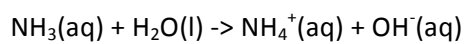


## Equilíbrio Iônico

### pH e pOH

- 1) Calcule o pH de uma solução 0,2 mol/L de HCl, sabendo-se que  $\log 2 = 0,3$ .
- 2) Calcule o pH de uma solução 0,2 mol/L de NaOH.
- 3) Determine o pH de uma solução de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) 0,01 mol/L supondo-o totalmente ionizado.
- 4) Determine o pH de uma dibase 0,25 mol/L, sabendo-se que a mesma encontra-se 40% dissociada.
- 5) Calcule o pH de uma solução 0,01 mol.L<sup>-1</sup> de um ácido HA ionizado 80%. Dado:  $\log 2 = 0,3$
- 6) Calcule o pH de uma solução aquosa 0,01 mol.L<sup>-1</sup> de NaOH totalmente dissociado.
- 7) Calcule o pH de uma solução 0,045 mol/L de  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Dados  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$  e  $\log 9 = 0,94$ .
- 8) Considere que o pH de uma solução de ácido clorídrico é igual a 2. Diluindo-se um litro dessa solução a partir da adição de um litro de água, calcule seu novo pH.  
Dado:  $\log 5 = 0,7$ .
- 9) Calcule o pH de uma solução de ácido nitroso 0,01 mol.L<sup>-1</sup>, sabendo que sob uma temperatura de 20°C a constante de ionização do ácido nitroso é  $25 \times 10^{-8}$ . Dado:  $\log 5 = 0,7$ .
- 10) O ácido acético, em solução aquosa 0,02 mol/l e a 25° C, está 3% ionizado. Sua constante de ionização, nessas condições, é aproximadamente:
  - a)  $1,8 \times 10^{-5}$ .
  - b)  $1,2 \times 10^{-4}$ .
  - c)  $2,0 \times 10^{-2}$ .
  - d)  $3,6 \times 10^{-2}$ .
  - e)  $6,0 \times 10^{-2}$ .
- 11) Calcule o pH de uma solução aquosa de amônia 0,5 mol.L<sup>-1</sup>. Dado:  $K_b = 2 \times 10^{-6}$ .
- 12) (PUC 2012) O equilíbrio iônico da água pura pode ser representado de maneira simplificada por:  
 $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$   
O produto iônico da água é  $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ , cujo valor é  $1 \times 10^{-14}$  a 25°C. Ao se adicionar 1,0 mL de NaOH 1,0 mol/L (base forte) a um copo bécher contendo 99 mL de água pura, o pH da solução será aproximadamente igual a:
  - a) 2
  - b) 5
  - c) 8
  - d) 10
  - e) 12
- 13) (PUC 2013) Pipeta-se 50 mL de solução aquosa 0,02 mol/L de ácido clorídrico e transfere-se para um balão volumétrico de 1000 mL, ajustando-se para esse volume a solução final, usando água pura. Calcule o pH da solução final.
- 14) A dissolução do gás amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) em água produz uma solução com pH básico. O valor da constante de ionização ( $K_b$ ) do  $\text{NH}_3$  em água a 27°C é  $2,0 \cdot 10^{-15}$ .



Considerando-se a dissolução de  $2,0 \times 10^{-1}$  mol de  $\text{NH}_3$  em 1L de água, calcule o valor do pH da solução aquosa.

Dado:  $\log_{10} 2 = 0,70$

**Gabarito**

- 1) 0,7
- 2) 13,3
- 3) 1,7
- 4) 13,3
- 5) pH = 2,1
- 6) pH = 12
- 7) 10,94
- 8) 2,3
- 9) 4,3
- 10) A
- 11) 11
- 12) E
- 13) 3
- 14) 11,3

