

X ESERCIZI

- V A.1. 1,31 g di HClO_4 sono sciolti in 250 cm^3 di acqua. Calcolare la concentrazione dello ione idrogeno e dello ione idrossido in soluzione, trascurando la variazione di volume.
- V A.2. 0,0322 g di Ca(OH)_2 sono sciolti in tanta acqua da avere $2,50 \text{ dm}^3$ di soluzione. Calcolare la concentrazione dello ione idrossido e dello ione idrogeno.
- V A.3. 0,151 g di Ba(OH)_2 sono sciolti in tanta acqua da avere $1,50 \text{ dm}^3$ di soluzione. Calcolare il pH ed il pOH della soluzione.
- V A.4. Il pH di una soluzione acquosa è 3,50. Calcolare la concentrazione dello ione idrogeno.
- V A.5. La concentrazione di H^+ in una soluzione acquosa è $2,50 \cdot 10^{-2} \text{ M}$. Calcolare il pH ed il pOH della soluzione.
- V A.6. Calcolare il pH ed il pOH di una soluzione $0,045 \text{ M}$ di NaOH .

- ✓ (A.7.) 5,50 g di KOH sono sciolti in acqua e la soluzione portata a 0,500 dm³. Calcolare il pH della soluzione.
- ✓ (A.8.) 250 cm³ di HCl gassoso (misurati alle condizioni standard) sono sciolti in 250 cm³ di acqua. Calcolare il pH ed il pOH della soluzione. Si ammetta che il volume finale della soluzione rimanga 250 cm³.
- ✓ (A.9.) Il pH di una soluzione acquosa di HNO₃ è 0,30. Calcolare la concentrazione dell'acido nella soluzione.
- ✓ (A.10.) 0,500 g di KOH e 0,500 g di NaOH sono sciolti in acqua e la soluzione portata ad 1,00 dm³. Calcolare il pH della soluzione.
- ✓ (A.11.) Calcolare quanto NaOH solido è necessario per preparare 500 cm³ di una soluzione con pH = 11,5.
- ✓ (A.12.) Calcolare il volume di una soluzione 11,3 M di HCl che occorre diluire con acqua per preparare 1,00 dm³ di una soluzione a pH = 1,50.
- ✓ (A.13.) Una soluzione acquosa di NaOH ha un pH = 11,9. Calcolare quanti grammi di NaOH sono disciolti in 35 cm³ di questa soluzione.
- ✓ (A.14.) A 25 cm³ di una soluzione 0,0105 M di HClO₄ sono aggiunti 15 cm³ di una soluzione 0,110 M di NaOH. Calcolare il pH della soluzione risultante.
- ✓ (A.15.) 100 cm³ di una soluzione acquosa di HNO₃ a pH 0,25 sono diluiti con acqua fino a pH = 1,10. Calcolare il volume finale della soluzione.
- ✓ (A.16.) 100 cm³ di acido cloridrico gassoso (misurati alle condizioni standard) sono sciolti in acqua. Il pH della soluzione risultante è 2,60. Trovare il volume della soluzione.
- ✓ (A.17.) 25 cm³ di una soluzione di NH₃ 0,0873 M sono aggiunti a 25 cm³ di una soluzione 0,0915 M di HCl. Calcolare il pH della soluzione finale.
- ✓ (A.18.) 125 cm³ di una soluzione di HClO₄ 0,101 M sono aggiunti a 1,00 dm³ di una soluzione 0,00662 M di Ba(OH)₂. Calcolare il pH della soluzione.
- ✓ (A.19.) Calcolare il volume di una soluzione 0,0845 M di HClO₄ che è necessario per neutralizzare 0,250 dm³ di una soluzione di una base forte a pH = 11,1.
- ✓ (A.20.) 10,0 cm³ di una soluzione di HCl a pH 1,55 sono aggiunti a 40,0 cm³ di una soluzione di HClO₄ a pH 0,55. Calcolare il pH della soluzione finale.
- ✓ (A.21.) 25 cm³ di una soluzione di HNO₃ a pH 2,50 sono aggiunti a 25 cm³ di una soluzione di KOH il cui pH è 11,0. Calcolare il pH della soluzione finale.
- ✓ ○ (B.1.) Calcolare il pH di una soluzione di HCN 1,00 M. $K_a = 4,0 \cdot 10^{-10}$.

B.2. Calcolare il pH di una soluzione acquosa 0,45 M di NH_3 e il grado di dissociazione della base. $K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$.

B.3. La costante di dissociazione di un acido monoprotico è $1,1 \cdot 10^{-2}$. Calcolare il pH di una soluzione 0,660 M dell'acido ed il suo grado di dissociazione.

B.4. Il pH di una soluzione 0,345 M di un acido debole monoprotico è 1,50. Calcolare il grado di dissociazione dell'acido.

B.5. In una soluzione acquosa $1,5 \cdot 10^{-2}$ M una base debole è dissociata per lo 0,75%. Calcolare il pH ed il pOH della soluzione.

B.6. Calcolare il pH di una soluzione acquosa 0,660 M di KCN ed il grado di idrolisi del sale. $K_a = 4,0 \times 10^{-10}$.

B.7. In una soluzione acquosa 0,870 M il sale sodico di un acido debole monoprotico (NaX) è idrolizzato per lo 0,50%. Calcolare il pH della soluzione.

B.8. Calcolare il pH di una soluzione 0,300 M di $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ed il grado di idrolisi del sale. ($K_{b(\text{NH}_3)} = 1,85 \times 10^{-5}$).

B.9. Il sale di potassio di un acido debole monoprotico è idrolizzato per l'1,5% in una soluzione acquosa 0,105 M. Calcolare la K_a dell'acido debole ed il pH della soluzione.

B.10. In una sua soluzione acquosa 0,540 M un acido debole è dissociato per il 2,5%. Calcolare il pH della soluzione e la K_a dell'acido.

B.11. La costante di dissociazione di HClO è: $K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$. Calcolare il grado di dissociazione dell'acido in una sua soluzione 0,550 M.

B.12. Il pH di una soluzione acquosa di una base debole è 10,5 ($K_b = 7,8 \cdot 10^{-7}$). Calcolare la concentrazione della base in soluzione.

B.13. Quanti grammi di NaCN debbono essere sciolti in 100 cm^3 di una soluzione in modo tale che il pH sia uguale a quello di una soluzione 0,250 M di NH_3 ? $K_a(\text{HCN}) = 4,0 \cdot 10^{-10}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,85 \cdot 10^{-5}$.

B.14. Una soluzione acquosa di un acido debole monoprotico ha un pH di 2,55. 25 cm^3 di questa soluzione furono prelevati e titolati con 17,5 cm^3 di una soluzione di NaOH 0,150 M. Calcolare il grado di dissociazione dell'acido nella soluzione acquosa e la sua costante di dissociazione acida.

B.15. Una soluzione acquosa di una base debole ($K_b = 6,45 \times 10^{-5}$) ha un pH = 11,12. Calcolare quanti cm^3 di una soluzione di acido perclorico $1,10 \times 10^{-2}$ M sono necessari per titolare 25 cm^3 della soluzione della base.

B.16. 20,0 cm^3 di una soluzione di CH_3COOH sono titolati con 17,5 cm^3 di una soluzione 0,315 M di NaOH. Calcolare il pH al punto equivalente ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

- V V ○ **B.17.** Il pH di una soluzione 0,50 M di KClO è 10,9. Calcolare il grado di idrolisi del sale e la costante di dissociazione dell'acido coniugato.
- Y Y ○ **B.18.** 25 cm³ di una soluzione di un acido debole monoprotico sono titolati con 17,8 cm³ di una soluzione di NaOH 0,096 M. Il pH del punto equivalente è 8,33. Calcolare la K_a dell'acido.
- V V ○ **B.19.** Un acido debole monoprotico è dissociato per il 12,5% in una soluzione acquosa 0,050 M. Calcolare il nuovo grado di dissociazione in una soluzione 10 volte più concentrata.
- V V ○ **B.20.** Una soluzione acquosa 0,140 M di NH_3 è diluita di 10 volte con acqua. Calcolare la variazione di pH e del grado di dissociazione della base per effetto della diluizione ($K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$).
- V V ○ **B.21.** Il grado di idrolisi del sale di sodio di un acido debole monoprotico (NaY) in una soluzione acquosa 0,330 M è $1,5 \cdot 10^{-3}$. Calcolare il grado di idrolisi dello stesso sale in una soluzione 100 volte più diluita.
- V V ○ **B.22.** In 500 cm³ di una soluzione 0,500 M di cianuro di sodio ($K_a = 4,0 \cdot 10^{-10}$) sono sciolti 5,00 g di NaOH. Calcolare la variazione del grado di idrolisi del cianuro di sodio per l'aggiunta di NaOH. Si consideri trascurabile la variazione di volume della soluzione.
- V V ○ **B.23.** Il pH di una soluzione 0,115 M di un acido debole monoprotico è 4,50. Calcolare il grado di dissociazione dell'acido, la sua costante di dissociazione ed il grado di idrolisi di una soluzione 0,555 M del suo sale sodico.
- V V ○ **B.24.** Calcolare il volume di una soluzione $4,5 \cdot 10^{-3}$ M di HClO_4 necessario per titolare 25 cm³ di una soluzione acquosa di una base (monoacida) il cui pH iniziale è 9,45. Calcolare inoltre il pH del punto equivalente. ($K_b = 3,3 \cdot 10^{-7}$).
- V **B.25.** 50 cm³ di una soluzione $1,80 \cdot 10^{-2}$ M di HCl sono aggiunti a 50 cm³ di una soluzione di NH_3 $1,00 \cdot 10^{-2}$ M. Calcolare il pH della soluzione risultante ed il grado di idrolisi dello ione ammonio ($K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$).
7. V **B.26.** Calcolare di quante volte deve essere diluita una soluzione 0,450 M di NH_3 ($K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$) per raddoppiare il suo grado di dissociazione.
- V **C.1.** Una soluzione acquosa contiene 0,025 mol dm⁻³ di HNO_3 e 0,040 mol dm⁻³ di CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$). Calcolare il pH della soluzione ed il grado di dissociazione dell'acido acetico.
- V **C.2.** Ad un dm³ di una soluzione $5,40 \cdot 10^{-2}$ M di una base debole ($K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$) sono aggiunti 1,00 g di NaOH. Si calcoli la variazione di pH della soluzione e di α della base per l'aggiunta di NaOH. Si trascuri la variazione di volume per l'aggiunta di NaOH.

- V C.3. Il grado di dissociazione di un acido debole monoprotico in una sua soluzione acquosa $1,15 M$ è $0,10$. Trovare il suo grado di dissociazione nella soluzione $1,15 M$ che contenga anche $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$ di HCl.
- V C.4. Calcolare il pH di una soluzione $1,50 \cdot 10^{-2} M$ di CO_2 in H_2O . $K_{a_1} = 4,2 \cdot 10^{-7}$; $K_{a_2} = 4,8 \cdot 10^{-11}$.
- V C.5. Data una soluzione $1,00 M$ di SO_2 in acqua ($K_{a_1} = 1,3 \cdot 10^{-2}$; $K_{a_2} = 5,6 \cdot 10^{-8}$) calcolare il pH della soluzione e la frazione di mole dell'acido dissociato nella prima e nella seconda dissociazione.
- No C.6. Una soluzione acquosa di un acido biprotico ha $\text{pH} = 2,0$. Quale è la concentrazione dell'acido in questa soluzione sapendo che l'acido è completamente dissociato nella prima dissociazione e che $K_2 = 1,45 \times 10^{-3}$?
- V C.7. A 100 cm^3 di una soluzione di un acido forte ($\text{pH} = 2,55$) sono aggiunti $6,50 \text{ g}$ di NaHSO_4 . Calcolare il pH della nuova soluzione. Si trascuri la variazione di volume. $K_{a_2} (\text{H}_2\text{SO}_4) = 2,1 \times 10^{-2}$.
- V C.8. Calcolare il pH di una soluzione $0,315 M$ di H_3AsO_4 e la concentrazione degli ioni H_2AsO_4^- e HAsO_4^{2-} . $K_{a_1} = 2,5 \times 10^{-4}$; $K_{a_2} = 5,6 \times 10^{-8}$; e $K_{a_3} = 1,0 \times 10^{-12}$.
- V C.9. ? Una soluzione che contiene $0,440 \text{ mol dm}^{-3}$ di un acido forte e $1,51 \text{ mol dm}^{-3}$ di un acido debole ha un $\text{pH} = 0,34$. Tutti e due gli acidi sono monoprotici. Calcolare la costante di dissociazione e il grado di dissociazione dell'acido debole.
- V C.10. Una soluzione è $1,51 M$ in HCOOH (acido formico, monoprotico $K_a = 2,0 \times 10^{-4}$) e $0,252 M$ in HCN ($K_a = 4,0 \times 10^{-10}$). Calcolare il pH della soluzione ed il grado di dissociazione dei due acidi.
- V C.11. ? Calcolare il pH di una soluzione $0,340 M$ di NaHSO_4 (H_2SO_4 , $K_{a_1} > 1$; $K_{a_2} = 2,1 \cdot 10^{-2}$).
- V C.12. Si calcoli il pH di una soluzione $0,350 M$ di Na_2CO_3 (H_2CO_3 , $K_{a_1} = 4,2 \cdot 10^{-7}$; $K_{a_2} = 4,8 \cdot 10^{-11}$).
- C.13. Calcolare il pH di una soluzione $0,500 M$ di CaS ed il grado di idrolisi del sale. (H_2S , $K_{a_1} = 1,0 \cdot 10^{-7}$; $K_{a_2} = 1,3 \cdot 10^{-13}$).
- C.14. Calcolare il pH di una soluzione $0,224 M$ di Na_2SO_3 . Calcolare inoltre il grado di idrolisi dello ione SO_3^{2-} e HSO_3^- . (H_2SO_3 , $K_{a_1} = 1,3 \cdot 10^{-2}$; $K_{a_2} = 5,6 \cdot 10^{-8}$).
- Yo D.1. Calcolare il pH di una soluzione che contiene $0,320 \text{ mol dm}^{-3}$ di NH_3 e $0,210 \text{ mol dm}^{-3}$ di NH_4Cl . ($K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$).
- Yo D.2. Si calcoli in quale rapporto debbono essere le concentrazioni di CH_3COOK e CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) per avere una soluzione tampone a $\text{pH} 5,50$.

- Y O (D.3.) 10,0 g di CH_3COONa sono sciolti in una soluzione di acido acetico ed il volume portato ad un dm^3 . La concentrazione dell'acido nella soluzione finale è 0,220 M . Calcolare il pH della soluzione ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$).
- Y O (D.4.) Calcolare quanti grammi di cloruro ammonico occorre sciogliere in 100 cm^3 di una soluzione 0,150 M di ammoniaca ($K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$) per ottenere una soluzione tampone a $\text{pH} = 9,5$. Si ammetta che il volume della soluzione dopo l'aggiunta del sale rimanga 100 cm^3 .
- Y O (D.5.) Si calcoli quanti grammi di formiato di sodio si debbono sciogliere in 1,00 dm^3 di una soluzione di acido formico 0,250 M ($K_a = 2,1 \cdot 10^{-4}$) per avere un $\text{pH} = 4,0$.
- Y O (D.6.) 100 cm^3 di NH_3 (misurati alle condizioni standard) sono sciolti in una soluzione di cloruro di ammonio. Il volume finale è 1,0 dm^3 e la concentrazione del sale è 0,010 M . Altri 100 cm^3 invece sono sciolti in acqua pura ed il volume portato a 1,0 dm^3 . Calcolare il pH delle due soluzioni. $K_b = 1,85 \times 10^{-5}$.
- Y O (D.7.) A 100 cm^3 di una soluzione 0,125 M di acido acetico ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$) e 0,445 M di acetato di sodio sono aggiunti 0,50 g di idrossido di sodio. Calcolare la variazione di pH. La variazione di volume è trascurabile.
- Y O (D.8.) 0,50 g di NaOH sono sciolti in 1,00 dm^3 di una soluzione 0,250 M di NH_3 ($K_b = 1,85 \times 10^{-5}$) e 0,200 M di $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Calcolare la variazione di pH.
- Y (D.9.) In 250 cm^3 di una soluzione di ammoniaca 0,022 M è sciolto acido cloridrico gassoso, fino ad ottenere una soluzione a $\text{pH} = 8,80$. Calcolare il volume, alle condizioni standard, di acido cloridrico gassoso ($K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$).
- (D.10.) In 100 cm^3 di una soluzione acquosa di HCl il cui pH è 2,31 sono fatti assorbire 25,0 cm^3 di NH_3 (misurati alle condizioni standard). Calcolare il pH. $K_b = 1,85 \times 10^{-5}$.
- ? (D.11.) Calcolare il volume di NH_3 (misurato a condizioni standard) che è necessario per portare a pH 8,9 0,750 dm^3 di una soluzione 0,120 M di H_2SO_4 .
- (D.12.) 30 cm^3 di HCl 0,151 M sono aggiunti a 125 cm^3 di una soluzione 0,225 M in CH_3COONa e 0,202 M in CH_3COOH . Calcolare di quanto varia il pH della soluzione per l'aggiunta dell'acido. Calcolare di quanto varia il pH quando la stessa quantità dell'acido è aggiunta a 125 cm^3 di acqua. $K_a = = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
- (D.13.) A 100 cm^3 di una soluzione acquosa 0,215 M del sale sodico di un acido debole monoprotico ($K_a = 1,2 \times 10^{-4}$) sono aggiunti 100 cm^3 di HClO_4 0,131 M . Calcolare il pH della soluzione risultante.
- (D.14.) Una soluzione acquosa di acido acetico è 0,520 M . Un'altra soluzione acquosa contiene 0,275 mol dm^{-3} di NaOH . Calcolare il pH delle due soluzioni ed il pH della soluzione ottenuta mescolando 100 cm^3 della soluzione dell'acido con 100 cm^3 della soluzione della base ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

- D.15.** Calcolare il volume di una soluzione $0,121\text{ M}$ di HCl che occorre aggiungere ad una soluzione $0,089\text{ M}$ di NH_3 per preparare $1,00\text{ dm}^3$ una soluzione tampone a $\text{pH } 8,5$ ($K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$).
- D.16.** Calcolare la massa di NaOH che occorre aggiungere a $1,00\text{ dm}^3$ di una soluzione $0,0210\text{ M}$ di NaH_2PO_4 per ottenere un $\text{pH} = 6,8$.
- D.17.** Calcolare la massa di NaOH che è necessaria per portare a $\text{pH } 4,90$ $0,240\text{ dm}^3$ di una soluzione $0,143\text{ M}$ di acido ossalico. $K_{a_1} = 5,9 \times 10^{-2}$; $K_{a_2} = 6,4 \times 10^{-5}$.
- D.18.** 25 cm^3 di una soluzione $0,160\text{ M}$ di acido cloridrico furono portati a $\text{pH} = 8,50$ con NH_3 gassosa. Altri 25 cm^3 della stessa soluzione di HCl furono portati a $\text{pH} = 8,50$ con NaOH . Calcolare il numero di moli delle due basi impiegate nei due casi.
- D.19.** Calcolare il pH di una soluzione che è contemporaneamente $0,115\text{ M}$ in Na_2SO_4 e $0,215\text{ M}$ in NaHSO_4 . L'acido solforico è completamente dissociato nella prima dissociazione e $K_2 = 2,10 \times 10^{-2}$.
- D.20.** Calcolare quanti grammi di Na_2HPO_4 occorre sciogliere in $1,00\text{ dm}^3$ di una soluzione che contiene disciolti $15,0\text{ g dm}^{-3}$ di KH_2PO_4 per preparare una soluzione tampone a $\text{pH} = 7,0$. ($K_{a(\text{H}_2\text{PO}_4^-)} = 6,2 \cdot 10^{-8}$).
- D.21.** Calcolare la massa di NaOH che occorre sciogliere in 250 cm^3 di una soluzione $0,120\text{ M}$ di acido fosforico per portare il pH a $7,5$. Si trascuri la variazione di volume.
- D.22.** Calcolare il pH di una soluzione $0,200\text{ M}$ di acido acetico e la variazione di pH quando si aggiunge, a 250 cm^3 della soluzione dell'acido, NaOH nelle seguenti quantità: a) $0,820\text{ g}$; b) $1,00\text{ g}$; c) $2,70\text{ g}$.
- E.1.** Calcolare il pH di una soluzione $0,50\text{ M}$ di NaHCO_3 (H_2CO_3 , $K_{a_1} = 4,2 \cdot 10^{-7}$; $K_{a_2} = 4,8 \cdot 10^{-11}$).
- E.2.** Calcolare il pH di una soluzione $0,35\text{ M}$ di $\text{Ca}(\text{HS})_2$ (H_2S , $K_{a_1} = 1,0 \cdot 10^{-7}$; $K_{a_2} = 1,3 \cdot 10^{-13}$).
- E.3.** Calcolare il pH di una soluzione $0,24\text{ M}$ di NaHSO_3 (H_2SO_3 , $K_{a_1} = 1,3 \cdot 10^{-2}$; $K_{a_2} = 5,6 \cdot 10^{-8}$).
- E.4.** Si calcoli il pH di una soluzione di K_2HPO_4 $0,15\text{ M}$ (H_3PO_4 , $K_{a_1} = 7,5 \cdot 10^{-3}$; $K_{a_2} = 6,2 \cdot 10^{-8}$; $K_{a_3} = 1,0 \cdot 10^{-12}$).
- E.5.** Dai dati dell'esercizio E.1. si calcoli il pH della soluzione considerando solo l'idrolisi dello ione HCO_3^- , e si confrontino i risultati.

- F.1.** 150 g di $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ sono sciolti in acqua e la soluzione portata ad $1,0 \text{ dm}^3$. Calcolare la concentrazione dello ione Ag^+ in soluzione. $K_{\text{inst}} \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ = 5,9 \cdot 10^{-8}$.
- F.2.** Calcolare la concentrazione di NH_3 che deve essere in equilibrio con una soluzione $0,050 \text{ M}$ di $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ affinché la concentrazione dello ione Cu^{2+} libero sia $1,0 \cdot 10^{-20}$. $K_{\text{inst}} [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 4,7 \times 10^{-15}$.
- F.3.** $0,50 \text{ g}$ di solfato di zinco sono sciolti in un dm^3 di una soluzione di KCN $1,00 \text{ M}$. Trascurando la variazione di volume della soluzione per l'aggiunta del sale si calcoli la concentrazione dello ione Zn^{2+} . $K_{\text{inst}} [\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} = 1,3 \cdot 10^{-17}$.
- F.4.** $1,50 \text{ g}$ di $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ sono sciolti in una soluzione di NH_3 . Il volume della soluzione è $1,00 \text{ dm}^3$, la concentrazione dell'ammoniaca è $0,500 \text{ M}$. Calcolare la concentrazione dello ione Ag^+ in soluzione. $K_{\text{inst}} \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ = 5,9 \cdot 10^{-8}$.
- F.5.** $5,00 \text{ g}$ di nitrato di mercurio(II) sono sciolti in acqua e la soluzione portata ad un dm^3 . Si calcoli quanto KI deve essere sciolto in questa soluzione affinché la concentrazione dello ione Hg^{2+} in soluzione sia $1,0 \times 10^{-25} \text{ M}$. $K_{\text{inst}} \text{HgI}_4^{2-} = 5,3 \cdot 10^{-31}$.