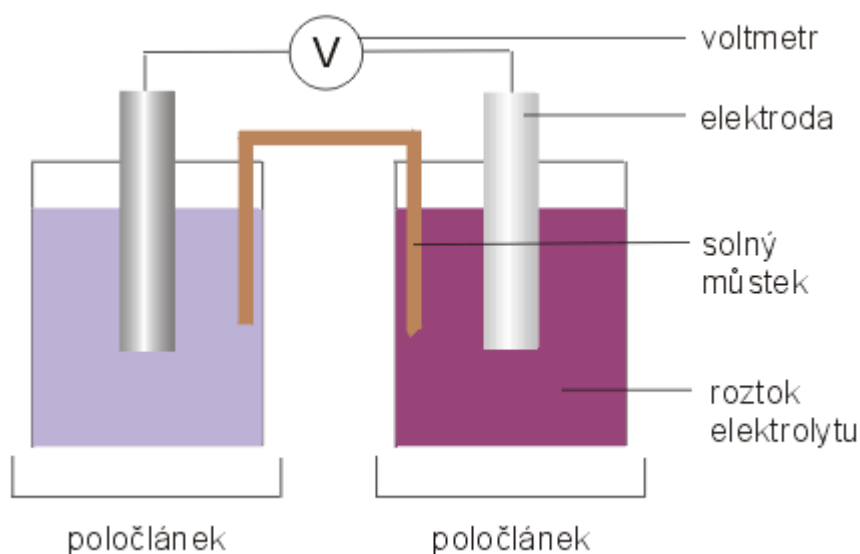


# GALVANICKÝ ČLÁNEK

V běžné životě používáme název baterie. Odborné pojmenování pro baterii je **galvanický článek**.

**Galvanický článek je zařízení, které využívá redoxní reakce jako zdroj energie.**

**Je zdrojem stejnosměrného el. proudu.**



Každý galvanický článek se skládá ze dvou poločlánků, které jsou vodivě spojené (kovovým vodičem a solným můstkem).

Každý poločlánek se skládá z elektrody (kus vodivé látky, např. kovu, uhlíku) ponořené do roztoku elektrolytu (vodivé látky).

galvanický článek = 2 poločlánky

poločlánek = elektroda + roztok elektrolytu

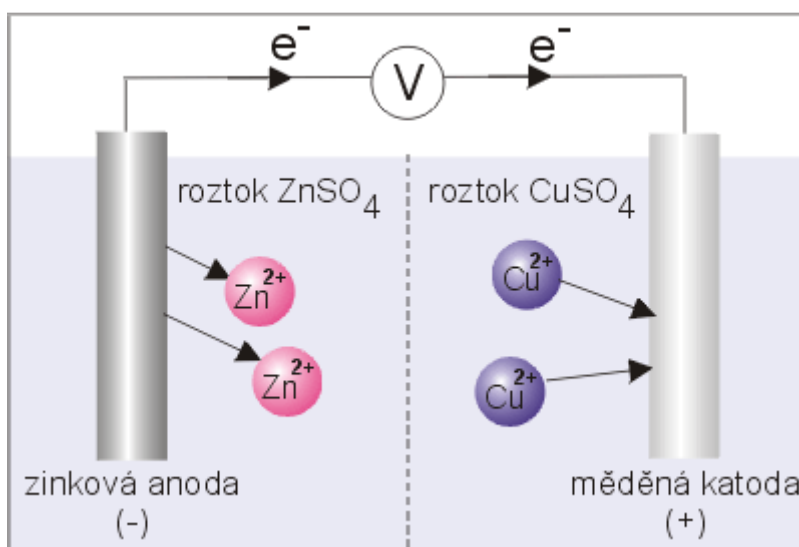
solný můstek = spojovací část galvanického článku (umožňující přenos elektronů)

Na volmetru můžeme naměřit napětí, na ampérmetru elektrický proud.

**Časem napětí i procházející stejnosměrný el. proud klesají, galvanický článek se vybíjí.**

# Danielův článek

se skládá ze dvou elektrod (měděné a zinkové) a z roztoků elektrolytů (roztok  $\text{Cu}^{2+}$  soli a roztok  $\text{Zn}^{2+}$  soli). **Zinková elektroda je ponořena do roztoku zinečnaté soli a měděná elektroda je ponořena do roztoku měďnaté soli.**



**Měď** je ušlechtilější kov než zinek, proto **se bude z roztoku redukovat a vyloučí se na měděné elektrodě** (můžeme ji pozorovat jako hnědočervený povlak).

na měděné elektrodě:  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$  **redukce**

**Kladná elektroda se nazývá KATODA (elektrony se zde spotřebovávají).**

**Zinek** je neušlechtilý kov, **bude se proto oxidovat** na zinečnaté ionty (elektroda **se rozpouští**).

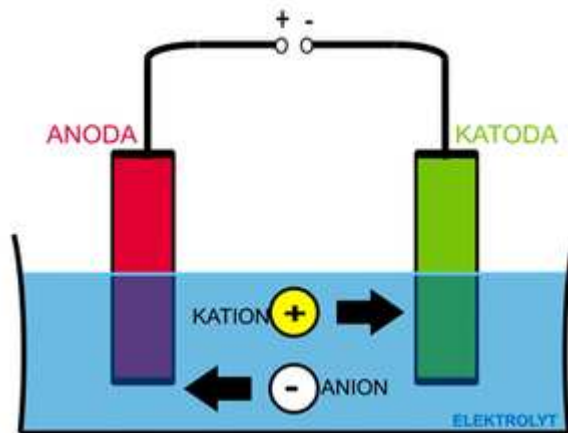
na zinkové elektrodě:  $\text{Zn}(\text{s}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$  **oxidace**

**Záporná elektroda se nazývá ANODA (elektrony se zde uvolňují).**

celkový děj:  $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$

Jestliže připojíme k elektrodám spotřebič (např. žárovku), přecházejí nadbytečné elektrony ze zinkové elektrody přes spotřebič k měděné elektrodě a část jejich energie se ve spotřebiči mění například na světlo nebo teplo. Obvodem prochází elektrický proud: ve vnějším obvodu je způsoben pohybem volných elektronů v kovových vodičích, v elektrolytu pohybem kladných a záporných iontů.

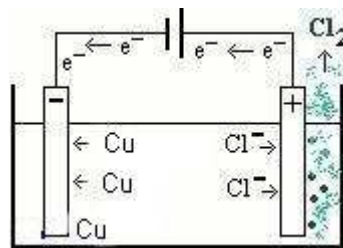
# Elektrolýza



**Redoxní reakce, které probíhají na elektrodách při průchodu stejnosměrného elektrického proudu roztokem nebo taveninou, nazýváme elektrolýza.**

Elektrolýza neprobíhá samovolně, je třeba dodat el. energii.

**Elektrolýza roztoku  $\text{CuCl}_2$  :**



ve vodném prostředí - ionizace:  $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$

na katodě (záporné elektrodě) - příjem elektronů:  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

**redukce**

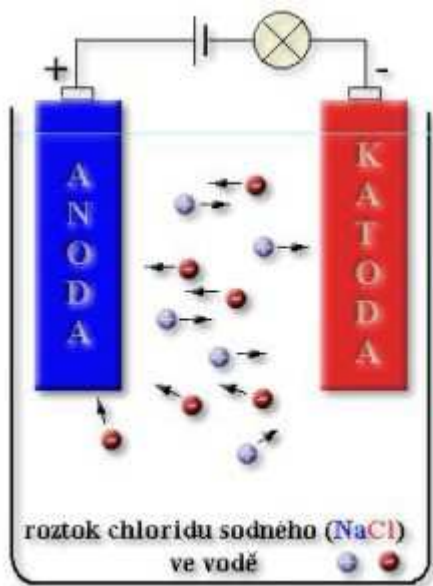
na anodě (kladné elektrodě) – odevzdávání elektronů:  $2 \text{Cl}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

**oxidace**

Při elektrolýze se na katodě vždy vylučuje vodík nebo kov.

### Průmyslové využití elektrolýzy:

z vodného roztoku NaCl se elektrolýzou vyrábí chlor, sodík, vodík, hydroxid sodný, HCl



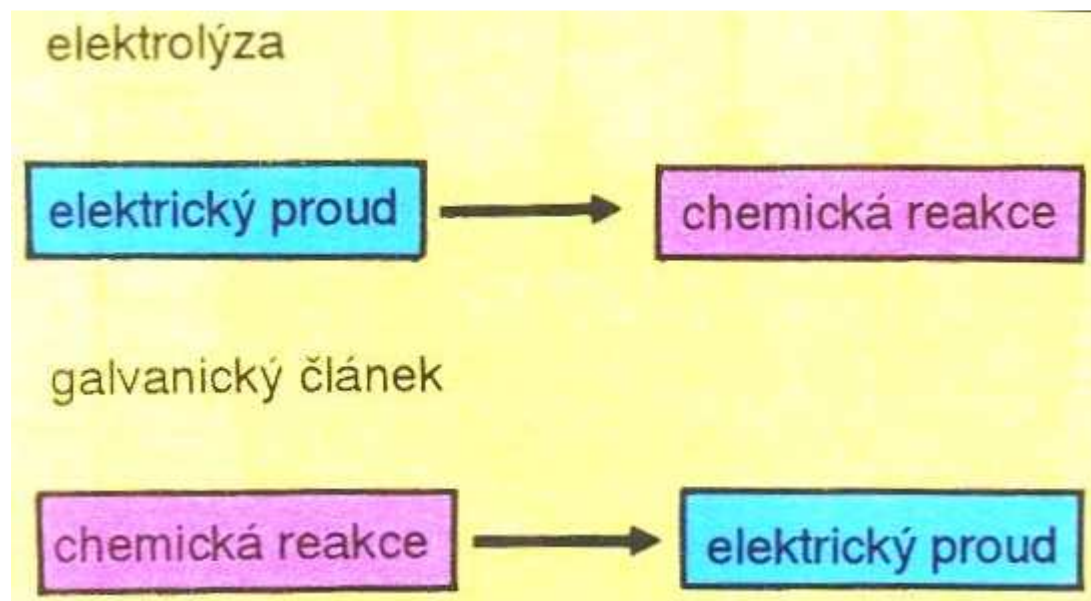
elektrolýzou tavenin se vyrábí hliník, alkalické kovy, Cu, Mg

elektrolýzou vody se vyrábí kyslík pro lékařské účely

elektrolýzou surových (znečištěných) kovů se vyrábí čisté kovy např. Cu

galvanické pokovování různých předmětů (např. pozinkování, pochromování).

Při galvanickém pokovování se na kovovém předmětu získá lesklý souvislý povrch, který předmět chrání.



# Becketova řada kovů

(elektrochemická řada napětí kovů)

uspořádání kovů podle jejich rostoucích redoxních potenciálů  
(standartních elektrodoých potenciálů)

Významnou vlastností kovů je jejich elektropozitivita. Předáním valenčních elektronů vznikají kationty. **Jednotlivé kovy mají rozdílnou schopnost tvořit kationty.** Mírou této schopnosti je rozpouštěcí napětí – charakterizované redoxním potenciálem.

Každý kov jeví určitou snahu se rozpouštět, tedy uvolňovat do roztoku své kationty. Ponoříme-li do elektrolytu dva odlišné kovy (elektrody) a spojíme vnějším kovovým vodičem, dojde k vytvoření uzavřeného elektrického okruhu. Elektromorická síla vzniklého článku je závislá na obou kovech, na rozdílu standardních potenciálů.

Kov vykazuje kladný nebo záporný potenciál při porovnání se srovnávací elektrodou, touto elektrodou je vodíková elektroda. Pokud daný kov vykazuje kladnou odchylku, patří mezi ušlechtilé kovy. Pokud daný kov vykazuje zápornou odchylku, je kovem neušlechtilým, tzn málo odolným vůči korozi.

**Hodnoty standardních potenciálů jednotlivých kovů uvádí tzv. Becketova řada napětí.**

**Na levé straně jsou kovy neušlechtilé, s negativním potenciálem.** Tato skupina má tendenci snadno uvolňovat elektrony a tvořit kationty. Proto se tyto kovy rozpouštějí v kyselinách případně i ve vodě za vývoje plynného vodíku.

Nulový standardní potenciál má vodíková elektroda, která formálně dělí kovy na ušlechtilé a neušlechtilé.

**Na pravé straně jsou zařazeny ušlechtilé kovy s pozitivním potenciálem** (např. Au, Pt, Pd), které tvoří kationty obtížně a dají se snadno vylučovat z roztoku méně ušlechtilými kovy nebo plynným vodíkem.

**Neúplná řada:**

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

kovy reagující s kyselinou (za vzniku vodíku)

srovnávací

ušlechtilé kovy

neušlechtilé kovy

bod

nereagují s kyselinou

L-->P

-směrem **doprava roste redoxní potenciál**, klesají redukční účinky kovů, rostou ionizační energie  
-kovy více vlevo mají silnější redukční účinky- jsou schopnější ze sloučeniny vyredukovat kov od nich napravo

-Kov stojící vlevo - před vodíkem je schopen vodík (v kladném oxidačním stavu) zredukovat (např. vytěsnit ho z kyselin) a sám se oxidovat. Kovy stojící velmi daleko před vodíkem ho zredukovat i z vody. (Na s vodou)

Milan Haminger, BiGy Brno 2016