

# Tabela Periódica

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS  
(COM MASSAS ATÔMICAS REFERENTES AO ISÓTOPO 12 DO CARBONO)

18  
0

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 9B	10 10B	11 11B	12 12B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 0
1 H 1,0	2 He 4,0	3 Li 7,0	4 Be 9,0	5 B 11,0	6 C 12,0	7 N 14,0	8 O 16,0	9 F 19,0	10 Ne 20,0	11 Na 23,0	12 Mg 24,0	13 Al 27,0	14 Si 28,0	15 P 31,0	16 S 32,0	17 Cl 35,5	18 Ar 40,0
19 K 39,0	20 Ca 40,0	21 Sc 45,0	22 Ti 48,0	23 V 51,0	24 Cr 52,0	25 Mn 55,0	26 Fe 56,0	27 Co 59,0	28 Ni 59,0	29 Cu 63,5	30 Zn 65,0	31 Ga 70,0	32 Ge 73,0	33 As 75,0	34 Se 79,0	35 Br 80,0	36 Kr 84,0
37 Rb 85,5	38 Sr 88,0	39 Y 89,0	40 Zr 91,0	41 Nb 93,0	42 Mo 96,0	43 Tc (99)	44 Ru 101,0	45 Rh 103,0	46 Pd 106,0	47 Ag 108,0	48 Cd 112,0	49 In 115,0	50 Sn 119,0	51 Sb 122,0	52 Te 128,0	53 I 127,0	54 Xe 131,0
55 Cs 133,0	56 Ba 137,0	57 - 71 Série dos Lantanídeos	72 Hf 178,5	73 Ta 181,0	74 W 184,0	75 Re 186,0	76 Os 190,0	77 Ir 192,0	78 Pt 195,0	79 Au 197,0	80 Hg 201,0	81 Tl 204,0	82 Pb 207,0	83 Bi 209,0	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 - 103 Série dos Actinídeos	104 Unq (261)	105 Unp (262)	106 Unh (263)	107 Uns (262)	108 Uno (265)	109 Une (266)									

## Série dos Lantanídeos

57 La 138,0	58 Ce 140,0	59 Pr 141,0	60 Nd 144,0	61 Pm (147)	62 Sm 150,0	63 Eu 152,0	64 Gd 157,0	65 Tb 159,0	66 Dy 162,5	67 Ho 165,0	68 Er 167,0	69 Tm 169,0	70 Yb 173,0	71 Lu 175,0
-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------

## Série dos Actinídeos

89 Ac (227)	90 Th 232,0	91 Pa (231)	92 U (238)	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No (253)	103 Lr (257)
-------------------	-------------------	-------------------	------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

Número Atômico

**Símbolo**

Massa Atômica  
( ) = N° de massa do isótopo mais estável

Dados: Constante de Avogadro =  $6,0 \times 10^{23}$  átomos.mol<sup>-1</sup>

Produto iônico da água,  $K_w$ , a 25 °C =  $1,0 \times 10^{-14}$

F = 96500 Coulombs

R = 0,082 atm.L.mol<sup>-1</sup>.K

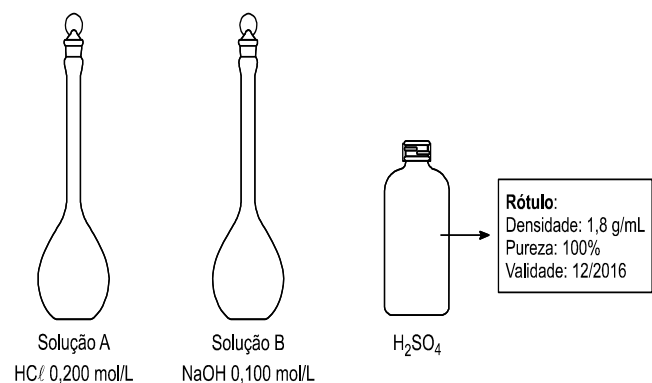
1. Assinale a alternativa que corresponde ao volume de solução aquosa de sulfato de sódio, a 0,35 mol/L, que deve ser diluída por adição de água, para se obter um volume de 650 mL de solução a 0,21 mol/L.

- a) 500 mL
- b) 136 mL
- c) 227 mL
- d) 600 mL
- e) 390 mL

2. Assinale a alternativa que fornece a concentração da solução de HCl, em mol L<sup>-1</sup>, que é obtida após a mistura de 20,0 mL de HCl 0,10 mol L<sup>-1</sup>, 10,0 mL de HCl 0,02 mol L<sup>-1</sup> e 10,0 mL de NaOH 0,01 mol L<sup>-1</sup>.

- a) 0,0733
- b) 0,525
- c) 0,052
- d) 0,1100
- e) 2,75

3. As soluções indicadoras são usadas para avaliar o pH do meio através da mudança da coloração. A fenolftaleína, em meio ácido, apresenta coloração incolor. Já em meio alcalino, sua coloração é rósea. Suponha que as seguintes soluções e reagente estejam disponíveis em um laboratório.



Considerando-se o exposto, responda:

- a) Ao misturar 50 mL da solução A com 50 mL da solução B, qual o valor do pH e qual a cor da solução na presença do indicador? Considere:  $\log 5 = 0,7$ .
- b) Calcule o volume que deve ser retirado do frasco de ácido sulfúrico para preparar 1,0 L de uma solução de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> na concentração de  $5,0 \times 10^{-3}$  mol/L.
- c) Calcule o pH da solução de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> preparada na concentração  $5,0 \times 10^{-3}$  mol/L.

4. A respeito dos conceitos relacionados a dispersões e a soluções, assinale o que for correto.

- 01) Dispersões são misturas de duas ou mais substâncias onde a substância em menor quantidade recebe o nome de disperso.
- 02) Uma solução pode ser ao mesmo tempo diluída e saturada.
- 04) Quando um volume de 20 mL de uma solução de ácido sulfúrico 0,05 mol/L é diluído para um volume final de 100 mL, a concentração torna-se igual a 0,01 mol/L.

08) Em uma solução com densidade igual a 1,1 g/cm<sup>3</sup>, cada 100 mL tem massa igual a 110 g.

16) A reação entre os solutos na mistura de duas soluções poderá ocorrer com excesso de um dos solutos.

5. Pipeta-se 50 mL de solução aquosa 0,02 mol/L de ácido clorídrico e transfere-se para um balão volumétrico de 1000 mL, ajustando-se para esse volume a solução final, usando água pura.

O pH da solução final é:

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 7
- e) 9

6. Substâncias com calor de dissolução endotérmico são empregadas na fabricação de balas e chicletes, por causarem sensação de frescor. Um exemplo é o xilitol, que possui as seguintes propriedades:

Propriedade	Valor
massa molar	152 g/mol
entalpia de dissolução	+ 5,5 kcal/mol
solubilidade	60,8 g/100 g de água a 25 °C

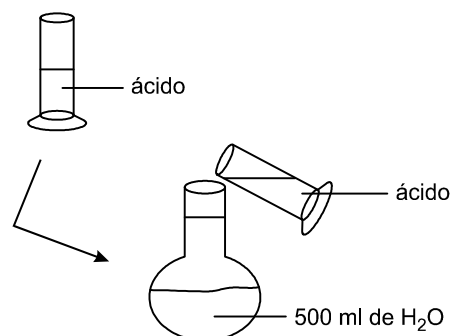
Considere M a massa de xilitol necessária para a formação de 8,04 g de solução aquosa saturada de xilitol, a 25 °C. A energia, em quilocalorias, absorvida na dissolução de M corresponde a:

- a) 0,02
- b) 0,11
- c) 0,27
- d) 0,48

7. O leite de magnésia, usado como antiácido e laxante, contém em sua formulação o composto Mg(OH)<sub>2</sub>. A concentração de uma amostra de 10 mL de leite de magnésia que foi titulada com 12,5 mL de HCl 0,50 mol.L<sup>-1</sup> é, em mol.L<sup>-1</sup>, de, aproximadamente,

- a) 0,1.
- b) 0,3.
- c) 0,5.
- d) 0,6.
- e) 1,2.

8. Em um laboratório, o seguinte procedimento foi realizado, conforme mostrado no esquema a seguir:



20 mL de ácido clorídrico a 36,5 % de massa por volume, presentes em uma proveta, foram adicionados em um balão volumétrico de 1 litro e completou-se o volume com água.

Em relação a esse procedimento, é **CORRETO** afirmar que

- a condutividade elétrica é menor na solução do balão volumétrico.
- a concentração molar do ácido clorídrico no balão é 0,1 mol/L.
- o número de mols de íons cloreto é maior na solução da proveta.
- as concentrações das soluções da proveta e do balão são iguais.

9. O vinagre utilizado como tempero nas saladas contém ácido acético, um ácido monoprotico muito fraco e de fórmula  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ . A completa neutralização de uma amostra de 15,0 mL de vinagre (densidade igual a 1,02 g/mL) necessitou de 40,0 mL de solução aquosa de NaOH 0,220 mol/L. A partir dessas informações, pede-se:

- o número de oxidação médio do carbono no ácido acético;
- a porcentagem em massa de ácido acético no vinagre;
- o volume de KOH 0,100 mol/L que contém quantidade de íons  $\text{OH}^-$  equivalente ao encontrado nos 40,0 mL de solução aquosa de NaOH 0,220 mol/L.

10. 25,0 mL de uma solução de NaOH neutralizam totalmente 10,0 mL de uma solução de  $\text{HNO}_3$ . Juntando-se 40,0 mL da solução de NaOH a 2,00 g de um ácido orgânico monocarboxílico e titulando-se o excesso de NaOH com uma solução de  $\text{HNO}_3$ , são gastos 6,00 mL do ácido até o ponto de equivalência.

Qual o volume da solução de  $\text{HNO}_3$  que corresponde ao número de mols contidos nos 2,00 g do ácido orgânico?

Apresente os cálculos realizados na resolução da questão.

11. Em um laboratório, encontram-se duas soluções aquosas A e B de mesmo soluto, com concentrações de 1,2 e 1,8 mol.L<sup>-1</sup>, respectivamente. De posse dessas informações, determine:

- o número de mols do soluto presente em 200 mL da solução A;
- a concentração final de uma solução obtida pela mistura de 100 mL da solução A com 300 mL da solução B.

12. A aplicação de fertilizantes líquidos em lavouras depende fundamentalmente da formulação do fertilizante e do tipo de lavoura. A tabela a seguir apresenta as concentrações de nitrogênio, fósforo e potássio (NPK) que devem estar presentes no fertilizante de uma determinada lavoura. Sabendo-se que um agricultor possui três formulações aquosas estoque de fertilizante: a primeira (1) contendo 0 g/L de nitrogênio, 60 g/L de fósforo e 40 g/L de potássio; a segunda (2) contendo 50 g/L de nitrogênio, 50 g/L de fósforo e 0 g/L de potássio; e a terceira (3) 40 g/L de nitrogênio, 0 g/L de fósforo e 60 g/L de potássio, assinale a(s) alternativa(s) correta(s) a respeito das formulações de fertilizante ótimas para cada lavoura.

	Concentração de fertilizante (g/L)		
Lavoura	Nitrogênio	Fósforo	Potássio
A	0,40	0,60	1,00
B	1,00	2,20	0,80
C	0,45	0,25	0,3

01) Para a lavoura A, deve ser feita uma solução contendo 50 mL da formulação (1) e 50 mL da

formulação (3), diluindo-se em seguida para um volume final de 5 litros.

02) As formulações estoque podem ser preparadas a partir dos sais nitrato de amônia, fosfato monoácido de cálcio e cloreto de potássio.

04) Para se preparar a primeira solução estoque (1), em relação ao K, pode-se usar, aproximadamente, 1,025 mols de KCl dissolvido em 1 litro de água.

08) Além de NPK, fertilizantes podem conter outros compostos em menor proporção, fontes de micronutrientes, como Fe, Zn, Mn e Cu.

16) Para a lavoura C, deve ser feita uma solução contendo 150 mL da formulação (2) e 150 mL da formulação (3), diluindo-se em seguida a um volume final de 15 litros.

13. Segundo a legislação brasileira, o teor de cloro para comercialização de água sanitária deve situar-se entre 2 e 2,5% m/m. Uma análise de várias marcas de água sanitária pelo Inmetro mostrou que uma delas apresentava um teor de cloro igual a 2,8% m/m. O fabricante resolveu corrigi-la por diluição da solução com água. A quantidade de água, em gramas, que pode ser adicionada para diluir 100 gramas dessa solução de água sanitária de forma a respeitar o teor de cloro permitido pela legislação é igual a

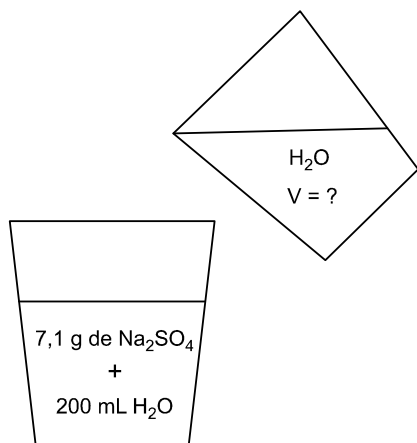
- 45
- 20
- 5
- 50

14. Uma amostra contendo bicarbonato de sódio de massa 0,6720 g foi dissolvida e titulada com solução padrão de  $\text{HCl}$ , sendo necessário 40,00 mL do padrão. A solução de  $\text{HCl}$  foi padronizada por titulação de 0,1272 g de carbonato de sódio que necessitaram 24,00 mL da solução padrão, para a completa neutralização. Com base nesses dados, informe, por meio de cálculos, o percentual de bicarbonato de sódio na amostra.

15. Suponha que um analista químico precise preparar 500 mL de uma solução de amônia de concentração 0,250 mol.L<sup>-1</sup>. Ele dispõe de uma solução estoque cuja porcentagem em massa e densidade é de 28,0% e de 0,90 g.mL<sup>-1</sup>, respectivamente. Assinale a alternativa que contém o volume da solução estoque que o analista deve utilizar para preparar a solução desejada.

- 7,6 mL
- 14,8 mL
- 2,1 mL
- 12,6 mL
- 8,4 mL

16. Um estudante realizou uma diluição, conforme mostrado na figura abaixo.



Supondo-se que a densidade da água, bem como da solução inicial, seja de  $1,0 \text{ g mL}^{-1}$ , qual será o volume de água a ser adicionado para que a solução passe a ter concentração de  $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ ?

- 25 mL.
- 50 mL.
- 100 mL.
- 200 mL.
- 250 mL.

17. Sobre as diluições de soluções, assinale o que for correto.

- Submetendo-se 3 litros de uma solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $1 \text{ mol/L}$  à evaporação até um volume final de 400 mL, a concentração final será  $1,2 \text{ mol/L}$ .
- 100 mL de solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $2 \text{ mol/L}$  pode ser obtida a partir de 50 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $4 \text{ mol/L}$  acrescentando-se 50 mL de água.
- 1 litro de solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $1 \text{ mol/L}$  contém a mesma massa (g) de ácido que 2 litros de solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $0,5 \text{ mol/L}$ .
- Diluindo-se 200 mL de uma solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $5 \text{ mol/L}$  para 250 mL, obtém-se uma concentração final de  $4 \text{ mol/L}$ .

18. Um aluno distraído misturou 0,3 L de uma solução de ácido clorídrico  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  com 0,1 L de  $\text{HCl}$   $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Ao perceber o erro, ele decidiu adicionar água para reestabelecer a concentração de  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . O volume de  $\text{H}_2\text{O}$  adicionado a mistura e, em mL, igual a

- 75.
- 100.
- 125.
- 500.

19. Em um recipiente, foi completamente dissolvida certa massa de KOH, resultando em uma solução aquosa de concentração  $0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  dessa espécie química, cuja base encontra-se completamente dissociada. Posteriormente, 20 mL dessa solução foi diluída com 60 mL de água.

Considerando as informações apresentadas, calcule:

- o pH da solução inicial;
- a concentração de KOH na solução diluída.

20. Uma alíquota de 15,0 mL de uma solução  $0,80 \text{ g/L}$  (solução 1) de uma substância foi transferida para um balão volumétrico

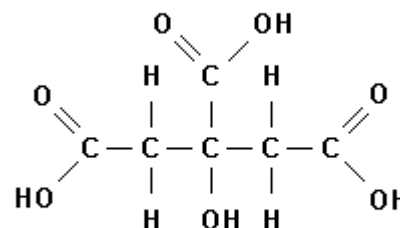
de 100,0 mL (solução 2). Após completar o volume total do balão com água destilada, transferiu-se uma alíquota de 5,0 mL para um outro balão volumétrico de 100,0 mL (solução 3). Ao completar-se o balão com água destilada, obteve-se uma solução com concentração diferente das demais. Com base nas diluições sequenciais, os valores das concentrações das soluções 2 e 3 são, respectivamente,

- $0,08 \text{ g/L}$  e  $0,0080 \text{ g/L}$
- $0,12 \text{ g/L}$  e  $0,0120 \text{ g/L}$
- $0,12 \text{ g/L}$  e  $0,0060 \text{ g/L}$
- $0,12 \text{ g/L}$  e  $0,0012 \text{ g/L}$
- $0,60 \text{ g/L}$  e  $0,0060 \text{ g/L}$

21. Um suco de laranja industrializado tem seu valor de pH determinado pelo controle de qualidade. Na análise, 20 mL desse suco foram neutralizados com 2 mL de NaOH  $0,001 \text{ mol/L}$ . Tendo em vista o exposto,

- determine o pH desse suco;
- qual a técnica empregada nesse controle de qualidade?
- como identificar que a neutralização ocorreu?

22. Uma amostra impura de ácido cítrico de fórmula molecular  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ , de 0,384 g, com a fórmula estrutural apresentada a seguir, foi titulada com 30 mL de uma solução de NaOH  $0,1 \text{ mol/L}$ . Descreva as reações envolvidas na titulação total e o teor de ácido cítrico na amostra analisada em  $\text{g} \%(m/m)$ .



## COMENTÁRIOS

### Resposta da questão 1:

[E]

Teremos:

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

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4]_{\text{antes}} \times V = [\text{Na}_2\text{SO}_4]_{\text{depois}} \times V_{\text{depois}}$$

$$0,35 \text{ mol/L} \times V = 0,21 \text{ mol/L} \times 650 \text{ mL}$$

$$V = 390 \text{ mL}$$

### Resposta da questão 2:

[C]

Cálculo do número de mols de ácido clorídrico:

$$20,0 \text{ mL de HCl } 0,10 \text{ mol L}^{-1}$$

$$1000 \text{ mL} \text{ ————— } 0,10 \text{ mol de HCl}$$

$$20,0 \text{ mL} \text{ ————— } n_{\text{HCl}}$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,002 \text{ mol}$$

$$10,0 \text{ mL de HCl } 0,02 \text{ mol L}^{-1}$$

$$1000 \text{ mL} \text{ ————— } 0,02 \text{ mol de HCl}$$

$$10,0 \text{ mL} \text{ ————— } n_{\text{HCl}'}$$

$$n_{\text{HCl}'} = 0,0002 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total}} = 0,002 \text{ mol} + 0,0002 \text{ mol} = 0,0022 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols de hidróxido de sódio:

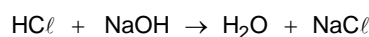
$$10,0 \text{ mL de NaOH } 0,01 \text{ mol L}^{-1}$$

$$1000 \text{ mL} \text{ ————— } 0,01 \text{ mol de HCl}$$

$$10,0 \text{ mL} \text{ ————— } n_{\text{NaOH}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,0001 \text{ mol}$$

Reação de neutralização:



$$1 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$0,0022 \text{ mol} \text{ — } 0,0001 \text{ mol}$$

excesso

$$\text{Excesso} = 0,0022 - 0,0001 = 0,0021 \text{ mol de HCl}$$

$$\text{Volume da solução} = 20,0 \text{ mL} + 10,0 \text{ mL} + 10,0 \text{ mL} = 40,0 \text{ mL}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{n}{V} = \frac{0,0021 \text{ mol}}{40,0 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,0525 \text{ mol/L}$$

### Resposta da questão 3:

a) Cálculo do número de mols de HCl e NaOH que foram misturados.

HCl:

$$0,2 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ L}$$

$$n_{\text{ÁCIDO}} \text{ — } 50 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$n_{\text{ÁCIDO}} = 1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

NaOH:

Como a concentração de NaOH vale a metade da concentração do ácido, e foram misturados volumes iguais, concluímos que o número de mols da base é metade do número de mols do ácido, ou seja,  $0,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$ .

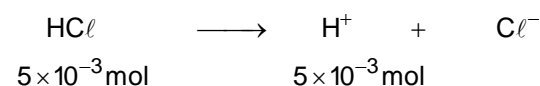
A reação entre HCl e NaOH ocorre na proporção de 1:1.

Assim,

$$0,5 \times 10^{-2} \text{ mol de NaOH} \text{ — } 0,5 \times 10^{-2} \text{ mol de HCl}.$$

Ao final da reação, há excesso de  $0,5 \times 10^{-2} \text{ mol de HCl}$  (lembrar que foram misturados  $1 \times 10^{-2} \text{ mol de HCl}$ ).

O HCl apresenta grau de ionização 100% de acordo com a seguinte equação:



Cálculo da concentração de íons  $\text{H}^+$ : (O volume da mistura foi de 100mL)

$$[\text{H}^+] = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{10^{-1}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Cálculo do pH:

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

$$\text{pH} = -\log 5 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \text{pH} = -[\log 5 + \log 10^{-4}] \Rightarrow \text{pH} = -[0,7 - 4,0] = 3,3$$

Nesse valor de pH, o indicador será incolor.

b) Para preparar 1L de uma solução  $5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$  desse ácido, necessita-se de  $5 \times 10^{-3} \text{ mol}$  de soluto.

$$1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ — } 98 \text{ g}$$

$$5 \times 10^{-3} \text{ mol} \text{ — } m$$

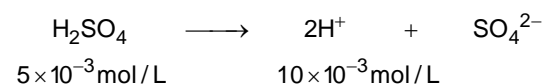
$$m = 0,49 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

$$1 \text{ mL do ácido} \text{ — } 1,8 \text{ g}$$

$$v \text{ — } 0,49 \text{ g}$$

$$v = 272,22 \text{ mL, aproximadamente.}$$

c) Supondo que o grau de ionização do ácido sulfúrico seja de 100%



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

$$\text{pH} = -\log 1 \cdot 10^{-2} = 2,0$$

### Resposta da questão 4:

$$01 + 02 + 04 + 08 + 16 = 31.$$

01) Verdadeira. A substância presente em maior quantidade chama-se dispersante.

02) Verdadeira. Dizemos que uma solução é saturada quando apresenta a máxima quantidade de soluto dissolvido (que depende do seu coeficiente de solubilidade). Por outro lado, uma solução é diluída quando sua concentração é baixa.

04) Verdadeira. Em uma diluição a diminuição de concentração, ocorre de forma inversamente proporcional ao volume final. Assim, na referida diluição, o volume final aumentou 5 vezes, portanto a concentração final será cinco vezes menor em relação à inicial. Matematicamente temos:

$$C_{\text{INICIAL}} \cdot V_{\text{INICIAL}} = C_{\text{FINAL}} \cdot V_{\text{FINAL}} = 0,05 \cdot 0,02 = C_{\text{FINAL}} \cdot 0,1 = C_{\text{FINAL}} \cdot \frac{10^3}{10^1} = 0,01 \text{ mol/L}$$

08) Verdadeira.

Considerando que  $\text{cm}^3$  e mL são medidas equivalentes temos:

$$1 \text{ mL de solução} \text{ ————— } 1,1 \text{ g}$$

$$100 \text{ mL} \text{ ————— } m$$

$$M = 110 \text{ g de solução.}$$

16) Verdadeira. Esse caso ocorre quando as quantidades de solutos em mols não obedecem à proporção estequiométrica.

**Resposta da questão 5:**

[C]

Numa diluição, adiciona-se certo volume de solvente (no caso água) para que a concentração da solução diminua. Em diluições, sabe-se que a diminuição da concentração é inversamente proporcional ao aumento de volume.

O exercício afirma que houve uma diluição da solução de  $\text{HCl}$  e que o volume passou de 50 mL para 1000 mL, ou seja, aumentou 20 vezes.

Dessa forma, podemos concluir que a concentração da solução inicial diminuiu 20 vezes.

Portanto:

$$[\text{HCl}]_{\text{FINAL}} = \frac{[\text{HCl}]_{\text{INICIAL}}}{20} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{20} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

A solução é de um ácido forte, que ioniza 100%. Assim, podemos afirmar que a concentração de  $\text{H}^+$  vale  $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ .

Cálculo de pH;

$$\text{pH} = -\log 1 \cdot 10^{-3} = 3,0$$

**Resposta da questão 6:**

[B]

Teremos em 100 g de água:

$$m_{\text{xilitol}} = 60,8 \text{ g}$$

$$m_{\text{solução}} = 100,0 \text{ g} + 60,8 \text{ g} = 160,8 \text{ g}$$

$$160,8 \text{ g (solução)} \text{ — } 60,8 \text{ g (xilitol)}$$

$$8,04 \text{ g (solução)} \text{ — } m_{\text{xilitol}}$$

$$m_{\text{xilitol}} = 3,04 \text{ g}$$

$$n_{\text{xilitol}} = \frac{m_{\text{xilitol}}}{M_{\text{xilitol}}} \Rightarrow n_{\text{xilitol}} = \frac{3,04}{152} = 0,02 \text{ mol}$$

A entalpia de dissolução do xilitol é de 5,5 kcal/mol, então:

$$1 \text{ mol} \text{ — } 5,5 \text{ kcal}$$

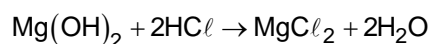
$$0,02 \text{ mol} \text{ — } E$$

$$E = 0,11 \text{ kcal}$$

**Resposta da questão 7:**

[B]

Reação que ocorre:



Portanto, teremos a seguinte proporção entre ácido e base:

$$n_{\text{ÁCIDO}} = 2n_{\text{BASE}}$$

Lembrar que:  $n = C \cdot V$ , onde C é a concentração em mol/L.

Assim:

$$C_{\text{ÁCIDO}} \cdot V_{\text{ÁCIDO}} = 2C_{\text{BASE}} \cdot V_{\text{BASE}}$$

$$0,5 \cdot 12,5 = 2C_{\text{BASE}} \cdot 10$$

$$C_{\text{BASE}} = \frac{6,25}{20} = 0,3125 \text{ mol/L}$$

**Resposta da questão 8:**

[A]

A condutividade elétrica é menor na solução do balão volumétrico, pois ocorreu uma diluição.

20 mL de ácido clorídrico a 36,5 % de massa por volume, presentes em uma proveta, foram adicionados em um balão volumétrico de 1 litro e completou-se o volume com água, então:

$$20 \text{ mL} \text{ — } m_{\text{HCl}}$$

$$100 \text{ mL} \text{ — } 36,5 \text{ g}$$

$$m_{\text{HCl}} = 7,3 \text{ g}$$

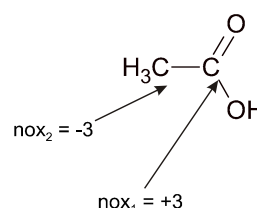
$$n_{\text{HCl}} = \frac{7,3}{36,5} = 0,2 \text{ mol}$$

$$0,2 \text{ mol(HCl)} \text{ em } 1 \text{ L de solução} : 0,2 \text{ mol/L.}$$

As concentrações das soluções da proveta e do balão são diferentes.

**Resposta da questão 9:**

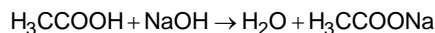
a) A fórmula estrutural do ácido acético é:



Assim, o nox médio será calculado por:

$$\text{nox}_{\text{MÉDIO}} = \frac{\text{nox}_1 + \text{nox}_2}{2} = \frac{+3 - 3}{2} = 0.$$

b) A reação que ocorre durante a titulação pode ser representada pela equação abaixo:



De acordo com a proporção estequiométrica:

$$n_{\text{ÁCIDO}} = n_{\text{BASE}}$$

Sabemos que  $C = \frac{n}{V}$  e que, portanto,  $n = C \cdot V$

Assim:

$$C_{\text{ÁCIDO}} \times V_{\text{ÁCIDO}} = C_{\text{BASE}} \times V_{\text{BASE}}$$

$$0,015 \times C_{\text{ÁCIDO}} = 0,04 \times 0,220$$

$$C_{\text{ÁCIDO}} = 0,587 \text{ mol/L}$$

Agora vamos determinar a concentração em g/L de ácido acético presente no vinagre.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de ácido acético} \text{ ————— } 60 \text{ g} \\ 0,587 \text{ mol de ácido acético} \text{ ————— } m \\ m = 35,2 \text{ g/L} \end{array}$$

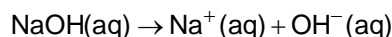
Cálculo da massa de vinagre (solução) presente em 1 litro.

$$\begin{array}{l} 1,02 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mL} \\ M_{\text{SOLUÇÃO}} \text{ ————— } 1000 \text{ mL} \\ M_{\text{SOLUÇÃO}} = 1020 \text{ g.} \end{array}$$

Finalmente vamos calcular a porcentagem em massa de ácido acético presente na solução.

$$\begin{array}{l} 1020 \text{ g} \text{ ————— } 100 \% \\ 35,2 \text{ g} \text{ ————— } x \\ x = 3,46 \% \text{ de ácido acético.} \end{array}$$

c) A equação de dissociação da do hidróxido de sódio é:



$$\text{Assim: } n_{\text{NaOH}} = n_{\text{OH}^-}$$

$$\text{Sabemos que: } n = C \times V$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,220 \times 0,040 = 8,8 \times 10^{-3} \text{ mol de OH}^-.$$

Agora vamos calcular o volume da solução de KOH que apresenta essa mesma quantidade em mols de íons OH<sup>-</sup>

$$8,8 \times 10^{-3} = 1 \times 10^{-1} V$$

$$V = 8,8 \times 10^{-2} \text{ L ou } 88 \text{ mL.}$$

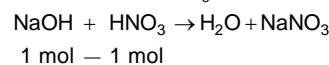
#### Resposta da questão 10:

Como são gastos 6,00 mL da solução de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) até o ponto de equivalência para neutralizar o excesso da solução de hidróxido de sódio (NaOH), podemos calcular a partir dessa informação o volume da solução em excesso de

base:

$$n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \times V' \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \times 25$$

$$n_{\text{HNO}_3} = [\text{HNO}_3] \times V'' \Rightarrow n_{\text{HNO}_3} = [\text{HNO}_3] \times 10$$



$$[\text{NaOH}] \times 25 - [\text{HNO}_3] \times 10$$

$$[\text{NaOH}] \times V_{\text{excesso}} - [\text{HNO}_3] \times 6$$

$$V_{\text{excesso}} = 15 \text{ mL}$$

Como o volume total da solução de NaOH juntados aos 2,00 g do ácido orgânico foi de 40 mL, pode-se, a partir dessa informação, calcular o volume de solução de NaOH que reagiu:

$$V_{\text{reagiu}} = 40 \text{ mL (total)} - 15 \text{ mL (excesso)} = 25 \text{ mL}$$

Sabe-se, do enunciado, que 25,0 mL de uma solução de NaOH neutralizam totalmente 10,0 mL de uma solução de HNO<sub>3</sub>, conseqüentemente, conclui-se que o volume da solução de HNO<sub>3</sub> é de 10,0 mL.

#### Resposta da questão 11:

a) Teremos:

$$1000 \text{ mL da solução A} \text{ ————— } 1,2 \text{ mol do soluto}$$

$$200 \text{ mL da solução A} \text{ ————— } n \text{ mol do soluto}$$

$$n = 0,24 \text{ mol do soluto.}$$

b) Teremos:

$$n_{(\text{final})} = n_A + n_B$$

$$C_{(\text{final})} \times V_{(\text{final})} = C_A \times V_A + C_B \times V_B$$

$$C_{(\text{final})} \times 400 = 1,2 \times 100 + 1,8 \times 300$$

$$C_{(\text{final})} = 1,65 \text{ mol/L}$$

#### Resposta da questão 12:

$$01 + 02 + 04 + 08 = 15.$$

Análise das afirmações:

- 01) Correta. Para a lavoura A, deve ser feita uma solução contendo 50 mL da formulação (1) e 50 mL da formulação (3), diluindo-se em seguida para um volume final de 5 litros.
- 02) Correta. As formulações estoque podem ser preparadas a partir dos sais nitrato de amônia, fosfato monoácido de cálcio e cloreto de potássio.
- 04) Correta. Para se preparar a primeira solução estoque (1), em relação ao K, pode-se usar, aproximadamente, 1,025 mols de KCl (1,025 × 39 g = 39,98 g de K) dissolvido em 1 litro de água.
- 08) Correta. Além de NPK, fertilizantes podem conter outros compostos em menor proporção, fontes de micronutrientes, como Fe, Zn, Mn e Cu.
- 16) Incorreta. Para a lavoura C, deve ser feita uma solução contendo 150 mL da formulação (2) e 150 mL da formulação (3), diluindo-se em seguida a um volume final de 30 litros.

N  
1000 mL — 50 g  
150 mL —  $m_N$   
 $m_N = 7,5$  g

N  
1000 mL — 40 g  
150 mL —  $m_N$   
 $m_N = 6,0$  g  
 $m_N(\text{total}) = 13,5$  g  $\Rightarrow$  Concentração =  $\frac{m}{V} = \frac{13,5}{30} = 0,45$  g/L

P  
1000 mL — 50 g  
150 mL —  $m_P$   
 $m_P = 7,5$  g  $\Rightarrow$  Concentração =  $\frac{m}{V} = \frac{7,5}{30} = 0,25$  g/L

K  
1000 mL — 60 g  
150 mL —  $m_K$   
 $m_K = 9,0$  g  $\Rightarrow$  Concentração =  $\frac{m}{V} = \frac{9,0}{30} = 0,3$  g/L

**Resposta da questão 13:**

[B]

Em 100g se solução temos 2,8g de cloro.  
Pela legislação, a massa de cloro deve representar um valor entre 2,0% e, no máximo, 2,5% da solução. Vamos considerar que uma massa  $m$  de água foi adicionada, de forma que a massa total da solução passou a 100+m.

Na hipótese de se preparar uma solução com 2,5% (valor máximo permitido):

100 + m — 100%  
2,8g — 2,5%  
 $2,5 \cdot (100 + m) = 280 \Rightarrow 250 + 2,5m = 280 \Rightarrow 2,5m = 30 \Rightarrow m = \frac{30}{2,5} = 12$ g

Na hipótese de se preparar uma solução com 2,0% (valor mínimo permitido):

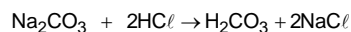
100 + m — 100%  
2,8g — 2,0%  
 $2,0 \cdot (100 + m) = 280 \Rightarrow 200 + 2,0m = 280 \Rightarrow 2,0m = 80 \Rightarrow m = \frac{80}{2,5} = 32$ g

Assim, para atender a legislação, a massa de água adicionada deverá ser um valor entre 12g e 32g.

**Resposta da questão 14:**

Teremos:

$\text{NaHCO}_3 = 84$  g.mol<sup>-1</sup>  
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106$  g.mol<sup>-1</sup>  
 $\text{HCl} = 36,5$  g.mol<sup>-1</sup>  
24,00 mL (padrão) =  $24,00 \times 10^{-3}$  L  
40,00 mL (padrão) =  $40,00 \times 10^{-3}$  L



106 g — 2 mol

0,1272 g —  $n_{\text{HCl}}$

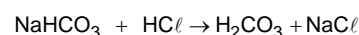
$n_{\text{HCl}} = 2,400 \times 10^{-3}$  mol

$$[\text{HCl}] = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{padrão}}} = \frac{2,400 \times 10^{-3} \text{ mol}}{24,00 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,10 \text{ mol/L}$$

1 L (HCl) — 0,10 mol (HCl)

$40,00 \times 10^{-3}$  L (HCl) —  $n'_{\text{HCl}}$

$n'_{\text{HCl}} = 4,000 \times 10^{-3}$  mol



84 g — 1 mol

$m_{\text{NaHCO}_3} = 4,000 \times 10^{-3}$  mol

$m_{\text{NaHCO}_3} = 0,3360$  g

0,6720 g (NaHCO<sub>3</sub>) — 100 %

0,3360 g (NaHCO<sub>3</sub>) — p %

p % = 50,0000 %

Porcentagem de NaHCO<sub>3</sub> = 50 %

**Resposta da questão 15:**

[E]

Cálculo da concentração de amônia em mol/L:

1L de solução — 900 g de solução

A porcentagem de soluto na solução é de 28%.

Assim:

900 g — 100%

$m_{\text{SOLUTO}} = 28\%$

$m_{\text{SOLUTO}} = 252$  g

Agora, vamos calcular o número de mols de soluto correspondentes a 252 g:

1 mol de amônia — 17 g

n — 252 g

$n = 14,8$  mol.

Como essa quantidade em mols está presente em 1 litro da solução, podemos concluir que a concentração de amônia é de 14,8 mol/L.

Para o cálculo do volume de solução estoque necessária para efetuar a diluição usaremos a seguinte expressão:

$$C_{\text{INICIAL}} \cdot V_{\text{INICIAL}} = C_{\text{FINAL}} \cdot V_{\text{FINAL}}$$

Substituindo os valores, calcularemos o volume inicial que sofrerá a diluição:



$$4,8 \cdot V_{\text{INICIAL}} = 0,25 \cdot 500 \Rightarrow V_{\text{INICIAL}} = \frac{125}{14,8} \cong 8,4 \text{ mL}$$

**Resposta da questão 16:**

[B]

Calculo da concentração inicial da solução:

$$1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \text{ — } 142 \text{ g}$$

$$n \text{ — } 7,1 \text{ g}$$

$$n = 0,05 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4$$

$$0,05 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \text{ — } 200 \text{ mL}$$

$$n \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$n = 0,25 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \text{ em 1 litro de solução} = 0,25 \text{ mol/L}$$

Ao adicionar mais água à solução, ocorrerá uma diluição, ou seja, a concentração final diminuirá de forma inversamente proporcional ao volume final da solução. Aplica-se a expressão matemática abaixo, considerando que a concentração final é 0,2 mol/L.

$$C_{\text{INICIAL}} \cdot V_{\text{INICIAL}} = C_{\text{FINAL}} \cdot V_{\text{FINAL}} \Rightarrow 0,25 \cdot 0,2 = 0,2 \cdot (V + 0,2)$$

$$\Rightarrow 0,05 = 0,2 \cdot V + 0,04 \Rightarrow 0,01 = 0,2V \Rightarrow V = \frac{0,01}{0,2} = 0,05 \text{ L} = 50 \text{ mL}$$

**Resposta da questão 17:**

$$02 + 04 + 08 = 14.$$

Submetendo-se 3 litros de uma solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1 mol/L à evaporação até um volume final de 400 mL, a concentração final será 7,5 mol/L.

$$400 \text{ mL} = 0,4 \text{ L}$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = [\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

$$1 \times 3 = [\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{final}} \times 0,4$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{final}} = 7,5 \text{ mol/L}$$

100 mL de solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  2 mol/L pode ser obtida a partir de 50 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  4 mol/L acrescentando-se 50 mL de água.

$$[\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = [\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

$$4 \times 50 = [\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{final}} \times (50 + 50)$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{final}} = 2 \text{ mol/L}$$

1 litro de solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1 mol/L contém a mesma massa (g) de ácido que 2 litros de solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,5 mol/L.

$$1 \text{ L — } 98 \text{ g (H}_2\text{SO}_4)$$

e

$$1 \text{ L — } 0,5 \times 98 \text{ g (H}_2\text{SO}_4)$$

$$2 \text{ L — } 2 \times 0,5 \times 98 \text{ g (H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g (H}_2\text{SO}_4)$$

Diluindo-se 200 mL de uma solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  5 mol/L para 250 mL, obtém-se uma concentração final de 4 mol/L.

$$200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}; 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = [\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

$$5 \times 0,2 = [\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{final}} \times 0,25$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{final}} = 4 \text{ mol/L}$$

**Resposta da questão 18:**

[B]

0,3 L de uma solução de ácido clorídrico  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ :

$$1 \text{ L — } 1 \text{ mol}$$

$$0,3 \text{ L — } 0,3 \text{ mol}$$

0,1 L de  $\text{HCl}$   $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ :

$$1 \text{ L — } 2 \text{ mol}$$

$$0,1 \text{ L — } 0,2 \text{ mol}$$

$$n(\text{HCl}) = 0,3 + 0,2 = 0,5 \text{ mol em } 0,4 \text{ L } (0,3 + 0,1):$$

$$\text{Concentração Molar} = \frac{0,5}{0,4} = 1,25 \text{ mol/L}$$

$$\text{Concentração Molar}_{(\text{início})} \times \text{Volume}_{(\text{início})} = \text{Concentração Molar}_{(\text{final})} \times \text{Volume}_{(\text{final})}$$

$$1,25 \times 0,4 = 1,0 \times (0,4 + V_{\text{H}_2\text{O}})$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 0,1 \text{ L} = 100 \text{ mL}$$

**Resposta da questão 19:**

a) Teremos:

$$[\text{OH}^-] = 0,001 \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-3} \Rightarrow \text{pOH} = 3$$

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

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

b) Em um recipiente, foi completamente dissolvida certa massa de KOH, resultando em uma solução aquosa de concentração

$$0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}, \text{ então:}$$

$$0,001 \text{ mol — } 1000 \text{ mL}$$

$$n_{\text{KOH}} \text{ — } 20 \text{ mL}$$

$$n_{\text{KOH}} = 0,00002 \text{ mol}$$

0,00002 mol (20 mL) diluídos em 60 mL de água:

$$V_{\text{final da solução}} = 20 + 60 = 80 \text{ mL} = 0,08 \text{ L}$$

$$[\text{KOH}] = \frac{0,00002 \text{ mol}}{0,08 \text{ L}} = 0,00025 \text{ mol/L ou}$$

$$[\text{KOH}] = 2,5 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

**Resposta da questão 20:**

[C]

1ª diluição

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$0,8 \cdot 15 = C_2 \cdot 100$$

$$C_2 = 0,12 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

2ª diluição:

$$C_2 \cdot V_2 = C_3 \cdot V_3$$

$$0,12 \cdot 5 = C_3 \cdot 100$$

$$C_3 = 0,006 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

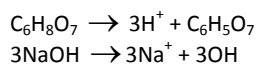
**Resposta da questão 21:**

a) 2 mL de NaOH 0,001 mol/L possuem  $2 \times 10^{-6}$  mol de  $\text{OH}^-$ . Assim,  $[\text{H}^+]$  em 20 mL do suco é igual a  $2 \times 10^{-6} / 0,02 = 1,0 \times 10^{-4}$  mol/L. Como  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ ;  $\text{pH} = 4,0$ .

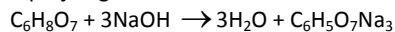
b) Titulação.

c) Através da mudança de cor da solução, causada pela adição de um indicador ácido-base.

**Resposta da questão 22:**



Equação global:

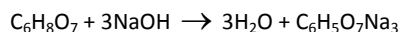


30 mL de uma solução de NaOH 0,1 mol/L:

$$0,1 \text{ mol} \text{ ----- } 1000 \text{ mL}$$

$$n(\text{NaOH}) \text{ ----- } 30 \text{ mL}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,003 \text{ mol.}$$



$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 3 \text{ mols}$$

$$0,001 \text{ mol} \text{ ----- } 0,003 \text{ mol}$$

$$0,001 \text{ mol (C}_6\text{H}_8\text{O}_7) = 0,001 \times 192 \text{ g} = 0,192 \text{ g.}$$

$$0,384 \text{ g} \text{ ----- } 100 \% \text{ da amostra}$$

$$0,192 \text{ g} \text{ ----- } \% \text{ (m/m)}$$

$$\% \text{ (m/m)} = 50 \%$$