

ESERCIZI su SISTEMI TAMPONE ed EQUILIBRI DI IDROLISI

1. Calcolare quale concentrazione molare debba avere una soluzione di cloruro di ammonio perchè il suo pH sia pari a 4.53. Per l'ammoniaca: $K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$. [1.56 M]
2. Il pH di una soluzione 0.300 M del sale BHCl, derivato dalla base debole B, è 4.875. Calcolare la costante di dissociazione della base debole B. [$1.69 \cdot 10^{-5}$]
3. Calcolare quanti mL di acido cloridrico 1.00 M è necessario aggiungere ad una soluzione di acetato di sodio 0.233 M, preparata in modo che il volume finale sia pari a 500 mL, per ottenere una soluzione tampone a pH 5.00. Per l'acido acetico, $K_a = 1.76 \cdot 10^{-5}$. [42.2 mL]
4. L'aspirina è un acido debole con pK_a di 3.4. Calcolare il rapporto tra la concentrazione della base coniugata e quella dell'acido (a) nel sangue, il cui pH è pari a 7.4, e (b) nello stomaco il cui pH è pari a 1.4. [(a) $1.0 \cdot 10^4$; (b) $1.0 \cdot 10^{-2}$]
5. Calcolare il pH delle seguenti soluzioni: (a) soluzione di acido formico, HCOOH, 0.50 M ($K_a = 2.1 \cdot 10^{-4}$); (b) soluzione preparata miscelando 1.0 L di soluzione (a) con 0.10 moli di NaOH (si trascuri la variazione di volume). [(a) 1.99; (b) 3.08]
6. Calcolare la massa di nitrato di ammonio che bisogna aggiungere a 250 mL di soluzione di ammoniaca 0.90 M per ottenere una soluzione tampone a pH = 9.10 ($K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}$). [26 g]
7. Calcolare il pH di una soluzione tampone contenente HF 1.0 M + NaF 0.80 M (a) prima e (b) dopo l'aggiunta a 1.0 L di soluzione tampone di 0.020 mol di acido clorico ($K_a(\text{HF}) = 3.5 \cdot 10^{-4}$) (si trascuri la variazione di volume). [(a) 3.36; (b) 3.34]