

Zinek

Ieden 2006

Zn



Zn: základní info

název	Zinek
latinsky	Zincum
značka	Zn
protonové číslo	30
relativní atomová hmotnost	65,39
Paulingova elektronegativita	1,65
elektronová konfigurace	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ²
teplota tání	692,68 K, 419,53°C
teplota varu	1180 K, 907°C
skupina	II.B
perioda	4
skupenství (při 20°C)	pevné
oxidační čísla ve sloučeninách	II

Minerály zinku

název minerálu	vzorec	poznámka
adaminit	$Zn_2(AsO_4)(OH)$	
franklinit	$(Zn,Fe)O \cdot Fe_2O_3$	
hemimorfit	$Zn_4Si_2O_7(OH)_2H_2O$	
kalamín	$Zn(CO_3)$	těž smithsonit
sfalerit	ZnS	

Výskyt zinku

- V přírodě se zinek vyskytuje **pouze ve sloučeninách**
- Nejznámější a hlavní rudy
 - minerál **sfalerit** (sulfid zinečnatý - ZnS)
 - **kalamín** (uhličitan zinečnatý - ZnCO_3).
- Zinek je však i **biogenní** prvek
 - vyskytuje se tedy v živých organizmech převážně jako **součást různých enzymů**
- Tělo dospělého člověka obsahuje **pouze 2 g tohoto kovu**
 - proto se o jeho biologickém významu dlouho nevědělo

Vlastnosti

- Je to **modrobílý** a **neušlechtilý** kov, který se svými chemickými vlastnostmi podobá **kadmium**.
- Za běžné teploty je **křehký**, a proto se zpracovává za zvýšené teploty.
- Na vzduchu se pokrývá tenkou vrstvičkou **oxidu zinečnatého** (ZnO).
- Zinek přímo reaguje se **sírou**, halogeny i dalšími nekovy.
- Na rozdíl od **kadmia** je **zinek amfoterní** (reaguje s kyselinami i hydroxidy):
 - $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 - $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$

Reakce Zn s kyselinami

- Zinek reaguje s většinou kyselin za vzniku **vodíku**.
- Výjimku tvoří **kyselina dusičná** (HNO_3) a koncentrovaná **kyselina sírová** (H_2SO_4), kde dochází k redukci kyseliny a vzniku vody:
 - $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Výroba zinku

- Čistý zinek byl **poprvé vyroben již ve středověké Číně a Indii**.
- Produkce zinku v Evropě začala až od 40. letech 18. století.
- Asi 90 % zinku se vyrábí ze sulfidických rud, které se nejprve musí převést na **oxid zinečnatý**.
- Vedlejší produkt **oxid siřičitý** (SO_2) se dále využívá na výrobu **kyseliny sírové** (H_2SO_4):
 - $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$

Použití zinku

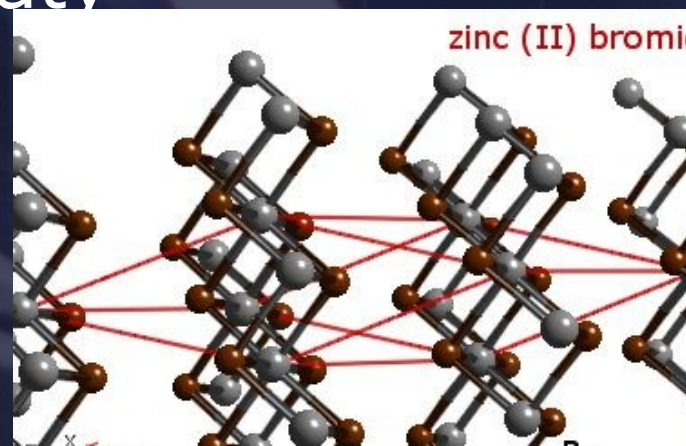
- galvanické **pozinkování** různých korodujících předmětů
- výroba **galvanických článků**
- výroba různých **slitin**
 - **mosaz** - slitina **mědi** a zinku
- vytěsnění **vodíku** z kyselin.

Sloučeniny Zn

- **ZnO** - oxid zinečnatý
 - bílý, ve vodě nerozpustný prášek
 - využívá se jako pigment **zinková běloba**
 - amfoterní
- **Zn(OH)₂** - hydroxid zinečnatý
 - bílá sraženina; amfoterní

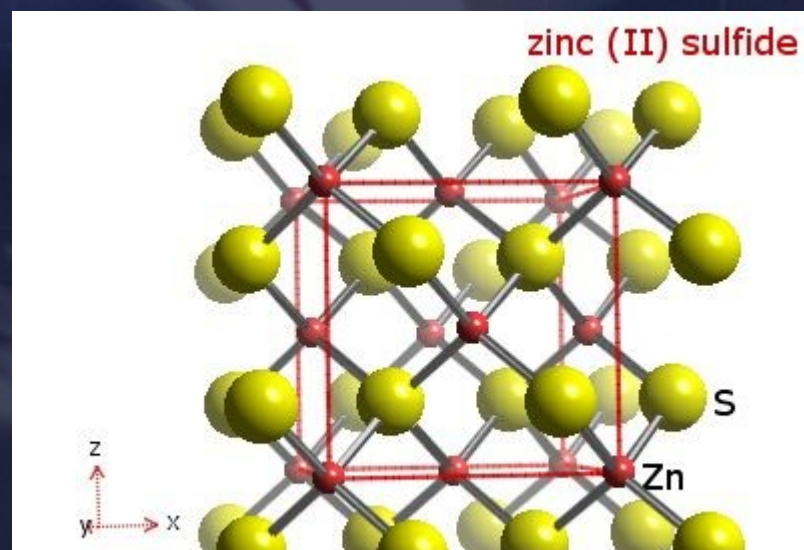
Rozpuslné zinečnaté soli - jedovaté

- **ZnCl₂ · 2H₂O** - dihydrát chloridu zinečnatého
 - bezbarvá, hygroskopická a krystalická látka
- **ZnSO₄ · 7H₂O** - heptahydrát síranu zinečnatého
 - (tzv. **bílá skalice**)
- **Zn(NO₃)₂** - dusičnan zinečnatý
 - bílá a krystalická látka
- **ZnBr₂** - bromid zinečnatý
- **ZnI₂** - jodid zinečnatý



Nerozpustné zinečnaté soli

- **ZnS** - sulfid zinečnatý
 - bílý prášek
- **ZnCO₃** - uhličitan zinečnatý
 - bílá látka
 - v lékařství k přípravě různých mastí



...výroba zinku

- **Elementární zinek** se z oxidu dále získává **přímou redukcí**:
 - $\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{Zn} + \text{CO}$
- nebo, po převedení oxidu na síran, **elektrolyticky**:
 - $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$

Reakce zinku...

- 1. Zinek lze vyrobit redukcí oxidu zinečnatého uhlíkem:
 - $\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{Zn} + \text{CO}$
- 2. Zinek se získává elektrolýzou síranu zinečnatého:
 - $2 \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2$
- 3.a) Zinek se rozpouští v kyselině sírové.
 - $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
- 3.b) Zinek se rozpouští v dostatečně koncentrované oxidující kyselině sírové bez vývoje vodíku:
 - $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 4.a) Zinek se rozpouští v kyselině chlorovodíkové:
 - $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- 4.b) Zinek se rozpouští v kyselině trihydrogenfosforečné:
 - $3\text{Zn} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2$

...reakce zinku

- 5.a) Zinek se rozpouští v roztocích alkalických hydroxidů
 - $\text{Zn} + 2\text{OH}^{-1} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{-2} + \text{H}_2$
- 5.b) Zinek se rozpouští v roztoku hydroxidu draselného
 - $\text{Zn} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$
- 6. Hydroxid zinečnatý v roztoku obsahující amoniak se mění na amminkomplex
 - $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{+2} + 2\text{OH}^{-1}$
- 7. Oxid zinečnatý reaguje s alkalickými hydroxidy
 - $\text{ZnO} + 2\text{OH}^{-1} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{-2}$
- 8. Sulfid zinečnatý se získává z vodných roztoků síranu zinečnatého za pomoci sulfidu barnatého
 - $\text{ZnSO}_4 + \text{BaS} \rightarrow \text{ZnS} + \text{BaSO}_4$

Práškový Zn + S \rightarrow ZnS



S chemií to myslí upřímně...

