



## pH e pOH

O conceito de pH e pOH foi feito para expressar, de maneira mais conveniente, o caráter ácido ou básico de uma solução.

**Por definição:**

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$	Potencial hidrogeniônico da solução
$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$	Potencial hidroxiliônico da solução

A partir da expressão  
 $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$

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

Água pura (ou soluções neutras)	$\text{pH} = \text{pOH} = 7$
Soluções ácidas	$\text{pH} < 7$ e $\text{pOH} > 7$
Soluções básicas	$\text{pH} > 7$ e $\text{pOH} < 7$

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**01 (VUNESP-SP)** 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):  $[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$ ;  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

- a)  $10^{-13}$
- b)  $10^{-1}$
- c) 1
- d) 7
- e) 13

**02 (FMTM-MG)** O pH do suco gástrico, uma solução aquosa de ácido clorídrico (HCl), é, aproximadamente, 2. Portanto, a massa, em gramas, de HCl existente em cada litro de suco gástrico, é Dados: Massas molares (g/mol) H = 1, Cl = 35,5

- a)  $7,3 \cdot 10^{-2}$
- b)  $3,65 \cdot 10^{-1}$
- c)  $10^{-2}$
- d) 2
- e) 10

**03 (FUVEST-SP)** A auto ionização da água é uma reação endotérmica. Um estudante mediu o pH da água recém destilada, isenta de  $\text{CO}_2$  e a  $50^\circ\text{C}$ , encontrando o valor 6,6. Desconfiado de que o aparelho de medida estivesse com defeito, pois esperava o valor 7,0, consultou um colega que fez as seguintes afirmações:

(I) seu valor (6,6) pode estar correto, pois 7,0 é o pH da água pura, porém a  $25^\circ\text{C}$ ;

(II) a aplicação do princípio de Le Chatelier ao equilíbrio da ionização da água justifica que, com o aumento da temperatura, aumente a concentração de  $\text{H}^+$ ;

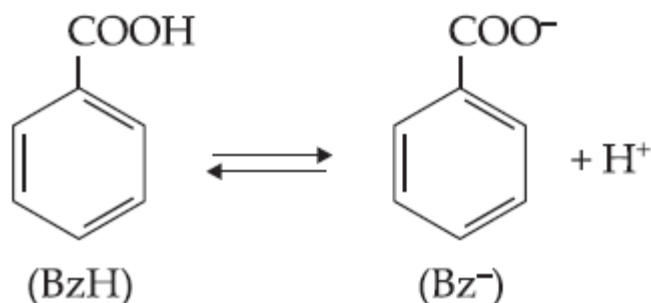
(III) na água, o pH é tanto menor quanto maior a concentração de  $\text{H}^+$ .

Está correto o que se afirma

- a) somente em I.
- b) somente em II.
- c) somente em III.
- d) somente em I e II.
- e) em I, II e III.

**04 (VUNESP-SP)** Para evitar o desenvolvimento de bactérias em alimentos, utiliza-se ácido benzóico como conservante. Sabe-se que:

I) Em solução aquosa, ocorre o equilíbrio:



II) A ação bactericida é devida, exclusivamente, à forma não dissociada do ácido (BzH).

III) Quando  $[\text{BzH}] = [\text{Bz}^-]$ , o pH da solução é 4,2.

Com base nessas informações, e considerando a tabela seguinte,

Alimento	pH
Refrigerante	3,0
Picles	3,2
Leite	6,5

pode-se afirmar que é possível utilizar ácido benzóico como conservante do

- a) refrigerante, apenas.
- b) leite, apenas.
- c) refrigerante e picles apenas.
- d) refrigerante e leite, apenas.
- e) picles e leite, apenas.

**05 (VUNESP-SP)** As leis de proteção ao meio ambiente proíbem que as indústrias lancem nos rios efluentes com pH menor que 5 ou superior a 8. Os efluentes das indústrias I, II e III apresentam as seguintes concentrações (em mol/L) de  $H^+$  ou  $OH^-$ .

Indústria	Concentração no efluente (mol/L)
I	$[H^+] = 10^{-3}$
II	$[OH^-] = 10^{-5}$
III	$[OH^-] = 10^{-8}$

Considerando apenas a restrição referente ao pH, podem ser lançados em rios, sem tratamento prévio, os efluentes

- a) da indústria I, somente.
- b) da indústria II, somente.
- c) da indústria III, somente.
- d) das indústrias I e II, somente.
- e) das indústrias I, II e III.

**06 (FUVEST-SP)** A tabela seguinte fornece dados sobre duas soluções aquosas de certo ácido monoprótico, HA, a 25 °C.

Solução	Concentração de HA (mol/L)	pH
1	1,0	3,0
2	$1,0 \cdot 10^{-2}$	4,0

Esses dados indicam que:

- I) a concentração de íons  $H^+(aq)$ , na solução 2, é dez vezes maior do que na solução 1.
- II) a solução I conduzirá melhor a corrente elétrica do que a solução 2.
- III) o pH da solução do ácido HA, a 25 °C, tenderá ao valor 7,0 quando a concentração de HA tender a zero, ou seja, quando a diluição tender ao infinito.

Dessas afirmações, apenas a

- a) I é correta.
- b) II é correta.
- c) III é correta.
- d) I e a II são corretas.
- e) II e a III são corretas.

**07 (MACKENZIE-SP)** Adicionou-se água a 1,15 g de ácido metanóico até completar 500 mL de solução.

Considerando que nessa concentração o grau de ionização desse ácido é de 2%, então o pOH da solução é:

Dada a massa molar do ácido metanóico = 46 g/mol

- a) 2
- b) 3
- c) 12
- d) 10
- e) 11

**08 (VUNESP-SP)** Um suco de tomate tem pH = 4,0 e um suco de limão tem pH = 2, 0.

Sabendo-se que  $pH = -\log[H^+]$  e  $pH + pOH = 14$ :

- a) calcule quantas vezes a concentração de  $H^+$  do suco de limão é maior do que a concentração de  $H^+$  do suco de tomate;
- b) calcule o volume de solução aquosa de NaOH de concentração 0,010 mol/L necessário para neutralizar 100 mL de cada um dos sucos.

**09 (PUC-SP)** O hidróxido de magnésio  $\text{Mg(OH)}_2$  é um antiácido largamente utilizado. Assinale a alternativa que indica a massa de  $\text{Mg(OH)}_2$  que deve ser adicionada a 1 L de solução para aumentar o seu pH de 1 para 2, admitindo que essa adição não acarreta uma variação do volume da solução.

- a) 0,1 g              b) 2,6 g              c) 5,8 g              d) 12,0 g              e) 5,2 g

**10 (EFOA-MG)** A um litro de solução de ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ) de pH = 2 são adicionados nove litros de água destilada. O pH da solução final é:

- a) 4  
b) 5  
c) 1  
d) 2  
e) 3

**11 (VUNESP-SP)** Admita que café tem pH = 5,0 e leite tem pH = 6,0. Sabendo-se que  $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$  e que  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ , calcule:

- a) a concentração de  $\text{OH}^-$  no café;  
b) a concentração de  $\text{H}^+$ , em mol/L, em uma “média” de café com leite que contém 100 mL de cada bebida.

**12 (UFV-MG)** Considere um béquer contendo 1,0 L de uma solução 0,20 mol/L de ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ). A essa solução foram adicionados 4,0 g de hidróxido de sódio sólido ( $\text{NaOH}$ ), agitando-se até sua completa dissolução. Considerando que nenhuma variação significativa de volume ocorreu e que o experimento foi realizado a 25 °C, assinale a alternativa correta.

- a) A solução resultante será neutra e terá pH igual a 7.  
b) A solução resultante será básica e terá pH igual a 13.  
c) A solução resultante será ácida e terá pH igual a 2.  
d) A solução resultante será ácida e terá pH igual a 1.  
e) A solução resultante será básica e terá pH igual a 12.

**13 (FATEC-SP)** Qual o pH de uma solução em que a concentração de íons  $\text{H}^+$  é igual a  $2,0 \cdot 10^{-4}$  mol/litro?

(Dado:  $\log_{10} 2 = 0,30$ )

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

**14 (VUNESP-SP)** O leite de magnésia, constituído por uma suspensão aquosa de  $\text{Mg(OH)}_2$ , apresenta pH igual a 10. Isso 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.

**15 (MACKENZIE-SP)** A análise feita, durante um ano, da chuva da cidade de São Paulo forneceu um valor médio de pH igual a 5. Comparando-se esse valor com o do pH da água pura, percebe-se que o  $[\text{H}^+]$  na água da chuva é, em média:

- a) 2 vezes menor.  
b) 5 vezes maior.  
c) 100 vezes menor.  
d) 2 vezes maior.  
e) 100 vezes maior.

**16 (UNIVALI-SC)** A coloração das hortênsias, muito comum no Sul do nosso país, depende da acidez do solo, podendo ser azuis em solo ácido e rosadas em solo básico. Assim, se adicionarmos calcário ( $\text{CaCO}_3$ ) ao solo onde as flores forem plantadas, de modo que uma análise do mesmo revele uma concentração hidrogeniônica de  $10^{-8}$  mol/L, as hortênsias nascerão:

- a) azuis, já que o pH do solo será 1,8.
- b) rosadas, já que o pH do solo será 10,8.
- c) brancas, já que o pH do solo será neutro.
- d) rosadas, já que o pH do solo será 8.
- e) azuis, já que o pH será 4.

**17 (UFRO-RO)** Para não agredir a natureza, é recomendado que nos rios sejam lançadas apenas soluções com pH entre 5 e 9. Para que uma solução de  $\text{HCl}$  0,01 M possa ser lançada no rio sem prejuízo para este, o volume do ácido deve ser diluído no mínimo:

- a) 10 vezes.
- b) 100 vezes.
- c) 1.000 vezes.
- d) 10.000 vezes.
- e) 100.000 vezes.

**18 (PUC-MG)** A concentração hidrogeniônica do suco de limão puro é  $10^{-2}$  mol/L. O pH de um refresco preparado com 30 mL de suco de limão e água suficiente para completar 300 mL é igual a:

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 6
- e) 11

**19 (FUVEST-SP)** A  $25^\circ\text{C}$ , o pH de uma solução aquosa de um certo eletrólito é igual a 14. Qual a concentração de  $\text{OH}^-$  dessa solução?

- a) 1 mol/L
- b) 7 mol/L
- c) 14 mol/L
- d)  $10^{-7}$  mol/L
- e)  $10^{-14}$  mol/L

**20 (CEFET-PR)** Um piscicultor retirou 5 mL de água de seu aquário de pesquisa e constatou que o pH da amostra era igual a 8. Selecione a alternativa que contém o tipo de meio e a quantidade de íons hidrogênio presentes na amostra coletada pelo piscicultor, em mol:

- a) básico,  $5 \cdot 10^{-11}$
- b) ácido,  $5 \cdot 10^{-11}$
- c) básico,  $5 \cdot 10^{-8}$
- d) ácido,  $5 \cdot 10^{-8}$
- e) ácido,  $10^{-8}$

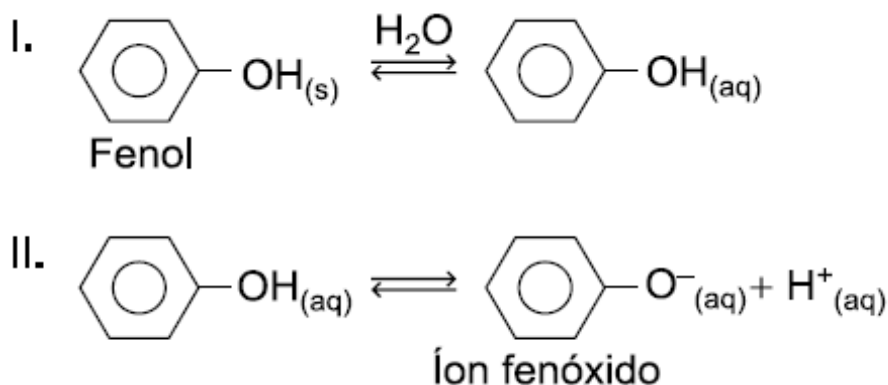
**21 (FUVEST-SP)** Como consequência da poluição industrial, verificou-se em alguns lugares um aumento de até 1.000 vezes na concentração hidrogeniônica da água da chuva.

Sabendo-se que o pH normal da água da chuva é de 5,6, qual seria o valor do pH no caso da chuva ácida mencionada anteriormente?

**22 (PUC-RJ)** Dada uma solução  $1,0 \cdot 10^{-4}$  M de um ácido forte HX, é correto afirmar que esta solução tem:

- a) pH = 1,0 e  $[X^-] = 10^{-4}$  M
- b) pH = 4,0 e  $[X^-] = 1,0$  M
- c) pH = 4,0 e  $[X^-] = 10^{-1}$  M
- d) pH = 4,0 e  $[X^-] = 10^{-4}$  M
- e) pH = 1,0 e  $[X^-] = 1,0$  M

**23 (FUVEST-SP)** A solubilidade do fenol em água depende do pH do meio:



O fenol dissolve-se mais em meio:

- a) ácido, de pH = 8 ou maior.
- b) básico, de pH = 6 ou menor.
- c) neutro, de pH = 7
- d) ácido, de pH = 6 ou menor.
- e) básico, de pH = 8 ou maior.

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

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

**25 (UFC-CE)** Uma solução A possui pH = 3 e uma solução B, pH = 12. É correto dizer que:

- (01) a solução A é ácida, enquanto a solução B é alcalina.
- (02) a solução A possui maior quantidade de íons hidroxila que a solução B.
- (04) o pH da solução A deverá se elevar com a adição de água.
- (08) a solução B reduzirá o seu pH após a adição de igual quantidade da solução A.

Qual é o valor da soma das afirmações corretas?

26 (UFSC-SC) Dependendo da concentração dos íons  $H^+$  e  $OH^-$  presentes numa solução, temos:

Soluções	
Meio neutro	$pH = 7$ e $pOH = 7$
Meio ácido	$pH < 7$ e $pOH > 7$
Meio básico	$pH > 7$ e $pOH < 7$

A solução aquosa 0,1 mol/L de HA possui acidez tanto maior quanto:

I. menor for a constante de ionização do HA.

II. maior for a concentração de  $H^+$ .

III. menor for o pH.

Considerando as informações prestadas, assinale a(s) proposição(ões) correta(s).

(01) Somente I está correta.

(02) Somente II está correta.

(04) Somente II e III estão corretas.

(08) Somente III está correta.

(16) Somente I e III estão corretas.

(32) Somente I e II estão corretas.

27 (FUVEST-SP) Leite de magnésia é essencialmente uma suspensão de hidróxido de magnésio em água. A solubilidade do  $Mg(OH)_2$ , à temperatura ambiente, é  $1,5 \cdot 10^{-4}$  mol/L.

Logo, o pH do leite de magnésia está entre: Dado: valor numérico do produto iônico da água =  $1,0 \cdot 10^{-14}$  (25°C).

a) 7 e 8

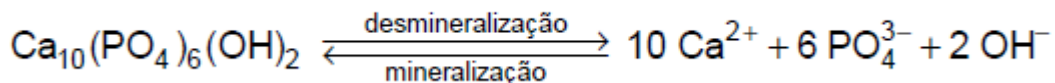
b) 8 e 9

c) 9 e 10

d) 10 e 11

e) 11 e 12

28 (FUVEST-SP) O esmalte dos dentes é principalmente hidroxiapatita que, sob certas condições, sofre dissolução (desmineralização), o que provoca a cárie:



Provoca desmineralização bochechar com:

I. uma solução aquosa de hipoclorito de sódio (pH = 9).

II. uma solução aquosa de cloreto de sódio (soro fisiológico).

III. vinagre diluído em água.

Dessas afirmações, apenas:

a) a I está correta.

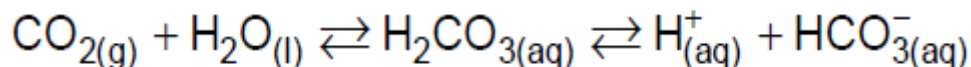
b) a II está correta.

c) a III está correta.

d) a I e II são corretas.

e) a II e a III são corretas.

**29 (UFSCar-SP)** A acidose metabólica é causada pela liberação excessiva, na corrente sanguínea, de ácido láctico e de outras substâncias ácidas resultantes do metabolismo. Considere a equação envolvida no equilíbrio ácido-base do sangue e responda ao que se pede.

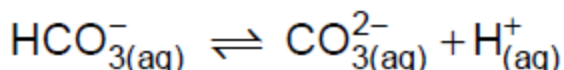
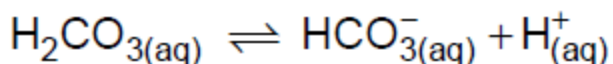
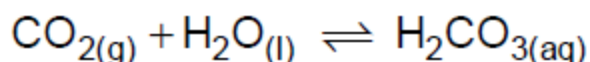


a) Explique de que forma o aumento da taxa de respiração, quando se praticam exercícios físicos, contribui para a redução da acidez metabólica.

b) O uso de diuréticos em excesso pode elevar o pH do sangue, causando uma alcalose metabólica.

Explique de que forma um diurético perturba o equilíbrio ácido-base do sangue.

**30 (UFSC-SC)** A maricultura vem se intensificando em Santa Catarina. Apesar de ser uma atividade recente, o Estado ocupa a liderança nacional na produção de ostras e mexilhões. Para a manutenção da qualidade da água e dos moluscos cultivados, o pH da água do mar deve se situar próximo de 8,0 (oito). Assim sendo, os equilíbrios químicos abaixo devem ser considerados.



De acordo com as informações acima, assinale a(s) proposição(ões) correta(s).

(01) O aumento da concentração de  $\text{H}^+$  implica na elevação do pH do meio.

(02) Os produtos de ionização do  $\text{H}_2\text{CO}_3$  são  $\text{CO}_3^{2-}$  e  $\text{OH}^-$ .

(04) O aumento das concentrações de  $\text{CO}_3^{2-}$  e de  $\text{HCO}_3^-$  aumenta a disponibilidade do  $\text{CO}_2$  na água do mar.

(08)  $\text{CO}_2$  dissolvido diminui o pH do ambiente marinho.

(16)  $\text{CO}_2$  dissolvido na água do mar pode gerar  $\text{CO}_3^{2-}$  e  $\text{HCO}_3^-$ .

Some os números das proposições corretas.

**31 (UECE-CE)** O ácido perclórico de  $\text{pH} = 1$  é mais forte que o ácido hipocloroso ( $\text{HClO}$ ), que tem ação desinfetante e oxidante no tratamento da água segundo a reação:  $\text{HClO} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ClO}^-$

O  $\text{HClO}$  tem molaridade de  $4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$  a  $20^\circ\text{C}$ , a sua constante de ionização é de  $2,5 \cdot 10^{-8}$ . Assinale a opção que indica quantas vezes o ácido perclórico é mais forte que o ácido hipocloroso:

a)  $10^5$  vezes.

b)  $10^{-5}$  vezes.

c)  $10^6$  vezes.

d)  $10^{-6}$  vezes.

**32 (UFRGS-RS)** Se a 10 mL de uma solução aquosa de  $\text{pH} = 4,0$  forem adicionados 90 mL de água, o pH da solução resultante será igual:

a) 0,4

b) 3,0

c) 4,0

d) 5,0

e) 5,5



**33 (UFPR-PR)** Considere as soluções I, II e III, descritas a seguir.

- I. Solução obtida pela adição de 9,80 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (massa molar = 98,0 g) em água suficiente para completar o volume de 500 mL.  
II. 2,00 L de solução de NaOH (massa molar = 40,0 g) com pH igual a 13.  
III. 100 mL de solução de sulfato de sódio de concentração  $0,300 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Sobre as soluções I, II e III, é correto afirmar:

- (01) A concentração de ácido sulfúrico na solução I é igual  $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .  
(02) A solução II contém 8,0 g de soluto.  
(04) A concentração de hidróxido de sódio na solução II é igual a  $1,0 \cdot 10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .  
(08) A mistura de I e II produz uma solução neutra.  
(16) A mistura de I e II é uma solução eletrolítica.  
(32) A concentração de íons sódio na solução resultante da mistura de I e II é igual à da solução III.

Some os números dos itens corretos.

**34 (FUVEST-SP)** A tabela a seguir relaciona a cor de indicadores com pH de soluções aquosas:

Indicador	Cor em função do pH	
Alaranjado-de-metila	Vermelho em $\text{pH} < 2,5$	Amarelo em $\text{pH} > 3,5$
Azul-de-bromotimol	Amarelo em $\text{pH} < 6,0$	Azul em $\text{pH} > 8,5$

Indique a cor adquirida pelas soluções na presença de cada um dos indicadores.

- a) Solução 0,01 M de ácido clorídrico, 100% ionizado.  
b) Solução 0,01 M de ácido acético, 1% ionizado.

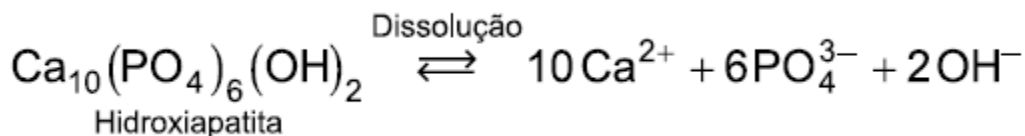
**35 (FUVEST-SP)** 100 mL de uma solução 0,2 M de  $\text{HCl}$  foram misturados com 100 mL de uma solução 0,2 M de NaOH. A mistura resultante:

- a) tem valor de pH igual a zero.  
b) tem concentração de  $\text{Na}^+$  igual a 0,2 M.  
c) é uma solução de cloreto de sódio 0,1 M.  
d) tem concentração de  $\text{H}^+$  igual a 0,1 M.  
e) não conduz corrente elétrica.

**36 (UFAL-AL)** Sobre equilíbrio químico em solução aquosa, pode-se afirmar que:

- (0) em água, o ácido nítrico ( $K_a$  = muito grande) se ioniza quase totalmente, enquanto o ácido acético ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ) não se ioniza totalmente.  
(1) a  $25^\circ\text{C}$ , uma solução aquosa de  $\text{pH} = 5$  precisa ser diluída 100 vezes com água para tornar-se neutra.  
(2) 10 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,1 mol/L são neutralizados acrescentando-se 20 mL de NaOH 0,1 mol/L.  
(3) certa enzima digestiva tem melhor atividade catalítica em pH que varia de 6,5 a 7,5. Logo, ela deve ter boa atividade catalítica no suco gástrico.  
(4) a solubilidade da sacarose ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) em água é de 2 kg do açúcar por kg de água a  $20^\circ\text{C}$ . Logo, nessa temperatura, obtém-se solução saturada, com corpo de fundo, se forem dissolvidos 2 mols desse açúcar em 1 kg de água. (Dado: massa molar da sacarose = 342 g/mol).

**37 (VUNESP-SP)** O esmalte dos dentes é formado por hidroxiapatita que, em determinadas condições pode ser dissolvida devido ao equilíbrio representado pela equação:



Considere três pessoas, X, Y e Z, que consomem diariamente os produtos cujos valores de pH estão apresentados na tabela.

Pessoa	Produtos consumidos diariamente	pH
X	Suco de laranja	3
Y	Água com gás	4
Z	Leite de magnésia	10

Considerando somente o efeito do uso continuado desses três produtos, ocorrerá dissolução da hidroxiapatita do esmalte dos dentes:

- a) da pessoa X, apenas.
- b) da pessoa Y, apenas.
- c) das pessoas X e Y, apenas.
- d) da pessoa Z, apenas.
- e) das três pessoas.

**38** O fluoreto de hidrogênio (HF) é um ácido que se encontra 10% ionizado em solução 0,1 mol/L. O pH dessa solução vale:

- a) 13
- b) 12
- c) 2
- d) 1
- e) 0,1

**39 (UNICAMP-SP)** O elemento cálcio reage violentamente com água produzindo gás hidrogênio. Um químico fez reagir 0,10 grama de cálcio com 0,10 dm<sup>3</sup> de água. Depois que a reação terminou, ele adicionou mais água, de modo a completar 0,5 dm<sup>3</sup> de solução. Massa molar do Ca = 40 g/mol

- a) Escreva a equação química da reação entre o cálcio e a água.
- b) Calcule o pH da solução final.

**40 (FESP-PE)** O vibrião colérico não sobrevive em meio de pH = 3 ou mais ácido. O número de gotas de uma solução 1,0 M de ácido clorídrico que se deve introduzir em 10 litros de água, a fim de eliminar o vibrião colérico é:

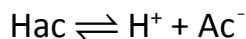
(Admita que não há alteração de volume e que o volume de uma gota é 0,05 mL)

- a) 10 gotas.
- b) 100 gotas.
- c) 30 gotas.
- d) 200 gotas.
- e) 50 gotas.

**41 (VUNESP-SP)** Misturam-se 100 mL de uma solução aquosa de NaOH, de concentração 0,100 mol/L, com 400 mL de solução aquosa de HCl, de concentração 0,050 mol/L. Adiciona-se água até completar o volume a 1.000 mL e homogeneiza-se a solução resultante. Supondo dissociação total, o pH da solução resultante é:

- a) 8
- b) 2
- c) 1
- d) -1
- e) zero

**42 (UnB-DF)** A reação de ionização do ácido acético (HAc) em água pode ser representada pela equação:



Considere uma solução aquosa de ácido acético 0,100 mol/L e julgue os itens abaixo.

- (1) As espécies presentes na solução são:  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{Ac}^-$ , HAc,  $\text{OH}^-$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .
- (2) A concentração de  $\text{H}^+$  no equilíbrio,  $[\text{H}^+]$ , é 0,100 mol/L
- (3)  $[\text{Ac}^-] > [\text{HAc}]$
- (4) O pH da solução é 1.
- (5) A constante de equilíbrio da reação acima é igual à constante de ionização do ácido acético.
- (6) Na água pura, o pH é diferente do pOH.
- (7) O pH não varia com a temperatura.

**43 (VUNESP-SP)** 80,0 mL de uma solução aquosa de hidróxido de potássio de concentração 0,250 mol/L são parcialmente neutralizados por 20,0 mL de uma solução aquosa de ácido nítrico de concentração 0,500 mol/L.

- a) Escreva a equação química da reação de neutralização.
- b) Sabendo que  $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$  e que  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ , calcule o pH da solução após a adição do ácido ( $T = 25^\circ\text{C}$ ).

**44 (FUVEST-SP)** Alguns gases presentes em atmosferas poluídas formam, com a água da chuva, ácidos, tais como o sulfúrico e o nítrico.

- a) Escreva, para cada um desses ácidos, a equação que representa sua formação a partir de um óxido gasoso poluente.
- b) Um reservatório contém  $100 \text{ m}^3$  ( $1,0 \cdot 10^5 \text{ L}$ ) de água de pH igual a 6,0. Calcule o volume, em litros, de chuva de pH igual a 4,0 que esse reservatório deve receber para que o pH final da água atinja o valor de 5,0. Basta o valor aproximado. Neste caso, despreze o aumento de volume da água do reservatório com a chuva.

**45 (UFMS-MS)** O valor da concentração hidrogeniônica,  $[\text{H}^+]$ , do sangue, quando medido a  $25^\circ\text{C}$ , é  $4,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$  ( $\log 2,2 = 0,35$ ;  $\log 4,5 = 0,65$ ). Com base no dado acima, é correto afirmar que:

- (01)  $[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L} - 4,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$ .
- (02)  $[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L} / 4,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$ .
- (04)  $[\text{OH}^-] = 2,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ .
- (08)  $\text{pH} < 7$ , portanto, o sangue está ácido.
- (16)  $\text{pH} > 7$ , portanto, o sangue está fracamente básico.
- (32) Nessa temperatura, o sangue é neutro, ou seja, seu  $\text{pH} = 7$ .

Dê, como resposta, a soma dos números das proposições corretas.

**46 (PUC-RJ)** A reação entre uma solução aquosa de ácido com uma solução aquosa de base, chamada de reação de neutralização, forma uma solução aquosa de sal.

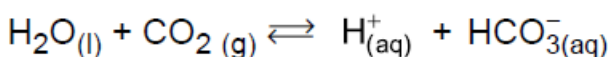
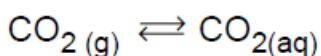
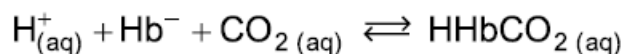
- Escreva a reação química balanceada entre soluções aquosas de hidróxido de sódio e de ácido clorídrico.
- Qual será o pH final de uma solução formada pela mistura de volumes iguais de uma solução aquosa  $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$  de hidróxido de sódio e de solução aquosa de ácido clorídrico  $0,4 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- Calcule qual será a molaridade de uma solução obtida pela mistura de 500 mL de água destilada com 500 mL de solução aquosa  $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$  de hidróxido de sódio.

**47 (E. E. Mauá-SP)** Uma solução 1 M de ácido benzoico tem o mesmo pH que outra solução aquosa de cloreto de hidrogênio de concentração  $8,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ . Dado:  $\log 2 = 0,3$

- Calcule o pH da solução de ácido clorídrico.
- Qual o grau de ionização do ácido benzoico?
- Calcule a constante de ionização do ácido benzoico.

**48 (UFTM-MG)** O dióxido de carbono no organismo humano é transportado pelo sangue de três modos: 6% como  $\text{CO}_2$  dissolvido; 70% como e 24% na hemoglobina (Hb).

Em um indivíduo normal, o pH do sangue deve manter-se entre os valores 7,35 e 7,45. O transporte de gás carbônico pode ser representado, simplificada, pelas seguintes equações:



Considerando-se que não há reguladores de pH no sangue, pode-se afirmar que, com:

- o aumento da concentração de  $\text{CO}_{2(\text{g})}$ , o pH diminui.
- a diminuição da concentração de  $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$ , o pH aumenta.
- a diminuição da concentração de  $\text{CO}_{2(\text{aq})}$ , o pH não se altera.
- o aumento da concentração de  $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$ , o pH diminui.
- o aumento da concentração de  $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$ , o pH não se altera.

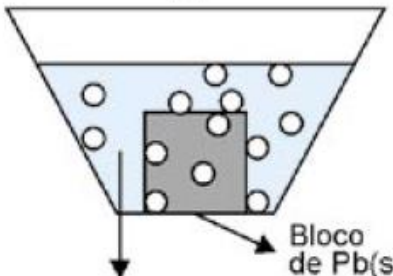
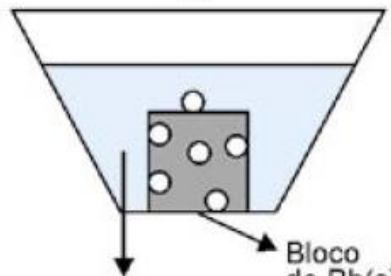
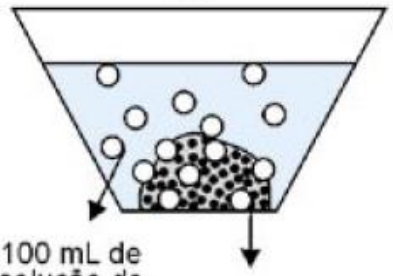
**49 (UFF-RJ)** Considere a tabela a seguir: Valores de pH de uma série de soluções e materiais comuns.

Material	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
HC/ 0,1 mol/L															
Suco gástrico															
Refrigerante															
Suco de limão															
Vinagre															
Suco de laranja															
Cerveja															
Água de abastecimento															
Água pura															
$\text{NaHCO}_3$ 0,1 mol/L															
Amoníaco de uso doméstico															
$\text{NaOH}$ 0,1 mol/L															

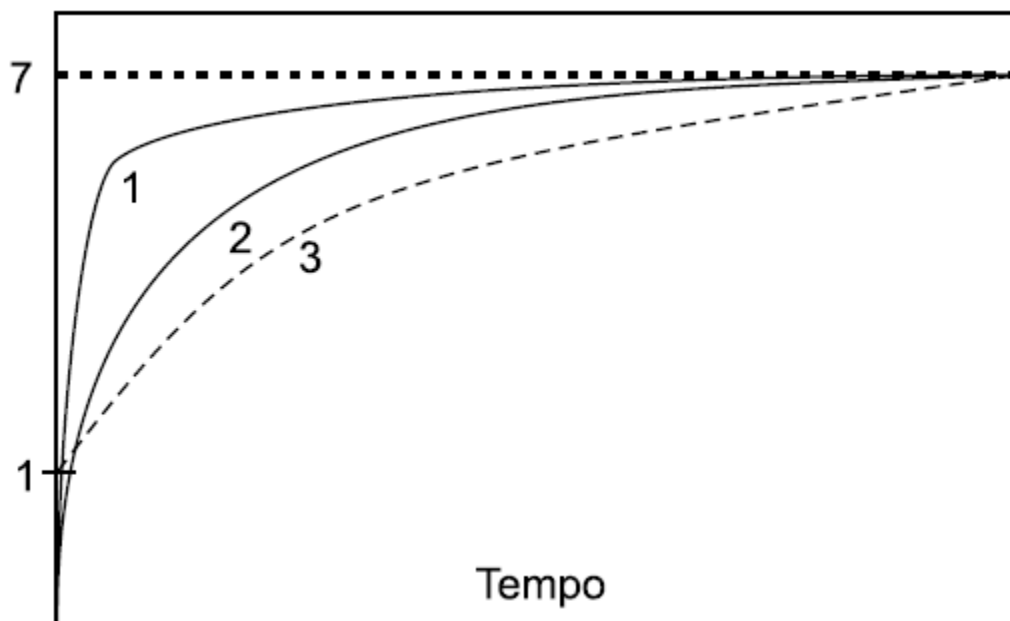
Pode-se afirmar que

- a cerveja tem caráter básico;
- o suco de laranja é mais ácido do que o refrigerante;
- o amoníaco de uso doméstico tem  $[\text{OH}^-]$  menor do que  $[\text{H}^+]$ ;
- a água pura tem  $[\text{H}^+]$  igual a  $[\text{OH}^-]$ ;
- o vinagre é mais ácido do que o suco de limão.

**50 (UFRJ-RJ)** A seguinte série de experimentos, representada esquematicamente a seguir, foi realizada colocando-se, em um mesmo instante, uma massa de 10,35 g de chumbo em três recipientes distintos (A, B e C), cada um contendo 100 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico, a 25°C. Decorrido um certo intervalo de tempo, foram observados os seguintes fenômenos:

(A)	(B)	(C)
		
100 mL de solução de HCl 1 mol/L (aq)	100 mL de solução de HCl 0,1 mol/L (aq)	100 mL de solução de HCl 1 mol/L (aq) Pb(s), em pequenos pedaços
<ul style="list-style-type: none"> <li>- Diminuição da massa inicial do bloco de chumbo.</li> <li>- Desprendimento de bolhas da superfície do bloco de chumbo.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Diminuição da massa inicial do bloco de chumbo, em menor quantidade do que no recipiente (A).</li> <li>- Desprendimento de bolhas da superfície do bloco de chumbo, em menor quantidade do que no recipiente (A).</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Diminuição da massa inicial de chumbo, em maior quantidade do que no recipiente (A).</li> <li>- Desprendimento de bolhas da superfície dos pedaços de chumbo, em maior quantidade do que no recipiente (A).</li> </ul>

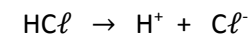
O gráfico a seguir mostra a variação do pH com o tempo, para os experimentos A, B e C. Sabe-se que o pH de uma solução ácida 1 mol/L é definido como sendo igual a zero.



- Identifique a curva de variação de pH com o tempo correspondente a cada um dos recipientes A, B e C. Justifique a sua resposta baseando-se nos conceitos de velocidade de reação.
- Admitindo-se que, no recipiente A, ocorre consumo total dos reagentes, qual seria o pH final da solução resultante se, no lugar da solução de ácido clorídrico 1 mol/L, fossem empregados 100 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico 2 mol/L?

## GABARITO

### 01- Alternativa E



0,1M    0,1M    0,1M

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-1} \rightarrow \text{pH} = 1$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pOH} = 14 - 1 \rightarrow \text{pOH} = 13$$

### 02- Alternativa B

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

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



$10^{-2}\text{M}$      $10^{-2}\text{M}$

$$\eta = \frac{m_1}{M_1 \cdot V(\text{L})} \Rightarrow 10^{-2} = \frac{m_1}{36,5 \cdot 1}$$

$$m_1 = 3,65 \cdot 10^{-1} \text{ g}$$

### 03- Alternativa E

I) Verdadeiro. Altera a temperatura, consequentemente altera  $K_w$ .

II) Verdadeira. Como pH a 50 °C é menor que a 25 °C, ocorre aumento na  $[\text{H}^+]$ .

III) Verdadeira. Quanto maior  $[\text{H}^+]$ , maior a acidez e menor o pH.

### 04- Alternativa C

pH menor que 4,2, aumenta  $[\text{H}^+]$  no equilíbrio deslocando-o para a esquerda.

### 05- Alternativa C

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

$$\text{II} \rightarrow \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \rightarrow \text{pOH} = -\log 10^{-5} \rightarrow \text{pOH} = 5$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} + 5 = 14 \rightarrow \text{pH} = 9$$

$$\text{III} \rightarrow \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \rightarrow \text{pOH} = -\log 10^{-8} \rightarrow \text{pOH} = 8$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} + 8 = 14 \rightarrow \text{pH} = 6$$

### 06- Alternativa E

I - Falsa

$$\text{solução 1} \rightarrow \text{pH} = 3 \rightarrow [\text{H}^+]_1 = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{solução 2} \rightarrow \text{pH} = 4 \rightarrow [\text{H}^+]_2 = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\frac{[\text{H}^+]_2}{[\text{H}^+]_1} = \frac{10^{-4}}{10^{-3}} = \frac{1}{10}$$

II - Verdadeira

Menor pH, maior concentração de íons, maior condutividade.

III - Verdadeira

Para diluição infinita, a concentração do ácido tende a zero, portanto considera-se somente a ionização da água pura.

### 07- Alternativa E

$$M_{\text{ácido}} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V(L)} = \frac{1,15}{46 \cdot 0,5} = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$[H^+] = M \cdot \alpha \Rightarrow [H^+] = 0,05 \cdot 2 \cdot 10^{-2} \Rightarrow [H^+] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow 3 + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 11$$

### 08-

a) calcule quantas vezes a concentração de  $H^+$  do suco de limão é maior do que a concentração de  $H^+$  do suco de tomate;

Para  $\text{pH} = 4$ , temos:  $[H^+] = 10^{-4} \text{ M}$ . Para que o  $\text{pH}$  fique igual a 2, a  $[H^+] = 10^{-2} \text{ M}$ , com isso teremos:  $\frac{10^{-2}}{10^{-4}} = 100$

b) calcule o volume de solução aquosa de  $\text{NaOH}$  de concentração  $0,010 \text{ mol/L}$  necessário para neutralizar  $100 \text{ mL}$  de cada um dos sucos.

$$\rightarrow \text{para o suco de tomate: } [H^+] \cdot V_{\text{suco}} = [OH^-] \cdot V_{\text{base}} \rightarrow 10^{-4} \cdot 100\text{mL} = 10^{-2} \cdot V_{\text{base}} \rightarrow V_{\text{base}} = 1 \text{ mL}$$

$$\rightarrow \text{para o suco de limão: } [H^+] \cdot V_{\text{suco}} = [OH^-] \cdot V_{\text{base}} \rightarrow 10^{-2} \cdot 100\text{mL} = 10^{-2} \cdot V_{\text{base}} \rightarrow V_{\text{base}} = 100 \text{ mL}$$

### 09- Alternativa B

Cálculo do nº mols de  $\text{HCl}$  antes da neutralização: para  $\text{pH} = 1 \rightarrow [H^+] = 10^{-1} \text{ M}$ ,  $n = [H^+] \cdot V = 0,1 \text{ M} \cdot 1,0 \text{ L} = 0,1 \text{ mol}$

Cálculo do nº mols de  $\text{HCl}$  após a neutralização: para  $\text{pH} = 2 \rightarrow [H^+] = 10^{-2} \text{ M}$ ,  $n = [H^+] \cdot V = 0,01 \text{ M} \cdot 1,0 \text{ L} = 0,01 \text{ mol}$

Cálculo do nº mols de  $\text{HCl}$  que foi neutralizado pela base:  $n = 0,10 - 0,01 = 0,09 \text{ mol}$

Cálculo do nº mols de  $\text{Mg(OH)}_2$  que reagirá com o  $\text{HCl}$ :  $\text{Mg(OH)}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Estequiometria: 1mol      2mols

Reage e forma: X      0,09mol

X = 0,045mol

Cálculo da massa de  $\text{Mg(OH)}_2$  que reagiu:  $m = n \cdot M = 0,045 \cdot 58 = 2,61 \text{ g}$

### 10- Alternativa E

Para  $\text{pH} = 2$  temos que:  $[H^+] = 10^{-2} \text{ M}$

Cálculo da concentração de  $H^+$  e o  $\text{pH}$  após a diluição:

$$[H^+]_1 \cdot V_1 = [H^+]_2 \cdot V_2 \rightarrow 10^{-2} \text{ M} \cdot 1,0 \text{ L} = [H^+]_2 \cdot 10 \text{ L} \rightarrow [H^+]_2 = 10^{-3} \text{ M}, \text{ logo } \text{pH}_2 = 3,0$$

### 11-

a) Para  $\text{pH} = 5$ , sabendo que:  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ , logo ficamos com:  $\text{pOH} = 9,0 \rightarrow [OH^-] = 10^{-9} \text{ M}$

$$b) [H^+]_1 \cdot V_1 + [H^+] \cdot V_2 = [H^+]_f \cdot V_f \rightarrow 10^{-5} \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} + 10^{-6} \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = [H^+]_f \cdot 0,2 \text{ L} \rightarrow [H^+]_f = 5,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

### 12- Alternativa D

$$\text{HCl} \Rightarrow 0,20 \text{ mol/L} \Rightarrow V = 1 \Rightarrow 0,20 \text{ mol}$$

Portanto, existe  $0,1 \text{ mol}$  de  $H^+$  em excesso.



Como  $V = 1 \text{ L}$  e não altera pela adição do  $\text{NaOH}$

$$0,20 \text{ mol} \quad 0,20 \text{ mol}$$

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

$$\text{NaOH} \Rightarrow 4 \text{ g} \Rightarrow n = 0,1 \text{ mol}$$

$$\text{pH} = -\log[H^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 1$$



$$0,2 \text{ mol} \quad 0,1 \text{ mol}$$

### 13- Alternativa C

$$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log 2 \cdot 10^{-4} = -(\log 2 + \log 10^{-4}) = -(0,30 + (-4) \cdot \log 10) = -(0,30 - 4,0) \rightarrow \text{pH} = 3,7$$

### 14- Alternativa C

Para  $\text{pH} = 10$  temos:  $\text{pOH} = 4$ , logo:  $[H^+] = 10^{-10} \text{ M}$  e  $[OH^-] = 10^{-4} \text{ M}$ , caráter básico pois  $[OH^-] > [H^+]$

### 15- Alternativa E

Para pH = 5, temos:  $[H^+] = 10^{-5}$  M e para pH = 7, temos:  $[H^+] = 10^{-7}$  M, com isso ficamos com:  $\frac{10^{-5}}{10^{-7}} = 100$

### 16- Alternativa D

Para  $[H^+] = 10^{-8}$  M, temos: pH = 8, com isso a solução apresenta caráter básico, sendo desta forma, as hortênsias nascerão rosadas.

### 17- Alternativa C

Para  $[H^+] = 10^{-2}$  M, temos: pH = 2. Para que o pH fique igual a 5, a  $[H^+] = 10^{-5}$  M, com isso teremos:  $\frac{10^{-2}}{10^{-5}} = 1000$

### 18- Alternativa B

Cálculo da  $[H^+]$  após a diluição:  $[H^+]_1 \cdot V_1 = [H^+]_2 \cdot V_2 \rightarrow 10^{-2} \cdot 30 \text{ mL} = [H^+]_2 \cdot 300 \text{ mL} \rightarrow [H^+]_2 = 10^{-3}$  M, logo pH<sub>2</sub> = 3,0

### 19- Alternativa A

Para pH = 14, temos: pOH = 0, e com isso ficamos com  $[OH^-] = 10^0 = 1,0$  mol/L.

### 20- Alternativa A

Para pH = 8 temos: pOH = 6, logo:  $[H^+] = 10^{-8}$  mol/L e  $[OH^-] = 10^{-6}$  mol/L, caráter básico pois  $[OH^-] > [H^+]$

Calculando a  $[H^+]$  em 5 mL da amostra:  $5 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \cdot 10^{-8} \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 5 \cdot 10^{-11} \text{ mol}$

### 21-

Para pH = 5,6 temos:  $[H^+] = 10^{-5,6}$  M. Para concentração 1000 vezes maior teremos:  $[H^+] = 10^{-5,6} \cdot 10^3 = 10^{-2,6}$  M, com isso ficamos com pH = 2,6

### 22- Alternativa D

Para  $[H^+] = 10^{-4}$  M, temos: pH = 4 e  $[X] = 10^{-4}$  M

### 23- Alternativa E

Para solubilizar o fenol, o equilíbrio (II) deverá ser deslocado para a direita através da adição de uma base. Os íons  $OH^-$  da base consomem os íons  $H^+$  do equilíbrio, deslocando-o para a direita favorecendo a dissolução.

### 24- Alternativa B

Para pH = 1, temos  $[H^+]_1 = 10^{-1}$  M

Cálculo da  $[H^+]$  após a diluição:  $[H^+]_1 \cdot V_1 = [H^+]_2 \cdot V_2 \rightarrow 10^{-1} \cdot 50 \text{ mL} = [H^+]_2 \cdot 500 \text{ mL} \rightarrow [H^+]_2 = 10^{-2}$  M, logo pH<sub>2</sub> = 2,0

### 25- 13 (01 + 04 + 08)

Solução A: pH = 3  $\rightarrow [H^+] = 10^{-3}$  M (caráter ácido)

Solução B: pH = 12  $\rightarrow [H^+] = 10^{-12}$  M (caráter básico)

(01) a solução A é ácida, enquanto a solução B é alcalina.

Verdadeiro.

(02) a solução A possui maior quantidade de íons hidroxila que a solução B.

Falso.  $[H^+]_A = 10^{-3}$  M e  $[OH^-]_A = 10^{-11}$  M;  $[H^+]_B = 10^{-12}$  M e  $[OH^-]_B = 10^{-2}$  M

(04) o pH da solução A deverá se elevar com a adição de água.

Verdadeiro. Na diluição a adição de água provoca uma diminuição da concentração hidrogeniônica aumentando o pH da solução.

(08) a solução B reduzirá o seu pH após a adição de igual quantidade da solução A.

Verdadeiro. Com a mistura de soluções com o mesmo soluto a solução resultante apresentará uma concentração hidrogeniônica maior, em relação à solução B, implicando em uma diminuição do pH.



26- Correta: 04

Sabemos que:  $\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]}$ ,  $\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^-$  e  $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$

A solução aquosa 0,1 mol/L de HÁ possui acidez tanto maior quanto:

I. menor for a constante de ionização do HÁ.

Falso. Quanto maior a constante de ionização, mais forte, ou seja, maior a acidez do ácido.

II. maior for a concentração de  $\text{H}^+$ .

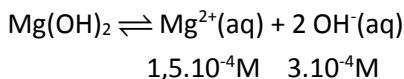
Verdadeiro. Quanto maior a concentração de íons  $\text{H}^+$  mais ionizado encontra-se o ácido, logo o mesmo é mais forte.

III. menor for o pH.

Verdadeiro. pH e concentração hidrogeniônica são inversamente proporcionais. Ácido mais forte, maior concentração hidrogeniônica, menor pH.

27- Alternativa D

Cálculo da  $[\text{OH}^-]$  da solução:



Cálculo da  $[\text{H}^+]$  da solução:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] \rightarrow 10^{-14} = [\text{H}^+] \cdot 3 \cdot 10^{-4} \rightarrow [\text{H}^+] = 3,3 \cdot 10^{-11} \text{M}$$

Cálculo do pH da solução:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 3,3 \cdot 10^{-11} = -(\log 3,3 + \log 10^{-11}) = -(\log 3,3 - 11 \cdot \log 10) = -\log 3,3 + 11,0$$

Como  $\log_{10} 10 = 1$ , com isso o  $\log_{10} 3,3$  é um número menor que 1, desta forma o pH fica entre 10 e 11

28- Alternativa C

Provoca desmineralização, ou seja, desloca o equilíbrio para a direita, bochechar com:

I. uma solução aquosa de hipoclorito de sódio (pH = 9).

Falso. A presença adicional dos íons  $\text{OH}^-$  do meio básico deslocam o equilíbrio para a esquerda.

II. uma solução aquosa de cloreto de sódio (soro fisiológico).

Falso. A solução de NaCl possui caráter neutro, logo não provoca deslocamento do equilíbrio.

III. vinagre diluído em água.

Verdadeiro. A presença dos íons  $\text{H}^+$  da solução do vinagre (ácido acético) consomem os íons  $\text{OH}^-$  do equilíbrio, deslocando-o para a direita provocando a desmineralização do esmalte.

29-

a) A prática de exercícios físicos provoca uma rápida eliminação de  $\text{CO}_2$  e com isso sua concentração diminui, desta forma o equilíbrio será deslocado para a esquerda, com consumo dos íons  $\text{H}^+$  do meio, diminuindo a sua concentração provocando um aumento o pH do sangue causando alcalose respiratória.

b) O uso de diuréticos em excesso implica em perda de água pela urina, com isso a  $[\text{H}_2\text{O}]$  do equilíbrio diminui, desta forma o equilíbrio será deslocado para a esquerda, com consumo dos íons  $\text{H}^+$  do meio, diminuindo a sua concentração provocando um aumento do pH do sangue causando alcalose metabólica.

30- 28 (04 + 08 + 16)

(01) O aumento da concentração de  $\text{H}^+$  implica na elevação do pH do meio.

Falso. pH e  $[\text{H}^+]$  são grandezas inversamente proporcionais.

(02) Os produtos de ionização do  $\text{H}_2\text{CO}_3$  são  $\text{CO}_3^{2-}$  e  $\text{OH}^-$ .

Falso. Os produtos de ionização do  $\text{H}_2\text{CO}_3$  são  $\text{HCO}_3^-$  e  $\text{H}^+$ .

(04) O aumento das concentrações de  $\text{CO}_3^{2-}$  e de  $\text{HCO}_3^-$  aumenta a disponibilidade do  $\text{CO}_2$  na água do mar.

Verdadeiro.

(08)  $\text{CO}_2$  dissolvido diminui o pH do ambiente marinho.

Verdadeiro.

(16)  $\text{CO}_2$  dissolvido na água do mar pode gerar  $\text{CO}_3^{2-}$  e  $\text{HCO}_3^-$ .

Verdadeiro.

### 31- Alternativa A

Cálculo da  $[H^+]$  da solução de  $HClO$ :

$$K_a = \frac{[H^+].[ClO^-]}{[HClO]} \rightarrow 2,5 \cdot 10^{-8} = \frac{X^2}{4 \cdot 10^{-5}} \rightarrow X^2 = 10^{-12} \rightarrow X = \sqrt{10^{-12}} \rightarrow X = [H^+] = 10^{-6} M$$

Cálculo da  $[H^+]$  da solução de  $HCl$ : para  $pH = 1$ , temos:  $[H^+] = 10^{-1} M$

Com isso ficamos com:  $\frac{10^{-1}}{10^{-6}} = 10^5$

### 32- Alternativa D

Para  $pH = 4$ , temos:  $[H^+] = 10^{-4} M$ .

Cálculo da  $[H^+]$  após a diluição:  $[H^+]_1 \cdot V_1 = [H^+]_2 \cdot V_2 \rightarrow 10^{-4} \cdot 10 \text{ mL} = [H^+]_2 \cdot 100 \text{ mL} \rightarrow [H^+]_2 = 10^{-5} M$ , logo  $pH_2 = 5,0$

### 33- 26 (02 + 08 + 16)

(01) A concentração de ácido sulfúrico na solução I é igual  $0,100 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

Falso.  $\frac{9,8g \text{ } H_2SO_4}{0,5L \text{ solução}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98g \text{ } H_2SO_4} = 0,2 \text{ mol/L}$

(02) A solução II contém  $8,0 \text{ g}$  de soluto.

Verdadeiro.  $\frac{0,1 \text{ mol NaOH}}{1L \text{ solução}} \cdot \frac{40g \text{ NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 8g \text{ NaOH}$

(04) A concentração de hidróxido de sódio na solução II é igual a  $1,0 \cdot 10^{-13} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

Falso. Cálculo da  $[OH^-]$ :  $pH = 13$ , temos  $pOH = 1$ , logo ficamos com:  $[OH^-] = 10^{-1} \text{ mol/L}$

(08) A mistura de I e II produz uma solução neutra.

Verdadeiro.

Cálculo do número de mols de  $H_2SO_4$  na solução:  $\frac{0,2 \text{ mol } H_2SO_4}{1L \text{ solução}} = 0,1 \text{ mol } H_2SO_4$

Cálculo do número de mols de  $NaOH$  na solução:  $\frac{0,1 \text{ mol NaOH}}{1L \text{ solução}} = 0,1 \text{ mol NaOH}$

Reação química:  $H_2SO_4 + 2 NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2 H_2O$

Estequiometria: 1mol 2mols

Nº mols: 0,1mol 0,2mol

Conclusão: não há excesso de reagente, logo a solução resultante é neutra

(16) A mistura de I e II é uma solução eletrolítica.

Verdadeiro. A mistura de ácido mais base dá sal e água, portanto a solução resultante é eletrolítica.

(32) A concentração de íons sódio na solução resultante da mistura de I e II é igual à da solução III.

Falso.

Cálculo da  $[Na^+]$  da solução II:  $\frac{0,3 \text{ mol } Na_2SO_4}{1L \text{ solução}} \cdot \frac{2 \text{ mols } Na^+}{1 \text{ mol } Na_2SO_4} = 0,6 \text{ mol/L}$

Cálculo do nº mols de  $Na^+$  na solução III:

Reação química:  $H_2SO_4 + 2 NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2 H_2O$

Estequiometria: 1mol 2mols 1mol

Nº mols: 0,1mol 0,2mol 0,1mol

Cálculo da  $[Na^+]$  na solução III:  $\frac{0,1 \text{ mol } Na_2SO_4}{2,5L \text{ solução}} \cdot \frac{2 \text{ mols } Na^+}{1 \text{ mol } Na_2SO_4} = 0,08 \text{ mol/L}$

### 34-

a) Solução  $0,01 \text{ M}$  de ácido clorídrico, 100% ionizado.

Cálculo do pH da solução:  $[H^+] = 10^{-2} M \rightarrow pH = 2 \therefore$  coloração vermelho (alaranjado de metila)

b) Solução  $0,01 \text{ M}$  de ácido acético, 1% ionizado.

Cálculo do pH da solução:  $[H^+] = m \cdot \alpha = 10^{-2} \cdot (1/100) = 10^{-2} \cdot 10^{-2} = 10^{-4} M \rightarrow pH = 4 \therefore$  amarelo (azul de bromotimol)

### 35- Alternativa C

Cálculo do nº de mols de HCl:  $0,1\text{L solução} \cdot \frac{0,2\text{mol HCl}}{1\text{L solução}} = 0,02\text{mol HCl}$

Cálculo do nº de mols de NaOH:  $0,1\text{L solução} \cdot \frac{0,2\text{mol NaOH}}{1\text{L solução}} = 0,02\text{mol NaOH}$

Reação química:  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Estequiometria: 1mol 1mol 1mol

Nº mols: 0,02mol 0,02mol 0,02mol

Conclusão: não há excesso de reagente, logo a solução resultante é neutra  $\rightarrow \text{pH} = 7$

Cálculo da  $[\text{Na}^+]$ :  $[\text{Na}^+] = \frac{n}{V} = \frac{0,02\text{mol}}{0,2\text{L}} = 0,1\text{mol/L}$

### 36-

(0) em água, o ácido nítrico ( $K_a = \text{muito grande}$ ) se ioniza quase totalmente, enquanto o ácido acético ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ) não se ioniza totalmente.

Verdadeiro. Ácido nítrico ácido forte (totalmente ionizado) e ácido acético ácido fraco (parcialmente ionizado).

(1) a  $25^\circ\text{C}$ , uma solução aquosa de  $\text{pH} = 5$  precisa ser diluída 100 vezes com água para tornar-se neutra.

Verdadeiro.  $[\text{H}^+]_1 \cdot V_1 = [\text{H}^+]_2 \cdot V_2 \rightarrow 10^{-5} \cdot V_1 = 10^{-7} \cdot V_2 \rightarrow \frac{V_2}{V_1} = \frac{10^{-5}}{10^{-7}} = 100$

(2) 10 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,1 mol/L são neutralizados acrescentando-se 20 mL de NaOH 0,1 mol/L.

Verdadeiro.

Cálculo do nº mols de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :  $0,01\text{L solução} \cdot \frac{0,1\text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\text{L solução}} = 0,001\text{mol H}_2\text{SO}_4$

Cálculo do nº mols de NaOH:  $0,02\text{L solução} \cdot \frac{0,1\text{mol NaOH}}{1\text{L solução}} = 0,002\text{mol NaOH}$

Reação química:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Estequiometria: 1mol 2mols

Nº mols: 0,001mol 0,002mol

Conclusão: não há excesso de reagente, logo a solução resultante é neutra

(3) certa enzima digestiva tem melhor atividade catalítica em pH que varia de 6,5 a 7,5. Logo, ela deve ter boa atividade catalítica no suco gástrico.

Falso. Enzima com atividade catalítica entre 6,5 e 7,5 atua no suco gástrico (ácido) e também no duodeno (básico).

(4) a solubilidade da sacarose ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) em água é de 2 kg do açúcar por kg de água a  $20^\circ\text{C}$ . Logo, nessa temperatura, obtém-se solução saturada, com corpo de fundo, se forem dissolvidos 2 mols desse açúcar em 1 kg de água. (Dado: massa molar da sacarose = 342 g/mol).

Falso. Solução insaturada.  $2\text{mols sacarose} \cdot \frac{342\text{g sacarose}}{1\text{mol sacarose}} \cdot \frac{1\text{kg sacarose}}{1000\text{g sacarose}} = 0,642\text{kg sacarose}$

### 37- Alternativa C

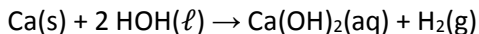
Ocorrerá dissolução da hidroxiapatita, ou seja, o equilíbrio será deslocado para a direita com adição de ácido ( $\text{pH} < 7$ ), onde os íons  $\text{H}^+$  da solução ácida, consomem os íons  $\text{OH}^-$  do equilíbrio, deslocando-o para a direita.

### 38- Alternativa C

Cálculo do pH da solução:  $[\text{H}^+] = m \cdot \alpha = 10^{-1} \cdot (10/100) = 10^{-1} \cdot 10^{-1} = 10^{-2} \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 2$

39-

a) Escreva a equação química da reação entre o cálcio e a água.



b) Calcule o pH da solução final.

$$\text{Cálculo da } [\text{OH}^-]: \frac{0,1\text{g-Ca}}{0,5\text{dm}^3 \text{ solução}} \cdot \frac{1\text{mol-Ca}}{40\text{g-Ca}} \cdot \frac{1\text{mol-Ca(OH)}_2}{1\text{mol-Ca}} \cdot \frac{2\text{mols OH}^-}{1\text{mol-Ca(OH)}_2} = 0,01\text{mol/dm}^3 = 10^{-2}\text{mol/dm}^3$$

Com isso ficamos com  $\text{pOH} = 2$ , como  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ , logo teremos:  $\text{pH} = 12$

40- Alternativa D

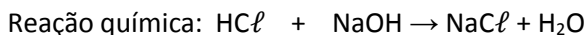
$$\text{Cálculo do volume de solução de HCl: } [\text{H}^+]_1 \cdot V_1 = [\text{H}^+]_2 \cdot V_2 \rightarrow 1\text{M} \cdot V_1 = 10^{-3}\text{M} \cdot 10\text{L} \rightarrow V_1 = 10^{-2}\text{L ou } 10\text{ mL}$$

$$\text{Cálculo de nº gotas da solução de HCl adicionado: } 10\text{mL solução HCl} \cdot \frac{1 \text{ gota}}{0,05\text{mL solução HCl}} = 200 \text{ gotas}$$

41- Alternativa B

$$\text{Cálculo do nº mols de HCl: } 0,4\text{L solução} \cdot \frac{0,05\text{mol HCl}}{1\text{L solução}} = 0,02\text{mol HCl}$$

$$\text{Cálculo do nº mols de NaOH: } 0,1\text{L solução} \cdot \frac{0,1\text{mol NaOH}}{1\text{L solução}} = 0,01\text{mol NaOH}$$



Estequiometria: 1mol 1mol

Nº mols: 0,02mol 0,01mol

Reage 0,01mol

Excesso: 0,01mol

$$\text{Cálculo da concentração do excesso de H}^+: [\text{H}^+] = \frac{0,01\text{mol H}^+}{0,5\text{L solução}} = 0,02\text{mol/L}$$

Cálculo da concentração de  $\text{H}^+$  e o pH após a diluição:

$$[\text{H}^+]_1 \cdot V_1 = [\text{H}^+]_2 \cdot V_2 \rightarrow 0,02\text{M} \cdot 0,5\text{L} = [\text{H}^+]_2 \cdot 1\text{L} \rightarrow [\text{H}^+]_2 = 10^{-2}\text{M, logo } \text{pH}_2 = 2,0$$

42-

(1) As espécies presentes na solução são:  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{Ac}^-$ ,  $\text{HAc}$ ,  $\text{OH}^-$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .

Verdadeiro.

(2) A concentração de  $\text{H}^+$  no equilíbrio,  $[\text{H}^+]$ , é 0,100 mol/L

Falso.  $[\text{H}^+] = m \cdot \alpha$

(3)  $[\text{Ac}^-] > [\text{HAc}]$

Falso. O ácido acético é fraco, logo  $[\text{HAc}] > [\text{Ac}^-]$

(4) O pH da solução é 1.

Falso. O ácido acético é fraco, com isso  $[\text{H}^+] < 10^{-1}\text{M}$ , logo  $\text{pH} > 1$

(5) A constante de equilíbrio da reação acima é igual à constante de ionização do ácido acético.

Verdadeiro.

(6) Na água pura, o pH é diferente do pOH.

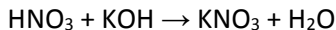
Falso. Na água pura  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$  e com isso  $\text{pH} = \text{pOH}$

(7) O pH não varia com a temperatura.

Falso. O pH varia com a temperatura que por sua vez modifica a constante de ionização do ácido.

43-

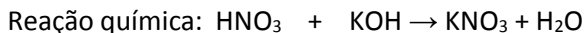
a) Escreva a equação química da reação de neutralização.



b) Sabendo que  $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$  e que  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ , calcule o pH da solução após a adição do ácido ( $T = 25^\circ\text{C}$ ).

Cálculo do nº mols de  $\text{HNO}_3$ :  $0,02\text{L solução} \cdot \frac{0,5\text{mol HNO}_3}{1\text{L solução}} = 0,01\text{mol HNO}_3$

Cálculo do nº mols de  $\text{KOH}$ :  $0,08\text{L solução} \cdot \frac{0,25\text{mol KOH}}{1\text{L solução}} = 0,02\text{mol KOH}$



Estequiometria: 1mol 1mol

Nº mols: 0,01mol 0,02mol

Reage 0,01mol 0,01mol

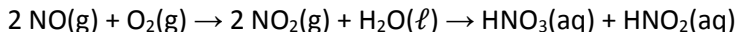
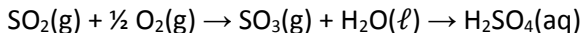
Excesso: ----- 0,01mol

Cálculo da concentração do excesso de  $\text{OH}^-$ :  $[\text{OH}^-] = \frac{0,01\text{mol OH}^-}{0,1\text{L solução}} = 0,1\text{mol/L}$  ou  $10^{-1}\text{mol/L}$

Com isso temos:  $\text{pOH} = 1$ , sabendo que  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ , ficamos com  $\text{pH} = 13$

44-

a) Escreva, para cada um desses ácidos, a equação que representa sua formação a partir de um óxido gasoso poluente.



b) Um reservatório contém  $100 \text{ m}^3$  ( $1,0 \cdot 10^5 \text{ L}$ ) de água de pH igual a 6,0. Calcule o volume, em litros, de chuva de pH igual a 4,0 que esse reservatório deve receber para que o pH final da água atinja o valor de 5,0. Basta o valor aproximado. Neste caso, despreze o aumento de volume da água do reservatório com a chuva.

Cálculo do volume de água da chuva:  $[\text{H}^+]_1 \cdot V_1 + [\text{H}^+] \cdot V_2 = [\text{H}^+]_f \cdot V_f \rightarrow 10^{-4}\text{M} \cdot V_1 + 10^{-6}\text{M} \cdot 10^5\text{L} = 10^{-5}\text{M} \cdot 10^5\text{L} \rightarrow 10^{-4}\text{M} \cdot V_1 + 0,1\text{M} = 1,0\text{M} \rightarrow 10^{-4}\text{M} \cdot V_1 = 0,9\text{M} \rightarrow V_1 = 9000\text{L}$

45- 22 (02 + 04 + 16)

Cálculo do pH da solução:  $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 4,5 \cdot 10^{-8} = -(\log 4,5 + \log 10^{-8}) = -(0,65 - 8,0 \cdot \log 10) = 7,35$

Cálculo do pOH da solução:  $\text{pH} + \text{pOH} = 14,0 \rightarrow 7,35 + \text{pOH} = 14,0 \rightarrow \text{pOH} = 6,65$

Cálculo da  $[\text{OH}^-]$ :  $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow 4,5 \cdot 10^{-8} \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} / 4,5 \cdot 10^{-8} = 2,2 \cdot 10^{-7}\text{M}$

(01)  $[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L} - 4,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$ .

Falso. Cálculo realizado acima.

(02)  $[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L} / 4,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$ .

Verdadeiro.

(04)  $[\text{OH}^-] = 2,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ .

Verdadeiro.

(08)  $\text{pH} < 7$ , portanto, o sangue está ácido.

Falso. Cálculo realizado acima.

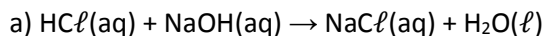
(16)  $\text{pH} > 7$ , portanto, o sangue está fracamente básico.

Verdadeiro.

(32) Nessa temperatura, o sangue é neutro, ou seja, seu  $\text{pH} = 7$ .

Falso. Cálculo realizado acima.

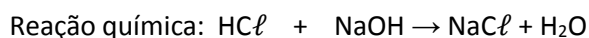
46-



b) Admitindo volumes iguais de 1,0L de cada solução

Cálculo do nº mols de HCl:  $1,0\text{L solução} \cdot \frac{0,4\text{mol HCl}}{1\text{L solução}} = 0,4\text{mol HCl}$

Cálculo do nº mols de NaOH:  $1,0\text{L solução} \cdot \frac{0,2\text{mol NaOH}}{1\text{L solução}} = 0,2\text{mol NaOH}$



Estequiometria: 1mol 1mol

Nº mols: ~~0,4mol~~ 0,2mol

Reage 0,2mol

Excesso: 0,2mol

Cálculo da concentração do excesso de  $\text{H}^+$ :  $[\text{H}^+] = \frac{0,2\text{mol H}^+}{2,0\text{L solução}} = 0,1\text{mol/L}$  ou  $10^{-1}\text{mol/L} \rightarrow \text{pH} = 1,0$

c) Cálculo da concentração de  $\text{OH}^-$ :

$[\text{OH}^-]_1 \cdot V_1 = [\text{OH}^-]_2 \cdot V_2 \rightarrow 1,0\text{M} \cdot 0,5\text{L} = [\text{OH}^-]_2 \cdot 1\text{L} \rightarrow [\text{H}^+]_2 = 0,5\text{ mol/L}$

47-

a)  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (8 \cdot 10^{-3}) = -(\log 2^3 + \log 10^{-3}) = -(3 \cdot \log 2 - 3 \cdot \log 10) = -(3 \cdot 0,3 - 3,0) = 2,1$

b)  $\alpha = \frac{n \text{ ácido ionizado}}{n \text{ ácido adicionado}} = \frac{8 \cdot 10^{-3} \text{mol}}{1\text{mol}} = 0,008 \cdot 100\% = 0,8\%$

c)  $K_a = m \cdot \alpha^2 = 1 \cdot (0,8)^2 = (8 \cdot 10^{-1})^2 = 64 \cdot 10^{-2} = 6,4 \cdot 10^{-1}$

48- Alternativa A

Aumentando a  $[\text{CO}_2(\text{g})]$  o equilíbrio (II) será deslocado para a direita, provocando um aumento na  $[\text{CO}_2(\text{aq})]$ , desta forma o equilíbrio (I) será deslocado para a esquerda com aumento na  $[\text{H}^+]$  e diminuição do pH.

49- Alternativa D

Soluções com caráter ácido possuem  $\text{pH} < 7,0$ , caráter neutro possuem  $\text{pH} = 7,0$  e caráter básico  $\text{pH} > 7,0$ .

50-

a) 1 = C, 2 = A e 3 = B. Os experimentos A e C apresentam a mesma concentração de HCl, todavia a velocidade da reação no experimento C é maior porque o Pb(s), em pedaços tem maior superfície de contato. A velocidade no experimento B é menor devido à menor concentração de HCl empregada.

b)

Cálculo do nº mol de HCl existente na solução:  $0,1\text{L solução} \cdot \frac{2\text{mol HCl}}{1\text{L solução}} = 0,2\text{mol HCl}$

Cálculo do nº mol de Pb que reage:  $n = \frac{m}{M} = \frac{10,35\text{g}}{207\text{g/mol}} = 0,05\text{mol}$



	1mol	2mols
	0,05mol	<del>0,2mol</del>
Reage:	0,1mol	
Excesso:	0,1mol	

Cálculo da  $[\text{H}^+]$  da solução resultante:  $[\text{H}^+] = \frac{n}{V} = \frac{0,1\text{mol}}{0,1\text{L}} = 1,0\text{mol/L}$

Cálculo do pH da solução resultante: para  $[\text{H}^+] = 1,0\text{M} = 10^0\text{M}$ , temos  $\text{pH} = 0$