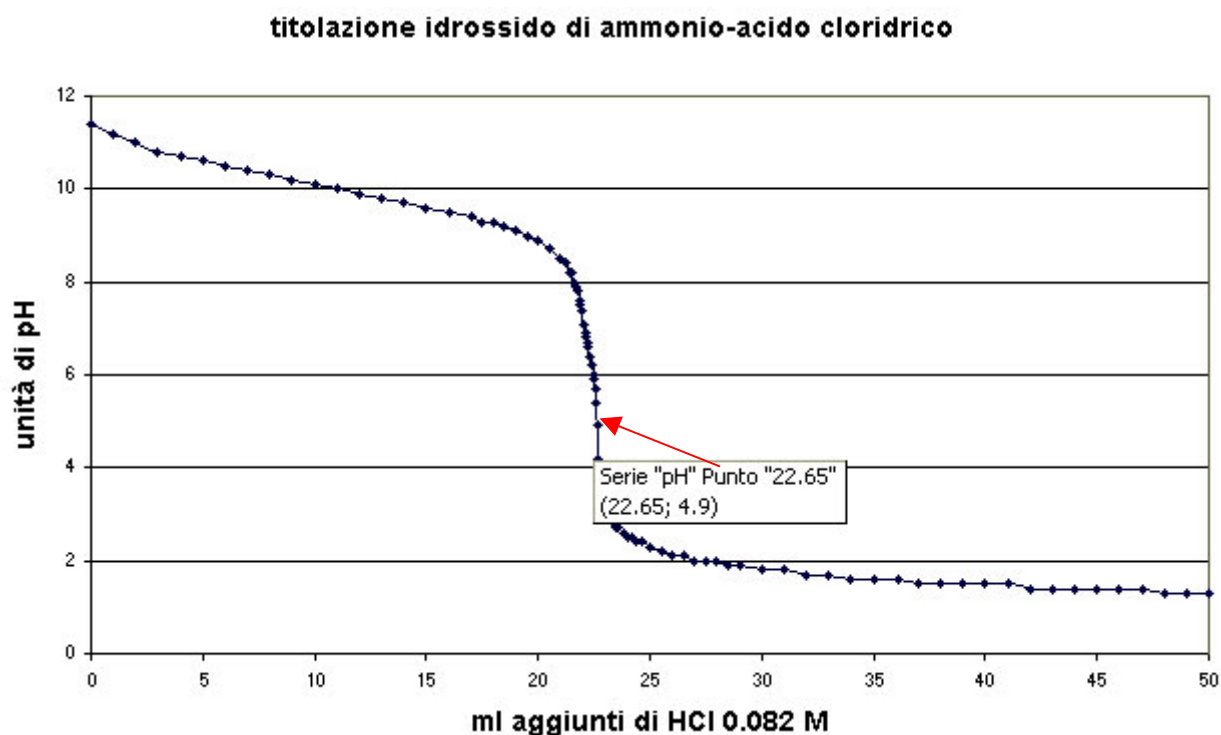


TITOLAZIONE DI UNA BASE DEBOLE (NH_4OH) CON UN ACIDO FORTE (HCl)

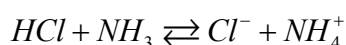
Scopo dell'esperimento. Determinazione della concentrazione di ammoniaca in una soluzione di idrossido di ammonio mediante titolazione volumetrica.

Materiale occorrente. Soluzione acquosa di HCl 0.082 M- Buretta da 50 ml- Soluzione di idrossido di ammonio-becher da 100 ml-agitatore magnetico- sonda di pH- Computer con installato il programma LoggerPro- Interfaccia LabPro.

Esecuzione dell'esperimento. A 25 cm^3 della soluzione assegnata è stata gradualmente aggiunta una soluzione 0.1 M di acido cloridrico prelevata da una buretta a gocciolamento controllato. Durante l'aggiunta del titolante la soluzione di idrossido di ammonio era mantenuta in moto mediante un agitatore magnetico, sul quale poggiava il becher. Uno degli studenti controllava l'efflusso dalla buretta mentre un altro inseriva nel computer i valori dei volume versati di acido cloridrico. Per ottenere dati ottimali, sono stati aggiunti volumi di acido gradualmente decrescenti all'approssimarsi del punto di equivalenza. Oltre questo punto, le aggiunte sono state invece crescenti.



Al punto di viraggio tutta l'ammoniaca presente nell'idrossido di ammonio è stata neutralizzata dall'acido cloridrico secondo la reazione:



la quale mostra che una mole di NH_3 viene neutralizzata da una mole di HCl , quindi il numero di moli presenti nella quantità di HCl gocciolato è uguale al numero di moli di ammoniaca presente nella soluzione di idrossido di ammonio.

Da grafico si può osservare che si sono utilizzati circa 22.7 ml di HCl 0.082 M per titolare 25 ml di idrossido di ammonio. Le mole presenti di HCl sono pertanto:

$$M_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{V_{HCl}} \quad n_{HCl} = M_{HCl} V_{HCl} = 0.082 \cdot 0.0227 = 0.00186 \text{ moli}$$

Questo valore corrisponde al numero di moli di NH_3 nei 25 ml di soluzione di idrossido di ammonio. Si può così risalire alla molarità dell'ammoniaca, mediante la relazione:

$$M_{NH_3} = \frac{n_{NH_3}}{V_{NH_3}} = \frac{0.00186}{0.025} = 0.0744 \frac{\text{moli}}{\text{litro}} = 0.0744 M$$

Per trasformare il valore della concentrazione molare nella concentrazione in volume cioè in grammi/100 mL si moltiplica prima il numero delle moli per il peso molecolare relativo di dell'ammoniaca (=17).

$$m = 0.0744 \frac{\text{moli}}{\text{litro}} \cdot 17 \frac{\text{grammi}}{\text{mole}} = 1.265 \text{ g / L}$$

e poi si risolve la proporzione:

$$1.265 : 1L = x : 0.1L$$

Pertanto la soluzione di idrossido di ammonio contiene circa il 0.13 % di ammoniaca.

Per calcolare il pH della soluzione di idrossido di ammonio senza l'aggiunta dell'acido, poiché la base è debole, una sua soluzione concentrata contiene in gran parte la forma indissociata e quindi la concentrazione di $[OH^-]$ si ricava dalla relazione:

$$[OH^-] = \sqrt{K_b C_b}$$

Per l'ammoniaca $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ e dai calcoli precedenti si è ottenuto che $C_b = 0.0744 M$; pertanto:

$$[OH^-] = \sqrt{1.8 \cdot 10^{-5} \cdot 7.44 \cdot 10^{-2}} = 1.16 \cdot 10^{-3} M$$

dalla relazione:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \quad [H^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1.16 \cdot 10^{-3}} = 8.6 \cdot 10^{-12} M$$

Pertanto:

$$pH = -\log 8.6 \cdot 10^{-12} = 11.07$$

Questo valore di pH della soluzione, senza l'aggiunta di HCl, è in buon accordo con quanto riportato nel grafico.