

Molární objem plynu

Zařazení učiva:

- Obecná chemie: ZŠ – neprobírá se
SŠ – 1. ročník, 1–1,5 hod (1 hod základní výuka, 0,5 hod laboratorní cvičení)
Molární fyzika a termika: SŠ – 2. ročník

Výchozí situace:

Znalosti ze **ZŠ (chemie)**: Žák je seznámen s pojmem molární hmotnost, avšak nemá žádné další informace týkající se molárního objemu či Avogadrova zákona.

Učivo *Molární objem plynu* je na **SŠ** běžně probíráno společně s látkovým množstvím a molární hmotností. Umístění těchto témat v rámci tematického plánu pak může být odlišné, jak již bylo nastíněno v předešlých metodikách. Podle nejčastějších středoškolských učebnic se vyskytují následující přístupy k organizaci učiva.

1. Mareček, Honza: Chemie pro čtyřletá gymnázia 1. díl

Kapitola je zařazena po probrání učiva chemické vazby a předchází tématu chemická rovnice (str. 52–54). Molární objem plynu je vysvětlen společně s látkovým množstvím a molární hmotností.

Výhody

- dávkování výpočtů během celého učiva (probírání po menších tematických celcích)
- podpoření představy o koeficientech v chemické rovnici a jejich skutečném významu
- názorné ukázání užitečnosti zavedených pojmů v praxi
- možnost provázání tématu s výpočty z chemických rovnic
- zařazení pojmu společně s pojmy souvisejícími

Nevýhody

- zavedení pojmu až později v rámci učiva (nemožnost operovat s látkovým množstvím dříve)
- nutnost zopakování a důsledného rozlišení pojmů relativní (atomové a molekulové) hmotnosti a molární hmotnosti

2. Taktik: Obecná chemie 1. díl

Učebnice představuje hodnotu molárního objemu v kapitole o skupenských stavech látek, konkrétně při představení Avogadrova zákona. Je to také poprvé, co učebnice vysvětluje termín mol, avšak pojem *molární objem plynu* se v textu nevyskytuje. S hodnotou molárního objemu pak učebnice opět operuje u chemických reakcí (stechiometrie rovnice), kde využívá k výpočtu trojčlenku, nikoli vzorec (str. 77).

Učebnice je tedy příkladem přístupu, kde se pojem molární objem plynu vůbec nezavádí a jeho hodnota je vysvětlena jako další možná interpretace jednotky mol (jako objem plynu daného počtu částic). Zároveň se zařazením dostává až do tématu stechiometrie při výpočtu objemu plynných látek z chemických rovnic.

Výhody

- dávkování výpočtů během celého učiva
- propojení se stechiometrií rovnice a výpočtem
- propojení s pojmem mol
- nezavedení dalšího nového pojmu

Nevýhody

- celkové neuvedení vztahu propojující látkové množství a molární objem plynu
- nezavedení pojmu molární objem plynu (což může být matoucí, pokud student použije ke studiu i jiné materiály, kde se pojem vyskytuje)
- jednotka mol je uvedena v souvislosti s plyny a nikoli i s dalšími látkami

3. Didaktis: Odmaturuj z chemie

Učebnice vyčleňuje všechny pojmy týkající se důležitých chemických veličin a výpočtů do samostatné kapitoly (str. 37–50). Molární objem plynu je uveden hned po molární hmotnosti. Zmíněné zařazení vhodně představuje další z přístupů zařazení učiva o molárním objemu, a to společně se všemi ostatními veličinami a výpočty, často navíc probírané hned v úvodních hodinách prvních ročníků. Podobný přístup k zařazení nalezneme i v učebnici od autorky Evy Streblové: *Souhrnné texty z chemie 1. díl* (str. 73–92) či v *Chemii pro střední školy* od nakladatelství SPN (str. 27–29).

Výhody

- možnost přistupovat k souhrnné kapitole o výpočtech jako k příloze, a tedy ji opakovaně využívat od začátku výuky
- ucelenost a propojení souvisejících veličin a pojmů
- pokud následně probíráme téma stechiometrie chemických reakcí, ihned můžeme zavedený pojem využít k výpočtu

Nevýhody

- náročnost tématu v případě zařazení celé kapitoly výpočtů naráz na začátku výuky – velké riziko odrazení nematematicky obratných studentů
- zahrnutí studentů veškerými výpočty naráz může vést k nedostatečnému ukotvení jednotlivých odlišných přístupů a není možné dlouhodoběji rozvíjet a následně ve výpočtech uplatňovat čtenářskou, matematickou a přírodovědnou gramotnost
- odtrženost od teorie, z výpočtů se stává samostatná kapitola, místo aby byly součástí každého tématu

Organizace tématu v RVP G:

Učivo:

- Veličiny a výpočty v chemii
- Soustavy látek a jejich složení

Očekávané výstupy:

- Žák provádí chemické výpočty a uplatňuje je při řešení praktických problémů
- Žák využívá znalosti o částicové struktuře látek a chemických vazbách k předvídání některých fyzikálně-chemických vlastností látek a jejich chování v chemických reakcích

Výukové cíle:

- Žák vypočítá molární objem plynu zadaných látek a správně určí i jednotku veličiny.
- Žák dokáže pomocí molárního objemu počítat látkové množství či skutečný objem zadané látky.
- Žák se rozhoduje, zda při výpočtu aplikuje molární objem plynu či molární hmotnost v závislosti na zadání.
- Žák zná přibližnou hodnotu molárního objemu ($V_m = 22,7 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$).
- Žák kombinuje a vhodně, vzhledem k situaci, upravuje vyjádření pro látkové množství pomocí počtu částic, pomocí molární hmotnosti a molárního objemu.
- Žák interpretuje význam molárního objemu.
- Žák stanoví a vysvětlí pojem *standardní podmínky*.

Osnova:

1. Molární objem plynu (1–1,5 hodiny)

- Molární objem plynu a Avogadrův zákon
- Výpočet molárního objemu, látkového množství.
- Výpočty s kombinací vzorců vyjadřujících látkové množství.

Klíčové poznatky:

- Molární objem plynu je veličina vztahující se pouze k plynům. Říká, jaký objem plyn zaujímá neohledně na jeho složení, tomu odpovídá i jednotka veličiny.
- Molární objem plynu je stejný pro všechny plyny, a to přibližně $22,7 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$ za standardních podmínek.
- Molární objem plynu je vyjádřením Avogadrova zákona, tedy ve $22,7 \text{ dm}^3$ je přítomno právě $6,022 \cdot 10^{23}$ částic.
- Hodnota molárního objemu plynu se nedá využít k výpočtu objemu kapalných či pevných látek.
- Látkové množství již žák umí vyjádřit trojím způsobem, tedy kombinací platí:

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}.$$

Motivace:

Ze života: Ačkoli dokážeme počítat molární hmotnosti pro jednotlivé plyny, takový vodík si na váhu položíme jen stěží. Je tedy třeba efektivnější způsob pro měření množství plynných látek, a tím je objem.

Vhodné aktivity

- Molární objem plynu můžeme vizualizovat buď pomocí kartonové krabice o objemu $22,7 \text{ dm}^3$ (délka hrany by měla potom být přibližně 28,3 cm), nebo pomocí PET lahví (pak by bylo potřeba přibližně 15 lahví o objemu 1,5 litru). Vhodným srovnáním může být naproti tomu molární objem vody (tedy kapaliny) – krabička o objemu 18 ml (délka hrany přibližně 2,6 cm), či odměřený objem v odměrném válci. Plyny jsou tedy oproti kapalinám velmi expanzivní (toho se využívá například u airbagů).
- Skutečnost, že plyn za standardních podmínek vždy zaujímá tento objem můžeme zkusit demonstrovat na balónek. Nafoukneme balónek, změříme jeho obvod a zavřeme jej do těsné krabice. Po nějaké době (cca 30 minut) můžeme balónek z těsného vězení propustit, opět změříme obvod. Vidíme, že se obvod zmenšil – vzduch v balóneku se přizpůsobil daným podmínkám. Stejně tak se všechny plyny při standardních podmínkách přizpůsobí a zaujmou objem $22,7 \text{ dm}^3$. Pokud máme k dispozici kapalný dusík, je možné vložit balónek do kapalného dusíku a demonstrovat změnu objemu plynu po ochlazení (nebo můžeme pustit video [6]).
- Studenty můžeme také nechat prozkoumávat vlastnosti a chování plynů pomocí simulace [7] (vhodné především pro látku a téma ideálního plynu).

Vhodné materiály

1. Mareček, Honza: *Chemie sbírka příkladů*, 2001, str. 75–83
2. Fikr: *Jak porozumíme chemickým výpočtům 2, druhé rozšířené vydání 2010*, str. 11–15
3. Streblová: *Souhrnné texty z chemie pro přípravu k přijímacím zkouškám I. díl*, str. 75–76
4. Obrátil, Sáblík: *Chemie pro spolužáky: Obecná chemie II.*, str 62–65, potažmo i pracovní sešit k učebnici
5. Molární objem plynu: „<https://webcentrum.muni.cz/webchemie-vypocty/chemicke-vypocty-1/4-molarni-objem/42-avogadruv-zakon>“
6. Vliv teploty na objem plynu: <https://www.youtube.com/watch?v=PdMtGyNEEv8>
7. Simulace na vlastnosti a chování plynů:
 - <https://phet.colorado.edu/en/simulations/balloons-and-buoyancy>
 - <https://phet.colorado.edu/en/simulations/gas-properties>
8. Definice standardních a normálních podmínek: <https://webcentrum.muni.cz/webchemie-vypocty/chemicke-vypocty-1/4-molarni-objem/avogadruv-zakon>

Didaktické poznámky

Molární objem plynu a Avogadrův zákon

- Zeptejme se studentů, jak zjistíme, kolik inertního plynu dusíku je přítomno v balíčku chipsů. Máme dvě možnosti. Balíček chipsů zvážíme, potom jej otevřeme a opět zvážíme. Minimální rozdíl na vahách představuje hmotnost dusíku. Jak ale vážit dusík, pokud je pytlík (nebo třeba reakční kádinka) otevřený? Demonstrujme pokus termického rozkladu dichromanu amonného. Kolik vznikne oxidu chromitého, mohu zjistit vážením. Jak ale zjistím, kolik dusíku se při reakci uvolnilo? Většinou alespoň jeden student přijde

s nápadem objemu (analogie nafouknutému sáčku chipsů). Nyní už můžeme studenty navést na myšlenku, že stejně jako víme, kolik částic je v jednom molu, chceme vědět, jakému objemu plynu by množství 1 molu odpovídalo.

- Avogadrův zákon se týká všech plynů – zkusme tedy studenty vyzvat k vymyšlení alespoň pěti různých plynů (i jiných, než jen vodík, dusík a kyslík). Je důležité si uvědomit, že nezáleží na velikosti molekuly prvku nebo sloučeniny. Můžeme využít animaci [5].
- Zdůrazněme, že hodnota molárního objemu se nedá použít pro kapalné látky. Pokud chceme zjistit objem kapalných látek, je třeba znát hmotnost a hustotu dané látky.
- Molární objem plynu má jednotky. Ty opět vycházejí z toho, co molární objem představuje, tedy objem jednoho molu částic plynu.
- Hodnota molárního objemu plynu se studentům těžko představuje a je opět vhodné dané číslo nějak vizualizovat – buď pomocí PET lahví či pomocí kartonové krabice (viz *Vhodné aktivity*).
- Vzhledem ke změně **standardních podmínek** dle IUPAC (od roku 1982) [8], pro které je hodnota molárního objemu u plynů vypočítána, známá hodnota $22,4 \text{ dm}^3$, používaná prozatím ve všech českých učebnicích, již není zcela přesná. Pro nové standardní podmínky ($273,15 \text{ K}$, 10^5 Pa) platí $V_m = 22,7 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$. Vzhledem ke skutečnosti, že je původní hodnota molárního objemu zatím neochvějně propsána do všech českých učebnic chemie (a to i do té nejnovější od nakladatelství Taktik: *Obecná chemie 1. díl*, 2023), je potřeba na tento fakt myslet při kontrole výsledků u jiných použitých zdrojů.
- Obdobné nepřesnosti a chybné značení, spolu se záměnou podmínek a pojmů se v českých učebnicích, sbírkách i webech nacházejí i v případě **normálních podmínek**. Z definice se jedná o dva různé pojmy a podle norem IUPAC jsou normální podmínky dány teplotou 20°C a tlakem $101\,325 \text{ Pa}$. Pro normální podmínky je pak hodnota molárního objemu rovna $V_m = 24,05 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$.

Výpočet molárního objemu a látkového množství

- Dostáváme další vzorec pro vyjádření látkového množství. Po zkušenosti s předchozími vztahy pro látkové množství by už studenti neměli mít větší obtíže při vyjadřování jednotlivých proměnných ve vzorci. Obvykle stačí jeden příklad na jednoduché vyjádření ze vzorce.
- Lze se studenty provést i pokus. Otázka zní, jaké látkové množství oxidu uhličitého dokážou studenti vydechnout na jeden výdech. Studenti na jeden výdech nafouknou balónek. Ten poté ponoříme do vany s vodou se stupnicí. Rozdíl hladin přibližně odpovídá objemu vydechnutého oxidu uhličitého. Přepočtem s hodnotou molárního objemu zjistíme látkové množství. Nafouknutý balónek se nebude chtít potopit, proto mu pomůžeme třeba prstem, nebo skleněnou tyčinkou.
- Pro studenty může být poučným i následující výpočet demonstrující, kolik kyslíku je ve školní třídě. Použité hodnoty jsou tabulkové. Rozměry třídy a obsazení lze variovat na konkrétní třídu/učebnu. *Předpokládejme, že rozměry třídy jsou $3,3 \text{ m} \times 6 \text{ m} \times 9 \text{ m}$. Splňuje tato učebna stanovené kvóty (platné k roku 2023) pro plnou obsazenost, tedy 32 žáků, pokud ze zákona na jednoho žáka připadá 5 m^3 vzduchu? Kolik molů kyslíku je ve třídě? Kolik molů kyslíku připadá na jednoho žáka? Navíc, za jednu hodinu člověk (v klidu) vydýchá asi 15 m^3 vzduchu. Má každý žák ve třídě dostatek kyslíku na celou vyučovací hodinu?*

Řešení:¹ Nejprve určíme objem vzduchu v učebně (nábytek, studenty a další předměty ve třídě zanedbáváme).

$$V = 3,3 \cdot 6 \cdot 9 = 178,2 \text{ m}^3$$

Učebna splňuje podmínky dané zákonem, neboť $\frac{178,2}{32} \doteq 5,5 \text{ m}^3$ (je zajímavé, že se pravidla nezmiňují o učitelích ve třídě). Každý student má tedy o trochu víc, než je limitní hodnota.

Kyslík tvoří 21 % vzduchu, tedy 21 % z $178,2 = 37,422 \text{ m}^3$. Pak látkové množství kyslíku ve třídě je

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{37422}{22,7} \doteq 1649 \text{ mol.}$$

Množství kyslíku pro jednoho žáka při plné obsazenosti třídy (32 studentů + 1 učitel) je následující: $n = \frac{1649}{33} \doteq 50,0 \text{ mol}$. Víme nyní dostupné množství kyslíku pro každého z nás. Jaké jsou tedy naše nároky? Pokud člověk v klidu za 60 minut spotřebuje 15 m^3 vzduchu, pak za 45 minut spotřebuje $11,25 \text{ m}^3$ vzduchu. Dále vypočteme opět obsah kyslíku (21 % z $11,25$), každý z nás potřebuje na 45 minut přibližně $2,3625 \text{ m}^3$ kyslíku. Látkové množství je proto následující:

$$n = \frac{2362,5}{22,7} \doteq 104,1 \text{ mol.}$$

Tedy každý z nás má ve třídě k dispozici jen přibližně polovinu toho, co na jednu školní hodinu dle norem potřebuje. Hodnota se dá ověřit i tím, že na každého žáka ze zákona připadá 5 m^3 vzduchu, vypočetli jsme však, že na 45 minut každý potřebuje zaokrouhleně dvojnásobné množství vzduchu (oněch $11,25 \text{ m}^3$), je tedy jasné, že i množství kyslíku je poloviční oproti předpokládané spotřebě. Na závěr motivujme studenty, ať si ve třídách pravidelně větrají, aby se jim lépe učilo.

Výpočty s kombinací vzorců vyjadřujících látkové množství

- Výpočet se hodí především při výpočtech z chemických rovnic obsahujících látky v plynném skupenství. Studenti mohou často váhat, zda použít hodnotu molárního objemu či molární hmotnosti pro danou látku. Pomoci jim může správná interpretace zadání příkladů. Pokud se ptáme na objem nějaké látky či zadáváme její objem bez udání hodnoty hustoty (vyjma vody), pak je pravděpodobné, že se jedná o plyn. Samozřejmě využíváme především látky, u kterých studenti vědí, že se jedná o plyny (H_2 , CO_2 , N_2 , NH_3 , SO_2 , O_2 , ...).
- K výpočtu molárního objemu se dá využít i trojčlenka na přímou úměrnost. Ukažme i tento alternativní postup studentům, některým se tak uleví od zapamatování dalšího vzorce.
- Samotné počítání je vhodné i doplnit experimentem. Spočítejme se studenty například množství vodíku, které se uvolní při reakci zinku s kyselinou. Pokud vodík jímáme pod hladinou vody do odměrného válce, můžeme experimentálně vypočtenou hodnotu ověřit.
- U mnoha příkladů se dá udělat před samotným výpočtem alespoň rozměrový odhad. Trénujme se studenty představu o velikosti výsledku (zda bude výsledné číslo menší než molární hmotnost či větší, atd.). Díky tomu jsou pak citlivější k rozpoznání hrubé chyby při výpočtu.
- Zadávání příkladů, které vyžadují kombinaci již známých vyjádření pro látkové množství, podporujeme jejich upevnění. To je pak výhodné pro další výpočty, například pro látkovou koncentraci.

¹Pro výpočet nepoužíváme hodnotu molárního objemu, která odpovídá normálním podmínkám, ale pouze standardním, abychom žáky více nemátli. Nicméně můžeme příklad, který využije hodnotu molárního objemu za normálních podmínek, nechat vypočítat nadané studenty.

- Provázanost vztahů pro vyjádření látkového množství je klíčová. K příkladům se dá přistupovat různými způsoby, ať už přes trojčlenky, kombinaci trojčlenky a vzorce, přes vzorce či přes kombinaci vzorců. Opět je velmi žádoucí studentům nastínit větší množství cest, a pokud je některá z nich v daný moment výhodnější, upozornit na tento fakt (například počítáme spíše ze zadaných hodnot, než z vlastních mezivýpočtů).
- Podporujeme i analytické myšlení, a to nejprve samotnou kombinací vzorců, následným vyjádřením hledané neznámé a až nakonec dosazením zadaných proměnných. Je vhodné i zdůvodnit, proč je dosazení až posledním krokem (nemusíme opisovat dlouhá čísla, menší riziko chyby při přepisu a nakonec i přesnější výsledek, protože během jednotlivých kroků nezaokrouhlujeme mezivýpočty).
- Pro správný odhad dané situace je velmi vhodné prvotní vypsání všech zadaných hodnot ze zadání. Ve chvíli, kdy studenti vidí označené veličiny s jejich jednotkami, lépe mohou navrhnout postup vedoucí k výsledku. Některým může pomoci i tzv. zpětný pohled do zrcátka, tedy že si napíše vztah, ve kterém se vyskytuje hledaná veličina, a pak zjišťují, co všechno pro její určení potřebují. Takto postupují, dokud neumí spočítat a vyjádřit všechny potřebné mezikroky.