

Pozn.

Šedě označené texty jsou pouze doplňkové a zajímavosti

Pokud je v textu „→“ a nejedná se o chemickou reakci, čtete jako: „z toho plyne“, „to vede k“, „díky tomu“

Chemie

Obecná a anorganická část

Autor: Mgr. Blanka Škrabalová

Připraveno pro školní rok 2013-14

Třída: 8, (9)

Materiál je vytvořen v souladu s RVP s úpravami verze 2013 a v souladu se ŠVP ZŠ Lipůvka

Veškeré připomínky prosím adresujte na: zazzou@seznam.cz

Veškerý obsah tohoto souboru podléhá licenci [BY-NC](https://creativecommons.org/licenses/by-nc/4.0/).

Obsah

Chemie	1
Obecná a anorganická část.....	1
Zásady bezpečné práce	2
Nebezpečné látky a přípravky	2
Mimořádné události.....	2
Vlastnosti látek	3
Směsi	4
Voda	5
Vzduch.....	5
Částicové složení látek	6
Periodická soustava prvků (PSP)	6
Chemické sloučeniny	7
Názvosloví	8
Prvky.....	10
Kyseliny a hydroxidy.....	14
Soli kyslíkaté a nekyslíkaté.....	15
9. ročník	
Chemické reakce	17
Chemie a elektřina (elektrochemie)	18
Chemické výpočty.....	18

Zásady bezpečné práce







Učivo: Zásady bezpečné práce ve školní pracovně (laboratoři) i v běžném životě.





- seznámení s řádem učebny přírodních věd
- všichni žáci se s ním seznámí v úvodní hodině (případně dodatečně individuálně)
- pro bezpečnost práce v odborné učebně je nezbytné jeho pokyny dodržovat
- k dispozici je v učebně, nebo na vyžádání

Nebezpečné látky a přípravky

Učivo: R-věty, S-věty, varovné značky a jejich význam.

Kategorie nebezpečných látek

Označení	Varovný grafický symbol	Význam	Označení	Varovný grafický symbol	Význam
E		výbušný	F		vysoce hořlavý
O		oxidující	T+		vysoce toxický
F+		extrémně hořlavý	T		toxický

Xn		zdraví škodlivý	Xi		dráždivý
C		žiravý	N (R52, R53, R59)		nebezpečný pro životní prostředí

Pro jednotlivé látky se stanovují R-věty a S-věty.

H-věty (R-věty) udávají čím je látka nebezpečná,

P-věty (S-věty) obsahují **pokyny** pro bezpečné **zacházení**.

K nebezpečným chemickým látkám a přípravkům obsahujícím tyto látky se vydávají tzv. **bezpečnostní listy** (přesné složení, zacházení, první pomoc...)

Toxikologické informační středisko (TIS)

- různé druhy otrav (léky, hadí uštknutí, čisticí prostředky...)
- obraťte se na ně i lékaři

<http://www.tis-cz.cz/>

Tel: 224 91 92 93 nebo 224 91 54 02

Mimořádné události

Učivo: havárie chemických provozů, úniky nebezpečných látek

- ohrožení zejména plynnými chemikáliemi (např. chlor, čpavek) nebo zplodinami hoření při požáru (oxid uhelnatý, fosgen, kyanovodík...)
- třeba dbát pokynů záchranářů
- nevětrat... opustit zasaženou oblast

Další možná rizika

- únik do vodních zdrojů – úhyn živočichů, problém s pitnou vodou
- krátkodobé vystavení (akutní otrava) x dlouhodobé (vznik onemocnění např. leukemie, astma...)

Vlastnosti látek

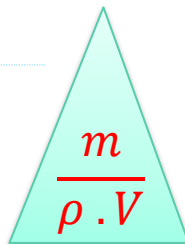
Učivo: hustota, rozpustnost, tepelná a elektrická vodivost, vliv atmosféry na vlastnosti a stav látek

- chemie studuje vlastnosti a přeměny látek
- využívá k tomu různé metody – pozorování, měření a pokus (za předem definovaných podmínek: teplota, tlak, ... s cílem teorii ověřit / vytvořit novou)

HUSTOTA ρ

- je dána podílem hmotnosti a objemu $\rho = m / V$
- jednotky: g/cm^3 , kg/m^3 ($\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$, $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$)
- udává, kolik váží určitý objem dané látky

Př. rtuť má hustotu $13,534 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 1 \text{ cm}^3$ (krychlička o hraně 1 cm) váží 13,534 g.



- hustotu kapalin měříme pomocí *hustoměru*

Měření a výpočet hustoty pevných látek

- změříme hmotnost (těleso zvážíme) m
- těleso vložíme do válce (naplněného vodou) o určitém objemu
- odečteme, o jaký objem voda stoupla V
- dosadíme do vzorce a vypočítáme hustotu ρ
- podle tabulek určíme druh látky

Rozpustnost

- udává, kolik gramů látky se při určité teplotě rozpustí v 100 g vody
- voda je příkladem **rozpouštědla** – to, v čem se látka rozpouští

Př. NaCl (sůl kamenná)

20°C 36 g
100°C 39,8 g

Rozpustnost látky závisí na:

- rozpouštědla** / rozpouštěné látky (některé látky „spolu lépe vycházejí“ → vyšší rozpustnost)
- přítomnosti dalších látek v roztoku (je-li už v roztoku rozpouštěno něco podobného, rozpustnost klesá)
- ↑ **teplota** (rozpustnost plynů většinou klesá, rozpustnost pevných látek (a kapalin) většinou roste)

- d) **tlaku** (rostoucím tlakem roste rozpustnost plynů, přestane-li tlak působit, plyn z kapaliny vyprchá

Př. otevření perlivého nápoje – při odstranění uzávěru v láhvi klesne tlak a v důsledku toho klesne rozpustnost CO_2 v jejím roztoku. Přebytečný CO_2 z roztoku uniká ve formě bublinek.

Všechny přesné pokusy se provádějí za učeného atmosférického tlaku a teploty uvedené v tabulkách (15°C, 101325 Pa), nebo se musí výsledky přepočítat na aktuální tlak a teplotu v laboratoři.

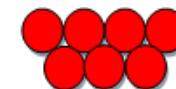
Elektrická a tepelná vodivost

- schopnost dobře vést elektrický proud/teplo
- elektrický proud přenášíme elektrony nebo ionty
- látky, které elektrický proud/teplo nevedou = **izolanty**

Přeměny skupenství látek

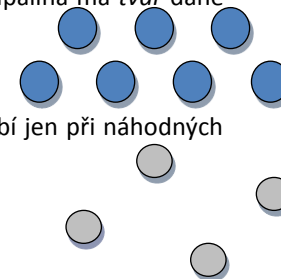
Pevná látka:

- částice jsou **těsně u sebe**, jsou uspořádány pravidelně, působí mezi nimi **silné přitažlivé síly**
- pevné látky jsou obtížně stlačitelné, udržují svůj *tvar*



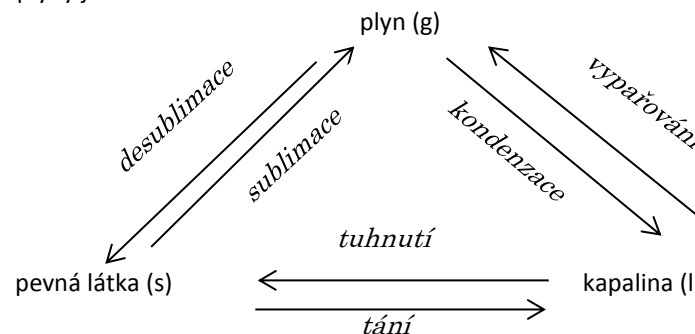
Kapalná látka:

- částice jsou **blízko u sebe**, působí mezi nimi přitažlivé síly
- kapalina se nedá stlačit, částice jsou **volně pohyblivé** – kapalina má *tvar* dané nádoby



Plynná látka:

- mezi částicemi jsou **velké vzdálenosti**, přitažlivé síly působí jen při náhodných srážkách
- nemá *stálý tvar* – tvar se mění podle nádoby
- plyny jsou **stlačitelné**



Směsi

Učivo: směsi různorodé, stejnorodé roztoky; koncentrovanější, zředěnější, nasycený a nenasycený roztok; vliv teploty, míchání a plošného obsahu pevné složky na rychlost jejího rozpouštění do roztoku; oddělování složek směsí (usazování, filtrace, destilace, krystalizace, sublimace)

- všechny látky, které obsahují 2 nebo více látek (složek) se nazývají směsi (např. vzduch, voda, ropa...)

Rozdělení směsí:

- **STEJNORODÉ** (= roztoky) – jednotlivé složky nelze rozlišit okem ani mikroskopem (vzduch, minerální voda)

Podle skupenství rozlišujeme 3 typy roztoků:

- plynné (vzduch)
- kapalné (sůl + voda)
- pevné (slitiny kovů)

Označení v rovnicích: **s** (solid, pevná látka), **l** (liquid, kapalina), **g** (gas, plyn), **aq** (aqua, vodný roztok), roztok = \odot

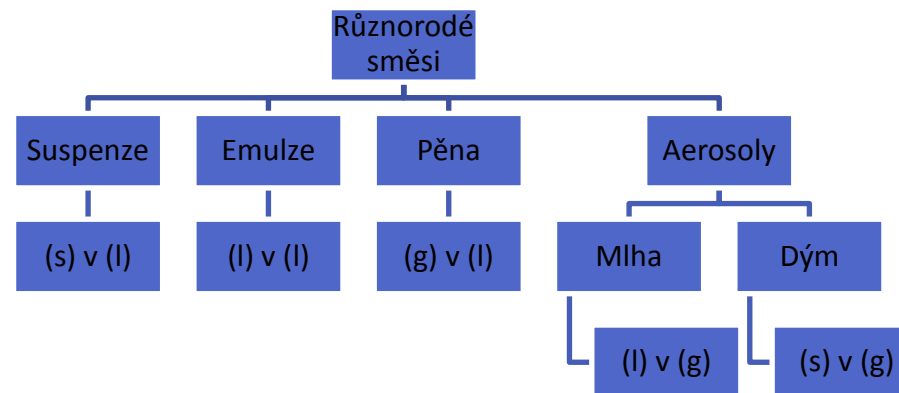
Rozpouštění urychlíme

Př. čaj:

- teplotou (v teplém čaji se nám rozpustí rychleji)
- mícháním
- použitím moučkového cukru (jemněji nadrcené látky)

Čím více látky v roztoku rozpustíme, tím více je **koncentrovanější**. Pokud už za daných podmínek nejde v roztoku rozpustit víc látky, je roztok tzv. **nasycený**. Při jakékoliv nižší koncentraci je pak roztok tzv. nenasycený.

- **RŮZNORODÉ** – jednotlivé složky lze rozlišit okem, lupou, mikroskopem (žula, bahno s vodou)



Př. suspenze (písek + voda, křída + voda...)

emulze (olej + voda, chloroform + voda...)

pěna (mýdlová pěna, pěna na pivě...)

mlha (deodorant ve spreji, oblaka na obloze...)

kouř, dým (prach na ulici, cigaretový kouř...)

Oddělování složek směsí

	Metoda	Oddělování na základě, příklady
Stejnorodé	Destilace, frakční destilace	Rozdílná teplota varu, vypařování → kondenzace a jímání látky s nižším bodem varu
	Krystalizace	Odpaření tekuté složky roztoku
	Extrakce	Luhování – čaj, káva („překapávaná“) Vytřepávání – z jedné kapaliny do druhé na základě rozpustnosti (např. z vody do chloroformu)
Obě	Chromatografie	Látky putují mobilní fází (rozpouštědlo) po stacionární fází (např. křída, filtrační papír...), vztlínání
	Sublimace	Některé látky přecházejí při zahřívání rovnou z pevné do plynné fáze, po ochlazení přecházejí znovu na pevnou (jód, naftalen, kyselina benzoová...)
	Magnet	Kovové látky
Různorodé	Filtrace	Oddělení pevné látky (sraženiny) od kapaliny přes filtr
	Usazování (dekantace, sedimentace)	Oddělení pevné látky od kapaliny, usazením a slitím kapaliny
	Odstředění (centrifugace)	Oddělení složek s různou hustotou pomocí odstředivé síly

Zajímavost: Sublimují i některé látky jako led, ale velmi pomalu – proto prádlo uschne i na mrazu; sublimuje i suchý led (pevný CO₂)

Pojmy:

Filtrát – tekutina, která při filtraci projde filtrem

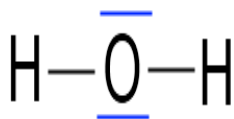
Chladič (kondenzátor) – vodou chlazený prostor, ve kterém se páry při destilaci znovu kondenzují

Frakční destilace – používá se u látek, jejichž rozdíl T_v je méně než 25°C. Používá se u ropy: ropa → plynné uhlovodíky, petrolej 40°C, benzín 110°C, kerosin 180°C, nafta 250°C, lehké topné oleje 340°C, zbytek asfalt

Voda

Učivo: destilovaná, pitná, odpadní; výroba pitné vody; čistota vody

- sloučenina 2 atomů vodíku H a jednoho atomu kyslíku O
- vzorec H₂O (chemický název oxidan)
- 3 skupenství
- nezbytná pro existenci života
- 71% povrchu Země tvoří voda
- rozpouštědlo – látek a plynů (O₂...)



Rozdělení vody

Podle **vázaného izotopu** vodíků dělíme vodu na:

Lehký vodík →Lehká: ${}^1_1\text{H}$

Deuterium →Těžká: ${}^2_1\text{H}$ (D) D₂O

Tritium →Supertěžká: ${}^3_1\text{H}$ (T) T₂O

Podle obsahu **minerálních látek**

Destilovaná – neobsahuje žádné minerální látky, používá se při chemických reakcích

Měkká – málo

Tvrdá – hodně (problém např. usazování ve varných konvicích, špatně vyprané prádlo...)

Slaná/Sladká

Podle obsahu **nečistot** a mikroorganismů

Pitná – přísná kritéria. Voda nesmí být zdravotně závadná a může se pít dlouhodobě bez rizika vzniku nemocí. Nesmí obsahovat jedovaté látky ani mikroorganismy. Před cestou k zákazníkovi prochází čištěním a pravidelnou kontrolou kvality.

Užitková

Opadní – kanalizace → čistička odpadních vod

Fyzikální vlastnosti vody

- povrchové napětí
- **vodíkové můstky** → T_t = 0°C T_v=100°C

Vzduch

Učivo: složení, čistota ovzduší, ozonová vrstva

- plynný obal Země = atmosféra
- směs látek, které tvoří atmosféru, se nazývá vzduch

Obsahuje:

- 78% dusíku
- 21% kyslíku
- 1% ostatní plyny (Ne, He, CH₄, Kr, H₂...)
- voda (plyn, kapalina, led)

Znečištění ovzduší

- přírodní vlivy např. sopečná činnost
- průmysl: oxid uhličitý, oxidy síry (způsobují kyselé deště), jedovaté látky, prach...

Ozónová vrstva

- vrstva stratosféry tvořená O₃
- chrání zemi před účinky UV-záření Slunce
- ztenčení se nazývají ozónové díry (zvýšené riziko např. rakoviny kůže)

Částicové složení látek

Učivo: molekuly, atomy, atomové jádro, protony, neutrony, elektronový obal a jeho změny v chemických reakcích, elektrony

Starověk – snaha najít „pralátku“

Demokritos (460-370 př. n. l.) – řecký filozof

- předpokládal, že látky se skládají z nejmenších, dále nedělitelných částic => tyto částice nazval atomy

Robert Boyle (1627-1691 n. l.) – anglický přírodovědec

- chemické prvky označil za stavební částice všech látek

Ernest Rutherford (1871-1937 n. l.) – anglický fyzik a chemik

- objevil složení atomu
- zjistil, že atomy se skládají z jadra a obalu
- v jádře atomu objevil protony
- základní částice, ze kterých se atom skládá, jsou protony, neutrony a elektrony

Periodická soustava prvků (PSP)

- doposud je známo 118 druhů atomů (94 v přírodě) – liší se počtem protonů v jádře

Periodický zákon: Vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich protonového čísla

Tzn. U prvků se s rostoucím protonovým číslem pravidelně opakují určité vlastnosti (prvky se stejným počtem valenčních elektronů mají podobné vlastnosti – val. el. vysvětlím dále)

Vyjádřením periodického systému je **periodická soustava prvků:** 7 period (řádky), 18 skupin (sloupce). Každý prvek má své souřadnice.

	s		d										p							
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
	I. A.	II. A.	III. B.	IV. B.	V. B.	VI. B.	VII. B.	VIII. B.					I. B.	II. B.	III. A.	IV. A.	V. A.	VI. A.	VII. A.	VIII. A.
1	${}^1_1\text{H}$																		${}^2_2\text{He}$	
2													${}^3_5\text{B}$							
3																				
4																				
5																				
6			${}^{57}_{57}\text{La}$																	
7			${}^{89}_{89}\text{Ac}$																	
				f																
				lanthanoidy																
				aktinoidy																

Chemické prvky - Stavba atomu

Atom: Základní stavební částice veškeré hmoty, dále nedělitelná (jeho jednotlivé části neexistují samostatně)

Z čeho jsou složeny atomy:

proton p^+ - částice s nejmenším kladným nábojem

neutron n^0 - elektricky neutrální částice

elektron e^- - částice s nejmenším záporným elektrickým nábojem

- hmotnost protonu a neutronu je několikanásobně větší než hmotnost elektronu

Každý atom se skládá z jadra a obalu:

jádro atomu: obsahuje protony a neutrony, má kladný elektrický náboj; částice jsou k sobě poutány silami, které se nazývají jaderné

obal atomu: obsahuje záporně nabitě elektrony → má záporný náboj

- skládá se z vrstev - 7 vrstev = 1 - 7 perioda (řádek) z PSP (K, L, M, N, O, P, Q)
- poslední vrstva, ve které jsou ještě elektrony = **valenční vrstva**
- valenční vrstva → **valenční elektrony** → elektrony poskytované do vazby
- 1 perioda – max. 2 e^- , 2 perioda – max. 8 e^- , ... 4 perioda – max. 18 e^- ... = počet valenčních elektronů vzácného plynu na konci periody

zápis:

X ... prvek

$\begin{matrix} A \\ Z \\ X \end{matrix}$ Z ... **protonové číslo** – udává počet protonů v jádru atomu; udává také počet elektronů v obalu atomu; udává pořadí prvku v PSP

A ... **nukleonové číslo** – udává počet nukleonů v atomu = počet protonů + neutronů

$$A = Z + N$$

N ... neutronové číslo – udává počet neutronů v atomu

Z ... vyčteme z PSP

Př.

$\begin{matrix} 3 \\ 1 \\ \text{H} \end{matrix}$ Z = 1 A = 3
N = A - Z = 3 - 1 = 2
Atom vodíku s 1 protonem a 2 neutrony

$\begin{matrix} 54 \\ 26 \\ \text{Fe} \end{matrix}$ Z = 26 A = 54
N = A - Z = 54 - 26 = 28
Atom železa s 26 protony a 28 neutrony

IZOTOPY – atomy téhož prvku, které mají stejný počet protonů, ale liší se počtem neutronů (stejně Z, ale různé A).

Typicky: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$ dále např. ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$ ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$

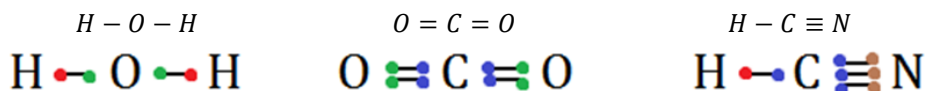
Úkol: pomocí mnemotechnických pomůcek (básniček...) se naučte názvy a značky:

- s-prvků (1., 2. skupina)
- p – prvků (13. – 18. skupina)
- vybraných d – prvků (La, Ac, Ti, Cr, W, Mn, Tc, Fe, Os, Co, Ir, Ni, Pd, Pt, Cu, Ag, Au, Zn, Cd, Hg)

Chemické sloučeniny

Učivo: chemická vazba, názvosloví jednoduchých anorganických a organických sloučenin (organické až v 9. ročníku)

- místo spojení dvou atomů
- tvoří ji 2 elektrony (jednoduchá vazba)
- násobné vazby: vícečetné, každá z nich, ale obsahuje opět jen 2 elektrony (dvojná a trojná vazby)



- **Molekula / sloučenina** = částice tvořená z 2 a více atomů spojených vazbou

Ionty

- částice vzniklé přijetím / odevzdáním elektronu do / z elektronového obalu
- atom, který odevzdá elektron = kation = \oplus
- atom, který přijme elektron = anion = \ominus
- Ion má tedy kladný nebo záporný **náboj**
- (množné číslo anionty, kationty)

Př. ${}_{16}\text{S}^0$ – atom síry – základní stav, 16 elektronů

S^{2-} - anion sulfidový má o dva elektrony více $e^- = 18$

S^{6+} - kation síranový odevzdal 6 elektronů jinému atomu $e^- = 10$

Elektronegativita (elneg)

= schopnost prvku přitáhnout si k sobě elektronový pár ve vazbě (elektrony ve vazbě)

- nalezneme ji v periodické tabulce
- vypočítáme jednoduchým odečtením elektronegativit prvků ve sloučenině

Podle rozdílu elektronegativit rozlišujeme vazby:

nepolární – polární – iontová

$0 - 0,4 - 1,7 <$

0,4 ještě nepolární, 1,7 už iontová

V iontové vazbě rozlišíme kation a anion

- **kation** = částice, která má méně elektronů než protonů
 - má kladný náboj (Na^+ , Li^+ , Fe^{2+} , Mg^{2+} , Al^{3+} , ...)
- **anion** = částice, která má více elektronů než protonů
 - má záporný náboj (O^{2-} , S^{2-} , F^- , Cl^- , ...)

Př. NaCl: Na má elektronegativitu 1, Cl 2,8

$2,8 - 1 = 1,8 \rightarrow$ vazba je iontová

Význam: např. **podobné se rozpouští v podobném** – polární a iontové látky se rozpouští ve vodě, naopak nepolární v organických rozpouštědlech (vazba C-H)

Valenční elektrony

- valenční elektrony atom poskytuje do vazby
- jejich počet (a vrstvu) poznáme z umístění prvku v PSP
- perioda = vrstva, skupina = počet elektronů

př. Atom B – bor, 13. Skupina, 13 valenčních elektronů

$13 - 10 = 3$ elektrony poskytne do vazby = B^{3+}

Atomy se snaží získat elektronovou konfiguraci nejbližšího vzácného plynu

(na konci stejné, nebo předcházející periody) tzn. mít tolik elektronů, kolik mají oni.

Př. ${}_{10}\text{Ne}$ má $18 - 10 = 8$ valenčních elektronů

- Prvky v jeho periodě tvoří ionty: Li^{1+} , Be^{2+} , B^{3+} , $\text{C}^{4+/4-}$, $\text{N}^{5+/3-}$, O^{2-} , F^{1-}
- První tři se raději přiblíží ${}_{2}\text{He}$, uhlík (C) a dusík (N) si mohou vybrat, poslední dva se snaží přiblížit ${}_{10}\text{Ne}$.

U prvků, které si mohou „vybrat“ rozhoduje rozdíl elektronegativit ve sloučenině, kterou tvoří. Prvek s vyšší elektronegativitou bude mít záporný náboj.

Oxidační číslo

- ve sloučenině označujeme náboj jako OXIDAČNÍ ČÍSLO
 - může být kladné nebo záporné
 - značí se římskými čísly vpravo nad prvkem (I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII, obdobně -I, -II, -III...)

př. $\text{Na}^{\text{I}}\text{Cl}^{-\text{I}}$

Součet oxidačních čísel prvků ve sloučenině musí být roven 0 (jinak je sloučenina kation/anion)

Vaznost atomu

- kolik vazeb je schopen atom vytvořit = kolik elektronů je schopen přijmout nebo odevzdat jinému atomu

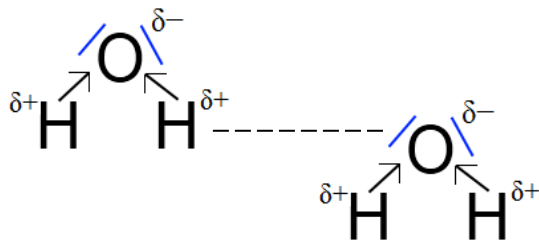
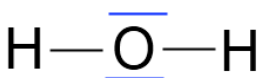
Elektrony valenční vrstvy, které atom neposkytne do vazby, se nazývají **nevazebné** (volné) **elektronové páry**. Mohou mít vliv na vlastnosti látky.

- Značí se čárou u příslušného prvku (čára „=“ vazba $\rightarrow 2 e^-$)

Př. Kvůli volným elektronovým pářům má molekula vody lomený tvar (volné elektronové páry odpuzují elektrony vazby).

Mezi molekulami vznikají vodíkové můstky, které mají výrazným způsobem vliv na její fyzikální i chemické vlastnosti.

Částečné náboje δ^+ a δ^- jsou způsobeny elektronegativitou (kyslík s vyšší elneg si k sobě přitahuje elektrony vazby).

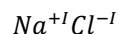


Názvosloví

- sloučeniny můžeme popsat názvem, nebo vzorcem
- tvorba názvů i vzorců má svá pravidla

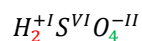
Zákonitosti vzorec

1. součet kladných a záporných oxidačních čísel musí být roven nule (je-li sloučenina elektroneutrální)



$$1 \cdot (+1) + 1 \cdot (-1) = 1 - 1 = 0$$

2. je-li atom ve sloučenině vícekrát, jeho náboj se násobí



$$(2 \cdot 1 + 1 \cdot 6) + [4 \cdot (-2)] = (2 + 6) - 8 = 0$$

Kladná část molekuly

Prvky 1. skupiny vždy +I (vodík může být i anion -I)

Prvky 2. skupiny vždy +II

- v názvu mají **koncovky** podle oxidačního čísla: PAMATUJ!

I – ný	VI – ový
II – natý	VII – istý
III – itý	VIII – ičelý
IV – ičitý	IX – utý (teoretický fluorid iridutý)
V – ičný/ečný	

Záporná část molekuly

PAMATUJ! Neplatí pro kyseliny!

O^{2-}	Oxid	S^{2-}	Sulfid
$(\text{O}^{-\text{II}}\text{H})^{1-}$	Hydroxid	$(\text{CN})^{1-}$	Kyanid
H^{1-} (s prvky 1. a 2. skupiny)	Hydrid	N^{3-}	Nitrid
F^{1-}	Fluorid	Se^{2-}	Selenid
Cl^{1-}	Chlorid	Te^{2-}	Telurid
Br^{1-}	Bromid	B^{3-}	Borid
I^{1-}	Jodid	As^{3-}	Arsenid

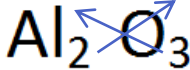
Tvorba názvu

- v názvu je aniont první (naopak než ve vzorci)
př. $NaCl$ pozn. „1“ dolů nepíšeme
 $Na^{+I}Cl^{-I}$

Cl^{-I} – chlorid Na^{+I} – sodík, koncovka – ný – sodný

Výsledek: chlorid sodný

Některá oxidační čísla si musíme pamatovat nebo je **umět vyčíst z PSP** (zejména anionty), zbývající dopočítáváme (ty, které dle PSP mohou mít různá oxidační čísla)

Př. Al_2O_3
a) použijeme **křížové pravidlo**

 $\rightarrow Al_2^{+III}O_3^{-II}$ Al^{+III} hliník s koncovkou –itý O^{-II} oxid

Výsledek: oxid hlinitý

b) dopočítáním
 $Al_2^{+?}O_3^{-II}$ (kyslík \rightarrow oxid – známe oxidační číslo –II)
 $2*?=3*2$
 $2*?=6 \rightarrow 6/2 = 3 \rightarrow$ nad hliník dosadíme +III

Tvorba vzorce

Př. hydroxid boritý hydroxid $(OH)^{-I}$ bor B^{+III}
 $B^{+III}(OH)_?$

$B^{+III}(OH)_3^{-I}$ Pokud bychom dopočítávali: $3/1=? = 3$

Bezokyslíkaté kyseliny

- jednoduché názvosloví, sloučenina ze dvou prvků vodíku a prvku 16./17. skupiny
- kyseliny x-vodíková

Př. kyselina chlorovodíková HCl
 HF – fluor a vodík \rightarrow kyselina fluorovodíková

H má v kyselinách vždy +I $H^{+I}Cl^{-I}$

K zamyšlení: jaká oxidační čísla má H_2S ?

Úkol: zamyslete se, jaký mají bezokyslíkaté kyseliny vztah k aniontům na předchozí straně.

Kyslíkaté kyseliny

- složitější, obsahují navíc kyslík O s oxidačním číslem –II

Př. HNO_3

- dosadíme známé $H^{+I}N^{?}O_3^{-II}$
- prvek uprostřed (centrální atom) má vždy \oplus

Nelze použít křížové pravidlo

- dopočítáme $1*1+?=3*2$
 $1+?=6$
 $6-1=5$ $H^{+I}N^{+V}O_3^{-II}$
- koncovky jsou stejné jako u jednodušších látek

Kyselina dusík + koncovka ičn^á (protože ta kyselina)

Výsledek: kyselina dusičná

Pokud je součet oxidačních čísel na levé straně záporný, musíme násobit počet vodíků 2x, protože na straně kyslíku nám vždy vyjde sudé číslo.

Př. kyselina siřičitá

- zapíšeme známé $H^+S^{IV}O^{-II}$
- když sečteme oxidační čísla vodíku a síry $1+4 = 5$ – nelze beze zbytku dělit 2
- „vynásobíme“ vodíky 2x $H_2^+S^{IV}O_7^{-II}$
- $2*1+4 = 6 / 2 = 3$

Výsledek: H_2SO_3

Prvky

Učivo: názvy, značky, vlastnosti a použití vybraných prvků

Nekovy

- nevedou elektrický proud
- nízký bod varu a tání
- nejsou tažné a kujné

Vodík

- nejjednodušší prvek PSP
- 1. perioda, 1. skupina
- pouze 1 proton a 1 elektron
- v přírodě **vždy vázaný** s jiným prvkem nebo jako H₂
- se vzduchem tvoří **výbušnou směs**
- lehčí než vzduch dříve jako náplň vzducholodí, dnes helium

 [Zkáza vzducholodi Hindenburg](#) (eng)


Vzácné plyny, 18. skupina

- stabilní, **zcela zaplněná valenční vrstva**: 2 (He), 8 (Ne, Ar), 18 elektronů (Kr, Xe, Rn)
 - vyskytují se samostatně
 - **nereaktivní** = **inertní** plyn
- He – lehčí než vzduch, společně s H₂ velké množství ve Slunci
Ne – neonové zářivky
Ar – náplň žárovek

Halogeny, 17. Skupina

- chybí jim 1 elektron do konfigurace vzácného plynu (→ -I)
 - reaktivní, vždy vázané, nebo X₂
- F₂ – nejelektronegativnější prvek PSP (4,1), vždy má Θ, jedovatý
Cl₂ – dezinfekce, jedovatý (dříve bojový plyn), těžší než vzduch → držel se v zákopech
Br₂ – kapalina
I₂ – pevná látka, sublimuje, v roztoku lihu jako dezinfekce

Důležité halogenidy (sloučeniny halogenů v ox. čísle -I)

 [Příprava chloru \(žlutozelený plyn\), jeho reakce s Fe → FeCl₃, reakce s vodíkem → HCl, reakce sodíku s chlorem → NaCl.](#)

Významné dvouprvkové sloučeniny halogenů – halogenidy

- halogeny v nic mají vždy -I
- NaCl** – chlorid sodný
- kuchyňská sůl, v mořské vodě/v ložiscích
 - krystaly tvar krychle, minerál halit
 - výroba chloru, solení potravin, solení silnic v zimě
- KCl** – chlorid draselný
- zdroj K pro hnojiva, posypová sůl v zimě, minerál sylvin
- AgBr** – bromid stříbrný
- pro tvorbu černobílých fotografií – osvětlením se uvolňuje černé Ag (dnes tisk)


Chalkogeny, 16. Skupina


- O₂, S nekovy, Se, Te polokovy, Po radioaktivní kov
- O₂ – reaktivní → oxidy, elneg = 3,5, příprava v laboratoři např. rozkladem peroxidu vodíku H₂O₂, průmyslově destilací vzduchu, využití v kyslíkových přístrojích

Významné dvouprvkové sloučeniny kyslíku – oxidy

- CO (jedovatý, vzniká při nedokonalém spalování),
- CO₂ – zdroj C při fotosyntéze, produkovaný při dýchání ale hlavně sopečnou činností a průmyslem
- NO a NO₂ – původci kyselých dešťů, ve výfukových plynech

S – pevná žlutá látka, hoří za vzniku SO₂ (+voda → kyselá dešť), v přírodě projev vulkanické činnosti, nebo vázaná. Výroba H₂SO₄, síření sudů.

 [Těžba síry v Indonésii](#) – velmi nebezpečné, dole oxidy síry a jezero kyseliny sírové, ale je to nejvýdělečnější z okolí, vydělají cca 6 dolarů denně tedy asi 120 Kč.

 [SF₆ – fluorid sírový](#) – velmi těžký plyn, nevede elektrický proud, mění hlas ☺

Významné dvouprvkové sloučeniny síry – sulfidy


- odvozeny od sirovodíku H₂S^{-II}
- rudy kovů: galenit (PbS), rumělka – cinabarit (HgS), pyrit – tzv. kočičí zlato (výjimka Fe^{+II}S₂^{-II})

Prvky 15. Skupiny

- N₂, P nekovy, As polokov, Sb, Bi kovy
- N₂ – nereaktivní, využijí jako inertní atmosféra, výroba amoniaku, kyseliny dusičné a hnojiv, kapalný jako chlazení (t = -196°C)

P – 3 modifikace: bílý (P_4 , extrémně reaktivní s kyslíkem ve vzduchu, musí se uchovávat pod vodou, jedovatý), červený (P_n , hlavičky sirek, třením přejde na bílý → plamen), černý (vlastnosti kovu, stabilní)

As – výroba slitin, polovodičů, většina sloučenin prudce jedovatá, arsenik (utrejch, As_2O_3) dříve oblíbený jed

 [Bílý fosfor](#) – vzhled, reakce s kyslíkem – jak reaguje, taví se vlastním teplem, potom vzplane

Pro otřel: Následky bomby obsahující fosfor. „Impact of the white phosphorus on the human body“

Prvky 14. Skupiny

- C nekov, Si polokov, Ge, Sn, Pb kovy

C – mnoho modifikací, př.: **tuha** (uhlík ve vrstvách, mezi vrstvami slabší vazby, otírá se, elektricky vodivý), **diamant** (krychlová soustava, všechny vazby rovnocenné, tvrdý nerost), **fullereny** – kulovitý tvar tvořený pět- a šestiúhelníky, tvrdší než diamanty

Si – hojně rozšířený v zemské kůře, SiO_2 součást písku, výroba polovodičů (diody, procesory, silikagel k vysoušení...)

Kovy

- látky mající kovový charakter, kovové vlastnosti

Chemické vlastnosti

- ve sloučeninách kationty
- samostatné jsou jednoatomové
- rozlišujeme neušlechtilé prvky (reaktivní, alkalické kovy, kovy alkalických zemin, přechodné kovy) a ušlechtilé (Cu, Ag, Hg, Au, Pt; málo reaktivní)

Fyzikální vlastnosti

- pevné (kromě Hg, která je tekutá)
- kujné, tažné, tepelně a elektricky vodivé, tvoří slitiny

Využití kovů

- některá období vývoje člověka nesou název podle kovu/slitiny, který v té době lidé začali využívat (doba bronzová, doba železná)
- dnes význam hlavně **slitiny** (tuhé roztoky různých směsí kovů případně i nekovů), jejich vlastnosti jsou něčím lepší než u čistého kovu

Bronz (Cu a Sn) – děla, zvony

Mosaz (Cu a Zn) – šroubky, drobné součástky

Dural (Al, Mg a další) – lehká slitina např. letadla

Amalgamy – slitiny kovů se rtuť, např. zubní plomby

Oceli – slitiny **železa**

- např. příměs Si zvyšuje pružnost, příměs C zvyšuje tvrdost

Výroba železa

- tavením železné rudy s koksem („uhlí“, redukční činidlo) a struskotvornými přísadami ve vysokých pecích (až 30 m výšky)
- vzniklé surové železo není kujné, je křehké, použití jako litina (mříže, plotny...)
- zkujňování železa „=“ výroba oceli, zbavuje se přísad → stává se kujným

Cu - **měď**

- červený kov (na vzduchu se pokrývá nazelenalou měděnkou $CuCO_3$)
- výborný vodič
- např. výroba mincí...
- $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$ – pentahydrát síranu měďnatého = modrá skalice – dezinfekce, impregnace dřeva...

Ag - **stříbro**

- bílý/stříbrný lesklý kov
- nejlepší vodič
- např. šperky...

Au - **zlato**

- v přírodě ryzí – písek, žíly
- žlutý kov
- výborný vodič
- nejlépe kujný (až na průhledné folie) a tažný
- z rud se získává pomocí kyanidu či rtuti → ohrožení životního prostředí
- např. šperky, mince, zlaté cihly...
- jeho čistotu udávají karáty (čistě je 24 karátové)

Zn - **zinek**

- využití k pozinkování plechů – ochrana proti korozi

Hg - **rtuť**

- kapalina
- v přírodě samostatně nebo jako rumělka (HgS)
- $T_{tuhnutí} = -38,84^\circ C$
- páry a rozpustné sloučeniny jedovaté
- plnění teploměrů, tlakoměrů ... (rovnoměrně se při \uparrow teploty roztahuje)

Zajímavost: kovová rtuť není jedovatá, ale působí jako velmi razantní projímadlo

Al - hliník

- v přírodě jen ve sloučeninách
- lehký kov
- na vzduchu se pokrývá vrstvičkou Al_2O_3 → odolný vůči korozi

Využití:

- slitiny
- výroba kovů (aluminotermie)
- alobal, dřívě nádobí a přístroje
- vodič elektřiny

Pb - olovo

- v přírodě jako galenit PbS
- modrobílý kov (na řezu)
- nejměkčí z těžkých kovů, poměrně stabilní, špatný vodič

Využití:

- slitiny, pájky
- ochrana před zářením (rentgenovým i radioaktivním)

desky v olověných akumulátorech (bateriích)

U - uran

- v přírodě ve smolinci (ložiska i u nás)
- velice reaktivní těžký kov, radioaktivní
- při štěpení uranu se uvolňuje velké množství energie → jaderné elektrárny

Alkalické kovy

- prvky 1. skupiny, ne vodík
- velmi reaktivní (uchovávají se pod vrstvou petroleje nebo silikonového oleje)
- s vodou reagují za vzniku hydroxidů
- ve sloučeninách mají vždy oxidační číslo +I
- K a Na důležité pro rovnováhu iontů v organismu

výskyt v přírodě: NaCl, KCl...

Li

- výroba lehkých slitin
- Li-ion baterie





Na

- jaderné elektrárny (roztavený s K odvádí teplo)
- Na_2HCO_3 – hydrogenuhličitan sodný v kypřícím prášku, proti pálení žáhy
- NaOH – hydroxid sodný, výroba pevných sodných mýdel (reakcí s vyššími mastnými kyselinami), v domácnosti jako „krtek“ k čištění odpadů...

K

- KOH – hydroxid draselný se používá při výrobě mýdel. Draselná mýdla jsou většinou tekutá.
- KCN – kyanid draselný – prudce jedovatý, v žaludku se z něj působením kyseliny chlorovodíkové (HCl) uvolňuje prudce jedovatý kyanovodík

Zajímavé pokusy:

1. Reakce octu (kyseliny octové) k hydrogenuhličitanem sodným (soda, kypřící prášek) → šumí uvolňovaným CO_2 
2. [Reakce sodíku/draslíku s vodou: potopení papírové lodičky 1, potopení papírové lodičky 2...](#) 
3. [Reakce sodíku s chlorem](#) 
4. [Barvení plamene sodíkem, draslíkem a dalšími kovy](#) 

Kovy alkalických zemin

- prvky 2. skupiny (Be a Mg jsou uváděny samostatně)
- reagují s vodou za vzniku hydroxidů
- v přírodě jen jako sloučeniny (např. CaCO_3 – uhličitan vápenatý = vápenec)
- Ca a Mg důležité biogenní prvky (nezbytné pro život)
 - Ca jako fosforečnan (kosti, zuby, skořápky vajec) a jako uhličitan (schránky organismů),
 - Mg součástí chlorofylu
- ve sloučeninách mají vždy oxidační číslo +II


Ca

- CaO – pálené **vápno** + voda → hašené vápno Ca(OH)_2 (bílá, žíravá látka použití do malty, omítky...)



Zajímavost: tuhnutí malty $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

- $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – **sádra** (odlitky, dlaha při zlomenině...)
- CaC_2 – karbid vápenatý + voda → acetylen, který hoří (dříve ke svícení)

Zajímavé pokusy:





1. [Barvení plamene](#) 
2. [Reakce karbidu vápníku s vodou → acetylén](#) 

Zajímavosti:

1. [Tavba a lití hliníku](#) 
2. [Tavení a hustota olova](#) 

UVEDENÉ POKUSY V ŽÁDNÉM PŘÍPADĚ NEZKOUŠEJTE DOMA!
Výjimkou je ikonka domečku


Zajímavé pokusy:


1. [Sopka z \(NH₄\)₂Cr₂O₇](#) (dichroman amonný, dusičnan draselný, škrob) 
2. [Vytěsnění stříbra z roztoku dusičnanu stříbrného mědí ve 3D](#) 
3. [Přeměna „mědi ve zlato“ aneb trocha alchymie](#) 
4. [Reakce kyslíku s kovy a nekovy](#) (Hoření Mg a C v atmosféře kyslíku) 

KOMENTÁŘ: Hořčík reaguje s kyslíkem za vzniku oxidu hořečnatého

- Ten rozpuštěný ve vodě dává vznik hydroxidu hořečnatému = zásada → fenolftalein se zbarví fialově
- Naproti tomu uhlík (uhlí) s kyslíkem reaguje za vzniku CO₂
- Ten s vodou tvoří slabou kyselinu uhličitou → methyl-oranž zežloutne

5. [Reakce dvou bezbarvých roztoků KI a Pb\(NO₃\)₂](#) za vniku žlutého PbI₂ 
6. [Zelený bengálský oheň](#) 
7. [Červený bengálský oheň](#) 
8. [Modro-bílý bengálský oheň](#) 
9. [Bengálské ohně suma](#)  s komentářem
10. [Rtuťový spínač](#) 
11. [Chování rtuti](#)  Komentář: rtuť je smrtelně jedovatá, když ji sníte, nebo vdechnete (velké množství nebo dlouhodobě). Odpařuje se, takže tímto způsobem si s ní rozhodně nehrajte dlouho
12. [Zmrznutí rtuti](#) 
13. [Můžeme chodit po rtuti?](#) 
14. [Hoření \(rozklad\) thiokyanatanu rtuťnatého Hg\(SCN\)₂](#)  (při teplotě 165°C se rozkládá podle rovnice $4\text{Hg}(\text{SCN})_2 + 20 \text{O}_2 \rightarrow \text{HgS} + \text{HgO} + \text{Hg}_2\text{O} + 8 \text{CO}_2 + 8 \text{NO} + 7 \text{SO}_2$ ☺)

15. Zábava s Ferrofluid (Ferrofluid) látka reagující na magnet [ukázka 1](#), [ukázka 2](#) [AJ komentář](#) 

- Možno koupit např. zde: <http://unimagnet.cz/22-ferrofluid.html> 
V hledání dalších pokusů se fantazie nekladou. Pokud narazíte na nějaký v angličtině a budete potřebovat překlad, pošlete mi odkaz a udělám vám titulky.

Další zajímavé pokusy zde:

<http://www.youtube.com/user/VideosChemWeb?feature=watch>
<http://www.youtube.com/user/poindexter16431879?feature=watch> tady toho spousta bouchá

Pojmy, (které mohly zaznít při výkladu prvků) k vysvětlení:

Titrace

- Titrace je běžná laboratorní metoda kvantitativní analýzy (určujeme množství látky).
- Neznámou koncentraci stanovíme tak, že ke vzorku o známém objemu přidáváme titrační činidlo o známé koncentraci.
- Podle objemu činidla, které spotřebujeme, vypočteme neznámou koncentraci

Pasivace

- Samovolná nebo řízená tvorba ochranné vrstvy na povrchu kovu, zabraňující korozi a narušení povrchu kovu – např. tmavnutí stříbra, rezivění železa.

Činidlo

- Látka, která se používá ke stanovení jiné látky (druhu nebo koncentrace).
- Může např. měnit barvu.

Jaderné reakce

- Reakce využívané v jaderných elektrárnách.
- Dochází při ní k přeměně jader atomů.
- Uvolněná tepelná energie se mění na elektrickou.

Urychlovače částic:

- Technické zařízení, používané pro dodání pohybové energie nabitým částicím (ionty nebo elektrony či pozitrony).
- Slouží k hledání a studiu částic

Kyseliny a hydroxidy

Učivo: kyselost a zásaditost roztoků; vlastnosti, vzorce, názvy a použití vybraných prakticky významných kyselin a hydroxidů.

Kyseliny i zásady v roztoku disociují – štěpí se na ionty = elektrolyty

Př. $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

$NaOH \rightarrow (OH)^- + Na^+$

$H_2O \rightarrow H^+ + (OH)^-$

Kyselina: sloučenina, které ve vodě uvolňuje kationty H^+ (slučuje se s vodou na H_3O^+)

Zásada: sloučenina, která obsahuje hydroxidové anionty OH^- (patří sem také NH_3 , ve vodě vytváří NH_4OH)

Amfoterní látka: může vystupovat jako kyselina i zásada (např. voda)

Ředění kyselin

Kyselinu do vody, uchráníš se od škody.

Sytnost kyselin

Podle počtu vodíků rozlišujeme kyseliny jednosytné (HCl), dvojsytné (H_2CO_3), trojsytné (H_3PO_4)...

Významné kyseliny a zásady

HCl – kyselina chlorovodíková

- prodává se jako 37%
- uvolňuje se z ní plynný HCl
- např. čištění záchodových mís

H₂SO₄ – kyselina sírová

- prodává se jako 98%
- uhelnatí organické látky – odejímá jim vodu (např. cukru)
- 32% se používá v olověných akumulátorech

HNO₃ – kyselina dusičná

- prodává se jako 67%
- velmi silná, rozpouští i Cu a Ag
- k výrobě barviv, výbušnin, dusíkatých hnojiv

NaOH viz prvky sodík

Ca(OH)₂ viz prvky vápník

Síla kyseliny/zásady

Čím více disociuje, tedy čím více se štěpí na ionty, tím je silnější.

Např. HCl je silná kyselina, H₂CO₃ slabá

pH

Kolik molekul se rozštěpí, vyjádříme pomocí pH (čím více se kyselina/zásada štěpí, tím více je kyselá/zásaditá).

Stupnice pH 0-14 (**záporný dekadický logaritmus koncentrace H₃O⁺ iontů**)

pH 0-7 kyseliny

pH 7 neutrální látky

pH 7-14 zásady

- měření pomocí pH papírků (orientační), indikátorů (titrace), pH metru (přesné, měří elektrický potenciál mezi elektrodami)

Indikátory:

Fenolftalein je v kyselém prostředí bezbarvý + zásada → fialová barva (pH 8-10)

Lakmus modrý + kyselina → červená barva a naopak

Methyloranž přechází z červené přes oranžovou až po žlutou v rozmezí pH 3-4,5 (stanovení kyselosti)

pH vybraných látek:

Žaludeční šťávy: pH = 2

Ocet: pH = 2,9

Pivo: pH = 4,5

Mléko: pH = 6,5

Destilovaná voda: pH = 7

Krev: pH = cca 7,4

Mýdlo: pH = cca 9

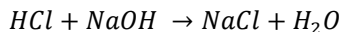
Hydroxid sodný („krtek“ na odpady): pH = 13,5

Neutralizace

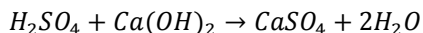
- reakce kyseliny a zásady
- vzniká sůl a voda
- kyselina může být kyslíkatá i bezkyslíkatá

kyselina + zásada → sůl

př.



Kyselina chlorovodíková reaguje s hydroxidem sodným, vzniká chlorid sodný a voda



Kyselina sírová reaguje s hydroxidem vápenatým, vzniká síran vápenatý a voda

- pokud jsou kyselina a hydroxid ve správném poměru, roztok je po reakci neutrální pH=7

Soli kyslíkaté a nekyslíkaté

Učivo: vlastnosti, použití vybraných solí, oxidační číslo, názvosloví, vlastnosti a použití vybraných prakticky významných halogenidů

Názvosloví solí kyslíkatých kyselin

- odvozujeme podle názvu původní kyseliny

Z názvu kyseliny vytvoříme název soli koncovou - an

- k. boritá → boritan
- k. siřičitá → siřičitan
- k. chlorečná → chlorečnan
- k. jodičná → jodičnan
- k. sírová → síran
- k. chloristá → chloristan

Snadné názvosloví – sůl s prvky 1. a 2. skupiny (protože známé jejich oxidační čísla)

Obtížné – solí s prvky 4. -16. skupiny (mohou mít různá oxidační čísla)

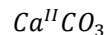
- výjimky: Zn^{+II}, B^{+III}, Al^{+III}
- pomůcka: kyslíkaté kyseliny síry mají vždy 2H, halogenů 1H, dusíku 1H

př.

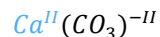
Soli kyslíkaté a nekyslíkaté



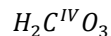
- doplníme známá oxidační čísla
- Ca je ve 2. skupině



- Oxidační číslo skupiny CO₃ musí být stejné jako Ca (jen opačné znaménko)



- zjistíme, z jaké kyseliny jsme vyšli: -II → místo Ca 2 atomy H



- kyselina uhličitá → uhličitán
- uhličitán jaký? vápenatý

Výsledek: uhličitán vápenatý

Při tvorbě vzorce z názvu nejprve vytvoříme vzorec původní kyseliny a poté nahradíme H vázaným prvkem.



- neznáme kyselinu a kation může mít řadu oxidačních čísel
- možná oxidační čísla Cr a As vyčteme z PSP



$$\begin{array}{l} \text{Možnosti: } (2, 3, 4, 6) + 3 \\ (2, 3, 4, 6) + 5 \end{array} \left| \begin{array}{l} 4 \cdot 2 = 8 \\ = 8 \\ = 8 \end{array} \right.$$

- ze všech možností je na levé straně výsledek 8 jen v jednom případě
- doplníme zjištěná oxidační čísla



- zjistíme, z jaké kyseliny jsme vyšli: -III → místo Cr 3H



- kyselina arseničná → arseničnan
- arseničnan jaký? chromitý

Výsledek: arseničnan chromitý

Hydrogensoli

- ne vždy se od kyseliny odštěpí všechny vodíky
- zůstávající vodíky vyjádřením předponou **hydrogen**

Násobné předpony (je-li tam vodíků víc než 1):

hemi	1/2	tetra	4	okta	8
mono	1	penta	5	nona	9
di	2	hexa	6	deka	10
tri	3	hepta	7	undeka 11	dodeka 12

Kyselina trihydrogen fosforečná



- dopočítáme, dolní index můžeme přidat jen k O!



NaHSO₄

- odvozen od kyseliny sírové
- zůstal 1 vodík – hydrogensíran

Výsledek: hydrogensíran sodný

NaH₂PO₄

- odvozen od kyseliny fosforečné
- zůstali 2 vodíky - dihydrogenfosforečan

Výsledek: dihydrogenfosforečan sodný

Hydráty solí

- některé sloučeniny se v přírodě přirozeně vyskytují s obsahem vody
- vyjádříme slovem **hydrát** a číselnou předponou z tabulky výše

Př. modrá skalice = pentahydrát síranu měďnatého <Cu(SO₄)>

Penta = 5

Hydrát = H₂O

Výsledek: Cu(SO₄) . 5H₂O

- označení (počet) hydrogen (název soli)

Významné soli

Pozn. halogeny, sulfidy, kyanidy . viz. prvky + soli kyslíkatých kyselin níže.

pentahydrát síranu měďnatého Cu(SO₄) . 5H₂O

- jedovatý, použití např. dezinfekce

zajímavost: zahříváním můžeme vodu odstranit – bezvodý je bílý

uhličitan vápenatý CaCO₃

- v přírodě jako vápenec, vznik krasových jevů (např. Punkevní jeskyně)
- k výrobě vápna
- v přírodě v ulitách měkkýšů (hlemýžď...)

uhličitan sodný Na₂CO₃

- jako chemické sušidlo (váže na sebe vodu)
- dekahydrát jako tzv. prací soda na změkčení vody při praní (váže na sebe ionty hořčíku a vápníku → nerozpustné uhličitanu a tím snižuje spotřebu pracího prášku)

hydrogenuhlíčan sodný NaHCO₃

- součást kypřícího prášku (uvolňuje CO₂, kterým těsto nakyne)
- tzv. jedlá soda – při překyselení žaludku a pálení žáhy (když se kyselina z žaludku dostane do jícnu)

dusičnan draselný KNO₃ (draselný ledek – rozpuštěním ve vodě ji ochlazuje)

- součást střelného prachu, konzervace uzenin (zůstanou červené)

dusičnan draselný NaNO₃ (chilský ledek)

- dříve k výrobě HNO₃

9.ročník

Chemické reakce

Učivo: zákon zachování hmotnosti, chemické rovnice

Chemická reakce je děj, při kterém dochází k přeměně **výchozích látek** (reaktantů) a **vzniku produktů**. Zúčastněné atomy a jejich počty zůstávají zachované. Mění se jen vazby a oxidační čísla. Zápis chemické reakce se nazývá **chemická rovnice**.

Příkladem jednoduché reakce je slučování

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ všimněte si, čísel před vzorcem vodíku a vzorcem vody – rovnice je vyrovnaná. (H_2 , O_2 dvouatomové molekuly viz prvky)

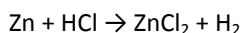
Vyrovnaní rovnic

Zákon zachování hmotnosti:

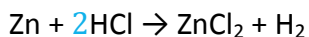
Hmotnost všech reaktantů (výchozích látek) se rovná hmotnosti všech produktů.

- Z toho důvodu musíme rovnice vyrovňovat tak, aby na levé a pravé straně byl stejný počet jednotlivých prvků (důležité např. pro pozdější výpočty)

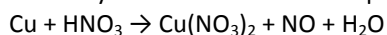
Př.



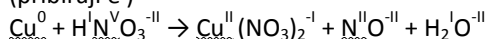
- Výchozí látky (na levé straně) obsahují: 1 Zn, 1 H, 1 Cl
- Produkty (na pravé straně) obsahují: 1 Zn, 2 H, 2 Cl
- pro vyrovnaní postačí dát na levé straně HCl **2x – vynásobí se tím oba prvky sloučeniny**



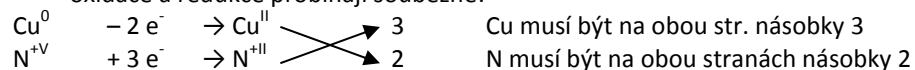
- u oxidačně-redukčních reakcí (reakce při nichž se mění oxidační čísla prvků) nám k vyrovnaní rovnice mohou pomoci přesouvající se elektrony



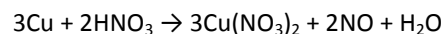
Doplňme oxidační čísla a určíme, které látky se oxidují (dávají pryč e^-) a které redukují (přibírají e^-)



- oxidace a redukce probíhají souběžně:



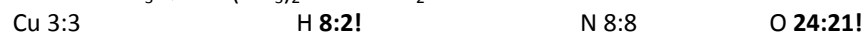
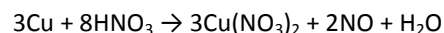
! Týká se to pouze těch prvků, které se oxidují/redukují, tzn. $Cu(NO_3)_2$ se týká pouze násobky 3, protože N v této sloučenině má stejné oxidační číslo jako na začátku.



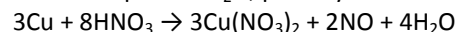
Propočítáme:



Držíme se násobků.



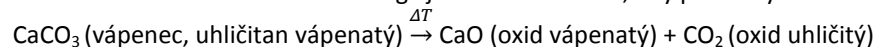
Postačí dopočítat H_2O , poměry zůstanou zachovány.



Průběh chemické reakce

Reakce mohou probíhat samovolně nebo vůbec, pokud soustavě nedodáme energii ve formě tepla, světla...)

- reakce **endotermické** – energii jim musíme dodat, aby proběhly



- reakce **exotermické** – energie se při nich uvolňuje (např. hoření)
 - energie reaktantů je vyšší než energie produktů

Reakci kromě teploty ovlivňuje ještě:

Pohyb částic (např. míchání)

Tlak

Velikost částic

Katalyzátor: látka, která do reakce **vstupuje** a také z ní nezměněná **vystupuje**. Tato látka se reakce neúčastní, ale nějakým způsobem ji pozitivně **ovlivňuje**, urychluje.

Př. Kostku cukru nezapálíte, ale pokud ji posypete skořicí, tak ano.

Enzymy – katalyzátory urychlující biochemické reakce v živých organismech.

Teplo reakce se označuje ΔQ [KJ/mol] nebo reakční enthalpie ΔH [KJ/mol].

$\Delta H > 0$ (kladné), je reakce endotermní (systém přijal energii z okolí, o kterou je teď bohatší). $\Delta Q = \Delta H$

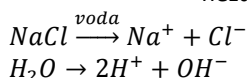
Chemie a elektřina (elektrochemie)

Učivo: výroba elektrického proudu chemickou cestou

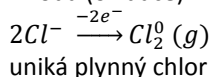
- elektrochemie – odvětví zabývající se chemickými ději spojenými s elektřinou
- **elektrolýza** – rozklad látek působením elektrického proudu
 - do roztoku soli (elektrolyt) ponoříme **elektrody** (vodič z kovu, grafitu...)
 - v elektrolytu jsou ionty (ty jsou elektricky nabitě)
 - pokud zapojíme na elektrody el. proud, budou elektricky nabitě: jedna bude mít \oplus = **anoda** a druhá \ominus = **katoda**
 - na anodě probíhá oxidace (ionty odevzdávají elektrony), na katodě redukce (ionty přijímají elektrony)

př. Elektrolýza roztoku NaCl

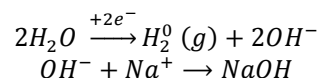
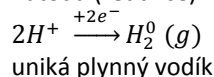
- nezapomínejme, že voda disociuje na H^+ a OH^-



Anoda (oxidace)



Katoda (redukce)



Celková rovnice: $2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{el.proud} 2NaOH(aq) + H_2(g) + Cl_2(g)$

Důkaz: unikající chlor je zelený a oxiduje KI ($Cl_2 + 2KI \rightarrow 2KCl + I_2$ hnědý), NaOH dokážeme např. fenolftaleinem – zružoví. (je potřeba oddělit např. vatou katodový a anodový prostor třeba v U-trubicí)

Využití také např. k pokovování. Pokud je v roztoku Cu^{2+} , tak se na katodě bude vylučovat jako kovová Cu (vytvoří vrstvu mědi)...

Pokovujeme-li předmět kovem x, použijeme:

- předmět jako katodu
- proužek kovu x jako anodu
- roztok soli kovu x jako elektrolyt

Proces může probíhat i obráceně v tzv. palivových článcích (různé druhy) např. **Galvanický článek** – zařízení, které umožňuje měnit chemickou energii na elektrickou (tužkové baterie – obsahují určitou energii a vybijí se, nejdou znovu nabít).

Akumulátor – lze znovu nabít (před prvním použitím ho musíme nabít, sám na začátku energii neprodukuje). Např. v autech **olověný akumulátor** elektrody z olova a PbO_2 , elektrolytem je kyselina sírová. Při vybíjení vzniká chemickou reakcí elektrod a elektrolytu síran olovnatý. Při nabíjení vzniká rozkladem síranu olovnatého kyselina sírová.

Chemické výpočty

Souhrnné učivo: (směsi) hmotnostní zlomek a koncentrace roztoku, (chemické reakce), látkové množství, molární hmotnost

- chemické výpočty se v chemii využívají zejména pro zvolení vhodného množství látek pro různé chemické reakce
- pro představu je to stejné jako s pečením dortu – pokud nedáme vhodné množství složek, dort se nám nepodaří

Praktické využití:

-

Přehled veličin (povinné tučně) **NAUČIT**

Veličina	Symbol	Jednotky
Relativní atomová/ molekulová hmotnost	A_r / M_r	-
Molární hmotnost	M	g/mol
Látkové množství	n	mol
Hmotnost	m	g, (kg)
Molární objem = 22,4 dm ³ /mol u plynů	V_m	dm ³ /mol
Hmotnostní koncentrace	c_m	g/dm ³ (g/l)
Látková koncentrace	c	mol/dm³
Objem	V	m³, dm³ (=litry), cm³ (=ml)
Hmotnostní zlomek	w_s	-
Hmotnostní procenta	w_s (vynásobíme 100)	%

Teorie:

[mol] n ... jednotka látkového množství

- je to množství látky, v němž je tolik částic dané látky, kolik je atomů $^{12}_6C$ v přesně 12 gramech čistého nuklidu $^{12}_6C$
- zavedeno, abychom nemuseli počítat s obrovskými čísly (vlastně nám nahrazuje nuly)

- 1 mol odpovídá množství asi $6,023 \cdot 10^{23}$ částic. = tzv. Avogadrova konstanta a značí se N_A . ($N_A = N/n$ kde N je počet částic dané látky)

Relativní atomová hmotnost A_r

- je číslo, které udává, kolikrát je hmotnost (přirozené směsi izotopů daného) prvku větší než jedna dvanáctina hmotnosti izotopu uhlíku $^{12}_6C$

- součtem atomových relativních hmotností všech atomů v molekule vypočítáme **molární hmotnost** dané látky (M). (Udává hmotnost jednoho molu této látky). Její jednotkou je $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (čti gram na mol nebo gram na mol mínus první).

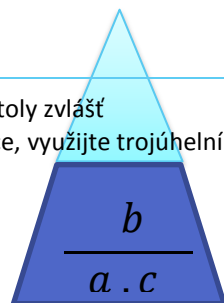
Příklady:

- a) Určete neznámý prvek X, je-li hodnota M_r jeho bromidu o vzorci XBr_3 asi 252 (cca Al).

Obecná práce se vzorci

- nebude probíráno u každé podkapitoly zvlášť
- pokud si neporadíte s vyjadřováním ze vzorce, využijte trojúhelník

$$a = \frac{b}{c} \quad b = a \cdot c \quad c = \frac{b}{a}$$



Hmotnostní zlomek

- udává, kolik dílů/procent rozpuštěné látky a rozpouštědla roztok obsahuje
- b) kolik % jahod bude obsahovat směs vzniklá smícháním 10 g jahod a 90 g vody?
- úkol můžeme řešit logicky, trojčlenkou, nebo použít vzorec

$$w_s = \frac{m_s}{m}$$

- hmotnostní zlomek složky získáme podílem hmotnosti složky a celého roztoku
- pokud vynásobíme *100, je výsledek v procentech

$$w_s = \frac{m_s}{m} \cdot 100 \%$$

1. smíchali jsme 10 g + 90 g – roztok w_s váží 100 g
2. dosadíme do vzorce / trojčlenky

- ptali jsme se na jahody = 10g

$$w_s = \frac{10}{100} \cdot 100 \%$$

$$w_s = 0,1 \cdot 100$$

$$w_s = 10 \%$$

- c) 10% roztok kakaa a mléka váží celkem 200 g. Kolik g kakaa obsahuje? Kolik g mléka? **POZOR: do vzorce musíte dosazovat hmotnostní zlomek, ne procenta!** (20 g kakaa, 180 g mléka)

Pozn. objemový zlomek se počítá stejně, jen místo hmotností dosazujeme objemy.

Látková koncentrace

- udává, kolik molů látky je v určitém objemu
- vzorec odvodíme z jednotek

$$c [\text{mol}/\text{dm}^3] \rightarrow \text{mol } (n), \text{ dm}^3 (V)$$

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

- d) Jaká je látková koncentrace roztoku obsahujícího v 10 litrech 30 mol rozpuštěné látky?

$$V = 10 \text{ l}$$

$$n = 30 \text{ mol}$$

$$c = ? \text{ mol/l}$$

$$c = \frac{30}{10}$$

$$c = 3 \text{ mol/l} \quad (\text{tj. } 3 \text{ mol}/\text{dm}^3)$$

Molární hmotnost

e)

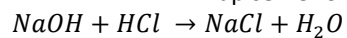
Směšovací rovnice

f)

Neutralizace výpočty

Kolik gramů NaOH bylo potřeba k neutralizaci kyseliny chlorovodíkové, když vzniklo 10g NaCl?

- napíšeme rovnici neutralizace



$$M_{(\text{NaCl})} = 58 \text{ g/mol} \quad m = 10 \text{ g}$$

$$M_{(\text{NaOH})} = 40 \text{ g/mol} \quad m = ? \text{ g}$$

- výpočet pomocí trojčlenky

$$58 \dots\dots\dots 40 \text{ g/mol}$$

$$\underline{10 \dots\dots\dots x \text{ g}}$$

$$x = 40 \cdot 10 / 58$$

$$\underline{x = 6,98 \text{ g}}$$

Pro vznik 10 g NaCl je třeba zneutralizovat 6,98 g NaOH.

- obdobně lze vypočítat i spotřebu HCl

Úkol: spočítejte, v jakém poměru (gramy) musíme smíchat NaOH a HCl, aby bylo výsledné pH 7.

Pozn. Výpočty pH pro jejich složitost nebudeme probírat.