

Men wil 0,500 L bufferoplossing maken met een pH = 10,00.

Men beschikt over volgende oplossingen:

- 0,100 mol/L NaOH
- 0,100 mol/L NH₃
- 0,100 mol/L HCl
- 0,100 mol/L Na₂CO₃

Verklaar welke combinatie van oplossingen het meest geschikt is en hoeveel mL van elke oplossing moet genomen worden om die buffer te bereiden.

Gegevens

NH ₄ ⁺	$K_a = 5,6 \cdot 10^{-10}$
H ₂ CO ₃	$K_{a1} = 4,3 \cdot 10^{-7}$
	$K_{a2} = 7,0 \cdot 10^{-11}$

Oplossing

Een buffer is een mengsel van een zwak zuur en zijn geconjugeerde base (of omgekeerd).

Met de gegeven oplossingen kunnen we niet rechtstreeks een buffer maken. De oplossingen van NH₃ en Na₂CO₃ zijn wel oplossingen van zwakke basen, maar we beschikken niet over oplossingen van de geconjugeerde zuren.

We zijn dus verplicht om bij de oplossing van één van die zwakke basen een sterk zuur te voegen, zodat een (gepast) deel van die zwakke basen omgezet wordt in het geconjugeerde zuur.

Als we een buffer met pH 10,00 willen maken, kan dit op twee manieren:

- bij een oplossing van NH₃ voegen we een geschikte hoeveelheid HCl-oplossing, zodat een deel van de aanwezige NH₃ omgezet wordt in NH₄⁺. Op die manier ontstaat de buffer NH₄⁺/NH₃.
- bij een oplossing van Na₂CO₃ voegen we een geschikte hoeveelheid HCl-oplossing, zodat een deel van het aanwezige CO₃²⁻ omgezet wordt in HCO₃⁻. Op die manier ontstaat de buffer HCO₃⁻/CO₃²⁻.

Vermits we een buffer met pH = 10,00 willen maken is de tweede werkwijze de beste:

$$pK_{a_{\text{HCO}_3^-}} = -\log K_{a_{\text{HCO}_3^-}} = -\log 7,0 \cdot 10^{-11} = 10,15$$

en deze waarde ligt dicht bij 10,00 dan diezelfde waarde voor NH₄⁺:

$$pK_{a_{\text{NH}_4^+}} = -\log K_{a_{\text{NH}_4^+}} = -\log 5,6 \cdot 10^{-10} = 9,25$$

Dit levert dan de buffer met de grootste capaciteit.

Stel dat we volgende hoeveelheden samenvoegen:

x L 0,100 mol/L Na₂CO₃ en y L 0,100 mol/L HCl.

	Na ₂ CO ₃	HCl	NaHCO ₃
Voor reactie	x L . 0,100 mol/L = x.10 ⁻¹ mol	y L . 0,100 mol/L = y.10 ⁻¹ mol	0
Δ	- y.10 ⁻¹ mol	- y.10 ⁻¹ mol	+ y.10 ⁻¹ mol
Na reactie	(x-y).10 ⁻¹ mol	0	y.10 ⁻¹ mol

x en y kunnen berekend worden uit volgend stelsel:

1. De pH van de buffer moet gelijk zijn aan 10,00. Hieruit volgt dat:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{zuur}]}$$

$$10,00 = 10,15 + \log \frac{\frac{(x-y) \cdot 10^{-1} \text{ mol}}{(x+y) \text{ L}}}{\frac{y \cdot 10^{-1} \text{ mol}}{(x+y) \text{ L}}}$$

$$10,00 = 10,15 + \log \frac{(x-y)}{y}$$

$$\log \frac{(x-y)}{y} = -0,15$$

$$\frac{(x-y)}{y} = \mathbf{0,708}$$

2. Er moet 0,500 L buffer gemaakt worden. Hieruit volgt dat:
 $x + y = 0,500$

Door dit stelsel op te lossen vinden we:

$$x = 0,315 \text{ L} = \mathbf{315 \text{ mL } 0,100 \text{ mol/L Na}_2\text{CO}_3}$$

$$y = 0,185 \text{ L} = \mathbf{185 \text{ mL } 0,100 \text{ mol/L HCl}}$$