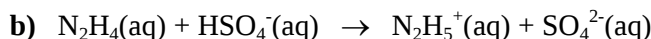
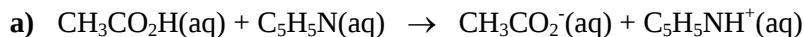


Equilíbrio Ácido-Base - Exercícios Resolvidos

- A finalidade deste material é fornecer subsídio para que o estudante possa resolver os exercícios da lista, que aborda o assunto “Equilíbrio Ácido-Base”. Entretanto, inicialmente, eu recomendo a leitura dos documentos intitulados “Ácidos e Bases I” e “Ácidos e Bases II”.
- As vídeo-aulas 6, 7, 8 e 9, listadas no quadro abaixo, complementam os documentos supracitados.

Vídeo Aula	Assunto	Link	Duração
06	Autoionização da água	https://youtu.be/5QntSEd7uJw	12min30s
07	Ácidos e bases: modelo de Arrhenius	https://youtu.be/5baewt5hYQM	7min08s
08	Ácidos e bases: modelo de Bronsted-Lowry	https://youtu.be/DuYfG-ex2Rk	8min12s
09	Definição de pH	https://youtu.be/WBCzhhUudno	13min18s

1. Em cada reação ácido-base a seguir, identifique os pares de ácido e base conjugada.



Lembremos que de acordo com o **modelo de Bronsted-Lowry** para ácidos e bases, os ácidos são doadores de H^+ e as bases sãoceptoras de H^+ . Devemos nos basear em tal modelo para resolver o exercício 1.

Resolução:

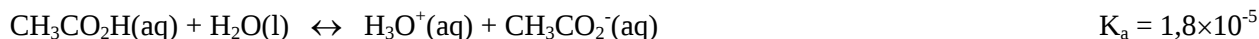
Item a.

Ácido	Base-Conjugada
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	CH_3CO_2^-
$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

Item b.

Ácido	Base-Conjugada
HSO_4^-	SO_4^{2-}
N_2H_5^+	N_2H_4

2. Diversos ácidos aparecem a seguir, com as equações de ionização e respectivas constantes de equilíbrio.



a) Para cada equilíbrio de ionização escreva a expressão matemática da respectiva constante de equilíbrio.

b) Calcule o pK_a de cada ácido.

c) Qual o ácido mais forte e qual o mais fraco? Justifique a sua resposta.

d) Qual dos três ácidos, HF, NH_4^+ ou $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, quando solubilizado em água, produzirá solução de pH mais elevado? Justifique a sua resposta.

Resolução:

Item a.

Para o equilíbrio de ionização do ácido fluorídrico, HF:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 7,2 \times 10^{-4}$$

Para o equilíbrio de ionização do íon amônio, NH_4^+ :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 5,6 \times 10^{-10}$$

Para o equilíbrio de ionização do ácido etanoico ou acético, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

b) $\text{p}K_a = -\log K_a \Rightarrow K_a = 10^{-\text{p}K_a}$

$$\text{p}K_a(\text{HF}) = -\log 7,2 \times 10^{-4} \Rightarrow \text{p}K_a(\text{HF}) = 3,14$$

$$\text{p}K_a(\text{NH}_4^+) = -\log 5,6 \times 10^{-10} \Rightarrow \text{p}K_a(\text{NH}_4^+) = 9,25$$

$$\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) = -\log 1,8 \times 10^{-5} \Rightarrow \text{p}K_a(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) = 4,74$$

c) O ácido mais forte é o HF que apresenta o a maior K_a e em consequência disso o menor $\text{p}K_a$ e o ácido mais fraco é o íon amônio, NH_4^+ , que tem o menor K_a e como resultado o maior $\text{p}K_a$.

d) O íon amônio por ser o ácido mais fraco dentre os três que estão sendo considerados é o que estará menos ionizado em solução de forma que a sua solução é a que apresentará a menor concentração hidrogeniônica, isto é, a menor concentração do íon H_3O^+ e, conseqüentemente o maior pH, visto que, quanto menor a concentração hidrogeniônica em solução, maior será o pH da mesma.

3. Calcule o pH a 25°C das soluções a seguir que apresentam concentração inicial (de ácido ou base) igual a 0,15 mol L⁻¹:

a) solução de ácido nítrico;

b) solução de hidróxido de potássio;

c) solução de hidróxido de cálcio;

d) solução de ácido acético ($K_a = 1,75 \times 10^{-5}$);

e) solução de amônia ($K_b = 1,75 \times 10^{-5}$).

Lembremos que:

- Por definição, o pH de uma solução é calculado de acordo com a seguinte expressão matemática:
 $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$.
- Assim, o cálculo do pH de uma solução requer que saibamos a concentração hidrogeniônica presente na mesma, isto é, necessitamos da concentração molar do íon hidrônio ou hidroxônio (H_3O^+) em tal solução.
- Em meio aquoso, os ácidos sofrem ionização produzindo H_3O^+ . O quão ionizado o ácido estará, ou seja, se o ácido estará parcialmente ou totalmente ionizado dependerá se o mesmo é fraco ou forte, respectivamente.

Resolução:

a) Solução de ácido nítrico 0,15 mol L⁻¹ $\Rightarrow \text{pH} = ?$

Ácido nítrico, HNO_3 , é um ácido monoprotico forte. Monoprotico por que tem apenas um hidrogênio ionizável e forte por que em solução estará completamente ionizado, ou seja, existirá apenas como H_3O^+ e NO_3^- . Portanto, não teremos o ácido na forma molecular.

Ionização do HNO_3 em meio aquoso: $\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$

Considerando o exposto e a concentração inicial do HNO_3 em solução, a qual é $0,15 \text{ mol L}^{-1}$, teremos em tal solução $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,15 \text{ mol L}^{-1}$ e $[\text{NO}_3^-] = 0,15 \text{ mol L}^{-1}$.

Portanto:

$\text{pH} = -\log 0,15 \Rightarrow \text{pH} = -(-0,82) \Rightarrow \text{pH} = 0,82 \Rightarrow \text{pH}$ de uma solução de HNO_3 cuja concentração inicial deste ácido é $0,15 \text{ mol L}^{-1}$.

b) solução de hidróxido de potássio $0,15 \text{ mol L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = ?$

Hidróxido de potássio, KOH , é uma base forte, que em meio aquoso estará totalmente dissociada em K^+ e OH^- . Uma vez que o composto é uma base, prevê-se que na solução do mesmo haverá predominância de OH^- (íon hidróxido) em detrimento do H_3O^+ .

Sabendo qual a concentração molar do OH^- na solução de uma base é possível calcular o seu pOH e a partir deste, calcula-se o pH da solução.

Dissociação do KOH em meio aquoso: $\text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

Considerando que o KOH é uma base forte e, portanto, encontra-se totalmente dissociada em solução e que a concentração inicial da base é $0,15 \text{ mol L}^{-1}$, teremos em tal solução $[\text{K}^+] = 0,15 \text{ mol L}^{-1}$ e $[\text{OH}^-] = 0,15 \text{ mol L}^{-1}$.

Portanto:

$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,15 = -(-0,82) \Rightarrow \text{pOH} = 0,82$

A 25°C o pH e o pOH de uma solução estão relacionados de acordo com a seguinte expressão matemática:

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

Assim:

$\text{pH} + 0,82 = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 0,82 \Rightarrow \text{pH} = 13,18 \Rightarrow \text{pH}$ de uma solução de KOH cuja concentração inicial desta base é $0,15 \text{ mol L}^{-1}$.

c) solução de hidróxido de cálcio $0,15 \text{ mol L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = ?$

Hidróxido de cálcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, assim como KOH é uma base forte e como tal estará totalmente dissociada em solução:

Dissociação do $\text{Ca}(\text{OH})_2$ em meio aquoso: $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$

$[\text{OH}^-] = 2 \times (0,15 \text{ mol L}^{-1}) = 0,30 \text{ mol L}^{-1}$

$\text{pOH} = -\log 0,30 = 0,52$

$\text{pH} + \text{pOH} = 14$ (a 25 °C) $\Rightarrow \text{pH} + 0,52 = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 0,52 \Rightarrow \text{pH} = 13,48 \Rightarrow \text{pH}$ de uma solução de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ cuja concentração inicial desta base é $0,15 \text{ mol L}^{-1}$.

d) solução de ácido acético ($K_a = 1,75 \times 10^{-5}$) $0,15 \text{ mol L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = ?$

Ácido acético, CH_3COOH , é um ácido monoprotico, como o HNO_3 , porém fraco. Embora a molécula do ácido acético apresente 4 hidrogênios, apenas um deles é ionizável, ou seja, apenas o hidrogênio do grupo carboxil ($-\text{COOH}$) é liberado como H^+ quando o ácido sofre ionização.

Em solução, os ácidos fracos sofrem ionização parcial, de forma que, a maior parte do ácido existirá na forma molecular ou não ionizada, uma pequena fração estará ionizada e as formas molecular e ionizada estarão em equilíbrio. Portanto, para ionização do ácido acético ou etanoico, teremos:

Equilíbrio de ionização: $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$

Neste caso a concentração hidrogeniônica em solução não é numericamente igual à concentração inicial do ácido e deverá ser calculada a partir da constante de ionização K_a para o ácido em questão e da concentração inicial do mesmo.

K_a : é uma constante de equilíbrio, cujo valor serve como indicação do quão fraco é determinado ácido. Para um mesmo ácido, K_a poderá assumir diferentes valores, dependendo da temperatura. Quanto menor o valor do K_a , mais fraco é o ácido em questão.

Para o ácido acético, tem-se que:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,75 \times 10^{-5} \quad \text{a } 25^\circ\text{C}$$

Supondo ser $x \text{ mol L}^{-1}$ a concentração do ácido acético que sofre ionização, quando o equilíbrio químico for atingido, isto é, quando a velocidade do processo direto iguala-se a velocidade do processo inverso e, em função disso, as concentrações das espécies químicas envolvidas na reação ser tornam constantes, teremos:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = x \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = (0,15 - x) \text{ mol L}^{-1}$$

Substituindo as concentrações presentes no equilíbrio na expressão de K_a , teremos:

$$K_a = \frac{x \cdot x}{(0,15 - x)} \Rightarrow \frac{x^2}{(0,15 - x)} = 1,75 \times 10^{-5} \Rightarrow x^2 = 1,75 \times 10^{-5} \times (0,15 - x) \Rightarrow x^2 = 2,62 \times 10^{-6} - 1,75 \times 10^{-5} x$$

$$x^2 + 1,75 \times 10^{-5} x - 2,62 \times 10^{-6} = 0$$

$$\Delta = b^2 - 4 \cdot a \cdot c$$

$$\Delta = (1,75 \times 10^{-5})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-2,62 \times 10^{-6}) = 3,06 \times 10^{-10} + 1,05 \times 10^{-5} = 1,05 \times 10^{-5}$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{\Delta}}{2a} = \frac{-1,75 \times 10^{-5} \pm \sqrt{1,05 \times 10^{-5}}}{2 \cdot 1} = \frac{-1,75 \times 10^{-5} \pm 3,24 \times 10^{-3}}{2}$$

$$x = \frac{-1,75 \times 10^{-5} + 3,24 \times 10^{-3}}{2} = \frac{3,22 \times 10^{-3}}{2} \Rightarrow x = 1,61 \times 10^{-3}$$

Portanto:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x \text{ mol L}^{-1} = 1,61 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = x \text{ mol L}^{-1} = 1,61 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

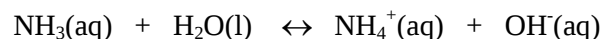
$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = (0,15 - x) \text{ mol L}^{-1} = (0,15 - 1,61 \times 10^{-3}) = 0,148 \text{ mol L}^{-1}$$

Se $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,61 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = -\log 1,61 \times 10^{-3} \Rightarrow \text{pH} = 2,79 \Rightarrow \text{pH}$ de uma solução de CH_3COOH cuja concentração inicial deste ácido é $0,15 \text{ mol L}^{-1}$.

e) solução de amônia ($K_b = 1,75 \times 10^{-5}$) $0,15 \text{ mol L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = ?$

Amônia, NH_3 , é uma base fraca. Em solução, as bases fracas sofrem ionização parcial, de forma que, a maior parte da base existirá na forma molecular ou não ionizada, uma pequena fração estará ionizada e as formas molecular e ionizada estarão em equilíbrio. Portanto, para ionização da amônia, teremos:

Equilíbrio de ionização:



Neste caso a concentração do íon OH^- em solução não é numericamente igual à concentração inicial da base e deverá ser calculada a partir da constante de ionização K_b para a base em questão e da concentração inicial da mesma.

K_b : é uma constante de equilíbrio, cujo valor serve como indicação do quão fraca é determinada base. Para uma mesma base, K_b poderá assumir diferentes valores, dependendo da temperatura. Quanto menor o valor do K_b , mais fraca é a base em questão.

Para a amônia, tem-se que:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,75 \times 10^{-5} \quad \text{a } 25^\circ\text{C}$$

Supondo ser $x \text{ mol L}^{-1}$ a concentração de amônia que sofre ionização, quando o equilíbrio químico for atingido, isto é, quando a velocidade do processo direto iguala-se a velocidade do processo inverso e, em função disso, as concentrações das espécies químicas envolvidas na reação se tornam constantes, teremos:

$$[\text{NH}_3] = (0,15 - x) \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_4^+] = x \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = x \text{ mol L}^{-1}$$

Substituindo as concentrações presentes no equilíbrio na expressão de K_b , teremos:

$$K_b = \frac{x \cdot x}{(0,15 - x)} \Rightarrow \frac{x^2}{(0,15 - x)} = 1,75 \times 10^{-5} \Rightarrow x^2 = 1,75 \times 10^{-5} \times (0,15 - x) \Rightarrow x^2 = 2,62 \times 10^{-6} - 1,75 \times 10^{-5} x$$

$$x^2 + 1,75 \times 10^{-5} x - 2,62 \times 10^{-6} = 0$$

$$\Delta = b^2 - 4 \cdot a \cdot c$$

$$\Delta = (1,75 \times 10^{-5})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-2,62 \times 10^{-6}) = 3,06 \times 10^{-10} + 1,05 \times 10^{-5} = 1,05 \times 10^{-5}$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{\Delta}}{2a} = \frac{-1,75 \times 10^{-5} \pm \sqrt{1,05 \times 10^{-5}}}{2 \cdot 1} = \frac{-1,75 \times 10^{-5} \pm 3,24 \times 10^{-3}}{2}$$

$$x = \frac{-1,75 \times 10^{-5} + 3,24 \times 10^{-3}}{2} = \frac{3,22 \times 10^{-3}}{2} \Rightarrow x = 1,61 \times 10^{-3}$$

Portanto:

$$[\text{OH}^-] = x \text{ mol L}^{-1} = 1,61 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_4^+] = x \text{ mol L}^{-1} = 1,61 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_3] = (0,15 - x) \text{ mol L}^{-1} = (0,15 - 1,61 \times 10^{-3}) = 0,148 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{Se } \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \text{ e } [\text{OH}^-] = 1,61 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \Rightarrow \text{pOH} = -\log 1,61 \times 10^{-3} \Rightarrow \text{pOH} = 2,79$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \text{ (a } 25^\circ\text{C)} \Rightarrow \text{pH} + 2,79 = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 2,79 \Rightarrow \text{pH} = 11,21 \text{ pH de uma solução de } \text{NH}_3 \text{ cuja concentração inicial deste ácido é } 0,15 \text{ mol L}^{-1}.$$

2. Para as soluções listadas no exercício 1, calcule a concentração molar:

a) do íon hidróxido nas soluções dos **itens a e d**;

b) do íon hidrônio nas soluções dos **itens b, c e e**.

Resolução:

a) É possível calcular o pOH de cada solução a partir do seu pH, visto que, $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ (a 25°C) e sabendo o valor do pOH calcula-se a concentração molar do íon hidróxido, OH^- , uma vez que:
 $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$.

Outra possibilidade para a resolução deste item é calcular a concentração do íon hidróxido a partir da concentração hidrogeniônica, substituindo-se esta última no produto iônico da água ($K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$, sendo $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$, a 25°C).

Exercício 1. Item a. Solução de HNO_3 $0,15 \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,15 \text{ mol L}^{-1}$ e $\text{pH} = 0,82$.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \text{ (a } 25^\circ\text{C)} \Rightarrow 0,82 + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 0,82 \Rightarrow \text{pOH} = 13,18$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-13,18} = 6,6 \times 10^{-14} \text{ mol L}^{-1} \text{ (Obs.: para realizar a operação que resultou neste valor final use a função } 10^x \text{ da calculadora científica).}$$

OU

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

$$1,0 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$1,0 \times 10^{-14} = 0,15 [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{0,15}$$

$$[\text{OH}^-] = 6,7 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$$

Exercício 1. Item d. Solução de CH_3COOH $0,15 \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,61 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ e $\text{pH} = 2,79$.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \text{ (a } 25^\circ\text{C)} \Rightarrow 2,79 + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 2,79 \Rightarrow \text{pOH} = 11,21$$

$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-11,21} = 6,2 \times 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$ (Obs.: para realizar a operação que resultou neste valor final use a função 10^x da calculadora científica).

OU

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

$$1,0 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$1,0 \times 10^{-14} = 1,61 \times 10^{-3} [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,61 \times 10^{-3}}$$

$$[\text{OH}^-] = 6,2 \times 10^{-12} \text{ mol / L}$$

- b)** É possível calcular a concentração molar do íon hidrônio, H_3O^+ , a partir do pH de cada solução uma vez que: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$. Outra possibilidade para a resolução deste item é calcular a concentração do íon hidrônio a partir da concentração do hidróxido, substituindo-se esta última no produto iônico da água ($K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$, sendo $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$, a 25 °C).

Exercício 1. Item b. Solução de KOH 0,15 mol L⁻¹; $[\text{OH}^-] = 0,15 \text{ mol L}^{-1}$ e pH = 13,18.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-13,18} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 6,6 \times 10^{-14} \text{ mol L}^{-1}$$

OU

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

$$1,0 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$1,0 \times 10^{-14} = 0,15 [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{0,15}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,7 \times 10^{-14} \text{ mol / L}$$

Exercício 1. Item c. Solução de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,15 mol L⁻¹; $[\text{OH}^-] = 0,30 \text{ mol L}^{-1}$ e pH = 13,48.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-13,48} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,3 \times 10^{-14} \text{ mol L}^{-1}$$

Exercício 1. Item e. Solução de NH_3 0,15 mol L⁻¹; $[\text{OH}^-] = 1,61 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ e pH = 11,21.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11,21} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 6,2 \times 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$$

Solução	C_i mol L ⁻¹	$[H_3O^+]$ mol L ⁻¹	pH	$[OH^-]$ mol L ⁻¹	pOH	Classificação da solução
HNO ₃	0,15	0,15	0,82	$6,6 \times 10^{-14}$	13,18	Ácida
CH ₃ COOH	0,15	$1,61 \times 10^{-3}$	2,79	$6,2 \times 10^{-12}$	11,21	Ácida
KOH	0,15	$6,6 \times 10^{-14}$	13,18	0,15	0,82	Básica
Ca(OH) ₂	0,15	$3,3 \times 10^{-14}$	13,48	0,30	0,52	Básica
NH ₃	0,15	$6,2 \times 10^{-12}$	11,21	$1,61 \times 10^{-3}$	2,79	Básica

C_i : concentração inicial do ácido ou base na solução.

- Nas soluções ácidas há predominância de H_3O^+ em detrimento de OH^- , isto é, $[H_3O^+] > [OH^-]$ e $pH_{\text{solução}} < 7$.
- Em soluções básicas ou alcalinas há predominância do OH^- em detrimento do H_3O^+ , isto é, $[H_3O^+] < [OH^-]$ e $pH_{\text{solução}} > 7$.
- Em soluções neutras há quantidades equimolares de H_3O^+ e OH^- , isto é, $[H_3O^+] = [OH^-]$ e $pH = 7$, visto que a 25 °C, em meio neutro, assim como, em água pura $[H_3O^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$.

3. Calcule o grau ou porcentagem de ionização do ácido acético considerando a solução deste ácido no exercício 1.

Resolução:

Grau ou percentual de ionização de um eletrólito, $\alpha \Rightarrow \alpha = \frac{x}{C_i} \times 100$

x: concentração molar do eletrólito (ácido ou base) ionizado;

C_i : concentração molar inicial do eletrólito (ácido ou base).

$$\alpha_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{1,61 \times 10^{-3}}{0,15} \times 100 = 1,1\%$$

Solução	C_i mol L ⁻¹	x mol L ⁻¹	α (%)	Natureza do Eletrólito
HNO ₃	0,15	0,15	100	Forte
CH ₃ COOH	0,15	$1,61 \times 10^{-3}$	1,1	Fraco
KOH	0,15	0,15	100	Forte
Ca(OH) ₂	0,15	0,15	100	Forte
NH ₃	0,15	$1,61 \times 10^{-3}$	1,1	Fraco

Eletrólito: qualquer espécie química capaz de produzir íons seja por ionização ou por dissociação.