

## Oxidačně redukční děje

jsou reakce při nichž dochází ke změně oxidačního čísla u vzájemně reagujících látek

**oxidace** reakce, při níž reaktant předává své  $e^-$

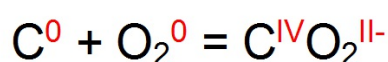
**redukce** reakce, při níž reaktant přijímá  $e^-$

### oxidační činidlo

látka oxidující ostatní látky tak že od nich přijímá  $e^-$  a sama se tedy redukuje; **příjemce = akceptor  $e^-$**

### redukční činidlo

látka redukující ostatní látky tak, že jim předává své  $e^-$  a sama se tedy oxidauje; **dárce = donor  $e^-$**



**C - 4e<sup>-</sup> = oxidace ale redukční činidlo**

**O<sub>2</sub> + 2x2e<sup>-</sup> = redukce ale oxidační činidlo**

## Elektrochemická řada kovů

Li K Ba Cs Na Mg Al Zn Fe Cd Tl Co Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Au

z každého prvku byla "vytvořena" elektroda a změřena hodnota rovnovážného napětí mezi touto elektrodou a elektrodou vodíkovou. Podle dosažených výsledků pak byla sestavena řada = Elektrochemická řada kovů

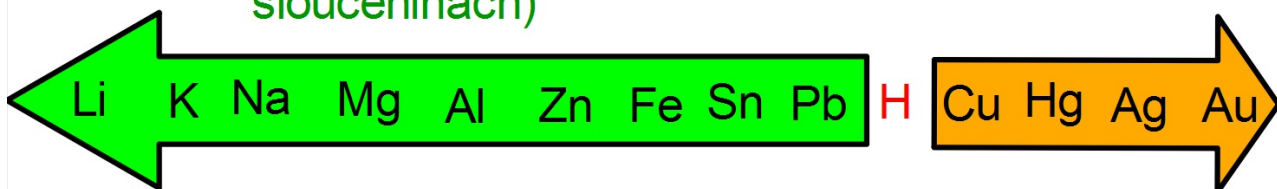
můžeme toho využít pro zjištění:

- ochoty prvku k oxidaci či redukci v dané reakci
- zda bude či nebude daná reakce probíhat

## Vlastnosti řady kovů

neušlechtilé prvky  
(v přírodě se vyskytují ve  
sloučeninách)

ušlechtilé prvky  
(v přírodě se  
vyskytují samostatně)



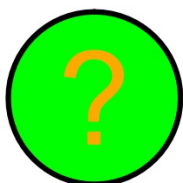
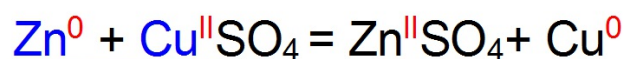
směrem zprava doleva snáze podléhají oxidaci  
= vytvářejí sloučeniny

a naopak

směrem zleva doprava snáze podléhají redukci  
do vlastního kovu

při porovnávání prvků ve vzájemné reakci přihlédneme  
k umístění těchto prvků v řadě kovů

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



Bude reakce probíhat?

Podíváme-li se na vzájemné postavení Zn a Cu v řadě kovů zjistíme:

Cu je napravo od Zn a tudíž se raději redukuje a naopak Zn stojí více nalevo a tedy se raději oxiduje

v reakci výše máme však Cu na straně reaktantů vázanou ve sloučenině, tedy oxidovaném stavu a Zn stojí samostatně ve své redukované formě = oba prvky tedy budou ochotně reagovat a "vymění" si místo = reakce probíhá

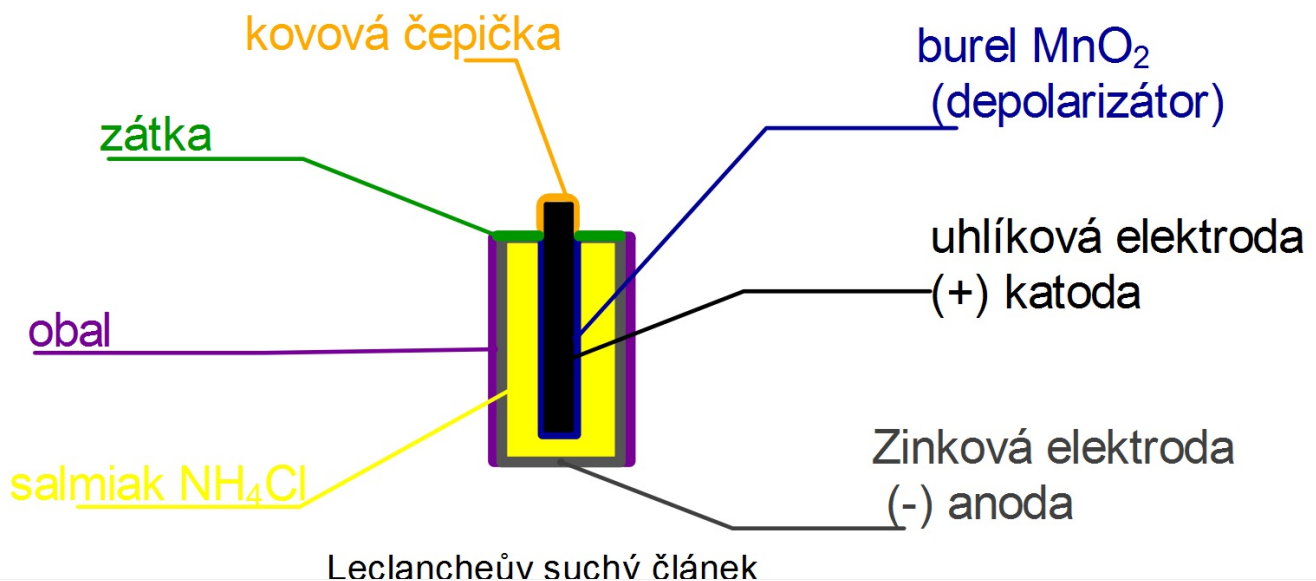
Li K Na Mg Al Zn Fe Sn Pb H Cu Hg Ag Au

Využití redoxních reakcí v praxi

**A) Elektrochemické články** - zdroje stejnosměrného proudu

1. Galvanický - jde o přímé využití el. E v průběhu redoxního děje

- v elektrochemickém článku je oxidace i redukce prostorově oddělena



2. Akumulátory - nabíjecí → každý akumulátor má svou životnost = určitý počet nabíjecích a vybíjecích cyklů

rozdělujeme akumulátory s elektrolytem:

I)

podle skupenství

- suchým
- kapalným

II)

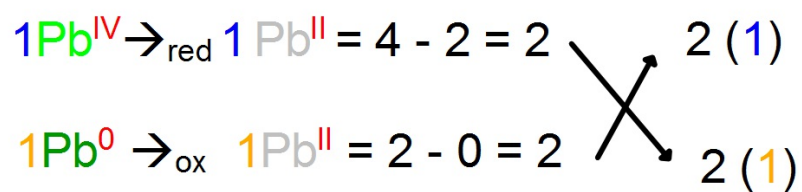
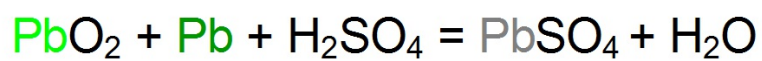
podle složení elektrolytu

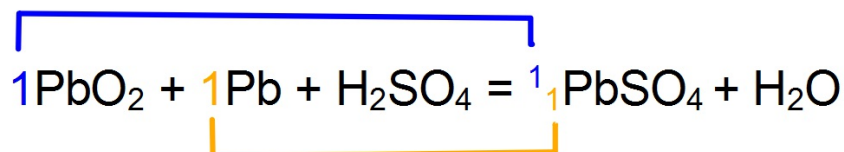
- alkalické (Li-ion; NiMh, NiCd,...)
- s kyselinou (olověné - olověné desky v prostředí zředěné kys. sírové)



## Olověný akumulátor

princip:





každé olovo reagovalo  
s jednou molekulou  
kys. sírové

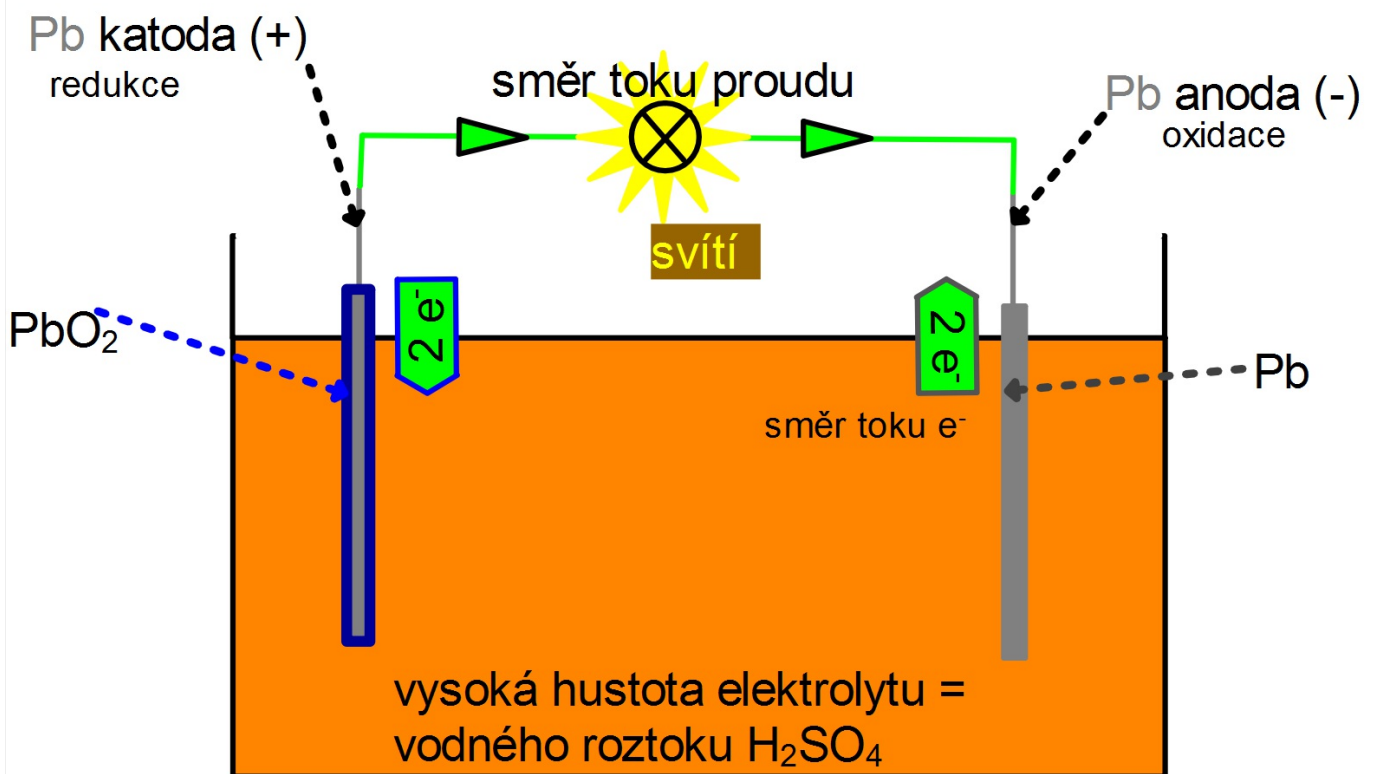
z dílčích rovnic vyplývá,  
že olovo v oxidu olovičitém se redukovalo  
a samostatné olovo se oxidovalo  
do společné sloučeniny - síran olovnatý  
tedy je nutné, aby podle zákona zachování hmoty  
vznikly dvě molekuly síranu olovnatého,  
aby se rovnal počet atomů olova na levé i pravé straně  
rovnice a zároveň tímž způsobem dovyčíslíme vodíky  
a kyslíky v molekule vody



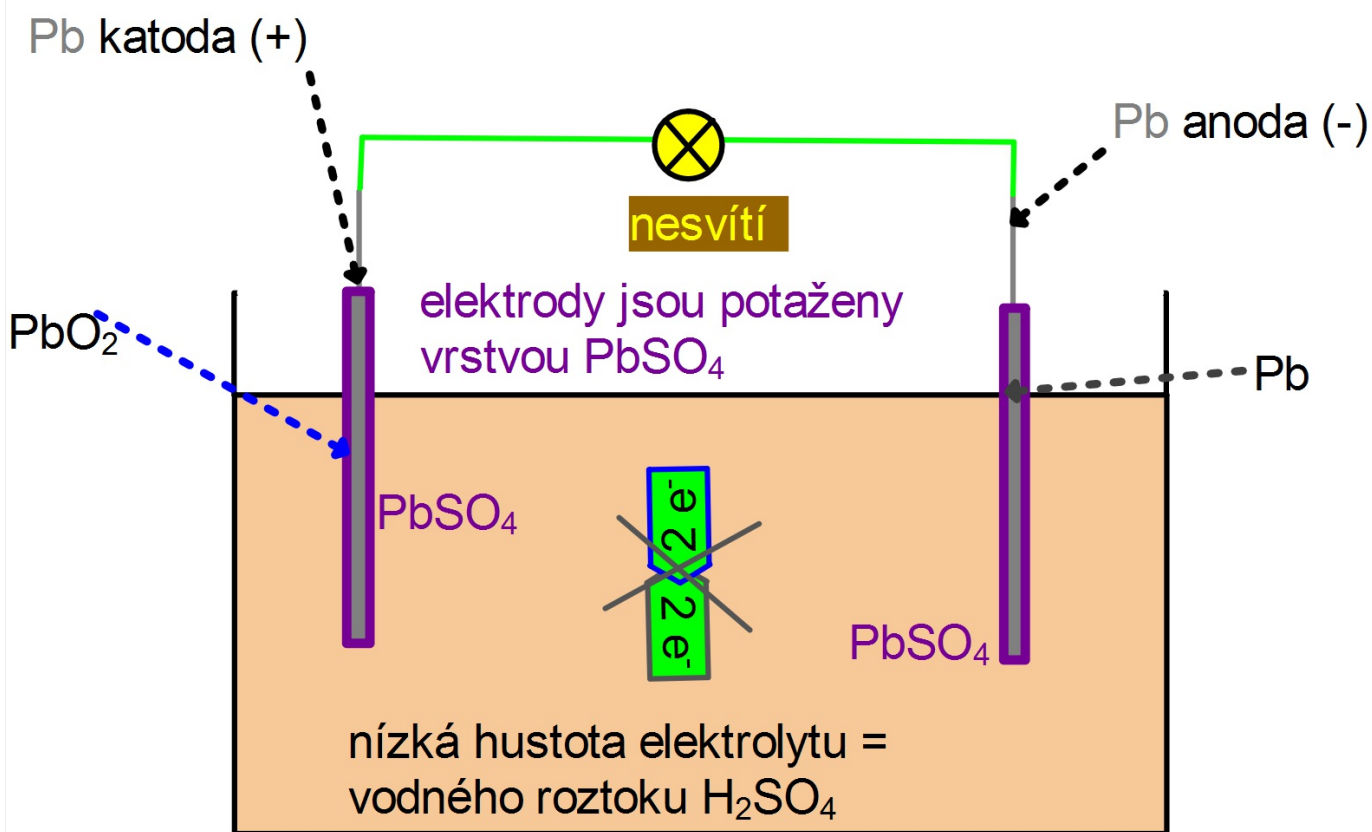


# Olověný akumulátor

nabítý



# Olověný akumulátor - vybitý



NABÍJENÍ = systém funguje jako elektrolyzátor

v této chvíli ale (-) pól z důvodu obrácení toku proudu  
v této chvíli ale (+) pól



## Pojmy

katoda



kladná elektroda

dochází zde k redukci = přijímá elektrony

anoda



záporná elektroda

dochází zde k oxidaci

**elektrolyt** - je látka (gel, roztok) tvořící vnitřní prostředí baterie  
- probíhají zde přenosy elektronů, chemické reakce

**Elektrolyzér** - elektrochemický systém = nádoba, elektrody, elektrolyt

**Elektrolýza** - do systému dodáváme energii (u galvanického článku ji odebíráme)

v takovém případě je anoda kladným pólem a katoda záporným pólem a směr toku proudu je opačný

### **B) Využití elektrolýzy**

- výroba Chloru a hydroxidu sodného průchodem el. proudu roztokem slané vody (mořské) = solanky
- výroba hliníku z taveniny bauxitu
- pokovování kovů pomocí Cu, Ni, Cr, Zn, ...
  - př.: poměďování  
kladná elektroda (+) pól (anoda) = měď  
záporná elektroda (-) pól (katoda) = poměďovaný předmět  
elektrolyt = roztok  $\text{CuSO}_4$



## Koroze

redoxní reakce při nichž většinou dochází k nežádoucím jevům na kovových materiálech (horninách, plastech,...), způsobují materiální i ekonomické škody změnou chemického složení materiálu

### ■ destruktivní změny

u železa - vznik oxidů železa vlivem vlhkosti a kyslíku - šupinky červenohnědé barvy = rez

- odlupováním šupinek se neustále odkrývá nové železo a koroze prostupuje celým předmětem

vzniká na spoji dvou odlišných kovů

■ galvanický článek např.: spojením okapu pozinkovaného a měďěného (voda jako elektrolyt)

■ pasivace vytvoření vrstvičky vlastního kovu na povrchu, která se ihned neodlupuje (měděnka na mědi)



## Ochrana proti korozi

nátěry - barva, tuk, olej  
pokovení  
poplastování