

Zelf opstellen van halfreacties: theorie en extra opgaven.

In *ieder* eindexamen komt een onderdeel voor waarin je zelf een halfreactie moet opstellen. Deze kun je dus *niet* terugvinden in tabel 48 van BINAS.

Op een aantal manieren kan dit onderwerp ter sprake komen:

1. Je krijgt een halfreactie die al gedeeltelijk klopt. Je hoeft dan alleen wat gegevens aan te vullen: elektronen en/of één of meer stoffen en/of coëfficiënten.

Bijvoorbeeld: $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClO}^- + \text{H}^+$

In dit geval horen er nog elektronen na de pijl te staan (altijd in combinatie met H^+), dien je de O en H voor de pijl samen te voegen tot H_2O en zowel de lading als de atoomsoorten kloppend te maken.

Je krijgt dan: $\text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ClO}^- + 4 \text{H}^+ + 2\text{e}^-$.

2. Je krijgt een beschrijving van een halfreactie waarin verteld wordt dat in de halfreactie ook nog bepaalde deeltjes voorkomen (meestal gaat het dan om H_2O in combinatie met H^+ of OH^-).

Bijvoorbeeld: “Geef de halfreactie voor de omzetting van chloor in hypochloriet. In de halfreactie komen naast moleculen water ook ionen OH^- en elektronen voor.”

De combinatie van losse ionen OH^- en e^- komt *nooit* voor, dus de elektronen staan in dit geval bij H_2O . Uit het kloppend maken van de lading blijkt dat OH^- voor de pijl moet staan en H_2O na de pijl.

Je krijgt dan: $\text{Cl}_2 + 4 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{ClO}^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$.

3. Je krijgt het redoxkoppel gegeven en het milieu. De is de moeilijkste vorm.

Bijvoorbeeld: “Geef de halfreactie voor de omzetting van perchloraat (ClO_4^-) in chloor in zuur milieu.”

Zuur milieu betekent altijd de aanwezigheid van H^+ bij de oxidator. En daar komen ook de elektronen te staan. De oxidator is (meestal) het deeltje (molecuul of samengesteld ion) met de meeste O-atomen. Deze worden, in zuur milieu, gebonden door H^+ , waarbij H_2O ontstaat. Dus: $2 \text{ClO}_4^- + ..\text{H}^+ + ..\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + ..\text{H}_2\text{O}$.

Het kloppend maken levert op: $2 \text{ClO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 14\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$.

4. Je krijgt een volledige reactievergelijking gegeven waarvan je één of beide halfreacties moet opschrijven.

Bijvoorbeeld: $\text{P}_2\text{O}_5 + 4 \text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow 2 \text{PH}_3 + 4 \text{N}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$.

Het betreft hier de redoxkoppels $\text{P}_2\text{O}_5/\text{PH}_3$ en $\text{N}_2\text{H}_4/\text{N}_2$. De laatste is het eenvoudigst: $\text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{N}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$. Houd het zo simpel mogelijk. Je weet nu dat bij het andere redoxkoppel de e^- voor de pijl komen te staan en wel in combinatie met H^+ . Deze moeten immers wegvallen tegen de H^+ van de andere halfreactie.

Dus: $\text{P}_2\text{O}_5 + 16 \text{H}^+ + 16 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{PH}_3 + 5 \text{H}_2\text{O}$.

Meestal gaat het opstellen van halfreacties eenvoudiger als je gebruik maakt van de zogenoemde *oxidatiegetallen*. Dit is een werkelijke of *denkbeeldige* lading die je aan ieder atoomsoort kunt toekennen. Hierbij geldt *altijd* voor H een oxidatiegetal van 1+ en voor O een oxidatiegetal van 2- (behalve bij peroxiden, want dan is het 1- voor O). Verder geldt dat *alle* elementen een oxidatiegetal van 0 hebben. Bovendien verandert in een halfreactie maar van één atoomsoort het oxidatiegetal.

Met oxidatiegetallen weet je dus direct welk deeltje reductor en welk deeltje oxidator is en dus ook waar de elektronen komen te staan en hoeveel elektronen. Het kloppend maken van de rest van de halfreactie wijst zich dan vaak vanzelf.

Wat voorbeelden van oxidatiegetallen:

	oxidatiegetal	uitleg
Cl in Cl ₂ :	0	element
Pb in Pb ²⁺ :	2+	gewoon de lading van het ion
N in NH ₃ :	3-	want 3×H = 3+ en totale lading = 0
S in SO ₄ ²⁻ :	6+	want 4×O = 8- en totale lading = 2-
Cr in Cr ₂ O ₇ ²⁻ :	6+	want 7×O = 14-, totale lading = 2- en delen door 2.

Bekijk nog eens de halfreactie voor de omzetting van P₂O₅ naar PH₃ in zuur milieu. Het oxidatiegetal van P verandert van 5+ naar 3-. Dit is een verschil van 8 e⁻. Omdat je 2× P hebt, worden het 16 e⁻ die P₂O₅ moet opnemen. Dan weet je ook dat, in zuur milieu, H⁺ voor de pijl moet staan en H₂O na de pijl.

Je hebt dan al direct: P₂O₅ + .. H⁺ + 16 e⁻ → 2 PH₃ + ..H₂O.

Dit kun je snel kloppend maken tot: P₂O₅ + 16 H⁺ + 16 e⁻ → 2 PH₃ + 5 H₂O.

Ook de halfreactie voor de omzetting van NH₄⁺ naar N₂O naar in neutraal milieu gaat moeiteloos met oxidatiegetallen. Van N verandert die van 3- naar 1+. NH₄⁺ zal dus 4e⁻ moeten afstaan en is dus de reductor. Je hebt 2× N, dus krijgt je 8e⁻ in de halfreactie. Uit het neutrale milieu volgt dat H₂O voor de pijl staat. Dan moet H⁺ na de pijl staan, namelijk in combinatie met de elektronen.

Dus: 2 NH₄⁺ + .. H₂O → N₂O + .. H⁺ + 8 e⁻.

De totale lading voor de pijl ligt vast: 2+. Je krijgt ook een totale lading van 2+ na de pijl met 10 H⁺. De coëfficiënt voor H₂O volgt dan vanzelf (volgt overigens ook uit het kloppend maken van de O-atomen): 2 NH₄⁺ + H₂O → N₂O + 10 H⁺ + 8 e⁻.

LET OP:

Het gebruiken van oxidatiegetallen is alleen bedoeld als *hulpmiddel*. Je bent niet verplicht dit hulpmiddel toe te passen, want het is namelijk geen examenstof. Op de toets en het examen kun je dus ook halfreacties opstellen zonder gebruik te maken van oxidatiegetallen.

Gebruik oxidatiegetallen liever niet bij koolstofverbindingen (behalve dan met één C), omdat vaak niet duidelijk is van welk C-atoom het oxidatiegetal verandert.

Redoxreacties: zelf opstellen van halfreacties (oefeningen uit examens)

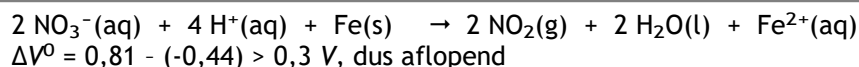
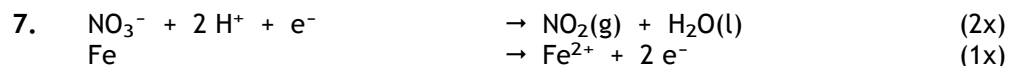
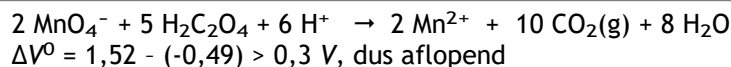
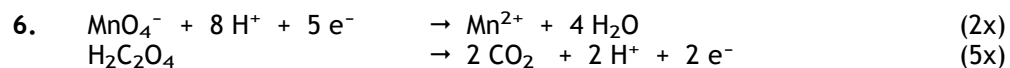
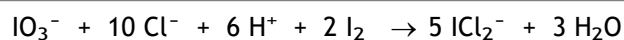
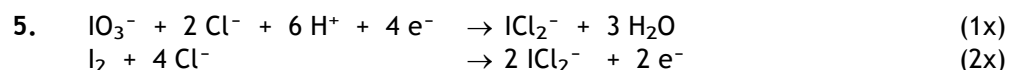
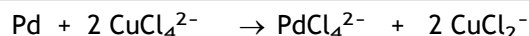
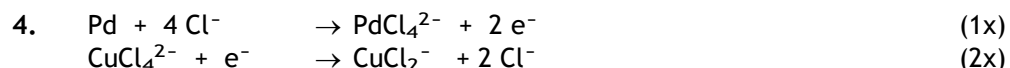
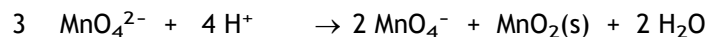
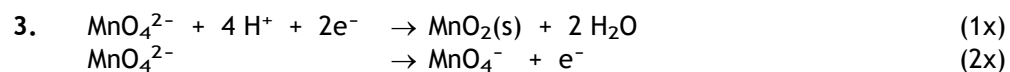
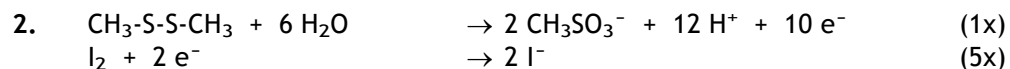
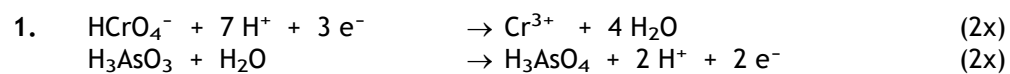
1. Geef de vergelijking van de reactie van HCrO_4^- in zuur milieu met H_3AsO_3 onder vorming van Cr^{3+} en H_3AsO_4 .
2. Leid via vergelijkingen van de halfreacties de vergelijking af van de reactie van $\text{CH}_3\text{-S-S-CH}_3$ met I_2 , in waterig milieu, onder vorming van CH_3SO_3^- .
3. Ionen MnO_4^{2-} kunnen als reductor én als oxidator fungeren. Wordt aan een oplossing die MnO_4^{2-} bevat wat zwavelzuur toegevoegd, dan vindt een reactie plaats waarbij MnO_4^- en $\text{MnO}_2(\text{s})$ ontstaan. Geef, via vergelijkingen van de halfreacties, de vergelijking van deze omzetting.
4. Pd wordt omgezet in PdCl_4^{2-} met behulp van CuCl_4^{2-} , waarbij CuCl_2^- ontstaat. Geef de vergelijkingen van de beide halfreacties en leid daaruit de vergelijking van de totale reactie af.
5. In een aangezuurde oplossing, die tevens Cl^- bevat, reageren IO_3^- en I_2 met elkaar; hierbij wordt als joodhoudend deeltje uitsluitend ICl_2^- gevormd. Geef de reactievergelijkingen van de beide halfreacties en leid daaruit de vergelijking van de totale reactie af.

Extra reactievergelijkingen

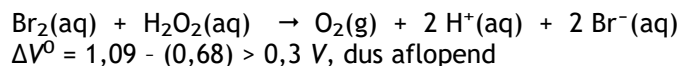
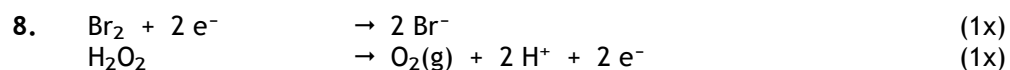
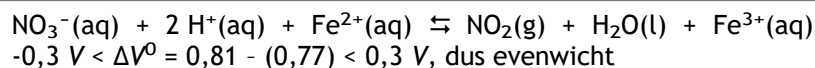
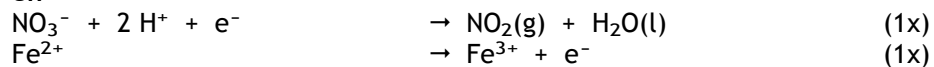
Geef aan of in de volgende gevallen de reactie verloopt. Is dit het geval geef dan de reactievergelijking met behulp van halfreacties.

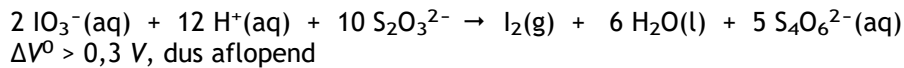
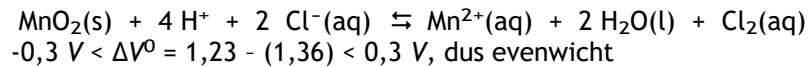
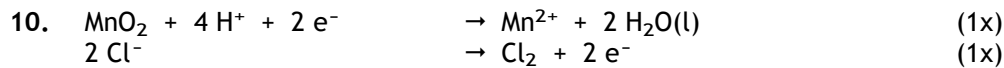
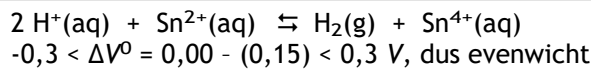
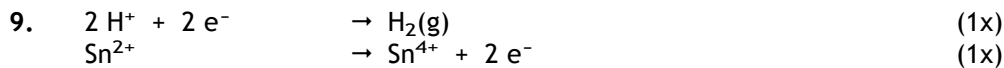
6. Een aangezuurde kaliumpermanganaatoplossing en een oxaalzuuroplossing
7. Een overmaat geconcentreerd salpeterzuur en een stukje ijzer
8. Broomwater en een waterstofperoxide-oplossing
9. Een oplossing van tin(II)jodide en zoutzuur
10. $\text{MnO}_2(\text{s})$ wordt overgoten met een geconcentreerde zoutzuuroplossing (ca. 10 M).
Er ontstaat onder andere $\text{Cl}_2(\text{g})$
11. Een aangezuurde KIO_3 -oplossing en een overmaat $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -oplossing.
Er ontstaat onder andere $\text{I}_2(\text{aq})$.
12. Verdund zwavelzuur en een natriumthiosulfaat-oplossing
13. $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ -oplossing en een KI-oplossing;
Voor het redoxkoppel $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$ geldt: $V^0 = 2,0 \text{ V}$.
14. Methanol wordt in drie stappen volledig omgezet door een aangezuurde oplossing van kaliumdichromaat. Eerst ontstaat methanal (H_2CO), dan methaanzuur (HCOOH) en tenslotte ontstaat $\text{CO}_2(\text{g})$. Geef de vergelijkingen van alle drie de reactie en geeft het gehele proces ook weer in één reactievergelijking.

Antwoorden extra opgaven redoxreacties

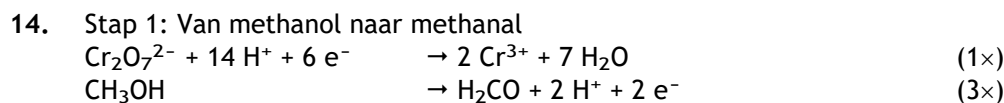
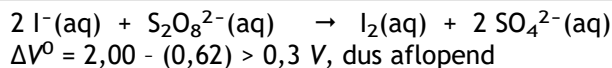
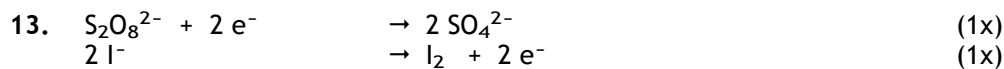
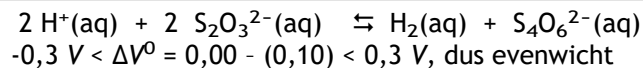
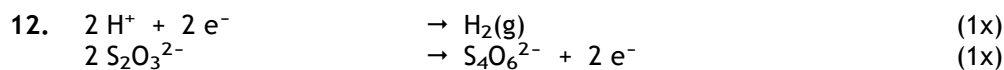
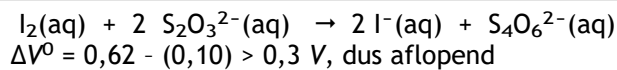
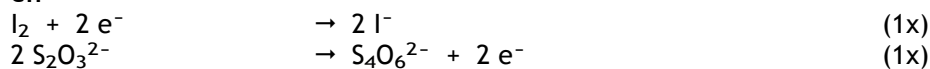


en

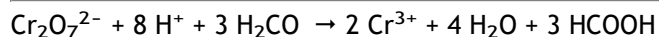
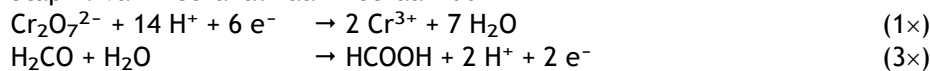




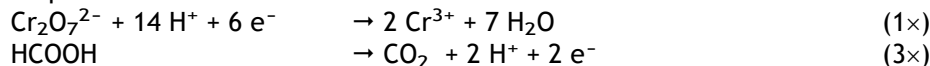
en



Stap 2: van methanal naar methaanzuur



Stap 3: van methaanzuur naar koolstofdioxide



Totaalreactie van stap 1 t/m 3:

