

Programma delle lezioni

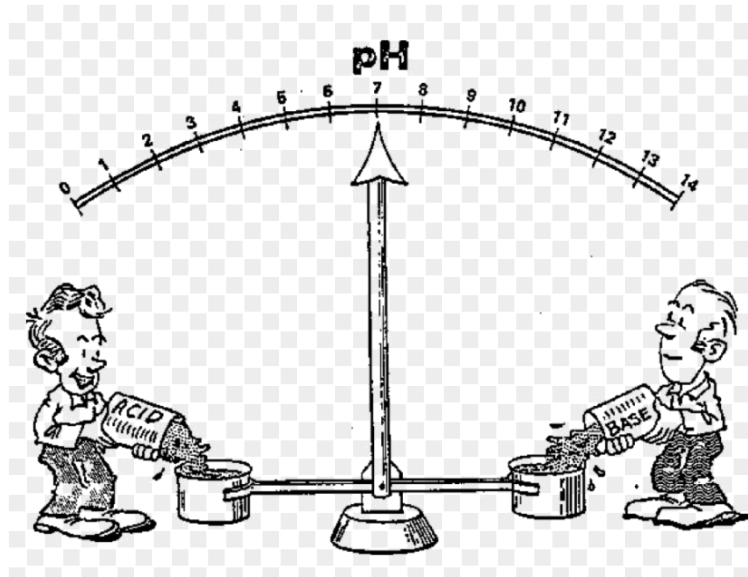
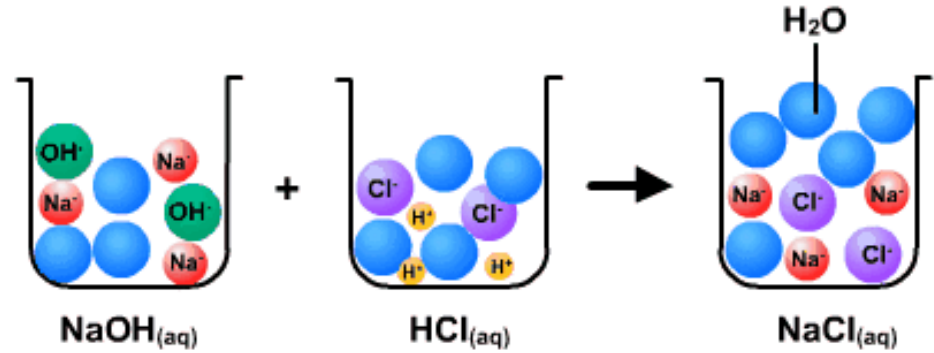
Lezioni frontali

- Introduzione al laboratorio chimico
- Classificazione e proprietà della materia
- Grandezze fisiche e misure, trattamento dati scientifici
- I composti inorganici
- Le reazioni chimiche
- Le soluzioni
- Il pH, acidi e basi
- Le soluzioni tampone
- Le titolazioni
- Equilibri di solubilità
- Tecniche di laboratorio



Contenuti

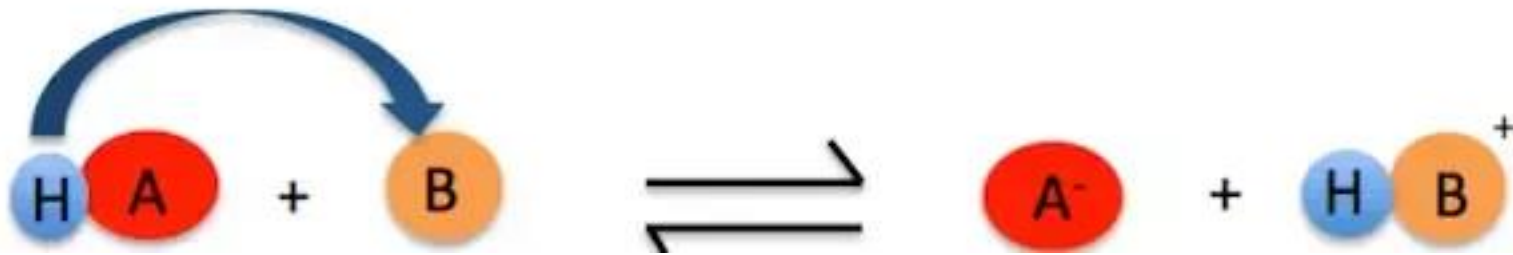
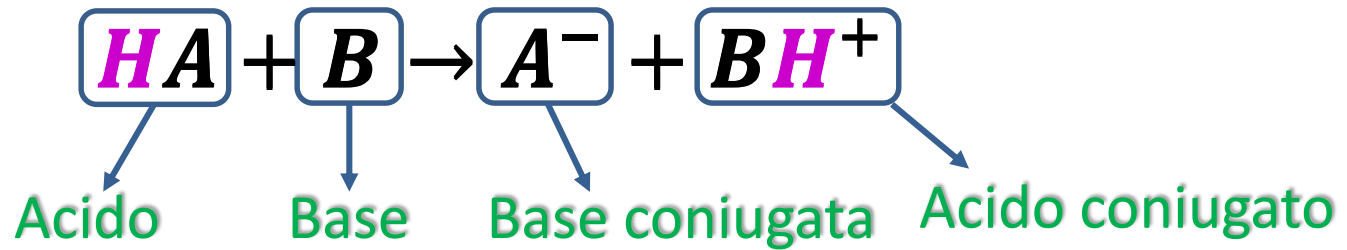
- Reazioni acido-base, calcolo del pH
- Le soluzioni tampone
- Le titolazioni acido-base



Reazioni acido-base

Reazioni acido-base

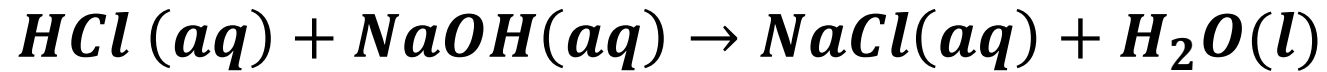
- Una reazione acido-base consiste nel trasferimento di un protone dall'acido alla base



Reazioni acido forte-base forte

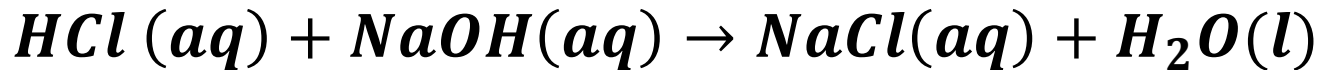
Reazioni acido forte – base forte

1a. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 mL di HCl 0.10 M con 80 mL di NaOH 0.10 M.



Reazioni acido forte – base forte

1a. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 mL di HCl 0.10 M con 80 mL di NaOH 0.10 M.



$$n_{HCl} = C_{HCl} \cdot V_{HCl} = (0.10 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.100 \text{ L}) = 0.010 \text{ mol}$$

$$n_{NaOH} = C_{NaOH} \cdot V_{NaOH} = (0.10 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.080 \text{ L}) = 0.0080 \text{ mol}$$

	<i>HCl(aq)</i>	<i>+NaOH(aq)</i>	<i>→ NaCl(aq)</i>	<i>+H₂O(l)</i>
Inizio	0.010 mol	0.0080 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0080 mol	-0.0080 mol	+0.0080 mol	/
Fine	0.0020 mol	0.0 mol	0.0080 mol	/

Avanza acido

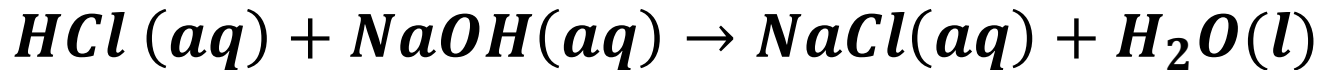
$$C_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{V} = \frac{0.0020 \text{ mol}}{0.100 + 0.080 \text{ L}} = 0.010 \text{ M}$$

Alla fine della reazione ho una soluzione con HCl 0.010 M

N.B.: NaCl non ha effetto sul pH ⁷

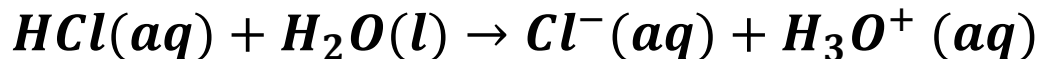
Reazioni acido forte – base forte

1a. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 mL di HCl 0.10 M con 80 mL di NaOH 0.10 M.



	<i>HCl(aq)</i>	<i>+NaOH(aq)</i>	<i>→ NaCl(aq)</i>	<i>+H₂O(l)</i>
Inizio	0.010 mol	0.0080 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0080 mol	-0.0080 mol	+0.0080 mol	/
Fine	0.0020 mol	0.0 mol	0.0080 mol	/

$$C_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = \frac{0.0020 \text{ mol}}{0.100 + 0.080 \text{ L}} = 0.010 \text{ M}$$



$$C_{\text{HCl}} = 0.010 \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

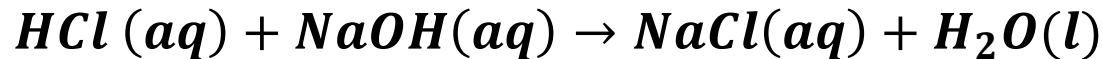
$$\text{pH} = -\log(0.010) = \mathbf{1.9}$$

Reazioni acido forte – base forte

2a. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 500 mL di HCl 0.20 M con 500 mL di NaOH 0.40 M.

Reazioni acido forte – base forte

2a. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 500 mL di HCl 0.20 M con 500 mL di NaOH 0.40 M.

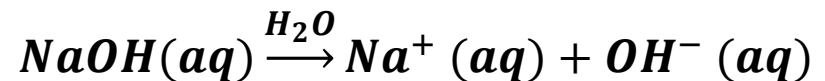


$$n_{HCl} = C_{HCl} \cdot V_{HCl} = (0.20 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.500 \text{ L}) = 0.10 \text{ mol}$$

$$n_{NaOH} = C_{NaOH} \cdot V_{NaOH} = (0.40 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.500 \text{ L}) = 0.20 \text{ mol}$$

	$HCl(aq)$	$+NaOH(aq)$	$\rightarrow NaCl(aq)$	$+H_2O(l)$
Inizio	0.10 mol	0.20 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.10 mol	-0.10 mol	+0.10 mol	/
Fine	0.0 mol	0.10 mol	0.10 mol	/

Avanza base



$$C_{NaOH} = 0.10 \text{ M} = [OH^-]$$

$$pOH = -\log(0.10) = 1.0$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1.0 = \mathbf{13}$$

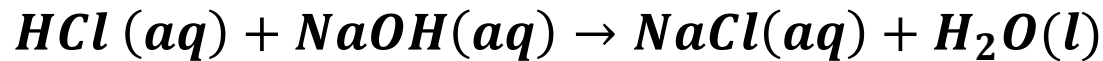
$$C_{NaOH} = \frac{n_{NaOH}}{V} = \frac{0.10 \text{ mol}}{0.500 + 0.500 \text{ L}} = 0.10 \text{ M}$$

Reazioni acido forte – base forte

3a. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 mL di HCl 0.020 M con 50 mL di NaOH 0.020 M.

Reazioni acido forte – base forte

3a. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 mL di HCl 0.020 M con 50 mL di NaOH 0.020 M.



$$n_{\text{HCl}} = C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = (0.020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.0010 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = (0.020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.0010 \text{ mol}$$

	<i>HCl(aq)</i>	<i>+NaOH (aq)</i>	<i>→ NaCl (aq)</i>	<i>+H₂O(l)</i>
Inizio	0.0010 mol	0.0010 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0010 mol	-0.0010 mol	+0.0010 mol	/
Fine	0.0 mol	0.0 mol	0.0010 mol	/

Non avanzano né acido né base

$$\text{pH} = 7.0$$

Reazioni acido forte-base debole

Reazioni acido forte – base debole

1b. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 mL di HCl 0.30 M con 50 mL di NH₃ 0.20 M. $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$

Reazioni acido forte – base debole

1b. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 mL di HCl 0.30 M con 50 mL di NH₃ 0.20 M. $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$



$$n_{HCl} = C_{HCl} \cdot V_{HCl} = (0.30 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.015 \text{ mol}$$

$$n_{NH_3} = C_{NH_3} \cdot V_{NH_3} = (0.20 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.010 \text{ mol}$$

	<i>HCl(aq)</i>	<i>+NH₃(aq)</i>	<i>→ NH₄Cl(aq)</i>
Inizio	0.015 mol	0.010 mol	0.0 mol
Durante	-0.010 mol	-0.010 mol	+0.010 mol
Fine	0.0050 mol	0.0 mol	0.010 mol

Avanza acido forte

$$C_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{V} = \frac{0.0050 \text{ mol}}{0.050 + 0.050 \text{ L}} = 0.050 \text{ M}$$

Alla fine della reazione ho una soluzione con HCl 0.050 M

N.B.: l'effetto di NH₄⁺ sul pH è trascurabile rispetto a quello di HCl

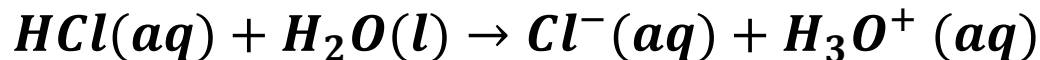
Reazioni acido forte – base debole

1b. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 mL di HCl 0.30 M con 50 mL di NH₃ 0.20 M. $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$



	<i>HCl(aq)</i>	<i>+NH₃(aq)</i>	<i>→ NH₄Cl(aq)</i>
Inizio	0.015 mol	0.010 mol	0.0 mol
Durante	-0.010 mol	-0.010 mol	+0.010 mol
Fine	0.0050 mol	0.0 mol	0.010 mol

$$C_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{V} = \frac{0.0050 \text{ mol}}{0.050 + 0.050 \text{ L}} = 0.050 \text{ M}$$



$$C_{HCl} = 0.050 \text{ M} = [H_3O^+]$$

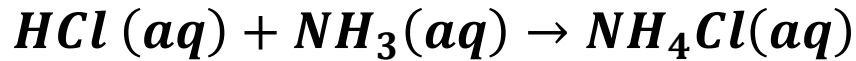
$$pH = -\log(0.050) = \mathbf{1.3}$$

Reazioni acido forte – base debole

2b. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 mL di HCl 0.10 M con 100 mL di NH_3 0.10 M. $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$

Reazioni acido forte – base debole

2b. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 mL di HCl 0.10 M con 100 mL di NH₃ 0.10 M. $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$

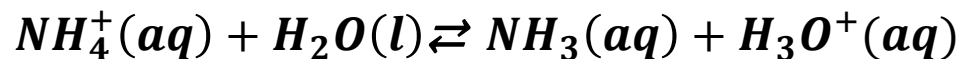


$$n_{HCl} = C_{HCl} \cdot V_{HCl} = (0.10 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.100 \text{ L}) = 0.010 \text{ mol}$$

$$n_{NH_3} = C_{NH_3} \cdot V_{NH_3} = (0.10 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.100 \text{ L}) = 0.010 \text{ mol}$$

	<i>HCl(aq)</i>	<i>+NH₃(aq)</i>	<i>→ NH₄Cl(aq)</i>
Inizio	0.010 mol	0.010 mol	0.0 mol
Durante	-0.010 mol	-0.010 mol	+0.010 mol
Fine	0.0 mol	0.0 mol	0.010 mol

Non avanzano né acido né base di partenza

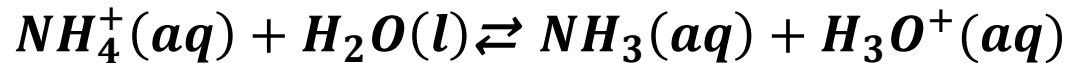


$$C_{NH_4^+} = \frac{n_{NH_4^+}}{V} = \frac{0.010 \text{ mol}}{0.100 + 0.100 \text{ L}} = 0.050 \text{ M}$$

Alla fine della reazione ho una soluzione con NH₄⁺ 0.050 M

Reazioni acido forte – base debole

2b. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 mL di HCl 0.10 M con 100 mL di NH₃ 0.10 M. $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$



$$C_{NH_4^+} = \frac{n_{HCl}}{V} = \frac{0.010 \text{ mol}}{0.100 + 0.100 \text{ L}} = 0.050 \text{ M}$$

	$NH_4^+(aq) +$	$H_2O(l) \rightleftharpoons$	$+NH_3(aq)$	$\rightarrow H_3O^+(aq)$
Inizio	0.050 M	/	0.0 M	0.0 M
Durante	- x M	/	+x M	+x M
Equilibrio	0.050 - x M	/	x M	x M

$$K_a = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{(x)(x)}{0.050 - x} \quad \frac{(x)(x)}{0.050} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

$$x = [H_3O^+] = \sqrt{(0.050)(5.6 \cdot 10^{-10})} = 5.3 \cdot 10^{-6}$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

$$pH = -\log(5.3 \cdot 10^{-6}) = 5.3$$

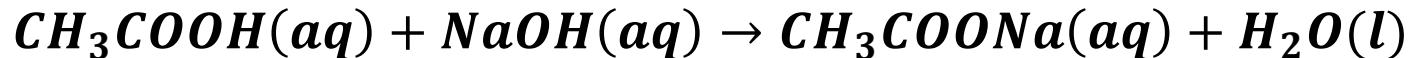
Reazioni acido debole-base forte

Reazioni acido debole – base forte

1c. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 20 mL di CH_3COOH 0.10 M con 20 mL di NaOH 0.20 M. $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$

Reazioni acido debole – base forte

1c. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 20 mL di CH_3COOH 0.10 M con 20 mL di NaOH 0.20 M. $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$



$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = (0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.020 \text{ L}) = 0.0020 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = (0.20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.020 \text{ L}) = 0.0040 \text{ mol}$$

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$	$+\text{NaOH}(aq)$	$\rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}(aq)$	$+\text{H}_2\text{O}(l)$
Inizio	0.0020 mol	0.0040 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0020 mol	-0.0020 mol	+0.0020 mol	/
Fine	0.0 mol	0.0020 mol	0.0020 mol	/

Avanza base forte

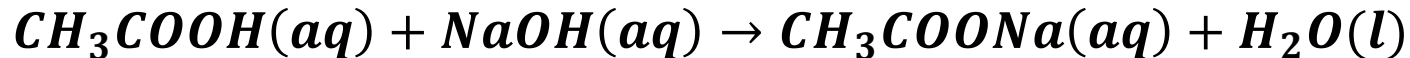
$$C_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} = \frac{0.0020 \text{ mol}}{0.020 + 0.020 \text{ L}} = 0.050 \text{ M}$$

Alla fine della reazione ho una soluzione con NaOH 0.050 M

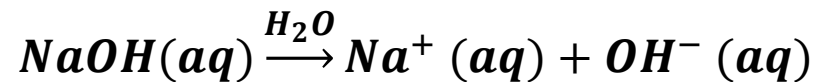
N.B.: l'effetto di CH_3COO^- sul pH è trascurabile rispetto a quello di NaOH

Reazioni acido debole – base forte

1c. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 20 mL di CH_3COOH 0.10 M con 20 mL di NaOH 0.20 M. $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$



	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$	$+\text{NaOH}(\text{aq})$	$\rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}(\text{aq})$	$+\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Inizio	0.0020 mol	0.0040 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0020 mol	-0.0020 mol	+0.0020 mol	/
Fine	0.0 mol	0.0020 mol	0.0020 mol	/



$$C_{\text{NaOH}} = 0.050 \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

$$p\text{OH} = -\log(0.050) = 1.3$$

$$p\text{H} = 14 - 1.3 = \mathbf{13}$$

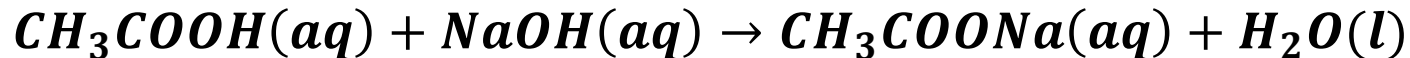
$$C_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} = \frac{0.0020 \text{ mol}}{0.020 + 0.020 \text{ L}} = 0.050 \text{ M}$$

Reazioni acido debole – base forte

2c. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 mL di CH_3COOH 0.15 M con 100 mL di NaOH 0.15 M. $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$

Reazioni acido debole – base forte

2c. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 mL di CH_3COOH 0.15 M con 100 mL di NaOH 0.15 M. $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$

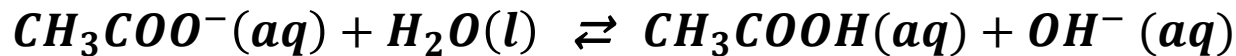
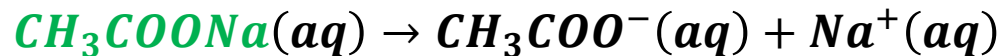


$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = (0.15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.100 \text{ L}) = 0.015 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = (0.15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.100 \text{ L}) = 0.015 \text{ mol}$$

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$	$+\text{NaOH}(aq)$	$\rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}(aq)$	$+\text{H}_2\text{O}(l)$
Inizio	0.015 mol	0.015 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.015 mol	-0.015 mol	+0.015 mol	/
Fine	0.0 mol	0.0 mol	0.015 mol	/

Non avanzano né acido né base di partenza

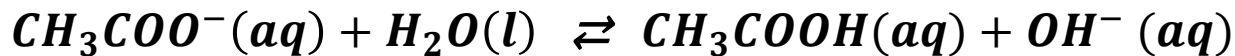


$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{V} = \frac{0.015 \text{ mol}}{0.100 + 0.100 \text{ L}} = 0.075 \text{ M}$$

Alla fine della reazione ho una soluzione con CH_3COO^- 0.075 M

Reazioni acido debole – base forte

2c. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 mL di CH_3COOH 0.15 M con 100 mL di NaOH 0.15 M. $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$



$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{V} = \frac{0.015 \text{ mol}}{0.100 + 0.100 \text{ L}} = 0.075 \text{ M}$$

	$\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) +$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons$	$+\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$	$+\text{OH}^-(\text{aq})$
Inizio	0.075 M	/	0.0 M	0.0 M
Durante	- x M	/	+x M	+x M
Equilibrio	0.075 - x M	/	x M	x M

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{(x)(x)}{0.075 - x}$$

$$\frac{(x)(x)}{0.075} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

$$x = [\text{OH}^-] = \sqrt{(0.075)(5.6 \cdot 10^{-10})} = 6.4 \cdot 10^{-6}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

$$p\text{OH} = -\log(6.4 \cdot 10^{-6}) = 5.2$$

$$p\text{H} = 14 - 5.2 = \mathbf{8.8}$$

Soluzioni tampone

2c. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 mL di HCl 0.20 M con 50 mL di NH_3 0.30 M. $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$

Soluzioni tampone

2c. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 mL di HCl 0.20 M con 50 mL di NH₃ 0.30 M. $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$



$$n_{HCl} = C_{HCl} \cdot V_{HCl} = (0.2 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.010 \text{ mol}$$

$$n_{NH_3} = C_{NH_3} \cdot V_{NH_3} = (0.3 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.015 \text{ mol}$$

	<i>HCl(aq)</i>	<i>+NH₃(aq)</i>	<i>→ NH₄Cl(aq)</i>
Inizio	0.010 mol	0.015 mol	0.0 mol
Durante	-0.010 mol	-0.010 mol	+0.010 mol
Fine	0.0 mol	0.0050 mol	0.010 mol



Sono presenti contemporaneamente la base ed il suo acido coniugato

Abbiamo una soluzione tampone

Soluzioni tampone

Soluzioni tampone

Soluzioni contenenti contemporaneamente una base debole ed il suo acido coniugato o un'acido debole e la sua base coniugata in rapporto compreso tra 0.1 e 10

Hanno la capacità di mantenere il pH costante quando vi vengono aggiunte piccole quantità di acidi o basi o quando vengono diluite o concentrate



Soluzioni tampone

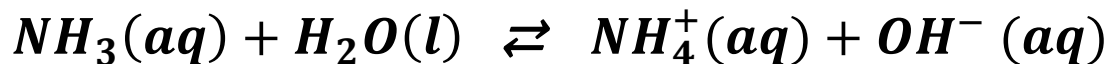
2c. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 mL di HCl 0.20 M con 50 mL di NH₃ 0.30 M. $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$



$$n_{HCl} = C_{HCl} \cdot V_{HCl} = (0.2 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.010 \text{ mol}$$

$$n_{NH_3} = C_{NH_3} \cdot V_{NH_3} = (0.3 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.015 \text{ mol}$$

	<i>HCl(aq)</i>	<i>+NH₃(aq)</i>	<i>→ NH₄Cl(aq)</i>
Inizio	0.010 mol	0.015 mol	0.0 mol
Durante	-0.010 mol	-0.010 mol	+0.010 mol
Fine	0.0 mol	0.0050 mol	0.010 mol

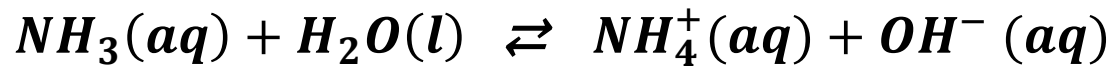


$$C_{NH_3} = \frac{n_{NH_3}}{V} = \frac{0.0050 \text{ mol}}{0.050 + 0.050 \text{ L}} = 0.050 \text{ M}$$

$$C_{NH_4^+} = \frac{n_{NH_4^+}}{V} = \frac{0.010 \text{ mol}}{0.050 + 0.050 \text{ L}} = 0.10 \text{ M}$$

Soluzioni tampone

2c. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 mL di HCl 0.20 M con 50 mL di NH_3 0.30 M. $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$



$$C_{\text{NH}_3} = 0.050 \text{ M}$$

$$C_{\text{NH}_4^+} = 0.10 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 1.8 \cdot 10^{-5} \frac{0.050 \text{ M}}{0.10 \text{ M}} = 9.0 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$p\text{OH} = -\log(9.0 \cdot 10^{-6}) = 5.0$$

$$p\text{H} = 14.00 - 5.0 = 9.0$$

Soluzioni tampone

Cosa succede se a questa soluzione viene aggiunto 1.0 mL di una soluzione 0.030 M di HCl?

$$n_{NH_3} = 0.0050 \text{ mol} \quad n_{NH_4^+} = 0.010 \text{ mol} \quad V = 100 \text{ mL} \quad pH = 9.0$$

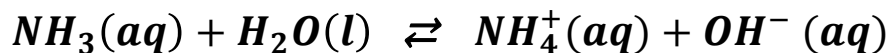
Soluzioni tampone

Cosa succede se a questa soluzione viene aggiunto 1.0 mL di una soluzione 0.30 M di HCl?

$$n_{NH_3} = 0.0050 \text{ mol} \quad n_{NH_4^+} = 0.010 \text{ mol} \quad V = 100 \text{ mL} \quad pH = 9.0$$

$$n_{HCl} = C_{HCl} \cdot V_{HCl} = (0.30 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.0010 \text{ L}) = 0.00030 \text{ mol}$$

	$HCl(aq)$	$+NH_3(aq)$	$\rightarrow NH_4Cl(aq)$
Inizio	0.00030 mol	0.0050 mol	0.010 mol
Durante	-0.00030 mol	-0.00030 mol	+0.00030 mol
Fine	0.0 mol	0.0047 mol	0.0103 mol



$$C_{NH_3} = \frac{n_{NH_3}}{V} = \frac{0.0047 \text{ mol}}{0.100 + 0.0010 \text{ L}} = 0.046 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$C_{NH_4^+} = \frac{n_{NH_4^+}}{V} = \frac{0.0103 \text{ mol}}{0.100 + 0.0010 \text{ L}} = 0.102 \text{ M}$$

$$[OH^-] = K_b \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 1.8 \cdot 10^{-5} \frac{0.046 \text{ M}}{0.102 \text{ M}} = 8.1 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$pOH = -\log(8.1 \cdot 10^{-6}) = 5.1 \quad pH = 14.00 - 5.1 = 8.9$$

Soluzioni tampone

Cosa succede se a questa soluzione viene aggiunto 1.0 mL di una soluzione 0.30 M di HCl?

$$n_{NH_3} = 0.0050 \text{ mol} \quad n_{NH_4^+} = 0.010 \text{ mol} \quad V = 100 \text{ mL}$$

$$pH_{iniz} = 9.0$$

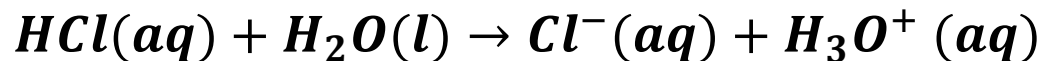
$$pH_{finale} = 8.9$$

Quale sarebbe la variazione di pH se la stessa quantità di HCl venisse aggiunta a 100 mL di acqua distillata?

$$pH_{iniz} = 7.0$$

$$n_{HCl} = C_{HCl} \cdot V_{HCl} = (0.30 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.0010 \text{ L}) = 0.00030 \text{ mol}$$

$$C_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{V} = \frac{0.00030 \text{ mol}}{0.100 + 0.0010 \text{ L}} = 0.0030 \text{ M}$$



$$C_{HCl} = 0.0030 \text{ M} = [H_3O^+]$$

$$pH = -\log(0.0030) = 2.5$$

Soluzioni tampone

Cosa succede se a questa soluzione viene aggiunto 1.0 mL di una soluzione 0.30 M di NaOH?

$$n_{NH_3} = 0.0050 \text{ mol} \quad n_{NH_4^+} = 0.010 \text{ mol} \quad V = 100 \text{ mL} \quad \text{pH} = 9.0$$

$$n_{NaOH} = C_{NaOH} \cdot V_{NaOH} = (0.30 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.0010 \text{ L}) = 0.00030 \text{ mol}$$

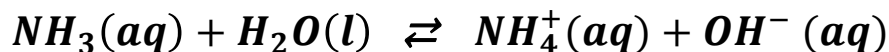
Soluzioni tampone

Cosa succede se a questa soluzione viene aggiunto 1.0 mL di una soluzione 0.30 M di NaOH?

$$n_{NH_3} = 0.0050 \text{ mol} \quad n_{NH_4^+} = 0.010 \text{ mol} \quad V = 100 \text{ mL} \quad pH = 9.0$$

$$n_{NaOH} = C_{NaOH} \cdot V_{NaOH} = (0.30 \text{ mol} \cdot L^{-1})(0.0010 \text{ L}) = 0.00030 \text{ mol}$$

	$NaOH(aq)$	$+NH_4Cl(aq)$	$\rightarrow NH_3(aq)$	$+NaCl(aq)$	$+H_2O(l)$
Inizio	0.00030 mol	0.010 mol	0.005 mol		/
Durante	-0.00030 mol	-0.00030 mol	+0.00030 mol		/
Fine	0.0 mol	0.0097 mol	0.0053 mol		/



$$C_{NH_3} = \frac{n_{NH_3}}{V} = \frac{0.0053 \text{ mol}}{0.100 + 0.0010 \text{ L}} = 0.052 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$C_{NH_4^+} = \frac{n_{NH_4^+}}{V} = \frac{0.0097 \text{ mol}}{0.100 + 0.0010 \text{ L}} = 0.096 \text{ M}$$

$$[OH^-] = K_b \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 1.8 \cdot 10^{-5} \frac{0.052 \text{ M}}{0.096 \text{ M}} = 9.7 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

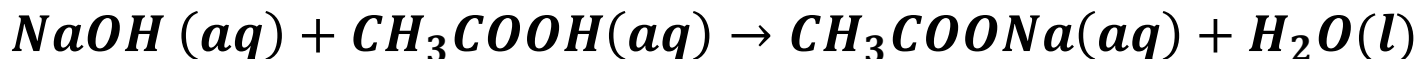
$$pOH = -\log(8.1 \cdot 10^{-6}) = 5.0 \quad pH = 14 - 5.0 = 9.0$$

Soluzioni tampone

3c. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 mL di NaOH 0.20 M con 50 mL di CH₃COOH 0.30 M. $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$

Soluzioni tampone

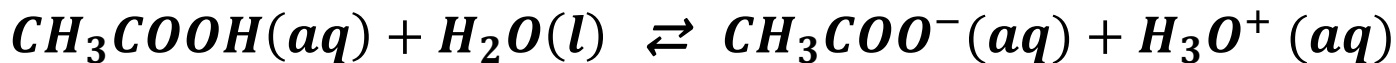
3c. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 mL di NaOH 0.20 M con 50 mL di CH₃COOH 0.30 M. $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$



$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{HCl}} = (0.20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.010 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V_{\text{NH}_3} = (0.30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.015 \text{ mol}$$

	$\text{NaOH}(aq)$	$+\text{CH}_3\text{COOH}(aq) \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}(aq)$	$+\text{H}_2\text{O}(l)$
Inizio	0.010 mol	0.015 mol	0.0 mol
Durante	-0.010 mol	-0.010 mol	+0.010 mol
Fine	0.0 mol	0.0050 mol	0.010 mol

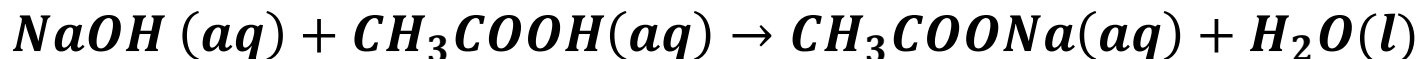


Sono presenti contemporaneamente l'acido e la sua base coniugata

Abbiamo una soluzione tampone

Soluzioni tampone

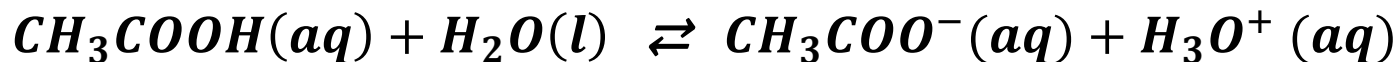
3c. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 mL di NaOH 0.20 M con 50 mL di CH₃COOH 0.30 M. $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$



$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{HCl}} = (0.20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.010 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V_{\text{NH}_3} = (0.30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.015 \text{ mol}$$

	$\text{NaOH} (aq)$	$+\text{CH}_3\text{COOH} (aq)$	$\rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} (aq)$	$+\text{H}_2\text{O} (l)$
Inizio	0.010 mol	0.015 mol		0.0 mol
Durante	-0.010 mol	-0.010 mol		+0.010 mol
Fine	0.0 mol	0.0050 mol		0.010 mol

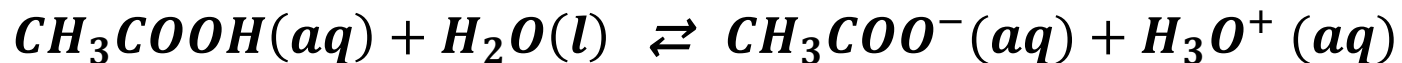


$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{V} = \frac{0.0050 \text{ mol}}{0.050 + 0.050 \text{ L}} = 0.050 \text{ M}$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{V} = \frac{0.010 \text{ mol}}{0.050 + 0.050 \text{ L}} = 0.10 \text{ M}$$

Soluzioni tampone

3c. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 mL di NaOH 0.20 M con 50 mL di CH₃COOH 0.30 M. $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$



$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0.050 \text{ M}$$

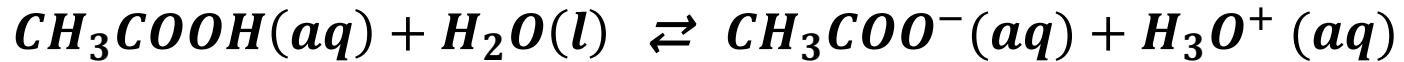
$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 0.10 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1.8 \cdot 10^{-5} \frac{0.050 \text{ M}}{0.10 \text{ M}} = 9.0 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(9.0 \cdot 10^{-6}) = 5.0$$

Soluzioni tampone



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

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

Se $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COOH}]$

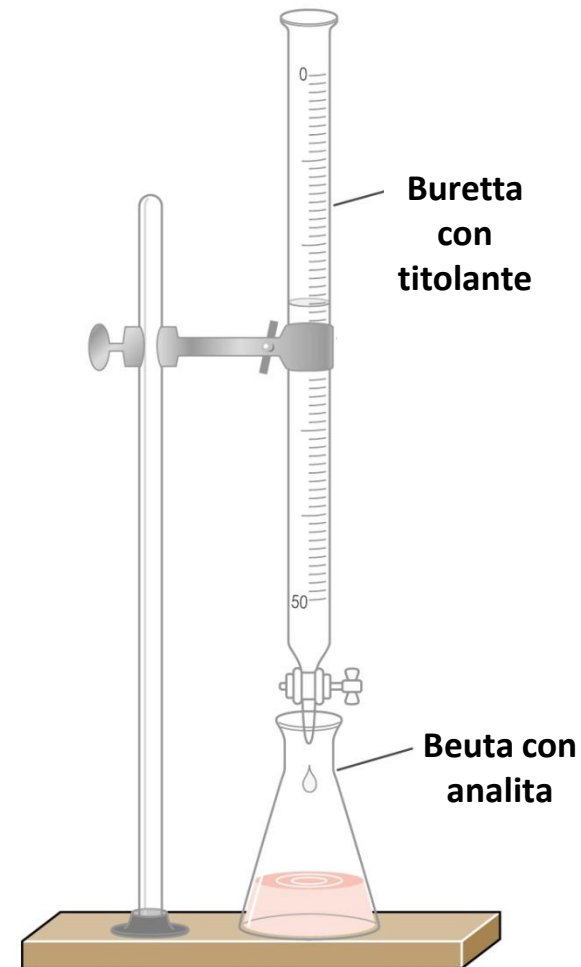
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a$$

$$\mathbf{pH = pKa}$$

Titolazioni acido-base

Titolazioni acido-base

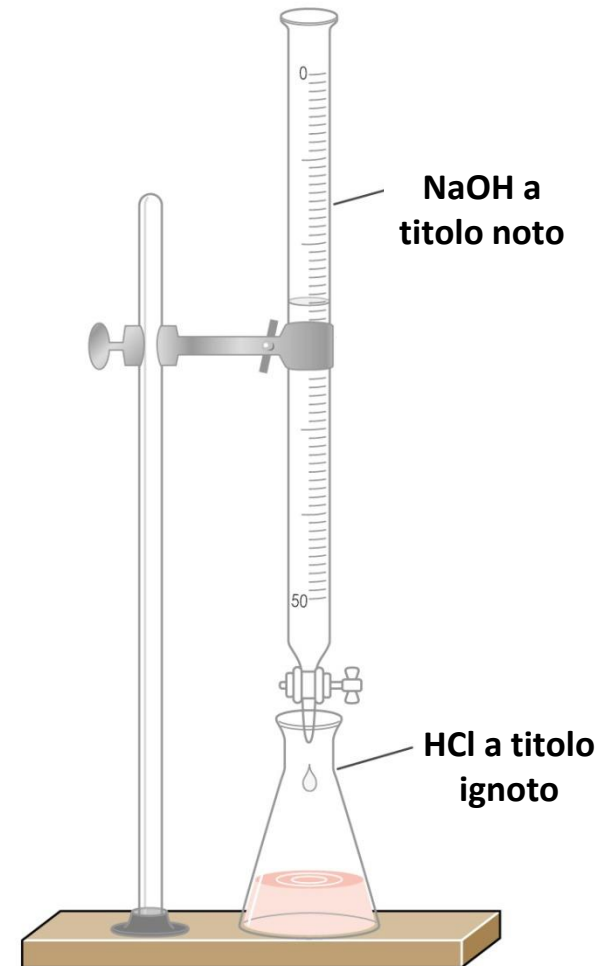
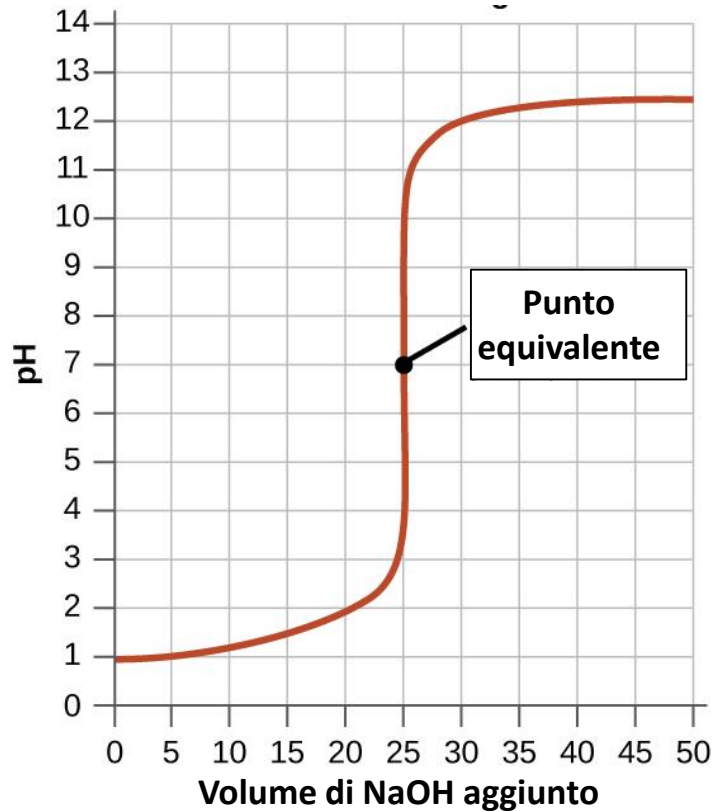
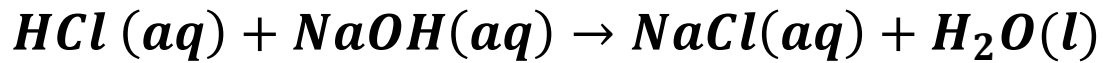
- Vengono impiegate per determinare la concentrazione incognita (**titolo**) di un acido o una base in soluzione (**analita**).
- Si fa impiego di un acido o una base a concentrazione nota (**titolante**).
- Consistono nell'aggiunta progressiva del titolante all'analita finchè il numero di moli di analita aggiunte non coincide col numero di moli di titolante (**punto equivalente**).
- Al punto equivalente la soluzione avrà un certo pH (**pH del punto equivalente**) che verrà rilevato da un **indicatore**.
- Si misura la quantità di titolante necessaria per raggiungere il punto equivalente.



Titolazioni acido forte-base forte

Titolazioni acido forte – base forte

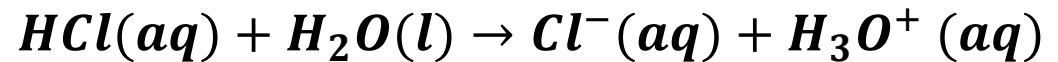
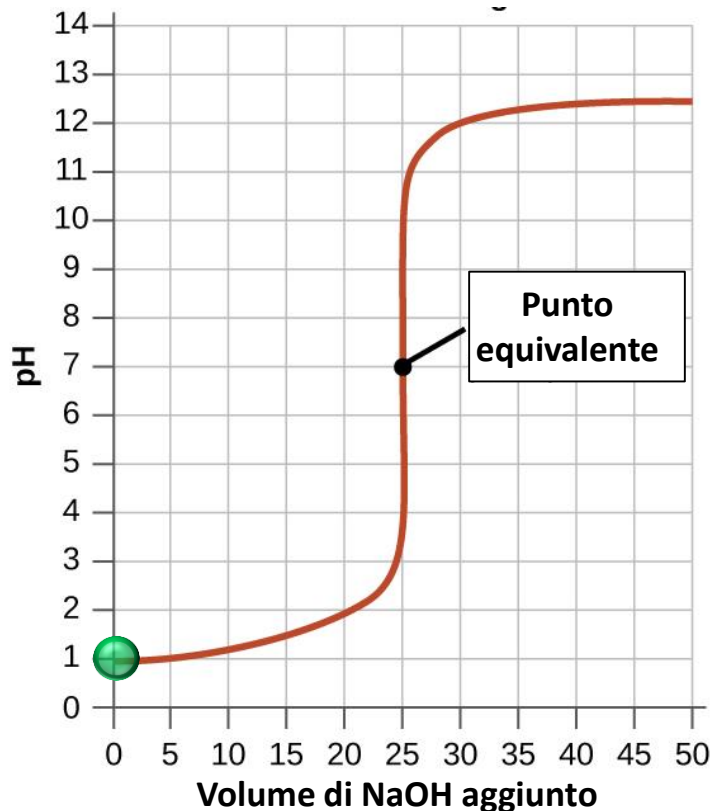
- Analita: HCl 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M



Titolazioni acido forte – base forte

- Analita: HCl 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Prima che la titolazione inizi: ho solo HCl in soluzione



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0.10 \text{ M}$$

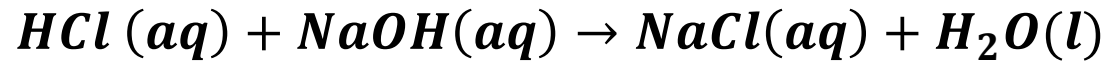
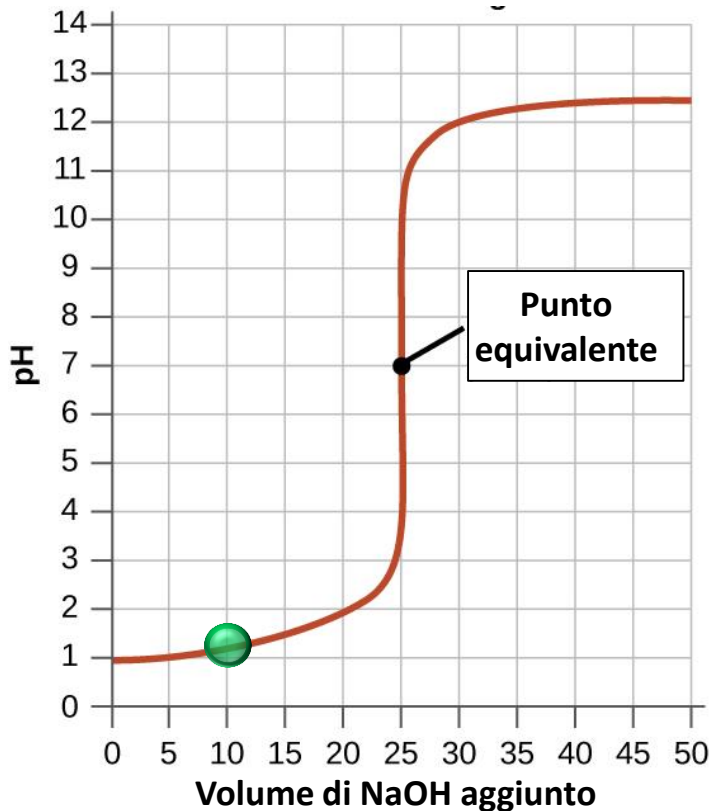
$$\text{pH} = -\log(0.10) = 1.0$$

$$n_{\text{HCl}} = C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = (0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.025 \text{ L}) = 0.0025 \text{ mol}$$

Titolazioni acido forte – base forte

- Analita: HCl 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

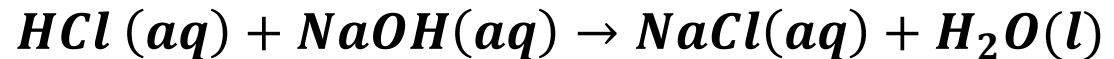
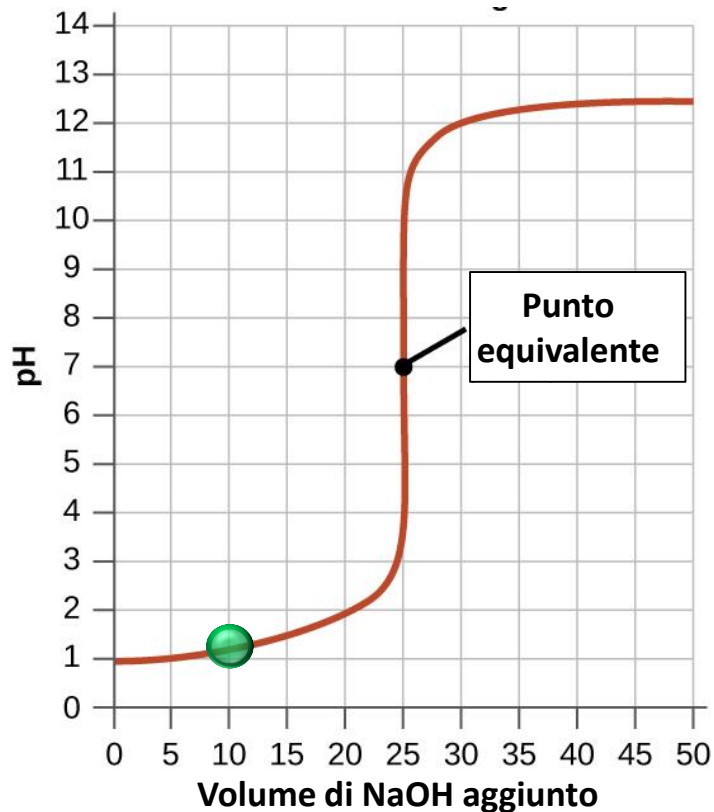
Dopo aver aggiunto 10 mL di NaOH: una parte dell'HCl ha reagito



Titolazioni acido forte – base forte

- Analita: HCl 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 10 mL di NaOH: una parte dell'HCl ha reagito



$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = (0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.010 \text{ L}) = 0.0010 \text{ mol}$$

	$\text{HCl}(\text{aq})$	$+\text{NaOH}(\text{aq})$	$\rightarrow \text{NaCl}(\text{aq})$	$+\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Inizio	0.0025 mol	0.0010 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0010 mol	-0.0010 mol	+0.0010 mol	/
Fine	0.0015 mol	0.0 mol	0.0010 mol	/

$$C_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = \frac{0.0015 \text{ mol}}{0.025 + 0.010 \text{ L}} = 0.043 \text{ M}$$

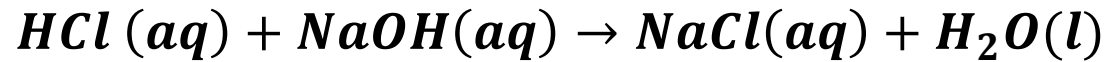
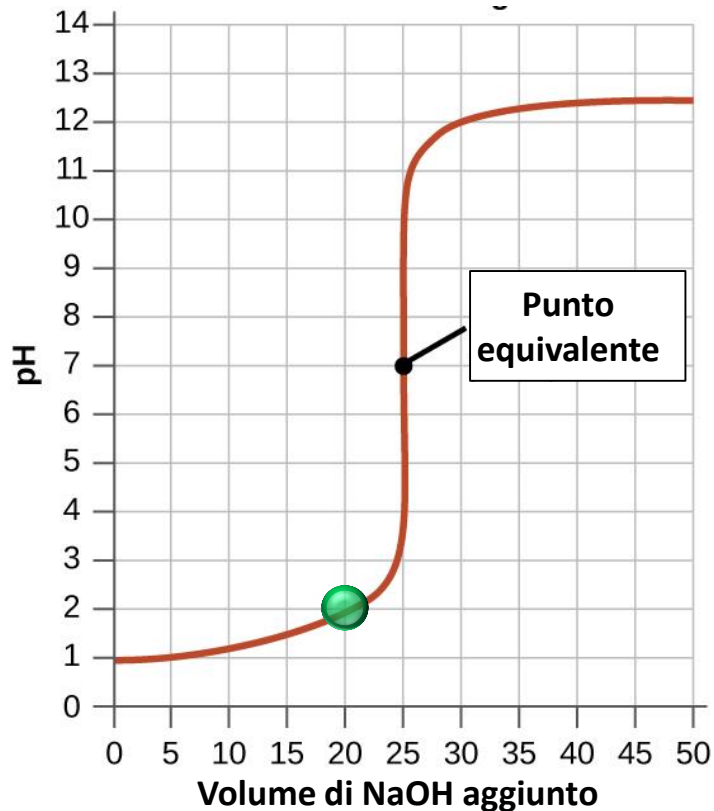
$$\text{pH} = -\log(0.043) = 1.4$$

Il pH aumenta lievemente

Titolazioni acido forte – base forte

- Analita: HCl 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

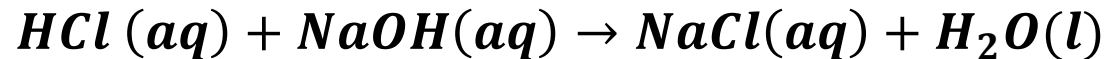
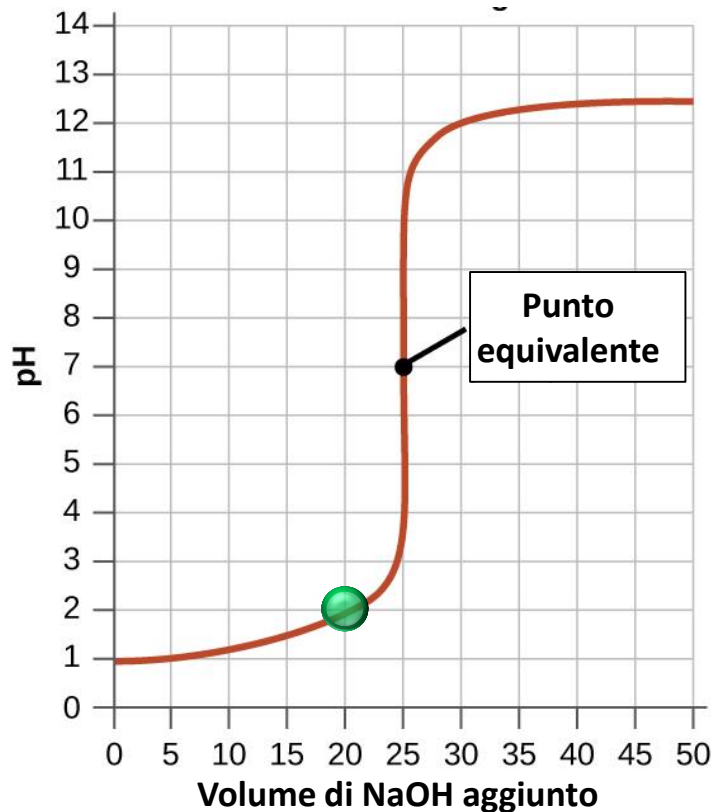
Dopo aver aggiunto 20 mL di NaOH: altro HCl ha reagito



Titolazioni acido forte – base forte

- Analita: HCl 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 20 mL di NaOH: altro HCl ha reagito



$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = (0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.020 \text{ L}) = 0.0020 \text{ mol}$$

	$\text{HCl}(\text{aq})$	$+\text{NaOH}(\text{aq})$	$\rightarrow \text{NaCl}(\text{aq})$	$+\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Inizio	0.0025 mol	0.0020 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0020 mol	-0.0020 mol	+0.0020 mol	/
Fine	0.00050 mol	0.0 mol	0.0024 mol	/

$$C_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = \frac{0.00050 \text{ mol}}{0.025 + 0.020 \text{ L}} = 0.011 \text{ M}$$

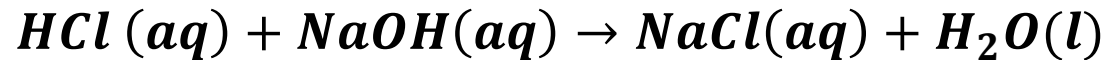
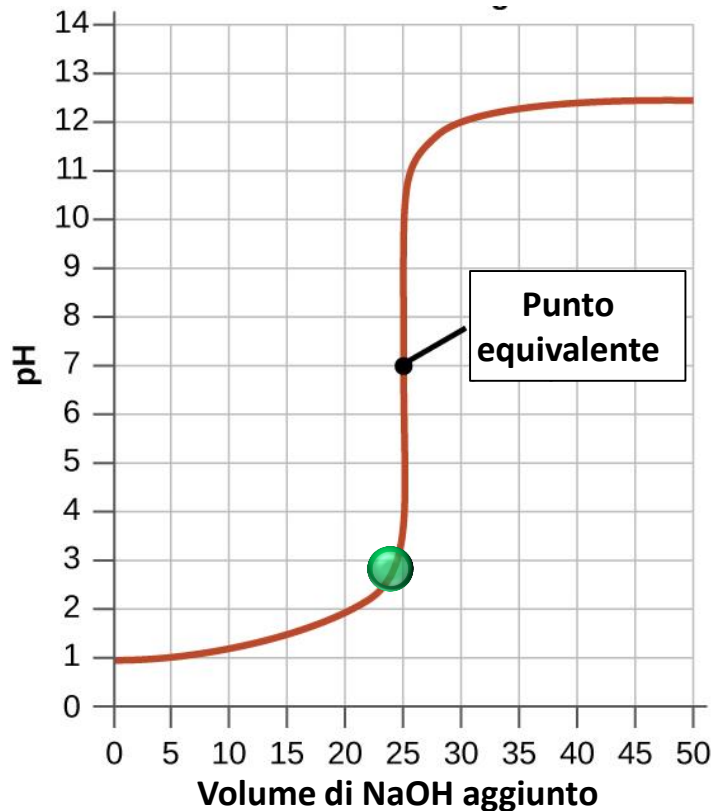
$$\text{pH} = -\log(0.011) = 1.9$$

Il pH aumenta ancora

Titolazioni acido forte – base forte

- Analita: HCl 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

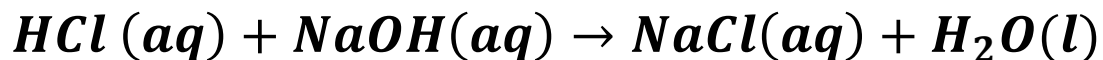
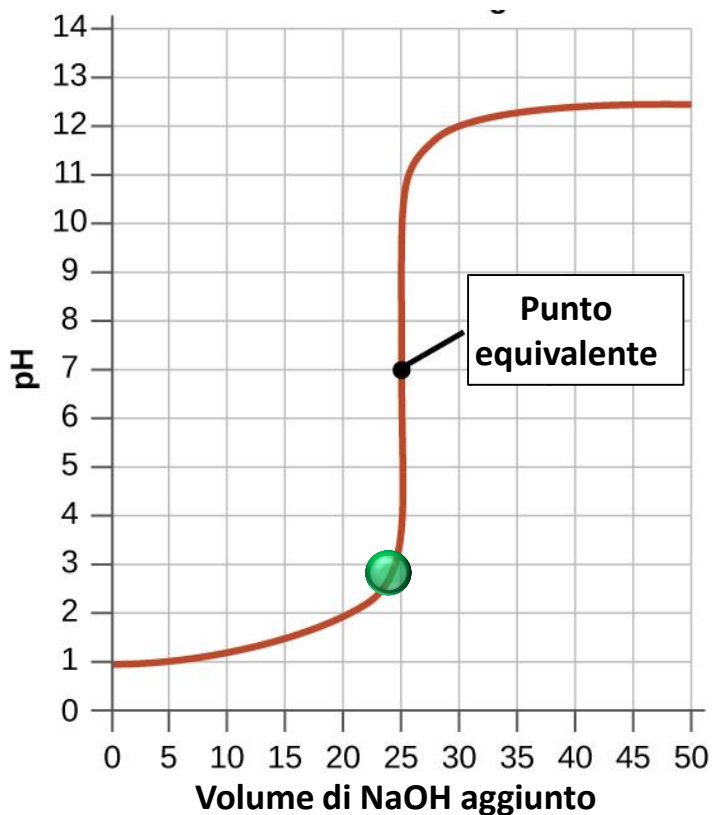
Dopo aver aggiunto 24 mL di NaOH: l'HCl ha reagito quasi del tutto



Titolazioni acido forte – base forte

- Analita: HCl 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 24 mL di NaOH: l'HCl ha reagito quasi del tutto



$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = (0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.024 \text{ L}) = 0.0024 \text{ mol}$$

	<i>HCl(aq)</i>	<i>+NaOH(aq)</i>	<i>→ NaCl(aq)</i>	<i>+H₂O(l)</i>
Inizio	0.0025 mol	0.0024 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0024 mol	-0.0024 mol	+0.0024 mol	/
Fine	0.00010 mol	0.0 mol	0.0024 mol	/

$$C_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = \frac{0.00010 \text{ mol}}{0.025 + 0.024 \text{ L}} = 0.0020 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(0.0020) = 2.7$$

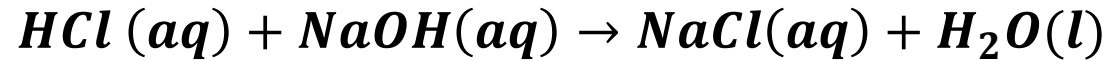
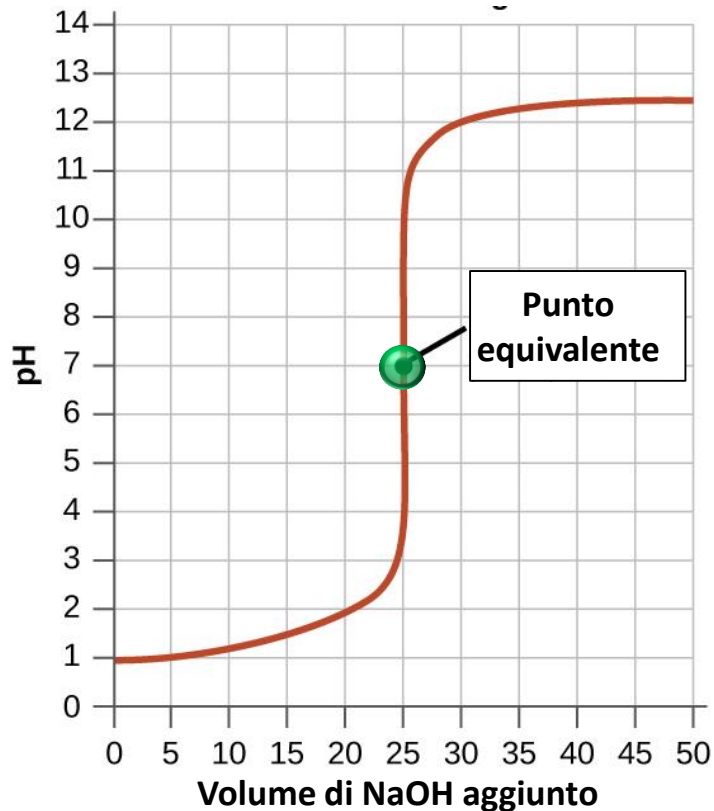
Il pH aumenta ancora

Titolazioni acido forte – base forte

- Analita: HCl 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 25 mL di NaOH: l'HCl ha reagito completamente

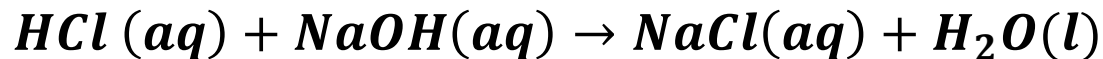
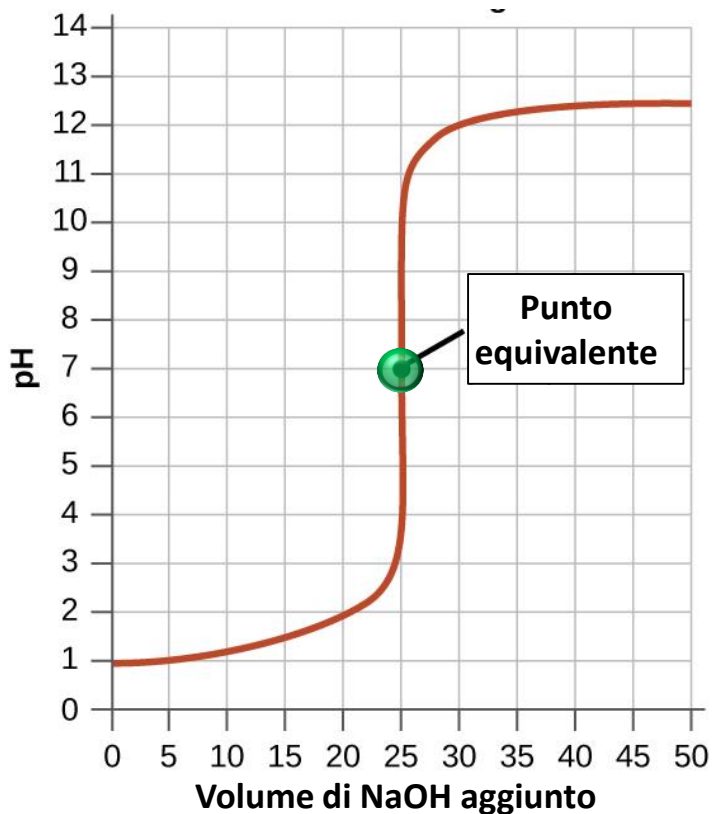
Punto equivalente: le moli aggiunte di NaOH coincidono con le moli iniziali di HCl



Titolazioni acido forte – base forte

- Analita: HCl 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 25 mL di NaOH: l'HCl ha reagito completamente
Punto equivalente: le moli aggiunte di NaOH coincidono con le moli iniziali di HCl



$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = (0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.025 \text{ L}) = 0.0025 \text{ mol}$$

	<i>HCl(aq)</i>	<i>+NaOH(aq)</i>	<i>→ NaCl(aq)</i>	<i>+H₂O(l)</i>
Inizio	0.0025 mol	0.0025 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0025 mol	-0.0025 mol	+0.0025 mol	/
Fine	0.0 mol	0.0 mol	0.0025 mol	/

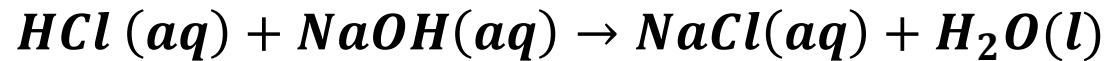
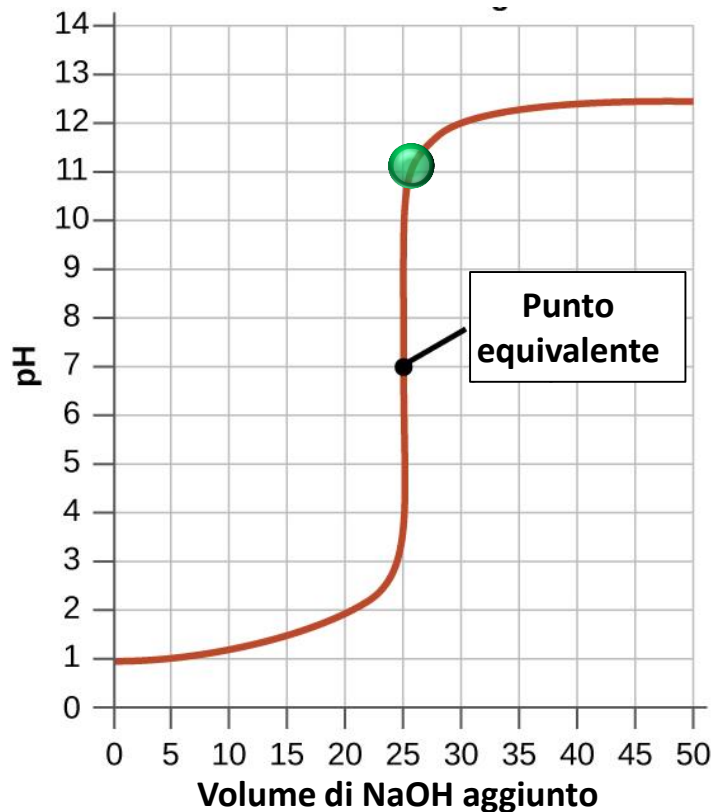
Non rimangono né HCl né NaOH
Il pH si solleva bruscamente fino a 7

$$\text{pH} = 7.0$$

Titolazioni acido forte – base forte

- Analita: HCl 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

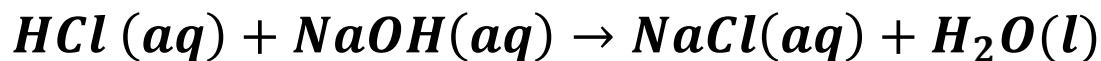
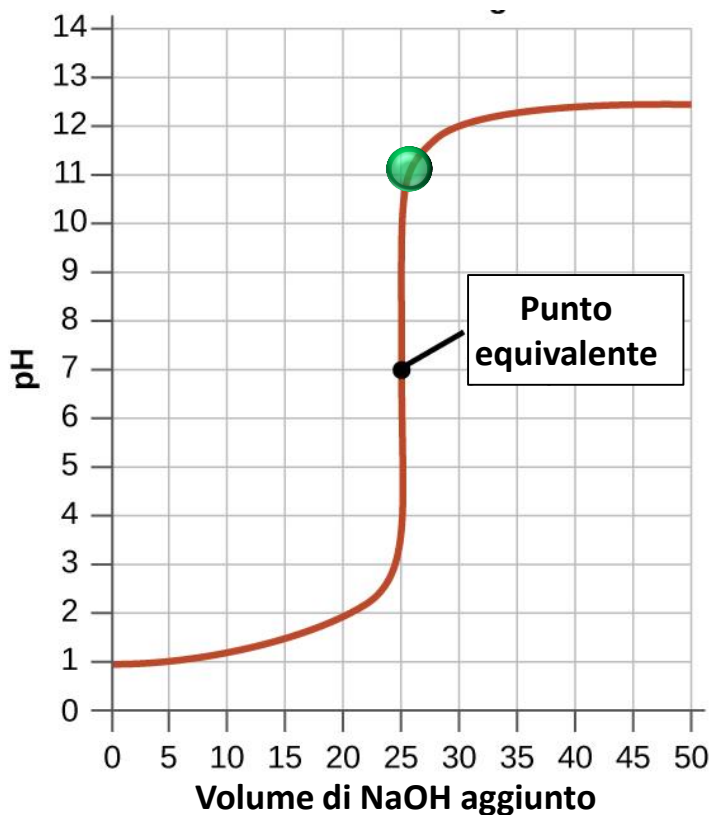
Dopo aver aggiunto 26 mL di NaOH: c'è NaOH in eccesso
Siamo oltre il punto equivalente



Titolazioni acido forte – base forte

- Analita: HCl 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 26 mL di NaOH: c'è NaOH in eccesso
Siamo oltre il punto equivalente



$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = (0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.026 \text{ L}) = 0.0026 \text{ mol}$$

	$\text{HCl} (aq)$	$+\text{NaOH} (aq)$	$\rightarrow \text{NaCl} (aq)$	$+\text{H}_2\text{O} (l)$
Inizio	0.0025 mol	0.0026 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0025 mol	-0.0025 mol	+0.0025 mol	/
Fine	0.0 mol	0.00010 mol	0.0025 mol	/

$$C_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} = \frac{0.00010 \text{ mol}}{0.025 + 0.026 \text{ L}} = 0.0020 \text{ M}$$

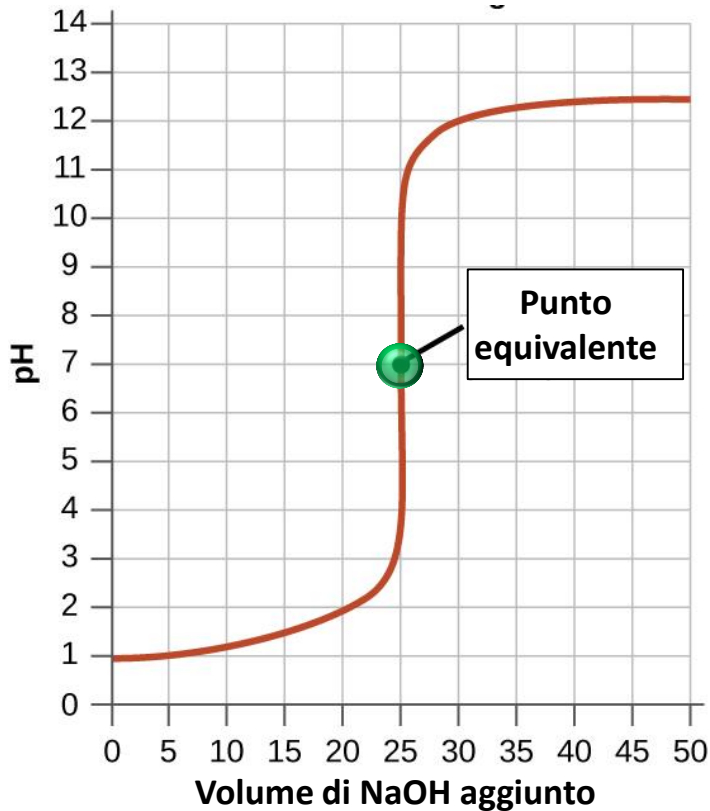
$$pOH = -\log(0.0020) = 2.7$$

$$pH = 14 - 2.7 = 11$$

Il pH diventa basico

Titolazioni acido forte – base forte

- Analita: HCl 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M



**Nel corso della titolazione,
occorre individuare il punto
equivalente**

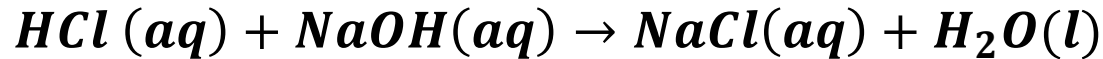
Sapendo quale volume (e quindi quante moli) di titolante è stato aggiunto, si potrà risalire a quante moli di analita erano presenti nel volume iniziale, e dunque alla sua concentrazione

Titolazioni acido forte – base forte

50.0 mL di una soluzione a concentrazione ignota di HCl vengono titolati con NaOH 0.10 M, e il punto equivalente si raggiunge dopo l'aggiunta di 22.0 mL della base. Qual è la concentrazione dell'acido?

Titolazioni acido forte – base forte

50.0 mL di una soluzione a concentrazione ignota di HCl vengono titolati con NaOH 0.10 M, e il punto equivalente si raggiunge dopo l'aggiunta di 22.0 mL della base. Qual è la concentrazione dell'acido?



$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = (0.010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.0220 \text{ L}) = 0.0022 \text{ mol}$$

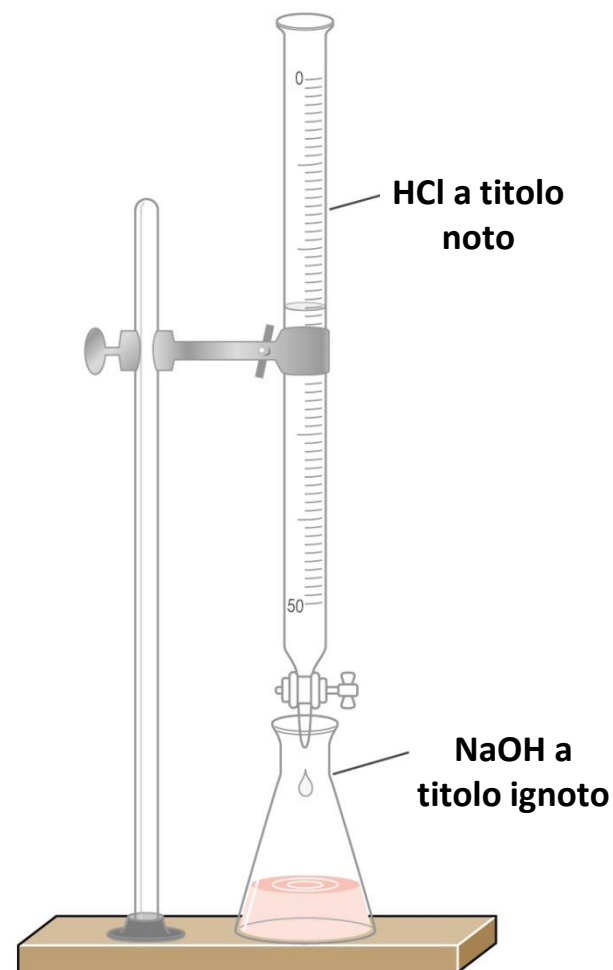
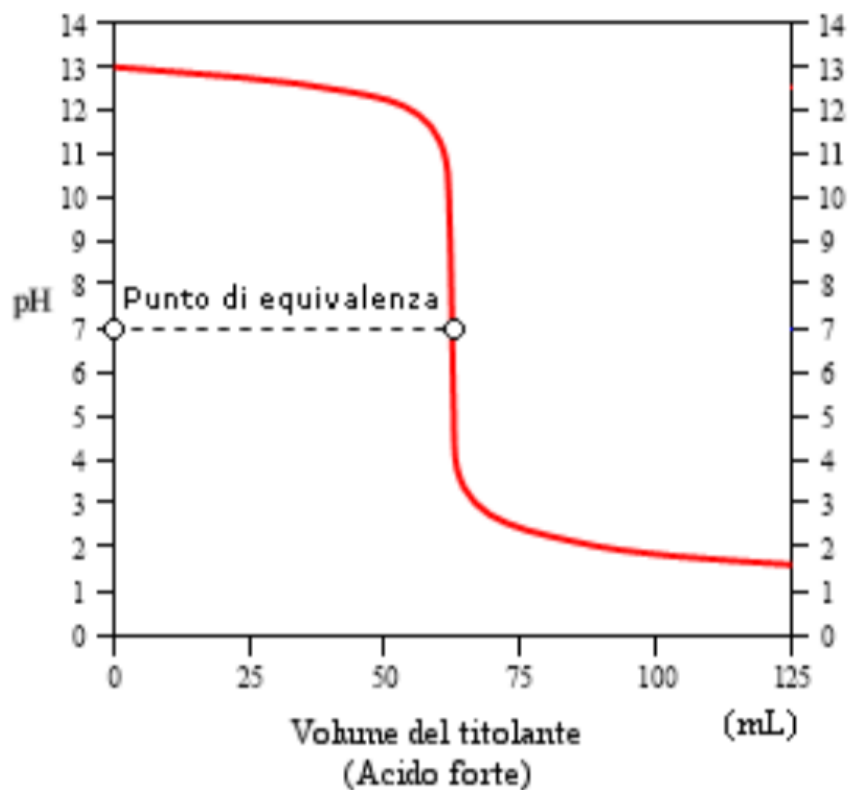
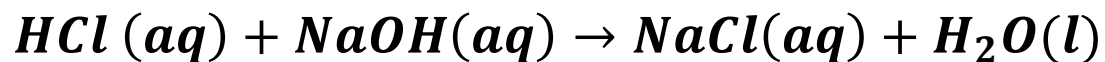
Punto equivalente: le moli aggiunte di NaOH coincidono con le moli iniziali di HCl

$$n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCl}} = 0.0022 \text{ mol}$$

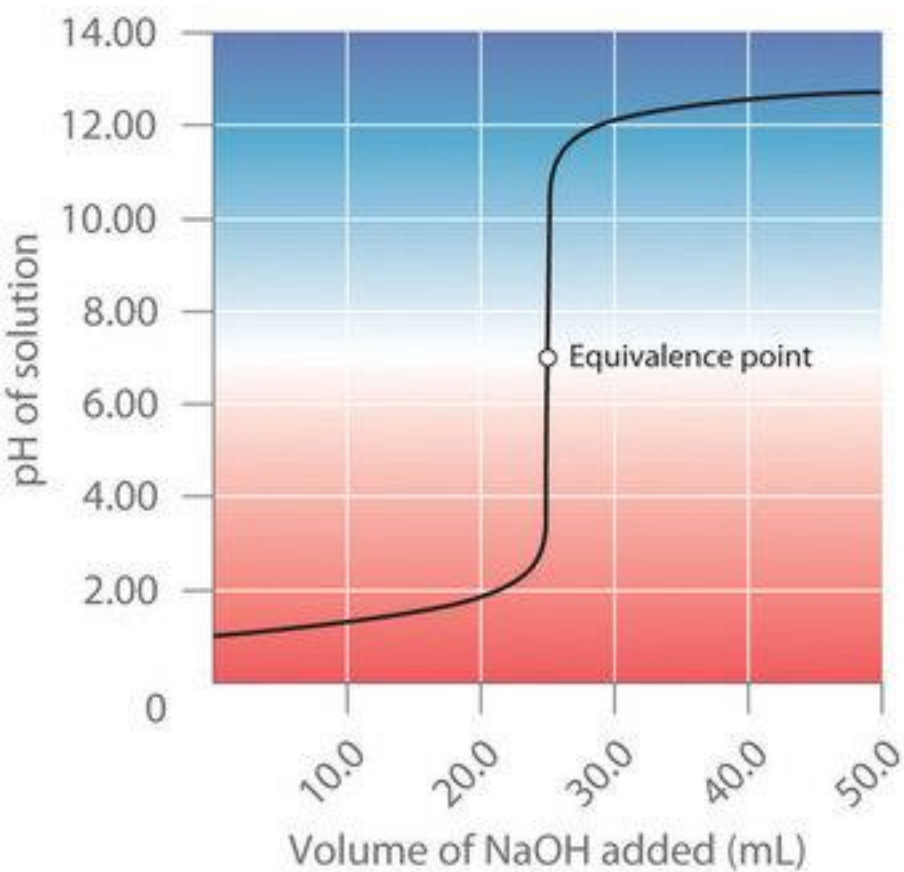
$$C_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = \frac{0.0022 \text{ mol}}{0.0500 \text{ L}} = \mathbf{0.044 \text{ M}}$$

Titolazioni acido forte – base forte

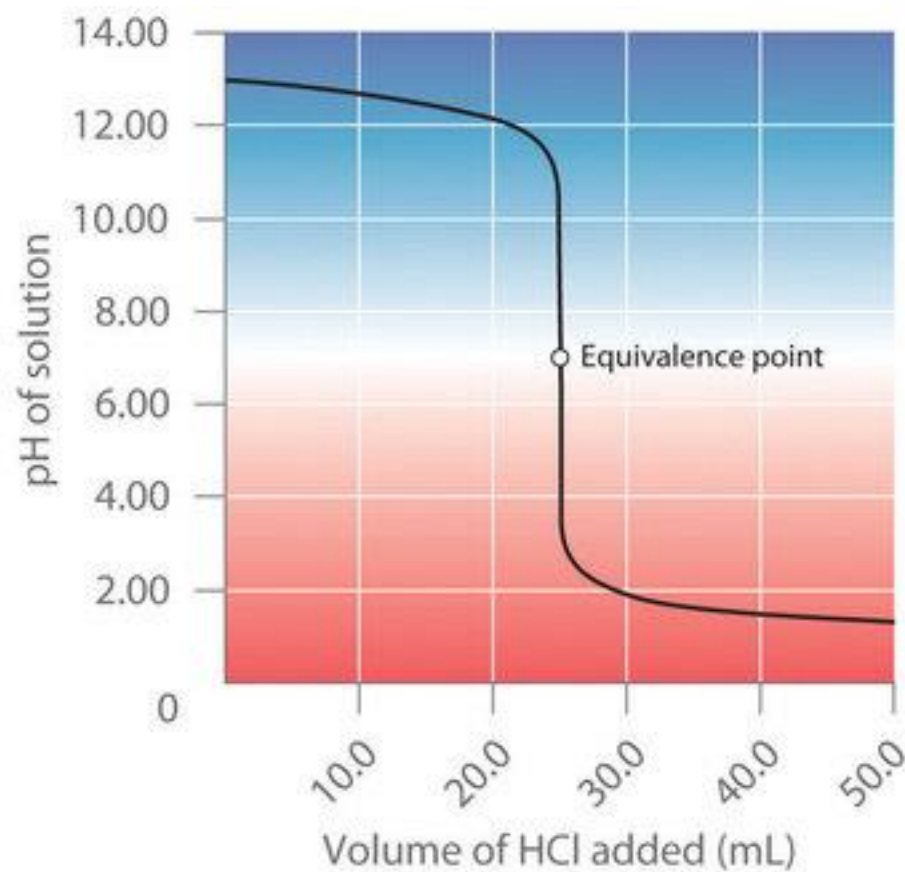
- Analita: NaOH
- Titolante: HCl



Titolazioni acido forte – base forte



(a) Strong acid titrated with strong base



(b) Strong base titrated with strong acid

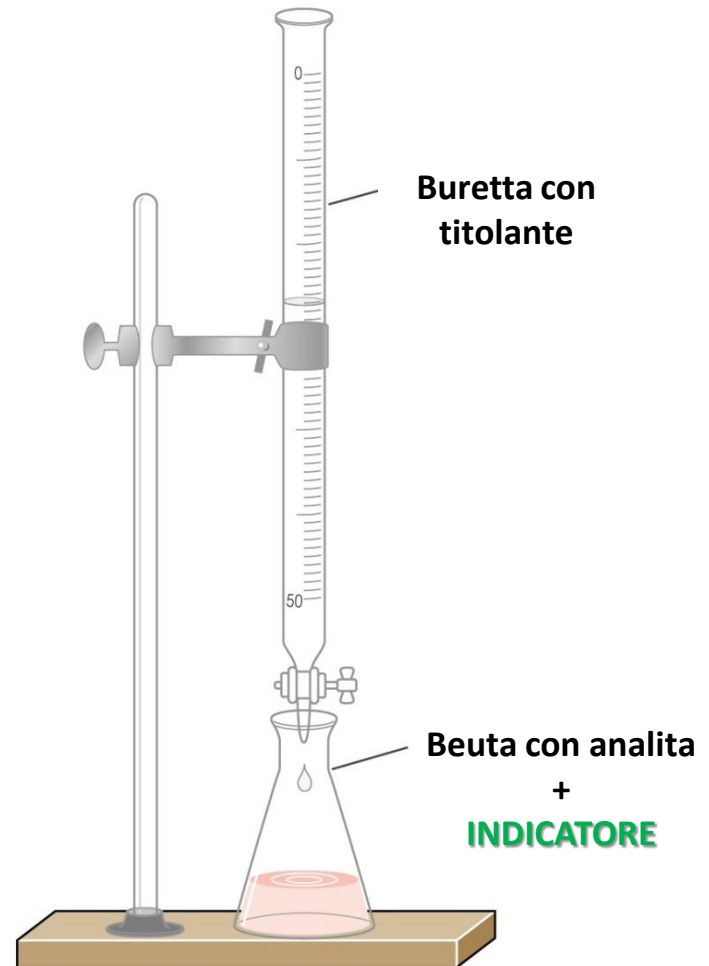
Indicatori di pH

Titolazioni acido – base

Come si individua il punto equivalente nel corso di una titolazione acido-base?



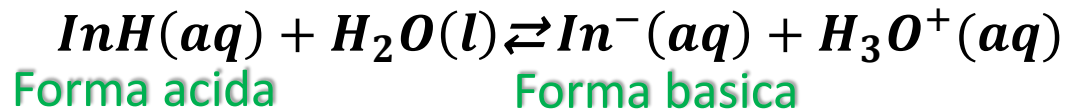
Indicatori di pH



Indicatori di pH

Sono composti che cambiano colore a seconda del pH

- Sono acidi deboli organici in grado di andare incontro a deprotonazione nell'ambito di reazioni acido-base
- Il colore dell'acido indissociato (**forma acida dell'indicatore**) è diverso da quello della sua base coniugata (**forma basica dell'indicatore**).

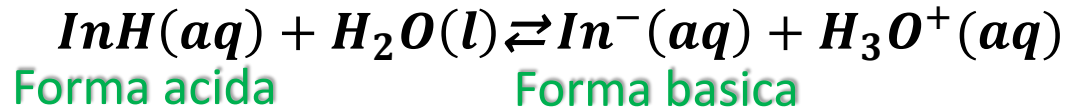


- Ogni indicatore avrà la sua costante di dissociazione acida

$$K_{In} = \frac{[\text{In}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{InH}]}$$

Indicatori di pH

Sono composti che cambiano colore a seconda del pH



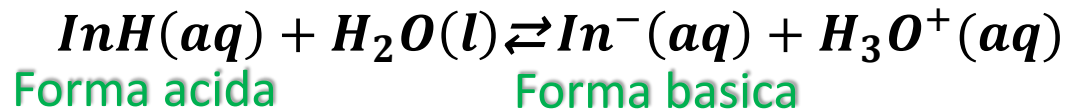
$$K_{In} = \frac{[\text{In}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{InH}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{[\text{InH}]}{[\text{In}^-]} \cdot K_{In}$$

$$pH = pK_{In} - \log \frac{[\text{InH}]}{[\text{In}^-]}$$

Indicatori di pH

Sono composti che cambiano colore a seconda del pH



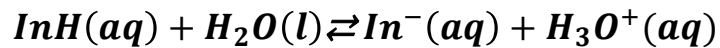
$$pH = pK_{In} - \log \frac{[\text{InH}]}{[\text{In}^-]}$$

$$\frac{[\text{InH}]}{[\text{In}^-]} \geq 10 \longrightarrow \text{Colore forma acida} \quad pH \leq pK_{In} - 1$$

$$\frac{[\text{InH}]}{[\text{In}^-]} = 1 \longrightarrow \text{Colore intermedio} \quad \boxed{pH = pK_{In}} \quad \text{Punto di viraggio o punto finale}$$

$$\frac{[\text{InH}]}{[\text{In}^-]} \leq 0.1 \longrightarrow \text{Colore forma basica} \quad pH \geq pK_{In} + 1$$

Indicatori di pH



$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{In}} - \log \frac{[\text{InH}]}{[\text{In}^-]}$$

$$\frac{[\text{InH}]}{[\text{In}^-]} \geq 10 \longrightarrow \text{Colore forma acida}$$

$\text{pH} \leq \text{pK}_{\text{In}} - 1$

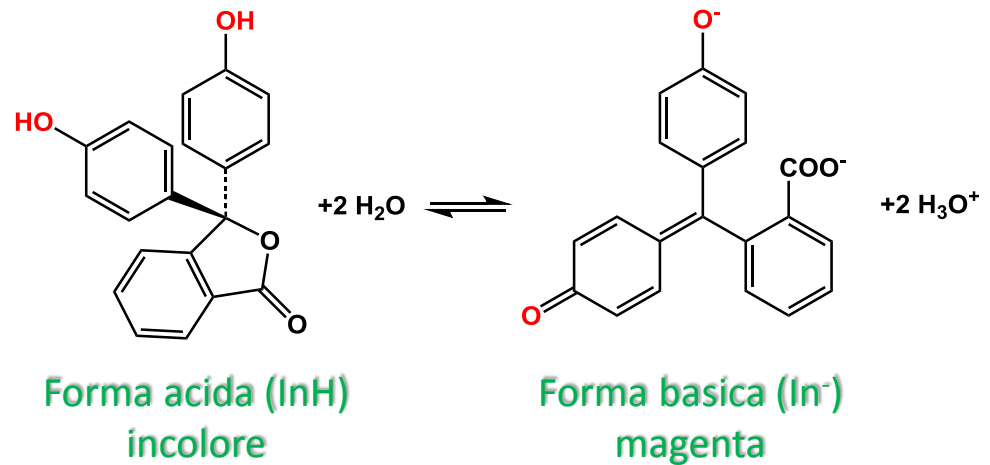
$$\frac{[\text{InH}]}{[\text{In}^-]} = 1 \longrightarrow \text{Colore intermedio}$$

$\text{pH} = \text{pK}_{\text{In}}$

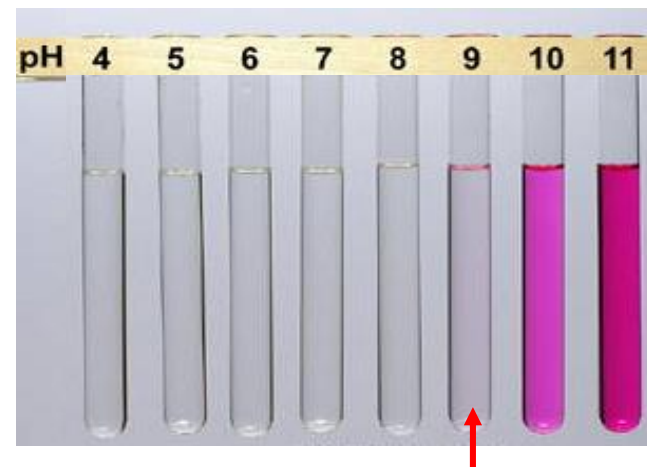
$$\frac{[\text{InH}]}{[\text{In}^-]} \leq 0.1 \longrightarrow \text{Colore forma basica}$$

$\text{pH} \geq \text{pK}_{\text{In}} + 1$

Fenolftaleina



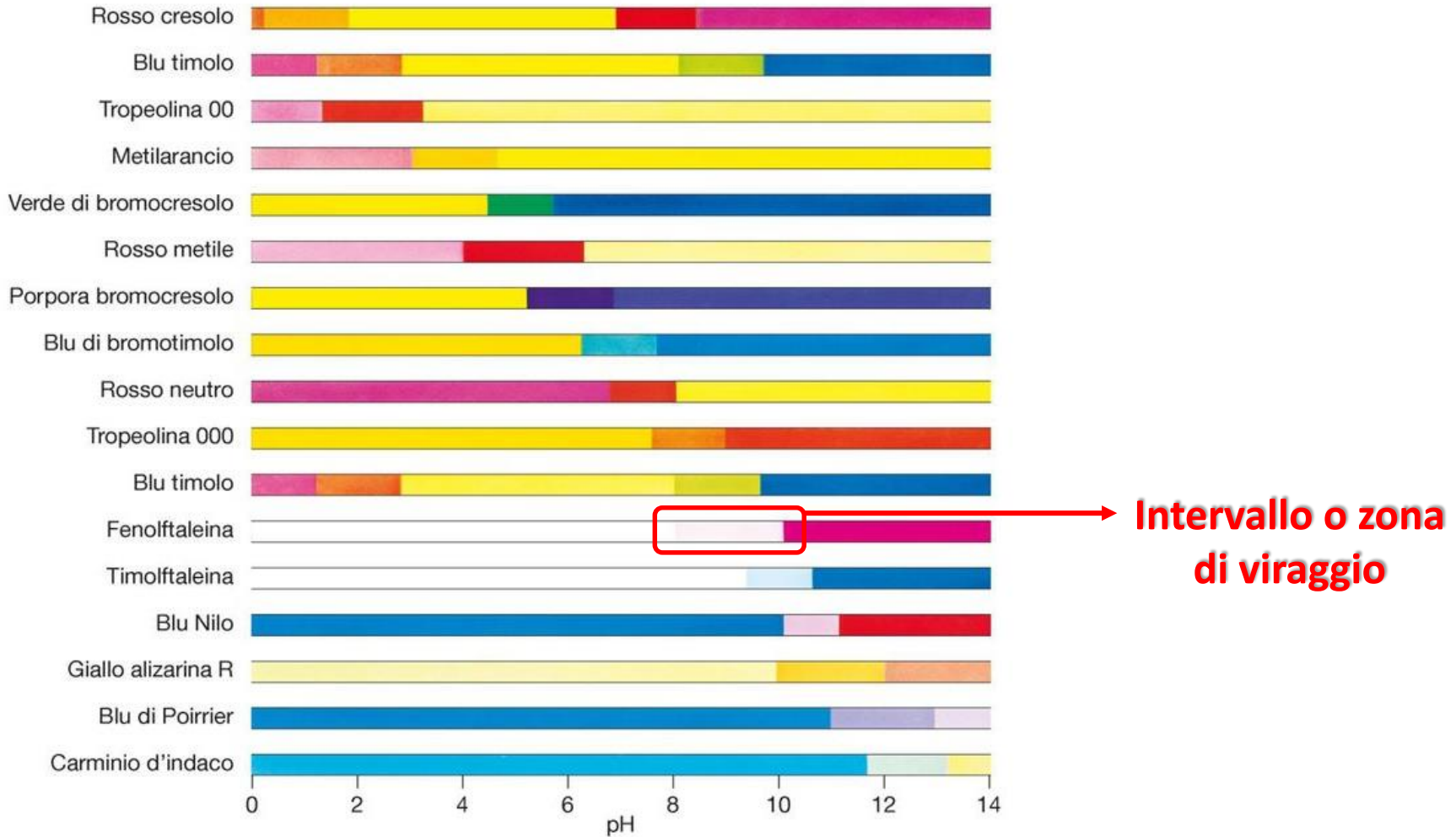
$$\text{pK}_{\text{In}} = 9.2$$



$\text{pH} \cong \text{pK}_{\text{ind}}$ Punto di viraggio

Indicatori di pH

GLI INDICATORI



Titolazioni acido – base

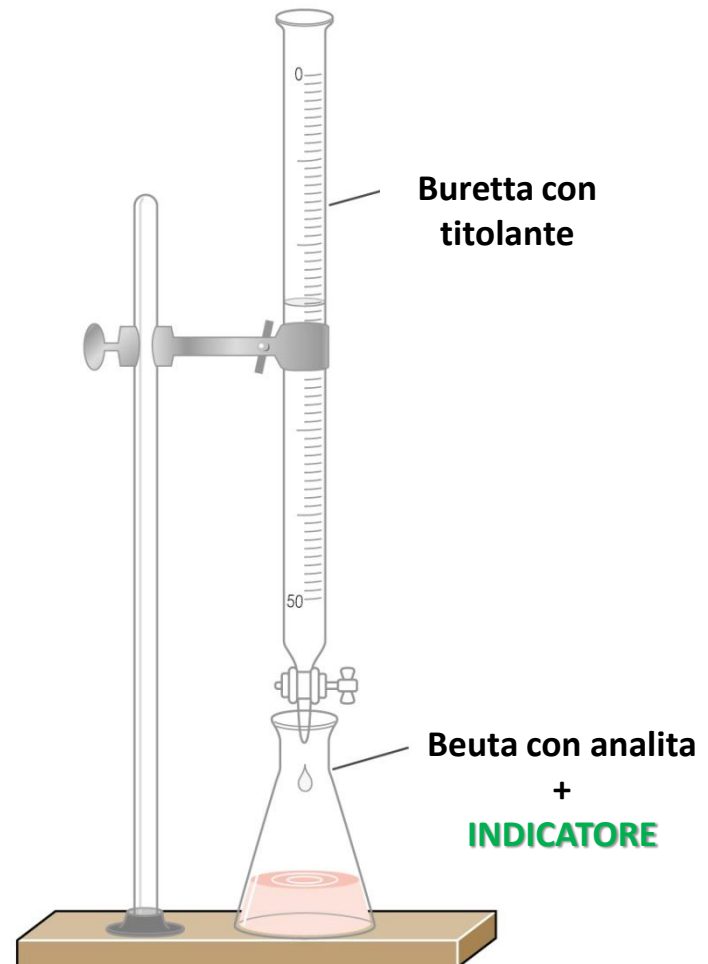
Come si individua il punto equivalente nel corso di una titolazione acido-base?



Indicatori di pH

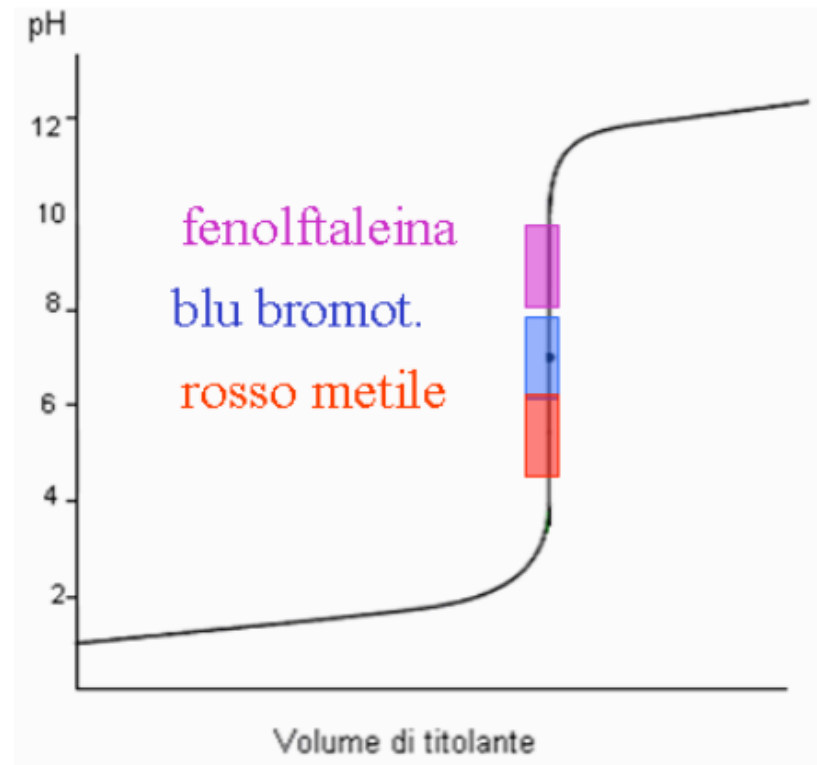


Il punto equivalente della titolazione deve ricadere nell'intervallo di viraggio dell'indicatore



Titolazioni acido-base

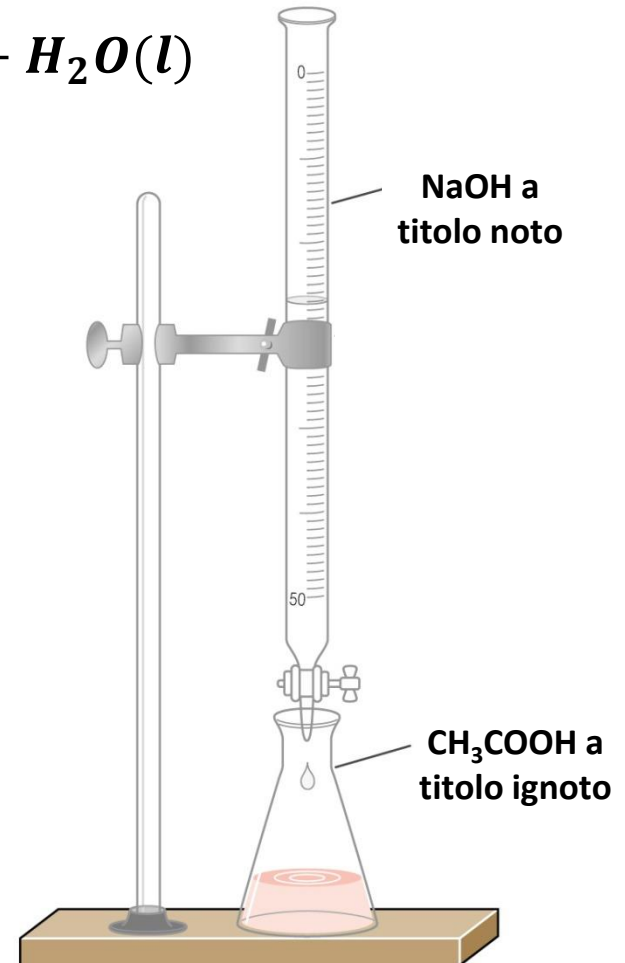
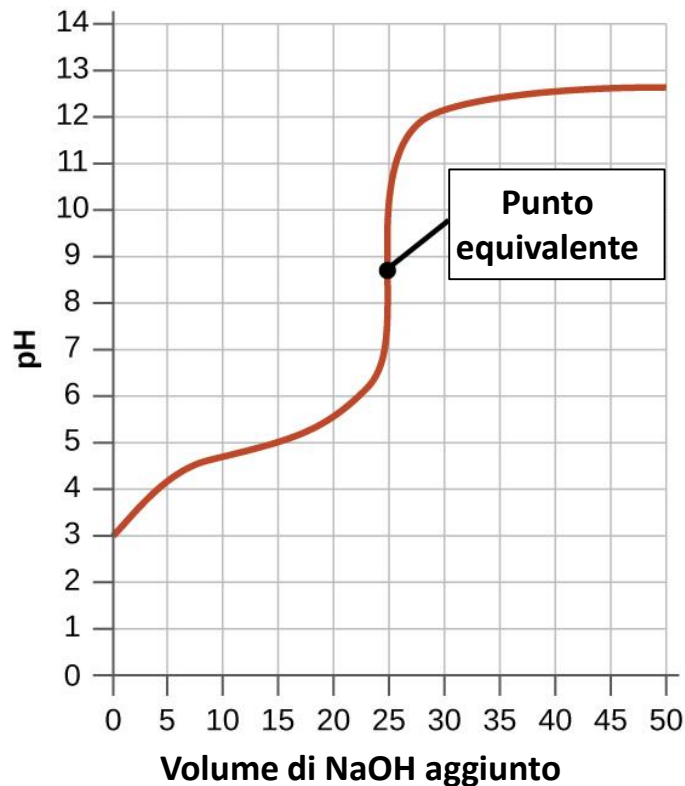
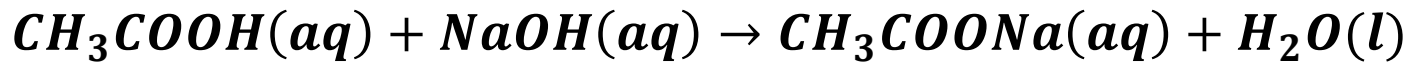
Acido forte-base forte



Titolazioni acido debole-base forte

Titolazioni acido debole – base forte

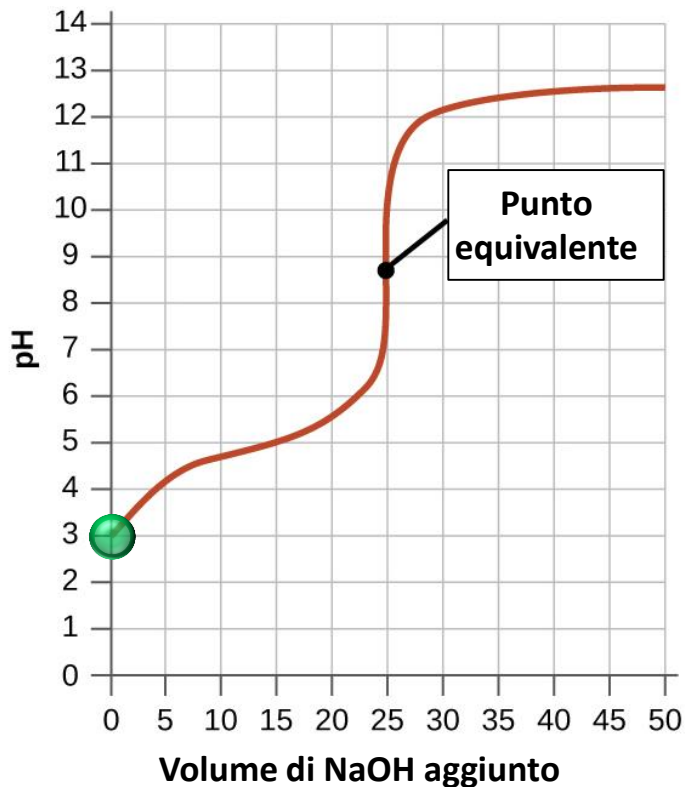
- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M



Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

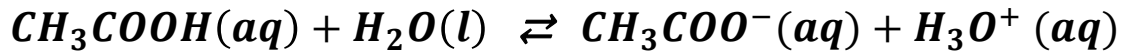
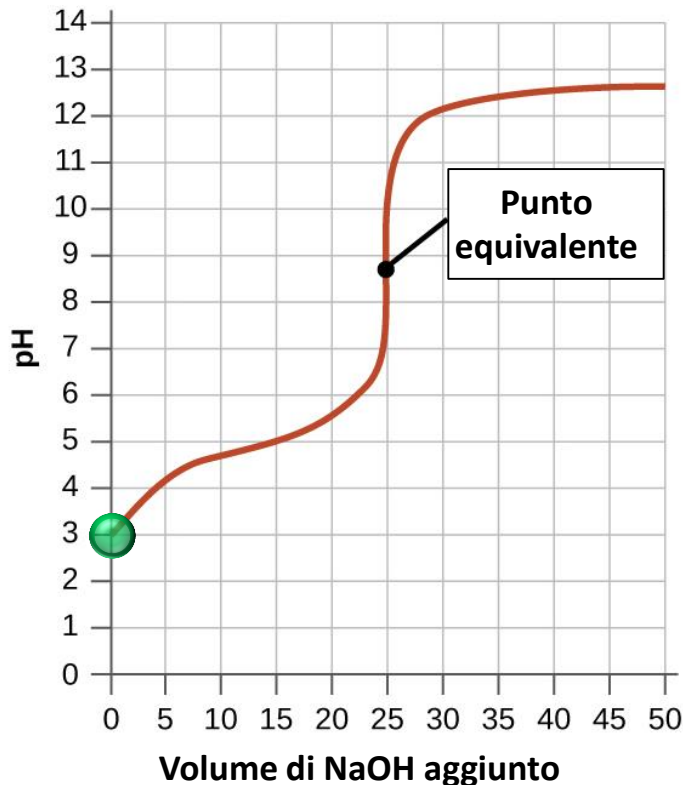
Prima che la titolazione inizi: ho solo CH_3COOH in soluzione



Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Prima che la titolazione inizi: ho solo CH_3COOH in soluzione



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{(1.8 \cdot 10^{-5})(0.10)} = 1.3 \cdot 10^{-3}$$

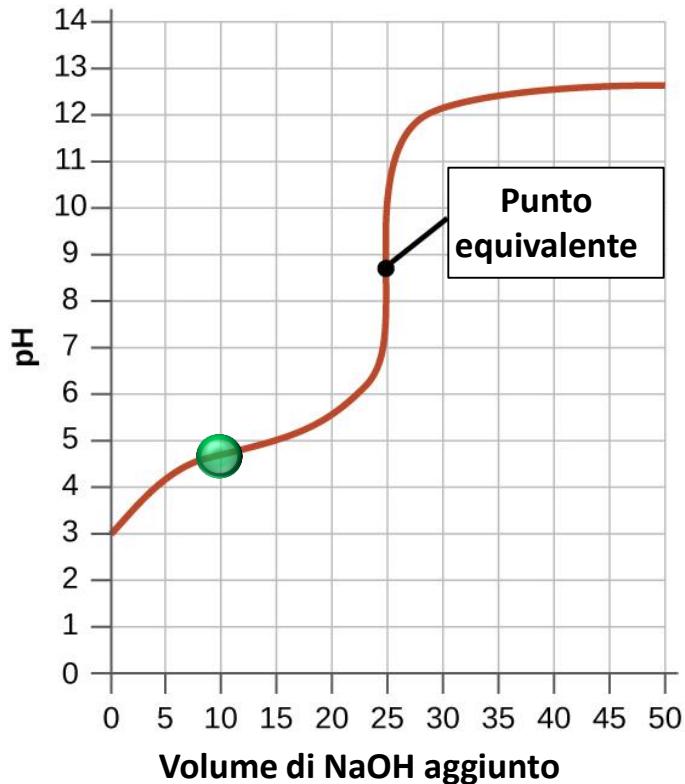
$$\text{pH} = -\log(1.3 \cdot 10^{-3}) = 2.9$$

$$\begin{aligned} n_{\text{CH}_3\text{COOH}} &= C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}} \\ &= (0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.025 \text{ L}) = 0.0025 \text{ mol} \end{aligned}$$

Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

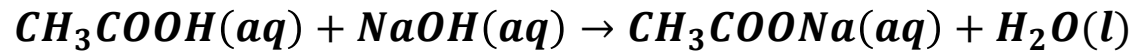
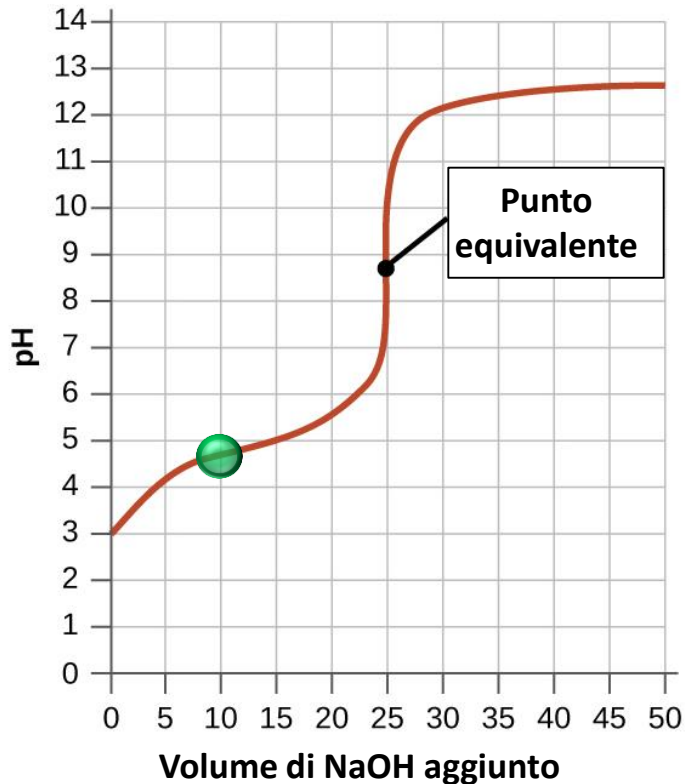
Dopo aver aggiunto 10 mL di NaOH : una parte del CH_3COOH ha reagito
Ho una soluzione tampone



Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 10 mL di NaOH: una parte del CH_3COOH ha reagito
Ho una soluzione tampone



$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = (0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.010 \text{ L}) = 0.0010 \text{ mol}$$

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq) + \text{NaOH}(aq) \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$			
Inizio	0.0025 mol	0.0010 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0010 mol	-0.0010 mol	+0.0010 mol	/
Fine	0.0015 mol	0.0 mol	0.0010 mol	/

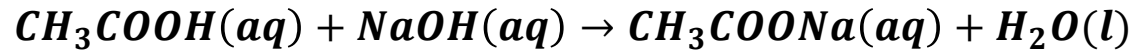
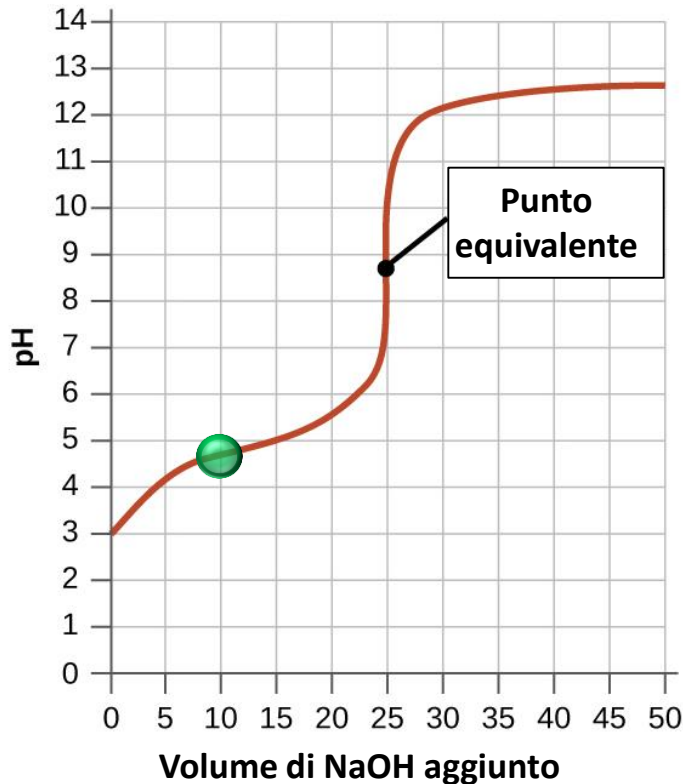
$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{V} = \frac{0.0015 \text{ mol}}{0.025 + 0.010 \text{ L}} = 0.043 \text{ M}$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{V} = \frac{0.0010 \text{ mol}}{0.025 + 0.010 \text{ L}} = 0.029 \text{ M}$$

Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 10 mL di NaOH: una parte del CH_3COOH ha reagito
Ho una soluzione tampone



	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq) + \text{NaOH}(aq) \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$			
Inizio	0.0025 mol	0.0010 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0010 mol	-0.0010 mol	+0.0010 mol	/
Fine	0.0015 mol	0.0 mol	0.0010 mol	/

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0.043 \text{ M}$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 0.029 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1.8 \cdot 10^{-5} \frac{0.043 \text{ M}}{0.029 \text{ M}} = 2.7 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

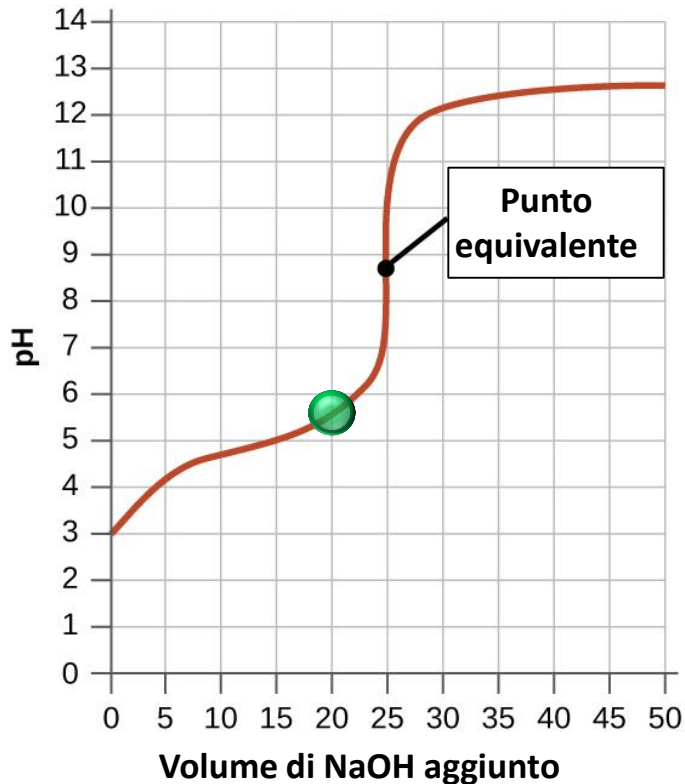
$$pOH = -\log(2.7 \cdot 10^{-5}) = 4.6$$

Il pH aumenta

Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

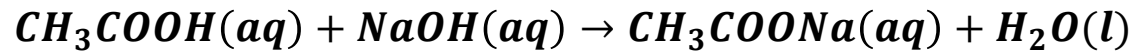
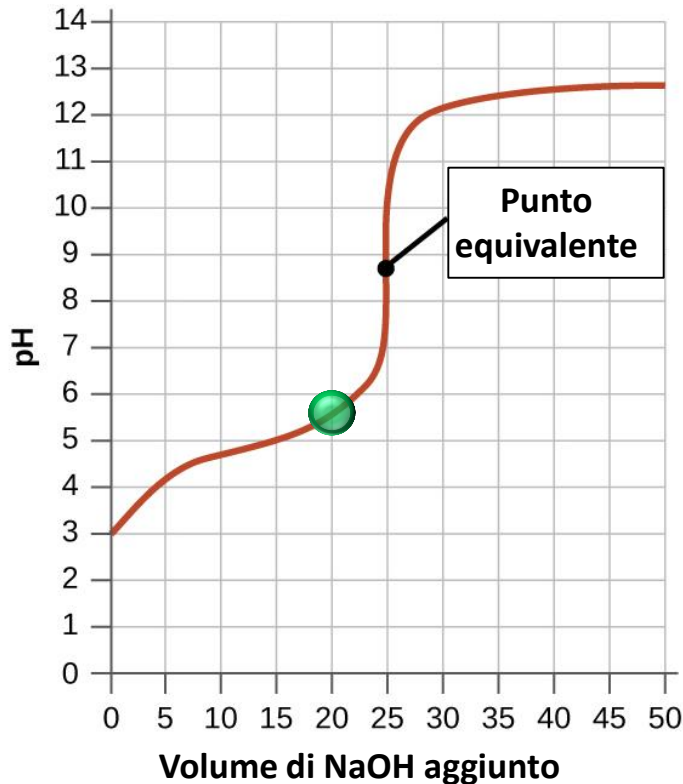
Dopo aver aggiunto 20 mL di NaOH : altro CH_3COOH ha reagito
Ho una soluzione tampone



Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 20 mL di NaOH : altro CH_3COOH ha reagito
Ho una soluzione tampone



$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = (0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.020 \text{ L}) = 0.0020 \text{ mol}$$

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq) + \text{NaOH}(aq) \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$			
Inizio	0.0025 mol	0.0020 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0020 mol	-0.0020 mol	+0.0020 mol	/
Fine	0.0005 mol	0.0 mol	0.0020 mol	/

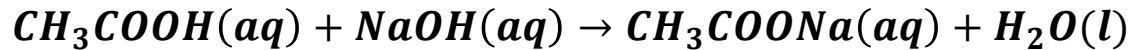
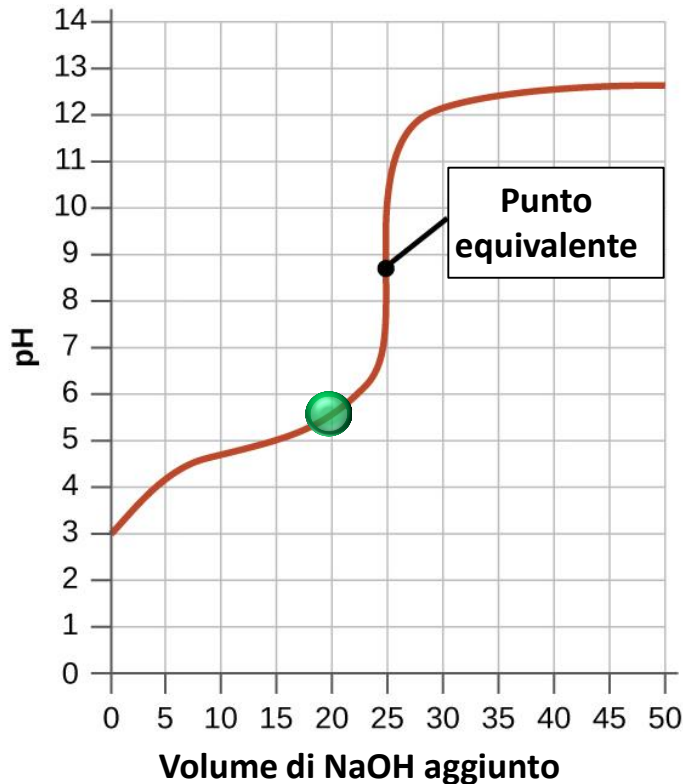
$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{V} = \frac{0.0005 \text{ mol}}{0.025 + 0.020 \text{ L}} = 0.011 \text{ M}$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{V} = \frac{0.0020 \text{ mol}}{0.025 + 0.020 \text{ L}} = 0.044 \text{ M}$$

Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 20 mL di NaOH : altro CH_3COOH ha reagito
Ho una soluzione tampone



	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq) + \text{NaOH}(aq) \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$			
Inizio	0.0025 mol	0.0020 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0020 mol	-0.0020 mol	+0.0020 mol	/
Fine	0.0005 mol	0.0 mol	0.0020 mol	/

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0.011 \text{ M}$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 0.044 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1.8 \cdot 10^{-5} \frac{0.011 \text{ M}}{0.044 \text{ M}} = 4.5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

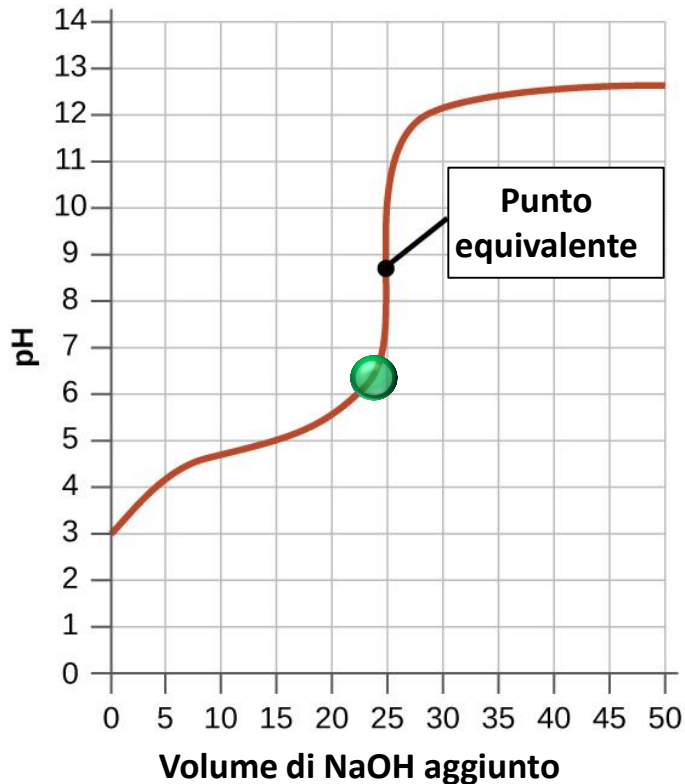
$$pOH = -\log(4.5 \cdot 10^{-6}) = 5.3$$

Il pH aumenta ancora leggermente

Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

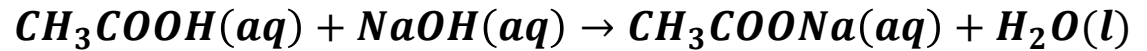
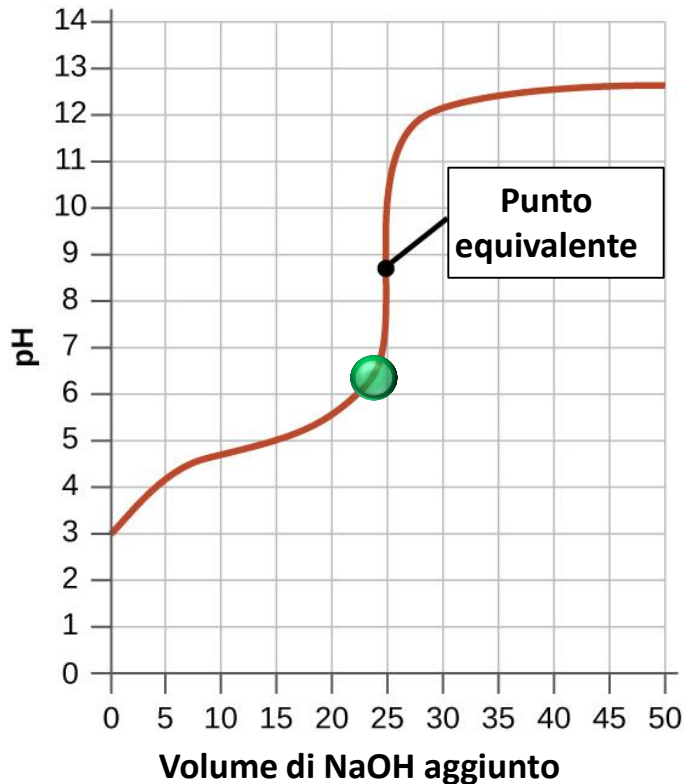
Dopo aver aggiunto 24 mL di NaOH : quasi tutto il CH_3COOH ha reagito
Ho una soluzione tampone



Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 24 mL di NaOH : quasi tutto il CH_3COOH ha reagito



$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = (0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.024 \text{ L}) = 0.0024 \text{ mol}$$

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq) + \text{NaOH}(aq) \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$			
Inizio	0.0025 mol	0.0024 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0024 mol	-0.0024 mol	+0.0024 mol	/
Fine	0.00010 mol	0.0 mol	0.0024 mol	/

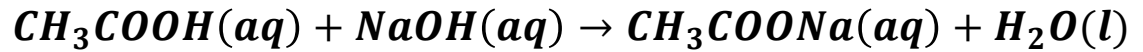
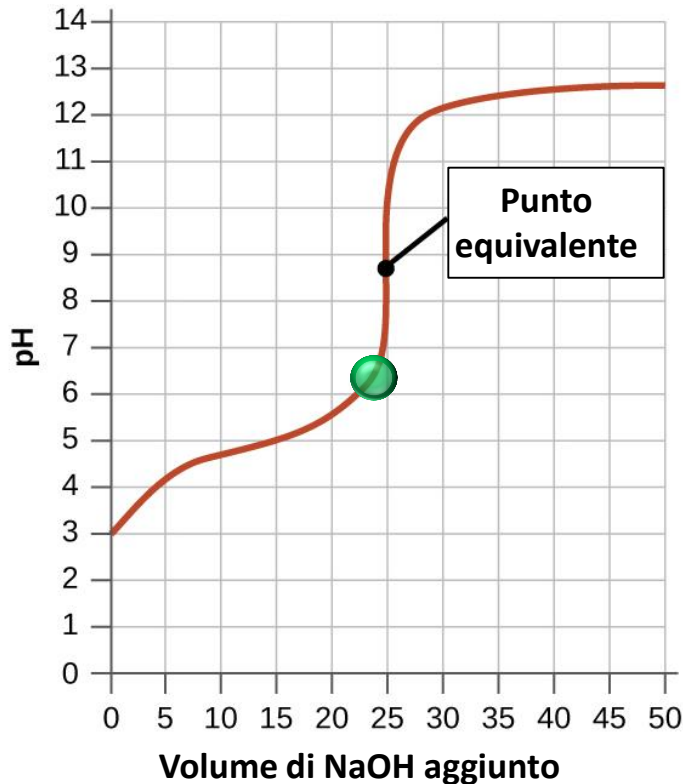
$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{V} = \frac{0.00010 \text{ mol}}{0.025 + 0.024 \text{ L}} = 0.0020 \text{ M}$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{V} = \frac{0.0024 \text{ mol}}{0.025 + 0.024 \text{ L}} = 0.049 \text{ M}$$

Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 24 mL di NaOH : quasi tutto il CH_3COOH ha reagito



	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq) + \text{NaOH}(aq) \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$			
Inizio	0.0025 mol	0.0024 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0024 mol	-0.0024 mol	+0.0024 mol	/
Fine	0.0001 mol	0.0 mol	0.0024 mol	/

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0.0020 \text{ M}$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 0.049 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1.8 \cdot 10^{-5} \frac{0.0020 \text{ M}}{0.049 \text{ M}} = 7.3 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$pOH = -\log(7.3 \cdot 10^{-7}) = 6.1$$

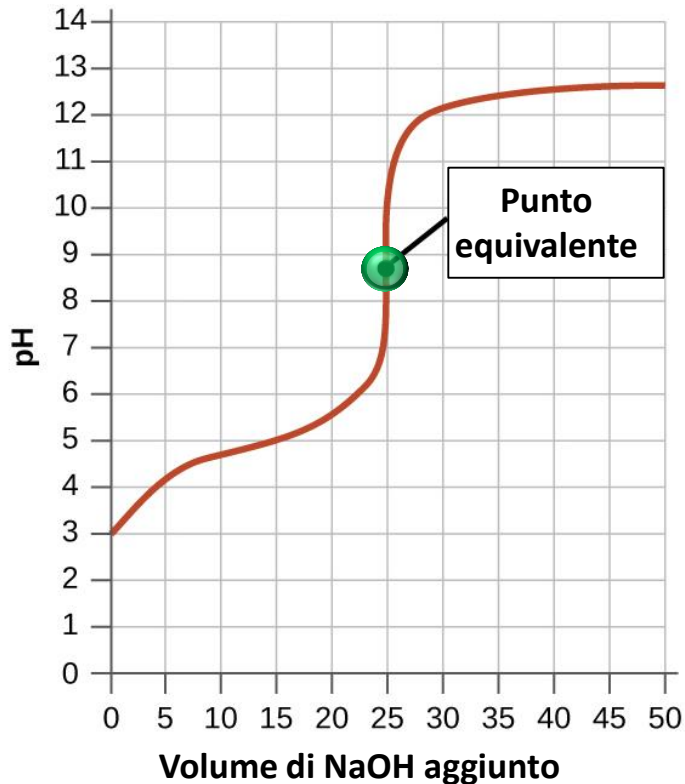
Il pH aumenta ancora leggermente

Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 25 mL di NaOH : tutto il CH_3COOH ha reagito

Punto equivalente: le moli aggiunte di NaOH coincidono con le moli iniziali di CH_3COOH

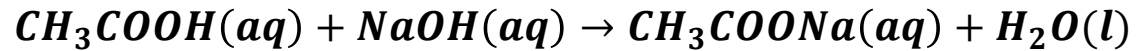
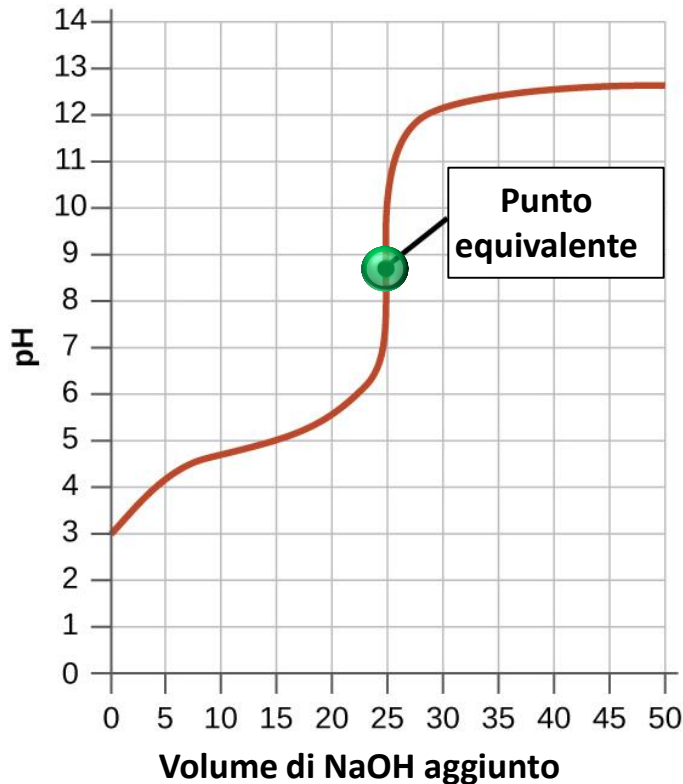


Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 25 mL di NaOH: tutto il CH_3COOH ha reagito

Punto equivalente: le moli aggiunte di NaOH coincidono con le moli iniziali di CH_3COOH



$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = (0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.025 \text{ L}) = 0.0025 \text{ mol}$$

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq) + \text{NaOH}(aq) \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$			
Inizio	0.0025 mol	0.0025 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0025 mol	-0.0025 mol	+0.0025 mol	/
Fine	0.0000 mol	0.0 mol	0.0025 mol	/

Rimane solo CH_3COO^- in soluzione

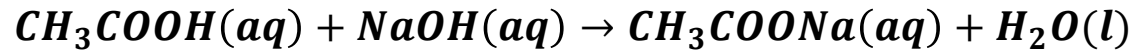
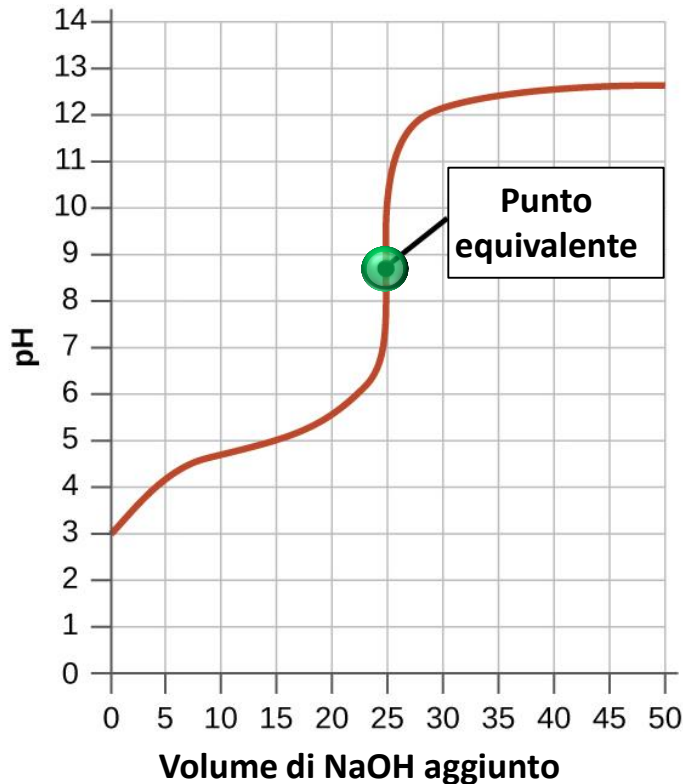
$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{V} = \frac{0.0025 \text{ mol}}{0.025 + 0.025 \text{ L}} = 0.050 \text{ M}$$

Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

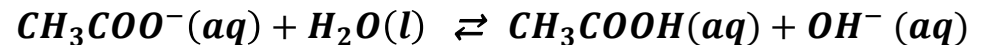
Dopo aver aggiunto 25 mL di NaOH: tutto il CH_3COOH ha reagito

Punto equivalente: le moli aggiunte di NaOH coincidono con le moli iniziali di CH_3COOH



Rimane solo CH_3COO^- in soluzione

$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{V} = \frac{0.0025 \text{ mol}}{0.025 + 0.025 \text{ L}} = 0.050 \text{ M}$$



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(0.05)(5.6 \cdot 10^{-10})} = 5.3 \cdot 10^{-6}$$

$$pOH = -\log(5.3 \cdot 10^{-6}) = 5.3$$

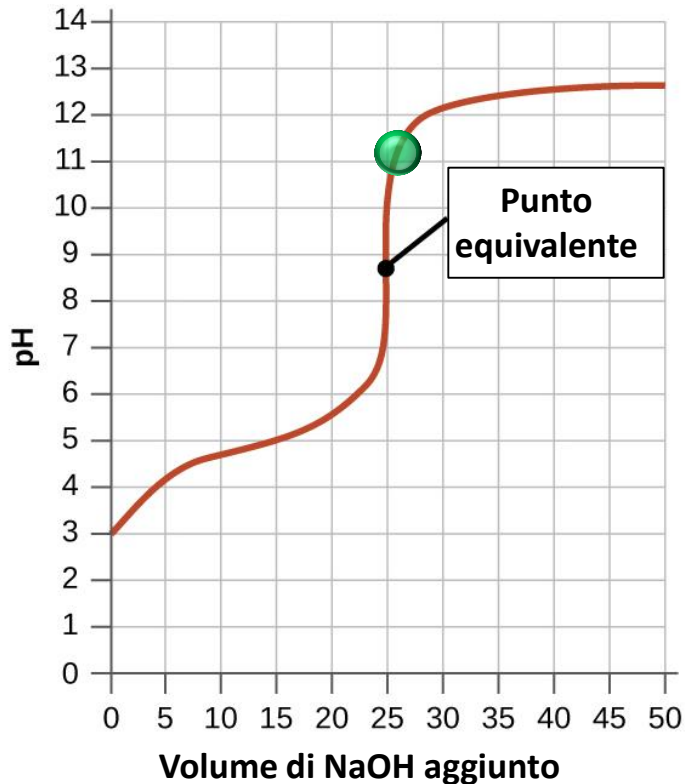
$$pOH = 14 - 5.28 = 8.7$$

Il pH diventa basico

Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

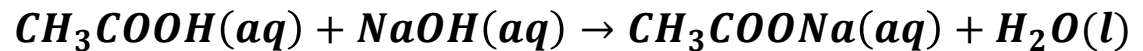
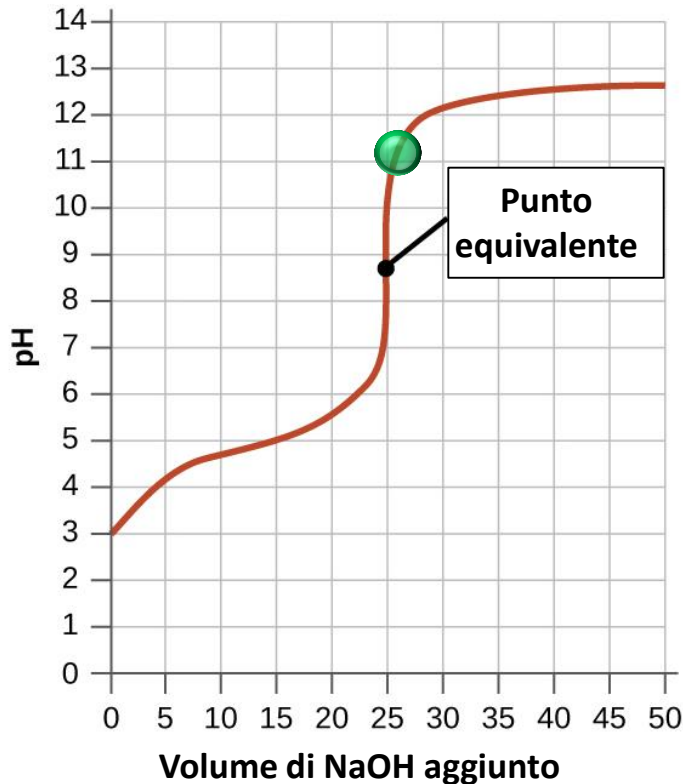
Dopo aver aggiunto 26 mL di NaOH: c'è NaOH in eccesso
Siamo oltre il punto equivalente



Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: CH_3COOH 0.10 M (25 mL)
- Titolante: NaOH 0.10 M

Dopo aver aggiunto 26 mL di NaOH: c'è NaOH in eccesso
Siamo oltre il punto equivalente



$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = (0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(0.026 \text{ L}) = 0.0026 \text{ mol}$$

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq) + \text{NaOH}(aq) \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$			
Inizio	0.0025 mol	0.0026 mol	0.0 mol	/
Durante	-0.0025 mol	-0.0025 mol	+0.0025 mol	/
Fine	0.0000 mol	0.00010 mol	0.0025 mol	/

$$C_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} = \frac{0.00010 \text{ mol}}{0.025 + 0.026 \text{ L}} = 0.0020 \text{ M}$$

$$pOH = -\log(0.0020) = 2.7$$

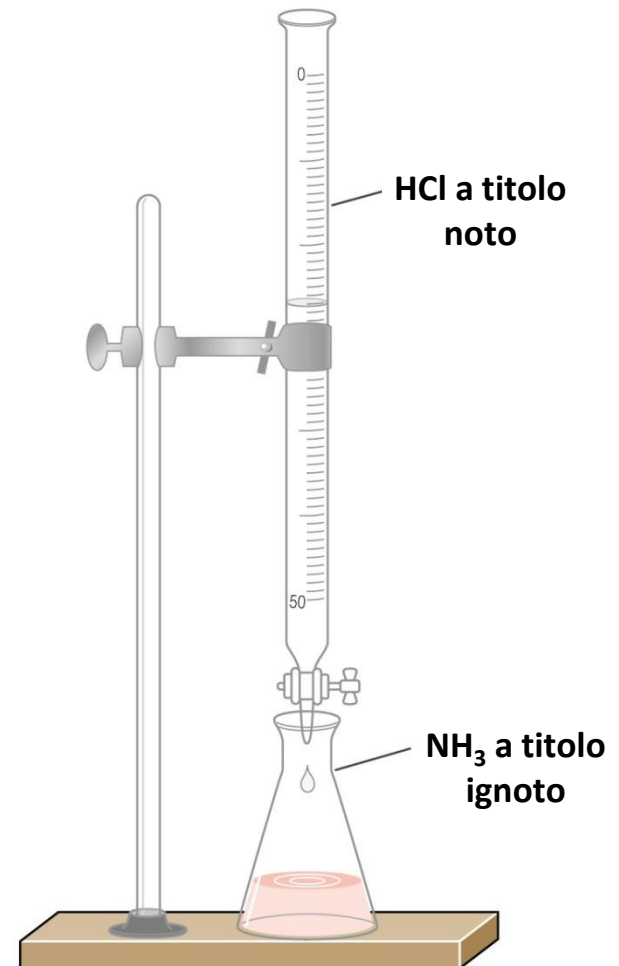
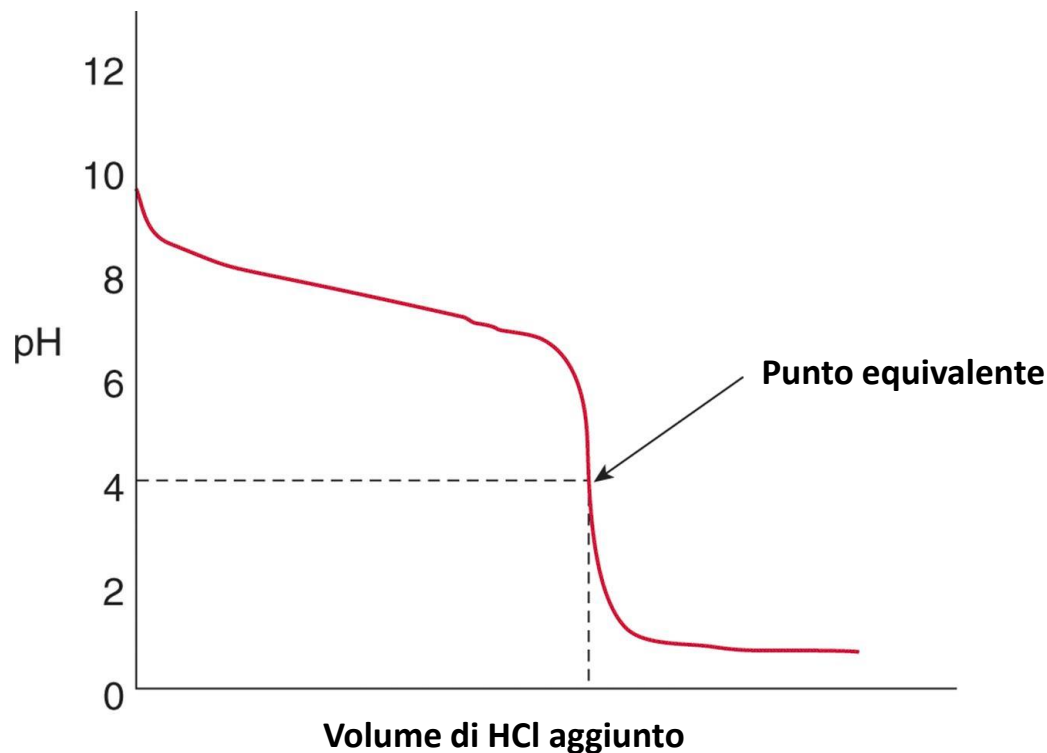
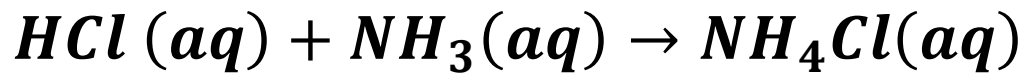
$$pH = 14 - 2.7 = 11$$

Il pH aumenta bruscamente

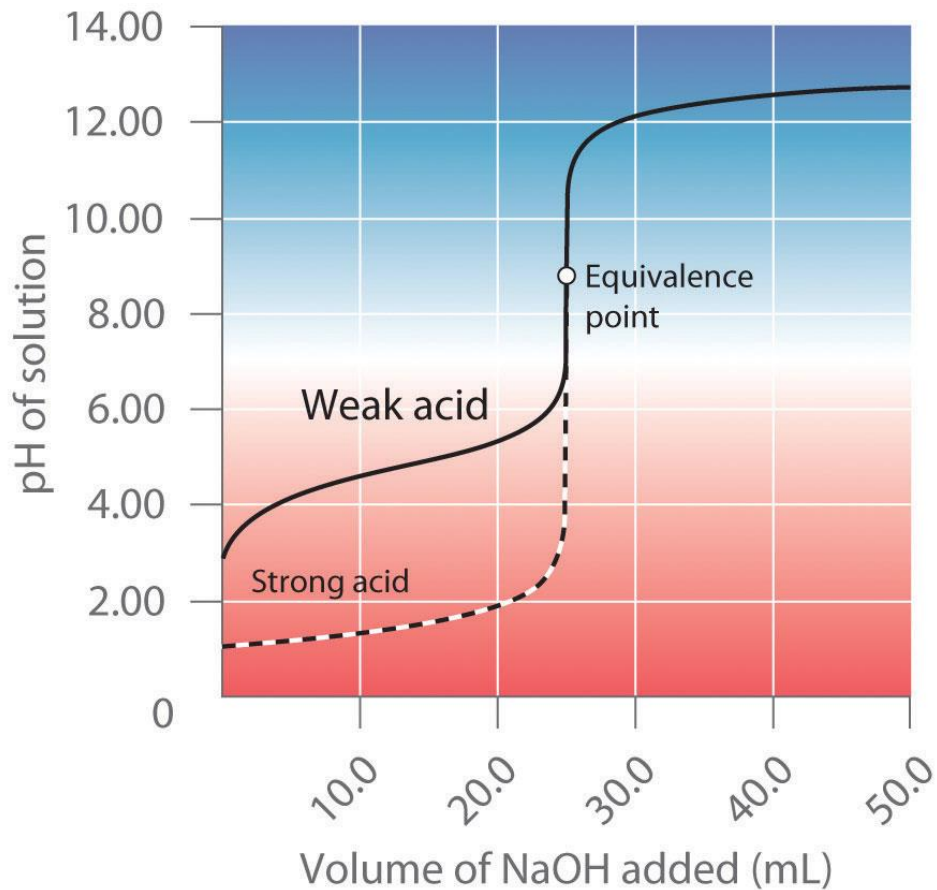
Titolazioni acido forte-base debole

Titolazioni acido forte – base debole

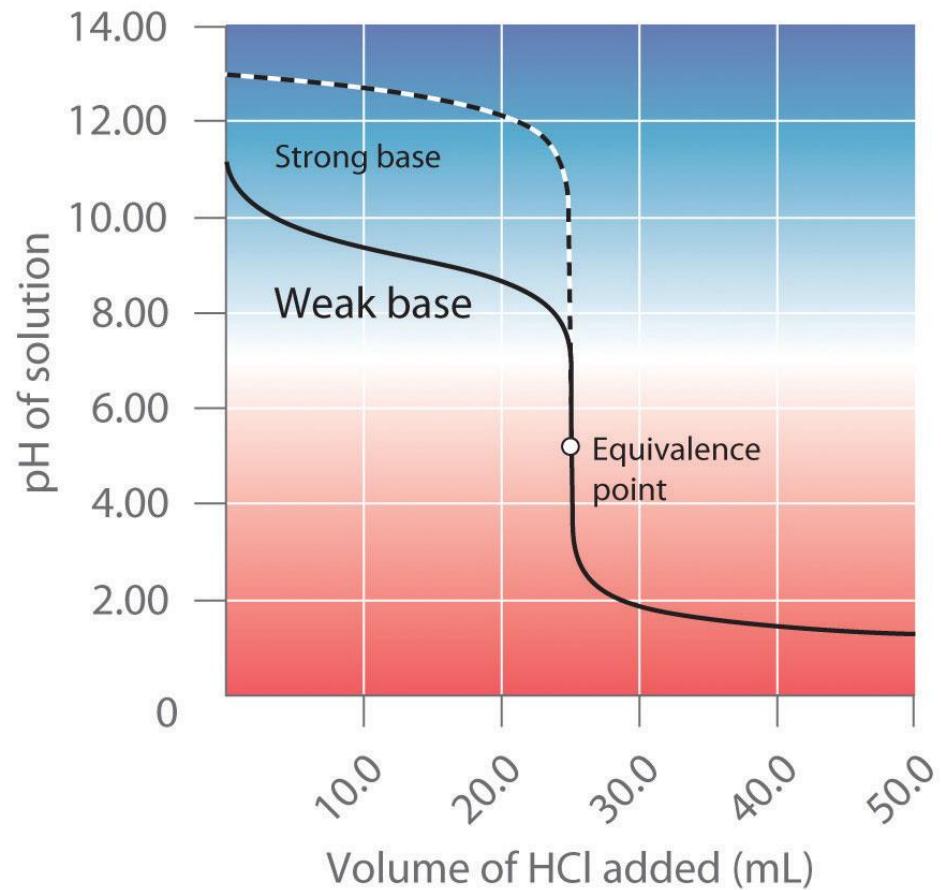
- Analita: NH_3
- Titolante: HCl



Titolazioni acido – base



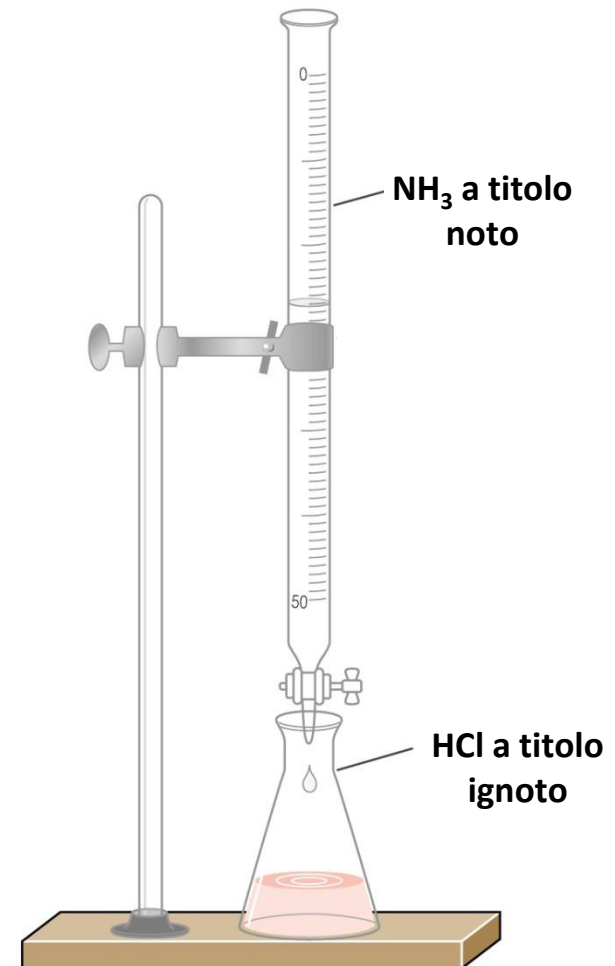
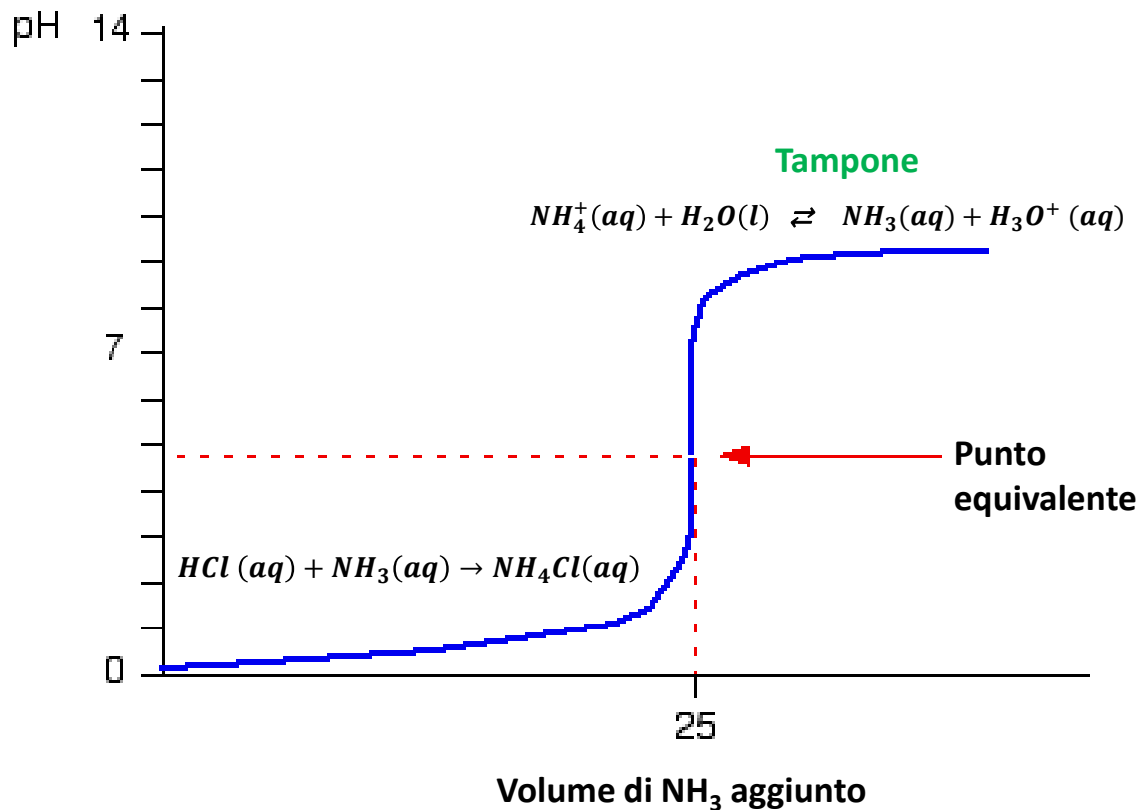
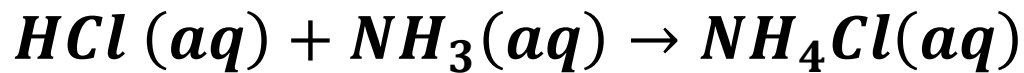
(a) Weak acid titrated with strong base



(b) Weak base titrated with strong acid

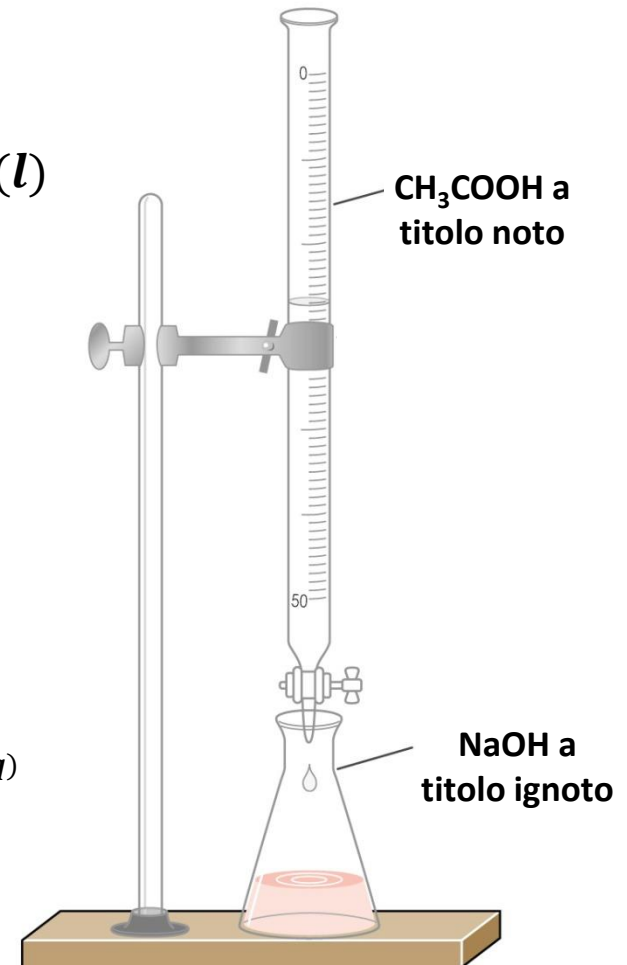
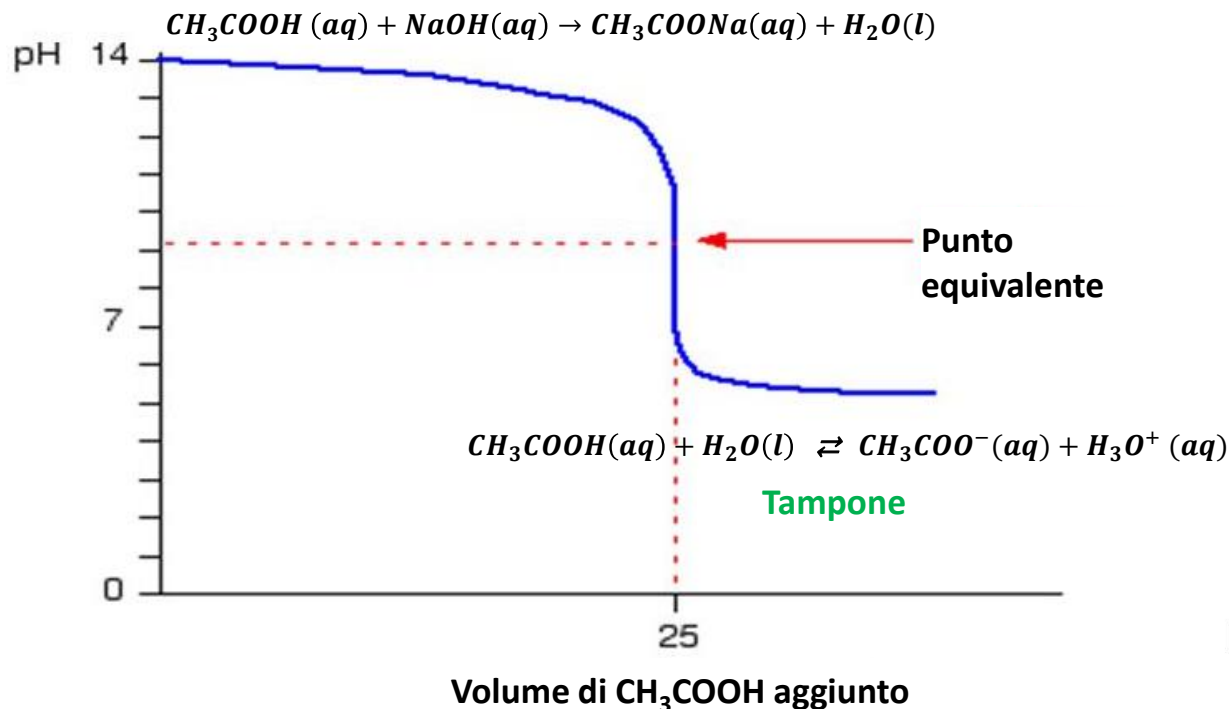
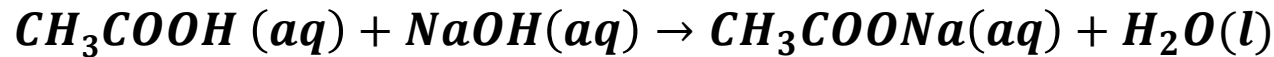
Titolazioni acido forte – base debole

- Analita: HCl
- Titolante: NH₃



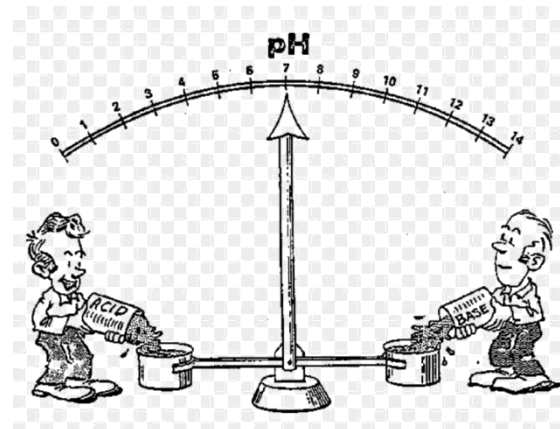
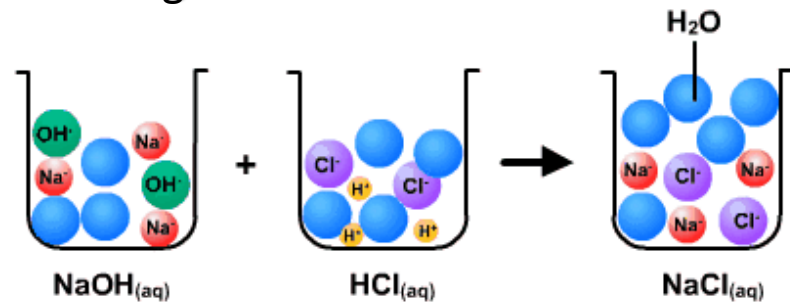
Titolazioni acido debole – base forte

- Analita: NaOH
- Titolante: CH₃COOH



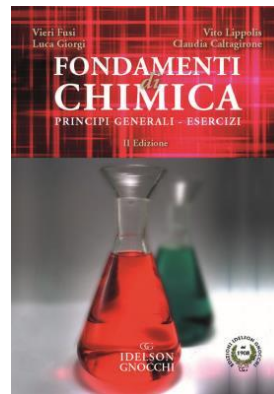
Obbiettivi minimi

- Essere in grado di scrivere e bilanciare le reazioni acido-base e di calcolare il pH in seguito al mescolamento di quantità note di acido e base
- Comprendere il significato di soluzione tampone e saperne calcolare il pH
- Conoscere e saper spiegare i concetti di titolazione acido-base, titolante, analita, punto equivalente, viraggio, indicatore
- Conoscere le curve di titolazione per i vari tipi di acidi e basi
- Saper calcolare la concentrazione dell'analita in seguito a titolazione



Dove studiare?

Lippolis: Capitolo 11
Pagg. 392-394, 424-440



Esercizi per casa...

Lippolis:

Capitolo 11

- n. 10, 19, 20, 21, 22, 23, 24, 25
pag. 467
- n. 26, 27, 28, 34, 36 pag. 468
- n. 41, 42, 43, 44, 49, 50 pag.
469

