

3) 5dejaar: zuren&basen (II)

*Dit deel omvat alles wat we moeten kunnen met **formularium** en **zuur-basekoppelstabel**. We bestuderen eerst onze hulpmiddelen vooraleer we gaan rekenen.

3.1) Hulpmiddelen op het examen

3.1.1) Zuur-basekoppelstabel

Je mag dit tabel gebruiken op toetsen/examens.

Tabel : Zuur-basekoppels

pK_z	K_z	brønstedzuur	geconjugeerde brønstedbase	K_b	pK_b
-11	10^{11}	HI	I ⁻	10^{-25}	25
-9	10^9	HBr	Br ⁻	10^{-23}	23
-8	10^8	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	10^{-22}	22
-7	10^7	HCl	Cl ⁻	10^{-21}	21
-3	10^3	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	10^{-17}	17
-2	10^2	HNO ₃	NO ₃ ⁻	10^{-16}	16
-1	10^1	H ₂ CrO ₄	HCrO ₄ ⁻	10^{-15}	15
-1	10^1	HClO ₃	ClO ₃ ⁻	10^{-15}	15
	10^0	H₃O⁺ sterk zuur	H₂O heel zwakke base	$K_w = 10^{-14}$	$pK_w = 14$
0,70	$2,0 \cdot 10^{-1}$	HBrO ₃	BrO ₃ ⁻	$5,0 \cdot 10^{-14}$	13,30
0,77	$1,7 \cdot 10^{-1}$	HIO ₃	IO ₃ ⁻	$5,9 \cdot 10^{-14}$	13,23
1,81	$1,55 \cdot 10^{-2}$	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	$6,46 \cdot 10^{-13}$	12,19
1,92	$1,20 \cdot 10^{-2}$	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	$8,32 \cdot 10^{-13}$	12,08
2,00	$1,0 \cdot 10^{-2}$	HClO ₂	ClO ₂ ⁻	$1,0 \cdot 10^{-12}$	12,00
2,12	$7,59 \cdot 10^{-3}$	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	$1,32 \cdot 10^{-12}$	11,88
2,7	$2,0 \cdot 10^{-3}$	Hg(H ₂ O) ₄ ²⁺	Hg(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$5,0 \cdot 10^{-12}$	11,3
3,1	$7,94 \cdot 10^{-4}$	Fe(H ₂ O) ₆ ³⁺	Fe(H ₂ O) ₅ OH ₂ ⁺	$1,26 \cdot 10^{-11}$	10,9
3,37	$4,27 \cdot 10^{-4}$	HNO ₂	NO ₂ ⁻	$2,34 \cdot 10^{-11}$	10,63
3,48	$3,31 \cdot 10^{-4}$	CH ₃ COOC ₆ H ₄ COOH	CH ₃ COOC ₆ H ₄ COO ⁻	$3,02 \cdot 10^{-11}$	10,52
3,75	$1,78 \cdot 10^{-4}$	HCOOH	HCOO ⁻	$5,62 \cdot 10^{-11}$	10,25
3,9	$1,26 \cdot 10^{-4}$	Sn(H ₂ O) ₄ ²⁺	Sn(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$7,94 \cdot 10^{-11}$	10,1
4,75	$1,78 \cdot 10^{-5}$	CH ₃ COOH (= HAc)	CH ₃ COO ⁻ (= Ac ⁻)	$5,62 \cdot 10^{-10}$	9,25
5,0	$1,0 \cdot 10^{-5}$	Al(H ₂ O) ₆ ³⁺	Al(H ₂ O) ₅ OH ₂ ⁺	$1,0 \cdot 10^{-9}$	9,0
6,37	$4,27 \cdot 10^{-7}$	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	$2,34 \cdot 10^{-8}$	7,63
6,49	$3,24 \cdot 10^{-7}$	HCrO ₄ ⁻	CrO ₄ ²⁻	$3,09 \cdot 10^{-8}$	7,51
7,04	$9,12 \cdot 10^{-8}$	H ₂ S	HS ⁻	$1,10 \cdot 10^{-7}$	6,96
7,18	$6,61 \cdot 10^{-8}$	HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	$1,51 \cdot 10^{-7}$	6,82
7,21	$6,17 \cdot 10^{-8}$	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	$1,62 \cdot 10^{-7}$	6,79
7,53	$2,95 \cdot 10^{-8}$	HClO	ClO ⁻	$3,39 \cdot 10^{-7}$	6,47
7,6	$2,5 \cdot 10^{-8}$	Zn(H ₂ O) ₄ ²⁺	Zn(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$4,0 \cdot 10^{-7}$	6,4
8,69	$2,04 \cdot 10^{-9}$	HBrO	BrO ⁻	$4,9 \cdot 10^{-6}$	5,31
8,7	$2,0 \cdot 10^{-9}$	Cu(H ₂ O) ₄ ²⁺	Cu(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$5,0 \cdot 10^{-6}$	5,3
8,9	$1,26 \cdot 10^{-9}$	Co(H ₂ O) ₆ ²⁺	Co(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$7,94 \cdot 10^{-6}$	5,1
9,0	$1,0 \cdot 10^{-9}$	Pb(H ₂ O) ₄ ²⁺	Pb(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$1,0 \cdot 10^{-5}$	5,0
9,25	$5,62 \cdot 10^{-10}$	NH ₄ ⁺	NH ₃	$1,78 \cdot 10^{-5}$	4,75
9,31	$4,90 \cdot 10^{-10}$	HCN	CN ⁻	$2,04 \cdot 10^{-5}$	4,69
9,4	$4,0 \cdot 10^{-10}$	Ni(H ₂ O) ₆ ²⁺	Ni(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$2,5 \cdot 10^{-5}$	4,6
9,5	$3,16 \cdot 10^{-10}$	Fe(H ₂ O) ₆ ²⁺	Fe(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$3,16 \cdot 10^{-5}$	4,5
10,25	$5,62 \cdot 10^{-11}$	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	$1,78 \cdot 10^{-4}$	3,75
10,64	$2,29 \cdot 10^{-11}$	HIO	IO ⁻	$4,37 \cdot 10^{-4}$	3,36
11,4	$4,0 \cdot 10^{-12}$	Mg(H ₂ O) ₆ ²⁺	Mg(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,6
11,7	$2,0 \cdot 10^{-12}$	Ag(H ₂ O) ₂ ⁺	Ag(H ₂ O)OH	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,3
11,96	$1,1 \cdot 10^{-12}$	HS ⁻	S ²⁻	$9,12 \cdot 10^{-3}$	2,04
12,6	$2,5 \cdot 10^{-13}$	Ca(H ₂ O) ₆ ²⁺	Ca(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$4,0 \cdot 10^{-2}$	1,4
12,67	$2,14 \cdot 10^{-13}$	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	$4,68 \cdot 10^{-2}$	1,33
13,2	$6,3 \cdot 10^{-14}$	Ba(H ₂ O) ₈ ²⁺	Ba(H ₂ O) ₇ OH ⁺	$1,6 \cdot 10^{-1}$	0,8
13,8	$1,6 \cdot 10^{-14}$	Li(H ₂ O) ₄ ⁺	Li(H ₂ O) ₃ OH	$6,3 \cdot 10^{-1}$	0,2
$pK_w=14$	$K_w=10^{-14}$	H₂O heel zwak zuur	OH⁻ sterke base	10^0	
14,7	$2,0 \cdot 10^{-15}$	Na(H ₂ O) ₆ ⁺	Na(H ₂ O) ₅ OH	$5,0 \cdot 10^0$	-0,3
15,0	$1,0 \cdot 10^{-15}$	K(H ₂ O) ₈ ⁺	K(H ₂ O) ₇ OH	$1,0 \cdot 10^1$	-1,0
29	10^{-29}	OH ⁻	O ²⁻	10^{15}	-15

pK_z bij 25°C Let op: K_z is berekend uit pK_z , waardoor fout op laatste decimaal t.o.v. exacte waarde

Sterk
zuur

Sterke
base

Zwak
zuur

Zwakke
base

Verwaar
loosbaar

3.1.2) Formularium zuren&basen

Zuren en basen: formularium			
• Sterk zuur		$\text{pH} = -\log C_z$	
• Zwak zuur		$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_z - \frac{1}{2} \log C_z$	
• Sterke base		$\text{pH} = 14 + \log C_b$	
• Sterke 2-waardige base		$\text{pH} = 14 + \log 2C_b$	
• Zwakke base		$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{p}K_b + \frac{1}{2} \log C_b$	
• Zouten:	Metaal	$K_z < 10^{-14}$	interactie van BZ verwaarloosbaar
	Zuurrest	$K_b < 10^{-14}$	interactie van BB verwaarloosbaar
<p>➤ K_z en K_b verwaarloosbaar: $\text{pH} = 7$</p> <p>➤ K_b verwaarloosbaar: pH van zwak zuur</p> <p>➤ K_z verwaarloosbaar: pH van zwakke base</p> <p>➤ K_z en K_b NIET verwaarloosbaar: $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{p}K_z - \frac{1}{2} \text{p}K_b$</p>			
• Amfolyt		$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \cdot \text{p}K_{z(2)} - \frac{1}{2} \cdot \text{p}K_{b(1)}$	
• Zure buffer		$\text{pH} = \text{p}K_z - \log \frac{C_{\text{zuur}}}{C_{\text{zout}}}$	
• Basische buffer		$\text{pH} = 14 - \text{p}K_b + \log \frac{C_{\text{base}}}{C_{\text{zout}}}$	

*Je mag deze formularium gebruiken op het examen, je moet de formules dus niet vanbuiten leren maar kunnen toepassen. **Vergeet de formularium niet mee te nemen op het examen.**

3.2) pH van zuren berekenen

3.2.1) pH van zuren: formules en omzettingen

*We zijn nu enkel geïnteresseerd in de eerste twee formules van ons formularium:

Sterk zuur: $\text{pH} = -\log(C_z) \Leftrightarrow C_z = 10^{-\text{pH}}$ (rekenen met logaritmen)

Zwak zuur: $\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_z - \frac{1}{2} \log(C_z) \Leftrightarrow \text{pH} - \frac{1}{2} \text{p}K_z = -\frac{1}{2} \log(C_z)$ (rekenen in \mathbb{R})

Ookal hebben we de logaritmische functie nog niet gezien tijdens wiskunde, moet je kunnen omzetten naar C_z !

$\Leftrightarrow -2 \left(\text{pH} - \frac{1}{2} \text{p}K_z \right) = \log(C_z)$ (rekenen in \mathbb{R})

$\Leftrightarrow C_z = 10^{-2(\text{pH} - \frac{1}{2} \text{p}K_z)}$ (rekenen met logaritmen)

*Afspraak: een zuur is sterk als $K_z > 1$ en een zuur is zwak als $K_z < 10^{-2}$. Je kan sterke en zwakke zuren ook gewoon zo terugvinden op je tabel (zie puntje 3.1.1).

3.2.1) pH van zuren: voorbeeldoefeningen

*Oefening 1: bereken de pH van een HBr-oplossing met een concentratie van 0,015 mol/l.

→ **STAP 1: Kijk op je tabel --> is HBr een sterk of een zwak zuur?**

→ Je ziet: sterk zuur!

→ **STAP 2: Bepaal welk van beide formules je nodig hebt a.d.h.v. welk zuur je hebt.**

→ Sterk zuur: $pH = -\log(C_z)$

→ **STAP 3: Reken uit!**

→ $pH = -\log(C_z) = -\log(0,015) = 1,82$

*Oefening 2: Bereken de pH van een oplossing die 12,6g HNO_3 per liter bevat.

→ **STAP 1: Kijk op je tabel --> is HNO_3 een sterk of een zwak zuur?**

→ Je ziet: sterk zuur!

→ **STAP 2: Bepaal welke formule je nodig hebt**

→ Sterk zuur: $pH = -\log(C_z)$

→ **STAP 3: Voer het extra rekenwerk uit --> omzetten naar mol, concentratie berekenen**

$$\rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{12,6g}{63 \frac{g}{mol}} = 0,2 \text{ mol}$$

$$\rightarrow c = \frac{n}{V} = \frac{0,2mol}{1l} = 0,2 \text{ mol/l}$$

→ **STAP 4: Reken uit met de formule!**

→ $pH = -\log(C_z) = -\log(0,2) = 0,70$

*Oefening 3: Bereken de pH van een HNO_2 -oplossing met een concentratie van 0,025 mol/l.

→ **STAP 1: Kijk op je tabel --> sterk of zwak zuur?**

→ Je ziet: zwak zuur!

→ **STAP 2: Bepaal welke formule je moet gebruiken**

$$\rightarrow \text{zwak zuur: } pH = \frac{1}{2}pK_z - \frac{1}{2}\log(C_z)$$

→ **STAP 3: Reken uit!**

$$\begin{aligned} \rightarrow \text{zwak zuur: } pH &= \frac{1}{2}pK_z - \frac{1}{2}\log(C_z) = \frac{1}{2}(pK_z - \log C_z) \\ &= 2,49 \end{aligned}$$

*Oefening 4: De pH van 1 liter HCl-oplossing bedraagt 1,50. Bereken de nieuwe pH nadat je de oplossing hebt verdund met 500 ml water.

→ **STAP 1: Kijk op je tabel --> sterk of zwak zuur?**

→ Sterk zuur!

→ **STAP 2: Bepaal welke formule je moet gebruiken**

→ $pH = -\log(C_z)$

→ **STAP 3: Voer het extra rekenwerk uit! --> hier: verdunningsregel en c_2 berekenen**

$$\rightarrow pH = 1,50 \Leftrightarrow C_z = 10^{-pH} = 10^{-1,50} = 0,03 \frac{mol}{l}$$

$$\rightarrow \text{Verdunningsregel: } c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2 \Leftrightarrow c_2 = \frac{c(1) \cdot V(1)}{V(2)} = \frac{0,03 \frac{mol}{l} \cdot 1l}{1,5 l} = 0,02 \text{ mol/l}$$

→ **STAP 4: Reken uit!**

→ $pH = -\log(C_z) = -\log(0,02) = 1,70$

*Oefening 5: Bij 20 ml HCl-oplossing (1 mol/l) voeg je 1 liter zuiver water toe. Bereken de pH.

→ Gegeven: $V(1) = 20 \text{ ml} = 20 \cdot 10^{-3} \text{ l}$ /// $c = 1 \text{ mol/l}$

→ Gevraagd: pH

→ Oplossing: $1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \rightarrow \frac{0,02 \text{ mol}}{20 \text{ ml}} \rightarrow \frac{0,02 \text{ mol}}{1020 \text{ ml}} \rightarrow \frac{0,0196 \text{ mol}}{\text{l}}$ (regel van 3)
--> Sterk zuur: $\text{pH} = -\log(0,0196) = 1,71$

3.3) pH van basen berekenen

3.3.1) Formules

*Nu zijn we geïnteresseerd in de 3^{de} tot en met de 5^{de} formule in het formularium:

→ sterke eenwaardige base: $\text{pH} = 14 + \log C_b \rightarrow$ bv. KOH, NaOH

→ sterke tweewaardige base: $\text{pH} = 14 + \log 2C_b \rightarrow$ bv. $\text{Mg}(\text{OH})_2$

(→ sterke driewaardige base: $\text{pH} = 14 + \log 3C_b \rightarrow$ bv. $\text{Al}(\text{OH})_3$)

→ zwakke base: $\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{p}K_b + \frac{1}{2} \log C_b$

*Je moet ook weten dat alle hydroxiden (= OH's) sterke basen zijn, alle andere basen (meestal stikstofbasen) zijn zwakke basen.

3.3.2) Oefeningen

*Oefening 1: Bereken de pH van een oplossing van 4g KOH, opgelost in 100ml water.

→ Gegeven: $m = 4\text{g}$, $V = 100 \text{ ml}$, KOH --> OH = sterke base

→ Gevraagd: pH

→ Oplossing: stap 1 = extra rekenwerk uitvoeren

--> Omzetten naar mol/l om pH uit te rekenen, dus eerst omzetten naar mol

$$\rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{4\text{g}}{\frac{56\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0714 \text{ mol}$$

$$\rightarrow c = \frac{n}{V} = \frac{0,0714 \text{ mol}}{100 \text{ ml}} = 0,714 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

--> pH berekenen: we hebben een sterke éénwaardige dus we kijken welke formule...

$$\begin{aligned} \text{sterke eenwaardige base: } \text{pH} &= 14 + \log C_b \\ &= 14 + \log(0,714) = 13,85 \end{aligned}$$

*Oefening 2: Bereken de pH van een oplossing van 8,5g NH_3 , opgelost in 1 liter water.

→ Gegeven: $m = 8,5\text{g}$, $V = 1\text{l}$, géén hydroxidebase → Dus: zwakke base

→ Gevraagd: pH

→ Oplossing: stap 1 = extra rekenwerk

--> Massa omzetten naar mol zoals altijd

$$\rightarrow n = \frac{m}{M} = \left(\frac{8,5}{17}\right) \text{ mol} = 0,5 \text{ mol}$$

--> dus we hebben 0,5 mol/l

$$\rightarrow \text{Nu: pH berekenen --> zwakke base: } \text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{p}K_b + \frac{1}{2} \log C_b$$

$$= 14 - \frac{1}{2} \cdot 4,75 + \frac{1}{2} \cdot \log 0,5$$

→ De $\text{p}K_b$ -waarde haal je uit de tabel (zie 3.1.1)

$$= 11,47$$

*Oefening 3: Bereken de concentratie van de hydroxide-ionen in een ammoniakoplossing van 0,05 mol/l.

→ Gegeven: $c = 0,05 \text{ mol/l}$, ammoniakoplossing → zwakke base

→ Gevraagd: $[\text{OH}^-]$

→ Oplossing: Bereken de pH → Zwakke base, dus...

$$\begin{aligned} pH &= 14 - \frac{1}{2}pK_b + \frac{1}{2}\log C_b \\ &= 14 - \frac{1}{2} \cdot 4,75 + \frac{1}{2} \cdot \log 0,05 = 10,97 \end{aligned}$$

Uit de pH kan je nu de pOH berekenen met één van de basisformules.

$$pH + pOH = 14 \Leftrightarrow pOH = 14 - pH = 14 - 10,97 = 3,03$$

Nu je de pOH hebt kan je de concentratie aan hydroxide-ionen

$$[\text{OH}^-] = 10^{-pOH} = 10^{-3,03} = 9,33 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

*Oefening 4: De pH van een KOH-oplossing bedraagt 12. Hoe groot wordt de pH als je 200 ml water toevoegt bij 500 ml van die oplossing?

→ Gegeven: $pH = 12$, $V_1 = 0,5 \text{ l}$, $V_2 = 0,7 \text{ l}$ (ik voeg 200 ml toe!), $\text{KOH} = \text{hydroxide} = \text{sterke base}$

→ Gevraagd: pH van V_2

→ Oplossing: Je moet uiteindelijk de verdunningsregel gebruiken: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$

--> Uit de pH kan je de pOH berekenen

$$pOH = 14 - pH = 2$$

--> Nu kan je de concentratie aan OH^- -ionen uitrekenen.

$$[\text{OH}^-] = 10^{-pOH} = 10^{-2} = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

--> Hieruit kan je nu gaan verdunnen: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$

$$\rightarrow \text{Afzonderen tot } c_2: c_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{0,01 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 0,5 \text{ l}}{0,7 \text{ l}} = 7,14 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

--> Uit je concentratie kan je nu de pOH berekenen

$$\rightarrow pOH = -\log[\text{OH}^-] = -\log[7,14 \cdot 10^{-3}] = 2,15$$

--> Hieruit kan je de pH berekenen.

$$\rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 2,15 = 11,85$$

Voordat sommige nerds gaan zeggen: Hey Abdellah, dat kan korter. Ik heb bij deze oefening een omweg via pOH genomen om de formules te herhalen, maar je kan direct met de pH werken zonder de omweg via pOH.

3.4) pH van zouten berekenen

*Een zout bestaat uit een metaal en een zuurrest, de formule hiervoor is: **MZ**.

--> Een zout dissocieert in water: $\text{MZ} \rightarrow \text{M}^+ + \text{Z}^-$

--> We weten dat het metaal als zuur zal gedragen en de zuurrest als base, maar is dat zo?

--> Soms is de invloed van het metaal en/of zuurrest verwaarloosbaar

*Bij de metaal kijk je naar de K_z -waarde (linkse kant van je tabel)

--> Let op: Een metaal zal je nooit alleen aantreffen op je tabel!

--> Als je K_z van Na^+ wilt weten zal je moeten zoeken naar $\text{Na}_x(\text{H}_2\text{O})_y$, je vindt een metaal altijd met watertjes erbij op het tabel! Dit is omdat een metaal hydrateert in water.

--> Als $K_z < 10^{-14}$, dan is **BZ (metaal) verwaarloosbaar**

*Bij de zuurrest kijk je naar de K_b -waarde (rechtse kant van je tabel)

--> Als $K_b < 10^{-14}$, dan is **BB (zuurrest verwaarloosbaar)**.

*Dus, welke formules moet je wanneer gebruiken?

--> K_z en K_b verwaarloosbaar --> niet rekenen --> $pH = 7$ (Bijvoorbeeld bij NaCl)

--> K_z verwaarloosbaar: pH van een zwakke base: *zwakke base*: $pH = 14 - \frac{1}{2}pK_b + \frac{1}{2}\log C_b$

--> K_b verwaarloosbaar: pH van een zwak zuur: *Zwak zuur*: $pH = \frac{1}{2}pK_z - \frac{1}{2}\log(C_z)$

--> K_z en K_b niet verwaarloosbaar: meervoudige interactie --> $pH = 7 + \frac{1}{2}pK_z - \frac{1}{2}pK_b$

3.4.1) voorbeeldoefeningen: pH van zouten

*Voorbeeldoefening 1: Bereken de pH van een 0,5 mol/l NH_4Cl -oplossing

--> Stap 1: bepaal het metaal en zuurrest (let op: NH_4 is een uitzondering, dit fungeert als metaal)

NH_4 = metaal, Cl = zuurrest

--> Stap 2: bepaal K_z en K_b

→ $K_z = 5,62 \cdot 10^{-10}$

→ ~~$K_b = 10^{-24}$~~ = VERWAARLOOSBAAR

--> Stap 3: bepaal welke formule je moet gebruiken

→ K_b verwaarloosbaar = zwak zuur: $pH = \frac{1}{2}pK_z - \frac{1}{2}\log(C_z)$

--> Stap 4: Voer het rekenwerk uit

→ pK_z haal je uit de tabel, dit is 9,25

--> Dus: $pH = \frac{1}{2}pK_z - \frac{1}{2}\log(C_z) = \frac{1}{2} \cdot 9,25 - \frac{1}{2} \cdot \log(0,5) = 4,78$

*Voorbeeldoefening 2: Bereken de pH van een 50g/250ml $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ -oplossing

--> Stap 1: Bepaal M en Z.

Cu = metaal, SO_4 = zuurrest

--> Stap 2: bepaal K_z en K_b

→ $K_z = 2,0 \cdot 10^9$

→ $K_b = 8,32 \cdot 10^{-13}$

--> Stap 3: bepaal welke formule je moet gebruiken

→ Niks verwaarloosbaar = meervoudige interactie: $pH = 7 + \frac{1}{2}pK_z - \frac{1}{2}pK_b$

--> Stap 4: Voer het (extra) rekenwerk uit

--> g/ml omzetten naar mol/l:

$$(1) 50g \text{ omzetten naar mol: } n = \frac{m}{M} = \frac{50g}{250 \frac{g}{mol}} \text{ (Je moet de H}_2\text{O'tjes meerekenen!)} = 0,20mol$$

$$(2) c = \frac{0,20mol}{250ml} = 0,80 \text{ mol/l}$$

--> Formule invullen: $pH = 7 + \frac{1}{2}pK_z - \frac{1}{2}pK_b = 7 + \frac{1}{2} \cdot 8,7 + \frac{1}{2} \cdot 12,08 = 5,31$ (ga zelf na)

--> pK_z en pK_b haal je opnieuw uit de tabel

*Voorbeeldoefening 3: Bereken de pH van een 0,01 mol/l $PbAc_2$ -oplossing

--> Stap 1: Bepaal M en Z

Pb (lood) = metaal, Ac (~~actinium~~) = zuurrest

--> Grapje, Ac is héélmaal niet actinium maar acetaat, dit hoor je te kennen. De formule voor het acetaation moet je ook kennen maar staat ook op je zuur-basetabel:

$Ac = CH_3COO^-$

--> Stap 2: Bepaal K_z en K_b

→ $K_z = 1,0 \cdot 10^9$

→ $K_b = 5,62 \cdot 10^{-10}$

--> Stap 3: Bepaal welke formule je moet gebruiken

→ meervoudige interactie: $pH = 7 + \frac{1}{2}pK_z - \frac{1}{2}pK_b$

--> Stap 3: Voer het rekenwerk uit

$$pH = 7 + \frac{1}{2}pK_z - \frac{1}{2}pK_b = 6,885$$

3.5) pH van een amfolyt berekenen

*Je hoort nog te weten van het begin van de samenvatting dat een amfolyt een chemische stof is die zich zowel als BB en BZ gedraagt (BB = Bronstedbase, BZ = Bronstedzuur)

3.5.1) Amfolyt herkennen op Cartuyvels' manier

*Dit is een verse tip die mvr. Cartuyvels ons met liefde heeft meegegeven, ik citeer:

"Als ge een zuur ziet met te weinig H's, dan is da de amfolyt aangezien die nog een H kan opnemen maar ook nog een H kan afgeven."

--> Bijvoorbeeld: **NaHCO₃**

--> Je weet uit het 4dejaer (of je ziet op je tabel) dat er ook een zuur bestaat H₂CO₃.

HCO₃⁻ heeft dus één H te weinig, het kan er eentje opnemen maar ook afgeven = amfolyt!

--> Ken je je zuren uit het 4dejaer niet meer? Als je een metaal (Na) en een H en een zuurrest (CO₃) ziet kan je gokken op amfolyt.

--> Ken je je zuren uit het 4dejaer wel nog? Des te beter!

3.5.2) pH van de amfolyt berekenen

*De pH van een amfolyt bereken je door de formule:

$$pH = 7 + \frac{1}{2}pK_{z(2)} - \frac{1}{2}pK_{b(1)}$$

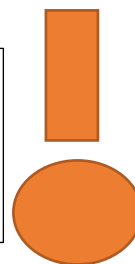
--> Je pakt de pK_z en pK_b van je amfolyt, je zal zien dat je de amfolyt zowel aan de kant van de zuren als aan de kant van de basen zal zien in je tabel. Bv.: NaHCO₃

--> Je verwaarloost het metaal!

$$\begin{aligned} \text{--> } pH &= 7 + \frac{1}{2}pK_{z(2)} - \frac{1}{2}pK_{b(1)} \\ &= 7 + \frac{1}{2} \cdot 10,25 - \frac{1}{2} \cdot 7,63 = 8,31 \end{aligned}$$

LETTERLIJKE

EXAMENVRAAG



*Voorbeeldoefening 2: Bepaal de pH van een 0,10 mol/l NaH₂PO₄-oplossing

--> Je weet uit het vierdejaer dat er een zuur bestaat H₃PO₄ genaamd fosforzuur

--> Dus: H₂PO₄ = amfolyt, kan H opnemen én afgeven.

$$\begin{aligned} \text{--> Formule pH amfolyt: } pH &= 7 + \frac{1}{2}pK_{z(2)} - \frac{1}{2}pK_{b(1)} \\ &= 7 + \frac{1}{2} \cdot 7,21 - \frac{1}{2} \cdot 11,88 \\ &= 4,665 \end{aligned}$$