

Schets de titratiecurve van 50,0 mL glycine-hydrochloride 0,100 mol/L met 1,000 mol/L NaOH.

Glycine-hydrochloride:  $\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{NH}_3^+\text{Cl}^-$

$\text{p}K_{a1} = 4,35$

$\text{p}K_{a2} = 11,65$

## Oplossing

Glycine bevat een zure carboxylgroep ( $-\text{COOH}$ ) en een basische aminegroep ( $-\text{NH}_2$ ). Het komt steeds voor als zwitterion: de basische groep heeft een proton van de zure groep opgenomen.

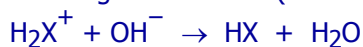
Glycine	Zwitterion	Glycine-hydrochloride	Natriumglycinaat
$\begin{array}{c} \text{COOH} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{COO}^- \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{NH}_3^+\text{Cl}^- \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{COO}^-\text{Na}^+ \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$

Meest zure vorm	Tussenvorm	Meest basische vorm
$\begin{array}{c} \text{COOH} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$		$\begin{array}{c} \text{COO}^- \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$
Vereenvoudigde voorstelling	Vereenvoudigde voorstelling	Vereenvoudigde voorstelling
$\text{H}_2\text{X}^+$	$\text{HX}$	$\text{X}^-$

Bij deze titratie is oorspronkelijk glycine-hydrochloride aanwezig. Dit is de meest zure vorm  $\text{H}_2\text{X}^+$ .

De pH bij het begin van de titratie is dus **klein**.

Toevoegen van NaOH (sterke base) heeft volgende reactie voor gevolg:



Het zuur  $\text{H}_2\text{X}^+$  wordt progressief omgezet in de geconjugeerde base  $\text{HX}$ . Er is dus een buffer aanwezig met een pH van **ongeveer 4,35** ( $= \text{p}K_{a1}$ ).

Bij het eerste SP (na toevoegen van 5 mL NaOH) is er enkel  $\text{HX}$  aanwezig. Dit is een amfolyt met een pH van **ongeveer 8,00** ( $= \frac{1}{2}(\text{p}K_a + \text{p}K'_a) = \frac{1}{2}(4,35 + 11,65)$ ).

Tussen het eerste en het tweede SP heeft volgende reactie plaats:



Het zuur  $\text{HX}$  wordt dus progressief omgezet in de geconjugeerde base  $\text{X}^-$ . Er is dus een buffer aanwezig met een pH van **ongeveer 11,65** ( $= \text{p}K_{a2}$ ).

Bij het tweede SP (na toevoegen van 10 mL NaOH) is er enkel  $\text{X}^-$  aanwezig. Dit is een (tweewaardige) base en de pH van de oplossing is dan **vrij groot**.

Voorbij dit tweede SP is er een overmaat sterke base. De pH van de oplossing is dan **groot**.

Bovenstaande redenering is theoretisch perfect. Maar ... In de praktijk zal de tweede pH-sprong niet zichtbaar zijn: de tweede  $pK_a$  (11,65) ligt te dicht bij 14,00 (er moet een verschil zijn van minstens 3 eenheden).

