

(Y) VOORWOORD

Dit is de samenvatting chemie ter voorbereiding van het examen van module 4.

Het examen van module 4 omvat 3 grote delen:

(1) ZUUR-BASETITRATIES (zie andere samenvatting op website)

**(2) REDOXREACTIES (deze samenvatting)**

(3) OVERZICHT REACTIETYPEN (zie andere samenvatting op website)

Deze samenvatting behandelt enkel en alleen maar redoxreacties.

(X) FOUTJE?

Meld fouten altijd aan Abdellah via Smartschool.

(Z) INHOUDSTAFEL

Over twee pagina's

# Samenvatting chemie

## – module 4 –

## redoxreacties –

## voorbereiding examen

# Inhoud

<b>1) Herhaling 4dejaar .....</b>	<b>5</b>
1.1) Inleiding.....	5
1.2) Herhaling begrippen.....	5
1.2.1) Redoxreactie .....	5
1.2.2) Verklaring begrippen op afbeelding 1.2.1.....	6
1.2.3) Het verschil tussen oxidatie en reductie onthouden .....	6
1.3) De oxidatietrap van een atoom bepalen .....	7
1.3.1) Vuistregels voor het bepalen van de OT .....	7
1.3.2) OT bepalen m.b.v. de algoritme van Cartuyvels .....	7
1.3.3) <b>[Verdieping]</b> OT bepalen a.d.h.v. Lewisstructuur .....	10
1.4) Uitgewerkte basisredoxreactie .....	10
1.4.1) Redoxreactie: $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnCl}_2$ .....	10
<b>2) Redoxreacties 6dejaar .....</b>	<b>13</b>
2.1) Redoxreacties in een zuur milieu .....	13
2.1.1) Normale redoxreactie in een zuur milieu .....	13
2.1.2) $\text{KMnO}_4$ in een sterk zuur milieu .....	16
2.1.3) $\text{KMnO}_4$ in een zwak zuur milieu .....	19
2.1.3) Toepassing van $\text{KMnO}_4$ .....	21
2.2) Redoxreacties in een basisch milieu .....	21
2.2.1) Redoxreacties waarbij een basisch milieu ontstaat .....	21
2.2.2) Redoxvergelijkingen waarbij het ontstaan van een basisch milieu wordt gehinderd .....	25
2.3) Redoxreacties met waterstofperoxide ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ).....	26
2.3.1) $\text{H}_2\text{O}_2$ als oxidator of reductor .....	26
2.3.2) Algemeen stappenplan redoxreacties met waterstofperoxide .....	26
2.3.3) Voorbeeldoefeningen: redoxreacties met waterstofperoxide .....	27
2.3.4) Waterstofperoxide als auto-oxidator/auto-reductor .....	30
<b>3) De galvanische cel en elektrolyse .....</b>	<b>32</b>
3.1) Inleiding.....	32
3.2) De galvanische cel .....	32
3.2.1) Uitleg vooraf.....	32
3.2.2) De galvanische cel (= batterij) tekenen.....	33
3.2.3) Standaardredoxpotentiaal en toepassingen .....	34
3.2.4) KNAP of KRAO?.....	36
3.2.5) De formule van Nernst .....	36

3.2.6) Overzicht regels in een batterij.....	36
3.2.7) Voorbeeldoefeningen .....	37
3.3) Elektrolyse .....	39
3.3.1) Inleiding .....	39
3.3.2) Vergelijking galvanische cel $\Leftrightarrow$ elektrolyse .....	39
3.3.3) Voorbeeldoefening elektrolyse.....	40
<b>4) Zelftest: heb ik alles begrepen?.....</b>	<b>41</b>
4.1) Oefeningen ingangsexamen GNK.....	41
4.1.1) Opgaven .....	41
4.1.2) Oplossingen.....	53
<b>Appendix .....</b>	<b>64</b>
Bijlage 1: standaardredoxpotentiaal .....	64
Bijlage 2: periodiek systeem ingangsexamen.....	65
Bijlage 3: infopagina chemie ingangsexamen .....	66

# 1) Herhaling 4dejaar

Let op: het betekent niet dat hier herhaling 4dejaar staat dat je dit niet moet kennen. Het kan zijn dat mevrouw in een theorievraag vraagt: "Wat betekent oxidatie?", dan moet je kunnen zeggen: "Oxidatie is het stijgen in oxidatietrap of het afgeven van elektronen". De pure theorie van redoxreacties behandel ik in dit deel.

## 1.1) Inleiding

Redoxreacties zijn supercoole reacties die het onder andere mij mogelijk maakt om deze samenvatting te typen. Ik typ deze samenvatting namelijk op een laptop die natuurlijk op een batterij werkt. De batterij (= **galvanische cel**) werkt op basis van redoxreacties.

Als de batterij van mijn laptop op is, moet ik hem in het stopcontact steken, dit keert de chemische redoxreacties in mijn laptop om. Het omgekeerde van de batterij noemen we **elektrolyse** en zo kan mijn laptop opgeladen worden.

Jij, GSM-verslaafde adolescent van 17-18 jaar heb de batterij van je smartphone te danken aan redoxreacties.

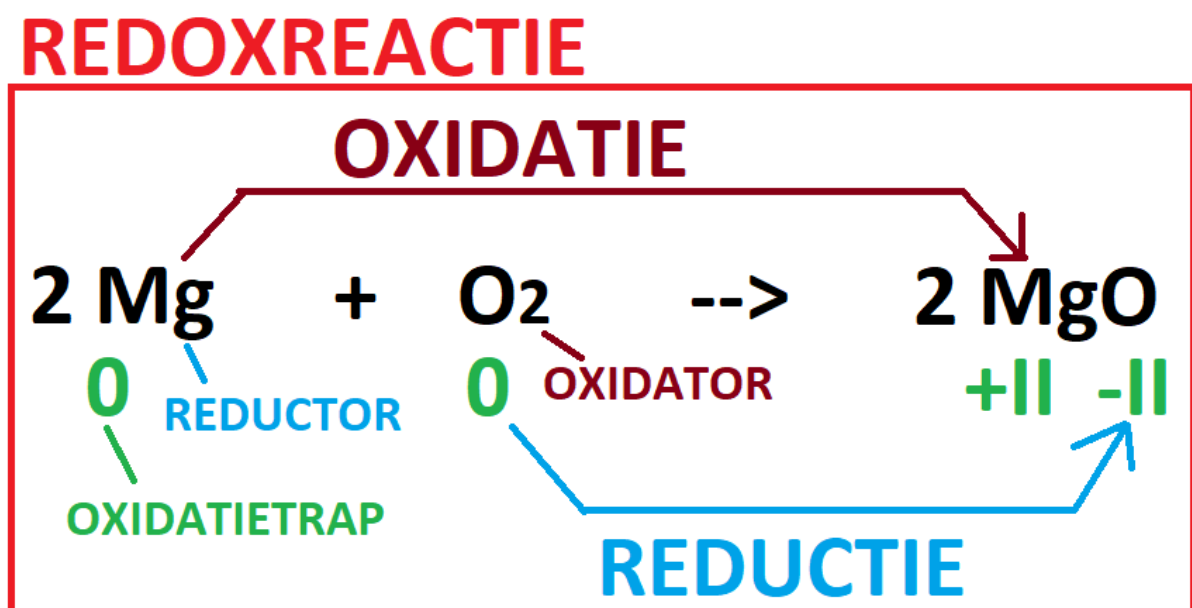
Zelfs het roesten van ijzer is een redoxreactie. Biochemische reacties in je lichaam doen ook aan redoxreacties, redoxreacties is dus eigenlijk de reden waarom jij nu leeft.

Redoxreacties zijn overal en de reacties zijn supercool, dit is vrijwel het leukste gedeelte chemie die we leren in de 3<sup>de</sup> graad. Ik hoop jullie allemaal met deze inleiding warm te hebben gemaakt voor redoxreacties. Laten we beginnen!

## 1.2) Herhaling begrippen

### 1.2.1) Redoxreactie

Hieronder zie je een basisredoxreactie met mooi alle basisbegrippen aangeduid, in puntje 1.2.2 verklaren we de aangeduide termen.



## 1.2.2) Verklaring begrippen op afbeelding 1.2.1

**Reductie** = een element neemt elektronen op en daalt daardoor in OT (= oxidatietrap)

**Reductor** = Stof die een andere stof doet reduceren.  
(de reductor is de stof die oxidatie ondergaat)

**Oxidatie** = element geeft elektronen af en stijgt daardoor in OT

**Oxidator** = stof die de andere stof doet oxideren  
(de oxidator is de stof die reductie ondergaat)

**Redoxreactie** = Omdat REDuctie en OXidatie altijd gelijktijdig plaatsvinden, noemen we reductie en oxidatie samen een REDOXreactie. Reductie en oxidatie apart noemen we halfreacties.

**!!! Bij redoxreacties is er, zoals je ziet, een transfer van elektronen !!!**

**Oxidatiegetal** = de hoeveelheid elektronen dat een atoom...  
meer (= positieve oxidatietrap)  
OF  
minder (= negatieve oxidatietrap)  
heeft dan in ongebonden toestand.

--> Als een atoom dus 3 elektronen meer heeft dan in ongebonden toestand is de OT van dat atoom +III

--> Als een atoom 3 elektronen minder heeft dan in ongebonden toestand is de OT van dat atoom -III.

## 1.2.3) Het verschil tussen oxidatie en reductie onthouden

Oxidatie is het afgeven van elektronen en reductie is het opnemen van elektronen. Chemici hebben deze verwarrende definities zeker expres gemaakt zodat chemieleerkrachten een job hebben.

Gelukkig zijn Engelsen gekomen met een ezelsbruggetje OIL RIG die ik in mijn samenvatting biologie van module 3 heb gezet.

→ Het is belangrijk dat je het verschil tussen oxidatie en reductie onthoudt. Ik geef wel toe dat dit zeer verwarrend is (reductie is elektronen opnemen? Waar is de logica, come on chemici!)

--> Engelsen zijn met een zeer leuk ezelsbruggetje gekomen:

**OIL RIG**

Oxidation Is Loss (of electrons) Reduction Is Gain (of electrons)
--

## 1.3) De oxidatietrap van een atoom bepalen

De OT hebben we gedefinieerd als:

--> Als een atoom méér elektronen dan in grondtoestand heeft, heeft ze een positieve OT.

--> Als een atoom minder elektronen dan in grondtoestand heeft, heeft ze een negatieve OT.

Je moet de OT echter ook kunnen bepalen, dat doe je a.d.h.v. enkele vuistregels en het algoritme van Cartuyvels.

### 1.3.1) Vuistregels voor het bepalen van de OT

(0) De OT schrijven we altijd met Griekse cijfers: +I, -I, +IV, -VII ...

(1) De OT van enkelvoudige stoffen = 0

--> Enkelvoudige stoffen zijn stoffen die uit één atoomsoort bestaan:  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $S_8$  ... niet  $H_2O$   
bijvoorbeeld!

(2) Eénatomige ionen: oxidatietrap = ionlading

--> Een éénatomig ion is bijvoorbeeld  $Al^{3+} \Rightarrow OT = +III$   
 $O^{2-} \Rightarrow OT = -II$

(3) Elementen uit de eerste 3 hoofdgroepen

[= groep Ia (1), IIa (2), IIIa (13)], OT = nummer van de groep.

--> Bijvoorbeeld in  $Al_2O_3$  heeft aluminium OT = +III, dit weet ik zeker omdat aluminium in groep IIIa zit in het periodiek systeem.

(4) O heeft OT -II behalve bij peroxiden -I en bij  $OF_2$  +II

--> Natuurlijk heeft O in  $O_2$  een oxidatietrap van 0, want: enkelvoudige stof!

--> Waterstofperoxide =  $H_2O_2$

(5) H heeft OT +I behalve bij hydriden -I

--> Natuurlijk heeft H in  $H_2$  een oxidatietrap van 0, want: enkelvoudige stof!

(6) De som van alle OT's moet gelijk zijn aan de lading van je atoom of ion

--> Deze laatste regel laat me toe om onbekende OT's te bepalen. Later hier meer over.

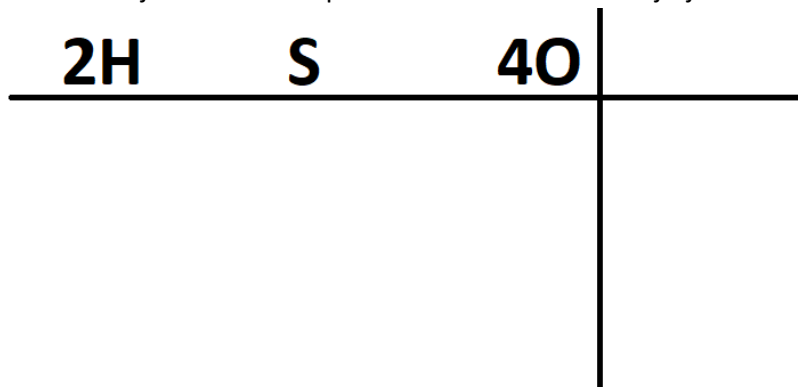
### 1.3.2) OT bepalen m.b.v. de algoritme van Cartuyvels

Cartuyvels heeft een soort van haar eigen algoritme om OT's te bepalen, daarom heb ik dit het algoritme van Cartuyvels genoemd. Dit laat je toe om makkelijk en snel OT's te bepalen.

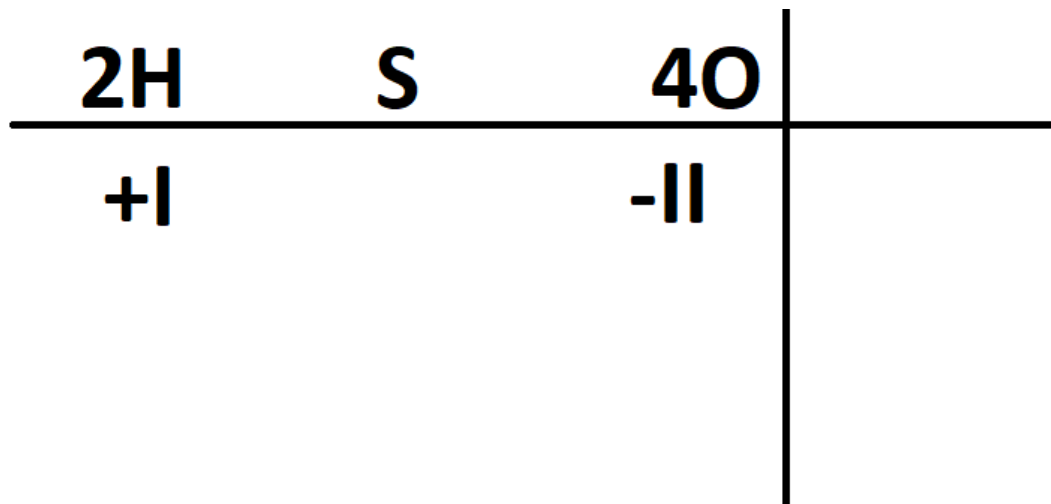
\*Als je de OT van een atoom in een molecule wilt bepalen, zonder Lewisstructuur, gebruik je Cartuyvels' algoritme.

--> VOORBEELD: Bepaal de OT van S in  $\text{H}_2\text{SO}_4$

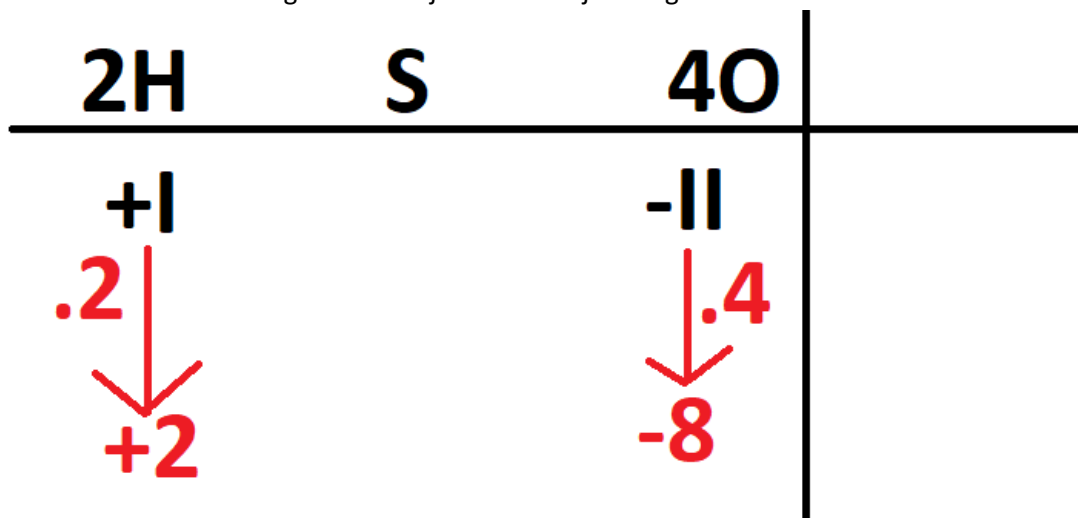
→ STAP 1: Schrijf alle atomen apart en trek enkele mooie lijntjes:



→ STAP 2: Schrijf op de eerste lijn de oxidatiegetallen (in Romeinse cijfers) die je al kent.

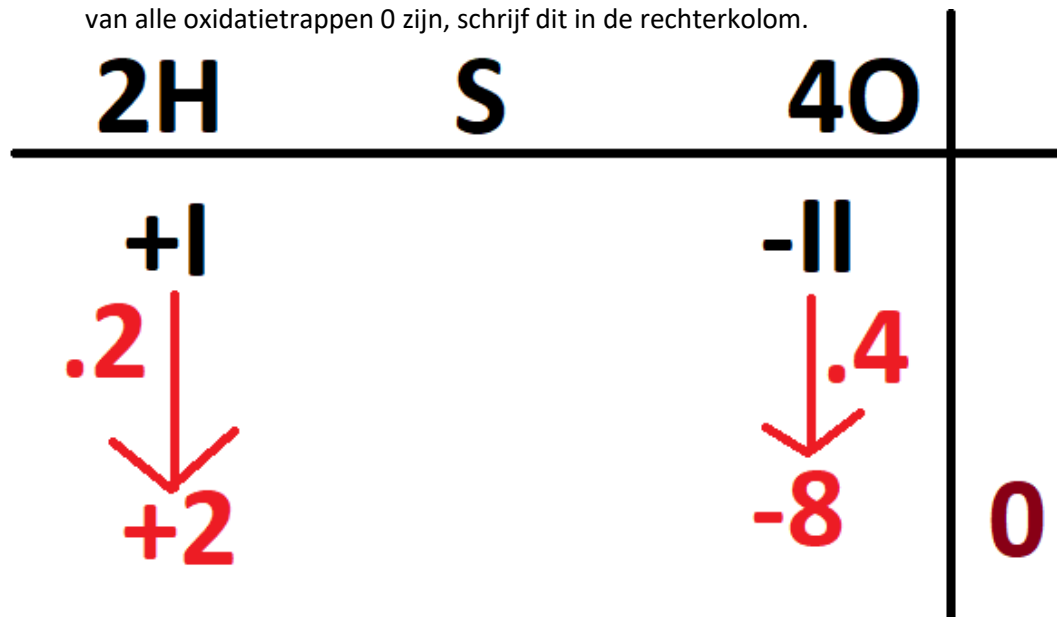


→ STAP 3: Doe de oxidatiegetallen die je kent maal je voorgetallen.

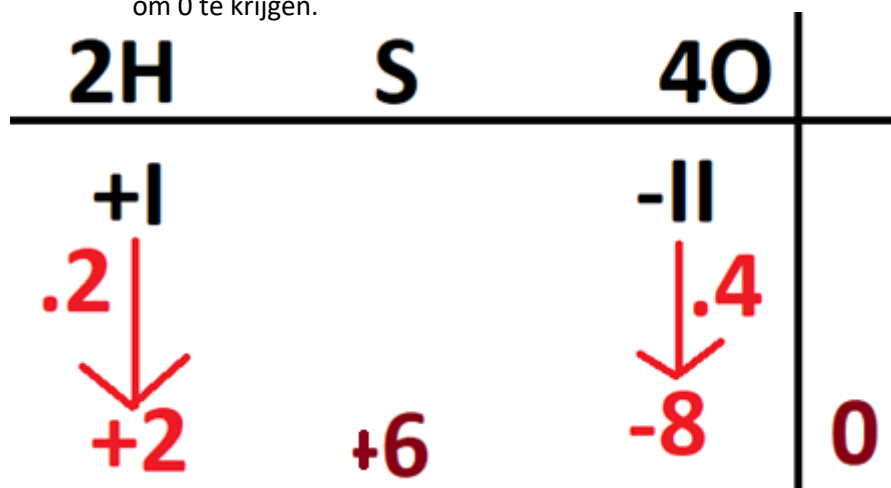




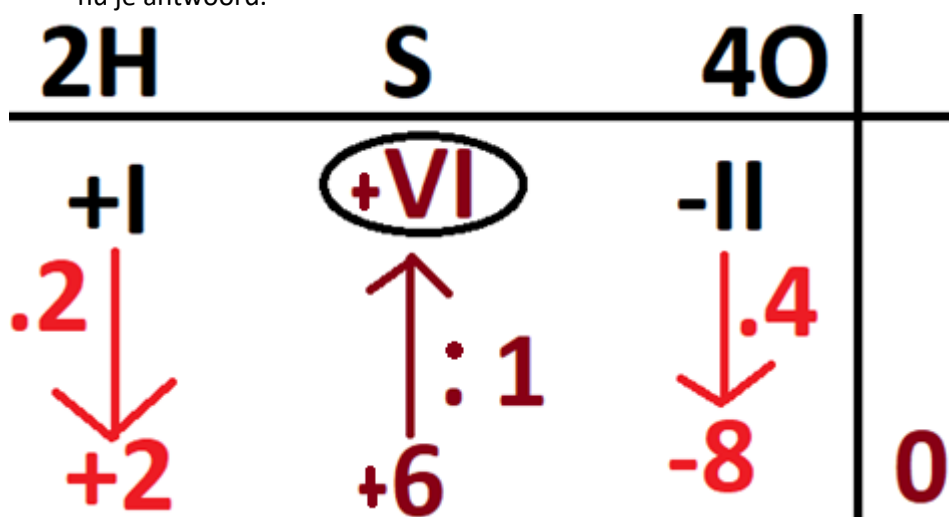
→ STAP 4: Houd rekening met de vuistregels,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  is een neutraal atoom, dus moet de som van alle oxidatietrappen 0 zijn, schrijf dit in de rechterkolom.



→ STAP 5: Doe een beetje wiskunde: +2-8 moet gelijk worden aan 0, dan moet je nog +6 doen om 0 te krijgen.



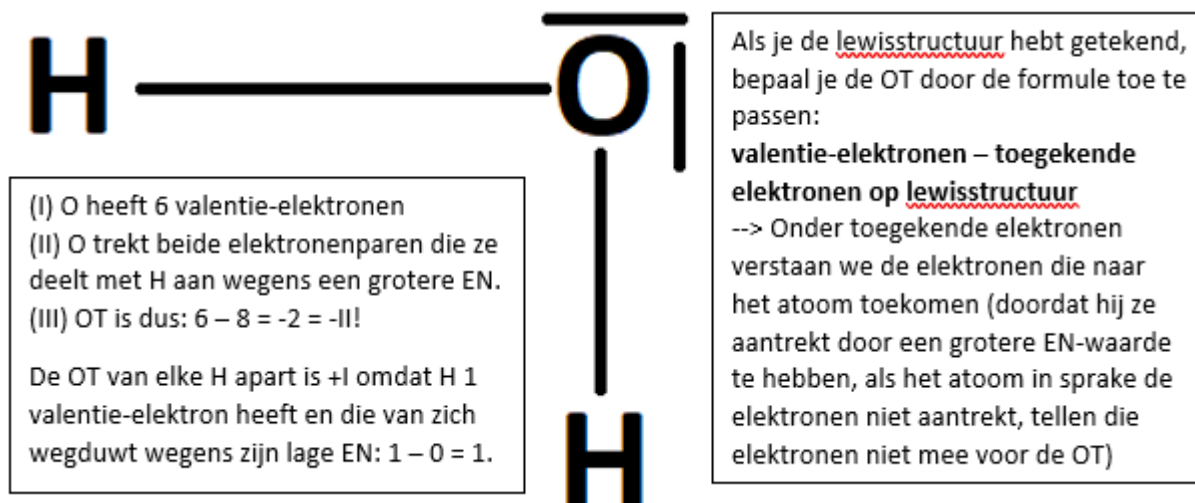
→ STAP 6: Deel door je voorgetal om je oxidatiegetal terug in Romeinse cijfers te krijgen, dit is nu je antwoord.



### 1.3.3) [Verdieping] OT bepalen a.d.h.v. Lewisstructuur

Sla dit over als je geen ingangsexamen geneeskunde of chemie-olympiade wilt doen.

De oxidatietrap kan je ook bepalen a.d.h.v. de Lewisstructuur van je atoom, hier vertel ik kort hoe je dit kan doen.



Weten hoe je de OT snel vanaf de Lewisstructuur kan bepalen is handig voor het ingangsexamen/de olympiade omdat het algoritme van Cartuyvels niet waterdicht is. De uitzonderingen bij de vuistregels kan je ook verklaren a.d.h.v. de Lewisstructuur.

## 1.4) Uitgewerkte basisredoxreactie

Nu gaan we samen stap voor stap een basisredox uitwerken, het is belangrijk dat je snapt hoe je basisredoxreacties moet uitwerken aangezien dit ook terugkomt in de complexere redoxreacties.

### 1.4.1) Redoxreactie: $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnCl}_2$

**REACTIE:**  $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnCl}_2$

**OT:**  $0 \quad +I \quad -I \quad 0 \quad +II \quad -I$

--> Je kan de OT's zelf bepalen m.b.v. de vuistregels/het algoritme van Cartuyvels.

### **DEELREACTIES:**

**OXIDATIE:**  $\text{Zn} - 2 e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$

**REDUCTIE:**  $2 ( \text{H}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{H} )$

Oké fijn Abdellah, hoe kom je aan die ladingen? Wel, Zn heeft oxidatiegetal 0 en heeft voor de oxidatie géén lading. Na de oxidatie heeft ze +II als OT en dus lading 2+ in mijn deelreactie. Snappie?

--> Let op: het aantal afgegeven elektronen tijdens de oxidatie in een redoxreactie moet gelijk zijn aan het aantal opgenomen elektronen tijdens de reductie van de redoxreactie, dus moeten we de reductiereactie maal 2 doen.

## **VEREENVOUDIGDE REDOXREACTIE**

**(IONENREACTIEVERGELIJKING):**

De vereenvoudigde redoxreactie is de reactie die de ionen die reageren weergeeft zoals ze in de oplossing (het reactievat) zitten. Daarom noemen we dit ook wel de ionenreactievergelijking.

Je maakt de vereenvoudigde redoxreactie door oxidatie en reductie op te tellen en te kijken of die ion zo kan bestaan.



--> Als je oxidatie en reductie optelt kom je op deze reactie. Zoals je ziet mag je géén elektronen meer overhouden als je de halfreacties optelt.

We stoten op één klein probleem. Het element 'H' (waterstof) kan niet zo op zijn eentje bestaan in een reactievat. Echter kan het wel bestaan als H<sub>2</sub> (waterstofgas), met 2 H-atomen kunnen we één H<sub>2</sub>-molecule maken. We schrijven onze vereenvoudigde redoxreactie dus ietsje anders.



## LADINGSBALANS:

Bij deze tussenstap moet je jouw ladingen in orde brengen als ze niet in evenwicht zijn, dit doe je door te neutraliseren met H<sup>+</sup> als je in een zuur milieu zit of te neutraliseren met OH<sup>-</sup> als je in een basisch milieu zit.

Let op: neutraliseer je ladingen in een zuur milieu nooit of te nimmer met H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, dat maakt je oefening véél moeilijker. Neutraliseren in een zuur milieu gaat altijd met H<sup>+</sup>!

Hier zien we dat onze ladingen al in orde zijn, +2 links en +2 rechts. We slaan de ladingsbalans over.

## ATOOMBALANS:

Als je jouw ladingsbalans hebt opgemaakt moet je jouw H'tjes en O'tjes in orde brengen door H<sub>2</sub>O aan de reactie toe te voegen. Dit is de atoombalans.

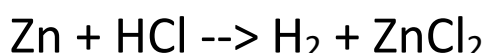
De atoombalans in onze vereenvoudigde redoxreactie is al in orde.

## REACTIEVERGELIJING:

### (STOFFENREACTIEVERGELIJING)

Dit is de reactie met de stoffen hoe mevrouw Cartuyvels ze in haar kast heeft steken, mevrouw Cartuyvels heeft namelijk geen H<sup>+</sup> apart in de kast maar heeft die ionen/atomen in gebonden vorm aanwezig in haar kast.

Omdat we bij deze laatste stap de stoffen zoeken zoals ze in potjes in de kast staan, noemen we deze tussenstap ook wel de stoffenreactievergelijking. Om de stoffenreactievergelijking te maken moet je teruggaan naar de opgave en die vergelijken met je vereenvoudigde reactievergelijking



Zn (zinkmetaal) kan op zichzelf voorkomen.

H<sup>+</sup> kan enkel in een oplossing op zichzelf voorkomen, in de kast staat dat onder de vorm van HCl.

--> We voegen  $2\text{Cl}^-$  toe aan onze  $2\text{H}^+$  om  $2\text{HCl}$  te vormen.

$\text{Zn}^{2+}$  kan enkel in een oplossing zo voorkomen, dit heeft mevrouw in haar kast staan als  $\text{ZnCl}_2$ .

--> We voegen  $2\text{Cl}^-$  toe aan onze  $\text{Zn}^{2+}$  om  $\text{ZnCl}_2$  te maken.

$\text{H}_2$  kan zo op zijn eigen voorkomen.



--> Dit is je stoffenreactievergelijking! Je hebt nu een 10/10 op de vraag op het examen!

## 2) Redoxreacties 6dejaar

Nu mag het échte werk beginnen mannen.

### 2.1) Redoxreacties in een zuur milieu

#### 2.1.1) Normale redoxreactie in een zuur milieu

**OPGAVE p.7:** Edele metalen reageren niet met verdund zuur onder vrijstelling van  $H_2$ . Toch blijkt in praktijk dat kopermetaal vatbaar is voor corrosie onder invloed van zuren. Welke reactie treedt hierbij op?



**(1) OT:**



--> Als je jouw OT's bepaalt dan bepaal je best slechts de OT's van de stoffen die duidelijk van OT veranderen, in dit geval N en Cu, O blijft immers altijd -II en H altijd +I.

--> Je kan de OT's bepalen m.b.v. de vuistregel/het algoritme van Cartuyvels

### (2) Deelreacties:



--> Niet in balans: onderste reactie maal 2 doen! Elektronentransfer moet bij redox in balans zijn!!!

### (3) Vereenvoudigde redox (ionenvergelijking):

De vereenvoudigde redoxreactie of ionenreactievergelijking is de ionen zoals ze in de oplossing van het reactievat zitten. Je doet deze door de som te maken van oxidatie en reductie en te kijken of die ionen in een oplossing zo kunnen bestaan of niet. Vergelijk de reactie met degene van de opgave.



--> Cu en  $Cu^{2+}$  kan zo bestaan in het reactievat. Dit zie je ook aan de gegeven reactie in de opgave.

-->  $N^{5+}$  en  $N^{4+}$  kunnen niet zo bestaan in een oplossing. Deze komen voor onder de vorm van  $NO_3^-$  en  $NO_2$ .

--> *Howhowhow Abdellah, chill gast, chill, hoe komt jij nu in Gods naam aan  $NO_3^-$  en  $NO_2$ ?*

→ *Wel, zoals ik al zei: vergelijk de som van de deelreacties met de opgave  $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu^{2+} + NO_2$ . Stikstof kan nooit een lading hebben van 5+ en 4+ (enkel 3-). Die 5+ zegt eigenlijk dat het oxidatiegetal van stikstof 5+ moet zijn in een molecule.*

--> *In  $NO_3^-$  is, zoals al berekend, het oxidatiegetal van N +V en in  $NO_2$  +IV. Stikstof kan wél bestaan onder de vorm van  $NO_3^-$  en  $NO_2$  apart.*

--> *Waarom  $NO_3^-$  en niet  $HNO_3$ ? Omdat de ionenvergelijking slechts de ionen vraagt, eenmaal  $HNO_3$  in water wordt opgelost splitst ze af in  $H^+$  en  $NO_3^-$ .*

--> *Waarom schrijven we  $H^+$  dan ook niet op? Omdat we enkel de ionen willen weten waarbij er een verandering is in oxidatietrap. Meer willen we niet weten.*



#### (4) Ladingsbalans (LB):

In de natuur geldt er een behoudswet van lading, ladingen blijven altijd behouden, ook bij chemische reacties. De lading voor én na je ionenvergelijking moet hetzelfde zijn. We tellen onze ladingen eventjes...



## LADING:

-2

**+2**

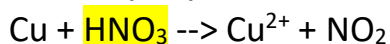
Ik tel een totale lading van -2 links in mijn reactie en een totale lading van +2 rechts in mijn reactie. Dit mag natuurlijk niet! We moeten zorgen dat onze ladingen gelijk worden.

Hoe zorg je ervoor dat je ladingen gelijk worden? Wel, dit had ik al in hoofdstuk 1 van de samenvatting uitgelegd...

--> In een zuur milieu neutraliseer je je ladingen met  $H^+$

--> In een basisch milieu neutraliseer je je ladingen met  $\text{OH}^-$

Hoe weet je of je in een zuur of basisch milieu zit? Kijk naar je opgave!



--> Een anorganisch zuur herken je aan de H vooraan (organisch zuur: -COOHgroep), als je een zuur in je opgave ziet zit je dus overduidelijk in een zuur milieu.

Wij moeten onze ladingsbalans dus opmaken en neutraliseren met  $H^+$ , dat betekent 4  $H^+$ 'jes toevoegen aan de linkerkant van de reactie zodat de lading aan beide kanten van de reactie +2 wordt en de lading dus behouden wordt!



**(5) Atoombalans (AB):**

Nadat je de ladingsbalans hebt opgemaakt voor je redoxreactie, moet je de atoombalans opmaken van je redoxreactie. In de natuur geldt er immers een wet van behoud van elementen (= atoomsoorten), je moet evenveel atomen links als rechts in de reactie hebben.

Let op: ga niet alle atomen zitten natellen, daarmee verspil je teveel tijd. Je moet enkel natellen of je H<sup>+</sup>-tjes en O<sup>2-</sup>-tjes kloppen in je voorlopige redoxreactie. Als je de ionenreactievergelijking (stap 3) goed hebt gedaan zou de rest van de atomen sowieso moeten kloppen.



4 H

/ H

60

40

--> 4H + 20 teveel links!

Ik tel na mijn ladingsbalans 4 H'tjes en 6 O'tjes links. Rechts tel ik géén H'tjes en 4 O'tjes.

--> We hebben dus een teveel van 4 H'tjes en 2 O'tjes links!

Hoe gaan we dit oplossen? Ik heb 4 H<sup>+</sup>tjes én 2 O<sup>-</sup>tjes teveel links! Wel, geen paniek. Water to the rescue.

Als je jouw atoombalans opmaakt moet je zoveel mogelijk water proberen te maken om alle overschot van H<sup>+</sup>tjes en O<sup>-</sup>tjes op te vangen.

--> Met een overschot van 4H en 2O kan ik 2H<sub>2</sub>O mee maken.

**LET OP: Als je géén natuurlijk aantal H<sub>2</sub>O kan maken (1, 2, 3, 4 ... oneindig), dan is je redoxreactie sowieso fout en mag je terug opnieuw beginnen! Je mag geen halve H<sub>2</sub>O of 0,3 H<sub>2</sub>O bijmaken. Je moet een natuurlijk getal uitkomen voor je atoombalans!**

**ATOOMBALANS:  $\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$**

--> Ik heb de 2H<sub>2</sub>O rechts geschreven omdat we links een overschot aan H<sup>+</sup>tjes en O<sup>-</sup>tjes hadden, als je de 2H<sub>2</sub>O links schrijft los je het overschot niet op maar vererger je het overschot.

## (6) Reactievergelijking (stoffenvergelijking):

In de reactievergelijking of stoffenvergelijking, willen we, zoals de naam al verklapt, de stoffen hebben zoals ze in de kast van mvr. Cartuyvels staan.

We zijn in onze atoombalans geëindigd met vorige reactie...

**$\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$**

We vergelijken deze reactie met degene gegeven in de opgave:

$\text{Cu} + \text{HNO}_3$  (salpeterzuur)  $\rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO}_2$

(✓) Cu (kopermetaal) kan in vaste vorm voorkomen in Cartuyvels' kast.

(✓) NO<sub>2</sub> kan zo voorkomen in Cartuyvels' kast.

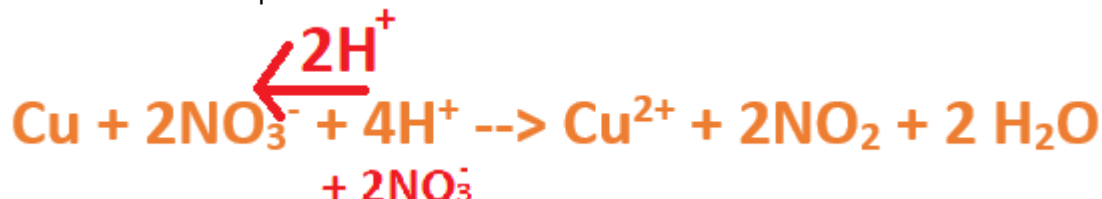
(✓) H<sub>2</sub>O kan zo voorkomen in Cartuyvels' kast (en hopelijk ook in iedereen z'n kast).

(X) NO<sub>3</sub><sup>-</sup> kan niet zo voorkomen in Cartuyvels' kast, zoals je ook ziet aan de opgave. NO<sub>3</sub><sup>-</sup> komt voor onder de vorm van HNO<sub>3</sub>.

--> We moeten dus 2 H<sup>+</sup>tjes toevoegen aan NO<sub>3</sub><sup>-</sup> om 2 HNO<sub>3</sub> te vormen. We hebben bij onze ladingsbalans al 4 H<sup>+</sup>tjes gemaakt dus kunnen we daar 2 H<sup>+</sup> van nemen.



(X) H<sup>+</sup> kan niet zo voorkomen in Cartuyvels' kast en we hebben nog 2 H<sup>+</sup>tjes op overschot. Zoals je echter kan zien in de opgave komt H<sup>+</sup> voor in de vorm van HNO<sub>3</sub>. We kunnen dus 2 NO<sub>3</sub><sup>-</sup> plakken aan de 2H<sup>+</sup> die we op overschot hebben.

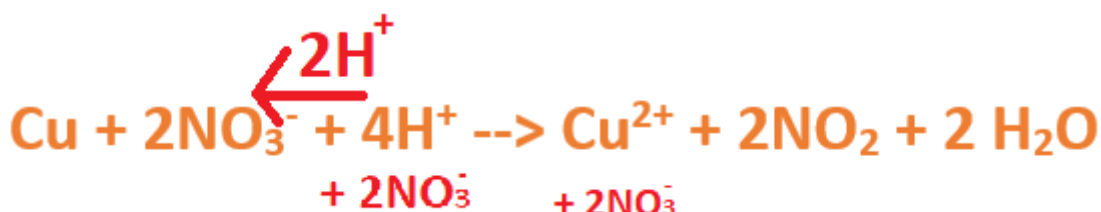


Wacht eens even Abdellah, als je links van de reactiepijl 2 NO<sub>3</sub><sup>-</sup> toevoegt, is je atoombalans dan niet opnieuw uit balans? Ja, goed gezien slimmerik.

Wat ik links doe, doe ik ook rechts. Omdat ik 2NO<sub>3</sub><sup>-</sup> links heb toegevoegd moet ik ook 2NO<sub>3</sub><sup>-</sup> rechts toevoegen, echter is de vraag: waar moet ik die 2 NO<sub>3</sub><sup>-</sup> rechts toevoegen?

(X) Cu<sup>2+</sup> kan op zichzelf niet bestaan in Cartuyvels' kast (wel in opgeloste vorm in water), Cu<sup>2+</sup> moet gebonden zijn met een zuurrest om een vast zout (ionrooster) te vormen die wél in Cartuyvels' kast kan staan. Wat moet ik toevoegen?

--> Wacht: NO<sub>3</sub><sup>-</sup> is een zuurrest en ik moet nog 2 NO<sub>3</sub><sup>-</sup> rechts toevoegen. Ik kan die 2 NO<sub>3</sub><sup>-</sup> plakken aan Cu<sup>2+</sup> om uiteindelijk het zout Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> te vormen! Dat is een goed plan!



Mijn uiteindelijke stoffenreactievergelijking is:



**Nu heb je een 10/10 op deze oefening op het examen, proficiat!**

## 2.1.2) KMnO<sub>4</sub> in een sterk zuur milieu

Voorbeeldoefening:  $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$

(1) OT:                      +VII              +II                              +II              +III

--> Let op: de OT van Fe in FeSO<sub>4</sub> kan je niet bepalen volgens het algoritme van Cartuyvels, hiervoor moet je je voorkennis gebruiken...

--> Je weet dat SO<sub>4</sub> komt van H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> en de ion dus SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> is.

--> De som van alle OT's moet 0 zijn (neutraal atoom), dus moet de OT van Fe +II zijn!

### (2) Deelreacties:

**OXIDATIE:**  $5 (\text{Fe}^{2+} - 1\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{3+})$

**REDUCTIE:**  $\text{Mn}^{7+} + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$

--> Howhowhow, elektronen zijn totaal niet in balans, we doen de oxidatie maal 5.

### (3) Vereenvoudigde redoxreactie (ionenvergelijking):

Zoals je weet maken we de som van de deelreacties en kijken we hoe de ionen voorkomen in onze oplossing (daarom: ionenvergelijking).

**SOM:**  $5\text{Fe}^{2+} + \text{Mn}^{7+} \rightarrow 5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+}$

(✓) Fe<sup>2+</sup> en Fe<sup>3+</sup> kunnen zo, in gedissocieerde toestand, in de oplossing voorkomen.

(✓) Mn<sup>2+</sup> kan, zoals je kan afleiden uit de opgave, zo in een oplossing voorkomen.

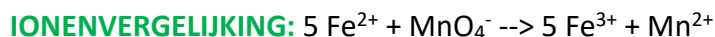
(X) Mn<sup>7+</sup> kan niet zo in de oplossing voorkomen, dit is een veels te grote lading

--> Zoals je kan afleiden uit de reactie van de opgave: Mn<sup>7+</sup> komt voor in de vorm van MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>

--> Waarom MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> en niet KMnO<sub>4</sub>? Omdat we de ionenvergelijking opstellen, we willen enkel



de essentiële ionen weten die elektronen uitwisselen in de oplossing. Als je het zout  $\text{KMnO}_4$  oplost in water dissocieert het of splitst het met andere woorden op in  $\text{K}^+$  en  $\text{MnO}_4^-$ . Omdat  $\text{K}^+$  niet meedoet aan de redoxreacties schrijven we ze niet op.

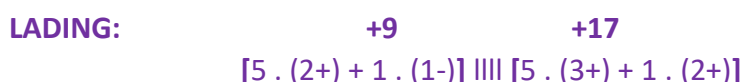
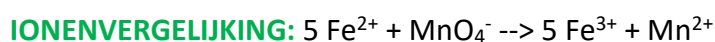


#### (4) Ladingsbalans (LB):

Zoals je weet tellen we bij de ladingsbalans alle ladingen rechts als links en proberen we vervolgens de ladingen te neutraliseren of m.a.w. in balans te brengen.

--> In een zuur milieu neutraliseer je met  $\text{H}^+$

--> In een basisch milieu neutraliseer je met  $\text{OH}^-$



Oeioeioei, onze ladingen blijken hier niet in balans te zijn.  $\text{H}^+$ jes to the rescue!

We moeten aan de linkerkant 8  $\text{H}^+$ jes toevoegen zodat we aan beide kanten van de reactievergelijking even grote ladingen hebben van +17.



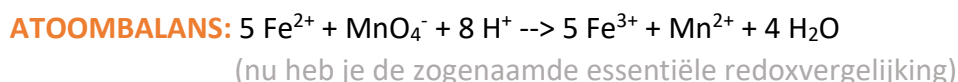
#### (5) Atoombalans (AB):

Zoals je inmiddels al weet geldt er in de natuur een wet van behoud van elementen (atoomsoorten), je moet dus evenveel atomen links als rechts van de reactie hebben. Echter is dit voor alle atomen al zo in orde behalve voor de  $\text{H}$ 'tjes en  $\text{O}$ 'tjes, enkel zij moet je dus nachecken.



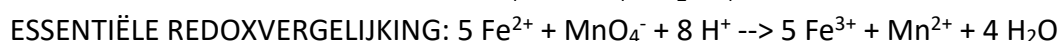
→ We hebben een overschot van 8  $\text{H}$ 'tjes en 4  $\text{O}$ 'tjes aan de linkerkant van de reactie, laten we  $\text{H}_2\text{O}$ 'tjes maken!

Hmmmm... Hoeveel  $\text{H}_2\text{O}$  kan je maken met 8H en 4O? Aahja! 4  $\text{H}_2\text{O}$ . Deze 4 $\text{H}_2\text{O}$  voegen we toe aan de rechterkant van de redoxreactie om de atoombalans in orde te maken.



#### (6) Reactievergelijking (stoffenvergelijking):

Dit zijn, zoals je al weet, de stoffen zoals ze in de kast staan van mevrouw Cartuyvels. Je vergelijkt je verkregen essentiële redoxvergelijking met de opgave en je knipt en plakt enkele dingetjes aan elkaar zodat je stoffen krijgt.



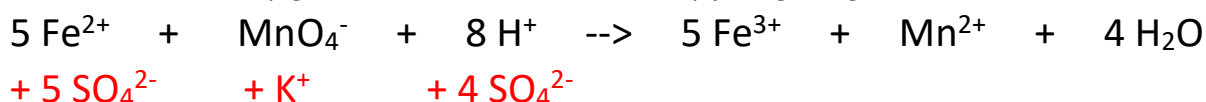
(X)  $\text{Fe}^{2+}$  kan niet zo in de reactie voorkomen, mvr. Cartuyvels heeft immers géén ionen maar zouten in haar kast liggen.

--> We moeten  $\text{SO}_4^{2-}$  toevoegen, omdat we 5  $\text{Fe}^{2+}$  hebben moeten we 5  $\text{SO}_4^{2-}$  toevoegen

(X)  $\text{MnO}_4^-$  kan als los ion ook niet in mvr. Cartuyvels' kast voorkomen. Dit komt, zoals je kan zien in de opgave, voor als  $\text{KMnO}_4$ . Dus je moet een  $\text{K}^+$  aan de  $\text{MnO}_4^-$  toevoegen.

(X)  $\text{H}^+$  kan ook niet als los ion in Cartuyvels' kast voorkomen, echter kan  $\text{H}^+$  wel voorkomen in de vorm van  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (zwavelzuur). Omdat we 8  $\text{H}^+$  hebben moet er gebonden worden met 4  $\text{SO}_4^{2-}$  om 4  $\text{H}_2\text{SO}_4$  te vormen. In de natuur geldt er immers een behoud van lading.

Dit hebben we voorlopig aan de linkerkant van de reactiepijl toegevoegd...



Zoals je weet geldt er een wet van behoud van elementen in de chemie of met andere woorden: wat je links toevoegt, moet je ook rechts toevoegen. Dus we zullen op zoek moeten gaan naar een manier om 1  $\text{K}^+$  en 9  $\text{SO}_4^{2-}$  rechts te krijgen.

(X)  $\text{Fe}^{3+}$  kan niet zo als los ion in Cartuyvels' kast voorkomen, het moet in de vorm van een zout voorkomen. We kunnen er  $\text{SO}_4^{2-}$ -etjes aan vast plakken om een zout te maken, maar hoeveel?

--> 5  $\text{Fe}^{3+}$  staat in voor een totale lading van 15+

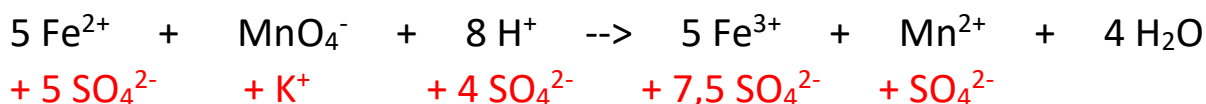
--> Om die lading van 15+ te neutraliseren (*herinner jezelf: een zout is neutraal*) heb je een lading van 15- nodig.

--> Hiervoor heb je 7,5  $\text{SO}_4^{2-}$  nodig, want:  $7,5 \times (2-) = 15-$ . Ja, je hebt me gehoord: 7 en een half, waar elke chemicus bang voor is: een halve atoom.

(X)  $\text{Mn}^{2+}$  kan niet zo in Cartuyvels' kast voorkomen. Echter hebben we nog 1,5  $\text{SO}_4^{2-}$  op overschot aan de linkerkant van de reactiepijl waarvan we er al ééntje kunnen gebruiken. We voegen één  $\text{SO}_4^{2-}$  toe aan onze goeie, oude, vriend  $\text{Mn}^{2+}$ .

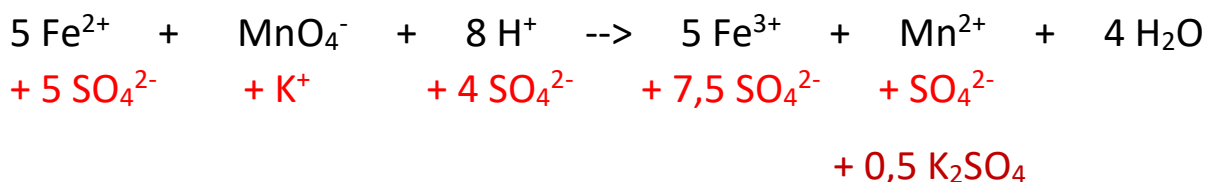
(✓)  $\text{H}_2\text{O}$  kan in die vorm voorkomen in iedereen zijn kast.

Dit hebben we dus voorlopig toegevoegd aan de reactie...

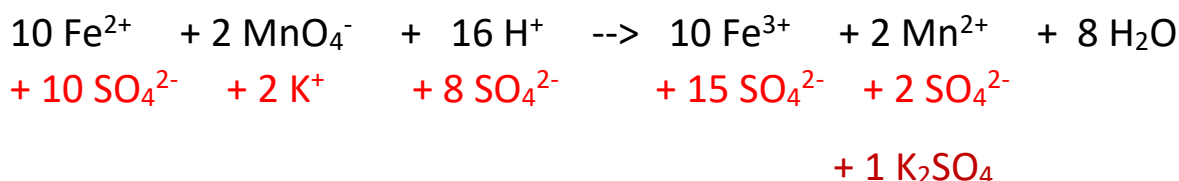


Wie goed heeft opgelet zegt nu: wacht eens even Abdellah... We hebben die  $\text{K}^+$  nergens rechts toegevoegd en 0,5  $\text{SO}_4^{2-}$  hebben we ook nog niet gebruikt... Is onze hele reactie nu fout?

--> Neen, chill, we kunnen die  $\text{K}^+$  en die 0,5  $\text{SO}_4^{2-}$  laten reageren tot 0,5  $\text{K}_2\text{SO}_4$  (neutraliteitsregel), die 0,5  $\text{K}_2\text{SO}_4$  voegen we nu rechts toe aan onze reactie, dan hebben we alles gebruikt!

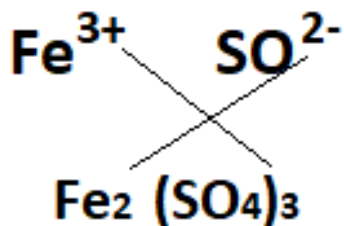


Nu moet je allés nog maal 2 doen omdat je geen halve molecule/atoom mag hebben in de chemie. :)



Nu mag je van alles een zout maken.

Let op:



Dus nu kan je jouw zouten maken!



**Dit is je stoffenreactievergelijking, je hebt nu een 10/10 op deze oefening op het examen!**

### 2.1.3) $\text{KMnO}_4$ in een zwak zuur milieu



(1) OT:                      +VII              +II                                      +IV              +III

--> Je ziet dat het enig verschil tussen sterk- en zwak zuur milieu is dat kaliumpermanganaat ( $\text{KMnO}_4$ ) minder gereduceerd wordt. In een sterk zuur milieu ging het van +VII naar +II, nu gaat het slechts naar +IV. Voor de rest loopt het uitwerken van de redoxreactie volledig hetzelfde.

#### (2) Deelreacties:

**OXIDATIE:**  $3(\text{Fe}^{2+} - 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{3+})$  --> maal 3 omdat elektronenbalans in orde moet zijn.

**REDUCTIE:**  $\text{Mn}^{7+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{4+}$

#### (3) Vereenvoudigde redoxreactie (ionenvergelijking):

**SOM deelreacties:**  $\text{Mn}^{7+} + 3 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{4+} + 3 \text{Fe}^{3+}$

(✓)  $\text{Fe}^{2+}$  en  $\text{Fe}^{3+}$  kunnen zo als ionen in de oplossing voorkomen.

(X)  $\text{Mn}^{7+}$  kan niet zo als ion in de oplossing voorkomen.

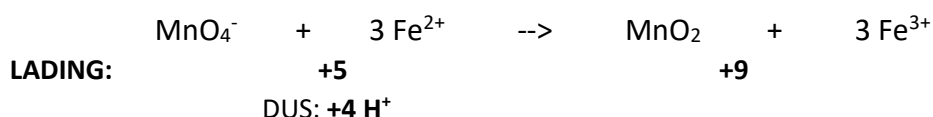
-->  $\text{Mn}^{7+}$  komt, als we vergelijken met de opgave, voor onder de vorm van  $\text{MnO}_4^-$ , de  $\text{K}^+$  tellen we er nogmaals niet bij omdat we enkel de ionen zoeken in gedissocieerde toestand dus.

(X)  $\text{Mn}^{4+}$  kan niet zo in de oplossing voorkomen, echter, als we kijken naar de opgave zien we dat  $\text{Mn}^{4+}$  voorkomt onder de vorm van  $\text{MnO}_2$ .

**IONENVERGELIJKING:**  $\text{MnO}_4^- + 3 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_2 + 3 \text{Fe}^{3+}$

#### (4) Ladingsbalans:

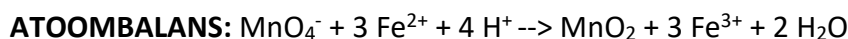
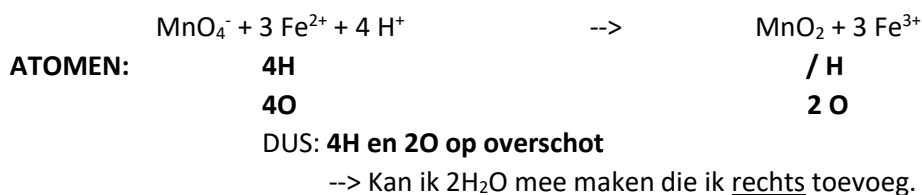
Zoals je nu maar al te goed weet, geldt er in de natuur een behoud van lading en neutraliseer je de ladingen in een zuur milieu met  $\text{H}^+$  en in een basisch milieu met  $\text{OH}^-$ . We zitten nu in een zuur milieu want we hebben in onze opgave een zuur.



**LADINGSBALANS:**  $\text{MnO}_4^- + 3 \text{Fe}^{2+} + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{MnO}_2 + 3 \text{Fe}^{3+}$

### (5) Atoombalans:

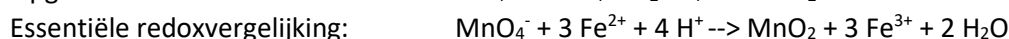
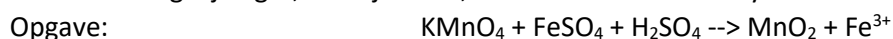
Zoals je nu ook maar al te goed weet bestaat er in de natuur ook een wet van behoud van elementen, er moeten evenveel atomen links als rechts zijn van de reactie. Je checkt bij de atoombalans de H'tjes en O'tjes na.



Nu heb je de zogenaamde *essentiële redoxvergelijking*.

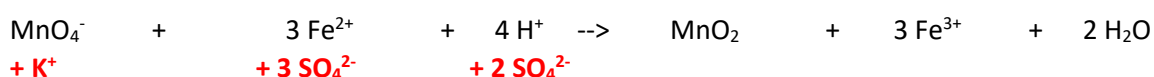
### (6) Reactievergelijking:

De reactievergelijking is, zoals je weet, hoe de stoffen in Cartuyvels' kast staan.



- (X)  $\text{MnO}_4^-$  kan niet in ionvorm in Cartuyvels' kast voorkomen, het komt in haar kast voor als  $\text{KMnO}_4$ , we moeten dus een  $\text{K}^+$  toevoegen.
- (X)  $\text{Fe}^{2+}$  kan niet zo, in ionvorm, in Cartuyvels' kast voorkomen. Het komt in haar kast voor als  $\text{FeSO}_4$  (zie opgave), dus moeten we 3  $\text{SO}_4^{2-}$  toevoegen gezien we 3  $\text{Fe}^{2+}$  hebben.
- (X)  $\text{H}^+$  kan niet zo, in ionvorm, in Cartuyvels' kast voorkomen. Het komt in haar kast voor als  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (zwavelzuur, zie opgave), dus moeten we 2  $\text{SO}_4^{2-}$  toevoegen omdat we 4  $\text{H}^+$  hebben (ladingen moeten altijd in orde zijn!)  
 $\rightarrow$  Hiermee kunnen we 2  $\text{H}_2\text{SO}_4$  maken.

We bekijken al wat we rechts hebben toegevoegd en, zoals je weet: wat we rechts toevoegen, voegen we links ook toe (wet van behoud van elementen!).

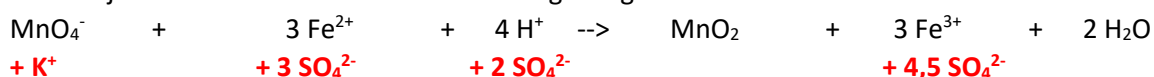


- (X)  $\text{Fe}^{3+}$  kan niet zo, in ionvorm, in Cartuyvels' kast staan. Dit komt voor onder de vorm van een zout, we kunnen  $\text{SO}_4^{2-}$  plakken aan onze  $\text{Fe}^{3+}$ 'tjes, maar hoeveel?  
 $\rightarrow$  3  $\text{Fe}^{3+}$  staat in voor een nettolading van 9+.  
 $\rightarrow$  We hebben 4,5  $\text{SO}_4^{2-}$  nodig om deze lading van 9+ op te vangen (behoud van lading!)

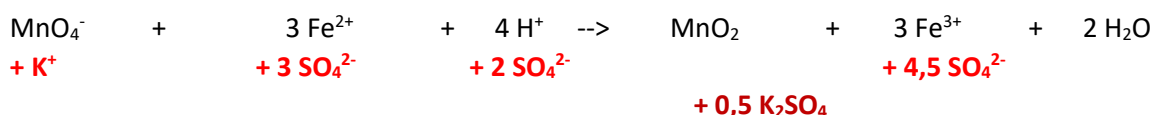
(✓)  $\text{MnO}_2$  kan als oxide zo voorkomen in de kast van mvr. Cartuyvels.

(✓)  $\text{H}_2\text{O}$  kan overal op planeet aarde voorkomen.

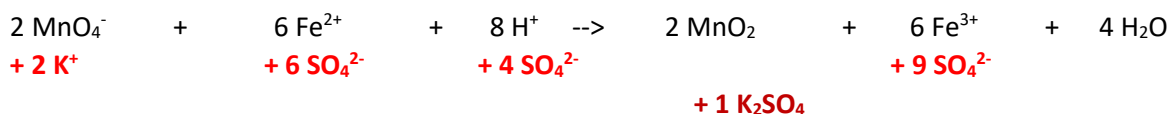
We bekijken wat we tot nu toe al hebben toegevoegd...



We constateren dat we  $\text{K}^+$  en 0,5  $\text{SO}_4^{2-}$  nog niet hebben gebruikt, hiermee kunnen we 0,5  $\text{K}_2\text{SO}_4$  mee maken aan de rechterkant...



We moeten alles nog maal 2 doen aangezien je géén halve atoom/ion/molecule kan hebben in de chemie.



We koppelen alle ionen nu nog aan elkaar vast en vormen zouten/zuren, je verkrijgt volgende volledige reactievergelijking of stoffenvergelijking:



Dit was het! Je hebt nu een 10/10 op deze oefening op het examen!

### 2.1.3) Toepassing van $\text{KMnO}_4$

$\text{KMnO}_4$ , beter bekend als kaliumpermanganaat, wordt als oxidator toegevoegd aan de productie van jeansbroeken om ze een “afgewassen” (gebleekte) kleur te geven.

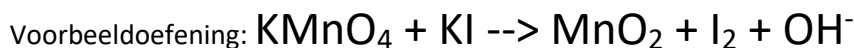
Jeansbroeken worden daarna gewassen met zand en aluminiumoxide, door het schurend effect krijgt de jeansbroek het uitzicht van een reeds gedragen broek.

## 2.2) Redoxreacties in een basisch milieu

Redoxreacties in een basisch milieu verlopen volledig analoog met redoxreacties in een zuur milieu echter moet je nu bij je ladingsbalans neutraliseren met  $\text{OH}^-$ .

### 2.2.1) Redoxreacties waarbij een basisch milieu ontstaat

#### 2.2.1.1) Voorbeeldoefening 1



#### (2) Deelreacties:

Herinner jezelf de definities die we hebben gegeven aan oxidatie en reductie:

OXIDATIE = stijgen in OT = elektronen afgeven

REDUCTIE = dalen in OT = elektronen opnemen

**OXIDATIE:**  $3(\text{I}^- - \text{e}^- \rightarrow \text{I}) \rightarrow$  maal 3 omdat elektronentransfer in balans moet zijn.

**REDUCTIE:**  $\text{Mn}^{7+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{4+}$

#### (3) Vereenvoudigde redoxvergelijking (ionenvergelijking):

Herinner jezelf dat we in deze stap de som maakten van de deelreacties en dan gingen kijken hoe de ionen/moleculen in de oplossing voorkomen.

**SOM deelreacties:**  $3\text{I}^- + \text{Mn}^{7+} \rightarrow 3\text{I} + \text{Mn}^{4+}$

(✓)  $\text{I}^-$  kan als ion in de oplossing voorkomen (na dissociatie van KI)

(X)  $\text{Mn}^{7+}$  kan niet zo als ion in de oplossing voorkomen

$\rightarrow$  Als we terugkijken naar de opgave zien we dat  $\text{Mn}^{7+}$  voorkomt in de vorm van  $\text{MnO}_4^-$ .

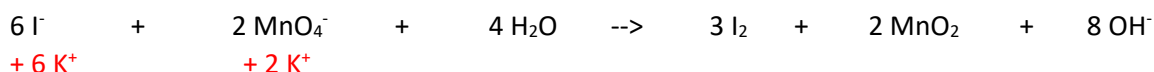


(X)  $\text{MnO}_4^-$  kan niet zo in mevrouw haar kast voorkomen,  $\text{MnO}_4^-$  komt in mevrouw haar kast voor als een zout, namelijk  $\text{KMnO}_4$ .

--> We voegen  $2 \text{ K}^+$  toe omdat we  $2 \text{ MnO}_4^-$  hebben, zo bekomen we  $2 \text{ KMnO}_4$ .

(✓)  $\text{H}_2\text{O}$  komt overal op planeet aarde voor.

We maken al een balans van wat we links aan onze essentiële redoxreactie hebben toegevoegd.

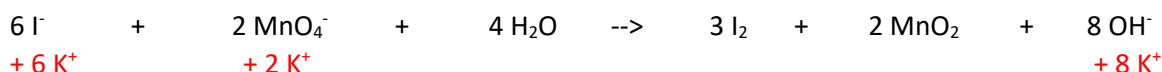


Zoals je weet geldt er een wet van behoud van elementen in de natuur of met andere woorden: wat je links doet, doe je ook rechts. Je moet dus ergens  $8 \text{ K}^+$  aan plakken rechts.

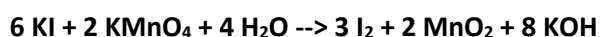
(✓)  $\text{I}_2$  kan zo voorkomen, kan je ook zien aan je opgave.

(✓)  $\text{MnO}_2$  kan zo voorkomen, kan je ook zien aan je opgave.

(X)  $\text{OH}^-$  kan niet zo voorkomen in Cartuyvels' kast. Maar we hebben nog  $8 \text{ K}^+$ 'jes die we ergens rechts moeten aan plakken, dat kunnen we doen aan de  $8 \text{ OH}^-$  die we daar hebben. Dan vormen we  $8 \text{ KOH}$ .  $\text{KOH}$  is een sterke base, een basisch milieu is dus gevormd met deze redoxreactie.



We hebben geen halve moleculen/atomen, we kunnen alles dus gewoon aan elkaar vastplakken en dan hebben we onze reactievergelijking/stoffenvergelijking. De stoffen zoals ze in mvr. Cartuyvels haar kast staan.



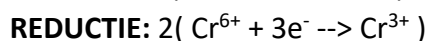
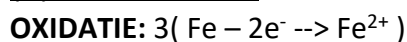
Proficiat! Je hebt een 10/10 op deze oefening op het examen!!!

Zoals je ziet is redoxreacties in een basisch milieu volledig hetzelfde als redoxreacties in een zuur milieu alleen moet je nu je ladingsbalans doen met  $\text{OH}^-$ .

### 2.2.1.2) Voorbeeldoefening 2

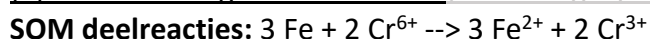


#### (2) Deelreacties:



--> We doen maal 3 en 2 omdat de elektronenbalans in orde moet zijn! Er is dus een transfer van in totaal 6 elektronen in deze redoxreactie.

#### (3) Vereenvoudigde redoxreactie (ionenvergelijking):



(✓)  $\text{Fe}$  kan zo voorkomen in de oplossing als ijzermetaal (zie ook opgave).

(X)  $\text{Cr}^{6+}$  kan niet zo in de oplossing voorkomen, dit is immers een te grote lading.  $\text{Cr}^{6+}$  komt voor in de vorm van  $\text{CrO}_4^{2-}$

--> niet  $\text{KCrO}_4$  omdat in de oplossing  $\text{KCrO}_4$  is gedissocieerd in  $\text{K}^+$  en  $\text{CrO}_4^{2-}$ !

(✓)  $\text{Cr}^{3+}$  kan zo in de oplossing voorkomen (zie ook opgave)

(4) Ladingsbalans (LB):

$$2 \text{CrO}_4^{2-} + 3 \text{Fe} \rightarrow 3 \text{Fe}^{2+} + 2 \text{Cr}^{3+}$$

**LADINGSBALANS:**  $2 \text{CrO}_4^{2-} + 3 \text{Fe} \rightarrow 3 \text{Fe}^{2+} + 2 \text{Cr}^{3+} + 16 \text{OH}^-$

Het verschil in H'tjes en O'tjes in orde brengen in conform met de wet van behoud van elementen.

--> DUS: 8 O en 16 H op overschot, kan je 8 H<sub>2</sub>O mee maken die je links toevoegt.

(dit is je zogenaamde essentiële redoxvergelijking)

De stoffenvergelijking is, zoals je al weet, de stoffen zoals mvr. Cartuyvels ze in haar kast heeft staan, dus niet de stoffen in opgeloste toestand. Vergelijk om dit te vinden je opgave met je essentiële redoxvergelijking.

Essentielle redox:  $2 \text{CrO}_4^{2-} + 3 \text{Fe} + 8 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{Fe}^{2+} + 2 \text{Cr}^{3+} + 16 \text{OH}^-$

(X)  $\text{CrO}_4^{2-}$  kan niet zo in Cartuyvels' kast voorkomen, dit komt voor onder de vorm van  $\text{K}_2\text{CrO}_4$   
 --> We hebben 2  $\text{CrO}_4^{2-}$ , wat goed is voor een lading van -4. We hebben dus 4  $\text{K}^{+}$ 'jes nodig die gaan binden (behoud van lading), we krijgen dan 2  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ .

(✓) Fe (ijzermetaal) kan zo in Cartuyvels' kast voorkomen.

(✓) H<sub>2</sub>O komt hopelijk in iedereen zijn kast voor.

$$2 \text{CrO}_4^{2-} + 3 \text{Fe} + 8 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{Fe}^{2+} + 2 \text{Cr}^{3+} + 16 \text{OH}^- + 4 \text{K}^+$$

24



Hier staat je op problemen, zowel  $\text{Fe}^{2+}$  als  $\text{Cr}^{3+}$  als  $\text{OH}^-$  kunnen niet zo op zich voorkomen, echter heb je maar 4  $\text{K}^+$ . Ook gaan twee metalen geen binding aan (metaalbinding buiten beschouwing gelaten). Je hebt gelukkig ook zeer veel  $\text{OH}^-$  die met alles kan binden.

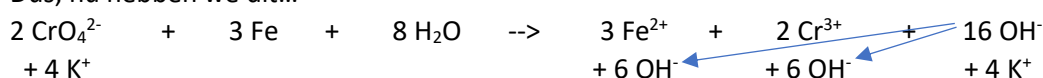
(X)  $\text{Fe}^{3+}$  kan niet zo in Cartuyvels' kast voorkomen, echter kan het daar wél voorkomen als hydroxide. We hebben 3  $\text{Fe}^{2+}$  wat goed is voor een lading van 6+. We moeten daar dus 6  $\text{OH}^-$ 'etjes aan vast plakken om de ladingen op te vangen (neutraliseren).

(X)  $\text{Cr}^{2+}$  kan ook niet op zich zo voorkomen, echter kunnen we er wel een hydroxide van maken. --> We moeten, om alle ladingen op te vangen ook 6  $\text{OH}^-$ 'etjes daar toevoegen.

**We hebben nu nog maar 4  $\text{OH}^-$  over.**

(X)  $\text{OH}^-$  kan ook niet zo in Cartuyvels' kast voorkomen, echter hebben we nog 4  $\text{K}^+$  van de rechterkant die met deze  $\text{OH}^-$  kan reageren ter vorming van  $\text{KOH}$ . Zo zijn we af van alles en is onze reactie oké!

Dus, nu hebben we dit...



We hebben geen halve atomen/moleculen en mogen dus alles aan elkaar plakken...



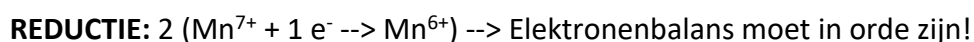
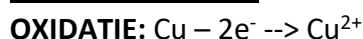
Dit is je stoffenvergelijking. Proficiat! Je hebt een 10/10 op deze oefening op het examen!

## 2.2.2) Redoxvergelijkingen waarbij het ontstaan van een basisch milieu wordt gehinderd

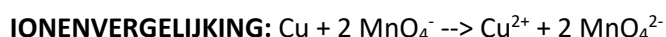
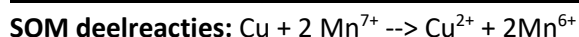


(1) OT:                      +VII                      0                      +VI                      +II

(2) Deelreacties:

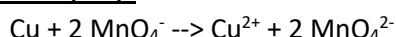


(3) Vereenvoudigde redoxvergelijking (ionenvergelijking):



--> Ga zelf na waarom deze ionenvergelijking klopt, welke atomen/ionen kunnen zo in de oplossing komen, welke niet?

(4) Ladingsbalans (LB):

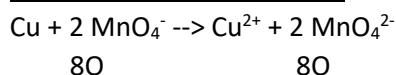


**LADINGEN:**                      -2                      -2

We moeten dus niet neutraliseren met  $\text{OH}^-$ . Wacht eens even? Als we niet moeten neutraliseren met  $\text{OH}^-$  dan wordt er geen basisch milieu gevormd.  $\text{OH}^-$  is immers typerend voor een basisch milieu.

--> Ja, je hebt gelijk. Daarom is de titel van dit onderdeel: redoxvergelijkingen waarbij het ontstaan van een basisch milieu wordt verhinderd. Doordat er geen  $\text{OH}^-$  wordt gevormd, wordt er ook géén basisch milieu gevormd.

### (5) Atoombalans (AB):



--> Omdat je ladingsbalans al in orde was, moet je je atoombalans niet meer in orde maken.

Waarom wordt het ontstaan van het basisch milieu nu eigenlijk verhinderd? Omdat je voor de reactiepijl al  $\text{OH}^-$ -ionen aanwezig had in je reactie. Die  $\text{OH}^-$ -ionen zorgden voor een verschuiving van het chemisch evenwicht (details moet je niet kennen), waardoor de reductie van Mn(+VII) tot Mn(+IV) wordt verhinderd.

De beperkte reductie van Mn(+VII) naar Mn(+VI) kan wél doorgaan aangezien, zoals we al hebben gezien, hier géén  $\text{OH}^-$ -ionen worden aangemaakt bij de ladingbalans.

--> Als je  $\text{OH}^-$  dus voor je reactiepijl hebt staan, wordt het ontstaan van het basisch milieu verhinderd of m.a.w. wordt er géén  $\text{OH}^-$  meer aangemaakt bij de ladingsbalans.

Zoals je ziet neemt de  $\text{OH}^-$  die voor de pijl al aanwezig was niet deel aan de redoxreactie.

### (6) Reactievergelijking (stoffenvergelijking):

Essentiële redoxvergelijking:  $\text{Cu} + 2 \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{MnO}_4^{2-}$

Opgave:  $\text{KMnO}_4 + \text{Cu} + \text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} + \text{Cu}^{2+}$

Je ziet direct dat je 2  $\text{K}^+$  moet toevoegen aan 2  $\text{MnO}_4^-$  voor de reactiepijl.

Je ziet direct dat je 2  $\text{K}^+$  moet toevoegen aan  $\text{MnO}_4^{2-}$  na de reactiepijl.

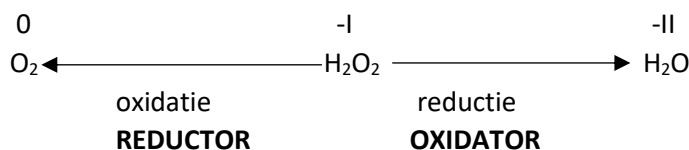
Je ziet direct dat je één  $\text{MnO}_4^{2-}$  kan plakken aan  $\text{Cu}^{2+}$  om  $\text{CuMnO}_4$  te vormen.

DUS: stoffenvergelijking -->  $2 \text{KMnO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{CuMnO}_4$

## 2.3) Redoxreacties met waterstofperoxide ( $\text{H}_2\text{O}_2$ )

### 2.3.1) $\text{H}_2\text{O}_2$ als oxidator of reductor

$\text{H}_2\text{O}_2$  is een speciale molecule aangezien het én als oxidator én als reductor kan reageren. Dit komt door de speciale eigenschap dat O in deze molecule oxidatietrap -I heeft (en niet -II) zoals gewoonlijk.



In een redoxvergelijking met  $\text{H}_2\text{O}_2$  (waterstofperoxide) zal je dus ook dus als eerst moeten uitmaken wat  $\text{H}_2\text{O}_2$  gaat doen, zal  $\text{H}_2\text{O}_2$  optreden als reductor of als oxidator? Later hier meer over.

### 2.3.2) Algemeen stappenplan redoxreacties met waterstofperoxide

Redoxreacties met waterstofperoxide verlopen volledig analoog aan gewone redoxreactie, dus de 6 stappen die we telkens hebben gevolgd blijven gelden. Er komen echter 2 vragen bij die je jezelf moet stellen:

**(1) Wat doet de gegeven stof? Oxideert de stof of reduceert de stof?**

**(2) Wat doet waterstofperoxide? Waterstofperoxide doet juist het omgekeerde van de gegeven stof.**

**(3) Vervolledig de reactie.**

Deze stap zullen we nu voor de bepaling van de OT doen en noemen we stap 0: bepaling rol waterstofperoxide.

## 2.3.3) Voorbeeldoefeningen: redoxreacties met waterstofperoxide

### 2.3.3.1) Voorbeeldoefening 1: oefening 1a cursus p. 13

Opgave:  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+}$

#### (0) Bepaling rol $\text{H}_2\text{O}_2$ :

- ✓ We zien overduidelijk dat Cu oxideert. Cu gaat van OT(0) naar OT(2+).  
--> DUS: Cu is de reductor (herinnering: de reductor is de stof die oxidatie ondergaat).
- ✓ Waterstofperoxide moet dan tussenkomen in de reactie als oxidator.  
--> Waterstofperoxide maakt met gevolg dus  $\text{H}_2\text{O}$  aan als het tussenkomt als reductor.  
➔ Dit is iets dat je echt moet weten, dat in je brein moet zitten:  
(X) Als  $\text{H}_2\text{O}_2$  tussenkomt als reductor maakt hij  $\text{O}_2$  aan (omdat O stijgt in oxidatiegetal/elektronen afgeeft = oxidatie ondergaat).

**$\text{H}_2\text{O}_2$  als reductor -->  $\text{O}_2$**

- (X) Als  $\text{H}_2\text{O}_2$  tussenkomt als oxidator maakt hij  $\text{H}_2\text{O}$  aan (omdat O daalt in oxidatiegetal/elektronen opneemt = reductie ondergaat).

**$\text{H}_2\text{O}_2$  als oxidator -->  $\text{H}_2\text{O}$**



(1) OT:                      0                      -I                      +II                      -I

#### (2) Deelreacties:

**OXIDATIE:**  $\text{Cu} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$

**REDUCTIE:**  $2 (\text{O} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{O}^-)$

#### (3) Vereenvoudigde redoxvergelijking (ionenreactievergelijking):

**SOM deelreacties:**  $\text{Cu} + 2 \text{O}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{O}^-$

(✓) Cu kan alleen voorkomen in de oplossing als kopermetaal

(X) O kan niet alleen voorkomen, maar komt zoals je weet uit de opgave voor onder de vorm van  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

(✓)  $\text{Cu}^{2+}$  kan als opgelost, gehydrateerd ion voorkomen in de oplossing.

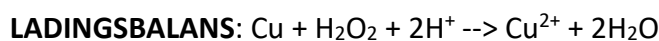
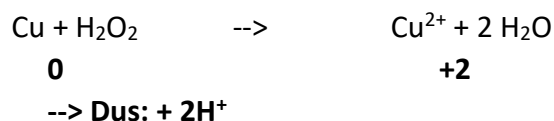
(✓)  $2 \text{O}^-$  kan niet zo op zichzelf voorkomen en komt dus voor onder de vorm van  $\text{H}_2\text{O}$

**IONENREACTIEVERGELIJKING:**  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$

#### (4) Ladingsbalans (LB):

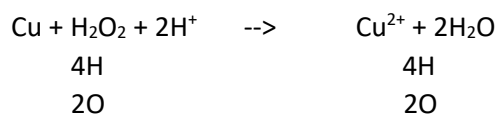
Hmm, zit je in een zuur of basisch milieu? Je zit in een zuur milieu omdat kijk terug naar je opgave, je hebt letterlijk **gegeven '+H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>'** en dat is een zuur!

Dus: omdat je in een zuur milieu zit: neutraliseren met H<sup>+</sup>!



#### (5) Atoombalans (AB):

Je weet hoe dit werkt: H<sup>+</sup>tjes en O<sup>2-</sup>tjes natellen en gelijk proberen te krijgen!



Atoombalans is al in orde!

$\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$  dit is je essentiële redoxvergelijking.

#### (6) Reactievergelijking (stoffenvergelijking):

De stoffenvergelijking is zoals je al weet de stoffen zoals ze in de kast van mvr. Cartuyvels zitten. Dus niet de stoffen in opgeloste toestand. Je zocht de stoffenvergelijking door je essentiële redoxvergelijking te vergelijken met de opgave.

Essentiële redoxvergelijking:  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

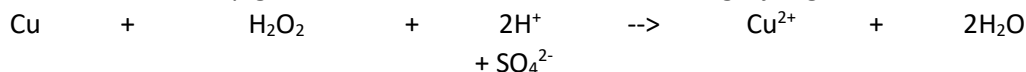
Opgave:  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+}$

(✓) Cu kan alleen voorkomen in mvr. Cartuyvels' kast als kopermetaal, zie je ook aan de opgave.

(✓) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> kan alleen voorkomen in mvr. Cartuyvels' kast als bleekwater, zie je ook aan opgave.

(X) H<sup>+</sup> kan niet alleen voorkomen in mvr. Cartuyvels' kast, zoals je ziet in de opgave komt dit voor onder de vorm van H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, dus moet je SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> toevoegen aan 2H<sup>+</sup> om H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> te verkrijgen.  
 $\rightarrow \text{SO}_4^{2-}$  om de ladingen op te vangen van 2H<sup>+</sup>

We hebben voorlopig aan de linkerkant van onze reactievergelijking:

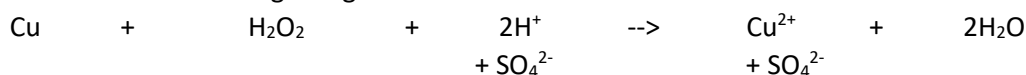


Zoals je weet moeten we wat we links doen ook rechts doen, we moeten dus proberen + 2 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> ook rechts toe te voegen.

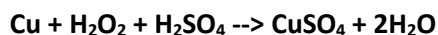
(X) Cu<sup>2+</sup> kan niet in die toestand voorkomen in mvr. Cartuyvels' kast. Echter kan je hier SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> aan toevoegen om CuSO<sub>4</sub> te verkrijgen.

(✓) H<sub>2</sub>O kan natuurlijk altijd voorkomen.

We hebben nu dit toegevoegd.

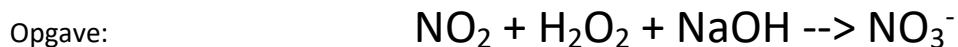


Omdat we geen halve atomen/moleculen hebben moeten we niet maal 2 doen. Onze reactie wordt...



Proficiat! Je hebt nu een 10/10 op deze oefening op het examen chemie.

### 2.3.3.2) Voorbeeldoefening 2: oefening 1c cursus p. 13

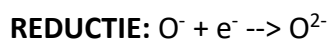
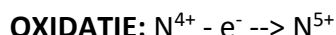


#### (0) Bepaling rol $\text{H}_2\text{O}_2$ :

- ✓ We zien dat N gaat van OT(+IV) tot OT(+V), N wordt dus geoxideerd.  
--> Als N geoxideerd wordt, is  $\text{NO}_2$  de reductor.
- ✓ We weten dat  $\text{H}_2\text{O}_2$  het omgekeerde doet van de gegeven stof,  $\text{H}_2\text{O}_2$  is dus de oxidator.  
--> We weten dat als  $\text{H}_2\text{O}_2$  tussenkomt als oxidator, hij zelf gereduceerd wordt (daalt in OT), waardoor er  $\text{H}_2\text{O}$  wordt aangemaakt.



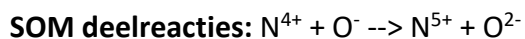
#### (2) Deelreacties:



elektronenbalans is al in orde, we moeten dus géén maal doen.

#### (3) Vereenvoudigde redoxvergelijking (ionenvergelijking):

De vereenvoudigde redoxvergelijking was ter herinnering de stoffen zoals ze in de oplossing zaten. We maakten eerst de som van oxidatie en reductie en keken dan hoe de atomen in de oplossing zitten.



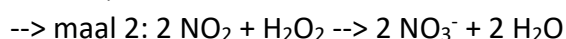
(X)  $\text{N}^{4+}$  kan zo niet in de oplossing zitten, dit is immers een te grote lading. N kan enkel lading 3- aannemen. Echter komt het in de oplossing voor onder de vorm van  $\text{NO}_2$ , oxiden komen altijd zo voor in de oplossing (zie opgave).

(X)  $\text{O}^-$  kan niet zo voorkomen in de oplossing, het komt echter wel voor onder de vorm van  $\text{H}_2\text{O}_2$  (zie opgave).

--> Let op: we hebben 2 O's in  $\text{H}_2\text{O}_2$  terwijl we in de som van de deelreacties slechts één O hebben. Hiermee kunnen we slechts 0,5  $\text{H}_2\text{O}_2$  mee maken.

(X)  $\text{N}^{5+}$  kan zo niet in de oplossing zitten, echter weten we uit de opgave dat het voorkomt in de vorm van  $\text{NO}_3^-$ .

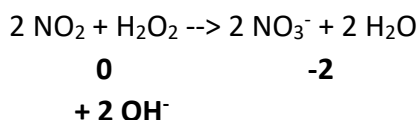
(X)  $\text{O}^{2-}$  kan niet zo in de oplossing zitten, echter weten we uit de opgave dat het voorkomt in de vorm van  $\text{H}_2\text{O}$ .



#### (4) Ladingsbalans (LB):

We zitten in een basisch milieu, ik weet dat doordat in de opgave staat '+ NaOH' en zoals je weet is NaOH een (sterke) base, elke hydroxide is immers een base.

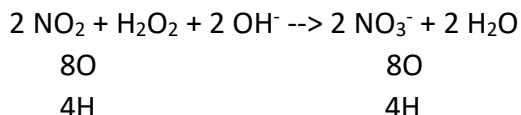
Je weet wat je in een basisch milieu moet doen: neutraliseren met  $\text{OH}^-$



**LADINGSBALANS:**  $2 \text{ NO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{ OH}^- \rightarrow 2 \text{ NO}_3^- + 2 \text{ H}_2\text{O}$

### (5) Atoombalans (AB):

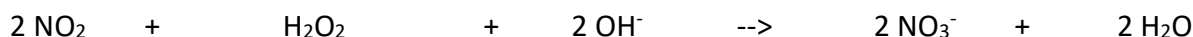
Je weet wat je bij de atoombalans moet doen: je H'tjes en O'tjes in orde brengen.



Je atoombalans is al in orde! Deze reactievergelijking is dus je essentiële redoxvergelijking.

### (6) Reactievergelijking (stoffenvergelijking):

Zoals je weet is de stoffenvergelijking de stoffen zoals ze in Cartuyvels' kast zitten.

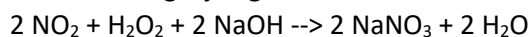


Je moet nagaan of elke stof zo in Cartuyvels' kast kan zitten.

--> Je ziet aan de linkerkant van de reactie dat enkel  $2 \text{ OH}^-$  niet zo in Cartuyvels' kast kan zitten. Echter zagen we in de opgave: "+ NaOH", aan die  $2 \text{ OH}^-$  kunnen we dus  $2 \text{ Na}^+$  toevoegen om  $2 \text{ NaOH}$  te maken.

--> Wat je links doet, doe je ook rechts. Je ziet aan het rechterdeel van de reactie dat  $2 \text{ NO}_3^-$  ook niet zo op z'n eentje kan voorkomen. Op die  $2 \text{ NO}_3^-$  moet je dus de  $2 \text{ Na}^+$  toevoegen die we ook links hebben toegevoegd om  $2 \text{ NaNO}_3$  te maken.

Je stoffenvergelijking wordt:



## 2.3.4) Waterstofperoxide als auto-oxidator/auto-reductor

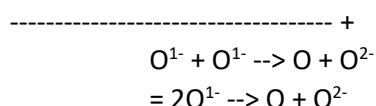
We onderzoeken één merkwaardige reactie bij waterstofperoxide. Zuurstof in waterstofperoxide kan zichzelf namelijk tegelijkertijd oxideren (=  $\text{O}_2$  aanmaken) en reduceren (=  $\text{H}_2\text{O}$  aanmaken).



Deelreacties:

**OXIDATIE:**  $\text{O}^{1-} - \text{e}^- \rightarrow \text{O}$

**REDUCTIE:**  $\text{O}^{1-} + \text{e}^- \rightarrow \text{O}^{2-}$



Reactievergelijking:

-->  $2 \text{ O}^{1-}$  komt voor als  $\text{H}_2\text{O}_2$

-->  $\text{O}$  komt voor als  $0,5 \text{ O}_2$  (met één  $\text{O}$  kunnen we maar een halve  $\text{O}_2$  maken).

-->  $\text{O}^{2-}$  komt voor als  $\text{H}_2\text{O}$

DUS:  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 0,5 \text{ O}_2$

--maal 2-->  **$2 \text{ H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O} + \text{O}_2$**

Voila! Je hebt je reactievergelijking!

# 3) De galvanische cel en elektrolyse

## 3.1) Inleiding

Ik typ deze samenvatting op een laptop die stroom levert opdat ik beeld heb en een scherm. De batterij van mijn laptop, die jammer genoeg zeer snel leeg gaat, is mijn stroombron. Gelukkig zijn er zéér veel stopcontacten in de bibliotheek.

In mijn stroombron, mijn batterij, spelen er zich redoxreacties af die de batterij leeg laten lopen. De batterij noemen we ook wel de galvanische cel. De galvanische cel is m.a.w. een synoniem voor een leeglopende batterij.

Natuurlijk wil ik mijn laptop meer dan één keer kunnen gebruiken, ik wil hem kunnen opladen. Dat doe je via elektrolyse. Elektrolyse gebeurt wanneer ik mijn laptop aan een externe stroombron, bv. netstroom, aansluit. De spanning van die externe stroombron moet groter zijn dan de spanning van de galvanische cel in mijn laptop, anders laadt hij niet op.

Nu gaan we de begrippen galvanische cel en elektrolyse dieper bekijken!

## 3.2) De galvanische cel

### 3.2.1) Uitleg vooraf

Als we een elektrode (metaalplaatje) in zuiver water dompelen, zal de metaal positieve ionen afstaan aan water.

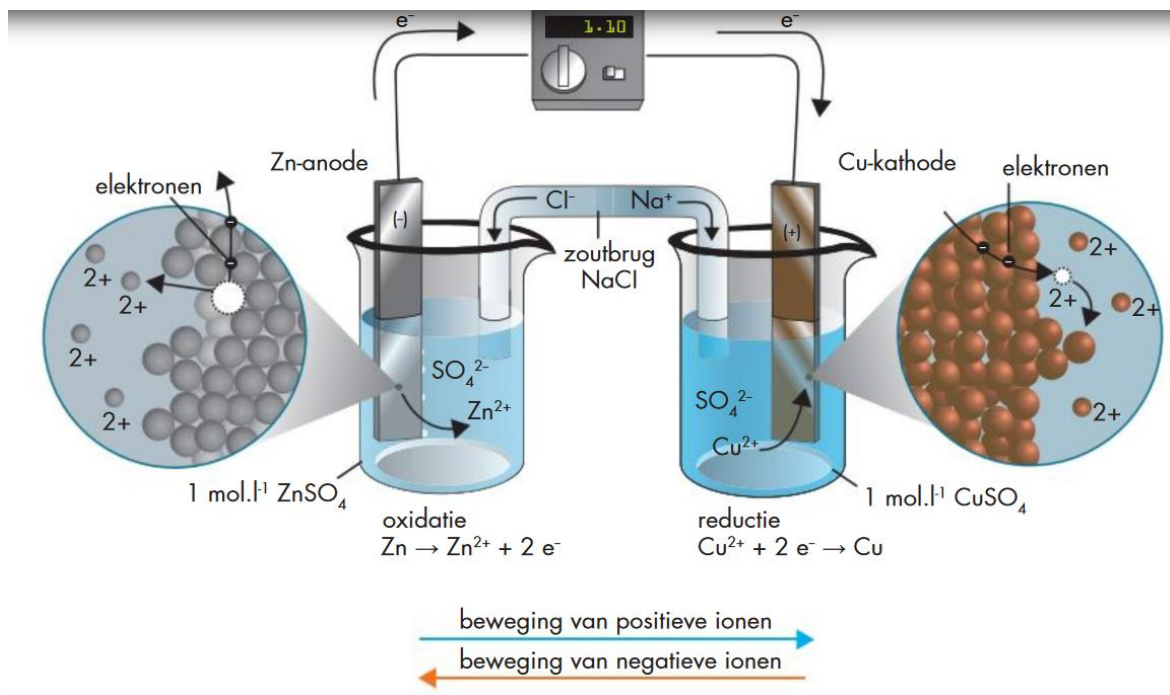
--> Gevolg: negatieve elektronen blijven op het metaalplaatje zitten = ophoping van negatieve lading op de elektrode ==> hierdoor ontstaat een elektrodepotentiaal.

Als we 2 metalen in hun respectievelijke zoutoplossing dompelen en een uitwendige geleider tussen de twee metalen plaatsen, meten we een potentiaalverschil (spanning). Die spanning induceert elektrische stroom.

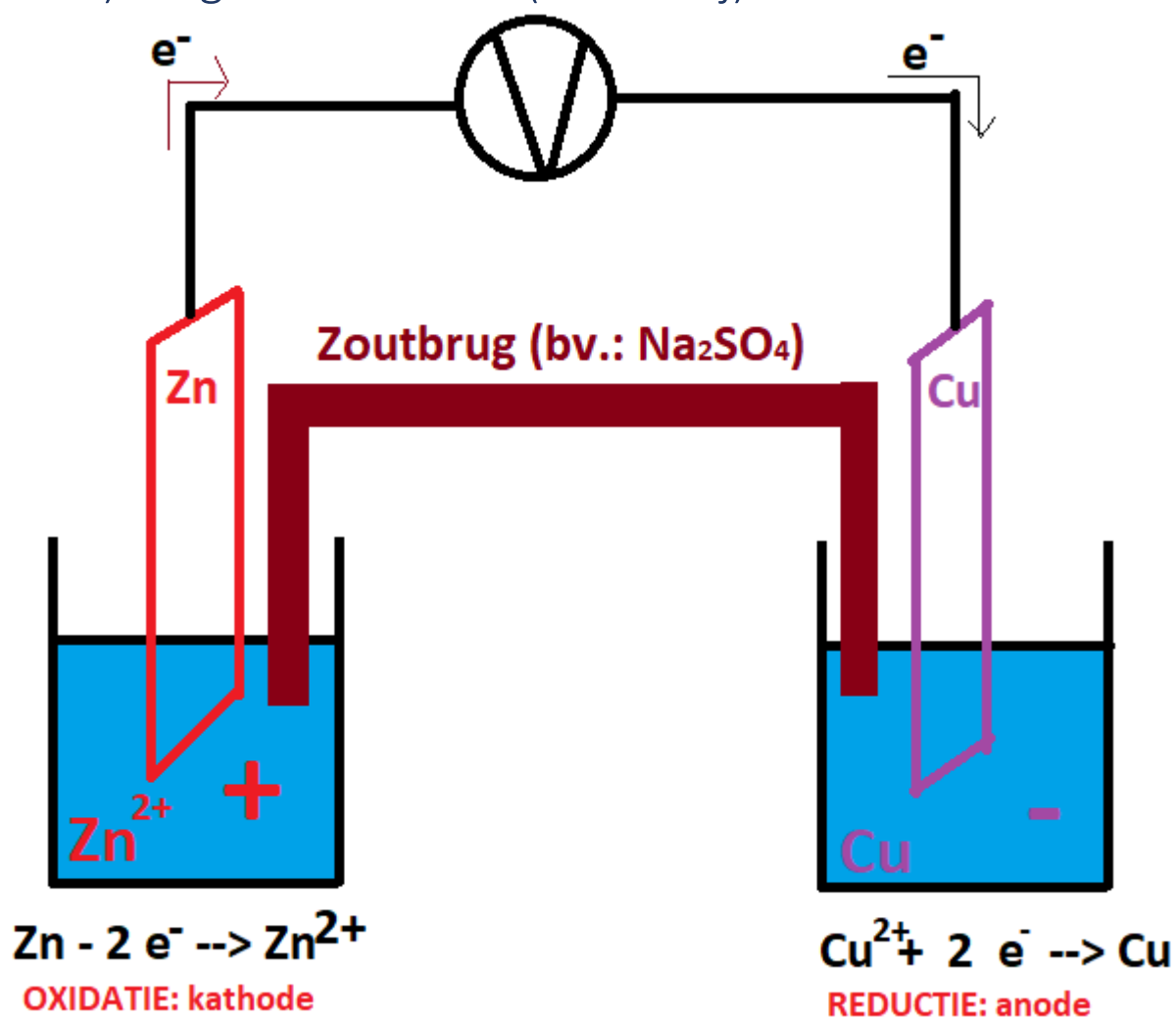
--> De grootte van de elektrische spanning die ontstaat bij het aansluiten van twee geleiders meten we met een voltmeter.

Om de stroomkring te sluiten voegen we een zoutbrug toe aan onze galvanische cel. De zoutbrug is ook belangrijk om het ladingsverschil dat ontstaat door oxidatie/reductie op te lossen.  $\text{Cu}^{2+}$  wordt in de galvanische cel gereduceerd tot Cu waardoor dit onderdeel van de galvanische cel positieve lading verliest, om dit te compenseren gaan positieve zoutionen naar dit onderdeel van de galvanische cel om het te compenseren.

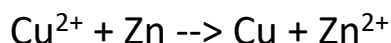




### 3.2.2) De galvanische cel (= batterij) tekenen



De reactievergelijking die hoort bij deze galvanische cel is:



-->  $\text{Cu}^{2+}$  wordt gereduceerd tot Cu

--> Zn wordt geoxideerd tot  $\text{Zn}^{2+}$

### 3.2.3) Standaardredoxpotentiaal en toepassingen

#### 3.2.3.1) Standaard waterstofelektrode

Zoals je al weet willen we met een batterij een potentiaalverschil (spanning) maken, spanning is immers de oorzaak van elektrische stroom. Om oxidatoren en reductoren goed te kunnen rangschikken heeft men een standaard nodig.

We vergelijken elke halfcel met de standaard waterstofelektrode. De standaardwaterstofelektrode heeft een redoxpotentiaal ( $E^0$ ) van 0V onder normomstandigheden (1013 hPa, 1 mol/l, 25°C).

#### 3.2.3.2) Standaardredoxpotentiaal

Nu we weten met wat we al onze halfcellen gaan vergelijken kunnen we een tabel opstellen. Dit is het tabel dat je op je examen mag gebruiken en geeft het standaardredoxpotentiaal weer van alle cellen. Dus de redoxpotentiaal vergeleken met water onder normomstandigheden.

Regels:

- (1) Hoe groter de redoxpotentiaal hoe sterker de oxidator  
--> Reductie vindt altijd plaats bij de hoogste redoxpotentiaal
- (2) Hoe lager de redoxpotentiaal hoe sterker de reductor  
--> Oxidatie vindt altijd plaats bij de laagste redoxpotentiaal.

Voorbeelden:

- (1) De reactie  $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$  heeft als standaardredoxpotentiaal 0,00 V.
- (2) De reactie  $\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}$  heeft als standaardredoxpotentiaal + 0,85 V.
- (3) De reactie  $\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$  heeft als standaardredoxpotentiaal -2,92 V

Zie appendix, bijlage 1, voor de tabel met standaardredoxpotentialen die wij mogen gebruiken.

#### 3.2.3.3) Oxidatie of reductie?

Het redoxkoppel met de laagste  $E^0$ -waarde levert de reductor (dus: Zn) en wordt dus geoxideerd.  
Het redoxkoppel met de hoogste  $E^0$ -waarde levert de oxidator (dus:  $\text{Cu}^{2+}$ ) en wordt dus gereduceerd.

De spanning (U) die je batterij levert kan je berekenen door volgende formule:

$$U = E^0_{\text{reductie}} - E^0_{\text{oxidatie}}$$

--> Mevrouw Cartuyvels had hier een zeer goede tip meegegeven;

U is gewoon de grootste redoxpotentiaal – de kleinste redoxpotentiaal. Je kan de formule dus ook zo schrijven...

$$U = E^0_{\text{grootst}} - E^0_{\text{kleinst}}$$

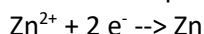
#### 3.2.3.4) Voorbeeldoefening 1: galvanische cel Zn/Cu

Zoals we al weten kunnen we een batterij maken met zink- en kopermetaal, maar hoe kunnen we berekenen hoeveel spanning we daar

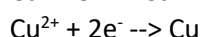
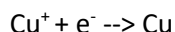
We zien voor de galvanische cel Zn/Cu volgende spanning...

## Stap 1: zoek de halfreacties op in je tabel

We zoeken op onze tabel eerst een halfreactie met Zn bijvoorbeeld, we zien:



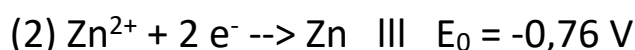
We zoeken op onze tabel daarna een halfreactie met Cu, we zien er twee:



We pakken de 2<sup>de</sup> halfreactie aangezien onze elektronenbalans dan gelijk in orde is.

## Stap 2: schrijf de halfreacties onder elkaar op met de corresponderende redoxpotentialen

We schrijven de reacties naast elkaar en kijken naar de standaardredoxpotentialen:

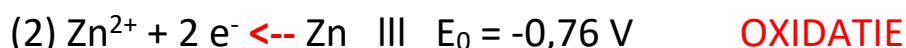
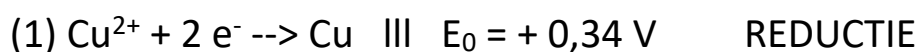


## Stap 3: identificeer de oxidator en reductor

Oeioeioei, als we het zo laten hebben we 2 keren reductie (= elektronen opnemen). Dat mag niet in een redoxreactie, dus moet één reactie omkeren, maar welke?

Zoals we al hebben gezegd levert de redoxkoppel (bv.:  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ) met de laagste  $E^0$ -waarde de reductor die dus geoxideerd wordt. De redoxkoppel met de laagste  $E^0$ -waarde wordt dus geoxideerd en dat is reactie (2). Reactie (2) moet dus omkeren!

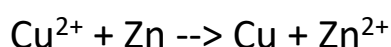
Onthoud: de redoxkoppel met de laagste  $E^0$ -waarde wordt geoxideerd, die reactie moet daarom ook omkeren (omdat je éénkel reducties op je tabel hebt staan!



Nu moet je de som maken van je redoxvergelijkingen, let wel op: je hebt één reactie (de reactie met de laagste reductiepotentiaal) omgekeerd.



----- +



Omdat je de 2de reactie hebt omgekeerd moet je alles wat rechts staat nu natuurlijk links schrijven en alles wat links staat rechts.

## STAP 5: Bereken de spanning van de batterij

Tot slot moet je de spanning meten door de formule:

$$U = E^0_{\text{RED}} - E^0_{\text{OX}}$$

--> Zoals je weet kwam dit overeen met de grootste min de kleinste...

$$= 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 0,34 \text{ V} + 0,76 \text{ V} = 1,10 \text{ V}$$

Nu heb je je oefening goed opgelost!

### 3.2.4) KNAP of KRAO?

Let op: we hebben vorig jaar tijdens fysica het ezelsbruggetje KNAP gezien.

**KNAP** stond voor: **Kathode Negatief Anode Positief**.

Hier geldt dit ezelsbruggetje niet meer. Als je in de batterij zit geldt het niet meer. In de batterij geldt een ander ezelsbruggetje, namelijk **KRAO**.

**KRAO** staat voor: **Kathode Reductie Anode Oxidatie**

**De halfcel waarin oxidatie doorgaat bevat de negatieve pool, er worden immers elektronen afgegeven bij oxidatie. De kathode is dus negatief.**

**De halfcel waarin reductie doorgaat bevat de positieve pool, er worden immers elektronen opgenomen bij reductie (positief en negatief trekt elkaar aan!). De anode is dus positief.**

### 3.2.5) De formule van Nernst

$$\log K_C = \frac{n\Delta E}{0,059} \Leftrightarrow K_C = 10^{\frac{n\Delta E}{0,059}}$$

Als  $K_C > 10^3$ , dan is de reactie aflopend.

Als  $10^{-3} < K_C < 10^3$  dan zitten we in chemisch evenwicht.

Als  $K_C < 10^{-3}$  dan is de reactie verwaarloosbaar

In principe moet je enkel de uitdrukking  $\frac{n\Delta E}{0,059}$  nachecken en kijken of het groter wordt dan 3, tussen -3 en 3 ligt of kleiner wordt dan -3.

n is het aantal uitgewisselde elektronen.

### 3.2.6) Overzicht regels in een batterij

(1) Een galvanische cel bestaat uit:

--> 2 halfcellen

--> Geleidende draad tussen deze halfcellen

--> Zoutbrug om de stroomkring te sluiten en de ladingen te herstellen.

(2) De redoxkoppel met de laagste  $E^0$ -waarde oxideert, deze reactie moet je omkeren als je een oefening oplost.

(3) De spanning gemaakt door een batterij onder normomstandigheden bereken je door:

$$U = E^0_{\text{RED}} - E^0_{\text{OX}}$$

--> Dit kwam overeen met de grootste min de kleinste.

(4) In een batterij geldt het ezelsbruggetje KNAP niet, hier geldt het ezelsbruggetje KROA.

--> KROA = Kathode Reductie Anode Oxidatie

--> De halfcel waarin reductie doorgaat (kathode) is de positieve pool.

--> De halfcel waarin oxidatie doorgaat (anode) is de negatieve pool.

(5) De formule van Nernst om te kijken of een redoxreactie aflopend is:

$$\log K_C = \frac{n\Delta E}{0,059}$$

--> Als het rechterlid > 3 is de reactie aflopend.

--> Als het rechterlid  $-3 < 0 < 3$  is de reactie in chemisch evenwicht

--> Als het rechterlid < -3 is de reactie verwaarloosbaar

## 3.2.7) Voorbeeldoefeningen

### 3.2.7.1) Oefening 1b cursus

OPGAVE: Wat is het potentiaalverschil (de spanning) in volgende halfcel bij standaardomstandigheden? Duidt de positieve en negatieve pool aan.

b)  $\text{Al}/\text{Al}^{3+}$                        $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$

We zoeken eerst een reactie met onze beide redoxkoppels.

(1)  $2(\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al})$                        $E_0 = -1,66 \text{ V}$

(2)  $3(\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn})$                        $E_0 = -0,76 \text{ V}$

----- +

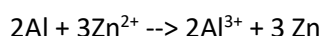
Let op: we mogen niet zomaar optellen, we moeten de **elektronenbalans eerst in orde maken!**

Welke reactie keert om? **De reactie met de laagste redoxpotentiaal, de oxidatie, keert om!**

(1)  $2(\text{Al}^{3+} + 3e^- \leftarrow \text{Al})$                        $E_0 = -1,66 \text{ V}$                       (OXIDATIE)

(2)  $3(\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn})$                        $E_0 = -0,76 \text{ V}$                       (REDUCTIE)

----- +



KRAO: Kathode Reductie Anode Oxidatie

--> De pool waar reductie optreedt is positief, dus  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$  is positief.

--> De pool waar oxidatie optreedt is negatief, dus  $\text{Al}/\text{Al}^{3+}$  is negatief.

$$U = E_0(\text{RED}) - E_0(\text{OX}) = \text{grootste} - \text{kleinste} = -0,76 \text{ V} - (-1,66 \text{ V}) = 1,90 \text{ V}$$

### 3.2.7.2) Oefening 2d cursus

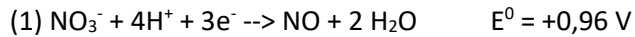
Bereken of volgende redoxreacties bij standaardomstandigheden aflopend, in evenwicht of verwaarloosbaar zijn.

## d) $\text{NO}_3^- + \text{Ag} + \text{zuur milieu}$

We zoeken eerst standaardreacties met  $\text{NO}_3^-$  en Ag op onze tabel van standaardredoxpotentialen.

--> Let op: je moet reacties zoeken met  $\text{H}^+$  gezien je in een zuur milieu zit.

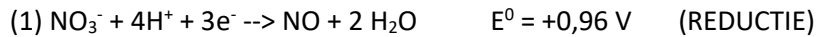
We vinden:



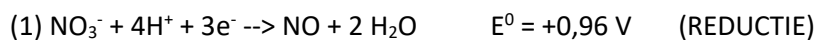
--> Let op: slechts één van beide reacties moet  $\text{H}^+$  hebben in een zuur milieu.

Je moet de reductie en oxidatie definiëren, zoals je al weet gebeurt oxidatie bij de reactie met de laagste standaardredoxpotentiaal.

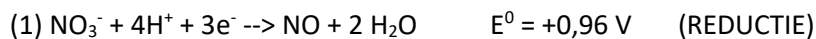
In dit geval heeft reactie (2) de laagste standaardredoxpotentiaal en is hij dus de oxidatie.



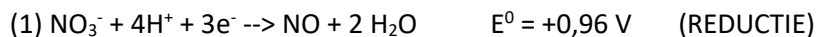
Nu moet je zien welke reactie omkeert, de oxidatiereactie keert om gezien oxidatie het afgeven van elektronen is. Of je kan gewoon onthouden: de reactie met de laagste standaardredoxpotentiaal keert om.



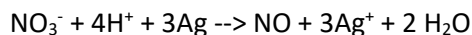
Nu moet je je elektronenbalans in orde brengen. We doen reactie (2) maal 3.



Nu tellen we beide reacties op, let op je reactie die je hebt omgekeerd!



----- +



Nu bereken je de spanning. De spanning  $U$  hebben we gedefinieerd als:

$$U = E^0_{\text{red}} - E^0_{\text{ox}} = \text{grootste} - \text{kleinste} = 0,96 \text{ V} - 0,80 \text{ V} = 0,16 \text{ V}$$

Nu bereken je of de reactie aflopend, in evenwicht of verwaarloosbaar is.

$$\frac{n \Delta E}{0,059} = \frac{3 \cdot 0,16}{0,059} = 8,13$$

-->  $8,13 > 3 \rightarrow$  reactie is aflopend.

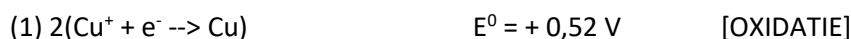
$n = 3$  omdat er 3 elektronen zijn uitgewisseld in deze redoxreactie.

## e) $2 \text{Cu} + \text{I}_2 \rightarrow \text{Cu}_2\text{I}_2$

We zoeken redoxreacties met koper en jood op onze tabel:



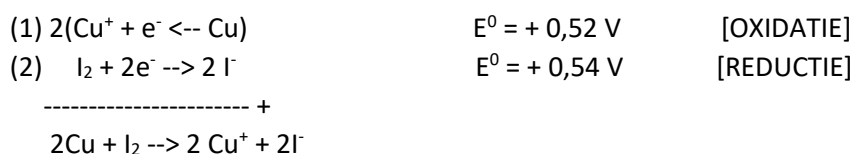
We definiëren de oxidatie en reductie --> herinnering: oxidatie = degene met het laagste redoxpotentiaal.



De reactie die omkeert is natuurlijk de oxidatie (degene met de laagste redoxpotential) omdat de oxidatie het afgeven van elektronen is.



We maken de som van beide reacties.



We berekenen de spanning (= het potentiaalverschil)...

$$U = E^0_{\text{RED}} - E^0_{\text{OX}} = \text{grootste} - \text{kleinste} = 0,54 \text{ V} - 0,52 \text{ V} = 0,02 \text{ V}$$

We berekenen tot slot of de reactie afloopt of niet m.b.v. de formule van Nernst.

$$\frac{n\Delta E}{0,059} = \frac{2 \cdot 0,02}{0,059} = 0,68 = \text{chemisch evenwicht!}$$

--> Chemisch evenwicht omdat kleiner dan 3 groter dan -3.

## 3.3) Elektrolyse

### 3.3.1) Inleiding

Als ik mijn laptop, die daarjuist de melding gaf 'batterij bijna leeg' wil opladen, dan moet ik ze aansluiten aan een **externe spanningsbron**. Die externe spanningsbron is afkomstig van het elektriciteitsnetwerk van België en levert mijn netstroom. Dankzij die netstroom laadt mijn laptop nu op.

Hoe kan een batterij opladen? Door de redoxreacties in de batterij om te keren = elektrolyse!

### 3.3.2) Vergelijking galvanische cel $\rightleftharpoons$ elektrolyse

Elektrolyse is, zoals in de inleiding al duidelijk is gemaakt, het omgekeerde van de galvanische cel. We bekijken de verschillen en overeenkomsten in een tabel, die letterlijk op het examen gevraagd wordt.

ELEKTROLYSE	GALVANISCHE CEL
Elektronen worden uitgewisseld --> beide reacties zijn redoxreacties	
Oxidatie aan de positieve pool (anode) <b>van de externe stroombron (bv.: stopcontact)</b> . --> Voorbeeld: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	Reductie aan de positieve pool (kathode). --> Voorbeeld: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
Elektrische stroom (bv.: netstroom) veroorzaakt een redoxreactie	De redoxreactie veroorzaakt elektrische stroom (bv.: batterij in mijn laptop die niet oplaadt)
Redoxreactie verloopt omgekeerd en niet spontaan (niet spontaan omdat je energie, elektrische energie, in je reactie moet stoppen).	Redoxreactie verloopt spontaan (en maakt zelf elektrische stroom aan).
KNAP (kathode negatief anode positief)	KROA (kathode reductie anode oxidatie) --> reductiepool = kathode = positief --> oxidatiepool = anode = negatief

Zoals je ziet werkt het ezelsbruggetje Knap wel bij elektrolyse. Als je buiten de batterij zit, in een

externe stroombron, dan werkt het regeltje KNAP. In de batterij, de galvanische cel, moet je KROA gebruiken.

Om een batterij (galvanische cel) op te laden moet je een externe spanning hebben die groter is dan de spanning die je batterij levert. Dit is ook logisch, je moet immers méér energie in je batterij pompen dan eruit gaat zodat hij oplaadt.

### 3.3.3) Voorbeeldoefening elektrolyse

De oefeningen van elektrolyse los je analoog op met die van de galvanische cel, echter moet je aan het einde je reactiepijl omkeren en erbij schrijven dat je een spanning groter dan die van je galvanische cel nodig hebt. We maken een oefening.

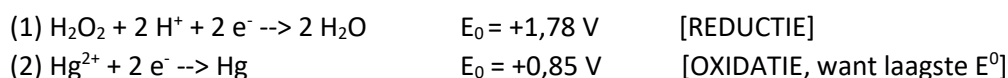
Neem oefening 2c van onze cursus:

--> Schrijf de elektrolysereactie

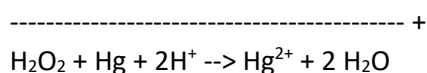
--> Hoeveel spanning heb je nodig om de batterij op te laden?

#### c) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Hg} + \text{zuur milieu}$

We lossen op als galvanische cel:



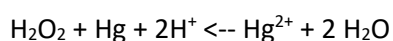
$\leftarrow$



$$U = E_0(\text{RED}) - E_0(\text{OX}) = 1,78\text{V} - 0,85 \text{ V} = 0,93 \text{ V}$$

Aanpassingen aan elektrolyse:

(A) We keren de bekomen reactie van de galvanische cel om, omdat elektrolyse een omgekeerde reactie is!



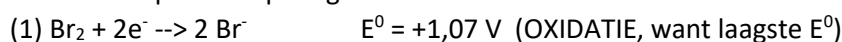
(B) We zeggen hoeveel spanning we nodig hebben om de batterij op te laden, deze spanning moet groter zijn dan die bij de galvanische cel.

--> We hebben een spanning groter dan 0,93 V nodig om de batterij op te laden.\*

Neem oefening 2b in onze cursus bij de galvanische cel:

#### b) $\text{Br}_2 + \text{Pt}$

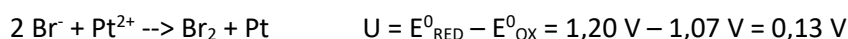
We lossen opnieuw op als galvanische cel:



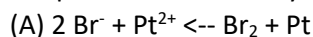
$\leftarrow$



----- +



Aanpassen aan elektrolyse:



(B) We hebben een spanning groter dan 0,13 V nodig om de batterij op te laden.

Zoals je ziet is elektrolyse helemaal niet moeilijk. :)



## 4) Zelftest: heb ik alles begrepen?

### 4.1) Oefeningen ingangsexamen GNK

#### 4.1.1) Opgaven

Opgave 1:

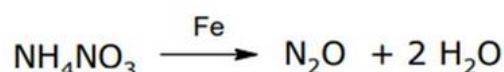
#### Reductor en oxidator

#### Vraag 6 Tandarts 2018

! Selected

★★★★☆

- Lachgas ( $\text{N}_2\text{O}$ ) kan worden bereid door verhitten van ammoniumnitraat met ijzer als katalysator.



- Welk deeltje vervult de rol van oxidator bij de deze bereiding van lachgas?

- <A>  $\text{H}_2\text{O}$
- <B>  $\text{Fe}$
- <C>  $\text{NO}_3^-$
- <D>  $\text{NH}_4^+$

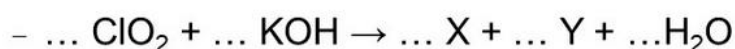
Opgave 2:

#### Redoxreacties opstellen

#### Vraag 5 Augustus 2016

★★★★☆

- Welke chloorzouten (X en Y) worden er gevormd door de inwerking van KOH op  $\text{ClO}_2$  volgens onderstaande redoxreactie?



- <A>  $\text{KClO}_2$  en  $\text{KClO}_3$
- <B>  $\text{KClO}_3$  en  $\text{KClO}_4$
- <C>  $\text{KClO}$  en  $\text{KClO}_2$
- <D>  $\text{KCl}$  en  $\text{KClO}$

\*Opgave 3:



## Vraag 6 Augustus 2016

! Selected



- Hoeveel mol  $\text{IO}_3^-$  wordt er gevormd als 1,0 mol  $\text{ClO}_3^-$  in zuur milieu door  $\text{I}_2$  wordt gereduceerd tot  $\text{Cl}^-$  ?
  - <A> 2,0 mol
  - <B> 1,5 mol
  - <C> 1,2 mol
  - <D> 1,0 mol

\*Opgave 4:



## Vraag 3 Juli 2014



- Gegeven zijn twee standaardreductiepotentialen:
  - $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$  : -0,25V
  - $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$  : +1,23V
- Welke redoxvergelijking geldt voor dit galvanisch element in zuur milieu?
  - <A>  $4\text{H}^+ + \text{O}_2 + 2\text{Ni} \rightarrow 2\text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
  - <B>  $2\text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2 + 2\text{Ni}$
  - <C>  $\text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2 + \text{Ni}$
  - <D>  $4\text{H}^+ + \text{O}_2 + \text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

\*Opgave 5:



## Vraag 3 Augustus 2010

! Selected



- Methanol wordt geoxideerd tot mierenzuur.
- Bepaal n in volgende halfreactie:
  - $\text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{HCOOH} + n e^-$

- <A> 1
- <B> 2
- <C> 3
- <D> 4

\*Opgave 6:



## Vraag 5 Juli 2010

! Selected



- Gegeven volgende redoxreactie:
  - $a \text{MnO}_4^- + b \text{Fe}^{2+} \rightarrow c \text{MnO}_2 + d \text{Fe}^{3+} + e \text{OH}^-$
- Hoeveel bedraagt het voorgetal e wanneer de redoxreactie in evenwicht gebracht is?

- <A> 1
- <B> 2
- <C> 3
- <D> 4

\*Opgave 7:



## Vraag 3 Augustus 2009

! Selected



- Gegeven is volgende redoxvergelijking:  
$$\text{S}^{2-} + \text{I}_2 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{I}^-$$
- De reactie grijpt plaats in basis milieu.
- Hoeveel hydroxide-ionen en aan welke kant moeten aan deze vergelijking toegevoegd worden om de redoxreactie in evenwicht te brengen?
  - <A> 4 aan de rechterkant
  - <B> 8 aan de rechterkant
  - <C> 4 aan de linkerkant
  - <D> 8 aan de linkerkant

\*Opgave 8:



## Vraag 3 Modelvragen 2007



- De volgende redoxvergelijking moet nog geëquilibreerd worden aan de hand van halfreacties:
- $$a \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + b \text{Cl}^- + c \text{H}^+ \rightarrow d \text{Cr}^{3+} + e \text{Cl}_2 + f \text{H}_2\text{O}$$
- Hoeveel bedraagt b?
  - <A> 2
  - <B> 4
  - <C> 6
  - <D> 8

\*Opgave 9:



## Vraag 6 Juli 2004



- We beschouwen de volgende redoxreactie in zuur milieu:  
–  $a \text{H}^+ + b \text{ClO}_3^- + c \text{I}^- \rightarrow d \text{Cl}^- + e \text{I}_2 + f \text{H}_2\text{O}$
- Hoeveel bedraagt het voorgetal van de jodide-ionen c, nadat de redoxreactie in evenwicht gebracht is?

<A> 2

<B> 4

<C> 6

<D> 8

\*Opgave 10:



## Vraag 4 Juli 2000



**! Selected**

- In zuur midden wordt kaliumchromaat ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ) omgezet in kaliumdichromaat ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ).
- Hoeveel elektronen worden er bij dit proces uitgewisseld ?
  - <A> Het chromaation neemt twee elektronen op
  - <B> Het chromaation neemt 6 elektronen op
  - <C> Er worden 6 elektronen vrijgemaakt uit het chromaation
  - <D> Nul elektronen, want dit is geen redoxreactie



\*Opgave 11:



## Vraag 7 Augustus 1997

★★★★☆☆

- Kaliumpermanganaat is een zeer sterke oxidator: hierdoor zal een waterige oplossing van kaliumpermanganaat in zuur midden reageren met  $\text{Fe}^{2+}$ -ionen in een aflopende reactie:
- $\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$

Stel dat je in deze reactie vertrekt vanuit een waterige oplossing met:

- 0,01 mol permanganaationen
- 0,04 mol  $\text{Fe}^{2+}$  -ionen
- een grote overmaat  $\text{H}^+$  -ionen.
- Welk van de volgende beweringen is correct?
  - <A> Alle permanganaationen worden verbruikt
  - <B> Er wordt 0,01 mol  $\text{Fe}^{2+}$  verbruikt
  - <C> De pH daalt wanneer de reactie vordert
  - <D> Er wordt 0,008 mol  $\text{Mn}^{2+}$  gevormd

\*Opgave 12:

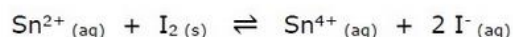
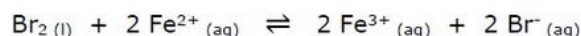
## Spanningsreeks van metalen

## Vraag 6 Augustus 2017

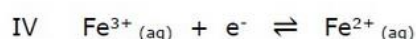
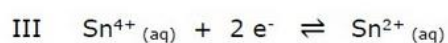
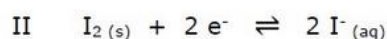
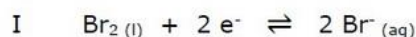
! Selected

★★★★☆☆

- Bij volgende drie reacties ligt het evenwicht naar rechts.



- Wat kunnen de  $E^\circ$ -waarden (= standaard reductiepotentialen of standaard redoxpotentialen) zijn voor volgende halfreacties? .



	I	II	III	IV
<A>	0,15 V	1,07 V	0,77 V	0,54 V
<B>	1,07 V	0,15 V	0,54 V	0,77 V
<C>	0,15 V	0,77 V	1,07 V	0,54 V
<D>	1,07 V	0,54 V	0,15 V	0,77 V

\*Opgave 13:



## Vraag 7 Augustus 2017

★★★★☆☆

- Gegeven zijn de volgende reactievergelijkingen:



- Welke stof is in één van deze reacties de oxidator?

- <A>  $\text{HNO}_2$
- <B>  $\text{SO}_2$
- <C>  $\text{H}_2\text{O}$
- <D>  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

\*Opgave 14:



## Vraag 4 Juli 2011

★★★★☆☆

- Welke verbinding van chloor kan geen oxidator zijn?

- <A>  $\text{Cl}_2$
- <B>  $\text{Cl}^-$
- <C>  $\text{ClO}^-$
- <D>  $\text{ClO}_3^-$

\*Opgave 15:

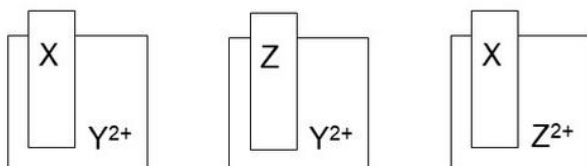


## Vraag 5 Juli 2011

! Selected

★★★★☆

- Drie bakken zijn gevuld met een bepaalde metaalzoutoplossing. In elke bak wordt een staaf uit een bepaald metaal ondergedompeld. In de eerste twee bakken wordt metaal afgezet, in de derde bak niet.



- Rangschik de drie metalen X, Y en Z volgens dalend reducerend vermogen:

- <A>  $X > Y > Z$
- <B>  $Z > X > Y$
- <C>  $Z > Y > X$
- <D>  $Y > X > Z$

\*Opgave 16:

## Galvanische cel

## Vraag 6 Juli 2017

★★★★☆

- Gegeven zijn de halfreacties:
  - $\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}_{(\text{s})} \quad E_0 = -0,13 \text{ V}$  ;
  - $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(\text{s})} \quad E_0 = +0,34 \text{ V}$  .
- $\text{Pb}^{2+}$  -ionen en  $\text{NO}_3^-$  -ionen zijn kleurloos in een waterige oplossing.
- Een loden plaatje wordt gedurende voldoende lange tijd in een blauwkleurige waterige oplossing van koper(II)nitraat geplaatst.
- Twee mogelijke uitspraken over veranderingen nadat het plaatje uit de oplossing gehaald werd, zijn:
  - I. de massa van het plaatje is toegenomen;
  - II. de intensiteit van de blauwe kleur van de oplossing is afgenomen.
- Welke verandering(en) I en/of II is/zijn werkelijk waar te nemen?
  - <A> geen van beide
  - <B> I en II
  - <C> alleen II
  - <D> alleen I

32



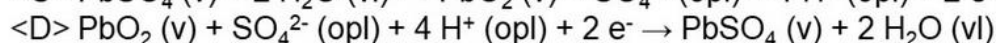
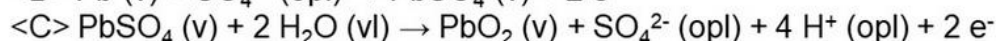
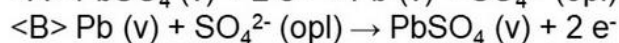
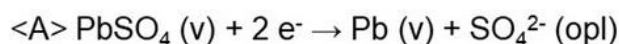
\*Opgave 17:



## Vraag 7 Augustus 2016



- Een loodaccu is een herlaadbare galvanische cel. De elektroden bestaan uit loden platen die bedekt kunnen zijn met  $\text{PbSO}_4$  en/of  $\text{PbO}_2$ .
- $\text{PbO}_2$  en  $\text{PbSO}_4$  bedekken de elektrode waaraan ze gevormd werden.
- Tijdens het ontladen neemt de massa van de kathode toe.
- Door welke vergelijking kan de halfreactie aan de kathode tijdens het ontladen voorgesteld worden?



\*Opgave 18:

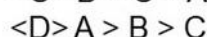
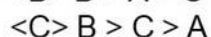
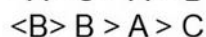
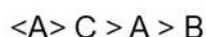


## Vraag 7 Juli 2016

**! Selected**



- Drie metalen A, B en C worden bij  $25^\circ\text{C}$  gedompeld in de oplossingen van hun eigen kationen en vormen zo drie verschillende halfcellen. De concentratie van de kationen bedraagt overal  $1,00 \text{ mol/L}$ . Met twee verschillende halfcellen wordt telkens een galvanisch element gebouwd.
- Hieronder staan de vaststellingen die gedaan worden:
  - In het galvanisch element bestaande uit de halfcel met metaal A en de halfcel met metaal B is metaal A de kathode.
  - In het galvanisch element bestaande uit de halfcel met metaal A en de halfcel met metaal C is metaal A de anode.
- Wat is de juiste volgorde van de metalen als ze van links naar rechts gerangschikt worden volgens dalende waarde van de standaardreductiepotentiaal (= standaardredoxpotentiaal) van het redoxkoppel waarin ze hier voorkomen?



36

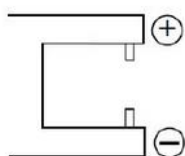
\*Opgave 19:



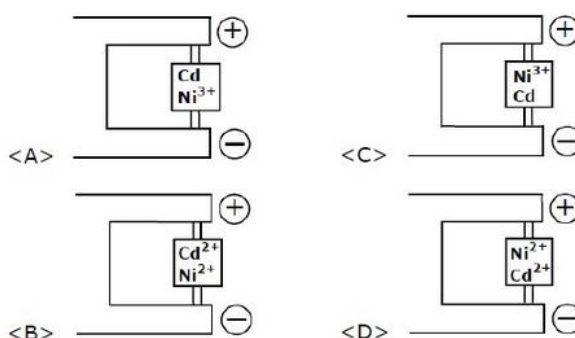
## Vraag 6 Augustus 2015

★★★★☆

- Bij een nikkel-cadmiumbatterij bevat de ene elektrode  $\text{Ni}^{3+}$ -ionen en de andere elektrode Cd-atomen. Wanneer de batterij stroom levert, dan ontstaan  $\text{Ni}^{2+}$ -ionen en  $\text{Cd}^{2+}$ -ionen. Een uitgeputte batterij kan weer opgeladen worden.
- Onderstaande figuur stelt een oplaadapparaat voor waarbij "+" en "-" respectievelijk de positieve en de negatieve elektrode van het apparaat aangeven.



- Welke voorstelling geeft een nikkel-cadmiumbatterij weer nadat een uitgeputte batterij volledig werd herladen?



\*Opgave 20:

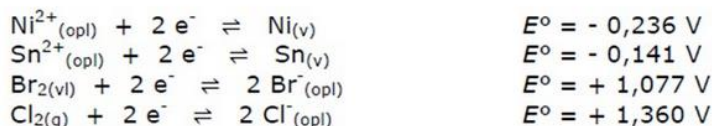


## Vraag 7 Juli 2015

! Selected

★★★★☆

- Een oplossing die gelijke molhoeveelheden opgelost  $\text{NiCl}_2$  en  $\text{SnBr}_2$  bevat, wordt geëlektrolyseerd met behulp van een 9 V-batterij en inerte grafietelektroden. Neem aan dat de concentratie van beide zouten voldoende hoog is, zodat er geen elektrolyse van water plaatsvindt.
- Gegeven zijn de onderstaande halfreacties met hun  $E^\circ$ -waarden:



- Welke stoffen worden gevormd?
- <A>  $\text{Sn}_{(\text{v})}$  aan de kathode en  $\text{Br}_{2(\text{vl})}$  aan de anode  
 <B>  $\text{Ni}_{(\text{v})}$  aan de kathode en  $\text{Br}_{2(\text{vl})}$  aan de anode  
 <C>  $\text{Sn}_{(\text{v})}$  aan de kathode en  $\text{Cl}_{2(\text{g})}$  aan de anode  
 <D>  $\text{Ni}_{(\text{v})}$  aan de kathode en  $\text{Cl}_{2(\text{g})}$  aan de anode

\*Opgave 21:

Vraag 2 Augustus 2013

ouarza.org est désormais en plein écran Quitter le mode plein écran (Échap)

★★★★☆

- We beschouwen de zilver/zink-batterij, een galvanisch element dat gevormd wordt door de redoxkoppels  $\text{Zn}/\text{ZnO}$  en  $\text{Ag}/\text{Ag}_2\text{O}$ . De reactie gebeurt in basisch waterig milieu ( $\text{KOH}$ ).
- Gegeven zijn de standaard reductiepotentialen:
  - $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn} -0,76\text{V}$
  - $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} +0,80\text{V}$
- Welke deelreactie grijpt plaats aan de positieve pool van dit galvanisch element?
  - <A>  $\text{Zn} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$
  - <B>  $2 \text{Ag} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$
  - <C>  $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn} + 2 \text{OH}^-$
  - <D>  $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Ag} + 2 \text{OH}^-$

\*Opgave 22:

Vraag 4 Augustus 2012

! Selected

★★★★☆

- Gegeven is de standaardredoxpotentiaal van twee deelreacties:
  - $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} E_0 = 0,77 \text{ V}$
  - $\text{Co}^{2+}/\text{Co} E_0 = -0,28 \text{ V}$
- We beschouwen op basis van de bovenstaande deelreacties een galvanische cel met de volgende redoxreactie:
  - $2 \text{Fe}^{3+} + \text{Co} \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + \text{Co}^{2+}$
- Hoeveel bedraagt de standaardredoxpotentiaal van deze cel?
  - <A> 0,49 V
  - <B> 1,05 V
  - <C> 0,49 V
  - >D> -1,05 V



\*Opgave 23:



## Vraag 4 Augustus 2001

★★☆☆☆

- In sommige pacemakers die ingeplant werden bij patiënten met hartritmestoornissen, werd de elektrochemische energie van een kwikbatterijtje gebruikt. In deze batterij bevinden zich enerzijds zink en  $\text{Zn}^{2+}$ -ionen, en anderzijds kwik en  $\text{Hg}^{2+}$ -ionen.
  - Gegeven: de  $E_0$ -waarden voor redoxkoppels bij 298K:
    - $\text{Hg}^{2+}/\text{Hg} = +0,27$  volt
    - $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76$  volt
  - Hier volgen twee beweringen:
    - 1. Bij gebruik van de batterij zal er kwikmetaal worden geoxideerd
    - 2. Bij gebruik van de batterij zal een zinken huls die in contact is met de  $\text{Hg}^{2+}$ -ionen langzaam oplossen
- <A> Beweringen 1 en 2 zijn juist  
<B> Beweringen 1 en 2 zijn fout  
<C> Alleen bewering 1 is juist  
<D> Alleen bewering 2 is juist

46

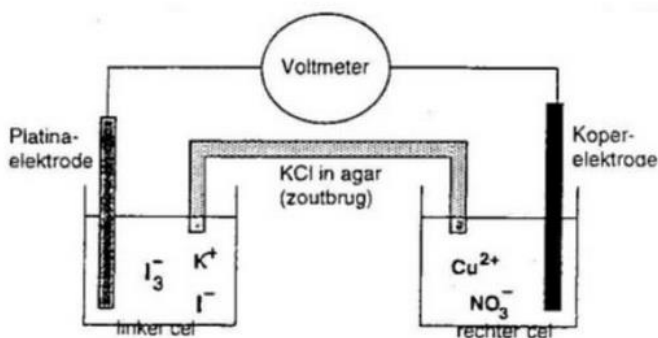
\*Opgave 24:



## Vraag 8 Augustus 1997

★★★☆☆

- Beschouw het volgende schema, waarin in de linker cel 1 mol/l KI en 1 mol/l  $\text{KI}_3$  opgelost wordt en in de rechter cel 1 mol/l  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- Gegeven: de  $E_0$ -waarden voor de volgende twee redoxkoppels:
  - $\text{I}_3^-/\text{I}^- = 0,53$  volt
  - $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34$  volt
- Welk van volgende beweringen is juist?



- <A> de koperelektrode wordt na verloop van tijd lichter  
<B> de blauwe  $\text{Cu}^{2+}$ -oplossing ontkleurt geleidelijk  
<C> er zet zich  $\text{CuI}_2$  af op de koperelektrode  
<D> de voltmeter wijkt niet uit

## 4.1.2) Oplossingen

### Opgave 1:

--> Je hebt de reactie gekregen:  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{\text{Fe}} \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

--> B = KO: ijzer (Fe) is een katalysator en zal dus absoluut niet meedoen aan de redoxreactie, een katalysator blijft, zoals je al uit module 1 chemie weet, onveranderd.

--> A = KO: De OT's van H en O blijven bijna altijd hetzelfde en nemen dus niet deel aan de redox-reactie.

Nu gaan we oxidatiegetallen nachecken, let echter wel op: ammoniumnitraat moet je in zijn aparte ionen schrijven.

Je verkrijgt:  $\text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^- \xrightarrow{\text{Fe}} \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

Als je de OT's van N met het algoritme van Cartuyvels bepaald verkrijg je...



De reductiereactie gebeurt van  $\text{NO}_3^-$  naar  $\text{N}_2\text{O}$  omdat N hier daalt in oxidatietrap. Je weet ook dat de stof die reductie ondergaat de oxidator is.  $\text{NO}_3^-$  is dus de oxidator, antwoord C is OK.

### Opgave 2:

Je weet dat een redoxreactie zowel een oxidatie als een reductie heeft, je kan niet 2x oxidatie of 2x reductie hebben in een redoxreactie.

Gegeven reactie:  $\text{ClO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{X} + \text{Y} + \text{H}_2\text{O}$

--> De OT van Cl in  $\text{ClO}_2$  is +IV (algoritme van Cartuyvels)

--> De andere OT's hoeft je niet te weten aangezien die constant blijven; K zit in groep Ia en kan dus enkel OT +I hebben, H en O zijn zoals je al weet constant.

De vraag kan je nu reduceren (ha ha ha) tot: in welke stoffencombinatie heeft Cl een kleinere OT (zodat reductie kan opgaan) en een grotere OT (zodat oxidatie kan opgaan).

We gaan alle antwoordmogelijkheden af...

A)  $\text{KClO}_2$  en  $\text{KClO}_3$

--> Algoritme Cartuyvels:

	K	Cl	2O
	+I	<b>+III</b>	-II
	+1	+3	-4    0

--> Cl heeft OT +III in deze verbinding. Er kan dus al een reductie optreden van +IV naar +III.

--> Algoritme Cartuyvels:

	K	Cl	3O
	+I	<b>+V</b>	-II
	+1	+5	-6    0

--> Cl heeft OT +V in deze verbinding. Er kan dus een oxidatie optreden van +IV naar +V

Met de stoffencombinatie in antwoordmogelijkheid A kan dus zowel een oxidatie als een reductie optreden. Hier is de redoxreactie mogelijk!

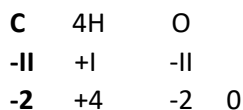
Antwoord A is juist.



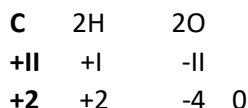
### Opgave 5:

Je moet de OT's bepalen in beide moleculen en bekijken wat het verschil in OT is...

CH<sub>3</sub>OH --> algoritme van Cartuyvels:



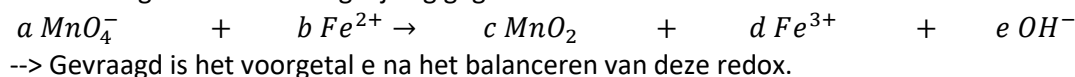
HCOOH --> algoritme van Cartuyvels:



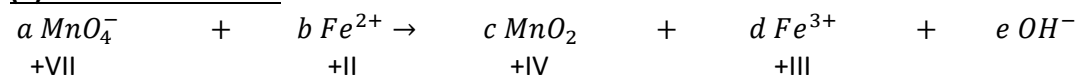
C gaat van -II naar +II, hiervoor moet het 4 elektronen afgeven. D = OK!

### Opgave 6:

Je hebt volgende reactievergelijking gegeven:



#### (1) OXIDATIETRAPPEN

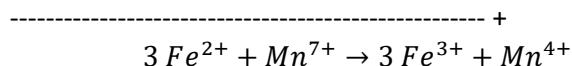


Je ziet hier dat je overduidelijk een oxidatie en reductie hebt. We schrijven beide reactievergelijkingen op.

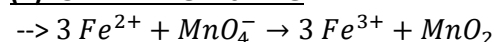
#### (2) HALFREACTIES

OXIDATIE:  $3 (\text{Fe}^{2+} - e^- \rightarrow \text{Fe}^{3+})$

REDUCTIE:  $\text{Mn}^{7+} + 3 e^- \rightarrow \text{Mn}^{4+}$

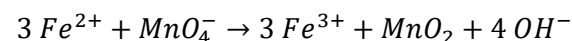
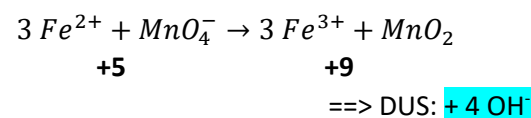


#### (2) IONENVERGELIJKING



#### (3) LADINGSBALANS

Je zit overduidelijk in een basisch milieu. Dit zie je door de aanwezigheid van OH<sup>-</sup>. De ladingsbalans maak je dus met OH<sup>-</sup>.



--> Moet je nog je atoombalans en stoffenvergelijking maken? Neen. Ze vragen hier enkel het voorgetal van OH<sup>-</sup> na de ladingsbalans. Niet teveel doen. De oefening stopt hier.

Voorgetal = 4 ⇔ D = OK!

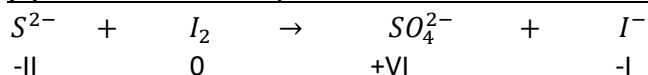
### Opgave 7:

Gegeven reactievergelijking:  $\text{S}^{2-} + \text{I}_2 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{I}^-$

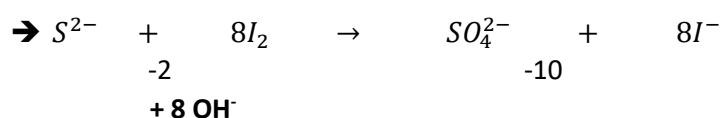
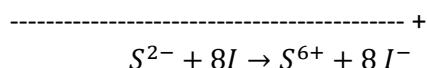
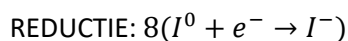
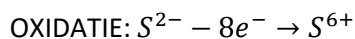
Gevraagd: Hoeveel OH<sup>-</sup>-ionen moeten we toevoegen en aan welke kant?

Oplossing: We gaan het stappenplan van redoxreacties af.

### (1) OXIDATIETRAPPEN, HALFREACTIES EN IONENVERGELIJKING



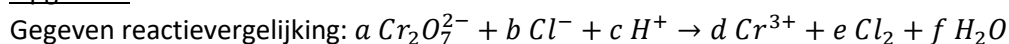
We herkennen al direct een duidelijke oxidatie en reductie.



--> DUS: D = OK --> we voegen 8 hydroxide-ionen toe aan de linkerkant.

Je moet niet verder werken naar atoombalans en stoffenvergelijking aangezien dat hier niet gevraagd is.

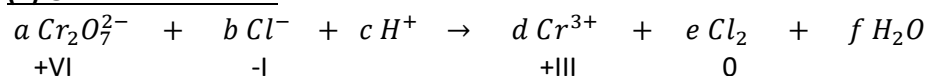
#### Opgave 8:



Gevraagd: voorgetal b

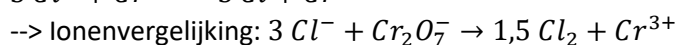
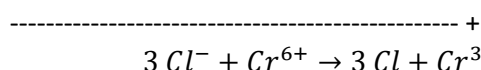
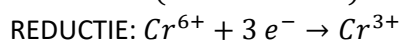
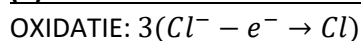
Oplossing: we gaan het stappenplan van redoxreacties af...

### (1) OXIDATIETRAPPEN

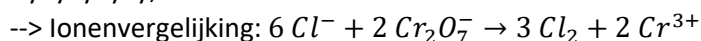


We herkennen een duidelijke oxidatie en reductie...

### (2) HALFREACTIES EN IONENVERGELIJKING



Ayayayayay, een halve molecule. We doen alles maal 2.

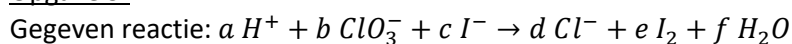


Moet je verder werken? In je ladingsbalans en atoombalans zal het voorgetal van chloor niet veranderen, er komen stoffen bij maar de stoffen die wij nu hebben veranderen niet. Je moet dus niet verderwerken.

Als ze vroegen naar het voorgetal van  $H^+$  of  $H_2O$  moest je doorwerken, nu niet.

Het voorgetal voor Cl = 6  $\rightarrow$  b = 6  $\Leftrightarrow$  C = OK!

#### Opgave 9:

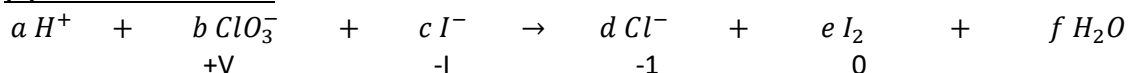


Gevraagd: Het voorgetal van  $I^-$  (c)

Oplossing: We gaan het stappenplan van redox af...

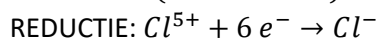
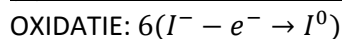


### (1) OXIDATIETRAPPEN

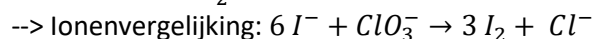
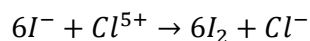


We herkennen een duidelijk een oxidatie en reductie...

### (2) DEELREACTIES EN IONENVERGELIJKING



----- +



In je volgende tussenstappen van de redoxreactie balanceren zal het voorgetal van I<sup>-</sup> niet veranderen. Daarom mag je hier al stoppen.

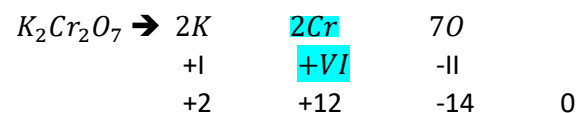
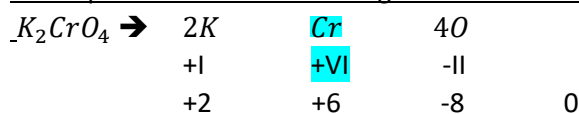
--> Als ze nu vroegen naar bijvoorbeeld het voorgetal f van H<sub>2</sub>O, moest je wél tot je atoombalans uitwerken.

Het voorgetal c = 6 ⇔ C = OK!

#### Opgave 10:

Om te onderzoeken hoeveel elektronen er worden uitgewisseld, moeten we de OT's van Cr bepalen in beide moleculen. De OT van K is immers bijna altijd constant: +I en die van O ook: -II.

We bepalen de OT's met het algoritme van Cartuyvels...

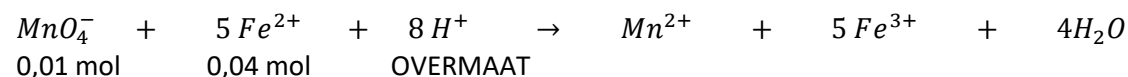


We zien dat er nul elektronen worden uitgewisseld, dit is dan ook géén redoxreactie.

--> Antwoord <D> is juist!

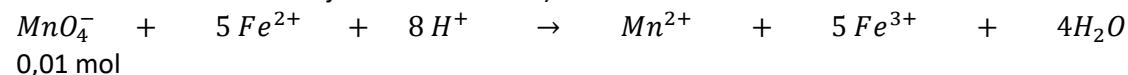
#### Opgave 11:

gegeven uitgebalanceerde reactie:  $MnO_4^- + 5 Fe^{2+} + 8 H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5 Fe^{3+} + 4 H_2O$

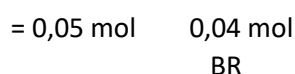


#### A? Alle permanganaationen worden verbruikt?

--> We onderzoeken eventjes wie de BR is... :)

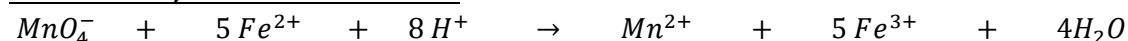


--> x 5



--> Het manganaation blijft in overmaat aanwezig: A = KO

#### B? Er wordt 0,01 mol Fe<sup>2+</sup> verbruikt.



Zoals we weten is  $\text{Fe}^{2+}$  het beperkend reagens (BR).

--> Er wordt per 5 mol  $\text{Fe}^{2+}$  (voorgetal!) 0,04 mol  $\text{Fe}^{2+}$  verbruikt.

--> Per 1 mol  $\text{Fe}^{2+}$  wordt dus 0,008 mol  $\text{Fe}^{2+}$  verbruikt.

--> Dit is géén 0,01 → B = KO

### C? De pH daalt wanneer de reactie vordert.

Dit moet je beredeneren.

Je weet dat  $\text{H}^+$  (dat voorkomt onder de vorm van  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) de zuursterkte bepaalt door een logaritmische schaal.  $\text{H}^+$  wordt in deze reactie verbruikt, maar niet gevormd. De pH zal dus stijgen aangezien we basischer gaan worden, de pH daalt NIET.

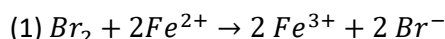
--> Dus: C = KO

### D? Er wordt 0,008 mol $\text{Mn}^{2+}$ gevormd

Ja. Dit kan je zien a.d.h.v. de molverhouding ==> D = OK!

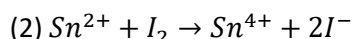
### Opgave 12:

Zoals je weet heeft de (sterkste) oxidatie de laagste reductiepotentiaal. De (sterkste) reductie heeft de hoogste reductiepotentiaal.



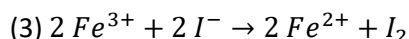
-->  $\text{Fe}^{2+}$  wordt met +I geoxideerd.

-->  $\text{Br}$  wordt met -I gereduceerd.



-->  $\text{Sn}^{2+}$  wordt met +II geoxideerd.

-->  $\text{I}$  wordt met -I gereduceerd.



-->  $\text{Fe}^{3+}$  wordt met -I gereduceerd

-->  $\text{I}^-$  wordt met +I geoxideerd.

Broom kan Fe oxideren en is dus zelf een reductor ⇔ Fe kan broom niet oxideren.

Jood kan tin oxideren en is dus zelf een reductor ⇔ tin kan jood niet oxideren.

Ijzer kan jood oxideren en is dus zelf een reductor ⇔ jood kan ijzer niet oxideren.

→ We kunnen een spanningsreeks opstellen: Br – Fe – I – Sn

--> Broom heeft dus de hoogste reductiepotentiaal, tin de laagste → D = OK!

### Opgave 13:

Zoals je weet is een oxidator de stof die reductie ondergaat en dus elektronen opneemt oftewel daalt in oxidatiegetal.

--> De vraag kan je dus reduceren (ha, ha, ha) naar: Welke stof daalt in oxidatiegetal?

Moet je nu alle OT's nachecken? Ja, alleen van de stoffen die veranderen in OT.

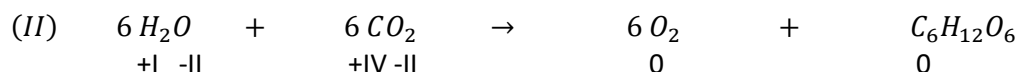


--> Inzichtelijk zie je dat dit géén redoxreactie is maar een zuur-basereactie, een zuur ( $\text{NH}_4$ ) reageert immers met een base ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) ter vorming van een zout ( $\text{CaCl}_2$ ) en water ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

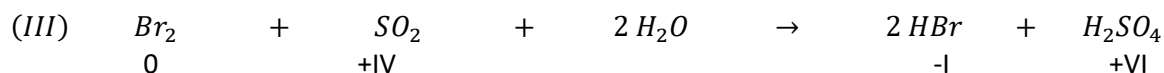
→ Bij een zuur-basereactie worden geen elektronen maar protonen uitgewisseld.

--> Je ziet ook goed dat  $\text{NH}_4$  hier de brönstedzuur is omdat hij een proton afgeeft.

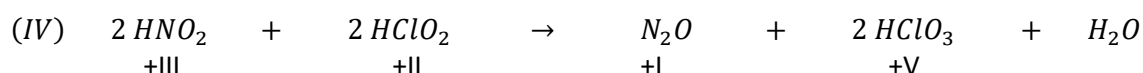
➔ Alle stoffen in reactie A kunnen al niet: D = KO (water komt ook bij anderen voor!)



We zien een duidelijke oxidatie en reductie.  $\text{CO}_2$  is in deze reactie echter de oxidator (want ze wordt zelf gereduceerd). De O in  $\text{H}_2\text{O}$  wordt geoxideerd en is dus de reductor.



$\text{SO}_2$  wordt geoxideerd en is dus de reductor. B = KO.



Je ziet dat  $\text{HNO}_2$  wordt gereduceerd, deze stof is dus de oxidator. A = OK!

#### Opgave 14:

Wat was een oxidator? Een stof die ervoor zorgt dat de andere stof oxideert. Een oxidator wordt zelf gereduceerd (= neemt elektronen op die de reductor vrij heeft gesteld).

De vraag komt dus neer op: welke verbinding van chloor kan géén elektronen opnemen?

--> In A, C en D heeft chloor een positief oxidatiegetal of 0 als oxidatiegetal.

--> In B heeft chloor een negatief oxidatiegetal, het heeft dus één elektron meer dan in grondtoestand en zal dus totaal niet geneigd zijn nog een elektron op te nemen (ze heeft inmiddels al edelgasconfiguratie bereikt!).

➔ B = OK!

#### Opgave 15:

We moeten de drie stoffen rangschikken volgens dalend reducerend vermogen. De beste reductor, m.a.w. de stof die ervoor zorgt dat de andere stof reduceert, komt dus als eerst.

BAKJE 1: X kan Y reduceren, er wordt immers metaal afgezet ➔  $\text{Y}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Y}$

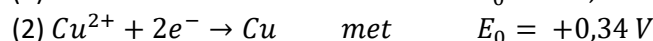
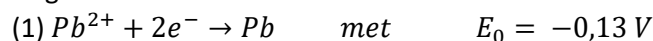
BAKJE 2: Z kan Y reduceren, hier wordt er opnieuw metaal afgezet

BAKJE 3: X kan Z niet reduceren, de reactie gaat immers niet op.

--> Hieruit kunnen we een rangschikking maken:  $\text{Z} > \text{X} > \text{Y}$  ➔ B = OK!

#### Opgave 16:

Gegeven reacties:



Je weet inmiddels al dat de reactie met de laagste normpotentiala de oxidatiereactie is in een cel van Daniël (= galvanische cel) en dus zal omkeren.



Lood (Pb) zal dus omgezet worden naar loodionen ( $\text{Pb}^{2+}$ ), de massa van het loden plaatje vermindert.  
--> De massa van het plaatje vermeerderd dus absoluut NIET: uitspraak I = verkeerd.

Koper ( $\text{Cu}^{2+}$ ) zal dus omgezet worden naar gewoon kopermetaal (Cu), de aanwezigheid van de zout  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , dat dissocieert in respectievelijk  $\text{Cu}^{2+}$  en  $2\text{NO}_3^-$ . Als er minder koperionen aanwezig zijn, is er in feite ook minder zout aanwezig. Indien er minder zout aanwezig is, neemt de intensiteit van de blauwe kleur af. Uitspraak II = juist.

DUS: C = OK!

#### Opgave 17:

Je hebt gegeven: kathode.

--> Herinner jezelf het ezelsbruggetje KROA  $\leftrightarrow$  Kathode Reductie Anode Oxidatie

--> Je weet ook dat reductie = opnemen van elektronen.

➔ DUS: B = C = KO --> dit zijn oxidatiereacties, hierbij worden elektronen afgegeven!

--> Je hebt gegeven dat de massa van de kathode toeneemt. Je kijkt enkel naar de vaste stoffen

➔ Bij reactie <A> ga je van  $\text{PbSO}_4$  naar Pb en neemt je massa dus af.

➔ Bij reactie <D> ga je van  $\text{PbO}_2$  naar  $\text{PbSO}_4$  en neemt je massa dus toe. D = OK!

#### Opgave 18:

Samengevat weten we dus:

(1) galvanische cel AB --> A = kathode ( $\leftrightarrow$  B = anode)

(2) galvanische cel AC --> A = anode ( $\leftrightarrow$  C = kathode)

Je kent het ezelsbruggetje KRAO: kathode reductie anode oxidatie.

--> Bij de anode gebeurt oxidatie, je weet dat de halfcel waarin oxidatie gebeurt de kleinste redoxpotentiaal heeft.

--> In galvanische cel AB heeft is de redoxpotentiaal van B dus kleiner dan A.

--> In galvanische cel AC is de redoxpotentiaal van A dus kleiner dan C.

➔ Dus: rangschikken volgens dalende waarden:  $B < A < C = C > A > B$  --> A = OK!

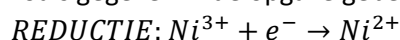
#### Opgave 19:

Zoals je weet gebeurt het ontladen van een batterij via de galvanische cel.

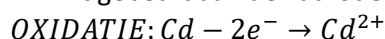
--> Bij het ontladen gebeurt er een redoxreactie: een oxidatie en reductie.

--> KRAO: Kathode Reductie Anode Oxidatie

==> Zoals gegeven in de opgave gebeuren volgende reacties (vereenvoudigd):



--> Dit gebeurt aan de kathode (= positieve pool in geval van de cel van Daniël)



--> Dit gebeurt aan de anode (= negatieve pool in geval van de batterij (= cel v. Daniël)

Bij de elektrolyse gebeuren al deze reacties omgekeerd:  $\text{Cd}^{2+}$  wordt omgezet naar Cd en  $\text{Ni}^{2+}$  wordt omgezet naar  $\text{Ni}^{3+}$ . Na een volledige oplaadbeurt dankzij elektrolyse heb ik dus terug Cd en  $\text{Ni}^{3+}$ .

==> Antwoord B = D = KO

Zoals je weet gebeurt reductie aan de positieve pool tijdens het ontladen van je batterij,  $\text{Ni}^{3+}$  moet dus aan de positieve pool staan na de elektrolyse, klaar om te reduceren.

==> A = KO

Tekening <C> is de meest juiste tekening! C = OK!

### Opgave 20:

De elektrolyse is het volledig omgekeerde van de galvanische cel. Bij de galvanische cel zeiden we dat de reactie met de kleinste  $E^0$ -waarde omdraait. Bij elektrolyse draait de reactie met de grootste  $E^0$ -waarde om.

→ Bij de kleinste  $E^0$ -waarde gebeurt de reductiereactie terwijl bij de grootste  $E^0$ -waarde de oxidatiereactie gebeurt.

→ Je moet ervoor zorgen dat je de grootste  $|U|$  hebt, want de reactie met de grootste spanning in absolute waarde zal aflopend zijn.

--> Aan Cl gebeurt de oxidatie, want dit heeft de grootste  $E^0$ -waarde.

→ Let op: bij de galvanische cel gebeurt de reductie aan de grootste  $E^0$ -waarde.

--> Aan Ni gebeurt de reductiereactie, want dit heeft de laagste  $E^0$ -waarde.

→ Let op: bij de galvanische cel gebeurt de oxidatie aan de laagste  $E^0$ -waarde.

ELEKTROLYSE	GALVANISCHE CEL
Elektronen worden uitgewisseld --> beide reacties zijn redoxreacties	
Oxidatie aan de positieve pool (anode) <b>van de externe stroombron (bv.: stopcontact)</b> . --> Voorbeeld: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	Reductie aan de positieve pool (kathode).  --> Voorbeeld: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
Elektrische stroom (bv.: netstroom) veroorzaakt een redoxreactie	De redoxreactie veroorzaakt elektrische stroom (bv.: batterij in mijn laptop die niet oplaadt)
Redoxreactie verloopt omgekeerd en niet spontaan (niet spontaan omdat je energie, elektrische energie, in je reactie moet stoppen).	Redoxreactie verloopt spontaan (en maakt zelf elektrische stroom aan).
KNAP (kathode negatief anode positief)	KROA (kathode reductie anode oxidatie) --> reductiepool = kathode = positief --> oxidatiepool = anode = negatief

### Opgave 21:

We kennen KRAO --> Kathode Reductie Anode Oxidatie (enkel bij galvanische cel)

KNAP --> Kathode Negatief Anode Positief (enkel BUITEN batterij)

--> IN batterij = omgekeerd: Kathode Positief Anode Negatief

De reductiereactie, m.a.w. de reactie waarbij elektronen worden opgenomen, zal dus aan de positieve pool plaatsgrijpen.  $A = B = \text{KO}$  --> Hier worden elektronen afgegeven.

Je weet ook dat de reductiereactie plaatsgrijpt aan de pool met de hoogste standaard reductiepotentiaal. Dit is de pool met zilver.

-->  $C = \text{KO}$  --> hier zit zink!

--> Dus:  $D = \text{OK!}$

### Opgave 22:

Hier kan je de shortcut van Cartuyvels gebruiken: de standaardredoxpotentiaal is altijd de grootste min de kleinste.

$$\Rightarrow U = 0,77 \text{ V} - (-0,28 \text{ V}) = 1,05 \text{ V} \rightarrow B = \text{OK!}$$

(de echte definitie is:  $U = E_{\text{reductie}}^0 - E_{\text{oxidatie}}^0 = 0,77 \text{ V (grootste)} - (-0,28 \text{ V (kleinste)})$ )

### Opgave 23:

Gegeven:

$$Hg^{2+}/Hg = 0,27 V$$

$$Zn^{2+}/Zn = -0,76 V$$

We checken de beweringen na...

(1) Bij gebruik van de batterij zal er kwikmetaal (= Hg) worden geoxideerd.

→ Dit is fout, zoals je weet vindt oxidatie plaats bij de halfcel met de laagste redoxpotentialiaal wat in dit geval  $Zn^{2+}/Zn$ , NIET Hg.

--> Uitspraak (1) is dus FOUT.

(2) Bij gebruik van de batterij zal een zinken huls (= gewoon vast zink, zinkmetaal) die in contact is met  $Hg^{2+}$ -ionen langzaam oplossen.

→ Dit is juist, zoals al gezegd wordt de halfcel met zink geoxideerd, dit betekent dat deze halfcel elektronen afgeeft:  $Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$ . Dit  $Zn^{2+}$  zal oplossen. Zinkmetaal (de zinken huls) zal dus langzaam oplossen onder de vorm van het ion  $Zn^{2+}$ .

--> Uitspraak (2) is dus JUIST.

=====> DUS: D = OK!

#### Opgave 24:

We hebben 2 redoxpotentialen gekregen:

I ==> 0,53 volt

Cu ==> 0,34 volt

We weten dat bij de hoogste redoxpotentialiaal reductie plaatsvindt, bij de laagste oxidatie.

→ DUS: I ==> reductie

Cu ==> oxidatie

We weten dat KRAO --> reductie gebeurt bij de kathode en oxidatie bij de anode.

DUS: I ==> kathode

Cu ==> anode

We weten dat omgekeerde KNAP --> de kathode is positief en de anode is negatief

DUS: I ==> positief

Cu ==> negatief

We checken de beweringen na:

<B> De blauwe  $Cu^{2+}$ -oplossing ontkleurt geleidelijk.

==> We weten dat Cu oxideert oftewel elektronen afgeeft, dus:  $Cu - 2e^- \rightarrow Cu^{2+}$ .

--> Er komt méér  $Cu^{2+}$  in de oplossing, de oplossing ontkleurt dus niet. B = FOUT.

<C> Er zet zich  $CuI_2$  af op de koperelektrode.

==> I beweegt niet van de ene naar de andere cel, enkel elektronen of de zout in de zout-brug (hier: KCl) bewegen naar de cellen. I echter niet omdat het in een verschillende halfcel zit! C = FOUT.

<D> De voltmeter wijkt niet uit:

$$\Rightarrow U = E_{RED}^0 - E_{OX}^0 = \text{grootste} - \text{kleinste} = 0,53 V - 0,34 V = 0,19 V$$

--> We hebben een spanning aangelegd; de voltmeter zal uitwijken --> D = FOUT.

<A> De koperelektrode wordt na verloop van tijd lichter.

--> We weten dat Cu oxideert en dus elektronen afgeeft:  $Cu - 2e^- \rightarrow Cu^{2+}$ .

--> Er is minder vast koper geleidelijk aan. De koperelektrode wordt lichter. A = OK!



# Appendix

## Bijlage 1: standaardredoxpotentialiaal

Tabel 7: Redoxsystemen en hun standaardredoxpotentialiaal		E° in volt
sterkste oxidator		
$F_2 + 2 e^-$		+ 2,87
$S_2O_8^{2-} + 2 e^-$		+ 2,01
$H_2O_2 + 2 H^+ + 2 e^-$		+ 1,78
$Au^+ + e^-$		+ 1,69
$MnO_4^- + 4 H^+ + 3 e^-$		+ 1,68
$2 HClO + 2 H^+ + 2 e^-$		+ 1,61
$MnO_4^- + 8 H^+ + 5 e^-$		+ 1,51
$2 ClO_3^- + 12 H^+ + 10 e^-$		+ 1,47
$Cl_2 + 2 e^-$		+ 1,36
$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^-$		+ 1,23
$O_2 + 4 H^+ + 4 e^-$		+ 1,23
$MnO_2 + 4 H^+ + 2 e^-$		+ 1,22
$Pt^{2+} + 2 e^-$		+ 1,20
$Br_2 + 2 e^-$		+ 1,07
$NO_3^- + 4 H^+ + 3 e^-$		+ 0,96
$Hg^{2+} + 2 e^-$		+ 0,85
$NO_3^- + 2 H^+ + e^-$		+ 0,81
$Ag^+ + e^-$		+ 0,80
$Fe^{3+} + e^-$		+ 0,77
$O_2 + 2 H^+ + 2 e^-$		+ 0,68
$MnO_4^- + 2 H_2O + 3 e^-$		+ 0,59
$MnO_4^- + e^-$		+ 0,56
$I_2 + 2 e^-$		+ 0,54
$Cu^+ + e^-$		+ 0,52
$H_2SO_3 + 4 H^+ + 4 e^-$		+ 0,45
$O_2 + 2 H_2O + 4 e^-$		+ 0,40
$Cu^{2+} + 2 e^-$		+ 0,34
$SO_4^{2-} + 4 H^+ + 2 e^-$		+ 0,17
$Cu^{2+} + e^-$		+ 0,16
$Sn^{4+} + 2 e^-$		+ 0,15
$S + 2 H^+ + 2 e^-$		+ 0,14
$2 H^+ + 2 e^-$		0,00
$Pb^{2+} + 2 e^-$		- 0,13
$CrO_4^{2-} + 4 H_2O + 6 e^-$		- 0,13
$Sn^{2+} + 2 e^-$		- 0,14
$O_2 + 2 H_2O + 2 e^-$		- 0,15
$Cr^{3+} + e^-$		- 0,41
$Fe^{2+} + 2 e^-$		- 0,41
$S + 2 e^-$		- 0,48
$Cr^{3+} + 3 e^-$		- 0,74
$Zn^{2+} + 2 e^-$		- 0,76
$Mn^{2+} + 2 e^-$		- 1,19
$Al^{3+} + 3 e^-$		- 1,66
$Mg^{2+} + 2 e^-$		- 2,38
$Na^+ + e^-$		- 2,71
$Ca^{2+} + 2 e^-$		- 2,87
$Ba^{2+} + 2 e^-$		- 2,90
$K^+ + e^-$		- 2,92
	sterkste reductor	



## Bijlage 2: periodiek systeem ingangsexamen

Atoomnummer		Z		EN		Elektronegatieve waarde		Symbool	
		←		→		→		→	
		A <sub>r</sub>							

## Bijlage 3: infopagina chemie ingangsexamen

### Informatie voor de vragen chemie

De algemene gaswet	$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$
De constante van Avogadro	$6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
De molaire gasconstante	$8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
Het molair gasvolume bij 273 K en $1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa}$	$22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

x	2	3	5	7
log(x)	0,30	0,48	0,70	0,85

### Notatie van de fase waarin een stof voorkomt

fase	afkorting	voorbeeld
vast	s	NaCl (s)
vloeibaar	l	H <sub>2</sub> O (l)
gasvormig	g	NH <sub>3</sub> (g)
opgelost in water	aq	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (aq)

### Oplosbaarheid van ionverbindingen in water

Zijn allen goed oplosbaar	
Verbindingen van Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup> en NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	
Nitraten	
Acetaten	
Chloraten	
Zijn goed oplosbaar	met uitzondering van die van ...
Chloriden	Ag <sup>+</sup> en Hg <sup>+</sup>
Bromiden	Ag <sup>+</sup> en Hg <sup>+</sup>
Jodiden	Ag <sup>+</sup> , Hg <sup>+</sup> , Hg <sup>2+</sup> en Pb <sup>2+</sup>
Sulfaten	Ba <sup>2+</sup> en Pb <sup>2+</sup>
Zijn slecht oplosbaar	met uitzondering van die van ...
Hydroxiden	Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup> en Ba <sup>2+</sup>



