

## Esercizi sul calcolo del pH

### Generalità introduttive

1.  
**L'ammoniaca  $\text{:NH}_3$  non possiede alcun gruppo ossidrilico. Come puoi spiegare il suo comportamento basico?**
2.  
**Spiega il significato del termine «acido coniugato» e «base coniugata».**
3.  
**Dall'equilibrio di autoprotolisi dell'acqua ricava l'espressione del  $K_w$ , spiegandone il significato.**

### Calcolo della concentrazione degli ioni $[\text{H}^+]$ e degli ioni $[\text{OH}^-]$

1.  
**Calcola la concentrazione degli ioni  $[\text{OH}^-]$  in una soluzione acquosa avente una concentrazione idrogenionica  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$  e stabilisci se questa soluzione è acida o basica.**

Dal prodotto ionico dell'acqua:

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\text{si ha: } [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-3}} = 1 \cdot 10^{-11}$$

Poiché la concentrazione  $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$ , la soluzione è acida.

2.  
**Calcola la concentrazione degli ioni  $[\text{H}^+]$  di una soluzione acquosa avente una concentrazione di ioni  $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-6}$ .**

Dal prodotto ionico dell'acqua:

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\text{si ha: } [\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-6}} = 1 \cdot 10^{-8}$$

Poiché la concentrazione  $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}$ , la soluzione è basica.

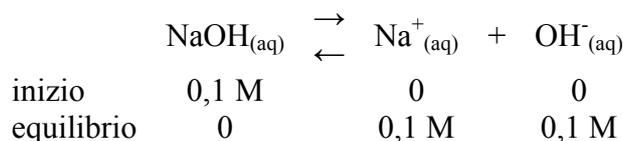
3.  
**Calcola la concentrazione idrogenionica di una soluzione acquosa contenente in 1 litro 4 g di NaOH.**

La massa molecolare dell'idrossido di sodio è  $MM_{\text{NaOH}} = 40$  u.m.a.

Il numero di moli di soluto in un litro di soluzione, cioè la molarità M, è:

$$M = \text{grammi} / \text{MM} = 4 / 40 = 0,1 \text{ M} = 10^{-1} \text{ M}$$

Poiché NaOH è una base fortissima, all'equilibrio risulterà praticamente tutta dissociata:



All'equilibrio si ha  $[\text{OH}^-] = 10^{-1} \text{ M}$ .

E di conseguenza:

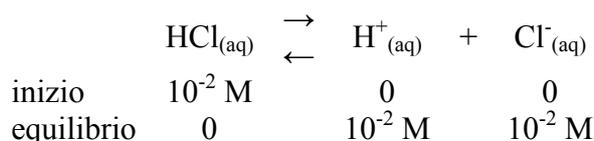
$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-1}} = 1 \cdot 10^{-13}$$

Quindi la  $[\text{H}^+] = 10^{-13} \text{ M}$ .

4.

**Calcola la concentrazione degli ioni ossidrilici  $[\text{OH}^-]$  di una soluzione acquosa 0,01 M di HCl.**

Poiché HCl è un acido fortissimo, all'equilibrio risulterà praticamente tutto dissociato:



All'equilibrio si ha  $[\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ M}$ .

E di conseguenza:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-2}} = 1 \cdot 10^{-12}$$

Quindi la  $[\text{OH}^-] = 10^{-12} \text{ M}$ .

5.

**Calcola la concentrazione degli ioni ossidrilici  $[\text{OH}^-]$  di una soluzione acquosa contenente in 500 mL 0,49 g di  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .**

La massa molecolare dell'acido solforico  $\text{H}_2\text{SO}_4$  è  $\text{MM} = 98,08 \text{ u.m.a.}$

Dalla seguente proporzione si ricava:

$$0,49 \text{ g} : 500 \text{ mL} = x \text{ g} : 1000 \text{ mL}$$

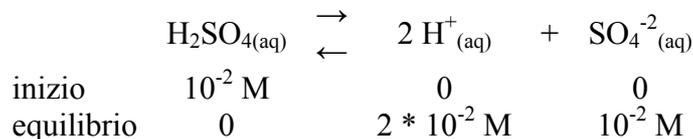
$$x = \frac{0,49 \text{ g} \cdot 1000 \text{ mL}}{500 \text{ mL}} = 0,98 \frac{\text{g}}{\text{litro}}$$

La molarità dell'acido sarà data da

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{0,98 \frac{\text{g}}{\text{litro}}}{98,08 \frac{\text{g}}{\text{mole}}} = 0,01 \text{ M} = 10^{-2} \text{ M}$$

Poiché l'acido solforico è un acido fortissimo, all'equilibrio risulterà praticamente tutto dissociato secondo lo schema seguente.

Bisogna fare attenzione che si tratta di un acido diprotico, cioè che fornisce due ioni  $H^+$  per ogni molecola che si dissocia in soluzione acquosa.



All'equilibrio si ha  $[H^+] = 2 * 10^{-2} \text{ M}$ .

E di conseguenza:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{1 * 10^{-14}}{2 * 10^{-2}} = 5 * 10^{-13}$$

Quindi la  $[OH^-] = 5 * 10^{-13} \text{ M}$ .

**6.**

**Una soluzione acquosa contiene 0,185 g di  $Ca(OH)_2$  in 250 mL. Calcola la concentrazione degli ioni  $[H^+]$  in essa contenuti.**

La massa molecolare dell'idrossido di calcio  $Ca(OH)_2$  è  $MM = 74,09 \text{ u.m.a.}$

Dalla seguente proporzione si ricava:

$$0,185 \text{ g} : 250 \text{ mL} = x \text{ g} : 1000 \text{ mL}$$

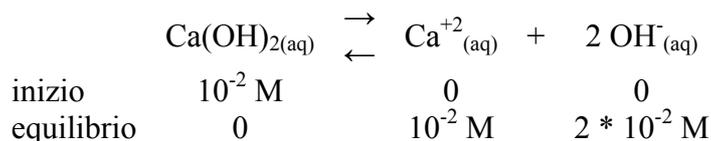
$$x = \frac{0,185 \text{ g} * 1000 \text{ mL}}{250 \text{ mL}} = 0,740 \frac{\text{g}}{\text{litro}}$$

La molarità dell'idrossido sarà data da

$$[Ca(OH)_2] = \frac{0,740 \frac{\text{g}}{\text{litro}}}{74,09 \frac{\text{g}}{\text{mole}}} = 0,01 \text{ M} = 10^{-2} \text{ M}$$

Poiché l'idrossido di calcio è una base fortissima, all'equilibrio risulterà praticamente tutta dissociata secondo lo schema seguente.

Bisogna fare attenzione che si tratta di una base bivalente, cioè che fornisce due ioni  $OH^-$  per ogni molecola che si dissocia in soluzione acquosa.



All'equilibrio si ha  $[OH^-] = 2 * 10^{-2} \text{ M}$ .

E di conseguenza:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{2 \cdot 10^{-1}} = 5 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

Quindi la  $[\text{H}^+] = 5 \cdot 10^{-13} \text{ M}$ .

## Calcolo del pH di un acido forte o di una base forte

1.

**Calcola il pH di una soluzione contenente in 1 litro 0,365 g di HCl.**

La massa molecolare dell'acido cloridrico è  $MM_{\text{HCl}} = 36,5$  u.m.a.

La molarità dell'acido sarà data da

$$[\text{HCl}] = \frac{0,365 \frac{\text{g}}{\text{litro}}}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mole}}} = 0,01 \text{ M} = 10^{-2} \text{ M}$$

Poiché l'acido cloridrico è un acido completamente dissociato, la sua concentrazione corrisponde a quella degli ioni  $[\text{H}^+]$ , da cui:

$$[\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ quindi } \text{pH} = -\text{Log} [\text{H}^+] = -\text{Log} 10^{-2} = 2.$$

Avremo **pH = 2**.

2.

**Calcola il pH di una soluzione acquosa che contiene 0,1825 g di HCl in 0,5 litri.**

La massa molecolare dell'acido cloridrico è  $MM_{\text{HCl}} = 36,5$  u.m.a.

Il numero di moli di soluto in un litro di soluzione, cioè la molarità M, è:

$$M = \frac{\frac{\text{g}_{\text{soluto}}}{\text{mole}} * 1000 \text{ mL}}{36,5 * 500 \text{ mL}} = \frac{0,1825 \text{ g} * 1000 \text{ mL}}{36,5 * 500 \text{ mL}} = 10^{-2}$$

Poiché l'acido cloridrico è un acido completamente dissociato, la sua concentrazione corrisponde a quella degli ioni  $[\text{H}^+]$ , da cui:

$$[\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ quindi } \text{pH} = -\text{Log} [\text{H}^+] = -\text{Log} 10^{-2} = 2.$$

Avremo **pH = 2**.

3.

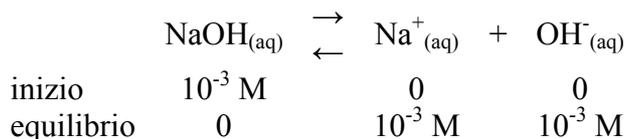
**Calcola il pH di una soluzione acquosa che in 2 litri contiene 0,08 g di NaOH.**

La massa molecolare dell'idrossido di sodio è  $MM_{\text{NaOH}} = 40$  u.m.a.

Il numero di moli di soluto in un litro di soluzione, cioè la molarità M, è:

$$M = \frac{\frac{\text{g}_{\text{soluto}}}{\text{mole}} * 1000 \text{ mL}}{40 * 2000 \text{ mL}} = \frac{0,08 \text{ g} * 1000 \text{ mL}}{40 * 2000 \text{ mL}} = 10^{-3}$$

Poiché NaOH è una base fortissima, all'equilibrio risulterà praticamente tutta dissociata:



All'equilibrio si ha  $[\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ M}$ .

E di conseguenza:

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11}$$

Quindi  $pH = -\text{Log} [H^+] = -\text{Log} 10^{-11} = 11$ .

Avremo **pH = 11**.

4.

**Calcola il pH di una soluzione acquosa che in 100 mL contiene 0,063 g di HNO<sub>3</sub>.**

La massa molecolare dell'acido nitrico è  $MM = 63,01$  u.m.a.

Il numero di moli di soluto in un litro di soluzione, cioè la molarità M, è:

$$M = \frac{\frac{\text{g}_{\text{soluto}}}{\text{mole}} * 1000\text{mL}}{V_{\text{disponibile}}} = \frac{0,063\text{g} * 1000\text{mL}}{63,01 * 100\text{mL}} = 10^{-2}$$

Poiché l'acido cloridrico è un acido completamente dissociato, la sua concentrazione corrisponde a quella degli ioni  $[H^+]$ , da cui:

$[H^+] = 10^{-2}$  quindi  $pH = -\text{Log} [H^+] = -\text{Log} 10^{-2} = 2$ .

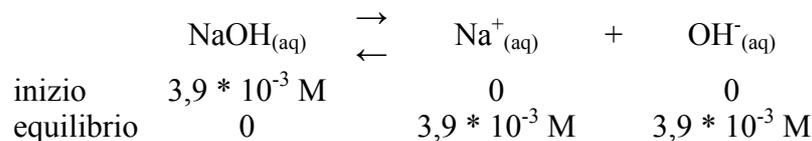
Avremo **pH = 2**.

5.

**Calcola il pH di una soluzione di  $[NaOH] = 3,9 \cdot 10^{-3}$  N.**

E' da notare che  $[NaOH] = 3,9 \cdot 10^{-3}$  N =  $3,9 \cdot 10^{-3}$  M.

Poiché NaOH è una base fortissima, all'equilibrio risulterà praticamente tutta dissociata:



All'equilibrio si ha  $[OH^-] = 3,9 \cdot 10^{-3}$  M.

E di conseguenza:

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{3,9 * 10^{-3}} = 2,56 * 10^{-12}$$

Quindi  $pH = -\text{Log} [H^+] = -\text{Log} (2,56 * 10^{-12}) = 11,59$ .

Avremo **pH = 11,59**.

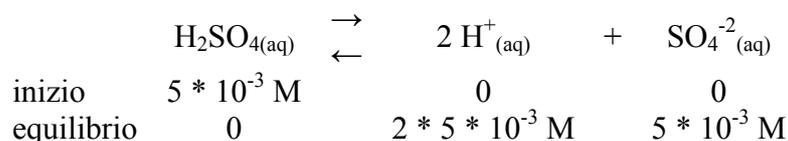
6.

**Calcola il pH di una soluzione 0,005 M di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.**

La massa molecolare dell'acido solforico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> è  $MM = 98,08$  u.m.a.

Poiché l'acido solforico è un acido fortissimo, all'equilibrio risulterà praticamente tutto dissociato secondo lo schema seguente.

Bisogna fare attenzione che si tratta di un acido diprotico, cioè che fornisce due ioni H<sup>+</sup> per ogni molecola che si dissocia in soluzione acquosa.



All'equilibrio si ha  $[H^+] = 2 * 5 * 10^{-3} = 10^{-2}$  M.

Quindi  $pH = -\text{Log} [H^+] = -\text{Log} 10^{-2} = 2$ .

Avremo **pH = 2**.

**Calcolo della quantità di acido o di base  
contenuta in un volume di soluzione a concentrazione nota**

1.

**Calcola i mg di KOH contenuti in 100 mL di una soluzione acquosa a pH = 11.**

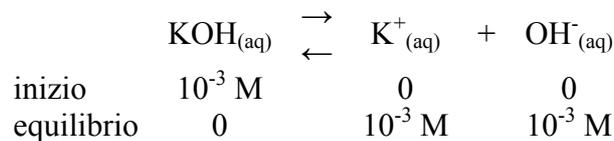
Dalla definizione di pH si deduce che:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-11}$$

Dal prodotto ionico dell'acqua, si ricava:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3}$$

Poiché KOH è una base fortissima, all'equilibrio risulterà praticamente tutta dissociata:



All'equilibrio si ha  $[OH^-] = 10^{-3} M$ .

Ricordando che MM di KOH è 56 u.m.a. si ha:

$$mg_{\text{soluto}} = M * V_{\text{in mL disponibili}} * MM_{\text{soluto}} = 10^{-3} * 100 * 56 = \mathbf{5,6 \text{ mg di KOH.}}$$

2.

**Calcola quanti mg di NaOH sono contenuti in 200 mL di una soluzione acquosa che ha pH = 11.**

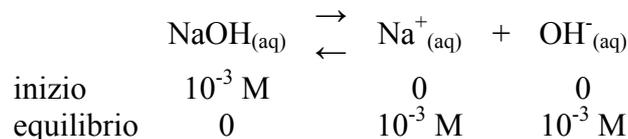
Dalla definizione di pH si deduce che:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-11}$$

Dal prodotto ionico dell'acqua, si ricava:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3}$$

Poiché KOH è una base fortissima, all'equilibrio risulterà praticamente tutta dissociata:



All'equilibrio si ha  $[OH^-] = 10^{-3} M$ .

Ricordando che MM di NaOH è 40 u.m.a. si ha:

$$mg_{\text{soluto}} = M * V_{\text{in mL disponibili}} * MM_{\text{soluto}} = 10^{-3} * 200 * 40 = \mathbf{8 \text{ mg di NaOH.}}$$

3.

**Calcola i grammi di  $Ca(OH)_2$  contenuti in 400 mL di una soluzione avente pH = 13.**

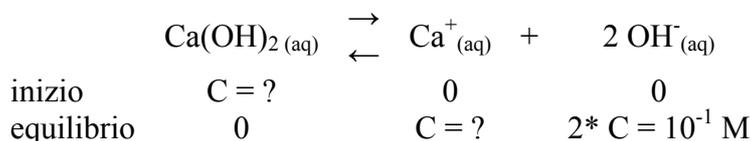
Dalla definizione di pH si deduce che:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-13}$$

Dal prodotto ionico dell'acqua, si ricava:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-13}} = 10^{-1}$$

Poiché  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  è una base fortissima **bivalente**, all'equilibrio risulterà praticamente tutta dissociata:



All'equilibrio si ha  $[\text{OH}^-] = 10^{-1} \text{ M}$ .

Poiché la base è bivalente, si ottiene  $C = [\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{10^{-1}}{2} \text{ M} = 5 * 10^{-2} \text{ M}$

Ricordando che MM di  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  è 74,09 u.m.a. si ha:

$$g_{\text{soluto}} = \frac{M * \text{MM}_{\text{soluto}} * V_{\text{in mL disponibili}}}{1000 \text{ mL}} = \frac{5 * 10^{-2} * 74,09 * 400}{1000} = 1,482 \text{ g}$$

**Saranno presenti 1,482 grammi di  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .**

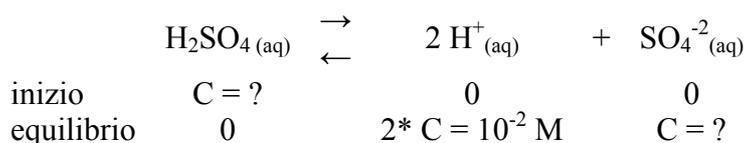
**4.**

**Calcola quanti g di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  devono essere contenuti in 250 mL di soluzione perché il risulti  $\text{pH} = 2$ .**

Dalla definizione di pH si deduce che:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2}$$

Poiché  $\text{H}_2\text{SO}_4$  è un acido fortissimo **bivalente**, all'equilibrio risulterà praticamente tutto dissociato:



All'equilibrio si ha  $[\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ M}$ .

Poiché l'acido è bivalente, si ottiene  $C = [\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{10^{-2}}{2} \text{ M} = 5 * 10^{-3} \text{ M}$

Ricordando che MM di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  è 98,08 u.m.a. si ha:

$$g_{\text{soluto}} = \frac{M * \text{MM}_{\text{soluto}} * V_{\text{in mL disponibili}}}{1000 \text{ mL}} = \frac{5 * 10^{-3} * 98,08 * 250}{1000} = 0,123 \text{ g}$$

**Saranno presenti 0,123 grammi di  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .**

## Calcoli con soluzioni di acidi deboli o di basi deboli

1.

**Calcola il pH di una soluzione 0,056 M di acido acetico  $\text{CH}_3\text{COOH}$  sapendo che è un acido debole e che la sua  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .**

Per gli acidi deboli come sappiamo, vale la relazione:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a C_a}$$

sostituendo i valori dati, si ottiene:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,056} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 5,6 \cdot 10^{-2}} = \sqrt{10 \cdot 10^{-7}} = \sqrt{10^{-6}} = 10^{-3}$$

da cui  $\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}^+] = -\text{Log}10^{-3} = 3$

**La soluzione avrà quindi  $\text{pH} = 3$ .**

2.

**Calcola la concentrazione degli ioni  $[\text{OH}^-]$  di una soluzione 0,1 M di acido acetico  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , sapendo che  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .**

Per gli acidi deboli come sappiamo, vale la relazione:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a C_a}$$

sostituendo i valori dati, si ottiene:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-1}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-6}} = 1,34 \cdot 10^{-3}$$

quindi:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,34 \cdot 10^{-3}} = 7,45 \cdot 10^{-12}$$

3.

**Calcola il pH di una soluzione di acido cianidrico  $\text{HCN}$  sapendo che in un litro sono contenuti 0,27 g di questo acido debole, la cui  $K^a = 1 \cdot 10^{-10}$ .**

La massa molecolare dell'acido nitrico è 27,026 u.m.a.

Il numero di moli di soluto in un litro di soluzione, cioè la molarità M, è:

$$M = \frac{\frac{\text{g}_{\text{soluto}}}{\text{g}} \cdot 1000 \text{ mL}}{\text{mole} \cdot V_{\text{disponibile}}} = \frac{0,27 \text{ g} \cdot 1000 \text{ mL}}{27,026 \cdot 100 \text{ mL}} = 10^{-2}$$

Per gli acidi deboli come sappiamo, vale la relazione:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a C_a}$$

sostituendo i valori dati, si ottiene:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{1 \cdot 10^{-10} \cdot 10^{-2}} = \sqrt{1 \cdot 10^{-12}} = 1 \cdot 10^{-6}$$

da cui  $\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}^+] = -\text{Log}10^{-6} = 6$

**La soluzione avrà quindi  $\text{pH} = 6$ .**

4.

**Calcola il pH di una soluzione 0,01 M di acido formico  $\text{HCOOH}$ , sapendo che la sua costante di equilibrio di dissociazione è  $K_a = 2 \cdot 10^{-4}$ .**

Per gli acidi deboli come sappiamo, vale la relazione:

$$[H^+] = \sqrt{K_a C_a}$$

sostituendo i valori dati, si ottiene:

$$[H^+] = \sqrt{1 \cdot 10^{-2} \cdot 2 \cdot 10^{-4}} = \sqrt{2 \cdot 10^{-6}} = 1,41 \cdot 10^{-3}$$

da cui  $\text{pH} = -\text{Log}[H^+] = -\text{Log}(1,41 \cdot 10^{-3}) = 2,85$

**La soluzione avrà quindi  $\text{pH} = 2,85$ .**

**5.**

**Una soluzione di ammoniaca  $\text{NH}_3$  ha  $\text{pH} = 9$ . Sapendo che la sua costante di equilibrio di dissociazione è  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ , calcola la concentrazione della base esprimendola in moli/litro (cioè trova la molarità M).**

Dalla relazione  $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9 = 5$

ricaviamo:  $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-5}$

Nelle basi deboli, come l'ammoniaca, vale la relazione  $[\text{OH}^-]^2 = K_b C_b$

$$\text{Da cui } C_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{K_b} = \frac{(10^{-5})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} = \frac{10^{-5}}{1,8} = 5,56 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

**La concentrazione dell'ammoniaca sarà  $5,56 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ .**

**6.**

**Calcola i grammi di acido acetico  $\text{CH}_3\text{COOH}$  contenuti in 1 litro di soluzione avente  $\text{pH} = 5$ , sapendo che la sua  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .**

La massa molecolare dell'acido acetico è 60,05 u.m.a.

Sussiste la relazione  $[H^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5}$

Negli acidi deboli, come l'acido acetico, si ha:  $[H^+]^2 = K_a C_a$

$$\text{Da cui } C_a = \frac{[H^+]^2}{K_a} = \frac{(10^{-5})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} = \frac{10^{-5}}{1,8} = 5,56 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

I grammi di acido presenti saranno dati dalla relazione:

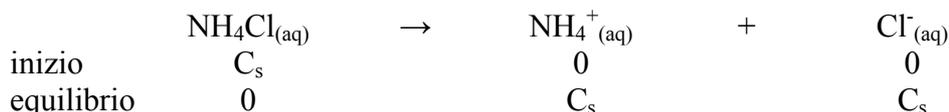
$$g_{\text{soluto}} = n_{\text{moli soluto}} \cdot MM_{\text{soluto}} = 5,56 \cdot 10^{-5} \cdot 60,05 = 3,34 \cdot 10^{-4} \text{ grammi}$$

## Calcolo del pH delle soluzioni saline

1.

**Calcola il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 6,8 g di NH<sub>4</sub>Cl in acqua fino al volume di 260 mL. La costante di dissociazione dell'ammoniaca è K<sub>b</sub> = 1,8 \* 10<sup>-5</sup>.**

Poiché NH<sub>4</sub>Cl in soluzione acquosa è completamente dissociato:



la concentrazione degli ioni NH<sub>4</sub><sup>+</sup> sarà:

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{g_{\text{sale}} * 1000 \text{ mL}}{\text{MM}_{\text{sale}} * V_{\text{soluzione in mL}}} = \frac{6,8 \text{ g} * 1000}{53,49 * 260} = 0,49$$

$$\text{Quindi } [\text{H}^+] \approx \sqrt{\frac{K_w C_s}{K_b}} = \sqrt{\frac{1 * 10^{-14} * 0,49}{1,8 * 10^{-5}}} = 1,65 * 10^{-5}$$

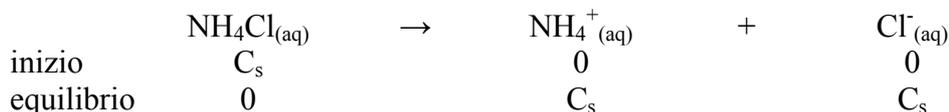
da cui si ricava che pH = - log<sub>10</sub> [H<sup>+</sup>] = - Log (1,65 \* 10<sup>-5</sup>) = 4,78

**Il pH della soluzione sarà 4,78.**

2.

**Calcola il pH di una soluzione che in 2 litri contiene 10,7 g di NH<sub>4</sub>Cl. La costante di dissociazione dell'ammoniaca è K<sub>b</sub> = 1,8 \* 10<sup>-5</sup>.**

Poiché NH<sub>4</sub>Cl in soluzione acquosa è completamente dissociato:



la concentrazione degli ioni NH<sub>4</sub><sup>+</sup> sarà:

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{g_{\text{sale}} * 1000 \text{ mL}}{\text{MM}_{\text{sale}} * V_{\text{soluzione in mL}}} = \frac{10,7 \text{ g} * 1000}{53,49 * 2000} = 0,1 = 10^{-1}$$

Quindi

$$[\text{H}^+] \approx \sqrt{\frac{K_w C_s}{K_b}} = \sqrt{\frac{1 * 10^{-14} * 10^{-1}}{1,8 * 10^{-5}}} = \sqrt{\frac{10^{-15}}{1,8 * 10^{-5}}} = \sqrt{\frac{10^{-10}}{1,8}} = \sqrt{5,55 * 10^{-11}} = 7,454 * 10^{-6} \text{ M}$$

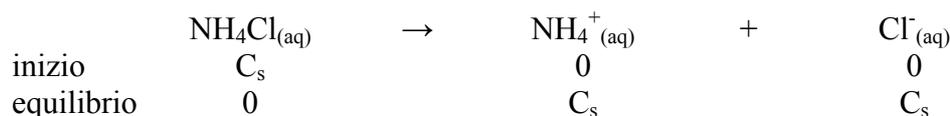
da cui si ricava che pH = - log<sub>10</sub> [H<sup>+</sup>] = - Log (7,454 \* 10<sup>-6</sup>) = 5,128 ≈ 5,13

**Il pH della soluzione sarà 5,13.**

3.

**Calcola la concentrazione di una soluzione di cloruro di ammonio NH<sub>4</sub>Cl sapendo che ha pH = 5,04.**

Poiché NH<sub>4</sub>Cl in soluzione acquosa è completamente dissociato:



la concentrazione degli ioni  $\text{NH}_4^+$  sarà:

$$[\text{NH}_4^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,04} = 9,12 * 10^{-6} \text{ M.}$$

Sapendo che:  $[\text{H}^+]^2 = \frac{K_w C_s}{K_b}$

si ricava:

$$C_s = \frac{[\text{H}^+]^2 K_b}{K_w} = \frac{(9,12 * 10^{-6})^2 * 1,8 * 10^{-5}}{1 * 10^{-14}} = \frac{8,318 * 10^{-11} * 1,8 * 10^{-5}}{1 * 10^{-14}} = \frac{1,497 * 10^{-15}}{1 * 10^{-14}} = 1,497 * 10^{-1}$$

La **concentrazione del cloruro d'ammonio** sarà 0,1497 M, valore che può essere arrotondato a **0,15 M**.

**4.**

**Calcola il pH di una soluzione 0,015 M di cianuro di sodio NaCN sapendo che la costante di dissociazione dell'acido cianidrico HCN è  $K_a = 7,2 * 10^{-10}$ .**

La concentrazione del sale è  $[\text{NaCN}] = 0,015 = 1,5 * 10^{-2} \text{ M}$ .

La concentrazione degli ioni  $[\text{OH}^-]$  sarà:

$$[\text{OH}^-] \approx \sqrt{\frac{K_w C_s}{K_a}} = \sqrt{\frac{1 * 10^{-14} * 1,5 * 10^{-2}}{7,2 * 10^{-10}}} = \sqrt{2,083 * 10^{-7}} = 4,564 * 10^{-4}$$

Ricaviamo il valore di  $\text{pOH} = -\text{Log}(4,564 * 10^{-4}) = 3,341$

Dalla relazione  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

Otteniamo **pH** = 14 - 3,341 = 10,659  $\approx$  **10,66**.

**5.**

**Calcola il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 2,05 g di acetato di sodio  $\text{CH}_3\text{COONa}$  fino al volume di 250 mL. La costante di dissociazione dell'acido acetico è  $K_a = 1,8 * 10^{-5}$ .**

La massa molecolare dell'acetato sodico è 82,03 u.m.a.

La concentrazione del sale sarà:

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = \frac{g_{\text{sale}} * 1000 \text{ mL}}{\text{MM}_{\text{sale}} * V_{\text{soluzione in mL}}} = \frac{2,05 \text{ g} * 1000}{82,03 * 250} = 0,1 = 10^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] \approx \sqrt{\frac{K_w C_s}{K_a}} = \sqrt{\frac{1 * 10^{-14} * 10^{-1}}{1,8 * 10^{-5}}} = \sqrt{\frac{10^{-10}}{1,8}} = \sqrt{5,56 * 10^{-11}} = 7,45 * 10^{-6}$$

Ricaviamo il valore di  $\text{pOH} = -\text{Log}(7,45 * 10^{-6}) = 5,13$

Dalla relazione  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

Otteniamo  $\text{pH} = 14 - 5,13 = 8,87$ .

6.

Calcola il pH di una soluzione sapendo che in 1 litro sono contenuti 2,38 g di ipoclorito di sodio  $\text{NaClO}$ , e che la costante di dissociazione per l'acido ipocloroso  $\text{HClO}$  è  $K_a = 3,2 * 10^{-8}$ .

La massa molecolare dell'ipoclorito sodico è 74,439 u.m.a.

La concentrazione del sale sarà:

$$[\text{NaClO}] = \frac{g_{\text{sale}} * 1000 \text{ mL}}{\text{MM}_{\text{sale}} * V_{\text{soluzione in mL}}} = \frac{2,38 \text{ g} * 1000}{74,439 * 1000} = 3,197 * 10^{-2}$$

$$[\text{OH}^-] \approx \sqrt{\frac{K_w C_s}{K_a}} = \sqrt{\frac{1 * 10^{-14} * 3,197 * 10^{-2}}{3,2 * 10^{-8}}} = \sqrt{10^{-8}} = 10^{-4}$$

Ricaviamo il valore di  $\text{pOH} = -\text{Log } 10^{-4} = 4$

Dalla relazione  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

Otteniamo  $\text{pH} = 14 - 4 = 10$ .

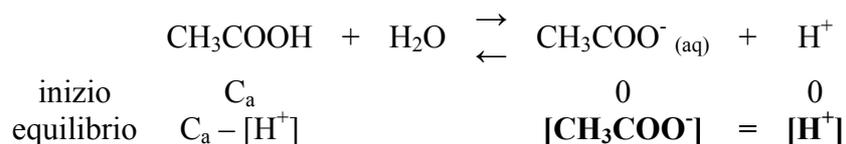
## Soluzioni tampone

1.

Calcola il pH di una soluzione tampone ottenuta mescolando 500 mL di acido acetico  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,5 M con 500 mL di acetato sodico  $\text{CH}_3\text{COONa}$  0,5 M.

La costante di dissociazione dell'acido acetico ha il valore di  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

Dall'equilibrio di dissociazione dell'acido acetico:



Si ricava:

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

Indicando con  $C_s$  la concentrazione del sale e con  $C_a$  la concentrazione dell'acido, si ha:

$$K_a = \frac{C_s [\text{H}^+]}{C_a}$$

$$\text{da cui: } [\text{H}^+] = \frac{K_a C_a}{C_s}$$

In questo caso particolare  $C_a = C_s$ , quindi:

$$K_a = [\text{H}^+] = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

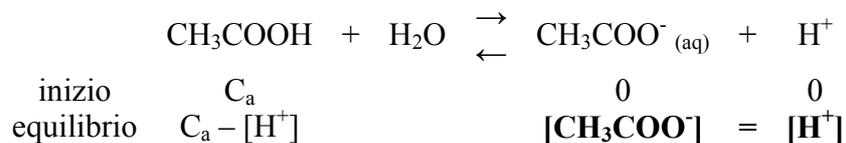
$$\text{pH} = -\text{Log } K_a = \text{p}K_a = -\text{Log } (1,8 \cdot 10^{-5}) = 4,74.$$

2.

Calcola il pH di una soluzione acquosa che in 1 litro contiene disciolte 0,1 moli di acido acetico  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e 0,11 moli di acetato di sodio  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .

La costante di dissociazione dell'acido acetico ha il valore di  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

Dall'equilibrio di dissociazione dell'acido acetico:



Si ricava:

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

Indicando con  $C_s = 0,11$  M la concentrazione del sale e con  $C_a = 0,1$  M la concentrazione dell'acido, si ha:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a C_a}{C_s} = \frac{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1}{0,11} = 1,636 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{da cui: } \text{pH} = -\text{Log } [\text{H}^+] = -\text{Log } (1,636 \cdot 10^{-5}) = 4,786 \approx 4,8.$$

3.

Calcola il pH di una soluzione che in 1 litro contiene  $10^{-3}$  moli di cloruro di ammonio  $\text{NH}_4\text{Cl}$  e  $10^{-4}$  moli di ammoniaca  $\text{NH}_3$ , sapendo che per  $\text{NH}_3$  si ha  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

Si ha:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b C_b}{C_s} = \frac{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-4}}{10^{-3}} = 1,8 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \text{Log} (1,8 \cdot 10^{-6}) = 14 - 5,475 = \mathbf{8,255}.$$

4.

Una soluzione tampone è stata ottenuta mescolando 100 mL di  $\text{NH}_4\text{OH}$  0,2 M con 50 mL di  $\text{NH}_4\text{Cl}$  0,3 M e con 50 mL di acqua. Calcola il pH del suddetto tampone.

Si ha il seguente schema di componenti iniziali:

volume	sostanza	concentrazione
100 mL	$\text{NH}_4\text{OH}$	0,2 M
50 mL	$\text{NH}_4\text{Cl}$	
50 mL	$\text{H}_2\text{O}$	

Il volume totale della soluzione risulterà di 200 mL.

Si calcolano le nuove concentrazioni dell'idrossido di ammonio (base) e del cloruro d'ammonio (sale), secondo la formula:

$$V_{\text{concentrato}} \cdot M_{\text{concentrata}} = V_{\text{diluito}} \cdot M_{\text{diluita}}$$

Per  $\text{NH}_4\text{OH}$  (base forte) si ottiene:

$$M_D = \frac{V_C \cdot M_C}{V_D} = \frac{100 \text{ mL} \cdot 0,2 \text{ M}}{200 \text{ mL}} = 0,1 \text{ M}$$

Per  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (acido coniugato; sale) si ottiene:

$$M_D = \frac{V_C \cdot M_C}{V_D} = \frac{50 \text{ mL} \cdot 0,3 \text{ M}}{200 \text{ mL}} = 0,075 \text{ M}$$

Si ricava:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b C_b}{C_s} = \frac{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-1}}{0,075} = 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \text{Log} (2,4 \cdot 10^{-5}) = 14 - 4,62 = \mathbf{9,38}.$$

5.

Calcola il pH di una soluzione che in 1 litro contiene 0,5 moli di  $\text{KCN}$  e 0,7 moli di  $\text{HCN}$  ( $K_a = 7,2 \cdot 10^{-10}$ ).

Si ha:

$$[H^+] = \frac{K_a C_a}{C_s} = \frac{7,2 \cdot 10^{-10} \cdot 0,7}{0,5} = 1,008 \cdot 10^{-9} \approx 10^{-9} \text{ M}$$

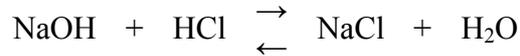
da cui si ricava **pH** = -Log [H<sup>+</sup>] = **9**.

## Esercizi vari di riepilogo

1.

Calcola il pH di una soluzione ottenuta mescolando 300 mL di HCl 0,25 M e 135 mL di NaOH 0,35 M e portando il volume ad 1,5 litri con acqua distillata.

In seguito al rimescolamento avviene la reazione:



ovvero:



Inizialmente sono presenti:

- $\text{HCl} = M \cdot V = 0,25 \cdot 0,3 = 0,075$  moli
- $\text{NaOH} = M \cdot V = 0,35 \cdot 0,135 = 0,0472$  moli

Poiché le moli di NaOH sono in difetto, esse vengono completamente consumate e rimangono:

$$0,075 - 0,0472 = 0,0278 \text{ moli eccedenti di HCl}$$

Per cui la concentrazione dell'acido residuo è:

$$M_{\text{HCl}} = \frac{\text{moli eccedenti di acido}}{\text{Volume}} = \frac{0,0278}{1,5} = 0,0185 \text{ M} = 1,85 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

da cui  $\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}^+] = -\text{Log} (1,85 \cdot 10^{-2}) = 1,73$ .

2.

Calcola il pH di una soluzione ottenuta mescolando 2,5 g di HNO<sub>3</sub> con 280 mL di KOH 0,15 N e diluendo la soluzione totale fino a un volume finale di 0,5 litri.

Il volume finale della soluzione è di 0,5 litri.

La massa molecolare dell'acido nitrico è 63,01 u.m.a.

La massa molecolare dell'idrossido di sodio non è necessario utilizzarla.

In seguito al rimescolamento avviene la reazione:



ovvero:



Inizialmente sono presenti:

$$n^\circ \text{ moli di HNO}_3 = \frac{g_{\text{HNO}_3}}{\text{MM}_{\text{HNO}_3}} = \frac{2,5}{63,01} = 3,968 \cdot 10^{-2}$$

$$n^{\circ} \text{ moli di KOH} = \frac{g_{\text{KOH}} * \text{Volumedisponibile}}{1000} = \frac{0,15 * 280}{1000} = 4,200 * 10^{-2}$$

C'è una eccedenza di  $(4,200 - 3,968) * 10^{-2} = 2,32 * 10^{-3}$  moli di KOH che troviamo nella soluzione finale di 0,5 litri.

In un litro si troveranno quindi  $2 * 2,32 * 10^{-3} = 4,64 * 10^{-3}$  moli di KOH.

La soluzione finale sarà condizionata quindi da una  $[\text{KOH}] = [\text{OH}^-] = 4,64 * 10^{-3}$

Il **pH** =  $14 - \text{pOH} = 14 + \text{Log}(4,64 * 10^{-3}) = 14 - 2,333 = \mathbf{11,667}$ .

**3.**

**Una soluzione di HCl, dal volume di 600 mL, ha una concentrazione 0,02 M; essa viene diluita con 1400 mL di acqua. Calcola il pH prima e dopo la diluizione.**

**a) prima della diluizione**

$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 0,02 \text{ M} = 2 * 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH}_{\text{iniziale}} = -\text{Log} [\text{H}^+] = -\text{Log}(2 * 10^{-2}) = 1,699 \approx \mathbf{1,7}$$

**b) dopo la diluizione**

il volume finale della soluzione diventa  $V_{\text{finale}} = 600 + 1400 \text{ mL} = 2000 \text{ mL}$ .

Utilizziamo la formula che permette di calcolare la molarità finale

$$M_D = \frac{V_C * M_C}{V_D} = \frac{600 \text{ mL} * 2 * 10^{-2} \text{ M}}{2000 \text{ mL}} = 6 * 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 6 * 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH}_{\text{finale}} = -\text{Log} [\text{H}^+] = -\text{Log}(6 * 10^{-3}) = 2,22$$

**4.**

**Calcola il pH della soluzione ottenuta mescolando 175 mL di NaOH 0,135 M con 205 mL di HNO<sub>3</sub> 0,405 M e portando il volume totale a 2,5 litri.**

La massa molecolare di NaOH è 40,00 u.m.a.

La massa molecolare di HNO<sub>3</sub> è 63,01 u.m.a.

Per i calcoli, in questo esercizio, le masse molecolari non servono.

Avere una soluzione 0,135 M di NaOH significa avere  $2,362 * 10^{-2}$  moli disponibili di NaOH, come si ricava dalla seguente proporzione:

$$0,135 \text{ moli soluto} : 1000 \text{ mL soluzione} = x \text{ moli soluto} : 175 \text{ mL soluzione}$$

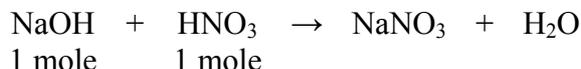
$$x_{\text{molisoluta}} = \frac{0,135 * 175}{1000} = 2,363 * 10^{-2}$$

Avere una soluzione 0,405 M di HNO<sub>3</sub> significa avere  $8,303 * 10^{-2}$  moli disponibili di HNO<sub>3</sub>, come si ricava dalla seguente proporzione:

$$0,405 \text{ moli soluto} : 1000 \text{ mL soluzione} = y \text{ moli soluto} : 205 \text{ mL soluzione}$$

$$y_{\text{molisoluta}} = \frac{0,405 * 205}{1000} = 8,303 * 10^{-2}$$

Dalla reazione si ricava che una mole di NaOH reagisce con una mole di HNO<sub>3</sub>:



Vi quindi una eccedenza di  $(8,303 - 2,363) * 10^{-2} = 5,940 * 10^{-2}$  moli di HNO<sub>3</sub> che sono disperse in un volume di 2,5 litri.

$$M = \frac{n^{\circ} \text{molisoluta} * 1000 \text{ mL}}{V_{\text{disponibile}}} = \frac{5,940 * 10^{-2} * 1000 \text{ mL}}{2500 \text{ mL}} = 2,376 * 10^{-2}$$

La molarità della soluzione in HNO<sub>3</sub> è  $2,367 * 10^{-2}$ .

L'acido nitrico è fortissimo e totalmente dissociato all'equilibrio.

Si ricava che **pH** = - Log  $(2,367 * 10^{-2}) = 1,624$ .

**5.**

**Calcola il pH di una soluzione ottenuta mescolando 20 mL di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,2 M con 15 mL di NaOH 0,1 M.**

Avere una soluzione 0,2 M di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> significa avere  $4,0 * 10^{-3}$  moli disponibili di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, come si ricava dalla seguente proporzione:

$$0,2 \text{ moli soluto} : 1000 \text{ mL soluzione} = y \text{ moli soluto} : 20 \text{ mL soluzione}$$

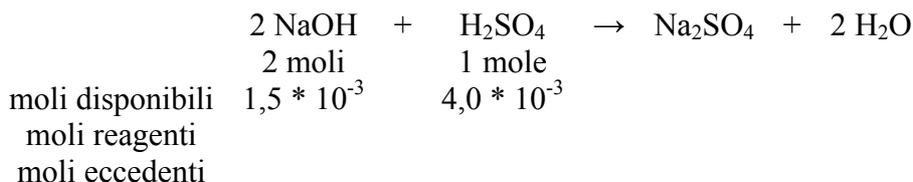
$$y_{\text{molisoluta}} = \frac{0,2 * 20}{1000} = 4,0 * 10^{-3}$$

Avere una soluzione 0,1 M di NaOH significa avere  $1,5 * 10^{-3}$  moli disponibili di NaOH, come si ricava dalla seguente proporzione:

$$0,1 \text{ moli soluto} : 1000 \text{ mL soluzione} = x \text{ moli soluto} : 15 \text{ mL soluzione}$$

$$x_{\text{molisoluta}} = \frac{0,1 * 15}{1000} = 1,5 * 10^{-3}$$

Dalla reazione si ricava che due moli di NaOH reagiscono con una mole di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:



Poiché le moli di NaOH sono  $n < 8,0 * 10^{-3}$ , è chiaro che NaOH reagisce tutto. Con una proporzione si trova quindi quante moli di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> reagiscono:

$$2 : 1 = (1,5 * 10^{-3}) * : x$$

da cui si ricava:

$$x = \frac{1 * 1,5 * 10^{-3}}{2} = 0,75 * 10^{-3}$$

Vi è quindi una eccedenza di  $(4,0 - 0,75) * 10^{-3} = 3,25 * 10^{-3}$  moli di  $H_2SO_4$  che sono disperse in un volume di 35 mL.

$$M = \frac{n^{\circ} \text{moli soluto} * 1000 \text{mL}}{V_{\text{disponibile}}} = \frac{3,25 * 10^{-3} * 1000 \text{mL}}{35 \text{mL}} = 9,29 * 10^{-2}$$

La molarità della soluzione in  $H_2SO_4$  è  $9,29 * 10^{-2}$  M.

L'acido solforico è un acido biprotico, fortissimo e totalmente dissociato all'equilibrio.

Si ottiene quindi:  $[H_+] = 2 * [H_2SO_4] = 2 * 9,29 * 10^{-2} = 1,86 * 10^{-1}$  M.

Si ricava che **pH** = - Log  $(1,86 * 10^{-1}) = 0,73$ .