

Redoxní děje

1_ Oxidační číslo	2
2_PL: NÁZVOSLOVÍ anorganických sloučenin – řešení	3
3_ Názvosloví kyslíkatých solí.....	4
4_ Redoxní reakce.....	5
5_PL: REDOXNÍ ROVNICE - vyčíslení.....	6
6_ Řada napětí kovů (reaktivity kovů)	8
7_ Výroba surového železa.....	9
8_ Elektrolýza	10
9_ Průmyslové využití elektrolýzy.....	10
10_ Koroze.....	11

1_Oxidační číslo

- prvku je **rovno náboji** (skutečnému nebo pomyslnému) atomu
- ox. číslo se označuje **římskou číslicí se znaménkem** (je-li záporné) vpravo nahoře u značky prvku, např.: S^{-II}

Určení oxidačního čísla:

- **Volný atom** nebo atom v molekule prvku má ox. číslo **0** (např. O_2 , P_4)

Některé prvky mají ve všech/většině sloučenin stejná oxidační čísla.

- **vodík** má ox. číslo **I (-I)**
- **kyslík** má ox. číslo **-II (-I)**
- halogeny (**fluor, chlor, brom, jod**) mají v halogenidech ox. číslo **-I**
- **síra** v sulfidech má ox. č. **-II**
- alkalické kovy (**Li, Na, K**) mají ve sloučeninách ox. číslo **I**
- kovy alkalických zemin (**Ca, Mg**) mají ve sloučeninách ox. číslo **II**
- **součet oxidačních čísel** všech atomů prvků obsažených v **molekule je roven nule**.
- **maximální kladné ox. číslo** prvku ve sloučenině je (u většiny prvků) rovno číslu skupiny period.soustavy, ve které se nachází
např. **síra** je v **VI.A skupině** v kys. sírové má síra **ox. č. VI**

Zařazování sloučenin:

Do volného okna doplň písmena označující sloučeninu :

O – oxid | S – sulfid | H – halogenid | K – kyselina | Hy - hydroxid

Ag_2S	Sulfid	SiO_2		HBr		NaBr	
KF	Halogenid	Mn_2O_7		Hg_2S		$Zn(OH)_2$	
H_2SO_3	Kyselina	H_2S		ZnI_2		NiS	
Cl_2O_7	Oxid	H_3PO_4		SO_2		P_2O_5	
KOH	Hydroxid	NaCl		$SnCl_4$		Cl_2O_3	
HBr	Kyselina	Fe_2S_3		$Al(OH)_3$		HNO_3	

Urči oxidační čísla všech prvků

K Cl O_3	Na F	Fe	H_2S	Mg (O H) $_2$	Cl_2
------------	------	----	--------	---------------	--------

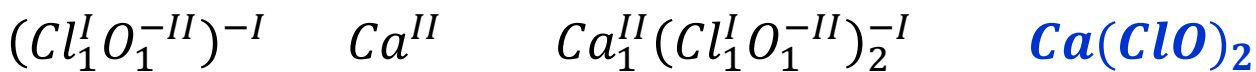
2_PL: NÁZVOSLOVÍ anorganických sloučenin – řešení

název	vzorec	vzorec	název
oxid siřičitý	SO₂	HgCl ₂	chlorid rtuťnatý
oxid dusičný	N₂O₅	NaF	fluorid sodný
oxid sírový	SO₃	ZnBr ₂	bromid zinečnatý
oxid manganistý	Mn₂O₇	Cr ₂ O ₃	oxid chromitý
chlorid zinečnatý	ZnCl₂	MnO ₂	oxid manganičitý
jodid hlinitý	AlI₃	Na ₂ O	oxid sodný
bromid cíničitý	SnBr₄	SiO ₂	oxid křemičitý
sulfid rtuťný	Hg₂S	H ₂ S	kyselina sirovodíková
hydroxid hořečnatý	Mg(OH)₂	PbS	sulfid olovnatý
hydroxid lithný	LiOH	NaOH	hydroxid sodný
hydroxid měďnatý	Cu(OH)₂	Al(OH) ₃	hydroxid hlinitý
kyselina siřičitá	H₂SO₃	Ca(OH) ₂	hydroxid vápenatý
kyselina chlorovodíková	HCl	H ₂ CO ₃	kyselina uhličitá
kyselina uhličitá	H₂CO₃	HNO ₃	kyselina dusičná
kyselina dusičná	HNO₃	HBrO ₃	kyselina bromičná
kyselina sírová	H₂SO₄	HBr	kyselina bromovodíková

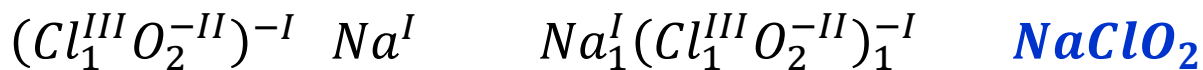
3_Názvosloví kyslíkatých solí

a) **NÁZEV → VZOREC**

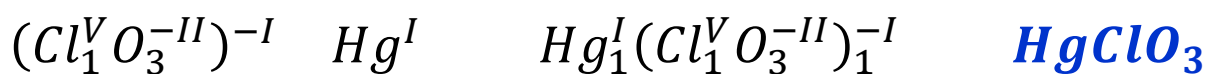
chlornan vápenatý



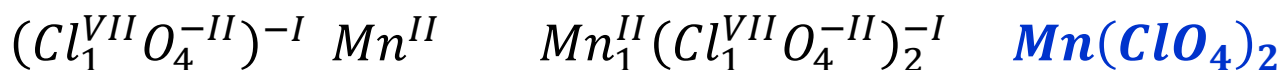
chloritan sodný



chlореčnan rtuťný

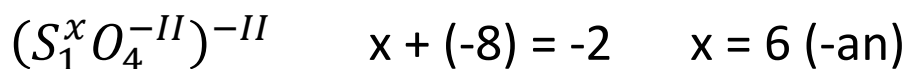


chloristan manganatý

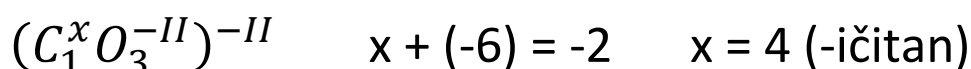


b) **VZOREC → NÁZEV**

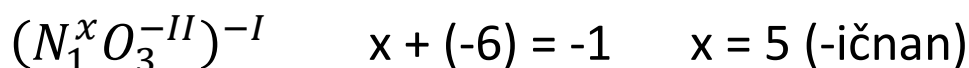
K_2SO_4 síran draselný



$MgCO_3$ uhličitan hořečnatý



$Al(NO_3)_3$ dusičnan hlinitý



DÚ: křemičitan měďnatý, manganistan draselný, $AgIO_3$, $Ca CO_3$

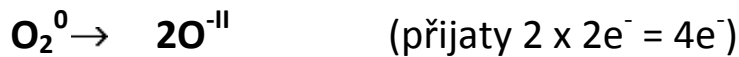
4_Redoxní reakce

- jsou reakce, při nichž se mění **oxidační čísla**.



uhlík a kyslík mají ox. číslo 0, v oxidu uhličitém má uhlík ox. číslo IV a kyslík -II.

Redukce - je ta část reakce, při které **se ox. číslo prvku zmenšuje**.



Oxidace - je ta část reakce, při které **se ox. číslo prvku zvětšuje**.

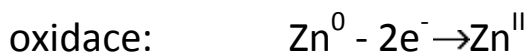
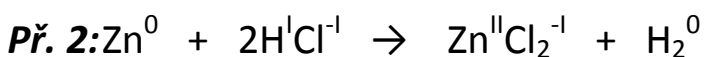
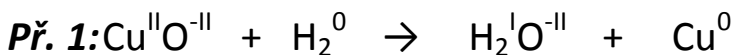


Redukční činidlo

- je látka obsahující atomy, které se při reakci oxidují (oxidační číslo atomu se zvětšuje).

Oxidační činidlo

- je látka obsahující atomy, které se při reakci redukují (oxidační číslo atomu se zmenšuje).



5_PL: REDOXNÍ ROVNICE - vyčíslení

Správně vyčíslená **redoxní** rovnice musí splňovat 2 podmínky:

1. počet atomů všech prvků je na obou stranách rovnice stejný
2. počet odevzdaných elektronů a počet přijatých elektronů je stejný

Postup:

1. doplníme oxidační čísla všech prvků v rovnici
2. určíme prvek, který se oxidoval (jeho oxidační číslo se zvětšilo)
3. určíme počet odevzdaných elektronů
4. určíme prvek, který se redukoval (jeho oxidační číslo se snížilo)
5. určíme počet přijatých elektronů
6. použijeme křížové pravidlo a podle potřeby rozšíříme
7. doplníme do rovnice počty atomů
8. dopočítáme počty atomů ostatních prvků

1.	$\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ $\text{K}_1^{\text{I}}\text{Cl}_1^{\text{V}}\text{O}_3^{-\text{II}} \rightarrow \text{K}_1^{\text{I}}\text{Cl}_1^{-\text{I}} + \text{O}_2^0$ <p>oxidace: $\text{O}^{-\text{II}} \rightarrow \text{O}^0 - 2\text{e}^-$ 2 \times 6 atomů O celkem 12e^-</p> <p>redukce: $\text{Cl}^{\text{V}} \rightarrow \text{Cl}^{-\text{I}} + 6\text{e}^-$ 6 \times 2 atomy Cl celkem 12e^-</p> $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
2.	$\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2$ $\text{K}_1^{\text{I}}\text{I}_1^{-\text{I}} + \text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{K}_1^{\text{I}}\text{Cl}_1^{-\text{I}} + \text{I}_2^0$ <p>oxidace: $\text{I}^{-\text{I}} \rightarrow \text{I}^0 - 1\text{e}^-$ 1 \times 2 = 2 atomy I celkem 2e^-</p> <p>redukce: $\text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}^{-\text{I}} + 1\text{e}^-$ 1 \times 2 = 2 atomy Cl celkem 2e^-</p> $2\text{KI} + 1\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + 1\text{I}_2$
3.	$1\text{H}_2\text{S} + 1\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl} + 1\text{S}$ $\text{H}_2^{\text{I}}\text{S}_1^{-\text{II}} + \text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{H}_1^{\text{I}}\text{Cl}_1^{-\text{I}} + \text{S}_1^0$ <p>oxidace: $\text{S}^{-\text{II}} \rightarrow \text{S}^0 - 2\text{e}^-$ 2 \times = 1 atomy S celkem 2e^-</p> <p>redukce: $\text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}^{-\text{I}} + 1\text{e}^-$ 1 \times = 2 atomy Cl celkem 2e^-</p>
4.	$2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HF} + 1\text{O}_2$ $\text{F}_2^0 + \text{H}_2^{\text{I}}\text{O}_1^{-\text{II}} \rightarrow \text{H}_1^{\text{I}}\text{F}_1^{-\text{I}} + \text{O}_2^0$ <p>oxidace: $\text{O}^{-\text{II}} \rightarrow \text{O}^0 - 2\text{e}^-$ 2 \times 2 = 2 atomy O celkem 4e^-</p> <p>redukce: $\text{F}^0 \rightarrow \text{F}^{-\text{I}} + 1\text{e}^-$ 1 \times 4 = 4 atomy F celkem 4e^-</p>

Vyčíslení redoxní rovnice – příklady

1. Vyčísli redoxní rovnici 

$$2\text{Al}^0 + 6\text{H}^{\text{I}}\text{Cl}^{-\text{I}} \rightarrow 2\text{Al}^{\text{III}}\text{Cl}_3^{-\text{I}} + 3\text{H}_2^0$$

Oxiduje se:	počet elektronů	křížové pravidlo rozšíření	počet atomů	vyměněných elektronů
$\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{\text{III}}$	$-3e^-$	$1 \cdot 2 =$	2	6
Redukuje se:				"
$\text{H}^{\text{I}} \rightarrow \text{H}^0$	$+1e^-$	$3 \cdot 2 =$	6	6

Vyčísli redoxní rovnici

- $\text{SiO}_2 + \text{Al} \rightarrow \text{Si} + \text{Al}_2\text{O}_3$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{S}$
- $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HF} + \text{O}_2$
- $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{HCl}$
- $\text{HClO} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$

Vyčíslení redoxních rovnic - řešení

- $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$
- $3\text{SiO}_2 + 4\text{Al} \rightarrow 3\text{Si} + 2\text{Al}_2\text{O}_3$
- $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $1\text{H}_2\text{S} + 1\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl} + 1\text{S}$
- $2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HF} + 1\text{O}_2$
- $2\text{FeCl}_3 + 1\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + 1\text{S} + 2\text{HCl}$
- $5\text{HClO} + 1\text{Br}_2 + 1\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HBrO}_3 + 5\text{HCl}$

6_Řada napětí kovů (reaktivity kovů)

neušlechtilé kovy



ušlechtilé kovy

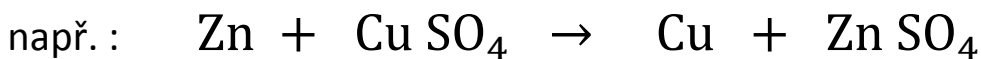
reagují s kyselinami popř. i s vodou

s kyselinou většinou nereagují

K Na Ca Mg Al Zn Fe Sn Pb H Cu Ag Hg Au Pt

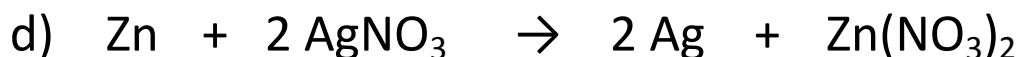
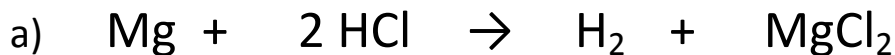
Z postavení lze odvodit, že:

kov je schopen vytěsnit (vyredukovat) z roztoku soli kov stojící v řadě kovů vpravo od něj



kov Zn vytěsňuje kov Cu (Cu je vpravo od zinku) z roztoku Cu SO₄

Př.: Které z chemických reakcí mohou proběhnout?



7_Výroba surového železa

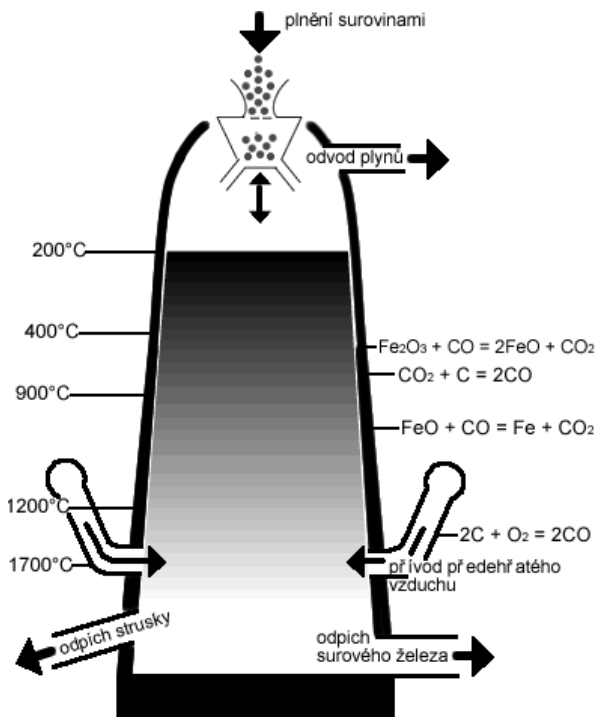
- vyrábí se z kyslíkatých rud obsahujících Fe_2O_3 (magnetit, hematit, limonit), rudy obsahují příměsi - hlušinu
- železo se získává z rud jejich redukcí oxidem uhelnatým a uhlíkem ve vysoké peci

Vysoká pec

- nepřetržitý provoz
- shora se plní koksem, železnou rudou a vápencem
- do spodní části se vhání přehřátý vzduch
- struska vzniká z hlušiny a vápence

surové železo - litina

- obsahuje různé příměsi: C, Si, P, Mn
- má velkou pevnost, je stálé na vzduchu, je křehké a není kujné
- použití: potrubí, topná tělesa, kotle



Výroba oceli

(surové železo se zpracovává na ocel)

(= zkujňování - snižování obsahu uhlíku a dalších přimíšených prvků).

1. Oxidací příměsí vzdušným kyslíkem v konvertorech. Vzdušný kyslík oxiduje přimíšené prvky na oxidy (P_2O_5 , SiO_2 , CO, CO_2 , SO_2).
2. Oxidací kyslíkem vázaným v oxidech železa v nístějových pecích. K surovému železu se přidává železný šrot nebo upravená železná ruda a směs se taví.
3. Speciální oceli - v elektrických pecích. Vlastnosti oceli se mění přísadou některých kovových prvků (Cr, Ni, Mn, V, Ti).
4. Vlastnosti oceli
 - pomalu ochlazená je méně tvrdá, méně pružná a snáze se ohýbá
 - prudce ochlazená (**kalená ocel**) je tvrdá, pružná a křehká

Výklad: <http://www.zschemie.euweb.cz/zelezo/zelezo3.html>

Video: <https://www.youtube.com/watch?v=b3BOMfH7Dbc>

8_Elektrolýza

- nazýváme tak redoxní reakce, které probíhají na elektrodách při průchodu stejnosměrného el. proudu roztokem nebo taveninou
- neprobíhá samovolně, je třeba dodat el. energii

př.: **elektrolýza CuCl₂**:

ve vodném prostředí - **ionizace**:



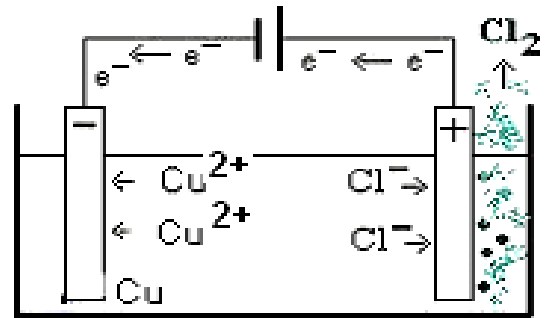
na katodě (záporná elektroda, redukce):

přijmou elektrony: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

na anodě (kladná elektroda, oxidace):

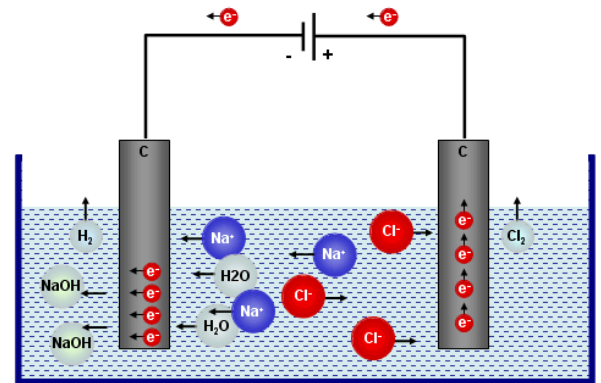
odevzdají elektrony: $2 \text{Cl}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

Při elektrolýze se na katodě vždy vylučuje vodík nebo kov.



9_Průmyslové využití elektrolýzy

- z roztoku NaCl se elektrolýzou **vyrábí chlor, vodík, hydroxid sodný**
- elektrolýzou tavenin se **vyrábí hliník, alkalické kovy, Cu, Mg**
- elektrolýzou vody se vyrábí **kyslík** pro lékařské účely
- elektrolýzou surových (znečištěných) kovů se **vyrábí čisté kovy** např. Cu
- **galvanické pokovování** (např. pozinkování, pochromování). pokovovaný předmět zapojíme jako **katodu**,

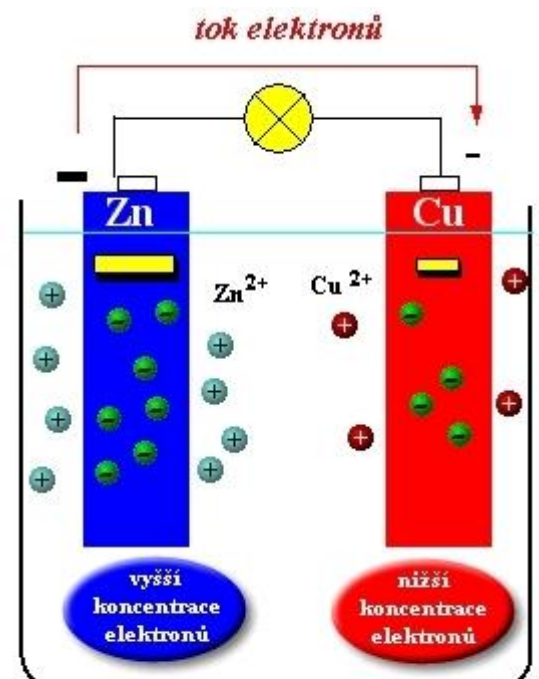


Elektrolýza NaCl – uhlíkové elektrody

© Dragon 2006

Chemická reakce – zdroj el. napětí

- ⊗ elektrické články, akumulátory (zdroje napětí) díky elektrochemickým reakcím získáváme **elektrický proud**
- ⊗ nabíjení akumulátorů díky připojenému zdroji stejnosměrného napětí dochází k elektrochemické reakci (elektrolýze)



elektrolyt = H₂SO₄ + H₂O

10_Koroze

- ⊗ probíhá na povrchu kovu působením vzdušného kyslíku, vody a dalších látek
- ⊗ mění vlastnosti kovu

Povrch kovu chráníme před korozí:

- ⊗ natíráním olejem (odpuzuje vodu)
- ⊗ pokrytí nátěrem, smaltem, plasty
- ⊗ pokovujeme stálejším kovem (Zn, Cr, Cu)