

1/19 Výpočty, úvod do stechiometrie

Základní pojmy pro výpočty, příklady

- atomová relativní hmotnost A_r = hmotnost, která odpovídá hmotnostnímu (nukleonovému) číslu prvku (A), je uvedena v PSP; jde vlastně o tzv. „střední atomovou relativní hmotnost prvku“, (aritmetický průměr poměrného zastoupení relativních hmotností jednotlivých izotopů v prvku); skutečné hmotnosti prvků se pohybují řádově v hodnotách 10^{-27} až 10^{-25} kg; aby se nepočítalo s reálnými hmotnostmi prvků (velmi malými čísly), použilo se poměru hmotnosti určitého atomu a $\frac{1}{12}$ klidové hmotnosti izotopu uhlíku; $\frac{1}{12}$ z 12 = 1: hmotnost prvku se nezmění, ale „vykrátí se“ velmi malá čísla a jednotka
- molekulová relativní hmotnost M_r = součet atomových relativních hmotností všech prvků, ze kterých se molekula skládá ($M_r = \sum A_r$; např. $M_r(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 3A_r(\text{Ca}) + 2[A_r(\text{P}) + 4A_r(\text{O})] = 3 \cdot 40 + 2 \cdot [31 + 4 \cdot 16] = 310$)
- látkové množství n = univerzální veličina vyjadřující počet částic v soustavě (množství chemických látek - atomů, molekul nebo iontů); základní jednotka – 1 mol (takové množství látky, které obsahuje stejně částic, jako je atomů ve 12 g izotopu C); počet částic = tzv. *Avogadrova konstanta* = $6 \cdot 10^{23} \Rightarrow 1 \text{ mol} = 6 \cdot 10^{23}$ částic chemické látky (přesněji 602 204 500 000 000 000 000 000); počet částic v 1 molu jakékoliv látky je vždy stejný
- látky se skládají z různých částic, proto stejné látkové množství má různou hmotnost a různý objem; při změně skupenství se nemění látkové množství ani hmotnost, mění se jen objem, hmotnost 1 molu v gamech je číselně rovna tzv. *molární hmotnosti* M ; za normálních podmínek (teplota 0 °C, tlak 101 kPa) zaujímá 1 mol jakékoliv plynné látky objem 22,4 dm³
- molární hmotnost M = hmotnost 1 molu chemické látky; $M = \frac{m}{n}$ (m = hmotnost látky, n = látkové množství); číselně je rovna atomové (molekulové) relativní hmotnosti, ale *má jednotku $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$*
- látková koncentrace c = obsah složek v roztocích; vyjadřuje počet molů látky v 1 dm³ (= v 1 litru); $c = \frac{n}{V}$ (n = látkové množství, V = objem látky); jednotka $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $M = \frac{m}{n}$; $n = \frac{m}{M} \Rightarrow c = \frac{m}{M \cdot V}$

Příklady

- 1) Jak se připraví 1 litr 2 molárního roztoku hydroxidu sodného? Výpočet: podle vzorce $m = c \cdot M \cdot V = 2 \cdot 40 \cdot 1 = 80$ [g] (navážka 80 g se rozpustí v malém množství vody a pak doplní vodou na celkový objem 2 litry)
- 2) Jaký objem má 11 g oxidu uhličitého za standardních podmínek? Výpočet: 1 mol jakéhokoliv plynu zaujímá za standardních podmínek 22,4 dm³; použijeme molární hmotnost oxidu uhličitého a pomocí trojčlenky vyřešíme, popř. zjistíme kolik molů je 11 g a pak převedeme na objem; 44 g CO₂ 1 mol 22,4 dm³; 11 g CO₂ x mol y dm³; $x = 0,25$ mol; $y = 5,6$ dm³
- 3) Jaký objem má 5 g vodíku za standardních podmínek? Výpočet: vodík je plyn, tvoří dvojjadrové molekuly H₂; 2 g H₂ 1 mol 22,4 dm³; 5 g H₂ x mol y dm³; $x = 2,5$ mol, $y = 56$ dm³
- 4) Kolik molekul obsahuje 1 gram vodíku a b) jakou hmotnost má 1 molekula vodíku? Výpočet: vycházíme z toho, že 1 mol = $6 \cdot 10^{23}$ částic (atomů, molekul, iontů...), pro výpočet použijeme molární hmotnost dané látky – vodíku (plyn s dvouatomovými molekulami H₂), vyřešíme trojčlenkou (přímá úměra); 1 mol H₂ 2 g = $6 \cdot 10^{23}$ částic (molekul) $\Rightarrow 3 \cdot 10^{23}$ (molekul), b) opačný postup než v předchozím příkladě: 2 g $6 \cdot 10^{23}$ částic (molekul); x g 1 částice (molekula) ($x = \frac{1 \cdot 2}{6 \cdot 10^{23}} = \frac{1}{3} \cdot 10^{-23}$ [g])

Další příklady

- 1) Zásobník vodárny na chlór má obsah 45 m³. Vypočítejte množství chlóru v kg, potřebné na jeho úplné naplnění.
- 2) Kolik molů je 1470 g kyseliny sírové a kolik hmotnostních % jednotlivých prvků obsahuje?
- 3) Vypočítejte % vodíku v tetrahydrátu dihydrogenfosforečnanu amonného.

Řešení

- 1) 1 mol jakéhokoliv plynu zaujímá za standardních podmínek 22,4 dm³. Pro výpočet objemu použijeme molární hmotnost chlóru a pomocí trojčlenky vyřešíme. Pozor: chlór je plyn a vytváří dvouatomové molekuly Cl₂!
 - $M[\text{Cl}_2] = 35,5 + 35,5 = 71 \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right] = 22,4 \text{ dm}^3$; x g Cl₂; y mol Cl₂ = 45000 dm³
 - $x = \frac{45000 \cdot 71}{22,4} = 142634$ [g chloru] = 142,634 [kg chloru]
- 2) $M[\text{H}_2\text{SO}_4] = 98 \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]$; 98 gramů = 1 mol \Rightarrow 1470 gramů je $\left(\frac{1470}{98} \right) = 15$ [mol]
 - u % vycházíme z A_r prvků molekuly kyseliny sírové, z M_r (popř. M) kyseliny sírové a z toho, že součet hmotnostních % prvků = 100; $w_A = \frac{m_A}{m_S}$ (w_A je hmotnost složky, w_S je hmotnost sloučeniny)
 - $w_H = \frac{2}{98} = 0,0204$; $\Rightarrow 2,04$ %; $w_S = \frac{32}{98} = 0,32653$; $\Rightarrow 32,65$ %; $w_O = \frac{64}{98} = 0,65306$; $\Rightarrow 65,31$ %
- 3) $M[\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}] = 187 \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]$; $w_H = \frac{14}{187} = 0,07487$; $\Rightarrow 7,48$ %

Úvod do stechiometrických výpočtů, stechiometrické zákony

- stechiometrické výpočty - pro výpočet množství reaktantů a produktů, výtěžnost, objemy plynů
- a) zákon zachování hmotnosti (Lomonosov, Lavoisier): „celková hmotnost uzavřené soustavy, ve které probíhá chemická reakce, je konstantní“
 - b) zákon stálých hmotnostních poměrů slučovacích (Proust): „složení chemické soustavy je stálé, nezávisí na způsobu přípravy této sloučeniny“
 - c) zákon násobných poměrů slučovacích (Dalton): „tvoří-li spolu dva prvky několik sloučenin, jsou hmotnosti jednoho prvku, připadající v nich na tutéž hmotnost druhého prvku, k sobě v poměru malých celých čísel“
 - d) zákon stálých poměrů objemových (Gay-Lussac): „objemové poměry plynů při reakci jsou poměry malých celých čísel (měřeno za téže t a p)“
 - e) zákon Avogadrův: „stejně objemy různých plynů obsahují za téže teploty a tlaku stejný počet molekul“ ($N_A =$ Avogadrova konstanta; má hodnotu $6,023 \cdot 10^{23}$ částic)