

# Galvaniska element

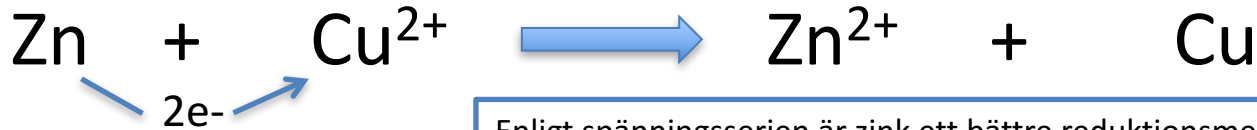
Niklas Dahrén



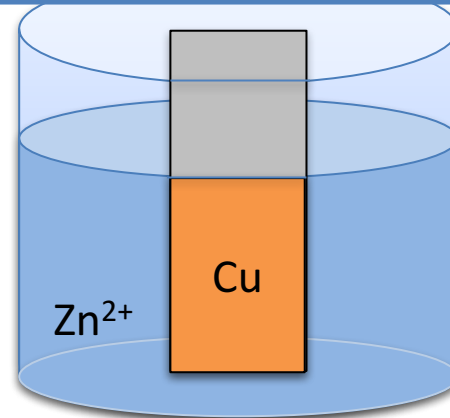
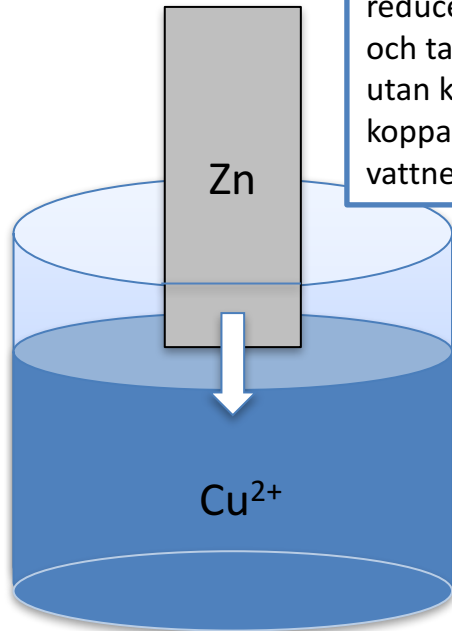
# Galvaniska element/celler

- ✓ **Olika anordningar som skapar elektrisk energi** utifrån kemiska reaktioner (redoxreaktioner) kallas för galvaniska element (eller galvaniska celler).
- ✓ **Olika typer av batterier** är exempel på galvaniska element.
- ✓ **I galvaniska element sker en redoxreaktion** genom att elektroner avges (oxidation) av en metall och genom att elektronerna tas emot (reduktion) av metalljoner från en annan metall.
- ✓ **När elektronerna vandrar** från den ena metallen till den andra uppstår elektricitet som kan användas för att driva t.ex. en lampa.

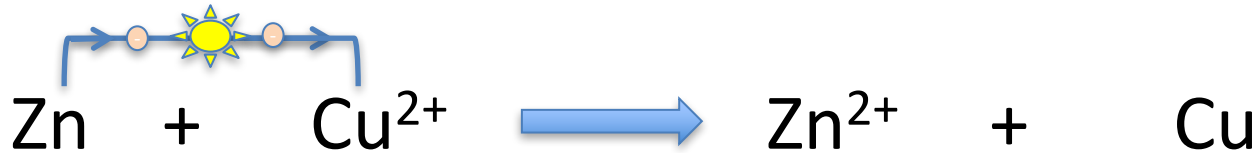
# Om en zinkstav placeras i en kopparlösning så kommer elektroner överföras från Zn till $\text{Cu}^{2+}$



Enligt spänningsserien är zink ett bättre reduktionsmedel än koppar och reducerar därför kopparjonerna till kopparatomer (elektroner avges från Zn och tas upp av  $\text{Cu}^{2+}$ ). Kopparatomerna "trivs" inte i vatten (inga laddningar) utan kommer istället fastna på zinkstaven. Zinkstaven får därmed en kopparbeläggning och ändrar färg. De zinkjoner som bildas trivs däremot i vattnet (jon-dipolbindningar) och kommer därför lossna från zinkstaven.



# I ett galvaniskt element kan vi utnyttja elektronvandringen mellan metallerna för att utföra ett arbete

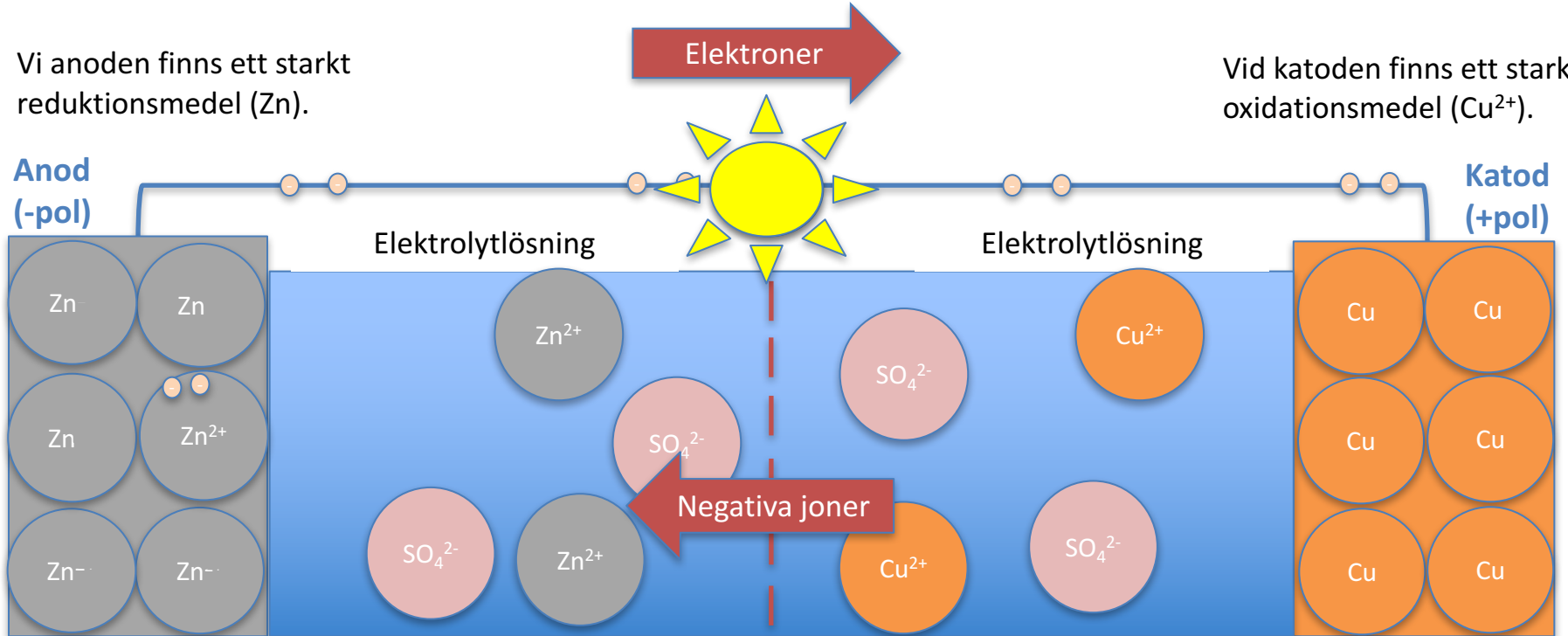


- ✓ **Elektronerna som avges från zinkatomerna** kan utföra ett arbete om vi separerar zinken från kopparjonerna och "tvingar" elektronerna att vandra från zinkatomerna till kopparjonerna via en ledning. När elektronerna vandrar i ledningen kan de t.ex. driva en lampa, radio eller mobil. En sådan anordning kallas för ett galvaniskt element.

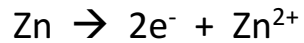
# Galvaniskt element med zink och koppar

Vi anoden finns ett starkt reduktionsmedel (Zn).

Vid katoden finns ett starkt oxidationsmedel ( $\text{Cu}^{2+}$ ).

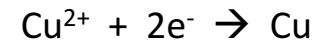


**Oxidation:**



Poröst membran eller saltbrygga

**Reduktion:**



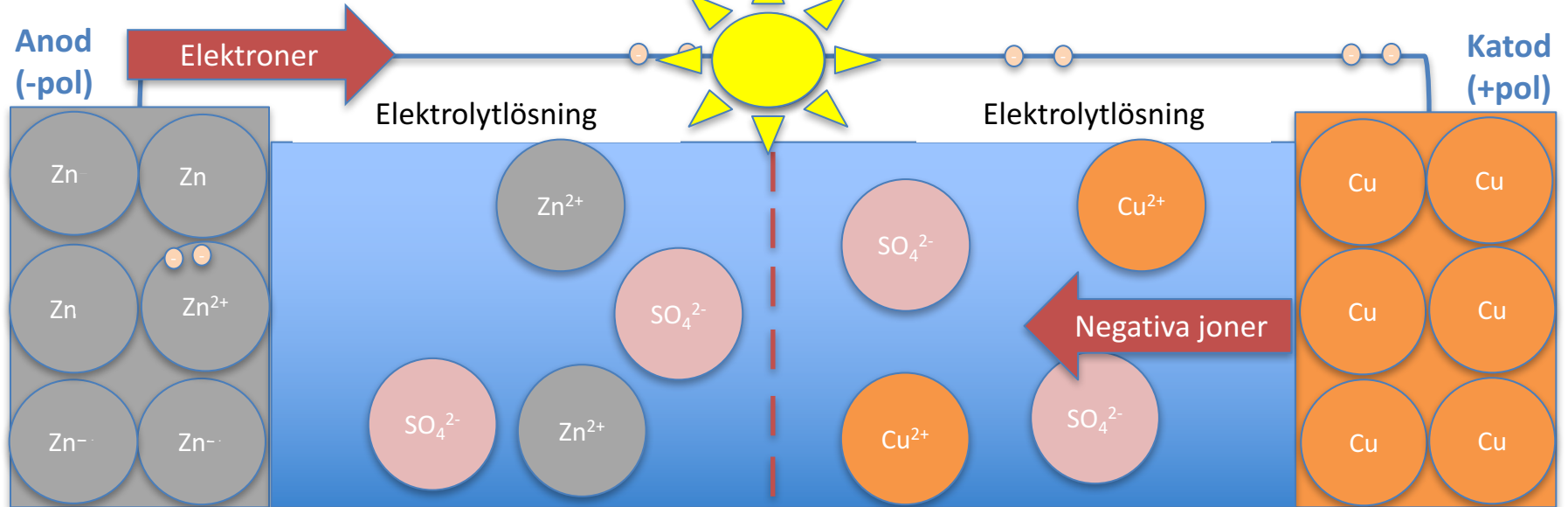
# Varför behövs det elektrolytlösningar?

1. **"Fånga" elektronerna vid katoden:** De positiva joner som finns i elektrolytlösningen (kopparjoner i zink-kopparelementet) kan åka mot katoden och där attrahera och ta emot de elektroner som kommer fram till katoden. Om det inte skulle ske skulle det snabbt bli fullt på katoden med elektroner (mycket negativ laddning) och då skulle elektronvandringen upphöra. Det måste hela tiden finnas positiva joner runt katoden som kan attrahera och ta emot de elektroner som anländer.
2. **"Knuffa" iväg elektronerna vid anoden:** När metallatomerna oxideras vid anoden ökar mängden positiva joner runt anoden (zinkatomer oxideras till zinkjoner i zink-kopparelementet). För mycket positiva metalljoner runt anoden motverkar elektronernas vandring eftersom metalljonerna då kan attrahera och binda elektronerna igen. I elektrolytlösningarna finns det negativa joner (t.ex. sulfatjoner) som kan vandra mot anoden. De elektroner som frisätts på anoden kommer tack vare de negativa jonerna inte känna av så mycket positiv laddning runt anoden, utan snarare negativ laddning, och kommer därför kunna vandra iväg i ledningen och över till katoden. Obs. Det kommer även vandra positiva joner mot katoden eftersom det annars blir för mycket negativ laddning där när kopparjonerna reduceras.

# Tack vare jonerna får vi en sluten krets

Vi anoden finns ett starkt reduktionsmedel (Zn).

Vid katoden finns ett starkt oxidationsmedel ( $\text{Cu}^{2+}$ ).



**Oxidation:**



Poröst membran eller saltbrygga

**Reduktion:**



# Förklaring över hur zink-kopparelelementet fungerar

- ✓ **Zink ligger längre till vänster i spänningsserien i jämförelse med koppar** och oxideras därför lättast av de två metallerna. Zinkelektroden får därför ett större överskott av fria elektroner jämfört med kopparelektroden. Zinkelektroden blir därför mer negativt laddad. Det blir trångt med elektroner (mycket negativ laddning) och de vill därför "vandras iväg". Den lättaste vägen att ta är att vandra ut i den ledning som förbinder de båda elektroderna med varandra. Ledningen är också uppbyggd av en metall (t.ex. kopparmetall) och innehåller därför metallatomer med elektroner. När elektronerna kommer in i ledningen kommer de förskjuta de elektroner som redan finns där så att det "knuffas" ut elektroner på andra sidan, vid den andra elektroden. Om 2 elektroner åker in så knuffas 2 elektroner ut. När elektroner förskjuts/vandrar i ledningen så kan de utföra ett arbete, t.ex. driva en lampa.
- ✓ **När elektronerna knuffas ut vid kopparelektroden** kommer det bli ett överskott på elektroner där. Kopparatomerna kan inte ta upp dessa elektroner eftersom de redan har "fullt" med elektroner (är redan i reducerad form). Men då attraheras elektronerna av de positiva kopparjonerna som finns runt katoden i elektrolytlösningen. Kopparjonerna i lösningen är bra på att ta upp elektroner och när det sker reduceras de till kopparatomer. Kopparatomer är inte lösliga i vatten (i oladdad form kan de ej skapa jon-dipolbindningar till vattenmolekylerna) och kommer därför fastna på kopparelektroden som då ökar i vikt (samtidigt minskar zinkelektroden i vikt när zinkatomerna omvandlas till zinkjoner).



# När slutar det galvaniska elementet att fungera?

1. **När metallatomerna i anoden är förbrukade:** Vid varje oxidation vid anoden omvandlas metallatomer till metalljoner och dessa går ut i elektrolytlösningen. Massan av anoden minskar alltså hela tiden tills det inte längre finns någon anod kvar. Utan anod kan inga nya elektroner frisättas och därmed slutar det galvaniska elementet att fungera (kan inte längre utföra ett arbete).
2. **När alla "mottagarjonerna" är förbrukade:** Vid katoden måste hela tiden elektroner plockas upp av positiva joner i elektrolytlösningen, annars stoppas hela elektrontransporten upp i ledningen. När alla mottagarjoner är förbrukade kan inte längre elektroner plockas upp och då slutar det galvaniska elementet att fungera.

# Sammanfattning över vad ett galvaniskt element består av

- ✓ **2 metallektroder:** 2 metallektroder ingår vanligtvis i ett galvaniskt element. Elektrodena är ofta metallstavar (avlånga metallbitar).
- ✓ **Anod:** Anoden utgörs av den metall som lättast av de båda metallerna oxideras (avger elektroner). I zink-koppar-elementet är det zink. Anoden kallas för -pol.
- ✓ **Katod:** Katoden utgörs av den metall som har svårast att oxideras. I zink-koppar-elementet är det koppar. Katoden kallas för +pol.
- ✓ **Elektrolytlösningar:** Varje metallektrod är doppad i en elektrolytlösning som består av joner lösta i vatten. Ibland är det samma elektrolytlösning som båda metallektrodena är doppade i.
- ✓ **En elektrisk ledare:** En elektrisk ledare (t.ex. en koppartråd) förbinder anoden med katoden vilket möjliggör för elektroner att vandra mellan dessa och att utföra ett arbete, t.ex. driva en lampa.
- ✓ **Ett poröst membran/platta eller saltbrygga:** Möjliggör för negativa joner (anjoner) och positiva joner (katjoner) att vandra mellan de båda elektrolytlösningarna och till de olika elektrodena.

# Reaktionerna som sker i zink-koppar-elementet:

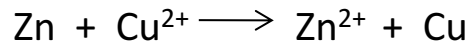
**Anodreaktion (oxidation):**



**Katodreaktion (reduktion):**



**Totalreaktion (redoxreaktion):**



# Reaktionerna som sker i ett galvaniskt element (cell) kan beskrivas med ett cellschema

- ✓ **Cellschema:** Ett cellschema beskriver på ett överskådligt sätt ett galvaniskt element och de reaktioner som sker i detta.
- ✓ **Nedanstående cellschema är för zink-koppar-elementet:**



- ✓ **Ett galvaniskt element (galvanisk cell) består av två "halvceller":** Den ena halvcellen är där oxidation sker (anoden) och den andra halvcellen är där reduktion sker (katoden). De två strecken i mitten betyder den porösa skivan mellan de båda elektrolytlösningarna (eller saltbryggan). De enkla strecken visar gränsen mellan två faser; i detta fall den fasta fasen (metallelektroden) och den flytande fasen (elektrolytlösningen). Normalt tecknas cellschemat med pluspolen till höger.

# Uppgift 1:

Vilka av nedanstående påståenden är sanna angående ett galvaniskt element med följande cellschema

- a) Vid zinkelektroden sker en oxidation
- b) Kopparmetallens massa minskar då elementet ger ström
- c)  $\text{Cu}^{2+}$  bildas då elementet ger ström



Lösning:

- a) Sant
- b) Falskt
- c) Falskt

## Uppgift 2:

I ett galvaniskt element finns en silverelektrod och en blyelektrod. Elektrolytlösningarna innehåller  $\text{AgNO}_3$  resp.  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  och dessa står i kontakt med varandra genom en saltbrygga.

- Vilken elektrod fungerar som anod?
- Skriv den kemiska reaktion som sker vid katoden
- Skriv totalreaktionen för det galvaniska elementet
- Skriv ett cellschema för det galvaniska elementet

### Lösning:

- Pb-elektroden eftersom Pb är ett bättre reduktionsmedel än Ag.
- $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$
- $\text{Pb} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{Ag}$
- Cellschemat skrivs på följande sätt:  $-\text{Pb}(\text{s}) \mid \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) \parallel \text{Ag}^+(\text{aq}) \mid \text{Ag}(\text{s}) +$

Se gärna fler filmer av Niklas Dahrén:

<http://www.youtube.com/Kemilektioner>

<http://www.youtube.com/Medicinlektioner>



# Vi använder den elektrokemiska spänningsserien när vi skapar ett galvaniskt element



- ✓ **Den elektrokemiska spänningsserien** visar hur lätt olika metaller avger elektroner och bildar joner.
- ✓ I ett galvaniskt element väljer vi en metall som är bra på att avge elektroner (oxideras lätt) och metalljoner som är bra på att ta upp elektroner (reduceras lätt)
- ✓ **I ett galvaniskt element bör vi använda 2 metallektroder med metaller** som skiljer sig åt betydligt när det gäller förmågan att avge elektroner (oxideras). Om båda metallerna är lika bra på att oxideras så kommer elektronvandringen
- ✓ som är bra på att avge elektroner och bilda joner (oxideras lätt) och en metall som är betydligt sämre på det. Ju större skillnad mellan metallerna (längre ifrån varandra i spänningsserien) desto lättare