

Equilíbrio iônico: Ka e Kb

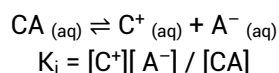
Resumo

A matéria de equilíbrio químico estuda as reações reversíveis em geral, com as características que são comuns a toda e qualquer reação química. Já o **equilíbrio iônico** estuda as **reações reversíveis que envolvem íons**, com suas **características específicas**, que precisam de fato ser analisadas com maior atenção. Por isso, fez-se esta separação. A partir de agora, vamos olhar para essas particularidades das reações iônicas.

Constante de ionização

Uma das particularidades elementares dessas reações é que se tratam de ionizações (no caso de compostos covalentes, como os ácidos) ou dissociações (no caso de compostos iônicos, como os sais e as bases). Por isso, **passamos a chamar a constante de equilíbrio (K_c) de constante de ionização (K_i)**.

Generalizando, temos que:



Onde:

CA = composto em solução não ionizado/dissociado;

C^+ = cátion do composto ionizado/dissociado;

A^- = ânion do composto ionizado/dissociado.

Obs: Não calculamos K_p em equilíbrios iônicos, pois este tipo de constante só se aplica a sistemas gasosos, e estamos estudando sistemas aquosos.

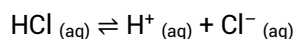
Grau de ionização

Existem algumas reações reversíveis iônicas que envolvem compostos com propriedades especiais e, portanto, muito importantes no nosso dia a dia. São eles os **ácidos** e as **bases**, os quais se ionizam em água, liberando H^+ e OH^- , respectivamente.

É de extrema importância, para entendermos essa matéria, termos em mente o seguinte:

- Quem confere caráter ácido a uma solução são os íons H^+ . Sendo assim, **quanto maior for a concentração de H^+ na solução, maior será seu grau de acidez**.

Exemplo: Se eu coloco certa quantidade de HCl (ácido clorídrico) em solução aquosa, ele se ioniza, liberando os íons abaixo, o que faz aumentar a concentração de H^+ na solução, acidificando-a. Mas ele não se ioniza totalmente, porque o sentido inverso da reação ocorre ao mesmo tempo: uma parte dos íons liberados se combinam, formando HCl novamente, do qual parte se ioniza, liberando íons, dos quais uma parte se combina, e assim sucessivamente, até que as concentrações de todos os compostos se mantenham constantes, como acontece com toda reação reversível.



Na solução aquosa equilibrada de HCl, 90% das moléculas desse ácido estão ionizadas, isto é, separadas em íons H^+ e Cl^- . 90% se tratam da grande maioria das moléculas postas inicialmente na solução, o que nos diz que essa solução vai ter uma concentração pequena de HCl e uma **concentração muito grande de H^+** . Assim, vemos que essa solução é **muito ácida**.

- b. Quem confere caráter básico/alcalino a uma solução são os íons OH^- . Sendo assim, **quanto maior for a concentração de OH^- na solução, maior será seu grau de basicidade**.

Exemplo: Se eu coloco certa quantidade de NH_4OH (hidróxido de amônio) em solução aquosa, ele se dissocia, liberando os íons abaixo, o que faz aumentar a concentração de OH^- na solução, deixando-a mais básica. Mas ele não se dissocia totalmente, porque o sentido inverso da reação ocorre ao mesmo tempo: uma parte dos íons liberados se combinam, formando NH_4OH novamente, do qual parte se dissocia, liberando íons, dos quais uma parte se combina, e assim sucessivamente, até que as concentrações de todos os compostos se mantenham constantes, como acontece com toda reação reversível.



Na solução aquosa equilibrada de NH_4OH , menos de 1,5% das moléculas dessa base estão dissociadas, isto é, separadas em íons NH_4^+ e OH^- . 1,5% se tratam da minoria das moléculas postas em solução, o que nos diz que essa solução vai ter uma concentração grande de NH_4OH e uma **concentração muito pequena de OH^-** . Assim, vemos que essa solução é **pouco básica**.

Disso tiramos uma conclusão importante: quanto maior for o **grau de ionização** de um ácido (sua capacidade de se ionizar), mais forte ele será; e quanto maior for o grau de dissociação de uma base (sua capacidade de se dissociar), mais forte ela será. Este grau de ionização ou dissociação é representado pela letra grega α e calculado da seguinte forma:

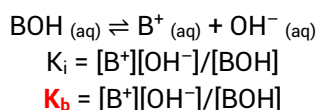
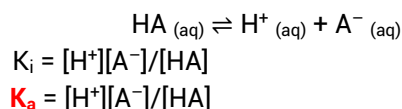
$$\alpha = \text{n}^\circ \text{ de moléculas ionizadas ou dissociadas} / \text{n}^\circ \text{ inicial moléculas}$$

Constantes de acidez e basicidade

Em relação à **constante de equilíbrio** aplicada às reações envolvendo ácidos e bases, também há especificidades para as quais devemos olhar com carinho. Você se lembra da fórmula do K_c , agora K_i ?

$$K_c = [\text{produtos}] / [\text{reagentes}]$$

A gente não viu que quanto maior for a concentração dos íons de um ácido ou de uma base, maior será sua força? Então, como os íons, em uma reação de ionização/dissociação, são os produtos, e as moléculas do ácido/da base os reagentes, **podemos ver a força desse ácido/dessa base por meio da constante de equilíbrio** também. Generalizando, temos que:



Onde:

HA = ácido em solução não ionizado;
H⁺ = cátion hidrogênio do ácido ionizado;
A⁻ = ânion do ácido ionizado;
BOH = base em solução não dissociada;
B⁺ = cátion da base dissociada;
OH⁻ = ânion hidroxila da base dissociada;
[] = concentração

Conclusões importantes à beça:

a. Quanto maior a concentração de H⁺ numa solução de ácido, maior será seu K_i. Logo, quanto maior o K_i de um ácido, maior é a sua acidez. Por este motivo, substituímos o K_i por K_a: constante de acidez.

↑ K_a : ↑ força do ácido

b. Quanto maior a concentração de OH⁻ numa solução de base, maior será seu K_i. Logo, quanto maior o K_i de uma base, maior é a sua basicidade. Por este motivo, substituímos o K_i por K_b: constante de basicidade.

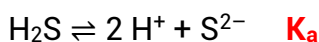
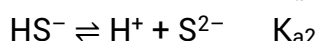
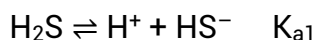
↑ K_b : ↑ força da base

Ácidos polipróticos

Precisamos, ainda, ficar atentos à quantidade de hidrogênios ionizáveis que a molécula de um ácido possui, para determinarmos o valor de K_a. Quando o número de H ionizáveis de um ácido for maior que um, dizemos que ele é **poliprótico**. Recebe esse nome porque o prefixo "**poli**" indica "**vários**", enquanto "prótico" vem de "próton", que é uma das formas como podemos denominar o H⁺.

Obs: Como o elemento hidrogênio só possui 1 próton e 1 elétron em sua composição, ao perder esse único elétron e se transformar em íon H⁺, sua composição passa a ser somente aquele 1 próton. Por isso, em vez de íon hidrogênio, muitas vezes o chamamos de **próton hidrogênio**.

Tomemos como exemplo o ácido poliprótico H_2S :



$$K_a = K_{a1} \cdot K_{a2}$$

Obs:

a. Quando o K_a de uma das etapas é muito maior que o das demais, geralmente podemos considerá-lo o K_a da reação global. É o caso do H_2S , por exemplo, em que $K_{a1} \gg K_{a2}$, portanto, também podemos dizer (em algumas situações/questões) que $K_a = K_{a1}$.

b. Na ionização de ácidos polipróticos, o ânion formado com a ionização da primeira etapa atrai mais fortemente o segundo hidrogênio que restou na sua própria molécula. Isso dificulta a sua ionização e, por conseguinte, enfraquece o ácido. Dessa forma, diz-se, em geral, que $K_{a1} > K_{a2}$.

Em se tratando de n hidrogênios ionizáveis, o K_a será igual a $K_{a1} \times K_{a2} \times K_{a3} \times \dots \times K_{an}$.

Outros procedimentos:

- Quando uma reação intermediária de K_{ax} tiver que ser invertida para que, somada às demais, resulte na reação global, seu K_{ax} entrará na equação do K_a global também invertido (isto é, $1/K_{ax}$);
- Quando uma reação intermediária de K_{ay} tiver que ser multiplicada por N para que, somada às demais, resulte na reação global, seu K_{ay} entrará na equação do K_a global elevado a N ;
- Quando uma reação intermediária de K_{az} tiver que ser dividida por N para que, somada às demais, resulte na reação global, seu K_{az} entrará na equação do K_a global com a raiz enésima ($\sqrt[N]{K_{az}}$).

Para entender melhor, suponha que cada reação intermediária de um ácido triprótico (3 hidrogênios ionizáveis) tenha tido cada um dos comportamentos descritos acima, na ordem exposta. Neste caso, o K_a reação global será calculado assim:

$$K_a = (1/K_{a1}) \cdot (K_{a2})^N \cdot (\sqrt[N]{K_{a3}})$$

Lei da Diluição de Ostwald

Uma das formas de encontrarmos o K_c em equilíbrios químicos é realizando uma tabela com os dados de concentração dos compostos postos em reação no início, das concentrações que reagiram desses compostos e das concentrações finais dos mesmos, no equilíbrio, tá lembrada/o?

Pois bem, a chamada Lei da Diluição de Ostwald é uma generalização dessa tabela, resultando em duas fórmulas que nos ajudam a encontrar as constantes de acidez e basicidade de ácidos e bases com maior rapidez.

Acompanhe:

- As questões geralmente dão o valor da concentração inicial do ácido ou da base posta em solução, e esse valor entra na tabela como concentração molar, a qual representamos por **M**;
- Podemos descobrir qual foi a concentração do ácido ou da base que sofreu ionização/dissociação, por uma regra de três simples com os valores de α (valor não percentual, ou seja, **valor decimal**) e de **M**;

! OPA, valor decimal?

Um número percentual pode ser escrito de maneira decimal, que vai ser o mesmo valor do percentual, porém depois de dividido por 100. Olha só uns exemplos:

Valor percentual Valor decimal

$$\alpha = 20\% = 20/100 = 0,2$$

$$\alpha = 55\% = 55/100 = 0,55$$

$$\alpha = 0,1\% = 0,1/100 = 0,001$$

$$\alpha = 100\% = 100/100 = 1$$

Agora, observe a regra de três:

$$\begin{array}{l} M \text{ ----- } 1 \text{ (100\%)} \\ X \text{ ----- } \alpha \\ X = M \cdot \alpha \end{array}$$

Se **M** equivale à concentração inicial do composto dissolvido, **X** equivale à concentração do composto que foi ionizado, ou seja, consumido na reação, e à concentração de cada íon que foi formado (já que a proporção da reação, neste exemplo hipotético é 1:1:1).

- Assim, colocamos na tabela que a concentração do composto inicial que foi ionizada é **-Ma** e a concentração de cada íon formado é **+Ma**;
- Com isso, as concentrações de cada espécie dissolvida no equilíbrio serão: **M-Ma** para CA e **Ma** para C^+ e A^- .

$$CA_{(aq)} \rightleftharpoons C^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

Início	M	-----	-----
Reagiu	-Ma	+Ma	+Ma
Equilíbrio	M-Ma	Ma	Ma

- Calculando o K_i (só para não especificar se é ácido ou base, já que serve para ambos), temos:

$$K_i = [C^+][A^-]/[CA]$$

$$K_i = (Ma) \cdot (Ma) / (M-Ma)$$

$$K_i = M^2 \alpha^2 / M (1-\alpha)$$

$$K_i = M \alpha^2 / 1-\alpha \rightarrow \text{Lembrando que } K_i \text{ será } K_a, \text{ para ácidos, e } K_b, \text{ para bases.}$$

Importante à beça:

Como o α de **ácidos e bases fracos** são muito baixos, tendendo a zero, o denominador da Lei de Ostwald fica: $1 - \alpha = 1 - 0 = 1$. Sendo assim, para ácidos e bases fracos, usamos a fórmula:

$$K_i = M\alpha^2$$

! OPA, fracos?

Lembrando que classificamos ácidos/bases como fracos, moderados ou fortes, segundo seu grau de ionização, da seguinte forma:

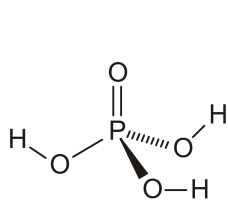
$\alpha \leq 5\% \rightarrow$ fracos

$5\% < \alpha < 50\% \rightarrow$ moderados

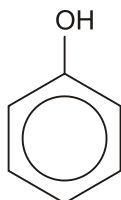
$\alpha \geq 50\% \rightarrow$ fortes

Exercícios

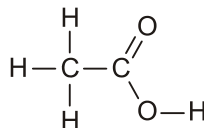
1. Uma substância química é considerada ácida devido a sua tendência em doar íons H^+ em solução aquosa. A constante de ionização K_a é a grandeza utilizada para avaliar essa tendência. Assim, são fornecidas as fórmulas estruturais de algumas substâncias químicas, com os seus respectivos valores de K_a , a $25^\circ C$.



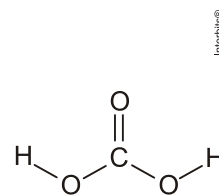
$$K_a = 7,6 \cdot 10^{-3}$$



$$K_a = 1,0 \cdot 10^{-10}$$



$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$



$$K_a = 4,3 \cdot 10^{-7}$$

A ordem crescente de acidez das substâncias químicas citadas é

- a) ácido fosfórico < ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fênico.
- b) ácido fênico < ácido carbônico < ácido etanoico < ácido fosfórico.
- c) ácido fosfórico < ácido carbônico < ácido etanoico < ácido fênico.
- d) ácido fênico < ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fosfórico.
- e) ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fênico < ácido fosfórico.

2. Abaixo, são fornecidas as constantes de dissociação para alguns ácidos monopróticos a 25 °C:

Ácido	K_a
Acético	$1,8 \times 10^{-5}$
Cloroso	$1,1 \times 10^{-2}$
Cianídrico	$4,0 \times 10^{-10}$
Fluorídrico	$6,7 \times 10^{-4}$
Hipocloroso	$3,2 \times 10^{-8}$

Considerando soluções aquosas contendo a mesma concentração desses ácidos, a ordenação **CORRETA** de suas forças é

- a) cloroso > fluorídrico > acético > hipocloroso > cianídrico.
- b) cianídrico > hipocloroso > acético > fluorídrico > cloroso.
- c) fluorídrico > cianídrico > hipocloroso > acético > cloroso.
- d) fluorídrico = cianídrico = hipocloroso = acético = cloroso, pois são monopróticos.
- e) fluorídrico = cianídrico = hipocloroso = acético = cloroso, pois são dipróticos.

3. Considere uma solução aquosa diluída de ácido acético (HA), que é um ácido fraco, mantida a 25 °C. A alternativa que mostra corretamente a comparação entre as concentrações, em mol/L, das espécies químicas presentes na solução é:

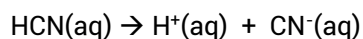
Dados, a 25 °C:

Constante de ionização do HA: $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

Produto iônico da água: $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$

Constantes de equilíbrio com concentrações em mol/L

- a) $[\text{OH}^-] < [\text{A}^-] = [\text{H}^+] < [\text{HA}]$
 - b) $[\text{OH}^-] < [\text{HA}] < [\text{A}^-] < [\text{H}^+]$
 - c) $[\text{OH}^-] = [\text{H}^+] < [\text{HA}] < [\text{A}^-]$
 - d) $[\text{A}^-] < [\text{OH}^-] < [\text{H}^+] < [\text{HA}]$
 - e) $[\text{A}^-] < [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] < [\text{HA}]$
4. O cianeto de hidrogênio (HCN) é um gás extremamente tóxico, que sofre ionização ao ser dissolvido em água, conforme a reação abaixo.



Em um experimento, preparou-se uma solução aquosa de HCN na concentração de $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e grau de ionização igual a 0,5%.

A concentração de íons cianeto nessa solução, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, é igual a:

- a) $2,5 \times 10^{-4}$
- b) $5,0 \times 10^{-4}$
- c) $2,5 \times 10^{-2}$
- d) $5,0 \times 10^{-2}$
- e) $1,0 \times 10^{-2}$

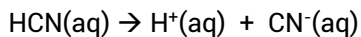
5. Os ácidos metanoico, etanoico e benzoico são substâncias químicas que, em soluções aquosas, ionizam-se transferindo o próton H^+ para a molécula de água. A reação de ionização é reversível e a maior ou menor capacidade na doação do próton pelo ácido carboxílico está relacionada à estabilidade da base conjugada e a polaridade e força da ligação $O-H$, fatores que dependem do átomo ou do grupo de átomos ligado ao carbono da carboxila. Os valores das constantes de equilíbrio dos ácidos, apresentados na tabela, servem para prever a força relativa dos ácidos.

Ácido carboxílico	Fórmula condensada	Constante de equilíbrio, K_a , 25°C
Ácido metanoico	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Ácido etanoico	H ₃ CCOOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Ácido benzoico	C ₆ H ₅ COOH	$6,3 \cdot 10^{-5}$

Considerando-se essas informações associadas aos conhecimentos sobre equilíbrio químico e admitindo-se o valor do produto iônico da água, K_w , igual a $1,0 \cdot 10^{-14}$, é correto afirmar:

- a) A base conjugada do ácido metanoico é mais forte do que a base conjugada do ácido etanoico.
- b) O ácido etanoico libera o próton H^+ mais facilmente do que os ácidos metanoico e benzoico.
- c) A substituição do átomo de hidrogênio ligado ao carbono no ácido metanoico pelo grupo fenil, $-C_6H_5$, implica no aumento do caráter ácido.
- d) O valor da constante de equilíbrio, K_b , para o ânion benzoato, $C_6H_5COO^-_{(aq)}$ base conjugada do ácido benzoico, é de, aproximadamente, $1,6 \cdot 10^{-10}$.
- e) A concentração de íons na solução aquosa do ácido benzoico é menor do que na do ácido etanoico, admitindo-se soluções com a mesma concentração molar.

6. A ionização do ácido cianídrico é representada pela equação química abaixo:



Um experimento sobre esse equilíbrio químico, realizado à temperatura constante, analisou quatro parâmetros, apresentados na tabela:

Parâmetro	Símbolo
Grau de ionização	α
constante de equilíbrio	K_a
potencial hidrogeniônico	pH
concentração de HCN	[HCN]

Ao ser estabelecido o equilíbrio químico da ionização, foi adicionada certa quantidade de NaCN(s).

Após a dissolução e dissociação completa desse composto, houve deslocamento do equilíbrio de ionização.

O parâmetro que sofreu redução, após a adição do composto, é representado pelo seguinte símbolo:

- a) α
 - b) K_a
 - c) pH
 - d) [HCN]
 - e) nenhum parâmetro sofrerá redução
7. O ácido etanoico, popularmente chamado de ácido acético, é um ácido fraco e um dos componentes do vinagre, sendo o responsável por seu sabor azedo. Dada a constante de ionização, K_a , igual a $1,8 \times 10^{-5}$, assinale a alternativa que apresenta a concentração em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de H^+ em uma solução deste ácido de concentração $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- a) $0,00060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 - b) $0,000018 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 - c) $1,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 - d) $3,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 - e) $0,000060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

8. A mistura de 0,1 mol de um ácido orgânico fraco (fórmula simplificada RCOOH) e água, suficiente para formar 100 mL de solução, tem pH 4 ($[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$) a 25 °C. Se a ionização do ácido em água é dada pela equação abaixo, a alternativa que tem o valor mais próximo do valor da constante de ionização desse ácido, a 25 °C, é:



- a) 10^{-2}
b) 10^{-4}
c) 10^{-6}
d) 10^{-8}
e) 10^{-10}
9. Considere a concentração de uma solução de ácido acético (CH_3COOH) igual a 0,6 mol/L e o seu grau de ionização igual a 3% em temperatura ambiente. É correto afirmar que
- a) A $[\text{H}^+]$ é igual 0,18.
b) A $[\text{H}^+]$ é proveniente de duas etapas.
c) O valor da $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ é três vezes maior que a $[\text{H}^+]$.
d) A constante de ionização é de, aproximadamente, $5,5 \times 10^{-4}$.
e) A $[\text{H}^+]$ é proveniente de três etapas.
10. Uma solução preparada a partir da dissolução de ácido acético em água destilada até completar o volume de um litro apresenta pH igual a 3,0. ($[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$). A quantidade de matéria de ácido acético inicialmente dissolvida é aproximadamente igual a
- Dados:** K_a do $\text{CH}_3\text{COOH} = 2,0 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$
- a) $1 \times 10^{-6} \text{ mol}$.
b) $1 \times 10^{-3} \text{ mol}$.
c) $5 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
d) $1 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
e) $2 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Gabarito

1. B

Quanto maior a constante de equilíbrio ácida, maior será a acidez do composto.

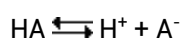
$$\underbrace{1,0 \times 10^{-10}}_{\text{ácido fênico}} < \underbrace{4,3 \times 10^{-7}}_{\text{ácido carbônico}} < \underbrace{1,8 \times 10^{-5}}_{\text{ácido etanoico}} < \underbrace{7,6 \times 10^{-3}}_{\text{ácido fosfórico}}$$

2. A

Quanto maior a constante de ionização de um ácido, maior será sua força.

3. A

Teremos:



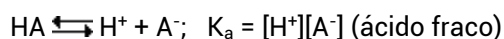
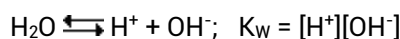
$K = [\text{H}^+][\text{A}^-]/[\text{HA}]$, o ácido é fraco, então:

$$K_a = [\text{H}^+][\text{A}^-]$$

Como o ácido é fraco: $[\text{A}^-] < [\text{HA}]$.

Como a proporção de H^+ para A^- é de 1:1, então:

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-].$$

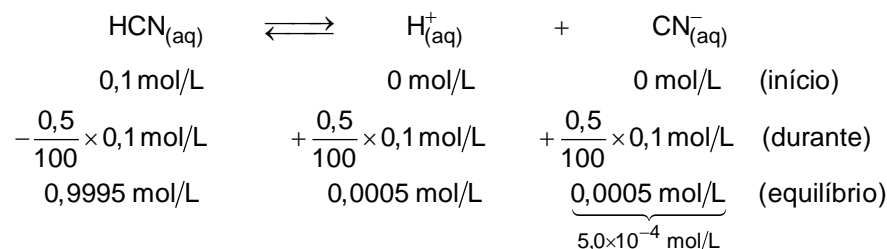


Como $K_w < K_a$,

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] < [\text{H}^+][\text{A}^-]$$

$$[\text{OH}^-] < [\text{A}^-].$$

4. B



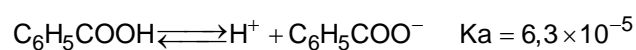
$$[\text{CN}^-] = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

5. D

O valor da constante de equilíbrio, K_b , para o ânion benzoato, $C_6H_5COO^-_{(aq)}$ base conjugada do ácido benzoico, é de, aproximadamente, $1,6 \cdot 10^{-10}$.

Ácido carboxílico	Fórmula condensada	Constante de equilíbrio, K_a , 25°C
Ácido benzoico	C_6H_5COOH	$6,3 \cdot 10^{-5}$

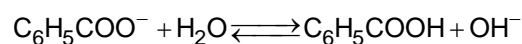
$$K_w = [H^+] \times [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$



$$K_a = \frac{[H^+] \times [C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}$$

$$6,3 \times 10^{-5} = \frac{[H^+] \times [OH^-] \times [C_6H_5COO^-]}{[OH^-] \times [C_6H_5COOH]}$$

$$\frac{6,3 \times 10^{-5}}{1,0 \times 10^{-14}} = \frac{[C_6H_5COO^-]}{[OH^-] \times [C_6H_5COOH]}$$

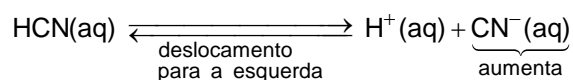
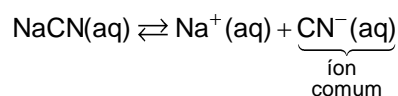
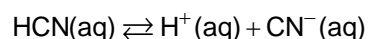


$$K_b = \frac{[C_6H_5COOH] \times [OH^-]}{[C_6H_5COO^-]}$$

$$K_b = \frac{[OH^-] \times [C_6H_5COOH]}{[C_6H_5COO^-]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{6,3 \times 10^{-5}}$$

$$K_b = 0,15873 \times 10^{-9} \approx 1,6 \times 10^{-10}$$

6. A



α diminui

$$K_a = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]} \text{ permanece constante (T : constante)}$$

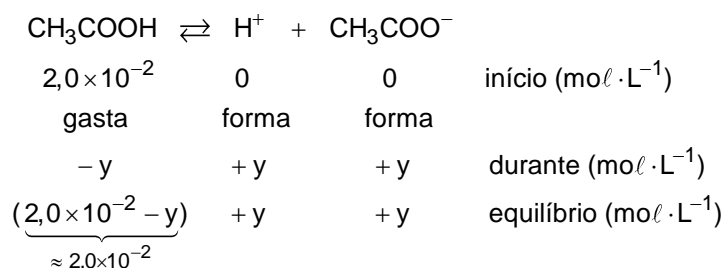
pH aumenta

[HCN] aumenta

7. A

A partir da análise do equilíbrio, vem:

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5}; [\text{CH}_3\text{COOH}] = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{y \times y}{2,0 \times 10^{-2}}$$

$$y^2 = 1,8 \times 10^{-5} \times 2,0 \times 10^{-2} = 36 \times 10^{-8}$$

$$y = [\text{H}^+] = \sqrt{36 \times 10^{-8}} = 6,0 \times 10^{-4}$$

$$[\text{H}^+] = 6,0 \times 10^{-4} = 0,00060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

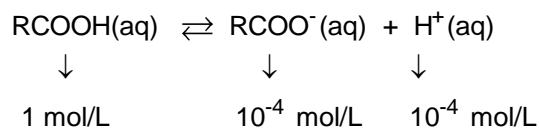
8. D

Cálculo da concentração inicial de ácido:

0,1 mol de ácido	_____	0,1 L
n	_____	1 L

$$n = 1 \text{ mol/L}$$

Vamos considerar as seguintes concentrações das espécies em equilíbrio:



(Consideramos que a concentração de equilíbrio é aproximadamente igual à concentração inicial, pois o ácido é fraco).

A constante de equilíbrio é dada por:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{RCOO}^-]}{[\text{RCOOH}]} = \frac{10^{-4} \times 10^{-4}}{1} = 10^{-8}$$

9. D

$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,6 \text{ mol/L}$; $\alpha = 3 \%$; CH_3COOH (ácido acético)

$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ (uma etapa de ionização)

$$[\text{H}^+] = \alpha \times [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$[\text{H}^+] = 0,03 \times 0,6 = 18 \times 10^{-3}$$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{H}^+]} = \frac{0,6}{18 \times 10^{-3}}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 33,33 \times [\text{H}^+]$$

$$K_i = \alpha^2 \times [\text{CH}_3\text{COO}^-] \text{ (pela fórmula)}$$

$$K_i = (0,03)^2 \times 0,6 = 5,4 \times 10^{-4}$$

ou

CH_3COOH	\rightleftharpoons	H^+	+	CH_3COO^-	
0,6 mol/L		0		0	(início)
$-0,03 \times 0,6 \text{ mol/L}$		$+0,018 \text{ mol/L}$		$+0,018 \text{ mol/L}$	(durante)
$\underbrace{-0,018}_{-0,018}$					
$(0,6 - 0,018) \text{ mol/L}$		$+0,018 \text{ mol/L}$		$+0,018 \text{ mol/L}$	(equilíbrio)
$\underbrace{0,582}_{0,582}$					

$$K_{\text{ionização}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$K_{\text{ionização}} = \frac{0,018 \times 0,018}{0,582} = 5,567 \times 10^{-4} \approx 5,5 \times 10^{-4}$$

10. C

$$\text{pH} = 3 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

CH_3COOH	\rightarrow	H^+	+	CH_3COO^-	$K_a = 2,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
M		0		0	(início)
$-\alpha M$		$+\alpha M$		$+\alpha M$	(durante)
$M - \alpha M$		$+\alpha M$		$+\alpha M$	(equilíbrio)
$\underbrace{10^{-3} \text{ mol/L}}_{\approx M}$		10^{-3} mol/L		10^{-3} mol/L	

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$2,0 \times 10^{-5} = \frac{10^{-3} \times 10^{-3}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Em 1 L:

$$n = 5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$