

Téma hodiny

Látkové množství a molární hmotnost

Výchozí bod hodiny – Na jakém dřívě probraném učivu stavím? Kdy bylo probráno? Co případně připomenu/zopakují?

Výuka proběhne v tercii osmiletého gymnázia. Čerstvě bylo probráno názvosloví solí. Byly probrány neutralizační reakce a současně s tím bylo opakováno vyčíslování rovnic. V předchozím roce se studenti také učili vyčíslovat chemické rovnice.

Výukové cíle – Co by žáci měli umět? Podle čeho budu hodnotit jejich výkon (při zkoušení).

Studenti dovedou objasnit, proč je nepraktické operovat s počty molekul nebo hmotnostmi jednotlivých atomů. Dále jsou schopni uvést vztah pro výpočet látkového množství z počtu částic, velikost Avogadrovy konstanty a starší definici N_A užívající počet atomů ^{12}C . Dokáží řešit příklady s využitím tohoto vztahu.

Studenti umí definovat molární hmotnost, vztah mezi hmotnostmi, látkovým množstvím a molární hmotností a znají jednotku molární hmotnosti.

Dokáží vyhledat hodnotu M různých prvků a dokáží vypočítat M sloučeniny z jejího sumárního vzorce.

Klíčové poznatky – Několik málo vět, kterými shrnu to nejdůležitější z obsahu hodiny. Jsou to základní poznatky, které by si o problematice měl odnést každý absolvent školy. Při tvorbě osnovy hodiny si zkusím zodpovědět, zda jsou žáci schopni tyto klíčové poznatky v mém výkladu rozpoznat.

Počítat jednotlivé částice (atomy, molekuly, ionty...) je nepraktické, proto přírodovědci používají látkové množství, což je podíl počtu částic a Avogadrovy konstanty. Jednotkou je mol. Molární hmotnost je hmotnost jednoho molu částic, molární hmotnosti prvků nalezneme v PSP.

Pomůcky – Co si před hodinou připravit, např. pomůcky pro demonstrace nebo chemické pokusy.

Kádinka/odměrný válec se 100 ml a 18 ml vody.

Osnova hodiny – souslednost prezentovaných poznatků a vztahů mezi nimi, v komentářích lze plánovat formu výuky (výklad, diskuse, samostatná práce studentů), zdůrazňovat logické vztahy, souvislosti s dalším učivem, motivační prvky. Může zahrnovat přibližný časový plán. Modře jsou uvedeny příklady, zeleně poznatky, které by si studenti měli určitě zapsat do sešitu (učitel vztahy a definice také napíše na tabuli).

- Začátek hodiny, představení látky, která bude probrána → umožní jim **provádět základní výpočty důležité pro laboratorní práci**.
- Napíšeme rovnici chemické reakce (hydrogenuhličitan s kyselinou fosforečnou), studenti budou napovídat vzorce požadovaných výchozích látek, budou zkoušet odhadnout produkty reakce (*opakování*).
- Studenti budou zkoušet sami si vyčíslit reakci. Následně bude vyčíslení vyřešeno s pomocí studentů na tabuli (*opakování*).
- Diskuse, **co znamenají stechiometrické koeficienty v rovnici** popisující reakci. Návodné otázky – **jde o počet molekul**, poměr reagujících molekul.
- Je praktické používat počet molekul? S jakými počty bychom takto asi pracovali. Kolik molekul by bylo ve **100 ml vody** (*ukázat kádinku*)?

Studenti mohou tipovat. Ve skutečnosti je to **řádově 10^{24} molekul**. Je to velmi velké číslo,

špatně se s tím počítá.

- Proto byla zavedena **jednotka mol představující počet**, je to podobné jako tucet nebo kopa.

Příklad:

Kolik je tucet rohlíčků? (12).

Kopa vajec (60).

- **A jeden mol částic? $6,022 \times 10^{23}$**
- Co se skrývá pod částicí? Může to být atom, molekula, iont, elektrony...

Příklady ilustrující, jak velké je to číslo:

Vagón rýže obsahuje asi 500 milionů zrněk rýže. Kolik vagonu potřebujeme, abychom měli 1 mol zrněk rýže? ($1,2 \times 10^{15}$ vagonů).

Lidské těle obsahuje asi 80×10^{12} buněk. Žije na Zemi dostatek lidí, aby celé lidstvo dalo dohromady 1 mol buněk? (ano, pro 7,7 miliard lidí to je $6,2 \times 10^{23}$ buněk).

Ukázat 18 ml vody, které obsahují 1 mol molekul vody.

- Máme jednotku mol, jednotky jsou spojené s **fyzikálními veličinami**. Definujeme **látkové množství**:

$$n = N/N_A \text{ [mol]}$$

- N_A je **Avogadrova konstanta, což je $6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$**
- Dřívější definice Avogadrovy konstanty – odpovídá počtu atomů ve 12 g nuklidu ^{12}C . Co je to nuklid (*opakování*)?
- **Shrnutí**, zdůraznění, co by si měli z tohoto výkladu odnést – vztah pro látkové množství a velikost Avogadrovy konstanty, starší definice N_A užívající počet atomů ^{12}C .
- Ke stanovení hmotnosti máme váhy, ke stanovení objemu kapaliny máme odměrný válec. Máme nějaké měřidlo pro stanovení látkového množství? Nemáme. Musíme přepočítat z jiné veličiny, kterou můžeme měřit.
- Jaké veličiny by to mohly být? V laboratoři i v praxi často **vážíme**. Atomy různých prvků obsahují různý počet protonů, neutronů, elektronů. Různé atomy se podobně jako různé ionty nebo molekuly **liší hmotností**.
- Jaká je souvislost asi souvislost mezi celkovou hmotností částic a jejich počtem?

$$m = N m_{\text{částice}}$$

- Počet částic a jejich hmotnost jsou ohromně velká nebo malá čísla. Nešlo by to s molem a

látkovým množstvím?

- Do vztahu dosadíme N z definice látkového množství.

$$m = n N_A m_{\text{částice}}$$

- Zvýraznit součin Avogadrovy konstanty a hmotnosti částice – je to **hmotnost jednoho molu částic**. Tato hmotnost se označuje jako **molární hmotnost M** . Hmotnost pak je součinem látkového množství částic a molární hmotnosti.

$$m = n M$$

- **Jednotka molární hmotnosti – gram na mol.**
- Kde najít údaje o molární hmotnosti atomů nebo molekul? **Práce s PSP**. Pro sloučeniny najdeme často na obalech chemikálií. Můžeme si vypočítat z molárních hmotností atomů a stechiometrických koeficientů.

Příklad:

Vypočítejte molární hmotnost kyseliny sírové.

Vzorec H_2SO_4

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = (2 \times 1,008 + 32,06 + 4 \times 15,999) \text{ g mol}^{-1} = 98,072 \text{ g mol}^{-1}$$

- **Shrnutí**, zdůraznění, co by si měli z tohoto výkladu odnést – umět definovat, co je to molární hmotnost, jakou má jednotku, jaký je vztah mezi hmotností, látkovým množstvím a molární hmotností. Měli by umět najít molární hmotnost atomů a vypočítat molární hmotnost sloučeniny ze vzorce.