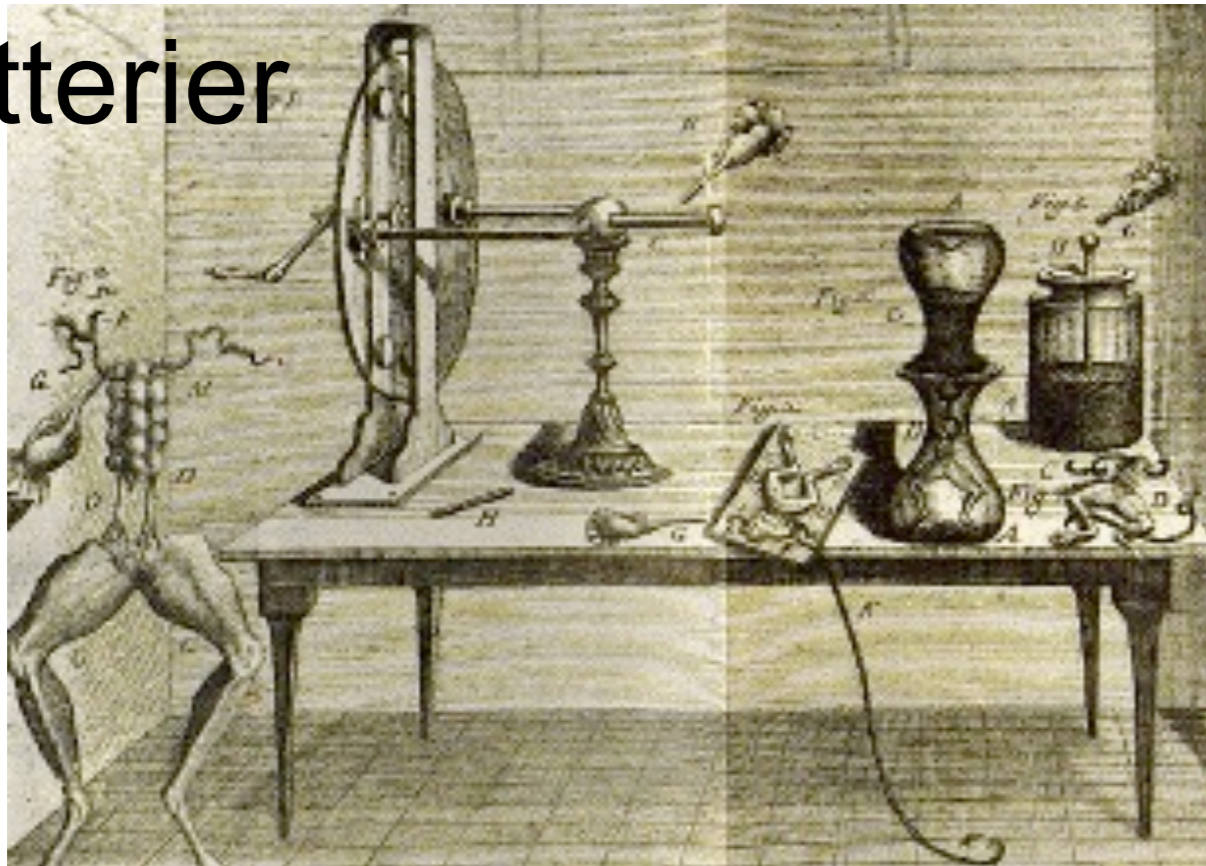




# Galvanisk historia

- Luigi Galvani, 1737 – 1796
- Gjorde experiment med grodlår och elektricitet som ledde till dagens batterier

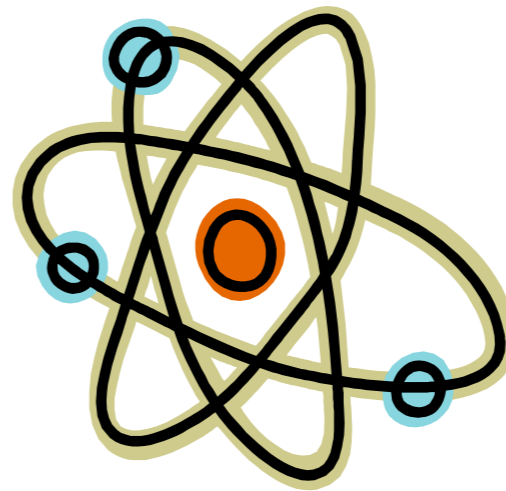
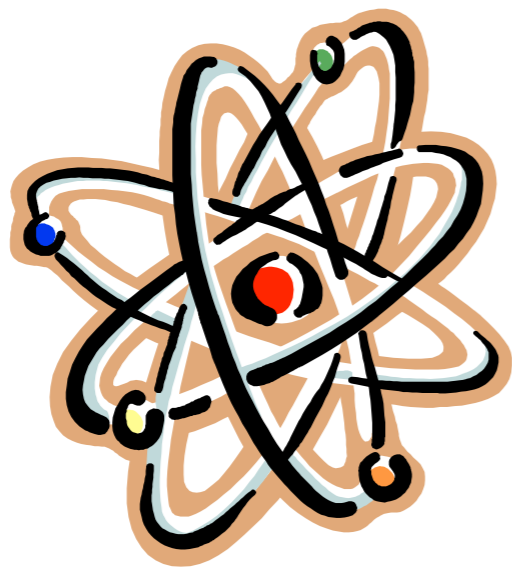




# Atomer och joner – en sann kärlekssaga

En järnspik släpps ner i en bägare med kopparsulfat. Kärlek uppstår!

Järnatomerna blir järnjoner och kopparjonerna blir kopparatomer.



# Redox-reaktion

Kopparjonerna tar till sig  $e^-$ , **reduceras** och järnatomerna ger ifrån sig  $e^-$ , **oxiderar**

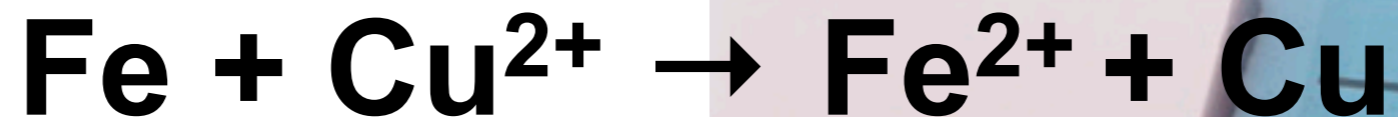




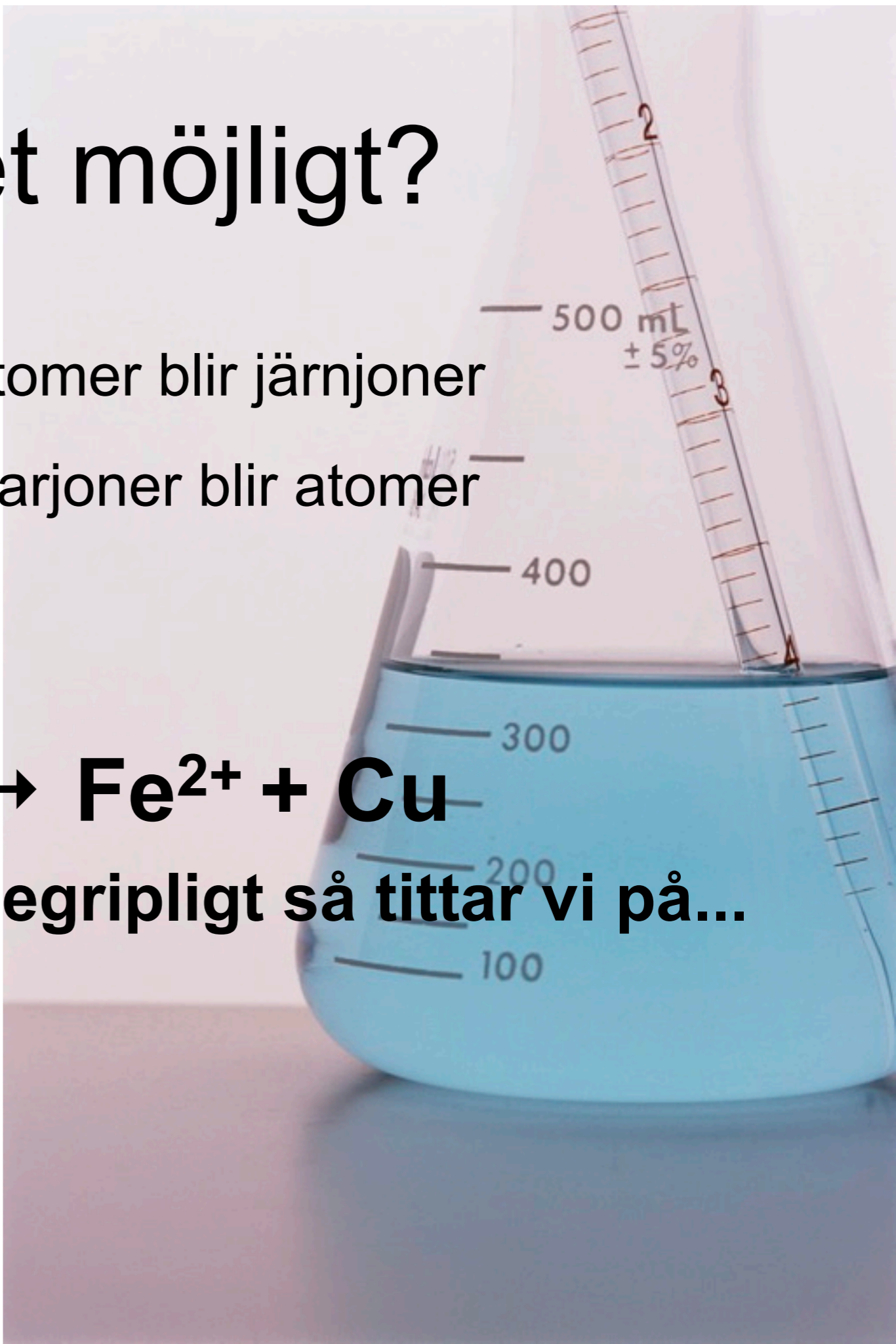
# Hur är det möjligt?

- $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$  Järnatomer blir järnjoner
- $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$  Kopparjoner blir atomer

Alltså.....



För att det ska bli mer begripligt så tittar vi på...



# Spänningsserien - ädla och oädla metaller

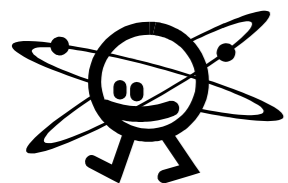
- I spänningsserien ordnas metaller efter hur ädla de är.
- Oädla metaller kallas väteutdrivande, därför står väte mellan de ädla (hö) och oädla metallerna (vä).

Oädla metaller

Ädla metaller

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



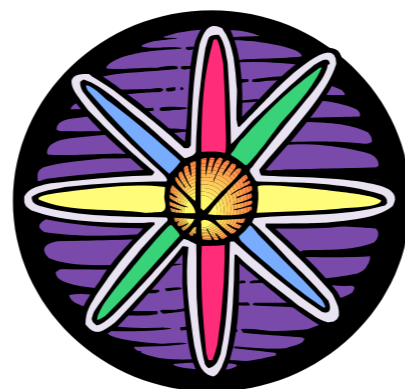
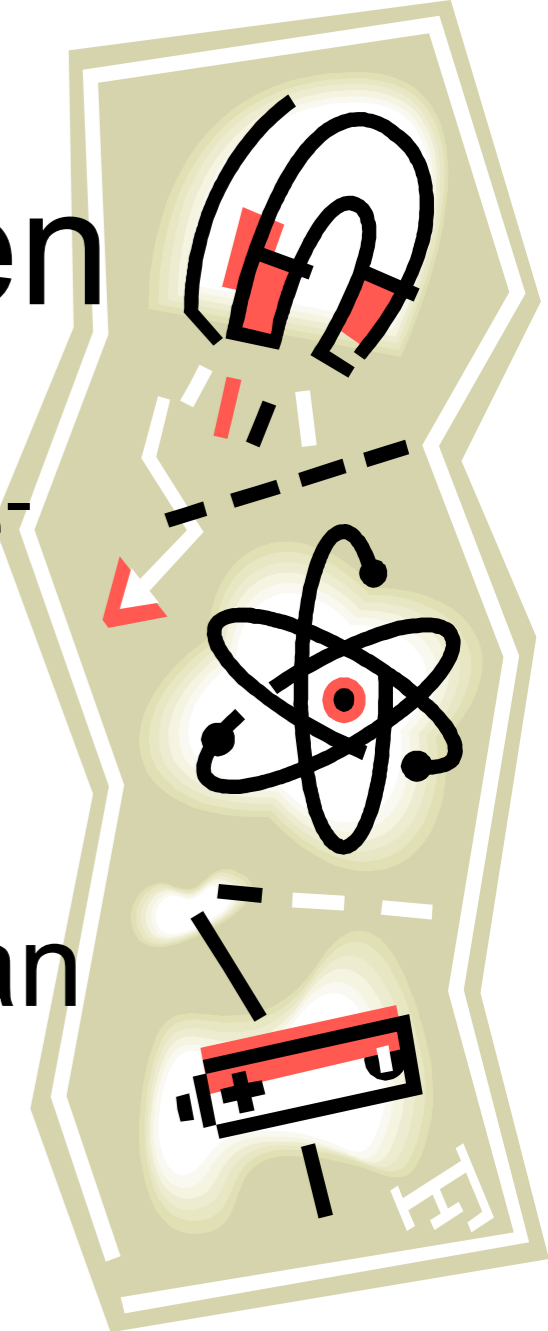


# Kort om spänningsserien

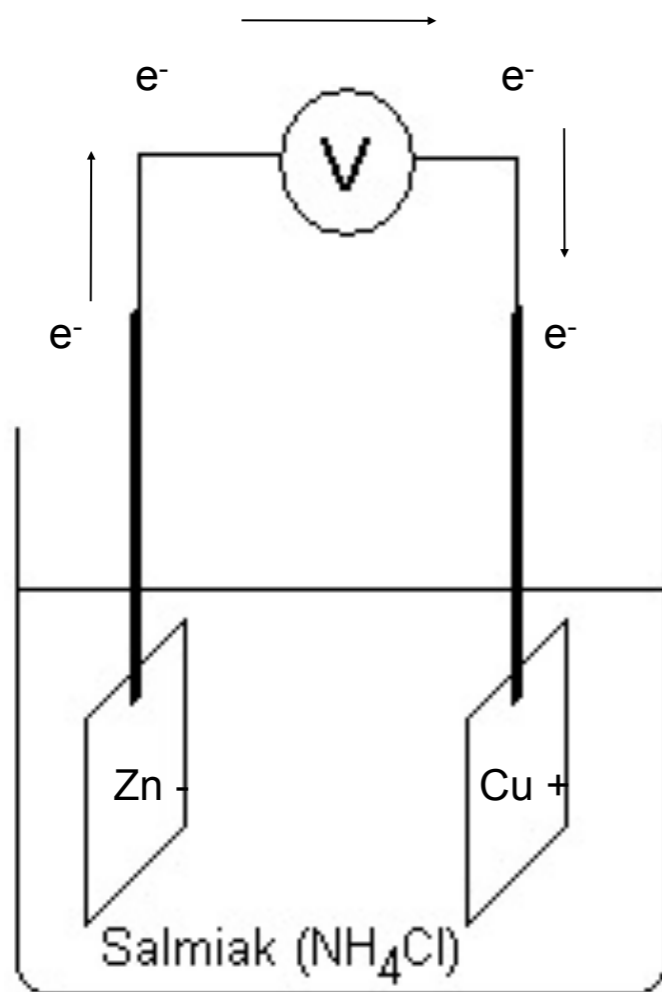
Metallerna har olika lätt att ge ifrån sig  $e^-$  och bli joner.

Ju ädlare metall desto svårare att ge ifrån sig  $e^-$ .

En metall som är ädlare än en annan kan ta  $e^-$  från den oädlare.



# Ett batteri är ett galvaniskt element

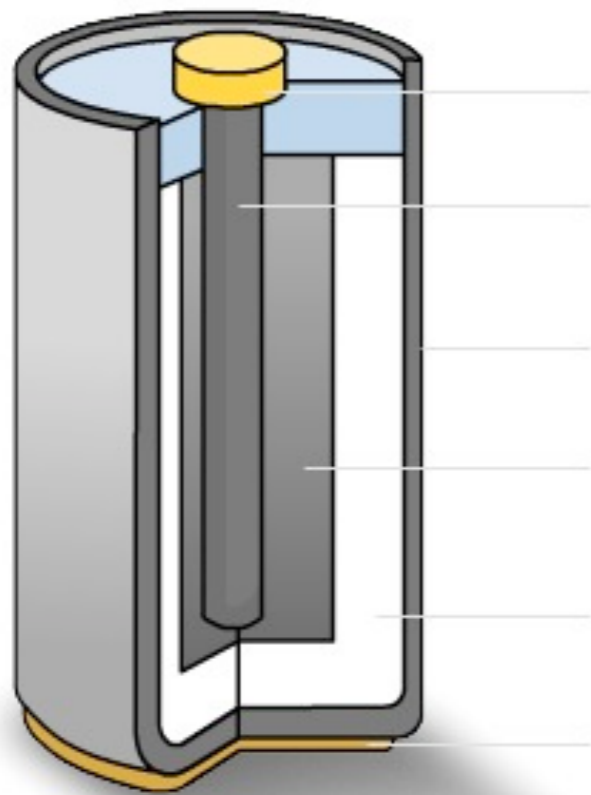


*Galvaniskt element* = två olika metaller som sänks ner i en jonlösning. Mellan de båda metallerna får man en elektrisk spänning, spontan reaktion.

*Galvanism* = elektriska strömmar som bildas när två olika metaller binds samman av en jonlösning.



# Ett vanligt brunstensbatteri



1

2

3

4

5

6



1. Metallanslutning

2. Kolstav

3. Zinkcylinder

4. Brunsten

5. Ammoniumklorid

6. Metallanslutning

# Korrosion

(från franska ordet corroderer = gnaga sönder)

Metaller reagerar i fuktig luft och fräter sönder



# Varning

Kopplar du ihop vattenledningar av olika metaller kan de bilda ett svagt galvaniskt element och börja läcka..





- Två saker är synnerligen värdefulla att hålla i minnet när vi går igenom kapitlet om elektrokemi:

**Kemisk energi**

Reaktion →

Reaktion ←

**elektrisk energi**

sker i den galvaniska cellen och i bränslecellen

sker i elektrolyscellen



# Energiomvandling

- Elektrokemi handlar om **energiomvandling** – från *kemisk energi* till *elektrisk energi* och från *elektrisk energi* till *kemisk energi*.
- Det finns två typer av elektrokemiska celler:
  - Så fort du ser benämningen **galvanisk cell** så kan du vara säker på att kemisk energi omvandlas till *elektrisk energi* (spontana reaktioner).  
En sådan omvandling sker också i en **bränslecell**.
  - När du ser uttrycket **elektrolyscell** så omvandlas elektrisk energi till kemisk energi (icke-spontana reaktioner) genom att elektrisk spänning tillförs.



# Redoxreaktion

- I en reaktion där ett ämne oxideras, MÅSTE också ett ämne reduceras.
- Elektronerna som avges vid oxidationen förbrukas samtidigt vid reduktionen.
- Elektroner kan inte förloras eller nybildas. Detta innebär att alla elektroner som deltar i en reduktionsprocess (dvs. förbrukas) har frigjorts i en oxidationsprocess.
- Fria elektroner är fruktansvärt reaktiva!
- Därför sker det alltid oxidation och reduktion så gott som samtidigt! Man talar om **redoxreaktioner**.