

Chemie k maturitě

Stanislava Pojerová*

2020-2023

Abstrakt

Skripta v této podobě mají sloužit především studentům plánujícím maturitu z chemie.

Pouhý přepis zpracovaného materiálu paní učitelky RNDr. Stanislavy Pojerové. Původní materiál je souborem pro kvintu a sextu víceletého gymnázia a byl zpracován během pandemie Covidu 19 v letech 2020 a 2021.

*Sazba: Matyáš Levíček

Obsah podle tématu

1 Úvod	4
2 Atom	5
2.1 Erwin Schrödinger	5
2.2 Kvantová čísla	5
2.2.1 Slupky, energetické hladiny (dráhy)	5
2.2.2 Podslupky	5
2.2.3 Tvary orbitů	5
2.3 Výstavbový princip	5
2.3.1 Znázornění orbitů a elektronů	5
2.3.2 Pravidla zaplňování orbitů	6
2.3.3 Elektronové konfigurace podle výstavbového principu	6
2.3.4 Zápis se vzácným plynem	6
2.3.5 Elektronové konfigurace podle valenčních elektronů	6
2.4 Jádro atomu	7
3 Radioaktivita	8
3.1 Termíny	8
3.2 Druhy záření	8
3.3 Poločas rozpadu $T_{\frac{1}{2}}$	8
3.3.1 Úloha s poločasem rozpadu	9
3.4 Rozpadové řady	9
3.5 Umělá radioaktivita	10
3.6 Posuvové zákony	10
3.7 Jaderné reakce	10
3.7.1 Transmutace	10
3.7.2 Štěpení jader	11
3.7.3 Řetězová reakce	11
3.7.4 Projekt Manhattan	11
3.7.5 Jaderná fúze	11
4 Chemická vazba	13
4.1 Znázornění chemických vazeb	13
4.2 Kovalentní vazba	13
4.2.1 Nepochybně kovalentní	13
4.2.2 Polárně kovalentní	13
4.2.3 Iontová vazba	13
4.2.4 Koordináčně kovalentní	13
4.3 Dělení kovalentních vazeb podle počtu	13
4.4 Štěpení vazeb	13
4.5 Kovová vazba	14
4.6 Charakteristika vazeb	14
4.7 Slabé vazebné interakce	14
4.7.1 Van der Waalsovy síly	14
4.7.2 Vodíkové můstky	14
5 Reakční kinetika	15
6 Termochemie	16
7 Acidobazický děj	17
8 Redoxní děj a reakce	18
9 Anorganické názvosloví	19
10 Komplexní sloučeniny	20

11 Periodický systém prvků (PSP)	21
12 O, H a jejich společné sloučeniny	22
12.1 Vodík	22
13 Prvky	23
13.1 1. Hlavní podskupina - Alkalické kovy (tvoří hydroxidy)	23
13.1.1 Analytické důkazy - zbarvení plamene	23
13.1.2 Reakce	23
13.1.3 Hydroxidy (Louhy, "žíravé alkálie")	24
13.1.4 Význam	24
13.2 2. Hlavní podskupina - Kovy alkalických zemin	25
13.2.1 Reakce	25
13.3 3. Hlavní podskupina - p ¹ prvky	26
13.4 B (bor, borum, borine (en))	26
13.4.1 Minerály	27
13.5 Al (hliník, aluminium)	27
13.5.1 Použití	27
14 Organická chemie - úvod	29
15 Nasycené uhlovodíky	30
16 Nenasycené uhlovodíky	31
17 Halogenderiváty	32
18 Dusíkaté deriváty	32
19 Organické deriváty	32
20 Maturitní otázky	33
21 Přehledy	35
21.1 Symmboly a značky	36
21.2 Vitaminy	37
21.3 Přehled indikátorů	39

1 Úvod

Skripta pokrývají učivo nutné pro obstání u profilové zkoušky z chemie. Odvíjejí se od otázek k tomuto předmětu z kánonu Gymnázia Joachyma Barranda v Berouně.

Učivo je systematizováno v pořadí, které odpovídá výkladu na semináři Systematizace poznatků z chemie v oktávě na GJB.

Na konci dokumentu v příloze Přehledy je také obsah seřazený podle maturitních otázek - doporučuji proto elektronickou podobu, která umožňuje mezi tématy skákat přes hyperlinky a výrazně tak zjednodušuje orientaci v materiálu.

2 Atom

2.1 Erwin Schrödinger

Rakouský fyzik (1889 - 1961)

Definoval ORBIT = ORBITAL jako místo s 96% pravděpodobností výskytu e^-

Matematicky vyjádřil vlnovou funkci Ψ (psi)

Nositel Nobelovy ceny za fyziku 1933

2.2 Kvantová čísla

hlavní n	1 až ∞ (zatím 7)	udává <u>energii</u> orbitu
vedlejší l	0 až (n-1)	udává <u>tvar</u> orbitu
magnetické m	-1...0...+1	udává <u>počet orbitalů</u> a jejich orientaci
spinové s	$-\frac{1}{2}$ nebo $\frac{1}{2}$	udává <u>spin</u> e^-

2.2.1 Slupky, energetické hladiny (dráhy)

n = 1 → K	n = 3 → M
n = 2 → L	n = 4 → N
⋮	⋮

2.2.2 Podslupky

l = 0 → s	l = 2 → d
l = 1 → p	l = 3 → f

2.2.3 Tvary orbitů

	hlavní kv. #, vedlejší #
l = 0 → tvar orbitu s: kulově symetrický	$\underbrace{1s}_{\cdot}$ $\underbrace{2s}_{\circ}$ $\underbrace{3s}_{\bigcirc}$

l = 1 → tvar orbitu p: "ležatá osmička"



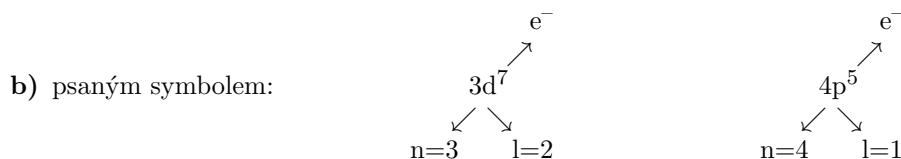
l = 2 → tvar orbitu d: "čtyřlístek"

l = 3 → tvar orbitu f: "velmi složitý tvar"

2.3 Výstavbový princip

2.3.1 Znázornění orbitů a elektronů v nich ($\downarrow\uparrow$, $\uparrow\uparrow$, $\downarrow\downarrow$)

a) prostorovým tvarem: s, p, d, f



c) rámečky:



Příklad:

Urči maximální počet e^- ve slupce **N**

$$\begin{aligned} N \Rightarrow n=4 \Rightarrow & 0(s) \Rightarrow m=0 \text{ (1 orbit)} \\ & 1(p) \Rightarrow m=-1,0,1 \text{ (3 orbity)} \\ & 2(d) \Rightarrow m=-2,-1,0,1,2 \text{ (5 orbity)} \\ & 3(f) \Rightarrow m=-3,-2,-1,0,1,2,3 \text{ (7 orbity)} \end{aligned}$$

Dohromady 16 orbitů * $2e^- = 32e^-$

...jelikož v každém orbitu mohou být 2 elektrony s opačným spinem (tzv. **Pauliho vylučovací princip**)

☐ prázdný orbit = vakantní

2.3.2 Pravidla zaplňování orbitů

1. Pauliho vylučovací princip = jeden orbit zaplňují max. $2e^-$ **s opačným spinem**
2. Hundovo pravidlo: Nejprve se zaplňují orbity jedním $e^- \Rightarrow$ nespárované e^- mají stejný spin

Příklad: $3d^7$: 3

$\downarrow \uparrow$	$\downarrow \uparrow$	$\downarrow \cdot$	$\downarrow \cdot$	$\downarrow \cdot$
-----------------------	-----------------------	--------------------	--------------------	--------------------

Jedná se o tzv. DEGENEROVANÉ orbity (mají stejné n a l, liší se v m) \Rightarrow

\Rightarrow orbity **s** nesjou degenerované, orbity **p** jsou 3x degenerované, orbity **d** 5x, **f** 7x

3. Výstavbový princip: nejprve se zaplňují orbity s nízkou energií $\hat{=}$ v tomto pořadí:
1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 5d, 4f, 6p, 7s, 6d ...
4. Pravidlo **n+l**: Když je součet n+l stejný, zaplňují se provně orbity s nižší hodnotou n.

2.3.3 Elektronové konfigurace podle výstavbového principu

$_{13}\text{Al}$: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$ (součet $e^- = 13$)

$_{26}\text{Fe}^-$: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^7$ (součet $e^- = 27$ - protože se jedná o záporný iont, má e^- navíc!)

2.3.4 Elektronové konfigurace podle předcházejícího vzácného(inertního) plynu - 8.hlps

$_{16}\text{S}$ [$_{10}\text{Ne}$] : $3s^2, 3p^4 \rightarrow n =$ zároveň # periody ve které se prvek nachází (S je ve 3. řádku PSP.)
 $16-10=6e^-$

Vždy se začíná orbitem **s** a pak další v pořadí výstavbového principu

$_{35}\text{Br}$ [$_{18}\text{Ar}$] : $4s^2, 3d^{10}, 4p^5$
 $35-18=17e^-$

$_{53}\text{I}$ [$_{36}\text{Kr}$] : $5s^2, 4d^{10}, 5p^5$
 $57-36=17e^-$

2.3.5 Elektronové konfigurace podle valenčních elektronů

Valenční vrstva(svěra, též hladina) je poslední od jádra pro daný atom

a) Konfigurace základních (hlavních) prvků (I.A - VIII.A):

Valenční e^- zaplňují ns a np. (Kontrola hlavního kvantového # = # periody)

Počet valenčních e^- = číslo skupiny ve které se prvek nachází. Například:

$_{13}\text{Al}$: $3s^2, 3p^1$: 3

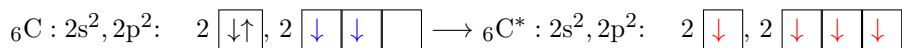
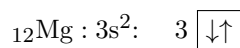
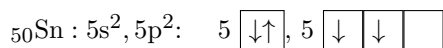
$\downarrow \uparrow$	\downarrow		
-----------------------	--------------	--	--

 \leftarrow celkem 3 $e^- \Rightarrow$ 3.hlavní podskupina

$_{10}\text{Ne}$: $2s^2, 2p^6$: 2

$\downarrow \uparrow$	$\downarrow \uparrow$	$\downarrow \uparrow$	$\downarrow \uparrow$
-----------------------	-----------------------	-----------------------	-----------------------

 \leftarrow plné orbity = inertní plyn



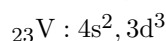
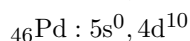
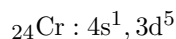
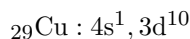
Uhlík se vyskytuje jako **2-vazný** jen v CO (C=O), jinak je vždy **4-vazný**

* = excitovaný stav $\rightarrow e^-$ přecházejí na vyšší energetické hladiny do nejbližšího vakantního (prázdného) orbitu v pořadí $s \rightarrow p \rightarrow d \rightarrow f$

b) Konfigurace přechodných prvků (skupiny B)

Valenční elektrony leží v $ns^{0-2}, (n-1)d^{1-10} \rightarrow$ tzv. d prvky

Jejich konfigurace není zcela pravidelná a často se od systému liší. Například:



c) Konfigurace vnitřně přechodných prvků (lanthanoidy, aktinoidy)

Prvky f, kde valenční elektrony leží v $ns^2, (n-1)d^{0-2}, (n-2)f^{0-14}$

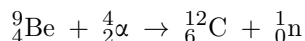
Tyto vrstvy jsou poznaménány značnými nepravidelnostmi v obsazování orbitů...

2.4 Jádru atomu

objev jádra: RUTHERFORD (1911-1920), planetární model apod.

+ objev protonu v jádře. Po něm provek $_{104}\text{Rf}$ (Rutherfordium) v PSP.

objev neutronu v jádře: THOMSON (1932)



+ objevy dalších částic, které se dělí do skupin apod.: bosony, fermiony, hadrony, kvarky, piony

Jádru se skládá z protonů a neutronů - počet **protonů se uvádí jako levý spodní index**, zatímco celkový počet částic v jádře (nukleonové číslo, **protony + neutrony**) se uvádí v levém horním indexu

3 Radioaktivita

Uranové paprsky - objev Becquerel (1896) → ozáření fotografické desky (kámen **smolinec** z Jáchymova)

Marie Curie Skłodovská + manžel **Pierre Curie** - objev ${}_{84}\text{Po}$ (polonia) a ${}_{88}\text{Ra}$ (radia)

→ paprsek = radioaktivita - V roce 1903 udělení Nobelovy ceny pro Marii, Piera a Becquerela

K maturitě je třeba znát stručný životopis rodiny Curie a Skłodowských.

3.1 Termíny

- IZOTOPY: Stejně Z (protonové #), liší se počtem neutronů
 - př. ${}^1_1\text{H}$ (vodík, protium), ${}^2_1\text{H}$ (deuterium), ${}^3_1\text{H}$ (tritium)
 - př. ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$ (radioaktivní) ⇒ radiouhlíkové datování (stanovení stáří organických materiálů)
 - př. ${}^{235}_{92}\text{U}$, ${}^{237}_{92}\text{U}$, ${}^{238}_{92}\text{U}$ atd.
- IZOBARY: Jiné Z, stejná A (nukleonové #) - př. ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ a ${}^{40}_{19}\text{K}$
- IZOTONY: Stejný počet neutronů - př. ${}^{12}_5\text{B}$ a ${}^{13}_6\text{C}$ (oba mají 7₀n)

3.2 Druhy záření

- ${}^4_2\alpha = {}^4_2\text{He}$ - alfa záření se šíří cca $\frac{1}{10}c$ (rychlosti světla), zachytí se i listem papíru
- $\beta^- = {}^0_{-1}\text{e}$ (elektron) - šíří se cca $\frac{9}{10}c$, záchyt kovovými fóliemi (alobal)
- $\beta^+ = {}^0_{+1}\text{e}$ (pozitron)
- γ (gama) = elektromagnetické záření - proud fotonů, rychlost světla, záchyt olověnými deskami, betonem, zhoubné

3.3 Poločas rozpadu $T_{\frac{1}{2}}$

Lepší název je poločas přeměny, jelikož ne každá přeměna jádra musí být rozpadem (může se jednat třeba o emisi γ záření)

$T_{\frac{1}{2}} = \frac{\ln 2}{\lambda}$, konstanta určující dobu, za kterou se rozpadne $\frac{1}{2}$ jader daného prvku ⇒ exponenciální graf.

$T_{\frac{1}{2}}$ jednotlivých prvků zle najít v tabulkách:

- př. ${}^{14}_6\text{C} \rightarrow T \doteq 5.7\text{tisíce let}$
- př. ${}^{208}_{84}\text{Po} \rightarrow T \doteq 2.9\text{roku}$
- př. ${}^{209}_{84}\text{Po} \rightarrow T \doteq 103\text{let}$
- př. ${}^{210}_{84}\text{Po} \rightarrow T \doteq 138.4\text{dní}$

3.3.1 Úloha s poločasem rozpadu

Víme, že při svém vzniku vzorek obsahoval 1 atom $^{14}_6\text{C}$ na 10^{12} atomů uhlíku $^{12}_6\text{C}$ (jelikož tento poměr je v organickém materiálu v atmosféře dlouhodobě stálý)

Při posledním měření bylo ve vzorku naměřen poměr $1 : 1.414 \times 10^{12} = ^{14}\text{C} : ^{12}\text{C}$.

Poločas rozpadu uhlíku ^{14}C je 5730let. Jak starý je vzorek?

-
- Původní koncentrace ^{14}C ... $c_p = (10^{12})^{-1} = 10^{-12}$
 - Naměřená koncentrace ^{14}C ... $c_m = (1.414 \times 10^{12})^{-1} \doteq 7.07 \times 10^{-13}$
 - Poločas rozpadu $T_{\frac{1}{2}} = 5730\text{let}$
 - Uplynulá doba od smrti vzorku ... $t = ?$

$$\begin{aligned}c_m &= c_p \times \left(\frac{1}{2}\right)^{t \div T_{\frac{1}{2}}} \\7.07 \times 10^{-13} &= 10^{-12} \times \left(\frac{1}{2}\right)^{t \div 5730} \\ \frac{7.07 \times 10^{-13}}{10^{-12}} &= \left(\frac{1}{2}\right)^{t \div 5730} \\\log_{\frac{1}{2}} \left(\frac{7.07 \times 10^{-13}}{10^{-12}} \right) &= t \div 5730 \\t &= \log_{\frac{1}{2}} \left(\frac{7.07 \times 10^{-13}}{10^{-12}} \right) \times 5730 \\t &\doteq 2866\text{let}\end{aligned}$$

Vzorek tedy přestal přijímat atmosferický uhlík před $\doteq 2866$ lety.

3.4 Rozpadové řady

Přirozené:

- | | | |
|-------------------|-------------------------------------------------------------------|--------------|
| 1. URANOVÁ: | $^{238}_{92}\text{U} \dots \longrightarrow ^{206}_{82}\text{Pb}$ | $A = 4n + 2$ |
| 2. THORIOVÁ: | $^{232}_{90}\text{Th} \dots \longrightarrow ^{208}_{82}\text{Pb}$ | $A = 4n$ |
| 3. AKTINOURANOVÁ: | $^{235}_{92}\text{U} \dots \longrightarrow ^{207}_{82}\text{Pb}$ | $A = 4n + 3$ |

Umělá:

- | | | |
|----------------|-------------------------------------------------------------------|--------------|
| 4. NEPTUNIOVÁ: | $^{237}_{93}\text{Np} \dots \longrightarrow ^{205}_{81}\text{Tl}$ | $A = 4n + 1$ |
|----------------|-------------------------------------------------------------------|--------------|

Příklad

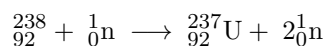
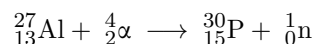
Do které řady patří $^{234}_{92}\text{U}$?

$$\begin{aligned}234 \div 4 &= 58 \\34 \\ \underline{2} &\longleftarrow 4n + \underline{2} \Rightarrow \text{Uranová řada}\end{aligned}$$

Uran234 patří do uranové řady, protože zbytek po dělení jeho A (nukleonového #) čtyřmi je 2.

3.5 Umělá radioaktivita

dcera **Irene Curie** + manžel **F.J.Curie** Vznik umělých radioizotopů (medicína, konzervace potravin, sterilizace materiálů...)



Součet čísel na obou stranách se **MUSÍ** rovnat

proton: ${}_1^1\text{p}$

pozitron: ${}_1^0\text{e}$

${}_2^4\alpha = {}_2^4\text{He}$

neutron: ${}_0^1\text{n}$

deuterium: ${}_1^2\text{D} = {}_1^2\text{H}$

$\beta^- = {}_{-1}^0\text{e}$

elektron: ${}_{-1}^0\text{e}$

tritium: ${}_1^3\text{T} = {}_1^3\text{H}$

$\beta^+ = {}_1^0\text{e} = \text{pozitron}$

3.6 Posuvové zákony

Vytváří-li prvek:

- ${}_2^4\alpha \implies A - 4, Z - 2$
- $\beta^- \implies A, Z + 1$
- $\beta^+ \implies A, Z - 1$

Příklad: Napiš produkty přeměn:

1. rozpadem α : ${}_{88}^{226}\text{Ra} \rightarrow {}_2^4\alpha + {}_{86}^{222}\text{Rn}$
2. rozpadem β^- : ${}_{15}^{32}\text{P} \rightarrow {}_{-1}^0\text{e} + {}_{16}^{32}\text{X}$
3. rozpadem β^+ : ${}_{11}^{11}\text{C} \rightarrow {}_1^0\text{e} + {}_{10}^{11}\text{X}$

3.7 Jaderné reakce

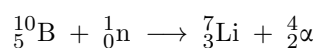
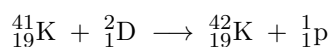
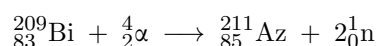
Musí být dodržen:

- **zákon zachování energie**
- zákon zachování hybnosti
- zachování elektrického náboje
- zachování počtu nukleonů

Dělení: transmutace, štěpení, fúze

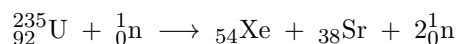
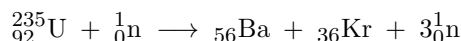
3.7.1 Transmutace

Reakce při nichž se mění jádro prvku na jiné, které se liší maximálně o **2 v Z** a o **4 v A** Příklady:



3.7.2 Štěpení jader

Reakce při nichž se štěpí těžká jádra na (obvykle) 2 středně těžká jádra + neutron(y) + velké množství energie (v MeV - megaelektronvolt) Příklady:



Jádra se štěpí s určitou pravděpodobností

3.7.3 Řetězová reakce

Potvrzeno na jaře 1939

Ze štěpení jádra atomem se uvolňují další neutrony, které štěpí další atomy atd.

Jako palivo se běžně používá izotop ${}_{92}^{235}\text{U}$, občas také ${}_{94}^{239}\text{Pu}$ (plutonium)

Řetězová štěpná reakce je kromě atomových elektráren také podstatou jaderné bomby.

ENRICO FERMI 2.12.1942 poprvé uskutečnil řízenou řetězovou reakci (v jaderném reaktoru na hřišti univerzity v Chicagu). Fermi je nositelem Nobelovy ceny za z roku 1938 za přípravu 1. transuranu pPrvku s vyšším protonovým číslem než uran) **Z = 93** → **Np**

3.7.4 Projekt Manhattan

”Otec” atomové bomby: Robert Oppenheimer

Dále na ní pracovali například: Fermi, Bohr, Einstein, Feinman, Meitner (žena), Heisenberg, Landau, Kurčatov, Gamow

První užití jaderné zbraně: červenec 1945 Hirošima, poté Nagasaki

Termíny:

- obohacování uranu izotopem ${}_{92}^{235}\text{U}$ (mezinárodní dohody zakazují nad 5%)
- kritické množství (critical mass) ${}_{92}^{235}\text{U}$ je zhruba 44.5kg (koule o průměru 16.8cm)
- atomový reaktor
- úložiště jaderného odpadu
- moderátor v jaderné elektrárně: snižuje rychlost volných neutronů: grafit, parafin, D_2O , sloučeniny boru
- Těžká voda = D_2O - voda obsahující izotop vodíku Deuterium (${}_1^2\text{D}$) - má jiné fyzikální i chemické vlastnosti. $M = 20$, jiné body tání a mrznutí... Organismy v ní nepřežívají

Jaderné elektrárny:

- Jaderná elektrárna Dukovany (ČR, v provozu od 1985)
- Jaderná elektrárna Temelín (ČR, v provozu od 2002)
- Jaderná elektrárna Chornobyl (Černobyl) - na Ukrajině, velká havárie 26.dubna 1986 - výbuch 4. jaderného bloku během experimentů s jeho odstavováním. Poblíž (3km) leží město Pripjat'

3.7.5 Jaderná fúze

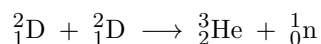
Těž jaderná syntéza, termonukleární reakce

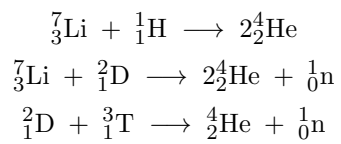
Skládání jader na jádra těžší.

Samovolně probíhá ve hvězdách, například ve Slunci (zatím na He).

Uvolňuje se obrovské množství energie. Spývají jádra bez elektronového obalu

Příklady:





Reaktory jsou v US a na jihu Francie. Zatím neumíme fúzy řídit.

Výhody: dostatek surovin (D,T), není odpad - jen netečné He, není radioaktivní (jen ${}^3_1\text{Y}$), bezpečnost - zdá se, že se jedná o ideální zdroj energie.

4 Chemická vazba

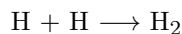
Atomy se k sobě přibližují na optimální vzdálenost až se překryjí jejich valenční orbity a vznikne vazebný elektronový pár.

Při vzniku chemické vazby se energie uvolňuje → Stabilita

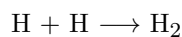
4.1 Znázornění chemických vazeb

1. prostorovým tvarem orbitů

2. valenční čárkou



3. rámečky



4.2 Kovalentní vazba

- společně sdílejí e^-

ELEKTRONEGATIVITA je schopnost atomu přitahovat vazebné e^- .

V periodách roste, ve sloupcích klesá

Jedná se o bezrozměrné číslo (nemá jednotku)

4.2.1 Nepochopitelně kovalentní

Rozdíl elektronegativit mezi vázanými atomy od 0 - 0,4

4.2.2 Polárně kovalentní

Rozdíl elektronegativit mezi vázanými atomy od 0,4 - 1,7

Například $\text{H}^{\delta+} - \text{Cl}^{\delta-} \leftarrow \delta = \text{delta, } \text{částecný, parciální náboj}$

4.2.3 Ionová vazba

Rozdíl elektronegativit mezi vázanými atomy 1,7

Příklad: $\text{KBr} \longrightarrow \text{K}^+ + \text{Br}^-$ nebo $\text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

4.2.4 Koordináčně kovalentní

Vazba DONOR-AKCEPTOR - vazba mezi donorem (dárce) a akceptorem (příjemce) elektronového páru

Například: NH_4^+ , H_3O^+

4.3 Dělení kovalentních vazeb podle počtu

Vazba jednoduchá

Vazba σ (sigma), leží na spojnici středů vázaných atomů: $\odot - \odot$

Násobné vazby

- a) **v. dvojná**: jedna vazba σ a jedna vazba π (pí), ležící mimo spojnici středů jader
- b) **v. trojná**: jedna vazba σ a DVĚ vazby π
- c) Teoreticky existují i více násobné vazby, v běžné chemii se však nevyskytují

4.4 Štěpení vazeb

1. Homolitické \longrightarrow RADIKÁLY (částice s volným e^-)

Například: $\text{CH}_3 - \text{CH}_3 \longrightarrow \text{H}_3\text{C} \cdot \quad \cdot \text{CH}_3$

2. Heterolitické \longrightarrow IONTY (jedna částice přebere celý elektronový pár)

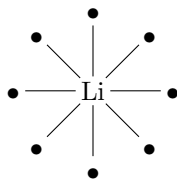
Například: $\text{Na} - \text{Cl} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

4.5 Kovová vazba

Elektrony jsou delokalizované (nemají svoje přesné, pevné místo - dříve tzv. "elektronový plyn")

Například: ${}^3\text{Li}$

Jeden valenční elektron "drží" 8 partnerů:



Tzn. že jedna vazba $\text{Li}-\text{Li}$ je tvořena $\frac{1}{4}e^-$

4.6 Charakteristika vazeb

Vazba má svojí:

- DÉLKU (v nm), nejdelší je vazba jednoduchá, nejkratší pak trojná.
- VAZEBNOU ENERGIÍ (v kJ/mol), je to stejná energie, která se uvolní při vzniku vazby. Největší má vazba trojná, nejmenší jednoduchá.

4.7 Slabé vazebné interakce

\doteq 10x slabší než kovalentní vazba. Stojí na interakci DIPÓL—DIPÓL

4.7.1 Van der Waalovy síly

Například v grafitu, v nukleových kyselinách a bílkovinách.

4.7.2 Vodíkové můstky

$\text{H}-\text{m}$

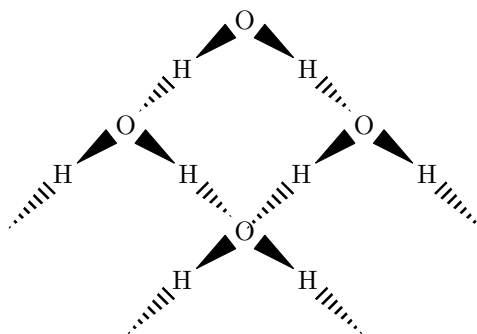
Vazba mezi vodíkem a elektronegativním prvkem (například N, O, F...)

Stabilizují molekuly, ovlivňují jejich chemické vlastnosti.

Vyskytují se v H_2O , HF, bazích nukleových kyselin, bílkovinách, NH_3 atd.

Ovlivňování ostatních molekul

Molekuly vody se navzájem ovlivňují



5 Reakční kinetika

6 Thermochemie

7 Acidobazický děj

8 Redoxní děj a reakce

9 Anorganické názvosloví

10 Komplexní sloučeniny

11 Periodický systém prvků (PSP)

12 O, H a jejich společné sloučeniny

12.1 Vodík

izotopy:

${}^1_1\text{H}$ protium

${}^2_1\text{H}$ deuterium (0.02%)

${}^3_1\text{H}$ tritium ($10^{-17}\%$)

H: $1s^1$ ↓

atomární vodík má vysokou reaktivitu! proto se většinou vyskytuje jako molekulový vodík H_2
reakce $\text{H} + \text{H} \rightarrow \text{H}_2$ je exotermická

13 Prvky

13.1 1. Hlavní podskupina - Alkalické kovy (tvoří hydroxidy)

H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr (radioaktivní, 1940)

"Helenu Líbal Na Kolena Robot Cecil Franc"

- s $\uparrow Z$ (protonové #): $\uparrow \underline{m}$, $\uparrow r$, \downarrow elektronegativita, $\downarrow t_t$, $\downarrow t_v$
- $ns^1 \boxed{\downarrow} \rightarrow$ "s¹ prvky"
- vystupují jako elektropozitivní - malá IE, malá elektronegativita, vlevo v Beketovově řadě.
- oxidační # ve sloučeninách = I \rightarrow jsou redukčními činidly

Vlastnosti

- stříbrolesklé měkké kovy s malou hustotou (Li, Na, K jsou lehčí než voda)

Výroba

elektrolýza tavenin halogenidů:

- $Na^+Cl^- \rightarrow$ na katodě

13.1.1 Analytické důkazy - zbarvení plamene

Plamenové zkoušky

- Li - karmínově
- Na - žlutá
- K - fialová

Jsou **VELMI reaktivní** \rightarrow výskyt jen ve sloučeninách Musí se uchovávat v inertním prostředí N₂, petroleji... Sloučeniny:

- **NaCl - halit - sůl kamenná**
- KCl - sylvín
- Na₂CO₃ - soda
- NaHCO₃ - jedlá soda
- K₂CO₃ - potaš
- **sloučeniny s NO₃ - ledky** (výbuch v Bejrútu 2020)
- NaNO₃ - ledek chilský

Výskyt v Zemské kůře Na: 2,4%, K: 2,6%

13.1.2 Reakce

- | | |
|-----------------------------------------------------------|-----------------------------------------|
| 1. s H ₂ \rightarrow HYDRIDY: | $2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$ |
| 2. s O ₂ \rightarrow OXIDY: | $4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$ |
| s O ₂ \rightarrow PEROXIDY: | $2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$ |
| s O ₂ \rightarrow HYPEROXIDY: | $K + O_2 \rightarrow KO_2$ |
| 3. s N ₂ \rightarrow NITRIDY: | $6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$ (jen Li) |
| 4. s halogeny \rightarrow HALOGENIDY: | $2Rb + Cl_2 \rightarrow 2RbCl$ |
| 5. s H ₂ O \rightarrow HYDROXIDY (bouřlivě): | $2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2$ |

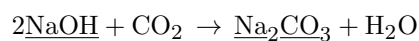
Jejich sloučeniny jsou často iontové, bazbarvé, rozpustné v H₂O

13.1.3 Hydroxidy (Louhy, "žiravé alkálie")

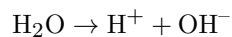
Leptají sklo, porcelán

Výroba mýdel - zmýdelnění

Jsou hygroskopické (přijímají vzdušnou vlhkost):



Výroba: elektrolýza vodných \ominus halogenidů: (H^+ redukce na katodě⁻, Cl^- oxidace na anodě⁺)



v \ominus zůstává Na^+OH^- (**Na se na katodě neredukuje** \Leftarrow postavení v Beketovově řadě) Síla hydroxidů roste s jejich Z (protonové #)

13.1.4 Význam

Li - výroba baterií (LiPo, LiFePo, LiIon), slouží při výrobě některých slitin

Na - redukční činidlo: $\text{AlCl}_3 + 3\text{Na} \rightarrow \text{Al} + 3\text{NaCl}$

K, Na - biogenní prvky

- sodíková "pumpa" (fungování nervového systému)
- membránové potenciály - šíření signálu v nervech

Poznámka

\ominus NaCl = solanka

Další sloučeniny:

- $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (**Borax**)
- NaCN
- Na_2SiO_3
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- KO_2 (hyperoxid draselný)
- K_3PO_4
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (Glauberova sůl)

13.2 2. Hlavní podskupina - Kovy alkalických zemin

Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra (radioaktivní 1898 - manželé Marie a Peter Curie, smolinec)
"Běžela Magda Canyonem, Srážela Banány Ramenem"

- s ↑ Z(protonové #): ↑ m, ↑ r, ↓ elektronegativita
- $ns^2 \boxed{\uparrow\downarrow} \rightarrow$ "s² prvky"
- elektropozitivní X + ↓ IE → X^{II} + 2e⁻
- vystupují jako elektropozitivní (+II) - malá IE, malá elektronegativita, vlevo v Beketovově řadě

Vlastnosti

- stříbrolesklé měkké kovy, kromě Be
- Be se nejvíce podobá Al, **má amfoterní charakter!**

Analytické důkazy - zbarvení plamene

Plamenové zkoušky

- Ca - cihlová
- Sr - karmínová
- Ba - žlutozelená
- Mg - silná záře (jako při řezání autogenem): $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$

Jsou reaktivní méně než prvky 1.hlps ⇒ výskyt ve sloučeninách:

- CaCO₃ - vápenec (aragonit, sintr, mramor, travertin. kalcit...)
- CaF₂ - fluorit = kazivec
- BaSO₄ - barit
- MgCO₃ - magnezit
- CaCO₃ · MgCO₃ - dolomit
- CaSO₄ · 2H₂O - sádrovec (sádra: CaSO₄ · $\frac{1}{2}$ H₂O)

Výroba

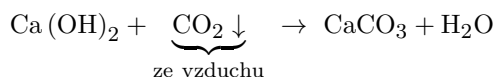
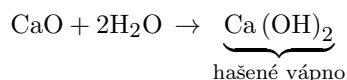
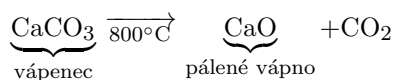
a) elektrolýza tavenin jejich halogenidů: Ca²⁺Cl₂ (Ca²⁺ redukce na katodě⁻)

b) aluminotermie(Al je redukční činidlo): $3\text{BeO} + \text{Al} \rightarrow 3\text{Be} + \text{Al}_2\text{O}_3$

13.2.1 Reakce

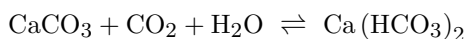
- | | |
|------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1. s H ₂ → HYDRIDY: | $\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CaH}_2$ |
| 2. s O ₂ → OXIDY: | $2\text{Ba} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{BaO}$ |
| s O ₂ → PEROXIDY: | $\text{Ba} + \text{O}_2 \rightarrow \text{BaO}_2$ (peroxid barnatý!) |
| 3. s N ₂ → NITRIDY: | $3\text{Sr} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Sr}_3\text{N}_2$ |
| 4. s H ₂ O → HYDROXIDY: | $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$ (exotermická reakce) |
| | $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \underbrace{\text{Ba}(\text{OH})_2}_{\text{barytová voda}} + \text{H}_2$ |

Sloučeniny Ca (stavebnictví)



...princip tvrdnutí malty

Podstata krasových jevů: Uhličitany jsou ve vodě nerozpustné, ale v přítomnosti CO_2 (ze vzduchu) se rozpouštějí:



Zpětná rekristalizace na CaCO_3 = minerál sintř - krápníky

a) stalagnit - \wedge

b) stalagtit - \vee

c) stalagnát - spojený (..nenašel jsem vhodný znak x, btw proče všichni Češi znají krápníky, ale když se jich zeptáš na prvního prezidenta tak budou tupě čumět.)

Význam

Ca, Mg - biogenní prvky

Ca - kosti, zuby

Mg - součást molekuly chlorofilu

Be - lehký tvrdý kov (o 30% lehčí než Al), slitiny se používají pro výrobu nástrojů i raket, sloučeniny jsou toxické

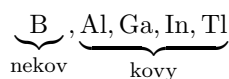
Poznámka

Minerál beryl [$3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$]

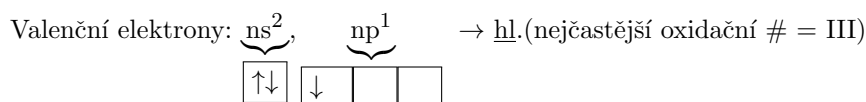
- oxidy smaragd(zelený) a akvamarín(modrý)

13.3 3. Hlavní podskupina - p^1 prvky

B, Al, Ga, In, Th "Byl Ale Gagarin Indická Tluma", "Běžela Alena Gálií, Indiáni Táhli jí"



s $\uparrow Z$: $\uparrow m$, $\uparrow r$, kovový charakter, \downarrow elektronegativita



13.4 B (bor, borum, borine (en))

Vázaný ve sloučeninách, nekovový prvek, málo reaktivní, využívá se jako moderátor v jaderných reaktorech (například v Jaderné elektrárně Temelín)

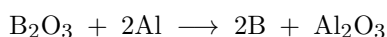
13.4.1 Minerály

borax = $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

v analytické chemii "boraxová perlička" - při 900°C \rightarrow sklovitá hmota, která se v přítomnosti různých iontů zabarvuje:

- Co^{2+} ... modrá
- Mn^{2+} ... fialová
- Cr^{3+} ... zelená

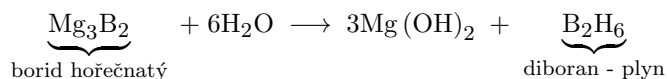
Příprava:



aluminotermie

Sloučeniny

Borany = borovodíky (obecný vzorec $\text{B}_n\text{H}_{2n+2}$)



H_3BO_3 - kys trihydrogenboritá (ortoboritá), její 3% \odot je "borová voda"

$\text{H}_3\text{BO}_3 \xrightarrow[\text{var.}]{-\text{H}_2\text{O}} \text{HBO}_2$ (kyselina hydrogen boritá)

BN - nitrid boru

B_4C - karbid boru - brusný materiál, velmi tvrdá černá krystalická látka. Používá se na výrobu neprůstřelných oděvů, brzdová a spojková obložení, nejtvrďší látka na zemi - brousí i diamanty

13.5 Al (hliník, aluminium)

3. nejrozšířenější prvek zemské kůry (8.3%) - první je kyslík, druhý křemík

je složkou vyvřelých minerálů **živce**, **slídy**, kaolinit, kryolit ($\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$), granát ($\text{Ca}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$), beryl ($\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$), tyrkys ($\text{Al}_2(\text{OH})_3\text{PO}_4\text{H}_2\text{OCu}$), korund a jeho obdoby **rubín**, **safír**, **smaragd**

Bauxit (AlO , je to směs oxidů hliníku a trochy železa), těží se v Austrálii, Brazílii, na Jamajce - **vyrábí se z něj Al**

Výroba

1. **Bayerový způsob** - elektrolýza bauxitu při 980°C , elektrody z uhlíku. Na katodě (K^-) se vylučuje Al. Na anodě (A^+) dochází ke spalování uhlíku kyslíkem na CO a CO_2
2. z přímo z bauxitu

Vlastnosti

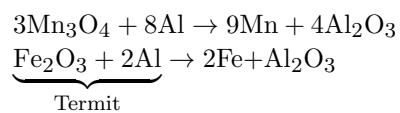
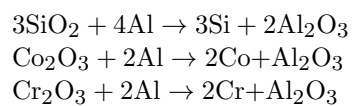
poměrně reaktivní ($2\text{Al} + 6\text{HCl} \longrightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$)

stříbrný kov, lehký, přijatelný vodič elektriny

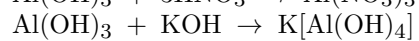
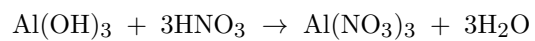
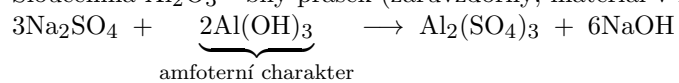
odolný proti korozi (na povrchu vrstvička Al_2O_3), tažný (alobal), snadno se tvoří slitiny

13.5.1 Použití

- konstrukční kov (letadla, vesmírné lodě)
- protikorozivní prvek (Al_2O_3) - takzvaná pacivizace kovů
- **aluminotermie** - silné redukční účinky práškovitého Al:



Sloučenina Al_2O_3 - bílý prášek (žáruvzdorný, materiál v nehořlavých cihlách), brusný materiál



14 Organická chemie - úvod

15 Nasycené uhlovodíky

16 Nenasycené uhlovodíky

- 17 Halogenderiváty
- 18 Dusíkaté deriváty
- 19 Organické deriváty

20 Maturitní otázky

Tento seznam maturitních otázek je **pouze orientační!** - jelikož se může rok od roku měnit (naposledy aktualizován 2023) a především, jelikož **každá škola má vlastní seznam**. Tento seznam je (nebo byl) platný na Gymnáziu Joachima Barranda v Berouně. Maturitní otázky jsou hlavním tématem pro zkoušení, ale nejsou zcela vyčerpávající. Je vhodné naplnit čas zkoušení i tématy, která s otázkou souvisí. Například v otázce Radioaktivita je rozhodně žádoucí promluvit i o stavbě atomu a elementárních částicích (zde je možná i odbočka do fyziky).

1. Stavba atomu

základní chem. zákony, charakteristika element. částic vývoj představ o stavbě atomu, kvantová čísla, orbit elektronová konfigurace, pravidla zaplňování orbitů

2. Radioaktivita

přirozená a umělá radioaktivita druhy záření, posuvové zákony radioaktivní řady, atomový reaktor

3. Chemická vazba

vznik chem. vazby druhy chem. vazeb a jejich charakteristika štěpení vazby

4. Chemické reakce

energetický průběh reakce, rychlost chem. reakce typy chem. reakcí /proteolytické, redoxní, srážecí, komplexotvorné / termochemie, termochemické zákony

5. Acidobazický děj

teorie kyselin a zásad Brønstedova teorie kyselin a zásad amfoterní látky, disociační konstanta kyselin a zásad vicesytné kyseliny, autoprotolýza, iontový součin vody Sørensenův vodíkový exponent, hydrolýza

6. Redoxní děj

oxidace, redukce, oxidační, redukční činidla, redoxní pár výpočet, koeficientů redoxních rovnic, disproportionalizační reakce Beketovova řada kovů, elektrolýza

7. Mendělejevův periodický systém

periodický zákon, jeho aplikace /velikost atomu, elektronegativita, ionizační energie/ kovy, nekovy chem. značky, vzorce, chemické názvosloví stechiometrické výpočty

8. Kyslík, vodík a jejich sloučeniny

výskyt, reakce, význam voda, peroxid vodíku vliv na životní prostředí

9. Prvky s

charakteristika prvků 1. a 2. hl. podskupiny jejich reakce, sloučeniny, význam

10. Prvky p1- p3

charakteristika prvků 3., 4., 5. hl. podskupiny reakce, sloučeniny, význam

11. Prvky p4- p8

charakteristika prvků 6., 7., 8. hl. podskupiny jejich reakce, sloučeniny, význam

12. Prvky d, f

charakteristika přechodných a vnitřně přechodných prvků reakce, sloučeniny, význam komplexní sloučeniny

13. Základní pojmy organické chemie

struktura, konformace, izomerie, optická aktivita, činidla, typy reakcí v organické chemii, reakční mechanismy

14. Nasycené a nenasycené uhlovodíky

charakteristika, vlastnosti, reakce, význam, alkanů, alkenů, alkadienů, alkinů názvosloví

15. **Aromatické uhlovodíky**
struktura benzenu, substituenty 1. a 2. třídy reakce, význam aromátů, názvosloví
16. **Halogenderiváty a dusíkaté deriváty uhlovodíků**
charakteristika, reakce, význam, názvosloví halogenderivátů, nitrosloučenin, aminů, azosloučenin
17. **Deriváty uhlovodíků obsahujících kyslík / síru**
charakteristika, reakce, význam, názvosloví alkoholů, fenolů, etherů a jejich sirných obdob
18. **Karbonylové sloučeniny**
charakteristika, reakce, význam, názvosloví aldehydů, ketonů, chinonů.
19. **Karboxylové kyseliny**
charakteristika, reakce, význam, názvosloví, soli karboxyl. kyselin, acyl k.k. substituční a funkční deriváty k.k.
20. **Chemie přírodních látek**
lipidy, terpeny, steroidy, heterocyklické sloučeniny alkaloidy, drogová závislost
21. **Základní stavební látky organismů**
biogenní prvky, chemické znaky živých soustav lipidy, sacharidy, aminokyseliny, bílkoviny
22. **Metabolické přeměny zákl. organ. látek**
metabolismus, ATP glykolýza, Krebsův cyklus, beta oxidace mastných kyselin, ornithinový cyklus
23. **Sacharidy**
fotosyntéza, dělení, vlastnosti, analytické důkazy, cyklické formy sacharidů, významné monosacharidy, disacharidy, polysacharidy glykolýza
24. **Základní děje v organismech**
fotosyntéza, chemosyntéza proteosyntéza nukleové kyseliny
25. **Regulace biochemických dějů**
hormony, enzymy, vitamíny

21 Přehledy

21.1 Symmboly a značky

\odot Roztok

\doteq Přibližně se rovná (například po zaokrouhlení)

\cong Odpovídá

\neq Nerovná se

X_{index} Spodní pravý index

X^{index} Vrchní pravý index, někdy mocnina

\vdots A tak dále...

21.2 Vitaminy

Název	Skupina	Denní dávka	Zdroj	Význam	Projevy nedostatku	Poznámka
A (retinol)	tetraterpen	1.8-2mg	mléčný tuk, vaječný žloutek, játra, rybí tuk i maso, barevná zelenina	zajišťuje vidění, tvoří oční purpur, podílí se na tvoření bílkovin v kůži a ve sliznicích	šeroslepost, rohovatění kůže a sliznic, ucpávání vývodů žláz, postižení skloviny i zuboviny	nebezpečí hypervitaminózy z předávkování - bolest hlavy, koliky, průjem
B (thiamin)	heterocykl	1.5mg	obiloviny(zejména klíčky), kvasnice, játra, vepřové maso	zasahuje především do metabolismu cukrů, zejména v centrálním nervstvu a ve svaích; podporuje činnost trávicího ústrojí	zvýšená únava, sklony ke křečím svalstva, srdeční poruchy, trávicí poruchy, dispozice k zánětům nervů až onemocnění beri-beri	
B ₁ (riboflavin)		1.8mg	mléko, maso, kvasnice	jako účinná složka tzv. žlutého dýchacího fermentu je v každé buňce, kde se účastní oxidace živin	zardělost a palčivost jazyka, zduření rtů, bolavé koutky, poruchy sliznice hltanu a hrtanu	v 1litry mléka je okolo 1mg
B ₃ (kys. panto-tenová)	deriv. kys. máselné	7-10mg	játra, kvasnice, hrách, maso, mléko, vejce	účast v oxidoreduktázách a umožňuje syntézu bílkovin+ jako koenzym A má centrální postavení v metabolismu	různé degenerace; u člověka pálení chodidel	je ve všech tkáních
B ₆ (pyridoxin)		2mg	kvasnice, obilné klíčky, mléko, luštěniny	podporuje účinek vitaminů B ₁ a B ₃	pomalé hojení zánětů, zhoršení regenerace sliznic	
B ₁₂ (kobalamin)		0.001mg	játra, maso, činností bakterií vznik ve střevě	nutný pro udržení normální krev-tvorby	”zhoubná”chudokrevnost	ke vstřebávání vitaminu B ₁₂ je nutná přítomnost tzv. vnitřního faktoru
Kys. nikotinová	heterocykl	15-20mg	játra, ledviny, maso, kvasnice, houby	klíčová pro syntézu ribonukleových kyselin a bílkovin	záněty kůže, celková sešlost, poškození mozku	
Kys. listová	heterocykl	0.5-1mg	listová zelenina	zasahuje do metabolismu aminokyselin, je nutná pro tvorbu červených krvinek	chudokrevnost	

Název	Skupina	Denní dávka	Zdroj	Význam	Projevy nedostatku	Poznámka
C (kys. askorbová)	Sacharid deriv.	50-70mg	syrové ovoce a zelenina	katalyzuje oxidaci živin, udržuje dobrý stav vaziva a chrupavek, podporuje tvorbu protilátek	únava, snížená odolnost proti nakažlivým nemocem, krvácení, vypadávání zubů; při avitaminóze vzniká smrtelné onemocnění kurděje	předávkování C vitamínu může být i zdravý škodlivé
D (vit. antirachitický)	steroid	400m.j.	rybí tuk, vzinká po ozáření UV v malém množství i v kůži	podílí se na řízení metabolismu Ca a P v těle	ztrácí-li organismus Ca a P, snaží se jej nahradit z kostí, za vývoje vzniká křivice, v dospělosti měknutí kostí, rachitis	hypervitaminóza D vede k ukládání Ca v ledvinách, srdci, stěnách cév a může ohrozit život
E (tokoferol)	deriv. tokolu	5-20mg	obilné klíčky	podporuje činnost pohlavních žláz a správný průběh těhotenství	některé gestační poruchy	
H (Biotin)	heterocykl	0.15-0.3mg	kvasnice, játra, ledviny, biosyntéza ve střevech	je ve všech živočišných buňkách, podporuje jejich růst a dělení	záněty kůže, atrofie papil jazyka, unavenost, deprese, svalové bolesti, nechutenství	
K (vit. antihemoragický)	deriv. naphthochinonu	1mg	listové zeleniny, kvasnice, v tlustém střevě je tvořen činností mikroorganismů	oxidoreduktáza, tvorba protisrážlivé látky protrombinu	krvácení do tkání a tělesných dutin, krvácení do mozku může zapříčinit smrt	

21.3 Přehled indikátorů