**H8 Zuren en en Basen – Chemie Overal**

**§8.2 De pH van een oplossing**

Zure oplossingen hebben een pH <7

Basische oplossingen hebben een pH >7

Neutrale oplossingen hebben pH = 7

Je kunt de pH van een oplossing meten met een *pH-meter*, met *universeelindicatorpapier* of met behulp van *zuur-base-indicatoren.*

VB: Een oplossing kleurt rood met neutraalrood en geel met methylrood. Wat is de pH?

 *(Binas tabel 52A)*

 Neutraalrood pH < 6,8 Methylgeel pH > 6,0

6

6,8

0

14

7

**Conclusie: pH zit tussen 6,0 en 6,8**

**§8.3 Zuren**

Een zuur is een deeltje dat één of meer H+-ionen kan afstaan. De H+-ionen ontstaan als het zuur in contact komt met water. Alle zure oplossingen bevatten dus H+-ionen.

***Belangrijke zuren:***

1. Zwavelzuur H2SO4
2. Salpeterzuur HNO3
3. Waterstofchloride HCL
4. Koolzuur/ koolstofdioxide in water H2CO3 / H2O + CO2
5. Fosforzuur H3PO4
6. Azijnzuur CH3COOH

***Reactie met H2O: (H2O reageert niet mee!!)***

1. H2SO4 --> 2H+ + SO42-
2. HNO3 --> H+ + NO3-
3. HCL --> H+ + Cl-
4. H2CO3 ↔ H+ + HCO3-
5. H3PO4 ↔ H+ + H2PO4
6. CH3COOH ↔ H+ + CH3COO-

Zoutzuur is een oplossing van waterstofchloride in water.

*Formule: H+ (aq) + Cl -(aq)*

**Sterke en zwakke zuren**

Sterke zuren ioniseren voor 100% *(zie tabel 49, Kz >>1)*

Oplossen in H2O geeft:

HCl(g) --> H+ (aq) + Cl- (aq)

Zwakke zuren ioniseren niet voor 100%, er ontstaat een evenwicht. (zie tabel 49 Kz <<1)

Bij het oplossen zijn er 2 reacties:

1. Oplosvergelijking. Vb: HF (g)--> HF (aq)
2. Ionisatie-evenwicht. Vb: HF (aq) --> H+ (aq)+ F- (aq)

*Het evenwicht ligt altijd links.*

**§8.4 pH berekenen aan zure oplossingen**

De pH is de zuurgraad. Hoe zuurder, hoe meer H+

pH = -log [H+] [H+] = 10-pH

Vb1: HCl-oplossing van 0,01 Molair (M of m/L)

HCL --> H+ + Cl-

*Voor de pijl 0,01 M dus na de pijl ook 0,01 M (wet van Lavoisier)*

pH = -log [H+] = -log 0,01 = 2

*Dus de pH van HCl is 2*

Vb2: pH = 3,5

 Hoeveel mol H+ zit er in 100 mL?

 [H+] = 10-pH  = 10-3,5 = 3,2\*10-4

 Maak nu een verhoudingstabel:

 3,2 \* 10-4 M = 1L

 x = 0,01L

x = 3,2 \* 10-4 \* 0,01 ÷ 1

 = 3,2 \* 10-5 mol H+-ionen in 100 mL HCl-oplossing

**§8.5 Basen**

Een base is een deeltje dat één of meer H+-ionen kan opnemen. Veel negatieve ionen die voorkomen in zouten zijn basen. Als een base in contact komt met water ontstaan OH--ionen. Alle basische oplossingen bevatten dus OH—ionen.

Vb: CO32- + H2O ↔ OH- + HCO3-

**Sterke en zwakke basen**

Sterke basen nemen voor 100% Hvb+-ionen op in H2O. *(Rechtsonder in tabel 49, KB >>1)*

Vb: NaCH3CH2O Sterke base = CH3CH2O-

 *NaCH3CH2O + H2O --> CH3CH2OH + H2O*

Notatie oplossing: Na+ (aq) + CH3CH2OH (aq) + H2O (l)

Zwakke basen vormen in water een evenwicht. Je krijgt dus weer 2 reacties:

Vb1: Oplossen: Na2CO3 (s) --> 2 Na+ (aq) + CO32- (aq)

Vb2: Evenwicht: CO32- (aq) + H2O(l) ↔ HCO3- (aq) + OH- (aq)

 Notatie: Na+ (aq) + CO32- (aq)

**§8.6 Rekenen aan basische oplossingen**

Hoe basischer de oplossing, hoe hoger de [OH-]. Dit kan worden uitgedrukt in pOH.

pOH = -log [OH-] [OH-] = 10-pOH pH+ pOH = 14,00

Vb1: pH = 13,20 wat is de OH- concentratie?

 pOH = 14,00 – 13,20 = 0,80

 [OH-] = 10-0,80 = 0,16 M OH-

Vb2: Je hebt 10 g Na2O in 100 mL, wat is de pH?

 Na2O (s) + H2O (l) --> 2 Na+ (aq) + 2 OH- (aq)

1 : 2

 1 mol Na2O = 61,979 g

 x = 10 g

 x = 1 \* 10 ÷ 61,979 = 0,16 mol Na2O

 Maar let op! Molverhouding = 1 : 2. Dus: 2 \* 0,16 = 0,32 mol OH-

 100 mL = 0,32 mol OH-

 1000 mL = y

 y = 1000 \* 0,32 ÷ 100 = 3,2 M OH-

 pOH = -log [OH-] = -log 3,2 = -0,51

 pH + pOH = 14,00 pH = 14,00 - - 0,51 = 14,51

**§8.7 Zuur-basereacties**

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

**Stappenplan zuur-basereacties**

1. Welke deeltjes heb je?
	* Alleen met lading als je zouten of sterke zuren hebt opgelost.
	* Sterk zuur in H2O: H+, Cl-
	* Zwak zuur in H2O: hele zuur, vb: HF (aq)
	* Sterke base in H2O: OH- reageert
	* Zwakke base in H2O: base reageer, vb: CO32-
2. Wat is het zuur en wat is de base? *(Geen base, geen reactie!)*
3. Laat ze reageren in de juiste verhouding.
4. Controleer of er nog een neerslagreactie ontstaat.

Vb1: Je voegt een kaliumhydroxide-oplossing bij een salpeterzuuroplossing.

 K+, OH- H+ is het zuur. OH- is de base, dus:

H+, NO3- H+ + OH- --> H2O

Vb2: Je overgiet vast bariumcarbonaat met verdund zwavelzuur.

 BaCO3(s) bariumcarbonaat is vast. Deze valt dus niet uit elkaar. H+ is het zuur.

 H+, SO42- H+ + BaCO3 --> Ba2+ + 2 HCO3-

 **Let op!!** Hier is ook een neerslagreactie!

 Ba2+ (aq) + SO42- (aq) --> BaSO4 (s)

**Let op!!**

H2CO3 en H2SO3 zijn instabiele zuren en vallen uit elkaar:

H2CO3 --> H2O + CO2

H2SO3 --> H2O + SO2