

- 1) Calcolare il volume a cui occorre diluire 100 ml di una soluzione di una base forte a $\text{pH} = 13.50$ per portarne il pH a 12.00 [R: 3.2 l].
- 2) Una soluzione è stata preparata mescolando 15.0 ml di HCl 1.15 M con 35.0 ml di HCl 0.875 M e portando a 100 ml il volume finale. Calcolare il pH risultante. [R: $\text{pH} = 0.32$].
- 3) Calcolare:
- la K_a di un acido debole HA, sapendo che il pH di una soluzione 0.1 M di tale acido vale 3.7.
 - il pH dopo la seguente diluizione: a 100 ml della soluzione 0.1M di HA vengono aggiunti 300 ml di acqua. [R: a) 3.98×10^{-7} ; b) $\text{pH} = 4.0$].
- 4) Una soluzione di ammoniaca viene preparata trasferendo 25 ml di una soluzione concentrata in un matraccio da 250 ml e portando a volume con acqua. La soluzione concentrata è contenuta in un recipiente con la seguente etichetta: ammoniaca 26% p/p, PM: 17.03, $d = 0.904$. Calcolare il pH della soluzione diluita ($\text{p}K_b = 4.5$). [R: $\text{pH} = 11.8$].
- 5) Qual è la concentrazione di una soluzione di NH_4Cl che ha un $\text{pH} = 4.90$? ($\text{p}K_b \text{ NH}_3 = 4.4$) [R: 0.64 M].
- 6) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo in acqua 0.25 moli di ammoniaca e 0.25 moli di acido perclorico in un volume finale di 500 ml ($\text{p}K_a \text{ NH}_4^+ = 9.5$). [R: $\text{pH} = 4.9$].
- 7) Conoscendo la K_a dell'acido formico ($K_a = 1.8 \times 10^{-4}$), se 8.00 ml di KOH 1.000×10^{-2} M vengono mescolati a 200 ml di HCOOH 4.000×10^{-3} M, che pH avrà la soluzione risultante? [R: $\text{pH} = 7.6$].
- 8) A una soluzione 0.1 M di acido acetico si aggiunge NaOH in quantità tale da portare il pH a 5.00. Supponendo trascurabile la variazione di volume, calcolare le concentrazioni di acido acetico e ione acetato nella soluzione finale ($\text{p}K_a = 4.7$). [R: $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 3.3 \times 10^{-2}$; $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 6.7 \times 10^{-2}$].
- 9) Calcolare la variazione di pH provocata dall'aggiunta di 10.0 ml di HCl 0.125 M a:
- 100 ml di soluzione 0.25 M di acido acetico ($\text{p}K_a = 4.7$) e 0.30 M di acetato di sodio
 - 500 ml di soluzione 0.25 M di acido acetico e 0.30 M di acetato di sodio
 - 500 ml di soluzione 0.10 M di acido acetico e 0.125 M di acetato di sodio
- [R: a) $\Delta\text{pH} = 0.1$; b) $\Delta\text{pH} = 0$; c) $\Delta\text{pH} = 0$].
- 10) Calcolare quanta soluzione di NaOH 0.050 M si deve aggiungere a 50 ml di soluzione 0.25 M di acido acetico ($K_a = 2 \times 10^{-5}$) per ottenere una soluzione a $\text{pH} 4.5$. [R: 97 ml].
- 11) Dopo aver miscelato 150 ml di HClO 1×10^{-2} M con 150 ml di KClO 1.25×10^{-2} M, si aggiunge acqua fino ad un litro. Sapendo che la K_a dell'acido ipocloroso vale 3×10^{-8} , calcolare il pH della soluzione e la variazione di pH che si produce aggiungendo 10 ml di HCl 0.1 M. [R: $\text{pH} = 7.62$, $\Delta\text{pH} = 0.553$].
- 12) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 250 ml di acido acetico 1.5×10^{-2} M ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$) con 250 ml di acetato di sodio 1.2×10^{-2} M. [R: $\text{pH} 4.65$].

13) Calcolare il pH di una soluzione di 350 ml di NH_4OH ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$) 0.1 M alla quale siano stati aggiunti 7.5 g di cloruro di ammonio. [**R: pH 8.65**].

14) Calcolare il pH di una soluzione 1×10^{-2} M di HCl. Calcolare inoltre il pH della stessa soluzione quando vengano aggiunte 2×10^{-2} moli di acetato di sodio per litro di soluzione, sapendo che la K_a dell'acido acetico è pari a 1.8×10^{-5} . [**R: pH iniziale = 2, pH finale = 4.74**].