



# Úvod do chemie

CHEMIE NA  
**GJN**

RNDr. Ing. Jiří Vozka, Ph.D.

Rád bych na tomto místě poděkoval Lee Bílé za většinu fotografií, které v knize uvidíte. Dále Adéle Škvorové za jazykovou korekturu. Další dík patří Oliveru Klímtovi za zpracování učebnice do formy internetových stránek. A v neposlední řadě děkuji svým žákům a také Gymnáziu Jana Nerudy, že mi umožnili získat cenné zkušenosti, inspiraci a vše potřebné k tvorbě této knihy.

Pro fanoušky internetu:

- stránky učebnice naleznete na <http://chemie.gjn.cz>
- facebook chemie na GJN naleznete na <https://cs-cz.facebook.com/chemienaGJN/>
- stránky školy naleznete na <https://www.gjn.cz>
- facebook školy naleznete na <https://www.facebook.com/hellichovka/>

Jakékoliv připomínky, kladné i záporné reakce, upozornění na chyby můžete posílat na

[jiri.vozka@gmail.com](mailto:jiri.vozka@gmail.com)

## Obsah

<b>1</b>	<b>Úvodní slovo</b> .....	<b>5</b>
1.1	Jak s knihou pracovat? .....	6
<b>2</b>	<b>Úvod do chemie</b> .....	<b>7</b>
2.1	Co to teda ta chemie je?.....	7
2.2	Jak můžeme chemii rozdělit? .....	7
2.3	Základní chemické pojmy .....	9
2.4	Vlastnosti chemických látek .....	10
2.4.1	Skupenství látek.....	10
2.4.2	Skupenské přeměny .....	11
2.5	Bezpečnost práce .....	13
2.6	Označení nebezpečných látek .....	14
2.7	Jak psát protokol?.....	15
2.7.1	Co protokol musí obsahovat a proč?.....	15
<b>3</b>	<b>Chemicky čisté látky a směsi</b> .....	<b>17</b>
3.1	Chemicky čisté látky .....	17
3.2	Směsi .....	19
3.2.1	Oddělování heterogenních směsí.....	21
3.2.2	Oddělování homogenních směsí .....	23
3.2.3	Voda.....	27
3.2.4	Vzduch .....	30
3.3	Vyjadřování složení směsí - hmotnostní zlomek .....	33
3.4	Vyjadřování složení směsí - objemový zlomek .....	40
<b>4</b>	<b>Částicové složení látek a chemické prvky</b> .....	<b>41</b>
4.1	Atom a jeho stavba.....	41
4.2	Historické modely atomu .....	45
4.3	Charakteristiky atomů a molekul .....	48
4.4	Periodická soustava prvků.....	54
<b>5</b>	<b>Chemická vazba</b> .....	<b>57</b>
5.1	Vznik chemické vazby .....	57
5.2	Elektronegativita .....	60
5.3	Koordinančně – kovalentní vazba.....	62

5.4	Kovová vazba .....	63
5.5	Slabé vazebné interakce .....	65
5.5.1	Van der Waalsovy interakce .....	65
5.5.2	Vodíkový můstek .....	67
<b>6</b>	<b>Anorganické názvosloví .....</b>	<b>68</b>
6.1	Názvosloví dvouprvkových sloučenin .....	70
6.1.1	Názvosloví oxidů .....	70
6.1.2	Názvosloví peroxidů a dalších dvouprvkových sloučenin kyslíku .....	72
6.1.3	Názvosloví sulfidů, selenidů a teluridů .....	73
6.1.4	Názvosloví hydridů .....	73
6.2	Názvosloví hydroxidů .....	75
6.3	Názvosloví kyselin .....	77
6.3.1	Názvosloví bezkyslíkatých kyselin .....	77
6.3.2	Názvosloví kyslíkatých kyselin .....	78
6.4	Názvosloví solí .....	84
6.4.1	Názvosloví solí bezkyslíkatých kyselin .....	85
6.4.2	Názvosloví solí kyslíkatých kyselin .....	87
<b>7</b>	<b>Chemické výpočty – složení roztoků .....</b>	<b>92</b>
7.1	Opakování hmotnostní a objemové koncentrace .....	92
7.2	Výpočty ze vzorců .....	94
7.3	Molární koncentrace .....	96
7.4	Přepočty koncentrací .....	100
<b>8</b>	<b>Slovo závěrem .....</b>	<b>102</b>
<b>9</b>	<b>Rejstřík pojmů .....</b>	<b>103</b>
<b>10</b>	<b>Periodická soustava prvků .....</b>	<b>105</b>

## 1 Úvodní slovo

Všechna mláďata v přírodě jsou velmi zvědavá a lidské mládě, zvané odborně dítě a ještě odborněji žák či student, není výjimkou. Klade spousty otázek. Proč je tráva zelená a nebe modré? Proč se mi pod vodou dýchá podstatně hůře než rybě? Proč světluškám svítí zadečky? Některým tato zvědavost vydrží i do dospělosti, ptají se a baví je učit se něco nového, poznávat svět, hledat odpovědi. Chemie mnoho těchto odpovědí poskytuje. Je to věda o přírodě, která nás obklopuje, i o nás samých.

První a zásadní otázka, kterou si položíme, je: **„Na co mi ta chemie vlastně bude?“**

Tak předně, někteří z vás se možná stanou doktory, fyzioterapeuty, biology, inženýry nebo přímo chemiky či se budou věnovat nějaké jiné profesi, která s chemií úzce souvisí. Potom vás chemie bude provázet celým vaším studiem a hlavně se stane nedílnou součástí vaší profese. I to, že čtete tyto řádky, je sled několika fascinujících dějů, které dokáží přeměnit světlo dopadající do vašeho oka na elektrický impulz v mozku – ale to si vysvětlíme za hoooodně dlouho, teď jsme ještě na začátku.

Ti, co půjdou nechemickou cestou, se mohou zeptat: „Na co se to mám drtit, když to nikdy nepoužiju?“ To není úplně pravda. Zkusme se nad tím zamyslet. Třeba by se i jim také mohlo hodit jak vyřešit ucpaný odpad v koupelně, které barvy ředit vodou a které ne, jak správně jíst při posilování, znát podstatu některých nemocí nebo jak fungují různé doplňky stravy. A především je celkem fajn vědět, co se okolo vás děje, jak funguje vaše tělo a jak zadečky světlušek.

Doufám, že vám tato učebnice, i její další díly, bude příjemným společníkem a že po jejím přečtení nebudete váhat a přečtete si ji znova.

Užijte si to, Jiří Vozka

## 1.1 Jak s knihou pracovat?

Text psaný černě látku vysvětluje. Bude vaší oporou při studiu chemie. V tomto textu občas narazíte na **vytučněný pojem**. Tyto pojmy vysvětlíme a budeme používat při hodinách. Když si je správně osvojíte a začnete používat, budeme se moct vyjadřovat stručněji a přesněji jako správní odborníci. Všechny pojmy použité v textu učebnice naleznete abecedně seřazené i na konci učebnice. Pokud si budete potřebovat nějaký pojem zopakovat, snadno jej pak najdete.

*Dále najdete v textu fialové definice. Definice nejsou příliš oblíbené, ale jsou potřeba. Pokud chcete chemii nebo nějakou jinou přírodovědnou disciplínu poznat, pochopit, přeprat, je nutné, aby základní pojmy a vztahy byly jasně a neprůstředně nadefinované. Pak se můžeme stručně a přesně vyjádřit a každý, kdo bude ony definice také znát, nás ihned pochopí.*

*Definice: Trojúhelník je geometrický útvar, který je tvořen třemi vrcholy, které jsou spojeny třemi úsečkami.*

*Stručné, jasné, neprůstředně... A hlavně nebojte se, není jich tam moc.*

**Otázky k zamyšlení budou uvedeny modře.** Jsou číslované a byly formulovány tak, aby vás trošku potrápily. Popřemýšlejte nad nimi. Zkuste pohledat na internetu řešení. Zeptejte se spolužáků. Na každou otázku naleznete v textu o stránku, dvě později autorskou odpověď.

**Poslední barvou, kterou v textu naleznete, je zelená.** Zeleným textem jsou psané autorské poznámky, které upozorňují na různé souvislosti, rozšiřují text či se snaží trochu poradit.

## 2 Úvod do chemie

### 2.1 Co to teda ta chemie je?

Chemie společně s biologií, fyzikou a matematikou jsou základní přírodní vědy. Vědy jsou to úzce spjaté, prolínají se a vzájemně se doplňují.

*Definice: Chemie je přírodní věda, která se zabývá chemickými látkami a jejich vzájemnými přeměnami.*

Definice je to stručná, ale velmi výstižná. Podstatou každého chemického děje je přeměna látek (**reaktantů**) na látky jiné (**produkty**). Existují i děje jiné. Např. voda, kterou zahřejeme na bod varu, začne vřít a přeměňovat se na páru. Toto je ale fyzikální děj, protože jak reaktant, tak produkt jsou voda, která pouze změnila skupenství z kapalného na plynné. Jiným případem může být radioaktivní rozpad, kdy se velký nestabilní atom rozpadne na menší atom za uvolnění energie a často i jiných částic. Ani toto není chemický děj, protože jak uvidíme v následujících kapitolách, chemie se odehrává v elektronovém obalu atomů a jaderné přeměny přenechává fyzice.

### 2.2 Jak můžeme chemii rozdělit?

Už je tomu velmi dávno, co byl jeden člověk schopen obsáhnout veškeré chemické vědění. V současné době je obrovské množství poznatků a vývoj je tak rychlý, že to již není možné. Proto se chemie dělí do několika základních podoborů.

**Analytická chemie:** Zkoumá nějaký neznámý vzorek a odpovídá na otázky: Co je to za neznámé látky? A kolik tam těch látek je? Jako příklad práce analytického chemika si můžeme představit třeba zjištění, zda je voda pitná či nikoliv, zda je med přírodní nebo uměle upravený, pochází to víno z Chile nebo je to nějaký patok nebo jakou látkou byly otráveny ryby v řece apod.



**Poznáte, kde v Praze to je? Zkuste na základě obrázku vymyslet, kde všude se uplatňuje analytická chemie?**

**Anorganická chemie:** Zkoumá „neživé“ látky, jejich vlastnosti a přeměny. Anorganická chemie je pravděpodobně nejbližší alchymii. Ve středověku se totiž věřilo, že neživé (např. minerály, horniny, kovy) a živé (např. močovina) materiály mají velmi odlišnou podstatu a nedají se vzájemně převádět. A právě „neživé“ materiály tvořily základ alchymistického bádání. Jednak protože byly snadno dostupné, druhak se zdály nejvhodnější pro řešení stěžejních alchymistických problémů a to výroby zlata a kamene mudrců.

**Organická chemie:** Zkoumá „živé“ látky a jejich přeměny. Původně organická chemie zkoumala látky „živé“, tedy ty, které se vyskytovaly v živých organismech a byly z nich připravovány. Později se z organické chemie vydělil samostatný podobor biochemie a organická chemie se přeměnila obecně na chemii sloučenin uhlíku. Některé látky jako např. oxid uhličitý  $\text{CO}_2$  nebo kyselina uhličitá  $\text{H}_2\text{CO}_3$  zůstaly víceméně z historických důvodů v chemii anorganické. Významnou oblastí organické chemie jsou v současnosti plasty, které jsou tvořené velice dlouhými řetězci atomů uhlíku.

**Biochemie:** Tento vědní obor se nachází, jak už název napovídá, na hranici mezi biologií a chemií. Zkoumá látky vyskytující se v organismech, jejich roli a jejich přeměny v rámci metabolických procesů. Není překvapující, že biochemie má zásadní význam pro medicínu a to nejen ve vývoji nových léčivých preparátů, ale třeba i v diagnostice.

**Otázka k zamyšlení 1:** Napadne vás, jakým způsobem může být biochemie využita v lékařské diagnostice?

**Fyzikální chemie:** Je obor chemie, který zkoumá fyzikální podstatu chemických procesů. Odpovídá na otázky, proč některé reakce energii uvolňují a jiné spotřebovávají, jak získat z chemické reakce elektrickou energii či proč některé reakce probíhají snadno a jiné ne.

Úkol: Cože? Proč?

Stejně jako doktor musí umět názvy kostí a svalů, i chemik potřebuje umět pojmenovávat jednotlivé látky tak, aby mu každý rozuměl. Proto je nutné, abyste se naučili nazpaměť názvy chemických prvků. Na konci knížky naleznete periodickou soustavu prvků (PSP) a do příště se naučte první dva sloupečky. Naučte se nejen značky a názvy prvků, ale i jejich postavení v tabulce. Věřte mi, budeme to potřebovat, a když to budete umět, významně si usnadníte práci s pochopením další látky. Pro zjednodušení vám řeknu dvě básničky pro lepší zapamatování, ale můžete si vymyslet i vlastní.

Hanku líbal na kolínko robustní cestář Franc.

**H** – vodík, **Li** – lithium, **Na** – sodík, **K** – draslík, **Rb** – rubidium, **Cs** – cesium, **Fr** – francium

Běžela Magda kaňonem, srážela banány ramenem.

**Be** – beryllium, **Mg** – hořčík, **Ca** – vápník, **Sr** – stroncium, **Ba** – baryum, **Ra** – radium

**Odpověď 1:** Biochemické reakce jsou základem celé řady diagnostických testů. Např. moderní glukometry, přístroje, které změří hladinu krevního cukru, využívají biochemické (enzymatické) reakce. Těhotenské testy fungují na principu důkazu hormonu, který se uvolňuje po oplodnění vajíčka. Tento hormon se dokazuje jeho biochemickou reakcí s látkou napuštěnou v testovacím proužku a mnoho, mnoho dalších. V současnosti se třeba vyvíjí přístroje, které z lidského dechu dokáží poznat, zda vyšetřovaný trpí některými poruchami jako je třeba cukrovka či poškození ledvin.



### 2.3 Základní chemické pojmy

Všechno kolem nás, fyzikové mi snad odpustí dosti zjednodušující pohled, se skládá buď z **látek**, nebo **pole**. Látka je hmota složená z částic. Látkou je tedy voda, kterou pijeme, cukr, který nám v čokoládě zvedá náladu nebo měď, která tvoří elektrické kabely. Předmět složený z látek se nazývá **těleso**. Pole poté můžeme velmi intenzivně vnímat, když spadneme z kola a gravitační pole nás nemilosrdně umístí na chodník nebo jako zvuk, který uslyší náš kamarád, až budeme po tom pádu nadávat. Toto rozdělení na látky a pole smrtelníkovi stačí, protože si to dokáže snadno představit. Současná fyzika tyto pojmy již příliš nepoužívá a má trochu jiný náhled na svět a i my si později ukážeme, že třeba světlo se může chovat jako látka (jeho částice se při tomto pohledu nazývá foton) nebo jako pole (elektromagnetické vlnění).

Protože budeme téměř vždy zkoumat nějaký konkrétní proces, který bude prostorově ohraničen (třeba zkumavkou, ve které bude probíhat chemická reakce), zavedeme si další doplňující pojmy. To, co zkoumáme, se nazývá **soustava** (nebo **systém**). Tam probíhá chemický děj, který nás zajímá. Prostor mimo soustavu se nazývá **okolí**.

Soustavu můžeme mít **otevřenou**, tedy takovou, že si s okolím vyměňuje hmotu i energii. Otevřenou soustavu si můžeme představit snadno jako hrnec s vařící vodou. Voda (hmota) v podobě páry uniká do okolí a odnáší spolu i část energie v podobě tepla. Další teplo se uvolňuje z hrnce samotného. Dále máme soustavu **uzavřenou**. Uzavřená soustava s okolím dokáže vyměňovat pouze energii. Pro vytvoření uzavřené soustavy nám stačí přiklopit hrnec dokonale těsnou pokličkou (trochu představitivosti, prosím). Pára nemůže unikát, a tak uniká pouze teplo sálající z hrnce. Třetí typ soustavy je soustava **izolovaná**. Asi si snadno domyslíte, že tento typ soustavy s okolím nevyměňuje ani hmotu ani energii. Tady s hrncem moc nepochodíme, ale můžeme si ji představit jako termosku na čaj (I tady potřebujeme trochu představitivosti. Čaj i v termosce časem vychladne, protože dokonale izolovaná soustava prakticky neexistuje.).



Vyměňuje: .....

**Doplňte k obrázkům, co si dané soustavy vyměňují s okolím.**

## 2.4 Vlastnosti chemických látek

Podle toho jak se jednotlivé částice látky uspořádají, se odvozují vlastnosti látek. Vlastností látek je nepřeberné množství a my se s nimi budeme u jednotlivých látek postupně seznamovat. Nyní vyjmenujeme jen pár nejzákladnějších. Vyjmenujete příklady látek, které dané vlastnosti mají?

HOŘLAVÉ X NEHOŘLAVÉ

VÝBUŠNÉ (EXPLOZIVNÍ)

BAREVNÉ X BEZBARVÉ

VODIVÉ (ELEKTRICKÁ, TEPELNÁ VODIVOST)

DALŠÍ FYZIKÁLNĚ-CHEMICKÉ VLASTNOSTI (TEPLOTA, HUSTOTA, BOD VARU)



**Fialově zbarvené krystalky manganistanu draselného (hypermanganu) a zelený, jedovatý chlór.**

### 2.4.1 Skupenství látek

Asi každý z vás viděl led či vodní páru. Přestože jsou oba tyto materiály složeny z molekul vody, rozdíly jsou každému patrné. Led a pára jsou totiž různá skupenství vody.

*Definice: Skupenství je konkrétní forma látky, která je charakterizována především uspořádáním částic.*

Jak to s těmi skupenstvími tedy vlastně je? Pokud si vezmeme vodu v hrnci a zapneme pod ní plotnu, po chvíli teplota vody dosáhne 100 °C, což je teplota varu vody, a voda začne vřít. Tedy se v celém svém objemu začne přeměňovat na plynné skupenství, na vodní páru. Co se ale vlastně stalo? Molekuly vody v kapalném skupenství mají mezi sebou slabé vazebné interakce. Tyto interakce, slaboučké přitažlivé síly, nestačí na to, aby byly molekuly pevně spojeny k sobě, ale stačí na to, aby se molekuly po sobě různě převalovaly a neoddělovaly se příliš od sebe. Zahřátím na bod varu jsme však vodě dodali tolik energie, že tyto slabé interakce nemají šanci udržet jednotlivé molekuly pohromadě. Ty se oddělí a máme páru.

Pojďme na druhou stranu. Dejme hrnec s vodou do mrazáku. Po určité době mrazák odčerpá z molekul vody energii, ty se přestanou pohybovat a uspořádají se tak, aby to pro ně bylo co nejvýhodnější.

Následkem toho přejdou do pevného skupenství a máme led. Teplota, při které látka přechází z kapalného do pevného skupenství, se nazývá teplota tuhnutí.

Takže suma sumárum máme tři základní skupenství. Pevné, které se často označuje písmenem *s* z latinského *solidus*, kapalné, které se zkracuje písmenem *l* z latinského *liquidus*, a plynné se zkratkou *g* z latinského *gaseus*. Tyto tři nám, jako chemikům, budou stačit. Pak existují ještě další skupenství, jako je například plazma, kterou je tvořen oheň či blesk. Tyto ale nejsou pro chemii příliš významné.

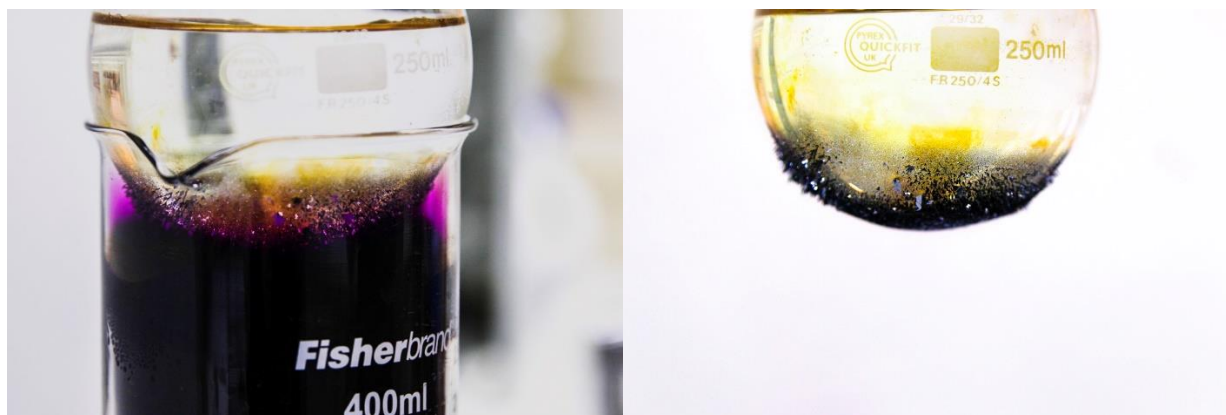
Později se seznámíte ještě s pojmem fáze. Fáze je ta část systému, ve které se jednotlivé vlastnosti nemění nebo se mění kontinuálně. Mezi dvěma fázemi se daná vlastnost mění skokem. Abychom si to přiblížili, představme si sklenici s vodou a olejem. Olej i voda jsou v kapalném skupenství, ale protože jsou vzájemně nemísitelné, dokážeme je snadno odlišit. Olej tvoří jednu kapalnou fázi, voda tvoří druhou kapalnou fázi.

#### 2.4.2 Skupenské přeměny

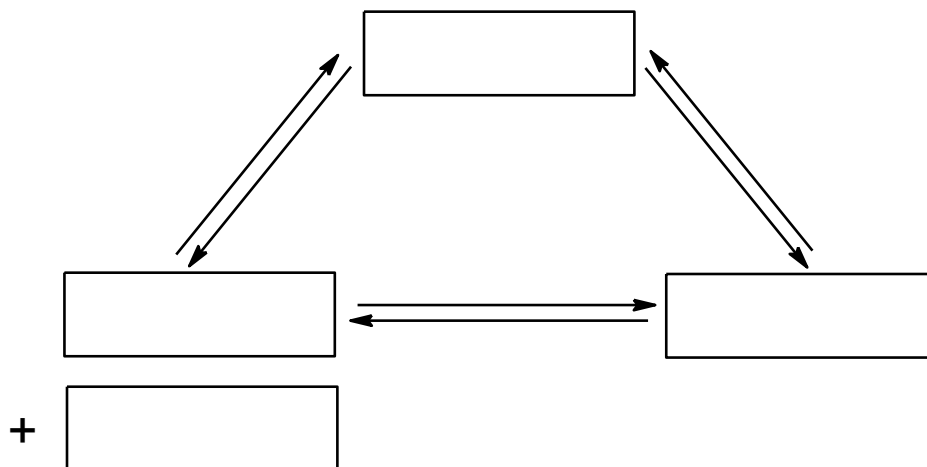
Jak je to se skupenstvími jsme si pověděli v minulé kapitole. Nyní se zaměříme na jejich vzájemné přeměny. Už jsme se naučili, že přeměna z kapalného skupenství na plynné  $l \rightarrow g$  se nazývá **var** a je pro danou látku charakterizována **teplotou varu**  $t_v$ . Dál také známe **vypařování**, kde se také jedná o přeměnu  $l \rightarrow g$ . Zatímco var probíhá v celém objemu, vypařování se odehrává pouze na povrchu látky, zato však probíhá neustále. Opačným procesem, tedy  $g \rightarrow l$ , je **zkapalnění (kondenzace)**. Tento jev můžeme pozorovat např. na zrcadle v koupelně, které se pokryje kapičkami poté, co se horká vodní pára ochladí o studené zrcadlo.

Přeměna  $l \rightarrow s$  se nazývá **tuhnutí** a opačný proces je **tání**  $s \rightarrow l$ . Oba tyto procesy jsou pro danou látku charakterizované **teplotami tuhnutí a tání**. Tyto teploty jsou stejné, záleží pouze na úhlu pohledu. Můžeme tedy říct, že voda taje při  $0\text{ }^\circ\text{C}$  i že voda tuhne při  $0\text{ }^\circ\text{C}$ .

Existuje dokonce i přeměna  $s \rightarrow g$ , tedy že se pevná látka rovnou přemění na plynnou, aniž by před tím prošla kapalným skupenstvím. Tento proces se nazývá **sublimace** a je pro některé látky typický. Takovými látkami je např. jód nebo naftalen. Opačný proces  $g \rightarrow s$  se nazývá **desublimace**.



Sublimace a desublimace jódu. Všimněte si malých desublimovaných krystalků na dně varné baňky.



Doplňte jednotlivá skupenství a jejich vzájemné přeměny.

**Otázka k zamyšlení 2:** Možná vás napadlo, zda se dají teploty varu jednotlivých látek nějak ovlivnit? Tak co? Dají?

Úkol: Budou Alici galoše indické tlačit?

**B** – bór, **Al** – hliník, **Ga** – galium, **In** – indium, **Tl** – thalium

Carevna Sicílie Gertruda snědla olovo.

**C** – uhlík, **Si** – křemík, **Ge** – germanium, **Sn** – cín, **Pb** – olovo

**Odpověď 2:** Ano, dají. Teplota varu je úzce spojená s tlakem. Pokud snížíme vnější tlak, vznikající pára bude snáze unikat. Neodborně řečeno, nic jí nebude tlačit zpátky do kapaliny. Tak např. pokud budeme vařit vodu na Mount Everestu, začne nám vřít již při teplotě asi 81 °C. A obráceně to funguje také. Pokud vnější tlak zvýšíme, bude k varu kapaliny potřeba vyšší teplota. Pára bude potřebovat více energie, aby se „procpala“ z kapaliny. Tohoto se využívá např. u Papinova hrnce, ve kterém je velký tlak, a proto i vysoké teploty varu.

## 2.5 Bezpečnost práce

Brzy se dostanete do chemické laboratoře. Zjistíte, že je to krásné místo, obvykle plné různého chemického nádobí a náčiní, a taky místo, kde si můžete vsutku snadno ublížit. Skutečně, v chemické laboratoři se můžete snadno popálit, pořezat, otrávit či podstoupit libovolnou kombinaci předešlého. Následující řádky by měly posloužit tomu, abychom toto nebezpečí minimalizovali.

Naprostu nezbytně musíte dodržovat následující tři body:

- Používejte ochranné pomůcky a to zejména brýle (stačí jen dioptrické) a plášť. Někteří také pracují v rukavicích. Použití rukavic je diskutabilní, protože v nich obvykle jste méně šikovní, a když se hloupě nachomýtnete ke kahanu, tak si rukavici krásně připečete k ruce. Proto použití rukavic je víceméně dobrovolné s výjimkou látek, které jsou tak dráždivé, že jsou rukavice naprostu nezbytné. Na tyto látky budete vždy upozorněni vyučujícím.
- Musíte vždy bezpečně vědět, co děláte a proč. Mnoho chemikálií jsou bezbarvé kapaliny, a když jich v kádinkách před sebou budete mít pět. Těžko říct, kde je roztok kyseliny sírové. Veškeré chemikálie popisujte popisovačem na sklo a hlavně myslete při zacházení s nimi. Např. pokud jste na trojnožce 15 minut škvařili tavící kelímek, dá se očekávat, že trojnožka bude i nadále horká.
- Vždy poslouchejte pokyny vyučujícího. Návody na experimenty jsou hezká věc, ale často se stává, že jaksi nefungují, proto je nezbytné vnímat, co vám vyučující říká. Stejně, když se cokoliv stane, okamžitě to vyučujícímu řekněte a nepokoušejte se nic zatajit. Když se něco rozbije, a že se to stává, nikdy nevracejte rozbité sklo do stolu a klidně to vyučujícímu oznamte. Je to správné a nikdo z toho nebude dělat nějaký problém a je to rozhodně rozumnější, než aby si někdo o baňku, kterou jste rozkrápli vy, rozřízl ruku, protože si toho ve stole nevšiml.

Pár praktických rad a zkušeností pro práci v laboratoři:

Některé látky při rozpouštění/ředění ve vodě uvolňují velké množství tepla. Proto vždy ředte kyselinu tak, že ji přilijete do většího množství vody. Stejně tak dávejte pozor při rozpouštění hydroxidů.

Horké sklo vypadá úplně stejně jako sklo studené, ale podstatně víc pálí.

Pokud jsem si nepopsal chemikálie a snažím se přijít na to, co to tam tak může být, tak pozor na intuitivní přičichnutí napřímo. Pokud by tam byl rozpuštěný amoniak, vysoce štiplavý plyn, pak plakat přestanete po dvou hodinách a něco cítit začnete k večeru. Bezpečné je „nabrat“ rukou páry kapaliny a přihnát si je k obličejí.

Ved'te si pečlivě laboratorní záznam. Laboratorní deník je sešit, do kterého si píšete, jak daná laboratorní práce probíhala. Poznamenávejte si veškeré výpočty, změny barev, odchylky od návodu apod. Na základě laboratorního deníku poté vypracováváte protokol z laboratorní práce. Pokud si laboratorní deník vést nebudete, budete po týdnu horkotěžko z hlavy lovit, co jsme to v té laboratoři jen dělali. Někáká kyselina se někam lila....jo....zežloutlo to...jojo, v kádince to bylo....COŽE? Z PROTOKOLU ZA PĚT? A TO JSEM SE TAK SNAŽIL!

Úkol: Náš pan asistent sbalil biletářku.

**N** – dusík, **P** – fosfor, **As** – arsen, **Sb** – antimon, **Bi** – bismut

Ó, slečno sejměte též podkolenku.

**O** – kyslík, **S** – síra, **Se** – selen, **Te** – tellur, **Po** – polonium

## 2.6 Označení nebezpečných látek

Pamatovat si vlastnosti všech chemických látek není možné, a proto byla zavedena různá označení, která udávají, jaké vlastnosti daná látka má a jak se s ní má zacházet.

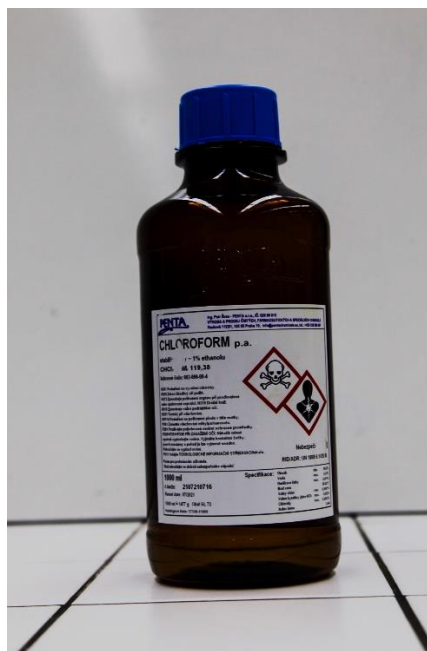
Pro průmyslové účely existuje systém tzv. vět. H - věty (z anglického *hazard*) označují nebezpečné vlastnosti dané látky. Dříve tyto vlastnosti označovaly R - věty (z anglického *risk*). Tedy na lahvi koncentrované kyseliny sírové  $H_2SO_4$  si můžeme přečíst kód H314, který říká, že daná látka způsobuje těžká poleptání kůže a poškození očí. P - věty (z anglického *precaution*) udávají, jak se má s danou látkou zacházet. Toto dříve říkaly S - věty (z anglického *safety*). Na lahvi kyseliny sírové si přečteme P280, tedy že při práci s touto látkou máme používat ochranné pomůcky, jako jsou rukavice, brýle a plášť.

Systém H a P vět není pro praktické účely příliš vhodný. Proto jsou na každé nádobě zobrazeny výstražné symboly (tzv. **piktogramy**), které jasně znázorňují vlastnosti dané látky.



Doplňte pod jednotlivé piktogramy vlastnosti látek, které vyjadřují.

**Nebezpečný pro životní prostředí – hořlavý – oxidující – nebezpečí – žíravý – toxický – výbušnina – plyn pod tlakem – poškození zdraví.**



**Příklad bezpečnostních pictogramů na lahvi kyseliny chlorovodíkové (vlevo) a chloroformu (vpravo).  
Jaké vlastnosti tyto látky dle pictogramů mají?**

## 2.7 Jak psát protokol?

Ať už se budete věnovat jakémukoliv povolání, velmi často se vám stane, že výstupem vaší práce nebude nic jiného než papír a právě za tento papír vám někdo zaplatí. Patolog píše pitevní zprávu, architekti zpracovávají stavební dokumentaci a chemici píšou protokoly.

Výstupem laboratorní práce je laboratorní protokol. Protokol je záznam o provedené práci, ve kterém je uvedeno vše potřebné proto, aby se celá práce dala kompletně zopakovat. V praxi slouží k hledání chyb, pokud laboratorní práce nedopadla, jak se očekávalo, nebo jako podklad pro zlepšení postupu apod. **Protokol není opsaný návod!** Záhadně se stává, že protokoly doslova obsahují návod, o kterém vyučující ví, že nefunguje, a přesto žák tvrdí, že přesně takto postupoval a práce se povedla. V horším případě, že např. nepříliš akční žák odevzdá přepečlivě vypracovaný protokol, kde o sobě hovoří jako o dívce a který je do písmenka stejný s protokolem jeho spolužačky. Záhada? Mysterium?

### 2.7.1 Co protokol musí obsahovat a proč?

**Datum laboratorní práce** – je nutné uvést, kdy byla práce provedena. Ve škole, kdy jsou laborky ozkoušené, datum tak důležité není, ale třeba v průmyslu nebo experimentálních laboratořích, kde výsledek není jistý, se může stát, že třeba odpojí proud. To může být příčinou neúspěchu a podle data se dá dohledat, kdy a z jakého důvodu byl proud odpojen. Pojdme se to tedy naučit rovnou dobře a datum psát budeme.

**Jméno** – operátor (osoba, která provádí danou práci) je významným faktorem úspěchu a také musí být dohledatelný. Navíc svým jménem ručí za svoji práci.

**Úkol** – cíl laboratorní práce, který se pokoušíme splnit



**Chemikálie** – potřebné chemikálie. Jejich výčet na začátku protokolu výrazně urychlí proces přípravy na opakování experimentu.

**Pomůcky** – pro potřebné pomůcky platí to samé jako pro chemikálie.

**Nákres aparatury** – u složitějších experimentů se aparatury vkládají do protokolu v podobě obrázku. Obrázek je možné vytvořit pomocí pravítka a tužky, ale v současné době se prakticky všechny aparatury malují softwarově. Např. v programu ChemSketch, který je volně stažitelný. Jedná se o stručný a popsáný 2D nákres. Tedy nic se nestínuje, nic se nevybarvuje.

**Chemické rovnice** – základem laboratorní práce je správně zapsaná a vyčíslená chemická rovnice.

**Výpočty** – pokud je pro práci nezbytné si něco spočítat, uvádí se vzorový výpočet a poté již jen výsledky obdobných výpočtů. I zde se může udělat chyba.

**Postup** – stručný záznam, jak jsme danou práci prováděli. Je psán v minulém čase. Je nutné přiznat i omyly a neúspěchy. Pokud je v návodu napsáno, že vzniknou zlatavé krystalky a my pracně připravili hnědou vodu, je nutné to zaznamenat. Je to výchozí bod pro hledání chyby. Stejně tak rozbité nádoby, vylitá kyselina, kýžený produkt vysypaný na podlahu.

**Závěr** – stručné shrnutí průběhu a výsledku práce. Po přečtení závěru by čtenář měl být schopen posoudit, jestli daná práce vede k vyřešení úkolu či ne. Závěr typu: „Práce se nám vydařila. Vše probíhalo bez komplikací“ je hezký, ale nepoužitelný, protože odsoudil čtenáře k přečtení celého protokolu. Zatímco závěr: „Reakcí roztoku kyseliny chlorovodíkové a granulovaného zinku jsme připravili vodík. Tento bezbarvý plyn jsme následně dokázali zapálením v plamenu. V několika případech se ozvalo charakteristické prásknutí. “ Aha, takže teď vím, že když to zopakuji, připravím vodík. Nebude mít žádnou barvu, a když ho zapálím, tak se neleknu, protože může prásknout.

Protokoly bývají hodnoceny přísně a je to správně. Věta „ale já jsem se snažil“ pronesená nad protokolem, který je kompletně špatně a na jehož vypracování jste měli týden je poněkud lichá. Představte si situaci, kdy vás odvezou do nemocnice se zlomenou nohou a poté se probudíte z narkózy sice se zlomenou nohou, ale s odoperovaným slepým střevem. Doktor se určitě taky snažil, jen ta vaše noha zůstala opomenuta.

Je v pořádku, že si jako vzor vezmete protokol spolužáka, ale je nutné protokol kompletně přepracovat tak, aby přesně popisoval vaši práci. Je v podstatě nereálné, že by dvě laboratorní práce proběhly zcela identicky. Systém Ctrl c/Ctrl v je plagiátorství a nesvědčí o zralém a férovém přístupu k vašim povinnostem.

Úkol: Naučte se poslední dva sloupečky periodické soustavy prvků (PSP). Básničky již jsou na vás.



## 3 Chemicky čisté látky a směsi

Už jsme se naučili, že veškeré předměty kolem nás jsou vyrobeny z chemických látek. Pojďme se na to podívat ještě trochu podrobněji. Všechny látky musí patřit do jedné ze dvou následujících skupin.

### 3.1 Chemicky čisté látky

Pokud je daný materiál složený ze stejných částic – jako třeba diamant je složen jen z atomů uhlíku nebo kostka cukru je složená jen z molekul sacharosu – nazýváme jej **chemicky čistá látka**. Chemicky čisté látky (ChČL) mají své stálé a charakteristické vlastnosti.

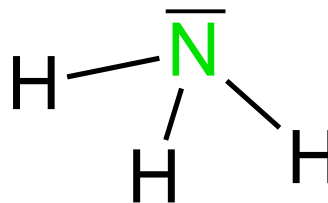
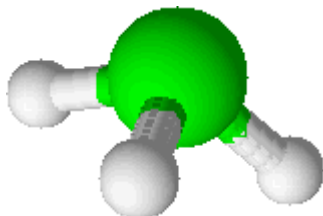
Částice, které tvoří chemicky čisté látky, mohou být:

- **Atomy**. Např. atomy helia He v pouťových balóncích.
- **Molekuly**, což jsou částice vzniklé spojením dvou a více atomů. Molekuly jsou elektroneutrální, nemají tedy žádný náboj. Např. molekuly vody  $H_2O$  ve sněhové vločce nebo molekuly chlóru  $Cl_2$ , který byl použit jako první bojový plyn vůbec.
- **Ionty**, což jsou částice s nábojem. Částice s kladným nábojem se nazývá **kation**, se záporným pak **anion**. Např. kuchyňská sůl (chlorid sodný, NaCl) se skládá z kladných sodných kationů  $Na^+$ , které se elektrostaticky přitahují se zápornými chloridovými aniony  $Cl^-$ .

Chemicky čisté látky se pak dále dělí na prvky a sloučeniny. **Prvky** už známe. Jsou to jednotlivá okénka v PSP. Tak tedy prvkem je síra S nebo vodík  $H_2$ . Všimněte si, že prvky mohou být tvořeny jednotlivými volnými atomy (třeba helium He) nebo mohou být atomy prvku vázány v molekulách (třeba fosfor  $P_4$  nebo jód  $I_2$ ) nebo krystalu prvku (krystal hliníku Al, atomy C v diamantu).

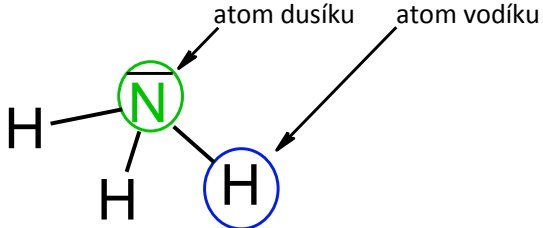
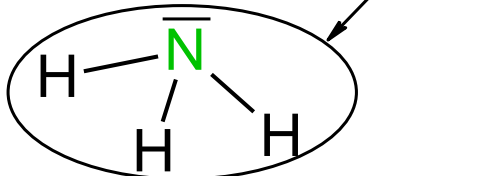

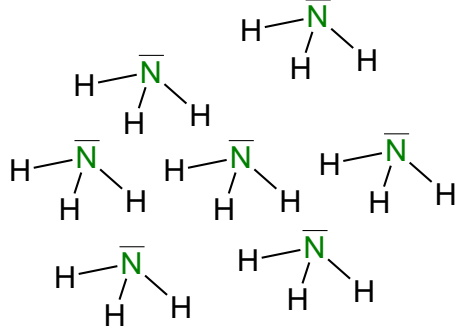
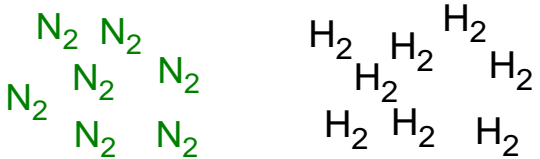
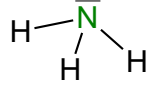
**Sloučeniny**, jak už název napovídá, jsou takové chemicky čisté látky, jejichž molekuly vznikly sloučením ze dvou a více různých atomů. Tak molekuly oxidu uhličitého  $CO_2$ , který se používá do airsoftových zbraní, jsou složeny (sloučeny) z atomů uhlíku a kyslíku.

Nu, bylo to hodně pojmů a budeme je ještě hodně potřebovat, proto ještě jednou a v tabulce. Pro vyjasnění pojmů použijeme štiplavý plyn zvaný amoniak, postaru čpavek, který má vzorec  $NH_3$ .



Molekula má tvar pyramidy, kde na centrální atom dusíku (zeleně) jsou připojeny tři vodíky (bíle). Vodorovná čárka nad dusíkem na obrázku vpravo značí elektronový pár, který se neúčastní vazby.

## Seznam základních chemických pojmů.

Pojem	Vysvětlení	Příklad
atom	základní stavební částice hmoty	
molekula	částice složená z atomů, která nemá náboj	
iont	částice s kladným (kation) nebo záporným (anion) nábojem	 <p>sodný kation a chloridový anion</p>
chemicky čistá látka	látka tvořená stejnými částicemi	 <p>amoniak jako ChČL</p>
prvek	ChČL tvořená jedním typem atomů	 <p>dusík jako prvek      vodík jako prvek</p>
sloučenina	ChČL tvořená jedním typem molekul, které jsou složeny minimálně ze dvou různých atomů	 <p>amoniak je sloučenina dusíku a vodíku</p>

Tato kapitola obsahovala mnoho běžně používaných pojmů, které se vzájemně pletou a pak vznikají zbytečné chyby a nedorozumění. Takže ráno umýt se, vyčistit si zuby, nasnídat se a zopakovat si pojmy z předešlé tabulky.

Následující poznámka se bude zejména hodit těm, kteří se budou chemií zabývat podrobněji. Přestože se to běžně říká, molekula NaCl není správně. Ionty sodíku a chloru u sebe drží iontovou vazbou a celý krystal je tak tvořen vzájemně se přitahujícími nabitými koulemi. NaCl vyjadřuje poměr 1:1 těchto koulí v krystalu. Správný pojem by tedy měl být vzorcová jednotka. Pojem molekula je vyhrazen pro částice, ve kterých jsou jednotlivé atomy spojeny kovalentními vazbami, např. CO<sub>2</sub>.

### 3.2 Směsi

Jak připravit směs snadno a rychle? Prostě vezmeme alespoň dvě ChČL a smícháme je dohromady. Když se na nějakou látku podíváme, nemusí být úplně jasné, zda se jedná o směs či ne. Nejsnáze poznáme **heterogenní** směsi a to proto, že jejich jednotlivé složky odlišíme pouhým okem a hned je nám tak jasné, že je to směs. Mezi heterogenní směsi tak patří třeba písek, kde můžeme vidět rozdílnou barvu jednotlivých kamínků. Větší problémy nám mohou dělat **koloidní** směsi. Na odlišení jejich jednotlivých složek oko nestačí a tak musíme použít moderní techniku – mikroskop. Mezi koloidní směsi patří krev a opravdu, když si prohlédnete krev pod mikroskopem, můžete spatřit jednotlivé červené a bílé krvinky, krevní destičky či shluky krevních bílkovin. Pokud zrovna máte krve nedostatek, tak můžete použít mléko, které sice působí také jako celistvá tekutina, ale pod mikroskopem bychom viděli jednotlivé kapénky tuku a shluky bílkovin. Směsi, na které je i běžný mikroskop krátký, označujeme jako **homogenní**. Na odlišení jejich jednotlivých složek bychom potřebovali velmi moderní zobrazovací metody, a proto jsou v běžných podmínkách nerozlišitelné. Homogenním směsem se také říká **roztoky**. Tady pozor! Intuice napovídá, že roztok je v kapalném skupenství. Nemusí tomu tak být. Z formálního hlediska může být roztok v pevném skupenství (třeba slitiny kovů bronz Cu + Sn či mosaz Cu + Zn) nebo v plynném skupenství (třeba vzduch je tvořen zejména dusíkem N<sub>2</sub> a kyslíkem O<sub>2</sub>), ale pravdou zůstává, že v drtivé většině případů se pojmem roztok označuje kapalná homogenní směs. A úplně nejčastěji je jako rozpouštědlo použita voda H<sub>2</sub>O, což se označuje zkratkou aq. (z latinského *aqueous*) uvedenou v závorce za rozpuštěnou látkou.

**Otázka k zamyšlení 3:** Už víme, že se směsi dělí na heterogenní, koloidní a homogenní, které se vzájemně liší velikostí svých částic. Zkuste se zamyslet nad velikostí jednotlivých částic. Jak jsou přibližně velké koloidní částice, na které oko nestačí, ale mikroskop ano? Jak jsou velké homogenní částice, které neodlišíme ani v mikroskopu?

Zatímco s další klasifikací homogenních směsí už moc nepořídíme, heterogenní směsi můžeme ještě dál rozdělit. Nebojte se. S většinou pojmů jste se již setkali, takže si to jen dáme do souvislostí. Vezmeme si jako **rozptylující látku** (tedy látku, která je ve velkém nadbytku) kapalinu a postupně budeme měnit **rozptýlenou látku**. **Důležité je mít na paměti, že pro všechny následující možnosti platí, že po určité době dojde k opětovnému rozdělení na jednotlivé složky.** Pokud rozptýlenou látkou bude plyn, dostaneme **pěnu**. Další možností je, že rozptýlenou látkou bude také kapalina. Skutečně. Pokud „rozmixujeme“ kapalinu v kapalině, které se za normálních podmínek vzájemně nemíchají, dostaneme **emulzi**. Tento pojem jste již někdy určitě slyšeli třeba v reklamách na kosmetické produkty a opravdu velké množství kosmetických přípravků jsou z chemického hlediska emulze. Jiným klasičtějším příkladem je olej jemně rozptýlený ve vodě. Poslední možnost spočívá v rozptýlení pevné látky v kapalině. Tomu se potom říká **suspenze**. Suspenzí je například zvířené bahno na břehu potoka. Nyní si vezmeme jako látku rozptylující

plyn a rozptýlíme v něm pevné částičky. Tímto způsobem jsme si připravili **dým**. Pokud místo pevných částiček rozptýlíme drobné kapičky, získáme **mlhu**. Pokud rozptýlíme malé množství plynu, získáme? Správně, homogenní směs (roztok), plyny se přeci mísí neomezeně, a proto to sem nepatří.

**Otázka k zamyšlení 4:** Jaký je rozdíl mezi rozpuštěním a suspendováním (vytvoření suspenze) určité látky? Nebo jinak. Jak poznám, že se látka rozpustila a ne že mi vytvořila jemnou suspenzi?

Dále můžete zcela běžně narazit na pojem **aerosol**. Aero je předpona vztahující se k létání či vzduchu, sol je zase z latinského *solutus* či *solubilis* rozpustný či rozpuštěný. Vám bude patrně bližší anglické *soluble*. Tedy máme nějaké malé částičky rozpuštěné ve vzduchu. Tyto částičky mohou být pevné (to už známe jako dým), kapalné (známe jako mlhu) nebo obou dvou typů zároveň. Je to tedy pojem obecnější. Aerosoly se často využívají třeba v medicíně např. pro inhalaci, dále jistě znáte různé rozprašovače, zvlhčovače apod. Z pohledu chování molekul jsou zcela unikátní **gely**. Co to vlastně je? Okometricky to vypadá jako pevná látka, když do gelu ale dloubnete prstem, přijde vám jako kapalina. Za jeho unikátní konzistenci zodpovídá jeho molekulární struktura. Ta je tvořena dlouhými molekulami, které tvoří jakousi síť, do které se zachytly kapičky kapaliny. Síť je natolik pevná, že když gel nebudete moc trápit, udrží svůj tvar a kapičky v ní, ale jakmile gel trápit začnete, kapičky vytlačíte a gel vám bude připomínat kapalinu.

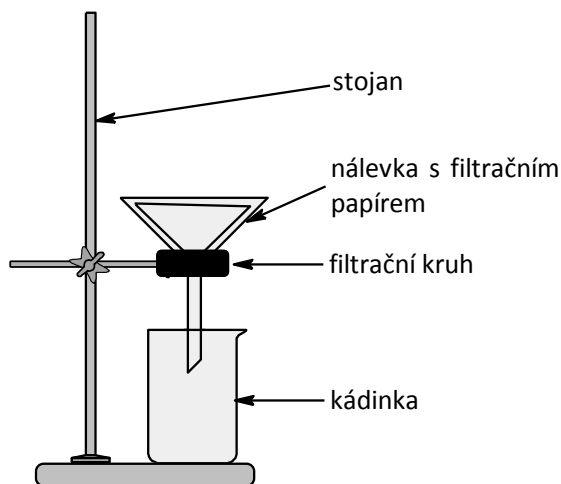
**Odpověď 3:** Velikost koloidních částic se pohybuje mezi  $10^{-9}$  až  $10^{-7}$  m. Větší částice jsou pak heterogenní, menší homogenní.

**Odpověď 4:** Rozpuštění znamená, že jsou částice rozpuštěné dané látky (atomy, molekuly či ionty) dokonale oddělené a obklopené částicemi rozpouštědla. Roztok s rozpuštěnou látkou je obvykle průhledný a ani po dlouhém stání nedojde ke zpětnému oddělení rozpuštěné látky a rozpouštědla. Suspendování znamená, že suspendovaná látka je mechanicky nadrolena na malé částičky, které jsou však stále tvořeny velkým množstvím částic látky (atomů, molekul nebo iontů). A tyto velké částice jsou rozmíchány v suspendující látce. Po určité době dojde opět k rozdělení jednotlivých složek. Suspendovaná látka se usadí na dně.

### 3.2.1 Oddělování heterogenních směsí

Tak o typech směsí už toho víme docela dost a nyní se naučíme, jak jednotlivé složky směsí oddělit. Začneme se směsmi heterogenními.

- **Filtrace.** Filtrace je založena na jednoduchém principu. Směs necháme projít filtrem, tedy překážkou, která má v sobě otvory, které jsou menší než oddělovaná složka směsi. Zatímco tekutina má malé částice a otvory bez problémů projde, oddělovaná složka zůstane na filtru. Obvykle filtrujeme suspenze. Typické „chemické“ uspořádání filtrační aparatury je na obrázku. Filtry obvykle používáme papírové, ale mohou být i z jiných materiálů. Třeba cedník na špagety je také v principu filtr. S dalším využitím filtrací jste se mohli setkat třeba v čističkách odpadních vod či pivovarech.



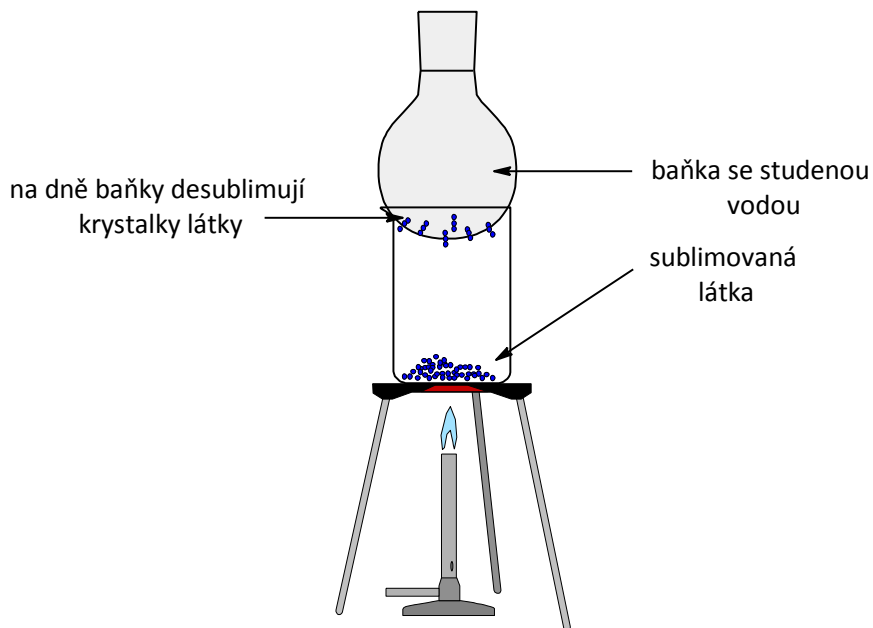
**Jednoduchá filtrační aparatura.**

**Otázka k zamyšlení 5:** K čemu se využívá filtrace v čističce odpadních vod a k čemu v pivovarnictví?

- **Usazování, odstředování (centrifugace).** Pokud máme emulzi, nejjednodušším způsobem, jak oddělit jednotlivé složky, je nalít tuto směs do dělicí nálevky a chvíli počkat. Po určité době se emulze rozdělí podle hustot a vzájemné mísitelnosti na jednotlivé složky. Protože je dělicí nálevka opatřena kohoutem, lze potom nejspodnější složku snadno vypustit do kádinky. Pokud máme suspenzi, můžeme využít podobného principu a směs odstředit. V odstředivce (centrifuze) těžší částice rychle klesnou ke dnu a nad nimi zůstane čirá kapalina. Toho principu se využívá například v medicíně, kdy pro některá vyšetření je nezbytné z krve odstranit krevní částice. Po odstředění krvinky klesnou ke dnu nádoby a tekutina, slámově žlutá krevní plazma, může být dále testována.

**Otázka k zamyšlení 6:** Lze na suspenzi použít dělicí nálevku?

- **Sublimace.** Jak už jsme se zmínili, sublimace je skupenská přeměna  $s \rightarrow g$ . Principiálně mohou sublimovat všechny látky, ale za normálních podmínek jich ve větší míře sublimuje jen pár. Sublimace je typická třeba pro jód či naftalen. Proto, když budeme mít směs látek, z nichž jenom jedna sublimuje, dá se toho využít. Typická sublimační aparatura je znázorněna na obrázku.



**Jednoduchá sublimační aparatura.**

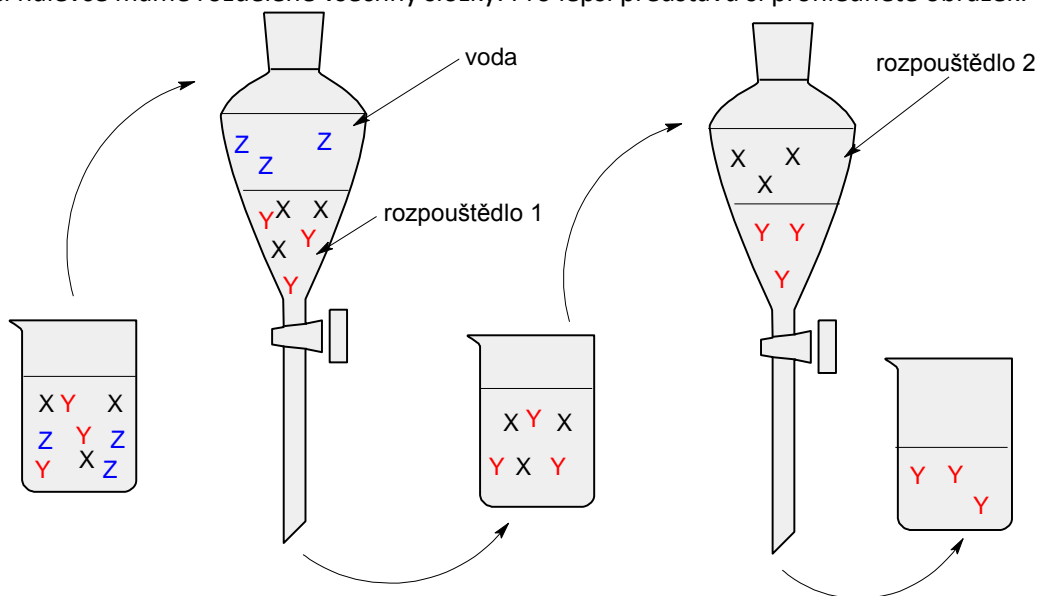
**Odpověď 5:** Filtrace je jedním z prvních kroků čištění vody. Hrubé filtry se používají na odstranění napadaného listí, větví a dalších velkých předmětů. Jemné filtry tvořené třeba pískem se pak používají k odstranění menších částic nečistot. V pivovarnictví se filtrace používá k odstranění kvasinek po kvasném procesu. Existují i piva nefiltrovaná, která jsou přítomnými kvasinkami lehce zakalená.

**Odpověď 6:** Tak teoreticky jde všechno, ale pokud vám záleží na duševním zdraví vašeho vyučujícího, tak na suspenzi použijte nálevku s filtračním papírem. Dělicí nálevka by se suspendovanou látkou velmi pravděpodobně ucpala a vyučující by neměl ani trochu radost.

### 3.2.2 Oddělování homogenních směsí

Rozdělit heterogenní směs ještě není takový problém. Částice jednotlivých složek se přeci jenom dost liší a my toho můžeme využít. Rozdělit homogenní směs je podstatně větší výzva, na kterou budeme potřebovat sofistikovanější postupy.

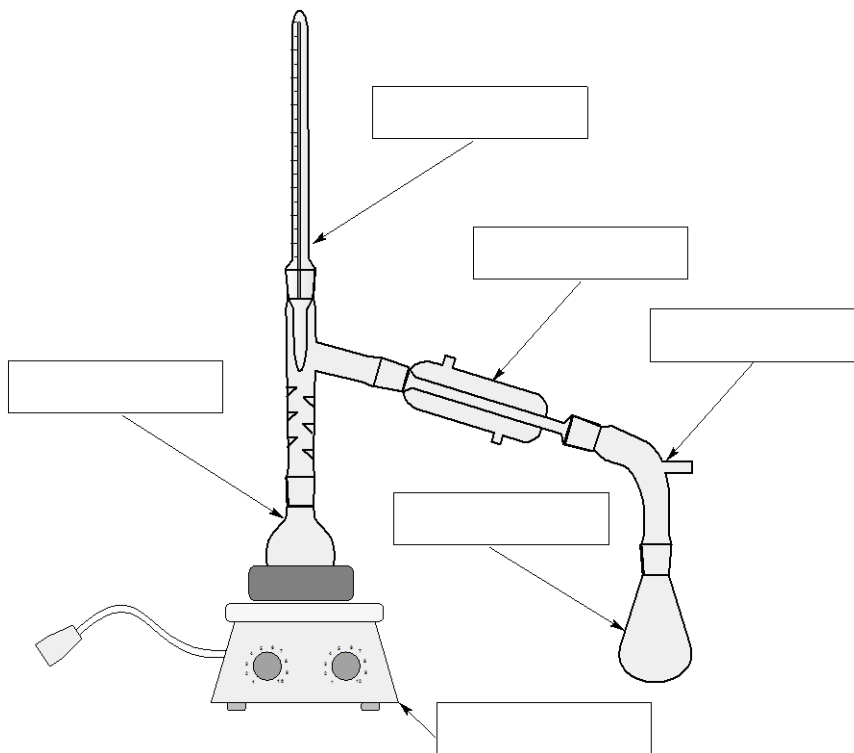
- **Krystalizace.** Pokud budu roztok zahřívat, rozpouštědlo se bude odpařovat. Rozpuštěná látka má postupem času kolem sebe méně a méně částic rozpouštědla. Hraniční okamžik je stav tzv. **nasyceného roztoku**. To je moment, kdy je v roztoku rozpuštěno maximální množství rozpuštěné látky. Pokud i nadále budu v zahřívání pokračovat, rozpouštědla už bude tak málo, že se rozpuštěná látka do roztoku „nevejde“ a vysráží se v podobě krystalu.
- **Extrakce.** Tato metoda, která se hojně využívá v biologii a obecně při práci s nějakým biologickým materiálem, je založena na sérii vzájemně nemísitelných rozpouštědel. Představme si, že máme oddělit tři složky X, Y, Z rozpuštěné ve vodě. Nejprve použijeme rozpouštědlo 1, o kterém víme, že se s vodou nemísí a zároveň se v něm složky X a Y rozpouští mnohem lépe než ve vodě. Po oddělení v dělicí nálevce máme složku Z zakonzentrovanou ve vodě a X a Y v rozpouštědle 1. Nyní je čas na rozpouštědlo 2, o kterém víme, že se s rozpouštědlem 1 nemísí a zároveň složka X se v něm rozpouští mnohem lépe, zatímco Y prakticky vůbec v porovnání s rozpouštědlem 1. Po oddělení na dělicí nálevce máme rozdělené všechny složky. Pro lepší představu si prohlédněte obrázek.



Schématiké znázornění extrakce.

Situace je ve skutečnosti, jako obvykle, mnohem složitější. Je nutné jednotlivé kroky mnohokrát opakovat, roztoky v dělicí nálevce řádně protřepat a ani pak není oddělení složek úplné. Extrakce se běžně používají při zpracování tuků a olejů nebo třeba přírodních barviv.

- **Destilace.** Princip této metody je založen na různých teplotách varu jednotlivých složek směsi. Běžná destilační aparatura je uvedena na obrázku. Pokusíme se oddělit složky X a Y s tím, že  $t_v(X)$  je vyšší než  $t_v(Y)$ . Poté, co zapneme topné hnízdo, se začne roztok zahřívát – začne mu stoupat teplota. Po chvíli teplota roztoku dosáhne  $t_v(Y)$  a složka Y začne vřít. Složka X je stále v roztoku. Aparatura se postupně začne plnit párami složky Y, tyto páry se dostanou až do chladiče, který je zchladí. Páry Y poté zkondenzují na stěnách chladiče a stečou do připravené baňky. Složky X a Y jsou oddělené.



**Doplňte názvy jednotlivých součástí destilační aparatury.**

Kromě základního uspořádání destilace, existují i různé úpravy, které se používají pro specializované procesy. Pokud bychom měli v destilační baňce několik složek s velmi podobnou teplotou varu, jeden destilační krok by nestačil. Destilaci bychom museli několikrát opakovat. Mnohonásobně opakovaná destilace se nazývá **rektifikace** a používá se např. pro zpracování ropy (rozdělení ropy na benziny, naftu, oleje a další složky). Pokud bychom měli v roztoku složky, které mají vysokou teplotu varu, destilace by byla problematická. Vysoká teplota by byla energeticky náročná a také by mohla způsobit zničení pro nás zajímavých látek. V takovém případě se používá **destilace za sníženého tlaku**. Jak už jsme si řekli, teplota varu je závislá na vnějším tlaku. Když budeme z aparatury odsávat páry, tedy snižovat tlak, sníží se i teploty varu destilujících složek. Nu a je to. Problém vyřešen. Poslední variantou, kterou se naučíme, je **destilace s vodní parou**. Pokud potřebujeme oddělit málo těkavé látky, použijeme jiný trik. Přidáme do destilační aparatury baňku s vodou, kterou přivedeme k varu. Molekuly vodní páry, a že jich bude hodně, budou sebou strhávat molekuly naší málo těkavé látky a tím významně usnadní jejich destilaci. Situaci si můžete představit tak, že jedete v přeplněném metru. Taky vás často strhnou ostatní cestující (molekuly vody) a vy musíte vystoupit, aniž byste to předtím plánovali.



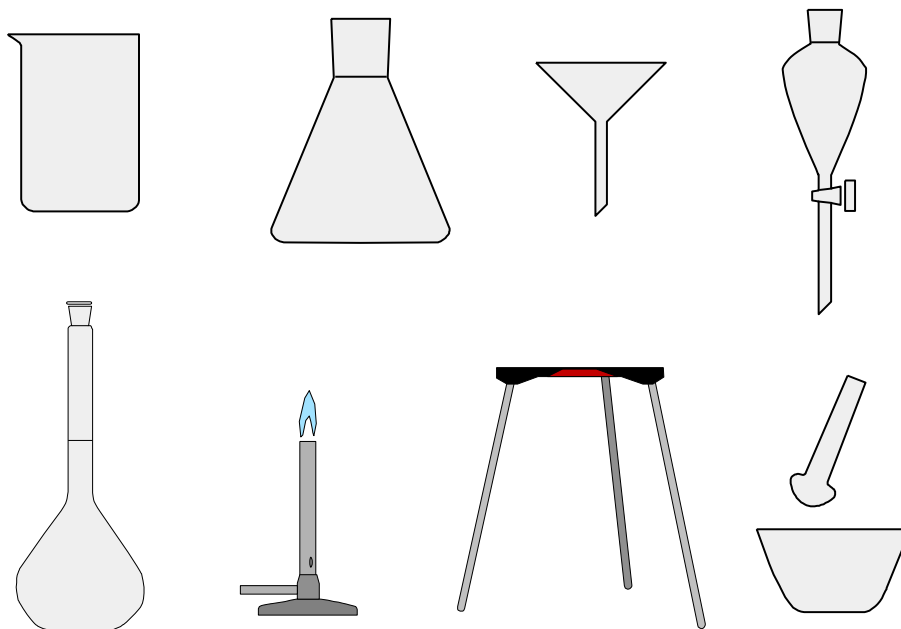
- **Chromatografie.** Poslední separační metoda, se kterou se seznámíme, je založena na různé schopnosti složek směsi zadržovat se na pevné fázi. Následkem čehož jsou látky unášeny rozpouštědlem různými rychlostmi, což vede k jejich oddělení. Cože???? Zkusme si to popsat konkrétněji. Máme pevnou (tzv. stacionární) fázi, kterou může být speciální papír nebo třeba obyčejná školní křída. Pak máme fázi pohyblivou (tzv. mobilní), která je tvořena nějakými rozpouštědly, třeba ethanolem, nebo směsí rozpouštědel. Nyní na stacionární fázi nanese vzorek, jehož složky chceme rozdělit, a ponoříme okraj stacionární fáze do fáze mobilní. Mobilní fáze bude vzliínat po fázi stacionární, až se dostane k našemu vzorku. Nyní nastává vlastní separační fáze. Protože každá složka vzorku je trochu jiná, bude se různě pevně „držet“ fáze stacionární. Interakce mezi složkou vzorku a stacionární fáze může mít různou fyzikální podstatu a není to pro nás nyní podstatné. Důležité je, že ty složky, které se „drží“ pevně, půjdou s mobilní fází pomalu, ty co se „drží“ slabě, pojedou rychle. A právě tento rozdíl vede k jejich rozdělení.

Chromatografie je v současnosti jedna z nejpoužívanějších separačních metod. Profesionální přístroje již dávno nejsou založeny na křídě a ethanolu a jsou schopny rozdělit desetitisíce složek v řádu minut. Současná biochemie, medicína a farmacie by se bez chromatografie jen těžko obešly.



Moderní chromatografický přístroj, který je schopen v řádu minut rozdělit stovky látek.

Úkol: Naučte se následující chemické nádoby. Vaše první laboratorní práce se blíží.



Pozor, v chemii, stejně jako v jiných oborech, jsou určité termíny/pojmy/názvy, na kterých si chemici zakládají, ale běžný smrtelník pro to nemá pochopení a plete je. Pokud nechcete chemiky zlobit, tak říkejte nálevka (nikoliv trychtýř), třecí miska s tlučkem (nikoliv hmoždíř s paličkou) a výlevka (nikoliv džez).  
Děkujeme.

### 3.2.3 Voda

Nyní je čas, abychom se podrobněji seznámili s dvěma důležitými směsmi – vodou a vzduchem. Pojem voda by se správně měl používat jen pro chemicky čistou látku, tedy jen pro látku složenou z molekul  $\text{H}_2\text{O}$ , ale jak se brzy dozvíme, většinou pod pojmem voda míníme vodné roztoky solí.

**Otázka k zamyšlení 7:** Existuje na zemi voda jako chemicky čistá látka? Pokud ano, jaká to je?

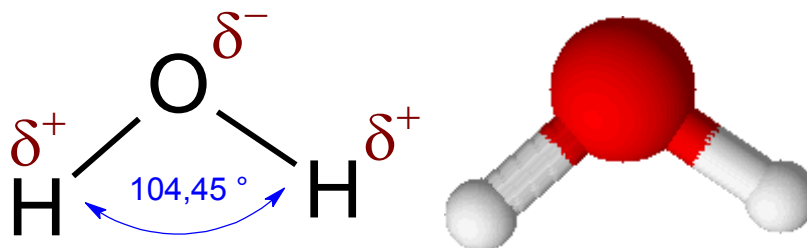
Pokud budeme uvažovat veškerou vodu na planetě, hovoříme o **hydrosféře**. Tři čtvrtiny zemského povrchu jsou tvořeny vodou a to zejména vodou **slanou (mořskou)**. Jako nejslanější se udává Mrtvé moře (které jako na potvoru není moře, ale jezero), které ve 100 ml vody obsahuje 35,8 g solí a jedná se tedy prakticky o nasycený roztok. Slanost ostatních „opravdových“ moří a oceánů je přibližně desetkrát nižší. **Sladká voda**, teda ta, která obsahuje oproti mořské vodě výrazně méně solí, se dělí na **povrchové vody** (dešťová, potoky, řeky) a **podzemní vody**. Povrchové vody obsahují malé množství rozpuštěných látek (často se hovoří o vodě měkké), zatímco podzemní vody jich obsahují velké množství (voda tvrdá). Později si povíme o tvrdé vodě trochu více, činí nám totiž nemalé problémy (vodní kámen, snižuje účinnost pracích prášků apod.). Dále existují další pojmy, které asi nepotřebují blíže vysvětlovat: minerální voda, pitná voda, užitková voda, odpadní voda...je jich opravdu hodně. Za zmínku ale určitě stojí **destilovaná voda**, jedna z nečistších forem vody, která se průmyslově používá. Tato voda se připravuje opakovanou destilací a čištěním přes speciální filtry, které odstraní zbytkové ionty.

**Otázka k zamyšlení 8:** Jaké znáte další „sféry“?

Množství vody obsažené v živých organismech se pohybuje mezi 60 a 80 %, u člověka je to přibližně 75%. Proto je pro zdraví velmi důležité dodržovat pitný režim. Naše těla jsou tak stavěná. Biologický význam vody je nepopsatelný. Kdybychom chtěli odpovědět na otázku, v jakých pro přírodu důležitých procesech se voda vyskytuje. Nejpřesnější odpověď by pravděpodobně byla, že ve všech. Na tomto místě ale zmíníme zvláštní vlastnost vody, která se nazývá **anomálie vody**. Napadlo vás někdy, jak je možné, že ryby přežijí zimu? Teploty jsou hluboko pod nulou, rybník je zamrzlý, bruslí se na něm a ryby to přesto přežijí. Vysvětlení spočívá právě ve zvláštním chování vody mezi 0 a 4 °C. Pokud budeme vodu zahřívat z teploty 0 °C až na 4 °C, bude se postupně zmenšovat její objem. To je zvláštní. U drtivé většiny ostatních látek objem s teplotou roste. Důsledkem tohoto jevu je, že 4 °C voda bude mít nejvyšší hustotu a v našem rybníce klesne ke dnu. A právě u dna se v zimě zdržují ryby a jen občas připlavou k hladině, kde je proražená do ledu díra nebo je zde nezamrzlý přítok, aby se nadechly. Druhá veledůležitá vlastnost vody je tvorba **vodíkových vazeb** (postaru vodíkových můstků). Podstatu této interakce si vysvětlíme později. Nyní si jen řekneme, že bez vodíkových vazeb by život na této planetě nebyl vůbec možný. Zařizují totiž například, že je voda za normálních podmínek kapalinou, spojují jednotlivá vlákna DNA (v této molekule je zapsán kompletní genetický kód, je to taková kuchařka, jak připravit člověka) nebo stabilizují bílkoviny (látky, které tvoří například hlavní složku svalů).

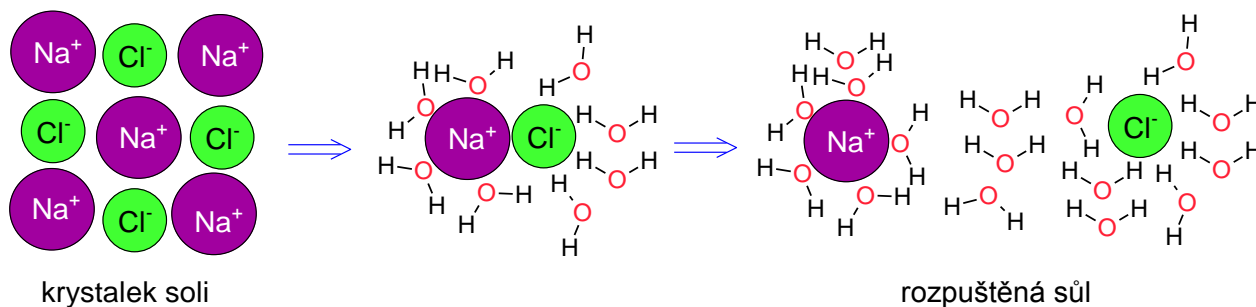
Tak to bychom měli úvod a teď se pustíme trochu více do chemie. Mezi základní fyzikálně - chemické vlastnosti vody patří její teplota varu  $t_v(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ °C}$  a teplota tání  $t_t(\text{H}_2\text{O}) = 0 \text{ °C}$ . Obě teploty platí pro tzv. normální tlak, což je 101325 Pa.

S tlaky a teplotami je trochu problém. Jako **standardní tlak** je dle IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*, Mezinárodní unie pro čistou a užitou chemii) stanovena hodnota 100 000 Pa. Do roku 1982 to však byla hodnota 101 325 Pa, která odpovídá jedné atmosféře (1 atm). Druhou zmíněnou hodnotu proto stále naleznete v celé řadě i nových učebnic a v mnoha fyzikálně-chemických tabulkách. Proto normální teplota varu látky je teplota varu při normálním tlaku (101 325 Pa), zatímco standardní teplota varu látky je teplota varu při standardním tlaku (100 000 Pa). Je to zmatek. Obyčejným smrtelníkům je to celkem jedno, ale pro odborné výpočty je to velký rozdíl. Proto je vždy důležité ověřit si, jak to v daném zdroji, ze kterého čerpáte informace, vlastně je.



Molekula vody.

Dále se o vodě říká, že je základní polární rozpouštědlo. Co to ale znamená? Molekula vody je lomená a znázorněná na obrázku. Úhel HOH je 104,45°. Později se budeme učit, že atom kyslíku si v porovnání s vodíkem mnohem snadněji přitahuje elektrony, které mezi nimi tvoří vazbu. Důsledkem tohoto přitahování je, že atom kyslíku nese malý záporný náboj (záporné vazebné elektrony jsou k němu blíže) a atomy vodíku nesou malé kladné náboje (elektrony jim „odtáhli“ kyslík). Máme tedy molekulu vody, která má kladnou a zápornou část – dva póly, molekula je polární. V chemii platí pravidlo, že **podobné se rozpouští v podobném**. Polární voda bude tedy dobře rozpouštět polární látky a iontové látky jako jsou soli, kde jsou náboje již jasně rozděleny mezi kationy a aniony. Rozpouštění kuchyňské soli, chloridu sodného NaCl, je znázorněno na obrázku. Na krystal NaCl narážejí molekuly vody. Záporné kyslíky vody se přitahují ke kladným kationům sodíku, kladné vodíky vody pak k záporným chloridovým anionům. Po určité době molekuly vody obklopují jednotlivé ionty a úplně je od sebe oddělí. Sůl je rozpuštěná.



**Rozpuštění soli, velmi polární látky, ve vodě tedy v polárním rozpouštědle.**

**Odpověď 7:** Voda se na Zemi jako chemicky čistá látka prakticky nevyskytuje, nicméně se dá průmyslově vyrobit. Ve většině vody jsou buď rozpuštěné různé ionty, třeba všude přítomné ionty sodíku  $\text{Na}^+$ , nebo vzdušný oxid uhličitý  $\text{CO}_2$ . Jedna z nejčistších forem vody na planetě jsou proto sněhové vločky.

**Odpověď 8:** Je jich celá řada. Třeba....

Atmosféra – plynný obal Země či jiného tělesa.

Biosféra – veškerý život na planetě.

Hemisféra – obecně polokoule. Mozek je tvořen dvěma hemisférami.

Litosféra – je pevný obal Země, který se skládá ze zemské kůry a nejsvrchnějších vrstev zemského pláště.

Pedosféra – je půdní obal Země.

## 3.2.4 Vzduch























Vzduch, který nás obklopuje je dalším příkladem směsi. Je tvořen zejména dvěma plyny dusíkem  $N_2$  (78 %) a kyslíkem  $O_2$  (21 %). Zbylé procento tvoří oxid uhličitý  $CO_2$ , vodní pára  $H_2O$ , vzácné plyny, prach, mikroorganismy atp. Pokud vzduch zkapalníme, můžeme z něj kyslík a dusík získávat destilací. Získané plyny poté uchováváme v tlakových lahvích. Ve stejných lahvích můžeme uchovávat i další plyny, které se získávají jinými postupy.

**Otázka k zamyšlení 9:** Která složka, kyslík nebo dusík, bude destilovat dříve? Zkuste zdůvodnit proč?

Pokud máte kamarády potápěče, tak pozorně přečtěte následující poznámku. Potápěč má masku, nikoliv brýle. Potápěč má vzduch stlačený v lahvi, nikoliv bombu se vzduchem. Záměna pojmů je celkem dráždí.

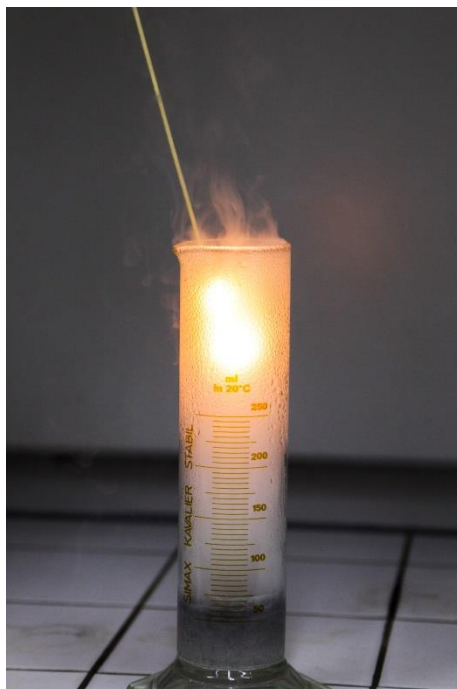
Zejména z bezpečnostních důvodů jsou jakékoliv plynové lahve označeny barevným pruhem, aby bylo již na dálku patrné, jaký plyn daná lahev obsahuje. V roce 2008 bylo toto značení upraveno, proto následující obrázek obsahuje jak staré, tak nové značení.

**Přehled existujícího a nového barevného značení na příkladech**  
**Tabulka 1: Čisté plyny/směsi plynů pro průmyslové použití**

Stávající stav (převažující)	Nový	Stávající stav (převažující)	Nový
 modrá modrá	 bílá modrá (šedá)	 šedá šedá (černá)	 jasně zelená šedá (jasně zelená)
<b>Kyslík</b>		<b>Xenon, Krypton, Neon</b>	
 bílá bílá	 kaštanová kaštanová (bílá, šedá)	 červená červená	 červená červená
<b>Acetylen</b>		<b>Vodík</b>	
 hnědá hnědá	 tmavě zelená hnědá (šedá, tmavě zelená)	 červená červená	 červená šedá
<b>Argon</b>		<b>Formovací plyn (směs dusík/vodík)</b>	
 zelená zelená	 černá zelená (šedá)	 šedá šedá	 jasně zelená šedá
<b>Dusík</b>		<b>Směs argon/oxid uhličitý</b>	
 černá černá	 šedá šedá	 šedá šedá	 jasně zelená šedá
<b>Oxid uhličitý</b>		<b>Stlačený vzduch</b>	
 hnědá hnědá	 hnědá (jasně zelená) hnědá (šedá)	<b>Poznámka:</b> Válcová část lahve může být označena různými barvami, z nichž jedna je zde zobrazena barevně a ostatní jsou uvedeny v závorce.	
<b>Helium</b>			

Staré a nové značení tlakových lahví s plyny dle ČSN EN 1089 3.

**Kyslík** je bezbarvý plyn, těžší než vzduch, který je nezbytný k hoření a také dýchání. Po lidském těle je kyslík roznášen červenými krvinkami, které obsahují červené barvivo hemoglobin. Na zodpovězení otázky, na co vlastně molekulu  $O_2$  v těle potřebujeme, si budete muset ještě chvíli počkat. Kyslík se hojně využívá v medicíně, či třeba v průmyslových procesech, kde je nezbytná vysoká teplota plamene (např. svařování...). Existuje i jiná forma kyslíku a to  $O_3$ , která se nazývá ozon. Součástí atmosféry je několik kilometrů široká vrstva, která je bohatá na ozon (ozonoféra), a ta nás chrání před škodlivým UV zářením ze Slunce. Některé látky, dříve třeba freony z ledniček, ozon rozkládají a způsobují tzv. ozonovou díru. Ozon se používá v medicíně či třeba k dezinfekci vody.



**Velmi oblíbená je důkazová reakce přítomnosti kyslíku rozžhavenou špejlí. Rozžhavená (nikoliv hořící) špejle v kyslíku vzplane jasným plamenem.**

**Otázka k zamyšlení 10:** Co vlastně všechno víte o krvi? Kolik jí v sobě máte? Jaké má složky a jakou mají funkci?

**Dusík** je bezbarvý nehořlavý plyn, bez chuti a zápachu, lehčí než vzduch, který je nedýchatelný (proto dusík!). Plynný dusík se hojně využívá v průmyslu pro tvorbu inertních atmosfér. Inertní znamená netečný, nereaktivní. Pokud budu provádět proces, kde je vysoké riziko výbuchu, naplním aparaturu dusíkem, který výbuchu zabrání. Pokud si chcete dusík koupit v samoobsluze, doporučuji si koupit pytlík chipsů. Pytlíky se nafukují dusíkem ze tří důvodů. Jednak dusík prodlužuje trvanlivost chipsů, druhak se nepolámou při skladování a třeták pytlík vypadá jaksí plnější, než ve skutečnosti je. Významné využití má také tekutý dusík. Zkapalněný dusík má teplotu  $-196\text{ }^\circ\text{C}$  a využívá se např. ke skladování biologických materiálů, které se v něm zmrazí.

Otravy dusíkem jsou velmi zákeřné. Důvod je velmi prostý. Naše tělo má zvláštní kontrolní mechanismy dýchání. Kontroluje, zda vdechujeme plyn, jakýkoliv plyn, a zda vydechujeme oxid uhličitý  $\text{CO}_2$ . Pokud přestanete vdechovat plyn, například když se topíte, mozek začne panikařit a žene vás k hladině. Pokud přestanete vydechovat oxid uhličitý, stoupne jeho hladina v krvi a mozek se začne opět bránit. Dusík, protože je všude kolem nás, je pro naše tělo známý a na jeho zvýšenou hladinu neexistuje obranný či varovný mechanismus. Při otravách se nejprve jedinec cítí malátný, poté omdlí a umírá. Zákeřnost spočívá v tom, že podobný osud čeká i první, někdy i druhou osobu, která přijde nešťastníkovi na pomoc.

Dále vzduch obsahuje vzácné plyny helium He, neon Ne, argon Ar a další. Helium můžete znát z pouťových balónků, ale má mnohá další využití. Například kapalné helium má teplotu přibližně  $-269\text{ }^\circ\text{C}$  a je to jeden z nejchladnějších materiálů, které umíme na této planetě vyrobit ve větším množství. Ostatní vzácné plyny se používají např. k plnění skleněných trubic, které následně tvoří barevné „neonové nápisy“.

Nejnižší teplota, která tvoří základní kámen současného fyzikálního a chemického vědění, se nazývá teplota absolutní nuly a má hodnotu  $T = 0\text{ K}$ , tedy  $-273,15\text{ }^\circ\text{C}$ . Této teploty se na základě termodynamických principů nedá dosáhnout, lze se k ní pouze přiblížit. Zajímavé ale je, že se k této teplotě dá přiblížit z obou dvou stran. Skutečně, na krátký časový interval lze stabilizovat hmotu, která bude mít teplotu pod absolutní nulou, ale je to úkol náročný a je pro něj potřeba sofistikované vybavení.

Poslední plyn, který je ve větším množství obsažen ve vzduchu, je **oxid uhličitý  $\text{CO}_2$** . Tento plyn, který je těžší než vzduch a nedýchatelný, si lidstvo samo vyrábí a to dokonce dvěma způsoby. První je přirozený, vydechnutý vzduch obsahuje oxid uhličitý, který vznikl během našeho metabolismu „spálením“ živin. Prostě fungujeme na cukry, tuky, bílkoviny a přeměňujeme je na energii, oxid uhličitý a vodu. Druhý zdroj oxidu uhličitého je také založen na spalování, ale tentokrát spalování uhlí v elektrárnách a různých továrnách či benzínu nebo nafty v motorech aut. V důsledku světového průmyslového rozvoje je oxidu uhličitého ve vzduchu moc a to způsobuje vážné globální problémy. Oxid uhličitý významným způsobem přispívá ke **skleníkovému efektu**. Podstatou tohoto efektu je plynný obal okolo planety, o takovém složení, že se chová jako sklo skleníku. Tedy odráží záření zpátky na zem a tím ji otepluje. Skleníkový efekt tedy přispívá i k dalšímu globálnímu problému a tím je **globální oteplování**. Proto je produkce oxidu uhličitého přísně sledována a regulována.

**Odpověď 9:** O tom, kdy daná složka bude destilovat, rozhoduje bod varu. O bodu varu rozhodují zejména hmotnost atomů či molekul dané látky a poté interakce mezi nimi. Protože kyslík má těžší molekulu než dusík, bude mít vyšší  $t_v$  a bude tedy destilovat později.

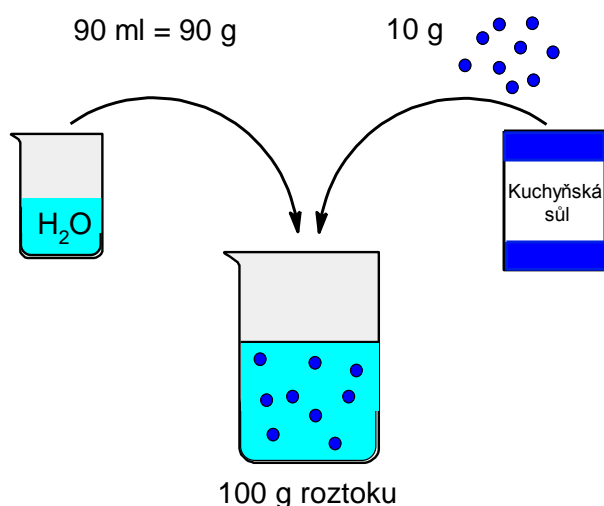
**Odpověď 10:** Krev je veledůležitá součást vašich těl. Mezi její hlavní úkoly patří zejména transport dýchacích plynů (kyslíku  $\text{O}_2$  a oxidu uhličitého  $\text{CO}_2$ ), vitaminů, hormonů a živin. Dále pomáhá udržovat stálou tělní teplotu a stálé prostředí uvnitř těla. Je také významná při imunitních reakcích. Krev je tvořena červenými krvinkami (roznáší dýchací plyny), bílými krvinkami (účastní se imunitních reakcí) a krevními destičkami (zastavují krvácení). Všechny tyto částice jsou rozpuštěné společně s ionty, krevními bílkovinami a živinami ve slámově žluté krevní plazmě. V dospělém člověku koluje přibližně 3 – 3,5 litrů krve.



### 3.3 Vyjadřování složení směsí - hmotnostní zlomek

Asi vás nepřekvapí, že abychom mohli pracovat se směsmi, dříve či později budeme potřebovat nějaký způsob, jak přesně vyjádřit složení dané směsi. Jeden způsob používají zedníci – hodí do míchačky dvě lopaty písku a jednu cementu – jiný, trochu jemnější, způsob používají některé kuchařky – dva hrníčky mouky a jednu lžici cukru. Taková přesnost ale chemikům nestačí, potřebujeme takovou veličinu, kterou dokážeme velmi přesně změřit (uznejte, jak byste nabrali 0,872 lopaty). Nejčastěji využívanou veličinou je hmotnost a na ní založené vyjádření složení směsi se nazývá **hmotnostní zlomek**.

Jak to funguje? Vezměme si 10 g kuchyňské soli a rozpustíme ji v 90 ml vody (tedy 90 g vody, protože hustota vody se běžně udává jako  $\rho = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ). Tímto postupem získáme 100 g roztoku, protože hmotnosti složek se sčítají. Rozpuštěná látka, tedy kuchyňská sůl, tvoří 10 % hmotnosti roztoku, protože sůl váží 10 g a roztok 100 g. Máme tedy 10% roztok kuchyňské soli.



Nyní celý postup zobecníme a dáme do jednoduchého vzorečku, což se nám bude hodit, až budeme mít větší počet rozpuštěných látek nebo „méně šikovné“ hodnoty hmotností. Platí

$$w_A = \frac{m_A}{m_{\text{roztok}}}$$

- $w_A$  je hmotnostní zlomek látky A,  $w_A = 0,1$  znamená, že roztok je 10% roztok látky A,  $w_A = 0,02$  znamená, že roztok je 2% roztok látky A
- $m_A$  je hmotnost látky A
- $m_{\text{roztok}}$  je hmotnost celého roztoku, tedy součet hmotností všech složek roztoku

Řešení našeho příkladu by vypadalo:

$$m(\text{NaCl}) = 10 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 90 \text{ g}$$

$$m_{\text{roztok}} = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 10 + 90 = 100 \text{ g}$$

$$w(\text{NaCl}) = ?$$

---


$$w(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m_{\text{roztok}}} = \frac{10}{100} = \frac{1}{10} = 0,1 \approx 10 \%$$

Připravili jsme 10% vodný roztok kuchyňské soli.

Všimněte si, že hmotnostní zlomek nemá jednotku. Je to bezrozměrná veličina. Důvodem je, že se jednotka hmotnosti v čitateli, pokrátí s jednotkou hmotnosti ve jmenovateli zlomku. **Aby toto fungovalo, musíte všechny hmotnosti uvádět ve stejných jednotkách.** Hmotnostnímu zlomku se také běžně říká hmotnostní koncentrace.

Jedná se o vaše první chemické výpočty, proto je nepodceňte. Jakmile něčemu nerozumíte, hned se ptejte. Dále se vám velmi bude hodit, když si osvojíte „rozumný“ styl zápisu příkladu. Jasně si napište, co víte ze zadání. Napište si vzorec, ze kterého vycházíte. Pište si mezivýpočty a jasně označte výsledek. Proč? Dva důvody. První je pro vás, když se spletete, tak v pečlivě vedeném postupu snadno objevenou chybu opravíte a rychle se můžete dopočítat ke správnému výsledku. Druhý je pro nás, pro učitele. Test má být jasný a výstižný, nikoliv napínavý. Pokud nám odevzdáte směsku čísel, kde některá z nich nápadně připomínají staroegyptské znaky, opravdu vám nemůžeme udělit hezkou známku.

**Otázka k zamyšlení 11:** Jaká může být maximální hodnota hmotnostního zlomku?

Matematické okénko, aneb co vás může potrápít:

1) Jak si můžu vyjádřit to, co potřebuju ze vzorečku?

Už jsme se naučili, že pro hmotnostní zlomek nějaké látky platí následující vztah

$$w_A = \frac{m_A}{m_{\text{roztok}}}$$

Může se ale stát, že jak hmotnostní zlomek  $w_A$ , tak hmotnost roztoku  $m_{\text{roztok}}$  budeme znát, a budeme počítat hmotnost látky A, tedy  $m_A$ . To se stane třeba v případě, když máme připravit 200 g roztoku ( $m_{\text{roztok}}$ ) o hmotností koncentraci 15 % ( $w_A$ ). Kolik mám tedy látky A navážít a rozpustit?

$$w_A = \frac{m_A}{m_{\text{roztok}}} \rightarrow m_A = w_A \cdot m_{\text{roztok}}$$

Když se chci zbavit zlomku, vynásobím ho jeho jmenovatelem. Protože musí být zachována rovnost, musím vynásobit obě strany vztahu (když se má něco rovnat, nemůžu vynásobit jen jednu stranu vztahu a druhou nechat netknoutou).

$$w_A \cdot m_{\text{roztok}} = \frac{m_A}{m_{\text{roztok}}} \cdot m_{\text{roztok}}$$

Na levé straně se mi  $m_{\text{roztok}}$  pokrátí a zbyde jen čítec  $m_A$ .

$$w_A \cdot m_{\text{roztok}} = m_A$$

Všele doporučuji si tyto úpravy vztahů zautomatizovat, bude se vám to ještě mnohokrát hodit.

2) Co mám dělat, když mám neznámou jak v čitateli, tak jmenovateli zlomku?

Nepříjemnost nastane, když máme neznámou jak v čitateli, tak ve jmenovateli. Toto se stane třeba v případě, že známe hmotnost použité vody ( $m_{\text{voda}}$ ) a koncentraci roztoku ( $w_A$ ), a nějaký šťoural se nás zeptá, kolik látky jsme tam vlastně rozpustili. Matematicky to vypadá takto

$$w_A = \frac{m_A}{m_{\text{roztok}}} = \frac{m_A}{m_{\text{voda}} + m_A}$$

A my  $m_A$  neznáme a co hůř je jak v čitateli, tak ve jmenovateli zlomku. Nejprve použijeme stejný trik jako v předešlém případě a zbavíme se zlomku – vynásobíme obě dvě strany vztahu jmenovatelem zlomku.

$$w_A \cdot (m_{\text{voda}} + m_A) = \frac{m_A}{m_{\text{voda}} + m_A} \cdot (m_{\text{voda}} + m_A)$$

Na pravé straně se nám jmenovatel pokrátí a jsme bez zlomků. Lepší, ale ještě nemáme vyhráno.

$$w_A \cdot (m_{\text{voda}} + m_A) = m_A$$

Roznásobíme závorku. Tedy  $w_A$  vynásobíme každý člen v závorce.

$$w_A \cdot m_{\text{voda}} + w_A \cdot m_A = m_A$$

Ted' to trochu učešeme a můžeme to dát do kalkulačky. Snažíme se vztah upravit tak, aby to, co neznáme, bylo na jedné straně a vše ostatní na druhé. Nejprve  $m_A$  k sobě.

$$w_A \cdot m_{voda} = m_A - w_A \cdot m_A$$

Vytkneme  $m_A$ .

$$w_A \cdot m_{voda} = m_A(1 - w_A)$$

Poslední krok, vydělíme obě strany  $(1 - w_A)$  a už můžeme dosadit číselné hodnoty, protože vše co známe, máme na jedné straně a naši neznámou na straně druhé.

$$\frac{w_A \cdot m_{voda}}{(1 - w_A)} = m_A$$

S čísly už je to na vás.

Možná se to může zdát na poprvé složité, projděte si to tedy ještě jednou, v klidu, krok za krokem. Klidně ještě jednou, dvakrát, pětkrát a nakonec zjistíte, že to vůbec není těžké.

**HLAVNĚ SE TENTO POSTUP NEUČTE NAZPAMĚT O TOM MATIKA ANI CHEMIE NEJSOU.**

**Odpověď 11:** Maximální hodnota hmotnostního zlomku je 1, tedy 100 %, a potom se bude jednat o chemicky čistou látku. Dále je rozumné si uvědomit, že součet všech hmotnostních zlomků také musí být 1. Proto, když budu mít roztok o dvou složkách A a B a budu vědět, že  $w(A) = 0,3$ , tak poté mohu automaticky dopočítat, že  $w(B) = 0,7$ .

Zkusíme společně další typy příkladů. Ty ostatní už budou na vás.

**Příklad:** Ve 130 g vody bylo rozpuštěno 42 g hydroxidu sodného NaOH. Jaký byl hmotnostní zlomek NaOH v roztoku? Kolika procentní roztok vznikl?

$$m(\text{NaOH}) = 42 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 130 \text{ g}$$

$$w(\text{NaOH}) = ?$$


---

Tady nám bude stačit prosté dosazení do vzorečku.

$$w(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m_{\text{roztok}}} = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{NaOH}) + m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{42}{42 + 130} = 0,244 \approx 24,4 \%$$

Hmotnostní zlomek NaOH v roztoku činil 0,244. Jednalo se tedy o 24,4% roztok.

S nástupem moderních kalkulaček není problém uvádět čísla na spoustu desetinných míst či vůbec nezaokrouhlovat.

Inu, přijde vám výsledek našeho příkladu  $w(\text{NaOH}) = 0,24418604651162790697674418604651$  praktický? Dohodneme se, že budeme výsledky uvádět s takovou přesností, jako je uvedené v zadání nebo o jedno desetinné místo více. Je nutné poznamenat, že později, a to zejména při fyzikálních či přesných chemických výpočtech, možná narazíte na tzv. platné číslice a seznam jasných pravidel, jak zaokrouhlovat, ale tím se nyní nebudeme trápit.

**Příklad:** Jakou hmotnost hydroxidu draselného KOH potřebujeme na přípravu 300 g 5% roztoku?

$$m(\text{KOH}) = ?$$

$$m_{\text{roztok}} = 300 \text{ g}$$

$$w(\text{KOH}) = 0,05 \approx 5 \%$$


---

$$w(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{m_{\text{roztok}}}$$

Známe  $w(\text{KOH})$  a  $m_{\text{roztok}}$ , proto si  $m(\text{KOH})$  ze vzorce snadno vyjádříme.

$$m(\text{KOH}) = w(\text{KOH}) \cdot m_{\text{roztok}}$$

$$m(\text{KOH}) = 0,05 \cdot 300$$

$$m(\text{KOH}) = 15 \text{ g}$$

Na přípravu 300 g 5% roztoku potřebujeme 15 g KOH.

**Složitější příklad:** Kolik gramů cukru je potřeba rozpustit v 500 ml vody, aby vznikl 15% roztok?

$$m(\text{cukr}) = ?$$

$$V(\text{voda}) = 500 \text{ ml} \rightarrow m(\text{voda}) = 500 \text{ g}$$

$$w(\text{cukr}) = 0,15 \approx 15\%$$


---

$$w_{\text{cukr}} = \frac{m_{\text{cukr}}}{m_{\text{roztok}}} = \frac{m_{\text{cukr}}}{m_{\text{voda}} + m_{\text{cukr}}}$$

Známe  $w(\text{cukr})$  a  $m(\text{voda})$  a spočítat máme  $m(\text{cukr})$ . Na první pohled budeme čelit problému, protože naši neznámou máme jak v čitateli, tak ve jmenovateli. Kdo si s tím umí poradit, počítejme dál a rovnou dosadíme čísla. Kdo ne, koukněte se na matematické okénko na předešlých stránkách.

Zbavím se zlomků.

$$0,15 = \frac{m_{\text{cukr}}}{500 + m_{\text{cukr}}}$$

$$0,15 \cdot (500 + m_{\text{cukr}}) = m_{\text{cukr}}$$

Roznásobím závorku.

$$75 + 0,15 m_{\text{cukr}} = m_{\text{cukr}}$$

Převádím  $m_{\text{cukr}}$  na levou stranu.

$$75 = 0,85 m_{\text{cukr}}$$

$$88,23 = m_{\text{cukr}}$$

Pro přípravu 15% roztoku je třeba rozpustit 88,23 g cukru v 500 ml vody.

Jde to ale i jednodušeji. Stačí si uvědomit, že součet všech hmotnostních zlomků musí být jedna. Pokud vím, že  $w(\text{cukr}) = 0,15$ , pak  $w(\text{voda})$  musí být 0,85. Tedy 85 % hmotnosti roztoku je tvořeno vodou. Ale my její hmotnost známe. 85 % je tedy 500 g, pak není nic snazšího než spočítat hmotnost celého roztoku. Bude to 588,23 g. Rozdíl těchto dvou hmotností musí být tedy sůl,  $588,23 - 500 = 88,23\text{g}$ .

**Další příklady:**

- 1) Ve 2 litrech vody bylo rozpuštěno 750 gramů cukru. Kolika procentní roztok vznikl? (27,3%)
- 2) K přípravě roztoku kuchyňské soli NaCl bylo použito 1,75 litrů vody. Vznikl nám 12% roztok. Kolik gramů kuchyňské soli jsme použili na přípravu tohoto roztoku? (238,6 g)
- 3) Jaké množství cukru je potřeba navážít na přípravu 5 kg 25% roztoku? (1,25 kg)
- 4) Vypočítejte hmotnost cukru k přípravě 250 g jeho 15% vodného roztoku. (37,5 g)
- 5) Vypočítejte hmotnost vody, v níž musíme rozpustit 25 g hydroxidu sodného NaOH, abychom připravili jeho 25% roztok. (75 g)
- 6) Vypočítejte hmotnost chloridu draselného KCl a vody k přípravě 60 g 3% roztoku. (1,8 g KCl, 58,2 g H<sub>2</sub>O)
- 7) Jaký je hmotnostní zlomek chlorovodíku HCl v roztoku, jehož 90 g obsahuje 15 g HCl? (0,167)
- 8) Kolik gramů vody je třeba na rozpuštění 90 g dusičnanu draselného KNO<sub>3</sub>, pokud má být hmotnostní zlomek dusičnanu draselného v roztoku 0,08? (1035 g)
- 9) Kolik gramů vody bude třeba, aby z 16 g manganistanu draselného KMnO<sub>4</sub> byl připraven 2% roztok této soli? (784 g)
- 10) Určete hmotnostní zlomek dusičnanu stříbrného, který vznikl rozpuštěním 2 g této soli ve 120 g 15% roztoku této soli. ( $w = 0,164$ )

Následující příklady jsou těžší. Zkuste je, zapřemýšlejte. Poradte se s kamarády, a když to nepůjde, zeptejte se na hodině.

- 11) Jaký je hmotnostní zlomek roztoku cukru, který vznikl smísením 5 g krystalického cukru, 120 g roztoku cukru o  $w = 0,12$  a 300 ml roztoku cukru o hustotě  $\rho = 1,12 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  a o hmotnostním zlomku  $w = 0,25$ ? ( $w = 0,224$ )
- 12) Vypočítejte hmotnostní zlomek hydroxidu draselného KOH v jeho vodném roztoku, přidáme-li k 350 g jeho 30% roztoku 50 g KOH. (38,75%)
- 13) Vypočítejte hmotnostní zlomek cukru v jeho vodném roztoku, přidáme-li k 600 g jeho 15% vodného roztoku 20 g cukru. (0,1774)
- 14) Připravte 500 g 4% roztoku uhličitanu draselného K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. K dispozici máte 95% uhličitan draselný. Kolik gramů je ho třeba? (21,05 g)
- 15) Určete hmotnostní koncentraci roztoku soli, který vznikl smícháním 50 g 10% roztoku a 70g 15% roztoku a 4 g krystalické soli. ( $w = 0,157$ )

### 3.4 Vyjadřování složení směsí - objemový zlomek

Kromě hmotnosti je pro některé účely občas praktičtější používat objem. Z tohoto důvodu úplně stejně jako jsme zavedli hmotnostní zlomek, zavádíme **zlomek objemový**.

$$\varphi_A = \frac{V_A}{V_{\text{roztok}}}$$

- $\varphi_A$  je objemový zlomek
- $V_A$  je objem látky A
- $V_{\text{roztok}}$  je objem celého roztoku, získáme jej snadno, posčítáme objemy všech složek

**Otázka k zamyšlení 12:** Jaké jsou nevýhody objemového zlomku?

**Příklad:** Roztok butanolu o objemu 70 cm<sup>3</sup> jsme připravili zředěním 8 cm<sup>3</sup> čistého butanolu vodou. Jaký je objemový zlomek butanolu v připraveném roztoku? ( $\varphi_{\text{butanol}} = 0,114$ )

**Příklad:** Roztok byl připraven zředěním 20 g propanalu na celkový objem 50 cm<sup>3</sup>. Vypočítejte objemovou koncentraci roztoku. Hustota propanolu je  $\rho_{\text{propanal}} = 797 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ . (50,1 obj. %)

**Těžší příklad:** Určete objemový zlomek roztoku, který vznikl smícháním 100 ml 12% (obj.) roztoku a 150 g 16% (obj.). Druhý z roztoků má hustotu  $\rho = 0,972 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . ( $\varphi = 0,144$ )

Následující tabulka by se vám mohla občas hodit. Doporučuji umět tyto přepočty z hlavy, ušetří vám to čas a zbytečné chyby.

Veličina	Jednotka
hmotnost	1 kg = 1 000 g, 1 tuna = 1 000 kg, 1 metrák = metrický cent = 100 kg
délka	1 m = 100 cm = 1 000 mm, mili = 1 000 mikro, 1 mikro = 1 000 nano
objem	1 m <sup>3</sup> = 1 000 dm <sup>3</sup> , 1 dm <sup>3</sup> = 1 000 cm <sup>3</sup> , 1 dm <sup>3</sup> = 1 l, 1 l = 1 000 ml, 1 cm <sup>3</sup> = 1 ml
hustota	kg/m <sup>3</sup> = 0,001 g/cm <sup>3</sup> , proto hustota vody je 1000 kg/m <sup>3</sup> = 1 g/cm <sup>3</sup>

**Odpověď 12:** Objemový zlomek má dvě hlavní nevýhody. První spočívá v tom, že objem na rozdíl od hmotnosti je závislý na teplotě. Tuto závislost má každá látka jinou, a proto různé látky reagují různě na stejnou tepelnou změnu. Důsledkem toho je změna objemového zlomku směsi. Druhá nevýhoda spočívá v tom, že 1 + 1 nemusí být objemově nutně dvě. Cože? Ano, je to tak. Představme si, že máme 20 dm<sup>3</sup> tenisáků a 20 dm<sup>3</sup> kuliček do airsoftových zbraní. Nyní to sesypeme dohromady a správně bychom měli mít 40 dm<sup>3</sup> směsi. Protože 20 a 20 je přeci 40. Jenže malé kuličky vyplní prostory mezi velkými tenisáky, což v důsledku způsobí, že budeme mít menší objem, než očekáváme. Tento fenomén se uplatňuje i u molekul a říká se mu **objemová kontrakce**. Malé molekuly vyplní prostory mezi velkými a objem směsi je poté menší, než je součet původních objemů jednotlivých složek.

Stejně jako existuje objemová kontrakce, existuje i objemová expanze. Tedy situace, kdy slijete 1 litr jedné látky, 1 litr druhé a výsledný roztok bude mít objem více než 2 litry. Nestává se to příliš často, ale stát se to může (např. sulfid uhličitý CS<sub>2</sub> a ethyl acetát). Příčina spočívá v tom, že molekuly do sebe vůbec „nepasují“, překáží si a chtějí být o sebe co nejdále.



## 4 Částicové složení látek a chemické prvky

### 4.1 Atom a jeho stavba

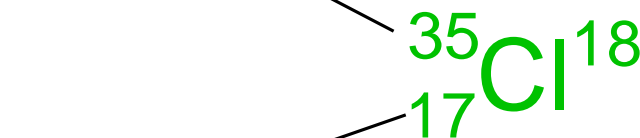
Už jsme si řekli, že základní stavební jednotka hmoty je atom. Už samotný pojem atom, pocházející z řeckého *a tomos*, tedy nedělitelný, naznačuje, jak malá taková částice je. Pro představu tloušťka průměrného lidského vlasu by odpovídala zhruba milionu atomů vodíku postavených do řady. S rozvojem vědy se podařilo atom přeci jenom rozdělit. Ukázalo se, že prakticky veškerá hmotnost atomu je soustředěná v tzv. **atomovém jádře**, které nese kladný náboj. Jádro je tvořeno jadernými částicemi (**nukleony**) a to **protony** a **neutrony**. Protony nesou kladný náboj, zatímco neutrony jsou bez náboje. Už víme, že atom jako celek je elektroneutrální. Záporné částice, které vyrovnávají kladný náboj jádra, se nazývají **elektrony** a nacházejí se v **elektronovém obalu**. Hmotnost elektronu je mnohem menší než hmotnost protonu či neutronu. Protony, neutrony a elektrony se souhrnně nazývají **elementární částice** a v chemii si s nimi plně vystačíme. Současná fyzika dokázala rozštěpit i tyto částice a objevila kvarky, gluony, leptony či slavný Higgsov boson, ale to je již mimo náš obor.

Elementární částice	Hmotnost částice (kg)	Náboj	Výskyt
Proton (p)	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	Kladný	V jádře
Neutron (n)	$1,6749 \cdot 10^{-27}$	Bez náboje	V jádře
Elektron (e <sup>-</sup> )	$9,109 \cdot 10^{-31}$	Záporný	V elektronovém obalu

Kolik daný atom obsahuje elementárních částic, nám říká různá čísla. Některé z nich snadno zjistíme pohledem na PSP (Pohled ani nepotřebujeme, přece ji všichni umíme z hlavy.). V levém dolním indexu značky prvku se uvádí **protonové číslo Z**, které nám říká počet protonů v jádře prvku a zároveň v kolikátém políčku je daný prvek v PSP. Protože je atom neutrální, musí nám protonové číslo zároveň udávat také počet elektronů v elektronovém obalu. V levém horním indexu se uvádí **nukleonové číslo A**, které nám udává počet nukleonů. Někdy bývá v pravém horním indexu uvedeno **neutronové číslo N**, které říká počet neutronů. Toto číslo se ale většinou vynechává, protože jej snadno můžeme zjistit, pokud od nukleonového čísla odečteme číslo protonové.

#### Nukleonové číslo A

Chlór má 18 + 17 nukleonů v jádře.



#### Protonové číslo Z

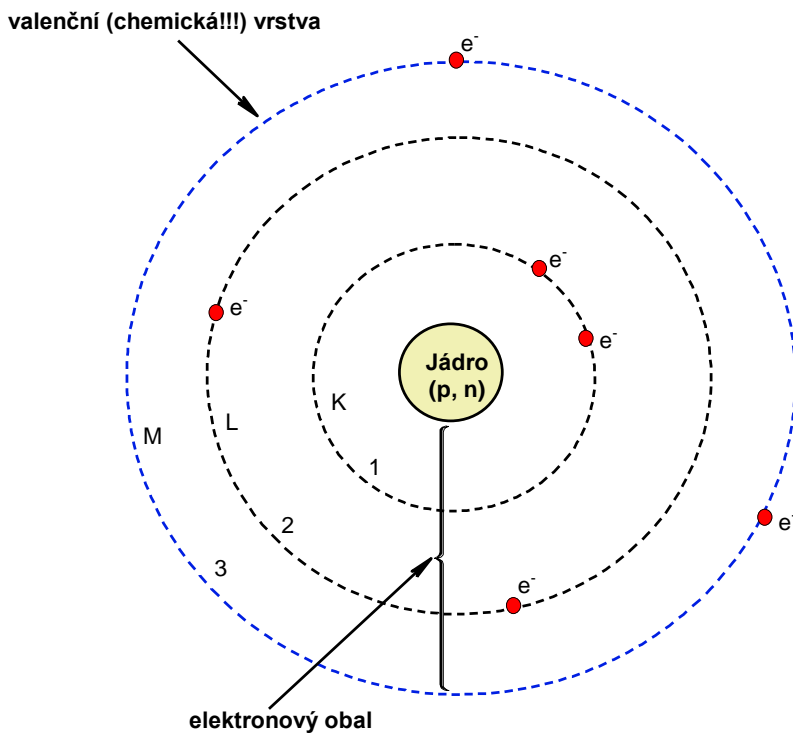
Chlór má 17 protonů v jádře.

Chlór má také 17 elektronů v elektronovém obalu.

#### Neutronové číslo N

Chlór má 18 neutronů v jádře.

**Otázka k zamyšlení 12:** Na co jsou v atomovém jádře neutrony?



Uspořádání atomu je ukázáno na obrázku. Kolem malého hmotného **jádra** je obrovský **elektronový obal**. V prvním přiblížení si atom můžeme představit jako kouli složenou z jednotlivých vrstev, na kterých si lebedí elektrony. Jednotlivé vrstvy se často značí písmeny K, L, M, ... či se číslují s tím, že vrstva K neboli 1 je nejbližší atomovému jádru. Elektron umístěný na této vrstvě je tedy nejvíce přitahován jádrem a má nejméně energie. Čím jsou elektrony umístěny na vzdálenějších vrstvách, tím mají energie více a jsou méně vázány jádrem. Vnější vrstva elektronového obalu je pro chemiky nejdůležitější a nazývá se **vrstva valenční**. Právě výměna elektronů z této vrstvy je podstatou velkého množství chemických reakcí. Kolik vrstev má daný atom a kolik v nich má umístěno elektronů poznáme velice snadno, stačí se podívat do PSP. Jednotlivé vrstvy odpovídají řádkům a jednotlivé elektrony políčkům v PSP.

Třeba atom kyslíku je umístěn na druhém řádku a jeho elektronový obal se tedy skládá ze dvou vrstev. Druhá vrstva musí být vrstvou valenční, a protože je kyslík umístěn v šestém políčku na řádku, bude mít 6 valenčních elektronů. Pro atom ruthenia platí, že jeho elektronový obal se skládá z pěti vrstev a na páté valenční vrstvě má ruthenium umístěno 8 valenčních elektronů.

Vždy si dávejte pozor, na co přesně se vás ptají. Zkuste odpovědět, na následující otázky:

Kolik elektronů má baryum?

Kolik valenčních elektronů má baryum?

Která vrstva elektronového obalu je valenční?

Kolik vrstev má elektronový obal barya?

(Odpovědi: 56, 2, 6, 6)

Pokud dodáme některému valenčnímu elektronu tolik energie, že překonáme sílu, kterou je přitahován k jádru, elektron elektronový obal opustí. Následkem toho bude mít částice více protonů než elektronů a získá tedy kladný náboj. Právě jsme vytvořili **kation**. Pokud náš uvolněný elektron jiná částice přijme, získá záporný náboj. Bude totiž mít ve svém elektronovém obalu více elektronů než protonů. Máme **anion**.

Doplňte do následující tabulky chybějící údaje. Výsledky naleznete na konci stránky, ale nepodvádět!

Částice	Počet protonů	Počet neutronů	Počet elektronů	Náboj
${}^{184}_{74}\text{W}$				
${}^{113}_{49}\text{In}$				
${}^4_2\text{He}^{2+}$				
${}^{52}_{24}\text{Cr}^{3+}$				
${}^{48}_{22}\text{Ti}^{4+}$				
${}^{127}_{53}\text{I}^{-}$				
${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$				
${}^{79}_{35}\text{Br}^{-}$				

Počet protonů či neutronů se v chemických dějích nemění, ve fyzikálních ano. Třeba jaderná fúze, která žhává naše slunce je založena na sloučení dvou atomů vodíku za vzniku atomu helia. Jiným příkladem je jaderné štěpení, které je podstatou jaderných bomb použitých za 2. světové války.

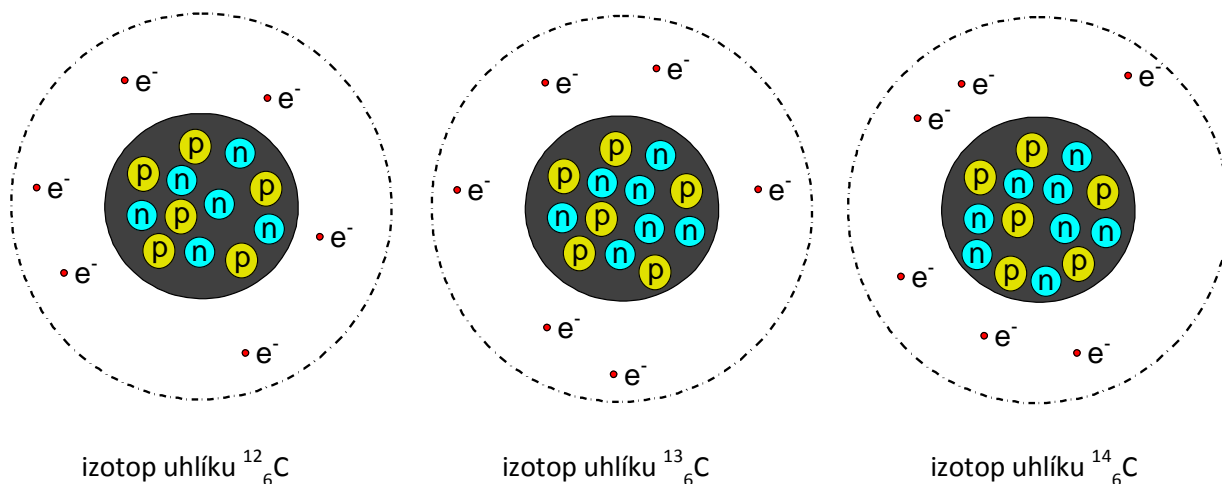
Na odevzdávání či přijímání elektronů valenční vrstvy stojí celá chemie. Později se to budeme učit podrobněji, takže tady jenom naznačíme. Všechny prvky se snaží mít zcela zaplněnou valenční vrstvu. Přirozeně se to povedlo skupině úplně vpravo v PSP, kterým se říká vzácné plyny. Tyto prvky již nepotřebují žádné elektrony vyměňovat, valenční vrstvu mají zaplněnou, a proto jsou takřka nereaktivní. Ostatní prvky jim to závidí a chtěly by alespoň elektronově vypadat stejně. Proto třeba takový chlór se nejraději vyskytuje v podobě chloridového anionu  $\text{Cl}^{-}$ . Získaný elektron navíc zařídí, že chlór bude elektronově odpovídat argonu a bude spokojený. Zkontrolujte si to v tabulce. Jiný případ. Třeba sodík by musel získat sedm elektronů, aby si valenční vrstvu doplnil. To je takřka nemožné. Proto zvolil odlišnou strategii. Elektronu se ochotně zbaví a bude se vyskytovat jako velmi stabilní sodný kation  $\text{Na}^{+}$ , který bude elektronově odpovídat neonu. Prvky uprostřed PSP mají situaci nepoměrně složitější, řeší to různými způsoby a právě to činí chemii tak krásnou a pestrou.

Částice	Počet protonů	Počet neutronů	Počet elektronů	Náboj
${}^{184}_{74}\text{W}$	74	110	74	0
${}^{113}_{49}\text{In}$	49	64	49	0
${}^4_2\text{He}^{2+}$	2	2	0	2+
${}^{52}_{24}\text{Cr}^{3+}$	24	28	21	3+
${}^{48}_{22}\text{Ti}^{4+}$	22	26	18	4+
${}^{127}_{53}\text{I}^{-}$	53	74	54	-
${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	16	16	18	2-
${}^{79}_{35}\text{Br}^{-}$	35	44	36	-

Nyní už máme dostatek poznatků, abychom mohli trochu přesněji nadefinovat pojem **prvek**.

*Definice: Prvek je chemicky čistá látka tvořená atomy se stejným protonovým číslem.*

Počet protonů a elektronů nám jasně určuje prvek. Otázka se nabízí! Mají pro vymezení prvku nějakou roli i neutrony? No to teda! Není prvek jako prvek. Pokud máme na mysli prvek, který je složen z absolutně identických atomů, hovoříme o **nuklidu prvku**. Třeba nuklid uhlíku  $^{12}_6\text{C}$ , je taková chemicky čistá látka, kde každý atom má  $Z = 6$  a  $A = 12$ . Může se stát, že se jednotlivé atomy prvku budou vzájemně lišit počtem neutronů. Pak máme **izotopy prvku**. Třeba vodík se na planetě vyskytuje ve třech izotopech. Nejvíce zastoupený je vodík  $^1_1\text{H}$ , který obsahuje jeden proton v jádře a jeden elektron ve svém elektronovém obalu. Máme ale i izotop vodíku  $^2_1\text{H}$ , který kromě jednoho protonu obsahuje v jádře i jeden neutron. Tento vodík se často nazývá jako deuterium a je základem tzv. těžké vody  $\text{D}_2\text{O}$ , která se používá v jaderných elektrárnách. Třetím izotopem vodíku je tritium  $^3_1\text{H}$ , které má v jádře proton a dva neutrony. Z tritia se dříve dělaly svítící ručičky hodinek, ale v současnosti již nemá příliš významné využití.

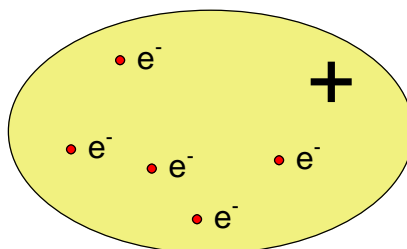


**Tři nejvýznamnější izotopy uhlíku. Celkem jich bylo připraveno již 16. Izotop vpravo na obrázku je radioaktivní a používá se pro datování archeologických nálezů.**

**Odpověď 12:** Z fyziky už víte, že opačné náboje se přitahují, shodné odpuzují. Kdyby atomové jádro bylo tvořeno pouze protony, jejich souhlasné kladné náboje by činily velké potíže. Neutrony tedy fungují jako taková výstelka, která drží protony trochu od sebe a významně tak jádro stabilizuje. Do protonového čísla 40 platí, že počet protonů a neutronů v jádře je přibližně stejný. U ještě těžších atomů již počet neutronů převyšuje počet protonů.

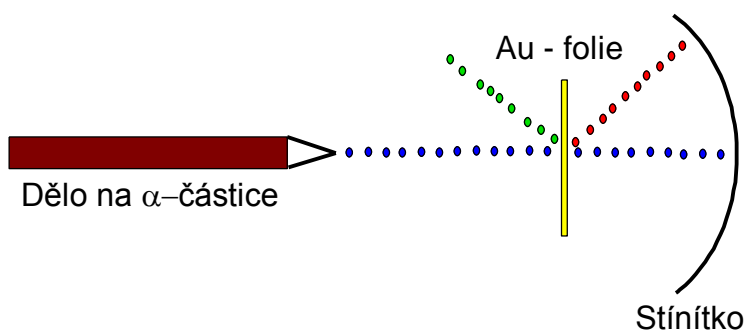
## 4.2 Historické modely atomu

Otázka z čeho se vlastně skládá hmota, trápila vědce hodně dlouho. Jako první rozumný model atomu se udává **Thomsonův model atomu**. Joseph John Thomson v roce 1897 objevil elektron, miniaturní částici nesoucí záporný náboj. Na základě tohoto objevu Thomson navrhl v roce 1904 model, ve kterém byl atom tvořen kladnou hmotou, ve které byly náhodně rozmístěny elektrony. Právě toto náhodné rozmístění elektronů dalo vzniknout alternativnímu názvu tohoto modelu – model pudinkový, protože elektrony připomínaly rozinky náhodně rozmístěné v britském vánočním pudinku. Z dnešního pohledu je tento model spíše úsměvný, ale v tehdejší době znamenal značný pokrok ve vnímání hmoty.



**Thomsonův model atomu**

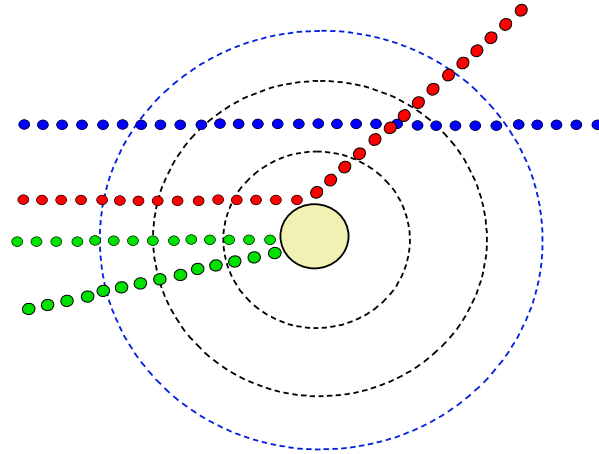
Vždy, když je v přírodních vědách představena nějaká teorie nebo nějaký model, je nutné ji experimentálně ověřit. Pokud experimenty souhlasí s teorií, teorie se považuje za platnou. Pokud by i jen jeden jediný experiment s teorií nesouhlasí, teorie je chybná a musí být nahrazena teorií novou. Proto i Thomsonův model musel být experimentálně ověřen. Tento úkol dostala dvojice vědců Hans Geiger a Ernest Marsden, kteří pracovali v laboratoři věhlasného Ernesta Rutherforda. Princip slavného Geiger-Marsdenova experimentu byl jednoduchý a je zobrazen na obrázku.



**Geiger – Marsdenův experiment**

Pánové si vzali dělo, které produkovalo  $\alpha$ -částice, tedy jádra helia  ${}^4_2\text{He}^{2+}$  (opakování indexů neuškodí:  $\alpha$ -částice má dva protony a dva neutrony v jádře, ale protože je to jádro helia, je zbařená elektronů a to jí dává náboj  $2+$ ). Proudů těchto částic postavili tenoučkou zlatou folii, za kterou umístili stínítko. Předpoklad byl jednoduchý. Hmotné  $\alpha$ -částice proletí víceméně rovnoměrně rozprostřenou hmotou zlatých atomů folie, aniž by změnil dráhu. Reálné pozorování skutečně potvrdilo, že mnoho částic proletělo dle předpokladu (modrý paprsek v obrázku), ale kupodivu byly pozorovány i částice, jejichž dráhy se významně odchýlily (červený paprsek v obrázku) a dokonce i částice, které fólií vůbec neprošly, ale odrazily se (zelený paprsek v obrázku). Odchýlené a odražené částice Thomsonův model nebyl schopen vysvětlit, tedy musel být nahrazen modelem novým. Na základě pozorování svých kolegů, nový model navrhl v roce 1911 Ernest

Rutherford. **Rutherfordův model atomu** se někdy také nazývá model planetární, protože velmi připomíná Sluneční soustavu. Rutherford jako první navrhl existenci atomového jádra, do kterého je soustředěna většina hmotnosti atomu, a vysvětlil odchýlené a odražené paprsky. Pokud  $\alpha$ -částice prolétla elektronovým obalem, prakticky nezměnila směr. Pokud narazila na jádro, změnila směr nebo se odrazila.



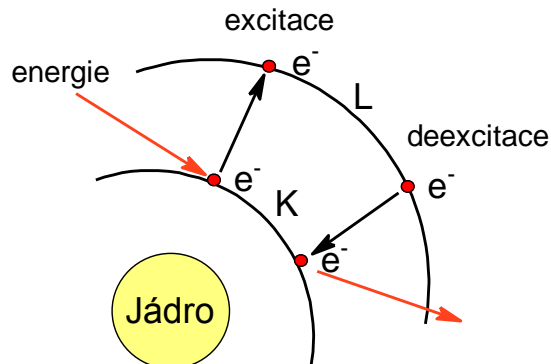
#### Geniální představa Rutherfordova modelu atomu a jednotlivé paprsky.

Slabina Rutherfordovy představy, že elektrony obíhají kolem jádra jako planety kolem Slunce, spočívá ve stabilitě, respektive nestabilitě atomu. Elektron pohybující se kolem jádra by byl dostředivě urychlován, což by mělo za následek uvolňování energie elektronu do okolí. Elektron by se potom spirálovitě zhroutil do jádra. Zhroutení pro elektron nejjednoduššího atomu vodíku by trvalo asi  $10^{-16}$  sekundy a někde tedy musí být chyba.

Řešení navrhl dánský fyzik Niels Bohr, který vzal planetární model a upravil jej několika postuláty.

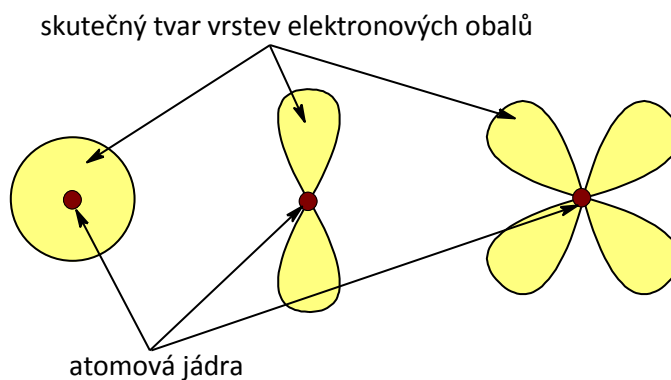
Postulát je tvrzení, které se považuje za pravdivé a které zároveň nelze dokázat. Něco jako: Maminka má vždycky pravdu. Nemůžete nikdy dokázat, že by maminka na úplně všechny otázky odpověděla správně, ale nikdo o tom snad nepochybuje?!

**První Bohrov postulát** říká, že přeci jenom existují takové dráhy elektronů, po kterých mohou elektrony obíhat, aniž by ztrácely energii. Těmto drahám se běžně říká **energetické hladiny**. Tyto dráhy však nemají náhodný, ale přesně daný poloměr. **Druhý postulát** se týká přechodu elektronu z hladiny na hladinu. Přechod elektronu z jedné hladiny na druhou je proto spojen s výměnou přesně daného balíku energie (foton), který odpovídá rozdílu energií obou hladin. Pokud elektron přechází z energeticky nižší hladiny na hladinu vyšší, říká se tomu **excitace** a elektron musí přijmout energii. Obrácený proces, přechod elektronu z energeticky vyšší hladiny na hladinu nižší, se nazývá **deexcitace** a je spojen s uvolněním energie. Toto energetické záření může být v intervalu pro viditelné světlo, a proto jej můžeme vnímat jako barvu. Proto je oheň zbarvený do žluta. Může za to deexcitace sodných kationů, které uvolňují fotony, které vnímáme jako žluté světlo. Ostatní ionty mohou barvit plamen jinak.



Schématické znázornění excitace a deexcitace.

Bohrův model velmi dobře popisuje atom vodíku a analogické částice. Selhává však pro složitější částice, protože není např. schopen zahrnout vzájemné odpuzování elektronů víceelektronových částic. Bohrův model byl velmi brzy nahrazen **kvantově mechanickým modelem**, který je platný dodnes. Základní popis a principy kvantově-mechanického modelu si popíšeme později. Nyní jen uvedeme, že tento model používá pravděpodobnostní vyjádření výskytu elektronu. Na základě přírodních zákonů nedokážeme totiž určit úplně přesně, kde elektron je. Není to chyba měření nebo výpočtů, ale princip, který neúprosně v kvantovém světě platí. Situace ale není tak zoufalá. Dokážeme vymežit prostor, ve kterém se elektron bude s vysokou pravděpodobností vyskytovat. Tomuto prostoru se říká **orbital**. Orbitaly atomů mohou mít jednoduchý tvar koule, jako je třeba orbital atomu vodíku na obrázku vlevo, ale i tvary velmi komplikované.



**Orbitaly ve skutečnosti mohou mít různý tvar, kromě koule (orbital s) mohou mít také tvar prostorové osmičky (orbital p), či dokonce dvou prostorových osmiček (orbital d).**

### 4.3 Charakteristiky atomů a molekul

Hmotnosti jednotlivých atomů jsou velmi malé. Např. hmotnost atomu hliníku je  $4,4800 \cdot 10^{-26}$  kg, tedy 0,0000000000000000000000000044800 kg. Trošku nešikovné, že? Protože se s takto malými hodnotami špatně počítá, bylo rozhodnuto, že se hmotnosti atomů vztáhnou k jedné konkrétní hodnotě (konstantě). Touto hodnotou se stala **univerzální hmotnostní konstanta**  $m_u$  odpovídající 1/12 hmotnosti atomu uhlíku. Tedy celý uhlíkový atom váží  $12 \cdot m_u$ . Hodnota této základní konstanty je  $m_u = 1,6605 \cdot 10^{-27}$  kg a nemusíte si ji pamatovat. Jak to tedy funguje?

Vezmeme si náš atom hliníku a zeptáme se, kolikrát je těžší než  $m_u$ ? Spočítáme to snadno

$$\frac{m(\text{atom Al})}{m_u} = \frac{4,4800 \cdot 10^{-26}}{1,6605 \cdot 10^{-27}} = 26,98$$

No vida. Číslo 26,98 je už mnohem hezčí a bude se nám s ním lépe pracovat. Můžeme říci, že atom hliníku je 26,98 krát těžší než  $m_u$  a kdybychom to potřebovali, můžeme si tuto hmotnost snadno spočítat. To, co jsme si teď ukázali na atomu hliníku, zkusíme zobecnit a zavedeme relativní atomovou hmotnost.

**Relativní atomová hmotnost**  $A_r$  říká, kolikrát je daný atom těžší než  $m_u$ . Toto číslo je tabelované v PSP (zkuste jej najít).

$$A_r = \frac{m(\text{atom})}{m_u}$$

Tak například u železa v tabulce najdeme  $A_r(\text{Fe}) = 55,845$ . To znamená, že je atom železa 55,845 krát těžší než  $m_u$ . Kolik tedy vlastně váží?

$$A_r(\text{Fe}) = \frac{m(\text{atom Fe})}{m_u}$$

$$m(\text{atom Fe}) = A_r \cdot m_u$$

$$m(\text{atom Fe}) = 55,845 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-27}$$

$$m(\text{atom Fe}) = 9,2731 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Atom železa váží  $9,2731 \cdot 10^{-26}$  kg.

Analogickým způsobem se zavádí **relativní molekulová hmotnost**  $M_r$ . Relativní molekulová hmotnost  $M_r$  říká, kolikrát je daná molekula těžší než  $m_u$ .

$$M_r = \frac{m(\text{molekula})}{m_u}$$

**Protože se molekula skládá z atomů, platí, že  $M_r$  lze vyjádřit jakou součet  $A_r$  jednotlivých atomů.** Zamyslete se nad tím, dává to logiku.



Zkusíme příklad: Jakou hmotnost má 1 molekula kyseliny sírové  $H_2SO_4$ ?

$$M_r(H_2SO_4) = \frac{m(\text{molekula } H_2SO_4)}{m_u}$$

$$m(\text{molekula } H_2SO_4) = M_r(H_2SO_4) \cdot m_u$$

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(S) + 4 \cdot A_r(O)$$

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$$

$$m(\text{molekula } H_2SO_4) = 98 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-27}$$

$$m(\text{molekula } H_2SO_4) = 1,6273 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$$

Molekula kyseliny sírové váží  $1,6273 \cdot 10^{-25}$  kg.

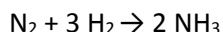
#### Další příklady:

- 1) Určete hmotnost jedné molekuly sacharosu, běžného cukru, který má vzorec  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . ( $5,679 \cdot 10^{-25}$  kg)
- 2) Určete hmotnost jedné molekuly hydrogenuhličitanu sodného, kypřicího prášku, který má vzorec  $NaHCO_3$ . ( $1,395 \cdot 10^{-25}$  kg)
- 3) Určete za pomoci PSP hmotnost atomu arsenu. ( $1,244 \cdot 10^{-25}$  kg)
- 4) Kolik váží atom prvku, který má relativní atomovou hmotnost rovnou  $A_r = 204,37$ ? Který je to prvek? (thallium,  $m(\text{atom Tl}) = 3,394 \cdot 10^{-25}$  kg)
- 5) Která z molekul  $PbO_2$ ,  $HNO_3$ ,  $CaCO_3$  či  $NaOH$  má relativní molekulovou hmotnost rovnou 100? (uhličitan vápenatý  $CaCO_3$ )
- 6) Kolik molekul vody je ve 100 ml vody? ( $3,346 \cdot 10^{24}$  molekul)
- 7) Atom kterého prvku váží  $1,5147 \cdot 10^{-25}$  kg? (Zr)
- 8) Atom kterého prvku váží  $2,2803 \cdot 10^{-25}$  kg? (Ba)
- 9) Molekula jednoho z oxidů dusíku váží  $1,7933 \cdot 10^{-25}$  kg. Kterému z oxidů  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $NO_2$  či  $N_2O_5$  tato molekula náleží? ( $N_2O_5$ )
- 10) Je těžší molekula oxidu dusného  $N_2O$ , tzv. rajskeho plynu, či molekula oxidu siřičitého  $SO_2$ , který se podílí na kyselých deštích? ( $M_r(N_2O) = 44$ ,  $M_r(SO_2) = 64$ .  $SO_2$  má těžší molekulu)

**Látkové množství n**

Výpočty s jednotlivými atomy a molekulami už máme za sebou a můžeme tedy přistoupit k většímu měřítku.

Chemickou rovnicí výroby amoniaku



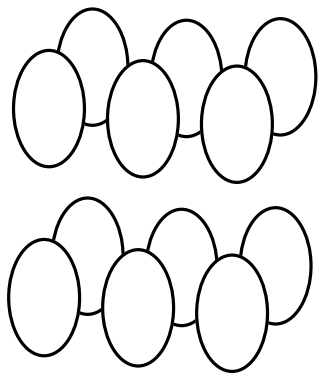
můžeme číst jako - jedna molekula dusíku reaguje se třemi molekulami vodíku a vznikají dvě molekuly amoniaku. Pěkné, ale už víme, jak jsou atomy a molekuly malé. V tomto měřítku bychom jen těžko mohli nějaký amoniak vůbec cítit, a že je to velmi štiplavý plyn. Jak z toho ven?

Znáte pojem tučet vajec? Jistě, dvanáct vajec. Zkusme něco podobného použít v chemii. Dlouho se hledalo nějaké vhodné vyjádření množství částic, až byla stanovena veličina **látkové množství n** a jeho jednotka **mol**.

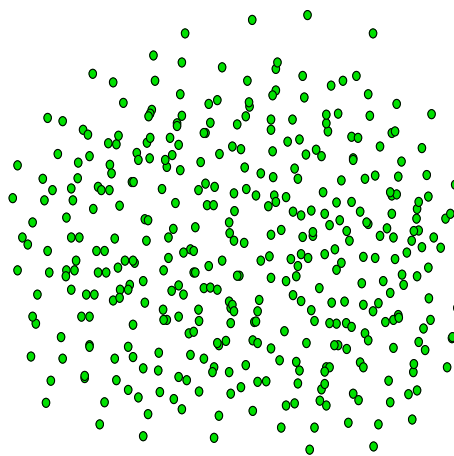
*Definice: Jeden mol je takové množství látky, které obsahuje stejný počet částic jako je ve 12 g nuklidu uhlíku  $^{12}_6\text{C}$ .*

Kolik těch částic v molu vlastně je? Měřením bylo prokázáno, že 12 g uhlíku  $^{12}_6\text{C}$  obsahuje  $6,022 \cdot 10^{23}$  částic. Toto číslo se označuje jako **Avogadrova konstanta  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$** . Proto můžeme používat i alternativní definici 1 molu

*Alternativní definice: Jeden mol je takové množství látky, které obsahuje Avogadrovu konstantu částic.*



tucet vajec = 12 x vejce  
konstanta x vejce



mol částic látky =  $6,022 \cdot 10^{23}$  x částic látky  
Avogadrova konstanta x částice látky

Hovořím-li o dvou tuctech vajec, mám na mysli  $2 \cdot 12$  vajíček (pro jistotu: 24 vajíček). Hovořím-li o dvou molech látky, mám na mysli  $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$  částic látky ( $12,044 \cdot 10^{23}$  částic látky). Rovnici výroby amoniaku tedy už mohu přečíst tak, že jeden mol molekul dusíku reaguje se třemi moly molekul vodíku a vznikají dva moly molekul amoniaku. Jakto? Prostě jsem myšlenkově celou rovnici vynásobil Avogadrovou konstantou. Nyní už nám reagují i vznikají spousty molekul, ale z praktického hlediska jsme si moc nepomohli. Jak mám naměřit  $6,022 \cdot 10^{23}$  částic, tedy jeden mol nějakého reaktantu?

Nejsnadněji se nám váží, a proto si zavedeme ještě jednu veličinu a tou je **molární hmotnost M**. Tato veličina udává hmotnost 1 molu dané látky a její jednotkou je  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$  (kolik gramů váží jeden mol). Stejně jako tucet slepičích vajíček bude vážit méně než tucet pštosích, tak jeden mol vody  $\text{H}_2\text{O}$  bude vážit méně než jeden mol kyseliny sírové  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Protože na počet je molekul stejně, jeden mol, ale voda má mnohem menší a tedy i lehčí molekulu.

Molární hmotnosti jednotlivých prvků jsou tabelovány v PSP. Pokud bych si chtěl výpočtem ověřit svůj předpoklad o vodě a kyselině sírové, postupoval bych takto:

Molární hmotnost vody  $M(\text{H}_2\text{O})$  se bude skládat ze dvou molárních hmotností vodíku  $M(\text{H})$  a jedné kyslíku  $M(\text{O})$ , protože molekula vody obsahuje dva vodíkové atomy a jeden atom kyslíkový.

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Jeden mol vody váží 18 g. Analogický výpočet pro kyseliny sírovou.

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4 M(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Jeden mol kyseliny sírové váží 98 g. A náš předpoklad se potvrdil.



**Určete, kolik váží 1 mol oranžového dichromanu amonného  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , 1 mol zeleného hexahydrátu síranu nikelnatého  $\text{NiSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  a 1 mol modrého pentahydrátu síranu mědnatého  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ .**

Komplikace. Jaký je rozdíl mezi molární a relativní molekulovou hmotností? Nebudete tomu věřit, ale byt jsou definice obou veličin poměrně odlišné, číselně jsou tyto veličiny stejné a liší se pouze jednotkami. Tedy ještě jednou, relativní molekulová hmotnost (bezrozměrná veličina) je číselně shodná s molární hmotností uvedenou v  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Pro vysvětlení proč to tak je, je třeba si trochu pohrát s konstantami a vzorečky. Vyzkoušejte si to. Řešení máte na konci podkapitoly. Nelistovat! Vyzkoušet! Molární hmotnosti nám tedy umožňují přepočítávat látková množství na hmotnosti. Trochu jiná situace je u plynů, kde by nám vážení dělalo nemalé problémy. Proto se stejně jako molární hmotnost zavádí **molární objem  $V_m$** . Molární objem je objem, který zaujme jeden mol dané látky a jeho jednotkou je  $\text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$ . Z teoretického hlediska mají molární objem všechny látky, ale z hlediska praktického se používá prakticky výhradně pro plyny, výjimečně pro kapaliny. Pokud máme standardní podmínky ( $T = 273,15 \text{ K}$  a  $p = 101325 \text{ Pa}$ ) a plyn se chová ideálně, zaujme jeden mol jakéhokoliv plynu  $22,4 \text{ dm}^3$ .

Jak látkové množství spočítat, vymyslíme snadno. Buď známe počet částic a látkové množství zjistíme pomocí Avogadrovy konstanty.

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Nebo známe hmotnost látky  $m$  a poté počítáme přes její molární hmotnost.

$$n = \frac{m}{M}$$

Poslední možností je, že máme plynnou látku, která se chová ideálně, a zároveň jsou splněny standardní podmínky.

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

**Příklad:** Jaké látkové množství plynu je tvořeno  $12,044 \cdot 10^{24}$  částicemi?

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{12,044 \cdot 10^{24}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 20 \text{ mol}$$

$12,044 \cdot 10^{24}$  částic tvoří 20 mol plynu.

**Příklad:** Jeden mol dané látky váží 0,180 kg. Určete látkové množství 90 g této látky. Dávejte si pozor na jednotky!

$$n = \frac{m}{M} = \frac{90}{180} = 0,5$$

90 g dané látky odpovídá 0,5 molu.

#### **Další příklady:**

- 1) Určete látkové množství půl litru vody. ( $n = 27,78 \text{ mol}$ )
- 2) Kolik atomů zlata tvoří prstýnek, který má hmotnost 3,9 g? ( $1,923 \cdot 10^{23}$  atomů zlata)
- 3) Jaká je hmotnost 19 mol kyslíku a jaký objem toto množství zaujme při standardních podmínkách? (608 g,  $425,79 \text{ dm}^3$ , pozor, kyslík tvoří dvouatomové molekuly)
- 4) Určete látkové množství 60 g methanu  $\text{CH}_4$ . (3,75 mol)
- 5) Vypočítejte objem  $17 \cdot 10^{23}$  molekul dusíku za standardních podmínek. ( $63,24 \text{ dm}^3$ )
- 6) V současné době žije na planetě 7,6 miliardy lidí. Kolik je to mol lidí? (Opravdu málo;  $1,262 \cdot 10^{-14}$  mol lidí)
- 7) Jaké látkové množství kyseliny dusičné  $\text{HNO}_3$  obsahuje 200 ml jejího 15% vodného roztoku? Hustota tohoto roztoku je  $1,1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ? (0,524 mol)
- 8) Jaký objem zaujme při standardních podmínkách 13 g oxidu uhličitého  $\text{CO}_2$ ? ( $6,62 \text{ dm}^3$ )

Proč se číselně rovnají  $M$  a  $M_r$ ? Uvažujme, že máme jeden mol látky, tedy  $n = 1$  mol.

Platí vztahy:

$$n = \frac{m}{M} \qquad M_r = \frac{m(\text{molekula})}{m_u}$$

Budeme pracovat s prvním vzorcem a dosadíme  $n = 1$  mol. Protože jeden mol obsahuje  $N_A$  molekul, hmotnost jednoho molu bude tedy  $N_A$  krát hmotnost jedné molekuly.

$$n = \frac{m}{M}$$

$$1 = \frac{N_A \cdot m(\text{molekula})}{M} \rightarrow M = N_A \cdot m(\text{molekula})$$

Za  $m(\text{molekula})$  dosadíme z druhého vztahu pro  $M_r$

$$M = N_A \cdot M_r \cdot m_u$$

Dosadíme číselně i s jednotkami. Musíme ale převést  $m_u$  uvedenou v kilogramech na gramy.

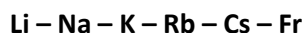
$$M = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$M = M_r$$

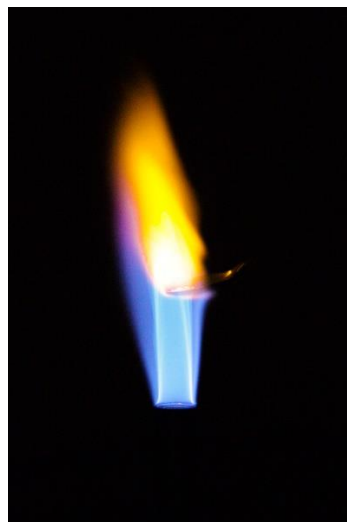
#### 4.4 Periodická soustava prvků

Nacházíme se v druhé půlce 19. století. Mnoho prvků již je objeveno a přibývají další. Některé mají velmi podobné vlastnosti, dokonce jsou prakticky nerozlišitelné. Některé se chovají velmi výstředně. Máme prvky plynné, kapalné, pevné a jediné co nemáme je nějaký řád, do kterého by všechno zapadalo. Až jednoho dne se ruský chemik Dmitrij Ivanovič Mendělejev pokoušel sepsat učebnici anorganické chemie a přemýšlel, jak tuto knihu uspořádat. Dlouho marně tápal, až ho jednou napadlo seřadit prvky svise podle hmotností atomů a zároveň prvky s velmi podobnými vlastnostmi napsat vedle sebe. Takto vznikla první periodická soustava prvků. Od té naší se sice lišila (např. otočením o 90 °), ale nějak se začít muselo. Mendělejevova tabulka vyvolala velké pozdvižení ve vědecké komunitě a mnozí učenci ji odmítali. Postupem času se však ukázalo, že skutečně vlastnosti prvků jsou řízeny **periodickým zákonem** a že měl Mendělejev pravdu.

Periodický zákon nám říká, že vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí protonových čísel. Tedy že se vlastnosti prvků s jejich rostoucí atomovou hmotností po určité době opakují. Jako příklad nám může posloužit hned první skupina PSP – alkalické kovy.



Vypadají velmi podobně, jsou tak měkké, že se dají stříhat nůžkami. Všechny tyto kovy bouřlivě reagují s vodou za vzniku hydroxidů a uvolnění vodíku.



**Dalším charakteristickým rysem alkalických kovů je, že dokáží barvit plamen. Vlevo je karmínově červený lithiový plamen, vpravo žlutý plamen sodíkový.**

Příčina periodického zákona je skrytá ve struktuře elektronových obalů jednotlivých prvků. Tuto strukturu si podrobně probereme později. Nyní nám bude stačit, když si uvědomíme, že pokud mají prvky stejné uspořádání valenční vrstvy, chovají se stejně nebo velmi podobně, jak už jsme si řekli dříve. Ale pro jistotu ještě jednou. Každý prvek se snaží být co nejstabilnější a nejlépe svým elektronovým uspořádáním vypadat jako vzácný plyn a své chování podřizuje tomuto cíli. Proč zrovna jako vzácné plyny? Ty mají totiž svoji valenční vrstvu zcela zaplněnou, kompletní, což je energeticky nejvýhodnější. Nemají tedy potřebu již nijak reagovat.

Tak třeba sodík má ve své valenční vrstvě jediný elektron, protože je na svém řádku PSP první. Jak může docílit toho, že bude vypadat jako vzácný plyn? Inu snadno, někomu předá jeden elektron, stane se z něj sodný kation a bude elektronovým uspořádáním vypadat jako neon. A jak jsou na tom ostatní prvky z první skupiny? Úplně stejně. Proto alkalické kovy nikdy v přírodě nenajdeme ryzí, stačí kapka vody a hned se přemění na kationy.

Druhá skupina se chová úplně stejně s tím, že se musí zbavit hned dvou elektronů. Z vápníku se odevzdáním elektronů stává vápenatý kation, který svým uspořádáním odpovídá argonu.

Druhou cestou, kterou se prvky mohou vydat, je elektrony přijímat. Třeba chlor má ve své valenční sféře 7 elektronů a jen jeden jediný mu chybí k tomu, aby elektronově odpovídal vzácnému plynu argonu. Proto, pokud má možnost, okamžitě elektron přijímá a stává se z něj chloridový anion. Některé prvky mají obě dvě možnosti, elektrony přijmout i odevzdat, a to činí chemii tak krásnou.

Původní Mendělejevova tabulka obsahovala prázdná místa – důkaz jeho geniality. Prostě dosud nebyl objeven prvek, který by vhodně pasoval do daného okénka. Roku 1875, 6 let po uvedení tabulky, objevil francouzský chemik Lecoq de Boisbaudran nový prvek, který pojmenoval po své zemi gallium. Při publikování svého objevu uvedl základní fyzikálně-chemické parametry prvku a byl se svou prací spokojen. Krátce poté mu však přišel dopis od ruského profesora, který mu sice pogratuloval k objevení nového prvku, ale zároveň ho upozornil, že ony fyzikálně-chemické parametry, zejména atomová hmotnost, budou patrně chybné. Mendělejevovi „nepasovaly do tabulky“. Lecoq se velmi podivil, že někdo, kdo jeho gallium v životě neviděl, má pochybnosti o přesnosti jeho měření, nicméně jak se na vědce sluší a patří, parametry přeměřil. Mendělejev měl pravdu a tento příběh byl jedním z mnoha, který definitivně potvrdil platnost periodického zákona a Mendělejevovy PSP.

Celá PSP je tvořena 18 sloupci, 7 řádky tvořícími tabulku a 2 řádky, které se běžně uvádějí pod tabulkou. Řádkům se říká **periody**, a jak už jsme zmínili, odpovídají vrstvám elektronového obalu. Sloupcům se pak říká **skupiny**.

První dvě skupiny prvků se označují pojmem **s prvky**, 3. - 12. skupinu tvoří **d prvky**, 13. - 18. skupinu tvoří **p prvky** a dva vydělené řádky jsou označovány jako **f prvky**. Toto označení vyplývá ze struktury jejich elektronových obalů. Zatím jej nebudeme potřebovat, ale ať to máme kompletní.

H	Be																	B	C	N	O	F	He
1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.	10.	11.	12.	13.	14.	15.	16.	17.	18.						
s blok		d blok										p blok											

Z historických a často i z praktických důvodů mají některé skupiny svoje vlastní názvy, které se běžně používají. Tak popořádku:

- 1. skupinu tvoří **alkalické kovy**. Dále je tam zařazen vodík, který samozřejmě není kov, ale stejně jako alkalické kovy má pouze jeden valenční elektron.
- 2. skupinu tvoří **kovy alkalických zemin**. Úplně správně bychom však měli říkat beryllium, hořčík a kovy alkalických zemin, protože beryllium a hořčík mají odlišné vlastnosti od kovů alkalických zemin a neměly by proto do nich být zařazovány.
- 16. skupina se označuje jako **chalkogeny**
- 17. skupina se označuje jako **halogeny**, nebo **halové prvky**
- 18. skupina je skupinou **vzácných plynů**

Poslední, co zmíníme, je skutečnost, že podle umístění prvku v PSP velmi snadno posoudíme, zda je prvek kov, polokov či nekov. Nejprve opakování. Co musí slušně vychovaný prvek splňovat, abychom ho označili pojmem **kov**? Tak předně musí vodit a to nejen elektrinu (**elektrická vodivost**), ale i teplo (**tepelná vodivost**). Dále musí být kujný (**kujnost**), což lapidárně řečeno znamená, že když do kovu bouchnete kladivem, tak se neroztříští jako třeba sklo, ale změní svůj tvar. S kujností se pojí i **tažnost**. Kovové materiály lze vytáhnout do tenkých folií (třeba allobal nebo staniol) nebo drátků. Poslední velmi charakteristickou vlastností je **kovový lesk**. **Polokovy** jsou na rozdíl od kovů často velmi křehké a málo vodivé. Nicméně jsou vhodným materiálem pro výrobu tzv. příměsových polovodičů. **Nekovy** nemají vlastnosti kovů, nebo mají jen některé. Celou PSP můžeme rozdělit na dvě nestatejné velké části. Dělicí linie vede od boru k astatu. Prvky umístěné nalevo od linie, jsou kovy (Že se nám tam nachomýtl zas ten vodík, jste si jistě všimli. Vodík je samozřejmě nekov). Prvky umístěné napravo jsou nekovy. Prvky dělicí linie jsou polokovy.

H	Be																	He
												B	C	N	O	F		
																	At	
1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.	10.	11.	12.	13.	14.	15.	16.	17.	18.	

KOVY (left of the line)
 POLOKOVY (on the line)
 NEKOVY (right of the line)

Úkol: Naučte se značky a umístění prvků d – bloku.

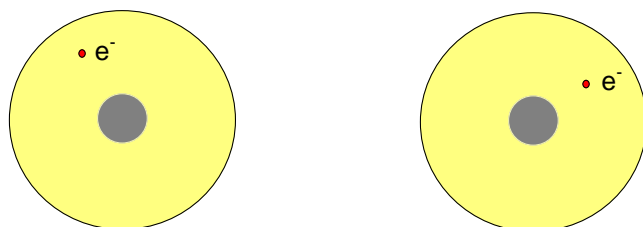


## 5 Chemická vazba

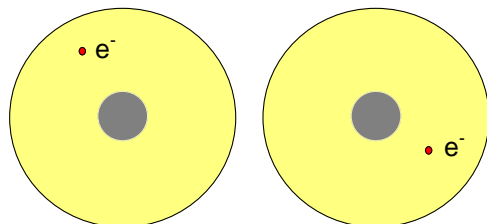
O atomech už toho víme hodně. Známe princip PSP a periodického zákona. Tak teď se podíváme na to, jak to vlastně všechno drží pohromadě. Jak funguje chemická vazba?

### 5.1 Vznik chemické vazby

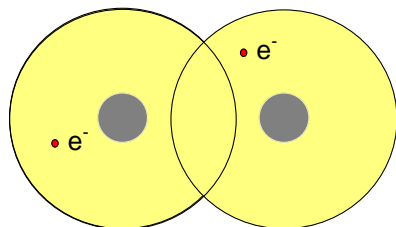
Představme si dva atomy vodíku. Už jsme si řekli, že by atom vodíku, stejně jako všechny ostatní prvky, nejraději elektronovým uspořádáním odpovídal vzácnému plynu. Aby se vodík podobal nejbližšímu heliu, musí někde přijmout elektron. Ale jak to udělat? Pokud se naše dva atomy přiblíží na dostatečně krátkou vzdálenost, dojde k překryvu jejich orbitalů. Protože je to pro atomy výhodné, jejich atomové orbitály se spojí (můžete si to představit jako spojení dvou menších bublin do bubliny větší) a vznikne jeden velký **molekulový orbital**, ve kterém budou umístěny oba dva vodíkové elektrony. Atomy vodíku se rozhodly svoje elektrony sdílet a vytvořily molekulu vodíku. Kolem každého jádra tak budou poletovat dva elektrony (**vazebný elektronový pár**), stejně jako u helia, a oba dva vodíci budou spokojeni. Vzájemné sdílení elektronů, které jsme si teď popsali, je principem **kovalentní vazby**.



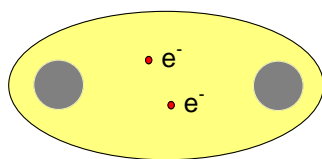
Atomy vodíku jsou daleko od sebe a prakticky na sebe nepůsobí.



Při přiblížení atomů se začnou přitahovat. Záporný elektron jednoho atomu přitahuje kladné jádro druhého atomu a obráceně.



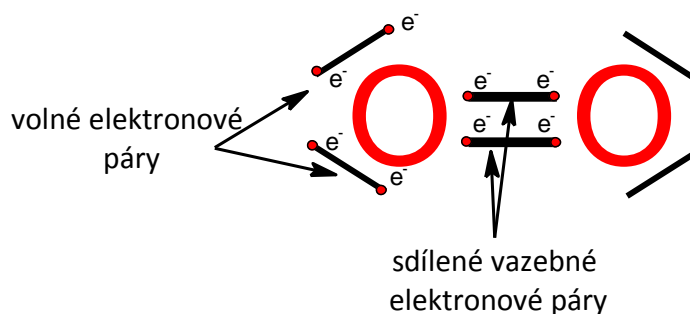
Při určité vzdálenosti dojde k překryvu atomových orbitalů jednotlivých atomů a vznikne orbital molekulový.



Molekula vodíku. Vazebné elektrony jsou umístěny v molekulovém orbitalu a nachází se mezi jádry jednotlivých atomů.

**Schématické znázornění vzniku kovalentní vazby mezi atomy vodíku.**

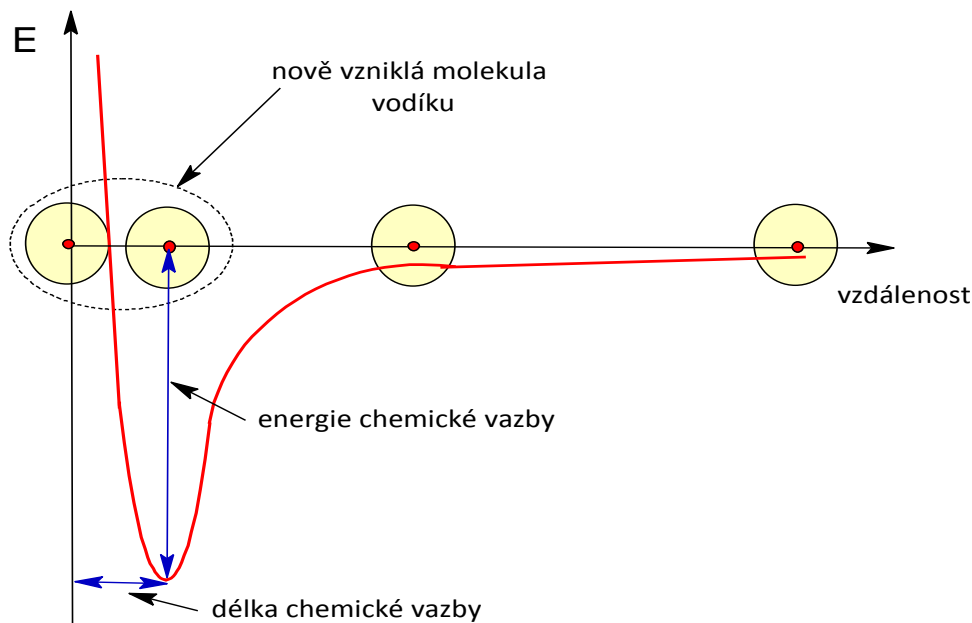
V molekule vodíku  $H_2$  máme vazbu **jednoduchou**, tvořenou dvěma vazebnými elektrony. Celá situace se ale může opakovat jako třeba u molekuly kyslíku  $O_2$ . Kyslík má ve své valenční vrstvě šest elektronů. Aby vypadal jako nejbližší vzácný plyn, neon, musí si tedy ještě ke dvěma elektronům dopomoci. Vyřešil to tak, že se spojí dva atomy kyslíku vazbou **dvojnou**, tedy sdílí dva vazebné elektronové páry. Na obrázku je znázorněna molekula kyslíku a opravdu si můžete ověřit, že kolem každého atomu kyslíku se vyskytuje osm elektronů stejně, jak to má neon. Dva vazebné elektronové páry (ty sdílí s druhým atomem) a dva páry nevazebné, které si ponechal ve svém elektronovém obalu. Dusík tvoří vazbu **trojnou**, s úplně stejným příběhem jako předešlé dva prvky. Vazba **čtvrtá** sice již byla experimentálně potvrzena, ale je nestabilní a prozatím spíše na okraji vědeckého zájmu.



**Kyslík si sdílením dvou vazebných elektronových párů doplní elektronový oktet a elektronově odpovídá vzácnému plynu neonu.**

Prvky se tedy váží tak, aby se co nejvíce přiblížily svým elektronovým uspořádáním vzácnému plynu. Tomuto se říká **oktetové pravidlo**, protože vzácné plyny mají úplně zaplněnou svoji valenční vrstvu a to obvykle osmi elektrony.

Když do toho budeme šťouat, tak si všimneme, že helium má pouze 2 valenční elektrony – někdy se můžete setkat s pojmem duetové pravidlo. Neon a argon mají vskutku 8 valenčních elektronů – oktetové pravidlo. A pak začínají zmatky. U kryptonu a xenonu vidíte v PSP 18 elektronů – 18-ti elektronové pravidlo. Pak ale 10 z nich (ty ve 3. - 12. skupině) by se z důvodů, které si povíme později, neměly uvádět mezi valenční. A o radonu už radši ani nemluvíme... Proto pojďme se dohodnout, že všemu budeme říkat oktetové pravidlo a budeme tím myslet, že se prvky váží tak, aby se co nejvíce elektronově podobaly vzácnému plynu. Pokud se bude nějaký kovaný chemik cítit tímto zjednodušením dotčen, nechť mě vyhledá.



#### Energetický diagram vzniku chemické vazby.

Uvedený vznik molekuly vodíku můžeme popsat i z fyzikálního hlediska. Graf na obrázku znázorňuje závislost energie na vzdálenosti atomů vodíku. Když jsou vodíky daleko od sebe, prakticky na sebe nepůsobí a energie je nulová. Pokud atomy přiblížíme k sobě, začne být záporný elektronový obal jednoho atomu přitahován ke kladnému atomovému jádru druhého atomu. Čím kratší vzdálenost, tím silnější přitahování za současného uvolňování energie do okolí. V určité vzdálenosti dosáhne energie svého minima a vzniká **chemická vazba**. Energie, která se při vzniku chemické vazby uvolnila do okolí, se nazývá **energie chemické vazby** a obvykle bývá uvedena v J/mol. Tedy kolik energie se uvolnilo při vzniku jednoho molu vazeb. Když bychom chtěli tuto chemickou vazbu opět rozdělit, musíme energii dodat a to přesně stejné množství jako se uvolnilo. Energie, kterou dodáváme na rozštěpení vazby, se nazývá **disociační energie** a je až na znaménko shodná s energií chemické vazby. Pokud bychom atomy přiblížili ještě více, atomová jádra by se začala velmi silně odpuzovat a energie systému by vzrostla nade všechny meze. Vzdálenost atomových jader, kde má systém nejnižší energii, se nazývá **délka chemické vazby** a udává se v řádu pikometrů. Je to tedy takový kompromis mezi vzájemným přitahováním elektronových obalů a atomových jader jednotlivých atomů a odpuzováním jejich jader.

## 5.2 Elektronegativita

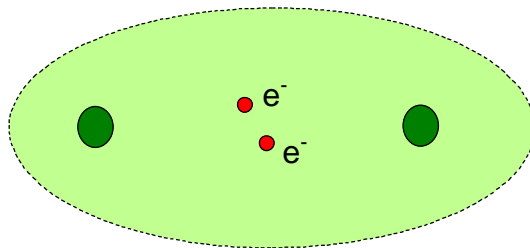
Pozor vážení! Následující kapitola pojednává o **elektronegativitě**, která vás bude provázet celým vašim chemickým životem. Neznalost tohoto pojmu vám nejen značně zkomplikuje studium, ale je v chemických kruzích považována za zločin! Elektronegativita vysvětluje, proč je voda za normálních podmínek kapalná, proč se některé látky rozpouštějí v oleji a jiné ve vodě a mnoho, mnoho dalšího.

*Definice: Elektronegativita je schopnost atomu přitahovat elektrony účastnící se chemické vazby.*

Hodnoty elektronegativit jednotlivých prvků nalezneme v PSP a zapisujeme je následujícím způsobem. Třeba pro hodnotu elektronegativity dusíku píšeme  $\chi(\text{N}) = 3,1$ . Řecké písmeno  $\chi$  se jmenuje „chí“ a jak jste si jistě všimli, elektronegativita nemá jednotku.

Představme si dva atomy spojené jednoduchou vazbou, tedy jedním vazebným elektronovým párem.

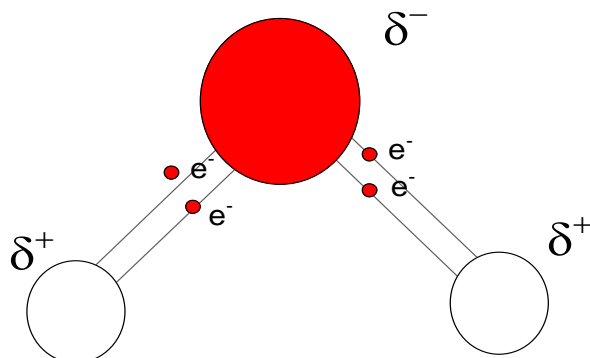
- Pokud tyto atomy budou mít stejnou nebo srovnatelnou elektronegativitu, elektronový pár se bude nacházet přibližně mezi nimi. Ani jeden z atomů nebude mít na sobě náboj. Takováto chemická vazba se nazývá **vazba nepolární**. Pro vazbu nepolární platí, že pokud odečteme elektronegativity jednotlivých atomů, musí nám vyjít výsledek mezi 0 a 0,4. **Odečítáme tak, aby nám vyšlo kladné číslo**. Vazba mezi stejnými prvky, třeba mezi atomy jódu v molekule jódu  $\text{I}_2$ , se někdy označuje jako čistě kovalentní.



**Nepolární vazba v molekule chloru. Elektrony se nacházejí přibližně v polovině vzdálenosti mezi atomovými jádry chloru.**

**Otázka k zamyšlení 13:** Proč v PSP nenaleznete hodnoty elektronegativit pro vzácné plyny?

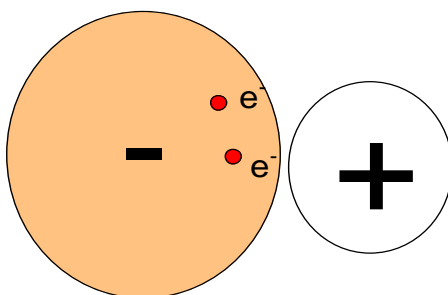
- Pokud bude mít jeden atom trochu vyšší elektronegativitu než druhý, přitáhne si elektronový pár blíže k sobě. V jeho blízkosti se tedy kromě elektronu, který do vazby investoval on sám, nachází i elektron od jeho vazebného partnera. Tento elektron na něj přenesou malý, parciální, záporný náboj. Druhý atom, kterému se elektron oddálil, potom bude mít malý, parciální, kladný náboj. Protože nyní už máme atomy chemické vazby trochu nabité, máme kladný a záporný pól, nazývá se tato **vazba polární**. Rozdíl elektronegativit jednotlivých atomů polární vazby leží v intervalu mezi 0,4 až 1,7.



**Polární vazby v molekule vody. Elektrony obou vazeb budou blíže elektronegativnějšímu atomu kyslíku a vytvoří na něm malý (parciální, částečný) náboj.**

Ověřte, zda je vazba mezi kyslíkem a vodíkem v molekule vody opravdu polární. Tedy najděte si hodnoty elektronegativit kyslíku a vodíku, odečtěte je a porovnejte s uvedeným intervalem.

- Posledním případem je **vazba iontová**. V tomto případě je rozdíl elektronegativit větší než 1,7 a to stačí k tomu, aby elektronegativnější atom zcela vytrhl elektron atomu s nižší elektronegativitou a začlenil si jej do svého elektronového obalu. Tuto situaci již známe, vznikl anion. Elektropozitivnější atom, který o elektron přišel, vytváří kation. Tyto částice u sebe drží na základě elektrostatického přitahování, plus a minus se přitahuje, a nikoliv na základě sdílení elektronového páru. Proto již se nejedná o vazbu kovalentní.



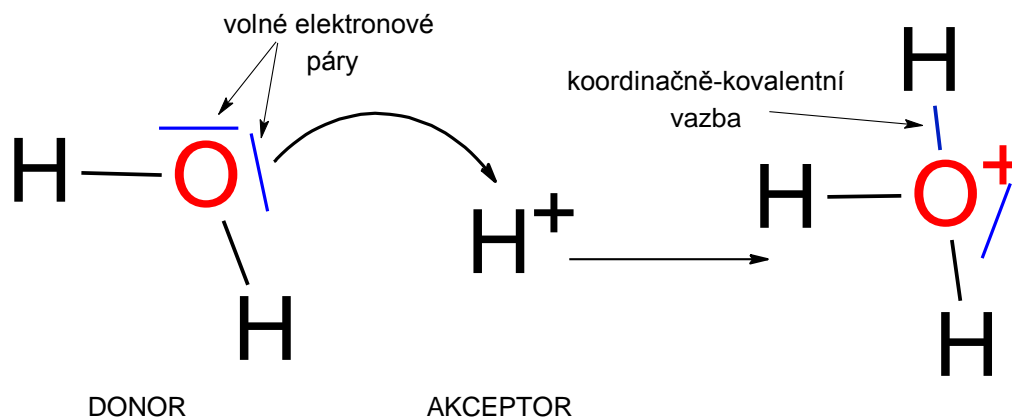
**Iontová vazba je spojena se vznikem anionu z elektronegativnějšího atomu a kationu z atomu elektropozitivnějšího.**

Asi nás nepřekvapí, že typ vazby významně určuje vlastnosti a chemické chování sloučeniny. Elektronegativita je tabelovaná veličina. V PSP ji najdete u značky prvku nebo na druhé straně tabulky. Když si hodnoty jednotlivých prvků pořádně prohlédnete, všimnete si určitých trendů. **Hodnoty elektronegativity klesají ve skupinách směrem dolů a v periodách zprava do leva.** Nejelektropozitivnější prvek je tedy fluor. Hodnota jeho elektronegativity je 4. Nejméně elektronegativní (nejelektropozitivnější) prvky nalezneme v okolí cesia a francie.

**Odpověď 13:** Elektronegativita může být stanovena, jak vyplývá již z její definice, pouze pro prvky, které se váží vazbou k jiným prvkům. Vzácné plyny prakticky netvoří žádné sloučeniny, tedy není možné jejich elektronegativitu stanovit.

### 5.3 Koordinačně – kovalentní vazba

Kromě kovalentní vazby či iontové vazby existuje v celé řadě sloučenin i jiný typ vazby a to je **vazba koordinačně-kovalentní**. Pravidla hry jsou stejná jako u kovalentní vazby. Atomy se musí přiblížit na vhodnou vzdálenost a vytvořit vazebný elektronový pár. Rozdíl však spočívá v tom, že zatímco u vazby kovalentní každý z vazebných partnerů přispívá jedním elektronem do vazebného páru, u vazby koordinačně-kovalentní jeden z vazebných partnerů poskytuje celý vazebný pár a druhý poskytuje pouze svůj prázdný (vakantní) orbital. Z tohoto důvodu se běžně používá i alternativní název a to je **vazba donor-akceptorová**.

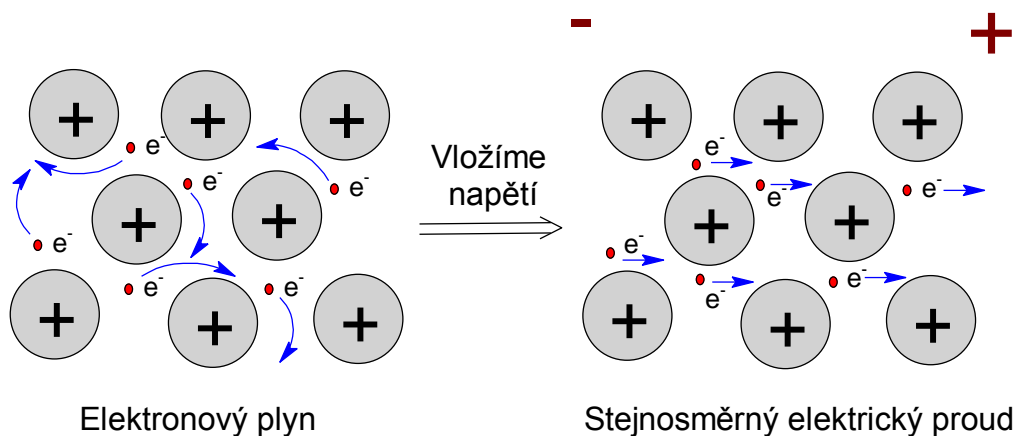


**Vznik oxoniového kationu  $\text{H}_3\text{O}^+$ .**

Vazbu si ukážeme na důležité částečce, která je zodpovědná například za kyselost kyselin – oxoniovém kationu  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Jak vidíme na obrázku, molekula vody má na atomu kyslíku dva volné elektronové páry a přibližuje se k ní vodíkový kation, který již nemá žádný elektron a tudíž jeho elektronový obal (atomový orbital) je zcela prázdný. Když se částice dostanou dostatečně blízko, kyslík (donor – dárce) poskytne celý elektronový pár a vodíkový kation (akceptor-příjemce) jej přijímá. Takto vzniká koordinačně-kovalentní neboli donor-akceptorová vazba. Důležitá poznámka. Po vzniku vazby ji již nejsme schopni odlišit od ostatních. Tedy u oxoniového kationu nepoznáme, které dvě vazby vznikly jako kovalentní a která vznikla jako koordinačně-kovalentní.

## 5.4 Kovová vazba

Posledním typem vazby je **vazba kovová**. Jak již bylo mnohokrát řečeno, prvky se snaží přijmutím či odevzdáním elektronu dosáhnout elektronového uspořádání co nejpodobnějšího vzácnému plynu (elektronový oktet) a to platí i pro jejich čisté formy. Uhlík se proto váže ve svém krystalu diamantu se čtyřmi dalšími uhlíky a sdílením elektronů prostřednictvím kovalentních vazeb se jeho elektronové uspořádání podobá neonu. Halogeny tvoří dvouatomové molekuly, ve kterých jsou atomy halogenů spojeny jednoduchou vazbou, a opět máme elektronový oktet. Ale jak to mají udělat kovy? Představme si řešení třeba u manganu. Mangan má sedm valenčních elektronů, a aby odpovídal kryptonu, musel by ve svém krystalu vytvořit spoustu kovalentních vazeb s ostatními atomy (přesně 11!!!!). To po něm přece nemůžeme chtít. Ostatní kovy jsou na tom dost podobně. Vyřešily to ale geniálně. Všechny atomy kovu v krystalu kovu si totiž spojily své atomové orbitály a vznikl tak jeden obrovský orbital přes celý krystal. Tímto spojením už nejsou elektrony vázány v původním atomové orbitalu, ale mohou se volně pohybovat přes celý krystal. Tomuto volnému pohybování elektronů se říká **elektronový plyn**. Výhodou tohoto uspořádání je, že se v daném časovém okamžiku kolem atomového jádra pohybuje velké množství elektronů a atom se tak velmi přiblížil elektronovému uspořádání vzácného plynu. Můžeme říct, že všechny atomy kovu v krystalu sdílí svoje elektrony.



Pokud na krystal vložíme napětí (Fyzikové na chvíli zavřou oči. Vložení napětí v podstatě znamená, že elektronům řekneme, kde je plus a kde minus a tedy, kam mají jít.), náhodný pohyb elektronového plynu se usměrní a záporné elektrony potečou směrem k plus. Máme stejnosměrný proud a tedy vodivost elektrickou. Kujnost a tažnost se vysvětluje tím, že pokud na krystal mechanicky působíme (třeba kladivem), tak se jednotlivé vrstvy po sobě posouvají, ale kov neztrácí svoje vlastnosti.

Jak jste si jistě všimli na obrázku, po usměrnění toku elektronů (vlození napětí) velké kationy kovu průchodu proudu elektronů poněkud překáží a právě takto vzniká elektrický odpor.

**Otázka k zamyšlení 14:** Jak závisí elektrický odpor kovu na teplotě a proč?



**Kujnost, tažnost a kovový lesk předurčily kovy k výrobě šperků.**

**Odpověď 14:** Elektrický odpor se vzrůstající teplotou roste. Důvodem je, že se valenční elektrony na své cestě kovem musí proplétat mezi jednotlivými atomy (přesněji řečeno kationy) kovu. Ty jim proplétání znepříjemňují tím, že se „vrtí“. Čím bude mít kov vyšší teplotu, tím více se kationy kovu budou „vrtět“ a elektrony se budou muset více vyhýbat, což zvyšuje elektrický odpor materiálu.



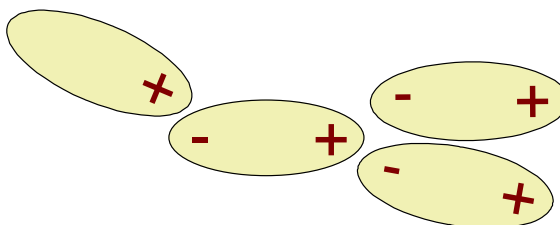
## 5.5 Slabé vazebné interakce

Slabé vazebné interakce jsou posledním typem vazeb, o kterých si budeme povídat. Jsou sice zařazeny až na konec kapitoly, to ale neznamená, že nejsou důležité. Spíš naopak. Do slabých vazebných interakcí řadíme **Van der Waalsovy interakce** a **vodíkové můstky**.

### 5.5.1 Van der Waalsovy interakce

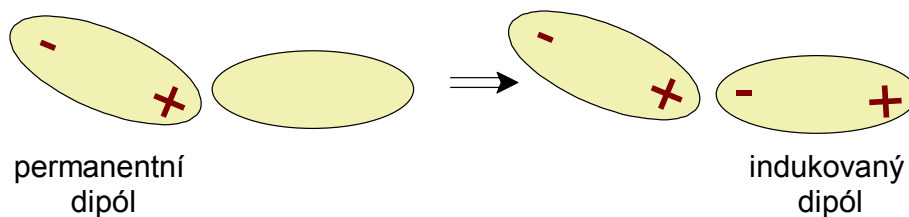
Představme si dvojjatomovou molekulu A-B s tím, že atom A má vyšší elektronegativitu než atom B. Elektrony budou umístěny blíže atomu A a zapříčiní jeho parciální záporný náboj. Atom B bude mít parciální kladný náboj. Nyní opustíme chemii a koukneme se na situaci očima fyzika. Vidíme objekt s kladnou a zápornou částí. Tomu se ve fyzice říká dipól, a protože je tento dipól neměnný, stálý, můžeme použít termín **permanентní dipól**.

- První z van der Waalsových interakcí se nazývají **Coulombické síly**. Je to prosté elektrostatické přitahování dvou permanentních dipólů. Kladná část jednoho dipólu je přitahována k záporné části jiného.



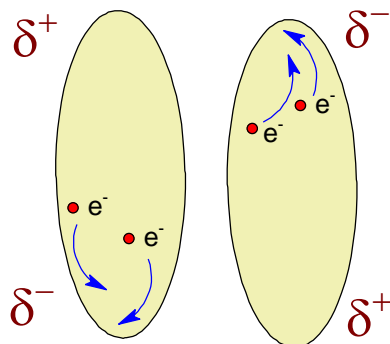
**Coulombické interakce.**

- Druhý typem van der Waalsových interakcí jsou **indukční síly**. Permanentní dipól indukuje vznik dipólu původně nepolární molekuly. Už víme, že elektrony nejsou v molekulách na pevně, ale pohybují se v molekulových orbitalech. Proto, když přiblížíme permanentní dipól k neutrální molekule, kladný pól permanentního dipólu bude přitahovat elektrony neutrální molekuly. Ty se za ním posunou a vytvoří se tak indukovaný dipól. Permanentní a indukovaný dipól se budou opět přitahovat.



**Indukovaný dipól.**

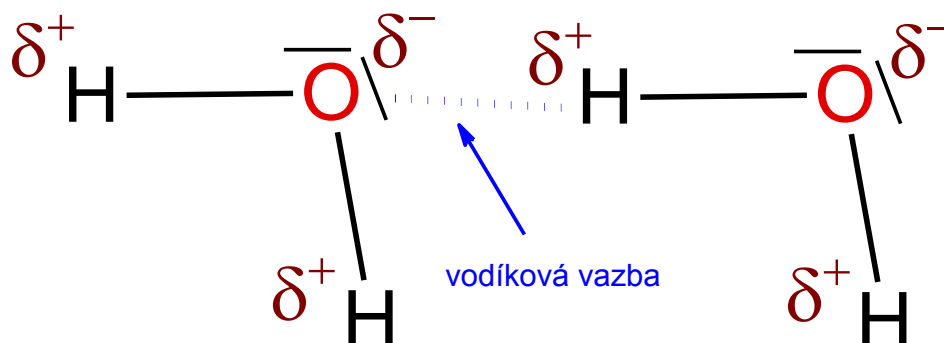
- Třetí a poslední typ van der Waalových interakcí se nazývá **disperzní síly**. Tentokrát máme na počátku dvě neutrální molekuly. Jejich elektrony se pohybují ve svých molekulových orbitalech a my nyní uděláme takový jednoduchý myšlenkový krok – zastavíme čas. Při zastaveném času se elektrony přestanou pohybovat, a když si obě molekuly prohlédneme blíže, zjistíme, že vlivem náhodného uspořádání elektronů molekuly přeci jenom malé náboje mají. Tyto náboje jsou podstatou disperzních sil a těmito náboji se budou molekuly krátce přitahovat. Když opět pustíme čas, elektrony se zase přeskupí jinak, ale vždycky někde v molekule vznikne malý náboj, který i navenek neutrální látky drží u sebe.



**Vlivem náhodného pohybu elektronů v molekulách vznikají malé krátkodobé náboje, které jsou příčinou disperzních sil.**

### 5.5.2 Vodíkový můstek

**Vodíkové můstky** (nověji se říká **vodíkové vazby**) patří mezi základní biologické interakce. Jejich význam je obrovský. Tak především díky vodíkových můstkům je voda za normálních podmínek kapalná. Jednotlivé molekuly vody jsou pospojovány vodíkovými můstky a drží tak pohromadě. Sirný analog vody – sulfan  $\text{H}_2\text{S}$  je za normálních podmínek plyn, přestože má těžší molekulu než voda. Atom síry není totiž schopen vytvořit tak pevné můstky jako atom kyslíku. Vodíkové můstky také drží u sebe jednotlivá vlákna DNA (deoxyribonukleové kyseliny, molekuly, ve které je zapsán genetický kód každého organismu) a umožňují uchování a kopírování našeho genetického kódu při dělení buněk, dále tvorbu bílkovin a mnoho dalšího.



**Schématické znázornění vodíkové vazby.**

Podstatu vodíkové vazby si vysvětlíme na dvou molekulách vody. Na základě rozdílu elektronegativit můžeme určit, že vazba mezi kyslíkem a vodíkem je polární a elektrony se tedy budou nacházet blíže atomu kyslíku. Vodíku tak zůstane odhalené kladné jádro. Atom kyslíku druhé molekuly vody nese dva volné elektronové páry, které kladnému jádru vodíku neodolají a budou se k němu přitahovat, což vytváří právě tu slabou přitažlivou interakci známou jako vodíkový můstek.

Význam slabých vazebných interakcí si nejlépe uvědomíme, když se zamyslíme nad reakcemi, které probíhají v našem těle. Každý hormon, nebo jiná biologicky aktivní látka, musí mít svůj receptor (buněčnou součástku, která pozná, že je hormon přítomný, na cílové buňce), kterou ovlivňuje. Vazebné místo musí být velmi „citlivé“ (specifické), aby nereagovalo na jiný hormon nebo jinou látku. A právě tuto „citlivost“ zařizují slabé vazebné interakce. Kombinací různých slabých vazebných interakcí si receptor vybírá svoji cílovou molekulu. Pokud by se hormon navázal na receptor silnou kovalentní vazbou, celá struktura by se dříve či později musela nahradit, což by bylo pro buňku velmi náročné. Hormon navázaný slabými vazebnými interakcemi lze snadno odpojit. Stejně tak každý enzym, bílkovina umožňující chemické reakce v lidském těle, si musí mezi těmi tisíci látkami vybrat tu svoji. Dělá to stejným způsobem, jako když do zámku vkládáte klíč, a jako jednotlivé zoubky na klíči enzym používá právě slabé vazebné interakce.

## 6 Anorganické názvosloví

V následující kapitole se naučíme pojmenovávat anorganické látky. Máme velké štěstí, protože vynikající čeští chemici Alexander Sommer Batěk a Emil Votoček vytvořili unikátní systém, který nám mohou všude v zahraničí závidět. Čeština totiž je jazyk tak bohatý, že dokáže vytvořit osm malebných koncovek, na kterých je názvosloví postaveno a které nám velmi usnadní práci. O takovém počtu si angličtina, němčina či francouzština mohou nechat jen zdát.

Nejprve je nezbytné se seznámit s pojmem **oxidační číslo**.

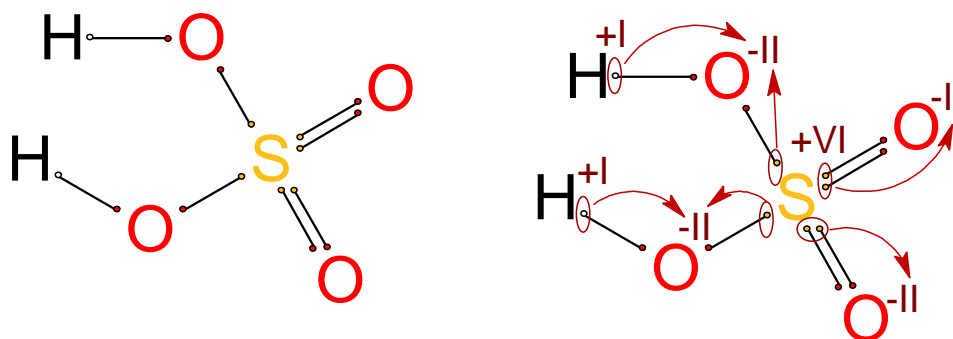
*Definice: Oxidační číslo je rovno náboji, který by atom získal při úplné polarizaci svých vazeb v molekule či iontu.*

Definice je to trochu krkolomná, a proto si ji vysvětlíme na příkladu. Vezměme si třeba molekulu oxidu uhličitého, která je namalovaná na obrázku. Srovnáme-li elektronegativity uhlíku a kyslíku, zjistíme, že atom kyslíku je elektronegativnější. Proto při úplné polarizaci vazeb (tedy myšlenkově tvoříme vazby iontové) by jeden atom kyslíku získal dva elektrony od uhlíku, jeden za každou vazbu. Oxidační číslo kyslíku je tedy  $-II$ . Atom uhlíku by o čtyři elektrony přišel, každý kyslík mu dva vezme, a proto má oxidační číslo  $+IV$ . Nezapomínejte, že elektron je záporná částice. **Oxidační čísla se značí římskými číslicemi.**



### Odvození oxidačních čísel atomů v molekule oxidu uhličitého.

Ještě jednou si postup vysvětlíme na trochu složitější molekule kyseliny sírové  $H_2SO_4$ . Každý z atomů kyslíku, které se váží na síru dvojnou vazbou, by síře bral po dvou elektronech, protože mají vyšší elektronegativitu. Atomy kyslíku, které jsou na síru navázány jednoduchou vazbou, si vezmou jeden elektron od síry a jeden od vodíku a budou mít tedy oxidační číslo také  $-II$ . Když to správně posčítáme, oxidační číslo vodíků bude  $+I$ , kyslíků  $-II$  a síry  $+VI$ .



### Odvození oxidačních čísel pro kyselinu sírovou.

**Základní pravidla:**

- Oxidační čísla prvků jsou rovna 0.
- Součet všech oxidačních čísel atomů v molekule je roven 0.
- Oxidační a nábojová čísla jednoatomových iontů jsou stejná. (Náboje se značí arabskými číslicemi.)

Otázka k zamyšlení 15: Jak byste zdůvodnili první dva body pravidel?

Za chvíli si jistě všimnete, že některé prvky mají svá oblíbená oxidační čísla. Třeba vodík se ve sloučeninách v drtivé většině případů vyskytuje v čísle +I a kyslík –II, ale pozor má to výjimky:-)

Chemické názvy prakticky všech anorganických látek se skládají z podstatného a přídatného jména. Podstatné jméno vyjadřuje typ sloučeniny (kyselina, oxid, hydroxid...) a přídatné jméno vyjadřuje, od jakého prvku byla tato sloučenina odvozena (sírová, uhličitý, sodný...). Oxidační číslo v přídatném jméně poznáme snadno podle již zmíněných koncovek.

**Koncovky pro jednotlivá oxidační čísla.**

OXIDAČNÍ ČÍSLO	KONCOVKA	PŘÍKLAD
I	-ný	oxid sodný $\text{Na}_2\text{O}^{\text{II}}$
II	-natý	oxid vápenatý $\text{Ca}^{\text{II}}\text{O}^{\text{II}}$
III	-itý	oxid hlinitý $\text{Al}^{\text{III}}_2\text{O}^{\text{II}}_3$
IV	-ičitý	oxid titaničitý $\text{Ti}^{\text{IV}}\text{O}^{\text{II}}_2$
V	-ičný, -ečný	oxid dusičný $\text{N}^{\text{V}}_2\text{O}^{\text{II}}_5$
VI	-ový	oxid chromový $\text{Cr}^{\text{VI}}\text{O}^{\text{II}}_3$
VII	-istý	oxid chloristý $\text{Cl}^{\text{VII}}_2\text{O}^{\text{II}}_7$
VIII	-ičelý	oxid osmičelý $\text{Os}^{\text{VIII}}\text{O}^{\text{II}}_4$

**Odpověď 15:** Pokud máme samostatně stojící prvky, mohou nastat dva případy. Prvek je tvořen atomy (He, Ne...) nebo molekulami ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{P}_4$ ,  $\text{S}_8$ ). V obou případech bychom při počítání oxidačních čísel nemohli nikomu přisoudit elektrony navíc, a proto mají oxidační čísla 0. U atomových prvků nemáme vazby, u molekulových máme shodné hodnoty elektronegativit.

Nulový součet oxidačních čísel atomů v molekule vychází z principu určování oxidačních čísel. My jednotlivé elektrony pouze myšlenkově přemísťujeme (neubíráme, nepřidáváme), a proto pokud byla molekula neutrální na počátku, musí být neutrální i po našem myšlenkovém zásahu.

---

Úkol: Naučte se koncovky pro oxidační čísla. Naučit neznámá, že je dokážete vyjmenovat po sobě. Naučit znamená, že když jste tázáni na koncovku –ový, střelhlbitě vám naskočí, že je to koncovka pro oxidační číslo VI. Čím lépe se to naučíte, tím snáze vám půjde celá anorganická chemie.

## 6.1 Názvosloví dvouprvkových sloučenin

Nyní to začneme pomaličku aplikovat a to na dvouprvkových sloučeninách. Asi vás nepřekvapí, že dvouprvkové sloučeniny se skládají ze dvou prvků. Patří mezi ně sloučeniny s kyslíkem - oxidy, peroxidy a pro fajnšmekry superoxidy a ozonidy, dále sloučeniny se sírou - sulfidy, selenem - selenidy, tellurem - telluridy a s vodíkem - hydridy. Tak pojďme na to.

### 6.1.1 Názvosloví oxidů

Princip názvosloví se naučíme na oxidech. Nejprve budeme ze vzorců tvořit názvy.

*Definice: Oxidy jsou dvouprvkové sloučeniny kyslíku, ve kterých má kyslík oxidační číslo  $O^{-II}$ .*

#### VZOREC → NÁZEV

**Příklad:** Látka  $N_2O$  je známá pod triviálním názvem rajský plyn. Používá se jako anestetikum (uspávací prostředek) v medicíně a také jako hnací plyn do šlehaček. Její značnou nevýhodou je, že rozkládá ozon a přispívá tak k ozonové díře. Jaký je ale její systematický „chemický název“?

Krok 1: Musím poznat, že se jedná o oxid. Poznám to tak, že vzorec přesně splňuje definici. Je to dvouprvková sloučenina kyslíku a dalšího prvku. Kyslík má pak dle definice oxidační číslo  $-II$ .

Krok 2: Dle pravidla, že součet oxidačních čísel všech atomů musí dát nulu, musím určit oxidační čísla dusíků. Dva dusíky dohromady vyrovnávají  $-II$  od kyslíku. Jeden dusík musí mít tedy oxidační číslo  $+I$ , což je dle tabulky koncovka  $-ný$ .

Krok 3: oxid dusný

**Příklad:**  $CO_2$  známe jako bublinky v pivě, či sycených nápojích. Pro svou nehořlavost se také používá v pěnových hasicích přístrojích. Je hojně skloňován v médiích ve spojitosti s globálním oteplováním a skleníkovým efektem. Je to?

Krok 1. Evidentně oxid.

Krok 2: Jeden uhlík vyrovnávají dva kyslíky s oxidačním číslem  $-II$ . Uhlík musí mít tedy oxidační číslo  $IV$ .

Krok 3: oxid uhličitý

**Příklad:** Asi každý z vás zná rudé rubíny a modré safíry, cenné drahokamy, které jsou z chemického hlediska tvořeny převážně z  $Al_2O_3$  a dále příměsemi, které jim propůjčují typické zbarvení.

Krok 1: Zase oxid:-)

Krok 2: Trochu matematiky. Tři kyslíky, kde každý má oxidační číslo  $-II$  jsou vyrovnány dvěma hliníky. Jeden hliník musí mít  $+III$ .

Krok 3: oxid hlinitý

**NÁZEV → VZOREC**

Z názvu vytvořit vzorec je mnohem jednodušší, protože už v podstatě všechno víme.

**Příklad:** Třeba oxid antimonitý

Krok 1. Napíši si vedle sebe antimon a kyslík.

Krok 2: Doplním k antimonu oxidační číslo III (koncovka -itý) a ke kyslíku –II (jedná se o oxid).

Krok 3: Pronásobím atomy tak, aby mi součet oxidačních čísel vyšel 0. Antimony budu tedy potřebovat dva, kyslíky tři.

Krok 4:  $\text{Sb}_2\text{O}_3$

**Příklad:** oxid chloristý

Krok 1: Napíši si vedle sebe chlor a kyslík.

Krok 2: Doplním k chlóru oxidační číslo VII (koncovka -istý) a ke kyslíku –II (jedná se o oxid).

Krok 3: Pronásobím, aby mi součet oxidačních čísel dával 0.

Krok 4:  $\text{Cl}_2\text{O}_7$

Pozor! Tento jednoduchý princip názvosloví vás může i trochu zmást. Správný vzorec oxidu fosforitého je  $\text{P}_4\text{O}_6$  a oxidu fosforečného  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ . Přestože by vám vyšlo dle pravidel názvosloví  $\text{P}_2\text{O}_3$  a  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Důvodem je, že jejich molekuly tak ve své nejstabilnější podobě skutečně vypadají a proto se tomu přizpůsobují i vzorce. To samé platí i pro oxid arsenitý  $\text{As}_4\text{O}_6$  a oxid arseničný  $\text{As}_4\text{O}_{10}$ . Mějte to prosím na paměti. Fosfor vás bude zlobit často.

**Vyzkoušejte sami. Zakryjte si jeden sloupec a vytvořte k němu druhý:**

oxid titaničitý	$\text{TiO}_2$	oxid siřičitý	$\text{SO}_2$
oxid měďný	$\text{Cu}_2\text{O}$	oxid sírový	$\text{SO}_3$
oxid osmičelý	$\text{OsO}_4$	oxid hořečnatý	$\text{MgO}$
oxid chromový	$\text{CrO}_3$	oxid zlatitý	$\text{Au}_2\text{O}_3$
oxid olovičitý	$\text{PbO}_2$	oxid železnatý	$\text{FeO}$

### 6.1.2 Názvosloví peroxidů a dalších dvouprvkových sloučenin kyslíku

Situaci nám trochu zkomplikují další sloučeniny od kyslíku. Třeba peroxidy.

*Definice: Peroxidy jsou dvouprvkové sloučeniny kyslíku a dalšího prvku obsahující skupinu  $O_2^{2-}$ .*

Všimněte si, že u peroxoskupiny  $O_2^{2-}$  je napsán náboj 2- , nikoliv oxidační číslo. Kdybychom spočítali oxidační čísla, tak by kyslík v peroxoskupině měl oxidační číslo -I. Je to ale zbytečné uvádět, protože se vždy vyskytuje celá skupina a nikdy jinak.

Existuje peroxid vodíku  $H_2O_2$  , který můžete mít v lékárnice jako dezinfekci. Peroxoskupina je vyrovnána dvěma vodíky v oxidačním čísle +I. Další významnou látkou je peroxid sodný  $Na_2O_2$ .

No jo, ale co třeba  $BaO_2$ ? Je to peroxid barnatý nebo oxid baryčitý? Protože se oxidy vyskytují mnohem častěji, je jasné, že nejprve tuto látku pojmenujete jako oxid baryčitý. Postupem času si ale vaše ucho zvykne na chemické názvy a slovo baryčitý vás bude fyzicky bolet (je to totiž špatně!). Zamyslíte se, kouknete se do tabulky a zjistíte, že baryum tvoří výhradně sloučeniny barnaté s oxidačním číslem +II. Musí to být peroxid barnatý.

Napíšeme si pro srovnání vzorce oxidu vápenatého a peroxidu vápenatého.

Oxid vápenatý

Krok 1: Napíši si vedle sebe vápník a kyslík.

Krok 2: Doplním k vápníku oxidační číslo II (koncovka -natý) a ke kyslíku -II (jedná se o oxid).

Krok 3: Vidím, že mi součet oxidačních čísel dává nulu a není tedy potřeba násobit.

Krok 4:  $CaO$

Peroxid vápenatý

Krok 1: Napíši si vedle sebe vápník a peroxoskupinu  $O_2^{2-}$ .

Krok 2: Doplním k vápníku oxidační číslo II (koncovka -natý).

Krok 3: Vidím, že mi součet oxidačního čísla a náboje dává nulu a není tedy potřeba násobit.

Krok 4:  $CaO_2$

Vápník je ve druhé skupině, stejně jako baryum, a tvoří sloučeniny vždy v oxidačním čísle II. Opět se tedy nemůže jednat o oxid vápeničitý. Toto se časem naučíte, až budete mít chemické názvy trochu víc naposlouchané a budeme se učit o jednotlivých látkách.

Dále existují superoxidy (někdy se jím říká hyperoxidy) se skupinou  $O_2^-$  a ozonidy se skupinou  $O_3^-$ . S těmito látkami se setkáme výjimečně. Formální oxidační číslo kyslíku v superoxidech je -1/2 a v ozonidech -1/3, ale stejně jako v případě peroxidu se i zde vyskytují skupiny vždy celé. Jako příklad si uvedeme superoxid draselný  $KO_2$  nebo ozonid cesný  $CsO_3$ .



### 6.1.3 Názvosloví sulfidů, selenidů a telluridů

Stejný princip jako jsme se naučili u názvosloví oxidů, může použít pro další typy sloučenin odvozených od síry, selenu a telluru.

NÁZEV	SKUPINA	PŘÍKLAD
sulfid	S <sup>-II</sup>	sulfid stříbrný Ag <sub>2</sub> S
selenid	Se <sup>-II</sup>	selenid cíničitý SnSe <sub>2</sub>
tellurid	Te <sup>-II</sup>	tellurid vanadičný V <sub>2</sub> Te <sub>5</sub>

Velmi často studenti dělají chyby z nepozornosti. Pozorně si překontrolujte, zda jste ze selenidu omylem neudělali sulfid apod.

#### Vyzkoušejte si sami:

sulfid chromitý	Cr <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	selenid nikelnatý	NiSe
tellurid titaničitý	TiTe <sub>2</sub>	sulfid hlinitý	Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>
sulfid zinečnatý	ZnS	tellurid křemičitý	SiTe <sub>2</sub>
selenid železitý	Fe <sub>2</sub> Se <sub>3</sub>	sulfid manganatý	MnS
tellurid thallný	Tl <sub>2</sub> Te	selenid draselný	K <sub>2</sub> Se

### 6.1.4 Názvosloví hydridů

Vodík tvoří sloučeniny s obrovským množstvím dalších prvků.

*Definice: Hydridy jsou dvouprvkové sloučeniny vodíku a dalšího prvku.*

Skupinů hydridů můžeme rozdělit na dvě skupiny:

- **Hydridy iontové**, které jsou tvořeny vodíkem a prvkem z 1. nebo 2. skupiny. Tyto prvky mají velmi nízko hodnoty elektronegativit, a proto tvoří s vodíkem iontovou vazbu, ve které je vodík anionem. **Vodík má v iontových hydridech oxidační číslo -I.**

#### VZOREC → NÁZEV

**Příklad:** NaH

Krok 1: Poznám, že je to iontový hydrid, protože mám vodík a prvek z první skupiny.

Krok 2: Připisuji vodíku oxidační číslo -I, sodík tedy musí mít +I, což vyjadřuje koncovka -ný.

Krok 3: hydrid sodný

**Příklad:** CaH<sub>2</sub>

Krok 1: Poznám, že je to iontový hydrid, protože mám vodík a prvek z druhé skupiny.

Krok 2: Připisuji vodíku oxidační číslo -I, a protože jsou tam takové vodíky dva, vápník musí mít +II, což vyjadřuje koncovka -natý.

Krok 3: hydrid vápenatý

**NÁZEV → VZOREC****Příklad:** hydrid lithný

Krok 1: Napíši vedle sebe lithium a vodík.

Krok 2: Doplním lithiu oxidační číslo +I (koncovka -ný) a vodíku -I (jedná se o iontový hydrid)

Krok 3: Oxidační čísla již jsou vyrovnána.

Krok 4: LiH

**Příklad:** hydrid beryllnatý

Krok 1: Napíši vedle sebe beryllium a vodík.

Krok 2: Doplním berylliu oxidační číslo +II (koncovka -natý) a vodíku -I (jedná se o iontový hydrid)

Krok 3: Vyrovnám oxidační čísla. Vodíky tedy budou dva.

Krok 4: BeH<sub>2</sub>

- **Hydridy kovalentní** obsahují vodík a prvek ze 13. až 17. skupiny. Tyto sloučeniny nám trochu zkomplikují život, protože mají často triviální názvy. Jiné mají názvy tvořeny z latinského názvu prvku a koncovky -an. Ty, které byste měli umět z hlavy, jsou uvedeny tučně. Pokud jsou v tabulce uvedeny otazníky, znamená to, že odpovídající hydrid nebyl ještě připraven, nebo je nestabilní.

HYDRIDY				
boran BH <sub>3</sub> (borany)	<b>methan CH<sub>4</sub></b>	<b>amoniak NH<sub>3</sub></b> (čpavek, azan)	<b>voda H<sub>2</sub>O</b>	<b>fluorovodík HF</b>
hydrid hlinitý (alan) AlH <sub>3</sub>	silan SiH <sub>4</sub>	fosfan PH <sub>3</sub>	<b>sulfan H<sub>2</sub>S</b>	<b>chlorovodík HCl</b>
gallan GaH <sub>3</sub>	german GeH <sub>4</sub>	arsan AsH <sub>3</sub>	selan H <sub>2</sub> Se	<b>bromovodík HBr</b>
hydrid inditý InH <sub>3</sub>	stannan SnH <sub>4</sub>	stiban SbH <sub>3</sub>	tellan H <sub>2</sub> Te	<b>jodovodík HI</b>
???	plumban PbH <sub>4</sub> ???	bisman BiH <sub>3</sub> ???	polan H <sub>2</sub> Po???	???

## 6.2 Názvosloví hydroxidů

Hydroxidy jsou stejně jako kyseliny žíravé látky velkého průmyslového významu (např. výroba mýdel či papíru, při úpravě pitné vody...). Možná někteří z vás máte doma prostředek na ucpané odpady, který je založen na hydroxidu sodném.



**Mnoho prostředků na ucpané odpady je založeno na hydroxidu sodném. Proto při práci s nimi buďte mimořádně opatrní.**

Pojem hydroxid vznikl spojením dvou pojmů *hydrogen* vyjadřující vodík a *oxid* vyjadřující kyslík. Není proto těžké odvodit, že hydroxidy budou obsahovat skupinu  $\text{OH}^-$ . Vodík má oxidační číslo +I, kyslík –II, a proto celkový náboj skupiny vychází jedna minus.

Není možné napsat  $(\text{OH})^{-1}$ , protože skupina atomů nemůže mít oxidační číslo. Oxidační čísla mají jednotlivé prvky, skupiny mají náboje, které se píší arabskými číslicemi. Jednička se obvykle vynechává. Náboj „-1“ se tedy napíše jen jako „-“.

*Definice: Hydroxidy jsou látky, které ve své molekule obsahují hydroxidový (hydroxylový) anion  $\text{OH}^-$ .*

### VZOREC → NÁZEV

**Příklad:** KOH

Krok 1: Poznám, že je to hydroxid, protože vidím skupinu  $\text{OH}^-$ .

Krok 2: Hydroxidová skupina je vyrovnána jedním draslíkem. Draslík tedy musí mít +I, což vyjadřuje koncovka –ný.

Krok 3: hydroxid draselný

**Příklad:**  $\text{Mg}(\text{OH})_2$

Krok 1: Poznám, že je to hydroxid, protože vidím skupinu  $\text{OH}^-$ .

Krok 2: Dvě hydroxidové skupiny jsou vyrovnány jedním hořčíkem. Proto musí mít hořčík oxidační číslo +II, což vyjadřuje koncovka –natý.

Krok 3: hydroxid hořečnatý

**NÁZEV → VZOREC****Příklad:** hydroxid železitý

Krok 1: Napíši vedle sebe železo a hydroxidovou skupinu.

Krok 2: Doplním železu oxidační číslo +III (koncovka -itý) a hydroxidové skupině náboj minus jedna.

Krok 3: Na vyrovnání trojmocného železa budu potřebovat hydroxidové skupiny tři.

Krok 4:  $\text{Fe}(\text{OH})_3$

**Příklad:** hydroxid manganatý

Krok 1: Napíši vedle sebe mangan a hydroxidovou skupinu.

Krok 2: Doplním manganu oxidační číslo +II (koncovka -natý) a hydroxidové skupině náboj minus jedna.

Krok 3: Na vyrovnání dvojmocného manganu budu potřebovat hydroxidové skupiny dvě.

Krok 4:  $\text{Mn}(\text{OH})_2$

**Vyzkoušejte si sami:**

hydroxid hořečnatý

$\text{Mg}(\text{OH})_2$

hydroxid železnatý

$\text{Fe}(\text{OH})_2$

hydroxid olovnatý

$\text{Pb}(\text{OH})_2$

hydroxid rubidný

$\text{RbOH}$

hydroxid chromitý

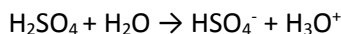
$\text{Cr}(\text{OH})_3$

### 6.3 Názvosloví kyselin

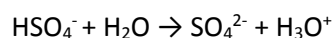
S termínem kyselina či kyselost jste se určitě již setkali. Citron je kyselý zejména kvůli kyselině citronové, kuchyňský ocet je kyselý, protože je to 8% roztok kyseliny octové, a jistě bychom vymysleli celou řadu dalších příkladů. Z chemického hlediska jsou kyseliny látky, které dokáží odštěpit vodíkový kation a reakcí s vodou poskytují oxoniový kation  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

*Definice dle Brønsteda a Lowryho: Kyselina je látka, která je schopná odštěpit vodíkový kation (proton).*

Tato reakce kyseliny sírové, tzv. disociace kyseliny sírové, vypadá takto:



Kde kyselina sírová odštěpila jeden vodíkový kation. Pokud by odštěpila i druhý a předala ho jiné molekule vody, vypadalo by to takto:



Jak je z definice patrné, každá kyselina musí obsahovat odštěpitelné vodíky. Z praktických důvodů si kyseliny rozdělíme do dvou skupin podle toho, zda obsahují či neobsahují kyslík.

#### 6.3.1 Názvosloví bezkyslíkatých kyselin

Významných bezkyslíkatých kyselin je jen pár. Podle názvu je poznáte snadno, obsahují koncovku – vodíková. Rozpuštěním halogenvodíků ve vodě (HF, HCl, HBr, HI) získáme jejich vodné roztoky, kterým se říká halogenvodíkové kyseliny. Stejně tak kyanovodík HCN, velmi jedovatý plyn, rozpuštěný ve vodě se označuje jako kyselina kyanovodíková.

fluorovodík → kyselina fluorovodíková HF

chlorovodík → kyselina chlorovodíková HCl

bromovodík → kyselina bromovodíková HBr

jodovodík → kyselina jodovodíková HI

kyanovodík → kyselina kyanovodíková HCN

To je oblíbená otázka mnoha zkoušejících. Jaký je rozdíl mezi chlorovodíkem a kyselinou chlorovodíkovou? Tak ještě jednou. Chlorovodík je plyn. Jeho vodný roztok se označuje jako kyselina chlorovodíková. To samé platí pro všechny halogenvodíky a také kyanovodík.

### 6.3.2 Názvosloví kyslíkatých kyselin

Kyslíkaté kyseliny mají obecný vzorec HZO, kde písmeno Z znázorňuje centrální prvek, od kterého je kyselina odvozena. Např. u kyseliny sírové  $\text{H}_2\text{SO}_4$  by to byla síra. Oxidační číslo centrálního prvku je v názvu opět vyjádřeno koncovkou (v ženském rodě).

#### NÁZEV → VZOREC

**Příklad:** kyselina siřičitá

Krok 1: Napíše si vedle sebe vodík, síru jako centrální prvek a kyslík.

Krok 2: Doplním oxidační čísla. K vodíku +I, ke kyslíku -II a k síře +IV (koncovka -ičitá)

Krok 3: Součet kladných oxidačních čísel je pět, což nedokážu vyrovnat kyslíky s -II. Proto tam vodíky musí být dva. Poté mám šest v kladných oxidačních číslech, což mi vyrovnají tři kyslíky.

Krok 4:  $\text{H}_2\text{SO}_3$

**Příklad:** kyselina dusitá

Krok 1: Napíše si vedle sebe vodík, dusík jako centrální prvek a kyslík.

Krok 2: Doplním oxidační čísla. K vodíku +I, ke kyslíku -II a k dusíku +III (koncovka -itá)

Krok 3: Součet kladných oxidačních čísel je čtyři, což mi vyrovnají dva kyslíky.

Krok 4:  $\text{HNO}_2$

**Příklad:** kyselina chromová

Krok 1: Napíše si vedle sebe vodík, chrom jako centrální prvek a kyslík.

Krok 2: Doplním oxidační čísla. K vodíku +I, ke kyslíku -II a k chromu +VI (koncovka -ová)

Krok 3: Součet kladných oxidačních čísel je sedm, což nedokážu vyrovnat kyslíky s -II. Proto tam vodíky musí být dva. Poté mám osm v kladných oxidačních číslech, což mi vyrovnají čtyři kyslíky.

Krok 4:  $\text{H}_2\text{CrO}_4$

**VZOREC → NÁZEV****Příklad:** HClO<sub>4</sub>

Krok 1: Poznám, že se jedná o kyslíkatou kyselinu.

Krok 2: Doplním oxidační číslo +I k vodíku a –II ke kyslíku.

Krok 3: Čtyři kyslíky mi dávají v oxidačních číslech -8. Vodík mi dává +1. Aby součet oxidačních čísel všech atomů byl nulový, musí mít atom chloru oxidační číslo VII. Toto číslo vyjadřuje koncovka –istá.

Krok 4: kyselina chloristá

**Příklad:** H<sub>2</sub>TiO<sub>3</sub>

Krok 1: Poznám, že se jedná o kyslíkatou kyselinu.

Krok 2: Doplním oxidační číslo +I k vodíku a –II ke kyslíku.

Krok 3: Tři kyslíky mi dávají v oxidačních číslech -6. Dva vodíky mi dávají +2. Aby součet oxidačních čísel všech atomů byl nulový, musí mít atom titanu oxidační číslo IV. Toto číslo vyjadřuje koncovka –ičitá.

Krok 4: kyselina titaničitá

**Příklad:** H<sub>2</sub>TeO<sub>4</sub>

Krok 1: Poznám, že se jedná o kyslíkatou kyselinu.

Krok 2: Doplním oxidační číslo +I k vodíku a –II ke kyslíku.

Krok 3: Čtyři kyslíky mi dávají v oxidačních číslech -8. Dva vodíky mi dávají +2. Aby součet oxidačních čísel všech atomů byl nulový, musí mít atom telluru oxidační číslo VI. Toto číslo vyjadřuje koncovka –ová.

Krok 4: kyselina tellurová.

Existují i složitější kyslíkaté kyseliny. Doposud jsme se setkávali pouze s kyselinami, které měli jeden nebo dva vodíky. Některé kyseliny však ve své molekule obsahují vodíků více. Jako příklad nám může posloužit kyselina trihydrogenboritá H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, která obsahuje tři vodíkové atomy. Skutečnost, že kyselina obsahuje více než dva vodíky, vyjadřujeme v jejím názvu číslovkovými předponami a předponou hydrogen-. Číslovkové předpony jsou uvedeny v následující tabulce, včetně předpon pro jeden a dva, které nebudeme potřebovat.

<b>Jeden</b>	mono-	<b>Šest</b>	hexa-
<b>Dva</b>	di-	<b>Sedm</b>	hepta-
<b>Tři</b>	tri-	<b>Osm</b>	okta-
<b>Čtyři</b>	tetra-	<b>Devět</b>	nona-
<b>Pět</b>	penta-	<b>Deset</b>	deka-

**NÁZEV → VZOREC****Příklad:** kyselina trihydrogenfosforečná

Krok 1: Napíše si vedle sebe vodík, fosfor a kyslík.

Krok 2: Dle předpony trihydrogen- rovnou dopíše trojku k vodíku. Doplním oxidační čísla +I k vodíkům, k fosforu +V (koncovka -ečná) a -II ke kyslíku.

Krok 3: V kladných oxidačních číslech budu mít +8, což mi vyrovnají čtyři kyslíky.

Krok 4:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ 

Kyselina trihydrogenfosforečná je velice častá chemikálie, a protože její správný název je trochu nešikovný, zcela běžně se jí říká jednoduše kyselina fosforečná, s tím, že se automaticky předpokládá znalost jejího vzorce.

**Příklad:** kyselina tetrahydrogenkřemičitá

Krok 1: Napíše si vedle sebe vodík, křemík a kyslík.

Krok 2: Dle předpony tetrahydrogen- rovnou dopíše čtyřku k vodíku. Doplním oxidační čísla +I k vodíkům, +IV ke křemíku (koncovka -ičitá) a -II ke kyslíku.

Krok 3: V kladných oxidačních číslech budu mít +8, což mi vyrovnají čtyři kyslíky.

Krok 4:  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ 

Existuje i jiný způsob vyjádření a to je za použití stejných číslovkových předpon a předpony oxo-. Jak vás asi napadlo, nyní nebudeme vyjadřovat počet vodíků, ale počet kyslíků. Kyselina tetrahydrogenkřemičitá by pak byla kyselina tetraoxokřemičitá, kyselina trihydrogenfosforečná by byla kyselina tetraoxofosforečná atd.

**VZOREC → NÁZEV****Příklad:**  $\text{H}_5\text{IO}_6$ 

Krok 1: Kyselina obsahuje pět vodíků, tedy její název bude začínat předponou pentahydrogen-

Krok 2: Doplním oxidační číslo +I k vodíkům a -II ke kyslíkům. Oxidační číslo jódu vychází potom +VII (koncovka -istá)

Krok 3: Kyselina pentahydrogenjodistá (nebo kyselina hexaoxojodistá)

**Příklad:**  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ 

Krok 1: Kyselina obsahuje šest vodíků, tedy její název bude začínat předponou hexahydrogen-

Krok 2: Doplním oxidační číslo +I k vodíkům a -II ke kyslíkům. Oxidační číslo telluru vychází potom +VI (koncovka -ová)

Krok 3: Kyselina hexahydrogenjodistá (nebo kyselina hexaoxotellurová)



Způsobem, který jsme se právě naučili, dokážete pojmenovat jakoukoliv běžnou kyselinu. Jak se budeme chemií zabývat dál a dál, naskáčou vám vzorce těch nejběžnějších kyselin samy do hlavy. Takže za chvíli, když budete třeba v laboratoři potřebovat kyselinu dusičnou, rovnou sáhnete po lahvi s nápisem  $\text{HNO}_3$  (ano, je to na té lahvi napsané i slovy:-)), aniž byste dopočítávali oxidační čísla či kyslíky. Pokud tomu „naskákání do hlavy“ chcete pomoci, naučte se následující vzorce kyselin z hlavy. V budoucnu se vám to jistě bude hodit.

Název kyseliny	Vzorec kyseliny	Název kyseliny	Vzorec kyseliny
kyselina sírová	$\text{H}_2\text{SO}_4$	kyselina fluorovodíková	$\text{HF}$
kyselina siřičitá	$\text{H}_2\text{SO}_3$	kyselina chlorovodíková	$\text{HCl}$
kyselina dusičná	$\text{HNO}_3$	kyselina bromovodíková	$\text{HBr}$
kyselina dusitá	$\text{HNO}_2$	kyselina jodovodíková	$\text{HI}$
kyselina uhličitá	$\text{H}_2\text{CO}_3$	kyselina kyanovodíková	$\text{HCN}$
kyselina fosforečná	$\text{H}_3\text{PO}_4$ !!!	Ty ostatní si snadno odvodíte.	

Pokud budete bezpečně znát třeba vzorec kyseliny dusité  $\text{HNO}_2$  a budete tázáni na kyselinu chloritou, tak si její vzorec snadno odvodíte. Jsou to obě „-ité“ kyseliny, proto výpočty oxidačních čísel dopadnou pro obě stejně a vám stačí jen nahradit centrální prvek dusíku chlorem. Tedy z  $\text{HNO}_2$  je rázem  $\text{HClO}_2$ .

Jiný typ kyselin, který nám bude trochu komplikovat život, se nazývají **izopolykyseliny**. Jsou to takové látky, které mají vícekrát obsažený centrální prvek. Jako příklad nám může posloužit kyselina disírová  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ , která obsahuje dva atomy síry. Asi vás nepřekvapí, že počet centrálních atomů se opět vyjadřuje číselkovými předponami.

### NÁZEV → VZOREC

**Příklad:** kyselina tetraboritá

Krok 1: Napíši si vedle sebe vodík, bór a kyslík.

Krok 2: Dle předpony tetra- rovnou dopíši čtyřku k bóru. Doplním oxidační čísla +I k vodíku, +III k bórum (koncovka -itá) a -II ke kyslíku.

Krok 3: V kladných oxidačních číslech budu mít +13, což je liché číslo, proto přidám druhý vodík a pak budu mít v kladných oxidačních číslech +14. To mi vyrovná sedm kyslíků.

Krok 4:  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$

**Příklad:** kyselina diuhličitá

Krok 1: Napíši si vedle sebe vodík, uhlík a kyslík.

Krok 2: Dle předpony di- rovnou dopíši dvojku k uhlíku. Doplním oxidační čísla +I k vodíku, +IV k uhlíkům (koncovka -ičitá) a -II ke kyslíku.

Krok 3: V kladných oxidačních číslech budu mít +9, což je liché číslo, proto přidám druhý vodík a pak budu mít v kladných oxidačních číslech +10. To mi vyrovná pět kyslíků.

Krok 4:  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_5$

**VZOREC → NÁZEV****Příklad:**  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 

Krok 1: Doplním oxidační číslo +I k vodíkům a –II ke kyslíkům. Oxidační číslo chrómu vychází +VI (koncovka -ová).

Krok 2: Skutečnost, že jsou v molekule dva chromy, vyjádří předpona di-.

Krok 3: kyselina dichromová

**Příklad:**  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ 

Krok 1: Doplním oxidační číslo +I k vodíkům a –II ke kyslíkům. Oxidační číslo dusíku vychází +I (koncovka -ná).

Krok 2: Skutečnost, že jsou v molekule dva atomy dusíku, vyjádří předpona di-.

Krok 3: kyselina didusná

Poslední typy sloučenin už jsou pro opravdové názvoslovné labužníky. Jedná se o kombinaci předchozích dvou typů. Všechny principy, které jsme se naučili, platí pořád. Ač se to nezdá, tyto názvy jsou celkem jednoduché, protože nám prakticky všechno řeknou číslovkové předpony.

**NÁZEV → VZOREC****Příklad:** kyselina hexahydrogendikřemičitá

Krok 1: Napíši si vedle sebe vodík, křemík a kyslík.

Krok 2: Dle předpony hexa- napíši šestku k vodíkům a dle předpony di- dopíši dvojku ke křemíku.

Doplním oxidační čísla +I k vodíku, +IV ke křemíkům (koncovka -ičitá) a –II ke kyslíku.

Krok 3: V kladných oxidačních číslech budu mít +14, což mi vyrovná sedm kyslíků.

Krok 4:  $\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$

**Příklad:** kyselina pentahydrogentrifosforečná

Krok 1: Napíši si vedle sebe vodík, fosfor a kyslík.

Krok 2: Dle předpony penta- napíši pětku k vodíkům a dle předpony tri- dopíši trojku k fosforu.

Doplním oxidační čísla +I k vodíku, +V k fosforu (koncovka -ečná) a –II ke kyslíku.

Krok 3: V kladných oxidačních číslech budu mít +20, což mi vyrovná deset kyslíků.

Krok 4:  $\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$

**VZOREC → NÁZEV**

**Příklad:**  $\text{H}_4\text{Te}_4\text{O}_{14}$

Krok 1: Doplním oxidační číslo +I k vodíkům a –II ke kyslíkům. Oxidační číslo telluru vychází +VI (koncovka -ová).

Krok 2: Skutečnost, že jsou v molekule čtyři tellury stejně jako čtyři vodíky, vyjádří předpona tetra-

Krok 3: kyselina tetrahydrogentetratellurová

**Příklad:**  $\text{H}_4\text{I}_2\text{O}_9$

Krok 1: Doplním oxidační číslo +I k vodíkům a –II ke kyslíkům. Oxidační číslo jódu vychází +VII (koncovka -istá).

Krok 2: Skutečnost, že jsou v molekule dva jódy, vyjádří předpona di-. Čtyři vodíky vyjádří předpona tetra-

Krok 3: kyselina tetrahydrogendijodistá

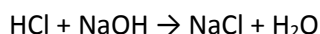
## 6.4 Názvosloví solí

Poslední skupinou látek, kterou se naučíme nazývat, jsou soli. Jsou to látky velmi rozšířené, část je velkého průmyslového významu. Tak například všichni známe kuchyňskou sůl (NaCl chlorid sodný). Dále třeba draselný ledek (KNO<sub>3</sub> dusičnan draselný), který je významný pro sklářství jako přísada do skel, pro potravinářství jako konzervant masa nebo je jednou ze základních složek černého střelného prachu. A mnoho dalších látek...



**Další příklady významných solí. Čistící a bělicí prostředek SAVO (roztok chlornanu sodného), kypřicí prášek (hydrogenuhličitan sodný) a samozřejmě kuchyňská sůl (chlorid sodný).**

Takřka všechny soli se dají připravit reakcí odpovídající kyseliny a hydroxidu. Tato reakce se nazývá neutralizace. **Neutralizace** kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným vypadá takto:

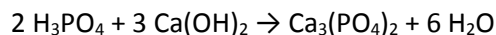
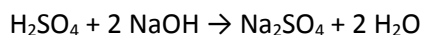


Produktem této reakce je sůl, v tomto případě chlorid sodný, a voda.

*Definice: Neutralizace je reakce kyseliny s hydroxidem za vzniku soli a vody.*

Zamysleme se nad tím, jak neutralizace probíhá. Kyselina se v roztoku, ve kterém reakce probíhá, rozdělí na anion (v našem příkladu Cl<sup>-</sup>) a kyselý vodík (Vzpomeň/zopakuj si definici kyseliny!). Zásada se rozdělí na kation (v našem příkladu Na<sup>+</sup>) a hydroxidový anion (OH<sup>-</sup>). Na<sup>+</sup> a Cl<sup>-</sup> nám poté vytvoří sůl a H<sup>+</sup> a OH<sup>-</sup> nám vytvoří molekulu vody. Kladná část molekuly soli tedy pochází z hydroxidu, záporná část molekuly soli pochází z kyseliny.

### Jiné příklady:



Všimněte si, že v neutralizačních reakcích nemusí být vždy jedna molekula kyseliny na jednu molekulu hydroxidu. Třeba kyselina sírová odštěpuje dva vodíkové kationy H<sup>+</sup>, zbylý anion tedy bude 2-, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. Na vyrovnání záporného náboje budou tedy potřeba dva sodné kationy Na<sup>+</sup> pocházející ze dvou molekul hydroxidů. Reakce kyseliny fosforečné a hydroxidu vápenatého vyžaduje zase jiné poměry. Zamysli se nad tím proč.

## 6.4.1 Názvosloví solí bezkyslíkatých kyselin

Bezkyslíkaté soli jsou, jak už název napovídá, odvozeny od bezkyslíkatých kyselin. Stejně jako názvy bezkyslíkatých kyselin obsahují koncovku –vodíková, názvy solí bezkyslíkatých kyselin obsahují koncovku –id.

**Všimněte si, že názvy aniontu vždy končí koncovkou –ový, což platí i pro soli kyslíkatých kyselin.**

Název kyseliny	Vzorec kyseliny	Název aniontu	Vzorec aniontu	Název soli	Vzorec soli
kyselina fluorovodíková	HF	anion fluoridový	F <sup>-</sup>	fluorid vápenatý	CaF <sub>2</sub>
kyselina chlorovodíková	HCl	anion chloridový	Cl <sup>-</sup>	chlorid hlinitý	AlCl <sub>3</sub>
kyselina bromovodíková	HBr	anion bromidový	Br <sup>-</sup>	bromid sodný	NaBr
kyselina jodovodíková	HI	anion jodidový	I <sup>-</sup>	jodid strontnatý	SrI <sub>2</sub>
sulfan	H <sub>2</sub> S	anion sulfidový	S <sup>2-</sup>	sulfid olovičitý	PbS <sub>2</sub>
kyselina kyanovodíková	HCN	anion kyanidový	CN <sup>-</sup>	kyanid draselný	KCN

Na sulfan a jeho analogy (selan, tellan, dokonce i vodu) je možné se v této souvislosti dívat jako na kyseliny, neboť splňují jejich definici. Proto také starý název sulfanu byl sirovodík a jeho vodný roztok se nazýval kyselina sirovodíková. Sulfidy, selenidy a telluridy můžeme formálně považovat za soli odvozené od sulfanu, selanu a tellanu. Jejich názvosloví má úplně stejná pravidla jako názvosloví bezkyslíkatých solí a probrali jsme ho již v kapitole 6.1.3 Názvosloví sulfidů, selenidů a telluridů.

**NÁZEV → VZOREC****Příklad:** chlorid kobaltnatý

Krok 1: Dle koncovky –id poznáme, že se jedná o sůl bezkyslíkaté kyseliny, kterou určíme. Chlorid je odvozen od kyseliny chlorovodíkové HCl.

Krok 2: Napsat anion se správným nábojem. Odtržením vodíků, přesněji vodíkových kationtů  $H^+$ , od kyseliny, získáme její anion. Protože kyselina chlorovodíková má pouze jeden vodík, chloridový anion bude  $Cl^-$ .

Odtrháváme  $H^+$ , tedy vodík s jedním kladným nábojem, od elektroneutrální molekuly, proto nám zbude „záporná díra“. Tedy např. síranový anion od kyseliny sírové  $H_2SO_4$  bude  $SO_4^{2-}$ , protože jsme odtrhli dva kladné vodíky, zbyly nám dvě „záporné díry“.

Krok 3: Napíšeme kation se správným nábojem, tedy  $Co^{2+}$  (konec –natý).

Krok 4: Zapišeme koeficienty tak, aby výsledná molekula byla elektroneutrální. Protože máme dva kladné náboje na kobaltu, budou potřeba dva chloridové aniony.

Krok 5:  $CoCl_2$

**Jiný příklad:** kyanid vápenatý

Krok 1: HCN

Krok 2:  $CN^-$

Krok 3:  $Ca^{2+}CN^-$

Krok 4:  $Ca(CN)_2$

**VZOREC → NÁZEV****Příklad:**  $K_2S$ 

Krok 1: Poznám, že se jedná o sulfid, kde má tedy síra oxidační číslo  $S^{-II}$

Krok 2: Síra je vyrovnána dvěma draslíky. Jeden draslík musí mít tedy oxidační číslo  $+I$ , což vyjadřuje koncovka –ný.

Krok 3: sulfid draselný

**Zkuste si sami pro procvičení vytvořit následující vzorce a názvy:**

sulfid sodný

 $Na_2S$ 

sulfid cesný

 $Cs_2S$ 

fluorid draselný

KF

chlorid lithný

LiCl

bromid železitý

 $FeBr_3$ 

chlorid zinečnatý

 $ZnCl_2$ 

jodid vápenatý

 $CaI_2$ 

bromid inditý

 $InBr_3$ 

kyanid draselný

KCN

jodid kademnatý

 $CdI_2$

## 6.4.2 Názvosloví solí kyslíkatých kyselin

Tento typ solí je odvozen od kyslíkatých kyselin, jejichž koncovky také obsahují ve svých názvech. Např. kyselina uhličitá tvoří uhličitany, kyselina dusitá tvoří dusitany apod. Jediný zádrhel představují –ové kyseliny, které tvoří soli s koncovkou -an. Kyseliny sírová tedy netvoří sírovany, ale sírany.

Koncovka kyslíkaté kyseliny	Koncovka soli	Příklad
-ná	-nan	k. chlorná/ chlornan rubidný
-natá	-natan	k. dusnatá/ dusnatan sodný
-itá	-itan	k. chloritá/ chloritan amonný
-ičitá	-ičitan	k. siřičitá/ siřičitan vápenatý
-ičná/-ečná	-ičnan/-ečnan	k. jodičná/ jodičnan cesný
<b>-ová</b>	<b>-an</b>	<b>k. sírová/ síran draselný</b>
-istá	-istan	k. jodistá/ jodistan hořečnatý
-ičelá	-ičelan	k. osmičelá/ osmičelan lithný

Myslím si, že žádná –natá kyselina zatím nebyla připravena, ale kdyby byla, budeme ji umět pojmenovat. Kyselina dusnatá tedy neexistuje, zde slouží pouze jako teoretický příklad názvu.

**NÁZEV → VZOREC**

Kroky jsou stejné jako v názvosloví bezkyslíkatých solí.

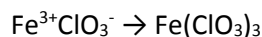
**Příklad:** chlorečnan železitý

Krok 1: Určíme kyselinu. Chlorečnan je odvozen od kyseliny chlorečné  $\text{HClO}_3$  (koncovka -ečná).

Krok 2: Napíšeme anion se správným nábojem. Održením vodíků od kyseliny získáme její anion. Protože kyselina chlorečná má pouze jeden vodík, chlorečnanový anion bude  $\text{ClO}_3^-$ .

Krok 3: Napíšeme kation se správným nábojem. Chceme chlorečnan železitý, tedy  $\text{Fe}^{3+}$  (koncovka -itý).

Krok 4: Napíšeme koeficienty tak, aby výsledná molekula byla elektroneutrální.



**Jiný příklad:** siřičitan titaničitý

Krok 1: Siřičitan je sůl kyseliny siřičité  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (koncovka –ičitá).

Krok 2: Odtrhneme dva kationy vodíku, tedy siřičitanový anion musí být  $-2$ . Bude vypadat  $\text{SO}_3^{2-}$ .

Všimněte si, že když spočítáme oxidační čísla aniontu ( $\text{S}^{\text{IV}}\text{O}_3^{\text{II}2-}$ ), tzn.  $\text{IV} - \text{II} * 3 = -2$ , tak nám také vyjde náboj aniontu.

Krok 3:  $\text{Ti}^{4+}\text{SO}_3^{2-}$

Krok 4:  $\text{Ti}(\text{SO}_3)_2$

Pozor, častá chyba. Kyselina sírová tvoří síran (koncovka –an) stejně jako kyselina chromová tvoří chroman. Koncovka –an je zde z důvodů snadné výslovnosti a zvukomalebnosti a znamená, že centrální prvek je v oxidačním čísle  $+VI$ . Ale třeba kyselina chlorná tvoří chlornan, stejně jako kyselina bromná tvoří bromnan. Zde je koncovka –nan a ta značí, že je centrální prvek v oxidačním čísle  $+I$ . A co takový selenan? Vidíte tam to –nan? Ale přesto se jedná o sůl kyseliny selenové, tedy  $\text{Se}^{\text{VI}}$ , čili selen – an. Dávejte si proto pozor na prvky, jejichž název končí písmenem n.

**VZOREC → NÁZEV**

Tak a jsme z nejhoršího uvnitř. Mějme například  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Pro vytvoření názvu existují dvě cesty.

- Známe náboj kationu.
- Známe kyselinu, od které pochází anion.

ad. a) Sodík je umístěn v tabulce v první skupině a vytváří vždy sodný kation, tedy  $\text{Na}^+$ . Proto dosadíme  $\text{Na}_2^+\text{SO}_4$ , což znamená, že anion musí mít náboj  $2-$ , tedy  $\text{SO}_4^{2-}$ . Obráceným postupem určíme počet vodíků, které měla původní kyselina, a pojmenujeme ji. Tedy původní kyselina byla  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , což je kyselina sírová. Sůl se tedy bude jmenovat síran sodný.

Obecně platí, že všechny kovy v první skupině periodické tabulky mají vždy oxidační číslo  $+I$ , tedy tvoří kation lithný, sodný...atd. Všechny kovy ve druhé skupině mají vždy oxidační číslo  $+II$ , tedy tvoří kation beryllnatý, hořečnatý...atd. U ostatních prvků je situace komplikovanější, např. železo tvoří železnatý i železitý kation, chce to cvik nebo mít po ruce periodickou tabulku.

ad. b) Rovnou si vzpomenu, že zmíněný anion pochází od kyseliny sírové, která má dva vodíky, tedy anion musí být  $\text{SO}_4^{2-}$ . Takže mi na jeden sodík vychází náboj  $+$ . Jedná se o síran sodný.



**Jiný příklad postupem a – Ca(ClO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>**

Vápník je ve druhé skupině a vytváří výhradně vápenaté kationy Ca<sup>2+</sup>.

Doplníme náboj Ca<sup>2+</sup>(ClO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>, tedy jedna závorka musí mít náboj -1, potom máme ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>. Tento anion pochází od kyseliny HClO<sub>4</sub>, což je kyselina chloristá. Sůl se jmenuje chloristan vápenatý.

**Jiný příklad postupem b – MgCO<sub>3</sub>**

Kouknu na anion a vzpomenu si, že pochází z kyseliny uhličitě H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, která má dva vodíky, tedy anion má náboj CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>. Z toho vyplývá, že hořčík musí mít náboj Mg<sup>2+</sup>. Jedná se uhličitan hořečnatý.

**Zkuste si sami pro procvičení vytvořit následující vzorce a názvy:**

dusitan draselný	KNO <sub>2</sub>	manganistan lithný	LiMnO <sub>4</sub>
selenan hořečnatý	MgSeO <sub>4</sub> (od kyseliny selenové H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub> )		
chloristan sodný	NaClO <sub>4</sub>	chroman vápenatý	CaCrO <sub>4</sub>
siřičitan sodný	Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	telluričitan olovnatý	PbTeO <sub>3</sub>
chllorečnan vápenatý	Ca(ClO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	chlornan rubidný	RbClO
uhličitan železitý	Fe <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	arseničnan chromitý	CrAsO <sub>4</sub>

K <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	siřičitan draselný	FeCr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	dichroman železnatý
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	fosforečnan vápenatý	Na <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	seleničitan sodný
NaNO <sub>3</sub>	dusičnan sodný	KBrO <sub>3</sub>	bromičnan draselný
ZnCO <sub>3</sub>	uhličitan zinečnatý	Ca(ClO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	chloristan vápenatý
FePO <sub>4</sub>	fosforečnan železitý	Ba(ClO) <sub>2</sub>	chlornan barnatý
K <sub>2</sub> TeO <sub>4</sub>	telluran draselný	Mg(IO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	jodičnan hořečnatý
CuBrO <sub>3</sub>	bromičnan měďný	FeSeO <sub>4</sub>	selenan železnatý

Vřele doporučuji naučit se následující názvy kationů a anionů nazpaměť, velmi to urychlí práci.

Název aniontu	Vzorec aniontu	Příklad soli
síranový anion	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ síran hlinitý
siřičitanový anion	$\text{SO}_3^{2-}$	$\text{K}_2\text{SO}_3$ siřičitan draselný
uhličitanový anion	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{FeCO}_3$ uhličitan železnatý
dusičnanový anion	$\text{NO}_3^-$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ dusičnan olovnatý
dusitanový anion	$\text{NO}_2^-$	$\text{Cr}(\text{NO}_2)_3$ dusitan chromitý
chromanový anion	$\text{CrO}_4^{2-}$	$\text{K}_2\text{CrO}_4$ chroman draselný
dichromanový anion	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ dichroman draselný
Název kationtu	Vzorec kationtu	<p><b>Neznalost amonného kationu je považována za zločin! Tak ještě jednou: <math>\text{NH}_3</math> je plynný amoniak, postaru čpavek.</b></p> <p><b><math>\text{NH}_4^+</math> je amonný kation.</b></p>
kation sodný	$\text{Na}^+$	
kation draselný	$\text{K}^+$	
kation hořečnatý	$\text{Mg}^{2+}$	
kation vápenatý	$\text{Ca}^{2+}$	
kation barnatý	$\text{Ba}^{2+}$	
kation chromitý	$\text{Cr}^{3+}$	
kation hlinitý	$\text{Al}^{3+}$	
kation zinečnatý	$\text{Zn}^{2+}$	
kation amonný	$\text{NH}_4^+$	

Proč se to mám učit nazpaměť, když si to můžu kdykoliv vyhledat? Odpověď je celkem jednoduchá. Protože když se tyto nejčastější dobře naučíte, automaticky správně napíšete vzorec a můžete se věnovat dalšímu řešení – vyčíslit rovnici, vymyslet produkty, začít navažovat chemikálie pro laboratorní práci. Třeba takový lékař by si bezpochyby také mohl vyhledat, jak se jmenuje ta kost, co máte zlomenou. Může si najít, jak se ta kost správně operuje. Může si najít všechno, proč by se to měl učit zpaměti? Šli byste bez obav k takovému doktorovi?

#### 6.4.2.1 Názvosloví hydrátů solí

Některé soli dokáží ve svých krystalech vázat molekuly vody (tzv. **krystalová voda**), aby se tyto vody označily ve vzorci soli, používá se tečka (krát) a počet molekul vody připadající na jednu molekulu soli. Název soli vytvoříme klasickým způsobem a počet vod vyjádříme násobící předponou, které už jsme si říkali (mono-, di-, tri-...), a slovem hydrát. Možná, že předponu hemi- pro jednu polovinu ještě neznáte.

Třeba mozek má dvě hemisféry (polokoule).

#### Příklady:

pentahydrát síranu mědnatého  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

hemihydrát síranu vápenatého  $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2 \text{H}_2\text{O}$

heptahydrát síranu zinečnatého  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$

## 6.4.2.2 Názvosloví podvojných solí

Podvojně soli mohou obsahovat dva anionty nebo dva kationty. V názvu se proto objevují dvě podstatná jména (aniony) nebo dvě přídavná jména (kationy), oddělená od sebe pomlčkou. Nesmíme zapomínat na číslovkové předpony, které označují kolikrát tam daný anion (kation) je.

**Příklad:** bromid-trifluorid uhličitý

Napiši uhličitý kation -  $C^{IV}$ , připojím jeden bromidový a tři fluoridové aniony -  $CBrF_3$

Nyní bychom tuto sloučeninu spíše pojmenovali pomocí organického názvosloví jako tribromfluormethan, ale to vás ještě čeká.

**Jiný příklad:** síran diammonno-olovnatý

Napiši dva amonné kationy, jeden olovnatý -  $(NH_4)_2^+Pb^{II}$  celkem čtyři kladné náboje, připojím síranový anion, který má náboj -2.  $(NH_4)_2^+Pb^{II}(SO_4)^{2-}$ . Protože na čtyři kladné náboje kationů mám dva záporné náboje síranového anionu, síran zde musí být dvakrát, tedy  $(NH_4)_2Pb(SO_4)_2$ .

**Vyzkoušejte sami:**

trichlorid-jodid uhličitý	$CCl_3I$
selenan dirubidno-olovnatý	$Rb_2Pb(SeO_4)_2$
jodid-sulfid bizmutitý	$BiIS$
dijodid - sulfid uhličitý	$Cl_2S$
fosforečnan sodno-strontnatý	$NaSrPO_4$
síran didraselno-manganatý	$K_2Mn(SO_4)_2$

## 7 Chemické výpočty – složení roztoků

S chemickými výpočty a složením roztoků už jsme se jednou setkali. Seznámili jsme se s hmotnostním zlomkem, objemovým zlomkem, látkovým množstvím a různými způsoby, jak jej spočítat. V této kapitole se srdatě pustíme do složitějších výpočtů a naučíme se další veledůležitý způsob, jak vyjádřit složení roztoků a to molární koncentraci.

### 7.1 Opakování hmotnostní a objemové koncentrace

Stručně a jasně, co byste si měli pamatovat.

#### Hmotnostní zlomek

$$w_A = \frac{m_A}{m_{\text{roztok}}}$$

- $w_A$  je hmotnostní zlomek látky A,
- $m_A$  je hmotnost látky A
- $m_{\text{roztok}}$  je hmotnost celého roztoku, tedy součet hmotností všech složek roztoku
- součet hmotnostních zlomků všech složek roztoku je roven 1
- hmotnostní zlomek chemicky čisté látky je roven 1. Již se nejedná o roztok.

#### Objemový zlomek

$$\varphi_A = \frac{V_A}{V_{\text{roztok}}}$$

- $\varphi_A$  je objemový zlomek
- $V_A$  je objem látky A
- $V_{\text{roztok}}$  je objem celého roztoku, získáme jej snadno, počítáme objemy všech složek
- součet všech objemových zlomků všech složek roztoku je roven 1
- velká nevýhoda objemového zlomku spočívá v objemové kontrakci, tedy že pokud slijeme litr jedné a litr druhé látky, nemusíme nutně dostat dva litry roztoku
- velká nevýhoda objemového zlomku také spočívá v jeho závislosti na teplotě. Každá složka roztoku může mít jinou teplotní roztažnost a proto je hodnota  $\varphi_A$  závislá na teplotě.

#### Látkové množství

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

- $n$  je látkové množství,  $m$  je hmotnost typicky uváděná v g,  $M$  je molární hmotnost v g/mol,  $N$  je počet částic,  $N_A$  je Avogadrova konstanta s hodnotou  $6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ,  $V$  je objem,  $V_m$  je molární objem a platí, že při dodržení standardních podmínek zaujímá 1 mol každého plynu  $22,4 \text{ dm}^3$ .

**Příklady:**

- 1) Určete hmotnostní zlomek hydroxidu draselného v roztoku, který vznikl rozpuštěním 0,5 mol hydroxidu draselného v 350 ml vody. ( $w = 0,074$ )
- 2) Jak se změní hmotnostní zlomek roztoku dusičnanu stříbrného, když do 200 ml roztoku o  $w(\text{AgNO}_3) = 0,05$  přidáme 5 g této soli? Hustota 5% roztoku je  $\rho_{5\%} = 1,12 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . ( $w = 0,071$ )
- 3) Jak se změní hmotnostní zlomek chloridu draselného v jeho 8% roztoku, pokud z 200 g toho roztoku odpaříme 20 ml vody? ( $w = 0,089$ )
- 4) Jaký je hmotnostní zlomek roztoku ethanolu, který má objemovou koncentraci uvedenou jako 40% (obj.)? Hustota  $\rho_{40\% \text{obj}} = 0,9481 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ , Hustota  $\rho_{100\% \text{obj}} = 0,7892 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . ( $w = 0,332$ )
- 5) Určete látkové množství kyseliny fosforečné, které je obsažené ve 100 ml jejího 75% roztoku. Hustota tohoto roztoku je  $\rho_{75\%} = 1,58 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . ( $n = 1,21 \text{ mol}$ )
- 6) Kolik atomů neonu vyplní objem  $50 \text{ dm}^3$  za standardních podmínek? ( $N = 1,344 \cdot 10^{24}$ )
- 7) Kolik mol uhlíku tvoří největší diamant na světě, který má 1 109 karátů? Kolik je to atomů? Jeden karát je 0,2 g. ( $n = 18,48 \text{ mol}$ ,  $N = 1,113 \cdot 10^{25}$ )
- 8) Jaký bude hmotnostní zlomek roztoku ethanolu, který vznikl smícháním 100 ml 10% (obj.) roztoku a 200 ml 20% (obj.)? Hustoty roztoků jsou  $\rho_{10\%} = 0,9847 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ ,  $\rho_{20\%} = 0,9736 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$  a  $\rho_{100\%} = 0,7892 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . ( $w = 0,135$ )
- 9) Hořením síry vzniká oxid siřičitý dle následující rovnice:
 
$$\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$$
 Kolik bylo spáleno atomů síry, když za standardních podmínek vzniklo  $200 \text{ dm}^3$  oxidu siřičitého? ( $N = 5,377 \cdot 10^{24}$ )
- 10) Kolik vážil železný předmět (Fe), když jeho kompletním zrezivěním vzniklo 200 g rzi ( $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3 \text{ H}_2\text{O}$ )? ( $m(\text{Fe}) = 104,54 \text{ g}$ )

## 7.2 Výpočty ze vzorců

Pokud analytickému chemikovi donesete úplně neznámý vzorek s otázkou, co to tak může být, asi začne nadávat a vyžene vás. Pokud ho však přesvědčíte, že to opravdu potřebujete, pustí se do práce. Jedna z prvních analýz, kterou provede, se nazývá **elementární analýza**. Výsledkem elementární analýzy je informace o tom, jaké jsou ve vzorku přítomny prvky a v jakém hmotnostním poměru jsou zastoupeny. Představte si třeba, že víte, že váš vzorek obsahuje 77,8 % železa a 22,2 % kyslíku. První myšlenka, která vás napadne, je, že se jedná o oxid železa. Asi ano, ale jaký? Známe oxid železnatý FeO nebo oxid železitý Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Pojdme si nad tím trochu zapřemýšlet.

Představme si, že máme vzorku 1 g. Hmotnost vzorku si můžeme určit libovolně. Každé námi vybrané množství bude mít přeci stejné složení.

**S 1 g se ale nejlépe počítá, jak si můžete všimnout na následujícím příkladu.**

Jaké budou hmotnosti jednotlivých prvků obsažených ve vzorku? Na to máme vzorečky.

$$w(\text{Fe}) = 0,778$$

$$w(\text{O}) = 0,222$$

$$m_{\text{vzorek}} = 1 \text{ g}$$

$$m(\text{Fe}) = w(\text{Fe}) \cdot m_{\text{vzorek}}$$

$$m(\text{Fe}) = 0,778 \cdot 1 = 0,778 \text{ g}$$

Hmotnost kyslíku vypočítáme analogicky, anebo jednodušeji odečteme hmotnost železa od hmotnosti vzorku.

$$m(\text{O}) = m_{\text{vzorek}} - m(\text{Fe}) = 1 - 0,778 \text{ g} = 0,222 \text{ g}$$

Nyní již víme, že ve vzorku máme 0,778 g železa a 0,222 g kyslíku. Jak ale víme, chemický vzorec nevyjadřuje poměr hmotností atomů, ale poměr jejich počtu. Musíme tedy hmotnosti jednotlivých prvků přepočítat na nějakou veličinu, která vyjadřuje jejich počet. Látkové množství je jasná volba.

$$n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{0,778}{55,85} = 0,0139 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{0,222}{16} = 0,0139 \text{ mol}$$

V našem vzorku je 0,0139 molu železa a 0,0139 molu kyslíku. Vidíme, že železa a kyslíku je ve vzorku stejně. Vyjádříme-li to poměrem, tak je to 1 : 1 a vzorcem pak FeO. Neznámý vzorek je oxid železnatý.

**Příklad:** Elementární analýza neznámého vzorku poskytla následující složení uvedené v hmotnostních procentech 0,99 % H; 35,29 % Cl; 63,72 % O. Určete, o jaký vzorek se jedná.

Zvolíme si hmotnost vzorku 1 g.

Hmotnosti jednotlivých prvků obsažených ve vzorku jsou:

$$m(O) = w(O) \cdot m_{\text{vzorek}} = 0,6372 \text{ g}$$

$$m(Cl) = 0,3529 \text{ g}$$

$$m(H) = 0,0099 \text{ g}$$

Látková množství prvků obsažených ve vzorku jsou:

$$n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{0,6372}{16} = 0,0398 \text{ mol}$$

$$n(Cl) = 0,00995 \text{ mol}$$

$$n(H) = 0,0099 \text{ mol}$$

Nyní určíme, v jakém poměru jsou prvky zastoupeny. V tomto případě to není na první pohled patrné. Spočítáme to tak, že vydělíme nejnižším látkovým množstvím všechna ostatní.

$$O: \frac{0,0398}{0,0099} = 4,02$$

$$Cl: \frac{0,00995}{0,0099} = 1,005$$

$$H: \frac{0,0099}{0,0099} = 1$$

Nenechte se zmást „drobnými“ odchylkami, které jsou obvykle zapříčiněny zaokrouhlováním nebo molárními hmotnostmi z různých zdrojů. Teď zbývá jen prvky nějak rozumně seřadit. Náš neznámý vzorek je  $\text{HClO}_4$ . Jakkak se nazývá tato sloučenina?

#### **Další příklady na procvičení:**

- 1) Určete hmotnostní zlomky jednotlivých prvků v siřičitanu draselném. ( $w(K) = 0,494$ ;  $w(S) = 0,202$ ;  $w(O) = 0,304$ )
- 2) Určete hmotnostní zlomky jednotlivých prvků v dichromanu amonném. ( $w(N) = 0,111$ ;  $w(H) = 0,032$ ;  $w(Cr) = 0,413$ ;  $w(O) = 0,444$ )
- 3) U neznámého uhlovodíku (sloučenina uhlíku a vodíku) byly stanoveny hmotnostní zlomky uhlíku  $w(C) = 0,82$  a vodíku  $w(H) = 0,18$ . (propan  $\text{C}_3\text{H}_8$ )
- 4) U neznámého oxidu dusíku byla provedena elementární analýza. Určete, o jaký ze tří oxidů dusíku se jedná – oxid dusný, oxid dusnatý, oxid dusičitý – pokud byly stanoveny hmotnostní zlomky  $w(N) = 0,304$  a  $w(O) = 0,695$ . (oxid dusičitý)
- 5) Hydrát oxidu železitého byl podroben elementární analýze. Byly stanoveny následující hmotnostní zlomky  $w(Fe) = 0,523$  a  $w(O) = 0,225$ . Určete, o jaký hydrát se jedná. (Trihydrát,  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ )

### 7.3 Molární koncentrace

Hmotnostní a objemový zlomek a základní hrátky s chemickými veličinami už máme zopakovány a nyní je čas na zavedení nového vyjádření složení roztoku. **Molární koncentrace.** Toto vyjádření je velmi používané, protože nám umožňuje velmi snadno spočítat, jaké látkové množství v našem objemu roztoku vlastně máme. Jak to funguje?

$$c = \frac{n}{V}$$

- $c$  je molární koncentrace
- $n$  je látkové množství vyjádřené v molech
- $V$  je objem roztoku vyjádřený v  $\text{dm}^3$

Protože dělíme látkové množství objemem, snadno odvodíme, že jednotkou molární koncentrace je  $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  (kolik mol látky mám rozpuštěno v jednom litru roztoku).

**Jednoduchý příklad:** Rozpustili jsme 2 g dusičnanu stříbrného ve 100 ml vody. Kolika molární roztok jsme připravili?

Vydeme ze vzorečku.

$$c = \frac{n}{V}$$

Objem známe. Látkové množství si snadno spočítáme.

$$M(\text{AgNO}_3) = M(\text{Ag}) + M(\text{N}) + 3 \cdot M(\text{O}) = 107,87 + 14 + 3 \cdot 16 = 169,87 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2}{169,87} = 0,012 \text{ mol}$$

Dosadíme do vzorečku.

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,012}{0,1} = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Koncentrace připraveného roztoku dusičnanu stříbrného je  $0,12 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

Můžete se také setkat se zápisem  $c(\text{AgNO}_3) = 0,12 \text{ M}$ . V tomto případě  $M$  neznámá molární hmotnost, ale jednotku molární koncentrace  $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Protože je to matoucí, tak by se písmeno  $M$  pro jednotku koncentrace správně nemělo používat. Ale je to kratší a velmi lákavé, tak to chemikům i v současnosti občas ujede 😊



**Střední příklad:** Určete molární koncentraci vody.

Trošku málo informací pro výpočet, ale tím se nenecháme odradit. Co víme o vodě? Vzorec  $\text{H}_2\text{O}$ , hustota  $1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . To nám bude stačit.

Nejprve si zvolíme objem, třeba  $1 \text{ dm}^3$ . Objem si můžu zvolit jakýkoliv. Je totiž jedno, zda vody budu mít hrnek nebo bazén, pořád bude mít stejné složení a tedy i stejnou molární koncentraci.

$V = 1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$ . Kolik ten litr vody bude vážit? Všichni víme, že  $1 \text{ kg}$  tedy  $m = 1000 \text{ g}$ .

Pro fanoušky vzorečků

$$m = \rho \cdot V = 1 \cdot 1000 = 1000 \text{ g}$$

Kolik je to tak mol?

$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ mol}$$

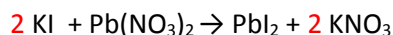
Protože jsme si chytře zvolili objem jednoho litru, molární koncentrace a látkové množství se nám budou číselně rovnat. Molární koncentrace vody je tedy  $55,56 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Kdo to v tom nevidí, nevádí, dosadíme do vzorečku.

$$c = \frac{n}{V} = \frac{55,56}{1} = 55,56 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Molární koncentrace čisté vody je  $c = 55,56 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

**Těžší příklad:** Provádím reakci  $\text{KI}$  s  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , kterou mi vzniká  $\text{PbI}_2$  a  $\text{KNO}_3$ . K dispozici mám  $50 \text{ ml}$  roztoku  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  o molární koncentraci  $c(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  a dále roztok  $\text{KI}$  o molární koncentraci  $c(\text{KI}) = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Kolik budu muset použít roztoku  $\text{KI}$ , aby mi zreagoval všechnen  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ?

Zmatení je na místě. V klidu si přečtete zadání ještě jednou a pomalu si to rozebereme. Nejprve je nutné napsat rovnici děje, který zkoumáme.



Všimněte si, že se záměrně vyhýbám pojmenování našich látek. Tak šup, zopakovat názvosloví a látky pojmenovat.

Do rovnice jsme museli dopsat dvě dvojky (označeny červeně) a to proto, aby se nám rovnice „rovnala“. Pokud bychom to neudělali, na levé straně rovnice bychom měli jiný počet atomů než na pravé. My víme, že chemickou reakcí se nám atomy přeskupí, ale nemůžou nám žádné vzniknout či zaniknout. Doplněním dvojek jsme rovnici vyrovnali. Zatím se, prosím, smiřte s takto jednoduchým vysvětlením, podrobněji nás to čeká později.

Z rovnice vidíme, že na jeden mol  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  potřebujeme dva moly KI. Dobré vědět. Kolik ale máme  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ? Víme koncentraci i objem roztoku této soli, takže to umíme spočítat.

Upravíme vzoreček a dosadíme

$$n = c \cdot V$$

$$n = 0,5 \cdot 0,05 = 0,025 \text{ mol}$$

Pozor na objem, dosazujeme v  $\text{dm}^3$ .

Protože KI potřebujeme dvojnásobek, je třeba 0,05 mol KI.

Roztok KI má koncentraci  $c(\text{KI}) = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Kolik ho tedy musím odměřit, abych tam těch 0,05 mol měl?

$$V = \frac{n}{c}$$

$$V = \frac{0,05}{0,25} = 0,2$$

Bude potřeba  $0,2 \text{ dm}^3$ , neboli  $200 \text{ cm}^3$  roztoku KI.

**Další příklady:**

- 1) Jaký je objem roztoku o molární koncentraci  $c = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , ve kterém je 1,5 mol rozpuštěné látky? ( $V = 6 \text{ dm}^3$ )
- 2) Kolik g třtinového cukru ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) jsme použili na přípravu 5 litrů roztoku o  $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ? ( $m = 1710 \text{ g}$ )
- 3) Určete molární koncentraci roztoku hydroxidu sodného, který vznikl rozpuštěním/reakcí 2 g sodíku v 500 ml vody. ( $c(\text{NaOH}) = 0,174 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ )
- 4) Jaký je hmotnostní zlomek roztoku uhličitanu draselného, který vznikne rozpuštěním 12 g této soli v 500 ml roztoku uhličitanu draselného o molární koncentraci  $2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ? Hustota původního roztoku je  $1,12 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . ( $w = 0,263$ )
- 5) Jaká je hmotnost kyseliny fosforečné, která je obsažena ve 30 ml jejího roztoku o molární koncentraci  $c = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ? ( $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,59 \text{ g}$ )
- 6) Pro zneutralizování kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným dle rovnice
 
$$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$$
 bylo spotřebováno 17 ml roztoku hydroxidu o  $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Objem roztoku neutralizované kyseliny byl 25 ml. Určete její molární koncentraci. ( $c(\text{HCl}) = 0,068 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ )
- 7) Pro zneutralizování kyseliny sírové hydroxidem sodným dle rovnice
 
$$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$$
 bylo spotřebováno 28 ml roztoku hydroxidu o  $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Objem roztoku neutralizované kyseliny byl 20 ml. Určete její molární koncentraci. ( $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,07 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ )
- 8) Určete koncentraci draselných kationů, pokud rozpustíme 0,5 g síranu draselného ve 100 ml vody. ( $c(\text{K}^+) = 0,057 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ )
- 9) Určete hmotnost hliníku v 200 ml roztoku chloridu hlinitého, pokud víte, že v tomto roztoku byla stanovena koncentrace chloridových anionů na  $c(\text{Cl}^-) = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . ( $m(\text{Al}) = 0,45 \text{ g}$ )
- 10) Příklad pro opravdové počtáře. Za druhé světové války rozpustil maďarský chemik de Hevesy dvě zlaté Nobelovy medaile svých židovských kolegů v lučavce královské, aby je tak uchránil před Nacisty. Kolika molární roztok de Hevesy připravil, pokud víte, že Nobelova medaile váží 200 g a je vyrobena z 23 karátového zlata (100% zlato má 24 karátů)? Připravený roztok měl objem 564 ml. ( $c = 3,45 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ). **Tento příběh se opravdu stal. Po konci 2. světové války, byl roztok nedotčený nalezen, zlato opět vysráženo a nobelovská komise ulila dvě nové medaile, které opět předala právoplatným majitelům.**

## 7.4 Přepočty koncentrací

Jednou z nejčastějších komplikací, které budete v chemických příkladech čelit, je, že každá látka bude mít koncentraci zadanou jiným způsobem. Proto se naučíme koncentrace přepočítávat. Zkusme se zamyslet nad tím, jak hmotnostní zlomek přepočítáme na molární koncentraci.

Vyjdeme z vzorce pro hmotnostní zlomek

$$w_{\text{látka}} = \frac{m_{\text{látka}}}{m_{\text{roztok}}}$$

Hmotnost látky vyjádříme pomocí látkového množství a molární hmotnosti. Hmotnost roztoku pak jako součin jeho hustoty a objemu.

$$w_{\text{látka}} = \frac{m_{\text{látka}}}{m_{\text{roztok}}} = \frac{n_{\text{látka}} \cdot M_{\text{látka}}}{\rho_{\text{roztok}} \cdot V_{\text{roztok}}}$$

Vztah pro molární koncentraci je

$$c_{\text{látka}} = \frac{n_{\text{látka}}}{V_{\text{roztok}}}$$

Tento výraz ale ve vztahu pro hmotnostní zlomek máme. Proto podíl  $n/V$  můžeme nahradit  $c$  a výsledný vztah je na světě.

$$w_{\text{látka}} = \frac{c_{\text{látka}} \cdot M_{\text{látka}}}{\rho_{\text{roztok}}}$$

Vztah je to jednoduchý a hlavně dá se velmi snadno odvodit. Je tu však jeden háček a tím jsou jednotky. Víme již, že hmotnostní zlomek je bezrozměrný, proto i pravá strana výrazu musí být bezrozměrná. Zkusme si dosadit jednotky a uvidíme, zda se nám všechny pokrátí.

$$\frac{\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{\frac{?}{\text{dm}^3}}$$

Je vidět, že to trochu neseďí. Moly se nám pokrátí, ale aby se nám pokrátily i zbytek, musíme hustotu uvádět v jednotkách  $\text{g}/\text{dm}^3$ . To zas nebude takový problém, protože číselně je to stejné jako kdybychom ji uvedli v častější jednotce  $\text{kg}/\text{m}^3$ . Jinými slovy třeba hustota vody je  $1000 \text{ kg}/\text{m}^3 = 1000 \text{ g}/\text{dm}^3$ .

Dávejte si na tu hustotu pozor. Je to nejčastější chyba v tomto typu příkladů. Pokud ji uvedete chybně, výsledek vám vyjde 1000krát chybně.

**Příklad:** Určete molární koncentraci 98% kyseliny sírové, která má hustotu  $\rho_{98\%} = 1,822 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ .

Nejprve zápis

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,98$$

$$\rho_{98\%} = 1,822 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

$$c = ? \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Napíšeme si vztah a uvědomíme si, jaké veličiny máme zadané a jaké ještě budeme potřebovat. Protože počítáme  $c$ , je nutné vztah upravit.

$$w_{\text{látka}} = \frac{c_{\text{látka}} \cdot M_{\text{látka}}}{\rho_{\text{roztok}}} \rightarrow c_{\text{látka}} = \frac{w_{\text{látka}} \cdot \rho_{\text{roztok}}}{M_{\text{látka}}}$$

Určitě musíme dopočítat molární hmotnost kyseliny sírové.

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Dosadíme do vztahu a dáme pozor, v jakých jednotkách dosadíme hustotu.

$$c_{\text{látka}} = \frac{w_{\text{látka}} \cdot \rho_{\text{roztok}}}{M_{\text{látka}}} = \frac{0,98 \cdot 1822}{98} = 18,22$$

Molární koncentrace 98% roztoku kyseliny sírové je  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 18,22 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

**Zkuste sami:**

- 1) Výrobce udává, že kuchyňský ocet je 8% roztok kyseliny octové ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ). Určete molární koncentraci kyseliny octové v kuchyňském octu, pokud víte, že jeho hustota je  $\rho_{\text{ocet}} = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . ( $c = 1,67 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ )
- 2) Určete molární koncentraci roztoku chlornanu sodného (SAVO), pokud výrobce uvádí, že jeho bělící prostředek je 15% roztok chlornanu sodného. Hustota prostředku je  $\rho_{\text{SAVO}} = 1,05 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . ( $c_{\text{SAVO}} = 2,116 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ )
- 3) Určete molární koncentraci 65% roztoku kyseliny dusičné, který má hustotu  $\rho_{65\%} = 1,391 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . ( $c = 14,35 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ )
- 4) Jaká je hmotnostní koncentrace roztoku kyseliny sírové o molární koncentraci  $c = 2,32 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ? Hustota roztoku je  $\rho = 1,139 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . ( $w = 0,20$ )

## 8 Slovo závěrem

To bylo pro první ročník vše. Máme za sebou hromadu dobré práce. Naučili jste se toho spoustu. Máte v hlavách spoustu značek chemických prvků a celou řadu sloučenin. Víte, proč kovy vodí elektrický proud a proč musíme chladit počítače. Poznali jste, jaké vlastnosti má voda a čím je tvořený vzduch. Umíte rozdělit ledasjakou směs, umíte připravit a dokázat vodík a kyslík. Někteří z vás se možná již spálili nebo něco rozbili v chemické laboratoři. Znáte strukturu atomu a principy, jak se atomy pojí dohromady chemickou vazbou. Znáte vazby nepolární, polární, iontové a také typy slabých vazebných interakcí. Prokousali jsme se hromadou výpočtů. Dokážete spočítat, kolik váží jedna molekula nebo jeden mol jakékoliv látky (A to je pecka! Kdo tohle umí?:-)). A určitě jste propadli kráse českého anorganického názvosloví.

V příštím roce nás čekají následující okruhy:

**Acidobazické děje:** Naučíme se, jaká látka se chová kysele a jaká zásaditě. Dozvíte se, jak se vlastně taková „kyselost“ měří a kde se kyseliny a zásady využívají.

**Soli:** Od kyselin a zásad už je jen malý krůček k solím. Naučíme se, jak se dají připravit, jaké mají vlastnosti a jaké mají využití. Tady se vám určitě bude hodit to anorganické názvosloví.

**Chemická reakce:** Povíme si o chemických reakcích. Jaké máme typy reakcí, jak se vyčíslují, které částice si látky vyměňují, proč to dělají a mnoho dalšího.

**Elektrochemie:** Fanoušky fyziky určitě nadchne elektrochemie, kde si povíme, jak fungují baterky či pyrotechnický dělobuch. Fanoušky aut určitě bude zajímat vysvětlení, proč nám auta a některé kovy rezavějí.

**Výpočty z chemických rovnic:** Ani výpočty nás neminou. Naučíme se, jak si spočítat, kolik budeme potřebovat navážít látky pro reakci či kolik můžeme očekávat produktu.

**Mísení roztoků:** To už trošku umíte, ale v příštím roce to rozjedeme naplno.

**Organická chemie:** A na závěr si povíme základy organické chemie. Tedy chemie uhlíku a jeho sloučenin. Povíme si o nejznámějších organických sloučeninách. Kde se s nimi můžete setkat, jaké mají vlastnosti a jaké využití či ekologické dopady.

Těším se na shledanou.

## 9 Rejstřík pojmů

Aerosol	20	Chemická vazba	59
Akceptor	62	Chemicky čistá látka	17, 18
Alkalické kovy	56	Chromatografie	25
Analytická chemie	7	Indukovaný dipól	65
Anion	17, 18, 43	Iont	17, 18
Anomálie vody	27	Iontová vazba	61
Anorganická chemie	8	Izopolykyseliny	81
Atom	17, 18, 41	Izotop	44
Avogadrova konstanta	50	Jádro	41
Biochemie	8	Jednoduchá vazba	58
Centrifugace	21	Kation	17, 18, 43
Coulombické interakce	65	Koloidní směs	19
Deexcitace	47	Kondenzace	11
Délka chemické vazby	59	Koordinačně-kovalentní vazba	62
Desublimace	11	Kov	56
Destilace	24	Kovalentní vazba	57
Destilace s vodní parou	24	Kovová vazba	63
Destilace za sníženého tlaku	24	Kovový lesk	56
Disociační energie	59	Kovy alkalických zemin	56
Disperzní síly	66	Kujnost	56
Donor	62	Kvantově-mechanický model	47
Dusík	31	Krystalizace	23
Dvojná vazba	58	Krystalová voda	90
Dým	20	Kyslík	31
Elektrická vodivost	56	Látka	9
Elektron	41	Látkové množství	50
Elektronegativita	60	Mlha	20
Elektronový obal	41	Mol	50
Elektronový oktet	58	Molární hmotnost	51
Elektronový plyn	63	Molární koncentrace	96
Elementární analýza	94	Molární objem	51
Elementární částice	41	Molekula	17, 18
Emulze	19	Molekulový orbital	57
Energetická hladina	46	Nasycený roztok	23
Excitace	47	Nekov	56
Extrakce	23	Nepolární vazba	60
Filtrace	21	Neutralizace	84
Fyzikální chemie	8	Neutron	41
Gel	20	Neutronové číslo	41
Geiger-Marsdenův experiment	45	Nukleon	41
Halogeny	56	Nukleonové číslo	41
Heterogenní směs	19	Nuklid prvku	44
Hmotnostní zlomek	33	Objemová kontrakce	40
Homogenní směs	19	Objemový zlomek	40
Chalkogeny	56	Odstředování	21

Orbital	47	Skupina	55
Organická chemie	8	Slabé vazebné interakce	65
Oxid uhličitý	32	Sloučenina	17, 18
Oxidační číslo	68	Soustava (otevřená, uzavřená, izolovaná)	9
Pěna	19	Standardní tlak	28
Perioda	55	Sublimace	11, 22
Periodický zákon	54	Suspenze	19
Permanentní dipól	65	Systém	9
Piktogram	14	Tažnost	56
Planetární model atomu	46	Těleso	9
Polární vazba	60	Tepelná vodivost	56
Pole	9	Teplota tání	11
Polokov	56	Teplota tuhnutí	11
Produkty	7	Teplota varu	11
Proton	41	Thomsonův model atomu	45
Protonové číslo	41	Trojná vazba	58
Prvek	17, 18, 44	Univerzální hmotnostní konstanta	48
První Bohrův postulát	46	Usazování	21
Pudinkový model atomu	45	Var	11
Reaktanty	7	Valenční vrstva	42
Rektifikace	24	Vazebná energie	59
Relativní atomová hmotnost	48	Vazebný elektronový pár	57
Relativní molekulová hmotnost	48	Voda (slaná, sladká, destilovaná)	27
Rozptýlená látka	19	Vodíková vazba	27, 67
Rozptylující látka	19	Vypařování	11
Roztok	19	Vzácné plyny	56
Rutherfordův model atomu	46	Vzduch	30
Skupenství	10	Zkapalnění	11



## 10 Periodická soustava prvků

-I, I 1H VODÍK 1,008		<table border="1"> <thead> <tr> <th>Skupenství</th> <th colspan="3">Názvy skupin</th> <th colspan="2">Popisky</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Plyn</td> <td>Vzácné plyny</td> <td colspan="2">Kovy alkalických zemin</td> <td>-III, III, V</td> <td>nejčastější oxidační čísla</td> </tr> <tr> <td>Kapalina</td> <td>Halogeny</td> <td colspan="2" rowspan="2">Radioaktivní prvek </td> <td>33As</td> <td>protonové číslo a značka prvku</td> </tr> <tr> <td>Pevná látka</td> <td>Chalkogeny</td> <td>ARZEN</td> <td>český název prvku</td> </tr> <tr> <td>Těžko říct</td> <td>Alkalické kovy</td> <td colspan="2"></td> <td>74,92</td> <td>molární hmotnost</td> </tr> </tbody> </table>										Skupenství	Názvy skupin			Popisky		Plyn	Vzácné plyny	Kovy alkalických zemin		-III, III, V	nejčastější oxidační čísla	Kapalina	Halogeny	Radioaktivní prvek		33As	protonové číslo a značka prvku	Pevná látka	Chalkogeny	ARZEN	český název prvku	Těžko říct	Alkalické kovy			74,92	molární hmotnost	2He HELIUM 4,00	
Skupenství	Názvy skupin			Popisky																																					
Plyn	Vzácné plyny	Kovy alkalických zemin		-III, III, V	nejčastější oxidační čísla																																				
Kapalina	Halogeny	Radioaktivní prvek		33As	protonové číslo a značka prvku																																				
Pevná látka	Chalkogeny			ARZEN	český název prvku																																				
Těžko říct	Alkalické kovy			74,92	molární hmotnost																																				
I 3Li LITHIUM 6,94	II 4Be BERYLLIUM 9,01											-III, III 5B BOR 10,81	-IV, II, IV 6C UHLÍK 12,01	-III, II, III, IV, V 7N DUŠÍK 14,01	-II 8O KYSLÍK 16,00	-I 9F FLUOR 19,00	10Ne NEON 20,12																								
I 11Na SODÍK 22,99	II 12Mg HOŘČÍK 24,31											III 13Al HLINÍK 26,98	-IV, IV 14Si KŘEMÍK 28,09	-III, I, III, V 15P FOSFOR 30,97	-II, IV, VI 16S SÍRA 32,06	-I, III, V, VII 17Cl CHLOR 35,45	18Ar ARGON 39,95																								
I 19K DRASLÍK 39,10	II 20Ca VÁPŇÍK 40,08	III 21Sc SKANDIUM 44,96	III, IV 22Ti TITAN 47,88	II, III, IV, V 23V VANAD 50,94	II, III, VI 24Cr CHROM 52,00	II, IV, VII 25Mn MANGAN 54,94	II, III 26Fe ŽELEZO 55,85	II, III 27Co KOBALT 58,93	II, III 28Ni NIKEL 58,70	I, II 29Cu MĚĎ 63,54	II 30Zn ZINEK 65,38	III 31Ga GALLIUM 69,72	II, IV 32Ge GERMANIUM 72,59	-III, III, V 33As ARZEN 74,92	-II, IV, VI 34Se SELEN 78,96	-I, V 35Br BROM 79,90	36Kr KRYPTON 83,80																								
I 37Rb RUBIDIUM 85,47	II 38Sr STRONCIUM 87,62	III 39Y YTTRIUM 88,91	IV 40Zr ZIRKONIUM 91,22	III, V 41Nb NIOB 92,91	IV, VI 42Mo MOLYBDEN 95,94	IV, VI, VII 43Tc TECHNECIUM 98 	III, IV, VIII 44Ru RUTHENIUM 101,07	II, III, IV 45Rh RHODIUM 102,91	II, IV 46Pd PALLADIUM 106,42	I 47Ag STRĚBRO 107,87	II 48Cd KADMIUM 112,41	III 49In INDIUM 114,82	II, IV 50Sn CÍN 118,69	III, V 51Sb ANTIMON 121,75	-II, IV, VI 52Te TELLUR 127,60	-I, I, V, VII 53I JOD 126,90	54Xe XENON 131,29																								
I 55Cs CESIUM 132,91	II 56Ba BARYUM 137,33	III 57La LANTHAN 138,91	IV 72Hf HAFNIUM 178,49	V 73Ta TANTAL 180,95	VI 74W WOLFRAM 183,85	I, II, IV, VI, VII 75Re RHENIUM 186,21	II, III, IV, VI, VIII 76Os OSMIUM 190,20	II, III, IV, VI 77Ir IRIDIUM 192,22	II, IV 78Pt PLATINA 195,08	I, III 79Au ZLATO 196,97	I, II 80Hg RTUŤ 200,59	I, III 81Tl THALLIUM 204,37	II, IV 82Pb OLOVO 207,20	III, V 83Bi BISMUT 208,98	II, V 84Po POLONIUM 209 	-I, III, V, VII 85At ASTAT 210 	86Rn RADON 222 																								
I 87Fr FRANCIUM 223 	II 88Ra RADIUM 226,03 	III 89Ac AKTINIUM 227,03 	104Rf RUTHERFORDIUM 261 	105Db DUBNIUM 262 	106Sg SEABORGIUM 266 	107Bh BOHRRIUM 264 	108Hs HASSIUM 277 	109Mt MEITNERIUM 268 	110Ds DARMSTADTIUM 281 	111Rg ROENTGENIUM 272 	112Cn COPERNICIUM 285 	113Nh NIHONIUM 286 	114Fl FLEROVIUM 289 	115Mc MOSCOVIUM 288 	116Lv LIVERMORIUM 292 	117Ts TENNESSINE 294 	118Og OGANESSON 294 																								
1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.	10.	11.	12.	13.	14.	15.	16.	17.	18.																								

Věřte nebo ne, ale za lanthanem ve skutečnosti následuje dalších 14 prvků. Říká se jim **lanthanoidy** a patří mezi ně třeba cer Ce nebo praseodym Pr. To samé se opakuje o řádek níže za aktiniem, za kterým následuje 14 **aktinoidů**. Do aktinoidů patří třeba známý prvek uran U. Proto je tam takový skok v protonových číslech. Tyto prvky pro nás nebudou příliš významné, nemusíte aktivně znát jejich značky, a zmíníme se o nich později.