**Hoofdstuk 6**

**§2 De PH van een oplossing**

De pH/zuurgraad is een getal waarin de hoeveelheid zuur of base wordt uitgedrukt. Dit getal ligt meestal tussen de 0 en 14.

zuur: de pH is kleiner dan 7

basisch: de pH is groter dan 7

neutraal: de pH is gelijk aan 7

hoe meet je de pH van een oplossing?

* dmv universeel indicatorpapier: zie afbeelding hierboven (niet heel precies)
* dmv een pH-meter: Elektronisch pH-meet instrument (erg precies)
* dmv zuur-base-indicatoren: Hierbij doe je een indicator in een oplossing die vervolgens een kleur aanneemt, de kleur geeft daarbij een pH-gebied aan. De indicatoren zijn te vinden in tabel 52A van je binas. (niet precies)

**§3 Zuren**

H+-ionen komen in elk zuur voor. Naarmate de molariteit van de H+-ionen groter is, is de oplossing zuurder (pH<7).

Maar hoe ontstaan de H+-ionen dan in een zure oplossing?

De meeste zuren zijn moleculaire stoffen (stoffen die enkel bestaan uit niet-metaalatomen) , deze stoffen geleiden geen stroom en bestaan niet uit ionen (deze stoffen staan in tabel 49 van je Binas). Maar de oplossing van zo’n zuur geleid wel stroom… Dit kan alleen omdat er in de **oplossing** wel ionen voorkomen.

Voorbeeld, Oplossen van azijnzuur:

CH3COOH(l) → H+(aq) + CH3COO- **(H+(aq) + CH3COO– zijn beiden ionen)**

Zoals je kunt zien wordt er naast de H+ ook nog een negatief ion gevormd (acetaation). Dit gebeurt bij ALLE zuren.

Zuren met de bijbehorende formules die je uit je hoofd moet kennen!

|  |  |
| --- | --- |
| **Naam zuur** | **Molecuulformule** |
| Waterstofchloride | HCL |
| Salpeterzuur | NHO3 |
| Zwavelzuur | H2SO4 |
| Fosforzuur | H3PO4 |
| Koolzuur | H2CO3 |
| Azijnzuur | CH3COOH |

**Meerwaardige zuren:** Zuren die meer dan een H+’s kunnen vormen.

**Sterke zuren**

staan in Binas tabel 49 boven H3O+(aan de linker kant)

Het oplossen van sterke zuren in water is een aflopende reactie. Daarom staat er in de reactie maar een **enkele** pijl.

vb. HCL(g) → H+ + CL-

**Zwakke zuren**

staan in Binas tabel 49 onder H3O+(aan de linker kant)

Het oplossen van zwakke zuren in water is een evenwichtsreactie. Daarom staat er in de der reactie een **dubbele** pijl.

vb. CH3COOH(aq) ↔ H+ (aq) + CH3COO- (aq)

**Notatie van formules van zure oplossingen**

In de formule van de oplossing van een sterk zuur staan H+-ionen en zuurrestionen.

vb. waterstofchloride -oplossing: H+(aq)+CL-(aq)

In De formule van de oplossing van een zwak zuur staat alleen het opgeloste zuur.

vb. azijnzuuroplossing: CH3COOH(aq)

Meer triviale namen? Tabel 66A van je binas.

**§4 pH-berekeningen aan zure oplossingen**

Wat is het verband tussen de concentratie H+ en de pH? (concentratie H+ noteren we als [H+]).

**Formule van de pH:**

pH = -log[H+] getypt als: - → log → [H+]

**Formule van de concentratie (andersom dus):**

[H+] = 10-pH getypt als: SHIFT → log → - → pH

op pagina 150 van je boek (mits dit is: Chemie overal Havo/Vwo Deel 1) staan 2 voorbeelden

**REGEL!**

Het aantal significante cijfers in de [H+] moet even groot zijn als het aantal decimalen in de pH.

**§5 Basen**

Net als zuren bevatten basen een gemeenschappelijk deeltje. Dit is bij Basen geen H+ maar OH-.

Naarmate de molariteit van de OH- -ionen in een oplossing groter is is de pH hoger

Alle basen (Tabel 49 Binas rechter kolom) reageren met water op de volgende manier:

De base neemt een H+-ion van de een watermolecuul af, dit wordt opgenomen door de base waardoor het OH- ontstaat.

vb. NH3(aq)+H2O→NH4+(aq) + OH-(aq)

**Sterke basen**

Staan in tabel 49 onder de OH- in de rechter kolom.

De reactie van een sterke base met water is een aflopende reactie daarom is ook hier sprake van een **enkele** pijl.

vb. Na2O(s)+H2O→2Na+(aq)+2OH-(aq)

**Zwakke basen**

Staan in tabel 49 Boven de OH- in de rechter kolom.

De reactie van een zwakke base met water is een evenwichtsreactie, vandaar de **dubbele** pijl.

vb. NH3(aq)+H2O(l)↔NH4+(aq)+OH-(aq)

Basen met de bijbehorende formules die je uit je hoofd moet kennen!

|  |  |
| --- | --- |
| **Naam Base**  | **Formule** |
| Ammoniak | NH3 |
| Hydroxide-ion | OH- |
| Carbonaation | CO3- |
| Oxide-ion | O2- |
| Waterstofcarbonaation | HCO3- |
| Acetaation | CH3COO- |

**Notatie van basische oplossingen**

In de formule van de oplossing van een sterke base staan alleen de reactieproducten die ontstaan als de base met water reageert.

vb. Na+(aq)+OH-(aq)

In de formule van een oplossing van een zwakke base staat alleen de opgeloste base zelf.

vb. NH3(aq)

**§6 pH-berekeningen aan basische oplossingen**

**Formule van de pOH:**

pOH = -log[OH-] getypt als: - → log → [OH-]

**Formule van de concentratie (andersom dus):**

[OH-] = 10-pOH getypt als: SHIFT → log → - → pOH

Als je de pH weet kan je de pOH en dus ook de [OH-] berekenen.

Voor elke oplossing geld: pH + pOH = 14,00

als je dus pH = 0,51 hebt is de pOH automatisch 14,00-0,51 = 13,49

Hiermee zou je bijvoorbeeld weer de [OH-] Kunnen berekenen.

**§7 Zuur-Basereacties**

Tijdens een zuur-basereactie neemt een base één of meer H+-ionen op. Deze H+-ionen zijn afkomstig uit een zuur of een zure oplossing.

in het boek chemie overhal havo/vwo op pagina 158 staan twee voorbeelden met zuur-base reacties, gebruik deze om te leren!

Handig maar niet verplicht om te kennen:

|  |  |
| --- | --- |
| **Base** | **Zuur-basereactie** |
| NH3 | NH3+H+→NH4+ |
| OH- | OH-+H+→H2O |
| CO3 2- | CO3 2-+2H+→H2O+CO2 |
| O 2- | O 2-+2H+→H2O |
| HCO3- | HCO3-+H+→H2O+CO2 |
| CH3COO- | CH3COO-+H+→CH3COOH |

**Neutralisatiereactie:** Reactie waarbij de oplossing neutraal wordt. Dit kan door middel van genoeg OH- -ionen Toe te voegen. Je kunt zien wanneer je oplossing geneutraliseerd is, door het toevoegen van zuur-base-indicatoren.