

Química Soluções

Resumo de Aula

Prof. William de Paula

MOL (MASSA MOLECULAR.

O mol ou massa molecular de uma substância é obtido através do somatório das massas atômicas que constituem esta substância.

Ex:

H₂O (Água) → possui **2** átomo de Hidrogênio e
1 átomo de Oxigênio

Da tabela periódica, temos que:

A massa do Hidrogênio = 1 UMA (unidade de massa atômica)

A massa do Oxigênio = 16 UMA (unidade de massa atômica)

Logo o mol da água será.

$$2 \times 1 + 1 \times 16 = 18 \text{ g/mol (18 gramas/mol)}$$

Ex2:

Mol NaCl (Cloreto de sódio)

A massa do Sódio = 23 UMA

A massa do Cloro = 35,5 UMA

$$1 \text{ Mol NaCl} = 1 \times 23 + 1 \times 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

Ex3:

Mol K₂SO₄ (Sulfato de potássio)

A massa do Potássio = 39 UMA

A massa do Enxofre = 32 UMA

A massa do Oxigênio = 16 UMA

$$1 \text{ Mol K}_2\text{SO}_4 = 2 \times 39 + 32 + 4 \times 16 = 174 \text{ g/mol}$$

Ex4:

Mol (NH₄)₂SO₄ (Sulfato de Amônia)

(*) Obs.: O número fora do parêntese multiplica todos dentro do parêntese.

A massa do Nitrogênio = 14 UMA

A massa do Hidrogênio = 1 UMA

A massa do Enxofre = 32 UMA

A massa do Oxigênio = 16 UMA

$$1 \text{ Mol (NH}_4\text{)}_2\text{SO}_4 = 14 \times 2 + 1 \times 4 \times 2 + 32 + 4 \times 16 = 132 \text{ g/mol}$$

NÚMERO DE MOLES (n)

As palavras moles e mols são utilizadas como plural da palavra mol. O número de mols de uma determinada substância, consiste na razão entre a massa da

substância em grama e o seu mol. O número de mols de uma substância é representado pela letra **n**.

$$\text{Numero de mols} = \frac{\text{Massa(g)}}{\text{mol}} \leftrightarrow n = \frac{M}{\text{mol}}$$

Ex.: Quantos mols de ferro (Fe) existem em uma barra de ferro de 280 g?

Então teremos:

1 mol de Fe → 56 g/mol

Massa da barra → 280 g

$$n = \frac{\text{Massa(g)}}{\text{mol}} \leftrightarrow n = \frac{280}{56} = 5 \text{ mols}$$

Ex2.: Quantos mols de água (H₂O) existem em uma amostra de 549 g?

1 mol de H₂O → 18 g/mol (Veja cálculo de mol)

Massa = 549 g

$$n = \frac{\text{Massa(g)}}{\text{mol}} \leftrightarrow n = \frac{549}{18} = 30,5 \text{ mols}$$

Ex3.: Uma amostra de Ca(NO₃)₂ apresenta 0,25 mols deste sal. Qual a massa de sal contida na amostra?

Dados Ca = 40 g/mol N = 14 g/mol N = 14 g/mol

1 mol de Ca(NO₃)₂ → 164 g/mol (Veja cálculo de mol)

n = 0,25 mols

$$n = \frac{\text{Massa(g)}}{\text{mol}} \leftrightarrow 0,25 = \frac{\text{Massa(g)}}{164}$$

$$\text{Massa(g)} = 0,25 \times 164 = 41 \text{ gramas}$$

Ex4.: O AAS - ácido acetilsalisílico C₈O₂H₇COOH é comercializado em comprimidos com 500 mg do ácido. Quantos mols do ácido existe em uma cartela com 10 comprimidos?

1 mol de AAS → 180 g/mol (Veja cálculo de mol)

OBS: lembre-se a massa deve ser expressa em gramas.

Massa = 500 **mg** = 0,5 **g** (massa de AAS em 1 comprimido)

Massa total = 0,5 **g** x 10 = 5 **g** (massa de AAS na cartela)

$$n = \frac{\text{Massa(g)}}{\text{mol}} \leftrightarrow n = \frac{5}{180} \approx 0,028 \text{ mols}$$

Exercícios

1) Consultando a tabela periódica, calcule a massa molecular (mol) das seguintes substâncias.

- a) SO_2
- b) H_2SO_4
- c) $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$
- d) FeCl_3
- e) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- f) $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$
- g) $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$
- h) $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

2) Calcule o número de moles existentes em:

- a) 270 g de Al (Alumínio)
- b) 128 g de CH_4
- c) 9,8 g de H_2SO_4
- d) 1,7 g de H_2S
- e) 45 g de $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$
- f) 54 g de H_2O
- g) 855 g de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- h) 176 g de CO_2

3) Qual a massa contida em:

- a) 1,5 moles de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- b) 3,4 moles de $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$
- c) 0,4 moles de H_2O
- d) 5 moles de K_2SO_4
- e) 2,5 moles de Na_2PO_4
- f) 0,05 moles $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

4) Em qual das porções, existe maior número de átomos de hidrogênio? $\text{H} = 1$ $\text{O} = 16$

- a) 27 gramas de H_2O
- b) 3 gramas de H_2
- c) 3 moles de H_2
- d) são iguais em todas

ESTUDO DAS SOLUÇÕES

COEFICIENTE E CURVA DE SOLUBILIDADE

É a quantidade máxima, em grama, de soluto que se dissolve numa quantidade fixa de solvente a uma dada temperatura.

Exemplo: o coeficiente de solubilidade do KNO_3 em água é 31,6 g de KNO_3 para 100 g de H_2O a 20°C .

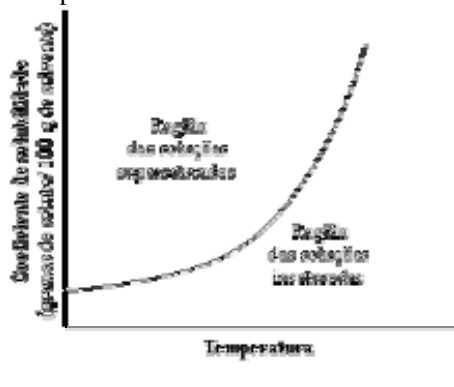
Solução saturada: é aquela que não consegue mais dissolver soluto, dada uma temperatura fixa, ou seja, atingiu o coeficiente de solubilidade.

Solução insaturada: é aquela que ainda consegue mais dissolver soluto, dada uma temperatura fixa, ou seja, ainda não atingiu o coeficiente de solubilidade.

Solução supersaturada: é aquela que ultrapassou o coeficiente de solubilidade, são instáveis.

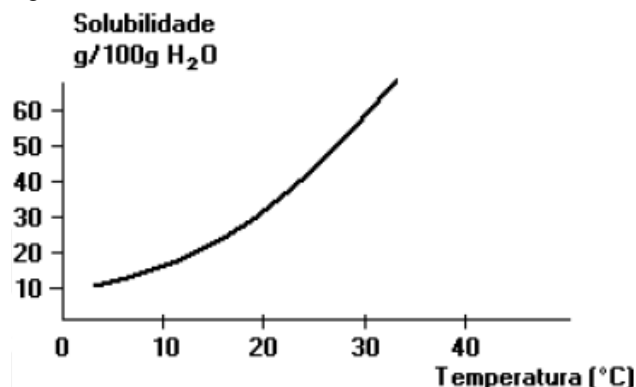
CURVAS DE SOLUBILIDADE:

são gráficos que indicam como o coeficiente de solubilidade varia com a temperatura.



Exemplo:

A curva de solubilidade de um dado sal é apresentada a seguir.



a) Considerando a solubilidade deste sal a 30°C , qual será a massa necessária de sal para se obter uma solução saturada, se a massa de água for 25g?

Quando a temperatura for 30°C podemos dissolver aproximadamente 60g do sal em 100g de água.

Logo

Massa de água	massa do sal
100g	60g
25g	X

$$100X = 60 \cdot 25$$

$$X = 60 \cdot 25 / 100 \quad X = 15g$$

Exercícios

01 - (Uem PR)

Um determinado sal X apresenta solubilidade de 12,5 gramas por 100 mL de água a 20°C. Imagine que quatro tubos contêm 20 mL de água cada e que as quantidades a seguir do sal X foram adicionadas a esses tubos:

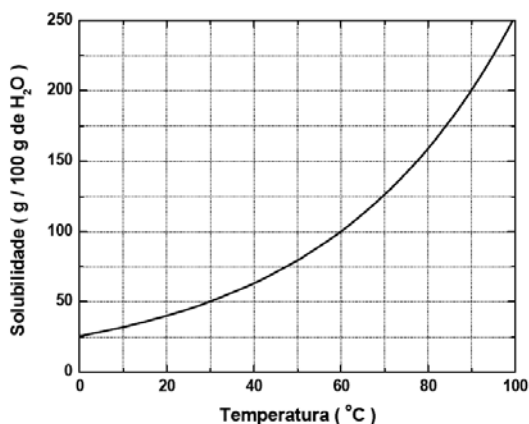
- Tubo 1: 1,0 grama;
- Tubo 2: 3,0 gramas;
- Tubo 3: 5,0 gramas;
- Tubo 4: 7,0 gramas.

Após agitação, mantendo-se a temperatura a 20°C, coexistirão solução saturada e fase sólida no(s) tubo(s)

- a) 1.
- b) 3 e 4.
- c) 2 e 3.
- d) 2, 3 e 4.
- e) 2.

02 - (Ufv MG)

A solubilidade do nitrato de potássio (KNO_3), em função da temperatura, é representada no gráfico abaixo:



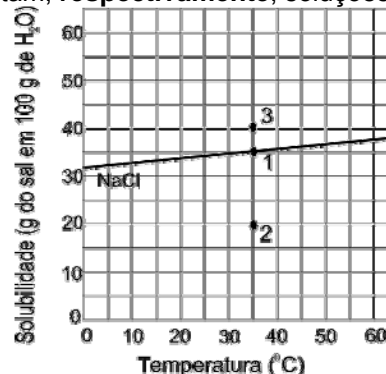
De acordo com o gráfico, assinale a alternativa que indica CORRETAMENTE a massa de KNO_3 , em gramas, presente em 750 g de solução, na temperatura de 30 °C:

- a) 250
- b) 375
- c) 150
- d) 100
- e) 500

03 - (Ufrn RN)

O cloreto de sódio ($NaCl$), em solução aquosa, tem múltiplas aplicações, como, por exemplo, o soro fisiológico, que consiste em uma solução aquosa de cloreto de sódio ($NaCl$) a 0,092% (m/v).

Os pontos (1), (2) e (3) do gráfico ao lado representam, respectivamente, soluções



- a) saturada, não-saturada e supersaturada.
- b) saturada, supersaturada e não-saturada.
- c) não-saturada, supersaturada e saturada.
- d) não-saturada, saturada e supersaturada.

04 - (Ufms MS)

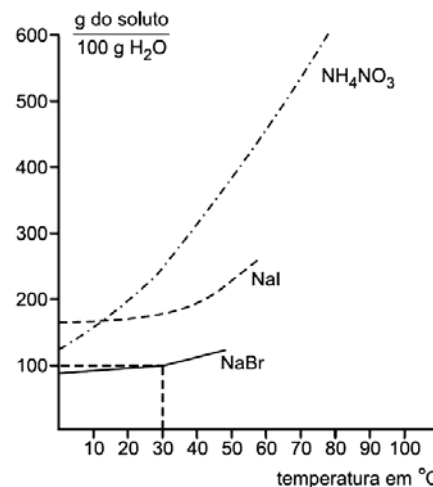
Preparou-se uma solução saturada de nitrato de potássio (KNO_3), adicionando-se o sal a 50 g de água, à temperatura de 80°C. A seguir, a solução foi resfriada a 40°C. Qual a massa, em gramas, do precipitado formado?

Dados:

T = 80 °C	S = 180 g de KNO_3 /100g de H_2O
T = 40 °C	S = 60 g de KNO_3 /100g de H_2O

05 - (Fatec SP)

A partir do gráfico abaixo são feitas as afirmações de I a IV.



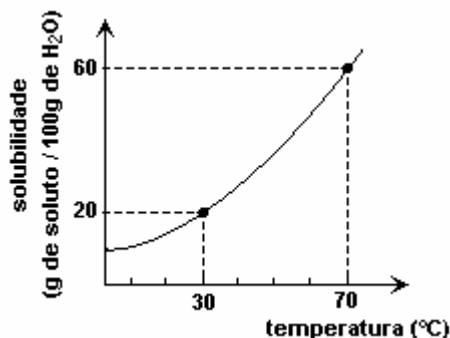
- I. Se acrescentarmos 250 g de NH_4NO_3 a 50g de água a 60°C , obteremos uma solução saturada com corpo de chão.
- II. A dissolução, em água, do NH_4NO_3 e do NaI ocorre com liberação e absorção de calor, respectivamente.
- III. A 40°C , o NaI é mais solúvel que o NaBr e menos solúvel que o NH_4NO_3 .
- IV. Quando uma solução aquosa saturada de NH_4NO_3 , inicialmente preparada a 60°C , for resfriada a 10°C , obteremos uma solução insaturada.

Está correto apenas o que se afirma em

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

06 - (Uerj RJ)

O gráfico a seguir, que mostra a variação da solubilidade do dicromato de potássio na água em função da temperatura, foi apresentado em uma aula prática sobre misturas e suas classificações. Em seguida, foram preparadas seis misturas sob agitação enérgica, utilizando dicromato de potássio sólido e água pura em diferentes temperaturas, conforme o esquema:



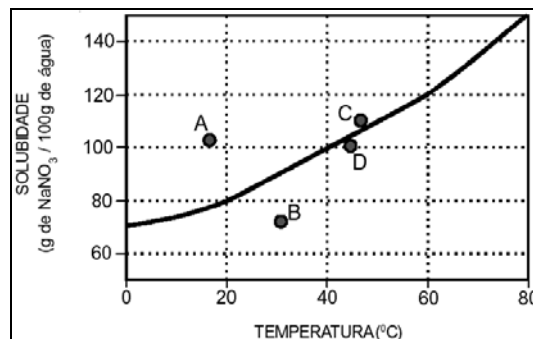
30° 15g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ + 100g H_2O	30° 3,5g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ + 20g H_2O	30° 2g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ + 10g H_2O
70° 200g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ + 300g H_2O	70° 320g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ + 500g H_2O	70° 150g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ + 250g H_2O

Após a estabilização dessas misturas, o número de sistemas homogêneos e o número de sistemas heterogêneos formados correspondem, respectivamente, a:

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

07 - (Fepcs DF)

O gráfico a seguir representa a curva de solubilidade de NaNO_3 em função da temperatura.



Quatro misturas de nitrato de sódio, A, B, C e D, foram preparadas, em diferentes temperaturas, misturando-se diferentes massas de NaNO_3 em água.

A partir da análise desse gráfico, é correto afirmar que:

- a) as misturas A e C apresentam precipitado;
- b) apenas a mistura A apresenta precipitado;
- c) as misturas C e D formam soluções supersaturadas;
- d) a mistura C apresenta a maior quantidade de sólido precipitado;
- e) as concentrações das soluções aquosas resultantes das misturas A e D são iguais.

08 - (Uel PR)

Uma solução saturada de cloreto de ouro de massa igual a 25,20 gramas foi evaporada até a secura, deixando um depósito de 10,20 gramas de cloreto de ouro. A solubilidade do cloreto de ouro, em gramas do soluto por 100 gramas do solvente, é:

- a) 10,20
- b) 15,00
- c) 25,20
- d) 30,35
- e) 68,00

ESTUDO DAS CONCENTRAÇÕES

DENSIDADE (ρ)

Densidade é a razão entre a **massa total de solução** e o **volume da solução**.

Assim:

$\rho = \frac{M}{V}$	sendo : ρ = Densidade M = Massa da solução V = Volume da solução
----------------------	--

Unidades: **g/ml** (gramas por mililitro), **g/l** (gramas por litro), **Kg/l** (quilograma por litro).

Exemplo

Se uma determinada solução tem massa de 120 gramas e ocupa um volume de 500 ml, qual seria a densidade da solução?

$$\rho = \frac{M}{V} \Leftrightarrow \rho = \frac{120 \text{ g}}{500 \text{ ml}} \Leftrightarrow \rho = 0,24 \text{ g/ml}$$

CONCENTRAÇÃO COMUM "CONCENTRAÇÃO"- (C)

Concentração é a razão entre a **massa do soluto** e o **volume da solução**.

Assim:

$C = \frac{M}{V}$	sendo : C = Concentração M = Massa do soluto . V = Volume da solução
-------------------	---

Unidades: **g/ml** (gramas por mililitro), **g/l** (gramas por litro), **Kg/l** (quilograma por litro).

Exemplos:

Calcule a concentração em **g/l** de uma solução de nitrato de potássio, que encerra (dissolve) 60 g do sal em 300 ml de solução:

$$C = \frac{M}{V}$$

$$300 \text{ ml} = 0,3 \text{ l}$$

$$C = \frac{60 \text{ g}}{0,3 \text{ l}} \Leftrightarrow C = 200 \text{ g/l}$$

CONCENTRAÇÃO EM QUANTIDADE DE MATÉRIA - MOLARIDADE (μ)

Molaridade é a razão entre o **número de mols do soluto** e o **volume da solução** (em litros).

Assim:

$$\mu = \frac{n}{V} \quad (\text{equação 1})$$

n = número de moles
 V = volume da solução

$$\text{Se: } n = \frac{\text{Massa}}{\text{Mol}} \quad (\text{equação 2})$$

Substituindo n da equação 2 na equação 1.

Teremos:

$\mu = \frac{M}{\text{Mol} \times V}$	sendo : μ = molaridade M = Massa do soluto (g) V = Volume da solução (l) Mol = Massa molecular do soluto
---------------------------------------	---

Unidade: **mol/l** (mol por litro) , **mol.l⁻¹** , **M** , **molar**

Qual é a molaridade de uma solução que contém 45 g de iodeto de sódio (NaI) em 400 ml de solução ?
Dados Na = 23g/mol I = 127g/mol

$$\mu = \frac{M}{\text{Mol} \times V}$$

$$\text{Mol NaI} = 1 \times 23 + 1 \times 127 = 150 \text{ g/mol}$$

$$400 \text{ ml} = 0,4 \text{ l}$$

$$\mu = \frac{45}{150 \times 0,4} \Leftrightarrow \mu = 0,75 \text{ mol/l}$$

TÍTULO EM MASSA (T) E PORCENTAGEM EM MASSA (T%)

Título em massa é a razão entre a **massa do soluto** e a **massa total da solução** (massa soluto + massa de solvente).

Porcentagem em massa tendo em vista que o título de uma solução é sempre menor que 1 (um), costuma-se multiplicar o título por cem, e o resultado deste produto é denominado de porcentagem em massa.

Assim:

$$T = \frac{M1}{M1 + M2} \quad \text{onde:}$$

$T = \text{título}$
 $M1 = \text{Massa do soluto}$
 $M2 = \text{Massa do solvente}$

$$T\% (\text{porcentagem em massa}) = T \times 100$$

Unidade: adimensional (não possui unidade)

Obs: As massas terão que esta na mesma unidade, assim se trabalhar com a massa em quilo, todas as massa deverão ser expressas em quilo, se trabalharmos em gramas as demais deverão ser expressas em gramas.

Exemplo:

Qual é o título e a porcentagem em massa de uma solução formada por 20 gramas de NaCl dissolvidos em 80 g de água .

$$T = \frac{M1}{M1 + M2} \Leftrightarrow T = \frac{20}{20 + 80} = 0,2$$

$$T\% = T \times 100 = 20\%$$

TITULO EM VOLUME (T_V) **E**
PORCENTAGEM EM VOLUME ($T_V\%$)

É idêntico ao título em massa , substituindo-se massa por volume.

Este tipo de representação é muito pouco utilizado.

$$T_V = \frac{V1}{V1 + V2} \quad \text{onde:}$$

$T_V = \text{título em volume}$
 $V1 = \text{Volume do soluto}$
 $V2 = \text{Volume do solvente}$

$$T_V\% (\text{porcentagem em volume}) = T_V \times 100$$

Exemplo:

Qual é o título e a porcentagem em volume de uma solução formada por 20 ml de H₂O₂ (Peróxido de Hidrogênio ou água oxigenada) dissolvidos em 80 ml de água .

$$T_V = \frac{V1}{V1 + V2} \Leftrightarrow T_V = \frac{20}{20 + 80} = 0,2$$

$$T_V\% = T_V \times 100 = 20\%$$

(Água Oxigenada 20 volumes)

ppm – PARTE POR MILHÃO

Atualmente, para indicar concentrações extremamente pequenas, principalmente de poluentes do ar, da terra e da água, usamos a unidade partes por milhão, representada por ppm. Esse termo é freqüentemente utilizado para soluções muito diluídas e indica quantas partes do soluto existem em um milhão de partes da solução.

$$ppm = \frac{g \text{ soluto}}{10^6 g \text{ solvente (solução)}}$$

ou

$$ppm = \frac{mg \text{ soluto}}{Kg \text{ solvente (solução)}}$$

RELAÇÃO ENTRE CONCENTRAÇÃO, TÍTULO E DENSIDADE.

já sabemos que:

$$\rho = \frac{M}{V} \quad \text{sendo:} \quad e \quad T = \frac{M1}{M1 + M2}$$

onde:

ρ = Densidade

T = título

M = Massa total de solução (g)

M1 = Massa do soluto

M2 = Massa do solvente

V = Volume da solução (ml)

Então quando calculamos o título (M1 + M2) é a massa total da solução, que podemos representar por M, assim:

$$\rho = \frac{M}{V} \quad e \quad T = \frac{M1}{M}$$

Se multiplicarmos $\rho \times T$, teremos:

$$\rho \times T = \frac{M}{V} \times \frac{M1}{M} = \frac{M1}{V}$$

Só que:

C(concentração) = $\frac{M1}{V}$ (massa de soluto)

V (volume de solução)

Concluindo:

Como o volume da densidade é dado em ml e o da concentração em l

$$C = 1000 \times \rho \times T$$

Obs: esta relação é válida para o título calculado em gramas

EXERCÍCIOS

- 1) A densidade de uma determinada solução é 2,3g/ml. Qual o volume ocupado por 57,5 g desta solução?

Resp: 25 ml

O volume ocupado por uma determinada solução cuja densidade 1,25g/ml é 450ml. Qual a massa da solução?

Resp: 562,5 g

- 2) Qual a densidade de um metal que ocupa 20cm³ e apresenta 110g de massa?

Resp: 5,5 g/cm³ ou 5,5 g/ml

- 3) Qual a massa presente em 1,25 L de uma solução que apresenta massa específica (densidade) 1,8g/ml?

Resp: 2250 g ou 2,25 kg

- 4) Calcule a concentração em g/l de uma solução aquosa de nitrato de sódio (NaNO₃) que contém 30 g do sal em 400 ml de solução .

Resp: 75 g/l

- 5) que massa de cloreto de potássio(KCl) deve ser usada no preparo de 400 ml de solução de concentração igual á 6 g/l ?

Resp: 2,4g

- 6) o soro caseiro consiste em uma solução de cloreto de sódio (NaCl – 3,5 g/l) e de sacarose (11g/l). Quais as massa de cloreto e sacarose necessárias p/ o preparo de 4litros de soro?

Resp: massas 14g e 44 g

- 7) Qual a concentração em mol/l de uma solução que contem 1,96 g de ácido sulfúrico (H₂SO₄) diluídos em 20 ml de água?

Dados: H=1g/mol S=32g/mol O=16g/mol

Resp: 1 Mol/l ou 1 Molar

- 8) Que volume de uma solução 0,3 Mol/l de NaOH (Hidróxido de sódio) contem uma massa de 4,8 g de NaOH :

Dados: H=1g/mol Na=23g/mol O=16g/mol

Resp: 400 ml

- 9) Em 500 ml de H_2O foram dissolvidos 19,6 g de H_3PO_4 (ácido fosfórico), perguntando-se. Qual a concentração em matéria da solução?

Dados: $H=1g/mol$ $P=31g/mol$ $O=16g/mol$

Resp: 0,4 mol/l

- 10) Qual é o volume de uma solução 2,5 mol l^{-1} de H_2SO_4 , que contém uma massa de 12,25 g de H_2SO_4 :

Resp: 0,05 L ou 50ml

- 11) Qual a massa necessária de sulfato crômico $Cr_2(SO_4)_3$, para o preparo de 40ml de uma solução 0,5 mol l^{-1} .

Dados: $Cr=52g/mol$ $S=32g/mol$ $O=16g/mol$

Resp: 7,84 g

- 12) (FEI-SP) As massas, respectivamente, de $H_2C_2O_4$ e H_2O , que devem ser misturadas para preparar 1000 g de solução a 5% de $H_2C_2O_4$ são:

- a) 60 g e 940 g.
- b) 90 g e 910 g.
- c) 50 g e 950 g.
- d) 108 g e 892 g.
- e) 70 g e 930 g.

- 13) (Puccamp-SP) Tem-se um frasco de soro glicosado a 5% (solução aquosa de 5% em massa de glicose). Para preparar 1 kg desse soro, quantos gramas de glicose devem ser dissolvidos em água?

- a) $5,0 \cdot 10^{-2}$
- d) 50
- b) 0,50
- c) 5,0
- e) $5,0 \cdot 10^2$

- 14) Calcule a massa, em gramas, do solvente contido em uma bisnaga de xilocaína a 2% e massa total 250 g.

- 15) Uma solução foi preparada pela dissolução de 40 gramas de açúcar em 960 gramas de água. Determine seu título e sua porcentagem em massa.

16. (UFRS) O formol é uma solução aquosa de metanal ($HCHO$) a 40%, em massa, e possui densidade de 0,92 g/mL. Essa solução apresenta:

- a) 920 g de metanal em 1 L de água.
- b) 40 g de metanal em 100 mL de água.
- c) 4 g de metanal em 920 g de solução.
- d) 4 g de metanal em 10 g de solução.
- e) 9,2 g de metanal em 100 mL de água.

14. (Puccamp-SP) A dispersão dos gases SO_2 , NO_2 , O_3 , CO e outros poluentes do ar ficam prejudicados quando ocorre a inversão térmica. Considere que numa dessas ocasiões a concentração do CO seja de 10 volumes em $1 \cdot 10^6$ volumes de ar (10 ppm = 10 partes por milhão). Quantos m^3 de CO há em $1 \cdot 10^3 m^3$ do ar?

- a) 100.
- b) 10,0.
- c) 1,00.
- d) 0,10
- e) 0,010.