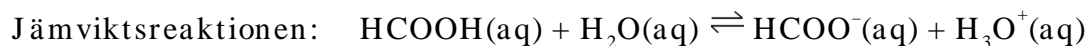
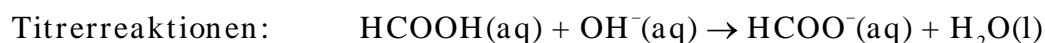


# Titring av en svag syra med stark bas

**25 ml 0,100 M HCOOH(aq) (myrsyra) skall titreras med 0,150 M NaOH(aq)**



Jämviktsekvationen:  $K_a = \frac{[\text{HCOO}^{\text{-}}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = 1,78 \cdot 10^{-4}$  ( $\text{p}K_a = 3,75$ )

A. Beräkna det initiala pH-värdet ( $V_{\text{bas}} = 0$  ml)

Använd före och vid jämvikt resonemanget!

	[HCOOH]/M	[HCOO <sup>-</sup> ]/M	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]/M
Före jvt	0,100	0	0
Ändring för att nå jvt	-x	+x	+x
Vid jvt	0,100 - x	x	x

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^{\text{-}}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x^2}{0,100 - x} = 1,78 \cdot 10^{-4} \quad \text{Lös ut } x!$$

$$\Rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,22 \cdot 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 2,37$$

$$V_{\text{bas}} = 0 \text{ ml, pH} = 2,4$$

B. Beräkna hur stor volym av basen som måste tillsättas för att  $\text{pH} = \text{p}K_a$

Enligt Henderson-Hasselbalchs ekvation,  $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$ ,  
är  $\text{pH} = \text{p}K_a (=3,75)$  när  $[\text{HCOOH}] = [\text{HCOO}^-]$ .

Ämnesmängd myrsyra initialt:

$$n_{\text{HCOOH}}^{\text{initialt}} = 0,100 \text{ M} \cdot 25 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

För att  $[\text{HCOOH}] = [\text{HCOO}^-]$  måste hälften av myrsyran initiala ämnesmängd överföras till formiatjoner, dvs  $1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$   $\text{OH}^-$ -joner måste tillsättas.

Volym bas som måste tillsättas: 
$$V_{\text{bas}} = \frac{1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,150 \text{ M}} = 8,33 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3$$

$$V_{\text{bas}} = 8,3 \text{ ml}, \text{ pH} = 3,8$$

C. Beräkna pH-värdet efter tillsatts av totalt 12,0 ml 0,150 M NaOH(aq)

Beräkna  $[\text{HCOOH}]$  och  $[\text{HCOO}^-]$ :

$$[\text{HCOOH}] = \frac{n_{\text{HCOOH}}^{\text{initialt}} - n_{\text{OH}^-}^{V=12\text{ml}}}{V_{\text{tot}}} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 0,150 \text{ M} \cdot 12 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3}{(25 + 12) \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,0370 \text{ M}$$

$$[\text{HCOO}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}^{V=12\text{ml}}}{V_{\text{tot}}} = \frac{0,150 \text{ M} \cdot 12 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3}{(25 + 12) \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,0486 \text{ M}$$

Eftersom  $[\text{HCOOH}]$  och  $[\text{HCOO}^-]$  är inom samma koncentrationsintervall är det enklast att använda Henderson-Hasselbalchs ekvation:

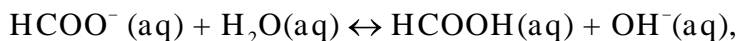
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} \Rightarrow \text{pH} = 3,75 + \log \frac{0,0486 \text{ M}}{0,0370 \text{ M}} = 3,87$$

$$V_{\text{bas}} = 12,0 \text{ ml}, \text{pH} = 3,9$$

**D.** Beräkna pH-värdet i ekvivalenspunkten ( $\equiv$ titrerpunkten)

- För en svag syra - stark bas titrering definieras ekvivalenspunkten som den punkt där antalet mol tillsatt  $\text{OH}^-$ -joner är lika med ursprungsmängden (i mol) av den svaga syran.
- Eftersom "alla"  $\text{HCOOH}$  molekyler har överförts till  $\text{HCOO}^-$ -jonerna vid titreringen kommer lösningens pH-värde i ekvivalenspunkten att var alkaliskt ( $>7$ ).
- Att alla  $\text{HCOOH}$  molekyler har överförts till  $\text{HCOO}^-$ -jonerna är inte riktigt sant eftersom vi vet att en liten (ofta försumbar) kommer ju att återbilda  $\text{HCOOH}$  molekyler.
- För att beräkna pH i ekvivalenspunkten kan vi betrakta jämviktssystemet initialt bestå av endast  $\text{HCOO}^-$ -jonerna och med ett före och vid jämvikt resonemang beräknar vi  $[\text{HCOOH}]$  och  $[\text{OH}^-]$ . Utifrån hydroxidjon-koncentrationen kan pOH beräknas, vilket kan räknas om till pH ( $\text{pH} + \text{pOH} = 14$  vid  $25^\circ \text{C}$ ).

1. Skriv jämviktsreaktionen för basen:



$$\text{då är } K_b = \frac{[\text{HCOOH}][\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]} = 5,62 \cdot 10^{-11}$$

2. Beräkna den initiala  $[\text{HCOO}^-]$  i ekvivalenspunkten.

$$n_{\text{HCOO}^-}^{\text{initialt}} = 0,100 \text{ M} \cdot 25 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Volym bas för att nå ekvivalenspunkten: } V_{\text{bas}} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,150 \text{ M}} = 16,67 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3$$

$$[\text{HCOO}^-] = \frac{n_{\text{HCOO}^-}^{\text{initialt}}}{V_{\text{tot}}} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{(25 + 16,67) \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,060 \text{ M}$$

3. Beräkna pH-värdet med ett före och vid jämvikt resonemang.

	[HCOO <sup>-</sup> ]/M	[HCOOH]/M	[OH <sup>-</sup> ]/M
Före jvt	0,060	0	0
Ändring för att nå jvt	-x	+x	+x
Vid jvt	0,060 - x	x	x

$$K_b = \frac{[\text{HCOOH}][\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]} = \frac{x^2}{0,060 - x} = 5,62 \cdot 10^{-11} \quad \text{Lös ut } x!$$

$$\Rightarrow x = [\text{OH}^-] = 1,84 \cdot 10^{-6} \text{ M} \quad \Rightarrow \text{pOH} = 5,74 \quad \Rightarrow \text{pH} = 8,26$$

$$V_{\text{bas}} = 16,7 \text{ ml, pH} = 8,3$$

**E.** Beräkna pH-värdet efter tillsats av 5 ml bas efter ekvivalenspunkten

$$(V_{\text{bas}} = 16,67 \text{ ml} + 5 \text{ ml} = 21,67 \text{ ml})$$

- Efter ekvivalenspunkten kommer [OH<sup>-</sup>] att öka proportionellt med tillsatt bas. Detta innebär att pH-värdet beror direkt på hur mycket OH<sup>-</sup>-joner som är tillsatta.

$$\text{Antal mol OH}^- \text{ efter ekvivalenspunkten: } n_{\text{OH}^-} = 0,150 \text{ M} \cdot 5 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{(25 + 16,67 + 5) \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,0161 \text{ M} \quad \Rightarrow \text{pOH} = 1,79 \quad \Rightarrow \text{pH} = 12,21$$

$$V_{\text{bas}} = 21,7 \text{ ml, pH} = 12,2$$

**F.** Beräkna pH-värdet efter ytterligare tillsats av 5 ml bas

Totalt har 10 ml bas tillsats efter ekvivalenspunkten vilket ger:

$$n_{\text{OH}^-} = 0,150 \text{ M} \cdot 10 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{(25 + 16,67 + 10) \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,0290 \text{ M} \Rightarrow \text{pOH} = 1,54 \Rightarrow \text{pH} = 12,46$$

$$V_{\text{bas}} = 26,7 \text{ ml, pH} = 12,5$$

