



Úvod do chemie 2

RNDr. Ing. Jiří Vozka, Ph.D.

Praha 2020

**CHEMIE NA
GJN**

Rád bych na tomto místě poděkoval Veronice Liškové, Karolíně Slonkové a The Ky Phamovi za pomoc s fotografiemi, které v knize uvidíte. Další dík patří Oliveru Klimtovi za zpracování učebnice do formy internetových stránek. Adéle Škvorové, Karolíně Slonkové a Veronice Liškové děkuji za jazykovou korekci. Evě Štěpánové děkuji za odbornou korekci a cenné rady. 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

Obsah

1	Úvodní slovo	6
1.1	Jak s knihou pracovat?	7
2	Opakování anorganického názvosloví	8
2.1	Názvosloví dvouprvkových sloučenin.....	12
2.2	Názvosloví kyselin a hydroxidů.....	14
2.2.1	Názvosloví bezkyslíkatých kyselin.....	14
2.2.2	Názvosloví kyslíkatých kyselin	15
2.2.3	Názvosloví hydroxidů	18
3	Acidobazické děje	20
3.1	Teorie kyselin a zásad	22
3.2	Klasifikace kyselin a zásad	25
3.3	Teorie pH	29
3.4	Acidobazické titrace	35
4	Mísení roztoků	37
4.1	Opakování základních veličin.....	37
4.2	Křížové schéma	40
4.3	Směšovací rovnice	44
5	Soli	46
5.1	Opakování názvosloví solí.....	48
5.2	Názvosloví hydrogensolí.....	52
5.3	Vznik solí.....	55
5.3.1	Neutralizace.....	55
5.3.2	Reakce kovu s kyselinou	56
5.3.3	Reakce kovu s nekovem	57
5.3.4	Reakce oxidu kovu s oxidem nekovu.....	57
5.3.5	Reakcí kyselinotvorného oxidu s hydroxidem	57
5.3.6	Reakcí zásadotvorného oxidu s kyselinou	58
5.3.7	Reakce dvou solí	58
5.4	Hydrolýza solí	60
5.5	Tvrdość vody	62
5.6	Krasové jevy.....	64

5.7	Vlastnosti a použití vybraných solí	65
5.7.1	Soli v potravinářství	65
5.7.2	Soli ve zdravotnictví.....	66
5.7.3	Soli v zemědělství	66
5.7.4	Soli ve stavebnictví	66
5.7.5	Soli ve sklářství	66
6	Chemická reakce.....	67
6.1	Dělení chemických reakcí	68
6.2	Základní chemické zákony	71
6.3	Vyčíslování jednoduchých chemických rovnic.....	72
6.4	Faktory ovlivňující rychlost chemických reakcí	73
7	Elektrochemie.....	75
7.1	Oxidace a redukce	75
7.2	Redoxní rovnice	77
7.3	Iontový zápis redoxní rovnice.....	80
7.4	Beketovova řada kovů – redoxní potenciál.....	83
7.5	Redukční pochody – výroba kovů.....	86
7.6	Elektrochemické články	90
7.6.1	Galvanické články	91
7.6.2	Elektrolytické články.....	94
8	Výpočty z chemických rovnic	96
9	Základy organické chemie	103
9.1	Vlastnosti uhlíku v organických sloučeninách	104
9.2	Dělení organických látek	104
9.3	Základní uhlovodíky.....	105
9.3.1	Vlastnosti uhlovodíků	107
9.3.2	Pár vybraných zástupců uhlovodíků.....	107
9.4	Deriváty uhlovodíků	108
9.4.1	Halogenderiváty	108
9.4.2	Dusíkaté deriváty.....	109
9.4.3	Kyslíkaté deriváty.....	110
9.5	Zdroje organických látek	112
9.5.1	Ropa.....	112

9.5.2	Zemní plyn	112
9.5.3	Uhlí	113
10	Chemie a společnost	114
11	Slovo závěrem	117
12	Rejstřík pojmů	118
13	Periodická soustava prvků.....	120

1 Úvodní slovo

Milí čtenáři, právě se pouštíte do prvních řádek učebnice Úvod do chemie 2. V předcházejícím díle jste se s chemií potkali poprvé. Naučili jste se základní pojmy, dozvěděli jste se něco o struktuře a vlastnostech látek, poznali jste periodickou tabulku, seznámili jste se s českým anorganickým názvoslovím a mnoho dalšího. V této učebnici na předešlé navážeme. Nejprve něco málo zopakujeme a trochu rozšíříme to, co už jste se naučili a pak se pustíme do úplně nových oblastí. Čekají nás acidobazické děje, ve kterých si vysvětlíme, proč jsou kyseliny kyselé a co znamená ta zkratka pH, kterou jste možná slyšeli v reklamě na mýdlo, nebo o ní četli v návodu na udržování vody v akváriu. Dále se naučíme připravovat roztoky, a to nejen početně, ale samozřejmě i v laboratoři. Velmi podrobně se budeme věnovat solím. Zjistíte, že kromě soli, kterou si solíte jídlo, existuje celá řada dalších solí, které mají roztodivné vlastnosti a využití. Pustíme se i do chemických reakcí. Naučíme se je vyčíslovat a pracovat s nimi. Velmi pestrou oblastí, kterou se budeme zabývat, je elektrochemie, kde si vysvětlíme, jak je to vlastně s kovy. Dozvíme se, proč některé kovy podléhají korozi a jiné ne. Proč některé kovy bouřlivě reagují s vodou a jiné si vody takřka nevšímají. Ukážeme si, jak se kovy vyrábějí a jak vlastně získáváme elektrickou energii z baterek. Na závěr se pustíme do organické chemie a jejích základních principů. Představíme si základní zástupce organických látek, jejich využití a nevynecháme ani ropu, uhlí a zemní plyn.

Když vám něco nepůjde nebo něco hned nepochopíte, nezoufejte. Každému někdy něco nešlo. V klidu se nad problémem zamyslete. Berte to jako výzvu, hádanku, co vám chemie připravila. Zkuste to znova a klidně ještě jednou a určitě to přeperete. A když by to opravdu nešlo, nebojte se zeptat.

Doufám, že vám tato knížka bude dobrým průvodcem hodinami chemie a poskytne vám solidní základy pro následující ročníky na GJN. Pokud vás něco zaujme, neváhejte a dohledejte si další informace na internetu. Nikdy to nebylo snazší. Chemie je totiž moderní a dravá disciplína, která se neustále mění a vyvíjí a vždy se najde něco, čím vás překvapí.

Přeji příjemné čtení, 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 **ztučněný 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 neprůstřelně nadefinované. Pak se můžete 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, neprůstřelné... 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 Opakování anorganického názvosloví

Jak jste asi už pochopili, chemik se bez anorganického názvosloví prostě neobejde. Pevně věřím, že už jste se jej naučili v prvním ročníku, ale protože prázdniny byly dlouhé a opakování je matka moudrosti, radši si jej zopakujeme.

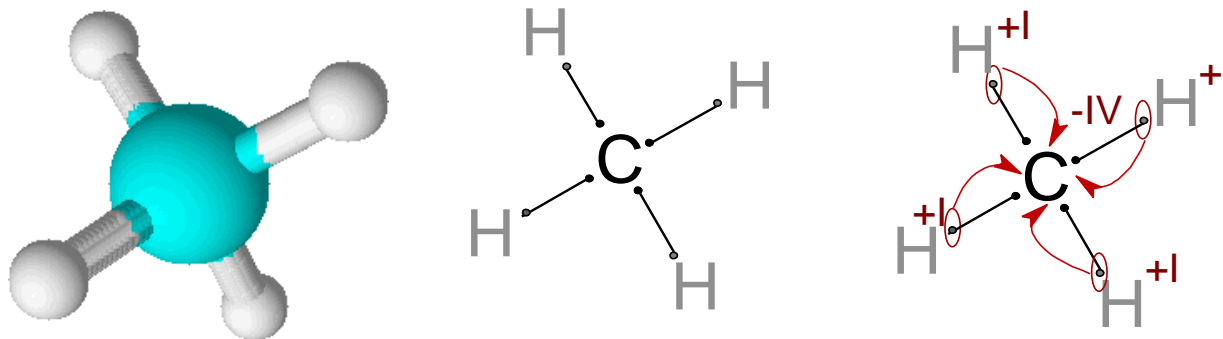
Pokud chcete, vyzkoušejte si, jak na tom jste. Zkuste rovnou pojmenovat či napsat vzorce následujících sloučenin. U příkladů s vykřičníky!!! se nenechte nachytat. Řešení naleznete na konci první podkapitoly.

Pb(OH)_2	peroxid vodíku
$\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$	dusitan strontnatý
SO_3	hydrid draselný
H_2CrO_4	selenid sodný
NaClO	chloristan amonný
CuS	amoniak
P_4O_{10} !!!	kyselina siřičitá
HCl	hydroxid hořečnatý
CH_4	fosforečnan lithný !!!
Ag_2SiO_3	kyselina boritá !!!

Pokud se vám to příliš nedaří, nezoufejte. Nejprve je důležité si rozpomenout, co je **oxidační číslo**. Učili jsme se definici:

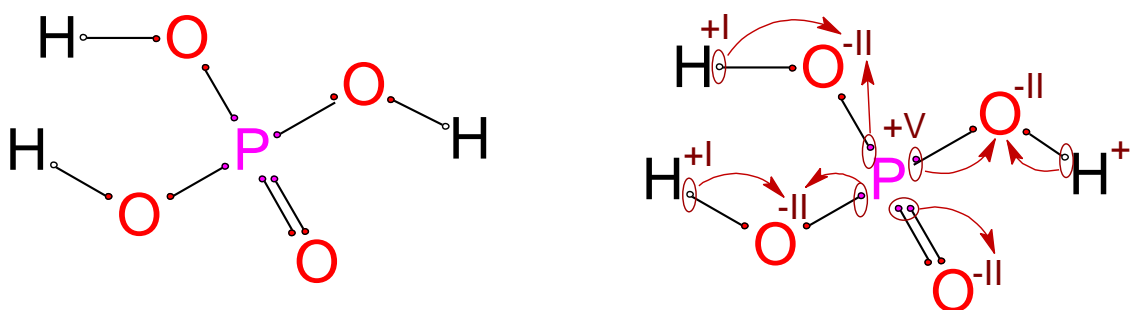
Definice: Oxidační číslo je rovno náboji, který by atom získal při úplné polarizaci svých vazeb v molekule či iontu.

Pro zopakování si nejprve vezmeme jednoduchou molekulu methanu CH_4 , kterou vidíte na obrázku na následující stránce. Dále budeme potřebovat hodnoty elektronegativity uhlíku a vodíku. **Jestli si nepamatujete, co je to elektronegativita, tak to honem někde vystrachejte, protože to je opravdu důležité. Třeba na straně 60 prvního dílu učebnice.** Elektronegativity jednotlivých atomů jsou $\chi(\text{C}) = 2,5$ a $\chi(\text{H}) = 2,2$. Uhlík má tedy oproti vodíku elektronegativitu vyšší a je schopen si lépe přitahovat vazebné elektrony. V reálné molekule methanu je rozdíl elektronegativit obou prvků příliš malý, takže vazba C – H je ve skutečnosti nepolární, ale dle definice oxidačního čísla máme použít úplnou polarizaci vazeb. To znamená, že se máme na molekulu koukat tak, jako by obsahovala iontové vazby. Proto musíme všechny elektrony myšlenkově posunout na elektronegativnější prvek, kterým je v našem případě uhlík. Poté určíme náboje všech atomů. Tyto **formální náboje** jsou označovány jako oxidační čísla. Uhlík v methanu má tedy oxidační číslo $-IV$, protože by v přetahování s vodíky o elektrony čtyřikrát získal záporný elektron. Vodíky mají oxidační čísla $+I$, protože by své elektrony prohrály.



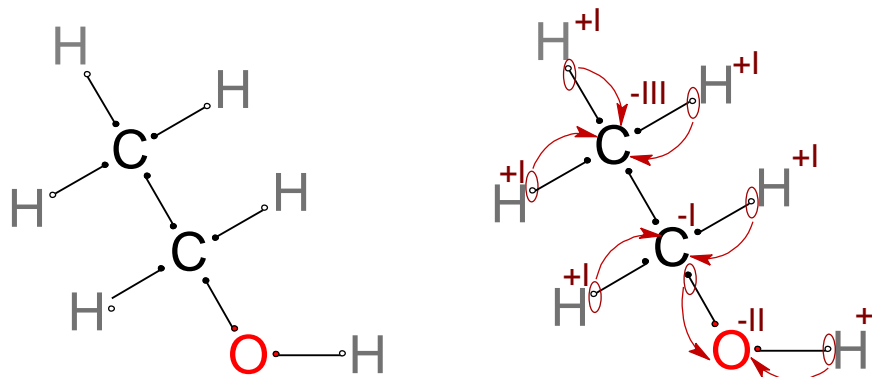
Odvození oxidačních čísel pro methan.

Zkusme ještě odvodit oxidační čísla atomů kyseliny fosforečné, přesněji trihydrogenfosforečné, H_3PO_4 . Elektronegativity jednotlivých prvků jsou $\chi(\text{P}) = 2,1$; $\chi(\text{O}) = 3,5$ a $\chi(\text{H}) = 2,2$. Nejelektronegativnější atomy kyslíku seberou elektrony, kde mohou, a budou mít oxidační číslo $-II$. Vodíci ztratí každý po jednom elektronu a budou mít oxidační číslo $+I$, fosfor přijde o pět elektronů a bude mít oxidační číslo $+V$, což této kyselině přisuzuje koncovku $-ečná$.



Odvození oxidačních čísel pro kyselinu fosforečnou.

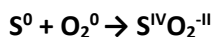
V posledním příkladu si zkusíme odvodit oxidační čísla pro organickou sloučeninu, a to konkrétně pro ethanol, který možná znáte pod názvem líh. Elektronegativity atomů jsou $\chi(\text{C}) = 2,5$; $\chi(\text{O}) = 3,5$ a $\chi(\text{H}) = 2,2$. Vyzkoušejte sami. Molekula ethanolu i výsledná oxidační čísla jednotlivých atomů jsou na obrázku.



Odvození oxidačních čísel pro ethanol.

Dále jsme se učili tři principy názvosloví.

- **Oxidační čísla samostatně stojících prvků, tedy těch, co nejsou vázány v nějaké sloučenině, jsou rovna 0.** To budeme používat nejčastěji u vyčíslování rovnic redoxních reakcí. To jsou ty, ve kterých se oxidační čísla jednotlivých prvků během reakce mění. Příkladem takové reakce může být třeba spalování síry, během kterého vzniká oxid siřičitý.



Jak síra, tak kyslík měly na počátku reakce oxidační čísla rovna nule. Na konci reakce se oxidační číslo síry změnilo na +IV a oxidační číslo kyslíku na –II.

Dále je šikovné si pamatovat prvky tvořící dvouatomové molekuly. Pokud budete potřebovat zapsat do rovnice reakce třeba vodík, píšete rovnou H_2^0 . Dvojka značí, že víte, že vodík tvoří dvouatomové molekuly, a nula v horním indexu značí, že oba vodíky v molekule vodíku mají oxidační číslo 0. To samé platí i pro ostatní N_2^0 , O_2^0 , F_2^0 , Cl_2^0 , Br_2^0 , I_2^0 .

- **Součet všech oxidačních čísel atomů v molekule je roven 0.** Je to logické. Když jsme si opakovali pojem oxidační číslo na molekulách methanu, kyseliny fosforečné a ethanolu, elektrony jsme pouze myšlenkově přesouvali na elektronegativnější atom vazby. Neměnili jsme jejich počet. Pokud molekula byla na začátku bez náboje, musí proto být bez náboje i po našem zásahu. Pokud tedy umíme počítat :-)
- **Oxidační a nábojová čísla jednoatomových iontů jsou stejná.** Toto pravidlo nám říká jen to, že pokud máme třeba hořčnatý kation, jehož náboj se zapisuje arabskými číslicemi jako Mg^{2+} , odpovídá to oxidačnímu číslu Mg^{II} , které se zapisuje římskými číslicemi.

U jednoatomových iontů není rozdíl v oxidačním a nábojovém čísle. U víceatomových iontů v tom ale rozdíl je. Třeba zápis $(\text{SO}_4)^{-\text{II}}$ by znamenal, že anion odvozený od kyseliny sírové má oxidační číslo –II. To je ale nesmysl, protože oxidační čísla mají jednotlivé prvky. Správný zápis síranového anionu je $(\text{SO}_4)^{-2}$ a znamená, že tato částice má náboj -2. Úzký vztah mezi nábojem a oxidačním číslem si můžeme ukázat na stejné částici. Když si spočítáme součet všech oxidačních čísel atomů v síranovém anionu, vyjde nám náboj této částice. $(\text{S}^{\text{VI}}\text{O}_4^{-\text{II}})^{-2}$. Pro jistotu uvádím i výpočet: $\text{VI} + 4 \cdot (-\text{II}) = -2$.

Řešení opakování:

Pb(OH)₂	hydroxid olovnatý	H₂O₂	peroxid vodíku, běžně používaná dezinfekce
CoCl₂ · 6 H₂O	hexahydrát chloridu kobaltnatého	Sr(NO₂)₂	dusitan strontnatý
SO₃	oxid sírový, jeden z oxidů, který se podílí na kyselých deštích	KH	hydrid draselný
H₂CrO₄	kyselina chromová	Na₂Se	selenid sodný
NaClO	chlornan sodný, který tvoří hlavní složku dezinfekčního prostředku SAVO	NH₄ClO₄	chloristan amonný, nezapomeňte, že amonný kation je NH ₄ ⁺ . Svým kladným nábojem je přitahován k anionu soli.
CuS	sulfid mědnatý	NH₃	amoniak, velice štiplavý plyn. Jeho molekula je bez náboje!
P₄O₁₀ !!!	oxid fosforečný; vzpomeňte si, že fosfor nás trošku zlobí a tvoří dvojnásobky oxidů, než nám vyjde podle názvoslovných principů	H₂SO₃	kyselina siřičitá
HCl	chlorovodík	Mg(OH)₂	hydroxid hořečnatý
CH₄	methan; plyn, který je ve velké míře zodpovědný za globální oteplování.	Li₃PO₄	fosforečnan lithný !!!; Fosforečnany jsou soli kyseliny fosforečné, která tvoří ve své nejstálější podobě molekulu H ₃ PO ₄ . Fosfor prostě zlobí.
Ag₂SiO₃	křemičitan stříbrný	H₃BO₃	kyselina boritá !!!; Bor taky trochu zlobí, ale vynahradí nám to jinde. Masti na bázi kyseliny borité se používají na jizvy a různá poranění. Její roztok, tzv. borová voda, se používá na záněty očí.

2.1 Názvosloví dvouprvkových sloučenin

Princip názvosloví dvouprvkových sloučenin je prostý. Název se skládá z podstatného a přídavného jména. Podstatné jméno značí typ sloučeniny a zároveň zápornou (ať už nábojově nebo dle oxidačního čísla) část sloučeniny. Přídavné jméno značí kladnou část sloučeniny. Charakteristické motivy jsou uvedeny v tabulce. Základní motivy a jejich oxidační čísla se bohužel musíme naučit nazpaměť. Není to vůbec složité. Stačí si uvědomit pozici jednotlivých prvků v periodické tabulce. Třeba O, S, Se a Te jsou v 16. skupině. K zaplnění své valenční sféry proto potřebují pouze dva elektrony, a proto budou tvořit přednostně oxidační čísla –II. Název vytvoříme tak, že k názvu prvku připojíme koncovku **–id** a trošku to zkomolíme, aby to šlo vyslovit. Hned máme **oxydy, sulfidy, selenidy a telluridy**. Přídavné jméno vytvoříme tak, že k názvu prvku připojíme koncovku, která vyjadřuje jeho oxidační číslo.

Pro zapomnětlivce:

oxidační číslo I	–ný
oxidační číslo II	–natý
oxidační číslo III	–itý
oxidační číslo IV	–ičitý
oxidační číslo V	–ičný/–ečný
oxidační číslo VI	–ový
oxidační číslo VII	–istý
oxidační číslo VIII	–ičelý

Dalšími dvouprvkovými sloučeninami jsou různé divočiny odvozené od kyslíku. Kromě slušně vychovaných oxidů, existují také **peroxydy** O_2^{2-} , **superoxydy** O_2^- a **ozonidy** O_3^- . Tyto sloučeniny nejsou příliš časté. Nejčastější z nich je peroxid vodíku H_2O_2 , který se používá buď jako dezinfekce nebo pro odbarvování vlasů.

Pozor, častá chyba! Začínající chemici mají tendenci vidět peroxydy apod. takřka ve všem. Pokud máte pojmenovat nějakou dvouprvkovou sloučeninu s kyslíkem, předpokládejte, že je to oxid. Pouze pokud to není možné – typicky proto, že by kation musel tvořit nějaké divoké, netradiční oxidační číslo, uvažujte dále. Dbejte přitom na to, že každý běžný peroxid, superoxid a ozonid obsahuje svoji funkční skupinu celou a obvykle ne v násobcích.

TiO_2 je obyčejný oxid titaničitý, bílá látka, kterou se barví třeba některé zubní pasty, nikoliv peroxid titanatý a už vůbec ne superoxid titanný. Opravdu. V periodické tabulce na konci knihy si můžete ověřit, že titan běžně oxidační číslo +I a +II netvoří.

Na druhou stranu ale CaO_2 je peroxid vápenatý. Nemůže to být oxid vápenčitý. Vápník je totiž ve 2. skupině a všechny prvky 2. skupiny tvoří výhradně oxidační číslo +II a přes to vlak nejede.

Poslední dvouprvkové sloučeniny, které prozatím zmíníme, jsou **hydridy**. Název těchto sloučenin vám zcela jistě napovídá vodík a je tomu skutečně tak. Protože vodík má středně vysokou hodnotu elektronegativity, může vystupovat jak jako kladná, tak jako záporná část molekuly hydridů. Pokud vodík vystupuje jako záporná část a rozdíl elektronegativit prvků je postačující pro vznik iontové vazby, jedná se o **iontové hydridy**. V iontových hydridech vodík k sobě potřebuje výrazně elektro pozitivnější prvek, který bude tvořit kladnou část. Takové prvky najdeme typicky v 1. nebo 2. skupině. Název je pak tvořen analogicky jako třeba názvy oxidů. Pokud vodík vystupuje jako kladná část molekuly nebo rozdíl elektronegativit není tak velký, jedná se o **kovalentní hydridy**. Tyto hydridy mají většinou triviální názvy, které je třeba se naučit nazpaměť.

Jsou to látky nicméně velmi významné a často zmiňované. Do této skupiny patří třeba methan CH_4 , amoniak NH_3 , voda H_2O nebo sulfan H_2S . Dále by sem patřily **halogenvodíky**.

Charakteristické motivy a příklady názvů dvouprvkových sloučenin.

NÁZEV	CHARAKTERISTICKÝ MOTIV	PŘÍKLAD
oxidy	O^{II}	oxid hlinitý Al_2O_3 , oxid vanadičný V_2O_5
peroxydy	O_2^{2-} , O formálně -I	peroxid sodíku Na_2O_2 , peroxid vápenatý CaO_2
superoxydy	O_2^- , O formálně -1/2	superoxid draselný KO_2
ozonidy	O_3^- , O formálně -1/3	ozonid draselný KO_3
sulfidy	S^{II}	sulfid sodný Na_2S , sulfid olovičitý PbS_2
selenidy	Se^{II}	selenid amonný $(\text{NH}_4)_2\text{Se}$, selenid chromitý Cr_2Se_3
telluridy	Te^{II}	tellurid hořečnatý MgTe , tellurid lithný Li_2Te
iontové hydridy	H^-	hydrid rubidný RbH , hydrid beryllnatý BeH_2
kovalentní hydridy	H^+	boran (hydrid boritý) BH_3 , silan (hydrid křemičitý) SiH_4 , methan CH_4 , amoniak NH_3

Vyzkoušejte si pojmenovat či napsat vzorce následujících sloučenin.

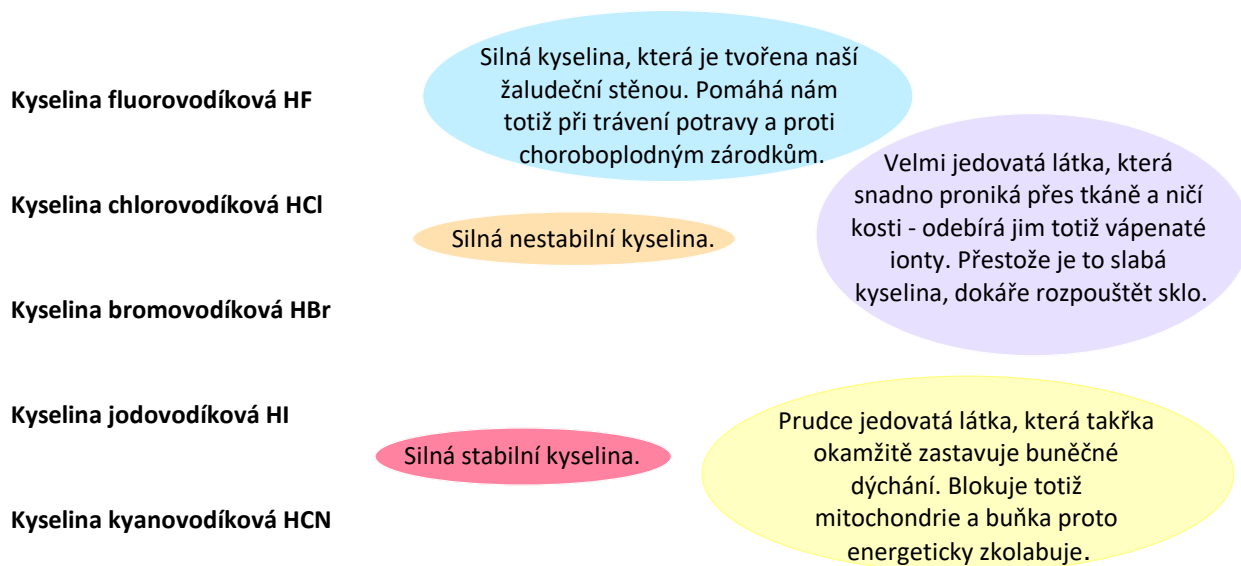
Sb_2Se_3	selenid antimonitý
Tl_2O_3	oxid thallitý
HBr	bromovodík
KH	hydrid draselný
As_2O_3	oxid arsenitý
PH_3	fosfan
MnSe_2	selenid manganičitý
SiS_2	sulfid křemičitý
H_2O_2	peroxid vodíku
NH_3	amoniak
CsO_2	superoxid cesný
OsO_4	oxid osmičelý
V_2Te_5	tellurid vanadičný
ZnS	sulfid zinečnatý
BaO_2	peroxid barnatý
Na_2O_2	peroxid sodný

2.2 Názvosloví kyselin a hydroxidů

Za malou chvíli se pustíme do úplně nové látky. První nová kapitola se bude věnovat acidobazickým dějům, a proto si ještě musíme zopakovat názvosloví kyselin a hydroxidů. *Acidum* je totiž latinský termín pro kyselinu, odtud se také kyselina řekne anglicky *acid*. Určitým opakem kyselin jsou pak báze, někdy zvané též zásady. Typickými zástupci bází jsou hydroxidy. Problematiku kyselin a bází probereme později. Nyní nám pouze postačí vědět, že každá kyselina musí obsahovat atom vodíku a že nejjednodušeji se kyseliny dělí na bezkyslíkaté (jaký atom asi jejich molekuly nebudou obsahovat?) a kyslíkaté.

2.2.1 Názvosloví bezkyslíkatých kyselin

Pokud zalovíte v paměti nebo v sešitě z prvního ročníku, vzpomenete si, že bezkyslíkatých kyselin je málo a bezpečně je poznáme tak, že jejich název končí koncovkou **–vodíková**. Sice jsme se jich učili málo, ale o to zajímavější vlastnosti tyto bezkyslíkaté sloučeniny měly. Zkuste spojit následující bezkyslíkaté kyseliny s jejich vlastnostmi. Připomínám také, že základní chytáček je otázka, jaký je rozdíl mezi halogenvodíkem, jakým je třeba fluorovodík, a halogenvodíkovou kyselinou, třeba kyselinou fluorovodíkovou. Halogenvodíky jsou za běžných podmínek plynné látky. Pokud je rozpustíte ve vodě, získáte vodné roztoky těchto plynů, a právě ty se označují jako halogenvodíkové kyseliny. Kyselina fluorovodíková je tedy fluorovodík rozpuštěný ve vodě.



Spojte kyselinu s jejími vlastnostmi.

Řešení vám řeknu já v hodině nebo strýček Google nebo teta Wiki.

2.2.2 Názvosloví kyslíkatých kyselin

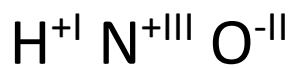
Na rozdíl od bezkyslíkatých kyselin je kyslíkatých kyselin celá řada. Bylo by velmi zdlouhavé se jejich vzorce bezmyšlenkovitě učit nazpaměť. Musí nám proto pomoci názvosloví. Že máte, co dočinění s kyslíkatou kyselinou poznáte velmi snadno. Název je zakončen některou z osmi koncovek, které označují oxidační číslo centrálního prvku. Třeba taková kyselina dusitá. Z názvu vytušíme, že se tato látka bude skládat ze tří typů atomů

z vodíku, protože je to kyselina. Vodík bude mít oxidační číslo +I.

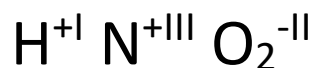
z dusíku v oxidačním čísle +III, protože název je zakončen koncovkou –itá

z kyslíku, v oxidačním čísle –II.

Napišeme si tedy všechny atomy v jejich oxidačních číslech. Nyní musíme zjistit, kolik jednotlivých atomů molekula obsahuje.



Druhé pravidlo anorganického názvosloví říká, že součet všech oxidačních čísel atomů v molekule je roven nule. Tedy po chvílce počítání, nám vyjde, že kyselina dusitá má vzorec:



Stejným způsobem si můžete odvodit vzorce všech běžných kyslíkatých kyselin. Přesto vám, ale doporučuji znát vzorce následujících kyselin z paměti. Budete se totiž s nimi nebo s jejich solemi setkávat nejčastěji a ušetříte si trochu času, když jejich vzorce budete bezpečně ovládat.

Kyselina sírová **H₂SO₄**

Kyselina siřičitá **H₂SO₃**

Kyselina dusičná **HNO₃**

Kyselina dusitá **HNO₂**

Kyselina fosforečná (trihydrogenfosforečná) **H₃PO₄**

Kyselina uhličitá **H₂CO₃**

Pokud se bezpečně naučíte tyto kyseliny, můžete z nich vycházet i při tvorbě názvů jiných kyselin. Když jsem žádán o vzorec kyseliny jodičné a v hlavě mám uloženou kyselinu dusičnou HNO₃, tak to mohu použít. Pouze zaměním centrální prvek dusíku za jód. Vzorec kyseliny jodičné je HIO₃. Pokud si tedy zapamatujete tyto kyseliny, rovnou umíte vzorce kyselin s centrálním prvkem v oxidačním čísle III, IV, V a VI.

Pak jsme se v prvním ročníku zabývali komplikovanějšími příklady. Může se stát, že kyselina obsahuje více než dva vodíky. Toto z názvu poznáme snadno. Nejdříve se lekne, že je to dlouhý název a poté si všimneme, že název obsahuje předponu pro vodík **hydrogen-**, a to navíc spojenou s násobící předponou. Násobící předpony jsou

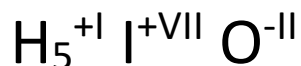
1.	Mono-	6.	Hexa-
2.	Di-	7.	Hepta-
3.	Tri-	8.	Okta-
4.	Tetra-	9.	Nona-
5.	Penta-	10.	Deka-

Předpony pro jeden a dva se u názvosloví kyselin běžně nepoužívají, ale budou se nám hodit pro násloví solí. Co tedy bude vyjadřovat název kyselina pentahydrogenjodistá? Bude se jistě jednat o sloučeninu, která obsahuje

pět vodíků, penta je předpona pro pět, hydrogen je vodík

jód v oxidačním čísle +VII, koncovka –istá

kyslík, v oxidačním čísle –II



Nyní nám zbývá jen určit počet kyslíků. Množství ostatních atomů už je jasně dané. Chvilka matematiky a vzorec kyseliny pentahydrogenjodisté je



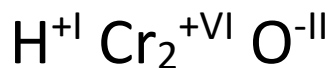
Dávejte si pozor na dvě běžné kyseliny. Kyselina trihydrogenboritá je vzorcem H_3BO_3 , ale v běžné konverzaci s chemikem se jí říká zkráceně kyselina boritá, protože chemik předpokládá, že to prostě víte. Stejně tak kyselina trihydrogenfosforečná má vzorec H_3PO_4 , ale běžně se jí říká kyselina fosforečná.

Poslední komplikací byly kyseliny, které obsahovaly vyšší počet atomů centrálního prvku. Když jsme si poradili s více než dvěma vodíky, poradíme si s tímhle také, a to dokonce stejným způsobem. Využijeme opět násobících předpon. Jako příklad použijeme nestálou kyselinu dichromovou. Jak bude vypadat molekula této kyseliny? Bude obsahovat

vodík, je to přeci kyselina

dva chromy v oxidačním čísle +VI, předpona di- a koncovka –ová

kyslík, v oxidačním čísle –II



Vyčíslíme tak, aby součet oxidačních čísel byl roven nule.

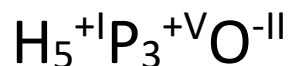


Na závěr máme opravdovou lahůdku typu dva v jednom. Jak bude vypadat vzorec kyseliny pentahydrogentrifosforečné? Víme, že bude obsahovat

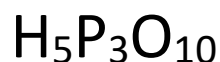
pět vodíků, penta je předpona pro pět, hydrogen- je vodík

tři fosfory v oxidačním čísle +V, předpona tri- a koncovka –ečná

kyslík, v oxidačním čísle –II



Jediné, co nevíme, je počet kyslíků. Po dopočítání nám vyjde vzorec kyseliny pentahydrogentrifosforečné.



Vyzkoušejte si tvorbu názvů a vzorců kyselin na následujících příkladech.

kyselina jodistá	HIO_4
kyselina trihydrogenarseničná	H_3AsO_4
kyselina bromovodíková	HBr
kyselina pentahydrogenjodistá	H_5IO_6
kyselina pentaboritá	HB_5O_8
kyselina trihydrogenantimonitá	H_3SbO_3
kyselina selenová	H_2SeO_4
kyselina chlorečná	HClO_3
kyselina telluričitá	H_2TeO_3
kyselina manganistá	HMnO_4
kyselina dusičná	HNO_3
kyselina tetrahydrogendiarseničná	$\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$
kyselina disiřičitá	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$
kyselina chloritá	HClO_2
kyselina uhličitá	H_2CO_3

2.2.3 Názvosloví hydroxidů

Pojmenovávat hydroxidy je prosté. Stačí si uvědomit, že hydroxidový anion je $(\text{OH})^-$. Proto počet hydroxidových anionů přítomných v molekule hydroxidu bude shodný s oxidačním číslem kationu.

Pár příkladů

hydroxid hlinitý	$\text{Al}(\text{OH})_3$
hydroxid sodný	NaOH
hydroxid vápenatý	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
hydroxid lithný	LiOH
hydroxid mědnatý	$\text{Cu}(\text{OH})_2$

České anorganické názvosloví je právem považováno za jedno z nejlepších názvosloví v národním jazyce vůbec. Jeho autory jsou páně profesor Emil Votoček a doktor Alexander Sommer Batěk. Profesor Votoček je jeden z neznámějších českých chemiků. Proslavil se především pracemi v oblasti sacharidů, analytické chemie a mnoha patenty.

Zejména kvůli mezinárodní spolupráci je nutné, aby chemik uměl i základy anglického názvosloví, které se nejvíce používá v odborné literatuře a v chemických softwarech. Angličtina nemá takovou bohatost na koncovky, jako má český jazyk, proto je anglické názvosloví značně nejednotné, komplikované a kostrbaté. Uvádím zde pro zajímavost stručný přehled.

Dvouprvkové sloučeniny se rozdělují na ty, které obsahují kov (polokov), a ty, které jej neobsahují.

Pokud:

- Sloučenina obsahuje kov či polokov, používá se tzv. stock systém.

Postup si vysvětlíme na chloridu železnatém FeCl_2 .

Napišeme jméno kovu a do závorky za něj napíšeme římskými číslicemi jeho oxidační číslo, poté připojíme druhou část názvu (např. anion Cl^- či skupinu OH^-) s koncovkou **-ide**.

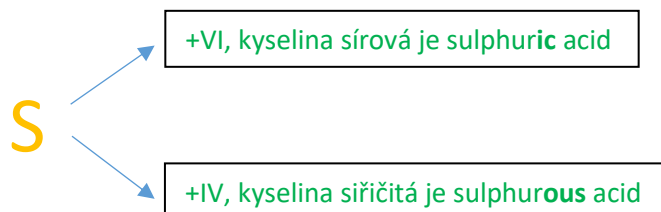
Iron(II) chloride

Jiný příklad hydroxidu železitého $\text{Fe}(\text{OH})_3$ je **iron(III) hydroxide**. Je také možné použít latinský název kovu, ale obvykle se dává přednost názvům anglickým.

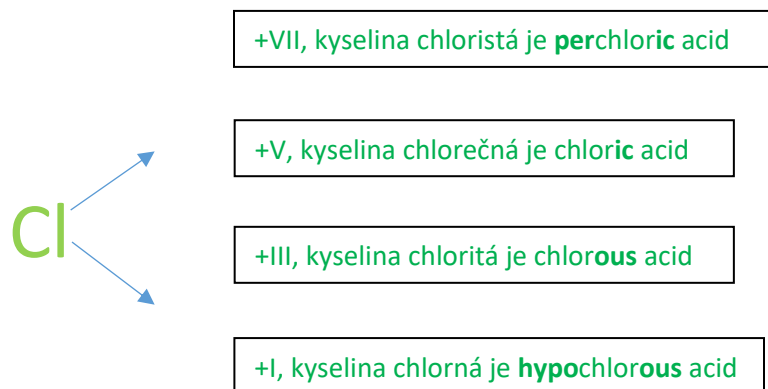
Existuje ještě jeden starší systém názvosloví, který se stále používá v technických názvech. Tento systém používá koncovky **-ic** a **-ous**. První koncovka se používá pro vyšší oxidační číslo (FeCl_3 **ferric** chloride), druhá pro nižší (FeCl_2 **ferrous** chloride). Tento systém je stále používán v názvosloví kyslíkatých kyselin a jejich solí.

- Sloučenina neobsahuje kov, píšeme název prvního prvku s latinskou předponou (mono-, di-...), abychom vyjádřili skutečný počet přítomných atomů. Stejně tak si počínáme s druhou částí názvu, která je opět zakončena koncovkou **-ide**. Tedy např. oxid dusitý N_2O_3 je **dinitrogen trioxide**.

Pro názvosloví oxokyselin se používá poněkud nešťastný systém předpon a přípon. Vyskytuje-li se centrální prvek v kyselinách ve dvou oxidačních stavech, používají se přípony **-ic** pro vyšší a **-ous** pro nižší oxidační stav.



Situace se komplikuje v případě, že se centrální prvek vyskytuje ve více oxidačních stavech. Poté se přidává předpona **hypo-** a zároveň přípona **-ous** pro nejnižší oxidační stav, poté následuje **-ous** pro druhý nejnižší, pak **-ic** a pro nejvyšší oxidační stav centrálního prvku se používá předpona **per-** společně s koncovkou **-ic**.



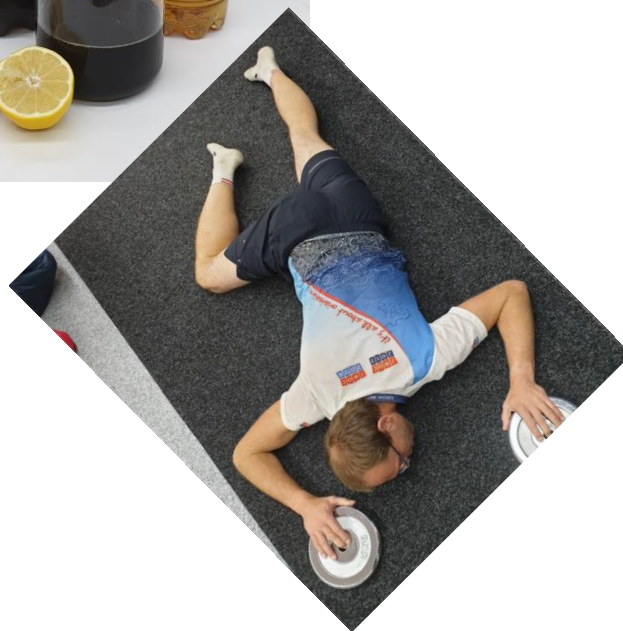
Abychom měli kyseliny odvozené od chloru kompletní, kyselina chlorovodíková se řekne jednoduše **hydrochloric acid**

U solí oxokyselin je to ještě komplikovanější. Používá se totiž systém oxokyselin pro aniony a stock systém pro kationy. Koncovka kyseliny **-ous** se mění v koncovku **-ite** soli a koncovka **-ic** kyseliny se mění v koncovku **-ate** soli.

Tedy např. chlornan sodný je natrium **hypochlorite**, chloritan vápenatý je calcium **chlorite**, chlorečnan železnatý je iron(II) **chlorate** a závěrem např. chloristan olovnatý je lead(II) **perchlorate**.

3 Acidobazické děje

Každý z vás si již někdy kousl do citronu a s úšklebkem zjistil, že je „kyselý“. Určitě jste také slyšeli o mýdlech citlivých k pokožce o pH 5,5, nebo že pH je důležitý faktor, který informuje o kyselosti půdy nebo vody v akváriu. Nyní se zkuste sami zamyslet, v jaké souvislosti jste ještě mohli na kyseliny nebo jejich „opaky“ zvané báze či zásady narazit. Pro inspiraci můžete použít následující obrázky.



Příklady kyselin. Pokud vás nic k obrázkům nenapadlo, koukněte na spodek následující stránky.

Z uvedených příkladů je zřejmé, že téma acidobazických dějů je velmi, ale velmi významné. Jo, ještě poznámka. Kyselina, jak již bylo zmíněno, se latinsky řekne *acidum*. Slovo báze pak používáme pro látky, o kterých se říká, že jsou zásadité. Rozdíl mezi kyselostí a zásaditostí si vysvětlíme za chvíli.

Zdalipak vás někdy napadlo, co je to vlastně chuť a proč něco takového máme? Vnitřek vašich úst, zejména jazyk, je posetý tzv. chuťovými pohárky, které obsahují velké množství receptorů. Asi víte, že rozlišujeme čtyři základní chutě – sladkou, slanou, kyselou a hořkou. Každá z těchto chutí je zapříčiněna jiným mechanismem. Sladká chuť je zapříčiněna molekulami cukrů, které aktivují příslušné receptory v chuťových pohárcích. Slaná chuť je zapříčiněna Na^+ ionty, které pasivně přecházejí otevřenými kanály do buněk. Hořké látky vnímáme proto, že donutí vylít buňky své Ca^{2+} ionty, a konečně kyselá chuť je zapříčiněna H_3O^+ ionty, které překáží K^+ iontům v pohybu přes membránu. Je to krásné a složité.

Dále se nyní uvádí nová chuť umami, v překladu z japonštiny lahodná, kterou náš mozek vnímá, pokud potrava obsahuje kyselinu glutamovou nebo její soli. Ta je hojně zastoupena v bílkovinách. Typicky maso, vývary či sýry. V současné době to vypadá, že budou zavedeny další chutě, protože byly v ústech objeveny nové receptory. Nové chutě by mohly být chuť tučná, nebo teplotní (teplé jídlo chutná jinak než studené).

Chuťové receptory se dají i zmást, hořčík dostal své jméno, protože jeho soli jsou hořké. Některé soli olova jsou naopak sladké a dříve se používaly k doslazování vína. Inu, nebyl to dobrý nápad, protože ionty olova jsou jedovaté.

Pokud něco vnímáte jako pálivou chuť, tak to jste si nepotrápili chuťové, ale teplotní receptory např. kapsaicinem z pálivých papriček. Proto se pálivá neuvádí jako chuť.

Proč se něco takového vyvinulo? Kořeny musíme hledat dávno pradávně. Pokud jste jedli něco sladkého či umami, chutnalo vám to a pro tělo to bylo výživné – nezbytné cukry a bílkoviny. Pokud jste jedli něco hořkého, moc vám to nechutnalo a příliš jste toho nesnědli. Tak vás tělo varovalo před jedovatými látkami, jako jsou rostlinné alkaloidy, které často bývají hořké. Slaná a kyselá chuť jsou příjemné do určité míry. Tělo si doplňuje důležité ionty. Pokud je něco slaného či kyselého moc, tělo by dostalo iontů příliš, přestane vám to chutnat. Příroda to nevymyslela vůbec špatně.

Popisky k fotkám:

Kyselina mléčná, přesněji její sůl (laktát), se vyplavuje po velké sportovní námaze. Laktát ve svalech způsobuje křeče a bolestivost.

Většina kolových nápojů je svojí podstatou roztok **kyseliny fosforečné**. Nadměrná konzumace kolových nápojů může vést k velkým ztrátám hořečnatých a vápenatých iontů, což vede poté ke snížení kvality kostí a zubů. A to nemluvíme o tom, kolik je v nich cukru:-)

Kuchyňský ocet je cca 8% roztok **kyseliny octové**.

Kyselina citrónová je jednou z kyselin, která způsobuje kyselost citronu.

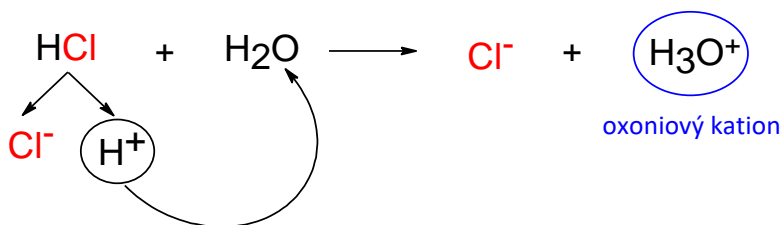
3.1 Teorie kyselin a zásad

Nejprve si pojdme vyjasnit, jaké látky budeme označovat jako kyseliny a jaké budeme nazývat báze. Jedna z prvních všeobecně uznávaných definic byla formulována švédským chemikem Svante Arrheniem, nositelem Nobelovy ceny za chemii z roku 1903.

Arrheniova definice kyseliny:

Kyselina je látka, která ve vodném prostředí poskytuje kation vodíku H^+ .

Reakce molekuly kyseliny s molekulou vody, ve které kyselina předá vodíkový kation vodě, se nazývá **disociace kyseliny**. Výsledkem této reakce třeba pro kyselinu chlorovodíkovou jsou částice H_3O^+ a Cl^- .



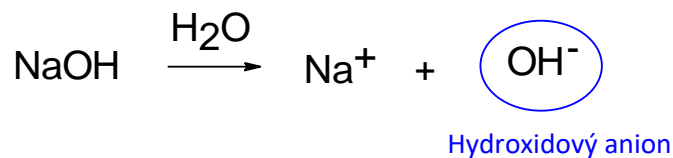
Právě částice H_3O^+ nás bude nejvíce zajímat. Nazývá se **oxoniový**, někdy též **hydroxoniový kation** a je to právě ona, která činí kyseliny kyselé.

Vodíkový kation H^+ nemůže existovat samostatně. Jedná se v podstatě o proton, tedy velmi malou částici s velkým nábojem, která je neodolatelná pro volné elektronové páry kyslíku nebo třeba dusíku. Rychlost, kterou samostatný H^+ reaguje s molekulami vody, je neuvěřitelná a je jednou z nejvyšších vůbec.

Arrheniova definice zásady:

Zásada je látka, která ve vodném prostředí poskytuje hydroxidový anion OH^- .

Takový hydroxid sodný, typická zásaditá látka, se tedy ve vodném prostředí chová dle následující rovnice.



Reakcí vzniká **hydroxidový anion** OH^- , který je zodpovědný za bazické chování. Všimněte si jednoho rozdílu mezi oběma reakcemi. Zatímco v případě kyselin je voda přímým účastníkem reakce kyselin, a proto je zapsána před šipku, v reakcích bází figuruje jako rozpouštědlo, a proto se píše nad šipku.

Svante Arrhenius kromě toho, že byl vynikajícím vědcem se skvělými výsledky, měl i stinnou stránku. Jakožto vážený člen švédské akademie věd neváhal použít svého vlivu na udělování Nobelových cen. Na nepřátelství s Arrheniem doplatil třeba sám věhlasný Mendělejev, jeden z autorů periodického zákona a periodické tabulky, který byť by si ji bezesporu zasloužil, nikdy Nobelovu cenu nedostal. Na druhou stranu Mendělejev také nebyl úplně neviňátko, ale o tom jindy.

Arrheniova teorie je snadná. Pokud molekula ve vodě odštěpuje vodíkové kationy, je to kyselina. Pokud molekula odštěpuje ve vodě hydroxidové aniony, je to báze. Jednoduché, prosté. Ale jistě vás napadne

jedna velmi významná nevýhoda takovéto definice kyselin a zásad. Co když rozpouštědlem nebude voda, ale třeba ethanol nebo benzín? Dalším, a to možná ještě větším problémem Arrheniovy definice je, že existují látky, které vykazují bazické chování, ale jejich molekuly vůbec OH^- neobsahují, takže je těžko mohou uvolňovat. Takovou látkou je třeba roztok bazického plynu amoniaku. Amoniak má strukturu NH_3 , tak kde by se tam nějaké OH^- vzalo? Z těchto důvodů byla Arrheniova teorie upravena dánským fyzikálním chemikem Brønstedem a britským chemikem Lowrym.

Brønsted - Lowryho definice kyseliny:

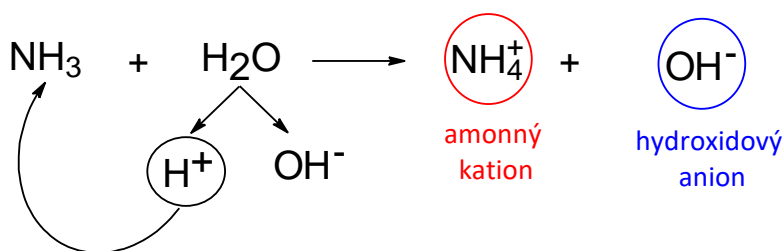
Kyselina je látka, která poskytuje kation vodíku H^+ .

Jediné, čím se liší obě uvedené definice kyselin, je prostředí. Brønsted a Lowry nevyžadují vodné prostředí.

Brønsted - Lowryho definice zásady:

Zásada je látka, která je schopná přijmout kation vodíku H^+ .

Definice zásady dle Brønsteda a Lowryho se od definice Arrheniovy značně odlišuje. Vyřešilo to problém s amoniakem?

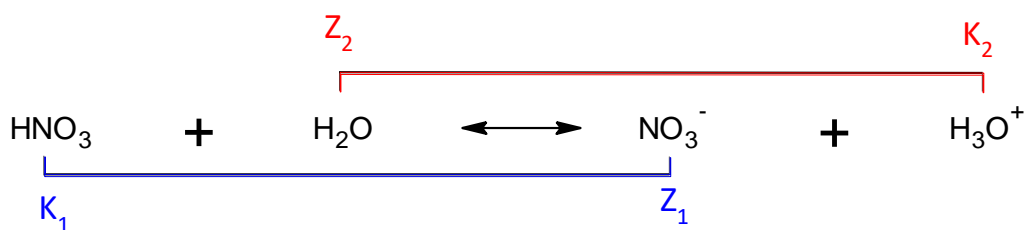


Jak je vidět z obrázku, problém je vskutku vyřešen. Amoniak se chová jako báze dle Brønsteda a Lowryho. Přijme vodíkový kation z molekuly vody a přemění se na amonný kation. Z molekuly vody zbyde hydroxidový anion, který je zodpovědný za bazické chování roztoku.

Ještě nám zbývá zmínit dva pojmy, a to **konjugovaný pár** a **amfoterní látka**.

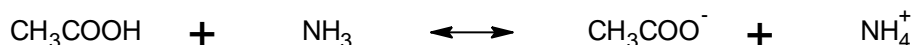
Konjugovaný pár je dvojice částic, které se vzájemně liší o H^+ . Jedna částice je kyselinou, druhá zásadou.

Takové konjugované páry můžeme najít např. u disociace kyseliny dusičné, kde molekula kyseliny dusičné předá vodíkový kation molekule vody. Vznikne tak dusičnanový anion a oxoniový kation. Pokud se zamyslíme nad definicí konjugovaného páru, všimneme si, že částice K_1/Z_1 i K_2/Z_2 tuto definici splňují.

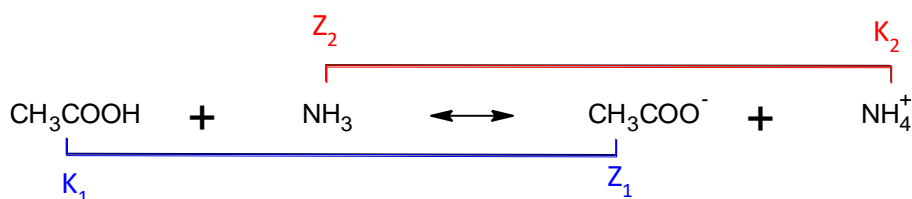


K_1 je bezpochyby kyselinou, však se tak i jmenuje. Z_1 je pak zásadou. Kyselinou být nemůže, nemá odštěpitelný vodík. Navíc pokud otočíme směr reakce, což naznačuje dvojitá šipka, přijímá Z_1 vodíkový kation, tedy je dle definice Brønsteda a Lowryho zásadou.

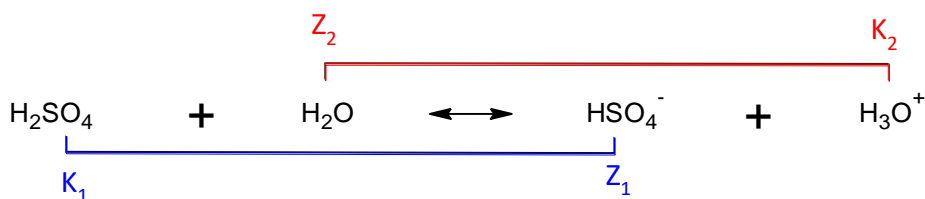
Zkusíme jiný příklad. Zkusíme najít konjugované páry v reakci kyseliny octové s amoniakem, která probíhá dle následující rovnice:



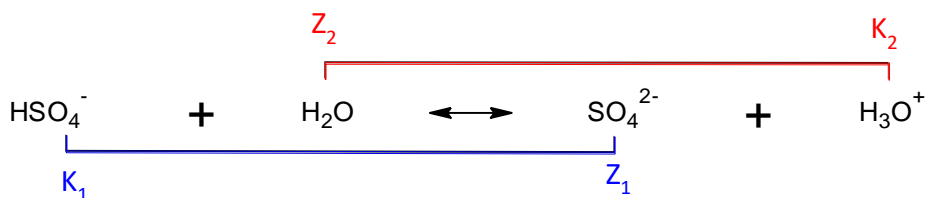
Z rovnice je zřejmé, že první molekula odštěpila vodíkový kation a stal se z ní anion, chová se tedy jako kyselina. Pokud by se reakce obrátila, musel by anion opět vodíkový kation přijmout a zachovat se tak jako zásada. Druhá molekula, amoniak, vodíkový kation přijala, zachovala se jako báze a stal se z ní amonný kation. Obráceně by se amonný kation zachoval jako kyselina. Doplněné schéma vypadá následovně:



Pojem konjugovaný pár jsme si již osvojili a je na čase situaci trochu zkomplikovat. Zkusíme si napsat disociaci kyseliny sírové. Protože se jedná o dvojsytnou kyselinu – obsahuje dva odštěpitelné vodíky, může disociovat až do druhého stupně. Nejprve odštěpí jeden vodíkový kation, tedy disociuje do prvního stupně.



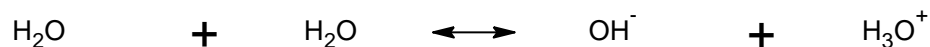
Vznikl nám tak hydrogensíranový anion HSO_4^- . Název této částice pro nás zatím není důležitý, ale všimněte si, že má stále jeden odštěpitelný vodíkový kation. Nebojme se toho a pojďme disociovat kyselinu sírovou do druhého stupně. Rovnice bude vypadat následovně:



Pozorný čtenář si jistě všiml, že ona zvláštní částice HSO_4^- se v první rovnici chová jako zásada a ve druhé jako kyselina. A je tomu skutečně tak. Látky, které se dokáží chovat, jak kysele, tak i zásaditě, se nazývají **amfoterní**.

Na předponu amfo- či amfi- narazíte během svých studií ještě mnohokrát. Třeba třída obojživelníci se latinsky nazývá *Amfibia*.

Další z látek, která má amfoterní chování, je voda. Molekuly vody dokáží dokonce reagovat samy se sebou. Tato reakce se nazývá **autoprotolýza vody** a je základem pro odvození pH, tedy stupnice kyselosti, o které bude pojednávat jedna z následujících kapitol.



Otázka k zamyšlení 1: Navrhnete experiment, kterým byste jednoznačně dokázali, že i v nejčistší vodě probíhá autoprotolýza?

3.2 Klasifikace kyselin a zásad

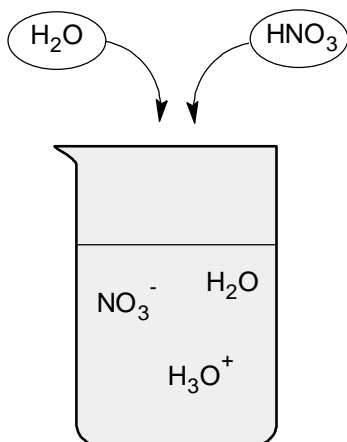
Kyselin i zásad existuje nepřeborné množství, a proto je nanejvýš praktické je trochu rozškatulkovat. První praktické kritérium, které vás asi napadne, je jejich síla. Kdybyste dostali na výběr, zda budete polití kyselinou sírovou nebo kyselinou octovou, asi byste si ve snaze zachránit svoji tělesnou schránku vybrali kyselinu octovou. A dobře byste udělali. Jak ale poznat, která kyselina je silná? A co to vlastně znamená?



Na obrázku vidíte, co se stane, když běžný cukr potrápíte koncentrovanou kyselinou sírovou. Tato kyselina má silné dehydratační účinky. To znamená, že má tendenci „vytahovat vodu“. Cukr je organická látka, která se skládá z uhlíků, vodíků a kyslíků. Proto, když na něj necháme působit kyselinu sírovou, zčerná. To je zbylý uhlík, který se navíc našlehá uvolňující se vodní parou a parami kyseliny sírové. Koncentrovaná kyselina sírová je velmi nebezpečná látka.

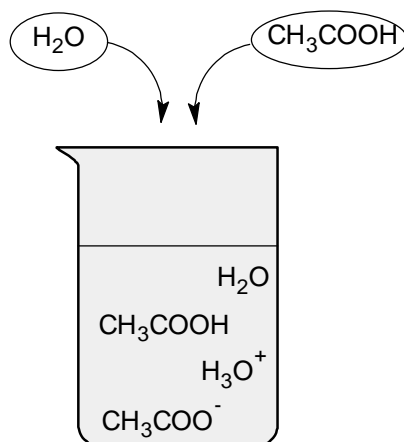
Z toho důvodu také platí, že když ředíte kyseliny vodou, tak vždy přidáváte kyselinu do většího množství vody. V opačném případě, přidavku vody do většího množství kyseliny, by se mohlo uvolnit tolik tepla, že by voda začala vřít a prskat, podobně jak to dělá na pánvi s olejem. Poté by velmi snadno mohlo dojít k poleptání či nešťastnému zasažení oka. Vždy noste v laboratoři brýle!

Jak už jsme si řekli, kyseliny jsou látky, které odštěpují H^+ . Čím snáze bude kyselina H^+ odštěpovat, tím bude silnější. V základním rozdělení se kyseliny dělí na **silné** a **slabé**. **Silné kyseliny** jsou v roztoku zcela disociovány. To znamená, že každá molekula silné kyseliny poskytne svůj vodíkový kation vodě. V roztoku tedy nebude přítomna nerozdisociovaná forma kyseliny. Na obrázku vidíte příklad roztoku silné kyseliny dusičné.



Protože se jedná o silnou kyselinu, všechny její molekuly předají vodíkové kationy vodě za vzniku oxoniových iontů. V roztoku tedy nebude částice HNO_3 .

Slabé kyseliny se disociují jen částečně. To znamená, že některé molekuly odevzdají své vodíkové kationy, ale jiné si je nechají. Proto když připravíme roztok z kyseliny octové, najdeme v něm jak nerozdisociované molekuly kyseliny CH_3COOH , tak produkty disociace CH_3COO^- a H_3O^+ .



Odpověď 1: Experiment by mohl vypadat velmi jednoduše. Stačí dokázat, že i nejčistší forma vody, vede elektrický proud. Pokud by autoprotolýza neprobíhala, voda by byla tvořena pouze elektroneutrálními molekulami a nevedla by elektrický proud.

Se zásadami to bude analogicky. Čím je zásada silnější, tím více bude přijímat vodíkové kationy. Všechny molekuly silných zásad přijmou vodíkový kation a říkáme o nich, že jsou protonizovány. U slabých zásad jsou v roztoku jen některé molekuly protonizovány, jiné zůstávají v původní podobě.

Tak které jsou silné a které slabé? U bezkyslíkatých kyselin si to zjednodušíme. Pro jejich sílu platí následující sekvence:



Kyselina fluorovodíková je slabá, ostatní jsou silné. Vysvětlení je poměrně snadné. Vazba H-F je iontová, a proto velmi pevná. Fluor se tedy vodíku nerad zbavuje. Postupně ve skupině iontovost vazby klesá, a proto prvky snáze odštěpují vodíkový kation a jejich síla tak roste.

Důležitá poznámka. Že je kyselina slabá vůbec neznamená, že není nebezpečná. Síla kyselin je dána pouze ochotou poskytovat kation vodíku, ale to je jen část příběhu. Např. slabá kyselina fluorovodíková kromě toho, že výborně rozkládá tkáň či leptá oči (zejména kvůli fluoridovému anionu F⁻), je také vysoce toxická a způsobuje třeba otok plic. A obráceně, některé z nejsilnějších dosud připravených kyselin, třeba kyseliny na bázi karboranu (sloučeniny uhlíku a bóru), jsou takřka neškodné.

U kyslíkatých kyselin to bude krapet složitější. Pomůžeme si jednoduchým schématem. Pokud bude kyselina splňovat formální vzorec

- H_nZO_n , tedy bude mít stejný počet vodíků a kyslíků, jedná se o kyselinu **velmi slabou**. Do této skupiny patří třeba kyselina boritá nebo kyselina chlorná. Ověřte si to napsáním jejich vzorců.
- $\text{H}_n\text{ZO}_{n+1}$, tedy bude mít o jeden kyslík více, než má vodíků, jedná se o kyselinu **slabou**. Do této skupiny patří kyselina fosforečná či nestabilní kyselina uhličitá. **Do této skupiny patří i organická kyselina octová CH_3COOH . Teprve se budeme učit, že tato kyselina má pouze jeden odštěpitelný vodík. Ten, který je připojen k uhlíku přes atom kyslíku. Ostatní vodíky jsou na uhlík napojené přímo a odštěpitelné nejsou.**
- $\text{H}_n\text{ZO}_{n+2}$, patří mezi **silné kyseliny**, jako jsou kyselina sírová nebo dusičná
- $\text{H}_n\text{ZO}_{n+3}$, patří k **velmi silným** kyselinám. Kyselina chloristá se označuje jako nejsilnější běžná minerální kyselina vůbec.

Určete sílu následujících kyselin (ano, jsou zadané slovy:-)). Řešení naleznete na následující stránce.

kyselina křemičitá

kyselina manganistá

kyselina chlorovodíková

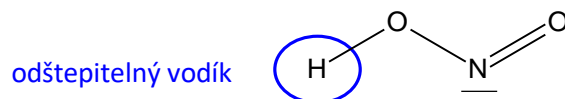
kyselina dusičná

kyselina chlorečná

kyselina fluorovodíková

Řešení popořadě: slabá, velmi silná, silná, silná, silná, slabá

Další významné kritérium pro dělení kyselin je jejich **sytnost**. Je to velmi jednoduché. Pokud je kyselina jednosytná, má pouze jeden odštěpitelný vodík a může tedy disociovat pouze do prvního stupně. Odštěpitelné vodíky poznáte v molekulách kyselin snadno, jsou totiž k centrálnímu atomu připojeny přes kyslík. Jednosytná kyselina je třeba kyselina dusitá.



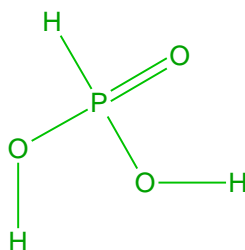
Jednosytná kyselina dusitá.

Vícasytné kyseliny mají více odštěpitelných vodíků. Jako příklady nám poslouží dvojsytná kyselina siřičitá nebo trojsytná kyselina fosforečná.



Dvojsytná kyselina siřičitá a trojsytná kyselina fosforečná.

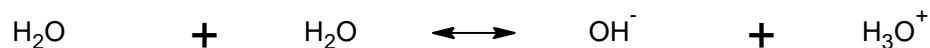
Občas je to ale záludné. Existuje např. kyselina se vzorcem H_3PO_3 , kterou bychom s lehkou myslí považovali za trojsytnou kyselinu a pojmenovali ji kyselina trihydrogenfosforitá. Její stabilnější forma má však strukturu zobrazenou níže a je tedy kyselinou dvojsytnou. Pro milovníky názvosloví, správný název by byl kyselina fosfonová.



Kyselina fosfonová.

3.3 Teorie pH

S kyselinami a zásadami už jsme se poprali a nyní je čas se seznámit s pH. Půjdeme na to přes vodu. Již jsme se naučili, že voda má amfoterní charakter. V reakci, které se říká autoprotolýza vody, se tato vlastnost vody projeví naplno. Jedna molekula vody se zachová jako kyselina a naprotonizuje druhou molekulu vody, která se tedy zachová jako zásada.



Tato reakce probíhá ve velmi malé míře. Pro představu ve Slapské přehradě, ve které je 269 300 000 tun vody, se nachází pouze 512 kg částic H_3O^+ a 458 kg částic OH^- . To je méně než jeden krychlový metr. Bylo změřeno, že pro čistou vodu o teplotě 25 °C jsou molární koncentrace oxoniových a hydroxidových iontů rovny $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Roztok, který obsahuje stejný počet H_3O^+ a OH^- iontů, označujeme jako **neutrální**.

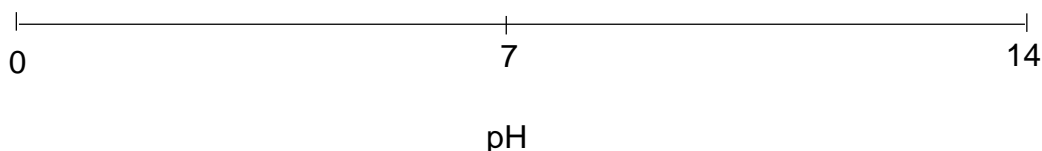
Otázka k zamýšlení 2: Je běžná voda skutečně pH neutrální látka?

To bychom měli čistou vodu. Počet oxoniových a hydroxidových iontů v roztoku můžeme však velmi snadno změnit. Pokud do roztoku přidáme nějakou kyselinu, její molekuly se rozdisociují a vytvoří s neutrálními molekulami vody nové H_3O^+ . Roztok kyseliny tedy bude obsahovat více H_3O^+ než OH^- iontů. Takový roztok logicky označujeme jako **kyselý**. Obráceně to funguje také. Pokud přidáme do roztoku zásadu, vzniknou nové OH^- ionty. Roztok, který má více OH^- v porovnání s H_3O^+ se nazývá **zásaditý** nebo **bazický**.

KYSELÝ ROZTOK
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$

NEUTRÁLNÍ ROZTOK
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$

BAZICKÝ ROZTOK
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$



Míru kyselosti či zásaditosti roztoku nám vyjadřuje **stupnice pH**. Je to stupnice, nevylekejte se, logaritmická. S logaritmy se seznámíte podrobně na hodinách matematiky ve vyšším ročníku. Nyní si jen uživatelsky vysvětlíme, co to je. Už jsme si vysvětlili, že kyselost/zásaditost roztoku nám určuje množství, přesněji poměr množství, iontů H_3O^+ a OH^- . V čisté vodě jsou molární koncentrace zmíněných iontů shodné a to $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Číslo $1 \cdot 10^{-7}$ neboli 0,0000001 je pro výpočty neuvěřitelně nepraktické, a právě tady nastupují logaritmy. Logaritmus je funkce, matematikáři odpustí, která z velmi velkých nebo velmi malých čísel umí udělat číslo mnohem hezčí a praktičtější.

$$\log_{10} 100 = 2$$

↑ logaritmované číslo
 ← výsledný logaritmus
 ↓ základ logaritmu

Rozepíšeme si to slovy. Například logaritmus se základem deset (tzv. dekadický logaritmus) čísla sto je roven dvěma, protože deset na druhou je sto. Logaritmus nějakého čísla je tedy číslo, kterým když umocníme základ logaritmu, získáme původní logaritmované číslo.

Další příklady:

$$\log_{10} 1\,000\,000 = \log_{10} 10^6 = 6$$

$$\log_{10} 0,001 = \log_{10} 10^{-3} = -3$$

Zlogaritmovat můžeme i méně hezká čísla, ale na to již budeme potřebovat kalkulačku. Najdi si tu svoji a zkus spočítat následující příklady. Nejprve zmáčkneš tlačítko log, poté zadáš logaritmované číslo a dáš zobrazit výsledek.

$$\log_{10} 35 = 1,544$$

$$\log_{10} 200 = 2,301$$

$$\log_{10} 0,016 = -1,796$$

Zpátky k chemii. Co se stane, když zlogaritmujeme hodnotu $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ v čisté vodě?

$$\log_{10} c(\text{H}_3\text{O}^+) = ?$$

$$\log_{10} 10^{-7} = -7$$

Tedy jsme z celkem nepraktického čísla $1 \cdot 10^{-7}$ logaritmováním udělali mnohem líbivější -7 . Nyní celou rovnici vynásobíme -1 .

$$(-1) \cdot \log_{10} 10^{-7} = (-1) \cdot (-7)$$

$$-\log_{10} 10^{-7} = 7$$

A máme krásnou kladnou sedmičku. Matematicky jsme udělali **záporný dekadický logaritmus koncentrace oxoniových iontů**. Aby to studenty neděsilo, tak se to zkracuje na pH. Malé p je zkratka pro záporný dekadický logaritmus, H je pak zkratka pro molární koncentraci H_3O^+ iontů.

$$\text{Definice pH: } \text{pH} = -\log_{10} c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Čistá voda má hodnotu $\text{pH} = 7$. Kyselý roztok obsahuje více H_3O^+ iontů, a proto jeho pH bude nižší než 7. Možná vám to přijde nelogické. Více H_3O^+ a přesto menší hodnota pH. Je to proto, že ve výpočtu máme to mínusko. V klidu si to rozmyslete.

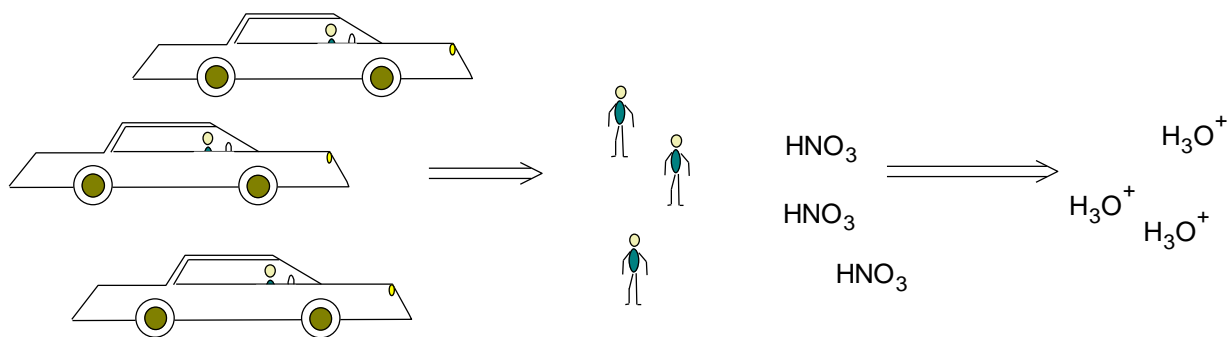
Pokud bychom měli v roztoku kyseliny koncentraci $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, která je dokonce o dva řády vyšší než v čisté vodě, a spočítali bychom pH takového roztoku, získali bychom hodnotu $\text{pH} = 5$. Vyzkoušejte si to.

Zásaditý roztok bude mít hodnotu vyšší než 7. Horní hranici pH stupnice tvoří hodnota 14. Proč je to zrovna 14, je na vysvětlení trochu složitější a budete si na něj muset pár let počkat. Nyní vám nezbývá než mi věřit.

Ukázkové příklady na výpočet pH roztoku kyseliny:

Nejprve jednoduchý. Spočítejte pH roztoku kyseliny dusičné o koncentraci $c(\text{HNO}_3) = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

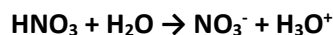
Kyselina dusičná je silná, a proto v roztoku zcela disociuje. Všechny její molekuly odštěpí vodíkové kationy a vytvoří H_3O^+ , proto můžeme říci, že koncentrace HNO_3 a H_3O^+ budou shodné. Hodnotu pH pak spočítáme snadno dle definice.



Pokud vám tento myšlenkový postup není jasný, zkusme si to vysvětlit na příkladu s auty na obrázku. Máme informaci, že na parkovišti stojí 150 aut (v jednom litru roztoku máme 0,03 mol HNO_3). Na základě této informace můžeme bezpečně prohlásit, že se okolo parkoviště potuluje 150 řidičů, protože na každé auto připadá právě jeden řidič (na jednu molekulu HNO_3 připadá právě jeden kyselý vodík).

Samozřejmě, že tento názorný příklad bude platit, pokud každé auto přiveze právě jednoho člověka, a to svého řidiče. Byť je to lákavé, nerýpejte do něj.

Rovnice popsaného děje vypadá následovně:



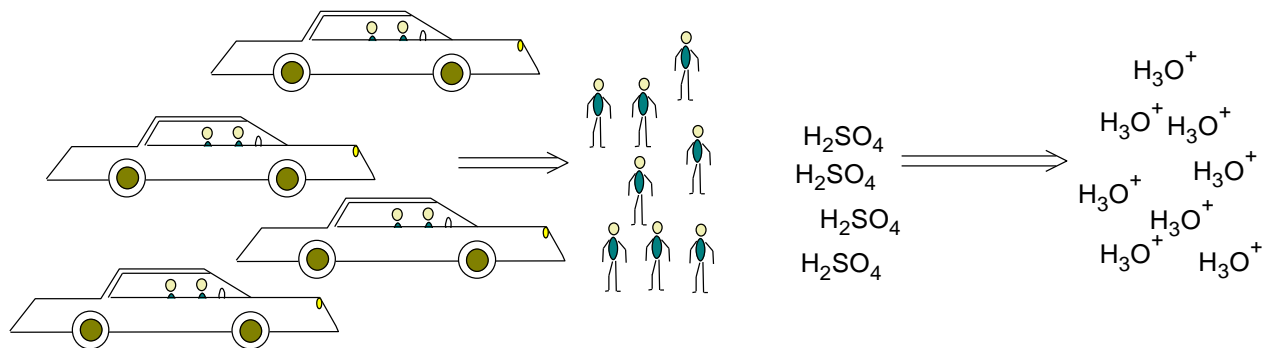
$$c(\text{HNO}_3) = c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log(\text{H}_3\text{O}^+) = 1,52$$

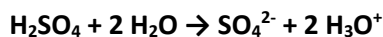
Hodnota pH roztoku kyseliny dusičné o molární koncentraci $c(\text{HNO}_3) = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ je $\text{pH} = 1,52$.

Trochu složitější příklad. Spočítejte pH roztoku kyseliny sírové o koncentraci $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Kyselina sírová je silná, a proto v roztoku zcela disociuje. Všechny její molekuly odštěpí dva vodíkové kationy, které vytvoří H_3O^+ . Tady nastává ta komplikace. Protože se jedná o kyselinu dvojsytnou, koncentrace H_3O^+ bude dvojnásobná oproti koncentraci kyseliny.



Pokud nerozumíte, představíme si opět obdobnou situaci s auty. Představme si, že na parkoviště přijela čtyři auta a víme, že v každém seděli dva lidé. V našem příkladu víme, že v litru roztoku máme 0,01 molu kyseliny sírové a každá molekula kyseliny obsahuje dva kyselí vodíky. Když se nás někdo zeptá, kolik lidí vlastně přijelo. Není nic snazšího, počet aut krát dva, přijelo osm lidí. Ta samá otázka na naši kyselinu zní, kolik uvolnila kationů vodíku. Řešení je stejné, množství kyseliny krát dva. Chemická rovnice, která tento děj vyjadřuje, vypadá následovně:



Poměr je hezky vidět i z rovnice. Před kyselinou je jednička, která se nepíše, a před částicemi H_3O^+ je dvojka. Poměr kyseliny a oxoniových iontů je 1 : 2.

$$2 \cdot c(\text{H}_2\text{SO}_4) = c(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \cdot 0,01 = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log(\text{H}_3\text{O}^+) = 1,70$$

Jak ale spočítáme pH roztoku hydroxidu? Třeba hydroxidu sodného o molární koncentraci $c(\text{NaOH}) = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Již víme, že se molekuly hydroxidu sodného ve vodě rozdělí na sodné kationy Na^+ a hydroxidové aniony OH^- . Protože každá molekula hydroxidu sodného obsahuje právě jeden hydroxidový anion, můžeme říci, že koncentrace hydroxidových anionů je shodná s koncentrací hydroxidu sodného, tedy $c(\text{OH}^-) = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Známe koncentraci OH^- iontů. Ale co s ní? Stejně jako jsme zavedli pH, existuje i pOH. Myšlenka je úplně stejná. Uděláme záporný dekadický logaritmus ale tentokrát z koncentrace OH^- iontů.

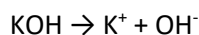
Definice pOH: $\text{pOH} = -\log_{10}c(\text{OH}^-)$

Dále platí $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

Pokud známe hodnotu pOH roztoku, jeho pH spočítáme snadno. Odečteme pOH od 14 a je to.

Ukázkové příklady na výpočet pH roztoku hydroxidu:

Pojďme spočítat pH roztoku hydroxidu draselného o koncentraci $c(\text{KOH}) = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Pokud počítáme pH roztoku hydroxidu, neumíme rovnou určit koncentraci H_3O^+ iontů. Musíme to obejít přes pOH. Hydroxid draselný se ve vodě rozdisociuje, a protože molekula KOH obsahuje právě jeden OH^- ion, můžeme zapsat, že koncentrace KOH a OH^- jsou shodné. Poté spočítáme pOH, odečtem od 14 a získáme pH.

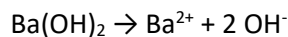


$$c(\text{KOH}) = c(\text{OH}^-) = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log(\text{OH}^-) = 1,52$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,52 = 12,48$$

Složitější příklad s hydroxidem. Spočítejte pH roztoku hydroxidu barnatého o koncentraci $c(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,022 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Stejně jako v případě dvojsytných kyselin a oxoniových kationů, i zde bude platit, že z jedné molekuly hydroxidu vzniknou dva hydroxidové aniony. Spočítáme tedy koncentraci hydroxidových iontů, pak pOH a závěrem pH.



$$2 \cdot c(\text{Ba}(\text{OH})_2) = c(\text{OH}^-) = 0,044 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log(\text{OH}^-) = 1,36$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,36 = 12,64$$

Odpoověď 2: Otázka je to jednoduchá, ale odpověď tak snadná nebude. Předně voda jako chemicky čistá látka musí obsahovat pouze molekuly vody. Žádné rozpuštěné soli, žádné organické látky, jen molekuly vody. Takovou vodu bychom při troše štěstí našli v podobě ledu v některých odlehlých oblastech. Pokud bychom led ale rozpustili, došlo by k rozpuštění plynů přítomných ve vzduchu. Dusík ani kyslík pH vody příliš neovlivní, ale třeba oxid uhličitý ano. Tento plyn je kyselý a pH tedy snižuje. Závěrem můžeme říci, že voda, se kterou se běžně setkáváte, přesně neutrální velmi pravděpodobně nebude.

Příklady na procvičení:

Vždy se dopředu zamyslete nad přibližnou hodnotou výsledku. Zamezíte tak zbytečným chybám. Roztok kyseliny musí mít pH pod 7, roztok hydroxidu nad 7.

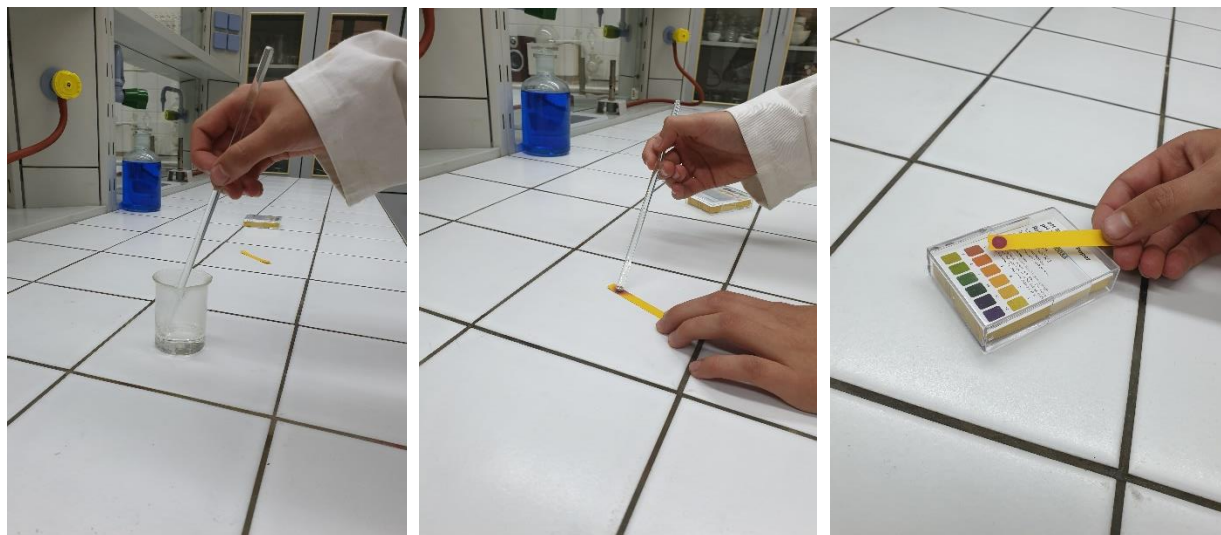
- 1) Určete pH roztoku kyseliny chloristé o molární koncentraci $c = 0,002 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. (pH = 2,70)
- 2) Určete pH roztoku kyseliny sírové o molární koncentraci $c = 0,002 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. (pH = 2,40)
- 3) Určete pH roztoku hydroxidu lithného o molární koncentraci $c = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ (pH = 12,18)
- 4) Určete pH roztoku hydroxidu vápenatého o molární koncentraci $c = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ (pH = 12,48)
- 5) Jaké pH má roztok připravený z 250 ml roztoku kyseliny sírové o molární koncentraci $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ a 500 ml vody. Objemovou kontrakci zanedbejte. (pH = 1,18)
- 6) Z 8 g čistého hydroxidu draselného bylo připraveno $3,5 \text{ dm}^3$ vodného roztoku. Jaké pH měl tento roztok? (pH = 12,61)

Asi je jasné, že pouhým pohledem na neznámý roztok se nedá pH zjistit. Pokud roztok připravujeme ze zásobních roztoků o známé koncentraci, můžeme pH spočítat. V jiném případě musíme pH změřit. V laboratoři nám bude velmi často stačit pouze přibližná znalost hodnoty pH. K tomuto účelu se používají **pH indikátorové papírky**. Tyto papírky jsou napuštěné látkami, kterým se říká **acidobazické indikátory**. Tyto látky mají úžasnou vlastnost, mění svoji barvu na základě pH okolí. Jedním z nejpoužívanějších acidobazických indikátorů je **fenolftalein**. Tato látka je v kyselém prostředí bezbarvá, v zásaditém je sytě růžová. Tabulka uvádí nejpoužívanější acidobazické indikátory včetně jejich barev v kyselém a zásaditém prostředí.

Nejběžnější acidobazické indikátory.

NÁZEV INDIKÁTORU	KYSELÉ PROSTŘEDÍ	BAZICKÉ PROSTŘEDÍ
methyloranž	oranžová	žlutá
methylčerveň	červená	žlutá
lakmus	červená	modrá
bromthymolová modř	žlutá	modrá
fenolftalein	bez barvy	fialová

Použití indikátorových papírků je velmi snadné. Skleněnou tyčinkou přenesete kapku měřeného roztoku na indikátorový papírek. Ten změní barvu. Barvu následně porovnáte se škálou barev, která je na tubě od papírků a je hotovo.



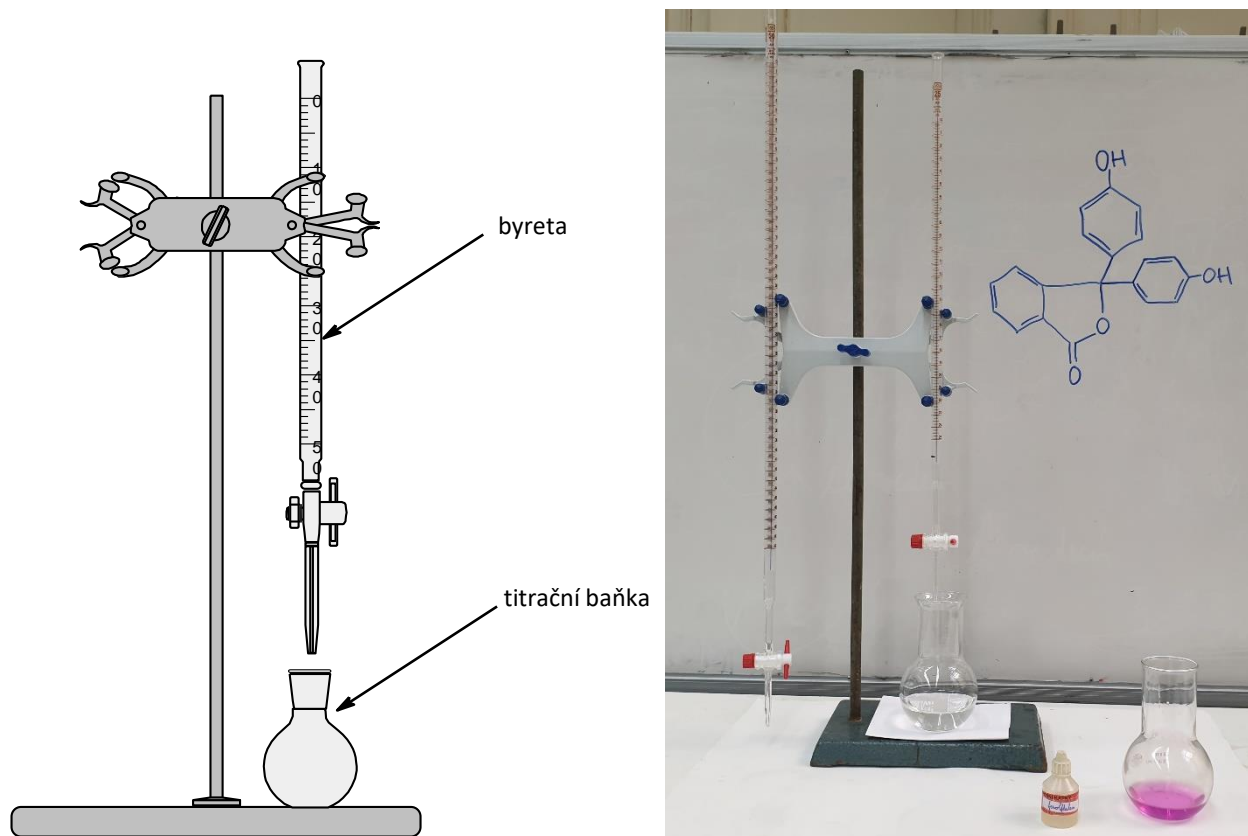
Postup měření pH pomocí indikátorového papírku.

V některých případech je nutné změřit hodnotu pH přesně. K tomuto účelu se používá **pH metr**. To je úžasný a v dnešní době již velmi malý přístroj, který se obvykle skládá z krabičky a pH sondy. Právě sonda je ono měřicí zařízení. Její stěna je vyrobena ze zvláštního a velmi tenkého skla. Sklo je tak tenké, že umožňuje měřicímu systému (pro skalní fyziky: měřenou hodnotou je napětí) porovnat složení vnějšího prostředí (tedy náš měřený roztok) a vnitřního prostředí (roztok o neměnném složení uvnitř pH sondy). Na základě tohoto rozdílu krabička dokáže spočítat hodnotu pH.

3.4 Acidobazické titrace

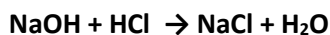
V této kapitole si vysvětlíme princip jedné z nezákladnějších analytických metod, a to **acidobazické titrace**. Titrace obecně se používají k určování neznámých koncentrací a existují v mnoha různých uspořádáních. My se zaměříme na určování neznámých koncentrací kyselin a hydroxidů. Představme si, že máme vzorek roztoku kyseliny chlorovodíkové, ale neznáme jeho koncentraci a rádi bychom ji zjistili. Co s tím? Zopakujme si, co všechno víme. Víme, že kyseliny reagují se zásadami a známe látky, co umí měnit barvu na základě pH prostředí. To je dobrý začátek.

Do titrační baňky odpipetujeme přesný objem našeho vzorku (V_{HCl}), přidáme pár kapek acidobazického indikátoru (v našem případě použijeme fenolftalein) a byretu, což je v podstatě pipeta s kohoutem, naplníme roztokem hydroxidu sodného, který jsme si předtím připravili. Protože jsme roztok hydroxidu připravovali, známe jeho koncentraci (c_{NaOH}). Pomalu začneme přikapávat roztok hydroxidu z byrety do vzorku v titrační baňce. Co se bude dít? Na začátku titrace byl v titrační baňce pouze vzorek kyseliny chlorovodíkové, a proto bude fenolftalein bezbarvý. Přikapáváním roztoku hydroxidu z byrety začne kyselina s hydroxidem reagovat a pH roztoku v titrační baňce bude pozvolna stoupat. Za chvíli nastane okamžik, kdy jsme tam pustili takové množství hydroxidu, že právě všechna kyselina zreagovala. Další kapka hydroxidu prudce zvýší pH. V tento moment okamžitě zareaguje indikátor změnou barvy, roztok ihned zfialoví a my přestaneme titrovat. Z byrety snadno odečteme množství přidaného hydroxidu (V_{NaOH}) a jdeme počítat.



Nákres a fotografie titrační aparatury.

Známe V_{HCl} , c_{NaOH} , V_{NaOH} a rovnici reakce



Z rovnice plyne, že pro reakci potřebujeme stejná látková množství kyseliny a hydroxidu. Látkové množství hydroxidu spočítáme snadno. Známe koncentraci hydroxidu, vždyť jsme si ten roztok připravili sami, a známe objem hydroxidu, který jsme odečetli z byrety. Spočítáme látkové množství hydroxidu.

$$n_{\text{NaOH}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

Látkové množství kyseliny je stejné jako látkové množství hydroxidu.

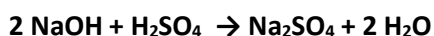
$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

V posledním kroku spočítáme koncentraci našeho vzorku. Objem vzorku známe, protože jsme ho pipetovali do titrační baňky.

$$c_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{HCl}}}$$

Složitější výpočet by nás čekal, kdyby kyselina byla vícesytná. Zde uvádím ukázkový výpočet pro dvojsytnou kyselinu sírovou.

Známe $V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$, c_{NaOH} , V_{NaOH} a rovnici reakce



Rozdíl je na první pohled patrný z rovnice. V tomto případě reagují hydroxid a kyselina v poměru 2:1, a právě tato dvojka se nám musí někde objevit ve výpočtu.

Látkové množství hydroxidu spočítáme shodně jako v předešlém případě.

$$n_{\text{NaOH}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

Problém nastává nyní. Látkové množství hydroxidu bude oproti látkovému množství kyseliny sírové dvojnásobné. Matematický zápis ale vypadá následovně.

$$2 \cdot n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{NaOH}}$$

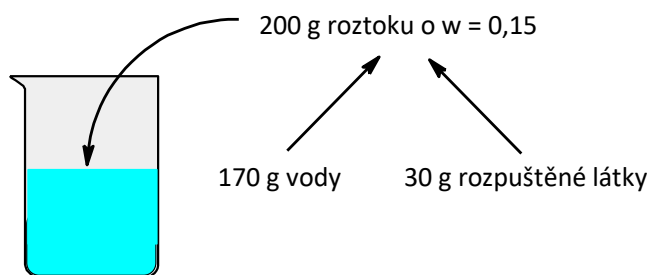
Zamyslete se nad tím. Látková množství kyseliny a hydroxidu dáváme do rovnosti. A protože je látkové množství hydroxidu dvojnásobné oproti látkovému množství kyseliny, musíme, abychom dodrželi rovnost, látkové množství kyseliny zdvojnásobit. Poté již je výpočet stejný jako v předešlém případě.

4 Mísení roztoků

V prvním ročníku jste se naučili připravovat základní roztoky. Umíte si spočítat, kolik látky musíte navážit, abyste připravili 10% roztok, nebo roztok o molární koncentraci $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Pokud si tím nejste úplně jistí, nevádí. Nejprve si to nejdůležitější zopakujeme.

4.1 Opakování základních veličin

Nejprve jsme se naučili pracovat s **hmotnostním zlomkem**. Hmotnostní zlomek nám říká, jakou část hmotnosti roztoku tvoří rozpuštěná látka a jakou rozpouštědlo, kterým je obvykle voda. Pokud máme třeba 15% roztok, jinými slovy roztok, který má hmotnostní zlomek $w = 0,15$, znamená to, že tento roztok je z 15-ti % tvořen rozpuštěnou látkou a zbytek, 85 % je rozpouštědlo. Pro příklad 200 g nějakého 15% roztoku bude tvořeno z 30 g rozpuštěné látky a 170 g rozpouštědla.



Pojďme to dát do vzorečků. Základní vztah pro hmotnostní zlomek je

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

kde w_A je hmotnostní zlomek složky A, m_A je hmotnost látky A v roztoku a m_{roztok} je hmotnost celého roztoku. Obě hmotnosti musí být uvedeny ve shodných jednotkách, aby se jednotky vykrátily a hmotnostní zlomek byl bezrozměrný. Dále platí, že součet hmotnostních zlomků všech složek roztoku je roven jedné. Náš příklad v číslech by vypadal takto

$$w_A = \frac{m_A}{m_{\text{roztok}}} = \frac{30}{30+170} = 0,15 \approx 15 \%$$

Jak tedy budete postupovat, když budete v laboratoři potřebovat připravit třeba 5% roztok manganistanu draselného?

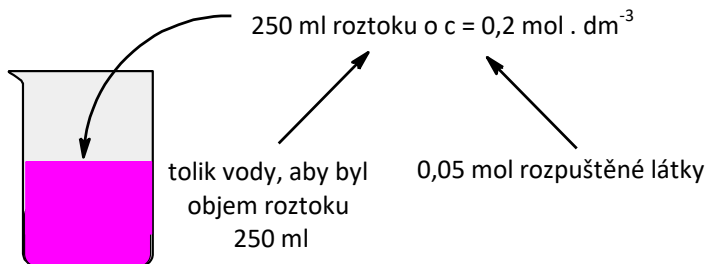
Nejprve se zamyslete, kolik roztoku budete potřebovat, a stanovíte si jeho hmotnost. Pokud potřebujete pár kapek, bude vám stačit třeba jen 10 g. Pokud ho budete potřebovat více, tak musíte přitlačit. Dospěli jste k názoru, že jej budete potřebovat třeba 50 g. Roztok má být pětiprocentní. Kolik manganistanu je třeba navážit? Přeci 5 % z 50 g, což je 2,5 g. Kolik vody na rozpuštění? 47,5 g, což je 47,5 ml. Vzorečky by to vypadalo následovně.

$$m_{\text{KMnO}_4} = w_{\text{KMnO}_4} \cdot m_{\text{roztok}}$$

$$m_{\text{KMnO}_4} = 0,05 \cdot 50 = 2,5 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{roztok}} - m_{\text{KMnO}_4} = 50 - 2,5 = 47,5 \text{ g}$$

Dále jsme se učili o **molární koncentraci**. Tato veličina nám říká, jaké látkové množství rozpuštěné látky najdeme v jednom litru roztoku. Pokud bude mít roztok koncentraci $c = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, znamená to, že v jednom litru takového roztoku plave 0,2 mol rozpuštěné látky. Ve 250 ml tohoto roztoku najdeme 0,05 mol rozpuštěné látky apod.



Základní vztah pro molární koncentraci je

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

kde c je molární koncentrace v $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, n je látkové množství v molech a V je objem v litrech.

Běžný problém v laboratoři. Potřebujete připravit 250 ml roztoku třeba dusičnanu stříbrného o molární koncentraci $c = 0,025 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Jak na to? Nejprve si spočítáme látkové množství dusičnanu.

$$n_{\text{AgNO}_3} = c \cdot V = 0,025 \cdot 0,25 = 0,00625 \text{ mol}$$

Dusičnan budeme vážit, proto je potřeba látkové množství dusičnanu přepočítat na hmotnost. K výpočtu bude potřeba jeho molární hmotnost, kterou si zjistíme z tabulky. $M(\text{AgNO}_3) = 169,87 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m = n \cdot M = 0,00625 \cdot 169,87 = 1,06 \text{ g}$$

Musíte navážít 1,06 g dusičnanu stříbrného. Poté ho rozpustíte v trošce destilované vody a doplníte vodou po rysku odměrné baňky na požadovaný objem 250 ml.

Poslední vztah, který by se mohl hodit, je vztah pro přepočet hmotnostního zlomku na molární koncentraci a obráceně.

$$w = \frac{c \cdot M}{\rho}$$

kde w je hmotnostní zlomek, c je molární koncentrace v $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, M je molární hmotnost v $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ a ρ je hustota v $\text{g} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Příklady pro procvičení:

- 1) Jakou hmotnost chloridu draselného navážíte pro přípravu 120 g jeho roztoku o $w(\text{KCl}) = 0,15$? V kolika ml vody bude třeba sůl rozpustit? (18 g KCl, 102 ml vody)
- 2) Jaký hmotnostní zlomek bude mít dusičnan draselný v roztoku, který byl připraven z 12 g této soli a 150 ml vody? ($w(\text{KNO}_3) = 0,074$)
- 3) Určete hmotnostní zlomky jednotlivých kovů ve slitině, která byla připravena z 2,5 kg mědi, 500 g zlata a 20 000 mg stříbra. ($w(\text{Cu}) = 0,828$; $w(\text{Au}) = 0,166$; $w(\text{Ag}) = 0,006$)
- 4) Jakou hmotnost hydroxidu sodného je třeba navážit pro přípravu 200 ml roztoku o molární koncentraci $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. ($m = 1,6 \text{ g NaOH}$)
- 5) Jakou molární koncentraci bude mít roztok dusičnanu stříbrného, pokud jej připravíme z 2 g této soli a 90 ml vody. ($c = 1,3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$)
- 6) Určete molární koncentraci roztoku dusičnanu stříbrného o $w = 0,05$ a $\rho = 1,05 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. ($c = 0,31 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$)
- 7) Jaký je hmotnostní zlomek roztoku kyseliny chlorovodíkové o molární koncentraci $c = 10 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$? Hustota tohoto roztoku je $1,159 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ($w = 0,31$)
- 8) Jak se změní hmotnostní zlomek roztoku, pokud z 300 g roztoku o hmotnostním zlomku $w = 0,15$ odpaříme 100 ml vody? (vzroste na $w = 0,225$)
- 9) Jak se změní hmotnostní zlomek roztoku, pokud ke 200 g roztoku o $w = 0,20$ přilijeme 50 ml vody? (zmenší se na $w = 0,16$)
- 10) Jak se změní molární koncentrace roztoku hydroxidu sodného o $w = 0,10$ a $\rho = 1,12 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, pokud k 50 ml tohoto roztoku přilijete 100 ml vody. Objemovou kontrakci zanedbejte. ($c = 0,093 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$)

4.2 Křížové schéma

Dalším velmi častým způsobem přípravy roztoků je naředění koncentrovaného zásobního roztoku. Např. kyselina chlorovodíková se běžně prodává jako 35% vodný roztok, kyselina dusičná pak jako 65% roztok a kyselina sírová jako 98% roztok. Tyto zásobní roztoky si potom v laboratoři naředíte destilovanou vodou, jak budete potřebovat.

Dvě důležitá upozornění:

- Když ředíte koncentrovaný roztok kyseliny, tak vždy přidávejte tento roztok do většího množství vody. Jinak hrozí vyprsknutí, které by vás mohlo poleptat.
- Při zacházení s kyselinami vždy používejte chemické brýle nebo štít. Kdyby přesto došlo k poranění oka, vždy to oznamte svému učiteli. Ten ví, jak správně postupovat, a postará se o vás.

Jak tedy může taková příprava roztoku vypadat? Představte si, že potřebujeme připravit 1,5 litru roztoku kyseliny dusičné o hmotnostním zlomku 15 %. Hustota takového roztoku je $\rho_{15\%} = 1,084 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. K dispozici máme zásobní, koncentrovaný, roztok kyseliny dusičné o hmotnostním zlomku 65 %. Hustota zásobního roztoku je $\rho_{65\%} = 1,391 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Celý postup můžeme rozdělit do tří kroků:

1. Krok – zápis:

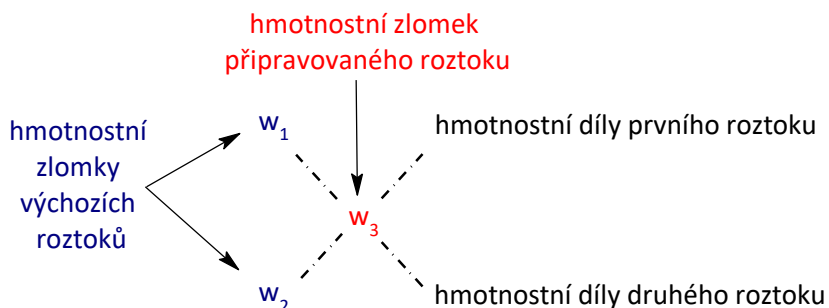
V příkladech na míchání roztoků je velmi důležité se neztratit. Většinou mícháme dva roztoky a připravujeme tak roztok třetí. Proto doporučuji si výchozí roztoky indexovat čísly 1 a 2. Výsledný roztok pak indexujte 3. Pro náš příklad by zápis vypadal následovně.

$$\begin{array}{lll}
 w_1 = 0,65 & w_2 = 0 & \rightarrow & w_3 = 0,15 \\
 \rho_1 = 1,391 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} & \rho_2 = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} & & \rho_3 = 1,084 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \\
 V_1 = ? & V_2 = ? & & V_3 = 1,5 \text{ dm}^3
 \end{array}$$

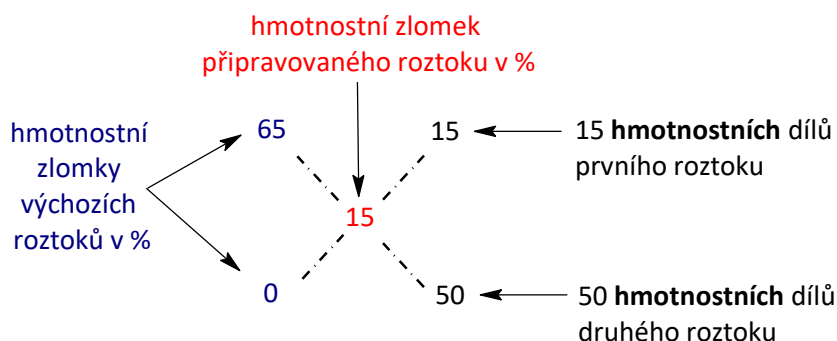
Kde jsme vzali hodnoty pro druhý roztok, když o něm v textu není ani zmínka? Druhý roztok totiž vůbec není roztok, ale je to čistá voda (pro hnidopichy chemicky čistá látka. Pro ještě větší hnidopichy, roztok ledasčeho, ale rozhodně ne kyseliny dusičné). Potřebujeme totiž koncentrovaný roztok jednoduše naředit, a když není uvedeno jinak, automaticky předpokládáme, že rozpouštědlem je voda. Abychom měli jednotný zápis, tak voda je 0% roztokem kyseliny dusičné, proto $w_2 = 0$. Pro hustotu vody automaticky předpokládejte hodnotu $\rho_2 = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. Jednak se s touto hodnotou dobře počítá, druhak chyba, které se tímto předpokladem dopustíme, je zanedbatelná.

2. Krok – sestavení kříže

Nyní si vytvoříme následující schéma.



Pod sebe si napíšeme hmotnostní zlomky výchozích roztoků v procentech. Hmotnostní zlomek výsledného roztoku zapíšeme do středu pomyslného kříže. Poté po úhlopříčkách zlomky odečteme a výsledek zapíšeme. **Odečítáme tak, aby výsledek byl vždy kladný.** Náš příklad by vypadal následovně.



Důvod, proč se obvykle zapisují hmotnostní zlomky v %, je čistě estetický. Pokud byste je zapsali desetinným číslem, postup by se nijak nezměnil, jen hmotnostní díly by vám také vyšly jako desetinné číslo. To působí poněkud nepřírodně. Použití procent zajistí, že vám hmotnostní díly vyjdou jako celá čísla.

3. Krok – vlastní výpočet

Křížovým schématem jsme zjistili, kolik hmotnostních dílů prvního a druhého roztoku musíme smíchat. Co je ale ten hmotnostní díl? Jakou hmotnost představuje? V tomto kroku se příklady na mísení roztoků liší. Vždy máte ale udanou hmotnost, připouštím, že někdy dosti skrytě, jednoho z roztoků. V našem příkladu máme zadáno, že máme připravit $1,5 \text{ dm}^3$ roztoku o koncentraci 15 %. To je přesně objem. Máme však údaj i o hustotě, přes kterou si hmotnost z objemu snadno spočítáme. Jistě vás, už jako zkušené mazáky, nemusím upozorňovat na to, že je rozumné do výpočetních vztahů dosazovat v odpovídajících si jednotkách.

$$m_3 = \rho_3 \cdot V_3 = 1,084 \cdot 1500 = 1626 \text{ g}$$

Spočítali jsme si, že potřebujeme připravit 1626 g roztoku. Výsledný roztok vzniká smísením obou roztoků. 15 hmotnostních dílů prvního roztoku a 50 hmotnostních dílů druhého roztoku. Hmotnost výsledného roztoku bude proto odpovídat 65 dílům.

$$\text{jeden díl} \rightarrow \frac{1626}{65} = 25,015 \text{ g}$$

A výpočet se chýlí ke konci. Spočítáme hmotnosti jednotlivých roztoků a z nich pak určíme objemy a je hotovo.

$$m_1 = 15 \cdot 25,015 = 375,225 \text{ g}$$

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho_1} = \frac{375,225}{1,391} = 269,75 \text{ cm}^3$$

$$m_2 = 50 \cdot 25,015 = 1250,75 \text{ g}$$

$$V_2 = \frac{m_2}{\rho_2} = \frac{1250,75}{1} = 1250,75 \text{ cm}^3$$

Pro přípravu 1,5 dm³ 15% roztoku kyseliny dusičné je třeba smísit 269,75 cm³ 65% roztoku této kyseliny a 1250,75 cm³ vody.

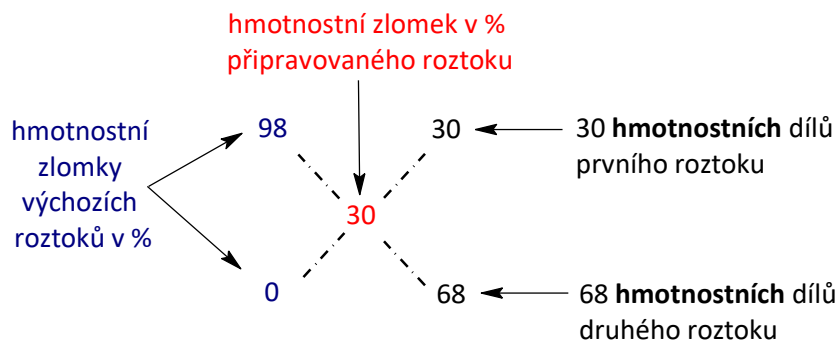
Jiný příklad by mohl vypadat takto. Kolik mililitrů 30% kyseliny sírové je možné připravit z 50 ml jejího 98% roztoku? Hustota 30% roztoku kyseliny sírové je $\rho_{30\%} = 1,219 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. Hustota 98% roztoku kyseliny sírové je $\rho_{98\%} = 1,836 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Tentokrát postup projedeme rychleji a všimneme si zásadní odlišnosti od předešlého příkladu.

1. Krok – zápis:

$w_1 = 0,98$	$w_2 = 0$	\rightarrow	$w_3 = 0,30$
$\rho_1 = 1,836 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$	$\rho_2 = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$		$\rho_3 = 1,219 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$
$V_1 = 50 \text{ cm}^3$	$V_2 = ?$		$V_3 = ?$

2. Krok – sestavení kříže



3. Krok – vlastní výpočet

Nyní musíme opět zjistit, jaká hmotnost připadá na jeden hmotnostní díl. Zde právě narazíme na odlišnost od předešlého příkladu. Zatímco v předešlém příkladu jsme znali hmotnost výsledného roztoku, zde známe – lépe řečeno umíme spočítat – hmotnost jednoho z výchozích.

$$m_1 = \rho_1 \cdot V_1 = 1,836 \cdot 50 = 91,8 \text{ g}$$

Protože na 98% kyselinu připadá 30 dílů, spočítáme jeden díl následovně.

$$\text{jeden díl} \rightarrow \frac{91,8}{30} = 3,06 \text{ g}$$

Na připravovanou 30% kyselinu připadá potom 98 dílů a její hmotnost a objem určíme snadno.

$$m_3 = 98 \cdot 3,06 = 299,88 \text{ g}$$

$$V_3 = \frac{m_3}{\rho_3} = \frac{299,88}{1,219} = 246 \text{ cm}^3$$

Z 50 ml 98% kyseliny sírové je možné připravit 246 ml roztoku 30% kyseliny sírové.

Příklady pro procvičení:

- 1) Jak připravíte 60 g 10% roztoku kyseliny sírové, máte-li k dispozici 98% kyselinu sírovou o hustotě $\rho_{98\%} = 1,836 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$? (3,33 ml 98% kyseliny sírové a 53,9 ml vody)
- 2) Jaké množství vody bude potřeba k naředění 150 g 60% kyseliny dusičné na 15% kyselinu dusičnou? (450 ml vody)
- 3) Jak připravíte 90 g 10% roztoku kyseliny chlorovodíkové, máte-li k dispozici 35% kyselinu chlorovodíkovou o hustotě $\rho_{35\%} = 1,174 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$? (21,9 ml 35% kyseliny chlorovodíkové a 64,3 ml vody)
- 4) V jakém objemu vody je třeba rozpustit 20 g hydroxidu draselného, aby vznikl roztok o hmotnostním zlomku $w(\text{KOH}) = 0,15$? (113,3 ml vody)
- 5) Tento příklad není příliš realistický, ale spočítáte jej hladce. Učíme se hlavně princip výpočtu. Jakou hmotnost 40% a jakou hmotnost 10% roztoku zlatité soli je třeba smíchat, abyste připravili 100 g 20% roztoku. (33,3 g 40% roztoku, 66,7 g 10% roztoku).
- 6) Jakým způsobem byste připravili roztok zlatité soli z předešlého příkladu poněkud logičtěji? (Smícháním 50 g 40% roztoku zlatité soli a 50 ml vody.)
- 7) Kolik krystalického chloridu draselného je třeba přidat k 150 g jeho 5% roztoku, aby vznikl roztok 10%? (8,3 g KCl)
- 8) Jak připravíte 200 g 15% roztoku kyseliny fosforečné, máte-li k dispozici 50% kyselinu fosforečnou o hustotě $\rho_{50\%} = 1,335 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$? (44,9 ml 50% kyseliny fosforečné a 140 ml vody)

4.3 Směšovací rovnice

Jak jste si jistě všimli, křížové schéma je poměrně snadné a rychle se s ním počítá. Má však jednu velkou nevýhodu. Nelze s ním vyřešit všechny typy příkladů. Když se na chvíli zamyslíte, tak snad odvodíte, s jakým typem příkladu byste narazili. Pokud byste totiž nevěděli hodnotu na středu kříže, velmi špatně by se vám počítalo. Z tohoto důvodu se nyní zaměříme na obecnější postup, který je sice více matematictější, ale dají se s ním vyřešit všechny typy příkladů.

Směšovací rovnice mají následující tvar:

$$w_1 m_1 + w_2 m_2 = w_3 m_3$$

$$m_1 + m_2 = m_3$$

Kde $w_{1,2,3}$ jsou hmotnostní zlomky jednotlivých roztoků a $m_{1,2,3}$ jsou hmotnosti jednotlivých roztoků.

Nejprve se zaměříme na první rovnici. Jaký význam má součin $w_1 m_1$? Pokud vynásobíme hmotnost roztoku hmotnostním zlomkem roztoku, dostaneme přeci hmotnost čisté látky. První rovnice tedy tvrdí, že pokud sečteme hmotnost čisté látky rozpuštěné v prvním roztoku s hmotností čisté látky rozpuštěné v druhém roztoku, získáme hmotnost čisté látky rozpuštěné v roztoku, který vznikl smícháním prvních dvou. Tomu se ani nedá nic vytknout. Pokud v jednom 250ml hrnku rozpustíte kostku cukru, ve druhém 250ml hrnku rozpustíte tři kostky cukru a oba hrnky slijete dohromady, dostanete roztok, ve kterém jsou rozpuštěny celkem čtyři kostky cukru. Druhá rovnice je mnohem snazší na pochopení. Říká, že výsledný roztok bude mít hmotnost rovnou součtu hmotností původních roztoků.

Příklad:

Jaký hmotnostní zlomek bude mít roztok, který vznikl smícháním 30 g 50% roztoku kyseliny fosforečné a 10 g vody? **Všimněte si, že tento příklad by nebyl řešitelný křížovým schématem, protože neznáme prostředek kříže.**

1. Krok – zápis

$$w_1 = 0,50$$

$$m_1 = 30 \text{ g}$$

$$w_2 = 0$$

$$m_2 = 10 \text{ g}$$

→

$$w_3 = ?$$

$$m_3 = ?$$

2. Krok – sestavení rovnic

$$w_1 m_1 + w_2 m_2 = w_3 m_3$$

$$m_1 + m_2 = m_3$$

$$0,5 \cdot 30 + 0 \cdot 10 = w_3 m_3$$

$$30 + 10 = m_3$$

3. Krok – vlastní výpočet

Protože voda je 0% roztokem kyseliny fosforečné, jeden člen první rovnice nám rovnou vypadne. Z druhé rovnice rovnou vidíme m_3 . Z druhé rovnice dosadíme za m_3 do první.

$$15 = w_3 \cdot 40$$

$$w_3 = 0,375$$

Vzniklý roztok bude mít hmotnostní zlomek roven 0,375.

Příklady k procvičení:

- 1) Jaký bude hmotnostní zlomek chloridu sodného v roztoku, pokud k 200 g 10% roztoku této soli přidáme 5 g krystalického chloridu sodného? $(w(\text{NaCl}) = 0,122)$
- 2) Určete hmotnostní zlomek chloridu draselného v roztoku, který vznikl rozpuštěním 2 g chloridu draselného v 0,5 litru jeho 8% roztoku. Hustota 8% roztoku je $\rho = 1,05 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. $(w(\text{KCl}) = 0,083)$
- 3) Jaký bude hmotnostní zlomek jodidu draselného, pokud k 200 g jeho roztoku o hmotnostním zlomku 15% přilijeme 50 g 30% roztoku této soli? $(w(\text{KI}) = 0,18)$
- 4) Jaký bude hmotnostní zlomek fosforečnanu sodného, pokud k 300 g jeho roztoku o hmotnostním zlomku 5% přilijeme 300 g 10% roztoku této soli? $(w(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,075)$
- 5) Jaký bude hmotnostní zlomek síranu sodného v roztoku, který vznikl odpařením 150 g vody z 450 g původně 13% roztoku této soli? $(w(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,195)$
- 6) Jaký bude hmotnostní zlomek roztoku kyseliny sírové, který vznikl slitím
 - 200 g 15% roztoku H_2SO_4
 - 400 cm^3 30% roztoku H_2SO_4 o hustotě $\rho = 1,2185 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$
 - 150 g 10% roztoku H_2SO_4 $(w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,228)$
- 7) Jaký bude hmotnostní zlomek kyseliny chlorovodíkové, který vznikl slitím 200 ml roztoku této kyseliny o molární koncentraci $c = 2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ($\rho = 1,05 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$) a 50 g 10% roztoku této kyseliny. $(w(\text{HCl}) = 0,075)$
- 8) Určete hmotnostní zlomek roztoku soli, který vznikl smísením 200 ml roztoku této soli o molární koncentraci $c = 4 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ a hustotě $\rho = 1,23 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, 65 g 10% roztoku této soli a 8 g krystalů této soli. Molární hmotnost této soli je $M = 142 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. $(w = 0,40)$

5 Soli

Soli jsou velická, neuvěřitelně pestrá a velmi významná skupina látek. První sůl, která vás patrně napadne, je sůl kuchyňská. Znáte ji od malička. Setkáváte se s ní denně. Tato látka, chemicky chlorid sodný, nejen že způsobuje, že nám jídlo chutná, ale také do našeho těla dodává důležité ionty.

Otázka k zamyšlení 3: Jakou funkci v našem těle sodné kationy Na^+ a chloridové aniony Cl^- vlastně zastávají? Proč jsou tak důležité?



Pár dalších příkladů solí:

- **fosforečnan vápenatý**, který tvoří naše zuby a kosti
- některé konzervanty potravin, třeba **dušitan** či **dušičnan sodný**
- prudce jedovaté soli, třeba **soli thallia** či **kadmia**
- látky explozivní, či umožňující exploze, jako jsou **dušičnan draselný** či **chlorečnan draselný**
- první fotografie využívaly **solí stříbra**
- stavebnictví by se neobešlo bez vápence, **uhličitanu vápenatého**, ze kterého se vyrábí pálené vápno a hlemýždi z něj mají své ulity

Odpověď 3: Sodný kation Na^+ je základní lidský ion a je třeba jej neustále doplňovat. Jedna z jeho nejdůležitějších funkcí je šíření nervového impulsu. Tento impuls je velmi zjednodušeně tvořen pohyby Na^+ iontů a poté K^+ iontů přes membránu dlouhého výběžku nervové buňky (tento výběžek může být u lidských nervových buněk až metr dlouhý). Proces je to nádherný a složitý, proto jeho podrobné vysvětlení necháme na později učitelům biologie. Chloridové ionty Cl^- jsou často opomíjené. Všude slyšíte, že je třeba přijímat dostatek Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} nebo dokonce Zn^{2+} a o chloridových iontech ani slovo. A to mají v našich tělech hned dvě veledůležité funkce. První z nich souvisí s ionty, co jsem před chvílí vyjmenovával. Všechny jmenované jsou totiž kationy, mají kladný náboj, a tak je v našem těle musí někdo nábojově vyrovnávat. Člověk je totiž elektroneutrální. Toto vyrovnávání kladných iontů zastávají společně s dalšími aniony právě chloridové ionty. Druhá funkce je neméně důležitá. Naše žaludeční sliznice tvoří kyselinu chlorovodíkovou, která nám ulehčuje trávení a chrání nás před choroboplodnými zárodky. Hádejte, jaký ion je potřeba pro tvorbu kyseliny chlorovodíkové?

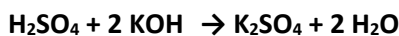
5.1 Opakování názvosloví solí

Názvosloví kyselin už máte v malíčku, tak je nejvyšší čas si zopakovat názvosloví solí. Kdo se do toho chce pustit střemhlav, ať si zkusí pojmenovat či napsat vzorce následujících solí. Řešení pak nalezne na následujících stránkách. Kdo má radši pomalejší starty, jdeme na to.

křemičitan kademnatý	SbPO ₄
selenan amonný	LiMnO ₄
uhličitan zlatitý	Cu ₂ SeO ₃
jodid mědnatý	Mg(ClO) ₂
disíran sodný	NH ₄ CN
dusitan vápenatý	K ₃ PO ₄

NÁZEV → VZOREC

Soli vznikají z kyselin náhradou atomů vodíku jiným prvkem. Typickou reakcí pro vznik solí je tzv. **neutralizace**, ve které reaguje kyselina s hydroxidem za vzniku soli a vody. Příkladem neutralizační reakce je reakce kyseliny sírové a hydroxidu draselného.



Atomy vodíku byly nahrazeny draslíky. Můžeme tedy říci, že anion soli pochází původně z kyseliny a kation soli z hydroxidu. **Všimněte si také, že aby měla tato chemická rovnice smysl a byl dodržen zákon zachování hmotnosti, bylo nutné doplnit do rovnice dvě 2. Kdybychom je nedoplnili, tak by levá strana rovnice měla jiný počet atomů než strana pravá, a to přeci nejde. Atomy se reakcí přeskupí, ale nemůžou se nám někam ztratit.** Zkusíme napsat následující vzorce:

fosforečnan vápenatý

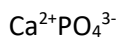
Krok 1: Napíšeme vzorec kyseliny fosforečné.



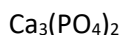
Krok 2: Oddělíme vodíky. Protože mají vodíkové kationy oxidační číslo +I, zbude nám anion, který bude mít stejně velký záporný náboj jako počet vodíků, které jsme oddělili. Fosforečnanový anion.



Krok 3: Předepíšeme odpovídající kation.



Krok 4: Doplníme dolní indexy tak, aby molekula byla elektroneutrální.



dusitan olovičitý

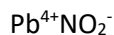
Krok 1: kyselina dusitá



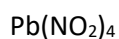
Krok 2: dusitanový anion



Krok 3: olovičitý kation



Krok 4:

**chroman draselný**

Krok 1: kyselina chromová



Krok 2: chromanový anion



Krok 3: draselný kation



Krok 4:

**chlorid vápenatý**Krok 1: kyselina chlorovodíková, **koncovka –id!**

Krok 2: chloridový anion



Krok 3: vápenatý kation



Krok 4:



Všimněte si, že názvy všech anionů končí z důvodu češtiny na koncovku –ový. Koncovka vyjadřující oxidační číslo je skrytá v názvu anionu před touto koncovkou. Např. uhličitanový anion = uhl + ičitan + ový anion.

Řešení k opakování:

křemičitan kademnatý	CdSiO_3	SbPO_4	fosforečnan antimonitý
selenan amonný	$(\text{NH}_4)_2\text{SeO}_4$	LiMnO_4	manganistan lithný
uhličitan zlatitý	$\text{Au}_2(\text{CO}_3)_3$	Cu_2SeO_3	seleničitan měďný
jodid měďnatý	CuI_2	$\text{Mg}(\text{ClO})_2$	chlornan hořečnatý
disíran sodný	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$	NH_4CN	kyanid amonný
dusitan vápenatý	$\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$	K_3PO_4	fosforečnan draselný

VZOREC → NÁZEV

Při určování názvů ze vzorců již musíme využít našich zkušeností. Existují dvě cesty. Buďto známe oxidační číslo kationu nebo poznáme anion.

Třeba KBrO_3

Krok 1: Poznám draselný kation. Draslík je totiž prvkem první skupiny a všechny tyto prvky vždy tvoří oxidační číslo +I. Doplním také oxidační číslo kyslíku –II.



Krok 2: Dopočítám oxidační číslo centrálního prvku.



Krok 3: Vytvořím název. Brom v oxidačním čísle pět → brom – ičnan. Draslík v oxidačním čísle +I → drasel – ný.

Krok 4:

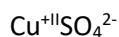
bromičnan draselný

CuSO_4

Krok 1: Poznám anion notoricky známé kyseliny sírové H_2SO_4 , tedy síranový anion SO_4^{2-} .
Z tohoto důvodu je rozumné umět základní kyseliny z hlavy.

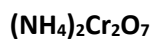


Krok 2: Dopočítám oxidační číslo kationu.

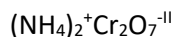


Krok 3:

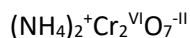
síran měďnatý



Krok 1: amonný kation



Krok 2: oxidační číslo centrálního prvku



Krok 3:

dichroman amonný

Nezapomeňte také na hydráty solí. Pokud se v krystalu soli nachází také uspořádané molekuly vody, jedná se o hydrát soli.

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

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

hexahydrát chloridu kobaltnatého	$\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$
----------------------------------	--

Možná si říkáte, že rozdíl mezi solí a jejím hydrátem nemůže být příliš velký. Nu nevíme. Třeba síran měďnatý je bílá! krystalická látka, zatímco pentahydrát síranu měďnatého, zvaný též modrá skalice, je krásně modrý. Hemihydrát síranu vápenatého je běžná sádra. Když na ni nalijete vodu, změní se na dihydrát a ztvdne.

Vyzkoušejte si vytvořit vzorce či názvy následujících solí:

kyanid vápenatý	$\text{Ca}(\text{CN})_2$
-----------------	--------------------------

vanadičnan thalný	TiVO_3
-------------------	-----------------

siřičitan lithný	Li_2SO_3
------------------	--------------------------

chloristan draselný	KClO_4
---------------------	-----------------

bromid hořečnatý	MgBr_2
------------------	-----------------

fosforečnan strontnatý	$\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$
------------------------	------------------------------

dekahydrát uhličitanu sodného	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$
-------------------------------	--

arseničnan draselný!!!	K_3AsO_4
------------------------	--------------------------

chlornan draselný	KClO
-------------------	---------------

bromičnan niklitý	$\text{Ni}(\text{BrO}_3)_3$
-------------------	-----------------------------

dusičnan amonný	NH_4NO_3
-----------------	--------------------------

fluorid zirkoničitý	ZrF_4
---------------------	----------------

5.2 Názvosloví hydrogensolí

Hydrogensolí? Co to tak může být? Hydrogen znamená vodík, tak to asi budou nějaké soli obsahující vodík? Ano, je to přesně tak. Hydrogensolí tvoří třeba kypřicí prášek či jedlou sodu na překyselení žaludku. **Tady vám trošku keckám, protože kypřicí prášek i jedlá soda jsou ta samá látka, a to hydrogenuhličitan sodný** 😊 Jsou také zodpovědné za přechodnou tvrdost vody, ale o tom později.



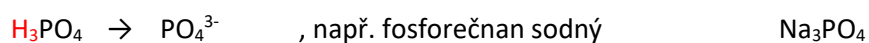
Hydrogenuhličitaný jsou hojně využívány v potravinářství.

Otázka k zamyšlení 4: Jaký je rozdíl mezi použitím kypřicího prášku a použitím droždí?

Zatím jsme vždy, když jsme tvořili soli kyselin, automaticky předpokládali, že kyselina odštěpí všechny své vodíky. Ale ono to tak vždy být nemusí.

Třeba kyselina fosforečná H_3PO_4 má hned tři vodíky, a tedy tři možnosti, jak se zachovat

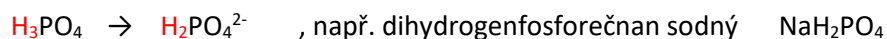
- odštěpí všechny tři H^+ za vzniku **fosforečnanového** anionu



- odštěpí pouze dva H^+ , vzniká **hydrogenfosforečnanový** anion



- odštěpí pouze jeden H^+ , vzniká **dihydrogenfosforečnanový** anion



Kyselina fosforečná tedy tvoří celkem tři řady solí. Stejně tak to mají další vícesytné kyseliny. Abychom vyjádřili přítomnost vodíku v anionu kyseliny, používáme předponu **hydrogen-** společně s násobící předponou (di-, tri-,...), která udává počet vodíků přítomných v anionu.

Pozor! Udáváme počet vodíků, které v anionu zbyly. Nikoliv počet vodíků, které jsme odtrhli!

Odpověď 4: Jak použití droždí, tak kypřicího prášku zařídí, že těsto nabude. Princip těchto dějů je však odlišný. Droždí obsahuje kvasinky (pro milovníky latiny *Saccharomyces cerevisiae*), které dokáží cukr přeměnit na oxid uhličitý. Proto se do kvásku na chleba nebo na kynuté buchty dává cukr a těsto se nechává kynout na teplém místě. Kypřicí prášek funguje jinak. Hydrogenuhličitan se rozkládá až při vysokých teplotách, kterých se docílí až v troubě. Kdybyste dali těsto s kvasinkami do vyhřáté trouby s tím, že nakyne uvnitř, tak vysoká teplota kvasinky zabije a vy si místo buchet upečete golfové míčky.

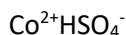
NÁZEV → VZOREC

hydrogensíran kobaltnatý

Krok 1: Napíši vzorec kyseliny.



Krok 2: Odtrhnu příslušný počet vodíků, nezapomenu na náboj a předepíši kation.



Krok 3: Dopotčítám tak, aby molekula byla elektroneutrální.

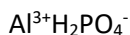


dihydrogenfosforečnan hlinitý

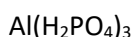
Krok 1: Napíši vzorec kyseliny.



Krok 2: Odtrhnu příslušný počet vodíků, nezapomenu na náboj a předepíši kation.



Krok 3: Dopotčítám tak, aby molekula byla elektroneutrální.

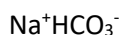


hydrogenuhličitan sodný (to je ta jedlá soda)

Krok 1: Napíši vzorec kyseliny.



Krok 2: Odtrhnu příslušný počet vodíků, nezapomenu na náboj a předepíši kation.

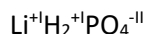


Krok 3: Molekula je již elektroneutrální.

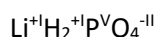


VZOREC → NÁZEV**LiH₂PO₄**

Krok 1: Poznám lithný kation. Doplním také oxidační číslo kyslíku -II a vodíku +I.



Krok 2: Dopočítám oxidační číslo centrálního prvku.



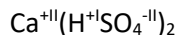
Krok 3: Vytvořím název. Dva vodíky společně s fosforem v oxidačním čísle pět → di – hydrogen – fosfor – ečnan. Lithium v oxidačním čísle +I → lith – ný.

Krok 4:

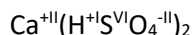
dihydrogenfosforečnan lithný

Ca(HSO₄)₂

Krok 1: Poznám vápenatý kation. Vápník je prvkem druhé skupiny. Doplním také oxidační číslo kyslíku -II a vodíku +I.



Krok 2: Dopočítám oxidační číslo centrálního prvku.



Krok 3: Vytvořím název. Vodík společně se sírou v oxidačním čísle šest → hydrogen – sír – an. Vápník v oxidačním čísle +II → vápe – natý.

Krok 4:

hydrogensíran vápenatý

Hydrogensoli na trénování:

hydrogenwolframan amonný	NH ₄ HWO ₄
hydrogensířičitan draselný	KHSO ₃
dihydrogenarseničnan hořečnatý	Mg(H ₂ AsO ₄) ₂
hydrogensířičitan hlinitý	Al(HSO ₃) ₃
hydrogenselenan zinečnatý	Zn(HSeO ₄) ₂
trihydrogenjodistan sodný	Na ₂ H ₃ IO ₆
hydrogentetraboritan sodný	NaHB ₄ O ₇
hydrogensulfid draselný	KHS

5.3 Vznik solí

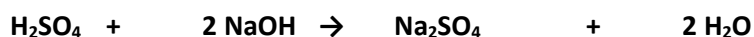
Existuje celá řada reakcí, které vedou ke vzniku solí. Zdaleka se neseznámíme se všemi, ale naučíme se základní způsoby, jak soli připravit, a to s důrazem na obecné principy. Získat určitý cit pro chemické reakce trvá roky, a i velmi zkušený chemik se může splést, proto nezapomejte, když vám to ze začátku nepůjde.

5.3.1 Neutralizace

Prvním a nejčastěji zmiňovaným způsobem vzniku solí je **neutralizace**. Jedná se o reakci, ve které reaguje kyselina s hydroxidem a vzniká sůl a voda. Jako příklad nám může posloužit neutralizace kyseliny chlorovodíkové hydroxidem draselným.



Nebo neutralizace kyseliny sírové hydroxidem sodným.



Jak už jsem několikrát zmínil, je třeba, aby se levá a pravá strana rovnice rovnaly. Je to sice chemická, ale přesto **ROVNICE**. Proto jsem musel doplnit dvě dvojky, aby na obou stranách byl stejný počet atomů daného prvku. Vyčíslování rovnic se bude věnovat podkapitola 6.2.

Možná vás již napadlo, proč jsou neutralizace tak často zmiňovány. Ať si vzpomenete na jakoukoliv sůl, lze ji pravděpodobně připravit neutralizací odpovídající kyseliny odpovídajícím hydroxidem. Zkuste si proto sami napsat neutralizační reakce, při kterých vznikají následující soli. Nezapomeňte na vyčíslení. Řešení naleznete na následující stránce.

chlorid železitý

fosforečnan sodný

dusičnan hlinitý

fluorid vápenatý

síran olovnatý

Tvrzení, že neutralizační reakcí lze připravit jakoukoliv sůl, je velmi silné a není úplně pravdivé. Např. daná kyselina či hydroxid mohou být teplotně nestabilní nebo se mohou třeba na vzduchu přeměňovat na jiné látky. Prosím, berte to jako obecný princip.

Řešení neutralizačních rovnic:

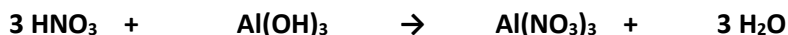
chlorid železitý



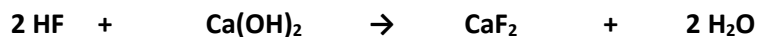
fosforečnan sodný



dusičnan hlinitý



fluorid vápenatý

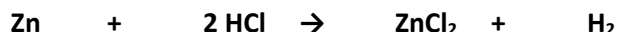


síran olovnatý

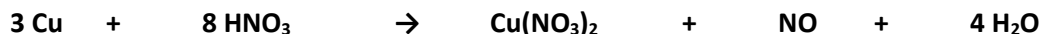


5.3.2 Reakce kovů s kyselinou

Další velmi oblíbený způsob přípravy solí je reakcí kovů s kyselinou. Velmi pravděpodobně jste již v laboratoři připravovali vodík reakcí zinku s kyselinou chlorovodíkovou. Vodík jste následně zapalovali a čekali, zda se ozve jeho štěknutí. Kromě vodíku však vzniká i něco jiného. Vzniká sůl, a to chlorid zinečnatý.



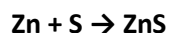
Bohužel není tomu tak, že jakýkoliv kov mrsknete do kyseliny, tak zreaguje. Brzy se dozvíte, že existují tzv. **neušlechtilé kovy**, které reagují s kyselinami celkem ochotně (ano, i tady jsou výjimky 😊), a to za vývoje vodíku. Dále existují **kovy ušlechtilé**, které s většinou kyselin nereagují a pokud přeci jenom ano, tak se neuvolňuje vodík. Příkladem reakce ušlechtilého kovu s kyselinou je třeba reakce mědi s kyselinou dusičnou.



Na podrobnější vysvětlení si budete muset ještě pár kapitol počkat. Prozatím zde uvádím výčet kovů, které s běžnými kyselinami reagují ochotně za vzniku odpovídajících solí. Typicky zinek, železo, čistý hliník, vápník nebo hořčík.

5.3.3 Reakce kovu s nekovem

Reakce kovu s nekovem jsou velmi oblíbené mezi studenty chemie. Uznějte sami, že třeba rovnice

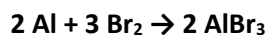


je pro naučení ideální.



Reakce zinku se sírou je velmi exotermní, uvolňuje velké množství tepla.

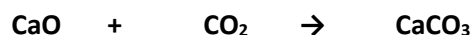
Jiným příkladem je reakce hliníku a brómu.



Druhá reakce vypadá velmi nevinně, ale není tomu tak. Kapalný bróm je extrémně nebezpečná látka, která způsobuje těžké, hluboké popáleniny. Navíc je bróm těžkavý a silně dráždí oči a dýchací soustavu. Může proto také velmi snadno způsobit zadušení.

5.3.4 Reakce oxidu kovu s oxidem nekovu

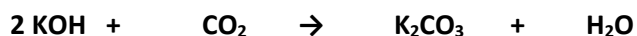
Příkladem takovéto reakce je reakce oxidu vápenatého (oxid kovu) s oxidem uhličitým (oxid nekovu).



Netvrdím, že spolu bude reagovat jakýkoliv oxid nekovu s jakýmkoliv oxidem kovu. To vůbec ne. Jen tvrdím, že to tak může být a poté velmi pravděpodobně vznikne sůl.

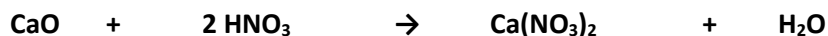
5.3.5 Reakcí kyselinotvorného oxidu s hydroxidem

Tato reakce je svojí podstatou neutralizace. Ve vyšším ročníku se budeme učit, že existují kyselinotvorné, zásadotvorné, amfoterní a neutrální oxidy. Kyselinotvorné poskytují reakcí s vodou kyseliny, zásadotvorné zásady, amfoterní umí oboje a záleží na konkrétních podmínkách reakce, neutrální oxidy s vodou nereagují. Pokud tedy bude reagovat kyselinotvorný oxid, bude se svým chováním velmi podobat odpovídající kyselině, a proto produkty reakce tohoto oxidu s hydroxidem budou odpovídat neutralizaci. Například reakcí oxidu uhličitého (kyselinotvorný oxid) s hydroxidem draselným vzniká uhličitán draselný a voda.



5.3.6 Reakcí zásadotvorného oxidu s kyselinou

Tento typ reakcí je analogií předešlého typu. Jen si látky prohodily role. Zásadotvorný oxid se bude chovat jako zásada a reakcí s kyselinou poskytne produkty neutralizace. Příkladem je reakce oxidu vápenatého a kyseliny dusičné, při které vzniká dusičnan vápenatý a voda.



Jistě vás napadlo, jak máte poznat, zda je daný oxid kyselinotvorný či zásadotvorný. Je to velmi jednoduché. Tedy pokud jste zvládli základní anorganické názvosloví a dávali jste aspoň trochu pozor. Už jsme si například mnohokrát povídali o kyselině sírové a jejích solích. Odpovídající oxid, oxid sírový, bude kyselinotvorný. Stejně tak jsou kyselinotvorné třeba oxid uhličitý, oxid dusičný nebo oxid fosforečný, známe totiž kyselinu uhličitou (aspoň formálně, je nestabilní), kyselinu dusičnou a fosforečnou. Se zásadami je to obdobné. Oxid sodný či vápenatý budou zásadotvorné. Už jsme totiž několikrát narazili na hydroxid sodný či vápenatý.

Nebo jinak. Prvky umístěné vlevo v PSP mají tendence dělat hydroxidy a tvoří tedy zásadotvorné oxidy, prvky umístěné vpravo dávají spíše přednost kyselinám a kyselinotvorným oxidům. Úplně poslední skupinu, skupinu vzácných plynů, samozřejmě v této problematice vynecháváme.

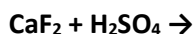
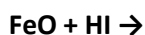
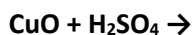
5.3.7 Reakce dvou solí

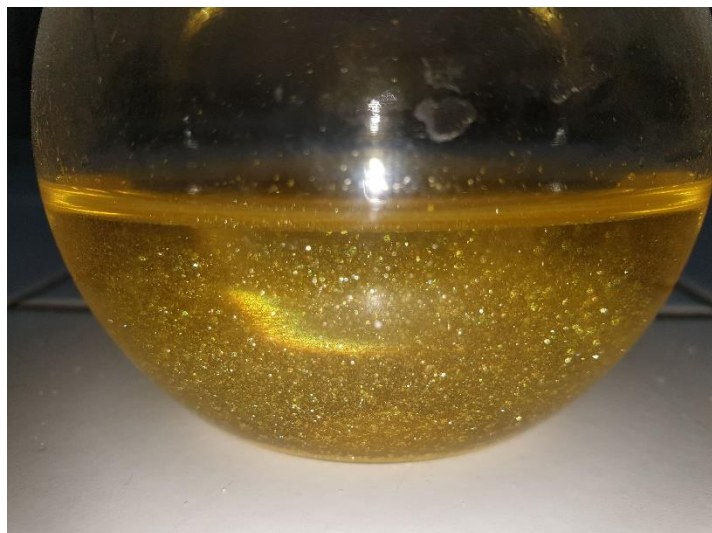
Posledním typem vzniku solí, který zmíníme, je reakce dvou solí mezi sebou. V rámci zjednodušení si to můžete představit tak, že si soli prohodí kationy. Možná vás napadne jednoduchá otázka, proč by to vlastně soli dělaly? Odpověď tak jednoduchá není. V roztoku se dějí komplikované, trochu šílené věci. Udrží se tam různé rovnováhy mezi různými ionty, ledasco je teplotně závislé apod. A občas se stane, že některá sůl je mnohem méně rozpustná než ostatní. Proto, když tato sůl může reakcí – prohozením kationu s jinou solí – vzniknout, ráda tak učiní. Příkladem je reakce dusičnanu olovnatého s jodidem draselným, kterou vzniká velmi málo rozpustný jodid olovnatý a dusičnan draselný.



Mohli bychom pokračovat dál. Soli vznikají i dalšími rovnicemi, ale výše zmíněné způsoby nám na chvíli budou stačit.

Napište pravé strany následujících rovnic, vyčíslete je a uveďte, o který způsob přípravy solí se jedná. Řešené rovnice naleznete na následující stránce.





Zlatavé krystalky jodidu olovnatého.

Řešení neutralizačních rovnic:

$2 \text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$; neutralizace

$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$; reakce neušlechtilého kovu s kyselinou

$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; reakce zásadotvorného oxidu s kyselinou

$\text{FeO} + 2 \text{HI} \rightarrow \text{FeI}_2 + \text{H}_2\text{O}$; reakce zásadotvorného oxidu s kyselinou

$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$; neutralizace

$2 \text{HBr} + \text{CaO} \rightarrow \text{CaBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$; reakce zásadotvorného oxidu s kyselinou

$\text{SO}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_4$; reakce kyselinotvorného oxidu se zásadotvorným oxidem. Tuto možnost jsme v textu nezmiňovali, ale asi vás nepřekvapí, ne? Samozřejmě, že v této reakci nevzniká voda.

$\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{HF}$; reakce soli slabší kyseliny se silnější kyselinou. Ani tuto možnost jsme nezmiňovali, ale bude fajn, když si to zapamatujete. Naučíte se tím totiž odvodit velké množství rovnic příprav různých plynů. V této rovnici si porovnávají síly kyselina fluorovodíková a kyselina sírová. Kyselina sírová zvítězí, a proto produktem reakce bude její sůl. Silnější kyselina totiž vždy vytvoří svoji sůl, zatímco slabší kyselina se uvolní. Protože slabé kyseliny jsou často nestabilní, rozpadají se samovolně právě na své oxidy. Když budete potřebovat připravit oxid uhličitý, vezměte si uhličitán a nalijte na něj nějakou silnou kyselinu. Stejně to bude fungovat třeba pro dvojice oxid siřičitý – siřičitan nebo sulfan – sulfid.

5.4 Hydrolýza solí

Pojďme si to shrnout. Už umíme soli pojmenovat, známe pár zástupců a umíme je připravit celou řadou roztodivných způsobů. Co s nimi ale budeme dělat teď? Slovo hydrolýza znamená v přesném překladu rozklad vodou (z biologie znáte třeba lyzi buňky), když to trochu rozvedeme, budeme zkoumat rozpouštění a obecně chování solí ve vodných roztocích. V této kapitole budeme řešit otázku, jak se změní pH roztoku, pokud v něm rozpustíme danou sůl. Když si osolím polévku, změní se její pH? Roztok které soli bude kyselý a které bazický a proč? Věřte nebo ne, všechny informace, které k zodpovězení těchto otázek potřebujete, již máte. **To je na chemii to krásné, něco málo se naučíme a spoustu toho odvodíme.**

Všechny soli můžeme rozškatlukovat do čtyř kategorií, podle toho z jak silné kyseliny a hydroxidu (přesněji zásady) vznikla:

- **sůl silné kyseliny a silné zásady**, třeba NaCl ze silné HCl a silného NaOH
- **sůl slabé kyseliny a silné zásady**, třeba CH₃COONa ze slabé CH₃COOH a silného NaOH
- **sůl silné kyseliny a slabé zásady**, třeba NH₄Cl ze silné HCl a slabého NH₃
- **sůl slabé kyseliny a slabé zásady**, třeba CH₃COONH₄ ze slabé CH₃COOH a slabého NH₃

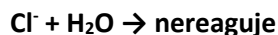
Vezměme to pěkně po pořádku. Nejprve si vysvětlíme, jak se zachová sůl silné kyseliny a silné zásady. Vezmeme tu, s kterou se setkáváme patrně nejčastěji, a to kuchyňskou sůl chlorid sodný. Sůl se nejprve ve vodě rozpustí, rozdisociuje na ionty Na⁺ a Cl⁻.



Sodný kation je sůl od silné zásady, tedy už je spokojený a nehodlá na své situaci nic měnit. Nebude proto s vodou nijak reagovat.



Chloridový anion je na tom obdobně. Jedná se o anion od silné kyseliny chlorovodíkové. Chce zůstat bez vodíku tak, jak je. Také s vodou reagovat nebude. **Připomeňte si rozdíl mezi silnou a slabou kyselinou!**



Přídavek soli silné kyseliny se silnou zásadou pH roztoku nezmění. Roztok bude neutrální.

Sůl slabé kyseliny a silné zásady se také nejprve rozdisociuje na ionty.



Sodný kation, jak již jsme si vysvětlili, s vodou reagovat nebude.



S octanovým anionem to však bude jiné. Je to anion od slabé kyseliny octové a jak jsme si říkali, slabou kyselinu nalezneme v roztoku v obou jejích formách. V našem případě jak CH₃COO⁻, tak CH₃COOH. Z tohoto důvodu octanový anion částečně s vodou zreaguje dle následující rovnice:



Všimněte si dvou důležitých věcí. První z nich je oboustranná šipka. Ta naznačuje, že rovnice probíhá jak zprava doleva, tak obráceně. V roztoku se ustanovuje rovnováha mezi oběma směry rovnice, a proto v roztoku nalezneme obě dvě formy kyseliny. Druhou důležitou událostí je vznik hydroxidového iontu OH^- , který nám přeci musí ovlivnit pH. **Roztok soli slabé kyseliny se silnou zásadou je bazický.**

Když si odpustíme to podrobnější vysvětlení, můžeme i intuitivně vycítit, že sůl SLABÉ kyseliny a SILNÉ zásady bude bazická. Silnější zásada vyhrává.

Odvození pro další dvě kategorie byste jistě již zvládli bez pomoci. Zkuste si to. Já počkám. Až to budete mít, porovnejte svůj výsledek s následujícími řádky.

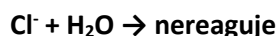
Roztok soli silné kyseliny a slabé zásady bude kyselý.



Amonný kation je odvozený od slabé zásady. Proto se bude v roztoku ustanovovat rovnováha mezi protonizovanou (NH_4^+) a neprotonizovanou formou (NH_3) zásady. Touto reakcí vzniká oxoniový kation H_3O^+ .



Chloridový anion je odvozen od silné kyseliny a již s vodou nebude reagovat.



Roztok soli slabé kyseliny a slabé zásady bude přibližně neutrální.

V tomto případě bude s vodou reagovat jak anion, tak kation a budou vznikat jak H_3O^+ , tak OH^- ionty. Proto je roztok „přibližně“ neutrální, protože záleží na obou rovnováhách, což nám situaci poněkud komplikuje.



5.5 Tvrdost vody

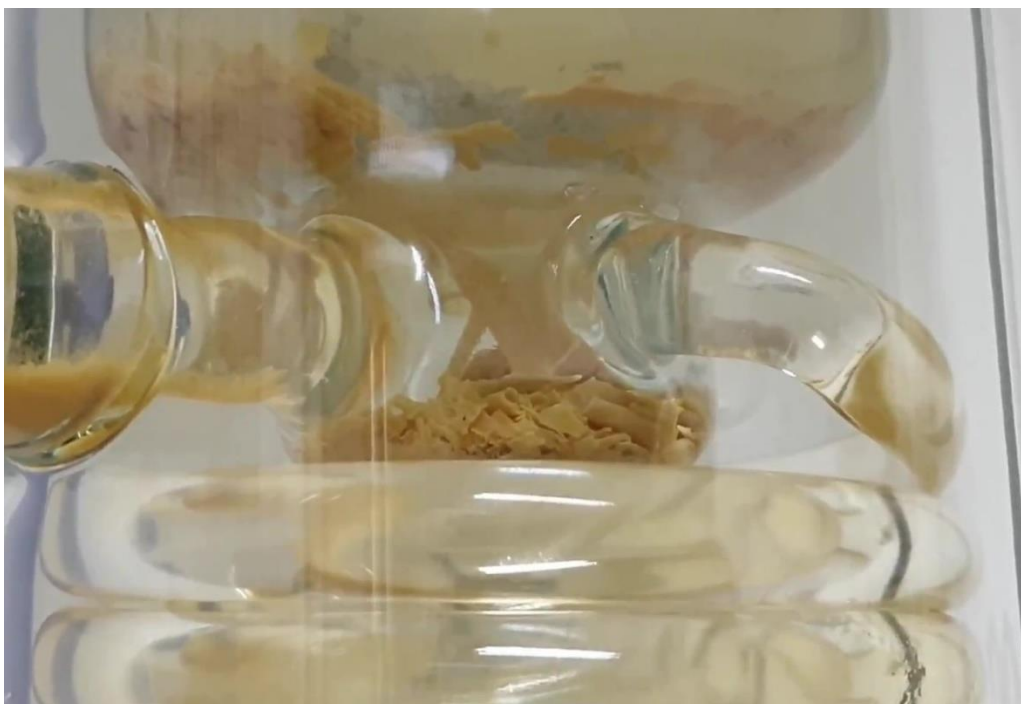
Po přečtení názvu této podkapitoly – tvrdost vody, si každý z vás patrně představí něco jiného. Někteří si možná představí nepovedený skok do bazénu, kdy tvrdost vody pocítili až nepříjemně napřímo. Jiní si třeba představí svoji maminku, která lamentuje nad rozbitou pračkou kvůli tvrdé vodě. První případ přenecháme do hodin fyziky a budeme se věnovat případu druhému.

Pokud o vodě říkáme, že je **tvrdá**, myslíme tím, že obsahuje mnoho rozpuštěných solí. Jedná se zejména o soli **hořečnaté** a **vápenaté**. Aby to nebylo příliš jednoduché, existují tvrdosti hned dvě. Máme vodu s přechodnou tvrdostí nebo s tvrdostí stálou.

Přechodná tvrdost vody je zapříčiněna hydrogenuhličitanem hořečnatým $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ a vápenatým $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Tento typ tvrdosti z vody odstraníme poměrně snadno a to povařením. Rozpuštěné hydrogenuhličitan se zvýšenou teplotou převedou na nerozpustné uhličitan a vysráží se. Tato vlastnost však způsobuje velké problémy u zařízení, která ohřívají vodu (pračky, myčky, rychlovarné konvice...), protože uhličitan se vysráží na topných tělesech jako **vodní kámen** a tím je ničí. Proto se musí dávat do myček speciální sůl a také prací prášky s tímto nechtěným efektem počítají a obsahují látky, které jej minimalizují. Pro fanoušky rovnic popsané děje vypadají následovně:

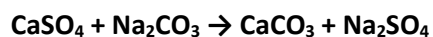
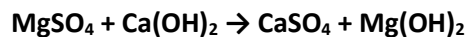


Pokud se již vodní kámen vytvořil, je možné jej odstranit působením kyselin. Některé najdete i v kuchyni. Třeba kyselina citronová či ocet nánosy vodního kamene snadno odstraní.



Plátky vodního kamene v destilačním přístroji.

Trvalá tvrdost vody je způsobena především sírany hořečnatým MgSO_4 a vápenatým CaSO_4 . Dále tvrdost způsobují chloridy či dusičnany. Tyto soli jsou velmi dobře rozpustné a nelze je proto teplotou vysrážet. Nechtěné kationy musíme převést na jiné, méně rozpustné, soli. Využijeme proto následujících chemických dějů:



Působením hydroxidu vápenatého (zvaným též hašené vápno) nebo uhličitanu sodného (zvaný též soda) můžeme hořečnaté ionty převést na špatně rozpustný hydroxid hořečnatý a vápenaté ionty na špatně rozpustný uhličitan vápenatý. Voda tak zůstane bez Mg^{2+} a Ca^{2+} , čímž „změkne“.

Otázka k zamyšlení 5: Je jasné, proč vadí voda s přechodnou tvrdostí. Vysrážený vodní kámen ničí topná tělesa. Proč ale vadí trvalá tvrdost vody? Sírany hořečnatý a vápenatý jsou rozpustné.

V moderních provozech se pro odstranění tvrdosti vody používá zařízení, které se nazývá **iontoměnič**. Název neklame. Iontoměnič obsahuje chemický materiál, který dokáže zachytávat Mg^{2+} a Ca^{2+} a nahrazuje je obvykle ionty Na^+ a K^+ , čímž se tvrdost vody odstraní.

Odpověď 5: Pokud voda obsahuje mnoho hořečnatých či vápenatých iontů, velmi se snižuje účinnost pracích prášků a různých detergentů. Přidáním sody (nyní častá součást pracích prášků) se tvrdost vody odstraní a pracího prášku nebude potřeba tolik. Na ionty nadměrně bohatá voda je také chuťově poněkud nepříjemná a dlouhodobým užíváním by mohlo dojít k poškození ledvin.

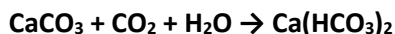
5.6 Krasové jevy

Jistě každý z vás už někdy byl v jeskyni. Pokud ne, rozhodně doporučuji nějakou jeskyni navštívit. V ledasjaké se skrývali pralidé, loupežníci, či penězokazci. Ve většině z nich můžete vyzkoušet absolutní tmu a v ledasjaké také uvidíte přenádherné krápníky a scenérie, které umí vytvořit jen příroda. Právě o tvorbě jeskynních komplexů a krápníků si budeme nyní povídat.

Otázka k zamýšlení 6: Jaké jeskynní komplexy v České republice znáte?

Již jsme několikrát zmínili uhličitán vápenatý. Tato sůl je mezi mineralogy známá jako **vápenec (kalcit)** a tvoří celá vápencová pohoří, jako jsou Český či Moravský kras. Dále existuje minerál dolomit, ze kterého jsou utvořeny třeba oblíbené italské Dolomity. Dolomit je směsný uhličitán hořečnato-vápenatý a chemicky se zapisuje jako $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$.

Nerozpustný uhličitán vápenatý má však jednu slabinu. Podléhá reakci se vzdušnou vlhkostí a oxidem uhličitým, při kterém se mění na rozpustný hydrogenuhličitán vápenatý.



Důsledkem této reakce se vápencová pohoří pomalu a jistě rozpouští. Nezoufejte, příroda nám to vynahrazuje jinak. Tímto procesem se totiž v podzemí tvoří ohromné jeskynní dómy. Pokud to podmínky dovolí (vhodná teplota, vlhkost, koncentrace CO_2), reakce se může i otočit. Rozpuštěný hydrogenuhličitán, který přitéká s vodou do jeskyně, se tak může opět přeměnit na nerozpustný uhličitán a vytvořit tak krápník. Pokud krápník visí ze stropu jeskyně, jedná se o **stalaktit** (pomůcka: krápník vypadá jako písmeno T). Krápník vyrůstající ze země se nazývá **stalagmit** (vypadají jako písmeno M). Pokud se oba dva typy spojí, máme **stalagnát**. Krápníky, až na výjimky, rostou stovky až tisíce let, proto pokud je někde uvidíte, pozorujte je s respektem, jsou na světě déle než vy.

Odpověď 6: Nejznámější jsou pravděpodobně Punkevní jeskyně v Moravském krasu. Řeka Punkva vytvořila obrovský jeskynní komplex, kterým, jako jediným v České republice, můžete plout na lodi. Dále je součástí komplexu propast Macocha (hloubka suché části se udává 138,4 m, dále jsou na dně propasti dvě hluboká jezírka), která vznikla propadnutím stropu obrovského jeskynního dómu. Dále máme Koněpruské, Bozkovské, Mladečské, Javoříčské jeskyně, jeskyni Balcarku či Chýnovskou jeskyni. Je jich ještě mnohem více a určitě stojí za návštěvu.

5.7 Vlastnosti a použití vybraných solí

Solí je, jak jste jistě poznali, velmi mnoho a dopodrobna popsat jejich využití je takřka nemožné. Celou řadu solí si představíme v příštím ročníku. Na tomto místě zmíníme jen ty opravdu nejznámější, a to ještě zdaleka ne všechny. Abychom to měli trochu učesané, vezmeme to po odvětvích.

5.7.1 Soli v potravinářství

Soli v potravinářství můžeme používat nejen jako dochucovadla, ale i jako konzervanty, barviva či různé „zpevňovače nebo zvláčňovače“. Běžná kuchyňská sůl je **chlorid sodný NaCl**, mineralogicky halit. Při rozumném množství je osolené jídlo chutnější a dodává nám do těla důležité ionty. Při nadměrné konzumaci slaných jídel si přetěžujeme ledviny, a tak nadměrně slaná jídla rozhodně nepatří ke zdravému životnímu stylu. Doporučená denní dávka je pro zdravého dospělého jedince 5 g soli denně. Chlorid sodný se také používá k solení silnic proti námraze. Jiná látka, která se pro svoji svíravou slanou chuť používá do potravin, je **chlorid amonný NH₄Cl**. Typické jsou severské lékořicové cukroviny zvané salmiakki. **Dle mé osobní statistiky pouze 1 z 10 Čechů ocení jejich chuť. Ostatní si myslí, že konzumují kousek hnoje.** V České republice se tato sůl používá do dýmovnic, při pájení nebo pro úpravu běžkařských tratí.

Nesmíme také opomenout kypřící prášek, jehož podstatou jsou **hydrogenuhličitany sodný** či **amonný**. Tyto soli se teplem rozkládají na plynné produkty oxid uhličitý a vodní páru, popř. amoniak, které těsto krásně nakypří.

Dále máme konzervanty, látky, které významně prodlužují trvanlivost potravin. **Dusičnany** a **dusitany**, zejména sodné a draselné, jsou zástupci této skupiny. Tyto soli se typicky používají pro konzervaci masa a uzenin. Zatímco dusičnany nejsou zdraví škodlivé a existují i studie, že jsou prospěšné, s dusitany taková legrace není. Vysoká koncentrace dusitanů může přes svoje metabolické poruchy zapříčinit změnu Fe²⁺ v hemoglobinu na Fe³⁺. Hemoglobin, červené krevní barvivo, které umožňuje červeným krvinkám roznášet kyslík po těle, poté přestane plnit svoji funkci. Dusitany jsou zejména ohroženy malé děti nebo těhotné ženy s tím, že hlavní příjem bývá z pitné vody. Pro ukázkou faktu, jak jsou procesy v těle složité, může se stát, že za určitých podmínek se dusičnany v těle promění na dusitany. Čert aby se v tom těle vyznal...

V současné době téměř každá balená potravina má na svém obalu napsánu informaci o složení. Často jsou využívány zkratky pro látky, které potravina obsahuje. Zkratka je obecně tvořena písmenem E a třemi nebo čtyřmi čísly. Látky s takovým označením se v hovorové řeči označují jako „Éčka“ a často se o nich mluví v negativním slova smyslu. POZOR, ne každá látka, která má označení E je zdraví škodlivá. Třeba zkratka E300 skrývá vitamin C, bez kterého bychom velmi zchátrali. E160a jsou pak zdraví velmi prospěšné karoteny. Látky, které zbarvují mrkev a plameňáky do oranžova a naše tělo je využívá jako antioxidanty („vychytávače“ nebezpečných částic) a z betakarotenu si dokonce dokáže vyrobit vitamin A, který je nezbytný pro dobrý zrak. Na druhé straně třeba E240 je formaldehyd. Látka, která se v ČR pro svou nebezpečnost nesmí dávat do potravin, ale v jiných státech ano. Seznam „Éček“ i jejich vlastnosti, případně jejich nebezpečnost, si snadno dohledáte na internetu. Obecně platí, že když si kupujete potraviny, je rozumné používat zdravý rozum. Pokud byste na přípravu nějaké potraviny potřebovali polovinu skladu chemikálií středně velké továrny, asi bych si ji být vámi nekupoval.

5.7.2 Soli ve zdravotnictví

Od potravinářství je již jen kousek ke zdravotnictví. Z televize nebo na internetu jste možná již četli něco o fyziologickém roztoku, tzv. „fyzák“. Jedná se o základní roztok, který se používá při infuzích, např. když je pacient dehydratovaný nebo když je třeba mu podat nějaký lék. Pro chemika je to však jen 0,9% roztok **chloridu sodného**. O důležitosti chloridových a sodných iontů jsme si povídali již dříve. Nic se však nesmí přehánět. Roztok **chloridu draselného** společně s dalšími složkami se používá na úpravy iontové rovnováhy v organismu. Tato látka je také jednou ze tří složek třísluškové injekce, kterou se v některých státech USA popravují zločinci. Její nadbytek totiž zapříčiní zástavu srdce. Jiné látky, třeba takový **síran hořečnatý $MgSO_4$** nebo **dekahydrát síranu sodného $Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$** , se používají jako projímadla. Jiné využití má **síran barnatý $BaSO_4$** . Tato látka totiž pohlcuje rentgenové záření. Proto se používá jako kontrastní látka pro rentgenové vyšetření. Pokud třeba malé dítě něco omylem spolkně, nemusí to být vidět na rentgenu. Když se však napije roztoku síranu barnatého, vyplní se mu trávicí trubice touto látkou, která se na rentgenovém snímku jeví jako bílá, a spolknutý předmět se bude jevit černý. Zajímavé je, že barnaté kationy jsou poměrně jedovaté. Síran barnatý je však tak málo rozpustný, že to zdraví pacienta nijak neohrozí. Jako poslední sůl zmíníme **manganistan draselný $KMnO_4$** , tzv. hypermangan, jehož fialový roztok se používá k dezinfekcím. Nu, možná ještě jednu. Roztok **chlornanu sodného $NaClO$** je také silný dezinfekční a také bělicí prostředek známý pod komerčním názvem SAVO.

5.7.3 Soli v zemědělství

V zemědělství se soli používají zejména jako hnojiva. Typickými zástupci jsou **fosforečnany**. A zde nastává problém. Nadměrné množství fosforu v přírodním koloběhu vede k tzv. **eutrofizaci vod**. To je situace, kdy je ve vodě spousta anorganického fosforu a dusíku, který se tam spláchne z polí. Přítomnost těchto sloučenin vede k přemnožení sinic (tzv. vodní květ), které velmi naruší ekosystém rybníků a ostatních vodních ploch. Dalšími významnými hnojivy jsou dusičnany, třeba **dusičnan amonný NH_4NO_3** .

Dále se soli dají použít jako herbicidy, látky, které hubí plevel. **Chlorečnan sodný**, známý také jako travex, tvoří často významnou část prostředků proti plevelům. Jiná sůl, která často tvoří složku přípravků proti plísním či dřevokazným houbám je **pentahydrát síranu měďnatého $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$** , známý spíše jako modrá skalice.

5.7.4 Soli ve stavebnictví

Oblastí, kde různé soli zaujímají výsostné postavení, je bez pochyby stavebnictví. Nějakou sůl najdeme v podstatě v každé stavební hmotě či nátěru. Ze všech musíme zmínit sádrovec neboli **dihydrát síranu vápenatého $CaSO_4 \cdot 2 H_2O$** . Pokud jej budeme žíhat, část krystalické vody se odpaří, vznikne hemihydrát síranu vápenatého, který je znám jako sádra. Z tohoto materiálu se pak vyrábí velmi populární sádrokarton. Sádrovec jako takový se přidává např. do cementu. Další důležitou solí je, nám již dobře známý, **uhličitan vápenatý**. Z něj se tepelnou úpravou vyrábí **pálené vápno**, **chemicky oxid vápenatý CaO** , které tvoří nezbytnou složku cementu. Později se naučíme rovnice těchto dějů a jako bonus přidáme i tvrdnutí malty. Dále jsou ve stavebnictví hojně zastoupeny **křemičitany**, ale ty zmíníme v následující podkapitole.

5.7.5 Soli ve sklářství

Krásná chemie, někdy skoro až alchymie, se odehrává ve sklářských pecích. Materiál, ze kterého se vyrábí sklo, říká se mu sklářský kmen, je pestrou směsicí různých oxidů a solí. Našli bychom tam oxid křemičitý, uhličitan vápenatý (vápenec), uhličitan sodný (soda) a dusičnan draselný (potaš). Dále odpadní drcené sklo a mnoho dalšího. Mohou tam být různé soli, které svými kationy propůjčují sklu nějakou barvu, nebo mimořádnou tepelnou odolnost nebo umožní, že se vyrobené sklo bude lépe brousit.

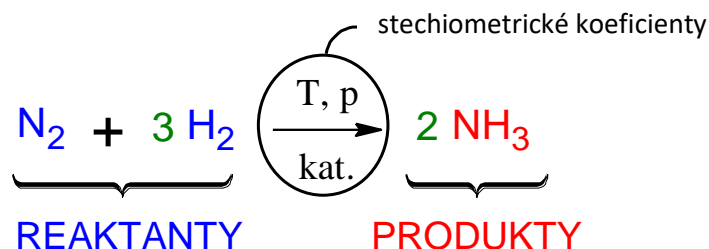
6 Chemická reakce

Již poměrně dlouho se zabýváme chemií. Pracujeme s látkami, některé umíme nazvat, známe jejich vlastnosti a už téměř automaticky používáme pro přeměnu jedné látky na druhou termín **chemická reakce**. V následující kapitole si znalosti o chemických reakcích trochu učešeme, ale většina kapitoly již pro vás bude opakováním.

Definice chemické reakce jistě najdete celou řadu. Netřeba si situaci komplikovat, uvedeme si tu nejjednodušší z nich.

Definice: Chemická reakce je děj, při kterém dochází v částicích reagujících látek k zániku některých vazeb a ke vzniku nových.

Pro popis chemických reakcí se používají **chemické rovnice** a dále několik pojmů. Chemickou rovnici a její popis si ukážeme na příkladu Haber-Boschovy syntézy amoniaku, reakce, která zachránila svět před hladomorem.



Látky na levé straně rovnice se nazývají **výchozí látky** či **reaktanty**. Tyto látky se přeměňují reakcí a postupem času jich bude ubývat. Šipka znázorňuje chemickou přeměnu. Látky na pravé straně rovnice se nazývají **produkty** a reakcí vznikají. Dále rovnice obsahuje **stechiometrické koeficienty**. Tato čísla jsou mimořádně důležitá, protože nás informují, v jakých poměrech jednotlivé látky reagují či vznikají. V našem příkladu se musí potkat jedna molekula dusíku hned se třemi molekulami vodíku, zreagují spolu a atomy se přeuspořádají tak, že vzniknou dvě molekuly amoniaku. Když si to přepočítáte, zjistíte, že počet atomů daného prvku na levé straně se rovná počtu těchto atomů na straně pravé. Proto pojem rovnice používáme zcela oprávněně. Žádný atom jsme při reakci neztratili. Jenom jsme atomy přeuspořádali do molekul produktů. Doplnovat stechiometrické koeficienty, tedy vyčíslovat chemické rovnice, se naučíme v následujících kapitolách. Jistě jste si všimli, že před molekulou dusíku není žádný stechiometrický koeficient uveden. Je to proto, že se jedničky obvykle nepíší, ale snadno si je domyslíme.

Chemická rovnice nemusí nutně znázorňovat mechanismus děje. Mechanismus děje ukazuje, co přesně se musí stát, co s čím se musí srazit, jaké vazby zanikají nejdříve apod. U jednoduchých reakcí jejich mechanismus opravdu odpovídá rovnici reakce. U komplikovanějších dějů rovnice pouze ukazuje, s jakými látkami reakce začíná a na jakých končí. Jednotlivé dílčí mezikroky z ní nepoznáme.

Otázka k zamyšlení 7: Proč zrovna tato reakce, Haber – Boschova syntéza, která umožňuje ve velkém množství produkovat amoniak, zachránila svět před hladomorem?

Fritz Haber je pozoruhodná a rozporuplná osobnost. Do světových dějin se zapsal několikrát. Předně objevil metodu, Haber-Boschovu syntézu, pro snadnou výrobu amoniaku ve velkém množství. Podílel se však i na vývoji bojových plynů a některých bitev první světové války, nejslavnější byla patrně ta u belgické obce Ypres, se i osobně zúčastnil. Jeho válečná angažovanost měla dva následky. Haberova manželka psychicky neunesla manželovy aktivity a zastřelila se jeho pistolí na dvoře jejich vily. Druhým následkem bylo to, že po konci války byl Haber obviněn z válečných zločinů, a dokonce se musel po určitou dobu skrývat. Jeho válečné aktivity nicméně nezabránily Nobelově komitétu udělit mu Nobelovu cenu za chemii. Další z jeho objevů byl tzv. Cyklon B. Haber vymyslel způsob, jak bezpečně vyrábět a uskladňovat prudce jedovatý kyanovodík. Původním jeho úmyslem bylo, že se tento plyn bude moci používat proti škodlivým hlodavcům. O tom, jak s touto látkou naložilo Hitlerovské Německo, se již Haber nedozvěděl. Zemřel v roce 1934 ve Švýcarsku, kam se jako Žid uchýlil. Velká část jeho rodiny však v Německu zůstala a byla zavražděna v koncentračních táborech právě touto látkou.

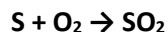
Odpověď 7: Amoniak je vstupní surovina pro výrobu dusíkatých hnojiv. Obrovský nárůst populace kladl značné nároky na hospodářskou produkci. Levná dusíkatá hnojiva proto byla, a dodnes jsou, naprosto nezbytná.

6.1 Dělení chemických reakcí

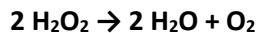
Chemická reakce je opravdu jen přeskupení atomů. Pro praktické účely se chemické reakce rozdělují podle několika kritérií.

- Prvním z nich je **podle vnějších změn**. Každý si dokáže snadno představit, že se nějaké menší látky spojí a vytvoří tak látku větší. Takovým reakcím se říká **reakce skladné neboli syntézy**. Příkladem syntézy je třeba zapálení síry, tedy reakce síry s kyslíkem.

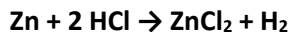
Žlutá síra zreaguje s kyslíkem a přemění se na jedovatý a velmi dráždivý plyn oxid siřičitý.



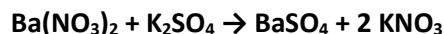
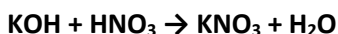
Jistě bude existovat i opak, kdy se nějaká velká molekula rozpadne na menší. Třeba peroxid vodíku se rozkládá na vodu a kyslík. Takovým reakcím se říká **reakce rozkladné**.



Co můžeme vymyslet dál? Třeba prohodíme jeden atom za druhý. Takovým reakcím se říká **reakce substituční nebo substitute**. Do této kategorie patří třeba známá příprava vodíku z kyseliny chlorovodíkové.



V předešlém případě jsme vystrnadili část z jedné molekuly nějakou malou částicí. Ono ale také jde, aby si dvě molekuly navzájem prohodily svoje části. Tomu se pak říká **podvojná záměna**. Do této kategorie typicky patří neutralizace nebo reakce dvou solí.



- Velmi používané dělení chemických reakcí je **podle přenášené částice**. V základu existují tři možnosti. Již jsme se seznámili s první z nich, a to v kapitole **Acidobazické děje**. Jak si jistě vzpomínáte, přenášenou částicí byl kation vodíku H^+ . Druhý typ nás teprve čeká, a to hned v následující kapitole **Oxidačně - redukční děje**. Jak se brzy dozvíte, v těchto dějích je přenášenou částicí elektron, což zapříčiní změnu oxidačních čísel jednotlivých atomů. Posledními ději, kterým se budeme věnovat pouze okrajově ve vyšších ročnících, jsou **komplexotvorné děje**. Pro tyto děje je charakteristická tvorba koordinačně-kovalentní vazby a přenos skupin atomů, kterým se říká ligandy, ale o tom později.
- Jiná kritéria jsou založena na fyzikálně-chemickém principu. Třeba **dle skupenství látek**. Pokud jsou reaktanty i produkty ve stejném skupenství, hovoříme o **homogenním systému**, pokud ne, tak o systému **heterogenním**. Projděte si předcházející rovnice a pokuste se určit, zda se jedná o homogenní nebo heterogenní systémy. Správná odpověď hned následuje.

Dle pořadí v textu se jedná o heterogenní/ heterogenní/ heterogenní/ homogenní/ heterogenní. Trošku matoucí, že? Zkusme doplnit skupenství jednotlivých látek a to (s) pro pevné, (l) pro kapalné, (g) pro plyny a (aq.) pro vodné roztoky.

$S (s) + O_2 (g) \rightarrow SO_2 (g)$	heterogenní
$2 H_2O_2 (aq.) \rightarrow 2 H_2O (l) + O_2 (g)$	heterogenní
$Zn (s) + 2 HCl (aq.) \rightarrow ZnCl_2 (aq.) + H_2 (g)$	heterogenní
$KOH (aq.) + HNO_3 (aq.) \rightarrow KNO_3 (aq.) + H_2O (l)$	homogenní
$Ba(NO_3)_2 (aq.) + K_2SO_4 (aq.) \rightarrow BaSO_4 (s) + 2 KNO_3 (aq.)$	heterogenní

Finta spočívá ve vzniku takřka nerozpustného síranu barnatého v poslední reakci.

Během chemických reakcí se téměř vždy vyměňuje teplo s okolím. V některých reakcích je tato změna takřka neznatelná, v jiných je velmi výrazná. Pokud se teplo uvolňuje do okolí, jedná se o reakci **exotermní**, pokud se teplo spotřebovává, jedná se o **reakci endotermní**.

- Posledním kritériem, které zmíníme, je **mechanismus děje**. Mechanismy, jakými reakce probíhají, bývají často velmi složité a jejich studiu se věnuje mnoho vědeckých skupin po celém světě. My si zde přiblížíme pouze jakýsi úvodní popis.

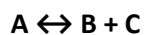
Existují reakce **izolované**



Tyto reakce formálně probíhají tak, jak to popisuje chemická rovnice. Třeba A se mění na B a C.

Dále existují reakce **simultánní**. Toto slovo jste možná slyšeli ve spojitosti se simultánním překladem, tedy se situací, kdy tlumočnick překládá ve stejném čase jako nějaký cizojazyčník mluvící. Simultánně tedy znamená ve stejném čase. Simultánní reakce se dělí na:

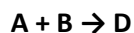
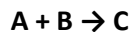
- reakce **zvratné**



To si můžeme představit tak, že se nám A mění na B a C a současně reaguje B s C a tvoří A. Je to trochu šílené. Je to něco, jako kdyby jedni zedníci stavěli zeď a jiní ji zase bourali. Pokud by obě skupiny zedníků pracovaly stejně rychle, tak se ta zeď nebude ani zvětšovat ani zmenšovat. To

samé se nám může stát v roztoku. Pokud by reakce zleva doprava byla stejně rychlá jako reakce zprava doleva, ustaví se nám v roztoku rovnováha (tzv. dynamická) a roztok nebude měnit svoje složení.

- reakce **bočné**



Ne, nejedná se o překlep. Opravdu se může stát a stává se to velmi často např. v organických reakcích, že když spolu reagují třeba dvě látky A a B, mohou vzniknout dva (i více) typy produktů. Obvykle každý z nich má raději nějaké jiné reakční podmínky a na organickém chemikovi je stanovit podmínky reakce tak, aby vzniknul ten z produktů, který potřebuje. Pokud si to chcete představit ve velkém světě, tak si vezměme auto a člověka, který do něj nastupuje. Tedy „reakce“ člověka s autem. Může si sednout na místo řidiče, spolujezdce vepředu, nebo na některé z míst vzadu. Tedy tato „reakce“, člověka s autem, může poskytovat celkem pět různých produktů.

- Reakce **následné**



Při reakcích následných může jako první vznikat nějaká látka, která je třeba teplotně nestabilní nebo reaguje se vzduchem. Pokud nějak nezasáhneme, okamžitě nám zreaguje na něco jiného.

6.2 Základní chemické zákony

Základní chemické zákony znamenaly velký skok dopředu v dobách, kdy se chemie formovala v seriózní přírodní vědu a opouštěla tak mystickou alchymii. Většina z těchto zákonů se natolik vžila, že se již neuvádí, protože je všichni automaticky uplatňují, proto ani náš výčet nebude úplně vyčerpávající.

Zákon zachování hmotnosti: Hmotnost všech reaktantů se rovná hmotnosti všech produktů.

Tento zákon můžeme parafrázovat několika způsoby. Vyplývá z něj, že atomy se nám reakcí pouze přeuspořádají. Některé částice zaniknou, jiné vzniknou, ale celkový počet atomů jednotlivých prvků musí být zachován. Atomy se reakcí nemohou ztratit, ani vzniknout z ničeho. **Poprvé tento zákon formuloval Lomonosov (1748) a později nezávisle na něm Lavoisier (1774).**

Zákon zachování energie: Energie izolované soustavy je konstantní.

Ani energii nemůžeme nějak zničit nebo vytvořit z ničeho. Během reakce se jen různě přeměňuje, některá se uloží do chemických vazeb, jiná se přemění na teplo. Pokud budeme mít soustavu izolovanou, tedy zamezíme výměně energie soustavy s okolím, celkový součet všech energií před a po reakci musí být stejný. **Zákon opět poprvé formuloval Lomonosov (1748), ve známost vstoupil až po novější, nezávislé formulaci Mayerem (1842).**

O pár desítek let později přišel jeden vědec. Možná jej znáte. Jmenoval se Albert Einstein, který dokázal, že oba předešlé zákony jsou totožné. Einsteinova práce dokázala, že hmota se může přeměnit na energii a obráceně. Společná formulace zní

Celková hmotnost a energie izolované soustavy se nemění.

Pro představu bylo spočítáno, že sloučením 1 g vodíku s přibližně 8 g kyslíku za vzniku vody se uvolní energie $1,4 \cdot 10^5$ J, což odpovídá snížení hmotnosti o $1,6 \cdot 10^{-12}$ kg. Tato hodnota je v běžných laboratorních podmínkách velmi obtížně zaznamatelná.

Z historičtějších zákonů zmíníme

Zákon stálých poměrů slučovacích: Poměr prvků nebo součástí dané sloučeniny je vždy stejný a nezávislý na způsobu přípravy sloučeniny.

Pokud budu mít nějakou jasně definovanou látku, třeba vodu H_2O , pak poměr zastoupení vodíku a kyslíku bude 2:1 a hmotnostní poměr vodíku a kyslíku bude (po zaokrouhlení) 1: 8 a je jedno, jestli jsem tu vodu připravil:

Zkuste vyjmenovat alespoň čtyři způsoby/reakce, kterými vznikne voda 😊

Pokud poměr odpovídat nebude, nejedná se o vodu, ale jinou sloučeninu. Třeba peroxid vodíku H_2O_2 . **Zákon byl formulován nezávisle Proustem a Daltonem (1799).**

Dále existují: zákon násobných poměrů slučovacích, zákon stálých poměrů objemových, zákon Avogadrův. Ty přenechávám vašemu samostudiu.

Otázka k zamyšlení 8: Jak si vysvětlujete, že dva a někdy i více vědců objevili nezávisle na sobě to samé, a to klidně i v intervalu několika desítek let?

6.3 Vyčíslování jednoduchých chemických rovnic

Základní chemické zákony již známe, a proto je načase je dodržovat. Typický úkol pro chemika je vyčíslit chemickou rovnici tak, aby se z ní opravdu stala rovnice. Počet atomů daného prvku na levé i pravé straně musí být shodný. Nejprve to zkusíme metodou „kouknu a vidím“. Tuto metodu jsme již několikrát používali v předchozích kapitolách. Později se seznámíme s postupem vyčíslování složitějších, redoxních rovnic.

Reakce síranu vápenatého s uhlíkem vypadá následovně



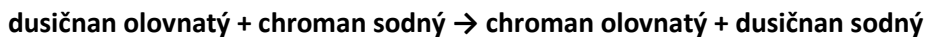
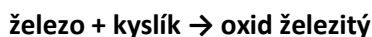
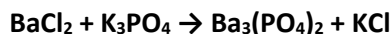
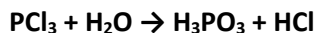
Při letmém přepočtení atomů zjistíme, že na levé straně máme čtyři kyslíky a na pravé pět. To je nepřijemné. Proto musíme dát před síran vápenatý dvojku, abychom navýšili počet kyslíků vlevo.



Sice se nám to teď celé rozhodilo, ale jistě již vidíte, jak z toho ven. Nasázíme dvojky všude, kde je potřeba, a vše pro jistotu ještě jednou překontrolujeme. Vyčíslená rovnice vypadá následovně:

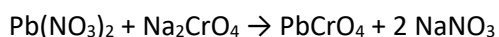
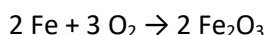
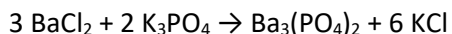
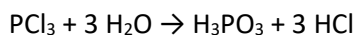


Zkuste vyčíslit následující rovnice:



Odpověď 8: V současné době to vypadá tak, že výsledky vědecké práce publikujete typicky anglicky v nějakém online vědeckém časopise či je představíte na konferenci. Poté, co vaše práce projde recenzním řízením, si ji během pár vteřin mohou přečíst všichni vědci na celém světě. Dříve se vědecké výsledky také publikovaly v časopisech, ale tištěných, a to často v různých jazycích. Mohlo se proto snadno stát, že významný objev byl uveřejněn v časopise, ke kterému mnoho vědců nemělo přístup, nebo v jazyce, kterému nerozuměli. Proto mohl zapadnout, ztratit se v čase a musel být po letech znovuobjeven. To však neupírá zásluhy ani prvnímu, ani druhému objeviteli. Z těchto důvodů se zejména s nástupem internetu rozjela věda na plné obrátky a dosahuje neuvěřitelných výsledků.

Řešení rovnic:



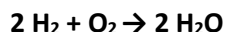
6.4 Faktory ovlivňující rychlost chemických reakcí

Jistě si umíte představit, jak je důležité mít chemické reakce pod kontrolou. Pokud se někde někdy chemická reakce vymkne, může to zapříčinit ohromné katastrofy, ať už ekologické, ekonomické nebo dokonce ztráty na životech.

Nejprve se pojdme zamyslet, co to vlastně je rychlost chemické reakce. Jak ji nadefinovat? Vyjdeme z fyziky a její rychlosti. Fyzikální rychlost, třeba auta, je změna dráhy za jednotku času. Proto také na tachometrech máme jednotku km/h. Naše laboratoř se nám ale nehýbe, dráhu proto nemění, ale měnit se nám tam bude množství látek. Reaktanty budou ubývat, produkty přibývat. Pojdme sesumírovat nějaký vztah. Rychlost bude tedy změna množství látek v jednotce objemu za čas.

$$v_A = \frac{\Delta n_A}{Vt}$$

Mohlo by to vypadat nějak takhle. Ve vzorci v_A je rychlost reakce vztažená ke složce A, Δn_A je změna látkového množství složky A, V je objem reakční směsi, t je čas. Budeme však čelit problému. Vezměme si třeba reakci vodíku s kyslíkem za vzniku vody.



Protože jedna molekula kyslíku musí potkat dvě molekuly vodíku, bude vodík z reakční směsi mizet dvakrát rychleji. To je pak ale trochu nešikovné, aby rychlost stejné reakce vyjádřená podle jednotlivých složek, měla různou hodnotu. Kdybychom ji vyjadřovali přes vodíky, tak by nám vyšla hodnota dvojnásobná oproti rychlosti vyjádřené přes kyslík. Pojdme to spravit.

$$v_A = \frac{1}{\nu_A} \frac{\Delta n_A}{Vt}$$

Stechiometrický koeficient ν_A ve vzorci nám rychlosti vztažené k jednotlivým složkám téměř srovná. Téměř proto, že reaktantů bude ubývat, produktů přibývat a rychlosti by nám vycházely s různými znaménky. Proto se dohodneme, že stechiometrický koeficient reaktantů budeme brát záporný. Stechiometrický koeficient produktů kladný. Pokud se nám nebude měnit objem, můžeme vzorec napsat také následovně:

$$v_A = \frac{1}{\nu_A} \frac{\Delta c_A}{t}$$

Kde c_A je molární koncentrace látky A. Jednotku rychlosti chemické reakce si snadno odvodíte. Prosím, vyzkoušejte si to. Mělo by vám vyjít $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$. A máme hotovo a jdeme na ty jednotlivé faktory, které rychlost chemické reakce ovlivňují.

Pozor. Písmenko ν („vé“) nám označuje rychlost chemické reakce a písmenko ν („ný“) nám označuje stechiometrický koeficient. Jsou si velmi podobná a některé fonty je píší takřka identicky. Dávejte si pozor, abyste je nezaměnili.

První faktor, který vás pravděpodobně napadne, je **teplota**. K nastartování každé reakce je třeba dodat určitou energii (říká se jí aktivační energie). Tato energie je využita na oslabení starých vazeb, založení vazeb nových. Pokud zvýšíte teplotu počáteční reakční směsi, dodáte jí energii a reakce bude probíhat rychleji.

Tlak je také významným faktorem, ale z logiky věci pouze pro látky stlačitelné, tedy pro plyny. Pokud zvýšíme tlak, jednotlivé částice plynu se začnou více srážet, a proto reakce proběhne rychleji.

Rozhodně nás také nepřekvapí, že velký vliv bude mít i **koncentrace** jednotlivých reaktantů. Stejně jako u tlaku, pokud zvýšíme koncentraci reaktantů, budou se částice více srážet a reakce proběhne rychleji.

Předcházející faktory jsou velmi významné z fyzikálního hlediska, a zatímco my jsme si jejich význam popsali v několika řádcích, skrývají se za nimi složité fyzikální vztahy a krásná matematika s fyzikou. Následující faktory jsou spíše z praktičtějšího ranku. **Plošný obsah povrchu reaktantů** je jedním z nich. Když budou reagující látky dokonale rozptýlené, namleté, smíchané, celá reakce bude probíhat rychleji. Reagující látky se totiž dostanou do velkého kontaktu, vyřídí si rychle, co potřebují, a reakce je rychle hotová.

Obrovským chemickým úkolem je příprava nových **katalyzátorů**. Tyto látky výrazně urychlují chemické reakce. Dělají to tak, že třeba rozloží velkou aktivační energii na menší kousky, které jsou lépe zvládnutelné, nebo mají nějaký prazvláštní povrch, který usnadní reakční průběh nebo si umí šikovně pohrát s elektrony tak, že to reakci prospěje. Příprava katalyzátorů je pestrá, moderní a nádherná chemie.

7 Elektrochemie

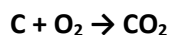
Následující kapitola se zabývá elektrochemií. Jak je z názvu patrné, budeme si povídat o chemii, která bude velmi úzce spolupracovat s fyzikou, a společně se pokusí zkrotit a využít elektrický proud. V současné přetechizované době, kdy mají v sobě zabudovaný nějaký zdroj energie snad i krabice od mléka, je velká poptávka po co nejmenších bateriích s co největší kapacitou. Veškeré baterie, ale i mnoho dalších významných procesů, je založeno pouze na dvou dějích. Těmi ději jsou **oxidace** a **redukce**, ale pojďme pěkně po pořádku.

Elektrochemie je věda zabývající se ději v soustavách, které obsahují elektricky nabitě částice (ionty).

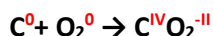
Veledůležitý pojem je také **elektrolyt**, což je látka, která se při rozpouštění či tavení disociuje na ionty. Roztoky či taveniny takovýchto látek, elektrolytů, jsou schopny vést elektrický proud. Když to přeložíme do nám bližších pojmů, budeme se zabývat zejména solemi, kyselinami a zásadami.

7.1 Oxidace a redukce

Vše si vysvětlíme na úplně jednoduché reakci, zapálíme uhlík.



Přestože je to okometricky jednoduchá reakce, její vlastní průběh již tak prostinký nebude. Stačí si doplnit oxidační čísla.

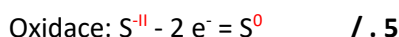
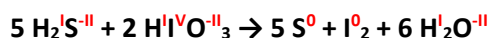


Zatímco prvky na levé straně mají oxidační čísla nulová, na pravé straně již má uhlík oxidační číslo +IV a kyslík –II. Došlo tedy k významnému přesunu elektronů. Uhlík o elektrony reakcí přišel, odevzdal je kyslíku. Nastaly tedy dva děje:

Oxidace je děj, při kterém dochází ke zvyšování oxidačního čísla prvku. Oxidovaný prvek odevzdává elektrony jinému atomu.

Redukce je děj, při kterém dochází ke snižování oxidačního čísla prvku. Redukovaný prvek přijímá elektrony od jiného atomu.

Vezmeme si jiný příklad, reakci sulfanu s kyselinou jodičnou, a rozepíšeme si i přesuny elektronů.



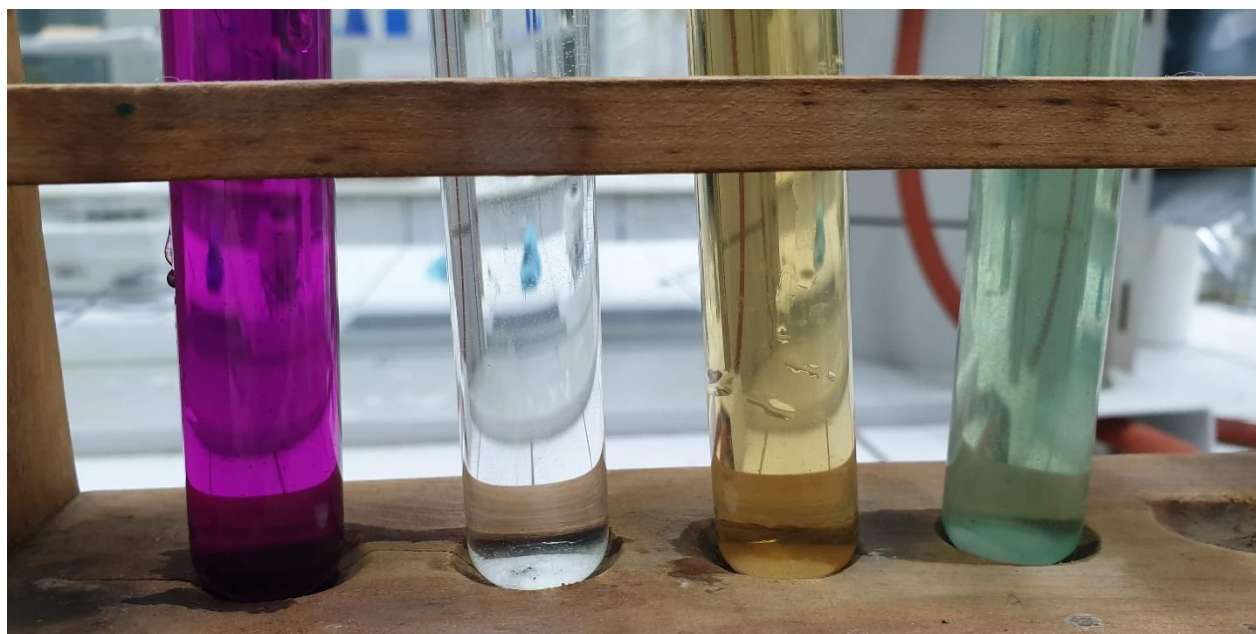
Atom síry reakcí odevzdává dva elektrony, atom jódu pět elektronů přijímá. To nesedí. Elektrony, které oxidující se prvek odevzdává, musí nějaký redukující se prvek přijmout. Elektrony se nemohou ztratit, ani vzniknout z ničeho. Navíc jednou reakcí nám vznikají jód s nulovým oxidačním číslem hned dva, a to spojené do molekuly jódu. Abychom to vyrovnali a měli stejný počet elektronů odevzdaných i přijatých, musí se oxidace síry stát pětkrát proti redukci jódu. Tento princip nám pomáhá redoxní rovnice vyčíslovat, jak si ukážeme později.

Dávejte si pozor. Když prvek odevzdává elektrony, oxidační číslo mu roste a obráceně, když elektrony přijímá, oxidační číslo mu klesá. Elektron je totiž záporně nabitý. Také si uvědomte, že kde je oxidace, musí být i redukce. Kde je redukce, určitě najdete i oxidaci. Zamyslete se nad tím.

V laboratořích jsou hojně používány látky, které mají silné oxidační schopnosti. Říká se jim **oxidační činidla**.

Oxidační činidlo je látka, která ostatní látky oxiduje a sama sebe redukuje.

Typickým oxidačním činidlem je manganistan draselný. Tato krásně fialová látka je velmi silným oxidačním činidlem. Zajímavé je, že sám manganistan, který se těmito reakcemi bude redukovat, se redukuje na různé sloučeniny v závislosti na pH prostředí, ve kterém je reakce prováděna. Pokud reakce bude probíhat v kyselém prostředí, manganistan se zredukuje na manganaté ionty Mn^{2+} , které jsou v roztoku bezbarvé či slabě růžové. V neutrálním prostředí se manganistan zredukuje na hnědý, nehezky, oxid manganičitý MnO_2 , zvaný též burel. Bazické prostředí zapříčiní, že se manganistan zredukuje pouze na tmavě zelený manganan, tedy MnO_4^{2-} . Jinými oxidačními činidly jsou chromany a dichromany, které se v kyselém prostředí redukují na krásně zelené chromité kationy Cr^{3+} .



Různé barvy manganu. Fialový manganistanový anion MnO_4^- , bezbarvý manganatý kation Mn^{2+} , hnědý oxid manganičitý MnO_2 a zelený mangananový anion MnO_4^{2-} .

Samozřejmě existují i **redukční činidla**.

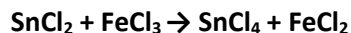
Redukční činidlo je látka, která ostatní látky redukuje a sama sebe oxiduje.

Tato činidla mají mimořádný význam v chemickém průmyslu. Třeba výroba železa je založena na redukci rud železa uhlíkem. Typická redukční činidla jsou uhlík, vodík či třeba siřičitany.

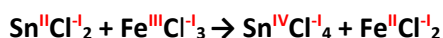
7.2 Redoxní rovnice

Nyní si vysvětlíme obecný postup, jakým se vyčíslují redoxní rovnice. Nejprve je důležité poznat, že se o redoxní rovnici jedná. Zde opět využijeme znalosti názvosloví a taky chemického citu.

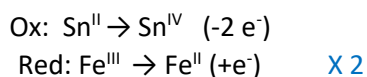
Obecný příklad:



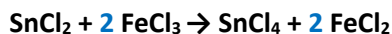
Poznáme, že se jedná o redoxní rovnici a doplníme oxidační čísla:



Najdeme oxidaci a redukci. Vyjádříme počet elektronů potřebných pro danou změnu:

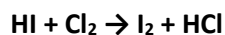


Protože se elektron nemůže někam ztratit, tak počet elektronů, které jsme oxidovanému prvku odebrali, se musí rovnat počtu elektronů, které jsme přidali redukovanému prvku. Z tohoto důvodu musela redukce v tomto konkrétním případě proběhnout dvakrát. Tuto dvojku doplníme pro odpovídající sloučeniny do rovnice reakce a dopočítáme/zkontrolujeme ostatní atomy.



Všechno sedí. Tak můžeme jít dál.

Příklad s volnými prvky:



Doplníme oxidační čísla:

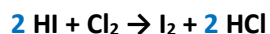


Jen připomínám, že oxidační čísla volných prvků, ať už je to atom prvku Fe nebo molekula prvku Cl_2 , jsou nulová.

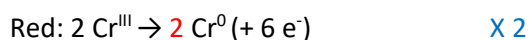
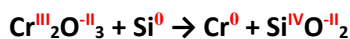
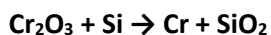
Najdeme oxidaci a redukci:



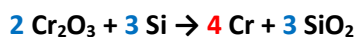
Protože máme v rovnici prvky tvořící dvouatomové molekuly, jód a chlor, píšeme do redoxního schématu dva atomy v oxidačním čísle 0, tedy I_2^{0} nebo 2I^{0} a Cl_2^{0} nebo 2Cl^{0} . Protože není možné, aby nám z jednoho $\text{I}^{\text{-I}}$ vznikly 2I^{0} , doplníme k $\text{I}^{\text{-I}}$ dvojku a spočítáme elektrony. U chloru postupujeme stejně. Tyto dvojky musíme mít na paměti. V tomto případě je beze změny zapíšeme do rovnice reakce a reakce je vyčíslená.



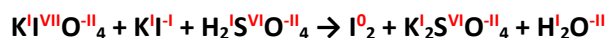
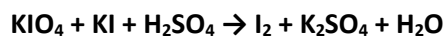
Jiný příklad:



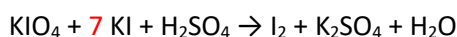
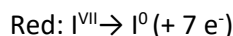
V molekule oxidu chromitého jsou dva atomy chromu Cr^{III} , proto musíme i do redoxního schématu doplnit **2** i na pravou stranu (z dvou atomů chromu Cr^{III} vznikají dva atomy chromu Cr^0). Tuto **dvojkou** musíme mít na paměti, neboť není v rovnici uvedena. V rámci vyrovnavání elektronů musela redukce proběhnout dvakrát, tedy i tato námi přidaná **dvojkou** byla zdvojnásobena, a proto bude ve výsledné rovnici **4**. Doplňme i zbylé číslice a vše ještě jednou překontrolujeme. Reakce je vyčíslená.



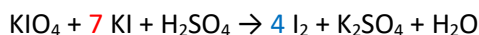
Těžší příklady – jeden volný prvek se zároveň oxiduje a zároveň redukuje:



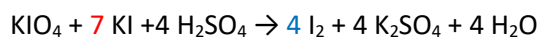
Všimněte si, že jód se jednak redukuje, druhak oxiduje na jód v oxidačním čísle 0. Proč bychom toho nevyužili a nerozdělili molekulu I_2^0 na 2 I^0 , přičemž jeden z těchto jódů necháme pro redukci, druhý necháme pro oxidaci. V tomto případě není výhodné do redoxního schématu psát 2 I^0 jako v příkladu s volnými prvky.



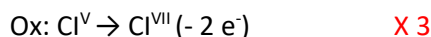
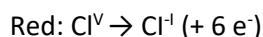
Jaké číslo bude u I_2 ? Z redoxního schématu vychází, že redukce proběhla 7-krát (7 I^0), zatímco oxidace pouze jednou (1 I^0). Dohromady tedy máme 8 I^0 . Jód však v rovnici figuruje jako dvouatomová molekula tedy $8 \text{I}^0 = 4 \text{I}_2$



Dovyčísleme rovnici. S jodidem, jodistanem a jódem již nehýbeme, protože by nám to rozbořilo redoxní schéma. Ideální cesta je tady přes draslíky, protože víme, kolik jich musí být na levé straně.



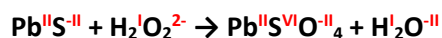
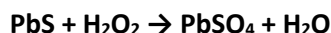
Jeden vázaný prvek se zároveň oxiduje a zároveň redukuje:



Proč je trojka jen u Cl^{VII} a ne u Cl^{V} ? Jaké číslo bude u Cl^{V} ? U Cl^{V} bude 4. Je to z toho důvodu, že tři Cl^{V} se oxidovaly a jeden Cl^{V} se redukoval, dohromady tedy 4 Cl^{V} .

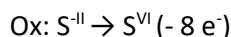
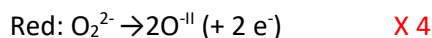


Příklady s peroxidem vodíku:

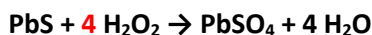


Peroxid vodíku obsahuje skupinu O_2^{2-} . Tedy dva atomy kyslíku mají dohromady náboj (oxidační číslo) 2-, tedy na jeden z nich formálně připadá 1-. Proto do redoxního schématu budeme psát O_2^{2-} nebo 2 $\text{O}^{\text{-I}}$, přičemž druhá možnost je méně častá.

Probereme podrobněji redukcí. Peroxidickou skupinu můžeme rozepsat jako 2 $\text{O}^{\text{-I}}$, a vytvoříme z nich dva kyslíky 2 $\text{O}^{\text{-II}}$. Kdybychom měli jednu změnu $\text{O}^{\text{-I}}/\text{O}^{\text{-II}}$ jedná se o 1 elektron. My máme dvě $\text{O}^{\text{-I}}/\text{O}^{\text{-II}}$, tedy dva elektrony.



Jak poznám, kterých $\text{O}^{\text{-II}}$ kyslíků se to týká? Pro síry (PbS a PbSO_4) nám redoxní schéma dává jedničky, pro peroxidickou skupinu čtyřku, takže jediné kyslíky, které to mohou být, jsou od vody. Vyčíslíme zbylé atomy.



Existují i další komplikovanější příklady (více redukcí/oxidací v jedné rovnici, thiosoli, polykyseliny apod.), ale těm se prozatím věnovat nebudeme.

Otázka k zamyšlení 9: Peroxid vodíku a manganistan draselný jsou běžná oxidační činidla. Mohou reagovat i vzájemně, posudte, zda je silnějším oxidačním činidlem peroxid vodíku či manganistan.

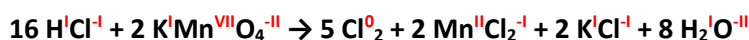


Odpověď 9: V této reakci je oxidačním činidlem manganistan draselný a je tedy silnější. Dokázal totiž oxidovat peroxid vodíku (ten vystupuje jako činidlo redukční) na molekulový kyslík a sám se přitom redukoval na manganaté ionty.

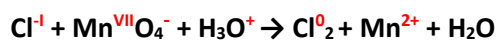
7.3 Iontový zápis redoxní rovnice

Jistě jste si všimli, že zdaleka ne všechny prvky v redoxní rovnici mění svoje oxidační čísla. Vyčíslovat však musíme i ty. Nedal by se vymyslet způsob, který by nám práci s vyčíslováním ulehčil třeba tím, že prvky, co se nemění, vynecháme? Vzhledem k tomu, že čtete učebnici, tak je jasné, že dal a vzhledem k nadpisu podkapitoly se bude jmenovat **iontový zápis redoxní rovnice**.

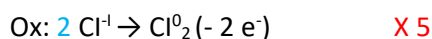
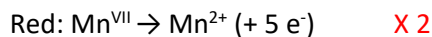
Princip si vysvětlíme na rovnici laboratorní přípravy chloru z kyseliny chlorovodíkové. Vyčíslená chemická rovnice i s doplněnými oxidačními čísly vypadá takto:



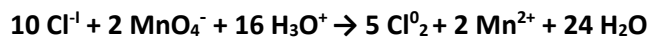
Prvek, který se oxidoval, je chlór. Prvek, který se redukoval, je mangan. Tedy draslíky, vodíky a kyslíky svá oxidační čísla nezměnily. Nyní zkusíme rovnici přepsat tak, aby tam zůstalo jen to podstatné. Ponecháme tedy sloučeniny s manganem, chlórem a vodu (popř. oxoniový kation). Zbude nám:



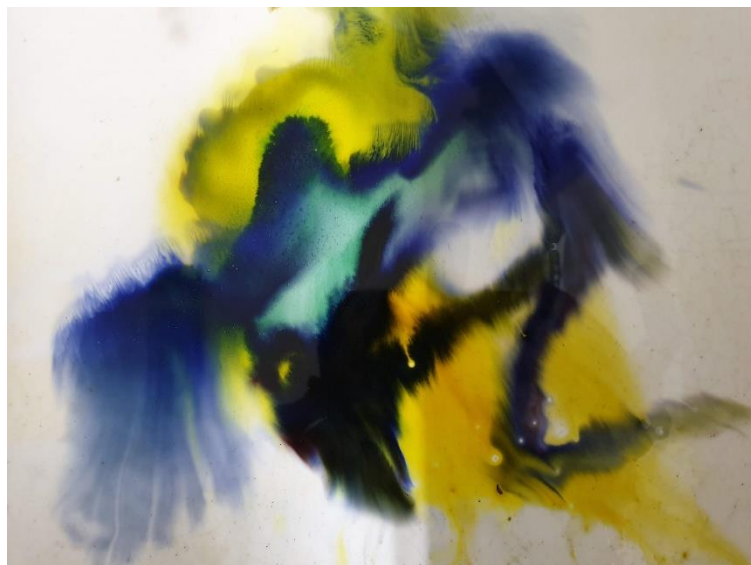
Na levé straně nám zůstaly sloučeniny s prvky, které budou reakcí měnit svá oxidační čísla. Manganistanu jsme utrhlí draslík, není třeba, nijak se měnit nebude. Vodíkový kation ale potřebovat budeme, proč si povíme později. S pravou stranou jsme postupovali obdobně. Chloridový anion nám přešel na molekulární chlór. Mangan v oxidačním čísle +VII nám přešel na mangan v oxidačním čísle +II. Dále nám napravo zůstala voda. Jdeme vyčíslovat.



Prvky, které změnilo svoje oxidační číslo, máme již vyrovnané, ale přesto nám rovnice ještě nesedí. Zatímco v klasických redoxních rovnicích vyrovnaváme jen atomy, **v iontovém zápisu vyrovnaváme i náboje jednotlivých stran rovnice**. Na to právě budeme potřebovat ty oxoniové kationy. Jak se to dělá, si ukážeme hnedle. Jakmile doplníte stechiometrické koeficienty, které vám vyšly z bilance elektronů, do rovnice, máte jasně určený celkový náboj jedné strany. V našem případě je to strana pravá. Před jedinou nabitou částicí, manganatým kationem Mn^{2+} , už máme totiž dvojku. Ostatní molekuly, chlór a voda, jsou neutrální, takže náboj celé pravé strany rovnice musí být +4. Stejně nabitá musí být i levá strana rovnice. Doplněním stechiometrických koeficientů máme zatím od prvních dvou částic náboj levé strany -12. Deset mínusek máme od chloridových anionů Cl^- a dvě od manganistanových anionů MnO_4^- . Snadným dopočtem zjistíme, že oxoniových kationů H_3O^+ bude potřeba šestnáct, abychom měli celkový náboj levé strany roven straně pravé. Posledním krokem je dopočítat vodu napravo a zapsat kompletní rovnici.



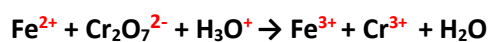
Uvedená rovnice je komplikovaná tak jako tak, právě proto jsme si ji vybrali, abychom se v tom mohli trochu porochnit a mohli pochopit princip. Nyní zkusíme trochu jednodušší rovnice.



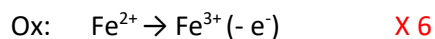
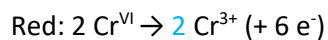
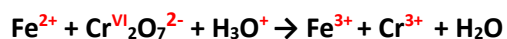
Barvy chromu.

Žlutý chromanový anion CrO_4^{2-} ,
zelený chromitý kation Cr^{3+} a modrý,
nestabilní, peroxid(oxid) chromu CrO_5 .
Není to nádhera?

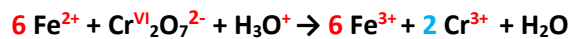
Jiný příklad:



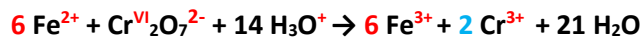
Doplníme oxidační čísla a najdeme oxidaci a redukci:



Zatímco černá dvojka již v rovnici je, modrou dvojku do rovnice teprve musíme doplnit.



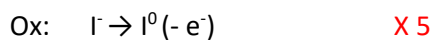
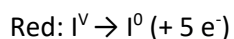
Dopočítáme náboje a dovyčíslíme. Pravá strana má náboj již jasně daný.



A další:



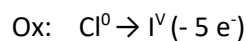
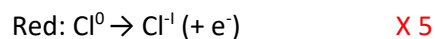
Vzpomeňte si na tříček s jódem.



Dopočítáme náboje a dovyčíslíme.



Poslední s dopomocí:



Celkem je potřeba 6 chlórů v oxidačním čísle nula a zároveň dělá chlór dvouatomové molekuly.



Vyzkoušejte si sami vyčíslit následující rovnice v iontovém tvaru. Řešení naleznete hned za cvičením.

- 1) $\text{BrO}_3^- + \text{Br}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{Mn}^{2+} + \text{PbO}_2 + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{MnO}_4^- + \text{Pb}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{SO}_3^{2-} + \text{MnO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{I}_2 + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}^- + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- 5) $\text{Fe}^{2+} + \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{Co}^{2+} + \text{ClO}^- + \text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 + \text{Cl}^-$

Řešení rovnic:

- 1) 1, 5, 6, 3, 9
- 2) 2, 5, 4, 2, 5, 6
- 3) 5, 2, 6, 2, 5, 9
- 4) 1, 1, 3, 2, 2, 1
- 5) 3, 1, 4, 3, 1, 6
- 6) 2, 1, 4, 1, 2, 1

7.4 Beketovova řada kovů – redoxní potenciál

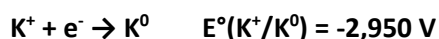
Kovy jsou fenomenální materiály, které doslova a do písmene tvořily a tvoří lidské dějiny. Připomeňme si jen pár příkladů – doba bronzová, doba železná, zbraně jakékoliv doby jiné, války o zlato či stříbro, atomová bomba a mnoho, mnoho dalších... Jak již jsme se naučili v prvním ročníku. Kovy mají pár vlastností společných. Jsou to kujnost, tažnost, tepelná a elektrická vodivost a kovový lesk. Přesto ale není kov jako kov. Některý naleznete v přírodě ryzí, jiný se v přírodě ve své kovové podobě vůbec nenachází. Některý kov má nezastupitelnou úlohu ve vašich tělech, jiný je pro vás smrtelný jed. Některý kov postupem času ztrácí svůj lesk a své vlastnosti a pomalu se ničí, jiný vydrží staletí takřka beze změny. Základní vlastnost kovů, která do značné míry určuje jejich vlastnosti, se nazývá **standardní redoxní potenciál (SRP)**. Opustíme složité fyzikální vysvětlování a hrubě si to zjednodušíme.

Standardní redukční potenciál udává ochotu prvku redukovat se, tedy přijímat elektrony.

Každý kov může existovat ve dvou podobách, buďto jako kation kovu (oxidovaná forma kovu) nebo jako neutrální atom kovu. Třeba zlato se může vyskytovat jako zlatitý kation Au^{3+} nebo jako elementární zlato Au^0 . Na to, aby se kation přeměnil na neutrální kov, musí přijmout elektrony a tím se redukovat. Pro zlato by to vypadalo takto:



Hodnota E° je SRP pro tuto reakci. V závorce jsou pak uvedeny jednotlivé formy daného prvku. Oxidovaná vlevo, redukována vpravo. Protože hodnota SRP pro zlato je kladná, zlatité kationy se mohou roztrhat, aby někde sehnaly elektrony a redukovaly se. V přírodě mají těchto možností bezpočet. Z tohoto důvodu se zlato v přírodě často vyskytuje ryzí, elektricky neutrální. Může to být ale naopak. Třeba pro draslík by tato reakce vypadala následovně:



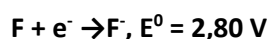
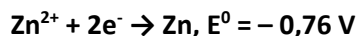
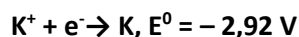
Hodnota SRP je pro draslík záporná. Z tohoto důvodu draselné kationy podléhají redukci velmi ale velmi neochotně. Jinými slovy, jakmile nenabitý draslík má možnost, okamžitě se oxiduje na draselný kation. To je důvodem, proč draslík podobně jako ostatní alkalické kovy nebo kovy alkalických zemin nenajdeme v přírodě ryzí.

Takže ještě jednou, stručně a jasně. Pokud je SRP nějakého prvku záporný, raději se bude tento prvek vyskytovat v oxidované formě. Pokud je SRP kladný, raději se daný prvek bude vyskytovat v redukováné formě. Své chemické reakce/chování pak přizpůsobí tak, aby všichni byli spokojeni, jak jen to půjde.

Protože chemici musí být s fyzikáři zadobře, rozklíčujeme si nyní, co ten SRP je vlastně za veličinu. SRP je charakteristika daného prvku, stejně jako hustota nebo teplota varu. A stejně jako hustotu pro daný prvek musíte nejprve změřit a pak tabelovat, pro SRP to platí stejně. SRP se měří jako napětí v elektrochemických člancích (proto má jednotku volt, V), ve kterých je jedna elektroda vytvořena z měřeného prvku, druhá je pak tvořena standardní vodíkovou elektrodou. Možná vás překvapuje, že je možné zkonstruovat elektrodu z plynného vodíku. Inu ano, jde to, ale podrobněji to rozebírat nebudeme. Jestli se úplně nevyznáte v problematice elektrochemických článků, nezoufejte, budeme se jim věnovat již v příští podkapitole.

Jelikož je SRP mimořádně důležitá veličina, vyskytuje se v různých knihách i pod jinými názvy. SRP může být označován **jako redoxní potenciál, elektrochemický potenciál, oxidačně – redukční potenciál** či tak nějak podobně. **Je to tabelovaná veličina a můžete jej proto vyhledat téměř pro všechny prvky.**

Pár příkladů SRP pro některé prvky, včetně rovnic odpovídajících redukcí:



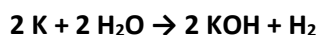
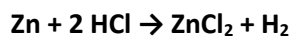
Přestože redoxní potenciál má stanovený teoreticky každý prvek, nyní se budeme věnovat zejména kovům. Již vás jistě napadlo, že by bylo možné jednotlivé kovy podle SRP seřadit. Měli bychom je pěkně vyrovnané podle jejich redukčních schopností a velmi rychle bychom se potom mohli orientovat v jejich chemii a třeba předpovědět, jak budou některé reakce probíhat. Bohužel nejsme první, koho to napadlo. Před námi to již napadlo ruského chemika Beketovova. Zkrácená **Beketovova řada kovů** vypadá následovně:



Beketovova řada kovů je rozdělena vodíkem na dvě části. Jak jsme si již řekli, tak SRP se měří oproti vodíkové elektrodě. Tento způsob měření nám tedy nulový SRP nastavil na vodík. Kovy, které jsou umístěny v Beketovově řadě nalevo od vodíku, mají záporný SRP a obecně se jím říká **neušlechtilé kovy**. Čím víc je prvek vlevo, tím zápornější má daný kov SRP a tím silnějším redukčním činidlem bude. Kovy napravo od vodíku, mají kladný SRP a označují se jako **ušlechtilé kovy**.

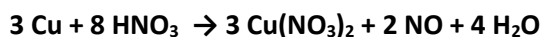
Pojďme si ukázat, co všechno se dá z Beketovovy řady vyvěstit:

- kovy nalevo od vodíku, neušlechtilé kovy, reagují s kyselinami za vzniku plynného vodíku. Říká se, že vytlačují vodík z kyselin. Čím víc vlevo, tím bouřlivější tato reakce bude. Kovům úplně nalevo k reakci stačí i pouhá voda.

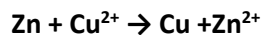


Jak už to tak v chemii bývá, z různých důvodů existují různé výjimky. Třeba takový průměrný hliník, když ho vhodíte do kyseliny, tak se může stát, že reakce neproběhne, a to je přitom nalevo od vodíku. Je tomu tak proto, že hliník se velmi rychle na vzduchu pokrývá vrstvou svého oxidu. Pasivuje se. Proto se kyselina přímo na kovový hliník nedostane. Když ale těsně před reakcí vrstvičku oxidu odstraníte, reakce pojede jak po másle.

- kovy napravo od vodíku, ušlechtilé kovy, reagují s kyselinami jen za přítomnosti oxidačních činidel, není-li sama kyselina oxidačním činidlem. Proto když se dostane měď do kontaktu s kyselinou chlorovodíkovou, reakce neproběhne. S kyselinou dusičnou, která je sama oxidačním činidlem, proběhne následující reakce, ale **nebude vznikat vodík!**

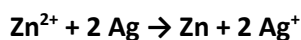


- kov stojící vlevo je schopen zredukovat kov (v kladném oxidačním stavu) stojící **vpravo** a sám se přitom oxiduje. Vezmeme si následující reakce, a aniž bychom je provedli v laboratoři, můžeme předpovědět, zda proběhnou či ne.



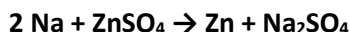
Zinek je v Beketovově řadě vlevo oproti mědi. Má tedy nižší hodnotu SRP. Proto bude chtít vypadat jako kation, zatímco měď by byla ráda neutrální. Navržená reakce jim to umožní, vymění si elektrony a oba prvky budou spokojeny.

Jiným příkladem je reakce zinečnatých iontů se stříbrem.



Zinek je oproti stříbru vlevo. Chce být v podobě kationu. Stříbro je oproti zinku vpravo a raději chce být neutrální. Tak to ale již vypadá na levé straně rovnice. Navržená reakce nebude probíhat, oba prvky jsou již spokojeny.

A poslední příklad reakce sodíku se síranem zinečnatým.

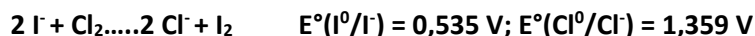


Sodík je oproti zinku vlevo. Chce být kationem. Zinek je oproti sodíku napravo a chce být neutrálním prvkem. Navržená reakce toto umožňuje, a proto bude probíhat.

Zkuste určit směr následujících reakcí. Řešení naleznete dole na stránce.



Možná jste si v textu všimli, že redoxní potenciál mohou mít i nekovy. Logika je úplně stejná, jen samozřejmě nejsou zařazeny do Beketovovy řady kovů a jejich redoxní potenciály se musí tedy uvádět. Příklad reakce jodidů s chlórem, či obráceně:



Jód s oxidačním číslem 0 se na jodid přemění s „ochotou“ 0,535 V. Chlór s oxidačním číslem 0 se na chlorid přemění s „ochotou“ 1,359 V. Navržená reakce umožní pouze jeden z těchto dvou procesů. Jdou totiž proti sobě. Silnější vyhrává, a proto navržená reakce bude probíhat ve směru vzniku chloridů, tedy zleva doprava.

Řešení dvou předcházejících dějů: První šipka doleva, druhá šipka doprava.

7.5 Redukční pochody – výroba kovů

S redoxními pochody je neodmyslitelně spojena výroba kovů. Kovů se na světě využívá neuvěřitelné množství. Stačí se podívat kolem sebe. Je jich takové množství, že nemá cenu, abych tady vyjmenovával nějaké příklady, ale vy si to zkuste. Zkuste vymyslet využití následujících kovů: Li, Al, Ti, Fe, Cu, Zn, Sn, Au, Pt, U a Pb.

Jistě, pokud máte štěstí, nějaké kovy můžete najít ryzí. Některé meteority jsou prakticky čisté surové železo. Starověkými a středověkými dějinami hýbalo zlato a stříbro. Moc českých králů upevňovaly bohaté stříbrné doly u Kutné Hory. Neméně významné byly doly u Jáchymova, které patřily mocnému českému šlechtickému rodu Šliků. Kvalitní mince s maximálním množstvím stříbra, tzv. Šlikovský či Jáchymovský tolar, byly hojně vyváženy do zahraničí a staly se předchůdcem nynějšího amerického dolaru, kterému také propůjčili svůj název. **Jáchymov, město, které v současnosti nemá ani tři tisíce obyvatel, ovlivnilo světové dějiny ještě jednou. V uranové rudě, tzv. jáchymovském smolinci, objevila Marie Curie-Skłodovská společně se svým manželem Pierrem Curie nový prvek, který nazvali radium. Za tento objev dostali v roce 1903 Nobelovu cenu za fyziku. Byla to první Nobelova cena udělena ženě vůbec. V roce 1911 tento svůj fenomenální úspěch, již bez manžela, který byl přejet drožkou, zopakovala, tentokrát v oboru chemie.**

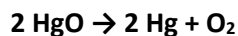
Mnohem pravděpodobnější však bude, že najdeme v přírodě rudu nějakého kovu. Rudy kovů jsou různé, typicky obsahují kov v podobě kationu a často propůjčují materiálům nějakou barvu. Z chemického hlediska to bývají oxidy, hydroxidy či nějaké soli. Nejznámější rudy jsou pravděpodobně rudy železa. Známe **krevel** (hematit), což je oxid železitý. **Hnědel** (to je opravdu název toto, limonit) je pak směsí oxidů a hydroxidů železa. **Ocelek** (siderit) je uhličitán železnatý. Pokud budete mít čas, náladu a peníze, zajedte se podívat do jihofrancouzského Roussillon, abyste viděli, co příroda s kationy železa umí.



Roussillon leží v oblasti s obrovskými ložisky okru. Není to nádhera?

Získat čistý kov z rudy kovu lze v zásadě třemi způsoby:

- **termický rozklad**, takto lze získat třeba rtuť z oxidu rtuťnatého



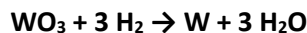
Najděte si na internetu, jak vypadá oxid rtuťnatý, a když už v tom budete, tak si něco přečtěte i o rtuti. Je to velmi zajímavý kov.

- **redukční pochody**, kterými se budeme zabývat v následující kapitole
- **elektrolýza**, kterou probereme v kapitole Elektrolytické články

Otázka k zamyšlení 10: Kočičí zlato, mineralogicky pyrit, chemicky disulfid železa FeS_2 si můžete při lehkém pomatení smyslů poplést se skutečným zlatem. Navrhněte alespoň tři chemické/vědecké způsoby, jakými byste kočičí zlato a reálné zlato odlišili.

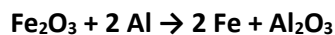
Pokud je kov ve své rudě v oxidované podobě, v podobě kationu, není nic jednoduššího než ho zredukovat. Jelikož se kovy vyrábí ve velkém, musíme mít na paměti i ekonomickou stránku věci.

Wolfram se například získává redukcí své rudy, oxidu wolframového, vodíkem



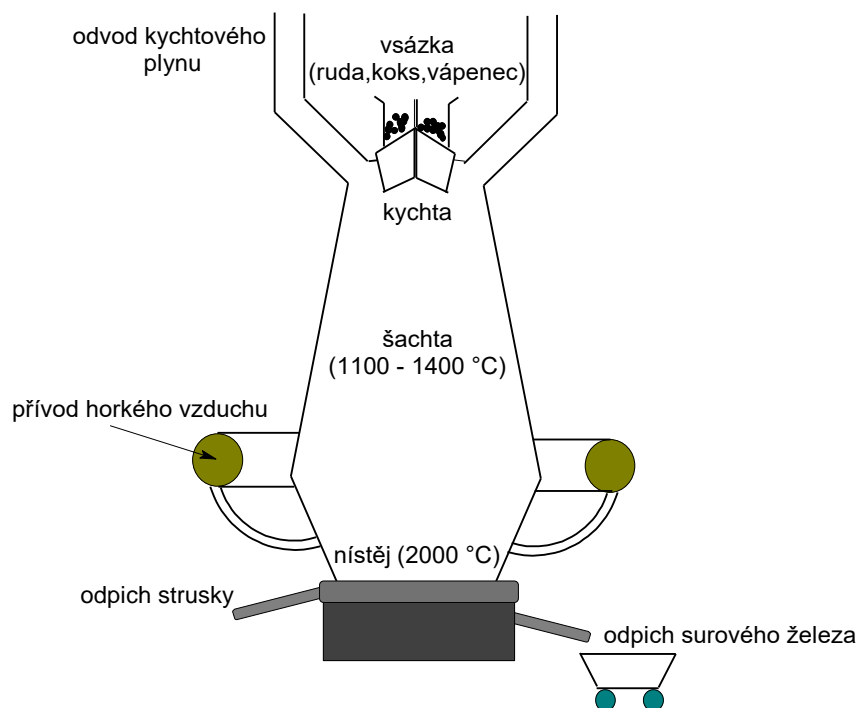
Wolfram má nejvyšší teplotu tání ze všech kovů (z prvků je druhý, po uhlíku) a velmi vysokou hustotu. Tyto vlastnosti jej předurčily jednak jako výborný materiál pro vlákna klasických žárovek, druhak do různých projektilů protipancéřových střel. Tento prvek byl/je tak významný pro zbrojařský průmysl, že Portugalsko, významný producent wolframu, si udrželo za druhé světové války neutralitu až do roku 1944 a čile obchodovalo s oběma válčícími stranami.

Další velmi populární reakce je aluminotermie. Jedná se o klasický redoxní proces, který využívá velké ochoty hliníku reagovat s kyslíkem. V nejklašičtějším uspořádání reaguje oxid železitý a práškový hliník. Při této reakci se uvolňuje velké množství tepla. Dříve se proto používala ke svařování, nyní se tato směs používá v pyrotechnice. Pakliže si koupíte termit, malý dělbuch, tak jste si koupili aluminotermickou směs a je třeba být opravdu opatrný.



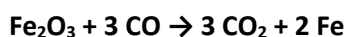
Aluminotermie by nebyla pro velkovýrobu železa příliš vhodná. Ve větším množství by se jednalo o extrémně nebezpečný a velmi drahý proces. Surové železo se průmyslově získává ve **vysokých pecích**. Název odpovídá charakteru zařízení, které je přes 30 metrů vysoké, a vnitřní teplota dosahuje v některých částech i 2000 °C. Do vysoké pece, která je schematicky znázorněna na obrázku, je třeba dodat tři základní složky. První složkou je logicky **železná ruda**. Druhou složkou je levné redukční činidlo, a to **koks** (chemicky je jedná o uhlík). Třetí složkou je **vápenec** (uhličitan vápenatý), který jednak upravuje pH taveniny uvnitř pece a chrání tak vnitřní vrstvu pece, a také je tzv. struskotvornou přísadou. Na uhličitan vápenatý a produkty jeho termického rozpadu se totiž nabalují různé nečistoty a vzniká materiál, **struska**, který je z pece odváděný pryč, aby neznečišťoval vzniklé železo. Samotný proces je celkem alchymie. Teplota uvnitř pece je ohromná a znemožňuje přesné zkoumání procesů. Nicméně staletým vývojem se proces výroby

železa metodou pokus/omyl velmi zdokonalil a současná věda umožnila dostačující popis jednotlivých procesů.

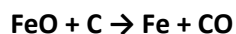
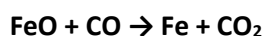
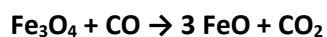
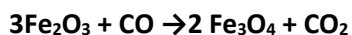


Schématický nákres vysoké pece.

V horní části pece probíhá předehřívání vsázky (ruda, koks, vápenec) a zároveň se z ní vypařuje voda. Postupným klesáním materiálu dochází v nižší části pece ke kontaktu rudy se spalinami, které obsahují i oxid uhelnatý s redukčními účinky. Zde začíná první redukční pochod.



Tavenina klesá dále pečí do zóny, kde se teploty pohybují mezi 1000 až 2000 °C. Zde dochází k dalším redukčním železa již přímo uhlíkem či oxidem uhelnatým.



Rozhodně není nutné se předcházející rovnice učit nazpaměť. Stačí jen pochopit princip, že se jedná o redukci železa uhlíkem či oxidem uhelnatým a snadno si jakoukoliv odvodíte.

Za povšimnutí stojí sloučenina Fe_3O_4 , oxid železnato-železitý. V tomto oxidu je dvakrát Fe^{+III} a jednou Fe^{+II} . Znáte i jinou sloučeninu tohoto typu?

Spodní část vysoké pece se nazývá nístěj a odsud je horké surové železo odvezeno ve vozíčku nazývaném veronika na místo dalšího zpracování. Nebo se vylévá do jednotlivých kusů zvaných housky. Jiným otvorem z pece je odváděna struska a i ta se dále zpracovává. Surové železo obsahuje vysoké procento uhlíku. Snížením obsahu uhlíku a přimícháním různých jiných prvků (Mn, Ni, Cr, Al, Si) se získávají v ocelárnách různé typy ocelí. Vyšší procento uhlíku si ponechávají litiny.

Odpověď 10: Tak předně je pravé zlato kov, proto by se dala ověřit jeho kujnost či elektrická vodivost. Dále samozřejmě můžeme změřit hustotu a porovnat ji s tabelovanou hodnotou pro zlato. Jako chemická cesta se nabízí reakce s kyselinou chlorovodíkovou. Silná kyselina chlorovodíková by sulfid přeměnila na sulfan, který by byl velmi intenzivně cítit. Zapáchají po něm zkažená vejčička. Jiná smradlavá cesta je pyrit upražit. Touto reakcí vzniká velmi dráždivý oxid siřičitý. Pravé zlato upražit nejde.



Pyrit ze školních sbírek.

7.6 Elektrochemické články

Vysoká pec a celý hutnický průmysl je krásná průmyslová výroba v pravém slova smyslu, tzv. těžký průmysl – velké budovy, haly, těžké stroje, vysoké teploty, hluk, špína a tvrdá práce. Nyní se zaměříme na elektrochemické články, které naopak vznikají v moderních, často automatizovaných halách v takřka sterilním prostředí. **Elektrochemický článek** obecně je zařízení, ve kterém kontrolovaně probíhají chemické a elektrické procesy. Někdy článek generuje elektrickou práci, někdy ji spotřebovává a vytváří se něco jiného. A přesně toto probereme podrobněji v této kapitole.

Elektrochemické články jsou v dnešní době enormně žádané a studované téma. Různá elektronická zařízení jsou stále náročnější na energii a výdrž baterie. Skoro každý z nás má mobilní telefon, tablet, notebook, chytré hodinky nebo cokoliv jiného chytrého. Mohutný nástup hlásí elektromobily a elektrická vozítka různého typu. Ve všem jmenovaném jsou elektrochemické články. V základním rozdělení můžeme elektrochemické články dělit na dva typy, a to **článek galvanický** a **článek elektrolytický**.

V galvanickém článku probíhají reakce samovolně. Příroda s probíhajícím procesem „souhlasí“, a proto si z tohoto článku můžeme trochu energie půjčit. Tato energie nám pak rozsvítí baterku nebo udrží náš mobilní telefon zapnutý.

V elektrolytickém článku probíhá reakce, která by v přírodě nikdy neproběhla. Abychom tedy přírodu přesvědčili, musíme k elektrolytickému článku připojit **vnější zdroj napětí**.

Akumulátor je pak článek, který se po vybití dá opět nabít. V okamžiku vybíjení se chová jako galvanický článek, v okamžiku nabíjení jako článek elektrolytický. Moderní konstrukce akumulátorů jsou různé a přenecháme je do hodin fyziky. My se budeme držet tradičního pojetí článku, tedy dvě elektrody (kovové, grafitové) a vodivé prostředí elektrolytu (roztok soli či kyseliny).

7.6.1 Galvanické články

Základní principy elektrochemie již známe. Některé kovy se svých elektronů rády zbaví, budou silná redukční činidla a v přírodě je pravděpodobněji najdeme v podobě jejich kationů. Jiné kovy se zase mnohem raději vyskytují v elementární podobě. Jejich kationy pak budou elektrony ochotně přijímat a ionty těchto kovů budou velmi pravděpodobně oxidační činidla. Máme to pěkně učesané a nyní to zkusíme nějak použít. Co by se asi stalo, když bychom vodivě spojili kov, který se chce zbavit elektronů, s kovem, který je chce přijmout? Velmi pravděpodobně by si potom vyšly vstříc a elektrony by si předaly. Tok elektronů nějakým drátem se přeci nazývá elektrický proud, takže pokud budeme šikovní a vhodně navolíme podmínky, dokážeme vyrobit zdroj elektrického proudu.

Vodivě spojíme měděnou elektrodu ponořenou do roztoku měďnatých iontů se zinkovou elektrodou ponořenou do zinečnatých iontů a budeme pozorovat, co se děje. Když si zkontrolujeme pozice mědi a zinku v Beketovově radě kovů, zjistíme, že měď je oproti zinku vpravo a že je dokonce ušlechtilým kovem ($E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,337 \text{ V}$). Zinek je oproti mědi vlevo a patří mezi kovy neušlechtilé ($E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,763 \text{ V}$). Měďnaté ionty se tedy snaží splášt elektrony kde mohou, aby se zredukovaly a zinek se snaží svých elektronů zbavit a přeměnit se na zinečnaté kationy. Vodivým spojením těchto dvou elektrod umožníme výměnu elektronů a začnou se dít věci. Zinková elektroda se začne rozpouštět, protože zinek se bude oxidovat a vzniklé zinečnaté ionty přejdou do roztoku. Měděná elektroda začne přibývat, protože na jejím povrchu se budou redukovat měďnaté kationy z roztoku na elementární měď. A drátem poteče stejnosměrný elektrický proud. Vytvořili jsme galvanický článek, tedy článek, který v souladu s přírodními zákony vytváří elektrický proud. Naše konkrétní uspořádání uvedené na obrázku se pak nazývá po svém objeviteli **Daniellův článek**.

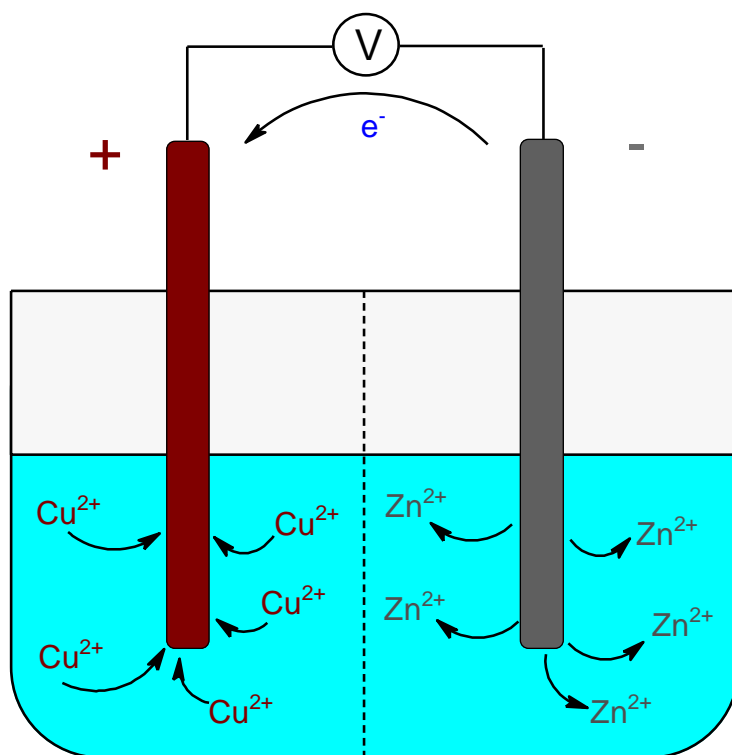


Schéma Daniellova galvanického článku.

Pozorný čtenář – obrázkář si všiml čárkované přepážky oddělující prostor jednotlivých elektrod. Jedná se o membránu, která propouští ionty tak, aby obě části roztoku zůstávaly elektroneutrální. Není totiž možné mít kladně či záporně nabitý roztok. Ten musí být vždy elektroneutrální. Jiné uspořádání je možné přes tzv. solný můstek. To je typicky skleněná trubička naplněná roztokem nějaké soli, která má stejnou funkci jako membrána, ale může být použita pro články, ve kterých jsou elektrolyty jednotlivých elektrod odděleny, třeba každý v jiné kádince.

Pojďme se ještě na chvilku zamyslet nad náboji a ději na jednotlivých elektrodách. Na drátku z mědi probíhá neustálá redukce měďnatých kationů Cu^{2+} na elementární měď Cu^0 , což má za následek neustálý nedostatek elektronů a kladný náboj na této elektrodě. Měděný drátek funguje jako katoda. Drátek ze zinku je neustále nabitý záporně přebytečnými elektrony, které vznikly v důsledku oxidace zinku Zn na zinečnaté kationy Zn^{2+} . Zinkový drátek je v tomto článku anoda.

Všichni pozor. Pro galvanický i elektrolytický článek platí, že elektroda, na které probíhá redukce, se nazývá katoda. Elektroda, na které probíhá oxidace, se nazývá anoda.

Ale v galvanickém článku je katoda kladnou elektrodou, anoda zápornou a v elektrolytickém článku je to obráceně.

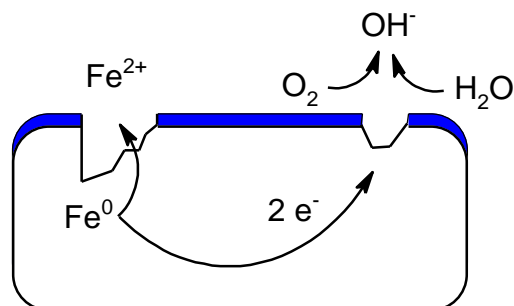
Nabízí se otázka, zda děje popsané v galvanickém článku mohou člověku i trochu znepríjemňovat život. Jsou víceméně samovolné, jeden z kovů se mění na své kationy, je pro to potřeba jen vodivé prostředí. To se přece někde může přihodit. Po trošce přemýšlení by vás pravděpodobně napadla **koroz**e, **rezivění**. Tyto procesy se nejčastěji spojují s železem, ale i ledasjaký jiný kov umí korodovat. Korozí si všichni snadno představíme. Jedná o proces, který je samovolný a jehož výsledkem je degradace (ztráta kvality) zkorodovaného materiálu. Budeme se držet toho železa a zkusíme vyjmenovat jaké faktory se musí setkat, aby nám třeba takové kovové zábradlí zrezlo. Tak předně potřebujeme ten kov. Potom je potřeba nějaké, aspoň trošku, vodivé prostředí a zejména budeme potřebovat nějaký prvek, který od oxidovaného železa přijme elektrony, tedy se redukuje. Tímto prvkem je nejčastěji kyslík obsažený ve vzduchu. Pojďme si to železné zábradlí prohlédnout z hlediska fyziky.

$$\text{Redoxní potenciál kyslíku } E^\circ(\text{O}^0/\text{O}^{-\text{II}}) = 1,23 \text{ V}$$

$$\text{Redoxní potenciál železa } E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0) = -0,447 \text{ V}$$

Železo má nižší redoxní potenciál než kyslík. **Kdyby kyslík byl v Beketovově řadě kovů, stálo by železo vlevo od něj.** Pokud má tedy železo tu možnost, předá kyslíku elektrony a oxiduje se. Vodivé prostředí bývá tvořeno třeba roztokem síranu železnatého. Atmosférický kyslík se poté ve vodném prostředí přemění na hydroxidový anion. Další obdobné reakce mohou železnatý kation zoxidovat až na kation železitý. Schematicky si to můžete prohlédnout na následujícím obrázku.

Otázka k zamyšlení 11: Kde by se na našem zábradlí vzal roztok síranu železnatého, který tvoří vodivé prostředí?



Koroze železa.

Levé místo na materiálu reprezentuje anodu (oxidace železa), pravé místo pak reprezentuje katodu (redukce kyslíku).

Zabránit korozi lze několika způsoby. Nejčastějším řešením je zabránit kontaktu kovu s vodou a se vzduchem. Toho se dá docílit třeba **nátěrem**. Z tohoto důvodu jsou majitelé vozů velmi rozzlobení, když mají poškrábaný lak na autě. Je totiž velmi pravděpodobné, že na poškrábaném místě začne koroze karoserie vozu. Jiný způsob ochrany proti korozi je založen na principu **pokovení**. Kov náchylný ke korozi je pokryt kovem, který korozi odolává. Toto všichni znáte. Představte si třeba příbory nebo vodovodní baterie. Takovými kovy jsou zinek, chrom či nikl. Jdou na to chytře. Tyto kovy velmi rychle na svém povrchu vytvoří reakcí se vzdušným kyslíkem slabou vrstvičku svého oxidu, ta pak samotný kov dokonale chrání. Procesu tvorby vrstvičky oxidu na povrchu kovu se říká **pasivace**. Netečným materiálem na povrchu kovu nemusí být jen korozi odolnější kov, ale i třeba sůl. Existuje postup zvaný **fosfatice**, kdy se na železo nanáší ochranná vrstva fosforečnanu železnatého.

Koroze jsou velmi studované téma. Zmíním pouze dva příklady z mnoha.

Nové domy či mosty se staví z železobetonu a je nutné, aby železné pruty uvnitř těchto materiálů měly dostatečnou životnost.

Korozní ochrana letadel je extrémně náročná. Nátěr letadel nejen že musí ochránit letadlo před rzí, ale musí být odolný proti velkým teplotním změnám a neméně velké mechanické zátěži.

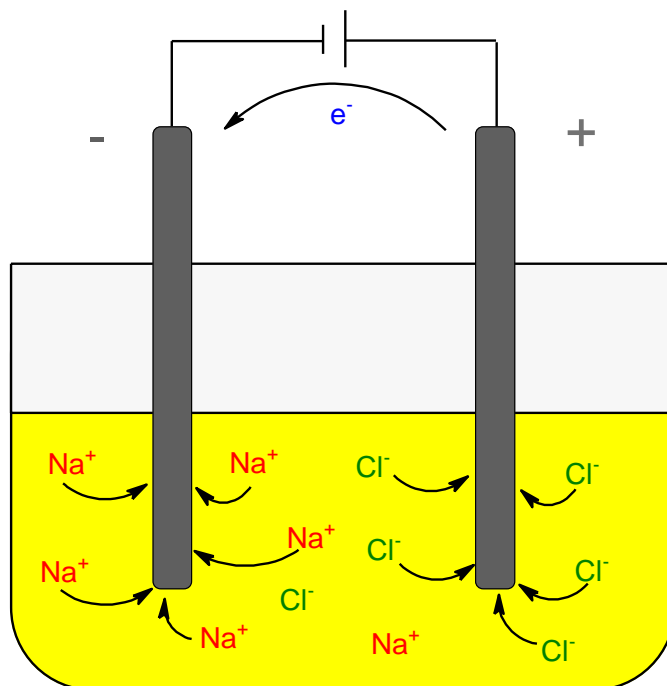
Vymyslíte další příklady?

Odpověď 11: Odpověď je snadná. Například. Déšť obsahuje mnoho různých kyselin, které vzniknou v atmosféře reakcí kyselinotvorných oxidů s vodou. Kyselinotvorné oxidy jako oxid siřičitý, sírový a oxidy dusíku, vznikají různou průmyslovou činností. Třeba spalováním nekvalitního uhlí.

Otázka k zamyšlení 12: Proč vás maminka nutí pořádně vyskládat příbory v myčce?

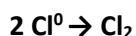
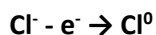
7.6.2 Elektrolytické články

Druhým typem článků jsou články elektrolytické. Zatímco v galvanických člancích probíhají procesy, se kterými příroda souhlasí, a proto z nich dokážeme získat energii. V elektrolytických člancích probíhají procesy proti přírodě, proto do nich musíme energii investovat, abychom přírodu přesvědčili. Elektrolytický článek od galvanického poznáme proto snadno již na první pohled. Elektrolytický článek musí mít vždy zdroj energie. Typický elektrolytický článek si můžete prohlédnout na obrázku.



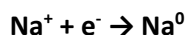
Elektrolytický článek taveniny chloridu sodného.

Elektrolytický článek se skládá ze dvou elektrod, vodivého prostředí a zdroje napětí. Materiálem elektrod bývá grafit, platina či jiný kov. Zdroj napětí na jednu z elektrod vkládá kladný náboj. Tento náboj zapříčiní, že se k této elektrodě budou přitahovat aniony. V našem případě se jedná o chloridové aniony. Jakmile Cl^- dorazí k povrchu kladné elektrody, proběhne jeho oxidace dle rovnice níže a na povrchu elektrody se začne uvolňovat plynný chlór.



Kladná elektroda je tedy v elektrolytickém článku anodou.

Sodné kationy jsou přitahovány záporně nabitou elektrodou. Jakmile dospějí k jejímu povrchu, proběhne jejich redukce na elementární sodík. **Záporně nabitá elektroda je v elektrolytickém článku katodou.**



Odpověď 12: V myčce je velmi nevlídné prostředí. Je tam horko, velké množství mycích solí, a tak se může stát, že dva přístroje při kontaktu vytvoří galvanický článek, který umožní průběh koroze, a přístroje začnou rezavět.

Otázka k zamyšlení 13: Pozorný čtenář si jistě u popisku obrázku všimnul, že elektrolytem v článku je tavenina chloridu sodného, a nikoliv jeho vodný roztok. Proč tomu tak je?

Na tomto místě pro jistotu ještě jednou vysvětlíme, co to znamená „proti přírodě“. Redoxní potenciály chlóru a sodíku jsou $E^\circ(\text{Cl}^0/\text{Cl}^-) = 1,359 \text{ V}$ a $E^\circ(\text{Na}^+/\text{Na}^0) = -2,713 \text{ V}$. Když bychom to tedy nechali na nich, chlor by nejráději vypadal jako chloridový anion Cl^- a sodík jako sodný kation Na^+ . V tavenině chloridu sodného to tak již je a prvky nemají jediný důvod se nějak redoxně měnit. Abychom je donutili, musíme je přetlačit vnějším zdrojem energie.

Jinými slovy reakce



bude po dodání prvotní (aktivační) energie probíhat samovolně.

Reakce



samovolně probíhat rozhodně nebude, proto je třeba energii dodávat po celou dobu.

Elektrolýza se široce uplatňuje v průmyslové výrobě mnoha látek. Elektrolyticky se vyrábí třeba chlór či některé hydroxidy. Dále se uplatňuje v metalurgii. Třeba existuje elektrolytické čištění kovů nebo pokovování různých předmětů (chromování, zlacení). Dále samozřejmě během nabíjecí fáze akumulátorů.

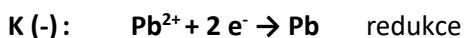
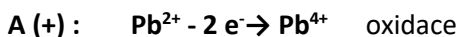
Pro fanoušky autobaterií uvádím rovnice, které probíhají ve velmi populárních olověných akumulátorech, které se stále masivně uplatňují jako autobaterie.

Katodou je olověná elektroda pokrytá vrstvou PbO_2 . Anodou je čisté olovo a elektrolytem roztok kyseliny sírové.

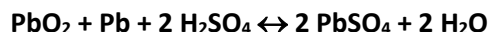
Vybíjecí fáze (galvanický článek):



Nabíjecí fáze (elektrolytický článek):



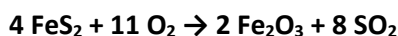
Sumárně lze oba děje popsat rovnicí:



Odpověď 13: Pokud by byl použit vodný roztok chloridu sodného, vzniklý kovový sodík by okamžitě zreagoval s vodou za vzniku plynného vodíku a hydroxidu sodného. Tímto způsobem vzniká vodík jako odpadní produkt při výrobě některých hydroxidů.

8 Výpočty z chemických rovnic

Vyčíslit chemickou rovnici již umíme. Víme, že musí platit zákon zachování hmotnosti a že se nám během chemické reakce atomy nemohou jen tak ztratit, mohou se pouze přeskupit do jiných částic, než jsme měli na začátku. Správně vyčíslená chemická rovnice je úplný základ a když to klapne, tak se z ní dá vyčíst velké množství informací. Vše si vysvětlíme na chemiky velmi oblíbené rovnici děje, který se nazývá pražení pyritu. Zapálili jsme kočičí zlato a vznikl nám oxid železitý a oxid siřičitý. Vyčíslená rovnice vypadá následovně:



Rovnici můžeme přečíst jako čtyři moly pyritu reagují s jedenácti moly kyslíku a vznikají dva moly oxidu železitého a osm molů oxidu siřičitého.

Na základě této rovnice dokážeme třeba říct, kolik oxidu železitého vznikne, když spálíme 20 g pyritu. Jak na to? Jak jsme si již řekli, rovnice funguje pro látková množství jednotlivých látek. Proto jako první krok většiny výpočtů spočítáme látkové množství některé ze složek. My můžeme spočítat látkové množství pyritu. Vzpomeňte/nalistujte si základní chemické výpočty.

$$m(\text{FeS}_2) = 20 \text{ g}$$

$$M(\text{FeS}_2) = M(\text{Fe}) + 2 \cdot M(\text{S}) = 55,85 + 2 \cdot 32,06 = 119,97 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{FeS}_2) = \frac{m}{M} = \frac{20}{119,97} = 0,1 \text{ mol}$$

Věřte nebo ne, ale pokud víme látkové množství jedné ze složek, umíme dopočítat všechna látková množství ostatních složek. K tomu nám pomůže stechiometrie rovnice. Dle rovnice vzniknou ze čtyř molů FeS_2 dva moly Fe_2O_3 , takže látková množství těchto dvou látek budou vždy vznikat v poměru 4 : 2, (což je to samé jako 2 : 1).

Kdybychom měli k dispozici:

- 8 molů FeS_2 , vzniknou 4 moly Fe_2O_3
- 6 molů FeS_2 , vzniknou 3 moly Fe_2O_3
- 1 mol FeS_2 , vznikne 0,5 molu Fe_2O_3

My máme k dispozici 0,1 mol FeS_2 . Látkové množství vzniklého oxidu železitého bude $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,05 \text{ mol}$. Hmotnost vzniklého oxidu železitého určíme pak snadno.

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,05 \text{ mol}$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot M(\text{Fe}) + 3 \cdot M(\text{O}) = 2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 16,00 = 143,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = n \cdot M = 0,05 \cdot 143,7 = 7,185 \text{ g}$$

A odpověď na závěr. Spálením 20 g pyritu vznikne 7,185 g oxidu železitého.

Pro jiné dvě látky můžeme použít úplně stejný princip. Třeba kyslík ku oxidu siřičitému bude vznikat v matematicky trochu nešťastném poměru 11 : 8.

Kdybychom měli k dispozici:

- 11 molů O₂, vznikne 8 mol SO₂
- 8 molů O₂, vznikne 5,82 mol SO₂
- 6 mol O₂, vznikne 4,36 molu SO₂

Pro jistotu uvádím i výpočet pro třetí řádek. Pokud jsou nějaká čísla v poměru 11 : 8 a vy dostanete číslo 6, které reprezentuje první hodnotu, a máte vypočítat druhou hodnotu dle daného poměru, spočítáte to jako

$$\frac{6}{11} \cdot 8 = 4,36$$

Zkuste si doplnit následující tabulku. Řešení naleznete na následující stránce.

VYBRANÉ LÁTKY	POMĚR LÁTEK	LÁTKOVÉ MNOŽSTVÍ PRVNÍ LÁTKY (MOL)	LÁTKOVÉ MNOŽSTVÍ DRUHÉ LÁTKY (MOL)
FeS ₂ : SO ₂		2,5	
			12
O ₂ : Fe ₂ O ₃		5	
			3

Zkusme trochu svižněji jiný příklad.

Vypočítejte hmotnost uhličitanu vápenatého, kterou potřebujeme k výrobě 100 kg oxidu vápenatého, známějšího jako pálené vápno. Rovnice výroby je následující:



Krok 1) Nejprve si zkontrolujeme, že je rovnice správně vyčíslená. Ano, je.

Krok 2) Určíme látkové množství jedné ze složek. Z našeho zadání to jde pouze pro oxid vápenatý.

$m(\text{CaO}) = 100 \text{ kg} = 100\,000 \text{ g}$. Nezapomeňte na správné jednotky!

$M(\text{CaO}) = M(\text{Ca}) + M(\text{O}) = 40,08 + 16,00 = 56,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$n(\text{CaO}) = \frac{100000}{56,08} = 1783,17 \text{ mol}$$

Krok 3) Přes stechiometrii rovnice určíme látkové množství látky, na kterou se nás ptají. V našem případě je to uhličitan vápenatý a poměr je nejjednodušší možný a to 1 : 1. Látková množství obou látek tedy budou shodná.

$$n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaO})$$

Krok 4) Vypočítáme hmotnost uhličitanu vápenatého a zapíšeme odpověď.

$$n(\text{CaCO}_3) = 1783,17 \text{ mol}$$

$$M(\text{CaCO}_3) = M(\text{Ca}) + M(\text{C}) + 3 \cdot M(\text{O}) = 40,08 + 12 + 3 \cdot 16,00 = 100,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = n \cdot M = 1783,17 \cdot 100,08 = 178459,7 \text{ g} = 178,5 \text{ kg}$$

Na výrobu 100 kg páleného vápna je potřeba 178,5 kg uhličitanu vápenatého.

Řešení úkolu z předešlé stránky:

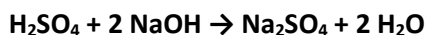
VYBRANÉ LÁTKY	POMĚR LÁTEK	LÁTKOVÉ MNOŽSTVÍ PRVNÍ LÁTKY (MOL)	LÁTKOVÉ MNOŽSTVÍ DRUHÉ LÁTKY (MOL)
FeS ₂ : SO ₂	4:8	2,5	5
		6	12
O ₂ : Fe ₂ O ₃	11:2	5	0,91
		16,5	3

Těžší příklady jsou založené na stejném principu, jen musíte navíc použít nějakou znalost nebo vzoreček z dřívějšího.

Těžší příklad by mohl vypadat třeba takto:

Jaký objem 10% kyseliny sírové ($\rho_{10\% \text{H}_2\text{SO}_4} = 1,066 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$) a jaký objem 20% hydroxidu sodného ($\rho_{20\% \text{NaOH}} = 1,219 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$) je potřeba na přípravu 15 g síranu sodného.

Krok 1) Nejprve si musíme napsat a správně vyčíslit chemickou rovnici tohoto děje. Jistě jste poznali, že se jedná o neutralizaci.



Krok 2) Ze zadání vyjádříme látkové množství některé ze složek reakce. Z našeho zadání to jde jenom pro síran sodný. Z tabulky si musíme dopočítat molární hmotnost této soli. $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{M} = \frac{15}{142} = 0,106 \text{ mol}$$

Krok 3) Na základě stechiometrie rovnice dopočítáme látková množství látek, které potřebujeme. Před kyselinou sírovou a síranem sodným jsou jedničky (**kteřé se do rovnice nepíší**). Tyto dvě látky jsou v poměru 1 : 1, a proto budou jejich látková množství totožná.

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,106 \text{ mol}$$

U hydroxidu sodného nalezneme v rovnici dvojku. Na jeden síran sodný tedy spotřebujeme dva hydroxidy sodné. Poměr těchto dvou látek hydroxidu a síranu je proto 2 : 1, a proto bude látkové množství hydroxidu dvojnásobkem látkového množství síranu.

$$n(\text{NaOH}) = 2 \cdot n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0,106 = 0,212 \text{ mol}$$

Krok 4) Látková množství jednotlivých složek reakce už známe. Teď nám situaci bude komplikovat fakt, že nepracujeme s čistými látkami, ale s roztoky. Kolik bude potřeba 10% roztoku kyseliny sírové?

Nejprve si spočítáme hmotnost čisté (100%) kyseliny sírové.

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = n \cdot M = 0,106 \cdot 98,1 = 10,40 \text{ g}$$

Ještě jednou. Nyní jsme spočítali, kolik bychom potřebovali čisté, tzn. 100%, kyseliny. My ale používáme její 10% roztok. 10 % hmotnosti tohoto roztoku tvoří čistá kyselina, tedy našich 10,40 g a zbylých 90 % bude voda. Celý 10% roztok bude vážit

$$m = \frac{10,4}{10} \cdot 100 = 104 \text{ g}$$

Matematicky jsme řešili problém, kolik váží celek, když 10 % váží 10,4 g.

Na objem to již s pomocí hustoty ze zadání přepočítáme snadno.

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{104}{1,066} = 97,6 \text{ cm}^3$$

To samé provedeme s hydroxidem. Zase budeme potřebovat molární hmotnost hydroxidu sodného z tabulky. $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$m(\text{NaOH}) = n \cdot M = 0,212 \cdot 40 = 8,48 \text{ g}$$

$$m = \frac{8,48}{20} \cdot 100 = 42,4 \text{ g}$$

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{42,4}{1,219} = 34,8 \text{ cm}^3$$

Krok 5) Odpověď. Na přípravu 15 g síranu sodného je třeba použít 97,6 ml 10% roztoku kyseliny sírové a 34,8 ml roztoku hydroxidu sodného.

Další těžší:

Jaký objem kyslíku uvolní při tepelném rozkladu 100 g dusičnanu draselného, pokud dusičnan obsahuje 5 % nečistot. Za podmínek reakce 1 mol plynu zaujme 24 dm³.

Krok 1) Správně vyčíslená rovnice děje.



Této vlastnosti dusičnanu si všimli již dávno Číňané, a proto jsou dusičnan draselný společně se sírou a uhlíkem základními složkami černého střelného prachu.

Krok 2) Spočítáme látkové množství dusičnanu, ale v zadání máme, že obsahuje 5 % nečistot. Nejprve se tedy těch nečistot matematicky zbavíme a zbude nám pouze čistý dusičnan. $M(\text{KNO}_3) = 101,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$m(\text{KNO}_3, \text{ čistý}) = 0,95 \cdot m(\text{KNO}_3, \text{ znečištěný}) = 0,95 \cdot 100 = 95 \text{ g}$$

$$n(\text{KNO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{95}{101,1} = 0,94 \text{ mol}$$

Krok 3) Ze stechiometrie rovnice určíme látkové množství kyslíku. Poměr dusičnanu a kyslíku dle rovnice je 2 : 1. Na jednu molekulu kyslíku spotřebujeme dva dusičnany. Látkové množství kyslíku bude tedy poloviční oproti látkovému množství dusičnanu.

$$n(O_2) = \frac{n(KNO_3)}{2} = \frac{0,94}{2} = 0,47 \text{ mol}$$

Krok 4) Určíme objem vzniklého kyslíku. Pokud jeden mol plynu za podmínek reakce zaujme 24 dm³, objem vzniklého kyslíku spočítáme snadno.

$$V(O_2) = n(O_2) \cdot 24 = 11,28 \text{ dm}^3$$

Krok 5) Odpověď. Z uvedeného množství dusičnanu draselného se uvolní 11,28 litrů kyslíku.

Extrémní příklad:

Soda (uhličitan sodný), která se používá například při výrobě papíru, se vyrábí Solvayovým procesem. Jedná se o sled tří po sobě jdoucích dějů, které vyjadřují následující rovnice.

- 1) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$
- 2) $2 \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- 3) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NH}_3$

Kolik kg chloridu sodného je třeba na výrobu 20 kg sody (uhličitanu sodného)?

Problém, který řešíme je, že musíme pracovat s více rovnicemi. Tak pojďme na to.

Krok 1) Zkontrolujeme, zda máme všechny rovnice správně vyčíslené. Vypadá to, že ano. Pracovat budeme pouze s prvními dvěma. **Třetí rovnice je pro naše řešení nadbytečná a je zde uvedena jenom proto, aby byl Solvayův proces kompletní. Tímto dějem se obnovuje/recykluje amoniak pro první proces.**

Krok 2) Musíme najít pojítka mezi NaCl a Na₂CO₃. Vypadá to na sodík (přesněji sodné kationy), protože veškerý sodík z NaCl přejde v prvním ději nejprve na NaHCO₃ a poté v rámci druhého děje přejde z NaHCO₃ na Na₂CO₃. Musí být tedy vztah mezi látkovými množstvími NaCl, NaHCO₃ a Na₂CO₃.

Zkusme to nastřelit. Zkusme si třeba představit, že máme 10 mol NaCl. Podle první rovnice budou látková množství NaCl a NaHCO₃ shodná, poměr těchto látek je 1 : 1. Z 10 mol NaCl vznikne 10 mol NaHCO₃. Přecházíme na druhý děj. Poměr mezi NaHCO₃ a Na₂CO₃ je dle druhé rovnice 2 : 1. Z našich 10 mol NaHCO₃ vznikne 5 mol Na₂CO₃. Poměry látkových množství NaCl : NaHCO₃ : Na₂CO₃ jsou 10 : 10 : 5 a po zkrácení 2 : 2 : 1. **V klidu si to přečtěte a promyslete ještě jednou, dvakrát...**

Krok 3) Máme připravit 20 kg sody. Rovnice se zapisují pro látková množství, a tak musíme hmotnost převést na látkové množství. Molární hmotnost uhličitanu sodného si zjistíme z tabulek.

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{20\,000}{106} = 188,68 \text{ mol}$$

Krok 4) Dle poměru určíme látkové množství pro chlorid sodný. Poté spočítáme hmotnost chloridu sodného. Molární hmotnost chloridu sodného si zjistíme z tabulek.

$$n(\text{NaCl}) = 2 \cdot n(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

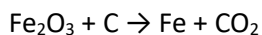
$$n(\text{NaCl}) = 2 \cdot 188,68 = 377,36 \text{ mol}$$

$$m(\text{NaCl}) = n \cdot M = 377,36 \cdot 58,45 = 22056,7 \text{ g} = 22,06 \text{ kg}$$

Krok 5) Odpověď. Pro výrobu 20 kg sody je třeba 22,06 kg chloridu sodného.

Příklady k procvičení:

- 1) Kolik kilogramů surového železa se vyrobí z 10 tun oxidu železitého. Předpokládejte, že redukčním činidlem je čistý uhlík. Nevyčíslená rovnice tohoto děje je



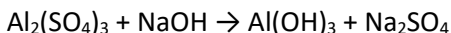
(6,99 tun železa)

- 2) Kolik kilogramů hašeného vápna lze získat z tuny vápence? Kolik by to bylo, pokud by vápenec byl o čistotě pouze 82%? Rovnice dějů jsou



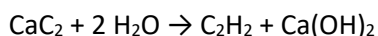
(740 kg hašeného vápna, pokud bude vápenec znečištěný pak 606,8 kg)

- 3) Kolik gramů hydroxidu hlinitého vznikne vysrážením 10 g $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ roztokem hydroxidu sodného? Nevyčíslená rovnice tohoto děje je



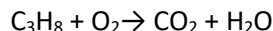
(4,56 g hydroxidu hlinitého)

- 4) Kolik ml 5% kyseliny dusičné o hustotě $\rho = 1,03 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ je třeba na neutralizaci 10 g hydroxidu sodného? (305,8 ml)
- 5) Kolik litrů 30 % roztoku hydroxidu sodného ($\rho = 1,33 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$) bude potřeba k neutralizaci 20 litrů 62% kyseliny sírové ($\rho = 1,52 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$)? (38,56 litrů)
- 6) Jaký objem acetyleny (C_2H_2) vznikne při reakci 50 g karbidu vápničku (CaC_2) s vodou? Předpokládejte, že za daných podmínek zaujme 1 mol acetyleny 22,41 dm³. Rovnice tohoto děje je



(17,48 litrů)

- 7) Kolik litrů oxidu uhličitého vznikne rozkladem 500 g vápence s 3% obsahem nečistot? Rovnice děje je uvedena u příkladu 2. Předpokládejte, že 1 mol plynu zaujme 22,41 dm³. (108,7 litrů)
- 8) Kolik m³ kyslíku se spotřebuje při spálení 2 kg propanu C_3H_8 ? Předpokládejte, že 1 mol plynu zaujme 22,41 dm³. Nevyčíslená rovnice tohoto děje je

(5 m³ kyslíku)

- 9) Jaký objem amoniaku NH_3 získáme zahřáním chloridu amonného NH_4Cl s 5 g oxidu vápenatého CaO , je-li výtěžek reakce 90 %? Předpokládejte, že 1 mol plynu zaujme 22,41 dm³. Nevyčíslená rovnice tohoto děje je



(3,6 litru amoniaku)

9 Základy organické chemie

Až do této chvíle jsme se převážně zabývali látkami, které se řadí do anorganické chemie. Tato chemie je starší a vyvinula se zavedením přesného vážení a měření, kvalitních záznamů a ověřováním experimentů z magické alchymie. Když si rozklíčujeme slovo anorganická, nalezneme předponu a, která značí zápor, a základ slova organický, který značí živý. A skutečně. Dávná představa o chemických látkách rozdělovala látky na dvě skupiny. Anorganické, tedy neživé, které bychom dneska pojmenovali asi jako minerály či nerosty a látky z nich připravené. Tyto materiály se nacházely volně v přírodě a okometricky neměly žádnou souvislost s čímkoliv živým. Druhou skupinu látek tvořily látky organické, živé. Tyto látky se získávaly nějakým způsobem ze živých organismů. Vstupní surovinou mohla být například vepřová krev, moč či žluč. Panovala představa, že tyto dvě skupiny jsou jasně oddělené. Anorganickou látku nelze převést na látku organickou a obráceně. Vysvětlovalo se to různě. Neznámější vysvětlení bylo založeno na konceptu živoucí síly, tzv. *vis vitalis*. Tuto esenci obsahovaly pouze organické látky, anorganické nikoliv, a proto nemohly být vzájemně převáděny.

Vis vitalis je krásný příklad dlouhověkého omylu. Uvědomte si, že nové myšlenky, nebo hůř, myšlenky, které by popíraly něco velmi zažitého, nebyly příliš oblíbené a bylo těžké je prosadit, a to i ve vědeckých kruzích. Spousta myslitelů se nadřela, aby jednoznačně dokázali, že země je kulatá. Lavoisierovi trvalo mnoho let, než dokázal, že oheň je prostá chemická reakce kyslíku a hořícího předmětu a že za to nemůže jakési fluidum, tehdy zvané flogiston. Pasteur, Koch, Lister a jiní velmi obtížně dokazovali, že původcem některých nemocí, kažení masa a mléka nebo kvašení jsou mikroorganismy a že se to neděje prostě samo. O to je smutnější, že s nástupem internetu a sociálních sítí roste i skupina lidí, kteří jsou snadno ovlivnitelní, neověřují si informace a třeba věří, že země je placatá a nikdo nikdy nepřistál na měsíci.

Tvrďý zásah *vis vitalis* uštědřil Němec Friedrich Wöhler, kterému se podařilo z kyanatanu amonného, látky považované za anorganickou, uměle připravit močovinu, tedy látku jednoznačně organickou. Našli se odpůrci, zejména zastánci vitalistické teorie, kteří tvrdili, že kyanatan využitý pro syntézu byl získán z nějakého „živého“ zdroje a obsahoval proto zbytek *vis vitalis* nebo že močovina není organická látka, ale je pouze odpadním produktem živého organismu. Ale nebylo jim to moc platné. Po Wöhlerovi přišli další, kterým se podařilo připravit nové látky nebo významně rozšířili znalosti o organických látkách. S velkým respektem k ostatním velikánům zmíním pouze jedno další jméno. Švédský chemik německého původu Carl Wilhelm Scheele jako první izoloval či syntetizoval organické látky kyselinu vinnou, kyselinu citronovou, glycerol či kyanovodík. *C. W. Scheele měl z dnešního pohledu dost nešťastný zlozvyk. Vždy, když připravil novou látku, tak v rámci jejího detailního popisu ji i ochutnal. Vzhledem k tomu, že připravil i extrémně jedovatý kyanovodík, je s podivem, že zemřel až o mnoho let později, a to pravděpodobně na otravu rtutí.* Současný pohled na organickou chemii je jiný.

Organická chemie je věda zabývající se sloučeninami uhlíku.

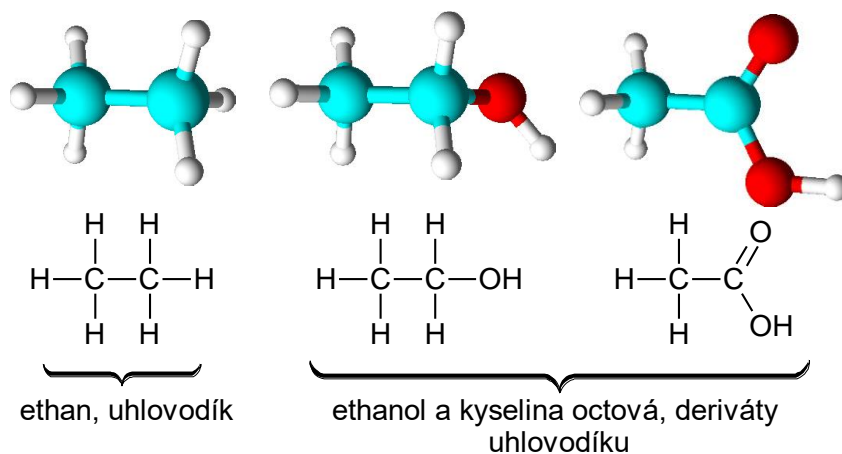
Tato definice vymezuje organickou chemii v asi v nejširším slova smyslu. Každá slušně vychovaná organická látka obsahuje uhlík a ve většině případů i vodík. Hranice mezi anorganickou a organickou chemií není vůbec ostrá. Z historických důvodů se třeba oxidy uhlíku, kyselina uhličitá a její soli a občas i ten kyanovodík a spol. řadí mezi anorganické látky. Organických látek jsou miliony, a proto se organická chemie dále rozděluje do dalších podoborů. Příkladem může být makromolekulární chemie, která studuje plasty, nebo třeba petrochemie zabývající se ropou a produkty z ní.

9.1 Vlastnosti uhlíku v organických sloučeninách

Neuvěřitelné množství organických sloučenin je důsledkem unikátních vlastností uhlíku. Tak předně **elektronegativita uhlíku je $\chi(\text{C}) = 2,5$** . Není to moc, není to málo. Uhlík se s každým dohodne, buďto si vazebné elektrony trochu přitáhne nebo si je nechá trochu oddálit, ale žádná nestabilní alotria moc očekávat nemůžeme. **Uhlík má čtyři valenční elektrony a je tedy schopen tvořit čtyři vazby.** **Studenti, co organické či chemii vůbec moc neholdují, tvrdí, že jedině, co je naučila organická chemie, je počítat do čtyř a malovat šestiúhelník jedním tahem.** V každé běžné organické sloučenině je uhlík čtyřvazný. Tedy tvoří čtyři jednoduché vazby, nebo dvě jednoduché a jednu dvojnou, nebo nějakou jinou vhodnou kombinaci vazeb. Třetí významnou vlastností je velmi **pevná vazba mezi atomy uhlíku**. Disociační energie takové vazby se pohybuje kolem $E(\text{C} - \text{C}) = 348 \text{ kJ/mol}$. Pro srovnání energie jednoduché vazby kyslík - kyslík je $E(\text{O}-\text{O}) = 138 \text{ kJ/mol}$. Vazby uhlík – kyslík či uhlík – vodík jsou také poměrně silné. Všechny vyjmenované vlastnosti uhlíku jsou příčinou toho, že uhlík tvoří takřka neomezeně dlouhé řetězce.

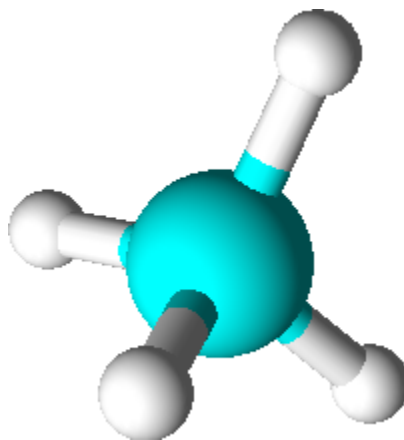
9.2 Dělení organických látek

Všechny organické látky můžeme rozdělit do dvou skupin. **Uhlovodíky**, látky tvořené pouze z uhlíku a vodíku, a **deriváty uhlovodíků**, ve kterých najdeme i jiné prvky uspořádané do tzv. funkčních skupin.



Modely a vzorce ethanu, ethanolu a kyseliny octové.

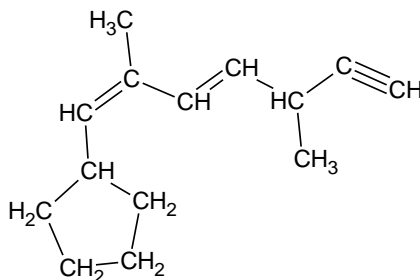
Všimněte si, že si modely a vzorce jednotlivých látek geometricky neodpovídají. Uhlík, ze kterého vycházejí čtyři jednoduché vazby, má ve skutečnosti tetraedrické okolí. Jinými slovy se snaží mít vazby tak, aby byly co nejdále od sebe a jejich vazebné elektrony se co nejméně odpuzovaly. Proto každá z vazeb vychází z uhlíku do vrcholu tetraedru (čtyřstěnu). Prohlédněte si geometrické uspořádání methanu CH_4 na obrázku pod textem. Na placatý papír se toto zaznamenává obtížně, proto vzorce organických sloučenin obvykle skutečnou geometrii molekul zanedbávají.



Model methanu CH₄. Čtyři vazby s vodíky míří do vrcholu čtyřstěnu.

9.3 Základní uhlovodíky

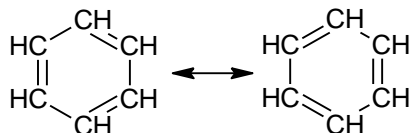
Uhlovodík poznáte snadno. Prostě se skládá jen z atomů uhlíku a vodíku. Škatulkovat je můžeme z několika hledisek. Existují uhlovodíky **nasycené**, zvané též **alkany**. Ty obsahují pouze jednoduché vazby. Ty pak mohou být lineární (nevětvené) nebo větvené, mohou tvořit jeden nebo více cyklů. Existují také uhlovodíky **nenasycené**. Ty obsahují nějakou násobnou vazbu. Uhlovodíky s dvojnými vazbami se nazývají **alkeny**, s trojnými pak **alkyny**. Úplně korektně alken byl měl obsahovat pouze jednu dvojnou vazbu. Uhlovodík se dvěma dvojnými vazbami patří mezi alkadieny, se třemi alkatrieny atd. To samé platí pro alkyny. Tím se však v úvodu organické chemie opravdu trápit nebudeme. Samozřejmě mohou existovat i různé kombinace předešlého. Třeba uhlovodík se dvěma dvojnými, jednou trojnou, rozvětvený a s cyklem máte pro inspiraci na obrázku i s jeho systematickým názvem.



[(1Z,3E)-2,5-dimethylhepta-1,3-dien-6-yn-1-yl]cyklopentan

Jistě už chápete, proč je organických látek tolik. Systematického názvu se neděste, jen si všimněte, že opravdu každý atom uhlíku v této molekule je čtyřvazný.

Zvláštní skupinou uhlovodíků jsou pak **areny**, které obsahují benzenové jádro. Benzenové neboli aromatické jádro je unikátní struktura. Šest atomů uhlíku je spojeno na střídačku dvojnou a jednoduchou vazbou. A dvojně vazby, světe div se, skákají z místa na místo, což má nedozírné následky, které se ale dozvíte ve vyšších ročnících.



Struktura benzenového jádra.

Stejně jako jsme se v anorganické chemii museli naučit ný, natý, itý..., abychom mohli látky pojmenovávat a dále se o nich učit, v organické chemii se musíme naučit názvy alespoň prvních deseti uhlovodíků. Od jejich názvů se totiž odvozuje celé názvosloví organických sloučenin. Nuže jdeme na to.

Methan	CH ₄
Ethan	CH ₃ -CH ₃
Propan	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃
Butan	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
Pentan	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ ≈ CH ₃ -(CH ₂) ₃ -CH ₃
Hexan	CH ₃ -(CH ₂) ₄ -CH ₃
Heptan	CH ₃ -(CH ₂) ₅ -CH ₃
Oktan	CH ₃ -(CH ₂) ₆ -CH ₃
Nonan	CH ₃ -(CH ₂) ₇ -CH ₃
Dekan	CH ₃ -(CH ₂) ₈ -CH ₃

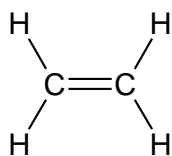
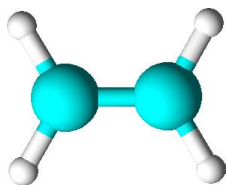
Poznámka k psaní vzorců. Třeba takový dekan obsahuje deset uhlíků v lineárním řetězci. Dva koncové uhlíky mají připojené tři vodíky. Osm vnitřních uhlíků nese každý dva vodíky. Kdybychom to všechno vypisovali, padneme únavou. Proto se osm vnitřních uhlíků píše do závorky jako -(CH₂)₈-, čímž se ušetří spousta času i místa. Pentan máte ve výčtu napsaný oběma způsoby.

9.3.1 Vlastnosti uhlovodíků

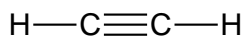
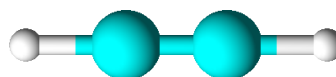
Základní vlastnosti uhlovodíků si snadno dokážeme odvodit z jejich vzorců. Lehčí uhlovodíky C_1 až C_4 jsou plynné, střední C_5 až C_{17} jsou kapaliny a velké uhlovodíky od C_{18} jsou již pevné látky. Vazby C–C i C–H jsou nepolární, tedy i uhlovodíky budou **látky nepolární**. Protože platí, že podobné se rozpouští v podobném, uhlovodíky se takřka vůbec nerozpouští v polárních rozpouštědlech, jakým je třeba voda, ale rozpouští se v rozpouštědlech nepolárních, jakým je třeba benzín, který je sám směsí uhlovodíků. Jejich špatnou rozpustnost můžeme demonstrovat na ropných katastrofách. Po nehodě tankeru se na hladině oceánů vytvoří obrovská skvrna ropy, která je takřka neodstranitelná. Poté, co dorazí k pobřeží, vyhubí téměř vše živé. Všechny uhlovodíky také **výborně hoří**. Uhlík z nich pak přechází na oxid uhličitý (při nedokonalém spalování na oxid uhelnatý). Vodík se přemění na vodní páru.

9.3.2 Pár vybraných zástupců uhlovodíků

Methan, ethan, propan a butan jsou uhlovodíkové plyny. **Methan** tvoří hlavní součást zemního plynu, který se využívá na topení či vaření a vy jej znáte třeba jako plyn do kahanů v naší chemické laboratoři. Směs plynů **propanu a butanu** se pro svoji snadnou zkvapalnitelnost používá do zapalovačů, přenosných vaříčků na camping nebo jako LPG (*liquidified petroleum gas*) pro pohon aut.



ethen (ethylen)



ethyn (acetylen)

Modely a vzorce ethenu a ethynu.

Ethen je nejmenší alken a rovněž plyn. Jeho využití vás možná překvapí. Jedná se totiž o fytohormon, rostlinný hormon, který krom jiného urychluje dozrávání plodů. Proto třeba banány dovezené ještě značně nezralé mohou kontrolovaně dozrávat v halách tak, aby v obchodech byly vždy dozralé. Také moudrost našich babiček zní, že na míse s jablky by nemělo být žádné jiné ovoce. Babičky chemii umí. Jablka totiž uvolňují ethen a ostatní ovoce by se tak v jejich přítomnosti kazilo mnohem rychleji.

Nejmenší alkyn je **ethyn**, rovněž plyn, známější spíše pod názvem **acetylen**. Acetylen se v hojné míře používá jako vstupní surovina pro syntézu dalších organických látek. Významná část acetyleny se také využije na průmyslové svařování.

Všimli jste si někdy, když vaši rodiče doplňovali benzín, názvů jednotlivých druhů benzínu? Vždy je to nějaké slovo a za ním je číslo. Třeba BENZÍN 95. Toto číslo, nazývané **oktanové**, udává kvalitu hoření benzínu. Čím větší, tím samozřejmě lepší. Tato kvalita se stanovuje porovnáním s uhlovodíkem, který se nazývá **izooktan**. Protože je velmi rozvětvený, hoří velmi dobře a rychle. BENZÍN 95 má stejné vlastnosti hoření jako směs izooktanu a heptanu v poměru 95 : 5.

Benzen a naftalen jsou základní areny, tedy aromatické uhlovodíky. Jak kapalný benzen, tak pevný naftalen jsou výchozími surovinami pro syntézu mnoha dalších organických látek. Benzen se dříve používal také jako nepolární rozpouštědlo. Bohužel, stejně jako u velkého množství dalších organických látek, byla u něj prokázána značná karcinogenita, což omezuje jeho běžné používání. Benzen byl jako běžné nepolární rozpouštědlo do značné míry nahrazen toluenem. Však i tato látka je karcinogenní a je třeba s ní pracovat opatrně.

9.4 Deriváty uhlovodíků

Pokud v molekule uhlovodíku nahradíme atom vodíku nějakým divočejším atomem nebo skupinou atomů, dostaneme **derivát uhlovodíku**. Zřejmě vás nepřekvapí, že se náhradou vodíku velmi změní chemické i fyzikální vlastnosti molekuly. V následujícím textu použijeme rozdělení podle funkčních skupin a seznámíme se s vybranými zástupci jednotlivých derivátů. Uvidíte, že jste se už s ledajakým uhlovodíkovým derivátem setkali.

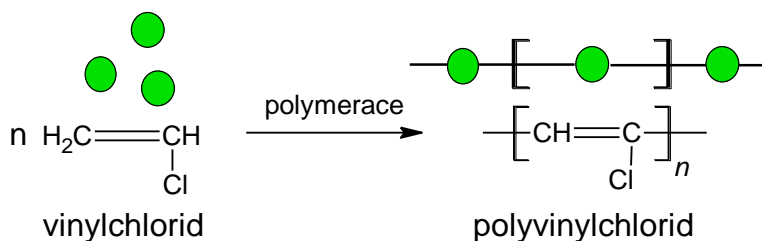
9.4.1 Halogenderiváty

Pokud je do molekuly uhlovodíku zaveden jeden nebo více atomů halogenu (fluor, chlór, bróm nebo jód), získáme halogenderivát. Často to bývají kapaliny nebo pevné látky s charakteristickým zápachem. Mnoho z nich je jedovatých nebo alespoň silně dráždivých. První vyvinuté bojové látky byly na bázi chloro či bromo derivátů. I dnes se můžete setkat s dráždivými účinky halogenderivátů třeba v pepřovém spreji. Ze zástupců si představíme jednoho zabijáka, jednu klimatickou hrozbu a jeden plast.

Velmi známá je látka se zkratkou **DDT** (její netriviálně znějící triviální název je **dichlordifenyltrichlorethan**), která byla hojně využívána po druhé světové válce jako insekticid. Použití bylo skutečně masové, pro jeho velkou účinnost. Až v sedmdesátých letech bylo dokázáno, že se velmi kumuluje v živých organismech a špatně se rozkládá. Katastrofické důsledky mělo DDT pro dravé ptáky. Konzumaci hlodavců, ve kterých se DDT hromadilo, docházelo k měknutí skořápek vajíček dravců, která byla následně rozsednuta. Dále byla prokázána toxicita DDT pro další organismy, včetně člověka. I přes extrémní nebezpečnost DDT je stále používáno v některých afrických oblastech postižených malárií, aby se omezil výskyt přenašeče této choroby, komára *Anopheles*.

Filmovou hvězdou je pak **chloroform CHCl₃**. Látka, která se používá jako rozpouštědlo a má také významné anestetické účinky. Pokud potřebuje nějaký zlořád ve filmu někoho omámit, sáhne buď po chloroformu nebo po etheru, který ale patří do kyslíkatých derivátů. **Scény z filmu, ve kterém stačí k omámení oběti jen pár kapek na kapesník, jsou komické. Ve skutečnosti je třeba chloroformu mnohem více a upřímně uspávací a smrtelná dávka se příliš neliší.** Od používání chloroformu se v nemocnicích již dávno upustilo. Ukázalo se, že jeho nešetrným skladováním vzniká např. fosgen, jiná jedovatá bojová látka, která je toxická pro játra a ledviny. Dále je chloroform prokázáný karcinogen. Nicméně i v dnešní době se jako anestetické látky používají různé halogenderiváty.

Velmi známou zkratkou, kterou jste již jistě někdy slyšeli, je **PVC**. Jedná se o **polyvinylchlorid**, který také vystupuje pod svým vžitým názvem lino. Jedná se o polymer, tedy látku, která se skládá z velkého množství pospojovaných základních jednotek (tzv. merů). Zajímavostí bezesporu je, že základní jednotka, tedy vinylchlorid, je za pokojové teploty celkem jedovatý plyn. Zřetěžením velkého množství vinylchloridů přitom vzniká pevná a neškodná látka, kterou znáte třeba jako podlahovou krytinu nebo jako vodovodní trubky.



Polymerace vinylchloridu.

Freony se nechvalně proslavily jako látky rozkládající ozon O_3 . Zprvu tyto fluorochloroderiváty byly úplně bezproblémové. Šly snadno a levně vyrobit, jsou netoxické, nehořlavé, a to všechno přispělo k jejich masovému rozšíření zejména jako chladicí media do ledniček či jako nosné nebo hnací plyny do sprejů. Až později se ukázalo, že rozkládají ozon, látku, která nás chrání před nebezpečným UV zářením. Nyní je jejich produkce velmi limitována a v aplikacích jsou nahrazeny šetrnějšími variantami.

9.4.2 Dusíkaté deriváty

Dusík se v organických sloučeninách vyskytuje zejména ve dvou skupinách. **Aminy**, které formálně odvozujeme od amoniaku náhradou jednoho nebo více vodíků. Existují aminy **primární** R-NH_2 , ve kterých se v amoniaku nahrazuje jen jeden vodík uhlovodíkovým zbytkem. Aminy **sekundární** $\text{R-NH-R}'$, kde se nahrazují vodíky dva, a aminy **terciární** NR_3 , které formálně vznikají náhradou všech tří vodíků amoniaku.

Výraz „formálně“ znamená, že si to vymysleli chemici (nikoliv příroda), aby si zjednodušili názvosloví a mohli se o aminech bavit. Aminy z amoniaku připravit jdou, ale rozhodně existují mnohem jednodušší cesty.

Aminy nám často zapáchají a využívají se ledaskde. Krom jiného také ve výrobě různých umělých vláken jako je třeba silon. Ze zástupců uvedeme jen jedovatý anilin, který se využívá pro výrobu některých barviv.

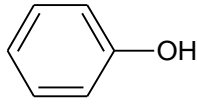
Dále nesmíme opomenout jejich značný biologický význam. Aminokyselina se vyskytuje v aminokyselinách, které tvoří naše proteiny (bílkoviny). Histamin, hormon, který vyvolává alergické reakce, také patří mezi aminy.

Druhou častou skupinou, která obsahuje dusík, jsou **nitrosloučeniny** R-NO_2 . Jedná se převážně o kapaliny či pevné látky, které se asi nejvíce zmiňují ve spojitosti s výbušninami. Jmenujme pouze dvě. **Nitroglycerin**, který je hlavní, výbušnou, složkou dynamitu a **TNT (trinitrotoluen)**.

Nitroglycerin je látka, která vydělala peníze pro udělování Nobelových cen. Alfred Bernhard Nobel vymyslel způsob, jak s extrémně nebezpečnou kapalinou, nitroglycerinem, bezpečně pracovat. Cesta k tomuto patentu byla velmi trnitá. Při jednom výbuchu dokonce zemřel Nobelův mladší bratr. Dynamit se velmi rychle rozšířil a přinesl Nobelovi značné množství peněz. Ten pak ve své závěti rozhodl, že po jeho smrti nadace, která jeho jmění bude spravovat, udělí každý rok ocenění těm lidem, kteří posunou svět o kousek dál. V závěti jsou uvedeny obory fyzika, chemie, fyziologie nebo lékařství, literatura a mír. Od roku 1968 se uděluje Cena Švédské národní banky za rozvoj ekonomické vědy na památku Alfreda Nobela, běžně a chybně označovaná jako Nobelova cena za ekonomii, byť nic takového Nobel ve své závěti neuvedl. Nobelovy ceny jsou nejprestižnější vědecké ocenění a často budí značné kontroverze, a to zejména v oblasti literatury, míru a ekonomie.

9.4.3 Kyslíkaté deriváty

Velkou skupinou derivátů uhlovodíku jsou deriváty kyslíkaté. Je jich spousta a patří tam velmi významné látky. Následující tabulka shrnuje základní typy kyslíkatých derivátů.

NÁZEV DERIVÁTŮ	FUNKČNÍ SKUPINA
alkoholy	$R-OH$
fenoly	
aldehydy	$R-C(=O)H$
ketony	$R-C(=O)R$
karboxylové kyseliny	$R-C(=O)OH$

9.4.3.1 Alkoholy a fenoly

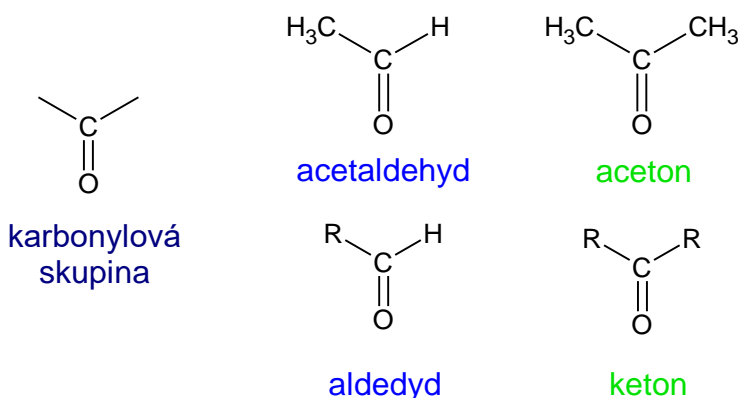
U alkoholů je hydroxyskupina připojena na běžný uhlovodíkový zbytek. U fenolů je pak připojena na benzenové jádro. Alkoholy jsou v přírodě velmi rozšířené. Tuto funkční skupinu nalezneme u sacharidů (cukrů), nukleových kyselin i ledaskde jinde. Malé alkoholy jsou neomezeně mísitelné s vodou, větší, kde již převládá nepolární charakter uhlovodíkového zbytku, mají s vodou problémy. Zástupce vyjmenujeme pouze dva a asi je není potřeba příliš představovat. **Ethanol (CH_3CH_2OH)**, zvaný též líh nebo lidově alkohol, je hlavní složkou alkoholických nápojů. I jinde má však značné využití. Je to významné rozpouštědlo, dezinfekční prostředek, palivo či surovina pro přípravu něčeho jiného. **Methanol (CH_3OH)** je nejmenší alkohol vůbec. Využití má obdobné jako ethanol samozřejmě s výjimkou potravinářství. Pro lidský organismus je totiž velmi jedovatý, metabolizuje se na kyselinu mravenčí, která udělá paseku ve vašich mitochondriích podobně jako třeba kyanidy.

Byť jsou fenoly zajímavé krystalické látky, probereme si je pořádně ve vyšších ročnících. Z historické úcty si řekněme pouze jedno využití, a to vstupní surovina pro výrobu bakelitů. Bakelity jsou plasty vzniklé zřetězením fenolu a formaldehydu (o tom si povíme později). Jako první je připravil belgický chemik Leo Baekeland na začátku 20. století a v podstatě tak odstartoval éru plastů. Bakelity měly mimořádné vlastnosti takřka pro cokoliv, a tak se z nich vyrábělo všechno od vybavení domácnosti (fény, strojky na holení, lampy, hračky), přes telefony až po karoserie aut. V té době slovo bakelit bylo synonymem slova plast. Až postupem času byly bakelity vytlačeny v mnoha oblastech jinými plasty, ale uplatnění stále nachází i dnes.

Jak jsme již zmínili, tak když zločinec ve filmu potřebuje někoho uspat, zvolí si buď chloroform nebo ether. Etery jsou zajímavé látky s obecným vzorcem $R-O-R$. Nejznámější je diethylether, který má také značné anestetické účinky. Lékařské uspávání pomocí etheru, včetně značného nebezpečí, je krásně popsáno v knize Johna Irvinga Pravidla moštárny. Diethylether se s chloroformem v anesteziologických aplikacích často střídaly, až je vytlačily látky jiné a mnohem bezpečnější. Etery jsou také látky velmi těkavé a hořlavé.

9.4.3.2 Karbonylové sloučeniny

Karbonylové sloučeniny obsahují karbonylovou skupinu, která je, dle mého názoru, asi nejdůležitější v celé organické chemii. Karbonylovou skupinu tvoří atom kyslíku připojený dvojnou vazbou na atom uhlíku. Pokud z tohoto atomu uhlíku vychází pouze jeden uhlovodíkový zbytek, karbonylová skupina je tedy na „konci“ řetězce, hovoříme o **aldehydech**. Pokud je uprostřed řetězce, jedná se o **ketony**.



Patrně neznámějším aldehydem je ten nejmenší. Jedná se o **formaldehyd** (systematickým názvem methanal). Tato plynná látka je dobře rozpustná ve vodě a je jedovatá, protože se v našem těle přetváří na jedovatou kyselinu mravenčí, o které jsme se již zmínili u methanolu. Vodný roztok formaldehydu, nazývaný formalín, se používá jako konzervační činidlo pro biologické vzorky. Taková průměrná naložená žába v kabinetě biologie bude velmi pravděpodobně plavat ve formalinu. Na obrázku vidíte chrousta obecného (*Melolontha melolontha*) naloženého v roztoku formaldehydu.

Neznámější keton je shodou okolností také ten nejmenší. Pravděpodobně každý z vás už někdy slyšel nebo možná i používal **aceton**. Jedná se o základní surovinu pro organickou syntézu. Z acetonu se třeba vyrábí plexiskla (kdo má rád zaklínadla, tak plexisklo je methylmethakrylát 😊) a dále je to běžně dostupné rozpouštědlo. Pokud budete doma něco natírat, je dost možné, že aceton budete potřebovat. **Při extrémním hladovění nebo neléčené cukrovce aceton dokonce může produkovat lidské tělo.**

9.4.3.3 Karboxylové kyseliny

Poslední kyslíkaté deriváty, které zmíníme, jsou karboxylové kyseliny. Karboxylová skupina v podstatě vznikla spojením karbonylové a hydroxyskupiny. Jedná se o kyselé látky, takže správně tušíte, že vodík z hydroxyskupiny je odštěpitelný, úplně stejně jako v anorganických kyselinách. Mezi karboxylové kyseliny patří obrovská řada biologicky významných látek. Nejmenší karboxylovou kyselinou je kyselina mravenčí, jejíž leptavé/žahavé účinky si můžete vyzkoušet, když někde budete zlobit mravence nebo když vás žahne kopřiva. Kyselina octová je základní organická chemikálie, která ale prorazila i v potravinářství. Kuchyňský ocet je 8% vodným roztokem kyseliny octové. Dále existuje kyselina citronová, jablečná, vinná, olejová...je jich opravdu hodně, ale necháme si je do vyšších ročníků.

9.5 Zdroje organických látek

Hlavní zdroje uhlovodíků pro průmysl vám asi není třeba představovat. Jedná se o **ropu, zemní plyn** a **uhlí**. Tyto tři zdroje se označují jako fosilní nebo neobnovitelné. Vznikly dávno pradávno rozkladem různých organismů za velkých tlaků a nepřístupu vzduchu. Přesný mechanismus vzniku třeba ropy není znám. Nedokážeme totiž v laboratoři simulovat stejné podmínky a zejména tak neuvěřitelně dlouhé působení času. Je velmi pravděpodobné, že tyto zdroje při současné spotřebě někdy dojdou, a proto se výzkum široce zaměřuje na to, jak je nahradit. Vymýšlejí se nové syntetické postupy organických látek, které se nyní získávají z těchto zdrojů. Vymýšlejí se nové alternativní zdroje energie. Nicméně stále jsou v celosvětovém měřítku nenahraditelné.

Existují i obnovitelné zdroje, ze kterých se získávají organické látky. Těmi jsou třeba dřevo, tuky či rostlinné oleje.

9.5.1 Ropa

Ropa je směs kapalných uhlovodíků. Jedná se zejména o alkany, malé množství rozpuštěných plynných a pevných uhlovodíků, sem tam nějaké cykloalkany nebo areny. Surová ropa obsahuje velké množství pevného ještě nerozloženého materiálu. Protože se jedná o složitou směs, je třeba ji trochu pročistit a rozdělit na jasněji definované složky, které se již dají využívat. Ke zpracování ropy je ideální frakční destilace (rektifikace). Jedná se o opakované destilace při různých teplotách. Při nejnižších teplotách (do cca 200 °C) se oddělí rozpuštěné plyny (methan až butan, tedy C₁ - C₄), o kterých jsme si již povídali dříve. Následuje **benzínová frakce** (pentan až nonan, C₅ - C₉), která tvoří hlavní část paliv do spalovacích motorů. Při teplotách okolo 300 °C se odděluje **petrolej** (C₁₀ - C₁₆), který se používá ke svícení do petrolejových lamp a také se upravuje na pohonné látky do proudových leteckých motorů. Ještě vyšší teploty poskytnou **naftu** (Tady je to trochu matoucí. Dříve se totiž ropa označovala jako nafta. Nyní je to pouze jedna frakce.) a různé topné/mazací oleje. Úplný zbytek se nazývá **mazut**, ze kterého lze destilací za sníženého tlaku získat další oleje a úplný zbytek **asfalt**, který se používá třeba na stavbu silnic.

Zpracování ropy je mnohem složitější proces, kterému se věnuje celý podobor chemie zvaný petrochemie. Uvedený popis zpracování ropy je pouze orientační. Pokud byste zahledali, najdete frakce jinak rozdělené jak podle teplot, tak podle počtu uhlíků. Je to tím, že každá rafinérie je konstrukčně řešena trochu jinak a každý stát má na dané frakce jiné požadavky. Proto je zbytečné učit se ty hodnoty přesně. Plně nám postačí princip a názvy jednotlivých frakcí.

9.5.2 Zemní plyn

Naleziště ropy obvykle obsahuje i zásobárnu zemního plynu. Složení zemního plynu se liší naleziště od naleziště, ale hlavní složkou je vždy methan a to z 60 až 97 %. Dále se v zemním plynu v určité míře obvykle objevují i ostatní plyny ethan, propan a butan. Zemní plyn kromě topení, resp. paliva slouží i k výrobě jiných látek. Třeba vodíku, oxidu uhličitého, acetylenu či sazí pro gumárenský průmysl. Z některých ložisek zemního plynu v Severní Americe se kupodivu získává helium.

9.5.3 Uhlí

Posledním významným zdrojem uhlovodíků je uhlí. Tato hořlavá hornina se skládá z C, H, O, N, S a minerálních látek. Čím vyšší zastoupení uhlíku, tím je uhlí kvalitnější. Černé uhlí obsahuje kolem 75 – 90 % uhlíku, hnědé trochu méně a nejkvalitnější je antracit s 90 až 95 % uhlíku. Uhlí se používá zejména jako palivo, ale dá se také různě upravovat a získat z něj jiné suroviny. V procesu zvaném **karbonizace** (tepelný rozklad bez přístupu vzduchu) vzniká **koks**, **dehet** a **karbonizační plyn (svítiplyn)**. Koks už jsme sypali do vysokých pecí, abychom vyrobili železo. Z dehtu se získávají další organické látky. Karbonizační plyn je složen z vodíku, methanu a oxidu uhelnatého. Dříve byl hojně využíván ke svícení, topení či vaření. Později byl však vytlačen mnohem bezpečnějším zemním plynem a také elektřinou.



Černé uhlí.

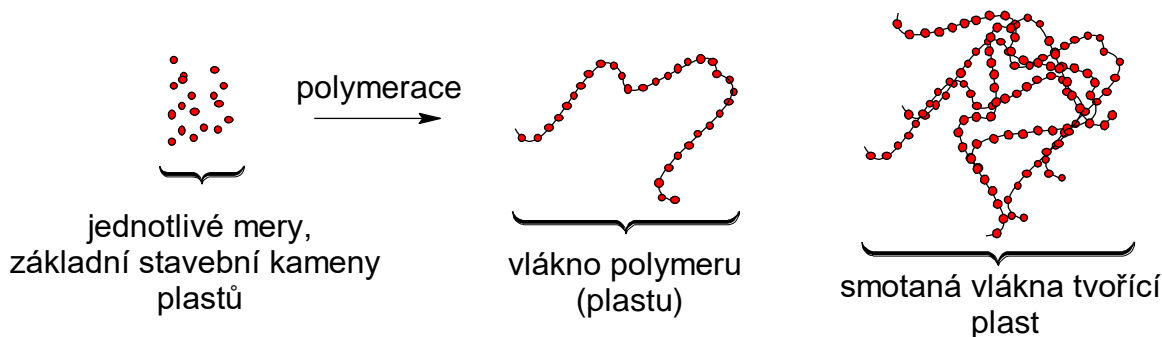
10 Chemie a společnost

A je to skoro za námi. Doufám, že se mi povedlo vás přesvědčit, že chemie je všude kolem vás. Že je to krásná a užitečná věda. A i když si třeba pro svoji budoucnost vyberete jiný zajímavý obor, tak by bylo fajn, abyste nějaké základy, o chemii (a ostatních přírodních vědách) a fungování světa obecně, ve své hlavě mazané měli.

Pokud jsem vás nepřesvědčil, zkusíme to ještě jednou. Zkusíme společně ráno dojet do školy a zamyslet se, kde všude nás chemie potká.

Tak nejprve musíme vstát a vykopat se z pelíšku. Spánek je z chemického hlediska fascinující a stále ne úplně prozkoumaný proces. Ten ale necháme být do vyšších ročníků. Chápu, že rána jsou krutá, ale měli bychom se umýt. Na to budeme potřebovat zubní pastu, kartáček, vodu a mýdlo. Chemie začíná. V zubní pastě máte hydratovaný oxid křemičitý, fluoridy pro zdravé zoubky, trochu cukru, nějaká aromata. **Zajímavé je, že když budete mít ve své stravě málo fluoridů, budete mít špatné zuby, když moc, tak taky.** Pastu naneste na zubní kartáček. Ten je velmi pravděpodobně plastový.

Na plasty už jsme několikrát mimoděk narazili. V dnešní době jsou plasty, jejich využití a jejich recyklace velmi ožehavé téma. Plasty patří mezi **polymery**. Někdy se jim také říká **makromolekulární látky**. Kdybychom zvětšili materiál kartáčku, zjistíme, že je tvořený na pevně smotanými vlákny. Tato vlákna vznikají tzv. **polymerací**. Během této reakce se základní stavební kameny plastů (tzv. **mery**) spojí dohromady a utvoří vlákno (tzv. **polymer**). Jinými slovy polymer je hodně pospojovaných merů. Tím hodně myslím opravdu hodně. Jedno vlákno může být tvořené tisíci i miliony pospojovaných merů.



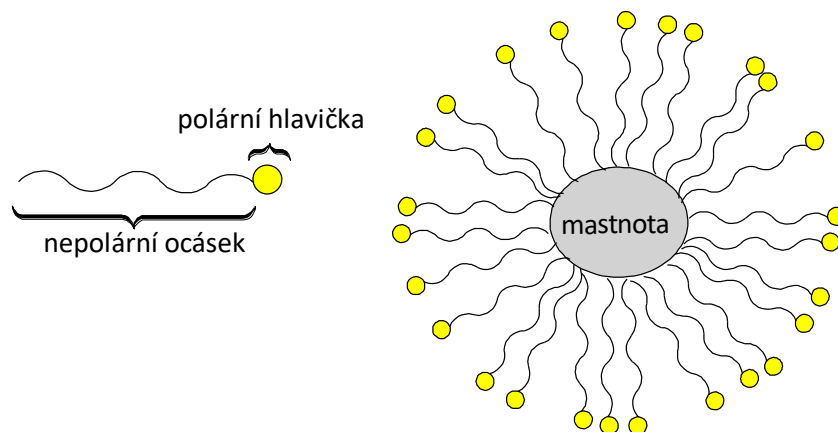
Zjednodušené schéma polymerace.

Jednotlivé plasty se liší svými mery a tím i svými vlastnostmi. Následující tabulka shrnuje základní plasty, které nás dennodenně obklopují. Neděste se některých složitějších chemických názvů, zatím se je učit nemusíte, ale ten čas přijde:-). V tabulce máte uvedené i zkratky pro jednotlivé plasty. Zkuste je pohledat. Třeba je na nějakém tričku nebo nějakém plastovém výrobku najdete.

Nejběžnější plasty, jejich zkratky a obecné použití.

NÁZEV MERU	NÁZEV PLASTU	ZKRATKA	CO SE Z NICH VYRÁBÍ?
ethen, ethylen	polyethylen	PE	pytlíky na ovoce či zeleninu; textilní vlákna, roury PE je nejrozšířenější plast současnosti.
propen, propylen	polypropylen	PP	levné kelímky do kávomatů (ty hnědé), lana; izolace elektrických kabelů
styren	polystyren	PS	tepelná izolace domů, výplňový a obalový materiál
vinylchlorid	polyvinylchlorid	PVC	vodovodní trubky, hadice, izolace kabelů, podlahové krytiny, okenní a dveřní rámy
tetrafluorethylen	teflon	PTFE	nepřilnavá vrstva nádobí či různých forem
Radši se ani neptejte.	polyethylentereftalát	PET v potravinářství, PES, v textilním průmyslu	láhve a různé obaly, textilní vlákna

Nyní je čas na mýdlo. Špína/mastnota je svojí podstatou nepolární. Ve vodě, která je polárním rozpouštědlem, se bude špatně rozpouštět, a proto musíme použít mýdlo. To má totiž zvláštní strukturu. Je tvořeno z molekul, které mají nepolární ocásek a polární hlavičku. Ocásek si proto bude rozumět s mastnotou a hlavička s vodou. Ve vodě se pak utvoří zajímavé útvary, které si můžete prohlédnout na obrázku, tzv. **micély**, ve kterých mastnota odplave pryč, a my zůstaneme čisti. Úplně stejně fungují šampony, prostředky na nádobí a spousta ostatních čističů. Takovýmto látkách se říká **detergenty**.



Nákres molekuly mýdla a micély.

Umytí už máme za sebou a jdeme na snídani. Veškeré jídlo a všechno živé se dá z hlediska chemie rozdělit jen do několika málo skupin. Ty hlavní jsou cukry, tuky, bílkoviny a voda.

Cukry (sacharidy) vám slouží jako rychlé zdroje energie. Potřebujeme je, aby naše tělo dobře fungovalo. Třeba mozek je na množství cukru velmi citlivý a je neochotný fungovat na jiné látky. Nic se však nesmí přehánět. V dnešní době je spousta výrobků přeslazených a mozek, který je z krutého pravěku naučený, že sladké je životně důležité, nám občas neumí říct dost. Při nadměrném příjmu cukrů nás potom dříve či později čeká obezita nebo *Diabetes*. Takže sladké ano, ale rozumně a pak vyběhat na hřišti.

Tuky (lipidy) nám slouží jako zásobárna dlouhodobější energie. Chrání nás proti zimě a usnadňují nám příjem některých vitaminů. **Další funkce tuků je mechanická ochrana. Třeba ledviny jsou obaleny tukem, aby se chůzí neobouchaly.** I tady platí všeho s mírou. Vynechat tuky ve své stravě je opravdové hazardování se zdravím, ale každý den bůček taky není úplně ono.

Bílkoviny (proteiny) tvoří naši základní stavební hmotu. Všechny vaše orgány a svaly jsou tvořeny převážně z bílkovin. Protože své tělo používáte, je třeba ho i opravovat, a proto ve vaší stravě musí být dostatek bílkovin. Dokonce to funguje tak, že když jde do tuhého a vy z nějakého důvodu hladovíte, tak si vaše tělo dokáže z bílkovin vytvořit sacharidy pro výživu mozku a ostatních orgánů.

Mezi další bioaktivní látky patří vitaminy, hormony, různá léčiva, také jedy a drogy...Je toho spousta, ale nyní se do toho pouštět nebudeme.

Po snídani se oblékneme a pojedeme do školy. Vaše oblečení může být z bavlny, která je chemicky upravená, nebo může být z umělých hmot, o kterých jsme si povídali dříve. Vaše oblečení pravděpodobně hraje barvami. Ty mohou být přírodní, ale s větší pravděpodobností jsou syntetické a vznikly v nějaké chemičce, která je vyrobila pro nějakou textilní továrnu. Podrážky vašich bot asi budou gumové. Rychle sbalit tašku (z čehopak je asi ta taška?) a pospícháme na tramvaj. Koukněte se na tramvaj pohledem chemie. Těch materiálů, těch krásných fyzikálně chemických principů. Okolo nás se projíždějí auta, která jsou na benzin, na naftu, některá na proud...vypouští povětšinou výfukové plyny, které ovlivňují naši planetu, spotřebovávají kyslík a mnoho dalšího. Někteří z vás pojedou radši na kole. Ani si nedovedete představit, kolik chemických procesů musí proběhnout, abyste na kole jeli a v pořádku dojeli. O regeneraci těla po jízdě ani nemluvíme...

Zkuste v příběhu pokračovat. Kde se ještě během dne potkáte s chemií? Chemie je všude kolem nás.

11 Slovo závěrem

A je to za námi. Úspěšně jsme společně zvládli váš druhý rok chemie. Myslím, že máte za sebou velký kus práce a že máte velmi pevné základy, na kterých můžete dál stavět. V následujících letech nás čekají taje anorganické chemie, ve které si budeme vyprávět různé příběhy o prvcích. Jak byly objeveny, co umí a co umí jejich sloučeniny. Další ročník bude o chemii organické, a budeme se tedy celý rok štourat ve sloučeninách uhlíku. V organické chemii se vskutku naučíme počítat do čtyř a malovat šestiúhelník jedním tahem, ale i mnoho dalšího. Organická chemie je neskutečně pestrý obor a ledasjaká látka má buďto neuvěřitelné využití nebo nějakou netradiční vlastnost. Pak následuje biochemie, kde si člověka rozebereme na součástky a pokusíme se pochopit základy toho, jak vlastně fungujeme. Zkusíme najít odpovědi na otázky, které vypadají velmi jednoduše, ale když se nad nimi zamyslíte, zdaleka tak jednoduché nejsou. Proč dýcháme kyslík? (*Jasný, protože ho potřebujeme. Ale proč? Jaké má v našem těle využití?*) Proč vlastně dokážete přečíst tyto řádky? Proč po vydatném jídle dostanu žízeň? Jak vlastně strávím tuky z potravy, když nejsou rozpustné ve vodě?

Pokládejte si podobné otázky a zkuste si je zodpovědět. Žijete v době, kdy máte informace na dosah ruky (pokud tedy funguje wifi). Nezapomeňte však informace ověřovat. Vypadá to, že tato schopnost – neuvěřit každé kravině a přemýšlet, bude v budoucnosti takřka nedoceníitelná. Někdy to nebude snadné, bude to stát čas a nějaké to úsilí, ale rozhodně se vám to vyplatí.

Až proniknete do chemie či jiných přírodních věd trochu hlouběji, zjistíte, že jsme vám my, učitelé, občas trochu keckali. Odpusťte nám to. Museli jsme, abychom vám látku zjednodušili a naučili vás tak základům. Je to proto, že příroda je krásně komplikovaná a vždycky pravidlům a zákonům, které lidstvo vymyslelo, nějak aspoň trochu proklouzne. Postupem času vám těch pár (tím myslím docela dost:-)) nepřesností uvedeme na pravou míru a na těch základech začneme stavět. Stane se tak na střední ve vyšších ročnících nebo až na vysokých školách, a to bude jízda.

Mějte se fajn a učte se chemii, Jiří Vozka

12 Rejstřík pojmů

aceton	111	homogenní reakce	69
acetylen	107	hydridy iontové	12
acidobazická titrace	35	hydridy kovalentní	12
akumulátor	90	hydroxidový anion	22
alkany	105	chemická reakce	67
alkeny	105	chemická rovnice	67
alkyny	105	chloroform	108
amfoterní látka	23, 24	indikátorové papírky	34
aminy	109	indikátory	34
areny	106	iontoměnič	63
asfalt	112	izooktan	107
autoprotolýza vody	25	kalcit	64
Beketovova řada	84	karbonizace	113
benzen	108	karbonizační plyn	113
benzín	112	katalyzátor	74
bílkoviny	116	koks	87, 113
butan	107	komplexotvorné děje	69
cukry	116	konjugovaný pár	23
Daniellův článek	91	koroze	92
DDT	108	krevel	86
dehet	113	lipidy	116
derivát uhlovodíku	108	mazut	112
detergenty	115	makromolekulární látky	114
disociace kyseliny	22	mechanismus děje	69
elektrolyt	75	mery	114
endotermní reakce	69	methan	107
ethan	107	methanol	110
ethanol	110	micély	115
ethen	107	molární koncentrace	38
ethyn	107	nafta	112
eutrofizace vod	66	naftalen	108
exotermní reakce	69	nenasycené uhlovodíky	105
fenolftalein	34	neušlechtilé kovy	56, 84
formaldehyd	111	neutralizace	48, 55
formální náboj	8	nitroglycerin	109
fosfatace	93	ocelek	86
freony	109	oktanové číslo	107
halogenvodíky	13	oxidace	75
heterogenní reakce	69	oxidační činidlo	76
hmotnostní zlomek	37	oxidační číslo	8
hnědel	86	oxidy	12

oxoniový ion	22	trvalá tvrdost	63
ozonidy	12	tvrdá voda	62
pálené vápno	66	ušlechtilé kovy	56, 84
pasivace	93	vápenec	64, 87
peroxydy	12	vodní kámen	62
petrolej	112	vysoká pec	87
pH metr	34	železná ruda	87
podvojná záměna	68		
pokovení	93		
polymerace	114		
polymery	114		
polyvinylchlorid	108		
produkty	67		
propan	107		
proteiny	116		
PVC	108		
přechodná tvrdost	62		
reakce rozkladné	68		
reakce skladné	68		
reakce substituční	68		
reaktanty	67		
redukce	75		
redukční činidlo	76		
rezivění	92		
sacharidy	116		
selenidy	12		
silná kyselina	25		
slabá kyselina	26		
stalagmit	64		
stalagnát	64		
stalaktit	64		
standardní redukční potenciál	83		
struska	87		
stupnice pH	29		
substituce	68		
sulfidy	12		
superoxydy	12		
svítiplyn	113		
syntézy	68		
sytnost kyseliny	28		
teluridy	12		
TNT	109		
trinitrotoluen	109		
tuky	116		

13 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 VÁPNIK 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.