

FCAV/ UNESP

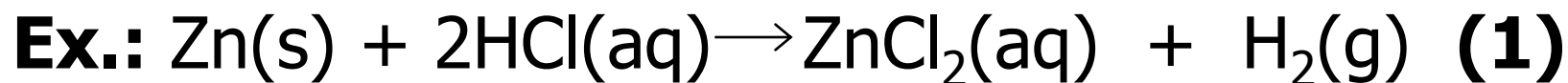
Assunto: Equilíbrio Químico e
Auto-ionização da Água

Docente: Prof^a. Dr^a. Luciana M. Saran

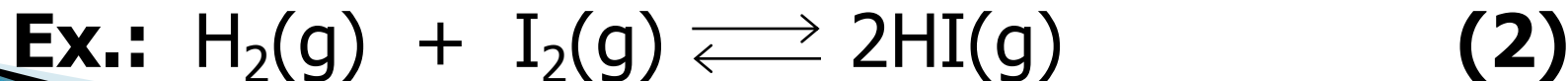
1. Introdução

✓ Existem dois tipos de reações:

a) aquelas em que, após determinado tempo, pelo menos um dos reagentes foi totalmente consumido;



b) aquelas que, após determinado tempo, apresentam quantidades de reagentes que não variam mais.

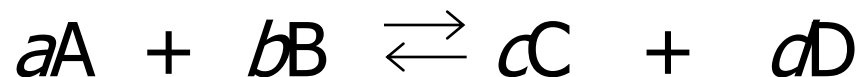


No caso da reação 2, após determinado tempo, atingi-se o **Equilíbrio Químico**, isto é:

- ✓ as quantidades de reagentes deixam de diminuir, permanecendo constantes;
- ✓ as quantidades de produtos deixam de aumentar, também permanecendo constantes.

2. A Constante de Equilíbrio

- ✓ As quantidades de reagentes e produtos existentes no equilíbrio, a uma dada temperatura, se relacionam através de uma grandeza denominada **constante de equilíbrio, K** .
- ✓ Para a equação simbólica a seguir:

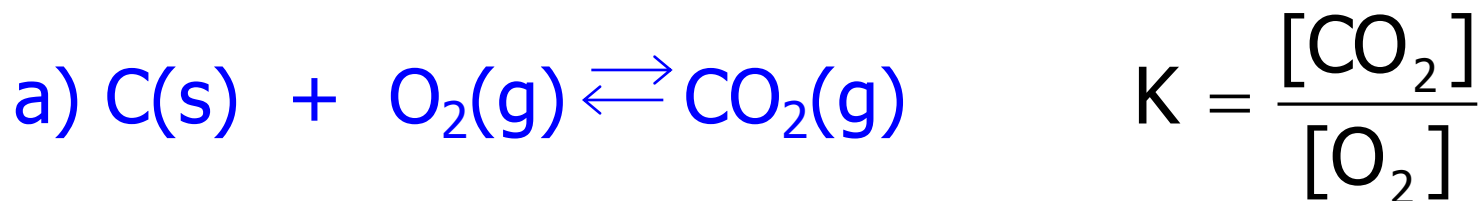


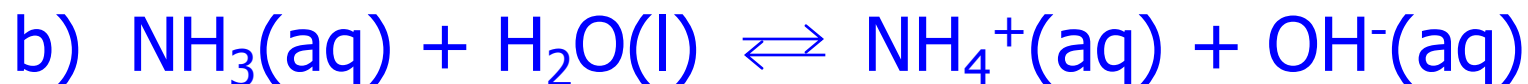
$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

- ✓ Cada reação possui uma constante de equilíbrio característica, cujo valor depende da temperatura.
- ✓ O valor de **K** , depende dos coeficientes estequiométricos da equação química balanceada; por isso todo valor de constante de equilíbrio deve ser acompanhado da equação química a que se refere.

2.1. Expressões da Constante de Equilíbrio para Reações que Envolvem Sólidos e Água

- ✓ Na expressão da constante de equilíbrio não devem ser incluídas substâncias no estado sólido ou líquido.
- ✓ Exemplos:





$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

2.2. Expressão da Constante de Equilíbrio

- ✓ É bastante comum que na expressão da constante de equilíbrio se expressem as concentrações em mol L^{-1} e por isso o símbolo ***K*** recebe o índice ***c*** (de concentração) e torna-se ***K_c*** ou simplesmente ***K***.

2.3. Significado da Constante de Equilíbrio

- ✓ O valor da constante de equilíbrio mostra se a reação é favorável aos produtos ou aos reagentes.
- ✓ Quanto maior o valor da constante de equilíbrio, maior o rendimento da reação.

$K > 1$: A reação é *favorável aos produtos*; as concentrações dos produtos no equilíbrio são maiores do que as dos reagentes.

$K < 1$: A reação é *favorável aos reagentes*; as concentrações dos reagentes no equilíbrio são maiores do que as dos produtos.

3. Perturbação do Equilíbrio Químico: Princípio de *Le Chatelier*

“Quando qualquer um dos fatores que determinam as condições de equilíbrio de um sistema reacional sofre uma modificação, o sistema altera o seu estado de maneira a *reduzir* ou *contrabalançar* o efeito da modificação.”

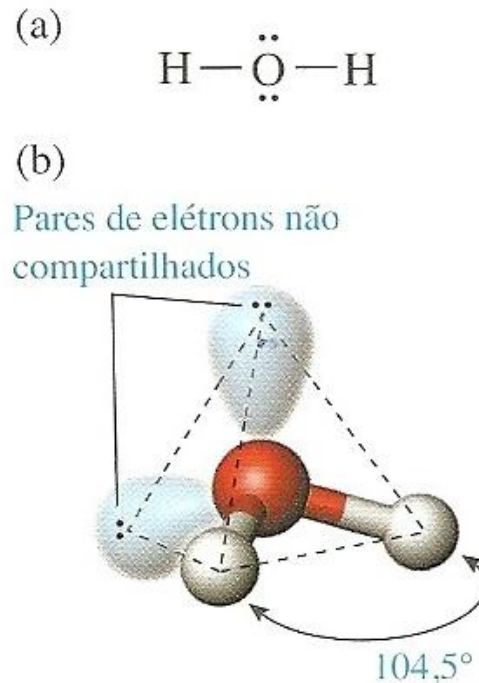
Exemplo: efeito da adição de um reagente ou produto sobre o equilíbrio e sobre K .

Perturbação	Alteração quando o Sistema Reacional Retorna ao Equilíbrio	Efeito sobre o Equilíbrio	Efeito sobre K
✓ Adição de reagente	✓ Parte do reagente adicionado é consumida	✓ Deslocamento para a direita	✓ Não há alteração
✓ Adição de produto	✓ Parte do produto adicionado é consumido	✓ Deslocamento para a esquerda	✓ Não há alteração

Fonte: Adaptado de KOTZ & TREICHEL, 2005 : p. 73.

4. Água

- ✓ Fórmula molecular: H_2O .
- ✓ Geometria: angular.

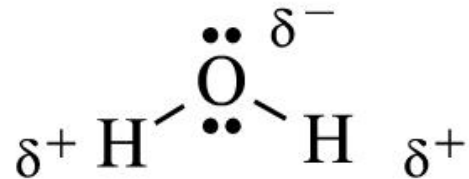


- (a) Fórmula estrutural (estrutura de Lewis).
(b) Modelo de esferas e bastões.

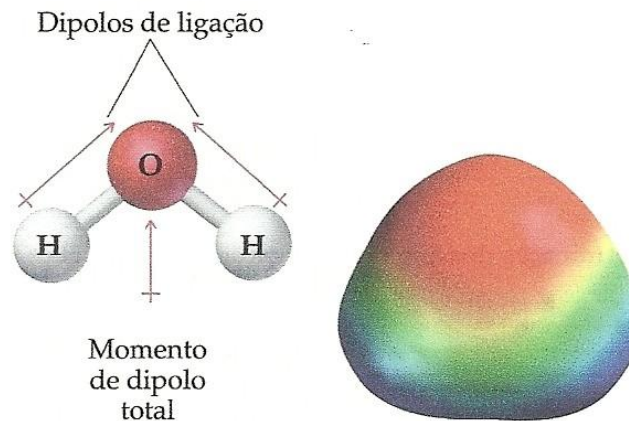
Fonte: BROWN et al., 2005 : p. 302.

4. Água

✓ Molécula de H₂O: apresenta ligações H-O polares.



✓ A molécula de H₂O é **polar** ($\mu = 1,85 \text{ D}$).

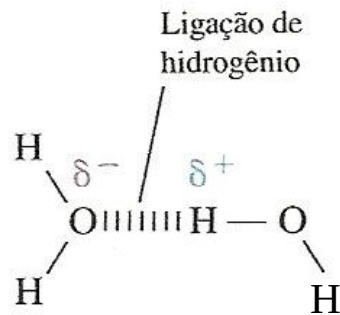


Fonte: BETTELHEIM et al., 2012 : p. 82.

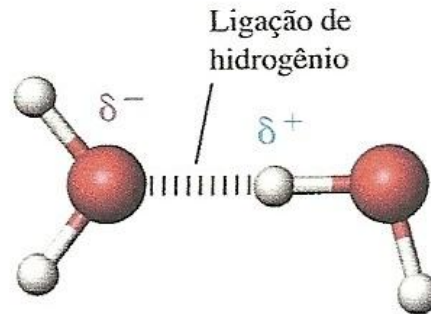
4. Água

- ✓ Entre as moléculas de H_2O ocorre um tipo de interação denominada ***ligação de hidrogênio***.
- ✓ **Ligação de hidrogênio:** força de atração, não covalente, entre a carga parcial positiva de um átomo de **H** ligado a um átomo de elevada eletronegatividade (geralmente **O** ou **N**) e carga parcial negativa de um oxigênio ou nitrogênio próximos.

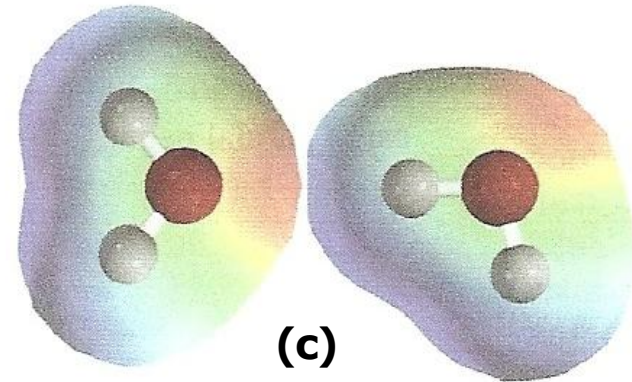
4. Água



(a)



(b)

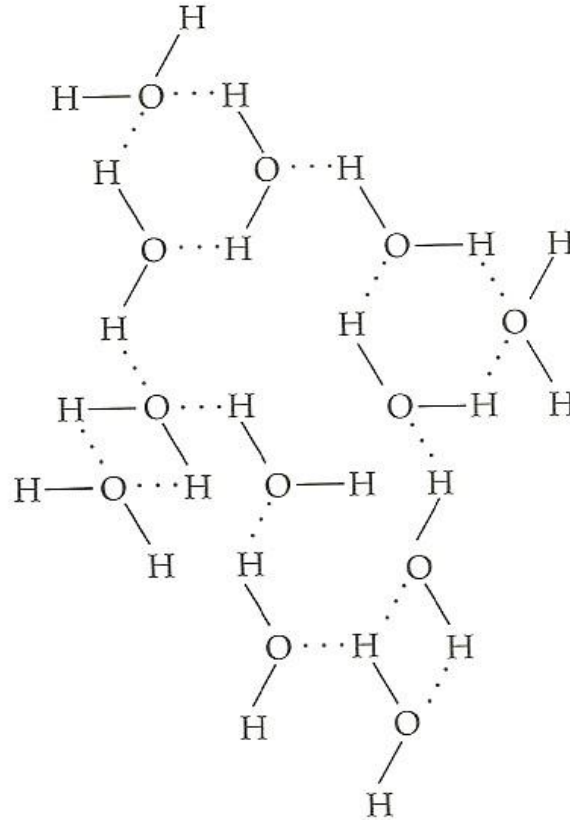


(c)

Duas moléculas de água unidas por ***ligação de hidrogênio***. **(a)** Fórmulas estruturais. **(b)** Modelos de esferas e bastões. **(c)** Mapas de densidade eletrônica.

Fonte: BETTELHEIM et al., 2012 : p. 137.

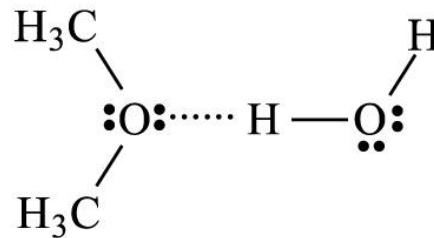
4. Água



Ligações de hidrogênio entre moléculas de água.

4. Água

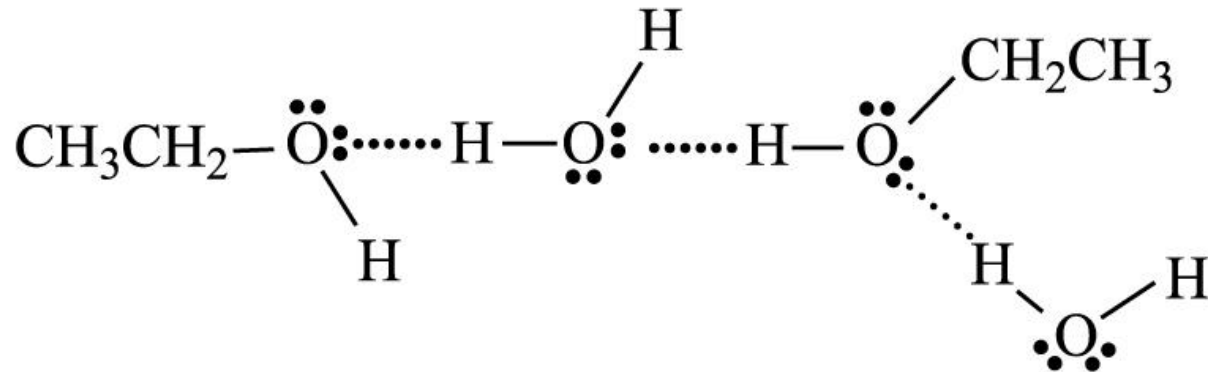
- ✓ Ligações de hidrogênio não se restringem à água.
- ✓ Formam-se entre duas moléculas sempre que uma delas tem um átomo de hidrogênio ligado ao **O** ou **N**, e a outra, um átomo de **O** ou **N** com carga parcial negativa.
- ✓ **Exemplo 1:**



Ligação de hidrogênio entre a molécula de um éter e da água.

Fonte: BARBOSA, 2004 : p. 21.

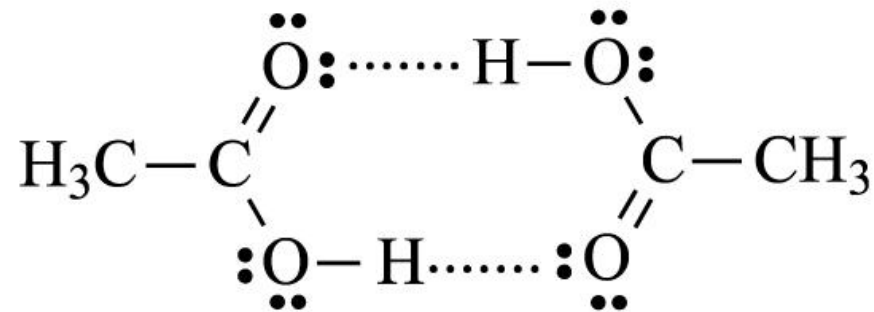
✓ Exemplo 2:



Representação das interações entre moléculas de água e etanol

Fonte: BARBOSA, 2004 : p. 22.

✓ Exemplo 3:

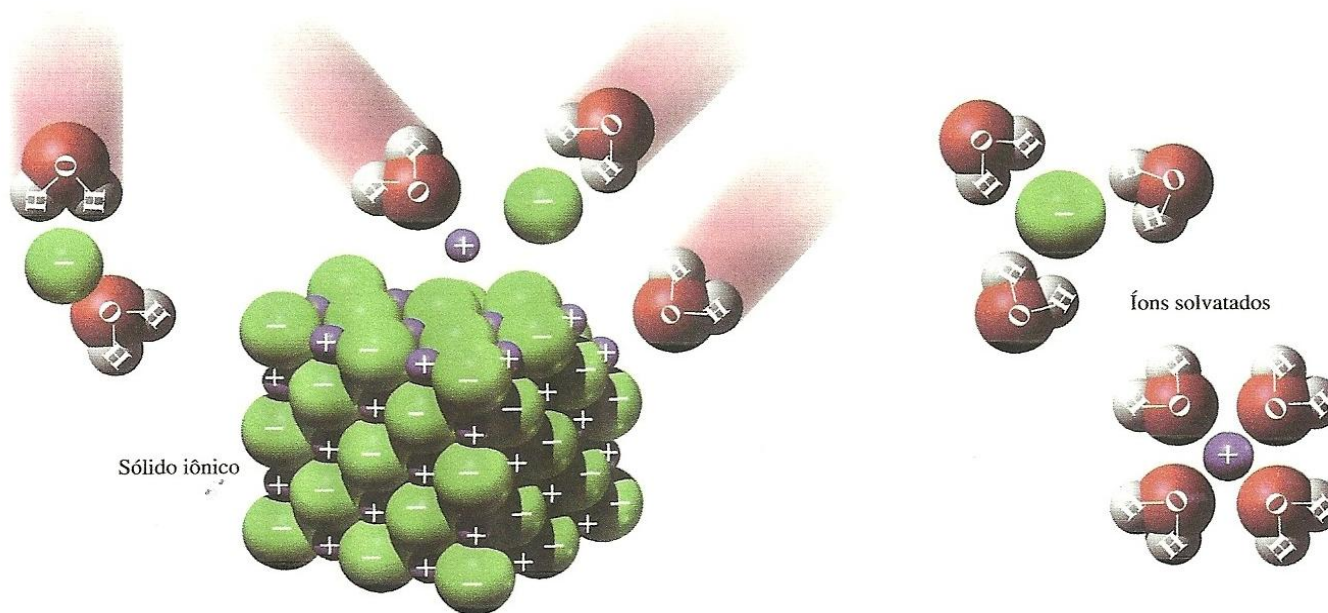


Ligações de hidrogênio entre moléculas de ácido carboxílico.

Fonte: BARBOSA, 2004 : p. 22.

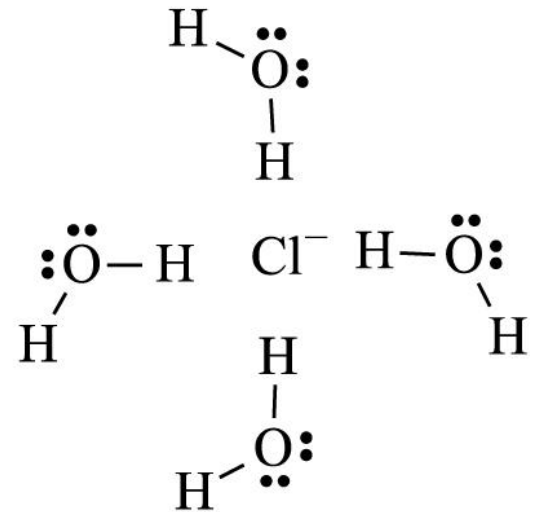
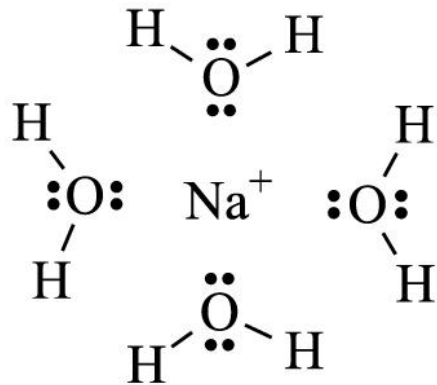
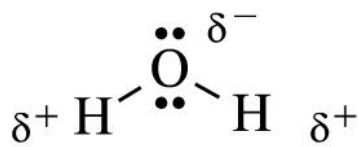
4. Água

- ✓ Excelente solvente (solvente universal).
- ✓ Capaz de dissolver diferentes compostos iônicos e moleculares.
- **Exemplo:** dissolução do NaCl (sólido iônico) em H_2O .



Fonte: BETTELHEIM et al., 2012 : p. 169.

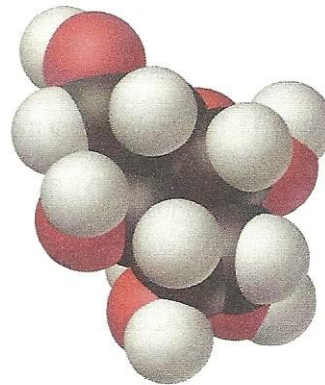
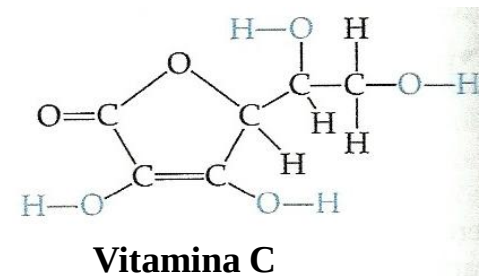
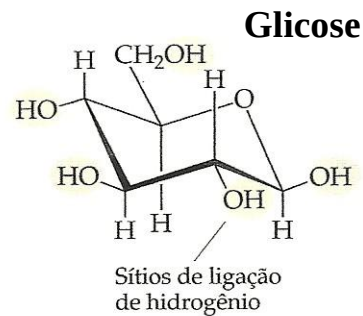
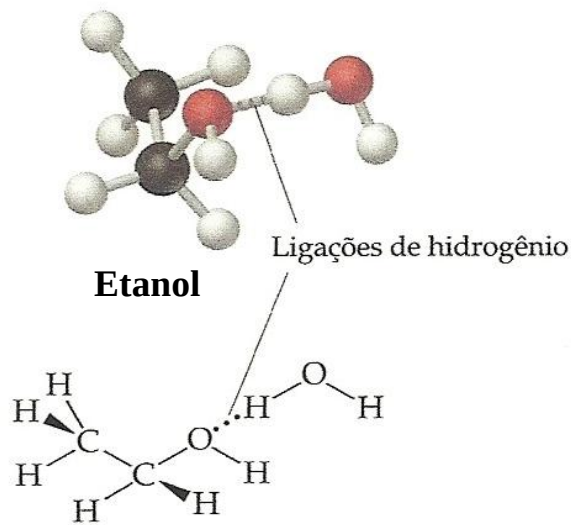
✓ Interação Íon-Dipolo:



Fonte: BARBOSA, 2004 : p. 17.

4. Água

- ✓ Etanol, glicose e ácido ascórbico ou vitamina C, são exemplos de compostos moleculares solúveis em água.



Fonte: BROWN et al., 2005 : p. 453.

Exercício 1: preveja se cada uma das seguintes substâncias apresenta maior probabilidade de se dissolver em tetracloreto de carbono (CCl_4) ou em água. Justifique a sua resposta.

(a) heptano, C_7H_{16}

(b) sulfato de sódio, Na_2SO_4

(c) cloreto de hidrogênio, HCl

(d) iodo, I_2 .

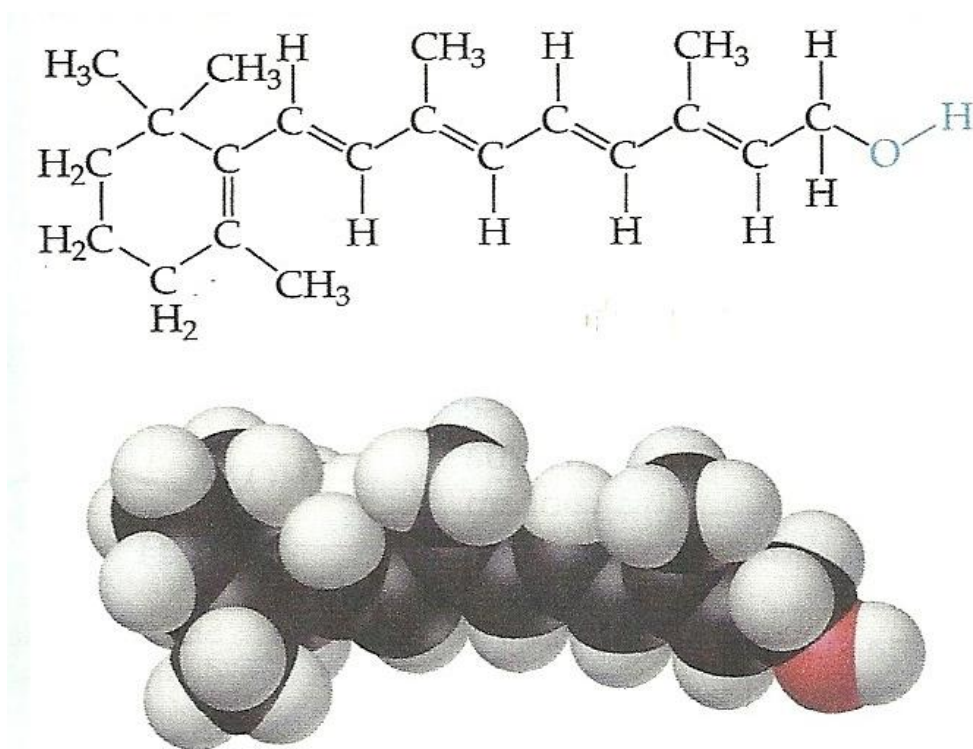
Exercício 2: coloque as substâncias a seguir, em ordem crescente de solubilidade em água:

(a) pentano, C_5H_{12}

(b) pentan-1-ol, $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$

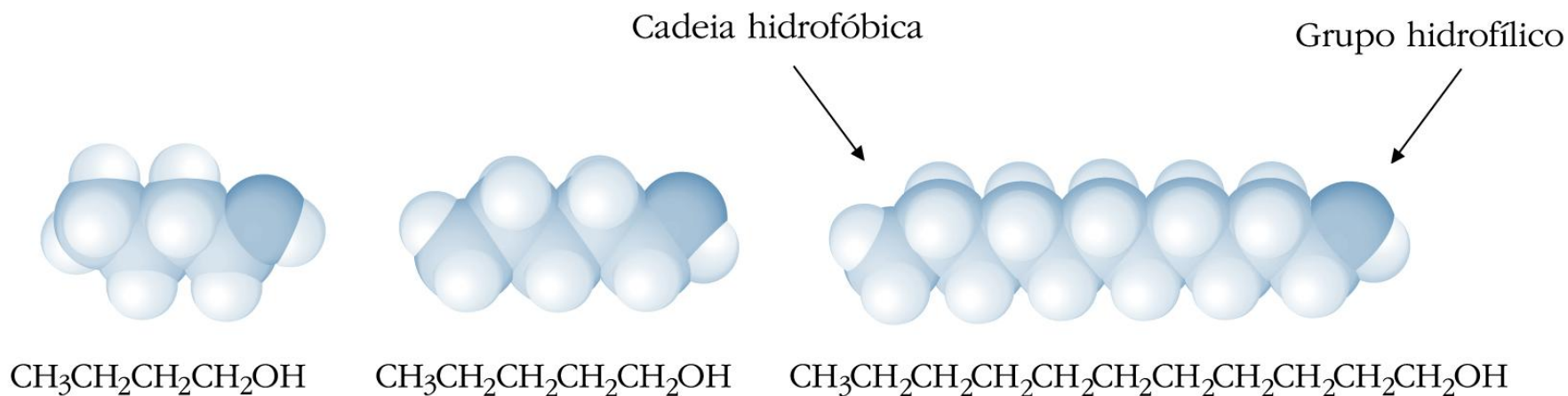
(c) pentano-1,5-diol, $\text{C}_5\text{H}_{10}(\text{OH})_2$

Exercício 3: dada a seguir, a fórmula estrutural da vitamina A, explique por que essa vitamina é solúvel em solventes apolares e nos tecidos gordurosos (que são apolares) e “insolúvel” em água.



Fonte: BROWN et al., 2005 : p. 453.

Exercício 4: dadas a seguir, as fórmulas estruturais dos álcoois *butan-1-ol*, *pentan-1-ol* e *undecan-1-ol*, coloque-os em ordem de solubilidade crescente: (a) em água; (b) hexano (C_6H_{14}). Justifique a sua resposta.

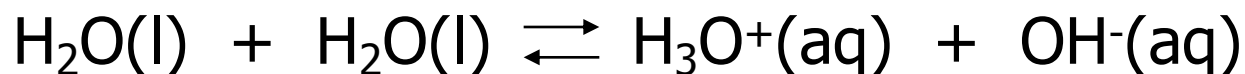


Fonte: BARBOSA, 2004 : p. 23.

5. Auto-ionização da Água

- ✓ Água Pura: considerada, em geral, não condutora de eletricidade.

Na realidade, já foi demonstrado por medidas precisas que a água apresenta uma condução pequena de eletricidade, que decorre da sua auto-ionização, isto é:



ou



5. Auto-ionização da Água

- ✓ A expressão que representa o equilíbrio de auto-ionização da água é a seguinte:

$$K_w = [H^+].[OH^-] \quad \text{ou} \quad K_w = [H_3O^+].[OH^-]$$

K_w : constante do produto iônico da água

- ✓ A 25°C, o valor das concentrações dos íons é:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \quad \text{e portanto,}$$

$$K_w = (1,0 \times 10^{-7}) \times (1,0 \times 10^{-7})$$

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14}$$

- ✓ Condições para que uma solução seja considerada *ácida*, *neutra* ou *alcalina* (básica):

se $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow$ a solução é neutra;

se $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow$ a solução é ácida;

se $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow$ a solução é alcalina ou básica.

- ✓ A água pura é neutra, pois apresenta concentrações iguais de H_3O^+ e OH^- . Conforme já visto, a 25°C , tais concentrações são iguais a $1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$.
- ✓ A equação referente a ionização da água é importante porque se aplica não só à água pura, mas também a qualquer solução aquosa.

EXERCÍCIO 5: O corpo humano contém aproximadamente 70% de água em massa. Na temperatura normal do corpo humano, 37°C, a concentração do íon H^+ em água pura é $1,54 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$. Qual o valor de K_w nesta temperatura?

Resp.: $2,37 \times 10^{-14}$

EXERCÍCIO 6: A 50°C o produto iônico da água, K_w , é $5,5 \times 10^{-14}$. Calcule $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ numa solução neutra a 50°C?

Resp.: $2,35 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$

EXERCÍCIO 7: explique como é afetado o equilíbrio de auto-ionização da água, pela adição de HCl. Considere a adição de 0,010 mol de HCl a 1 L de água pura e calcule a concentração molar de OH^- na solução resultante.

EXERCÍCIO 8: explique como é afetado o equilíbrio de auto-ionização da água, pela adição de NaOH. Considere a adição de 0,010 mol de NaOH a 1 L de água pura e calcule a concentração molar de H_3O^+ na solução resultante.

6. Bibliografia Consultada

BARBOSA, L. C. de A. **Introdução à química orgânica**. 1. ed. São Paulo: Prentice Hall, 2004.

BETELLHEIM, F. A.; BROWN, W. H.; CAMPEBELL, M. K.; FARRELL, S. O. **Introdução à química geral**. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2012.

BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R. **Química a ciência central**. 9. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

KOTZ, J. C.; TREICHEL Jr., P. M. **Química geral 2 e reações químicas**. 5. ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005.