



Pró-Ensino De Físico-Química



Pró-Ensino

**EXERCÍCIOS RESOLVIDOS
EQUILÍBRIO QUÍMICO**

Físico-Química

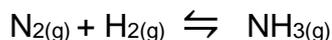
2024



Exercícios resolvidos – Equilíbrio Químico

Material feito pela aluna do curso de Farmácia: Jéssica Giacomini Suprani.

1. Calcule a constante de equilíbrio da reação de formação da amônia, a 25°C.
Dado: $\Delta G = -40 \text{ kJ/mol}$.



Primeiramente, vamos balancear a equação:



Agora, converteremos a temperatura em K: $25 + 273,15 = 298,15\text{K}$

Agora, devemos converter a variação de energia para Joules, para que as unidades estejam iguais: $-40 \times 1000 = -40000 \text{ J/mol}$.

Como queremos o $\ln K$, vamos reorganizar a equação: $\Delta G / -RT = \ln K$

Substituindo os valores:

$$-\frac{40000\text{J}}{-8,314 \times 298,15\text{K}} = \ln K$$

$$\ln K = 16,13$$

Para encontrar K, temos que calcular a exponencial:

$$K = e^{16,13} = 1,01 \times 10^7$$

2. Calcule o pH de uma solução de ácido ascórbico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$) 50 mg/cm^3 ($\text{MM} = 176,1$, $\text{pK}_a = 4,17$).

Primeiro, precisamos converter a concentração de ácido ascórbico de mg/cm^3 para mol/L (molaridade, M). Utilizando a concentração 50 mg/cm^3 e a massa molar (MM) de $176,1 \text{ g/mol}$, vamos seguir os seguintes passos:

Primeiramente: $1 \text{ mg/cm}^3 = 1 \text{ mg/mL} = 1 \text{ g/L}$

Logo, temos 50 g/L , convertendo para molaridade:

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{50 \text{ g/L}}{176,1 \text{ g/mol}} = 0,2835 \text{ mol/L}$$



Exercícios resolvidos – Equilíbrio Químico

O ácido ascórbico é fraco e se dissocia, para tal vamos avaliar seu K_a pela relação K_a e pK_a :

$$pK_a = -\log K_a$$

$$4,17 = -\log K_a$$

$$K_a = 10^{-4,17} = 6,76 \times 10^{-5}$$

Fazendo a tabela do equilíbrio, teremos:

Ácido (HA)	H ⁺	A ⁻
0,2835	0	0
0,2835-x	+x	+x
0,2835-x	x	x

Aplicando na equação do K_a :

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

$$6,76 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,2835 - x}$$

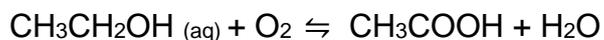
Resolvendo a equação obteremos $x \approx 4,38 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

Agora, sabemos que a concentração de prótons no equilíbrio é $x = 4,38 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

O pH é dado pela fórmula:

$$pH = -\log [H^+] \quad \square \quad \text{assim: } pH = 2,36$$

3. O ácido acético, que empresta um sabor azedo ao vinagre, é produzido por oxidação do etanol por bactérias em bebidas fermentadas, tais como vinho e cidra:



Determine o pH e a fração das moléculas de CH_3COOH desprotonadas em uma solução 0,5M de CH_3COOH , dado $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$



Exercícios resolvidos – Equilíbrio Químico

Sabemos que a concentração inicial de ácido é 0,5 M. Ao se dissociar, uma fração disso se transforma em íons H^+ e outra parte em acetato conforme demonstra a equação química. Assim, com auxílio de tabela, vamos verificar o que acontece no equilíbrio:

Ácido (HA)	H^+	A^-
0,5	0	0
0,5-x	+x	+x
0,5-x	x	x

Aplicando na equação do K_a , obteremos uma equação quadrática que ao ser resolvida, nos dará o valor de x . Como K_a é pequeno, podemos supor que x é muito pequeno em relação a 0,5. Então, podemos fazer a aproximação $0,5-x \approx 0,5$.

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

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

$$x = 3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log [H^+] = -\log (3 \times 10^{-3}) = 2,52$$

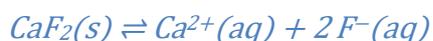
Para sabermos a fração desprotonada basta agora dividirmos a concentração de H^+ pela concentração inicial do ácido, assim:

$$f \text{ desprot.} = \frac{3 \times 10^{-3}}{0,5} = 6 \times 10^{-3} \text{ ou } 0,006\%$$

4. Calcule a solubilidade molar de CaF_2 a $25^\circ C$ em uma solução que é:

a) 0,010 mol/L em $Ca(NO_3)_2$

A dissociação do CaF_2 na água é representada pela seguinte equação:



A constante de solubilidade K_{ps} para essa reação é:

$$K_{ps} = [Ca^{2+}] [F^-]^2$$

Agora, vamos analisar a situação proposta:



Exercícios resolvidos – Equilíbrio Químico

Na solução proposta, essa solução, já existe uma concentração de cálcio. Assim, a concentração de Ca^{2+} proveniente de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ é: $0,010 \text{ mol/L}$.

Vamos assumir que a solubilidade de CaF_2 em água pura seja s . A partir da dissociação de CaF_2 , temos:

$$[\text{Ca}^{2+}] = 0,010 + s$$

$$[\text{F}^-] = 2s$$

Assim, a expressão para K_{ps} será:

$$K_{ps} = (0,010 + s) \cdot (2s)^2 = (0,010 + s)(2s)^2 = (0,010 + s)(4s^2)$$

Substituindo o valor de $K_{ps} = 3,9 \times 10^{-11}$ e aproximando ($0,01 + s = 0,010$), teremos $s = 3,12 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.

b) $0,010 \text{ mol/L}$ em NaF

Nessa solução, já existe uma concentração de F^- devido à dissociação de NaF . Assim, a concentração de F^- é:

$$[\text{F}^-] = 0,010 \text{ mol/L}$$

Isso contribui para o valor de $[\text{F}^-]$ no equilíbrio, e a solubilidade de CaF_2 será reduzida devido ao efeito do íon comum.

Agora, a concentração de Ca^{2+} é s e a concentração de F^- é $0,01 + 2s$ (Pois 2F^-). Aplicando no K_{ps} , teremos:

$$K_{ps} = (s) \cdot (0,01 + 2s)^2;$$

Como s é muito pequeno em comparação com $0,010$, podemos aproximar $0,010 + 2s \approx 0,0100$.

Assim:

$$3,9 \times 10^{-11} = s (0,01)^2 \Rightarrow s = 3,9 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Dados: $K_{ps} = 3,9 \times 10^{-11}$

5. Qual o pH abaixo do qual a sulfadiazina ($\text{pK}_a = 6,48$) começará a precipitar em um líquido de infusão, sendo que a concentração molar inicial de sulfadiazina de sódio é $4 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ e a solubilidade da sulfadiazina é $3,07 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$



Exercícios resolvidos – Equilíbrio Químico

O ácido sulfadiazina (HA) possui o seguinte equilíbrio de dissociação:



$$pK_a = -\log K_a \Rightarrow K_a = 10^{-pK_a}$$

Substituindo o valor de $pK_a = 6,48$

$$K_a = 10^{-6,48} \approx 3,31 \times 10^{-7}$$

A solubilidade da sulfadiazina é dada como $3,07 \times 10^{-4}$ mol.

Vamos supor que a sulfadiazina se dissocia parcialmente, então, no equilíbrio, a concentração de HA será:

$$[HA] = \text{Solubilidade} - [H^+] = 3,07 \times 10^{-4} - x$$

Onde x é a concentração de H^+ no equilíbrio.

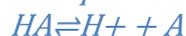
A precipitação da sulfadiazina ocorrerá quando a quantidade de sulfadiazina não puder mais ser dissolvida na solução e começar a formar um precipitado.

A condição para a precipitação é dada por $[HA] = 3,07 \times 10^{-4}$ mol/dm³.

Quando a solução se encontra em condições de precipitação, a concentração de A^- ou H^+ será suficientemente alta para que a formação de precipitado ocorra.

Sabemos que a solubilidade da sulfadiazina é $3,07 \times 10^{-4}$ mol/L

No equilíbrio de dissociação:



Para encontrar o pH abaixo do qual a sulfadiazina começa a precipitar, devemos calcular o valor de $[H^+]$ necessário para que a concentração de A^- atinja esse valor limite.

No equilíbrio, se considerarmos que a concentração de A^- é $3,07 \times 10^{-4}$ mol/L, podemos substituir isso na expressão de K_a :

$$K_a = \frac{(H^+)x(A^-)}{HA}$$

Aqui, $[HA]$ será a solubilidade $3,07 \times 10^{-4}$ mol/L menos a concentração de H^+ que denotaremos por x .

Ou seja, a concentração de HA no equilíbrio é aproximadamente $3,07 \times 10^{-4} - x$.

Para simplificar, podemos assumir que x é pequeno em relação à solubilidade e que $[HA] \approx 3,07 \times 10^{-4}$. Assim:

$$3,31 \times 10^{-7} = \frac{(H^+)x(3,07 \times 10^{-4})}{3,07 \times 10^{-4}}$$

Assim:

$$[H^+] = 3,31 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Calculando o pH:

$$pH = -\log [H^+] = -\log (3,31 \times 10^{-7}) = 6,48$$