

Demostudo

Por: Arthur Franco Rezende

Equilíbrio Iônico em soluções aquosas

2020

Roteiro de Estudos	3
Equilíbrio Iônicos em Geral:	3
2.1- Conceito:	3
2.2- Ionização de ácidos:	4
2.3- Dissociação de bases:	5
2.4- Lei de Ostwald	6
Equilíbrio Iônico na Água/ pH e pOH:	8
3.1 – Conceito:	8
– Cálculo pH / pOH :	8
- Classificação por pH / pOH:	9
Hidrólise de Sais:	11
Exercícios:	12
Gabarito e resolução:	16

1. Roteiro de Estudos

Conteúdo: equilíbrio iônico em soluções aquosas

Sugestões para complemento do estudo:

<https://www.youtube.com/watch?v=HxOUKFp6afY> (vídeo-aula sobre Equilíbrio Iônico em Geral – 15 minutos)

<https://www.youtube.com/watch?v=nkxetwcKWTQ> (vídeo-aula sobre Constante de Ionização e Lei da Diluição de Ostwald – 7 minutos)

<https://www.youtube.com/watch?v=RTIV8JxPNE8> (vídeo-aula sobre Equilíbrio Iônico na Água - 9 minutos)

<https://www.youtube.com/watch?v=jCdUR4CXnws> (vídeo-aula sobre Hidrólise Salina – 9 minutos)

Ações a serem tomadas:

- I. Ler o material abaixo.
- II. Fazer a lista de exercícios após o material.
- III. Conferir o gabarito e as resoluções.
- IV. Realizar as sugestões acima.

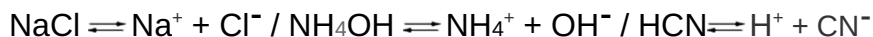
2. Equilíbrio Iônicos em Geral:

2.1- Conceito:

O equilíbrio iônico só é caracterizado quando se refere a um eletrólito fraco, ou seja, quando uma substância molecular possui íons livres na solução. Se considerarmos que 100% das moléculas, do ácido ou da base, se ionizam, assim, o equilíbrio não é estabelecido, e a reação terá

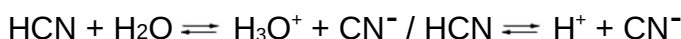
um só sentido. O equilíbrio iônico ocorre principalmente com ácidos, bases e sais.

Exemplos:



2.2- Ionização de ácidos:

Ácido é um composto covalente que ioniza em água e libera H^+ em solução, formando íons hidrogênio H_3O^+ .



A água provoca a quebra das moléculas de HCN originando os íons H^+ e CN^- . Esta solução é um sistema em equilíbrio, pois, à medida que o processo de ionização acontece, originando os íons, ocorre também a associação iônica, regenerando a molécula de HCN. As duas reações (ionização e associação) acontecem simultaneamente e com velocidades iguais, caracterizando um equilíbrio iônico.

O deslocamento do equilíbrio está relacionado com a força do ácido: quanto mais forte o ácido, o equilíbrio será deslocado para direita, no sentido de formação das espécies iônicas.

Para descobrir se o ácido é fraco ou forte, precisa-se calcular a constante de acidez (K_a) que é a mesma expressão da constante de equilíbrio (K_i).

$$\text{H} + \text{CN} - K_a = K_i = \text{?}$$

K_a = constante de acidez

K_i = constante de equilíbrio

$[\text{H}^+]$ = concentração do íon H^+

$[\text{CN}^-]$ = concentração do íon CN^-

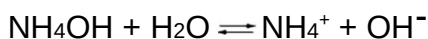
A constante de acidez indica a força do ácido, quanto maior a constante (K_a) mais forte será o ácido.

Ácido	Ka
HI	10^9
HCl	10^7
H ₂ SO ₃	$1,7 \cdot 10^{-2}$
H ₂ NO ₂	$5,1 \cdot 10^{-4}$
CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
HCN	$4,0 \cdot 10^{-10}$

Constante de ionização de ácidos (imagem de educação.globo.com)

2.3- Dissociação de bases:

O processo ocorrido com a base é semelhante, no entanto as bases são compostos iônicos que ao se dissociarem liberam hidroxila (OH⁻).



A água provoca a quebra das moléculas de NH₄OH originando os íons NH₄⁺ e OH⁻. Esta solução é um sistema em equilíbrio, pois, à medida que o processo de dissociação acontece, originando os íons, ocorre também a associação iônica, regenerando a molécula de NH₄OH. As duas reações (dissociação e associação) acontecem simultaneamente e com velocidades iguais, caracterizando um equilíbrio iônico.

O deslocamento do equilíbrio está relacionado com a força da base: quanto mais forte a base, o equilíbrio será deslocado para direita, no sentido de liberação das hidroxilas em solução.

Calculando a constante de equilíbrio (K_i) ou a constante de basicidade (K_b), é possível descobrir se a base é forte ou fraca. Assim como os ácidos, quanto maior a constante maior a força.

A expressão de constante de basicidade (K_b) ou constante de equilíbrio (K_i):



Base	K _b
NH ₄ OH	1,8 · 10 ⁻⁵
CH ₃ NH ₃ OH	5,0 · 10 ⁻⁴
C ₆ H ₅ NH ₃ OH	4,6 · 10 ⁻¹⁰

Constante de ionização de bases (imagem de educação.globo.com)

2.4- Lei de Ostwald

Esta lei relaciona a constante de equilíbrio, o grau de ionização e a molaridade dos eletrólitos. A lei é expressa por:

$$K_i = \frac{M \cdot \alpha}{1 - \alpha}$$

Como se trata de eletrólitos fracos, α é muito pequeno, logo a expressão é simplificada:

$$K_i = M \cdot \alpha^2$$

Onde:

M= a molaridade (mol/L);

α = o grau de ionização;

K_i = a constante de ionização.

A lei de diluição de Ostwald estabelece que o acréscimo de solvente - substância que dissolve um soluto- em uma solução provoca um aumento no grau de ionização. Quanto menor for a molaridade, maior é o grau de ionização do eletrólito, pois o valor de K_i é constante.

Essa lei serve tanto para ácidos como para bases.

Exercícios de exemplo:

1-(PUC) O ácido acético, em solução aquosa 0,02 molar e a 25° C, está 3% dissociado. Sua constante de dissociação, nessas condições, é aproximadamente:

- a) $1,8 \times 10^{-5}$
- b) $1,2 \times 10^{-4}$
- c) $2,0 \times 10^{-2}$
- d) $3,6 \times 10^{-2}$
- e) $6,0 \times 10^{-2}$

Resolução:

Pela expressão da lei de Ostwald podemos calcular o valor de K_a :

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

Dados:

$$\alpha = 0,03$$

$$M = 0,02$$

Substituindo:

$$K_a = 0,02 \times (0,03)^2$$

$$K_a = 0,000018$$

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

2-(PUC)–Na temperatura ambiente, a constante de ionização do ácido acético é $1,80 \times 10^{-5}$. Qual é a molaridade da solução onde o ácido se enc $2,00 \times 10^{-2}$ molar

- b) $3,00 \times 10^{-2}$ molar
- c) $5,82 \times 10^{-4}$ molar
- d) $5,40 \times 10^{-5}$ molar
- e) $6,0 \times 10^{-7}$ molar

Resolução:

$$\text{Fórmula: } K_a = M \cdot \alpha^2$$

Dados:

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5} \quad \alpha = 0,03$$

Substituindo:

$$1,8 \times 10^{-5} = M \times (0,03)^2$$

$$1,8 \times 10^{-5} = 0,0009 M$$

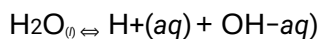
$$M = \frac{1,8 \times 10^{-5}}{0,0009}$$

$$M = 0,02$$

3. Equilíbrio Iônico na Água/ pH e pOH:

3.1 – Conceito:

A água possui caráter anfótero, comportando-se como bases, aceitando elétrons, e como ácidos, doando elétrons. Quando as moléculas de água se chocam, devido ao seu constante movimento, há uma transferência de elétron (OH^-) de uma molécula para outra, gerando uma autoionização, representada a seguir



Tendo essa reação, a constante de equilíbrio pode ser calculada pela expressão:

$$[\text{H}^+] + [\text{OH}^-] - K_w = K_i = 1$$

Essa constante é representada por K_w e recebe o nome de produto iônico da água. Experimentalmente à temperatura ambiente, verifica-se que $K_w = 10^{-14}$, alterando-se apenas com a mudança de temperatura.

Logo:

$$10^{-14} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \rightarrow [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

3.2 – Cálculo pH / pOH :

A concentração molar dos íons H^+ e OH^- de uma solução são geralmente potências de dez com expoente negativo. O químico dinamarquês Peter Lauritz Sørensen propôs uma maneira mais simples de indicar a acidez ou basicidade de uma solução, através do uso de logaritmos. Sørensen criou o conceito de pH (potencial hidrogeniônico) e pOH (potencial hidroxiliônico):

Potencial hidrogeniônico (pH) - É o logaritmo negativo da concentração molar de íons H^+

$$H + pH = -\log$$

Exemplo:

$$[H^+] = 0,001 = 10^{-3}$$

$$pH = -\log 10^{-3} = 3$$

Os valores de pH compreendem uma faixa que varia entre 0 a 14. Quando a solução possuir um valor de pH entre 0 e 7, será ácida. Se o valor de pH estiver entre 7 e 14, será básica. Quando o pH for igual a 7, trata-se de um meio neutro.

Potencial hidroxiliônico (pOH) - É o logaritmo negativo da concentração molar de íons OH^- .

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Exemplo:

$$[OH^-] = 0,0001 = 10^{-4}$$

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

Assim como os valores de pH, os valores de pOH também representam uma faixa de 0 a 14 unidades. Quando o valor do pOH for maior que 0 e menor que 7, significa que o meio é básico. Se o valor do pOH for maior

que 7 significa que o meio é ácido. E se o pOH for igual a 7, o meio é neutro.

3.3 - Classificação por pH / pOH:

As escalas de pH e pOH são inversas, assim como é mostrado a seguinte:

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

Meio neutro	Meio ácido	Meio básico
pH = 7	pH < 7	pH > 7
pOH = 7	pOH > 7	pOH < 7

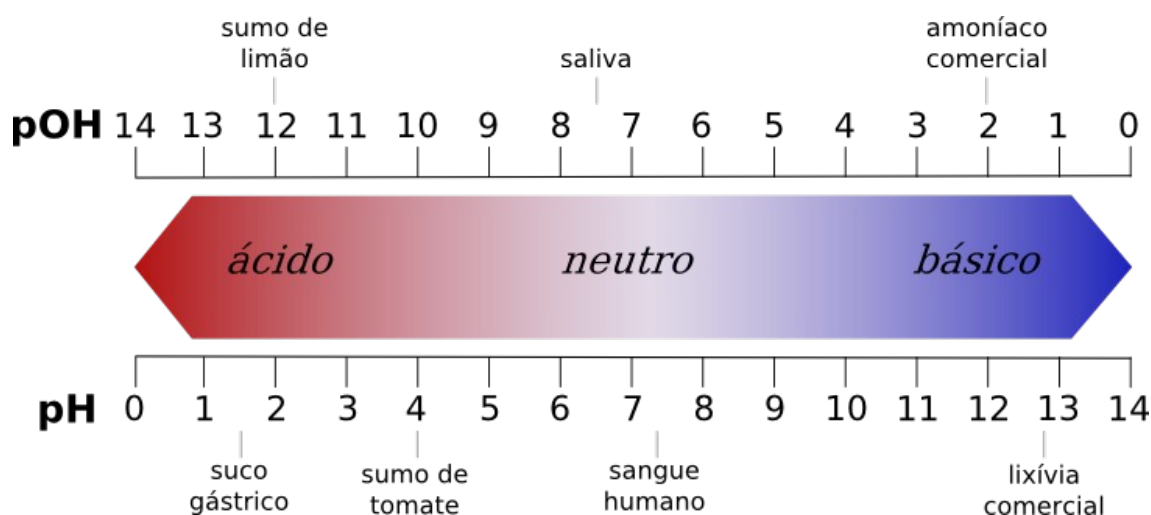


Imagem sobre escala de pH/pOH (pt.wikipedia.com)

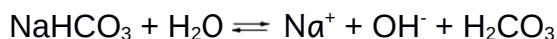
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
H ⁺	10 ⁰	10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶	10 ⁻⁷	10 ⁻⁸	10 ⁻⁹	10 ⁻¹⁰	10 ⁻¹¹	10 ⁻¹²	10 ⁻¹³	10 ⁻¹⁴
OH ⁻	10 ⁻¹⁴	10 ⁻¹³	10 ⁻¹²	10 ⁻¹¹	10 ⁻¹⁰	10 ⁻⁹	10 ⁻⁸	10 ⁻⁷	10 ⁻⁶	10 ⁻⁵	10 ⁻⁴	10 ⁻³	10 ⁻²	10 ⁻¹	10 ⁰
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0

Imagem sobre escala de pH/pOH e concentração dos íons
(aprendendoquímicaonline.blogspot.com)

4. Hidrólise de Sais:

A hidrólise salina ou dissociação salina é o processo resultante da ionização de um sal em água, e os íons formados reagem, gerando ácidos e/ou bases fracas.

Vejamos a seguinte reação:



Os produtos formados são os íons Na^+ e OH^- , e o ácido fraco H_2CO_3 . Na teoria, esses íons deveriam reagir entre si e formar uma base, no entanto formariam uma base forte (NaOH), a qual apresenta grande grau de ionização, permanecendo ionizado.

Isso também acontece caso fosse formado um ácido forte, como acontece no próximo no qual forma NH_4OH e os íons H^+ e Cl^- , os quais formariam o ácido clorídrico que é forte e possui alto grau de ionização.



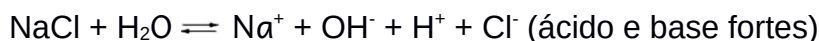
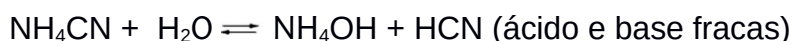
Nesses casos, há diferença de grau de ionização entre ácido e base formados resultando em uma variação de pH da solução.

1° caso: ácido fraco + base forte = pH aumenta (meio fica mais básico)

2° caso: ácido forte + base fraca = pH diminui (meio fica mais ácido)

3° caso: ácido fraco + base fraca ou ácido forte + base forte = sem variação de pH

Esse 3° caso acontece no próximo exemplo.



5. Exercícios:

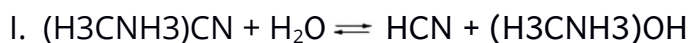
1-(UESPI) A fadiga muscular, comum quando se executa um grande esforço físico, é causada pelo acúmulo do Ácido Láctico ($\text{HC}\sim\text{3}\sim\text{H}\sim\text{5}\sim\text{O}\sim\text{3}\sim$) nas fibras musculares de nosso organismo. Considerando que, em uma solução aquosa 0,100M, temos 3,7% do ácido láctico dissociado, determine o valor da constante de acidez (K_a). Dados de massa atômica: $\text{H}=1$; $\text{O}=16$; $\text{C}=12$.

- a) $1,0 \times 10^{-1}$
- b) $1,4 \times 10^{-4}$
- c) $2,7 \times 10^{-2}$
- d) $3,7 \times 10^{-2}$
- e) $3,7 \times 10^{-3}$

2- (ITA) – Numa série de ácidos, chama-se de mais forte aquele que:

- a) Reage mais rapidamente com metais.
- b) Tem maior constante de ionização.
- c) Tem menor constante de ionização.
- d) Consome menos moles de NaOH por mol de ácido numa reação de neutralização.
- e) Consome mais moles de NaOH por mol de ácido numa reação de neutralização.

3- (USP) O exame dos seguintes dados:



II. Constante de ionização ácido $K_1 = 5 \times 10^{-10}$

base $K_2 = 5 \times 10^{-4}$

Permite concluir que, na dissolução em água, do composto $[H_3CNH_3]CN$, se obtém uma solução:

- a) básica, porque $K_1 < K_2$
- b) básica, porque $K_1 > K_2$
- c) básica, porque $K_2 < K_1$
- d) básica, porque $K_2 > K_1$
- e) neutra, porque $[ácido] = [base]$

4- **(PUC-MG)** Ao analisar um determinado suco de tomate, um técnico determinou que sua concentração hidrogeniônica é igual a $0,001 \text{ mol/L}$. Assim, o pH desse suco de tomate é:

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 9
- e) 11

5- Em uma análise realizada com a água (H_2O) a $90^\circ C$, um químico encontrou uma quantidade de hidrônios (H_3O^+) igual a $5 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ e de hidróxidos igual

a $5 \cdot 10^{-7}$ mol/L. Qual será o valor da constante de ionização da água nessa temperatura?

a) $2,5 \cdot 10^{-14}$

b) $25 \cdot 10^{-14}$

c) $25 \cdot 10^{-7}$

d) 25

e) $1 \cdot 10^{-7}$

6-Qual das expressões abaixo representa a equação para calcular a constante de ionização da água (K_w)?

a) $K_w = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$



b) $K_w = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]}$

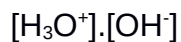


c) $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-]$

d) $K_w = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$



e) $K_w = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$



7-(UFV) O equilíbrio de ionização da água pura é dado pela equação abaixo, cuja constante do produto iônico (K_w) é $2,5 \times 10^{-14}$, a 37°C .



Assinale a alternativa que indica CORRETAMENTE o valor de pH da água pura nessa temperatura: (Dado: $\log_{10} 1,58 = 0,2$)

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

8- (ESCS-DF) A tabela a seguir fornece a concentração hidrogeniônica ou hidroxiliônica a 25°C, em mol/L, de alguns produtos:

Produto	Concentração em mol/L
Coca-cola	$[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-11}$
Leite de vaca	$[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-6}$
Clara de ovo	$[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-6}$
Água com gás	$[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-4}$
Água do mar	$[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-8}$

Com base nesses dados, NÃO é correto afirmar que:

- a) a água do mar tem $\text{pOH} = 6$;
- b) a água com gás tem pH maior do que a Coca-Cola e menor do que o leite de vaca;
- c) a água do mar tem pH básico;
- d) a clara de ovo é mais básica que o leite de vaca;
- e) a clara de ovo tem maior pH do que a água do mar.

9-(UFPE) A concentração hidrogeniônica do suco de limão puro é 10^{-3} mol/L. Qual o pH de um refresco preparado com 20 mL de suco de limão e água suficiente para completar 200 mL?

- a) 2,5
- b) 3,0
- c) 3,5
- d) 4,0
- e) 4,5

10- (Vunesp) A 25 °C, o pOH de uma solução de ácido clorídrico, de concentração 0,10 mol/L, admitindo-se ionização total do ácido, é: Dados (a 25 °C): $[H^+] [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$; $pOH = -\log [OH^-]$

- a) 10-13
- b) 10-1
- c) 1
- d) 7
- e) 13

Gabarito e resolução:

1-B) $1,4 \times 10^{-4}$

Resolução:

$$M = 0,1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = 3,7 \% = 3,7 / 102 = 3,7 \cdot 10^{-2}$$

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

$$K_a = 10^{-1} \cdot (3,7 \cdot 10^{-2})^2$$

$$K_a = 10^{-1} \cdot 13,69 \cdot 10^{-4}$$

$$K_a = 1,369 \times 10^{-4}, \text{ aproximadamente } K_a = 1,4 \times 10^{-4}$$

2- B) Tem maior constante de ionização.

Resolução:

Quanto maior for a constante de ionização, mais produtos são formados no processo. No caso da ionização, forma-se mais íons H^+ na solução, resultando em uma maior força do ácido e em um menor pH.

3-A) básica, porque $K_1 < K_2$

Resolução:

Quanto maior for a constante de equilíbrio, maior será a formação de produtos de uma reação. Nesse caso, a constante de dissociação da base é maior que a constante de ionização do ácido, conseqüentemente há mais OH^- do que H^+ na solução, resultando em um caráter básico.

4-B) 3

Resolução:

$$\text{concentração hidrogeniônica} = [H^+] = 0,001 = 10^{-3}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 10^{-3}$$

$$pH = 3 \cdot 1$$

$$pH = 3$$

5- B) $25 \cdot 10^{-14}$

Resolução:

Os dados fornecidos pelo exercício foram:

$$[H_3O^+] = 5 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 5 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Basta aplicá-los na expressão da constante de autoionização da água:

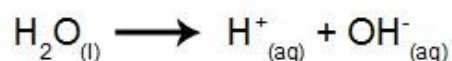
$$K_w = [H_3O^+].[OH^-]$$

$$K_w = 5.10^{-7}.5.10^{-7}$$

$$K_w = 25.10^{-14}$$

6- C) $K_w = [H_3O^+].[OH^-]$

A expressão da constante de ionização da água é construída a partir da equação de ionização da água:



Para montar a expressão, devemos multiplicar as concentrações dos produtos da equação e dividir pelo reagente. A água não entra na expressão por ser um componente líquido.

$$K_w = [H_3O^+].[OH^-]$$

7-B) 6,8

Resolução:

Como o exercício fala sobre água pura e ela é considerada um meio neutro, logo $[H^+] = [OH^-]$.

$$[H^+] = [OH^-] = x$$

Antes de calcular o pH, é necessário encontrar o valor da concentração de íons hidrônio (H^+) por meio da seguinte equação:

$$K_w = [H^+].[OH^-]$$

$$2,5.10^{-14} = x.x$$

$$2,5.10^{-14} = x^2$$

$$\sqrt{2,5.10^{-14}} = x$$

$$x = 1,58 \cdot 10^{-7}$$

Assim, $[H^+] = 1,58 \cdot 10^{-7}$ mol/L. Sabendo disso, basta utilizar esse valor na fórmula do pH:

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

$$pH = -\log 1,58 \cdot 10^{-7}$$

$$pH = 7 - \log 1,58$$

$$pH = 7 - 0,2$$

$$pH = 6,8$$

8- E) a clara de ovo tem maior pH do que a água do mar.

Resolução:

As fórmulas para calcular pH e pOH são:

$$pH = -\log [H^+], pOH = -\log [OH^-], [H^+] = 10^{-pH} \text{ ou } [OH^-] = 10^{-pOH}, pH + pOH = 14.$$

A partir de cada expressão, podemos encontrar o pH de todos:

Coca-cola (foi fornecida a $[OH^-]$):

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pOH = -\log 1,0 \cdot 10^{-11}$$

$$pOH = 11$$

Como $pH + pOH = 14$, o pH dela é igual a 3 ($pH = 3$).

Leite de vaca (foi fornecido o $[H^+]$)

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

$$pH = -\log 1,0 \cdot 10^{-6}$$

$$pH = 6$$

Clara de ovo (foi fornecida a $[\text{OH}^-]$):

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

$$\text{pOH} = -\log 1,0 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = 6$$

Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, o pH dela é igual a 8 ($\text{pH} = 8$).

Água com gás (foi fornecido o $[\text{H}^+]$)

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

$$\text{pH} = -\log 1,0 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 4$$

Água do mar (foi fornecido o $[\text{H}^+]$)

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

$$\text{pH} = -\log 1,0 \cdot 10^{-8}$$

$$\text{pH} = 8$$

Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, o pOH dela é igual a 6 ($\text{pOH} = 6$).

Assim, em relação às alternativas:

- a) verdadeira, pois foi o valor encontrado.
- b) verdadeira, pois o pH da água com gás é 4; o da Coca-Cola é 3 e o do leite de vaca é 6.
- c) verdadeira, pois pH acima de 7 indica meio básico.
- d) verdadeira, pois o pH da clara é 8 e do leite é 6.
- e) Falso, pois ambos têm $\text{pH} = 8$.

9-D) 4,0

Resolução:

A concentração inicial era de 10^{-3} mol/L ou 0,01 mol/L.

Antes da diluição:

10^{-3} mol de H_3O^{1+} ----- 1000 mL

x ----- 20 mL

$x = 2 \cdot 10^{-5}$ mol de H_3O^{1+} em 20 mL

Depois da diluição:

$2 \cdot 10^{-5}$ mol de H_3O^{1+} ----- 200 mL

y ----- 1000 mL

$y = 10^{-4}$ mol de H_3O^{1+} em 1000 mL

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{1+}]$

$\text{pH} = -\log [10^{-4}]$

$\text{pH} = -(-4)$

$\text{pH} = 4$

10- e) 13

Resolução:

1º passo: calcular o pH da solução.

$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

0,01M 0,01M

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

$\text{pH} = -\log 0,1$

$\text{pH} = 1$

2º passo: converter para o valor em pOH.

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

$\text{pOH} = 14 - 1$

$\text{pOH} = 13$

Revisado e corrigido por: Lorryne Zucchi dos Santos