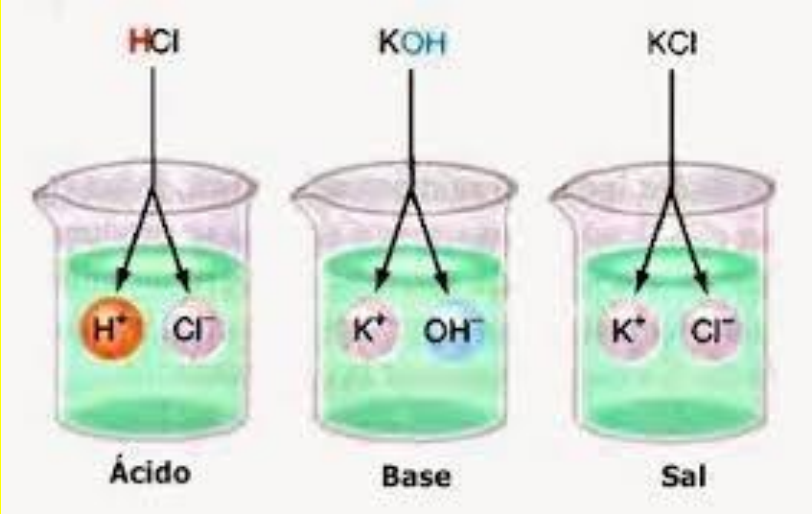
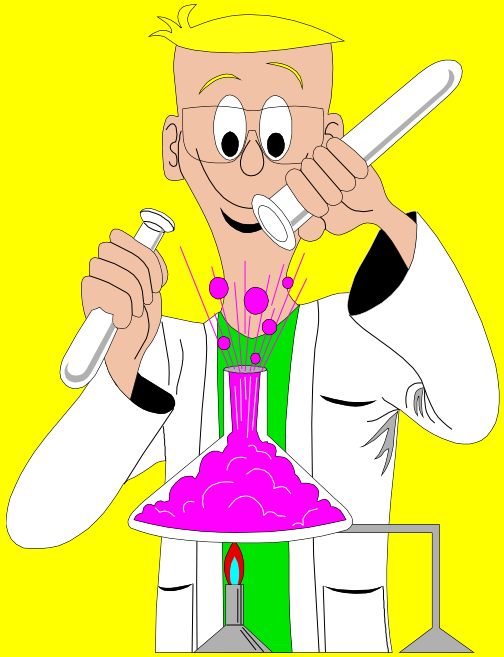
Professor:

DANIEL TOSTES OLIVEIRA

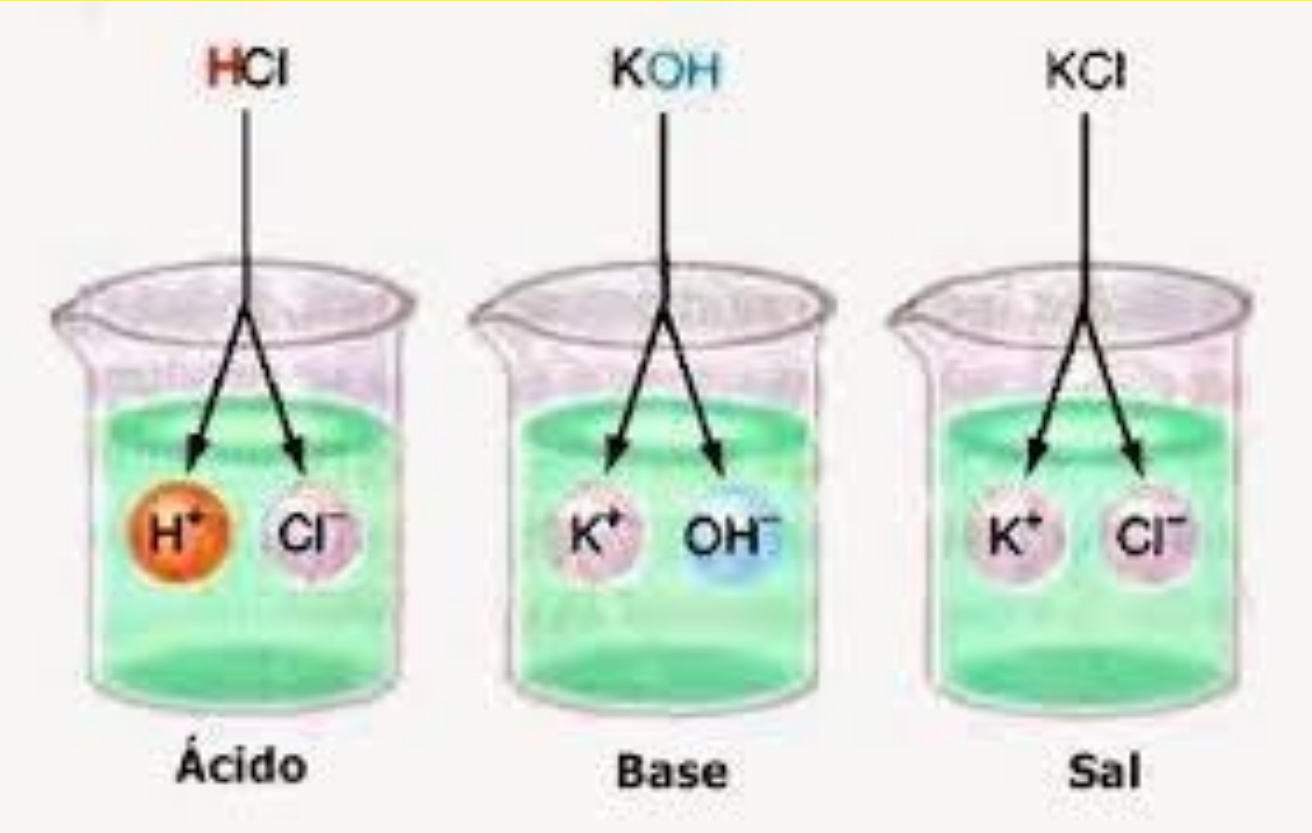
EQUILÍBRIO IÔNICO I – FORÇA DE ÁCIDOS E DE BASES





Equilíbrio Iônico

⇨ **o equilíbrio iônico é o equilíbrio observado em reações onde temos íons em solução. Os casos mais comuns do equilíbrio iônico ocorre na dissolução de ácidos e bases fracas assim como de sais, em água (ionização e/ou dissociação)**



Constante de ionização de um ácido (Ki ou Ka)

Reação de ionização de um ácido HX

$HX \leftrightarrows H^+_{(aq)} + X^-_{(aq)}$ $K_i = \frac{[H^+].[X^-]}{[HX]}$ ou $K_{i=} \frac{[H_3O^+].[X^-]}{[HX]}$

$HX \leftrightarrows H_3O^+_{(aq)} + X^-_{(aq)}$

Reação de dissociação de uma base (Kd ou Kb)

$BOH_{(s)} \leftrightarrows B^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ $K_d = [B^+].[OH^-]$

OBS: Conforme pode ser verificado , no equilíbrio iônico, a água não aparece na expressão da constante de ionização , pois ela age apenas como solvente e não como reagente

Observações sobre o equilíbrio iônico

⇨ **quanto maior a constante de ionização de um ácido ou de dissociação de uma base maior será a força do mesmo .**

Qto↑K_i ⇨ ↑ $[H^+]$ ⇨↑ α (grau de ionização) ⇨↑Força do ácido

⇨ **a toda constante de ionização (ou de dissociação) temos associado um grau de ionização (ou de dissociação) α .**

⇨ **a constante de ionização (ou de dissociação) , que é uma constante de equilíbrio depende apenas da temperatura, ou seja, só varia com T.**

Tabela de Constantes de Ionização de Ácidos e Bases

Ácido	Fórmula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Acético	CH_3COOH	$1,795 \times 10^{-5}$		
Arsênico	H_3AsO_4	$6,0 \times 10^{-3}$	$1,05 \times 10^{-7}$	$3,0 \times 10^{-12}$
Ascórbico	$H_2C_6H_6O_6$	$8,0 \times 10^{-5}$	$1,6 \times 10^{-12}$	
Benzóico	C_6H_5COOH	$6,14 \times 10^{-5}$		
Carbônico	H_2CO_3	$4,6 \times 10^{-7}$	$4,4 \times 10^{-11}$	
Cianídrico	HCN	$2,1 \times 10^{-9}$		
Cítrico	$H_3C_6H_5O_7$	$7,4 \times 10^{-4}$	$1,7 \times 10^{-5}$	$4,0 \times 10^{-7}$
Fluorídrico	HF	$7,2 \times 10^{-4}$		
Fórmico	$HCOOH$	$1,77 \times 10^{-4}$		
Fenol	C_6H_5OH	$1,00 \times 10^{-10}$		
Fosfórico	H_3PO_4	$7,5 \times 10^{-3}$	$6,2 \times 10^{-8}$	$4,8 \times 10^{-13}$
Fosforoso	H_3PO_3	$1,00 \times 10^{-2}$	$2,6 \times 10^{-7}$	
Hipocloroso	$HOCl$	$3,0 \times 10^{-8}$		
Iódico	HIO_3	$1,7 \times 10^{-1}$		
Maleico	cis-HOOC-CH=CH-COOH	$1,20 \times 10^{-2}$	$5,96 \times 10^{-7}$	
Nitroso	HNO_2	$5,1 \times 10^{-4}$		
Oxálico	$H_2C_2O_4$	$5,9 \times 10^{-2}$	$6,4 \times 10^{-5}$	
Salicílico	$C_6H_4(OH)COOH$	$3,24 \times 10^{-3}$		
Sulfídrico	H_2S	$5,8 \times 10^{-7}$	$1,2 \times 10^{-15}$	
Sulfúrico	H_2SO_4	Forte (muito grande)	$1,20 \times 10^{-2}$	
Sulfuroso	H_2SO_3	$1,72 \times 10^{-2}$	$6,43 \times 10^{-8}$	
Tartárico	$H_2C_4H_4O_6$	$1,0 \times 10^{-3}$	$4,6 \times 10^{-5}$	

Lei da Diluição de Ostwald

Consideremos um ácido HX de concentração ***m*** (mol/L) .

Admitindo que seja **α** o grau de ionização do ácido temos :

$$HX \leftrightarrows H^+_{(aq)} + X^-_{(aq)}$$

Temos então que $$K_i = \frac{\alpha^2 . m}{1 - \alpha}$$ Aqui o **α** é dado em número decimal

Obs : •para ácidos ou bases fracos (eletrólitos fracos) podemos considerar que (1 - α) ≅ 1 e a equação de Ostwald pode ser simplificada para:

$$K_i = \alpha^2 . m \text{ ou } \alpha = \sqrt{\frac{K_i}{m}}$$

OBS: quanto mais diluída a solução de um eletrólito fraco maior seu **α** , porém a concentração de $[H^+]$ ou de $[OH^-]$ não aumenta, pois elas dependem do produto **α . *m*** .

EXEMPLO : O ácido acético (CH_3COOH), presente no vinagre, tem uma constante de ionização (Ki), a 25 ^oC, de $1,8 .10^{-5}$. Considerando três soluções desse ácido, de concentrações 1,0 mol/L ; 0,1 mol/L e 0,01 mol/L temos:

- Para a solução 1,0 mol/L : $\propto = \sqrt{\frac{1,8.10^{-5}}{1}} = 4,24.10^{-3} = 0,424\%$
- Para a solução 0,1 mol/L : $\propto = \sqrt{\frac{1,8.10^{-5}}{0,1}} = 1,34.10^{-2} = 1,34\%$
- Para a solução 0,01 mol/L : $\propto = \sqrt{\frac{1,8.10^{-5}}{0,01}} = 4,24.10^{-2} = 4,24\%$

OBS: Muitos podem imaginar que, já que o grau de ionização α aumentou então o ácido ionizou mais e portanto ficou menos fraco. Isso não é verdade pois a força é medida pela concentração de H^+, dada por α . $\boldsymbol{m}$ e temos:

- Para a solução 1,0 mol/L : α . $\boldsymbol{m}$ = 0,00424 . 1 = 0,00424 mol/L
- Para a solução 0,1 mol/L : α . $\boldsymbol{m}$ = 0,0134 . 0,1 = 0,00134 mol/L
- Para a solução 0,01 mol/L : α . $\boldsymbol{m}$ = 0,0424 . 0,01 = 0,000424 mol/L

Temos que :

$[H^+] = \alpha \cdot m$

$[OH^-] = \alpha \cdot m$ e $m = n_1/V$

Portanto o α aumenta ao fazermos a diluição porém a concentração m diminui, o que faz a $[H^+]$ ou de $[OH^-]$ diminuir.

Temos ainda que pKa = - log [Ka] e então

Ex: $Ka = 10^{-3} \Rightarrow pKa = -\log(10^{-3}) = 3$

$Ka = 10^{-5} \Rightarrow pKa = -\log(10^{-5}) = 5$

Qto ↓pKa ⇨↑força do ácido

EX 1) Considere as constantes de ionização dos ácidos I, II e III:

$K_I = 7{,}0 \cdot 10^{-5}$; $K_{II} = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$; $K_{III} = 2{,}0 \cdot 10^{-9}$.

Colocando-os em ordem crescente de acidez, têm-se:

a) I, II e III.
b) I, III e II.
c) II, III e I.
d) III, I e II.
e) III, II e I.

RESOLUÇÃO : Pela Teoria temos que:

Qto K_i ⇨ ↑Força do ácido ⇨ ↑ Acidez

LETRA e

EX 2) Considere duas soluções aquosas diluídas, uma de ácido clorídrico (HCl) e a outra de ácido fórmico (HCOOH), de mesma concentração.

a. INDIQUE qual das duas soluções apresenta maior pH.

b. COMPARE qualitativamente os valores das constantes de ionização do ácido clorídrico e do ácido fórmico.

c. ESCREVA as equações químicas balanceadas correspondentes às reações que ocorrem entre HCl e NaOH e entre HCOOH e NaOH.

RESOLUÇÃO: Como o HCOOH é um ácido fraco e o HCl é um ácido forte e $[H^+] = \alpha . \mathbf{m}$ então:

a) A solução de HCOOH tem maior pH (menor acidez)

b) A constante de ionização do HCl é > que a do HCOOH

c) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

$HCOOH + NaOH \rightarrow HCOONa + H_2O$

EX 3) A tabela a seguir mostra o valor aproximado do pKa de alguns ácidos em soluções equimolares e à mesma temperatura.

ácidos	pKa
HNO_2	4
CH_3- COOH	5
HSO_3	6
HCN	10
HPO_4^{2-}	13

a) Qual ácido é o mais forte?
b) Qual ácido é o mais fraco?
c) Escreva a reação de ionização do ácido acético (CH_3COOH)

RESOLUÇÃO: Lembramos que < pKa ⇨ > força

a) HNO_2
b) HPO_4^{2-}
c) $CH_3COOH \leftrightarrows CH_3COO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$

Novo tratamento chinês pra rejuvenescer a pele efeito garantido👇😳🤦

Determine x e y nas seguintes sucessões:

a) 6, 9, 18, 21, 42, 45, x, y

b) 7, 10, 9, 12, 11, x, y

EX 4) O ácido fórmico ($HCHO_2$) é monoprótico fraco. Quando em solução, numa concentração de 0,2 M, ele se encontra 3,2 % ionizado. A constante de ionização do ácido e a concentração molar do íon H^+ são, respectivamente:

a) Ka = $2,05 \times 10^{-4}$ e $[H^+] = 6,4 \times 10^{-3}$ M
b) Ka = $6,4 \times 10^{-3}$ e $[H^+] = 5,0 \times 10^{-5}$ M
c) Ka = $1,8 \times 10^{-5}$ e $[H^+] = 3,2 \times 10^{-3}$ M
d) Ka = $1,8 \times 10^{-5}$ e $[H^+] = 6,4 \times 10^{-3}$ M
e) Ka = $2,05 \times 10^{-3}$ e $[H^+] = 6,4 \times 10^{-4}$ M

RESOLUÇÃO: Temos que :

$$K_i = \frac{\alpha^2 . m}{1-\alpha} \Rightarrow K_i = \frac{(0,032)^2 . 0,2}{1} \Rightarrow$$

$$K_i = 2,05.10^{-4}$$

$[H^+] = \alpha . m \Rightarrow [H^+] = 0,032.0,2 \Rightarrow [H^+] = 0,0064$ ou $6,4.10^{-3}$ M

LETRA a

EX 5) **Considerando que a ionização do ácido acético, CH_3COOH, em meio aquoso, é insignificante em relação às suas moléculas não-ionizadas, e sabendo-se que a 25ºC ele apresenta Ka = 1,8 x 10^{-5} , é correto afirmar que:**

01. as concentrações 0,1 e 1,0 mol/L do ácido apresentam o mesmo grau de ionização.

02. o ácido acético mais concentrado apresenta maior grau de ionização.

04. o ácido acético 0,1 mol/L apresenta grau de ionização α = 1,3%.

08. em 1000 moléculas de ácido acético aquoso, 1,0 mol/L, aproximadamente 42 se ionizam.

16. se for adicionada pequena quantidade de acetato de sódio em qualquer solução aquosa de ácido acético, a 25ºC, Ka não será alterada.

RESOLUÇÃO :

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_i}{m}}$$

01 - **F**

$$= \sqrt{\frac{1,8.10^{-5}}{0,1}} \Rightarrow \alpha = 1,34.10^{-2}\ para 0,1M$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1,8.10^{-5}}{1}} \Rightarrow \alpha = 4,24.10^{-3}\ para 1M$$

02 . **F**

04. **V**

08. **F**

16. **V** pois Ka só varia com T

SOMA dos itens CORRETOS = **20**

EX 6) Uma solução de ácido acético 0,050 M apresenta um grau de ionização (α) 0,4 % à temperatura de 25º C.
Para esta solução, à temperatura mencionada, calcule:
a. A constante de ionização do ácido
b. a concentração do íon H^+

RESOLUÇÃO: Como o ácido acético é um ácido fraco podemos usar a equação simplificada de Ka e α.

a) $$K_a = \alpha^2 . m \Rightarrow K_a = \left(\frac{0,4}{100}\right)^2 .0,05 \Rightarrow K_a = 8.10^{-7}$$

b) $[H+] = \alpha \,.\, m \Rightarrow [H^+] = 4.10^{-3} \,.\, 5.10^{-2} \Rightarrow [H^+] = 2.10^{-4}$ mol/L

EX 7) Uma solução do ácido fraco HCℓO foi analisada, verificando-se, no equilíbrio, a existência das seguintes concentrações molares: [HCℓO] = 1,00 mol/L , [H^+] = 1,78 x 10^{-4} mol/L , [$C\ell O^-$] = 1,78 x 10^{-4} mol/L. Calcular a constantes de ionização, Ka, do HCℓO.

RESOLUÇÃO: A equação de ionização do ácido HCℓO é dada por:

$$HC\ell O \leftrightarrows H^+(aq) + C\ell O^-(aq) \text{ então:}$$

$$K_a = \frac{[H^+].[ClO^-]}{[HClO]} \Rightarrow K_a = \frac{[1{,}78.10^{-4}].[1{,}78.10^{-4}]}{[1]} = 3{,}16.10^{-8}$$

EX 8) O ácido acético é um importante ácido orgânico que apresenta baixo grau de ionização. Em solução aquosa, constitui o tempero conhecido pelo nome de vinagre. De cada 1000 moléculas de ácido acético dissolvidas em água, apenas 13 sofrem ionização. Calcule o grau de ionização desse ácido e classifique-o quanto à sua força.

RESOLUÇÃO: Aqui temos apenas que aplicar o conceito do grau de ionização α que representa (em %) o número de moléculas ionizadas em relação ao número de moléculas dissolvidas do ácido. Então

1000 moléculas dissolv.---------- 13 moléculas ionizaram
100 moléculas dissolv.---------- x

x = 1,3 %

α < 5% ⇨ ácido fraco

ESSAS

SÃO

DA

FAZENDA

DO

PROF.

CESAR

PROFESSOR CESAR RECOMENDA

BANANAS EVITA CÂIBRAS

ONDE TRABALHAS?
AQUI AO LADO NA PADARIA ... FAÇO A MASSA PARA O PÃO .....
Reite pue mi gente