**Scheikunde hoofdstuk 11 redoxreacties vwo 5**

11.1 reacties met elektronenoverdracht

Een reactie waarbij een elektronenoverdracht plaatsvindt heet een redoxreactie. Vaak schrijf je bij een redoxreactie met een zure oplossing geen $H\_{3}O^{+}$ maar alleen $H^{+}. $

In tabel 48 van de binas staan redoxreacties. Dit zijn slechts de halfreacties.

Een rodoxreactie is een reactie tussen een reductor en een oxidator. Een oxidator neemt elektronen op een een reductor staat elektronen af. Een redoxreactie bestaat uit twee halfreacties, één van de oxidator en één van de reductor. Het optellen van de twee halfreacties heet een totaalreactie, daarin komen geen elektronen voor. Een vergelijking is kloppend als de ladingen aan beide kanten van de pijl gelijk zijn.

$$Ag^{+}+e^{-}\rightarrow Ag\left(s\right) \left(x2\right)$$

$$Cu\left(s\right)\rightarrow Cu^{2+}+2e^{-}$$

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_+

$$2Ag^{+}\left(aq\right)+Cu\left(s\right)\rightarrow 2Ag\left(s\right)+Cu^{2+}(aq)$$

Je kunt een redoxreactie herkennen door naar de deeltjes te kijken die voor en na de reactie aanwezig zijn. Als er sprake is van een elektronenoverdracht is het een redoxreactie. Verbrandingsreacties zijn ook redoxreacties.

11.3 redoxkoppels

Een onedel metaal is een sterke reductor, een edel metaal is een zwakke reductor. Een redoxkoppel is een bij elkaar horend oxidator-reductorpaar. Een geconjugeerde oxidator van een heel zwakke reductor is relatief sterk. Een geconjugeerde oxidator van een heel sterke reductor is relatief zwak.

Elk redoxkoppel heeft een standaardelektrodepotentiaal $V\_{0}. $Hoe hoger de waarde, hoe sterker de oxidator en hoe zwakker de reductor. Een redoxreactie:

* Is aflopend als $∆V\_{0}\geq 0,3 V$
* Is in een evenwicht als $-0,3 V<∆V\_{0}<0,3 V$
* Verloopt niet als $∆V\_{0}\leq -0,3$

Een stappenplan bij het opstellen van een redoxreactie:

|  |  |
| --- | --- |
| Stap  | Actie  |
| 1 | Inventariseer welke deeltjes er zijn |
| 2 | Welk deeltje is de oxidator en welk deeltje is de reductor? |
| 3 | Wat is de sterkste oxidator en wat is de sterkste reductor? |
| 4 | Verloopt de reactie? ($∆V\_{0}=V\_{0}\left(oxidator\right)-V\_{0}(reductor))$ |
| 5 | Stel de halfreacties en de totaalreacties op |
| 6 | Controleer of er evenveel deeltjes voor en na de reactie zijn |

11.4 redoxreacties in oplossing

De deeltjes $H^{+}, H\_{2}O en OH^{-} $kunnen betrokken zijn bij halfreacties. Het is namelijk van belang in welk soort milieu een reactie zich bevindt. In Binas tabel 48 moet je er op letten dat:

* De omstandigheden anders kunnen zijn.
* $HSO\_{4}^{-} en SO\_{4}^{2-}$reageren alleen als oxidator in warm geconcentreerd zwavelzuur.
* Geconcentreerd salpeterzuur geeft het bruine $NO\_{2 }$-gas, verdund salpeterzuur geeft het kleurloze NO-gas. Tegen je verwachting in: verdund salpeterzuur is een sterkere reductor dan geconcentreerd salpeterzuur.

Er zijn veel meer redoxdeeltjes dan in tabel 48 staan. Er is een stappenplan om zelf halfreacties op te stellen.

|  |  |
| --- | --- |
| Stap  | Actie  |
| 1 | Noteer de gegeven deeltjes |
| 2 | Stel de halfreactie van de deeltjes op.**Zuur milieu:** voor de pijl $H^{+}$ en eventueel $H\_{2}O$ als hulpdeeltje. Na de pijl mag geen $OH^{-}$ ontstaan.**Basisch milieu:** voor de pijl $OH^{-}$ en eventueel $H\_{2}O$ als hulpdeeltje. Na de pijl mag geen $H^{+}$ ontstaan.**Neutraal milieu:** voor de pijl $H\_{2}O$ als hulpdeeltje. Na de pijl mag alles ontstaan. |
| 3 | Maak de deeltjes in de halfreactie kloppend. |
| 4 | Maak de lading kloppend door elektronen toe te voegen. |

Voorbeeld 1: sulfide-ionen kunnen in een basisch milieu omgezet worden tot sulfaationen. Stel de halfreactie op.

Stap 1: $S^{2-}\rightarrow SO\_{4}^{2-}$

Stap 2: $S^{2-}+OH^{-}\rightarrow SO\_{4}^{2-}+H\_{2}O$

Stap 3: $S^{2-}+8 OH^{-}\rightarrow SO\_{4}^{2-}+4 H\_{2}O$

Stap 4: $S^{2-}+8 OH^{-}\rightarrow SO\_{4}^{2-}+4 H\_{2}O+8 e^{-}$

Voorbeeld 2: in een zuur milieu wordt $BiO^{+}$ omgezet in het metaal bismut, Bi. Stel de halfreactie op.

Stap 1:$ BiO^{+}\rightarrow Bi (s)$

Stap 2:$ BiO^{+}+H^{+}\rightarrow Bi\left(s\right)+ H\_{2}O$

Stap 3: $BiO^{+}+2H^{+}\rightarrow Bi\left(s\right)+H\_{2}O$

Stap 4:$ BiO^{+}+2H^{+}+2 e^{-}\rightarrow Bi\left(s\right)+H\_{2}O$

11.5 alcoholen als reductor

Je kunt alcoholen onderverdelen in drie groepen: primaire, secundaire en tertiaire alcoholen. Primair houdt in dat de OH-groep van het alcohol verbonden is aan een C-atoom waar maar één ander C-atoom aan verbonden is(butaan-1-ol). Bij een secundaire alcohol is de OH-groep verbonden aan een C-atoom waar twee andere C-atomen aan verbonden zijn(butaan-2-ol). Bij een tertiaire alcohol is de OH-groep verbonden aan een C-atoom waar nog drie andere C-atomen zijn verbonden (methylpropaan-2-ol).

Als een primair alcohol reageert met een oxidator ontstaat er een aldehyde. Het H-atoom van de OH-groep en één van de twee H-atomen die aan dezelfde C-atoom vastzitten worden verwijderd, er ontstaat een dubbele binding tussen de C en de O. Ze worden ionen. Je moet bij de reactievergelijking nog elektronen toevoegen om het kloppend te maken.

Als een secundair alcohol reageert met een oxidator, ontstaat er een keton. Ook hierbij worden de H-atomen verwijderd en een dubbele binding gevormd.

Een tertiair alcohol kan niet reageren met een oxidator, omdat de C geen H-atoom heeft.

Een aldehyde kan ook reageren met een oxidator, er ontstaat dan een carbonzuur.

Carbonzuren, aldehyden en ketonen zijn oxidatoren en kunnen reageren met een reductor.