FACULDADE DE AGRONOMIA ELISEU MACIEL
135 anos
FAEM
1883 - 2018 | UFPEL | RS | BRASIL

PREPARO E DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

Prof. Dr. Moacir Cardoso Elias

- 1 Características das soluções
- 2 Classificação das soluções
- 3 Expressão da concentração de soluções
- 4 Cálculos de preparo de soluções
- 5 Diluição de soluções

O que é uma solução?

- Os **sistemas homogêneos**, quando formados por **duas ou mais substâncias miscíveis** (que se misturam) umas nas outras, são chamados de soluções.

Conceitos

- **Solvente:** substância presente em **maior quantidade** em uma solução, por meio da qual as partículas do(s) soluto(s) são preferencialmente dispersas. É muito comum a utilização da água como solvente, originando soluções aquosas.

- **Soluto:** substância(s) presente(s) em **menor quantidade** em uma solução.
  Por exemplo, ao se preparar uma xícara de café solúvel, temos como soluto o café e o açúcar e como solvente a água quente.

- **Solução**: Os **sistemas homogêneos**, quando formados por **duas ou mais substâncias miscíveis** (que se misturam) umas nas outras, são chamados de soluções.

Conceitos

- **Concentração do soluto:** é a **proporção entre soluto e solvente** em uma solução. A composição de uma solução é expressa pela concentração de um ou mais de seus componentes.

- **Soluções concentradas e diluídas:** são **indicações qualitativas da proporção entre o soluto e o solvente** na solução. É incorreto dizer que uma solução é forte ou fraca, pois estes termos apresentam outros significados em química indicando a força de eletrólitos.

- **Solução saturada:** é aquela que, ao se ir adicionando um soluto sólido a um solvente, atinge o **ponto de equilíbrio** que é quando não há mais condições de dissolução desse soluto.

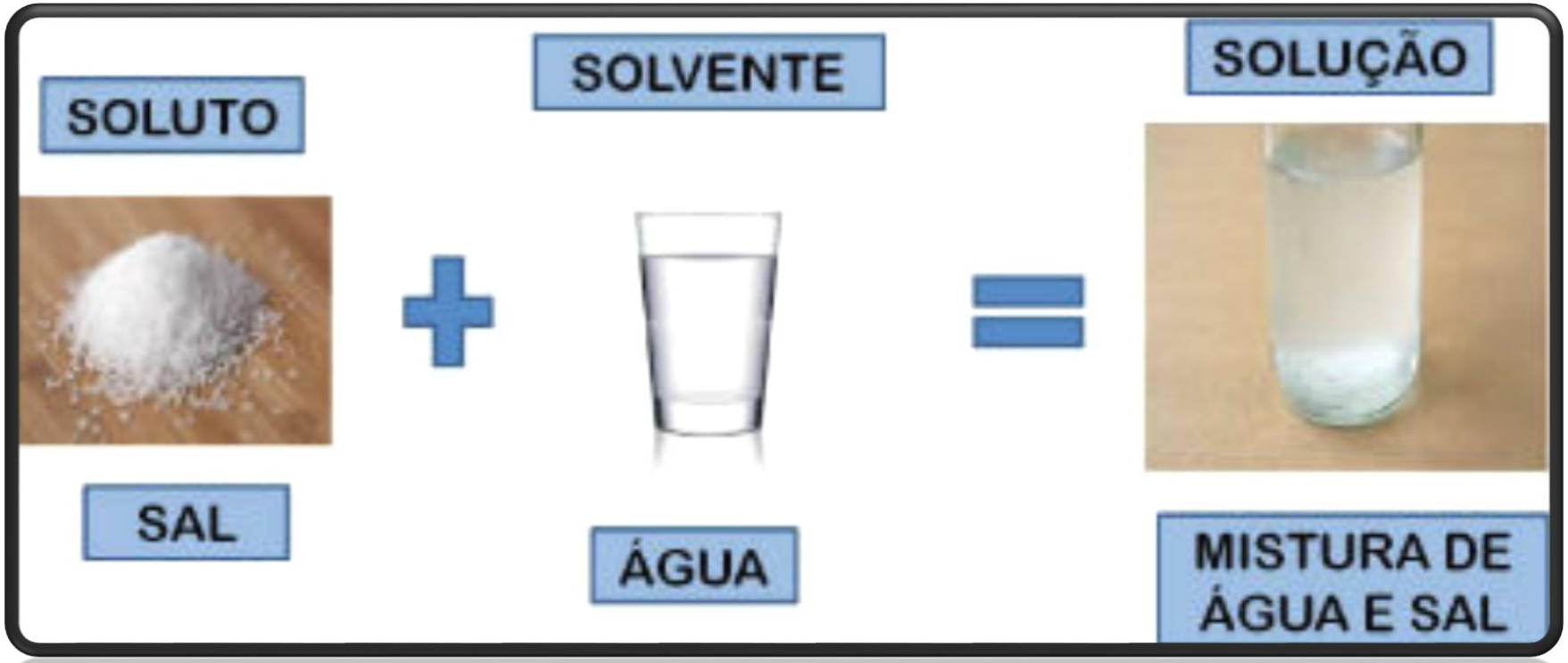
Conceitos

- **Solução insaturada:** é aquela que tem uma concentração de soluto menor do que a de uma solução saturada, podendo ainda dissolver soluto adicional até se tornar uma solução saturada.

- **Solução supersaturada:** é aquela que tem uma concentração de soluto maior do que a de uma solução saturada. É uma solução instável, não havendo equilíbrio de solubilidade e seu soluto tende a cristalizar-se.

- **Solubilidade:** solubilidade do soluto é a quantidade necessária para formar uma solução saturada numa dada quantidade de solvente.

Solução sólido mais líquido:



O estado físico de uma solução corresponde ao estado físico do solvente.

Tipos de soluções

Solução	Solvente	Soluto	Exemplo
Gasosa	Gasoso	Gasoso	Gás Oxigênio + Gás Nitrogênio
Líquida	Liquido	Gasoso Liquido Sólido	Água + Gás Oxigênio Água + Álcool Etílico Água + Sacarose
Sólida	Sólido	Gasoso Liquido sólido	Paládio + Gás Hidrogênio Ouro + Mercúrio Zinco + Cobre

Unidades de Concentração

- Precisão estequiométrica - preparar estas soluções com quantidades conhecidas de reagentes
- As quantidades de reagentes (soluto) em uma solução pode ser expressa por grandezas como massa, mol, volume e a relação entre essas grandezas com a solução é expressa através das chamadas unidades de concentração.

- Exemplos:
- Massa de soluto com volume de solução(concentração comum),
- Quantidade de matéria (número de mols) de soluto com volume de solução (molaridade)
- Massa de soluto com massa de solução (% em massa).

A maioria das unidades de concentração utiliza **o litro** como unidade de volume. Para facilitar a transformação para esta unidade, temos:

- 1000 mL = 1,0 L
- 900 mL = 0,9 L
- 500 mL = 0,5 L
- 250 mL = 0,25 L
- 100 mL = 0,10 L
- 50 mL = 0,05 L
- 1 0 mL = 0,01 L
- 1 mL = 0,001 L
- Sendo 1 mL = 1cm3

Concentração em gramas por litro ou concentração comum (C)

- Essa unidade nos fornece a massa, em gramas de soluto existente em um litro de solução.

$$C = \frac{m1}{V}$$

Onde:
C= concentração comum (g/L)
m1 = massa de soluto em gramas (g).
V = volume da solução em litros (L).

EXERCÍCIOS

Densidade

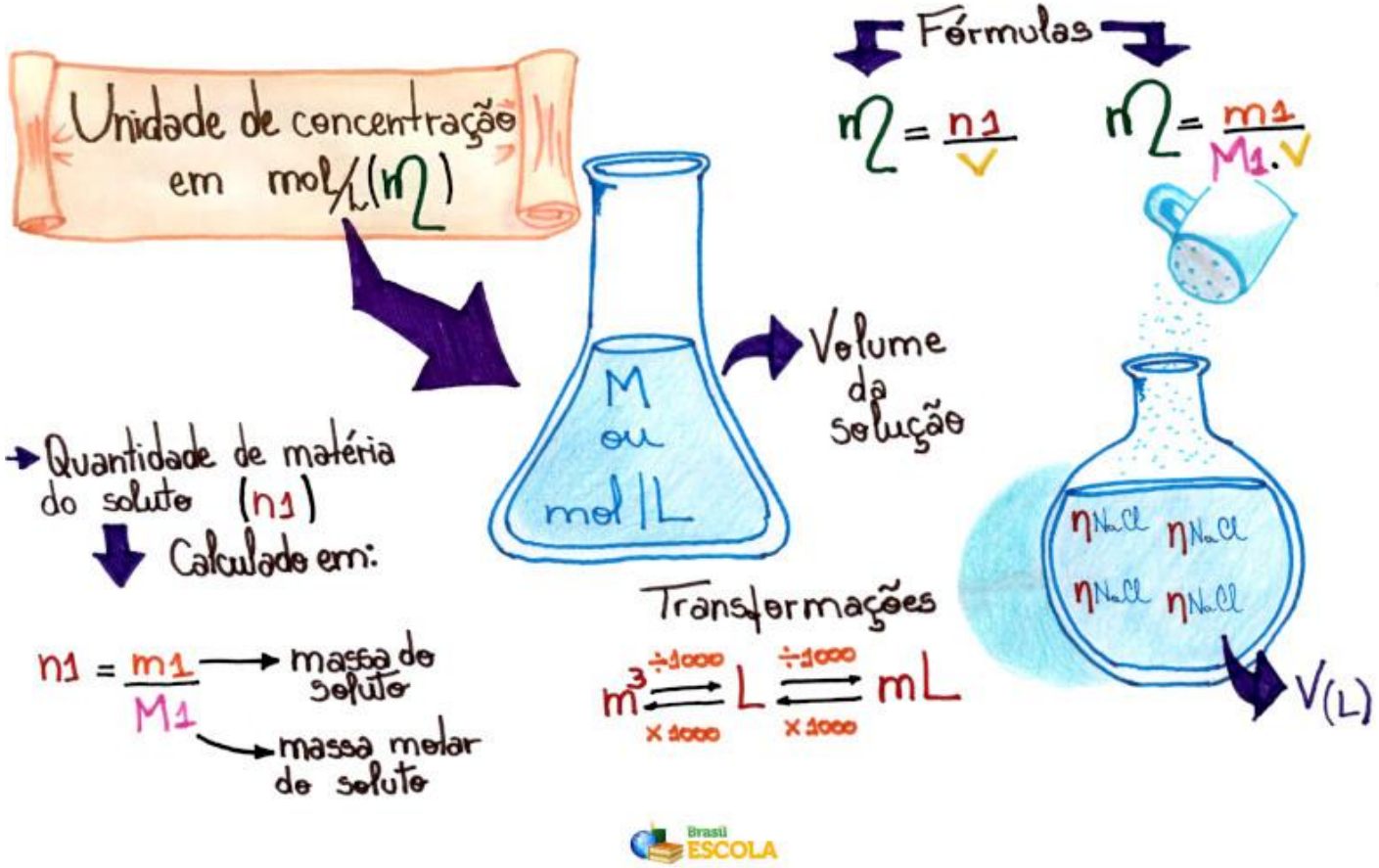
$$\text{Densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

É o quociente entre a massa e o volume de um corpo.

Cuidado: não confunda densidade com concentração comum, pois as duas relacionam massa com volume. Lembre-se de que na **CONCENTRAÇÃO COMUM se relaciona a massa de soluto com o volume da solução** e, na **DENSIDADE**, a **massa de solução com o volume da solução**.

EXERCÍCIOS

CONCENTRAÇÃO MOLAR (mol/L ou M



Fórmulas utilizadas na molaridade

- A fórmula matemática usada para calcular essa concentração é dada por:

$$M = \frac{n^{o} \text{ mol do soluto}}{\text{volume da solução (L)}}$$

ou

$$M = \frac{n_1}{V}$$

Em muitos casos, não é fornecido o valor da quantidade de matéria do soluto, mas, sim, a sua **massa expressa em gramas** (m_1). Nesses casos, temos que a quantidade de **matéria do soluto em mols** (n_1) pode ser conseguida pela divisão da massa do soluto pela massa molar do próprio soluto, conforme a fórmula a seguir:

$$n_1 = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa molar do soluto}}$$

ou

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1}$$

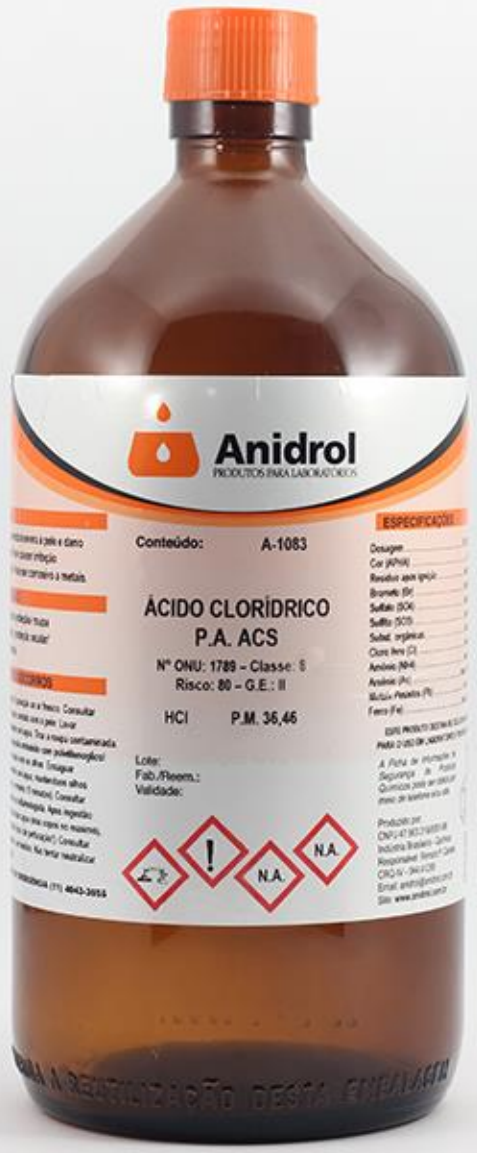
Substituindo n1 na equação temos:

$$M = \frac{m_1}{M_1 . V}$$

EXERCÍCIOS

MÃOS A MASSA!

- Preparar 100 mL de uma solução de HCl 1,0 mol/L



Qual o primeiro passo?

- **Verificar as propriedades físico-químicas:**

Propriedades Físico-Químicas
Informações para uma solução a 36,5% de HCl.
Aparência: líquido fumegante claro, ligeiramente amarelo.
Odor: Pungente e irritante.
Densidade (solução 36,5% HCl a 20ºC): 1,19g/cm^3
pH (solução 0,2% HCl): 2
Peso Molecular: 36,50
Outras: O cloreto de hidrogênio é completamente miscível com a água formando um azéotropo com ponto de ebulição a 108,58˚C, a 1 atm, contendo 20,22% HCl.

Qual o primeiro passo?

- **Verificar os potenciais efeitos à saúde:**

- O ácido clorídrico é um produto **corrosivo**
- Inalação
- Ingestão
- Contato com a pele
- Contato com os olhos
- Exposição crônica

HCl 1,0 mol/L

A solução de HCl é preparada utilizando-se a equação M = m / (MM*V) lembrando que d = m / V. Para o HCl temos que M = N (Molaridade = Normalidade).

Por exemplo, queremos preparar 1L de HCl 1,0M (1N), qual o volume necessário de HCl para preparar esta solução?

Como **M** = m / (MM / V) temos que, m = M * MM * V, ou seja, m = 1,0M * 36,5g/mol * 1L, m = 36,5g HCl.

Nota: o HCl é apresentado em solução a 36,5%, portanto m = 100g

Assim d = m / V (d_{HCl} = 1,19g/ml), 1,19 = 100 / V, então V = 84ml

OBS: Adicionar lentamente sob constante agitação em béquer contendo cerca de 700ml de água, transferir para balão volumétrico de 1000ml e avolumar até o menisco.

Dica: Lembre de adicionar o ÁCIDO na água e nunca o contrário.

HCl – 1,0M : Diluir 84ml de HCl concentrado em água e completar à 1 litro.

HCl – 0,1M: Diluir 8,4ml de HCl concentrado em água e completar à 1 litro.

Porcentagem

- - Expressa a quantidade relativa por cento: 1 parte em 100 partes
- **Percentual m/m**
- Relaciona as gramas da substância contidas em 100g da solução.
- **Percentual m/v**
- Expressa gramas da substância em 100 mL da solução.
- **Percentual v/v**
- Significa volume (mL) da substância (líquida) em 100 mL da solução.
- **Percentual v/m**
- Expressa volume (mL) da substância (líquida) em 100 g da solução

EXERCÍCIOS

Partes por milhão (ppm)

- **Expressa relações de partes em 1 milhão de partes**

quantidades dos componentes presentes são muito pequenas

Ex. Em 250 mL de solução contendo 0,01 mL de álcool, sua concentração em ppm seria:

1 ppm é igual a 1 parte em 1 milhão de partes

0,01 mL de álcool _____ 250 mL solução

x mL álcool _____1x 10^6 mL solução

Portanto tem-se, 40 mL de álcool/ 1x 10^6 mL solução, que significa 40 ppm

Partes por bilhão (ppb)

- **Expressa relações de partes em 1 bilhão; 1ppb equivale a 1 parte em 1 bilhão de partes**

Ex. Em 250 mL de solução contendo 0,01mL de álcool, corresponde a:

1 ppb é igual a 1 parte em 1 bilhão de partes

0,01 mL de álcool _____ 250 mL solução

x mL álcool _____1x 10^9 mL solução

Portanto tem-se, 40.000 mL de álcool/ 1x 10^9 mL solução, o que corresponde a 40.000 ppb

Expressões de proporções (x + y o x:y)

- **Indicam que o primeiro numeral refere-se ao volume do solvente ou solução utilizado, e o segundo ao volume de diluente da preparação.**

- Ex. ácido clorídrico 1+2 ou 1:2

  1 volume de ácido foi diluído com 2 volumes de água.

Expressões de proporções (x + y ou x:y)

- Ex. Ao adicionar-se solução de ácido clorídrico 0,1N em água, em um total de 250 mL de solução, na proporção de 2+3 ou 2:3, tem-se
- 250 mL _____ 5 partes (2+3)
- X mL _____ 1 parte
- Assim, 1 parte corresponde a 50 mL; portanto, nos 250 mL de solução final, tem-se 100 mL (2 partes) de solução de ácido clorídrico e 150 mL (3 partes) de água.

Fator de diluição

Expressa o grau de diluição de um determinado extrato ou solução

- Ex. Suponha-se que nos 10 mL de extrato tem-se 10 mg de componente desejado, assim:

10 ml extrato ____10 mg do componente, ou seja, tem-se 1 mg do componente/ mL do extrato

Ao retirar-se 1 mL do extrato, retira-se 1 mg do componente que ao completar o volume para 10 mL, permanecerá 1mg do componente em 10mL de solução;

Fator de diluição

- Portanto tem-se 1mg/ 10mL ou 0,1 mg/ mL de extrato

- Pela relação da quantidade do componente por mL de solução inicial e após a diluição (final), tem-se 10mg/1 mg = 10, que corresponde ao grau (fator) de diluição

Diluição de soluções

- Consiste em adicionar mais solvente puro a uma determinada solução. A massa de uma solução após ser diluída permance a mesma, não é alterada, porém a sua concentração e o volume se alteram. Enquanto o volume aumenta, a concentração diminui.

$$C1.V1 = C2.V2$$

Onde:

M1 = molaridade da solução 1

M2 = molaridade da solução 2

V1 = volume da solução 1

V2 = volume da solução 2

Para esta fórmula, sempre M1 e V1 são mais concentrados e M2 e V2 são mais diluídos.

EXERCÍCIOS

Mistura de soluções

De mesmo soluto: na mistura de soluções de mesmo soluto não há reação química entre estas soluções. Neste caso, o valor do volume final é a soma das soluções

Solução 1 + Solução 2 = Solução final

$$C_1.V_1+C_2.V_2=C_f.V_f$$

$$M_1.V_1+M_2.V_2=M_f.V_f$$

Onde:

C = concentração comum (g/L)

M = molaridade (mol/L)

V = volume (L)

EXERCÍCIOS

Padronização de soluções

- Como saber se a concentração final da minha solução equivale a concentração desejada?

- Vários fatores podem interferir no processo:
- Higroscopicidade
- Solutos voláteis
- Erros de pesagem
- Vidraria descalibrada

Padronização de soluções

- Exemplos:
  - Solução de NaOH pode ser padronizada com solução de biftalato de potássio, ácido clorídrico ou ácido oxálico
  - Solução de HCl ou H2 SO4 normalmente são padronizadas com solução de carbonato de sódio

Mas como calcular?

Padronização de soluções

- Para se calcular a concentração real de uma solução, se utiliza a proporção estequiométrica, levando-se em consideração que:

1 equivalente grama de uma substância reage com 1 equivalente grama da outra substância, resultando em 1 equivalente grama de cada um dos produtos formados

Exemplo:

- Na padronização de uma solução de hidróxido de sódio 0,1N (normalidade aparente), foi colocado 0,51 g de biftalato de potássio ($C_8H_5KO_4$) no erlenmeyer, e gastou-se na titulação 22 mL (volume da bureta) de solução de hidróxido de sódio 0,1N previamente preparada.

O que se conhece com certeza é a massa de biftalato que reagiu, assim:

1 eq.g de biftalato _____ 204 g

x eq.g _____ 0,51 g

X = 0,0025 eq.g de biftalato de potássio que reagiram

Exemplo:

Portanto, 0,0025 eq.g de biftalato reagiram com 0,0025 eq.g de hidróxido, os quais estão contidos em 22 mL de solução:

Assim,

22 mL de sol. de NaOH _____ 0,0025 eq.g de NaOH

1000 mL de sol. De NaOH ___ X

X = 0,1136 eq.g de NaOH

Portanto, tem-se eq.g de NaOH em 1000mL de solução, o que equivale a 0,1136 N (normalidade real).

Exemplo:

O fator de correção equivale ao valor que multiplicado pela normalidade aparente resulta na normalidade real da solução, portanto:

$$fc \times N_{aparente} = N_{real}, \text{ assim: } fc = N_{real}/N_{aparente}, \text{ assim:}$$

$$fc = 0{,}1136/0{,}1000 = 1{,}1360$$

Portanto, a concentração real da solução é: 0,10 N x fc = 0,10 x 1,1360 = 0,1136 N ou 0,11N (com dois algarismos significativos)