

REDOXNÍ CHEMIE

2022

Tomáš Pelikán
(484772)

Redoxní chemie

Mezi pět hlavních typů chemických mechanismů, které se zaměřují na reakce realizované přesunem elektronů mezi látkami, se řadí i takzvaná redoxní chemie.

- Redoxní chemie
- Fotochemie
- Lewisovy kyseliny a báze
- Chemie radikálů
- Chemie diradikálů

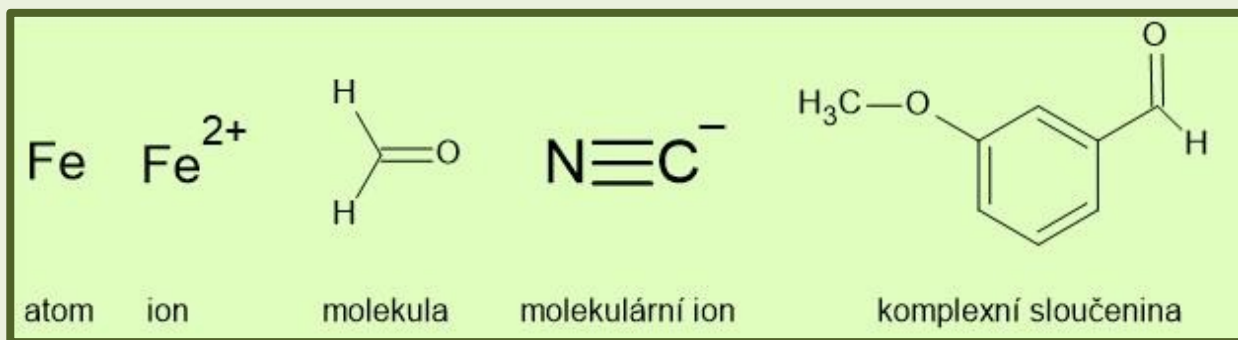
Redoxní chemie se zabývá zkoumáním **oxidačních** a **redukčních** reakcí. Chování takovýchto reakcí lze popsat zjednodušenou definicí:

Oxidace je ztráta elektronů a **redukce** je získání elektronů.

Úvod do redoxní chemie

Redoxní chemie se zabývá přesunem elektronů a soustředí se především na tok elektronů, který putuje **k** a **od** definovaného centra redoxní reakce.

Takovýmto centrem může být atom, ion, molekula, molekulární ion nebo určitý atom nebo funkční skupina ve složitější sloučenině.



Úvod do redoxní chemie

O definovaném centru lze říci, že je **oxidované**, pokud se elektronová hustota během reakce snižuje.

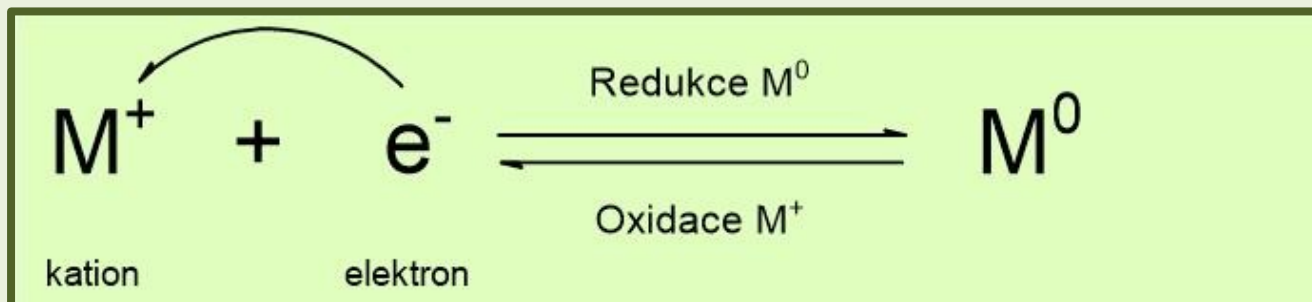
Pokud se elektronová hustota během reakce kolem definovaného centra zvyšuje, říkáme o něm, že je **redukované**.

Ztráta elektronů = OXIDACE

Zisk elektronů = REDUKCE

Úvod do redoxní chemie

Obecná rovnice **oxidační a redukční reakce**:



Při reakci směřující doprava se z kationtu M^+ stává neutrální atom. Dochází k tomu kvůli přijetí elektronu e^- , který redukuje kationt a snižuje jeho **oxidační číslo**.

Při reakci na levou stranu se naopak neutrální atom M^0 zbavuje jednoho ze svých elektronů e^- , což má za důsledek zvýšení **oxidačního čísla**.

Oxidační číslo

Oxidační stav je číselný údaj, který nám dává informaci o tom, jaký elementární náboj by atom získal, pokud by došlo k plné polarizace všech jeho vazeb.

Oxidační číslo není tedy skutečným nábojem, protože polarizace není dokonalá. Při jeho určování to ovšem pomíjíme a elektrony přidělujeme k **elektronegativnějším prvkům**.

Jeho hodnota se pohybuje od kladných čísel přes nulu, až po záporné.

- Fe^{III}
- Au^0
- $\text{O}^{\text{II}-}$

Atomy, které se vyskytují ve své elementární formě, mají oxidační stupeň 0. Pro jednoatomové prvky platí, že se jejich oxidační číslo rovná náboji, protože nedochází ke konfrontaci s jiným prvek s odlišnou **elektropozitivitou**.

Změna oxidačního čísla

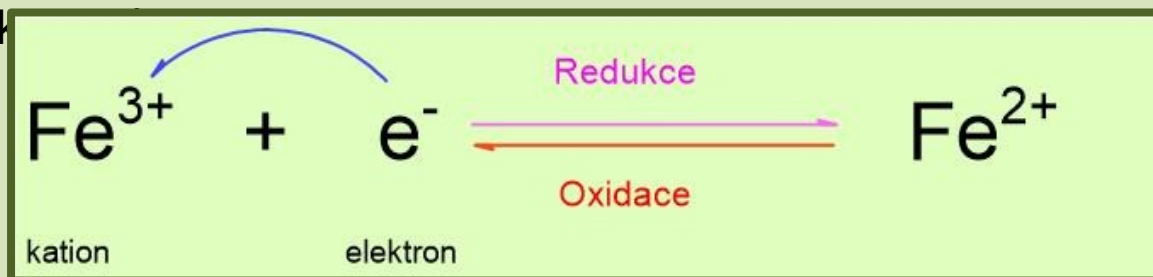
Změnu oxidačního čísla lze provádět dvěma způsoby:

Prvním způsobem je přenos samostatného elektronu (**Single Electron Transfer – SET**).

Tento elektron je převeden **do** definovaného centra – dochází tedy k **redukci**.

Pokud je elektron naopak odebrán **z** definovaného centra – dochází k **oxidaci**.

Například kationt železa Fe^{3+} lze redukovat přidáním elektronu na Fe^{2+} .
Tato reakce



Změna oxidačního čísla

Elektron, který se podílí na **redukční reakci** – putuje **do** definovaného centra, je dodáván do reakce redukčním činidlem nebo za pomoci elektrochemie.

Rovnice celé reakce:



Iontová reakce:

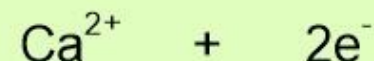
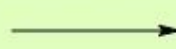


Rovnice rezeptaná na poloreakce:

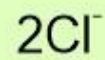
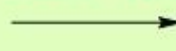
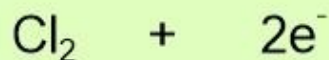
Redukční
činidlo



Oxidační reakce



Redukční reakce



Oxidační
činidlo

Změna oxidačního čísla

Druhou metodou, jak změnit oxidační číslo je polarizace vazby. Polarizace vazby je způsobena mírou schopnosti prvku přitáhnout elektron k sobě.

Elektropozitivita – schopnost prvku odtrhnout elektron ve vnější valenční vrstvě (uvolňuje se tedy valenční elektron).

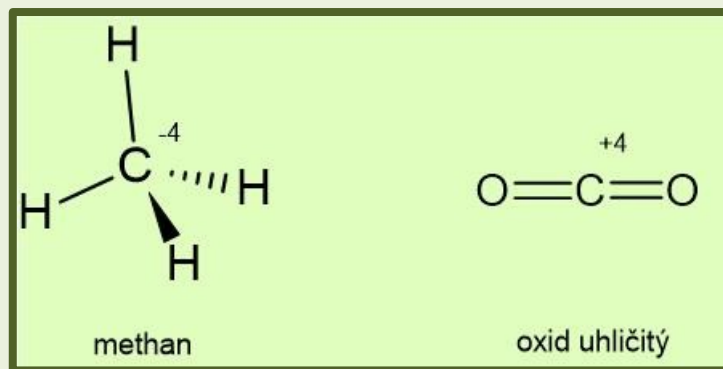
Za elektropozitivní prvek tedy považujeme prvek takový, který velmi ochotně předává svůj valenční elektron a tvoří kation. Schopnost prvků k takovému chování **klesá v periodě** (kovový charakter), ale **zvyšuje se pro prvky s větším poloměrem** atomu.

Elektronegativita je pojem, který vyjadřuje stejnou schopnost, pouze z opačné strany. Elektronegativním prvek tedy označujeme takový, který **velmi neochotně** svoje valenční elektrony odevzdává a naopak velmi **rád přijímá** za tvorby aniontů.

Změna oxidačního čísla

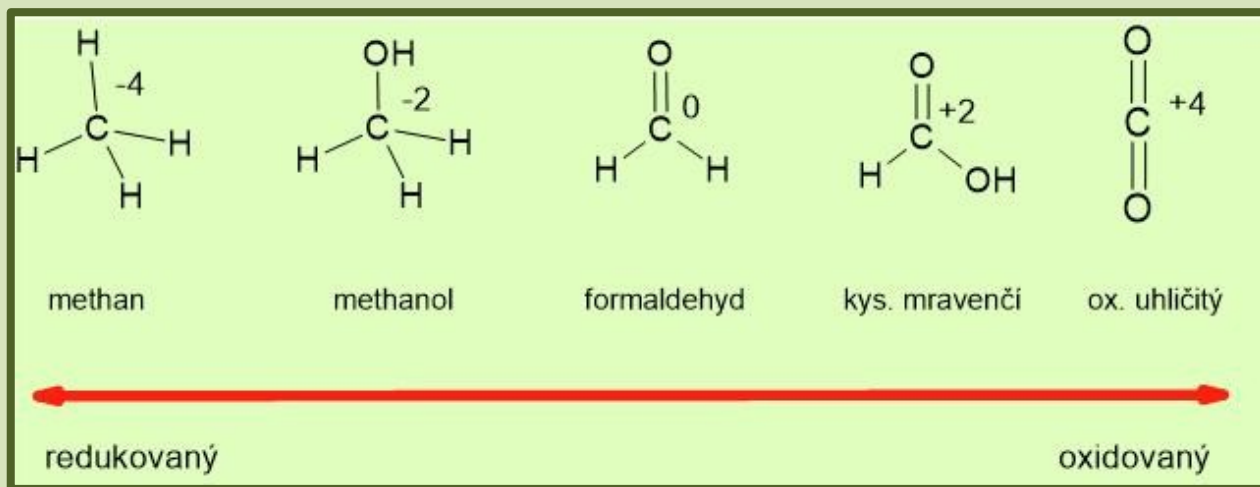
Polaritu vazeb a distribuce elektronů v jejím důsledku lze ukázat na následujícím příkladě.

V molekule metanu CH_4 jsou celkově 4 vazby. Elektrony těchto vazeb jsou blíže centrálnímu uhlíku, protože je méně elektropozitivní (více elektronegativní) než vodík. Přitahuje je tedy k sobě a má oxidační číslo -4. V druhé molekule oxidu uhličitého CO_2 jsou vazby dvě dvojně – počet elektronů je tedy zachován. Rozdíl je ovšem v elektropozitivitě ve vztahu ke kyslíku tentokrát takový, že uhlík je více elektropozitivní než kyslík, tudíž jsou elektrony přitahovány kyslíkem. Uhlík má v tomto případě oxidační číslo +4.



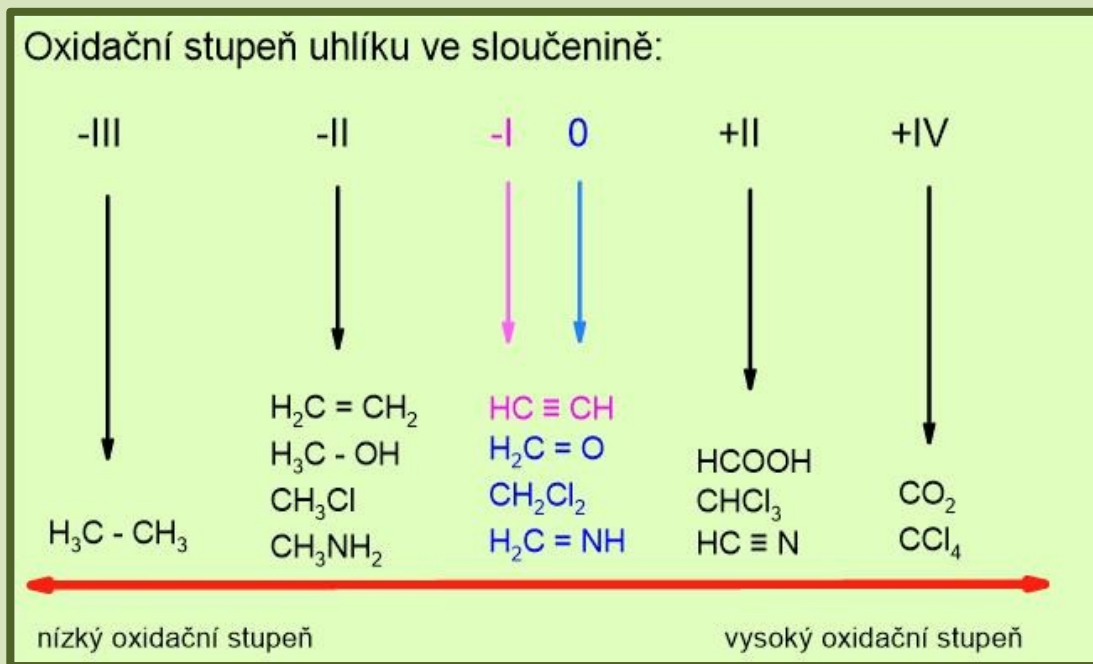
Změna oxidačního čísla

Některé prvky mají schopnost existence ve více oxidačních stavech. Již zmíněný uhlík nabývá různých oxidačních stavů například v těchto strukturách:



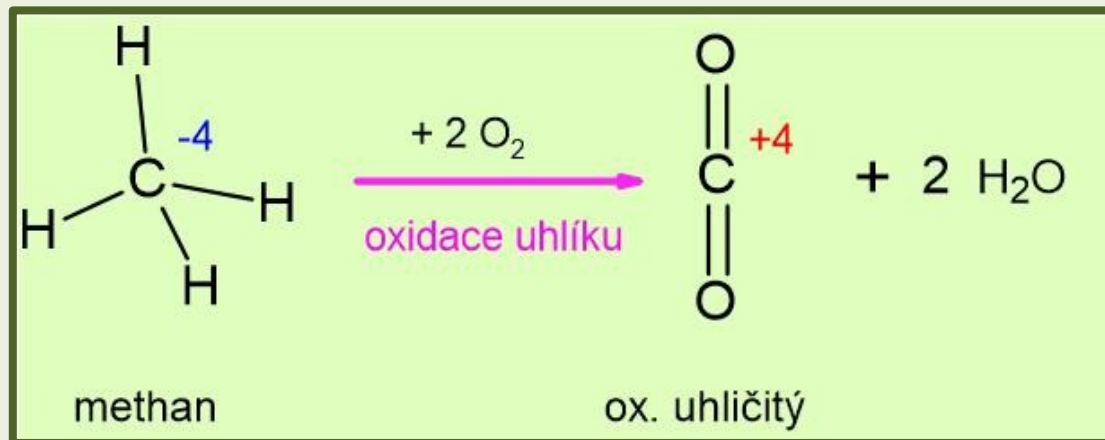
Změna oxidačního čísla

Oxidační stupně uhlíku ve vybraných sloučeninách:

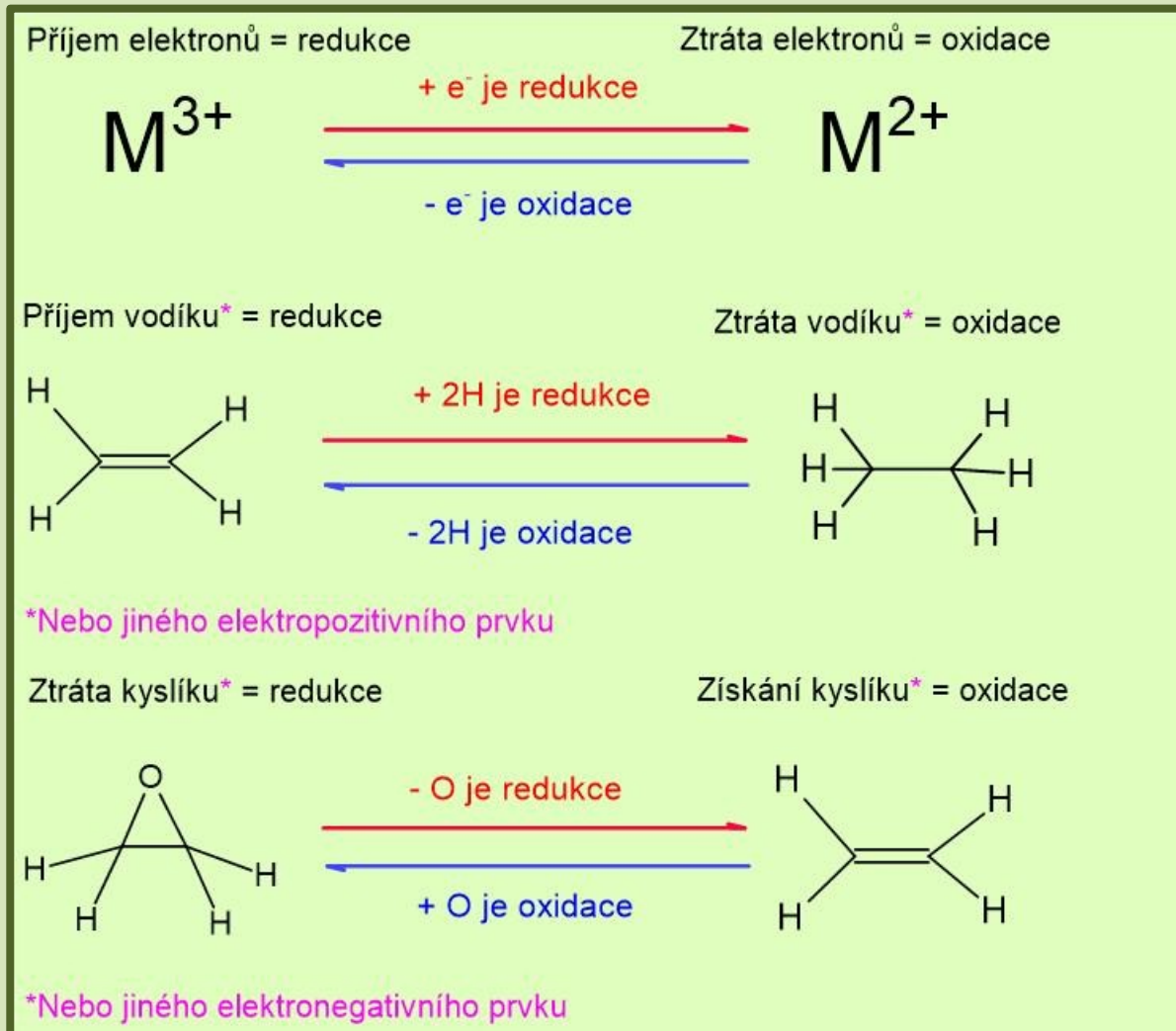


Změna oxidačního čísla

Přeměna metanu na oxid uhličitý je **oxidací**, protože dochází ke zvyšování **oxidačního stavu** (z -4 na +4). Kyslík je v reakci **oxidačním činidlem**.



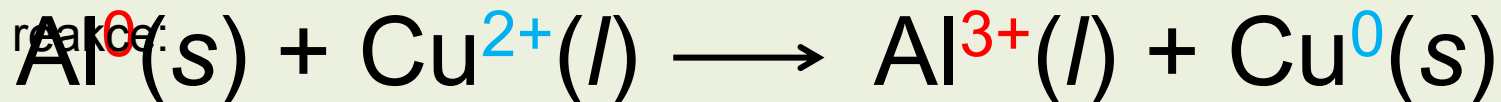
Základní typy redoxních reakcí



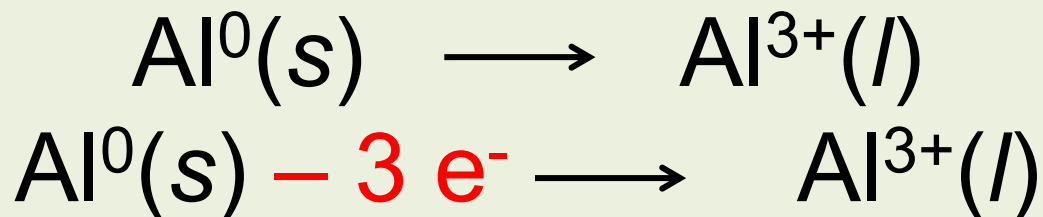
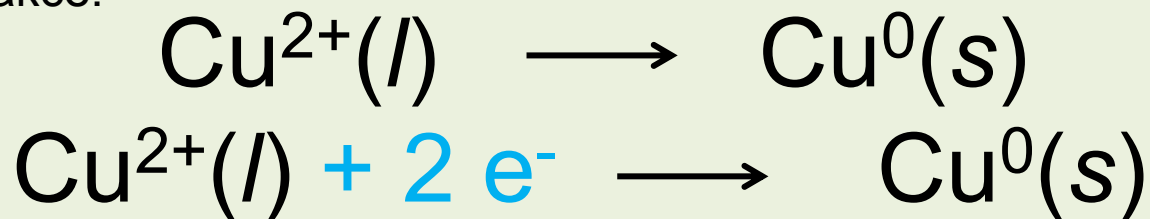
Redoxní reakce

Celková

reakce:



Poloreakce:



Z poloreakcí lze jednodušeji vyčíst změny v oxidačních stavech mezi reaktanty. V tomto případě je **Al** redukčním činidlem a **Cu** oxidačním činidlem.

Funkce oxidačních činidel na sebe a okolí

Oxidační činidlo → **svůj vlastní oxidační stav snižuje** a ostatním reaktantům zvyšuje!

Redukční činidlo → svůj vlastní oxidační stav zvyšuje a ostatním reaktantům redukuje!

Seznam zdrojů

- Benešová, M., Pfeiferová, E., & Satrapová, H. (c2014). *Odmaturuj! z chemie*. Nakladatelství DIDAKTIS spol. s.r.o.
- Blažek, J., & Fabini, J. (1999). *Chemie pro studijní obory SOŠ a SOU nechemického zaměření*. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství.
- Flemr, V., & Dušek, B. (2001). *Chemie pro gymnázia*. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství.
- Leach, R. M. (1999). *The Chemogenesis Web Book*. [The Chemogenesis Web Book | Title Page \(meta-synthesis.com\)](#)
- Straka, P. (1995). *Obecná chemie*. Litomyšl: Paseka.
- Šrámek, V. (2000). *Obecná a anorganická chemie*. Nakladatelství Olomouc.
- McMurry, J. (1998). *Fundamentals of organic chemistry* (4th ed.). Pacific Grove: Brooks/Cole publishing company.
- Solomons, T. W. G. (1992). *Organic chemistry* (5th ed.). New York: John Wiley & Sons.
- Orchin, M. (1986). *Organická chemie: příruční naučný slovník*. Praha: Státní nakladatelství technické literatury.
- Kratochvíl, M., Potáček, M., & Šibor, J. (2004). *Principy a modely organické chemie I* (1. vyd.). Brno: Masarykova univerzita.
- Kratochvíl, M., Potáček, M., & Šibor, J. (2004). *Principy a modely organické chemie I* (1. vyd.). Brno: Masarykova univerzita.