

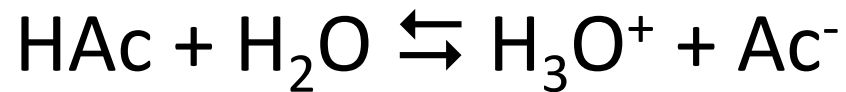


Equilíbrio lônico

Talita M.

Equilíbrio Iônico

- Equilíbrio iônico = equilíbrio com participação de íons. Ex.:

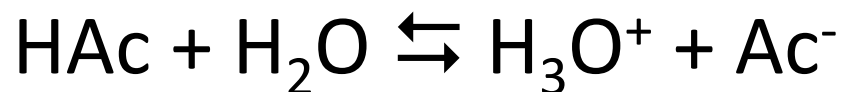


De forma simplificada:



Equilíbrio Iônico – Talita M.

Constante de ionização K_i



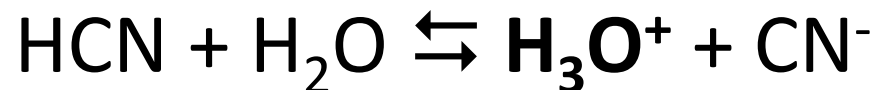
$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

- Como a água é solvente, **consideramos sua concentração constante**. Logo:

$$[\text{H}_2\text{O}] \cdot K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} \rightarrow K_i = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

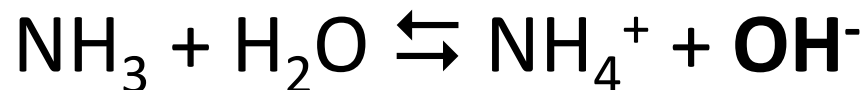
Constante de ionização K_i

- **Ácidos: K_a**



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 4,9 \cdot 10^{-10}$$

- **Bases: K_b**



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

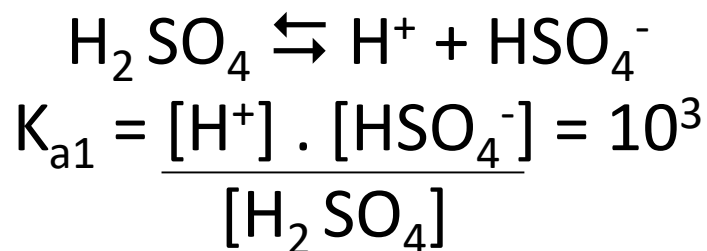
Equilíbrio Iônico – Talita M.

Constante de ionização K_i

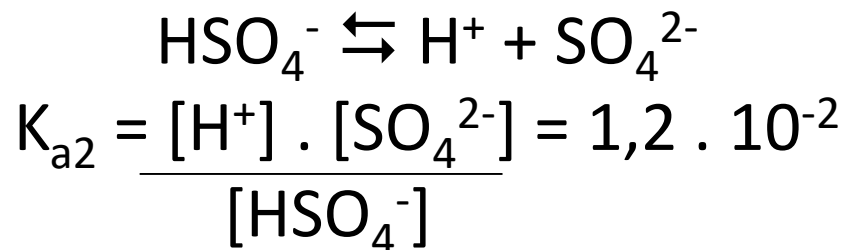
- Observação para poliacídios (liberam 2 ou mais H^+):



- K_{a1}



- K_{a2}



Equilíbrio Iônico – Talita M.

Força de ácidos e bases

- Quanto maior a constante de ionização (K_i) mais forte é o ácido ou a base.



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 4,9 \cdot 10^{-10}$$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]} = 10^7$$

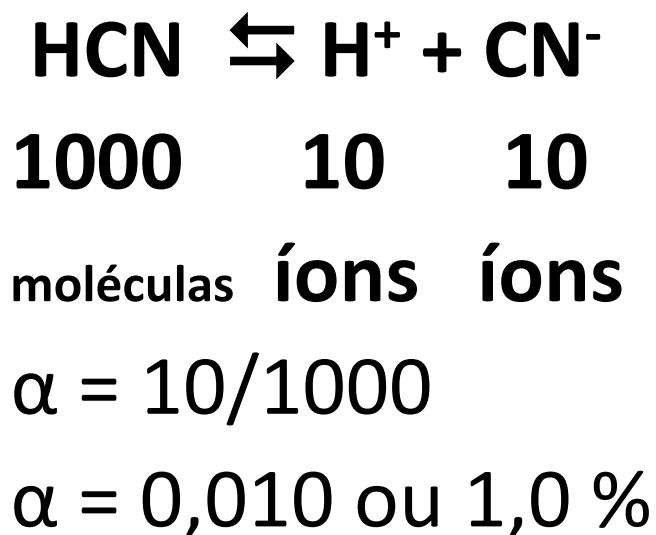
Equilíbrio Iônico – Talita M.

Força de ácidos e bases

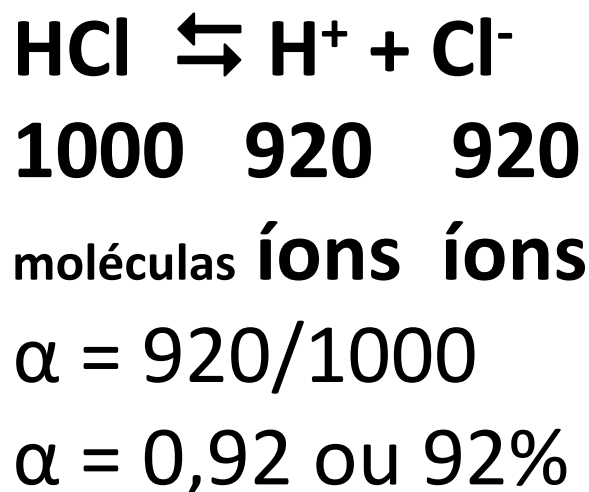
Grau de ionização (α)

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas iniciais}}$$

Equilíbrio Iônico – Talita M.



FRACO



FORTE

Força de ácidos e bases

Tipo de ácido	α	Exemplos
Fortes	$\alpha > 50\%$	HCl, HBr, HI, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HClO ₄
Semifortes	$10\% \leq \alpha \leq 50\%$	HF, H ₃ PO ₄ , HNO ₂
Fracos	$\alpha < 10\%$	HCN, H ₂ S, H ₂ CO ₃ , H ₃ BO ₃

Equilíbrio iônico – Talita M.

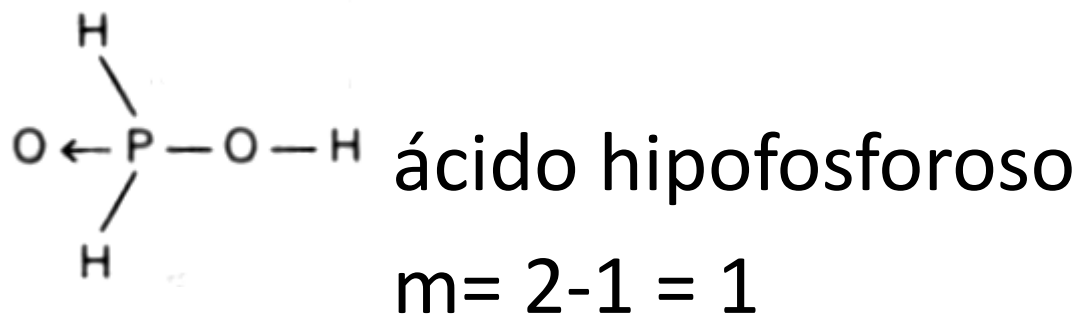
Apenas 3 hidrácidos são fortes: HI ($\alpha = 100\%$), HBr ($\alpha = 95\%$) e HCl ($\alpha = 90\%$)

Força de oxiácidos

Regra de Linus Pauling

$m = \text{átomos de O} - \text{átomos de H ionizáveis}$

- H ionizável DEVE estar ligado à O



- Quanto maior m , mais forte o ácido.

Força de ácidos e bases

Equilíbrio Iônico – Talita M.

Tipo de ácido	m	Exemplos
Muito Fortes	3	HClO ₄ , HMnO ₄
Fortes	2	H ₂ SO ₄ , HNO ₃
Semifortes	1	H ₃ PO ₄ , HNO ₂
Fracos	0	HClO, H ₃ BO ₃

H₂CO₃ pela regra, m=3-2=1, semiforte, porém é fraco por ser instável: H₂CO₃ → CO₂ + H₂O