

BOHUMÍR KOTLÍK • KVĚTOSLAVA RŮŽIČKOVÁ

# CHEMIE I.

## V KOSTCE

### PRO STŘEDNÍ ŠKOLY

OBECNÁ A ANORGANICKÁ CHEMIE  
VÝPOČTY V OBORU CHEMIE



FRAGMENT



Kompletní nabídku našich titulů najdete  
na naší internetové stránce  
<http://fragment.inshop.cz>

**Bohumír Kotlík**  
**Květoslava Růžičková**

# **CHEMIE I. V KOSTCE**

**Obecná a anorganická chemie**  
**Výpočty v oboru chemie**

**FRAGMENT**

**Vážení kolegové, milí studenti,**

dostáváte do rukou I. díl publikace CHEMIE V KOSTCE. V tomto díle je věnována pozornost opakování a rozšíření učiva z chemie obecné a chemie anorganické. Autoři uvádějí i komplexní přehled základů anorganického názvosloví a základních chemických výpočtů.

Publikace je rozdělena do 8 kapitol, které vycházejí z osnov pro gymnázia. Rozsah učiva je volen tak, aby učebnice pomohla studentům při přípravě k maturitní zkoušce, ale zároveň byla vhodnou pomůckou pro úspěšné vykonání přijímacích zkoušek na vysokou školu. Základní učivo je barevně vyznačeno, eventuálně jsou základní poznatky vtištěny tučným písmem; petitem je označené učivo rozšiřující. Text je doplněn tabulkami a obrázky, které napomáhají porozumění uvedené teorii.

Autoři budou rádi, když tato publikace Vám studentům usnadní a zároveň zkvalitní přípravu k maturitní zkoušce a napomůže k tomu, že se stanete úspěšnými studenty vysokých škol.

K tomu Vám přejeme hodně zdaru

Autoři

Autoři děkují za připomínky a korektury RNDr. Růženě Anderlové.

# OBSAH

ZÁKLADNÍ POJMY	5
Složení látek	5
Třídění látek	5
SLOŽENÍ A STRUKTURA CHEMICKÝCH LÁTEK	7
STAVBA ATOMU	7
Stavba atomového jádra	7
Stavba elektronového obalu	8
CHEMICKÁ VAZBA	12
VZNIK A TYPY CHEMICKÉ VAZBY	12
TEORIE HYBRIDIZACE	16
SLABÉ VAZEBNÉ INTERAKCE	19
CHEMICKÉ REAKCE A CHEMICKÉ ROVNICE	21
KLASIFIKACE CHEMICKÝCH REAKCÍ	21
REAKČNÍ KINETIKA	22
ENERGETIKA CHEMICKÝCH REAKCÍ	25
CHEMICKÉ ROVNOVÁHY	29
PERIODICKÁ SOUSTAVA PRVKŮ	40
Mnemotechnické pomůcky pro zapamatování si periodické tabulky prvků	49
ANORGANICKÉ NÁZVOSLOVÍ	50
ANORGANICKÁ CHEMIE	56
VODÍK (H – HYDROGENIUM)	56
KYSLÍK	58
p-PRVKY	60
Vzácné plyny	60
Halogeny – p <sup>5</sup> prvky	60
Chalkogeny (rudotvorné) – p <sup>4</sup> prvky	63
V. skupina – p <sup>3</sup> prvky	65
DUSÍK	66
FOSFOR	68
IV. skupina – p <sup>3</sup> prvky	70
UHLÍK	70
KŘEMÍK	72
GERMANIUM	73
CÍN, TLÓVO	73
Prvky p <sup>1</sup>	74
BOR	74
HLINÍK	75
s-PRVKY	77
Alkalické kovy – s <sup>1</sup> prvky	77

s <sup>2</sup> prvky	79
PŘECHODNÉ PRVKY – d PRVKY	81
Charakteristika přechodných prvků	81
Prvky skupiny chromu	84
CHROM	84
MOLYBDÉN, WOLFRAM	85
URAN	85
Prvky skupiny manganu	86
MANGAN	86
Prvky skupiny železa	87
ŽELEZO	87
KOBALT	89
NIKL	89
Prvky skupiny mědi	90
MĚĎ	90
STRĚBRO	91
ZLATO	92
Prvky skupiny zinku	92
ZINEK, KADMIUM	93
RTUŤ	94
VÝPOČTY V OBORU CHEMIE	95
ROZTOKY	95
Koncentrace roztoku – příklady k řešení	101
STECHEIOMETRICKÉ VÝPOČTY	102
Stechiometrické výpočty – příklady k řešení	105
OXIDAČNĚ REDUKČNÍ ROVNICE	107
IONTOVÉ REDOXNÍ ROVNICE	108
Redox rovnice – příklady k řešení	108
Iontové redox rovnice – příklady k řešení	110
SOUČIN ROZPUSTNOSTI	111
Součin rozpustnosti – příklady k řešení	114
VÝPOČET pH	115
Výpočet pH – příklady k řešení	118

# ZÁKLADNÍ POJMY

**Látka** – hmota, která se vyznačuje určitými vlastnostmi

## SLOŽENÍ LÁTEK

**atom:** jednojaderná elektroneutrální strukturální jednotka

**molekula:** vícejaderná elektroneutrální strukturální jednotka; skládá se ze dvou či více atomů spojených chemickou vazbou

**iont:** částice mající elektrický náboj  kationt (náboj kladný)  
 aniont (náboj záporný)

## TŘÍDĚNÍ LÁTEK

**chemické individuuum (chem. čistá látka)** – obsahuje atomy popř. molekuly

**prvek:** chemické individuuum, jehož molekuly se skládají ze stejných atomů;  ${}^A_ZX$   $A$  ... nukleonové číslo  
 $Z$  ... protonové číslo

**sloučenina:** chemické individuuum, jehož molekuly se skládají z různých atomů

**nuklid:** chemické individuuum, jehož strukturální jednotky se skládají z jader o stejném  $Z$  (protonové číslo) a stejném  $A$  (nukleonové číslo)

**izotop:** chemické individuuum, jehož strukturální jednotky se skládají z jader o stejném  $Z$ , ale liší se číslem nukleonovým  $A$  (př.  ${}^1_1\text{H}$   ${}^2_1\text{D}$   ${}^3_1\text{T}$ ) – liší se počtem neutronů, mají stejné chemické vlastnosti a liší se vlastnostmi fyzikálními

**izobar:** nuklidy mající stejné nukleonové číslo  $A$  (př.  ${}^{12}_5\text{B}$   ${}^{12}_6\text{C}$   ${}^{12}_7\text{N}$ )

**soustavy látek (směsi):** – složené z několika chemicky čistých látek. Obsahuje-li směs jednu látku, která je spojitá v celém objemu, a v ní jsou rozptýleny (dispergovány) ostatní látky – tzv. disperzní soustava:

Disperzní soustava	Velikost disperzních částic	Příklady
<b>homogenní</b>	menší než $10^{-9}$ m	roztoky elektrolytů a nízkomolekulárních neelektrolytů
<b>koloidní</b>	$10^{-7}$ m až $10^{-9}$ m	aerosol, koloidní roztok, emulze
<b>heterogenní</b>	větší než $10^{-7}$ m	pěna, suspenze

## Hmotnost, energie

**hmotnost** – míra setrvačnosti těles

**energie** – kvantitativní míra různých forem pohybu hmoty

$$\Delta E = \Delta mc^2 \quad m = \frac{m_0}{\sqrt{1 - v^2/c^2}} \quad m_0 \dots \text{klidová hmotnost, } m \dots \text{pohybová hmotnost, } v \dots \text{rychlost pohybu, } c \dots \text{rychlost světla ve vakuu}$$

## Hmotnost atomů a molekul

**atomová hmotnostní konstanta  $m_u$**  – klidová hmotnost  $\frac{1}{12}$  atomu nuklidu  ${}^{12}_6\text{C}$   $m_u = 1,66057 \cdot 10^{-27}$  kg

**relativní atomová hmotnost  $A_r$**   $A_r(X) = \frac{m(X)}{m_u}$   $m(X)$  ... klidová hmotnost atomu X

**relativní molekulová hmotnost  $M_r$**   $M_r = \frac{m(X)}{m_u}$   $m(X)$  ... klidová hmotnost molekuly

## Látkové množství

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

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

[n] = mol,  $M_m$  ... molární hmotnost,  $V_m$  ... molární objem

**mol** – právě takové množství látky, které obsahuje tolik částic, kolik atomů je obsaženo v nuklidu  $^{12}_6\text{C}$  o hmotnosti  $12 \cdot 10^{-3}$  kg.

**Avogadrova konstanta**  $N_A$   $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  (charakterizuje počet částic v jednom molu látky)

Veličiny vztahované na jednotkové látkové množství nazýváme **molární** ( $M_m$ ,  $V_m$ )

$V_m$  ... **normální molární objem**  $V_m = 22,414 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$  ( $p_n = 101325 \text{ Pa}$ ,  $T_n = 273,15 \text{ K}$ )

**chemický ekvivalent** – hmotnost prvku, který se slučuje s 1,0079 g vodíku.

(např. ve vodě je ekvivalent kyslíku  $16 \text{ g} : 2 = 8 \text{ g}$ )

## Chemický děj

mění se chemická povaha látek (mění se složení molekul – př. hoření)

## Fyzikální děj

nemění se složení molekul (tání, zahřívání)

## Chemická reakce

děj, při němž se mění výchozí látky (reaktanty) na jiné látky (produkty reakce).

## Základní chemické zákony

- zákon zachování hmotnosti** (1748 Lomonosov)  
Hmotnost všech látek do reakce vstupujících je rovna hmotnosti všech reakčních produktů.
- zákon zachování energie** (1748 Lomonosov)  
Celková energie izolované soustavy je v průběhu chemické reakce konstantní.
- zákon stálých poměrů slučovacích** (1799 Proust)  
Hmotnostní poměr prvků či součástí dané sloučeniny je vždy stejný a nezávislý na způsobu přípravy sloučeniny  
(např. ve vodě:  $\frac{m(\text{O})}{m(\text{H})} = \frac{16}{2} = 8$ )
- zákon násobných poměrů slučovacích** (1802–1808 Raston)  
Tvoří-li dva prvky více sloučenin, pak hmotnosti jednoho prvku, který se slučuje se stejným množstvím prvku druhého, jsou vzájemně v poměrech, které lze vyjádřit malými celými čísly:  $\text{H}_2\text{O} \times \text{H}_2\text{O}_2$  hmotnosti kyslíku v obou sloučeninách jsou v poměru 1 : 2
- zákon stálých poměrů objemových při slučování plynů** (1805–1808 Gay-Lussac)  
Plyny se slučují v jednoduchých objemových poměrech.
- Daltonova atomová teorie**
  - prvky jsou látky složené z atomů
  - atomy téhož prvku jsou stejné, atomy různých prvků se liší hmotností, velikostí a dalšími vlastnostmi
  - při chem. reakcích se atomy spojují, oddělují nebo přeskupují. Nemohou však zaniknout nebo vzniknout
  - slučováním atomů dvou či více prvků vznikají molekuly nové látky – sloučeniny
  - molekuly vznikají sloučením celistvých počtů stejných nebo různých atomů
- Avogadrův zákon**  
Stejně objemy různých plynů obsahují vždy za stejných podmínek (teploty a tlaku) stejný počet molekul.
- Periodický zákon**  
Vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich protonového čísla.



# SLOŽENÍ A STRUKTURA CHEMICKÝCH LÁTEK

## STAVBA ATOMU

### Vývoj názorů na stavbu hmoty, modely atomu

**Demokritos** (starověk) – hmota se skládá z malých, dále nedělitelných částic zvaných atomy

**J. Dalton** (1808) – atomová teorie: každý z prvků je složen z malých, dále nedělitelných, stejných atomů

**J. J. Thomson** – objev elektronu, částice vyskytující se v atomech, vyvrátil atomovou teorii

**E. Rutherford** (1911) – planetární model atomu; přirovnává atom k sluneční soustavě. Jádro atomu přirovnává ke Slunci a elektrony k planetám. Model byl v rozporu se zákony klasické fyziky.

**N. Bohr** (1913) – elektrony se pohybují po stacionárních drahách (kružnicích); pohyb elektronů na těchto drahách není spojen s vyzařováním elmg. záření. Tzn. elektron v atomu může existovat jen ve stavech s určitou energií; tato energie se mění skokem, nikoliv spojitě.

Platí:  $2\pi mrv = nh$   $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$  Planckova konstanta

$2\pi$ -násobný moment hybnosti elektronu na těchto stacionárních drahách (orbitech) je roven celistvému násobku Planckovy konstanty  $h$ .

**L. de Broglie** (1923) – dualistická teorie: Každá mikročástice má povahu nejen korpuskulární, ale též vlnovou.

**Schrödinger** – elektron neobíhá po určitých drahách kolem atomového jádra, ale vyskytuje se v určité části prostoru zvané ORBITAL

**Orbital** – část prostoru v okolí atomového jádra, ve kterém se elektron vyskytuje s 95% pravděpodobností

## STAVBA ATOMOVÉHO JADRA

${}^A_Z X$  A ... nukleonové číslo (počet protonů a neutronů v jádře)

Z ... protonové číslo (počet protonů)  $A = Z + N$

N ... neutronové číslo (počet neutronů)

Protony a neutrony – částice vytvářející atomové jádro, nazývají se nukleony

### Radioaktivita:

objev radioaktivity (1896) H. Becquerel; další badatelé 1898 – P. Curie a M. Curieová-Sklodovská

radioaktivita je schopnost nestabilního atomového jádra přeměnit se na jiné stabilnější atomové jádro za současného uvolnění radioaktivního záření

**Radioaktivita:**  přirozená (samovolný rozpad nestabilních nuklidů vyskytujících se v přírodě doprovázený vyzářením neviditelného, tzv. radioaktivního záření.)

umělá (samovolný rozpad uměle připravených nuklidů doprovázený rovněž vyzářením radioaktivního záření)

### Radioaktivní záření:

a) **záření  $\alpha$**  – proud rychle letících at. jader helia ( ${}^4_2\text{He}$ ,  ${}^4_2\alpha$ ); silné ionizační účinky, malá pronikavost, vychyluje se v el. a mag. poli

b) **záření  $\beta$**  – proud rychle letících elektronů; stokrát pronikavější než  $\alpha$  záření; vychyluje se v el. a mag. poli

c) **záření  $\gamma$**  – elektromagnetické vlnění; nejpronikavější; v mag. a el. poli se nevychyluje

### Radioaktivní rozpady:

① **rozpad  $\alpha$ :**  ${}^A_Z X \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2} Y + \alpha$  př.  ${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{222}_{86}\text{Ru} + {}^4_2\text{He}$

② **přeměna  $\beta^-$ :**  ${}^A_0 n \rightarrow {}^A_1 p + {}^0_{-1} e$   ${}^A_Z X \rightarrow {}^A_{Z+1} Y + {}^0_{-1} e$

③ **přeměna  $\beta^+$ :**  ${}^A_1 p \rightarrow {}^A_0 n + {}^0_1 e$   ${}^A_Z X \rightarrow {}^A_{Z-1} Y + {}^0_1 e$  (pozitron)

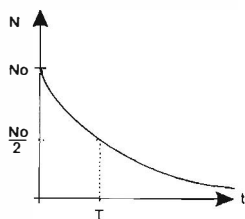
Pro všechny druhy radioaktivního rozpadu platí zákon radioaktivního rozpadu:  $N = N_0 \cdot e^{-\lambda t}$

$N_0$  ... počáteční počet atomů radionuklidu;

$N$  ... počet atomů radionuklidu v čase  $t$ ;

$\lambda$  ... přeměnová (rozpadová) konstanta;

$T$  ... poločas radioaktivního rozpadu



## Kvantově mechanický model atomu:

Chování mikročástic (např. elektronů) nelze vystihnout klasickou mechanikou. Pro popis těchto jevů byla vypracována obecnější teorie – kvantová mechanika:

$$p = m \cdot v = \frac{h}{\lambda} \quad p \dots \text{hybnost částice; } m \dots \text{pohybová hmotnost částice; } \lambda \dots \text{vlnová délka de Broglieho vln}$$

Myšlenky de Broglieho dále rozvedl a matematicky dokázal:

- ① **E. Schrödinger:** – pohyb elektronu v kvantové mechanice popsal pomocí tzv. vlnové funkce  $\psi$ , kterou získal řešením Schrödingerovy vlnové rovnice: Fyzikální smysl má  $\psi^2$ , která charakterizuje pravděpodobnost výskytu elektronu (popř. hustota pravděpodobnosti výskytu elektronu)
- ② **W. Heisenberg:** – ve světě mikročástic je omezená přesnost současného určení polohy a rychlosti pohybující se částice; popř. energie a času pohybujícího se elektronu:

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq h \quad \Delta E \cdot \Delta t \geq h$$

Tzn., že polohu elektronu můžeme popsát pomocí vlnové funkce jen s určitou pravděpodobností.

## STAVBA ELEKTRONOVÉHO OBALU

**ATOM VODÍKU** – jednoduchý systém, pro který je Schrödingerova rovnice přesně řešitelná. Výsledkem řešení je soubor vlnových funkcí, tzv. orbitalů a energií odpovídajících jednotlivým stacionárním stavům. Tyto stavy, funkce i energie se charakterizují pomocí trojice kvantových čísel, jejichž hodnoty vyplývají z řešení Schrödingerovy rovnice.

- **hlavní kvantové číslo n:** – udává energii elektronu

$$E_n = -\frac{B}{n^2} \quad E_n \dots \text{molární energie elektronu ve stavu s kvant. č. } n; \quad B \dots \text{konstanta, jejíž hodnota je } 13,6 \text{ eV}$$

**n – nabývá hodnot od 1, 2, 3, ..., ∞** (popř. K=1, L=2, M=3, ...)

Energie elektronu roste s rostoucím n.

Za běžných podmínek má elektron v atomu vodíku nejmenší možnou energii ( $n = 1$ ) – atom je v základním stavu. Dodáváním příslušného kvanta energie lze atom převést do vybuzeného (excitovaného) stavu – stav s vyšší energií, stav s vyšším n.

- **vedlejší kvantové číslo l:** – společně s n určuje energii elektronu a rozhoduje o tvaru orbitalu. Nabývá hodnot od 0 až po n-1.

Např.  $n = 4 \quad l = \begin{matrix} 0 & 1 & 2 & 3 \\ \text{orbital} & \text{s} & \text{p} & \text{d} & \text{f} \end{matrix}$  hlavní kv. č.  $\times$  počet elektronů  $\times$  typ orbitalu

- **magnetické kvant. číslo m:** – určuje orientaci orbitalů v prostoru; nabývá hodnot od -l přes 0 až +l

Např. orbital p:  $l = 1 \quad m = -1, 0, 1$

- Pro popis zvláštní vlastnosti částice (tzv. vnitřního momentu hybnosti) se zavádí poslední, tzv. **spinové kvantové číslo s; charakterizující rotaci elektronu; nabývá hodnot  $+\frac{1}{2}$  a  $-\frac{1}{2}$ .**

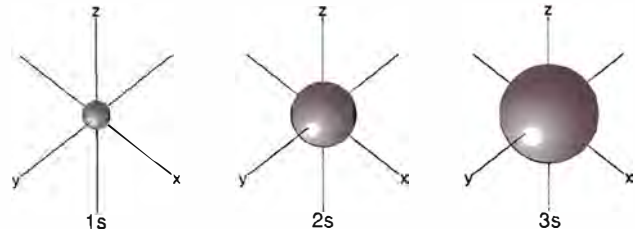
Kombinací všech čtyř kvantových čísel je možno jednoznačně charakterizovat kterýkoliv elektron v obalu atomu.

- **degenerované orbitály** – (mají stejnou energii) mají stejnou hodnotu hlavního a vedlejšího kvant. čísla, liší se v čísle magnetickém.
- **Pauliho princip vylučnosti** – v atomu nemohou existovat dva elektrony, které by měly všechna čtyři kvantová čísla stejná.

## Tvary a prostorová orientace orbitalů

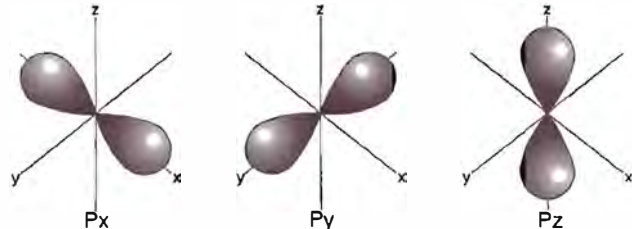
Vedlejší kvantové číslo l určuje kromě energie elektronu též tvar orbitalu.

**l = 0 orbital s;** kulově symetrický; velikost orbitalu s roste s rostoucím n



grafické znázornění orbitalů s

**l = 1 orbital p;** třikrát degenerovaný ( $m = -1, 0, 1$ )



grafické znázornění orbitalů p

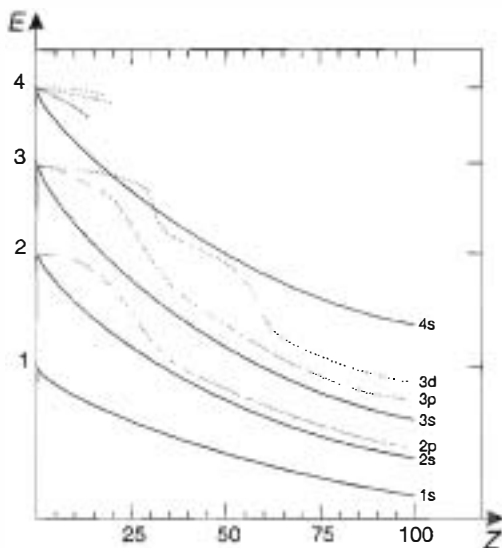




## Závislost energie a velikosti orbitalů na protonovém čísle

Uvedená pravidla umožňují odvození zápisu elektronových konfigurací většiny atomů (iontů) v základním stavu. Nemůžeme podle nich ale objasnit např. proč se valenční elektrony u Fe nejdříve uvolňují z orbitalu 4s a potom z orbitalu 3d; nemůžeme zdůvodnit některé nepravidelné elektronové konfigurace.

**Zdůvodnění:** Schrödingerovu rovnici lze přesně řešit pro atom H, He. U složitějších atomů (větší počet elektronů) – jednotlivé orbitály se vzájemně prolínají, zvyšují se odpudivé síly mezi elektrony. V atomech s větším počtem elektronů závisí energie orbitalů na protonovém čísle atomů popř. iontů.

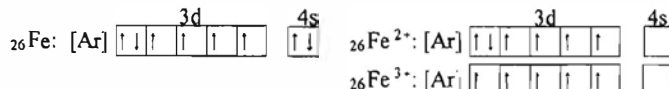


Př.: – velikost orbitalu 1s se zmenšuje s rostoucím Z  $\bigcirc \quad \bigcirc \quad \bigcirc \quad \bigcirc$   
H He B Ne

- energie orbitalů klesá s rostoucím Z prvku
- pro prvky následující za  $_{21}\text{Sc}$  je energie 4s větší než 3d.

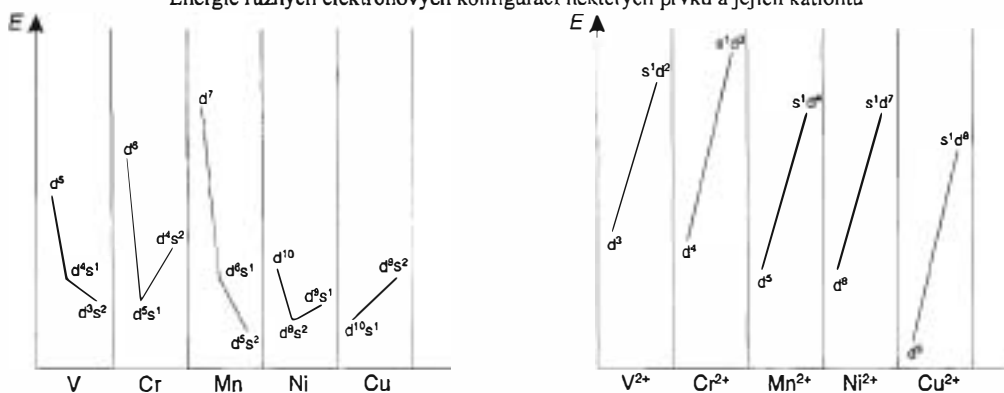
Orbital 4s má nižší energii než orbital 3d pouze u prvků, jejichž Z je menší než 20. Proto u  $_{20}\text{Ca}$  a  $_{19}\text{K}$  se dříve zaplní orbital 4s, potom 3d:  $_{19}\text{K}: [\text{Ar}]4s^1$ . Po obsazení orbitalu 4s ( $_{20}\text{Ca}: [\text{Ar}]4s^2$ ) dojde ke snížení energie orbitalu 3d. Prvky následující za Ca mají energii orbitalu 3d nižší než 4s.

Z těchto důvodů prvky (např. Fe apod.) ztrácejí své elektrony z orbitalu 4s dříve než z orbitalu 3d.



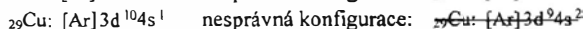
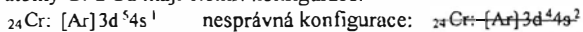
Nepravidelnosti v elektronových konfiguracích prvků jsou způsobeny např. symetrií orbitalů; větší stabilitou zcela nebo napůl zaplněných orbitalů. Správná je vždy elektronová konfigurace částice v základním stavu, která má nejnižší energii:

Energie různých elektronových konfigurací některých prvků a jejich kationtů

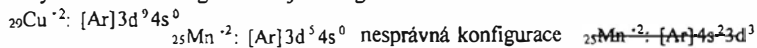


Z grafu je zřejmé:

☐ atomy Cr a Cu mají elektr. konfigurace:



☐ ionty měďnaté a manganaté mají konfiguraci:



# CHEMICKÁ VAZBA

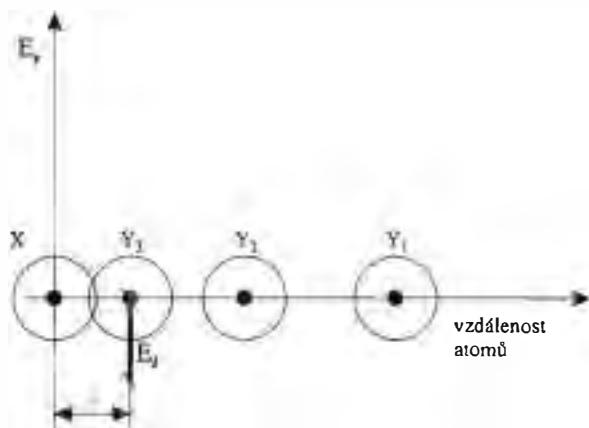
- atomy většiny prvků jsou spojeny do větších celků – molekul
- toto spojení je realizováno prostřednictvím valenčních elektronů a nazývá se chemická vazba

## VZNIK A TYPY CHEMICKÉ VAZBY

### Kriteria pro vznik chemické vazby

rozhodující – hledisko energetické

- vazba vznikne tehdy, **dojde-li** při tomto ději **k uvolnění energie**
- čím **více energie se uvolní**, tím **stabilnější vazba** vznikne



$l$  ... délka vazby  
 $E_d (E_v)$  ... disociační energie

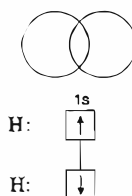
Graf závislosti potenciální energie obou atomů na jejich vzdálenosti při vzniku molekuly

### Podmínky vzniku chemické vazby

- atomy se musí přiblížit tak, aby se **překryly valenční orbitály**
- elektrony** v orbitalech musí být **uspořádány tak**, aby z nich **mohly vzniknout vazebné elektronové páry**

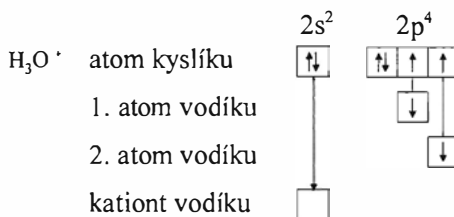
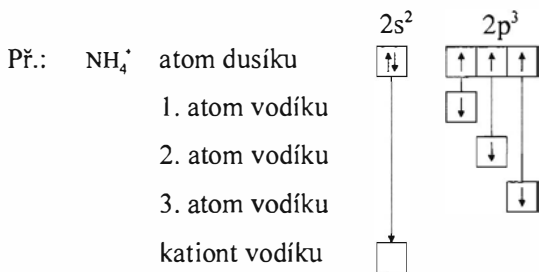
### Znázornění vzniku chemické vazby (pro molekulu $H_2$ )

- pomocí **překryvů prostorových tvarů** valenčních orbitalů
- pomocí **spojnice rámečků** (spojnice znázorňuje překrytí orbitalů)
- valenční čárkou** (znázorňuje vazebný elektronový pár) H–H



### Typy chemické vazby

- Vazba kovalentní** – vznikne **překrytím orbitalů obsahujících vždy jeden elektron**
- Vazba koordinačně kovalentní (donor akceptorová, dativní)** – vznikne překrytím **orbitalu obsahujícího elektronový pár s orbitalem prázdným (vakantním)**
  - donor (dárce)** – atom poskytující **vazebný elektronový pár**
  - akceptor (příjemce)** – atom poskytující **prázdný valenční orbital**



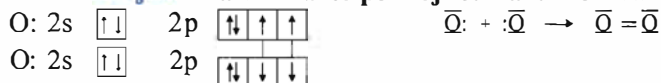
Rozdíl mezi kovalentní a koordinačně kovalentní vazbou je pouze ve způsobu vzniku. Vlastnosti mají stejné.

## Rozdělení vazeb podle násobnosti

a) **Vazba jednoduchá** – na vzniku se podílí od každého z vázaných atomů jeden valenční elektron



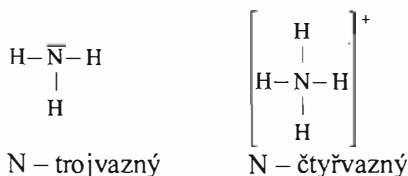
b) **Vazba dvojná** – na vzniku se podílejí od každého z vázaných atomů dva valenční elektrony



c) **Vazba trojná** – na vzniku se podílejí od každého z vázaných atomů tři valenční elektrony



**Vaznost** – číslo udávající, kolik kovalentních vazeb (vazebních elektronových párů) daný atom vytváří s jinými atomy

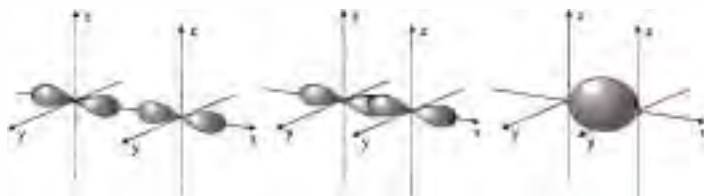


**Poznámka:** většina vazeb ve sloučeninách je přechodného typu (přechod mezi jednoduchou a dvojnou, dvojnou a trojnou vazbou)  $\Rightarrow$  násobnost vazeb je vyjádřena i desetinnými čísly. Proto chemickou vazbu přesněji charakterizuje vazebný řád. Jeho hodnota udává množství elektronových párů, jakým je chemická vazba skutečně tvořena.

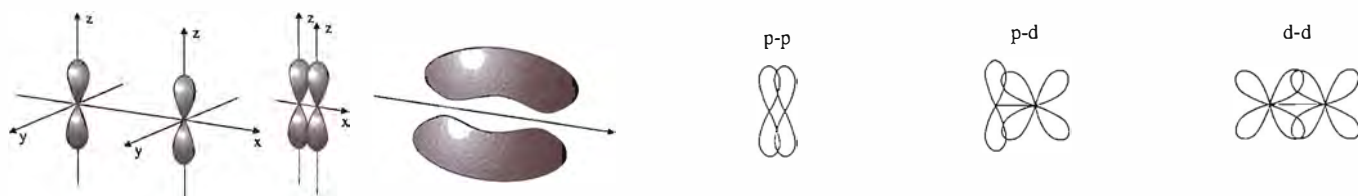


## Vazba $\sigma$ a $\pi$

**Vazba  $\sigma$**  – největší hustota vazebného elektronového oblaku se nachází na spojnici jader obou vázaných atomů. Při vzniku vazby  $\sigma$  dochází k překryvu dvou orbitalů na spojnici jader. Tato spojnice se pak stává osou vazby.



**Vazba  $\pi$**  – největší hustota vazebného elektronového oblaku je symetricky rozložena mimo spojnici obou jader. Vzniká bočním překryvem orbitalů p, d nebo p a d.



Platí (pro většinu případů):	jednoduchá vazba	$\sigma$
	dvojná vazba	$\sigma + \pi$
	trojná vazba	$\sigma + \pi + \pi$

### Pevnost chemické vazby – roste s násobností

- je dána vazebnou energií (energie, která se uvolní při vzniku chemické vazby. Stejně množství energie se musí dodat na její rozštěpení – disociační energie)
- závisí na povaze vázaných atomů, je však ovlivněna i sousedními atomy
- tabelované hodnoty disociačních energií udávají průměrnou energii vazeb mezi určitými atomy

Př.:  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H} + \text{OH}$  disociační energie vazby O–H je 492,2 kJ/mol  
 $\text{OH} \rightarrow \text{O} + \text{H}$  disociační energie vazby O–H je 426,4 kJ/mol  
 Průměrná energie vazby O–H (tabelovaná) je 459,8 kJ/mol [(492,2 + 426,4) : 2]

**Délka chemické vazby** – (vzdálenost středů vázaných atomů) – klesá s násobností vazby.

## Elektronegativita

schopnost vázaného atomu přitahovat elektrony chemické vazby

Za základ stupnice elektronegativit byla konvenčně zvolena elektronegativita vodíku  $X_{\text{H}} = 2,1$

Tabulka elektronegativit atomů prvků

H 2,15																	He 4,5
Li 0,95	Be 1,5											B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,5	F 3,9	Ne 4,0
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,9	P 2,1	S 2,6	Cl 3,1	Ar 2,9
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,6	V 1,9	Cr 2,4	Mn 2,5	Fe 1,8	Co 1,7	Ni 1,8	Cu 2,0	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 2,0	As 2,0	Se 2,4	Br 2,9	Kr 2,6
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,5	Nb 1,7	Mo 2,1	Tc 2,3	Ru 2,0	Rh 2,1	Pd 2,1	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,6	Sn 1,9	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,6	Xe 2,25
Cs 0,75	Ba 0,9	La 1,2	Hf 1,4	Ta 1,7	W 2,0	Re 2,2	Os 2,1	Ir 2,1	Pt 2,2	Au 2,3	Hg 1,8	Tl 1,9	Pb 1,8	Bi 2,0	Po 2,0	At 2,2	Rn 2,0
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1	Th 1,4	Pa 1,7	U 1,9												

**Hodnota elektronegativity nepřechodných prvků stoupá v periodě zleva doprava, ve sloupci zdola nahoru.**

nejnižší hodnoty elektronegativity – alkalické kovy

nejelektropozitivnější prvek

Cs

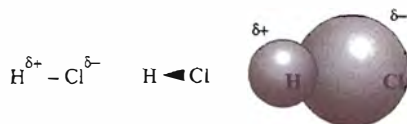
nejvyšší hodnoty elektronegativity – halogeny

nejelektronegativnější prvek

F

## Polarita chemické vazby

- určuje se z rozdílu elektronegativit ( $\Delta X$ ) vázaných atomů. Vazebný elektronový pár – vždy více posunut k atomu s větší hodnotou elektronegativity  $\Rightarrow$  vytvoření částečného (parciálního) elektrického náboje na obou vázaných atomech.



## Rozdělení chemických vazeb podle polarity

a) **Vazba nepolární (kovalentní)**

- hodnota vazebného elektronového páru rozložena rovnoměrně mezi oba vazebné partnery  
 $\Delta X < 0,4$  ( $\text{F}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ )

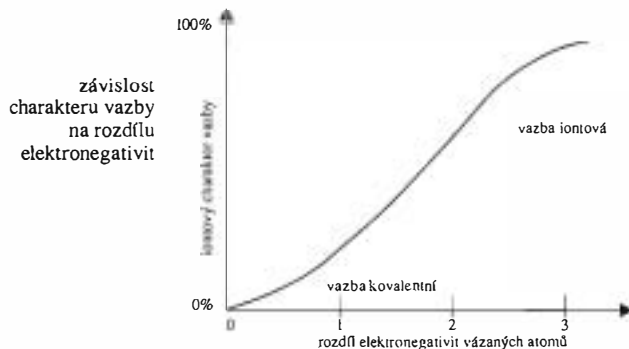


b) **Vazba polární (polárně kovalentní)**

- ☐ hustota vazebného elektronového páru nerovnoměrně rozložena mezi vazebné partnery  $0,4 < \Delta X < 1,7$  ( $H_2O$ ,  $HCl$ )

c) **Vazba iontová**

- ☐ extrémně polární chemická vazba  $\Delta X > 1,7$  ( $NaCl$ ,  $KF$ ) (valenční elektron jednoho atomu je vtažen do valenční vrstvy atomu druhého  $\Rightarrow$  vznik elektricky nabitých částic, iontů)



**Dipólový moment**

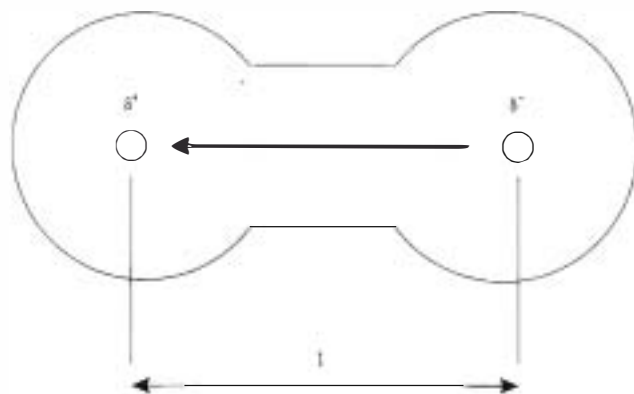
- měřítko polaritě chemické vazby pro biatomické molekuly
- vektorová veličina orientovaná od kladného pólu k zápornému
- jednotka dipólového momentu – coulombmetr Cm

V molekule s nesymetrickým rozložením náboje je velikost dipólového momentu dána vztahem

$$\mu = \delta \cdot l$$

$l$  ... délka vazby

$\delta$  ... parciální náboj (absolutní hodnota parciálního náboje na jednom z atomů)



**Dvouatomové molekuly:**

dipólový moment vazby = dipólový moment molekuly

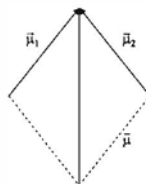
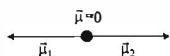
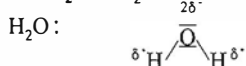
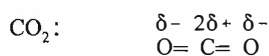
**Víceatomové molekuly:**

výsledný dipólový moment molekuly = vektorovému součtu dipólových momentů všech vazeb v molekule

a) **molekula nepolární** –  $\vec{\mu} = 0$  ( $\mu$  – celkový dipólový moment)

b) **molekula polární**  $\vec{\mu} \neq 0$

**Znárodnění dipólových momentů  $CO_2$  a  $H_2O$**



Pozor: rozlišovat polaritu vazby od polaritu molekuly!!!

d) **Kovy a kovová vazba** – asi 80% známých prvků – kovy

Prvek je kov, jestliže počet elektronů jeho nejvyšší zaplněvané vrstvy je menší nebo roven číslu periody, v níž se nachází.

	I	II										III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	1 H																2 He	
2	3 Li	4 Be										5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg										13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	71 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Unq	105 Unp	106 Unh	107 Uns	108 Uno	109 Une									

☐ KOVY

☐ NEKOVY

POLOKOVY

Lanthanoidy	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb
Aktinoidy	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No

Atomy kovů – malý počet elektronů v poslední vrstvě elektronového obalu (1-2 elektrony v orbitalu s, výjimečně několik elektronů v orbitalu p – Ga, Sn, Pb) a nízká elektronegativita.

Vzhledem k malému počtu elektronů ve vnější vrstvě by každý atom kovu mohl vázat jen několik málo jiných atomů, což odporuje skutečnosti. Všechny vnější elektrony jsou společné všem členům mřížky. Představují elektronový oblak prostupující celým krystalem, v němž jsou pravidelně rozmístěna jádra obklopená svými zbývajícími elektrony. Mezi kationty kovů a elektronovým oblakem působí přitažlivé elektrostatické síly, které jsou příčinou soudržnosti krystalu – podstata kovové vazby.

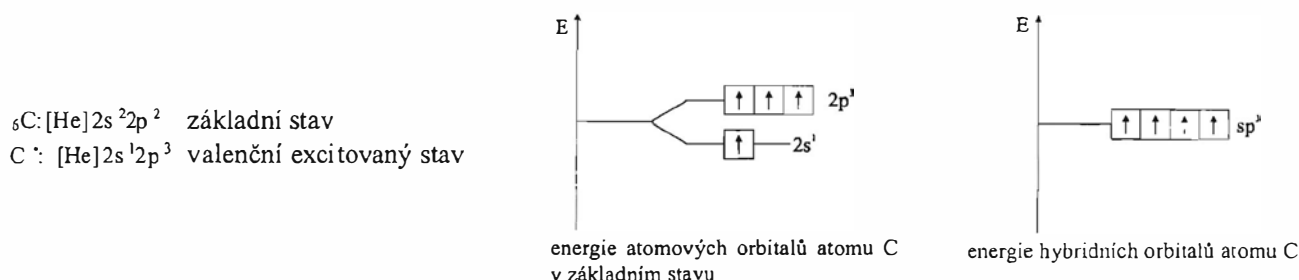
## TEORIE HYBRIDIZACE

- ☐ vysvětluje vznik energeticky rovnocenných kovalentních vazeb z energeticky rozdílných orbitalů daného atomu
- ☐ umožňuje předpovědět prostorové uspořádání atomů v molekule a tím celou řadu vlastností, např. polaritu molekul

Základní podmínkou stability sloučeniny je její energetický stav – nejstabilnější struktura má **minimální energetický obsah**. Struktura sloučeniny v základním stavu musí být taková, aby odpudivé síly mezi vazebnými (popř. volnými) elektronovými páry byly minimální – tuto podmínku splňují **hybridní orbitály**.

### Vznik hybridních orbitalů

Vznik chemických vazeb se může odvozovat od základního stavu atomu příslušného prvku (např. H<sub>2</sub>O, CO, HCl), ale také od valenčního excitovaného stavu určitého atomu (např. v molekule CH<sub>4</sub> musí mít atom C 4 nespárované elektrony, aby mohl vytvořit 4 vazby ⇒ methan se odvozuje od valenčního excitovaného stavu atomu uhlíku).



Energie orbitalu 2s je menší než energie orbitalů 2p, pak by vazby vzniklé překryvem těchto čtyř energeticky rozdílných orbitalů nebyly rovnocenné (rozdílná hodnota vazebné energie, rozdílná délka vazeb). Experimentálně dokázáno, že všechny vazby jsou rovnocenné, jsou též stejně dlouhé, proto při vzniku vazeb musí mít i orbitály atomu uhlíku (podílejí se na vzniku vazeb) stejné energie → došlo k **energetickému sjednocení r zných atomových orbitalů tzv. HYBRIDIZACÍ**

### Vlastnosti hybridních orbitalů

Počet vzniklých hybridních orbitalů odpovídá počtu hybridizovaných orbitalů.

- hybridní orbitály jsou v prostoru jinak orientovány než původní atomové orbitály** (např. v molekule  $\text{CH}_4$  svírají úhel  $109^\circ 28'$ , zatímco orbitály p pouze  $90^\circ$ , orbital s není prostorově orientován).
- hybridní orbitály jsou větší než původní AO**
- hybridní orbitály vytvářejí pevnější vazby než původní AO**, proto vzniklé sloučeniny jsou stabilnější. (Vznikem pevnějších vazeb se mimo jiné též snižuje nepříznivá energetická bilance přechodu atomu ze základního do valenčního excitovaného stavu.

### Pravidla pro hybridizaci orbitalů

- Při vytvoření chemické vazby dochází k hybridizaci nejen orbitalů podílejících se na vzniku chemické vazby, ale i všech valenčních orbitalů, které obsahují jeden elektron nebo elektronový pár.**
- Nehybridizují ty orbitály, které vytvářejí vazbu  $\pi$ .**

Pozn. Valenční excitovaný stav daného atomu nemusí být vždy shodný se stavem hybridním

**Rozdělení hybridizace**  **jednoduchá** (hybridizují pouze orbitály s a p)  
 **složená** (hybridizují orbitály s, p a d)

Hybridizace  **ekvivalentní** (všechny vazební partneři jsou stejní, př.  $\text{SF}_6$ )

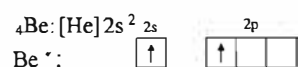
- neekvivalentní** (po vytvoření všech chemických vazeb zůstávají ještě v hybridních orbitálech volné elektronové páry → nepravidelný prostorový tvar).

### Prostorové tvary hybridních orbitalů

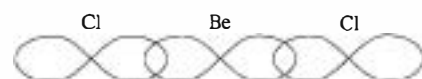
#### A: JEDNODUCHÁ HYBRIDIZACE

##### HYBRIDIZACE $sp$

př.  $\text{BeCl}_2$ : Postup řešení:



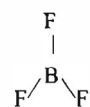
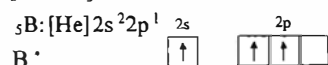
- 1) určíme, kolik nespárovaných elektronů musí mít atom pro vznik všech vazeb v dané sloučenině (v molekule  $\text{BeCl}_2$  ... 2 nespárované elektrony)
- 2) určíme, kolik je v dané sloučenině vazeb  $\sigma$  a  $\pi$  (v  $\text{BeCl}_2$  ... 2 vazby  $\sigma$ )
- 3) budeme uvažovat hybridizaci všech valenčních orbitalů s výjimkou těch, které vytvářejí  $\pi$  vazby
- 4) hybridní orbitály dáme do rámečku, abychom znázornili jejich energetickou rovnocennost.



struktura lineární, vazebný úhel  $180^\circ$

##### HYBRIDIZACE $sp^2$

př.:  $\text{BF}_3$

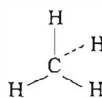
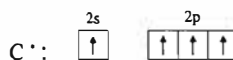


struktura rovinná, vazebný úhel  $120^\circ$

##### HYBRIDIZACE $sp^3$

př.:  $\text{CH}_4$

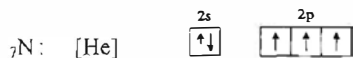
${}_6\text{C}: [\text{He}]2s^2 2p^2$



struktura pravidelný čtyřstěn, vazebný úhel  $109^\circ 28'$

## Nekvivalentní hybridizace $sp^3$

např. v molekule  $NH_3$ : 3 vazebné elektronové páry, jeden volný elektronový pár



Volný elektronový pár dusíku způsobuje deformaci pravidelného čtyřstěnu projevující se změnou vazebného úhlu ze  $109^\circ 28'$  na  $106^\circ 45'$ .



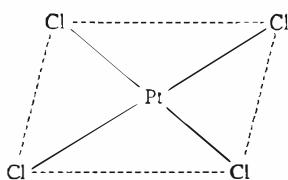
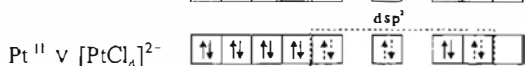
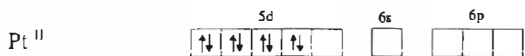
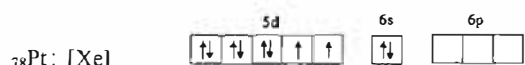
Podobně dochází k deformaci pravidelného čtyřstěnu i v molekule vody; dva volné elektronové páry kyslíku způsobují změnu vazebného úhlu na  $104^\circ 30'$

## B: SLOŽENÁ HYBRIDIZACE

kromě orbitalů s a p hybridizují i atomové orbitály d; má řadu specifických vlastností. Jednou z nich je, že na jejím vzniku se mohou podílet buď vnitřní nebo vnější orbitály d. Jako vnitřní orbitály d označujeme takové orbitály d, jejichž hlavní kvantové číslo je o jedničku menší než hlavní kvantové číslo s a p orbitalů. U vnějších orbitalů d jsou hlavní kvantová čísla s, p, d orbitalů stejná.

### HYBRIDIZACE $dsp^2$

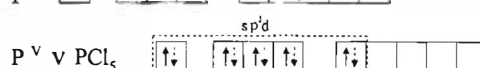
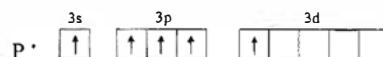
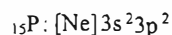
př.:  $[PtCl_4]^{2-}$  (aniont tetrachloroplatnatanový)



hybridní orbitály míří do vrcholu čtverce

### HYBRIDIZACE $sp^3d$

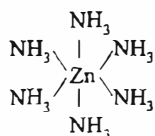
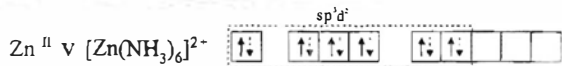
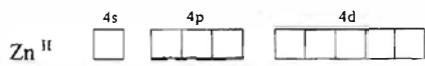
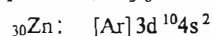
př.:  $PCl_5$



Nekvivalentní hybridizace  $sp^3d$  např. v molekule,  $TeCl_4$ ,  $ICl_3$

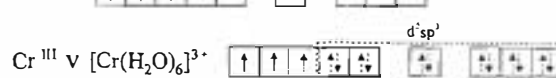
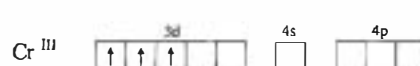
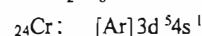
### HYBRIDIZACE $sp^3d^2$ ( $d^2sp^3$ )

př.:  $[Zn(NH_3)_6]^{2+}$  kationt hexaaminzinečnatý



struktura čtyřboký dvojjehlan

$[Cr(H_2O)_6]^{3+}$  kationt hexaaquachromitý



## HYBRIDIZACE ATOMU UHLÍKU V ORGANICKÝCH SLUČENINÁCH

Typ hybridizace	Sloučenina	Struktura	Vazebný úhel	Další příklady
$sp^3$	$CH_4$ : $\begin{array}{ c c } \hline 2s & 2p \\ \hline \uparrow & \uparrow\uparrow\uparrow \\ \hline \downarrow & \downarrow\downarrow\downarrow \\ \hline \end{array}$	$\begin{array}{c}   \\ -C- \\   \end{array}$	$109^\circ 28'$	alkany cykloalkany

$sp^2$	$C_2H_4$ :		rovinná	$120^\circ$	karbonylová skupina karboxylová skupina 1,3-butadien, benzen
$sp$	$C_2H_2$ :		lineární	$180^\circ$	kumulovaná vazba allen $H-C\equiv N$

## SLABÉ VAZEBNÉ INTERAKCE

Chemická vazba – poutá jednotlivé atomy v molekulách

Slabé vazebné interakce – způsobují vzájemné ovlivňování molekul, ty se mohou spojovat do složitějších nadmolekulárních struktur

### Rozdělení

#### ① van der Waalovy síly

a) disperzní b) interakce dipól–dipól c) interakce dipól–indukovaný dipól d) interakce dipól–iont e) hydrofobní interakce

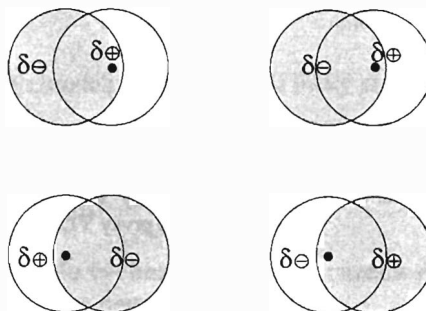
#### ② vodíková vazba (můstek)

##### 1. van der Waalovy síly

###### 1a) Disperzní síly

- nejslabší, působí mezi nepolárními molekulami nebo mezi atomy, které se vzájemně chemicky neváží

**Podstata:** rozložení elektronů v molekulových orbitalech se neustále mění. Krátkodobě se stane, že na jedné straně molekuly je více elektronů než na druhé straně. Původně „nepolární“ molekula se v tomto okamžiku jeví jako dipól. Vzájemné interakce krátkodobých dipólů v souboru molekul vede k synchronizaci oscilací – podstata přitažlivých sil.

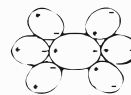


###### 1b) Interakce dipól–dipól

- nejsilnější, projevuje se u polárních molekul

**Podstata:** elektrostatické přitahování opačně nabitých pólů polárních molekul

**Uplatnění:** u pevných a kapalných látek. Pomocí ní lze vysvětlit rozpustnost polární látky v polárním rozpouštědle – polární molekula je obklopena polárními molekulami rozpouštědla – solvatovým obalem.



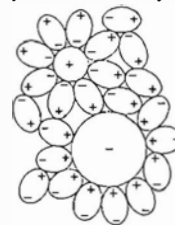
###### 1c) Interakce dipól–indukovaný dipól

- uplatní se tehdy, dostane-li se nepolární molekula do blízkosti molekuly polární. Elektrické pole polární molekuly ovlivní rozložení elektronů v nepolární molekule – polarizuje ji za vzniku indukovaného dipólu.

###### 1d) Interakce dipól–iont

- obdoba interakce dipól–dipól

**Uplatnění:** ve vodných roztocích obsahujících ionty (mluvíme o hydrataci iontů).

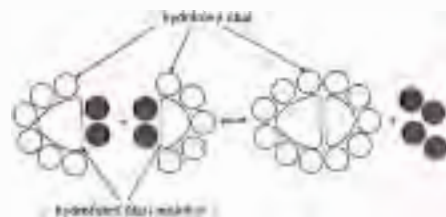


###### 1e) Hydrofobní interakce

- interakce nepolárních částí molekul ve vodném prostředí mají tendenci se navzájem spojovat, a tím zmenšovat kontakt s polárními molekulami vody.

Pozn.: Hydrofobní interakce nejsou jen výsledkem působení van der Waalových sil mezi hydrofobními částmi molekul, ale též i toho, že dojde k uvolnění molekul vody z hydrátového obalu molekul, a tím ke snížení uspořádanosti systému.

- význam při tvorbě membrán, stabilizace uspořádaných struktur biopolymerů ve vodných roztocích, ...



## 2. Vodíková vazba

### Podmínky vzniku:

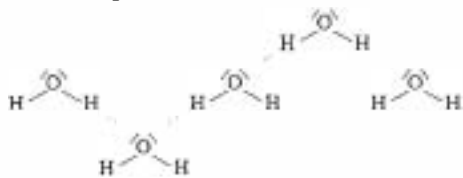
- 1) přítomnost vodíku vázaného s prvkem o vysoké elektronegativitě a malým atomovým poloměrem (O, N, F)
- 2) existence volných elektronových párů na některém z atomů vázaných v molekule.

- tato vazba ovlivňuje řadu chemických a fyzikálních vlastností sloučenin (teplotu tání, varu, rozpustnost, sílu kyselin, ...)
- význam v přírodě – stabilizace prostorových struktur látek, a tím i ovlivnění jejich biologické aktivity (bílkoviny, nukleové kyseliny, ...)

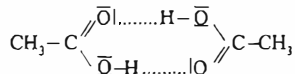
### Druhy vodíkových vazeb

a) **Intermolekulární s trojrozměrnou sítí**

Př.:  $H_2O$

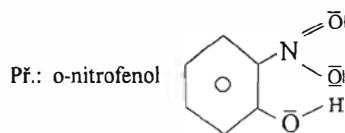


b) **Intermolekulární** – vázány jen dvě molekuly

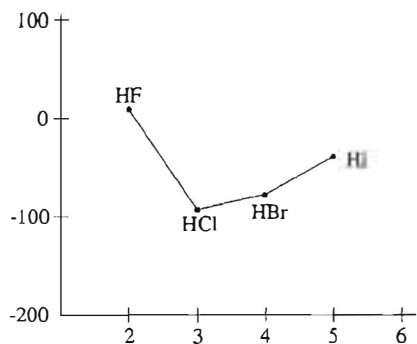


Př.: vazba mezi monokarboxylovými kyselinami

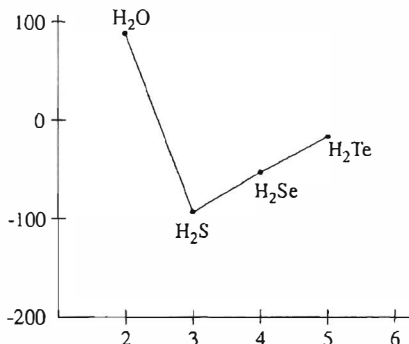
c) **Intramolekulární** – vodík je vázán k dvěma atomům téže molekuly (k jednomu vazbou kovalentní, k druhému vazbou vodíkovou)



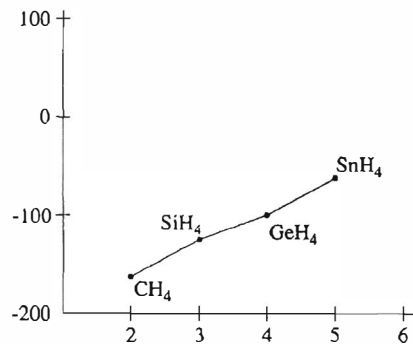
d) **Intraiontová** – vodík je vázán k dvěma atomům téhož iontu  $[E^{\ominus} \dots H \dots E^{\ominus}]$



body varu dvojjprvkových sloučenin vodíku s prvky VII. skupiny



body varu dvojjprvkových sloučenin vodíku s prvky VI. skupiny



body varu dvojjprvkových sloučenin vodíku s prvky IV. skupiny

# CHEMICKÉ REAKCE A CHEMICKÉ ROVNICE

## KLASIFIKACE CHEMICKÝCH REAKCÍ

### CHEMICKÁ REAKCE

- děj, při němž zanikají** některé (popř. všechny) **vazby mezi atomy v molekulách výchozích látek a vytvářejí se vazby nové**, tzn. vznikají molekuly produktů reakce.
- Mění-li se výchozí látky přímo na produkty tak, jak udává chemická rovnice – **reakce jednoduchá** (př.  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ )
- Vzniká-li při reakci řada meziproductů – **reakce složená** (např. radikálová substituce alkanů). Soustava jednoduchých rovnic, které vystihují přeměnu výchozích látek na produkty složené reakce – **reakční mechanismus**

### Kriteria pro třídění chemických reakcí

#### I. Podle počtu fází v reakční směsi:

- Reakce homogenní** – všechny reakční složky jsou v jedné fázi  
př.  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$
- Reakce heterogenní** – reakce probíhají na fázovém rozhraní reaktantů, které jsou v různém skupenství př.  
 $\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ 
  - zvláštní typ heterogenních reakcí – **reakce srážecí**

#### II. Podle vnějších změn při reakci:

- Reakce skladné (syntetické – syntézy)** – z jednodušších výchozích látek vznikají látky složitější př.:  
 $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ , adiční reakce v organické chemii
- Reakce rozkladné** – složitější látky se štěpí na látky jednodušší, opak syntéz  
př.:  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \xrightarrow{1200^\circ\text{C}} \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ , eliminace v organické chemii
- Reakce substituční** – atom (popř. funkční skupina) v molekule výchozí látky je nahrazena za jiný atom (popř. jinou funkční skupinu). Celkový počet částic se v průběhu reakce nemění.  
 $\text{CuSO}_4(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{FeSO}_4(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$
- podvojná přeměna (konverze)** – vzniká spřažením dvou substitučních reakcí  
 $\text{NaOH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

#### III. Podle vazebných změn: (viz kap. Klasifikace organických reakcí II. díl)

#### IV. Podle reagujících částic:

- Reakce molekulové** – všechny reakční složky v průběhu reakce jsou elektroneutrální molekuly př.  
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
- Reakce radikálové** – reagující částice jsou radikály
- Reakce iontové** – probíhají ve vodném prostředí nebo v prostředí jiných polárních rozpouštědel. Iontový charakter má většina anorganických reakcí. Ve zkrácených zápisech se neuvádí ty ionty, které se neúčastní reakce  
 $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$

#### V. Podle přenášených částic:

- Reakce oxidačně-redukční (redoxní)** – dochází k přenosu elektronů, mění se oxidační čísla např.:  
 $2\text{H}^{\text{I}}\text{Cl} + \text{Zn}^{\text{0}} \rightarrow \text{Zn}^{\text{II}}\text{Cl}_2 + \text{H}_2^{\text{0}}$
- Reakce protolytické (acidobazické)** – dochází k přenosu protonů  $\text{H}^+$   
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

- c) **Reakce koordinační (komplexotvorné)** – přenos nebo rozdělení celých skupin atomů, vznik komplexních sloučenin  
 $\text{CuSO}_4(\text{s}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow [\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4(\text{aq})$        $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4(\text{aq}) + 4\text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

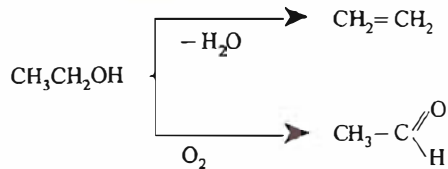
## VI. Z hlediska reakční kinetiky:

- a) **Reakce izolované** – probíhají v soustavě samy  
 b) **Reakce simultánní** – v soustavě probíhá současně několik různých reakcí

Dělí se na: **Reakce zvratné** – musíme je předpokládat u všech reakcí, které po čase dospějí do rovnovážného stavu př.:  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$

**Reakce bočné** – výchozí látky reagují za vzniku různých produktů

př.: v organické chemii



**Reakce následné** – produkt reakce je výchozí látkou reakce následující

Př. reakce řetězové, iniciační, propagační, terminační

## VII. Podle tepelné bilance:

při ději izobarickém:

- a) **exotermní**  $\Delta H < 0$   
 b) **endotermní**  $\Delta H > 0$

při ději izotermicko–izobarickém:

- a) **exergonické**  $\Delta G < 0$   
 b) **endergonické**  $\Delta G > 0$

# REAKČNÍ KINETIKA

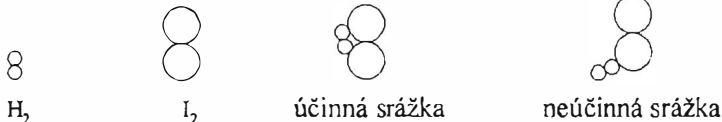
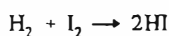
- zabývá se studiem průběhu chemických reakcí; sleduje reakční rychlost a její závislost na faktorech, které reakční rychlost ovlivňují.

## Teorie reakční kinetiky

### Srážková teorie:

Částice výchozích látek navzájem zreagují pouze tehdy, dojde-li mezi nimi k tzv. **efektivní (účinné) srážce**. Účinná srážka nastane pouze tehdy, jsou-li částice:

- a) **vhodně prostorově orientovány:**

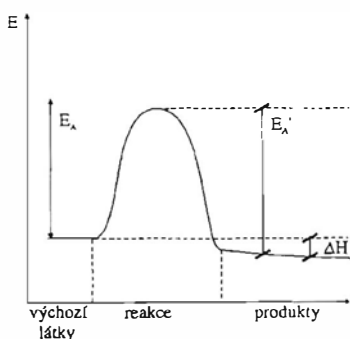


- b) **částice mají dostatečnou kinetickou energii**; minimální energie, kterou musí částice mít, aby došlo k účinné srážce –  $E_A$  (aktivační energie)

Graf závislosti energie částic v průběhu reakce

$E_A$  ... aktivační energie přímé reakce

$E_A'$  ... aktivační energie reakce zpětně



$\Delta H$  (reakční teplo) – rozdíl mezi aktivační energií přímé a zpětné reakce

- výška energetického valu je různá pro různé reakce

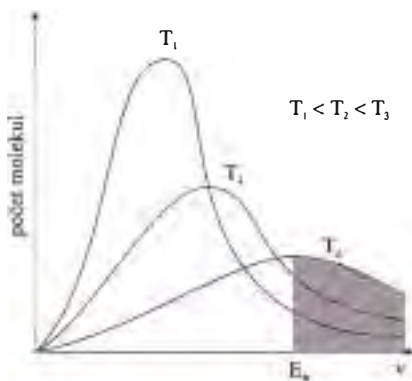
**Exotermní reakce** – energie produktů je menší než výchozích látek  $\Delta H < 0$

**Endotermní reakce** – energie produktů je vyšší než výchozích látek  $\Delta H > 0$ . Produkty silně endotermních reakcí jsou málo stabilní (mají snahu se rozložit).

Reakce s nevýrazným tepelným zabarvením zpravidla končí v rovnovážném stavu



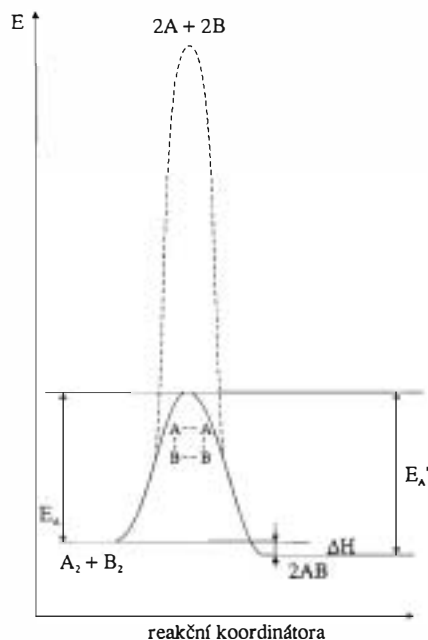
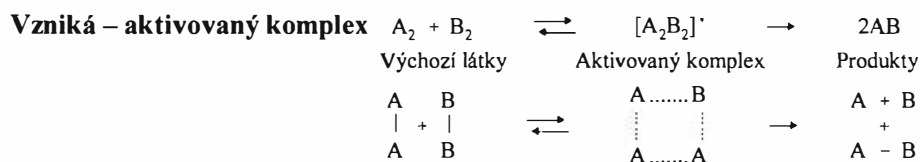
Distribuční křivka rychlosti částic v závislosti na teplotě



- při vyšších teplotách se maximum křivky posouvá k vyšším energiím
- s rostoucí T se zvyšuje počet molekul dosahujících  $E_A$
- dostatečným snížením teploty lze zastavit průběh chemické reakce

### Teorie aktivovaného komplexu

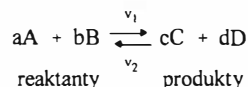
při postupném přibližování molekul se současně oslabují původní vazby v molekulách výchozích látek (energie se spotřebovává) a začínají se vytvářet vazby nové mezi atomy různých molekul (energie se uvolňuje)



Energetická bilance je u teorie aktivovaného komplexu příznivější než u teorie aktivních srážek. Aktivační energie nutná k vytvoření aktivovaného komplexu je mnohem nižší než  $E_A$  potřebná k úplné disociaci (rozštěpení) výchozích látek ( $2A + 2B$ ).

$\Delta H$  – je závislá pouze na počátečním a konečném stavu, nikoliv na mechanismu

### Reakční rychlost ( rychlost chemické reakce)



Rychlost chemické reakce  $v$  – časový úbytek molární koncentrace některého z reaktantů nebo přírůstek molární koncentrace libovolného produktu dělený stechiometrickým koeficientem této látky  $v = -\frac{\Delta[A]}{a\Delta t} = -\frac{\Delta[B]}{b\Delta t} = \frac{\Delta[C]}{c\Delta t} = \frac{\Delta[D]}{d\Delta t}$

$\Delta t$  ... časový interval  
 $\Delta[A]$  změna molární koncentrace látky A  
 a ... stechiometrický koeficient látky a

Rychlost chemické reakce je přímo úměrná součinu okamžitých koncentrací výchozích látek. Tuto závislost vystihuje tzv. kinetická rovnice  $v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$  v případě jednoduché reakce.

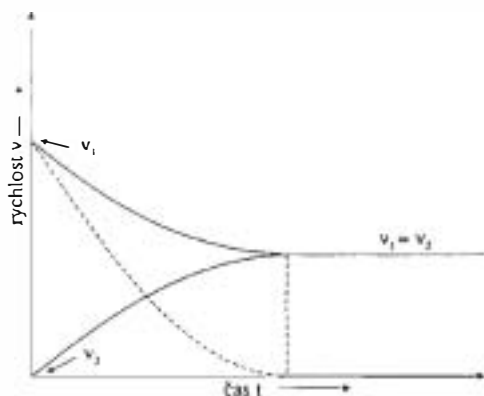
# Faktory ovlivňující reakční rychlost

## A: VLIV KONCENTRACE NA PRŮBĚH CHEMICKÉ REAKCE

$v = k[A]^{\alpha}[B]^{\beta}$      $k$  ... rychlostní konstanta     $\alpha + \beta$  ... řád reakce (součet exponentů v kinetické rovnici)

Řád reakce se určuje experimentálně; exponenty  $\alpha$ ,  $\beta$  se nemusejí shodovat se stechiometrickými koeficienty dané rovnice (v případě složené reakce), je důležitý pro objasnění reakčního mechanismu.

**Molekularita reakce** – číslo, které udává počet částic, které se musí srazit, má-li dojít k chemické reakci. Nejpravděpodobnější a nejběžnější jsou reakce bimolekulární ( $A + B$ ).



V průběhu každé chemické reakce ubývá výchozích látek a přibývá produktů.

S klesající koncentrací výchozích látek rychlost  $v_1$  klesá; s rostoucí koncentrací produktů rychlost  $v_2$  roste. Výsledná rychlost  $v$  je dána rozdílem rychlostí reakcí v obou směrech ( $v_1 - v_2$ ).

V okamžiku vyrovnaní obou rychlostí  $v_1 = v_2$  ... tzv. **dynamická rovnováha**

$$v_1 = v_2 \quad k_1 [A]_r^{\alpha} [B]_r^{\beta} = k_2 [C]_r^{\gamma} [D]_r^{\delta} \quad K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]_r^{\gamma} [D]_r^{\delta}}{[A]_r^{\alpha} [B]_r^{\beta}}$$

**Guldberg–Waageův zákon**

$K$  ... rovnovážná konstanta

$[A]_r$  ... rovnovážná molární koncentrace výchozí látky A

## B: ZÁVISLOST REAKČNÍ RYCHLOSTI NA TEPLOTĚ:

**Arrheniova rovnice:**  $k = A \cdot e^{-E_A/RT}$

$k$  ... rychlostní konstanta

$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$  (univerzální plynová konstanta)

$A$  ... předexponenciální (frekvenční) faktor

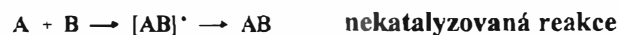
$E_A$  ... aktivační energie

$e = 2,718$  (přirozený základ logaritmů)

Pozn.: Rychlost reakce určuje rychlostní konstanta  $k$ , tzn. hodnota exponentu  $\frac{E_A}{RT}$ . S rostoucí  $T$  klesá hodnota exponentu a roste  $k$ . Zvýšením teploty o  $10^{\circ}\text{C}$  za konst. složení směsi se rychlost reakce zvýší 2–4 krát.

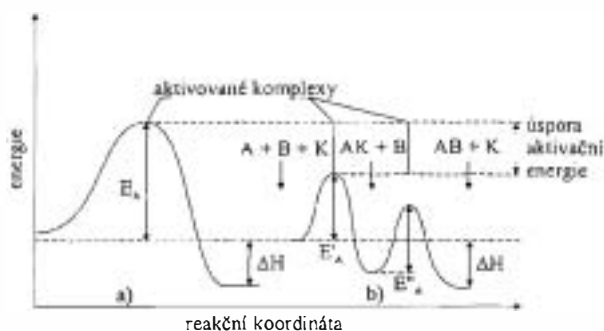
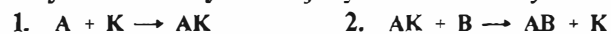
## C: VLIV KATALYZÁTORŮ NA PRŮBĚH CHEMICKÉ REAKCE:

**Katalyzátor:** látka, která zvyšuje rychlost chemické reakce, ale sama se chemickou reakcí nemění



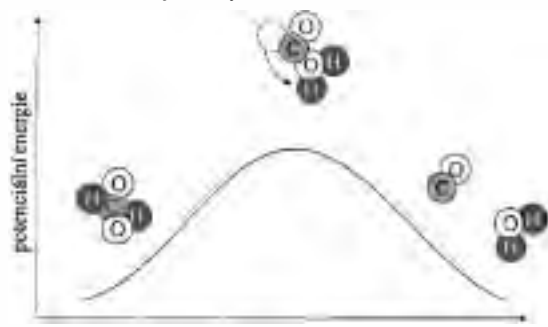
Vlivem katalyzátoru se uskutečňuje reakce novým reakčním mechanismem, energeticky výhodnějším či naopak; katalyzátor se účastní tvorby aktivovaného komplexu, vlivem katalyzátoru (pozitivního) se snižuje  $E_A$ , vlivem negativního se zvyšuje  $E_A$ .

S využitím katalyzátoru je syntéza sloučeniny AB rozložena do dvou kroků, které mají energii nižší než původní reakce

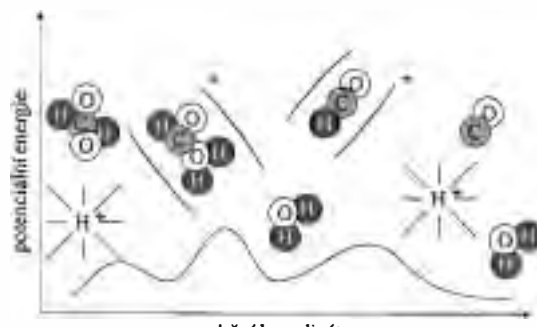


Pozn.: reakční teplo  $\Delta H$  je v obou případech katalyzované i nekatalyzované reakce stejné (Hessův zákon)

Př.: Rozklad kyseliny mravenčí:



A – nekatalyzovaná reakce



B – katalyzovaná reakce  
rozklad kyseliny mravenčí katalyzovanými protony

### Rozdělení katalyzátorů:

1. **pozitivní** – snižují  $E_A$ , reakční rychlost zvyšují
2. **negativní (inhibitory)** – zvyšují  $E_A$ , reakční rychlost snižují
  - a) **stabilizátory** (reagují s meziprodukty řetězových reakcí) a tím řetězovou reakci zastaví
  - b) **katalytické jedy** – zabraňují působení katalyzátorů

### Katalýza:

1. **homogenní** – reaktanty i katalyzátor jsou ve stejné fázi
  - autokatalýza** – reakce katalyzovaná některým z meziproductů reakce
  - selektivní katalyzátor** – vysoce specifický, vede reakci určitým směrem (enzymy)
2. **heterogenní** – katalyzátor zpravidla pevná fáze s velkým specifickým povrchem (např. Pt), reaktanty jsou plyny nebo kapaliny.

## ENERGETIKA CHEMICKÝCH REAKCÍ

### Termodynamika

- ☐ fyzikální disciplína, která se zabývá energetickou stránkou soustav a změnami v těchto soustavách vyvolanými změnami vnějších a vnitřních podmínek (např. změnou tlaku, teploty, složení apod.).

**Soustava:** část prostoru s jeho hmotnou náplní; od okolí je oddělena skutečnými nebo pomyslnými stěnami.

### Chemická termodynamika:

zabývá se bilancí chemických dějů, jejich uskutečnitelností (z energetického hlediska) a rovnovahami, které se v soustavách ustaví

### Chemická energetika:

chemická termodynamika, která se zabývá zejména energetickou bilancí chemických dějů a vyvozuje z nich závěry o uskutečnitelnosti těchto dějů. Nezabývá se studiem chemických rovnováh.

### Základní pojmy chemické termodynamiky

Termodynamika studuje soustavy jako celek bez ohledu na strukturu částic tvořících soustavu a na mechanismus dějů probíhajících při přechodu z jednoho stavu do druhého. V termodynamice se neuplatňuje faktor času; je možné určit, zda je daný děj z energetického hlediska uskutečnitelný, nelze ale určit, za jakou dobu a za jakých dalších podmínek proběhne, jaká bude rychlost děje, za jakou dobu se ustaví rovnovážný stav. Celá termodynamika je vybudována na třech základních principech (termodynamických větech), které mají axiomatický charakter (nelze je dokázat).

- Druhy soustav:**
- 1) **izolovaná** – s okolím nevyměňuje ani energii, ani hmotu
  - 2) **uzavřená** – s okolím může vyměňovat energii, nikoliv hmotu
  - 3) **otevřená** – s okolím vyměňuje energii i hmotu

K popisu stavu soustavy se používá měřitelných stavových veličin (např.  $p$ ,  $T$ ,  $V$ , koncentrace apod.), ale též stavových (termodynamických) funkcí, jako  $U$  (vnitřní energie),  $H$  (entalpie),  $S$  (entropie),  $G$  (Gibbsova energie),  $A$  (Helmholtzova energie) apod.

**Termodynamický děj:** přechod z jednoho stavu soustavy do druhého:

Dělí se na:

- a) vratný děj (reverzibilní)** – soustava prochází velkým počtem malých stavových změn, při kterých je **stále v rovnováze s okolím**. Tento děj lze kdykoliv zastavit a obráceným sledem malých změn soustavu **vrátit do původního stavu**.
- b) nevratný děj (ireverzibilní)** – soustava přechází do druhého stavu jiným způsobem než při ději vratném. Nevratné jsou všechny děje, které **probíhají samovolně (tj. bez dodání energie)**.

Podle toho, která veličina zůstává při termodynamickém ději konstantní, rozlišujeme děje: **izotermické** ( $T = \text{konst.}$ ), **izobarické** ( $p = \text{konst.}$ ), **izochorické** ( $V = \text{konst.}$ ) a **adiabatické** ( $Q = \text{konst.}$ , soustava je tepelně izolovaná).

Každá soustava má energii, která souvisí s vnitřní stavbou, a proto se nazývá **vnitřní energie**.

### Vnitřní energie U:

součet **celkové kinetické energie** neustále **pohybujících se částic soustavy** (molekul, atomů, iontů) a **celkové potenciální energie částic**, které na sebe navzájem silově působí. Do vnitřní energie zahrnujeme též **energie excitovaných stavů atomů, jadernou energii** atd.

Vnitřní energie obecně není konstantní veličina, **změny vnitřní energie  $\Delta U$  v soustavě se mohou uskutečňovat třemi způsoby**:

- konáním práce** (např. stlačování plynu)
- tepelnou výměnou** (zahřívání)
- konáním práce a tepelnou výměnou**

**První termodynamický zákon** je vlastně zákon o zachování energie aplikovaný na termodynamické děje.  $\Delta U = Q + W$   
**Přírůstek vnitřní energie soustavy  $\Delta U$  je roven součtu tepla a práce dodané soustavě.**

Změna vnitřní energie  $\Delta U$  charakterizuje změnu stavu soustavy, tzn. je stavovou funkcí. Je rovna rozdílu vnitřní energie konečného a počátečního stavu soustavy a nezávisí na způsobu uskutečnění daného děje. Při přechodu soustavy z výchozího do konečného stavu je změna vnitřní energie soustavy rovna součtu tepla a práce přijatých soustavou při tomto ději. Hodnoty  $Q$  a  $W$  závisí na způsobu uskutečnění dané stavové změny. Po ukončení děje nelze z konečného stavu soustavy určit jaké množství energie získala soustava ve formě tepla a jaké množství energie získala soustava ve formě práce. Teplo a práce nejsou stavové funkce.

### Aplikace I. věty termodynamické na některé termodynamické děje

#### 1. Izotermická expanze (kompres) ideálního plynu

Při izotermickém ději ( $T = \text{konst.}$ ) je střední kinetická energie molekul konajících neuspořádaný tepelný pohyb konstantní, tzn. vnitřní energie  $U$  ideálního plynu je konstantní, a proto  $\Delta U = 0$

$$\Delta U = Q + W \quad W = p\Delta V \dots \text{objemová práce} \quad W \dots \text{práce, kterou konají okolní tělesa působící silově na soustavu}$$

**Pro izotermický děj platí:**  $0 = Q + W \Rightarrow Q = -W \quad -W = W' \quad W' \dots \text{práce vykonaná soustavou ideálního plynu}$

**Závěr:**  $Q_T = W'$  Při izotermické expanzi plyn přijme tolik tepla, kolik objemové práce vykoná.

#### 2. Izochorický děj: $V = \text{konst} \Rightarrow \Delta V = 0$ objemová práce $W' = 0 \quad \Delta U = Q_V$

**Závěr:** **Teplo přijaté ideálním plynem při izochorickém ději se rovná přírůstku jeho vnitřní energie.**

**Pozn.:** neobjemová práce je nulová.

#### 3. Izobarický děj: Mnohé termodynamické děje jsou izobarické, jsou to např. děje, které probíhají v otevřených nádobách. Pro tyto děje se zavádí nová stavová funkce – entalpie.

Pro izobarický děj platí:  $Q = \Delta U + \Delta(pV) \quad \Delta U, \Delta(pV) \dots$  změny stavových funkcí

$\Delta(pV)$  lze rozepsat:  $\Delta(pV) = p\Delta V + V\Delta p$ , proto  $Q = \Delta U + p\Delta V + V\Delta p$

Pro izobarický děj platí:  $p = \text{konst} \Rightarrow \Delta p = 0 \Rightarrow V\Delta p = 0 \quad Q = \Delta U + p\Delta V$

**Při izobarickém ději je celkové teplo  $Q$  přijaté soustavou rovno součtu změn dvou stavových funkcí  $\Delta U + \Delta(pV)$ , proto lze tento součet nahradit změnou jediné stavové funkce, tzv. entalpií.**

Nová stavová funkce  $H$  je tedy rovna:  $H = U + pV$

Teplo dodané soustavě při izobarickém ději se spotřebuje na zvýšení její entalpie. Entalpie má tedy pro izobarické děje stejný význam jako vnitřní energie pro děje izochorické ( $\Delta U = Q_V$ ). Entalpie  $H$  je na rozdíl od  $Q$  stavovou funkcí; tzn. její změna je závislá na počátečním a konečném stavu a nezávisí na způsobu, jakým byl daný děj uskutečněn. Nelze určit její absolutní hodnotu, můžeme určit pouze její relativní hodnotu vztahovanou ke standardnímu stavu soustavy:  $\Delta H = H_2 - H_1$

## Termochemie

□ **oblast termodynamiky zabývající se studiem tepelného zabarvení chemických reakcí**

**Exotermní reakce** – systém teplo uvolňuje  $\Delta H < 0$

**Endotermní reakce** – systém teplo spotřebovává  $\Delta H > 0$

množství uvolněného či pohlceného tepla závisí na množství reagujících látek, na jejich skupenství i na způsobu, jakým reakce probíhá.

**Pro izochorické děje  $\Delta Q = \Delta U$**

**Pro izobarické děje  $\Delta Q = \Delta H$**

**Reakční teplo  $\Delta H$**  – teplo, které reakční soustava přijme, uskuteční-li se reakce v jednotkovém rozsahu (tj. reagují-li v soustavě za konst. tlaku látková množství jednotlivých složek udaná stechiometrickými faktory) a teplota výchozích látek a produktů zůstává stejná

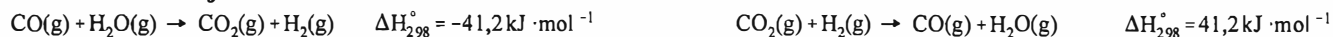
Reakční teplo  $\Delta U$  – definováno obdobně (za konst. V)

**Standardní reakční teplo  $\Delta H_{298}^\circ$  a  $\Delta U_{298}^\circ$**  – výchozí látky i produkty reakce musí být ve **standardních stavech** ( $T = \text{konst.}$ , zpravidla 298,15 K;  $p = 101\,325$  Pa, pevné látky v nejstálejší modifikaci)

### Termochemické zákony:

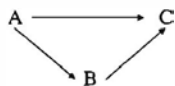
#### I. Termochemický zákon (Laplace a Lavoisier)

**reakční teplo dané reakce a reakční teplo téže reakce, probíhající za stejných podmínek opačným směrem, je až na znaménko stejné**

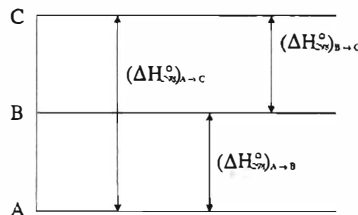


#### II. Termochemický zákon (Hess)

**reakční teplo dané reakce je součtem reakčních tepel postupně prováděných reakcí, vycházejících ze stejných výchozích látek a končících stejnými produkty.**



$$(\Delta H_{298}^\circ)_{A \rightarrow C} = (\Delta H_{298}^\circ)_{A \rightarrow B} + (\Delta H_{298}^\circ)_{B \rightarrow C}$$

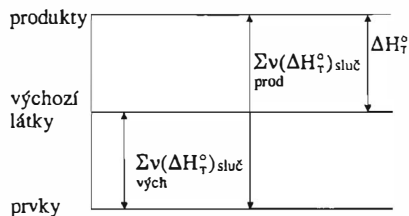


Použití obou zákonů pro výpočet reakčních tepel – omezeno (vyžaduje velké množství údajů). Proto jsou zavedena tepla slučovací a spalná.

**Slučovací teplo** sloučeniny – **reakční teplo reakce, při níž vznikne jednotkové látkové množství (1 mol) této sloučeniny přímo z prvků.**

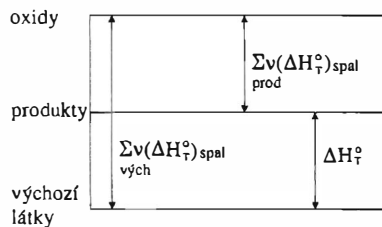
**Spalné teplo** sloučeniny – **reakční teplo reakce, při níž se jednotkové látkové množství (1 mol) dané sloučeniny zoxiduje na nejstálejší oxidy.**

#### Výpočet reakčního tepla z tepel slučovacích



$$\Delta H_T^\circ = \sum_{\text{prod}} v(\Delta H_T^\circ)_{\text{sluč}} - \sum_{\text{vých}} v(\Delta H_T^\circ)_{\text{sluč}}$$

#### Výpočet reakčního tepla z tepel spalných



$$\Delta H_T^\circ = \sum_{\text{vých}} v(\Delta H_T^\circ)_{\text{spal}} - \sum_{\text{prod}} v(\Delta H_T^\circ)_{\text{spal}}$$

v ... stechiometrické koeficienty příslušných chemických rovnic

Pozn.: Zahrnujeme-li do energetické bilance děje všechny formy výměny energie (nejen tepla), dělíme **reakce** na **exergonické (soustava energií uvolňuje)** a **endergonické (soustava energií pohlcuje)**

#### Druhý termodynamický zákon

První termodynamický zákon zavedl do termodynamiky vnitřní energii U; tzn., že má-li nějaká soustava konat práci, musí ji konat na úkor své vnitřní energie.

**Druhý termodynamický zákon zkoumá, kolik tepla přijatého od okolí (tepelné lázně) může soustava přeměnit na práci.** Má-li soustava trvale konat práci, musí se vždy po ukončení expanze vrátit do původního stavu – v soustavě musí probíhat cyklický (kruhový) děj. Celková změna  $\Delta U$  po ukončení jednoho cyklu je nulová, tzn. že soustava se musí periodicky vracet do stavu o téže vnitřní energii. Soustava musí konat práci na úkor tepla přijímaného z okolí. Takové cyklicky pracující zařízení, které by přejímalo energii ve formě tepla a beze zbytku je předávalo do okolí ve formě práce, by sice neprodukovalo práci z ničeho, ale mělo by nesmírný hospodářský význam, poněvadž by mohlo trvale produkovat práci na úkor tepla přijímaného z velkých energetických rezervuárů (např. oceánů). Zkušenost ukázala, že takové zařízení nelze sestavit, že takové zařízení může odevzdat do okolí práci, která je rovna pouze rozdílu tepla přejatého soustavou od ohříváče a tepla odevzdaného soustavou chladiči.

Pro obecný cyklický děj, při kterém soustava přijde do styku s velkým počtem lázní o různých teplotách  $T_i$ , a přitom s každou vymění teplo  $Q_i$  (od některých lázní teplo přijme, jiným je naopak odevzdá) platí vztah:  $\sum_i \frac{Q_i}{T_i} \leq 0$  **matematická formulace II. termodynamického zákona**

Vztah, platný pro obecný cyklus, lze rozepsat pro děje:

1) **vratné**  $\sum_i \frac{(Q_i)_{rev}}{T_i} = 0$   $T_i \dots$  spojitě se měnící teplota lázně      2) **nevratné**  $\sum_i \frac{(Q_i)_{ir}}{T_i} < 0$

Výraz na levé straně rovnice  $\frac{(\Delta Q_i)_{rev}}{T_i}$  lze považovat za změnu stavové funkce  $\Delta S$ , která se nazývá **entropie**.

Změna entropie při vratném izotermickém ději je rovna teplu přijatému soustavou, dělenému teplotou soustavy  $\Delta S = \frac{Q_{rev}}{T}$   $T = \text{konst.}$

Probíhá-li v soustavě **vratný adiabatický děj**,  $\Delta Q = 0$  je  $\Delta S = 0$

Při vratném adiabatickém ději probíhající v tepelně izolované soustavě **se entropie nemění, tzv. izoentropický děj**. U **nevratných adiabatických dějů entropie soustavy stoupá**  $\Delta S = S_2 - S_1 > 0$ . Protože všechny samovolné děje jsou nevratné, roste v adiabaticky izolované soustavě entropie tak dlouho, dokud soustava nedospěje do rovnovážného stavu. V rovnováze, kdy mohou probíhat jen vratné děje, je entropie maximální.

**Samovolné děje lze charakterizovat nejen zvýšením entropie, ale též vzrůstem neuspořádanosti vznikajícího stavu soustavy, vzhledem ke stavu výchozímu. Proto se entropie také definuje jako míra neuspořádanosti soustavy.**

**Gibbsova energie:** Entropie charakterizuje svými hodnotami směr nevratných dějů jen v soustavách tepelně (adiabaticky) izolovaných. Pro popis chemických reakcí, které jsou většinou ději izobarickými není entropie vhodná. Vhodnější je stavová funkce **charakterizující směr nevratných izobarických dějů** – Gibbsova energie  $G$ .  $G = H - TS$

**Samovolný izotermicko-izobarický děj je provázen poklesem Gibbsovy energie a její minimum určuje rovnováhu.**

Aby chemická reakce mohla proběhnout samovolně od výchozích látek k produktům, musí dojít k poklesu Gibbsovy energie, tzn.  $\Delta G < 0$

$(\Delta G)_{1,p} = \Delta H - T\Delta S$  **Změna  $\Delta G$  v sobě zahrnuje:** 1) **člen entalpický  $\Delta H$** ; má zpravidla **rozhodující vliv na hodnotu  $\Delta G$** , s teplotou se **přibližně nemění**  
2) **člen entropický**; charakterizuje změnu uspořádanosti za dané teploty – s **rostoucí teplotou jeho vliv na  $\Delta G$  roste**.

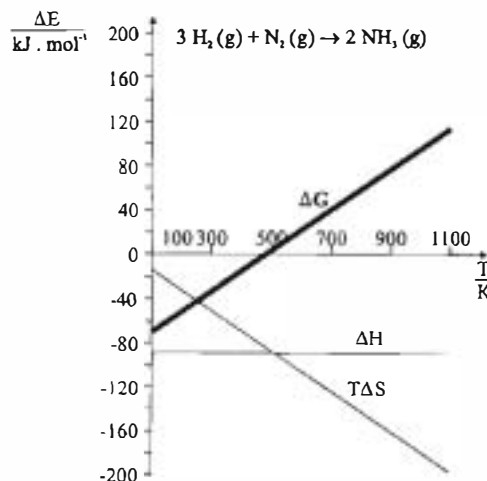
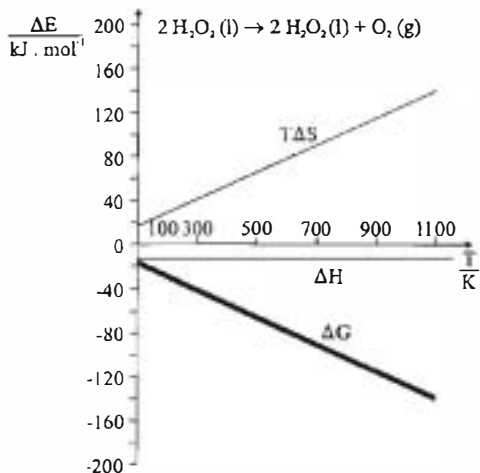
**Vliv obou členů na různé typy chemických reakcí:**

a) **Exotermické rozkladné reakce:**  $\Delta H < 0, \Delta S > 0$   
**Probíhají vždy samovolně**, poněvadž oba členy přispívají ke snížení  $\Delta G$ .

b) **Exotermické skladné reakce:**  $\Delta H < 0, \Delta S < 0$

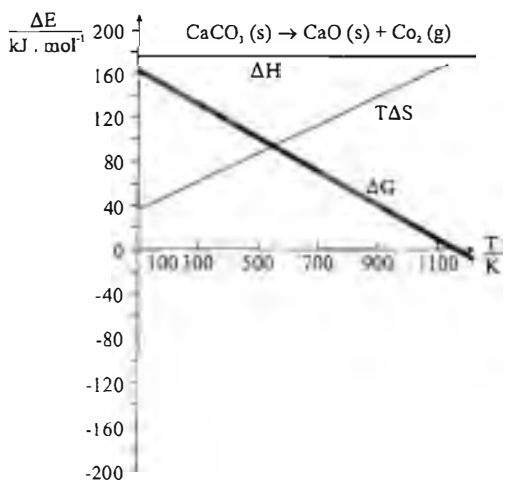
Syntéza amoniaku z prvků

Rozklad peroxidu vodíku:



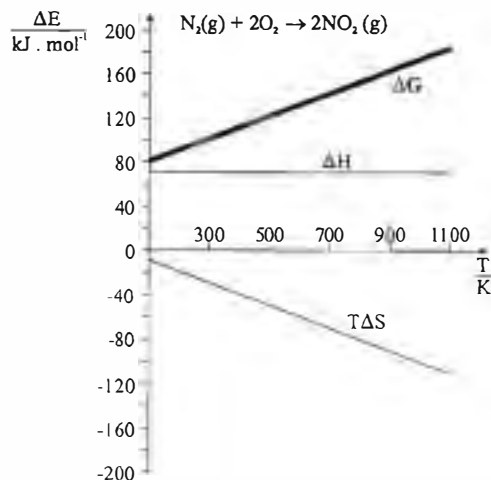
**Samovolný průběh závisí na hodnotách  $\Delta H$  a  $T\Delta S$ . Při nízkých teplotách je člen  $T\Delta S$  malý, převažuje člen  $\Delta H$  a reakce **probíhá samovolně**. Od určité teploty převažuje člen entropický  $|T\Delta S| > |\Delta H|$  a reakce **samovolně neprobíhá**  $\Delta G > 0$**

c) Endotermické rozkladné reakce:  $\Delta H > 0, \Delta S > 0$   
 Rozklad uhlíkatu vápenatého



Samovolný průběh závisí na hodnotách  $\Delta H$  a  $T\Delta S$ . Při nízkých teplotách reakce neprobíhá  $\Delta G > 0$ . Se vzrůstající teplotou se hodnota členu  $T\Delta S$  zvětšuje, a tím se kladná hodnota  $\Delta G$  zmenšuje. Od určité teploty je člen  $T\Delta S$  větší než  $\Delta H$  a reakce probíhá samovolně.

d) Endotermické syntézy:  $\Delta H > 0, \Delta S < 0$   
 Syntéza oxidu dusičitého z prvků



Reakce nejsou samovolné, protože oba členy přispívají ke zvýšení  $\Delta G$ .

# CHEMICKÉ ROVNOVÁHY

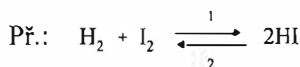
Neprobíhá-li v soustavě za daných vnějších podmínek žádný samovolný děj spojený s výměnou látek nebo energie, je soustava v rovnovážném stavu.

**Chemická rovnováha** – stav soustavy, v němž se nemění její složení, i když v ní neustále probíhají chemické děje. Účinky těchto dějů se stále navzájem ruší  $\Rightarrow$  ustavená rovnováha je **rovnováha dynamická**.

**Ustálený stav** – stav soustavy, v němž udržení neměnného složení je provázáno neustálou změnou energie.

## Chemická rovnováha

**Zvratné reakce** probíhají současně oběma směry – od výchozích látek k produktům a od produktů k výchozím látkám.



Výsledná rychlost přeměny je dána rozdílem rychlostí reakcí v obou směrech.

$$v_1 = k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] \quad v_2 = k_2 \cdot [\text{HI}]^2$$

$$\text{Výsledná rychlost přeměny v zleva doprava je dán vztahem} \quad v = v_1 - v_2 = k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] - k_2 \cdot [\text{HI}]^2$$

Na počátku reakce je rychlost v rovna rychlosti  $v_1$  (rychlost  $v_2$  je nulová – v reakční směsi není přítomen jodovodík). S časem rychlost v klesá (klesá rychlost  $v_1$  a roste rychlost  $v_2$  – zvětšuje se koncentrace HI). Po určité době se rychlosti  $v_1$  a  $v_2$  vyrovnají – výsledná rychlost klesne na nulu. Složení soustavy se dále nemění, i když obě reakce dále probíhají. Ustavila se dynamická rovnováha.

Na základě uvedeného kinetického modelu odvodili **Guldberg a Waage zákon chemické rovnováhy**:

**V rovnováze platí  $v_1 = v_2$**

$$k_1 [\text{H}_2]_r [\text{I}_2]_r = k_2 [\text{HI}]_r^2 \quad \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]_r^2}{[\text{H}_2]_r \cdot [\text{I}_2]_r} \quad [\text{H}_2]_r, [\text{I}_2]_r, [\text{HI}]_r - \text{rovnovážná koncentrace}$$

Protože  $k_1$  a  $k_2$  jsou závislé jen na teplotě (nikoli na koncentraci složek), je i jejich poměr konstantní. Označuje se symbolem  $K_C$  – **rovnovážná konstanta reakce**.

c u symbolu **K** znamená, že k vyjádření rovnovážné konstanty **K** jsme použili koncentrace. 
$$K_C = \frac{[\text{HI}]_r^2}{[\text{H}_2]_r \cdot [\text{I}_2]_r}$$

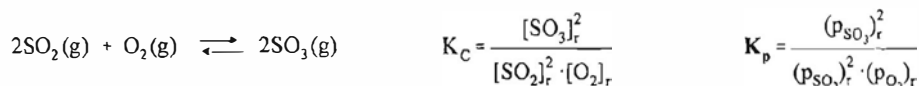
Pro obecnou rovnici  $aA + bB = cC + dD$  platí  $K_C = \frac{[C]_r^c \cdot [D]_r^d}{[A]_r^a \cdot [B]_r^b}$

### Guldberg–Waagův zákon

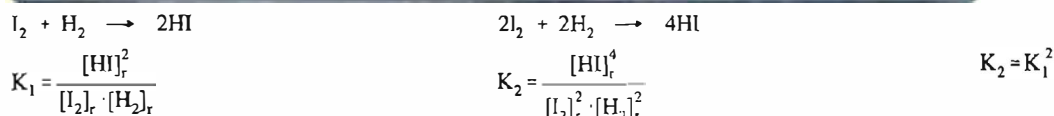
Rovnovážná konstanta  $K_C$  je dána podílem součinu rovnovážných koncentrací produktů (umocněných na příslušné stechiometrické koeficienty) a součinu rovnovážných koncentrací výchozích látek (umocněných na příslušné stechiometrické koeficienty).

Poznámka: při odvození jsme předpokládali, že řád reakce lze vyjádřit pomocí stechiometrických koeficientů. (jednoduchá reakce)

Vyjadřování rovnovážného složení soustavy **koncentracemi** reakčních složek – obvyklé pro **reakce v roztocích**.  
**Pro reakce plynů** – rovnovážné složení možno vyjádřit **parciálními tlaky složek**:



### Změna rovnovážné konstanty v závislosti na úpravě chemické rovnice

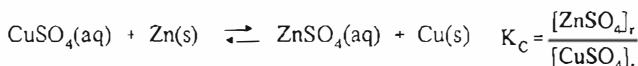
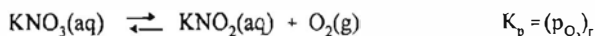
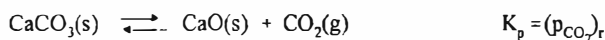


Vynásobí-li se koeficienty chemické rovnice konstantou  $n$ , nová rovnovážná konstanta  $K_n$  je dána vztahem  $K_n = K_1^n$ .

Pro zpětnou reakci je rovnovážná konstanta  $K'$  dána vztahem  $K' = \frac{1}{K} = K^{-1}$ .

### Chemická rovnováha v heterogenních soustavách

- v heterogenních soustavách nejsou všechny složky ve stejné fázi
- rovnovážná konstanta je definována pouze látkami plynými (jejich parciálními tlaky) či látkami přítomnými v roztoku (jejich koncentracemi).



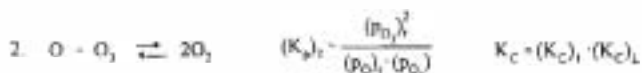
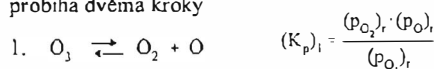
### Chemická rovnováha složených soustav

**Složené reakce** – lze složit z řady následných reakcí

Příklad: Rozklad ozonu:



probíhá dvěma kroky



Rovnovážná konstanta složené reakce je dána součinem rovnovážných konstant dílčích reakcí, z nichž se reakce skládá.

Pozn.: Rovnovážnou konstantu pro složenou chemickou reakci je možno odvodit přímo ze souhrnné rovnice. Kinetickou rovnici nemůžeme odvodit přímo ze souhrnné rovnice, musíme znát reakční mechanismus – všechny dílčí reakce.

### Rovnovážné složení soustavy

Na rovnovážné složení soustavy můžeme usuzovat

- z číselné hodnoty rovnovážné konstanty
- ze standardní Gibbsovy energie reakce  $\Delta G^\circ$

ad 1) je-li  $K > 10^4$  – reakce prakticky jednoznačně proběhla směrem k produktům

je-li  $K < 10^{-4}$  – reakce téměř neprobíhá

je-li  $K$  v rozmezí  $10^{-4}$ – $10^4$  – složení soustavy charakterizuje stupeň konverze (přeměny)  $\alpha$  určité látky



ad 2) Vztah mezi standardní Gibbsovou energií  $\Delta G^\circ$  a rovnovážnou konstantou K je vyjádřen:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K \quad \Delta G^\circ = -2,30 RT \log K \quad R - \text{univerzální plynová konstanta} \quad T - \text{termodynamická teplota}$$

je-li  $\Delta G^\circ > 0$ , pak hodnota  $K < 1$  (reakce zleva doprava je energeticky nevýhodná)

je-li  $\Delta G^\circ = 0$ , pak  $K = 1$

je-li  $\Delta G^\circ < 0$  – v rovnovážné směsi je přítomno více produktů než výchozích látek.

### Stupeň konverze $\alpha$

Stupeň konverze (přeměny) klíčové složky udává, jaká frakce výchozího molárního množství zvolené (klíčové) složky ve směsi se stačila přeměnit, než soustava dospěla do rovnováhy.

Za klíčovou složku lze zvolit kteroukoliv z výchozích látek. Zpravidla se volí ta, která je pro nás nejdůležitější z chemického hlediska

$$\alpha_A = \frac{(n_A)_{zreag} - (n_A)_0}{(n_A)_0} = \frac{(n_A)_0 - (n_A)_r}{(n_A)_0}$$

$(n_A)_{zreag}$  – molární množství složky A, jež zreagovalo, než se dosáhlo rovnováhy

$(n_A)_0$  – výchozí molární množství složky A

$(n_A)_r$  – zbývající, rovnovážné molární množství složky A

Pozn.: stupeň konverze  $\alpha$  může nabývat hodnot od 0 do 1  $\Rightarrow$  udávání v procentech.

### Faktory ovlivňující chemickou rovnováhu

**plá í obecný princip akce a reakce (Le Chatelier):** Porušení rovnováhy vnějším zásahem (akcí) vyvolá děj (reakci) směřující ke zrušení účinku tohoto vnějšího zásahu.

akce	vyvolá reakci vedoucí ke změně rovnovážného složení ve směru
přidání výchozí látky	produktů
odebrání produktů	produktů
snížení tlaku	většího počtu částic
zvýšení tlaku	menšího počtu částic
snížení teploty	exotermického průběhu
zvýšení teploty	endotermického průběhu

Katalyzátor – nemá vliv na rovnovážné složení směsi.

### Rovnováhy v roztocích elektrolytů

**Elektrolyty** – vznikají elektrolytickou disociací:

- rozpuštěním iontových sloučenin v polárních rozpouštědlech (např. krystal NaCl ve vodě)
- roztavením iontových sloučenin
- při acidobazických dějích

**Elektrolyty** – **silné** (v pevné fázi jsou ve formě iontových krystalů – NaCl, KOH, ...) – v roztoku jsou prakticky úplně disociovány

– **slabé** (molekuly mají polární vazbu –  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , ...) – v roztoku jsou zpravidla přítomny jako elektroneutrální molekuly a jen v malé části jako ionty

#### A. Protolytické rovnováhy

**ustavují se v soustavách, kde při reakci dochází k výměně protonů** (mezi kyselinami a zásadami)

Př.: disociace kyseliny octové ve vodě:  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$

disociace amoniaku ve vodě:  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

### Teorie kyselin a zásad

#### 1. Arrheniova teorie

**Kyselina** – látka schopná odštěpit proton  $\text{H}^+$

Příklad kyseliny:  $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

obecně:  $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$

**Zásada** – látka schopná odštěpit iont  $\text{OH}^-$

Příklad zásady:  $\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{OH}^-$

obecně:  $\text{BOH} \rightleftharpoons \text{B}^+ + \text{OH}^-$

**Výhody Arrheniovy teorie** – jednoduchost, názornost

**Nevýhoda Arrheniovy teorie** – lze ji aplikovat jen na vodné roztoky kyselin a zásad.

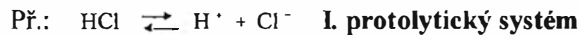
## 2. Brønsted-Lowryho teorie

**Kyselina** – částice (molekula, iont) schopné odštěpovat proton

**Zásada** – částice (molekula, iont) schopné proton vázat

Odštěpením protonu z kyseliny vznikne **konjugovaná zásada**.

Přijetím protonu zásadou vznikne **konjugovaná kyselina**



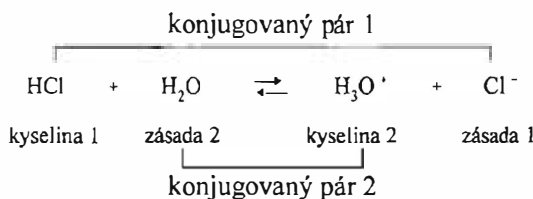
kyselina    proton    zásada



zásada    proton    kyselina

**Každá z těchto dvojic, lišících se o proton, se nazývá konjugovaný pár (protolytický systém).**

Při protolytické reakci reaguje vždy kyselina jednoho protolytického systému se zásadou druhého protolytického systému za vzniku nové kyseliny a zásady.



**Platí: silná kyselina je konjugována se slabou zásadou a naopak.**

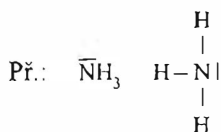
(HCl je silná kyselina – snadno předává proton vodě;  $\text{Cl}^-$  je slabá zásada, snaha přijímat proton od  $\text{H}_3\text{O}^+$  je malá).

## 3. Lewisova teorie

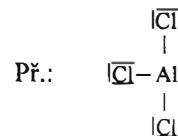
□ vychází z elektronové struktury

**Zásada** – látka mající volný elektronový pár. Ten může sdílet s jiným atomem za vzniku stabilnější elektronové konfigurace.

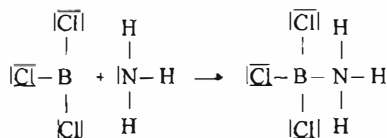
**Lewisovy zásady jsou shodné s Brønstedovými zásadami.**



**Kyselina** – látka mající volný orbital. Ten může zaplnit sdílením volného elektronového páru jiného atomu, a tím vytvořit stabilnější elektronovou konfiguraci. ( $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{Ag}^+$ , ...)

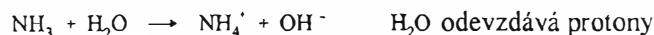


Neutralizace Lewisovy kyseliny Lewisovou zásadou – vznik koordinačně kovalentní vazby



## Druhy rozpouštědel

1) **Rozpouštědla amfiprotní:** protony mohou přijímat i odevzdávat (voda, methanol, ethanol)



2) **Rozpouštědla aprotní:** protony ani nepřijímají ani neodevzdávají – protolytických reakcí se tedy neúčastní (benzen, tertachlormethan, ...)

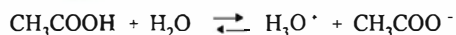
3) **Rozpouštědla protogenní:** kyselá rozpouštědla snadno odštěpují protony ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HF}$ , ...)

4) **Rozpouštědla protofilní:** bazická rozpouštědla snadno přijímají protony ( $\text{NH}_3$ , pyridin, ...)

## Disociace kyselin a zásad

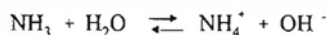
Elektrolytická disociace kyseliny nebo zásady ve vodě vede k ustanovení **protolytické rovnováhy**, kterou lze charakterizovat **rovnovážnou konstantou  $K_C$**

### Kyselina



$$K_C = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_r \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_r}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_r \cdot [\text{H}_2\text{O}]_r}$$

### Zásada



$$K_C = \frac{[\text{NH}_4^+]_r \cdot [\text{OH}^-]_r}{[\text{NH}_3]_r \cdot [\text{H}_2\text{O}]_r}$$

Voda ve zředěném roztoku je ve velkém nadbytku  $\Rightarrow$  její koncentrace se v průběhu disociačního děje prakticky nemění  $\Rightarrow$  můžeme spojit  $[\text{H}_2\text{O}]_r$  s rovnovážnou konstantou  $K_C$  v novou konstantu  $K_A$  – **disociační konstantu kyseliny ( $K_B$  – disociační**

**konstanta báze)**  $K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_r \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_r}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_r}$        $K_B = \frac{[\text{NH}_4^+]_r \cdot [\text{OH}^-]_r}{[\text{NH}_3]_r}$

Hodnoty disociačních konstant (jsou závislé na teplotě) – tabelovány, slouží k posouzení síly kyseliny či zásady.

$K_A$  nebo  $K_B > 10^{-2}$       **silné** kyseliny či zásady  
 $K_A$  nebo  $K_B = 10^{-2}$  až  $10^{-4}$       **středně silné** kyseliny či zásady  
 $K_A$  nebo  $K_B < 10^{-4}$       **slabé** kyseliny či zásady

Pozn.: obecně platí, že **nejslabší jsou ty kyslíkaté kyseliny, v jejichž molekulách se shoduje počet atomů vodíku a kyslíku**. Čím více je v molekule kyseliny atomů kyslíku v porovnání s atomy vodíku, tím je kyselina silnější.

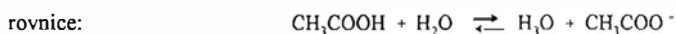
**Velmi slabé kyseliny:** obecný vzorec  $\text{H}_n\text{XO}_n$  ( $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ , ...)  
**Slabé kyseliny:** obecný vzorec  $\text{H}_n\text{XO}_{n+1}$  ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , ...)  
**Silné kyseliny:** obecný vzorec  $\text{H}_n\text{XO}_{n+2}$  ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_3$ , ...)  
**Velmi silné kyseliny:** obecný vzorec  $\text{H}_n\text{XO}_{n+3}$  ( $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ , ...)

**Bezokyslíkaté kyseliny – nejsilnější kyseliny halogenovodíkové.** Jejich síla stoupá v pořadí  $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$ . Všechny ostatní bezokyslíkaté kyseliny jsou podstatně slabší.

## Disociační stupeň $\alpha$

**udává tu část molekul, které se z každého molu elektrolytu rozštěpí na ionty**

Př.: odvození disociačního stupně pro kyselinu octovou



počáteční koncentrace:

$$\begin{array}{ccc} \text{C} & 0 & 0 \\ \text{C}(1-\alpha) & \text{C}\alpha & \text{C}\alpha \end{array}$$

rovnovážná koncentrace:

disociační konstanta: 
$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_r \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_r}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_r} = \frac{\text{C}\alpha \cdot \text{C}\alpha}{\text{C}(1-\alpha)} = \frac{\text{C}\alpha^2}{1-\alpha}$$

Je-li disociační stupeň tak malý, že ho můžeme ve jmenovateli proti jedničce zanedbat ( $\alpha \ll 1$ ), dostaneme:  $K_A = \text{C}\alpha^2$        $\alpha = \sqrt{\frac{K_A}{\text{C}}}$

Obdobně disociační stupeň slabé báze  $\alpha = \sqrt{\frac{K_B}{\text{C}}}$

## Autoprotolýza

**reakce, kdy ze dvou molekul určité látky vznikne jiná kyselina a jiná zásada.** Podléhají jí amfiprotní rozpouštědla (jejich molekuly mohou protony přijímat i odevzdávat).



### Autoprotolýza vody



Rovnovážná konstanta: 
$$K_C = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_r \cdot [\text{OH}^-]_r}{[\text{H}_2\text{O}]_r^2}$$

Je-li nedisociované molekuly  $\text{H}_2\text{O}$  jsou v obrovském nadbytku, má výraz  $[\text{H}_2\text{O}]_r^2$  význam konstanty, kterou lze spojit s rovnovážnou konstantou  $K_C$  v novou konstantu  $K_w$ , která se nazývá **inotový součin (produkt) vody**.  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_r \cdot [\text{OH}^-]_r$ .

### Sørensenův vodíkový exponent pH

Iontový součin vody je základem stupnice kyselosti roztoků. V čisté vodě jsou koncentrace  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  a  $[\text{OH}^-]$  stejné a platí pro

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_W} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Po rozpuštění kyseliny ve vodě je koncentrace  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  větší než  $[\text{OH}^-]$  – roztok má kyselou reakci. Po rozpuštění zásady ve vodě platí, že  $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$  – roztok má zásaditou reakci.

Vyjádříme-li koncentraci oxoniových iontů  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  ve formě záporného dekadického logaritmu, dojdeme k definici pH, zavedeného Sørensenem.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Neutrální roztoky mají  $\text{pH} = 7$

Kyselé roztoky mají  $\text{pH} < 7$

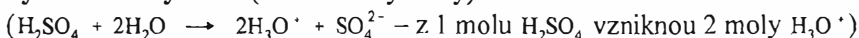
Zásadité roztoky mají  $\text{pH} > 7$

### Výpočet pH

**Silná jednosytná kyselina:** prakticky zcela disociována  $\Rightarrow$  koncentrace iontů  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  je rovna analytické koncentraci kyseliny  $C_{\text{HA}}$

$$\text{pH} = -\log C_{\text{HA}}$$

**Silná vícesytná kyselina:** prakticky zcela disociována  $\Rightarrow$  koncentrace iontů  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  je rovna analytické koncentraci vynásobené sytností (normalitě kyseliny)



**Silná jednosytná zásada:** prakticky zcela disociována  $\Rightarrow$  koncentrace iontů  $[\text{OH}^-]$  je rovna analytické koncentraci hydroxidu

$$\text{pOH} = -\log C_{\text{B}} \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

**Silná vícesytná zásada:** prakticky zcela disociována  $\Rightarrow$  koncentrace iontů  $[\text{OH}^-]$  je rovna analytické koncentraci vynásobené sytností (normalitě zásady)

**Slabá jednosytná kyselina** – nutno vzít v úvahu její částečnou disociaci vyjádřenou disociačním stupněm  $\alpha$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C\alpha \quad \textcircled{1}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_A}{C}} \quad \textcircled{2}$$

Spojením rovnic  $\textcircled{1}$  a  $\textcircled{2}$  dostaneme  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_A \cdot C}$

$$\text{pH} = -\log C_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_A \cdot C}$$

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \log K_A - \frac{1}{2} \log C \quad \text{nebo} \quad \text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_A - \frac{1}{2} \log C$$

**Slabá jednosytná zásada** – počítáme obdobně jako u slabé jednosytné kyseliny

$$[\text{OH}^-] = C \cdot \alpha \quad \textcircled{1}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_B}{C}} \quad \textcircled{2}$$

Spojením rovnice  $\textcircled{1}$  a  $\textcircled{2}$ :  $[\text{OH}^-] = \sqrt{K_B \cdot C}$

$$\text{pOH} = -\log \sqrt{K_B \cdot C}$$

$$\text{pOH} = -\frac{1}{2} \log K_B - \frac{1}{2} \log C$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

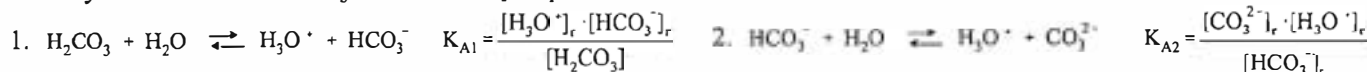
$$\text{pH} = 14 + \frac{1}{2} \log K_B + \frac{1}{2} \log C \quad \text{nebo}$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{p}K_B + \frac{1}{2} \log C$$

### Vícesytné kyseliny a zásady

jsou schopny odštěpovat nebo přijímat více protonů

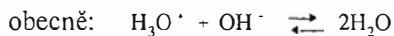
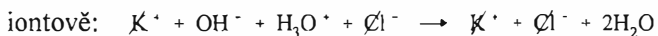
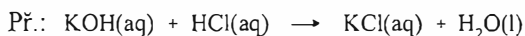
Př.: Kyselina uhličitá disociuje do dvou stupňů podle rovnice:



Celková disociační rovnováha je tedy  $\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$   $K_A = K_{A1} \cdot K_{A2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_r^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}]_r}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$

### Neutralizace

vzájemné reakce kyseliny se zásadou. Produktem reakce je voda a sůl dané kyseliny.



## Hydrolyza solí

### □ protolytická reakce iontů soli s vodou

Při rozpouštění solí ve vodě dochází k jejich ionizaci



Vzniklé ionty v některých případech mohou reagovat s molekulami rozpouštědla (vody).

Reaguje-li s vodou kationt – mluvíme o hydrolyze kationtu,

Reaguje-li s vodou aniont – mluvíme o hydrolyze aniontu.

**Hydrolyze nepodléhají kationty pocházející ze silných hydroxidů (alkalických kovů, kovy alkalických zemin) a anionty pocházející ze silných kyselin.**



důsledkem je zvýšení koncentrace  $\text{H}_3\text{O}^+$  iontů v roztoku – **roztok reaguje kyselě**  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_3$



důsledkem je zvýšení koncentrace  $\text{OH}^-$  iontů v roztoku – **roztok reaguje zásaditě**  $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCN} + \text{OH}^-$

### Závěr:

- 1) Ve vodném roztoku **soli silné kyseliny a silné zásady** ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$ , ...) **nebude docházet k hydrolyze. Roztok bude mít neutrální reakci.**
- 2) Ve vodném roztoku **soli slabé zásady a silné kyseliny bude docházet k hydrolyze kationtu**, a tím ke zvyšování koncentrace  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Aniont silné kyseliny nebude hydrolyzovat. V důsledku toho bude **reakce roztoku kyselá** ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , ...)
- 3) Ve vodném roztoku **soli slabé kyseliny a silné zásady bude docházet k hydrolyze aniontu, reakce roztoku bude zásaditá**. Kationt hydrolyzovat nebude. ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ , ...)
- 4) Ve vodném roztoku **soli slabé kyseliny a slabé zásady bude hydrolyzovat kationt i aniont. Reakci roztoku bude určovat iont s vyšší hodnotou disociační konstanty.**

## Tlumivé roztoky – pufrů

□ **směsi slabé kyseliny a její soli nebo slabé zásady a její soli mající schopnost udržovat v roztoku konstantní pH.**

**Příklad pufru** – směs kyseliny octové s octanem sodným

Kyselina octová disociuje podle rovnice:  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

**Disociační konstanta:**  $K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_r \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_r}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_r}$  ①

Smísením  $\text{CH}_3\text{COOH}$  s  $\text{CH}_3\text{COONa}$  stoupne v roztoku koncentrace octanových iontů a podle Guldberg-Waagova zákona musí dojít k potlačení disociace kyseliny, aby zůstala zachována hodnota rovnovážné konstanty.

Přidáme-li do tohoto roztoku silnou kyselinu (volné ionty  $\text{H}_3\text{O}^+$ ), dojde k reakci:  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$

tj. ionty  $\text{H}_3\text{O}^+$  jsou disociovány v málo disociované molekuly  $\text{CH}_3\text{COOH}$  a pH roztoku se prakticky nezmění.

Přidáme-li do tohoto roztoku silnou zásadu (volné ionty  $\text{OH}^-$ ), dojde k reakci s ionty  $\text{H}_3\text{O}^+$ , které vznikly posunem disociace

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$  ionty  $\text{OH}^-$  jsou vázány v málo disociované molekuly  $\text{H}_2\text{O}$  a pH se opět nezmění.

### Výpočet pH pufrů: Handerson – Hasselbachova rovnice

Rovnici ① můžeme přepsat do tvaru  $[\text{H}_3\text{O}^+]_r = K_A \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]_r}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_r}$  ②

Koncentraci molekul  $\text{CH}_3\text{COOH}$  můžeme ztotožnit s analytickou koncentrací kyseliny, koncentraci aniontů  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  s

analytickou koncentrací soli. Zlogaritmováním dostaneme výraz: 
$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{C_{\text{soli}}}{C_{\text{kyseliny}}} \quad \text{pK}_A = -\log K_A$$

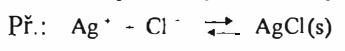
Pozn. Nejlepší tlumicí schopnost mají pufrы v oblasti  $\text{pK}_A$  popř.  $\text{pK}_B$  (když  $C_{\text{soli}} = C_{\text{kyseliny}}$ )

**Pufrační kapacita** – odolnost pufrů proti vnučováním změnám pH, závisí na složení pufru.

Její hodnota udává, kolik molů iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  resp.  $\text{OH}^-$  by bylo třeba přidat do 1 litru pufru o daném složení, aby se jeho pH změnilo o jednotku.

### B. Srážecí rovnováhy

Kombinací opačně nabitých iontů v roztoku někdy dochází ke vzniku málo rozpustných solí. Tento děj se nazývá **sražení** a vzniklé produkty **sraženiny** (sedliny).



□ v roztoku nastává rovnováha mezi ionty  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Cl}^-$  a malým množstvím rozpuštěných nedisociovaných částic  $\text{AgCl}$ .

$$K = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]}$$

Hodnota  $[\text{AgCl}]$  – konstantní za přítomnosti sraženiny v soustavě (případný úbytek částic  $\text{AgCl}$  v roztoku při posunu rovnováhy je vyrovnán rozpuštěním sraženiny)  $\Rightarrow$  hodnotu  $[\text{AgCl}]$  lze zahrnout do hodnoty konstanty  $K$

$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$   **$K_s$  – součín rozpustnosti** (charakterizuje rozpustnost dané sraženiny)

**Součín rozpustnosti soli o obecném složení  $A_xB_y$  je dán vztahem:**  $K_s = [A]^x \cdot [B]^y$

Pozn.: Sražíme-li kation  $A^+$  aniontem  $B^-$ , začne se z roztoku vylučovat sraženina v okamžiku, kdy součín  $[A^+] \cdot [B^-]$  překročí hodnotu danou součínem rozpustnosti. Čím větší nadbytek aniontu  $B^-$  přidáme, tím menší koncentrace kationtu  $A^+$  zůstane v roztoku  $\Rightarrow$  rozpustnost látky  $AB$  výrazně snížíme přidáním elektrolytu, který má s málo rozpustnou solí shodný iont (k  $\text{AgCl}$  např.  $\text{NaCl}$ )

### C Komplexotvorné rovnováhy

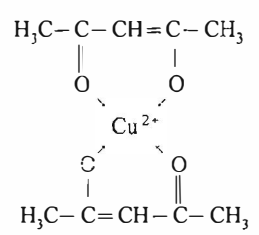
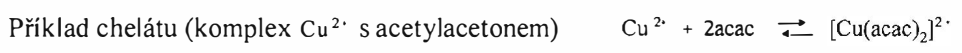
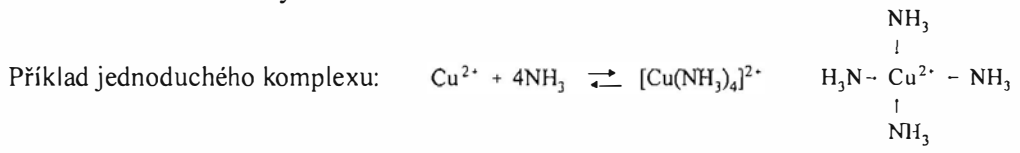
Kovové ionty mohou v roztoku reagovat s látkami, které jim dodávají elektrony, za vzniku **koordinačních vazeb**.

Kovový iont (**centrální iont, atom**) musí obsahovat **prázdné valenční orbitaly**, látka, která s ním reaguje – **ligand**, musí mít k dispozici jeden nebo více valenčních elektronových párů.

Vzniklé **koordinační sloučeniny (komplexy)** jsou málo disociovány. **Komplexy rozpustné ve vodě** – mají elektrický náboj; **komplexy nerozpustné ve vodě** – nemají elektrický náboj

Komplex může obsahovat jeden nebo více ligandů vázaných na centrální atom (nejčastěji 2, 4 nebo 6 – počet ligandů udává **koordinační číslo**).

Obsahuje-li ligand více volných elektronových párů, vznikají komplexy s kruhovou (cyklickou) strukturou – **cheláty**. Bývají zvláště málo disociovány.



Podobně jako u jiných reakcí i v roztoku komplexu se ustavuje rovnováha, charakterizovaná Guldberg-Waageovým zákonem. Pokud komplex obsahuje více ligandů, váží se jednotlivé ligandy k centrálnímu atomu postupně.

Př.: 
$$\text{Ag}^+ + \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+ \quad K_1 = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+}{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]}$$

$$[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+ + \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \quad K_2 = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+ \cdot [\text{NH}_3]}$$

Souhrnně: 
$$\text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \quad K = K_1 \cdot K_2 = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}{[\text{Ag}] \cdot [\text{NH}_3]^2}$$

**Konstanta K – konstanta stability komplexů.** Čím je vyšší její hodnota, tím je komplex pevnější, stabilnější (méně disociován)

## D Redoxní rovnováhy

**Oxidačně-redukční (redoxní) reakce** – reakce, při nichž si reaktanty vzájemně vyměňují elektrony.

Redoxní děje jsou analogií dějů acidobazických. Rozdíl je v tom, že zde mluvíme o přesunu elektronů, zatímco u acidobazických dějů jde o přenos protonů.

### Elektronová teorie redoxních reakcí

#### a) Redoxní reakce při tvorbě iontů

Typická reakce – tvorba iontů z atomů prvků  $K + Cl \rightarrow K^+ + Cl^-$

po označení valenčních elektronů tečkami můžeme psát:  $K\cdot + \cdot\ddot{Cl}: \rightarrow K^+ + :\ddot{Cl}:^-$

Atom K předává svůj valenční elektron atomu chloru – mění se na kationt  $K^+$ , atom Cl přijetím elektronu se mění na aniont  $Cl^-$

$$K\cdot \rightarrow K^+ + e^- \quad \text{oxidace} \quad :\ddot{Cl}: + e^- \rightarrow :\ddot{Cl}:^- \quad \text{redukce}$$

**Oxidace** – poloreakce, při níž reaktant ztrácí svůj valenční elektron.

**Redukce** – poloreakce, při níž reaktant elektron přijímá.

Obě poloreakce musí proběhnout najednou.

#### b) Při mnohých reakcích dochází k výměně elektronů, aniž by vznikaly iontové sloučeniny, např.: $S + O_2 \rightarrow SO_2$

☐ přenos elektronů ze síry na kyslík není úplný, ale jen částečný. Vzniklá sloučenina nemá iontové, ale jen polární kovalentní vazby. Elektronegativnější prvek (O) nese částečný záporný náboj elektropozitivnější síra – částečný kladný náboj. I v tomto případě došlo k přenosu elektronů z jednoho prvku na druhý, i když ne tak „dokonale“. Proto pojmy oxidace a redukce je výhodnější definovat pomocí změn oxidačních čísel prvků.

**Redukce** – poloreakce, při níž se snižuje oxidační číslo prvku.

**Oxidace** – poloreakce, při níž vzrůstá oxidační číslo prvků.

**Oxidační činidlo** – látka schopná oxidovat jiné látky – přijímat od jiných látek jejich valenční elektrony. (Oxidační činidla jsou akceptory elektronů). Sama se při této reakci redukuje.

**Redukční činidlo** – látka schopná redukovat jiné látky – předávat jiným látkám elektrony. (Redukční činidla jsou donory elektronů). Sama se při této reakci oxiduje.

Při redoxní reakci reaguje vždy redukovaná složka jednoho redoxního systému s oxidovanou složkou druhého redoxního systému:

redoxní reakce	redoxní systémy
$A_{red} + B_{ox} \rightleftharpoons A_{ox} + B_{red}$	$A_{red}/A_{ox} \quad B_{ox}/B_{red}$
$Mg + Cl_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2Cl^-$	$Mg/Mg^{2+} \quad Cl_2/2Cl^-$
$Zn + Cu^{2+} \rightleftharpoons Zn^{2+} + Cu$	$Zn/Zn^{2+} \quad Cu^{2+}/Cu$
$Sn^{2+} + 2Fe^{3+} \rightleftharpoons Sn^{4+} + 2Fe^{2+}$	$Sn^{2+}/Sn^{4+} \quad Fe^{3+}/Fe^{2+}$

Dělení látek na oxidační a redukční činidla – relativní, táž látka může jednou vystupovat jako oxidační a jindy jako redukční činidlo:

reakce	oxidant	reduktant	Pro orientační dělení látek na oxidační a redukční činidla byl za referentní látku zvolen vodík.
$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$	$Br_2$	$H_2$	<b>Oxidační činidla</b> – silnější akceptory elektronů než vodík
$H_2 + 2K \rightarrow 2K^+H^-$	$H_2$	$K$	<b>Redukční činidla</b> – silnější donory elektronů než vodík
$F_2 + Br_2 \rightarrow 2BrF$	$F_2$	$Br_2$	

### Oxidační činidla

1. **Elektronegativní nekovy** – např.  $F_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$

2. Některé kationty přechodných kovů, např.  $Au^+$ ,  $Ag^+$ ,  $Hg_2^{2+}$ ,  $Co^{3+}$ ,  $Ce^{4+}$ ,  $Fe^{3+}$ . Příjmem elektronů se mění buď na atomy kovů, nebo kationty s nižším nábojem.

- Anionty kyslíkatých kyselin, např.  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{NO}_3^-$
- Oxidy prvků s vyššími oxidačními čísly a peroxidy, např.  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{OsO}_4$ ,  $\text{CrO}_3$ , ...

### Redukční činidla

- Málo elektronegativní prvky, zejména prvky I.A – III.A skupiny, některé přechodné kovy (Zn, lanthanoidy, ...), uhlík.
- Ionty kovů s nízkým oxidačním číslem, ..., např.  $\text{Cr}^{2+}$ ,  $\text{Ti}^{2+}$ ,  $\text{V}^{2+}$ , ...
- Iontové hydridy, oxidy s nízkým oxidačním číslem, ..., např.  $\text{LiH}$ ,  $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{CO}$ , ...

**spontánní redoxní děje** (probíhají bez dodání energie)

Př.: 1) Reakce Zn s ionty  $\text{Cu}^{2+}$   $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$

#### 2) Reakce v galvanických člancích

**Galvanický článek** – tvořen dvěma poločlánky vodivě spojenými.

Každý poločlánek se skládá z elektrody ponořené do roztoku elektrolytu. Obě elektrody jsou spojeny kovovým vodičem.

Příklad: – **Danielův článek**

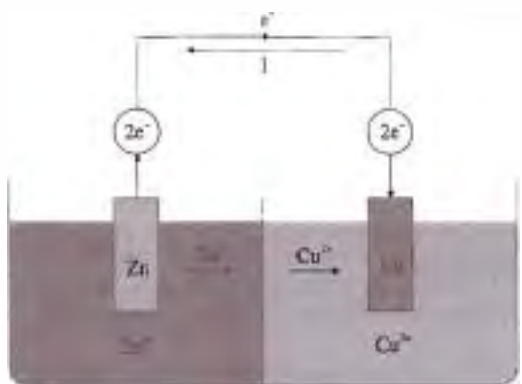


Schéma Danielova galvanického článku

**V článku probíhají děje:**

**na zinkové elektrodě – oxidační děje**  $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

**na měděné elektrodě – redukční děj**  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$

Výsledný chemický děj lze zapsat rovnicí  $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu(s)}$

Energie uvolněná touto spontánní reakcí je spotřebována na práci, spojenou s přenosem elektronů vnějším obvodem od jedné elektrody k druhé.

**Chemická energie se mění v energii elektrickou.**

Aby reakce  $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$  probíhala spontánně, musí konjugovaný pár  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  oproti páru  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  přijímat elektrony méně ochotně.

**Snahu elektrody přijímat nebo odevzdávat elektrony lze vyjádřit elektrodoým potenciálem  $E_{\text{ox/red}}$ , který je dán rovnovážným napětím galvanického článku sestaveného z této elektrody a standardní vodíkové elektrody.** Jsou-li látky tvořící tuto soustavu ve **standardním stavu**, mluvíme o **standardním elektrodoým potenciálu  $E_{\text{ox/red}}^0$** .

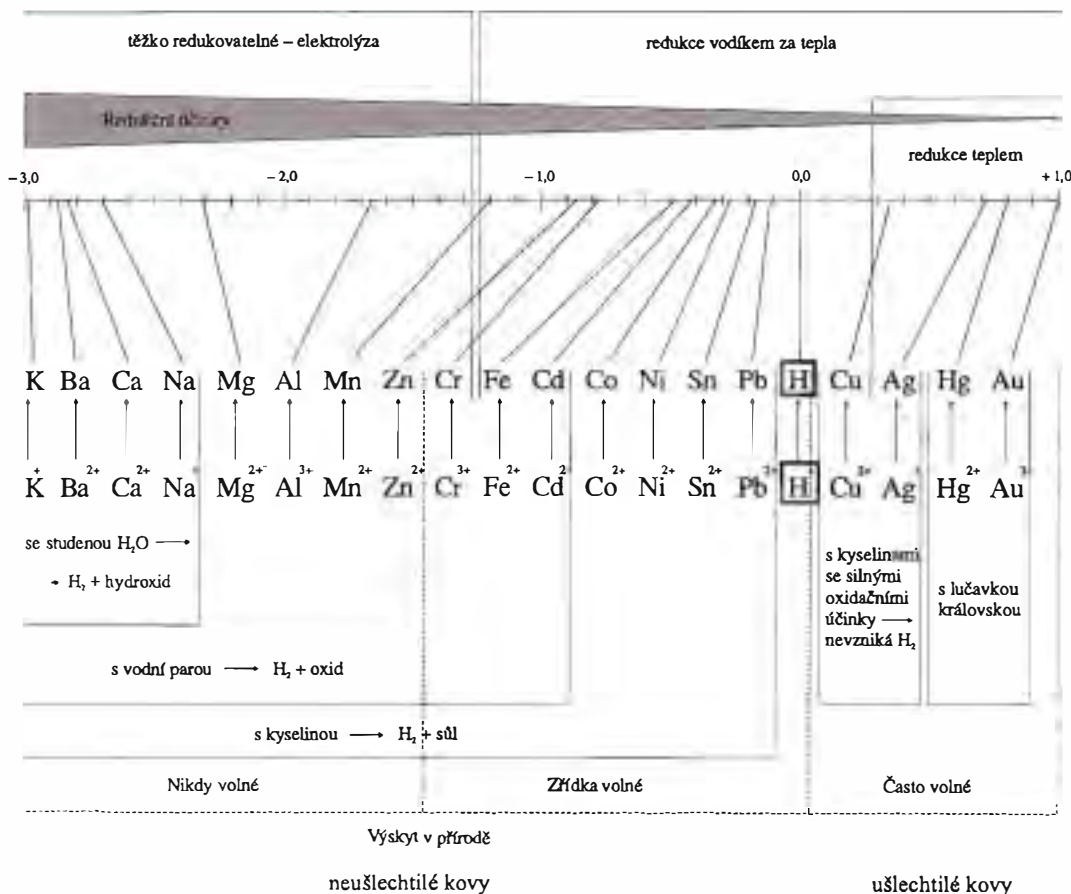
### Standardní potenciály některých elektrod při 25 °C

Elektroda	$E^0/\text{V}$	Elektroda	$E^0/\text{V}$
$\text{Li}^+/\text{Li}$	-3,045	$\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$	0,798
$\text{K}^+/\text{K}$	-2,925	$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	0,799
$\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}$	-2,906	$\text{Br}^-/\text{Br}$	1,066
$\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}$	-2,840	$\text{Cl}^-/\text{Cl}$	1,359
$\text{Na}^+/\text{Na}$	-2,713	$\text{Au}^{3+}/\text{Au}$	1,420
$\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$	-2,363	$\text{F}^-/\text{F}$	2,850
$\text{Al}^{3+}/\text{Al}$	-1,662	$\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$	-0,41
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	-0,736	$\text{Ti}^{3+}/\text{Ti}^{2+}$	-0,37
$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$	-0,440	$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$	0,154
$\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$	-0,408	$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$	0,167
$\text{Tl}^+/\text{Tl}$	-0,335	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}/[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	0,356
$\text{Co}^{2+}/\text{Co}$	-0,270 7	$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	0,771
$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$	-0,250	$\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg}_2^{2+}$	0,92
$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$	-0,140	$\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}$	1,236
$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	-0,126	$\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$	1,456
$\text{H}^+/\text{H}_2$	0	$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	1,52
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	0,339	$\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$	1,610
$\text{OH}^-/\text{O}_2$	0,401	$\text{Ce}^{3+}/\text{Ce}^{2+}$	1,808
$\text{Cu}^+/\text{Cu}$	0,520		

**Redoxní pár s vyšším potenciálem je oxidačním činidlem redoxního páru s potenciálem nižším.**



Seřadíme-li kovy podle stoupajících hodnot jejich standardních elektrodoých potenciálů, získáme tzv. **elektrochemickou (Beketovovu) řadu napětí**.



**Prvky stojící v řadě před vodíkem mají záporný standardní elektrodoých potenciál, prvky v řadě za vodíkem mají kladný standardní elektrodoých potenciál.**

Proto:

- oxidační vlastnosti prvků rostou zleva doprava
- redukční vlastnosti prvků klesají zleva doprava
- prvek stojící v řadě vlevo působí jako redukční činidlo na prvek stojící za ním v řadě vpravo
- pouze kovy, které jsou v řadě vlevo před vodíkem, je mohou vytěsnit z kyseliny

### Rozsah redoxních dějů

- na spontánnost chemického děje můžeme usuzovat na základě změny Gibbsovy energie:
  - je-li  $\Delta G < 0$  – reakce probíhá spontánně
  - je-li  $\Delta G = 0$  – reakce je v rovnováze
  - je-li  $\Delta G > 0$  – reakce by spontánně proběhla opačným směrem

Mezi změnou Gibbsovy energie a napětím článku je vztah:  
 $\Delta G = -nFU$  ①    n – počet molů elektronů vyměněných jedním molem atomů či iontů  
 F – Faradayův náboj (96 500 C/mol), kterým se vyloučí 1 mol jednomocných iontů  
 pro látku ve standardním stavu platí  $\Delta G^\circ = -nFU^\circ$  ②

Ze vztahu vyplývá

- $U > 0, \Delta G < 0$  – reakce je spontánní
- $U = 0, \Delta G = 0$  – reakce je v rovnováze
- $U < 0, \Delta G > 0$  – spontánně proběhne opačná reakce

### Výpočet rovnovážné konstanty redoxního děje

Mezi změnou Gibbsovy energie a hodnotou rovnovážné konstanty platí vztah (viz chemická rovnováha)  $\Delta G^\circ = -RT \ln K$

$\Delta G^\circ = -2,30RT \log K$

Dosadíme do rovnice ②     $-nFU^\circ = -2,30RT \log K$                        $U^\circ = 2,30 \frac{RT}{nF} \log K$

# PERIODICKÁ SOUSTAVA PRVKŮ

S přibývajícím poznatky v oboru chemie se vědci snažili o určité systematické rozřídění nahromaděných znalostí o rostoucím počtu objevených prvků.

**1789 Lavoisier:** rozdělil prvky podle fyzikálních a chemických vlastností na kovy a nekovy

**1818 Berzelius:** uspořádal prvky na základě jejich chemické reaktivnosti v elektrochemickou soustavu: Soustava začínala draslíkem a končila kyslíkem

S rozvojem atomové a molekulové teorie byl dán základ ke klasifikaci prvků na základě jejich hmotnosti – v té době „atomové váhy“.

**1817 Döbereiner:** Atomová váha prostředního prvku triády se rovná přibližně aritmetickému průměru atomových vah krajních členů

	S	Se	Te
Ar:	32,06	78,96	127,61
průměr:	–	79,59	–

Rovněž fyzikální a chemické vlastnosti středního prvku byly „průměrem vlastností“ obou krajních prvků. Döbereinerovi se však nepodařilo zařadit všechny tehdy známé prvky do určitých triád, proto bylo od tohoto uspořádání upuštěno.

**1863 Newlands:** seřadil prvky do řady podle stoupající atomové váhy; zjistil, že každý osmý prvek v této řadě má podobné vlastnosti ... tzv. zákon oktáv

Li Be B C N O F **Na** Mg Al Si P S Cl **K** Ca ...

Podobné prvky zařadil pod sebe. Vzhledem k zařazení některých prvků (např. Fe pod O a S; Mn k dusíku) bylo toto uspořádání odmítnuto.

**1864 Mayer:** Vyjádřil graficky závislost objemu atomu na atomovém čísle prvku. U tohoto uspořádání nevynikne periodičnost jejich fyzikálních a chemických vlastností, dále zde bylo též chybné zařazení některých prvků.

**1871:** Vyvrcholením všech těchto prací byla **periodická soustava prvků D. I. Mendělejeva**, která znamenala mezník ve vývoji chemie.

**Mendělejevův zákon:** Fyzikální a chemické vlastnosti prvků a jejich chemických sloučenin jsou periodickou funkcí jejich atomových vah.

**Význam Mendělejevova zákona:**

poprvé byl zaveden určitý logický systém v třídění prvků, který umožňoval předvídat nejen určité další prvky, ale též jejich vlastnosti

Mendělejev seřadil prvky podle jejich vlastností a neváhal porušit pravidlo o rostoucí atomové váze. Výjimku tvořily tehdy tři dvojice prvků Ar–O; Co–Ni; Te–I. Tyto anomálie byly vysvětleny později až po objevení izotopů. Mendělejev vynechal v tabulce prázdná místa pro dosud neobjevené prvky a na základě zákonitostí vyplývajících z této soustavy předpověděl i jejich fyzikální a chemické vlastnosti.

Např. ekabor (prvek mezi Ca a Ti), ekaaluminium a ekasilicium (prvky mezi Zn a As).

Teprve po 6-ti letech byl objeven ekabor (Ga).

Dále Mendělejev upřesnil atomové váhy některých prvků (např. Ce, Th, La)

Do periodické tabulky byly postupně zařazovány nově objevované prvky; podíl na tomto úkolu měl i přítel Mendělejeva český chemik Bohuslav Brauner; navrhl např. zařadit další prvky vzácných zemin mezi cer a tantal, předpověděl v roce 1902 prvek o atomovém čísle 61.

Na základě atomového čísla (dnes protonové číslo) byl Mendělejevův periodický zákon upřesněn: **Vlastnosti prvků a jejich sloučenin jsou periodickou funkcí jejich protonového čísla.**

**Úpravy periodické tabulky:**

1. **krátká** periodická tabulka
2. **dlouhá** periodická tabulka
3. **velmi dlouhá** periodická tabulka (lantanoidy a aktinoidy jsou včleněny přímo do tabulky)

	2	3	4	5	6	7	8		
h	v	h	v	h	v	h	v	h	
H								He	
Li	Be	B	C	N	O	F		Ne	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn		Fe Co Ni	
	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc		Ru Rh Pd	
	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re		Os Ir Pt	
	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac							104

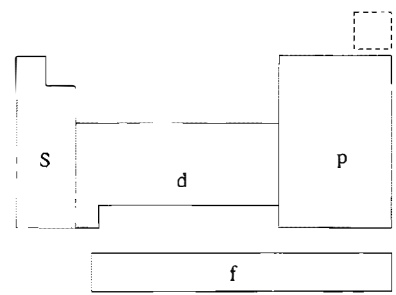
Periodická tabulka prvků v krátkém uspořádání

perioda																	počet prvků					
1	0	e <sup>-</sup>																n°	2			
	1	H																	1			
2	2	Li	Be													B	C	N	O	F	Ne	8
	3	Na	Mg													Al	Si	P	S	Cl	Ar	18
3	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	18		
	5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	18		
4	6	Fr	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	32		
	7	Fr	Ra	Ac																		(32)
				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					
				90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103					
				cykl																		

Dlouhá periodická tabulka prvků – vodorovné členění

Pozn.: První Mendělejevova periodická tabulka prvků z roku 1869 svým tvarem připomíná spíše dlouhou periodickou tabulku.

U dlouhé PT jsou nepřechodné (základní) prvky odděleny přechodnými prvky. Prvky jsou řazeny přesně v pořadí, jak se zaplňují elektrony jednotlivé orbitály.



## Charakteristika dlouhé periodické tabulky

- tabulka je rozdělena **na části, kde se zaplňují orbitály s, p, d, f**
- prvky seřazeny do **sedmi** vodorovných řad, tzv. **per od**, a **18** svislých sloupců, tzv. **skup n**
- každá perioda začíná zaplňováním orbitalu s o hlavním kvantovém čísle rovném číslu periody a je zakončena úplným obsazením orbitalů p (elektronovou konfigurací vzácného plynu)

	konfigurace prvků	počet prvků v periodě
1. perioda	$1s^1 1s^2$	2
2. perioda	$2s^1 2p^0 - 2s^2 2p^6$	8
3. perioda	$3s^1 3p^0 - 3s^2 3p^6$	8
4. perioda	$4s^1 3d^0 4p^0 - 4s^2 3d^{10} 4p^6$	18
5. perioda	$5s^1 4d^0 5p^0 - 5s^2 4d^{10} 5p^6$	18
6. perioda	$6s^1 4f^0 5d^0 6p^0 - 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	32

- v **dané periodě se zaplňují orbitály** ležící v energetickém rozmezí **ns–np**, kde n je číslo periody a současně i hlavní kvantové číslo

Prvky analogických vlastností jsou zařazeny pod sebou a vytvářejí tak svislé skupiny (sloupce či grupy). Atomy prvků umístěných pod sebou mají analogickou stavbu elektronového obalu. **Prvky nepřechodné (základní)** jsou umístěny v **hlavních skupinách**, prvky **přechodné** jsou umístěny ve **skupinách vedlejších**

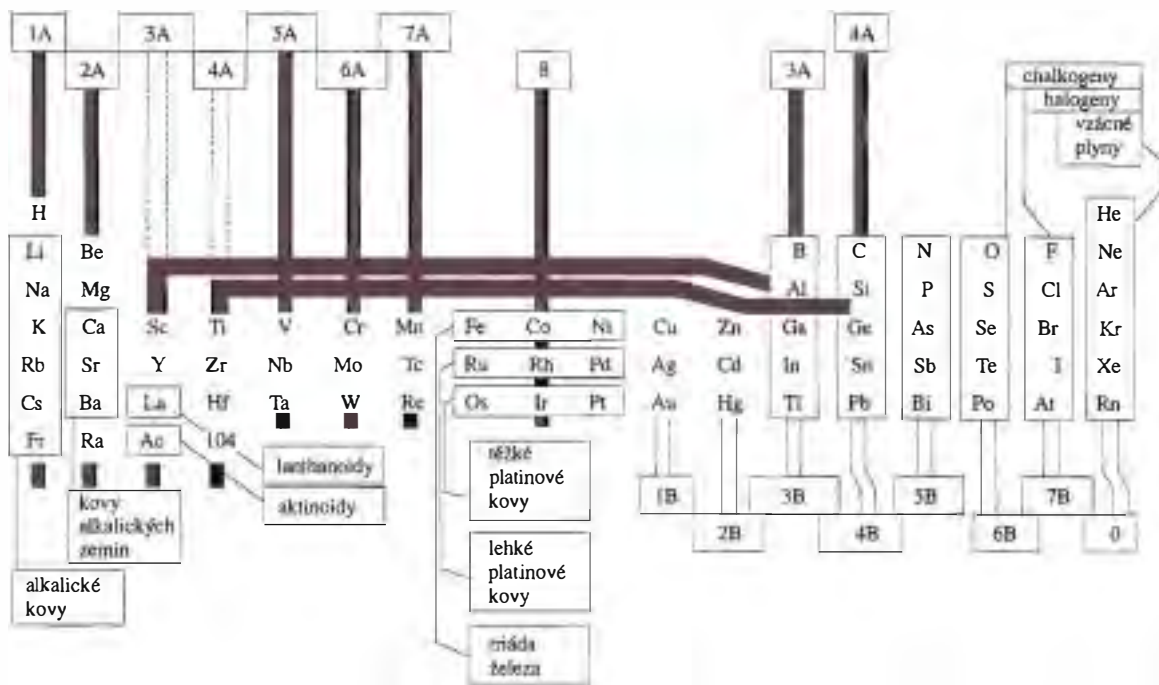
hlavní		vedlejší										hlavní					
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H																	He
Li	Be						typické prvky					B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	104														

prvky přechodné
prvky nepřechodné

Hlavní a vedlejší skupiny periodické tabulky prvků – přechodné a nepřechodné prvky

Pozn.: podle nejnovějšího třídění jsou ve skupinách A prvky, jejichž atomům přebývá nad strukturu nejbližší nižšího vzácného plynu méně elektronů, než kolik jim chybí do struktury nejbližší vyššího vzácného plynu. U prvků skupiny B je tomu naopak; nad strukturou nejbližší nižšího plynu jim přebývá více elektronů, než kolik jim chybí do struktury vyššího vzácného plynu.

Číslování jednotlivých skupin a rozdělení na skupiny A a B je uvedeno v tabulce. Sloupce se číslovají zleva arabskými číslicemi 1–7, k nim se připojuje písmeno A, do 8. skupiny zahrnujeme trojici sloupců a označení A se obvykle vynechává. Další skupiny číslováme znovu 1–7 a připojujeme symbol B. Skupinu vzácných plynů označujeme O. Z tabulky je též patrné, že B, Al a C, Si patří do skupin A přesouváme do oblasti prvků zaplňujících orbitály p. Některé skupiny mají vžitě triviální názvy, které jsou uvedeny v tabulce.



Rozdělení periodické tabulky prvků na skupiny A a B – triviální názvy skupin

**Valenční elektrony:** mají největší vliv na vlastnosti prvků, mají nejvyšší energii.

**Základní prvky:** valenční elektrony jsou umístěny v orbitalech  $ns$  a  $np$ , kde  $n$  je číslo periody, v níž je prvek umístěn.

**Přechodné prvky:** valenční elektrony jsou umístěny v orbitalech  $ns$  a  $(n-1)d$

Valenční elektrony prvků můžeme určit ze zápisu jejich elektronové konfigurace pomocí nejbližšího předcházejícího vzácného plynu. Valenční elektrony má atom prvku umístěny maximálně ve dvou typech orbitalů navíc oproti elektronové konfiguraci předcházejícího vzácného plynu. Má-li prvek takové elektrony ve třech typech orbitalů např.  $4d^5 5s^5$ , pak mezi ně počítáme pouze elektrony z posledních dvou typů orbitalů – tedy z orbitalů  $5s$  a  $5p$ .

### Obecné vlastnosti prvků vyplývající z jejich elektronové konfigurace

1. **Velikost atomu:** tzv. atomový poloměr je  $10^4$ – $10^5$  krát větší než poloměr atomového jádra. Z dualistické povahy elektronů vyplývá, že atom nemá ostře ohraničený povrch, ale difuzní. Proto musí být velikost atomového poloměru určena ze vzdálenosti mezi atomy.

**Atomový poloměr je roven polovině naměřené mezijaderné vzdálenosti.** Na velikost atomů mají primární vliv přitažlivé síly mezi atomovým jádrem a vnějšími elektrony.

Velikost atomu se mění s: a) **po kladným nábojem atomového jádra (počtem protonů)**

b) **počtem obsazených slupek atomu elektrony**

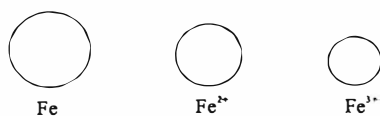
Z výše uvedených důvodů plyne:

**Velikost atomů v dané periodě se zmenšuje s rostoucím  $Z$  s výjimkou vzácných plynů.**

**Velikost atomů v hlavní skupině se zvětšuje s rostoucím  $Z$ .**

Pozn.: Platí pro atomy základních prvků, neboť jejich elektronové konfigurace valenčních elektronů je až na hodnotu hlavního kvantového čísla stejná.

2. **Velikost iontů:** poloměr kationtu je menší a aniontu větší než poloměr atomu, z něhož tyto ionty vznikají. Poloměr kationtu, který je odvozen od daného atomu, se zmenšuje s jeho rostoucím nábojem:



V dané skupině základních prvků s rostoucím  $Z$  se zvětšuje i poloměr aniontu. V dané periodě základních prvků s rostoucím  $Z$  se zmenšuje poloměr aniontu.

### 3. Elektropozitivní a elektronegativní charakter prvků:

**Elektropozitivnější bude prvek tím víc, čím méně se liší jeho elektronová konfigurace od konfigurace předcházejícího vzácného plynu a čím má větší atomový poloměr.** Nejelektropozitivnější jsou alkalické kovy a z nich nejkovovější je Cs (neuvažujeme-li francium).

**Elektronegativnější bude prvek tím víc, čím méně se liší jeho elektronová konfigurace od konfigurace následujícího vzácného plynu a čím je jeho atomový poloměr menší.**

**Prvek je kovem, jestliže počet elektronů jeho nejvyšších zaplňovaných orbitalů (téhož hlavního i vedlejšího kvantového čísla) je roven číslu periody, do níž prvek patří, nebo je menší!**

H											polokovy						nekovy						He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne						
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr						
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe						
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn						
Fr	Ra	Ac	104																				

Oblast kovů a nekovů v periodické tabulce prvků

### 4. Ionizační energie a elektronová afinita:

**Ionizační energie:** energie, kterou je nutno dodat k odtržení elektronu od atomu. Aby došlo k odtržení elektronu a jeho elektronového obalu, musí se překonat přitažlivá síla mezi jádrem a elektronem. Protože velikost přitažlivé síly klesá s rostoucí vzdáleností elektronu od jádra, je zřejmé, že hodnota ionizační energie bude záviset na atomovém poloměru daného prvku (viz 1)

**Ionizační energie v dané skupině klesá s rostoucím Z** (zvyšuje se atomový poloměr)

**V dané periodě s rostoucím Z se zvyšuje ionizační energie** (zmenšuje se atomový poloměr). Hodnota ionizační energie má vliv na reaktivitu daného prvku. **Čím je hodnota ionizační energie menší, tím je daný prvek reaktivnější** (za předpokladu, že se jedná o vznik iontových sloučenin), protože může snáze odštěpit valenční elektron.

**Elektronová afinita:** energie, která se uvolní, jestliže atom přijme elektron.

Na velikost hodnoty elektronové afinity mají vliv tyto faktory:

- ① velikost atomového poloměru
- ② množství přijatých elektronů atomem
- ③ stabilita elektronové konfigurace vzniklého aniontu

1. **S rostoucím Z základního prvku v dané skupině klesá hodnota elektronové afinity**

2. **Snadněji se tvoří aniont  $X^{-1}$  než  $X^{-II}$**  (k připoutání druhého elektronu je nutné překonat odpudivé síly aniontu  $X^{-1} + e^{-} \rightarrow X^{-II}$ )

3. Porovnáme-li velikost první elektronové afinity u dusíku, kyslíku a fluoru, zjistíme, že nejvyšší je u fluoru (přijutím  $1e^{-}$  se na F vytvoří velmi stabilní elektronová konfigurace vzácného plynu).

**V dané periodě s rostoucím Z stoupá hodnota elektronové afinity příslušného prvku.**

### 5. Elektronegativita: míra schopnosti atomu přitahovat elektrony sdílené s jiným atomem

**Závěry vyplývající z hodnot elektronegativit:**

a) **v hlavních skupinách PT klesají hodnoty elektronegativit s rostoucím Z** (zvyšuje se elektropozitivní, kovový charakter prvku).

- b) v **periodách základních prvků stoupá hodnota elektronegativity s rostoucím Z** (klesá kovový charakter, zvyšuje se charakter elektronegativní)
- c) z **hodnot elektronegativit prvků ve sloučenině lze určit oxidační číslo prvků**, a tím i správný název; např.  $\text{OF}_2$  – difluorid kyslíku, nikoliv oxid fluorný
- d) z **velikosti hodnot elektronegativit středového atomu oxokyselin** stejného obecného vzorce lze usuzovat na jejich **kyselost**; s rostoucí elektronegativitou středového atomu dochází k větší polarizaci vazby  $\text{O}-\text{H}$ ; tzn. k snadnějšímu odštěpení  $\text{H}^+$  (např.  $\text{HClO}$  silnější kyselina než  $\text{HIO}$ )
- e) **prvky o vysoké elektronegativitě a malém atomovém poloměru (O, N, F) tvoří s vodíkem vodíkové můstky**, které zapříčiňují vyšší bod varu, rozpustnost ve vodě apod.
- f) **hodnoty elektronegativit navzájem vázaných prvků určují charakter chemické vazby**
6. **Hustoty prvků: závisí na atomovém poloměru, relativní atomové hmotnosti, krystalovém uspořádání**
- největší hustoty u přechodných prvků, které mají malý atomový poloměr a nejtěsnější krystalové uspořádání
7. **Teploty tání:**
- většina kovů a polokovů má vyšší teploty tání než  $0^\circ\text{C}$  (Na, Mn, Cu)
- pouze několik málo (většinou nekovových prvků) má nižší bod tání než  $0^\circ\text{C}$  (např.  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ )
- většina prvků je tedy za normálních podmínek v pevném skupenství, několik málo v plynném stavu a pouze dva v kapalném (Hg,  $\text{Br}_2$ )

**Teploty tání závisí** na druhu a pevnosti vazeb mezi atomy prvků, typu krystalové mřížky.

**Pevnost kovové vazby závisí** převážně na: počtu valenčních elektronů příslušného prvku  
velikosti atomového poloměru  
stabilitě elektronové konfigurace

Z výše uvedených faktorů např. vyplývá:

- alkalické kovy mají nižší teplotu tání než kovy alkalických zemin** (alkalické kovy mají pouze jeden valenční elektron a větší atomové poloměry)
- prvky skupiny Zn** mají vzhledem k ostatním přechodným kovům **nízké teploty tání** (stabilní elektronová konfigurace  $(n-1)d^{10}ns^2$ )
- většina prvků**, mezi jejichž molekulami existují **van der Waalovy síly** jsou za normálních podmínek **plynné** a mají **nízké teploty tání**  
Např. He (teplota tání  $-269,8^\circ\text{C}$ ) má nižší teplotu tání než Rn ( $-71^\circ\text{C}$ )

Pozn. Pevnost van der Waalových sil se zvyšuje s rostoucím protonovým číslem prvků, čím jsou pevnější van der Waalovy síly, tím jsou vyšší body tání.

## 8. **Vlastnosti sloučenin:**

Jestliže se v PT periodicky mění některé fyzikální a chemické vlastnosti prvků (je zřejmé, že se budou periodicky měnit i vlastnosti jejich sloučenin). Vlastnosti sloučenin jsou závislé na charakteru vazeb ve sloučenině. Např. **sloučeniny mají tím víc iontový charakter, čím jsou prvky v PT více vzdáleny** (př. KF); charakter vazeb ve sloučenině závisí na hodnotě elektronegativit prvků (např. NaOH slabší báze než KOH)

**Oxidy:** patří mezi nejznámější sloučeniny prvků, existují téměř od všech prvků. **Na charakter vazby** mezi kyslíkem a příslušným prvkem můžeme usuzovat z velikosti částečného (parciálního) náboje na atomu kyslíku. Ve všech oxidech má kyslík částečný záporný náboj; čím vyšší je absolutní hodnota náboje, tím více bude převažovat iontový charakter vazebných sil. Z charakteru vazebných sil usuzujeme na některé fyzikální a chemické vlastnosti, krystalovou strukturu.

Např. kovalentní oxidy ( $\text{CO}_2$ ), vytvářejí molekulové krystaly; oxidy typu MO krystalují převážně v mřížce chloridu sodného apod.

**O acidobazických vlastnostech** oxidů rozhoduje parciální náboj na atomu kyslíku. Zásaditý charakter mají ty oxidy, jejichž kyslíkový aniont má vyšší záporný částečný náboj, má větší schopnost být donorem elektronového páru při acidobazických dějích.

Např.:

- všechny **oxidy alkalických kovů mají silně zásaditý charakter**, s vodou poskytují silné hydroxidy, jejichž bazicita stoupá s rostoucím Z (zvyšuje se parciální náboj)

❑ **tvoří-li přechodný prvek více oxidů**, pak oxid ve vyšším oxidačním čísle má nižší parciální náboj než oxid s nižším oxidačním číslem.

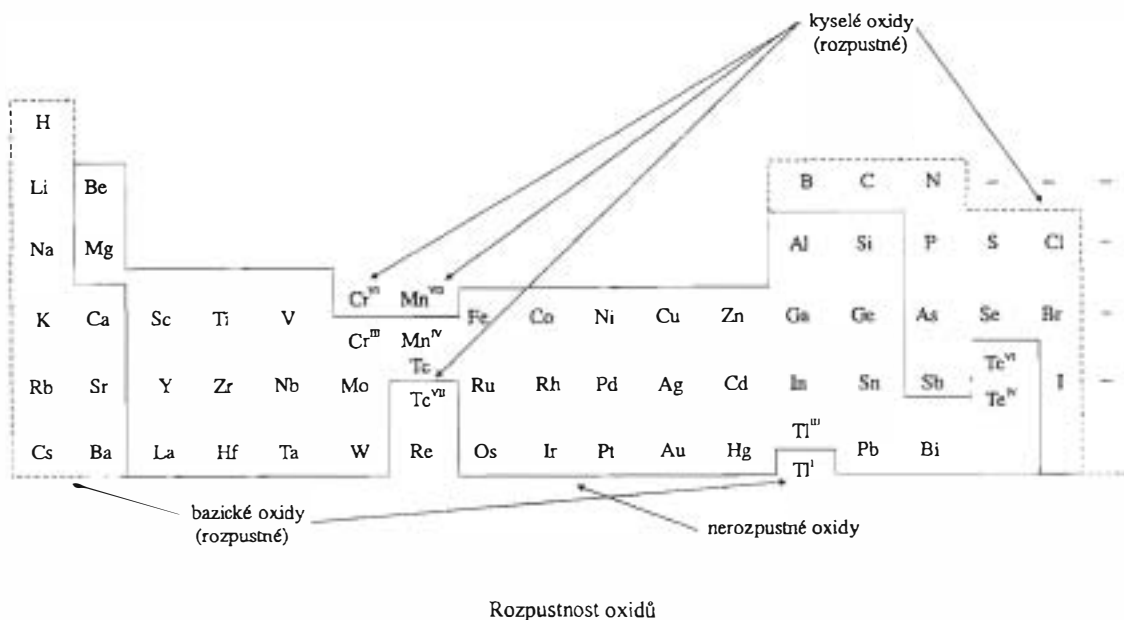
	MnO	Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	MnO <sub>2</sub>	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
parciální náboj	-0,41	-0,34	-0,29	-0,20
	zásaditý charakter		amfoterní	kyselý charakter

S rostoucím počtem atomů kyslíku dochází ke zvyšování částečného kladného náboje středového atomu. Proto se **kyselý charakter oxidů zvyšuje s rostoucím počtem atomů kyslíku v molekule oxidu**.

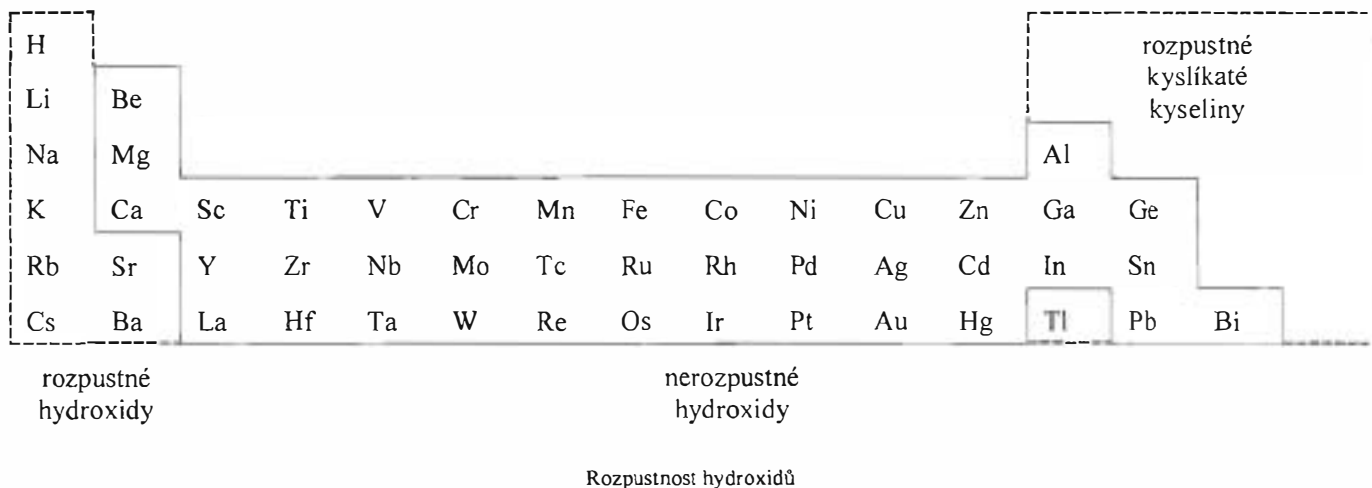
Všechny oxidy mohou působit jako oxidační činidla. Jako redukční činidla působí pouze ty, v nichž prvek není v nejvyšším oxidačním čísle (př. FeO, SnO)

a) **Rozpuštěnost anorganických látek ve vodě**

- Oxidy:** většina oxidů je nerozpustná s výjimkou oxidů alkalických kovů, alkalických zemin a většiny oxidů nekovů. Lze říci: **ve vodě rozpustné jsou silně kyselé a silně bazické oxidy, nerozpustné jsou oxidy s nevyraznými i acidobazickými vlastnostmi:**



- Hydroxidy:** oblast nerozpustných hydroxidů v PT se téměř shoduje s oblastí nerozpustných oxidů; tzn. ve vodě **rozpuštěné jsou silně bazické hydroxidy**.









# MNEMOTECHNICKÉ POMŮCKY PRO ZAPAMATOVÁNÍ SI PERIODICKÉ TABULKY PRVKŮ

## Vodorovné řady:

1. He – He
2. Líbal Bedřich Boženu Celou Nahou O Fuj Nestydo

## Svislé řady A:

1. Hanu Líbal Na Kolínka Robustní Cestář Franta
2. Běžela Magda Caňonem Srazila Banán Ramenem
3. Byl Aljoša Gagarin Indická Tlama?
4. Co Si Germáni Snědli Pak bledli
5. Náš Pan Asistent Sbalil Biletářku
6. O Slečno Sejměte Těž Podprsenku
7. Fikání Chlapíci Brousili Iukům Antény
8. Herbert Nechce Armádní Krasavici Xenii Ranit

## Svislé řady B:

- 3B Scotland Yard Lapil Anglického Cestáře
- 4B Tisíce Zrzavých Hafanů Thoria
- 5B V Niobii Taví Protaktinium
- 6B Cromagnonci Mořili Waldemara
- 7B Mnohá Technika Rezaví
- 8–10B Ferina Cobalt Ničí  
Rumem Rozohněn Podstavec  
Osamělý Irský Planetolet
- 1B Cucej Agave Aurelie
- 2B Znovu Cadí Hydrargyrum (Rtuť)

## Lanthanoidy:

Laciné Ceny Prasat Nedovolily Prometheovi Směsti Europu Gdyž Théby Dýchaly Horkou Erotikou Tmavými Ybiškovými Loukami

## Aktinoidy:

Osmdesát devět Aktivních Thébanů Páchalo Ukrutné Nepřistojnosti Půjčující Americký Camýk Bokakotorskému Calífovi Esteticky Formující Mladého Noblemana Laworovicou

# ANORGANICKÉ NÁZVOSLOVÍ

České chemické názvosloví (nomenklatura) je **podvojný**: název je tvořen z **podstatného a přídavného jména**:

**Podstatné jméno**: udává druh sloučeniny, je odvozeno od elektronegativnější části sloučeniny.

**Zakončení podstatného jména**:

-**id**; je-li elektronegativní část tvořena atomy jediného prvku (oxid, chlorid)

-**an**; je-li elektronegativní část tvořena více atomy. Název se tvoří ze základu názvu centrálního atomu a zakončení podle hodnoty příslušného oxidačního čísla (siřičitan, dusičnan ...)

**Přídavné jméno**: následuje za podstatným jménem; **charakterizuje elektropozitivní část sloučeniny**; zakončení vyjadřuje oxidační číslo elektropozitivní složky (sodný, hlinitý). Výjimečně se elektropozitivní složka neuvádí přídavným jménem, ale vyjadřuje se 2. pádem podstatného jména (peroxid vodíku, fluorid kyslíku).

## Číslovkové předpony:

Číslo	Předpona	Číslo	Předpona
1	mono	10	deka
2	di	11	hendeka, undeka
3	tri	12	dodeka
4	tetra	19	nonadeka
5	penta	20	ikosa
6	hexa	22	dokosa
7	hepta	23	trikosa
8	okta	29	nonakosa
9	ennea, nona	30	triakonta

## Číslovkové předpony násobné:

Číslo	Předpona
2x	bis
3x	tris
4x	tetrakis
5x	pentakis
6x	hexakis
7x	heptakis
8x	oktakis

**Oxidační číslo prvku je rovno elektrickému náboji, který by byl přítomen na atomu prvku, kdyby elektrony v každé vazbě vycházející z tohoto atomu náležely elektronegativnějšímu atomu.** Atomy v základním stavu a ve stejnojaderných molekulách mají oxidační číslo rovné O. **Součet oxidačních čísel prvků vynásobených počtem jejich atomů v molekule je roven nule; v případě iontu odpovídá jeho náboji.**

## Pravidla pro určování oxidačních čísel:

- 1) **H** má ve sloučenině **oxidační číslo I** s výjimkou hydridů kovů a hydrido-sloučenin.
- 2) **O** má **oxidační číslo -II** s výjimkou peroxidů, peroxosloučenin a sloučenin s fluorem.
- 3) **F** má **oxidační číslo -I**.
- 4) **Kovy** mají ve sloučeninách **jen kladná oxidační čísla** s výjimkou některých komplexních sloučenin.
- 5) Maximální kladné oxidační číslo prvku nemůže být vyšší, než je číslo skupiny PT, do které je zařazen (výjimka Cu, Ag, Au)

Oxidační číslo je formální pojem, nemusí odpovídat skutečné elektronové konfiguraci. Značí se římskými číslicemi. V české anorganické nomenklatuře vyjadřujeme oxidační čísla pomocí zakončení:

Kladné oxidační číslo	Zakončení kationtu	Zakončení aniontu (určeno ox. číslem centrálního atomu)
I	-ný	-nan
II	-natý	-natan
III	-itý	-itan
IV	-ičitý	-ičitan
V	-ečný, -ičný	-ečnan, -ičnan
VI	-ový	-an (Pozn. vypouští se -ov)
VII	-istý	-istan
VIII	-ičelý	-ičelan

Anionty se záporným oxidačním číslem mají zakončení -id bez ohledu na jejich velikost (karbid, silicid, jodid ...)

U nevalenčních a nestechiometrických sloučenin nelze použít zakončení oxidačního čísla; elektropozitivní složku uvádíme v 2. pádu a počet atomů vyjádříme příslušnou číslovkou.

Ti<sub>3</sub>B<sub>4</sub> tetraborid trititanu

Fe<sub>3</sub>C karbid triželeza

## Názvy iontů

Náboje iontů na rozdíl od oxidačních čísel vyjadřujeme arabskými číslicemi, znaménko obvykle uvádíme za číslicí

### KATIONTY:

- Jednoatomové:** **název se tvoří** od názvu prvku se **zакončením příslušného oxidačního čísla**  
 $K^+$  kationt draselný       $Al^{3+}$  kationt hlinitý
- Víceatomové:** vzniklé přijetím  $H^+$  mají **zакončení -onium** nebo **-ium**  
 $PH_4^+$  fosfonium       $H_3O^+$  oxonium       $NH_4^+$  amonium       $N_2H_5^+$  hydrazinium

Pozn.: Amonium a jeho deriváty mají v podvojných názvech zakončení **-ný**, ostatní se užívají v 2. pádu  
 $NH_4I$  jodid amonný       $H_3OClO_4$  chloristan oxonia

### ANIONTY:

- Jednoatomové:** **mají zakončení -id**

$H^-$ aniont hydridový	$O^{2-}$ aniont oxidový	$N^{3-}$ aniont nitridový
$F^-$ fluoridový	$S^{2-}$ sulfidový	$P^{3-}$ fosfidový
$Cl^-$ chloridový	$Se^{2-}$ selenidový	$As^{3-}$ arsenidový
$Br^-$ bromidový	$Te^{2-}$ teluridový	$Sb^{3-}$ antimonidový
$I^-$ jodidový		$C^4$ karbidový
		$B^{3-}$ boridový
- Víceatomové:** **mají zakončení -id**

$OH^-$ aniont hydroxidový	$NH_2^-$ amidový	$I_3^-$ trijodidový
$O_2^{2-}$ peroxidový	$NH^-$ imidový	$CN^-$ kyanidový
$O_2^-$ hyperoxidový (superoxidový)	$O_3^-$ aniont ozonidový	$SCN^-$ rhodanidový (thiokyanatanový)
$HF_2^-$ hydrogendifluoridový	$S_2^{2-}$ disulfidový	$C_2^-$ acetylidový
$N_3^-$ azidový	$S_n^{2-}$ polysulfidový	
- Víceatomové anionty odvozené od oxokyselin:** **mají zakončení podle oxidačního čísla centrálního atomu**

$NO_2^-$ aniont dusitanový	$PO_4^{3-}$ fosforečnanový	$CO_3^{2-}$ uhličitánový
$ClO_3^-$ chlorečnanový	$SO_4^{2-}$ aniont síranový	$ClO^-$ chlomanový

## Názvosloví oxidů

název se tvoří oxid + přídavné jméno se zakončením příslušného oxidačního čísla

Oxidační číslo prvku M	Obecný vzorec oxidu	Zakončení přídavného jména	Příklad
I	$M_2O$	-ný	$Cl_2O$ oxid chlorný
II	$MO$	-natý	$CaO$ oxid vápenatý
III	$M_2O_3$	-itý	$Al_2O_3$ oxid hlinitý
IV	$MO_2$	-ičitý	$SO_2$ oxid siřičitý
V	$M_2O_5$	-ečný, -ičný	$N_2O_5$ oxid dusičný
VI	$MO_3$	-ový	$SO_3$ oxid sírový
VII	$M_2O_7$	-istý	$Cl_2O_7$ oxid chloristý
VIII	$MO_4$	-ičelý	$OsO_4$ oxid osmičelý

Př.: oxid vanadičný  $V_2O_5$

## Názvosloví bezkyslíkatých kyselin

### binární (podvojně) sloučeniny s vodíkem

#### 1. Binární sloučeniny vodíku s nekovy: název elektronegativnějšího prvku + vodík

HF fluorovodík      HCN kyanovodík      HI jodovodík

Jestliže se příslušná látka chová jako kyselina, připojujeme koncovku -ová (kyselina fluorovodíková).

#### 2. Binární sloučeniny vodíku s prvky 3., 4., 5. a 6. skupiny PT: názvy se tvoří zakončením -an ke kmenu latinského názvu základního prvku

AlH <sub>3</sub> alan	H <sub>2</sub> S sulfan	Výjimky: methan (CH <sub>4</sub> ), amoniak (NH <sub>3</sub> ), hydrazin (N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> ), voda (H <sub>2</sub> O).
SiH <sub>4</sub> silan	H <sub>2</sub> Se selan	
PH <sub>3</sub> fosfan	H <sub>2</sub> Te tellan	

Pozn. Homologické sloučeniny s větším počtem atomů základního prvku mají v názvu číselnou předponu.

P<sub>2</sub>H<sub>4</sub> difosfan      Si<sub>2</sub>H<sub>6</sub> disilan      H<sub>2</sub>S<sub>n</sub> polysulfan

Deriváty binárních sloučenin:

SiH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> dichlorsilan      As(CH<sub>3</sub>)<sub>3</sub> trimethylarsan      P<sub>2</sub>I<sub>4</sub> tetrajoddifosfan

## Názvosloví solí bezkyslíkatých kyselin

odvozují se náhradou kationtu vodíku v molekule kyseliny příslušným kationtem

Název se skládá: podstatné jméno (zakončení -id) + přídavné jméno (zakončení podle příslušného oxidačního čísla)

<b>Halogenidy:</b>	X <sup>-</sup>	AlCl <sub>3</sub>	chlorid hlinitý
		WF <sub>6</sub>	fluorid wolframový
<b>Kyanidy:</b>	CN <sup>-</sup>	KCN	kyanid draselný
<b>Rhodanidy:</b>	SCN <sup>-</sup>	Fe(SCN) <sub>3</sub>	rhodanid železitý
<b>Sulfidy:</b>	S <sup>-II</sup>	Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	sulfid hlinitý
		MnS <sub>2</sub>	sulfid manganičitý
<b>Hydrogensulfidy:</b>	HS <sup>-I</sup>	Fe(HS) <sub>3</sub>	hydrogensulfid železitý
<b>Peroxidy:</b>	O <sub>2</sub> <sup>-II</sup>	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	peroxid sodný
		BaO <sub>2</sub>	peroxid barnatý

## Názvosloví oxokyselin

Název kyslíkaté kyseliny se skládá: kyselina (podstatné jméno) + přídavné jméno, které podle zakončení charakterizuje oxidační číslo základního prvku.

H<sub>2</sub>C<sup>IV</sup>O<sub>3</sub> kyselina uhličitá

Oxidační stupeň základního prvku M	Koncovka přídavného jména	Obecný vzorec
I	-ná	HMO
II	-natá	H <sub>2</sub> MO <sub>2</sub>
III	-itá	HMO <sub>2</sub>
IV	-ičitá	H <sub>2</sub> MO <sub>3</sub>
V	-ečná, -ičná	HMO <sub>3</sub>
VI	-ová	H <sub>2</sub> MO <sub>4</sub>
VII	-istá	HMO <sub>4</sub>
VIII	-ičelá	H <sub>2</sub> MO <sub>5</sub>

### Postup při odvozování vzorce oxokyseliny:

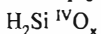
**Př.:** Napište vzorec kyseliny dusičné

- Ze slovního základu přídavného jména vyplývá, že se jedná o kyselinu dusíku; koncovka -ičná značí oxidační číslo dusíku V.
- Jedná se o oxokyselinu v molekule je H, N a O. Všechny tři prvky napíšeme vedle sebe HNO.
- Vzhledem k tomu, že dusík je v lichém oxidačním čísle, je v molekule kyseliny jeden atom vodíku; HNO<sub>x</sub>

4. Dopočítáme počet atomů kyslíků:  $H^+ N^V \Rightarrow$  celkový počet kladných nábojů je 6; proto musí být i 6 záporných nábojů. Poněvadž v oxokyselinách je kyslík v oxidačním čísle -II, je počet kyslíků:  $-6: -2 = 3$
5. Vzorec kyseliny je tedy:  $HNO_3$

**Př.:** Napište vzorec kyseliny křemičité:

Postup je úplně stejný, vzhledem k tomu, že Si je v sudém oxidačním čísle, musí být v molekule dva atomy vodíku tedy:



počet kladných nábojů:  $2 + 4 = 6$

počet atomů kyslíku:  $-6: -2 = 3$

vzorec je tedy  $H_2SiO_3$

Má-li oxokyselina větší počet atomů vodíku než 1 popř. 2, musíme počet atomů vodíku vyjádřit pomocí předpony:

$H_3B^{III}O_3$  kyselina trihydrogenboritá (trioxoboritá)

$H_6TeO_6$  kyselina hexahydrogentelurová (hexaoxotelurová)

Obsahuje-li molekula více atomů téhož základního prvku ve stejném oxidačním čísle, vyjádříme počet atomů základního prvku řeckou číslovkovou předponou:

$H_2Si_2O_5$  kyselina dihydrogendikřemičitá

$H_4P_2O_7$  kyselina tetrahydrogendifosforečná

**Postup při odvození názvu oxokyseliny ze vzorce:**

**Př.:** pojmenujte oxokyselinu  $H_3I^mO_6$

Vypočítáme oxidační číslo I:  $5(1 + 1) + m + 6 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow m = 7$

I má oxidační číslo VII; název je tedy: kyselina pentahydrogenjodistá

## Názvosloví solí oxokyselin

odvozují se náhradou odštěpitelných kationtů vodíku v molekule kyseliny příslušným kationtem

**Název se skládá: podstatné jméno + přídavné jméno**

**Podstatné jméno** vyjadřuje aniont. Název se tvoří z kmene přídavného jména kyseliny + an

Pozor: u oxidačního čísla VI používáme podstatné jméno vzniklé zkrácením a koncovky an; např. síran nikoliv sírovan

**Přídavné jméno** určuje kationt soli, zakončení je dáno oxidačním číslem kationtu.

kyselina chlorná	chlornan	kyselina dusičná	dusičnan	kyselina chloristá	chloristan
kyselina boritá	boritan	kyselina jodová	jodan	kyselina osmičelá	osmičelan
kyselina křemičitá	křemičitan				

<b>Př.:</b> $BaCrO_4$	chroman	barnatý	$Li_3PO_4$	fosforečnan (tri)lithný
$Ca_2P_2O_7$	difosforečnan	vápenatý	$NH_4NO_2$	dusitan amonný
$Ba(MnO_4)_2$	manganistan	barnatý	$Al_2(SO_4)_3$	síran hlinitý

U **vícesytných kyselin** postupnou náhradou odštěpitelných kationtů vodíku jinými kationty lze odvodit tzv. **hydrogensoli**: Přítomnost nesubstituovaných atomů vodíku se vyjadřuje předponou hydrogen a jejich počet řeckou číslovkovou předponou.

$NaH_2PO_4$  **dihydrogenfosforečnan** sodný  $MgH_2As_2O_7$  **dihydrogendiarseničnan** hořečnatý

## Funkční deriváty oxokyselin

– odvozují se od kyselin náhradou skupin -OH nebo atomů kyslíku jinými skupinami.

1. **Deriváty vzniklé substitucí kyslíku:**

**Peroxokyseliny:**

$\begin{array}{c} HO \\ \diagdown \\ S \\ \diagup \\ HO \end{array}$	$H-O-O-\begin{array}{c} O \\ \diagdown \\ S \\ \diagup \\ O \end{array}$	$H_2S_2O_8$	kyselina peroxodisírová
	$H-O-\begin{array}{c} O \\ \diagdown \\ S \\ \diagup \\ O \end{array}$	$HNO_4$	kyselina peroxodusičná
kyselina sírová	kyselina peroxosírová	$H_2CO_4$	kyselina peroxouhličitá

**Thiokyseliny:** odvozujeme od oxokyselin záměnou kyslíku sírou  
 $H_2S_2O_3$  kyselina thiosírová       $H_3AsS_3$  kyselina trithioarsenitá

## 2. Deriváty vzniklé substitucí -OH skupiny:

Druh atomů skupin vázaných na centrální atom se vyjadřuje předponou v přídavném jménu názvu kyseliny:

Názvy substituentů:

	předpona		předpona		předpona		předpona
- F	fluoro-	- Br	bromo-	- NH <sub>2</sub>	amido-	= N	nitrido-
- Cl	chloro-	- I	jodo-	= NH	imido-		

$NH_2SO_3H$  kyselina amidosírová

$HSO_3F$  kyselina fluorosírová

$NH(SO_3H)_2$  kyselina amido-bis(sírová)

$N(SO_3H)_3$  kyselina nitrido-tris(sírová)

**Některé neutrální a elektro pozitivní atomové skupiny obsahující kyslík:**

	název		název		název		název
CO	karbonyl	NO <sub>2</sub>	nitryl	SO <sub>2</sub>	sulfuryl	UO <sub>2</sub>	uranyl (1+) příp. (2+)
NO	nitrosyl	SO	thionyl	CrO <sub>2</sub>	chromyl	VO	vanadyl (1+) příp. (2+)

Příklady:

COCl<sub>2</sub> chlorid kربonylu

PSCl<sub>3</sub> chlorid thiofosforylu

SO<sub>2</sub>NH imid sulfurylu

NOS sulfid nitrosylu

NO<sub>2</sub>HS<sub>2</sub>O<sub>7</sub> hydrogendisíran nitrilu

UO<sub>2</sub>(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub> diamid uranylu

### Názvosloví podvojných solí, smíšených solí, podvojných oxidů a hydroxidů

sloučeniny, které obsahují v molekule při společném kationtu různé anionty nebo naopak různé kationty vázané na stejný aniont.

**Kationty:** kationty se v názvu uvádějí s výjimkou vodíku v pořadí rostoucích oxidačních čísel kationtů, při stejném oxidačním čísle v abecedním pořadí symbolů prvků, víceatomové kationty se uvádějí poslední.

KMgF<sub>3</sub> fluorid draselno-hořečnatý

NaTI(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> dusičnan sodno-thaltný

Na<sub>2</sub>Mg(CO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> uhličitan disodno-hořečnatý

NaNH<sub>4</sub>HPO<sub>4</sub> hydrogenfosforečnan sodno-amonný

**Anionty:** anionty se v názvu uvádějí v abecedním pořadí symbolů prvků resp. centrálních atomů aniontů. Názvy jednotlivých aniontů se oddělují pomlčkou

Na<sub>6</sub>ClF(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> chlorid-fluorid-bis(síran) hexasodný

Cu<sub>3</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>F<sub>2</sub> bis(uhličitan)-difluorid triměďnatý

Ca<sub>3</sub>F(PO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> fluorid-tris(fosforečnan) pentavápenatý

### Podvojně oxidy a hydroxidy:

AlO(OH) oxid-hydroxid hlinitý

Ca<sub>2</sub>Al(OH)<sub>7</sub> · H<sub>2</sub>O hydrát heptahydroxidu vápenato-hlinitého

MgTiO<sub>3</sub> trioxid hořečnato-titaničitý

### Krystalosolváty:

Počet molekul rozpouštědla v solváttech se vyjádří číselnou předponou. Název sloučeniny se uvádí v 2. pádu

BaCl<sub>2</sub> · 2H<sub>2</sub>O dihydrát chloridu barnatého

NaBO<sub>2</sub> · H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> peroxohydrát boritanu sodného

CaSO<sub>4</sub> · 1/2 H<sub>2</sub>O hemihydrát síranu vápenatého

### Názvosloví koordinačních sloučenin

Koordinační sloučenina (částice) popř. komplex je molekula popř. iont, v němž jsou k centrálnímu atomu M vázány další atomy popř. skupiny atomů, tzv. ligandy L<sub>n</sub> tak, že jejich počet převyšuje oxidační číslo atomu M.

**koordinační číslo:** počet ligandů vázaných koordinačně kovalentní vazbou na centrální atom

Pozn.: ligandy mohou být jednovazné, dvojevazné, trojevazné ...

komplex, v němž je vícevazný ligand vázán alespoň donorovými atomy k témuž centrálnímu atomu, nazýváme **chelát**.



## Obecná pravidla:

1. V názvu koordinační sloučeniny se na prvním místě (stejně jako u jednoduchých sloučenin) uvádí podstatné jméno (název aniontu). Název kationtu má tvar přídatného jména. V názvu jakékoliv komplexní částice se udává nejprve počet ligandů řeckou nebo latinskou číslovkou, následuje název ligandu a název centrálního atomu, jehož zakončení je určeno oxidačním číslem.
2. Vzorec koordinační částice se dává do hranaté závorky.
3. Číslovkové předpony používáme jednoduché, teprve u složitějších ligandů používáme předpon násobných a ligand dáváme do kulatých závorek.
4. Obsahuje-li komplex více druhů ligandů, řadí se podle abecedního pořadí a oddělují se navzájem pomlčkou, poslední ligand se od názvu centrálního atomu již neodděluje.
5. Je-li oxidační číslo centrálního atomu rovno nule, je název centrálního atomu v 1. nebo 2. pádě bez koncovky. U záporných oxidačních čísel má centrální atom koncovku -id.
6. Komplex může obsahovat komplexní kationt nebo komplexní aniont, popřípadě komplexní kationt i aniont. Je-li komplexní částice bez náboje (komplexní neelektrolyt), avšak oxidační číslo centrálního atomu je nenulové, tvoříme název přídatným jménem + komplex.
7. pokud to vyžaduje jednoznačnost názvu, píšeme za název komplexní částice do kulaté závorky buď oxidační číslo centrálního atomu římskou číslicí nebo arabskou číslicí náboj celé částice.

## ANIONTOVÉ LIGANDY

Vzorec	iont	ligand	Vzorec	iont	ligand
F <sup>-</sup>	fluorid	<b>fluoro</b>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	siřičitan	sulfito
Cl <sup>-</sup>	chlorid	<b>chloro</b>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	thiosíran	thiosulfato
Br <sup>-</sup>	bromid	<b>bromo</b>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	uhličitan	karbonato
I <sup>-</sup>	jodid	<b>jodo</b>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	fosforečnan	fosfato
O <sup>2-</sup>	oxid	<b>oxo</b>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	dihydrogenfosforečnan	dihydrogenfosfato
OH <sup>-</sup>	hydroxid	<b>hydroxo</b>	HPO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	fosforitan	fosfito
O <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	peroxid	peroxo	H <sub>2</sub> PO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	fosforan	hypofosfito
H <sup>-</sup>	hydrid	<b>hydrido</b>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	dusitan	nitrito
S <sup>2-</sup>	sulfid	<b>thio</b>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	dusičnan	nitrato
S <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	disulfid	disulfido	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	octan	acetato
HS <sup>-</sup>	hydrogensulfid	merkaptio	CH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub> COO <sup>-</sup>	glycinát	glycinato
CN <sup>-</sup>	kyanid	<b>kyano</b>	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	oxalát	oxalato
SCN <sup>-</sup>	rhodanid (thiokyanatan)	rhodano (thiokyanato)	(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> (CO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	jantaran (sukcinát)	sukcinato
CH <sub>3</sub> O <sup>-</sup>	methoxid	methoxo	CH <sub>3</sub> COCO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	pyruvát	pyruvato
CH <sub>3</sub> S <sup>-</sup>	methanthiolát	methanthiolato	CH <sub>3</sub> CONH <sup>-</sup>	acetamid	acetamido
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	síran	<b>sulfato</b>			

## NEUTRÁLNÍ LIGANDY

H <sub>2</sub> O	<b>aqua</b>	CO	<b>karbonyl</b>	N <sub>2</sub>	dinitrogen
NH <sub>3</sub>	<b>ammin</b>	NO	nitrosyl	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	ethylen

### Příklady:

K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	hexakynoželezitan draselný (tridraselný)	Na[Co(CO) <sub>4</sub> ]	tetrakarbonylkobaltid (1-)sodný
K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	hexakynoželeznatan draselný	[Cr(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> H <sub>2</sub> OCl]SO <sub>4</sub>	síran tetraammin-aqua-chlorochromitý
K <sub>4</sub> [Ni(CN) <sub>4</sub> ]	tetrakyanonikl (4-) tetradraselný (draselný)	[Cr(H <sub>2</sub> O) <sub>4</sub> Cl <sub>2</sub> ][SbCl <sub>6</sub> ]	hexachloroantimoničnan tetraaqua-dichlorochromitý
[Ni(CO) <sub>4</sub> ]	tetrakarbonylnikl	[Pt(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> Br <sub>2</sub> ]	diammin-dibromoplatnatý komplex
[Co <sub>2</sub> (CO) <sub>8</sub> ]	oktakarbonyl dikobalt	Na <sub>3</sub> [Ag(S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ]	bis (thiosulfato)stříbrnan (3-)sodný
[Co <sub>2</sub> (CO) <sub>8</sub> ]	oktakarbonyl dikobaltu		

# ANORGANICKÁ CHEMIE

## VODÍK (H - HYDROGENIUM)

Z	Značka prvku	A <sub>r</sub>	Teplota		Elektro-negativita	Ox. číslo
			tání / °C	varu / °C		
1	H	1,0079	- 259,2	252,6	2,2	- I, O, I

První člen periodické tabulky, nejmenší at. poloměr, nejjednodušší elektronová konfigurace  $1s^1$

Známý tři izotopy:

$^1_1\text{H}$  - lehký vodík (protium)

$^2_1\text{H}$  - těžký vodík (deuterium)

$^3_1\text{H}$  - tritium; je radioaktivní

### Výskyt

Vodík je **nejrozšířenější prvek ve vesmíru a třetí nejrozšířenější prvek na Zemi.**

**volný** - sopečné plyny, zemní plyn, atmosféry hvězd

**vázaný** - voda, organické a anorganické látky, biogenní prvek

### Vlastnosti

Vodíkový atom má **velkou ionizační energii** (1 311 kJ/mol); proto se **podobá více halogenům než alkalickým kovům**



odtržením elektronu  $1s$  dostaneme **proton, není stálý,**

**váže se na jiné částice** ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ )  $\text{H}^+ : 1s \underline{\hspace{1cm}}$

**typický nekov**, elektronegativita  $X=2,2$ ; tvoří vazby nepolární ( $\text{H}_2$ ) nebo polární (HCl)

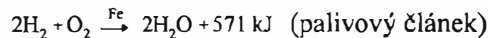
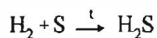
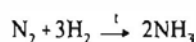
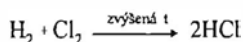
**tvoří vodíkové můstky s N, O, F**

**molekulový vodík poměrně stabilní, málo reaktivní** - vysoká hodnota vazebné energie  $\text{H}-\text{H}$  ( $436 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

**plyn bezbarvý, bez chuti a bez zápachu**

### Chemické vlastnosti

**Vysoká hodnota vazebné energie  $\text{H}_2$  je příčinou jeho poměrně malé reaktivnosti. S většinou prvků proto reaguje vodík pouze za zvýšené teploty, popř. za přítomnosti katalyzátorů (Pt, Pd, Raneyův nikl)**



**Vodík má schopnost slučovat se s kyslíkem vázaným v oxidech  $\Rightarrow$  redukční vlastnosti vodíku:  $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$**

Technologicky významná je reakce vodíku s CO, při které lze vhodnou volbou reakčních podmínek připravit různé organické sloučeniny, např.  $\text{CO} + 2\text{H}_2 \xrightarrow[\text{CeO}_2]{\text{ZnO}} \text{CH}_3\text{OH}$

Rozštěpením vazby v molekulovém vodíku vzniká atomový vodík H - **vodík ve stavu zrodu (singletový). Velmi reaktivní, silné redukční vlastnosti, reaguje s celou řadou látek již za nízkých teplot**

### Laboratorní příprava

① **reakce neušlechtilých kovů s neoxidujícími kyselinami, popř. hydroxidy**  
 $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$        $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$

② **reakcí  $s^1$  a  $s^2$  prvků s vodou**  
 $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

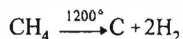
③ **elektrolýzy vody obsahující malé množství  $H_2SO_4$  nebo NaOH**

④ **reakcí vodní páry se železem**

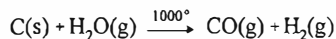


**Průmyslová výroba**

① **termický rozklad methanu**



② **reakce vodní páry s rozžhaveným koksem**



③ reakce vodního plynu s vodní párou za přítomnosti katalyzátorů při  $t = 300^\circ C$  se získá velmi čistý vodík, který se používá např. ke ztužování tuků  
 $CO + H_2 + H_2O(g) \rightarrow CO_2 + 2H_2$

④ **vedlejší produkt při elektrolýze vodného roztoku NaCl (výroba NaOH)**

**Použití**

- uchovává se v ocelových lahvích označených červeným pruhem
- redukční činidlo** (získávání těžko vyredukovatelných kovů)
- dřívě ke svařování
- palivo budoucnosti - „TOKAMAK“

- výroba  $NH_3$ ,  $CH_3OH$ , dusíkatých hnojiv,  $HNO_3$**
- odstraňování síry z ropy
- ztužování tuků**

**SLOUČENINY**

anorganické - např. kyseliny, hydroxidy, hydridy

organické - uhlovodíky, jejich deriváty, přírodní látky

**HYDRIDY** - binární sloučeniny vodíku

a) **iontové (sloučeniny vodíku s prvky  $s^1$  a  $s^2$  ( $NaH$ ,  $CaH_2$ ))**

iontová vazba - vysoké b. tání, reagují s vodou, pevné látky  $H^- + H_2O \rightarrow H_2 + OH^-$

b) **kovalentní (sloučeniny vodíku s prvky  $p^1 - p^5$  ( $PH_3$ ,  $B_2H_6$ ))**

vlastnosti závisí na polaritě jejich vazeb, popř. na přítomnosti volného el. páru na atomu nekovu

např. **slabě polární vazba - vesměs plyny, nereagují s vodou**

**polární vazba - reagují s vodou**



c) **kovové - sloučeniny vodíku většinou s přechodnými prvky**, např. Ti, Zr, Hf mají proměnlivé složení, kovový vzhled, vodivé popř. polovodivé

d) **hydridové komplexy** např.  $Na[AlH_4]$  - tetrahydridohlinitan sodný  
 užívají se např. jako **redukční činidla** pro organické syntézy

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Id	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

↑  
iontové

↑  
kovové

↑  
kovalentní

Základní rozdělení hydridů prvků podle charakteru vazby

**VODA** – nejběžnější a nejrozšířenější chemická sloučenina

- 3 skupenství**: vodní pára; voda; led
- vyskytuje se i **vázaná v některých sloučeninách**:  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
- význam pro život**, koloběh vody

- vzhledem ke struktuře, polaritě chemických vazeb je **molekula vody polární** (nenulový výsledný dip. moment)
- anomálie vody**, vysoká měrná tep. kapacita, velké povrchové napětí
- vodíkové můstky**

## Chemické vlastnosti

patří mezi **nejstálější sloučeniny**, rozkládá se až za vysokých teplot

- reaguje s reaktivními  $s^1$  a  $s^2$  prvky (př. Na, Ca)
- reakce s oxidy ( $SO_3$ , CaO, ZnO)
- reaguje za vysokých teplot (vodní pára) s Fe i koroze
- hydrolyza solí (př.  $NaHCO_3$ )
- protolýza vody i acidobazické vlastnosti

### Voda jako rozpouštědlo:

- a) **rozpuštění iontových sloučenin** (př. NaCl) (dochází k elektrolytické disociaci)
- b) **rozpuštění sloučenin nepolárních (glukóza)** - jednotlivé molekuly jsou obklopeny velkým počtem molekul vody; **neštěpí se na ionty** - roztok je neelektrolyt

**Voda jako prostředí:** transport živin a odpadních látek, reakce probíhají v roztocích

**Čistota vody:** voda pitná      užitková voda      úprava vody

### Tvrdość vody:

- a) **přechodná (způsobená  $Ca(HCO_3)_2$ ,  $Mg(HCO_3)_2$ )** - lze odstranit varem
- b) **trvalá ( $CaSO_4$ ,  $MgSO_4$ )** varem se nemění; lze odstranit pomocí iontoměníčů, sodou

## KYSLÍK

Z	Značka prvku	$A_r$	Teplota		Elektro-negativita	Ox. číslo
			tání / °C	varu / °C		
8	O	15,999	- 218	- 183	3,5	- II, -I

První člen chalcogenů; pro své odlišné vlastnosti se ale uvádí odděleně

**tři izotopy:**  $^{16}_8O$  (99,78 % v přírodě),  $^{17}_8O$ ,  $^{18}_8O$

**el. konfigurace:**  $[He]2s^2 2p^4$  - **nestabilní**, snaží se získat stabilnější el. konfiguraci ...  $2s^2 2p^6$  (konfigurace Ne)

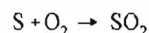
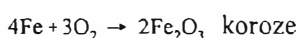
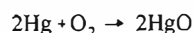
**Chybějící dva elektrony může atom kyslíku ve sloučeninách získat několika způsoby:**

- $O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$  (CaO)
- vytvořením dvou jednoduchých nebo jedné dvojné kovalentní vazby ( $H_2O$ ,  $CO_2$ )
- vytvořením jednoduché vazby a přijmutím jednoho elektronu  $OH^-$  (NaOH)

**Výskyt** **Nejrozšířenější prvek na Zemi (atmosféra 21%),** hydrosféra v zemské kůře - ve formě minerálů, popř. hornin, **biogenní prvek, potřebný k dýchání; volný  $O_2$ ,  $O_3$ ; vázaný** - nejčastěji  $O^{2-}$  ( $CO_3^{2-}$ ,  $SO_4^{2-}$ , živce ...)

**Vlastnosti** **Vysoce reaktivní plyn, bez barvy, chuti a zápachu.** Rozpouští se v malém množství ve vodě ( $3,08 \text{ cm}^3$  ve  $100 \text{ cm}^3$  vody za standardních podmínek). S rostoucí teplotou rozpustnost ve vodě klesá; rovněž rozpustnost ve slané vodě je nižší.

Kondenzuje na namodralou kapalinu. **Vzhledem k nestabilní el. konfiguraci vytváří kyslík sloučeniny téměř se všemi prvky.**

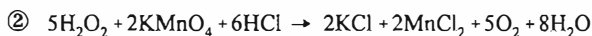
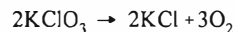
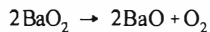
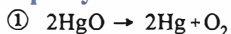


**Molekulový kyslík za vyšších teplot oxiduje přímo většinu prvků, přičemž tyto reakce jsou silně exotermní.** Silnější oxidační činidlo je ozón.

- oxidace:**
- pomalá** (dýchání, koroze) probíhá za nízkých teplot
  - za vyšších teplot** probíhá rychleji (exotermická reakce)
  - hoření** - prudká oxidace, doprovázená tepelným i světelným zářením

## Laboratorní příprava

### tepelný rozklad některých kyslíkatých sloučenin



## Průmyslová výroba

destilace zkapalněného vzduchu

elektrolýza vody

## Použití

- dodává se v ocelových lahvích, označených modrým pruhem
- hutnictví, **svařování a řezání kovů**, lékařství - **dýchací přístroje**, kapalný kyslík - **raketové palivo**
- v průmyslu se používá k výrobě např. formaldehydu, acetaldehydu,  $\text{HNO}_3$

## OZÓN: alotropická modifikace, velmi reaktivní ( $\text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \text{O}$ )

Ozón vzniká všude tam, kde se vytváří atomový kyslík (např. tichý elektrický výboj, UV záření)  $\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{O}_3$

## Vlastnosti

- bakteriocidní (ozonizace pitné vody)
- ve vyšších koncentracích zdraví škodlivý
- pohlcuje UV záření (ozonoféra)
- silné oxidační účinky:  $\text{PbS} + 2\text{O}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{O}_2$
- reakcí se suchými práškovými MOH vznikají ozonidy  
 $5\text{O}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{KO}_3 + 5\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- váže se snadno na nenasycené org. sloučeniny, může způsobit nežádoucí zesíťování pryží (materiál se stává křehčí, láme se)
- váže se na alkeny ... ozonolýza - důkaz polohy dvojně vazby

## SLOUČENINY

### OXIDY: podvojně sloučeniny kyslíku, v nichž je kyslík v ox. č. $\text{O}^{-II}$ ( $\text{O}^{-II}\text{F}_2^{-1}$ ... difluorid kyslíku)

Dělení: A) podle charakteru vazeb:

- iontové (oxidy  $s^1$  a  $s^2$  prvků)** netěkavé, vysoké b.t., **rozpuštěné ve vodě**
- kovalentní** - kovalentní vazba, skládají se z molekul, popř. mají polymerní strukturu  
**molekulové** ( $\text{CO}$ ,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ) - těkavé, plynné nebo kapalné  
**s atomovou strukturou** ( $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) - málo těkavé, vynikají tvrdostí

B) podle chem. reakcí s vodou, kyselinami, hydroxidy

- kyselinotvorné** např. **molekulové oxidy** ( $\text{CO}_2$ ) a **oxidy kovů s ox. číslem vyšším než V** ( $\text{Mn}_2\text{O}_7$ )
  - s vodou se slučují na kyslíkaté kyseliny  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
  - ve vodě nerozpustné oxidy reagují se zásadami a poskytují soli  $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- zásadotvorné** - **iontové oxidy** a **oxidy kovů s ox. číslem menším než IV**.
  - s vodou se slučují na hydroxid  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
  - ve vodě nerozpustné poskytují s kyselinami soli  $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- amfoterní oxidy** - **oxidy kovů s atomovou strukturou, s nižšími ox. čísly**, reagují s kyselinami i hydroxidy  $\text{ZnO} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$   $\text{ZnO} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$
- netečné** ( $\text{CO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ) nereagují s vodou ani s kyselinami a zásadami

Charakter oxidů se mění v závislosti na postavení prvků v periodické tabulce.

Např. v periodách se charakter oxidů mění od silně bazických přes slabě bazické

bazické, amfoterní, slabě kyselé, silně kyselé  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$

kyselost stoupá se zvyšujícím se ox. číslem  $\text{MnO} < \text{MnO}_2 < \text{Mn}_2\text{O}_7$

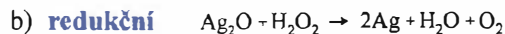
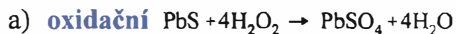
v hlavních skupinách vzrůstá bazičita oxidů se vzrůstem at. čísla  $\text{BeO} < \text{MgO} < \text{CaO} < \text{SrO} < \text{BaO}$

## PEROXID VODÍKU ox. číslo $\text{O}_2^{-II}$ peroxovazba

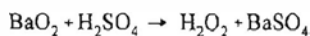
## Vlastnosti

bezbarvá kapalina; **za normální teploty se velmi pomalu rozkládá**, působením některých látek (např. burel  $\text{MnO}_2$ ) se rozkládá explozivně, naopak  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - rozklad zpomaluje  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}$

H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> má oxidační i redukční účinky:



### Laboratorní příprava



### Použití

- bělicí, dezinfekční prostředek, 3% roztok se užívá v lékařství
- peroxidy ( CaO<sub>2</sub> )

## p-PRVKY

### VZÁCNÉ PLYNY – p<sup>0</sup> prvky

He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

- velmi málo reaktivní He: 1s<sup>2</sup>, ostatní ns<sup>2</sup>np<sup>6</sup> – mimořádně stabilní el. konfigurace
- jednoatomové molekuly
- neexistují sloučeniny He, Ne (oba netvoří valenční excitovaný stav)

### Výskyt

v malém množství se vyskytují v atmosféře Země, nejvíce zastoupen Ar 1,28%; nejméně Xe 3,6 · 10<sup>-5</sup>%, Rn 4 · 10<sup>-17</sup>%

- ve vesmíru nejrozšířenější He (atmosféra Slunce)
- získávají se jako vedlejší produkty při frakční destilaci kapalného vzduchu

### Vlastnosti

těžko zkvalnitelné (nízké teploty tání v důsledku velmi slabých přitažlivých sil mezi jednoatomovými molekulami)

### SLOUČENINY

nejvíce sloučenin tvoří Xe; ve sloučeninách má ox. číslo II, IV, VI, VIII.  
Př.: XeF<sub>4</sub>, XeO<sub>3</sub>, Na<sub>4</sub>XeO<sub>6</sub>, XeF<sub>2</sub>, XeF<sub>6</sub>.

### Užití

- He** – používá se pro dosažení nízkých teplot, varem kapalného He lze dosáhnout nejnižší teploty 0,003K  
– plnění osvětlovacích trubic, výbojky
- Ar, He** – vytvoření ochranné atmosféry při svařování Al, Mg

### HALOGENY – p<sup>5</sup> prvky

F, Cl, Br, I, At

Z	Značka prvku	A <sub>r</sub>	Elektronová konfigurace	Teplota		Elektro-negativita	Ox. číslo	Oxidy	Oxokyseliny
				tání °C	varu °C				
9	F	19,00	2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	-219,6	-187,5	4,0	-I, O	—	—
17	Cl	35,45	3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	-101,0	-34,1	3,0	-I, O, I, III, IV, V, VII	Cl <sub>2</sub> O, ClO <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> O <sub>6</sub> , Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	HClO, HClO <sub>2</sub> HClO <sub>3</sub> , HClO <sub>4</sub>
35	Br	79,90	4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	-7,3	+58,8	2,8	-I, O, I, III, V, VII	Br <sub>2</sub> O, BrO <sub>2</sub> , BrO <sub>3</sub>	HBrO, HBrO <sub>3</sub>
53	I	126,90	5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>	+113,7	+184,5	2,45	-I, O, I, III, V, VII	I <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , I <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	HIO, HIO <sub>3</sub> , H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>
85	At	—	6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup>	—	—	2,2	-I, O, I, III, V, VII	—	—

## Charakteristika

- 7 valenčních elektronů, **nestálá el. konfigurace (velmi reaktivní)**, snaha přijmout jeden elektron a získat konfiguraci nejbližšího vzácného plynu ( $ns^2np^6$ )
- s **rostoucím Z klesá elektronegativita** (F nejelektronegativnější prvek vůbec)
- s klesající hodnotou elektronegativity se mění vlastnosti halogenů a jejich sloučenin, klesá jejich reaktivita

## Výskyt

- volné se nevyskytují** (nestabilní el. konfigurace, velmi reaktivní)
- vázané**

$CaF_2$  kazipec (fluorit)

$Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaX_2$  apatit (X=F, Cl)

$KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$  karnalit

KCl sylvín

$Na_3AlF_6$  kryolit

**v mořské vodě** – rozpuštěné  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$  (např. NaCl)

## Vlastnosti

$Cl_2$ ,  $F_2$  – jedovaté žlutozelené těkavé plyny

$Br_2$  – červenohnědá kapalina

$I_2$  – fialové šupinaté krystalky kovového lesku, **snadno sublimují**

- všechny jedovaté, dráždivé účinky, v plynném stavu tvoří molekuly  $X_2$**
- kromě  $I_2$  všechny rozpustné ve vodě** ( $I_2$  se rozpouští v KI tzv. Lugolův roztok)
- 5% roztok  $I_2$  v etanolu – jodová tinktura
- rozpustnost halogenů klesá s rostoucí molární hmotností halogenu**

## Chemické vlastnosti

**velmi reaktivní, s rostoucím Z jejich reaktivnost klesá**

- slučují se přímo s většinou kovů i nekovů**  $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$ ;  $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$
- halogen s nižším Z oxiduje z halogenidů halogen s vyšším Z**  
 $2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl + Br_2$  Pozn.: Cl má vyšší elektronegativitu, proto má větší snahu získat elektronový oktet ( $Cl^-$ )
- halogen s vyšším Z redukuje halogen s nižším Z z jeho kyslíkatých solí**  
 $I_2 + 2NaClO_3 \rightarrow 2NaIO_3 + Cl_2$  ( $I_2$  působí jako redukční činidlo).

## Příprava, výroba

Halogeny se vyrábějí oxidací halogenidů:  $2X^- - 2e^- \rightarrow X_2$

- oxidací lze provést působením ox. činidel ( $KMnO_4$ ,  $MnO_2$ ,  $CaOCl_2$ )**  
 $4HCl + MnO_2 \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O$
- elektrolýzou vodného roztoku NaCl ( $Cl_2$  se vylučuje na anodě)**

## Užití

$F_2$  – **výroba freonů** (př.  $CCl_2F_2$ ) – chladicí kapaliny, hnací plyny ve sprejích, výroba plast. hmot

$Cl_2$  – chem. technologie, **výroba plastických hmot (PVC), sterilace pitné vody**

$Br_2$  – chem. technologie

$I_2$  – lékařství, **jodová tinktura** 5% roztok v alkoholu

Halogeny jsou obsaženy v bojových otravných látkách (fosgen, yperit)

## SLOUČENINY HALOGENŮ

**A: Bezokyslíkaté sloučeniny**

**Halogenovodíky:** HX (HF, HCl, HBr, HI)

- vodné roztoky – halogenovodíkové kyseliny, síla kyselin roste s rostoucím Z**  $HCl < HBr < HI$   
(Pozn.: kyselina fluorovodíková nejslabší kyselina – vodíkové můstky)

**Halogenidy:** – **iontové** (halogenidy kovů s nízkou elektronegativitou, př. NaCl, KCl)

– **nekovů** (př. CCl<sub>4</sub>, SiCl<sub>4</sub>) – většinou **těkavé, nerozpustné ve vodě, nebo se vodou rozkládají:**

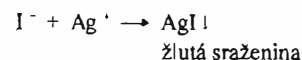
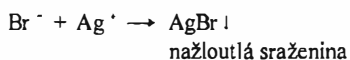
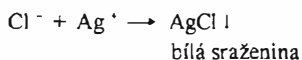


**Výroba halogenidů:** a) **přímá syntéza z prvků:**  $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$

b) **rozpuštěním kovů v kyselinách:**  $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$

c) **srážením**  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + 2\text{HNO}_3$

**Analytický důkaz Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>:** pomocí AgNO<sub>3</sub>



### Příprava HCl



### Výroba HCl

**1. fáze:** výroba **plynného chlorovodíku:**  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$  – exotermní reakce, nutno chladit

**2. fáze:** vyrobený **chlorovodík** se nejprve zchladí a potom se **rozpuští ve vodě**

### Vlastnosti HX

HCl: **koncentrovaná w=0,38, nemá oxidační účinky**, používá se v chemickém průmyslu, složka žaludečních šťáv

**HF:** středně silná kyselina, **leptá sklo**

### B: Kyslíkaté sloučeniny

**Oxidy:** a) **chloru:** velmi reaktivní, nestálé; nejstálější Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> – olejovitá kapalina

b) **bromu:** stabilní jen při nízkých teplotách

c) **jodu:** nejdůležitější I<sub>2</sub>O<sub>5</sub> – bílá krystalická látka

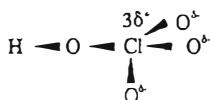
### Oxokyseliny:

a) **chloru:** HClO<sub>4</sub>, HClO<sub>3</sub>, HClO<sub>2</sub>, HClO

HClO<sub>4</sub> – nejstálější, nejsilnější

HClO – nejslabší kyselina

Pozn.: Síla oxokyselin chloru závisí na počtu atomů kyslíku v molekule – zvyšuje se polarita vazby



Od všech kyselin lze připravit krystalické soli: **stálost solí stoupá od chlornanů k chloristanům.**

b) **bromu:** HBrO, HBrO<sub>3</sub> – tvoří soli bromnany, bromičnany – **ox. činidla**

c) **jodu:** HIO<sub>3</sub> – stálější než HClO<sub>3</sub> a HBrO<sub>3</sub>

H<sub>5</sub>IO<sub>6</sub> – tvoří bezbarvé krystalky, rozplývají se na vlhkém vzduchu

### C: Vzájemné sloučeniny halogenů

Halogeny tvoří rozmanité sloučeniny, a to **tím ochotněji, čím jsou od sebe v PTP více vzdáleny**

např. BrF<sub>3</sub>, IF<sub>3</sub>, IF<sub>7</sub> atd.

### Významné sloučeniny halogenů:

HClO – ox. činidlo, bělicí účinky

CaOCl<sub>2</sub> (chlorové vápno) – **ox. činidlo, bělicí prostředek pro textil, papír, dezinfekční prostředek**

HClO<sub>2</sub> – nestálá, ox. činidlo



- HClO<sub>3</sub> – silná jednoxytná kyselina, ox. činidlo  
 NaClO<sub>3</sub> – ox. činidlo, hubení plevele  
 KClO<sub>3</sub> – výroba třaskavin
- HClO<sub>4</sub> – bezbarvá kapalina, **nejstálejší kyselina chloru, patří mezi nejsilnější kyseliny vůbec**, praktický význam mají její soli KClO<sub>4</sub>, NH<sub>4</sub>ClO<sub>4</sub> užívané v **pyrotechnice, kde nahrazují nebezpečné ClO<sub>3</sub><sup>o</sup>**
- HF – leptá sklo:  $6HF + SiO_2 \rightarrow H_2SiF_6 + 2H_2O$
- AgBr – **fotografická emulze**
- KI – **jodometrie, přísada v kuchyňské soli**
- KI<sub>3</sub> – **Lugolův roztok, analytická chemie**

## CHALKOGENY (rudotvorné) – p<sup>4</sup> prvky

O, S, Se, Te, Po

Z	Značka prvku	Název prvku	A <sub>r</sub>	Teplota		Elektronegativita	Ox. číslo
				tání °C	varu °C		
16	S	Síra	32,06	119	444,6	2,6	-II, II, IV, VI
34	Se	Selen	78,96	220,2	684,8	2,4	-II, II, IV, VI
52	Te	Telur	127,6	452	1390	2,1	-II, II, IV, VI
84	Po	Polonium	209,0	254	932	2,0	-II, 0, IV, VI

## Charakteristika

- ve valenčních orbitalech** – 6 valenčních elektronů; **ns<sup>2</sup> np<sup>4</sup>**
- odlišný charakter od kyslíku** (plyn, ox. číslo O<sup>-II</sup>, O<sub>2</sub><sup>-II</sup>); chalkogeny (pevné látky, ox. číslo -II až VI; počet vazeb chalkogenů se zvyšuje přispěním nd orbitalů – chalkogeny tvoří valenční excitované stavy: S <sup>4</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>3</sup>3d<sup>1</sup>  
S <sup>4</sup>3s<sup>1</sup>3p<sup>3</sup>3d<sup>2</sup>)
- s rostoucím Z klesá elektronegativita, stoupá kovový charakter (S–nekov, Se, Te – polokovy, Po–kov)

## Výskyt

- Síra** – **volná** (v blízkosti sopek, doly např. Polsko, Sicílie)  
 – **vázaná** PbS – galenit, ZnS – sfalerit, FeS<sub>2</sub> – pyrit  
 CaSO<sub>4</sub> · 2H<sub>2</sub>O – sádrovec, CuFeS<sub>2</sub> – chalkopyrit  
**sopečné plyny** – H<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>; bílkoviny (**biogenní prvek**)

- Se, Te** – v přírodě vzácné  
**Po** – obsaženo v uranové rudě, radioaktivní

## Vlastnosti síry

- vyskytuje se v několika alotropických modifikacích:**  
 za obvyčejné teploty – síra **kosočtverečná** (S<sub>8</sub>); při 95°C přechází na síru **jednoklonnou** (S<sub>β</sub>), obě tyto modifikace vytváří molekuly S<sub>8</sub>, zahříváním nad 119°C vzniká **kapalná síra**; zahříváním kapalné síry vznikají hnědé **páry** složené z molekul S<sub>8</sub>, S<sub>6</sub>, S<sub>4</sub>, S<sub>2</sub>; ochlazením par vzniká **sírný květ** (žlutý prášek); prudkým ochlazením kapalné síry vzniká síra **plastická (amorfní)**
- středně reaktivní látka; slučuje se téměř se všemi prvky přímo;** s kovy často za uvolnění tepla; s Cu, Ag reaguje již za obvyčejné teploty; za zvýšené teploty reaguje např. s Cl<sub>2</sub>, P.

**Síra má jak oxidační, tak i redukční vlastnosti:**

**oxidační vlastnosti:** Fe + S → FeS

**redukční vlastnosti:** S + 2HNO<sub>3</sub> → H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + 2NO

- slučuje se s H<sub>2</sub>:** H<sub>2</sub> + S → H<sub>2</sub>S
- na vzduchu hoří:** S + O<sub>2</sub> → SO<sub>2</sub>

## Užití síry

- výroba střelného prachu, zápalek
- desinfekční prostředek „síření sudů“ (popř. včelích plástů)
- vulkanizace kaučuku
- sírné masti, sírné mléko – prostředek proti kožním chorobám
- chemické technologie (výroba  $H_2SO_4$ ,  $CS_2$ )

**Se** – polovodič; šedý selen se používá ve fotočláncích; v usměrňovačích

## SLOUČENINY

**A: bezkyslíkaté**

### Sulfan, sulfidy

**$H_2S$** : – prudec jedovatý plyn, zápachem připomíná zkažené vejce, vzniká při rozkladu bílkovin

**Příprava:**  $FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S$

na vzduchu hoří modrým plamenem  $2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2H_2O + 2SO_2$

má silné redukční účinky  $H_2SO_4 + H_2S \rightarrow S + SO_2 + 2H_2O$

rozpouští se ve vodě za vzniku slabé dvojsytné kyseliny sirovodíkové („sulfanová voda“)

od kyseliny sirovodíkové se tvoří dvě řady solí:  $M_2^I S$  (sulfidy),  $M^I HS$  (hydrogenosulfidy)

sulfidy kovů (s výjimkou  $s^I$  kovů) jsou ve vodě nerozpustné, často charakteristicky zbarvené (užití analytické chemie) (př.  $CdS$  – žlutý,  $Ag_2S$  – černý,  $MnS$  – plet'ový)

hydrogenosulfidy jsou ve vodě rozpustné

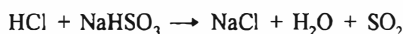
roztoky sulfidů alkalických kovů mají schopnost rozpouštět značné množství síry za tvorby polysulfidů  $M_2^I S_n$  (př.  $H_2S_4$  (tetrasulfan))

**B: kyslíkaté**

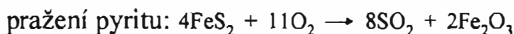
### Oxidy

**$SO_2$**  – bezbarvý jedovatý plyn štiplavého zápachu, vzniká hořením síry na vzduchu:  $S + O_2 \rightarrow SO_2$

### Laboratorní příprava



### Průmyslová výroba



### Vlastnosti

má oxidační i redukční účinky

**$SO_3$** : vzniká  $2SO_2 + O_2 \xrightarrow{\text{kat.}} 2SO_3$

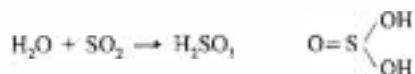
plynný – monomerní; pevný – tvořen trimerními cyklickými molekulami  $S_3O_9$

– ochotně reaguje s vodou za vzniku  $H_2SO_4$

– redukční účinky, redukuje např. organická barviva, má bělicí účinky

### Kyseliny

**$H_2SO_3$** :  $SO_2$  se rozpouští ve vodě za vzniku slabé dvojsytné kyseliny siřičité:

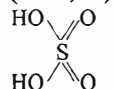


– tvoří dva typy solí:  $M^I HSO_3$  hydrogensířičitany

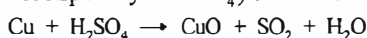
$M_2^I SO_3$  siřičitany (silné redukční účinky, snadno se oxidují na sírany)

**$H_2SO_4$** : silná dvojsytná kyselina; s vodou se míší v libovolném poměru (exotermní reakce) koncentrované  $H_2SO_4$

( $w=0,98$ )



a) **Koncentrovaná  $H_2SO_4$**  – oxidační vlastnosti; reaguje se všemi kovy kromě olova (pokrývá se nerozpustným  $PbSO_4$ ) a kromě  $Au$ ,  $Pt$ .



dehydratační účinky

b) **Zředěná H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** – **oxidační vlastnosti ztrácí, má vlastnosti silné kyseliny**



**Vlastnosti:** bezbarvá, olejovitá, silně hygroskopická kapalina, má silné dehydratační účinky (př. uhelnatění org. látek)

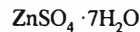
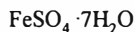
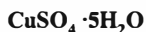
od H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> odvozujeme: **M<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> sírany (sulfáty)**

**M HSO<sub>4</sub> hydrogensírany**

**většina síranů (výjimka BaSO<sub>4</sub>, PbSO<sub>4</sub>) a hydrogensíranů je rozpustná ve vodě**  $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$  **bílý**  
(analytický důkaz SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, Ba<sup>2+</sup>)

většina síranů tvoří podvojně soli: př. KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·12H<sub>2</sub>O ... **kamenec**

některé **sírany obsahují krystalovou vodu: (tzv. skalice)**



**modrá skalice**

**zelená skalice**

**bílá skalice**

### Výroba H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – 3 etapy

1. **Výroba SO<sub>2</sub>:** a) oxidace síry:  $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

b) pražení pyritu:  $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$

### 2. Oxidace SO<sub>2</sub>:

a) kontaktní způsob  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{V}_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3$

b)  $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$   $\text{NO} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$  – zpět do výroby

3. **Rozpouštěním SO<sub>3</sub> v H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:**  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$   $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_4$

### Užití H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

základní průmyslová surovina, výroba průmyslových hnojiv (superfosfát, síran amonný), výroba barviv, viskózných vláken, elektrolyt do olověných akumulátorů, zpracování rud, ropných produktů

### Další oxokyseliny síry:

H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> kyselina thiosírová

H<sub>2</sub>S<sub>x</sub>O<sub>6</sub> kyselina polythionová

H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>8</sub> kyselina peroxodisírová

H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>2</sub> kyselina thiosířičitá

(př. H<sub>2</sub>S<sub>4</sub>O<sub>6</sub> – kyselina tetrathionová)

H<sub>2</sub>SO<sub>5</sub> kyselina peroxosírová

### V. skupina – p<sup>3</sup> prvky

**N, P, As, Sb, Bi**

Z	Značka prvku	A <sub>r</sub>	Elektronová konfigurace	Teplota		Elektronegativita	Ox. číslo
				tání °C	varu °C		
7	N	14,006	2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	-210	-195,8	3,00	-III, O, I, II, III, IV, V
15	P	30,973	3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	44,1	280	2,15	-III, O, I, III, IV, V
33	As	74,921	4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	817	633	2,00	-III, O, III, V
51	Sb	121,75	5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>	630	1635	2,10	-III, O, III, V
83	Bi	208,98	6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>	271	1560	1,80	-III, O, III, V

### Charakteristika

el. konfigurace ns<sup>2</sup> np<sup>3</sup>; **5 valenčních elektronů**; 3 nespárované elektrony možnost vázat tři atomy vodíku za vzniku hydridů MH<sub>3</sub>

- s rostoucím Z stoupá kovový charakter: N, P – nekovy; Sb, Bi – kovy, As – polokov, klesá celková reaktivita
- všechny  $p^3$  prvky mohou dosáhnout stabilní el. konfigurace nejbližšího vzácného plynu (společné sdílení tří elektronových párů)  $\Rightarrow M^{-III}$ ; mohou ale též odštěpit až pět elektronů a mít ve sloučeninách ox. číslo V
- s rostoucím Z klesá stálost sloučenin s ox. číslem V a roste stálost sloučenin s ox. číslem III
- dusík maximálně čtyřvazný (má jen s a p orbitály); ostatní prvky v důsledku volných nd orbitalů mohou být až šestivazné
- s rostoucím Z klesá kyselý charakter oxidů
- dusík plyn, ostatní pevné látky (za běžné teploty)

## DUSÍK

### Charakteristika

- ${}^7N: [He] 2s^2 2p^3$
- 4 valenční orbitály; **maximálně čtyřvazný**
  - snadno tvoří násobné vazby**  $N \equiv N$ ,  $C \equiv N$ ,  $N = O$
  - třetí nejelektronegativnější prvek** (po F, O)
  - ve všech sloučeninách s **vodíkem tvoří H-můstky** ( $NH_3$ , bílkoviny)

### Výskyt

- a) **volný: 78% ve vzduchu**
- b) **vázaný:  $NO_3^-$** , př.:  $NaNO_3$  – chilský ledek,  $KNO_3$  – ledek draselný  
v bílkovinách (**biogenní prvek**)

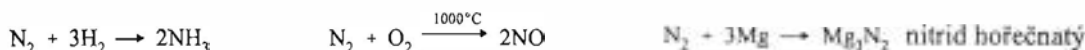
### Vlastnosti

- za normálních podmínek **bezbarvý plyn bez chuti a zápachu, lehčí než vzduch**, ve vodě méně rozpustný než kyslík

#### molekulový dusík $N_2$ :

$N \equiv N$  trojná vazba v molekule  $N_2$  **velmi stabilní** (vazebná energie 945 kJ/mol), štěpí se až za vysokých teplot (kolem 4000 °C), proto je **molekulový dusík velmi málo reaktivní; atomový dusík velmi reaktivní**

**S většinou látek reaguje až za vysoké teploty:**



### Laboratorní příprava

tepelný rozklad  $NH_4NO_2 \rightarrow 2H_2O + N_2$

### Průmyslová výroba

frakční destilace kapalného vzduchu

### Užití

průmyslově se užívá (stlačený v ocelových lahvách označených zeleným pruhem) **k výrobě  $NH_3$ ,  $HNO_3$ , průmyslových hnojiv, vytvoření inertní atmosféry**

### VZDUCH

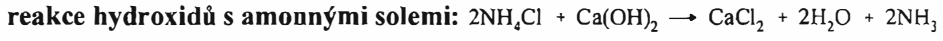
- tvoří plynný obal Země (atmosféru)** – 78% obj.  $N_2$ ; 21% obj.  $O_2$ ; 1% vzácné plyny; 0,03–3%  $CO_2$  a vodní pára
- znečištění vzduchu (oxidy síry,  $H_2S$ , oxidy dusíku,  $Cl_2$ )
- s rostoucí vzdáleností od zemského povrchu se složení vzduchu mění**; ve vyšších vrstvách lehčí prvky ( $He$ ,  $H_2$ )
- za nízké teploty a vysokého tlaku lze vzduch zkapalnit; frakční destilací zkapalněného vzduchu se vyrábí dusík (1. frakce – menší  $A_r$ )
- ponoření látek do kapalného vzduchu se mění jejich vlastnosti** – např. guma se stává křehkou, sira zbledí; hořlavé látky hoří v kapalném vzduchu prudčeji
- vzduch – důležitá **surovina chemického průmyslu**

# SLOUČENINY

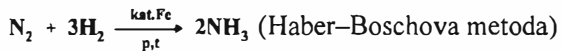
## A: bezkyslíkaté

**NH<sub>3</sub>**  přítomen v nepatrném množství ve vzduchu, sopečných plynech; vzniká rozkladem dusíkatých organických látek  
 za běžných podmínek bezbarvý, štiplavě páchnoucí plyn, leptá sliznici

### Laboratorní příprava



### Průmyslová výroba



### Vlastnosti

– rozpouští se ve vodě



– volný el. pár na dusíku způsobuje zásaditý charakter  $\bar{\text{N}}\text{H}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$   
 – reaguje s kyselinami za vzniku amonných solí  $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

– hoří na vzduchu: neúplné spalování  $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$   
 úplné spalování  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{700^\circ\text{C, Pt}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$

– může být vázán jako ligand v koordinačních sloučeninách  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

**Amonné soli:** obsahují kationt  $\text{NH}_4^+$ , bílé, krystalické látky, většinou rozpustné ve vodě

**NH<sub>4</sub>Cl (salmiak)**  $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$  užívá se při pájení, v suchých člancích  
**(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** průmyslové hnojivo  
**NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>** průmyslové hnojivo ledek amonno-vápenatý (směs NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> s CaCO<sub>3</sub>)  
**(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>** součást kypřicích prášků

Reakcí  $\text{NH}_4^+$  s hydroxidy se uvolňuje  $\text{NH}_3$ :  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

### Deriváty amoniaku:

**amidy** – obsahují  $\text{NH}_2^-$  př.  $\text{NaNH}_2$       **imidy** – obsahují  $\text{NH}^{2-}$  př.  $\text{CaNH}$       **nitridy** – obsahují  $\text{N}^{3-}$  př.  $\text{Mg}_3\text{N}_2$

$\text{N}_2\text{H}_4$  – hydrazin       $\text{NH}_2\text{OH}$  – hydroxylamin  
 halogenové sloučeniny amoniaku:  $\text{NCl}_3$  – chlorodusík,  $\text{NI}_3$  – jododusík (explozivní látky)  
 $\text{HN}_3$  – kyselina azidovodíková – nestálá explozivní kapalina; její soli – azidy  
 př.  $\text{NaN}_3$  – azid sodný       $\text{AgN}_3$  – azid stříbrný       $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$  – azid olovnatý  
 Azosloučeniny – obsahují –N=N– (azoskupina)

## B: kyslíkaté

**Oxidy:**  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$   
**N<sub>2</sub>O:** „rajský plyn“ užíváný k narkózám, způsobuje bezvědomí  
**NO:** vzniká reakcí s kyslíkem za vysokých teplot:  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$ ; bezbarvý, snadno se oxiduje na  $\text{NO}_2$   
**N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>:** anhydrid kyseliny dusité  $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_2$ ; rychle se rozkládá  $3\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$   
**NO<sub>2</sub>:** hnědočervený plyn, silně jedovatý, charakteristického zápachu, snadno dimeruje  $2\cdot\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$  (příčinou nespárovaný elektron  $\text{NO}_2$ ) – dochází k odbarvování; reaguje s vodou  $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$   
**N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>:** anhydrid kyseliny dusičné, bezbarvý, krystalický

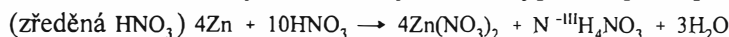
### KYSELINY:

**NO<sub>2</sub>:** slabá kyselina, stálá jen ve zředěných roztocích, zahříváním se rozkládá  $3\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$  – soli dusitany  $\text{NO}_2^-$ , rozpustné ve vodě, některé hygroskopické ( $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{KNO}_2$ )  
**HNO<sub>3</sub>:** silná kyselina; koncentrovaná **HNO<sub>3</sub> w=0,68**; uchovává se v tmavých lahvích, poněvadž se působením světla rozkládá:  $4\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

## Vlastnosti HNO<sub>3</sub>

## Kyselina dusičná je silným oxidačním činidlem

Podle podmínek (koncentrace, druh oxidované látky, teplota) mohou probíhat např. tyto děje:



- Oxiduje všechny kovy s výjimkou Au, Pt a některých platinových kovů (rozpouštějí se v lučavce královské HNO<sub>3</sub> a HCl v poměru 1:3)
- Fe, Cr, Al – s koncentrovanou HNO<sub>3</sub> nereagují (pasivace kovu), reagují pouze se zředěnou HNO<sub>3</sub>
- HNO<sub>3</sub> oxiduje i některé organické látky, působením nitrační směsi (HNO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) dochází k nitraci
- Bílkoviny působením HNO<sub>3</sub> žloutnou (xantoproteinová reakce)

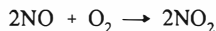
## Výroba HNO<sub>3</sub>

katalytické spalování NH<sub>3</sub>; NH<sub>3</sub> se vede ve směsi se vzduchem přes rozpálenou Pt:

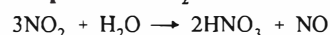
### 1. fáze: výroba NH<sub>3</sub>



### 2. fáze: oxidace NO



### 3. fáze: rozpuštění NO<sub>2</sub> ve vodě



Soli HNO<sub>3</sub> – DUSIČNANY obsahují NO<sub>3</sub><sup>o</sup>

- dobře rozpustné ve vodě
- zahřátím se rozkládají  $2\text{KNO}_3 \rightarrow 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$  – mají oxidační účinky
- praktický význam – ledky (NaNO<sub>3</sub> – chilský), KNO<sub>3</sub> (draselný), NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> (amonný), užívají se jako průmyslová hnojiva

## FOSFOR

<sup>15</sup>P: [Ne]3s<sup>2</sup>3p<sup>3</sup> ve sloučeninách trojvazný, čtyřvazný v PH<sub>4</sub><sup>+</sup>, pětivazný P<sup>+</sup>3s<sup>1</sup>3p<sup>3</sup>3d<sup>1</sup>

- elektronegativita mírně nad průměrem ⇨ většina vazeb polární charakter

## Výskyt

nevyskytuje se volně; ve formě minerálů apatit Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·CaX<sub>2</sub> (X = F, Cl); fosforit Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·Ca(OH)<sub>2</sub>; biogenní prvek – stavba kostí, zubů, bílkovin, DNA, RNA

## Vlastnosti

Alotropické modifikace:

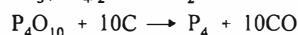
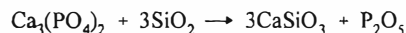
**bílý fosfor:** měkký, nerozpustný ve vodě, rozpustný v CS<sub>2</sub>, benzenu, organických rozpouštědlech, molekuly P<sub>4</sub> silně reaktivní, na vzduchu nestálý – samovznítelný (uchovává se pod vodou), prudce jedovatý, páry fosforeskují

**červený:** tvrdý, málo reaktivní, není jedovatý, nerozpustný ve vodě a v organických rozpouštědlech, vzniká zahříváním bílého fosforu za nepřístupu vzduchu

**černý (kovový):** nejméně reaktivní, tepelně i elektricky vodivý, nerozpustný ve vodě a v organických rozpouštědlech, není jedovatý, prudce reaguje s ox. činidly  
(4P + 20HNO<sub>3</sub> → 4H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> + 4H<sub>2</sub>O + 20NO<sub>2</sub>), s halogeny

## Výroba

redukce fosforečnanů pískem a koksem v elektrické peci:



## Užití

červený fosfor – výroba zápalek; bílý fosfor – náplně bomb, hubení krys

# Sloučeniny fosforu

## A: bezkyslíkaté

PH<sub>3</sub> slabě bazický: (P<sub>2</sub>H<sub>4</sub> – difosfan) PH<sub>3</sub> + H<sup>+</sup> → PH<sub>4</sub><sup>+</sup> (fosfoniový kationt)

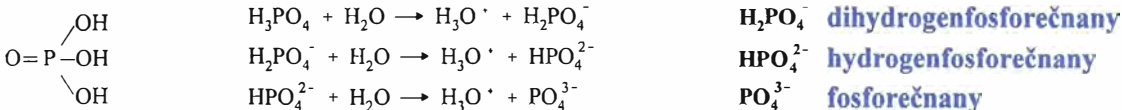
nejznámější fosfoniová sůl: PH<sub>3</sub> + HI → PH<sub>4</sub>I jodid fosfonia

## B: kyslíkaté

**Oxidy:** P<sub>4</sub>O<sub>6</sub> dimer-oxid fosforitý; bílá krystalická látka, vzniká nedokonalým spalováním fosforu, anhydrid H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>  
P<sub>4</sub>O<sub>10</sub> dimer-oxid fosforečný, bílá látka podobná sněhu, vzniká při úplném spalování fosforu na vzduchu, hygroskopický, s vodou reaguje na kyselinu fosforečnou

## Kyseliny:

HPO<sub>3</sub> – polymerovány (HPO<sub>3</sub>)<sub>n</sub> při (HPO<sub>3</sub>)<sub>n</sub> H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> – nejvýznamnější, středně silná kyselina, trojsytná její soli



H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> je na rozdíl od HNO<sub>3</sub> velmi stálá a nemá oxidační vlastnosti

**Výroba** rozklad přírodního fosforečnanu zředěnou H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> + 3H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → 3CaSO<sub>4</sub> + 2H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

Zahříváním se H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> přeměňuje na H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub> (kyselina tetrahydrogendifosforečná), dalším zahříváním až na HPO<sub>3</sub>

Pozn.: Fosfor tvoří ještě H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>6</sub> kyselina tetrahydrogendifosforičitá, H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>  $\begin{array}{l} \text{H} \\ \diagup \\ \text{H} \text{---} \text{P} = \text{O} \\ \diagdown \\ \text{HO} \end{array}$  jednosytná kyselina fosformá

## Prakticky významné sloučeniny fosforu

KH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> hnojivo

(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> hnojivo, impregnace tkanin

NH<sub>4</sub>NaHPO<sub>4</sub> analytická chemie, důkaz na suché cestě

Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> výroba hnojiv (superfosfát)

## As, Sb, Bi

**Výskyt** As<sub>4</sub>S<sub>4</sub> realgar, As<sub>2</sub>S<sub>3</sub> auripigment, Sb<sub>2</sub>S<sub>3</sub> sirník antimonitý, Bi<sub>2</sub>S<sub>3</sub> leštěnec vizmutitý

**Výroba** redukce oxidů vodíkem

**Vlastnosti** tvoří alotropické modifikace, na vzduchu hoří na oxidy, s halogeny reagují přímo

**Bezkyšlíkaté sloučeniny:** AsH<sub>3</sub> arzan, SbH<sub>3</sub> stiban, BiH<sub>3</sub> bizmutan, arzenidy Cu<sub>3</sub>As<sub>2</sub> (arzenid měďnatý)

**Významné kyslíkaté sloučeniny:** As<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; As<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub>  
Sb<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Sb<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, amfoterní Sb(OH)<sub>3</sub>, H[Sb(OH)<sub>6</sub>]  
Bi<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Bi(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>

## Hnojiva

**přírodní:** kostní moučka, chlévská mrva, močůvka, rozemletý fosforit, ledky, struska

**umělá:** a) **dusíkatá:** (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, dusíkaté vápno, kapalný amoniak, močovina, kombinovaná kapalná hnojiva

b) **fosforečná:** výroba – chemický rozklad přírodních fosforečnanů, odstranění F a převedení na ve vodě rozpustné hydrogenfosforečnany  
Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → Ca(H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> + 2CaSO<sub>4</sub>

Způsob rozkladu	Výsledný produkt	Název hnojiva
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> · H <sub>2</sub> O + CaSO <sub>4</sub>	superfosfát
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> · H <sub>2</sub> O	dvojitý superfosfát
HCl	CaHPO <sub>4</sub> · CaCl <sub>2</sub>	citrofosfát

Z	Značka prvku	A <sub>r</sub>	Elektronová konfigurace	Teplota		Elektronegativita	Ox. číslo
				tání °C	varu °C		
6	C	12,011	2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	3800	4347	2,50	-IV, O, II, IV
14	Si	28,086	3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	1414	3280	1,70	-IV, O, II, IV
32	Ge	72,59	4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	958	2850	2,00	-IV, O, II, IV
50	Sn	118,69	5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>	232	2623	1,70	II, IV
82	Pb	207,20	6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>	327,3	1750	1,50	-IV, O, II, (IV)

### Charakteristika

- el. konfigurace valenčních elektronů, ns<sup>2</sup>np<sup>2</sup>; všechny prvky mají 4 valenční elektrony
- se stoupajícím protonovým číslem stoupá kovový charakter; C – nekov, Si, Ge – polovodič, Sn, Pb – kov
- atom C ve sloučeninách nejvýše čtyřvazný; atomy dalších p<sup>2</sup> prvků mohou být v důsledku volných nd orbitalů až šestivazné (př. SiF<sub>6</sub><sup>2-</sup>)
- se stoupajícím Z klesá stálost sloučenin s ox. číslem IV a stoupá stálost sloučenin s ox. číslem II (sloučeniny Sn<sup>II</sup> působí redukčně, PbO<sub>2</sub> působí oxidačně)
- ve sloučeninách p<sup>2</sup> prvků s ox. číslem IV převládají vazby kovalentní (CO<sub>2</sub>), ve sloučeninách Sn<sup>II</sup>, Pb<sup>II</sup> převládá iontový charakter vazeb

## UHLÍK

### Výskyt

**volný** – grafit, diamant

**vázaný** – uhličitany (CaCO<sub>3</sub> – kalcit, MgCO<sub>3</sub> – magnezit), CO<sub>2</sub>, uhlí, zemní plyn, asphalt, zemní vosk, stavba rostlin a živočichů

### Vlastnosti

**alotropické modifikace: diamant** – polymerní struktura, atomy uhlíku vázány 4 kovalentními vazbami – **nejtvrdší přírodní látka, nevodivý, velmi stálý**

**grafit** – vrstevnatá struktura, mezi vrstvami van der Waalsovy síly – měkký, **elektricky vodivý, chemicky méně odolný než diamant**

- málo reaktivní, s jinými prvky reaguje až za vyšších teplot

**Ve sloučeninách je uhlík čtyřvazný** C<sup>+</sup>: 2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup>

- má schopnost vytvářet násobné vazby (dvojně a trojně), **schopnost vytvářet řetězce** (otevřené i cyklické)

**Oxidace uhlíku:** Diamant shoří v proudu kyslíku:  $C + O_2 \xrightarrow{800^\circ C} CO_2$ ; grafit hoří při teplotě 690 °C

- oxidace uhlíku za vysokých teplot se využívá v průmyslu (výroba kovů)  $Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 3CO + 2Fe$

### Užití

**diamant** – šperkařství, vrtání a broušení tvrdých materiálů, řezání skla

**grafit** – elektrody, tavicí kelímky, tužky, mazadlo ložisek, moderátor jaderných reaktorů

**dřevné uhlí, živočišné uhlí** – velký povrch, používají se jako tzv. aktivní uhlí k adsorpci plynů



Spalování uhlíku – exotermní reakce. Tyto látky – významná paliva:

Paliva:	přírodní	umělá
tuhá	dřevo, uhlí	koks
kapalná	ropa	nafta, benzín, oleje, petrolej
plynná	zemní plyn	svítiplyn, vodní plyn, generátorový plyn

**Výhřevnost paliv: teplo uvolněné při spálení 1kg paliva:**

antracit (31 MJ/kg), koks (30,7 MJ/kg), hnědé uhlí (17,2 MJ/kg)

## SLOUČENINY UHLÍKU

**A: bezkyslíkaté sloučeniny**

**uhlovodíky** – viz II. díl

**karbidy**

☐ tuhé látky, připravují se za vysokých teplot  $\text{SiO}_2 + 3\text{C} \rightarrow \text{SiC} + 2\text{CO}$

**vlastnosti závisí na vnitřní struktuře: iontové (tvoří alkalické kovy a alkalické zeminy apod.)**

strukturu acetyleny ( $\text{C} \equiv \text{C}^{2-}$ ):  $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$      $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{CH}_4 + 4\text{Al(OH)}_3$

**kovalentní** např. SiC – karborundum, vyniká tvrdostí – brusný materiál  
B<sub>4</sub>C

**halogenidy:** (halogenderiváty uhlovodíků), př. **CCl<sub>4</sub>** – **hasicí přístroje, nepolární rozpouštědlo**

**CS<sub>2</sub> – sirouhlik:**  $\text{C} + 2\text{S(pára)} \rightarrow \text{CS}_2$  **těkává kapalina, zapáchá, jedovatý**

**Užívá se k výrobě hedvábí, celofánu, rozpouštědlo tuků**

**kyanidy: KCN – prudce jedovatý (cyankáli);** CN<sup>-</sup> může být i ligand, např. K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] žlutá krevní sůl

**HCN – kyanovodík:**  $2\text{KCN} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCN}$  – jedovatý

roztok kyselina kyanovodíková – soli kyanidy

**B: kyslíkaté sloučeniny**

**Oxidy:**

**CO:**  $2\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}$  **neúplné spalování uhlíku**

☐ **má redukční účinky:**  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 3\text{CO}_2 + 2\text{Fe}$

☐ **slučuje se s Cl<sub>2</sub> na jedovatý plyn fosgen:**  $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$

**Laboratorní příprava** tepelný rozklad  $\text{HCOOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}$

**Výroba** **neúplné spalování C v generátorech, tzv. „generátorový plyn“**  $\text{C} + \text{H}_2\text{O(pára)} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$

**Vlastnosti** **jedovatý** (slučuje se s hemoglobinem na karbonylhemoglobin)  
**bezbarvý, bez chuti a zápachu, málo rozpustný ve vodě, netečný oxid**

**CO<sub>2</sub>:**  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$  dokonalé spalování     $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$  exotermní reakce     $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$  endotermní reakce

**Laboratorní příprava**  $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

**Výroba**  $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{800^\circ\text{C}} \text{CaO} + \text{CO}_2$

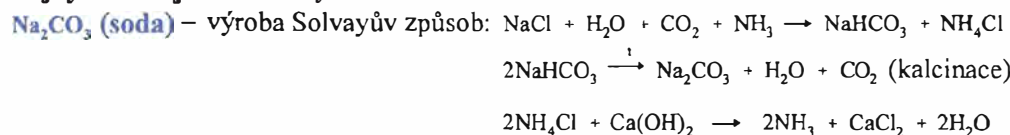
**Vlastnosti** **bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, není jedovatý** – v případě, že jeho obsah ve vzduchu překročí 10%  
– ospalost až smrt, málo rozpustný ve vodě – rozpustnost lze zvětšit zvýšením tlaku (sifon)

**Užití** **hašení ohně, výroba sody**

**H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, uhličitany:**  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$  **nestálá, dvojsytná, slabá kyselina**

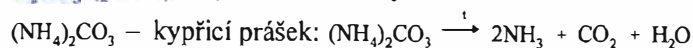
- ☐ soli uhličitany  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$  – hydrogenuhličitany – rozpustné ve vodě, uhličitany s výjimkou uhličitánů alkalických kovů a amonného ve vodě nerozpustné (např.  $\text{CaCO}_3$ )

**Nejvýznamnější uhličitany:**



Užití: výroba skla, NaOH, boraxu, vodního skla, mýdel

$\text{K}_2\text{CO}_3$  (potaš) – výroba skla a mýdel



## KŘEMÍK

### Výskyt

- ☐ **převážně vázaný**  $\text{SiO}_2$  – křemen, rozmanité křemičitany (olivín), hlinitokřemičitany (ortoklas)
- ☐ biogenní prvek (popel přesliček, ječmene)

### Příprava



### Výroba

v elektrické peci redukce křemene uhlíkem

### Vlastnosti

podobná struktura diamantu, **lesklý, tvrdý, křehký, polovodič**

- ☐ za normálních podmínek málo reaktivní
- ☐ reaguje s  $\text{HNO}_3$  a  $\text{HF}$ , alkalickými hydroxidy  $\text{Si} + 4\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_4\text{SiO}_4 + 2\text{H}_2$      $\text{SiO}_2 + 6\text{HF} \rightarrow \text{H}_2\text{SiF}_6 + 2\text{H}_2\text{O}$

### Užití

výroba polovodičových součástek (díody, tranzistory), slitina Si + Fe – ferosilicium (užívá se při výrobě železa a oceli)

## SLOUČENINY

**A: bezkyslíkaté:**

silicidy (obdoba karbidům, př.  $\text{Mg}_2\text{Si}$ )

- ☐ atomy Si mají menší schopnost řetězení než uhlík ⇨ **silany**  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{Si}_2\text{H}_6$  (**monosilan, disilan**); vazby Si–Si málo pevné štěpí se již při nízkých teplotách vodou (pevnější vazby Si–O–Si)  
 $\text{H}_2\text{SiF}_6$  – silná kyselina

**B: kyslíkaté**

$\text{SiO}_2$  – pevná látka s polymerní strukturou, vysoký bod tání, **krystalická mřížka tvořená z tetraedrů  $\text{SiO}_4^{4-}$  navzájem spojených atomy kyslíku**

**Základní modifikace:** křemen  $\xrightarrow{870^\circ\text{C}}$  tridymit  $\xrightarrow{1470^\circ\text{C}}$  cristobalit

V přírodě zejména křemen, **barevné odrůdy ametyst** (fialový), **záhněda** (hnědá), **citrín** (žlutý), **růženin** (růžový), **křišťál** (bezbarvý)

Roztavením a rychlým ochlazením  $\text{SiO}_2$  se získá křemenné sklo

**Užití:** stavebnictví (písek), výroba skla, porcelánu

$\text{H}_4\text{SiO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  – málo stálé

Pozn.: existují jen ve zředěných vodných roztocích; z nich se vylučuje polymerní sol, dalším stáním nebo zahřátím – gel. Vysušením gelu – silikagel (adsorpční prostředek)

**Křemičitany:** vznikají tavením  $\text{SiO}_2$  s uhlíčitany nebo hydroxidy alkalických kovů  $\text{SiO}_2 + \text{M}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{M}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$

☐ skládají se z tetraedrů  $\text{SiO}_4^{4-}$  rozmanitě uspořádaných (izolované čtyřstěny – trojrozměrná struktura)

**Vodní sklo:** vodný roztok křemičitanů alkalických kovů

**Výroba:** tavení písku se sodou nebo potaší

**Užití:** konzervační, tmelící a impregnační prostředek

## GERMANIUM

☐ v přírodě se vyskytuje velmi zřídka, většinou v zinečnatých rudách

☐ polovodič (polovodič N a P)

$\text{GeO}_2$  – bílá tuhá látka:  $\text{Ge} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{GeO}_2 + 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

$\text{GeCl}_4$  – bezbarvá kapalina:  $\text{Ge} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{GeCl}_4$

## CÍN, OLOVO

☐ ryzí se vyskytují vzácně; vázané:  $\text{SnO}_2$  (cínovec, kasiterit);  $\text{PbS}$  (leštěnec olověný, galenit)

**Sn:** stříbrolesklý, tažný, kujný (staniol), odolný na vzduchu, ve vodě vůči zředěným kyselinám a hydroxidům

☐ tři krystalové modifikace ( $\alpha$  (šedý cín),  $\beta$ ,  $\gamma$ ); šedý cín je stálý pod  $t=13,2^\circ\text{C}$  (přechodem cínu v šedou modifikaci se rozpadají cínové předměty „cínový mor“)

**Užití:** pocínování železných předmětů, výroba slitin (bronz  $\text{Sn} + \text{Cu}$ ; pájecí kov  $\text{Sn} + \text{Pb}$ )

**Pb:** šedomodrý kujný kov, měkký, tažný, lze válcovat na plechy

**Užití:** výroba akumulátorů,  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ , ochrana proti Rtg záření

**Sloučeniny Sn a Pb:**

**Oxidy:**  $\text{Sn} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SnO}_2$

$2\text{Pb} + \text{O}_2 \rightarrow \text{PbO}$

**Sn – amfoterní:**  $3\text{Sn} + 4\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_2\text{SnO}_3 + 4\text{NO}$

$\text{Sn} + 2\text{NaOH} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + 2\text{H}_2$

**Pb** – zpravidla se nerozpouští ve zředěných kyselinách; často je Pb před rozpouštěním chráněno nerozpustným povlakem, který se vytváří na povrchu a brání dalšímu působení kyselin (např.  $\text{PbSO}_4$  v olověném akumulátoru). V kyselině dusičné se dobře rozpouští vzhledem k oxidačním vlastnostem  $3\text{Pb} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$

**Sn** – tvoří  $\text{Sn}^{\text{II}}\text{Sn}^{\text{IV}}$ , stálejší  $\text{Sn}^{\text{IV}}$  (např.  $\text{SnCl}_2$  – redukční činidlo)

**Pb** – tvoří  $\text{Pb}^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}}$ , sloučeniny **Pb<sup>II</sup> stálejší, proto olovičité sloučeniny jsou silná oxidační činidla**; všechny sloučeniny jedovaté

$\text{Pb}_3\text{O}_4$  (oxid olovnato – olovičitý) minium, suřík – výroba antikoročních nátěrových směsí

**SKLO** normální sklo (okenní) – tavení  $\text{SiO}_2 + \text{CaCO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$

**přísady mění vlastnosti skla:** draselná (vyšší bod tání), olovnatá (optické přístroje), barevná skla: přidáním oxidů ( $\text{CoO}$  – modré sklo) ( $\text{CuO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  – zelené sklo)

**Výroba keramiky:** jíly (křemičitany a hlinitokřemičitany), hlíny, kaolín – pálení v peci

**Výroba porcelánu:** kaolín (rozemletý) + živec +  $\text{SiO}_2$  – vypaluje se v pecích

**Cement:** pálením vápence (nebo vápna) s křemičitany nebo hlinitokřemičitany a rozemletím se získá prášková látka „portlandský cement“

Z	Značka prvku	A <sub>r</sub>	Elektronová konfigurace	Elektronegativita	Teplota		Ox. číslo
					tání °C	varu °C	
5	B	10,81	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	2,0	2180*	3650	(-III), III
13	Al	26,98	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	1,5	660	2467	III
31	Ga	69,72	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	1,8	30	2403	(I), III
49	In	114,82	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup>	1,5	156,6	2080	(I), III
81	Tl	204,37	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup>	1,4	303	1457	I, III

\* kosočtverečná modifikace

## Charakteristika

- 3 valenční elektrony, el. konfigurace ns<sup>2</sup>np<sup>1</sup>
- kromě B všechny prvky typické kovy, kovový charakter stoupá s rostoucím Z
- B tvoří výhradně kovalentní sloučeniny
- se stoupajícím Z klesá stálost sloučenin s ox. číslem III a stoupá stálost sloučenin s ox. číslem I (př. sloučeniny Tl<sup>I</sup> se podobají sloučeninám alkalických kovů a jsou stálejší než sloučeniny Tl<sup>III</sup>)
- se stoupajícím Z stoupá bazický charakter oxidů, popř. hydroxidů (B(OH)<sub>3</sub> – kyselý charakter, Al(OH)<sub>3</sub> – amfoterní, Tl(OH) – bazický)

## Výskyt p<sup>1</sup> prvky se vyskytují jen ve sloučeninách

**B:** borax Na<sub>2</sub>[B<sub>4</sub>O<sub>5</sub>(OH)<sub>4</sub>]·8H<sub>2</sub>O (starší nesprávný vzorec Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub>·10H<sub>2</sub>O)

**Al:** patří k nejrozšířenějším prvkům, zemská kůra – hliníkokřemičitany

Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·nH<sub>2</sub>O – bauxit, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – korund a jeho barevné odrůdy (rubín (červený), smaragd (zelený), safír (modrý), topas (žlutý)), Na<sub>3</sub>AlF<sub>6</sub> – kryolit

**BOR**

## Vlastnosti

- podobné C a Si; má sklon k tvorbě kovalentních sloučenin, od obou prvků se výrazně odlišuje tím, že má o 1 vazebný elektron méně než počet valenčních orbitalů – tzv. elektrondeficitní situace
- pevná látka, velmi tvrdá, žáruvzdorná, velmi vysoký bod tání, vyskytuje se v několika alotropických modifikacích, polovodič
- převážně trojvazný; pro vznik kovalentních vazeb jsou dostupné 3 valenční elektrony, avšak 4 valenční orbitály (3s, 3p<sub>x</sub>, 3p<sub>y</sub>, 3p<sub>z</sub>) ⇨ schopnost přijímat elektronové páry (Lewisova kyselina) a vytvářet „vícestředové vazby“
- malý atomový poloměr B umožňuje vznik intersticiálních (vmezeřených) kovových boridů majících rozmanité struktury (rovné i větvené řetězce, síťové i trojrozměrné uspořádání)

## Příprava

1. redukce B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + 3Mg → 2B + 3MgO    2. čistý B – redukce bromidu vodíku: 2BBr<sub>3</sub> + 3H<sub>2</sub> → 2B + 6HBr

# SLOUČENINY

## A: bezkyslíkaté

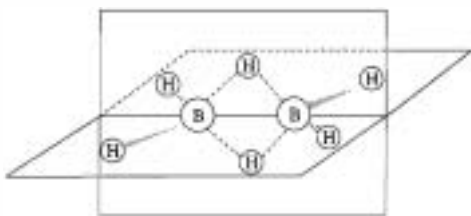
1. **Boridy kovů** rozmanité složení (od  $M_3B$  po  $MB_{66}$ )

- mimořádně tvrdé, chemicky netečné, žáruvzdorné, schopnost absorbovat neutrony

Užití: jaderná energetika – neutronové štíty, kontrolní tyče

2. **Borany** (sloučeniny B s vodíkem) např.  $B_nH_{n+4}$ ;  $B_2H_6$  – diboran

- nižší homology jsou za normální teploty látky plynné, vyšší těkavé kapaliny až pevné látky
- velmi reaktivní, toxické, rozmanité struktury (překryvy hybridizovaných atomových orbitalů B s orbitály vodíku vznikají trojstředové, popř. více středové vazby)



Pozn.: v diboranu existují dva typy vazeb. „Vnější“ čtyři atomy H (leží v jedné rovině) a jsou vázány vazbami  $\sigma$ . Zbývající atomy H (tvořící spojovací články mezi atomy boru) jsou vázány elektrondeficitními vazbami. Systém bor – vodík – bor je vzájemně poután pomocí dvou elektronů tzv. trojstředová vazba)

3. **Halogenidy boru:** nejstálejší a nejlépe prostudované monomerní halogenidy typu  $BX_3$ , i u nich se projevuje elektronový deficit boru (možnost vzniku komplexních sloučenin typu  $[BX_4]^- BF_3 + HF \rightarrow H[BF_4]$ )

4. **Karbid boru** ( $B_4C$ ) výroba brusných materiálů, obložení brzd, spojky

5. **BN** – nitrid boritý: málo reaktivní, velmi stálý, podobná struktura jako grafit

**B: kyslíkaté:**  $4B + 3O_2 \rightarrow 2B_2O_3$

Bor se ze všech prvků nejochotněji slučuje s kyslíkem  $\Rightarrow$  v přírodě se zásadně vyskytuje ve formě boritanů

většina boritých sloučenin hydrolyzuje na kyselinu boritou nebo boritany

$B_2O_3$  – vzniká hořením boru, kyselinotvorný, s vodou se slučuje za vzniku  $H_3BO_3$  (silně exotermická reakce)

$H_3BO_3$  – nejvýznamnější oxokyselina boru, tvoří šupinkové průhledné krystaly málo rozpustné ve vodě

– vodný roztok je velmi slabá jednosytná kyselina s dobrými antiseptickými účinky – borová voda

$(HBO_2)_x$  – vzniká zahříváním:  $H_3BO_3$ , dochází k odštěpení  $H_2O$

**Kyseliny borité jsou velmi slabé kyseliny**, jejich anionty jsou silné báze

**Boritany** – sloučeniny obsahující rozmanité anionty  $BO_3^{3-}$ ,  $B_2O_5^{4-}$ ,  $B_3O_6^{3-}$ ; prakticky nejvýznamnější borax (výroba smaltovaného nádobí, glazur, keramiky, optických skel)

**Peroxoboritany** – vznikají účinkem  $H_2O_2$  na boritan sodný, jejich složení –  $NaBO_2 \cdot H_2O_2 \cdot 3H_2O$ , uvolňují ve vodném roztoku  $H_2O_2$  mají prací a bělicí účinky

# HLINÍK

## Vlastnosti

stříbrošedý, měkký, malá hustota, výborný tepelný i elektrický vodič, tažný (tenká folie Allobal), kujný, odolný vůči korozi (souvislá vrstvička  $Al_2O_3$  brání další oxidaci), pevnost se zvyšuje přísadou jiných kovů

1. **Hliník se slučuje až při vysokých teplotách s kyslíkem** (silně exotermická reakce)  $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3 + 3350 kJ$

**Aluminotermie** – založená na schopnosti Al vázat kyslík z oxidů některých kovů (Mn, Mo, Cr)



2. Při zahřívání se Al slučuje se sírou ( $Al_2S_3$ ); za obvyčejné teploty z  $Cl_2$ ,  $Br_2$ , při zahřátí s  $I_2$  za vzniku halogenidů  $Al_2X_6$ ; za vysokých teplot s  $N_2$  ( $AlN$ ), fosforem ( $AlP$ ), uhlíkem ( $Al_4C_3$ )

3. **Amfoterní charakter:** 1. rozpouští se v kyselinách:  $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$

2. rozpouští se v alkalických hydroxidech:  $2Al + 2OH^- + 6H_2O \rightarrow 2[Al(OH)_4]^- + 3H_2$

V koncentrované  $HNO_3$  se pasivuje.

## Výroba

elektrolýza směsi  $\text{Al}_2\text{O}_3$  a  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  při teplotě asi  $950^\circ\text{C}$   
Kryolit je tavíadlo (snižuje teplotu tání směsi).

## Užití

dobry vodič elektrického proudu, výroba užitkových předmětů (nádobí), Alobal, Dural – slitina  
 $\text{Al} + \text{Mg} - \text{Cu} + \text{Mn}$ . Aluminotermická výroba některých kovů.

## SLOUČENINY

Al ve sloučeninách je vždy v oxidačním stupni III

### A: bezkyslíkaté sloučeniny:

Sloučeniny hliníku s halogeny:  $\text{AlX}_3$

$\text{AlF}_3$  – iontová sloučenina, poskytuje s fluoridy kovů komplexní fluorohlinity, př.  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$

Ostatní halogenidy sloučeniny kovalentní, vytvářejí dimerní molekuly  $\text{Al}_2\text{X}_6$

Vodné roztoky  $\text{AlX}_3$  se připravují reakcí  $\text{Al}(\text{OH})_3$  s  $\text{HX}$ ; krystalizací se z vodných roztoků vylučují hexahydráty  $\text{AlX}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , které obsahují kationt  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$

Kationt hexaaquahlinitý existuje ve všech vodných roztocích, kde působí jako Brønstedovská kyselina:  
 $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+$

Proto při rozpouštění hlinitých solí vznikají kyselé roztoky.

$\text{AlX}_3 + \text{HX} \rightarrow \text{H}[\text{AlX}_4]$  Halogenidy hlinité mají schopnost vázat molekuly s volnými el. páry – využití v organické chemii (Friedel–Crafts. katalyzátor)

$\text{AlH}_3$  – má schopnost slučovat se s donorovými elektronovými páry a vytvářet různé komplexy ( $\text{H}_3\text{Al}-\text{N}(\text{CH}_3)_3$ ,  $\text{H}_3\text{Al}-\text{O}(\text{C}_2\text{H}_5)_2$ )

$\text{LiAlH}_4$  – silné redukční činidlo užívané v organické chemii

příprava:  $4\text{LiH} + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{LiAlH}_4 + 3\text{LiCl}$

Pozn.: Mezi další binární sloučeniny Al patří:  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{AlN}$ ,  $\text{AlP}$  (fosfid hlinitý),  $\text{Al}_4\text{C}_3$  – karbid hlinitý užívaný k výrobě  $\text{CH}_4$ :  
 $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{CH}_4 + 4\text{Al}(\text{OH})_3$

### B: kyslíkaté sloučeniny:

$\text{Al}_2\text{O}_3$ : v přírodě se vyskytuje jako minerál korund, jedna z nejtvrdějších látek, rozpustný v kyselinách i hydroxidech, má silně aktivní povrch a používá se jako adsorpční činidlo v chromatografii. S oxidy kovů  $\text{M}^n$  tvoří podvojně oxidy  $\text{M}^n\text{Al}_2\text{O}_4$  – tzv. spinely. Vzniká při reakci hliníku s kyslíkem.

Hydratované oxidy hlinité: mají buď nedefinované složení, popř. definované složení dvojího druhu  $\text{AlO}(\text{OH})$  (hydroxid – oxid hlinitý) a  $\text{Al}(\text{OH})_3$

$\text{Al}(\text{OH})_3$  podobně jako  $\text{Al}_2\text{O}_3$  je amfoterní látka:

1. reaguje s kyselinami  $\rightarrow$  vznik hlinitých solí  $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$

2. reaguje s hydroxidy  $\rightarrow$  vznik komplexních hydroxohlinitanů  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

### Soli hlinité:

a) silných kyselin jsou ve vodě rozpustné, jejich vodné roztoky obsahují komplexní kationty  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ , mají kyselý charakter, krystalují jako hydráty obvykle s vysokým počtem molekul  $\text{H}_2\text{O}$

b) slabých kyselin mají zásaditý charakter, velmi snadno hydrolyzují a z těchto důvodů se nedají ani připravit

$\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$  získává se rozpouštěním  $\text{Al}(\text{OH})_3$  v  $\text{HNO}_3$

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  připravuje se rozpouštěním  $\text{Al}(\text{OH})_3$  v  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; užívá se v papírenském průmyslu při výrobě klíženého papíru, jako mořidlo v kožedělném průmyslu

Kamence podvojně síranu krystalující s dvanácti molekulami vody

$\text{M}^I\text{M}^{III}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$   $\text{M}^I$  je např.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$

$\text{M}^{III}$  je např.  $\text{Al}^{III}$ ,  $\text{Cr}^{III}$ ,  $\text{Fe}^{III}$ ,  $\text{Ga}^{III}$ ,  $\text{In}^{III}$

Připravují se krystalizací nasycených roztoků, které obsahují stejná látková množství obou síranů. Krystalují v krychlové soustavě a jsou většinou izomorfní.

Izomorfie – jev, kdy látky mají podobnou chemickou strukturu, vytvářejí krystaly téměř shodného tvaru, které patří do stejné krystalové soustavy

# s-PRVKY

prvky 1.A a 2.A skupiny periodické tabulky

**Atomy s prvků mají ve valenčním orbitalu s jeden nebo dva elektrony**

Pozn.: jeden nebo dva elektrony mají též H a He, nemají ale vlastnosti kovů

## Charakteristika

**typické kovy**, ze všech kovů jsou **nejreaktivnější**, **nejmenší hodnoty ionizační energie** (ve srovnání s ostatními prvky téže periody mají největší atomový poloměr, proto snadno odštěpují valenční elektrony), oxidují se na kationty mající konfiguraci předcházejícího vzácného plynu ⇨ **s prvky jsou silná redukční činidla**.

**V přírodě se v důsledku vysoké reaktivity vyskytují jako kationty ve sloučeninách.**

## ALKALICKÉ KOVY – s<sup>1</sup> prvky

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

Z	Značka prvku	A <sub>r</sub>	Elektronová konfigurace	Elektronegativita	Atomový poloměr (10 <sup>-12</sup> m)	Teplota tání (°C)	Ox. číslo
3	Li	6,94	[He] 2s <sup>1</sup>	0,97	152	180,5	I
11	Na	22,99	[Ne] 3s <sup>1</sup>	1,00	186	98	I
19	K	39,10	[Ar] 4s <sup>1</sup>	0,91	227	63	I
37	Rb	85,47	[Kr] 5s <sup>1</sup>	0,89	248	39	I
55	Cs	132,91	[Xe] 6s <sup>1</sup>	0,86	265	29	I
87	Fr	223	[Ru] 7s <sup>1</sup>	0,86	—	—	I

## Charakteristika

- všechny alkalické kovy **silně elektropozitivní**, jejich reaktivnost stoupá s rostoucím Z
- elektronová konfigurace ns<sup>1</sup>, odtržením valenčního elektronu vzniknou **bezbarvé M<sup>+</sup>**, s rostoucím Z klesá ionizační energie (roste atomový poloměr)
- sloučeniny mají **převážně iontový charakter**
- s rostoucím Z se zeslabují vazby mezi atomy ⇨ klesá teplota tání
- s rostoucím Z roste schopnost kationtů stabilizovat sloučeniny s velkými anionty (KO<sub>2</sub>)
- mají **silné redukční vlastnosti**, které stoupají od Li k Cs
- na vzduchu se oxidují, jsou samovznítitelné** (uchovávají se pod petrolejem)
- Li, Na, K mají menší hustotu než voda**
- měkké**, dají se krájet nožem (nejtvrší Li), na řezu **stříbrolesklé**
- barví plamen: Li – karmínově červeně, Na – žlutě, K – fialově**
- Fr – radioaktivní**, malý poločas rozpadu, neelektronpozitivnější prvek
- soli Tl<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup> připomínají některými vlastnostmi sloučeniny alkalických kovů

## Výskyt

vysoce reaktivní, proto se vyskytují **výlučně ve sloučeninách**

**Na, K – patří mezi nejrozšířenější prvky zemské kůry (křemičitany, živce, slídy)**

**NaCl – sůl kamenná, NaNO<sub>3</sub> – chilský ledek, KCl – sylvín, KNO<sub>3</sub> – ledek draselný**

**Na, K – důležité biogenní prvky (metabolismus buněk)**, vyskytují se v rostlinách, obsaženy v mořské vodě a minerálních vodách

## Vlastnosti

**mimořádně reaktivní, nejreaktivnější Cs (neuvažujeme-li Fr)**

V **Beketovově řadě napětí umístěny hodně vlevo** (standardní elektrodový potenciál alkalických kovů se pohybuje přibližně kolem -3V). Všechny alkalické kovy **mají velkou snahu se oxidovat**, jsou **silná redukční činidla**:  $M - 1e^- \rightarrow M^+$

**S prvky reagují alkalické kovy přímo, téměř všechny reakce lze označit jako redukce**

- s vodíkem** reagují za mírného zahřátí: vznik hydridů  $2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$
- s kyslíkem** tvoří různé binární sloučeniny, jejichž typ závisí na velikosti kationtu alkalického kovu  
 $4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$        $2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$        $K + O_2 \rightarrow KO_2$  (podobně reaguje též Rb a Cs)  
oxid                                  peroxid                                  superoxid
- s molekulovým dusíkem** reaguje za vyšších teplot **pouze Li**  $6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$  nitrid
- reakce **s halogeny** probíhají bouřlivě:  $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$
- s halogenidů ostatních kovů vyredukuje** alkalické kovy  
příslušný kov:  $AlCl_3 + 3Na \rightarrow Al + 3NaCl$
- Na základě hodnot standardních elektrodových potenciálů je přirozené, že alkalické kovy **z vody vyredukuje vodík**:
  - reakce probíhá nejpomaleji u Li, Na se v průběhu reakce taví, další alkalické kovy při reakci hoří (hoří uvolňující se vodík a páry alkalických kovů)
- alkalické kovy redukuje vodík i z řady dalších sloučenin**:
  - z alkoholů (vznik alkoholátů), z amoniaku (vznik amidů), z acetyleny (vznik acetylidů).

## Výroba

**elektrolýza tavenin halogenidů nebo hydroxidů alkalických kovů** (alkalické kovy se vylučují na záporné katodě)

## Užití

**Li** – přísada do slitin ke zlepšení vlastností, výroba LiH

**Na** – výroba NaH,  $Na_2O_2$ , redukční činidlo, sodíkové elektrické lampy

**slitina K, Na** – chlazení atomových reaktorů

**Rb, Cs** – konstrukce fotočlánků

## SLOUČENINY

**většinou jsou bezbarvé** (barevnost může způsobit aniont př.  $KMnO_4$ ), mají **převážně iontový charakter, většinou rozpustné v polárních rozpouštědlech** (s výjimkou LiF,  $Li_2CO_3$ ,  $Li_3PO_4$ ,  $KClO_4$ ), jsou silné elektrolyty (méně rozpustné např.  $NaHCO_3$ ,  $K_2[SiF_6]$ ,  $K_2[PtCl_6]$ , vinný kámen (hydrogenvinan draselný))

**A: bezkyslíkaté**

**MH– HYDRIDY** – iontové, tuhé látky, nejvýznamnější LiH – užívá se k výrobě  $LiAlH_4$

**MX– HALOGENIDY** – bezbarvé, krystalické látky, **iontový charakter**, vysoké body tání a varu, NaCl – (sůl kamenná, halit) nejvýznamnější

Užití: potravinářský průmysl, výroba NaOH,  $Na_2CO_3$ , Na

**LiCl** – rozdílný charakter vazeb způsobuje odlišné vlastnosti, halogenidy lithia jsou rozpustné též v organických rozpouštědlech

**KI** – užívá se v lékařství  $KI + I_2 \rightarrow KI_3$  Lugolův roztok

**$M_2S$ – SULFIDY** – lze je připravit přímou syntézou; rozpustné ve vodě, v důsledku hydrolyzy mají silně zásaditý charakter

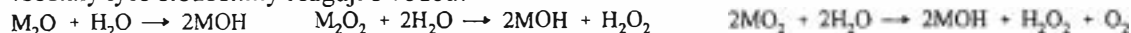
**B: kyslíkaté**

**Binární sloučeniny s kyslíkem:**

**oxidy** – nemají větší praktický význam (s výjimkou  $Li_2O$ )

**peroxydy** –  $Na_2O_2$  – oxidační činidlo

všechny tyto sloučeniny reagují s vodou:



**HYDROXIDY** – bezbarvé, hygroscopické, silně leptavé, rozpustné ve vodě, silné zásady (výjimka LiOH – málo hygroscopický, ve vodě málo rozpustný), leptají sklo, porcelán

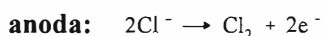
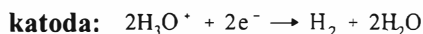


## Výroba NaOH

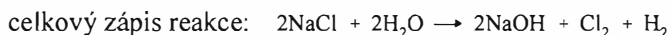
**elektrolýzou vodného roztoku NaCl** – provádí se v elektrolyzérech dvou základních typů:

1. **s železnou katodou**, katodový a anodový prostor je oddělen diafragmou

Ve vodném roztoku přítomny ionty:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$

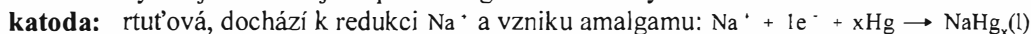


Ionty:  $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$  zůstávají v roztoku



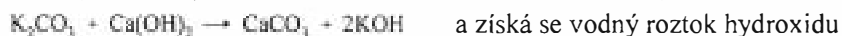
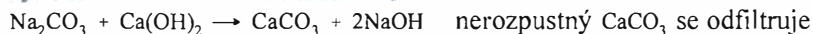
2. **s rtuťovou katodou** („amalgámová elektrolyza“)

**anoda:** vylučuje se chlor jako při diafragmové elektrolyze



Amalgam v odděleném prostoru reaguje s vodou  $\rightarrow \text{NaOH}$   $2\text{NaHg}_x + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{NaOH} + 2\text{xHg}$

3. **výroba NaOH, KOH z uhličitanů, tzv. kaustifikace:**



## Užití hydroxidů alkalických kovů

**výroba mýdel, celulózy, papíru, umělého hedvábí**

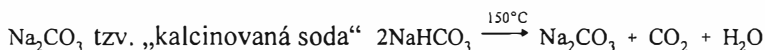
## UHLIČITANY

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  (soda), krystaluje z vodných roztoků jako  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  „krystalová soda“, alkalická reakce v důsledku hydrolyzy

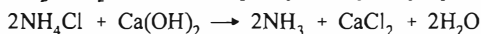
## Výroba

ze solanky **Solvayovým způsobem**, který je založen na malé rozpustnosti  $\text{NaHCO}_3$  ve vodě

$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$  vylučuje se málo rozpustný  $\text{NaHCO}_3$ , který se za vyšší teploty rozkládá na



$\text{CO}_2$  a  $\text{H}_2\text{O}$  se vrací zpátky do výroby spolu s  $\text{NH}_3$ , který se uvolňuje z  $\text{NH}_4\text{Cl}$  účinkem hašeného vápna:



## Užití uhličitanů

**výroba skla, pracích prostředků, chemické technologie**

$\text{NaHCO}_3$ : „uživací soda“ – ve vodě omezeně rozpustný, užívá se k neutralizaci žaludečních šťáv, kypřicí prášek do pečiva

**DUSIČNANY:**  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ : dobře rozpustné ve vodě, důležitá průmyslová hnojiva

**SÍRANY:**  $\text{M}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{M}'\text{HSO}_4$ : dobře rozpustné ve vodě; největší význam  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  tzv. Glauberova sůl – užívaná k výrobě papíru, v textilním průmyslu

**DUSITANY:**  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{NaNO}_2$  – toxické látky, užívají se v organické chemii (diazotace, výroba barviv)

## s<sup>2</sup> prvky

Be, Mg

Ca, Sr, Ba, Ra – kovy alkalických (žiravých) zemin

Z	Značka prvku	A <sub>r</sub>	Valenční elektrony	At. poloměr /nm	Druhá ioniz. energie / kJ/mol	Teplota tání °C	Elektro-negativita	Ox. číslo
4	Be	9,01	2s <sup>2</sup>	0,112	900	1285	1,50	II
12	Mg	24,31	3s <sup>2</sup>	0,160	738	651	1,20	II
20	Ca	40,08	4s <sup>2</sup>	0,197	590	851	1,00	II
38	Sr	87,62	5s <sup>2</sup>	0,215	549	752	0,99	II
56	Ba	137,34	6s <sup>2</sup>	0,222	502	710	0,97	II
88	Ra	226,00	7s <sup>2</sup>	—	515	700	0,97	II

## Charakteristika

- ☐ **elektronová konfigurace  $ns^2$** ; dvojnásobný počet vazebných elektronů a menší atomové poloměry než s' prvky ⇨ vyšší bod tání, hustoty, tvrdší, křehké
- ☐ **vyšší ionizační energie než s' prvky** ⇨ valenční elektrony jsou v atomech pevněji vázány, jsou méně reaktivní
- ☐ **Be** – menší atomový poloměr a vyšší ionizační energie ve srovnání s ostatními prvky této skupiny, proto má i odlišné vlastnosti, **vytváří převážně kovalentní vazby**, obdobně jako sousední B se snaží zaplnit i zbývající prázdné p orbitaly, proto jsou některé sloučeniny Be polymerní; **Be se svými vlastnostmi podobá Al – je amfoterní**, rozpouští se v kyselinách i hydroxidech (vznik berylnatanů  $BeO_2^{2-}$ ), povrch berylia je chráněn ochrannou vrstvičkou BeO
- ☐ Mg – **tvoří přechod mezi chováním Be a alkalických zemin**, některé sloučeniny Mg mají kovalentní charakter
- ☐ **silně elektropozitivní**, odtržením 2 elektronů vznikají **bezbarvé kationty  $M^{II}$** , mající stabilní elektronovou konfiguraci předcházejícího vzácného plynu
- ☐ **se stoupajícím Z** ve skupině **stoupá zásaditý charakter oxidů MO a hydroxidů  $M(OH)_2$** , **naopak klesá rozpustnost síranů a uhličitánů**
- ☐ **chemicky reaktivní, v Beketovově řadě napětí umístěny vlevo od vodíku**

## Výskyt

vysoce reaktivní, proto se vyskytují v přírodě pouze ve sloučeninách

**Ca, Mg** patří mezi deset nejrozšířenějších prvků v zemské kůře:  **$MgCO_3$  – magnezit,  $CaCO_3 \cdot MgCO_3$  – dolomit,  $CaCO_3$  – kalcit,  $CaF_2$  – fluorit (kazivec),  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$  – sádrovec,  $BaSO_4$  – baryt,  $MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6H_2O$  – karnalit,  $SrSO_4$  – celestyn,  $Ca_3(PO_4)_2$  – fosforit (součást kostí),  $Ca_5F(PO_4)_3$  – apatit, **Ca, Mg – biogenní prvky**, (Mg v chlorofylu), (Ca<sup>II</sup> v krvi)**

## Vlastnosti

- ☐ **stříbrolesklé kovy, Be, částečně i Mg se částečně odlišují od kovů alkalických zemin, které jsou velmi reaktivní**
- 1. **reakce s vodíkem:**  $Ca + H_2 \rightarrow CaH_2$
- 2. **reakce s  $O_2$ :**  $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$  (Sr, Ba tvoří peroxidy)
- 3. **reakce s  $N_2$ , S, halogeny** za vyšších teplot:  $3Ca + N_2 \rightarrow Ca_3N_2$     $Ca + S \rightarrow CaS$     $Ca + Cl_2 \rightarrow CaCl_2$
- 4. **reakce s vodou: Be a Mg reagují pouze za vyšší teploty** (povrch chráněn vrstvou oxidů), **alkalické zeminy reagují s vodou za obyčejné teploty:**  $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
- 5. **reagují poměrně snadno se zředěnými kyselinami:**  $Ca + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2$

**Be** – reaguje pomalu s  $HNO_3$ , snadno reaguje s alkalickými hydroxidy:  $Be + 2OH^- \rightarrow BeO_2^{2-} + H_2$

## Výroba

elektrolýza roztavených chloridů, **Ba** nelze vyrobit elektrolýzou – vyrábí se **aluminotermickou redukcí BaO při vysoké teplotě**

## Užití

**Be** – přísada do slitin, zlepšuje mechanické vlastnosti – tvrdost, pevnost

**Mg** – **silné redukční činidlo, příprava Grignardových činidel**

**Ca** – přísada do slitin, **redukční činidlo**

## SLOUČENINY

**A: bezkyslíkaté**

**Hydridy:**  $CaH_2$  – silné redukční činidlo

**Halogenidy:**  $CaF_2$  – kazivec, minerál vyskytující se v přírodě

$CaCl_2$ ,  $CaBr_2$ ,  $BaCl_2$  – rozpustné ve vodě

**Sulfidy:** připravují se redukcí příslušných síranů uhlíkem; málo rozpustné ve vodě

**Nitridy:** složené  $M_3N_2$ , **vznikají přímým slučováním kovů s  $N_2$  za zvýšené teploty**, tvrdé, těžkotavitelné, s vodou se rozkládají za vzniku  $NH_3$

**Acetylidy:**  $\text{CaC}_2$  – vyrábí se v elektrických pecích ze směsi  $\text{CaO}$  a uhlíku, **užívá se k výrobě acetylenu**, za vyšších teplot reaguje s dusíkem:  $\text{CaC}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \text{CaCN}_2 + \text{C}$  kyanamid vápenatý

$\text{CaCN}_2$  – „**dusíkaté vápno**“ – **hnojivo**, účinkem vody a půdních bakterií se pomalu rozkládá:  $\text{CaCN}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NH}_3$

## B: kyslíkaté

**Oxidy:** bílé krystalické látky s **převážně iontovými vazbami**, všechny reagují s vodou

**CaO (pálené vápno)** – nejvýznamnější, vyrábí se **tepelným rozkladem**  $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{900-1000^\circ\text{C}} \text{CaO} + \text{CO}_2$

**Užití**

hnojivo, stavebnictví, výroba sody

**Peroxidy:** největší význam  $\text{BaO}_2$

**Hydroxidy:** všechny **hydroxidy alkalických zemin jsou ve vodném prostředí silné zásady**, bazicita stoupá od  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  k  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ; méně rozpustné jak hydroxidy alkalických kovů

$\text{Ca}(\text{OH})_2$  : **(hašené vápno) vzniká reakcí vápna s vodou:**  $\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$   $\Delta H = -62,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Užití**

**stavebnictví k přípravě vápenné malty (hašené vápno, voda, písek)**

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

**Síraný:** alkalických zemin na rozdíl od  $\text{BeSO}_4$  a  $\text{MgSO}_4$  ve vodě prakticky nerozpustné

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  : minerál **sádrovec**, zahříváním na teplotu vyšší jak  $100^\circ\text{C}$  dehydratuje na  $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$  (hemihydrát) tzv.

**pálená sádra**, která smícháním s vodou opět hydratuje (zvětšuje svůj objem o 1%) a tvrdne  
**Rozpuštěný  $\text{CaSO}_4$  v pramenitých vodách je příčinou trvalé tvrdosti vody**

$\text{BaSO}_4$  :  $\text{Ba}^{+2} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$  **důkaz síranových iontů**,  $\text{BaSO}_4$  – kontrastní látka užívaná v lékařství

**Uhličitany:** alkalických zemin jsou tuhé, ve vodě nerozpustné látky

$\text{CaCO}_3$  : **v přírodě nejrozšířenější sloučenina vápníku**, vyskytující se ve dvou modifikacích (kalcit, aragonit)

**mramor** – vápenec, který lze leštit

**křída** – uhličitán vápenatý vzniklý ze schránek mořských živočichů

– rozpouští se ve vodě obsahující  $\text{CO}_2$ , na této reakci je založen oběh vápníku v přírodě a vznik **krasových**

**jevů**  $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  : **rozpustný ve vodě zapříčiňuje přechodnou tvrdost vody**, zahřátím nebo povařením se vylučuje  $\text{CaCO}_3$

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

**Fosforečnany:** v přírodě fosforit, apatit, hydroxylapatit  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$  – nerozpustné ve vodě, **ve vodě rozpustný je**

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ , jen v kyselých roztocích je rozpustný  $\text{CaHPO}_4$  (mění se na  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  – používají se jako průmyslová hnojiva

**Dusičnany:**  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  – **průmyslové hnojivo**

# PŘECHODNÉ PRVKY – d prvky

## CHARAKTERISTIKA PŘECHODNÝCH PRVKŮ

Valenční elektrony přechodných prvků jsou v orbitalech ns a (n-1)d popř. ns a (n-2)f el. u **vnitřně přechodných prvků** (lantanoidy, aktinoidy)

☐ **tři přechodné řady; orbitaly se nezaplňují elektrony pravidelně jako např. u nepřechodných prvků** – vyskytují se nepravidelnosti, které jsou zapříčiněny větší stabilitou zcela, popř. zcela zaplněných orbitalů.

**Př.:** Cr:  $[\text{Ar}]4s^13d^5$  stabilnější konfigurace než  $4s^23d^4$

Cu:  $[\text{Ar}]4s^13d^{10}$  stabilnější konfigurace než  $4s^23d^9$

- ☐ energie elektronů v orbitalech (n-1)d a ns je přibližně stejná, proto přechodné prvky vytvářejí sloučeniny s různým oxidačním číslem (př. Cu<sup>I</sup>, Cu<sup>II</sup>, Fe<sup>II</sup>, Fe<sup>III</sup> ...)
- ☐ pro první přechodnou řadu platí, že nejvyšší oxidační číslo prvků ve sloučeninách je dáno součtem nespárovaných elektronů v orbitalech (n-1)d a elektronů v orbitalu ns (**Př.:** Mn ... max. oxidační číslo Mn<sup>VII</sup> v  $\text{MnO}_4^-$ , V<sup>V</sup>, výjimka Co – maximálně Co<sup>V</sup>).

### Vlastnosti

- ☐ všechny přechodné prvky jsou kovy, tvrdé, kujné, mající vysoké teploty tání a varu, dobré tepelné a elektrické vodiče
- ☐ tvoří vzájemně slitiny nebo též s jinými kovy

Název	Složení	Použití (fyzikální vlastnosti)
nerez ocel	Fe (80,6%), C (0,4%), Cr (18%), Ni (1%)	potravinářství, chirurgické nástroje
vanadová ocel	Fe (98,9%), C (1%), V (0,1%)	automobilový průmysl
pružinová ocel	Fe (98,6%), Cr (1%), C (0,4%)	pružiny a holicí čepelky
zlato 18 karátů	Au (75%), Cu (1%), Ag (24%)	klenotnictví
bronz cínový	Sn, Cu	tvrdý, pevný, dobře slévateľný
konstantan	Ni, Mn, Cu	málo vodivý, na elektrické odpory
alpaka	Ni, Zn, Cu	jídelní předměty, ozdobné předměty
mosaz žlutá	Zn (50%), Cu	lze odlévat, válcovat, lisovat
magnalium	Mg, Al	konstrukční materiál, v letectví
dural	Mn, Cu, Mg, Al	dobře kalitelný konstrukční materiál
pájky	Sn, Pb	nízké teploty tání, k pájení kovů
ložiskové kovy	Sb, Sn, Cu, Pb	pro výrobu ložisek
liteřina	Sb, Sn, Pb	v tiskařství k odlévání písmen

- ☐ většinou reagují s kyselinami, pouze některé jsou ušlechtilé a jsou odolné vůči kyselinám (Cu, Ag, Au, Pt) – mají kladný standardní potenciál a nejsou schopny redukovat kationty  $\text{H}_3\text{O}^+$ .
- ☐ tvoří koordinační sloučeniny

**Stálost sloučenin s různým oxidačním číslem závisí na pH prostředí, vazebných poměrech ve sloučeninách, stálosti jejich elektronové konfigurace**

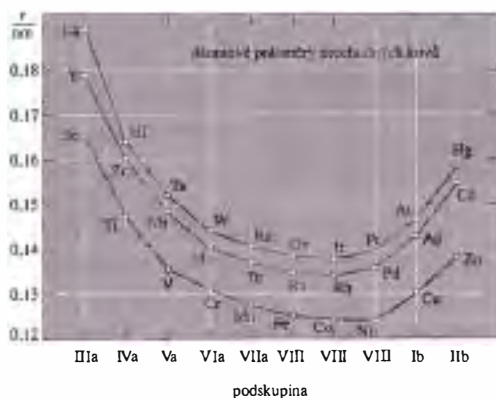
Pro přechodné prvky skupiny Ti až Mn stoupá s rostoucím Z prvků ve skupině stálost sloučenin s nejvyšším oxidačním číslem

**Př.:** skupina Mn, Tc, Re – sloučeniny Mn<sup>II</sup> stálejší než  $\text{MnO}_4^-$ , zatímco Re tvoří stálé rhenistany

skupina Cr: nejstálejší sloučeniny chromité

Mo a W tvoří stálé molybdenany a wolframany

Velikosti atomů přechodných kovů jsou menší než atomové poloměry nepřechodných prvků téže periody:



### Zdůvodnění:

přitažlivý vliv jádra na elektrony vnitřních (n-1)d orbitalů je větší než vnějších ns a np orbitalů. Vliv mají též vazby mezi atomy kovů a vzájemné odpuzování elektronů. Proto atomové poloměry jsou nejmenší zhruba v prostředku periody (Os, Fe), tzn. tyto kovy mají nejvyšší hustotu.

Mezi ionizačními energiemi přechodných prvků jsou malé rozdíly (hlavně u ns elektronů) (vzrůst náboje at. jádra je podstatně zeslabený stíněním jádra, které je způsobeno elektrony ve vnitřních orbitalech (n-1)d).

- ☐ Reakční rychlost kovů v pevném skupenství závisí na mechanickém opracování, kompaktnosti povrchu apod. Př. Ni popř. Cr s vyleštěným povrchem reagují s kyselinami velmi pomalu, na vzduchu se za obvyčejné teploty neoxidují (poniklování, pochromování). Jemný prášek Ni je na vzduchu samozápalný, s kyselinami rychle reaguje.

- Většina přechodných kovů reaguje s nekovy majícími malý at. poloměr (C, N, B, H) za vzniku intersticiálních sloučenin, které mají nestechiometrické složení (TiC, TiN, Fe<sub>3</sub>C).
- **Sloučeniny přechodných prvků jsou barevné** a paramagnetické, což obvykle souvisí s neúplně obsazenými d-orbitaly atomů těchto prvků. (MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> – fialové, Cu<sup>II</sup> – modré, Cu<sub>2</sub>O – červený, Cr<sup>II</sup> – modré, Cr<sup>III</sup> – zelené, CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup> – žluté, Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> – oranžové)

## Výskyt přechodných prvků

- většina přechodných prvků se nachází v přírodě ve sloučeninách (oxidy, sulfidy, uhličitany, křemičitany, ...)
- ušlechtilé popř. málo reaktivní prvky se nacházejí v přírodě ryzí nebo ve slitinách (Cu, Pt, Pd, Au ...)

## Výroba přechodných prvků

získávají se z rud redukčními pochody  $M^{n+} + ne^- \rightarrow M$

- Nejčastější redukční činidla:
- uhlík v podobě koksu nebo CO (př. Fe, Zn, Cd)
  - hliník např. V, Cr, Mn
  - hořčík, vápník, vodík

## Reakce přechodných prvků

- reakce s kyselinami:** kovy umístěné vlevo od vodíku v Beketovově řadě tzv. **neušlechtilé kovy, reagují s kyselinami. Vytěsňují H<sub>2</sub>.** Výjimky Fe, Co, Ni, Cr, které nereagují s kyselinou mající silné oxidační účinky – pasivace kovů  
Ušlechtilé kovy – nereaktivní, **nereagují s kyselinami, které nemají oxidační nebo komplexotvorné vlastnosti:**



- reakce s N<sub>2</sub>** poskytují kovy na začátku přechodných řad např.  $\text{Ti} \xrightarrow[\text{t}]{\text{N}_2} \text{TiN}$

- reakce s vodní parou**  $\text{Cr} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O(g)}} \text{Cr}_2\text{O}_3$

- reakce s halogeny a se sírou**  $\text{Ni} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{t}} \text{NiCl}_2$        $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$

## SLOUČENINY

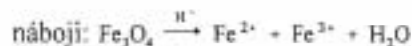
**HALOGENIDY:** se stoupajícím ox. číslem prvku v halogenidech se zvyšuje jejich kovalentní charakter (např. FeCl<sub>2</sub> – iontová sloučenina, FeCl<sub>3</sub> – kovalentní charakter)

**Ve vodných roztocích jsou halogenidy železité zcela hydrolyzovány,** vzniklé aqakationty působí jako kyselina  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$

**OXIDY:** přechodné kovy první přechodné řady (s výjimkou Sc) tvoří oxidy popř. hydroxidy MO, M(OH)<sub>2</sub>. **Mají zásaditý charakter** (ZnO – amfoterní); řada z nich (CrO, MnO) **jsou silná redukční činidla. Se stoupajícím oxidačním číslem roste kyselý charakter oxidů.**

<b>zásadité</b>	⇨	<b>amfoterní</b>	⇨	<b>kyselé</b>
MnO		MnO <sub>2</sub>		Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
CrO		Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		CrO <sub>3</sub>

Některé přechodné prvky vytvářejí přechodné oxidy, jejichž reakci s kyselinami vznikají kationty o rozdílném





## SLOUČENINY CHROMOVÉ

**CrO<sub>3</sub>**: červená krystalická látka, silně hygroskopická, silné oxidační činidlo, je anhydridem H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.  
 $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$        $2\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 2\text{H}^+$

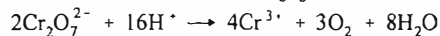
**H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>**: známá pouze v roztoku, význam mají její soli chromany

Rozpustné chromany Na<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> jsou žluté, působením kyselin vznikají oranžové dichromany:

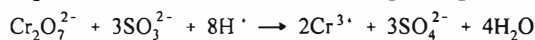
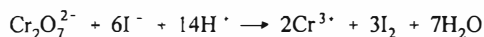


působením alkalických hydroxidů vznikají z dichromanů opět chromany:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$

**Chromany a zejména dichromany jsou silná oxidační činidla**, jejich oxidační vlastnosti lze vyjádřit rovnicí:



**Další příklady reakcí:**  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Fe}^{2+} + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 6\text{Fe}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$



**Nerozpustné chromany jsou většinou žluté; vznikají srážením**  $\text{M}^{II} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{MCrO}_4 \downarrow$

**Přehled barevných pigmentů:** BaCrO<sub>4</sub> žlutý ultramarín      Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> červenohnědý

PbCrO<sub>4</sub> chromová žluť      Hg<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> hnědý

ZnCrO<sub>4</sub> zinková žluť

## MOLYBDEN, WOLFRAM

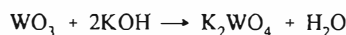
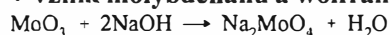
☐ **stříbrolesklé kovy**, mají vysoké body tání, **odolné vůči kyselinám**, s kyslíkem se slučují až za žáru

**Užití** výroba ušlechtilých ocelí, výroba obráběcích nástrojů, W – žhavicí vlákna žárovek

## SLOUČENINY

**Oxidy MoO<sub>3</sub>, WO<sub>3</sub>**: konečné produkty žhání Mo a W v kyslíku, nerozpustné ve vodě, reagují s alkalickými hydroxidy

⇨ vznik molybdenanů a wolframanů



**(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>MoO<sub>4</sub>**: význam v analytické chemii (důkazy fosforečnanů)

**Na<sub>2</sub>WO<sub>4</sub>**: význam pro výrobu dalších sloučenin wolframu

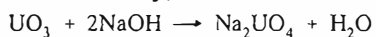
## URAN

☐ **jeden z nejtěžších kovů, velmi reaktivní**  
**nejdůležitější izotopy <sup>235</sup>U, <sup>238</sup>U – jsou radioaktivní**

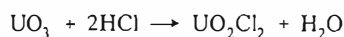
**Největší význam štěpná reakce:**  ${}_{92}^{235}\text{U} + \text{n} \rightarrow {}_{56}^{140}\text{Ba} + {}_{36}^{93}\text{Kr} + 3\text{n} + 200\text{MeV}$

## SLOUČENINY

**UO<sub>3</sub>**: oranžovožlutý, amfoterní charakter



uranan sodný



chlorid uranylu

**Na<sub>2</sub>U<sub>2</sub>O<sub>7</sub>**: barvení skla a glazur

**(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>UO<sub>2</sub>** (octan uranylu): důkazy sodíku v analytické chemii

Z	Značka prvku	A <sub>r</sub>	Elektronová konfigurace	Teplota		Atomový poloměr/nm	Ox. číslo
				tání °C	varu °C		
25	Mn	54,94	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>5</sup>	1244	2060	0,127	II až VII
43	Tc	98,91	[Kr] 4d <sup>6</sup> 5s <sup>1</sup>	2200	4567	0,136	VII
75	Re	186,21	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>	3180	(5650)	0,137	VII

## MANGAN

### Vlastnosti

stříbrolesklý tvrdý k ehký kov, umístěný nalevo od vodíku v Beketovově řadě napětí, vytěsňuje vodík ze zředěných kyselin, které nemají oxidační účinky

### Výskyt

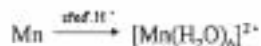
MnO<sub>2</sub> (burel) pyrolusit

### Výroba

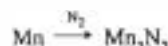
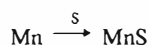
aluminotermicky  $3\text{Mn}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} \rightarrow 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Mn}$

### Reakce

1. se zředěnými kyselinami



2. reakce s nekovy probíhají již při mírně zvýšené teplotě, některé probíhají i velmi prudce (výjimka H<sub>2</sub>)



### Užití

výroba slitin: feromangan (Mn + Fe), manganové slitiny

## SLOUČENINY

Celkový počet sedmi valenčních elektronů v orbitalech ns a (n-1)d souhlasí s maximálním oxidačním číslem prvků. Stálost sloučenin s maximálním oxidačním číslem prvku se zvyšuje v této skupině s rostoucím Z (ReO<sub>4</sub><sup>-</sup> jsou stálejší než MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>)

### Přehled sloučenin manganu:

Oxidační číslo	Oxid	Soli	Ionty	Barva
II	MnO	manganaté	Mn <sup>2+</sup>	růžová
III	Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	manganité	Mn <sup>3+</sup>	oxid hnědý, Mn <sup>3+</sup> červený
IV	MnO <sub>2</sub>			černý
VI		manganany	MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	zelená
VII	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	manganistany	MnO <sub>4</sub>	fialová

**SLOUČENINY MANGANATÉ:** bezvodé jsou bílé, hydratované růžové  $\text{Mn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2$

**MnCl<sub>2</sub> · 4H<sub>2</sub>O** – rozpustné ve vodě, vzniklé reakcí  $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

**MnSO<sub>4</sub> · 7H<sub>2</sub>O** – vzniká reakcí  $2\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

**SLOUČENINY MANGANITÉ:** málo stálé, ve vodě disproportionují  $2\text{Mn}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{MnO}_2 + 4\text{H}^+$



## SLOUČENINY MANGANICITÉ:

**MnO<sub>2</sub>** burel, při zahřátí reaguje s kyselinami jako oxidační činidlo  $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   
tavením MnO<sub>2</sub> s K<sub>2</sub>O popř. Na<sub>2</sub>O za nepřístupu vzduchu manganicitany  $\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_3$

## SLOUČENINY Mn<sup>VI</sup> – MANGANANY – známy v temně zeleném iontu MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, které vznikají tavením MnO<sub>2</sub> s KOH

(popř. NaOH) za přístupu vzduchu  $\text{MnO}_2 + 2\text{KOH} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

V silně alkalických roztocích jsou manganany stálé, v kyselém a neutrálním prostředí disproportionují:



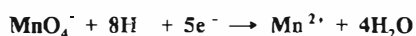
## SLOUČENINY Mn<sup>VII</sup> – MANGANISTANY:

**KMnO<sub>4</sub>**: fialové krystalky, ve vodě rozpustné na červenofialový roztok

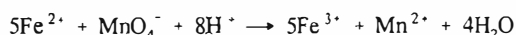
**Příprava:** 1. fáze – vznik mangananu  
2. fáze – elektrolyza mangananu, popř. oxidace K<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub> na KMnO<sub>4</sub> chlorem

**Vlastnosti:** má silné oxidační vlastnosti, užívá se v analytické chemii v manganometrii

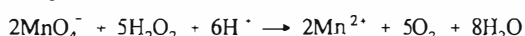
### Reakce v kyselém prostředí:



Přehled důležitých reakcí:



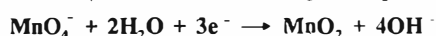
**příprava kyslíku:**



**příprava chloru:**



### Reakce v neutrálním prostředí:



### Reakce v silně zásaditém prostředí:



## VIII. SKUPINA

Skupina železa	Fe	Co	Ni
Lehké platinové kovy	Ru	Rh	Pd
Těžké platinové kovy	Os	Ir	Pt

### PRVKY SKUPINY ŽELEZA

Fe, Co, Ni

Z	Značka prvku	A <sub>r</sub>	Elektronová konfigurace	Teplota		Atomový poloměr/nm	Ox. číslo
				tání °C	varu °C		
26	Fe	55,85	[Ar] 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	1535	2750	0,126	II, III, [VI]
27	Co	58,93	[Ar] 3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	1495	2870	0,125	II, III
28	Ni	58,71	[Ar] 3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	1453	2732	0,124	II

### Charakteristika

**Fe, Co, Ni – kovy, mající podobné chemické vlastnosti.** Liší se schopností tvořit sloučeniny o různém oxidačním čísle; na rozdíl od Cr a Mn nikdy netvoří sloučeniny, v nichž oxidační číslo by bylo rovné celkovému počtu valenčních elektronů.

## ŽELEZO

4. nejrozšířenější prvek zemské kůry (asi 5%)

### Výskyt

Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> – magnetovec (magnetit), Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – krevet (hematit), Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> · nH<sub>2</sub>O hnědel (limonit), FeCO<sub>3</sub> – ocelek (siderit), FeS<sub>2</sub> – pyrit

## Vlastnosti

lesklý, kujný, ne příliš tvrdý, poměrně reaktivní feromagnetický kov, oxiduje se za vzniku  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Snadno se rozpouští ve zředěné  $\text{HCl}$  a  $\text{H}_2\text{SO}_4$  za vzniku vodíku, nereaguje s koncentrovanou kyselinou sírovou, kyselina dusičná železo pasivuje. Za mírného zahřívání reaguje s  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{P}$ ,  $\text{Si}$

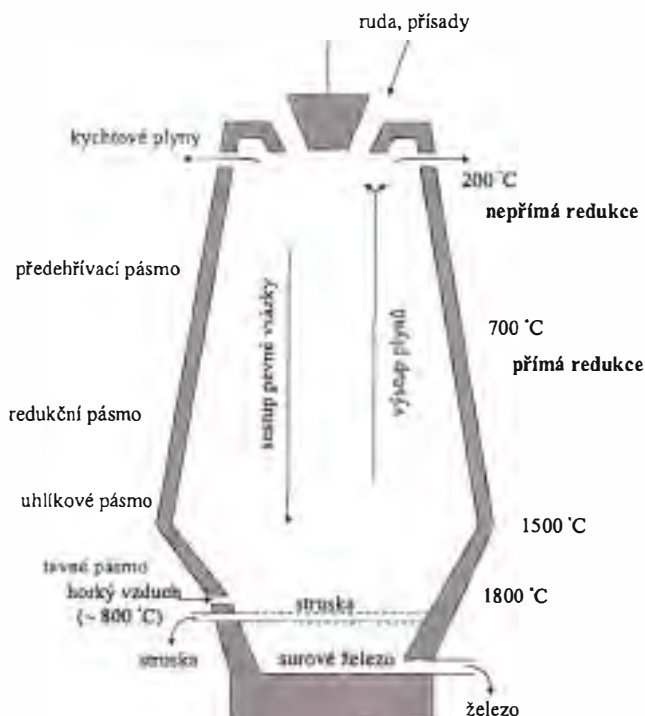
## Výroba

chemicky čisté železo je měkké, snadno koroduje, proto nemá v praxi velký význam

- V hutním průmyslu se vyrábí:
- a) **surové železo**, obsahuje více než 1,7% uhlíku
  - b) **ocel**, obsahuje méně než 1,7% uhlíku
  - c) **slitiny železa**

## SUROVÉ ŽELEZO

☐ vyrábí se ve vysokých pecích redukcí rudy pomocí koksu, ohřátého vzduchu a struskotvorných přísad

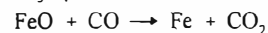
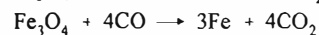
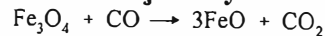


### Chemické procesy ve vysoké peci:

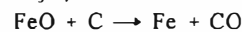
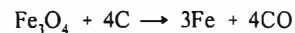
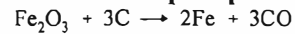
Základní reakce:  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \quad \Delta H = -393 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Reakcí rozžhaveného koksu s  $\text{CO}_2$  vzniká endotermní reakcí  $\text{CO}$ :  $\text{C} + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO} \quad \Delta H = 172 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

**CO redukuje oxidy železa tzv. nepřímou redukcí:**



**V dolní části pece probíhá tzv. přímá redukce:**



**Surové železo obsahuje:**

3%–5% uhlíku, kolem 2% křemíku, manganu a fosforu. Není kujné, používá se jako litina, popř. se dále upravuje ☐ vzniká ocel

**Složení strusky:**

(30–35)%  $\text{SiO}_2$ , (10–25)%  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , (40–50)%  $\text{CaO}$  a  $\text{MgO}$

**OCEL** – výroba spočívá ve snížení obsahu uhlíku (pod 1,7%),  $\text{Si}$ ,  $\text{Mn}$  a  $\text{P}$  oxidací vzdušným kyslíkem tzv. zkujňování

## Způsoby výroby oceli:

- a) v konvertorech
- b) v Martinských pecích
- c) v elektrických pecích

a) v **konvertorech** se v České republice užívá Thomasův způsob: do vyhřátého konvertoru se napustí surové železo (teploty 1200 °C) a začne se přivádět vzduch. Postupně se spaluje  $\text{Si}$  a  $\text{Mn}$  (dochází k částečné ztrátě též železa). Dále se spaluje  $\text{C}$ ; fosfor vážeme přísadkou vápna ve formě strusky, teplota v konvertorech až 1700 °C, děj probíhá během 30 minut. Struska obsahuje až 20%  $\text{P}_2\text{O}_5$  a používá se jako hnojivo.

- b) v **Martinských pecích**: vsádka tvořená surovým železem, železným šrotem a vápencem se zahřívá v pecích vyhříváných generátorovým plynem
- c) v **elektrických pecích**: výroba probíhá v obloukových nebo indukčních pecích. Při vyšších teplotách se příměsi lépe odstraní, získávají se velmi kvalitní oceli. Metoda je ale energeticky náročná.

## Druhy oceli a jejich užití

chromová ocel (2%  $\text{Cr}$ ) řezací nástroje, ložiska

niklová ocel (5%  $\text{Ni}$ ) namáhané součástky automobilů

wolframová ocel (5%  $\text{W}$ ) řezací nástroje

chromniklová ocel (20%  $\text{Cr}$ , 8%  $\text{Ni}$ ) nerezavějící konstrukční materiály

kobaltová ocel – výroba magnetů

křemiková ocel – mostní konstrukce

## SLOUČENINY

Ve vodných roztocích jsou  $\text{Fe}^{II}$  hydratovány, tvoří zelené kationty  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ .

**ŽELEZNATÉ:**  $\text{Fe}^{II}$  tvoří soli se všemi běžnými anionty. Sloučeniny železnaté se pomalu oxidují vzdušným kyslíkem na stálejší sloučeniny železité, které jsou žlutohnědé

**$\text{FeO}$ :** černý prášek, na vzduchu se oxiduje na  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

**$\text{Fe}(\text{OH})_2$ :** vzniká reakcí  $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$ , na vzduchu hnědne, přechází na  $\text{Fe}(\text{OH})_3$

**FeSO<sub>4</sub> · 7H<sub>2</sub>O:** zelená skalice; vyrábí se rozpouštěním železných odpadů se zředěnou H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, stáním roztoky hnědou vznikají soli Fe<sup>III</sup>

**(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>Fe(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O (Mohrova sůl):** zelená krystalická látka, nepodléhá oxidaci vzdušným kyslíkem, **používá se v analytické chemii** (patří mezi schönity M<sub>2</sub>Fe(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O).

**FeCl<sub>2</sub> · 4H<sub>2</sub>O:** světle zelená krystalická látka, vzniká rozpouštěním Fe v HCl

**FeS:** černý, nerozpustný ve vodě, rozpustný v kyselinách  $FeS + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2S$  (příprava H<sub>2</sub>S)

**Fe(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>:** obsažený v pitné vodě, oxidací vzdušným kyslíkem se vylučuje rezavá sraženina Fe(OH)<sub>3</sub>

**ŽELEZITÉ:** Fe<sup>III</sup> tvoří soli s anionty, s výjimkou těch, které jsou redukčními činidly, jako např. I<sup>-</sup>, z halogenidů proto neexistuje FeI<sub>3</sub>:  $2Fe^{3+} + 2I^- \rightarrow 2Fe^{2+} + I_2$

Z vodných roztoků krystalují železité soli ve formě bledě růžových až bílých hydrátů: např. Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> · 6H<sub>2</sub>O  
Fe<sup>III</sup> má sklon k hydrolyze.

**Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>:** červený, používá se jako pigment

**Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> (oxid železnato-železitý):** vzniká působením vodní páry na rozžhavené železo

**Fe(OH)<sub>3</sub>:** hnědý, vzniká reakcí  $Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3$ , používá se k přípravě železitých sloučenin

**Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>:** připravuje se rozpouštěním Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> v koncentrované H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, rozpustný ve vodě, vodné roztoky jsou v důsledku hydrolyzy hnědě zbarvené

**NH<sub>4</sub>Fe(SO<sub>4</sub>) · 12H<sub>2</sub>O:** kamenec, tvoří světle fialové krystalky

**FeCl<sub>3</sub>:** bezvodý je červenohnědý, vzniká reakcí  $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$

**FeCl<sub>3</sub> · 6H<sub>2</sub>O:** krystalizuje z roztoků vzniklých rozpouštěním Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> nebo Fe(OH)<sub>3</sub> v HCl, je žlutý

### KOMPLEXNÍ SLOUČENINY ŽELEZA:

**K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]** (žlutá krevní sůl, ferrokyanid draselný), reakcí s Fe<sup>3+</sup> vzniká sraženina „berlínská modř“ (analytický důkaz Fe<sup>III</sup>)

**K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]** (červená krevní sůl, ferrikyanid draselný), reakcí s Fe<sup>2+</sup> vzniká sraženina „Turnbullova modř“.

Je pravděpodobné, že obě sloučeniny (berlínská a Turnbullova modř) jsou totožné.

Mezi důležité koordinační sloučeniny Fe<sup>II</sup> patří hemoglobin.

### ŽELEZANY:

sloučeniny železa ve vyšším ox. čísle než III se vyskytují zřídka; nejvíce prozkoumané jsou železany M<sub>2</sub>FeO<sub>4</sub>, vznikají oxidací Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> dusičnanem draselným v tavenině s hydroxidem draselným.  $Fe_2O_3 + 3KNO_3 + 4KOH \rightarrow 2K_2FeO_4 + 3KNO_2 + 2H_2O$

Mají silné oxidační vlastnosti, jsou stále jen v silně alkalických roztocích.

## KOBALT

**Namodralý, tvrdý kov, pomalu reaguje se zředěnými kyselinami. Málo reaktivní, nereaguje přímo s vodíkem; s kyslíkem se slučuje až při zahřátí (CoO). Užívá se na výrobu tvrdých slitin, barvení skla a keramiky:**

### SLOUČENINY

**ve sloučeninách převážně Co<sup>II</sup>, v komplexech Co<sup>III</sup>**

**Bezvodé Co<sup>II</sup> soli jsou modré, hydratované jsou růžové.**

**CoO:** šedozelený prášek, vzniká tepelným rozkladem CoCO<sub>3</sub>. Barví sklo modře.

**CoCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O:** růžová krystalická látka

**Co(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O:** kobaltnatá sloučenina

**Důležité koordinační sloučeniny:** [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]Cl<sub>3</sub>, Na<sub>3</sub>[Co(NO<sub>3</sub>)<sub>6</sub>] (hexanitrokobaltitan sodný, tzv. Fisherova sůl), vitamin B<sub>12</sub>

## NIKL

**bílý kov, vysoká tepelná a elektrická vodivost, reaguje se zředěnými kyselinami. HNO<sub>3</sub> nikl pasivuje.** V kompaktním stavu je odolný vůči vzduchu a vodě, proto se užívá ke galvanickému pokovování. Užívá se k výrobě slitin.

## SLOUČENINY

ve sloučeninách převážně Ni<sup>II</sup>

**NiO**: zelený, barví sklo a keramiku, vzniká tepelným rozkladem NiCO<sub>3</sub>,

podobně jako Co<sup>II</sup> lze z vodných roztoků Ni<sup>II</sup> vysrážet přidáním alkalických hydroxidů Ni(OH)<sub>2</sub>



Oba hydroxidy se v nadbytku amoniaku rozpouštějí ⇨ vznik [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]<sup>2+</sup>, [Ni(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]<sup>2+</sup>

Bezvodé soli nikelnaté jsou žluté, hydratované jsou zelené.

## PRVKY SKUPINY MĚDI

Cu, Ag, Au

Z	Značka prvku	A <sub>r</sub>	Elektronová konfigurace	Teplota		Atomový poloměr/nm	Ox. číslo
				tání °C	varu °C		
29	Cu	63,55	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	1083	2570	0,128	I, II
47	Ag	107,87	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>1</sup>	961	2155	0,144	I
79	Au	196,97	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup>	1064	2808	0,126	I, III

## Charakteristika

Prvky skupiny mědi mají podobně jako alkalické kovy v orbitalu ns jeden elektron. Na rozdíl od nich však (n-1)vrstva nemá osmielektronové uspořádání a (n-1)d orbitály se mohou podílet na vazbách ve sloučeninách. Proto mají tyto prvky vedle ox. čísla I i ox. číslo vyšší. Mají výrazně vyšší teploty tání, větší hustotu, jsou výborné elektrické i tepelné vodiče, jsou těžné a kujné. Jsou málo reaktivní (ušlechtilé kovy), z kyselin nevytěsňují vodík.

## MĚĎ

☐ měkký, načervenalý kov, pro svou vysokou el. vodivost se používá jako elektroinstalační materiál. Používá se na výrobu slitin: **bronz** (Cu + Sn), **mosaz** (Cu + Zn), **mincovní kovy** (Cu + Ag, Cu + Al)

## Výskyt

Cu<sub>2</sub>O (kuprit), CuCO<sub>3</sub>·Cu(OH)<sub>2</sub> (malachit–zelený), 2CuCO<sub>3</sub>·Cu(OH)<sub>2</sub> (azurit–modrý), Cu<sub>2</sub>S (chalkosin),

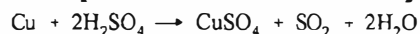
CuFeS<sub>2</sub> (chalkopyrit)

## Vlastnosti

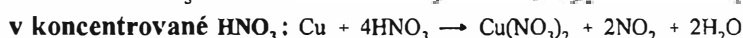
**nereaguje s vodou, na vzduchu je málo stálá**: v suchém prostředí vzniká Cu<sub>2</sub>O, ve vlhkém prostředí měděnka CuCO<sub>3</sub>·Cu(OH)<sub>2</sub>

**Za červeného žáru reaguje měď s kyslíkem**, na povrchu vzniká černý CuO, pod ním vrstvička tmavočerveného Cu<sub>2</sub>O.

**Nerospouští se v HCl a zředěné H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, rozpouští se za horka v koncentrované H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**:



**Rozpouští se: v zředěné HNO<sub>3</sub>**:  $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$



## SLOUČENINY

### MĚDNÉ:

**Cu<sub>2</sub>O**: červený prášek, ve vodě nerozpustný, vzniká působením slabých redukčních činidel (např. aldehydů) na Fehlingův roztok. Je nejstálější sloučeninou Cu<sup>I</sup>.

## MĚDNATÉ:

**CuO**: černý prášek, nerozpustný ve vodě, vzniká tepelným rozkladem  $\text{CuCO}_3$ .

**Cu(OH)<sub>2</sub>**: **světle modrá sraženina**, vzniká reakcí:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu(OH)}_2$

působením  $\text{NH}_3$  vzniká intenzivně modrý komplex:  $\text{Cu(OH)}_2 + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu(NH}_3)_4](\text{OH})_2$

## Rozpustné soli měďnaté:

**CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O** (modrá skalice):

v této sloučenině je přítomen **komplexní kationt**  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ , který je příčinou charakteristického světlemodrého zbarvení, pátá molekula vody je vázána vodíkovou vazbou k aniontu  $\text{SO}_4^{2-}$ .

Připravuje se reakcí Cu s koncentrovanou  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , popř. reakcí Cu se zředěnou  $\text{H}_2\text{SO}_4$  za přítomnosti zředěné  $\text{HNO}_3$ :



Je nejběžnější sloučeninou  $\text{Cu}^{II}$ , používá se ke galvanickému pokovování a k výrobě přípravků k hubení škůdců (kuprikol)

Bezvodý  $\text{CuSO}_4$  je bílý.

**CuCl<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O**: zelená krystalická látka, ve vodě se rozpouští na modrý roztok

**CuCl<sub>2</sub>**: tmavě hnědý

**Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>·3H<sub>2</sub>O**: modrá krystalická látka

## Nerozpustné soli měďnaté:

**CuS**: černý, vzniká srážením  $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + 2\text{H}^+$

**CuCO<sub>3</sub>·Cu(OH)<sub>2</sub>**: modrozelený, vzniká např. reakcí  $\text{CuSO}_4$  s  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

$\text{Cu}^I$  a  $\text{Cu}^{II}$  tvoří celou řadu koordinačních sloučenin: např.  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,  $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$ ,  $[\text{CuCl}_4]^{2-}$ ,  $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$



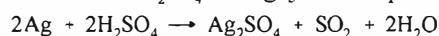
**ušlechtilý kov, nejlepší tepelný a elektrický vodič, používá se ke galvanickému postříbřování, výroba zrcadel, v elektrotechnice, výroba mincí, šperkovnictví**

**Výskyt**  $\text{Ag}_2\text{S}$  (argentit), často doprovází rudy Pb, Cu, Ni

## Vlastnosti

**méně reaktivní než Cu, slučuje se snadno pouze se sírou a  $\text{H}_2\text{S}$  za vzniku černého  $\text{Ag}_2\text{S}$  (černání stříbrných předmětů).**

Nerozpouští se v neoxidujících kyselinách a zředěné  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Reaguje velmi pomalu s koncentrovanou  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



Rozpouští se v  $\text{HNO}_3$ :  $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{AgNO}_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

Rozpouští se též v roztocích kyanidů za přítomnosti kyslíku.

## SLOUČENINY

**$\text{Ag}_2\text{O}$** : hnědá, ve vodě nerozpustná sraženina, vzniká reakcí:  $2\text{Ag}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

**Rozpustné soli stříbrné:**  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{AgF}$ ,  $\text{AgClO}_4$ , částečně  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$

**$\text{AgNO}_3$ : nejdůležitější sloučenina stříbra**, používá se k přípravě dalších sloučenin stříbra. V lékařství se užívá pod názvem „lapis“.

## Nerozpustné soli stříbrné:

**AgCl** bílý rozpustný v  $\text{NH}_3$  ⇔ vznik  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$

**Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>** červenohnědý

**AgBr** nažloutlý rozpustný v  $\text{NH}_3$  ⇔ vznik  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$

**Ag<sub>2</sub>S** černý

**AgI** žlutý nerozpustný v  $\text{NH}_3$

**Ag<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>** nažloutlý

**AgCN** bílý

**Ag<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>** žlutý

**AgCl, AgBr, AgI jsou citlivé na světlo, rozkládají se vlivem záření za vyloučení kovového stříbra.** Těto vlastnosti se využívá při fotografování.

#### Podstata fotografického procesu:

Citlivá fotografická vrstva – krystalky AgBr rozptýlené v želatině. Na povrchu krystalků jsou povrchy krystalové struktury. V těchto místech se může zachytit elektron uvolněný při ozáření (expozici)  $z Br^{\cdot} : Br^{\cdot} \rightarrow e^{-} + Br$ . Zachycený elektron způsobí redukci  $Ag^{+} + 1e^{-} \rightarrow Ag$ . Atomy Ag jsou krystalizačními centry, kolem nichž se shlukují další atomy Ag při chemické redukci tzv. vyvolávání (užívá se vývojek -- např. hydrochinon). Neozářené krystalky neobsahují atomy stříbra a s vývojkou nereagují. Nadbytečný AgBr se odstraňuje procesem „ustalování“ – rozpouští se ve vodném roztoku  $Na_2S_2O_3$ , vzniká  $[Ag(S_2O_3)_2]^{-}$  – výsledkem je negativ (osvětlená místa zčernala vyredukovaným stříbrem, neosvětlená místa jsou bezbarvá. Překopírováním negativu se získá pozitiv)

## ZLATO

- měkký, žlutý, ušlechtilý kov, nereaguje ani s kyslíkem ani se sírou; odolné vůči kyselinám i louhům. Rozpouští se v lučavce královské a v roztocích kyanidů za přítomnosti kyslíku. Užívá se ke zdokonalování šperků, ozdobných předmětů, ve zdravotnictví, z důvodů měkkosti se zlato používá ve slitině se stříbrem. Ryzost se určuje v karátech; čisté zlato – 24 karátové; 14 karátové zlato (z 24 dílů slitiny je 14 dílů zlata) obsahující 585 dílů zlata z 1000 dílů; dnes se užívá též zlato devítikarátové.

### Výskyt

v přírodě se nachází většinou v ryzí formě zarostlé v horninách. Rozpadem hornin se dostávalo do písků řek

#### Izolace zlata z hornin:

- a) **amalgamace** – zlato se rozpouští v Hg za vzniku amalgamu, z kterého se zlato získá oddestilováním Hg.
- b) **kyanidový způsob** – účinkem roztoku KCN za přístupu vzduchu:  $4Au + 8KCN + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4K[Au(CN)_2] + 4KOH$   
Reakci se zinkem dochází k vyloučení Au:  $2[Au(CN)_2]^{-} + Zn \rightarrow [Zn(CN)_4]^{2-} + 2Au$

### SLOUČENINY

**ZLATNÉ:** Au<sup>1</sup> nemají větší význam

**ZLATITÉ:** na rozdíl od Cu a Ag jsou zlatité sloučeniny **nejstálejší**

**AuCl<sub>3</sub>:** vzniká rozpouštěním zlata v lučavce královské, popř. působením chloru na Au. Slouží k přípravě Cassiova purpuru (jemně rozptýlené koloidní zlato v kyselině ciničité), kterým se barví sklo rubínově červeně. Probíhají tyto reakce:  
 $2AuCl_3 + 3SnCl_2 \rightarrow 2Au + 3SnCl_4$   
vzniklý SnCl<sub>4</sub> ve vodě hydrolyzuje:  $SnCl_4 + 3H_2O \rightarrow H_2SnO_3 + 4HCl$

**HAuCl<sub>4</sub>:** vzniká reakcí:  $AuCl_3 + HCl \rightarrow HAuCl_4$   
poměrně stálá látka, od ní známy krystalové soli Na[AuCl<sub>4</sub>]·2H<sub>2</sub>O, K[AuCl<sub>4</sub>]·2H<sub>2</sub>O

**Komplexní sloučeniny:**  $[Au(NO_3)_4]^{-}$ ,  $[Au(SCN)_4]^{-}$ ,  $[AuF_4]^{-}$ ,  $[Au(CN)_2(SCN)_2]^{-}$

### PRVKY SKUPINY ZINKU

Zn, Cd, Hg

Z	Značka prvku	A <sub>r</sub>	Elektronová konfigurace	Teplota		Atomový poloměr/nm	Ox. číslo
				tání °C	varu °C		
30	Zn	65,38	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	419,5	907	0,138	II
48	Cd	112,41	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>	320,8	765	0,154	II
80	Hg	200,59	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	-38,9	357	0,157	I, II

## Charakteristika

**zcela zaplněné orbitály (n-1)d**, na rozdíl od prvků skupiny mědi se elektrony (n-1)d orbitalů nepodílejí na vytváření chemických vazeb. **Vyskytují se pouze v ox. čísle II, rtuť** tvoří též kationt  $\text{Hg}_2^{2+}$ . Větší náboj jádra v atomech prvků Zn působí na elektronový obal  $\Rightarrow$  atomové poloměry jsou menší než u prvků II.A skupiny, vyšší ionizační energie, **kovy jsou méně reaktivní**.

## Výskyt

ZnS (sfalerit),  $\text{ZnCO}_3$  (smithsonit), HgS – rumělka (cinabarit)

## ZINEK, KADMIUM

**mají analogické vlastnosti, proto se uvádějí společně**

## Vlastnosti

**stříbrolesklé, neušlechtilé kovy**, vytvářejí podobné typy jednoduchých i koordinačních sloučenin

## Reakce

**na vzduchu shoří** na ZnO, CdO

**reagují přímo s halogeny, sírou** i dalšími nekovy

**reagují s kyselinami, vytěsňují  $\text{H}_2$**  z kyselin  $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

**zinek reaguje též s hydroxidy (je amfoterní)**  $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$

Zinek reaguje s  $\text{HNO}_3$ :  $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

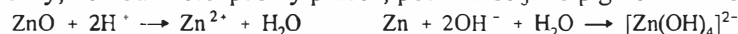
## Užití

**Galvanické pokovování** (např. pozinkovaný plech), **výroba slitin, redukční činidlo**

## Sloučeniny zinečnaté:

**ZnO**: vzniká hořením, popř. tepelným rozkladem  $\text{ZnCO}_3$ .

Bílý, ve vodě nerozpustný prášek, používá se jako pigment **zinková běloba**. Má amfoterní povahu:



**Zn(OH)<sub>2</sub>**: bílá sraženina, amfoterní, rozpouští se v kyselinách i loužích.

V koncentrovaném amoniaku se rozpouští za vzniku  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

## Rozpustné zinečnaté soli (jsou jedovaté):

**ZnCl<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O**: bezbarvá, hygroskopická, krystalická látka; vzniká rozpouštěním Zn, ZnO, Zn(OH)<sub>2</sub> nebo ZnCO<sub>3</sub> v HCl

Bezvodý ZnCl<sub>2</sub> vzniká přímou chlorací zinku:  $\text{Zn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$

**ZnSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O**: bílá skalice, připravuje se rozpouštěním Zn nebo ZnO v H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

**Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>**: bílá, krystalická látka, vzniká rozpouštěním Zn v HNO<sub>3</sub>. Další rozpustné zinečnaté soli: ZnBr<sub>2</sub>, ZnI<sub>2</sub>

## Sloučeniny zinečnaté

**ZnS**: bílý prášek, rozpustný v silných kyselinách, součást bílého pigmentu lipoton ( $\text{ZnS} + \text{BaSO}_4$ )

**Zn<sub>2</sub>SiO<sub>4</sub>**: výroba televizních obrazovek

**ZnCO<sub>3</sub>**: bílá látka, vzniká srážením  $\text{Zn}^{2+} + \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{ZnCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Užívá se v lékařství k přípravě mastí

## Sloučeniny kademnaté

**CdO**: nerozpustný hnědý prášek, vzniká např. spalováním kadmia

**Cd(OH)<sub>2</sub>**: bílá sraženina, vzniká reakcí  $\text{Cd}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2$ , reaguje s kyselinami za vzniku kademnatých solí, s hydroxidy na rozdíl od Zn(OH)<sub>2</sub> nereaguje

**3CdSO<sub>4</sub>·8H<sub>2</sub>O**: bílá krystalická látka, nejběžnější sloučenina kadmia, CdSO<sub>4</sub> – součást normalizovaného Westonova článku

**CdS**: žlutý prášek, rozpustný ve vodě, užívá se jako pigment **kadmiová žlut'**

Zn a zejména Cd tvoří koordinační sloučeniny, např. s halogenidy (s výjimkou fluoridů) tvoří komplexy  $\text{M}_2^+[\text{ZnX}_4]$ ,  $\text{M}_2^+[\text{CdX}_4]$ .

Komplexy kadmia jsou stabilnější.

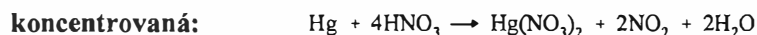
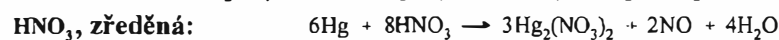
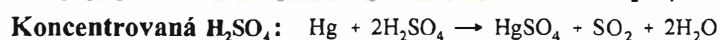
Praktický význam mají též organokovové sloučeniny Zn a Cd.

**Za normální teploty lesklá kapalina (jediný kapalný kov za těchto podmínek), velmi těkává, ušlechtilý kov.**

**Páry rtuti jsou jedovaté:** příznaky otravy rtutí: slinění, červenání dásní, uvolňování zubů, nervové poruchy.

V Beketovově řadě napětí je umístěna vpravo od vodíku ( $E_0$  přibližně +0,8V)

**Reaguje pouze s oxidujícími kyselinami, za varu s  $H_2SO_4$  a  $HNO_3$ .**



**S některými kovy tvoří slitiny zvané amalgámy** (Na, Ag, Au, Cu, Zn, Cd), vůbec se neslévá s Fe, Co, Ni. Amalgámy zaujímají mezi slitinami zvláštní postavení: např. amalgámy užívané k plombování zubů jsou při teplotě blízké bodu varu vody měkké (dají se hníst), při teplotě lidského těla tvrdnou.

### Užití

**naplně teploměru, manometrů; příprava amalgámů** (stomatologie, amalgámový způsob výroby NaOH).

**Páry rtuti jedovaté:** nejvhodnější metoda likvidace Hg (např. při rozbití teploměru) posypání Zn prachem nebo častěji sírou; vznikne amalgám (popř. HgS), který se snadno mechanicky odstraní.

### SLOUČENINY

**rtuťné  $Hg_2^{II}$ :** dimerní, oba ionty jsou spojeny kovalentní vazbou, vznikají redukcí rtuťnatých solí a naopak se snadno na rtuťnaté soli oxidují.

**$Hg_2(NO_3)_2$ :** vzniká rozpouštěním Hg ve zředěné asi 25%  $HNO_3$

**$Hg_2Cl_2$  (kalomel):** bílý nerozpustný ve vodě, vzniká srážením rtuťných solí chloridy:  $Hg_2^{2+} + 2Cl^- \rightarrow Hg_2Cl_2$ , popř. zahříváním směsi rtuti a chloridu rtuťnatého:  $Hg + HgCl_2 \rightarrow Hg_2Cl_2$

**rtuťnaté  $Hg^{II}$ :**

**HgO:** červený nebo žlutý, záleží na způsobu přípravy: červený vzniká reakcí:  $Hg(NO_3)_2 + Hg \xrightarrow{t} 2HgO + 2NO_2$

žlutý vzniká reakcí:  $HgCl_2 + 2OH^- \rightarrow HgO + 2Cl^- + H_2O$

**$HgCl_2$  (sublimát): PRUDCE JEDOVATÝ!!!**, vzniká zahříváním směsi NaCl a  $HgSO_4$ :  $HgSO_4 + 2NaCl \rightarrow HgCl_2 + Na_2SO_4$

**HgS:** připravuje se přímou syntézou, popř. srážením  $Hg^{II} + S^{-II} \rightarrow HgS$

$Hg^{II}$  ochotně tvoří komplexy s koordinačním číslem 2 a 4, např.  $[Hg(CN)_4]^{2-}$



# VÝPOČTY V OBORU CHEMIE

## ROZTOKY

**Roztok** = homogenní směs dvou nebo více látek

**Složky roztoku:** rozpouštědlo a rozpuštěná látka

**Rozpouštědlo:** látka, která je v soustavě v nadbytku.

Pozn.: ve vodných roztocích – rozpouštědlem vždy voda; v roztocích vzniklých smísením látky pevné s kapalnou nebo plynné s kapalnou – rozpouštědlem je kapalina

**Dělení roztoků:**

### 1) podle vlastností rozpuštěné látky

a) **roztoky neelektrolytů** – vznikají rozpouštěním látek, jejichž molekuly jsou nepolární. Do roztoku přecházejí ve formě molekul. Vzniklé roztoky **nevedou elektrický proud**.

b) **roztoky elektrolytů** – vznikají rozpouštěním **iontových sloučenin v polárních rozpouštědlech**. Vzniklý roztok obsahuje pohyblivé, elektricky nabitě ionty – **vede elektrický proud**

### 2) podle skupenství

a) **roztoky pevné** (slitiny kovů)

b) **roztoky kapalné** (tuhá látka rozpuštěná v kapalině, roztok dvou kapalin, plyn rozpuštěný v kapalině)

c) **roztoky plynné** (vzduch, ...)

**Roztok nasycený** – za daných podmínek se v něm nerozpustí více rozpuštěné látky

**Roztok nenasyčený** – za daných podmínek se v něm rozpustí ještě další množství rozpuštěné látky

**Rozpustnost látky** v daném rozpouštědle je **dána hmotností (látkovým množstvím) látky, která se za daných podmínek (teploty, tlaku) rozpustí v určitém hmotnostním nebo objemovém množství rozpouštědla za vzniku nasyceného roztoku.**

## Vyjadřování složení roztoků

1. **Hmotnostní zlomek látky B,  $w_B$**  je definován jako **podíl hmotnosti  $m_B$  rozpuštěné látky B a hmotnosti  $m_r$  roztoku**

$$w_B = \frac{m_B}{m_r} \quad m_r = m_B + m_R \quad m_r - \text{hmotnost rozpouštědla}$$

Vynásobením hmotnostního zlomku  $w_B$  stem získáme **hmotnostní procento látky B**

Hmotnostní procento látky B =  $w_B \cdot 100$

2. **Objemový zlomek látky B,  $\varphi_B$**  je definován jako **podíl objemu  $V_B$  rozpuštěné látky B a objemu  $V_r$  roztoku.**

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_r} \quad V_r = V_B + V_R \quad V_R - \text{objem rozpouštědla}$$

Vynásobením objemového zlomku  $\varphi_B$  stem získáme **objemové procento látky B**

Objemové procento látky B =  $\varphi_B \cdot 100$

3. **Molární zlomek látky B,  $x_B$**  je definován jako **podíl látkového množství  $n_B$  rozpuštěné látky B a látkového množství všech složek roztoku**

$$x_B = \frac{n_B}{\sum_i n_i} \quad \text{Součet molárních zlomků všech složek roztoku se musí rovnat jedné: } \sum x_B = 1$$

Vynásobením molárního zlomku  $x_B$  stem získáme molové procento látky B =  $x_B \cdot 100$

4. **Látková koncentrace C látky B** je definována jako **podíl látkové množství  $n_B$  látky B rozpuštěné v roztoku o objemu V.**  $c_B = \frac{n_B}{V}$

Jednotkou látkové koncentrace je  $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$ .

V chemii se používá jednotka  $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , jejímž symbolem je **M**

$1\text{M} = 10^3 \text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$ . Pro koncentraci udanou v  $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  se užívá název molarita.

5. **Hmotnostní koncentrace látky B,  $\rho_B$**  je definováno jako **podíl hmotnosti  $m_B$  rozpuštěné látky B a objemu V roztoku.**

$$\rho_B = \frac{m_B}{V} \quad \text{Jednotkou hmotnostní koncentrace je } \text{kg} \cdot \text{m}^{-3}, \text{ častěji se používá } \text{g} \cdot \text{dm}^{-3} \text{ nebo } \text{mg} \cdot \text{cm}^{-3}$$

**Př. 1/1: Vypočítejte hmotnostní zlomek a hmotnostní procento síranu železnatého v heptahydrátu síranu železnatého**

$$w_{\text{FeSO}_4} = \frac{m_{\text{FeSO}_4}}{m_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}}$$

Za základ výpočtu si zvolíme hmotnost jednoho molu  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , který obsahuje 1 mol  $\text{FeSO}_4$ , pak

$$w_{\text{FeSO}_4} = \frac{M_{\text{FeSO}_4}}{M_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}} \Leftrightarrow w_{\text{FeSO}_4} = \frac{151,90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{278,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Leftrightarrow w_{\text{FeSO}_4} = 0,55$$

$$\text{Z tabulek: } M_{\text{FeSO}_4} = 151,90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = 278,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{hmotnostní procento} = w_{\text{FeSO}_4} \cdot 100$$

$$\text{Hmotnostní zlomek } \text{FeSO}_4 \text{ v } \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} \text{ je } 0,55.$$

$$\text{hmotnostní procento} = 0,55 \cdot 100 = 55\%$$

$$\text{Hmotnostní procento } \text{FeSO}_4 \text{ v } \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} \text{ je } 55\%$$

**Př. 1/2: Vypočítejte hmotnost 15% roztoku síranu draselného, který připravíme rozpuštěním 20g  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .**

$$w_{\text{K}_2\text{SO}_4} = 0,15$$

$$m_{\text{K}_2\text{SO}_4} = 20 \text{ g} \Leftrightarrow m_r = ? \Leftrightarrow m_r = \frac{m_{\text{K}_2\text{SO}_4}}{w_{\text{K}_2\text{SO}_4}} \Leftrightarrow m_r = \frac{20}{0,15} \text{ g} \Leftrightarrow m_r = 133,33 \text{ g}$$

Rozpuštěním 20g  $\text{K}_2\text{SO}_4$  získáme 133,33g 15% roztoku.

**Př. 1/3: Kolik gramů NaOH musíme navážit pro přípravu 350g 10% vodného roztoku NaOH?**

$$w_{\text{NaOH}} = 0,1$$

$$m_{\text{NaOH}} = ? \quad m_r_{\text{NaOH}} = 350 \text{ g} \Leftrightarrow m_{\text{NaOH}} = w_{\text{NaOH}} \cdot m_r_{\text{NaOH}} \Leftrightarrow m_{\text{NaOH}} = 0,1 \cdot 350 \text{ g} \Leftrightarrow m_{\text{NaOH}} = 35 \text{ g}$$

Pro přípravu 350g 10% vodného roztoku NaOH musíme navážit 35 g NaOH.

**Př. 2/1: Při teplotě 25°C a tlaku 101,5 kPa jsme smísili 10,0 dm<sup>3</sup> Ne a 18,5 dm<sup>3</sup> H<sub>2</sub>. Vypočítejte objemový zlomek a objemová procenta H<sub>2</sub> a Ne v plynné směsi.**

$$V_{\text{směsi}} = V_{\text{Ne}} + V_{\text{H}_2} \Leftrightarrow V_{\text{směsi}} = (10,0 + 18,5) \text{ dm}^3 \Leftrightarrow V_{\text{směsi}} = 28,5 \text{ dm}^3$$

$$\varphi_{\text{Ne}} = \frac{V_{\text{Ne}}}{V_{\text{směsi}}} \Leftrightarrow \varphi_{\text{Ne}} = \frac{10 \text{ dm}^3}{28,5 \text{ dm}^3} \Leftrightarrow \varphi_{\text{Ne}} = 0,35 \sim 35\%$$

$$\varphi_{\text{H}_2} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{směsi}}} \Leftrightarrow \varphi_{\text{H}_2} = \frac{18,5 \text{ dm}^3}{28,5 \text{ dm}^3} \Leftrightarrow \varphi_{\text{H}_2} = 0,65 \sim 65\%$$

Objemový zlomek Ne v plynné směsi je 0,35 – což je 35%. Objemový zlomek H<sub>2</sub> v plynné směsi je 0,65 – což je 65%.

**Př. 2/2: Alkoholický nápoj obsahuje 40,0 objemových % ethanolu. Vypočítejte objem čistého ethanolu a vody v 600 cm<sup>3</sup> tohoto nápoje.**

$$\varphi_{\text{ethanolu}} = 0,4$$

$$\varphi_{\text{ethanolu}} = \frac{V_{\text{ethanolu}}}{V_r}$$

$$V_{\text{ethanolu}} = ? \quad V_{\text{roztoku}} = 600 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{ethanolu}} = \varphi_{\text{ethanolu}} \cdot V_r \Leftrightarrow V_{\text{ethanolu}} = 0,4 \cdot 600 \text{ cm}^3 \Leftrightarrow V_{\text{ethanolu}} = 240 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = V_r - V_{\text{ethanol}} \quad \bullet \quad V_{\text{H}_2\text{O}} = (600 - 240)\text{cm}^3 \quad \diamond \quad V_{\text{H}_2\text{O}} = 360\text{cm}^3$$

Nápoj obsahuje 240 cm<sup>3</sup> čistého ethanolu a 360 cm<sup>3</sup> H<sub>2</sub>O.

**Př. 4/1:** Jaká je molarita roztoku, který obsahuje 4,24 g Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> v 200 cm<sup>3</sup> roztoku?

$$c = \frac{n_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{V} \quad n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{M} \quad M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 105,99\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

a) výpočet látkového množství Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>:  $n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{4,24\text{g}}{105,99\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \quad n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,04\text{mol}$

b) výpočet molarity:  $c = \frac{0,04\text{mol}}{0,2\text{dm}^3} \quad c = 0,2\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Roztok je 0,2 molární.

**Př. 4/2:** Kolik gramů dihydrátu uhličitanu sodného musíme navážit pro přípravu 500 cm<sup>3</sup> roztoku o koncentraci 0,5 mol · dm<sup>-3</sup>?

a) Zapišeme základní vzorce:  $c = \frac{n}{V} \quad n = \frac{m}{M}$

b) Zapišeme veličiny udané v textu:  $V_{\text{roztoku}} = 0,5\text{dm}^3 \quad c = 0,5\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$   
z tabulek  $M_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} = 142,02\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

c) Vypočítáme látkové množství Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> · 2H<sub>2</sub>O:  $c = \frac{n}{V} \quad n = c \cdot V \quad \diamond \quad n = 0,5\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,5\text{dm}^3 \quad \diamond \quad n = 0,25\text{mol}$

d) Vypočítáme hmotnost Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> · 2H<sub>2</sub>O:  $m = n \cdot M \quad \diamond \quad m = 0,25\text{mol} \cdot 142,02\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad \diamond \quad m = 35,51\text{g}$

Pro přípravu 500 g roztoku Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> o koncentraci 0,5 mol · dm<sup>-3</sup> musíme navážit 35,51 g Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> · 2H<sub>2</sub>O.

**Př. 5/1:** Roztok v injekční stříkačce o objemu 10,00 cm<sup>3</sup> obsahoval 50,0 mg aktivní látky. Vypočítejte hmotnostní koncentraci aktivní látky v roztoku v mg · cm<sup>-3</sup>.

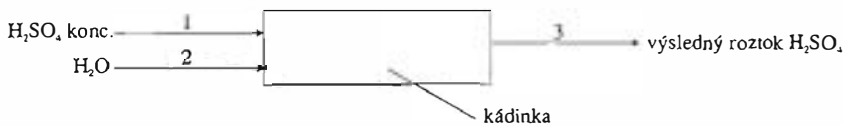
$$\rho_{\text{aktivní látky}} = \frac{m_{\text{aktivní látky}}}{V} \quad \diamond \quad \rho_{\text{aktivní látky}} = \frac{50}{10}\text{mg} \cdot \text{cm}^{-3} \quad \diamond \quad \rho_{\text{aktivní látky}} = 5\text{mg} \cdot \text{cm}^{-3}$$

Hmotnostní koncentrace aktivní látky v roztoku je 5 mg · cm<sup>-3</sup>.

### Látkové bilance v roztocích – příprava, úprava složení a směšování roztoků

- v soustavách látek můžeme bilancovat počet částic, jejich hmotnost, atd. Hmotnostní bilance – aplikace zákona zachování hmotnosti na uzavřené soustavy.
- pro snadnější orientaci v konkrétních problémech děje (rozpuštění, směšování, ...) znázorňujeme pomocí schémat.

**Př.:** Ředění koncentrované H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> znázorníme schématem:

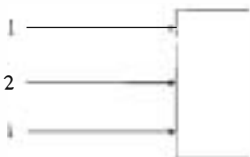


Postup pro použití bilančních schémat:

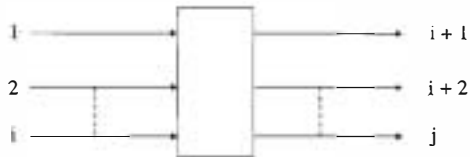
1. Zakreslíme soustavu (kádinku)



2. Na levou stranu zapišeme výchozí látky



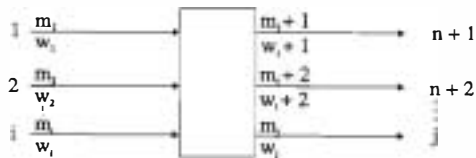
3. Na pravou stranu zapišeme látky, které jsou v soustavě po skončení děje



4. Označíme hmotnostní látek m<sub>1</sub>, m<sub>2</sub>, ..., m<sub>i</sub> a přiřadíme jim hodnoty vyplývající ze zadání úlohy nebo hodnoty, které můžeme vypočítat



### 5. Zapišeme odpovídající hmotnostní zlomky



Ze zákona o zachování hmotnosti vyplývá:

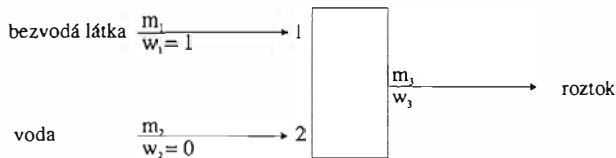
$$m_1 + m_2 + \dots + m_n = m_{1,2} + m_{1,2} + \dots + m_n$$

$$m_1 w_1 + m_2 w_2 + \dots + m_n w_n = m_{1,2} w_{1,2} + m_{1,2} w_{1,2} + \dots + m_n w_n$$

Tuto rovnici je možné napsat pro každou látku.

## I. Příprava roztoku z bezvodé látky a vody

Bilanční schéma:



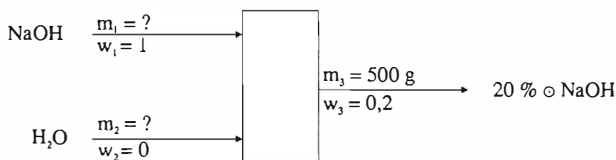
$$m_1 + m_2 = m_3$$

$$m_1 = m_3 w_3$$

$$(w_1 = 1; w_2 = 0 !!)$$

**Př.:** Kolik g NaOH a kolik g H<sub>2</sub>O použijeme k přípravě 500 g 20% roztoku NaOH?

**Řešení 1:**



$$m_1 + m_2 = 500 \text{ g}$$

$$m_1 = m_3 \cdot w_3$$

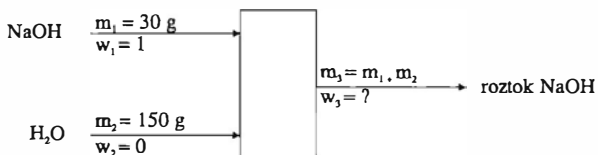
$$m_1 = 500 \cdot 0,2 \text{ g} \Rightarrow m_1 = 100,0 \text{ g}$$

$$m_2 = 500 \text{ g} - 100 \text{ g} \Rightarrow m_2 = 400 \text{ g}$$

K přípravě 500 g 20% roztoku NaOH použijeme 100 g NaOH a 400 g H<sub>2</sub>O.

**Př.:** Jaká je procentová koncentrace roztoku vzniklého rozpuštěním 30 g NaOH ve 150 g H<sub>2</sub>O?

**Řešení 1:**



$$m_1 + m_2 = m_3$$

$$m_1 = m_3 w_3 \Rightarrow m_3 = 30 \text{ g} + 150 \text{ g} \Rightarrow m_3 = 180 \text{ g}$$

$$w_3 = \frac{m_1}{m_3} \Rightarrow w_3 = \frac{30 \text{ g}}{180 \text{ g}} \Rightarrow w_3 = 0,167 \sim 16,7\%$$

Rozpuštěním 30 g NaOH se 150 g H<sub>2</sub>O získáme 16,7% roztok NaOH.

**Řešení 2:**

Vydeme z definice hmotnostního zlomku

$$w_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{\text{roztoku}}}$$

$$m_{\text{NaOH}} = w_{\text{NaOH}} \cdot m_{\text{roztoku}} \Rightarrow m_{\text{NaOH}} = 0,2 \cdot 500 \text{ g} \Rightarrow m_{\text{NaOH}} = 100 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{roztoku}} - m_{\text{NaOH}} \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = 500 \text{ g} - 100 \text{ g} \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = 400 \text{ g}$$

**Řešení 2:**

Vydeme z definice hmotnostního zlomku

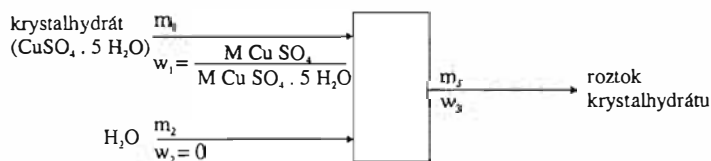
$$w_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{\text{roztoku}}}$$

$$w_{\text{NaOH}} = \frac{30 \text{ g}}{150 \text{ g} + 30 \text{ g}}$$

$$w_{\text{NaOH}} = 0,167 \sim 16,7\%$$

## II. Příprava roztoků z krystalhydrátů a vody

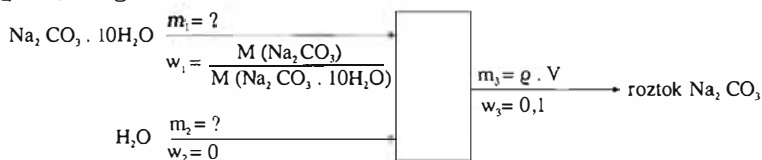
Bilanční schéma:



$$\text{Bilanční rovnice: } m_1 + m_2 = m_3$$

$$m_1 w_1 = m_3 w_3$$

**Př.:** Kolik g  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  a kolik g  $\text{H}_2\text{O}$  použijeme k přípravě 1 dm<sup>3</sup> 10% roztoku uhličitanu sodného, jehož  $\rho = 1,124 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ?



$$m_1 - m_2 = m_3 \quad (\text{A})$$

$$m_3 = \rho \cdot V \Rightarrow m_3 = 1,124 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \cdot 1000 \text{ cm}^3 \Rightarrow m_3 = 1124 \text{ g}$$

$$m_1 w_1 = m_3 w_3 \quad (\text{B})$$

Vypočítáme  $w_1$ :  $M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 105,99 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$   $M_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 286,14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \Rightarrow w_1 = \frac{105,99 \text{ g}}{286,14 \text{ g}} \Rightarrow w_1 = 0,3704$

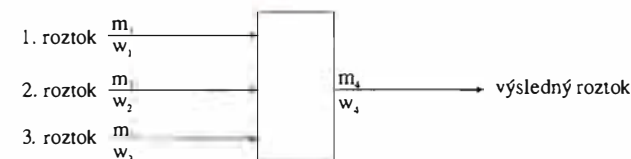
Dosadíme do (B):  $m_1 \cdot 0,3704 = 1124 \text{ g} \cdot 0,1 \Rightarrow m_1 = 303,45 \text{ g}$

$$m_2 = m_3 - m_1 \Rightarrow m_2 = 1124 \text{ g} - 303,45 \text{ g} \Rightarrow m_2 = 820,55 \text{ g}$$

K přípravě 1 dm<sup>3</sup> 10% roztoku  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  použijeme 303,45 g  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  a 820,55 g  $\text{H}_2\text{O}$ .

## Směšování roztoků

Bilanční rovnice pro mísení 3 roztoků



$$m_1 + m_2 + m_3 = m_4$$

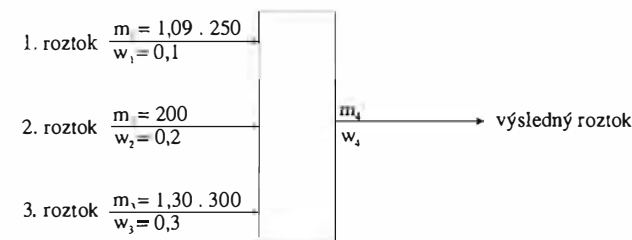
$$m_1 w_1 + m_2 w_2 + m_3 w_3 = m_4 w_4$$

Obdobně pro látkovou koncentraci (molaritu) platí:

$$V_1 + V_2 + V_3 = V_4$$

$$V_1 c_1 + V_2 c_2 + V_3 c_3 = V_4 c_4$$

**Př.:** Jaká bude procentová koncentrace roztoku, který vznikl smícháním 250 cm<sup>3</sup> 10% roztoku ( $\rho = 1,09 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ), 200 g 20% roztoku a 300 cm<sup>3</sup> 30% roztoku o hustotě  $\rho = 1,30 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ .



$$m_4 = m_1 + m_2 + m_3$$

$$m_4 = 272,5 \text{ g} + 200 \text{ g} + 390 \text{ g} \Rightarrow m_4 = 862,5 \text{ g}$$

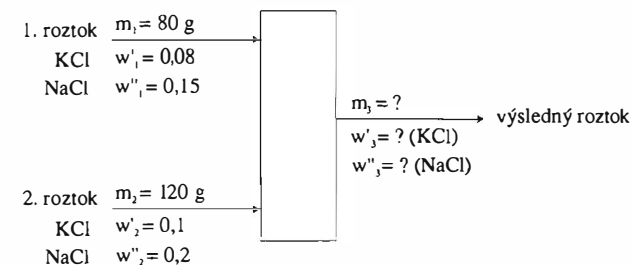
$$m_1 w_1 + m_2 w_2 + m_3 w_3 = m_4 w_4$$

$$272,5 \text{ g} \cdot 0,1 + 200 \text{ g} \cdot 0,2 + 390 \text{ g} \cdot 0,3 = 862,5 \text{ g} w_4 \Rightarrow$$

$$w_4 = 0,2136 \sim 21,36\%$$

Smísením vznikne 862,5 g 21,36% roztoku.

**Př.:** Smísili jsme 2 roztoky, z nichž každý obsahoval současně KCl a NaCl. Hmotnost 1. roztoku byla 80 g, obsahoval 15% NaCl a 8% KCl. Hmotnost 2. roztoku byla 120 g, obsahoval 20% NaCl a 10% KCl. Vypočítejte složení výsledného roztoku.



$$m_1 + m_2 = m_3 \Rightarrow m_3 = (80 + 120) \text{ g} \Rightarrow m_3 = 200 \text{ g}$$

**Pro KCl:**

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

$$80 \text{ g} \cdot 0,08 + 120 \text{ g} \cdot 0,1 = 200 \text{ g} \cdot w_3' \Rightarrow w_3' = 0,092 \sim 9,2\%$$

**Pro NaCl:**

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

$$80 \text{ g} \cdot 0,15 + 120 \text{ g} \cdot 0,2 = 200 \text{ g} \cdot w_3'' \Rightarrow w_3'' = 0,18 \sim 18\%$$

Výsledný roztok bude obsahovat 9,2% KCl a 18% NaCl.

## Přepčet koncentrací

**Př.:** Jaká je molární koncentrace 98% roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , jehož hustota je  $\rho = 1,8361 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 1836,1 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$

1) Zapišeme vzorce:

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

$$n = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}$$

$$w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_r}$$

$m_r$  = hmotnost 8% roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$

2) Dosazujeme:

$$m_r = V_0 \cdot \rho \text{ (hmotnost roztoku 98% } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ o objemu } V_0) \quad V_0 = V$$

$$c = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}}{V} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V} = \frac{w_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot m_r}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V} = \frac{w_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \rho \cdot V_0}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V} = \frac{w_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \rho}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}$$

$$\text{Dosadíme: } \frac{w_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \rho}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{0,98 \cdot 1836,1}{98} \text{ mol/dm}^3 = 18,36 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

98% roztok  $\text{H}_2\text{SO}_4$  má molární (látkovou) koncentraci  $18,36 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

**Př.:** Jaká je procentová koncentrace  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , jejíž molární (látková) koncentrace je  $c = 18,36 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  a hustota  $\rho = 1,8361 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 1836,1 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

$V_0$  – objem x% roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$

$V$  – objem roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$  o molární koncentraci  $c = 18,36 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ .

Zvolíme:  $V_0 = V = 1 \text{ dm}^3$

$$w = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_r} \quad m_r = \rho \cdot V_0 \quad c = \frac{n}{V} \quad n = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} \quad w = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_r} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{\rho \cdot V_0} = \frac{n \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{\rho \cdot V_0} = \frac{c \cdot V \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{\rho \cdot V_0}$$

$$\text{Dosadíme: } w = \frac{c \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{\rho} = \frac{18,36 \cdot 98}{1836,1} = 0,98 \sim 98\%$$

Roztok o molární (látkové) koncentraci  $c = 18,36 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  je 98%-ní.

**Př.:** Kolik  $\text{cm}^3$  8% roztoku octa ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )  $\rho = 1,0097 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  je potřeba k přípravě  $100 \text{ cm}^3$   $\text{CH}_3\text{COOH}$  o látkové (molární) koncentraci  $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ?

### Řešení 1

$\text{CH}_3\text{COOH}$

$$n = c \cdot V \Leftrightarrow n = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,1 \text{ dm}^3 \Leftrightarrow n = 0,01 \text{ mol } \text{CH}_3\text{COOH}$$

Látkové množství  $0,01 \text{ mol}$   $\text{CH}_3\text{COOH}$  má hmotnost

$$m = n \cdot M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \Leftrightarrow m = 0,01 \text{ mol} \cdot 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \Leftrightarrow m = 0,6 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH}$$

$0,6 \text{ g}$   $\text{CH}_3\text{COOH}$  je obsaženo v  $m_r$  (g) 8% roztoku  $\text{CH}_3\text{COOH}$

$$w = \frac{m_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{m_r}$$

$$m_r = \frac{m_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{w} \Leftrightarrow m_r = \frac{0,6 \text{ g}}{0,08} \Leftrightarrow m_r = 7,5 \text{ g}$$

$7,5 \text{ g}$  8% roztoku  $\text{CH}_3\text{COOH}$  má objem

$$V = \frac{m}{\rho} \Leftrightarrow V = \frac{7,5 \text{ g}}{1,0097 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}} \Leftrightarrow V = 7,43 \text{ cm}^3$$

K přípravě  $100 \text{ cm}^3$   $\text{CH}_3\text{COOH}$  o molární (látkové) koncentraci  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  je třeba  $7,43 \text{ cm}^3$  8% roztoku octa.

### Řešení 2

Zkrácený výpočet pomocí vzorců:

$V$  ... objem  $0,1 \text{ M}$   $\text{CH}_3\text{COOH}$

$V_1$  ... objem 8% roztoku  $\text{CH}_3\text{COOH}$

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

$$n = \frac{m_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{M_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

$$m_r = \rho \cdot V_1$$

$$w = \frac{m_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{m_r}$$

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V} = \frac{w \cdot m_r}{M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V} = \frac{w \cdot V_1 \cdot \rho}{M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V}$$

$$V_1 = \frac{c \cdot M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V}{w \cdot \rho} = \frac{0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,1 \text{ dm}^3}{0,08 \cdot 1,0097 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}}$$

$$V_1 = 7,43 \text{ cm}^3$$

- Jaká je procentová koncentrace roztoku, který vznikl rozpuštěním 525 g soli v 2,5 kg rozpouštědla? [17,36%]
- Vypočítejte
  - v kolika g 6% roztoku NaCl je obsaženo 12 g NaCl [200g]
  - v kolika  $\text{cm}^3$  6% roztoku NaCl je obsaženo 12 g NaCl, je-li hustota tohoto roztoku  $\rho = 1,04 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  [192,31  $\text{cm}^3$ ]
- Vypočítejte koncentraci roztoku, který vznikl rozpuštěním 25 g fenolu ve 100  $\text{cm}^3$  methanolu, jehož hustota je  $\rho = 0,792 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . [24%]
- Kolik g kyseliny sírové obsahuje 1 ml 44% roztoku této kyseliny?  $\rho = 1,3384 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  [0,5889 g]
- Množství amoniaku odpovídající dvanáctinásobku jeho molární hmotnosti bylo rozpuštěno ve vodě za vzniku 1250 g roztoku. Vypočítejte koncentraci tohoto roztoku v procentech. [16,35%]
- Jaká je procentová koncentrace roztoku, který obsahuje:
  - 30 g NaCl ve 120 g vody [20%]
  - 70 g  $\text{KNO}_3$  ve 130 g vody [35%]
  - 20 g KCl v 80 g vody [20%]
  - 154 g  $\text{KNO}_3$  v 2646 g vody [5,5 %]
- Kolik g NaOH je zapotřebí k přípravě 3 litrů 10% roztoku, jehož hustota je  $\rho = 1,115 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . [334,5g]
- Kolik g  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  a kolik  $\text{cm}^3$  vody použijeme k přípravě 0,5  $\text{dm}^3$  12% roztoku ubličitanu sodného, jehož hustota je  $\rho = 1,1244 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ? [182,1g  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ; 380,1  $\text{cm}^3 \text{H}_2\text{O}$ ]
- Kolik g cukru je nutné rozpustit v 4,5 l vody, abychom získali 15% roztok? [794,1g]
- V 1000 g vody se při 20 °C rozpustí 621 g  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Vypočítejte procentovou koncentraci  $\text{FeSO}_4$  v tomto roztoku. [20,93%]
- Kolik  $\text{cm}^3$  vody musíme přidat ke 180  $\text{cm}^3$  35% roztoku KBr o hustotě  $\rho = 1,315 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ , aby vznikl 20% roztok  $\rho = 1,1579 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . Jaký bude objem vzniklého roztoku? [177,5  $\text{cm}^3 \text{H}_2\text{O}$ ; 357,7  $\text{cm}^3$ ]
- Jaká bude procentová koncentrace roztoku, který vznikl smícháním 1  $\text{dm}^3$  10% roztoku ( $\rho = 1,09 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ), 2 kg 20% roztoku a 2 litrů 30% roztoku o hustotě  $\rho = 1,3 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . [22,65 %]
- Kolik g  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  je třeba přidat k 800 g 10% roztoku  $\text{BaCl}_2$ , aby vznikl 30% roztok? [289,6g]
- 180 g 23,5% roztoku NaBr bylo odpařením vody zahuštěno na roztok 40%. Vypočítejte hmotnost zahuštěného roztoku a objem vody, který byl z původního roztoku odpařen. [105,75g; 74,25  $\text{cm}^3$ ]
- Kolik ml 96%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,8355 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) a kolik ml vody potřebujeme na přípravu 1 litru 20% roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,1394 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ )? [129,3 ml 96%  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; 902 ml  $\text{H}_2\text{O}$ ]
- 160 g 40% roztoku  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,2463 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) bylo přidáním 5% roztoku  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,0256 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) zředěno na 15% roztok  $\text{HNO}_3$ . Vypočítejte, kolik  $\text{cm}^3$  5% roztoku  $\text{HNO}_3$  bylo na ředění použito. [390  $\text{cm}^3$ ]
- Kolik vody je nutno přidat k 200 ml 68%  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,4 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ), aby vznikl 10% roztok? [1624g]
- Jaká bude procentová koncentrace roztoku, který vznikl přidáním 50 ml vody ke 100 ml 98%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,815 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ )? [70,56%]
- Kolik g 5,5% HCl je třeba přidat k 250 g 36% HCl, aby vznikl 25% roztok? [141 g]
- Kolik g vody je třeba přidat k roztoku, který obsahuje 250 g 65%  $\text{HNO}_3$  a 90 g 15%  $\text{HNO}_3$ , aby vznikl 25% roztok? [364 g]
- Na jaký objem je nutno zředit 500 ml 20% roztoku NaCl ( $\rho = 1,152 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ), aby vznikl 4,5% roztok ( $\rho = 1,03 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ). [2485,44 ml]
- V jakém objemu 50%  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,31 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) je obsaženo takové množství  $\text{HNO}_3$ , které zneutralizuje 100  $\text{cm}^3$  20% roztoku NaOH, jehož hustota je  $\rho = 1,219 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ? [58,67 ml]
- Na jaký objem musí být zředěno 5 ml 6% roztoku  $\text{K}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,0477 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ), aby 1 ml vzniklého roztoku obsahoval 5,0 mg draslíku? [28,21 ml]
- 200 g 14% roztoku NaCl bylo připraveno neutralizací roztoku NaOH plynným HCl. Vypočítejte procentovou koncentraci roztoku NaOH před neutralizací a množství HCl v litrech, které bylo na neutralizaci použito. [10,5 %; 10,74  $\text{dm}^3 \text{HCl}$ ]
- Jaká je molarita roztoku, který obsahuje:
 

a) 120 g NaOH v 1000 ml [3 mol $\cdot \text{dm}^{-3}$ ]	f) 10 g NaOH v 250 ml [1 mol $\cdot \text{dm}^{-3}$ ]
b) 21 g KOH v 500 ml [0,75 mol $\cdot \text{dm}^{-3}$ ]	g) 10 mg $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ve 100 ml [0,00135 mol $\cdot \text{dm}^{-3}$ ]
c) 71 g $\text{Na}_2\text{SO}_4$ v 10 litrech [0,05 mol $\cdot \text{dm}^{-3}$ ]	h) 2,12 g $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ve 100 ml [0,2 mol $\cdot \text{dm}^{-3}$ ]
d) 2,34 g NaCl v 200 ml [0,2 mol $\cdot \text{dm}^{-3}$ ]	i) 8,165 g $\text{H}_3\text{PO}_4$ v 250 ml [0,33 mol $\cdot \text{dm}^{-3}$ ]
e) 126 g $\text{HNO}_3$ v 500 ml [4 mol $\cdot \text{dm}^{-3}$ ]	
- Kolik gramů  $\text{BaCl}_2$  je potřeba k přípravě:
 

a) 1 litru 0,25 M roztoku $\text{BaCl}_2$ [52,06g]	b) 0,5 litru 1 M roztoku $\text{BaCl}_2$ [104,125g]
--	---

27. Určete molaritu roztoku, který obsahuje 16, 021 g  $\text{CH}_3\text{OH}$  ve 200 ml roztoku. [2,5 mol · dm<sup>-3</sup>]
28. V jakém objemu 0,365 M roztoku  $\text{FeCl}_3$  je obsažen 1 g Fe? [49,07 ml]
29. Kolik g  $\text{CH}_3\text{COOH}$  obsahuje 10 ml 10, 633 M roztoku  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ? [6,378 g]
30. Vypočítejte molaritu roztoku, který vznikl smícháním 1 litru 1 M roztoku se 2 litry 2 M roztoku a se 4 litry 0,15 M roztoku téže sloučeniny. [0,8 mol · dm<sup>-3</sup>]
31. Kolik ml 1,5 M roztoku je nutno přidat ke 2 litrům 0,1 M roztoku téže látky, abychom získali 0,2 M roztok? [153,8 ml]
32. Vypočítejte molaritu roztoku, jehož 100 g obsahuje 10 g NaCl a jehož hustota je  $\rho = 1,0707 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . [1,83 mol · dm<sup>-3</sup>]
33. Kolik litrů plynného amoniaku se uvolní varem z 0,25 litru 2 M vodného roztoku amoniaku? [11,207 litru]
34. Kolik ml 0,125 M roztoku KOH lze připravit z 3,5 g KOH? [499,2 mol]
35. Doplňte koeficienty v následující rovnici a vypočítejte, kolik gramů  $\text{As}_2\text{O}_3$  obsahoval roztok, na jehož titraci bylo spotřebováno 15,8 ml 0,01 M roztoku  $\text{KBrO}_3$ .  $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{KBrO}_3 + \text{HCl} = \text{As}_2\text{O}_5 + \text{HBr} + \text{KCl}$  [0,0469 g]
36. 200 ml 2 M roztoku kyseliny bylo zředěno vodou na objem 0,8 litru. Vypočítejte molaritu vzniklého roztoku. [0,5 mol · dm<sup>-3</sup>]
37. Kolik ml 0,125 M roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$  je možno připravit ředěním 25 ml 4 M roztoku této kyseliny? [800 ml]
38. Kolik ml 0,25 M roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$  je nutno přidat k 10 ml 1 M roztoku  $\text{BaCl}_2$ , aby se veškeré Ba vysráželo jako  $\text{BaSO}_4$ ? [40 ml]
39. Vypočítejte molaritu 12% roztoku  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ( $\rho = 1,0647 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ). [1,304 mol · dm<sup>-3</sup>]
40. Vypočítejte molaritu 36% roztoku HCl ( $\rho = 1,1789 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ). [11,64 mol · dm<sup>-3</sup>]
41. Jaká je molarita 20% HCl ( $\rho = 1,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ )? [6,58 mol · dm<sup>-3</sup>]
42. Jaká je molarita:
- a) 5% roztoku HCl ( $\rho = 1,18 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) [1,62 mol · dm<sup>-3</sup>]
- b) 36,5% roztoku HCl ( $\rho = 1,18 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) [11,8 mol · dm<sup>-3</sup>]
- c) 20%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,14 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) [2,326 mol · dm<sup>-3</sup>]
43. Kolik ml 96% roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,8355 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) potřebujeme k přípravě 1 litru 0,5 M roztoku této kyseliny? [27,82 ml]
44. Kolik ml 50% roztoku NaOH ( $\rho = 1,5253 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) je nutné použít na přípravu 0,5 litru 0,5 M roztoku NaOH? [13,11 ml]
45. Kolik ml 2% HCl ( $\rho = 1,00 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) je zapotřebí k přípravě 250 ml 0,5 M roztoku? [227 ml]
46. Vypočítejte procentovou koncentraci 1,33 M roztoku  $\text{K}_2\text{CO}_3$  o hustotě  $\rho = 1,1490 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . [16%]
47. 10 g 34,89% roztoku  $\text{ZnCl}_2$  bylo zředěno vodou na objem 200 ml. Vypočítejte molaritu vzniklého roztoku. [0,128 mol · dm<sup>-3</sup>]
48. Určete molaritu roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , připraveného zředěním 12,963 g 96%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  70 ml vody. (Použijte tabulku hustot a koncentrací roztoků  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). [1,685 mol · dm<sup>-3</sup>]
49. Jaká je procentová koncentrace a molarita roztoku, který vznikl přidáním 400 g vody ke 100 ml 96%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) a jehož hustota je  $\rho = 1,225 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ? [30,25%; 3,78 mol · dm<sup>-3</sup>]
50. 10,0 g NaOH bylo zneutralizováno 5,15% roztokem HCl. Vypočítejte molaritu vzniklého roztoku NaCl, je-li hustota tohoto roztoku  $\rho = 1,055 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . [1,41 mol · dm<sup>-3</sup>]
51. Kolik ml 0,05 M roztoku kyseliny šťavelové  $(\text{COOH})_2$  (dvojsytná kyselina) zneutralizuje 10 ml 1% roztoku KOH ( $\rho = 1,0074 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ )? [17,96 ml]
52. Kolik ml 1,1 M roztoku HCl je třeba k neutralizaci 50 ml roztoku, který ve 100 ml obsahuje 5,0 g NaOH? [56,82 ml]
53. Na neutralizaci 0,2251 g kyseliny bylo spotřebováno 40,0 ml 0,125 M roztoku KOH. Vypočítejte molární hmotnost kyseliny víte-li, že kyselina je dvojsytná. [90,04 g · mol<sup>-1</sup>]
54. V 0,250 litru roztoku je obsaženo 5,023 g  $\text{HClO}_4$ . V jakém poměru je nutné smíchat tento roztok s 10% roztokem KOH ( $\rho = 1,0904 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ), aby vznikl neutrální roztok? [9,72:1]
55. Kolik ml 10%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,07 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) je zapotřebí k neutralizaci roztoku, který obsahuje 16 g NaOH? [183,18 ml]

## STECHEMETRICKÉ VÝPOČTY

**Základem těchto výpočtů je správně sestavená chemická rovnice udávající hmotnostní poměry či látkové množství, v nichž spolu jednotlivé složky reagují.**  
 Účastní-li se reakce **plyny**, vyplývají z rovnice i **poměry objemové** (1 mol jakéhokoli plynu zaujímá za normálních podmínek objem 22,414 dm<sup>3</sup>).

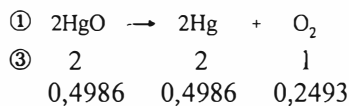
### Postup výpočtu:

- Napišeme chemickou rovnici a doplníme stechiometrické koeficienty



- Určíme klíčovou látku pro stechiometrický výpočet a vypočítáme její látkové množství. Klíčová látka je ta, pro kterou můžeme ze zadání úlohy vypočítat látkové množství  $n$ .
- Na základě znalosti látkového množství klíčové látky pro výpočet a stechiometrických koeficientů vypočítáme látková množství kterékoliv látky účastníci se reakce.
- Na základě znalosti látkového množství produktu vypočítáme hodnotu veličiny, která se ve stechiometrickém výpočtu vyžaduje.

**Př.:** Kolik g Hg a kolik  $\text{dm}^3$   $\text{O}_2$  vznikne ze 108 g  $\text{HgO}$  ?



$\textcircled{2}$  klíčová látka:  $\text{HgO}$   
 $M_{\text{HgO}} = 216,59 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$   
 $M_{\text{Hg}} = 200,59 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Výpočet látkového množství  $\text{HgO}$ :

$$n_{\text{HgO}} = \frac{m_{\text{HgO}}}{M_{\text{HgO}}} \Leftrightarrow n_{\text{HgO}} = \frac{108 \text{ g}}{216,59 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Leftrightarrow n_{\text{HgO}} = 0,4986 \text{ mol}$$

$\textcircled{4}$  Výpočet hmotnosti Hg vzniklé reakcí:  
 $m = n \cdot M$

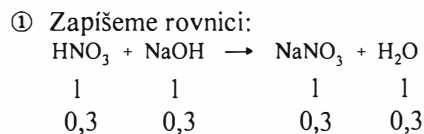
$$m = 0,4896 \text{ mol} \cdot 200,59 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \Leftrightarrow m = 98,21 \text{ g}$$

Výpočet objemu  $\text{O}_2$  vzniklého reakcí:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } \text{O}_2 \dots\dots\dots 22,4 \text{ dm}^3 \\ 0,2493 \text{ mol } \text{O}_2 \dots\dots\dots x \\ x = \frac{0,2493 \cdot 22,4}{1} \text{ dm}^3 \Leftrightarrow x = 5,58 \text{ dm}^3 \end{array}$$

Rozkladem 108 g  $\text{HgO}$  vznikne 98,21 g Hg a  $5,58 \text{ dm}^3$   $\text{O}_2$ .

**Př.:** Kolik g  $\text{NaNO}_3$  vznikne neutralizací roztoku, který obsahuje 12 g  $\text{NaOH}$ . Kolik  $\text{cm}^3$  20%  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,115 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) je zapotřebí k této neutralizaci?



$\textcircled{2}$  Výpočet látkového množství klíčové látky ( $\text{NaOH}$ )  
 $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$   
 $n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow n = \frac{12 \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Leftrightarrow n = 0,3 \text{ mol}$

$\textcircled{3}$  Výpočet hmotnosti  $\text{NaNO}_3$ :  $M_{\text{NaNO}_3} = 85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$   
 $m = n \cdot M \Leftrightarrow m = 0,3 \text{ mol} \cdot 85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \Leftrightarrow m = 25,5 \text{ g}$

Výpočet objemu 20%  $\text{HNO}_3$  potřebné k neutralizaci:

a) Výpočet hmotnosti  $\text{HNO}_3$ :

$$m = n_{\text{HNO}_3} \cdot M_{\text{HNO}_3} \quad M_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m = 0,3 \text{ mol} \cdot 63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \Leftrightarrow m = 18,9 \text{ g}$$

b) Výpočet hmotnosti 20% roztoku  $\text{HNO}_3$ :

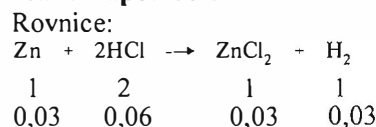
$$m_r = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{w} \Leftrightarrow m_r = \frac{18,9 \text{ g}}{0,2} \Leftrightarrow m_r = 94,5 \text{ g}$$

c) Výpočet objemu 20% roztoku  $\text{HNO}_3$ :

$$V = \frac{m}{\rho} \Leftrightarrow V = \frac{94,5 \text{ g}}{1,115 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}} \Leftrightarrow V = 84,75 \text{ cm}^3$$

Neutralizací vznikne 25,5 g  $\text{NaNO}_3$ . Na neutralizaci 12 g  $\text{NaOH}$  bude třeba  $84,75 \text{ cm}^3$  20%  $\text{HNO}_3$ .

**Př.:** Kolik gramů  $\text{ZnCl}_2$  a kolik  $\text{cm}^3$   $\text{H}_2$  vznikne reakcí 2 g  $\text{Zn}$  s  $\text{HCl}$ ? Kolik  $\text{cm}^3$  20%  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) je k této reakci zapotřebí?



Výpočet látkového množství klíčové látky ( $\text{Zn}$ ):  
 $M_{\text{Zn}} = 65,38 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow n = \frac{2 \text{ g}}{65,38 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Leftrightarrow n = 0,03 \text{ mol}$$

Výpočet  $m$   $\text{ZnCl}_2$  vzniklého reakcí:  $M_{\text{ZnCl}_2} = 136,29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$m = n \cdot M \Leftrightarrow m = 0,03 \text{ mol} \cdot 136,29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \Leftrightarrow m = 4,17 \text{ g}$$

Výpočet objemu  $\text{H}_2$  vzniklého reakcí

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } \dots 22,4 \text{ dm}^3 \\ 0,03 \text{ mol } \dots x \end{array}$$

$$x = 0,03 \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \Leftrightarrow x = 0,672 \text{ dm}^3 = 672 \text{ cm}^3$$

Výpočet objemu 20%  $\text{HCl}$ :

$$M_{\text{HCl}} = 36,46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

1) Výpočet hmotnosti čisté  $\text{HCl}$ :

$$m = n \cdot M$$

$$m = 0,06 \text{ mol} \cdot 36,46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \Leftrightarrow m = 2,188 \text{ g}$$

2) Výpočet hmotnosti 20% roztoku  $\text{HCl}$ :

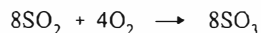
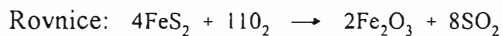
$$m_r = \frac{m}{w} \Leftrightarrow m_r = \frac{2,188 \text{ g}}{0,2} \Leftrightarrow m_r = 10,94 \text{ g}$$

3) Výpočet objemu 20% roztoku  $\text{HCl}$ :

$$V = \frac{m}{\rho} \Leftrightarrow V = \frac{10,94 \text{ g}}{1,1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}} \Leftrightarrow V = 9,95 \text{ cm}^3$$

Reakcí 2 g  $\text{Zn}$  s 20%  $\text{HCl}$  vznikne 4,17 g  $\text{ZnCl}_2$  a  $672 \text{ cm}^3$   $\text{H}_2$ . K reakci použijeme  $9,95 \text{ cm}^3$  20%  $\text{HCl}$ .

**Př.:** Jaké množství 60% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> vznikne z 8,00 tun FeS<sub>2</sub>, probíhá-li reakce z 97%?



Závěr: ze 4 mol FeS<sub>2</sub> → 8 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ⇨ z 1 mol FeS<sub>2</sub> → 2 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ⇨ z 0,067 mol FeS<sub>2</sub> → 0,134 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

1) Výpočet látkového množství FeS<sub>2</sub>

$$M_{\text{FeS}_2} = 119,97 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = \frac{8}{119,97} \text{ mol} \quad \Leftrightarrow \quad n = 0,067 \text{ mol}$$

2) Výpočet vzniklého látkového množství H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, probíhá-li reakce z 97%

0,134 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ..... 100%

x mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ..... 97%

---

$$x = 0,13 \text{ mol}$$

3) Výpočet hmotnosti 100% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>: M<sub>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></sub> = 98 g · mol<sup>-1</sup>

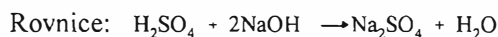
$$m = n \cdot M \quad \Leftrightarrow \quad m = 0,13 \cdot 98 \quad \Leftrightarrow \quad m = 12,74 \text{ t}$$

4) Výpočet množství 60% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

$$m_r = \frac{m}{w} \quad \Leftrightarrow \quad m_r = \frac{12,74 \text{ t}}{0,6} \quad \Leftrightarrow \quad m_r = 21,23 \text{ t}$$

Z 8 t FeS<sub>2</sub> vznikne 21,23 t 60% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, probíhá-li reakce z 97%.

**Př.:** K roztoku, který obsahuje 10 g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> bylo přidáno 9 g NaOH. Jakou reakci bude mít roztok?



1) Výpočet n H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M} \quad \Leftrightarrow \quad n = \frac{10 \text{ g}}{98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \quad \Leftrightarrow \quad n = 0,102 \text{ mol}$$

2) Výpočet n NaOH:

$$M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M} \quad \Leftrightarrow \quad n = \frac{9 \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \quad \Leftrightarrow \quad n = 0,225 \text{ mol}$$

Z rovnice vyplývá: 1 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> zneutralizuje 2 moly NaOH ⇨ 0,102 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> zneutralizuje 0,204 mol NaOH ⇨ bude přebývat 0,021 mol NaOH ⇨ roztok má zásaditou reakci.

**Př.:** 1,000 0 g směsi obsahující NaCl a KCl byl rozpuštěn ve vodě a přidáním nadbytku AgNO<sub>3</sub> byly veškeré chloridové ionty vysráženy ve formě AgCl. Hmotnost AgCl činila 2,3200 g. Vypočítejte obsah NaCl ve směsi v procentech.

Směs obou chloridů má hmotnost

$$m = 1 \text{ g}$$

$$M_{\text{NaCl}} = 58,44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Směs obou chloridů obsahuje

$$m_A \text{ g NaCl}$$

$$M_{\text{KCl}} = 74,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Směs obou chloridů obsahuje

$$m_B \text{ g KCl}$$

$$M_{\text{AgCl}} = 143,32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Po konverzi obou chloridů na AgCl má hmotnost m<sub>C</sub> = 2,32 g

$$m_A + m_B = m \quad \textcircled{1}$$

$$m_A \cdot \frac{M_{\text{AgCl}}}{M_{\text{NaCl}}} + m_B \cdot \frac{M_{\text{AgCl}}}{M_{\text{KCl}}} = m_C \quad \textcircled{2}$$

Úpravou rovnice ② dostaneme:

$$m_A \cdot \frac{M_{\text{KCl}}}{M_{\text{NaCl}}} + m_B = m_C \cdot \frac{M_{\text{KCl}}}{M_{\text{AgCl}}}$$

Dosazením z rovnice ①

$$m_B = m - m_A$$

$$m_A \cdot \frac{M_{\text{KCl}}}{M_{\text{NaCl}}} + m - m_A = m_C \cdot \frac{M_{\text{KCl}}}{M_{\text{AgCl}}}$$

$$m_A \cdot \left( \frac{M_{\text{KCl}}}{M_{\text{NaCl}}} - 1 \right) = m_C \cdot \frac{M_{\text{KCl}}}{M_{\text{AgCl}}} - m$$

$$\text{dosadíme: } m_A \cdot \left( \frac{74,55}{58,44} - 1 \right) = 2,32 \cdot \frac{74,55}{143,32} - 1$$

$$m_A = 0,75003 \text{ g} \quad \Leftrightarrow \quad 75,003\% \text{ NaCl}$$

$$m_B = 0,24997 \text{ g} \quad \Leftrightarrow \quad 24,997\% \text{ KCl}$$

Ve směsi bylo 75,003% NaCl a 24,997% KCl.

**Př.:** Kolik g  $K_2CrO_4$  se rozpustí při teplotě  $20^\circ C$  v 63,0 ml vody? Rozpustnost  $K_2CrO_4$  je 61,7 g ve 100 g vody při teplotě  $20^\circ C$ .

ve 100 g  $H_2O$  při  $20^\circ C$  se rozpustí ... 61,7 g  $K_2CrO_4$   
 v 63 g  $H_2O$  při  $20^\circ C$  se rozpustí ... x

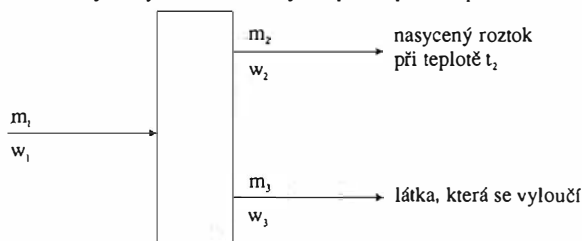
$$x = \frac{63 \cdot 61,7}{100} \text{ g} \quad \Leftrightarrow \quad x = 38,87 \text{ g}$$

V 63 ml  $H_2O$  se při teplotě  $20^\circ C$  rozpustí 38,87 g  $K_2CrO_4$ .

**Př.:** Kolik g  $K_2Cr_2O_7$  se vyloučí ve formě krystalů po ochlazení 250 g roztoku  $K_2Cr_2O_7$ , nasyceného při teplotě  $60^\circ C$ , na teplotu  $20^\circ C$ . Rozpustnost  $K_2Cr_2O_7$  ve 100 g  $H_2O$ : při  $20^\circ C$  ... 12,0 g; při  $60^\circ C$  ... 43,0 g

Obecné schéma výpočtu:

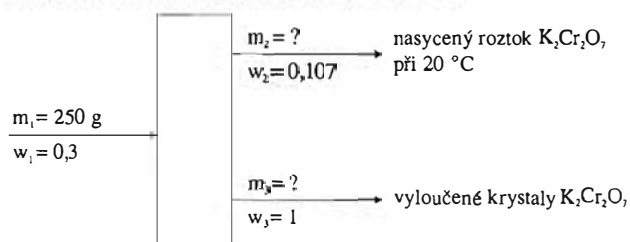
Nasycený roztok látky A při teplotě  $t_1$



$$m_1 = m_2 + m_3$$

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

Nasycený roztok  $K_2Cr_2O_7$  při teplotě  $60^\circ C$



$$w_1 = \frac{43 \text{ g}}{(100 + 43) \text{ g}} \quad \Leftrightarrow \quad w_1 = 0,3 \quad w_2 = \frac{12 \text{ g}}{(100 + 12) \text{ g}} \quad \Leftrightarrow \quad w_2 = 0,107$$

$$m_1 = m_2 + m_3 \quad \Leftrightarrow \quad 250 \text{ g} = m_2 + m_3 \quad \Leftrightarrow \quad m_3 = 250 \text{ g} - m_2$$

$$m_1 w_1 = m_2 w_2 + m_3 w_3 \quad \Leftrightarrow \quad 250 \cdot 0,3 = 0,107 m_2 + m_3 \quad \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow 48,25 = 0,107(250 - m_3) + m_3 \quad \Leftrightarrow 48,25 = 26,75 - 0,107 m_3 + m_3$$

$$m_3 = 54,03 \text{ g}$$

Po ochlazení 250 g roztoku  $K_2Cr_2O_7$ , nasyceného při teplotě  $60^\circ C$ , se vyloučí 54,03 g krystalů  $K_2Cr_2O_7$ .

### STECHEMETRICKÉ VÝPOČTY – příklady k řešení

- Kolik mg  $BaSO_4$  se vyloučí přidáním roztoku  $BaCl_2$  k roztoku obsahujícímu 114 mg  $Na_2SO_4$ ? [187 mg]
- Kolik ml 24%  $HCl$  ( $\rho = 1,12 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) je zapotřebí na rozpuštění 9 g  $MgCO_3$ ? Kolik g  $MgCl_2 \cdot 6H_2O$  vznikne? [29 ml; 21,7 g]
- Kolik litrů chloru vznikne oxidací 39 g  $NaCl$  burelem v prostředí  $H_2SO_4$ ? [7,46 dm<sup>3</sup>]
- Kolik molů vody vznikne při redukci 200 g  $CuO$  vodíkem? [2,5 mol]
- Rozpustí se všechny  $CuO$  při rozpouštění 20 g  $CuO$  v roztoku, který obsahuje 21 g  $H_2SO_4$ ? Kolik gramů modré skalice vznikne? [rozpustí se 17,0g; vznikne 52,5g]
- Jaká bude reakce, smísí-li se  $HNO_3$  s  $NaOH$  ve stejných hmotnostních množstvích? [zásaditá]
- Kolik litrů vodíku je zapotřebí k redukci 100 g  $MoO_3$ ? [56 l]
- Kolik gramů  $KClO_3$  je zapotřebí k přípravě 100 litrů  $O_2$ ? [364 g]
- Kolik litrů chloru se uvolní při reakci 2 g  $KMnO_4$  s nadbytkem  $HCl$ ? [0,71 l]
- Kolik ml 18%  $HNO_3$  ( $\rho = 1,1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) je třeba k rozpuštění 3,18 g  $Cu$ ? Jaký je objem uvolněného  $NO$ ? [42,4 ml; 747 ml  $NO$ ]
- Jaké množství 0,1 M  $Ba(OH)_2$  je třeba přidat k 10 ml 0,25 M  $H_2SO_4$ , aby byl roztok neutrální? [25 ml]
- 11,0 ml 0,08 M  $H_2SO_4$  bylo zneutralizováno 8,8 ml roztoku  $KOH$ . Vypočítejte molární a procentuální koncentraci tohoto roztoku. ( $\rho$  1%  $KOH = 1,008 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ,  $\rho$  2%  $KOH = 1,017 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) [0,2 M; 1,11 %]
- Kolik litrů fosfinu se uvolní z 30 g kyseliny fosforité působením nadbytku zinku?  
 $3Zn + H_3PO_3 + 6HCl = PH_3 + 3ZnCl_2 + 3H_2O$  [8,2 dm<sup>3</sup>]

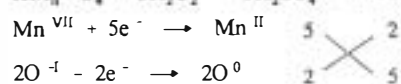
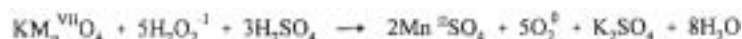
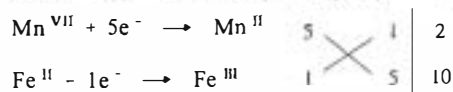
14. 2,241 litrů chloru bylo zavedeno do 150 ml 2 M KI. Vypočítejte koncentraci KI po zreagování veškerého chloru. Změnu objemu roztoku při reakci zanedbejte. [0,667 M]
15. Do 500 ml 2% roztoku  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$  bylo zavedeno 1000 ml  $\text{H}_2\text{S}$ . Zreagoval všechn dusičnan? Kolik g sulfidu se vysráželo? ( $\rho \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 = 1,02 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) [6,65 g]
16. Při termickém rozkladu  $\text{KClO}_3$  vzniklo 5,5 l  $\text{O}_2$ . Kolik g  $\text{KClO}_3$  bylo rozloženo? [20,05 g]
17. Kolik litrů  $\text{NO}_2$  může být připraveno ze směsi 30 g  $\text{O}_2$  a 25 litrů  $\text{NO}$ ? [25 dm<sup>3</sup>]
18. Kolik molů  $\text{H}_2\text{SO}_4$  a kolik g Zn je zapotřebí na přípravu 100 litrů  $\text{H}_2$ ? Kolik ml 24%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,1704 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) odpovídá vypočítanému množství  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? [4,46 mol; 291,7 g Zn; 1557,7 ml]
19. Vypočítejte:
- kolik litrů  $\text{N}_2\text{O}$  vznikne rozkladem 100 g  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  [28 dm<sup>3</sup>]
  - kolik litrů  $\text{N}_2$  vznikne rozkladem 100 g  $\text{NH}_4\text{NO}_2$  [35 dm<sup>3</sup>]
  - kolik g  $\text{H}_2\text{O}_2$  se rozloží za vzniku 50 litrů  $\text{O}_2$  [151,76 g]
20. Kolik litrů  $\text{O}_2$  je spotřebováno při hoření 1,0 g etanu? [2,61 dm<sup>3</sup>]
21. Na přípravu vývojky je potřeba 95 g  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . K dispozici je však pouze  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Kolik g jej na přípravu vývojky použijeme? [190 g]
22. V kabině kosmické lodi je třeba průběžně odstraňovat  $\text{CO}_2$ . Který z uvedených hydroxidů považujete pro tento účel použit, je-li jediným požadavkem to, aby hmotnost použitého hydroxidu byla co možná nejmenší:  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ? [LiOH]
23. Přípravu nitrobenzenu vystihuje rovnice:  $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HNO}_3 = \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Vypočítejte:
- Kolik g nitrobenzenu vznikne z 5 g benzenu [7,87 g]
  - Jaký je procentuální výtěžek reakce, jestliže z 50 g benzenu bylo připraveno 40 g nitrobenzenu. [50,76 %]
24. Rozpuštěním 48,61 g znečištěného Mg ve zředěné  $\text{H}_2\text{SO}_4$  bylo získáno 490 g  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Kolik % nečistot obsahoval Mg? [0,6 %]
25. Jaké množství  $\text{Ag}_2\text{O}$  bylo zahřátím rozloženo na Ag a  $\text{O}_2$ ? Úbytek hmotnosti vzorku po zahřátí činil 4,00 g. Kolik g Ag vzniklo? [57,9 g; 53,9 g]
26. a) Kolik molů  $\text{P}_4$  zreagovalo s  $\text{Cl}_2$  za vzniku 95 g  $\text{PCl}_3$ ? [0,1729 mol]  
 b) Jaká byla navážka  $\text{P}_4$  pro tuto reakci, jestliže z použitého množství nezreagovalo 7% a jestliže vzniklo 95 g  $\text{PCl}_3$ ? [23,04 g]
27. Doplňte následující rovnici a vypočítejte, kolik g C a kolik g  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  je zapotřebí na přípravu 100 g  $\text{P}_4$ , je-li výtěžek reakce 95% a je-li čistota  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  97%?  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} = \text{CaSiO}_3 + \text{CO} + \text{P}_4$  [102,04 g C a 543,3 g  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ]
28. Jeden z možných způsobů jak zabránit znečišťování ovzduší  $\text{SO}_2$  je využití reakce mezi  $\text{SO}_2$  a  $\text{H}_2\text{S}$  pro zachycování  $\text{SO}_2$ . Síru, která při této reakci vzniká, je možné využít např. pro výrobu  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Vypočítejte, kolik kg  $\text{H}_2\text{SO}_4$  o koncentraci 96% by bylo možné vyrobit ze síry získané po reakci  $\text{H}_2\text{S}$  a  $\text{SO}_2$ , který vznikl při spálení 10 t uhlí, které obsahuje 1,5 % S a s  $\text{H}_2\text{S}$  zreaguje 98% vzniklého  $\text{SO}_2$ . [1405 kg]
29. Acetylid vápenatý vzniká reakcí  $\text{CaO}$  s C v elektrické peci dle rovnice:  $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$   
 Surový produkt obsahuje 85%  $\text{CaC}_2$  a 15% nezreagovaného  $\text{CaO}$ .  
 Vypočítejte: a) kolik tun  $\text{CaO}$  je zapotřebí na výrobu 50 tun  $\text{CaC}_2$ ? [51,46 t]  
 b) kolik tun  $\text{CaO}$  je zapotřebí na výrobu 50 tun surového produktu? [44,68 t]
30. K roztoku  $\text{AgNO}_3$  bylo přidáním 17,05 g 14% roztoku  $\text{NaCl}$  vysráženo veškeré stříbro ve formě  $\text{AgCl}$ . Hmotnost  $\text{AgCl}$  činila 5,0622 g. Kolik g  $\text{AgNO}_3$  bylo v roztoku a kolik g  $\text{NaCl}$  z přidávaného množství  $\text{NaCl}$  zůstane nezreagováno? [0,3288 g  $\text{NaCl}$ , 6,0000 g  $\text{AgNO}_3$ ]
31. Kolik gramů 64% roztoku  $\text{HNO}_3$  je zapotřebí na přípravu  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  z 50 g Pb? [63 g]
32. Při rozkladu 0,25 g  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  bylo spotřebováno 15,20 ml zředěné  $\text{H}_2\text{SO}_4$  o hustotě  $\rho = 1,003 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . Vypočítejte procentovou koncentraci  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . [0,56 %]
33. Kyselina azidovodíková se připravuje reakcí hydrazinu s kyselinou dusičnou:  $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{HNO}_2 = \text{HN}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$   
 Přípravu  $\text{N}_2\text{H}_4$  a  $\text{HNO}_2$  vystihuje rovnice:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$   
 $4\text{NH}_3 + \text{Cl}_2 = \text{N}_2\text{H}_4 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$   
 $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$   
 $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$   
 $2\text{NO}_2 + 2\text{KOH} = \text{KNO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
 $2\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_2$   
 Vypočítejte, kolik g vodíku, dusíku, kyslíku a chloru je třeba k přípravě 100 g  $\text{HN}_3$ ? [42,2 g  $\text{H}_2$ ; 195,4 g  $\text{N}_2$ ; 260,3 g  $\text{O}_2$ ; 164,8 g  $\text{Cl}_2$ ]

34. Peroxid vodíku se vyrábí hydrolyzou kyseliny peroxodisírové, která se připravuje elektrolýzou roztoku kyseliny sírové:  
 $2\text{HSO}_4^- = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 2\text{e}^-$      $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$   
 Vypočítejte, kolik g  $\text{H}_2\text{SO}_4$  je třeba na přípravu 100 g 30% vodného roztoku  $\text{H}_2\text{O}_2$ . [0,0 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; 101,8 g  $\text{H}_2\text{O}$ ]
35. Teflon se vyrábí fluorací polyetyleny fluoridem kobaltitým:  $(\text{C}_2\text{H}_4)_n + 8n\text{CoF}_3 = (\text{C}_2\text{H}_4)_n + 4n\text{HF} + 8n\text{CoF}_2$   
 Vznikající  $\text{CoF}_2$  může být fluorován za vzniku  $\text{CoF}_3$      $2\text{CoF}_2 + \text{F}_2 = 2\text{CoF}_3$   
 Vypočítejte kolik kilogramů fluoru je zapotřebí na přípravu 1 kg teflonu:  
 a) není-li fluor ze vznikajícího HF využit na fluoraci [1,52 kg]  
 b) je-li fluor připravený anodickou oxidací vzniklého HF použit na regeneraci  $\text{CoF}_3$  (tedy na fluoraci  $\text{CoF}_2$ ) [0,76 kg]
36.  $\text{MgCO}_3$  a  $\text{CaCO}_3$  se při vysoké teplotě rozkládají za uvolnění  $\text{CO}_2$ . Kolik procent  $\text{MgCO}_3$  obsahuje směs  $\text{CaCO}_3 + \text{MgCO}_3$ , činí-li hmotnostní úbytek směsi po vyžhání 50%? [73,29 %]
37. Kolik g  $\text{AgI}$  se vyloučí, přidáme-li k 15,0 ml 0,95 M roztoku  $\text{AgNO}_3$  nadbytek roztoku  $\text{KI}$ ? [3,346 g]
38. Odpařením veškeré vody z 15,245 g při teplotě 20°C nasyceného roztoku látky A ve vodě bylo získáno 4,052 g bezvodé látky A. Vypočítejte rozpustnost látky A ve 100 g vody při teplotě 20°C a procentuální koncentraci nasyceného roztoku látky A ve vodě při téže teplotě? [36,20 g; 26,58 %]
39. Kolik g  $\text{K}_2\text{SO}_4$  a kolik ml vody je obsaženo ve 100 ml roztoku  $\text{K}_2\text{SO}_4$  nasyceného při teplotě 20°C? Rozpustnost  $\text{K}_2\text{SO}_4$  při teplotě 20°C je 11,11 g  $\text{K}_2\text{SO}_4$  ve 100 g vody, hustota nasyceného roztoku při téže teplotě je  $\rho = 1,0817 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . [10,82 g  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; 97,35 ml  $\text{H}_2\text{O}$ ]
40. Reakcí vodného roztoku, který obsahuje 20,0 g  $\text{NaOH}$  s plynným  $\text{SO}_2$  máme připravit  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . V jakém minimálním množství vody musí být uvedené množství  $\text{NaOH}$  rozpuštěno, aby vzniklý  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  nevykrytaloval při teplotě 20°C z roztoku?  
 Rozpustnost  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  při teplotě 20°C ve 100 g vody ... 26,9 g. [112,6 ml]

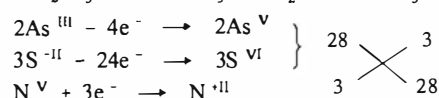
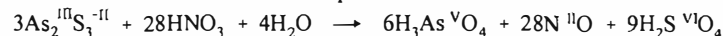
## OXIDAČNĚ REDUKČNÍ ROVNICE

### Postup při doplňování koeficientů:

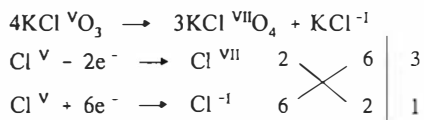
- Zapišeme rovnici
- Určíme, která ze složek účastnících se reakce se oxiduje a která podléhá redukci (to vyplývá ze změny oxidačního stupně základního prvku jednotlivých sloučenin)
- Napíšeme pomocné rovnice, do nichž zahrneme pouze ty atomy nebo ionty, u nichž dochází ke změně oxidačního stupně
- Po straně pomocných rovnic zapišeme počty elektronů vystihující redukci oxidačního činidla a oxidaci redukčního činidla
- Počet elektronů vystihující redukci odpovídá počtu částic (atomů, molekul, iontů) redukčního činidla a naopak počet elektronů vystihující oxidaci odpovídá počtu částic oxidačního činidla (proto počty elektronů za pomocnými rovnicemi nutno překřížit)
- Zjištěné koeficienty napíšeme k příslušným vzorcům v levé části rovnice a pak teprve upravíme pravou stranu rovnice
- Koeficienty složek, které nejsou ani oxidačními ani redukčními činidly dopočítáme naposled



Oxidace nebo redukce může probíhat současně u několika složek:

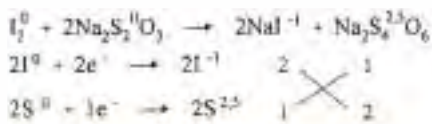


**Disproporcionační reakce** – prvek přítomný ve výchozí sloučenině je ve středním oxidačním stupni ⇨ je schopen tvořit sloučeniny ve vyšším i nižším oxidačním stupni (**tentýž prvek se částečně oxiduje i redukuje**).



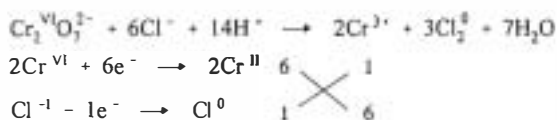
Pozn.: Z poloreakcí vyplývá, že oxidovaná a redukována forma je v poměru 3:1, výchozí počet molekul je dán součtem 3 + 1 = 4.

Oxidační stupeň nemusí být vždy celé číslo (např. v  $\text{HN}_3$  má dusík oxidační stupeň  $-\frac{1}{3}$ ; v  $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$  má síra oxidační stupeň 2,5)



## IONTOVÉ REDOXNÍ ROVNICE

☐ Při výpočtu koeficientů postupujeme stejným způsobem jako u ostatních oxidačně redukčních rovnic. Nutno dodržet podmínku rovnosti celkového počtu kladných a záporných nábojů iontů na obou stranách rovnice.

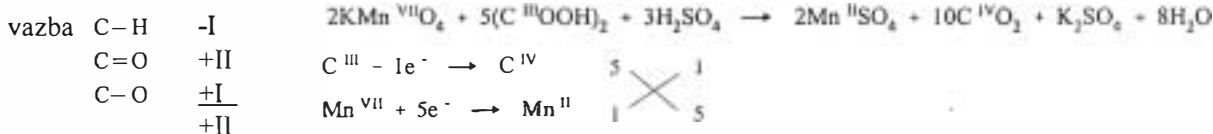
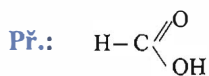


### Oxidačně redukční rovnice, v nichž vystupují organické sloučeniny:

Oxidační stupeň C (oxidační číslo) v organických sloučeninách:

- každá vazba atomu uhlíku s atomem prvku o nižší elektronegativitě se počítá jako -I
- vazby C–C, C=C a C≡C nepočítáme
- vazba atomu uhlíku s atomem prvku o vyšší elektronegativitě počítáme +I pro jednoduchou vazbu, +II pro dvojnou a +III pro trojnou vazbu.

Zjištěná čísla pak sečteme.



## REDOX ROVNICE – příklady k řešení

- $\text{HgS} + \text{O}_2 = \text{Hg} + \text{SO}_2$
- $\text{BaO} + \text{O}_2 = \text{BaO}_2$
- $\text{PbS} + \text{O}_2 = \text{PbO} + \text{SO}_2$
- $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{BiCl}_3 + \text{SnCl}_2 = \text{Bi} + \text{SnCl}_4$
- $\text{HgCl}_2 + \text{SnCl}_2 = \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{SnCl}_4$
- $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{SnCl}_2 = \text{Hg} + \text{SnCl}_4$
- $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{HCl}$
- $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{HI} + \text{S}$

10.  $\text{Se} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{HCl}$
11.  $\text{HClO} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$
12.  $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
13.  $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HBr}$
14.  $\text{NH}_3 + \text{Br}_2 = \text{N}_2 + \text{HBr}$
15.  $\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
16.  $\text{MnO}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
17.  $\text{KI} + \text{CuSO}_4 = \text{CuI} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
18.  $\text{HI} + \text{HBrO}_3 = \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{HBr}$
19.  $\text{HIO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
20.  $\text{KIO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
21.  $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI}$
22.  $\text{KClO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
23.  $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HClO}_4 = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
24.  $\text{HIO}_3 + \text{CO} = \text{CO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
25.  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
26.  $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
27.  $\text{HNO}_3 + \text{H} = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
28.  $\text{HNO}_3 + \text{H} = \text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$
29.  $\text{HNO}_3 + \text{H} = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
30.  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
31.  $\text{Hg} + \text{HNO}_3 = \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
32.  $\text{Ag} + \text{HNO}_3 = \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
33.  $\text{S} + \text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
34.  $\text{Fe} + \text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
35.  $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 = \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
36.  $\text{Zn} + \text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
37.  $\text{Mg} + \text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
38.  $\text{HCl} + \text{HNO}_3 = \text{NOCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
39.  $\text{Ag}_2\text{S} + \text{HNO}_3 = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
40.  $\text{CuS} + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
41.  $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
42.  $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{N}_2\text{O}_3$
43.  $\text{KNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{KNO}_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2$
44.  $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{C} = \text{Bi} + \text{CO}$
45.  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2$
46.  $\text{NaBrO}_3 + \text{C} = \text{NaBr} + \text{CO}$
47.  $\text{CaSO}_4 + \text{C} = \text{CaS} + \text{CO}$
48.  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{C} = \text{Na}_2\text{S} + \text{CO}$
49.  $\text{FeSO}_4 + \text{Ce}(\text{SO}_4)_2 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$
50.  $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
51.  $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
52.  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
53.  $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
54.  $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
55.  $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
56.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
57.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
58.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

59.  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 = \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{NaI}$
60.  $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} = \text{K}_3\text{SbO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
61.  $\text{Ca}(\text{OCl})_2 + \text{KI} + \text{HCl} = \text{I}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
62.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
63.  $\text{Ag}_3\text{AsO}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{AsH}_3 + \text{Ag} + \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
64.  $\text{K}_4/\text{Fe}(\text{CN})_6/+ + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_3/\text{Fe}(\text{CN})_6/+ + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
65.  $\text{MoS}_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{MoO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
66.  $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
67.  $\text{F}_2 + \text{Cl}_2\text{O} = \text{ClF}_3\text{O} + \text{ClF}_3$
68.  $\text{NaNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NO} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
69.  $\text{Au} + \text{KCN} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{K}/\text{Au}(\text{CN})_2/+ + \text{KOH}$
70.  $\text{OsO}_4 + \text{HCl} + \text{KCl} = \text{K}_2/\text{OsCl}_4\text{O}_2/+ + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
71.  $\text{NH}_4[\text{UF}_5] + \text{F}_2 = \text{UF}_6 + \text{N}_2 + \text{HF}$
72.  $\text{CoCl}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_3 + \text{O}_2 = \text{/Co}(\text{NH}_3)_6/\text{Cl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
73.  $\text{KClO}_3 + \text{BrF}_3 = \text{K}[\text{BrF}_4] + \text{Br}_2 + \text{O}_2 + \text{ClO}_2\text{F}$
74.  $\text{NaClO} = \text{NaClO}_3 + \text{NaCl}$
75.  $\text{HClO}_3 = \text{HClO}_4 + \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
76.  $\text{KOH} + \text{Cl}_2 = \text{KClO} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
77.  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HClO} + \text{HCl}$
78.  $\text{Cl}_2 + \text{HgO} = \text{Cl}_2\text{O} + \text{HgCl}_2$
79.  $\text{N}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$
80.  $\text{P}_4 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{PH}_3 + \text{NaH}_2\text{PO}_2$
81.  $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl} = \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
82.  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
83.  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HI} = \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
84.  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{AgNO}_3 = \text{Ag}_3\text{AsO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
85.  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HgO} = \text{Hg} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
86.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KCr}(\text{SO}_4)_2 + \text{CH}_3\text{COH} + \text{H}_2\text{O}$
87.  $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ClO}_2 + \text{CO}_2 + \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
88.  $\text{RCOH} + \text{CuO} = \text{RCOOH} + \text{Cu}_2\text{O}$

### IONTOVÉ REDOX ROVNICE – příklady k řešení

89.  $\text{I}^- + \text{Fe}^{3+} = \text{I}_2 + \text{Fe}^{2+}$
90.  $\text{As}^{3+} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ = \text{As}^{5+} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
91.  $\text{Fe}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
92.  $\text{IO}_3^- + \text{I}^- + \text{H}^+ = \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
93.  $\text{As}^{3+} + \text{BrO}_3^- + \text{H}^+ = \text{As}^{5+} + \text{H}_2\text{O} + \text{Br}^-$
94.  $\text{SO}_3^{2-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+ + \text{I}^-$
95.  $\text{BrO}^- + \text{I}^- + \text{H}^+ = \text{I}_2 + \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$
96.  $\text{Sb}^{3+} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ = \text{Sb}^{5+} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
97.  $\text{SO}_3^{2-} + \text{SeO}_3^{2-} + \text{H}^+ = \text{Se} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
98.  $\text{Br}^- + \text{Cl}_2 = \text{Br}_2 + \text{Cl}^-$
99.  $\text{IO}_3^- + \text{SO}_3^{2-} = \text{I}^- + \text{SO}_4^{2-}$
100.  $\text{AsO}_4^{3-} + \text{I}^- + \text{H}^+ = \text{AsO}_3^{3-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
101.  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ = \text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
102.  $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{IO}_4^- = \text{N}_2 + \text{IO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
103.  $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{IO}_3^- = \text{N}_2 + \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$
104.  $\text{Mn}^{2+} + \text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \text{H}^+$



105.  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 + \text{OH}^- = \text{SO}_4^{2-} + \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$   
 106.  $\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- = \text{CuI} + \text{I}_2$   
 107.  $\text{P}_4 + \text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{PH}_3 + \text{H}_2\text{PO}_2^-$   
 108.  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + \text{Mn}^{2+} + \text{OH}^- = \text{MnO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$   
 109.  $\text{FeO}_4^{2-} + \text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 110.  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + \text{Re} + \text{OH}^- = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-} + \text{ReO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$   
 111.  $\text{SO}_3^{2-} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ = \text{SO}_4^{2-} + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$

## SOUČIN ROZPUSTNOSTI



$$K_s = [\text{M}^+] \cdot [\text{A}^-]$$

$K_s(\text{MA})$  – součín rozpustnosti látky MA

$[\text{M}^+]$  – rovnovážná koncentrace iontu  $\text{M}^+$  v nasyceném roztoku nad sraženinou

$[\text{A}^-]$  – rovnovážná koncentrace iontu  $\text{A}^-$  v nasyceném roztoku nad sraženinou.

**Př.:** Koncentrace stříbrných iontů v nasyceném roztoku štřavelanu stříbrného je  $2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ . Vypočítejte součín rozpustnosti  $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ .



$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$  disociuje v roztoku na ionty  $\text{Ag}^+$  a  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ . Z každé molekuly  $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$  vznikají 2 ionty  $\text{Ag}^+$  a 1 iont  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ . Proto se koncentrace iontů  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  rovná celkové koncentraci rozpuštěné soli, kdežto koncentrace iontů  $\text{Ag}^+$  je dvakrát větší:  $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = [(\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4)_R] \quad [\text{Ag}^+] = 2 \cdot [(\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4)_R]$

Celkově: 
$$[(\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4)_R] = [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = \frac{[\text{Ag}^+]}{2}$$

Součín rozpustnosti: 
$$K_s(\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4) = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$$

$$[\text{Ag}^+] = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = \frac{[\text{Ag}^+]}{2} \quad \Leftrightarrow \quad [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = \frac{2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}}{2} \quad \Leftrightarrow \quad [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$K_s(\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4) = (2,2 \cdot 10^{-4})^2 \cdot (1,1 \cdot 10^{-4}) \quad \Leftrightarrow \quad K_s(\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 5,324 \cdot 10^{-12}$$

Součín rozpustnosti  $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$  je  $5,324 \cdot 10^{-12}$ .

**Př.:** Rozpustnost jodidu měďného je  $3,4 \cdot 10^{-5} \text{ g}/100 \text{ cm}^3$ . Vypočítejte součín rozpustnosti této látky.

1) Vypočítáme rozpustnost  $\text{CuI}$  v  $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$

Ve  $100 \text{ cm}^3$  je rozpuštěno  $3,4 \cdot 10^{-5} \text{ g CuI}$

V  $1000 \text{ cm}^3$  je rozpuštěno  $3,4 \cdot 10^{-4} \text{ g CuI}$

$$M_{\text{CuI}} = 190,446 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M} \quad \Leftrightarrow \quad n = \frac{3,4 \cdot 10^{-4} \text{ g}}{190,446 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \quad \Leftrightarrow \quad n = 1,7853 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

2) Zapišeme rovnici disociaci  $\text{CuI}$ : 
$$\text{CuI} \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + \text{I}^-$$

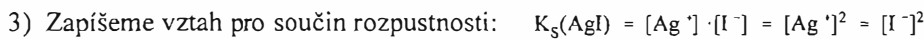
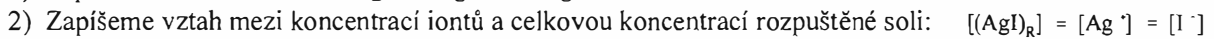
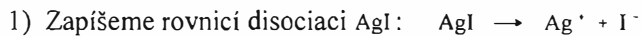
3) Zapišeme vztah mezi koncentrací iontů a celkovou koncentrací rozpuštěné soli:  $[(\text{CuI})_R] = [\text{Cu}^+] = [\text{I}^-]$

4) Zapišeme vztah pro součín rozpustnosti:

$$K_s = [\text{Cu}^+] \cdot [\text{I}^-] = [(\text{CuI})_R]^2 \quad \Leftrightarrow \quad K_s = (1,7853 \cdot 10^{-6})^2 \quad \Leftrightarrow \quad K_s = 3,19 \cdot 10^{-12}$$

Součín rozpustnosti  $\text{CuI}$  má hodnotu  $3,19 \cdot 10^{-12}$ .

**Př.:** Jaká je koncentrace stříbrných iontů v nasyceném roztoku jodidu stříbrného? Součin rozpustnosti AgI je  $1,5 \cdot 10^{-16}$ .

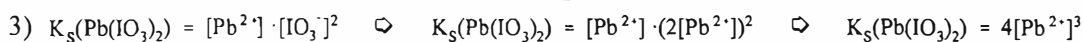
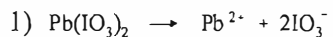


$$[\text{Ag}^+] = \sqrt{K_S(\text{AgI})} \quad \Leftrightarrow \quad [\text{Ag}^+] = \sqrt{1,5 \cdot 10^{-16}} \quad \Leftrightarrow \quad [\text{Ag}^+] = 1,22 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Koncentrace stříbrných iontů v nasyceném roztoku AgI je  $1,22 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

**Př.:** Součin rozpustnosti jodičnanu olovnatého je  $3,2 \cdot 10^{-14}$ . Jaká je rozpustnost této látky v molech na litr?

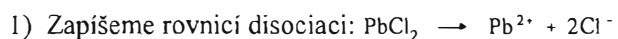
Postup obdobný jako v předchozích příkladech.



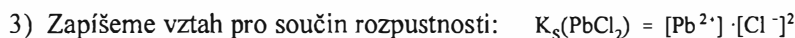
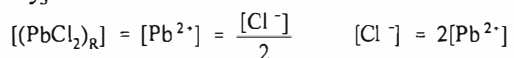
$$[\text{Pb}^{2+}] = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}} \quad \Leftrightarrow \quad [\text{Pb}^{2+}] = \sqrt[3]{\frac{3,2 \cdot 10^{-14}}{4}} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Jelikož  $[\text{Pb}(\text{IO}_3)_2] = [\text{Pb}^{2+}]$ , pak koncentrace  $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$  v roztoku musí být stejná jako koncentrace  $\text{Pb}^{2+}$ , tedy  $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ .

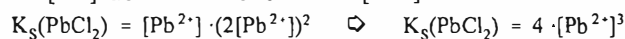
**Př.:** Vysrážený chlorid olovnatý byl na filtru promýván celkem  $100 \text{ cm}^3$  destilované vody. Vypočítejte, kolik gramů sraženiny přešlo promýváním do filtrátu, jestliže součin rozpustnosti  $\text{PbCl}_2$  je  $1,54 \cdot 10^{-5}$  a molární hmotnost  $M_{\text{PbCl}_2} = 278 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .



2) Vyjádříme vztah mezi koncentrací iontů a celkovou koncentrací rozpuštěné soli:

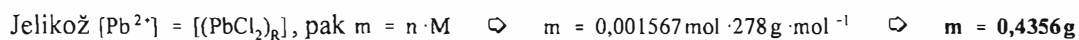


4) Za  $[\text{Cl}^-]$  dosadíme koncentraci  $[\text{Pb}^{2+}]$



$$[\text{Pb}^{2+}] = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}} \quad \Leftrightarrow \quad [\text{Pb}^{2+}] = \sqrt[3]{\frac{1,54 \cdot 10^{-5}}{4}} \quad \Leftrightarrow \quad [\text{Pb}^{2+}] = 0,01567 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

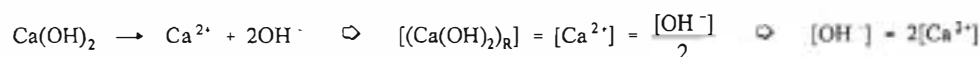
Ve  $100 \text{ cm}^3$  je  $[\text{Pb}^{2+}]$  10x menší, tedy  $[\text{Pb}^{2+}] = 0,001567 \text{ mol}$  ve  $100 \text{ cm}^3$ .



Do  $100 \text{ cm}^3$  filtrátu přešlo promýváním  $0,4356 \text{ g}$   $\text{CaCl}_2$ .

**Př.:** Součin rozpustnosti  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  je  $5,47 \cdot 10^{-6}$ . Vypočítejte pH jeho nasyceného roztoku.

Pro výpočet pH nutno vypočítat nejprve koncentraci  $\text{OH}^-$  iontů v roztoku. Postup výpočtu 1. části shodný jako u předchozích příkladů.



$$[\text{Ca}^{2+}] = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}} \Leftrightarrow [\text{Ca}^{2+}] = \sqrt[3]{\frac{5,47 \cdot 10^{-4}}{4}} \Leftrightarrow [\text{Ca}^{2+}] = 0,011 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = 2[\text{Ca}^{2+}] \Leftrightarrow [\text{OH}^-] = 2 \cdot 0,011 = 0,022 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

**Výpočet pH:**  $\text{pOH} = -\log c_{\text{OH}^-} \Leftrightarrow \text{pOH} = -\log 0,022 \Leftrightarrow \text{pOH} = 1,657$   
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} \Leftrightarrow \text{pH} = 14 - 1,657 \Leftrightarrow \text{pH} = 12,34$

Nasycený roztok  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  má  $\text{pH} = 12,34$ .

**Př.:** Roztok, v němž koncentrace iontů chromanových i šťavelanových je  $0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ , je titrován barnatou solí. Začne se vylučovat dříve chroman nebo šťavelan barnatý?

$$K_S(\text{BaCrO}_4) = 2,2 \cdot 10^{-10} \quad K_S(\text{BaC}_2\text{O}_4) = 1,2 \cdot 10^{-7}$$

Postup: Ze součinů rozpustnosti si vypočítáme koncentraci barnatých iontů, potřebných k vytvoření sraženiny.

$$\text{BaCrO}_4 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \Leftrightarrow [(\text{BaCrO}_4)_R] = [\text{Ba}^{2+}] = [\text{CrO}_4^{2-}] \Leftrightarrow K_S(\text{BaCrO}_4) = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{K_S(\text{BaCrO}_4)}{[\text{CrO}_4^{2-}]} \Leftrightarrow [\text{Ba}^{2+}] = \frac{2,2 \cdot 10^{-10}}{0,01} \Leftrightarrow [\text{Ba}^{2+}] = 2,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\text{BaC}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \Leftrightarrow [(\text{BaC}_2\text{O}_4)_R] = [\text{Ba}^{2+}] = [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] \Leftrightarrow K_S(\text{BaC}_2\text{O}_4) = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{K_S(\text{BaC}_2\text{O}_4)}{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]} \Leftrightarrow [\text{Ba}^{2+}] = \frac{1,2 \cdot 10^{-7}}{0,01} \Leftrightarrow [\text{Ba}^{2+}] = 1,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Jako první se bude vylučovat chroman.

**Př.:** Roztok obsahující v 1 litru  $0,1 \text{ mol Sn}^{2+}$  a  $0,1 \text{ mol Zn}^{2+}$  je syčen sulfanem. Jaké koncentrace vodíkových iontů musíme docílit, aby se pouze jeden z přítomných iontů vylučoval ve formě sulfidu? Nasycený roztok sulfanu obsahuje  $0,1 \text{ mol H}_2\text{S}$  v 1 litru, celková disociační konstanta  $\text{H}_2\text{S}$  je  $1,1 \cdot 10^{-22}$ .

$$K_S(\text{SnS}) = 1 \cdot 10^{-26} \quad K_S(\text{ZnS}) = 1,2 \cdot 10^{-23}$$

① srážení SnS  $\text{SnS} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{S}^{2-} \quad K_S(\text{SnS}) = [\text{Sn}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{K_S(\text{SnS})}{[\text{Sn}^{2+}]} \Leftrightarrow [\text{S}^{2-}] = \frac{1 \cdot 10^{-26}}{0,1} \Leftrightarrow [\text{S}^{2-}] = 1 \cdot 10^{-25} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

srážení SnS začne při koncentraci sulfidových iontů  $1 \cdot 10^{-25} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

Srážení ZnS  $\text{ZnS} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} \quad K_S(\text{ZnS}) = [\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{K_S(\text{ZnS})}{[\text{Zn}^{2+}]} \Leftrightarrow [\text{S}^{2-}] = \frac{1,2 \cdot 10^{-23}}{0,1} \Leftrightarrow [\text{S}^{2-}] = 1,2 \cdot 10^{-22} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Srážení ZnS začne při koncentraci sulfidových iontů  $1,2 \cdot 10^{-22} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

② Výpočet koncentrace  $[\text{H}^+]$ , při které bude v roztoku odpovídající koncentrace iontů  $\text{S}^{2-}$ , při níž začne srážení.

$$\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} \quad K_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{[\text{H}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{S}} \cdot [\text{H}_2\text{S}]}{[\text{S}^{2-}]}} \Leftrightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{\frac{1,1 \cdot 10^{-22} \cdot 0,1}{1 \cdot 10^{-25}}} \Leftrightarrow [\text{H}^+] = 10,48 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{1,1 \cdot 10^{-22} \cdot 0,1}{1,2 \cdot 10^{-22}}} \Leftrightarrow [\text{H}^+] = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Pouze jeden z iontů se bude vylučovat ve formě sulfidu v rozmezí koncentrací  $\text{H}^+ \quad 0,3 \leq [\text{H}^+] < 10,48 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . V tomto rozmezí se bude srážet ZnS.

- Kolik gramů šťavelanu vápenatého se rozpustí ve vodě za vzniku 1 litru nasyceného roztoku? Součín rozpustnosti  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  je  $3,8 \cdot 10^{-9}$ . [7,89 · 10<sup>-3</sup> g · dm<sup>-3</sup>]
- Součín rozpustnosti uhličitanu stříbrného je  $6,5 \cdot 10^{-12}$ . Jaká je rozpustnost této soli? [1,17 · 10<sup>-4</sup> mol · dm<sup>-3</sup>]
- Malá rozpustnost fluoridu vápenatého je příčinou nízkého obsahu fluoridových iontů v mořské vodě.
  - Vypočítejte koncentraci  $\text{F}^-$  v mořské vodě, je-li při 18 °C  $c_{\text{Ca}^{2+}} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$  [5,83 · 10<sup>-5</sup> mol · dm<sup>-3</sup>]
  - Jaká je rozpustnost  $\text{CaF}_2$  za těchto podmínek? Součín rozpustnosti  $\text{CaF}_2$  je  $3,4 \cdot 10^{-11}$ . [2,91 · 10<sup>-5</sup> mol · dm<sup>-3</sup>]
- Součín rozpustnosti chromanu barnatého je  $2,2 \cdot 10^{-10}$ . Vypočítejte rozpustnost  $\text{BaCrO}_4$  v mol · l<sup>-1</sup> a určete, kolik g  $\text{BaCrO}_4$  se může rozpustit v 500 cm<sup>3</sup> vody. [1,48 · 10<sup>-5</sup> mol · dm<sup>-3</sup>; 1,87 · 10<sup>-3</sup> g]
- K 0,001 M roztoku dusičnanu stříbrného je pomalu přidávána kyselina chlorovodíková. Při jakém pH dojde ke srážení? Součín rozpustnosti  $\text{AgCl}$  je  $1,7 \cdot 10^{-10}$ . [6,77]
- Kolik miligramů hliníku zůstane rozpuštěno ve 250 ml roztoku hlinité soli, který má pH 7,00? [2,5 · 10<sup>-8</sup> mg]
- Jaké pH má teoreticky vodná suspenze hydroxidu hořečnatého, jestliže součín rozpustnosti  $\text{Mg(OH)}_2$  je  $1,1 \cdot 10^{-11}$ ? [10,45]
- Rozpuštěním  $\text{Ag}_2\text{O}$  ve vodě byl připraven nasycený roztok hydroxidu stříbrného. Po ustanovení rovnováhy měl pH 10,1. Jaký je součín rozpustnosti  $\text{AgOH}$ ? [1,6 · 10<sup>-8</sup>]
- Bylo připraveno 500 ml nasyceného roztoku jodičnanu olovnatého, a to nejprve při 9 °C a podruhé při 25 °C. O kolik mg olova více se rozpustí ve druhém případě, je-li součín rozpustnosti  $\text{Pb(IO}_3)_2$   $5,3 \cdot 10^{-14}$  při 9 °C a  $2,6 \cdot 10^{-13}$  při 25 °C? [1,72 mg]
- Kolik ml 2,0% roztoku kyseliny sírové je nutno přidat k 200 ml nasyceného roztoku síranu barnatého, aby v něm nezůstalo více než  $5 \cdot 10^{-5}$  g  $\text{BaSO}_4$ ? [asi 0,1 ml]
- Roztok obsahuje ionty chloridové o koncentraci  $1,7 \cdot 10^{-1}$  mol/l, bromidové o koncentraci  $5 \cdot 10^{-4}$  mol/l a chromanové o koncentraci  $1,9 \cdot 10^{-2}$  mol/l. Budeme-li pomalu přidávat roztok dusičnanu stříbrného, která ze stříbrných solí se bude srážet jako první? Součiny rozpustnosti jsou:  $\text{AgCl}$   $1,7 \cdot 10^{-10}$ ,  $\text{AgBr}$   $5 \cdot 10^{-13}$ ,  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$   $1,9 \cdot 10^{-12}$ . [AgCl a AgBr současně]
- Vyloučí se po smísení stejných objemů 0,01 M roztoku  $\text{MgCl}_2$  a 0,02 M roztoku  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  sraženina šťavelanu hořečnatého? Součín rozpustnosti  $\text{MgC}_2\text{O}_4$  je  $8,57 \cdot 10^{-5}$ . [ne]
- Jaká musí být minimální koncentrace  $\text{S}^{2-}$ , aby se z 0,1 M roztoku kademnaté soli začal vylučovat  $\text{CdS}$ ? Součín rozpustnosti  $\text{CdS}$  je  $3,6 \cdot 10^{-29}$ . [3,6 · 10<sup>-28</sup> mol · dm<sup>-3</sup>]
- Součín rozpustnosti  $\text{BaCrO}_4$  je  $2,2 \cdot 10^{-10}$ . Máme připravit roztok chromanu barnatého tak, aby koncentrace  $\text{Ba}^{2+}$  byla 0,1 mol · l<sup>-1</sup>. Tohoto výsledku můžeme dosáhnout přidáním potřebného množství  $\text{CrO}_4^{2-}$ . Jaká musí být koncentrace chromanu, aby koncentrace iontů barnatých byla právě 0,1 mol · l<sup>-1</sup>? [2,2 · 10<sup>-9</sup> mol · dm<sup>-3</sup>]
- Součín rozpustnosti hydroxidu hořečnatého je  $1,2 \cdot 10^{-11}$ . Jaká je rozpustnost  $\text{Mg(OH)}_2$  v 0,1 M roztoku  $\text{NaOH}$ ? [1,2 · 10<sup>-9</sup> mol · dm<sup>-3</sup>]
- Součín rozpustnosti síranu strontnatého je  $3,6 \cdot 10^{-7}$ . Srovnejte rozpustnost  $\text{SrSO}_4$  v čisté vodě a v roztoku, obsahujícím síran sodný o koncentraci 0,3 mol · l<sup>-1</sup>. [500–krát menší]
- Kolikrát je menší rozpustnost šťavelanu vápenatého v 0,05 M roztoku šťavelanu amonného než v čisté vodě, je-li stupeň disociace  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  za těchto podmínek 70% a součín rozpustnosti  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  je  $3,8 \cdot 10^{-9}$ . [568–krát]
- Jestliže vodný roztok obsahuje  $10^{-3}$  molu  $\text{Pb}^{2+}$  na litr, jaká musí být koncentrace  $\text{S}^{2-}$ , aby se začal srážet  $\text{PbS}$ ? Je-li tento roztok nasycen sulfanem, jak musíme upravit koncentraci  $\text{H}^+$ , aby začalo srážení? V nasyceném roztoku je koncentrace  $\text{H}_2\text{S}$  0,1 mol · l<sup>-1</sup>, celková disociační konstanta sulfanu je  $1,1 \cdot 10^{-22}$ . Součín rozpustnosti  $\text{PbS}$  má hodnotu  $3,4 \cdot 10^{-28}$ . [ $c_{\text{S}^{2-}} = 3,4 \cdot 10^{-25} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ;  $c_{\text{H}^+} = 5,69 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ]
- Roztok obsahuje stejné koncentrace iontů  $\text{Pb}^{2+}$  a  $\text{Mn}^{2+}$ . Jsou-li  $c_{\text{Pb}^{2+}} = c_{\text{Mn}^{2+}} = 1 \cdot 10^{-2}$  mol · l<sup>-1</sup>, součín rozpustnosti  $\text{PbS}$   $3,4 \cdot 10^{-28}$  a  $\text{MnS}$   $5 \cdot 10^{-15}$ , jaké bude rozmezí koncentrací  $\text{H}^+$ , v němž se bude  $\text{PbS}$  selektivně srážet nasyceným (tj. 0,1 M) roztokem sulfanu? Celková disociační konstanta  $\text{H}_2\text{S}$  má hodnotu  $1,1 \cdot 10^{-22}$ . [4,7 · 10<sup>-6</sup> až 17,99 mol · dm<sup>-3</sup>]
- Roztok, který obsahuje v 1 litru po  $2 \cdot 10^{-4}$  molu  $\text{Mn}^{2+}$  a  $\text{Cu}^{2+}$  a 0,003 molu  $\text{HClO}_4$ , je syčen sulfanem. Který z obou iontů se bude srážet jako sulfid? Rozpustnost  $\text{H}_2\text{S}$  je 0,1 mol · l<sup>-1</sup>, jeho ionizační konstanty jsou  $K_1 = 1,1 \cdot 10^{-7}$ ,  $K_2 = 1,0 \cdot 10^{-15}$ . Součín rozpustnosti  $\text{MnS}$  je  $5 \cdot 10^{-15}$ ,  $\text{CuS}$   $9 \cdot 10^{-36}$ . [Cu<sup>2+</sup>]
- Určete v jakém rozmezí koncentrace iontů  $\text{SO}_4^{2-}$  se selektivně sráží síran strontnatý v přítomnosti iontů vápenatých. Koncentrace iontů  $\text{Sr}^{2+}$  i  $\text{Ca}^{2+}$  jsou každá 0,3 M a součiny rozpustnosti jsou  $\text{SrSO}_4$   $2,8 \cdot 10^{-7}$ ,  $\text{CaSO}_4$   $6 \cdot 10^{-5}$ . [9,33 · 10<sup>-7</sup> až 2,0 · 10<sup>-4</sup> mol · dm<sup>-3</sup>]

# VÝPOČET pH

## Vzorce pro výpočet pH

- 1) **Silná jednosytná kyselina**  $\text{pH} = -\log c_{\text{kys.}}$
- 2) **Silná vícesytná kyselina** – látkovou koncentraci nutno vynásobit sytností, pak dosadit do vzorce 1)
- 3) **Slabá jednosytná kyselina**

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \log K_{\text{kys.}} - \frac{1}{2} \log c_{\text{kys.}} \quad \text{nebo} \quad \text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{kys.}} - \frac{1}{2} \log c_{\text{kys.}} \quad \text{p}K_{\text{kys.}} = -\log K_{\text{kys.}}$$

- 4) **Slabá vícesytná kyselina nebo zásada** – látkovou koncentraci nutno vynásobit sytností.

- 1) **Silná jednosytná zásada**  $\text{pOH} = -\log c_{\text{zás.}}$   $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

- 2) **Silná vícesytná zásada** – látkovou koncentraci nutno vynásobit sytností, pak dosadit do vzorce 1)

- 3) **Slabá jednosytná zásada**

$$\text{pOH} = -\frac{1}{2} \log K_{\text{zás.}} - \frac{1}{2} \log c_{\text{zás.}} \quad \text{nebo} \quad \text{pOH} = \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{zás.}} - \frac{1}{2} \log c_{\text{zás.}}$$

$$\text{pH} = 14 + \frac{1}{2} \log K_{\text{zás.}} + \frac{1}{2} \log c_{\text{zás.}} \quad \text{nebo} \quad \text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{zás.}} + \frac{1}{2} \log c_{\text{zás.}}$$

**Př.:** Jaké bude pH roztoku, který vznikne rozpuštěním 7,41 g hydroxidu vápenatého na 8 dm<sup>3</sup> roztoku?

Vypočítáme látkovou koncentraci 8 dm<sup>3</sup> roztoku, který obsahuje 7,41 g Ca(OH)<sub>2</sub>

$$M_{\text{Ca(OH)}_2} = 74,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad n = \frac{m}{M} \quad \Leftrightarrow \quad n = \frac{7,41 \text{ g}}{74,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \quad \Leftrightarrow \quad n = 0,1 \text{ mol}$$

$$c = \frac{n}{V} \quad \Leftrightarrow \quad c = \frac{0,1 \text{ mol}}{8 \text{ dm}^3} \quad \Leftrightarrow \quad c = 0,0125 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Jedná se o dvojsytný hydroxid:



Z každé molekuly Ca(OH)<sub>2</sub> vznikají 2 ionty OH<sup>-</sup>, proto je koncentrace těchto iontů dvakrát větší, než celková koncentrace rozpuštěného Ca(OH)<sub>2</sub>.

$$\text{Koncentrace OH}^- \text{ iontů: } [\text{OH}^-] = 2 \cdot [(\text{Ca(OH)}_2)_R] \quad [\text{OH}^-] = 2 \cdot 0,0125 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \quad [\text{OH}^-] = 0,025 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\text{Výpočet pH: } \text{pOH} = -\log c_{\text{OH}^-} \quad \Leftrightarrow \quad \text{pOH} = -\log 0,025 \quad \Leftrightarrow \quad \text{pOH} = 1,6$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \quad \Leftrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 1,6 \quad \Leftrightarrow \quad \text{pH} = 12,4$$

pH roztoku bude 12,4.

**Př.:** Jaké je pH 1% roztoku HClO<sub>4</sub> (ρ = 1,06 g · cm<sup>-3</sup>)?

$$M_{\text{HClO}_4} = 100,458 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- 1) Přepočítáme procentovou koncentraci HClO<sub>4</sub> na koncentraci látkovou (viz přepočty koncentrací)

Zvolíme si objem 1% roztoku:  $V_1 = 1000 \text{ cm}^3$

$$w = \frac{m_s}{m_{\text{rozt.}}} \quad m_{\text{rozt.}} = \rho \cdot V_1 \quad c = \frac{n}{V} \quad n = \frac{m_s}{M} \quad \Leftrightarrow \quad m_s = m_{\text{rozt.}} \cdot w = w \cdot \rho \cdot V_1 \quad n = \frac{w \cdot \rho \cdot V_1}{M} \quad c = \frac{w \cdot \rho \cdot V_1}{M \cdot V}$$

$$c = \frac{0,01 \cdot 1,06 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \cdot 1000 \text{ cm}^3}{100,458 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1 \text{ dm}^3} \quad \Leftrightarrow \quad c = 0,1055 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

- 2) výpočet pH

$$\text{HClO}_4 - \text{silná kyselina} \quad \Leftrightarrow \quad \text{pH} = -\log c_{\text{kys.}} \quad \Leftrightarrow \quad \text{pH} = -\log 0,1055 \quad \Leftrightarrow \quad \text{pH} = 0,98$$

1% roztok HClO<sub>4</sub> má pH = 0,98.

**Př.:** Jaké bude pH roztoku, který vznikne smísením 5 dm<sup>3</sup> roztoku silné kyseliny s pH = 1,5 a 10 dm<sup>3</sup> roztoku téže kyseliny s pH = 2,8.

Postup řešení:

1) Vypočítáme koncentraci kyseliny s pH = 1,5 a kyseliny s pH = 2,8

Koncentrace kyseliny s pH = 1,5

$$\text{pH} = -\log c_{\text{kys.}} \Leftrightarrow 1,5 = -\log c_{\text{kys.}} \Leftrightarrow \log c_{\text{kys.}} = -1,5 \Leftrightarrow c_{\text{kys.}} = 0,0316 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

koncentrace kyseliny s pH = 2,8

$$\text{pH} = -\log c_{\text{kys.}} \Leftrightarrow 2,8 = -\log c_{\text{kys.}} \Leftrightarrow \log c_{\text{kys.}} = -2,8 \Leftrightarrow c_{\text{kys.}} = 1,5849 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

2) Smísíme oba roztoky a vypočítáme výslednou koncentraci:

$$c_1 V_1 + c_2 V_2 = (V_1 + V_2) \cdot c_3 \Leftrightarrow 0,0316 \cdot 5 + 1,5849 \cdot 10^{-3} \cdot 10 = 15 \cdot c_3 \Leftrightarrow c_3 = 0,0116 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

3) Vypočítáme pH:

$$\text{pH} = -\log c_{\text{kys.}} \Leftrightarrow \text{pH} = -\log 0,0116 \Leftrightarrow \text{pH} = 1,94$$

Výsledný roztok bude mít pH = 1,94.

**Př.:** Do 600 cm<sup>3</sup> roztoku NaOH s pH = 13,0 přidáme 400 cm<sup>3</sup> roztoku HCl s koncentrací 0,3 M. Vypočítejte pH výsledného roztoku.

1) výpočet látkové koncentrace NaOH :

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \Leftrightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH} \Leftrightarrow \text{pOH} = 14 - 13 \Leftrightarrow \text{pOH} = 1 \Leftrightarrow \text{pOH} = -\log c_{\text{NaOH}} \Leftrightarrow \log c_{\text{NaOH}} = -1 \Leftrightarrow c_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

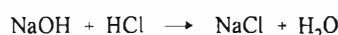
2) Výpočet látkového množství NaOH :

$$n = c \cdot V \Leftrightarrow n = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,6 \text{ dm}^3 \Leftrightarrow n = 0,06 \text{ mol}$$

3) Výpočet látkového množství HCl :

$$n = c \cdot V \Leftrightarrow n = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,4 \text{ dm}^3 \Leftrightarrow n = 0,12 \text{ mol}$$

4) Napíšeme rovnici a zjistíme, jaké množství některého z reaktantů zůstává nezreagováno:



$$\begin{array}{cc} 1 & 1 \\ 0,06 & 0,12 \end{array}$$

Z poměru látkových množství NaOH a HCl vyplývá, že zůstává nezreagováno 0,12 mol - 0,06 mol = 0,06 mol HCl

5) Vypočítáme koncentraci nezreagované HCl :

Výsledný objem roztoku po neutralizaci je: 600 cm<sup>3</sup> + 400 cm<sup>3</sup> = 1000 cm<sup>3</sup> = 1 dm<sup>3</sup>

$$c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow c_{\text{HCl}} = \frac{0,06 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} \Leftrightarrow c_{\text{HCl}} = 0,06 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

6) Vypočítáme pH:

$$\text{pH} = -\log c_{\text{HCl}} \Leftrightarrow \text{pH} = -\log 0,06 \Leftrightarrow \text{pH} = 1,22$$

pH výsledného roztoku bude 1,22.

**Př.:** 240 g 1% roztoku AgNO<sub>3</sub> jsme sráželi HCl s pH = 1,6. Vypočítejte kolik cm<sup>3</sup> této kyseliny se na srážení použilo a jaké bude pH roztoku HNO<sub>3</sub>, který se získá odfiltrováním AgCl a doplněním vodou na objem 3 dm<sup>3</sup>.

1) Napíšeme rovnici reakce: AgNO<sub>3</sub> + HCl → AgCl + HNO<sub>3</sub>

$$\begin{array}{cccc} 1 & 1 & 1 & 1 \\ 0,0141 & 0,0141 & 0,0141 & 0,0141 \end{array}$$

2) Výpočet látkového množství  $\text{AgNO}_3$ :

$$m_{\text{AgNO}_3} = w \cdot m_{\text{roztoku}} \Leftrightarrow m_{\text{AgNO}_3} = 0,01 \cdot 240 \text{ g} \Leftrightarrow m_{\text{AgNO}_3} = 2,4 \text{ g}$$

$$n_{\text{AgNO}_3} = \frac{m_{\text{AgNO}_3}}{M_{\text{AgNO}_3}} \Leftrightarrow n_{\text{AgNO}_3} = \frac{2,4 \text{ g}}{169,873 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Leftrightarrow n_{\text{AgNO}_3} = 0,0141 \text{ mol} \quad M_{\text{AgNO}_3} = 169,873 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3) výpočet koncentrace HCl:

$$\text{pH} = -\log c_{\text{HCl}} \Leftrightarrow \log c_{\text{HCl}} = -1,6 \Leftrightarrow c_{\text{HCl}} = 0,025 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

4) Výpočet objemu HCl použité na srážení:

$$c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow V = \frac{n}{c} \Leftrightarrow V = \frac{0,0141 \text{ mol}}{0,025 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}} \Leftrightarrow V = 0,564 \text{ dm}^3 = 564 \text{ cm}^3$$

5) Výpočet koncentrace vzniklé  $\text{HNO}_3$ :

$$c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow c = \frac{0,0141 \text{ mol}}{3 \text{ dm}^3} \Leftrightarrow 4,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

6) Vypočítáme pH  $\text{HNO}_3$ :

$$\text{pH} = -\log c_{\text{HNO}_3} \Leftrightarrow \text{pH} = -\log 4,7 \cdot 10^{-3} \Leftrightarrow \text{pH} = 2,3$$

Na srážení 240 g 1% roztoku  $\text{AgNO}_3$  se použilo 564  $\text{cm}^3$  HCl s pH = 1,6. Výsledný roztok  $\text{HNO}_3$  po doplnění na objem 3  $\text{dm}^3$  bude mít pH = 2,3.

**Př.:** Z 500  $\text{cm}^3$  roztoku HCl se po přidání zinku s ekvivalentní hmotností vyloučilo 100  $\text{cm}^3$  vodíku při teplotě 20 °C a tlaku 101 kPa. Vypočítejte pH roztoku HCl.

1) Ze stavové rovnice vypočítáme látkové množství  $\text{H}_2$  vyloučeného při 20 °C a tlaku 101 kPa:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Leftrightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} \Leftrightarrow n_{\text{H}_2} = \frac{101 \text{ kPa} \cdot 0,1 \text{ dm}^3}{8,314 \cdot (273,15 + 20) \text{ K}} \Leftrightarrow n_{\text{H}_2} = 4,144 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

2) Zapišeme rovnici:  $2\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

$$\begin{array}{cccc} & 2 & 1 & 1 \\ & | & | & | \\ 8,288 \cdot 10^{-3} & & 4,144 \cdot 10^{-3} & \end{array}$$

Při reakci se uvolnilo  $4,144 \cdot 10^{-3}$  mol  $\text{H}_2$   $\Leftrightarrow$  k reakci se použilo  $8,288 \cdot 10^{-3}$  mol HCl (Z reakce: poměr látkových množství  $\text{H}_2 : \text{HCl} = 1 : 2$ )

3) Výpočet koncentrace HCl:  $c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow c_{\text{HCl}} = \frac{8,288 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,5 \text{ dm}^3} \Leftrightarrow c_{\text{HCl}} = 0,0166 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

4) Výpočet pH HCl:  $\text{pH} = -\log c_{\text{HCl}} \Leftrightarrow \text{pH} = -\log 0,0166 \Leftrightarrow \text{pH} = 1,78$

K reakci bylo použito 500  $\text{cm}^3$  HCl s pH = 1,78.

**Př.:** Jaké pH má roztok  $\text{HNO}_2$  o koncentraci  $c_{\text{HNO}_2} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Disociační konstanta  $\text{HNO}_2$  je  $K = 4,5 \cdot 10^{-4}$ .

Jedná se o slabou kyselinu, pH počítáme podle vzorce:

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \log K_{\text{HNO}_2} - \frac{1}{2} \log c_{\text{HNO}_2} \Leftrightarrow \text{pH} = -\frac{1}{2} \log 4,5 \cdot 10^{-4} - \frac{1}{2} \log 5 \cdot 10^{-2} \Leftrightarrow \text{pH} = 2,32$$

Roztok  $\text{HNO}_2$  má pH = 2,32

**Př.:** Jaké pH má roztok amoniaku s koncentrací  $c_{\text{NH}_3} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ? Disociační konstanta  $\text{NH}_3$  je  $K = 1,75 \cdot 10^{-5}$ .

Jedná se o slabou zásadu, pH počítáme podle vzorce:

$$\text{pH} = 14 + \frac{1}{2} \log K_{\text{NH}_3} + \frac{1}{2} \log c_{\text{NH}_3} \Leftrightarrow \text{pH} = 14 + \frac{1}{2} \log 1,75 \cdot 10^{-5} + \frac{1}{2} \log 1 \cdot 10^{-2} \Leftrightarrow \text{pH} = 10,62$$

Roztok amoniaku má pH = 10,62.

**Př.:** Jaké bude pH roztoku vzniklého zředěním 10 cm<sup>3</sup> 24% amoniaku ( $\rho = 0,913 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) vodou na objem 2,5 dm<sup>3</sup>? Disociační konstanta amoniaku je  $K = 1,75 \cdot 10^{-5}$ .

1) Přepočítáme koncentraci amoniaku vyjádřenou v hmotnostních procentech na koncentraci látkovou:

$$w = \frac{m_{\text{NH}_3}}{m_{\text{rozt.}}} \quad m_{\text{rozt.}} = \rho \cdot V[\text{cm}^3] \quad n = \frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}} \quad c = \frac{n}{V[\text{dm}^3]} \quad n_{\text{NH}_3} = \frac{w \cdot \rho \cdot V[\text{cm}^3]}{M_{\text{NH}_3}} \quad c = \frac{w \cdot \rho \cdot V[\text{cm}^3]}{M \cdot V[\text{dm}^3]}$$

$$c = \frac{0,24 \cdot 0,913 \cdot 10}{17 \cdot 0,01} \quad \Leftrightarrow \quad c_{\text{NH}_3} = 12,89 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \quad M_{\text{NH}_3} = 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

2) Vypočítáme koncentraci roztoku NH<sub>3</sub> doplněného na objem 2,5 dm<sup>3</sup>:

$$c_1 V_1 = c_2 V_2 \quad \Leftrightarrow \quad 12,89 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,01 \text{ dm}^3 = 2,5 \text{ dm}^3 \cdot c_2 \quad \Leftrightarrow \quad c_2 = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Vypočítáme pH slabé zásady:

$$\text{pH} = 14 + \frac{1}{2} \log K_{\text{NH}_3} + \frac{1}{2} \log c_{\text{NH}_3} \quad \Leftrightarrow \quad \text{pH} = 14 + \frac{1}{2} \log 1,75 \cdot 10^{-5} + \frac{1}{2} \log 0,05 \quad \Leftrightarrow \quad \text{pH} = 10,97$$

Roztok NH<sub>3</sub> bude mít pH = 10,97.

**Př.:** Smísíme 3,2 dm<sup>3</sup> roztoku CH<sub>3</sub>COOH s pH = 2,7 se 6,8 dm<sup>3</sup> roztoku CH<sub>3</sub>COOH s pH = 4,3. Vypočítejte pH výsledného roztoku. Disociační konstanta CH<sub>3</sub>COOH je  $K = 1,75 \cdot 10^{-5}$ .

Vypočítáme koncentrace CH<sub>3</sub>COOH.

Výpočet koncentrace CH<sub>3</sub>COOH s pH = 2,7:

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \log K - \frac{1}{2} \log c \quad \Leftrightarrow \quad 2,7 = -\frac{1}{2} \log 1,75 \cdot 10^{-5} - \frac{1}{2} \log c \quad \Leftrightarrow \quad -\frac{1}{2} \log c = 0,32 \quad \Leftrightarrow \quad \log c = -0,64 \quad \Leftrightarrow \quad c = 0,23 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Výpočet koncentrace CH<sub>3</sub>COOH s pH = 4,3:

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \log K - \frac{1}{2} \log c \quad \Leftrightarrow \quad 4,3 = -\frac{1}{2} \log 1,75 \cdot 10^{-5} - \frac{1}{2} \log c \quad \Leftrightarrow \quad -\frac{1}{2} \log c = 2,02 \quad \Leftrightarrow \quad \log c = -4,04 \quad \Leftrightarrow \quad c = 9,12 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Výpočet koncentrace CH<sub>3</sub>COOH po smíchání roztoků:

$$c_1 V_1 = c_2 V_2 = (V_1 + V_2) \cdot c_3 \quad \Leftrightarrow \quad 0,23 \cdot 3,2 + 9,12 \cdot 10^{-5} \cdot 6,8 = (3,2 + 6,8) c_3 \quad \Leftrightarrow \quad c_3 = 0,074 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Výpočet pH – slabá kyselina:

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \log K - \frac{1}{2} \log c \quad \Leftrightarrow \quad \text{pH} = -\frac{1}{2} \log 1,75 \cdot 10^{-5} - \frac{1}{2} \log 0,074 \quad \Leftrightarrow \quad \text{pH} = 2,945$$

Výsledné pH roztoku bude 2,945.

### VÝPOČET pH – příklady k řešení

1. Jaké bude výsledné pH, když do 2 dm<sup>3</sup> roztoku HCl s pH = 2,25 přilijeme 3 dm<sup>3</sup> vody? [2,65]
2. Jaké bude pH roztoku, který vznikne doplněním 50 cm<sup>3</sup> roztoku NaOH o koncentraci 0,2 M na objem 800 cm<sup>3</sup>? [12,4]
3. Jaké bude pH roztoku, který vznikne zředěním 1 cm<sup>3</sup> 96% roztoku kyseliny sírové ( $\rho = 1,8355 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) na objem 2 dm<sup>3</sup>? [1,75]
4. Jaké bude pH roztoku vzniklého smísením 6 dm<sup>3</sup> 3% roztoku kyseliny sírové ( $\rho = 1,018 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) se 14 dm<sup>3</sup> roztoku kyseliny sírové, jejíž koncentrace  $C_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,025 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ? [0,65]
5. Vypočítejte pH roztoku NaOH, když 200 cm<sup>3</sup> tohoto roztoku zneutralizuje 100 cm<sup>3</sup> roztoku HCl s pH = 1,8. [11,9]
6. Vypočítejte pH roztoku, který vznikne smísením 200 cm<sup>3</sup> roztoku NaOH s pH 12,4 se 150 cm<sup>3</sup> roztoku HCl s pH 2,7. [12,1]
7. Jaké bude pH výsledného roztoku, když 400 cm<sup>3</sup> 10% roztoku HNO<sub>3</sub> ( $\rho = 1,056 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) zreaguje s 37,0 g tuhého KOH? [1,56]
8. Smísíme 60 cm<sup>3</sup> 10% roztoku H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ( $\rho = 1,066 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) s 500 g 0,7% roztoku NaOH a získaný roztok doplníme na objem 7,0 dm<sup>3</sup> vodou. Vypočítejte pH výsledného roztoku. [2,21]
9. Na neutralizaci 41 g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> se spotřebovalo 4,32 cm<sup>3</sup> 7,4% roztoku KOH ( $\rho = 1,050 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ). Vypočítejte pH roztoku H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. [0,86]



10. Chlorid křemičitý reaguje s vodou podle rovnice:  $\text{SiCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{SiO}_2 + 4\text{HCl}$   
 Vypočítejte, kolik gramů  $\text{SiCl}_4$  zreagovalo, když po odfiltrování  $\text{SiO}_2$  a doplnění na objem 2,5 dm<sup>3</sup> měl roztok pH 1,85. **[1,503 g]**
11. Kolik cm<sup>3</sup> roztoku HI s pH = 0,30 ( $\rho = 1,043 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) potřebujeme na rozložení 18 g 92%  $\text{BaCO}_3$  a jaká budou hmotnostní procenta  $\text{BaI}_2$  ve vzniklém roztoku? **[334 cm<sup>3</sup> roztoku HI; 9,05 %]**
12. Kolik cm<sup>3</sup>  $\text{SO}_2$  při teplotě 18 °C a tlaku 96,0 kPa je třeba, jestliže v 1,5 dm<sup>3</sup> roztoku KOH s pH = 12,0 chceme přeměnit hydroxid na siřičitan? **[189 cm<sup>3</sup>]**
13. Peroxid vodíku oxiduje v roztoku KI podle rovnice:  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} = \text{I}_2 + \text{KOH}$   
 Kolik cm<sup>3</sup> roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$  s pH = 1,10 je třeba na neutralizaci vytvořeného hydroxidu, když reaguje 20 cm<sup>3</sup> roztoku KI s koncentrací  $5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$  s peroxidem vodíku s ekvivalentní hmotností. **[12,6 cm<sup>3</sup>]**
14. Reakcí chloridu siřičitého s vodou podle rovnice  $\text{S}_2\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_2 + \text{S} + \text{HCl}$  se uvolní 50 dm<sup>3</sup>  $\text{SO}_2$  při teplotě 25 °C a tlaku 100 kPa. Vypočítejte hmotnost rozloženého chloridu siřičitého a pH roztoku HCl, získaného odfiltrováním síry a doplněním vodou na objem 20 dm<sup>3</sup>. **[545,1 g  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ ; pH = 0,39]**
15. 8,7 g Ti se oxiduje  $\text{HNO}_3$  v prostředí HCl podle rovnice  $\text{HNO}_3 + \text{Ti} + \text{HCl} = \text{TiCl}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ . Vypočítejte, kolik dm<sup>3</sup> roztoku  $\text{HNO}_3$  s pH = 1,7 je třeba použít k reakci a kolik dm<sup>3</sup> NO se uvolní při teplotě 21 °C a tlaku 100 kPa. **[12,2 dm<sup>3</sup>  $\text{HNO}_3$ ; 5,52 dm<sup>3</sup> NO]**
16. 72 cm<sup>3</sup> 20% roztoku  $\text{H}_2\text{O}_2$  ( $\rho = 1,07 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) smísíme s 800 cm<sup>3</sup> roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$  a necháme reagovat s  $\text{KMnO}_4$  podle rovnice:  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ . Vypočítejte pH použitého roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$  a objem uvolněného  $\text{O}_2$  při teplotě 25 °C a tlaku 98,7 kPa. **[pH = 0,17; 11,37 dm<sup>3</sup>]**
17. 120 g 10% roztoku thiosíranu sodného reaguje s  $\text{Cl}_2$  podle rovnice:  $\text{Cl}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$ . Vypočítejte, kolik dm<sup>3</sup> chloru při teplotě 15 °C a tlaku 101 kPa je třeba k reakci a kolik dm<sup>3</sup> roztoku NaOH s pH = 13,2 je třeba na neutralizaci vzniklých produktů. **[7,198 dm<sup>3</sup>  $\text{Cl}_2$ ; 4,774 dm<sup>3</sup> roztoku NaOH]**
18. Vypočítejte koncentraci kyseliny mravenčí v roztoku, kterého pH = 3,0. Ionizační konstanta kyseliny mravenčí je  $K = 1,77 \cdot 10^{-4}$ . **[5,65 · 10<sup>-3</sup> mol · dm<sup>-3</sup>]**
19. Vypočítejte, na kolik procent je ionizovaný amoniak v roztoku s koncentrací  $c = 0,1 \text{ M}$ , když pH = 11,15. **[1,42 %]**
20. Jaké bude pH roztoku vzniklého rozpuštěním 7,3 g HCN na 150 cm<sup>3</sup> roztoku? Ionizační konstanta HCN je  $K = 7,24 \cdot 10^{-10}$ . **[4,44]**
21. Kolika dm<sup>3</sup> vody je třeba zředit 2,5 dm<sup>3</sup> 2% roztoku amoniaku ( $\rho = 0,991 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ), abychom získali roztok, jehož pH = 11,5. Ionizační konstanta amoniaku je  $K = 1,75 \cdot 10^{-5}$ . **[2,598 dm<sup>3</sup>]**
22. Kolik g 95% roztoku  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $\rho = 1,06 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ) je třeba přidat do 3 dm<sup>3</sup> roztoku  $\text{CH}_3\text{COOH}$  s pH = 4,0, aby se hodnota pH snížila na 3,5? Ionizační konstanta  $\text{CH}_3\text{COOH}$  je  $K = 1,75 \cdot 10^{-5}$ . **[0,99 g]**
23. 3,5 dm<sup>3</sup> destilované vody, která je ve styku se vzduchem, obsahuje 0,0028 g  $\text{CO}_2$ . Vypočítejte pH vody. Ionizační konstanta kyseliny uhličitě je  $K = 4,0 \cdot 10^{-7}$ . **[5,57]**
24. Disociační konstanta vody při 37 °C je  $2,42 \cdot 10^{-14}$ . Jaké je pH vodného roztoku neutrální soli při teplotě lidského těla? **[6,81]**
25. Určete molární koncentraci roztoku  $\text{FeCl}_3$ , v němž koncentrace iontů chloridových je  $0,6 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ . **[0,2 mol · dm<sup>-3</sup>]**
26. Jaké je pH 0,1 M roztoku kyseliny dusité, jejíž disociační konstanta je  $5 \cdot 10^{-4}$ . **[2,15]**
27. Jaké pH má  $5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$  roztok NaOH? **[10,7]**
28. Vypočítejte pH 0,0025 M roztoku  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ . **[11,7]**
29. Jaká je koncentrace hydroxidových iontů v 0,001 M roztoku HCl? **[10<sup>-13</sup> mol · dm<sup>-3</sup>]**
30. Jaké bude pH roztoku, zředíme-li 25 ml 0,1 M roztoku HCl destilovanou vodou na objem 400 cm<sup>3</sup>? **[2,2]**
31. Jaké bude výsledné pH, jestliže k 200 cm<sup>3</sup> roztoku HCl, jehož pH = 1,49 přidáme 50 ml vody? **[1,59]**
32. Do 300 cm<sup>3</sup> roztoku NaOH s pH = 13 přidáme 200 cm<sup>3</sup> 0,3 M roztoku HCl. Vypočítejte pH výsledného roztoku. **[1,22]**
33. 50 cm<sup>3</sup> 1 M roztoku HCl je titrováno 1 M roztokem NaOH, Vypočítejte pH roztoku po přidání:
- a) 49,99 ml 1 M roztoku NaOH **[4]** c) 50,01 ml 1 M roztoku NaOH **[10]**  
 b) 50 ml 1 M roztoku NaOH **[7]**
44. Vypočítejte pH a pOH 0,01 M roztoku kyseliny octové.  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ . **[10,62]**

- Brdička R. a kol.: Úvod do fyzikální chemie. Praha, SNTL 1972.  
Čípera J. a kol.: Chemie pro I. ročník gymnázií. Praha, SPN 1981.  
Čípera J.: Základy obecné chemie. Praha, SPN 1980.  
Čípera J. a kol.: Chemie pro III. ročník gymnázií (2. díl). Praha, SPN 1975.  
Čípera J. a kol.: Chemie pro IV. ročník gymnázií (1. a 2. díl). Praha, SPN 1974.  
Čípera J., Frýbová D.: Periodická tabulka prvků. KPÚ Praha 1972.  
Drátovský M. a kol.: Základní pojmy, příklady a otázky z anorganické chemie. UK Praha 1980.  
Flemer V., Holečková E.: Úlohy z názvosloví a chemických výpočtů v anorganické chemii. VŠCHT Praha 1994.  
Gažo J. a kol.: Všeobecná chémia. Bratislava, ALFA 1981.  
Gažo J. a kol.: Anorganická chémia. (Laboratorne cvičenia a výpočty). Bratislava, ALFA 1977.  
Greenwood N. N., Earnshaw A.: Chemie prvků. Praha, Informatorium 1993.  
Klikorka J., Hájek B., Votinský J.: Obecná a anorganická chemie. Praha, SNTL 1985.  
Klikorka J., Hanzlík J.: Názvosloví anorganické chemie. Praha, Academia 1987.  
Mareček A., Honza J.: Chemie pro čtyřletá gymnázia (1. díl). Brno, DaTaPrint 1995.  
Mezník L., Růžička A.: Problémy a příklady z obecné chemie. UJEP Brno 1981.  
Mička Z. a kol.: Základní pojmy, příklady a otázky z anorganické chemie. UK Praha 1995.  
Remy H.: Anorganická chemie. Praha, SNTL 1961.  
Šrámek V., Kosina L.: Chemie – přehled středoškolského učiva. Praha, Orfeus 1992.  
Vacík J. a kol.: Chemie (obecná a anorganická) pro gymnázia. Praha, SPN 1995.  
Vacík J.: Obecná chemie. Praha, SPN 1986.  
Vacík J. a kol.: Přehled středoškolské chemie. Praha, SPN 1990.

**Bohumír Kotlík****Květoslava Růžičková****CHEMIE I. V KOSTCE**

Recenzovala RNDr. Růžena Anderlová  
Vydalo nakladatelství Fragment,  
Humpolecká 1503, Havlíčkův Brod,  
jako svou 168. publikaci.  
Pátý dotisk 3. vydání, 2004  
Sazbu a zlom provedl Fragment DTP, s. r. o.  
Vytiskly Tiskárny Havlíčkův Brod, a. s.

Copyright © Fragment, 1996  
Text © Bohumír Kotlík, 1996  
© Květoslava Růžičková, 1996  
Obálka © Archito, 1996

Všechna práva vyhrazena. Žádná část této publikace nesmí  
být rozšiřována bez písemného svolení majitelů práv.  
Kontaktní adresa: Radiová 1, 102 27 Praha 10 – Hostivař  
e-mail: fragment@fragment.cz  
<http://www.fragment.cz>

ISBN 80-7200-337-2 (3. vydání, 2000)  
ISBN 80-7200-319-4 (2. vydání, 1999)  
ISBN 80-7200-056-X (1. vydání, 1996)

# Nová vydání



Připravujeme **nová vydání** také těchto titulů



**FRAGMENT**

čtení pro radost i poučení

Nakladatelství Fragment  
Radiové 1, 102 27 Praha 10 – Hostivař  
tel: 267 008 272, fax: 267 008 273  
e-mail: fragment@fragment.cz  
www.fragment.cz, fragment.inshop.cz

<b>s</b>	<b>d</b>											<b>p</b>	<b>s</b>																		
<b>I.A</b>	<b>II.A</b>	<b>III.B</b>	<b>IV.B</b>	<b>V.B</b>	<b>VI.B</b>	<b>VII.B</b>	<b>VIII.B</b>	<b>VIII.B</b>	<b>VIII.B</b>	<b>IX.B</b>	<b>X.B</b>	<b>II.A</b>	<b>IV.A</b>	<b>V.A</b>	<b>VI.A</b>	<b>VII.A</b>	<b>VIII.A</b>														
1 1,008 <b>1 H</b> 1,008 2,3 VODÍK Hydrogenium	2 6,94 <b>3 Li</b> 6,94 0,67 LITHIUM Lithium	3 23,00 <b>11 Na</b> 23,00 1,0 NÁTRÍK Natrium	4 39,10 <b>19 K</b> 39,10 0,81 KALÍUM Kalium	5 85,47 <b>37 Rb</b> 85,47 0,89 CÉZÍUM Caesium	6 132,91 <b>55 Cs</b> 132,91 0,89 CÉZÍUM Caesium	7 172,09 <b>87 Fr</b> 172,09 0,87 FRANCIUM Francium	8 4,00 <b>2 He</b> 4,00 10,81 10,81 HELIUM Helium	9 9,01 <b>4 Be</b> 9,01 1,5 BERYLÍUM Beryllium	10 20,18 <b>10 Ne</b> 20,18 10,81 10,81 NEON Neon	11 39,95 <b>18 Ar</b> 39,95 39,95 18,99 18,99 ARGON Argon	12 79,90 <b>36 Kr</b> 79,90 79,90 83,80 83,80 KRYTOGEN Krypton	13 131,30 <b>54 Xe</b> 131,30 131,30 137,33 137,33 XENON Xenon	14 222,0 <b>86 Rn</b> 222,0 222,0 222,0 222,0 RADON Radon	15 26,98 <b>13 Al</b> 26,98 1,5 HLINÍK Aluminium	16 12,01 <b>6 C</b> 12,01 2,5 UHLÍK Carbonium	17 14,01 <b>7 N</b> 14,01 3,1 DUSÍK Azotum	18 16,00 <b>8 O</b> 16,00 3,5 KYSLIK Oxygenium	19 19,00 <b>9 F</b> 19,00 4,1 FLUOR Fluorium	20 39,95 <b>18 Ar</b> 39,95 39,95 39,95 18,99 18,99 ARGON Argon	21 79,90 <b>36 Kr</b> 79,90 79,90 83,80 83,80 KRYTOGEN Krypton	22 131,30 <b>54 Xe</b> 131,30 131,30 137,33 137,33 XENON Xenon	23 222,0 <b>86 Rn</b> 222,0 222,0 222,0 222,0 RADON Radon									
<p>elektronová konfigurace pořadí slupek: K L M N O P Q</p> <p>26,98 → hmotnostní číslo 13 Al → značka (symbol) 1,5 → elektronegativita HLINÍK → český název Aluminium → latinský název</p> <p>protonové číslo</p>																															
4 39,10 <b>19 K</b> 39,10 0,81 KALÍUM Kalium	20 40,08 <b>20 Ca</b> 40,08 1,0 VÁPÍK Calcium	21 44,96 <b>21 Sc</b> 44,96 1,2 SKANDIUM Scandium	22 47,88 <b>22 Ti</b> 47,88 1,3 TITAN Titanium	23 50,94 <b>23 V</b> 50,94 1,5 VANADÍUM Vanadium	24 52,00 <b>24 Cr</b> 52,00 1,6 CHROM Chromium	25 54,94 <b>25 Mn</b> 54,94 1,6 MANGAN Manganum	26 55,85 <b>26 Fe</b> 55,85 1,7 ŽELEZO Ferrum	27 58,93 <b>27 Co</b> 58,93 1,7 KOBALT Cobaltum	28 58,70 <b>28 Ni</b> 58,70 1,7 NIKEL Nickelium	29 63,54 <b>29 Cu</b> 63,54 1,7 MĚD Cuprum	30 65,38 <b>30 Zn</b> 65,38 1,7 CINK Zincum	31 69,72 <b>31 Ga</b> 69,72 1,8 GALIJUM Gallium	32 72,64 <b>32 Ge</b> 72,64 2,0 GERMÁNÍUM Germanium	33 74,92 <b>33 As</b> 74,92 2,2 ARSEN Arsenicum	34 78,96 <b>34 Se</b> 78,96 2,5 SELÉN Selenium	35 79,90 <b>35 Br</b> 79,90 2,7 BROM Bromium	36 83,80 <b>36 Kr</b> 83,80 2,7 KRYTOGEN Krypton														
5 85,47 <b>37 Rb</b> 85,47 0,89 CÉZÍUM Caesium	38 85,47 <b>38 Sr</b> 85,47 0,99 STRONCIUM Strontium	39 88,91 <b>39 Y</b> 88,91 1,1 YTRIJUM Yttrium	40 91,22 <b>40 Zr</b> 91,22 1,2 CERIJUM Zirconium	41 92,91 <b>41 Nb</b> 92,91 1,2 NIOBÍUM Niobium	42 95,94 <b>42 Mo</b> 95,94 1,3 MOLYBDÉN Molybdenum	43 97,90 <b>43 Tc</b> 97,90 1,4 TECHNETIUM Technetium	44 101,07 <b>44 Ru</b> 101,07 1,4 RHODIUM Rodium	45 102,91 <b>45 Rh</b> 102,91 1,4 RHODIUM Rodium	46 106,42 <b>46 Pd</b> 106,42 1,5 PALÁDIUM Palladium	47 107,87 <b>47 Ag</b> 107,87 1,4 STŘEBRO Argentum	48 112,41 <b>48 Cd</b> 112,41 1,5 KADÉMIUM Cadmium	49 114,82 <b>49 In</b> 114,82 1,5 INDIUM Indium	50 118,69 <b>50 Sn</b> 118,69 1,7 CIN Stannum	51 121,76 <b>51 Sb</b> 121,76 1,8 KYSLIK Stibium	52 127,60 <b>52 Te</b> 127,60 2,0 TELUR Tellurium	53 126,90 <b>53 I</b> 126,90 2,2 JOD Iodum	54 131,30 <b>54 Xe</b> 131,30 2,2 XENON Xenon														
6 132,91 <b>55 Cs</b> 132,91 0,89 CÉZÍUM Caesium	56 137,33 <b>56 Ba</b> 137,33 0,97 BARIUM Barium	57 138,91 <b>57 La</b> 138,91 1,1 LANTAN Lanthanum	58 175,07 <b>58 Ce</b> 175,07 1,2 CERIJUM Cerium	59 176,49 <b>59 Pr</b> 176,49 1,2 PRASEODYM Praseodymium	60 176,93 <b>60 Nd</b> 176,93 1,3 NEODYM Neodymium	61 180,95 <b>61 Pm</b> 180,95 1,3 PROMETHIUM Promethium	62 183,85 <b>62 Sm</b> 183,85 1,3 SAMARIUM Samarium	63 186,21 <b>63 Eu</b> 186,21 1,5 EUROPIUM Europium	64 190,20 <b>64 Gd</b> 190,20 1,5 GADOLINIUM Gadolinium	65 192,22 <b>65 Tb</b> 192,22 1,4 TERBIUM Terbium	66 195,08 <b>66 Dy</b> 195,08 1,4 DYSPROSIUM Dysprosium	67 196,97 <b>67 Ho</b> 196,97 1,4 HOLMIUM Holmium	68 200,59 <b>68 Er</b> 200,59 1,4 ERBIUM Erbium	69 204,37 <b>69 Tm</b> 204,37 1,4 TERBIUM Terbium	70 207,2 <b>70 Yb</b> 207,2 1,5 YTERBIUM Ytterbium	71 208,98 <b>71 Lu</b> 208,98 1,7 LUTECIUM Lutetium	72 210,73 <b>72 Hf</b> 210,73 1,8 HAFNÍUM Hafnium	73 212,59 <b>73 Ta</b> 212,59 1,8 TANTAL Tantalum	74 215,02 <b>74 W</b> 215,02 1,9 VOLFRAM Wolframium	75 218,07 <b>75 Re</b> 218,07 1,9 REHOLMIUM Rhenium	76 220,10 <b>76 Os</b> 220,10 2,0 OSMIUM Osmium	77 223,10 <b>77 Ir</b> 223,10 2,0 IRIDIUM Iridium	78 226,10 <b>78 Pt</b> 226,10 2,1 PLATINA Platinum	79 228,10 <b>79 Au</b> 228,10 2,1 ZLATO Aurum	80 231,04 <b>80 Hg</b> 231,04 2,2 RTUŤ Mercurium	81 234,04 <b>81 Tl</b> 234,04 2,2 THALIJUM Thallium	82 238,03 <b>82 Pb</b> 238,03 2,2 OLOVO Plumbum	83 240,03 <b>83 Bi</b> 240,03 2,2 BISMUT Bismutum	84 242,04 <b>84 Po</b> 242,04 2,2 POLONIJUM Polonium	85 244,04 <b>85 At</b> 244,04 2,2 ASTAT Astatium	86 246,04 <b>86 Rn</b> 246,04 2,2 RADON Radon
<p>alkalické kovy    kovy alkalických zemin    vzácné plyny    nekovy    polokovy    kovy    halogeny    přechodné prvky    vnitřní přechodné prvky</p>																															

<b>f</b>	140,12 <b>58 Ce</b> 1,1 CERIJUM Cerium	140,91 <b>59 Pr</b> 1,1 PRASEODYM Praseodymium	144,24 <b>60 Nd</b> 1,1 NEODYM Neodymium	(145) <b>61 Pm</b> 1,1 PROMETHIUM Promethium	150,40 <b>62 Sm</b> 1,1 SAMARIUM Samarium	151,96 <b>63 Eu</b> 1,0 EUROPIUM Europium	157,25 <b>64 Gd</b> 1,1 GADOLINIUM Gadolinium	158,93 <b>65 Tb</b> 1,1 TERBIUM Terbium	162,50 <b>66 Dy</b> 1,1 DYSPROSIUM Dysprosium	164,93 <b>67 Ho</b> 1,1 HOLMIUM Holmium	167,26 <b>68 Er</b> 1,1 ERBIUM Erbium	168,93 <b>69 Tm</b> 1,1 TERBIUM Terbium	173,04 <b>70 Yb</b> 1,1 YTERBIUM Ytterbium	174,97 <b>71 Lu</b> 1,1 LUTECIUM Lutetium
	232,04 <b>90 Th</b> 1,1 THORIJUM Thorium	231,04 <b>91 Pa</b> 1,1 PROTAKTINIUM Protactinium	238,03 <b>92 U</b> 1,2 URAN Uranium	237,05 <b>93 Np</b> 1,2 NEPTUNIUM Neptunium	(244) <b>94 Pu</b> 1,2 PLUTONIUM Plutonium	(243) <b>95 Am</b> 1,2 AMERICIUM Americium	(247) <b>96 Cm</b> 1,2 CURIJUM Curium	(247) <b>97 Bk</b> 1,2 BERKELIUM Berkelium	(251) <b>98 Cf</b> 1,2 KALIFORNIJUM Californium	(254) <b>99 Es</b> 1,2 EINSTEINIUM Einsteinium	(257) <b>100 Fm</b> 1,2 FERMIUM Fermium	(258) <b>101 Md</b> 1,2 MENDELEVIUM Mendelevium	(259) <b>102 No</b> 1,2 NOBELIUM Nobelium	(260) <b>103 Lr</b> 1,2 LAWRENCIUM Lawrencium

