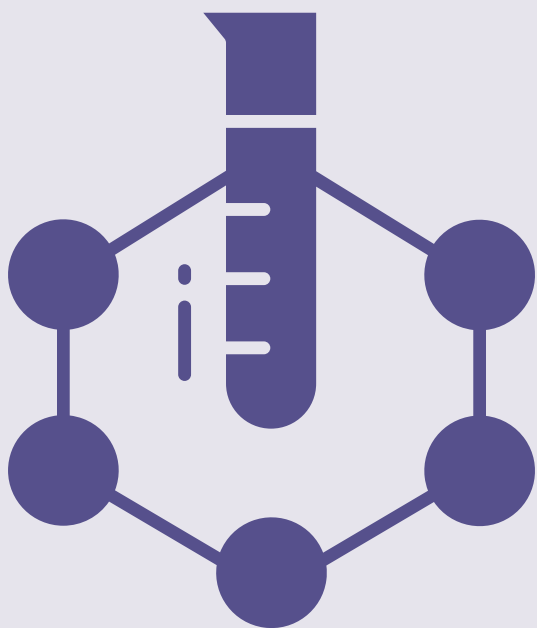


Základy obecné, anorganické a organické chemie a biochemie pro studenty FLD ČZU v Praze



2025

Ing. Anna Jirošová, Ph.D.
Ing. Kateřina Hájková, Ph.D.
Ing. Tereza Jurczyková, Ph.D.



Základy obecné, anorganické a organické chemie a biochemie pro studenty FLD ČZU v Praze

Ing. Anna Jirošová, Ph.D.

Ing. Kateřina Hájková, Ph.D.

Ing. Tereza Jurczyková, PhD.

Předmluva autorek

Skripta ze základů středoškolské chemie jsou určena pro posluchače Fakulty lesnické a dřevařské, konkrétně pro obory Myslivost a péče o zvěř, Taxidermie a konzervace přírodnin a Arboristika. Cílem je připomenout základní principy chemie, na kterých jsou dále postaveny kapitoly z aplikované chemie, vybrané speciálně pro jednotlivé obory.

Předkládaný přehled znalostí z Obecné chemie kladě zvláštní důraz na logiku uspořádání prvků v periodické tabulce, z níž lze odvodit jejich vlastnosti, a na typy a charakter chemických vazeb, které určují charakteristiky vznikajících molekul.

V Anorganické chemii popisujeme chemické a fyzikální vlastnosti jednotlivých prvků, včetně reaktivity. U prvků, kde to je relevantní, dále jejich použití v průmyslu a dalších odvětvích a případně jejich průmyslovou výrobu. Prvky jsou rozděleny na nekovy a kovy a jsou popisované jejich vlastnosti po skupinách v periodické tabulce.

V části věnované Organické chemii si studenti zopakují vlastnosti uhlíku, názvosloví organických sloučenin a základní principy stavby molekul organických látek.

V Biochemii je důraz kladen na strukturu základních makromolekul tvořících živé organismy, jejich stavební jednotky a vazby mezi nimi. Představeny jsou rovněž vybrané procesy metabolismu s důrazem na jejich aplikaci v dalších kapitolách. Stručně je také vysvětlen princip přenosu genetické informace z molekuly DNA a proces syntézy bílkovin.

Věříme, že skripta přinesou studentům oživení, nebo i nové vysvětlení základních znalostí ze středoškolské chemie, a pomohou jim položit základ k poznatkům z chemie aplikované.

Obsah

I. OBECNÁ CHEMIE	8
1. Vznik prvků ve vesmíru popsany teorií velkého třesku	8
2. Složení atomu	9
2.1 Atomové jádro	9
2.2 Elektronový obal	9
2.3 Bohrov model atomu	10
2.4 Vlnově-mechanický model atomu aneb ATOM není kulička	11
2.5 Elektronové orbitály	13
2.6 Princip elektronových vrstev (slupek)	14
2.7 Kvantová čísla	15
2.8 Elektronová konfigurace atomu, aneb zaplňování orbitalů elektrony dle 3 pravidel	17
2.9 Pravidla pro zaplňování atomových orbitalů	17
2.9.1 Pauliho vylučovací princip	17
2.9.2 Minimalizace energie, lze popsat pomocí výstavbového principu	18
2.9.3 Hundovo pravidlo (Pravidlo maximálního spinu)	19
2.9.4 Oktetové pravidlo	19
2.10. Zápis elektronové konfigurace atomů	19
3. Periodická soustava prvků – principy uspořádání atomů	21
3.1. Uspořádání podle atomového čísla	23
3.2. Elektronová konfigurace a bloky dle orbitalů (vedlejšího kvantového čísla)	23
3.3. Periodický zákon	24
3.4. Dělení na kovy, nekovy a polokovy	24
4. Izotopy	25
4.1. Monoizotopické prvky	25
4.2. Polyizotopické prvky	25
5. Chemická vazba	26
5.1. Kovalentní vazba	26
5.1.1. Kovalentní vazby sigma a pí	28
5.1.2. Kovalentní donor-akceptorová vazba	28
5.2. Iontová vazba	29
5.3. Kovová vazba	30
5.4. Vlastnosti a charakteristiky chemické vazby	31
5.4.1 Pevnost chemické vazby	31
5.4.2 Délka chemické vazby	31
5.4.3 Dipólový moment	31
5.4.4 Slabé vazebné interakce	32
6. Chemické reakce	36
6.1 Klasifikace chemických reakcí	36
7. Literatura	37

II. ANORGANICKÁ CHEMIE	38
1. Periodická soustava prvků	38
2. Nekovy	39
2.1. Vodík	39
2.2. Uhlík, dusík, fosfor, kyslík, síra a selen	39
3. Vzácné plyny	39
4. Halogeny	40
5. Chalkogeny	41
6. Prvky p3 (V. skupina)	42
7. Prvky p2 (IV. skupina)	44
8. Prvky p1 (III. skupina)	46
10. Kovy	46
10.1. Alkalické kovy	47
10.2. Kovy alkalických zemin a prvky s2 (II. skupina)	48
10.3. Prvky p1 s kovovým charakterem – zástupce hliník	49
10.4. Prvky p2 s kovovým charakterem – zástupci cín a olovo	50
10.5. Přechodné kovy	50
10.5.1. Skupina chromu	50
10.5.2. Skupina manganu	51
10.5.3. Skupina železa	51
10.5.4. Platinové kovy	52
10.5.5. Ušlechtilé kovy	53
10.5.6. Skupina zinku	53
10.5.7. Vnitřně přechodné kovy	54
11. Anorganické názvosloví	55
11.1. Pravidla pro stanovení oxidačního čísla	55
11.2. Názvosloví anorganických sloučenin	56
11.2.1. Oxidy a hydroxidy	56
11.2.2. Názvosloví bezkyslíkatých kyselin a jejich solí	57
11.2.3. Názvosloví kyslíkatých kyselin	58
11.2.4. Názvosloví kyslíkatých solí	59
12. Literatura	61
III. ORGANICKÁ CHEMIE	62
1. Úvod	62
2. Organická chemie kolem nás	62
3. Vzorce a názvosloví v organické chemii	63
4. Uhlík – prvek výjimečných vlastností	65
4.1. Formy uhlíku, postavení v periodické soustavě prvků, elektronová konfigurace a hybridizace	65
4.2. Anorganická chemie uhlíku	66
4.3. Uhlík a jeho schopnost tvořit dlouhé řetězce v organických sloučeninách	67
4.4. Elektronegativita uhlíku a typ vazeb, které uhlík tvoří	67
4.4.1. Vliv elektronegativity na tvorbu vazeb	67
4.4.2. Faktory ovlivňující elektronegativitu	68

4.4.3. Polarita vazby uhlík-heteroatom	68
4.5. Kovalentní vazby v organických molekulách mezi atomy uhlíku	69
4.5.1. Jednoduchá vazba (σ vazba)	69
4.5.2. Dvojná vazba (σ a π vazba)	70
4.5.3. Trojná vazba (σ a 2 π vazby)	70
4.5.4. Konjugované vazby	70
4.6. Aromaticita organických molekul	72
4.7. Vliv vazeb na vlastnosti molekul	72
5. Sloučeniny uhlíku a vodíku	72
5.1 Vodík a jeho jednovaznost	72
5.2 Uhlovodíky	73
5.2.1 Alkany a cykloalkany	73
5.2.2 Alkeny a cykloalkeny	74
5.2.3 Alkyny a cykloalkyny	75
5.2.4 Aromatické uhlovodíky	76
6. Heteroatomy v organických sloučeninách, funkční skupiny a vlastnosti	78
6.1 Vlastnosti a reaktivita vazeb uhlíku a heteroatomů	78
6.2 Halogeny (F, Cl, Br, I)	79
6.3 Kyslík (O)	79
6.4 Dusík (N)	80
6.5 Síra (S)	81
6.6 Fosfor (P)	82
6.7 Kovy	82
7. Izomerie v organické chemii	83
7.1 Konstituční izomery	83
7.1.1 Řetězová izomerie (nebo skeletální izomerie)	83
7.1.2 Poziční izomerie	83
7.1.3 Funkční izomerie	84
7.1.4 Tautomerie	84
7.2 Konfigurační-prostorové izomery	85
7.2.1. Geometrické izomery (<i>cis-trans</i> izomerie nebo <i>E-Z</i> izomerie)	85
7.2.2 Konformační izomerie (konformery)	86
7.2.3. Optické izomery (enantiomery a diastereomery)	87
8. Reakce v organické chemii	90
9. Pomůcky k názvosloví	92
10. Literatura	98

IV. BIOCHEMIE	99
1. Úvod	99
2. Základní složení živých soustav	99
2.1 Biogenní prvky	99
2.2 Voda	99
2.3 Lipidy	100
2.3.1 Definice, funkce a klasifikace lipidů	100
2.3.2 Jednoduché lipidy	101
2.3.2.1 Mastné kyseliny	101
2.3.2.2 Acylglyceroly	104
2.3.2.3 Vosky	108
2.3.3 Složené lipidy	109
2.3.3.1 Glykolipidy	109
2.3.3.2 Fosfolipidy	110
2.3.3.3 Sfingolipidy	111
2.3.4 Odvozené lipidy	112
2.3.4.1 Terpenoidy	112
2.3.4.2 Steroly	113
2.4 Sacharidy	114
2.4.1 Definice, funkce a klasifikace sacharidů	115
2.4.1.1 Základní charakteristika	115
2.4.1.2 Funkce sacharidů	115
2.4.1.3 Dělení sacharidů	115
2.4.2 Monosacharidy	115
2.4.2.1 Dělení monosacharidů	116
2.4.2.2 Vzorce a nomenklatura monosacharidů	118
2.4.2.3 Významné monosacharidy (obrázek 25)	119
2.4.3 Disacharidy	119
2.4.3.1 Glykosidická vazba	119
2.4.3.2 Dělení disacharidů	120
2.4.3.3 Významné disacharidy (obrázek 28)	120
2.4.4 Oligosacharidy	121
2.4.5 Polysacharidy	121
2.4.5.1 Dělení polysacharidů	122
2.4.5.2 Hlavní funkce polysacharidů	122
2.4.5.3 Významné polysacharidy	122
2.4.6 Metabolismus glukózy (biosyntéza a odbourávání)	124
2.5 Proteiny (Bílkoviny)	128
2.5.1 Aminokyseliny (AMK)	128
2.5.1.1 Dělení aminokyselin podle typu postranního řetězce (obrázek 41)	129
2.5.1.2 Zdroje aminokyselin u rostlin a živočichů	130
2.5.2 Peptidy	131
2.5.2.1 Dělení peptidů	131
2.5.2.2 Funkce peptidů	132
2.5.2.3 Příklady významných peptidů	132

2.5.3 Bílkoviny (proteiny).....	132
2.5.3.1 Významné funkce bílkovin v organismu.....	132
2.5.3.2 Struktura bílkovin.....	133
2.5.3.3 Fixace prostorové struktury bílkovin (složení jejich řetězce v prostoru).....	136
2.5.3.4 Denaturace a hydrolytické štěpení proteinů.....	137
2.6 Nukleové kyseliny a syntéza proteinů.....	138
2.6.1 Deoxyribonukleová kyselina (DNA).....	138
2.6.1.1 Struktura DNA.....	138
2.6.1.2 Funkce DNA.....	141
2.6.2 Ribonukleová kyselina (RNA).....	141
2.6.2.1 Struktura RNA.....	142
2.6.2.2 Typy a funkce RNA.....	142
2.6.3 Biosyntéza proteinů (proteogeneze).....	143
2.7 Molekuly důležité pro přenos a zachování energie v metabolických dějích.....	144
2.7.1 ATP – Základní makroergická molekula buněk.....	144
2.7.2 Další makroergické molekuly.....	146
2.8 Buněčné dýchání – univerzální mechanismus získávání energie v živých buňkách.....	149
3. Literatura.....	150

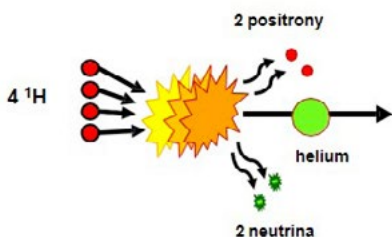
I. OBECNÁ CHEMIE

1. Vznik prvků ve vesmíru popsáný teorií velkého třesku

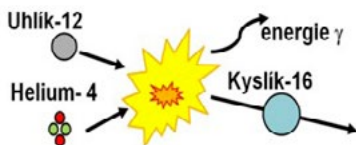
Teorie velkého třesku vysvětluje jak vznik a vývoj vesmíru, tak i vznik prvních atomů a prvků, které jsou stavebními kameny hvězd, planet a života. Před asi **14 miliardami let** došlo k **velkému třesku**, což byl okamžik, kdy byl vesmír extrémně horký, hustý a začal se prudce rozpínat. Krátce po velkém třesku, během prvních sekund, vznikly základní částice – **protony, neutrony a elektrony**. Stovky sekund poté začaly probíhat jaderné reakce, při kterých se **protony a neutrony** spojovaly do jednoduchých **jader**, jako je **vodík**, nejjednodušší prvek, a **helium**.

Po přibližně milionu let, jak se vesmír ochlazoval, protony a elektrony se spojovaly do prvních atomů, zejména vodíku. Tyto atomy postupně vytvářely první hvězdy, ve kterých díky jaderné fúzi vznikaly těžší prvky, jako je uhlík, dusík a kyslík. Vznik prvků kondenzací prvních jader je schematicky znázorněn na obrázku 1.

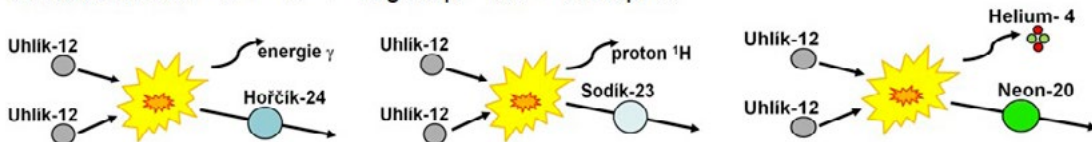
a) Vodíkové hoření: $4\text{}^1\text{H} \rightarrow \text{}^4\text{He} + 2\text{e}^+ + 2\nu$ (ν – neutrino)



b) Heliové hoření: $4\text{}^4\text{He} + 4\text{}^4\text{He} \rightarrow \text{}^8\text{Be} + 4\text{}^4\text{He} \rightarrow \text{}^{12}\text{C} + \gamma + 4\text{}^4\text{He} \rightarrow \dots$



c) Uhlíkové hoření: $^{12}\text{C} + ^{12}\text{C} \rightarrow ^{24}\text{Mg}$ resp. $^{23}\text{Na} + ^1\text{H}$ resp. ...



Obr. 1 Vznik prvků kondenzací prvních jader

2. Složení atomu

Atom se skládá ze dvou hlavních částí: **jádra** a **obalu**.

2.1 ATOMOVÉ JÁDRO

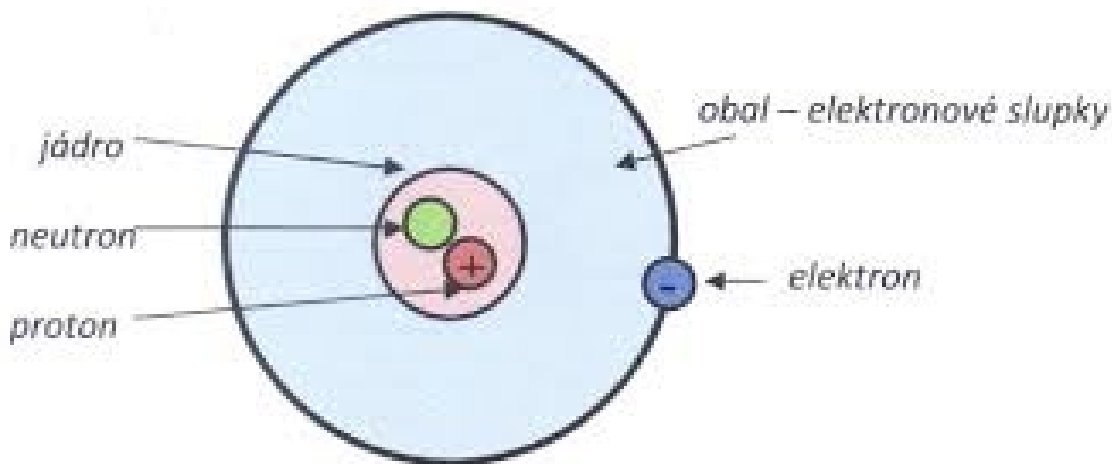
Atomové jádro je malá, hustá a kladně nabitá část atomu, která se nachází ve středu atomu. Skládá se z **protonů**, což jsou **kladně nabité částice**, a **neutronů**, které jsou částicemi **bez náboje**. Protony a neutrony se společně označují jako **nukleony**. Uvnitř protonů a neutronů se nacházejí ještě menší částice nazývané kvarky, které jsou vzájemně spojeny prostřednictvím částic zvaných gluony.

Hmotnost protonu i neutronu je přibližně rovna jedné **atomové hmotnostní jednotce (u)**, což odpovídá přibližně $1,67 \times 10^{-27}$ kg. Jádro tedy nese téměř veškerou hmotnost atomu. U většiny prvků je hmotnost jádra přibližně rovna součtu hmotností protonů a neutronů (nukleonů), přičemž každá z těchto částic má hmotnost přibližně 1 u. Například u vodíku, jehož jádro obsahuje pouze jeden proton, je hmotnost jádra přibližně 1 u, zatímco u těžších prvků, jako je uhlík s šesti protony a šesti neutrony, je hmotnost jádra kolem 12 u.

I když je jádro z fyzikálního hlediska klíčové, v chemii hrají hlavní roli vlastnosti atomů ovlivňované zejména elektrony v elektronovém obalu.

2.2 ELEKTRONOVÝ OBAL

Elektronový obal obklopuje jádro atomu a je tvořen elektrony, které jsou záporně nabité částice. Tento elektronový obal je přibližně 105krát větší než samotné atomové jádro (obrázek 2). Elektrony jsou výrazně lehčí než protony a neutrony; hmotnost jednoho elektronu je asi $9,11 \times 10^{-31}$ kg, což představuje přibližně 1/1836 hmotnosti protonu. Z tohoto důvodu, i když se v elektronovém obalu nachází více elektronů (jejich počet odpovídá počtu protonů v jádře), jejich celková hmotnost je zanedbatelná ve srovnání s hmotností jádra. Prakticky lze tedy říci, že hmotnost elektronového obalu je téměř nulová v porovnání s hmotností jádra atomu.



Obr. 2 Složení atomu

Obecně se atomové jádro zapisuje jako



kde A je **nukleové číslo**, toto číslo vyjadřuje celkový počet nukleonů, tedy součet protonů a neutronů v jádře. Z je **protonové číslo**, které udává počet protonů v atomovém jádru a zároveň udává i počet elektronů v elektronovém obalu v případě elektroneutrálního atomu. N vyjadřuje **neutronové číslo**, které udává počet neutronů.

2.3 BOHRŮV MODEL ATOMU

Tento model navrhl Niels Bohr v roce 1913. Je to jednoduchý model struktury atomu, který popisuje pohyb elektronů kolem jádra. Tento model se často nazývá **planetární model**, protože podobně jako planety obíhají kolem Slunce, elektrony v tomto modelu obíhají kolem jádra atomu po přesně daných kruhových drahách (nazývaných také **energetické hladiny** nebo **obálky**). Model lze charakterizovat následovně:

a) Elektrony obíhají jádro po kruhových drahách:

- Elektrony se pohybují kolem jádra atomu po konkrétních kruhových drahách (energetických hladinách), které jsou od jádra vzdálené různě.
- Každá z těchto drah má **pevně danou energii**. Elektrony mohou existovat pouze na těchto drahách, a ne mezi nimi.

b) Energie elektronů závisí na vzdálenosti od jádra:

- Čím blíže je elektron k jádru, tím **nižší** je jeho energie.
- Elektrony na drahách dále od jádra mají **vyšší energii**.

c) Přeskok elektronů mezi drahami:

- Aby se elektron mohl přesunout z jedné dráhy na jinou, musí **přijmout** nebo **uvolnit energii**. Tento proces se nazývá **kvantový skok**.
- Pokud elektron **absorboval energii**, může se posunout na vyšší dráhu (dál od jádra).
- Naopak, pokud elektron **uvolní energii** (např. v podobě světla), přesune se na nižší dráhu (blíže k jádru).

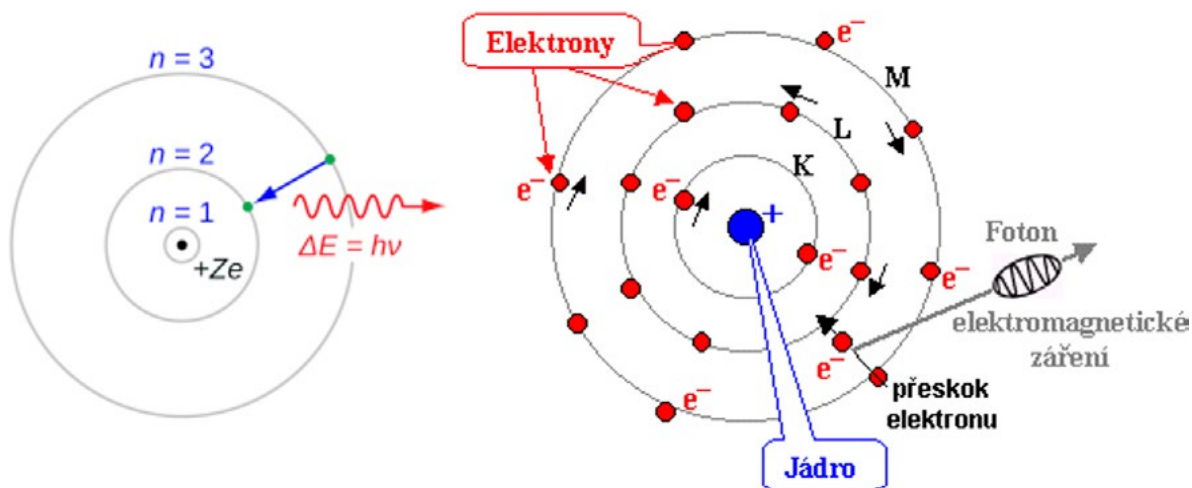
d) Energie je kvantována:

- Množství energie, které elektron potřebuje k přesunu mezi drahami, je přesně určeno rozdílem energií mezi těmito drahami. Tato energie je kvantována, což znamená, že existují jen určitá povolená množství energie, která mohou být absorbována nebo uvolněna.

e) Stabilní prvky:

- Stabilní prvky mají v jádře počet neutronů, který je roven počtu protonů, a stejný počet elektronů v elektronovém obalu, s výjimkou vodíku, který má v jádře pouze jeden proton.

Bohrův model (obrázek 3) pomohl vysvětlit některé vlastnosti atomů, zejména spektrální čáry atomů, které vznikají, když elektrony přeskochí mezi různými energetickými hladinami a emitují nebo absorbují světlo. Ačkoli byl později nahrazen přesnějším kvantově mechanickým modelem atomu, Bohrův model poskytl důležité základy pro pochopení atomové struktury.



Obr. 3 Schéma Bohrova modelu atomu vodíku

Elektrony se pohybují po kruhových drahách o konstantním poloměru kolem jádra atomu. Světlo je emitováno, pokud excitovaný elektron přeskóčí zpět na nižší energetickou hladinu.

(Zdroj: Wikimedia Commons, CC BY-SA 3.0)

2.4 VLNOVĚ-MECHANICKÝ MODEL ATOMU ANEB ATOM NENÍ KULIČKA

Tento model vychází z kvantové teorie a je to současný nejpřesnější model popisující strukturu atomu. Je založen na myšlence, že elektrony se nechovají pouze jako částice, ale také jako **vlnění**. Tento **dualismus** znamená, že elektrony mají vlastnosti jak částic (hmotných objektů), tak vln (jako je tomu například u světla).

Zde je základní vysvětlení tohoto modelu:

a) Elektron jako vlna i částice:

- Elektron není v tomto modelu vnímán pouze jako malá kulička, která obíhá kolem jádra, ale také jako vlnění. Toto vlnění je rozprostřeno kolem jádra atomu, což znamená, že elektrony nemají přesně danou polohu.
- Díky této vlnové povaze elektronu nelze přesně určit jeho polohu, ale můžeme vypočítat, s jakou **pravděpodobností** se elektron nachází v určité oblasti kolem jádra.

b) Schrödingerova rovnice:

- Pravděpodobnost výskytu elektronu v určitém místě lze vypočítat pomocí **Schrödingerovy rovnice**, kterou vytvořil Erwin Schrödinger v roce 1926.
- Řešením této rovnice je tzv. **vlnová funkce** (označovaná často jako Ψ (Psi)), která poskytuje informace o pravděpodobnosti, kde se elektron může v obalu nacházet:
 $\hat{H}|\Psi\rangle = E|\Psi\rangle$, kde $\hat{H}$ je Hamiltonův operátor, který vyjadřuje celkovou energii systému, E je energie daného stavu.

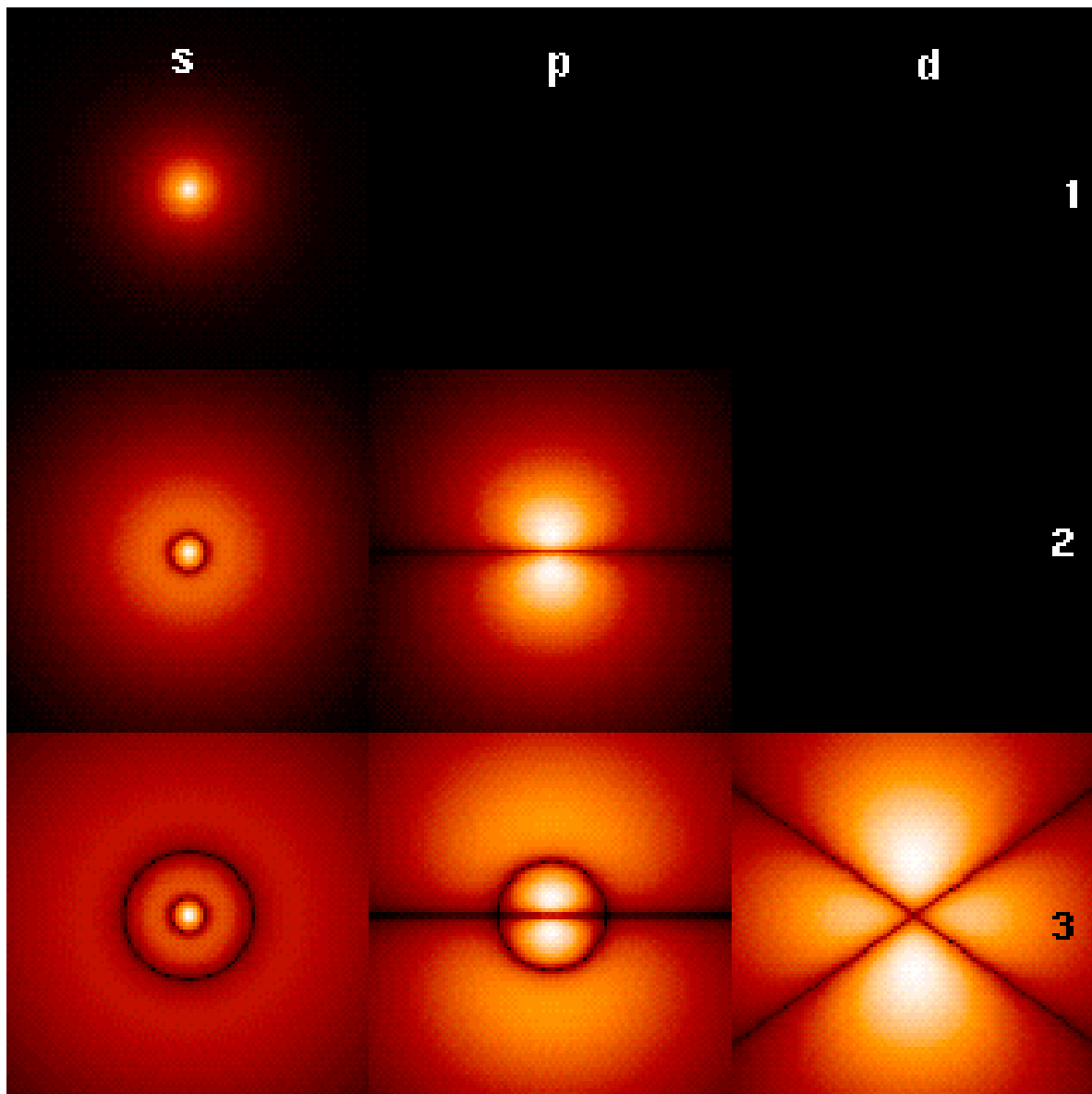
c) Orbitaly:

- Místo přesných drah, jako je tomu u Bohrova modelu, nám vlnově-mechanický model říká, že elektrony se nacházejí v tzv. **orbitalech**. Orbitale jsou oblasti kolem jádra, kde je pravděpodobnost výskytu elektronu nejvyšší.
- Každý orbital má svůj specifický tvar a energii, což závisí na energii elektronu. Elektrony s nižší energií se nacházejí v orbitalech blíže k jádru, zatímco elektrony s vyšší energií jsou dále od jádra.

d) Princip neurčitosti:

- V tomto modelu platí **Heisenbergův princip neurčitosti**, nelze zároveň stanovit energii a polohu elektronu. To znamená, že čím více se dozvíme o poloze elektronu, tím více si zkusíme informací o jeho energii a naopak. Můžeme vypočítat jen pravděpodobnost, kde se elektron v daném okamžiku nachází.

Shrnutí: Vlnově-mechanický model atomu chápe elektron jako jakési vlnění a částici zároveň. Elektron se nepohybuje po konkrétních drahách, ale spíše je rozprostřený kolem jádra v oblastech s určitou pravděpodobností, které se nazývají orbitály. Tento model vychází z kvantové teorie a Schrödingerovy rovnice, která určuje, kde se elektron pravděpodobně nachází.



Obr. 4 Hustoty pravděpodobnosti odpovídající vlnové funkci elektronu v atomu vodíku s konečnou energií (dolů se zvyšuje: $n = 1, 2, 3, \dots$) a moment hybnosti (rovně se zvyšuje: s, p, d, ...). **PoorLeno, Wikimedia Commons**
Světlejší oblasti odpovídají vyšší hustotě pravděpodobnosti pro měřené polohy. Vlnové funkce jako tyto jsou srovnatelné se zvukovým chvěním v klasické fyzice. Moment hybnosti a energie jsou kvantované, a proto jsou diskrétní. Proto je obraz stejný jako pro rezonanční frekvence v akustice.

2.5 ELEKTRONOVÉ ORBITALY

Tvary orbitalů popisují oblasti, kde je největší pravděpodobnost výskytu elektronu v okolí atomového jádra. Orbitály se liší tvarem a počtem orientací v prostoru (obrázek 5). Zde je základní přehled různých typů orbitalů a jejich vlastností:

a) s-orbital:

- Tento orbital má **kulový tvar** a je symetrický kolem jádra. Elektron se zde může nacházet v jakémkoli směru stejně pravděpodobně.
- Jeho velikost se zvětšuje s rostoucím hlavním kvantovým číslem (tj. s tím, jak se elektron nachází na vyšší energetické úrovni).

b) p-orbital:

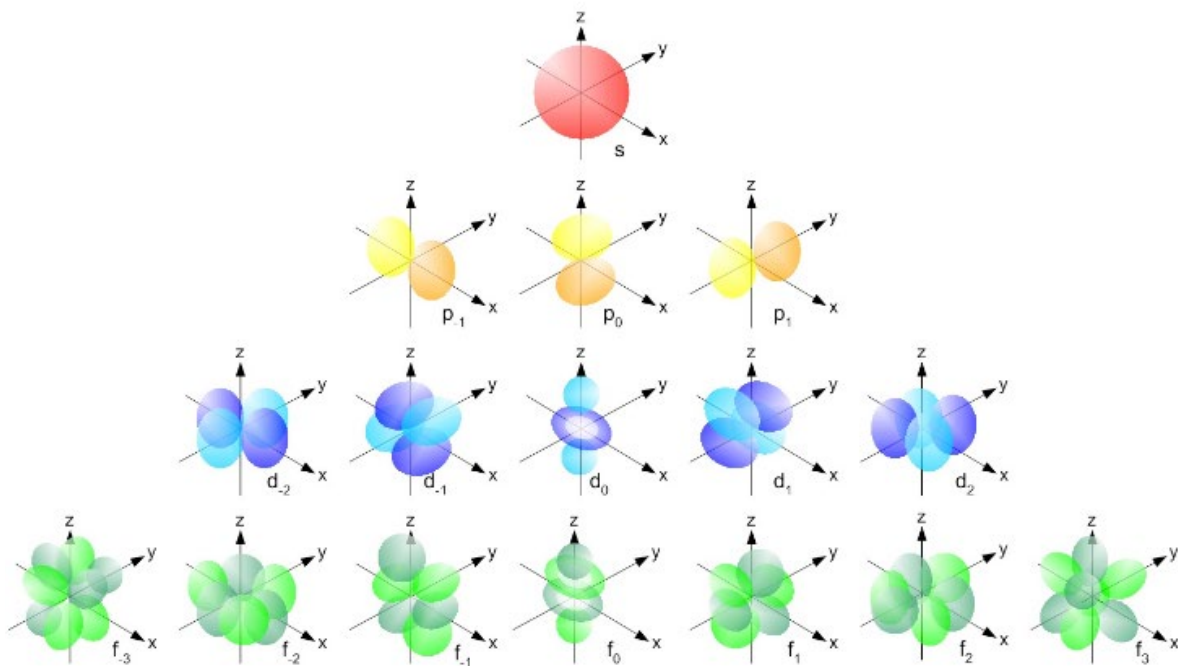
- **p-orbital** má **tvár dvou protilehlých kapek** (někdy se popisuje jako tvar činky) a je prostorově orientován podél tří os (x, y, z).
- Tento orbital je **tříkrát degenerovaný**, což znamená, že existují tři různé orientace (pro tři různá magnetická kvantová čísla: -1, 0 a 1).

c) d-orbital:

- **d-orbital** má složitější tvar, který připomíná čtyři kapky (nebo květ) nebo je ve tvaru činky s prstencem.
- Je **pětkrát degenerovaný**, tedy má pět různých orientací s magnetickými kvantovými čísly -2, -1, 0, 1 a 2.

d) f-orbital:

- **f-orbital** má ještě složitější tvary než d-orbitály. Tyto tvary jsou kombinacemi různých prostorových útvarů, které jsou obtížnější na vizualizaci.
- Je **sedmkrát degenerovaný**, což znamená, že může existovat v sedmi různých prostorových orientacích s magnetickými kvantovými čísly -3, -2, -1, 0, 1, 2 a 3.

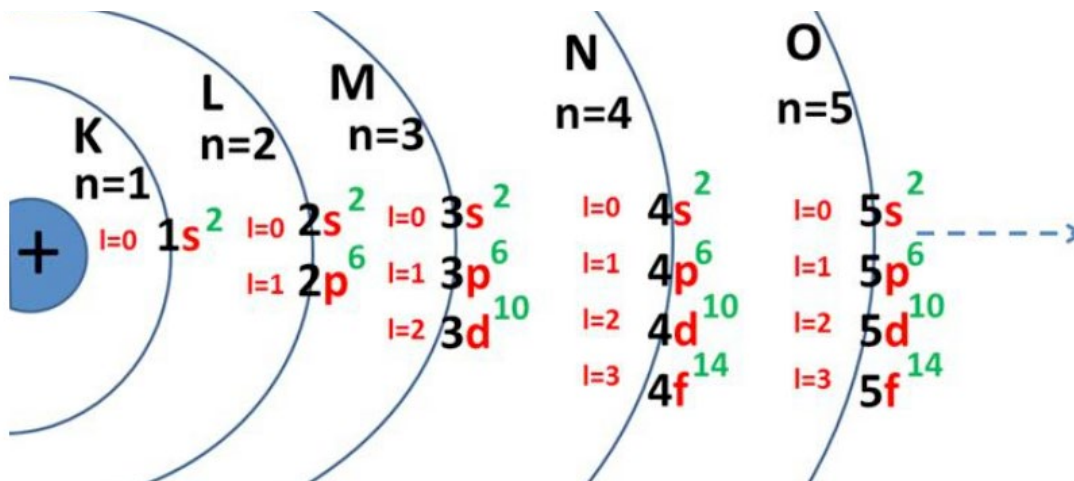


Obr. 5 Schéma zobrazující zobecněné tvary orbitalů s, p, d a f
(Zdroj: UCDavis Chemwiki, CC BY-NC-SA 3.0 US)

2.6 PRINCIP ELEKTRONOVÝCH VRSTEV (SLUPEK)

Elektrony zaplňují jednotlivé vrstvy (obrázek 6 a 7) podle pravidel a typů orbitalů, přičemž každá vrstva odpovídá různému hlavnímu kvantovému číslu, které určuje její energii a vzdálenost od jádra. V jednoduchém modelu atomu se elektrony přidávají postupně do vrstev, a jakmile je jedna vrstva zaplněna, začíná se zaplňovat vrstva následující.

- Valenční vrstva je poslední (nejvzdálenější) vrstva**, která obsahuje elektrony s nejvyšším hlavním a vedlejším kvantovým číslem. Tyto elektrony mají zásadní vliv na chemické vlastnosti atomu, protože se účastní chemických reakcí a tvoří chemické vazby.
- Vnitřní elektronové vrstvy** jsou všechny vrstvy kromě valenční. Tyto vnitřní vrstvy jsou zcela zaplněné elektrony a mají mnohem menší vliv na chemické vlastnosti prvku, protože jejich elektrony se neúčastní chemických reakcí.



Obr. 6 Elektronová vrstva slupka

n je hlavní kvantové číslo, ale také pořadí vrstvy (může být označeno také písmeny K, L, M, N, O, ...), l je vedlejší kvantové číslo, které udává typ orbitalu v dané vrstvě. Vedlejší kvantové číslo l koresponduje s písmenným označením orbitalu $s, p, d, f, \dots$, zelená čísla ve vrchním indexu pak označují počet elektronů v příslušném orbitalu.

	Group 1	Group 14	Group 17	Group 18
Period 1 (1n is filling)				
Period 2 (2n is filling)				
Period 3 (3n is filling)				

Image credit: OpenStax Biology

Obr. 7 Zaplňování energetických slupek dle Bohrova modelu atomu, valenční vrstva je vnější vrstva a elektrony v ní mohou vstupovat do vazby

2.7 KVANTOVÁ ČÍSLA

Kvantová čísla jsou čísla, která popisují vlastnosti elektronů v atomu a určují, kde se elektron nachází, jaký má tvar oběžné dráhy a jak se chová (obrázek 8).

a) Hlavní kvantové číslo (n)

- Toto číslo určuje **hladinu energie**, ve které se elektron nachází, tedy pořadí elektronových vrstev (slupek) alias energetických hladin. Odpovídají tedy také značení hladin K, L, M, N, O, ... Čím je číslo n větší, tím dál od jádra atomu je elektron. Také to znamená, že elektron má více energie. Pro každou hladinu energie existuje určitý počet a typ orbitalů, a tedy počet elektronů, které v nich mohou být (to určuje vedlejší kvantové číslo l).

Příklad: Pro $n = 1$ je elektron nejbližší jádru, pro $n = 2$ je o něco dál atd.

b) Vedlejší kvantové číslo (l)

- Toto číslo určuje **tvar oběžné dráhy**, na které se elektron pohybuje, tedy **tvar orbitalu**. Zatímco hlavní kvantové číslo říká, jak daleko je elektron od jádra, vedlejší kvantové číslo určuje, jaký má tvar prostor, ve kterém se elektron pohybuje tedy **orbital**.
- Možné hodnoty l závisí na n a mohou být od 0 do $n-1$. Pro různé hodnoty l máme různé tvary orbitalů:
 - $l = 0$: s-orbital (kulový tvar)
 - $l = 1$: p-orbital (tvar přesýpacích hodin)
 - $l = 2$: d-orbital (složitější tvar)
 - $l = 3$: f-orbital (složitější tvar)

c) Magnetické kvantové číslo (m)

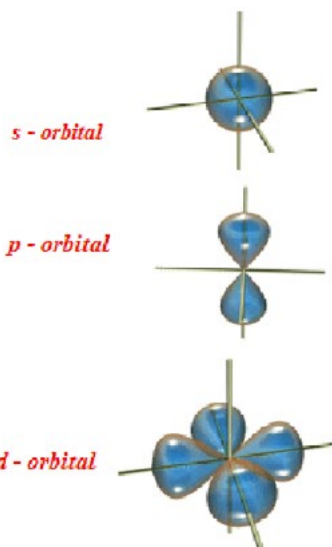
- Toto číslo určuje **orientaci orbitalu v prostoru**. Orbitaly se mohou nacházet v různých směrech (dle obrázku 9, může mít orbital p 3 orientace, orbital d 5 orientací, orbital f 7 orientací...). Hodnoty tohoto čísla se pohybují od $-l$ do $+l$.

Příklad: Pokud je $l = 1$ (p-orbital), pak l může být -1 , 0 nebo $+1$, což znamená, že p-orbital může být otočen různými směry.

d) Spinové kvantové číslo (s)

- Toto číslo popisuje, jak se elektron **točí kolem své osy** (představ si to jako minci, která se otáčí). Elektrony mohou mít **dva možné stavy spinu**, a to $+\frac{1}{2}$ nebo $-\frac{1}{2}$. Pro tyto dva spiny se také používá označení **šipkami** $\uparrow \downarrow$. Tento spin je důležitý, protože dva elektrony ve stejném orbitalu musí mít opačné spiny – to je důvod, proč se elektrony vzájemně „neodpužují“ a mohou sdílet stejný prostor.

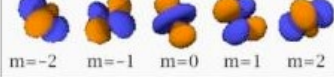
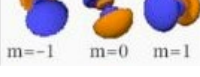
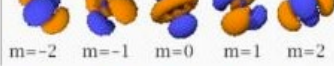
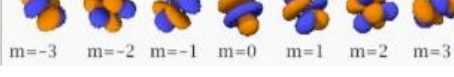
Hlavní kvantové číslo	Vedlejší kvantové číslo	Magnetické kvantové číslo	Označení orbitalů	Počet orbitalů	
				v podslupce	ve slupce
$n = 1$	$l = 0$	$m = 0$	1s	1 (s)	1 (K)
$n = 2$	$l = 0$	$m = 0$	2s	1 (s)	4 (L)
	$l = 1$	$m = -1$ $m = 0$ $m = +1$	2p	3 (p)	
$n = 3$	$l = 0$	$m = 0$	3s	1 (s)	9 (M)
	$l = 1$	$m = -1$ $m = 0$ $m = +1$	3p	3 (p)	
	$l = 2$	$m = -2$ $m = -1$ $m = 0$ $m = +1$ $m = +2$	3d	5 (d)	



Pro $n=3$ je ve slupce M celkem 9 různých typů orbitalů. Orbitály typu *d* mají tvar čtyřlístku (každý je orientovaný podle jiné osy), případně jiný.

Obr. 8 Kvantová čísla

(Zdroj: http://www.jarjurek.cz/archiv/Vyuka/struktura_atomoveho_obalu.pdf)

	s ($l=0$)	p ($l=1$)	d ($l=2$)	f ($l=3$)
$n=1$	 $m=0$			
$n=2$	 $m=0$	 $m=-1$ $m=0$ $m=1$		
$n=3$	 $m=0$	 $m=-1$ $m=0$ $m=1$	 $m=-2$ $m=-1$ $m=0$ $m=1$ $m=2$	
$n=4$	 $m=0$	 $m=-1$ $m=0$ $m=1$	 $m=-2$ $m=-1$ $m=0$ $m=1$ $m=2$	 $m=-3$ $m=-2$ $m=-1$ $m=0$ $m=1$ $m=2$ $m=3$

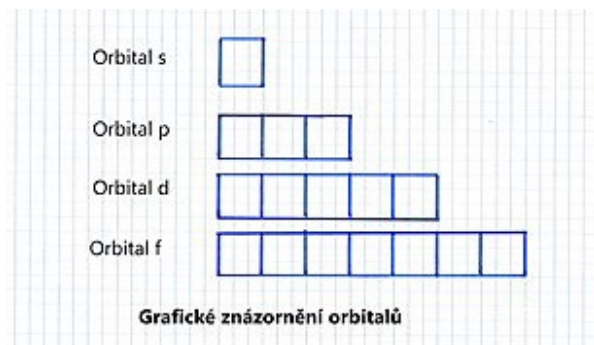
Obr. 9 Atomové orbitály

(Zdroj: <https://publi.cz/books/270/06.html>)

2.8 ELEKTRONOVÁ KONFIGURACE ATOMU, ANEB ZAPLŇOVÁNÍ ORBITALŮ ELEKTRONY DLE 3 PRAVIDEL

Elektronová konfigurace je vyčerpávající zápis elektronů v atomu či iontu. Elektronovou konfigurací máme na mysli uspořádání elektronů v obalech atomů. Nejjednodušším atomem je atom vodíku, který obsahuje v obalu jen jeden elektron. Tento elektron je umístěn v orbitalu 1s. U ostatních atomů, vzhledem k většímu počtu elektronů, je uspořádání elektronů v obalu složitější a řídí se několika pravidly

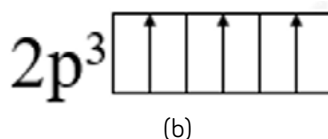
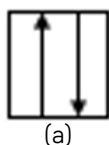
Orbitaly se znázorňují rámečky, jak je uvedeno na obrázku 10.



Obr. 10 Znázornění orbitalů

(Zdroj: https://cs.wikipedia.org/wiki/Elektronov%C3%BD_obal)

Do těchto rámečků se elektrony znázorňují pomocí šipek (Obrázek 11a) a zkráceně pomocí hlavního a vedlejšího kvantového čísla (písmenko orbitalu) (Obrázek 11b).

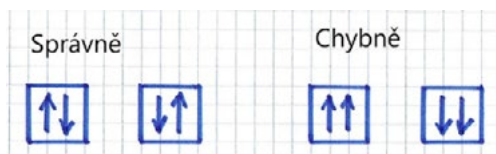


Obr. 11 Způsob zápisu elektronové konfigurace

2.9 PRAVIDLA PRO ZAPLŇOVÁNÍ ATOMOVÝCH ORBITALŮ

2.9.1 PAULIHO VYLUČOVACÍ PRINCIP

V obalu atomu neexistují žádné dva elektrony ve stejném kvantovém stavu (obrázek 12). V praxi to znamená, že pokud dva elektrony můžeme popsat stejným hlavním, vedlejším i magnetickým kvantovým číslem, musí se **lišit alespoň hodnotou spinu**.



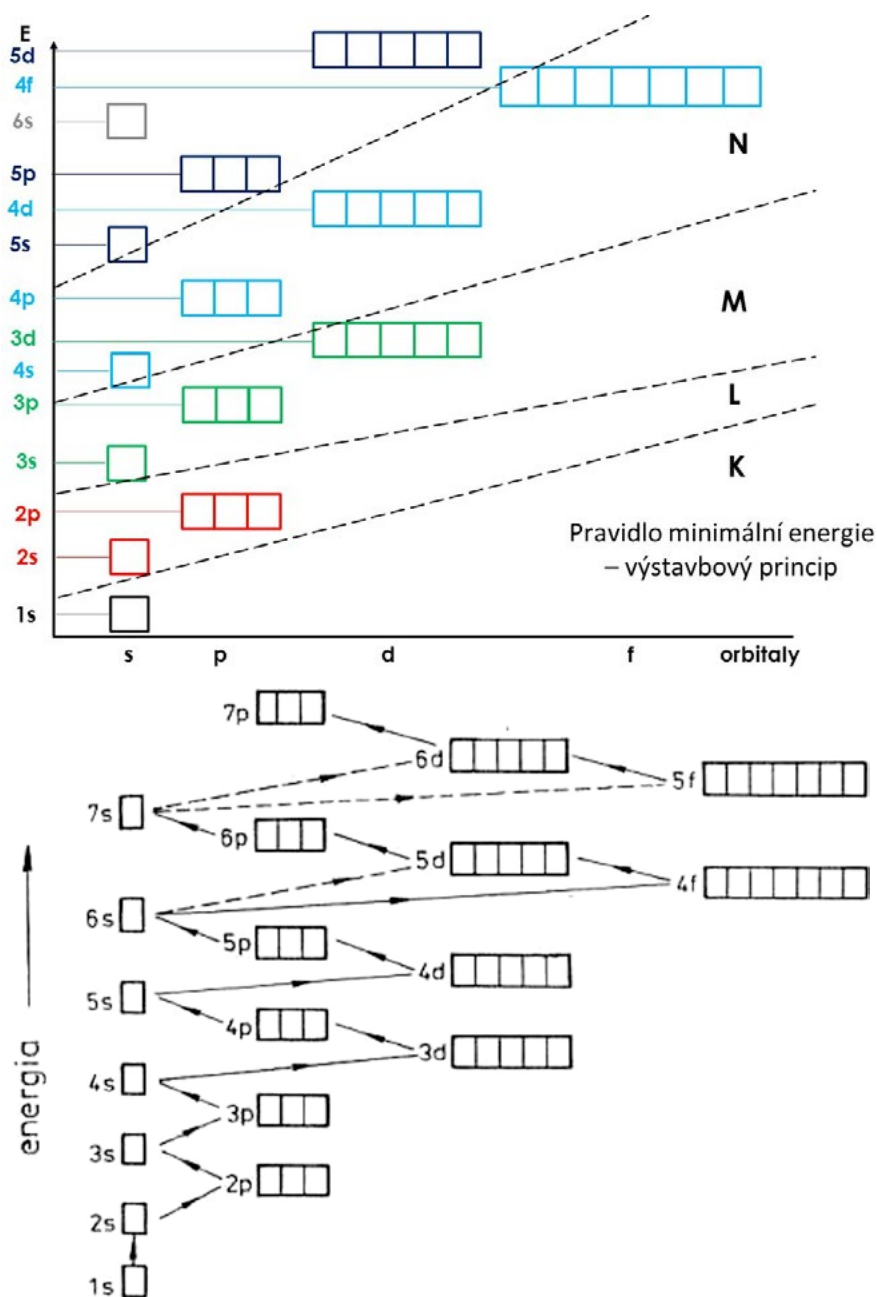
Obr. 12 Uplatnění Pauliho vylučovacího principu

(Zdroj: https://www.wikiwand.com/cs/articles/Elektronov%C3%BD_obal)

2.9.2 MINIMALIZACE ENERGIE, LZE POPSAT POMOCÍ VÝSTAVBOVÉHO PRINCIPU

Elektrony zaplňují atomové orbitály tak, aby měl atom v základním stavu co nejmenší energii (obrázek 13). O energii rozhoduje hlavní kvantové číslo. **Pomocí periodické tabulky můžeme zjistit, v jakém pořadí se orbitály zaplňují.**

Důležité je si uvědomit, že orbitály ve stejné elektronové slupce (se stejným kvantovým číslem n), nejsou na stejné energetické hladině (orbitály **p**, **d**, **f** nejsou kulaté, a tudíž atomy se pohybují v různých vzdálenostech od jádra.)



Obr. 13 Výstavbový princip. <https://publi.cz/books/270/06.html>

Energetická hladina **s** a **p** orbitalů odpovídá číslu řádku v tabulce řádek v tabulce, u **d** a **f** orbitalů řádek v tabulce – 1

2.9.3. HUNDOVO PRAVIDLO (PRAVIDLO MAXIMÁLNÍHO SPINU)

Pokud umístíme elektrony do degenerovaných orbitalů, zaplníme nejprve každý takový orbital jedním elektronem a teprve potom jej párujeme s druhým elektronem s opačným spinem.

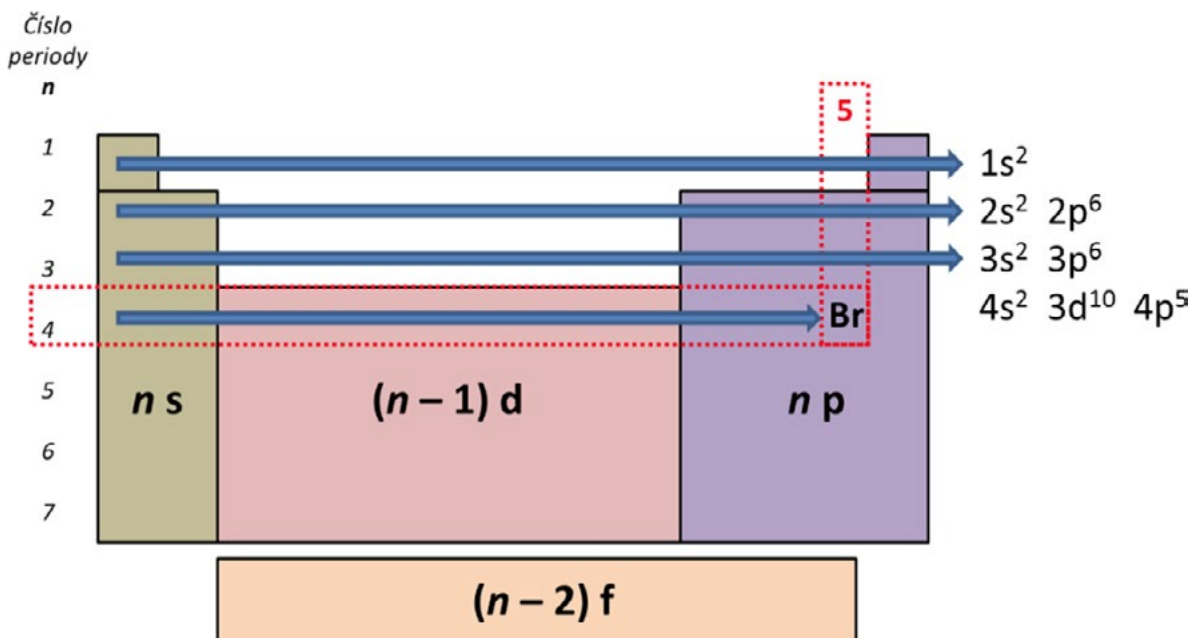
Např. čtyři elektrony umístíme do trojice orbitalů p takto $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$, nikoliv takto $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$.

2.9.4. OKTETOVÉ PRAVIDLO

Oktetové pravidlo, které říká, že ve valenční vrstvě p prvku může být maximálně **8 elektronů** ($s + p = 8$), pravidlo 18 pro d prvky ($s + p + d = 18$) a pravidlo 32 pro f prvky ($s + p + d + f = 32$).

2.10. ZÁPIS ELEKTRONOVÉ KONFIGURACE ATOMŮ

Je možný několika způsoby buď pomocí rámečkového diagramu, nebo pomocí kvantových čísel. Vše bude ukázáno na konkrétních příkladech. Při psaní elektronové konfigurace nám pomáhá znalost polohy prvku v periodické tabulce. Číslo periody, v níž prvek leží, nám udává hlavní kvantové číslo pro valenční orbitály. Označení bloku nám udává poslední obsazovaný orbital a číslo sloupce v tomto bloku určuje počet elektronů, které tento orbital obsadí. Povšimněte si na Obrázku 14, že v bloku d obsazujeme orbitály s číslem $(n - 1)$ – odpovídá to výstavbovému principu (... 4s 3d 4p ...).

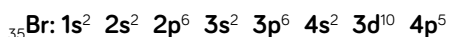


Obr. 14 Rozdělení prvků v periodické tabulce dle orbitalů (VŠCHT, 2024)

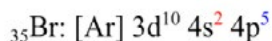
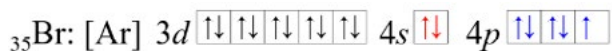
Příklad 1: Ukažme si na atomu bromu $^{35}_{\text{Br}}$, jak napsat elektronovou konfiguraci podle jeho polohy v periodické tabulce.

Brom leží ve 4. periodě a v 5. sloupci p-bloku (viz Obrázek 14). Z této informace usuzujeme, že poslední obsazený orbital bude 4p s pěti elektrony.

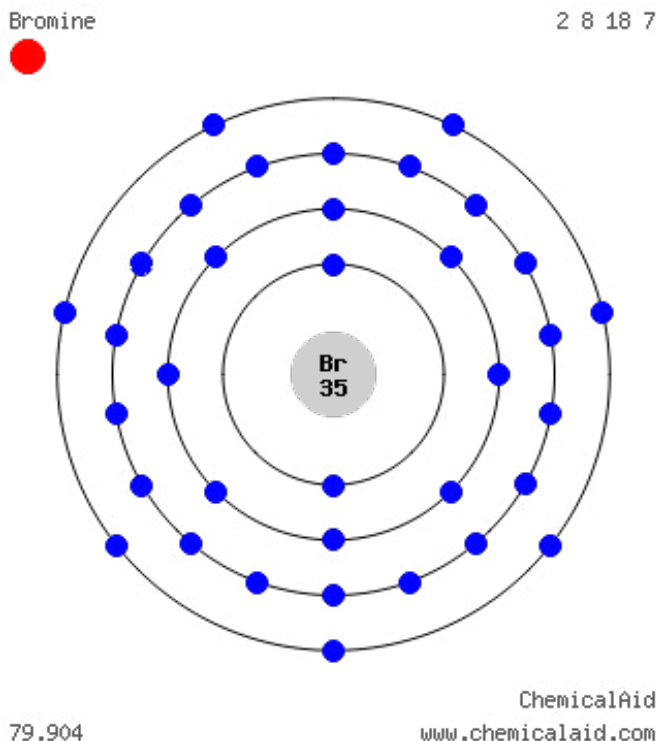
Při zapisování elektronové konfigurace postupujeme v tabulce zleva doprava a shora dolů a postupně zcela obsadíme všechny orbitály, dokud se nedostaneme k orbitalu 4p:



Pokud bychom chtěli zapsat zkrácenou konfiguraci, využijeme argon, jímž končí 3. perioda:



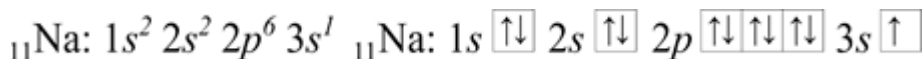
Zapsání elektronové konfigurace lze i pomocí **Bohrova modelu** (obrázek 15), který nám například ukáže počet elektronů ve valenční vrstvě, ovšem nezohlední všechny energetické a prostorové vlastnosti atomu.



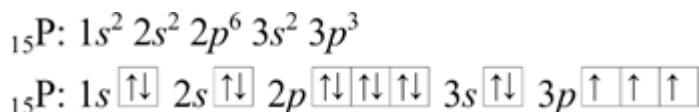
Obr. 15 Zápis elektronové konfigurace bromu pomocí Bohrova modelu
(Zdroj: <https://www.chemicalaid.com/element.php?symbol=Br&hl=cs>)

Příklad 2: Jaká je elektronová konfigurace sodíku, fosforu a železa?

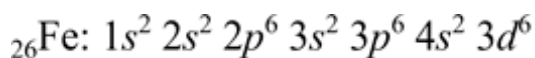
Sodík ${}_{11}\text{Na}$ je prvek, který má protonové číslo rovno 11, z toho plyne, že sodík má 11 elektronů. Nejdříve se napíše posloupnost orbitalů podle výstavbového principu, do kterých se následně podle Hundova pravidla a Pauliho vylučovacího principu postupně zapíše 11 elektronů. Pro fosfor a železo se postupuje analogicky.



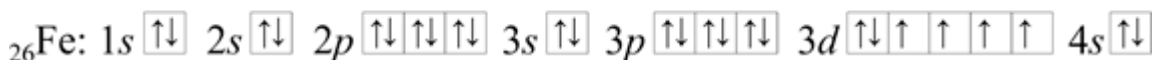
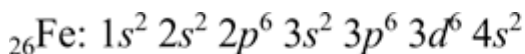
Fosfor ${}_{15}\text{P}$ má 15 elektronů.



Železo ${}_{26}\text{Fe}$ má 26 elektronů. Nejdříve se zapíše posloupnost orbitalů podle výstavbového principu a poté podle pravidel se zaplní elektrony. Poslední čtyři elektrony mají stejný spin. Ale výsledná elektronová konfigurace atomu se zapíše podle rostoucího hlavního kvantového čísla, tj. při zápisu elektronové konfigurace železa se prohodí orbitály 4s a 3d.

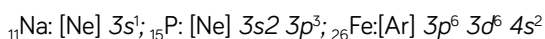


Výsledná elektronová konfigurace železa:



Je vidět, že čím je větší protonové číslo, tím je elektronová konfigurace delší. Chemické a fyzikální vlastnosti látek jsou také i důsledkem obsazení valenční vrstvy atomu elektrony, tj. počet valenčních elektronů. Proto je výhodné psát elektronovou konfiguraci tzn. zkráceným zápisem. Kde se využívá nejbližší předchozí vzácný plyn (prvky 18. skupiny). Vše bude ukázáno na příkladu.

Zkrácenou konfigurací, která se objevuje díky praktičnosti častěji a vypomáhá si označením předchozího vzácného plynu, by potom



3. Periodická soustava prvků – principy uspořádání atomů

Periodická soustava prvků (obrázek 16) je systematickým uspořádáním chemických prvků na základě jejich atomových čísel, elektronové konfigurace a periodických chemických vlastností. Vytvořil ji ruský chemik Dmitrij Mendělejev v roce 1869, přičemž prvky uspořádal podle jejich atomových hmotností (dnes podle atomových čísel). Hlavním cílem tohoto uspořádání je odhalit periodicky se opakující vlastnosti prvků. Tyto vlastnosti stanovují **fyzikální skupenství** prvku při pokojové teplotě—plyn, pevná látka nebo kapalina—stejně jako jejich **chemickou reaktivitu**, tedy schopnost vytvářet chemické vazby s ostatními atomy.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230	231	232	233	234	235	236	237	238	239	240	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280	281	282	283	284	285	286	287	288	289	290	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300	301	302	303	304	305	306	307	308	309	310	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320	321	322	323	324	325	326	327	328	329	330	331	332	333	334	335	336	337	338	339	340	341	342	343	344	345	346	347	348	349	350	351	352	353	354	355	356	357	358	359	360	361	362	363	364	365	366	367	368	369	370	371	372	373	374	375	376	377	378	379	380	381	382	383	384	385	386	387	388	389	390	391	392	393	394	395	396	397	398	399	400	401	402	403	404	405	406	407	408	409	410	411	412	413	414	415	416	417	418	419	420	421	422	423	424	425	426	427	428	429	430	431	432	433	434	435	436	437	438	439	440	441	442	443	444	445	446	447	448	449	450	451	452	453	454	455	456	457	458	459	460	461	462	463	464	465	466	467	468	469	470	471	472	473	474	475	476	477	478	479	480	481	482	483	484	485	486	487	488	489	490	491	492	493	494	495	496	497	498	499	500	501	502	503	504	505	506	507	508	509	510	511	512	513	514	515	516	517	518	519	520	521	522	523	524	525	526	527	528	529	530	531	532	533	534	535	536	537	538	539	540	541	542	543	544	545	546	547	548	549	550	551	552	553	554	555	556	557	558	559	560	561	562	563	564	565	566	567	568	569	570	571	572	573	574	575	576	577	578	579	580	581	582	583	584	585	586	587	588	589	590	591	592	593	594	595	596	597	598	599	600	601	602	603	604	605	606	607	608	609	610	611	612	613	614	615	616	617	618	619	620	621	622	623	624	625	626	627	628	629	630	631	632	633	634	635	636	637	638	639	640	641	642	643	644	645	646	647	648	649	650	651	652	653	654	655	656	657	658	659	660	661	662	663	664	665	666	667	668	669	670	671	672	673	674	675	676	677	678	679	680	681	682	683	684	685	686	687	688	689	690	691	692	693	694	695	696	697	698	699	700	701	702	703	704	705	706	707	708	709	710	711	712	713	714	715	716	717	718	719	720	721	722	723	724	725	726	727	728	729	730	731	732	733	734	735	736	737	738	739	740	741	742	743	744	745	746	747	748	749	750	751	752	753	754	755	756	757	758	759	760	761	762	763	764	765	766	767	768	769	770	771	772	773	774	775	776	777	778	779	780	781	782	783	784	785	786	787	788	789	790	791	792	793	794	795	796	797	798	799	800	801	802	803	804	805	806	807	808	809	810	811	812	813	814	815	816	817	818	819	820	821	822	823	824	825	826	827	828	829	830	831	832	833	834	835	836	837	838	839	840	841	842	843	844	845	846	847	848	849	850	851	852	853	854	855	856	857	858	859	860	861	862	863	864	865	866	867	868	869	870	871	872	873	874	875	876	877	878	879	880	881	882	883	884	885	886	887	888	889	890	891	892	893	894	895	896	897	898	899	900	901	902	903	904	905	906	907	908	909	910	911	912	913	914	915	916	917	918	919	920	921	922	923	924	925	926	927	928	929	930	931	932	933	934	935	936	937	938	939	940	941	942	943	944	945	946	947	948	949	950	951	952	953	954	955	956	957	958	959	960	961	962	963	964	965	966	967	968	969	970	971	972	973	974	975	976	977	978	979	980	981	982	983	984	985	986	987	988	989	990	991	992	993	994	995	996	997	998	999	1000	1001	1002	1003	1004	1005	1006	1007	1008	1009	1010	1011	1012	1013	1014	1015	1016	1017	1018	1019	1020	1021	1022	1023	1024	1025	1026	1027	1028	1029	1030	1031	1032	1033	1034	1035	1036	1037	1038	1039	1040	1041	1042	1043	1044	1045	1046	1047	1048	1049	1050	1051	1052	1053	1054	1055	1056	1057	1058	1059	1060	1061	1062	1063	1064	1065	1066	1067	1068	1069	1070	1071	1072	1073	1074	1075	1076	1077	1078	1079	1080	1081	1082	1083	1084	1085	1086	1087	1088	1089	1090	1091	1092	1093	1094	1095	1096	1097	1098	1099	1100	1101	1102	1103	1104	1105	1106	1107	1108	1109	1110	1111	1112	1113	1114	1115	1116	1117	1118	1119	1120	1121	1122	1123	1124	1125	1126	1127	1128	1129	1130	1131	1132	1133	1134	1135	1136	1137	1138	1139	1140	1141	1142	1143	1144	1145	1146	1147	1148	1149	1150	1151	1152	1153	1154	1155	1156	1157	1158	1159	1160	1161	1162	1163	1164	1165	1166	1167	1168	1169	1170	1171	1172	1173	1174	1175	1176	1177	1178	1179	1180	1181	1182	1183	1184	1185	1186	1187	1188	1189	1190	1191	1192	1193	1194	1195	1196	1197	1198	1199	1200	1201	1202	1203	1204	1205	1206	1207	1208	1209	1210	1211	1212	1213	1214	1215	1216	1217	1218	1219	1220	1221	1222	1223	1224	1225	1226	1227	1228	1229	1230	1231	1232	1233	1234	1235	1236	1237	1238	1239	1240	1241	1242	1243	1244	1245	1246	1247	1248	1249	1250	1251	1252	1253	1254	1255	1256	1257	1258	1259	1260	1261	1262	1263	1264	1265	1266	1267	1268	1269	1270	1271	1272	1273	1274	1275	1276	1277	1278	1279	1280	1281	1282	1283	1284	1285	1286	1287	1288	1289	1290	1291	1292	1293	1294	1295	1296	1297	1298	1299	1300	1301	1302	1303	1304	1305	1306	1307	1308	1309	1310	1311	1312	1313	1314	1315	1316	1317	1318	1319	1320	1321	1322	1323	1324	1325	1326	1327	1328	1329	1330	1331	1332	1333	1334	1335	1336	1337	1338	1339	1340	1341	1342	1343	1344	1345	1346	1347	1348	1349	1350	1351	1352	1353	1354	1355	1356	1357	1358	1359	1360	1361	1362	1363	1364	1365	1366	1367	1368	1369	1370	1371	1372	1373	1374	1375	1376	1377	1378	1379	1380	1381	1382	1383	1384	1385	1386	1387	1388	1389	1390	1391	1392	1393	1394	1395	1396	1397	1398	1399	1400	1401	1402	1403	1404	1405	1406	1407	1408	1409	1410	1411	1412	1413	1414	1415	1416	1417	1418	1419	1420	1421	1422	1423	1424	1425	1426	1427	1428	1429	1430	1431	1432	1433	1434	1435	1436	1437	1438	1439	1440	1441	1442	1443	1444	1445	1446	1447	1448	1449	1450	1451	1452	1453	1454	1455	1456	1457	1458	1459	1460	1461	1462	1463	1464	1465	1466	1467	1468	1469	1470	1471	1472	1473	1474	1475	1476	1477	1478	1479	1480	1481	1482	1483	1484	1485	1486	1487	1488	1489	1490	1491	1492	1493	1494	1495	14
---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	----

3.1. USPOŘÁDÁNÍ PODLE ATOMOVÉHO ČÍSLA

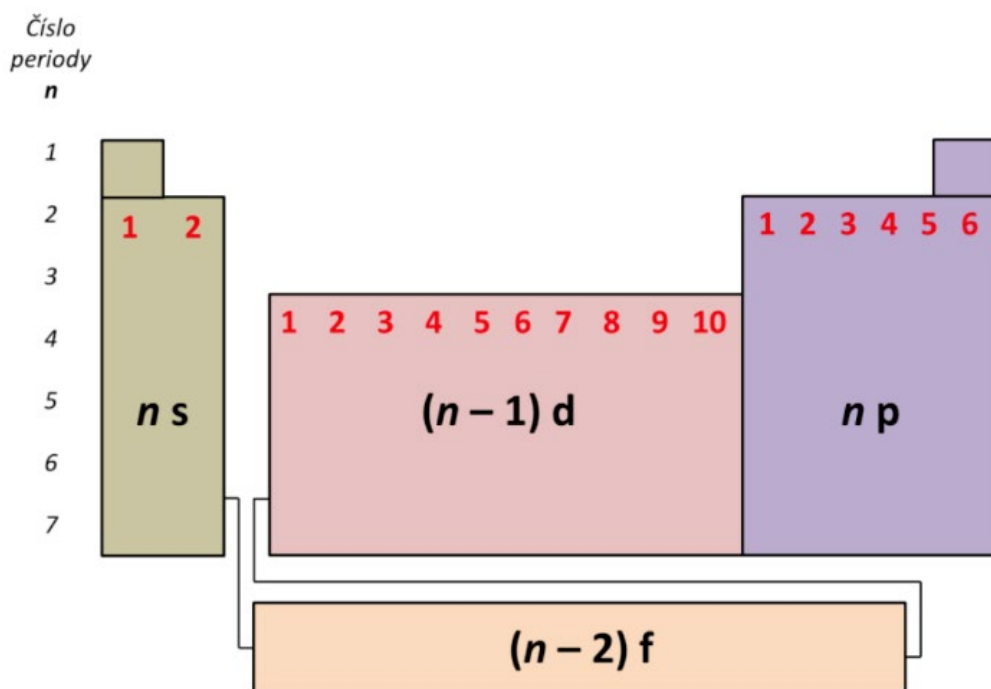
Základním principem uspořádání prvků v periodické tabulce je vzrůstající **atomové číslo** (protonové číslo), což je počet protonů v jádře atomu. Atomové číslo definuje prvek a jeho chemické vlastnosti.

- **Perioda:** Horizontální řada prvků v tabulce, které mají stejné hlavní kvantové číslo n , tedy stejnou hladinu elektronového obalu, ale liší se počtem protonů a elektronů. Periody se dělí na krátké a dlouhé:
 - Krátké periody: 1. až 3. perioda (2 až 8 prvků)
 - Dlouhé periody: 4. až 7. perioda (18 až 32 prvků)
- **Skupina:** Svislý sloupec prvků, které mají podobné chemické vlastnosti, což je dáno podobným uspořádáním elektronů na valenční (nejvzdálenější) elektronové vrstvě. Existuje 18 hlavních skupin, které jsou označeny čísly (1 až 18) nebo dříve římskými čísly (IA až VIIIA).

3.2. ELEKTRONOVÁ KONFIGURACE A BLOKY DLE ORBITALŮ (VEDLEJŠÍHO KVANTOVÉHO ČÍSLA)

Prvky jsou v tabulce rozděleny do čtyř hlavních bloků (obrázek 17) podle typu atomového orbitalu, do kterého jsou postupně přidávány valenční elektrony:

- **s-blok:** Prvky skupin 1 a 2 (alkalické kovy a kovy alkalických zemin). Tyto prvky mají valenční elektrony v **s-orbitalech**. Typické jsou pro ně nízké ionizační energie a reaktivita, zejména s vodou.
- **p-blok:** Prvky skupin 13 až 18. Mají valenční elektrony v **p-orbitalech**. Zahrnuje širokou škálu prvků od kovů, polokovů po nekovy, jako jsou halogeny a vzácné plyny. Tyto prvky mají tendenci vytvářet kovalentní vazby.
- **d-blok:** Přechodné prvky (skupiny 3 až 12), jejichž valenční elektrony zaplňují **d-orbitaly**. Charakterizují je částečně vyplněné d-orbitaly a jsou známé svou schopností tvořit komplexní sloučeniny a vykazovat různá oxidační čísla.
- **f-blok:** Lanthanoidy a aktinoidy (často umístěné mimo hlavní tabulku). Valenční elektrony jsou zaplňovány do **f-orbitalů**. Tyto prvky se označují jako vnitřně přechodné a mají významné radioaktivní a magnetické vlastnosti.

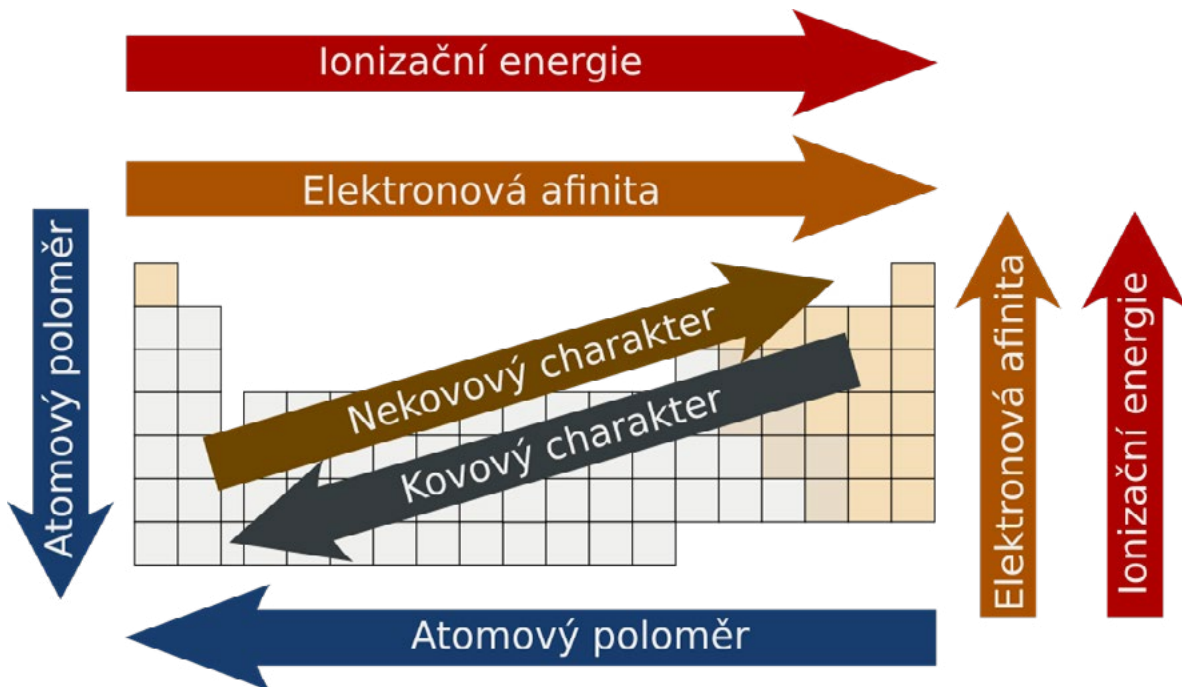


Obr. 17 Rozdělení periodická tabulka do čtyř bloků podle typu atomového orbitalu
(Zdroj: VŠCHT, 2024)

3.3. PERIODICKÝ ZÁKON

Periodický zákon, který je základem periodické tabulky, říká, že fyzikální a chemické vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich atomového čísla. To znamená, že vlastnosti prvků se opakují pravidelně (periodicky) v závislosti na uspořádání jejich elektronů.

- Prvky ve stejné **skupině** mají podobné chemické vlastnosti, protože mají stejný počet elektronů ve valenční vrstvě.
- **Periodické trendy** (obrázek 18) zahrnují:
 - **Atomový poloměr:** Zvětšuje se směrem dolů ve skupině a zmenšuje se zleva doprava v periodě.
 - **Ionizační energie:** Roste v periodě zleva doprava a klesá ve skupině směrem dolů.
 - **Elektronegativita:** Roste v periodě směrem doprava a klesá ve skupině směrem dolů.



Obr. 18 Trendy v periodické tabulce prvků

(Zdroj: <http://z-moravec.net/chemie/zaklady-chemie/periodicka-tabulka-prvku-a-periodicita-vlastnosti/>)

3.4. DĚLENÍ NA KOVY, NEKOVY A POLOKOVY

Prvky v periodické tabulce lze také rozdělit na základě jejich fyzikálních a chemických vlastností:

- **Kovy:** Tvoří většinu prvků tabulky. 63 z 83 neradioaktivních prvků. Nacházejí se převážně na levé straně a ve střední části. Mají lesklý povrch, dobrou elektrickou a tepelnou vodivost, jsou kujné a tažné. Většinou tvoří kationty (pozitivně nabitě ionty). **Vazba kovů**, kovová mřížka – viz níže v kapitole o vazbách.
- **Nekovy:** Nacházejí se v pravé horní části tabulky (např. kyslík, dusík, síra). Mají nízkou elektrickou a tepelnou vodivost, nevedou elektřinu, jsou křehké a většinou tvoří anionty (záporně nabitě ionty) v chemických reakcích.
- **Polokovy (metalloidy):** Nacházejí se na rozhraní mezi kovy a nekovy a mají vlastnosti obou těchto skupin. Příkladem jsou prvky jako křemík a germanium, které se používají jako polovodiče.

4. Izotopy

Izotopy jsou atomy téhož chemického prvku, které mají stejný počet protonů, ale liší se počtem neutronů v jádře. To znamená, že mají stejné atomové číslo (tj. počet protonů), ale rozdílné nukleonové číslo (součet protonů a neutronů). Díky tomu mají izotopy stejné chemické vlastnosti, ale odlišné fyzikální vlastnosti, jako je hmotnost nebo stabilita.

V současné době je známo přibližně 2 600 nuklidů, což jsou specifické varianty jádra, které zahrnují jak stabilní, tak i radioaktivní izotopy. Z tohoto celkového počtu se přibližně 340 nuklidů nachází v přírodě. Z nich je 270 stabilních a 70 radioaktivních. Radioaktivní izotopy se časem přeměňují na jiné prvky nebo izotopy prostřednictvím radioaktivního rozpadu. Rychlost tohoto rozpadu je dána tzv. poločasem rozpadu radioizotopu a je při ní vyzářena energie. Principy rozpadu radioizotopů jsou vlastností radioaktivity.

4.1. MONOIZOTOPICKÉ PRVKY

Některé prvky mají pouze jeden stabilní izotop, což z nich činí tzv. **monoizotopické prvky**.

Mezi tyto prvky patří například:

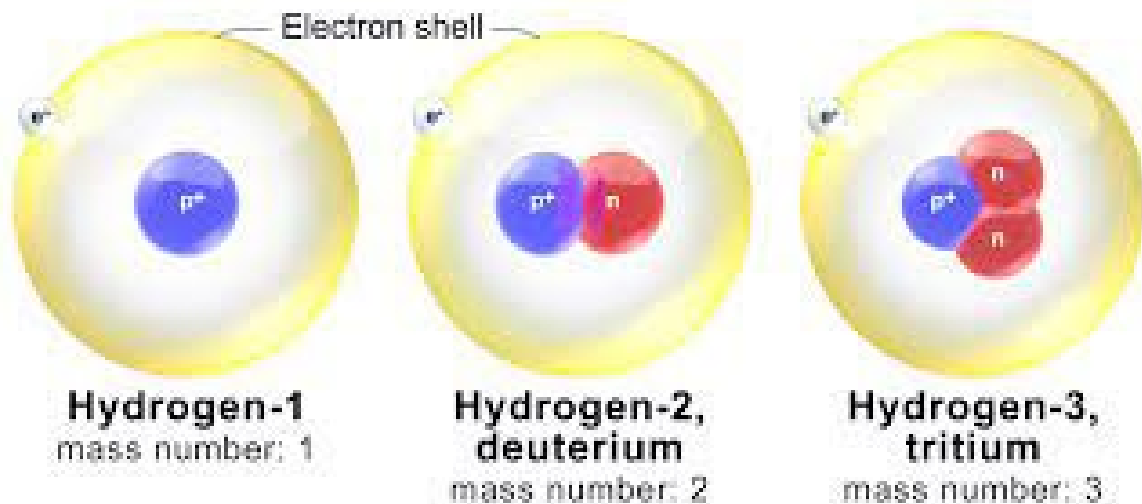
- Beryllium (^9Be), Fluor (^{19}F), Sodík (^{23}Na), Hliník (^{27}Al), Fosfor (^{31}P), Kobalt (^{59}Co), Jód (^{127}I), Zlato (^{197}Au)

Tyto prvky existují v přírodě pouze ve formě jednoho stabilního izotopu.

4.2. POLYIZOTOPICKÉ PRVKY

Oproti tomu **polyizotopické prvky** mají více než jeden stabilní izotop. Například vodík má tři izotopy (obrázek 19):

- Protium (^1H), který je nejběžnějším izotopem vodíku,
- Deuterium (^2H , zkráceně D), které je těžší izotop vodíku,
- Tritium (^3H , zkráceně T), které je radioaktivní izotop.



Obr. 19 Tři izotopy vodíku

Největší počet stabilních izotopů má **cín (Sn)**, který existuje ve formě deseti stabilních izotopů: Tato rozmanitost stabilních izotopů činí z cínu výjimečný prvek v periodické tabulce. Dalším příkladem polyizotopického prvku je **bór**, který má izotopy ^{10}B a ^{11}B .

Izotopy uhlíku: Tři izotopy uhlíku se vyskytují přirozeně: ^{12}C a ^{13}C (přirozený výskyt 1,07 %), které jsou stabilní, a ^{14}C , který je radionuklidem (nuklidem s jádrem podléhajícími radioaktivní přeměně). Izotop ^{12}C má šest neutronů v jádře, ^{13}C má sedm neutronů a ^{14}C má osm neutronů.

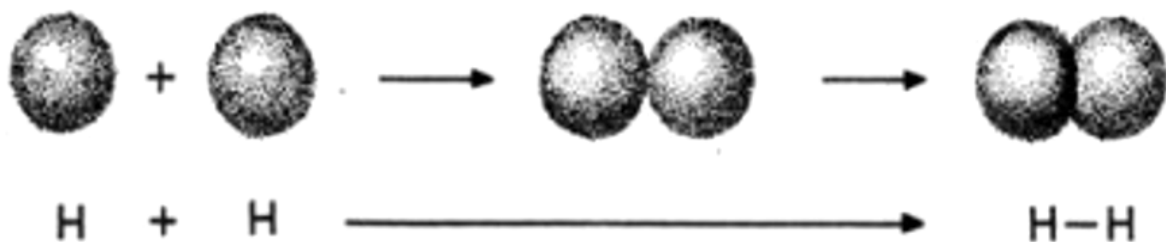
Poměru uhlíku $^{12}\text{C}/^{13}\text{C}$ se určuje distribuce uhlíku v živých organismech různými metabolickými ději, dále se používá v potravinářské chemii pro ověřování pravosti potravin. Pro vědecké účely se jeho obsah používá v analytických metodách jako je detekce a určení látek v hmotnostní spektrometrii a nukleární magnetické rezonanci (NMR).

^{14}C je absorbován živými organismy. Jelikož je radioaktivní s poločasem rozpadu 5 700 let, je radiometricky detekovatelný. Protože mrtvá těla neabsorbují ^{14}C , jeho množství se v nich postupně snižuje. Určením obsahu zbylého ^{14}C lze zjistit stáří organického materiálu, tato metoda se nazývá **radiokarbonová metoda datování**.

Značení metabolitů uhlíkem ^{14}C se používá při stopování různých drah v metabolismu (například glukosa ^{14}C je používána v PET skenování pro vystopování rakovinných buněk).

5. Chemická vazba

Atomy většiny prvků jsou spojeny do tzv. molekul – větších celků. Toto spojení probíhá prostřednictvím valenčních elektronů a nazývá se chemickou vazbou (obrázek 20).



Obr. 20 Chemická vazba v molekule plynu vodíku mezi atomy vodíku

V přírodě jsou atomy většinou vázány do větších útvarů, jako jsou molekuly, krystaly nebo další složitější struktury. Tyto útvary jsou **stabilnější než volné atomy**, protože při jejich vzniku dochází ke snížení celkové energie systému. Tento princip stability je základním motorem chemických vazeb.

Základním mechanismem vzniku chemických vazeb je **sdílení** nebo **předávání vazebných elektronů** mezi atomy. Vazebné elektrony jsou elektrony z valenčních slupek, které se přímo účastní tvorby vazeb. Dle způsobu sdílení či předávání elektronů rozlišujeme následující typy vazeb: kovalentní, iontové a kovové.

5.1. KOVALENTNÍ VAZBA

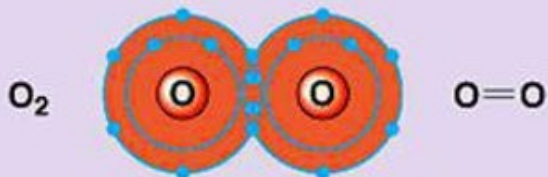
Atomy si vzájemně sdílejí valenční elektrony, čímž vzniká stabilní molekulární orbital. Kovalentní vazba (obrázek 21) vzniká překrytím orbitalů obsahujících vždy pouze jeden elektron s opačným spinem. Kovalentní vazba může být nepolární (rozdíl elektronegativit menší než 0,4; nebo polarizovaná – rozdíl elektronegativit od 0,4 do 1,7).

- **POLARITA** je nerovnoměrné rozdělení elektronové hustoty v molekule způsobené rozdílnými elektronegativitami jednotlivých atomů. Vazebný elektronový pár je posunut k atomu s větší elektronegativitou.
- **ELEKTRONEGATIVITA** je schopnost atomu přitahovat elektrony.

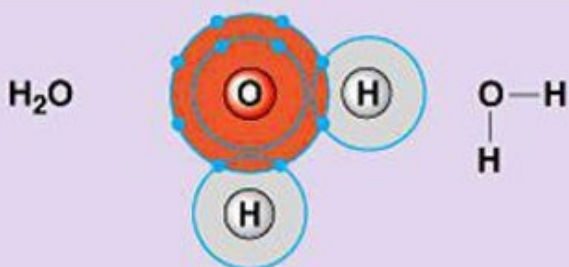
(a) Hydrogen



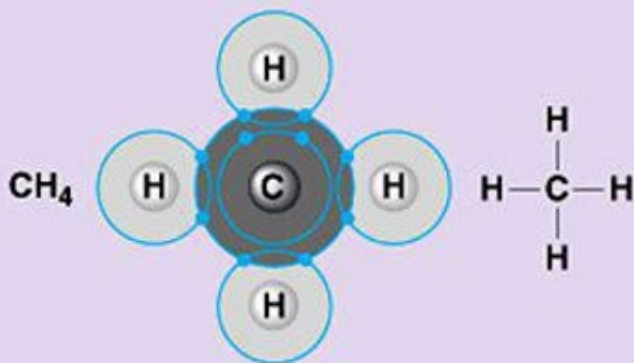
(b) Oxygen



(c) Water



(d) Methane



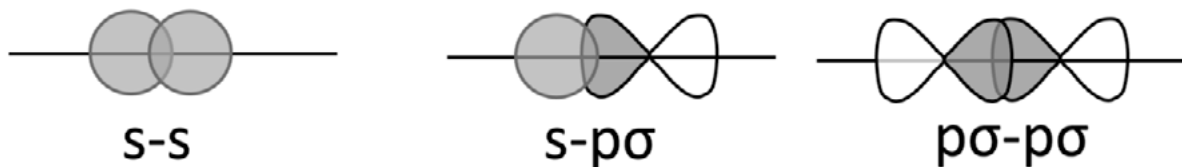
Copyright © Pearson Education, Inc., publishing as Benjamin Cummings.

Obr. 21 Příklady kovalentních vazeb

Jednoduchých (vodík-vodík v molekule plynu vodíku) a vícenásobných (v molekule plynu kyslíku). Atom kyslíku má 6 valenčních elektronů, dle oktetového pravidla potřebuje ještě dva, proto dva atomy kyslíku sdílejí po dvou elektronových párech.

5.1.1. KOVALENTNÍ VAZBY SIGMA A PÍ

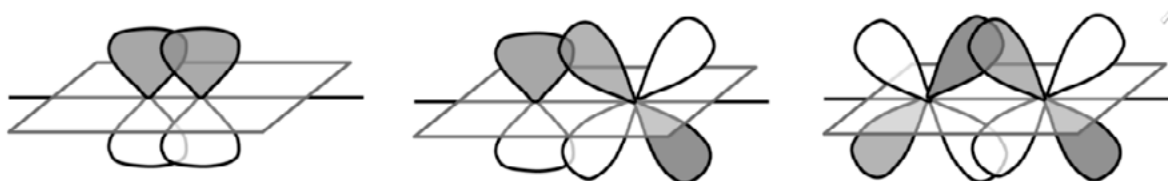
- **Vazba σ** – při jejím vzniku dochází k překryvu dvou orbitalů na spojnici jader (obrázek 22), kde se nachází největší hustota vazebného elektronového oblaku. Tato spojnice se pak stává osou vazby, vzniká překryvem orbitalů, s-s, s-p, s-d, p-p, p-d či d-d.



Obr. 22 Vazba σ

Jedná se o jednoduché vazby, například vodík-vodík H-H, uhlík-vodík C-H, uhlík-uhlík C-C.

- **Vazba pí (π)** je kovalentní vazba, při níž se dva laloky jednoho atomového orbitalu překryjí se dvěma laloky orbitalu jiného atomu a spojnice středů jader vázaných atomů neprochází těmito překryvy. Na společné uzlové rovině, která prochází jádry vázaných atomů, je nulová elektronová hustota a tato rovina je i uzlovou rovinou molekulového orbitalu vzniklé vazby (obrázek 23).



Obr. 23 Vazba π

Příkladem je dvojná vazba mezi atomy uhlíku, kdy jedna je vazba sigma a druhá je vazba pí, C=C, nebo trojná vazba mezi atomy uhlíku, kdy jedna je vazba sigma a dvě jsou vazby pí (obrázek 24).

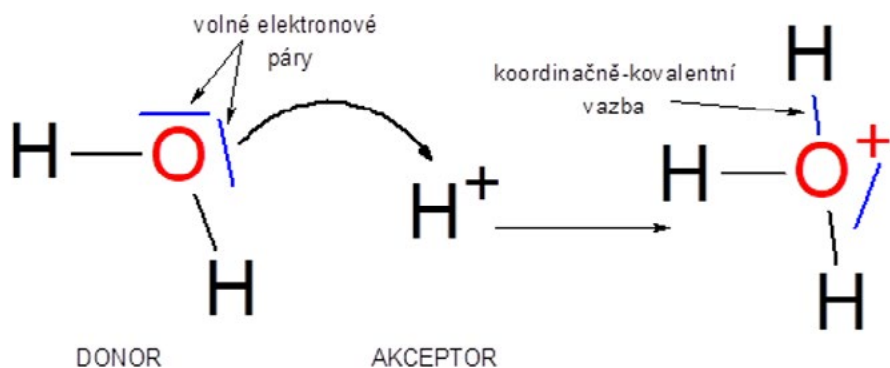
ethan (1 vazba σ)	ethen (1 vazba σ a 1 vazba π)	ethyn (1 vazba σ a 2 vazby π)

Obr. 24 Příklady sigma a pí vazeb mezi atomy uhlíku

5.1.2. KOVALENTNÍ DONOR-AKCEPTOROVÁ VAZBA

Donor akceptorová či také koordinačně kovalentní vazba je **kovalentní vazba mezi donorem elektronu (ligand) a akceptorem**. Donor musí mít alespoň jeden volný elektronový pár a akceptor alespoň jeden volný orbital. Vazba vzniká sdílením elektronového páru donoru oběma prvky.

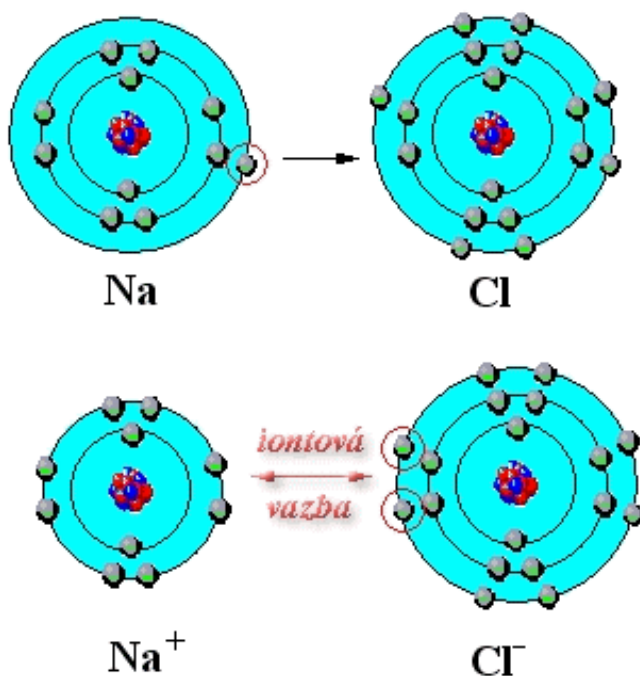
Ve vlnově mechanickém modelu se vysvětluje její vznik překryvem orbitalu s elektronovým párem a prázdného (vakantního) orbitalu, jeden atom (dárce) poskytuje celý elektronový pár a druhý atom (příjemce) poskytne pouze prázdný orbital (obrázek 25).



Obr. 25 Donor akceptorová vazba, vznik oxoniového kationu H_3O^+ ve vodě

5.2. IONTOVÁ VAZBA

Jeden atom s nízkou elektronegativitou (typicky kov) předá své valenční elektrony druhému atomu s vysokou elektronegativitou, čímž vzniká iontový pár, tj. **kladně nabitý kation** a **záporně nabitý anion** (obrázek 26). U vazby u atomů s rozdílem elektronegativit větším než 1,7.



Obr. 26 Příklad iontové vazby a vzniku iontů

(Zdroj: <http://www.vyukovematerialy.cz/chemie/rocnik8/prv02.htm>)

Rozdíl elektronegativit mezi atomy chloru a sodíku je natolik velký, že chlor si doplní svých sedm valenčních elektronů o jeden elektron sodíku. Z chloru tedy vzniká záporně nabitý anion a ze sodíku kladně nabitý kation.

Kation je kladně elektricky nabitá částice, která vznikne odtržením nejvolněji vázaného elektronu z elektroneutrálního atomu. Tudiž když atom přijme tolik energie, aby došlo k odtržení. Tato energie se nazývá jako **ionizační energie** a značí se I . Ionizační energie je energie potřebná k odtržení jednoho nebo i více elektronů od neutrálního atomu. Daný prvek může mít nanejvýše takové množství ionizačních energií, jaké je jeho protonové číslo u neutrálního atomu.

$$I_1 < I_2 < I_3 < I_4 < \dots$$

Anion je záporně elektricky nabitá částice. Vzniká zachycením jednoho nebo více elektronů, přitom se uvolňuje energie, kterou nazýváme **elektronovou afinitou**, A .

Z elektronové afinity a ionizační energie lze zjistit **elektronegativitu**. Elektronegativita je míra schopnosti atomu poutat elektron. Vyjádření elektronegativity se může lišit. Pauling ji definoval jako schopnost atomu v molekule přitahovat k sobě elektrony, z čehož vychází, že elektronegativita je vlastností vazby, a ne vlastností izolovaných atomů. Mulliken elektronegativitu definoval pomocí vztahu:

$$x = \frac{1}{2}(I_1 + A).$$

Alfred a Rochow vycházejí z efektivního náboje jádra a kovalentního poloměru atomu.

Přesto ze všech tvrzení lze vyčíst stejný závěr. Pokud má prvek malou elektronegativitu, snadno tvoří kationty, proto slabě poutá elektrony. Naopak prvek s velkou elektronegativitou silně poutá elektrony, a proto snadno tvoří anionty.

5.3. KOVOVÁ VAZBA

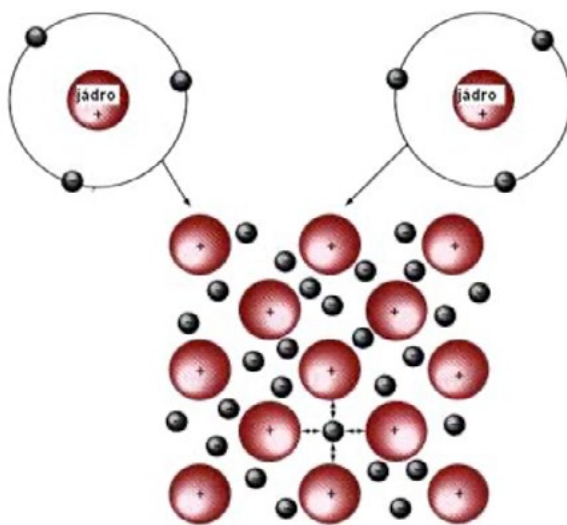
Kovová vazba vzniká mezi atomy kovu v pevném stavu a způsobuje ji elektrostatická přitažlivost kationtů kovů a volně se pohybujících valenčních elektronů.

Kovová vazba je charakterizována následující strukturou:

- **Kladně nabitě zbytky atomů** tvoří statickou mřížku (obrázek 27), ve které se volně pohybují uvolněné elektrony. Tyto elektrony se označují jako **volné elektrony** nebo **elektronový plyn**.
- **Zbytky atomů:** Průměrný počet uvolněných elektronů není celočíselný, což znamená, že tyto zbytky atomů nelze považovat za klasické ionty. Nejedná se tedy o ionty v tradičním smyslu, neboť uvolněné elektrony nejsou jednoznačně spojeny s konkrétním atomem.

Valenční elektrony v kovové vazbě jsou **delokalizované** a jsou současně sdíleny všemi atomy v okolí. Tento jev vede k vytvoření obrovského delokalizovaného vazebného orbitalu, který pokrývá celou kovovou strukturu. Tento princip sdílení elektronů umožňuje atomům dosáhnout nižší energie a vyšší stability v porovnání se stavem, kdy by byly atomy izolované.

Rovněž předurčuje fyzikální vlastnosti kovů, jako je vodivost (polarizace elektronového oblaku).



Obr. 27 Schéma principiální struktury kovové mřížky

(Zdroj: <http://www.ped.muni.cz/wphy/fyzvla>)

5.4. VLASTNOSTI A CHARAKTERISTIKY CHEMICKÉ VAZBY

5.4.1 PEVNOST CHEMICKÉ VAZBY

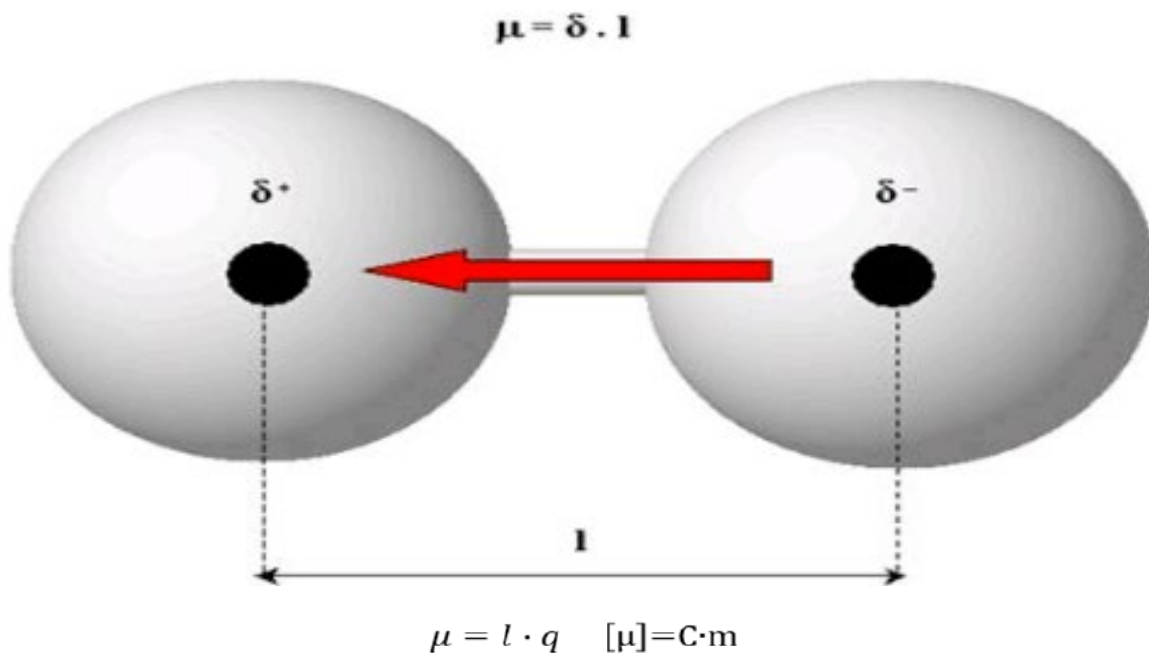
Pevnost chemické vazby roste s násobností a je dána vazebnou energií. Vazebná energie je ta energie, která se uvolní při vzniku chemické vazby, proto se stejné množství energie musí dodat na rozštěpení vazby – **disociační energie**. Pevnost vazby závisí na povaze vázaných atomů, avšak je ovlivněna i sousedními atomy.

5.4.2 DÉLKA CHEMICKÉ VAZBY

Délka chemické vazby je vzdálenost vázaných atomů. Naopak od pevnosti chemické vazby délka klesá s násobností vazby.

5.4.3 DIPÓLOVÝ MOMENT

Jedná se o kvantitativní vyjádření polarity chemické vazby (obrázek 28). Je to vektorová veličina, která je rovna součinu parciálního náboje q na jednom atomu a vzdálenosti těžišť obou nábojů.



Obr. 28 Dipólový moment

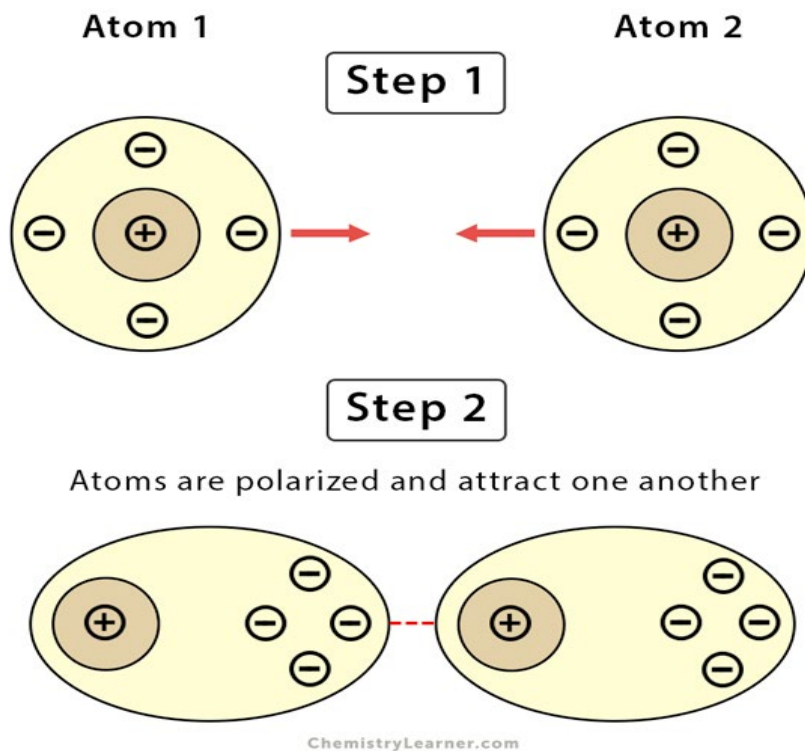
(Zdroj: <http://www.omska.cz/Soubory/termodynamika/vdws.html>)

5.4.4 SLABÉ VAZEBNÉ INTERAKCE

Slabé vazebné interakce mezi molekulami (intramolekulární) jsou založeny na charakteru přitažlivých elektrostatických sil. Mezi nejvýznamnější patří **van der Waalsovy síly a vodíkové vazby**.

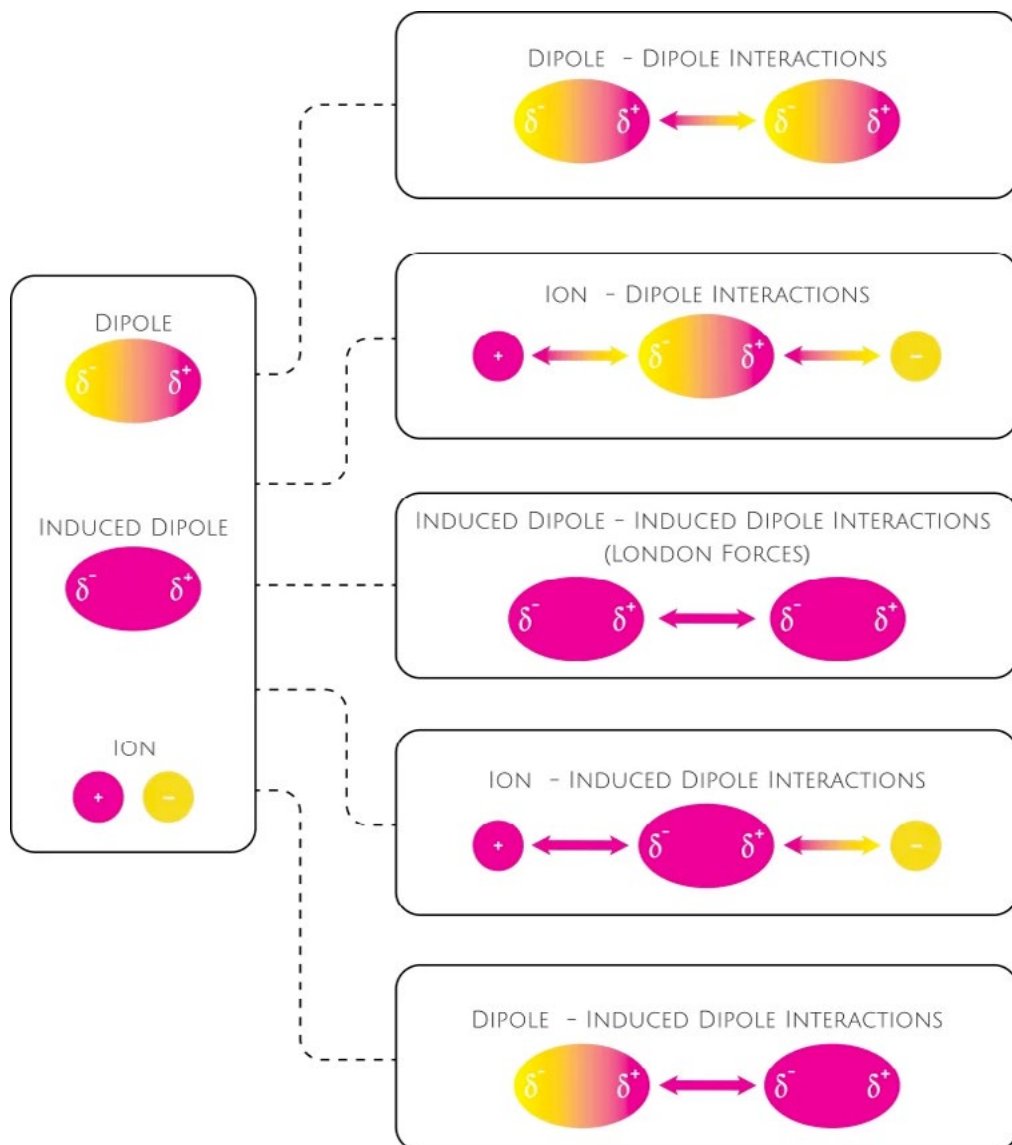
- **Van der Waalsovy síly**

Van der Waalsovy síly jsou elektrostatické přitažlivé síly. Nejsilnější mezimolekulová interakce, **interakce dipól-dipól**, má za příčinu přitažlivé síly mezi opačně nabitými konci molekul, které se zvyšují s rostoucí polaritou (obrázek 29). Tyto interakce probíhají v plynném i kapalném skupenství. Typickým příkladem je příčina rozpustnosti polárních látek v polárních rozpouštědlech. **Interakce ion-dipól** probíhá při hydrataci iontů polárním rozpouštědlem. **Interakce dipól – indukovaný dipól**, tzv. disperzní síly, jsou mezi nepolárními molekulami, v nichž v důsledku pohybu elektron. Vznikají indukované (okamžité) dipóly, jedná se nejslabší interakce (obrázek 30).



Obr. 29 Polarizace atomů

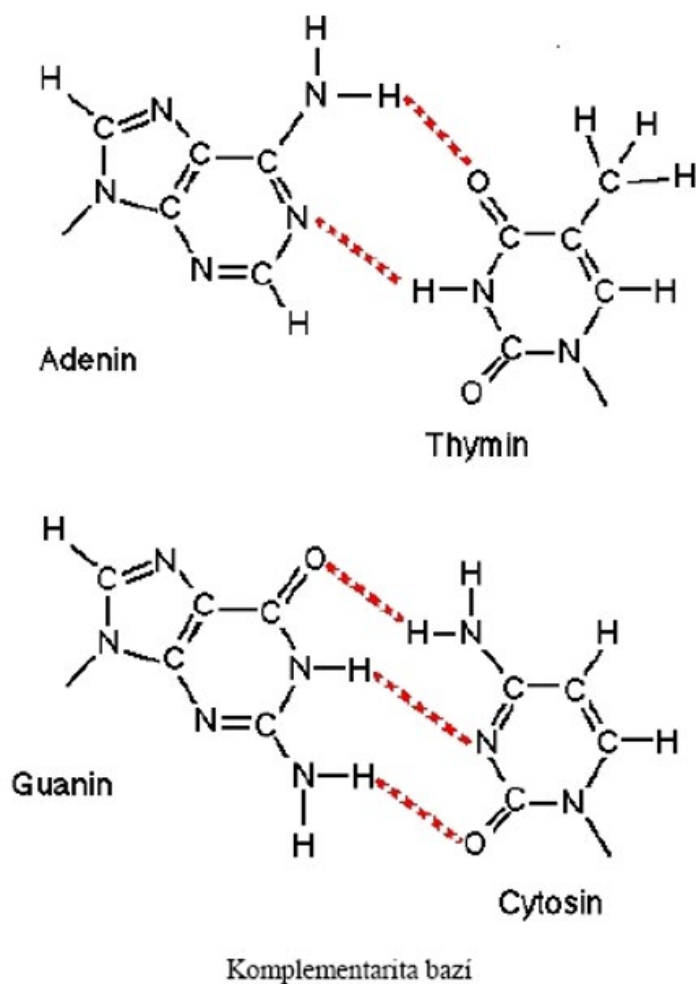
(Zdroj: <https://www.chemistrylearner.com/chemical-bonds/van-der-waals-forces>)



Obr. 30 Typy van der Waalsových interakcí

(Zdroj: <https://88guru.com/library/chemistry/van-der-waals-forces>)

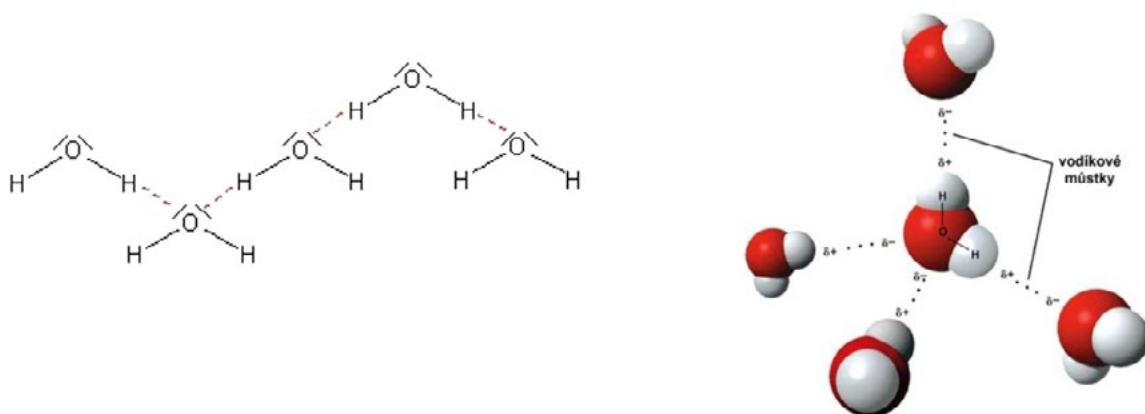
Podmínkou vzniku **vodíkové vazby** je přítomnost vodíku vázaného s prvkem o vysoké elektronegativitě, malým atomovým poloměrem a existence volných elektronových párů na některém z atomů vázaných v molekule. Tyto vazby se dále dají rozdělit na intermolekulární a intramolekulární. Tyto vazby ovlivňují řadu chemických i fyzikálních vlastností sloučenin, jako je teplota tání, teplota varu, rozpustnost, síla kyselin apod. Kromě toho mají význam v přírodě, jelikož stabilizují prostorové struktury látek a tím ovlivňují biologickou aktivitu (obrázek 31).



Obr. 31 Příklad významu vodíkových vazeb u fixace struktury dvou vláken v molekule DNA

a) Intermolekulární s trojrozměrnou strukturou

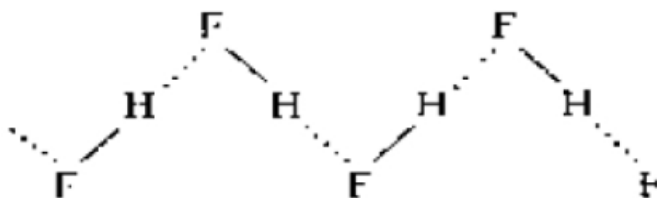
Vodíkové můstky mezi molekulami vytvářejí prostorovou síť. Tento systém je vytvořen mezi molekulami vody (obrázek 32).



Obr. 32 Znázornění vodíkových můstků mezi molekulami vody
(Zdroj: https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_bond)

b) Intermolekulární s lineárním řetězcem

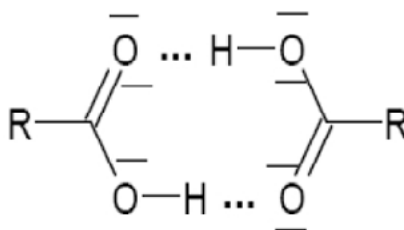
Vodíkové můstky mezi molekulami vytvářejí lineární lomený řetězec. Příkladem je kapalný fluorovodík (obrázek 33).



Obr. 33 Znázornění vodíkových můstků mezi molekulami kapalného fluorovodíku.

c) Intermolekulární

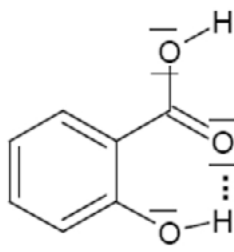
Mezi sebou jsou vázány dvě molekuly (vzniká dimer). Příkladem může být vazba mezi jednoduchými monokarboxylovými kyselinami (obrázek 34).



Obr. 34 Znázornění vodíkových můstků mezi dvěma molekulami monokarboxylových kyselin.

d) Intramolekulární

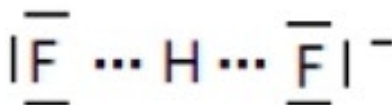
Vodík je vázán ke dvěma atomům v rámci jedné molekuly (vazba kovalentní a vodíková). Příkladem může být molekula *o*-hydroxybenzoové kyseliny (obrázek 35).



Obr. 35 Znázornění vodíkového můstku v molekule *o*-hydroxybenzoové kyseliny.

e) Intraiontová

Vodík je vázán ke dvěma atomům stejného iontu. Příkladem je hydrogenfluoridový anion (obrázek 36).



Obr. 36 Znázornění vodíkových můstků v hydrogenfluoridovém aniontu.

6. Chemické reakce

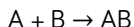
Chemické reakce jsou procesy, při kterých dochází ke změně chemické struktury látek, tedy ke vzniku nových látek (produktů) z látek výchozích (reaktantů). Během chemických reakcí dochází k přeměně chemických vazeb mezi atomy a molekulami, což vede ke změnám ve složení a struktuře látek. Tyto procesy jsou obvykle doprovázeny změnou energie, která může být buď uvolněna (exotermní reakce), nebo pohlcena (endotermní reakce).

6.1 KLASIFIKACE CHEMICKÝCH REAKCÍ

Chemické reakce lze klasifikovat různými způsoby na základě různých kritérií, jako jsou typ reakcí, změna energie nebo počet fází. Níže je uvedeno několik základních způsobů klasifikace chemických reakcí:

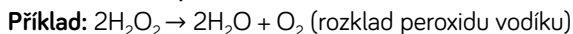
a) Podle změn v počtu atomů v molekule (molekulární povaha):

- **Syntéza (slučování):** Dvě nebo více látek reagují a tvoří jediný produkt.



Příklad: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ (vznik vody)

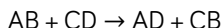
- **Rozklad (dekompozice):** Jedna látka se rozkládá na dvě nebo více jednodušších látek. $AB \rightarrow A + B$



- **Substituce (záměna):** Jeden atom nebo skupina atomů v molekule je nahrazena jiným atomem nebo skupinou. $A + BC \rightarrow AC + B$



- **Podvojná záměna (dvojitá záměna):** Dvě sloučeniny si vymění své složky a vytvoří dvě nové sloučeniny.



b) Podle přenosu elektronů:

- **Redoxní reakce (oxidačně-redukční reakce):** Při těchto reakcích dochází k přenosu elektronů mezi reaktanty. Jeden reaktant se oxiduje (ztrácí elektrony) a druhý se redukuje (přijímá elektrony).

– Oxidace: Ztráta elektronů.

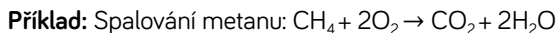
– Redukce: Získání elektronů.

Příklad: $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$ (reakce sodíku s chlorem, kde sodík ztrácí elektron a oxiduje se, zatímco chlor získává elektron a redukuje se)

- **Neredoxní reakce:** Reakce, při kterých nedochází k přenosu elektronů, např. neutralizační reakce mezi kyselinou a zásadou.

c) Podle změny energie:

- **Exotermní reakce:** Uvolňuje se při nich energie, obvykle ve formě tepla nebo světla.



- **Endotermní reakce:** Pohlcují energii z okolí, obvykle ve formě tepla.

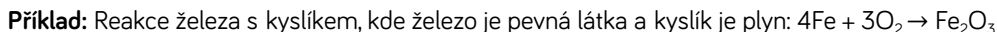


d) Podle fází reaktantů a produktů:

- **Homogenní reakce:** Všechny reaktanty i produkty jsou ve stejné fázi (např. všechny jsou plyny nebo kapaliny).

Příklad: Reakce mezi kyslíkem a dusíkem v plynném stavu.

- **Heterogenní reakce:** Reaktanty jsou v různých fázích (např. plyn reaguje s pevnou látkou).



e) Podle změn v koncentraci reaktantů a produktů:

- **Rovnovážné reakce:** Tyto reakce mohou probíhat oběma směry, a když se rychlost tvorby produktů vyrovná rychlosti zpětné reakce, ustaví se chemická rovnováha.
Příklad: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{NH}_3$ (Haberova syntéza amoniaku)
- **Ireverzibilní reakce:** Reakce probíhají pouze jedním směrem, dokud nejsou všechny reaktanty přeměněny na produkty.
Příklad: Spalování benzínu v motoru: $\text{C}_8\text{H}_{18} + 12.5\text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 9\text{H}_2\text{O}$

7. Literatura

1. Banýr, J., Beneš, P., Hally, J., Holada, K., Novotný, P., & Pospíšil, J. *Chemie pro střední školy*. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství, 2001. ISBN 80-85937-46-8.
2. Blažek, J., & Fabini, J. *Chemie pro studijní obory SOŠ a SOU nechemického zaměření*. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství, 1999. ISBN 80-72351-04-4.
3. Kostura, B. *CHEMIE I (Obecná chemie)*. Ostrava: VŠB – Technická univerzita, 2006. ISBN 80-24812-01-0.
4. Klikorka, Jiří, & Hanzlík, Josef. *Názvosloví anorganické chemie*. 2. vyd. Praha: Academia, 1980. Kapitola Názvy skupin a podskupin prvků, s. 29.
5. Vacík, J. *Přehled středoškolské chemie*. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství, 1996. ISBN 80-85937-08-5.
6. Cídlková, H., Mokrá, Z., & Valová, B. *Obecná chemie*. Brno: Masarykova univerzita, 2018.
7. Růžičková, K., & Kotlík, B. *Chemie v kostce*. Praha: FRAGMENT, 2013. ISBN 978-80-253-1962-8.
8. Bernet, C. *John Dalton (1766–1844)*. Biographisches-bibliographisches Kirchenlexikon, 2010, 31, 309–332.
9. McMahon, D. *Quantum Field Theory Demystified*. New York: McGraw-Hill Companies, 2008. ISBN 978-0071543828.
10. *Orbital Shapes* [online]. 2024 [cit. 2024-05-29]. Dostupné z: <https://energywavetheory.com/atoms/orbital-shapes/>.
11. *Výstavba elektronového obalu* [online]. 2024 [cit. 2024-05-29]. Dostupné z: <https://slideplayer.cz/slide/3671497/>.
12. *Periodická soustava prvků* [online]. 2024 [cit. 2024-06-05]. Dostupné z: <http://web.vscht.cz/~nadhernl/psp.html>.
13. *Khan Academy: Jednoduché a násobné kovalentní vazby* [online]. 2024 [cit. 2024-06-11]. Dostupné z: <https://cs.khanacademy.org/science/obecna-chemie/xefd2aace53b0e2de:molekuly-ionty-a-chemicke-vazby/xefd2aace53b0e2de:druhy-chemickych-vazeb/a/single-and-multiple-covalent-bonds>.
14. *Vozka, J. Koordinačně – kovalentní vazba* [online]. 2024 [cit. 2024-06-11]. Dostupné z: https://chemie.gjn.cz/okruhy/5_3_Koordinacne_kovalentni_vazba.html.

II. ANORGANICKÁ CHEMIE

Anorganická chemie je věda zabývající se studiem struktury a vlastností anorganických látek, včetně jejich přípravy a použití. Mezi anorganické látky řadíme všechny chemické prvky a anorganické sloučeniny s výjimkou většiny sloučenin uhlíku.

Tato kapitola se zabývá popisem fyzikálních a chemických vlastností jednotlivých prvků, včetně jejich reaktivity. Právě vlastnosti prvků souvisí s periodickou soustavou prvků (obrázek 1). Vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich protonového čísla. Z periodického zákona D. I. Mendělejev dospěl k širšímu zobecnění a formulaci, tudíž právě ke grafickému vyjádření periodické soustavy prvků. Periodicita vlastností prvků souvisí s elektronovou konfigurací prvků, obzvláště s elektronovou konfigurací valenční vrstvy. Prvky se stejnou elektronovou konfigurací jsou seřazeny pod sebe.

Periodická soustava prvků																	
1	2											13	14	15	16	17	18
I. A	II. A											III. A	IV. A	V. A	VI. A	VII. A	VIII. A
1 1.0079 1 H 1.007 Vodík	2 9.01 4 Be 9.01 Berylium											13 10.81 5 B 10.81 Bor	14 12.01 6 C 12.01 Uhlík	15 14.01 7 N 14.01 Dusík	16 16.00 8 O 16.00 Kyslík	17 19.00 9 F 19.00 Fluor	18 4.00 10 He 4.00 Helium
2 6.94 3 Li 6.94 Litium	2 9.01 4 Be 9.01 Berylium	3 22.99 11 Na 22.99 Sodík	4 44.96 12 Mg 44.96 Hořčík	5 50.94 13 Al 50.94 Hliník	6 52.00 14 Si 52.00 Křemík	7 54.94 15 P 54.94 Fosfor	8 55.85 16 S 55.85 Síra	9 58.93 17 Cl 58.93 Chlór	10 58.93 18 Ar 58.93 Argon	11 63.55 19 K 63.55 Kalium	12 65.38 20 Ca 65.38 Vápník	13 69.72 31 Ga 69.72 Gallium	14 72.61 32 Ge 72.61 Germanium	15 74.92 33 As 74.92 Arzen	16 78.96 34 Se 78.96 Selen	17 79.90 35 Br 79.90 Brom	18 83.80 36 Kr 83.80 Krypton
3 39.10 19 K 39.10 Draslík	4 40.08 20 Ca 40.08 Vápník	5 85.47 37 Rb 85.47 Rubidium	6 87.62 38 Sr 87.62 Stroncium	7 88.91 39 Y 88.91 Ittrium	8 91.22 40 Zr 91.22 Zirkon	9 92.91 41 Nb 92.91 Niob	10 95.94 42 Mo 95.94 Molybden	11 98 43 Tc 98 Technecium	12 101.07 44 Ru 101.07 Ruthenium	13 102.91 45 Rh 102.91 Rhodium	14 106.42 46 Pd 106.42 Palladium	15 107.87 47 Ag 107.87 Stříbro	16 112.41 48 Cd 112.41 Kadmium	17 114.82 49 In 114.82 Indium	18 118.71 50 Sn 118.71 Cín	19 121.75 51 Sb 121.75 Antimon	20 127.60 52 Te 127.60 Tellur
4 39.10 19 K 39.10 Draslík	4 40.08 20 Ca 40.08 Vápník	5 85.47 37 Rb 85.47 Rubidium	6 87.62 38 Sr 87.62 Stroncium	7 88.91 39 Y 88.91 Ittrium	8 91.22 40 Zr 91.22 Zirkon	9 92.91 41 Nb 92.91 Niob	10 95.94 42 Mo 95.94 Molybden	11 98 43 Tc 98 Technecium	12 101.07 44 Ru 101.07 Ruthenium	13 102.91 45 Rh 102.91 Rhodium	14 106.42 46 Pd 106.42 Palladium	15 107.87 47 Ag 107.87 Stříbro	16 112.41 48 Cd 112.41 Kadmium	17 114.82 49 In 114.82 Indium	18 118.71 50 Sn 118.71 Cín	19 121.75 51 Sb 121.75 Antimon	20 127.60 52 Te 127.60 Tellur
5 132.91 55 Cs 132.91 Cesium	6 137.33 56 Ba 137.33 Barium	7 223 87 Fr 223 Francium	8 226 88 Ra 226 Radium	9 227 89 Ac 227 Aktinoidy	10 227 90 Th 227 Thorium	11 231 91 Pa 231 Protaktinium	12 238 92 U 238 Uran	13 238 93 Np 238 Neptunium	14 244 94 Pu 244 Plutonium	15 244 95 Am 244 Americium	16 244 96 Cm 244 Kuriem	17 244 97 Bk 244 Berkelium	18 244 98 Cf 244 Kalifornium	19 244 99 Es 244 Einstejnium	20 244 100 Fm 244 Fermium	21 244 101 Md 244 Mendelevium	22 244 102 No 244 Nobelium
6 138.91 57 La 138.91 Lanthanoidy	6 140.12 58 Ce 140.12 Cer	6 140.91 59 Pr 140.91 Praseodym	6 144.24 60 Nd 144.24 Neodym	6 145 61 Pm 145 Prometium	6 150.36 62 Sm 150.36 Samarium	6 151.96 63 Eu 151.96 Europium	6 157.25 64 Gd 157.25 Gadolinium	6 158.93 65 Tb 158.93 Terbium	6 162.50 66 Dy 162.50 Dysprosium	6 164.93 67 Ho 164.93 Holmium	6 167.26 68 Er 167.26 Erbium	6 168.93 69 Tm 168.93 Thulium	6 173.04 70 Yb 173.04 Ytterbium	6 174.04 71 Lu 174.04 Lutetium	6 227 89 Ac 227 Aktinoidy	6 227 90 Th 227 Thorium	6 227 91 Pa 227 Protaktinium
7 227 89 Ac 227 Aktinoidy	7 232 90 Th 232 Thorium	7 231 91 Pa 231 Protaktinium	7 238 92 U 238 Uran	7 238 93 Np 238 Neptunium	7 244 94 Pu 244 Plutonium	7 244 95 Am 244 Americium	7 244 96 Cm 244 Kuriem	7 244 97 Bk 244 Berkelium	7 244 98 Cf 244 Kalifornium	7 244 99 Es 244 Einstejnium	7 244 100 Fm 244 Fermium	7 244 101 Md 244 Mendelevium	7 244 102 No 244 Nobelium	7 244 103 Lr 244 Lawrencium	7 244 104 Rf 244 Rutherfordium	7 244 105 Db 244 Dubnium	7 244 106 Sg 244 Seaborgium

Obr. 1 Periodická soustava prvků
(VŠCHT, 2024)

1. Periodická soustava prvků

Periodická tabulka je rozdělena na části, kde se zaplňují orbitály s, p, d, f. Prvky jsou seřazeny do sedmi vodorovných řad – **period** a 18 svislých sloupců – **skupin**. Skupiny označujeme římskými číslicemi I–VIII plus přidanými písmeny A (hlavní skupiny) a B (vedlejší skupin), můžete se však setkat i s arabskými číslicemi 1–18. Obecně skupiny A i B mají analogické chemické vlastnosti. Každá perioda začíná zaplňováním orbitalu ns a končí úplným obsazením orbitalu np kromě 1. periody.

Nekovy společně s kovy a polokovy tvoří tři hlavní skupiny chemických prvků. Rozdělení je prováděno s ohledem na vazebné a ionizační vlastnosti prvků.

2. Nekovy

Nekovy mají vysokou elektronegativitu, takže jejich valenční elektrony jsou pevně vázány k atomu. Nekovy jsou prvky v blízkosti horní pravé strany periodické tabulky s výjimkou vodíku jsou umístěny v p-bloku. Na rozdíl od kovů jsou nekovy izolanty nebo polovodiče. Tyto prvky často tvoří iontové vazby s elektropozitivními prvky nebo kovalentní vazby s ostatními prvky.

Mezi základní charakteristické vlastnosti nekovů patří: špatné vodiče tepla a elektřiny; ve srovnání s kovy tvoří kyselé oxidy; v pevném stavu jsou křehké, lesklé, tvárné; obvykle mají nižší hustotu než kovy; mají výrazně nižší bod tání a varu než kovy (s výjimkou uhlíku); mají vysokou elektronegativitu; tvoří většinu hmoty Země, a to zejména vnější vrstvy, a organismy jsou složeny převážně z nich.

2.1. VODÍK

Vodík je první člen periodické tabulky prvků s nejmenší relativní atomovou hmotností. Má tři formy izotopů:

${}^1_1\text{H}$, – lehký vodík tzv. protium; ${}^2_1\text{H}$ – těžký vodík, tzv. deuterium a ${}^3_1\text{H}$ – tritium, které je radioaktivní.

Výskyt

Vodík se vyskytuje jako volný ve formě dvouatomových molekul H_2 , případně jako vázaný, který je součástí všech organických sloučenin (biogenní prvek), nebo v anorganických sloučeninách jako je voda, kyseliny, hydroxidy.

Vlastnosti a reakce

Vodík je bezbarvý plyn bez chuti a zápachu, který je lehčí než vzduch. Vodík je hořlavý a jeho směs s kyslíkem, případně vzduchem je výbušná. Vodík má redukční vlastnosti a reaguje kromě vzácných plynů se všemi prvky, jeho dvouatomové molekuly jsou stabilní a reagují za zvýšené teploty nebo v přítomnosti katalyzátoru, při spojení polární vazbou s atomy s vysokou elektronegativitou může vytvářet vodíkové vazby.

Použití

Vodík se používá při řezání a sváření autogenem, při redukci kovů v metalurgii, k výrobě kyseliny chlorovodíkové, k hydrogenaci nenasycených uhlovodíků, k výrobě organických sloučenin nebo jako palivo pro spalovací motory.

2.2. UHLÍK, DUSÍK, FOSFOR, KYSLÍK, SÍRA A SELEN

Další prvky patřící mezi nekovy budou zmíněny v dalších kapitolách, kde jsou popsány jejich vlastnosti s ohledem na zařazení do příslušných skupin periodické soustavy prvků, tzn. O, S, Se v kapitole 1.5. Chalkogeny; N, P v kapitole 1.6. Prvky p3 (V. skupiny); C v kapitole 1.7. Prvky p2 (IV. skupiny).

3. Vzácné plyny

Vzácné plyny jsou prvky VIII.A skupiny periodické soustavy prvků neboli p6 prvky, mají plně obsazené valenční orbitály 8 elektrony – splňují **oktetové pravidlo**, takže jsou v atomárním stavu stabilní a nereaktivní. Mezi vzácné plyny patří helium, neon, argon, krypton, xenon, radon a oganesson.

Výskyt

Vzácné plyny jsou v nepatrném množství obsaženy jako součást atmosféry nebo se jedná o produkty radioaktivních rozpadů nerostů, zejména tedy u helia.

Vlastnosti a reakce

Jak už název napovídá, jedná se o látky plynné za běžných podmínek, které jsou složeny z jednotlivých atomů, tudíž nevytváří molekuly. Vzácné kovy jsou stabilní, nereaktivní a mají vysokou ionizační energii.

Výroba

Vzácné plyny můžeme vyrobit jako vedlejší produkt při frakční destilaci kapalného vzduchu. Helium lze získat i ze zemního plynu.

Použití

Vzácné plyny nachází využití jako náplně do výbojek a žárovek. Helium má nízkou hustotu, proto se používá jako výplň balonů. Helium společně s argonem vytváří ochranný plyn pro svařování některých kovů. Radioaktivní radon se využívá k léčbě rakoviny.

4. Halogeny

Prvky VII. A skupiny neboli p5 prvky tvoří dvouatomové molekuly ve všech skupenstvích. Halogeny jsou fluor, chlor, brom, jod, astat a tennessin.

Výskyt

Pro svou značnou reaktivitu jsou známy pouze ve sloučeninách. Fluor je součástí minerálů (kazivec, kryolit, ...) a také složkou kostí a zubů (biogenní prvek). Chlor je součástí minerálů (halit, sylvin, karnalit, ...) a je obsažen v krevní plazmě a žaludečních šťávách (biogenní prvek). Brom v malém množství doprovází sloučeniny chloru, je obsažen v mořské vodě, chalužích či slaných jezerech. Jód je obsažen v mořské vodě a tvoří část hormonu štítné žlázy (biogenní prvek).

Vlastnosti a reakce

Fluor je zelenožlutý plyn, chlor žlutozelený plyn, brom červenohnědá kapalina a jod fialovo-černá pevná látka. Mají dobrou rozpustnost v nepolárních rozpouštědlech, s výjimkou jódu jsou halogeny rozpustné ve vodě. Halogeny se vyznačují vysokou reaktivitou a oxidačními účinky.

Sloučeniny

Mezi typické sloučeniny patří halogenvodíky, což jsou dvouprvkové sloučeniny halogenů s vodíkem a obecným vzorcem HX . Halogenvodíky jsou bezbarvé, ostře páchnoucí a snadno zkapařitelné plyny, které vznikají např. přímou syntézou z prvků nebo reakcí silných netěkavých kyselin s některými halogenidy kovů za tepla. Halogenvodíky jsou dobře rozpustné a jejich roztoky se označují jako halogenvodíkové kyseliny. Typickými zástupci halogenvodíkových kyselin je kyselina fluorovodíková, jedná se o středně silnou kyselinu, která leptá sklo. Základní chemikálie v chemickém průmyslu je pak kyselina chlorovodíková, která je koncentrovaná cca 38%, jedná se o silnou kyselinu, která je i důležitou složkou žaludečních šťáv. Dalšími sloučeninami jsou halogenidy neboli soli halogenvodíkových kyselin, jedná se o sloučeniny halogenů s elektropozitivnějším prvkem. Halogenidy se dají rozdělit na iontové, sloučeniny s prvky s nízkou elektronegativitou ($NaCl$, KBr , ...); polymerní halogenidy jsou sloučeniny halogenů a kovů ze střední části periodické soustavy ($CoCl_2$, ...); molekulové halogenidy jsou sloučeniny s nekovy nebo polokovy (PCl_5 , ...). Oxidy halogenů jsou velmi reaktivní a nestálé, nejstálější je krystalický oxid jodičný. Kyselina chlorná, velmi slabá, nestálá kyselina, která je silné oxidační činidlo. Její soli chlornany jsou rovněž silnými oxidovateli. Směsi chloridu s chlornanem se používají jako bělicí prostředek (s chlornanem sodným se jedná o bělicí louh, s vápenatým o chlorové vápno). Kyselina chlorečná je silná, nestálá kyselina, rovněž také silné oxidační činidlo. Její soli chlorečnany mají oxidační účinky, ale slabší než chlornany. Využití nachází při výrobě výbušnin a zápalek. Kyselina chloristá je velmi silná kyselina, avšak nepříliš silné oxidační činidlo. Její soli chloristany nachází použití v pyrotechnice. Kyselina jodičná je nejstálější z kyselin jódu, za normálních podmínek je v pevném stavu. A její soli se nazývají jodičnany.

Příprava a výroba

Laboratorně se připravují oxidací halogenidů nebo halogenvodíků. Průmyslová výroba probíhá elektrolýzou roztoků solí, kdy se halogeny vylučují na anodě.

Použití

Fluor k výrobě plastů (teflon), freonů. Chlor se využívá k výrobě plastů (PVC), kyseliny chlorovodíkové nebo jako bělicí a dezinfekční prostředek. Brom k výrobě léčiv a barev, dříve se využíval jako součást fotografického materiálu. S jodem se setkáme při výrobě léčiv a barev.

5. Chalkogeny

Prvky nacházející se v VI. A skupině (p4 prvky). Mezi chalkogeny patří kyslík, síra, selen, tellur, polonium a livermorium. Kyslík se za normálních podmínek výrazně liší od ostatních chalkogenů, které jsou si svými vlastnostmi podobné. S rostoucím protonovým číslem roste kovový charakter chalkogenů, kyslík, síra a selen jsou nekovy, tellur polokov, polonium a livermorium kovy.

Výskyt

Kyslík je nejrozšířenější prvek na Zemi; atmosféra, hydrosféra, v zemské kůře ve formě minerálů případně hornin. Kyslík je potřebný pro dýchání (biogenní prvek). Kyslík se vyskytuje jako volný O_2 nebo ve formě ozónu O_3 , ale i vázaný nejčastěji jako O^{II} (CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , živce, ...).

Síra se vyskytuje buď jako elementární, nebo vázaná v podobě síranů a sulfidů (sádrovec, baryt, sfalerit, galenit, rumělka, pyrit, ...) nebo vázaná v bílkovinách (biogenní prvek).

Selen a tellur v nepatrných množstvích provázejí síru v jejích sloučeninách.

Polonium se vyskytuje v uranových rudách.

Vlastnosti a reakce

Kyslík je vysoce reaktivní plyn bez chuti, barvy a zápachu. Kyslík téměř se všemi prvky vytváří sloučeniny k vzhledem jeho nestabilní konfiguraci. Síra je žlutá, pevná látka nerozpustná ve vodě, ale rozpustná v nepolárních rozpouštědlech, jedná se o špatný vodič tepla i elektřiny. Selen a tellur jsou pevné krystalické jedovaté látky.

Reakce síry, selenu a telluru jsou velmi podobné, stabilita sloučenin selenu a telluru je však menší, s většinou kovů reagují po zahřátí na sulfidy, selenidy, telluridy.

Sloučeniny

Typickými sloučeninami kyslíku jsou oxidy a peroxidy, avšak lze sem zařadit i ozón.

Ozón je alotropická modifikace kyslíku, která je velmi reaktivní. Vzniká všude tam, kde se vytváří atomový kyslík (tichý výboj, UV záření, ...). Typickými vlastnostmi ozónu je jeho baktericidita, používaná k ozonizaci pitné vody. Ve vyšších koncentracích zdraví škodlivý. Pohlcuje UV záření (ozonosféra). Má silné oxidační účinky a váže se na alkeny tzv. ozonolýzou.

Oxidy jsou podvojně sloučeniny kyslíku, v nichž je kyslík v oxidačním čísle O^{II} . Podle charakteru vazeb lze oxidy rozdělit na iontové (netěkavé, vysoké teploty tání, rozpustné ve vodě (Na_2O , CaO , ...)) a kovalentní (kovalentní vazba, skládají se z molekul – těkavé, plynné nebo kapalné (CO , P_4O_{10} , ...), případně mají polymerní strukturu (SiO_2 , Al_2O_3 , ...)) – málo těkavé, vynikají tvrdostí. Oxidy se dají rozdělit i podle chemických reakcí s vodou, kyselinami, hydroxidy. Kyselinotvorné – molekulové oxidy (CO_2) a oxidy kovů s oxidačním číslem vyšším než V (Mn_2O_7). Zásadotvorné – iontové oxidy a oxidy kovů s oxidačním číslem menším než IV (CaO). Amfoterní oxidy (ZnO , Al_2O_3). Netečné (CO , N_2O) nereagují s vodou ani s kyselinami a zásadami.

Peroxid vodíku nachází své využití převážně jako bělicí, dezinfekční prostředek, případně v lékařství.

Typické sloučeniny síry jsou sulfan, sulfidy a oxidy, případně kyseliny nebo jejich soli.

Sulfan H_2S je bezbarvý, nepříjemně páchnoucí a prudce jedovatý plyn, který má redukční vlastnosti. Rozpouštěním sulfanu ve vodě vzniká kyselina sirovočíková, která tvoří soli – sulfidy a hydrogensulfidy.

Sulfidy alkalických kovů a kovů alkalických zemin jsou iontové a rozpustné ve vodě. Sulfidy ostatních kovů jsou ve vodě nerozpustné. Jsou často charakteristicky zbarvené, proto se používají jako pigmenty. Mohou se připravit reakcí sulfanu a roztoku příslušné soli. Pražením, zahříváním sulfidů na vzduchu vzniká oxid kovu a oxid siřičitý.

Oxid siřičitý SO_2 je bezbarvý, štiplavý, snadno zkapaletelný, jedovatý plyn dráždící dýchací sliznici. Je nežádoucí látkou ovzduší, podílí se na vzniku kyselých dešťů. Vzniká spalováním síry a používá se k výrobě kyseliny sírové, k odbarvování, konzervování, při výrobě celulózy a jeho rozpouštěním vzniká slabá kyselina siřičitá H_2SO_3 .

Oxid sirový SO_3 je pevná látka s polymerní strukturou, obsahující cyklické molekuly. Plyný je monomerní, obsahuje jednoduché molekuly. Oxid je silně hygroskopický (pohlcuje vodu). Průmyslově se vyrábí katalytickou oxidací oxidu siřičitého a ochotně reaguje s vodou za vzniku kyseliny sirové H_2SO_4 .

Kyselina siřičitá H_2SO_3 je slabá kyselina, která tvoří dvě řady solí, siřičitany a hydrogensiřičitany. Alkalické siřičitany a hydrogensiřičitany jsou dobře rozpustné ve vodě, ostatní málo. Siřičitany se v roztocích snadno oxidují na sírany.

Kyselina sírová H_2SO_4 je silná kyselina. Jedná se o viskózní kapalinu, ochotně se mísí s vodou za uvolňování tepla. Koncentrovaná reaguje se všemi kovy kromě olova, zlata a platiny. Zředěná se chová jako silná kyselina, reaguje s méně ušlechtilými kovy. Je jednou ze základních surovin chemického průmyslu, používá se při výrobě hnojiv, anorganických sloučenin, barviv, léčiv, výbušnin, plastů, v papírenském průmyslu, případně jako elektrolyt. Tvoří dvě řady solí, sírany a hydrogensírany. Většina síranů (kromě barnatého a olovnatého) a všechny hydrogensírany jsou dobře rozpustné ve vodě. Podvojný sírany nazýváme kamence a získáme je společnou krystalizací jednoduchých síranů z vodného roztoku.

Výroba

Kyslík se laboratorně vyrábí tepelným rozkladem kyslíkatých sloučenin, průmyslově destilací zkapalněného vzduchu, případně elektrolýzou vody. Síra se těží, získává se pražením sulfidů nebo z technických plynů, ve kterých se nachází v podobě sirovodíku. Selen s tellurem se získávají z odpadů při výrobě síry.

Použití

Kyslík se používá v hutnictví, svařování, lékařství – dýchací přístroje, kapalný kyslík jako raketové palivo, nebo při výrobě chemikálií. Síra k výrobě kyseliny sirové, sirouhlíku, zápalek, střelného prachu, pesticidů a pro vulkanizaci kaučuku. Selen je polovodič, který se převážně používá k výrobě fotočlánků a tellur slouží k výrobě slitin.

6. Prvky p³ (V. skupina)

Dusík, fosfor, arsen, antimon, bismut a moskovium jsou prvky V.A skupiny periodické soustavy prvků neboli p³ prvky, mající 5 valenčních elektronů. Dusík za normálních podmínek je plyn; fosfor, arsen, antimon, bismut a moskovium jsou pevné látky. S rostoucím protonovým číslem roste kovový charakter prvků, fosfor a dusík jsou nekovy, arsen a antimon polokovy, bismut a moskovium jsou kovy.

Výskyt

Volný dusík se vyskytuje v atmosféře ve formě dvouatomových molekul N_2 , vzduch je hlavním zdrojem dusíku a vázaný se vyskytuje v anorganických sloučeninách, např. v minerálech (chilský ledek, draselný ledek, ...), dále v amonných solích a dusitanech. Vázaný dusík je obsažen i v organických sloučeninách, v bílkovinách, DNA, RNA (biogenní prvek).

Fosfor se v přírodě nachází pouze ve formě svých sloučenin. Anorganické sloučeniny fosforu jsou minerály (apatit), fosforečnan vápenatý je složkou kostí a zubů živočichů; organické sloučeniny: nukleové kyseliny, fosfolipidy a koenzymy (biogenní prvek).

Vlastnosti a reakce

Dusík je bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, málo rozpustný ve vodě, ve všech skupenstvích se vyskytuje ve formě dvouatomových molekul N_2 a za běžných podmínek se neslučuje ani s velmi reaktivními plyny. Fosfor se fyzikálními vlastnostmi podobá kovům; je znám ve třech hlavních modifikacích jako bílý, červený a černý.

Sloučeniny

Mezi nejznámější sloučeniny dusíku patří amoniak, amonné soli, oxidy, kyseliny, jejich soli a dusíkatá hnojiva.

Amoniak NH_3 je za běžných podmínek bezbarvý plyn, štiplavého zápachu, svíravé chuti, který je mimořádně dobře rozpustný ve vodě. V přírodě se tvoří rozkladem organických sloučenin obsahujících dusík, laboratorně se připravuje rozkladem amonných solí silnými zásadami a průmyslově se vyrábí tzv. Haber-Boschovou syntézou, tedy

vysokotlakou katalyzovanou syntézou prvků. Používá se při výrobě průmyslových hnojiv obsahující amonné soli nebo dusičnany, při výrobě kyseliny dusičné, sody, kapalný jako chladicí médium. Reaguje s kyselinami za vzniku amonných solí.

Amonné soli jsou většinou bezbarvé (bílé), krystalické, ve vodě rozpustné. Nejznámější je chlorid amonný, salmiak, který se používá při pájení kovů a v lékařství. Dusičnan amonný se používá jako průmyslové hnojivo.

Oxidy dusíku jsou složkou výfukových plynů a průmyslových exhalací, které jsou jedovaté, zároveň také jde o meziprodukty výroby kyseliny dusičné, které vznikají při redoxních reakcích dusíkatých sloučenin. Oxid dusný, rajský plyn je bezbarvý, nasládlé chuti, málo rozpustný ve vodě. Jeho směs s vodíkem při styku s plamenem vybuchuje. Dříve se používal v anesteziologii k narkózám. Oxid dusnatý NO je bezbarvý plyn, který lze připravit přímou syntézou za vysokých teplot. Oxid dusičitý NO₂ je červenohnědý, jedovatý plyn, který se používá jako okysličovadlo v raketové technice.

Kyselina dusitá HNO₂ je středně silná kyselina, nestálá, snadno podléhá oxidaci a redukci. Její vodný roztok se získá reakcí dusitanů s neoxidujícími kyselinami. Používá se při výrobě barviv. Její soli dusitany jsou dobře rozpustné ve vodě.

Kyselina dusičná HNO₃ je silná kyselina, která se světlem rozkládá. S vodou je neomezeně mísitelná. Jedná se o silné oxidovadlo, oxiduje skoro všechny kovy, pouze zlato a některé platinové kovy (Pt, Rh, Ir, Nb, Ta) reagují jen s lučavkou královskou, což je směs HNO₃ a HCl v poměru 1:3. Železo, chrom a hliník se v koncentrované kyselině dusičné pasivují, tzn. pokrývají se vrstvou oxidů, které brání další reakci a reagují proto pouze se zředěnou kyselinou. Bílkoviny jejím působením žloutnou. Kyselina dusičná se připravuje rozkladem dusičnanu sodného s kyselinou sírovou. Slouží k výrobě organických barviv, léčiv, celulózních laků, výbušnin, a dusičnanů. Průmyslově se vyrábí nepřímou katalytickou oxidací amoniaku. Její soli dusičnany jsou rozpustné ve vodě, při vyšších teplotách mají oxidační vlastnosti, termicky se rozkládají na dusitany až oxidy. Dusičnany lze získat reakcí kyseliny dusičné s kovy, oxidy kovů nebo uhličitany.

Mezi nejvíce používaná hnojiva na bázi dusíku patří dusičnan amonný NH₄NO₃, dusíkaté vápno (kyanamid vápenatý) CaCN₂, síran amonný (NH₄)₂SO₄ a organická močovina NH₂CONH₂.

Sloučeniny fosforu jsou obdobné jako u dusíku, nejběžnější jsou fosfan, oxidy, kyseliny, jejich soli a hnojiva.

Fosfan je obdobou amoniaku, ale vazba P-H je slabší než N-H. Za běžných podmínek je to bezbarvý, prudce jedovatý plyn nepříjemného česnekového zápachu. Čistý fosfan je na vzduchu samozápalný.

Oxid fosforitý P₄O₆ je bílá, jedovatá, vosku podobná, krystalická, snadno tající látka, která vzniká spalováním fosforu za omezeného přístupu vzduchu. Oxid fosforitý je kyselý, s vodou poskytuje roztok kyseliny fosforitě.

Oxid fosforečný P₄O₁₀ je bílá, sněhu podobná sloučenina, která při teplotě 358,9 °C sublimuje. Vzniká spalováním fosforu v nadbytku vzduchu a ochlazením par ve velkých komorách. Má mimořádnou dehydratační schopnost, proto se často používá k vysoušení látek. Po osvětlení zeleně luminiskuje.

Kyselina fosforitá H₃PO₃ je bezbarvá krystalická látka, ve vodě dobře rozpustná s hygroskopickými účinky.

Kyselina trihydrogenfosforečná H₃PO₄ je středně silná kyselina, jedná se o krystalickou čirou látku. Vyrábí se rozkladem fosforečnanů kyselinou sírovou. Používá se ve farmacii jako přísada do roztoků peroxidu vodíku, při výrobě průmyslových hnojiv, léčiv, pracích prostředků, k povrchové úpravě kovů. S kovy tvoří tři řady solí: dihydrogenfosforečnany, hydrogenfosforečnany a fosforečnany. Dihydrogenfosforečnany jsou ve vodě rozpustné, hydrogenfosforečnany a fosforečnany jsou rozpustné ve vodě jako soli alkalických kovů. Podstatou jejich výroby je přeměna nerozpustných fosforečnanů na rozpustné dihydrogenfosforečnany účinkem silných kyselin, výchozí surovina je apatit nebo fosforit. Nejběžnější je tzv. superfosfát (směs dihydrogenfosforečnanu vápenatého a síranu vápenatého), který nachází uplatnění jako hnojivo, dále se používá např. dihydrogenfosforečnan draselný KH₂PO₄.

Výroba

Laboratorní příprava dusíku probíhá termickým rozkladem dusitanu amonného a výroba pak frakční destilací vzduchu. Bílý fosfor se vyrábí z apatitu redukcí koksem, červený fosfor se vyrábí přeměnou bílého fosforu, ale laboratorně se fosfor obvykle nepřipravuje.

Použití

Dusík a fosfor se používají při výrobě sloučenin: amoniaku či fosfanu, kyseliny dusičné a fosforečné, dusíkatých hnojiv, fosfátů, ... Elementární dusík se pro svou malou reaktivitu uplatňuje jako ochranný plyn tvořící inertní atmosféru. Fosfor se přidává do slitin, červený slouží k výrobě zápalek a pyrotechnických výrobků, zatímco bílý se pro svou jedovatost používá k hubení hlodavců a je součástí zápalných bomb.

7. Prvky p² (IV. skupina)

Uhlík, křemík, germanium, cín, olovo a flerovium jsou prvky IV. A skupiny periodické soustavy prvků neboli p² prvky. Všechny jsou pevné látky, C je nekov, Si a Ge jsou polokovy, Sn, Pb a Fl kovy. Mají rozdílnou strukturu, s čímž souvisí i zcela odlišné vlastnosti, např.: tvrdost a křehkost uhlíku, křemíku a germania, tažnost cínu nebo kovové vlastnosti olova.

Výskyt

Uhlík se vyskytuje volný ve dvou modifikacích, a to jako nejtvrdší nerost v přírodě – diamant, nebo jako grafit, který má vrstevnatou strukturu, tudíž je obsažen v anorganických nerostech (uhličitany, kalcit, magnezit), horninách (dolomit, vápenec), v atmosféře a minerální vodě ve formě oxidu uhličitého, zároveň se vyskytuje ve všech organických sloučeninách (biogenní prvek). Křemík je po kyslíku druhým nejrozšířenějším prvkem na Zemi obsahuje ho třetina všech známých nerostů ve formě křemene či křemičitanů (granáty, turmalín, ...), případně hlinitokřemičitanů (slídy, živce).

Vlastnosti a reakce

Uhlík má schopnost řetězit se a tím tvořit násobné vazby, je poměrně málo reaktivní, s jinými prvky reaguje až při vyšších teplotách, z důvodu nízké elektronegativity netvoří vodíkové můstky, k reakcím se používají technické formy uhlíku, např. koks nebo uhlí.

Křemík je tmavošedá, kovově lesklá, tvrdá, křehká krystalická látka, svou strukturou se podobá diamantu, vazby jsou však méně pevné, a proto je křehčí, i přes stejný počet valenčních elektronů se od uhlíku výrazně liší způsobem vazby, a tedy i strukturou svých sloučenin, ve většině sloučenin jako čtyřvazný, kvůli nízké elektronegativitě mají jeho vazby kovalentní charakter, netvoří vodíkové můstky, není příliš reaktivní, s ostatními prvky se slučuje až za vysokých teplot.

Sloučeniny

Mezi sloučeniny uhlíku patří sirouhlík, kyanovodík, karbidy, oxidy, kyseliny a jejich soli.

Sirouhlík CS₂ je bezbarvá jedovatá, nerozpustná ve vodě, jedná se o nepolární rozpouštědlo. Vzniká z prvků za zvýšené teploty.

Kyanovodík HCN je bezbarvá kapalina, rozpustná ve vodě. Kyanovodík je prudce jedovatý, způsobuje ochrnutí dýchacího centra. Jeho roztok, kyselina kyanovodíková, se chová jako velmi slabá kyselina. Od kyseliny kyanovodíkové jsou odvozené soli – kyanidy, ty jsou prudce jedovaté a neznámější je kyanid draselný KCN (cyankáli).

Karbidy jsou sloučeniny uhlíku s elektropozitivnějšími prvky. Jsou tvrdé, pevné a mají vysokou teplotu tání. Karbidy se rozlišují na iontové, ty s alkalickými kovy a kovy alkalických zemin s vodou tvoří acetylen. Druhou skupinou jsou karbidy kovalentní jako např. SiC (karborundum), ty jsou často využívány jako brusné materiály.

Oxid uhelnatý, CO, je bezbarvý plyn bez zápachu, který je ve vodě málo rozpustný. Vzniká hořením uhlíku za nedostatku kyslíku. Je velmi reaktivní, využívá se jako silné redukční činidlo. Připravuje se rozkladem kyseliny mravenčí. Oxid uhelnatý je jedovatý, má schopnost vázat se na krevní barvivo (hemoglobin), a zabraňuje tak přenosu kyslíku, což může vést k zadušení. Je součástí průmyslově významných plynů – vodního plynu (H₂, CO) a generátorového plynu (N₂, CO).

Oxid uhličitý, CO₂, je bezbarvý, lehce zkapalnitelný plyn bez chuti a zápachu. Vzniká při dokonalém spalování uhlíku za dostatečného přístupu vzduchu při dýchání, tlení, hnití, kvašení... Přepравuje se v ocelových lahvích. Využívá se jako slabé oxidační činidlo. Jeho ochlazením vzniká pevný oxid uhličitý známý jako suchý led, připravuje se reakcí uhličitánů se silnými kyselinami nebo jejich tepelným rozkladem. Používá se při výrobě nápojů, cukru, sody, kapalný jako náplň do sněhových hasicích přístrojů. Jeho rozpouštěním vzniká slabá kyselina uhličitá.

Kyselina uhličitá H_2CO_3 je dvojsytná, slabá, velmi nestálá kyselina, která existuje jen ve vodném roztoku. Připravuje se zaváděním oxidu uhličitého do vody. Vytváří dvě řady solí – uhličitany, ty jsou ve vodě nerozpustné, kromě uhličitánů alkalických kovů a uhličitanu amonného jsou významné K_2CO_3 (potaš) a Na_2CO_3 (soda) používané při výrobě pracích prostředků a skla. Druhou řadou jsou hydrogenuhličitany, jsou ve vodě rozpustné, nejvýznamnější je jedlá sůl NaHCO_3 používaná v potravinářství a v lékařství jako žvýací soda při zvýšené kyselosti žaludečních šťáv. Významným derivátem kyseliny uhličitě je i fosgen COCl_2 , jedná se o jedovatý, dusivý, bezbarvý plyn bez zápachu, který vzniká při hašení tetrachlorovými hasicími přístroji.

Sloučeniny křemíku jsou silicidy, silany, halogenidy, oxidy, křemičitany a silikony.

Silicidy jsou sloučeniny křemíku s kovy, např. Li_3Si , CaSi_2 , BaSi_3 , které se vodou ani zředěnými kyselinami většinou nerozkládají.

Silany jsou sloučeniny křemíku s vodíkem, tvoří se stejně jako alkany řadu obecného vzorce $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$. Monosilan a disilan jsou plyny, vyšší silany jsou kapaliny, které jsou samozápalné a velmi reaktivní, s vodou reagují za vývoje vodíku.

Halogenidy křemičité jsou těkavé. Nejvýznamnější je fluorid křemičitý SiF_4 , vzniká jako produkt při zpracování fluoroapatitů. Fluorid křemičitý s vodou poskytuje kyselinu hexafluorokřemičitou, která existuje jen v roztoku, její soli jsou hexafluorokřemičitany.

Oxid křemičitý SiO_2 je pevná, tvrdá, chemicky odolná a obtížně tavitelná látka s prostorovou strukturou. Základní strukturu tvoří tetraedr SiO_4 , v jehož vrcholech jsou 4 atomy kyslíku spojené pevnými vazbami s atomem křemíku uprostřed, jednotlivé tetraedry jsou navzájem spojeny společným atomem kyslíku. Je odolný vůči vodě i všem kyselinám kromě HF . V přírodě se oxid křemičitý nejčastěji nachází jako drobně krystalický znečištěný křemen – písek. Používá se ve stavebnictví, při výrobě skla a porcelánu, zbarvené odrůdy křemene se využívají při výrobě šperků, např. záhněda, ametyst, citrín, růžnín nebo čirý bezbarvý křemen nazývaný se křišťál. Sklo je homogenní amorfni látka vznikající ochlazením taveniny, běžné sklo vzniká tavením sklářského písku, uhličitánů alkalických kovů, vápence a dalších přísad.

Křemičitany vznikají tavením oxidu křemičitého s hydroxidy a uhličitany alkalických kovů. Jejich základní stavební jednotkou jsou tetraedry SiO_4 spojené do větších celků přes atomy kyslíku, u hlinitokřemičitanů je část atomů křemíku nahrazena hliníkem. Podle způsobu spojení jednotlivých tetraedrů rozlišujeme křemičitany s ostrůvkovou, řetězovou, vrstevnatou a prostorovou strukturou. Křemičitany a hlinitokřemičitany jsou v přírodě rozšířeny jako nerosty nebo časté součásti hornin, k nejdůležitějším patří např. živce, kaolinit, azbest nebo slídy. Používají se především pro výrobu keramiky a cementu.

Silikony jsou syntetické organokřemičité polymerní sloučeniny obsahující v molekulách pravidelně se opakující jednotku, kde R je uhlovodíkový zbytek. Jsou mimořádně tepelně odolné a hydrofobní (odpuzující vodu). Používají se např. jako mazací oleje, nátěrové hmoty, izolační materiál.

Výroba

Uhlík se vyrábí rozkladem organických sloučenin bez přístupu vzduchu, nebo se uměle vyrábějí modifikace uhlíku – grafit a diamant. Křemík se získává redukcí oxidu křemičitého karbidem vápenatým nebo uhlíkem v elektrických pecích.

Použití

Uhlík se vyskytuje v anorganických sloučeninách v několika formách. Jako grafit, který se používá k výrobě elektrod, tužek, tavicích kelímků, moderátorů pro jaderné elektrárny, mazadel do ložisek. Diamant slouží k obrábění tvrdých materiálů, do vrtných hlavic a ve šperkařství. Ve formě aktivního uhlí slouží k adsorpci plyných látek např. ve filtrech ochranných masek nebo v lékařství při nemocech trávicího traktu jako tzv. živočišné uhlí. A jako technický uhlík (saze), což je rozptýlený uhlík vznikající při nedokonalém spalování organických látek, se využívá jako plnidlo při výrobě pneumatik a plastů.

Křemík své použití nachází výhradně jako polovodič v elektrotechnickém průmyslu.

8. Prvky p1 (III. skupina)

Bór je jediný polokov, hliník, gallium, indium, thallium a nihonium jsou kovy nacházející se ve III.A skupině periodické soustavy prvků neboli p¹ prvky. Ve sloučeninách mají nejčastěji oxidační stupeň III, výjimečně I.

Výskyt

Bór se vyskytuje pouze ve formě svých kyslíkatých sloučenin: sasolin, borax, kernit, ...

Vlastnosti a reakce

Bór je pevná, tvrdá, černá látka s kovovým leskem, která existuje v několika alotropických modifikacích, chová se jako polovodič, který se chemickými vlastnostmi podobá křemíku, je málo reaktivní, vazby vytváří kovalentní a má vysokou ionizační energii.

Sloučeniny

Mezi sloučeniny bóru patří boridy, borany, oxid boritý, kyselina boritá a boritany.

Boridy jsou sloučeniny boru s kovem. Jsou vodivé, tvrdé, žáruvzdorné látky, které se používají k výrobě brusných a žáruvzdorných materiálů.

Borany jsou sloučeniny boru s vodíkem. Jedná se o velmi reaktivní sloučeniny, které se chovají jako samozápalné látky, např. diboran B₂H₆.

Oxid boritý B₂O₃ je bezbarvá, sklovitá látka, která vzniká hořením boru a s vodou tvoří kyselinu boritou.

Kyselina boritá H₃BO₃ je tvořena bílými šupinkovitými krystaly, málo rozpustná ve vodě. Její vodný roztok je velmi slabá kyselina s antiseptickými účinky, tzv. borová voda používaná v lékařství.

Boritany mají strukturu podobnou křemičitanům. Ve vodě jsou rozpustné jen boritany alkalických kovů. Nejznámější je borax Na₂[B₄O₅(OH)₄].8H₂O (oktahydrát tetrahydroxytetraboritanu disodného), který se používá při výrobě smaltovaných nádob, speciálních optických skel, k úpravě glazur keramiky.

Výroba

Výroba probíhá elektrolýzou roztavených boritanů nebo redukcí oxidu boru silně elektropozitivním kovem.

Použití

Bór se používá v jaderných reaktorech nebo v hutnictví neželezných kovů jako dezoxidační prostředek.

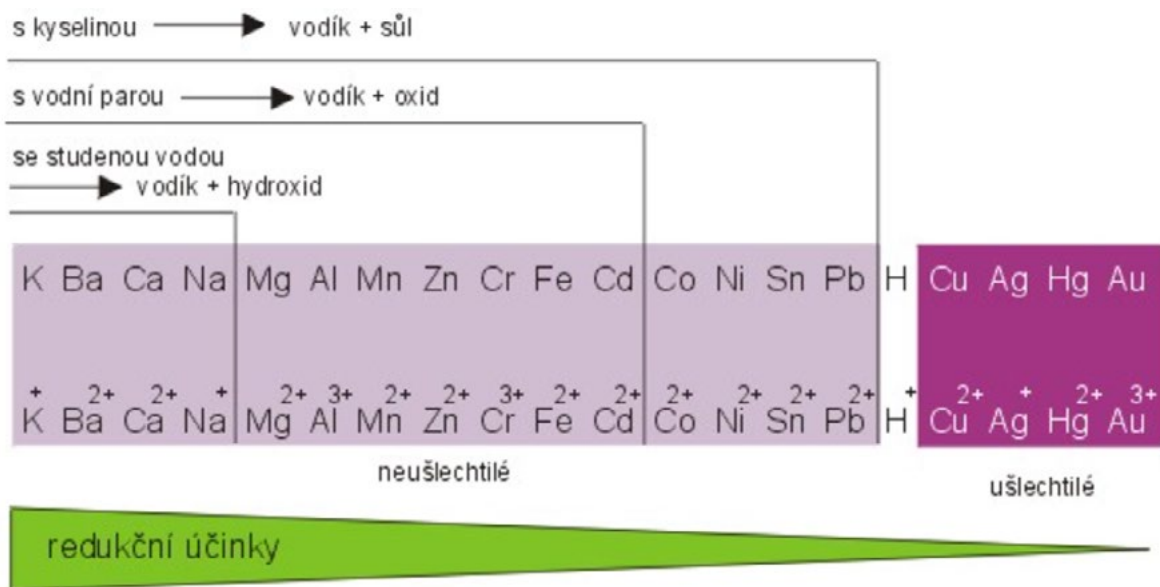
Polokovy

Do skupiny polokovů patří bor, křemík, germanium, arsen, antimon a telur. Tyto prvky jsou popsány v rámci jednotlivých skupin v periodické soustavě prvků v předchozích kapitolách.

10. Kovy

Elementární kovy jsou převážná většina prvků v periodické tabulce vykazující vlastnosti kovů. Kovový charakter prvků je dán nízkou hodnotou ionizační energie. Do velké skupiny kovů lze řadit i podskupinu alkalických kovů, kovů alkalických zemin, přechodné a vnitřně přechodné kovy. Nejrozšířenější kovy v přírodě jsou: hliník 8 %, železo 5 %, vápník 3 %. Výroba kovů probíhá elektrickými postupy (elektrolýza tavenin soli/roztoků), redukčními pochody (hliníkem, vodíkem, kovy, kovy z roztoku a prázdné reakční pochody) nebo tepelným rozkladem sloučenin.

Na obrázku 2 je zobrazena Beketovova řada, z ní vyčteme, jaké prvky jsou neušlechtilé nebo ušlechtilé. Tato řada byla sestavena na základě redukčních účinků. Neušlechtilé kovy snadno vytvářejí kationty a sloučeniny, kdežto ušlechtilé kovy těžko tvoří kationty, vyskytují se i jako rzy.



Obr. 2 Beketovova řada
(Kovy, 2013)

10.1.ALKALICKÉ KOVY

Jedná se o prvky I.A skupiny, s výjimkou vodíku, mají skupinový název alkalické kovy, protože tvoří s vodou silné hydroxidy neboli alkálie. Patří k nim lithium, sodík, draslík, rubidium, cesium a uměle připravené francium. Ve svých sloučeninách mají vždy oxidační číslo I.

Výskyt

Vyskytují se pouze ve formě svých sloučenin. Sodík jako kamenná sůl, Glauberova sůl, chilský ledek, ..., draslík jako draselný ledek, sylvin, ..., sloučeniny cesia a rubidia v malém množství doprovází ostatní alkalické kovy. Kationty sodíku a draslíku jsou v těle živých organismů (biogenní prvky).

Vlastnosti a reakce

Alkalické kovy jsou měkké, stříbrolesklé, neušlechtilé kovy s malou hustotou, které na vzduchu snadno oxidují a pokrývají vrstvou oxidačních produktů. Jsou to velmi dobré vodiče tepla a elektřiny. Jejich nízká hodnota elektronegativity způsobuje, že ve sloučeninách mají převážně iontové vazby. Jsou velmi reaktivní, mají silné redukční schopnosti. S vodou reagují bouřlivě a redukuje z ní vodík, také redukuje polokovy a kovy z jejich sloučenin. Snadno redukuje i s nekovy, někdy má reakce explozivní charakter.

Sloučeniny

Typickými sloučeninami alkalických kovů jsou hydridy, peroxidy a superoxidy, halogenidy, sulfidy, hydroxidy, uhličitany a hydrogenuhličitany, dusičnany, sírany a hydrogensírany.

Hydridy jsou sloučeniny alkalických kovů s vodíkem. Za normálních podmínek se jedná o bílé, krystalické látky, jejichž stálost se snižuje od LiH k CsH. V roztaveném stavu vedou elektrický proud. Ve vodě se zcela hydrolyzují a připravují se syntézou prvků.

Peroxidy vznikají hořením sodíku, hořením ostatních prvků superoxidy. Peroxid sodný Na_2O_2 má bělicí účinky, silné oxidační schopnosti, některé organické látky s ním reagují za výbuchu, jeho reakce s vodou se využívá při výrobě peroxidu vodíku. Superoxidy jsou barevné (např. draselný je žlutý, rubidný tmavohnědý).

Halogenidy jsou bezbarvé, krystalické látky iontového charakteru, dobře rozpustné ve vodě. Nejvýznamnější je chlorid sodný NaCl, používá se v průmyslu potravinářském, konzervářském, chemickém. Chlorid draselný KCl je

součástí draselných hnojiv a fotografických emulzí a KBr, KI slouží jako laboratorní činidla. Jodid draselný také ještě jako dezinfekce nebo přísada do krmiv.

Sulfidy lze připravit přímou syntézou. Jsou dobře rozpustné ve vodě, v roztoku reagují alkalicky. Vzdušným kyslíkem se snadno oxidují na thiosíran.

Hydroxidy jsou bílé, krystalické látky, snadno rozpustné ve vodě na roztoky silných zásad. Jedná se o látky hygroskopické, leptavé (leptají sklo i porcelán), snadno tavitelné, velmi agresivní a silně korozivní. Používají se k výrobě mýdel, celulózy, oxidu hlinitého z bauxitu, k čištění ropných produktů a v laboratořích. Hydroxid sodný, NaOH, lze vyrobit amalgámovou metodou nebo diafragmovou. Hydroxid sodný leptá, jelikož je silná zásada, která se používá k výrobě mýdla, či k úpravě bavlny. Hydroxid draselný, KOH, je také silný hydroxid, používaný při výrobě mýdla a papíru.

Uhličitany, hydrogenuhličitany jsou bílé, krystalické látky, většinou dobře rozpustné ve vodě (kromě hydrogenuhličitanu sodného, uhličitanu lithného a hydrogenuhličitanu lithného). Hydrogenuhličitany se při žíhání mění na uhličitany, které jsou známé jako bezvodé i v podobě hydrátů. Uhličitan sodný Na_2CO_3 se vyrábí Solvayovou metodou, roztok NaCl se sytí amoniakem a oxidem uhličitým, čímž vzniká nerozpustný hydrogenuhličitan sodný, hydrogenuhličitan se po odfiltrování termicky rozkládá na uhličitan. Uhličitan sodný nachází uplatnění při výrobě skla. NaHCO_3 , hydrogenuhličitan sodný (jedlá soda), je součástí prášku do pečiva. Uhličitan draselný, K_2CO_3 , (potaš) se používá se při výrobě skla, mýdla a textilu.

Dusičnany jsou bezbarvé, krystalické látky dobře rozpustné ve vodě, snadno tavitelné. Při vyšších teplotách se rozkládají na dusitany. Chliský a draselný ledek (dusičnan sodný a draselný) se používají jako průmyslová hnojiva.

Síran, hydrogensíran jsou bezbarvé, krystalické látky dobře rozpustné ve vodě. Síran draselný se používá jako hnojivo. Dekahydrát síranu sodného (Glauberova sůl), $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ se používá k výrobě papíru a textilu.

Výroba

Sodík a lithium se vyrábí elektrolýzou tavenin svých chloridů. Draslík se vyrábí redukcí chloridu draselného sodíkem a jeho následnou destilací draslíku ze směsi.

Použití

Lithium a draslík se používá jako příměs do slitin. Sodík jako redukční činidlo, chladiivo jaderných reaktorů nebo jako sodíkové výbojky. Rubidium a cesium se využívá k výrobě fotočlánků.

10.2. KOVY ALKALICKÝCH ZEMIN A PRVKY s2 (II. SKUPINA)

Kovy alkalických zemin jsou v II.A skupině, patří k nim vápník, stroncium, baryum a radioaktivní radium. Berilium a hořčík jsou nově považovány za kovy. Ve svých sloučeninách mají vždy oxidační číslo II.

Výskyt

Vyskytují se pouze ve formě svých sloučenin. Beryllium jako beryl, jeho odrůdou je např. zelený smaragd. Hořčík jako magnezit, dolomit, ale také je součástí chlorofylu (biogenní prvek). Vápník jako vápenec, sádrovec, anhydrit, kazivec, ale i v kostech a zubech jako fosforečnan vápenatý (biogenní prvek). Stroncium ve formě síranu celestinu. Baryum také jako síran baryt. Radium je pak obsaženo jako nepatrná součást smolince.

Vlastnosti a reakce

Kovy alkalických zemin jsou stříbrolesklé, neušlechtilé kovy jsou tvrdší, méně reaktivní a mají vyšší hustotu než alkalické kovy. Kovy alkalických zemin reagují s vodou stejně jako alkalické kovy, tvoří převážně iontové vazby. Rozpustné soli stroncia a barya jsou jedovaté.

Sloučeniny

Kovy alkalických zemin tvoří hydridy, oxidy, hydroxidy, halogenidy, karbidy, uhličitany a hydrogenuhličitany, sírany.

Hydridy jsou bílé krystalické látky s iontovými vazbami. S vodou bouřlivě reagují za vzniku vodíku. CaH_2 je silné redukční činidlo a sušící prostředek.

Oxidy kovů alkalických zemin jsou bílé krystalické látky s iontovými vazbami. Oxid vápenatý, CaO (pálené vápno) se vyrábí pálením vápence a používá se ve stavebnictví, hutnictví i jako hnojivo.

Hydroxidy jsou silné zásady, ve vodě omezeně rozpustné, pohlcují oxid uhličitý. Jejich zásaditost roste s rostoucím protonovým číslem. Hydroxid vápenatý Ca(OH)_2 (hašené vápno) vzniká hašením páleného vápna používá se ve stavebnictví k výrobě malty, jeho vodní suspenze se nazývá vápenné mléko. Reakcí hydroxidu vápenatého s oxidem uhličitým je podstatou procesu tvrdnutí malty.

Halogenidy, fluoridy jsou ve vodě nerozpustné, ostatní halogenidy jsou rozpustné. Fluorid vápenatý CaF_2 (kazivec) se používá v metalurgii a v optice, zároveň je surovinou pro výrobu fluorovodíku.

Karbidy vznikají přímou syntézou prvků při vyšších teplotách, jedná se o iontové sloučeniny. Karbid vápenatý CaC_2 se vyrábí v elektrických pecích a slouží k výrobě acetylenu.

Uhličitany jsou pevné, ve vodě nerozpustné látky. Nejvýznamnější je vápenec CaCO_3 , používá se jako stavební kámen, k výrobě vápna a cementu. Hydrogenuhličitany $\text{Ca(HCO}_3)_2$ a $\text{Mg(HCO}_3)_2$ způsobují přechodnou tvrdost vody.

Síraný kovů alkalických zemin: sádrovec $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ slouží jako přísada do cementu, jeho zahřátím na $100\text{ }^\circ\text{C}$ vzniká pálená sádra $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ (hemihydrát síranu vápenatého). CaSO_4 způsobuje trvalou tvrdost vody. BaSO_4 (baryt) se používá v lékařství jako kontrastní látka při rentgenovém vyšetření žaludku.

Výroba

Nejčastěji se vyrábí pomocí elektrolýzy tavenin chloridů, případně redukcí příslušných halogenidů sodíkem.

Použití

Používají se převážně jako slitiny. Beryllium k výrobě okének do RTG lamp, vápník jako redukční činidlo v metalurgii, baryum jako povlaky elektrod a radium k ozařování při radioterapii.

10.3. PRVKY p1 S KOVOVÝM CHARAKTEREM – ZÁSTUPCE HLINÍK

Výskyt

Hliník se vyskytuje pouze ve formě svých sloučenin jako hlinítkřemičitany (živce, slídy, součást jílu), bauxit, kryolit a korund.

Vlastnosti a reakce

Hliník je stříbrolilý, lehký, kujný, tažný kov, tepelně i elektricky vodivý. Ke vzduchu a k vodě je hliník stálý, nepodléhá korozi. Hliník má redukční vlastnosti, které se využívají při získávání některých kovů a má malou elektronegativitu.

Sloučeniny

Hliník se vyskytuje ve formě halogenidů, oxidů, hydroxidu, hlinitých solí. Halogenidy hlinité z nich nejznámější je fluorid hlinitý AlF_3 . Fluorid je nereaktivní, nerozpustný a s kovy tvoří fluorohlinítany, např. kryolit.

Oxid hlinitý Al_2O_3 se v přírodě vyskytuje jako tvrdý, těžko tavitelný minerál korund, které je možný připravit spalováním hliníku. Je nerozpustný ve vodě a amfoterní. Korund slouží k výrobě brusných a žáruvzdorných materiálů, některé jeho odrůdy se používají v klenotnictví.

Hydroxid hlinitý Al(OH)_3 je hydrátem oxidu hlinitého. Je amfoterní, tudíž reaguje s kyselinami za vzniku hlinitých solí a s hydroxidy za vzniku hydroxyhlinitanů.

Soli hlinité jsou dobře rozpustné ve vodě. Jsou odvozené od silných kyselin. Významnější jsou např.: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ (oktahydrát síranu hlinitého), používá se k čištění vod a při výrobě papíru a $\text{KAl(SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (kamenec hlinito-draselný).

Výroba

Hliník se vyrábí pomocí elektrolýzy taveniny oxidu hlinitého a kryolitu při teplotě 950 °C.

Použití

Redukční vlastnosti hliníku se využívají při získávání některých kovů za vysokých teplot, tato metoda se nazývá aluminotermie. Slouží k výrobě slitin – dural, alomal, také nádob nebo jako mincovní kov.

10.4. PRVKY p2 S KOVOVÝM CHARAKTEREM – ZÁSTUPCI CÍN A OLOVO

Výskyt

Elementárně se vyskytují jen vzácně, většinou ve svých sloučeninách jako sulfidy – galenit nebo kasiterit.

Vlastnosti a reakce

Cín je stříbrolesklý, tažný kov, který se dá válcovat na tenkou fólii – staniol, je odolný proti vodě, kyselinám i zásadám. Olovo, je šedý měkký kov, na vzduchu se pokrývá oxidem, je nerozpustné ve zředěných kyselinách, rozpouští se pouze v kyselině dusičné.

Sloučeniny

Sloučeniny ciničité jsou stabilnější než cínaté, oxid ciničitý se používá při výrobě smaltů.

Všechny sloučeniny olova jsou jedovaté, sloučeniny olovnaté jsou stabilnější než olovičité, oxid olovnatý-olovičitý (suřík) se používá k výrobě antikorozních nátěrových směsí.

Výroba

Cín se vyrábí z oxidu ciničitého redukcí uhlím. Olovo se vyrábí pražením galenitu, PbS, na oxid olovnatý a jeho následnou redukcí.

Použití

Cín se používá na povrchové úpravy méně odolných kovů, tzv. pocínování, k výrobě slitin – bronz, jako pájka nebo k výrobě smaltů. Olovo nachází uplatnění při výrobě obalů kabelů, elektrod pro akumulátory, ochranných obalů před RTG zářením, jako pájka nebo k výrobě antikorozních nátěrových směsí.

10.5. PŘECHODNÉ KOVY

Nazýváme je d-prvky, v periodické tabulce leží mezi s-prvky a p-prvky. Veškeré d-prvky jsou kovy, které mají vysokou hustotu, teplotu tání i varu, jsou často tvrdé, křehké, dobře tepelné a elektricky vodivé, vzájemně tvoří slitiny. Jejich ionty a sloučeniny jsou barevné, protože pohlcením viditelného světla dochází k přechodům d-elektronů mezi blízkými hladinami.

10.5.1. SKUPINA CHROMU

Jedná se o prvky VI. B skupiny, které patří mezi neušlechtilé kovy. Mezi prvky skupiny chromu patří chrom, molybden, wolfram a uran.

Výskyt

Chrom se v přírodě vyskytuje jako minerál – chromit.

Vlastnosti a reakce

Chrom je stříbrolesklý, tvrdý kov, který se převážně vyskytuje s oxidačním číslem III a VI, reaguje s kyslíkem, s halogeny nebo se sírou.

Sloučeniny

Chrom tvoří sloučeniny – oxidy nebo soli chromany případně dichromany.

Oxid chromitý Cr_2O_3 je zelený prášek, nerozpustný ve vodě, amfoterní. Používá se k výrobě olejových barev jako tzv. chromová zeleň, k impregnaci dřeva a k ochraně kovových předmětů proti korozi.

Oxid chromový CrO_3 je tvořen tmavočervenými krystalky, jedovatý, hygroskopický, se silnými oxidačními účinky.

Chromany jsou soli, které mají žluté zbarvení a oxidační účinky. Např. chroman olovnatý PbCrO_4 , tzv. chromová žluť, se používá jako pigment. Jejich reakcí s kyselinami vznikají oranžové dichromany s ještě silnějšími oxidačními účinky.

Výroba

Chrom se vyrábí aluminotermicky nebo elektrolýzou roztoků jeho sloučenin.

Použití

Chrom se používá ke galvanickému pokovování, jako ferochrom (slitina železa a chromu), nebo se přidává do oceli. Chromová zeleň se přidává do olejových barev, k impregnaci dřeva a zároveň slouží k ochranně kovových předmětů před korozí, chromová žluť je pigment.

10.5.2. SKUPINA MANGANU

Jedná se o prvky VII. B skupiny, které patří mezi neušlechtilé. Konkrétně se jedná o mangan, technecium a rhenium.

Výskyt

Mangan se vyskytuje pouze ve formě sloučenin, například jako burel nebo rodonit.

Vlastnosti a reakce

Mangan je stříbrolesklý, tvrdý kov s oxidačním číslem II–VII, který je rozpustný v kyselinách i zásadách na manganaté sloučeniny a reaktivní s kyslíkem, sírou, halogeny a vodou.

Sloučeniny

Oxid manganatý (burel) MnO_2 za zvýšené teploty reaguje s kyselinami jako oxidační činidlo. Používá se ve sklářství, k výrobě suchých elektrických článků, případně jako katalyzátor.

Manganistan draselný KMnO_4 tvoří temně fialové lesklé krystalky rozpustné na purpurový roztok, jedná se o silné oxidační činidlo, které se používá jako dezinfekční prostředek, k bělení textilií, v analytické chemii ke stanovení látek redukční povahy – manganometrie.

Výroba

Mangan se vyrábí aluminotermicky nebo elektrolýzou.

Použití

Mangan se používá jako slitina feromangan (železo a mangan), která slouží k dezoxidaci, nebo jako přísada do speciálních ocelí.

10.5.3. SKUPINA ŽELEZA

Prvky VIII. B skupiny, 4. periody, patří mezi neušlechtilé kovy, nazývají se také triádou železa. Do této triády patří železo, kobalt a nikl.

Výskyt

Prvky skupiny železa se vyskytují pouze ve svých sloučeninách. Železo ve formě magnetitu, hematitu, limonitu, sideritu, pyritu apod. Kobalt jako kobaltin a nikl je obsažen v sulfidických rudách a meteoritech.

Vlastnosti a reakce

Železo je stříbřitě lesklé, tažné, kujné, feromagnetické, reaguje s různými prvky, se zředěnými kyselinami poskytuje železnaté a železité soli a vodík. Kobalt a nikl jsou bílé kovy, které dobře vedou elektrický proud, jsou paramagnetické.

Sloučeniny

Kovy skupiny železa tvoří sulfidy, oxidy, hydroxidy, kyslíkaté soli, sírany, hydrogenuhlčitaný a komplexní sloučeniny.

Sulfidy (FeS , CoS , NiS) jsou černé sraženiny, tedy látky nerozpustné ve vodě. FeS_2 disulfid železa (pyrit) slouží k výrobě oxidu siřičitého.

Oxid železa, FeO je černá práškovitá látka, Fe_2O_3 červená látka sloužící jako pigment, Fe_3O_4 je podvojný oxid železnato-železitý. CoO je olivově zelený, NiO je zelený, oba barví sklo.

Hydroxid Fe(OH)_2 je bílá sraženina, na vzduchu hnědne a přechází na Fe(OH)_3 . Co(OH)_2 je modrá sraženina, Ni(OH)_2 jasně zelená sraženina.

Mezi významnější kyslíkaté soli patří soli železa. $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ zelená skalice, používá se k výrobě pigmentů. $(\text{NH}_4)_2\text{Fe(SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (hexahydrát síranu amonno-železnatého) Mohrova sůl, používá se v analytické chemii a $\text{Fe(HCO}_3)_2$ je součástí minerálních vod.

Komplexní sloučeniny jsou na bázi kyanidu. $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$ (hexakyno-železnatan draselný) žlutá krevní sůl, slouží k výrobě barviv, reakcí s železitými ionty poskytuje modrou sraženinu, tzv. berlínskou modř. $\text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6]$ (hexakyno-železitan draselný) červená krevní sůl, používá se k barvení textilu a v analytické chemii.

Výroba

Železo se vyrábí ve vysokých pecích z jeho kyslíkatých rud pomocí přímé nebo nepřímé redukce. Kobalt a nikl se vyrábí pražením sulfidických rud.

Použití

Železo jako složka oceli je jedním z technologicky nejvýznamnějších kovů, používá se jako konstrukční materiál, k výrobě strojních součástí nebo jako pigmenty a barviva. Kobalt se používá při výrobě některých druhů oceli, nebo jako katalyzátor, radioaktivní slouží jako zdroj gama záření v lékařství a technice, oxid kobaltnatý barví sklo. Nikl je součástí mnoha slitin, používá se proti korozi ke galvanickému pokovování, také jako katalyzátor nebo barvivo skla.

10.5.4. PLATINOVÉ KOVY

Nachází se VIII. B skupině v 5. a 6. periodě. Rozdělují se na lehké platinové kovy – 5. perioda (ruthenium, rhodium a palladium) a těžké platinové kovy – 6. perioda (osmium, iridium a platina).

Výskyt

Platinové kovy se vyskytují všechny společně jako doprovod jiných rud, zejména rud niklu, mědi a železa většinou ryzí, ale i v přírodních slitinách nebo také ve formě arsenidů a sulfidů.

Vlastnosti a reakce

Platinové kovy jsou to lesklé prvky, mající stříbřitou barvu, vysokou teplotu tání, dobrou kujnost, tažnost a vysokou hustotu.

Sloučeniny

Platinové kovy tvoří převážně oxidy, halogenidy, sulfidy a hlavně koordinačně kovalentní sloučeniny.

Použití

Platinové kovy se používají jako katalyzátory při různých anorganických i organických syntézách nebo k výrobě chirurgických implantátů, na výrobu odolného chemického skla, termočlánků, šperků.

10.5.5. UŠLECHTILÉ KOVY

Prvky I.B skupiny, patří mezi ušlechtilé kovy. Mezi ušlechtilé kovy této skupiny se řadí měď, stříbro a zlato.

Výskyt

Nachází se v zemské kůře jako ryzí nebo ve sloučeninách. Měď jako chalkopyrit, kuprit či malachit, stříbro ve formě argentitu a sylvanitu.

Vlastnosti a reakce

Všechny tři ušlechtilé kovy (měď, stříbro i zlato) jsou tažné, kujné, vysoce tepelně a elektricky vodivé, měď je zbarvená do červena, stříbro do bíla a zlato do žluta. Jsou poměrně stálé, jejich reaktivita klesá se stoupajícím protonovým číslem. Ušlechtilé kovy jsou rozpustné v roztocích látek se silnými oxidačními účinky, zlato jen v lučavce královské. Měď na vzduchu se pokrývá zelenou vrstvou – měděnkou.

Sloučeniny

Ušlechtilé kovy se vyskytují jako sulfidy, halogenidy, oxidy, sírany, dusičnany.

Sulfidy mědi, Cu_2S vzniká přímou reakcí prvků, CuS je černý, ve vodě nerozpustný. Sulfid stříbrný Ag_2S je černý, vzniká jako produkt černání stříbra účinkem H_2S , proto stříbrné šperky černají v sirných pramenech.

Z halogenidů je neznámější bromid stříbrný, AgBr , jedná se o světle žlutou látku citlivou na světlo (rozloží se na kovové stříbro), čehož se využívá při fotografickém zpracování.

Cu_2O je červený prášek, nerozpustný ve vodě, barví sklo na červeno, CuO je černý nerozpustný ve vodě, barví sklo na zeleno. Ag_2O je hnědý, ve vodě nerozpustný a zásaditý.

Soli ušlechtilých kovů reprezentuje $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ modrá skalice, která se připravuje reakcí Cu s H_2SO_4 , požití nachází jako fungicid (k hubení plísní) a při galvanickém pokovování, v bezvodém stavu je to bílá a hygroskopická látka. AgNO_3 , lapis, je bezbarvá ve vodě rozpustná látka, používá se k výrobě dalších sloučenin stříbra a v kožním lékařství.

Výroba

Měď se vyrábí pražením chalkopyritu a čistí se pomocí elektrolyzy. Stříbro se získává z rud odlučováním neboli vhněním kyslíku do taveniny. Zlato kyanidovým způsobem, redukcí neušlechtilým kovem z kyanozlatných komplexů.

Použití

Měď se používá jako elektrický vodič, jako součást slitin (bronz, mosaz, mincovní slitiny), modrá skalice jako fungicid případně ke galvanickému pokovování. Stříbro se zlatem hlavně v elektrotechnice a šperkařství, halogenidy stříbra se dále používají ve fotografickém procesu a dusičnany v kožním lékařství.

10.5.6. SKUPINA ZINKU

Jedná se o II. B skupinu, do které spadají prvky zinek, kadmium a rtuť.

Výskyt

Zinek se vyskytuje jako sulfid – sfalerit, případně v křemičtanech. Kadmium provází zinek v rudách. Rtuť se vyskytuje ryzí i jako sulfid – rumělka.

Vlastnosti a reakce

Zinek je modrobílý měkký kov, značně reaktivní. Kadmium je měkký, na vzduchu stálý, nereaguje s alkalickými hydroxidy. Rtuť je lesklá kapalina, velmi těkává, a řazená mezi ušlechtilé kovy.

Sloučeniny

Kovy skupiny zinku tvoří oxidy, uhličitany a sulfidy, nejznámější se využívají jako pigmenty nebo v lékařství.

ZnO, zinková běloba je pigment, uhličitán zinečnatý ZnCO_3 se využívá v lékařství k výrobě mastí. CdS, kadmiová žluť je pigment a HgS (amalgám) byl dříve využíván ve stomatologii.

Výroba

Zinek se vyrábí pražením sulfidu zinečnatého (sfaleritu), nebo elektrolyticky. Kadmium se získává opakovanou destilací, a čistí se elektrolýzou. Rtuť pražením sulfidu rtuťnatého (rumělky), čistí se destilací.

Použití

Zinek se používá k pozinkování oceli, nebo při výrobě mosazi, jako pigment, a v lékařství, převážně k výrobě mastí. Kadmium slouží k antikorozi úpravě povrchu, jako pigment a k výrobě akumulátorů. Rtuť slouží k náplni do teploměrů a manometrů a ve stomatologii k přípravě amalgámu.

10.5.7. VNITŘNĚ PŘECHODNÉ KOVY

Jedná se o f-prvky, které jsou řazeny za lanthanem – lanthanoidy nebo za aktiniem – aktinoidy. Prvky stojící v řadě za uranem se označují jako transurany.

Výskyt

Lanthanoidy jsou součástí minerálů: monazit (směsný fosforečnan lanthanu, thoria a ostatních lanthanoidů), bastnezit (směsný fluorid-uhličitán lanthanu a lanthanoidů), cerit (křemičitan) a gadolinit (křemičitan). Aktinoidy, všechny transurany (prvky za uranem) byly vyrobeny jadernými reakcemi, v přírodě se ve větším množství vyskytuje pouze thorium v thoritu a uran ve smolinci.

Vlastnosti a reakce

Lanthanoidy jsou stříbrolesklé, měkké, neušlechtilé kovy, značně reaktivní, silně elektropozitivní, tvoří iontové vazby, ve vzájemných slitinách a slitinách s jinými kovy tvoří vazbu kovovou, jsou dobře rozpustné ve vodě a v kyselinách a mají velmi vysoké teploty tání i varu.

Všechny aktinoidy jsou radioaktivní stříbrolesklé elektropozitivní kovy, snadno reagují s vodou a kyslíkem, s kovy tvoří slitiny a jejich sloučeniny mají charakteristické zbarvení v závislosti na oxidačním čísle.

Sloučeniny

Oxidy lanthanoidů se používají jako složky keramických materiálů a skel (způsobují barevnost). Další sloučeniny lanthanoidů se používají v elektrotechnice, elektronice (ultrafialové, viditelné a infračervené lasery, barevné obrazovky, ...).

Nejznámější sloučeniny aktinoidů jsou oxid uraničitý – hnědý až černý prášek, oxid uranový je oranžový prášek, fluorid uranový se používá pro dělení izotopů uranu a plutoničitě sloučeniny se využívají při oddělování plutonia od uranu.

Výroba

Lanthanoidy se vyrábí elektrolýzou tavenin nebo vodných roztoků solí. Aktinoidy, uran se vyrábí redukcí z fluoridu uraničitého, transurany se připravují jadernými reakcemi.

Použití

Lanthanoidy se používají jako přísady do slitin, jelikož čisté jsou velmi drahé a samy o sobě mají malé využití, oxidy lanthanoidů jsou složkou keramických materiálů a skel, protože způsobují barevnost, další jejich sloučeniny mají uplatnění v elektrotechnice a elektronice jako ultrafialové, viditelné či infračervené lasery či barevné obrazovky.

Aktinoidy – uran a plutonium se používají jako jaderné palivo; fluorid uranový se používá k oddělení izotopů uranu a plutoničitě sloučeniny k oddělení plutonia od uranu.

11. Anorganické názvosloví

Oxidační číslo prvku je zdánlivý náboj, který by měly jednotlivé atomy ve sloučenině, jestliže by vazebné elektrony patřily prvku s větší elektronegativitou. Součet oxidačních čísel všech atomů ve sloučenině je roven nule. Značí se římským číslem, lze najít v periodické tabulce prvků (obrázek 3).

OXIDAČNÍ ČÍSLO	II III
ZNAČKA	Fe
PROTONOVÉ ČÍSLO	26
ELEKTRONEGATIVITA	1,6
ČESKÝ NÁZEV	ŽELEZO
LATINSKÝ NÁZEV	Ferrum
RELATIVNÍ ATOMOVÁ HMOTNOST	55,85

Obr. 3 Oxidační číslo prvků v periodické tabulce

11.1. PRAVIDLA PRO STANOVENÍ OXIDAČNÍHO ČÍSLA

1. **Volné** atomy mají oxidační číslo **0**.

Příklad. $\text{Na}^0, \text{Cu}^0, \text{Fe}^0, \text{He}^0, \text{Ag}^0$.

2. Atomy **stejného prvku** v molekulách jednoduchých sloučenin mají oxidační číslo **0**.

Příklad. $\text{H}_2^0, \text{O}_2^0, \text{O}_3^0, \text{P}_4^0, \text{Cl}_2^0, \text{Br}_2^0$.

3. Oxidační čísla **kovů** mohou nabývat pouze **kladných hodnot**.

4. Součet oxidačních čísel **všech atomů v molekule** je roven **nule**, tj. molekula je vždy elektroneutrální.

Příklad. NaNO_3 má oxidační čísla $\text{Na}^I, \text{N}^V, \text{O}^{-II}$ a jejich součet: $1 \cdot 1 + 1 \cdot 5 + 3 \cdot (-2) = 0$.

5. Součet oxidačních čísel všech atomů ve **vícejaderném iontu** je roven náboji tohoto iontu.

Příklad. iont SO_4^{2-} má oxidační čísla $\text{S}^{VI}, \text{O}^{-II}$ a jejich součet: $1 \cdot 6 + 4 \cdot (-2) = -2$.

6. Oxidační číslo kyselinotvorného prvku v kyselině a v jejím zůstatku je stejné. Náboje zůstatků nejběžnějších kyselin jsou uvedeny v **tabulce kyselin** a v **tabulce rozpustnosti**.

Příklady: $\text{H}_3\text{P}^{VO}_4, \text{H}_2\text{P}^{VO}_4, \text{HP}^{VO}_4, \text{P}^{VO}_4^{3-}, \text{HCl}^{VII}_4, \text{Cl}^{VII}_4, \text{NaCl}^{VII}_4$.

Podstatné jméno je zpravidla odvozeno od aniontu (oxid, chlorid, síran, ...). Přídavné jméno charakterizuje kation (sodný, vápenatý, hlinitý, ...). Koncovka přídavného jména vyjadřuje příslušnou hodnotu kladného oxidačního čísla (Tabulka 1).

Tabulka 1 Oxidační číslo

Oxidační číslo	Zakončení – kation	Zakončení – kyselina	Zakončení – sůl
I ⁺	-ný	-ná	-nan
II ⁺	-natý	-natá	-natan
III ⁺	-itý	-itá	-itan
IV ⁺	-ičitý	-ičitá	-ičitan
V ⁺	-ečný, -ičný	-ečná, -ičná	-ečnan, -ičnan
VI ⁺	-ový	-ová	-an
VII ⁺	-istý	-istá	-istan
VIII ⁺	-ičelý	-ičelá	-ičelan

11.2. NÁZVOSLOVÍ ANORGANICKÝCH SLOUČENIN

Michaela Janská & Martin Sýkora © 2012–2024, <https://www.nazvoslovi.cz/studium/>

11.2.1 OXYDY A HYDROXIDY

Oxidy jsou binární (dvoupřvkové) sloučeniny kyslíku s dalším prvkem. Dříve se používal název kysličník. Oxidy obsahují ve své molekule oxidový anion O^{2-} .

Dále existují polymerní oxidy a podvojně oxidy, které mají vlastní názvoslovné principy.

Oxidy vznikají odtržením 2 atomů vodíku z vody (H_2O). Proto má kyslík ve všech oxidech oxidační číslo II-. Oxidační číslo prvku, který je vázán na kyslík, může nabývat hodnot od I+ až do VIII+.

Název (Tabulka 2, obrázek 4) je složen z podstatného a přídavného jména. Podstatné jméno udává aniontovou složku s koncovkou -id a přídavné jméno kationtovou složku. Koncovka přídavného jména udává i oxidační číslo tohoto prvku.

Tabulka 2 Názvosloví oxidů

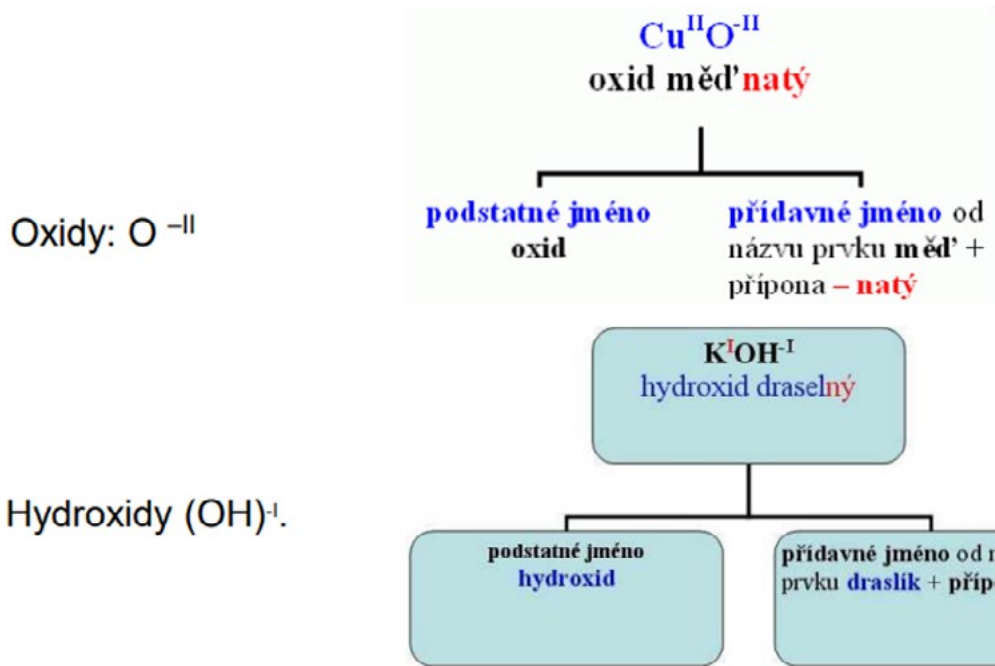
Oxidační číslo prvku M	Obecný vzorec	Příklad
I+	$M^{I+}_2O^{II-}$	Li_2O oxid lithný
II+	$M^{II+}O^{II-}$	MgO oxid hořečnatý
III+	$M^{III+}_2O^{II-}_3$	B_2O_3 oxid boritý
IV+	$M^{IV+}O^{II-}_2$	SiO_2 oxid křemičitý
V+	$M^{V+}_2O^{II-}_5$	As_2O_5 oxid arseničný
		P_2O_5 oxid fosforečný
VI+	$M^{VI+}O^{II-}_3$	MoO_3 oxid molybdenový
VII+	$M^{VII+}_2O^{II-}_7$	Mn_2O_7 oxid manganistý
VIII+	$M^{VIII+}O^{II-}_4$	XeO_4 oxid xenoničlý

Hydroxidy (Tabulka 3, obrázek 4) jsou tříprvkové sloučeniny, které obsahují aniontovou skupinu OH^- . Podobně jako oxidy, vznikají odtržením 1 atomu vodíku z molekuly vody (H_2O). Proto mají hydroxidy ve svých sloučeninách oxidační číslo I-. Maximální oxidační číslo atomu třetího prvku, nejčastěji kovu, je v těchto sloučeninách IV+.

Podle výše uvedených informací lze vyvodit, že počet hydroxidových skupin $(OH)^-$ je totožný s oxidačním číslem třetího prvku.

Tabulka 3 Názvosloví hydroxidů

Oxidační číslo prvku M	Obecný vzorec	Příklad
I+	$M^{I+}OH$	KOH hydroxid draselný
II+	$M^{II+}(OH)_2$	$Ba(OH)_2$ hydroxid barnatý
III+	$M^{III+}(OH)_3$	$Al(OH)_3$ hydroxid hlinitý
IV+	$M^{IV+}(OH)_4$	$Sn(OH)_4$ hydroxid cíničitý



Obr. 4 Názvosloví oxidů a hydroxidů

11.2.2. NÁZVOSLOVÍ BEZKYSLÍKATÝCH KYSELIN A JEJICH SOLÍ

Kyseliny jsou látky, které mají schopnost odštěpit ve vodném prostředí vodíkový kation.

Některé binární (dvoupřvkové) sloučeniny vodíku mají svoje vodné roztoky. Tyto roztoky se nazývají bezkyslíkaté kyseliny. Jejich názvy se skládají ze slova **kyselina** a názvu sloučeniny **nekovu s vodíkem**, ke kterému se přidá přípona -ová. Přípona -ová zde neoznačuje oxidační číslo $VI+$.

Cl, F, Br, I, CN -I

S, Se, Te -II

Vzorce těchto kyselin se shodují se vzorci původních sloučenin nekovů s vodíkem (Tabulka 4).

Tabulka 4 Názvosloví bezkyslíkatých kyselin

Sloučenina nekovu s vodíkem	Název kyseliny
HF fluorovodík	kyselina fluorovodíková
HCl chlorovodík	kyselina chlorovodíková
HBr bromovodík	kyselina bromovodíková
HI jodovodík	kyselina jodovodíková
H_2S sulfan (výjimka)	kyselina sirovodíková
H_2Se selan	kyselina selenovodíková
H_2Te tellan	kyselina tellurovodíková
HCN kyanovodík	kyselina kyanovodíková
HN_3 azidovodík nebo azoimid	kyselina azidovodíková

11.2.3. NÁZVOSLOVÍ KYSLÍKATÝCH KYSELIN

Kyseliny jsou látky, které jsou schopné ve vodném prostředí odštěpit vodíkový kation.

Kyslíkaté kyseliny, neboli oxokyseliny, jsou tříprvkové sloučeniny, které vždy obsahují vodík H, kyslík O a třetí, kyselinotvorný prvek (většinou nekov) (Tabulka 5).

Jejich obecný vzorec je $H_xM_yO_z$, kde písmeno M označuje kyselinotvorný prvek. Písmeno „x“ nabývá nejčastěji hodnot 1–6, písmeno „y“ většinou hodnot 1–2 a písmeno „z“ zpravidla hodnot 1–7. Číslice 1 se ve vzorcích neuvádí.

Oxidační číslo vodíku je I+. Oxidační číslo kyslíku je II-. Oxidační číslo kyselinotvorného prvku je kladné a pohybuje se v rozmezí od I+ do VIII+, ovšem kyseliny, které mají prvek v oxidačním čísle II+ a VIII+ se prakticky nevyskytují.

Tabulka 5 Názvosloví kyslíkatých kyselin

Oxidační číslo prvku M	Obecný vzorec	Příklad
I+	$H^{I+}M^{II-}O^{II-}$	HClO kyselina chlorná
III+	$H^{I+}M^{III+}O^{II-}_2$	HNO ₂ kyselina dusitá
IV+	$H^{I+}_2M^{IV+}O^{II-}_3$	H ₂ SiO ₃ kyselina křemičitá
V+	$H^{I+}M^{V+}O^{II-}_3$	HClO ₃ kyselina chlorečná
	$H^{I+}M^{V+}O^{II-}_3$	HNO ₃ kyselina dusičná
VI+	$H^{I+}_2M^{VI+}O^{II-}_4$	H ₂ SO ₄ kyselina sírová
VII+	$H^{I+}M^{VII+}O^{II-}_4$	HBrO ₄ kyselina bromistá

Název se skládá z podstatného jména kyselina a z přídavného jména, které charakterizuje centrální atom (tj. třetí prvek) a jeho oxidační číslo. Např. v kyselině dusičné je centrálním atomem dusík, který má oxidační číslo V+. Centrální atom má vždy kladné oxidační číslo. Důvodem je to, že jsou na něm vázány atomy kyslíku, který má vysokou elektronegativitu.

Některé prvky mohou tvořit pro dané oxidační číslo více kyselin. Tyto kyseliny se liší počtem atomů vodíku a kyslíku. Počet atomů vodíku vázaných v molekule rozlišujeme předponou hydrogen-. Ta je doplněna o číslovkovou předponu, která udává celkový počet odštěpitelných atomů vodíku v dané kyselině. Jedná se například o následující kyseliny: kyselina jodistá (HIO₄), kyselina trihydrogenjodistá (H₃IO₅), kyselina pentahydrogenjodistá (H₅IO₆).

Celkový počet odštěpitelných atomů kyseliny se nazývá sytnost kyseliny. Např. kyselina trihydrogenfosforečná (H₃PO₄) je trojsytná kyselina, protože ve své molekule obsahuje 3 odštěpitelné atomy vodíku.

Tvorba vzorců kyslíkatých kyselin

Napište vzorec kyseliny chlorečné.

- napišeme značky prvků – pořadí vodík, kyselinotvorný prvek (Cl), kyslík: H Cl O
- zapišeme oxidační čísla atomů prvků ve vzorci: $H^{I+}Cl^{+V}O^{-II}$ à $(Cl^{+V}O^{-II})^{-I}$
- určíme počet vázaných atomů kyslíku: $1 \cdot (I) + 1 \cdot (V) + x \cdot (-II) = 0$, $x = 3$
- zapišeme vzorec kyseliny: HClO₃

Tvorba vzorců solí kyslíkatých kyselin

Napište vzorec fosforečnanu vápenatého.

- Víme, že fosforečnan je sůl kyseliny trihydrogenfosforečné H₃PO₄ (nikoliv hydrogenfosforečné HPO₃, soli tvoří trihydrogenfosforečná H₃PO₄). Náboj tohoto aniontu bude po odtržení všech vodíků z původní kyseliny 3-. Náboj kationtu, tj. vápníku, je 2+: Ca²⁺PO₃⁴⁻
- Pomocí křížového pravidla napíšeme vzorec sloučeniny „fosforečnan vápenatý“: Ca₃(PO₄)₂

Poznámka: Jestliže se v molekule nachází větší počet stejných víceatomových iontů (i v tomto případě), celou skupinu musíme umístit do závorky.

11.2.4. NÁZVOSLOVÍ KYSLÍKATÝCH SOLÍ

Soli jsou iontové sloučeniny, které vznikají odtržením všech vodíků z molekul kyselin. Podstatné jméno je odvozeno od kyseliny, která danou sůl tvoří. Toto podstatné jméno má vždy koncovku -an. Více o příponách solí. Přídavné jméno charakterizuje kation a jeho zakončení, které odpovídá jeho oxidačnímu číslu. Skupina atomů, která po odtržení všech atomů vodíku vznikne, bude mít oxidační číslo mínus a jeho výše bude závislá na počtu odtržených atomů vodíku (Tabulka 6).

Příklad: H_2CO_3 kyselina uhličitá

Po odštěpení všech atomů vodíku nám vznikne sůl uhličitan $(\text{CO}_3)^{2-}$, který bude mít oxidační číslo II- (odštěpily se dva atomy vodíku).

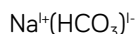
Tabulka 6 Názvosloví kyslíkatých solí

Kyselina	Příklad její soli	Příklad
HClO kyselina chlorná	$(\text{ClO})^{-1}$ chlornan	NaClO chlornan sodný
HNO_2 kyselina dusitá	$(\text{NO}_2)^{-1}$ dusitan	NH_4NO_2 dusitan amonný
H_2CO_3 kyselina uhličitá	$(\text{CO}_3)^{2-}$ uhličitan	MgCO_3 uhličitan hořečnatý
HIO_3 kyselina jodičná	$(\text{IO}_3)^{-1}$ jodičnan	KIO_3 jodičnan draselný
H_3PO_4 kyselina trihydrogenfosforečná	$(\text{PO}_4)^{3-}$ fosforečnan	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ fosforečnan vápenatý
H_2SO_4 kyselina sírová	$(\text{SO}_4)^{2-}$ síran	BaSO_4 síran barnatý
HMnO_4 kyselina manganistá	$(\text{MnO}_4)^{-1}$ manganistan	KMnO_4 manganistan draselný

Tvorba názvů solí kyslíkatých kyselin

Napište název sloučeniny NaHCO_3 .

- a) Sůl HCO_3 je odvozena od kyseliny uhličitě H_2CO_3 . Vznikla odtržením jednoho vodíkového kationtu, náboj tedy bude 1-. Podstatné jméno v názvu soli je tedy hydrogenuhličitan. Pomocí křížového pravidla zjistíme oxidační číslo sodíku:



- b) Oxidační číslo sodíku je I+. Nyní můžeme určit koncovku přídavného jména, sodný:



hydrogenuhličitan sodný

Hydrosoli

Hydrosoli, neboli kyselé soli, obsahují ve své molekule atomy vodíku (tzv. kyselé vodíky). V názvu soli se přítomnost těchto vodíků označuje předponou hydrogen-. Nachází se před názvem aniontu (Tabulka 7).

Příklad: H_2SO_4 kyselina sírová $\rightarrow (\text{HSO}_4)^{-1}$ hydrosíran

Jestliže se v molekule nachází více atomů vodíku, vyjadřuje se jejich počet číslovkovými předponami.

Příklad: H_6TeO_6 kyselina hexahydrogentellurová $\rightarrow (\text{H}_4\text{TeO}_6)^{2-}$ tetrahydrogentelluran

Náboj aniontu je opět shodný s počtem odštěpených atomů vodíku z molekuly kyseliny.

Tabulka 7 Názvosloví hydrogensolí

Kyselina	Příklad její soli	Příklad
H_3BO_3 kyselina trihydrogenboritá	$(\text{HBO}_3)^{\text{II-}}$ hydrogenboritan	Ag_2HBO_3 hydrogenboritan stříbrný
H_4SiO_4 kyselina tetrahydrogenkřemičitá	$(\text{H}_2\text{SiO}_4)^{\text{II-}}$ dihydrogenkřemičitan	$\text{Al}_2(\text{H}_2\text{SiO}_4)_3$ dihydrogenkřemičitan hlinitý
H_3AsO_4 kyselina trihydrogenarseničná	$(\text{HAsO}_4)^{\text{II-}}$ hydrogenarseničnan	PbHAsO_4 hydrogenarseničnan olovnatý
H_3PO_4 kyselina trihydrogenfosforečná	$(\text{H}_2\text{PO}_4)^{\text{I-}}$ dihydrogenfosforečnan	$\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ dihydrogenfosforečnan hlinitý
H_2SeO_4 kyselina selenová	$(\text{HSeO}_4)^{\text{I-}}$ hydrogenselenan	$\text{Zn}(\text{HSeO}_4)_2$ hydrogenselenan zinečnatý
H_5IO_6 kyselina pentahydrogenjodistá	$(\text{H}_3\text{IO}_6)^{\text{II-}}$ trihydrogenjodistan	$\text{Na}_2\text{H}_3\text{IO}_6$ trihydrogenjodistan sodný

Sytnost kyseliny určuje, kolik řad solí může daná kyselina tvořit. Jestliže je kyselina dvojsytná (obsahuje 2 atomy vodíku), tvoří 2 řady solí. Jestliže je trojsytná (obsahuje 3 atomy vodíku), tvoří 3 řady solí apod. (Tabulka 8)

Tabulka 8 Sytnost kyselin

Kyselina	Sytnost	Soli, které kyselina tvoří
HNO_3 kyselina dusičná	jednosytná	$(\text{NO}_3)^{\text{I-}}$ dusičnan
H_3IO_4 kyselina trihydrogenjodičná	trojsytná	$(\text{H}_2\text{IO}_4)^{\text{I-}}$ dihydrogenjodičnan
		$(\text{HIO}_4)^{\text{II-}}$ hydrogenjodičnan
		$(\text{IO}_4)^{\text{III-}}$ jodičnan
$\text{H}_6\text{P}_4\text{O}_{13}$ kyselina hexahydrogentetrafosforečná	šestisytná	$(\text{H}_5\text{P}_4\text{O}_{13})^{\text{I-}}$ pentahydrogentetrafosforečnan
		$(\text{H}_4\text{P}_4\text{O}_{13})^{\text{II-}}$ tetrahydrogentetrafosforečnan
		$(\text{H}_3\text{P}_4\text{O}_{13})^{\text{III-}}$ trihydrogentetrafosforečnan
		$(\text{H}_2\text{P}_4\text{O}_{13})^{\text{IV-}}$ dihydrogentetrafosforečnan
		$(\text{HP}_4\text{O}_{13})^{\text{V-}}$ hydrogentetrafosforečnan
		$(\text{P}_4\text{O}_{13})^{\text{VI-}}$ tetrafosforečnan

Pokud je třeba, můžeme číslovkovou předponou označit i počet kationtů v názvu soli. Jestliže chceme vyjádřit počet složitějších víceatomových aniontů, vyjadřujeme jej násobnými číslovkovými předponami. V testování se tento způsob nevyskytuje ani nepoužívá.

Příklady názvosloví dalších solí jsou uvedeny v Tabulkách 9–11.

Tabulka 8 Thiosoli

Vzorec	Název
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	thiosíran sodný
$\text{NH}_4\text{HS}_2\text{O}_3$	hydrogenthiosíran amonný
KSCN	thiokyanatan draselný
$\text{Zn}_3(\text{PO}_2\text{S}_2)_2$	dithiofosforečnan zinečnatý

Tabulka 9 Podvojně soli

Vzorec	Název
$KAl(SO_4)_2$	síran draselno-hlinitý
$CaMg(CO_3)_2$	uhličitan vápenato-hořečnatý
$NaNH_4HPO_4$	hydrogenfosforečnan sodno-amonný
$KCr(SO_4)_2$	síran draselno-chromitý
NH_4MgPO_4	fosforečnan amonno-hořečnatý

Tabulka 10 Smíšené soli

Vzorec	Název
$MgCl(OH)$	chlorid-hydroxid hořečnatý
$Ca_5F(PO_4)_3$	fluorid-tris(fosforečnan) pentavápenatý
$SnCl_2I_2$	dichlorid-dijodid cínitý
$Cu_3(CO_3)_2F_2$	bis(uhličitan)-difluorid triměďnatý

12. Literatura

- Banýr, J., Beneš, P., Hally, J., Holada, K., Novotný, P., & Pospíšil, J. *Chemie pro střední školy*. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství, 2001. ISBN 80-85937-46-8.
- Benešová, M., & Satropová, H. *Odmaturuj! z chemie*. Brno: Didaktis, 2002. ISBN 80-862-8556-1.
- Blažek, J., & Fabini, J. *Chemie pro studijní obory SOŠ a SOU nechemického zaměření*. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství, 1999. ISBN 80-72351-04-0.
- Cibulka, J. *Pohyb olova, kadmia a rtuti v biosféře*. Praha: Academia, 1991.
- Cídlová, H., Mokrá, Z., & Valová, B. *Obecná chemie*. Brno: Masarykova univerzita, 2018.
- Hlušek, J. *Hnojiva* [online]. 2004 [cit. 2024-10-24]. Dostupné z: https://web2.mendelu.cz/af_221_multitext/vyziva_rostlin/html/hnojiva/a_index_hnojiva.htm.
- Honza, J., & Mareček, A. *Chemie pro čtyřletá gymnázia. 2. díl*. Brno: Proton, 2014. ISBN 978-80-902402-5-4.
- Kalousová, J. *Anorganická chemie v otázkách*. Pardubice: Univerzita Pardubice, 1998.
- Kovy: zápisky* [online]. 2013 [cit. 2024-10-25]. Dostupné z: <https://zapisky4.webnode.cz/news/kovy/>.
- Kotlík, B., & Růžicková, K. *Chemie v kostce II*. Havlíčkův Brod: FRAGMENT, 1997. ISBN 80-7200-057-8.
- Mareček, A., & Honza, J. *Chemie pro čtyřletá gymnázia. 1. díl*. Olomouc: Nakladatelství Olomouc, 2005. ISBN 80-7182-055-51.
- Peč, P., & Pečová, D. *Učebnice středoškolské chemie a biochemie*. Olomouc: Nakladatelství Olomouc, 2001. ISBN 80-718-2034-2.
- Růžicková, K., & Kotlík, B. *Chemie v kostce*. Praha: FRAGMENT, 2013. ISBN 978-80-253-1962-8.
- Šrámek, V., & Kosina, L. *Obecná a anorganická chemie*. Olomouc: Nakladatelství Olomouc, 2000. ISBN 80-718-2099-7.
- Vacík, J. *Přehled středoškolské chemie*. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství, 1996. ISBN 80-85937-08-5.
- Vacík, J. *Přehled středoškolské chemie*. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství, 2010. ISBN 978-80-7235-108-4.
- VŠCHT. *Periodická soustava prvků* [online]. 2024 [cit. 2024-10-23]. Dostupné z: <http://web.vscht.cz/~nadhernl/psp.html>.
- Výukové materiály* [online]. 2024 [cit. 2024-10-25]. Dostupné z: <http://zsskolni226kaplice.vyukovematerialy.cz/chemie/rocnik8/anor02.htm>.

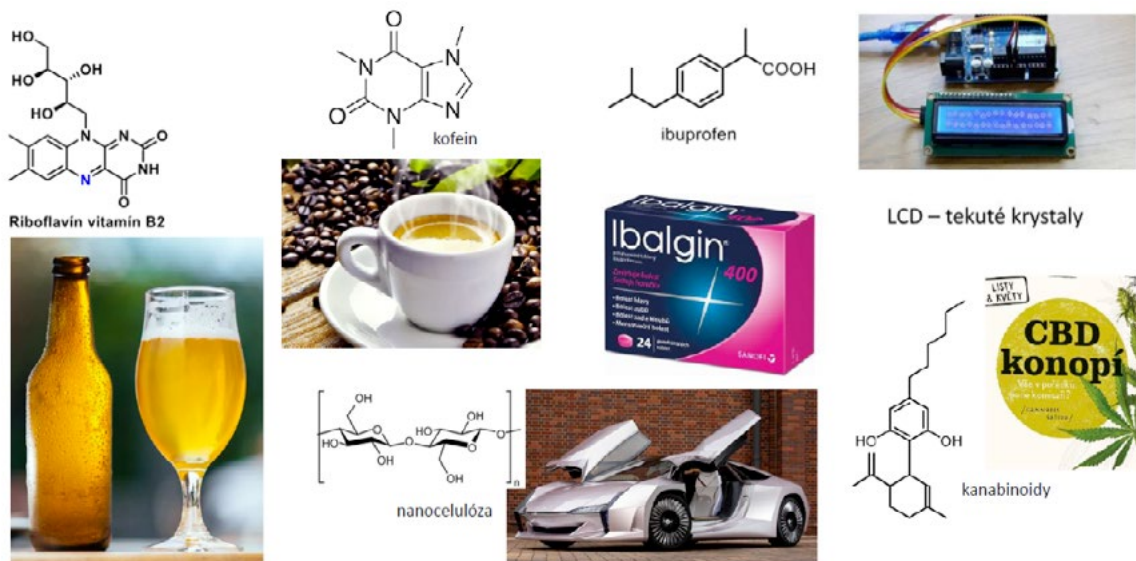
III. ORGANICKÁ CHEMIE

1. Úvod

Organická chemie se zabývá studiem látek na bázi uhlíku, které jsou buď izolovány z přírodních zdrojů (organických), nebo jsou uměle syntetizovány, dle vzoru přírodních látek. Zaměřuje se především na složitější sloučeniny uhlíku, jejich fyzikální a chemické vlastnosti, přípravu, výrobu, reakce a využití v praxi. Organická chemie je klíčovým oborem pro pochopení struktury a funkce biologických molekul, stejně jako pro vývoj nových materiálů, léčiv a technologií. Počet organických sloučenin uhlíku (50 milionů) je podstatně vyšší než anorganických (stovky). Nejčastější heteroatomy v organických sloučeninách jsou prvky tvořící sloučeniny živé hmoty (O, S, N, P, Fe, Mg, Cl, F, ...).

2. Organická chemie kolem nás

Organická chemie hraje významnou roli v našem každodenním životě. Různé sloučeniny organické chemie jsou základem většiny materiálů, které používáme, od plastů a syntetických vláken až po léky a potravinářské přísady (obrázek 1). Díky organické chemii máme přístup k mnoha moderním technologiím a inovacím, které zlepšují kvalitu našeho života.



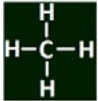
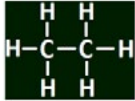
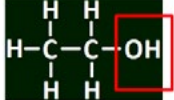
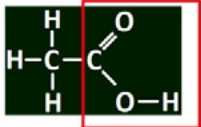
Obr. 1 Organické sloučeniny kolem nás

3. Vzorce a názvosloví v organické chemii

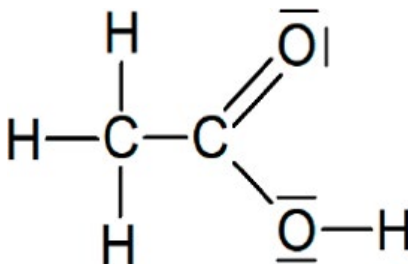
Ve vzorcích používaných v organické chemii se rozlišuje několik typů, které poskytují různé úrovně detailů o struktuře a složení molekul (tabulka 1).

- Sumární (molekulový) vzorec** vyjadřuje skutečný počet atomů jednotlivých prvků v molekule, aniž by podával informace o způsobu, jakým jsou atomy v molekule uspořádány nebo vázány. Tento vzorec je nejjednodušším způsobem, jak vyjádřit složení látky, a poskytuje pouze základní přehled o složení molekuly.
- Racionální (funkční) vzorec** zobrazuje, jak jsou jednotlivé atomy nebo atomové skupiny v molekule seskupeny, přičemž zdůrazňuje přítomnost a umístění **funkčních skupin**. Funkční skupiny jsou specifické uspořádání atomů, které určují chemické vlastnosti molekuly. Tento vzorec poskytuje více informací o struktuře než sumární vzorec a je užitečný při zkoumání chemických reakcí a reaktivity sloučenin.
- Strukturní (konstituční) vzorec** je nejpodrobnější a znázorňuje nejen počet atomů v molekule, ale také typ a rozložení jednotlivých vazeb mezi nimi. Tento vzorec ukazuje, jak jsou atomy v molekule uspořádány a jak jsou mezi sebou spojeny, což umožňuje úplné pochopení jejího prostorového uspořádání a reaktivity.

Tabulka 1 Nejčastější typy vzorců v organické chemii

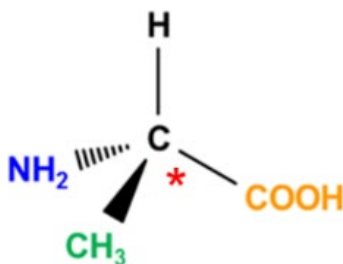
NÁZEV (systematický)	Sumární	RACIONÁLNÍ	STRUKTURNÍ
METHAN	CH ₄	CH ₄	
ETAN	C ₂ H ₆	H ₃ C-CH ₃	
ETHANOL (ethan-1-ol)	C ₂ H ₆ O	CH ₂ CH ₃ OH	
KYSELINA OCTOVÁ (kyselina ethanová)	C ₂ H ₄ O ₂	CH ₃ COOH Funkční skupina	

- Strukturní elektronové vzorce** (obrázek 2) jsou podobné strukturním vzorcům, ale navíc zobrazují počty volných valenčních elektronů na jednotlivých atomech. Tento typ vzorce je užitečný pro pochopení reaktivity molekul, protože zobrazuje, které atomy mají volné elektronové páry



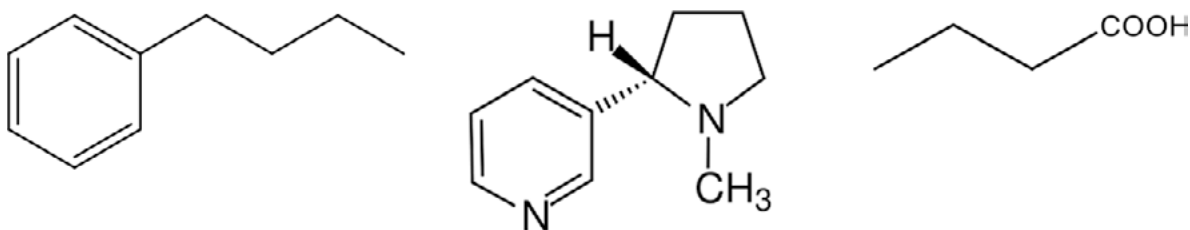
Obr. 2 Příklad zápisu strukturního elektronového vzorce

- e) **Geometrické vzorce** (obrázek 3) zobrazují trojrozměrné (3D) prostorové uspořádání molekuly. V těchto vzorcích jsou vazby zobrazeny jako čáry, které leží v rovině papíru, plné klínky představují vazby směřující před rovinu papíru a šrafované klínky vazby směřující za rovinu papíru. Chirální uhlíkové atomy jsou označeny hvězdičkou, což pomáhá identifikovat stereochemii molekuly.



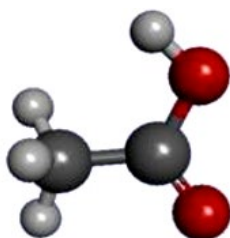
Obr. 3 Příklad zápisu geometrického vzorce

- f) **Skeletální vzorce** (obrázek 4) jsou zjednodušené strukturní vzorce, kde jsou atomy uhlíku znázorněny jako body zlomu na lomených čarách, zatímco atomy vodíku nejsou zobrazeny vůbec. Tento typ vzorce se používá pro zjednodušené znázornění složitějších molekul.



Obr. 4 Příklad zápisu skeletálních vzorců

- g) Nakonec jsou tu **3D modely** (obrázek 5), které poskytují trojrozměrný pohled na molekulu a umožňují lepší představu o jejím skutečném prostorovém uspořádání. Tyto modely jsou velmi užitečné pro pochopení sterických interakcí a tvaru molekul.



**Model molekuly kyseliny
octové**

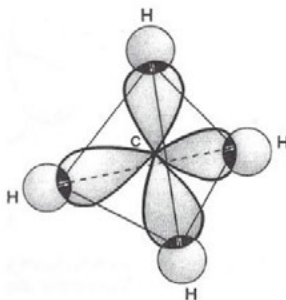
Obr. 5 Příklad 3D modelu organické molekuly

4. Uhlík – prvek výjimečných vlastností

4.1 FORMY UHLÍKU, POSTAVENÍ V PERIODICKÉ SOUSTAVĚ PRVKŮ, ELEKTRONOVÁ KONFIGURACE A HYBRIDIZACE

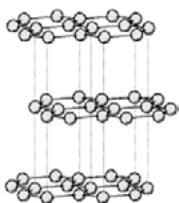
Uhlík patří mezi nejvýznamnější prvky, neboť tvoří základní stavební jednotku pro všechny známé formy života na Zemi. Níže jsou uvedeny jeho základní charakteristiky:

- **Pevná látka (za standardních podmínek):** Uhlík se vyskytuje v pevném skupenství za běžných podmínek teploty a tlaku.
- **Tetraedrický tvar molekuly metanu (CH_4):** Uhlík tvoří v molekule metanu čtyři kovalentní vazby s atomy vodíku. Tyto vazby svírají úhel $109,5^\circ$, což vede k tetraedrickému uspořádání atomů v prostoru (obrázek 6).

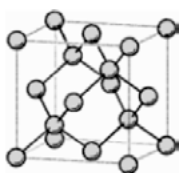


Obr. 6 Tetraedrický tvar molekuly methanu

- **Modifikace v přírodě:**



Grafit (tuha): Grafit je jedna z přirozených modifikací uhlíku, kde atomy uhlíku tvoří vrstvy s šestiúhelníkovou strukturou. Tyto vrstvy jsou mezi sebou vázány slabými van der Waalsovými silami, což způsobuje jeho měkkost a schopnost vést elektrický proud



Diamant: Další přirozenou modifikací uhlíku je diamant, kde každý atom uhlíku je spojen s dalšími čtyřmi atomy uhlíku v pevné trojrozměrné síti. Diamant je nejtvrdším přírodním materiálem a je vynikajícím elektrickým izolátorem.

- **Uměle připravené modifikace:**

Grafen: Grafen je jednovrstvá struktura uhlíku, která tvoří základní stavební jednotku grafitu. Je to materiál s výjimečnými fyzikálními vlastnostmi, jako je vysoká pevnost, pružnost a vynikající vodivost.

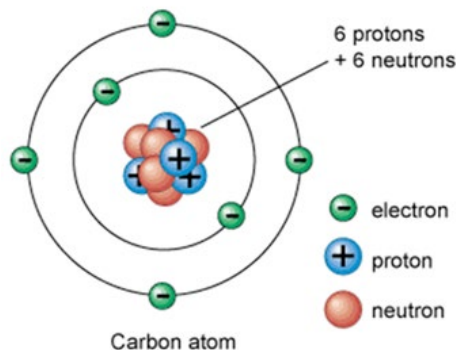
Fullereny: Fullereny jsou molekuly uhlíku, které tvoří uzavřené kulovité nebo válcovité struktury. Nejznámější fulleren je C_{60} , známý také jako „buckyball“, připomínající tvar fotbalového míče.

- **Periodická soustava prvků:**

Uhlík se nachází v 2. periodě a 14. skupině (IV. A): V periodické tabulce patří uhlík do čtvrté skupiny, která zahrnuje prvky schopné tvořit čtyři chemické vazby, což je klíčové pro jeho schopnost tvořit dlouhé řetězce a složité molekuly.

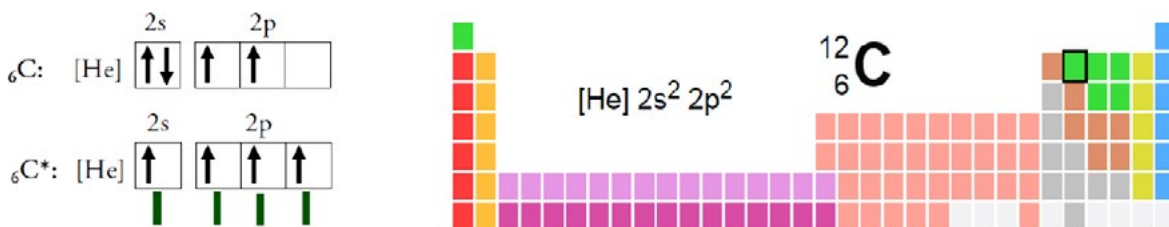
- **Elektronová konfigurace:**

Základní stav: Elektronová konfigurace uhlíku v základním stavu je $1s^2 2s^2 2p^2$. To znamená, že uhlík má ve svém základním stavu dva nepárové elektrony (obrázek 7), což naznačuje jeho schopnost tvořit dvě jednoduché kovalentní vazby.



Obr. 7 Model atomu uhlíku v základním stavu

Excitovaný stav: V excitovaném stavu má uhlík elektronovou konfiguraci $1s^2 2s^1 2p^3$ (obrázek 8), což umožňuje vznik čtyř chemických vazeb. V tomto stavu dochází k excitaci jednoho elektronu z orbitalu 2s do orbitalu 2p, čímž vznikají čtyři nepárové elektrony, které mohou tvořit vazby, například v molekule methanu (CH_4).



Obr. 8 Konfigurace uhlíku v základním a excitovaném stavu a poloha atomu uhlíku v periodické soustavě prvků

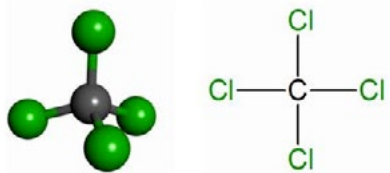
4.2 ANORGANICKÁ CHEMIE UHLÍKU

Na rozdíl od organické chemie se anorganická chemie zabývá studiem samotného uhlíku jako elementárního prvku a jeho jednodušších sloučenin.

Příkladem jsou uhličitany (CO_3^{2-}) a hydrogenuhličitany (HCO_3^-), které se běžně vyskytují v minerálech a v přírodních vodách. Dalšími příklady jsou kyanidy (CN^-) a karbidy (např. CaC_2), které mají široké využití v chemickém průmyslu a v metalurgii.

- **Uhličitany:** Uhličitany jsou soli kyseliny uhličitě a hrají významnou roli v geologických procesech, tvorbě hornin a vápenců. Také se používají v chemickém průmyslu, například při výrobě skla.
- **Kyanidy:** Kyanidy jsou sloučeniny uhlíku s dusíkem a jsou známé svou vysokou reaktivitou a toxicitou. Používají se například v těžebním průmyslu při získávání zlata a stříbra.
- **Karbidy:** Karbidy jsou sloučeniny uhlíku s kovy a mají vynikající fyzikální vlastnosti, jako je vysoká tvrdost a tepelná odolnost. Používají se například v řezných nástrojích a brusných materiálech.

Je důležité poznamenat, že neexistuje ostrá hranice mezi organickými a anorganickými sloučeninami uhlíku. Příkladem je tetrachlormethan (CCl_4) (obrázek 9), který lze klasifikovat jak jako chlorid uhličitý, tak i jako sloučeninu patřící do organické chemie.



Obr. 9 Tetrachlormethan, resp. chlorid uhličitý

4.3 UHLÍK A JEHO SCHOPNOST TVOŘIT DLOUHÉ ŘETĚZCE V ORGANICKÝCH SLOUČENINÁCH

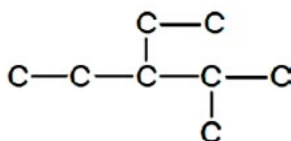
Uhlík je jedinečný v tom, že dokáže tvořit stabilní a dlouhé řetězce atomů uhlíku, a to jak přímé (lineární), tak rozvětvené (obrázek 10). Tato schopnost je dána jeho čtyřvazností, tedy schopností tvořit čtyři kovalentní vazby s jinými atomy. Tyto vazby mohou být s dalšími atomy uhlíku, vodíku nebo jinými heteroatomy, což umožňuje vytváření komplexních a rozmanitých molekul.

ACYKLICKÉ ŘETĚZCE:

- nerozvětvené

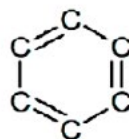


- rozvětvené

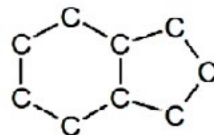


CYKLICKÉ ŘETĚZCE:

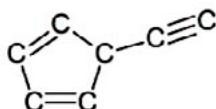
- monocyklické



- vícecyklické



KOMBINOVANÉ ŘETĚZCE:



Obr. 10 Příklady uhlikatých řetězců

4.4. ELEKTRONEGATIVITA UHLÍKU A TYP VAZEB, KTERÉ UHLÍK TVOŘÍ

Elektronegativita je důležitá vlastnost atomu, která vyjadřuje schopnost atomu přitahovat vazebné elektrony v molekule. Elektronegativita atomu uhlíku je $\chi = 2,55$, což je hodnota nacházející se ve středu rozpětí elektronegativit mezi prvky. Tato hodnota činí uhlík dostatečně elektronegativním na to, aby tvořil stabilní vazby s řadou jiných prvků, ale zároveň není natolik vysoká, aby vedla k tvorbě silně polárních nebo iontových vazeb v běžných organických sloučeninách.

4.4.1. VLIV ELEKTRONEGATIVITY NA TVORBU VAZEB

Kovalentní vazby: Uhlík má tendenci tvořit kovalentní vazby s většinou ostatních prvků. Kovalentní vazba vzniká, když dva atomy sdílejí elektronový pár. V závislosti na rozdílu elektronegativit mezi uhlíkem a jiným prvkem ($\Delta\chi$) mohou být tyto vazby buď polární, nebo nepolární:

- **Nepolární kovalentní vazby:** Pokud je rozdíl elektronegativit mezi uhlíkem a jiným prvkem malý ($\Delta\chi \approx 0-0,4$), sdílený elektronový pár je přitahován téměř rovnoměrně oběma atomy, což vede k nepolární kovalentní vazbě. Taková vazba se vyskytuje například mezi dvěma atomy uhlíku v molekule etanu (C-C) nebo mezi uhlíkem a vodíkem (C-H) v molekule methanu.
- **Polární kovalentní vazby:** Pokud je rozdíl elektronegativit mírně větší ($0,4 < \Delta\chi < 1,67$), výsledná vazba bude polární kovalentní, což znamená, že elektronový pár je přitahován více k elektronegativnějšímu atomu. Příkladem je vazba mezi uhlíkem a kyslíkem v molekule vody nebo oxidu uhličitého (C=O).
- **Iontové vazby:** V případech, kdy je rozdíl elektronegativit mezi uhlíkem a jiným prvkem velmi velký ($\Delta\chi > 1,67$), může dojít k tvorbě iontové vazby. Iontové vazby jsou typické při slučování uhlíku s alkalickými kovy, jako je například lithium (Li), sodík (Na) nebo draslík (K). Při těchto reakcích dochází k úplnému předání elektronů z jednoho atomu na druhý, což vede k tvorbě iontů a iontové vazby. Příkladem může být tvorba lithného karbidu (Li_2C_2).

4.4.2. FAKTORY OVLIVŇUJÍCÍ ELEKTRONEGATIVITU

Elektronegativita atomu uhlíku, stejně jako ostatních prvků, je ovlivněna dvěma hlavními faktory:

- **Atomové číslo:** Vyšší atomové číslo znamená více protonů v jádře, což zvyšuje přitažlivou sílu na elektrony v atomu. V důsledku toho se elektronegativita zvyšuje.
- **Vzdálenost valenčních elektronů od jádra:** Elektrony vnějších (valenčních) orbitalů, které se podílejí na tvorbě vazeb, jsou více ovlivněny přitažlivou silou jádra. Čím menší je vzdálenost těchto elektronů od jádra, tím vyšší je elektronegativita atomu.

Tyto faktory kombinovaně určují, jak silně atom přitahuje elektrony ve vazbách a jaký typ vazby se vytvoří při chemických reakcích. Uhlík, díky své střední hodnotě elektronegativity, je schopen vytvářet širokou škálu chemických sloučenin s různými vlastnostmi, což je základem pro bohatost organické chemie.

Tabulka 2 Hodnoty elektronegativit vybraných chemických prvků

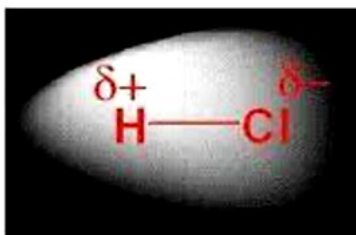
Prvek	Fr	Na	H	C	S	Cl	N	O	F
χ	0,7	0,93	2,20	2,55	2,58	3,16	3,04	3,44	3,98

4.4.3. POLARITA VAZBY UHLÍK-HETEROATOM

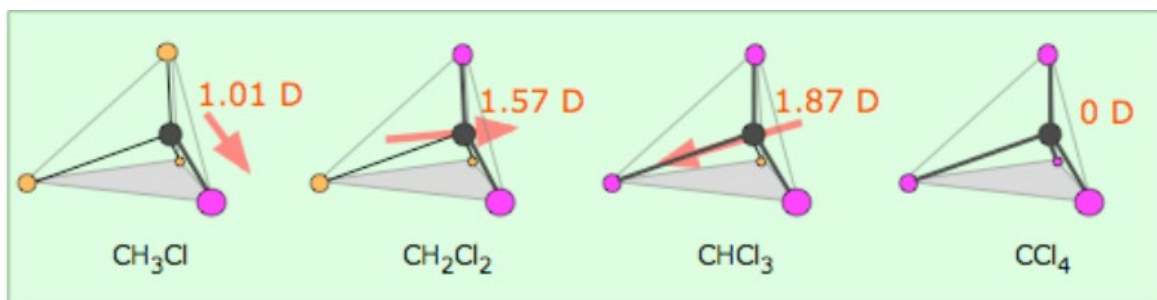
Polarita vazby je důsledek trvalé deformace rozložení elektronové hustoty, záleží na rozdílu elektronegativit, Polarita vazby je **jev, kdy vlivem rozdílných vlastností vazebných partnerů vzniká nerovnoměrné rozdělení nábojů** – oba vazebné elektrony se s větší pravděpodobností vyskytují u jednoho z obou vazebných partnerů. U něj tak vzniká parciální záporný náboj, u druhého partnera parciální kladný náboj (obrázek 11). Parciální náboje se značí malým řeckým δ . Vzniká tzv. **dipolový moment**. Vazba C s -N,-O,-S,-X = halogenidy je polarizovaná.

Dipolový moment je vektorová veličina, může se tedy vyrušit, pokud jdou stejné dipolové momenty proti sobě. Např. molekula CCl_4 není polární i když každá z jednotlivých vazeb je kovalentní polární (obrázek 12).

Elektrostatický dipól



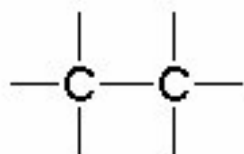
Obr. 11 Polární kovalentní vazba HCl s vyznačením parciálních nábojů



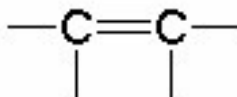
Obr. 12 Dipólové momenty methanu a jeho chlorovaných derivátů
(Zdroj: https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Organic_Chemistry)

4.5. KOVALENTNÍ VAZBY V ORGANICKÝCH MOLEKULÁCH MEZI ATOMY UHLÍKU

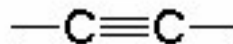
Uhlík má jedinečnou schopnost tvořit různé typy kovalentních vazeb díky své čtyřvaznosti. V závislosti na počtu sdílených elektronových párů mezi atomy uhlíku (nebo mezi uhlíkem a jinými atomy) může vzniknout jednoduchá, dvojná nebo trojná vazba (obrázek 13). Tyto vazby mají zásadní vliv na strukturu a vlastnosti organických sloučenin.



Jednoduchá vazba



Dvojná vazba



Trojná vazba

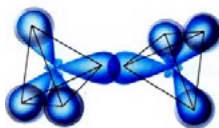
Obr. 13 Typy kovalentních vazeb čtyřvazného uhlíku

4.5.1. JEDNODUCHÁ VAZBA (σ VAZBA)

Definice: Jednoduchá kovalentní vazba je tvořena jedním elektronovým párem, který je sdílen mezi dvěma atomy. Tento elektronový pár je lokalizován na spojnici jader obou atomů.

Příklad: Vazba mezi dvěma atomy uhlíku v molekule ethanu (C–C) (obrázek 14) nebo mezi uhlíkem a vodíkem (C–H) v molekule methanu. Tato vazba je označována jako σ (sigma) vazba a je charakterizována vysokou pevností a stabilitou.

Etan – C₂H₆

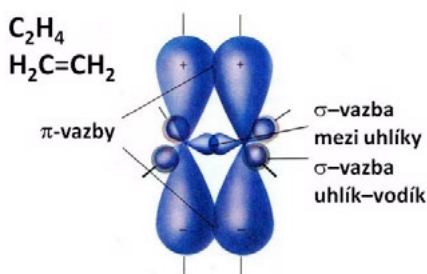


Obr. 14 Jednoduchá vazba v molekule ethanu

4.5.2. DVOJNÁ VAZBA (σ A π VAZBA)

Definice: Dvojná kovalentní vazba je tvořena dvěma sdílenými elektronovými páry mezi atomy. Jeden pár elektronů tvoří σ vazbu na spojnici jader, zatímco druhý pár elektronů tvoří π (π) vazbu, která se nachází mimo spojnici jader.

Příklad: Dvojná vazba je přítomna například v molekule ethenu ($\text{C}=\text{C}$) (obrázek 15) nebo v karbonylové skupině ($\text{C}=\text{O}$) v aldehydech a ketonech. π vazba dodává molekule zvýšenou reaktivitu, což je důležité v mnoha chemických reakcích.

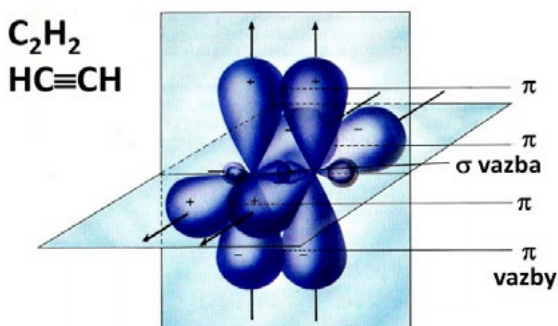


Obr. 15 Dvojná vazba v molekule ethenu

4.5.3. TROJNÁ VAZBA (σ A 2 π VAZBY)

Definice: Trojná kovalentní vazba zahrnuje tři sdílené elektronové páry mezi atomy. Jeden pár tvoří σ vazbu na spojnici jader, zatímco zbylé dva páry elektronů tvoří dvě π vazby, které se nacházejí mimo spojnici jader a jsou orientovány navzájem kolmo.

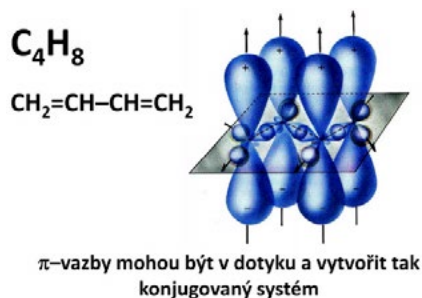
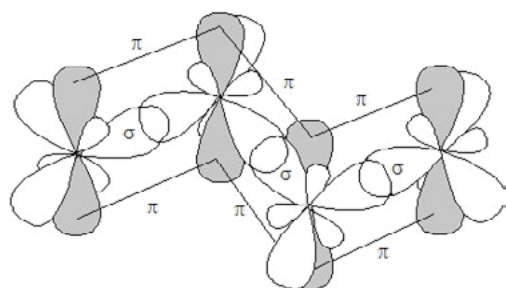
Příklad: Trojná vazba se nachází například v molekule acetylenu ($\text{C}\equiv\text{C}$) (obrázek 16) nebo v kyanidu ($\text{C}\equiv\text{N}$). Trojná vazba je kratší a pevnější než dvojná nebo jednoduchá vazba, což ovlivňuje fyzikální vlastnosti molekuly, jako je bod varu a tání.



Obr. 16 Trojná vazba v molekule acetylenu

4.5.4. KONJUGOVANÉ VAZBY

Definice: Konjugované vazby jsou sekvence střídajících se dvojných a jednoduchých vazeb ($\text{C}=\text{C}-\text{C}=\text{C}$). V těchto systémech π elektrony nejsou lokalizovány mezi dvěma konkrétními atomy, ale jsou delokalizovány přes celý konjugovaný systém. To vede k vyšší stabilitě molekuly a často ke vzniku charakteristických optických vlastností. Nejčastějším případem konjugovaných systémů jsou alkadieny (obrázek 17) a areny.

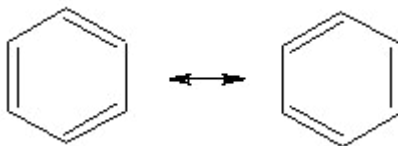


Obr. 17 Delokalizace elektronů u molekuly butadienu ($C=C-C=C$)

Zvláštním typem konjugovaných systémů v organické chemii je **aromatický systém**, který se vyskytuje v cyklických sloučeninách, zejména v aromatických sloučeninách nazývaných areny. Tyto sloučeniny jsou charakteristické svou stabilitou a specifickou elektronovou strukturou. Nejjednodušším zástupcem aromatických sloučenin je **benzen**.

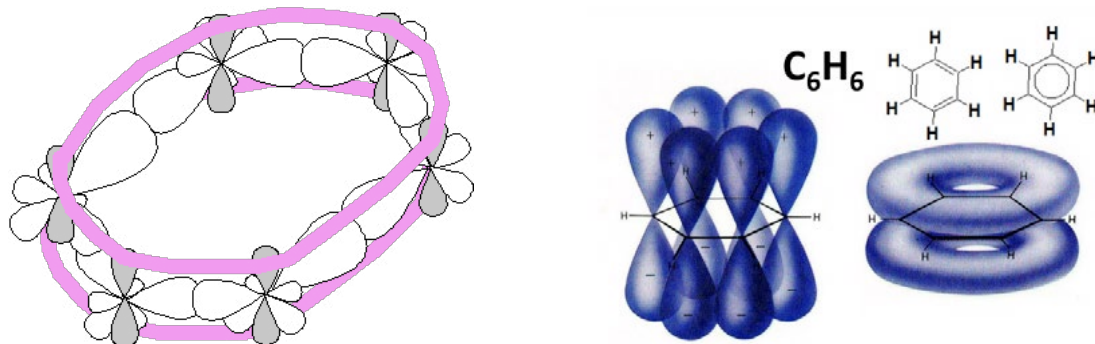
Strukturu benzenu poprvé vysvětlil August Kekulé v roce 1869 pomocí vzorce, ve kterém jsou atomy uhlíku vázány střídavě jednoduchými a dvojnými vazbami. Později bylo zjištěno, že všechny vazby mezi atomy uhlíku v molekule benzenu jsou ve skutečnosti naprosto rovnocenné a stejně dlouhé, což znamená, že nejsou čistě jednoduché ani dvojně. Molekula benzenu je také mnohem stabilnější, než by bylo možné teoreticky předpovědět na základě klasického uspořádání dvojných a jednoduchých vazeb.

Tuto skutečnost lze vysvětlit pomocí **rezonančních struktur** (obrázek 18), které představují dvě ekvivalentní formy benzenu, mezi nimiž je molekula jakoby neustále „rezonuje“. Skutečná struktura benzenu je rezonanční hybrid těchto dvou forem.



Obr. 18 Rezonanční struktura benzenu

Klíčovým vysvětlením stability a rovnocennosti vazeb v benzenu je **delokalizace π -elektronů**. Elektrony v π -systému nejsou lokalizovány mezi dvěma atomy, ale jsou rozprostřeny po celém cyklickém systému molekuly (obrázek 19), což výrazně přispívá k její stabilitě a energetické výhodnosti. Tento jev je základním rysem všech aromatických sloučenin.

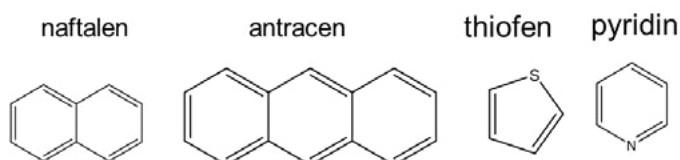


Obr. 19 Delokalizace π -elektronů v benzenu

4.6. AROMATICITA ORGANICKÝCH MOLEKUL

Aromaticita je charakterizována několika klíčovými pravidly, která určují, zda je molekula aromatičká (obrázek 20) či nikoli.

- Prvním pravidlem je, že molekula musí být planární, tedy rovinná, a musí mít cyklickou strukturu. To znamená, že se jedná o atomy, které tvoří kruh a leží v jedné rovině, což umožňuje efektivní překrývání p-orbitalů.
- Druhým pravidlem je přítomnost konjugovaného systému dvojných vazeb. Tento systém vzniká, když se dvojně vazby v molekule střídají s jednoduchými vazbami, což vede k vytvoření mezomerních struktur, v nichž **jsou π -elektrony delokalizované** po celém cyklu. Taková delokalizace π -elektronů je zásadní pro stabilitu aromatických molekul.
- Posledním pravidlem je, že počet π -elektronů musí odpovídat **Hückelovu pravidlu**. Podle tohoto pravidla musí být počet π -elektronů v molekule roven hodnotě $4n+2$, kde n je celé kladné číslo nebo nula. Toto pravidlo zajišťuje, že molekula má vhodný počet π -elektronů, které mohou být delokalizovány po kruhu, což přispívá k její aromatické stabilitě.



Obr. 20 Příklady aromatických sloučenin

4.7. VLIV VAZEB NA VLASTNOSTI MOLEKUL

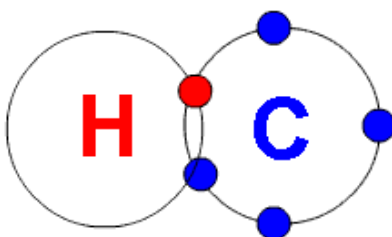
Typy vazeb v uhlíkových řetězcích mají zásadní vliv na fyzikální a chemické vlastnosti molekul. Například:

- **Jednoduché vazby:** Molekuly s převahou jednoduchých vazeb jsou obvykle méně reaktivní a mají vyšší tepelnou stabilitu.
- **Dvojně a trojně vazby:** Přítomnost dvojných a trojných vazeb zvyšuje reaktivitu molekul, což je důležité pro chemické reakce, jako je adice nebo polymerace.
- **Konjugované systémy:** Konjugované vazby vedou ke stabilizaci molekuly a často jsou spojeny s barevnými vlastnostmi, což je využíváno v chemii barviv a organických polovodičích.

5. Sloučeniny uhlíku a vodíku

5.1 VODÍK A JEHO JEDNOVAZNOST

Vodík je nejjednodušší prvek s jedním protonem a jedním elektronem, a proto je jednovazný. To znamená, že může tvořit pouze jednu kovalentní vazbu (obrázek 21), což odpovídá jeho elektronové konfiguraci $[\text{He}] 1s^1$. Tento jednovazný charakter je klíčový pro naplnění čtyřvaznosti uhlíku v uhlíkových skeletech organických molekul.



Obr. 21 Schématické znázornění jedné kovalentní vazby vodíku

5.2 UHLOVODÍKY

V organických sloučeninách se vodík často váže na uhlík, čímž vznikají sloučeniny známé jako uhlovodíky (například methan, CH_4) (tabulka 3).

Tabulka 3 Přehled uhlovodíků a tvorby jejich názvosloví.

Skupina	Obecný vzorec	Předpona	Přípona	Výskyt
Alkyl	R-	alkyl-	-an	<u>Alkany</u>
Alkenyl	R-CH=CH-	alkenyl-	-en	<u>Alkeny</u>
Alkynyl	$\text{RC}\equiv\text{C-}$	alkynyl-	-yn	<u>Alkyny</u>
Fenyl	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-}$	fenyl-	-benzen	<u>deriváty benzenu</u>

5.2.1 ALKANY A CYKLOALKANY

Strukturně nejjednodušší organické sloučeniny, které mají vazby mezi atomy uhlíku (C–C) a vodíku (C–H), jsou alkany. Tyto sloučeniny mají hybridizaci typu sp^3 . V minulosti byly alkany označovány jako parafiny, což pochází z latinského výrazu pro "málo reaktivní", přičemž tento pojem se liší od označení vosků. Cykloalkany, tedy uhlovodíky s cyklickou strukturou, byly historicky známé jako nafteny, jelikož se často vyskytovaly v naftě.

Alkany obsahují pouze kovalentní nepolární vazby C–C a C–H. Jejich teploty tání a varu rostou s počtem uhlíkových atomů v nerozvětveném řetězci. Pokud je však řetězec rozvětvený, dochází ke snížení teploty varu. Symetričtější molekuly mají tendenci tát při vyšších teplotách. Alkany s jedním až čtyřmi uhlíky jsou za běžných podmínek plynné, s pěti až sedmnácti uhlíky kapalné a s více než sedmnácti uhlíky pevné. Tyto látky jsou nemísitelné s vodou, ale slouží jako rozpouštědla pro tuky a oleje. Alkany existují v různých konformačních stavech, jako jsou zákrytové a nezákrytové konformace. Cykloalkany, například cyklohexan, mohou nabývat židličkové nebo vaničkové konformace.

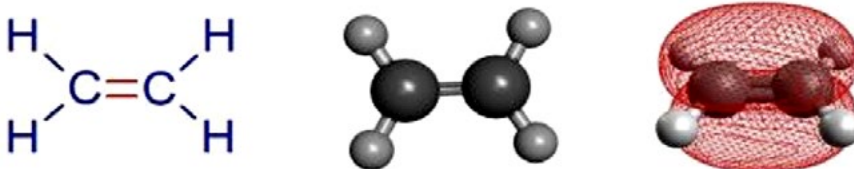
Názvy alkanů (obrázek 22) jsou zakončeny koncovkou **-an**, což označuje přítomnost pouze jednoduchých vazeb mezi atomy uhlíku. Názvy cykloalkanů obsahují předponu **cyklo-**, která označuje cyklickou strukturu. Alkylly jsou uhlovodíkové zbytky vznikající odtržením atomu vodíku z molekuly alkanu a jejich názvy jsou zakončeny koncovkou **-yl**.

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ n-pentan t. t. $-129,8^\circ\text{C}$, t. v. $36,1^\circ\text{C}$	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ 2-methylbutan (isopentan) t. t. $-159,9^\circ\text{C}$, t. v. $27,7^\circ\text{C}$	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{CH}_3$ 2,2-dimethylpropan (neopentan) t. t. $-16,6^\circ\text{C}$, t. v. $9,5^\circ\text{C}$	CH_4 methan $\text{C}_{11}\text{H}_{24}$ undekan C_2H_6 ethan $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$ dodekan C_3H_8 propan $\text{C}_{13}\text{H}_{28}$ tridekan C_4H_{10} butan $\text{C}_{14}\text{H}_{30}$ tetradekan C_5H_{12} pentan $\text{C}_{15}\text{H}_{32}$ pentadekan C_6H_{14} hexan $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$ hexadekan C_7H_{16} heptan $\text{C}_{17}\text{H}_{36}$ heptadekan C_8H_{18} oktan $\text{C}_{18}\text{H}_{38}$ oktadekan C_9H_{20} nonan $\text{C}_{19}\text{H}_{40}$ nonadekan $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ dekan $\text{C}_{20}\text{H}_{42}$ ikosan
--	---	--	--

Obr. 22 Přehled a tvorba názvosloví alkanů

5.2.2 ALKENY A CYKLOALKENY

Alkeny, dříve označované jako olefiny, jsou alifatické acyklické uhlovodíky, které obsahují dvojnou vazbu mezi dvěma atomy uhlíku (C=C) (obrázek 23). Tyto sloučeniny obsahují vazby mezi atomy uhlíku (C–C), dvojnou vazbu mezi uhlíky (C=C) a vazby mezi uhlíkem a vodíkem (C–H). Dvojná vazba mezi dvěma atomy uhlíku je tvořena jednou vazbou sigma (σ) a jednou vazbou pí (π). Hybridizace atomů uhlíku v těchto sloučeninách je sp^2 . Cykloalkeny jsou podobné sloučeniny, ale mají cyklickou strukturu, kde je dvojná vazba mezi dvěma atomy uhlíku umístěna v kruhu.

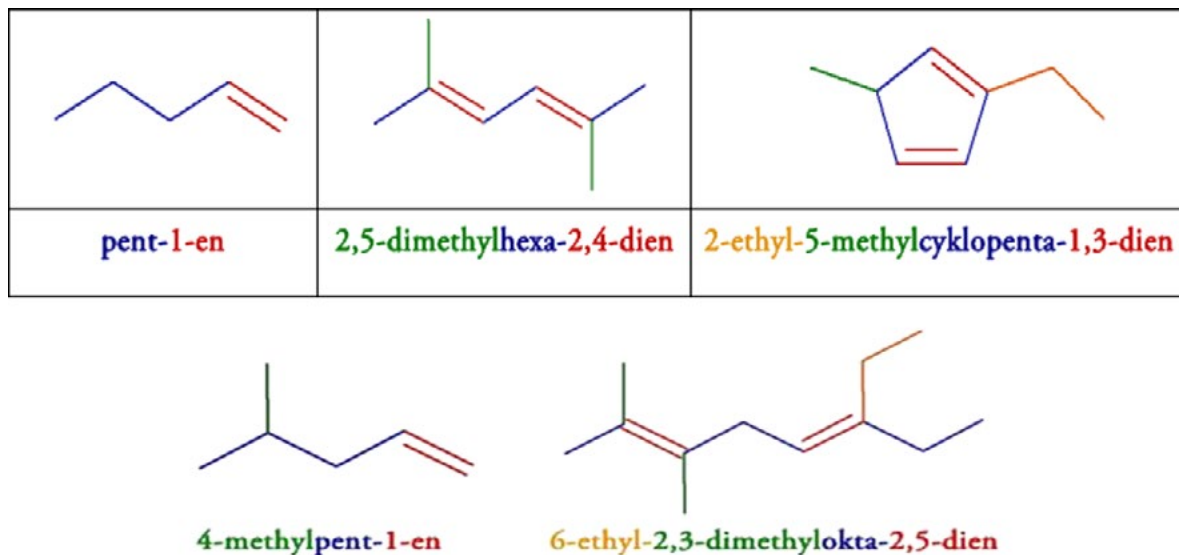


Obr. 23 Alkeny s dvojnou vazbou

Alkeny jsou nerozpustné ve vodě, ale dobře se mísí s polárními rozpouštědly. Ve srovnání se sloučeninami s jednoduchými vazbami mají vyšší teploty tání a varu, avšak nižší hustotu. Vlastnosti jednotlivých stereoisomerů se navíc mohou výrazně lišit, což je dáno jejich odlišným prostorovým uspořádáním.

V molekulách vyšších alkenů, počínaje butenem, se může vyskytovat prostorová izomerie (stereoizomerie) na dvojných vazbách. Tato izomerie se projevuje ve formě *cis*- a *trans*- izomerů, případně pomocí označení *E*- a *Z*- konfigurace, což závisí na prostorovém uspořádání substituentů kolem dvojné vazby.

Názvy alkenů (obrázek 24) jsou zakončeny koncovkou -en, což značí přítomnost dvojné vazby. Počet dvojných vazeb je v názvu vyjádřen pomocí latinské číslovkové předpony, která se uvádí před koncovkou -en. Hlavní uhlíkatý řetězec je vždy ten, který obsahuje nejvíce dvojných vazeb, bez ohledu na jeho délku. Číslování řetězce probíhá tak, aby dvojná vazba měla co nejnižší možné lokanty. Názvy cykloalkenů obsahují předponu cyklo-. Obecný sumární vzorec alkenů s jednou dvojnou vazbou je C_nH_{2n} , zatímco cykloalkeny s jednou dvojnou vazbou mají sumární vzorec C_nH_{2n-2} , kde n představuje počet atomů uhlíku.

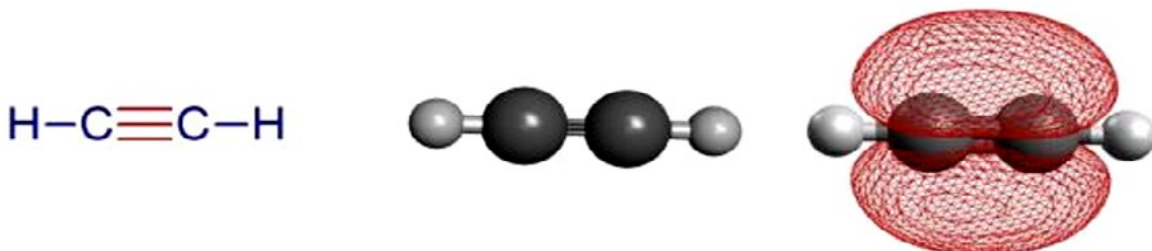


Obr. 24 Tvorba názvosloví alkenů

5.2.3 ALKYNY A CYKLOALKYNY

Alkyny a cykloalkyny jsou uhlovodíky charakterizované přítomností trojné vazby mezi dvěma atomy uhlíku ($C\equiv C$) (obrázek 25). Trojná vazba se skládá z jedné vazby σ (sigma) a dvou vazeb π (pi). Atomy uhlíku, které tvoří tuto trojnou vazbu, mají hybridizaci sp , což znamená, že jsou lineární v místě trojné vazby. Tato lineární geometrie je důsledkem sp hybridizace, která umožňuje vznik jedné vazby σ a dvou nezávislých vazeb π .

Důležitým rysem alkynů je, že atom uhlíku v hybridizaci sp má vyšší elektronegativitu (χ) než atom vodíku. Díky tomu snadno přitahuje elektrony z vazby mezi uhlíkem a vodíkem ($C-H$). Tento efekt způsobuje, že atom vodíku navázaný na uhlík v pozici sp má kyselý charakter, což znamená, že je schopen snadno odštěpit proton (H^+). Tato vlastnost činí alkyny reaktivními v některých chemických reakcích, zejména v kyselém prostředí.



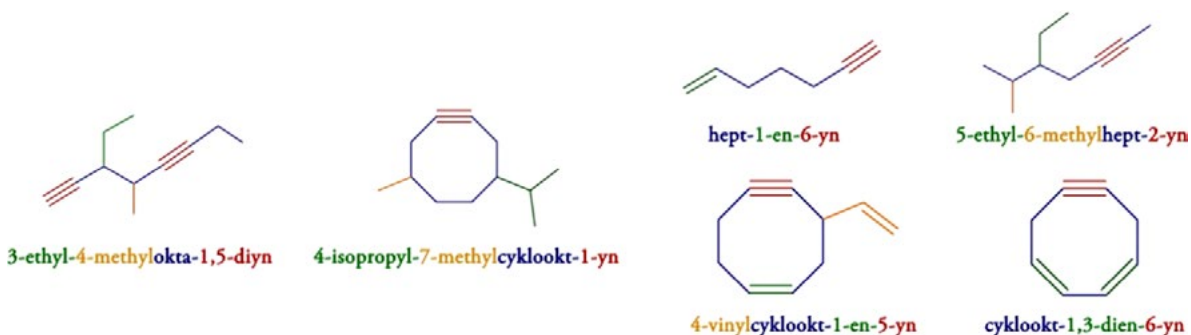
Obr. 25 Alkyny s trojnou vazbou

Názvosloví **alkynů** (obrázek 26) se řídí několika pravidly, která zajišťují jednoznačnou identifikaci molekul s trojnou vazbou. Alkyny jsou pojmenovány pomocí koncovky **-yn**, která signalizuje přítomnost trojné vazby mezi dvěma atomy uhlíku ($C\equiv C$).

Při číslování hlavního uhlíkového řetězce se trojná vazba snaží být umístěna na co nejnižší možné pozici. Pokud se v molekule nachází jak trojná, tak dvojná vazba, rozhoduje abecední pořadí – dvojná vazba (označená koncovkou **-en**) má přednost před trojnou vazbou **-yn** při určování názvu sloučeniny.

Pokud molekula obsahuje více trojných vazeb, jejich počet je vyjádřen pomocí latinské číslovkové předpony, která se přidává před koncovku **-yn** (například **-diyn** pro dvě trojné vazby, **-triyn** pro tři trojné vazby). V případě, že se v molekule nachází pouze trojné vazby (bez dvojných), jsou trojné vazby číslovány tak, aby měly co nejnižší lokanty v hlavním řetězci.

Názvy cykloalkynů začínají předponou **cyklo-**, což označuje přítomnost cyklické struktury v molekule.



Obr. 26 Tvorba názvosloví alkynů

Obecný sumární vzorec pro alkyny s jednou trojnou vazbou je C_nH_{2n-2} , kde n představuje počet atomů uhlíku v molekule. Pokud je alkyň odvozen od uhlovodíkového zbytku, používá se pro jeho pojmenování koncovka **-ynyl**.

Alkyny mají specifické vlastnosti, které vycházejí z jejich struktury a přítomnosti trojné vazby mezi atomy uhlíku. Mezi základní vlastnosti patří přítomnost pouze kovalentních nepolárních vazeb, konkrétně vazeb $C-C$ a $C-H$. Tyto nepolární vazby určují fyzikální a chemické chování alkynů.

Jedná se o látky, které jsou omezeně mísitelné s vodou. Ve srovnání s alkany a alkeny se alkyny mísí s vodou o něco lépe, což je dáno kyselým charakterem vodíku navázaného na atom uhlíku v hybridizaci sp . Tento vodík je schopen částečně interagovat s molekulami vody, i když celková rozpustnost zůstává nízká. Alkyny jsou však dobře rozpustné v nepolárních rozpouštědlech, což je dáno jejich převážně nepolární povahou. Jejich fyzikální vlastnosti také zahrnují vyšší teploty tání a varu ve srovnání s odpovídajícími alkeny, což je způsobeno silnějšími mezimolekulárními silami mezi molekulami alkynů. Hustota alkynů je obvykle nižší než hustota jejich odpovídajících alkenů, což je další důsledek jejich molekulární struktury.

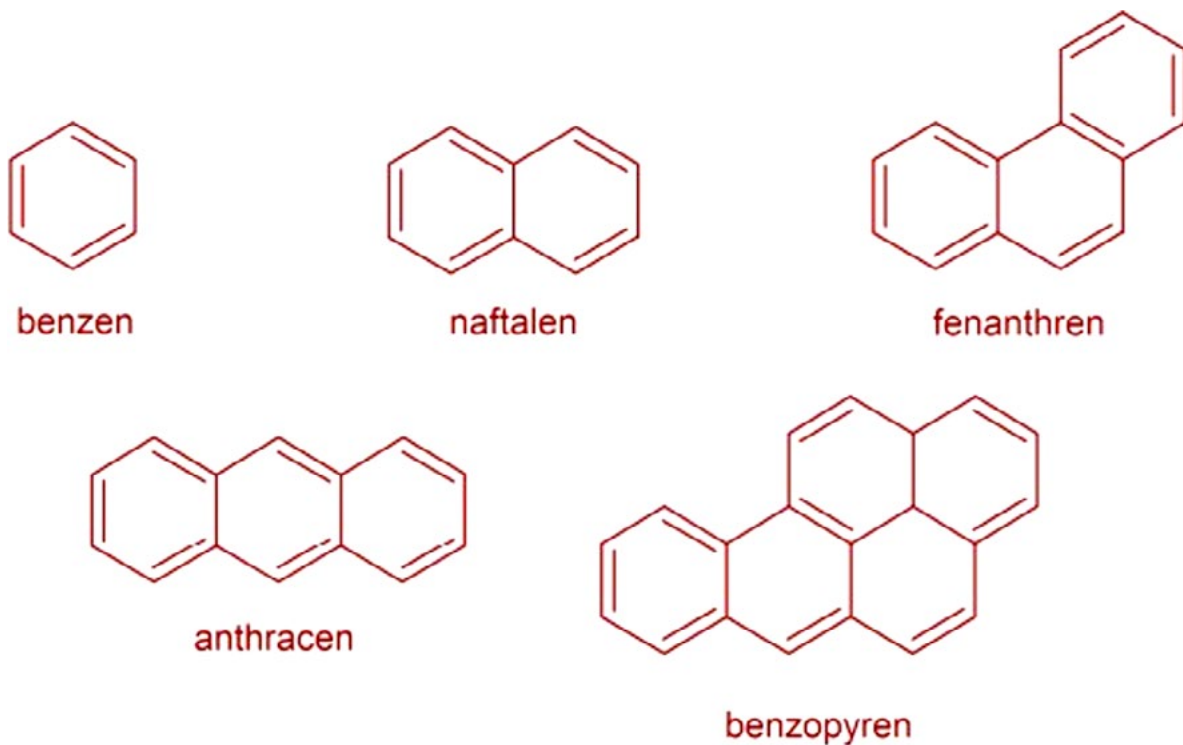
5.2.4 AROMATICKÉ UHLOVODÍKY

Aromatické uhlovodíky jsou skupinou sloučenin, jejichž název historicky souvisí s charakteristickým zápachem, který tyto látky vydávají. Například benzen voní po dehtu, toluen se jmenuje podle toluánského balzámu a benzaldehyd má vůni podobnou třešním. Dnes však termín "aromatické" neodkazuje na vůni, ale na specifickou elektronovou strukturu a vlastnosti těchto molekul.

Aromatické uhlovodíky mají rovnocenné vazby s vazebným řádem 1,5, což znamená, že délka těchto vazeb je přibližně 139 pm. Tento vazebný řád vychází z delokalizace π -elektronů po celém cyklu, což vytváří jednotný, stabilní systém vazeb, které nejsou čistě jednoduché ani dvojné.

Názvosloví aromatických uhlovodíků se dělí na dvě hlavní skupiny podle toho, zda je molekula jednoduchá, nebo substituovaná.

Pro základní aromatické uhlovodíky, jako je benzen (C_6H_6), se tradičně používají triviální názvy (obrázek 27). Tyto názvy jsou historicky zakořeněné a nepodléhají systematickým pravidlům IUPAC. Patří sem například názvy jako benzen, toluen (methylbenzen), xylen (dimethylbenzen) a další, které jsou široce používány a uznávané.

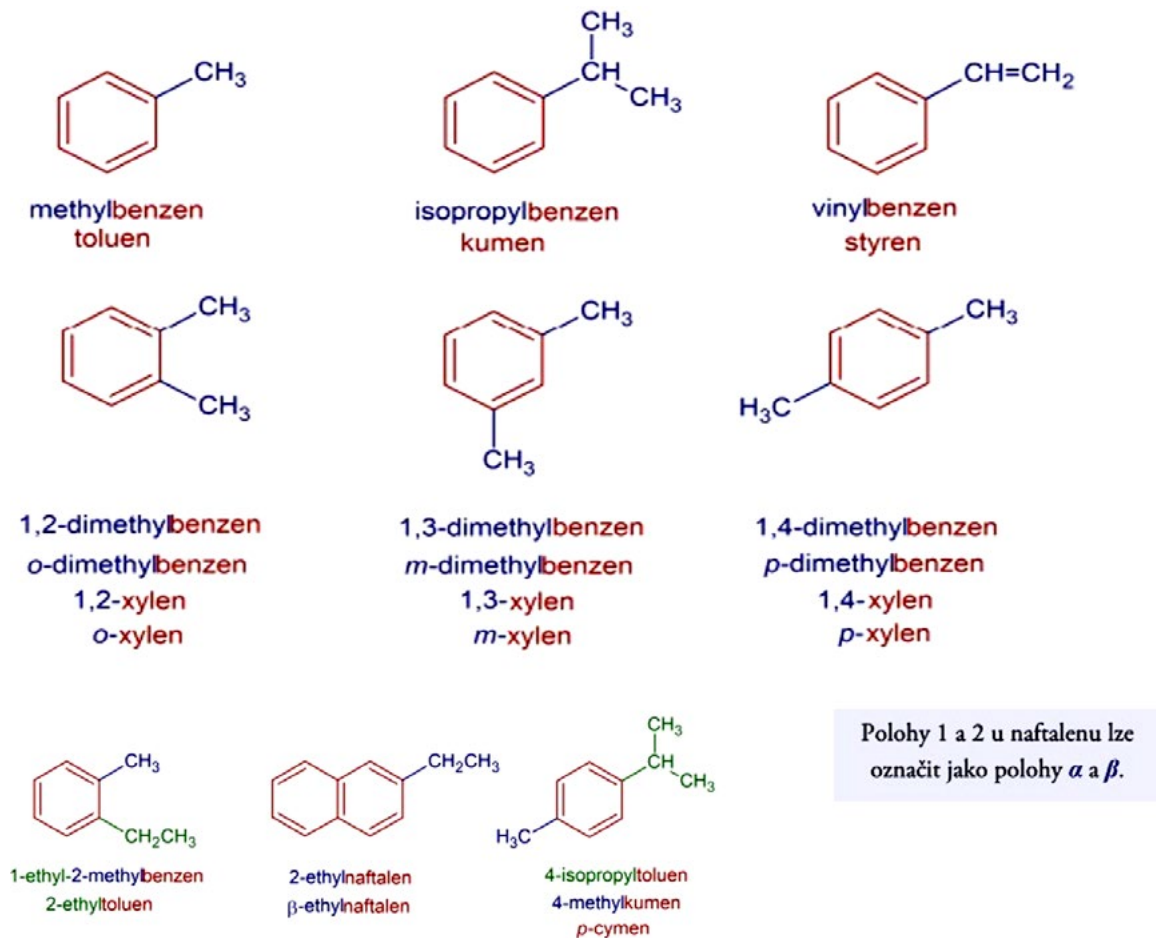


Obr. 27 Nejznámější triviální názvy arenů

V případě substituovaných aromatických sloučenin se mohou používat jak systematické názvy, tak i triviální názvy (obrázek 28). Systematické názvosloví vychází z pravidel IUPAC a popisuje polohu a typ substituentů na aromatickém kruhu. Při pojmenování se používají prefixy jako **orto-** (1,2-disubstituce), **meta-** (1,3-disubstituce) a **para-** (1,4-disubstituce) pro označení polohy dvou substituentů na benzenovém jádře. Triviální názvy se také používají, pokud jsou dostatečně rozšířené, například fenol (hydroxybenzen) nebo anilin (aminobenzen).

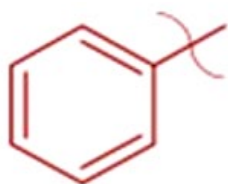
Při číslování uhlíkových atomů v řetězci se bere v úvahu symetrie molekuly, aby číslování co nejlépe odráželo strukturu molekuly a bylo konzistentní. Lokanty, tedy čísla označující polohu substituentů na aromatickém kruhu, by měly být co nejnižší, což zajišťuje co nejjednodušší a nejsrozumitelnější název sloučeniny.

Při určování pořadí substituentů má přednost ten substituent, jehož název je v abecedním pořadí dříve. Toto pravidlo se používá zejména v případech, kdy je na aromatickém kruhu více různých substituentů, a pomáhá sjednotit názvosloví.

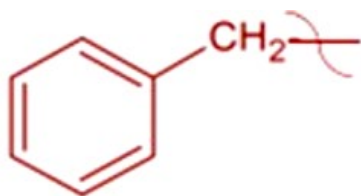


Obr. 28 Tvorba názvosloví arenů

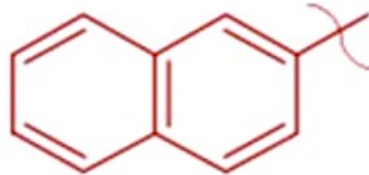
Uhlovodíkové zbytky odvozené od aromatických uhlovodíků, tzv. arenů, se označují jako aryly (obrázek 29). Tyto zbytky vznikají odstraněním jednoho atomu vodíku z aromatického kruhu, například fenyl (C_6H_5-) odvozený od benzenu.



fenyl-



benzyl-



2-naftyl-
β-naftyl-

Obr. 29 Uhlovodíkové zbytky arylu

6. Heteroatomy v organických sloučeninách, funkční skupiny a vlastnosti.

Heteroatomy jsou atomy jiných prvků než uhlíku a vodíku, které se vyskytují v organických sloučeninách. Přítomnost heteroatomů výrazně ovlivňuje chemické a fyzikální vlastnosti organických molekul a umožňuje vznik široké škály funkčních skupin a reakcí. Níže jsou uvedeny hlavní heteroatomy a jejich role v organické chemii.

6.1 VLASTNOSTI A REAKTIVITA VAZEB UHLÍKU A HETEROATOMŮ

(Tabulka 4)

Disociační energie vazby – energie, kterou je nutno dodat, aby se opět vazba rozštěpila. Na základě zákona o zachování energie je číselně rovna energii, která se uvolnila při vzniku vazby, ovšem má opačné znaménko. Ukazuje reaktivnost vazby.

Délka vazby – mezijaderná vzdálenost (vzdálenost mezi středy atomů spojených vazbou) souvisí i s velikostí atomů.

Tabulka 4 Vlastnosti a reaktivita vazeb uhlíku a heteroatomů

Typ vazby	Disociační energie vazby [kJ·mol ⁻¹]	Délka vazby [pm]	Typ vazby	Disociační energie vazby [kJ·mol ⁻¹]	Délka vazby [pm]
C–C	347	154	C–O	351	143
C=C	611	134	C=O	737	123
C≡C	837	120	C–I	238	213
C≡C	518	139	C–Br	276	194
C–H	414	109	C–Cl	331	176
C–N	293	132	C–F	439	140

6.2 HALOGENY (F, Cl, Br, I)

Halogeny, mezi které patří fluor (F), chlor (Cl), brom (Br) a jod (I), jsou prvky 17. skupiny (VII. A) periodické soustavy. Tyto prvky jsou vysoce reaktivní a často se vyskytují v organických sloučeninách jako substituenty, kde výrazně ovlivňují reaktivitu a polaritu molekul. Přítomnost halogenů v organických sloučeninách často mění jejich fyzikální a chemické vlastnosti, například zvyšuje polaritu a snižuje hořlavost.

Sloučeniny, ve kterých je uhlík vázán na halogen, se označují jako **halogenderiváty** (Tabulka 5). Mezi známé halogenderiváty patří například teflon (polytetrafluorethylen), který je vysoce odolný proti chemickým vlivům, chloroform (CHCl_3) používaný jako rozpouštědlo, jodoform (CHI_3) využívaný v medicíně, a freony (chlorofluorohydrogony), které byly dříve hojně používány jako chladicí média.

Halogeny jsou **jednovazné**, což znamená, že v organických sloučeninách tvoří jednu kovalentní vazbu s atomem uhlíku. Díky své vysoké elektronegativitě halogeny významně polarizují vazby, do kterých jsou zapojeny, což zvyšuje reaktivitu molekul v různých chemických reakcích.

Tabulka 5 Přehled halogenderivátů a tvorby jejich názvosloví.

Skupina	Obecný vzorec	Předpona	Přípona	Výskyt
Fluoro	-F	fluoro-	{alkyl}fluorid	fluoroalkany
Chloro	-Cl	chloro-	{alkyl}chlorid	chloroalkany
Bromo	-Br	bromo-	{alkyl}bromid	bromoalkany
Jodo	-I	jodo-	{alkyl}jodid	jodoalkany

6.3 KYSLÍK (O)

Kyslík (O) se v organické chemii vyskytuje v mnoha různých funkčních skupinách, které mají zásadní význam pro strukturu a reaktivitu organických sloučenin. Mezi tyto funkční skupiny patří například alkoholy, fenoly, aldehydy, ketony, karboxylové kyseliny, jejich deriváty a ethery (Tabulka 6).

Alkoholy a fenoly obsahují hydroxylovou skupinu ($-\text{OH}$), která je vázána na atom uhlíku. U alkoholů je hydroxylová skupina vázána na alifatický uhlík, což znamená, že je připojena k uhlíku v lineárním nebo cyklickém řetězci. U fenolů je hydroxylová skupina navázána na uhlík v aromatickém kruhu, což jim dává specifické chemické vlastnosti.

Aldehydy a ketony obsahují karbonylovou skupinu ($>\text{C}=\text{O}$), která je tvořena dvojnou vazbou mezi uhlíkem a kyslíkem. V aldehydech je karbonylová skupina umístěna na konci uhlíkového řetězce, zatímco u ketonů se nachází uvnitř řetězce, mezi dvěma uhlíky. Tato rozdílná poloha karbonylové skupiny vede k rozdílným chemickým vlastnostem těchto sloučenin.

Karboxylové kyseliny jsou charakterizovány přítomností karboxylové skupiny ($-\text{COOH}$), která je typická svou silnou kyselostí a schopností tvořit vodíkové vazby. Karboxylové kyseliny jsou důležitými složkami v mnoha biologických a chemických procesech, protože jejich kyselý charakter umožňuje snadnou ionizaci.

Deriváty karboxylových kyselin, jako jsou estery, anhydridy a amidy, obsahují modifikovanou karboxylovou skupinu, kde jsou navázány jiné atomy nebo funkční skupiny. Tyto deriváty se liší svými vlastnostmi a používají se v různých chemických reakcích a procesech, například v syntéze léčiv nebo polymerů.

Ethery obsahují etherovou skupinu ($-\text{O}-$), kde kyslík spojuje dva uhlíkové atomy. Tyto sloučeniny jsou stabilní a často se využívají jako rozpouštědla v organické chemii díky své relativní nereaktivitě vůči většině chemických látek.

Kyslík je obecně **dvojjazný**, což odpovídá jeho elektronové konfiguraci $[\text{He}] 2s^2 2p^4$. Tato konfigurace mu umožňuje tvořit dvě kovalentní vazby, což je typické pro jeho účast ve sloučeninách, jako jsou alkoholy, ketony a karboxylové kyseliny. Vysoká elektronegativita kyslíku a jeho schopnost tvořit vodíkové vazby hrají klíčovou roli v mnoha chemických a biologických procesech, což činí kyslík jedním z nejdůležitějších prvků v organické chemii.

Tabulka 6 Přehled kyslíkatých derivátů a tvorby jejich názvosloví

Skupina	Obecný vzorec	Předpona	Přípona	Výskyt
Hydroxylová	-OH	hydroxy-	-ol	Alkoholy
Aldehydická	-CH=O	formyl-	-al	Aldehydy
Ketoskupina	>C=O	oxo- (keto-)	-on	Ketony
Karboxylová	-C(=O)-OH	karboxy-	-karboxylová kyselina	karboxylové kyseliny
Etherová	-O-	{alk(an)}oxy-	{alkyl}{alkyl} ether	Ethery

6.4 DUSÍK (N)

Dusík (N) se v organické chemii vyskytuje ve formě různých funkčních skupin (Tabulka 7), které hrají důležitou roli v chemických reakcích a biologických procesech.

Nitrosloučeniny obsahují nitroskupinu ($-\text{NO}_2$), která je velmi elektrofilní a reaktivní. Nitroskupina se často využívá v organických syntézách, například při nitraci aromatických sloučenin, a je klíčová při výrobě výbušnin a barviv.

Aminy jsou sloučeniny obsahující aminovou skupinu ($-\text{NH}_2$). Aminová skupina je základní strukturou pro mnoho biologických molekul, jako jsou aminokyseliny, které tvoří proteiny, a neurotransmitery, které hrají roli v přenosu signálů mezi neurony. Aminy jsou proto velmi důležité v biochemii a medicíně.

Amidy obsahují amidovou skupinu ($-\text{CONH}_2$), která je charakteristická pro peptidy a proteiny. Amidy vznikají reakcí karboxylových kyselin s aminy a jsou velmi stabilní, což z nich činí důležitou složku biologických molekul, zejména ve struktuře proteinů.

Imidy obsahují imidovou skupinu ($-\text{CO}-\text{NH}-\text{CO}-$), která se vyskytuje ve sloučeninách, jako jsou imidové kyseliny a jejich deriváty. Tyto sloučeniny mají významné využití v organické chemii, především při syntéze léčiv a polymerů.

Dusík je **trojjazný**, což znamená, že je schopen tvořit tři kovalentní vazby. Jeho elektronová konfigurace je $[\text{He}] 2s^2 2p^3$, což mu kromě tvorby tří kovalentních vazeb umožňuje také vytvářet jednu koordinačně-kovalentní vazbu. Díky této vlastnosti je dusík velmi flexibilní v tvorbě různých sloučenin a funkčních skupin, což mu dává široké využití v organické i anorganické chemii.

Tabulka 7 Přehled dusíkatých derivátů a tvorby jejich názvosloví

Skupina	Obecný vzorec	Předpona	Přípona	Výskyt
Aminoskupina	-N<	amino-	-amin	Aminy
Amidová	-C(=O)-N<	karboxamido -	-amid	Amidy karboxylových kyselin
Azoskupina	-N=N-	azo-	-diazen	Azosloučeniny
Imidová	-C(=O)-NH- C(=O)-	imido-	-imid	Imidy karboxylových kyselin
Iminová	-C(=N)-	imino-	-imin	Iminy
Nitrilová	-C≡N	kyano-	-nitril, - kyanid	Nitrily
Nitroskupina	-NO ₂	nitro-		Nitrosloučeniny
Nitrososkupina	-NO	nitroso-		Nitrososloučeniny

6.5 SÍRA (S)

Síra (S) je prvek, který se v organické chemii vyskytuje v mnoha různých sloučeninách a funkčních skupinách (Tabulka 8). Jednou z těchto skupin jsou **thioly**, které obsahují thiolovou skupinu (-SH). Tato skupina je analogická hydroxylové skupině (-OH), avšak obsahuje síru místo kyslíku. Thioly se často vyskytují v biologických systémech a jsou známé svou výraznou vůní. Příkladem je aminokyselina cystein, důležitá v prostorovém uspořádání bílkovin.

Další důležitou skupinou jsou **thioethery**, které obsahují thioetherovou skupinu (-S-). V této skupině síra nahrazuje kyslík, který by se nacházel v klasických etherech (-O-). Thioethery se používají v různých organických reakcích a jsou součástí některých biologicky aktivních molekul.

Disulfidy jsou sloučeniny, které obsahují disulfidickou vazbu (-S-S-). Tato vazba je velmi důležitá pro stabilizaci trojrozměrné struktury proteinů, zejména v případě cysteinu, kdy jeho thiolové skupiny tvoří disulfidové můstky v bílkovinách.

Sulfoxidy obsahují sulfoxidovou skupinu (R-SO-R'), kde je kyslík dvojnou vazbou vázán na atom síry. Tyto sloučeniny mají široké využití v organické chemii a farmacii, kde působí jako meziprodukty v různých syntézách.

Další důležitou skupinou jsou **sulfonové kyseliny**, které obsahují silně kyselou sulfonovou skupinu (-SO₃H). Tyto kyseliny se používají v detergentech, barvivech a při výrobě různých chemických látek díky své schopnosti snadno se ionizovat.

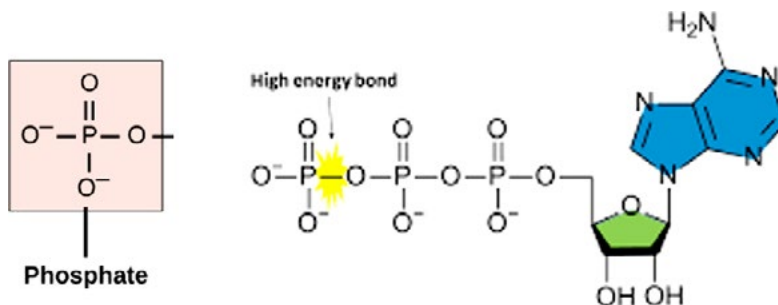
Síra je schopna tvořit různorodé sloučeniny díky své **dvojvaznosti**, která vychází z její elektronové konfigurace [He] 3s² 3p⁴. Tato konfigurace jí umožňuje tvořit různé funkční skupiny, které hrají významnou roli v organické a biologické chemii.

Tabulka 8 Přehled sirných derivátů a tvorby jejich názvosloví

Skupina	Obecný vzorec	Předpona	Přípona	Výskyt
Sulfonylová	$-\text{SO}_2-$	sulfonyl-	-sulfon	Sulfony
Sulfonová	$-\text{SO}_3\text{H}$	sulfo-	-sulfonová kyselina	Sulfonové kyseliny
Thioetherová	$-\text{S}-$		-sulfid	Thioethery
Sulfinylová	$-\text{S}(=\text{O})-$	sulfinyl-	-sulfoxid	Sulfoxidy
Sulfanylová	$-\text{SH}$	sulfanyl- (merkapto-)	-thiol	Thioly

6.6 FOSFOR (P)

Fosfor se v organické chemii vyskytuje především ve formě organických fosfátů (obrázek 30), které hrají zásadní roli v biochemických procesech. Tyto sloučeniny jsou klíčové například v molekulách DNA a ATP. V DNA fosfátové skupiny spojují jednotlivé nukleotidy, čímž pomáhají vytvářet strukturu této nositelky genetické informace. Fosfor je rovněž nezbytný v molekule ATP (adenosintrifosfát), která slouží jako univerzální energetická měna buněk. ATP zajišťuje přenos energie, která je nutná pro řadu biochemických reakcí, a jeho rozklad na ADP (adenosindifosfát) uvolňuje energii, jež buňky využívají k vykonávání práce. Tímto způsobem fosfor hraje klíčovou roli jak v uchování genetické informace, tak v přenosu energie uvnitř buněk.



Obr. 30 Příklad molekuly organického fosfátu

6.7 KOVY

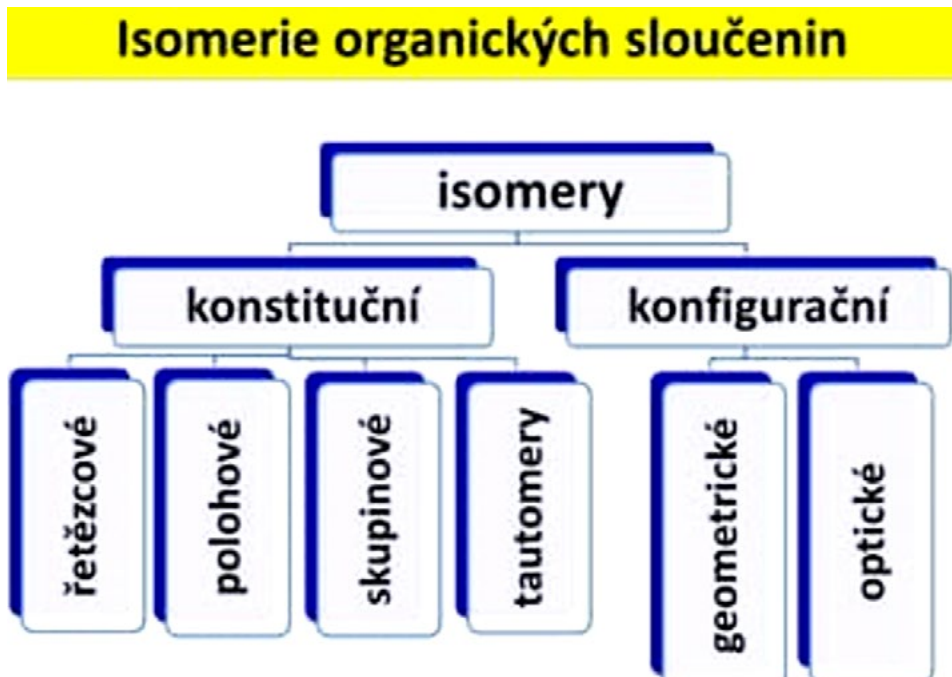
Kovy hrají významnou roli v organické chemii, především ve formě organokovových sloučenin, které obsahují vazby mezi atomy kovů a uhlíku. Tyto sloučeniny jsou důležité pro mnoho syntetických procesů a často vykazují specifické reaktivity, které se liší od klasických organických molekul.

Příkladem organokovových sloučenin je **tetraethylolovo** ($\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$), které se v minulosti používalo jako přísada do benzínu ke zvýšení oktanového čísla, i když jeho použití bylo z důvodu toxicity ukončeno. Dalším příkladem je **ferrocen**, což je sloučenina obsahující železo, která je rovněž využívána jako přísada do paliv.

Mezi důležitá činidla v organické syntéze patří **Grignardova činidla**, která obsahují hořčík (např. RMgX , kde R je organická skupina a X halogenid). Tato činidla se často používají v organických reakcích k tvorbě nových vazeb mezi uhlíkem a dalšími atomy, což z nich činí nepostradatelné nástroje v mnoha syntetických procesech.

7. Izomerie v organické chemii

Izomery v organické chemii jsou 2 odlišné sloučeniny mají stejné prvkové složení (sumární vzorec), ale odlišují se uspořádáním (strukturní vzorec). Izomery mají odlišné fyzikální i chemické vlastnosti. Izomery se dělí na konstituční a konfigurační - prostorové (obrázek 31).

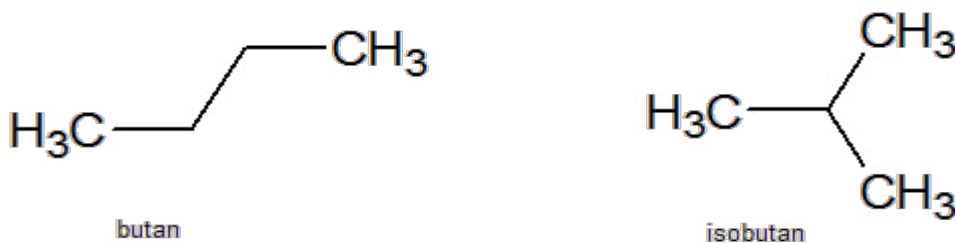


Obr. 31 Rozdělení isomerů organických sloučenin

7.1 KONSTITUČNÍ IZOMERY

7.1.1 ŘETĚZOVÁ IZOMERIE (NEBO SKELETÁLNÍ IZOMERIE)

Izomery se liší uspořádáním uhlíkového řetězce. Může to zahrnovat rozdíly v délce nebo větvení uhlíkového řetězce. Například butan a isobutan (2-methylpropan) jsou řetězovými izomery (obrázek 32).



Obr. 32 Příklad řetězových izomerů butanu (vlevo) a isobutanu (vpravo)

7.1.2 POZIČNÍ IZOMERIE

Izomery se liší polohou funkčních skupin nebo substituentů na uhlíkovém řetězci. Příkladem může být 1-propanol a 2-propanol, kde se hydroxylová skupina nachází na různých pozicích uhlíkového řetězce (obrázek 33).



Obr. 33 Příklad pozičních izomerů 1-propanolu (vlevo) a 2-propanolu (vpravo)

7.1.3 FUNKČNÍ IZOMERIE

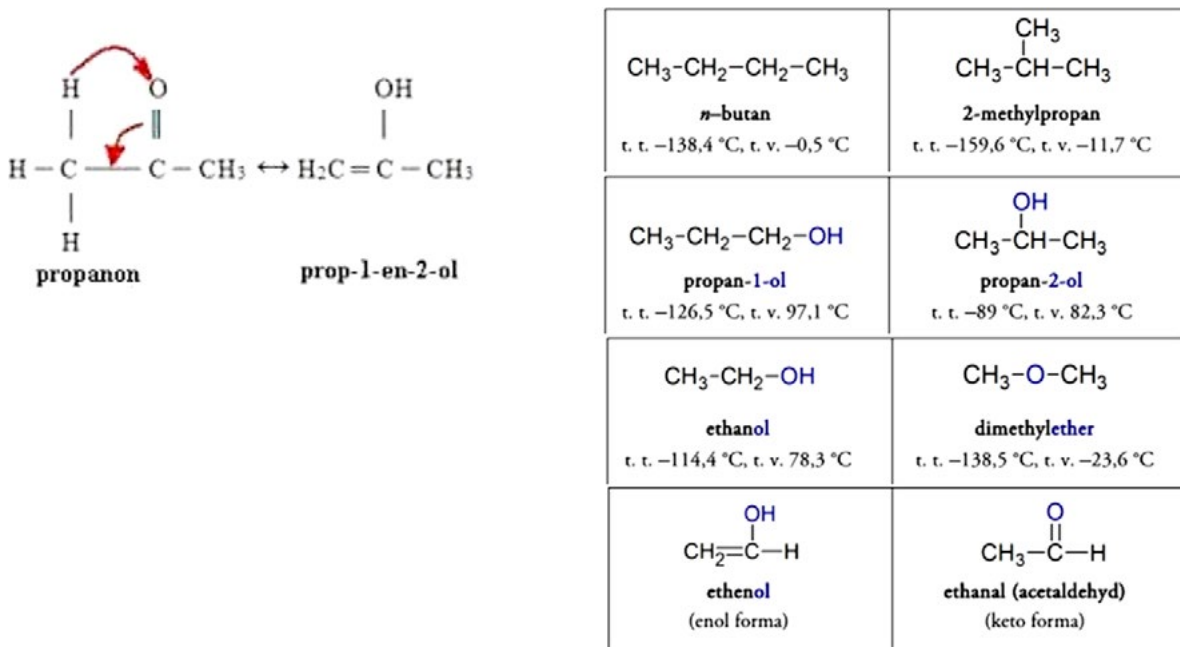
Izomery mají stejný sumární vzorec, ale různé funkční skupiny. Například ethanol (alkohol) a dimethylether (ether) jsou funkční izomery, protože mají stejný sumární vzorec C_2H_6O , ale různé funkční skupiny (obrázek 34).



Obr. 34 Příklad funkčních izomerů ethanolu (vlevo) a dimethyletheru (vpravo)

7.1.4 TAUTOMERIE

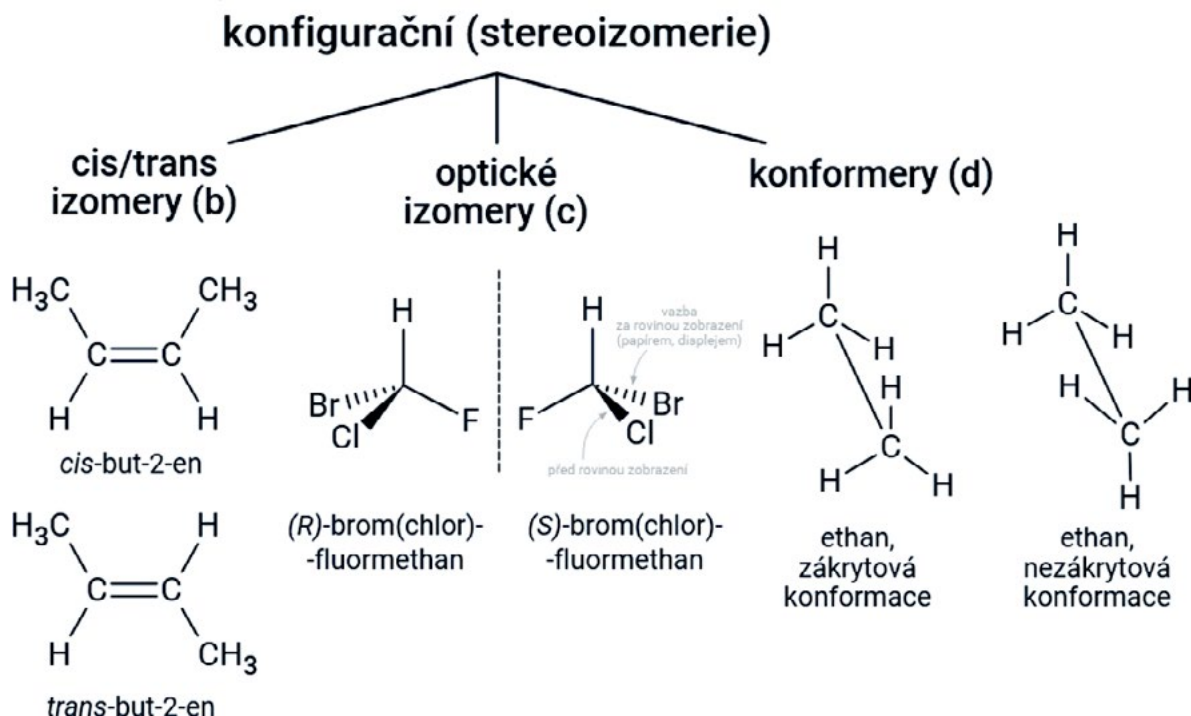
Speciální případ funkční izomerie, kde dochází k rychlé rovnováze mezi dvěma izomery. Nejčastější je **keto-enol tautomerie** (obrázek 35), kde keto forma a enol forma jsou v dynamické rovnováze.



Obr. 35 Příklady keto-enol tautomerie. Propanon – keto forma (vlevo) a prop-1-en-2-ol – enol forma (vpravo) atd

7.2 KONFIGURAČNÍ-PROSTOROVÉ IZOMERY

Konfigurační-prostorové izomery, také známé jako stereoizomery (obrázek 36), jsou izomery, které mají stejný sumární vzorec a pořadí atomů v molekule (stejnou konstituci), ale liší se prostorovým uspořádáním atomů. Existují dva hlavní typy prostorových izomerů: **geometrické izomery** a **optické izomery**.



Obr. 36 Přehled stereoizomerů

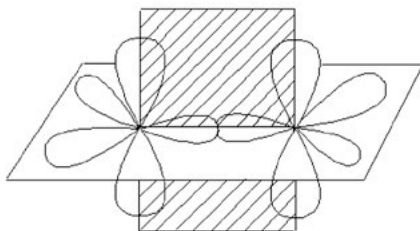
(Zdroj: <https://www.umimefakta.cz/chemie/book/cviceni-organicka-zaklady>)

7.2.1. GEOMETRICKÉ IZOMERY (CIS-TRANS IZOMERIE NEBO E-Z IZOMERIE)

Cis-trans izomerie (alias **E-Z izomerie**). Tento typ izomerie se vyskytuje u molekul s dvojitými vazbami nebo cyklickými strukturami, kde je omezená rotace kolem vazby.

- **Cis-izomery, (Z-izomery (Zusammen))**: Substituenty stejného druhu jsou na stejné straně dvojné vazby nebo kruhu.
- **Trans-izomery (E-izomery (Entgegen))**: Substituenty stejného druhu jsou na opačných stranách dvojné vazby nebo kruhu.

Příkladem je 2-butén, kde *cis*-2-butén má obě methylové skupiny na stejné straně dvojné vazby, zatímco *trans*-2-butén má methylové skupiny na opačných stranách (obrázek 37).

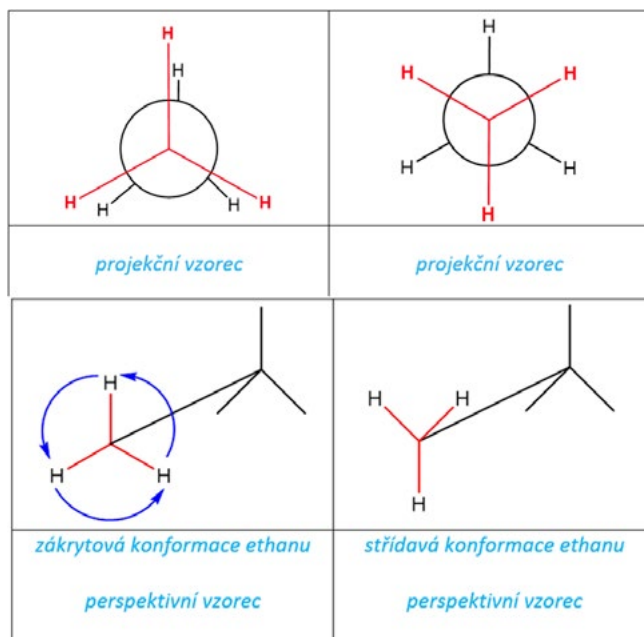


Obr. 37 Příklad *cis*-, *trans*- izomerů v molekule 2-buténu

7.2.2 KONFORMAČNÍ IZOMERIE (KONFORMERY)

Konformery jsou izomery, které se liší natočením kolem jednoduché vazby (σ -vazby). Většina molekul s jednoduchými vazbami může rotovat kolem těchto vazeb, což vede ke vzniku různých prostorových uspořádání (konformací), jako je například zákrytová a nezákrytová konformace v ethanu. Tyto izomery jsou často v rychlé dynamické rovnováze a nemohou být za normálních podmínek izolovány.

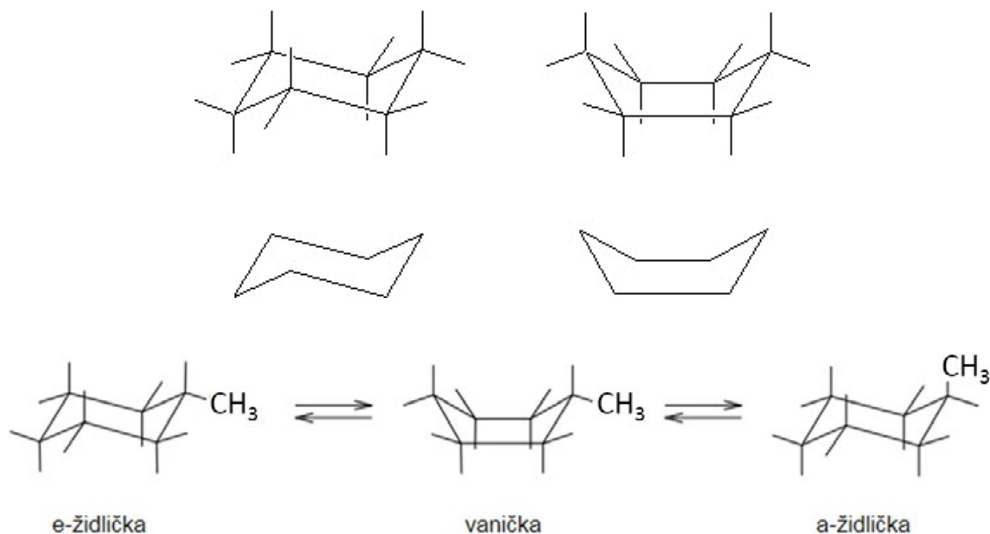
Newmanova projekce (obrázek 38) je způsob, jak zobrazit prostorové uspořádání atomů v molekule při pohledu podél určité vazby, obvykle jedné jednoduché vazby mezi dvěma uhlíkovými atomy. Tento typ projekce se používá především pro zobrazení různých konformerů (konformačních izomerů) molekul, což jsou různé prostorové uspořádání atomů, které vznikají rotací kolem jednoduché (σ) vazby.



Obr. 38 Newmanova projekce – zákrytová (vlevo) a nezákrytová (vpravo) konformace ethanu

Konformery cyklických sloučenin představují různé prostorové uspořádání molekul, které vzniká v důsledku rotace kolem jednoduchých vazeb. U cyklických sloučenin s jednoduchými vazbami, jako je například cyklohexan, jsou konformační změny velmi běžné.

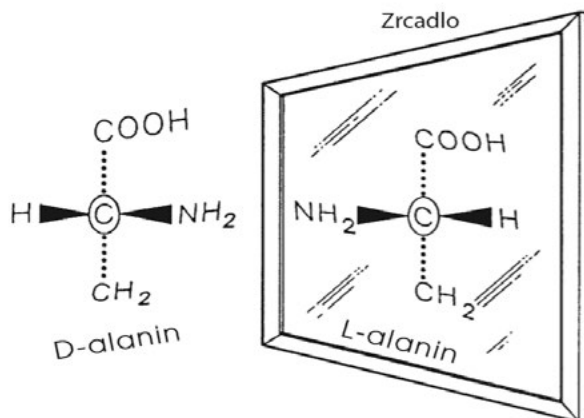
V případě cyklohexanu existují dvě hlavní konformace – **židličková** a **vaničková** (obrázek 39). Tyto konformace se liší svým prostorovým uspořádáním atomů v molekule. **Židličková konformace** je energeticky výhodnější, protože minimalizuje odpuzivé interakce mezi vodíky (tzv. sterické interakce) a také napětí vázané na deformaci vazeb. Díky tomu je tato konformace stabilnější a při běžné teplotě převažuje nad méně stabilní **vaničkovou konformací**, která má vyšší energii kvůli zvýšenému sterickému napětí.



Obr. 39 Židličková (vlevo) a vaničková (vpravo) konformace cyklohexanu a příklad konformačních změn

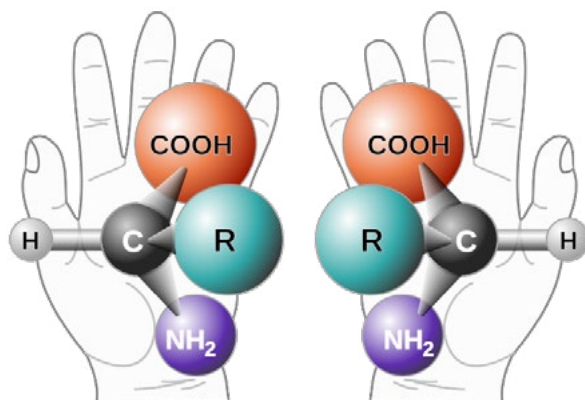
7.2.3. OPTICKÉ IZOMERY (ENANTIOMERY A DIASTEREOMERY)

Chiralita je klíčový pojem v organické chemii, který popisuje vlastnost některých molekul existovat ve dvou nestrukturálně identických formách, které jsou vzájemně zrcadlovými obrazy, ale nelze je překrýt (obrázek 40). Tento jev se podobá vztahu mezi levou a pravou rukou – obě jsou zrcadlovými obrazy, ale nelze je přesně přiložit na sebe (obrázek 41).



Obrázek 5.2: Struktura L a D forem aminokyseliny alaninu. Tyto dvě molekuly nejsou identické – není možné je položit jednu na druhou.

Obr. 40 Vysvětlení chiralitu na příkladě zrcadlových obrazů alaninu



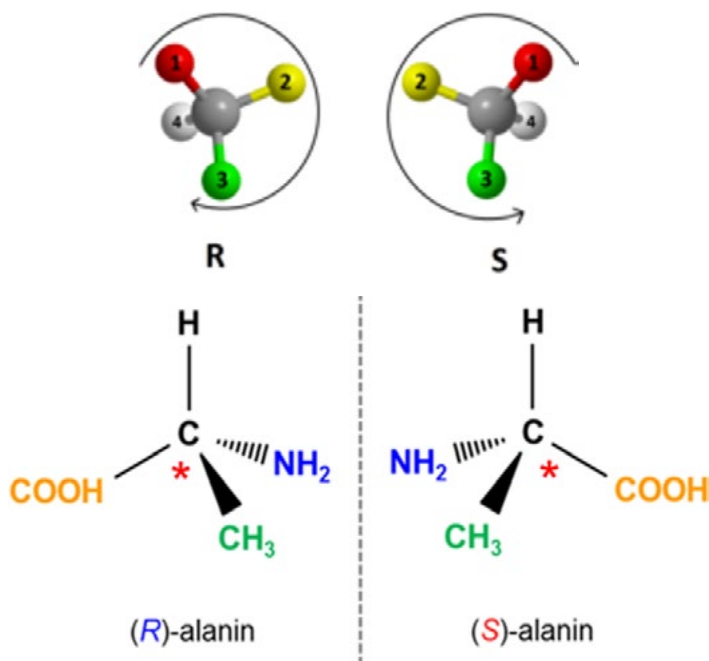
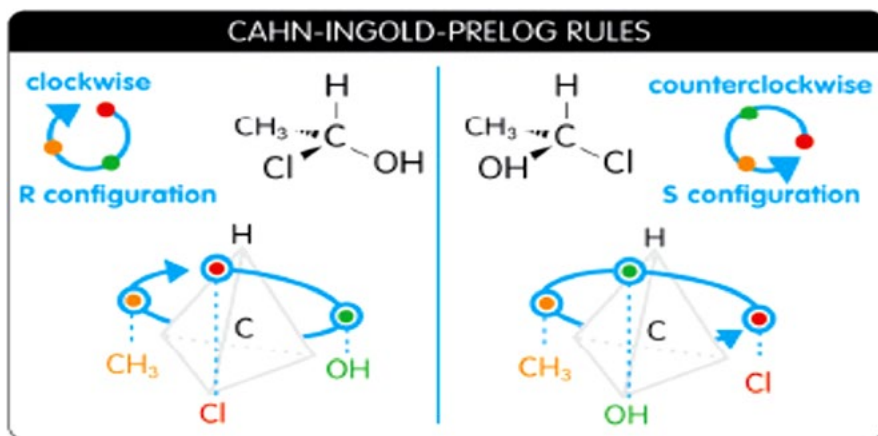
Obr. 41 Vysvětlení chiralit na vztahu mezi pravou a levou rukou

Chirální molekula obsahuje alespoň jedno **chirální centrum**, což je atom (obvykle uhlík) vázaný na čtyři různé substituenty. V molekule se takový uhlík může označovat C^* . Přítomnost čtyř různých skupin způsobuje, že molekula může existovat ve dvou konfiguracích, které jsou navzájem zrcadlové, ale neidentické. Tyto dvě formy se nazývají **enantiomery**.

Cahn-Ingold-Prelogova notace (obrázek 42) je systém, který slouží k určení stereoselektivity chirálního centra, tedy k rozlišení konfigurace molekul na základě prostorového uspořádání jejich substituentů. Tato metoda využívá označení *R* (z latinského *rectus*) a *S* (z latinského *sinister*) přičemž konfigurace *R* znamená určité prostorové uspořádání substituentů, zatímco konfigurace *S* představuje opačné uspořádání. Při určování konfigurace chirálního centra je důležité dodržovat několik kroků.

- Prvním krokem je určení priority substituentů navázaných na chirální centrum. Priority jsou určovány na základě protonového čísla atomů, které jsou navázaný přímo na chirální centrum. Obecně platí, že vyšší protonové číslo znamená vyšší prioritu. Pokud mají dva substituenty stejné protonové číslo, pokračuje se porovnáváním protonového čísla dalších navázaných atomů v řetězci, dokud není nalezen rozdíl.
- Dalším krokem je uspořádání substituentů podle jejich priorit. Substituent s nejnižší prioritou (nejčastěji vodík) se vždy orientuje směrem od pozorovatele, aby mohly být zbylé substituenty uspořádány podle svých priorit v popředí.
- Konfigurace chirálního centra je poté určena na základě směru, kterým se snižuje priorita zbývajících substituentů. Pokud se jejich priorita snižuje ve směru hodinových ručiček, jedná se o konfiguraci *R*. Naopak, pokud se priorita snižuje proti směru hodinových ručiček, jedná se o konfiguraci *S*.

Je třeba také zmínit, že u cukrů a aminokyselin se používá alternativní **označení D- a L-**, které je specifické pro tyto třídy sloučenin.



Obr. 42 Schématické vysvětlení pravidel Cahn-Ingold-Prelogovy notace

Enantiomery mají stejné chemické složení a fyzikální vlastnosti (např. teplota tání, bod varu), ale liší se v tom, jak interagují s jinými chirálními látkami a jak ovlivňují polarizované světlo:

- **Optická aktivita:** Enantiomery mají schopnost stáčet rovinu polarizovaného světla. Jeden enantiomer stáčí světlo doprava (označuje se jako pravotočivý nebo **(+)**), zatímco druhý enantiomer stáčí světlo doleva (levotočivý nebo **(-)**).
- **Biologická aktivita:** V biologických systémech mohou enantiomery vykazovat různé biologické účinky. Například jeden enantiomer léku může být účinný, zatímco druhý může být neúčinný nebo dokonce škodlivý.

Jedním z nejznámějších příkladů chiralit je aminokyselina **alanin**, kde chirální centrum je na alfa uhlíku, který je vázán na vodík, aminoskupinu ($-\text{NH}_2$), karboxylovou skupinu ($-\text{COOH}$) a postranní řetězec metylu ($-\text{CH}_3$). Alanin existuje ve dvou enantiomerních formách: L-alanin a D-alanin, které se liší svými biologickými účinky v organismech.

Chiralita hraje důležitou roli ve farmacii, biochemii, syntetické chemii a materiálové vědě. V moderní medicíně je důležité pochopit a kontrolovat chirální vlastnosti léků, aby bylo zajištěno jejich bezpečné a účinné použití.

Chiralita je tedy zásadní koncept, který umožňuje pochopení specifických interakcí molekul v biologických systémech i ve výrobních procesech.

8. Reakce v organické chemii

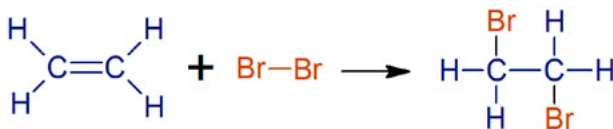
Reakce v organické chemii popisují děje, kdy se rozpadá nebo buduje chemická struktura organických molekul. Typický zápis reakce v organické chemii je uveden na obrázku 43.



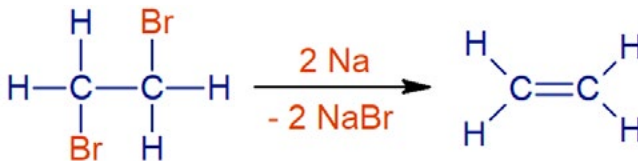
Obr. 43 Příklad zápisu reakce organických sloučenin - hydrogenace benzenu na cyklohexan

Reakce v organické chemii lze rozdělit do několika hlavních kategorií:

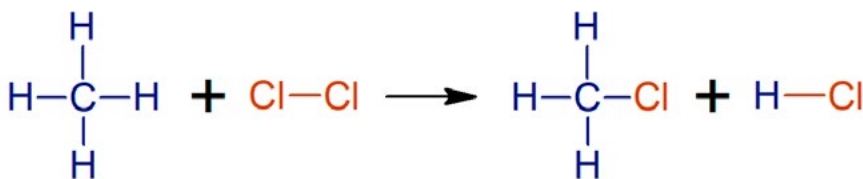
1. **Adiční reakce** – Atomy nebo skupiny atomů se přidávají na násobné vazby (např. dvojné či trojné vazby) v molekulách, např. adice halogenů na alkeny.



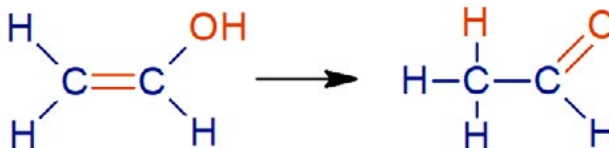
2. **Eliminační reakce** – Dochází k odštěpení malých molekul (např. vody, halogenovodíků) a vzniká násobná vazba, například eliminace vody při dehydrataci alkoholů.



3. **Substituční reakce** – Jeden atom nebo skupina v molekule je nahrazena jiným atomem nebo skupinou, např. halogenace alkanů nebo nukleofilní substituce u halogenalkanů.



4. **Přesmyk, přeuspořádání vazeb v rámci jedné molekuly**

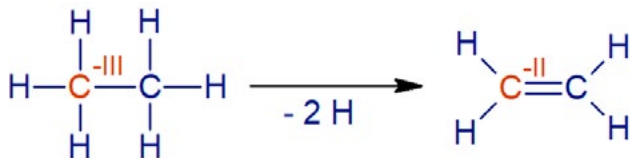


5. **Radikálové reakce** – Reakce, kde dochází k štěpení vazeb a tvorbě radikálů, což jsou molekuly s nepárovým elektronem, typicky při fotochemických procesech.

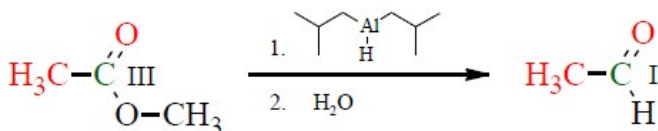


6. Redoxní reakce – Probíhá změna oxidačního stavu atomů, zahrnující oxidaci (ztrátu elektronů) a redukci (získání elektronů), např. oxidace alkoholů na ketony nebo aldehydy.

- **Oxidace:** oxidační číslo centrálního prvku se zvyšuje. Obvykle přidání atomu O či odebrání atomu H. Dochází ke zvyšování nasycenosti



- **Redukce:** oxidační číslo centrálního prvku se snižuje. Obvykle přidání atomu H či odebrání atomu O. Dochází ke snižování nasycenosti.



Oxidační číslo (oxidační stav, oxidační stupeň nebo také mocenství) je elektrický náboj, který by se nacházel na atomu prvku, kdybychom elektrony v každé vazbě, které vycházejí z daného atomu, přidělili atomu s vyšší elektronegativitou.

Názvy charakteristických reakcí:

V organické chemii se často používají vlastní názvy pro některé charakteristické reakce, které popisují konkrétní typy transformací molekul. Mezi tyto reakce patří například:

- **Hydrogenace**, což je reakce s vodíkem, při které dochází k adici vodíku na molekulu, často za přítomnosti katalyzátoru. Tento proces je využíván například při hydrogenaci nenasycených organických sloučenin.
- Opačnou reakcí je **dehydrogenace**, při které dochází k odštěpení vodíku z molekuly. Dehydrogenace je klíčová například v průmyslové výrobě alkenů z alkanů.
- Další reakcí je **hydratace**, což je reakce molekuly s vodou, při které se do molekuly přidává molekula vody. Tato reakce je významná při tvorbě alkoholů z alkenů.
- Opačným procesem k hydrataci je **dehydratace**, což znamená odštěpení vody z molekuly, a často se používá při tvorbě alkenů z alkoholů.
- **Halogenace**, konkrétně chlorace, bromace a další, je reakcí, při které se halogen (například chlor nebo brom) váže na organickou molekulu. Tento proces je běžný v organické syntéze při tvorbě halogenovaných sloučenin.
- **Nitrace** je reakce s kyselinou dusičnou (HNO_3), při které dochází k zavedení nitroskupiny ($-\text{NO}_2$) do organické sloučeniny, což je typická reakce při výrobě nitrovaných derivátů aromatických uhlovodíků.
- Posledním zmiňovaným typem reakce je **sulfonace**, což je reakce s kyselinou sírovou (H_2SO_4), při které se do molekuly zavádí sulfonová skupina ($-\text{SO}_3\text{H}$). Tato reakce se často využívá při výrobě detergentů a jiných průmyslových chemikálií.

9. Pomůcky k názvosloví

NÁZVOSLOVÍ ORGANICKÉ CHEMIE

Typy vzorců:

• Sumární (molekulový)

kyselina octová



ethanol



• Stechiometrický (empírický)

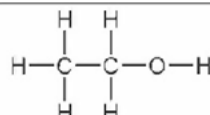
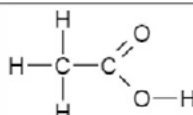


• Strukturní (konstituční)

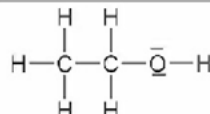
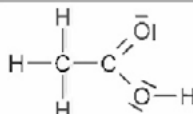
○ racionální (funkční)



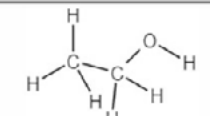
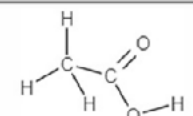
○ strukturní - prostý



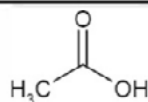
- elektronový



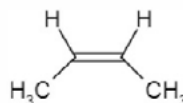
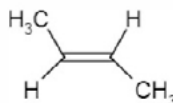
- geometrický



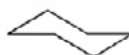
Nejčastěji používaná forma*



• Konfigurační



• Konformační



* Uhlíky, které nejsou terminální se zpravidla nepíše symbolem C, ale jejich přítomnost indikuje zalomení čar reprezentujících vazby.

Konstituce – pořadí a způsob jakým jsou atomy vázány v molekule (posloupnost atomů).

Konfigurace – různé možnosti prostorového uspořádání pro danou konstituci, které nejsou za stávajících podmínek navzájem transformovatelné.

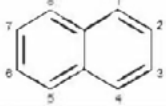
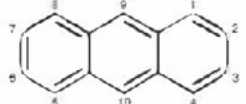
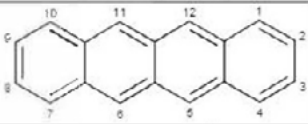
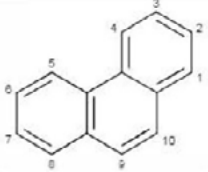
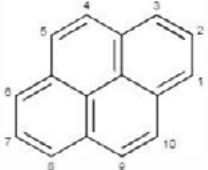
Konformace – různé možnosti prostorového uspořádání, které lze za daných podmínek navzájem transformovat zpravidla rotací okolo jednoduchých vazeb.

NÁZVOSLOVÍ ORGANICKÉ CHEMIE

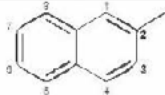
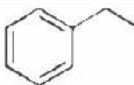
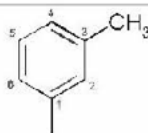
Alkany	Vzorec			strukturní
	sumární	stechiometrický		
methan	CH ₄	CH ₄	4,000	
ethan	C ₂ H ₆	CH ₃	3,000	
propan	C ₃ H ₈	C ₃ H ₈	2,667	
butan	C ₄ H ₁₀	C ₂ H ₅	2,500	
pentan	C ₅ H ₁₂	C ₅ H ₁₂	2,400	
hexan	C ₆ H ₁₄	C ₃ H ₇	2,333	
heptan	C ₇ H ₁₆	C ₇ H ₁₆	2,296	
oktan	C ₈ H ₁₈	C ₄ H ₉	2,250	
nonan	C ₉ H ₂₀	C ₉ H ₂₀	2,222	
dekan	C ₁₀ H ₂₂	C ₅ H ₁₁	2,200	
undekan	C ₁₁ H ₂₄	C ₁₁ H ₂₄	2,182	
dodekan	C ₁₂ H ₂₆	C ₆ H ₁₃	2,167	
tridekan	C ₁₃ H ₂₈	C ₁₃ H ₂₈	2,154	
tetradekan	C ₁₄ H ₃₀	C ₇ H ₁₅	2,143	
pentadekan	C ₁₅ H ₃₂	C ₁₅ H ₃₂	2,133	
hexadekan	C ₁₆ H ₃₄	C ₈ H ₁₇	2,125	
heptadekan	C ₁₇ H ₃₆	C ₁₇ H ₃₆	2,118	
oktadekan	C ₁₈ H ₃₈	C ₉ H ₁₉	2,111	
nonadekan	C ₁₉ H ₄₀	C ₁₉ H ₄₀	2,105	
ikosan	C ₂₀ H ₄₂	C ₁₀ H ₂₁	2,100	

NÁZVOSLOVÍ ORGANICKÉ CHEMIE

Cykloalkany	Vzorec		
	sumární	stechiometrický	strukturní
cyklopropan	C_3H_6	CH_2	
cyklobutan	C_4H_8	CH_2	
cyklopentan	C_5H_{10}	CH_2	
cyklohexan	C_6H_{12}	CH_2	
cykloheptan	C_7H_{14}	CH_2	
cyklooktan	C_8H_{16}	CH_2	

Areny			
benzen	C_6H_6	CH	
naftalen	$C_{10}H_8$	C_5H_2	
anthracen	$C_{14}H_{10}$	C_7H_5	
naftacen nebo tetracen	$C_{18}H_{12}$	C_3H_2	
fenanthren	$C_{14}H_{10}$	C_7H_5	
pyren	$C_{16}H_{12}$	C_4H_3	

NÁZVOSLOVÍ ORGANICKÉ CHEMIE

Uhlovodíkové zbytky (substituenty)	sumární	Vzorec	
			strukturní
methyl	CH_3		$\text{H}_3\text{C}-$
ethyl	C_2H_5		$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-$
propan-1-yl	C_3H_7		$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$
propan-2-yl	C_3H_7		$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}(\text{CH}_3)-$
butan-1-yl	C_4H_9		$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$
pentan-1-yl	C_5H_{11}		$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$
pentan-2-yl	C_5H_{11}		$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$
pentan-3-yl	C_5H_{11}		$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-$
methylen	CH_2		$-\text{CH}_2-$
methyliden	CH_2		$\text{H}_2\text{C}=\text{}$
methylidyn	CH		$\text{HC}\equiv$
ethenyl (vinyl)	C_2H_3		$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-$
ethenyliden	C_2H_2		$\text{H}_2\text{C}=\text{C}=\text{}$
propan-1,2-diyl	C_3H_6		$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-$
2-methylpropyl	C_4H_9		$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-$
fenyl	C_6H_5		
2-naftyl	C_{10}H_7		
benzyl	C_7H_7		
3-tolyl	C_7H_7		

Názvosloví složených substituentů je shodné s názvoslovím uhlovodíků až na dvě výjimky:

- 1.) žádná skupina není vyjádřena zakončením. Jako přípona se použije -yl, -yliden, atp., podle typu vazby na hlavní řetězec.
- 2.) místo připojení složeného substituentu má **nejnižší lokant**. (to neplatí pro substituenty odvozené od aromatů, kde se zachovává číslování původního uhlovodíku)

NÁZVOSLOVÍ ORGANICKÉ CHEMIE

Funkční skupiny podle klesající priority	vzorec	předpona	přípona
radikály	---	---	-yl
anionty*	---	---	-id, -it, -át
kationty**	---	---	-ium, -onium
karboxylové kyseliny	$-\text{COOH}$ $-(\text{C})\text{OOH}^{***}$	karboxy- ---	-karboxylová kyselina -ová kyselina
sulfonové kyseliny	$-\text{SO}_3\text{H}$	sulfo-	-sulfonová kyselina
anhydridy	$-\text{CO}-\text{O}-\text{CO}-$ $-(\text{C})\text{O}-\text{O}-(\text{C})\text{O}-$	---	-karboxanhydrid -anhydrid
solí	$-\text{COO}^-\text{M}^+$ $-(\text{C})\text{OO}^-\text{M}^+$	---	(kation)-...-karboxylát (kation)-...-oát /-át
estery	$-\text{COOR}$ $-(\text{C})\text{OOR}$	R-oxykarbonyl- ---	R-...-karboxylát R-...-oát
halogenidy kyselin	$-\text{COOX}$ $-(\text{C})\text{OOX}$	halogenkarbonyl- ---	-karbonylhalogenid -oylhalogenid
amidy	$-\text{CONH}_2$ $-(\text{C})\text{ONH}_2$	karbamoyl- ---	-karboxamid -amid
hydrazidy	$-\text{CO}-\text{NH}-\text{NH}_2$ $-(\text{C})\text{O}-\text{NH}-\text{NH}_2$	---	-karbohydrazid -ohydrazid
imidy	$-\text{CO}-\text{NH}-\text{CO}-$ $-(\text{C})\text{O}-\text{NH}-(\text{C})\text{O}-$	---	-dikarboximid -imid
nitrily	$-\text{C}\equiv\text{N}$ $-(\text{C})\equiv\text{N}$	kyan- ---	-karbonitril -nitril / -onitril
aldehydy	$-\text{CHO}$ $-(\text{C})\text{HO}$	formyl- oxo-	-karbaldehyd -al
ketony	$>(\text{C})=\text{O}$	oxo-	-on
alkoholy	$-\text{OH}$	hydroxy-	-ol
fenoly	$-\text{OH}$	hydroxy-	-ol
thioly	$-\text{SH}$	sulfanyl-	-thiol
aminy	$-\text{NH}_2$	amino-	-amin
iminy	$=\text{NH}$	imino-	-imin
hydraziny	$-\text{NH}-\text{NH}_2$	hydrazino-	-hydrazin
ethery	$-\text{OR}$	R-oxy-	---
sulfidy	$-\text{SR}$	R-sulfanyl-	---
peroxydy	$-\text{O}-\text{OR}$	R-peroxy-	---
halogensloučeniny	$-\text{X}$	halogen-	---
nitrosloučeniny	$-\text{NO}_2$	nitro-	---

* vzniklé odnětím H^+

** vzniklé adicí H^+

*** je-li uhlík v závorce součástí hlavního řetězce

Pravidla pro pojmenovávání organických sloučenin.

- Literatura:
- Jaroslav Fikr: Názvosloví organické chemie, Rubico Olomouc 2002.
 - R. Panico, W. H. Powell, Jean-Claude Richter: Průvodce názvoslovím organických sloučenin podle IUPAC – Doporučení 1993, Academia Praha 2000.
 - <http://www.acdlabs.com/iupac/nomenclature/>
– Recommendations 1979 and Recommendations 1993

- 1.) Nalezení hlavní funkční skupiny (viz tabulka priorit)
 - a. pokud je přítomna, pak jsou do výběru podle bodu 2.) zahrnuty jen ty řetězce, které ji obsahují
- 2.) Nalezení základního uhlovodíkového řetězce, nebo základního kruhu.
 - a. nejdelší
 - i. obsahuje-li uhlovodík dvojně vazby, pak je třeba uplatnit pravidlo podle f.
 - b. nejrozvětvenější
 - c. ten, jehož boční řetězce mají nejnižší lokanty (viz číslování řetězců)
 - d. ten, jehož první boční řetězec má nejvyšší počet uhlíků
 - e. s nejméně rozvětvenými bočními řetězci
 - f. s nejvyšším počtem násobných vazeb
 - i. je-li počet násobných vazeb stejný, pak je základním ten delší.
 - ii. je-li počet násobných vazeb stejný a řetězce jsou stejně dlouhé, pak viz g.
 - g. s nejvyšším počtem dvojných vazeb
- 3.) Obsahuje-li molekula cyklické i necyclecké jednotky pak se rozhodování o základním řetězci řídí následujícími pravidly:
 - a. za základ se bere nejsubstituovanější jednotka
 - b. menší jednotka je substituentem na větším základním uhlovodíku
- 4.) Očíslování základního uhlovodíkového řetězce
 - a. je-li přítomna hlavní skupina, pak má nejnižší možný lokant.
 - b. tak, aby substituenty měly co nejmenší lokanty (případně nejnižší podle abecedy)
 - c. tak, aby násobné vazby měly co nejmenší lokanty.
 - d. tak, aby dvojně vazby měly co nejmenší lokanty.

10. Literatura:

1. <http://chemie.jergym.cz/kategorie/org/uhlik.html> [online]. [cit. 2024-10-25].
2. Khan Academy Czech [online]. Dostupné z: <https://www.youtube.com/@KhanAcademyCzech> [cit. 2024-10-25].
3. *Umíme fakta: chemie – cvičení organická chemie* [online]. Dostupné z: <https://www.umimefakta.cz/chemie/book/cviceni-organicka-chemie> [cit. 2024-10-25].
4. ROTTENBORN, Jan. *Organická chemie* [online]. [cit. 23.7.2014]. Dostupné z: http://www.sps-ul.cz/lib/exe/fetch.php/pro_studenty:3_struktura_org_sloucenin.doc.
5. *E-learning učebnice: organická chemie* [online]. Dostupné z: <https://eluc.ikap.cz/verejne/lekce/2373> [cit. 2024-10-25].
6. Mareček, A. a Honza, J. *Chemie pro čtyřletá gymnázia I*. Olomouc: Nakladatelství Olomouc, 2005. ISBN 978-80-900066-6-9.
7. Kolář, K. et al. *Chemie II (organická a biochemie)*. Praha: SPN, 2005. ISBN 978-80-7235-283-8.
8. Fikr, J., & Kahovec, J. *Názvosloví organické chemie*. 3. edice. Praha: Computer Press, 2008. ISBN 978-80-7346-088-4.
9. Svoboda, Jiří a kol. *Organická chemie I*. 1. vydání [online]. Praha: VŠCHT, 2005 (dotisk 2007). Dostupné online. ISBN 978-80-7080-561-9.
10. IUPAC. *Nomenclature of Organic Chemistry*, Version 2, IUPAC, 2022. Dostupné z: <https://iupac.org/>.
11. Břížďala, Jan. *Organická chemie pro gymnázia*. 1. vydání. Třebíč: Jan Břížďala, 2020.
12. Bárta, Milan. *Chemické sloučeniny kolem nás: organika*. Brno: Edika, 2019. ISBN 978-80-266-1442-5.
13. McMurry, John. *Organická chemie*. Přeložili Jan Budka, Radek Cibulka, Dalimil Dvořák, Jaroslav Kvíčala, Pavel Lhoták, Jiří Svoboda. Brno: Vysoké učení technické v Brně, nakladatelství VUTIUM, 2015. ISBN 978-80-214-4769-1.
14. Pacák, Josef. *Jak porozumět organické chemii*. 2. vydání. Praha: Karolinum, 2007. ISBN 978-80-246-1354-3.
15. Pečová, Danuše. *Organická chemie pro gymnázia*. 2. vydání. Olomouc: Nakladatelství Olomouc, 2002. ISBN 80-7182-142-X.
16. Vacík, Jiří. *Přehled středoškolské chemie*. 4. vydání. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství, 1999. ISBN 80-7235-108-7.

IV. BIOCHEMIE

1. Úvod

Biochemie je vědecký obor, který se zabývá studiem biologických procesů prostřednictvím chemických metod. Jejím hlavním cílem je pochopit strukturu, funkci a interakce biomolekul, které jsou základem života. **Biochemie zkoumá živé systémy na buněčné a molekulární úrovni a je klíčová pro pochopení toho, jak fungují buňky a organismy.**

Biochemie se zabývá především přírodními látkami, což jsou **organické sloučeniny** vznikající chemickými reakcemi v živých organismech. Mezi tyto látky patří **živiny, jako jsou lipidy, sacharidy a bílkoviny, a biokatalyzátory, jako jsou enzymy, vitamíny a hormony.**

Biochemie se dělí na dvě hlavní oblasti: **popisnou biochemii**, která se zabývá složením organismů, chemickou strukturou a vlastnostmi látek tvořících živé systémy, a **dynamickou biochemii**, která se zaměřuje na látkové a energetické změny uvnitř živých soustav a jejich vztah k okolnímu prostředí.

2. Základní složení živých soustav

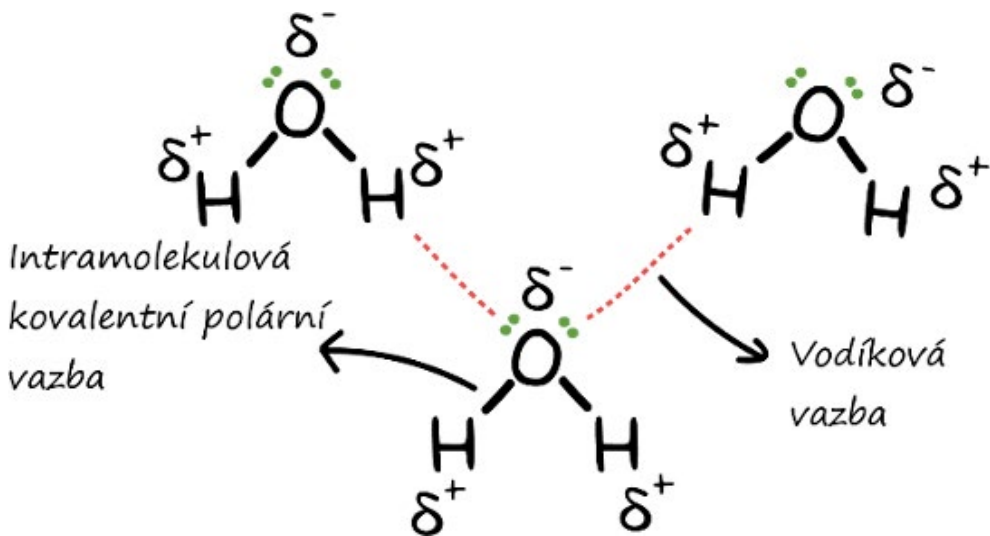
2.1 BIOGENNÍ PRVKY

Biogenní prvky jsou nezbytné pro život a dělí se na tři hlavní skupiny podle jejich množství v organismu:

- a) **Makrobiogenní prvky** (> 1 hm.%): kyslík (O), uhlík (C), vodík (H), dusík (N), fosfor (P) a vápník (Ca).
- b) **Oligobiogenní prvky** (0,05–1 hm.%): síra (S), draslík (K), sodík (Na), hořčík (Mg) a chlor (Cl).
- c) **Stopové prvky** (< 0,05 hm.%): měď (Cu), zinek (Zn), mangan (Mn), kobalt (Co), jód (I) a další.

2.2 VODA

Voda (obrázek 1) je základní součástí všech živých organismů a často tvoří největší podíl hmoty těla organismu (u člověka až 60 %). Fyzikální vlastnosti vody jsou ovlivněny vodíkovými vazbami, které hrají klíčovou roli při udržování její tekuté formy a schopnosti rozpouštět různé látky.



Obr. 1 Struktura molekuly vody

(Zdroj: <https://cs.khanacademy.org/science/obecna-chemie>)

2.3 LIPIDY

2.3.1 DEFINICE, FUNKCE A KLASIFIKACE LIPIDŮ

Lipidy tvoří skupinu přírodních nepolárních sloučenin, které se vyznačují velmi nízkou či téměř nulovou rozpustností ve vodě, ale jsou dobře rozpustné v nepolárních rozpouštědlech. Jsou nezbytnou součástí živých organismů a vykonávají několik klíčových funkcí, které jsou důležité pro správné fungování buněk a celého organismu.

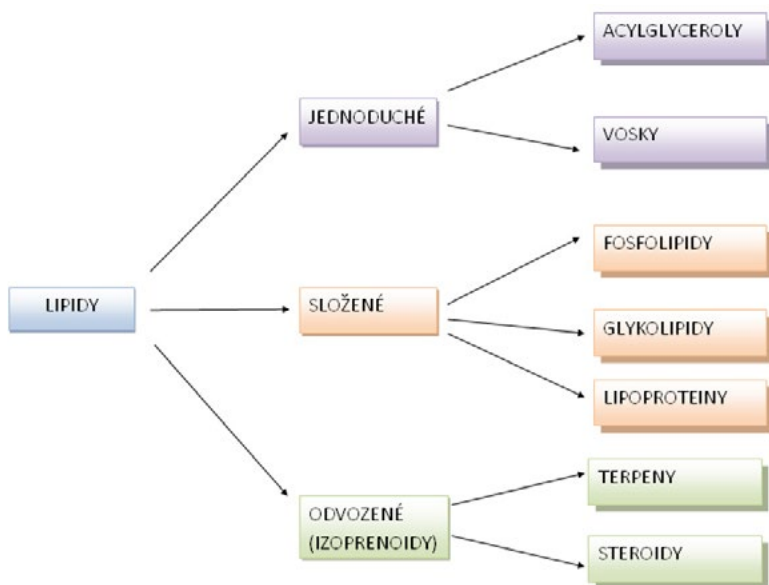
Funkce lipidů:

- a) **Stavební složka biologických membrán:** Lipidy jsou základním stavebním kamenem buněčných membrán. Spolu s proteiny tvoří lipidovou dvouvrstvu, která umožňuje buňce oddělit své vnitřní prostředí od okolí, regulovat transport látek a chránit buňku před nepříznivými vlivy.
- b) **Zásoba energie a uhlíku:** Lipidy slouží jako hlavní energetická rezerva organismu. Ukládají se ve formě tukových zásob (triacylglyceroly), které mohou být v případě potřeby mobilizovány a přeměněny na energii. Obsahují vyšší energetickou hustotu než sacharidy, což z nich činí efektivní zdroj energie.
- c) **Prekurzory biologicky významných molekul:** Lipidy jsou výchozími látkami pro syntézu dalších důležitých molekul, jako jsou steroidy, fosfolipidy či eikosanoidy. Tyto molekuly hrají roli v řadě biologických procesů, včetně buněčné signalizace a imunitní odpovědi.
- d) **Tepelná izolace a ochrana:** Tukové zásoby, které se nacházejí pod kůží, poskytují tepelnou izolaci a pomáhají udržovat stálou tělesnou teplotu, zejména u savců. Tato funkce je klíčová pro ochranu organismu před chladem a udržení homeostázy.
- e) **Ochrana tělesných orgánů:** Lipidy, zejména ve formě tukových tkání, poskytují mechanickou ochranu tělesným orgánům. Tukové vrstvy kolem orgánů, jako jsou ledviny nebo srdce, tlumí nárazy a chrání je před poškozením mechanickými vlivy.

Klasifikace lipidů:

Lipidy lze podle jejich složení rozdělit do tří hlavních skupin: jednoduché, složené a odvozené lipidy (obrázek 2).

- a) **Jednoduché lipidy:** Tyto lipidy jsou estery alkoholů a vyšších karboxylových kyselin. Mezi nejvýznamnější patří **mastné kyseliny, acylglyceroly a vosky**.
- b) **Složené lipidy:** Kromě alkoholů a karboxylových kyselin obsahují složené lipidy i další složky, jako jsou fosfátové skupiny nebo cukry. Mezi ně patří glykoacylglyceroly, fosfoacylglyceroly, sfingomyeliny, cerebrosidy a gangliosidy.
- c) **Odvozené lipidy:** Tato skupina zahrnuje všechny ostatní lipidy, které nelze zařadit do předchozích kategorií. Patří sem například terpeny, prostaglandiny, steroidy, karotenoidy a lipofilní vitaminy.



Obr. 2 Klasifikace lipidů

2.3.2 JEDNODUCHÉ LIPIDY

2.3.2.1 MASTNÉ KYSELINY

Mastné kyseliny jsou základními stavebními jednotkami biologických lipidů. Chemicky se jedná o alifatické monokarboxylové kyseliny, jejichž délka se může výrazně lišit. Mají významnou roli v metabolismu lipidů a představují klíčové složky buněčných membrán, energetických zásob a signálních molekul. Mezi nejznámější mastné kyseliny patří **kyselina palmitová**, **kyselina stearová** a **kyselina olejová**.

Mastné kyseliny jsou esenciálními složkami lipidů a plní mnoho funkcí, od energetických zásob až po účast na tvorbě buněčných membrán. **Nasycené** mastné kyseliny tvoří **pevné tuky a vosky**, zatímco **nenasycené** mastné kyseliny tvoří **kapalné oleje**. Důležité jsou nejen pro stavbu těla, ale také pro metabolismus a zdraví člověka, přičemž některé z nich, jako například **kyselina linolová a linolenová**, jsou **esenciální** a musí být přijímány v potravě.

TYPY MASTNÝCH KYSELIN:

Mastné kyseliny lze rozdělit na nasycené a nenasyčené na základě přítomnosti nebo nepřítomnosti dvojných vazeb mezi atomy uhlíku v jejich řetězci.

a) Nasycené mastné kyseliny:

Nasycené mastné kyseliny (obrázek 3) neobsahují žádné dvojné vazby mezi atomy uhlíku a mají lineární strukturu, která jim umožňuje těsnější uspořádání v molekulách tuků. Tyto kyseliny jsou hlavními složkami tuků a vosků.

- **Kyselina palmitová ($\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{14}-\text{COOH}$)**

Kyselina palmitová je jednou z nejběžnějších nasycených mastných kyselin, nachází se v mnoha tucích živočišného původu.

- **Kyselina stearová ($\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{COOH}$)**

Kyselina stearová je další významnou nasycenou mastnou kyselinou, hojně se vyskytující v tucích, zejména v hovězím loji.

- **Kyselina myristová ($\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{12}-\text{COOH}$)**

Tato mastná kyselina je často součástí vosků, například v rostlinných voscích nebo ve zvířecích sekretech.

- **Kyselina laurová ($\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{10}-\text{COOH}$)**

Kyselina laurová je hlavní složkou kokosového oleje a také patří mezi mastné kyseliny přítomné ve voscích.

NÁZEV	POČET UHLÍKŮ	POČET DVOJNÝCH VAZEB	FUNKČNÍ VZOREC
nasycené			
laurová	12	0	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{COOH}$
myristová	14	0	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{12}\text{COOH}$
palmitová	16	0	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{COOH}$
stearová	18	0	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}$



Obr. 3 Příklady nasycených mastných kyselin

(Zdroj: <https://www.galenus.cz/clanky/lipidy/biochemie-lipidy-mastne-kyseliny>)

b) Nenasycené mastné kyseliny

Nenasycené mastné kyseliny (obrázek 4) obsahují jednu nebo více dvojných vazeb mezi atomy uhlíku, což vede ke zkroucení řetězce a méně těsnému uspořádání molekul. Díky tomu jsou nenasycené mastné kyseliny tekuté při pokojové teplotě a tvoří oleje.

- **Kyselina olejová ($\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$)**

Kyselina olejová je mononenasycená mastná kyselina, což znamená, že obsahuje pouze jednu dvojnou vazbu. Je hlavní složkou olivového oleje a dalších rostlinných olejů.

- **Kyselina linolová ($\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$)**

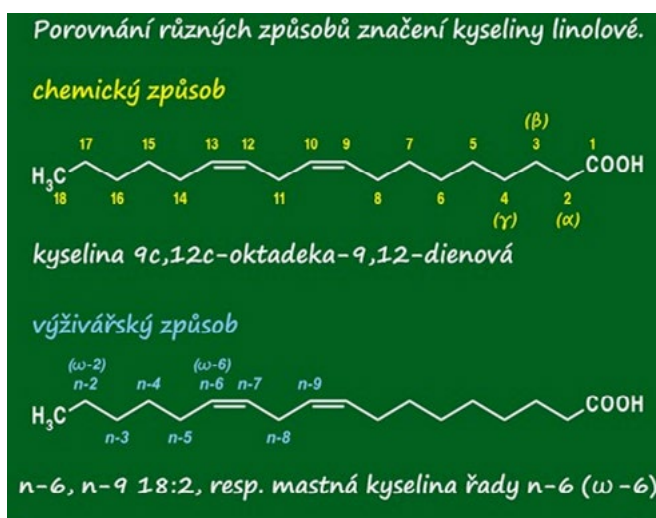
Kyselina linolová je esenciální polynenasycená mastná kyselina, která obsahuje dvě dvojně vazby. Je důležitou složkou v rostlinných olejích, jako je slunečnicový a kukuřičný olej.

- **Kyselina linolenová ($\text{CH}_3-(\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH})_3-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$)**

Kyselina linolenová je také polynenasycená mastná kyselina, která obsahuje tři dvojně vazby. Je nezbytná pro správnou funkci organismu a nachází se například v lněném oleji.

nenasycené

olejová	18	1	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$ (cis)
linolová	18	2	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$ (cis)
linolenová	18	3	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$ (cis)
arachidonová	20	4	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4(\text{CH}=\text{CHCH}_2)_4\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ (cis)



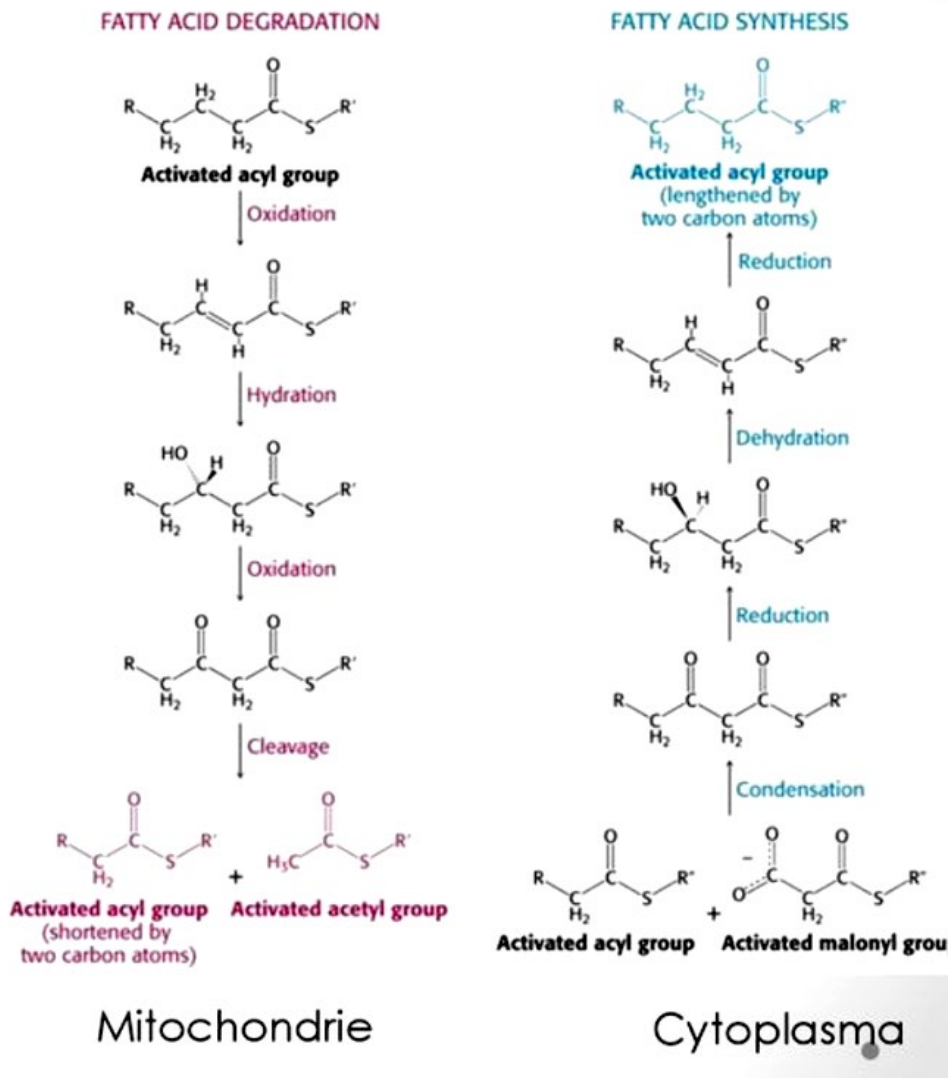
Obr. 4 Příklady nenasycených mastných kyselin

(Zdroj: <https://www.galenus.cz/clanky/lipidy/biochemie-lipidy-mastne-kyseliny>)

Odbourávání a biosyntéza mastných kyselin (obrázek 5)

Beta-oxidace mastných kyselin, alias odbourávání mastných kyselin je proces, při kterém se mastné kyseliny rozkládají na menší jednotky (acetyl-CoA, což je aktivovaná kyselina octová) za účelem získání energie. Tento proces probíhá v buňce v mitochondriích, především v játrech a svalech. Každý cyklus beta-oxidace odštěpí z mastné kyseliny dvou uhlíkatý acetát, který se váže na aktivizující koenzym A, čímž vzniká acetyl-CoA. Acetyl-CoA pak vstupuje do Krebsova cyklu, kde dochází k produkci ATP. Beta-oxidace také generuje NADH a FADH_2 , které poskytují elektrony pro elektronový transportní řetězec, což vede k tvorbě ATP. Tento proces je energeticky velmi výnosný – z jedné dlouhé mastné kyseliny lze získat velké množství ATP.

Biosyntéza mastných kyselin je proces, při kterém se v cytoplazmě buňky (hlavně v játrech) vytvářejí nové mastné kyseliny, například pro tvorbu lipidů. Na rozdíl od beta-oxidace, zde se postupně přidávají dvě uhlíkové jednotky (ve formě aktivovaného acetátu Acetyl CoA) na řetězec mastné kyseliny, což vede k jejímu prodlužování. Tento proces spotřebovává energii, konkrétně ATP, a redukční ekvivalenty NADPH. Biosyntéza je tedy energeticky náročná a probíhá především v podmínkách, kdy je v těle dostatek energie a stavebních látek.



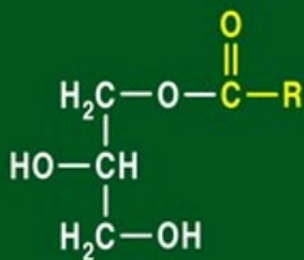
Obr. 5 Odbourávání a biosyntéza mastných kyselin v metabolismu

2.3.2.2 ACYLGLYCEROLY

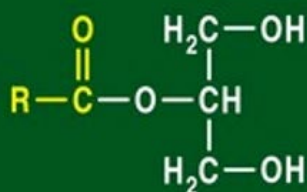
Složení acylglycerolů

Acylglyceroly jsou estery, které vznikají reakcí mastných kyselin s glycerolem. Glycerol obsahuje tři alkoholové skupiny (-OH), na které mohou být prostřednictvím esterové vazby navázány jedna, dvě nebo tři mastné kyseliny. Podle počtu navázaných mastných kyselin se acylglyceroly rozdělují na (obrázek 6):

- **Monoacylglyceroly** – obsahují jednu mastnou kyselinu.
- **Diacylglyceroly** – obsahují dvě mastné kyseliny.
- **Triacylglyceroly** – obsahují tři mastné kyseliny.

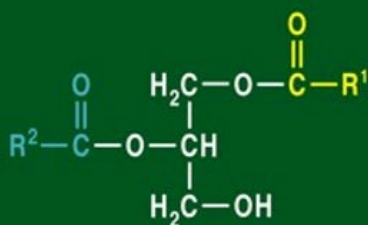


1-monoacylglycerol

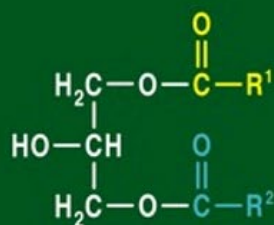


2-monoacylglycerol

Diacylglyceroly jsou spíše meziprodukty odbourávání triacylglycerolů, cíleně je organismus prakticky netvoří.

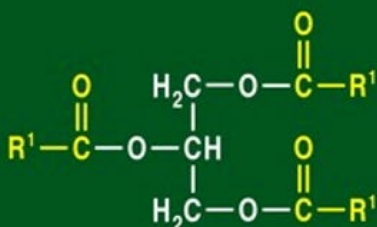


1,2-diacylglycerol

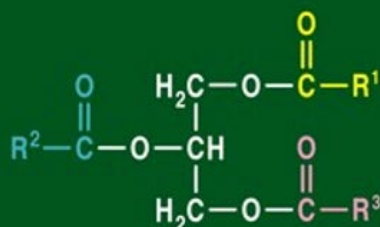


1,3-diacylglycerol

Triacylglyceroly mohou být jednoduché nebo smíšené.



jednoduchý
triacylglycerol



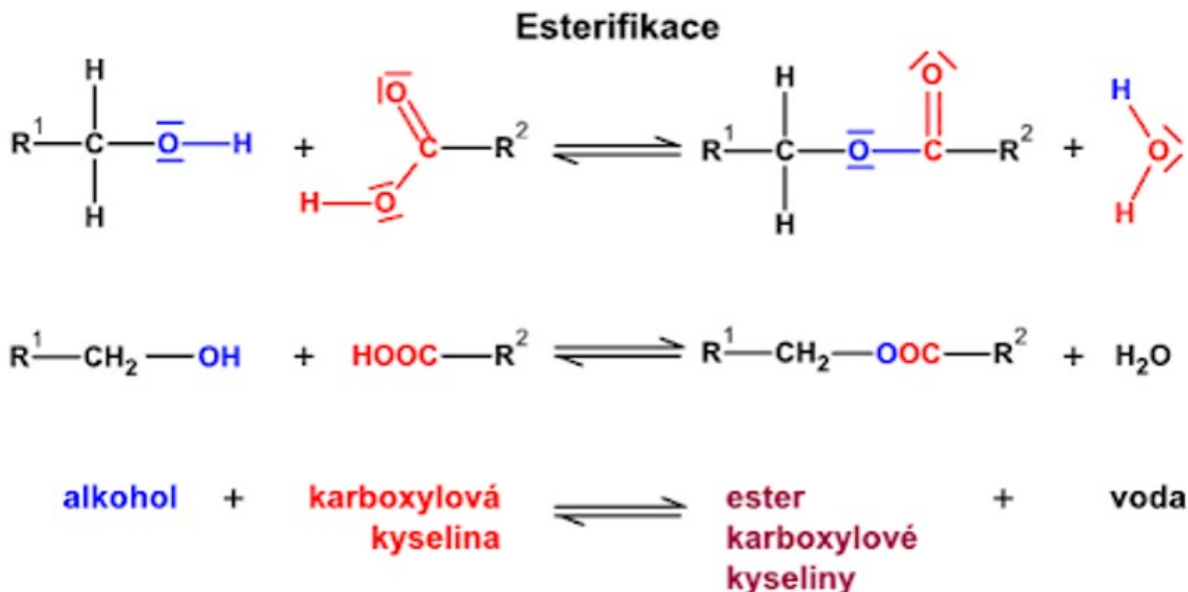
smíšený
triacylglycerol

Obr. 6 Rozdělení acylglycerolů

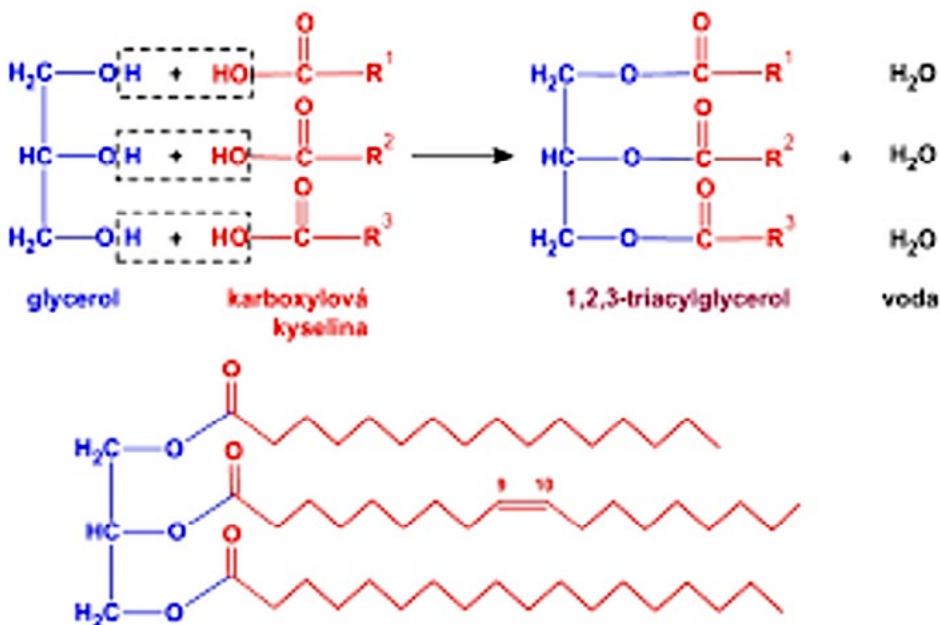
(Zdroj: <https://www.galenus.cz/clanky/lipidy/biochemie-lipidy-mastne-kyseliny>)

Esterová vazba

Vazba mezi glycerolem a mastnou kyselinou se označuje jako **esterová vazba**. Tato vazba vzniká obecnou reakcí mezi karboxylovou kyselinou (v tomto případě mastnou kyselinou) a alkoholem (glycerolem), při které dochází k tvorbě esteru a uvolnění molekuly vody. Tato reakce se nazývá **esterifikace** (obrázek 7 a 8) a je klíčová pro vznik acylglycerolů, základních složek lipidů.



Obr. 7 Obecná rovnice esterifikace
(Zdroj: http://www.studiumbiochemie.cz/prirodni_latky_lipidy.html)



Obr. 8 Esterifikace glycerolu a mastných kyselin při tvorbě triglycerolu
(Zdroj: http://www.studiumbiochemie.cz/prirodni_latky_lipidy.html)

Biologická funkce triacylglycerolů

Acylglyceroly jsou na základě svých fyzikálních vlastností rozdělovány na **tuky** (pevné) a **oleje** (kapalné). V živočišných buňkách plní triacylglyceroly několik důležitých biologických funkcí:

- **Zásoba tuku**

Triacylglyceroly slouží jako hlavní forma ukládání energie ve formě tuku. Tato energetická rezerva je využívána v době energetického deficitu, kdy jsou triacylglyceroly mobilizovány a rozkládány na mastné kyseliny a glycerol.

- **Transport a distribuce mastných kyselin**

Mastné kyseliny, které jsou uvolňovány z triacylglycerolů, jsou transportovány krevním oběhem do různých tkání a orgánů, kde jsou dále využívány jako zdroj energie nebo pro jiné metabolické procesy.

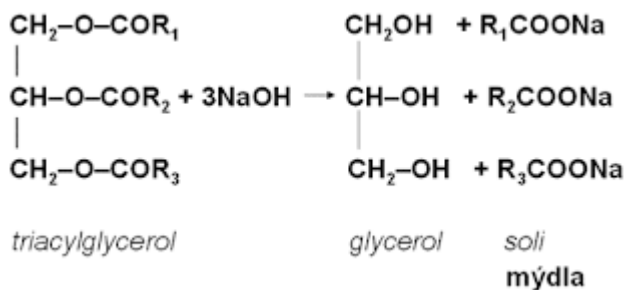
- **Tepelná izolace a ochrana**

Tukové vrstvy tvořené triacylglyceroly poskytují tělesnou izolaci, která napomáhá udržování stálé tělesné teploty. Zároveň tuk slouží jako ochrana vnitřních orgánů před mechanickým poškozením a otřesy.

Reakce triacylglycerolů

- **Zmýdelnění tuků**

Tuky mohou být hydrolyzovány na mastné kyseliny a glycerol. **Alkalická hydrolyza** triacylglycerolů vede ke vzniku mýdla a glycerolu. Tento proces se nazývá **zmýdelnění** (obrázek 9). Při reakci triacylglycerolů s hydroxidem sodným (NaOH) dochází k uvolnění sodných solí mastných kyselin (mýdel) a glycerolu.

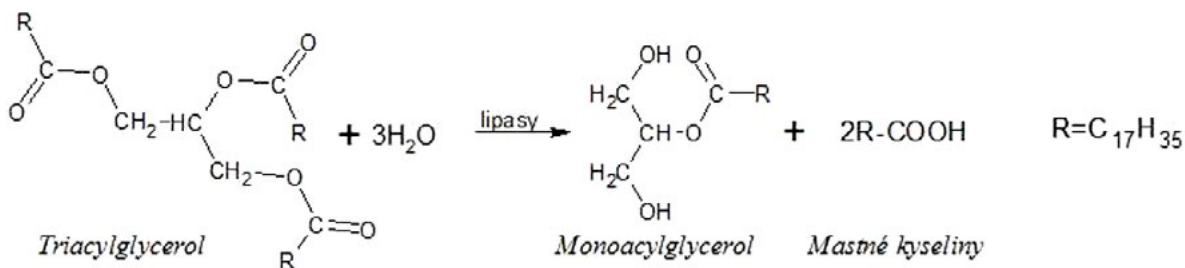


Obr. 9 Reakce zmýdelnění tuků

- **Žluknutí**, známé také jako oxidace tuků, je proces, při kterém dochází k oxidaci dvojných vazeb nenasycených mastných kyselin za přítomnosti vzdušného kyslíku. Tento proces může být urychlen přítomností mikroorganismů. Výsledkem oxidace jsou kratší aldehydy, ketony a kyselina máselná, které jsou charakteristické svým nepříjemným zápachem.
- **Polymerace olejů** je důsledkem oxidace vícenenasycených mastných kyselin, kdy dochází k jejich zesíťení a polymeraci. Tento proces vede ke ztuhnutí olejů. Princip polymerace se uplatňuje například při **vysychání fermeží**, kde se oleje mění na pevné látky.

Trávení triacylglycerolů

Triacylglyceroly jsou v organismu štěpeny prostřednictvím **hydrolyzy**, což je proces katalyzovaný enzymy nazývanými **lipasy**. Při této reakci dochází k rozkladu triacylglycerolů na mastné kyseliny a monoacylglycerol (nebo diacylglycerol) (obrázek 10). Trávení lipidů je dále usnadněno **žlučí**, která funguje jako emulgátor. Žlučové soli zvyšují dostupnost lipidů pro enzymatické štěpení tím, že lipidy emulgují, tedy rozptylují do menších kapiček, což zvyšuje plochu pro působení lipas.



Obr. 10 Trávení triacylglycerolů

2.3.2.3 VOSKY

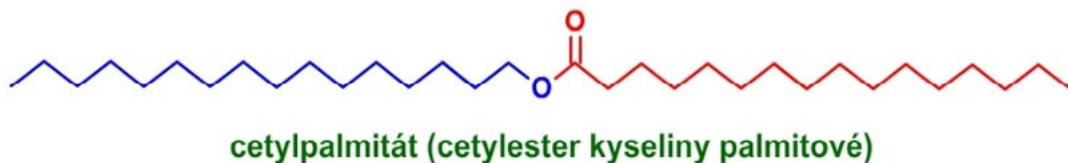
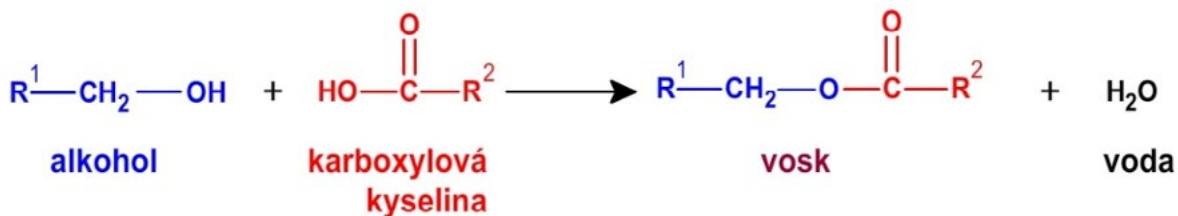
Vosky (také nazývané **ceridy**) jsou směsí esterů vyšších mastných kyselin a vyšších alkoholů (obrázek 11). Tyto látky jsou pevné, nerozpustné ve vodě a vylučované jak živočichy (obsahující C_{14} – C_{16} mastné kyseliny), tak rostlinami (obsahující C_{26} – C_{30} mastné kyseliny). Vosky plní významnou **ochrannou funkci** tím, že vytvářejí hydrofobní vrstvu, která chrání povrch před smáčením vodou a napadením mikroorganismy. V průmyslu se využívají různé typy vosků, které nacházejí široké využití při výrobě svíček, mýdel, krémů a dalších kosmetických a průmyslových produktů:

- **Včelí vosk**
- **Vorvaní vosk** (také známý jako vorvaňovina)
- **Lanolin**, získávaný z ovčí vlny

Dalším příkladem vosků jsou látky obsahující:

- **Kyselinu lignocerovou** nebo **kyselinu cerotovou** (vyšší mastné kyseliny)
- **Alkoholy** jako **cerylalkohol** nebo **cetylalkohol** (vyšší alkoholy).

Jednoduché lipidy - vosky



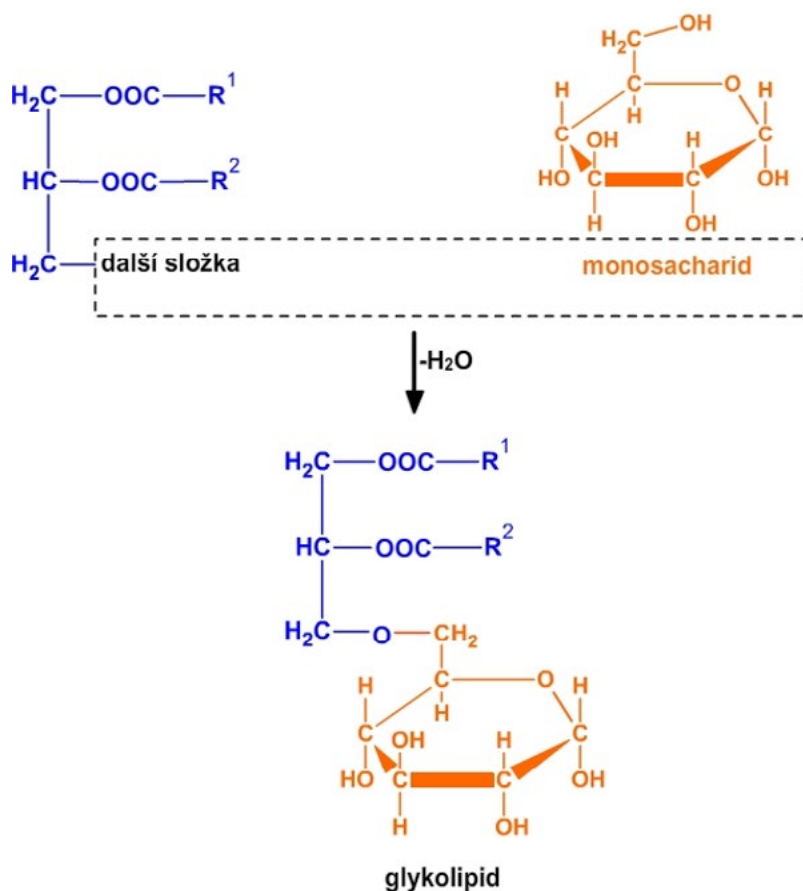
Obr. 11 Reakce vyššího alkoholu s vyšší mastnou kyselinou za vzniku vosku (esterifikace)

2.3.3 SLOŽENÉ LIPIDY

Složené lipidy zahrnují **glykoacylglyceroly**, **fosfoacylglyceroly**, **sřingomyeliny**, **cerebrosidy** a **gangliosidy**. Fosfoacylglyceroly a sřingomyeliny se označují jako **fosfolipidy** díky přítomnosti fosfátové skupiny. Sřingomyeliny, cerebrosidy a gangliosidy patří mezi sřingolipidy kvůli přítomnosti alkoholu sřingosinu, zatímco cerebrosidy a gangliosidy jsou někdy označovány jako **glykolipidy** kvůli přítomnosti cukrů.

2.3.3.1 GLYKOLIPIDY

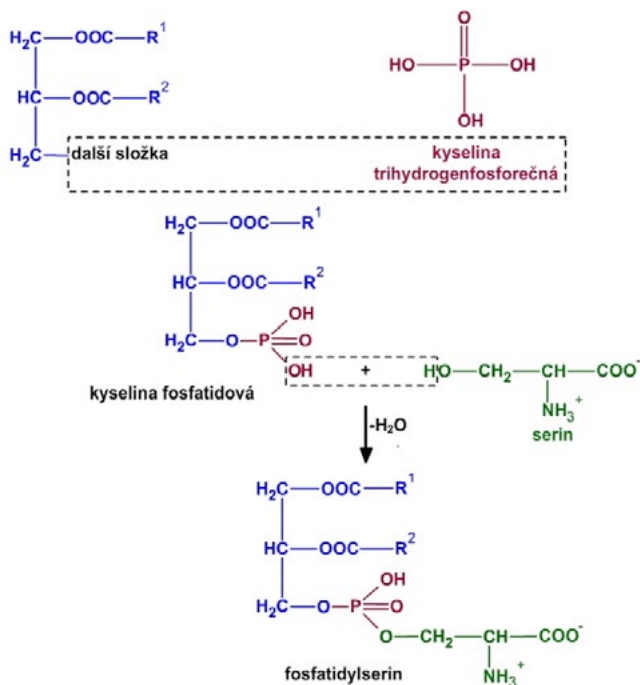
Glykolipidy jsou skupinou komplexních lipidů, které hrají důležitou roli ve struktuře a funkci buněčných membrán. Skládají se z alkoholového základu, který může být tvořen buď glycerolem nebo sřingozinem, k němuž je esterovou vazbou připojena jedna nebo více mastných kyselin. Charakteristickým rysem glykolipidů je přítomnost **sacharidové složky**, která je vázána **glykosidovou vazbou na hydroxylovou skupinu alkoholu** (obrázek 12). Tyto sacharidy mohou být tvořeny jednoduchými cukry, jako je glukóza nebo galaktóza, nebo mohou vytvářet složitější oligosacharidové struktury. Glykolipidy jsou klíčovou složkou membrán buněk, zejména v mozku, játrech a ledvinách, kde se podílejí na udržování integrity membrán, mezibuněčné komunikaci a signalizaci. Na základě své struktury se glykolipidy dělí na glyceroglykolipidy a sřingoglykolipidy.



Obr. 12 Vznik glykolipidů

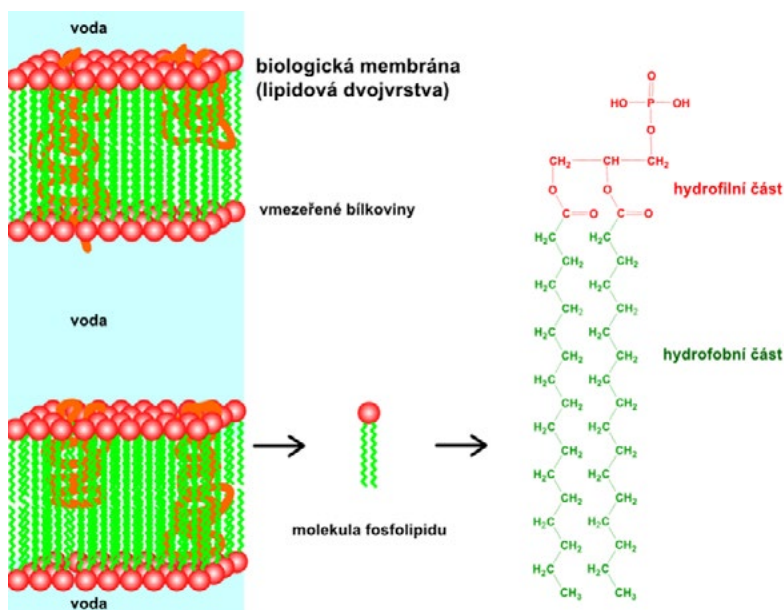
2.3.3.2 FOSFOLIPIDY

Fosfolipidy (obrázek 13) tvoří základní stavební jednotku biologických membrán, jsou nejrozšířenější skupinou složených lipidů. Nejjednodušším fosfolipidem je kyselina fosfatidová.

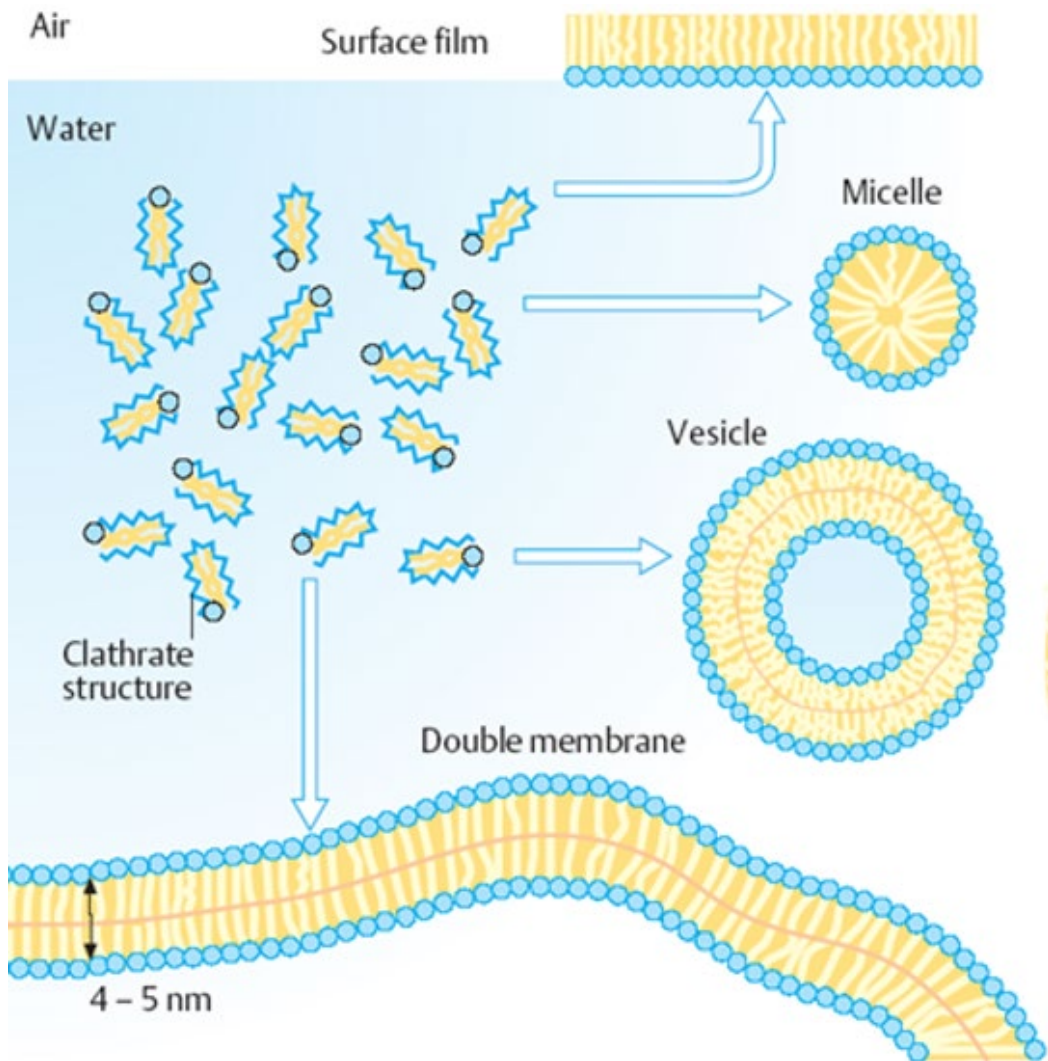


Obr. 13 Vznik fosfolipidů

Molekula fosfolipidu má duální charakter: jeden konec je nepolární a hydrofobní (mastná kyselina), zatímco druhý je polární a hydrofilní (glycerol s kyselinou fosforečnou a funkční skupinou). Ve vodném prostředí v tělech organismů se fosfolipidy spontánně organizují do tvaru tzv. lipidové dvojvrstvy, což umožňuje vznik biologických membrán ohraničujících buňky či organely (obrázek 14 a 15).



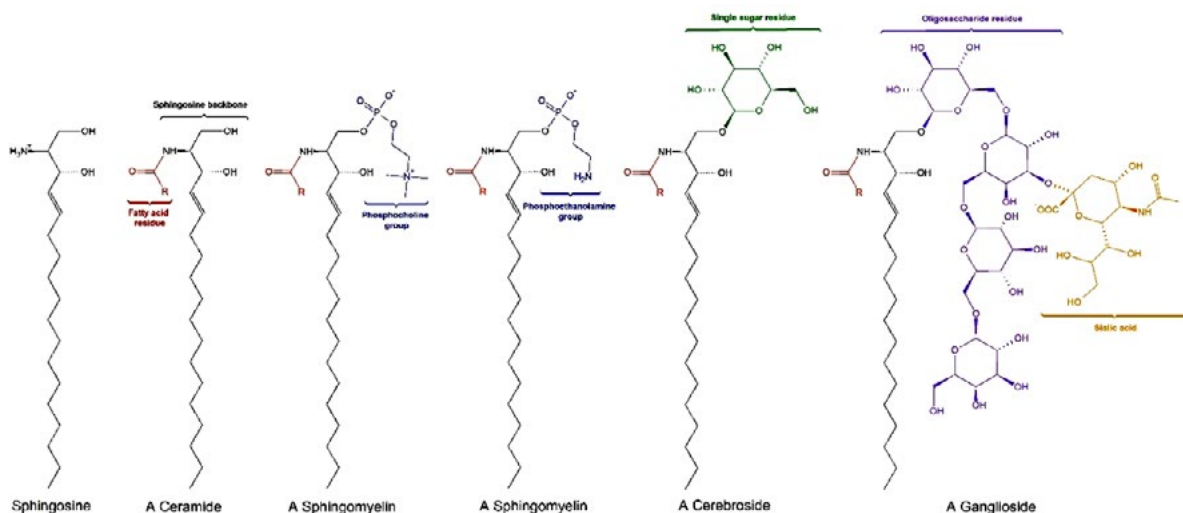
Obr. 14 Duální charakter - biologická plazmatická membrána fosfolipidů.



Obr. 15 Chování lipidů ve vodném prostředí způsobené duálním charakterem molekul (nepolárním zbytkem s polární hlaví)

2.3.3.3 SFINGOLIPIDY

Sfingolipidy jsou skupina lipidů, které hrají klíčovou roli v buněčných membránách a signalizaci. Základem jejich struktury je sfingosin, aminový alkohol s dlouhým řetězcem, který se spojuje s mastnou kyselinou prostřednictvím amidové vazby za vzniku ceramidu, základního stavebního kamene všech sfingolipidů. Mezi hlavní podskupiny sfingolipidů patří ceramidy, sfingomyeliny, glykosfingolipidy a gangliosidy (obrázek 16). Ceramidy vznikají připojením mastné kyseliny na sfingosin, což jim dává hydrofobní charakter. Sfingomyeliny obsahují fosforylovanou hlavu, například fosfocholin, a jsou významnou součástí membrán, zejména v nervové tkáni. Glykosfingolipidy obsahují cukernou složku, což jim dává roli ve formování buněčné identity a mezibuněčné komunikace. Gangliosidy jsou specifickou podskupinou glykosfingolipidů, které obsahují sialovou kyselinu a jsou obzvláště hojné v mozku, kde se podílejí na neuronálních funkcích a vývoji. Mezi nejznámější sfingolipidy patří sfingomyeliny, které jsou součástí myelinových obalů nervových buněk.



Obr. 16 Hlavní podskupiny sfingolipidů

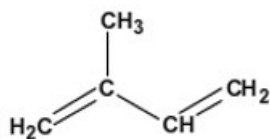
(Zdroj: <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=20828285>)

2.3.4 ODVOZENÉ LIPIDY

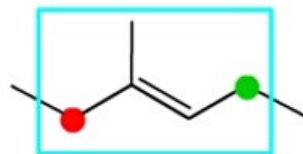
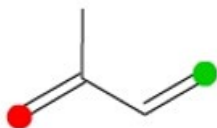
Odvozené lipidy jsou převážně **isoprenoidy**, které se vyznačují hydrofobními vlastnostmi a nerozpustností ve vodě. Isoprenoidy jsou tvořeny isoprenovými jednotkami a dělí se na **terpenoidy** a **steroidy**, vznikají v mevalonátovém cyklu.

2.3.4.1 TERPENOIDY

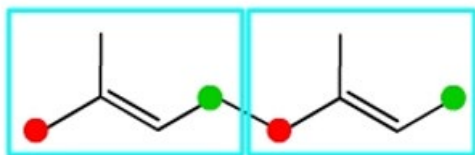
Terpenoidy, často nazývané isoprenoidy, tvoří velkou a rozmanitou skupinu organických sloučenin, které jsou produkovány primárně rostlinami a jsou součástí jejich éterických olejů (silic). Hlavní strukturální jednotkou terpenoidů je izoprenová jednotka (C_5H_8), která se kombinuje v různém počtu a způsobech (obrázek 17). Na základě počtu kondenzovaných izoprenových jednotek se terpenoidy dělí na hemiterpeny (obsahující jednu izoprenovou jednotku), monoterpeny (dvě izoprenové jednotky), seskviterpeny (tři izoprenové jednotky), diterpeny (čtyři izoprenové jednotky), triterpeny (šest izoprenových jednotek), tetraterpeny (osm izoprenových jednotek) a polyterpeny, které obsahují velký počet izoprenových jednotek a zahrnují například přírodní kaučuk. Terpenoidy plní v rostlinách různé funkce – slouží jako sekundární metabolity, které chrání rostliny před predátory, patogeny nebo environmentálním stresem, a zároveň se podílejí na přitahování opylovačů díky jejich vůni a chuti. Mezi významné zástupce terpenoidů patří karotenoidy, které jsou rostlinnými pigmenty důležitými pro fotosyntézu a jsou prekurzory vitamínu A, jenž má zásadní roli pro zrak a imunitní funkce u lidí. Dále sem patří přírodní kaučuk, který je tvořen mnoha izoprenovými jednotkami a má průmyslové využití jako elastický materiál. Terpenoidy tak představují klíčovou třídu látek s významem jak pro biologii rostlin, tak pro člověka díky jejich farmakologickým, aromatickým a průmyslovým vlastnostem.



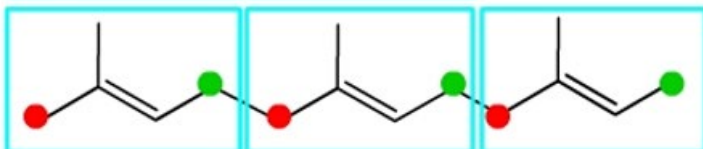
isopren (2-methylbuta-1,3-dien)



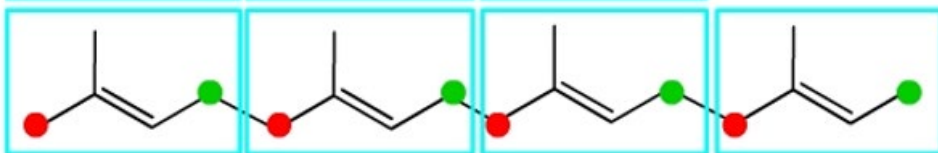
isoprenová jednotka



monoterpeny

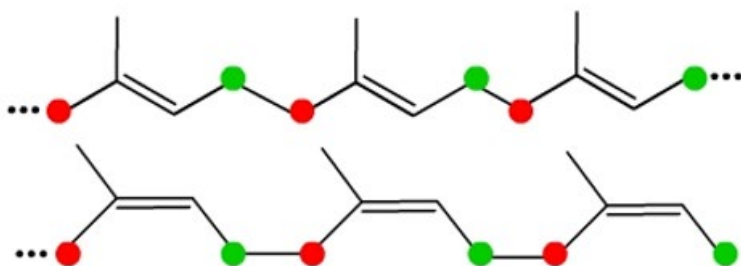


seskviterpeny



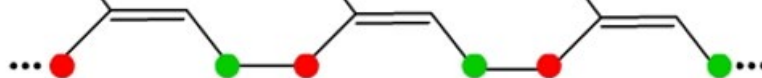
diterpeny

triterpeny
⋮



gutaperča
(all-trans)

polyterpeny



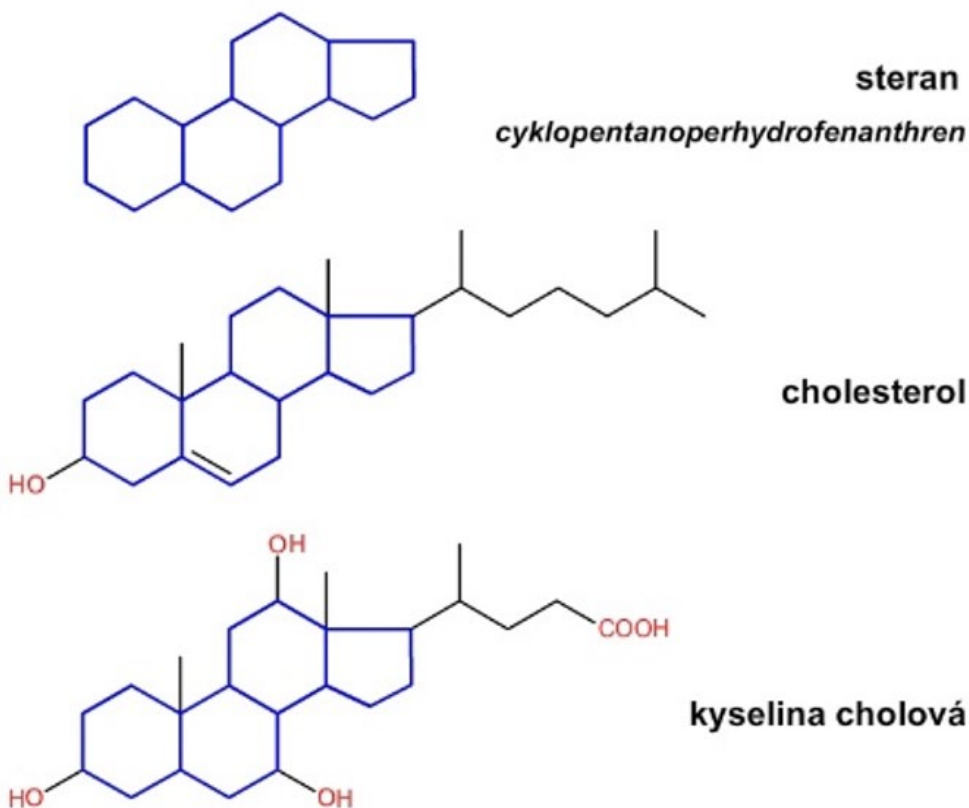
kaučuk
(all-cis)

Obr. 17 Vzorec isoprenu, isoprenové jednotky a vybraných terpenoidů

2.3.4.2 STEROLY

Steroidy představují významnou skupinu cyklických derivátů triterpenoidů, které jsou odvozené od základního tetracyklického jádra zvaného cyklopentanoperhydrofenanthren (nebo steran). Tato struktura je složená ze tří šestičlenných a jednoho pětičlenného cyklu, které tvoří základ pro všechny steroidy (obrázek 18). Různorodost steroidů je dána přítomností dvojných vazeb v cyklickém jádru a rozmanitými substituenty, které jsou navázány na toto jádro. Mezi hlavní substituenty patří alkoholové skupiny (hydroxylové skupiny), ketoskupiny, alkyly nebo krátké uhlíkové řetězce. Tato variabilita v substituentech ovlivňuje biologické funkce steroidů.

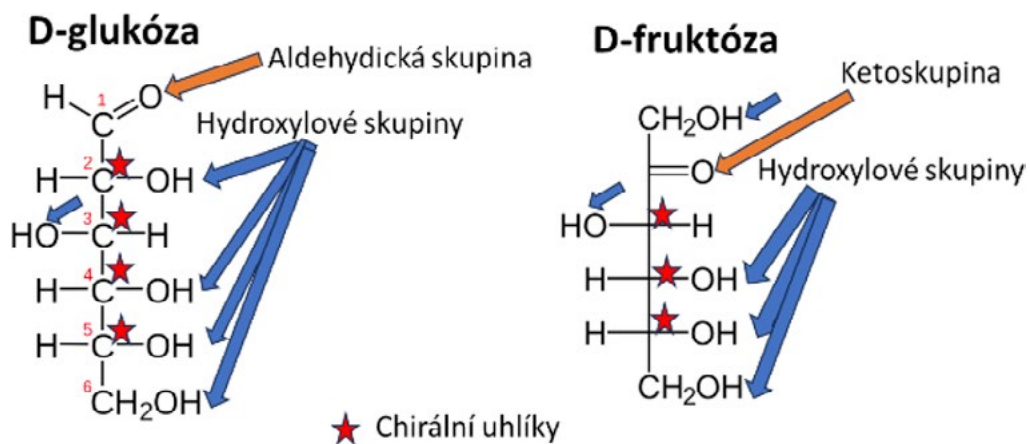
Mezi nejznámější steroidy patří žlučové kyseliny, které hrají klíčovou roli v trávení a absorpci tuků v tenkém střevě. Steroidní hormony, jako jsou kortikosteroidy a pohlavní hormony (např. estrogeny, testosteron), jsou kritické pro regulaci metabolismu, imunitních odpovědí a reprodukčních funkcí. Důležitou podskupinou steroidů jsou také steroly, kam patří například cholesterol a vitamin D. Cholesterol je nezbytný pro stavbu buněčných membrán a slouží jako prekurzor pro syntézu dalších steroidů, jako jsou steroidní hormony a žlučové kyseliny. Vitamin D, který je také odvozen od sterolů, je nezbytný pro metabolismus vápníku a fosforu, což je důležité pro zdraví kostí.



Obr. 18 Vzorce vybraných steroidů

2.4 SACHARIDY

Chemicky jsou sacharidy polyhydroxyderiváty karbonylových sloučenin (aldehydů nebo ketonů). Mají jeden až několik chirálních uhlíků (obrázek 19).



Obr. 19 Příklady sacharidů (D-glukózy a D-fruktózy) zobrazených ve Fisherově projekci.

2.4.1 DEFINICE, FUNKCE A KLASIFIKACE SACHARIDŮ

2.4.1.1 ZÁKLADNÍ CHARAKTERISTIKA

Sacharidy představují širokou a různorodou skupinu organických látek, které jsou nezbytné pro život na Zemi. V biosféře se vyskytuje několik stovek různých druhů a forem sacharidů. Sacharidy se nacházejí v každé buňce živých organismů. V rostlinných buňkách tvoří až 85–90 % sušiny, zatímco v buňkách živočišných je jejich obsah podstatně nižší, přibližně 3 % sušiny. Nižší sacharidy, které mají malou molekulovou hmotnost, se vyznačují sladkou chutí.

2.4.1.2 FUNKCE SACHARIDŮ

Sacharidy plní v organismu několik klíčových funkcí:

- **Zdroj energie:** Jsou hlavním zdrojem energie pro organotrofní organismy.
- **Zdroj uhlíku:** Slouží jako základní stavební materiál pro syntézu buněčných složek.
- **Rezervní forma energie:** Ve formě škrobu, glykogenu nebo inulinu uchovávají chemickou energii pro pozdější využití.
- **Strukturní složky:** Jsou součástí buněk, tkání a pletiv (např. celulóza v rostlinách, chitin v houbách a hmyzu).
- **Složky biologicky aktivních látek:** Jsou součástí nukleotidů, kofaktorů a dalších biologicky aktivních molekul.

2.4.1.3 DĚLENÍ SACHARIDŮ

Sacharidy lze rozdělit do dvou hlavních kategorií: jednoduché a složené sacharidy.

A. Jednoduché sacharidy:

- **Monosacharidy:** Jsou základními stavebními jednotkami sacharidů, které nelze dále hydrolyzovat na jednodušší sacharidy. Příkladem je glukóza.
- **Disacharidy:** Vznikají spojením dvou monosacharidů, například sacharóza (glukóza + fruktóza).
- **Oligosacharidy:** Jsou složeny z 2 až 10 monosacharidových jednotek, jako například rafinóza.
- **Polysacharidy:** Jsou tvořeny více než 10 monosacharidovými jednotkami, často mají velmi vysokou molekulovou hmotnost, např. škrob.

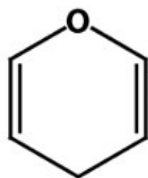
B. Složené sacharidy:

- Obsahují i necukernou složku, nazývanou aglykon. Mezi složené sacharidy patří například mukopolysacharidy, jako je kyselina hyaluronová, která se využívá v oční a plastické chirurgii, nebo heparin, který slouží jako antikoagulační prostředek. Další příkladem jsou glykoproteiny, které se skládají ze sacharidové a proteinové složky.

2.4.2 MONOSACHARIDY

Monosacharidy jsou základními stavebními jednotkami všech sacharidů. Monosacharidy se dělí podle počtu uhlíkových atomů a podle přítomnosti charakteristických funkčních skupin.

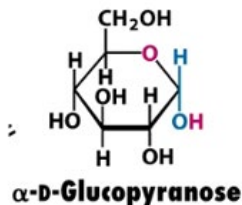
V cyklické formě v roztoku se vyskytují pěti- (FURANÓZY) nebo šestičlenné heterocyklické sloučeniny (PYRANÓZY), které mají v cyklu jeden kyslíkový atom (obrázek 20).



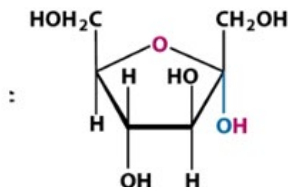
Pyran



Furan



Hemiacetal,
Haworth
structure



Hemiketal,
Haworth
structure

Obr. 20 Příklady pyranózy (α -D-glukopyranóza) a furanózy (α -D-fruktofuranoza) včetně cyklických struktur pyranu a furanu, od kterých jsou odvozeny

2.4.2.1 DĚLENÍ MONOSACHARIDŮ

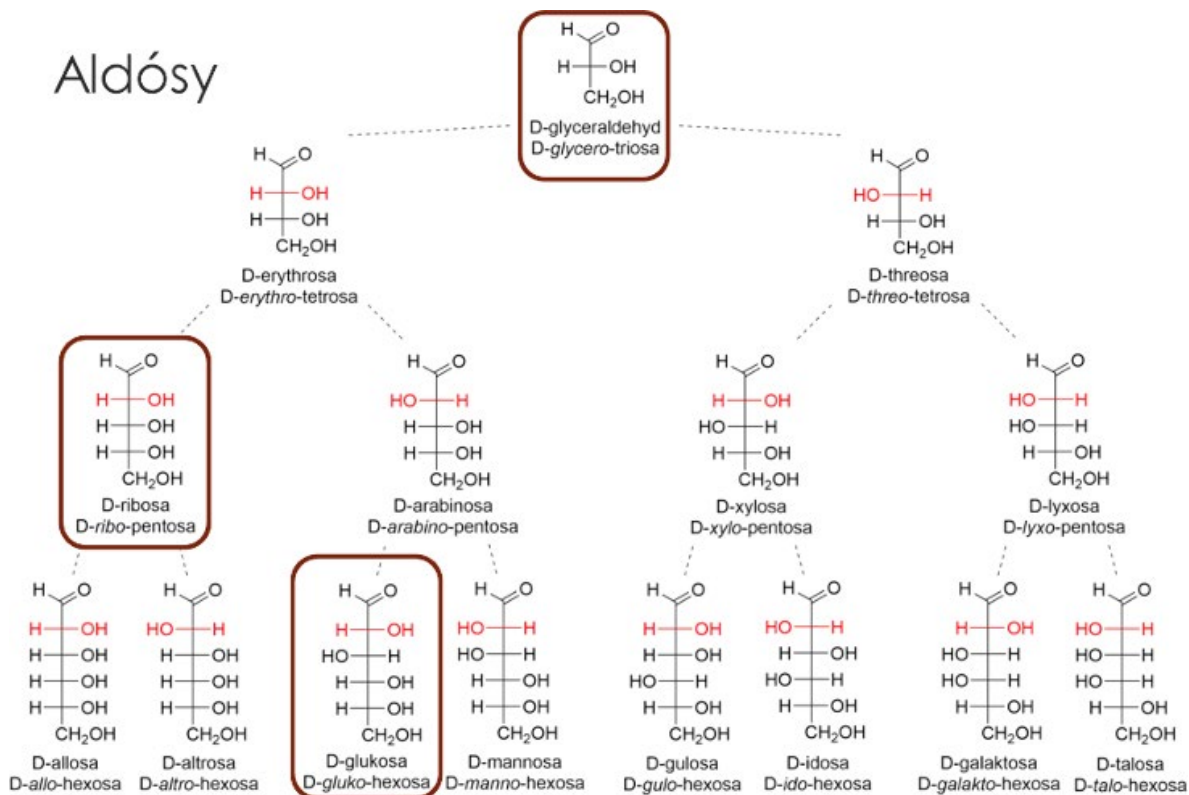
A. Podle počtu atomů uhlíku:

- **Pentózy** (5 uhlíků) – patří sem například **ribóza** a **deoxyribóza**, které jsou součástí nukleových kyselin.
- **Hexózy** (6 uhlíků) – nejznámějšími zástupci jsou **glukóza** a **fruktóza**, které mají klíčovou roli v metabolismu sacharidů.
- **Další méně časté monosacharidy** – zahrnují například **tetrózy** (4 uhlíky), **heptózy** (7 uhlíků) a **októzy** (8 uhlíků), které jsou méně běžné, ale mohou se vyskytovat v některých metabolických drahách.

B. Podle přítomnosti charakteristických funkčních skupin:

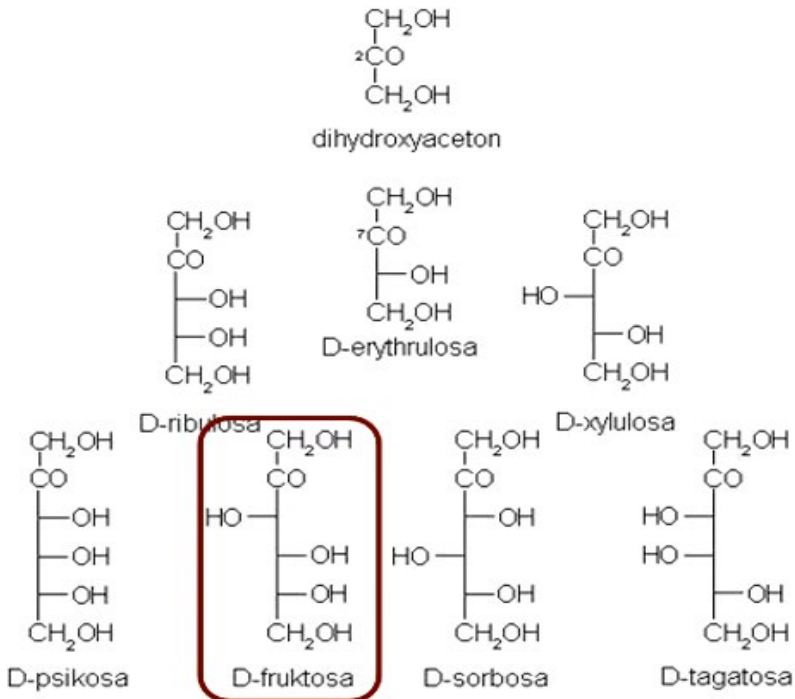
- **Aldózy** – monosacharidy, které obsahují **aldehydovou skupinu** ($-\text{CHO}$). Příkladem je **glukóza**, která je jedním z nejdůležitějších energetických zdrojů pro buňky. Systematické odvozování aldóz je uvedeno na schématu na obrázku 21.
- **Ketózy** – obsahují **ketonovou skupinu** ($=\text{CO}$). Typickým zástupcem je **fruktóza**, která je významným sacharidem v ovoci a medu. Systematické odvozování ketóz je uvedeno na schématu na obrázku 22.
- **Alkoholické sacharidy** – obsahují pouze **hydroxylové skupiny** ($-\text{OH}$), bez aldehydové nebo ketonové skupiny. Tyto sloučeniny mají různé biologické funkce, například jako redukující činidla.

Aldósy



Obr. 21 Systematické odvozování aldóz

Ketósy

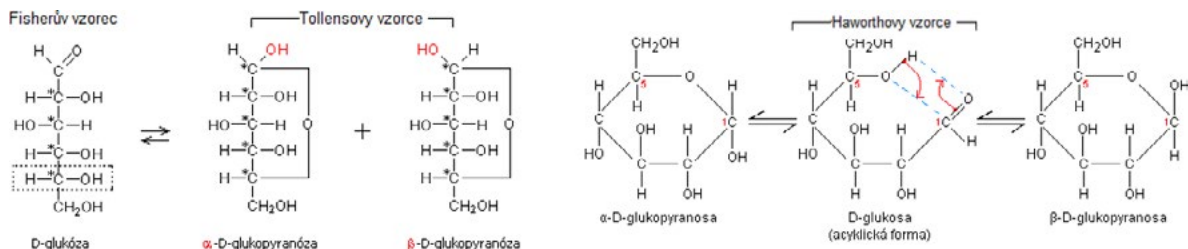


Obr. 22 Systematické odvozování ketóz

2.4.2.2 VZORCE A NOMENKLATURA MONOSACHARIDŮ

Sacharidy, jako dlouho známé a významné přírodní látky, mají vlastní nomenklaturu, vlastní triviální názvy, vlastní konfigurační předpony, a vlastní zápis vzorců, který se liší od nomenklaturního zápisu názvů organických molekul.

U monosacharidů se můžete setkat se **třemi typy zápisu jejich vzorců**: Fisherovy vzorce, Tollensovy vzorce a Haworthovy vzorce (obrázek 23). Pravidlo pro přepis mezi vzorci je následující: pod rovinu cyklu se dostávají atomy vodíku a OH-skupiny, které se nacházejí v Tollensových vzorcích napravo a nad rovinu ty, které se nacházejí nalevo. Proto má α -D-glukóza hydroxylovou skupinu na uhlíku C1 pod rovinou kruhu.



Obr. 23 Možnosti zápisů struktury monosacharidů: Fisherovy vzorce, Tollensovy vzorce, Haworthovy vzorce

Konfigurační předpony:

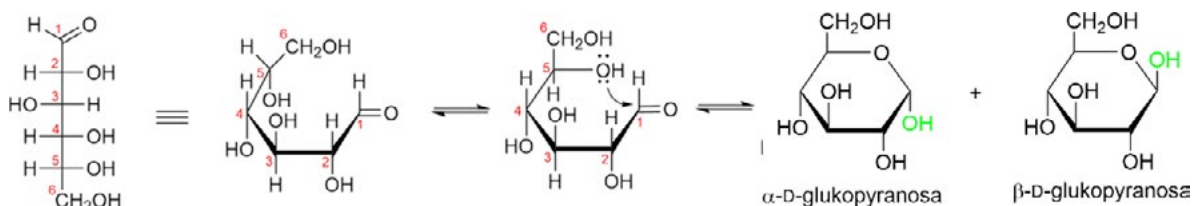
Prefix **D-** a **L-** znamená **jak, stáčí rovinu polarizovaného světla díky chirálnímu (C*) (asymetrickému) uhlíku** v poloze 1 $\rightarrow$ vyskyt v pravotočivé i levotočivé formě.

- Pravotočivé (**D-**): monosacharidy mají na posledním C* -OH skupinu vpravo.
- Levotočivé (**L-**): monosacharidy mají na posledním C* -OH skupinu vlevo.

Cyklizace a vznik anomerů:

Monosacharidy v roztoku existují v rovnováze mezi lineární a cyklickou formou, přičemž cyklická forma vzniká prostřednictvím intramolekulární reakce (obrázek 24). Při této reakci se hydroxylová skupina na jednom z uhlíkových atomů váže s karbonylovou skupinou, což vede ke vzniku **hemiacetalu (u aldóz)** nebo **hemiketalu (u ketóz)**. Tento proces se nazývá **cyklizace**. V důsledku této reakce vzniká nové chirální centrum na uhlíku C1 v cyklu, které se liší orientací nově vzniklé hemiacetalové -OH skupiny. Tímto způsobem vznikají dva izomery, zvané anomery.

Anomery se označují symboly α a β podle konfigurace na anomerním centru: anomer α má stejnou konfiguraci jako na konfiguračním atomu, zatímco anomer β má opačnou konfiguraci. Anomery (např. u glukózy) jsou důležité, protože ovlivňují vazebné vlastnosti glukózy v polysacharidech a fyzikální i biochemické vlastnosti výsledných polysacharidů.

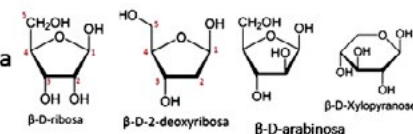
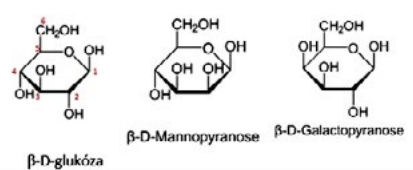
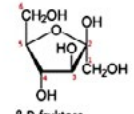


Obr. 24 Cyclizace D-glukózy

(D-glukóza může existovat v lineární formě nebo ve dvou cyklických formách, tj. α a β -anomery, které se liší orientací hydroxylové skupiny na anomerním uhlíku C1).

2.4.2.3 VÝZNAMNÉ MONOSACHARIDY (OBRÁZEK 25)

- **Ribóza (pentóza):** Nachází se v ribonukleotidech, RNA, koenzymech a vitamínech.
- **Deoxyribóza (pentóza):** Je součástí deoxyribonukleotidů v DNA.
- **D-glukóza (hexóza):** Známa také jako hroznový cukr, je klíčovým zdrojem energie. Nachází se v ovoci, medu, krvi a některých patologických případech v moči. Méně sladká než sacharóza, vyrábí se hydrolýzou škrobu.
- **D-fruktóza (hexóza):** Známa jako ovocný cukr, je sladší než sacharóza a nachází se v ovoci a medu.

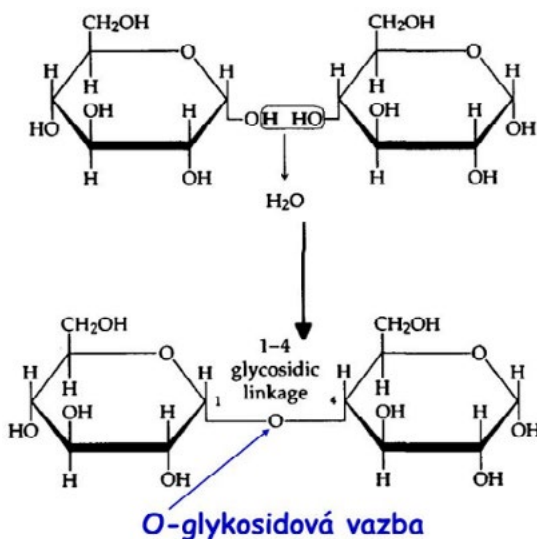
• Aldopentózy:	Ribóza Deoxyribóza Arabinóza Xylóza	 β -D-ribose β -D-2-deoxyribose β -D-arabinose β -D-Xylopyranose
• Aldohexózy:	Glukóza Manóza Galaktóza	 β -D-glukóza β -D-Mannopyranose β -D-Galactopyranose
• Ketohexóza:	Fruktóza	 β -D-fruktosa

Obr. 25 Významné monosacharidy a jejich rozdělení

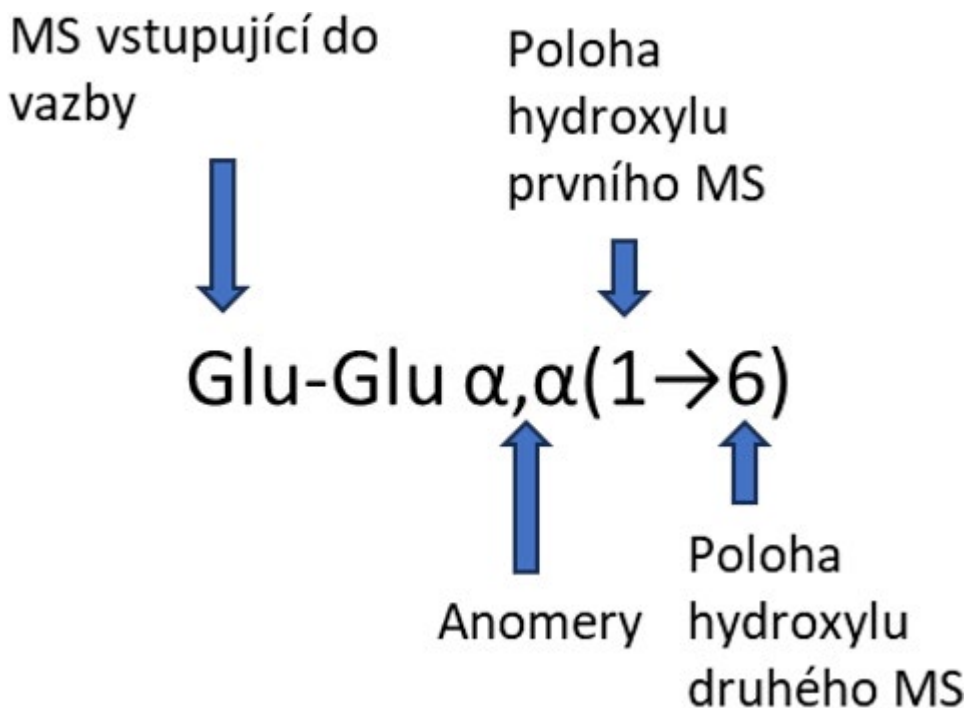
2.4.3 DISACHARIDY

2.4.3.1 GLYKOSIDICKÁ VAZBA

O-glykosidická vazba, která se vytváří přes atom kyslíku, spojuje sacharidové jednotky v kondenzovaných sacharidech. Tato vazba vzniká reakcí dvou hydroxylových skupin sacharidů za uvolnění molekuly vody (obrázek 26 a 27). Naopak **štěpení glykosidické vazby probíhá hydrolýzou**, která může být kyselá, zásaditá nebo enzymatická.



Obr. 26 Vznik a podoba glykosidické vazby



Obr. 27 Nomenklatura glykosidických vazeb

Nomenklatura glykosidických vazeb:

Existuje také **N-glykosidická vazba**, která se vytváří přes atom dusíku. Tato vazba spojuje například jednotky glukosaminů nebo aglykony s dusíkem, jako jsou nukleotidové báze v DNA. N-glykosidická vazba vzniká mezi sacharidovou částí a atomem dusíku, což je typické například pro vazbu mezi ribózou (nebo deoxyribózou) a dusíkatými bázemi v nukleových kyselinách. Tento typ vazby hraje klíčovou roli ve struktuře a funkci biomolekul, jako jsou nukleotidy v DNA a RNA.

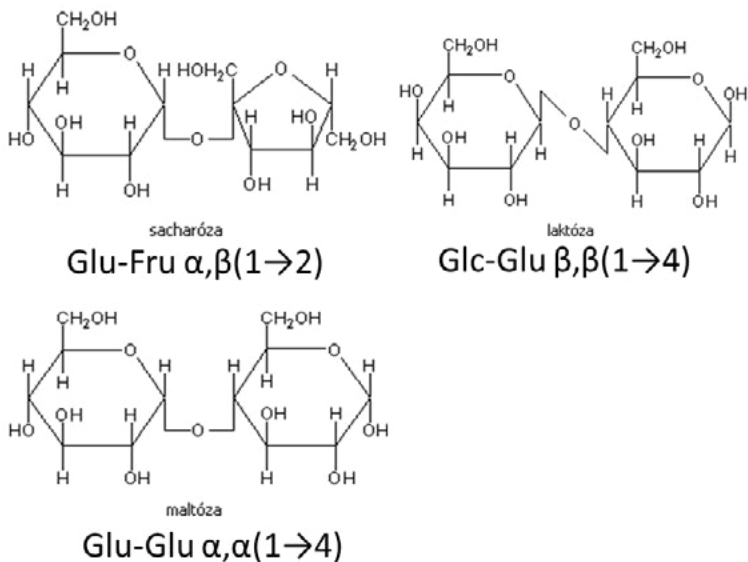
2.4.3.2 DĚLENÍ DISACHARIDŮ

Podle toho, zda obsahují volnou poloacetalovou -OH skupinu, dělíme disacharidy na:

- **Redukující disacharidy:** Obsahují volnou poloacetalovou -OH skupinu, například maltóza (glukóza + glukóza) a laktóza (galaktóza + glukóza).
- **Neredukující disacharidy:** Neobsahují volnou poloacetalovou -OH skupinu, například sacharóza (glukóza + fruktóza).

2.4.3.3 VÝZNAMNÉ DISACHARIDY (obrázek 28)

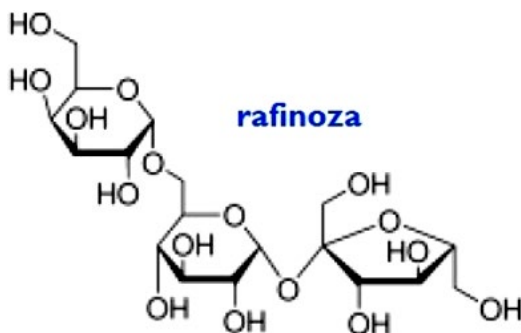
- **Sacharóza**, glukóza + fruktóza (řepný, třtinový cukr), bílá, krystalická, sladká, ve vodě dobře rozpustná látka, potravinářství (sladidlo, barvivo - karamel), různé biotechnologie.
- **Laktóza**, galaktóza + glukóza, (mléčný cukr) výroba ze syrovátky, hl. zdroj C pro mláďata (mateřské mléko 6 %, kravské 5 %).
- **Maltóza**, glukóza + glukóza, (sladový cukr), vznik: rozklad škrobu a glykogenů účinkem kyselin / enzymů.



Obr. 28 Příklady významných disacharidů

2.4.4 OLIGOSACHARIDY

Oligosacharidy jsou složeny z 2 až 10 monosacharidových jednotek. Příkladem je **rafinóza** (obrázek 29), což je trisacharid složený z galaktózy, glukózy a fruktózy. Nachází se například v semenech bavlníku a v menší míře v cukrové řepě.



Obr. 29 Trisacharid rafinóza

2.4.5 POLYSACHARIDY

Polysacharidy jsou makromolekuly vznikající spojením více než 10 monosacharidových jednotek, často se jedná o stovky až tisíce těchto jednotek, přičemž během procesu spojování dochází k uvolnění vody. Mohou se vyskytovat ve volné formě nebo být vázány na lipidy, peptidy či proteiny. Polysacharidy se vyznačují vysokou molekulovou hmotností, nerozpustností ve vodě a schopností bobtnat, což přispívá k jejich různým biologickým funkcím.

2.4.5.1 DĚLENÍ POLYSACHARIDŮ

Polysacharidy lze rozdělit na základě struktury a složení:

A. Podle struktury:

- **Lineární polysacharidy:** řetězce monosacharidových jednotek spojené bez větvení.
- **Větvené polysacharidy:** řetězce monosacharidových jednotek, které obsahují větve.

B. Podle složení:

- **Homopolysacharidy:** obsahují pouze jeden typ monosacharidové jednotky (např. škrob, celulóza).
- **Heteropolysacharidy:** obsahují různé typy monosacharidových jednotek (např. kyselina hyaluronová).

2.4.5.2 HLAVNÍ FUNKCE POLYSACHARIDŮ

- **Zásobní funkce:** Polysacharidy slouží jako zásobárna chemické energie, kterou lze uvolnit postupným odbouráváním polysacharidů. Typickými zástupci jsou škrob (v rostlinách), glykogen (v játrech a svalích živočichů), manan a dextran (v mikroorganismech).
- **Stavební funkce:** Polysacharidy zajišťují pevnost a elasticitu buněčných stěn a pletiv. Nejznámějším příkladem je celulóza, která je hlavní stavební složkou rostlinných buněčných stěn.

Polysacharidy podléhají kyselé nebo enzymatické hydrolýze, což vede ke vzniku oligosacharidů (OS) až monosacharidů (MS). Při parciální hydrolýze škrobu (kyselou či enzymatickou) dochází ke štěpení na polysacharidy s nižší molekulovou hmotností, jako jsou dextryny, které se dále štěpí na maltózu a následně na D-glukózu.

2.4.5.3 VÝZNAMNÉ POLYSACHARIDY

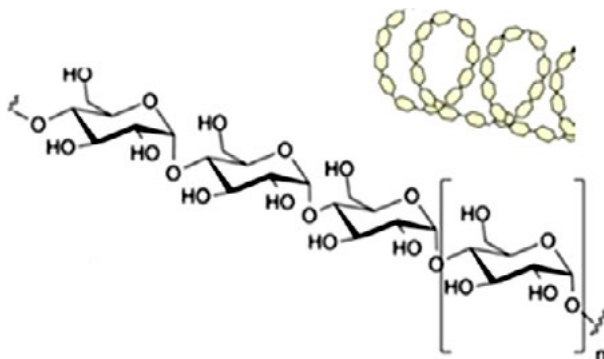
ŠKROBY

Škrob je zásobní polysacharid přítomný v rostlinách, kde se nachází v cytoplazmě buněk semen, listů, kořenů a hlíz. V rostlinných buňkách je uložen ve formě granulí, které slouží jako zásobárna energie pro rostlinu.

Štěpení škrobu probíhá hydrolýzou, kterou mohou katalyzovat kyseliny nebo enzymy, jako jsou amylázy, přítomné u vyšších živočichů. Během tohoto procesu dochází k postupnému odbourávání škrobu na sacharidy s nižší molekulovou hmotností. Výsledkem je sekvence produktů: dextryny → maltóza → D-glukóza. Tento proces umožňuje využití škrobu jako zdroje energie pro organismy, které jej dokážou rozkládat.

Amylóza

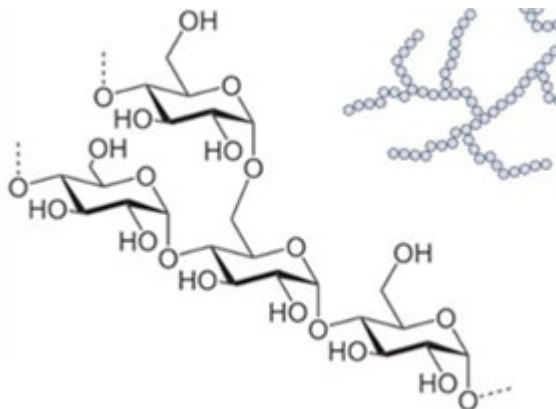
Amylóza (obrázek 30) je lineární homopolysacharid, který je tvořený řetězcem α -D-glukopyranózových jednotek spojených α -(1→4)-glykosidovými vazbami. Tento řetězec je stočený do šroubovice a je rozpustný ve vodě. Molekulová hmotnost amylózy se pohybuje přibližně mezi 40 000–150 000 g/mol. Amylóza je stravitelná vyššími živočichy, kteří ji dokážou rozkládat na jednodušší sacharidy.



Obr. 30 Amylóza

Amylopektin

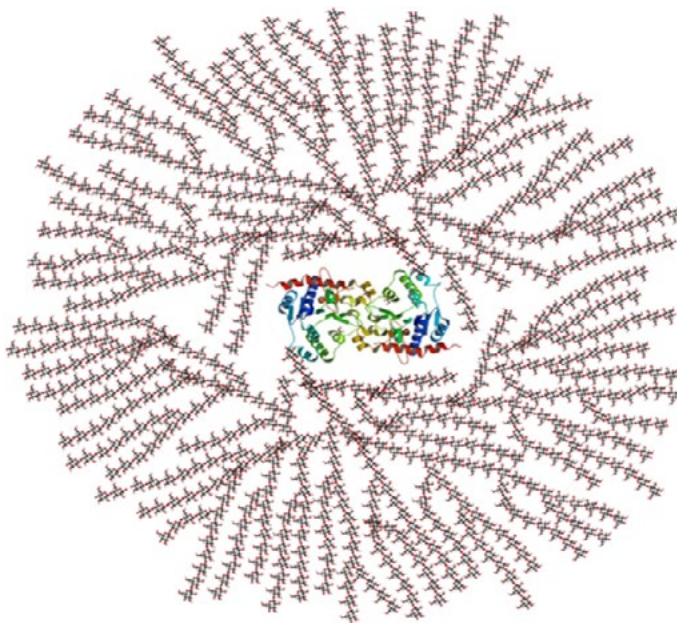
Amylopektin (obrázek 31) je tvořen α -D-glukopyranózovými jednotkami a má rozvětvenou strukturu. Větvení se vyskytuje po 20–30 jednotkách, přičemž hlavní řetězec je tvořen vazbami α -(1→4)-glykosidovými a větvení je realizováno vazbami α -(1→6)-glykosidovými. Amylopektin je nerozpustný ve vodě a tvoří významnou složku škrobu spolu s amylosem.



Obr. 31 Amylopektin

GLYKOGEN

Glykogen (obrázek 32) je zásobní polysacharid živočichů, který slouží jako rychlý zdroj energie. Vyskytuje se především ve svazech, kde je připraven k rychlé spotřebě při fyzické námaze, a v játrech, kde je uložen pro udržování hladiny glukózy v krvi. Glykogen je rozpustný ve vodě a je tvořen α -D-glukopyranózovými jednotkami spojenými především α -(1→4)-glykosidovými vazbami, přičemž větvení je zajištěno α -(1→6)-glykosidovými vazbami. Větvení se vyskytuje přibližně každých 8–12 glukózových jednotek. Celá struktura glykogenu je stabilizována pomocí speciálního kotvícího proteinu nazývaného **glykogenin**, který slouží jako základní bod pro tvorbu glykogenového řetězce.

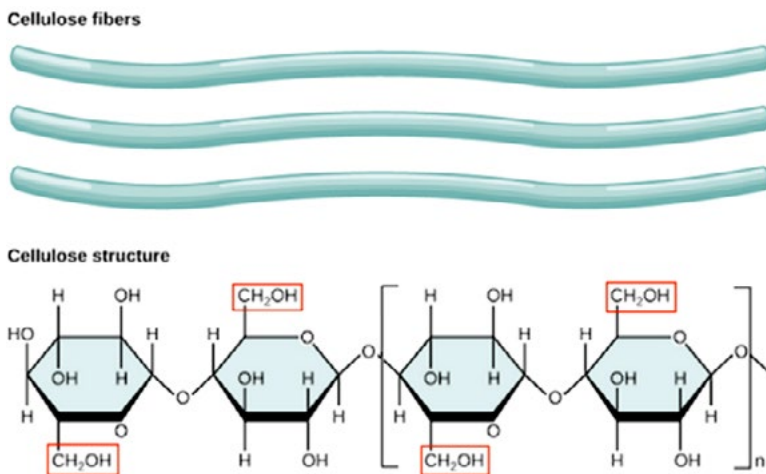


Obr. 32 Glykogen – glukózové řetězce ukotvené na proteinu

CELULÓZA

Celulóza je základní stavební složkou buněčných stěn vyšších rostlin. U listnatých stromů tvoří přibližně 41–45 % a u jehličnanů 46–56 % hmotnosti vzduchsuchého dřeva. Celulóza je vláknina, která je nestavitelná pro vyšší živočichy, jelikož postrádají enzymy pro její rozklad. Štěpení celulózy zajišťují enzymy celulózy, které jsou produkovány mikroorganismy, například v bachuře přežvýkavců, což umožňuje těmto živočichům využívat celulózu jako zdroj energie.

Celulóza je složena z β -D-glukopyranózových jednotek, které jsou lineárně spojeny β -(1 $\rightarrow$ 4)-glykosidovými vazbami. Jedná se o lineární homopolysacharid, jehož polymerní řetězce se spojují do struktury elementárních fibril a mikrofibril (obrázek 33), což poskytuje pevnost a stabilitu rostlinným buněčným stěnám.



Obr. 33 Celulózové fibrily a struktura celulózy

DALŠÍ STRUKTURNÍ NESTRAVITELNÉ POLYSACHARIDY

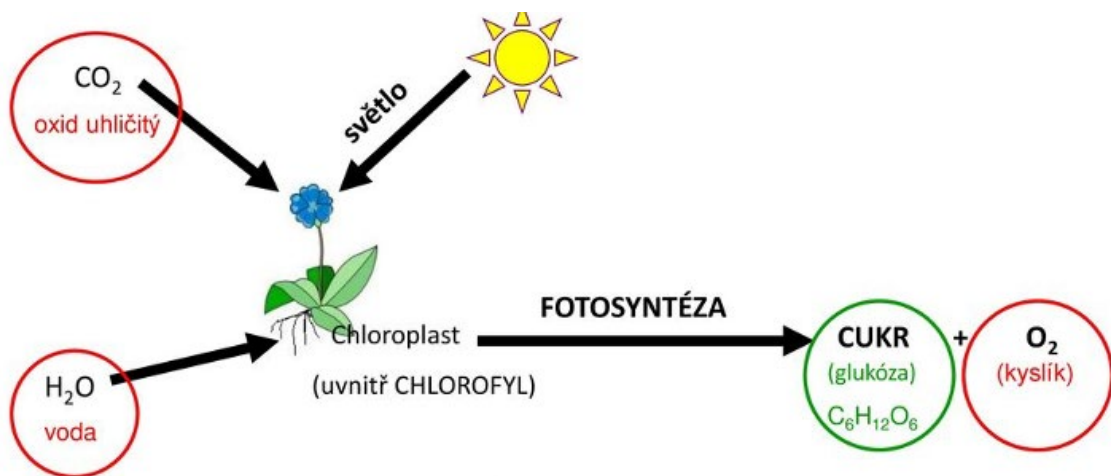
Kromě celulózy existují i další strukturní nestavitelné polysacharidy pro vyšší živočichy, které jsou součástí rostlinných buněčných stěn a vlákniny. Ve výživě ale mají důležitou roli jako vláknina, neboť podporují správnou funkci trávicího traktu. Jedná se např. o xyloglukany, arabinoxylany a β -glukany a galaktomannany.

- **Xyloglukany:** Vyskytují se především v zelenině a luštěninách, kde pomáhají zpevňovat buněčné stěny.
- **Arabinoxylany a β -glukany:** Nacházejí se zejména v obilovinách a přispívají k pevnosti a struktuře obilných zrn.
- **Galaktomannany:** Jsou obsaženy v luštěninách a slouží jako součást vlákniny rostlinných buněk.

2.4.6. METABOLISMUS GLUKÓZY (BIOSYNTÉZA A ODBOURÁVÁNÍ)

Tvorba glukózy rostlinami, v procesu fotosyntézy

V rostlinách vzniká glukóza prostřednictvím fotosyntézy, což je nejvýznamnější chemická reakce pro život na naší planetě. Fotosyntéza probíhá v zelených rostlinách, kde se působením slunečního záření přeměňuje oxid uhličitý a voda na kyslík a glukózu (obrázek 34). Glukóza je základní stavební jednotkou, kterou rostliny dále využívají k syntéze složitějších sacharidů.



Zjednodušená rovnice FOTOSYNTÉZY: $6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2$

Obr. 34 Schéma a rovnice fotosyntézy

Fotosyntéza je proces, při kterém rostliny, řasy a některé bakterie přeměňují světelnou energii ze slunce na chemickou energii ve formě cukrů (hlavně glukózy). Tento proces probíhá v chloroplastech, což jsou specializované buněčné organely obsahující zelený pigment zvaný chlorofyl, který zachycuje světlo.

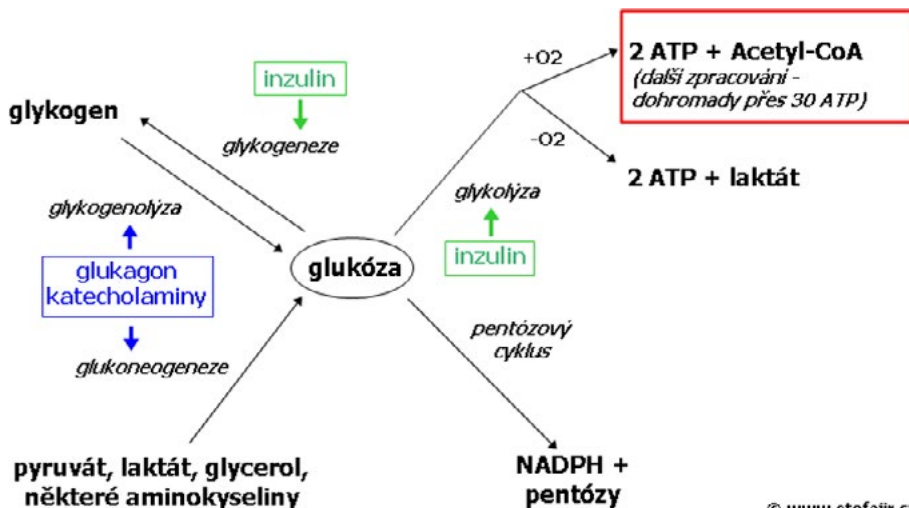
Fotosyntéza probíhá ve dvou hlavních fázích:

- 1. Světelná fáze:** Světlo je zachyceno chlorofylem a jeho energie se využije k rozštěpení molekul vody (H_2O) na kyslík (O_2), který se uvolňuje do atmosféry, a na energii ve formě ATP a NADPH.
- 2. Temnotní fáze (Calvinův cyklus):** ATP a NADPH se využijí k přeměně oxidu uhličitého (CO_2) na cukr (glukózu). Tento cukr rostlina využívá jako zdroj energie a stavební látku pro svůj růst.

Zjednodušeně řečeno, rostliny pomocí fotosyntézy vyrábějí z vody, oxidu uhličitého a sluneční energie kyslík a cukr, který potřebují k životu a růstu.

Metabolismus glukózy u zvířat

Základní a velmi zjednodušené schéma způsobů vzniku a přeměny glukózy (tj. glukoneogeneze, glykogeneze, glykogenolýza, glykolýza a pentózový cyklus, je uvedeno na obrázku 35.



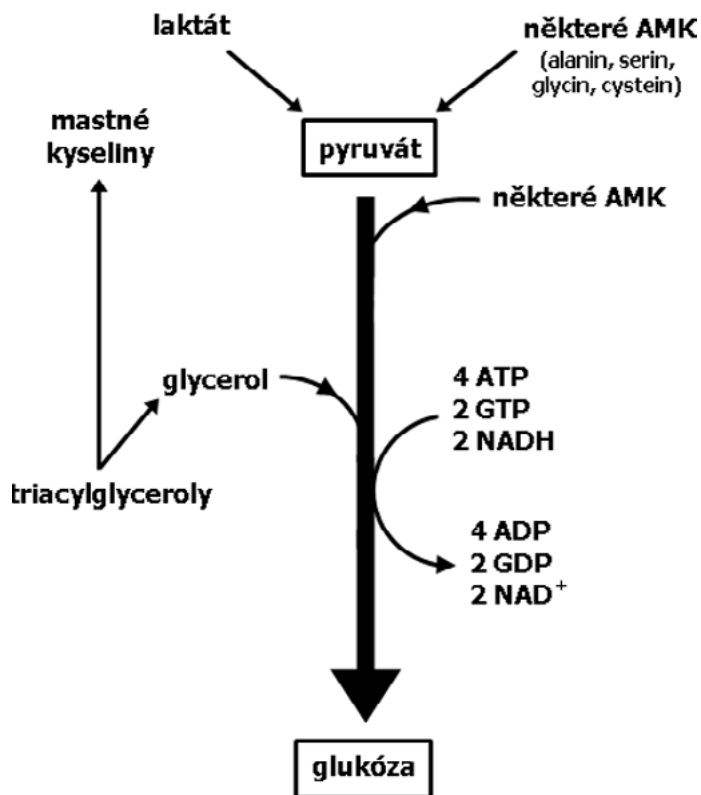
Obr. 35 Zjednodušené schéma způsobů vzniku a přeměny glukózy

Glukoneogeneze - doplňování glukózy vyššími organismy a savci

Glukoneogeneze (obrázek 36) je proces, kterým si tělo vyrábí novou glukózu (cukr), když už není k dispozici dostatek glukózy z potravy nebo zásob glykogenu. Tento proces probíhá především v játrech a ledvinách.

Při glukoneogenezi tělo využívá jiné látky, například aminokyseliny (z bílkovin), laktát (z odbourávání glukózy ve svazech) nebo glycerol (z tuků), a přeměňuje je na glukózu. Tento proces je velmi důležitý pro udržení stabilní hladiny cukru v krvi, zejména během hladovění, intenzivní fyzické aktivity nebo mezi jídly.

Zjednodušeně řečeno, glukoneogeneze je způsob, jakým si tělo vyrábí vlastní cukr, když nemá dostatek energie z potravy nebo zásob, aby udrželo správnou funkci orgánů a svalů.



Obr. 36 Schéma glukoneogeneze s jednotlivými sloučeninami vstupujícími do tohoto procesu (laktát, glycerol a glukogenní aminokyseliny)

Glykolýza – odbourávání glukózy za účelem získání energie

Glykolýza (obrázek 37) je proces, při kterém organismy štěpí glukózu (cukr) za účelem získání energie. Tato glukóza může pocházet z potravy (ve formě monosacharidů, disacharidů nebo polysacharidů) nebo se uvolňuje ze zásobního glykogenu, například při svalové aktivitě u živočichů.

V průběhu glykolýzy se jedna molekula glukózy přemění na dvě molekuly pyruvátu. Tento proces vytváří energii ve formě dvou molekul ATP (adenosintrifosfát) a dvou molekul NADH (nikotinamidadenindinukleotid). U savců glykolýza probíhá zejména za přítomnosti kyslíku, kdy se následně pyruvát dále zpracovává pro získání více energie.

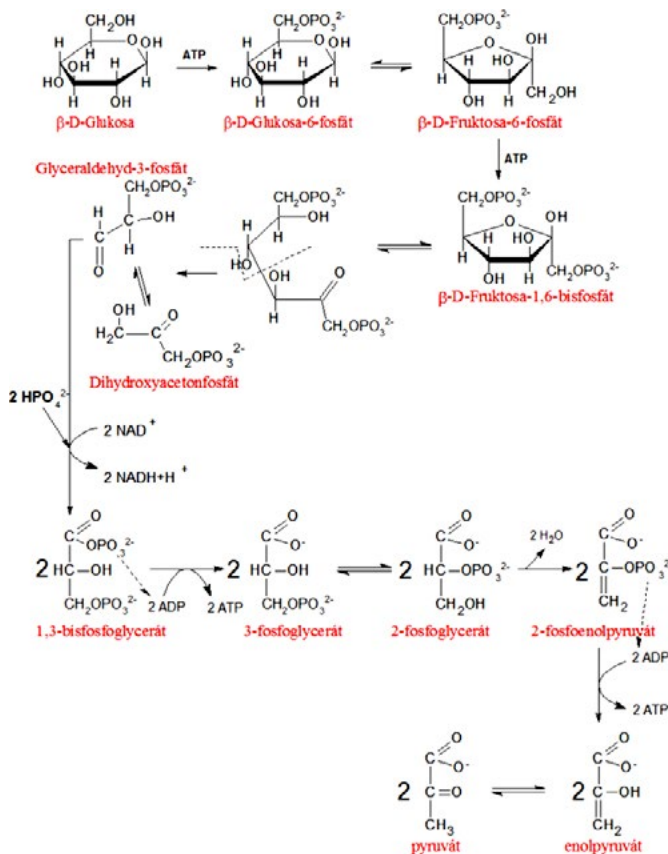
Glykolýza je rozdělená do deseti kroků, které probíhají v cytoplazmě buňky, a nevyžaduje kyslík. Těchto deset kroků lze rozdělit do dvou hlavních fází: **investiční fáze** (kde se spotřebovává energie ve formě ATP) a **fáze zisku energie** (kde se energie získává).

Hlavní kroky glykolýzy:

1. Glukóza se přemění na fruktóza-1,6-bisfosfát, což spotřebuje 2 ATP.
2. Fruktóza-1,6-bisfosfát se rozštěpí na dvě molekuly glyceraldehyd-3-fosfátu (G3P).
3. G3P se postupně přeměňuje na pyruvát, přičemž vznikají 4 ATP a 2 NADH.

Celková bilance:

- **Spotřebováno:** 2 ATP.
- **Získáno:** 4 ATP, 2 NADH.
- **Čistý zisk:** 2 ATP a 2 NADH.



Obr. 37 Průběh glykolýzy

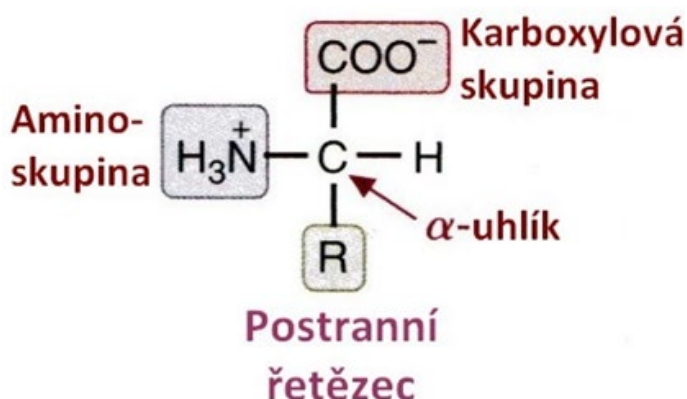
(Zdroj: <https://eluc.ikap.cz/verejne/lekce/2483>)

2.5. PROTEINY (BÍLKOVINY)

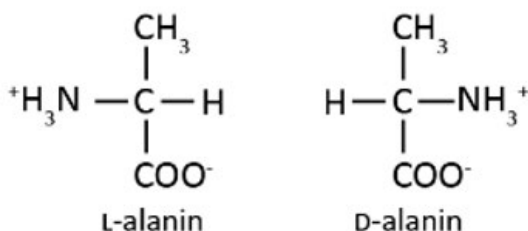
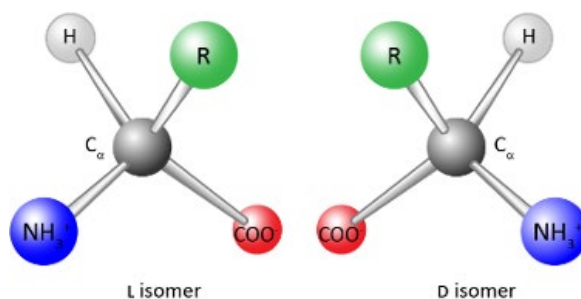
Proteiny jsou biopolymery, které se nacházejí v každé buňce organismu. Jsou tvořeny aminokyselinami, které slouží jako jejich základní stavební jednotky. Každý protein se skládá minimálně ze 100 aminokyselinových zbytků. Proteiny jsou nejsložitější a nejpestřejší součástí živých systémů, přičemž tvoří více než 50 % suché hmoty od virů až po člověka. Jsou to organizované systémy, které nejen slouží jako stavební materiál buněk a jejich součástí, ale také řídí a realizují veškeré procesy, které v buňkách probíhají.

2.5.1 AMINOKYSELINY (AMK)

Aminokyseliny jsou organické kyseliny s nejméně jednou aminovou ($-\text{NH}_2$) a jednou karboxylovou ($-\text{COOH}$) skupinou (obrázek 38). Aminokyseliny jsou dobře rozpustné ve vodě, ale nerozpustné v nepolárních rozpouštědlech. Aminokyseliny jsou základní stavební jednotky proteinů, které jsou geneticky kódované v DNA, kdy každá aminokyselina je kódována třemi nukleovými bázemi ve specifickém pořadí. Jsou opticky aktivní, s výjimkou glycinu, což znamená, že mohou existovat ve dvou konfiguracích: D- a L-aminokyseliny (obrázek 39). V přírodě je více než 300 AMK, pouze 22 z nich je zastoupeno v proteinech v chirální formě L- α -AMK.

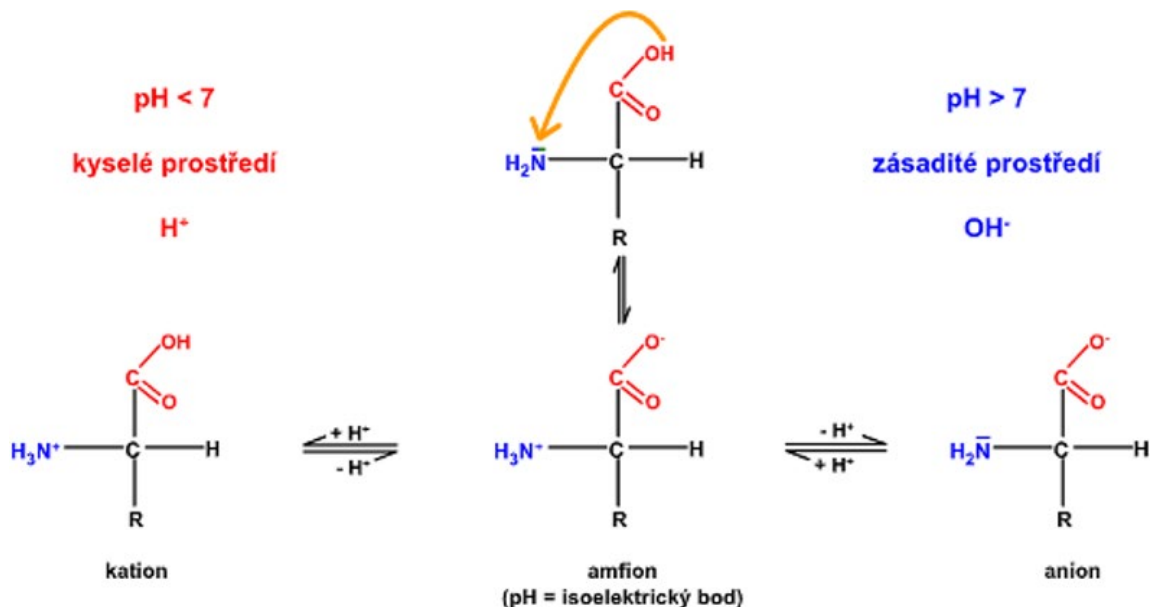


Obr. 38 Obecné schéma vzorce aminokyselin



Obr. 39 Příklad optické aktivity aminokyselin (D- a L-isomery)

Aminokyseliny obsahují vždy alespoň dvě ionizované funkční skupiny: kyselou skupinu -COOH a zásaditou skupinu -NH_2 . Díky těmto skupinám mají aminokyseliny vlastnosti amfolytů, což znamená, že mohou fungovat jako kyseliny i zásady v závislosti na koncentraci H^+ iontů v prostředí (obrázek 40). Izelektrický bod (pI) je hodnota pH, při které se aminokyselina chová jako elektroneutrální.

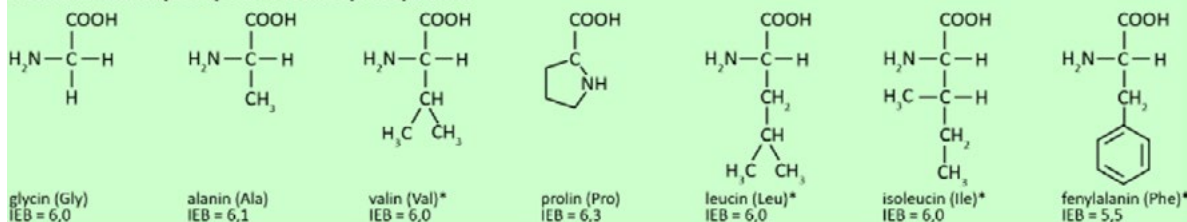


Obr. 40 Amfolytické chování aminokyselin

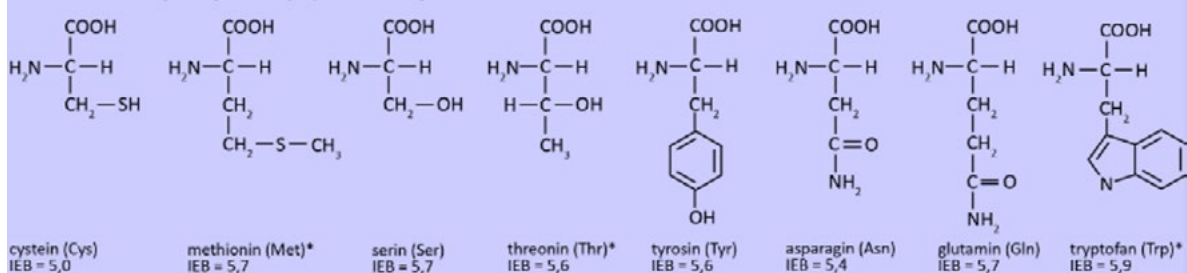
2.5.1.1 DĚLENÍ AMINOKYSELIN PODLE TYPU POSTRANNÍHO ŘETĚZCE (obrázek 41)

- **Aminokyseliny s nepolárním (uhlovodíkovým) řetězcem R:** glycín, alanín, valín, leucín, isoleucín, prolin, fenylalanín.
- **Aminokyseliny s polárními skupinami:** -OH , -SH , -CONH_2 , nebo heterocyklickou strukturou: např. serín, threonín, tyrosín, cystein, methionín, asparagín, glutamín, tryptofan.
- **Kyselé aminokyseliny:** kyselina asparagová, kyselina glutamová.
- **Zásadité aminokyseliny:** lysín, arginín, histidín.

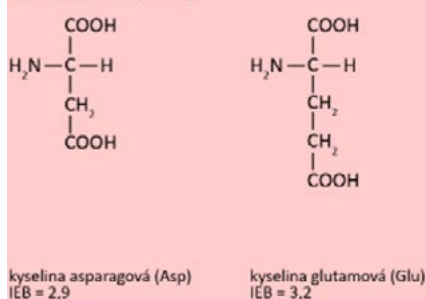
Neutrální aminokyseliny s uhlíkovým zbytkem R



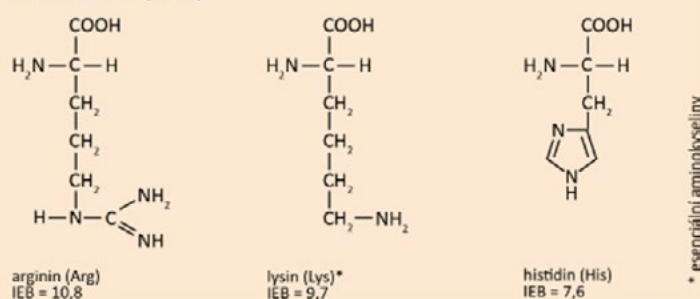
Neutrální aminokyseliny s atomy O, S a N ve zbytku R



Kyselé aminokyseliny



Bazické aminokyseliny



* esenciální aminokyseliny

Obr. 41 Typy aminokyselin (kódovaných), ze kterých se skládají proteiny v živých organismech

2.5.1.2 ZDROJE AMINOKYSELIN U ROSTLIN A ŽIVOČICHŮ

Rostliny jsou schopny syntetizovat všechny aminokyseliny, pokud mají k dispozici anorganické sloučeniny dusíku.

Živočichové jsou schopni syntetizovat jen některé aminokyseliny, u jiných jsou závislé na příjmu bílkovin nebo aminokyselin potravou, což je jejich jediný uživatelný zdroj dusíku pro výstavbu vlastních tělesných proteinů. Tzv. esenciální aminokyseliny, nezbytné dodat potravou, jsou rozvětvené **aminokyseliny valin, leucin, izoleucin**, aromatická **aminokyselina fenylalanin**, dále **tryptofan** se složitým heterocyklem a **aminokyseliny** s obtížně syntetizovatelnými postranními řetězci **lyzin, methionin a threonin**. Podrobnější dělení aminokyselin je uvedeno v Tabulce 1.

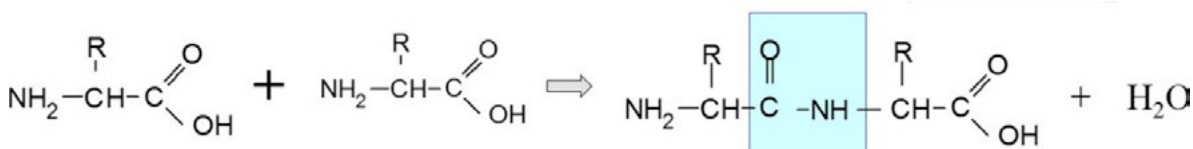
Tabulka 1 Dělení aminokyselin na esenciální a neesenciální

esenciální aminokyseliny	Valin Leucin Isoleucin Fenylalanin Tryptofan Treonin Methionin Lysin	musí být přijímány potravou v dostatečném množství, jsou pro člověka nezbytné a není schopen je syntetizovat.
semiesenciální - relativně postradatelné aminokyseliny	Histidin Arginin	jsou postradatelné jen v dospělosti, v dětství jsou esenciální
podmíněně postradatelné	Tyrosin (Fenylalanin) Cystein (Methionin)	jsou postradatelné pouze při dostatku esenciálních aminokyselin, z nichž se tvoří
neesenciální	Glycin Alanin Serin Aspartát Glutamát Asparagin Glutamin Prolin	náš organismus dokáže syntetizovat přeměnou jiných AMK

2.5.2 PEPTIDY

Peptidy vznikají kondenzací dvou a více aminokyselin, přičemž dochází k odstranění molekuly vody (H_2O). Při tomto procesu **reaguje α -aminoskupina jedné aminokyseliny s α -karboxylovou skupinou druhé aminokyseliny**, což vede ke vzniku dipeptidu. Výsledné spojení mezi aminokyselinami se nazývá **peptidová (peptidická) vazba**, která je kovalentní (obrázek 42). Peptidová vazba je základní vazbou v primární struktuře bílkovin.

Hranice mezi polypeptidy a proteiny (bílkoviny) v délce řetězce je přibližně 100 aminokyselin: Molekulová hmotnost (MR) = 10000 g/mol.



Obr. 42 Vznik peptidů a kovalentní peptidické vazby

2.5.2.1 DĚLENÍ PEPTIDŮ

Peptidy lze dělit podle počtu aminokyselin na:

- Oligopeptidy:** Peptidy s 2–10 aminokyselinami.
 - **Dipeptidy:** Složené ze dvou aminokyselin (např. karnozin).
 - **Tripeptidy:** Tři aminokyseliny (např. glutathion).
 - **Tetrapeptidy:** Čtyři aminokyseliny.
- Polypeptidy:** Peptidy obsahující 10–50 aminokyselin. Polypeptidy jsou větší řetězce aminokyselin a mohou tvořit struktury, které přecházejí do proteinů.
- Cyklické peptidy:** Peptidy, u kterých jsou oba konce aminokyselinového řetězce spojeny a vytvářejí kruhovou strukturu. Např. **gramicidin S** nebo **cyklosporin**.

2.5.2.2 FUNKCE PEPTIDŮ

Peptidy vykonávají různé biologické funkce v organismu. Zde jsou některé z nejdůležitějších funkcí:

1. Signální molekuly:

- **Hormony:** Některé peptidy fungují jako hormony, které regulují různé fyziologické procesy. Například **inzulin** (reguluje hladinu glukózy v krvi) a **glukagon** (zvyšuje hladinu glukózy v krvi).

2. Neurotransmitery:

- Některé peptidy fungují jako neurotransmitery nebo neuromodulátory. Příkladem je **endorfin**, který ovlivňuje pocity bolesti a euforie.

3. Antimikrobiální peptidy:

- Peptidy, jako je **defenzin** nebo **kalicidin**, mají schopnost ničit bakterie, viry nebo houby a jsou součástí vrozené imunity organismu.

4. Enzymatické substráty a inhibitory:

- Peptidy mohou sloužit jako substráty nebo inhibitory pro enzymy. Například **angiotenzin II** je substrát pro enzymy, které regulují krevní tlak.

5. Strukturální funkce:

- Některé peptidy tvoří součásti větších strukturálních proteinů, jako je například **kolagen** (hlavní složka pojivové tkáně).

2.5.2.3 PŘÍKLADY VÝZNAMNÝCH PEPTIDŮ

- **Oxytocin:** Hormon regulující kontrakce dělohy při porodu a sekreci mateřského mléka.
- **Vasopresin:** Hormon, který pomáhá regulovat hladinu vody v těle.
- **Glutathion:** Tripeptid s antioxidační funkcí, který chrání buňky před oxidačním stresem.
- **Bradykinin:** Peptid, který dilataje krevní cévy a hraje roli v regulaci krevního tlaku a zánětlivé odpovědi.

2.5.3 BÍLKOVINY (PROTEINY)

Různé organismy na Zemi vytvářejí nesmírný počet různých proteinů s širokým spektrem fyzikálně-chemických vlastností, které jsou důsledkem různorodých vlastností kombinovaných 21 základních aminokyselin.

Bílkoviny jsou řetězce z 100+ aminokyselin vázaných peptidovými vazbami. Pořadí aminokyselin v řetězci je kódováno v molekule DNA v každém organismu. Jedna aminokyselina je kódovaná třemi nukleotidy (tripletem) v různém pořadí.

2.5.3.1 VÝZNAMNÉ FUNKCE BÍLKOVIN V ORGANISMU

Bílkoviny jsou základními molekulami, které plní v organismu klíčové funkce. Podílejí se na prakticky všech biologických procesech – od katalýzy chemických reakcí přes strukturu buněk až po imunitní ochranu organismu. Vzhledem ke své rozmanitosti a univerzálnosti jsou nezbytné pro udržení života a zdraví.

1. Katalytická funkce (enzymy)

Enzymy jsou bílkoviny, které katalyzují (urychlují) chemické reakce v těle. Bez enzymů by mnoho biologických reakcí probíhalo příliš pomalu, než aby umožnilo život.

Příklad: Amyláza (štěpí škroby), lipáza (štěpí tuky), DNA polymeráza (syntéza DNA).

2. Strukturální funkce

Mnohé bílkoviny poskytují buňkám a tkáním strukturu a podporu. Jsou základními stavebními složkami buněk, tkání a orgánů.

Příklad: Kolagen (vazivo, kůže, šlachy), keratin (vlasy, nehty), elastin (elastická vlákna ve tkáních).

3. Transportní funkce

Bílkoviny pomáhají transportovat molekuly v těle nebo přes buněčné membrány.

Příklad: Hemoglobin (přenáší kyslík v krvi), albumin (přenáší různé látky v krvi, včetně mastných kyselin a hormonů).

4. Regulační funkce

Bílkoviny regulují různé biologické procesy, včetně buněčné aktivity a genové exprese. Některé bílkoviny fungují jako hormony, které regulují fyziologické procesy.

Příklad: Inzulin (reguluje hladinu glukózy v krvi), růstový hormon (stimuluje růst buněk a tkání).

5. Imunitní funkce

Bílkoviny hrají klíčovou roli v imunitním systému, kde pomáhají rozpoznávat a neutralizovat cizí látky, jako jsou bakterie a viry.

Příklad: Protilátky (imunoglobuliny) chrání tělo před infekcemi, cytokiny regulují imunitní odpovědi.

6. Pohybová funkce

Některé bílkoviny jsou zodpovědné za pohyb v buňkách a tkáních, například umožňují kontrakci svalů nebo pohyb organel v buňkách.

Příklad: Aktin a myozin (zodpovědné za svalovou kontrakci), tubulin (součást cytoskeletu a pohybu organel).

7. Zásobní funkce

Některé bílkoviny fungují jako zásobárna důležitých látek, které jsou uvolňovány podle potřeby organismu.

Příklad: Ferritin (zásobuje železo), kasein (zásobní bílkovina v mléce, poskytuje aminokyseliny).

8. Signalizační funkce

Mnohé bílkoviny se podílejí na přenosu signálů mezi buňkami, což umožňuje buňkám reagovat na změny v prostředí.

Příklad: Receptorové proteiny na povrchu buněk, které přijímají signály, jako je inzulinový receptor.

9. Ochranná funkce

Některé bílkoviny chrání tělo před poškozením a stresem.

Příklad: Tepelné šokové proteiny (chrání buňky před poškozením v důsledku tepla nebo stresu), fibrinogen (pomáhá při srážení krve a hojení ran).

Funkce proteinů je dána jejich fyzikálně chemickými vlastnostmi, které závisí na jejich složení a tvaru:

Jednoduché proteiny:

- Histony: Bazické proteiny v buněčných jádrech, vázané s nukleovými kyselinami.
- Albuminy: Globulární, většinou kyselé, rozpustné ve vodě.
- Globuliny: Globulární, slabě kyselé, špatně rozpustné ve vodě, mají obrannou, transportní a enzymovou funkci.
- Skleroproteiny: Vlákňité, chemicky odolné, nerozpustné ve vodě, například kolagen a elastin v pojivových tkáních.

Složené proteiny:

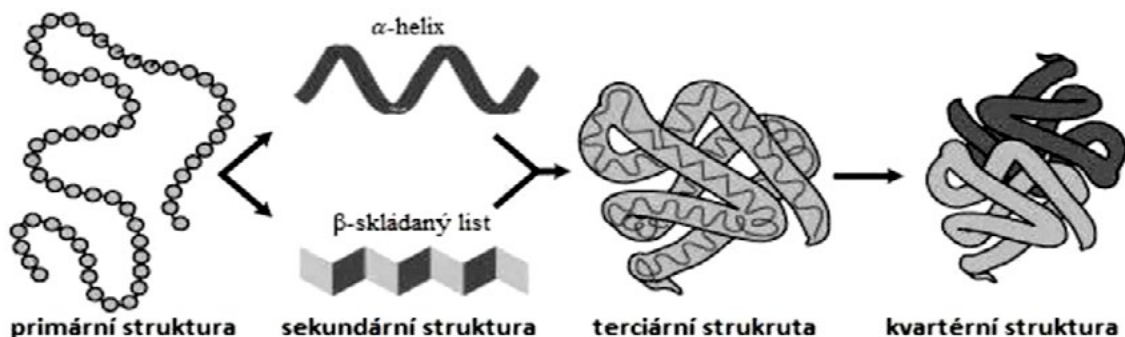
- Metaloproteiny: Obsahují kovový iont, například transferin.
- Fosfoproteiny: Esterově vázaná kyselina fosforečná, například kasein.
- Lipoproteiny: V krevní plazmě, transportují hydrofobní lipidy.
- Nukleoproteiny: Proteinová složka vázaná na nukleové kyseliny.
- Glykoproteiny: Proteinová složka vázaná s oligosacharidy, například některé enzymy a hormony.

2.5.3.2 STRUKTURA BÍLKOVIN

Bílkoviny (proteiny) mají hierarchickou strukturu. Struktura bílkovin je zásadní pro jejich biologickou funkci, protože určuje, jak protein interaguje s jinými molekulami a jak plní své role v buňce.

Tato struktura je uspořádána do několika úrovní (obrázek 43):

1. **Primární struktura:** Pořadí aminokyselin v polypeptidovém řetězci.
2. **Sekundární struktura:** Lokální uspořádání řetězce (α -helix, β -skládaný list).
3. **Terciární struktura:** 3D konformace celého řetězce (globulární nebo fibrilární).
4. **Kvartérní struktura:** Uspořádání více polypeptidových řetězců do funkčního komplexu.



Obr. 43 Struktura bílkovin

Primární struktura

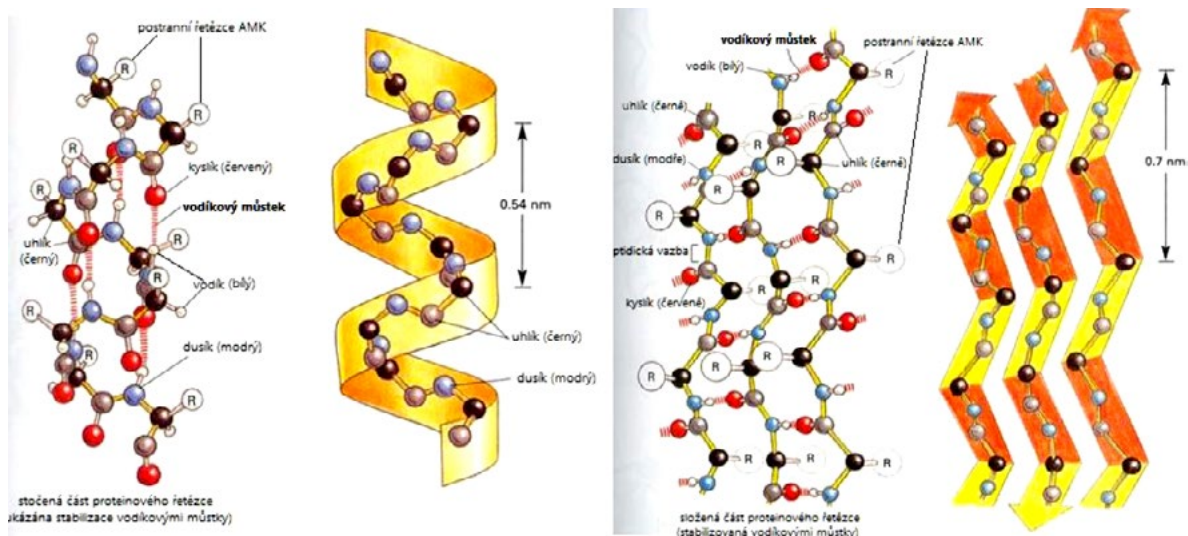
Primární struktura bílkoviny je dána **pořadím aminokyselin** v polypeptidovém řetězci. Jednotlivé aminokyseliny jsou spojeny **peptidovými vazbami** ($-\text{CO}-\text{NH}-$), které vznikají kondenzací karboxylové skupiny jedné aminokyseliny s aminoskupinou druhé aminokyseliny.

- Primární struktura určuje konečný tvar a funkci proteinu, protože pořadí aminokyselin ovlivňuje interakce mezi jednotlivými částmi řetězce.
- Např. malá změna v pořadí aminokyselin (mutace) může způsobit změnu funkce nebo dokonce ztrátu funkce proteinu.

Sekundární struktura

Sekundární struktura (obrázek 44) je **lokální prostorové uspořádání** polypeptidového řetězce, které vzniká díky vodíkovým vazbám mezi peptidovými vazbami v rámci řetězce. Mezi hlavní typy sekundární struktury patří:

- **α -helix:** Pravidelné šroubovicové uspořádání polypeptidového řetězce, kde každý karboxylový kyslík tvoří vodíkovou vazbu s aminoskupinou čtvrté následující aminokyseliny. Tato struktura je typická pro proteiny, jako je keratin.
- **β -skládaný list:** Polypeptidový řetězec je uspořádán do rovnoběžných nebo antiparalelních listů, kde jsou jednotlivé řetězce propojeny vodíkovými vazbami. Tato struktura je charakteristická například pro proteiny hedvábí.
- **Náhodné klubko:** Části polypeptidu, které nemají jasně definovanou sekundární strukturu.



Obr. 44 Sekundární struktura bílkovin: α -helix (vlevo), β -struktura skládaného listu (vpravo)

(Zdroj: ALBERTS, Bruce et al. Molecular biology of the cell. 5th ed. New York: Garland Science, c2008. ISBN 978-0-8153-4105-5, str. 134)

Terciární struktura

Terciární struktura představuje **trojrozměrnou (3D) konformaci celého polypeptidového řetězce**. Je výsledkem interakcí mezi postranními řetězci aminokyselin a zahrnuje různé typy vazeb a interakcí. Terciární struktura je klíčová pro funkci bílkoviny, protože prostorové uspořádání ovlivňuje interakce s jinými molekulami (např. substráty, ionty, další proteiny).

Terciární struktura může zahrnovat:

- **Domény:** Funkčně a strukturálně samostatné oblasti proteinu.
- **Globulární proteiny:** Kompaktní, kulovité struktury, typické pro enzymy, hormony a transportní bílkoviny.
- **Fibrilární proteiny:** Prodloužené, vláknité struktury, jako je kolagen a elastin.

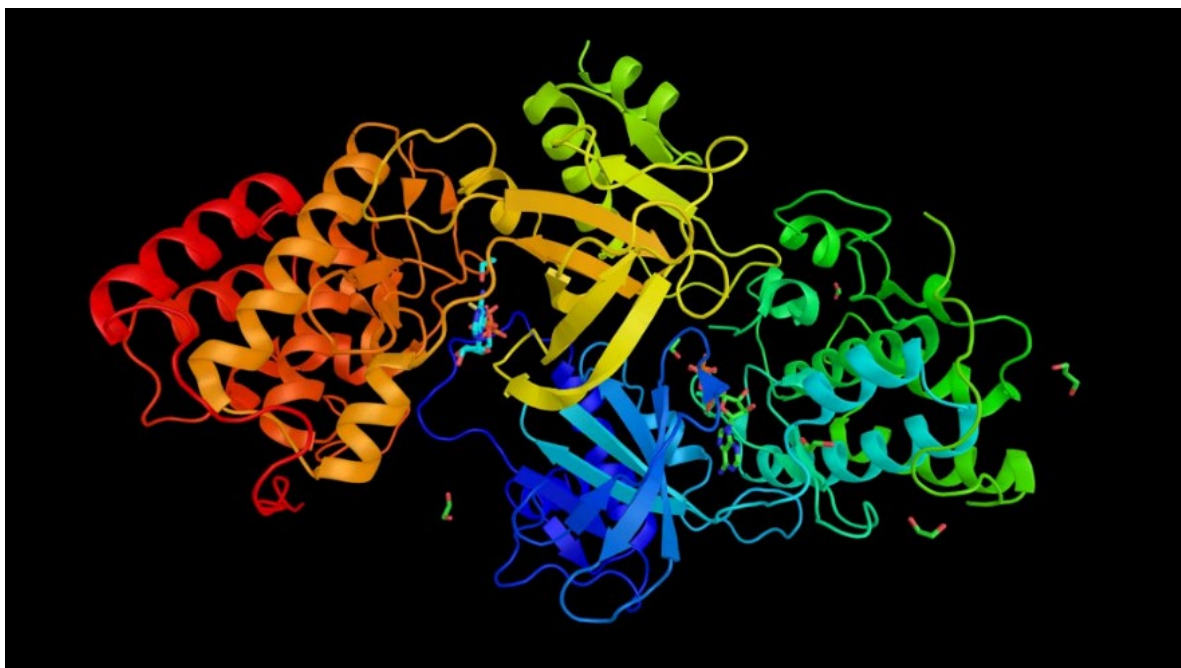
Kvartérní struktura

Kvartérní struktura je **prostorové uspořádání několika polypeptidových řetězců** (podjednotek) v rámci jednoho funkčního proteinu (obrázek 45). Tyto podjednotky jsou vzájemně spojeny **nekovalentními interakcemi** (vodíkové vazby, iontové interakce, hydrofobní interakce) a někdy také **disulfidovými vazbami**.

Příkladem kvartérní struktury je **hemoglobin**, který se skládá ze čtyř podjednotek (dvě α -podjednotky a dvě β -podjednotky). Kvartérní struktura umožňuje kooperaci mezi podjednotkami a efektivnější fungování proteinu.

- **Homopolymery:** Skládají se ze stejných podjednotek.
- **Heteropolymery:** Obsahují různé typy podjednotek.

Struktura bílkovin je zásadní pro jejich biologickou funkci, protože určuje, jak protein interaguje s jinými molekulami a jak plní své role v buňce.



Obr. 45 Kvartérní struktura bílkovin
(Zdroj: AI)

2.5.3.3 FIXACE PROSTOROVÉ STRUKTURY BÍLKOVIN (SLOŽENÍ JEJICH ŘETĚZCE V PROSTORU)

Prostorová struktura bílkovin, tedy uspořádání jejich polypeptidového řetězce v prostoru, je stabilizována různými druhy vazeb a interakcí (obrázek 46). Tyto interakce jsou určovány povahou postranních řetězců jednotlivých aminokyselin, které jsou zabudovány do primární struktury proteinu. Konkrétní pořadí aminokyselin, a tedy i vlastnosti postranních řetězců, jsou zakódovány v DNA, což umožňuje vznik různých typů prostorového uspořádání proteinu.

Stabilizace prostorové struktury proteinu se dosahuje pomocí následujících typů interakcí:

A. Kovalentní disulfidové vazby (disulfidové můstky)

- Tyto **kovalentní vazby** vznikají mezi postranními řetězci aminokyseliny **cystein**. Dvě cysteinové zbytky tvoří disulfidový můstek (-S-S-), který významně přispívá ke stabilizaci terciární a kvartérní struktury proteinu. Disulfidové vazby jsou obzvláště důležité pro stabilitu proteinu v prostředích, kde dochází k oxidačnímu stresu.

B. Iontové interakce (elektrostatické interakce)

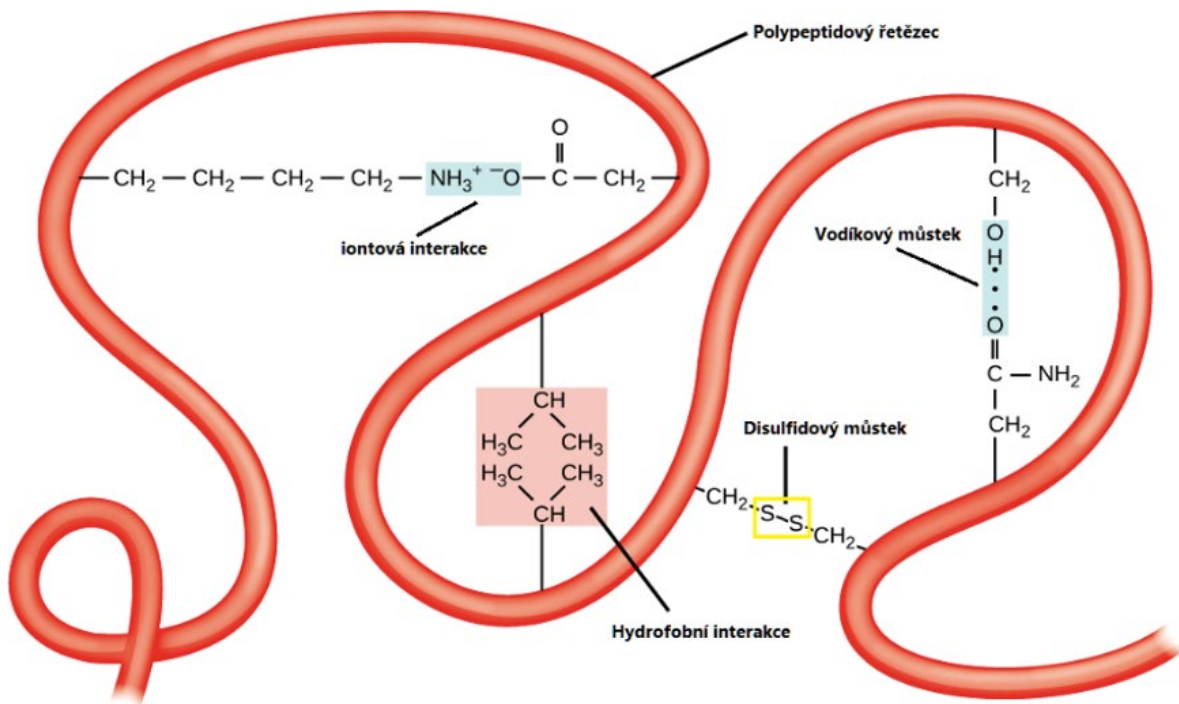
- **Iontové interakce** vznikají mezi postranními řetězci aminokyselin s kladně nabitými (např. lysin, arginin) a záporně nabitými skupinami (např. aspartát, glutamát). Tyto interakce se také nazývají **solné můstky** a významně přispívají k udržení struktury proteinu, zejména v místech, kde se nachází nabitě aminokyseliny blízko sebe.

C. Vodíkové vazby

- **Vodíkové můstky** vznikají díky schopnosti vodíku tvořit **nevazebné interakce** s prvky s volným elektronovým párem, jako jsou kyslík (O), dusík (N) nebo síra (S). Vodíkové vazby jsou velmi důležité pro stabilizaci **sekundární struktury** bílkovin, zejména v α -helixech a β -skládaných listech. Tyto vazby hrají také zásadní roli ve vodě, kde vysvětlují její unikátní vlastnosti.

D. Hydrofobní interakce

- **Hydrofobní interakce** vznikají mezi nepolárními (hydrofobními) postranními řetězci aminokyselin, jako jsou alanin, valin, leucin a fenylalanin. Ve vodném prostředí tělních tekutin mají tyto nepolární postranní řetězce tendenci **agregovat** a vytvářet tak hydrofobní jádro proteinu, které je obklopeno polárními (hydrofilními) skupinami. Tento mechanismus hraje klíčovou roli v terciární a kvartérní struktuře proteinu.



Obr. 46 Vazby a interakce fixující prostorovou strukturu bílkovin

2.5.3.4 DENATURACE A HYDROLYTICKÉ ŠTĚPENÍ PROTEINŮ

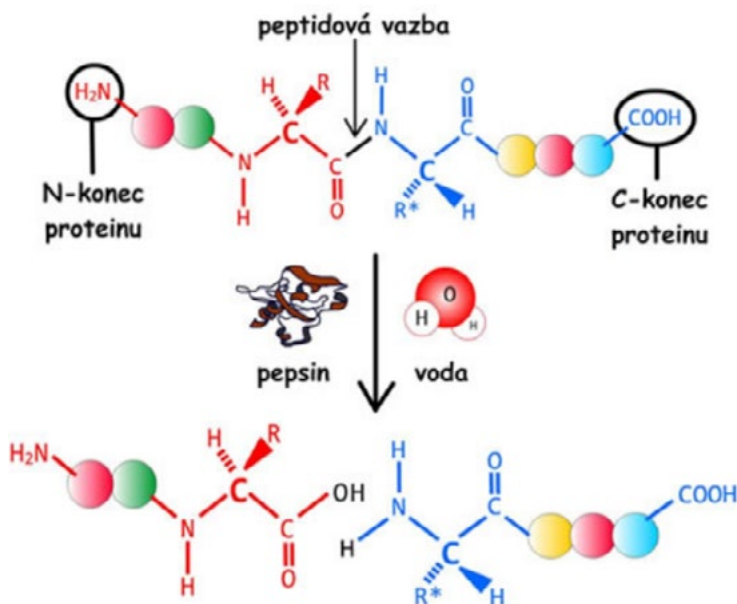
A. Denaturace proteinů:

Denaturace je proces, při kterém dochází ke změně prostorové struktury proteinů v důsledku působení fyzikálních nebo chemických faktorů. Mezi fyzikální vlivy patří zejména teplo a ozáření, zatímco mezi chemické vlivy lze zařadit kyseliny, těžké kovy a další látky. Při denaturaci se narušují nekovalentní vazby, které stabilizují sekundární a terciární strukturu proteinu. Tyto vazby zahrnují vodíkové můstky, iontové interakce, van der Waalovy síly a hydrofobní interakce. V důsledku toho dochází k rozvinutí peptidového řetězce, což vede ke změně rozpustnosti proteinu a často také k jeho nevratnému vysrážení. Tento proces má zásadní význam v biologii, průmyslu i medicíně, protože změna struktury proteinů často vede ke ztrátě jejich biologické funkce.

B. Hydrolytické štěpení peptidové vazby:

Hydrolyza je zásadní biologický proces, který umožňuje organismům využít proteiny jako zdroj energie a stavebních bloků pro syntézu nových bílkovin. Hydrolytické štěpení peptidových vazeb je proces, při kterém dochází k rozkladu proteinů na jednotlivé aminokyseliny. Tento proces může být katalyzován různými faktory:

- **Kyselé prostředí:** Působením kyselin dochází k narušení peptidových vazeb a následné hydrolyze.
- **Zásadité prostředí:** Hydroxidy působí obdobně, ale v zásaditém prostředí.
- **Enzymatické štěpení:** Specifické enzymy, jako například pepsin (obrázek 47), trypsin a další proteázy, katalyzují rozklad peptidových vazeb. Tyto enzymy mají klíčovou roli v trávicím procesu, kde dochází k degradaci proteinů přijatých potravou na menší peptidy a volné aminokyseliny.



Obr. 47 Rozštěpení peptidové vazby hydrolýzou za katalytické účasti pepsinu – trávení proteinů

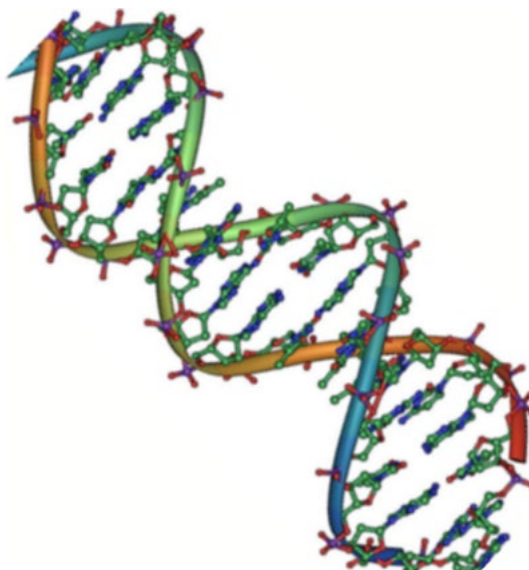
2.6 NUKLEOVÉ KYSELINY A SYNTÉZA PROTEINŮ

2.6.1 DEOXYRIBONUKLEOVÁ KYSELINA (DNA)

Deoxyribonukleová kyselina, zkráceně DNA, je základní molekula, která nese genetickou informaci všech živých organismů a mnoha virů, nachází se v jádru buněk. Tato genetická informace určuje, jaké proteiny budou v buňce syntetizovány, což ovlivňuje všechny aspekty života, od buněčného dělení až po růst a vývoj organismů. DNA má klíčový význam pro dědičnost, protože umožňuje přenos genetické informace z jedné generace na druhou.

2.6.1.1 STRUKTURA DNA

Struktura DNA je charakterizována jako **dvojitá šroubovice** (double helix), což znamená, že se skládá ze dvou dlouhých vláken, která jsou navzájem spirálovitě stočená kolem společné osy (obrázek 48). Každé z těchto vláken je tvořeno opakujícími se jednotkami nazývanými **nukleotidy**. Tato šroubovicová struktura poskytuje DNA stabilitu a umožňuje její replikaci a přesné přenášení genetické informace při dělení buněk. Strukturu DNA objevili v roce 1953 vědci **James Watson** a **Francis Crick** a v roce 1962 za to obdrželi **Nobelovu cenu za fyziologii a lékařství**.

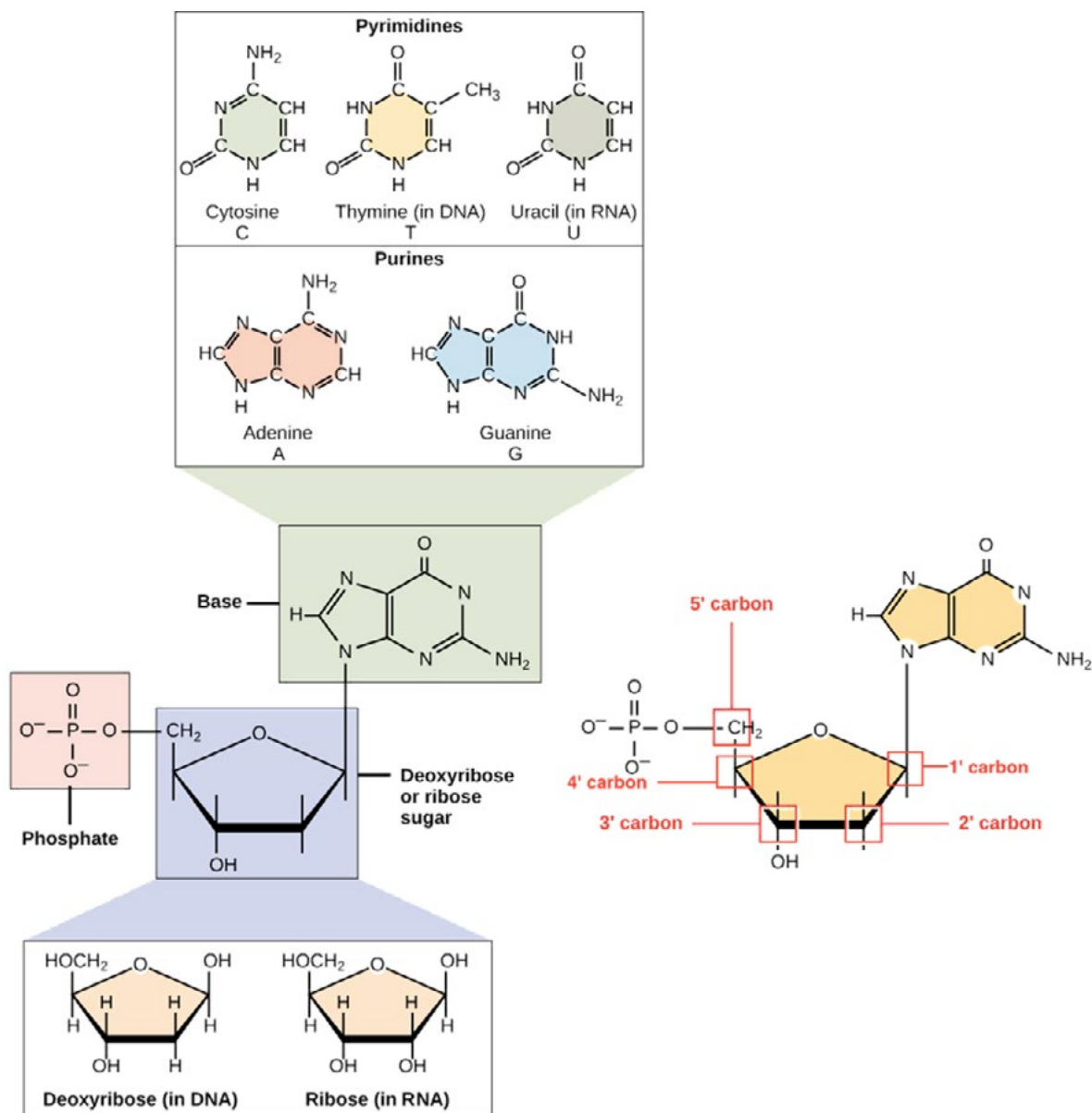


Obr. 48 Dvojitá šroubovice molekuly DNA

Složení nukleotidů

Každý nukleotid, který je základní stavební jednotkou DNA, se skládá ze tří hlavních částí (obrázek 49):

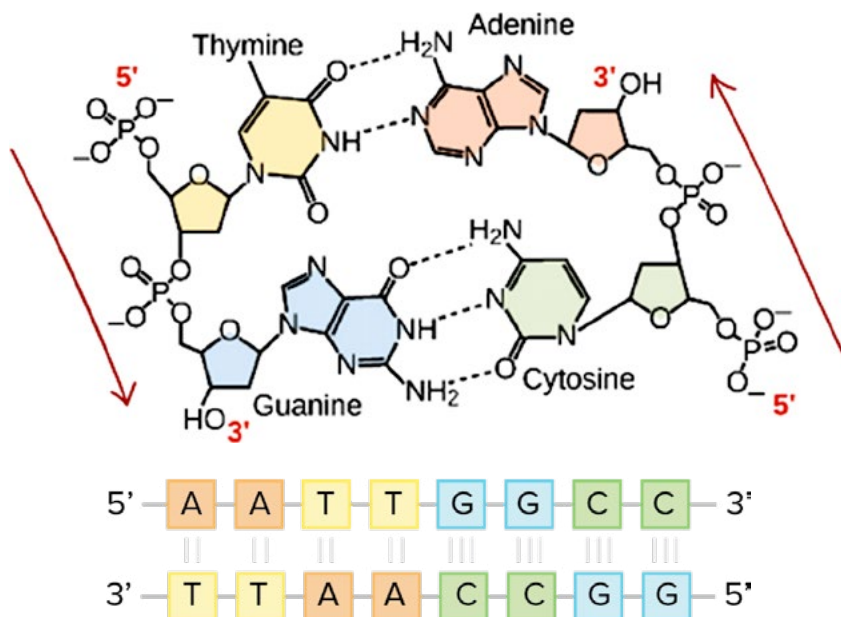
1. **Deoxyribóza:** Jedná se o pětiuhlíkatý cukr, jehož molekuly vytvářejí páteř každého vlákna DNA. Deoxyribóza se liší od ribózy (nacházející se v RNA) tím, že na druhém uhlíku postrádá jednu hydroxylovou (-OH) skupinu.
2. **Fosfátová skupina:** Fosfátové skupiny spolu s deoxyribózou tvoří „páteř“ molekuly DNA. Fosfátové skupiny jsou propojeny esterovými vazbami s deoxyribózami a společně vytvářejí dlouhý polymer, který je stabilní a nerozpustný ve vodě. Tato páteř udržuje strukturu DNA a nese negativní náboj díky fosfátovým skupinám.
3. **Dusíkaté báze:** Existují čtyři typy dusíkatých bází, které se v DNA nacházejí. Jsou to:
 - Adenin (A)
 - Thymin (T)
 - Cytosin (C)
 - Guanin (G)



Obr. 49 Složení nukleotidů

(Figure by OpenStax is used under a Creative Commons Attribution license).

Báze tvoří tzv. **komplementární páry**, které jsou základem specifického párování mezi vlákny DNA (obrázek 50). Adenin (A) vždy tvoří vodíkové vazby s thyminem (T) a cytosin (C) s guaninem (G). Tyto páry spojují oba řetězce dohromady a stabilizují celou strukturu dvojité šroubovice.



Obr. 50 Párování dusíkatých bází v molekule DNA fixovaných vodíkovými vazbami (nahore), schématický zápis (dole)
(Figure by OpenStax is used under a Creative Commons Attribution license).

2.6.1.2 FUNKCE DNA

Primární funkcí DNA je **ukládání genetické informace** ve formě sekvencí nukleotidů. Tyto sekvence jsou organizovány do genů, které kódují specifické proteiny. Proteiny jsou klíčovými molekulami, které vykonávají většinu funkcí v buňce, od enzymatických reakcí po strukturální roli. Genetická informace v DNA je přepisována do RNA během procesu zvaného **transkripce**, a poté překládána do proteinů během **translace**.

Replikace DNA

DNA má schopnost se přesně **replikovat** (kopírovat) díky své komplementární struktuře. Při replikaci se vlákna dvojité šroubovice oddělí a každé z nich slouží jako šablona pro syntézu nového vlákna. Tento proces je nezbytný pro buněčné dělení, při kterém každá nová buňka dostane přesnou kopii DNA.

Mutace

Sekvence nukleotidů v DNA mohou podléhat změnám, tzv. **mutacím**, což může vést k různým variacím v organismu. Mutace mohou být spontánní nebo vyvolané vnějšími faktory, jako jsou UV záření nebo chemikálie. Některé mutace mohou být neutrální, jiné mohou způsobit změnu funkce proteinu, což může mít důsledky pro zdraví nebo adaptaci organismu.

Epigenetické modifikace

Jedná se o modifikace již hotové molekuly DNA, kdy se na určitá místa jejích bází navazuje methylová skupina. Dochází tedy k metylaci některých bází. Tyto změny se mohou udát v reakci na prostředí, na změny stravy, habitatu, stresové podmínky atp. a mohou se dít v rámci jedné nebo více generací. Je to tedy přizpůsobení organismů podmínkám, v krátkém časovém úseku a liší se tedy od evoluce, kde se mění v průběhu stovek generací pořadí bází v genomu.

2.6.2 RIBONUKLEOVÁ KYSELINA (RNA)

Ribonukleová kyselina, zkráceně RNA, je klíčovou molekulou, která hraje několik důležitých rolí v přenosu a realizaci genetické informace. Zatímco DNA slouží především k ukládání genetické informace, RNA má různé funkce spojené se syntézou proteinů a regulací genové exprese. RNA je jednovláknová molekula, což ji odlišuje od dvojité šroubovice DNA, a nachází se ve všech živých organismech, včetně bakterií, rostlin, živočichů i mnoha virů.

2.6.2.1 STRUKTURA RNA

RNA je polymer složený z opakujících se jednotek nazývaných **nukleotidy**, které mají podobnou strukturu jako nukleotidy v DNA, ale liší se ve dvou klíčových aspektech:

1. **Ribóza:** RNA obsahuje cukr ribózu, který je pětiuhlíkatý cukr podobný deoxyribóze v DNA, ale na druhém uhlíku nese hydroxylovou (-OH) skupinu, což ovlivňuje stabilitu a reaktivitu RNA.
2. **Dusíkaté báze:** RNA obsahuje čtyři druhy dusíkatých bází, ale místo thyminu (T), který je přítomen v DNA, se v RNA nachází **uracil (U)**. Báze v RNA jsou tedy:
 - **Adenin (A)**
 - **Uracil (U)** (nahrazuje thymin)
 - **Cytosin (C)**
 - **Guanin (G)**

Báze v RNA tvoří komplementární páry při vytváření sekundárních struktur, kde adenin páruje s uracilem a cytosin s guaninem. Tyto páry mohou stabilizovat některé oblasti RNA, i když je většinou jednovláknová.

Rozdíly mezi DNA a RNA

- **Struktura:** RNA je obvykle jednovláknová, zatímco DNA je dvojitá šroubovice.
- **Cukr:** RNA obsahuje ribózu, zatímco DNA deoxyribózu.
- **Dusíkaté báze:** RNA má uracil místo thyminu.
- **Funkce:** DNA uchovává genetickou informaci, zatímco RNA má rozmanité role v přenosu genetické informace, syntéze proteinů a regulaci genů.

2.6.2.2 TYPY A FUNKCE RNA

Existuje několik druhů RNA, z nichž každý plní specifické funkce v buňce:

1. **Messenger RNA (mRNA):** mRNA je zodpovědná za přenos genetické informace z DNA do ribozomů, kde se tato informace překládá do sekvence aminokyselin, která tvoří protein. mRNA je tedy prepisem genu, který nese instrukce pro syntézu konkrétního proteinu.
2. **Transferová RNA (tRNA):** tRNA má klíčovou úlohu při syntéze proteinů, protože přináší jednotlivé aminokyseliny do ribozomu během translace. Každá tRNA je specifická pro jednu aminokyselinu a obsahuje tři nukleotidy, které tvoří antikodon. Tento antikodon je komplementární ke kodonu na mRNA, což zajišťuje správné vložení aminokyseliny do vznikajícího proteinu.
3. **Ribozomální RNA (rRNA):** rRNA je základní složkou ribozomů, které jsou místem syntézy proteinů. Ribozomy jsou složeny z rRNA a proteinů a jejich úkolem je spojovat aminokyseliny v řetězce na základě instrukcí nesených mRNA. rRNA hraje katalytickou roli při tvorbě peptidových vazeb mezi aminokyselinami.
4. **MicroRNA (miRNA) a small interfering RNA (siRNA):** Tyto krátké molekuly RNA jsou zapojeny do **regulace genové exprese**. miRNA a siRNA mohou interferovat s mRNA a inhibovat její translaci do proteinů, což umožňuje buňce přesně regulovat, jaké proteiny se tvoří a kdy.

Funkce RNA

Hlavní role RNA spočívá v **přenosu genetické informace** a zajištění syntézy proteinů, ale její funkce jsou mnohem širší:

1. **Transkripce a translace:** RNA zajišťuje přenos genetické informace z DNA do ribozomů (transkripce) a účastní se procesu překládání této informace do proteinů (translace). mRNA nese genetickou informaci, tRNA přináší aminokyseliny a rRNA zajišťuje syntézu proteinů.

2. **Katalytická funkce:** Některé molekuly RNA, zejména rRNA a další typy katalytických RNA, označované jako **ribozomy**, mohou plnit enzymatické funkce a katalyzovat chemické reakce, například během tvorby peptidových vazeb.
3. **Regulace genové exprese:** miRNA a siRNA hrají roli v regulaci genové exprese tím, že se vážou na specifické molekuly mRNA a inhibují jejich translaci nebo vedou k jejich degradaci.
4. **Obrana proti virům:** V mnoha organismech, včetně rostlin a živočichů, hrají malé RNA molekuly roli v obraně proti virovým infekcím prostřednictvím procesu známého jako **RNA interference (RNAi)**. Tento mechanismus rozpoznává virové RNA a způsobuje jejich degradaci, čímž chrání buňku před infekcí.

2.6.3 BIOSYNTÉZA PROTEINŮ (PROTEOGENEZE)

Proteogeneze, aneb syntéza bílkovin, je proces, kterým buňky vytvářejí bílkoviny (proteiny). Vše začíná v jádru buňky, kde je uložena **genetická informace v DNA**. DNA v přesně daných úsecích **zvaných geny** složených z přesně daných sekvencí tzv. **nukleotidů**, obsahuje (kóduje) pořadí aminokyselin v budoucím proteinu. **Jeden gen, jeden protein**.

Proteosyntéza se skládá z transkripce a translace (obrázek 51), příp. i z posttranslační modifikace.

Transkripce:

Tyto pokyny se přepíší do molekuly zvané **mRNA** (messenger RNA) v procesu nazvaném **transkripce** (díky komplementárnímu principu vázání bází), která přenáší informaci z jádra do cytoplazmy buňky.

- **Kde probíhá?** Transkripce probíhá v jádře buňky, kde je DNA uložena.
- **Jak to funguje?** Enzym zvaný **RNA polymeráza** se naváže na určité místo na DNA, které se nazývá **promotor**. RNA polymeráza postupně rozplete vlákno DNA a podle jedné jeho části začne vytvářet řetězec mRNA, přičemž nahrazuje bázi thymin (T) v DNA za uracil (U) v mRNA.
- **Výsledek:** Vzniká mRNA, která nese přepis informace z DNA. Tento přepis se nazývá **kodon**, což je trojice nukleotidů, která kóduje jednu aminokyselinu. Po dokončení transkripce se mRNA uvolní z DNA a putuje z jádra do cytoplazmy.

Translace:

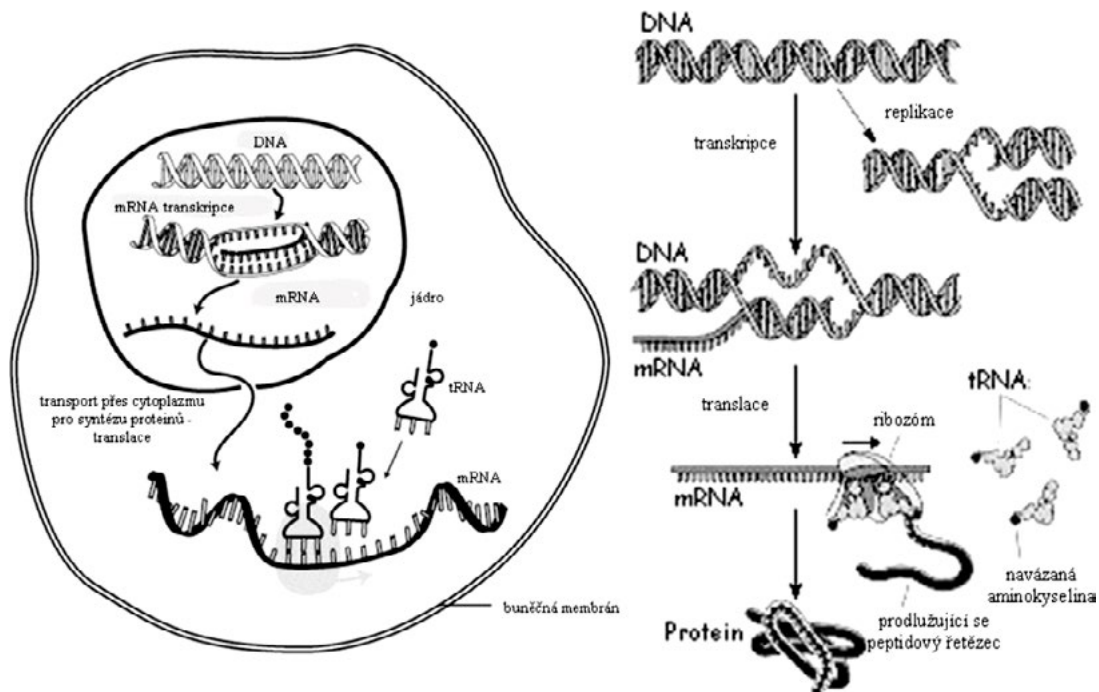
V cytoplasmě se mRNA spojí s **ribozomy**, což jsou malé „továrny“ na výrobu proteinů. Ribozomy čtou kód na mRNA a podle něj spojují aminokyseliny do správného pořadí, aby vytvořily specifický protein. Každá aminokyselina, je přinášena do ribozomu svojí vlastní molekulou transportní molekulou RNA **tRNA**, aby se spojila s další aminokyselinou peptidovou vazbou. Tento proces se nazývá **translace**.

- **Kde probíhá?** Translace probíhá v cytoplasmě buňky na ribosomech, které mohou být volně v cytoplasmě nebo připojeny na drsné endoplazmatické retikulum.
- **Jak to funguje?** mRNA se připojí k ribozomu, který začne číst její **kodony** – sekvence tří nukleotidů. Každý kodon na mRNA odpovídá jedné aminokyselině.
- **tRNA:** Speciální molekuly zvané **transferová RNA (tRNA)** přinášají aminokyseliny do ribozomu. Každá tRNA má antikodon, což je trojice nukleotidů komplementární ke kodonu na mRNA. tRNA tak zajistí, že do ribozomu přijde správná aminokyselina.
- **Syntéza peptidového řetězce:** Jak ribozom postupuje po mRNA, přidávají se postupně další aminokyseliny k rostoucímu řetězci a mezi nimi vznikají **peptidové vazby**. Tento řetězec se nazývá **polypeptid**.
- **Konec translace:** Když ribozom narazí na tzv. **stop kodon** (UAA, UAG nebo UGA), proces translace se zastaví. Hotový polypeptid se odpojí od ribozomu a následně se zformuje do finální podoby funkčního proteinu.

Posttranslační modifikace:

Po dokončení translace polypeptid ještě nemusí být plně funkčním proteinem. Aby mohl správně fungovat, musí se poskládat do své specifické trojrozměrné struktury. Někdy jsou k polypeptidu připojeny i další chemické skupiny (např. fosfáty, sacharidy) nebo jsou řetězce vzájemně propojeny (v případě složených proteinů). Jakmile je protein dokončen, může vykonávat různé funkce v buňce, jako je stavba buněčných struktur, transport látek, nebo obrana těla.

Všechny tyto procesy jsou samozřejmě řízeny a **katalyzovány celou řadou enzymů** a na jejich principech jsou založeny techniky **molekulární biologie a moderní genomiky**.



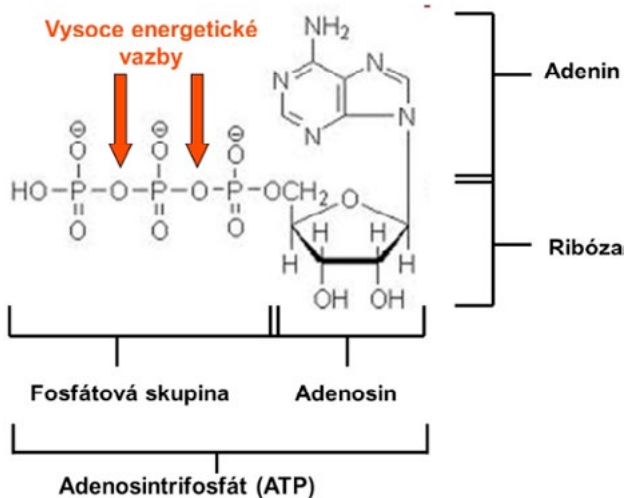
Obr. 51 Způsob přepisu informace z DNA do RNA a následně tvorba proteinu

<https://cs.wikipedia.org/wiki/Proteosynteza>

2.7. MOLEKULY DŮLEŽITÉ PRO PŘENOS A ZACHOVÁNÍ ENERGIE V METABOLICKÝCH DĚJÍCH

2.7.1. ATP – ZÁKLADNÍ MAKROERGICKÁ MOLEKULA BUNĚK

Adenosintrifosfát (ATP) (obrázek 52) je zcela zásadní pro funkci všech známých buněk. Jeho význam spočívá v tom, že při rozkladu ATP na adenosindifosfát (ADP) a anorganický fosfát (Pi) dochází k uvolnění značného množství energie. Tato energie se využívá téměř ve všech typech buněčných pochodů, jako je například biosyntéza, vnitrobuněčný transport, membránový transport, syntéza proteinů či RNA.



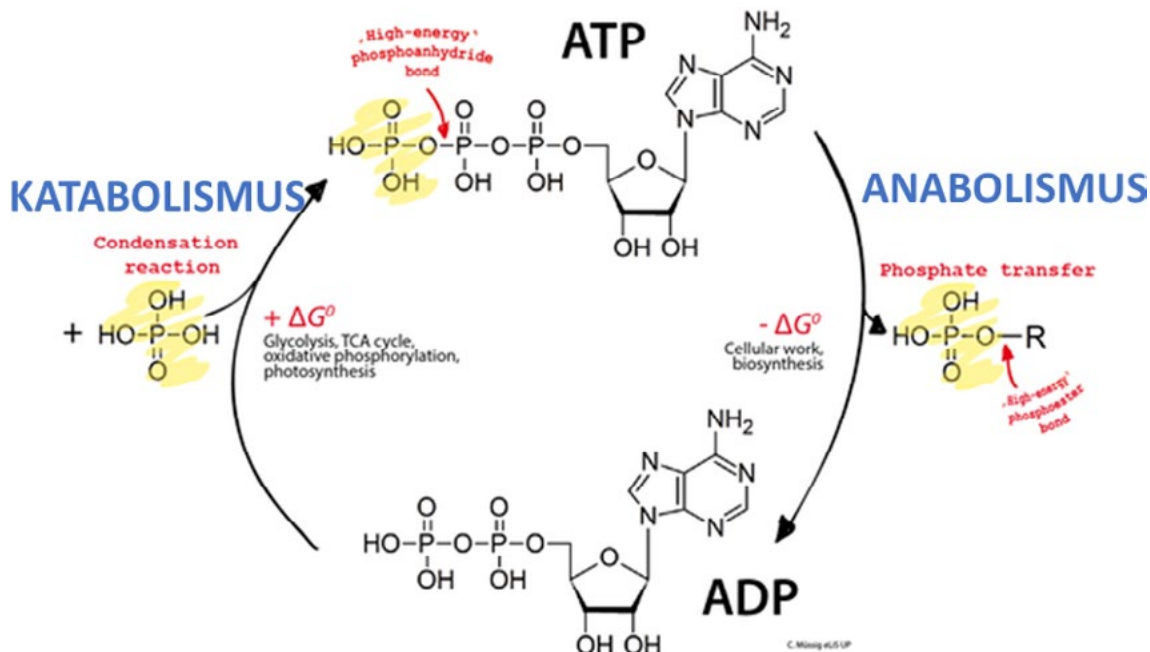
Obr. 52 Chemická struktura adenosintrifosfátu (ATP)

V biochemii je ATP znám jako nejběžnější energetické oběživo živých systémů uvnitř buněk, protože při jeho vzniku se do jeho struktury vratně ukládá relativně velké množství energie. Tuto energii lze následně využít exergonickým (energií uvolňujícím) rozkladem k pohánění jiných, endergonických (energií spotřebovávajících) procesů. ATP se tak řadí mezi tzv. **makroergické sloučeniny**.

V rámci celé řady biochemických procesů dochází ke spotřebě ATP, což znamená jeho hydrolýzu na ADP a P_i , případně dokonce na adenosinmonofosfát (AMP) a pyrofosfát (PP_i) (obrázek 53).

- $ATP + H_2O \rightarrow ADP + P_i$
- $ATP + H_2O \rightarrow AMP + PP_i$

Vzniklý pyrofosfát (PP_i) je následně hydrolyzován přítomným enzymem pyrofosfatázou, čímž dojde k uvolnění dvojnásobného množství energie ve srovnání s běžnou hydrolýzou ATP na ADP a P_i .



Obr. 53 Cyklus hydrolýzy adenosintrifosfátu (ATP)
(Zdroj: <https://www.wikiskripta.eu/w/Adenosintrifosf%C3%A1t>)

2.7.2 DALŠÍ MAKROERGICKÉ MOLEKULY

GTP (Guanosyl trifosfát)

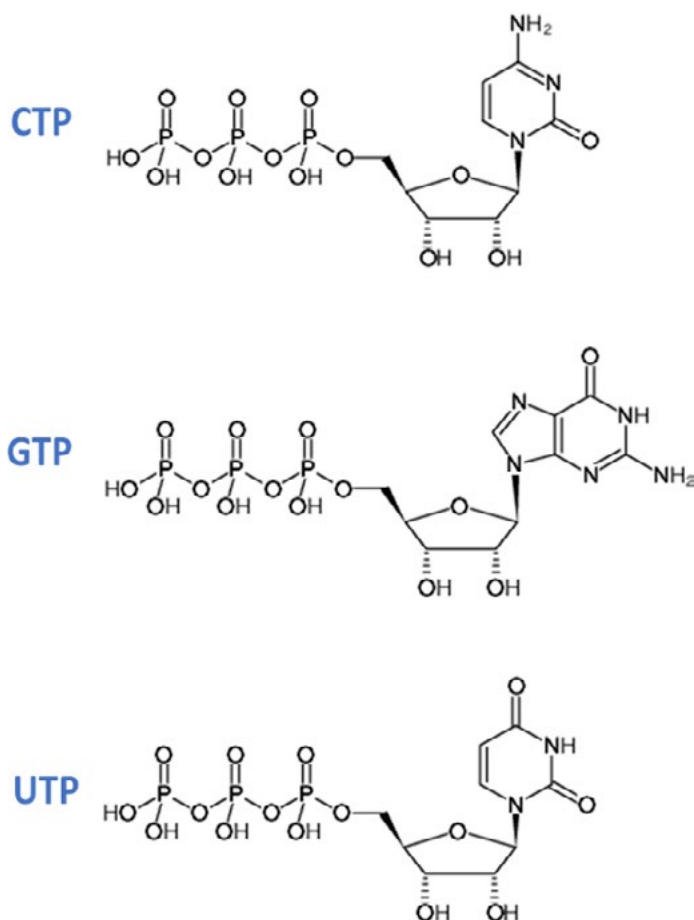
GTP je nukleotid obsahující tři fosfátové skupiny, který je analogický ATP. GTP vzniká například během substrátové fosforylace v citrátovém cyklu (při štěpení sukcinyl-CoA) nebo enzymatickou fosforylací GDP podle reakce:

- $\text{GDP} + \text{ATP} \rightarrow \text{GTP} + \text{ADP}$
- $\text{GDP} + \text{ATP} \rightarrow \text{GTP} + \text{ADP}$

Štěpení GTP na GDP a P_i poskytuje energii pro reakce katalyzované ligázami. Tento proces je klíčový při translaci, kde pro připojení jedné aminokyseliny k rostoucímu peptidovému řetězci je nutné štěpit dvě molekuly GTP. Cyklizací GTP, kterou katalyzuje enzym guanidylátcykláza, vzniká cyklický GMP (cGMP).

Další nukleotidové molekuly

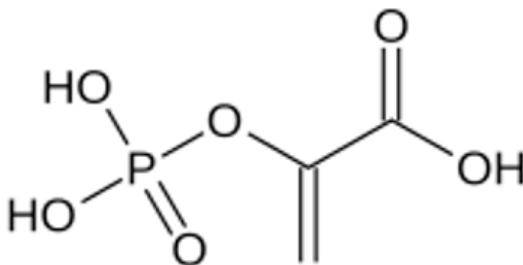
Kromě GTP se vyskytují i další energeticky bohaté molekuly, které se podílejí na specifických metabolických reakcích: **Cytosyl trifosfát (CTP)** či **uridyl trifosfát (UTP)** (obrázek 54). Tyto molekuly se účastní biosyntézy nukleových kyselin, fosfolipidů a dalších biochemických procesů.



Obr. 54 Makroenergetické molekuly cytosyl trifosfátu (CTP), guanosyl trifosfátu (GTP) a uridyl trifosfátu (UTP)

Fosfoenolpyruvát (PEP)

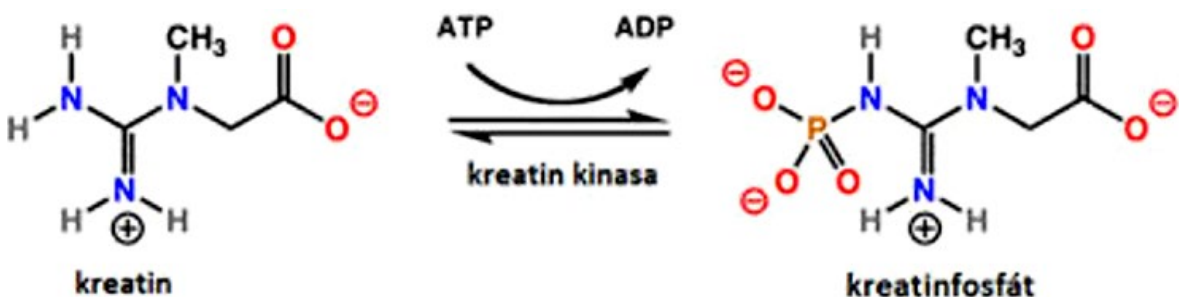
Fosfoenolpyruvát (PEP) (obrázek 55) má nejvyšší energii fosfátové vazby ze všech známých biomolekul (–61,9 kJ/mol). Je klíčovým meziproduktem glykolýzy a glukoneogeneze. V rostlinách se také zapojuje do biosyntézy řady aromatických sloučenin a do fixace uhlíku. U bakterií slouží jako zdroj energie pro fosfotransferázový systém.



Obr. 55 Struktura fosfoenolpyruvátu (PEP)

Kreatinfosfát

Kreatinfosfát (obrázek 56) je sloučenina, která poskytuje rychle mobilizovatelnou rezervu vysokoenergetických fosfátů, zejména v kosterním svalstvu a mozku. Kreatinfosfát může anaerobně poskytovat fosfátovou skupinu pro ADP, čímž se syntetizuje ATP. Tento proces je důležitý během prvních 2 až 7 sekund intenzivního svalového nebo neuronového úsilí.



Obr. 56 Rovnice vzniku kreatinfosfátu

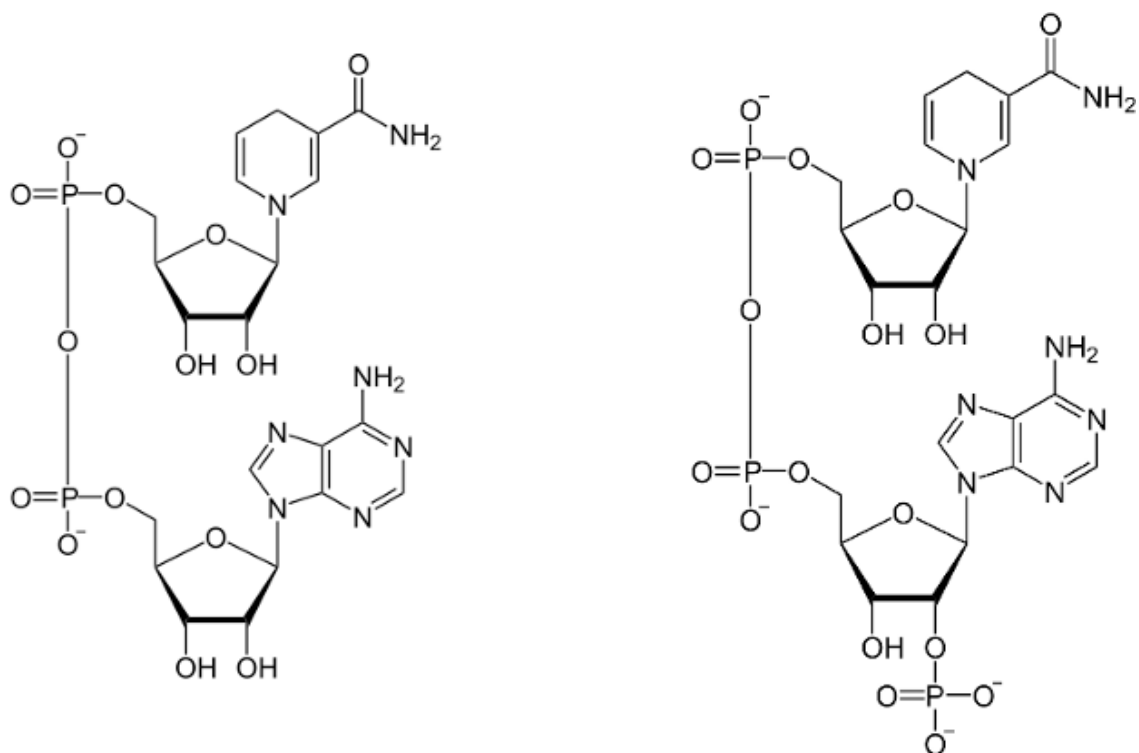
NADPH (nikotinamidadeninukleotidfosfát), NADH (nikotinamidadeninukleotid)

NADPH (nikotinamidadeninukleotidfosfát) a NADH (nikotinamidadeninukleotid) jsou koenzymy, které hrají klíčovou roli v buněčném metabolismu, ale mají odlišné funkce a jsou využívány v různých typech reakcí (obrázek 57 a 58).

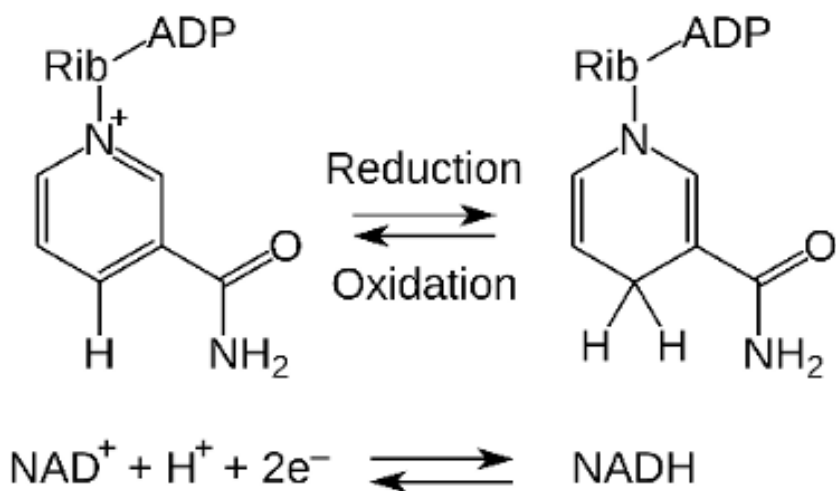
NADPH je hlavně zapojený do anabolických (syntetických) procesů, jako je syntéza mastných kyselin a nukleotidů, a slouží jako donor elektronů a protonů. Je důležitý pro ochranu buněk před oxidačním stresem, protože poskytuje redukční sílu pro regeneraci antioxidantů. NADPH je tedy klíčový pro reakce vyžadující redukční ekvivalenty, především v rostlinných buňkách (například fotosyntéza) a živočišných buňkách během syntézy lipidů.

NADH, na druhé straně, se primárně účastní katabolických (rozkladných) reakcí, jako je buněčné dýchání. Přenáší elektrony do elektronového transportního řetězce v mitochondriích, což vede k tvorbě ATP, hlavního zdroje energie pro buňky. NADH se tedy nejvíce uplatňuje v živočišných buňkách během produkce energie z glukózy.

Stručně řečeno, NADPH je využíván v syntetických (anabolických) procesech, zatímco NADH v energeticky výnosných (katabolických) procesech.



Obr. 57 Struktura koenzymů NADH (vlevo) a NADPH (vpravo)

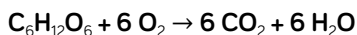


Obr. 58 Oxidace a redukce koenzymu NAD
(Zdroj: <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=3204642>)

2.8. BUNĚČNÉ DÝCHÁNÍ – UNIVERZÁLNÍ MECHANISMUS ZÍSKÁVÁNÍ ENERGIE V ŽIVÝCH BUŇKÁCH

Jedná se o odbourávání produktů glykolýzy, dalších metabolických dějů v tzv. **Krebsově cyklu** a následně v **oxidační fosforylaci**.

Souhrnná rovnice:



Celkový zisk z jedné molekuly glukózy je 38 ATP.

Buněčné dýchání představuje univerzální mechanismus získávání energie v živých buňkách, ať už se jedná o buňky rostlinné, živočišné nebo mikrobiální. Tento proces je nezbytný pro přežití buněk, protože poskytuje energii potřebnou pro růst, dělení, syntézu biomolekul a další buněčné funkce. Buněčné dýchání tedy zahrnuje postupné odbourávání organických molekul (hlavně glukózy) na oxid uhličitý a vodu za uvolnění energie (obrázek 59), která se uchovává ve formě ATP, což je univerzální energetická měna buněk.

1. Glykolýza

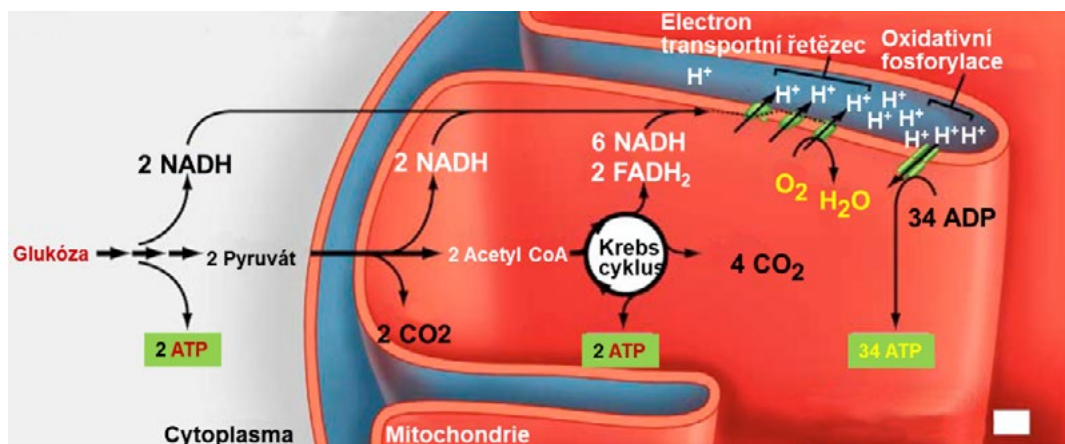
Glykolýza (BIV, kapitola 2.4.6) je prvním krokem buněčného dýchání, který probíhá v cytoplazmě buňky. V této fázi dochází k přeměně jedné molekuly glukózy ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) na dvě molekuly pyruvátu ($\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$). Během tohoto procesu se uvolňuje malé množství energie ve formě ATP a redukčního koenzymu NADH. Glykolýza probíhá anaerobně (bez přítomnosti kyslíku), což znamená, že může fungovat i v podmínkách s nízkým obsahem kyslíku.

2. Krebsův cyklus (citrátový cyklus)

Produkty glykolýzy, především pyruvát, jsou dále transportovány do mitochondrií, kde vstupují do Krebsova cyklu. Tento cyklus je součástí aerobní fáze buněčného dýchání, která probíhá za přítomnosti kyslíku. V Krebsově cyklu dochází k dalšímu odbourávání organických látek na oxid uhličitý (CO_2) a uvolnění energie ve formě redukčních ekvivalentů (NADH a FADH_2), které jsou přenášeny do další fáze buněčného dýchání. Tento cyklus zároveň produkuje malé množství ATP.

3. Oxidační fosforylace

Oxidační fosforylace je poslední a energeticky nejvýznamnější fáze buněčného dýchání. Probíhá v mitochondriální vnitřní membráně, kde se NADH a FADH_2 , produkované v předchozích fázích, využívají v elektronovém transportním řetězci. Tento řetězec přenáší elektrony z redukčních ekvivalentů na kyslík, což vede k tvorbě vody (H_2O). Při tomto procesu se vytváří elektrochemický gradient, který pohání syntézu ATP pomocí ATP syntázy. Oxidační fosforylace tak produkuje většinu ATP (až 34 molekul na jednu molekulu glukózy), což představuje hlavní energetický zisk buněčného dýchání.



Obr. 59 Schéma odbourávání glukózy v Krebsově cyklu a buněčném dýchání

3. Literatura

1. Hindawi: *Journal of Obesity, Figure 2* [online]. Dostupné z: <http://www.hindawi.com/journals/jobes/2011/482021/fig2/> [cit. 2024-10-25].
2. Marks, A., & Lieberman, M. *Marks' basic medical biochemistry: a clinical approach*. 3rd ed. Philadelphia: Lippincott Williams & Wilkins, 2009.
3. Meisenberg, G., & Simmons, W. H. *Principles of medical biochemistry*. 2nd ed. Philadelphia: Elsevier, 2006.
4. Matouš a kol. *Základy lékařské chemie a biochemie*. Praha: Galén, 2010.
5. Devlin, T. M. *Textbook of biochemistry: with clinical correlations*. 6th ed. New York: Wiley-Liss, 2006.
6. Kodíček, Milan. *Biochemické pojmy - výkladový slovník, verze 2.0* [online]. Praha: VŠCHT, 2007. Dostupné online. ISBN 978-80-7080-669-2.
7. Kodíček, Milan, Valentová, Olga, & Hynek, Radovan. *Biochemie: chemický pohled na biologický svět*. Praha: Vysoká škola chemicko-technologická v Praze, 2015. ISBN 978-80-7080-927-3.
8. Jelínek, Jan. *Úvod do biochemie a molekulární biologie (nejen) pro gymnázia*. Prostějov: Computer Media, 2021. ISBN 978-80-7402-440-5, 978-80-88384-04-5.
9. Kolář, K., Kodíček, M., & Pospíšil, J. *Chemie II pro gymnázia: organická a biochemie*. 1. vyd. Praha: SPN, 1997. Dotisk 2000. ISBN 80-85937-49-2.
10. McMurry, John. *Organická chemie*. Přeložili Jan Budka, Radek Cibulka, Dalimil Dvořák, Jaroslav Kvíčala, Pavel Lhoták, Jiří Svoboda. Brno: Vysoké učení technické v Brně, nakladatelství VUTIUM, 2015. ISBN 978-80-214-4769-1.
11. Klouda, Pavel. *Základy biochemie*. 2. přepracované vydání. Ostrava: Pavel Klouda, 2005. ISBN 80-86369-11-0.

Název: Základy obecné, anorganické a organické chemie a biochemie pro studenty FLD ČZU v Praze

Autoři: Ing. Anna Jirošová, Ph.D., Ing. Kateřina Hájková, Ph.D., Ing. Tereza Jurczyková, Ph.D.

Vydavatel: Česká zemědělská univerzita v Praze

Schváleno ediční komisí FLD

Publikace prošla recenzním řízením.

Tisk: Tisk Kvalitně s.r.o.

Počet stran: 152

Rok vydání: 2025

ISBN: 978-80-213-3452-6

Vydavatel: Česká zemědělská univerzita v Praze, Kamýcká 129, 165 00 Praha-Suchbát

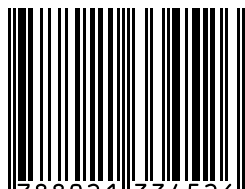
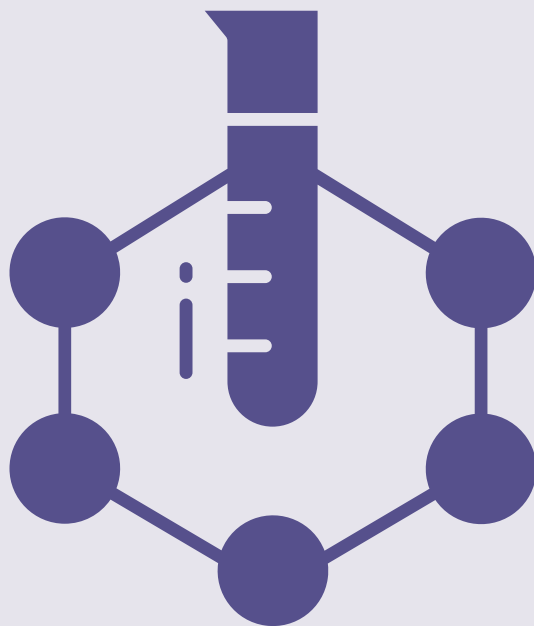
Publikace vznikla za podpory Fakulty lesnické a dřevařské.

Tisk: Tisk Kvalitně s.r.o., Petržilkova 13, 158 00 Praha 13

Základy obecné, anorganické a organické chemie
a biochemie pro studenty FLD ČZU v Praze

Ing. Anna Jirošová, Ph.D.
Ing. Kateřina Hájková, Ph.D.
Ing. Tereza Jurczyková, Ph.D.

2025



9 788021 334526