



AULA 11 - Cálculo de pH (Ácido Forte, Base Forte, Ácido Fraco e Base Fraca)

Introdução à Análise Química

Profa. Andréa Monteiro

Andréa Monteiro



pH de Ácido Forte

O **ácido forte** é definido como uma espécie que está completamente ionizada em solução.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{ácido forte}]$$

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

Exemplo:

Qual o pH de uma solução de HCl(ácido forte) 0,020 mol L⁻¹?



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

$$\text{pH} = -\log 0,020$$

$$\text{pH} = 1,69$$



Fonte: Vídeo próprio

Andréa Monteiro



Exercício

- 1) Qual o pH do sangue humano, no qual a molaridade dos íons H_3O^+ é igual a $4,0 \times 10^{-8}$ mol L⁻¹?

Resposta:

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

$$\text{pH} = -\log 4,0 \times 10^{-8}$$

$$\text{pH} = 7,39$$



Fonte: Google imagens

Andréa Monteiro



pH de Base forte

O **base forte** é definido como uma espécie que está completamente ionizada em solução.

$$[\text{OH}^-] = [\text{base forte}]$$

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \text{ (25}^\circ\text{C)}$$

Exemplo:

Qual o pH de uma solução de KOH (base forte) 0,040 mol L⁻¹?

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

$$\text{pOH} = -\log 0,040$$

$$\text{pOH} = 1,40$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 12,60$$

Introdução à Análise Química

Andréa Monteiro



pH de Ácido Fraco

O **ácido fraco** é definido como uma espécie que não está completamente ionizada em solução.

- Há uma mistura de íons e ácido não ionizado na solução. Equilíbrio de ácidos fracos:



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

K_a = constante de ionização do ácido

Escreva a expressão de K_a e as concentrações inicial e no equilíbrio. É só seguir as tabelas de equilíbrio.

Introdução à Análise Química

Andréa Monteiro



Exemplo de cálculo de pH de ácido fraco

- Calcule o valor de pH para a solução de ácido láctico (representado por HA) 0,2 mol/L.

Dado: K_a (ácido láctico) = $8,4 \times 10^{-4}$



Início	0,2 mol/L	0	0
--------	-----------	---	---

Equilíbrio	0,2 - x	x	x
------------	---------	---	---

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = 8,4 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0,2 - x}$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{\Delta}}{2a}$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$X = 0,0125 \text{ mol/L}$$

Introdução à Análise Química

Andréa Monteiro



continuação



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = X = 0,0125 \text{ mol/L}$$

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

$$\text{pH} = -\log 0,0125$$

$$\text{pH} = 1,90$$

Introdução
à Análise
Química

André Monteiro



Facilitando os cálculos
Usando fórmulas e aproximação dos 5%.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \times [\text{Ácido Fraco}]}$$

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

Introdução
à Análise
Química

Exemplo 1) Calcule o valor de pH para a solução de ácido láctico (representado por HA) 0,2 mol/L.

Dado: K_a (ácido láctico) = $8,4 \times 10^{-4}$

Resposta: pH = 1,89

André Monteiro



Exercícios

1) Qual o pH do ácido cianídrico (HCN) numa solução aquosa de 0,01 mol/L? Dado: K_a (HCN) = $4,9 \times 10^{-10}$



Vamos usar as fórmulas:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \times [\text{Ácido Fraco}]}$$

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

Introdução
à Análise
Química

Resposta: pH = 5,65

André Monteiro



Exercícios

2) Encontre as concentrações iniciais do ácido cianídrico (HCN) numa solução aquosa de pH = 5,3.

Dado: $K_a = 4,9 \times 10^{-10}$



Introdução
à Análise
Química

Resposta: 0,051 mol/L



André Monteiro



pH de Base Fraca

O **base fraca** é definida como uma espécie que está não está completamente ionizada em solução.

- Equilíbrio de bases fracas:



$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

K_b = constante de ionização do base

Escreva a expressão de K_b e as concentrações inicial e no equilíbrio. É só seguir as tabelas de equilíbrio.

Introdução
à Análise
Química

André Monteiro



Facilitando os cálculos
Usando fórmulas e aproximação dos 5%.

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b [\text{base fraca}]}$$

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \text{ (25°C)}$$

Introdução
à Análise
Química

Exemplo 1) Calcule o valor de pH para a solução de hidroxilamina aquosa, (NH_2OH) 0,15 mol/L.

Dado: K_b (NH_2OH) = $1,1 \times 10^{-8}$

Resposta: pH = 9,61

André Monteiro



Observação

Em soluções **muito diluídas de ácidos e bases fortes (concentração menor que 10^{-6} mol/L)**, o pH é afetado significativamente pela autoprotólise da água. O pH é determinado pela resolução de três equações simultâneas: a expressão para K_w , a equação do balanço de cargas e a equação do balanço material.

Em soluções aquosas de **ácidos muito fracos, a** autoprotólise da água deverá ser levada em consideração se a concentração do íon hidrônio for menor que 10^{-6} mol/L. As expressões para K_a e K_w são combinadas com as equações de balanço de cargas e balanço material para o cálculo do pH.

Nesta disciplina não iremos abordar o cálculo de pH nas situações indicadas acima.

Introdução
à Análise
Química

Andréia Monteiro



RESUMINDO

FORÇA	ÁCIDO	BASE
FORTE	$[H_3O^+] = [\text{ácido forte}]$ $pH = -\log[H_3O^+]$	$[OH^-] = [\text{base forte}]$ $pOH = -\log[OH^-]$ $pH + pOH = 14 \text{ (25}^\circ\text{C)}$
FRACO	$[H_3O^+] = \sqrt{K_a [\text{ácido fraco}]}$ $pH = -\log[H_3O^+]$	$[OH^-] = \sqrt{K_b [\text{base fraca}]}$ $pOH = -\log[OH^-]$ $pH + pOH = 14 \text{ (25}^\circ\text{C)}$

Fonte: própria

Introdução
à Análise
Química

Andréia Monteiro



REFERÊNCIAS

ATKINS, P. W.; JONES, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2001.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. Química geral e reações químicas. V.2, 5. ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2009.

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. Química: um curso universitário. São Paulo: E. Blücher, 1996.

Introdução
à Análise
Química

Até breve!

Andréia Monteiro