**QUÍMICA**

TURMA: 🞎 201 🞎 202

ALUNO

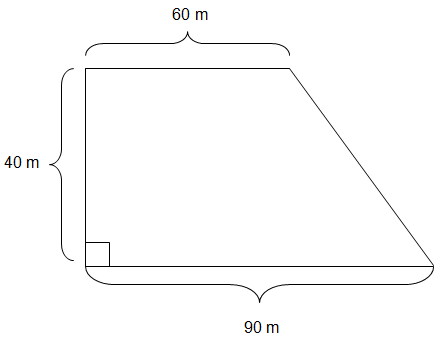


**2° Ano – Exercícios de QUÍMICA - 2ª Etapa - Prof. Ítalo Multari Júnior**

**Concentração comum**

1. A tabela mostra as massas de KMnO4 utilizadas na preparação de três soluções aquosas:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Solução** | **Massa de KMnO4**  **(em gramas)** | **Volume da solução**  **(em mililitros)** |
| I | 25 | 500 |
| II | 7,5 | 150 |
| III | 15 | 400 |

1. Calcule a concentração de cada solução e coloque-as em ordem crescente de concentração.
2. Se se adicionam mais 5 g do sal à solução III sem alteração do volume, qual será a nova concentração?
3. Em um laboratório, um aluno utilizou 28,4 g de Na2­SO4, sulfato de sódio, para preparar 800 mL de solução. Determine a concentração em gramas por litro da solução preparada.
4. Uma solução de nitrato de sódio – NaNO3 – possui concentração de 50 g/L e densidade de 1,3 g/mL. Determine:
5. o volume dessa solução que irá conter 2,5 g de NaNO3.
6. a massa de solvente existente em um litro de solução.
7. O limite máximo de “ingestão diária aceitável” (IDA) de ácido fosfórico, aditivo em alimentos, é de 5 mg/kg de massa corporal. Determine o volume de um refrigerante, contendo ácido fosfórico na concentração de 0,6 g/L, que uma pessoa de 60 kg deve ingerir para atingir o limite máximo de IDA.
8.  Um fertilizante de larga utilização é o nitrato de amônio – NH4NO3. Para uma determinada plantação, o fabricante recomenda a aplicação de 1,0 litro de solução de nitrato de amônio, de concentração 40 g/L, por m2. A figura ao lado indica as dimensões do terreno que o agricultor utilizará para o plantio.

Determine a massa de nitrato de amônio, em quilogramas, que o agricultor deverá empregar para fertilizar sua plantação, de acordo com a recomendação do fabricante.

Dado: área do trapézio = (B + b) . h / 2

**Concentração em mol/L**

1. Um químico colocou 2,84 g de sulfato de sódio – Na2SO4 – em um balão volumétrico. Adicionou a seguir água até o volume atingir 50 mL. Determine a concentração em mol/L da solução resultante. Dado: MM (Na2SO4) = 142 g/mol
2. Sabendo que uma solução de cloreto férrico – FeCl3 – em água contém 0,60 mol/L de íons cloreto – Cl−. Determine a concentração em mol/L da solução em relação ao FeCl3.
3. Em um balão volumétrico de 500 mL foram colocados 2,65 g de carbonato de sódio – Na2CO3 – sendo o volume completado com água destilada. Sabendo que o carbonato de sódio foi totalmente dissolvido, determine a concentração, em mol/L, dos íons, cátions e ânions, presentes na solução.
4. Em um balão volumétrico de 500 mL foi colocada certa massa de sulfato de potássio - K2SO4 – sendo o volume completado com água destilada. Sabendo que o sulfato de potássio foi totalmente dissolvido originando uma solução com concentração de íons K+ igual a 0,60 mol/L, determine a massa utilizada do sal.
5. Dissolveram-se 4,24 g de fosfato de potássio – K3PO4 – 212 g/mol, em água suficiente para preparar 200 mL de solução.
6. Calcule, em mol/L, a concentração da solução resultante.
7. Supondo completa a dissociação do sal, calcule a concentração, em mol/L, de cada íon.
8. O fenol, C6H5OH, conhecido como ácido fênico é usado como desinfetante e na manufatura de plásticos. Determine a concentração em mol/L de uma solução obtida a partir a dissolução de 0,752 g de fenol em água suficiente para 500 mL de solução.
9. A concentração de íons fluoreto, F−, em uma água de uso doméstico é de 5,0 x 10−5 mol/L. Se uma pessoa toma 3,0 L dessa água por dia, ao fim de um dia, qual será a massa de fluoreto, em miligramas, que essa pessoa ingeriu?
10. O cloreto de magnésio é um sal bastante solúvel em água e que ao dissolver-se sofre a seguinte dissociação:

MgCl2(s) ⎯→ Mg2+(aq) + 2 Cl−(aq)

Determine a concentração, em g/L, de uma solução de cloreto de magnésio na qual a concentração de íons cloreto, Cl−(aq), é igual a 0,10 mol/L.

Dado: MM (MgCl2) = 95 g/mol

**Porcentagem em massa, em volume e Título**

1. Determine a concentração em mol/L de uma solução de ácido nítrico – HNO3 – que apresenta 72% em massa e densidade igual a 1,40 g/cm3.

Dado: MM = 63 g/mol

1. Foram colocados 160 g de etanol – C2H6O – em 300 mL de água. Sabendo que as densidades do álcool e da água são, respectivamente, iguais a 0,80 g/cm3 e 1,00 g/cm3, determine:
2. a porcentagem em volume da solução.
3. a densidade da solução.
4. O rótulo de um reagente comercial apresenta as seguintes inscrições:

HNO3 => 90 % p/p ; d = 1,4 g/mL

Determine o volume desse reagente que deverá ser colhido para que se prepare um litro de uma solução 1,5 mol/L.

1. O rótulo de um reagente comercial apresenta as seguintes inscrições:

HCl => ?? % p/p ; d = 1,2 g/mL

Determine a porcentagem em massa desse reagente sabendo que com uma amostra de 125 mL consegue-se preparar um litro de uma solução 2,4 mol/L.

1. Foram colocados 390 g de glicerina – C3H8O3 – em 300 mL de água. Sabendo que a densidade da água e da mistura resultante são, respectivamente, iguais a 1,00 g/cm3 e 1,15 g/cm3, determine:
2. a densidade da glicerina.
3. a porcentagem peso por volume da solução.
4. O formol é uma solução aquosa de metanal – CH2O (MM = 30 g/mol) – a 40% em massa, e possui densidade de 0,90 g/mL. Determine a concentração em mol/L do formol.
5. O tanque de armazenamento de pesticida em um avião agrícola tem capacidade de 2000 litros. Certa plantação precisa ser pulverizada utilizando uma solução de pesticida cuja concentração deve ser de 0,3 % p/V. Determine:
6. a concentração em g/L da solução.
7. a concentração em mol/L da solução, considerando a massa molar do pesticida utilizado igual a 150 g/mol.
8. Foram misturados 160 g de etanol com água, obtendo-se 500 mL de solução. Sabendo-se que a densidade do álcool é 0,80 g/mL, determine a porcentagem em volume de etanol na solução.
9. Uma solução foi preparada com 70 cm3 de água (d = 1,00 g/cm3) e 30 cm3 de álcool etílico (d = 0,80 g/cm3). Determine o título em massa da solução.

**Ppm**

1. *“A contaminação ambiental tem sido uma fonte de problemas e doenças em diversas comunidades. Um relatório aponta a contaminação de pelo menos 150 pessoas em Paulínia, São Paulo. Dezoito delas apresentaram tumores no fígado e na tireóide. Todas teriam sido contaminadas por substâncias usadas na fabricação de pesticidas. As pessoas não sentem o cheiro porque a sua concentração dessas substâncias na fase gasosa é pequena. Ambientalistas lutam para que o índice ideal de exposição ao benzeno, um dos poluentes, seja de 0,1 ppm”*.
2. Numa atmosfera, para se chegar ao nível de concentração ideal de exposição ao benzeno, desejado pelos ambientalistas, determine a quantidade máxima desse composto cancerígeno, em mililitros, que pode estar presente em um ambiente de 10.000 L.
3. O limite máximo de ingestão diária aceitável (IDA) de ácido fosfórico, aditivo em alimentos, é de 5 ppm. Determine a massa, em miligramas, de ácido fosfórico que uma pessoa de 70 kg pode ingerir em um dia.

Dado: 1 kg = 106 mg

1. A Organização Mundial de Saúde (OMS) determina que a concentração de íons fluoreto, F−(aq), na água potável seja de 0,7 ppm, aproximadamente. Determine a massa de íons fluoreto ingerido por uma pessoa que bebeu um copo (200 mL) desta água.

**Fração molar e Molalidade**

1. Uma solução aquosa apresenta 8% em massa de hidróxido de sódio, NaOH (40 g/mol). Determine a molalidade (número de mol do soluto em 1 kg de solvente) da solução. Dado: H2O – 18 g/mol
2. Uma solução de brometo de cálcio – CaBr2 (200 g/mol) – foi preparada dissolvendo-se 10 gramas do sal em 200 mL de água (d = 1,0 g/mL e 18 g/mol).
3. Calcule a quantidade, em mol, de soluto na solução preparada.
4. Calcule a quantidade, em mol, de solvente na solução preparada.
5. Determine a fração molar de brometo de cálcio na solução.
6. Determine a molalidade (concentração em mol/Kg) da solução.
7. Calcular as frações molares do soluto e do solvente em uma solução que contém 117 g de cloreto de sódio dissolvidos em 324 g de água.
8. Uma solução contém 18 g de glicose (C6H12O6), 24,0 g de ácido acético (C2H4O2) e 81,0 g de água. Qual a fração molar do ácido acético na solução?
9. Calcular a molalidade da solução formada utilizando-se 171 g de sacarose (C12H22O11) dissolvidos em 400 g de água.
10. Determinar a massa de água, em gramas, que deve ser utilizada para dissolver 0,2 mol de cloreto de sódio e originar uma solução 0,4 molal.
11. Quando 39,2 g de ácido sulfúrico são dissolvidos em 200 mL de água, obtém-se uma solução de volume igual a 220 mL. Qual a molalidade e a molaridade dessa solução?

**Diluição**

1. Determine o volume de água que deve ser adicionado a 750 mL de uma solução de hidróxido de sódio – NaOH – 112 g/L para torná-la 0,7 mol/L.
2. Determine a concentração, em gramas / litro, de uma solução de nitrato de potássio – KNO3 – que possibilitou a preparação de 2,0 litros de uma solução de concentração 0,25 mol/L pelo acréscimo de 1750 mL de água.
3. De um garrafão de 20 L contendo uma solução aquosa de açúcar retiraram-se 50 mL que foram diluídos a 250 mL num balão volumétrico, formando uma solução a 12 g/L. Qual é a concentração da solução do garrafão?
4. Determine a concentração da solução obtida pelo acréscimo de 80 mL de água a 20 mL de uma solução 0,1 mol/L de hidróxido de potássio – KOH.
5. 200 mL de uma solução 5 mol/L de ácido nítrico – HNO3 – foram diluídos com água destilada, até se obter uma solução 2 mol/L. Determine o volume de água que foi usado na diluição.
6. Deseja-se preparar uma solução 1,0 mol/L de NaOH, partindo-se de 400 mL de uma solução 1,5 mol/L dessa base. Determine o volume de água que deve ser adicionado para o preparo da solução desejada.
7. 100 mL de uma solução aquosa de LiBr, a 20,0 g/L, foram diluídos com água, reduzindo sua concentração para 4,0 g/L.
8. Calcule o volume da solução diluída.
9. Que volume de água foi usado na diluição?
10. Calcule a massa de LiBr nessa solução.

**Mistura de soluções de mesmo soluto**

1. 400 mL de uma solução aquosa de ácido nítrico – HNO3 – de concentração desconhecida foi misturado com 600 mL de outra solução 0,2 mol/L do mesmo ácido, originando uma solução final de concentração 0,6 mol/L. Determine a concentração em mol/L da solução inicial.
2. Misturou-se 100 mL de uma solução de ácido sulfúrico – H2SO4 (98 g/mol) – de concentração 0,5 mol/L (solução 1) com 400 mL de outra solução do mesmo ácido de concentração desconhecida (solução 2). A solução resultante apresenta concentração de 0,9 mol/L. Determine a concentração da solução 2.
3. 500 mL de uma solução 1,0 M de ácido sulfúrico e 1500 mL de uma outra solução 2,0 M do mesmo ácido foram misturados e o volume final foi completado a 2,5 L pela adição de água. Qual a molaridade da solução resultante?
4. 300 mL de solução de hidróxido de amônio, com concentração 3 g/L, foram misturados com 200 mL de outra solução de mesma base, de concentração desconhecida. Após a mistura, foi obtida uma solução final contendo 4 g/L. Indique, respectivamente, quantos gramas de soluto há na primeira solução e qual o valor da concentração desconhecida?

**Mistura de soluções de soluto diferentes que não reagem entre si**

1. São misturadas duas soluções, sendo 100 mL de uma solução 0,5 mol/L de H2SO4 (ácido sulfúrico) e 200 mL de uma solução 0,1 mol/L de HCl (ácido clorídrico). Supondo a ionização completa dos dois ácidos, determine a concentração dos íons H+ na solução resultante.

**46)** Tem-se três frascos contendo 200 mL cada um, das seguintes soluções ácidas:

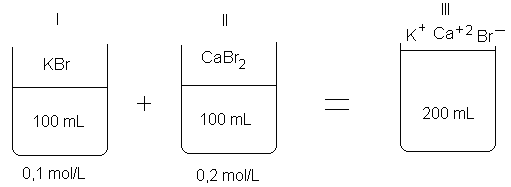
\* solução 1,5 mol/L de HCl : HCl ⎯→ H+ + Cl−

\* solução 1,0 mol/L de H2SO4: H2SO4 ⎯→ 2 H+  + SO42−

\* solução 0,5 mol/L de HNO3: HNO3 ⎯→ H+ + NO3−

Determine a concentração de íons H+, em mol/L, ao se misturar o conteúdo dos três recipientes. Considere a ionização total dos ácidos.

1. Determine a concentração de íons Na+ presente na solução resultante da mistura de 200 mL de uma solução de NaOH 0,5 mol/L com 400 mL de uma solução de Na2SO4 0,3 mol/L..
2. Duas soluções são misturadas como mostrado abaixo:



1. Escreva a equação química da dissociação do:

A.1) KBr na solução I: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

A.2) CaBr2 na solução II: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

1. Determine, em mol, a quantidade de:

B.1) KBr na solução I:

B.2) CaBr2 na solução II:

1. Determine, em mol/L, a concentração de:

C.1) íons Br- na solução I:\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

C.2) íons Br- na solução II: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

C.3) íons K+ na solução I: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

C.4) íons Ca2+ na solução II: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

C.5) íons Br- na solução III: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

C.6) íons Ca2+ na solução III: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**Mistura de soluções de soluto diferentes que reagem entre si**

1. O hidróxido de sódio – NaOH – neutraliza completamente o ácido sulfúrico – H2SO4 – de acordo com a equação: 2 NaOH + H2SO4 ⎯→ Na2SO4 + 2 H2O. Determine o volume de uma solução de H2SO4 , 1,0 mol/L que reage com 0,5 mol de NaOH.
2. Na tentativa de neutralizar 300 mL de uma solução 0,5 mol/L de H3PO4, adicionaram-se 200 mL de uma solução 3 mol/L de KOH, que reagiram de acordo com a equação:

H3PO4 + 3 KOH ⎯→ K3PO4 + 3 H2O

1. A solução ácida foi totalmente neutralizada? Justifique.
2. Determine a concentração, em mol/L, de K3PO4 na mistura final.
3. A análise de uma solução de ácido sulfúrico – H2SO4 – indicou que 2,5 mL de solução 0,02 mol/L de NaOH neutralizaram 5 mL da solução ácida. Determine a concentração, em mol/L, de ácido sulfúrico na solução.

H2SO4  + NaOH ⎯→ Na2SO4 + H2O (reação não-balanceada)

1. 100 mL de solução de hidróxido de potássio, KOH, foram neutralizados com 75 mL de solução 0,20 mol/L de ácido nítrico, HNO3, segundo a equação:

KOH + HNO3 ⎯→ KNO3 + H2O

Com essas informações calcule:

1. A quantidade, em mol, de HNO3 que reagiu.
2. A quantidade, em mol, de KOH neutralizado.
3. A concentração, em mol/L de solução inicial de KOH.

**Titulação**

1. Em uma titulação, foram gastos 40 mL de uma solução de hidróxido de magnésio – Mg(OH)2 – de concentração 0,60 mol/L, para neutralizar completamente 20 mL de uma solução de ácido nítrico – HNO3. Sabendo que a reação de neutralização é:

2 HNO3 + Mg(OH)2 ⎯→ Mg(NO3)2 + 2 H2O

determine a concentração em mol/L da solução de ácido nítrico.

1. Para descobrir a concentração de ácido acético (CH3COOH), um técnico de laboratório titulou uma amostra de 20 mL de vinagre com uma solução 0,1 mol/L de hidróxido de sódio (NaOH). Sabendo que o volume da solução de NaOH gasto até o final da titulação foi de 24 mL e que a reação ocorrida é representada por: CH3COOH + NaOH ⎯→ CH3COONa + H2O

Determine:

1. a quantidade, em mol, consumida de NaOH na titulação.
2. a quantidade, em mol, de CH3COOH neutralizado na reação.