

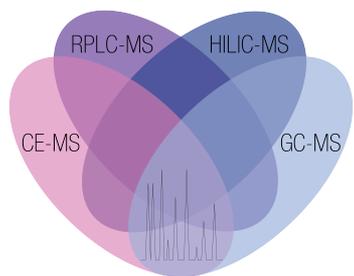
---

# EQUILÍBRIOS & VOLUMETRIA

## ÁCIDO-BASE II

**Marina F.M.Tavares**

*marina.tavares@usp.br*



# EQUILÍBRIOS & VOLUMETRIA ÁCIDO-BASE - Parte II - *sumário*

---

C. MISTURAS DE ÁCIDOS DE DIFERENTES FORÇAS

D. ÁCIDOS & BASES POLIFUNCIONAIS

- O SISTEMA ÁCIDO FOSFÓRICO
- O SISTEMA DIÓXIDO DE CARBONO/ÁCIDO CARBÔNICO

E. SOLUÇÕES TAMPÃO ENVOLVENDO ÁCIDOS POLIPRÓTICOS

F. SAIS ANFIPRÓTICOS

---

# MISTURAS DE ÁCIDOS DE DIFERENTES FORÇAS

MÓDULO C

# MISTURAS DE ÁCIDO FORTE E FRACO

---

**SOMENTE É POSSÍVEL DETERMINAR CADA COMPONENTE SE:**

- a concentração dos 2 ácidos é da mesma ordem de magnitude
- a constante de dissociação do ácido fraco for **menor que  $10^{-4}$**  ou **maior que  $10^{-8}$**

$$10^{-8} < K_a < 10^{-4}$$

---

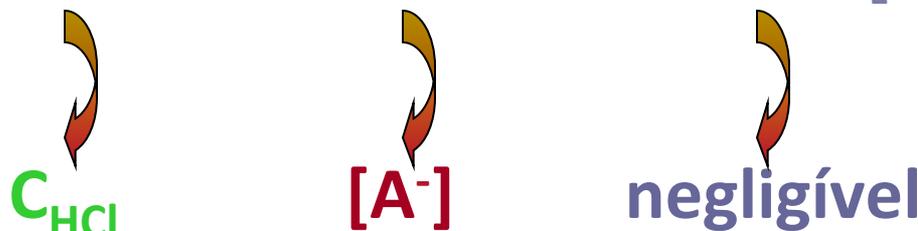
# MISTURAS DE ÁCIDO FORTE E FRACO

## EXEMPLO 7

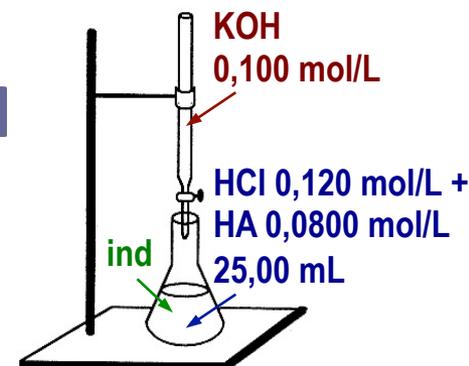
Calcule o pH de 25,00 mL de uma mistura contendo HCl 0,120 mol/L e um ácido fraco HA 0,0800 mol/L ( $K_a = 1,00 \times 10^{-4}$ ) durante titulação com KOH 0,100 mol/L.

Ponto inicial:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HCl}} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HA}} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_{\text{HCl}} + [\text{A}^-] = 0,1200 + [\text{A}^-]$$



# MISTURAS DE ÁCIDO FORTE E FRACO

---

## EXEMPLO cont.

### Simplificação:

$[A^-] \ll C_{HCl}$  presença do ácido forte suprime a dissociação do ácido fraco

$$[A^-] \ll 0,120 \text{ mol/L}$$

$$[H_3O^+] \cong C_{HCl} \cong 0,120 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 0,92$$

Para checar a validade da simplificação, calcular  $[A^-]$ :

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{K_a}{[H_3O^+]} = \frac{1,00 \times 10^{-4}}{0,120} = \frac{[A^-]}{[HA]} = 8,33 \times 10^{-4}$$

---

# MISTURAS DE ÁCIDO FORTE E FRACO

---

*EXEMPLO cont.*

$$[HA] = \frac{[A^-]}{8,33 \times 10^{-4}}$$

**BALANÇO DE MASSAS:**  $C_{HA} = [HA] + [A^-]$

$$0,0800 = \frac{[A^-]}{8,33 \times 10^{-4}} + [A^-]$$

$$[A^-] = 6,70 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$6,70 \times 10^{-5} \ll 0,120$ , simplificação válida!!!!

---

# MISTURAS DE ÁCIDO FORTE E FRACO

## EXEMPLO cont.

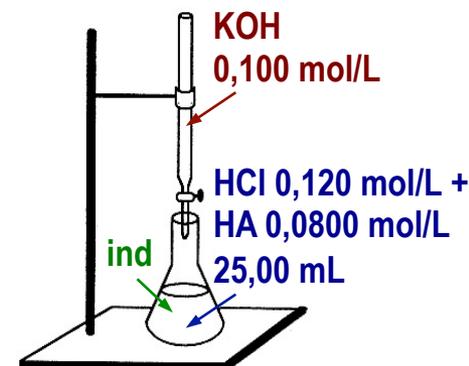
### Adição de 5,00 mL da base:

- qual ácido é titulado primeiro???
- quais são os pontos de equivalência????

$$C_{\text{HCl}} = \frac{25,00 \text{ mL} \times 0,120 \text{ mmol/mL} - 5,00 \text{ mL} \times 0,100 \text{ mmol/mL}}{25,00 \text{ mL} + 5,00 \text{ mL}}$$
$$= 0,0833$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_{\text{HCl}} + [\text{A}^-] \cong 0,0833$$

$$\text{pH} = 1,08$$



# MISTURAS DE ÁCIDO FORTE E FRACO

---

*EXEMPLO cont.*

Adição de 5,00 mL da base:

Checar se simplificação ainda é válida, calcular  $[A^-]$ :

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{1,00 \times 10^{-4}}{0,0833} = \frac{[A^-]}{[HA]} = 1,20 \times 10^{-3}$$

**BALANÇO DE MASSAS:**  $C_{HA} = [HA] + [A^-]$

HA sofre diluição apenas:

$$C_{HA} = 0,0800 \times 25/30 \\ = 0,0667 \text{ mol/L}$$

$$0,0667 = \frac{[A^-]}{1,20 \times 10^{-3}} + [A^-]$$

$[A^-] = 8,00 \times 10^{-5} \ll 0,0833$ , simplificação válida!!!!

---

# MISTURAS DE ÁCIDO FORTE E FRACO

---

## *EXEMPLO cont.*

### Conclusão:

- HCl suprime a dissociação do ácido fraco neste estágio da titulação

Podemos assumir:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_{\text{HCl}}$$

$$[\text{A}^-] \ll C_{\text{HCl}}$$

**válido até a proximidade do 1º. ponto de equivalência**

- curva de titulação nesta região é idêntica à curva de titulação de um ácido forte, HCl 0,120 mol/L
-

# MISTURAS DE ÁCIDO FORTE E FRACO

## EXEMPLO cont.

Adição de 29,00 mL da base:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_{\text{HCl}}$$

$$[\text{A}^-] \ll C_{\text{HCl}}$$

$$C_{\text{HCl}} = \frac{25,00 \text{ mL} \times 0,120 \text{ mmol/mL} - 29,00 \text{ mL} \times 0,100 \text{ mmol/mL}}{25,00 \text{ mL} + 29,00 \text{ mL}}$$
$$= 1,85 \times 10^{-3}$$

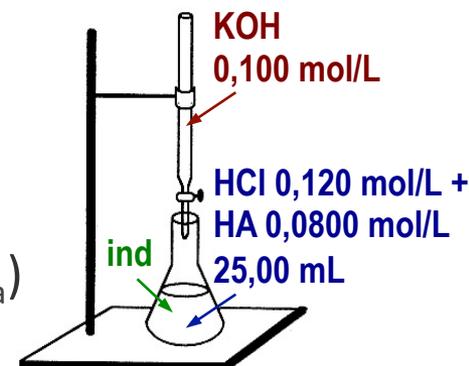
$$C_{\text{HA}} = \frac{25,00 \text{ mL} \times 0,0800 \text{ mmol/mL}}{54,00 \text{ mL}}$$
$$= 3,70 \times 10^{-2}$$

**Portanto:**

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,85 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{A}^-] = 1,90 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \text{ (a partir da expressão de } K_a)$$

**simplificação não é válida!!!**



# MISTURAS DE ÁCIDO FORTE E FRACO

---

## EXEMPLO cont.

Adição de 29,00 mL da base

Resolver equação:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_{\text{HCl}} + [\text{A}^-] = 1,85 \times 10^{-3} + [\text{A}^-]$$

Balanço de massas:

$$[\text{HA}] + [\text{A}^-] = C_{\text{HA}} = 3,70 \times 10^{-2}$$

Equação de  $K_a$ :

$$[\text{HA}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{A}^-]}{K_a}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 - 1,75 \times 10^{-3} [\text{H}_3\text{O}^+] - 3,885 \times 10^{-6} = 0$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,03 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 2,52$$

---

# MISTURAS DE ÁCIDO FORTE E FRACO

---

## *EXEMPLO cont.*

### 1º. PONTO DE EQUIVALÊNCIA

- Quando a quantidade de base adicionada é equivalente à quantidade de ácido HCl originalmente presente, a solução é idêntica àquela preparada com **ácido fraco** e **cloreto de potássio**.
- O cloreto de potássio não tem efeito sobre o pH (negligenciando a influência da força iônica).

**Portanto, a curva de titulação a partir do 1º. ponto de equivalência é idêntica a de uma solução diluída de HA.**

---

# CURVA DE TITULAÇÃO – ácido forte +

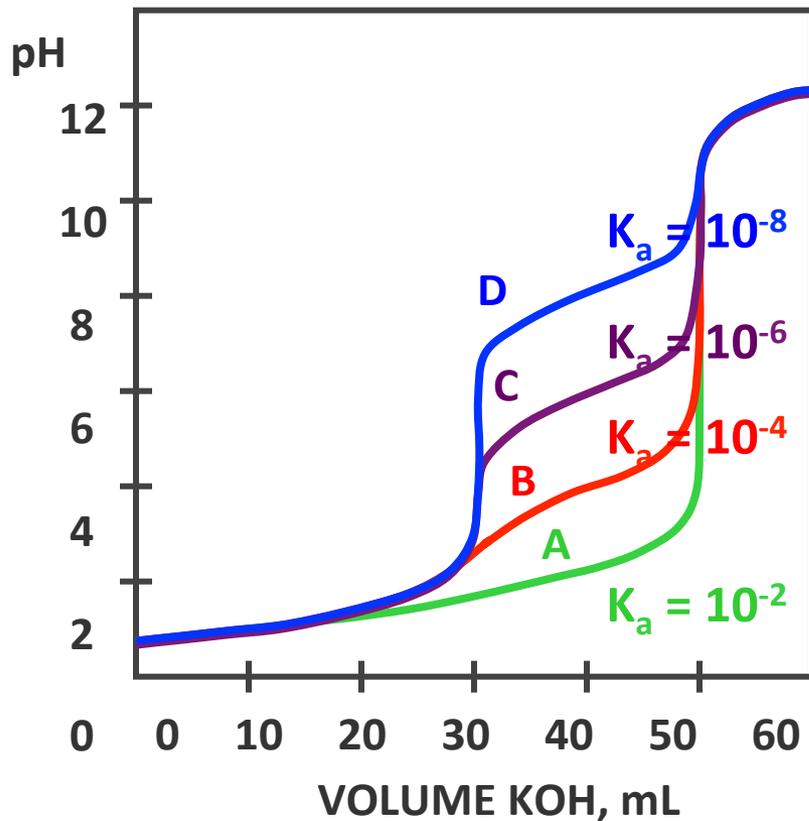
## ácido fraco com $KOH$ $0,100$ mol/L

25,00 mL

HCl  $0,120$  mol/L

HA  $0,0800$  mol/L

A forma da curva depende da força do ácido fraco:



- a variação de pH nas imediações do 1º. p.e. é pequena, ou inexistente, quando HA tem um  $K_a$  relativamente alto (curvas **A** e **B**). Nestes casos, somente o **número total de mols** dos 2 ácidos, forte e fraco, pode ser obtido (no 2º. p.e.).
- quando o ácido fraco tem um  $K_a$  muito pequeno, somente o **ácido forte** pode ser determinado (no 1º. p.e.).

# CURVA DE TITULAÇÃO – *ácido forte + ácido fraco*

---

$10^{-8} < K_a < 10^{-4}$  → DOIS pontos de inflexão  
**FORTE** (1º. p.e.) e **FRACO** (2º. p.e.)

$K_a < 10^{-8}$  → **ÁCIDO FORTE** apenas (1º. p.e.)

$K_a > 10^{-4}$  → **TOTAL** (FORTE + FRACO) no 2º. p.e.

## Titulações de base forte + base fraca

- curvas deduzidas de maneira análoga às de misturas de ácidos fortes e fracos



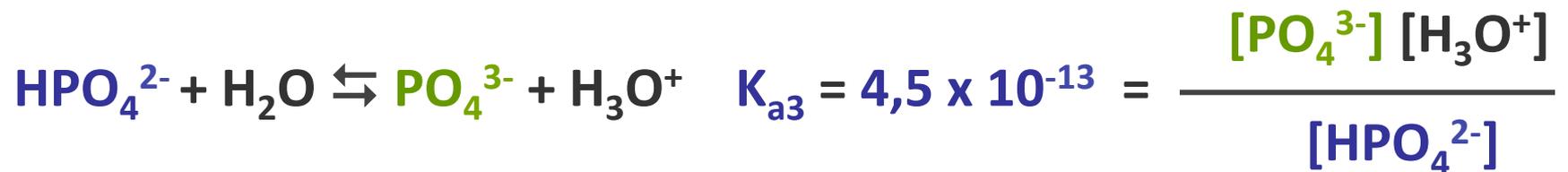
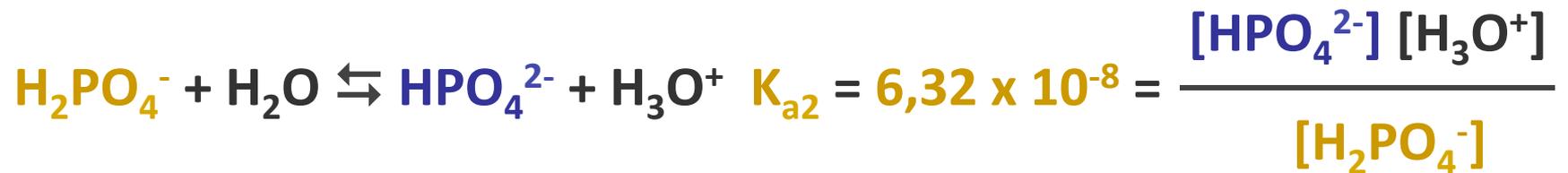
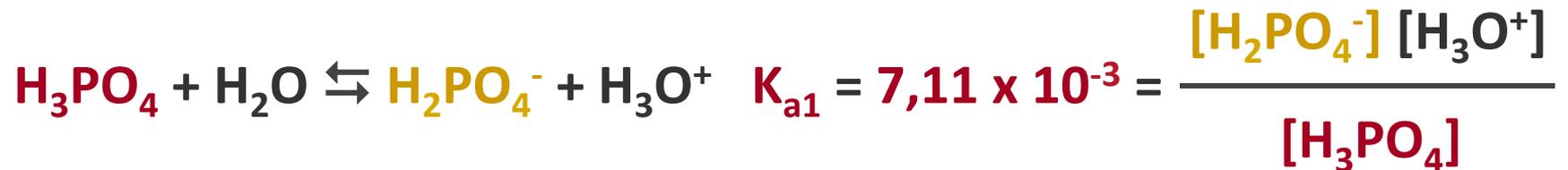
---

# ÁCIDOS & BASES POLIFUNCIONAIS

MÓDULO D

# O SISTEMA ÁCIDO FOSFÓRICO – *equilíbrios sucessivos*

---

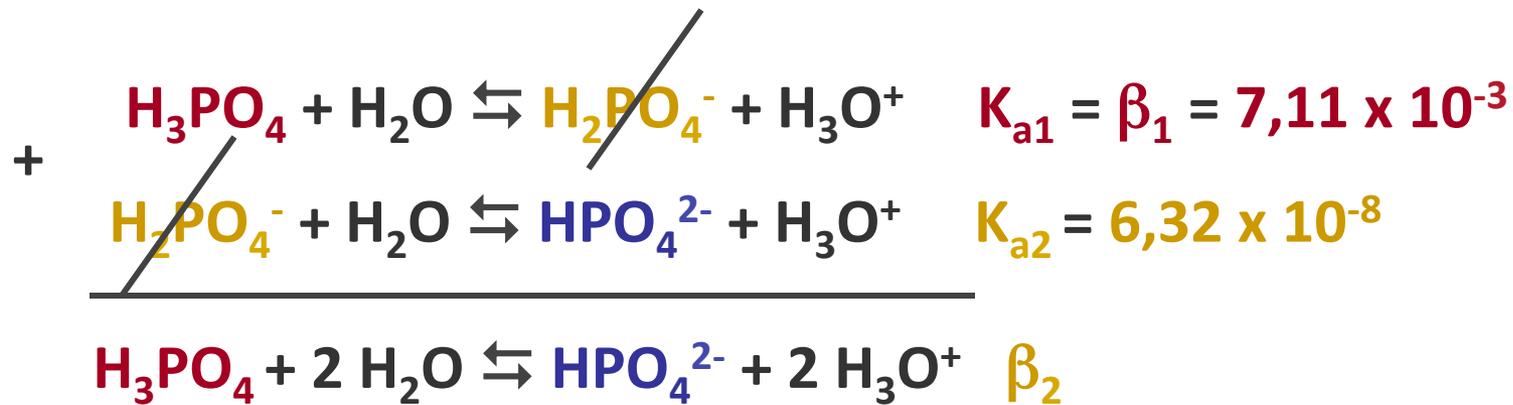


# O SISTEMA ÁCIDO FOSFÓRICO –

---

## *equilíbrios globais*

- produto de duas constantes sucessivas

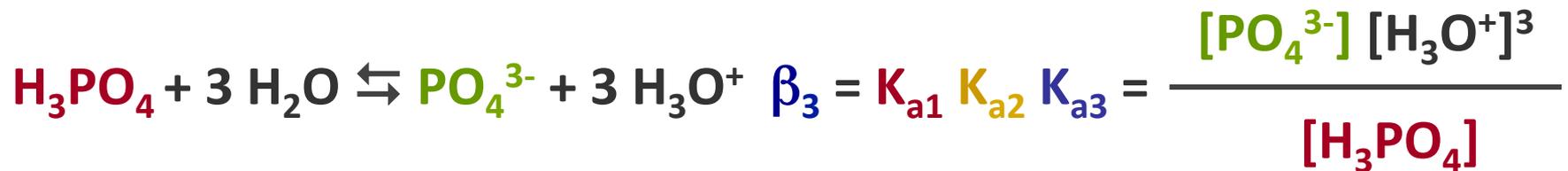
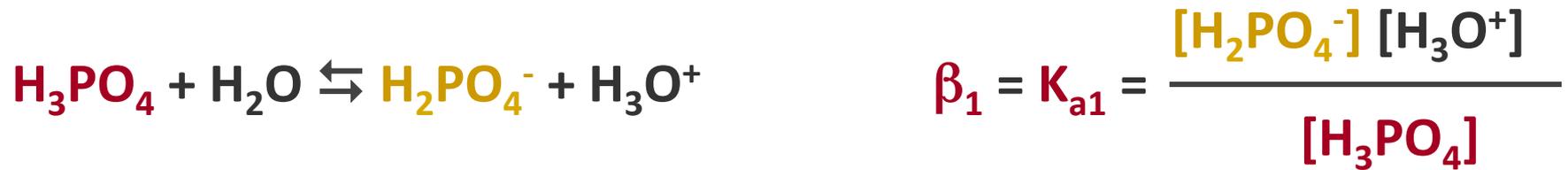


$$K_{a1} K_{a2} = \frac{\cancel{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} \frac{[\text{HPO}_4^{2-}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{\cancel{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}} = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}] [\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = \beta_2$$


---

# O SISTEMA ÁCIDO FOSFÓRICO –

## *equilíbrios globais*



$$\beta_1 = K_{a1} = 7,11 \times 10^{-3}$$

$$\beta_2 = K_{a1} K_{a2} = 7,11 \times 10^{-3} \times 6,32 \times 10^{-8} = 4,49 \times 10^{-10}$$

$$\beta_3 = K_{a1} K_{a2} K_{a3} = 7,11 \times 10^{-3} \times 6,32 \times 10^{-8} \times 4,5 \times 10^{-13} = 2,0 \times 10^{-22}$$

# O SISTEMA DIÓXIDO DE CARBONO/ ÁCIDO CARBÔNICO



$$K_{\text{hid}} = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{CO}_2(aq)]} = 2,8 \times 10^{-3}$$



$$K_1 = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 1,5 \times 10^{-4}$$



$$K_{a1} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CO}_2(aq)]} = 2,8 \times 10^{-3} \times 1,5 \times 10^{-4} = 4,2 \times 10^{-7}$$



$$K_{a2} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,69 \times 10^{-11}$$

# O SISTEMA DIÓXIDO DE CARBONO/ ÁCIDO CARBÔNICO

---

## EXEMPLO 8

Calcule o pH de uma solução de  $\text{CO}_2$  0,0250 mol/L.

Equação de balanço de massas:

$$C_{\text{CO}_2} = 0,0250 = [\text{CO}_2(aq)] + [\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}]$$

1a. aproximação:

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}] \ll [\text{CO}_2(aq)]$$

justificável com base nas constantes

$$C_{\text{CO}_2} \cong [\text{CO}_2(aq)] = 0,0250 \text{ mol/L}$$

---

# O SISTEMA DIÓXIDO DE CARBONO/ ÁCIDO CARBÔNICO

---

*EXEMPLO cont.*

Equação de balanço de cargas:

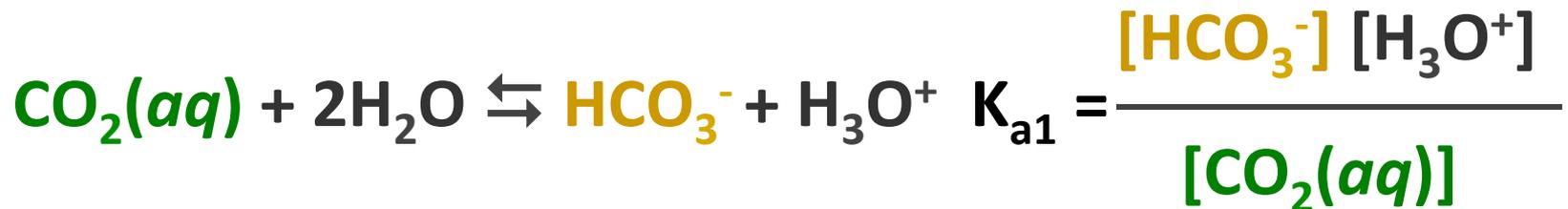


2a. aproximação:



# O SISTEMA DIÓXIDO DE CARBONO/ ÁCIDO CARBÔNICO

*EXEMPLO cont.*



$$K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_{\text{CO}_2}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,0250} = 4,2 \times 10^{-7}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,02 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 3,99$$

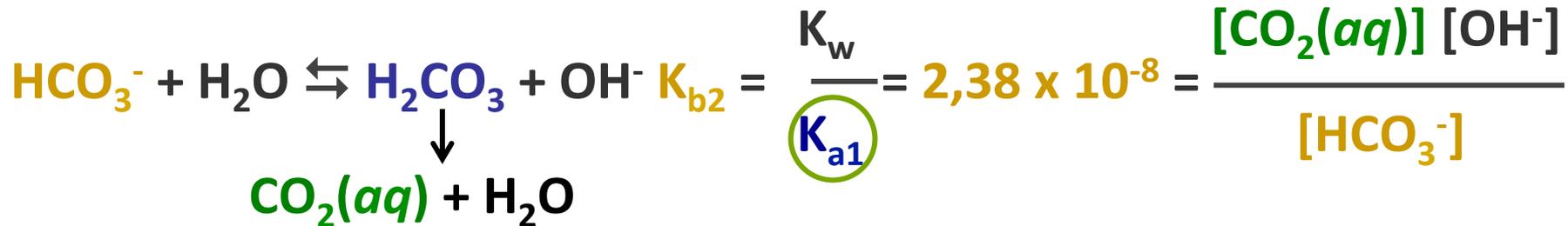
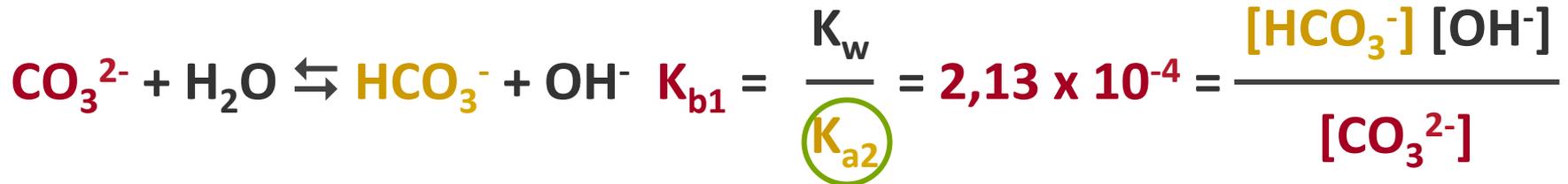
usar  $K_{a1}$ ,  $K_{a2}$  e  $K_w$  para  
calcular  $[\text{H}_2\text{CO}_3]$ ,  $[\text{HCO}_3^-]$ ,  
 $[\text{CO}_3^{2-}]$  e  $[\text{OH}^-]$

• valores indicam que  
suposições são válidas

# BASES POLIFUNCIÓNAIS – *carbonato*

---

## CONSTANTES SUCESSIVAS:



## CONSTANTES GLOBAIS:

$$\beta_1 = K_{b1}$$



$$\beta_2 = 2,13 \times 10^{-4} \times 2,38 \times 10^{-8} = 5,08 \times 10^{-12}$$

---

---

# SOLUÇÕES TAMPÃO ENVOLVENDO ÁCIDOS POLIPRÓTICOS

MÓDULO E

# SOLUÇÕES TAMPÃO – *envolvendo* *ácidos polipróticos*

---

Considere um ácido diprótico:



Dois sistemas tampão podem ser preparados:

- ácido livre  $\text{H}_2\text{A}$  e o sal de sua base conjugada  $\text{NaHA}$
- ácido  $\text{NaHA}$  e da sua base conjugada  $\text{Na}_2\text{A}$

O pH do último sistema é maior do que o do primeiro, porque a constante de dissociação para HA é sempre menor que para  $\text{H}_2\text{A}$ .

---

# SOLUÇÕES TAMPÃO – *envolvendo* *ácidos polipróticos*

---



Em geral é possível introduzir a simplificação de que apenas um dos equilíbrios é importante.

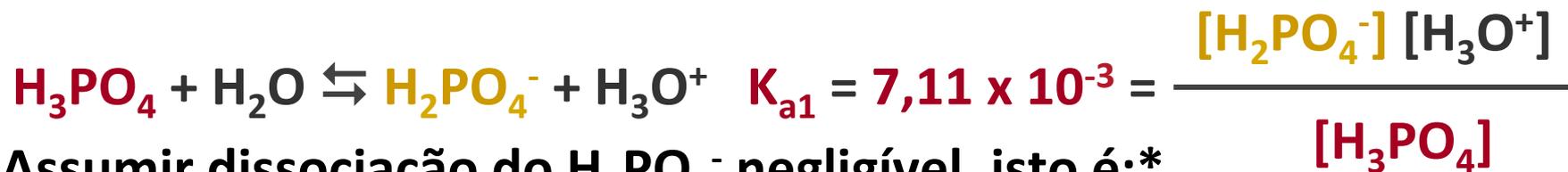
Assim, para um tampão preparado a partir de  $\text{H}_2\text{A}$  e  $\text{NaHA}$ , a dissociação de  $\text{HA}^-$  para produzir  $\text{A}^{2-}$  é desprezada, e o cálculo é baseado apenas na primeira dissociação.

---

# EXEMPLO 9 – soluções tampão

*envolvendo ácidos polipróticos*

Calcule o pH de uma solução 2,00 mol/L em  $\text{H}_3\text{PO}_4$  e 1,50 mol/L em  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ .



Assumir dissociação do  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  negligível, isto é:\*

$$[\text{H}_3\text{PO}_4] \cong C_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 2,00 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] \cong C_{\text{KH}_2\text{PO}_4} = 1,50 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HPO}_4^{2-}] \text{ e } [\text{PO}_4^{3-}] \ll [\text{H}_3\text{PO}_4] \text{ ou } [\text{H}_2\text{PO}_4^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{7,11 \times 10^{-3} \times 2,00}{1,50} = 9,48 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = 2,02$$

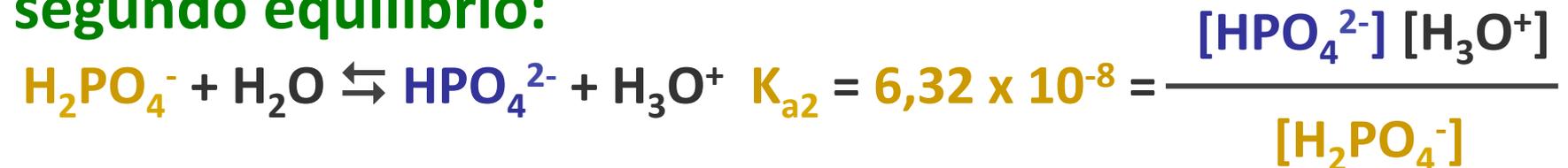
\*  $K_{a2} = 6,32 \times 10^{-8}$

# SOLUÇÕES TAMPÃO – *envolvendo*

## *ácidos polipróticos*

### *EXEMPLO cont.*

Provar que  $[\text{HPO}_4^{2-}]$  pode ser negligenciado; usar o segundo equilíbrio:



$$K_{a2} = 6,32 \times 10^{-8} = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}] 9,48 \times 10^{-3}}{1,50}$$

$$[\text{HPO}_4^{2-}] = 1,00 \times 10^{-5} \ll 1,50 \text{ ou } 2,00$$

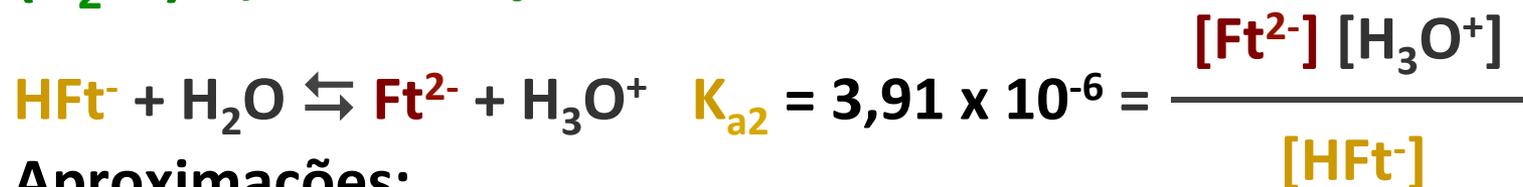
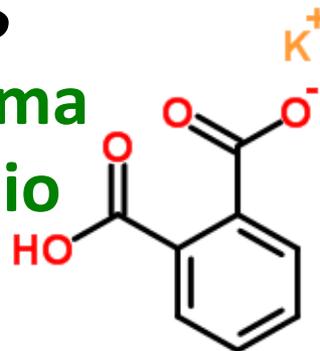
aproximação válida!!!

$[\text{PO}_4^{3-}]$  é ainda menor que  $[\text{HPO}_4^{2-}]$

# EXEMPLO 10 – *soluções tampão*

*envolvendo ácidos polipróticos*

Calcule a concentração do íon hidrônio numa solução tampão de ftalato ácido de potássio (KHf<sup>t</sup>) 0,0500 mol/L e ftalato de potássio (K<sub>2</sub>Ft) 0,150 mol/L.



Aproximações:

$$[\text{HFt}^-] \cong C_{\text{KHf}^t} = 0,0500 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Ft}^{2-}] \cong C_{\text{K}_2\text{Ft}} = 0,150 \text{ mol/L}$$

[H<sub>2</sub>Ft] nessa solução deve ser desprezível (aproximação)

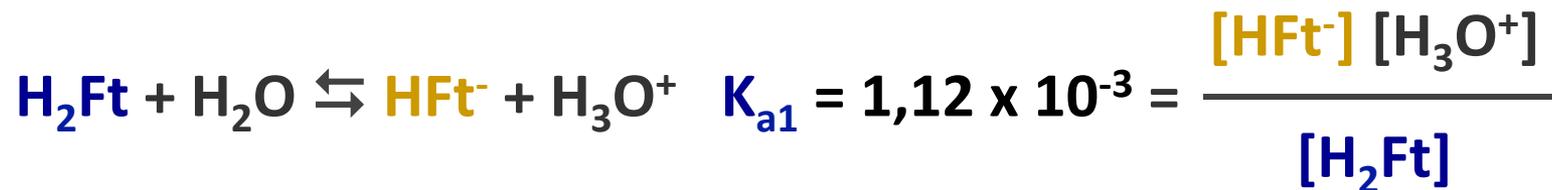
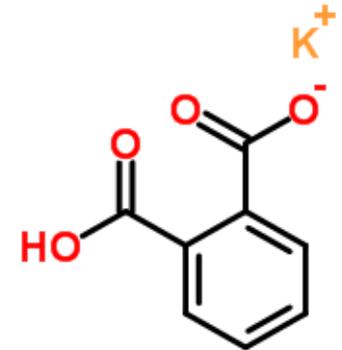
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{3,91 \times 10^{-6} \times 0,0500}{0,150} = 1,30 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

# SOLUÇÕES TAMPÃO – *envolvendo*

## *ácidos polipróticos*

### **EXEMPLO cont.**

Para checar suposição que  $[H_2Ft]$  é desprezível, usar  $K_{a1}$ :



$$[H_2Ft] = \frac{0,0500 \times 1,30 \times 10^{-6}}{1,12 \times 10^{-3}} = 6 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

- esse resultado justifica a suposição de que  $[H_2Ft] \ll [HFt^-]$  e  $[Ft^{2-}]$ , isto é, que a reação do  $HFt^-$  atuando como uma base pode ser desprezada.

# SOLUÇÕES TAMPÃO – *envolvendo* *ácidos polipróticos*

---

A suposição de um equilíbrio principal simples fornece uma estimativa satisfatória do pH de misturas tampão derivadas de ácidos polipróticos

- **erros** apreciáveis ocorrem quando a **concentração** do ácido ou do seu sal é **muito baixa** ou quando as duas **constantes de dissociação** são numericamente **próximas** uma da outra
  - então, um cálculo mais trabalhoso e rigoroso se faz necessário
-

---

# SAIS ANFIPRÓTICOS

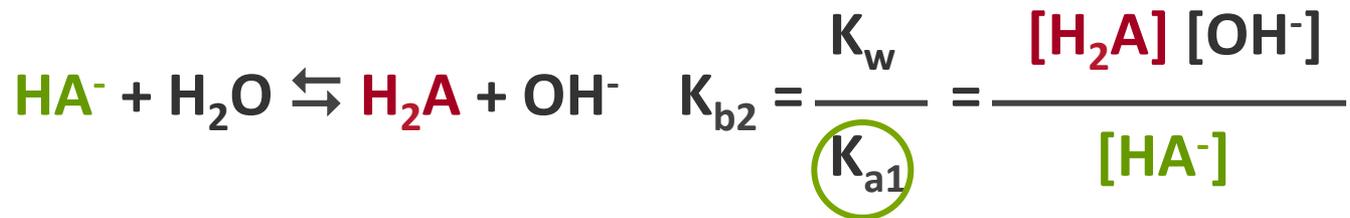
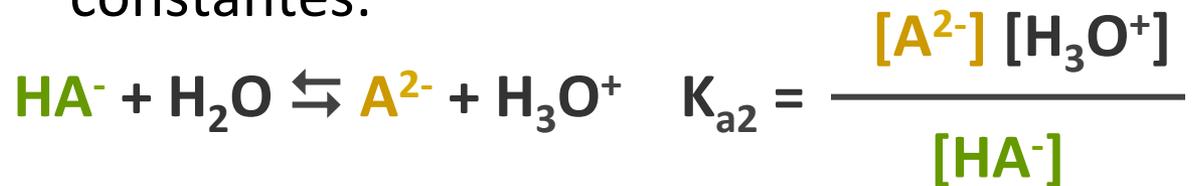
MÓDULO F

# SOLUÇÕES ANFIPRÓTICAS –

## *cálculo de pH*

Sais anfipróticos são formados durante neutralização de ácidos ou bases polifuncionais.

- Por exemplo, quando 1 mol de NaOH é adicionado a 1 mol de um ácido  $H_2A$ , 1 mol de  $NaHA$  é formado.
- O pH da solução é então determinado por 2 equilíbrios; a solução será ácida ou básica, dependendo da magnitude das constantes:



Obs.  $K_{b1}$  corresponde à reação de protonação de  $A^{2-}$

# EQUILÍBRIOS MÚLTIPLOS – *sais anfipróticos*

---

**BALANÇO DE MASSAS:**

$$C_{\text{NaHA}} = [\text{HA}^-] + [\text{A}^{2-}] + [\text{H}_2\text{A}]$$

**BALANÇO DE CARGAS:**


$$C_{\text{NaHA}} [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HA}^-] + 2 [\text{A}^{2-}] + [\text{OH}^-]$$

**AUTO-PROTÓLISE DA ÁGUA:**

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

**EXPRESSÕES DE  $K_{a1}$  e  $K_{a2}$**

**5 INCÓGNITAS, 5 EXPRESSÕES: RESOLVER PARA  $[\text{H}_3\text{O}^+]$**

- resolução é trabalhosa, uso de simplificações é recomendado
-

# EQUILÍBRIOS MÚLTIPLOS – *sais anfipróticos*

- subtrair a equação de balanço de massas da equação de balanço de cargas:

$$\begin{array}{r} C_{\text{NaHA}} + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HA}^-] + 2[\text{A}^{2-}] + [\text{OH}^-] \quad \text{balanço de cargas} \\ - C_{\text{NaHA}} \qquad \qquad = [\text{HA}^-] + [\text{A}^{2-}] + [\text{H}_2\text{A}] \quad \text{balanço de massas} \end{array}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^{2-}] + [\text{OH}^-] - [\text{H}_2\text{A}]$$

$$[\text{H}_2\text{A}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HA}^-]}{K_{a1}} \quad [\text{A}^{2-}] = \frac{K_{a2}[\text{HA}^-]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_{a2}[\text{HA}^-] + K_w}{1 + \frac{[\text{HA}^-]}{K_{a1}}}}$$

# EQUILÍBRIOS MÚLTIPLOS – *sais anfipróticos*

Simplificações:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_{a2} C_{\text{NaHA}} + K_w}{1 + \frac{C_{\text{NaHA}}}{K_{a1}}}}$$

$$[\text{HA}^-] \cong C_{\text{NaHA}}$$

$[\text{HA}^-] \gg$  outras espécies

- não é válido para soluções diluídas do sal ou quando  $K_{a2}$  ou  $K_{b2}$  são relativamente grandes

em geral  $(C_{\text{NaHA}}/K_{a1}) \gg 1$  e  $K_{a2} C_{\text{NaHA}} \gg K_w$


$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cong \sqrt{K_{a1} K_{a2}}$$

# EQUILÍBRIOS MÚLTIPLOS – *sais anfipróticos*

## EXEMPLO 11

Calcule o pH de uma solução  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$   $1,00 \times 10^{-3}$  mol/L.

- as constantes de interesse são  $K_{a2} = 6,32 \times 10^{-8}$  e  $K_{a3} = 4,5 \times 10^{-13}$ , pois ambas contém  $\text{HPO}_4^{2-}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = \frac{K_{a3} C_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} + K_w}{1 + (C_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} / K_{a2})}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = \frac{4,5 \times 10^{-13} \cdot 1,00 \times 10^{-3} + 1,00 \times 10^{-14}}{1 + (1,00 \times 10^{-3} / 6,32 \times 10^{-8})}$$

mantém numerador

simplifica denominador

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,13 \times 10^{-10}$$

$$\text{pH} = 9,09$$

# EQUILÍBRIOS MÚLTIPLOS – *sais anfipróticos*

## EXEMPLO 12

Calcule o pH de uma solução  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$   $1,00 \times 10^{-2}$  mol/L.

- as constantes de interesse são  $K_{a2} = 6,32 \times 10^{-8}$  e  $K_{a1} = 7,11 \times 10^{-3}$ , pois ambas contêm  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = \frac{K_{a2} C_{\text{NaH}_2\text{PO}_4} + K_w}{1 + (C_{\text{NaH}_2\text{PO}_4} / K_{a1})}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = \frac{6,32 \times 10^{-8} \cdot 1,00 \times 10^{-2} + \cancel{1,00 \times 10^{-14}}}{1 + (1,00 \times 10^{-2} / 7,11 \times 10^{-3})}$$

← simplifica numerador

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,62 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 4,79$$

← mantém denominador

# EQUILÍBRIOS MÚLTIPLOS – *sais anfipróticos*

## EXEMPLO 13

Calcule o pH de uma solução  $\text{NaHCO}_3$  0,100 mol/L.

- as constantes de interesse são  $K_{a1} = 4,2 \times 10^{-7}$  e  $K_{a2} = 4,69 \times 10^{-11}$ , pois ambas contêm  $\text{HCO}_3^-$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = \frac{K_{a2} C_{\text{NaHCO}_3} + K_w}{1 + (C_{\text{NaHCO}_3} / K_{a1})}$$

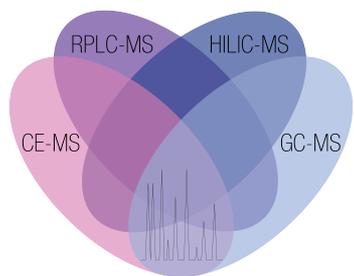
$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = \frac{4,69 \times 10^{-11} \cdot 0,100 + \cancel{1,00 \times 10^{-14}}}{\cancel{1} + (0,100 / 4,2 \times 10^{-7})}$$

← simplifica numerador

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,44 \times 10^{-9}$$

← simplifica denominador

$$\text{pH} = 8,35$$



Centro de Estudos de  
Metabolômica em Multiplataforma



Instituto de Química  
Universidade de São Paulo