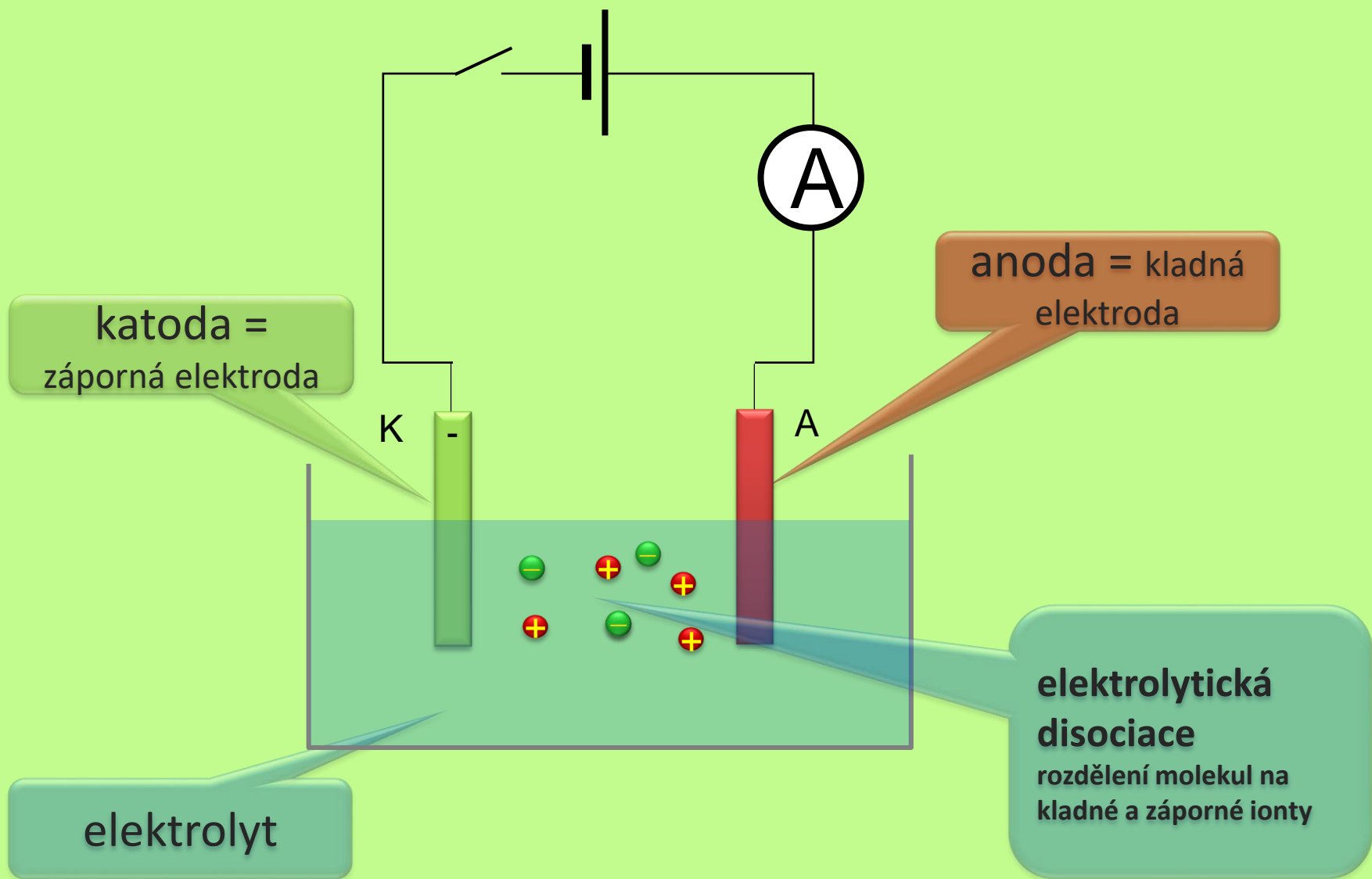


# 5. ELEKTRICKÝ PROUD V KAPALINÁCH

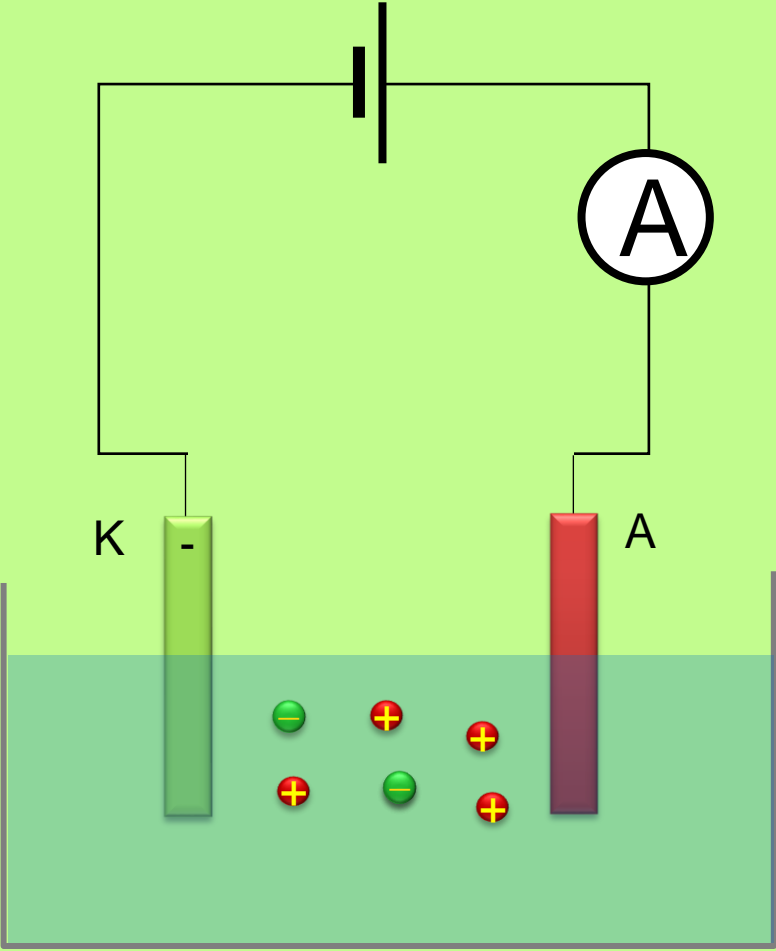


katoda =  
záporná elektroda

anoda = kladná  
elektroda

elektrolytická  
disociace  
rozdělení molekul na  
kladné a záporné ionty

elektrolyt

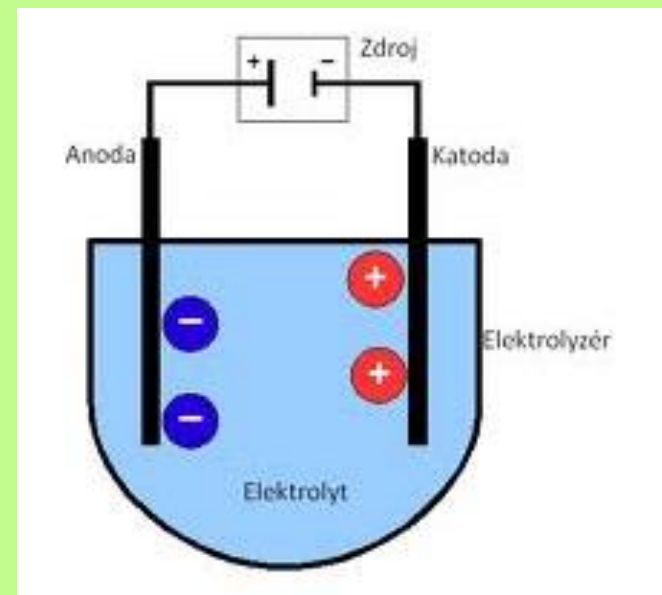


# 5. 1. VEDENÍ ELEKTRICKÉHO PROUDU ELEKTROLYTEM

**Elektrolyty** = kapalně látky a taveniny, které vedou elektrický proud.

**Vodivé roztoky** = vodné roztoky kyselin, zásad a solí.

Elektrody ponoříme do destilované vody, obvodem prochází malý proud, přidáním kyseliny, zásady, soli se proud v obvodu podstatně zvýší.



**Elektrolytická disociace** = rozpad látky na ionty

(+ ionty) = **kationty**

(– ionty) = **anionty**

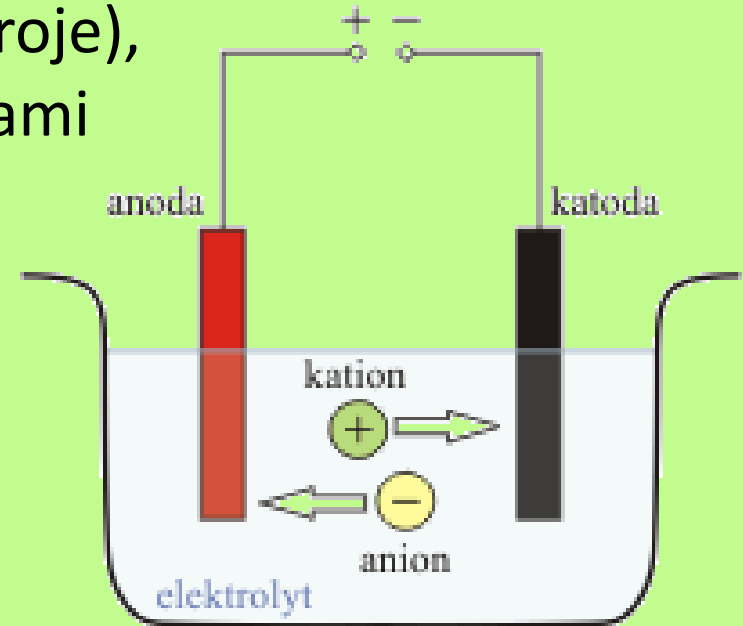
**Př. disociace:**

	kyselina sírová	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
sůl	chlorid sodný	$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
sůl	síran měďnatý	$\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
zásada	hydroxid sodný	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
zásada	hydroxid draselný	$\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$

## Elektrické pole

- vznikne v elektrolytu mezi elektrodami
  - anodou (spojenou s + pólem zdroje) a
  - katodou (spojenou se – pólem zdroje),
- působí na ionty elektrostatickými silami a vyvolává jejich uspořádaný pohyb.

- **Kationty** se pohybují směrem ke katodě, **anionty** k anodě.



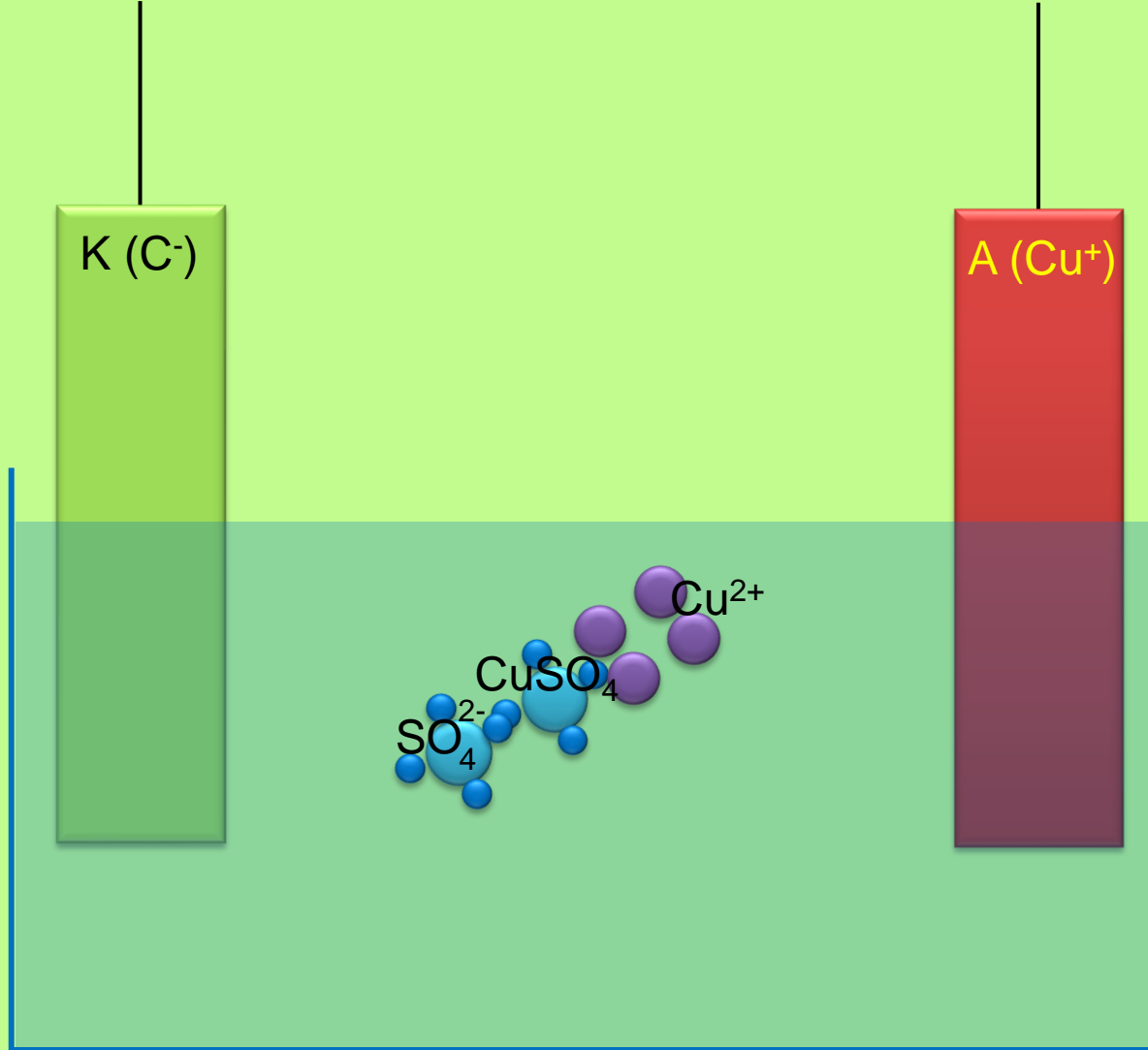
- Na elektrodách odevzdávají ionty svůj náboj a
  - mění se v elektricky neutrální atomy
  - nebo molekuly, které se vylučují na povrchu elektrod
  - nebo chemicky reagují s materiálem elektrody nebo elektrolytem.

**Elektrolýza** je látková změna vyvolaná průchodem proudu elektrolytem na elektrodách.

Při elektrolýze se

- na **katodě** vylučuje vždy vodík nebo kov (vytvářejí kladné ionty).
- na **anodě** vylučuje nějaká látka, nebo se může rozpouštět

Př.: 1



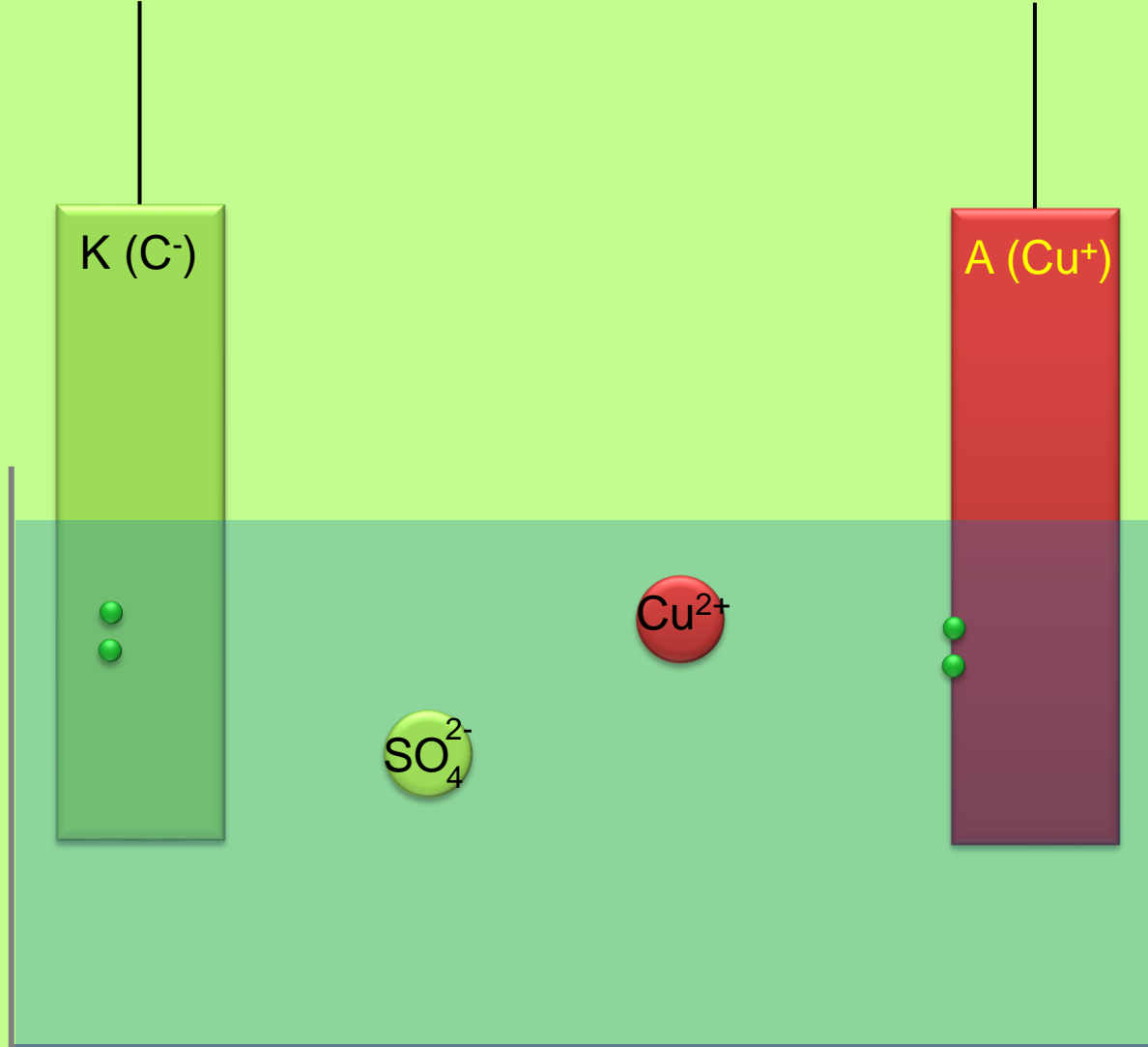
**síran měďnatý (skalice modrá)**

KATODA – uhlíková

ANODA – měďná



Př.: 1

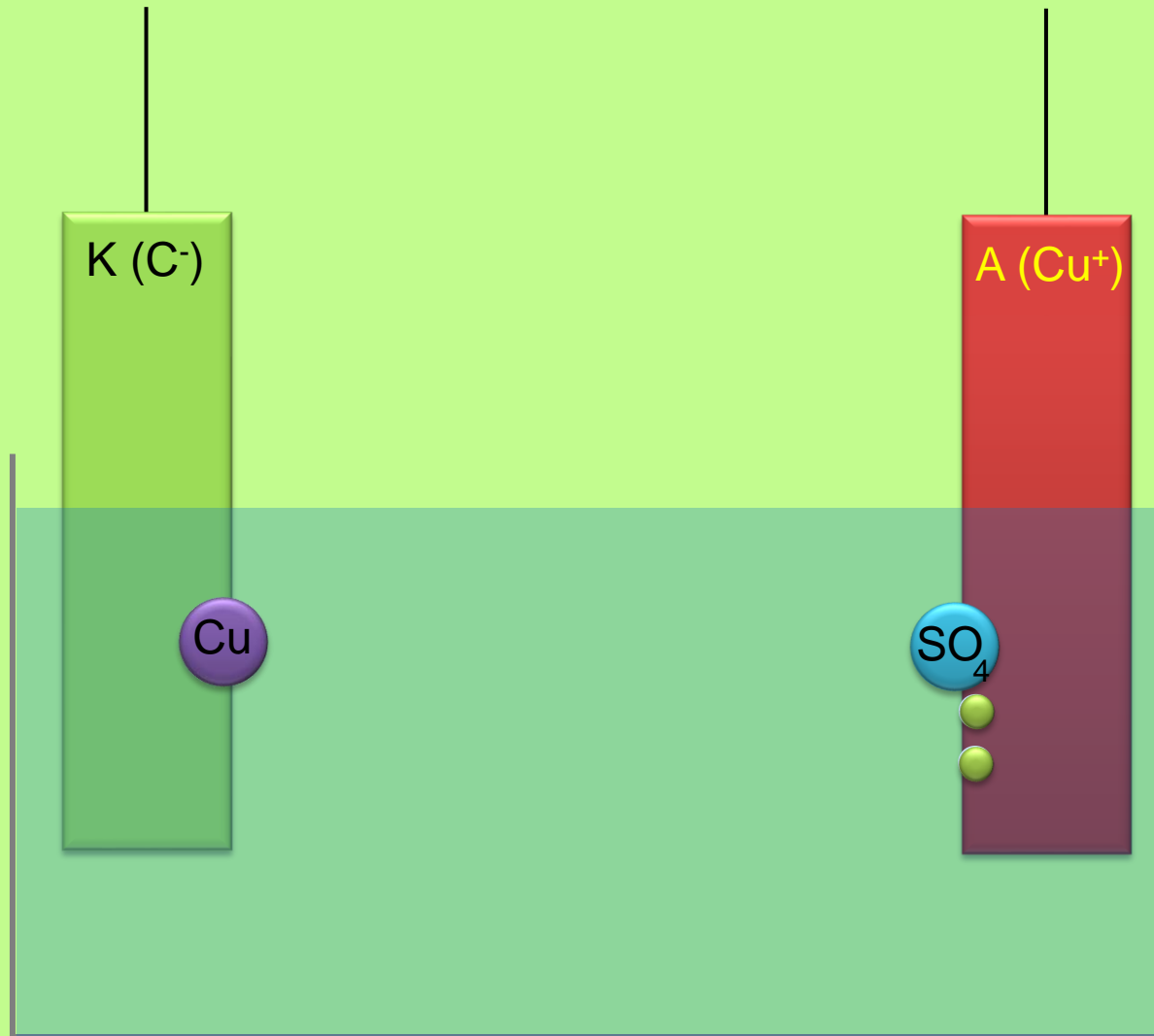


**síran měďnatý (skalice modrá)**

KATODA – uhlíková

ANODA – měďená

Př.: 1



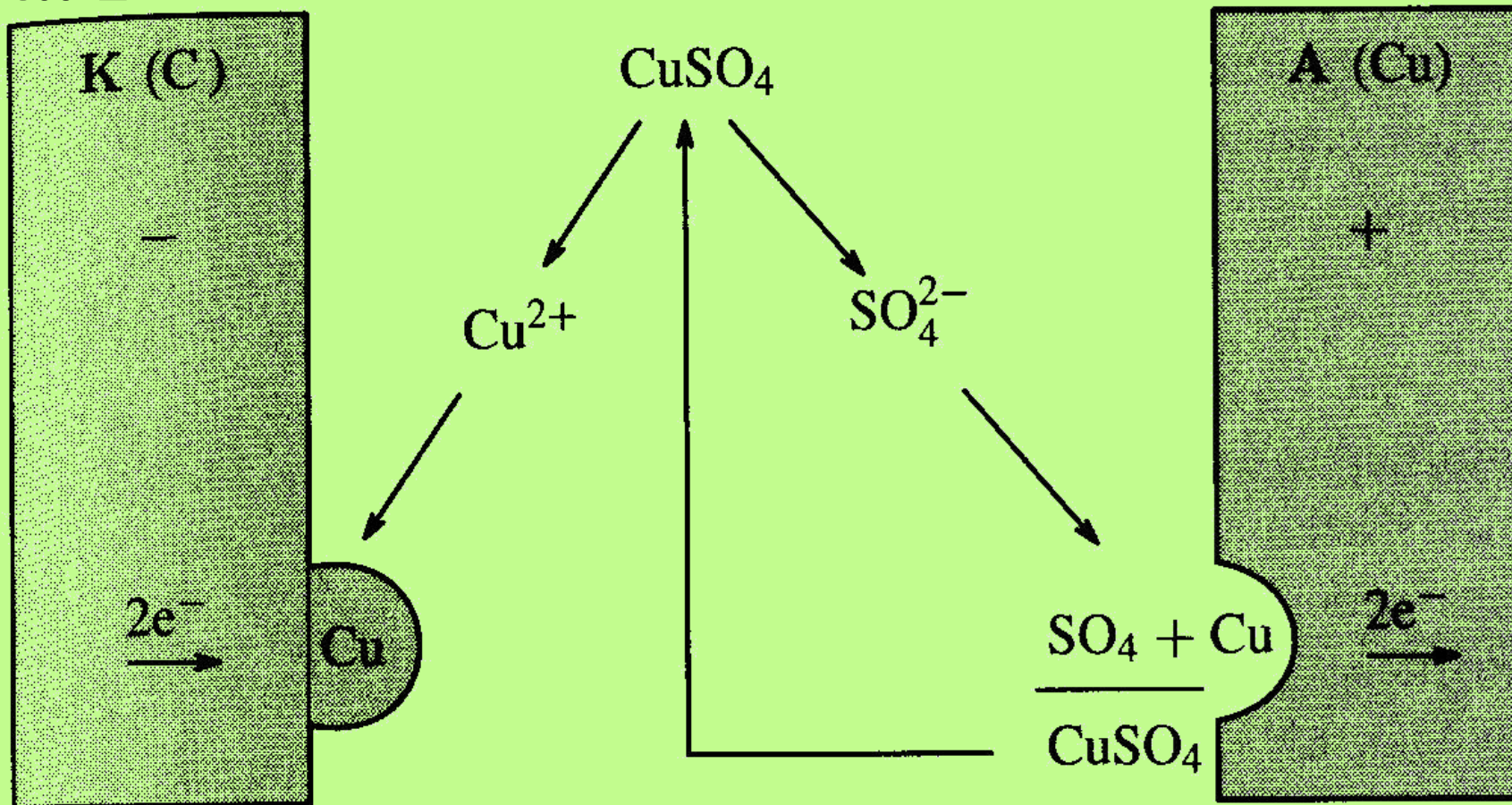
**síran měďnatý (skalice modrá)**

KATODA – uhlíková

ANODA – měďená

koncentrace roztoku se nemění

Př.: 1



## síran měďnatý (skalice modrá)

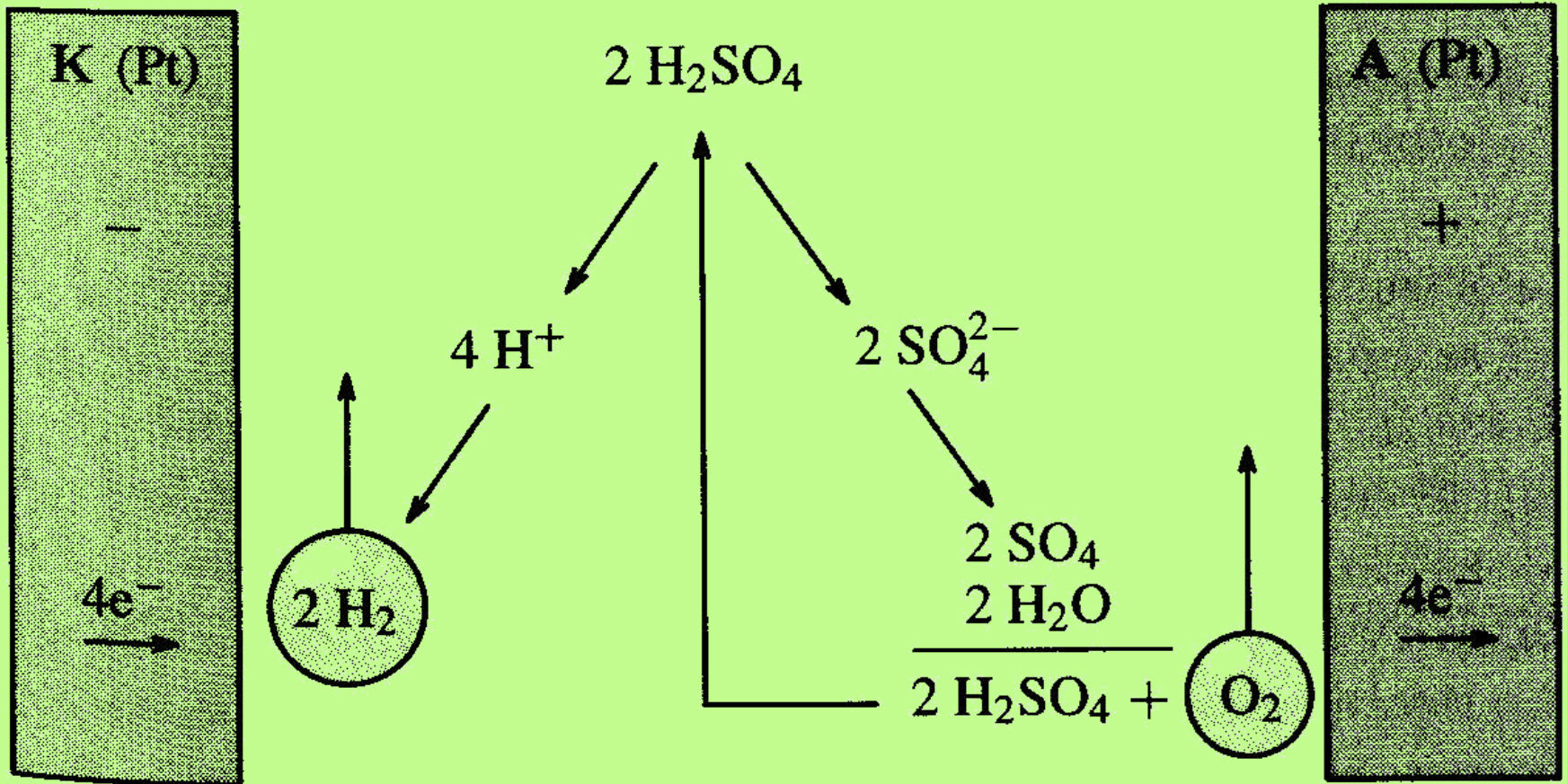
KATODA – vylučuje se na ní měď

ANODA – se rozpouští

koncentrace roztoku se nemění

# Př.: 2 Rozklad vody elektrickým proudem

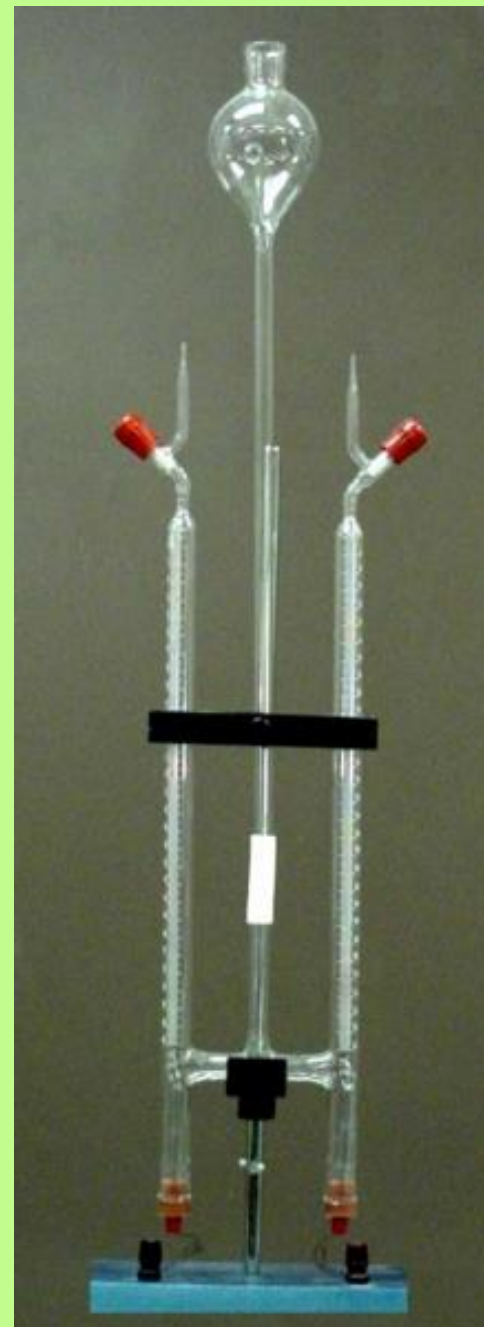
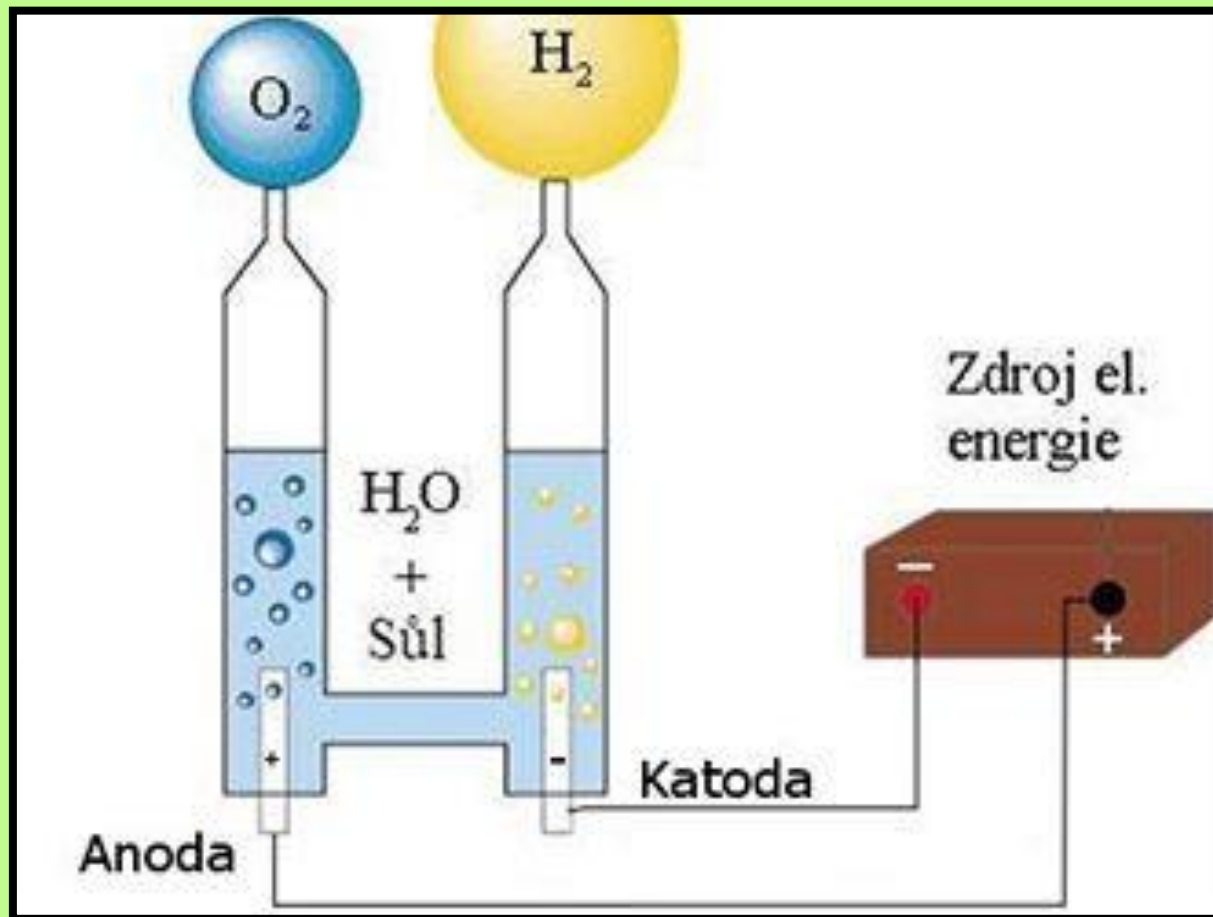
platinové elektrody ve zředěné kyselině sírové  
koncentrace se zvyšuje





# Rozklad vody elektrickým proudem

Hoffmannův přístroj



## 5. 2. FARADAYOVY ZÁKONY PRO ELEKTROLÝZU

### 1. FARADAYŮV ZÁKON

Hmotnost  $m$  vyloučené látky je přímo úměrná náboji  $Q$ , který prošel elektrolytem:

$$m = A \cdot Q = A \cdot I \cdot t$$

$A$  – elektrochemický ekvivalent látky       $[A] = \text{kg} \cdot \text{C}^{-1}$

- konstanta úměrnosti, charakteristická pro danou látku,
- udává množství látky vyloučené proudem 1 A za 1 s .

## 2. FARADAYŮV ZÁKON

$$A = \frac{M_m}{Fz}$$

(zpřesňuje výpočet konstanty A)

**A** vypočteme, jestliže molární hmotnost dělíme Faradayovou konstantou **F** a počtem elektronů „**z**“ nutných k vyloučení jedné molekuly.

$$F = 9,652 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

**Faradayova konstanta**

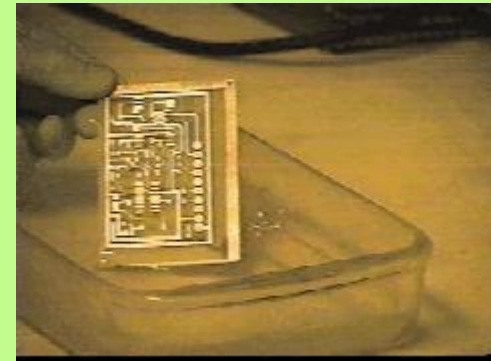
$$F = N_A e = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Látková množství různých látek vyloučených při elektrolýze tímž nábojem jsou chemicky ekvivalentní.

(Mohou se navzájem nahradit v chemické sloučenině nebo se mohou beze zbytku sloučit.)

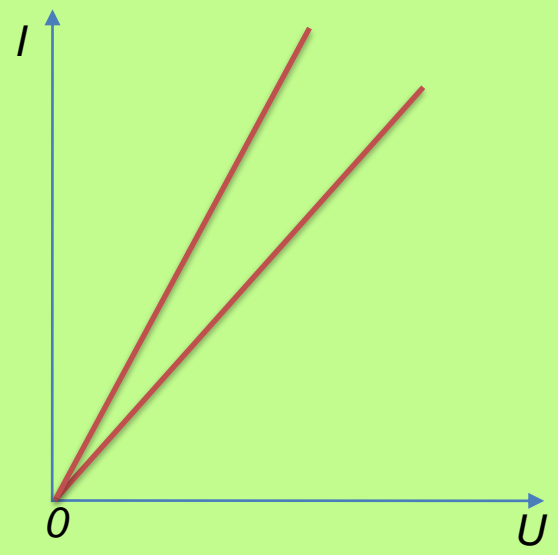
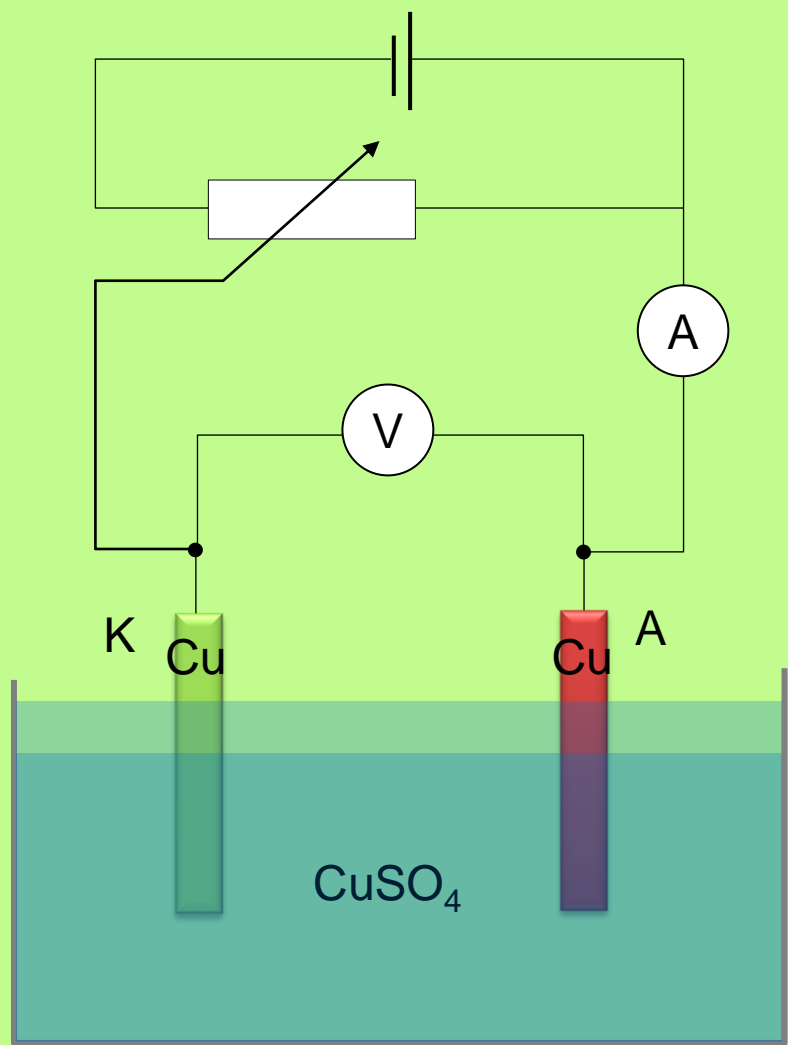
## Využití elektrolýzy

- **galvanické pokovování**  
výrobky z méně ušlechtilých kovů se pokrývají vrstvou ušlechtilého kovu  
(např. chrom – odolnější vůči erozi, nikl, mosaz, chrom + kataforetický lak),
- **galvanické leptání**
- **elektrolytické čištění kovů** – odstraňuje se z kovu nežádoucí příměs (na elektrodách se vylučuje čistý kov)
- **elektrometalurgie** (výroba kovů – hliníku, sodíku)





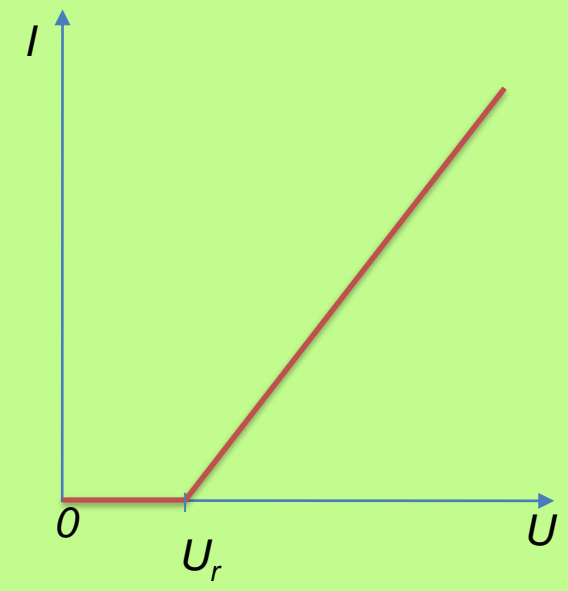
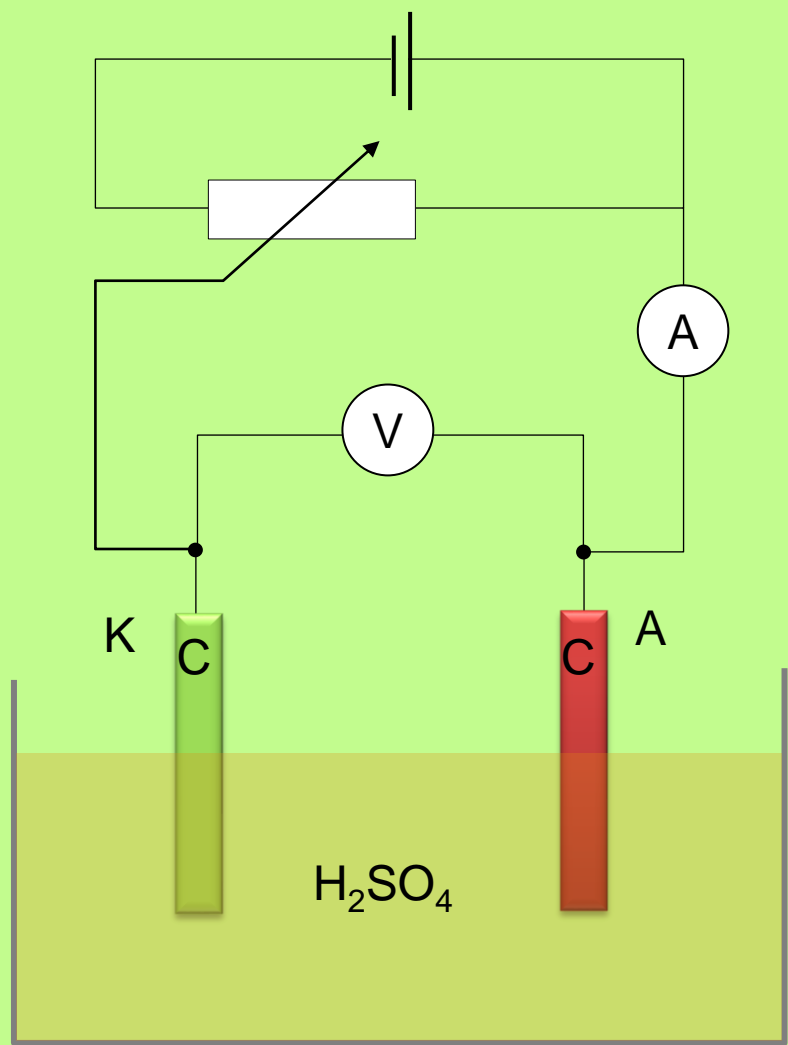
# 5. 3. VA CHARAKTERISTIKA ELEKTROLYTICKÉHO VODIČE



$$I = \frac{U}{R}$$

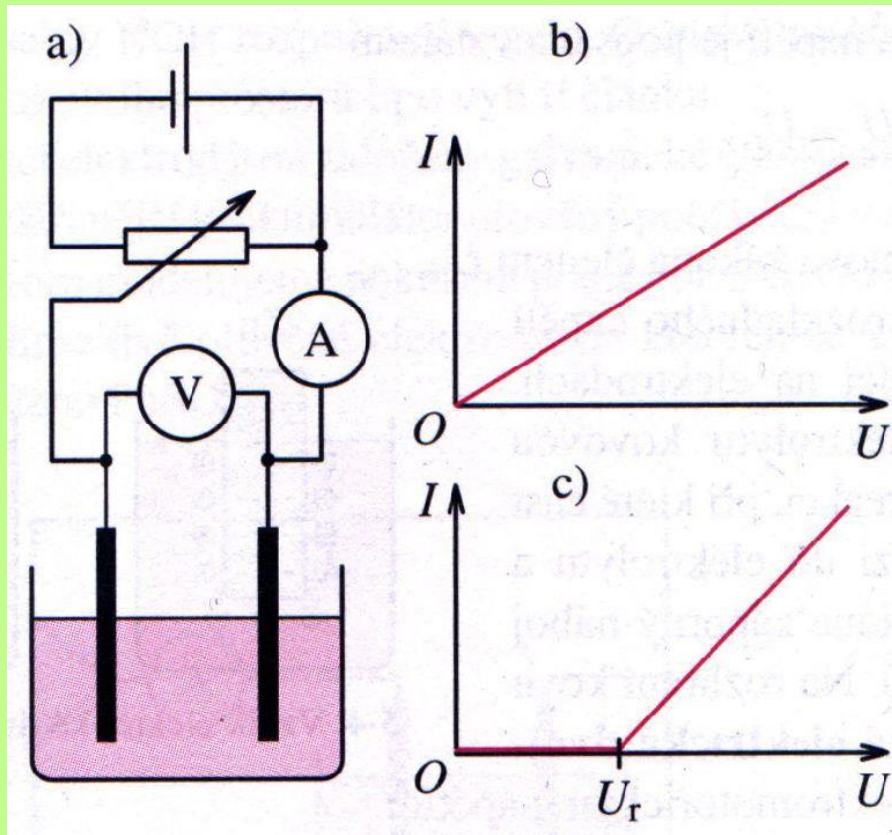
$$R = \rho \frac{l}{S}$$

# 5. 3. VA CHARAKTERISTIKA ELEKTROLYTICKÉHO VODIČE



$$I = \frac{U - U_r}{R}$$

## 5. 3. VA CHARAKTERISTIKA ELEKTROLYTICKÉHO VODIČE



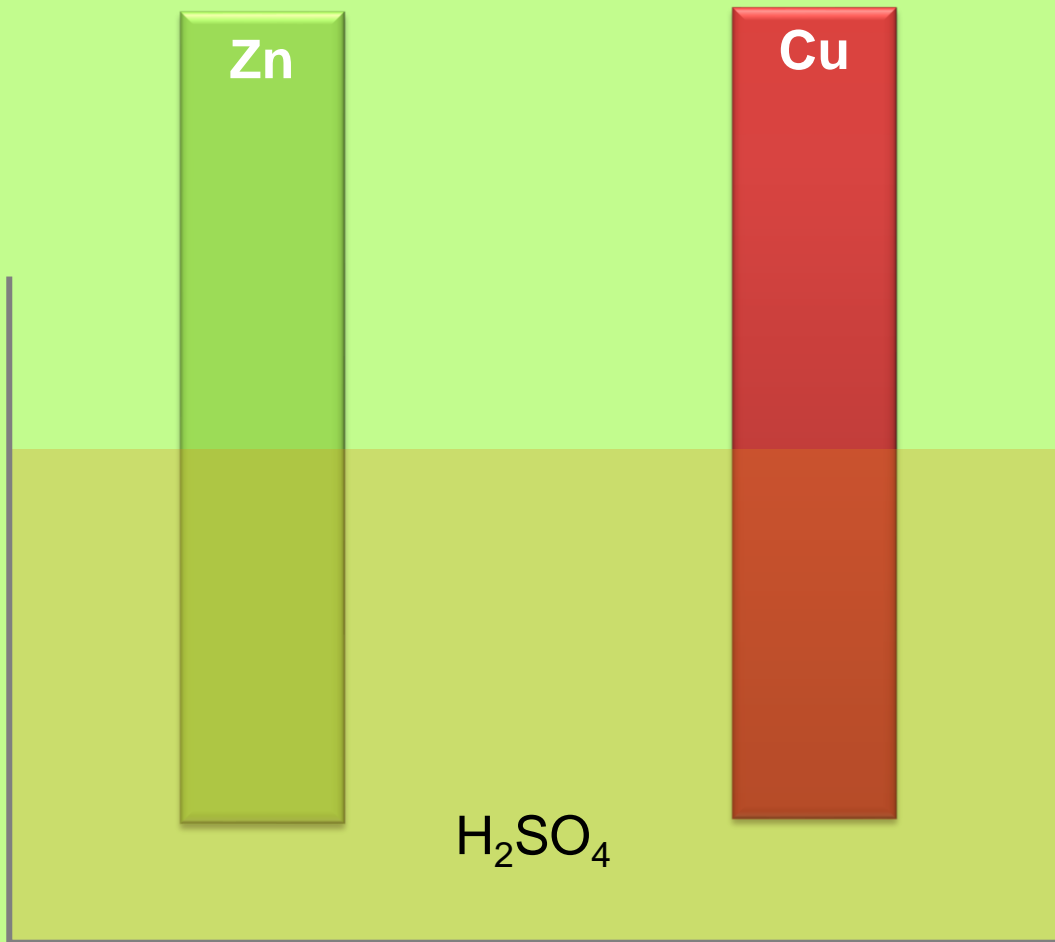
a) Elektrický obvod

b) Proud je přímo úměrný  
napětí  
**elektrody** – Cu  
**elektrolyt** –  $\text{CuSO}_4$

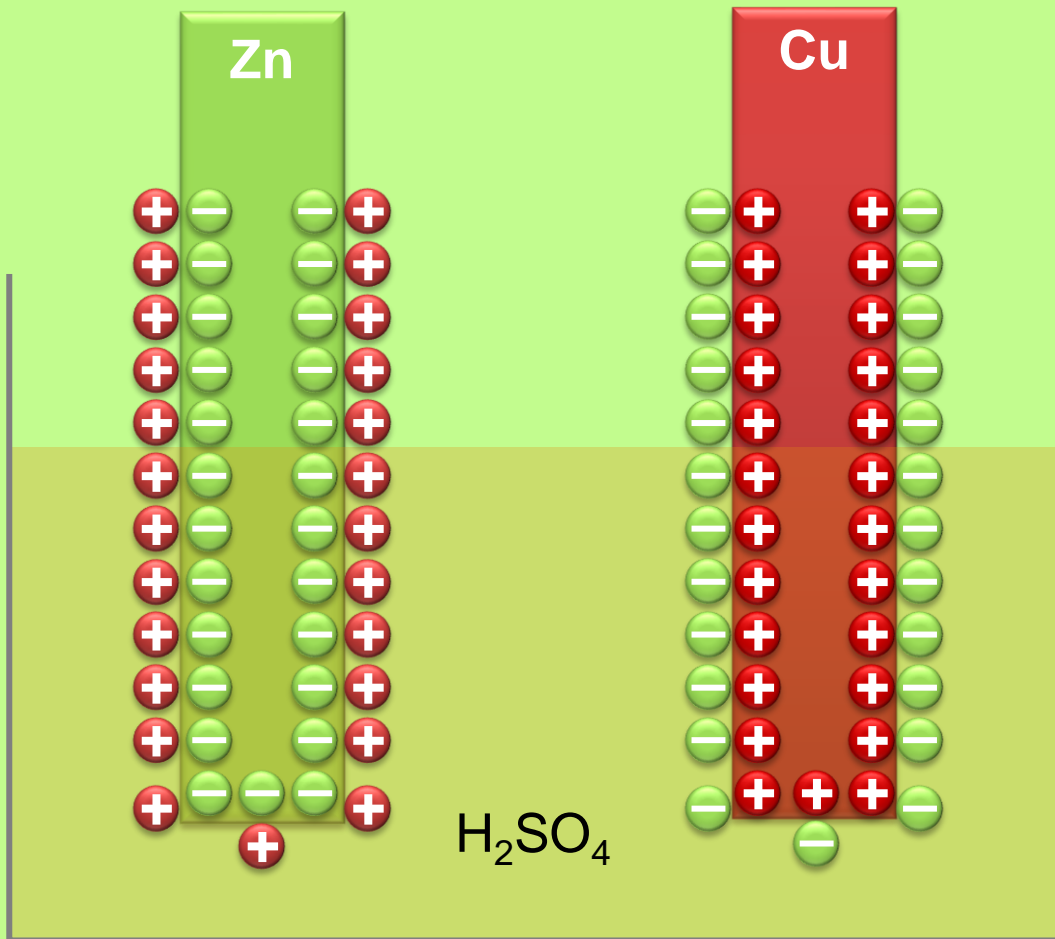
c)  $U_r$  – rozkladné napětí  
**elektrody** – C nebo Pt  
**elektrolyt** – zředěná  
 $\text{H}_2\text{SO}_4$

**Pro elektrolyty platí Ohmův zákon:  $I \sim U$ .**

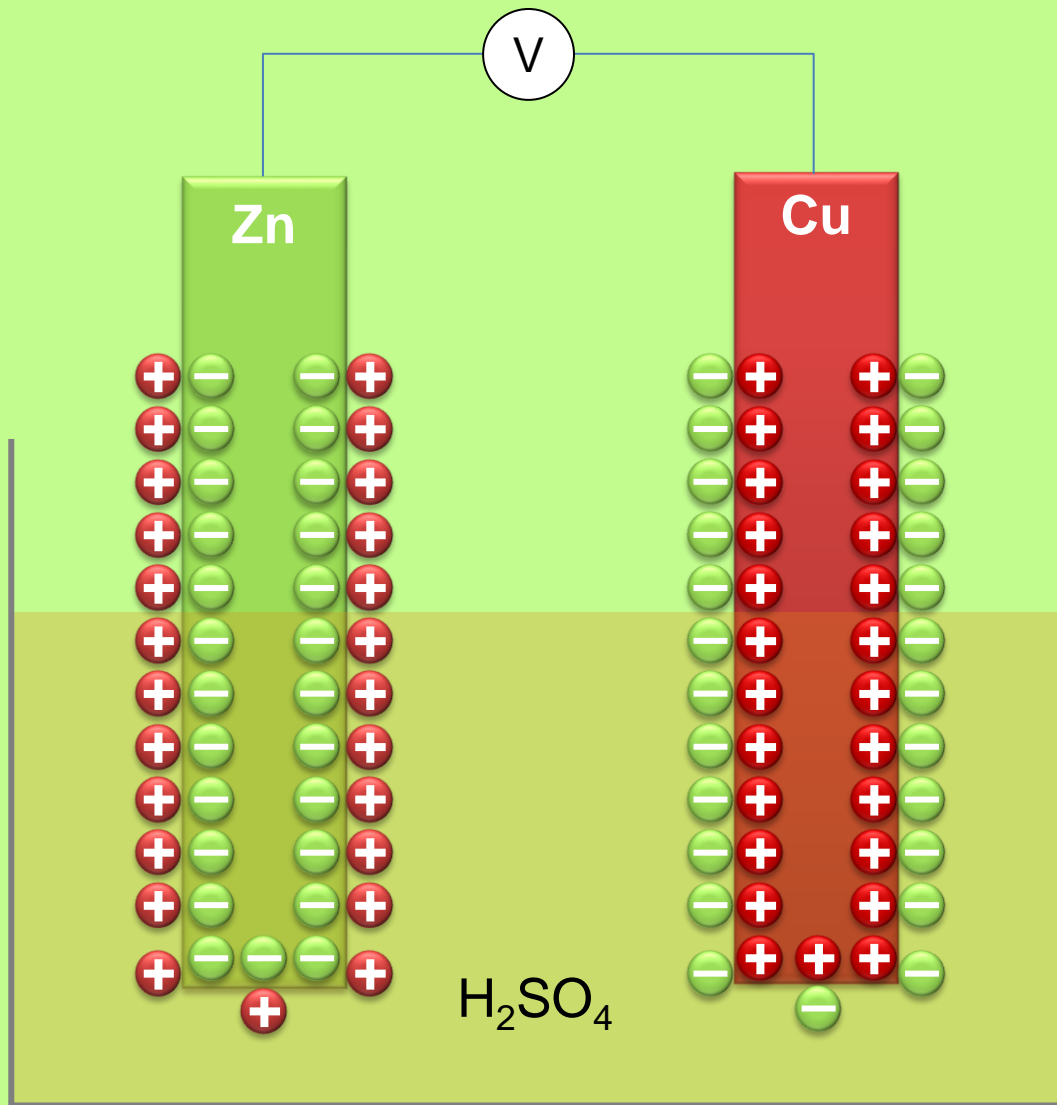
- Trvalý proud v elektrolytu vznikne, když překročíme určité mezní napětí  **$U_r$  – rozkladné napětí.**
- Pokud nastavíme menší napětí než  $U_r$ , vznikne malý proud, který brzy zanikne.



- Na rozhraní kovu a elektrolytu vzniká elektrická dvojvrstva – příčina  $U_r$ .
- Mohou vzniknout dvě různé dvojvrstvy, jejichž elektromotorická napětí jsou různá.



- Na rozhraní kovu a elektrolytu vzniká elektrická dvojrstva – příčina  $U_p$ .
- Mohou vzniknout dvě různé dvojrstvy, jejichž elektromotorická napětí jsou různá.
- **Elektrody se polarizují** a vzniká na nich **polarizační napětí.**



- Na rozhraní kovu a elektrolytu vzniká elektrická dvojvrstva – příčina  $U_p$ .
- Mohou vzniknout dvě různé dvojvrstvy, jejichž elektromotorická napětí jsou různá.
- **Elektrody se polarizují** a vzniká na nich **polarizační napětí**.
- Soustava může fungovat jako zdroj elektrického napětí.

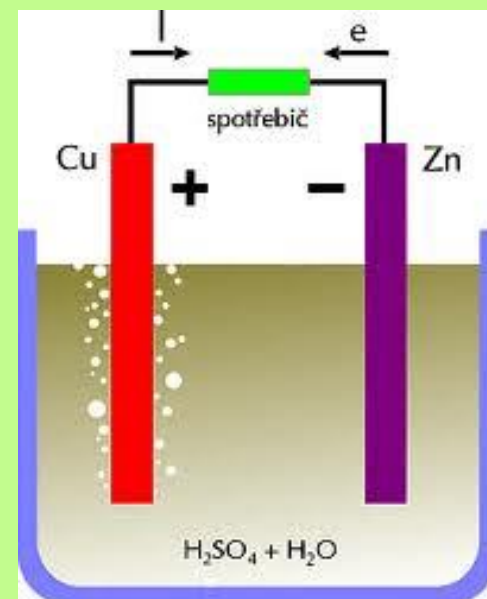
## 5. 4. GALVANICKÉ ČLÁNKY

**Galvanický článek** je zdroj elektrického napětí, ve kterém dochází k přeměně chemické energie v energii elektrickou.

- je tvořen dvěma elektrodami ponořenými do vhodného elektrolytu
- využívá elektrické dvojvrstvy na rozhraní kov – elektrolyt.

### Primární galvanický článek

- má elektrody z různých kovů
- mezi kovovou elektrodou a elektrolytem vzniká rozdíl potenciálů, který je u různých kovů různý
- napětí článku je dáno rozdílem potenciálů obou elektrod
- **proces přeměny energie je nevratný** (články nelze znovu nabít)



# 1. Leclanchéovy suché články

- jsou nejrozšířenější (např. kapesní svítilny, radiopřijímače, ...)
- **elektrodami** jsou
  - katoda – Zn nádoba
  - anoda – C tyčinka
  - obklopená směsí burelu  $\text{MnO}_2$  a koksu,
- **elektrolytem** je roztok salmiaku  $\text{NH}_4\text{Cl}$   
(není tekutý – suchý článek)
- $U_e$  článku je 1,5 V
- po připojení spotřebiče prochází elektrický proud a uvnitř článku probíhá elektrolýza

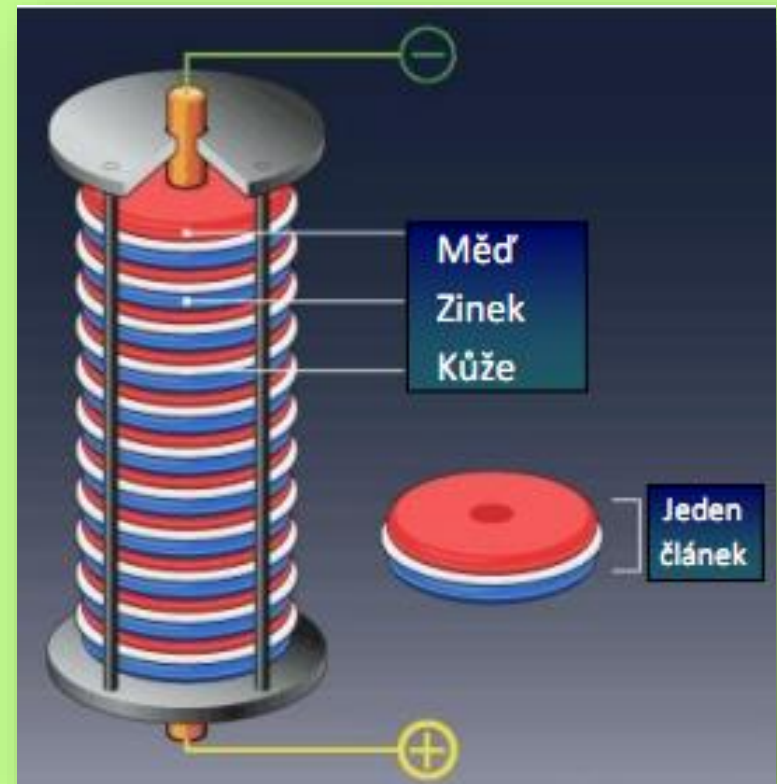


- zinková katoda se rozpouští, čímž se článek postupně znehodnocuje
- na uhlíkové anodě se vylučuje vodík, (který reaguje s burelem za vzniku vody)



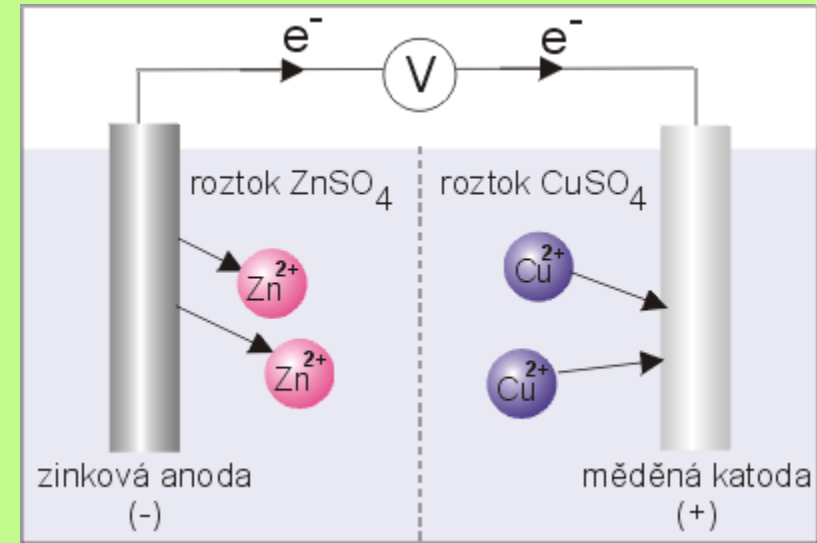
## 2. Voltův článek

- založen na existenci tzv. kontaktního potenciálu kovů, který souvisí s energií, kterou je nutno dodat elektronu, aby opustil povrch kovu.
- vloží-li se mezi dva různé kovy papír namočený v kyselině solné, přechod elektronů se usnadní. Tímto způsobem lze vrstvit kovy na sebe a je možné získat velký rozdíl potenciálů.
- Volta stanovil řadu kovů, které jsou pro tento typ článku vhodné.  
**Al, Zn, Sn, Cd, Pb, Sb, Bi, Hg, Fe, Cu, Ag, Au, Pt, Pd,**



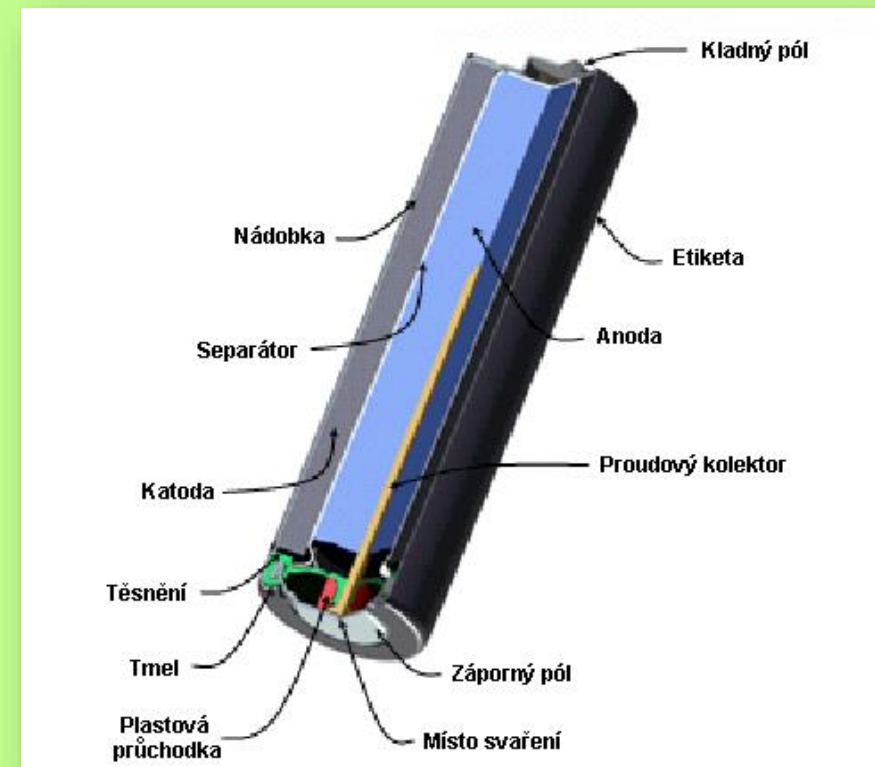
### 3. Daniellův člunek

- Zn elektroda v roztoku  $\text{ZnSO}_4$
- Cu (katoda) v roztoku  $\text{CuSO}_4$ .
- Oba roztoky jsou od sebe odděleny membránou, kterou může procházet voda, náboje, ale nikoli roztok.
- elektromotorické napětí je asi 1,1V



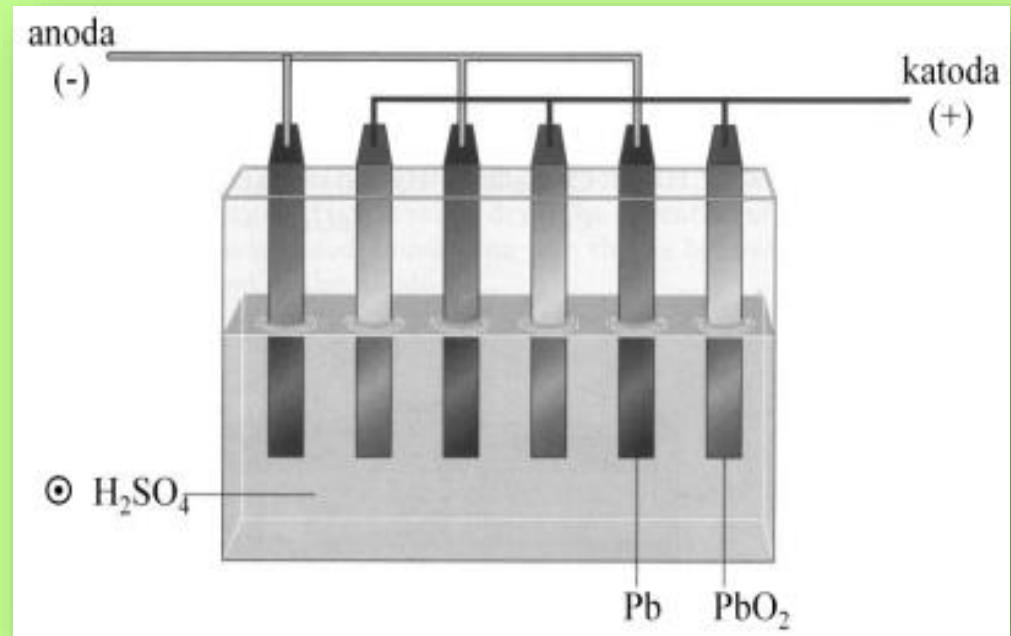
### 4. Alkalický člunek

- má delší životnost
- schéma člunku  $\text{MnO}_2$ -Zn s alkalickým elektrolytem



# Sekundární galvanický článek – akumulátor

- je vratný elektrochemický článek, který je možno připojením k vnějšímu zdroji a průchodem proudu v opačném směru (než je směr proudu při vybíjení) nabít
- založen na polarizaci elektrod
- nejrozšířenější je **akumulátor olověný** používaný v automobilech.
- elektrolyt – roztok  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- elektrody – olověné desky, na nichž se vytvoří slabá vrstva  $\text{PbSO}_4$  (síranu olovnatého)

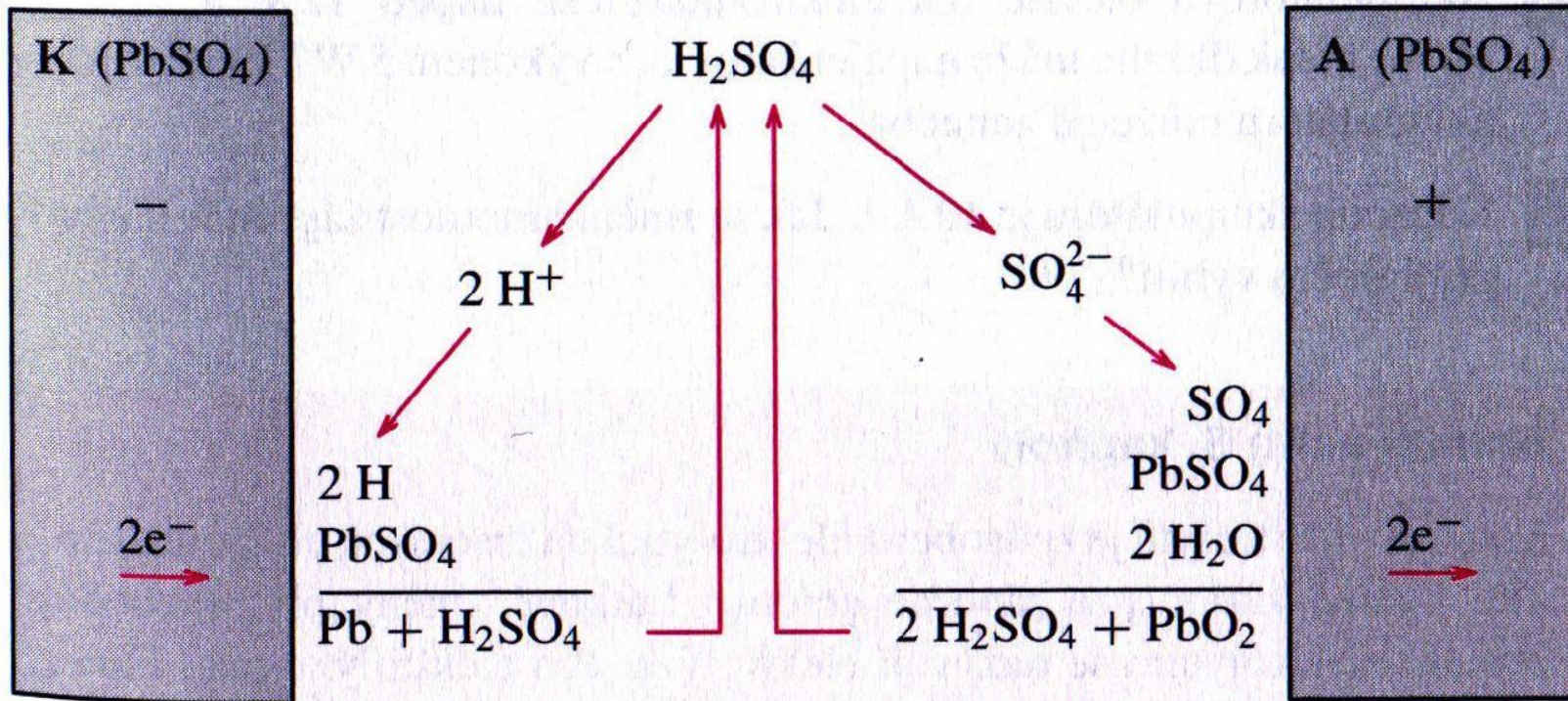






# Nabíjení akumulátoru

Kapacita akumulátoru je určena celkovým nábojem, který může akumulátor vydat při vybíjení ( $1 \text{ A} \cdot \text{h} = 3600 \text{ C}$ ).



<b>NÁZEV</b>	<b>ELEKTRODY</b>	<b>ELEKTROLYT</b>	<b>NAPĚTÍ</b>
Voltův článek	Cu(+); Zn(-)	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1 V
Suchý článek	C(+); Zn(-)	NH <sub>4</sub> Cl + MnO <sub>2</sub>	1,5 V
Alkalický článek	MnO <sub>2</sub> (+); Zn(-)	KOH	1,5 V
Olověný akumulátor	Pb (+, -)	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	2 V