

BUFFEROPLOSSINGEN

Inleiding

Zowel in de analytische chemie als in de biochemie is het van belang de pH van een oplossing te regelen. Denk bijvoorbeeld aan een complexometrische titratie met behulp van EDTA, waarbij de pH gebufferd wordt op 10,3.

In veel biologische systemen vinden reacties plaats die alleen bij één bepaalde pH verlopen:

- Menselijk bloed heeft een pH van 7,23 en bevat een aantal zogenaamde buffers om de pH op die waarde te houden.
- Veel enzymen kunnen hun katalyserende werking alleen uitoefenen binnen bepaalde pH-grenzen.

Daarom is het voor een chemicus van belang de werking van buffers te begrijpen om ze te kunnen toepassen. In dit hoofdstuk zullen we de vorming van buffers spreken en de berekening van de pH van een bufferoplossingen van de capaciteit.

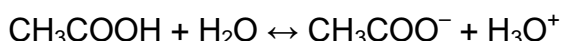
Vorming van buffers en berekening van de pH

Eerst geven we de definitie van een buffer. Daarna zullen we de verschillende kanten van de samenstelling van buffers en de berekening van de pH van bufferoplossingen bespreken.

»»» Een buffer-oplossing is een oplossing waarvan de pH niet merkbaar verandert wanneer er water of kleine hoeveelheden zuur of base aan worden toegevoegd.

Als voorbeeld nemen we de buffer die ontstaat als we 0,1 mol natriumacetaat toevoegen aan een liter 0,1 mol.l⁻¹ azijnzuur-oplossing.

Een oplossing van CH₃COOH in water reageert zuur :



Wanneer we aan dit evenwichtsmengsel CH₃COONa toevoegen, brengen we extra ionen

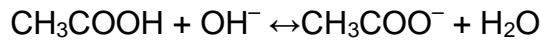
CH₃COO⁻ in oplossing. Hierdoor zal evenwicht (10.1) vrijwel geheel naar links verschuiven. De protolysegraad van het oorspronkelijke azijnzuur zal gelijk aan nul worden.

Voor het nieuwe evenwicht dat ontstaat, mag je stellen dat de [CH₃COOH] als ook de [CH₃COO⁻] alleen afhangen van de hoeveelheden azijnzuur en natriumacetaat die je in oplossing hebt gebracht. In dit geval geldt er dan:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,1 \text{ mol.l}^{-1} \text{ en } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$$

Wanneer we aan deze oplossing een kleine hoeveelheid H₃O⁺-ionen toevoegen, zal deze grotendeels met de aanwezige CH₃COO⁻-ionen reageren. Het evenwicht verschuift dan iets naar links.

Voegen we OH⁻-ionen toe, dan zullen deze met CH₃COOH-moleculen reageren:



De [CH₃COOH] wordt dan iets kleiner en de [CH₃COO⁻] iets groter.

»»» **In beide gevallen wordt de toegevoegde hoeveelheid H₃O⁺ of OH⁻ door de verschuiving van de evenwichtsligging weggenomen. De [H₃O⁺] van de oplossing (en dus de pH) verandert niet.**

Hierboven hebben we een bufferoplossing gemaakt door CH₃COOH en CH₃COO⁻ bijeen te voegen. In het algemeen kan men een buffer-oplossing maken door een zwak zuur en zijn geconjugeerde base in niet te lage concentratie in oplossing te brengen. Practisch betekent dat het maken van een oplossing van een zwak zuur en een zout afgeleid van dat zwakke zuur.

Voorbeelden van buffermengsels zijn:

- H₂CO₃/HCO₃⁻ (komt voor in bloed)
- HF/F⁻
- H₂PO₄⁻/HPO₄²⁻
- NH₄⁺/NH₃

In het laboratorium worden veel kant-en-klare buffermengsels gebruikt die in de handel verkrijgbaar zijn.

De belangrijkste eigenschap die ons van buffers interesseert is de pH. De pH van een bufferoplossing is gemakkelijk te berekenen uit de evenwichtsvoorwaarde:

$$K_z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Hieruit volgt:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_z \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

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

Omdat CH₃COOH en CH₃COO⁻ in het zelfde volume aanwezig zijn mag je achter het log-teken ook de absolute hoeveelheden zuur en base (uitgedrukt in mol) invullen:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_z \cdot \frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})}{n(\text{CH}_3\text{COO}^-)}$$

We zien dat de pH van een buffermengsel van twee dingen afhangt:

- van de zuurconstante K_z van het zuur
- van de molverhouding van zuur en geconjugeerde base.

Voorbeeld

Bereken de pH van een oplossing die per 750 ml 0,10 mol CH_3COOH en tevens 0,2 mol CH_3COONa bevat.

Uitwerking:

Omdat de absolute hoeveelheden van zuur en base gegeven zijn kunnen we deze invullen in de bufferformule:

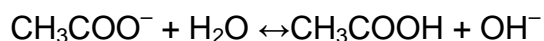
$$\text{pH} = \text{p}K_z - \log \frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})}{n(\text{CH}_3\text{COO}^-)}$$

$$\text{pH} = 4,77 - \log \frac{0,1}{0,2} = 4,77 - \log 0,5 = 4,77 - (-0,3)$$

$$\text{pH} = 5,07$$

Uit het voorbeeld blijkt niet of we zuur aan de oplossing van een base hebben toegevoegd of omgekeerd. Dat maakt ook niet zoveel uit: de resulterende oplossing is hetzelfde en dus de bufferwerking en de pH ook.

We kunnen dit bewijzen door een afleiding van de bufferformule te maken uitgaande van een oplossing van een base, waar we zuur aan toevoegen:



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad [\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{pOH} = \text{p}K_b - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Vullen we de waarden van bovenstaand voorbeeld in, dan volgt:

$$\text{pOH} = 9,23 - \log \frac{0,2}{0,1} = 9,23 - \log 2 = 8,93$$

De pH is dan: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 5,07$

De volgorde van toevoegen heeft dus geen invloed op de pH van de bufferoplossing.

Dat dit geen toeval is blijkt als we beide bufferformules in elkaar omrekenen. Hierbij maken we gebruik van de volgende betrekkingen:

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= \text{p}K_w = 14 \quad \text{en} \\ \text{p}K_z + \text{p}K_b &= \text{p}K_w = 14 \end{aligned}$$

De 'basische' bufferformule is:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b - \log \frac{[\text{base}]}{[\text{zuur}]}$$

$$(14 - \text{pH}) = (14 - \text{p}K_z) - \log \frac{[\text{base}]}{[\text{zuur}]}$$

$$- \text{pH} = - \text{p}K_z - \log \frac{[\text{base}]}{[\text{zuur}]}$$

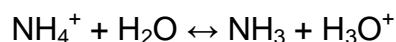
$$\text{pH} = \text{p}K_z + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{zuur}]} \qquad \text{pH} = \text{p}K_z - \log \frac{[\text{zuur}]}{[\text{base}]}$$

Beide formules zijn dus inhoudelijk gelijk. Om deze reden kunnen we volstaan met één formule. In het vervolg zullen we steeds werken met de 'zure' bufferformule.

Voorbeeld 10.2

Bereken de pH van de oplossing die ontstaat als we 1 mol NH_3 en 1 mol NH_4Cl per 500 ml oplossen.

Uitwerking:



We passen de bufferformule toe:

$$\text{pH} = \text{p}K_z - \log \frac{n(\text{NH}_4^+)}{n(\text{NH}_3)} = 9,24 - \log 1 = 9,24$$

Vaak hebben we een buffer nodig met een bepaalde pH en willen we berekenen hoeveel zuur en base opgelost moet worden om zo'n buffer te maken.

Uit het vorige voorbeeld blijkt dat de pH van een buffer gelijk is aan de $\text{p}K_z$ als de verhouding zuur/base gelijk is aan 1. We kunnen dus de pH van een buffer manipuleren door de verhouding zuur/base te veranderen. Voorbeeld 3 en 4 gaan hier op in.

Voorbeeld 10.3

Je wilt een buffer maken met een pH van 8,94. Bereken in welke molverhouding men NH_3 en NH_4Cl moet oplossen om deze buffer te maken.

Uitwerking:

Als we de gegeven waarden invullen in de bufferformule, krijgen we:

$$8,94 = 9,24 - \log \frac{n(\text{NH}_4^+)}{n(\text{NH}_3)}$$
$$\log \frac{n(\text{NH}_4^+)}{n(\text{NH}_3)} = 0,30 \qquad \frac{n(\text{NH}_4^+)}{n(\text{NH}_3)} = 10^{+0,30} = 2,0$$

De gevraagde verhouding is: $n(\text{NH}_4^+) : n(\text{NH}_3) = 2 : 1$.

Naast het bereiden van een buffer met een zwak zuur en zijn geconjugeerde base, zijn er alternatieven:

- een zwak zuur met een sterke hydroxide
- een zwakke base met een sterk zuur.

Dit berust op het feit dat een gedeelte van het zwakke zuur door reactie met OH^- wordt omgezet in de geconjugeerde base, of dat een gedeelte van de zwakke base door reactie met H_3O^+ wordt omgezet in het geconjugeerde zuur.

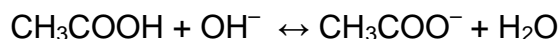
In beide gevallen ontstaat er een mengsel van een zwak zuur met zijn geconjugeerde base. De volgende voorbeelden illustreren dit.

Voorbeeld 10.4

Aan een oplossing van 2 mol CH_3COOH wordt 1 mol NaOH toegevoegd. Is de ontstane oplossing een buffer? Zo ja, bereken dan de pH.

Uitwerking:

Bij mengen treedt de volgende reactie op:



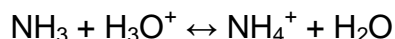
Van de oorspronkelijke 2 mol CH_3COOH blijft er 1 mol over en 1 mol wordt omgezet in CH_3COO^- -ionen. Er is dus een buffer gevormd. De molverhouding tussen zuur en base is gelijk aan 1.

$$\text{pH} = \text{pK}_z - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 4,77 - \log 1 = 4,77$$

Voorbeeld 10.5

Bereken de pH van de buffer die je krijgt als je aan 150 ml 0,1 mol.l⁻¹ NH₃-oplossing, 25 ml 0,2 mol.l⁻¹ zoutzuur toevoegt.

Uitwerking:



$$n(\text{NH}_3)_o = V \cdot c = 150 \text{ (ml)} \cdot 0,1 \text{ (mmol.ml}^{-1}\text{)} = 15 \text{ mmol}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_o = V \cdot c = 25 \text{ (ml)} \cdot 0,2 \text{ (mmol.ml}^{-1}\text{)} = 5 \text{ mmol}$$

In tabelvorm berekenen we de $n(\text{NH}_3)$ en $n(\text{NH}_4^+)$:

	$n(\text{NH}_3)$	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$	$n(\text{NH}_4^+)$
vóór reactie	15	5	0
tijdens reactie (+/-)	-5	-5	+5
na reactie	10	□0	5

Invullen in de bufferformule geeft:

$$\text{pH} = 9,24 - \log \frac{5}{10} = 9,24 + 0,30 = 9,54$$

Voorbeeld 10.6

Hoeveel mmol HCl moet aan 1 liter van een 0,4 mol.l⁻¹ NH₃-oplossing worden toegevoegd om een buffer te krijgen met een pH van 9,84 ?

Uitwerking:

Laten we het aantal mol HCl x noemen. We kunnen x dan berekenen:

	$n(\text{NH}_3)$	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$	$n(\text{NH}_4^+)$
vóór reactie	0,4	x	0
tijdens reactie (+/-)	-x	-x	+x
na reactie	0,4 - x	□0	+x

Met gebruik van de bufferformule krijgen we dan:

$$9,84 = 9,24 - \log \frac{x}{0,4 - x} \quad \log \frac{x}{0,4 - x} = -0,60$$

$$\frac{x}{0,4 - x} = 10^{-0,60} = 0,25 \quad x = 0,08 \text{ mol} = 80 \text{ mmol}$$

Er moet dus 80 mmol HCl toegevoegd worden.

10.3 De werking van een buffer

We zijn er van uit gegaan dat de pH van een bufferoplossing constant blijft bij verdunnen of bij toevoegen van zuur of base.

We gaan nu onderzoeken in welke mate dat precies het geval is.

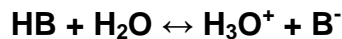
□ Toevoegen van water

Wanneer we de bufferformule schrijven als:

$$\text{pH} = \text{pK}_z - \log \frac{n(\text{zuur})}{n(\text{gec. base})}$$

zal het meteen duidelijk zijn dat bij toevoegen van water de molverhouding van zuur en base niet verandert. De concentraties veranderen wel, maar de verhouding ertussen niet! Daarmee verandert de pH dus ook niet.

»»» **Dit geldt alleen zolang de ligging van het evenwicht niet wordt beïnvloed door de waterconcentratie:**



Bij grote hoeveelheden water kan de pH iets afwijken.

Toevoegen van zuur of base

We zullen dit behandelen aan de hand van de volgende voorbeelden.

Voorbeeld 10.7

Aan 500 ml buffer (1 mol.l⁻¹ CH₃COOH en 1 mol.l⁻¹ CH₃COONa) wordt ook 50 mmol H₃O⁺ toegevoegd. Bereken de pH voor en na de toevoeging.

Uitwerking:

Door toevoegen van H₃O⁺-ionen wordt een gedeelte van de CH₃COO⁻-ionen omgezet in CH₃COOH. De veranderingen zijn uitgewerkt in tabel (uitgedrukt in mmol).

	n(H ₃ O ⁺)	n(CH ₃ COO ⁻)	n(CH ₃ COOH)
vóór reactie	50	500	500
tijdens reactie (+/-)	-50	-50	+50
na reactie	□0	450	550

Met de bufferformule:

$$\text{pH} = 4,77 - \log \frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})}{n(\text{CH}_3\text{COO}^-)} = 4,77 - \log \frac{550}{450}$$

$$\text{pH} = 4,77 - 0,09 = 4,68$$

De pH-verandering is heel klein (van 4,77 naar 4,68) en kan vaak verwaarloosd worden.

Voorbeeld 10.8

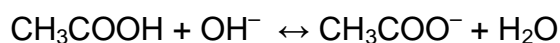
Aan 500 ml buffer ($0,1 \text{ mol.l}^{-1} \text{ CH}_3\text{COOH}$ en $0,1 \text{ mol.l}^{-1} \text{ CH}_3\text{COONa}$) wordt 10 mmol OH^- toegevoegd. Bereken de verandering van de pH.

Uitwerking:

In het begin is de pH:

$$\text{pH} = 4,77 - \log \frac{50}{50} = 4,77$$

Het OH^- reageert met CH_3COOH dat wordt omgezet in CH_3COO^- :



In tabel (alles in mmol) berekenen we de nieuwe hoeveelheden stof:

	$n(\text{CH}_3\text{COOH})$	$n(\text{OH}^-)$	$n(\text{CH}_3\text{COO}^-)$
vóór reactie	50	10	50
tijdens reactie (+/-)	-10	-10	+10
na reactie	40	0	60

$$\text{pH} = 4,77 - \log \frac{40}{60} = 4,77 + 0,18 = 4,95$$

De pH wordt door deze toevoeging dus 0,18 hoger.

Uit de bovenstaande voorbeelden kunnen we de volgende conclusies trekken:

- de pH van de buffer is min of meer constant bij het toevoegen van zuur of base.
- de verandering van de pH is afhankelijk van de toegevoegde hoeveelheid zuur of base én van de hoeveelheid en de concentratie van de buffer.

10.4 Bufferkwaliteit en buffercapaciteit

Uit de voorbeelden van de vorige paragraaf blijkt dat bufferoplossingen kunnen verschillen in kwaliteit.

We kunnen een aantal regels opstellen voor de kwaliteit van buffers:

- Als de verhouding tussen zuur en base van de buffer 1 : 1 is, is de bufferwerking optimaal en bovendien voor zuur en base gelijk. Voor een goed werkzame buffer gelden de volgende grenzen voor de verhouding tussen zuur en base:

$$\frac{1}{10} < \frac{n(\text{zuur})}{n(\text{base})} < \frac{10}{1}$$

Uitgaande van een goed werkzame buffer betekent dit dat een buffer goed werkt in het pH-gebied:

$$\text{pH} = \text{pK}_z \pm 1 \quad (\text{leid deze betrekking zelf af})$$

- De bufferwerking is beter als er meer zuur én meer base aanwezig is.

De kwaliteit van een buffer drukt men vaak uit in de buffercapaciteit:

»»» **De buffercapaciteit is het aantal mol H_3O^+ of OH^- dat toegevoegd moet worden aan 1 liter bufferoplossing om de pH 1 eenheid te veranderen.**

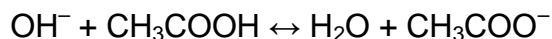
Onderstaande voorbeelden maken de berekening van de buffercapaciteit duidelijk en soms ook de genoemde regels voor de bufferkwaliteit. Want: hoe groter de buffercapaciteit, des te effectiever de buffer.

Voorbeeld 10.9

Bepaal de buffercapaciteit (in mmol $\text{OH}^- \cdot \text{l}^{-1}$) voor de bufferoplossing uit voorbeeld 10.8 van paragraaf 10.3.

Uitwerking:

We noemen de gevraagde hoeveelheid x mmol. Door het toevoegen van x mmol OH^- stijgt de pH naar 5,77 (volgens de definitie). De reactie die verloopt is:



	n(CH ₃ COOH)	n(OH ⁻)	n(CH ₃ COO ⁻)
vóór reactie	50	x	50
tijdens reactie (+/-)	-x	-x	+x
na reactie	50-x	0	50+x

Na toevoegen van x mol OH⁻ geldt:

$$5,77 = 4,77 - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 4,77 - \log \frac{50 - x}{50+x}$$

$$\log \frac{50 - x}{50+x} = -1 \quad \frac{50 - x}{50+x} = 0,1 \quad x = 41 \text{ mmol}$$

De buffercapaciteit is 41 mmol OH⁻/500 ml buffer = 82 mmol OH⁻.l⁻¹.

Voorbeeld 10.10

250 ml van een oplossing bevat CH₃COOH en CH₃COONa (beide 0,1 mol.l⁻¹). Bereken de buffercapaciteit van deze oplossing.

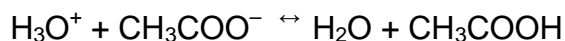
Uitwerking:

Je kunt al uitgaan van 1,0 liter.

De pH vóór toevoegen is:

$$\text{pH} = 4,77 - \log \frac{0,1}{0,1} = 4,77$$

Door toevoegen van x mol H₃O⁺ daalt de pH naar 3,77:



Let op: de buffercapaciteit wordt altijd berekend per liter bufferoplossing!

	n(CH ₃ COO ⁻)	n(H ₃ O ⁺)	n(CH ₃ COOH)
vóór reactie	0,1	x	0,1
tijdens reactie (+/-)	-x	-x	+x
na reactie	0,1-x	0	0,1+x

Na toevoegen van H₃O⁺ geldt:

$$3,77 = 4,77 - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 4,77 - \log \frac{0,1 + x}{0,1 - x}$$

$$\log \frac{0,1 + x}{0,1 - x} = +1 \quad \frac{0,1 + x}{0,1 - x} = 10 \quad x = 0,082 \text{ mol.l}^{-1}.$$

Hieruit volgt dat de buffercapaciteit $0,082 \text{ mol H}_3\text{O}^+ \cdot \text{l}^{-1}$ is.

10.5 Opgaven (gebruik BINAS voor gegevens)

1. Waarom kan een buffer niet worden gemaakt uit een combinatie van een sterk zuur met zijn geconjugeerde base (of omgekeerd)?
2. Bereken de pH van een bufferoplossing die per 500 ml bevat:
 - a. 2,5 mol CH_3COOH en 2,0 mol CH_3COO^- . (pH=4,67)
 - b. 107 g NH_4Cl en 250 ml $8 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ammonia. (pH=9,24)
 - c. 100 ml $0,5 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ Na_2HPO_4 -oplossing en 50 ml $0,4 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ NaH_2PO_4 -oplossing. (pH=7,61)
3.
 - a. In welke molverhouding moet men een zwak zuur HZ ($K_z = 2 \cdot 10^{-5}$) en een van zijn zouten MZ oplossen zodat de oplossing een pH heeft van 4 ?
($n(\text{HZ}) : n(\text{Z}^-) = 5:1$)
 - b. Idem maar nu voor een pH van 6,0. ($n(\text{HZ}) : n(\text{Z}^-) = 1 : 20$)
4. Bereken hoeveel gram natriumfluoride moet worden toegevoegd aan 0,5 liter $0,12 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ HF-oplossing om een buffer te krijgen met pH 3,00. (1,83 gram)
5. Bereken de pH van een oplossing die verkregen is door het mengen van:
 - a. 100 ml $0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ CH_3COOH -oplossing en 35 ml $0,12 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ NaOH-oplossing. (pH=4,19)
 - b. 200 ml $0,15 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ammonia en 75 ml $0,30 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ zoutzuur. (pH=8,76)
6. Er wordt een bufferoplossing gemaakt door 1 liter $0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ natriumacetaat te mengen met 1 liter $0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ azijnzuur.
 - a. Bereken de pH van de oplossing. (pH=5,77)
 - b. Bereken de pH van deze oplossing nadat er 10 ml $0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ zoutzuur aan is toegevoegd. (pH=5,68)
 - c. Bereken de pH van deze oplossing als aan de buffer van a 40 mg natriumhydroxide wordt toegevoegd. (pH=5,82)
7. Op tafel staan 3 bekerglazen. Elk bevat 200 ml $0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ mierzuur-oplossing. Mierzuur protolyseert als volgt:
$$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$$
 - a. Bereken de pH van deze oplossing. (pH=2,93)
 - b. Bij de eerste oplossing voegt men 200 ml water. Hoe groot wordt de pH van de oplossing ? (pH=3,09)
 - c. Bij de tweede voegt men 200 ml $0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ NaOH-oplossing. Hoe groot wordt de pH van de resulterende oplossing ? (pH=7,75)

- d Bij de derde oplossing voegt men 200 ml 0,01 natriumformiaat-oplossing (HCOONa). Bereken de pH van de nieuwe oplossing. (pH=3,80)
- 8 Je hebt de beschikking over de volgende oplossingen:
- 0,1 mol.l⁻¹ azijnzuur
 - 0,1 mol.l⁻¹ zoutzuur
 - 0,1 mol.l⁻¹ natronloog
 - 0,1 mol.l⁻¹ natriumacetaat
- a Geef twee manieren om uit telkens twee van deze oplossingen precies 1 liter bufferoplossing te maken met een pH van 5,0. Bereken dan ook het volume dat van elke oplossing moet worden genomen.
- Tip: Stel een aantal mogelijke combinaties op waaruit deze buffer kan worden samengesteld en controleer dan of deze voldoet aan de eisen.(NB er zijn zelfs drie manieren).
- (1^e: 371 ml HAc en 629 ml NaAc
2^e: 614 ml HAc en 386 ml NaOH
3^e: 271 ml HCl en 729 ml NaAc)
- 9 a In welke volumeverhouding moeten 0,20 mol.l⁻¹ ammoniumchloride en 0,20 mol.l⁻¹ ammonia worden gemengd om een buffer met pH 9,07 te maken ?
- (V(NH₄⁺) : V(NH₃) = 1,48 : 1)
- b Hoeveel ml 0,1 mol.l⁻¹ zoutzuur moet er aan 500 ml 0,20 mol.l⁻¹ ammonia worden toegevoegd om een buffer met pH 9,50 te krijgen ? (355 ml)
- 10 Een buffer is samengesteld uit 200 ml 0,1 mol.l⁻¹ azijnzuur en 180 ml 0,1 mol.l⁻¹ natriumacetaat.
- a Bereken de pH. (pH=4,72)
 - b Bereken de pH na toevoegen van 10 ml 0,1 mol.l⁻¹ zoutzuur. (pH=4,68)
 - c Bereken de pH na toevoegen van 10 ml 0,1 mol.l⁻¹ natronloog. (pH=4,77)
 - d Bereken de buffercapaciteit van de oorspronkelijke oplossing in mol OH⁻. (42,6 mmol OH⁻.l⁻¹ buffer)
- 11 Bereken de buffercapaciteit (in mol H₃O⁺ én in mol OH⁻) van de volgende oplossingen:
- a 0,50 mol.l⁻¹ HCN en 0,15 mol.l⁻¹ NaCN. (131 mmol H₃O⁺.l⁻¹ buffer)
(338 mmol OH⁻.l⁻¹ buffer)
 - b een oplossing die ontstaat als je 35 ml 1 mol.l⁻¹ NH₃-oplossing en 50 ml van een 0,1 mol.l⁻¹ NH₄Cl-oplossing mengt. (98,5 mmol H₃O⁺.l⁻¹ buffer)
(11,25 mmol OH⁻.l⁻¹ buffer)
- 12 Bereken de buffercapaciteit voor H₃O⁺ en voor OH⁻ voor de buffers van:
- a opgave 2a (3,34 mol H₃O⁺.l⁻¹ en 4,00 mol OH⁻.l⁻¹)

- b opgave 2b
- c opgave 2c
- d opgave 5a

(3,28 mol $\text{H}_3\text{O}^+ \cdot \text{l}^{-1}$ en 3,28 mol $\text{OH}^- \cdot \text{l}^{-1}$)
(71,9 mmol $\text{H}_3\text{O}^+ \cdot \text{l}^{-1}$ en 34,6 mmol $\text{OH}^- \cdot \text{l}^{-1}$)
(27,3 mmol $\text{H}_3\text{O}^+ \cdot \text{l}^{-1}$ en 76,2 mmol $\text{OH}^- \cdot \text{l}^{-1}$)