

(Z) VOORWOORD

Dit is de samenvatting chemie voor het examen chemie van module 3. Eerst frissen we alle belangrijke leerstof op van het 3^{de}- en 4^{de}jaar, sla deze delen dus niet over. Daarna gaan we over naar het vijfdejaar. In deel I leren we alles wat we zonder formularium moeten kunnen. In deel II gaan we werken met formularium en met ons tabel die we hebben gekregen.

Sla de herhaling van het 3^{de} en 4^{de}jaar niet over, misschien lijkt het onnuttig om dit te herhalen maar geloof me, op één of andere manier wordt je geconfronteerd met de leerstof van het 3^{de} en 4^{de} in het 5^{de}jaar. Het is belangrijk dat je het 3^{de} en 4^{de}jaar van zuren en basen dus nog kent!

Enkel deel -1 kan je skippen, de rest moet je aandachtig lezen en begrijpen!

(Y) FOUTENPROCEDURE

Ik ben ook maar een mens, ik maak fouten. Als je een fout tegenkomt in mijn samenvatting meld je het beter direct naargelang welke orde de fout heeft.

→ Fout van de 0^{de} graad = spellingsfout, dt-fout, typfout, de/het-fout... = NIET MELDEN

→ Fout van de 1^{ste} graad = foutje in voorbeeldoefening, theorie niet 100% volledig/vaag uitgelegd ...
= MELDEN via Smartschool of Facebook

→ Fouten van de 1^{ste} graad worden direct gecommuniceerd via Smartschool met de mensen die de samenvatting mogelijk gebruiken, Abdellah oordeelt zelf a.d.h.v. van de grootte van de fout of het de moeite waard is om ze te verbeteren.

→ Fout van de 2^{de} graad = Fatale fout: theorie verkeerd uitgelegd, voorbeeldoefening fatale fout ...
= MELDEN via Smartschool of Facebook

→ Fouten van de 2^{de} graad worden 100% zeker aangepast en gecommuniceerd via Smartschool.

(X) INHOUDSTAFEL

Zie volgende pagina

Inhoud

-1) De logaritmische functie	4
-1.1) Inleiding.....	4
-1.2) Belangrijkste rekenregels logaritmen	4
-1.3) Grootte-orde en logaritmen.....	4
-1.4) De eerste afgeleide van de logaritme	4
-1.5) Grondtal van de logaritme	4
0) Herhaling 3 ^{de} : zuren & basen	5
0.1) De pH-schaal.....	5
0.2) Van M tot base, van NM tot zuur.....	5
1) Herhaling 4 ^{de} : zuren & basen	6
1.1) Zuren en basen volgens Arrhenius.....	6
1.1) Naamgeving zuren (an)organische chemie.....	6
1.2) Ionisatiereacties zuren	6
1.3) Naamgeving (hydroxide)basen	6
1.4) Rekenen met zuren en basen: begin.....	7
1.5) De pH-schaal is een logaritmische schaal	7
2) 5dejaer: zuren & basen (I)	8
2.1) Zuren en basen volgens Bronsted	8
2.1.1) BZ, BB en de amfolyt in zuren	8
2.1.2) BB, BZ en amfolyt in zouten	9
2.2) De waterconstante	9
2.2.1) De concentratie van water in water: de waterconstante	9
2.3) De zuurconstante	9
2.3.1) Stoichiometrische berekeningen met K _z	9
2.4) De baseconstante.....	11
2.4.1) Stoichiometrische berekeningen met de baseconstante.....	11
2.5) pK _z en pK _b berekenen uit K _z en K _b	12
3) 5dejaer: zuren&basen (II)	13
3.1) Hulpmiddelen op het examen.....	13
3.1.1) Zuur-basekoppelstabel.....	13
3.1.2) Formularium zuren&basen	14
3.2) pH van zuren berekenen	14
3.2.1) pH van zuren: formules en omzettingen.....	14
3.2.1) pH van zuren: voorbeeldoefeningen.....	15
3.3) pH van basen berekenen.....	16

3.3.1) Formules.....	16
3.3.2) Oefeningen.....	16
3.4) pH van zouten berekenen	17
3.4.1) voorbeeldoefeningen: pH van zouten.....	18
3.5) pH van een amfolyt berekenen.....	19
3.5.1) Amfolyt herkennen op Cartuyvels' manier	19
3.5.2) pH van de amfolyt berekenen.....	19
3.6) Bufferoplossingen	19
3.6.1) Inleiding.....	19
3.6.2) Buffers in de chemie	20
3.6.3) Voorbeeldoefening: buffers herkennen.....	20
3.6.4) Rekenregels met buffers	20
3.6.5) Voorbeeldoefeningen: rekenen met buffers – makkelijke oefeningen	20
3.6.6) Buffers: moeilijkere oefeningen.....	22
3.6.7) Oefening 6 van de cursus om af te sluiten	24
3.6.8) Toepassing op buffers: carbonaatbuffer.....	25
4) Zelfevaluatie.....	26
4.1) Meerkeuzevragen: gemaakt door Abdellah.....	26
4.1.1) Meerkeuzevragen over een beetje theorie	26
4.1.2) Oplossingen deel 4.1.1	27
4.2) Meerkeuzevragen – ingangsexamen GNK	28
4.2.1) Vragen	28
4.2.2) Oplossingen.....	32
5) Veel succes op het examen! Motiverende, leerrijke memes.....	35

-1) De logaritmische functie

*We hebben logaritmen nog niet geleerd, maar omdat je hiermee in contact zal komen wil ik het toch in het kort behandelen hier.

-1.1) Inleiding

*De logaritmische functie is het omgekeerde van de exponentiële functie:

--> $y = 2^x$ is een voorbeeld van een exponentiële functie, dit is met x als exponent

⇔ Het omgekeerde hiervan is de logaritmische functie: $y = {}^2\log(x)$

→ Je schopt je 2 dus naar voren en zet er een logaritme (log) tussen.

*De logaritmische- en exponentiële functie zijn elkaars inverse functies, dit betekent dat je beide functies kan spiegelen t.o.v. de eerste bissectrice.

-1.2) Belangrijkste rekenregels logaritmen

*Hier zien we in het kort de belangrijkste rekenregels met logaritmen

1) $\log(a) + \log(b) = \log(ab)$

2) $\log(a) - \log(b) = \log\left(\frac{a}{b}\right)$

3) $\log[\log(a^b)] = \log[\log(a)] + \log(b) \rightarrow \text{gevolg van formule 1}$

4) $\log(1) = 0$

5) $\log\left(\frac{1}{x}\right) = -\log(x)$

-1.3) Grootte-orde en logaritmen

*De logaritme van 1 is 0, want $10^0 = 1$

*De logaritme van 10 is 1, want $10^1 = 10$

*De logaritme van 100 is 2

*De logaritme van 1000 is 3

*De logaritme van 10^{27} is 27

-1.4) De eerste afgeleide van de logaritme

* $f'[\log(x)] = \frac{1}{x}$

→ De eerste afgeleide van de logaritmische functie is een rationale functie.

→ Dit kan men bewijzen met de kettingregel door het getal van Euler, die zien we volgend jaar tijdens wiskunde. Ik ga hier niet dieper op in omdat ik het simpel probeer te houden.

-1.5) Grondtal van de logaritme

*Bij ${}^2\log(x)$ noemen we 2 het grondtal.

--> Wij zullen in de chemie alleen werken met logaritmen met grondtal 10. Dit grondtal is een beetje standaard voor logaritmen en schrijven we dus niet.

--> Dit betekent dus dat één verandering op de logaritmische schaal overeenkomt met 10 veranderingen op iets anders.

0) Herhaling 3^{de}: zuren & basen

0.1) De pH-schaal

*Een stof heeft een bepaalde **zuurgraad**, aangeduid met een **pH-waarde**.

Is de pH: 0-7 = basische oplossing

7 = neutrale oplossing (water)

7-14 = zure oplossing

*Let op: sommige zuren hebben een pH onder nul en sommige basen een pH boven de 14, dit zijn uitzonderingen. Als je op het examen zit te rekenen dan hoor je een resultaat tussen 0 en 14 uit te komen MAAR als je er lichtjes onder/boven zit, dan niet meteen beginnen panikeren!

*Met verscheidene indicatoren kan je de pH-waarde bepalen, zoals bijvoorbeeld lakmoespapier.

0.2) Van M tot base, van NM tot zuur

*Metaaloxiden reageren in water tot basen → Algemeen: $MO + H_2O \rightarrow M(OH)_x$

→ Bv.: $MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$

*Niet-metaaloxiden reageren in water tot zuren → Algemeen: $NMO + H_2O \rightarrow H(NM)O$

→ Bv.: $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$



Je gaat de logaritme beu gezien zijn nadat je deze samenvatting hebt overlopen. In het 4dejaar gaan we kennismaken met de pH als logaritmische schaal, in het 5dejaar gaan we ermee rekenen. Los geht's!

1) Herhaling 4^{de}: zuren & basen

1.1) Zuren en basen volgens Arrhenius

*Zuren zijn stoffen die een H^+ -ion afgeven in water, ze vormen daarbij H_3O^+ (zie later).

*(Hydroxide)basen zijn stoffen die OH^- ionen afgeven in water.

→ Arrhenius' definitie van zuren en basen was goed, maar niet waterdicht. Daarom breiden we in het vijfdejaar (over 2 pagina's) deze definitie uit naar Bronstedts definitie.

1.1) Naamgeving zuren (an)organische chemie

*Een zuur is een molecule met **H** vooraan, dit geldt voor alle **anorganische zuren**.

→ H_2SO_4 , H_3PO_4 ...

→ ! **Ac** = acetaat (zuurrest) = CH_3COO^- → CH_3COOH = **HAc** !

→ **Organische zuren herken je aan de $-COOH$ - (carboxyl-)groep achteraan!**

→ Azijnzuur (ethaanzuur) is organisch, omdat we veel met dit zuur werken korten we de zuurrest af met Ac en schoppen we het achteraan. Zo hebben we onze H vooraan.

→ Ac is dus NIET actinium maar wél acetaat!

*Naamgeving zuren: [Waterstof] + [Zuurrest] + -(per)aat/ -(hypo + zuurrest)iet

→ Voorbeelden: Waterstoffsfaat (H_3PO_4)

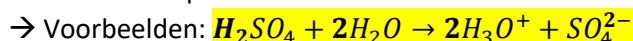
Waterstofhypochloriet ($HClO^-$)

1.2) Ionisatiereacties zuren

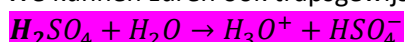
*Een zuur **ioniseert in water**, de algemene reactievergelijking voor een algemeen zuur HZ:



→ Als je een zuur oplost in water dan zal het ioniseren, het oxoniumion wordt gevormd (H_3O^+) en heet zuurrest splitst af.



→ We kunnen zuren ook trapsgewijs ioniseren:



Trapsgewijze ionisatie is zeer belangrijk in het 5dejaar, zorg dat je dit door hebt!

→ Een sterk zuur ioniseert bijna volledig in water (er wordt veel oxonium gevormd!)

→ Een zwak zuur ioniseert bijna niet in water (er wordt weinig oxonium gevormd!)

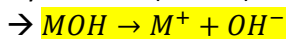
*Let op: de sterkte van de zuur hangt dus af van de ionisatiegraad (zie later) en niet per sé van de pH!

→ Hoe groter de concentratie aan H_3O^+ , hoe sterker het zuur!

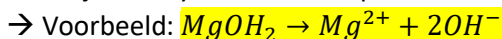
1.3) Naamgeving (hydroxide)basen

*Een hydroxidebase is een atoom met een **OH-** (hydroxide-)groep achteraan, dit geldt voor alle hydroxidebasen. → $NaOH$, $MgOH_2$...

*Hydroxiden (zouten) dissociëren in water --> dissociatiereactie voor een hydroxide MOH:



→ Als je een hydroxidebase oplost in water, dan splitst het uiteen in zijn beide delen.



*De sterkte van een base hangt af van de OH^- concentratie, hoe groter dit is hoe sterker de base.

*Net als we voor zuren een pH-schaal hebben, hebben we voor basen pOH .

*Handig om te onthouden (hiermee bedoel ik: je moet dit onthouden, je hebt geen keuze):

→ Alle hydroxidebasen zijn sterke basen.

→ Alle andere basen zijn zwakke basen.

1.4) Rekenen met zuren en basen: begin

*Er zijn verscheidene formules om deze waarden te bepalen, deze moet je vanbuiten kennen.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \Leftrightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

[X] staat voor de concentratie van de stof. De logaritme heeft als omgekeerde bewerking 10 tot de macht van iets.

→ De knop voor de logaritmische functie vindt je op je rekenmachine.

→ Voorbeeldoefening:

(1) Bereken de pH en pOH van een oplossing die 0,07 mol/l H_3O^+ -ionen bevat en bereken ook de concentratie aan OH^- -ionen

→ Gegeven: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,07 \text{ mol/l}$

→ Gevraagd: a) pH en pOH /// b) $[\text{OH}^-]$

→ Oplossing $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ (deze formule éérs aangezien we c hebben gegeven!)
 $= -\log[0,07] = 1,15$

→ De pH is dus 1,15

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Leftrightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 1,15 = 12,85$$

→ Dit omdat we nu de pOH moeten uitrekenen.

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \text{ (we moeten de concentratie uiteindelijk hebben)}$$

$$= 10^{-12,85} = 1,41 \cdot 10^{-13} \text{ mol/l (! Mol/l want concentratie !)}$$

(2) Bereken de H_3O^+ -concentratie van een oplossing met pH = 2,5.

→ Gegeven: $\text{pH} = 2,5$

→ Gevraagd: $[\text{H}_3\text{O}^+]$

→ Oplossing $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ (handig om de weten: de p vanvoor staat voor -log)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,5} = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

(X) ...

→ Deze oefeningen zijn gewoon 'spelen met formules', in de zelfevaluatie vindt je oefeningen om jezelf te testen.

1.5) De pH-schaal is een logaritmische schaal

*De pH-schaal is een logaritmische schaal. Dit betekent wiskundig grofweg dat een verandering met één eenheid een verandering met een factor van 10 zal teweegbrengen.

--> In dit geval is deze verandering de verandering in concentratie H_3O^+

*Als de pH verlaagt van 5 tot 3, wordt het dus zuurder, zuurder = meer H_3O^+ , als de pH dus met deze twee eenheden verlaagt, dan verhoogt de concentratie van H_3O^+ met 10^2 (100)!

*Handig om de weten: de pH van 10^{-2} mol/l $\text{H}_3\text{O}^+ = 2$, waarom?

$$\rightarrow \text{pH} = -\log(\text{H}_3\text{O}^+) = -\log(10^{-2}) = 2$$

--> $\log(10^{-2}) = -2$, die - voor de log zorgt voor een positieve uitkomst!

--> Zo vindt je ook: pH van $10^{-3} \text{ mol/l} = 3$, van $10^{-4} = 4$... van $10^{-14} = 14$. Analoge redenering voor pOH.

2) 5dejaar: zuren & basen (I)

*Dit deel omvat de leerstof en het rekenen **zonder formularium**.

2.1) Zuren en basen volgens Bronsted

*Bronsted heeft een algemenere definitie van zuren en basen geformuleerd

DEFINITIE	ZUUR	BASE
Arrhenius	Verbinding H en Z (zuurrest) → Zuur geeft H^+ af aan H_2O en vormt zo H_3O^+ (ionisatie!).	Verbinding metaal (M) en OH^- → In water opgelost komt het metaalion van het OH^- -ion vrij
Bronsted	Zuur = protondonor → Geeft H^+ -ion af!	Base = protonacceptor → Neemt H^+ -ion op!
	Als een Bronstedzuur (BZ) of -base (BB) zowel H^+ kan afgeven als opnemen noemen we het een amfolyt. Het kan dus zowel als zuur als base optreden.	

2.1.1) BZ, BB en de amfolyt in zuren

*Cartuyvels zei dat ze een oefening op 4 punten op het examen ging vragen over Bronstedzuren (BZ) aanduiden, Bronstedbasen (BB) aanduiden en de amfolyt zoeken.

→ Hoe je BB's en BZ's vindt in een reactie leg ik in voorbeeld 1 uit, hoe je de amfolyt vindt in voorbeeld 2. In voorbeeld 3 ga je zelf aan de slag (verbetersleutel aan einde van samenvatting).

*Voorbeeld 1: $HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons NO_3^- + H_3O^+$ (herinnering: elke chemische reactie is een evenwichtsreactie!)

→ **STAP 1: Kijk énkél in de reactie naar rechts (anders raak je verward).**

→ STAP 1.1: Wie is de Bronstedzuur (BZ)? Wie geeft er dus H^+ af?

→ HNO_3 geeft duidelijk H^+ af in de reactie naar rechts dus dit is de eerste BZ!

→ STAP 1.2: Wie is de Bronstedbase (BB)? Wie neemt er dus H^+ op?

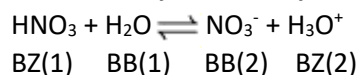
→ H_2O neemt duidelijk H^+ op, dit is dus de BB

→ **STAP 2: Kijk nu naar de reactie naar links en stel jezelf dezelfde vragen.**

→ NO_3^- neemt dan H^+ op en is de tweede BB

→ H_3O^+ geeft H^+ af en is de tweede BZ

→ STAP 3: Schrijf dit onder je reactievergelijking

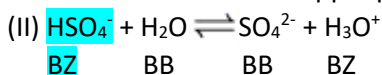


Naamgeving: 1 trapsgewijze ionisatiereactie noemen we ook wel een protolyse.

*Voorbeeld 2: (I) $H_2SO_4 + H_2O \rightleftharpoons HSO_4^- + H_3O^+$



--> Ga bovenstaand stappenplan eens na en kijk of jij hetzelfde uitkomt?



→ We zien dat HSO_4^- zowel als BB als BZ kan optreden in reacties, we noemen deze stof een amfolyt. **De amfolyt vind je door te kijken welke stof zowel als BB en BZ kan optreden in 2 verschillende reacties.**

*Opmerking: een BB noemen we soms ook wel een geconjugeerde base.

2.1.2) BB, BZ en amfolyt in zouten

*De algemene formule van zouten is MZ (Metaal + Zuurrest), bij NaCl geldt Na = M en Cl = Z.

→ M^+ gedraagt zich na dissociatie als BZ en Z^- gedraagt zich na ionisatie als BB

*Als je zouten oplost in water dan dissociëren ze: $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

→ Het **natrium-kation** zal zich gedragen als BZ en het **chloro-anion** zal zich gedragen als BB.

→ Ionisatie gaat altijd gepaard met hydratatie, dit betekent dat water het metaal zal omringen.

*Voorbeeld:

Fun fact: hydraten hebben meestal 5 of 6 watermoleculen rond zich.

$Na_2CO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-}$ (dissociatiereactie: basiskennis chemie 4de jaar)

→ $Na(H_2O)_6 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Na(H_2O)_5OH$

BZ

BB

→ Natrium is BZ want het geeft een waterstofje af!

→ $CO_3^{2-} + H_2O \rightarrow HCO_3^- + OH^-$

BB

BZ

→ Het carbonaation is BB want het neemt een waterstofje op!

→ Je moet deze reacties (buiten de dissociatiereactie) niet kunnen uitschrijven, je moet wel weten dat de metaal in een dissociatie zich gedraagt als een BZ en de zuurrest zich gedraagt als BB.

2.2) De waterconstante

2.2.1) De concentratie van water in water: de waterconstante

Gegeven	$V = 1 \text{ liter water} \Leftrightarrow m = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$ (want: water)
Gevraagd	Oplossing water in water?
Oplossing	$c = n/V = 55,5 \text{ mol/l}$ → Wat is n? $n = \frac{m}{M} = \frac{1000g}{\frac{18g}{mol}} = 55,5 \text{ mol}$ *Men kan aantonen: per 555 miljoen deeltjes water (H_2O) is er één deeltje oxoniumion en één deeltje hydroxideion, het water dat je drinkt is dus eigenlijk niet 100% water.

→ Hieruit leren we: de concentratie aan water is een constante, bij evenwichtsreacties (van de zuur- en baseconstante) mogen we water dus weglaten uit de evenwichtsconstante (die we vanaf nu de zuur- en baseconstante zullen noemen).

2.3) De zuurconstante

*Herinnering: ionisatiereactie: bijvoorbeeld $HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$

→ Je weet ook al dat als een zuur veel ioniseert, als er dus véél H_3O^+ wordt gevormd, dat het een sterk zuur is.

→ De ionisatiegraad $\alpha = \frac{[geïoniseerde stof]}{[Opgeloste stof zuur]} = \frac{[H_3O^+]}{c_z}$

→ De evenwichtsconstante van deze reactie is: $K_c = \frac{[H_3O^+][Cl^-]}{[HCl][H_2O]}$

→ Water is een constante, die blijft dus altijd hetzelfde, we mogen ze weglaten, we verkrijgen nu dus... $K_z = \frac{[H_3O^+][Cl^-]}{[HCl]}$, dit noemen we de zuurconstante en duiden we aan met K_z .

→ Algemener schrijven we: $K_z = \frac{[H_3O^+][Z^-]}{[HZ]}$

2.3.1) Stoichiometrische berekeningen met K_z

*Je moet stoichiometrische berekeningen met de zuurconstante kunnen uitvoeren.

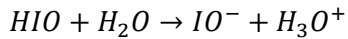
*Oefening 4 pagina 9: Een oplossing bevat **144 mg HIO per liter**. De ionisatiegraad bedraagt $1,51 \cdot 10^{-4}$. Bereken de zuurconstante. Bespreek de ligging van het chemisch evenwicht.

→ STAP 1: Gram omzetten naar mol (de mol blijft je maar altijd achtervolgen).

--> $144 \text{ mg} = 144 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ (omzetten)

==> $n = \frac{m}{M} = \frac{144 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{144 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 10^{-3} \text{ mol}$ (dit is basiskennis van module 1 chemie)

→ STAP 2: De ionisatiereactie opschrijven



→ STAP 3: Behandel de reactie als een chemisch evenwicht, je hebt een concentratie gekregen

	HIO + H₂O		<--> IO⁻ + H₃O⁺	
C₀	0,001			
ΔC				
C_e				

→ Maak Cartuyvels haar tabel voor chemisch evenwicht, je moet H₂O niet invullen aangezien de waterconstante CONSTANT is, we mogen ze dus weglaten.

--> We moeten één evenwichtsconcentratie weten om verder te gaan. Dus, hoe komen we die te weten? We hebben onze alfa gegeven (ionisatiegraad) en de concentratie van ons zuur HIO, hieruit kunnen we de evenwichtsconcentratie van H₃O⁺ uit halen.

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_z} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \alpha \cdot c_z = 1,51 \cdot 10^{-4} \cdot 0,001 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 1,51 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

--> Nu kunnen we dit invullen in ons chemisch evenwicht tabel.

Je herinnert je van module 2 dat als je aan één kant plus doet aan de andere min, je herinnert je ook dat als je géén beginconcentratie hebt gegeven je 0 moet schrijven.

	HIO + H₂O		<--> IO⁻ + H₃O⁺	
C₀	0,001			
ΔC	- ...		+ ...	+ ...
C_e	9,59 · 10⁻⁴		1,51 · 10⁻⁷	1,51 · 10⁻⁷

→ **STAP 5: Bereken de zuurconstante met de formule (chemisch evenwicht zonder H₂O!)**

→ In dit geval hebben we: $K_z = \frac{[H_3O^+][IO^-]}{[HIO]} = \frac{(1,51 \cdot 10^{-7})^2}{9,59 \cdot 10^{-4}} = 2,28 \cdot 10^{-11}$

→ **STAP 6: Bespreek het chemisch evenwicht adhv de berekende K_z-waarde**

→ K_z was zéér laag, bij een lage K_z-waarde ioniseert het zuur niet veel, als het zuur niet veel ioniseert ligt het chemisch evenwicht links.

--> Mocht de K_z-waarde groot zijn ioniseerde het zuur wel véél, evenwicht ligt rechts.

2.4) De baseconstante

*De baseconstante verloopt analoog als de zuurconstante, echter hebben we geen H₃O⁺ meer maar OH⁻ en geen zuur maar een base. We schrijven de formule van de baseconstante:

→ $K_b = \frac{[OH^-][Z]}{[B]}$ → Dit is dus de evenwichtsconstante maar opnieuw zonder H₂O.



--> K_b is dan dus de evenwichtsconstante zonder water (want water mogen we weglaten):

→ $K_b = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]}$ → Dit is niet zo moeilijk, of wel? Ik hoop dat je het nu begrijpt!

*Bij basen hebben we ook een ionisatiegraad die bijna volledig hetzelfde is:

$\alpha = \frac{[geïoniseerde stof]}{[Opgeloste stof base]} = \frac{[OH^-]}{c_b}$

2.4.1) Stoichiometrische berekeningen met de baseconstante

*Oefening 4: Een gevulde maatkolf van 500 ml bevat 1,3 g opgelost kaliumcyanide KCN. De pH bedraagt 10,955. Stel de omkeerbare protolyse met het cyanide-ion en bereken de baseconstante.

→ Dit gaat analoog met de zuurconstante, je zult zien dat bijna alles hetzelfde is.

→ We hebben echter een **zout** gegeven, je herinnert je dat een zout bestaat uit een **metaal** en een **zuurrest (MZ)**. Je herinnert je ook van dit jaar dat het **metaal** zich zal gedragen als een **zuur** en de **zuurrest** gedraagt zich als een **base**.

→ Dus: In KCN zal K⁺ (kalium) zich gedragen als zuur en CN⁻ (het cyanide-ion) zich gedragen als een base --> We zijn niet geïnteresseerd in zuren nu, we gaan enkel verder met CN⁻.

→ **STAP 1: Schrijf de reactiesvergelijking op**

--> We hebben CN⁻-ion dat reageert met water, een base is een protonacceptor (moet je weten, zuur-base-theorie van Bronsted), dus zal hij H opnemen en hebben we een OH⁻ dat achterblijft. Dus... $CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$

→ **STAP 2: zet massa om naar mol, zet ml om naar liter**

→ $n = \frac{m}{M} = \frac{1,3g}{65 \frac{g}{mol}} = 0,02 mol$

→ $c = \frac{n}{v} = \frac{0,02 mol}{500 ml} = 0,04 \frac{mol}{l}$

→ Dit zijn basisberekeningen die je nog steeds moet kunnen!

→ **STAP 3: Behandel de reactie als een chemisch evenwicht, vul in wat al gegeven is**

	CN ⁻	+ H ₂ O	↔	HCN	+ OH ⁻
C _o	0,04			0	0
Δc					
c _e					

→ STAP 4: Bereken de evenwichtsconcentratie OH^- met de basisformules van het 4^{de} jaar

→ We hebben gegeven dat de pH gelijk is aan 10,955.

--> Hieruit kan je de pOH berekenen met de formule: $pH + pOH = 14$

--> Dus... $pH + pOH = 14 \Leftrightarrow pOH = 14 - pH = 14 - 10,955 = 3,045$

→ Nu je de pOH hebt berekend kan je de concentratie aan OH^- -ionen berekenen.

$$pOH = -\log[\text{OH}^-] \Leftrightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-pOH} = 10^{-3,045} = 9,016 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

→ STAP 5: Vul je gevonden evenwichtswaarde in in de tabel en vul de tabel aan!

	CN^-	$+ \text{H}_2\text{O}$	\rightleftharpoons	HCN	OH^-
C_0	0,04			0	0
ΔC	$-9,016 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$			+	$+9,016 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$
C_e	0,0391			$9,016 \cdot 10^{-4}$	$9,016 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$

→ STAP 6: Bereken K_b met de formule (chemisch evenwicht zonder water!)

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]} = \frac{(9,016 \cdot 10^{-4})^2}{0,0391} = 2,08 \cdot 10^{-5}$$

→ STAP 7: Bespreek, als het gevraagd is, het chemisch evenwicht.

→ Het is hier niet gevraagd maar wil het toch doen: de K_b -waarde is laag dus de base zal weinig H^+ tjes kunnen afgeven omdat het evenwicht links ligt. CN^- is dus een zwakke base.

2.5) pK_z en pK_b berekenen uit K_z en K_b

*De p voor K_z en K_b staat voor $-\log$.

--> Dus: $pK_z = -\log(K_z)$ en $pK_b = -\log(K_b)$

--> Als je K_z wil berekenen uit pK_z doe je: $K_z = 10^{-pK_z}$, voor K_b geldt dan: $K_b = 10^{-pK_b}$

*Dit zijn zeer makkelijke berekeningen, bijvoorbeeld:

--> Bereken pK_b als je weet dat $K_b = 2,08 \cdot 10^{-5}$

$$\rightarrow pK_b = -\log(K_b) = -\log(2,08 \cdot 10^{-5}) = 4,68$$

* **Verdieping (niet kennen)**: je kent de formules van pH en pK_z , nu kan je ze herschrijven...

$$\rightarrow pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad (1) \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-pH}$$

$$\rightarrow pK_z = -\log(K_z) = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]}\right)$$

$$\rightarrow \text{We voegen vergelijking (1) hierin: } = pH - \log\left(\frac{[\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]}\right)$$

$$\rightarrow \text{Dus: } pK_z = pH - \log\left(\frac{[\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]}\right) \Leftrightarrow pH = pK_z - \log\left(\frac{[\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]}\right)$$

→ Dit is de afleiding van de formule voor een zure buffer (idem basische buffer)

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 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 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

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...

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

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

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

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

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

*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: $\text{pH} = 12$, $V_1 = 0,5 \text{ l}$, $V_2 = 0,7 \text{ l}$ (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

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 2$$

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

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

--> 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

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

--> Hieruit kan je je pH berekenen.

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

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 --> $\text{pH} = 7$ (Bijvoorbeeld bij NaCl)

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

- > 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 omzetten naar mol: $n = \frac{m}{M} = \frac{50g}{250 \frac{g}{mol}} = 0,20mol$ (Je moet de H₂O'tjes meerekenen!)
- (2) $c = \frac{0,20mol}{250ml} = 0,80 mol/l$
- > 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:

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

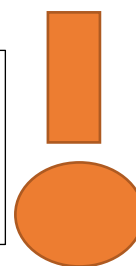
--> Je pakt de pK_z en pK_b van je amfolyt, je zal zien dat je de amfolyt zowel aan de kant van de zuren als aan de kant van de basen zal zien in je tabel. Bv.: NaHCO₃

--> 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.

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

3.6) Bufferoplossingen

3.6.1) Inleiding

*Een buffer is iets dat een verandering wil minimaliseren, in het echte leven hebben we verschillende voorbeelden van buffers. Je YouTubevideo buffert constant, we zouden kunnen zeggen dat ik, Abdellah, een buffer ben tegen slechte punten (graag gedaan, 5WEWA).

3.6.2) Buffers in de chemie

*Definitie: Een buffer (= zuurtegelaar) is in de chemie een oplossing van een zwak zuur en een zwakke base (*de geconjugeerde base van de zuur = zuurrest*)

→ **De essentie: een buffer bestaat uit een sterk zuur en een sterke base**

*Doelen van een buffer: **een buffer wil grote pH-veranderingen tegengaan, de pH blijft dus niet constant als men een buffer toevoegt maar zal met een kleinere waarde veranderen dan als er geen buffer toegevoegd was aan de oplossing.**

3.6.3) Voorbeeldoefening: buffers herkennen

*Oefening 4 cursus: bekومت men buffermengsels door de volgende stoffen **in H₂O te mengen?**

→ a) **HCl** en **NH₄Cl**

--> We herkennen hier direct HCl, je ziet op je tabel dat HCl een sterk zuur is. Je herinnert je dat een buffer bestaat uit een zwak zuur en een zwakke base (of 'geconjugeerde base van de zout') dus kan dit géén bufferoplossing worden.

→ b) **HBr** en **NaBr**

--> We zien dat HBr een sterk zuur is dus kan dit géén bufferoplossing zijn.

→ c) **CO₂** en **NaHCO₃**

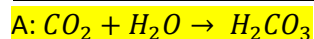
--> Let op: **Je hebt in de oefening gegeven dat je in H₂O oplost**, dus je moet niet naar CO₂ zoeken in je tabel maar je moet eerst de reactie met H₂O opschrijven.

--> **Herinner je uit het 3de jaar (zie deeltje 0.2):**

A) Een metaaloxide reageert met water tot een base

B) Een niet-metaaloxide reageert met water tot een zuur

→ **We hebben hier dus reactie A**



→ Je zoekt dus naar H₂CO₃ in je tabel, niet naar CO₂.

--> Dus: H₂CO₃, is dat een sterke zuur of een zwak zuur? Kijk op je tabel!

--> Zwak zuur

--> NaHCO₃, een sterke base of een zwakke base?

--> Sterke base

→ d) **NH₃** en **NaOH**

--> NH₃ en NaOH zijn twee totaal verschillende stoffen, ze kunnen dus **nooit** in een chemisch evenwicht met elkaar treden waardoor ze nooit een buffer kunnen vormen.

3.6.4) Rekenregels met buffers

*We zijn nu geïnteresseerd in de laatste twee formules van het blauw blad.

$$\text{--> } \text{pH} = \text{pK}_z - \log \frac{C_{\text{zuur}}}{C_{\text{zout}}} = \text{ZURE BUFFER}$$

$$\text{--> } \text{pH} = 14 - \text{pK}_b + \log \frac{C_{\text{base}}}{C_{\text{zout}}} = \text{BASISCHE BUFFER}$$

→ Deze twee formules gaan we vervolgens toepassen in de oefeningen.

3.6.5) Voorbeeldoefeningen: rekenen met buffers – makkelijke oefeningen

*VRAAG 1: Wat is de pH als je 5,0 ml NaOH-oplossing (0,1 mol/l) toevoegt aan 10 ml buffer-oplossing met volgende samenstelling: NaAc-oplossing en HAc-oplossing

→ Stap 1: vormt mijn oplossing een buffer?

--> NaAc = zwakke (geconjugeerde) base ⇔ HAc = zwak zuur → **BUFFER!**

- Stap 2: Schrijf de chemische evenwichtsreactie op van je zuur.
- Stap 3: Maak je chemisch evenwichtsschema (zie stap 4)
- Stap 4: Vul dit chemisch evenwichtsschema aan zoals Cartuyvels dat doet.
- > Groen = gegeven, we hebben gegeven dat we een concentratie van NaAc van 0,1 mol/l hebben, dit schrijven we bij de Ac⁻ (zie paarse opmerking bij chemisch evenwichtsschema)
- We hebben telkens concentraties en volumes gekregen, we kunnen deze omzetten naar mol (we moeten deze omzetten naar mol)
- > blauw = gegeven, we hebben gegeven dat we 5,0 ml (1 mol/l) NaOH hebben toegevoegd, dit zetten we om naar mol: $c = n/V \Leftrightarrow n = c \cdot V = 0,0005 \text{ mol}$
- > We voegen hier een base toe, want zoals je weet is NaOH een base, je moet hiervoor volgende regels onthouden (dit is belangrijk voor de volgende voorbeeldoefeningen):
- Base toevoegen: evenwicht gaat naar H₃O⁺ toe.
- Zuur toevoegen: evenwicht gaat weg van H₃O⁺
- Wij voegen een base toe, dus het evenwicht gaat naar H₃O⁺ toe, dus daar zal 5ml toegevoegd worden (dit moet je omzetten naar concentratie met de formule $c = n/V$).
- > Nu tel je je bekomen concentraties op bij je beginconcentratie.

$c = n/V$

Let op: dit NaAc We schrijven de Na niet

	HAc	H ₂ O	-->	Ac ⁻	+	H ₃ O ⁺
10 ml	c_0 0,1	.		0,1		
	n_0 0,001			0,001		
5 ml!	Δc					
0,1 mol/l	Δn -0,0005			+0,0005		
	c_e					
	n_e 0,0005			0,0015		

In de praktijk maak je niet zo'n uitgebreide tabel, je ziet dat we de concentratie niet nodig hebben, we zetten alles vanaf de volgende oefeningen als voorbereidende stap om naar mol en maken dan enkel een tabel met mol.

Nu vul je je bekomen concentraties in:

--> $pH = pK_z - \log\left(\frac{c_z}{c_{zout}}\right) \rightarrow$ De concentratie van de zout is de linkse!

$= 4,75 - \log\left(\frac{0,0005}{0,0015}\right) \rightarrow$ Je pakt de pK_z van je zuur, dus van HAc, lees je af op je tabel!

$= 5,23$ (uitgewerkt met rekenmachine!)

*VRAAG 4: Hoeveel g NH₄Cl moet je bij 0,5 l NH₃-oplossing (0,1 mol/l) vegen om een pH van 9 te bekomen?

--> Je hebt gekregen: pH = 9 en je hebt 0,1 mol/l NH₃, omdat er geen H voor NH₃ staat is het geen zuur, het is een base.

--> Je gebruikt de formule van de zwakke basische buffer:

$$pH = 14 - pK_b + \log\left(\frac{cb}{c_{zout}}\right)$$

$$\Leftrightarrow 9 = 14 - 4,75 + \log\left(\frac{0,1}{x}\right)$$

→ We hebben gekregen: concentratie van 0,1 mol/l, de pK_b van NH₃ lees je af, de

concentratie van de zout NH_4Cl heb je niet gekregen, die zoek je, je stelt deze gelijk aan x.

$$\Leftrightarrow 9 - 14 + 4,75 = \log\left(\frac{0,1}{x}\right) \Leftrightarrow -0,25 = \log\left(\frac{0,1}{x}\right)$$

$$\Leftrightarrow 10^{-0,25} = \frac{0,1}{x}$$

→ **LET OP:** Zoals je weet als je + overbrengt krijg je -, als je . overbrengt krijg je :, als je log overbrengt krijg je 10 tot de zoveelste macht als daar staat.

$$\Leftrightarrow \frac{10^{-0,25}}{0,1} = \frac{1}{x} \text{ (ik heb 0,1 hier overgebracht)}$$

$$\Leftrightarrow \frac{0,1}{10^{-0,25}} = x \text{ (ik heb alles omgedraaid)}$$

$$\Leftrightarrow x = 0,178 \text{ (welke eenheid?)}$$

--> mol/l aangezien we de c_z gelijk hebben gesteld aan x.

$$\Leftrightarrow x = 0,178 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

→ Zet de 0,178 mol om naar massa: $n = m/M$ --> Je pakt de M van NH_4Cl (die zoek je!)

→ $c = 9,38 \text{ g/l}$ → we werken echter in 0,5l, dus hebben we $4,76\text{g}/0,5\text{l}$

→ Ons antwoord is dus 4,76g!

3.6.6) Buffers: moeilijkere oefeningen

*Oefening 3: bereken de pH van een bufferoplossing met volgende samenstelling: 50 ml NaHCO_3 -oplossing (0,5 mol/l) + 2,65g Na_2CO_3 .

--> Hoeveel ml NaOH -oplossing (0,1 mol/l) mag je toevoegen om de pH met één eenheid te laten stijgen.

Stap 1: zet je gegevens om naar mol

→ NaOH : we hebben gegeven --> 50 ml en 0,5 mol/l

--> We kunnen dit omzetten naar mol: $n = c \cdot V = 50 \cdot 10^{-3} \text{ l} \cdot 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 0,025 \text{ mol}$

→ Na_2CO_3 : we hebben gegeven --> 2,65g

--> Een belletje moet nu rinkelen: mol!

$$\text{--> } n = \frac{m}{M} = \frac{2,65\text{g}}{106 \text{ g/mol}} = 0,025 \text{ mol}$$

Stap 2: vul je gegevens in je tabel in

--> Je kan dit nu invullen in je chemisch evenwicht tabel!

	HCO_3^-	+	H_2O	-->	CO_3^{2-}	+	H_3O^+
n_0	0,025				0,025		
Δn	-x				+x		
n_e	0,025				0,025		
	-				+		

→ We hebben 0,025 mol van beide stoffen, dit hebben we uitgerekend.

→ We voegen een hoeveelheid concentratie toe maar weten echter niet hoeveel concentratie, daarom stellen we de concentratie gelijk aan x.

--> **We voegen een base toe dus gaat het evenwicht naar de H_3O^+ toe.**

--> Omdat het chemisch evenwicht naar de H_3O^+ toegaat, zal aan de rechterkant een bepaalde hoeveelheid volume extra komen (+x). Aan de linkerkant gaat een bepaalde volume weg.

--> De CO_3 in onze reactie is eigenlijk dus Na_2CO_3 , maar de Na's schrijven we niet.

Stap 3: Bepaal welke formule je moet gebruiken

→ De volgende vraag die je jezelf moet stellen is: moet ik de formule voor zure buffer of basische buffer gebruiken?

--> Het antwoord is (Cartuyvels zei me dit) dat je mag kiezen.

Stap 4: Werk uit

--> Voor het gemak gebruik ik hier enkel de formule van de zure buffer:

$$\text{pH} = \text{pK}_z - \log\left(\frac{0,025-x}{0,025+x}\right)$$

$$\Leftrightarrow \text{pH} = 10,25 - \log\left(\frac{0,025-x}{0,025+x}\right)$$

→ Je hebt gegeven dat je pH-waarde met één waarde moet dalen, je pK_z kan je zien als een soort 'standaard pH', deze moet met één waarde dalen, dus...

$$\Leftrightarrow 11,25 = 10,25 - \log(\dots)$$

$$\Leftrightarrow 1 = -\log\left(\frac{0,025-x}{0,025+x}\right)$$

$$\Leftrightarrow -1 = \log\left(\frac{0,025-x}{0,025+x}\right) \text{ (LET OP: het omgekeerde van logaritme is 10 tot de zoveelste macht!)}$$

$$\Leftrightarrow 10^{-1} = \frac{0,025-x}{0,025+x} \Leftrightarrow 0,1(0,025+x) = 0,025-x$$

$$\Leftrightarrow 0,0025 + 0,1x = 0,025 - x \text{ (uitwerken)}$$

$$\Leftrightarrow 1,1x = 0,025 - 0,0025 \text{ (x afzonderen)}$$

$$\Leftrightarrow x = \frac{0,025-0,0025}{1,1} = 0,0204545 \dots = 0,02 \text{ mol (uitwerken met ZRM)}$$

$$\Leftrightarrow x = 0,02 \text{ mol (we hebben in het begin al in mol gewerkt, hier dus ook)}$$

Stap 5: Je hebt nu mol, je hebt een concentratie, nu moet je de volume nog zoeken

$$c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow V = \frac{n}{c} = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/l}} = 0,2 \text{ l} = 200 \text{ ml}$$

(je krijgt een antwoord in mol en moet deze daarna nog omzetten naar concentratie, dus je vormt je formule om)

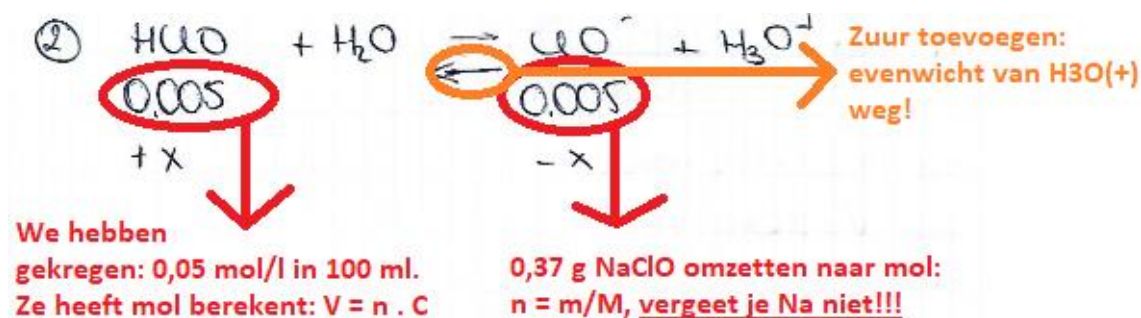
→ De 0,1 mol/l is de concentratie van NaOH (de base) die je hebt gegeven.

→ Want: je zoekt hoeveel ml NaOH je moet toevoegen om de pH met één waarde te doen stijgen, je gebruikt dus de concentratie van NaOH

→ Je komt uit: 200 ml, de oefening is opgelost!

Alle andere oefeningen met een vergelijking zoals deze verlopen analoog met de deze. Ik bespreek nog ééntje a.d.h.v. mevrouw haar verbeterleutel.

Mevrouw Cartuyvels haar verbeterleutel begrijpen is al een kunst op zich (grapje), oefening 2 van de cursus bespreek ik a.d.h.v. mevrouw Cartuyvels' verbeterleutel.



$$\text{pH}(\text{Na}) = 7,53 - \log 1 = 7,53$$

pH moet met één waarde dalen: dus $\text{pK}_z - 1!$

$$\text{pH}(\text{Na}) = 6,53 = 7,53 - \log \frac{0,005 + x}{0,005 - x}$$

$$\Rightarrow 1 = \log \frac{0,005 + x}{0,005 - x}$$

$$\Rightarrow 10 = \frac{0,005 + x}{0,005 - x}$$

Het omgekeerde van de logaritme is 10 tot de zoveelste macht, tot de 1ste macht schrijven we niet.

$$\Rightarrow x = 0,004 \text{ mol}$$

x afzonderen met de wiskundige methoden die we kennen.

$$\Rightarrow V = 40 \text{ ml}$$

$c = n/V \Leftrightarrow V = n/c$, je pakt de concentratie van de stof die je hebt gegeven die je toevoegt (HCl 0,1 mol/l)

3.6.7) Oefening 6 van de cursus om af te sluiten

6. Men wenst 2 l van een buffermengsel $\text{HCOOH}/\text{HCOONa}$ te maken met $\text{pH} = 4$. Men beschikt over 30 g HCOONa . Hoeveel ml HCOOH (2 mol/l) heb je dan nodig? ($\text{pK}_z = 3,75$)

→ Dit is de vraag van opdracht 6. Ik heb alle gegevens in het rood aangeduid en het gevraagde in oranje, je moet een vraagstuk bij wetenschappen een beetje analytisch lezen en al je gegevens eruit halen.

--> We hebben een concentratie gekregen: $c = \frac{30 \text{ g}}{2 \text{ l}}$

--> Dit moeten we omzetten naar standardeenheden: mol/l

$$\Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{30 \text{ g}}{68 \text{ g/mol}} = 0,44 \text{ mol}$$

--> Welke molaire massa (M) heb ik genomen? HCOONa aangezien duidelijk staat aangegeven dat we 30g HCOONa hebben en niet 30g HCOOH

$$\Rightarrow c = \frac{n}{V} = \frac{0,44 \text{ mol}}{2 \text{ l}} = 0,22 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \rightarrow \text{We hebben nu standardeenheden!}$$

--> Nu gebruik je de formule van de pH van een zure buffer:

$$\text{pH} = \text{pK}_z - \log \left(\frac{C_z}{C_{\text{zout}}} \right)$$

--> Je vult je gegevens in:

$$4 = 3,75 - \log\left(\frac{C_{\text{zuur}}}{0,22}\right)$$

→ We hebben gekregen dat de pH 4 moet zijn. We hebben gekregen dat de pKz 3,75 is.

We hebben ook de concentratie van ons zout uitgerekend HCOONa die 0,22 was.

--> Herinner je: een zout is een metaal en een zuurrest, een zuur heeft een H vooraan (let op: organische zuren zoals HCOOH herken je aan de carboxylgroep -COOH achteraan).

→ Je zondert nu af naar C_z

$$0,25 = -\log\left(\frac{C_z}{0,22}\right) \Leftrightarrow -0,25 = \log\left(\frac{C_z}{0,22}\right)$$

$$\Leftrightarrow 10^{-0,25} = \frac{C_z}{0,22} \text{ (je zou nu als de beste moeten weten: log overbrengen is } 10^x)$$

$$\Leftrightarrow 10^{-0,25} \cdot 0,22 = C_z \text{ (de concentratie van je zuur zoek je)}$$

$$\Leftrightarrow C_z = 0,124 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \text{ (uitrekenen met ZRM)}$$

$$\rightarrow n_{\text{zuur}} = c \cdot V = 0,124 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 2\text{l (gegeven!)} = 0,248 \text{ l}$$

→ We hebben gegeven in onze opgave dat de volume 2l is.

$$\rightarrow c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow V = \frac{n}{c} = \frac{0,248 \text{ mol}}{2 \text{ mol/l}} = 0,124 \text{ l} = 124 \text{ ml}$$

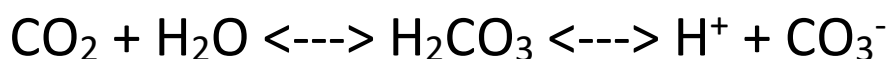
→ We hebben gegeven dat we een concentratie van HCOOH (het zuur dat we zoeken) van 2 mol/l hebben, dat vul je gewoon in.

Ik weet dat oefeningen met buffers moeilijk zijn, maar je bent erdoor geraakt! Dit was ook voor mij moeilijk, maar samen zijn we erdoor geraakt! Nog één laatste deel en je bent erdoor!

3.6.8) Toepassing op buffers: carbonaatbuffer

*De pH in het bloed moet constant blijven tussen de 7,35 en 7,45. Om dit te garanderen hebben we buffers in ons bloed en onder andere de carbonaatbuffer

--> **lichaam te basisch**



lichaam te zuur <--

→ Suiker is een base, als men teveel suiker eet (luie mensen...) wordt het lichaam te basisch, het chemisch evenwicht gaat dan naar rechts om de concentratie H^+ en CO_3^- te verhogen om de pH constant te laten blijven.

→ De overtollige H^+ en CO_3^- zullen uiteindelijk via de urine uitgescheiden moeten worden.

--> Sportdrankjes maken hier o.a. gebruik van, sportdrankjes zijn basisch, kort na het drinken zal je naar het toilet moeten gaan.

→ Na een sportieve inspanning is er veel melkzuur geproduceerd (zoals je weet uit biologie is melkzuur een combinatie van pyruvaat en H^+), om de pH constant te houden gaat het chemisch evenwicht naar links, hier zie je ook perfect dat we CO_2 uitademen en H_2O uitzweten na een sportieve inspanning. Hierdoor zal je ook hijgend ademen, om CO_2 uit je lichaam te halen en O_2 er terug in.

4) Zelfevaluatie

4.1) Meerkeuzevragen: gemaakt door Abdellah

4.1.1) Meerkeuzevragen over een beetje theorie

Vraag 1: De correcte tragsgewijze ionisatie van H_3PO_4 loopt als volgt...

- (A) $H_3PO_4 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + H_4PO_4^-$
 $H_4PO_4^- + H_2O \rightarrow H_3O^+ + H_5PO_4^{2-}$
 $H_5PO_4^{2-} + H_2O \rightarrow H_3O^+ + H_6PO_4^{3-}$
- (B) $H_3PO_4 + H_3O^+ \rightarrow H_2O + H_2PO_4^-$
 $H_4PO_4^- + H_3O^+ \rightarrow H_2O + HPO_4^{2-}$
 $H_5PO_4^{2-} + H_3O^+ \rightarrow H_2O + PO_4^{3-}$
- (C) $H_3PO_4 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + H_2PO_4^-$
 $H_2PO_4^- + H_2O \rightarrow H_3O^+ + HPO_4^{2-}$
 $HPO_4^{2-} + H_2O \rightarrow H_3O^+ + PO_4^{3-}$
- (D) Ik ga buizen op zuren&basen, ik ga samen met u herkansen Abdellah.

Vraag 2: Gegeven is de reactie: $HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_3^-$.

Thijs schrijft op zijn toets: (I) BZ (II) BB (III) BB (IV) BZ

AMFOLYT

Welke uitspra(a)k(en) die Thijs op zijn toets heeft geschreven zijn waar?

- (A) Alle uitspraken zijn waar.
(B) Uitspraak I is waar
(C) Uitspraak II is waar
(D) Uitspraak I en II zijn waar
(E) Uitspraak I, II en III zijn waar
(F) Uitspraak I en II zijn waar
(G) Uitspraak III en IV zijn waar

Vraag 3: In de vorige vraag heeft Thijs geschreven dat water een amfolyt is, dat is waar. Maar wat is dat nou, een amfolyt?

- (A) Een stof dat altijd bij een BZ staat.
(B) Een synoniem voor BB.
(C) Een stof die zich énkél als BB kan gedragen.
(D) Een stof die zich kan gedragen als BB en BZ.

Vraag 4: De pOH van een oplossing die 0,101 mol/l H_3O^+ -ionen bevat is...

- (A) 12,9999
(B) 13
(C) 13,003
(D) 13,004
(E) 13,005

Vraag 5: Gegeven is reactie $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$. Welk van de volgende uitspraken is juist?

- (A) Het natriumion noemen we een kation.

- (B) OH zal zich gedragen als BZ en natrium als BB
 - (C) OH zal zich gedragen als amfolyt en natrium als BB
 - (D) OH zal zich gedragen als BB en natrium als BZ.
-

VRAAG 6: Een buffer bestaat uit...

- (A) Een sterke zuur en een zwakke base
 - (B) Twee zwakke basen
 - (C) Een sterke base en een sterke zuur
 - (D) Een zwakke base en een zwak zuur
-

VRAAG 7: De carbonaatbuffer in het lichaam houdt...

- (A) Onze hormoonhuishouding constant
 - (B) Onze pH constant (géén schommelingen)
 - (C) Onze pH ongeveer constant (kleine schommelingen kunnen dus)
 - (D) Onze pOH constant (géén schommelingen)
-

Vraag 8: Gegeven is de vereenvoudigde reactievergelijking van de carbonaatbuffer



Als je nog uit de biologielessen weet dat pyruvaat (C3-molecule) met H^+ reageert tot lactaat (melkzuur) bij de anaerobe celademhaling (moet je kennen voor examen bio!), waar ligt het chemisch evenwicht van de carbonaatbuffer dan bij sportieve, anaerobe, inspanning? Wat is het gevolg hiervan?

- (A) Links, we gaan CO_2 uitzweten en H_2O uitademen.
 - (B) Rechts, we gaan H_2O uitademen en CO_2 uitzweten.
 - (C) Links, we gaan H_2O uitzweten en CO_2 uitademen
 - (D) Rechts, we gaan H_2O uitzweten en CO_2 uitademen
-

VRAAG 9: Hoe herken je een organisch zuur? (uitbreiding)

- (A) Aan de H vooraan
 - (B) Aan de $-\text{COOH}$ (carboxylgroep) achteraan.
 - (C) Ac = actinium en niet acetaat, Cartuyvels liegt tegen ons!!!
 - (D) Ik zou het écht niet weten.
-

VRAAG 10: Mathijs heeft niet geleerd en probeert te spieken bij William. William heeft echter ook niet geleerd en zit zomaar te zeveren op zijn toets. Hij schrijft op zijn toets: $\text{pH} = -\log(\text{OH}^-)$, dit is natuurlijk fout. Wat is de juiste basisformule voor de pH?

- (A) $\text{pH} = -\log(\text{H}_3\text{O}^+)$
 - (B) William is wel juist
 - (C) $\text{pH} + \text{pOH} = 15$
 - (D) $10^{-\text{pOH}} = \text{pH}$
-

4.1.2) Oplossingen deel 4.1.1

Vraag 1: C

Vraag 2: D

Vraag 3: D

Vraag 4: D
Vraag 5: D
Vraag 6: D
Vraag 7: B
Vraag 8: C
Vraag 9: B
Vraag 10: A

4.2) Meerkeuzevragen – ingangsexamen GNK

4.2.1) Vragen

1) 1997 – Augustus vraag 2: Wat is de pH-waarde van een 0,1 mol/liter Ba(OH)_2 -oplossing?

- (A) 0,7
- (B) 7,0
- (C) 13,0
- (D) 13,3

2) 2011 – Augustus vraag 7:

Wanneer men rode kool in zuiver water kookt, dan kleurt het water rood.

--> Wanneer men dan aan het huishoudproduct bijtende soda (NaOH) toevoegt, dan verandert de kleur van het water naar paars.

--> Wanneer men echter bij het verdunde huishoudproduct zoutspiritus (HCl) toevoegt, dan blijft de kleur rood.

→ Welk ander product kan men toevoegen aan de rode kool om de kleur te veranderen naar paars?

- (A) Geconcentreerde zoutspiritus
- (B) Citroenzuur
- (C) Azijn
- (D) Ammoniak

3) 2011 – Juli vraag 8:

We beschouwen twee oplossingen:

- Voor oplossing 1 geldt: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot [\text{OH}^-]$
- Voor oplossing 2 geldt: $\text{pH} = 2 \text{ pOH}$

Slechts 1 van de volgende vier uitspraken is geldig, welke?

- <A> De pH van oplossing 1 is gelijk aan de pH van oplossing 2
- De pH van oplossing 1 is 9,3
- <C> De pH van oplossing 2 is 9,3
- <D> Oplossing 1 is meer basisch dan oplossing 2

7

4) 2010 – Juli vraag 7:

*Aan 10ml oplossing van een zuur met een waterstofionenconcentratie van 10^{-2} mol/l wordt 1

liter water toegevoeg.

--> Hoeveel bedraagt de pH van de oplossing dan?

- A) 0
- B) 1
- C) 2
- D) 3

5) 2009 – Juli vraag 9:

*Hoeveel bedraagt de concentratie aan H^+ in zuiver water bij een temperatuur van $25^{\circ}C$?

- A) $1,0 \cdot 10^{-7} M$
- B) $1,0 \cdot 10^{-14} M$
- C) 7,0 M
- D) Kan je niet afleiden uit deze gegevens

6) 2002 – Juli vraag 7:

*Bij het uitvoeren van een neutralisatiereactie daalt de pH van een oplossing met 2 eenheden.

--> Wat gebeurt er met de concentratie aan H_3O^+ ?

- A) De concentratie daalt
- B) De concentratie verdubbeld
- C) De concentratie wordt 100x groter
- D) De concentratie wordt 100x kleiner

7) 2002 – Juli vraag 8:

*Fenolrood is een indicator waarvan de kleur van geel naar rood omslaat in het pH gebied tussen 6,6 en 8,0. Welk van volgende stoffen zal omslaan met fenolrood?

- A) 0,10M KOH
- B) 0,10M CH_3COOH
- C) 0,10M HBr
- D) 0,10M NaCl

8) 2015 – Augustus vraag 10:

*Maagsap is erg zuur door de aanwezigheid van waterstofchloride dat daarom ook wel maagzuur wordt genoemd. Bij bepaalde klachten kan het aangewezen zijn om een maagzuurremmer te gebruiken, waardoor de pH van het maagsap zal stijgen. Een maagzuurremmer bevat als actieve bestanddelen $CaCO_3$ en $MgCO_3$.

*Aan 100 ml maagsap met een pH van 2,0 worden $0,225 \cdot 10^{-3} \text{ mol } CaCO_3$ toegevoegd. Er treedt een reactie met gasvorming op.

*Hoeveel bedraagt de pH na afloop van de reactie?

- A) 2,3
- B) 3,3
- C) 4,3
- D) 5,3

TIP: Probeer eerst de dissociatie van de zouten te beredeneren en uiteindelijk de ionisatiereactie van HCl te maken (tip: maak voor de eenvoud toch maar een dissociatiereactie).

9) 2011 – Juli vraag 9:

In een beker bevindt zich 90 ml van een 0,1 M HCl-oplossing. Hoeveel ml zuiver water moet men toevoegen om een pH van 2 te bekomen?

- A) 810 ml
- B) 10ml
- C) 900ml
- D) 1000ml

10) 2002 – vraag 7:

Men vermengt 1,00 liter van een NaOH-oplossing met $\text{pH} = 13$ met 1,0 liter van een KOH-oplossing met $\text{pH} = 11$.

Wat is juist i.v.m. de pH van de eindoplossing?

- A) Lager dan 11
- B) 12
- C) Tussen 11 en 13, maar geen 12
- D) Hoger dan 13

11) 2016 – vraag 12:

Met welke combinatie van stoffen kan men een buffermengsel vormen indien ze in een gepaste massaverhouding worden opgelost in water?

- A) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaCl}$
- B) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$
- C) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{HCl}$
- D) $\text{HCl} + \text{NaOH}$

12) 2007 – vraag 4 MODELVRAAG:

Men beschikt over de volgende oplossingen:

- 1) 0,1 mol/l CH_3COOH
- 2) 0,1 mol/l HCl
- 3) 0,1 mol/l NH_3
- 4) 0,1 mol/l NaCl

Welke getallenvolgorde bekomt men als ze naar dalende pH gerangschikt worden?

- A) 1, 2, 3, 4
- B) 4, 1, 2, 3
- C) 2, 3, 4, 1
- D) 3, 4, 1, 2

13) 1997 – Augustus vraag 11: (gebruik je ZRM --> oef. bevat moeilijkere rekenregels logaritme die we nog niet hebben gezien!)

Wat is de pH van een 0,1 mol/liter $\text{Ba}(\text{OH})_2$ -oplossing

- A) 0,7
- B) 7,0
- C) 13,0
- D) 13,3

TIP: maak eens de dissociatiereactie van $\text{Ba}(\text{OH})_2$?

14) 2010 – Augustus vraag 6:

*Je voegt 90 ml van een KOH-oplossing met een concentratie van 0,1 mol/l bij 65ml van een HNO_3 oplossing met een concentratie van 0,1 mol/l.

Wat is de pH van dit mengsel?

- A) 13
- B) 12,2
- C) 7
- D) <7

GEGEVEN: Als je $\log(x \cdot y)$ uitrekent kan je dit opsplitsen in $\log(x) + \log(y)$ = rekenregel logaritme.

TIP: probeer via eliminatie antwoorden uit te sluiten!

15) 2012 – Juli vraag 5:

Een buffer bestaat uit een mengsel van CH_3COOH en CH_3COONa

*Hoe kan men de pH verhogen?

- > 1) NaOH toevoegen
- > 2) CH_3COOH toevoegen
- > 3) CH_3COONa toevoegen

- A) Alleen 1
- B) Alleen 3
- C) 2 en 3
- D) 1 en 3

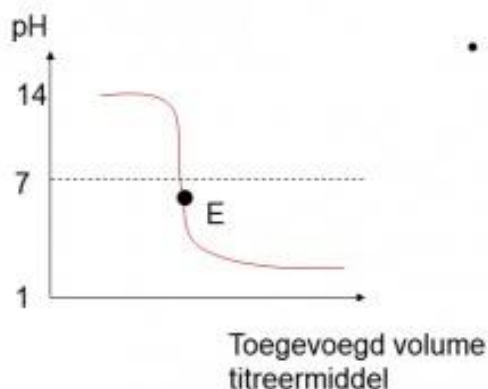
TIP: Welke stof kan al zéker niet?

16) 2001 – Augustus vraag 10:

! Selected



- Onderstaande figuur geeft de pH van een oplossing in functie van het toegevoegde volume titreermiddel (titratiecurve). Het punt E stemt overeen met het equivalentiepunt.



- Om welke van volgende titratietypes gaat het?

- <A> Een sterk zuur wordt getitreerd met een sterke base
- Een zwak zuur wordt getitreerd met een sterke base
- <C> Een sterke base wordt getitreerd met een sterk zuur
- <D> Een zwakke base wordt getitreerd met een sterk zuur

We hebben nog niks over titratie geleerd, maar probeer te beredeneren als je weet dat titratie een chemische techniek is waarbij we een zuur en een base mengen en ze proberen te brengen tot een bepaalde pH (het equivalentiepunt)

--> Je ziet: we beginnen met een hoge pH (bijna 14!) en eindigen met een lage pH maar de pH zou kortbij 7 liggen (dus niet té laag). Wat hebben we dan gemengd?

4.2.2) Oplossingen

1997 – A2: D = OK

→ In de formule $\text{Ba}(\text{OH})_2$ zien we dat we per mol Ba, 2 mol OH-moleculen hebben. Dus we moeten de gegeven oplossing maal 2 doen!

→ Daarna bereken je de pOH door $-\log(\text{OH}^-) = -\log(0,2) = 0,7$

→ De pH bereken je nu door: $14 - \text{pOH} = 14 - 0,7 = 13,3 = \text{D}!$

2011 – A7: D = OK

--> Je weet dat als je een base toevoegt de kleur verandert naar paars

--> Je weet dat als je een zuur toevoegt de kleur hetzelfde blijft

--> Ze vragen welke stof je moet toevoegen om de kleur terug te krijgen naar paars, deze stof moet dan natuurlijk een base zijn! Ammoniak is de enige base in de lijst.

2011 – J8: C = OK

--> Je moet een beetje spelen met je standaardformules om deze oefening op te lossen, we berekenen de pH van beide oplossingen, dus nu oplossing 1:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot [\text{OH}^-] \Leftrightarrow -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2 - \log[\text{OH}^-] \text{ (??)}$$

$$\Leftrightarrow \text{pH} = -\log 2 + \text{pOH}$$

$$\Leftrightarrow \text{pH} = \text{pOH} - \log 2 \Leftrightarrow \text{pH} = 14 - \text{pH} - \log 2 \text{ (pOH} = 14 - \text{pH)}$$

$$\Leftrightarrow 2\text{pH} = 14 - \log 2 \Leftrightarrow \text{pH} = 7 - \log\left(\frac{2}{2}\right) \text{ (2 overbrengen)}$$

→ $\log(2/2) = \log(1) = 0$ in de wiskunde, dus $\text{pH} = 7!$

Nu oplossing 2:

$$\text{pH} = 2\text{pOH} \Leftrightarrow \text{pH} = 2(14 - \text{pH}) \Leftrightarrow \text{pH} = 28 - 2\text{pH} \Leftrightarrow 3\text{pH} = 28 \Leftrightarrow \text{pH} = 9,3$$

→ Je moet hier een beetje 'spelen' met je formules!

→ We zien dat beide pH's niet gelijk zijn aan elkaar en dat de pH van oplossing 2 het grootste is, de pH van oplossing 2 gelijk aan 9,3. Antwoord C is dus juist!

2010 – J7: C = OK

We hebben een concentratie van 10^{-2} mol/l waterstofionen, als je dit omzet naar pH kom je een pH van 2 uit (met de formule, maar omdat je 10 tot de -2^{de} hebt, is je pH 2, 10 tot de -3^{de}, dan is je pH dus 3!)

--> Als je water toevoegt zal de pH hetzelfde blijven

-->--> De pH bedraagt dan dus 2, antwoord C is OKE!

2009 – J9: A = OK

--> Je weet dat water een pH van 7 heeft, dus weet je ook dat het een concentratie van $1,0 \cdot 10^{-7}$ M aan waterstofionen heeft, A = OK!

2002 – J7: C = OK

--> Je weet dat de pH daalt, dit betekent dat onze stof zuurder wordt, als ze zuurder wordt zal de concentratie aan H_3O^+ stijgen, A en D zijn dus KO

-->--> Je weet ook dat ze twee eenheden daalt, dus wordt de concentratie 100x groter, C = OK.

2002 – J8: A = OK

--> De stof met een pH groter dan 8 zal dus omslaan (aka de kleurverandering ondergaan), B en C zijn zuren en NaCl is neutraal, het heeft een pH gelijk aan 7 en zal dus nooit omslaan.

-->--> KOH zal wel omslaan (pH is boven de 8) omdat het een sterke base is.

2015 – A10: B = OK

--> Zouten dissociëren in water en zullen in hun aparte ionen splitsen, waaronder CO_3^{2-} .

--> $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$

--> 100 ml maagsap: $\text{pH } 2 = 10^{-2} \text{ mol/l } \text{H}_3\text{O}^+$ -ionen $\rightarrow 10^{-3} \text{ mol/100ml } \text{H}_3\text{O}^+$.

--> We voegen in totaal $0,225 \cdot 10^{-3}$ en $0,250 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l } \text{CO}_3^{2-}$ toe, dat wordt dus: $0,475 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$

--> Molverhouding om aantal H^+ te berekenen: $\times 2$ (2H^+) = $0,950 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$

--> We begonnen met $10^{-3} \text{ mol } \text{H}^+$ tjes, nu trekken we er $0,950 \cdot 10^{-3}$ van af

--> We verkrijgen: $0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l } \text{H}^+$ -ionen die overblijven.

--> Nu: pH-berekening: $\text{pH} = -\log(\text{H}^+) = -\log(0,5 \cdot 10^{-3}) = -\log\left(\frac{10^{-3}}{2}\right)$
 $= -\log(10^{-3}) + \log 2 = 3 + 0,301 = 3,301 = B$

9) 2011 – juli vraag 9: A = OK

--> Dissociatie van $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

--> In 90 ml zitten er $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 90 \cdot 10^{-3} \text{ l} = 0,009 \text{ mol } \text{H}^+$ tjes

--> Aanlengen tot 900ml = 810 ml toevoegen

--> $0,009 \text{ mol/900 ml} = 0,009 \text{ mol/0,9 l} = 0,01 \text{ mol/l} = 10^{-2} \text{ mol/l}$: $\text{pH} = 2$!

10) 2002 – vraag 7: C = OK

--> A = D = KO --> Onlogisch!

--> C = KO

--> Atoommassa **Na = 23**

--> Atoommassa K = 39

--> **Bij NaOH is er een hogere concentratie aan OH^- -ionen dus!**

--> De pH ligt tussen 11 en 13, meer aan de kant van 13.

--> Dus: C = OK

11) 2016 – vraag 12: C = OK

--> A = KO --> zout + zout is géén buffer

--> C = KO --> Zuur + zuur is géén bufferwerking

--> D = KO --> NaOH = sterke base = géén bufferwerking (we moeten zwak zuur + zwakke base!)

--> C = OK --> $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

NaOH --> **Na** + OH

$\rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}$ gevormd = geconjugeerde base $\text{CH}_3\text{COOH} = \text{BUFFER!}$

12) 2007 – J4 MV: D = OK

--> C = KO --> Begint met neutrale stof $\rightarrow \text{NaCl}$

--> Je moet met base (NH_3) beginnen en sterk zuur ($\text{HCl} = \text{maagzuur}$) eindigen, dus D = OK

13) 1997 – A11: D = OK

--> Dissociatiereactie: $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$ (iedereen moet na zoveel jaren chemie wel weten hoe hij/zij eenvoudige reacties opstelt)

--> We zien: voor 0,1 M $\text{Ba}(\text{OH})_2$ hebben we 0,2 M OH^-

--> $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

$= -\log(0,2) = 0,7$

--> $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,7 = 13,3$

14) 2010 – A6: B = OK

--> 1) Redenering via rekenregels en reacties

--> $\text{KOH} \rightarrow \text{K} + \text{OH}$

--> 90 ml KOH en 0,1 M (mol/l) --> $n = c \cdot V = 90 \cdot 10^{-3} \text{ l} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,0090 \text{ mol OH}$

--> $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

--> 65 ml HNO_3 en 0,1 M --> $n = c \cdot V = 65 \cdot 10^{-3} \text{ l} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,0065 \text{ mol H}^+$

--> Na neutralisatiereactie: $0,0090 \text{ mol OH} - 0,0065 \text{ mol H} = 0,0025 \text{ mol OH}$ blijft netto over.

--> Concentratie is $\frac{0,0025 \text{ mol}}{155 \text{ ml (uitgerekend door } 90 \text{ ml} + 65 \text{ ml)}}$

--> Omzetten naar mol/l = $0,016 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

--> pH uitrekenen: $pH = 14 - pOH = 14 - (-\log[\text{OH}]) = 14 + \log(\text{OH})$

--> Je moet een beetje 'spelen' met de basisformules

--> $pH = 14 + \log(\text{OH}) = 14 + \log(0,016)$

$$= 14 + \log(16 \cdot 10^{-3})$$

$$= 14 + \log(4 \cdot 4 \cdot 10^{-3})$$

$$= 14 + \log(4) + \log(4) + \log(10^{-3}) \text{ (rekenregel logaritme!)}$$

$$= 14,2 - 3 = 11,2 = B = \text{OK}$$

--> 2) Redenering via eliminatie

--> D = KO, concentraties = gelijk, je mengt méér base dan zuur, kan nooit > 7 worden.

--> C = KO, je mengt niet evenveel base als zuur.

--> A/B blijft over.

15) 2012 – J5: D = OK

--> Stof 1 = OK --> Base toevoegen: pH verhoogt

--> Stof 2 = KO --> Zuur toevoegen: pH verlaagt

--> Stof 3 = OK --> Zout toevoegen: pH verhoogt

--> 1 = 3 = OK --> D = OK

16) 2001 – A10: D = OK

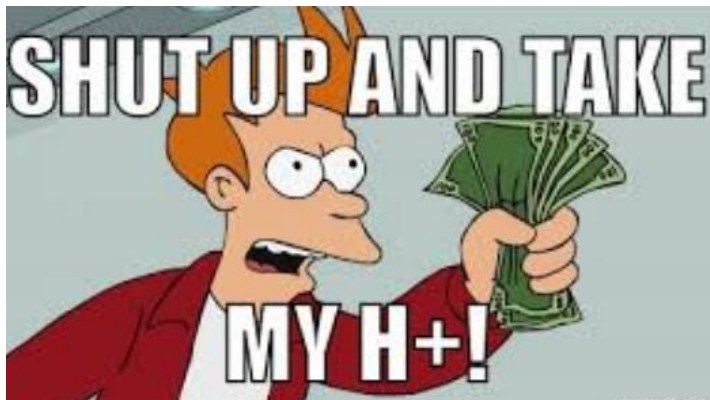
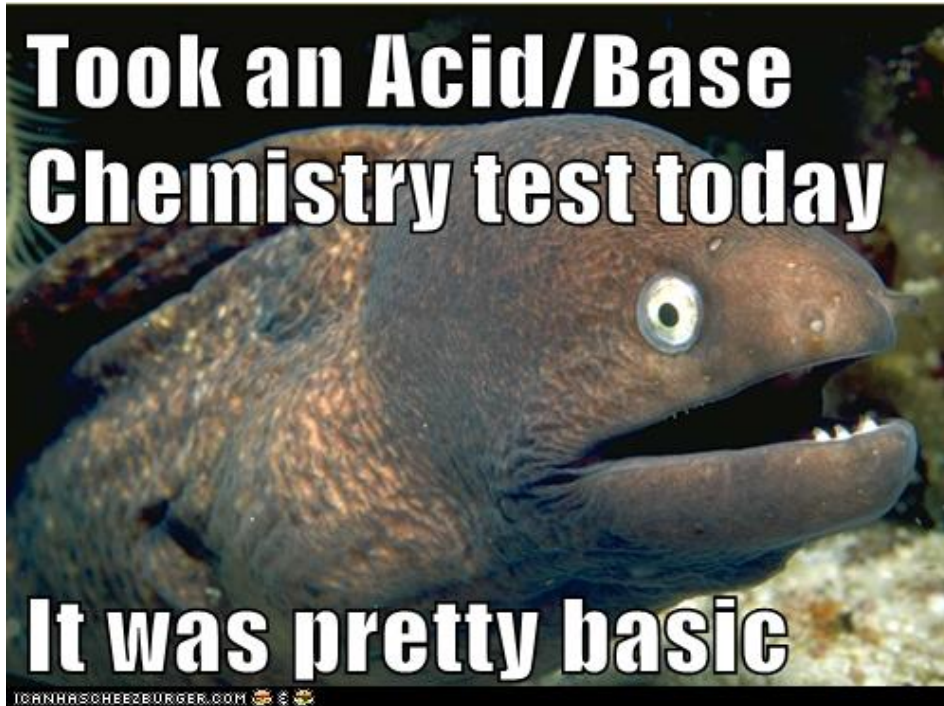
--> We beginnen met hoge pH = sterk zuur

--> We eindigen met een lage pH MAAR de pH is nét ietsjes rond 7 = zwakke base

--> We hebben een sterk zuur met een zwakke base → D = OK

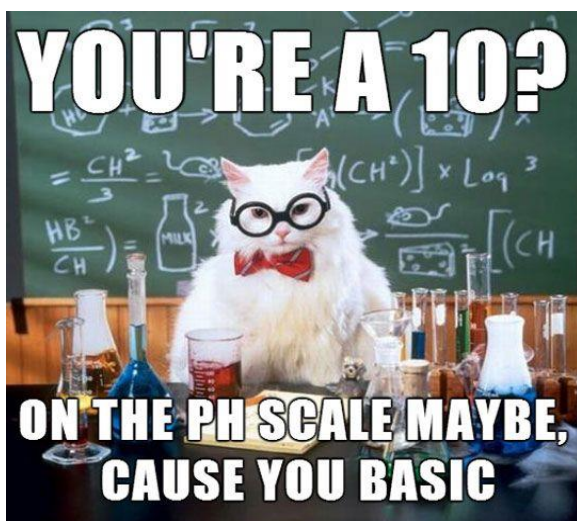
--> Waarom niet A? Sterk zuur en sterke base? Dan zou het equivalentiepunt op 7 liggen! Sterk en sterk heft elkaar op ;)

5) Veel succes op het examen!
Motiverende, leerrijke memes.



Bronstedzuur be like:
SHUT UP AND TAKE
MY H⁺
BRONSTEDBASE!

Ik hoop dat je nog
weet wat BB en BZ is,
anders mag je
terugbladeren.



Deze meme is een dis voor de helft van 5WEWA. Grapje! Ik hou van jullie allemaal.

Eigenlijk geen grapje, ik zou zelfs zeggen dat 5WEWA een 14 is op de pH-schaal, zo basic als iets.