



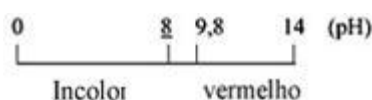
Equilíbrio iônico

6 C		8 O	9 F
14 Si	15 P		17 Cl

Equilíbrio iônico

1. A etilamina e a dimetilamina são substâncias orgânicas isômeras, de fórmula molecular C_2H_7N , que apresentam caráter básico acentuado. Quando dissolvidas na água, em condições reacionais idênticas, elas se ionizam e possuem constantes de basicidade representadas, respectivamente, por K_1 e K_2 .
- a) Indique a ordem decrescente das constantes K_1 e K_2 e escreva a equação química que representa a ionização da etilamina em meio aquoso.
- b) Foram dissolvidos 2,25 g de etilamina em quantidade de água suficiente para o preparo de 500 mL de uma solução aquosa. Supondo que, sob determinada temperatura, esse soluto encontra-se 10% ionizado, determine a concentração de íons OH^- , em $mol \times L^{-1}$.
2. O quadro abaixo relaciona diversos materiais com seus respectivos pH, aproximados:

Material	pH
Leite de vaca	6,5
Sangue humano	7,3
Suco de laranja	4,0
Leite de magnésia	10,5
Vinagre	3,0



- Considerando-se as informações acima, responda:
- a) Qual a concentração em mol/L de hidroxilas no vinagre?
- b) Qual a concentração (em mol/L) hidrogeniônica no suco de laranja?
- c) Qual o material mais básico? Justifique.
- d) Utilizando-se apenas a fenolftaleína como indicador, pode-se afirmar que o suco de laranja é ácido? Justifique.
3. Quando 0,050 mol de um ácido HA foi dissolvido em quantidade de água suficiente para obter 1,00 litro de solução, constatou-se que o pH resultante foi igual a 2,00.

Gabarito

1. a) A basicidade da dimetilamina é maior do que a da etilamina, portanto $K_2 > K_1$.



b) 1 mol $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$ ----- 45 g

x ----- 2,25 g $\Rightarrow x = 0,05 \text{ mol}$

$$M = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = M \times \alpha = 0,1 \times 0,1 = 0,01 \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$$

2. a) $\text{pH} = 3,0$

$$\text{pOH} = 11$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$11 = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

- b) $\text{pH} = 4,0$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$4,0 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

- c) O leite de magnésia, porque possui a maior concentração em mol/L de hidroxilas.

$$\text{pH} = 10,5$$

$$\text{pOH} = 3,5$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$3,5 = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-3,5} \text{ mol/L}$$

- d) Não, porque a fenolftaleína é incolor em meio ácido e não tem nenhum efeito visível sobre o suco de laranja. O ideal seria utilizar um Indicador que mudasse de cor em meio ácido com ponto de viragem próximo a $\text{pH} = 4$, como o vermelho do congo (disfenil-bis-azo-a-naftilamina-4-ácido sulfônico), que muda de violeta para vermelho numa faixa de pH entre 3,0 e 5,2.

3. a) $\text{pH} = 2,00$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{1+}]$$

$$2,00 = -\log [\text{H}_3\text{O}^{1+}]$$

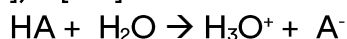
$$[\text{H}_3\text{O}^{1+}] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Como: $[\text{H}_3\text{O}^{1+}] = [\text{A}^{1-}]$, então $[\text{A}^{1-}] = 10^{-2} \text{ mol/L}$

Logo, a concentração total de íons será $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

b) A expressão de K_a para a reação genérica é:

$$K_a = ([H_3O^+][A^-]) / [HA]$$



$$\text{Início:} \quad 5 \times 10^{-2} \quad \text{—} \quad 0 \quad \quad 0$$

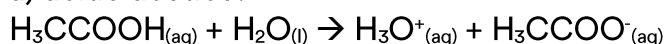
$$\text{Reage e Forma:} \quad 1 \times 10^{-2} \quad \text{—} \quad 1 \times 10^{-2} \quad \quad 1 \times 10^{-2}$$

$$\text{Equilíbrio:} \quad 4 \times 10^{-2} \quad \text{—} \quad 1 \times 10^{-2} \quad \quad 1 \times 10^{-2}$$

$$K_a = (1 \cdot 10^{-2})(1 \cdot 10^{-2}) / (4 \cdot 10^{-2})$$

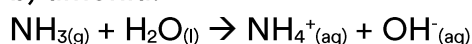
$$K_a = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

4. a) ácido acético:



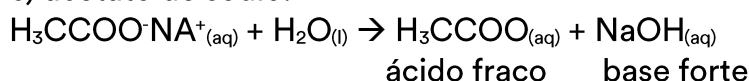
Solução ácida, $pH < 7$: cor amarela

b) amônia:



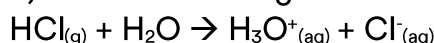
Solução básica. $pH > 7$: cor azul

c) acetato de sódio:



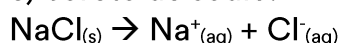
Solução básica, $pH > 7$: Cor azul

d) cloreto de hidrogênio:



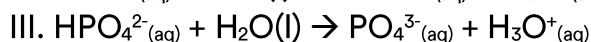
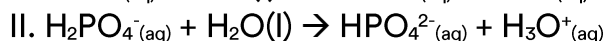
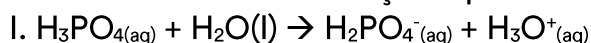
Solução ácida, $pH < 7$: cor amarela

e) coreto de sódio:



Solução neutra, $pH = 7$: cor verde

5. O ácido fosfórico em solução aquosa sofre ionizações sucessivas:



a) Segundo o Princípio de Le Chatelier, os equilíbrios II e III estarão deslocados para a esquerda no estômago ($pH = 1$ e $H_3O^+ = 10^{-1} \text{ mol/L}$), como consequência da elevada $[H_3O^+]$. Nessas condições a $[PO_4^{3-}]$ será muito pequena e, portanto, não haverá a precipitação do fosfato de cálcio. No intestino, o meio é básico, $pH > 8$, isto é, a $[H_3O^+]$ é baixa. Nessas condições, os citados equilíbrios estarão deslocados para a direita, no sentido da formação do. A maior concentração nessas condições, permitirá a precipitação do $Ca_3(PO_4)_2(s)$.

