

## Výpočty za použití zákonů pro ideální plyn

Látka v plynném stavu je tvořena volnými atomy(monoatomickými molekulami), ionty nebo molekulami.

**Ideální plyn**- molekuly na sebe nepůsobí žádnými silami, jejich objem je ve srovnání s objemem plynu zanedbatelný.

Molekuly plynu rovnoměrně vyplňují uzavřený prostor, v němž se plyn nachází.

Jsou v neustálém pohybu, všechny směry rychlosti jsou v něm rovnocenné.

**Tlak plynu p**- 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 V a čím častější jsou jejich nárazy na stěnu.

**Objem plynu V**- je vymezen stěnou nádoby nebo soustavy, ve které se plyn nachází a kterou rovnoměrně vyplňuje. Kdyby molekuly plynu nebyly uzavřeny, šířily by se zcela volně do prostoru.

**Teplota plynu T**- nás informuje o míře tepelného pohybu molekul.

Čím větší a intenzivnější je tepelný pohyb molekul, tím vyšší je teplota plynu.

Střední kinetická energie všech molekul plynu a jeho absolutní teplota jsou veličiny přímo úměrné. Poněvadž kinetická energie závisí na druhé mocnině rychlosti, je veličinou kladnou a stejně tak i absolutní teplota.

Dolní mez, absolutní nula( $T=0K$ ), je však nedosažitelná a odpovídala by stavu, kdy by ustal pohyb všech molekul.

Teplota, tlak, molární objem plynu jsou **stavové veličiny** a můžeme jimi jednoznačně definovat stav plynu.

Jednotka absolutní teploty T je Kelvin(K). Pro přepočítání na stupně Celsiovy platí vztah:  $273,15K = 0^{\circ}C$

Tlak je v SI uváděn v pascálech(Pa)  $Pa = N \cdot m^{-2}$

Hlavní jednotkou pro objem plynů je krychlový metr( $m^3$ ).

Za tzv. normální podmínky pokládáme stav plynu při tlaku 1,013 25·10<sup>5</sup> Pa (normální tlak  $p_n$ ) a za teploty 273,15 K (normální teplota  $T_n$ ).

Za těchto podmínek zaujímá jeden mol ideálního plynu objem 22,41·10<sup>-3</sup>m<sup>3</sup>(tzv. normální molární objem  $V_{mn}$ ).

Všechny látky v plynném skupenství náleží však obecně 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:  $\frac{p \cdot V}{T} = Konst.$

Číselná hodnota konstanty závisí na hmotnosti plynu **m** a na zvolených jednotkách. Budeme-li uvažovat 1mol ideálního plynu jehož objem je za normálních podmínek 22,41·10<sup>-3</sup>m<sup>3</sup>, pak po dosazení příslušných hodnot dostaneme hodnotu této konstanty, která se pro 1mol označuje **R- univerzální plynová konstanta**.

$$R = \frac{p_n \cdot V_{mn}}{T_n} = 8,31432 J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$$

Stavovou rovnici pro 1 mol pak vyjadřujeme vztahem:

$$p \cdot V = R \cdot T$$

Zatímco pro látkové množství plynu  $n$  bude mít stavová rovnice tvar:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{m}{M} \quad M - \text{molární hmotnost plynu, } m - \text{hmotnost plynu}$$

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$\text{Hustota plynu } \rho = \frac{m}{V}$$

$$\text{stavová rovnice má pak tvar: } p = \frac{m}{V \cdot M} \cdot R \cdot T$$

$$p = \frac{\rho}{M} \cdot R \cdot T$$

Příklady:

Jisté množství plynu má při teplotě 23°C a tlaku 90kPa objem 0, 3dm<sup>3</sup>. Vypočítejte, jaký bude jeho objem za normálních podmínek.

$$T_n = 273, 15 \text{ K} = 273 \text{ K}$$

$$p_n = 1, 013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1, 013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T_1 = (273+23) \text{ K} = 296 \text{ K}$$

$$p_1 = 90 \text{ kPa} = 0, 9 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$V_1 = 0, 3 \text{ dm}^3$$

$$V_n = ?$$

$$\frac{p_n \cdot V_n}{T_n} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1}$$

$$V_n = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_n}{T_1 \cdot p_n}$$

$$V_n = \frac{0, 9 \cdot 10^5 \cdot 0, 3 \cdot 273}{296 \cdot 1, 013 \cdot 10^5} \text{ dm}^3 = 0, 246 \text{ dm}^3$$

**Za normálních podmínek bude objem plynu 0, 246dm<sup>3</sup>.**

Vypočítejte, jaká je hmotnost 1m<sup>3</sup> vzduchu za tlaku 1, 5·10<sup>5</sup>Pa a teploty 27°C, je-li průměrná molární hmotnost vzduchu 28, 95·10<sup>-3</sup>kg·mol<sup>-1</sup>.

$$R = 8, 314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$p = 1, 5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = (273+27) \text{ K} = 300 \text{ K}$$

$$V = 1 \text{ m}^3$$

$$M = 28, 95 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m = ?$$

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$m = \frac{p \cdot V \cdot M}{R \cdot T}$$

$$m = \frac{1, 5 \cdot 10^5 \cdot 1 \cdot 28, 95 \cdot 10^{-3}}{8, 314 \cdot 300} \text{ kg} = 1, 741 \text{ kg}$$

**Hmotnost 1 m<sup>3</sup> vzduchu je za daných podmínek 1, 741 kg.**

Vypočítejte, jaká je hustota suchého vzduchu při teplotě 24 °C a tlaku  $9,9 \cdot 10^4$  Pa.

$$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$T = (273+24) \text{ K} = 297 \text{ K}$$

$$M = 28,95 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$p = 9,9 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$\rho = ?$$

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$p = \frac{m}{V \cdot M} R \cdot T$$

$$p = \frac{\rho}{M} R \cdot T$$

$$\rho = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

$$\rho = \frac{9,9 \cdot 10^4 \cdot 28,95 \cdot 10^{-3}}{8,314 \cdot 297} \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 1,161 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

**Hustota suchého vzduchu za daných podmínek je  $1,161 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ .**

Ze stavové rovnice lze odvodit tyto závěry:

1) **Je-li teplota konstantní, jde o změnu izotermickou, při níž tlak plynu závisí pouze na objemu. Izotermickou změnu vyjadřuje zákon Boyleův-Mariottův**

$$p \cdot V = \text{konst.}$$

Příklad:

Jaký byl počáteční tlak plynu, jestliže po stlačení původního objemu z  $30 \text{ dm}^3$  na  $12 \text{ dm}^3$  vzrostl tlak při stálé teplotě na  $0,3 \text{ MPa}$ ?

$$T = \text{konst.}$$

$$V_1 = 30 \text{ dm}^3$$

$$V_2 = 12 \text{ dm}^3$$

$$p_2 = 0,3 \text{ MPa} = 3 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$p_1 = ?$$

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

$$p_1 = \frac{p_2 \cdot V_2}{V_1}$$

$$p_1 = \frac{3 \cdot 10^5 \cdot 12}{30} \text{ Pa} = 12 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 0,12 \cdot 10^6 \text{ Pa} = 0,12 \text{ MPa}$$

**Počáteční tlak plynu byl  $0,12 \text{ MPa}$ .**

2) **Je-li tlak plynu konstantní, mluvíme o změně izobarické a stav plynu je pak určen závislostí objemu na absolutní teplotě.**

**Tuto změnu vyjadřuje zákon Gay-Lussacův**

$$\frac{V}{T} = \text{konst.}$$

Příklad:

Jisté množství plynu má při teplotě 20°C objem 1 dm<sup>3</sup>. O kolik °C je třeba zvýšit jeho teplotu, aby se za nezměněného tlaku původní objem zvětšil na 2 dm<sup>3</sup>?

p = konst.

V<sub>1</sub> = 1 dm<sup>3</sup>

T<sub>1</sub> = (273+20) K = 293 K

V<sub>2</sub> = 2 dm<sup>3</sup>

T<sub>2</sub> = ?

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{V_2 \cdot T_1}{V_1}$$

$$T_2 = \frac{2 \cdot 293}{1} K = 586 K$$

$$t_2 = 313 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\square t = t_2 - t_1 \text{ } ^\circ$$

$$\square t = 293 \text{ } ^\circ\text{C}$$

**Teplota se zvýší o 293 °C.**

3) Je-li konstantní objem plynu, jde o změnu izochorickou a plyn mění svůj stav v závislosti tlaku na absolutní teplotě. Tuto změnu vyjadřuje zákon Charlesův.

$$\frac{p}{T} = \text{konst.}$$

Příklad:

Plyn má při teplotě 0 °C tlak 1,01325·10<sup>5</sup> Pa. Zjistěte tlak daného množství plynu, zvýší-li se za konstantního objemu jeho teplota na 100 °C.

V = konstantní

T<sub>n</sub> = 273 K

p<sub>n</sub> = 1,01325·10<sup>5</sup> Pa

T<sub>1</sub> = 373 K

p<sub>1</sub> = ?

$$\frac{p_n}{T_n} = \frac{p_1}{T_1}$$

$$p_1 = \frac{T_1 \cdot p_n}{T_n}$$

$$p_1 = \frac{373 \cdot 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{273} = 1,384 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

**Tlak plynu vzroste na hodnotu 1,384·10<sup>5</sup> Pa.**

Stavová rovnice ideálního plynu platí zároveň i pro směs plynů s celkovým počtem molů 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. Tlak

každé složky plynné směsi je dán vztahem  $p_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V}$

n<sub>i</sub> - počet molů uvažovaného jednotlivého plynu

p<sub>i</sub> - parciální tlak - je roven tlaku, který by měl plyn, kdyby vyplňoval objem celé směsi pouze sám

Sečtením parciálních tlaků všech plynů ve směsi

p = celkový tlak plynné směsi

$$\sum p_i = \sum n_i \cdot \frac{R \cdot T}{V} = p \text{ - Daltonův zákon o parciálních tlacích}$$

Podobně i objemy, které přísluší jednotlivým plynům ve směsi, se nazývají parciální objemy a jsou určeny stavovou rovnicí

$$V_i = n_i \frac{R \cdot T}{p}$$

Výsledný objem směsi je ( $V$ ) pak dán součtem parciálních objemů

$$V = \sum V_i = \sum n_i \cdot \frac{R \cdot T}{p}$$

**Zákon objemový**-objemy plyných látek vstupujících do reakce a objemy plyných látek reakcí vznikajících jsou v poměru celých čísel, zpravidla malých.

**Avogadrův zákon**-ve stejných objemech plyných látek je za stejné teploty a tlaku stejný počet molekul.

Příklady:

V 10litrové nádobě byla za konstantní teploty připravena směs tří plynů složené ze 3 dm<sup>3</sup> dusíku odebraného při tlaku 0,1 MPa, 4 dm<sup>3</sup> vodíku odebraného při tlaku 0,09 MPa a 8 dm<sup>3</sup> methanu odebraného při tlaku 0,096 MPa. Jaké budou parciální tlaky jednotlivých plynů ve směsi a jaký bude celkový tlak směsi?

$$V_{směsi} = 10 \text{ dm}^3$$

$$p_{N_2} = 0,1 \text{ MPa}$$

$$V_{N_2} = 3 \text{ dm}^3$$

$$p_{H_2} = 90 \text{ kPa}$$

$$V_{H_2} = 4 \text{ dm}^3$$

$$p_{CH_4} = 96 \text{ kPa}$$

$$V_{CH_4} = 8 \text{ dm}^3$$

$$p'_{N_2} = ?$$

$$p'_{H_2} = ?$$

$$p'_{CH_4} = ?$$

$$p_{směsi} = ?$$

$$p_{N_2} \cdot V_{N_2} = n_{N_2} R \cdot T$$

$$p'_{N_2} \cdot V_{směsi} = n_{N_2} R \cdot T$$

$$p_{N_2} \cdot V_{N_2} = p'_{N_2} \cdot V_{směsi}$$

$$p'_{N_2} = \frac{p_{N_2} \cdot V_{N_2}}{V_{směsi}}$$

$$p'_{N_2} = \frac{0,1 \cdot 10^6 \cdot 3 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}} \text{ Pa} = 3 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 30 \text{ kPa}$$

$$p'_{H_2} = \frac{p_{H_2} \cdot V_{H_2}}{V_{směsi}}$$

$$p'_{H_2} = \frac{9 \cdot 10^4 \cdot 4 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}} \text{ Pa} = 36 \cdot 10^3 \text{ Pa} = 36 \text{ kPa}$$

$$p'_{CH_4} = \frac{p_{CH_4} \cdot V_{CH_4}}{V_{směsi}}$$

$$p'_{CH_4} = \frac{96 \cdot 10^3 \cdot 8 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}} \text{ Pa} = 76,8 \cdot 10^3 \text{ Pa} = 76,8 \text{ kPa}$$

$$p_{směsi} = p'_{H_2} + p'_{N_2} + p'_{CH_4}$$

$$p_{směsi} = 36 \text{ kPa} + 30 \text{ kPa} + 76,8 \text{ kPa} = 142,8 \text{ kPa}$$

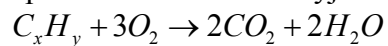
**Parciální tlak dusíku je 30 kPa, vodíku 36 kPa, methanu 76,8 kPa.**

**Celkový tlak plyné směsi je 142,8 kPa.**

Zjistěte molekulový vzorec plynného uhlovodíku, víte-li, že spálením jednoho objemu tohoto uhlovodíku vznikly dva objemy oxidu uhličitého a dva objemy vodní páry. Všechna měření byla prováděna za stejných podmínek.

Počet atomů uhlíku a vodíku v molekule uhlovodíku označíme v chemickém vzorci indexy  $x$  a  $y$ .

Spalování uhlovodíku vyjádříme jako reakci



Z chemické rovnice vyplývá, že ke vzniku dvou molekul oxidu uhličitého je zapotřebí dvou atomů uhlíku a ke vzniku dvou molekul vody čtyř atomů vodíku. Je tedy  $x = 2$  a  $y = 4$ .

**Molekulový vzorec uhlovodíku je  $C_2H_4$**