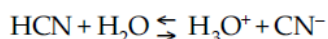


Equilíbrio Iônico

É um caso de equilíbrio que envolve íons.



1. CONSTANTE DE IONIZAÇÃO (K_i)

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} \Rightarrow$$

$$\underbrace{K \cdot [\text{H}_2\text{O}]}_{K_i} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} \Rightarrow$$

$$K_i = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

Generalizando, para eletrólitos fracos e em solução diluída, temos:

$$K_i = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}, \text{ menos } [\text{H}_2\text{O}] = \text{constante}$$

K_i pode ser chamado de:

K_a – constante de ionização do ácido ou

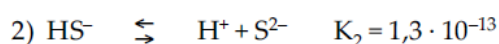
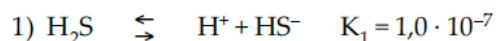
K_b – constante de dissociação da base

2. GRAU DE IONIZAÇÃO (α)

$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de mols ionizados ou dissociados}}{\text{n}^\circ \text{ total de mols dissolvidos}}$$

Observações

- I. α e K_i aumentam com a temperatura.
- II. Quanto maior o K_i , mais forte será o ácido ou a base.
- III. Para um poliacido, a ionização é gradativa.



3. LEI DA DILUIÇÃO DE OSTWALD

É uma lei que relaciona o grau de ionização com a concentração molar da solução.

Supondo n mols do eletrólito HA, dissolvidos em V litros de solução e, apresentando o grau de ionização α , teremos:

	$\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$		
nº inicial de mols	n	zero	zero
nº de mols ionizados	$n\alpha$	$n\alpha$	$n\alpha$
nº de mols no equilíbrio	$n - n\alpha$	$n\alpha$	$n\alpha$
concentrações molares no equilíbrio	$\frac{n(1 - \alpha)}{V}$	$\frac{n\alpha}{V}$	$\frac{n\alpha}{V}$

$$K_i = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \rightarrow K_i = \frac{\frac{n\alpha}{V} \cdot \frac{n\alpha}{V}}{\frac{n(1 - \alpha)}{V}}$$

$$K_i = \frac{n\alpha^2}{V(1 - \alpha)}$$

ou

$$K_i = \frac{m\alpha^2}{1 - \alpha}$$

(Lei da Diluição de Ostwald)

Observação – Quanto mais diluída for a solução, maior será o grau de ionização.

4. EFEITO DO ÍON COMUM

É a aplicação do princípio de Le Chatelier para equilíbrios iônicos.

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

01 (UFPE-PE) Quando somos picados por uma formiga, ela libera ácido metanóico (fórmico), HCOOH .

Supondo que a dor que sentimos seja causada pelo aumento da acidez e, que ao picar, a formiga libera um micromol de ácido metanóico num volume de um microlitro, qual deve ser a concentração de $\text{H}^+(\text{aq})$ na região da picada? Admita que a solução tem comportamento ideal e que a auto ionização da água é desprezível.

Dados: $K_a \gg 10^{-4}$ (constante de dissociação do ácido metanóico).

- a) 1 M
- b) 10^{-1} M
- c) 10^{-2} M
- d) 10^{-3} M
- e) 10^{-4} M

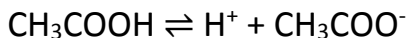
02 (FATEC-SP) Considere volumes iguais de soluções $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ dos ácidos listados a seguir, designados por I, II, III e IV e seus respectivos K_a .

	Ácido	Fórmula	K_a
I.	Ácido etanóico	CH_3COOH	$1,7 \cdot 10^{-5}$
II.	Ácido monoclora- acético	CH_2ClCOOH	$1,3 \cdot 10^{-3}$
III.	Ácido dicloroacético	CHCl_2COOH	$5,0 \cdot 10^{-2}$
IV.	Ácido tricloroacético	CCl_3COOH	$2,3 \cdot 10^{-1}$

A concentração de H^+ será

- a) maior na solução do ácido IV.
- b) maior na solução do ácido I.
- c) a mesma nas soluções dos ácidos II e III.
- d) a mesma nas soluções dos ácidos I, II, III e IV.
- e) menor na solução do ácido IV.

03 (UFRGS-RS) Em uma solução aquosa de ácido acético se estabelece o seguinte equilíbrio:



A adição de uma pequena quantidade de acetato de sódio (CH_3COONa) a esta solução

- a) diminui o seu K_a .
- b) aumenta a concentração dos íons H^+ .
- c) diminui o grau de ionização do ácido.
- d) mantém inalterada a concentração de H^+ .
- e) reduz a zero o grau de ionização do ácido acético.

04 (ITA-SP) Numa solução aquosa 0,100 mol/L de um ácido monocarboxílico, a 25 °C, o ácido está 3,7% ionizado após o equilíbrio ter sido atingido. Assinale a opção que contém o valor correto da constante de ionização desse ácido nessa temperatura.

- a) 1,4
- b) $1,4 \cdot 10^{-3}$
- c) $1,4 \cdot 10^{-4}$
- d) $3,7 \cdot 10^{-2}$
- e) $3,7 \cdot 10^{-4}$

05 (UFES-ES) Uma solução é preparada introduzindo-se 14,1 g de ácido nitroso em um balão volumétrico de 1 000 cm³ e completando-se com água destilada. Sabendo-se que 4,1% do ácido se ionizou, determine os valores das concentrações dos produtos no equilíbrio e o valor do Ka para o ácido nitroso.

Dados: Massas atômicas H = 1 u, N = 14 u, O = 16 u

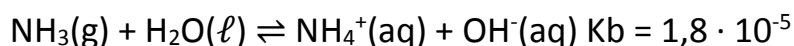
06 (FMTM-MG) Os fertilizantes nitrogenados contêm sais na forma de nitratos, sais de amônio e outros compostos. As plantas conseguem absorver nitrogênio diretamente de nitratos presentes no solo. Já no caso da amônia e de sais de amônia, a absorção desse elemento só é possível graças à ação de bactérias existentes no solo. No quadro abaixo, estão relacionadas algumas substâncias nitrogenadas usadas como fertilizantes, em que o percentual em massa (teor) de nitrogênio é variável

Composto	Fórmula Química
Amônia	NH ₃
Nitrato de Amônio	NH ₄ NO ₃
Sulfato de Amônio	(NH ₄) ₂ SO ₄

a) Considere o fertilizante sulfato de amônio: qual o teor de nitrogênio presente nesse composto?

Dado: Massa molar (g · mol⁻¹) H = 1; N = 14; O = 16; S = 32

b) A 25 °C, o gás amônia, NH₃, produz solução aquosa básica, de acordo com a equação:



Nessa mesma temperatura, qual o valor da [OH⁻] em uma solução 0,1 mol/L de amônia?

07 (UFRGS-RS) Na tabela abaixo, são apresentados os pontos de fusão, os ponto de ebulição e as constantes de ionização de alguns ácidos carboxílicos.

Ácido	PF(°C)	PE(°C)	K _a (25 °C)
HCOOH	8,4	100,6	$1,77 \cdot 10^{-4}$
CH ₃ COOH	16,7	118,2	$1,75 \cdot 10^{-5}$
CH ₃ CH ₂ COOH	20,8	141,8	$1,34 \cdot 10^{-5}$

A respeito dessa tabela, são feitas as seguintes afirmações:

I. o ácido propanóico é um sólido à temperatura ambiente.

II. o ácido acético é mais forte que o ácido fórmico.

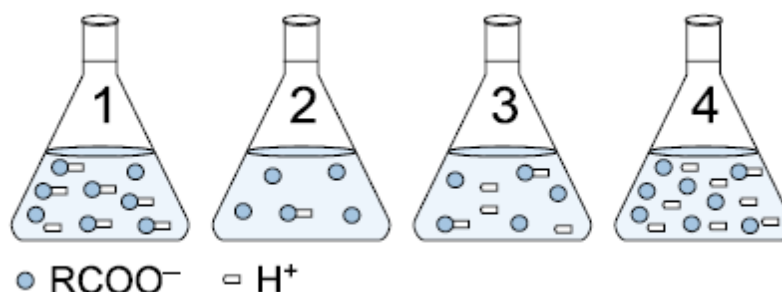
III. o ácido metanóico apresenta menor ponto de ebulição devido a sua menor massa molecular.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I. b) Apenas II. c) Apenas III. d) Apenas I e III. e) Apenas II e III.

08 (UFSM-RS) Considere a tabela e o quadro esquemático:

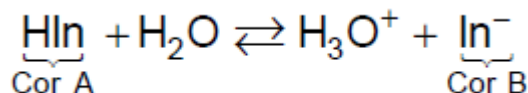
Solução	Composto	Concentração	Acidez (K _a)
A	Ácido acético	3mol/L	$1,7 \cdot 10^{-5}$
B	Ácido tricloroacético	0,01mol/L	$2 \cdot 10^{-1}$



Os frascos que melhor representam as soluções A e B são, respectivamente:

- a) 1 e 2 b) 1 e 3 c) 2 e 4 d) 3 e 2 e) 4 e 1

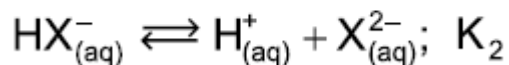
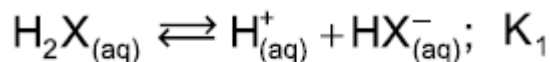
09 (UFSM-RS) Um indicador ácido-base apresenta, em solução aquosa, o equilíbrio:



Com relação ao comportamento do indicador frente à substância 1, pode-se afirmar que sua coloração será 2, porque o equilíbrio desloca-se no sentido da espécie 3. Com base nessa afirmação, escolha a alternativa que apresenta, corretamente, a substituição de 1, 2 e 3.

- a) 1 - vinagre; 2 - cor A; 3 - ionizada.
b) 1 - amoníaco; 2 - cor B; 3 - ionizada.
c) 1 - acetato de sódio; 2 - cor A; 3 - ionizada.
d) 1 - soda; 2 - cor B; 3 - não-ionizada.
e) 1 - suco de limão; 2 - cor B; 3 - não-ionizada.

10 (ITA-SP) Em relação aos equilíbrios:



podemos dizer, em geral, que:

- a) $K_1 > K_2$
- b) $K_1 > 0$ e $K_2 < 0$
- c) $K_1 < K_2$
- d) $K_1 < 0$ e $K_2 > 0$
- e) $K_1 \cong K_2$

11 (FEI-SP) Uma solução 0,01 mol/L de um monoácido está 4,0% ionizada. A constante de ionização desse ácido é:

- a) $6,66 \cdot 10^{-3}$
- b) $1,60 \cdot 10^{-5}$
- c) $3,32 \cdot 10^{-5}$
- d) $4,00 \cdot 10^{-5}$
- e) $3,00 \cdot 10^{-6}$

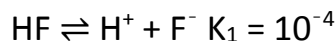
12 (UEL-PR) A constante de ionização dos ácidos em água (K_a) indica a força relativa dos ácidos.

Ácidos	K_a (a 25 °C)
H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$
HNO_2	$6,0 \cdot 10^{-6}$
H_2CO_3	$4,4 \cdot 10^{-7}$
CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$6,6 \cdot 10^{-5}$

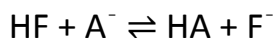
Na comparação entre as forças de ácidos, é correto afirmar que o ácido mais forte tem maior:

- a) massa molecular.
- b) densidade.
- c) temperatura de ebulição.
- d) temperatura de fusão.
- e) constante de ionização.

13 (MACKENZIE-SP) Sejam os equilíbrios aquosos e suas constantes de ionização a 25°C:



O valor da constante de equilíbrio da reação abaixo é:



- a) 10^{-9}
- b) 10^{-5}
- c) 10
- d) 10^{-1}
- e) 10^{-20}

14 (UCDB-MS) Considere soluções aquosas de mesma concentração molar dos ácidos relacionados na tabela.

Ácido	$K_a(25\text{ }^\circ\text{C})$
Ácido nitroso (HNO_2)	$5,0 \cdot 10^{-4}$
Ácido acético ($\text{H}_3\text{C} - \text{COOH}$)	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Ácido hipocloroso (HClO)	$3,2 \cdot 10^{-8}$
Ácido cianídrico (HCN)	$2,3 \cdot 10^{-10}$

Podemos concluir que:

- a) o ácido que apresenta maior acidez é o ácido cianídrico.
- b) o ácido que apresenta menor acidez é o ácido acético.
- c) o ácido que apresenta menor acidez é o ácido hipocloroso.
- d) o ácido que apresenta maior acidez é o ácido nitroso.
- e) todos os ácidos apresentam a mesma acidez.

15 (UFSM-RS) 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.

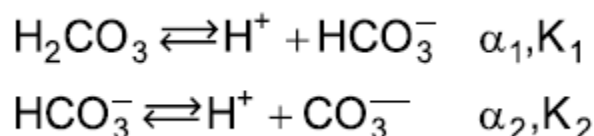
16 (UFMG-MG) Um monoácido fraco tem constante de ionização igual a 10^{-8} , em temperatura ambiente. Este ácido, numa solução molar, terá grau de ionização, aproximadamente, igual a:

- a) 10%
- b) 1%
- c) 0,1%
- d) 0,01%
- e) 0,001%

17 (UFMT-MT) Uma solução 0,2 molar de hidróxido de amônio apresenta grau de ionização igual a 0,015. A constante de ionização desse soluto é igual a:

- a) $3,4 \cdot 10^{-4}$
- b) $2,4 \cdot 10^{-11}$
- c) $1,8 \cdot 10^{-7}$
- d) $1,8 \cdot 10^{-5}$
- e) $4,5 \cdot 10^{-5}$

18 (UFES-ES) Considere as ionizações:



Podemos afirmar que:

- a) $\alpha_1 = \alpha_2$ e $K_1 = K_2$
- b) $\alpha_1 > \alpha_2$ e $K_1 < K_2$
- c) $\alpha_1 < \alpha_2$ e $K_1 < K_2$
- d) $\alpha_1 > \alpha_2$ e $K_1 > K_2$
- e) $\alpha_1 < \alpha_2$ e $K_1 > K_2$

19 (PUC-MG) A seguir, estão tabeladas as constantes de ionização (K_a) em solução aquosa a 25°C.

Ácido	$K_a(25\text{ °C})$
HBrO	$2,0 \cdot 10^{-9}$
HCN	$4,8 \cdot 10^{-10}$
HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$
HClO	$3,5 \cdot 10^{-8}$
HClO ₂	$4,9 \cdot 10^{-3}$

A ordem decrescente de acidez está corretamente representada em:

- a) $\text{HClO}_2 > \text{HCOOH} > \text{HClO} > \text{HBrO} > \text{HCN}$.
- b) $\text{HCN} > \text{HBrO} > \text{HClO} > \text{HCOOH} > \text{HClO}_2$.
- c) $\text{HClO}_2 > \text{HClO} > \text{HCOOH} > \text{HCN} > \text{HBrO}$.
- d) $\text{HCOOH} > \text{HClO} > \text{HClO}_2 > \text{HBrO} > \text{HCN}$.
- e) $\text{HClO}_2 > \text{HBrO} > \text{HClO} > \text{HCOOH} > \text{HCN}$.

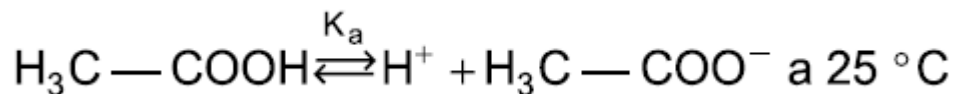
20 (FEI-SP) A constante de equilíbrio K_a dos ácidos HA, HB e HC, a 25°C, é, respectivamente, $1,8 \cdot 10^{-5}$, $5,7 \cdot 10^{-8}$ e $1,8 \cdot 10^{-4}$. A ordem crescente de força desses ácidos é:

- a) HB; HA; HC
- b) HC; HA; HB
- c) HB; HC; HA
- d) HC; HB; HA
- e) HA; HB; HC

21 (E. E. Mauá-SP) Ao ser dissolvido 0,1 mol de ácido acético em água suficiente para um litro, constata-se que 0,06 g do ácido acético se ioniza. Qual o grau de ionização do ácido acético nessa solução?

Dado: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u.

22 (UEMA-MA) Considere o equilíbrio químico:



e assinale o que for correto.

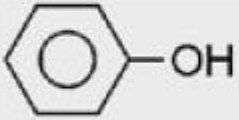
- (01) A adição de etanoato de sódio (acetato de sódio) aumentará a quantidade de íon H^+ .
- (02) A adição de etanoato de sódio aumentará o grau de ionização do ácido etanóico.
- (04) A adição de HCl provocará um deslocamento do equilíbrio para a esquerda.
- (08) A adição de hidróxido de sódio não influenciará no equilíbrio.
- (16) K_a é a constante de ionização do ácido etanóico e não varia com a temperatura.
- (32) O ácido etanóico (ácido acético) é um ácido forte.

23 (FAAP-SP) Calcule a constante do ácido nitroso (HNO_2) a uma temperatura de 25 °C, sabendo que, numa solução aquosa de concentração 0,02 mol/L, a essa temperatura, ele apresenta um grau de ionização igual a 15%.

24 (UEL-PR) Pela adição de um ácido fortíssimo e concentrado em água, ou pelo aumento da temperatura da solução, o grau de ionização desse ácido será, respectivamente:

- a) aumentado, aumentado.
- b) diminuído, aumentado.
- c) aumentado, diminuído.
- d) não será alterado, aumentado.
- e) diminuído, não será alterado.

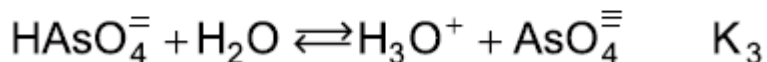
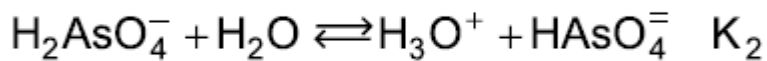
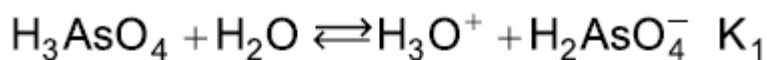
25 (CESGRANRIO-RJ) Considere a tabela de valores de K_a das substâncias abaixo.

Substância	K_a
$\text{CH}_3 - \text{COOH}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
 -OH	$1,3 \cdot 10^{-10}$
H_2O	$1,0 \cdot 10^{-14}$
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$	$1,0 \cdot 10^{-16}$

Com base nesses valores, a ordem correta de acidez é:

- a) água < álcool < fenol < ácido carboxílico.
- b) álcool < ácido carboxílico < água < fenol.
- c) álcool < água < fenol < ácido carboxílico.
- d) fenol > ácido carboxílico > água > álcool.
- e) fenol > álcool > água > ácido carboxílico.

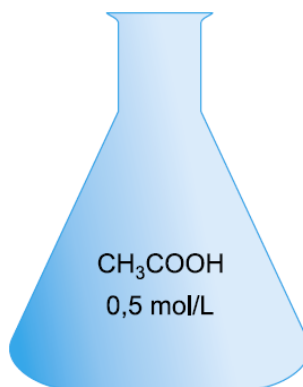
26 (FCC-SP) A ionização do ácido ortoarsênico, em solução aquosa diluída, processa-se conforme as equações:



A ordem de grandeza das respectivas constantes de ionização é:

- a) $K_1 = K_2 = K_3$
- b) $K_1 > K_2 > K_3$
- c) $K_1 < K_2 < K_3$
- d) $K_1 < K_2 > K_3$
- e) $K_1 > K_2 = K_3$

27 (UFF-RJ) Na bancada de um laboratório, um frasco exibe o seguinte rótulo:



Isto significa que, para o reagente em questão, cujo K_a é $1,75 \cdot 10^{-5}$, no equilíbrio, existem no frasco, aproximadamente:

- a) $x^2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de CH_3COOH .
- b) $(0,5 - x) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de CH_3COOH .
- c) $(x - 0,5) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de CH_3COO^- .
- d) $(0,5 - x) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de H_3O^+ .
- e) $x \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de CH_3COOH .

28 (UFPA-PA) O grau de ionização do hidróxido de amônio em solução 2 molar é 0,283% a 20°C. A constante de ionização da base, nesta temperatura, é igual a:

- a) $1,6 \cdot 10^{-5}$
- b) $1,0 \cdot 10^{-3}$
- c) $4,0 \cdot 10^{-3}$
- d) $4,0 \cdot 10^{-2}$
- e) $1,6 \cdot 10^{-1}$

29 (FUVEST-SP) Valor numérico da constante de ionização do ácido acético = $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Dada amostra de vinagre foi diluída com água até se obter uma solução com $[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$. Nessa solução, as concentrações em mol/L, de CH_3COO^- e de CH_3COOH são, respectivamente, da ordem de:

- a) $3 \cdot 10^{-1}$ e $5 \cdot 10^{-10}$
- b) $3 \cdot 10^{-1}$ e $5 \cdot 10^{-2}$
- c) $1 \cdot 10^{-3}$ e $2 \cdot 10^{-5}$
- d) $1 \cdot 10^{-3}$ e $5 \cdot 10^{-12}$
- e) $1 \cdot 10^{-3}$ e $5 \cdot 10^{-2}$

A constante de dissociação dos ácidos em água (K_a) indica a força relativa dos ácidos. De acordo com a tabela abaixo, responda às questões 30 e 31:

Ácidos	K_a (a 25°C)
H_2S	$1,0 \times 10^{-7}$
HNO_2	$6,0 \times 10^{-6}$
H_2CO_3	$4,4 \times 10^{-7}$
CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$6,6 \times 10^{-5}$

30 (UFAL-AL) Qual o ácido mais forte?

- a) H_2S
- b) HNO_2
- c) H_2CO_3
- d) CH_3COOH
- e) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$

31 (UFAL-AL) Qual o ácido mais fraco?

- a) H_2S
- b) HNO_2
- c) H_2CO_3
- d) CH_3COOH
- e) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$

32 (FCC) A constante para as 3 fases de dissociação (K_n) do ácido ortoarsênico vale:

- a) $K_n = K_1 + K_2 + K_3$
- b) $K_n = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3$
- c) $K_n = K_1$
- d) $K_n = \frac{K_1}{K_2} \cdot \frac{K_1}{K_3}$
- e) $K_n = \frac{K_1}{K_2} + K_3$

33 Seja o equilíbrio: $\text{H}_3\text{C-COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_3\text{C-COO}^-$. Adicionando-se água:

- a) “Para que lado” se desloca o equilíbrio?
- b) O que acontece com a concentração de $\text{H}_3\text{C-COOH}$?
- c) O que acontece com o grau de ionização do ácido acético?
- d) O que acontece com a constante de ionização do ácido acético?

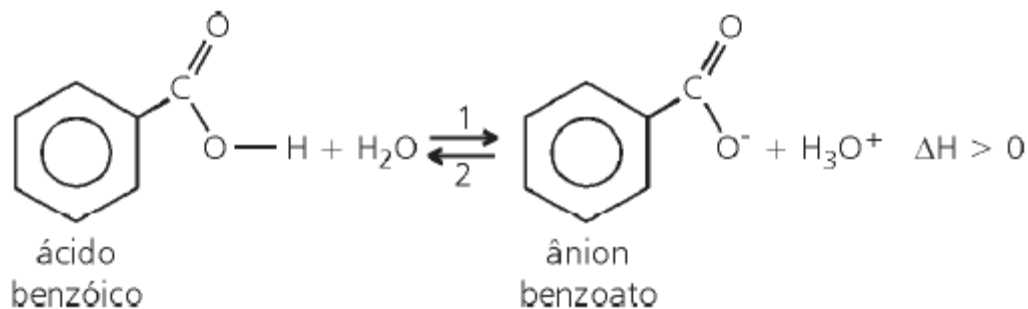
34 Uma solução 0,05mol/L de ácido fraco HX é 1% ionizado. Qual o valor do K_i , aproximadamente?

35 Um monoácido fraco tem constante de ionização igual a 10^{-9} em temperatura ambiente. Esse ácido numa solução 0,1 mol/L terá que grau de ionização?

36 (UFU-MG) A constante de equilíbrio K_a para a reação: $\text{HCN}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq})$ é $7,2 \times 10^{-10}$, a 25°C . Calcular a concentração em mol/L de H_3O^+ em uma solução de HCN 1,0 mol/L a 25°C .

- a) $7,2 \times 10^{-10}$
- b) $\sqrt{7,2} \times 10^{-5}$
- c) $7,2 \times 10^{-9}$
- d) $3,6 \times 10^{-10}$
- e) $6,0 \times 10^{-5}$

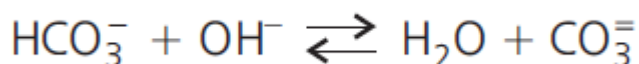
37 (PUC-SP) Considere o equilíbrio representado por:



Qual dos procedimentos abaixo deslocará o equilíbrio no sentido 1?

- a) Evaporação da água a uma temperatura fixa.
- b) Aumento de pressão.
- c) Adição de benzoato de potássio sólido.
- d) Adição de ácido sulfúrico.
- e) Aumento da temperatura da solução.

38 (PUCCAMP-SP) Para aumentar efetivamente a concentração de íons carbonato no equilíbrio:



dever-se-ia adicionar:

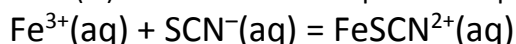
- a) HCl b) H₂SO₄ c) NaOH d) H₂O e) CH₃COOH

39 Temos o equilíbrio: $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$

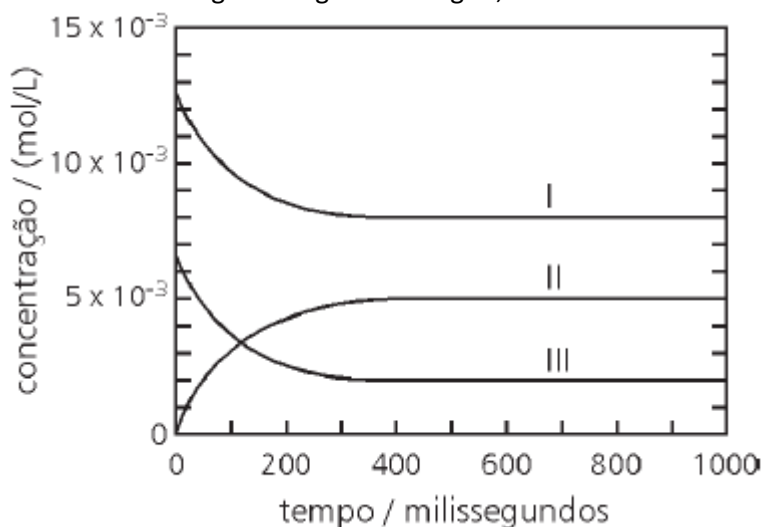
A adição de fluoreto de sódio provocará todas as alterações abaixo, **exceto**:

- a) A diminuição da concentração de H₃O⁺.
- b) O aumento da concentração de íons fluoreto.
- c) A diminuição da concentração de HF (não-dissociado).
- d) A diminuição do grau de ionização.
- e) A inalteração da constante de ionização.

40 (UNICAMP-SP) A reação de íons de ferro (III) com íons tiocianato pode ser representada pela equação:

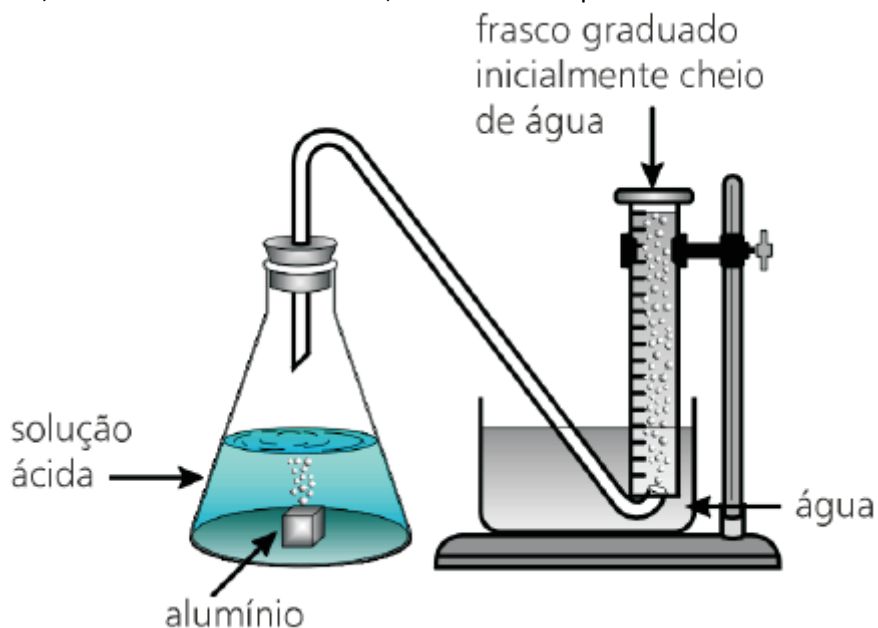


Nesta reação a concentração dos íons varia segundo o gráfico a seguir, sendo a curva I correspondente ao íon Fe³⁺(aq).



- a) A partir de que instante podemos afirmar que o sistema entrou em equilíbrio? Explique.
- b) Calcule a constante de equilíbrio para a reação de formação do FeSCN²⁺(aq).

41 (UNICAMP-SP) O alumínio é um dos metais que reagem facilmente com íons H^+ , em solução aquosa, liberando o gás hidrogênio. Soluções em separado, dos três ácidos abaixo, de concentração $0,1 \text{ mol L}^{-1}$, foram colocadas para reagir com amostras de alumínio, de mesma massa e formato, conforme o esquema:



Ácidos:

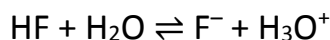
Ácido acético, $K_a = 2 \times 10^{-5}$

Ácido clorídrico, $K_a = \text{muito grande}$

Ácido monocloroacético, $K_a = 1,4 \times 10^{-3}$

- a) Em qual das soluções a reação é mais rápida? Justifique.
b) Segundo o esquema, como se pode perceber que uma reação é mais rápida do que outra?

42 (UFRGS-RS) O HF, em solução aquosa, comporta-se como um ácido segundo a equação abaixo.



O ácido fluorídrico foi tratado, separadamente, com as soluções abaixo.

- I. HCl
- II. $NaOH$
- III. NH_3
- IV. KF

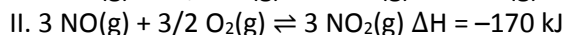
Quais das soluções provocam a diminuição do grau de ionização do ácido fluorídrico?

- a) Apenas I.
- b) Apenas IV.
- c) Apenas I e IV.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II, III e IV.

43 (UNB-DF) Cerca de 90% do ácido nítrico, principal matéria-prima dos adubos à base de nitratos, é obtido pela reação de oxidação da amônia pelo O_2 , em presença de catalisador – platina com 5% a 10% de paládio ou de ródio (ou de ambos) – a uma temperatura de $950^\circ C$. A reação é representada pela equação:



Essa reação ocorre nas seguintes etapas:



Considerando que as reações das etapas de obtenção do ácido nítrico, totalmente ionizável em água, estão em equilíbrio, julgue os itens a seguir.

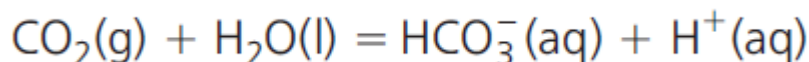
(1) Um aumento de pressão no sistema reacional eleva a produção de ácido nítrico.

(2) Pela equação global, verifica-se que a adição de água ao sistema diminui o rendimento da reação.

(3) Sabendo-se que a constante de ionização do ácido acético é igual a $1,8 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$, é correto concluir que este é mais forte que o ácido nítrico.

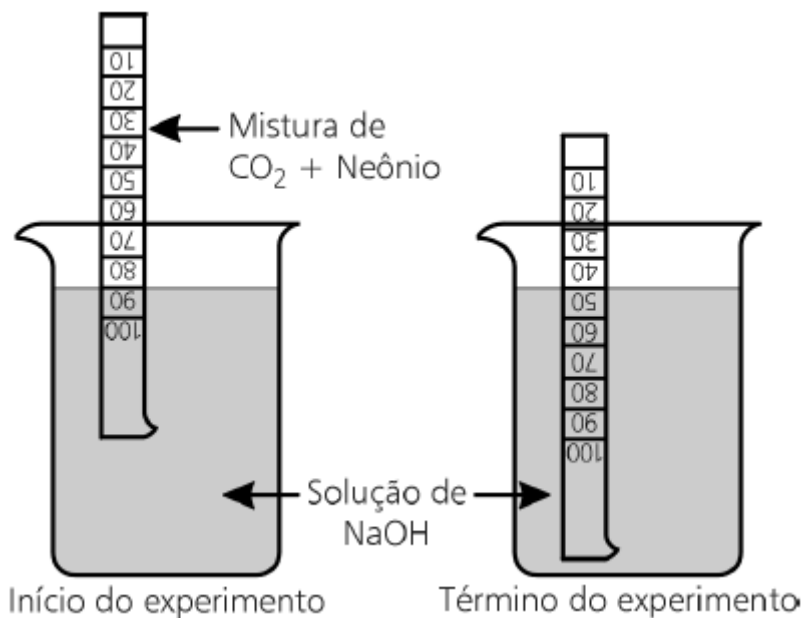
(4) A expressão para a constante de equilíbrio da reação global é $K_c = \frac{[HNO_3] \cdot [NO] \cdot [H_2O]}{[NH_3] \cdot [O_2]}$

44 (UNICAMP-SP) O gás carbônico, CO_2 , é pouco solúvel em água. Esse processo de dissolução pode ser representado pela equação:



Essa dissolução é muito aumentada quando se adiciona NaOH na água. Para se determinar a quantidade de CO_2 em uma mistura desse gás com o gás nobre neônio, foi realizado um experimento.

O esquema abaixo mostra o experimento e o resultado observado. A proveta está graduada em mililitros (mL).

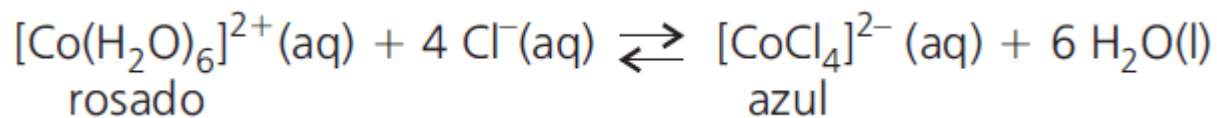


Sabendo que não houve variação de temperatura durante o experimento e considerando desprezíveis a solubilidade do gás neônio em água e a pressão de vapor da água nessas condições:

a) Como a presença de NaOH aumenta a dissolução do gás carbônico na água?

b) Calcule a pressão parcial do CO_2 na mistura inicial, sabendo que a pressão ambiente é de 90kPa (quilopascal)

45 (FUVEST-SP) Em uma solução obtida pela dissolução de cloreto de cobalto (II) em ácido clorídrico tem-se:



Essa solução foi dividida em três partes, cada uma colocada em um tubo de ensaio. Cada tubo de ensaio foi submetido a uma temperatura diferente, sob pressão ambiente, como ilustrado abaixo.



- a) Em que sentido a reação representada acima absorve calor? Justifique.
- b) Em qual desses três experimentos a constante do equilíbrio apresentado tem o menor valor? Explique.

01- Alternativa C

$$\mathcal{M} = \frac{n}{V} = \frac{1 \cdot 10^{-6}}{1 \cdot 10^{-6} \text{ L}} = 1 \text{ mol/L}$$

$$K_a = \mathcal{M} \cdot \alpha^2 \Rightarrow 10^{-4} = 1 \cdot \alpha^2$$

$$\alpha = 10^{-2}$$

$$[\text{H}^+] = \mathcal{M} \cdot \alpha \Rightarrow [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

02- Alternativa A

Quanto maior for o valor de K_a , mais ionizado o ácido, maior $[\text{H}^+]$.

03- Alternativa C

Desloca o equilíbrio para a esquerda, diminuindo o valor de α .

04- Alternativa C

$$K_i = M \cdot \alpha^2 \rightarrow K_i = 0,1 \cdot (3,7 \cdot 10^{-2})^2 \rightarrow K_i = 1,4 \cdot 10^{-4}$$

05-

$$[\text{H}^+] = 1,23 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{NO}_2^-] = 1,23 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$K_a = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$



$$\mathcal{M} = \frac{14,1}{47 \cdot 1} = 0,3 \text{ mol/L}$$

$$K_a = \mathcal{M} \cdot \alpha^2 \Rightarrow K_a = 0,3 \cdot (4,1 \cdot 10^{-2})^2 \Rightarrow K_a = 5 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{NO}_2^-] = \mathcal{M} \cdot \alpha = 0,3 \cdot 4,1 \cdot 10^{-2} = 1,23 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

06-

a) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $M = 132 \text{ g/mol}$

$$132 \text{ g} - 100\%$$

$$28 \text{ g} - x$$

$$x = 21, 21\%$$

b) $K_b = \mathcal{M} \cdot \alpha^2$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = 0,1 \cdot \alpha^2$$

$$\alpha = 1,34 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{OH}^-] = \mathcal{M} \cdot \alpha$$

$$[\text{OH}^-] = 0,1 \cdot 1,34 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

07- Alternativa C

I. (F) o ácido propanóico é líquido à temperatura ambiente.

II. (F) o ácido acético é mais fraco que o ácido fórmico.

III. (V) o ácido metanóico apresenta menor ponto de ebulição devido a sua menor massa molecular.

08- Alternativa B

Solução A: maior concentração ($\uparrow n^\circ$ partículas), ácido mais fraco (menos ionizado) \rightarrow esquema 1

Solução B: menor concentração ($\downarrow n^\circ$ partículas), ácido mais fraco (mais ionizado) \rightarrow esquema 3

09- Alternativa B

A adição de um ácido aumenta a concentração de íons H_3O^+ do equilíbrio, deslocando-o para a esquerda predominando a cor A, prevalecendo a forma não ionizada do indicador.

A adição de uma base, os íons OH^- da base consomem os íons H_3O^+ do equilíbrio, deslocando-o para a direita predominando a cor B, prevalecendo a forma ionizada do indicador.

10- Alternativa A

Na ionização de poliacídios, a ionização do primeiro hidrogênio, faz com que o segundo hidrogênio que restou fique mais fortemente atraído pelo ânion que se formou, dificultando a sua ionização enfraquecendo o ácido e com isso temos: $K_1 > K_2$.

11- Alternativa B

$$K_a = [] \cdot \alpha^2 = 10^{-2} \cdot (4 \cdot 10^{-2})^2 = 16 \cdot 10^{-6} = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

12- Alternativa E

O ácido mais forte está mais ionizado, logo a concentração do ácido ionizado aumenta e como a concentração e a constante de ionização são grandezas diretamente proporcionais, com isso temos, ácido mais forte possui maior constante de ionização.

13- Alternativa C



$$K = K_1 \cdot \frac{1}{K_2} = \frac{[H^+] \cdot [F^-]}{[HF]} \cdot \frac{[HA]}{[H^+] \cdot [A^-]}$$

$$K = \frac{10^{-4}}{10^{-5}} = 10$$

14- Alternativa D

O ácido mais forte está mais ionizado, logo a concentração do ácido ionizado aumenta e como a concentração e a constante de ionização são grandezas diretamente proporcionais, com isso temos, ácido mais forte possui maior constante de ionização.

15- Alternativa E

O ácido mais forte possui maior constante de ionização sendo assim a ordem crescente de acidez é: III < II < I

16- Alternativa D

$$K_a = [] \cdot \alpha^2 \rightarrow 10^{-8} = 1 \cdot \alpha^2 \rightarrow \alpha = 10^{-4} \cdot 100\% \rightarrow \alpha = 0,01\%$$

17- Alternativa E

$$K_a = [] \cdot \alpha^2 = (0,2) \cdot (0,015)^2 = (2 \cdot 10^{-1}) \cdot (15 \cdot 10^{-3})^2 = (2 \cdot 10^{-1}) \cdot (2,25 \cdot 10^{-4}) = 4,5 \cdot 10^{-5}$$

18- Alternativa D

Na ionização de poliacídios, a ionização do primeiro hidrogênio, faz com que o segundo hidrogênio que restou fique mais fortemente atraído pelo ânion que se formou, dificultando a sua ionização enfraquecendo o ácido e com isso temos: $K_1 > K_2$ e $\alpha_1 > \alpha_2$.

19- Alternativa A

O ácido mais forte possui maior constante de ionização sendo assim a ordem decrescente de acidez é: $\text{HClO}_2 > \text{HCOOH} > \text{HClO} > \text{HBrO} > \text{HCN}$

20- Alternativa A

O ácido mais forte possui maior constante de ionização sendo assim a ordem crescente de acidez é: $\text{HB} < \text{HA} < \text{HC}$

21-

Cálculo do número de mols de ácido acético que ionizou: $n = \frac{m}{M} = \frac{0,06}{60} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Cálculo da constante de ionização do ácido acético:

	CH_3COOH	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	+	H^+
Início	0,1M		0		0
Reage/Forma	$1 \cdot 10^{-3}\text{M}$		$1 \cdot 10^{-3}\text{M}$		$1 \cdot 10^{-3}\text{M}$
Equilíbrio	$0,1 - 1 \cdot 10^{-3}$		$1 \cdot 10^{-3}\text{M}$		$1 \cdot 10^{-3}\text{M}$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(10^{-3}) \cdot (10^{-3})}{(10^{-1})} = 1 \cdot 10^{-5}$$

Cálculo do grau de ionização do ácido acético: $K_a = [\text{H}^+] \cdot \alpha^2 \rightarrow 10^{-5} = 0,1 \cdot \alpha^2 \rightarrow \alpha = 10^{-2} \cdot 100\% \rightarrow \alpha = 1\%$

22-

- (01) (F) A adição de etanoato de sódio (acetato de sódio) consumirá os íons H^+ , diminuindo a quantidade de íon H^+ .
 (02) (F) A adição de etanoato de sódio diminuirá o grau de ionização do ácido etanóico, pois o equilíbrio será deslocado para a esquerda.
 (04) (V) A adição de HCl provocará um deslocamento do equilíbrio para a esquerda.
 (08) (F) A adição de hidróxido de sódio consumirá os íons H^+ do equilíbrio, deslocando-o para a direita.
 (16) (F) K_a é a constante de ionização do ácido etanóico e varia com a temperatura.
 (32) (F) O ácido etanóico (ácido acético) é um ácido fraco.

23-

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot \alpha^2}{1 - \alpha^2} = \frac{(0,02) \cdot (0,15)^2}{(1 - 0,15)} = 5,3 \cdot 10^{-4}$$

24- Alternativa A

Na adição do ácido em água (diluição) como $K_a = [\text{H}^+] \cdot \alpha^2$, para o valor de K_a permaneça inalterado, ocorre $\downarrow [\text{H}^+]$ logo $\uparrow \alpha$.
 A adição do ácido em água é um processo exotérmico, ou seja, favorecido pelo aumento da temperatura, sendo assim favorecerá a reação direta, aumentando o grau de ionização do ácido.

25- Alternativa C

O ácido mais forte possui maior constante de ionização sendo assim a ordem crescente de acidez é: álcool < água < fenol < ácido carboxílico

26- Alternativa B

Na ionização de poliacídios, a ionização do primeiro hidrogênio, faz com que o segundo hidrogênio que restou fique mais fortemente atraído pelo ânion que se formou, dificultando a sua ionização enfraquecendo o ácido e com isso temos: $K_1 > K_2 > K_3$

27- Alternativa B

	CH_3COOH	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	+	H^+
Início	0,5M		0		0
Reage/Forma	X		X		X
Equilíbrio	0,5-X		X		X

28- Alternativa A

$$K_a = [\alpha]^2 \cdot (0,283 \cdot 10^{-2})^2 = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

29- Alternativa E

	CH ₃ COOH	⇌	CH ₃ COO ⁻	+	H ⁺
Início	X		0		0
Reage/Forma	10 ⁻³ M		10 ⁻³ M		10 ⁻³ M
Equilíbrio	X-10 ⁻³ M		10 ⁻³ M		10 ⁻³ M

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(10^{-3}) \cdot (10^{-3})}{X} \rightarrow X = 5,5 \cdot 10^{-2} \text{M}$$

30- Alternativa E

O ácido mais forte possui maior constante de ionização.

31- Alternativa A

O ácido mais fraco possui menor constante de ionização.

32- Alternativa B

Em geral, quando se adicionam duas ou mais equações para conseguir uma equação resultante, a constante de equilíbrio desta equação é igual ao produto das constantes de equilíbrio das equações que se somam.

33-



b.
$$\text{Diminui } [\text{H}_3\text{COOH}] = \frac{n \text{ aumenta}}{V \text{ aumenta mais}}$$

c. Aumenta, maior quantidade de íons

$$\alpha = \frac{\text{quantidade em mols que ioniza}}{\text{quantidade em mols dissolvida}}$$

d. Permanece constante (K_c só varia com a temperatura).

34-

$$K_a = [\alpha]^2 \cdot (10^{-2})^2 \cdot 5 \cdot 10^{-2} = 10^{-4} \cdot 5 \cdot 10^{-2} = 5 \cdot 10^{-6}$$

35-

Temos que: $K_i = \alpha^2 \cdot M$

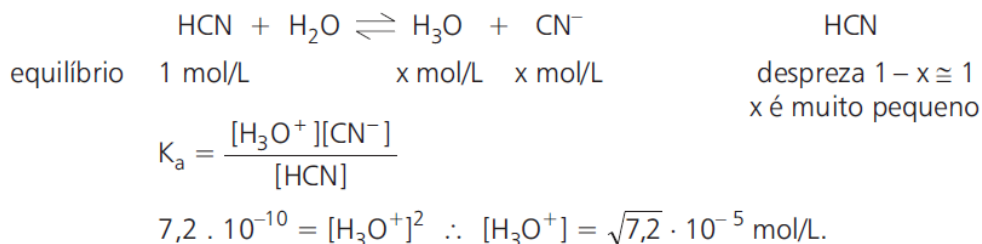
$$\alpha^2 = \frac{K_i}{M} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_i}{M}}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{10^{-9}}{10^{-1}}}$$

$$\alpha = \sqrt{10^{-8}} \therefore \alpha = 10^{-4}$$

$$\alpha = 0,0001 \text{ ou } \alpha = 0,01\%$$

36- Alternativa B



37- Alternativa E

A reação direta (reação 1) é endotérmica ($\Delta H > 0$) favorecida por um aumento de temperatura.

38- Alternativa C

A adição de NaOH aumenta a concentração dos íons OH^- do equilíbrio pelo efeito do íon comum, deslocando o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração dos íons carbonato.

39- Alternativa C

A adição de fluoreto de sódio aumentará a concentração de íons fluoreto do equilíbrio pelo efeito do íon comum, deslocando o equilíbrio para a esquerda, aumentando a concentração de HF não ionizado.

40-

a. O equilíbrio será atingido quando as concentrações de cada espécie no sistema permanecerem constantes. Infelizmente, não podemos dizer com exatidão o valor da abscissa devido à má-construção do gráfico. O valor aproximado do tempo seria de 400 milissegundos.

$$b. K_c = \frac{[\text{FeSCN}^{+2}]}{[\text{Fe}^{+3}] \cdot [\text{SCN}^-]}$$

A partir do gráfico, lemos os valores:

$$[\text{Fe}^{+3}] = 8 \times 10^{-3} \text{ mol/L}, [\text{SCN}^-] = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L e}$$

$$[\text{FeSCN}^{+2}] = 5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{5 \times 10^{-3}}{8 \times 10^{-3} \cdot 2 \times 10^{-3}} = 312,5$$

41-

a) Solução de ácido clorídrico, pois a concentração de H^+ é maior.

b) Basta medir o tempo que demora para recolher certo volume de hidrogênio.

42- Alternativa C

Para diminuir o grau de ionização do ácido, ou seja, deslocar o equilíbrio para a esquerda, deveremos adicionar: HCl ou KF .

43-

(1) (V) Um aumento de pressão no sistema reacional, desloca o equilíbrio no sentido onde há uma diminuição do volume (menor número de mols), ou seja, para a direita elevando a produção de ácido nítrico.

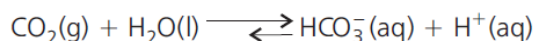
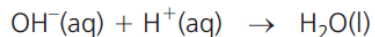
(2) (V) Pela equação global, verifica-se que a adição de água ao sistema diminui o rendimento da reação, pois o equilíbrio será deslocado para a esquerda.

(3) (F) Sabendo-se que a constante de ionização do ácido acético é igual a $1,8 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$, é correto concluir que este é mais fraco que o ácido nítrico.

$$(4) (F) \text{ A expressão para a constante de equilíbrio da reação global é } K_c = \frac{[\text{HNO}_3]^2 \cdot [\text{NO}]^4 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^8}{[\text{NH}_3]^6 \cdot [\text{O}_2]^9}$$

44-

- a. Os íons OH^- da solução de NaOH reagem com os íons H^+ da solução de CO_2 , deslocando o equilíbrio da dissolução do gás carbônico "para a direita". Desta maneira aumenta a dissolução do gás carbônico na água.



- b. Admitindo a total dissolução do gás carbônico no final da experiência, teríamos:

Início

CO_2 + Neônio (Proveta)

$V = 90 \text{ mL}$

Término

Neônio (Proveta)

$V = 50 \text{ mL}$

Devido a dissolução do CO_2 no NaOH, a proveta fica menos densa.

Podemos determinar os volumes iniciais de cada gás na mistura:

$$V_{\text{Neônio}} = 50 \text{ mL}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 90 \text{ mL} - 50 \text{ mL} = 40 \text{ mL}$$

Portanto,

$$90 \text{ mL} \text{ ——— } 90 \text{ kPa}$$

$$40 \text{ mL} \text{ ——— } x$$

$$x = 40 \text{ kPa}$$

45-

- a. Sentido de formação dos produtos. Aumentando a temperatura, o equilíbrio é deslocado no sentido da reação endotérmica (B).
- b. No experimento C.

$$K_c = \frac{[\text{CoCl}_4^{2-}]}{[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^4}$$

Diminuindo a temperatura, o equilíbrio é deslocado "para a esquerda", aumentando as concentrações dos reagentes (denominador da expressão do K_c).

