

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:

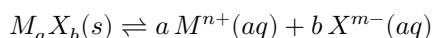
- **stoichiometrie** van het zout
- **samenstelling** van de oplossing (gemeenschappelijke ionen, complexvorming, pH, ...)
- **temperatuur**

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):

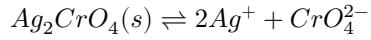
- $MX(s) \rightleftharpoons M^+ + X^-$
 $K_s = x^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s}$
- $M_2X(s) \rightleftharpoons 2M^+ + X^{2-}$
 $K_s = (2x)^2 x = 4x^3 \Rightarrow S = \left(\frac{K_s}{4}\right)^{1/3}$
- $M_2X_3(s) \rightleftharpoons 2M^{3+} + 3X^{2-}$
 $K_s = (2x)^2(3x)^3 = 108x^5 \Rightarrow S = \left(\frac{K_s}{108}\right)^{1/5}$

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. KNO_3 of NH_4NO_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° 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_{cel}° te vinden

1. Schrijf beide halfreacties als **reducties** (zoals in de tabel met E°).
2. De halfreactie met **grootste E°** 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°*).
4. Bereken E_{cel}° met de formule hierboven.

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

- Je vermenigvuldigt E° 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)

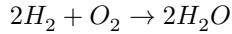
- **Leclanché-element** (klassieke “zink-kool”-achtige cel).
- **Alkalische batterij**: langere levensduur (zinkanode corrodeert trager in basisch milieu).
- **Zilvercel**: gebruikt in kleine toestellen (uurwerken, pacemakers, hoorapparaten, ...).

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° 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° 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° uit tabel.
2. Kies kathode = hoogste E° .
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.