj. ke zmenšení či zvětšení výsledného objemu. Sčítat nebo odčítat objemy je možno pouze u ideálních. plynů.

Objemový zlomek je relativní veličina a může být, obdobně jako zlomek hmotnostní, vyjadřován i počtem procent nebo menších dílů.

Molární zlomek látky A, x_A , je definován vztahem:

$$x_A = \frac{n_A}{\sum_i n_i} = \frac{n_A}{n_S} \quad ()$$

kde n_A a obecně n_i je látkové množství jednotlivých látek n_S je celkové látkové množství všech složek soustavy.

Součet všech molárních zlomků soustavy je vždy roven jedné.

$$\sum_i x_i = 1 \quad ()$$

Molární zlomky, stejně jako zlomky hmotnostní a objemové, jsou veličiny relativní, jsou tedy bezrozměrné a vyjadřují se obvykle v procentech. •••

Příklad – výroba dusíku ze vzduchu

Z jakého objemu vzduchu lze teoreticky při zkapařňování připravit dusík o hmotnosti 40 kg? Obsah dusíku ve vzduchu, vyjádřený objemovým zlomkem, je $\varphi_{N_2} = 78,09 \%$.

Řešení: Látkové množství dusíku v dané hmotnosti 40 kg zjistíme výpočtem:

$$n = \frac{m}{M(N_2)} = \frac{40 \text{ kg}}{28,01 \text{ g/mol}} = \frac{40\,000 \text{ g}}{28,01 \text{ g/mol}} = 1,4281 \times 10^3 \text{ mol} = 1,4281 \text{ kmol}$$

Objem daného množství dusíku za standardních podmínek je

$$V_{N_2}^\circ = n V_m^\circ = 1,4281 \text{ kmol} \times 22,41 \text{ m}^3 \text{ kmol}^{-1} = 32,004 \text{ m}^3$$

Objem vzduchu vypočítáme z objemového zlomku pro dusík:

$$\varphi_{N_2} = \frac{V_{N_2}^\circ}{V_{\text{vzduch}}^\circ}$$

$$V_{\text{vzduch}}^\circ = \frac{32,004}{0,7809} = 40,98 \text{ m}^3$$

Odpověď: Dusík o hmotnosti 40 kg je za standardních podmínek obsažen ve 40,98 m³ vzduchu. •••

Příklad – galenitová ruda

Množství sulfidu olovnatého v galenitovém koncentrátu, vyjádřené hmotnostním zlomkem, je 90 % ($w_{PbS} = 90\%$). Vypočítejte hmotnost obohacené rudy potřebnou k výrobě 600 kg olova, jestliže bylo olovo získáno se 75% ním výtěžkem.

Řešení: Skutečný výtěžek je 600 kg Pb. Teoreticky potřebný výtěžek označíme m_{Pb} , pak

$$m_{Pb} = \frac{600\text{kg}}{0,75} = 800\text{kg}$$

Hmotnost sulfidu olovnatého m_{PbS} příslušející celkovému obsahu olova v rudě, vypočítáme z následující úvahy

$M(\text{Pb})$	$M(\text{PbS})$
207,2 kg (kg/kmol) Pb	239,2 kg (kg/kmol) PbS
800 kg Pb	m_{PbS}

$$m_{PbS} = \frac{800\text{kg} \times 239,2}{207,2} = 923,55\text{kg}$$

Celková hmotnost obohacené rudy m_c (včetně hlušiny)

$$m_c = \frac{m_{PbS}}{0,9} = \frac{923,55}{0,9} = 1026,2\text{kg}$$

Odpověď: Hmotnost zpracované rudy je 1026,2 kg. •••

Příklad – přepočty koncentrací

Vypočítejte hmotnostní složení ekvimolární směsi vodíku a dusíku ($X_{H_2} = X_{N_2} = 50\%$).

Řešení: Hmotnost směsi např. jednoho molu vodíku a jednoho molu dusíku označíme m_s :

$$m_s = m_{H_2} + m_{N_2} = M_{H_2} + M_{N_2} = 2,0158 + 28,0134 = 30,0292\text{g}$$

Hmotnostní zlomky jednotlivých složek soustavy jsou pak:

$$w_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{m_s} = \frac{2,0158}{30,0292} = 0,0671 = 6,71\%$$

$$w_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{m_s} = \frac{28,0134}{30,0292} = 0,9329 = 93,29\%$$

Odpověď: Hmotnostní složení ekvimolární směsi N_2 a H_2 je 93,29 % dusíku a 6,71 % vodíku. •••

Příklad – brom v mořské vodě

V mořské vodě je brom v podobě bromidů (hlavně alkalických - kovů a kovů alkalických zemin) obsažen v množství vyjádřeném hmotnostním zlomkem $w_{Br} = 0,004 = 4\text{‰}$. V jakém množství mořské vody bude obsažen 1 kg bromu?

Řešení: Obsah bromu v mořské vodě vypočítáme z hmotnostního zlomku:

$$w_{Br} = \frac{m_{Br}}{m_s}$$

Ze vztahu zjistíme celkovou hmotnost mořské vody, m_s

$$m_s = \frac{m_{Br}}{w_{Br}} = \frac{1}{0,004} = 250 \text{ kg}$$

Odpověď: Jeden kilogram. bromu v podobě bromidů je obsažen ve 250 kg mořské vody. •••

Příklad - Oleum

V oleu je hmotnostní obsah volného oxidu sírového 30 %. Vyjádřete obsah veškerého oxidu sírového hmotnostním zlomkem.

Řešení: Oleum uvedeného složení obsahuje 30 % volného. oxidu sírového, $w_{SO_3} = 30 \%$, hmotnostní obsah monohydrátu oxidu sírového $H_2O \cdot SO_3$ (H_2SO_4) je 70 %, $w_{H_2SO_4} = 70 \%$.

Obsah vázaného SO_3 vypočítáme následujícím postupem:

$$M(H_2SO_4) = 98,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(SO_3) = 80,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

v 98,07 g H_2SO_4 je 80,06 g SO_3

v 70 g H_2SO_4 je $m_{\text{váz.}SO_3}$

$$m_{\text{váz.}SO_3} = 80,06 \times 70 / 98,07 = 57,14 \text{ g}$$

$$m_{\text{váz.}SO_3} = 80,06 \times 70 / 98,07 = 57,14 \text{ g}$$

$$w_{\text{váz.}SO_3} = 57,14 \text{ g} / 100 \text{ g} = 57,14 \%$$

Hodnotu hmotnostního zlomku vyjadřujícího veškerý SO_3 vypočítáme:

$$w_{\text{celk.}SO_3} = w_{\text{volný}SO_3} + w_{\text{váz.}SO_3}$$

$$w_{\text{celk.}SO_3} = 30/100 + 57,14/100 = 0,8714 = 87,14 \%$$

Odpověď: Oleum obsahuje celkem 87,14 % oxidu sírového. •••

Příklad – žíhání ZnS

Žíháním sulfidu zinečnatého na vzduchu se část sulfidu zoxidovala na oxid zinečnatý. Hmotnostní poměr celkového obsahu zinku ke kyslíku ve vyžíhaném, vzorku je 5:1. Vyjádřete hmotnostními zlomky složení vyžíhaného vzorku a určete v procentech, do jakého stupně byla oxidace realizována.

Řešení: Příklad řešíme hmotnostní bilancí. Ve vyžíhaném vzorku je hmotnostní poměr zinku a kyslíku 5:1 (v dalším nahrazujeme hmotnostní díly gramy).

Zjistíme hmotnost zinku $m_{Zn_{\text{váz}}}$, připadající v oxidu zinečnatém na jeden gram kyslíku.

$$M(Zn) : M(O) = m_{Zn_{\text{váz}}} : m_O$$

$$65,38 : 16,00 = m_{\text{Zn}_{\text{váz}}} : 1$$

$$m_{\text{Zn}_{\text{váz}}} = \frac{1 \times 65,38}{16,00} = 4,09\text{g}$$

Hmotnost oxidu zinečnatého m_{ZnO} vypočítáme součtem hmotností zinku a kyslíku.

$$m_{\text{ZnO}} = m_{\text{Zn}_{\text{váz}}} + m_{\text{O}} = 4,09 + 1 = 5,09\text{g}$$

Hmotnost zinku $m_{\text{Zn}_{\text{zih}}}$ vázaného ve vyžíhaném vzorku v sulfidu zinečnatém určíme z rozdílu:

$$m_{\text{Zn}_{\text{zih}}} = m_{\text{Zn}} - m_{\text{Zn}_{\text{váz}}} = 5,00 - 4,09 = 0,91\text{g}$$

Hmotnost sulfidu zinečnatého m_{ZnS} připadající na 0,91 g Zn vypočteme z úměry:

$$M(\text{ZnS}) : M(\text{Zn}) = m_{\text{ZnS}} : m_{\text{Zn}_{\text{váz}}}$$

$$97,44 : 65,38 = m_{\text{ZnS}} : 0,91$$

$$m_{\text{ZnS}} = \frac{0,91 \times 97,44}{65,38} = 1,36\text{g}$$

Celkovou hmotnost m vyžíhaného vzorku vypočítáme:

$$m = m_{\text{ZnO}} + m_{\text{ZnS}} = 5,09 + 1,36 = 6,45\text{g}$$

Složení vzorku vyjádříme hmotnostními zlomky oxidu a sulfidu zinečnatého.

$$w_{\text{ZnO}} = \frac{m_{\text{ZnO}}}{m_s} = \frac{5,09}{6,45} = 0,7891 = 78,91\%$$

$$w_{\text{ZnS}} = \frac{m_{\text{ZnS}}}{m_s} = \frac{1,36}{6,45} = 0,2109 = 21,09\%$$

Obdobně je možno vyjádřit složení pro jednotlivé prvky:

$$w_{\text{Zn}} = 77,52\%$$

$$w_{\text{O}} = 15,50\%$$

$$w_{\text{S}} = 6,98\%$$

Hmotnost vzorku před žiháním m_{ZnS} zjistíme z úměry:

$$M(\text{Zn}) : M(\text{ZnS}) = m_{\text{Zn}} : m_{\text{ZnS}}$$

$$65,38 : 97,44 = 5 : m_{\text{ZnS}}$$

$$m_{\text{ZnS}} = \frac{5 \times 97,44}{65,38} = 7,45\text{g}$$

Pokles hmotnosti Δm při žihání vypočítáme z rozdílu:

$$\Delta m = m_{\text{ZnS}} - m = 7,45 - 6,45 = 1\text{g}$$

Vyjádřeno hmotnostním zlomkem w' :

$$w' = \frac{\Delta m}{m_{\text{ZnS}}} = \frac{1}{7,45} = 13,42\%$$

Stupeň oxidace sulfidu zinečnatého w vypočítáme z podílu hmotnosti sulfidu zinečnatého převedeného na oxid zinečnatý a hmotnosti sulfidu před žíháním.

$$w = \frac{m_{\text{ZnO}} + \Delta m}{m_{\text{ZnS}}} = \frac{6,09}{7,45} = 0,8174 = 81,74\%$$

Odpověď: Složení vyžíhaného vzorku, vyjádřeno v hmotnostních zlomcích, je 78,91 % ZnO a 21,09 % ZnS, resp. 77,52 % Zn, 15,50 % O a 6,98 % S. Oxidace sulfidu zinečnatého proběhla z 81,74 % a pokles hmotnosti po vyžíhání byl 13,42 %. •••

Příklad – standardní hustota vzduchu

Vzduch má objemové složení 78,09 % dusíku, 20,95 % kyslíku, 0,93 % argonu a 0,03 % oxidu uhličitého. Vypočítejte molární hmotnost vzduchu a určete i jeho standardní hustotu.

Řešení: Molární hmotnost směsi plynu je určena jako aritmetický průměr molárních hmotností jednotlivých složek v jejich poměrném zastoupení ve směsi.

$$M(\text{vzduch}) = M(\text{N}_2)\varphi_{\text{N}_2} + M(\text{O}_2)\varphi_{\text{O}_2} + M(\text{Ar})\varphi_{\text{Ar}} + M(\text{CO}_2)\varphi_{\text{CO}_2}$$

$$M(\text{vzduch}) = 28,13 \times 0,7809 + 31,9988 \times 0,2095 + 39,948 \times 0,0093 + 44,010 \times 0,0003$$

$$M(\text{vzduch}) = 28,964 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 28,964 \times 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Hustotu vzduchu spočítáme ze vztahu:

$$\rho_{\text{vzduch}}^{\circ} = \frac{m}{V} = \frac{M(\text{vzduch})}{V_m^{\circ}} = \frac{28,964 \times 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}}{22,41 \times 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,2925 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

Odpověď: Molární hmotnost vzduchu je 28,964 g mol⁻¹ a hustota vzduchu za standardních podmínek je 1,2925 kg m⁻³. •••

4.1.1 Příklady k procvičení

Příklad 1

Vypočítejte látkové množství chloru a křemíku v chloridu křemičitém o hmotnosti 425 g. Určete hmotnost chloru v uvedeném množství sloučeniny a obsah křemíku hmotnostním i molárním zlomkem. •••

Příklad 2

Mořské řasy jsou schopny koncentrovat v sobě jod, převážně v organické formě, na hmotnostní obsah $w_1 = 0,03\%$. V popelu řas je hmotnostní obsah jodu 0,75%.

a) Kolik tun mořských řas se musí zpracovat teoreticky k přípravě 15 kg jodu?

b) Jaké hmotnosti popela řas je třeba k přípravě téhož množství jodu? •••

Příklad 3

V solném odparku z mořské vody byl zjištěn hmotnostní obsah chloridu sodného 85% a chloridu hořečnatého 10 %. Kolik tun této suroviny je teoreticky třeba k výrobě jedné tuny chloru? Vyjádřete obsah chloru v ní hmotnostním zlomkem. •••

Příklad 4

Mořská voda má hmotnostní obsah různých solí 3,5 %. Chloridu sodného v ní bylo nalezeno 2,7 % a chloridu hořečnatého 0,3 %. Vyjádřete hmotnostními zlomky obsah těchto chloridů v mořské vodě a jejím odparku (w_{Cl^-}). •••

Příklad 5

Z deseti tun koncentrované galenitové rudy bylo vyrobeno 5,5 tuny olova; výroba proběhla s 78 %ním výtěžkem. Obsah sulfidu olovnatého v koncentrátu vyjádřete hmotnostním zlomkem. •••

Příklad 6

Ze 6 tun chalkosinu (sulfid měďný) byly získány 3 tuny mědi. Ztráty na mědi činily během výroby 20 %. Vyjádřete v hmotnostních zlomcích, obsah mědi a hlušiny v surovině. •••

Příklad 7

Spálením 1 g koksu zbaveného vlhkosti vznikl objem oxidu uhličitého 1,68 dm³ (za standardních podmínek). Vyjádřete obsah nespalitelných látek hmotnostním zlomkem. •••

Příklad 8

Obsah argonu ve vzduchu, vyjádřený objemovým zlomkem, je 0,93 %. V jakém objemu vzduchu je jeden kilogram argonu? •••

Příklad 9

V jakém objemu vzduchu je za standardních podmínek 10⁶g kyslíku? •••

Příklad 10

Jakým objemem kyslíku musíme obohatit jeden krychlový metr vzduchu aby se objemový obsah kyslíku zvýšil na 25 % ? •••

Příklad 11

Z ozonizovaného kyslíku objemu 500 ml vznikne po úplném rozkladu ozonu objem 520 ml. Vyjádřete hmotnostní i objemový obsah ozonu, v počáteční směsi. •••

Příklad 12

Oxid měďnatý s hmotnostním obsahem 94 % CuO (zbytek je, mě~ byl žíháním ve vodíkové atmosféře převeden na měď. Vypočítejte hmotnostní ztrátu při redukci a určete celkový hmotnostní obsah mědi v oxidu měďnatém před redukcí. •••

Příklad 13

V částečně zoxidovaném zinkovém prášku byl zjištěn zinek a kyslík v hmotnostním poměru 10 : 1. Určete hmotnostní zlomek oxidu zinečnatého. •••

Příklad 14

Po vysušení zinkového prachu byl zjištěn ve vzorku zinek a oxid zinečnatý v molárním poměru 20 : 1. O jakou hodnotu se zvýšila hmotnost zinku oxidací? Určete hmotnostní zlomek oxidu zinečnatého. •••

Příklad 15

Sulfid olovnatý o hmotnosti 20 g byl převeden žíháním na oxid olovnatý; hmotnost vzorku tím poklesla o 0,99 g. Ve vyžíhaném vzorku určete hmotnostní obsah oxidu i sulfidu olovnatého a vyjádřete stupeň oxidace PbS. •••

Příklad 16

Oxidačním žíháním byl převeden sulfid zinečnatý z 90 % na oxid. Vypočítejte celkový hmotnostní obsah zinku; složení vzorku vyjádřete hmotnostními zlomky oxidu a sulfidu zinečnatého. •••

Příklad 17

Vyžíháním sulfidu zinečnatého poklesla hmotnost vzorku o 10 %- Vyjádřete stupeň oxidace sulfidu zinečnatého v procentech. •••

Příklad 18

Směs zinku; oxidu zinečnatého a sulfidu zinečnatého obsahovala celkem 97,04 % zinku a kyslík se sírou v atomárním poměru O : S = 1 : 1. Zjistěte výsledné složení vzorku. •••

Příklad 19

Ve směsi oxidu zinečnatého a oxidu kademnatého jsou zinek s celkovým kyslíkem v hmotnostním poměru 1 : 1 Vypočítejte hmotnostní obsah oxidu kademnatého. •••

Příklad 20

Složení pyritu, obsahujícího 16 % nečistot, vyjádřete hmotnostními zlomky železa a síry. Vypočítejte hmotnost obou prvků v 500 g vzorku. •••

Příklad 21

Vypočítejte objem amoniaku (za standardních podmínek) vznikajícího při koksování 1 tuny černého uhlí s hmotnostním obsahem dusíku $w_{N_2} = 1\%$, jestliže víte, že dusík se pouze z 20 % mění na amoniak. •••

Příklad 22

Směs methanu a ethanu obsahuje za standardních podmínek v jednom litru právě 1 g uhlíku. Vypočítejte objemové složení směsi uhlovodíků a hmotnostní obsah celkového uhlíku. •••

Příklad 23

Vypočítejte objem vzduchu teoreticky potřebný k převedení jedné tuny koksu na generátorový plyn. Koks má obsah uhlíku vyjádřený hmotnostním zlomkem, $w_C = 94\%$ (zbytek jsou nespalitelné nečistoty). Předpokládejte toto objemové složení vzduchu: 21 % kyslíku, 78 % dusíku a 1 % argonu. Za předpokladu úplného využití kyslíku a uhlíku k tvorbě oxidu uhelnatého (nevzniká žádný oxid uhličitý) vypočítejte objem a objemové složení vznikající plyné směsi (objemy za standardních podmínek). •••

Příklad 24

Vodní plyn má objemové složení 40 % CO, 50 % H₂, 5 % CO₂, 5 % N₂ a 1 % CH₄. Vypočítejte objem vzduchu potřebný ke spálení 1 m³ uvedeného plynu, objem a objemové složení spalin. Objemový obsah kyslíku ve vzduchu je 20,95 % (Za standardních podmínek nastane kondenzace vodní páry.) •••

Příklad 25

Vypočítejte objem vzduchu (za standardních podmínek) potřebný ke spálení 1 m³ smíšeného plynu objemového složení 30 % CO, 15 % H₂, 5 % CO₂ a 50 % N₂. Složení vznikajícího plynu vyjádřete v objemových zlomcích. •••

Příklad 26

Hmotnostní zlomek chloru ve směsi chloridu fosforečného a chloridu hlinitého má hodnotu 83,08 %. V jakém molárním poměru jsou ve směsi oba chloridy? •••

Příklad 27

Ze směsi chloridu sodného a chloridu draselného o hmotnosti 1 g vzniklo po vysrážení dusičnanem stříbrným 2,30 g chloridu stříbrného. Vypočítejte hmotnostní obsah chloridu sodného v původní směsi. •••

Příklad 28

Směs uhličitanů vápenatého a hořečnatého o hmotnosti 200 g poskytne objem oxidu uhličitého 48,97 dm³ (za standardních podmínek). Určete hmotnostní složení směsi uhličitanů a látkové množství uhličitanu vápenatého za předpokladu, že neobsahovala žádné další příměsi. •••

Příklad 29

Rozpuštěním směsi práškového železa a zinku o hmotnosti 1 g v neoxidující kyselině se vyvinulo 395,4 ml vodíku (za standardních podmínek). Vypočítejte hmotnostní složení směsi kovů. •••

Příklad 30

K přípravě amoniaku byla připravena ekvivalentní směs dusíku a vodíku. Po reakci byl ve směsi plynů zjištěn amoniak o hmotnostním obsahu 25 %. Vypočítejte objemové složení reakční směsi. •••

Příklad 31

Vzorek flotací obohaceného pyritu má hmotnostní složení 75,4 % FeS_2 , 10,5 % FeAsS a 4,0 % vlhkosti, zbytek je SiO_2 . Vypočítejte hmotnostní zlomek železa

- a) ve vzorku uvedeného složení,
- b) b) ve vzorku zcela zbaveném vlhkosti •••

Příklad 32

V oleu jsou oxid sírový a voda obsaženy v molárním poměru 2:1. Určete hmotnostní obsah volného oxidu sírového. •••

Příklad 33

Hmotnostní obsah volného oxidu sírového v oleu je 25 %- Celkový obsah síry vyjádřete hmotnostním zlomkem. •••

Příklad 34

Hmotnostní obsah veškerého oxidu sírového v oleu je 89,0 %; volný a vázaný oxid sírový vyjádřete hmotnostními zlomky. •••

Příklad 35

V oleu byl zjištěn hmotnostní obsah síry $w_{\text{SO}_3} = 34,82\%$. Určete molární poměr volného a vázaného oxidu sírového a hmotnostní obsah volného SO_3 •••

Příklad 36

Hmotnostní obsah síry v oleu je 36,37 %. Vyjádřete hmotnostním zlomkem obsah volného oxidu sírového. •••

4.2 Chemické vzorce

Chemické vzorce dělíme na několik druhů podle toho, zda popisují. Pouze složení chemických sloučenin, nebo i jejich strukturu. Vzorec empirický (sumární) vyjadřuje stechiometrické složení sloučeniny tak, jak bylo zjištěno chemickou analýzou. Tento vzorec vůbec nepřihlíží ke struktuře sloučenin a je stejný pro molekuly, polymery a sloučeniny iontové. V případě stechiometrických sloučenin nazýváme empirický vzorec též vzorcem stechiometrickým.

Příklady empirických vzorců: NaCl , CaBr_2 , BaSO_4 , H_3PO_4 , SiO_2 .

Empirický vzorec sloučenin určíme na základě jejich chemické analýzy, pro ostatní vzorce však potřebujeme další podklady a údaje. Pro molekulový vzorec je nutno stanovit relativní molekulovou hmotnost dané sloučeniny.

Vzorců molekulových se používá pro látky tvořené molekulami a lze z nich vyčíst, kolik atomů je chemicky vázáno v jedné molekule (např. B_2H_6 , C_6H_6 , $\text{H}_6\text{B}_3\text{N}_3$).

V této kapitole, se budeme zabývat jednak odvozováním empirického vzorce z procentového složení dané sloučeniny, získaného chemickou analýzou, jednak výpočty podle známého empirického vzorce.

4.2.1 Určování empirického vzorce

Sloučenina tvořená z prvků A, B, C má empirický vzorec vyjádřený obecně $A_xB_yC_z$, kde x, y, z jsou stechiometrické bezrozměrné koeficienty určující počet jednotlivých prvků ve sloučenině.

Ze známého složení látky (získaného analytickou cestou) můžeme vypočítat zastoupení jednotlivých prvků ve vzorci a poměr počtu atomů prvků A, B, C. Složení je vyjadřováno nejčastěji hmotnostními zlomky nebo hmotnostními poměry jednotlivých prvků; může však být udáno i pomocí molárních zlomků.

Složení sloučeniny je určeno hmotnostními zlomky jednotlivých složek w_A , w_B , w_C , Koeficienty x, y, z vyjádříme podíly hmotnostních zlomků a relativních atomových hmotností jednotlivých prvků.

$$x:y:z = \frac{w_A}{M_r(A)} : \frac{w_B}{M_r(B)} : \frac{w_C}{M_r(C)} \quad ()$$

Pravou stranu upravíme do poměru nejmenších celých čísel, kterými jsou udány hodnoty koeficientů x, y, z.

Složení sloučeniny je určeno hmotnostním poměrem jednotlivých složek, $m_A : m_B : m_C$. Hmotnosti jednotlivých složek buď převedeme na hmotnostní zlomky $w_A : w_B : w_C$, nebo vyjádříme jejich látková množství $n_A : n_B : n_C$ a z jejich poměru určíme hodnoty koeficientů x, y, z.

Převedení na hmotnostní zlomky bude uskutečněno vztahy:

$$w_A = \frac{m_A}{m_S}; w_B = \frac{m_B}{m_S}; w_C = \frac{m_C}{m_S} \quad ()$$

kde m_A , m_B , m_C jsou hmotnosti jednotlivých složek, A, B, C, a m_S je hmotnost celé soustavy.

Látková množství jednotlivých složek stanovíme:

$$n_A = \frac{m_A}{M_r(A)}; n_B = \frac{m_B}{M_r(B)}; n_C = \frac{m_C}{M_r(C)} \quad ()$$

Poměr prvků x : y : z je pak vyjádřen poměrem látkových množství jednotlivých prvků ve sloučenině.

$$x:y:z = n_A:n_B:n_C \quad ()$$

Chceme-li mít poměr x : y : z určen bezrozměrnými koeficienty, jak tomu ve skutečnosti také je, vyjádříme ho poměrem molárních zlomků:

$$x:y:z = x_A:x_B:x_C \quad ()$$

Jestliže hmotnostní složení látky je udáno pro skupiny atomů (nikoli pro samostatné atomy), určují stechiometrické koeficienty zastoupení těchto skupin ve vzorci a při výpočtu dělíme hmotnostní obsah relativními hmotnostmi uvedených skupin. •••

Příklad 1

Analýzou sloučeniny bylo nalezeno její · složení a vyjádřeno hmotnostními zlomky: 13,93 % sodíku, 0,61 % vodíku, 18,77 % fosforu, 33,94 % kyslíku a 32,75 % vody. Odvoďte empirický vzorec sloučeniny.

Řešení:

Obecný tvar vzorce sloučeniny je $\text{Na}_x\text{H}_y\text{P}_z\text{O}_q(\text{H}_2\text{O})_r$,

$$x:y:z:q:r = \frac{w_{\text{Na}}}{M_r(\text{Na})} : \frac{w_{\text{H}}}{M_r(\text{H})} : \frac{w_{\text{P}}}{M_r(\text{P})} : \frac{w_{\text{O}}}{M_r(\text{O})} : \frac{w_{\text{H}_2\text{O}}}{M_r(\text{H}_2\text{O})}$$

$$x:y:z:q:r = \frac{13,93}{22,9898} : \frac{0,61}{1,0079} : \frac{18,77}{30,9738} : \frac{33,94}{15,9994} : \frac{32,75}{18,0152}$$

Pravou stranu upravíme na poměr nejmenších celých čísel:

$$x:y:z:q:r = 0,6059:0,6052:0,6060:2,1213:1,8179$$

$$x:y:z:q:r = 1:1:1:3,5:3,0$$

$$x:y:z:q:r = 2:2:2:7:6$$

Odpověď:

Empirický vzorec sloučeniny je $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ (hexahydrát dihydrogen difosforečnanu disodného). •••

Příklad 2

Hmotnostní složení kaolínu, hydratovaného křemičitanu hlinitého, je 20,90 % hliníku a 13,96 % vody. Určete jeho vzorec a vyjádřete ho formou oxidu.

Řešení: Vzorce minerálu jsou uváděny velmi často formou oxidu a kaolín můžeme zapsat v obecné formě $x \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot y \text{SiO}_2 \cdot z \text{H}_2\text{O}$

Z hmotnostního obsahu hliníku vypočítáme obsah oxidu hlinitého úměrou:

$$M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) : 2 M_r(\text{Al}) = w_{\text{Al}_2\text{O}_3} : w_{\text{Al}}$$

kde M_r jsou relativní hmotnosti, a w jsou hmotnostní zlomky oxidu hlinitého a hliníku.

$$101,96 : 2 \times 26,98 = w_{\text{Al}_2\text{O}_3} : 20,90$$

$$w_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 39,49\%$$

Hmotnostní zlomek oxidu křemičitého vypočítáme odečtením hodnot hmotnostních zlomku oxidu hlinitého a vody od 1:

$$w_{\text{SiO}_2} = 1 - w_{\text{Al}_2\text{O}_3} - w_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$w_{\text{SiO}_2} = 1 - 0,3949 - 0,1396 = 0,4655$$

Koeficienty x, y, z vypočítáme ze vztahu:

$$x:y:z = \frac{w_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{M_r(\text{Al}_2\text{O}_3)} : \frac{w_{\text{SiO}_2}}{M_r(\text{SiO}_2)} : \frac{w_{\text{H}_2\text{O}}}{M_r(\text{H}_2\text{O})}$$

$$x:y:z = \frac{39,49}{101,96} : \frac{46,55}{60,08} : \frac{13,96}{18,02}$$

$$x:y:z = 0,3873:0,7748:0,7747$$

$$x:y:z = 1:2:2$$

Odpověď: Vzorec přisuzovaný kaolínu je $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$. •••

Příklad 3

Úplným spálením 0,33 organické sloučeniny obsahující pouze uhlík, vodík, a kyslík bylo získáno 336 cm³ oxidu uhličitého (objem je uveden za standardních podmínek) a 0,27 g vody. Relativní hustota organické látky v porovnání se vzduchem $\rho_r = 3,041$. Vypočítejte molekulový vzorec sloučeniny.

Řešení: Hmotnost oxidu uhličitého, m_{CO_2} (v gramech), vypočítáme ze vztahu:

$$V_m^\circ \cdot M(\text{CO}_2) = V_{\text{CO}_2}^\circ \cdot m_{\text{CO}_2}$$

kde V_m° je standardní molární objem v dm³ mol⁻¹, $M(\text{CO}_2)$ je molární hmotnost oxidu uhličitého v g mol⁻¹, $V_{\text{CO}_2}^\circ$ je objem oxidu uhličitého za standardních podmínek v dm³,

$$m_{\text{CO}_2} = \frac{M(\text{CO}_2) \times V_{\text{CO}_2}^\circ}{V_m^\circ} = \frac{44,01 \times 0,336}{22,41} = 0,660\text{g}$$

Hmotnost uhlíku m_C a vodíku m_H vypočítáme z hmotnosti oxidu uhličitého:

$$M(\text{CO}_2) : M(\text{C}) = m_{\text{CO}_2} : m_C$$

$$m_C = \frac{M(\text{C}) \times m_{\text{CO}_2}}{M(\text{CO}_2)} = \frac{12,01 \times 0,660}{44,01} = 0,180\text{g}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) : M(\text{H}_2) = m_{\text{H}_2\text{O}} : m_H$$

kde $M(\text{H}_2\text{O})$ a $M(\text{H}_2)$ jsou molární hmotnosti vody a vodíku v g mol⁻¹

$$m_H = \frac{M(\text{H}_2) \times m_{\text{H}_2\text{O}}}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2,02 \times 0,27}{18,02} = 0,03\text{g}$$

Hmotnost uhlíku můžeme vypočítat také přímo z objemu oxidu uhličitého $V_{\text{CO}_2}^\circ$, protože ve standardním molárním objemu oxidu uhličitého je obsaženo množství uhlíku vyjádřené jeho molární hmotností.

$$V_m^\circ \cdot M(\text{C}) = V_{\text{CO}_2}^\circ \cdot m_C$$

$$m_C = \frac{M(\text{C}) \times V_{\text{CO}_2}^\circ}{V_m^\circ} = \frac{12,01 \times 0,336}{22,41} = 0,180\text{g}$$

Hmotnost kyslíku m_O zjistíme z rozdílu celkové hmotnosti vzorku m a hmotnosti uhlíku m_C a vodíku m_H .

$$m_O = m - m_C - m_H = 0,33 - 0,18 - 0,03 = 0,12\text{g}$$

Indexy v obecném vzorci $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ nalezneme řešením vztahu

$$x : y : z = \frac{m_C}{M(\text{C})} : \frac{m_H}{M(\text{H})} : \frac{m_O}{M(\text{O})}$$

$$x : y : z = \frac{0,18}{12,01} : \frac{0,03}{1,01} : \frac{0,12}{16,00}$$

$$x : y : z = 0,015 : 0,03 : 0,0075$$

$$x : y : z = 2 : 4 : 1$$

Empirický vzorec sloučeniny je $(C_2H_4O)_n$.

K určení molární hmotnosti zkoumané organické látky slouží údaj o relativní hustotě. Relativní hustota plynné látky vyjadřuje poměr hustoty jisté látky k hustotě srovnávací látky, v našem případě vzduchu. Hustoty obou látek musí být stanoveny za stejných tlakových i tepelných podmínek. Většinou jsou uváděny za standardní teploty a standardního tlaku ($T_0 = 273,15\text{ K}$, $p^\circ = 101\,325\text{ Pa}$). Relativní hustotou je vyjádřen i poměr molárních hmotností obou látek:

$$\rho_r = \frac{\rho^\circ}{\rho_{\text{vzduch}}^\circ} = \frac{M}{M_{\text{vzduch}}}$$

$$\rho_{\text{vzduch}}^\circ = 1,292\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$$

$$\rho^\circ = \rho_r \times \rho_{\text{vzduch}}^\circ = 3,041 \times 1,292 = 3,929\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$$

Hustota určuje hmotnost jednoho krychlového metru látky. Molární hmotnost zjistíme ze součinu standardní hustoty hledané látky a standardního molárního objemu.

$$\begin{aligned} M &= \rho^\circ \times V_m^\circ = 3,929\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3} \times 22,41 \times 10^{-3}\text{ m}^3\text{mol}^{-1} = \\ &= 88,05 \times 10^{-3}\text{ kg}\cdot\text{mol}^{-1} = 88,05\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Molární hmotnost zkoumané látky můžeme vypočítat přímo ze součinu molární hmotnosti vzduchu a relativní hustoty.

$$M_{\text{vzduch}} = 28,964\text{ kg}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M = \rho_r \times M_{\text{vzduch}} = 3,929\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3} \times 28,964\text{ kg}\cdot\text{mol}^{-1} = 88,08\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Relativní vzorcová hmotnost $M_r(C_2H_4O_1) = 44$ V molární hmotnosti je obsažena dvakrát.

Odpověď: Molekulový vzorec organické látky je $(C_2H_4O)_2$. •••

Příklad 4

Analýzou jistého směsného krystalu sulfidu bylo nalezeno složení: 33,66 % S, 52,85 % Zn a 13,49 % Fe. V této sloučenině se izomorfne zastupují kationty Zn^{2+} a Fe^{2+} . Jaký je empirický vzorec této sloučeniny?

Řešení: Z daného složení nejdříve stanovíme indexy v obecném vzorci $(Zn_xFe_y)S_z$:

$$x : y : z = \frac{w_{Zn}}{M_r(Zn)} : \frac{w_{Fe}}{M_r(Fe)} : \frac{w_S}{M_r(S)}$$

$$x : y : z = \frac{52,85}{65,38} : \frac{13,49}{55,85} : \frac{33,66}{32,06}$$

$$x : y : z = 0,8084 : 0,2415 : 1,0499$$

Po sečtení indexů pro vzájemně se zastupující prvky Zn a Fe

$$x + y = 0,8084 + 0,2415 = 1,05 = R$$

získáme poměr

$$R : S = 1,05 : 1,05 = 1 : 1$$

Obecný vzorec směsného krystalu bude RS. Koeficienty izomorfne se zastupujících prvků porovnáme k jednotkovému počtu atomů.

$$R : 1 = \text{Zn} : x$$

$$x = \frac{0,8084}{1,049} = 0,77$$

$$y = 1 - x = 1 - 0,77 = 0,23$$

Odpověď: Empirický vzorec směsného krystalu je $(\text{Zn}_{0,77}\text{Fe}_{0,23})\text{S}$. •••

Příklad 5

Oxidačním žíháním se jeden gram minerálu, který je tvořen železem, mědí a sírou převede na oxidy. Oxid siřičitý unikl ze vzorku a tuhý zbytek o hmotnosti 0,869 g obsahoval 39,87 % mědi a 35,04 % železa. Určete empirický vzorec minerálu.

Řešení: Nejdříve zjistíme hmotnost mědi m_{Cu} a železa m_{Fe} ve zbytku po žíhání:

$$w_{\text{Cu}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{m_Z}; w_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{m_Z}$$

$$m_{\text{Cu}} = w_{\text{Cu}} \times m_Z = 0,3987 \times 0,869 = 0,3465\text{g}$$

$$m_{\text{Fe}} = w_{\text{Fe}} \times m_Z = 0,3504 \times 0,869 = 0,3045\text{g}$$

kde m_Z je hmotnost tuhého zbytku a w_{Cu} a w_{Fe} jsou hmotnostní zlomky mědi a železa v tuhém zbytku.

Hmotnost síry m_{S} zjistíme odečtením hmotnosti mědi a železa od hmotnosti vzorku minerálu m .

$$m_{\text{S}} = m - m_{\text{Cu}} - m_{\text{Fe}} = 1 - 0,3465 - 0,3045 = 0,3490\text{g}$$

Indexy v obecném empirickém vzorci $\text{Cu}_x\text{Fe}_y\text{S}_z$ získáme z úměry:

$$x : y : z = \frac{w_{\text{Cu}}}{M_r(\text{Cu})} : \frac{w_{\text{Fe}}}{M_r(\text{Fe})} : \frac{w_{\text{S}}}{M_r(\text{S})}$$

$$x : y : z = \frac{0,3465}{63,55} : \frac{0,3045}{55,85} : \frac{0,3490}{32,06}$$

$$x : y : z = 0,00545 : 0,00545 : 0,01089$$

$$x : y : z = 1 : 1 : 2$$

Odpověď: Empirický vzorec minerálu je CuFeS_2 (chalkopyrit). •••

Příklad 6

Zahříváním vzorku jisté sloučeniny při teplotě nad 100°C do konstantní hmotnosti poklesla jeho hmotnost ztrátou veškeré hydrátové vody z 10 g na 5,134 g. Vyžháním hmotnost poklesla znovu, a to na 1,530 g, odštěpením plynu s hmotnostním poměrem síry a kyslíku 2 : 3. Tuhý zbytek byl čistý oxid obsahující 52,92% trojmocného kovu. Vypočítejte relativní atomovou hmotnost kovu, určete, který je to prvek, a stanovte vzorec sloučeniny před zahříváním.

Řešení: Hmotnostní obsah kovu v tuhém zbytku po žhání je 52,92 % a kyslíku $(100 - 52,92) = 47,08$ %. Oxidy trojmocného kovu jsou vyjádřeny obecným vzorcem M_2O_3 . Z úměry vypočítáme hmotnost kovu připadající na 3/2 atomu kyslíku v oxidu.

$$w_X : w_O = M_r(X) : \frac{3}{2}M_r(O)$$

kde w_X a w_O jsou hmotnostní zlomky neznámého kovu a kyslíku v oxidu, a $M_r(X)$ a $M_r(O)$ jsou relativní atomové hmotnosti kovu a kyslíku.

Z uvedeného vztahu vyjádříme $M_r(X)$ a dosadíme:

$$M_r(X) = \frac{w_X \times \frac{3}{2}M_r(O)}{w_O} = \frac{52,92 \times 24}{47,08} = 26,98$$

Molární hmotnost neznámého prvku je $26,98 \text{ g mol}^{-1}$. Z tabulek zjistíme, že neznámý kov je hliník; vyžháný zbytek je proto oxid hlinitý Al_2O_3 .

Empirický vzorec těkajícího oxidu síry vypočítáme z hmotnostního poměru síry a kyslíku 2:3. V obecně vyjádřeném vzorci S_xO_y nalezneme koeficienty x a y ze vztahu:

$$x : y = \frac{m_S}{M(S)} : \frac{m_O}{M(O)}$$

$$x : y = \frac{2}{32} : \frac{3}{16}$$

$$x : y = 1 : 3$$

Při zahřívání unikl oxid sírový SO_3 .

Hmotnost oxidu sírového m_{SO_3} a vody $m_{\text{H}_2\text{O}}$ zjistíme z rozdílu hmotnosti vzorku před zahříváním a v jednotlivých fázích termického rozkladu.

$$m_{\text{SO}_3} = 5,134 - 1,530 = 3,604\text{g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 10 - 5,134 = 4,866\text{g}$$

Vzorec hydrátu sloučeniny zjistíme určením koeficientů v obecném vzorci

$(\text{Al}_2\text{O}_3)_x \cdot (\text{SO}_3)_y \cdot (\text{H}_2\text{O})_z$.

$$x : y : z = \frac{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{M(\text{Al}_2\text{O}_3)} : \frac{m_{\text{SO}_3}}{M(\text{SO}_3)} : \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M(\text{H}_2\text{O})}$$

$$x : y : z = \frac{1,530}{101,96} : \frac{3,604}{80,06} : \frac{4,866}{18,02}$$

$$x : y : z = 0,0150 : 0,0450 : 0,270$$

$$x : y : z = 1 : 3 : 18$$

Odpověď: Vzorec hydrátu sloučeniny je $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot (\text{SO}_3)_3 \cdot (\text{H}_2\text{O})_{18} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ •••

4.2.2 Výpočty podle chemického vzorce

Ze známého vzorce sloučeniny můžeme naopak stanovit její složení v hmotnostních, popř. molárních zlomcích jednotlivých prvků nebo skupin, z nichž je tato sloučenina složena. Většinou však vyjadřujeme složení v hmotnostních zlomcích.

Uvažujeme sloučeninu o obecném vzorci $\text{A}_x\text{B}_y\text{C}_z$. Obsah prvku A určíme hmotnostním zlomkem w_A :

$$w_A = \frac{m_A}{m_S} = \frac{x M(\text{A})}{M(\text{A}_x\text{B}_y\text{C}_z)}$$

kde m_A je hmotnost prvku A, v našem případě vyjádřená jako součin koeficientu x a molární hmotnosti prvku A, m_S je celková hmotnost soustavy určená molární hmotností sloučeniny, $M(\text{A}_x\text{B}_y\text{C}_z)$.

Zcela obdobně stanovíme hmotnostními zlomky obsah prvku B a C.

•••

Příklad 7

Vyjádřete hmotnostními zlomky a hmotnostními poměry složení sloučeniny v níž jsou uhlík, kyslík, dusík a vodík zastoupeny v atomárním poměru 1:1:2:4.

Řešení:

Z uvedeného atomárního poměru je zřejmé, že vzorec sloučeniny je CON_2H_4 neboli $\text{H}_2\text{N}-\text{CO}-\text{NH}_2$ (močovina). Složení sloučeniny v hmotnostních zlomcích vypočítáme:

$$w_C = \frac{m_C}{m_S} = \frac{1 M(\text{C})}{M(\text{CON}_2\text{H}_4)} = \frac{12,011}{60,055} = 0,2000 = 20,00\%$$

$$w_O = \frac{m_O}{m_S} = \frac{1 M(\text{O})}{M(\text{CON}_2\text{H}_4)} = \frac{15,999}{60,055} = 0,2664 = 26,44\%$$

$$w_N = \frac{m_N}{m_S} = \frac{2 M(\text{N})}{M(\text{CON}_2\text{H}_4)} = \frac{28,013}{60,055} = 0,4665 = 46,65\%$$

$$w_H = \frac{m_H}{m_S} = \frac{4 M(\text{H})}{M(\text{CON}_2\text{H}_4)} = \frac{4,032}{60,055} = 0,0671 = 6,71\%$$

Složení sloučeniny určené hmotnostními poměry bude:

$$m_C : m_O : m_N : m_H = 12,0 : 16,0 : 28,0 : 4$$

Hmotnostní poměry můžeme zjednodušit dělením čtyřmi.

$$m_C : m_O : m_N : m_H = 3 : 4 : 7 : 1$$

Odpověď: Složení močoviny vyjádřené hmotnostními zlomky je 20,00 % C, 26,64 % O, 46,65 % N a 6,71 % H; složení určené hmotnostními poměry je $m_C : m_O : m_N : m_H = 3 : 4 : 7 : 1$. •••

Příklad 8

Při sušení pentahydrátu síranu měďnatého byla zjištěna 20%ní hmotnostní ztráta. Zbytek krystalové vody vyjádřete hmotnostním zlomkem a určete množství odstraněné vody z celkového obsahu vody v $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.

Řešení: Molární hmotnost pentahydrátu síranu měďnatého a bezvodého síranu měďnatého je:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = 249,68 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 159,60 \text{ g mol}^{-1}$$

Celková hmotnost vody $m_{\text{H}_2\text{O}}$ v látkovém množství jednoho molu pentahydrátu je:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 5 \times M(\text{H}_2\text{O}) = 5 \times 18,015 = 90,08 \text{ g}$$

Molární hmotnost částečně dehydratovaného preparátu vypočítáme:

$$w_{\text{CuSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}} = \frac{M(\text{CuSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O})}$$

$$\text{Kde } M(\text{CuSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}) = 249,68 \times 0,8 = 199,74 \text{ g mol}^{-1}$$

Hmotnost vody m_1 zbývající po vysušení v jednom molu látky zjistíme:

$$m_1 = M(\text{CuSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}) - M(\text{CuSO}_4) = 199,74 - 159,60 = 40,14 \text{ g}$$

Obsah .zbytkové vody v sušené látce určíme hmotnostním zlomkem:

$$w_1 = \frac{m_1}{m_{\text{CuSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}}} = \frac{40,14}{199,74} = 0,2010 = 20,10\%$$

Hmotnost vody m_2 odstraněná při sušení jednoho molu látky je:

$$m_2 = M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) - M(\text{CuSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}) = 249,68 - 199,74 = 49,94 \text{ g}$$

Vyjádřeno hmotnostním zlomkem w_2

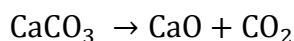
$$w_2 = \frac{m_2}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{49,94}{90,08} = 0,5544 = 55,44\%$$

Odpověď: Částečně vysušený vzorek pentahydrátu síranu měďnatého má hmotnostní obsah vody ještě 20,10 %. Původní, obsah vody se snížil o 55,44 %. •••

Příklad 9

Vápenec s hmotnostním obsahem 8 % hlušiny byl vypálen na vápno. Za předpokladu, že hlušina se žiháním nemění, vyjádřete hmotnostním zlomkem její obsah ve vyžíhaném produktu.

Řešení: Rozkladným žiháním přechází vápenec, v podstatě uhličitán vápenatý na pálené vápno, oxid vápenatý. Dochází při tom k uvolnění oxidu uhličitého:



Hmotnostní obsah hlušiny ve vápenci je 8 %, uhličitanu vápenatého obsahuje proto

$$w_{\text{CaCO}_3} = 100 - 8 = 92\%$$

Hmotnost oxidu vápenatého m_{CaO} zjistíme z poměru

$$M(\text{CaCO}_3) : M(\text{CaO}) = m_{\text{CaCO}_3} : m_{\text{CaO}}$$

Po vyjádření hmotnosti CaCO_3 např. v kilogramech a po dosazení molárních hmotností v odpovídajících jednotkách určíme hmotnost oxidu vápenatého:

$$100,09 : 56,08 = 92 : m_{\text{CaO}}$$

$$m_{\text{CaO}} = \frac{92 \times 56,08}{100,09} = 51,55 \text{ kg}$$

Aby byla splněna podmínka, že se hlušina žiháním nemění, je třeba připočítat její hmotnost ke hmotnosti oxidu vápenatého. Tak určíme celkovou hmotnost vzniklého produktu, m_c .

$$m_c = m_{\text{CaO}} + m_{\text{hlušina}} = 51,55 + 8 = 59,55 \text{ kg}$$

Hmotnostní obsah hlušiny ve výsledném produktu určíme jako následující poměr

$$w_{\text{hlušina}} = \frac{m_{\text{hlušina}}}{m_c} = \frac{8}{59,55} = 0,1343 = 13,43\%$$

Odpověď: Výsledný produkt má hmotnostní obsah nečistot 13,43 %. •••

4.3 Příklady k procvičení

Příklad 1

Určete molekulový vzorec organické sloučeniny, v jejíž molekule je hmotnostní poměr C:N:H = 6:7:2, víte-li, že molární hmotnost této látky je 60,0995 g mol⁻¹. •••

Příklad 2

Analýzou 0,0019 g organické sloučeniny bylo zjištěno, že obsahuje 0,0003 g uhlíku, 0,0008 g síry, 0,0007 g dusíku a 0,0001 g vodíku. Určete její empirický vzorec a poměr hmotností jednotlivých prvků v nejmenších celých číslech. Víte, jak se tato sloučenina jmenuje? •••

Příklad 3

Spálením 0,0038 g látky vznikne látkové množství oxidu siřičitého 0,0001 mol a oxid uhličitý o objemu 1,12 ml. Vyjádřete hmotnostní poměr prvků ve sloučenině. Poměrem nejmenších celých čísel a v procentech. Určete její vzorec. •••

Příklad 4

Spálením 0,5 g organické dikarboxylové kyseliny vzniklo 379,5 ml oxidu uhličitého a 0,229 g vody. Určete molekulový vzorec neznámé kyseliny. Znáte její název? •••

Příklad 5

Hmotnostní poměr vápníku, uhlíku a kyslíku v určité sloučenině je 5 : 3 : 8. Hydrát této sloučeniny má hmotnostní obsah vody 12,36 %. Jaký má sloučenina vzorec? •••

Příklad 6

V kyselině mléčné je hmotnostní obsah vodíku 6,71 % a zbývající prvky, uhlík a kyslík, jsou v hmotnostním poměru 3 : 4. 1 Relativní molekulová hmotnost kyseliny je 90,08. Určete její molekulový vzorec. •••

Příklad 7

Určete vzorec sloučeniny, která má hmotnostní obsah boru 40,28 % a vodík s dusíkem v hmotnostním poměru 1 : 7. Počet atomů vodíku v molekule je 6. Jaký má sloučenina název? •••

Příklad 8

U dvou sloučenin uhlíku a fluoru je hmotnostní poměr obou prvků vyjádřen poměrem nejmenších celých čísel 8 : 19. První sloučenina je odvozena od butinu a druhá má molární hmotnost třikrát větší. Odvoďte jejich vzorce. •••

Příklad 9

Stanovte empirický vzorec organické sloučeniny, která je zajímavá tím, že je složena pouze z uhlíku a kyslíku v hmotnostním poměru 1:1. Určete její molekulový vzorec, jestliže víte, že relativní molekulová hmotnost této látky je vyšší než 250 a nižší než 300. •••

Příklad 10

Určete molekulový vzorec melitové kyseliny, která má v molekule 6 atomů vodíku ($w_H = 1,77\%$) a zbývající prvky uhlík a kyslík jsou v hmotnostním poměru 3 : 4. Sestavte její strukturní vzorec. •••

Příklad 11

Oxid uhličitý a voda vznikající při spálení jistého uhlovodíku jsou v hmotnostním poměru 22:9. Standardní hustota uhlovodíku $\rho^\circ = 1,882 \text{ kg m}^{-3}$. Jaký je jeho molekulový vzorec? •••

Příklad 12

Spálením 0,0174 g organické látky vzniklo 13,45 ml oxidu uhličitého (za standardních podmínek) a 0,0003 mol vody. Určete molekulový vzorec sloučeniny, jestliže relativní hustota v porovnání se vzduchem $\rho_r = 2,002$. •••

Příklad 13

Určete vzorec látky s hmotnostním složením 82,8 % uhlíku a 17,2 % vodíku. Relativní hustota této látky v poměru ke vzduchu jako srovnávacímu plynu $\rho_r = 3,0058$. Jak se jmenuje? •••

Příklad 14

Působením oxidu uhelnatého na kovový draslík při teplotě 80 °C vzniká sloučenina s hmotnostním obsahem draslíku 39,10% a s hmotnostním poměrem uhlíku a kyslíku 3 : 4. Určete její empirický vzorec a odvoďte i vzorec molekulový, je-li známo, že vznikající látka je derivátem benzenu. •••

Příklad 15

Součástí ložisek draselných solí je minerál karnalit s hmotnostním složením 14,08 % draslíku, 8,75 % hořčíku, 38,29 % chloru a 38,88 % vody. Vypočítejte jeho vzorec. Jak se změní jeho složení, uvažujeme-li bezvodou sůl. •••

Příklad 16

Významnou surovinou draselných solí je minerál kainit s typickým hmotnostním složením: 15,70 % draslíku, 9,77 % hořčíku, 14,24 % chloru a 12,88 % síry, 25,71% kyslíku a 21,70 % vody. Odvoďte jeho vzorec. •••

Příklad 17

Jaký vzorec má „olověná běloba“ (80,14 % Pb, 3,10 % C, 0,26 % H a zbytek je kyslík) a „olověný cukr“ (54,62 % Pb, 12,67 % C, 1,59 % H, 14,25% H₂O a 16,87 % O)? Složení látek je uvedeno v hmotnostních zlomcích. Jaké jsou chemické názvy těchto sloučenin? •••

Příklad 18

Zkoumaná sloučenina obsahovala dusík, uhlík a vodík v hmotnostním poměru jednotlivých prvků 14 : 12 : 3. Určete empirický vzorec a název sloučeniny, jestliže znáte její molární hmotnost: $M(X) = 116 \text{ g mol}^{-1}$. •••

Příklad 19

Určete molekulové vzorce dvou sloučenin křemíku, kyslíku a vodíku. Obě sloučeniny mají v molekulovém vzorci stejný počet vodíků, ale liší se od sebe hmotnostním složením. Prvá obsahuje 71,81 % křemíku a 7,73 % vodíku a druhá 75,72 % křemíku a 2,72 % vodíků. •••

Příklad 20

Mastek je zásaditý křemičitan hořečnatý s hmotnostním složením 21,06 % hořčíku, 32,44 % křemíku a 0,29 % vodíku, zbytek je kyslík. Určete vzorec tohoto minerálu. •••

Příklad 21

Hmotnostní složení minerálu je 29,58 % mědi, 12,99 % železa, 27,61 % cínu a 29,84 % síry. Odvoďte jeho vzorec. •••

Příklad 22

Minerál beryl je hlinitokřemičitan s hmotnostním obsahem beryllia 5,02 %. Hmotnostní poměr beryllia a hliníku je 1 : 2. Určete jeho vzorec. •••

Příklad 23

Spodumen, skládající se z oxidů lithia, hliníku a křemíku, má obsah lithia, vyjádřený hmotnostním zlomkem, 3,75 %. Hliník s křemíkem jsou v hmotnostním poměru 1 : 2,082. Jaký je vzorec minerálu? •••

Příklad 24

Do skupiny hlinitokřemičitanů alkalických kovů patří nefelin s obsahem sodíku 16,18% a hliníku 18,99%, dále ortoklas obsahující 14,0 % draslíku a 9,7 % hliníku. Složení obou minerálů je uvedeno v hmotnostních zlomcích. Určete jejich vzorce. •••

Příklad 25

Úplným převedením jistého sulfidického minerálu mědi na oxidy byla zjištěna hmotnostní ztráta 8,68% a ve vypraženém zbytku byl nalezen oxid měďnatý a oxid železitý v hmotnostním poměru 1 : 1. Vypočítejte vzorec minerálu, určete jeho název a hmotnostní složení. •••

Příklad 26

Oxidací sulfidického minerálu mědi nastalo úplné převedení sulfidů na oxidy. Ve výpražku bylo nalezeno 17,54. % železa, zbytek je měď a kyslík. Jaký je vzorec minerálu? •••

Příklad 27

„Fosforová sůl“ o hmotnosti jednoho gramu se rozkládá za žáru na vodu (0,431 g), amoniak ($0,107 \text{ dm}^3$ za s. p.) a tuhý zbytek o hmotnostním, složení 2,55 % sodíku, 30,38 % fosforu, 47,07 % kyslíku. Určete vzorec soli, jestliže víte že jde o tetrahydrát. •••

Příklad 28

Hydrát sloučeniny sodíku, fosforu a kyslíku má hmotnostní obsah fosforu 8,113%. Po úplné dehydrataci činil hmotnostní obsah fosforu 18,89 % a obsah sodíku 42,07%. Jaký vzorec má hydrát? •••

Příklad 29

Zahříváním sloučeniny obsahující 23,39 % draslíku a 28,76 % síry (zbytek je kyslík) poklesl obsah síry na 19,18 %, Složení je udáno v hmotnostních zlomcích. Vypočítejte vzorce obou sloučenin a napište rovnici termického rozkladu za předpokladu, že oxidační stupeň síry se během rozkladu nemění. •••

Příklad 30

Úplnou dehydratací hydrátu dihydrogenfosforečnanu sodného se změnil hmotnostní obsah fosforu o 6,03 %, Následujícím vyžiháním, opět za ztráty vody, vzrostl o dalších 4,5 %. Hmotnostní složení vyžihaného zbytku je 30,38 % fosforu, 22,55 % sodíku a kyslík. Kolik molekul hydrátové vody obsahoval původní vzorek? Jaký vzorec má dehydratací a žiháním vzniklý produkt, jestliže se ,během žihání nemění oxidační stupeň žádné složky? •••

Příklad 31

Jeden gram hydrátu kyslíkaté sloučeniny barya a síry poskytne vysušením při teplotě 120 °C hmotnost bezvodé sloučeniny 0,892 g. Rozkladným žiháním vzorku poklesla jeho hmotnost na 0.700 g vytěkáním oxidu s hmotnostním obsahem síry 50 %. Hmotnostní složení tuhého zbytku je 58,84 % barya, 13,74 % síry a zbytek je kyslík. Během žihání nedošlo k oxidaci vzdušným kyslíkem. Jaký vzorec přísluší rozkládanému hydrátu? •••

Příklad 32

Úplnou dehydratací jistého síranu se snížila hmotnost vzorku o 8,85%. Rozkladným žiháním poklesla hmotnost bezvodého vzorku o 60,06 % ztrátou plynu s hmotnostním poměrem síry a kyslíku 2 : 3. Tuhý zbytek po žihání byl oxid s hmotnostním obsahem trojmocného kovu 69,94 %, Během celého reakčního procesu. nenastala změna oxidačního stupně kterékoli složky sloučeniny. Určete relativní atomovou hmotnost kovu a molekulový vzorec hydrátu. •••

Příklad 33

Zahříváním hydrátu určité hydrogensoli na teplotu 100°C poklesla hmotnost vzorku o 60,36%. Vyžiháním vzorku zcela zbaveného hydrátové vody se snížila hmotnost další ztrátou vody o 6,34% (vztaženo na bezvodou sůl). Sloučenina získaná vyžiháním má hmotnostní obsah 34,58% sodíku, 23,30 fosforu a zbytek kyslík. Během celého pochodu nenastala změna oxidačního stupně žádného prvku. Určete vzorec hydrátu, bezvodé soli a sloučeniny vzniklé žiháním. •••

Příklad 34

Niklové rudy jsou .pravidelně doprovázeny kobaltovými. Sulfidickou rudou je linneit, v němž se kobalt s niklem mohou vzájemně nahrazovat. Analýzou určitého vzorku bylo nalezeno složení v hmotnostních zlomcích: 42,08 % síry, 38,28 % kobaltu, 19,64% niklu. Jaký empirický vzorec je možno právě tomuto vzorku přisoudit? •••

Příklad 35

Minerál pentlandit má ve vzorci proměnné množství železa a niklu. Určitý vzorek má složení v hmotnostních zlomcích: 36,3 % síry, 56,99 %.železa a 6,66 % niklu. Naznačte empirický vzorec právě tohoto ,vzorku. •••

Příklad 36

Ve wolframitu se izomorfne zastupuje železo s manganem. Určitý vzorek wolframitu má následující složení v hmotnostních zlomcích: 12,88 % železa, 5,43 % manganu, 60,59 %

wolframu a kyslík. Určete empirický vzorec pro vzorek wolframitu s uvedeným zastoupením železa a manganu. •••

Příklad 37

Analýzou směsného krystalu bylo zjištěno jeho hmotnostní složení: 71,96% As, 21,15% Ni, 3,54% Co a 3,35 % Fe. Určete jeho empirický vzorec. •••

Příklad 38

Analýzou směsného krystalu manganistanu draselného a další chemické sloučeniny, schopné izomorfně zastupovat manganistan draselný v krystalové mřížce, bylo zjištěno hmotnostní složení: 25,37 % draslíku, 4,60 % chloru, 28,51 % manganu a kyslík. Určete hmotnostní obsah manganistanu draselného ve směsném krystalu a vzorec druhé izomorfní sloučeniny. •••

Příklad 39

Směsný krystal je tvořen monohdrátem dihydrogenfosforečnanu sodného a monohdrátem dihydrogenarseničnanu sodného. Vypočítejte složení směsného krystalu udávající v hmotnostních zlomcích zastoupení obou chemických sloučenin, jestliže víte, že hmotnostní poměr fosforu a arsenu je 1:1. •••

Příklad 40

Jaké hmotnosti kyseliny sírové ($\text{H}_2\text{O} \cdot \text{SO}_3$) odpovídá 100 g 44,95 % olea? Vyjádřete oleum o uvedeném složení vzorcem. •••

Příklad 41

Vyjádřete hmotnostní obsah boru v boraxu o čistotě 98,3 %. •••

Příklad 42

Porovnejte hmotnostní obsah dusíku v dusičnanu sodném, draselném, rubidném a amonném. Ve které sloučenině je největší? •••

Příklad 43

Určete složení minerálu ortoklasu KAlSi_3O_8 v hmotnostních zlomcích jednotlivých oxidů. •••

Příklad 44

Určete hmotnostní obsah

- a) dusíku v tetrahydrátu tetrathiokyanatokobaltnatanu amonném,
- b) iridia v trihydrátu hexachlóroiditanu draselném,
- c) uranu v $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. •••

Příklad 45

Vypočítejte hmotnostní obsah hliníku v minerálu kaolinitu, je-li jeho vzorec $\text{Al}_4(\text{OH})_8\text{Si}_4\text{O}_{10}$, a vyjádřete hmotnostním zlomkem obsah antimonu ve sloučenině $\text{K}(\text{C}_4\text{H}_2\text{O}_6\text{Sb}(\text{OH})_2) \cdot 1/2 \text{H}_2\text{O}$. •••

Příklad 46

Vyjádřete hmotnostní obsah oxidu fosforečného ve fluoroapatitu, jehož složení je dáno vzorcem $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$. •••

Příklad 47

Minerál kryolit obsahuje 40,00 % AlF_3 a 60,00 % NaF (složení je vyjádřeno v hmotnostních zlomcích). Vypočítejte hmotnostní obsah fluoru. •••

Příklad 48

V přírodním dusičnanu sodném byl zjištěn hmotnostní obsah dusíku 15%. Vypočítejte hmotnostní obsah nečistot za předpokladu, že neobsahují dusík. •••

Příklad 49

Kyanamid vápenatý má hmotnostní obsah dusíku 30%. Vyjádřete hmotnostním zlomkem obsah kyanamidu vápenatého a nečistot. •••

Příklad 50

Vyjádřete hmotnostní obsah dusíku v produktu získaném smísením síranu amonného a dusičnanu amonného

- a) ve stejném hmotnostním poměru,
- b) v ekvimolárním poměru. •••

Příklad 51

Při analýze dolomitu byl zjištěn hmotnostní obsah vápníku 20,00% a hmotnostní poměr hořčíku a uhlíku 1:1. Vypočítejte hmotnostní obsah nečistot v dolomitu. •••

Příklad 52

Vypočítejte teoretickou spotřebu oxidu arsenitého pro přípravu jednoho kilogramu svinibrodské zeleně o vzorci $3\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2 \cdot \text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. •••

Příklad 53

Složení skla je vyjádřeno vzorcem $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Vypočítejte teoretickou spotřebu surovin, sody, vápence a oxidu křemičitého na jednu tunu tohoto skla. •••

Příklad 54

Určete čistotu hexahydrátu hexachloroplatičitanu sodného obsahujícího 1/3 z celkové hmotnosti platiny. •••

Příklad 55

Sušením pentahydrátu síranu měďnatého se snížila hmotnost vzorku o 28,86 %. Vyjádřete složení vysušeného vzorku vzorcem. •••

Příklad 56

Určete hmotnost mědi a bezvodého síranu měďnatého v 550g jeho pentahydrátu o čistotě 95%. Vyjádřete hmotnostní obsah mědi i bezvodého síranu měďnatého v procentech. •••

Příklad 57

Určete změnu hmotnostního obsahu mědi a hmotnostní ztrátu vznikající úplnou dehydratací (sušením nad 100 °C do konstantní hmotnosti) pentahydrátu síranu měďnatého. •••

Příklad 58

Vypočítejte pokles hmotnosti u znečištěného pentahydrátu síranu měďnatého ($w_{\text{H}_2\text{O}} = 12\%$) při úplném odstranění hydrátové vody ze vzorku. Nečistoty se během sušení nemění. Obsah nečistot v dehydratovaném vzorku vyjádřete hmotnostním zlomkem. •••

Příklad 59

O jakou hodnotu vzroste hmotnostní obsah nečistot a mědi úplnou dehydratací pentahydrátu síranu měďnatého o čistotě, vyjádřené hmotnostním zlomkem, 90 %. Nečistoty se při sušení nemění. •••

Příklad 60

Pentahydrát síranu měďnatého byl sušen při 100°C do konstantní hmotnosti. Hmotnostní obsah mědi ve vysušeném preparátu byl 23,92%. Určete hmotnostní obsah nečistot ve vzorku před sušením za předpokladu, že se při sušení nemění. •••

Příklad 61

Při dehydrataci pentahydrátu síranu měďnatého se zvětšil hmotnostní obsah mědi o 10 %. Vyjádřete pokles hmotnosti sušeného vzorku hmotnostním zlomkem. •••

Příklad 62

Sušením pentahydrátu síranu měďnatého vzrostl hmotnostní obsah mědi o 7 %. Vypočítejte:

- a) hmotnostní obsah síranu měďnatého ve vzorku,
- b) na jakou hodnotu se snížila hmotnost 122,7 g vzorku. •••

Příklad 63

Při analýze částečně vysušeného vzorku pentahydrátu síranu měďnatého byl zjištěn hmotnostní obsah mědi 29,86 %. Obsah vody v sušeném vzorku vyjádřete hmotnostním zlomkem. •••

Příklad 64

V pentahydrátu síranu měďnatého nastal při sušení rozklad za částečné ztráty krystalové vody. Hmotnostní obsah mědi při sušení vzrostl o 10 %- Vypočítejte obsah zbytkové vody ve vzorku. •••

Příklad 65

Při sušení pentahydrátu síranu měďnatého nastal pokles hmotnosti odpovídající právě $\frac{1}{3}$ hmotnosti původní. Vyjádřete obsah mědi v produktu po sušení a zjistěte kolik procent vody bylo již sušením odstraněno. •••

Příklad 66

Hmotnost znečištěného pentahydrátu síranu měďnatého se sušením snížila o 30 %, Víte-li, že dehydratací bylo odstraněno z celkového obsahu vody 90 %, vypočítejte obsah nečistot v původním vzorku za předpokladu, že nečistoty se sušením nerozkládají. •••

Příklad 67

Dolomit s hmotnostním obsahem 43 % uhličitanu vápenatého a 40 % uhličitanu hořečnatého byl rozložen žíháním. Vyjádřete ve vyžíhaném produktu hmotnostní obsah příměsí za předpokladu, že tyto příměsí se žíháním nemění. •••

Příklad 68

Vypočítejte změnu hmotnostního obsahu zinku, která nastala úplnou dehydratací heptahydrátu síranu zinečnatého obsahujícího 5 % nečistot. O jakou hodnotu vzroste obsah nečistot za předpokladu, že se tyto nečistoty sušením nemění. •••

Příklad 69

Sušením heptahydrátu síranu zinečnatého vzrostl hmotnostní obsah zinku o 4,44%. O jakou hodnotu poklesl hmotnostní obsah hydrátové vody? •••

Příklad 70

Určete hmotnost oxidu chromitého v 500 g dodekahydrátu síranu draselnochromitého a vyjádřete jeho obsah hmotnostním zlomkem. •••

Příklad 71

Určete hmotnost bezvodého síranu chromitého a oxidu chromitého obsaženého ve 250 g jeho hydrátu o vzorci $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$, jehož čistota, vyjádřená hmotnostním zlomkem je 95 %. •••

Příklad 72

Vypočítejte hmotnost oxidu chromitého, který lze teoreticky připravit z 500 g dodekahydrátu síranu draselnochromitého, který byl neopatrným sušením zbaven 10 % hydrátové vody. •••

5 Příprava a separace směsí.

Nečistoty, příměsi. Základy materiálových bilancí bez chemické reakce. Bilanční schéma, proudy a složky. Matice zadání. Řešení jednoduchých bilančních úloh (směšování roztoků, separátor aj.). Bilanční rovnice a dodatečné vztahy.

6 Nasycené roztoky. Krystalizace. Výtěžek.

6.1 Roztoky

Roztoky jsou homogenní soustavy, většinou kapalně, složené ze dvou nebo více složek. Složku roztoků, která je nadbytkem označujeme jako rozpouštědlo, ostatní složky jako rozpouštěné, látky.

6.2 Vyjadřování složení roztoků

Složení vícesložkových soustav se udává zpravidla relativním obsahem jednotlivých složek ve směsi. V této kapitole budou probírány nejčastější ze způsobů vyjadřování složení roztoků. Považujeme za užitečné připomenout definice hmotnostních, objemových a molárních zlomků, uvedené již dříve.

Hmotnostní zlomek A , w_A

udává relativní zastoupení látky A v soustavě a je definován jako poměr hmotnosti složky A k celkové hmotnosti soustavy:

$$w_A = \frac{m_A}{\sum_i m_i} = \frac{m_A}{m_S}$$

Hmotnostní zlomek je bezrozměrná veličina a jak vyplývá z definice, s hodnotou v intervalu (0-1). V chemii je zvykem vyjadřovat složení v procentech. Procentem je označena setina bezrozměrné jedničky, tj: nejpřirozenější jednotky jaká vůbec v přírodě může existovat, 1 % = 0,01. Hmotnostní zlomek je možno rozepsat jako součin číselné hodnoty tohoto zlomku vyjádřeného v procentech a jednotky:

$$w_A = 0,63 = 63 \times 0,01 = 63\%$$

Obdobně jako procento je jednotkou nepojmenované jedničky promile ‰ (10^{-3}), nebo ppm·(parts per milion) (10^{-6}).

Hmotnost je veličina nezávislá na teplotě a tlaku, a proto na nich není závislý ani hmotnostní zlomek.

Objemový zlomek látky A , φ_A

je definován jako podíl objemu složky A (V_A) a celkového objemu směsi (V_S):

$$\varphi_A = \frac{V_A}{V_S}$$

Všechny objemy, jako veličiny závislé na teplotě a tlaku, musí být v jedné soustavě měřeny za stejných stavových podmínek (p , T). Objem směsi není možno nahradit součtem objemů

jednotlivých složek tvořících soustavu, protože může docházet při tvoření směsi k objemovým změnám, kontrakci (zmenšení), případně dilataci (zvětšení) objemu.

Molární zlomek látky A, x_A

Je definován jako podíl látkového množství složky A k celkovému látkovému množství soustavy:

$$x_A = \frac{n_A}{\sum_i n_i} = \frac{n}{n_S}$$

Molární zlomky, obdobně jako zlomky hmotnostní nejsou závislé na tlaku a teplotě.

Vyjadřováním složení pomocí zlomků hmotnostních, objemových a molárních dostáváme relativní hodnoty menší než 1 nebo používáme jejich vyjádření v procentech.

Koncentrace látky A, c_A

Koncentrace je definována obecně podílem látkového množství složky A a celkovým objemem soustavy:

$$c_A = \frac{n_A}{V_S} \quad (\text{mol. dm}^{-3})$$

Dřívější označení koncentrace, se kterým se lze ve starších, ale stále dobrých učebnicích setkat, bylo „molarita“. Roztoky o koncentraci 0,X mol.dm⁻³ jsou tam označovány jako 0,X molární, popř. jako 0,XM roztok.

Molalita látky A, m_A

je, definována vztahem:

$$m_A = \frac{n_A}{m_r} \quad (\text{mol. kg}^{-1})$$

kde n_A je látkové množství rozpuštěné látky A v molech, a m_r je hmotnost rozpouštědla v kilogramech.

Roztok s 0,X mol látky A, rozpuštěné v jednom kilogramu rozpouštědla, se nazývá 0,X molální. Pozor na záměnu molality s hmotností.

Pro vyjádření hustoty je doporučováno používat hlavní jednotky kg.m⁻³. V oblasti chemie, kde se nejběžněji pracuje s hmotností vyjadřovanou v gramech a s objemy v krychlových centimetrech je v těchto jednotkách vyjadřována také hustota. •••

Příklad 1

Vyjádřete hmotnostním zlomkem složení roztoku připraveného rozpuštěním hydroxidu sodného o hmotnosti 15 g ve 105 g vody.

Řešení: K určení hodnoty hmotnostního zlomku hydroxidu sodného vyjdeme z jeho definice:

$$w_A = \frac{m_A}{\sum_i m_i} = \frac{m_A}{m_S}$$

Celková hmotnost roztoku m je dána součtem hmotnosti vody m_B a hydroxidu sodného m_A .

$$m_S = m_A + m_B = 15 + 105 = 120 \text{ g}$$

$$w_A = \frac{m_A}{m_S} = \frac{15}{120} = 0,125 = 12,5\%$$

Odpověď: Hmotnostní obsah hydroxidu sodného v roztoku je 12,5%. •••

Příklad 2

Vypočítejte hmotnost jodidu draselného a vody potřebné k přípravě 230 g roztoku, jehož složení je vyjádřeno hmotnostním zlomkem $w_{KI} = 2,5 \%$.

Řešení: Hmotnost jodidu draselného zjistíme ze vztahu:

$$m_A = w_A m_S = 0,025 \times 230 = 5,75 \text{ g KI}$$

Hmotnost vody m_B zjistíme z rozdílu hmotnosti roztoku m_S a jodidu draselného m_A :

$$m_B = m_S - m_A = 230 - 5,75 = 224,25 \text{ g vody}$$

Odpověď: K přípravě roztoku je třeba 5,75 g jodidu draselného a 224,25 g vody, tj. 224,25 ml vody. •••

Příklad 3

Vypočítejte hmotnost kyseliny sírové obsažené ve 200 ml roztoku o hmotnostním složení 60 % H_2SO_4 . Hustota kyseliny $\rho = 1,4983 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$.

Řešení: Nejdříve vypočítáme celkovou hmotnost roztoku:

$$m_S = V\rho = 200 \times 1,4983 = 299,7 \text{ g}$$

Hmotnost kyseliny sírové m_A v roztoku zjistíme ze vztahu

$$m_A = w_A m_S = 0,6 \times 299,7 = 179,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Odpověď: V roztoku je obsaženo 179,8 g kyseliny sírové. •••

Příklad 4

Je potřeba připravit 150 ml roztoku hydroxidu sodného o koncentraci 5 hm%. Jaký objem vody a jakou hmotnost hydroxidu sodného je nutné k přípravě použít?

Řešení: Z tabulek zjistíme hustotu hydroxidu sodného $\rho = 1053,8 \text{ kg m}^{-3}$. Hmotnost roztoku m_S určíme ze vztahu:

$$m_S = V\rho = 150 \times 1,0538 = 158,07 \text{ g}$$

K výpočtu hmotnosti rozpuštěného hydroxidu sodného m_A použijeme vztah:

$$m_A = w_A m_S = 0,05 \times 158,07 = 7,90 \text{ g NaOH}$$

Hmotnost vody m_B potřebná k vytvoření roztoku je

$$m_B = m_S - m_A = 158,07 - 7,90 = 150,17 \text{ g vody}$$

Odpověď: K přípravě roztoku je třeba 150,2 ml vody a 7,90 g NaOH. ...

Příklad 5

Složení roztoku vzniklého rozpuštěním 50 g pentahydrátu síranu měďnatého ve 250 ml vody vyjádřete hmotnostním a molárním zlomkem.

Řešení: Složení roztoku vznikajícího rozpouštěním hydrátů solí je vyjadřováno téměř výhradně obsahem bezvodé sloučeniny. Pokud je třeba vyjádřit jejich složení ve formě hydrátu, musí to být výslovně uvedeno. Hmotnost 50 g pentahydrátu síranu měďnatého přepočítáme na bezvodý síran měďnatý, m_A . Jejich molární hmotnosti jsou:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,68 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 159,60 \text{ g mol}^{-1},$$

Pak z následující úvahy vypočteme množství bezvodého síranu:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) : M(\text{CuSO}_4) = 50 : m_A$$

$$249,68 : 159,6 = 50 : m_A$$

$$m_A = \frac{159,6 \times 50}{249,68} = 31,69 \text{ g CuSO}_4$$

Při výpočtu hmotnostního zlomku vycházíme z jeho definice. Celkovou hmotnost roztoku m_S určíme z hmotnosti vody m_B a hmotnosti přidaného pentahydrátu síranu měďnatého m_C .

$$m_S = m_B + m_C = 250 + 50 = 300 \text{ g}$$

Hmotnostní zlomek bezvodého síranu je pak tedy:

$$w_A = \frac{m_A}{m_S} = \frac{31,69}{300} = 0,1065 = 10,65\%$$

Celkovou hmotnost vody $m_{\text{H}_2\text{O}}$ zjistíme buď jako rozdíl celkové hmotnosti a hmotnosti bezvodého síranu, nebo jako součet hmotnosti vody krystalické a vody potřebné k rozpouštění:

$$m_{1\text{H}_2\text{O}} = m_S - m_A = 300 - 31,69 = 268,04 \text{ g vody}$$

$$m_{2\text{H}_2\text{O}} = m_B + m_C - m_A = 250 + 50 - 31,69 = 268,04 \text{ g vody}$$

Látkové množství síranu měďnatého n_A a vody $n_{\text{H}_2\text{O}}$ vypočítáme jako podíl hmotnosti a molární hmotnosti:

$$n_A = \frac{m_A}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{31,69}{159,60} = 0,200 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{268,04}{18,01} = 14,886 \text{ mol}$$

Složení vyjádřené molárním zlomkem pak bude

$$x_A = \frac{n_A}{n_S} = \frac{0,200}{(0,200 + 14,886)} = 0,0133 = 1,33\%$$

Odpověď: Složení roztoku vyjádřené hmotnostním zlomkem síranu měďnatého je 10,65 % a zlomkem molárním 1,33 %. •••

Příklad 6

Vypočítejte koncentraci roztoku, který v objemu jednoho litru obsahuje dusičnan stříbrný o hmotnosti 16,987 g.

Řešení: Koncentrace dusičnanu stříbrného c_A se vypočítá jako podíl látkového množství dusičnanu stříbrného n_A a objemu roztoku V_S .

$$n_A = \frac{m_A}{M(\text{AgNO}_3)} = \frac{16,987}{169,87} = 0,1 \text{ mol}$$

$$c_A = \frac{n_A}{V_S} = \frac{0,1}{1} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Odpověď: Koncentrace roztoku dusičnanu stříbrného je $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. •••

Příklad 7

Jaká hmotnost manganistanu draselného je obsažena v objemu 1,5 ml roztoku o koncentraci $0,05 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$?

Řešení: Molární hmotnost manganistanu draselného $M(\text{KMnO}_4) = 158,342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Ve 1000 ml 1,0 M roztoku je 158,342 g KMnO_4

Ve 100 ml 0,05 M roztoku je 7,917 g KMnO_4

V 15 ml 0,05 M roztoku je 0,1188 g KMnO_4

Odpověď: Hmotnost manganistanu draselného, který je obsažen v 15 ml 0,05 M roztoku je 0,1188 g. •••

Příklad 8

Vypočítejte hmotnost pentahydrátu thiosíranu sodného potřebnou k přípravě 500ml 0,25M roztoku $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Vyjádřete složení tohoto roztoku hmotnostním zlomkem. Hustota roztoku ($\rho = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$)

Řešení: Molární hmotnost pentahydrátu thiosíranu sodného $M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 248,17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Ve	1000 ml	1,0 M	roztoku je	248,17 g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Ve	1000 ml	0,25 M	roztoku je	62,04 g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
V	500 ml	0,05 M	roztoku je	31,02 g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Hmotnostní složení roztoku je počítáno na bezvodou sůl. V 1000 g roztoku bude obsaženo 1/4 molu bezvodého thiosíranu sodného,

$$M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 158,10 \text{ g mol}^{-1}.$$

tedy hmotnost 39,525 g. Hmotnostní zlomek vypočítáme ze obvyklého vztahu:

$$w_A = \frac{m_A}{m_S} = \frac{39,525}{1000} = 0,0395 = 3,95\%$$

Odpověď: K přípravě 0,25M roztoku thiosíranu sodného o objemu 500ml je třeba 31,02 g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$. Složení roztoku vyjádřené hmotnostním zlomkem thiosíranu je 3,95%. •••

Příklad 9

Vypočítejte koncentraci roztoku kyseliny sírové o hmotnostním složení 98% kyseliny ($\rho_{98} = 1,8361 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$) Složení roztoku vyjádřete molárním zlomkem.

Řešení: Hmotnost jednoho litru roztoku m_S vypočítáme ze vztahu:

$$m_S = V_S \rho_{98} = 1 \times 1,8361 = 1,8361 \text{ kg}$$

Hmotnost kyseliny sírové m_A obsažené v tomto roztoku

$$m_A = w_A m_S = 0,98 \times 1,8361 = 1,7994 \text{ kg}$$

Látkové množství kyseliny sírové n_A v litru roztoku a koncentraci c_A vypočítáme:

$$n_A = \frac{m_A}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{1,7994}{98,07 \cdot 10^{-3}} = 18,348 \text{ mol}$$

$$c_A = \frac{n_A}{V} = \frac{18,348}{1} = 18,348 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

K určení hodnoty molárního zlomku musíme zjistit ještě látkové množství vody n_B

$$m_B = m_S - m_A = 1,8361 - 1,7994 = 0,0367 \text{ kg}$$

$$n_B = \frac{m_B}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0,0367}{18,01 \cdot 10^{-3}} = 2,0378 \text{ mol}$$

Molární zlomek vypočítáme z definice:

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{18,348}{18,348 + 2,0378} = 0,9000 = 90,00\%$$

Odpověď: Koncentrace kyseliny sírové je $18,35 \text{ mol dm}^{-3}$ a složení roztoku vyjádřené molárním zlomkem je 90 %. •••

Příklad 11

Vypočítejte molalitu roztoku vzniklého smíšením etylenglykolu a vody v hmotnostním poměru 1:1.

Řešení: Molalita vyjadřuje látkové množství sloučeniny v molech rozpuštěné v jednom kilogramu rozpouštědla. Látkové množství etylenglykolu, n_A , v 1000 g vody spočítáme:

$$n_A = \frac{m_A}{M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2)} = \frac{1000 \text{ g}}{62,068 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 16,111 \text{ mol}$$

Odpověď: Molalita roztoku je 16,111 mol kg^{-1} . •••

Příklad 12

Jakou molalitu bude mít roztok hydroxidu sodného o hmotnostním složení 3,85% NaOH?

Řešení: Hmotnost uvedeného roztoku m_S je dána hmotnostmi hydroxidu sodného m_A a vody m_B .

Pro $m_S = 1 \text{ kg}$:

$$m_A = m_S w_A = 1000 \times 0,0385 = 38,5 \text{ g NaOH}$$

$$m_B = m_S - m_A = 1000 - 38,5 = 961,5 \text{ g H}_2\text{O}$$

Molalita je definována látkovým množstvím rozpuštěné látky A, n_A , v kilogramu rozpouštědla.

Hmotnost rozpuštěné látky m_A v jednom kilogramu rozpouštědla;

$$961,5 : 38,5 = 1000 : m_A$$

$$m_A = \frac{38,5 \times 1000}{961,5} = 40 \text{ g NaOH}$$

$$n_A = \frac{m_A}{M(\text{NaOH})} = \frac{40}{40} = 1 \text{ mol}$$

Odpověď: V jednom kilogramu rozpouštědla je rozpuštěn jeden mol hydroxidu sodného, molalita roztoku je 1 mol kg^{-1} . •••

Příklad 13

Jakého objemu kyseliny sírové ($w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 96 \%$, ($\rho = 1,8355 \text{ g cm}^{-3}$) je zapotřebí k přípravě 1,5 dm^3 roztoku o koncentraci 0,1 $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$?

Řešení: Roztok o dané koncentraci obsahuje v 1,5 dm^3 látkové množství kyseliny 0,15 mol. Molární hmotnost kyseliny sírové je 98,07. g mol^{-1} ; 0,15 mol kyseliny sírové má hmotnost $m = 14,710 \text{ g}$. K přípravě roztoku musíme použít takového objemu kyseliny sírové v němž je obsaženo 14,710 g H_2SO_4 Tuto hmotnost vypočítáme ze vztahu:

$$m_S = \frac{m}{w} = \frac{14,710}{0,96} = 15,323 \text{ g}$$

Objem koncentrované kyseliny sírové odpovídající této hmotnosti V_S :

$$V_S = \frac{m_S}{\rho} = \frac{15,323}{1,8355} = 8,348 \text{ ml}$$

Odpořd: K přípravě 1,5 dm³ 0,1M kyseliny sírové je třeba odměřit 8,35 ml kyseliny sírové o hmotnostním složení 96 % H₂SO₄. •••

Přiklad 14

Roztok etylalkoholu ve vodě obsahuje 220 ml absolutního etylalkoholu ve 250 ml roztoku. Vyjádřete složení roztoku objemovým, hmotnostním a molárním zlomkem. Jaká bude koncentrace tohoto roztoku?

Řešení: *Objemové složení roztoku:* Vycházíme z definice objemového zlomku, etanol označíme jako složku A a V_S je celkový objem roztoku.

$$\varphi_A = \frac{V_A}{V_S} = \frac{220}{250} = 0,88 = 88\%$$

Hmotnostní složení roztoku: Vycházíme z definice hmotnostního zlomku s tím, že hmotnost roztoku m_S vypočítáme následujícím způsobem:

$$m_S = V_S \rho_{88} = 250 \times 0,836 = 209,0 \text{ g}$$

Hustotu roztoku jsme zjistili z tabulek. Hustota absolutního etylalkoholu je $\rho_{100} = 0,7893 \text{ g cm}^{-3}$. Jeho hmotnost m_A je dána vztahem:

$$m_A = V_A \rho_{100} = 220 \times 0,7893 = 173,65 \text{ g}$$

Hmotnostní složení roztoku je pak:

$$w_A = \frac{m_A}{m_S} = \frac{173,65}{209,00} = 0,8309 = 83,09\%$$

Hmotnost vody m_B určíme z rozdílu celkové hmotnosti a hmotnosti rozpuštěného etanolu.

$$m_B = m_S - m_A = 209,00 - 173,65 = 35,35 \text{ g}$$

Molární složení roztoku: vycházíme opět z definice molárního zlomku. Látkové množství etylalkoholu n_A a vody n_B vypočítáme:

$$n_A = \frac{m_A}{M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})} = \frac{173,65}{46,07} = 3,769 \text{ mol}$$

$$n_B = \frac{m_B}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{35,35}{18,01} = 1,962 \text{ mol}$$

Složeni vyjádříme molárním zlomkem

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{3,769}{3,769 + 1,962} = 0,6576 = 65,76\%$$

Koncentrace roztoku: vycházíme z definice molární koncentrace. Látkové množství etylalkoholu v jednom litru roztoku vypočítáme úměrou:

3,769 mol obsaženo ve 250 ml roztoku

x mol obsaženo ve 1000 ml roztoku

$$x = \frac{3,769 \times 1000}{250} = 15,076 \text{ mol}$$

$$c_A = \frac{n_A}{V_S} = \frac{15,076}{1} = 15,076 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Odpověď: Složení roztoku etylalkoholu ve vodě, vyjádřeno objemovým zlomkem, má hodnotu 88 %, hmotnostním zlomkem 83,09 % a molárním zlomkem 65,76,%. Koncentrace roztoku je 15,1 mol dm⁻³. •••

7 BILANCE HMOTY S CHEMICKOU REAKCÍ.

Zákon zachování. Konverze. Výtěžek. Nedostatek a přebytek reaktantu. Ztráty. Klíčová složka. Základy stechiometrických výpočtů.

7.1 Chemické reakce a chemické rovnice

7.1.1 Sestavování chemických rovnic

Chemické děje znázorňujeme chemickými rovnicemi. Některé děje lze znázornit jedinou rovnicí, jiné soustavou rovnic, některé složité procesy zobrazujeme chemickými schématy.

V chemických rovnicích zapisujeme na levou stranu v podobě součtu chemickými značkami a vzorci (zpravidla stechiometrickými) volné prvky a sloučeniny, které do reakce vstupují, na pravou stranu prvky a sloučeniny, které reakcí vznikají.

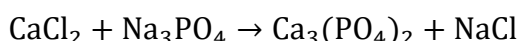
Obě strany rovnice spojujeme šipkou nebo dvěma šipkami opačného směru, jde-li o reakci probíhající současně v obou směrech (zvratnou). Jestliže zdůrazňujeme rovnocennost hmotností obou stran rovnic, používáme spíše rovnítko jako v rovnicích algebraických.

Pravidla a zvyklosti, jimiž se řídíme při sestavování chemických rovnic, si nejlépe objasníme na příkladech.

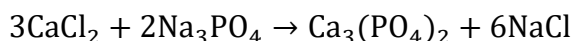
Příklad 1

Vyjádřete chemickou rovnici vznik málo rozpustného fosforečnanu vápenatého z chloridu vápenatého a fosforečnanu sodného.

Řešení: Postupujeme tak, že na levou stranu od rovnítko nebo šipky napíšeme vzorce fosforečnanu sodného a chloridu vápenatého a na pravou stranu vzorce fosforečnanu vápenatého a chloridu sodného:



Aby byla splněna podmínka rovnosti, musíme rovnici upravit stechiometrickými koeficienty, tzv. vyčíslit:



Reakce iontových sloučenin lze též vyjádřit tzv. iontovými rovnicemi. •••

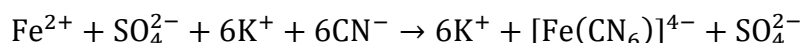
Příklad 2

Přidáním roztoku kyanidu draselného v přebytku k síranu železnatému (v roztoku) se tvoří hexakynožežeznatan draselný.

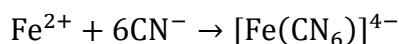
Řešení: Chemický děj je možno zapsat následující rovnicí:



nebo iontovou rovnicí:



protože v roztocích jsou jednoduché nebo komplexní ionty. V iontových rovnicích však ty ionty, které se vyskytují na obou stranách, zpravidla vynecháváme, a proto běžně budeme uvedenou reakci psát ve zkrácené formě:



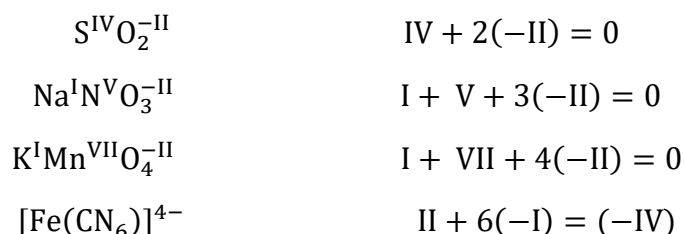
Protože ke stejné rovnici dojdeme, i jde-li o kyanidy jiných kovů nebo jiné železnaté soli, vidíme, že z poslední rovnice můžeme vyčíst, že reakcí kyanidového aniontu s železnatým kationtem vzniká komplexní anion $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ (rovnice má tedy obecnější význam). •••

7.1.2 Oxidačně-redukční reakce

Za oxidačně-redukční pokládáme takové reakce, při nichž se mění oxidační číslo (stupeň) všech nebo některých atomů v reagujících látkách.

Oxidační (oxidační stupeň, mocenství) jednotlivých atomů, z nichž se sloučenina skládá, odvodíme, rozdělíme-li náboje atomů tak, že valenční elektrony vždy dvou nestejných vázaných atomů přičteme elektrogenativnějšímu z nich.

Nepřehlízíme přitom vůbec k charakteru vazby mezi atomy ve sloučenině. Prvky volné mají oxidační číslo nula. Oxidační čísla chemicky vázaných prvků mají hodnoty buď kladné, nebo záporné a označují se římskými číslicemi se znaménky (znaménko + se někdy neuvádí). Chemický prvek může mít v různých sloučeninách různé oxidační číslo. Součet všech oxidačních čísel všech atomů ve vzorci sloučeniny se musí rovnat nule, ve složeném iontu se musí rovnat náboji iontu:



Příklad 3

Jaké oxidační číslo má chrom v $K_2Cr_2O_7$?

Řešení:

$$2(I) + 2x + 7(-II) = 0, x = \frac{XIV - II}{2} = VI$$

Odpověď: Oxidační číslo chromu ve dvojdichromanu draselném je VI. •••

Oxidace je děj, při němž prvek zvyšuje svoje oxidační číslo; tento proces je spojen se ztrátou elektronů. Při redukci se oxidační číslo prvku snižuje, což je spojeno s přijímáním elektronů. Protože každý oxidační děj musí být provázen dějem redukčním, mluvíme o reakcích oxidačně-redukčních nebo redoxních. Přitom celkový počet elektronů, který byl jednou nebo více látkami během chemické oxidačně-redukční reakce přijat, se musí rovnat celkovému počtu elektronů, který byl jinou nebo jinými látkami odevzdán. Látky, které při reakci elektrony přijímají - a tedy snižují svůj oxidační stupeň - nazýváme oxidačními činidly (způsobují oxidaci); látky, které elektrony odevzdávají, a tedy svůj oxidační stupeň zvyšují, nazýváme činidly redukčními (způsobují redukci).

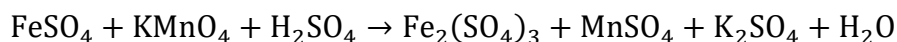
Koeficienty oxidačně-redukčních reakcí můžeme s výhodou určovat ze změny oxidačních čísel prvků, které jsou obsaženy v oxidačních a redukčních činidlech, nebo z počtu vyměněných elektronů mezi nimi. Je proto vždy důležité u každé chemické reakce nejprve určit, zda jde o oxidačně-redukční děj, či nikoliv, a podle toho sestavit rovnici a určit koeficienty.

Příklad 4

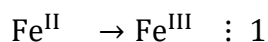
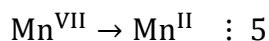
Při reakci síranu železnatého s manganistanem draselným v prostředí kyseliny sírové vzniká síran železitý, síran manganatý a síran draselný. Vyjádřete tento pochod chemickou rovnicí.

Řešení:

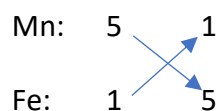
Reakce je oxidačně-redukční reakcí, protože se mění oxidační číslo železa a manganu. Manganistan draselný je oxidační činidlo, v kyselém prostředí se vždy redukuje až na sůl manganatou $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$

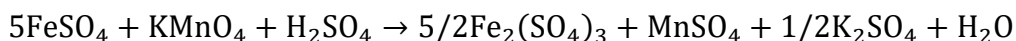


U manganu se oxidační stupeň snížil o pět jednotek, u železa se zvýšil o jednu jednotku:

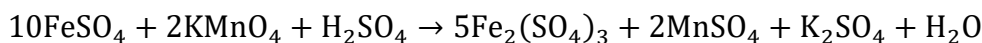


Protože změny oxidačních stupňů jsou projevem výměny elektronů mezi oxidujícími a redukujícími se látkami, vyjadřují poměr v němž spolu tyto látky reagují. Změnu oxidačního čísla manganu napíšeme jako koeficient k síranu železnatému a změnu oxidačního stupně železa jako koeficient k manganistanu draselnému:

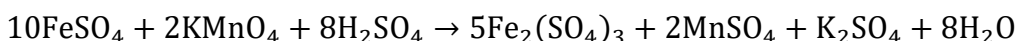




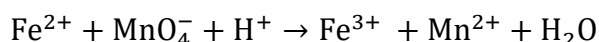
K odstranění zlomků násobíme koeficienty dvěma:



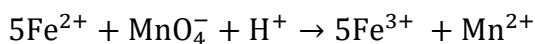
Doplníme koeficient u kyseliny sírové podle pravé strany rovnice a potřebný počet molekul vody, tak aby se vyrovnal počet atomů vodíků a kyslíků na obou stranách rovnice:



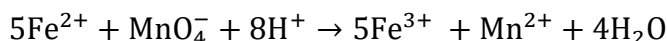
Uvedenou chemickou reakci je možno zaznamenat také rovnicí v iontovém tvaru:



Změny v oxidačních stupních jednotlivých látek se stanoví stejně jako v předchozím postupu a koeficienty doplňujeme u iontů, které se oxidují nebo redukují:

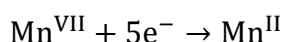


Sečteme náboje u iontů na pravé i levé straně a upravíme rovnici na stejnou hodnotu vodíkovými ionty. Vpravo je 17 kladných nábojů, vlevo je 10 kladných a jeden záporný náboj. Levou stranu rovnice musíme proto doplnit 8 H^+ .

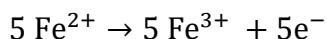
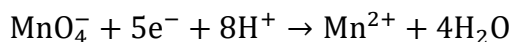


Kontrolu správného vyčíslení rovnice po doplnění vodou provedeme součtem vodíkových a kyslíkových atomů; jejich součet na pravé i levé straně rovnice musí být stejný.

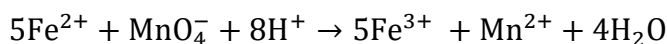
Koeficienty této rovnice můžeme najít pomocí tzv. parciálních reakcí. Při tomto postupu nejprve oddělíme oxidační a redukční činidla a potom si představíme ve zvláštních reakcích jejich přechody na stavy po redukci a oxidaci:



Upravíme rovnice tak, aby počet přijatých elektronů v jedné rovnici byl stejný jako počet elektronů předaných v rovnici druhé:



Obě rovnice sečteme a krátíme stejné členy na obou stranách:

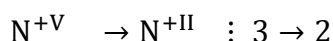
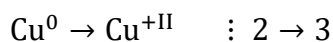
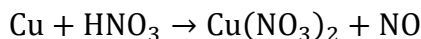


...

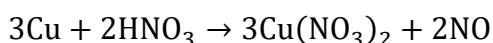
Příklad 5

Vyjádřete chemickou rovnici rozpouštění mědi ve zředěné kyselině dusičné.

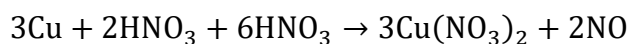
Řešení: Kyselina dusičná je oxidační činidlo a redukuje se na oxid dusnatý, měď se rozpouští za vzniku roztoku dusičnanu měďnatého:



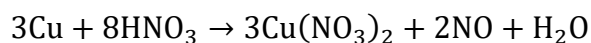
Získali jsme koeficient 3 pro Cu a 2 pro kyselinu dusičnou:



Obě molekuly kyseliny dusičné se zredukuje na oxid dusnatý a musíme dále připsat další molekuly kyseliny dusičné, ve kterých nedochází k redukci, ale které jsou potřebné pro dusičnanové anionty:



a po konečné úpravě

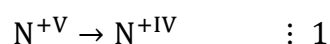
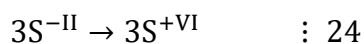


...

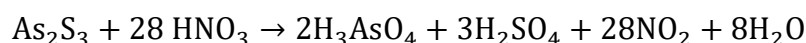
Příklad 6

Reakcí sulfidu arsenitého s koncentrovanou kyselinou dusičnou vzniká kyselina arseničná, kyselina sírová a oxid dusičitý. Sestavte pro tuto reakci chemickou rovnici.

Řešení:



Zde je celkem 28 odevzdaných elektronů z As a S a pouze jeden přijatý dusíkem. Kyselinu dusičnou je tedy potřeba zastoupit 28x. Protože ve vzorci sulfidu arsenitého jsou dva atomy arsenu a tři atomy síry; musíme sečíst změny oxidačních stupňů u všech atomů, abychom získali koeficient pro kyselinu dusičnou:

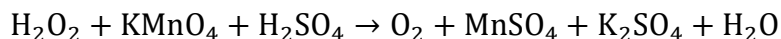


...

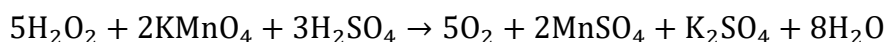
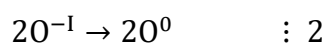
Příklad 7

Přiléváme-li roztok peroxidu vodíku do roztoku manganistanu draselného okyseleného kyselinou sírovou, vyvíjí se volný kyslík. Vyjádřete děj chemickou rovnicí.

Řešení:



Manganistan draselný se vždy v kyselém prostředí redukuje až na příslušnou sůl manganatou - vznikají při tom sírany, protože reakce probíhá v prostředí kyseliny sírové. Kyslík v peroxidu má oxidační číslo (-I) a přechází na stav s oxidačním číslem (0). Protože v molekule kyslíku jsou dva atomy, musíme sečíst změnu oxidačního čísla obou.

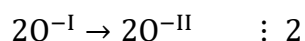
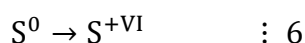
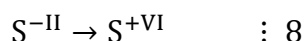
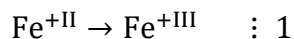
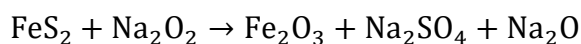


Vidíme, že v této reakci byl peroxid, vodíku redukčním činidlem, neboť manganistan je silnější oxidační činidlo. •••

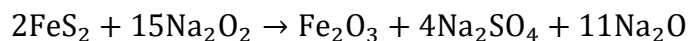
Příklad 8

Doplňte koeficienty v následující rovnici, která znázorňuje oxidaci pyritu peroxidem sodným (tavením).

Řešení:



Celkem 15 odevzdaných elektronů kompenzuje pouze kyslík.

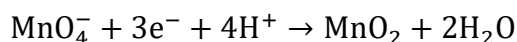
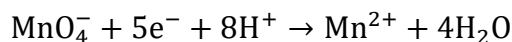


•••

Na předchozích příkladech jsme si ukázali postup vyhledávání koeficientů při sestavování chemických rovnic. U každé reakce je důležité si uvědomit, zda dochází k oxidačně-redukčním změnám, či nikoliv. Je nezbytné najít všechny atomy, u nichž se mění oxidační stupeň, neboť v některých případech dochází k oxidaci nebo redukci u několika prvků současně.

Upozornili jsme také na to, že změny oxidačních čísel nejsou u některých činidel za všech podmínek stejné, např. manganistan se při oxidačním působení v kyselém prostředí redukuje

až na příslušnou sůl manganatou, zatímco v prostředí neutrálním nebo slabě kyselém vzniká oxid manganičitý:

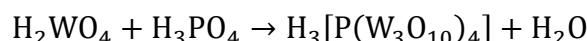
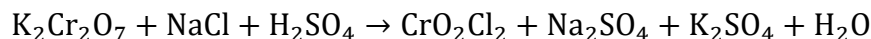
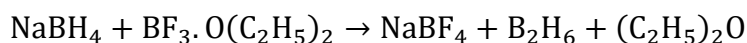
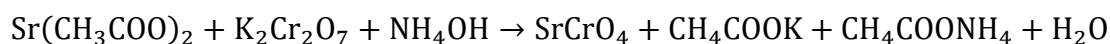


Peroxid vodíku se zase někdy chová jako oxidační činidlo, jindy - např. při reakci s manganistanem draselným - jako činidlo redukční.

7.1.3 Příklady k procvičení

Příklad 1

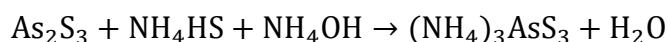
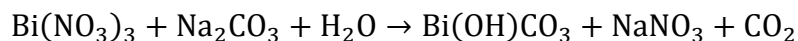
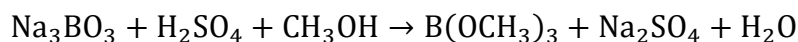
Doplňte koeficienty u těchto chemických rovnic:



...

Příklad 2

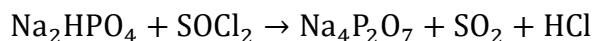
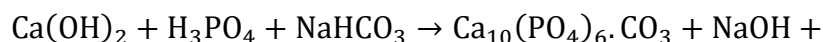
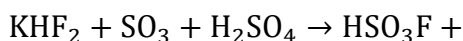
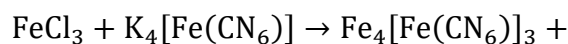
Doplňte koeficienty u těchto chemických rovnic:



...

Příklad 3

Doplňte a vyčíslete tyto chemické rovnice:



...

Příklad 4

Vyjádřete chemickou rovnici přípravu fluoridu boritého z oxidu boritého, fluoridu vápenatého a kyseliny sírové. •••

Příklad 5

Alkalický roztok tetrajodortuťnatanu draselného (Nesslerova činidla) reaguje s roztokem chloridu amonného za vzniku staženiny $\text{Hg}_2\text{ONH}_2\text{I}$. Sestavte chemickou rovnici. •••

Příklad 6

Trithioughličitán draselný vzniká vedle uhličitanu draselného reakcí sulfidu uhličitého s hydroxidem draselným. Sestavte rovnici. •••

Příklad 7

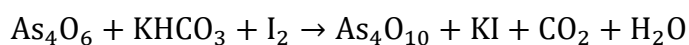
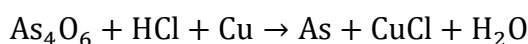
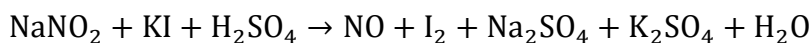
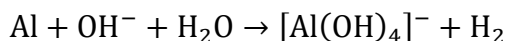
Reakcí síranu zinečnatého s hydrogenfosforečnanem disodným vzniká fosforečnan zinečnatý, síran sodný a hydrogenfosforečnan sodný. Sestavte chemickou rovnici. •••

Příklad 8

Hydridoboritan hlinitý lze připravit reakcí hydridoboritanu lithného s bezvodým chloridem hlinitým. Sestavte chemickou rovnici. •••

Příklad 9

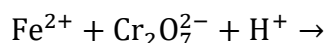
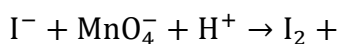
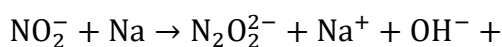
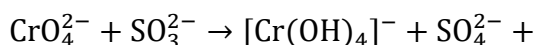
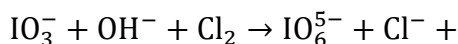
Doplňte stechiometrické koeficienty u těchto chemických rovnic:

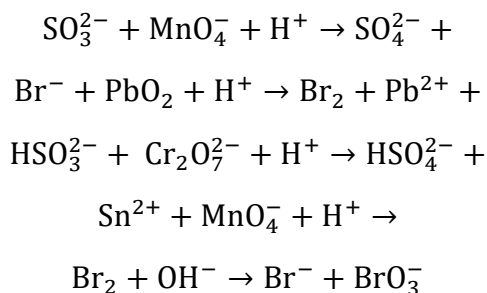


•••

Příklad 10

Doplňte a upravte tyto chemické rovnice:

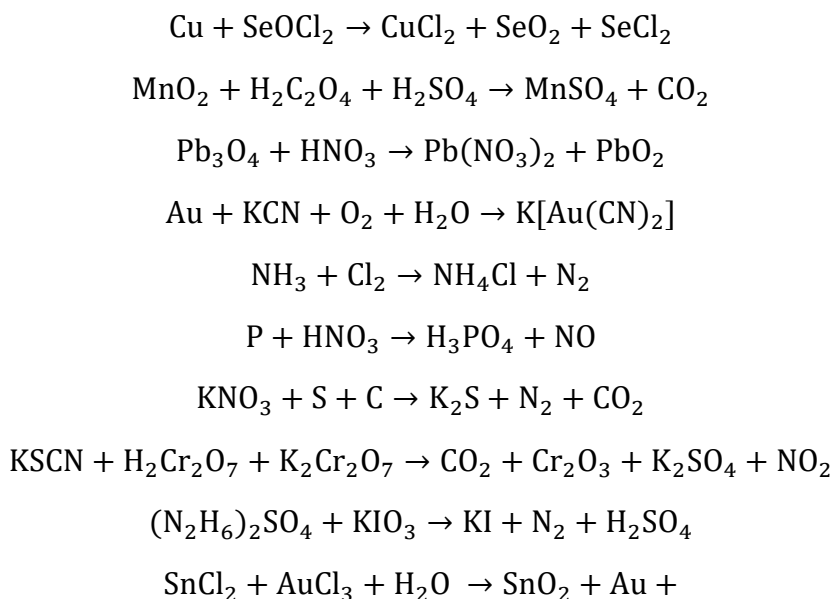




...

Příklad 11

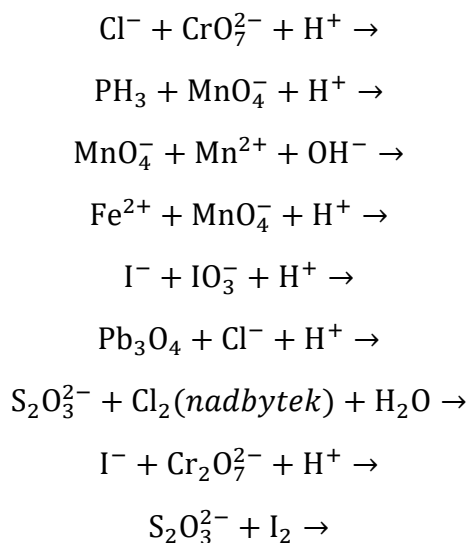
Doplňte a vyčíslete následující chemické rovnice:



...

Příklad 12

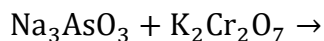
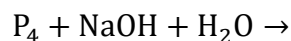
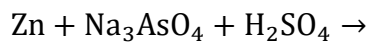
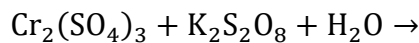
Doplňte pravé strany rovnic a vyčíslete:



•••

Příklad 13

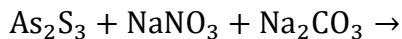
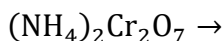
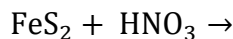
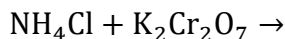
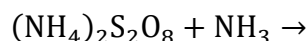
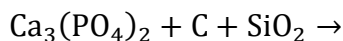
Doplňte pravé strany rovnic a vyčíslete:



•••

Příklad 14

Doplňte tyto rovnice probíhající za žíhání a vyčíslete:



•••

Příklad 15

Vyjádřete chemickou rovnicí přípravu kyseliny hexahydroentellurové H_6TeO_6 oxidací telluru vodným roztokem kyseliny chloročné. •••

Příklad 16

Kyselinu jodičnou můžeme připravit oxidací jodu kyselinou dusičnou nebo oxidací jodu chlorem ve vodném prostředí. Napište příslušné chemické rovnice. •••

Příklad 17

Při zahřívání jodičnanu barnatého vzniká jodistan barnatý $\text{Ba}(\text{IO}_6)_2$, volný jod a kyslík. Napište chemickou rovnici. •••

Příklad 18

Napište chemickou rovnici, která vyjadřuje oxidaci fosforu na kyselinu trihydrogenfosforečnou zředěnou kyselinou dusičnou. •••

Příklad 19

Vyjádřete chemickou rovnici hydrolýzu fluoridu osmiového, při níž vzniká jednak oxid osmičelý, jednak oxid osmičitý. •••

Příklad 20

Reakci sulfidu barnatého s hydrogensířičitanem sodným vzniká thiosíran sodný a siřičitan barnatý. Napište chemickou rovnici. •••

Příklad 21

Zahříváním hydroxidu draselného se sírou vzniká thiosíran draselný a trisulfid draselný. Napište chemickou rovnici. •••

Příklad 22

Dihydrogenjodistan trisodný můžeme připravit oxidací jodičnanu sodného peroxodisíranem draselným v alkalickém prostředí. Muže také vznikat působením přebytku bromu na alkalický roztok jodidu sodného při teplotě 80°C. Vyjádřete obě přípravy chemickými rovnicemi. •••

Příklad 23

Volný chlor reaguje za chladu se zředěnými roztoky hydroxidu za tvorby chlornanů a chloridů, zatímco s horkými a koncentrovanými hydroxidy vznikají chlorečnany a chloridy. Vyjádřete oba děje chemickými rovnicemi. •••

Příklad 24

Znázorněte chemickou rovnicí přípravu anilinu redukcí nitrobenzenu železem v prostředí kyseliny chlorovodíkové. •••

Příklad 25

Vyjádřete rovnicí kyanidové rozpouštění zlata. Za jakých podmínek rozpouštění probíhá? •••

Příklad 26

Rozpouštěním zinku ve zředěné kyselině dusičné probíhá její redukce až na amonnou sůl. Napište chemickou rovnici. •••

Příklad 27

Síran manganatý se oxiduje peroxodisíranem amonným za přítomnosti stříbrných iontů jako katalyzátoru až na mangan kladně sedmimocný. Jakým způsobem bude probíhat reakce bez přítomnosti katalyzátoru? Napište obě rovnice. •••

Příklad 28

K převádění látek obtížně rozpustných v kyselinách do roztoku slouží alkalické tavení. Jako oxidační činidlo se používá nejčastěji alkalický dusičnan nebo chlorečnan, jako tavidlo se přidává alkalický hydroxid nebo uhličitan. Uveďte jako příklady alkalického tavení převedení

oxidu chromitého na chroman draselný a oxidu manganičitého na manganan draselný. Napište rovnice s použitím všech uvedených činidel. •••

Příklad 29

Dichroman draselný je v kyselém prostředí redukován etylalkoholem na chromitou sůl. Alkohol se oxidaže na aldehyd (nebo kyselinu octovou). Vyjádřete děj chemickými rovnicemi. •••

Příklad 30

Znáznorněte chemickou rovnicí oxidaci síranu železnatého peroxidem vodíku v kyselém prostředí. •••

Příklad 31

Při rozpouštění pyritu v kyselině dusičné vzniká dusičnan železitý, kyselina sírová a oxid dusnatý. Sestavte chemickou rovnici. •••

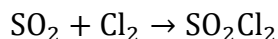
Příklad 32

Vyjádřete chemickou rovnicí oxidační žihání (pražení) pyritu. •••

7.2 Jednoduché stechiometrické výpočty

Chemické rovnice udávají nejen, které prvky nebo sloučeniny spolu vstupují do reakce a které produkty při tom vznikají, ale vyjadřují zároveň i vztahy mezi látkovým množstvím reagujících a vznikajících látek.

Například chemická rovnice:



nás informuje najednou o tom, že:

- oxid siřičitý a chlor spolu reagují za vzniku sulfurylchloridu,
- jedna molekula SO_2 a jedna molekula Cl_2 se slučují na jednu molekulu SO_2Cl_2 ,
- jeden mol SO_2 se slučuje s jedním molem Cl_2 na jeden mol SO_2Cl_2 .

Chemická rovnice nás informuje rovněž o hmotnostních poměrech reagujících látek

1 mol SO_2 má hmotnost 64,06 g

1 mol Cl_2 má hmotnost 70,91 g

1 mol: SO_2Cl_2 má hmotnost 134,97 g

Oxid siřičitý o hmotnosti 64,06g se slučuje s chlorem o hmotnosti 70,91 g za vzniku chloridu sulfurylu o hmotnosti 134,97 g.

Při zachování vzájemného poměru jednotlivých složek lze všechny uvedené vztahy uvažovat i pro násobky nebo zlomky molu. Chemické rovnice nám proto umožňují vypočítat množství látek, která do

reakce, vcházejí nebo která z určitých množství výchozích látek při reakci vznikají.

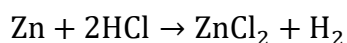
U látek v plynném stavu můžeme pak vypočítat i jejich objemová množství. (za předpokladu, že jde o ideální plyny).

Při výpočtech podle chemické rovnice vždy předpokládáme, že daná reakce probíhá za standardních podmínek ($p^\circ = 101\,325\text{ Pa}$, $T_0 = 273\text{ K}$), i když tomu tak ve skutečnosti není. Účastní-li se reakce plyny, umožňuje nám tento předpoklad využít při výpočtu poznatku, že jeden mol ideálního plynu zaujímá za standardních podmínek objem $22,41\text{ dm}^3$. •••

Příklad 1

Vypočítejte hmotnost a látkové množství kyseliny chlorovodíkové i zinku potřebných teoreticky k přípravě chloridu zinečnatého o hmotnosti 25 g. Určete látkové množství a objem vodíku vznikajícího při uvedené reakci.

Řešení: Rozpouštění zinku v kyselině chlorovodíkové probíhá podle rovnice



Reakční rovnice nám udává zároveň poměry, v jakých jednotlivé látky spolu reagují; jeden mol chloridu zinečnatého s jedním molem vodíku vznikají reakcí jednoho molu, zinku se dvěma moly kyseliny chlorovodíkové.

Vypočítáme nejdříve látkové množství chloridu zinečnatého:

$$n_{\text{ZnCl}_2} = \frac{m_{\text{ZnCl}_2}}{M(\text{ZnCl}_2)} = \frac{25\text{ g}}{136,26\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0,1835\text{ mol}$$

Látkové množství zinku a vodíku bude stejné, tedy $n_{\text{Zn}} = n_{\text{H}_2} = 0,1835\text{ mol}$ a látkové množství kyseliny chlorovodíkové bude dvojnásobné, tedy $n_{\text{HCl}} = 0,3670\text{ mol}$.

Hmotnost výchozích látek vypočteme jako součin jejich látkového množství a molární hmotnosti.

$$m_{\text{Zn}} = n_{\text{Zn}} \times M(\text{Zn}) = 0,1835\text{ mol} \times 65,38\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 12,00\text{ g}$$

$$m_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \times M(\text{HCl}) = 0,3670\text{ mol} \times 36,461\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 13,381\text{ g}$$

Objem vznikajícího vodíku určíme ze součinu látkového množství vodíku a standardního molárního objemu V_m° .

$$V_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \times V_m^\circ = 0,1835\text{ mol} \times 22,41\text{ dm}^3\text{mol}^{-1} = 4,112\text{ dm}^3$$

Odpověď:

K přípravě chloridu zinečnatého o hmotnosti 25 g je třeba 12,00 g zinku (0,1835 mol) a 13,38 g HCl (0,3670 mol). Při reakci vznikne 4,11 dm³ vodíku (za s. p.), tj. 0,1835 mol. •••

Příklad 2

Vypočítejte hmotnost vápence m_v o čistotě $w_{\text{CaCO}_3} = 92,4\%$, který je potřebný k přípravě oxidu uhličitého k udržování inertní atmosféry v aparatuře po dobu 10 hodin. Spotřeba oxidu uhličitého je 30 dm³ (za s. p.) za hodinu.

Řešení: Oxid uhličitý můžeme připravit z uhličitanu vápenatého termickým rozkladem nebo vytěsněním slabší kyseliny uhličitě kyselinou chlorovodíkovou:



Oxidu uhličitého je třeba celkem získat $V_A^\circ = 300\text{dm}^3$ (za standardních podmínek), jeho látkové množství n_A určíme:

$$n_A = \frac{V_A^\circ}{V_m^\circ} = \frac{300\text{dm}^3}{22,41\text{dm}^3\text{mol}^{-1}} = 13,387\text{ mol}$$

Látkové množství uhličitanu vápenatého je rovněž 13,387 mol. Hmotnost uhličitanu vápenatého m_{CaCO_3} nalezneme:

$$m_{\text{CaCO}_3} = n_{\text{CaCO}_3} \times M(\text{CaCO}_3) = 13,387\text{mol} \times 100,09\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 1339,90\text{ g}$$

Hmotnost vápence o čistotě 92,4 %, m_c , vypočítáme:

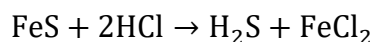
$$m_v = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{w_{\text{CaCO}_3}} = \frac{1339,9}{0,924} = 1450\text{ g} = 1,45\text{ kg}$$

Spotřeba vápence o čistotě 92,4 % je 11,45 kg. •••

Příklad 3

Vypočítejte hmotnost sulfidu železnatého ($w_{\text{FeS}} = 84\%$, zbytek je železo) a kyseliny chlorovodíkové, potřebných k přípravě 100 dm³ sulfanu za standardních podmínek ($p^\circ = 101325\text{ Pa}$, $T_0 = 273\text{ K}$).

Řešení: Sulfid železnatý reaguje s kyselinou chlorovodíkovou za vytěsnění slabší kyseliny sirovodíkové:



Látkové množství sulfanu $n_{\text{H}_2\text{S}}$ odpovídající 100 dm³ vypočítáme:

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{V_{\text{H}_2\text{S}}^\circ}{V_m^\circ} = \frac{100\text{dm}^3}{22,41\text{dm}^3\text{mol}^{-1}} = 4,462\text{ mol}$$

Ke vzniku látkového množství sulfanu $n_{\text{H}_2\text{S}}$ je třeba téhož množství sulfidu železnatého, n_{FeS} . Hmotnost sulfidu železnatého m_{FeS} určíme. ze vztahu:

$$m_{\text{FeS}} = n_{\text{FeS}} \times M(\text{FeS}) = 4,462\text{ mol} \times 87,91\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 392,25\text{ g}$$

Hmotnost sulfidu železnatého, obsahujícího 84,0 % FeS, m_{rudy} , zjistíme:

$$m_{\text{rudy}} = \frac{m_{\text{FeS}}}{w_{\text{FeS}}} = \frac{392,25}{0,84} = 467,0\text{ g}$$

Ke vzniku jednoho molu sulfanu je třeba dvou molů kyseliny chlorovodíkové. Hmotnost kyseliny chlorovodíkové m_{HCl} potřebné k přípravě 100 dm³ sulfanu určíme:

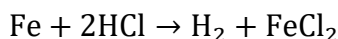
$$m_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \times M(\text{HCl}) = 2 \times 4,462\text{ mol} \times 36,461\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 325,4\text{ g}$$

V použitém sulfidu železnatém o celkové hmotnosti 467,0 g je obsaženo 392,25 g sulfidu železnatého, zbytek je železo.

Hmotnost železa m_{Fe} zjistíme:

$$m_{\text{Fe}} = 467,00 - 392,25 = 74,75 \text{ g}$$

V kyselině chlorovodíkové se bude rozpouštět i železo podle rovnice:



a spotřeba kyseliny bude proto vyšší. Látkové množství železa n_{Fe} je:

$$n_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M(\text{Fe})} = \frac{74,75 \text{ g}}{55,847 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,338 \text{ mol}$$

Spotřeba kyseliny chlorovodíkové k rozpouštění železa m_{D} pak bude:

$$m_{\text{D}} = 2n_{\text{Fe}} \times M(\text{HCl}) = 2 \times 1,338 \text{ mol} \times 36,461 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 97,57 \text{ g}$$

Celková spotřeba kyseliny chlorovodíkové:

$$m_{\text{kys}} = m_{\text{HCl}} + m_{\text{D}} = 325,4 + 97,6 = 423,0 \text{ g}$$

Odpověď:

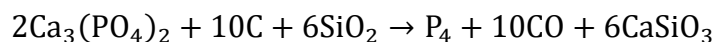
K přípravě 100 dm³ sulfanu za standardních podmínek je třeba 467,0 g sulfidu železnatého p čistotě 85 % a 423,0 g kyseliny chlorovodíkové. •••

Příklad 4

Vypočítejte spotřebu fosforečnanu vápenatého obsahujícího 41,18 % P₂O₅ oxidu křemičitého a koksu potřebných k přípravě jedné tuny fosforu, jestliže výtěžek je 79,5 % výtěžku teoretického.

Řešení: Fosfor se připravuje redukcí fosforečnanu vápenatého v elektrické peci koksem. Oxid křemičitý se přidává k vázání vápníku na metakřemičitan vápenatý CaSiO₃.

Reakci zapíšeme rovnicí:



K přípravě látkového množství 1 mol P₄ je zapotřebí látkové množství 2 mol fosforečnanu vápenatého (2 mol- P₂O₅), 10 mol uhlíku a 6 mol SiO₂.

Látkové množství 1 tuny fosforu vypočítáme ze vztahu

$$n_{\text{P}_4} = \frac{m_{\text{P}_4}}{M(\text{P}_4)} = \frac{1000 \text{ kg}}{123,895 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}} = 8071,4 \text{ mol}$$

Hmotnost teoreticky potřebného oxidu fosforečného m_{A} vypočítáme ze součinu látkového množství n_{A} a molární hmotnosti P₂O₅.

$$m_{\text{A}} = 2n_{\text{A}} \times M(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \times 8071,4 \text{ mol} \times 141,9445 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 2291,4 \text{ kg}$$

Hmotnost fosforečnanu vápenatého, m_B , s hmotnostním obsahem oxidu fosforečného $w_A = 41,18 \%$ zjistíme:

$$m_B = \frac{m_A}{w_A} = \frac{2291,4}{0,4118} = 5564,3 \text{ kg Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

Při praktickém výtěžku fosforu 79,5 % bude spotřeba základních surovin vyšší:

$$m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = \frac{m_B}{w_B} = \frac{5564,3}{0,795} = 6999 \text{ kg}$$

Hmotnost uhlíku potřebného teoreticky k redukcí 1 tuny fosforu

$$m_C = 10n_C \times M(\text{C}) = 80714 \text{ mol} \times 12,011 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 969,46 \text{ kg}$$

Hmotnost uhlíku při výtěžku reakce 79,5 %

$$m_{C1} = \frac{969,46 \text{ kg}}{0,795} = 1219 \text{ kg}$$

Hmotnost oxidu křemičitého mp potřebného teoreticky při reakci:

$$m_D = n_D \times M(\text{SiO}_2) = 6 \times 8071,4 \text{ mol} \times 60,085 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 2909,8 \text{ kg SiO}_2$$

Hmotnost oxidu křemičitého při výtěžku reakce 79,5 %:

$$m_{\text{SiO}_2} = \frac{2909,8}{0,795} = 3660 \text{ kg}$$

Odpověď: K přípravě jedné tuny fosforu je při 79,5% výtěžku třeba 7,00 t fosforečnanu vápenatého uvedené čistoty, 1,22 t koksu a 3.66 t oxidu křemičitého. •••

7.2.1 Příklady k procvičení

Příklad 1

Dusitan amonný se záhřevem rozkládá za vzniku dusíku: Reakční směs se připravuje z koncentrovaných roztoků síranu amonného a dusitanu draselného. Napište reakční rovnice a vypočítejte hmotnost obou základních složek, potřebnou k přípravě 10 m³ dusíku. •••

Příklad 2

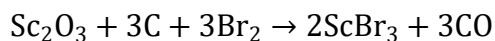
Jakého objemu vzduchu ($\varphi_{\text{O}_2} = 20,95\%$) je teoreticky zapotřebí k oxidaci 100 m³ amoniaku na oxid dusnatý? Určete objem vznikajícího oxidu dusnatého a jeho obsah v reakční směsi za standardních podmínek vyjádřete objemovým zlomkem (za předpokladu úplného spotřebování kyslíku ze vzduchu). •••

Příklad 3

Určete látkové množství a objem oxidu siřičitého, uváděného do roztoku hydroxidu sodného, potřebného k přípravě 51 g heptahydrátu siřičitanu disodného. •••

Příklad 4

Bezvodý bromid skanditý lze připravit redukční bromací oxidu skanditého:



Vypočítejte hmotnost oxidu skanditého a uhlíku potřebnou k přípravě 95 g bezvodého bromidu, použije-li se třetinového nadbytku uhlíku. •••

Příklad 5

Fosfid vápenatý se rozkládá vodou za vývinu plynného fosfanu. Jaký objem plynu (za standardních podmínek) se uvolní rozkladem 13 g fosfidu vápenatého? Určete hmotnost a látkové množství hydroxidu vápenatého vznikajícího při reakci. •••

Příklad 6

Fosfan vzniká redukcí kyseliny hydridotrioxofosforečné $\text{H}_2[\text{HPO}_3]$ zinkem v prostředí kyseliny chlorovodíkové. Jaký objem fosfanu vzniká za standardních podmínek ze 41 g kyseliny? Určete hmotnost zinku teoreticky potřebnou k redukcí. •••

Příklad 7

Termickým rozkladem dichromanu amonného vzniká oxid chromitý a dusík. Sestavte rovnici chemické reakce a vypočítejte látkové množství dusíku vznikajícího rozkladem 70g dichromanu amonného s 4% hmotnostním obsahem nečistot, které se při rozkladu nemění. Jakou hmotnost a čistotu bude mít vznikající oxid chromitý? •••

Příklad 8

Chroman draselný připravujeme z oxidu chromitého oxidačním tavením s dusičnanem draselným a hydroxidem draselným, Vypočítejte hmotnost oxidu chromitého a dusičnanu draselného potřebnou teoreticky k přípravě 97 g chromanu draselného; je-li výtěžek reakce 75 % ní. Vypočítejte ztrátovou hmotnost oxidu chromitého. •••

Příklad 9

Dusitan sodný byl připraven redukčním tavením 18,0 g dusičnanu sodného s 40 g olova (do plného spotřebování jedné složky): Vypočítejte hmotnost vznikajícího dusitanu sodného a určete, která z reagujících látek byla v nadbytku. Její nadbytek vyjádřete v procentech. •••

Příklad 10

Peroxid sodíku, používaný v dýchacích přístrojích jako zdroj kyslíku, reaguje s oxidem uhličitým za vzniku uhličitanu sodného a kyslíku. Vypočítejte látkové množství a objem kyslíku vznikající z náplně obsahující 234g peroxidu sodíku. •••

Příklad 11

Oxid manganičitý připravíme redukcí manganistanu draselného ve vodném roztoku siřičitanem sodným. Vypočítejte:

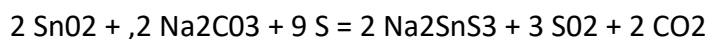
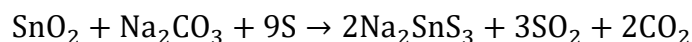
- hmotnost oxidu manganičitého vznikajícího ze 79 g KMnO_4 ,
- teoretickou spotřebu heptahydrátu, siřičitanu sodného,
- získáme-li 20 g MnO_2 , určete, s jakým výtěžkem jsme pracovali. •••

Příklad 12

Oxidaci kyseliny chlorovodíkové oxidem manganičitým připravíme chlor. Sestavte reakční rovnici a vypočítejte hmotnost oxidu manganičitého a kyseliny chlorovodíkové potřebných k přípravě 100 m³ chloru za standardních podmínek. Složení kyseliny chlorovodíkové vyjádřené hmotnostním zlomkem je 36 %. •••

Příklad 13

Tavením oxidu cíničitého ve směsi se sírou a bezvodým uhličitánem sodným vzniká trithiocíničitan disodný podle reakce



Vypočítejte hmotnost trithiocíničitanu disodného vznikajícího z 37,0 g oxidu cíničitého. Stanovte přebytek síry v procentech vzhledem k unikajícímu oxidu siřičitému. •••

Příklad 14

Pražením pyritu byly získány výpalky obsahující 2 % nezoxidované síry. Vypočítejte ztráty síry při denním zpracování 100 tun pyritové suroviny, činí-li pokles hmotnosti při žíhání 30 %. Jaké hmotnosti kyseliny sírové to odpovídá? •••

Příklad 15

Vzorek flotací obohaceného pyritu má hmotnostní složení 75,4 % FeS₂, 10,5 % FeAsS a 4,0 % vlhkosti, zbytek je SiO₂. Vypočítejte hmotnostní obsah železa ve vzorku plně zoxidovaném vyžeháním. O jakou hodnotu se zvýší hmotnostní obsah železa proti původnímu vzorku? •••

Příklad 16

Rozpuštěním látkového množství práškového zinku 0,03 mol v kyselině sírové vzniklo za standardních podmínek 0,64 dm³ vodíku. Vypočítejte:

- a) čistotu použitého kovu za předpokladu nerozpustnosti nečistot,
- b) hmotnost vznikajícího heptahydrátu síranu zinečnatého. •••

Příklad 17

Určete objem technického vodíku s objemovým obsahem vodíku 98 % a hmotnost chloru o čistotě $w_{\text{Cl}_2} = 94\%$ potřebný ke vzniku 1 tuny HCl, jestliže z důvodů úplného využití chloru se množství vodíku zvyšuje o 10% v porovnání s teoretickou spotřebou. •••

Příklad 18

Pohlcením oxidu uhličitýho obsaženého v jednom krychlovém metru vzduchu, v roztoku hydroxidu barnatého vzniklo 2,642 g uhličitánu barnatého. Vypočítejte objemový zlomek CO₂ ve vzduchu. •••

Příklad 19

Oktahydrát hydroxidu barnatého se mění na vzduchu na uhličitan barnatý. Jestliže u výsledného vzorku byl zjištěn hmotnostní obsah uhlíku I %, určete, z kolika procent nastala změna na uhličitan. Vypočítejte také hmotnostní obsah barya ve výsledném vzorku. Předpokládejte, že vzorek byl zbaven uvolněné vody. •••

Příklad 20

Práškové železo o hmotnosti 20 g, obsahující 6 % nerozpustných nečistot" bylo rozpuštěno ve zředěné kyselině sírové. Krystalizací bylo získáno 65g heptahydrátu síranu železnatého $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$. S jakým výtěžkem byla příprava provedena? •••

Příklad 21

Oxid železitý připravíme vyžiháním vysušeného hydroxidu železitého, který byl získán srážením železitě soli v roztoku alkalickým hydroxidem, Vypočítejte:

- hmotnost hexahydrátu chloridu železitého -potřebnou teoreticky k přípravě 114 g oxidu železitého,
- ztráty při přípravě oxidu, jestliže bylo použito 426 g $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ obsahujícího 3,2 % nečistot nerozpustných ve vodě. •••

Příklad 22

Vypočítejte hmotnost chlorečnanu draselného s hmotnostním obsahem nečistot 8,86 %, potřebnou k přípravě 25 dm³ kyslíku. •••

Příklad 23

Vypočítejte látkové množství, hmotnost a objem kyslíku vznikajícího při termickém rozkladu směsi chlorečnanu sodného a chlorečnanu draselného o celkové hmotnosti 200 g. Hmotnostní obsah sodíku ve směsi je $w_{\text{Na}} = 10,04 \%$. Obsah chlorečnanu draselného vyjádřete hmotnostním zlomkem. •••

Příklad 24

Dusičnan měďnatý byl připraven rozpouštěním mědi v kyselině dusičné, která se redukovala na oxid dusný. Dusičnan měďnatý vykryštoval z roztoku jako hexahydrát. Sestavte rovnici chemické reakce a vypočítejte hmotnost hexahydrátu dusičnanu měďnatého připraveného teoreticky z látkového množství 0,3 mol. Jaké hmotnosti oxidu měďnatého odpovídá? Vypočítejte látkové množství a hmotnost teoreticky potřebné kyseliny dusičné. •••

Příklad 25

K přípravě dusičnanu měďnatého bylo použito 20 g oxidu měďnatého částečně zredukovaného vodíkem. Analyticky bylo zjištěno, že obsah oxidu měďnatého je 75hm%. Vypočítejte:

- hmotnost teoreticky vznikajícího pentahydrátu síranu měďnatého,
- celkový hmotnostní obsah mědi v rozpouštěném vzorku. •••

Příklad 26

Do roztoku kyseliny seleničité je do nasycení uváděn sulfan. Redukci kyseliny seleničité vzniká žlutá směs selenu a síry. Určete hmotnostní složení vysušené směsi a celkové látkové množství obou prvků, vzniklé z roztoku obsahujícího 47,7 g oxidu seleničitého. •••

Příklad 27

Tetrathioantimoničnan sodný, Schlippeho sůl, se připravuje rozpuštěním sulfidu antimonitého a síry ve vroucím roztoku hydroxidu sodného. Krystaluje ve velkých žlutých krystalech obsahujících 9 molekul vody. Určete hmotnost této látky, kterou lze teoreticky připravit z 20 g sulfidu antimonitého. Vyjádřete stechiometrická množství dalších dvou reakčních komponent. •••

Příklad 28

Rozkladem tetrathioantimoničnanu sodného kyselinou sírovou (tj. okyselením roztoku) vzniká sulfid antimoničný, oranžový, ve vodě nerozpustný prášek, zvaný také „zlatá síra“. Používá se např. k vulkanizaci kaučuku. Napište rovnici vystihující jeho rozklad a vypočítejte hmotnost sulfidu antimonického vznikajícího z jednoho kilogramu Schlippeho soli. •••

Příklad 29

K přípravě vodíku byla použita směs práškového zinku a železa. Vypočítejte složení a hmotnost původního vzorku, jestliže rozpouštěním v kyselině vzniklo 134,5 dm³ vodíku. Hmotnostní obsah zinku ve směsi obou kovů je $w_{Zn} = 34,6 \%$ a příměsí nevyvíjejících vodík je 6,3 %. •••

Příklad 30

Rozpuštěním 20 g zinku znečištěného pouze ,oxidem zinečnatým vzniklo 85 g heptahydrátu síranu zinečnatého. Hmotnostní obsah oxidu zinečnatého v zinkovém prachu vyjádřete v procentech. Celkový obsah zinku vyjádřete hmotnostním zlomkem. •••

Příklad 31

Rozpuštěním zinku s příměsí oxidu zinečnatého o hmotnosti 50 g vzniklo 50,0 dm³ vodíku. Vypočítejte hmotnostní obsah oxidu zinečnatého v zinku a hmotnost vzniklého heptahydrátu síranu zinečnatého. •••

Příklad 32

Rozpuštěním zinku s hmotnostním obsahem 15 % oxidu zinečnatého v kyselině, sírové je třeba připravit 115 g heptahydrátu síranu zinečnatého. Zjistěte hmotnost zoxidovaného zinku použitého k přípravě. •••

Příklad 33

Při průmyslové výrobě CuSO₄·5 H₂O se měděný odpad zahříváním na vzduchu vzdušným kyslíkem oxiduje a získaný oxid měďnatý se rozpouští v kyselině sírové. Vypočítejte teoretickou spotřebu mědi a kyseliny sírové s hmotnostním obsahem 80 % H₂SO₄ na jednu tunu pentahydrátu síranu měďnatého. •••

Příklad 34

Z okyseleného roztoku jodidu draselného lze vyloučit přidáním peroxidu vodíku volný jod. Vypočítejte hmotnostní obsah $w_{\text{H}_2\text{O}_2}$ v 8 g peroxidu vodíku, který byl použit k vyloučení jodu o hmotnosti 3 g. •••

Příklad 35

K redukci roztoku obsahujícího 7,9 g manganistanu draselného, okyseleného kyselinou sírovou, bylo použito 50 dm³ plynu obsahujícího oxid siřičitý. Vypočítejte objemový obsah oxidu siřičitého v použitém plynu za předpokladu, že neobsahuje žádná další redukční činidla. •••

Příklad 36

K redukci roztoku okyseleného kyselinou sírovou a obsahujícího 7,00 g dichromanu draselného bylo použito 8,00 dm³ plynu obsahujícího oxid siřičitý. Vypočítejte objemový obsah oxidu siřičitého za předpokladu, že beze ztrát zreagoval. •••

Příklad 37

Vypočítejte hmotnost fluoridu vápenatého s hmotnostním obsahem 97,57 g CaF₂ a hmotnost kyseliny sírové potřebné k přípravě jednoho kilogramu kyseliny fluorovodíkové. •••

Příklad 38

Určete objem sirovodíku potřebný k převedení 100 g jodu na jodovodík. •••

Příklad 39

K přípravě kyseliny borité byl použit zvětralý dekahydrát tetraboritanu disodného s hmotnostním obsahem oxidu boritého 42,54 %. Vypočítejte hmotnost kyseliny trihydrogenborité, kterou je možno vyrobit z jedné tuny dané suroviny. Určete počet molekul vody připadajících na jednu molekulu tetraboritanu disodného a vyjádřete její obsah hmotnostním zlomkem. •••

Příklad 40

Vypočítejte objemový obsah oxidu siřičitého v nosném plynu, jestliže k redukci 22,0 g jodičnanu sodného bylo zapotřebí 25 dm³ plynu. Určete hmotnost vznikajícího jodu. •••

Příklad 41

Určete hmotnost jodičnanu draselného a jodidu draselného, které poskytnou při reakci jod o hmotnosti 90 g. •••

Příklad 42

Vypočítejte hmotnost nasyceného roztoku bromové vody potřebné k oxidaci 26,1 g heptahydrátu síranu železnatého v prostředí kyseliny sírové. V nasyceném roztoku je 3,58 g bromu ve 100 g vody. •••

Příklad 43

Kyanid sodný lze vyrobit zahříváním kyanamidu vápenatého s uhlím a sodou. Zjistěte hmotnost kyanidu sodného získaného z jedné tuny kyanamidu vápenatého, jestliže se reakce uskutečnila s 82% výtěžkem. •••

Příklad 44

Určete objem dusíku a hmotnost karbidu vápenatého, potřebných teoreticky k přípravě jedné tuny kyanamidu vápenatého. •••

Příklad 45

Ozonizovaný kyslík o objemu 5 dm³ byl zaváděn do roztoku jodidu draselného a vyloučilo se 3,40 g jodu. Vypočítejte objemový obsah ozonu. •••

Příklad 46

Vypočítejte hmotnost peroxidu barnatého a kyseliny sírové ($w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 20\%$), potřebných k přípravě jednoho kilogramu roztoku peroxidu vodíku o hmotnostním obsahu $w_{\text{H}_2\text{O}_2} = 30\%$. •••

Příklad 47

Vypočítejte objem vzduchu potřebný teoreticky k vyžhání pyritu o hmotnosti 1 tuny. Určete hmotnost oxidu železitého a objem oxidu siřičitého vznikajícího při oxidaci. Objemový obsah kyslíku ve vzduchu je 20,9 %. •••

Příklad 48

Vypočítejte a) složení plynu odcházejícího při oxidačním žhání pyritu s přívodem vzduchu v množství odpovídajícím právě teoretické spotřebě kyslíku, Objemový obsah kyslíku ve vzduchu je 21 %, zbytek předpokládejte, že je dusík. Jaké bude b) složení spalných plynů při spotřebě právě poloviny kyslíku na oxidační proces? •••

Příklad 49

Jaká je denní spotřeba vzduchu ($\varphi_{\text{O}_2} = 21\%$) v peci převádějící za 24 hodin 2,5 tun pyritu na Fe_2O_3 , jestliže se při tom vzduch bere v 50%ním přebytku tak, aby plyny odcházející z pece obsahovaly nezreagovaného kyslíku $\varphi_{\text{O}_2} = 10,5\%$? •••

Příklad 50

Vzorek sfaleritu obsahoval 76,0 % ZnS, 9,5 % MnCO_3 , 2,4 % H_2O a 12,1 % SiO_2 . Složení je udáno v hmotnostních zlomcích. Vypočítejte hmotnostní obsah zinku a manganu ve vzorku původním a dokonale vypraženém. Při žhání přechází mangan na Mn_3O_4 . •••

Příklad 51

Působením chloru na vápenné mléko vzniká chlorečnan vápenatý, který se reakcí s KCl převádí na chlorečnan draselný. Vypočítejte hmotnost chloru, hašeného vápna a chloridu draselného,

kterých je potřeba pro přípravu 1 tuny chlorečnanu draselného. Uvažujte 80% výtěžek oproti teoretickému výpočtu. •••

Příklad 52

Redukci dichromanu draselného oxidem siřičitým v prostředí okyseleném kyselinou sirovou vzniká síran chromitý. Vypočítejte hmotnost síranu chromitého vznikajícího teoreticky ze 100 g dichromanu draselného a určete hmotnost heptahydrátu siřičitanu sodného potřebného pro přípravu SO_2 , jestliže ztráty jsou 14,3 %.•••

Příklad 53

Síran hlinitý $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$ se získává zpracováním hlín, bohatých na oxid hlinitý, kyselinou sirovou. Kolik tun hlíny, obsahující 35 % kaolinitu, tj. hydratovaného křemičitanu hlinitého o vzorci $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{SiO}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, je třeba k získání jedné tuny výsledného produktu, jestliže se z přítomného oxidu hlinitého využije jen 75 %? Jaká je teoretická spotřeba kyseliny sírové na 1 tunu produktu? •••

Příklad 54

Při přípravě sody Solvayovým způsobem, se syti vodný roztok chloridu sodného amoniakem a oxidem uhličitým. Vzniká při tom málo rozpustný hydrogenuhličitan sodný, který se odfiltruje a vyžihá na uhličitan sodný a oxid uhličitý.

Vypočítejte hmotnost chloridu sodného, objem amoniaku a oxidu uhličitého, potřebných k přípravě jedné tuny kalcinované sody, jestliže předpokládáme, že chlorid sodný se využije ze 2/3 a oxid uhličitý uvolněný při žhání hydrogenuhličitanu sodného se vrací s 10%ní ztrátou do výroby. •••

8 Procesy s plynnou fází

Vztahy mezi hmotnostmi a objemem v plynném skupenství. Standardní podmínky. Plynné směsi. Parciální tlak. Objem čisté složky. Daltonův zákon. Amagatův zákon. Průměrná molekulová hmotnost. Hustota směsi. Reálný plyn.

8.1 Základní představy o plynech a pojem ideálního plynu

Podle dnešních představ může být látka v plynném stavu tvořena volnými atomy (jednoatomovými entitami), ionty nebo molekulami. Protože budeme vycházet z modelové představy ideálního plynu, budou mít pro nás molekuly plynu význam "hmotných bodů", nepůsobících na sebe žádnými silami, a bez vlastního objemu nebo s objemem ve srovnání s objemem plynu zanedbatelným.

Molekuly plynu rovnoměrně vyplňují uzavřený prostor, v němž se plyn vyskytuje. Molekuly plynu jsou v neustálém pohybu, který je dán jejich kinetickou energií (tento pohyb je třeba odlišit od pohybu plynu jako celku). Molekuly plynu přitom narážejí jednak na sebe navzájem, jednak na stěny nádoby, ve které je plyn uzavřen. Pohyb je přímočarý a jeho směr se mění jen při srážce dvou molekul nebo při nárazu molekul na stěny nádoby. Tepelný pohyb molekul je zcela chaotický a všechny směry rychlosti jsou v něm rovnocenné, pohybuje-li se v jistém

okamžiku N molekul v určitém směru, pohybuje se současně stejný počet N molekul ve směru opačném.

Tlak plynu p lze vysvětlit na základě představy o tepelném pohybu plynu. Způsobují jej nárazy molekul na stěny nádoby, v níž je plyn uzavřen. Tlak plynu je tím větší, čím větší je počet molekul v daném objemu a čím častější jsou jejich nárazy na stěnu.

Objem plynu V je vymezen stěnami nádoby nebo soustavy, ve které se plyn nachází a kterou rovnoměrně zaplňuje. Kdyby soustava nebyla uzavřena, šířily by se částice plynu zcela volně do prostoru.

Teplota plynu nás informuje o míře tepelného pohybu molekul. Čím intenzivnější je tepelný pohyb molekul, tím větší teplotu jsme nuceni soustavě připsat. Čím vyšší je teplota plynu, tím větší a intenzivnější je tepelný pohyb molekul. Kinetická energie plynů E_{kin} , přesněji střední kinetická energie všech molekul plynu a jeho absolutní teplota jsou veličiny přímo úměrné.

Kinetická energie závisí na druhé mocnině rychlosti, je veličinou kladnou, a stejně tak i absolutní teplota. Dolní mez absolutní nula ($T = 0 \text{ K}$), a odpovídá stavu, kdy ustane všechen pohyb molekul.

Teplota, tlak a molární objem plynu jsou stavové veličiny a můžeme jimi jednoznačně definovat stav plynu.

Kelvin K , jednotka termodynamické teploty, (značené T), je definován jako $1/273,15$ část termodynamické teploty trojného bodu vody. Užívá se také k , vyjadřování teplotních intervalů o nebo rozdílů. Kromě termodynamické teploty (značené T) a vyjadřované v kelvinech používá se také Celsiovy teploty (značené t) a vyjadřované ve stupních Celsia ($^{\circ}\text{C}$). Jednotka Celsiův stupeň, se rovná jednotce kelvin a lze v ní rovněž vyjadřovat teplotní intervaly nebo rozdíly. Je definována rovnicí:

$$t = T - T_0$$

kde $T_0 = 273,15 \text{ K}$.

Tlak plynu udáváme v pascálech Pa jako hlavní jednotce a v jejích násobcích a dílech ($1 \text{ Pa} = 1 \text{ N m}^{-2}$). V literatuře se můžete potkat i s jinými jednotkami tlaku. Jejich přepočty na jednotku pascal jsou uvedeny dále:

$$1 \text{ kp} \cdot \text{cm}^{-2} = 1 \text{ at} = 9,80665 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ mm H}_2\text{O} = 9,80665 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ mm Hg} = 1 \text{ Torr} = 101325/760 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ bar} = 1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr} = 101325 \text{ Pa}$$

Hlavní jednotkou pro objem plynů je krychlový metr (m^3). V chemii se však častěji užívá menších jednotek, jako je decimetr krychlový (dm^3) - častěji nazývaný litr (l) - a krychlový centimetr (cm^3), nazývaný mililitr (ml).

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ l} = 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml} = 10^{-6} \text{ m}^3$$

Podle Avogadrova zákona obsahují stejné objemy různých plynů za stejných tlakových i tepelných podmínek stejné množství molekul, tj. i stejné látkové množství plynů. Počet molekul v jednom molu ideálního plynu je dán Avogadrovou konstantou N_A

$$N_A = (6,022\,045 \pm 0,000\,031) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Za tzv. standardní (normální) podmínky pokládáme stav plynu za standardního (normálního) tlaku $p^\circ = 101325 \text{ Pa}$ (přesně) a za standardní teploty $T_0 = 273,15 \text{ K}$. Za těchto podmínek zaujímá jeden mol ideálního plynu, standardní molární objem, $V_m^\circ = 22,413 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$. Jeho hodnota je podobně jako u jiných přírodních konstant stále upřesňována.

Všechny látky v plynném skupenství však obecně patří k tzv. plynům reálným a jejich chování lze pouze za určitých okolností popsat pomocí modelu ideálního plynu. Reálné plyny se svým chováním blíží plynu ideálnímu za nízkých tlaků a vysokých teplot. Při běžných chemických výpočtech lze však všechny látky v plynném stavu pokládat za vyhovující podmínkám pro ideální plyn a používat zákonů pro ideální plyn.

Pro ideální plyn platí stavová rovnice ve tvaru, který vyjadřuje funkční závislost stavových veličin - tlaku p , objemu V a teploty T :

$$\frac{pV}{T} = \text{konstanta} \quad ()$$

Číselná hodnota konstanty závisí na hmotnosti m plynu a na zvolených jednotkách. Ze stavové rovnice lze odvodit tyto závěry:

- Je-li teplota konstantní, jde o změnu **izotermickou**, při níž tlak plynu závisí pouze na molárním objemu. Izotermickou změnu vyjadřuje zákon **Boylův - Mariottův**.
- Je-li tlak plynu konstantní, mluvíme o změně izobarické a stav plynu je pak určen závislosti objemu na absolutní teplotě. **Izobarickou** změnu vyjadřuje zákon **Gay-Lussacův**.
- Je-li konstantní objem plynu, jde o změnu **izochorickou** a plyn mění svůj stav v závislosti tlaku na absolutní teplotě jak popisuje zákon **Charlesův**.

8.2 Procesy při konstantní teplotě

Zákon Boyleův-Mariottův vyjadřuje závislost mezi tlakem plynu a objemem plynu při konstantní teplotě. Za stálé teploty je součin tlaku a objemu ideálního plynu konstantní.

$$pV = \text{konstanta} \quad ()$$

Tlak a příslušný objem ideálního plynu jsou za konstantní teploty navzájem nepřímo úměrné:

$$\frac{p}{p_1} = \frac{V_1}{V} \quad ()$$

Podle Boylova - Mariottova zákona můžeme vypočítat změnu tlaku nebo objemu daného skutečného plynu za konstantní teploty. •••

Příklad 1

Za konstantní teploty. je objem jistého množství plynu 1000 ml a tlak $1 \cdot 10^5$ Pa. Vypočítejte, jak se změní objem daného plynu, stoupne-li tlak plynu na 101.325 Pa?

Řešení: Při tomto ději se nemění teplota, použijeme proto zákona Boylova - Mariottova:

$$T = \text{konst} \quad p_1 = 1 \cdot 10^5 \text{ Pa} \quad p^\circ = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$V_1 = 1000 \text{ cm}^3 \quad V^\circ = ? \text{ cm}^3$$

$$V^\circ = \frac{p_1}{p^\circ} V_1 = \frac{100\,000}{101\,325} 1000 = 986,9 \text{ cm}^3$$

Odpověď: Daný plyn bude při konstantní teplotě a standardním tlaku zaujímat objem 986,9 cm³ •••

Příklad 2

Jaký byl původní tlak plynu jestliže po rozepnutí plynu se zvětšil jeho objem z 20 dm³ na 120 dm³ a naměřený tlak byl 100 000 Pa. Teplota zůstala konstantní.

Řešení: Použijeme zákona Boylova - Mariottova.

$$T = \text{konst} \quad V_1 = 20 \text{ dm}^3 \quad V_2 = 120 \text{ dm}^3$$

$$p_1 = ? \text{ Pa} \quad p_2 = 100\,000 \text{ Pa}$$

$$p_1 = \frac{V_2}{V_1} p_2 = \frac{120}{20} 100\,000 = 600\,000 \text{ Pa} = 0,6 \text{ MPa}$$

Odpověď: Počáteční tlak plynu byl 0,6 MPa. •••

8.3 Procesy při konstantním tlaku

Zákon Gay-Lussacův vyjadřuje závislost objemu na absolutní teplotě za konstantního tlaku. Při zvyšování teploty zvětšuje ideální plyn svůj objem. Objemová roztažnost u různých plynů je prakticky stejná. Je-li V° objem plynu při teplotě 0°C, pak zvýšením teploty o jeden stupeň se zvýší objem o $1/273,15$ původního objemu. Hodnota tohoto zlomku se nazývá koeficient tepelné roztažnosti α .

$$\alpha = \frac{1}{273,15} \quad ()$$

Přírůstek objemu způsobený zvýšením teploty o jeden stupeň Celsia je $V^\circ \alpha$ a zvýšením o t stupňů $V^\circ \alpha t$.

Celkový objem plynu při teplotě t je za konstantního tlaku dán vztahem:

$$V = V^\circ + V^\circ \alpha t = V^\circ (1 + \alpha t) = V^\circ \left(1 + \frac{t}{273,15}\right) \quad ()$$

Po úpravě:

$$V = V^\circ \left(\frac{273,15 + t}{273,15}\right) \quad ()$$

Slovní vyjádření zákona Gay-Lussacova zní: Za konstantního tlaku je objem plynu přímo úměrný absolutní teplotě. Vyjádříme-li teplotu v kelvinech, zjednoduší se předchozí rovnice na tvar:

$$V = V^\circ \frac{T}{T_0} \quad ()$$

Při výpočtech používáme pro změnu objemu v závislosti na teplotě při konstantním tlaku vztah

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad ()$$

...

Příklad 3

Dané množství plynu má při teplotě 20°C určitý objem. O kolik stupňů Celsiových je třeba zvýšit jeho teplotu, aby se za nezměněného tlaku původní objem zvětšil na dvojnásobek?

Řešení: Zapišeme podmínky pro oba stavy plynu:

$$\begin{array}{lll} p = \text{konst} & V_1 = x & V_2 = 2x \\ & T_1 = 20^\circ\text{C} & T_2 = ? \end{array}$$

Za konstantního tlaku je objem plynu přímo úměrný termodynamické teplotě a k řešení proto použijeme zákona Gay-Lussacova:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

Úpravou rovnice dostaneme

$$T_2 = \frac{T_1 V_1}{V_2} = \frac{20 * (20 + 273)}{x} = 586 \text{ K} = 313^\circ\text{C}$$

Odpověď: Plyn je třeba zahřát na teplotu 586 K, tj. 313 °C. Jeho teplota se zvýší o 293°C. ...

Příklad 4

Vypočtete, o kolik se zvětší objem jednoho litru dusíku, zvýší-li se za stálého tlaku jeho teplota z 0°C na 100°C.

Řešení: Řešíme opět s využitím zákona Gay-Lussacova.

$$\begin{array}{lll} p = \text{konst} & V_1 = 1 \text{ dm}^3 & V_2 = ? \text{ dm}^3 \\ & T_1 = 273\text{K} & T_2 = 373\text{K} \end{array}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{T_2 V_1}{T_1} = \frac{1 * 373}{273} = 1,366 \text{ dm}^3$$

$$V = V_2 - V_1 = 1,366 - 1 = 0,366 \text{ dm}^3$$

Odpověď: Objem dusíku se zvětší o 0,366 dm³ tj. o 36,6 % původního objemu. •••

8.4 Procesy při konstantním objemu

Obdobná zákonitost platí také pro změnu tlaku s teplotou za konstantního objemu, kterou vyjadřuje zákon Charlesův.

$$p = p^\circ (1 + \alpha t) \quad ()$$

Dosažením za koeficient α dostaneme:

$$p = p^\circ \left(1 + \frac{t}{273,15} \right) \quad ()$$

Úpravou rovnice získáme tvar:

$$p = p^\circ \left(\frac{273,15 + t}{273,15} \right) = p^\circ \frac{T}{T_0} \quad ()$$

Charlesův zákon lze slovně formulovat takto: Za konstantního objemu je tlak plynu přímo úměrný teplotě termodynamické. Při výpočtech tedy použijeme vztah:

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad ()$$

Při dalších výpočtech budou užívány hodnoty termodynamické teploty v kelvinech, zaokrouhlené na celá čísla. •••

Příklad 5

Plyn má při teplotě 0°C tlak 101 325 Pa. Zjistěte tlak daného množství plynu, zvýší-li se za konstantního objemu jeho teplota na 100°C.

Řešení: Řešíme použitím zákona Charlesova.

$$V = \text{konst.} \quad T_1 = 273 \text{ K}, \quad T_2 = 373 \text{ K}$$

$$p_1 = 101\,325 \text{ Pa} \quad p_2 = ?$$

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

$$p_2 = \frac{p_1 T_1}{T_2} = \frac{101325 * 373}{273} = 138\,440 \text{ Pa}$$

Odpověď: Tlak plynu vzroste na hodnotu 138,4 kPa. •••

8.5 Stavová rovnice ideálního plynu

Ideální plyn je definován svou stavovou rovnicí, funkční závislostí stavových veličin, tlaku p , objemu V a teploty T :

$$\frac{pV}{T} = \text{konstanta} \quad ()$$

Budeme-li uvažovat jeden mol ideálního plynu, jehož objem za standardních podmínek ($p^\circ = 101\,325\text{ Pa}$, $T_0 = 273,15\text{ K}$) je $V_m^\circ = 22,413\text{ dm}^3\text{mol}^{-1}$, pak po dosazení příslušných hodnot dostaneme číselnou hodnotu této konstanty která je definována pro jeden mol a označuje se R :

$$R = \frac{p^\circ V_m^\circ}{T_0} = \frac{101325\text{ Pa} \times 22,413 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3\text{mol}^{-1}}{273\text{ K}} = 8,314\text{ J mol}^{-1}\text{ K}^{-1} \quad ()$$

Tato konstanta R , zvaná též univerzální plynová konstanta, je jednou ze základních přírodních konstant. Hodnota stavové konstanty se stále upřesňuje, v současné době je uváděna hodnota $R = 8.314\,462\,618\text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$.

Hodnoty univerzální plynové konstanty			
Hodoty R	Jednotka	Hodoty R	Jednotka
8,314472	J.K ⁻¹ .mol ⁻¹	83,14472	L. mbar.K ⁻¹ .mol ⁻¹
0,082057	L. atm.K ⁻¹ .mol ⁻¹	$8,314472 \times 10^{-5}$	m ³ .bar.K ⁻¹ .mol ⁻¹
$8,205745 \times 10^{-5}$	m ³ .atm.K ⁻¹ .mol ⁻¹	10,73159	ft ³ .psi.°R ⁻¹ .lb-mol ⁻¹
8,314472	L.kPa.K ⁻¹ .mol ⁻¹	0,73024	ft ³ .atm.°R ⁻¹ .lb-mol ⁻¹
8,314472	m ³ .Pa.K ⁻¹ .mol ⁻¹	1,98588	Btu.°R ⁻¹ .lb-mol ⁻¹
82,05745	cm ³ .atm.K ⁻¹ .mol ⁻¹	62,36367	L.torr.K ⁻¹ .mol ⁻¹

V obecném tvaru pro látkové množství n ideálního plynu nabývá stavová rovnice tvaru:

$$pV = nRT \quad ()$$

Látkové množství vyjádříme poměrem hmotnosti a molární hmotnosti:

$$n = \frac{m}{M} \quad ()$$

Dosazením pak získáme vztah

$$pV = \frac{m}{M} RT \quad ()$$

Úpravou stavové rovnice dostaneme tvar důležitý pro výpočet molekulární hmotnosti plynu nebo látky, kterou lze do plynného skupenství převést:

$$M = \frac{mRT}{pV} \quad ()$$

Molární hmotnost M vyjadřuje hmotnost připadající na jeden mol chemicky stejnorodé látky, tj. úhrnnou hmotnost takového počtu elementárních entit dané látky, jaký je ve 0,012 kg izotopu uhlíku ¹²C. Stanovení relativní molekulové hmotnosti ze stavové rovnice je samozřejmě

zatíženo takovou chybou, jak se chování skutečných plynných látek liší od chování plynu ideálního.

Je-li hustota plynu

$$\rho = \frac{m}{V}$$

můžeme pak odvodit vztah

$$\rho = \frac{Mp}{RT}$$

Za standardních podmínek platí proto pro hustotu ideálního plynu vztah

$$\rho^\circ = \frac{Mp^\circ}{RT_0}$$

z čehož

$$\frac{M}{R} = \frac{\rho^\circ T_0}{p^\circ}$$

a po dosazení do rovnice do obecné rovnice pro hustotu

$$\rho = \rho^\circ \frac{p}{p^\circ} \frac{T_0}{T}$$

Odtud můžeme vypočítat z normální hustoty plynu ρ° (hustoty plynu za normálních podmínek) hustotu za podmínek změněných.

Pro hustoty dvou plynů A a B za stejného tlaku a teploty dostaneme:

$$\rho_A = \frac{M_A p}{RT}$$

$$\rho_B = \frac{M_B p}{RT}$$

Pro poměr hustot těchto dvou plynů bude

$$\frac{\rho_A}{\rho_B} = \frac{M_A}{M_B}$$

Podle tohoto vztahu jsou tedy hustoty dvou ideálně se chovajících plynů za stejných podmínek navzájem ve stejném poměru jako molární hmotnosti těchto dvou plynů. Můžeme proto za použití tohoto vztahu vypočítat molární hmotnost dané látky v plynném stavu, známe-li její hustotu, a dále hustotu a molární hmotnost jiného plynu za stejných podmínek:

$$M_A = \frac{\rho_A}{\rho_B} M_B$$

Výraz ρ_A/ρ_B se nazývá relativní hustota ρ_r plynu A. Můžeme ji definovat jako podíl hustoty sledovaného plynu a hustoty plynu srovnávacího za stejných podmínek. Srovnávacím plynem

bývají nejčastěji vzduch (pro tyto účely mu přisuzujeme relativní molekulovou hmotnost $M_r = 28,964$) nebo kyslík, jejichž relativní hustotu a molární hmotnost známe.

Pro plyny za srovnávací látku užíváme nejčastěji vzduch se standardní hustotou $\rho_{\text{vzduch}}^\circ = 1,292 \text{ kg m}^{-3}$. Z relativní hustoty pak můžeme vypočítat molární hmotnost a z ní relativní molekulovou hmotnost. Poměrná neboli relativní hustota ρ_r vyjadřuje hustotu daného plynu A v poměru k hustotě srovnávacího plynu B za stejných podmínek:

$$\rho_r = \frac{\rho_A}{\rho_B}$$

Je samozřejmé, že všechny výpočty pro reálné plyny, zakládající se na stavové rovnici ideálního plynu, jsou jen přibližné. Skutečnosti se přibližují tím více, čím víc se zkoumaný plyn blíží modelu plynu ideálního, tj. při nízkých tlacích a dostatečně vysokých teplotách. Pro přesnější výpočty je pak zapotřebí použít některé z rovnic plynů reálných, z nichž nejznámější je rovnice van der Waalsova. V ní jsou dvě individuální konstanty, jejichž číselné hodnoty jsou charakteristické pro daný plyn a které jsou součástí opravných členů pro vlastní objem molekul a přitažlivé mezimolekulové síly. U plynu ideálního jsme jak vlastní objem molekul, tak i působení sil mezi nimi neuvažovali. •••

Příklad 6

Jisté množství plynu má při teplotě 21°C a tlaku $1,4 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ objem 6 dm^3 . Vypočítejte, jaký bude jeho objem za standardních podmínek.

Řešení: K výpočtu použijeme stavové rovnice ve tvaru:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

$$T_1 = 21 + 273 = 294\text{K} \quad T_2 = 273\text{K}$$

$$p_1 = 1,4 \cdot 10^5 \text{ Pa} \quad p_2 = 101\,325 \text{ Pa}$$

$$V_1 = 6 \text{ dm}^3 \quad V_2 = ?$$

$$V_2 = \frac{p_1 V_1 T_2}{T_1 p_2} = \frac{1,4 \cdot 10^5 \times 6 \times 273}{294 \times 101325} = 7,70 \text{ dm}^3$$

Odpověď: Za standardních podmínek bude objem plynu $7,70 \text{ dm}^3$. •••

Příklad 7

Vypočítejte hmotnost 1 m^3 vzduchu za tlaku $1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ a teploty 17°C , je-li průměrná molární hmotnost vzduchu $28,964 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}$.

Řešení: Použijeme stavové rovnice v obecném tvaru:

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

$$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}, p = 1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa}, T = 273 + 17 = 290 \text{ K}, V = 1 \text{ m}^3$$

$$m = \frac{MpV}{RT} = \frac{28,964 \cdot 10^{-3} \times 1,5 \cdot 10^5 \times 1}{8,314 \times 290} = 1,802 \text{ Kg}$$

Odpověď: Hmotnost 1 m³ vzduchu je za daných podmínek 1,802 kg. ●●●

Příklad 8

Pod jakým tlakem je 4,8 kg argonu v tlakové láhvi o obsahu 20 dm³ při teplotě 20°C?

Řešení: Řešíme pomocí stavové rovnice:

$$pV = \frac{m}{M}RT$$

$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$, $p = ? \text{ Pa}$, $T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$, $V = 20 \text{ dm}^3$, $m = 4,8 \text{ kg}$, $M = 39,948 \text{ g mol}^{-1}$

$$p = \frac{mRT}{MV} = \frac{4,8 \times 8,314 \times 293}{39,948 \cdot 10^{-3} \times 20 \cdot 10^{-3}} = 146,35 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Odpověď: Tlak argonu v tlakové láhvi za daných podmínek je 14,635 MPa. ●●●

Příklad 9

Vypočítejte molární hmotnost plynné látky, jestliže 500 ml této látky má při teplotě 20°C a tlaku 102,66 kPa hmotnost 1,854 g.

Řešení: Molární hmotnost neznámé látky vypočítáme ze stavové rovnice:

$$pV = \frac{m}{M}RT$$

Do rovnice dosadíme:

$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$, $p = 1,0266 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, $T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$, $V = 500 \text{ cm}^3$, $m = 1,854 \text{ g}$, $M = ? \text{ g mol}^{-1}$

$$M = \frac{mRT}{pV} = \frac{1,854 \cdot 10^{-3} \times 8,314 \times 293}{1,0266 \cdot 10^5 \times 5 \cdot 10^{-4}} = 0,0880 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 88,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Odpověď: Molární hmotnost neznámého plynu je 88,0 g mol⁻¹. ●●●

Příklad 10

Vypočítejte hustotu suchého vzduchu při teplotě 18 °C a tlaku 1,04 · 10⁵ Pa.

Řešení: K výpočtu lze použít stavovou rovnici, ze které vyjádříme hustotu:

$$pV = \frac{m}{M}RT \rightarrow \rho = \frac{Mp}{RT}$$

$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$, $p = 1,04 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, $T = 273 + 18 = 291 \text{ K}$, $M = 28,95 \cdot 10^{-3} \text{ g mol}^{-1}$

$$\rho = \frac{Mp}{RT} = \frac{28,95 \cdot 10^{-3} \times 1,04 \cdot 10^5}{8,314 \times 291} = 1,244 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

Odpověď: Hustota suchého vzduchu za daných podmínek je 1,244 kg m⁻³. ●●●

Příklad 11

Jaká bude hustota ideálního vodního plynu za standardních podmínek, jestliže složení v molárních zlomcích je $x_{H_2} = 50\%$ a $x_{CO} = 50\%$.

Řešení: Hustotu ideálního vodního plynu za standardních podmínek vypočteme ze vztahu

$$\rho^\circ = \frac{M}{V_m^\circ}$$

Hustotu dané směsi pak vyjádříme jako průměrnou hodnotu vypočítanou z jejího složení:

$$\rho^\circ = \frac{2,02 \cdot 10^{-3}}{22,41 \cdot 10^{-3}} \times 0,5 + \frac{28,01 \cdot 10^{-3}}{22,41 \cdot 10^{-3}} \times 0,5 = 0,045 + 0,625 = 0,670 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

Hustotu směsi plynů je možno vypočítat i z průměrné molární hmotnosti:

$$M(\text{vodní plyn}) = 2,02 \cdot 0,5 + 28,01 \cdot 0,5 = 15,015 \text{ g mol}^{-1} = 15,015 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}$$

$$\rho^\circ = \frac{M(\text{vodní plyn})}{V_m^\circ} = \frac{15,015 \cdot 10^{-3}}{22,41 \cdot 10^{-3}} = 0,670 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

Odpověď: Hustota vodního plynu za standardních podmínek je $0,670 \text{ kg m}^{-3}$. •••

Příklad 12

Určete relativní molekulovou hmotnost neznámého plynu, je-li jeho relativní hustota, vztažená na vzduch jako srovnávací plyn: 1,4529.

Řešení: Vyjdeme ze vztahu definujícího relativní hustotu:

$$\rho_r = \frac{\rho_x}{\rho_{\text{vzduch}}} = \frac{M_x}{M_{\text{vzduch}}} = 1,4529$$

$$M_x = 1,4529 \times 28,964 = 42,08 \text{ g mol}^{-1}$$

Odpověď: Neznámý plyn má relativní molekulovou hmotnost 42,08. •••

Příklad 13

Vypočítejte hustotu jistého plynu při teplotě -20°C a tlaku $5 \cdot 10^4 \text{ Pa}$, jestliže bys za standardních podmínek hustota tohoto plynu $\rho^\circ = 1,428 \text{ kg m}^{-3}$.

Řešení: K výpočtu lze použít následující vztah:

$$\rho = \rho^\circ \frac{p}{p^\circ} \frac{T_0}{T} = 1,428 \frac{5 \cdot 10^4}{101325} \frac{273}{253} = 0,760 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

Odpověď: Hustota plynu při teplotě -20°C a tlaku $5 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ je $0,760 \text{ kg m}^{-3}$. •••

Příklad 14

Spálením 0,43 g organické látky vzniklo 0,27 g vody a 494 ml oxidu uhličitého při teplotě 20°C a tlaku 99 kPa, Relativní hustota této látky ve srovnání se vzduchem je 2,9723. Jaký je molekulový vzorec látky?

Řešení: Výpočtem podle stavové rovnice zjistíme nejdříve hmotnost vzniklého oxidu uhličitého:

$$pV = \frac{m}{M}RT$$

$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$, $p = 9,9 \cdot 10^4 \text{ Pa}$, $T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$, $M = 44,01 \text{ g mol}^{-1}$, $V = 494 \text{ cm}^3 = 4,94 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$,

$$m = \frac{pVM(\text{CO}_2)}{RT} = \frac{9,9 \cdot 10^4 \times 4,94 \cdot 10^{-4} \times 44,01 \cdot 10^{-3}}{8,314 \times 293} = 0,88 \cdot 10^{-3} \text{ kg} = 88 \text{ g}$$

Hmotnost uhlíku obsaženou ve 0,88 g CO₂ pak vypočteme z úvahy:

44,01 g CO₂ obsahuje 12,01g C

0,88g CO₂ obsahuje x g C

$$x = \frac{12,01 \times 0,88}{44,01} = 0,24 \text{ g C}$$

Obdobně vypočítáme hmotnost vodíku:

18,02 g H₂O obsahuje 2,02 g H₂

0,27 g H₂O obsahuje y g H₂

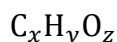
$$y = \frac{2,02 \times 0,27}{18,02} = 0,030 \text{ g H}_2$$

Odečtením hmotnosti uhlíku (x) a vodíku (y) od navážky organické látky m

$$m - x - y = 0,43 - 0,24 - 0,03 = 0,16\text{g}$$

zjistíme, že vzorek obsahuje kromě uhlíku a vodíku ještě 0,16 g kyslíku.

Z obecného vzorce analyzované sloučeniny



vypočítáme vzorec empirický:

$$x:y:z = \frac{0,24}{12,0} : \frac{0,03}{1,0} : \frac{0,16}{16,0} = 2:3:1$$

Empirický vzorec je C₂H₃O.

Molární hmotnost dané sloučeniny M: vypočítáme pak z její relativní hustoty vztažené na vzduch:

$$\rho_r = \frac{\rho_x}{\rho_{\text{vzduch}}} = \frac{M_x}{1,292 \times 22,41} = \frac{M_x}{M_{\text{vzduch}}} = \frac{M_x}{28,964} = 2,9723$$

$$M_x = 2,9723 \times 28,964 = 86,1 \text{ g. mol}^{-1}$$

Vypočítaná, molární hmotnost pak umožňuje ověření, zda nalezený empirický vzorec odpovídá vzorci molekulovému, či nikoliv, a jaký je vztah empirického vzorce k molekulovému.

$$M(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}) = 43,045 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M_x = 86,1 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\frac{M_x}{M_{\text{C}_2\text{H}_3\text{O}}} = \frac{86,1 \text{ g mol}^{-1}}{43,05} = 2$$

Molekulový vzorec se rovná dvojnásobku vzorce empirického. $2(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}) = \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$

Odpověď: Molekulový vzorec sloučeniny je $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$. •••

8.6 Procesy se směsí plynů

Stavová rovnice ideálního plynu platí zároveň i pro směs plynů s celkovým látkovým množstvím n , pokud spolu chemicky nereagují. Proto je-li v určitém uzavřeném prostoru směs několika navzájem nereagujících ideálních plynů, chová se každá složka této plynné směsi v daném prostoru tak, jako by jej vyplňovala sama. Podobně tedy i molekuly plynů každé složky budou působit na stěny nádoby pouze tlakem, který odpovídá jejich kinetické energii.

Podle Daltonova zákona je celkový tlak směsi roven součtu parciálních tlaků jednotlivých složek p_i :

$$p = \sum_i p_i \quad ()$$

Ze stavové rovnice ideálního plynu vyplývá proto pro tlak každé složky plynné směsi (p_i) vztah

$$p_i = n_i \frac{RT}{V} \quad ()$$

kde n_i je látkové množství daného jednotlivého plynu. Tento tlak se nazývá tlak parciální a je roven tlaku, který by měl plyn, kdyby vyplňoval celkový objem pouze sám. Sečtením parciálních tlaků všech plynů ve směsi dospějeme k úhrnnému tlaku plynné směsi. Tento vztah vyjadřuje Daltonův zákon o parciálních tlacích.

$$p = \sum_i p_i = \sum_i n_i \frac{RT}{V} \quad ()$$

Vzájemným vydělením posledních dvou vztahů dostáváme:

$$\frac{p_i}{p} = \frac{n_i}{\sum_i n_i} = x_i \quad ()$$

kde x_i je molární zlomek složky i ve směsi plynů.

Ve směsi ideálních plynů vzájemně spolu nereagujících platí zákon Amagatuv, podle kterého je celkový objem plynné směsi součtem parciálních objemů jednotlivých složek:

$$V = \sum_i V_i \quad ()$$

Pro parciální objem i-té složky můžeme napsat vztah:

$$V_i = n_i \frac{RT}{p} \quad ()$$

a pro celkový objem:

$$V = \sum_i n_i \frac{RT}{p} \quad ()$$

obou vztahů dostáváme opět výraz pro molární zlomek i-té plynné složky ve směsi.

$$\frac{V_i}{V} = \frac{n_i}{\sum_i n_i} = x_i \quad ()$$

...

Příklad 15

Dvě nádoby o obsahu 5 a 10 litrů jsou spojeny trubicí s kohoutem. V první nádobě je dusík pod tlakem 90 kPa, ve druhé kyslík. Teplota obou plynů je stejná. Otevřením kohoutu ve spojovací trubici vznikla směs obou plynů a tlak se ustálil na hodnotě 0,104 MPa. Vypočítejte, jaký byl tlak kyslíku před smíšením obou plynů, zůstala-li teplota konstantní.

Řešení: Při výpočtu použijeme zákona Daltonova.

$$V_{1N_2} = 15 \text{ dm}^3$$

$$V_{2N_2} = 5 \text{ dm}^3$$

$$p_{1N_2} = ? \text{ kPa}$$

$$p_{2N_2} = 90 \text{ kPa}$$

$$p_{1N_2} = \frac{p_{2N_2} \times V_{2N_2}}{V_{1N_2}} = \frac{90 \times 5}{15} = 30 \text{ kPa}$$

$$p_{O_2} = p_{\text{směsi}} - p_{1N_2} = 104 - 30 = 74 \text{ kPa}$$

$$V_{1O_2} = 15 \text{ dm}^3$$

$$V_{2O_2} = 10 \text{ dm}^3$$

$$p_{1O_2} = 74 \text{ kPa}$$

$$p_{2O_2} = ? \text{ kPa}$$

$$p_{1O_2} = \frac{p_{2O_2} \times V_{2O_2}}{V_{1O_2}} = \frac{74 \times 15}{10} = 111 \text{ kPa}$$

Odpověď: Tlak kyslíku před vznikem plynné směsi byl 111 kPa. ...

Příklad 16

Směs plynů vyjádřená objemovými zlomky obsahuje 50 % vodíku 35 % methanu, 10 % oxidu uhelnatého a 5% dusíku. Celkový tlak směsi je 0,2 MPa. Vypočítejte parciální tlaky jednotlivých složek směsi.

Řešení: Parciální tlaky jednotlivých složek ve směsi plynu jsou přímo úměrné jejich objemovým nebo molárním zlomkům. Podle Daltonova zákona platí:

$$\frac{p_i}{p} = \frac{n_i}{\sum_i n_i} = x_i$$

$$p_i = p \times x_i$$

$$p_{\text{H}_2} = p \times x_{\text{H}_2} = 0,2 \times 0,5 = 0,1 \text{ MPa}$$

$$p_{\text{CH}_4} = p \times x_{\text{CH}_4} = 0,2 \times 0,35 = 0,07 \text{ MPa}$$

$$p_{\text{CO}} = p \times x_{\text{CO}} = 0,2 \times 0,1 = 0,02 \text{ MPa}$$

$$p_{\text{N}_2} = p \times x_{\text{N}_2} = 0,2 \times 0,05 = 0,01 \text{ MPa}$$

Odpověď: Parciální tlak vodíku $p_{\text{H}_2} = 0,1 \text{ MPa}$, methanu $p_{\text{CH}_4} = 0,07 \text{ MPa}$, oxidu uhelnatého $p_{\text{CO}} = 0,02 \text{ MPa}$ a dusíku $p_{\text{N}_2} = 0,01 \text{ MPa}$. •••

Příklad 17

V nádobě objemu jeden litr je směs 1 g oxidu uhličitého a 1 g oxidu uhelnatého. Určete jejich parciální tlaky a celkový tlak směsi při teplotě 25°C.

Řešení: Tlak daného množství obou oxidů v uvedeném objemu vypočítáme podle stavové rovnice:

$$pV = \frac{m}{M}RT$$

$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$, $T = 273 + 25 = 298 \text{ K}$, $M(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ g mol}^{-1}$, $M(\text{CO}) = 28,01 \text{ g mol}^{-1}$, $V = 1 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$, $m = 1 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$

Parciální tlak oxidu uhličitého pak vypočítáme ze vztahu:

$$p_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}RT}{M(\text{CO}_2)V} = \frac{1 \cdot 10^{-3} \times 8,314 \times 298}{44,01 \cdot 10^{-3} \times 1 \cdot 10^{-3}} = 56\,295,7 \text{ Pa}$$

Obdobně vypočítáme parciální tlak oxidu uhelnatého

$$p_{\text{CO}} = \frac{m_{\text{CO}}RT}{M(\text{CO})V} = \frac{1 \cdot 10^{-3} \times 8,314 \times 298}{28,01 \cdot 10^{-3} \times 1 \cdot 10^{-3}} = 88\,453,1 \text{ Pa}$$

Celkový tlak směsi je pak dán součtem parciálních tlaků jednotlivých složek.

$$p = p_{\text{CO}_2} + p_{\text{CO}} = 56\,295,7 + 88\,453,1 = 144\,749 \text{ Pa}$$

Odpověď: Parciální tlak oxidu uhličitého je 56295,7 Pa, oxidu uhelnatého 88 453,1 Pa. Celkový tlak směsi je 144,75 kPa. •••

Velmi často přichází v úvahu výpočet s plynem, který byl jímán nad vodou. Protože v tomto případě je nad vodou rovněž přítomna vodní pára, musíme ji při přesnějším výpočtu považovat za složku plynné směsi. Rovnovážný tlak (tenze) vodní páry závisí na teplotě kapalně vody, kterou plyn probublával (v případě potřeby lze najít tabelované hodnoty v běžných chemických tabulkách. •••

Příklad 18

Ve skleněné baňce je přechováváno pod vodním uzávěrem 666 cm³ argonu při teplotě 14°C a tlaku 101,6 kPa. Vypočítejte, jaká je hmotnost argonu v gramech.

Řešení: Rovnovážný tlak vodní páry při teplotě 14°C je 1,60 kPa. Tlak suchého argonu je 101,6 - 1,6 = 100,0 kPa. Hmotnost argonu vypočítáme ze stavové rovnice

$$pV = \frac{m}{M}RT$$

kde $R = 8,314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$, $p = 1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, $T = 273 + 14 = 287 \text{ K}$, $M = 39,948 \text{ g mol}^{-1}$, $V = 666 \text{ cm}^3 = 6,66 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$,

$$m = \frac{pVM}{RT} = \frac{1 \cdot 10^5 \times 6,66 \cdot 10^{-4} \times 39,948 \cdot 10^{-3}}{8,314 \times 287} = 1,115 \cdot 10^{-3} \text{ kg} = 1,115 \text{ g}$$

Opověď: Pod vodním uzávěrem je 1,115 g argonu. •••

Příklad 19

V plynojemu s vodním uzávěrem je nad vodou v objemu 2000 m³ při teplotě 10°C svítiplyn o složení vyjádřeném objemovými zlomky: 47 % vodíku; 36 % metanu, 8 % oxidu uhelnatého, 3 % etylenu a 6 % dusíku. Tlak v plynojemu je 111,6 kPa. Rovnovážný tlak vodní páry, při teplotě 14°C je 1,60 kPa. Vypočítejte hmotnost svítiplynu.

Řešení: Tlak suchého svítiplynu v plynojemu je 111,6 - 1,6 = 110,0 kPa. K výpočtu hmotnosti svítiplynu lze použít stavové rovnice:

$$pV = \frac{m}{M}RT$$

kde $R = 8,314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$, $p = 110,0 \text{ kPa}$, $T = 273 + 14 = 287 \text{ K}$, $V = 2000 \text{ m}^3$,

Průměrnou molární hmotnost lze vypočítat z daného složení svítiplynu.

$$\bar{M} = M_{\text{H}_2}\varphi_{\text{H}_2} + M_{\text{CH}_4}\varphi_{\text{CH}_4} + M_{\text{CO}}\varphi_{\text{CO}} + M_{\text{C}_2\text{H}_2}\varphi_{\text{C}_2\text{H}_2} + M_{\text{N}_2}\varphi_{\text{N}_2}$$

$$\begin{aligned}\bar{M} &= 2,02 \times 0,47 + 16,04 \times 0,36 + 28,01 \times 0,08 + 28,05 \times 0,03 + 28,01 \times 0,06 \\ &= 0,95 + 5,77 + 2,24 + 0,84 + 1,68 = 11,48 \text{ g mol}^{-1} \\ &= 11,48 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}\end{aligned}$$

Ze stavové rovnice pak vypočítáme hmotnost svítiplynu:

$$m = \frac{pV\bar{M}}{RT} = \frac{1,1 \cdot 10^5 \times 2 \cdot 10^3 \times 11,48 \cdot 10^{-3}}{8,314 \times 287} = 1,058 \cdot 10^3 \text{ kg}$$

Odověď: V plynojemu je 1,058 tuny svítiplynu. •••

8.7 Výpočty podle Avogadrova zákona

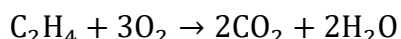
Reakce látek v plynném stavu se řídí zákonem jednoduchých poměrů objemových, který odvodil **Gay-Lussac**. Podobně jako ostatní stechiometrické zákony byl odvozen empirickým způsobem. Tento zákon lze vyjádřit takto: Objemy látek, které spolu reagují v plynném stavu, jsou v poměru celých čísel, zpravidla malých; Rovněž i objemy látek při reakci vznikajících, pokud jsou v plynném stavu, lze do tohoto poměru zahrnout. Uspokojivý výklad objemového zákona podal **Avogadro** na základě svého učení o molekulách a své hypotéze o tom, že **za téhož tlaku a téže teploty obsahují stejné objemy různých látek v plynném stavu stejný počet**

molekul. Tato hypotéza byla později potvrzena jako jeden ze základních přírodních zákonů, který nazýváme zákonem Avogadrovým. •••

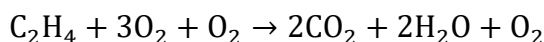
Příklad 20

V uzavřené nádobě byla při tlaku 0,12 MPa připravena směs ethylenu a kyslíku v molárním poměru 1:4. Jaká změna tlaku nastane spálením ethylenu, jestliže předpokládáme ochlazení reakčních zplodin na teplotu původní, vyšší než 100°C?

Řešení: Spalováním ethylenu vzniká oxid uhličitý a voda, kdy reakce probíhá podle následující rovnice:



Při teplotě nad 100°C bude také voda v plynném stavu. Podle reakční rovnice připadají na jeden objem etylenu 3 objemy kyslíku. Kyslík tedy byl ve výchozí směsi v nadbytku a po proběhnutí reakce obsahovala vzniklá směs kromě produktů i nezreagovaný kyslík. Proto lze poměr jednotlivých složek v nádobě před reakcí a po ní zapsat následovně:



V objemech pak tedy:

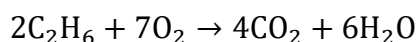
$$1 + 3 + 1 = 2 + 2 + 1$$

Odpověď: Při reakci tedy nedošlo ke změně objemu. Za předpokladu, že před spalováním i po něm si směs zachová stejnou teplotu, nenastane ani změna tlaku. •••

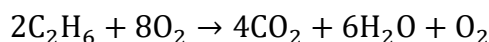
Příklad 21

V uzavřené nádobě byly spáleny dva objemy etanu v osmi objemech kyslíku. Plyny byly analyzovány za stejné teploty, která byla vyšší než 100°C. O kolik vzrostl tlak v nádobě za předpokladu, že po ukončení reakce byla směs plynu ochlazená na stejnou teplotu jako při analýze před započítáním reakce? Určete, jaké bude složení vzniklé směsi v objemových zlomcích.

Řešení: Z rovnice spalování ethanu vidíme, že 2 objemy ethanu a 7 objemu kyslíku poskytují 4 objemy oxidu uhličitého a 6 objemů vodní páry.



Protože ve výchozí směsi je kyslík v přebytku, zůstává nezreagovaný kyslík ve směsi reakčních zplodin:



Do reakce tedy vstupuje 10 objemu plynů a po reakci směs obsahuje objemů 11. Za konstantní teploty se proto musí tlak plynů v uzavřené nádobě zvýšit v poměru 10:11, tedy o 10 %.

Směs plynů po ukončení reakce obsahuje celkem 11 objemů plynů, tj. 4 objemy oxidu uhličitého, 6 objemu vody (pára) a 1 objem kyslíku. Složení směsi lze pak vypočítat v objemových zlomcích φ_i

$$\varphi_i = \frac{V_i}{V_s}$$

kde V_i je objem i -té složky a V_s je celkový objem soustavy.

$$\varphi_{\text{CO}_2} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_s} = \frac{4}{11} = 0,3636 = 36,36\%$$

$$\varphi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{V_{\text{H}_2\text{O}}}{V_s} = \frac{6}{11} = 0,5455 = 54,55\%$$

$$\varphi_{\text{O}_2} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_s} = \frac{1}{11} = 0,0909 = 9,09\%$$

Odpověď: Tlak v uzavřené nádobě se zvýší o 10 % původního tlaku a výsledná směs plynů obsahuje, 36,36 % CO_2 , 54,55 % H_2O a 9,09 % O_2 v objemových zlomcích. •••

Příklad 22

Vypočítejte tlak směsi plynů vzniklé v uzavřené nádobě spálením jednoho objemu methanu ve třech objemech kyslíku. Tlak před reakcí měřen při teplotě 20°C činil 0,12 MPa. Tlak směsi po proběhnutí reakce je uvažován při stejné teplotě 20°C .

Řešení: Reakce probíhá podle rovnice:



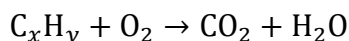
Směs před reakcí tedy obsahuje přebytek jednoho objemu kyslíku. Voda vzniklá spalováním metanu při dané teplotě pozorování není v plynném stavu. A její objem proto můžeme zanedbat. Při reakci tedy vznikají ze čtyř objemů jen dva: jeden objem oxidu uhličitého a jeden objem nezreagovaného kyslíku. Tlak se proto sníží o polovinu.

Odpověď: Tlak plynné směsi klesne na 60 kPa. •••

Příklad 23

Úplným spálením 5 cm^3 neznámého uhlovodíku v 15 cm^3 kyslíku bylo po kondenzaci vodní páry naměřeno 10 cm^3 plynných produktů. Probubláním vodným roztokem hydroxidu draselného klesl jejich objem na 5 cm^3 . Všechna měření byla provedena za stejných podmínek (teplota a tlak). Určete molekulový vzorec spáleného uhlovodíku.

Řešení: Neznámý uhlovodík označíme obecným vzorcem C_xH_y . Jeho spalování pak proběhne podle reakce:



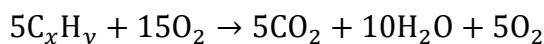
Po kondenzaci vodní páry a pohlcení oxidu uhličitého v hydroxidu draselném zbylo 5 cm^3 nezreagovaného kyslíku. Objem oxidu uhličitého zjistíme odečtením zbytkového kyslíku od 10 cm^3 spalných produktů. Objem oxidu uhličitého tedy bude 5 cm^3 .

Kyslík potřebný ke spálení uhlovodíku určíme odečtením nezreagovaného kyslíku od jeho původního množství. Ke spálení uhlovodíku se spotřebovalo celkem 10 cm^3 kyslíku.

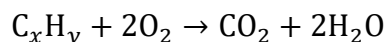
Ke vzniku 1 molu oxidu uhličitého je třeba 1 mol kyslíku. Z 5 cm³ kyslíku vznikne tedy 5 cm³ oxidu uhličitého.

Odečtením kyslíku spotřebovaného pro vznik CO₂ od celkové spotřeby kyslíku zůstane množství kyslíku potřebného ke vzniku vody, tj. 5 cm³.

Do výše naznačené rovnice dosadíme vypočítané objemy plynů:



Po úpravě rovnice dostaneme výslednou rovnici spalování uhlovodíku:



Z jedné molekuly uhlovodíku vznikne jedna molekula oxidu uhličitého a dvě molekuly vody, které obsahují 1 atom uhlíku a 4 atomy vodíku.

Odpověď: Spalovaný uhlovodík je metan a jeho molekulový vzorec je CH₄. •••

Příklad 24

Kolik molekul dusíku zůstane v prostoru 1 cm³ evakuovaného při teplotě 0°C na tlak 10⁻⁴ Pa? O kolik se sníží jejich počet izobarickým ohřevem měřeného prostoru na teplotu +100°C?

Řešení: Ze stavové rovnice vypočítáme látkové množství dusíku v evakuovaném prostoru:

$$pV = nRT$$

kde $p = 1 \cdot 10^{-4}$ Pa, $V = 1 \cdot 10^{-6}$ m³, $R = 8,3141$ mol⁻¹K⁻¹.

Při teplotě $T_0 = 273$ K je v evakuovaném prostoru n_1 molů dusíku:

$$n_1 = \frac{pV}{RT_0} = \frac{1 \cdot 10^{-6} \times 1 \cdot 10^{-4}}{8,314 \times 273} = 4,406 \cdot 10^{-14} \text{ mol N}_2$$

Při teplotě $T = 373$ K je to:

$$n_2 = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \cdot 10^{-6} \times 1 \cdot 10^{-4}}{8,314 \times 373} = 3,225 \cdot 10^{-14} \text{ mol N}_2$$

Počet molekul N_1 a N_2 určíme pomocí Avogadrovy konstanty:

$$N_1 = n_1 N_A = 4,406 \cdot 10^{-14} \times 6,022 \cdot 10^{23} = 2,653 \cdot 10^{10}$$

$$N_2 = n_2 N_A = 3,225 \cdot 10^{-14} \times 6,022 \cdot 10^{23} = 1,942 \cdot 10^{10}$$

Počet molekul klesne o rozdíl:

$$N_1 - N_2 = 2,653 \cdot 10^{10} - 1,942 \cdot 10^{10} = 0,711 \cdot 10^{10}$$

Odpověď:

V evakuovaném prostoru při teplotě 0°C je 2,653 · 10¹⁰ molekul a izobarickým ohřevem na 100°C klesne jejich počet o 7,11 · 10⁹. •••

8.8 Příklady k procvičení

Příklad 1

O jakou hodnotu se sníží tlak kyslíku, zvětší-li se za stálé teploty jeho objem třikrát? •••

Příklad 2

Jak se změní objem plynu, vzroste-li za stálé teploty jeho tlak desetkrát? Změnu vyjádřete v procentech. •••

Příklad 3

Plyn o objemu 1 dm^3 necháme rozepnout na objem 1 m^3 . Jak se při tom změní tlak z původní hodnoty 10 MPa, zůstane-li teplota konstantní? •••

Příklad 4

Tři litry dusíku necháme za konstantní teploty rozepnout na objem 20 dm^3 . Jaký byl původní tlak dusíku, je-li konečný tlak 9,6 kPa? •••

Příklad 5

V tlakové nádobě obsahu 15 dm^3 je dusík za tlaku 1,96 MPa. Vypočítejte objem, který bude dané množství dusíku zaujímat při nezměněné teplotě a tlaku 98 kPa. •••

Příklad 6

Konečný tlak kyslíku po izotermní kompresi je 0,5 MPa a objem 25 cm^3 . Jaký byl původní objem kyslíku, byla-li komprese započata při tlaku 83,33 kPa? •••

Příklad 7

Na jakou teplotu se z 10°C musí ohřát plyn při standardním tlaku, aby se jeho objem zdvojnásobil? •••

Příklad 8

V tlakové nádobě s kyslíkem je při teplotě 20°C tlak 15 MPa. Vypočítejte, o kolik procent se sníží tlak, ochladí-li se tlaková láhev přechováváním na -15°C . •••

Příklad 9

O kolik stupňů se změní teplota plynu v tlakové láhvi obsahu 20 litrů, jestliže následkem této změny klesne tlak plynu z 15 MPa na 14,5 MPa? Počáteční teplota byla 20°C . •••

Příklad 10

Ocelová láhev s vodíkem má nejvyšší přípustný tlak 22,1 MPa. Při teplotě 20°C je tlak vodíku v láhvi 15,2 MPa. Vypočítejte, při jaké teplotě dosáhne tlak vodíku této nejvyšší přípustné hodnoty. •••

Příklad 11

Jaký objem má kyslík za standardních podmínek, jestliže má při teplotě 20°C a tlaku 15 MPa objem 20 dm³? •••

Příklad 12

Litr vodíku odměřený za standardních podmínek byl ochlazen na teplotu -100°C. Jaký zaujímá objem při tlaku 64,208 kPa? •••

Příklad 13

Argon zaujímá při teplotě 29°C a tlaku 96 kPa objem 10 dm³. Při jaké teplotě bude mít totéž množství argonu dvojnásobný objem a tlak 202,33 kPa? •••

Příklad 14

Ve 20-ti litrové tlakové láhvi je při teplotě 20°C a tlaku 5 MPa zbytek dusíku. Vypočítejte jeho objem za standardních podmínek a určete jeho hmotnost. •••

Příklad 15

Stanovte objem látkového množství 1,5 mol plynu, je-li tlak tohoto množství plynu 0,15 MPa a teplota 28°C. •••

Příklad 16

V uzavřené baňce objemu 1500 ml je 5 g argonu o teplotě 20°C. Vypočítejte, jak se změní tlak v baňce, zahřeje-li se argon na teplotu 200°C. •••

Příklad 17

Jaký je objem 1 tuny vzduchu při teplotě 27°C a tlaku 0,1 MPa? Vyjádřete obsah kyslíku za těchto podmínek objemovým zlomkem a určete celkovou hmotnost kyslíku. •••

Příklad 18

V uzavřené, nádobě o objemu 10 dm³ je vzduch o hmotnosti 10 g. Jaký tlak bude v nádobě při teplotě: a) 100°C, b) 0°C, c) -100°C? •••

Příklad 19

Vypočítejte objem 16 g kyslíku při teplotě 20°C a tlaku a) 1 MPa, b) 190 kPa, c) 10 MPa, d) 1 kPa. •••

Příklad 20

Určete hmotnost 1 m³ dusíku za tlaku 101 325 Pa a teploty a) 0°C, b) 100°C, c) -100°C. •••

Příklad 21

Stanovte hmotnost 1 dm³ a) vodíku, b) kyslíku, c) dusíku, d) oxidu uhelnatého, e) sulfanu, f) oxidu siřičitého, g) chloru při tlaku 0,1 MPa a teplotě 20°C. •••

Příklad 22

V tlakové láhvi o objemu 20 litrů je kyslík pod tlakem 15 MPa při teplotě 20°C. Určete hmotnost kyslíku. •••

Příklad 23

Tlaková láhev obsahu 40 dm³ naplněná kyslíkem váží 78,88 kg. Kyslík v láhvi má při teplotě 20°C tlak 15 MPa. Kolik váží prázdná tlaková láhev? •••

Příklad 24

Určete, jaká je hmotnost vzduchu v kilogramech v místnosti o rozměrech 6m x 6m x 3m, je-li teplota místnosti 16°C a tlak 0,1 MPa. •••

Příklad 25

V uzavřené nádobě je směs 0,1 mol kyslíku a 0,2 mol dusíku. Tlak v nádobě je 0,13 MPa, teplota plynné směsi je 30°C. Vypočítejte objem nádoby. •••

Příklad 26

Vzduch má obsah kyslíku vyjádřený objemovým zlomkem ($\varphi = 20,964\%$ O₂). Jaký je parciální tlak kyslíku ve vzduchu, je-li teplota 20°C a celkový tlak 0,1 MPa? •••

Příklad 27

Plynná směs má toto hmotnostní složení: 50 % vodíku a 50 % oxidu uhelnatého. Tlak plynné směsi je 0,11 MPa. Vypočítejte parciální tlak vodíku a oxidu uhelnatého. Jaké je objemové složení směsi? •••

Příklad 28

V nádobě o objemu 10 dm³ je směs plynů obsahující oxid uhelnatý a oxid uhličitý. Vypočítejte složení směsi v objemových zlomcích, víte-li, že parciální tlak oxidu uhelnatého je 40 kPa a oxidu uhličitého 60 kPa. •••

Příklad 29

Generátorový plyn obsahuje 25 % oxidu uhelnatého, 5 % oxidu uhličitého, 10 % vodíku a 2% metanu, zbytek tvoří dusík. Složení plynů je uvedeno v objemových zlomcích: Jaké jsou parciální tlaky jednotlivých složek generátorového plynu jestliže jeho celkový tlak je 120 kPa? •••

Příklad 30

Vypočítejte složení zemního plynu v objemových zlomcích, jestliže obsahuje metan o parciálním tlaku 71,5 kPa, vodík o parciálním tlaku 22,0 kPa, eten o parciálním tlaku 11,0 kPa a dusík. Celkový tlak směsi je 110 000 Pa. •••

Příklad 31

Nádoba objemu 6 dm^3 , ve které byl argon o tlaku 145 kPa, byla spojena s další nádobou o objemu 4 dm^3 , v níž byl rovněž argon o tlaku 60 kPa. Vypočítejte výsledný tlak ve spojených nádobách za konstantní teploty. •••

Příklad 32

V nádobě byla vytvořena směs obsahující 0,338 g vodíku a 5,6g oxidu uhelnatého. Při teplotě 20°C je celkový tlak směsi 150 kPa. Jaký je objem nádoby, ve které je směs přechovávána? Určete tlaky obou plynů. •••

Příklad 33

Ve třilitrové nádobě je směs 4,4 g oxidu uhličitého a 8,4 g oxidu uhelnatého. Zjistěte tlaky obou plynů a celkový tlak směsi při teplotě -2°C . •••

Příklad 34

V nádobě objemu 5 dm^3 je 1,68 g dusíku a 2,56 g kyslíku. Celkový tlak této směsi je 250 kPa. Jaká je teplota směsi? •••

Příklad 35

V plynojemu je pod vodním uzávěrem 10 g dusíku při teplotě 22°C a zaujímá objem 10 litrů. Rovnovážný tlak vodní páry při této teplotě je 2,64 kPa. Vypočítejte celkový tlak v plynojemu. •••

Příklad 36

V plynojemu s vodním uzávěrem je kyslík. Objem plynojemu je $1,2 \text{ dm}^3$, teplota kyslíku je 23°C a tlak 140,125 kPa. Rovnovážný tlak vodní páry při dané teplotě je 2,8 kPa. Vypočítejte objem daného množství kyslíku za standardních podmínek. •••

Příklad 37

Vypočítejte hmotnost suchého svítiplynu v plynojemu s vodním uzávěrem o objemu 15 000 m^3 . Teplota v plynojemu je 15°C , rovnovážný tlak vodní páry při této teplotě je 1,71 kPa. Čistěný svítiplyn má objemové složení 50% vodíku, 35% methanu, 8% oxidu uhelnatého, 2% oxidu uhličitého a 5% dusíku. Atmosférický tlak je 0,1 MPa, přetlak v plynojemu je 3,71 kPa. •••

Příklad 38

Spálením jednoho objemu plynného uhlovodíku vznikají dva objemy oxidu uhličitého a tři objemy vodní páry. Objemy plynů jsou měřeny za stejných podmínek. Jaký je vzorec uhlovodíku? •••

Příklad 39

Ke stanovení vzorce plynného uhlovodíku byla připravena směs 10 ml tohoto uhlovodíku a 37 ml kyslíku. Směs byla přivedena k explozi. Po ochlazení na laboratorní teplotu byl objem při

reakci vzniklých plynů 32 ml. Po promytí plynů roztokem hydroxidu klesl objem směsi na 12 ml. Jaký je vzorec hledaného uhlovodíku, Je-li Jeho relativní hustota v poměru ke vzduchu 0,897? Objemová měření byla provedena za stejných podmínek. •••

Příklad 40

Úplným spálením 5 cm³ neznámého uhlovodíku s 35 cm³ kyslíku bylo po kondenzaci vzniklé vodní páry naměřeno 25 cm³ spalin. Po probublání tohoto objemu roztokem hydroxidu draselného klesl tento na 5 cm³. Všechna měření objemů byla provedena za stejných podmínek. Jaký je molekulový vzorec uhlovodíku? •••

Příklad 41

Při hoření reaguje jistý uhlovodík s kyslíkem v molárním poměru 2:13. Objemový poměr uhlovodíku k plynu vznikajícímu reakcí, je při teplotě 20°C a tlaku 98,658 kPa 1:4. Určete molekulový vzorec uhlovodíku. •••

Příklad 42

Po shoření směsi 30 ml kyslíku a vodíku zbylo 4,5 ml nesloučeného kyslíku. Vypočtěte v objemových i hmotnostních procentech složení směsi před reakcí. •••

Příklad 43

V uzavřené nádobě je směs metanu a kyslíku v objemovém poměru 1:3. Teplota v nádobě je 150°C, tlak 49 kPa. Jak se změní tlak po proběhlé reakci a ochlazení na teplotu 150°C? Jaké bude objemové složení vzniklé směsi v procentech při této teplotě? •••

Příklad 44

V uzavřené nádobě je směs 2 objemů acetyleny a 9 objemů kyslíku při teplotě 150°C. O kolik procent se změní tlak v nádobě po úplném spálení uhlovodíku a ochlazení vzniklé směsi na počáteční teplotu? Vypočítejte, jaké je objemové složení vzniklé směsi v procentech. •••

Příklad 45

V uzavřené nádobě je při teplotě 140°C a tlaku 40 kPa směs 1 objemu-etanu a 5 objemů kyslíku. Směs byla přivedena k explozi a ochlazená na teplotu a) 140°C a b) 0°C. Vypočítejte tlak v nádobě a objemové složení vznikajících směsí plynů v procentech. •••

Příklad 46

Při úplném spálení směsi metanu a ethanu vzniklo 8,96 dm³ oxidu uhličitého (za standardních podmínek) a 12,6 g vody. V jakém molárním poměru byly oba uhlovodíky ve směsi? •••

Příklad 47

Po spálení směsi metanolu a etanolu vzniklo 3,361 dm³ oxidu uhličitého (za standardních podmínek) a 4,32 g vody. V jakém molárním poměru byly oba alkoholy? •••

Příklad 48

Kolik litrů kyslíku, měřeno za standardních podmínek, se spotřebuje ke spálení 250 g směsi etanolu s metanolem o molárním poměru 1:1? •••

Příklad 49

Kolik m³ vzduchu předehřátého na teplotu 100°C a s tlakem 298 kPa je třeba ke spálení 1 m³ koksárenského plynu (jehož objem byl měřen za standardních podmínek), který má objemové složení 50 % H₂, 30 % CH₄, 5 % CO₂, 10 % CO, 5 % N₂. Objemový obsah kyslíku ve vzduchu je $\varphi_{O_2} = 20,95 \%$. •••

Příklad 50

Kolik m³ vzduchu předehřátého na teplotu 400°C a za tlaku 0,5 MPa se spotřebuje ke spálení 1 m³ generátorového plynu (jehož objem byl měřen za standardních podmínek), který má objemové složení 30 % CO, 15 % H₂, 5 % CO₂, 3 % CH₄ a zbytek je dusík. Objemový obsah kyslíku ve vzduchu je $\varphi_{O_2} = 20,95 \%$. •••

Příklad 51

Prostor objemu 1 cm³ je při teplotě -30°C evakuován na 1.10⁻⁴ Pa. Kolik molekul je ještě obsaženo za těchto podmínek ve sledovaném prostoru? •••

Příklad 52

Jaký objem a jakou hmotnost má při teplotě 20°C a tlaku 98,66 kPa 1. 10²⁰ molekul vodíku? •••

Příklad 53

- Kolik molekul kyslíku je v 1 cm³ prostoru naplněného vzduchem a evakuovaného na tlak 1.10⁴ Pa při teplotě a) -73°C, b) +300°C. •••

Příklad 54

O kolik procent se zmenší obsah kyslíku v nadmořské výšce 8000 m proti standardním podmínkám, jestliže ve výšce 8000 m byl při -37°C naměřen tlak vzduchu 35 kPa? •••

Příklad 55

Jaký bude mít objem 1,5085.10¹⁹ molekul vzduchu na vrcholu Mont Blancu, jestliže v této výšce byl při -17°C naměřen tlak 53,329 kPa? •••

Příklad 56

Jaká je relativní molekulová hmotnost plynu, má-li 0,315 g jeho par při teplotě 22°C a tlaku 102,4 kPa objem 250 ml? •••

Příklad 57

Jistá látka o hmotnosti 0,668 g má při teplotě 92°C a tlaku 97 kPa objem 175 ml. Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost této sloučeniny. •••

Příklad 58

Vypočítejte hustotu suchého vzduchu při teplotě 17°C a tlaku 0,1 MPa. •••

Příklad 59

Vypočítejte, jaká je za standardních podmínek hustota neznámého plynu, víte-li, že při teplotě 24°C a tlaku 102,66 kPa má tento plyn hustotu 1,918 kg m⁻³. •••

Příklad 60

Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost plynné látky, jestliže znáte její relativní hustotu vztahenou ke vzduchu, $\rho_r = 1,380$. •••

Příklad 61

Nalezněte relativní hustotu zemního plynu vzhledem ke vzduchu, jestliže objemové složení zemního plynu je 75 % CH₄, 15 % C₂H₄, 7 % H₂, 2 % CO₂ a 1 % CO. •••

Příklad 62

Hustota jistého plynu při teplotě 20°C a tlaku 102,66 kPa je 2,988 kg m⁻³. Jaká bude relativní hustota neznámého plynu vztahená na vzduch? Vypočítejte molární hmotnost neznámého plynu. •••

Příklad 63

Spálením jedné šedesátiny molu neznámého uhlovodíku vzniklo látkové množství 0,05 mol vody a 0,693 dm³ oxidu uhličitého při teplotě 17°C a tlaku 116 kPa. Jaký je molekulový vzorec uhlovodíku? •••

Příklad 64

Spálením 0,304 g uhlovodíku vznikne látkové množství oxidu uhličitého 0,02 mol. Určete molekulový vzorec neznámého uhlovodíku, jestliže znáte jeho relativní hustotu vztahenou ke vzduchu $\rho_r = 1,52$. •••

Příklad 65

Určete molekulový vzorec neznámé látky, jestliže víte, že spálením jistého množství této látky vzniklo 0,064 g vody a při teplotě 20°C a tlaku 86 993 kPa celkově 100 ml CO₂ a SO₂ v objemovém poměru 1:1. Relativní hustota neznámé látky vzhledem k vodíku je $\rho_r = 23,94$. •••

Příklad 66

Spálením uhlovodíku vzniklo 0,279 g vody a 302,5 cm³ oxidu uhličitého, jehož objem byl měřen při teplotě 20°C a tlaku 100,66 kPa. Hustota uhlovodíku při 20°C a tlaku 99,325 kPa je $\rho = 2,370$ kg m⁻³. •••

Příklad 67

0,43 g organické látky má při teplotě 100°C a tlaku 99,325 kPa objem 156 ml. Spálením téhož množství organické látky vznikne 0,02 mol oxidu uhličitého a 0,015 mol vody. Jaký molekulový vzorec má tato sloučenina? •••

Příklad 68

Objem 1,223 g organické sloučeniny je při 20°C a 103 kPa 500 ml. Spálením 0,4833 g této látky dostaneme při teplotě 23°C a tlaku $1,013 \cdot 10^5$ Pa 405 ml oxidu uhličitého a 0,15 g vody. Určete molekulový vzorec této látky. •••

Příklad 69

Hustota uhlovodíku při teplotě 21°C a tlaku 98,66 kPa je $2,261 \text{ kg m}^{-3}$. Po spálení uhlovodíku je poměr hmotnosti vzniklého oxidu uhličitého a vody 2,444:1. Odvoďte na základě těchto údajů molekulový vzorec uhlovodíku. •••

Příklad 70

Vedením vodní páry přes rozžhavené uhlí vzniká vodní plyn. Kolik m^3 vodního plynu odebíraného při teplotě 20°C a tlaku 101 325 Pa lze teoreticky získat ze 4 kg uhlí? •••

Příklad 71

Spálením 5 kg uhlí vzniklo 8 m^3 oxidu uhličitého při teplotě 20°C a tlaku 104 kPa. Vypočítejte kolik procent uhlíku obsahuje uhlí. •••

Příklad 72

Kyslík byl v ozonizátoru převeden na ozon z 12 %. O kolik procent se změnil tlak v trubici, jestliže teplota zůstává konstantní. •••

Příklad 73

V litrové nádobě je 1,6 g kyslíku. Tento kyslík byl ozonizován. Kolik hmotnostních procent kyslíku bylo převedeno na ozon, jestliže tlak v nádobě je při 20°C 1,2 kPa? •••

Příklad 74

Kyslík o hmotnosti 4 gramů byl přeměněn z 10 % na ozon. Vypočítejte tlak této směsi, jestliže teplota byla 20°C a objem reakční trubice 2 dm^3 . •••

Příklad 75

Ke vzduchu byl přidán ozon v takovém množství, aby hustota této směsi byla rovna hustotě kyslíku za stejných podmínek. Vypočítejte objemový obsah ozonu ve směsi ($\varphi_{\text{O}_2} = 21 \%$, $\varphi_{\text{N}_2} = 79 \%$). •••

Příklad 76

V nádobě o objemu 6 dm^3 je směs oxidu uhelnatého a vodíku. Při teplotě 21°C a tlaku 99 kPa má tato směs hustotu $1,000 \text{ kg m}^{-3}$. Vypočítejte a) hmotnost a objemové složení této směsi, b) hmotnost a objemové složení směsi za tlaku 0,99 MPa, jestliže ostatní podmínky jsou zachovány. •••

Příklad 77

Hustota směsi oxidu uhelnatého a uhlíčitého při 20°C a tlaku 104,26 kPa je 1,37 kg m⁻³. Určete složení směsi v objemových zlomcích a vyjádřete celkový obsah uhlíku hmotnostním zlomkem.

•••

Příklad 78

Ekvimolární směs oxidu uhelnatého a kyslíku za zvýšené teploty částečně zreagovala a její hustota při 20°C a tlaku 102,66 kPa je 1,5256 kg m⁻³. Zreagovanou část oxidu uhelnatého vyjádřete molárním zlomkem. Jaké je objemové (molární) složení výsledné směsi? •••

Příklad 79

Hmotnost jednoho litru směsi oxidu uhelnatého a oxidu uhlíčitého je při teplotě 20°C a tlaku 104 kPa 0,303 kg m⁻³. Určete složení směsi v objemových a hmotnostních zlomcích. •••

Příklad 80

Hustota směsi vodíku a dusíku při teplotě 25°C a tlaku 104 kPa je 0,3'03 kg m⁻³. Určete složení směsi v objemových a hmotnostních zlomcích. •••

Příklad 81

Vyjádřete složení směsi vodíku a dusíku v hmotnostních a objemových zlomcích, jestliže víte, že hustota této směsi při teplotě 24°C a tlaku 100 4 kPa byla 0,153 kg m⁻³. •••

Příklad 82

Vypočítejte hmotnost kyslíku vznikajícího rozkladem 100 g chlorečnanu draselného. Jaký objem bude mít kyslík při teplotě 47°C a tlaku 0,1 MPa? •••

Příklad 83

V uzavřené nádobě o objemu 5 dm³ bylo žiháno 5g chlorečnanu draselného do úplného rozkladu. Jaký bude po ochlazení na teplotu 20°C naměřen tlak byla-li nádoba uzavřena při teplotě 20°C a tlaku 0,1 kPa. •••

Příklad 84

V nádobě o obsahu 3 dm³ byl žihán chlorečnan draselný do úplného rozkladu. Před započítím žihání byla naměřena teplota 22°C a tlak 99 kPa. Vypočítejte hmotnost chlorečnanu draselného obsahujícího 9% nečistot (neměnicích se žiháním) použitého k rozkladu, jestliže po ukončení reakce byl při stejné teplotě naměřen tlak 149 kPa. •••

Příklad 85

V uzavřené čtyřlitrové nádobě byl žihán 1g směsi chlorečnanu sodného a draselného až do úplného rozkladu. Před zahříváním byl naměřen při teplotě 20°C tlak 0,1 MPa, po ukončení žihání při téže teplotě naměřen tlak 1,8.10⁵Pa. Vyjádřete v molárních zlomcích složení směsi chlorečnanů. •••

Příklad 86

Reakcí vápence o hmotnosti 500 g s kyselinou chlorovodíkovou byl připraven oxid uhličitý. Čistota vápence vyjádřená hmotnostním zlomkem je 92 %. Jaké látkové množství oxidu uhličitého se získalo? Určete jeho objem při teplotě 18°C a tlaku 98,0 kPa. •••

Příklad 87

Vypočítejte hmotnost mramoru s hmotnostním obsahem 95% uhličitanu vápenatého, potřebného k přípravě 150 dm³ oxidu uhličitého v 'Kippově přístroji. Objem oxidu uhličitého je měřen při teplotě 27°C a tlaku 9,6·10⁴ Pa. •••

Příklad 88

Rozkladem 10 tun vápence s hmotnostním obsahem 9 % nečistot (které se žíháním nemění) byl vyroben oxid uhličitý a vápno. Vypočítejte a) hmotnost páleného vápna, b) objem oxidu uhličitého při teplotě 25°C a tlaku 100,8 kPa, c) obsah nečistot v produktu vyjádřete hmotnostním zlomkem. •••

Příklad 89

Pálením vápence, který obsahoval 10 % nečistot, bylo získáno 15 tun vápna. Vypočítejte a) hmotnost vápence, b) objem oxidu uhličitého při teplotě 30°C a tlaku 104,6 kPa, c) obsah nečistot v páleném vápně za předpokladu, že nečistoty se žíháním nemění. •••

Příklad 90

Při teplotě 27°C se ustaví rovnováha pro reakci $2\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$. Jeden gram oxidu dusičitého má při této teplotě a tlaku 101 325 Pa objem 0,321 dm³. Vypočítejte hmotnostní zlomek monomerního oxidu. •••

Příklad 91

Vypočítejte hmotnost mramoru potřebného k udržení inertní atmosféry během jisté reakce po dobu šesti hodin se spotřebou 25 dm³ CO₂ za minutu. Objem plynu je měřen při teplotě 24°C a tlaku 99,5 kPa. Použitý mramor má hmotnostní obsah uhličitanu vápenatého 94 %. Ztráty na CO₂ při přípravě jsou 1,3 %. •••

Příklad 92

Plynný amoniak o objemu 330 ml, měřený při teplotě 18°C a tlaku 99,925 kPa, byl pohlcen ve vodě. Vypočítejte objem 0,25M kyseliny sírové potřebné na neutralizaci tohoto roztoku. •••

Příklad 93

V litrové nádobě byla při tlaku 103 kPa a teplotě 23°C směs amoniaku a vzduchu. Po přidání vody a pohlcení veškerého amoniaku ve vodě byl vzniklý roztok neutralizován 22 ml 0,1M kyseliny sírové. Vypočítejte parciální tlak amoniaku ve vzduchu. •••

Příklad 94

Jaký objem plynného amoniaku se musí při teplotě 20°C a tlaku 101 325 Pa pohltit v 1000 ml vody, aby vznikl roztok o hmotnostním složení 10 %? •••

Příklad 95

V jednom litru vody bylo pohlceno 300 dm³ směsi amoniaku se vzduchem. Objem směsi byl změřen při teplotě 27°C a tlaku 122,5 kPa. Vypočítejte a) koncentraci (molární) vzniklého roztoku, je-li jeho hustota $\rho = 0,9889 \text{ g cm}^{-3}$, b) parciální tlak amoniaku ve směsi se vzduchem (za předpokladu, že je veškerý amoniak pohlcen ve vodě). •••

Příklad 96

Vypočítejte hmotnost a objem acetyleny, který lze získat při teplotě 20°C a tlaku 98,66 kPa z 20 g karbidu vápenatého. •••

Příklad 97

Jaký objem vodíku za teploty 27°C a tlaku 99,715 kPa se připraví při rozkladu vodou 21 g hydridu vápenatého. Jakého objemu 1M kyseliny chlorovodíkové je třeba k neutralizaci vzniklého produktu? •••

Příklad 98

Vypočítejte hmotnost zinku a objem kyseliny chlorovodíkové potřebné teoreticky k přípravě 100 dm³ vodíku měřeného při teplotě 15°C a tlaku 104 kPa. Složení kyseliny chlorovodíkové je vyjádřeno hmotnostním zlomkem $w_{\text{HCl}} = 20 \%$. •••

Příklad 99

Jaký objem chloru při teplotě 6 °C a tlaku 0,1 MPa lze teoreticky připravit z jednoho litru kyseliny chlorovodíkové ($w = 20 \%$ HCl) oxidací dichromanem draselným? Hustota kyseliny chlorovodíkové je 1,098 g cm⁻³. Jaké hmotnosti dichromanu draselného bude teoreticky k této oxidaci zapotřebí? •••

Příklad 100

V uzavřené nádobě je pod tlakem 0,1 MPa při teplotě 400°C směs oxidu siřičitého a kyslíku v molárním poměru $\text{SO}_2:\text{O}_2 = 1:1$. Po určité době zreagovalo 75% SO_2 . Jaké bude objemové složení konečné směsi a celkový tlak v nádobě při teplotě 400 °C? •••

Příklad 101

Kolik tun kyanamidu vápenatého je možno připravit z 1800 m³ dusíku, měřeného za teploty 27°C a tlaku 101 325 Pa, při reakci s karbidem vápenatým, jestliže ztráty dusíků jsou 40 %. •••

Příklad 102

Slitina zinku a kadmia o hmotnosti 10g byla rozpuštěna v kyselině chlorovodíkové. Reakcí vznikající vodík byl jímán nad vodou a při teplotě 22°C a tlaku 104 kPa měl objem 3,394 dm³.

Rovnovážný tlak vodní páry za teploty 22°C je 2,666 kPa. Vyjádřete složení slitiny v hmotnostních zlomcích. •••

Příklad 103

V uzavřené litrové nádobě bylo rozpuštěno 2,8 g zoxidovaného zinkového prachu ve 100 ml kyseliny o hustotě $\rho = 1,12 \text{ g cm}^{-3}$. Po úplném rozpuštění zinku byl v nádobě naměřen tlak 0,2 MPa za teploty 0°C; Určete hmotnostní obsah oxidu zinečnatého v zinkovém prachu a vyjádřete hmotnostním zlomkem celkový obsah zinku ve vzorku. Před uzavřením nádoby byl tlak 0,1 MPa. •••

Příklad 104

V uzavřené nádobě o obsahu 2 dm³ je 200 ml kyseliny chlorovodíkové o hmotnostním složení 20 % ($\rho = 1047,4 \text{ kg m}^{-3}$). Do kyseliny byl vhozen čistý zinek a nádoba byla ihned uzavřena. Tlak v nádobě se zvýšil z hodnoty 0,1 MPa (tlak před uzavřením nádoby) na 171,6 kPa (tlak po rozpuštění zinku). Tlak byl měřen vždy za teploty 20°C. Vypočítejte hmotnost zinku, který v nádobě zreagovala a hmotnostní obsah chloridu zinečnatého ve výsledném roztoku za předpokladu, že se výsledný objem neliší od objemu kyseliny. •••

Příklad 105

V litrové nádobě obsahující 100 ml kyseliny chlorovodíkové ($w_{\text{HCl}} = 20 \%$) bylo rozpuštěno 5 g zinkového prachu s hmotnostním obsahem oxidu zinečnatého 6 %. Po vhození zinkového prachu byla nádoba ihned uzavřena. Vypočítejte tlak v nádobě po ukončení reakce, byl-li před vhozením zinku naměřen tlak 0,1 MPa. Tlak byl měřen vždy při teplotě 28°C. Jaká bude koncentrace chloridu zinečnatého po ukončení reakce za předpokladu, že se objem roztoku nezmění? Hustota kyseliny chlorovodíkové je $1,0980 \text{ g cm}^{-3}$. •••

Příklad 106

Brom byl připraven reakcí bromidu draselného s chlorem. Jakého objemu chloru za teploty 27°C a tlaku 104 kPa je třeba k přípravě 1 kg chloru? •••

9 Bilance energie

Energie má mnoho forem a není vždy snadné rozlišit jednotlivé složky pro systavení energetických bilancí. Typicky se energie bilancuje ve formě tepla, kinetické energie, chemické energie, potenciální energie, energie fázových změn a další. Za definovaných procesních podmínek jsou některé druhy energie v procesu dominantní a jiné lze s malou mírou nejistoty zanedbat. Ve většině tepelných bilancích, jsou jiné formy zejména mechanické energie bezvýznamné; stejně tomu je i v některých chemických procesech a naopak v některých situacích je mechanická energie dominantní, například při proudění tekutin v potrubí. Ztráty třením se sice projevují jako teplo, ale u většiny tekutin se takto vyvinuté teplo projeví zvýšením teploty jen minimálně. Vyjimku tvoří hnětení polymerů, kde vazké tření dodává až třetinu potřebné energie potřebné ke ztekucení většinou granulovaného pevného polymeru.

Praktické aplikace energetických bilancí se proto zaměřují pouze na dominantní formy energie, které se ve studovaném procesu uplatňují.

Při bilancování energie je vhodné znát relativní zastoupení jednotlivých forem v bilancovaném procesu. To znamená mít k dispozici velikosti a vzájemné srovnání jednotlivých příspěvků. Pokud tato informace není k dispozici je moudré velikosti odhadnout na základě známých skutečností. Poté lze bez velkého rizika zásadní chyby sloučit energie jejichž příspěvek je minimální do jednoho členu a individuálně počítat jen s členy významnými. V některých případech lze relativně malé členy zanedbat, i když to vždy zvyšuje možnost chyby.

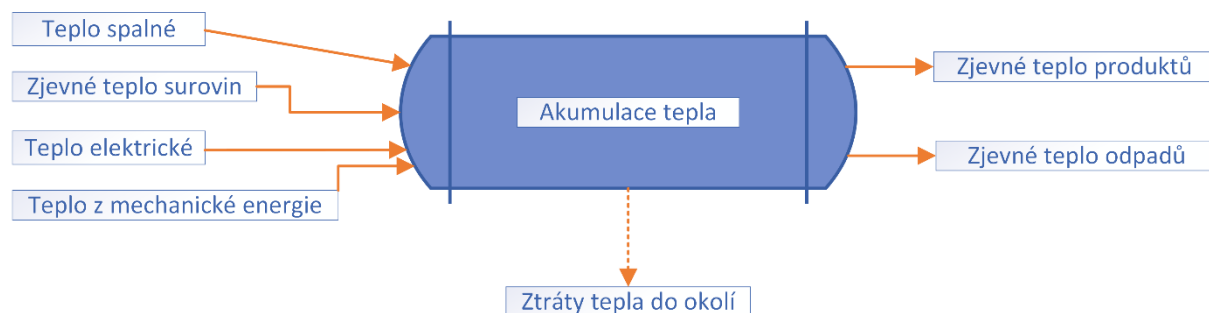
Energetické bilance lze vždy vztáhnout na nějaký základ, například na kilogram produktu nebo zpracované suroviny nebo sušiny v produktu nebo na klíčovou složku. Energie spotřebovaná při například při výrobě potravin zahrnuje přímou energii, což je palivo a elektřina používaná na farmě, v dopravě a ve zpracovatelských továrnách a při skladování, prodeji atd.; a nepřímá energie, která se používá ke skutečné konstrukci strojů, k výrobě obalů, k výrobě elektřiny a zpracování ropy a tak dále. Jídlo samo o sobě je hlavním zdrojem energie a energetickou bilancio lze stanovit například pro krmení zvířat nebo lidí; potravinový energetický vstup lze vyvážit výstupy tepla, mechanické energie a chemických reakcí.

V soustavě SI existuje pouze jedna energetická jednotka, joule (J). Nicméně kilokalorie (kcal) jsou stále používány některými odborníky na výživu. V anglosaské literatuře lze nalézt také oblíbené British Thermal Units (Btu).

9.1 Jednoduchá bilance tepla

Nejběžnější důležitou formou energie je tepelná energie a její zachování lze ilustrovat zvážením operací, jako je ohřev a sušení. V nich se zachovává entalpie (celkové teplo) a stejně jako u hmotnostních bilancí lze entalpické bilance zapsat kolem různých položek zařízení, nebo procesní fáze, nebo kolem celého závodu, a předpokládá se, že se žádné znatelné teplo nepřemění na jiné formy energie, jako je práce.

Entalpie (H) se vždy vztahuje k nějaké referenční úrovni nebo datu, takže veličiny jsou relativní k tomuto datu. Vypracování energetických bilancí je pak jen otázkou zvážení různých množství použitých materiálů, jejich měrných teplů a jejich změn teploty nebo stavu (jelikož poměrně často dochází ke latentním teplotám vznikajícím při fázových změnách). Obrázek 3 znázorňuje tepelnou bilanci.



Obrázek 3 4.3: Schéma jednoduché tepelné bilance

Teplo je absorbováno nebo uvolňováno některými reakcemi při zpracování, ale obvykle jsou jeho množství malá ve srovnání s jinými formami energie. Dominantní obvykle bývají tepelná kapacita (citelné/zjevné teplo) a zejména teplo fázové změny (latentní teplo). Latentní teplo je teplo potřebné ke změně fyzikálního skupenství materiálů při konstantní teplotě z pevné látky na kapalinu, kapaliny na plyn nebo pevné látky na plyn. Zjevné teplo je takové teplo, které po přidání nebo odečtení od materiálů mění jeho teplotu, a tak může být pocitově vnímáno. Jde o teplo, které je potřeba materiálu přidat/odebrat aby jeden kg/mol změnil svou teplotu o jeden °C. Jednotky měrné tepelné kapacity jsou J/kg/K a olární tepelné kapacity pak J/mol/K. Citelná změna tepla se vypočítá vynásobením hmotnosti tepelnou kapacitou a změnou teploty ($m \cdot c_p \cdot \Delta T$). Jednotky latentního tepla jsou J/kg a celková změna latentního tepla se vypočítá vynásobením hmotnosti materiálu, který mění svou fázi skupenským teplem. Po určení faktorů, které jsou významné v celkové energetické bilanci, lze zjednodušenou tepelnou bilanci s jistotou použít v průmyslových energetických studiích. Takové výpočty mohou být docela jednoduché a přímočaré, ale dávají kvantitativní pocit pro situaci a mohou být velmi užitečné při návrhu zařízení a procesu.

Příklad: Entalpická bilance sušičky prádla

Zadání:

Sušička textilu má spotřebu 4 m³/hod zemního plynu s výhřevností 800 kJ/mol. Odhadněte celkovou tepelnou účinnost sušičky pokud je propustnost sušičky 60 kg mokré látky za hodinu a sušení probíhá z 55% vlhkosti na 10% vlhkosti. Uvažujte pouze s latentní výparné teplo vody.

Řešení:

60 kg vlhkého textilu obsahuje:

$$60 \cdot 0,55 \text{ kg vody} = 33 \text{ kg vlhkosti}$$

$$\text{a } 60 \cdot (1-0,55) = 27 \text{ kg suché tkaniny.}$$

Vzhledem k tomu, že konečný produkt obsahuje 10 % vlhkosti, je výsledná vlhkost na výstupu ze sušičky $27/9 = 3 \text{ kg}$

$$\text{Odstraněná vlhkost / hod} = 33 - 3 = 30 \text{ kg/hod}$$

$$\text{Latentní výparné teplo vody} = 2\,257 \text{ kJ/kg}$$

$$\text{Teplo potřebné k vysušení podle zadaných podmínek} = 30 \cdot 2257 = 6,8 \times 10^4 \text{ kJ/h}$$

Za předpokladu, že zemní plyn má standardní teplotu a tlak, při kterém zabírá 1 mol 22,4 litru

$$\text{Průtok zemního plynu} = 4 \text{ m}^3/\text{h} = (4 \cdot 1000)/22,4 = 179 \text{ mol/h}$$

$$\text{Teplo dostupné ze spalování} = 179 \cdot 800 = 14,3 \times 10^4 \text{ kJ/h}$$

$$\text{Přibližná tepelná účinnost sušičky} = \text{potřebné teplo} / \text{použité teplo} = 6,8 \times 10^4 / 14,3 \times 10^4 = 48 \%$$

Pro kompletní stanovení účinnosti sušičky by bylo nutné vzít v úvahu také zjevné teplo suché tkaniny a změny teploty a vlhkosti spalovacího vzduchu, který by byl kombinován se zemním plynem. Jelikož je však dominantním členem této bilance latentní teplo vypařování, výše uvedený výpočet poskytuje rychlý odhad a ukazuje, jak může jednoduchá energetická bilance poskytnout užitečné informace.

Podobně lze jednoduché energetické bilance provádět u všech operací tepelného zpracování a jakýchkoli zpracovatelských operací, ve kterých se používá teplo nebo jiné formy energie.

Příklad - Balance autoklávu při konzervaci

Autokláv obsahuje 1000 plechovek hrachové polévky. Zahřeje se na teplotu 100 °C. Jaké množství chladicí vody je nutné, pokud vstupuje při 15 °C a odchází při 35 °C a pokud mají být plechovky před opuštěním autoklávu ochlazeny na 40 °C?

Měrná tepelná kapacita hrachové polévky a plechovky jsou 4,1 kJ/kg °C respektive 0,50 kJ/kg °C. Hmotnost každé plechovky je 60 g a obsahuje 0,45 kg hrachové polévky. Předpokládejme, že množství tepla, které je nutné odebrat stěnám autoklávu v rozmezí teplot 100-40°C je $1,6 \times 10^4$ kJ a nedochází k tepelným ztrátám stěnami do okolí.

Nechť w = hmotnost požadované chladicí vody; a referenční teplota je 40 °C, tedy teplota plechovek opouštějících autokláv.

Vstup tepla

Teplo v plechovkách = hmotnost plechovek * měrná tepelná kapacita * rozdíl teplot = $1000 * 0,06 * 0,50 * (100-40)$ kJ = $1,8 \times 10^3$ kJ

Ohřev polévky = hmotnost hrachové polévky * měrná tepelná kapacita * rozdíl teplot = $1000 * 0,45 * 4,1 * (100 - 40)$ = $1,1 \times 10^5$ kJ

Teplo ve vodě = hmotnost vody * měrná tepelná kapacita * rozdíl teplot = $w * 4,186 * (15-40)$ = -104,6 w kJ.

Odcházející teplo

Teplo v plechovkách = $1000 * 0,06 * 0,50 * (40-40)$ (plechovky opouštějí autokláv při referenční teplotě) = 0

Teplo v obsahu plechovky = $1000 * 0,45 * 4,1 * (40-40)$ = 0

Teplo ve vodě = $w * 4,186 * (35-40)$ = -20,9 w

Entalpická bilance procesu chlazení; referenční teplota 40°C

Vstup tepla (kJ)

Ohřev v plechovkách 1800

Ohřev v obsahu 11000

plechovky

Teplo ve stěně 16000

autoklávu

Výstup tepla (kJ)

Ohřev v plechovkách 0

Ohřev v obsahu 0

plechovky

Teplo ve stěně 0

autoklávu

Ohřev ve vodě	-104,6 *w	Ohřev ve vodě	-20,9 w
Celkové teplo na vstupu	127,800 – 104,6 w	Celkové teplo na výstupu	-20,9 w

Celkové teplo na vstupu = Celkové teplo na výstupu
 $127800 - 104,6 w = -20,9 w$
 $w = 1527 \text{ kg}$
 Potřebné množství chladicí vody = 1527 kg.

9.2 Ostatní form energie

Výkon motoru je obvykle odvozen z elektrické energie, která jej pohání. Tato energie může být v některých případech dodána ve formě páry nebo proudící vody, zejména v případech, kdy jde o záložní zdroje pro pokrytí případných výpadků elektrické energie. Elektrický příkon lze měřit vhodným wattmetrem a z účinnosti motoru pak lze odhadnout výkon motoru použitého v pohonu. V motorech vždy dochází ke ztrátám energie a to zejména v důsledku zahřívání motoru a tření součástí. Účinnost motoru, kterou lze běžně udávat výrobce, vyjadřuje podíl (obvykle v procentech) vstupní energie (obvykle elektrické), k takové energii, která užitečně vystupuje na hřídeli motoru a je tak k dispozici pro následné procesy.

Uvažujeme-li pohyb materiálu, ať už proudění tekutin při jejich čerpání, nebo pevných látek při jejich manipulaci je přísun energie je z velké části mechanický. Situace při proudění lze popsat Bernoulliho orvnicí, která bilancuje kinetickou, potenciální/polohovou a tlakovou energii na vstupu a výstupu z bilancovaného systému. Zároveň zde vystupují ztráty způsobené třením (viskozita a drsnost potrubí) a také místní tráty v armaturách.

Chemickou energii uvolněnou při spalování paliv lze vypočítat ze spalného tepla paliv a míry jejich spotřeby. Energie se nakonec objeví ve formě tepla a její množství lze odhadnout sečtením různých zdrojů.

Příklad - Spotřeba chladu

Zadání: Je potřeba 10 000 bochníků chleba, každý o hmotnosti 0,75 kg, z počáteční pokojové teploty 18 °C na konečnou teplotu -18 °C. Zmrazení chleba se provádí v mrazicím tunelu s proudem vzduchu. Bylo zjištěno, že motory ventilátorů mají celkový výkon 80 koňských sil a měření naznačují, že pracují na přibližně 90 % svého výkonu. Výrobce uvádí v těchto podmínkách účinnost motoru 86 %.

Je-li 1 tuna chladu 3,52 kW, odhadněte maximální chladicí zátěž/spotřebu, kterou toto mrazicí zařízení vyžaduje, za předpokladu, že

- a) ventilátory a motory jsou všechny v izolaci mrazicího tunelu a
- b) ventilátory, ale ne jejich motory, jsou v tunelu.

Bylo zjištěno, že tepelná ztráta z tunelu do okolního vzduchu je 6,3 kW.

Řešení:

Odvod tepla ze zmrazeného chleba (maximum) = 104 kW

Jmenovitý výkon ventilátoru = 80 hp

Nyní 0,746 kW = 1 koňská síla a motor běží na 90 % jmenovitého výkonu, tedy (ventilátor + motor)*výkon = $(80 \times 0,9) \times 0,746 = 53,7$ kW

a) S motory + ventilátory v tunelu

Tepelná zátěž od ventilátorů + motorů = 53,7 kW

Tepelná zátěž z okolí = 6,3 kW

Celková tepelná zátěž = $(104 + 53,7 + 6,3)$ kW = 164 kW = 46 tun chlazení

b) S motory venku, neúčinnost motoru nezatěžuje chlazení = (1-0,86)

Celková tepelná zátěž = $(104 + [0,86 \times 53,7] + 6,3)$ = 156 kW = 44,5 tuny chlazení

V praxi se materiálové a energetické bilance často kombinují, protože pro oba jsou zapotřebí stejné stechiometrické informace.

10 SHRNUTÍ

1. Materiálové a energetické bilance lze vypracovat kvantitativně se znalostí množství materiálů vstupujících do procesu a povahy procesu.

2. Materiálové a energetické bilance mají základní podobu

Vstupy + Zdroje = Výstupy + Akumulace

3. V kontinuálních procesech bilanci vztahujeme na vhodné časové období (1 hodina, směna, den, měsíc, čtvrtletí, rok, ...).

4. Při energetické bilanci uvažujeme tepelnou energii (entalpii), potenciální energii (energii tlaku nebo polohy), kinetickou energii, pracovní energii, chemickou energii. Platí zákon zachování energie.

5. Zjednodušené entalpické bilance, uvažující pouze teplo, jsou užitečné pro první odhady v mnoha situacích.

Cílem materiálových a energetických bilanci je posoudit vstup, účinnost konverze, výstup a ztráty. Bilance ve spojení s diagnostikou procesu poskytují mocný nástroj pro optimalizaci procesu a odhalení potenciálních úspor.

10.1 Jak provést materiálovou a energetickou bilanci?

Materiálové a energetické bilance jsou důležité, protože mimo monitorování produkce umožňují také identifikovat a kvantifikovat dříve neznámé ztráty a emise. Tyto informace jsou

užitečné také pro sledování změn provedených v probíhajícím procesu a současně vyhodnocování nákladových přínosů. Suroviny a energie v jakékoli výrobní činnosti jsou nejen hlavními složkami nákladů, ale také hlavními zdroji znečištění životního prostředí. Neefektivní využívání surovin a energie ve výrobních procesech se projevuje jako odpad a zvyšuje cenu výrobku.

Pokyny pro M&E Balance

- Pro komplexní výrobní proces je vhodné navrhnout nejprve celkovou materiálovou a energetickou bilanci.
- Při rozdělování celého systému vyberte jednoduché samostatné podsystémy. Zde by mohl být užitečný vývojový diagram procesu.
- Vyberte velikost bilancované části pro materiálovou a energetickou bilanci tak, aby počet vstupujících a vystupujících proudů byl co nejmenší.
- Recykly (materiálu i energie) volte vždy v rámci bilancované části.
- Jednotky měření mohou zahrnovat časový faktor nebo výrobní vazby.
- V případě vsádkových/přetržitých operací bilancujte vždy jednu celou vsádku.
- Je důležité započítat také spotřebu materiálu a energie na spouštění a čištění zařízení.
- Počítejte objemy plynů za standardních podmínek.
- V případě ztrát při odstavení technologie je obvykle nutné zprůměrování za dlouhá období.
- Zvýrazněte ztráty a emise při částečném zatížení, pokud převládají.
- U každého proudu, kde je to vhodné, uveďte kvalitu energie (tlak, teplota, entalpie,...)
- Při sestavování M&E bilancí je potřeba dbát na adekvátní přesnost sledovaných dat. Zejména jde o chemické analýzy, měření průtoků materiálů a energie. Rozhodující to je u bilancí s krátkým časovým rozsahem.

Materiálové a energetické bilance podle výše uvedených doporučení mohou být formulovány na různých úrovních.

1. Celková M & E bilance: Zahrnuje vstupní a výstupní toky pro celou továrnu.
2. Bilance M & E po provozech: V posloupnosti toku procesu se provádí materiálová a energetická bilance pro každou sekci/oddělení/nákladové středisko. Toto pomáhá rozlišit a upřednostnit oblasti zájmu pro zlepšení účinnosti procesu.
3. Bilance M & E z hlediska zařízení: Bilance pro klíčová zařízení pomáhají posoudit výkon zařízení, což vede k identifikaci a kvantifikaci ztráty energie a materiálu, kterým pak lze cíleně předejít.

Postup výpočtu energetické a hmotnostní bilance:

Energetická a hmotnostní bilance je postup výpočtu, který v zásadě kontroluje, zda přímo nebo nepřímo měřené energetické a hmotnostní toky jsou v souladu s principy zachování energie a hmoty. Tato rovnováha je nanejvýš důležitá a je nepostradatelným nástrojem pro jasné pochopení energetické a hmotnostní situace dosažené v praxi. Pro správné použití je vhodné použít následující postup:

- Jasně identifikujte proces, který má být sledován.
- Definujte hranici, která ohraničuje celý analyzovaný systém nebo subsystém. Vstupní a výstupní proudy materiálu a energie musí být měřeny na hranici bilancovaného systému.
- Hranice musí být zvolena tak, aby:
 - Všechny relevantní toky ji musí překročit, všechny nerelevantní toky jsou mimo, nebo uvnitř hranice.
 - Měření na hranici musí být možné snadno a přesně.
- Zvolte vhodnou délku sledování procesu v závislosti na jeho typu a produktu.
- Proveďte potřebná měření.
- Vypočítejte toky energie a hmoty jednotlivými proudy.
- Ověřte energetickou a hmotnostní bilanci. Pokud je bilance mimo přijatelné limity, zopakujte měření.
- Uvolněnou nebo spotřebovanou energii v exotermických nebo endotermických procesech je potřeba také zohlednit v energetické bilanci.