

**Informações importantes para as resoluções:**

O grau de ionização da água ( $\alpha$ ) pode ser calculado experimentalmente.

$$\alpha_{\text{água}} = 1,81 \times 10^{-9}$$

A partir da análise de 1 L de água, vem:

Condições : 25 °C e 1 atm.

$$d_{\text{água}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1.000 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\text{H}_2\text{O} = 18 \Rightarrow M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$$

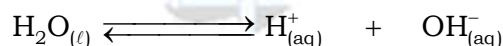
1 L de água  $\Rightarrow$  1.000 g de água

Em 1 L de água :

18 g de água  $\text{-----}$  1 mol de água

1.000 g de água  $\text{-----}$   $n_{\text{água}}$

$$n_{\text{água}} = \frac{1.000 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} \approx 55,55 \text{ mol}$$

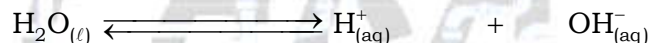


55,55                      0                      0                      (início; mol / L)

$-\alpha \times 55,55$                        $+\alpha \times 55,55$                        $+\alpha \times 55,55$                       (durante; mol / L)

55,55(1 -  $\alpha$ )                       $+\alpha \times 55,55$                        $+\alpha \times 55,55$                       (equilíbrio; mol / L)

$$\alpha = 1,81 \times 10^{-9}$$

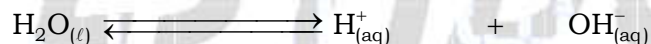


55,55                      0                      0                      (início; mol / L)

$-(1,81 \times 10^{-9}) \times 55,55$                        $+(1,81 \times 10^{-9}) \times 55,55$                        $(1,81 \times 10^{-9}) \times 55,55$                       (durante; mol / L)

55,55  $(1 - 1,81 \times 10^{-9})$                        $10^{-7}$                        $10^{-7}$                       (equilíbrio; mol / L)

$\approx 1$



55,55                      0                      0                      (início; mol / L)

$-(1,81 \times 10^{-9}) \times 55,55$                        $+(1,81 \times 10^{-9}) \times 55,55$                        $(1,81 \times 10^{-9}) \times 55,55$                       (durante; mol / L)

$\underbrace{55,55}_{\text{constante}}$                        $10^{-7}$                        $10^{-7}$                       (equilíbrio; mol / L)

$$K_c = \frac{[\text{H}_{(\text{aq})}^+] \times [\text{OH}_{(\text{aq})}^-]}{[\text{H}_2\text{O}_{(l)}]}$$

$$K_c \times [\text{H}_2\text{O}_{(l)}] = [\text{H}_{(\text{aq})}^+] \times [\text{OH}_{(\text{aq})}^-]$$

$K_w$

$$K_c \times 55,55 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$K_w$

$$\boxed{K_w = 10^{-14}}$$

$$K_w = [\text{H}_{(\text{aq})}^+] \times [\text{OH}_{(\text{aq})}^-] = 10^{-14}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$[\text{H}^+_{(\text{aq})}] \times [\text{OH}^-_{(\text{aq})}] = 10^{-14}$$

$$10^{-\text{pH}} \times 10^{-\text{pOH}} = 10^{-14}$$

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

$\text{pH} = 7 \Rightarrow$  Meio neutro

$\text{pH} < 7 \Rightarrow$  Meio ácido

$\text{pH} > 7 \Rightarrow$  Meio básico ou alcalino

$[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow$  Meio neutro

$[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow$  Meio ácido

$[\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow$  Meio básico ou alcalino

Observações :

$$[\text{H}^+_{(\text{aq})}] = a \times 10^{-b}$$

$$\text{pH} = -\log(a \times 10^{-b})$$

$$\text{pH} = b - \log a$$

$$[\text{OH}^-_{(\text{aq})}] = a \times 10^{-b}$$

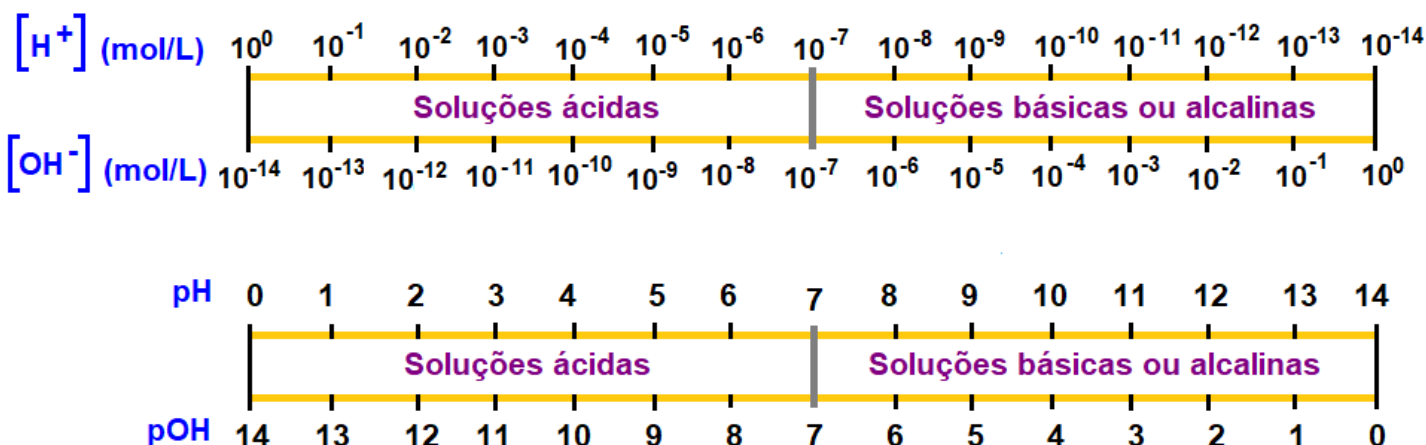
$$\text{pOH} = -\log(a \times 10^{-b})$$

$$\text{pOH} = b - \log a$$

A constante de ionização da água ( $K_w$ ) varia conforme a temperatura. Exemplos:

Temperatura (°C)	Constante de ionização da água ( $K_w$ ) (valores aproximados)
0 °C	$10^{-15}$
25 °C (padrão)	$10^{-14}$
40 °C	$3 \times 10^{-14}$
100 °C	$5 \times 10^{-13}$

**Lembre-se!**



**01.** Calcule o valor do pH e pOH para as seguintes soluções e suas respectivas concentrações de  $H^+$  e/ou  $OH^-$  :

- a)  $[H^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$
- b)  $[H^+] = 10^{-9} \text{ mol/L}$
- c)  $[H^+] = 10^{-12} \text{ mol/L}$
- d)  $[H^+] = 10^{-14} \text{ mol/L}$
- e)  $[H^+] = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$
- f)  $[H^+] = 5 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$
- g)  $[H^+] = 3 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$
- h)  $[H^+] = 7 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$
- i)  $[OH^-] = 10^{-3} \text{ mol/L}$
- j)  $[OH^-] = 10^{-9} \text{ mol/L}$
- k)  $[OH^-] = 10^{-12} \text{ mol/L}$
- l)  $[OH^-] = 10^{-14} \text{ mol/L}$
- m)  $[OH^-] = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$
- n)  $[OH^-] = 5 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$
- o)  $[OH^-] = 3 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$
- p)  $[OH^-] = 7 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$

**02.** (FUVEST-GV) Entre os líquidos da tabela adiante:

Líquido	$[H^+] \text{ mol/L}$	$[OH^-] \text{ mol/L}$
leite	$1,0 \times 10^{-7}$	$1,0 \times 10^{-7}$
água do mar	$1,0 \times 10^{-8}$	$1,0 \times 10^{-6}$
coca-cola	$1,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-11}$
café preparado	$1,0 \times 10^{-5}$	$1,0 \times 10^{-9}$
lágrima	$1,0 \times 10^{-7}$	$1,0 \times 10^{-7}$
água de lavadeira	$1,0 \times 10^{-12}$	$1,0 \times 10^{-2}$

tem caráter ácido apenas:

- a) o leite e a lágrima.
- b) a água de lavadeira.
- c) o café preparado e a coca-cola.
- d) a água do mar e a água de lavadeira.
- e) a coca-cola.

**03.** (UEL) A  $25^\circ\text{C}$ , soluções aquosas ácidas têm

- a)  $\text{pH} = \text{pOH}$
- b)  $[H^+] = [OH^-]$
- c)  $[OH^-] = 0$
- d)  $\text{pH} < 7$
- e)  $\text{pOH} < 7$

- 04.** (FEI) Qual o pH de uma solução cuja concentração hidrogeniônica é  $10^{-8}$  mol/L? A solução é ácida, neutra ou básica?
- 05.** (FEI) Quais os valores de  $[H^+]$  e de  $[OH^-]$  em uma solução de pH igual a 8?
- 06.** (FAAP) Uma solução aquosa que apresente concentração hidroxiliônica igual a  $10^{-6}$  mol/L tem caráter ácido ou básico? Justifique.
- 07.** (FUVEST) Quando 0,050 mol de ácido HA foi dissolvido em quantidade de água suficiente para obter 1,00 litro de solução, constatou-se que o pH resultante foi igual a 2,00.
- a) Qual a concentração total dos íons na solução.
- b) Qual o valor da constante de ionização ( $K_a$ ) do ácido HA?
- 08.** (E.E. Mauá-SP) Em uma solução aquosa de ácido acético, a  $20^\circ C$ , o ácido se encontra 1,0 % ionizado. A constante de ionização do ácido, nessa temperatura, é  $1,8 \times 10^{-5}$ . Calcule: (dados:  $\log 2 = 0,30$  e  $\log 3 = 0,48$ ).
- a) a concentração molar da solução;
- b) o pH da solução.
- 09.** (FUVEST) Ao ser adicionado um ácido a uma solução aquosa de pH = 4, verificou-se que esta passou a apresentar pH = 2. Por que número foi multiplicada a concentração hidrogeniônica dessa solução?
- 10.** (UNITAU) À medida que aumenta  $[H^+]$  numa solução, o pH e o pOH da solução, respectivamente:
- a) não se altera, aumenta.
- b) não se altera, diminui.
- c) diminui, aumenta.
- d) aumenta, diminui.
- e) não se altera, não se altera.
- 11.** (UNITAU) A notação pH indica, por definição:
- a) o logaritmo do inverso da concentração molar  $[H^+]$ .
- b) o logaritmo da concentração molar  $[H^+]$ .
- c) o logaritmo da relação  $[H^+]/[OH^-]$ .
- d) o logaritmo do inverso do produto iônico da água.
- e) o logaritmo do produto iônico da água.
- 12.** Na diluição de 10 L uma solução de concentração de cátions  $H^+$  de 0,001 mol/L são utilizados 90 L de água. Qual o valor do pH desta solução antes e depois da diluição? ( $25^\circ C$  e 1 atm)
- 13.** Na diluição de 10 L uma solução de concentração de cátions  $H^+$  de 0,002 mol/L são utilizados 990 L de água. Qual o valor do pOH desta solução depois da diluição? Dado:  $\log 2 = 0,3$ . ( $25^\circ C$  e 1 atm)
- 14.** (E.E. Mauá-SP) A 1 litro de solução de HCl de pH = 3 são adicionados 9 litros de água destilada. Pergunta-se:
- a) Qual a concentração hidrogeniônica da solução inicial?
- b) Qual o pH da solução final?

15. (E.E. Mauá-SP) Dissolvem-se 3,65 g de HCl e 6,0 g de NaOH em água suficiente para um litro de solução. Calcule o pH da solução resultante a 25 °C.

Dados:  $\log 5 = 0,7$ ;  $H = 1$ ;  $O = 16$ ;  $Na = 23$ ;  $Cl = 35,5$ .

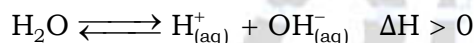
16. (ITA) A acidez de uma solução 0,1 mol/L de um ácido é tanto maior:

- I. quanto maior o pH;
- II. quanto maior a concentração de  $H^+$ ;
- III. quanto maior a constante de ionização de ácido.

Com respeito às afirmações acima, pode-se dizer que:

- a) somente I está certa.
- b) somente II está certa.
- c) somente III está certa.
- d) somente I e II estão certas.
- e) somente II e III estão certas.

17. A partir da análise de certa massa  $m$  de água líquida a 25 °C, tem-se:



$$K = [H^+_{(aq)}] \times [OH^-_{(aq)}] = 10^{-14}$$

O valor da constante K será alterado quando:

- a) a massa de água  $m$  for alterada.
- b) a temperatura da água for alterada.
- c) se adicionar um ácido à água, à temperatura constante.
- d) se adicionar uma base à água, à temperatura constante.
- e) se adicionar um hidrogenossal à água, à temperatura constante.

18. (Santa Casa - Medicina) A 45 °C o produto iônico da água é igual a  $4,0 \times 10^{-14}$ . A essa temperatura, o valor da concentração em mol/L de cátions  $H^+$  de uma solução aquosa neutra é:

- a)  $0,6 \times 10^{-7}$
- b)  $2,0 \times 10^{-7}$
- c)  $4,0 \times 10^{-7}$
- d)  $2,0 \times 10^{-14}$
- e)  $4,0 \times 10^{-14}$

19. (ITA) Qual será o valor do pH de uma solução onde a concentração de íons  $H^+$  é igual a  $2,0 \times 10^{-4}$  mol/L? Dado:  $\log 2 = 0,3$ .

- a) 2,4
- b) 3,0
- c) 3,7
- d) 4,0
- e) 4,3

20. (UFES) Numa solução de  $1,0 \times 10^{-5}$  mol/L de  $Al(OH)_3$ , a concentração de íons  $Al^{3+}$  e o pH são, respectivamente (dado:  $\log 3 = 0,48$ ):

- a)  $1,0 \times 10^{-5}$  mol/L, 4,52.
- b)  $1,0 \times 10^{-5}$  mol/L, 5,00.
- c)  $1,0 \times 10^{-5}$  mol/L, 9,48.
- d)  $3,0 \times 10^{-5}$  mol/L, 4,52.
- e)  $3,0 \times 10^{-5}$  mol/L, 9,48.

**21.** (Cesgranrio) Entre os antiácidos caseiros, destacam-se o leite de magnésia e o bicarbonato de sódio. Quantas vezes o leite de magnésia ( $\text{pH} \approx 11$ ) é mais básico do que uma solução de bicarbonato de sódio ( $\text{pH} \approx 8$ )?

- a) 3    b) 19    c) 88    d) 100    e) 1000

**22.** (FUVEST) Ao tomar dois copos de água, uma pessoa diluiu seu suco gástrico (solução contendo ácido clorídrico) de  $\text{pH} = 1$ , de 50 para 500 mL. Qual será o  $\text{pH}$  da solução resultante logo após a ingestão da água?

- a) 0    b) 2    c) 4    d) 6    e) 8

**23.** (FUVEST) Valor numérico da constante de dissociação do ácido acético  $= 1,8 \times 10^{-5}$ .

Dada amostra de vinagre foi diluída com água até se obter uma solução de  $\text{pH} = 3$ . Nesta solução as concentrações, em mol/L, de  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  e  $\text{CH}_3\text{COOH}$  são, respectivamente, da ordem de:

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

**24.** (PUCCAMP) Uma área agrícola foi adubada com amônia, nitrato e fosfato de amônio. Na amostra das águas residuais da irrigação dessa área verifica-se que a concentração de íons  $\text{OH}^-$  (aq) é igual a  $8 \times 10^{-5}$  mol/L, a  $25^\circ\text{C}$ . Pode-se afirmar que a amostra tem  $\text{pH}$  igual a

Dados:  $\log 8 = 0,90$ ;  $K_w = [\text{H}^+][\text{H}^-] = 1 \times 10^{-14}$  a  $25^\circ\text{C}$ .

- a) 9,9    b) 8,5    c) 7,0    d) 6,9    e) 3,9

**25.** (UEL) Duas soluções aquosas de ácido clorídrico têm, respectivamente,  $\text{pH} = 3$  e  $\text{pH} = 6$ . A relação entre as concentrações  $[\text{H}^+(\text{aq})]$  da primeira para a segunda solução é de

- a) 3 : 6    b) 1 : 6    c) 1 :  $10^3$     d) 2 :  $10^3$     e) 1 :  $10^6$

**26.** (UEL) Considere as seguintes afirmações:

- I. soluções ácidas têm  $\text{pH}$  menores do que soluções básicas;  
II. a  $25^\circ\text{C}$ , uma solução com  $\text{pH} = 6$  tem  $\text{pOH} = 8$ ;  
III. a  $25^\circ\text{C}$ , soluções neutras têm  $\text{pH} = 14$ .

São corretas SOMENTE

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

**27.** (UFMG) Todas as alternativas contêm afirmações corretas sobre o  $\text{pH}$  de sistemas, EXCETO

- a) A solução saturada de  $\text{CO}_2$  tem  $\text{pH}$  menor do que sete.  
b) A soma do  $\text{pH}$  e  $\text{pOH}$  é 14 numa solução aquosa a  $25^\circ\text{C}$ .  
c) O  $\text{pH}$  da água pura a  $25^\circ\text{C}$  é neutro.  
d) O  $\text{pH}$  de uma solução de  $\text{NaOH}$  é maior do que sete.  
e) O  $\text{pH}$  é menor do que o  $\text{pOH}$  em soluções ácidas.

28. (UFMG) Entre estes sistemas homogêneos, aquele que apresenta maior pH é

- a) um copo de água + um copo de suco de laranja.
- b) um copo de água + um copo de suco de limão.
- c) um copo de água + uma colher de bicarbonato de sódio.
- d) um copo de água + uma colher de sal de cozinha.
- e) um copo de água + uma colher de vinagre.

29. (UFMG) A tabela a seguir indica pH aproximado de alguns sistemas, a 25 °C

SISTEMA - pH

Suco de limão - 2,5

Vinagre - 3,0

Suco de tomate - 5,0

Sangue humano - 7,5

Leite de magnésia - 11,0

Considerando-se as informações dessa tabela, a afirmativa FALSA é

- a) a concentração de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  no sangue humano é inferior a  $10^{-7}$  mol/L.
- b) a concentração de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  no vinagre é de  $10^{-3}$  mol/L.
- c) a concentração de íons  $\text{OH}^-$  no leite de magnésia é  $10^{-11}$  mol/L.
- d) a concentração de íons  $\text{OH}^-$  no suco de tomate é maior do que no vinagre.
- e) o suco de limão é mais ácido do que o vinagre.

30. (UNESP) Um suco de tomate tem pH = 4. Isto significa que:

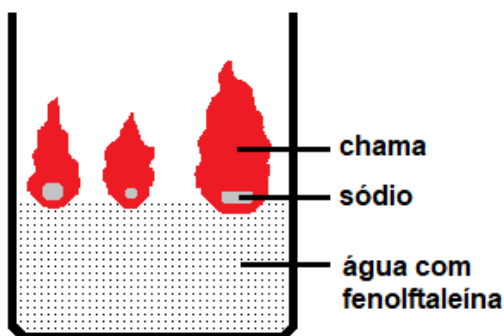
- a) o suco apresenta propriedades alcalinas.
- b) a concentração de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  presentes no suco é  $10^4$  mol/L.
- c) a concentração de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  presentes no suco é  $10^{-4}$  mol/L.
- d) a concentração de íons  $\text{OH}^-$  presentes no suco é  $10^4$  mol/L.
- e) a concentração de íons  $\text{OH}^-$  presentes no suco é  $10^{-4}$  mol/L.

31. (UNESP) O "leite de magnésia", constituído por uma suspensão aquosa de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , apresenta pH igual a 10. Isto significa que:

- a) o "leite de magnésia" tem propriedades ácidas.
- b) a concentração de íons  $\text{OH}^-$  é igual a  $10^{-10}$  mol/L.
- c) a concentração de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  é igual a  $10^{-10}$  mol/L.
- d) a concentração de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  é igual a  $10^{10}$  mol/L.
- e) a soma das concentrações dos íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  é igual a  $10^{-14}$  mol/L.

32. (FUVEST) Coloca-se em um recipiente de vidro água destilada, gotas de solução de fenolftaleína e, em seguida, pedaços de sódio metálico.

Observa-se, então, violenta reação do metal com a água, resultando chama na superfície exposta do metal e coloração rósea na solução. A chama e a coloração resultam, respectivamente, da queima de:



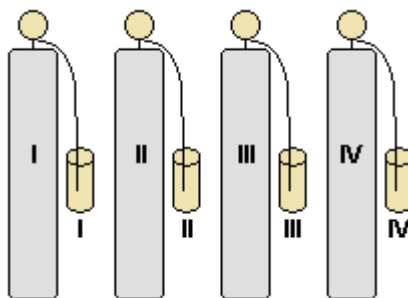
- a) hidrogênio produzido na reação e aumento de pH.
- b) oxigênio produzido na reação e aumento de pH.
- c) nitrogênio do ar e aumento de pH.
- d) hidrogênio produzido na reação e diminuição de pH.
- e) nitrogênio do ar e diminuição de pH.

**33.** (FUVEST) O indicador azul de bromotimol fica amarelo em soluções aquosas de concentração hidrogeniônica maior do que  $1,0 \times 10^{-6}$  mol/L e azul em soluções de concentração hidrogeniônica menor do que  $2,5 \times 10^{-8}$  mol/L. Considere as três soluções seguintes, cujos valores do pH são dados entre parênteses: suco de tomate (4,8), água da chuva (5,6), água do mar (8,2). Se necessário, use  $\log 2,5 = 0,4$ .

As cores apresentadas pelas soluções suco de tomate, água da chuva e água do mar são, respectivamente:

- a) amarelo, amarelo, amarelo.
- b) amarelo, amarelo, azul.
- c) amarelo, azul, azul.
- d) azul, azul, amarelo.
- e) azul, azul, azul.

**34.** (FGV) Em um laboratório, encontram-se quatro cilindros identificados pelos números I, II, III e IV, contendo os gases puros  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{CO}$ , e  $\text{SO}_2$ , respectivamente. Esses gases foram individualmente borbulhados em água destilada a  $25^\circ\text{C}$ , com  $\text{pH} = 7$ , e os valores de pH das soluções formadas foram medidos por um potenciômetro.



Considerando-se que a rotulagem dos frascos corresponde à dos cilindros, os resultados para as soluções dos frascos I, II, III e IV são, respectivamente,

- a)  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} = 7$ ,  $\text{pH} > 7$ .
- b)  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} = 7$ ,  $\text{pH} < 7$ .
- c)  $\text{pH} = 7$ ,  $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} = 7$ ,  $\text{pH} > 7$ .
- d)  $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} = 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} < 7$ .
- e)  $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} = 7$ ,  $\text{pH} < 7$ .

**35.** (UFMG) Alguns valores do produto iônico da água estão no quadro.

T ( $^\circ\text{C}$ )	10	25	40
$K_w$	$2,9 \times 10^{-15}$	$1,0 \times 10^{-14}$	$2,9 \times 10^{-14}$

Considerando esses dados, todas as alternativas estão corretas, EXCETO

- a) A concentração de íons  $\text{H}^+$  é igual à de íons  $\text{OH}^-$  em qualquer temperatura.
- b) A dissociação da água é um processo endotérmico.
- c) A elevação da temperatura aumenta o pH da água pura.
- d) O pH da água pura a  $10^\circ\text{C}$  é maior do que 7.
- e) O pH da água pura a  $25^\circ\text{C}$  é igual a 7



**36.** (UNIFESP) Alguns medicamentos, à base de AAS (monoácido acetilsalicílico), são utilizados como analgésicos, anti-inflamatórios e desplaquetadores sanguíneos. Nas suas propagandas, consta: "O Ministério da Saúde adverte: este medicamento é contraindicado em caso de suspeita de dengue". Como as plaquetas são as responsáveis pela coagulação sanguínea, esses medicamentos devem ser evitados para que um caso de dengue simples não se transforme em dengue hemorrágica.

Sabendo-se que a constante de ionização do AAS é  $3 \times 10^{-5}$ , o valor que mais se aproxima do pH de uma solução aquosa de AAS  $3,3 \times 10^{-4}$  mol/L é

- a) 8.      b) 6.      c) 5.      d) 4.      e) 3.

**37.** (FUVEST) VALOR NUMÉRICO DO PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA =  $1,0 \times 10^{-14}$ .

Leite de magnésia é essencialmente uma suspensão de hidróxido de magnésio em água. A solubilidade de  $Mg(OH)_2$ , à temperatura ambiente, é  $1,5 \times 10^{-4}$  mol/L. Logo, o pH do leite de magnésia está entre:

- a) 7 e 8.  
b) 8 e 9.  
c) 9 e 10.  
d) 10 e 11.  
e) 11 e 12.

**38.** (FUVEST) Ácido adípico e málico são usados para controlar o pH de refrigerantes. Mostre qual dos dois ácidos, ao ser adicionado até a concentração de 0,5 grama por litro de refrigerante, acarretará pH resultante mais baixo. A resposta pode ser justificada sem cálculos.

	Massa molar (g/mol)	K (constante de ionização)
ácido adípico	146	$4 \times 10^{-5}$
ácido málico	134	$3 \times 10^{-4}$

**39.** (UNESP) A aspirina e o ácido acético são ácidos monoproticos fracos, cujas constantes de dissociação são iguais a  $3,4 \times 10^{-4}$  e  $1,8 \times 10^{-5}$ , respectivamente.

a) Considere soluções 0,1 mol/L de cada um desses ácidos. Qual solução apresentará o menor pH? Justifique sua resposta.

b) Se os sais de sódio destes dois ácidos forem dissolvidos em água, formando duas soluções de concentração 0,1 mol/L, qual dentre as soluções resultantes apresentará maior pH? Justifique sua resposta.

**40.** (ITA) Determine a massa de hidróxido de potássio que deve ser dissolvida em 0,500 mL de água para que a solução resultante tenha um pH  $\approx 13$  a 25 °C.

**41.** (IME) A constante de ionização de um ácido monocarboxílico de massa molecular 60 é  $4,0 \times 10^{-5}$ . Dissolvem-se 6,0 g desse ácido em água até completar 1 litro de solução.

Dado:  $\log 2 = 0,3$ .

Determine:

- a) a concentração de  $H^+$  na solução;  
b) o pH da solução;  
c) a expressão matemática da constante de ionização;  
d) a concentração de  $H^+$  se o ácido for totalmente dissociado;  
e) a solução que neutralizará uma maior quantidade de NaOH, considerando duas soluções, de mesmo volume e de mesmo pH, do ácido monocarboxílico e de HCl.

42. (ITA) A 60 °C o produto iônico da água,  $[H^+] \times [OH^-]$ , é igual a  $1,0 \times 10^{-13}$ . Em relação a soluções aquosas nesta temperatura são feitas as seguintes afirmações:

- I. Soluções ácidas são aquelas que têm  $pH < 6,5$ .
- II. Soluções neutras têm  $pH = 6,5$
- III. Soluções básicas têm  $pH > 6,5$ .
- IV.  $pH + pOH$  tem que ser igual a 13,0.
- V. Solução com  $pH = 14$  é impossível de ser obtida.

Das afirmações anteriores estão CORRETAS:

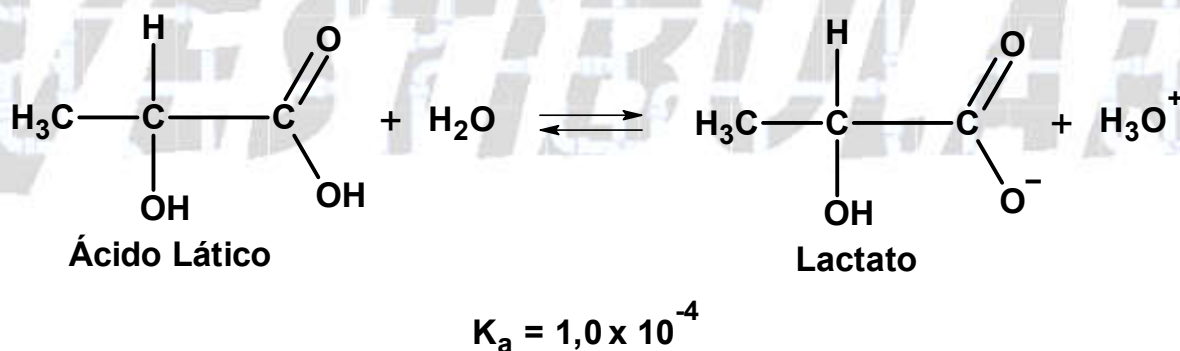
- a) Apenas V
- b) Apenas I e III
- c) Apenas II, IV e V
- d) Apenas I, II, III e IV
- e) Nenhuma

43. (ITA) Juntando 1,0 litro de uma solução aquosa de HCl com  $pH = 1,0$  a 10,0 litros de uma solução aquosa de HCl com  $pH = 6,0$ , qual das opções a seguir contém o valor de  $pH$  que mais se aproxima do  $pH$  de 11,0 litros da mistura obtida? Dado:  $\log 3 = 0,48$ .

- a)  $pH \approx 0,6$ .    b)  $pH \approx 1,0$ .    c)  $pH \approx 2,0$ .    d)  $pH \approx 3,5$ .    e)  $pH \approx 6,0$ .

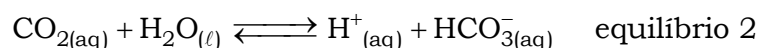
44. (UNESP) Na prática de exercícios físicos, o organismo humano utiliza a glicose como principal fonte de energia. Havendo suprimento adequado de oxigênio, obtém-se o rendimento energético máximo possível, mas quando o esforço é muito intenso, o fornecimento de oxigênio pode se tornar insuficiente, e o organismo adotar rota alternativa menos eficiente, envolvendo produção de ácido láctico, o que resulta na diminuição do  $pH$  no músculo. Após um período de descanso, o  $pH$  do músculo retorna ao seu valor normal, aproximadamente neutro.

O equilíbrio entre o ácido láctico e o lactato em meio aquoso encontra-se representado na equação química:



Calcule a razão entre as concentrações do íon lactato e do ácido láctico nas condições de equilíbrio químico, no músculo, quando o  $pH$  for igual a 7. Apresente seus cálculos.

45. (FUVEST) Mesmo em regiões não poluídas, a água da chuva não apresenta  $pH$  igual a 7, devido ao  $\text{CO}_2$  atmosférico, que nela se dissolve, estabelecendo-se os equilíbrios



No equilíbrio 1, o valor da concentração de  $\text{CO}_2$  dissolvido na água,  $[\text{CO}_{2(\text{aq})}]$ , é obtido pela lei de Henry, que fornece a solubilidade do  $\text{CO}_2$  na água, em função da pressão parcial desse gás,  $P_{\text{CO}_2}$ , no ar:

$$[\text{CO}_{2(\text{aq})}] = k \cdot P_{\text{CO}_2}, \text{ onde } k = 3,5 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1} \text{ a } 25^\circ\text{C}.$$

O valor da constante do equilíbrio 2, a  $25^\circ\text{C}$ , é  $4,4 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ .

a) Atualmente, a concentração de  $\text{CO}_2$  na atmosfera se aproxima de 400 ppm, Calcule a pressão parcial de  $\text{CO}_2$  para um local em que a pressão do ar é 1,0 atm.

b) Escreva a expressão da constante do equilíbrio 2.

c) Calcule o pH da água da chuva (o gráfico a seguir poderá ajudar, evitando operações como extração de raiz quadrada e de logaritmo).

## RESPOSTAS

**01.**  $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/L}; [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \text{ mol/L}; \text{pH} + \text{pOH} = 14.$

a)  $\text{pH} = 3; \text{pOH} = 11.$

j)  $\text{pOH} = 9$

$\text{pH} = 5$

b)  $\text{pH} = 9; \text{pOH} = 5.$

k)  $\text{pOH} = 12$

c)  $\text{pH} = 12; \text{pOH} = 2$

$\text{pH} = 2$

d)  $\text{pH} = 14; \text{pOH} = 0$

l)  $\text{pOH} = 14$

$\text{pH} = 0$

e)  $\text{pH} = 3 - \log 2$

$\text{pOH} = 11 + \log 2$

m)  $\text{pOH} = 3 - \log 2$

$\text{pH} = 11 + \log 2$

f)  $\text{pH} = 9 - \log 5$

$\text{pOH} = 5 + \log 5$

n)  $\text{pOH} = 9 - \log 5$

$\text{pH} = 5 + \log 5$

g)  $\text{pH} = 12 - \log 3$

$\text{pOH} = 2 + \log 3$

o)  $\text{pOH} = 12 - \log 3$

$\text{pH} = 2 + \log 3$

h)  $\text{pH} = 14 - \log 7$

$\text{pOH} = + \log 7$

p)  $\text{pOH} = 14 - \log 7$

$\text{pH} = + \log 7$

i)  $\text{pOH} = 3$

$\text{pH} = 11$

**02.** Alternativa C.

Tem caráter ácido o líquido que apresentar  $[\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ mol/L}$ :

coca-cola	$1,0 \times 10^{-3}$
café preparado	$1,0 \times 10^{-5}$

**03.** Alternativa D

A 25 °C, soluções aquosas ácidas têm pH < 7.

**04.** Teremos:

$$[H^+] = 10^{-8} \text{ mol/L}$$

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

$$\text{pH} = 8$$

pH > 7 ⇒ solução básica.

**05.** Teremos:

$$\text{pH} = 8$$

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

$$[H^+] = 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[H^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$$

$$10^{-8} \times [OH^-] = 10^{-14}$$

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

**06.** Teremos:

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

$$[OH^-] = 10^{-\text{pOH}} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = 6$$

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

$$\text{pH} + 6 = 14$$

$$\text{pH} = 8$$

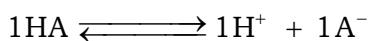
pH > 7 ⇒ solução com caráter básico.

**07.** a) Cálculo da concentração total dos íons na solução:

$$[HA] = \frac{n_{HA}}{V}$$

$$[HA] = \frac{0,050 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 2 \Rightarrow [H^+] = 10^{-2} \text{ mol/L} = 0,01 \text{ mol/L}$$



$$0,050 \quad 0 \quad 0 \quad (\text{início; mol})$$

$$-0,01 \quad +0,01 \quad +0,01 \quad (\text{durante; mol})$$

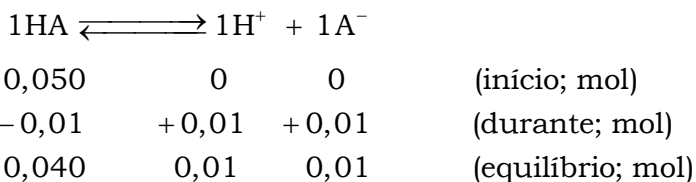
$$0,040 \quad 0,01 \quad 0,01 \quad (\text{equilíbrio; mol})$$

$$n_{\text{total de íons}} = 0,01 \text{ mol} + 0,01 \text{ mol} = 0,02 \text{ mol}$$

$$V = 1,00 \text{ L}$$

$$\text{Concentração total de íons} = 0,02 \text{ mol/L}$$

b) Cálculo da constante de ionização ( $K_a$ ) do ácido:



$$K_a = \frac{[0,01] \times [0,01]}{[0,040]} = 0,0025$$

$$K_a = 2,5 \times 10^{-3}$$

08. a) Cálculo da concentração molar da solução:

$$\alpha = 1,0 \% = 10^{-2}$$

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

$$K_a = \alpha^2 \times M$$

$$K_a = \alpha^2 \times [\text{HAc}]$$

$$1,8 \times 10^{-5} = (10^{-2})^2 \times [\text{HAc}]$$

$$[\text{HAc}] = \frac{1,8 \times 10^{-5}}{(10^{-2})^2}$$

$$[\text{HAc}] = 1,8 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

b) Cálculo do pH da solução:

$$[\text{H}^+] = \alpha \times [\text{HAc}]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-2} \times 1,8 \times 10^{-1}$$

$$[\text{H}^+] = 1,8 \times 10^{-3} = 18 \times 10^{-4}$$

$$[\text{H}^+] = 18 \times 10^{-4}$$

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

$$\text{pH} = -\log (18 \times 10^{-4})$$

$$\text{pH} = 4 - \log 18$$

$$\text{pH} = 4 - \log (3^2 \times 2) = 4 - (\log 3^2 + \log 2)$$

$$\text{pH} = 4 - 2 \times \log 3 - \log 2$$

$$\text{pH} = 4 - 2 \times 0,48 - 0,30$$

$$\text{pH} = 2,74$$

09. Teremos:

$$\text{pH} = 4 \Rightarrow [\text{H}^+]_{\text{inicial}} = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

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

$$10^{-4} \times (\text{número}) = 10^{-2}$$

$$(\text{número}) = \frac{10^{-2}}{10^{-4}}$$

$$(\text{número}) = 100$$

10. Alternativa C.

À medida que aumenta  $[H^+]$  numa solução, o pH **diminui**, pois a concentração de cátions  $H^+$  aumenta e o pOH da solução **umenta**, pois a concentração de ânions  $OH^-$  diminui.

11. Alternativa A.

A notação pH indica, por definição, o logaritmo do inverso da concentração molar  $[H^+]$ .

$$pH = -\log[H^+] = \log[H^+]^{-1} = \log\left(\frac{1}{[H^+]}\right)$$

12. Teremos:

$$V_{\text{inicial}} = 10 \text{ L}$$

$$[H^+]_{\text{inicial}} = 0,001 \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{água}} = 90 \text{ L}$$

$$V_{\text{final}} = 10 + 90 = 100 \text{ L}$$

$$[H^+]_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = [H^+]_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

$$10^{-3} \times 10 = [H^+]_{\text{final}} \times 100$$

$$[H^+]_{\text{final}} = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log[H^+]_{\text{final}}$$

$$pH = -\log 10^{-4}$$

$$pH = 4$$

13. Teremos:

$$V_{\text{antes}} = 10 \text{ L}$$

$$[H^+]_{\text{antes}} = 0,002 \text{ mol/L} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{depois}} = 10 \text{ L} + 990 \text{ L} = 1000 \text{ L}$$

$$[H^+] = \frac{n}{V} \Rightarrow n = [H^+] \times V$$

$$n_{\text{antes}} = n_{\text{depois}}$$

$$[H^+]_{\text{antes}} \times V_{\text{antes}} = [H^+]_{\text{depois}} \times V_{\text{depois}}$$

$$2 \times 10^{-3} \times 10 = [H^+]_{\text{depois}} \times 1000$$

$$[H^+]_{\text{depois}} = 2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[H^+]_{\text{depois}} = a \times 10^{-b} \text{ mol/L} \Rightarrow pH = b - \log a$$

$$pH_{\text{depois}} = (5 - \log 2) \text{ mol/L}$$

$$pH_{\text{depois}} = 5 - 0,3$$

$$pH_{\text{depois}} = 4,7$$

$$pH_{\text{depois}} + pOH_{\text{depois}} = 14$$

$$4,7 + pOH_{\text{depois}} = 14$$

$$pOH_{\text{depois}} = 9,3$$

14. a) Cálculo da concentração hidrogeniônica da solução inicial:

$$V_{\text{inicial}} = 1 \text{ L}$$

$$[\text{HCl}]_{\text{inicial}} = [\text{H}^+]_{\text{inicial}}$$

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

b) Cálculo do pH da solução final:

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

$$V_{\text{final}} = V_{\text{inicial}} + 9 \text{ L} = 1 \text{ L} + 9 \text{ L}$$

$$V_{\text{final}} = 10 \text{ L}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = [\text{H}^+]_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

$$10^{-3} \times 1 = [\text{H}^+]_{\text{final}} \times 10$$

$$[\text{H}^+]_{\text{final}} = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]_{\text{final}} \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 4$$

15. Cálculo do pH da solução resultante:

$$M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}; m_{\text{HCl}} = 3,65 \text{ g}$$

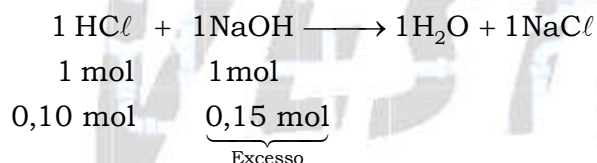
$$n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} = \frac{3,65}{36,5} = 0,1$$

$$[\text{HCl}] = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = 0,10 \text{ mol/L}$$

$$M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}; m_{\text{NaOH}} = 6,0 \text{ g}$$

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{6,0}{40} = 0,15 \text{ mol}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = 0,15 \text{ mol/L}$$



$$n_{\text{OH}^- (\text{excesso})} = 0,15 - 0,10 = 0,05 \text{ mol}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,05 \text{ mol/L} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

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

$$\text{pOH} = -\log(5 \times 10^{-2}) \Rightarrow \text{pOH} = 2 - \log 5$$

$$\text{pH} = 12 + \log 5 \Rightarrow \text{pH} = 12 + 0,7$$

$$\text{pH} = 12,7$$

16. Alternativa E

I. Errada. Quanto menor for o pH;

II. Certa. Quanto maior a concentração de  $\text{H}^+$ ;

III. Certa. Quanto maior a constante de ionização de ácido.

17. Alternativa B

O valor da constante K será alterado quando a temperatura da água for alterada, pois a constante de equilíbrio depende da temperatura do sistema.

18. Alternativa B

$$K_w = 4,0 \times 10^{-14}$$

$$K_w = [H^+] \times [OH^-]$$

Numa solução neutra:  $[H^+] = [OH^-]$ . Então,

$$K_w = [H^+] \times [H^+]$$

$$4,0 \times 10^{-14} = [H^+]^2$$

$$[H^+] = \sqrt{4,0 \times 10^{-14}}$$

$$[H^+] = 2,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

19. Alternativa C

$$[H^+] = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log(2,0 \times 10^{-4})$$

$$pH = 4 - \log 2$$

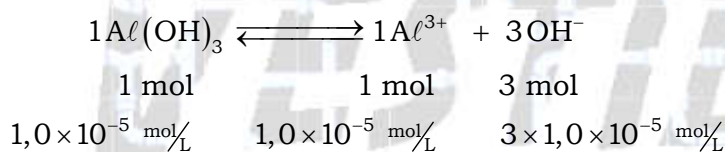
$$\log 2 = 0,3$$

$$pH = 4 - 0,3$$

$$pH = 3,7$$

20. Alternativa C

$$[Al(OH)_3] = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$



$$[Al^{3+}] = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 3,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$pOH = -\log(3,0 \times 10^{-5})$$

$$pOH = 5 - \log 3$$

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH + (5 - \log 3) = 14$$

$$pH = 9 + \log 3$$

$$\log 3 = 0,48$$

$$pH = 9 + 0,48$$

$$pH = 9,48$$



**21. Alternativa E**

$$\text{pH} = 11$$

$$\text{pOH} = 3 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ mol/L (leite de magnésia)}$$

$$\text{pH} = 8$$

$$\text{pOH} = 6 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-6} \text{ mol/L (solução de bicarbonato de sódio)}$$

$$\frac{10^{-3} \text{ mol/L}}{10^{-6} \text{ mol/L}} = 1000$$

**22. Alternativa B**

$$\text{pH} = 1 \Rightarrow [\text{H}^+]_{\text{inicial}} = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{inicial}} = 50 \text{ mL}; V_{\text{final}} = 500 \text{ mL}$$

Na diluição:

$$[\text{H}^+]_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = [\text{H}^+]_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

$$10^{-1} \times 50 = [\text{H}^+]_{\text{final}} \times 500$$

$$[\text{H}^+]_{\text{final}} = 0,01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

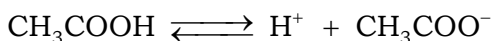
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]_{\text{final}} \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-2}$$

$$\text{pH} = 2$$

**23. Alternativa E**

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

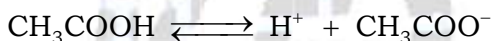
$$\text{pH} = 3 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$



$$\mathfrak{M} \quad 0 \quad 0 \quad (\text{início; mol/L})$$

$$-x \quad +x \quad +x \quad (\text{durante; mol/L})$$

$$\mathfrak{M} - x \quad +x \quad +x \quad (\text{equilíbrio; mol/L})$$



$$\mathfrak{M} \quad 0 \quad 0 \quad (\text{início; mol/L})$$

$$-10^{-3} \quad 10^{-3} \quad 10^{-3} \quad (\text{durante; mol/L})$$

$$\underbrace{\mathfrak{M} - 10^{-3}}_{\approx \mathfrak{M}} \quad 10^{-3} \quad 10^{-3} \quad (\text{equilíbrio; mol/L})$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

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

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{(10^{-3}) \times (10^{-3})}{\mathfrak{M}}$$

$$\mathfrak{M} = \frac{(10^{-3}) \times (10^{-3})}{1,8 \times 10^{-5}}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \mathfrak{M} = 0,555 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

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

**24. Alternativa A**

$$[\text{OH}^-] = 8 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log(8 \times 10^{-5})$$

$$\text{pOH} = 5 - \log 8$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} + (5 - \log 8) = 14$$

$$\text{pH} = 9 + \log 8$$

$$\log 8 = 0,90$$

$$\text{pH} = 9 + 0,90$$

$$\text{pH} = 9,9$$

**25. Alternativa C**

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

$$\text{pH} = 6 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{Relação} = \frac{10^{-3} \text{ mol/L}}{10^{-6} \text{ mol/L}} = \frac{1}{10^3}$$

**26. Alternativa D**

I. Correta. Soluções ácidas ( $\text{pH} < 7$ ) têm pH menores do que soluções básicas ( $\text{pH} > 7$ ).

II. Correta. A 25 °C, uma solução com  $\text{pH} = 6$  tem  $\text{pOH} = 8$ ;  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ .

III. Incorreta. A 25 °C, soluções neutras têm  $\text{pH} = 7$ .

**27. Alternativa C**

a) Correta. A solução saturada de  $\text{CO}_2$  tem pH menor do que sete, pois ocorre a formação de ácido carbônico ( $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ ).

b) Correta. A soma do pH e pOH é 14 numa solução aquosa a 25 °C ( $K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ ).

c) Incorreta. O pH da água pura a 25 °C é sete.

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

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \text{ (solução neutra)}$$

$$[\text{H}^+] \times [\text{H}^+] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+]^2 = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{10^{-14}}$$

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

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

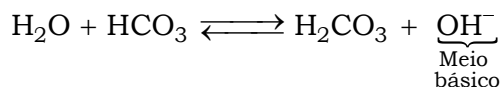
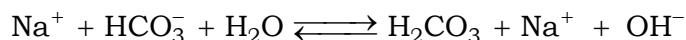
$$\text{pH} = 7$$

d) Correta. O pH de uma solução de NaOH é maior do que sete, pois se trata de uma base.

e) Correta. O pH é menor do que o pOH em soluções ácidas ( $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ ).

**28. Alternativa C**

Apresenta maior pH, o meio mais básico, ou seja, um copo de água + uma colher de bicarbonato de sódio (NaHCO<sub>3</sub>).



**29. Alternativa C**

Leite de magnésia - 11,0 (pH).

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

A concentração de íons H<sup>+</sup> no leite de magnésia é 10<sup>-11</sup> mol/L.

**30. Alternativa C**

$$\text{pH} = 4$$

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

$$[\text{H}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

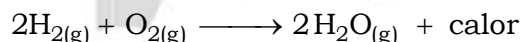
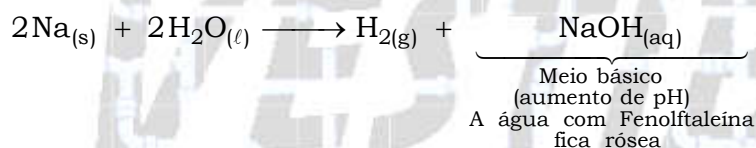
**31. Alternativa C**

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

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

$$[\text{H}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10} \text{ mol/L}$$

**32. Alternativa A**



**33. Alternativa B**

O indicador azul de bromotimol:

$$\text{Fica amarelo: } [\text{H}^+] > 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L.}$$

$$\text{pH} < 6$$

$$\text{Fica azul: } [\text{H}^+] < 2,5 \times 10^{-8} \text{ mol/L.}$$

$$\text{pH} > 8 - \log 2,5 > 8 - 0,4$$

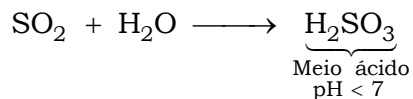
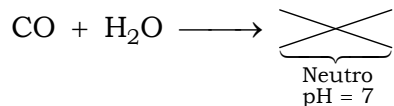
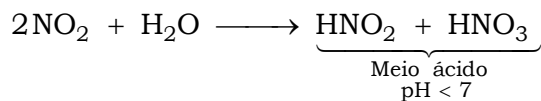
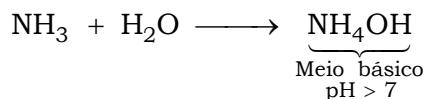
$$\text{pH} > 7,6$$

Suco de tomate : pH = 4,8 (amarelo)

Água da chuva : pH = 5,6 (amarelo)

Água do mar : pH = 8,2 (azul)

34. Alternativa E



35. Alternativa C

a) Correta. A concentração de íons  $\text{H}^+$  é igual à de íons  $\text{OH}^-$  em qualquer temperatura.

b) Correta. A dissociação da água é um processo endotérmico.

c) Incorreta. A elevação da temperatura provoca o aumento da constante de equilíbrio da água, e consequentemente, o pH da água pura diminui.

d) Correta. O pH da água pura a  $10^\circ\text{C}$  é maior do que 7, pois a constante de equilíbrio da água a  $10^\circ\text{C}$  é menor do que  $10^{-14}$ .

$$K_w = 2,9 \times 10^{-15}$$

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

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 2,9 \times 10^{-15}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \text{ (meio neutro)}$$

$$[\text{H}^+] \times [\text{H}^+] = 2,9 \times 10^{-15}$$

$$[\text{H}^+]^2 = 2,9 \times 10^{-15}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{2,9 \times 10^{-15}}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{2,9} \times 10^{-7,5} \text{ mol/L}$$

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

$$\text{pH} = -\log(\sqrt{2,9} \times 10^{-7,5})$$

$$\text{pH} = 7,5 - \log\sqrt{2,9} = 7,5 - 0,23$$

$$\text{pH} = 7,27$$

$$\text{pH} > 7$$

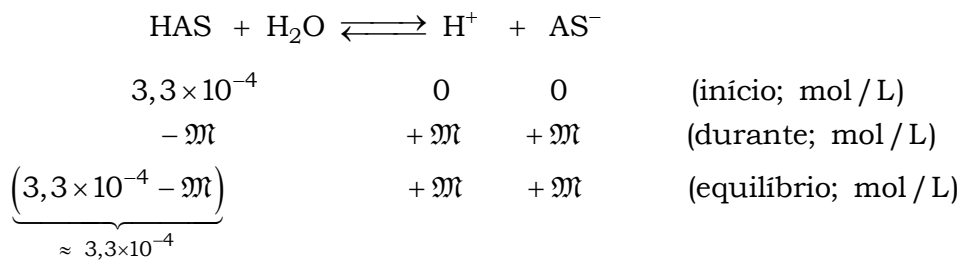
ou

$$(7,5 - \log\sqrt{2,9}) > 7$$

e) Correta. O pH da água pura a  $25^\circ\text{C}$  é igual a 7.

$$K_w = 10^{-14} = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pH}} \times 10^{-\text{pOH}} = 10^{-7} \times 10^{-7}$$

36. Alternativa D



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{AS}^-]}{[\text{HAS}]}$$

$$3 \times 10^{-5} = \frac{x \times x}{3,3 \times 10^{-4}}$$

$$x^2 = [\text{H}^+]^2 = 3 \times 10^{-5} \times 3,3 \times 10^{-4}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{9,9 \times 10^{-9}}{\approx 10}}$$

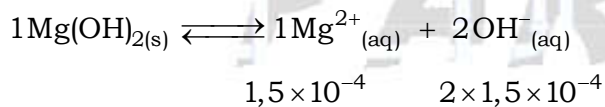
$$[\text{H}^+] = \sqrt{10^{-8}}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pH} = 4$$

37. Alternativa D



$$[\text{OH}^{-}_{(aq)}] = 3,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log(3,0 \times 10^{-4})$$

$$\text{pOH} = 4 - \log 3$$

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

$$\text{pH} + 4 - \log 3 = 14$$

$$\text{pH} = 10 + \log 3$$

Observação:  $\log 3 \approx 0,48$

$$10 < 10 + \log 3 < 11$$

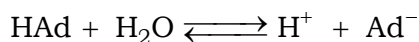
38. O ácido **málico** acarretará pH resultante mais baixo.

**Primeira justificativa (sem cálculos):** como o ácido málico apresenta maior constante de ionização ( $3 \times 10^{-4}$ ), significa que ioniza mais e, conseqüentemente, produz maior quantidade de cátions  $\text{H}^+$  e menor valor de pH.

**Segunda justificativa (com cálculos):**

$$\text{Concentração} = \frac{0,5 \text{ g}}{\text{L}}$$

$$[\text{Ácido adípico (HAd)}] = \frac{\left(\frac{0,5 \text{ g}}{146 \text{ g.mol}^{-1}}\right)}{L} = 0,0034 \text{ mol/L}$$



0,0034	0	0	(início; mol/L)
- x	+ x	+ x	(durante; mol/L)
$\underbrace{(0,0034 - x)}_{\approx 0,0034}$	+ x	+ x	(durante; mol/L)

$$x = [\text{H}^+] = [\text{Ad}^-]$$

$$K_i = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{Ad}^-]}{[\text{HAd}]}$$

$$4 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+]^2}{0,0034}$$

$$[\text{H}^+]^2 = 0,0136 \times 10^{-5} = 13,6 \times 10^{-8}$$

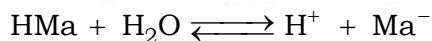
$$[\text{H}^+] = \sqrt{13,6 \times 10^{-8}} = \sqrt{13,6} \times 10^{-4}$$

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

$$\text{pH} = -\log(\sqrt{13,6} \times 10^{-4})$$

$$\text{pH}_{\text{ácido adípico}} = 4 - \log \sqrt{13,6}$$

$$[\text{Ácido málico (HMa)}] = \frac{\left(\frac{0,5 \text{ g}}{134 \text{ g.mol}^{-1}}\right)}{L} = 0,0037 \text{ mol/L}$$



0,0037	0	0	(início; mol/L)
- x	+ x	+ x	(durante; mol/L)
$\underbrace{(0,0037 - x)}_{\approx 0,0037}$	+ x	+ x	(durante; mol/L)

$$x = [\text{H}^+] = [\text{Ma}^-]$$

$$K_i = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{Ma}^-]}{[\text{HMa}]}$$

$$4 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+]^2}{0,0037}$$

$$[\text{H}^+]^2 = 0,0148 \times 10^{-5} = 14,8 \times 10^{-8}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{14,8 \times 10^{-8}} = \sqrt{14,8} \times 10^{-4}$$

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

$$\text{pH} = -\log(\sqrt{14,8} \times 10^{-4})$$

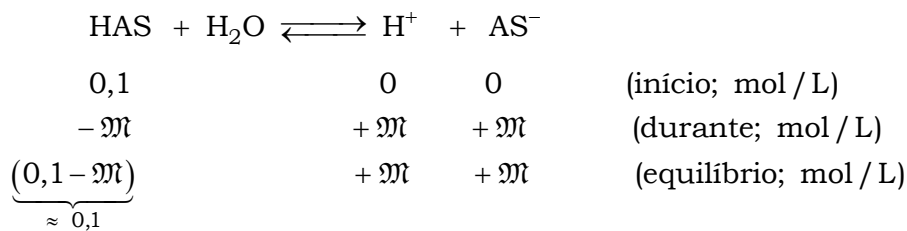
$$\text{pH}_{\text{ácido málico}} = 4 - \log \sqrt{14,8}$$

$$4 - \log \sqrt{14,8} < 4 - \log \sqrt{13,6} \Rightarrow \text{pH}_{\text{ácido málico}} < \text{pH}_{\text{ácido adípico}}$$

39. a) Aspirina, pois quanto maior a constante de dissociação de um ácido, maior a concentração de íons  $H_3O^+$  e menor o pH.

**Outro modo:**

Aspirina :



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{AS}^-]}{[\text{HAS}]}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{AS}^-] = x$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{HAS}]}$$

$$3,4 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}^+]^2}{0,1}$$

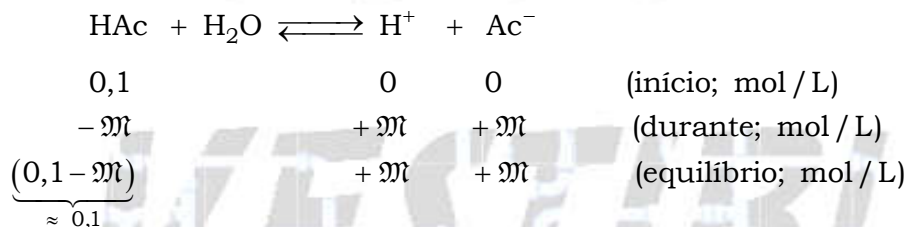
$$[\text{H}^+] = \sqrt{34 \times 10^{-6}} = \sqrt{34} \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

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

$$\text{pH} = -\log(\sqrt{34} \times 10^{-3})$$

$$\text{pH}_{\text{aspirina}} = 3 - \log \sqrt{34}$$

Aspirina :



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{Ac}^-] = x$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{HAc}]}$$

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+]^2}{0,1}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{1,8 \times 10^{-6}} = \sqrt{1,8} \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

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

$$\text{pH} = -\log(\sqrt{1,8} \times 10^{-3}) \Rightarrow \text{pH}_{\text{ácido acético}} = 3 - \log \sqrt{1,8}$$

$$3 - \log \sqrt{34} < 3 - \log \sqrt{1,8} \Rightarrow \text{pH}_{\text{ácido aspirina}} < \text{pH}_{\text{ácido acético}}$$

b) Ânions derivados de ácidos fracos sofrem hidrólise tornando o meio básico. O ácido mais fraco (ácido acético; menor  $K_{\text{dissociação}}$ ) possui a base conjugada mais forte, o acetato de sódio formará a solução com maior caráter básico (maior pH).

40. Teremos:

$$\text{pH} = 13$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow 13 + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 1$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \text{ mol/L}$$

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

$$\text{KOH} = 39 + 16 + 1 = 56$$

$$10^{-1} \times \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 10^{-1} \times \frac{56 \text{ g}}{\text{L}}$$

$$C_{\text{KOH}} = 5,6 \text{ g/L}$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$V = 0,500 \text{ mL}$$

$$1000 \text{ mL} \text{ ————— } 5,6 \text{ g}$$

$$0,500 \text{ mL} \text{ ————— } m_{\text{KOH}}$$

$$m_{\text{KOH}} = \frac{0,500 \text{ mL} \times 5,6 \text{ g}}{1000 \text{ mL}}$$

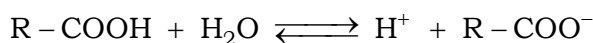
$$m_{\text{KOH}} = 2,8 \times 10^{-3} \text{ g}$$

41. a) Teremos:

$$n_{\text{R-COOH}} = \frac{m}{M} = \frac{6}{60} = 0,1 \text{ mol}$$

$$V = 1 \text{ L}$$

$$[\text{R-COOH}] = 0,1 \text{ mol/L}$$



0,1	0	0	(início; mol/L)
-x	+x	+x	(durante; mol/L)
(0,1 - x)	+x	+x	(equilíbrio; mol/L)
$\approx 0,1$			

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

$$[\text{H}^+] = [\text{R-COO}^-] = x$$

$$4 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+]^2}{0,1}$$

$$[\text{H}^+]^2 = 4 \times 10^{-6}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{4 \times 10^{-6}}$$

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



b) Teremos:

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

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log(2 \times 10^{-3})$$

$$pH = 3 - \log 2$$

$$\log 2 = 0,3$$

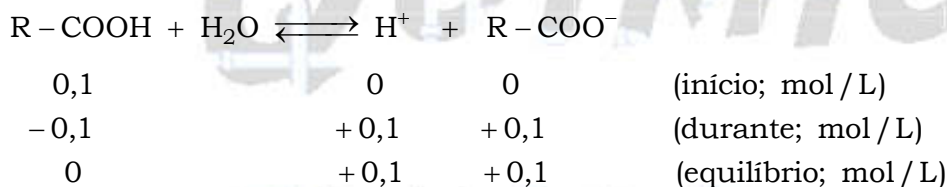
$$pH = 3 - 0,3$$

$$pH = 2,7$$

c) Expressão matemática da constante de ionização:

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

d) Teremos:



$$[H^+]_{\text{totalmente dissociado}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

e) Considerando duas soluções, de mesmo volume e de mesmo pH, do ácido monocarboxílico e de HCl, as quantidades de NaOH neutralizadas serão iguais.

Solução 1 (ácido monocarboxílico):

$$pH = a$$

$$\text{Volume} = V$$

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

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

$$[H^+] = \frac{n_{H^+}}{V}$$

$$n_{H^+} = [H^+] \times V \Rightarrow n_{H^+} = 10^{-a} \times V$$

$$n_{H^+} = (10^{-a} \times V) \text{ mol}$$

Solução 2 (HCl):

$$pH = a$$

$$\text{Volume} = V$$

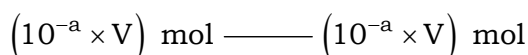
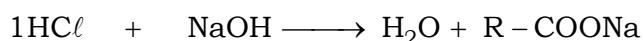
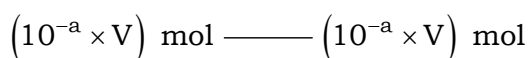
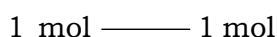
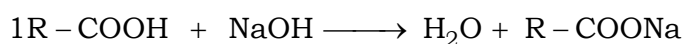
$$[H^+] = 10^{-pH} \text{ mol/L}$$

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

$$[H^+] = \frac{n_{H^+}}{V}$$

$$n_{H^+} = [H^+] \times V \Rightarrow n_{H^+} = 10^{-a} \times V$$

$$n_{H^+} = (10^{-a} \times V) \text{ mol}$$



**42. Alternativa D**

I. Correta. Soluções ácidas são aquelas que têm  $\text{pH} < 6,5$ .

$$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-13}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \text{ (solução neutra)}$$

$$[\text{H}^+] \times [\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-13}$$

$$[\text{H}^+]^2 = 1,0 \times 10^{-13}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{1,0 \times 10^{-13}}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-6,5} \text{ mol/L (solução neutra)}$$

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

$$\text{pH} = 6,5 \text{ (solução neutra)}$$

$$\text{pH} < 6,5 \text{ (solução ácida)}$$

$$\text{pH} > 6,5 \text{ (solução básica)}$$

II. Correta. Soluções neutras têm  $\text{pH} = 6,5$

III. Correta. Soluções básicas têm  $\text{pH} > 6,5$ .

IV. Correta.  $\text{pH} + \text{pOH}$  tem que ser igual a 13,0.

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-13}$$

$$-\log([\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]) = -\log(1,0 \times 10^{-13})$$

$$-(\log[\text{H}^+] + \log[\text{OH}^-]) = -\log(1,0 \times 10^{-13})$$

$$-\log[\text{H}^+] - \log[\text{OH}^-] = 13$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 13,0$$

V. Incorreta. Uma solução com  $\text{pH} = 14$  pode ser obtida se a concentração de ânions  $\text{OH}^-$ , teoricamente, for igual a 10 mol/L.

$$\text{pH} = 14 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-14} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-13}$$

$$10^{-14} \times [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-13}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,0 \times 10^{-13}}{10^{-14}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10 \text{ mol/L}$$

**43. Alternativa C**

Soluções aquosas de  $\text{HCl}$  :

$$\text{pH}_I = 1 \Rightarrow [\text{H}^+]_I = 10^{-1} \text{ mol/L}; V_I = 1 \text{ L}$$

$$\text{pH}_{II} = 6 \Rightarrow [\text{H}^+]_{II} = 10^{-6} \text{ mol/L}; V_{II} = 10 \text{ L}$$

$$[H^+]_I \times V_I + [H^+]_{II} \times V_{II} = [H^+]_{\text{obtida}} \times (V_I + V_{II})$$

$$10^{-1} \times 1 + 10^{-6} \times 10 = [H^+]_{\text{obtida}} \times (1 + 10)$$

$$[H^+]_{\text{obtida}} = \frac{0,10001}{11} = 0,00909 \text{ mol/L}$$

$$[H^+]_{\text{obtida}} = 9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+]_{\text{obtida}}$$

$$\text{pH} = -\log(9 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 3 - \log 3^2$$

$$\text{pH} = 3 - 2 \log 3$$

$$\log 3 = 0,48$$

$$\text{pH} = 3 - 2 \times 0,48$$

$$\text{pH} \approx 2,0$$

44. A concentração da água é constante, então:

$$K_a = \frac{[\text{Lactato}][H_3O^+]}{[\text{Ácido Láctico}]}$$

$$\text{pH} = 7 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Então,

$$1,0 \times 10^{-4} = \frac{[\text{Lactato}] \times 10^{-7}}{[\text{Ácido Láctico}]}$$

$$\frac{[\text{Lactato}]}{[\text{Ácido Láctico}]} = \frac{10^{-4}}{10^{-7}} = 10^3$$

Conclusão :

$$\frac{[\text{Lactato}]}{[\text{Ácido Láctico}]} = 10^3 = 1000$$

45. a) Como na atmosfera a concentração de CO<sub>2</sub> é de 400 ppm, vem:

$$400 \text{ atm (CO}_2) \text{ ——— } 16 \text{ atm (ar)}$$

$$P_{\text{CO}_2} \text{ ——— } 1 \text{ atm (ar)}$$

$$P_{\text{CO}_2} = 0,0004 \text{ atm} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ atm}$$

$$P_{\text{CO}_2} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ atm}$$

b) Expressão da constante do equilíbrio 2:

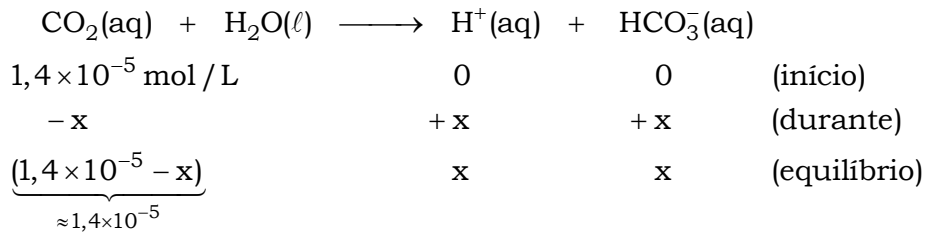
$$K_{\text{eq}} = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[CO_2]}$$

c) De acordo com a Lei de Henry:

$$[CO_{2(aq)}] = k \times P_{\text{CO}_2}$$

$$[CO_{2(aq)}] = 3,5 \times 10^{-2} \times 4,0 \times 10^{-4} = 1,4 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Então:



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]}$$

$$4,4 \times 10^{-7} = \frac{x \cdot x}{1,4 \times 10^{-5}} \quad x^2 \Rightarrow 6,16 \times 10^{-12}$$

$$x = [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+]^2 = 6,16 \times 10^{-12}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{6,16 \times 10^{-12}} = \sqrt{6,16} \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

A partir do gráfico, teremos:

