

# HC19–20 — Oplosbaarheid ( $K_s$ ) & gemeenschappelijk-ion-effect (examengericht)

## 1) Wat de prof echt wil dat je snapt

- **Oplosbaarheid is een evenwichtsprobleem.** Een slecht oplosbaar zout staat in evenwicht tussen vaste stof en ionen in oplossing.
- **Het oplosbaarheidsproduct  $K_s$  is een evenwichtsconstante** (dus thermodynamisch gelinkt aan  $\Delta_r G^\circ$ ):

$$K_s = \exp\left(-\frac{\Delta_r G^\circ}{RT}\right)$$

- $K_s$  “oplosbaarheid”.  $K_s$  zegt iets over het evenwicht, maar de *molaire oplosbaarheid*  $S$  (mol/L) hangt ook af van:

- **stoichiometrie** van het zout
- **samenstelling** van de oplossing (gemeenschappelijke ionen, complexvorming, pH, ...)
- **temperatuur**

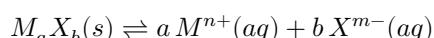
### Cruciale examenvuistregel:

> Je mag  $K_s$  van verschillende zouten **niet** zomaar onderling vergelijken om te zeggen welk zout het “meest oplosbaar” is, tenzij je eerst de **molaire oplosbaarheid**  $S$  uitrekent.

---

## 2) Basisopstelling: hoe je altijd start

Neem een algemeen zout:



Dan (in verdunde oplossingen, met activiteiten  $\approx$  concentraties):

$$K_s = [M^{n+}]^a [X^{m-}]^b$$

### Molaire oplosbaarheid $S$ in zuiver water

Laat  $S = x$  mol/L zout oplossen. Dan:

- $[M^{n+}] = ax$
- $[X^{m-}] = bx$

Dus:

$$K_s = (ax)^a (bx)^b \Rightarrow x = S$$

Mini-cheatsheet (komt rechtstreeks uit de slides/oefeningen):

- $MX(s) \rightleftharpoons M^+ + X^-$   
 $K_s = x^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s}$
- $M_2X(s) \rightleftharpoons 2M^+ + X^{2-}$   
 $K_s = (2x)^2 x = 4x^3 \Rightarrow S = \left(\frac{K_s}{4}\right)^{1/3}$
- $M_2X_3(s) \rightleftharpoons 2M^{3+} + 3X^{2-}$   
 $K_s = (2x)^2(3x)^3 = 108x^5 \Rightarrow S = \left(\frac{K_s}{108}\right)^{1/5}$

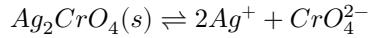
**Waarom dit belangrijk is:** in de slides staat explicet een oefening waar zouten met verschillende stoichiometrie een  $K_s$  krijgen en je moet rangschikken op oplosbaarheid. Dat kan enkel via  $S$ .

---

### 3) Gemeenschappelijk-ion-effect (dé klassieker)

Als er al een ion aanwezig is dat in het evenwicht voorkomt, dan verschuift het evenwicht **naar links** oplosbaarheid daalt.

**Voorbeeldtype uit de slides:**  $Ag_2CrO_4$



$$K_s = [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}]$$

Stel: je hebt al 0,10 mol/L  $Ag^+$  in oplossing, en extra oplosbaarheid is  $x$ :

- $[Ag^+] = 0,10 + 2x$
- $[CrO_4^{2-}] = x$

Dan:

$$K_s = (0,10 + 2x)^2 x$$

**De exametruc die de prof toont:**

Als  $0,10 \gg 2x$ , dan:

$$(0,10 + 2x) \approx 0,10 \quad \Rightarrow \quad K_s \approx (0,10)^2 x \Rightarrow x \approx \frac{K_s}{(0,10)^2}$$

**Altijd doen op examen:** check achteraf of  $2x \ll 0,10$  echt klopt.

Als dat niet klopt → geen benadering, dan los je exact op (vaak een kubiek/kwadratisch, maar meestal is de benadering juist gekozen).

---

#### 4) Stappenplan dat bijna elke oefening oplost

1. **Schrijf de oplosreactie** correct (met stoichiometrie).
  2. **Schrijf  $K_s$**  als product van ionconcentraties met machten.
  3. **ICE/massabalans:** zet beginconcentraties + verandering door oplossen ( $x$ ).
  4. **Substitueer** alles in  $K_s$ .
  5. **Kies (indien mogelijk) een benadering** (bv. gemeenschappelijk ion domineert).
  6. **Los op voor  $x$  (=  $S$ )**.
  7. **Consistentiecheck** van je benadering.
- 

#### 5) Typische valkuilen (waar punten verdampen)

- $K_s$ -waarden vergelijken zonder naar stoichiometrie te kijken.
  - Vergeten dat bij  $M_2X$ :  $[M] = 2S$  en niet  $S$ .
  - Benadering maken (“ $0,10 + 2x \approx 0,10$ ”) en **niet** checken.
  - Denken dat “groter  $K_s$  altijd groter  $S$ ” is — *soms*, maar niet universeel.
- 

#### 6) Wat je “paraat” wil hebben voor het examen

- Definitie:  $K_s$  als evenwichtsconstante van oplossen.
  - Omzetting  $K_s \leftrightarrow S$  via stoichiometrie (voor 1:1, 2:1, 2:3 moet je dit snel kunnen).
  - Gemeenschappelijk-ion-effect kunnen opstellen én benaderen.
  - Het mantra: “ $K_s$  is **niet oplosbaarheid**;  $S$  is **oplosbaarheid**.”
- 

### HC21 – Elektrochemie (examengerichte samenvatting)

#### 1) De kernidee (wat je *altijd* moet kunnen)

Een **galvanische (volta-)**cel zet een **spontane redoxreactie** om in **elektrische arbeid** via elektronen die door een uitwendig circuit lopen.

Spontaniteit-criteria (cruciaal):

- **Spontaan:**  $E_{\text{cel}} > 0 \Leftrightarrow \Delta G < 0$
- **Evenwicht / cel “plat”:**  $E_{\text{cel}} = 0 \Leftrightarrow \Delta G = 0$  en dan geldt  $Q = K$

Anode/Kathode (altijd examenvalkuil):

- **Anode = oxidatie**
  - **Kathode = reductie**
  - In een **galvanische** cel: anode is typisch **negatief**, kathode **positief**.
- 

## 2) Opbouw van een galvanische cel (Daniell/Zn–Cu is het archetype)

- 2 **halfcellen** (elk een elektrode + elektrolyt).
- **Zoutbrug** (bv.  $\text{KNO}_3$  of  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  in gel) zorgt voor ionenmigratie zodat elke halfcel elektrisch neutraal blijft.
- **Uitwendig circuit:** elektronen lopen van anode → kathode.

**Actieve vs inerte elektroden**

- Actief: de elektrode doet mee in de redox (bv.  $\text{Zn}(\text{s})$ ,  $\text{Cu}(\text{s})$ ).
  - Inert: geleidt enkel elektronen, doet niet mee (bv.  $\text{Pt}(\text{s})$ , grafiet).
- 

## 3) Elektrodepotentialen en celspanning (rekenrecept)

**Standaardreductiepotentialen**  $E^\circ$  zijn gedefinieerd t.o.v. de **standaard-waterstofelektrode (SHE)** met  $E^\circ = 0,000 \text{ V}$ .

Belangrijkste formule:

$$E_{\text{cel}}^\circ = E_{\text{kathode (reductie)}}^\circ - E_{\text{anode (reductie)}}^\circ$$

**Examenschema om  $E_{\text{cel}}^\circ$  te vinden**

1. Schrijf beide halfreacties als **reducties** (zoals in de tabel met  $E^\circ$ ).
2. De halfreactie met **grootste  $E^\circ$**  wordt de **kathode** (gaat effectief als reductie).
3. De andere wordt **anode** (gaat effectief als oxidatie; teken keert om in je reactie, maar je gebruikt in de formule nog steeds het *reductie- $E^\circ$* ).
4. Bereken  $E_{\text{cel}}^\circ$  met de formule hierboven.

5. Balanceer elektronen voor de totale reactie, maar let op:

- Je vermenigvuldigt  $E^\circ$  nooit met stoichiometrische factoren.
- 

#### 4) Link met thermodynamica: arbeid, vrije energie en evenwicht

Elektrische arbeid en vrije energie hangen samen via:

$$\Delta G = -nFE_{\text{cel}}$$

waar  $n$  = aantal uitgewisselde elektronen en  $F$  = Faraday-constante.

Standaardrelaties (super-examenwaardig):

$$\Delta G^\circ = -nFE_{\text{cel}}^\circ$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

$$E_{\text{cel}}^\circ = \frac{RT}{nF} \ln K$$

Interpretatie in één oogopslag:

- $\Delta G^\circ < 0 \Rightarrow K > 1 \Rightarrow E_{\text{cel}}^\circ > 0$  (spontaan in standaardcondities)
  - $\Delta G^\circ = 0 \Rightarrow K = 1 \Rightarrow E_{\text{cel}}^\circ = 0$  (evenwicht)
  - $\Delta G^\circ > 0 \Rightarrow K < 1 \Rightarrow E_{\text{cel}}^\circ < 0$  (niet spontaan)
- 

#### 5) Nernstvergelijking: niet-standaard condities

Als concentraties/drukken afwijken van standaardcondities, gebruik je **Nernst**:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

Bij 25°C vaak als:

$$E = E^\circ - \frac{0,05916}{n} \log_{10} Q$$

**Wat is  $Q$ ?**

Het reactiequotiënt: producten / reactanten met macht volgens stoichiometrie.

- Zuivere vaste stoffen en vloeistoffen komen **niet** in  $Q$ .
-

## 6) Concentratiecellen (klassiek examenvraagstuk)

Een **concentratiecel** heeft dezelfde halfreactie links en rechts, maar met **verschillende concentraties**.

Voorbeeldnotatie:



Belangrijk:

- De celspanning is typisch **klein**.
- Je berekent elke halfcelpotentiaal met **Nernst**, en dan:

$$E_{\text{cel}} = E_{\text{rechts}} - E_{\text{links}}$$

(of consistent met kathode-anode)

- De kant met **hogere reductiepotentiaal** fungeert als **kathode**.
- 

## 7) Commerciële voltacellen (wat je moet herkennen + kernreacties)

Je hoeft dit meestal niet hyper-diep af te leiden, maar je moet het **type, de idee en vaak de halfreacties kunnen plaatsen**.

### Loodaccumulator (auto, ~12 V totaal)

- Ongeveer **2 V per cel**, typisch 6 cellen in serie.
- Bij ontlading wordt  $H_2SO_4$  **verbruikt** (dichtheid daalt).
- Oplaadbaar: reacties omkeerbaar via externe stroombron.
- Bij laden kan water-elektrolyse ( $H_2/O_2$ ) optreden → veiligheidsaspect.

### Droge cellen (1,25–1,50 V)

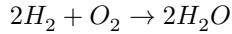
- **Leclanché-element** (klassieke “zink-kool”-achtige cel).
- **Alkalische batterij**: langere levensduur (zinkanode corrodeert trager in basisch milieu).
- **Zilvercel**: gebruikt in kleine toestellen (uurwerken, pacemakers, hoorapparaten, ...).

### Nikkel-cadmium (Ni–Cd, ~1,4 V)

- Oplaadbaar (producten blijven aan elektroden “kleven” volgens de cursuscontext).
- Toepassingen: boormachines, scheerapparaten, ...

### **Brandstofcel (H /O , $E_{\text{cel}} \approx 1,2$ V)**

- Reagentia worden continu aangevoerd.
- Nettoreactie:



- Efficiëntie-idee: groot deel van theoretische  $\Delta G \rightarrow$  elektrische energie.
- Nadelen: opslag van reagentia en dure elektroden.

### **Li-ion (conceptueel herkennen)**

- **Anode:** grafiet
  - **Kathode:** LiCoO
  - **Li -transport** tussen elektroden (intercalatie/de-intercalatie als idee).
- 

## **8) Examenvallen & mini-checklist**

- **Anode altijd positief:** in een galvanische cel is de anode typisch **negatief** (oxidatie), kathode **positief** (reductie).
- **$E^\circ$  nooit schalen met coëfficiënten.**
- **Tabelwaarden zijn reductiepotentialen:** als je een oxidatie gebruikt, keer je de reactie om maar je werkt nog steeds met reductie- $E^\circ$  in

$$E_{\text{cel}}^\circ = E_{\text{kath}}^\circ - E_{\text{an}}^\circ.$$

- **Standaardcondities:** opgeloste species 1 M, gassen 1 bar, zuivere vaste stoffen/vloeistoffen activiteit 1.
  - Bij “cel plat”:  $E_{\text{cel}} = 0$  én  $\Delta G = 0$  én  $Q = K$ .
- 

## **9) Snelle “rekenflow” (wat je op je kladpapier wil)**

1. Identificeer halfreacties +  $E^\circ$  uit tabel.
2. Kies kathode = hoogste  $E^\circ$ .
3. Bereken  $E_{\text{cel}}^\circ = E_{\text{kath}}^\circ - E_{\text{an}}^\circ$ .
4. Balanceer de volledige reactie → bepaal  $n$ .

5. Indien niet-standaard: gebruik

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q.$$

6. Gebruik  $\Delta G = -nFE$  en eventueel

$$E_{\text{cel}}^\circ = \frac{RT}{nF} \ln K$$

om  $K$  te vinden.