

# *SOLUÇÕES*



*PROF. AGAMENON ROBERTO*

< >

## SOLUÇÕES

### MISTURAS

Quando juntamos duas espécies químicas diferentes e, não houver reação química entre elas, isto é, não houver formação de nova(s) espécie(s), teremos uma **mistura**.

Exemplos:

Mistura de água e açúcar

Mistura de água e óleo

Quando na mistura tiver apenas uma única característica em toda a sua extensão teremos uma mistura **homogênea** e, se tiver mais de um aspecto a mistura será **heterogênea**.

Exemplos:

Água e açúcar é uma mistura homogênea

Água e óleo é uma mistura heterogênea

Cada aspecto visível em uma mistura é denominado de **fase**.

Exemplos:

Na mistura de água e óleo temos dois aspectos, isto é, temos duas fases, então a mistura é bifásica.

Na mistura de água, óleo e clorofórmio temos três aspectos, isto é, temos três fases, então a mistura é trifásica.

### DISSEMINAÇÃO

Em uma mistura de duas espécies químicas diferentes, pode ocorrer a disseminação, sob forma de pequenas partículas, de uma espécie na outra. Neste caso o sistema recebe o nome de **dispersão**.

A espécie química disseminada na forma de pequenas partículas é o **disperso** e, a outra espécie é o **dispergente**.

Exemplo:

Na mistura de água e açúcar o açúcar é o disperso e a água o dispersante.

## SOLUÇÕES

Quando na dispersão o disperso possui tamanho médio de até  $10^{-7}$  cm a dispersão receberá o nome especial de **solução**.

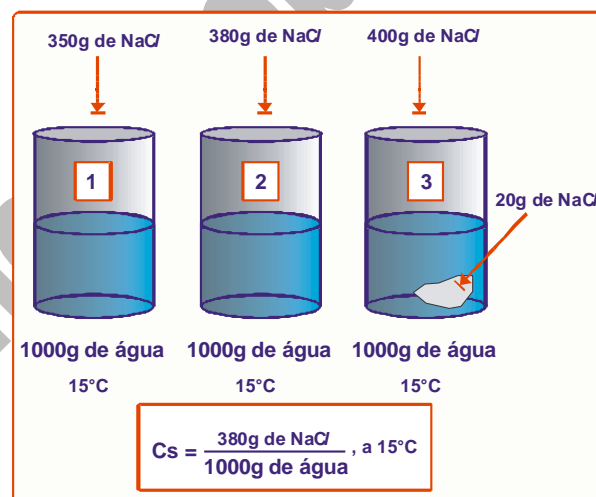
Nas soluções o disperso chama-se **soluto** e o dispersante será denominado de **solvente**.

Exemplo:

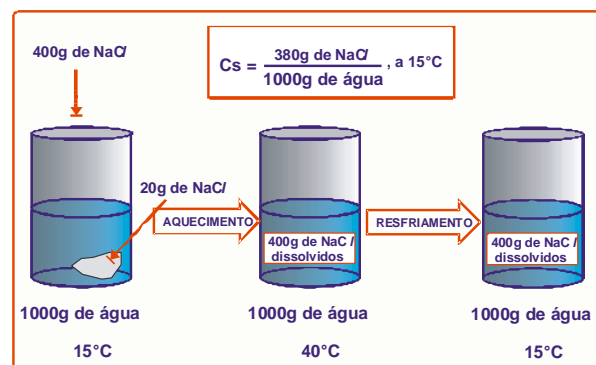
Na mistura de água e açúcar o soluto é o açúcar e o solvente a água.

### COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE ( $C_s$ )

É a quantidade máxima de uma substância capaz de se dissolver em uma quantidade fixa de solvente, em certas condições (temperatura e pressão).



Quando na solução temos uma quantidade de soluto menor que o máximo permitido pelo coeficiente de solubilidade a solução será classificada como solução **insaturada**; se a quantidade for igual ao máximo permitido pelo coeficiente de solubilidade ela será denominada solução **saturada** e, se tivermos mais que o permitido pelo coeficiente de solubilidade a solução será **supersaturada**.

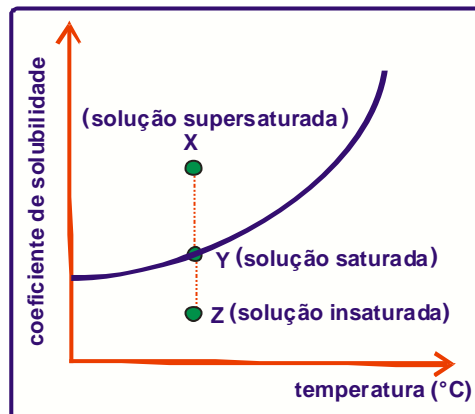


Exercícios:

- 01) Se dissolvermos totalmente uma certa quantidade de sal em solvente e por qualquer perturbação uma parte do sal se depositar, teremos no final uma solução:
- saturada com corpo de fundo.
  - supersaturada com corpo de fundo.
  - insaturada.
  - supersaturada sem corpo de fundo.
  - saturada sem corpo de fundo.
- 02) Um determinado sal tem coeficiente de solubilidade igual a 34g/100g de água, a 20°C. Tendo-se 450g de água a 20 °C, a quantidade, em gramas, desse sal, que permite preparar uma solução saturada, é de:
- 484g.
  - 450g.
  - 340g.
  - 216g.
  - 153g.
- 03) A solubilidade do  $K_2Cr_2O_7$ , a 20°C, é de 12g/100g de água. Sabendo que uma solução foi preparada dissolvendo-se 20g do sal em 100g de água a 60°C e que depois, sem manter em repouso, ela foi resfriada a 20°C, podemos afirmar que:
- todo sal continuou na solução.
  - todo sal passou a formar um corpo de chão.
  - 8g de sal foi depositado no fundo do recipiente.
  - 12g do sal foi depositado no fundo do recipiente.
  - 31g do sal passou a formar um corpo de chão.
- 04) Após a evaporação de toda a água de 25g de uma solução saturada (sem corpo de fundo) da substância **X**, pesou-se o resíduo sólido, obtendo-se 5g. Se, na mesma temperatura do experimento anterior, adicionarmos 80g da substância **X** em 300g de água, teremos uma solução:
- insaturada.
  - saturada sem corpo de fundo.
  - saturada com 5g de corpo de fundo.
  - saturada com 20g de corpo de fundo.
  - supersaturada.
- 05) A solubilidade do ácido bórico ( $H_3BO_3$ ), a 20°C, é de 5g em 100g de água. Adicionando-se 200g de  $H_3BO_3$  em 1,00 kg de água, a 20°C, quantos gramas de ácido restam na fase sólida?
- 50g.
  - 75g.
  - 100g.
  - 150g.
  - 175g.

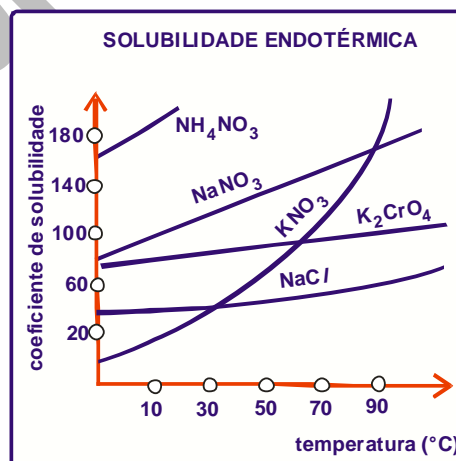
## CURVAS DE SOLUBILIDADE

Analisando um gráfico de solubilidade podemos destacar três regiões.

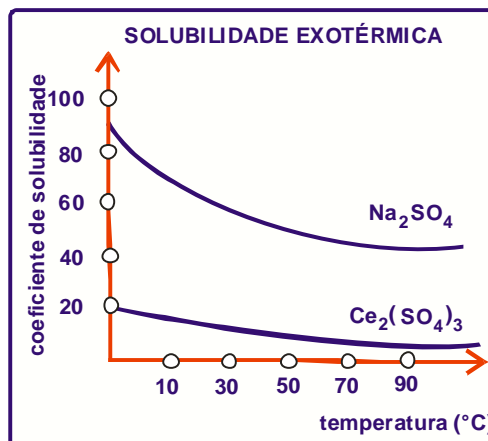


A temperatura e a pressão têm influência na solubilidade de um sólido e de um gás em um líquido.

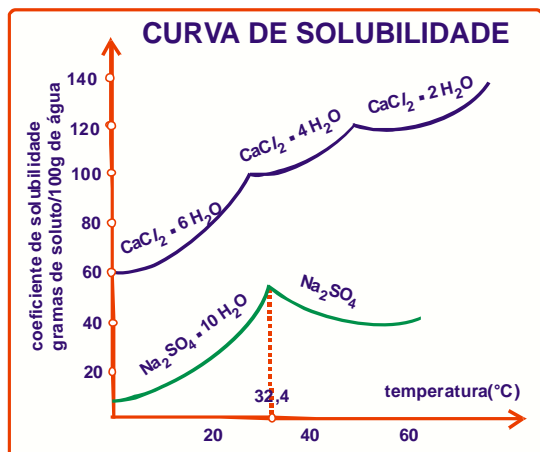
Quando a solubilidade aumenta com o aumento da temperatura, teremos uma solubilidade endotérmica.



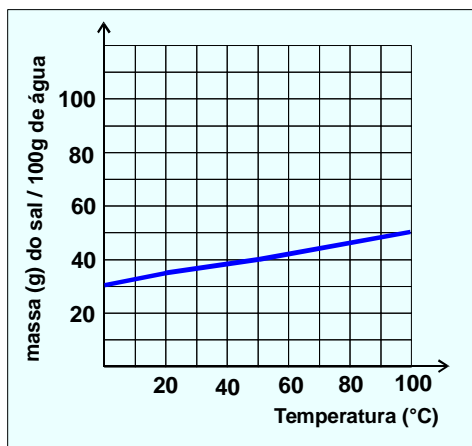
Quando a solubilidade diminui com o aumento da temperatura, teremos uma solubilidade exotérmica.



Algumas solubilidades têm irregularidades, apresentando pontos de inflexão.



01) (UCSal-BA) Considere o gráfico:



Com base nesse gráfico, pode-se concluir que, acrescentando-se 20g de cloreto de potássio em 50g de água, a 20°C, obtém-se solução aquosa:

- saturada com corpo de fundo, que pode torna-se insaturada pelo aquecimento.
- saturada com corpo de fundo, que pode torna-se insaturada pelo resfriamento.
- saturada sem corpo de fundo, que pode torna-se insaturada pelo resfriamento.
- insaturada, que pode torna-se saturada por aquecimento.
- insaturada, que pode torna-se saturada por resfriamento.

### CONCENTRAÇÃO DE UMA SOLUÇÃO

Chamamos de concentração de uma solução a toda forma de expressar a proporção existente entre as **quantidades de soluto e solvente** ou, então, as **quantidades de soluto e solução**.

No estudo das soluções usaremos a seguinte convenção:

**Índice 1**, para quantidades relativas ao **soluto**.

**Índice 2**, para quantidades relativas ao **solvente**.

**Sem índice**, para quantidades relativas à **solução**.

### CONCENTRAÇÃO COMUM (C)

É o quociente entre a massa do soluto ( $m_1$ ), em gramas, e o volume da solução ( $V$ ), em litros.

$$C = \frac{m_1}{V}$$

Unidade: g / L

Indica a quantidade de soluto em cada litro de solução.

Exercícios de aplicação:

- Um frasco de laboratório contém 2,0 litros de uma solução aquosa de NaCl. A massa do sal dissolvida na solução é de 120 g. Que volume deve ser retirado da solução inicial para que se obtenham 30g de sal dissolvido?
  - 1,0 litro.
  - 0,5 litro.
  - 0,25 litro.
  - 1,5 litros.
  - 0,75 litro.
- A concentração de uma solução é 5,0 g/litro. Dessa solução 0,5 litro contém:
  - 10g de soluto.
  - 0,25g de soluto.
  - 2,5g de solvente.
  - 2,5g de soluto.
  - 1,0g de soluto.
- Uma solução aquosa com concentração de 20g/litro apresenta:
  - 20 g de soluto dissolvidos em 1 litro de água.
  - 40 g de soluto dissolvidos em 0,5 litro de solução.
  - 10 g de soluto dissolvidos em 0,5 litro de solução.
  - 40 g de soluto dissolvidos em 4,0 litros de solução.
  - 10 g de soluto dissolvidos em 2,0 litros de solução.

- 04) Num balão volumétrico de 250 ml adicionam-se 2,0g de sulfato de amônio sólido; o volume é completado com água. A concentração da solução obtida, em g/litro, é:
- 1,00.
  - 2,00.
  - 3,50.
  - 4,00.
  - 8,00.

**DENSIDADE (d)**

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

$$d = \frac{m}{V}$$

- 01) 5,0 litros de uma solução tem massa de 20g. A densidade dessa solução é:
- 25 g/L.
  - 20 g/L.
  - 15 g/L.
  - 5 g/L.
  - 4 g/L.

**CONCENTRAÇÃO MOLAR (M)**

É o quociente entre o número de moles do soluto ( $n_1$ ) e o volume da solução (V), em litros.

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

Unidade: mol/L ou molar (M)

Como  $n_1 = m_1 / M_1$ , teremos:

$$m = \frac{m_1}{M_1 \cdot V}$$

onde:

$m_1$  é a massa do soluto, em gramas.

$M_1$  é a massa molecular do soluto.

Exercícios:

- 01) Em 3 litros de uma solução de NaOH existem dissolvidos 12 mols desta base. A molaridade desta solução é:
- 3 mol/L.
  - 4 mol/L.
  - 9 mol/L.
  - 15 mol/L.
  - 36 mol/L.

- 02) Uma solução aquosa 2,0 molar de ácido clorídrico apresenta:
- 2 mols de soluto para cada 2,0 litros de solução
  - 2 mols de soluto para cada 1,0 litro de solvente
  - 2 mols de soluto para cada 1,0 litro de solução
  - 1 mol de soluto para cada 2,0 litros de solução
  - 1 mol de soluto para cada 1,0 litro de solução

- 03) (PUC-SP) No preparo de solução alvejante de tinturaria, 521,5g de NaClO são dissolvidos em água suficiente para 10,0 litros de solução. A concentração, em mols/litro, da solução é: Dados: massa molar do NaClO = 74,5 g/mol
- 7,0.
  - 3,5.
  - 0,70.
  - 0,35.
  - 0,22.

- 04) A molaridade de uma solução aquosa contendo 36,5g de ácido clorídrico dissolvidos em água até completar 2 litros de solução é: Dados: H = 1 u.m.a; Cl = 35,5 u.m.a.
- 0,5 M.
  - 1,0 M.
  - 1,5 M.
  - 2,0 M.
  - 2,5 M.

- 05) Uma solução 0,1 molar de um hidróxido alcalino MOH é preparada dissolvendo-se 0,8 g de hidróxido MOH em 200 mL de solução. A fórmula do hidróxido é:
- CsOH.
  - KOH.
  - LiOH.
  - NaOH.
  - RbOH.

- 06) Em um balão volumétrico de 500 mL colocaram-se 9,6 g de cloreto de magnésio e completou-se o volume com água destilada. Sabendo-se que o cloreto de magnésio foi totalmente dissolvido, assinale a concentração aproximada dos íons magnésio nessa solução: Dados: Mg = 24 u.m.a; Cl = 35,5 u.m.a.
- 0,05 mol/L.
  - 0,1 mol/L.
  - 0,2 mol/L.
  - 0,4 mol/L.
  - 3,2 mol/L.

07) UCS-RS) Uma pessoa usou 34,2g de sacarose ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) para adoçar seu cafezinho. O volume de cafezinho adoçado na xícara foi de 50 mL. A concentração molar da sacarose no cafezinho foi de:

- 0,5 mol/L.
- 1,0 mol/L.
- 1,5 mol/L.
- 2,0 mol/L.
- 2,5 mol/L.

08)A massa de hidróxido de sódio dissolvida em 10mL de solução 0,10 mol/L dessa substância é igual a:

Dados: Na = 23 u.; O = 16 u.; H = 1 u.

- $4,0 \cdot 10^{-1}$  g.
- $4,0 \cdot 10^{-2}$  g.
- $4,0 \cdot 10^{-3}$  g.
- $4,0 \cdot 10^{-4}$  g.
- $4,0 \cdot 10^{-5}$  g.

09)Um químico preparou uma solução de carbonato de sódio ( $Na_2CO_3$ ) pesando 53g do sal, dissolvendo e completando o volume para 2 litros. A molaridade da solução preparada foi de:

Dados: C = 12 u; O = 16 u; Na = 23 u

- 1,00 mol/L.
- 0,50 mol/L.
- 0,25 mol/L.
- 0,125 mol/L.
- 0,0625 mol/L.

Podemos relacionar a concentração molar com a concentração comum pela expressão:

$$C = M \cdot M_1$$

Exercícios:

01)A concentração do cloreto de sódio na água do mar é, em média, de 2,95 g/L. Assim sendo, a molaridade desse sal na água do mar é aproximadamente :

Dados: Na = 23 u.m.a.; Cl = 35,5 u.m.a.

- 0,050 M.
- 0,295 M.
- 2,950 M.
- 5,000 M.
- 5,850 M.

02)Uma solução 2,5 molar de NaOH apresentar concentração comum igual a :

Dados: H = 1 u.; O = 16 u.; Na = 23 u.

- 10 g / L.
- 100 g / L.
- 25 g / L.
- 2,5 g / L.
- 16 g / L.

03)Temos uma solução 1,5 mol/L de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ). Esta solução é:

Dados: H = 1 u.; O = 16 u.; S = 32 u

- 98 g / L.
- 9,8 g / L.
- 1,5 g / L.
- 147 g / L.
- 65,3 g / L.

### TÍTULO EM MASSA (T)

É o quociente entre a massa do soluto ( $m_1$ ) e a massa total da solução ( $m$ ), ambas na mesma unidade.

$$T = \frac{m_1}{m}$$

Considerando  $m = m_1 + m_2$

$$T = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

Exercícios:

01)Uma massa de 40g de NaOH são dissolvidas em 160g de água. A porcentagem, em massa, de NaOH presente nesta solução é de:

- 20%.
- 40%.
- 10%.
- 80%.
- 100%.

02)O NaCl está presente na água do mar com 2,5% em massa. Que massa de água do mar deve ser transferida para uma salina para que, por evaporação da água, restem 150 g de sal?

- 150g.
- 5850g.
- 6000g.
- 250g.
- 15000g.

03)Uma solução aquosa de NaCl apresenta porcentagem em massa de 12,5%. Isso significa que, para cada 100g de solução, teremos \_\_\_\_\_g de soluto e \_\_\_\_\_g de solvente.

Completa-se corretamente a afirmação acima, respectivamente, com:

- 12,5g e 100 g.
- 12,5g e 87,5g.
- 87,5g e 12,5g.
- 100g e 12,5g.
- 58,5g e 41,5g.

04) Quando se dissolve um certo número de gramas de cloreto de cálcio, no triplo de água, a concentração da solução resultante (porcentagem em massa) é igual a:

- 15%.
- 25%.
- 30%.
- 40%.
- 4%.

05) Quantos gramas de água são necessários, a fim de se preparar uma solução, a 20% em peso, usando 80g de soluto?

- 400g.
- 500g.
- 180g.
- 320g.
- 480g.

Podemos relacionar **concentração comum**, **concentração molar e título em massa**.

$$C = M \cdot M_1 = 1000 \cdot d \cdot T$$

Exercícios:

01) A molaridade de uma solução de ácido sulfúrico a 49% em peso e massa específica igual a 1,5 g/mL é:

Dado: massa molar  $H_2SO_4 = 98 \text{ g/mol}$

- 7,5 molar.
- 1,5 molar.
- 3,75 molar.
- 0,75 molar.
- 15 molar.

02) Lê-se no rótulo de um frasco:

“HCℓ: 40% em peso; densidade: 1,20 g/mL”

Dados:  $H = 1 \text{ u.}; Cl = 35,5 \text{ u.}$

A molaridade desse ácido é:

- 10,95 M.
- 26,20 M.
- 13,15 M.
- 12,00 M.
- 0,45 M.

03) O álcool hidratado usado como combustível tem densidade aproximada de 1 g/ml e apresenta em média 3,7% em massa de água dissolvida em álcool puro. O número de mols de etanol ( $C_2H_6O$ ) em 1 L dessa solução é de, aproximadamente:

Dados:  $H = 1 \text{ u.}; C = 12 \text{ u.}; O = 16 \text{ u.}$

- 0,089.
- 0,911.
- 21.
- 37.
- 46.

04) Esta questão relaciona-se com 200g de solução alcoólica de fenolftaleína contendo 8,0% em massa de soluto. A massa de fenolftaleína, em gramas, contida na solução e o nº de mols do álcool são, respectivamente:  
Dado: massa molar do etanol = 46 g/litro

- 16,0 e 4,0.
- 8,00 e 4,0.
- 5,00 e 2,5.
- 4,00 e 8,0.
- 2,00 e 3,0.

05) Qual é a molaridade de uma solução aquosa de etanol,  $C_2H_6O$ , de concentração igual a 4,6g/L?

Dados:  $H = 1 \text{ u.}; C = 12 \text{ u.}; O = 16 \text{ u.}$

- 4,6 M.
- 1,0 M.
- 0,5 M.
- 0,2 M.
- 0,1 M.

### PARTES POR MILHÃO (ppm)

Quando uma solução é bastante diluída, a massa do solvente é praticamente igual à massa da solução e, neste caso, a concentração da solução é expressa em “ppm” (partes por milhão).

O “ppm” indica quantas partes do soluto existem em um milhão de partes da solução (em volume ou em massa).

$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ parte do soluto}}{10^6 \text{ partes da solução}}$$

01) Em uma amostra de 100 L do ar de uma cidade há  $2 \times 10^{-8}$  L do poluente  $SO_2$ . A quantas “ppm”, em volume, isso corresponde?

02) (FGV-SP) Dizer que uma solução desinfetante “apresenta 1,5% de cloro ativo” é equivalente a dizer que “a concentração de cloro ativo nessa solução é”:

- $1,5 \times 10^6$  ppm.
- $1,5 \times 10^{-2}$  ppm.
- 150 ppm.
- 1,5 ppm.
- 15000 ppm.

03) (UPE-2004-Q1) Para que o ar que inspiramos seja considerado bom, admita que o limite máximo de CO não ultrapasse 5 ppm num dado ambiente. Uma pessoa é colocada num ambiente com dimensões de 12,5mx4mx10m, no qual se constata a existência de 2 L de CO disseminados no ar. Conclui-se com esses dados que:

- a quantidade de CO encontrada no ambiente é igual ao limite máximo aceito.
- a quantidade de CO encontrada no ambiente é maior que 5 ppm.
- a quantidade de CO encontrada no ambiente é menor que o limite máximo aceito.
- não há risco para a pessoa que se encontra no ambiente, pois a quantidade de CO encontrada é menor que 1 ppm.
- se deve retirar a pessoa do ambiente com urgência, pois o limite máximo aceito de CO foi ultrapassado em mais de 90%.

### FRAÇÃO MOLAR ( $x$ )

Podemos definir a fração molar para o **soluto** ( $x_1$ ) e para o **solvente** ( $x_2$ )

**Fração molar do soluto** é o quociente entre o número de mols do soluto ( $n_1$ ) e o número de mols total da solução ( $n = n_1 + n_2$ ).

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

**Fração molar do solvente** é o quociente entre o número de mols do solvente ( $n_2$ ) e o número de mols total da solução ( $n = n_1 + n_2$ ).

$$x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

A fração molar não possui unidade, ou seja, é um número puro que se encontra no intervalo:

$$0 < x < 1$$

Podemos observar que a soma das frações de todos os componentes de uma solução é sempre igual a **1**. Para as soluções que possuem apenas um soluto e um solvente, teremos:

$$x_1 + x_2 = 1$$

Exercícios:

01) Uma solução possui 5 mols de álcool comum e 20 mols de água. Podemos afirmar que as frações molares do soluto e do solvente são, respectivamente, iguais a:

- 5 e 20.
- 20 e 5.
- 20 e 80.
- 0,2 e 0,8.
- 0,8 e 0,2.

02) Uma solução possui 60g de iodeto de sódio (NaI), 24g de hidróxido de sódio (NaOH) e 702g de água. Determine as frações molares de cada componente desta solução.

Dados:

H = 1 u.; O = 16 u.; Na = 23 u.; I = 127 u

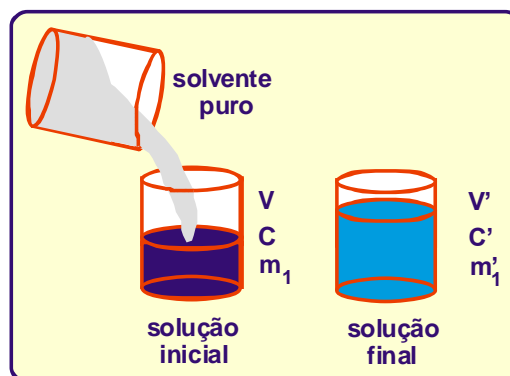
03) Uma solução contém 18,0g de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ), 24,0g de ácido acético ( $C_2H_4O_2$ ) e 81,0g de água ( $H_2O$ ). Qual a fração molar do ácido acético na solução?

Dados: H = 1 u.; C = 12 u.; O = 16 u.

- 0,04.
- 0,08.
- 0,40.
- 0,80.
- 1,00.

### DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

É o processo que consiste em adicionar **solvente puro** a uma solução, com o objetivo de **diminuir sua concentração**.



Como a massa do soluto não se altera, teremos que:

$$C' \times V' = C \times V$$

Levando em consideração que as concentrações das soluções estejam em outras unidades teríamos as seguintes expressões:

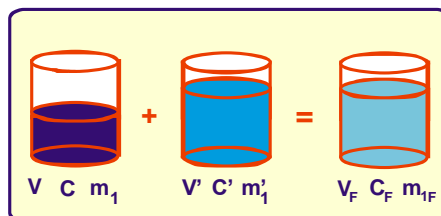
$$M \cdot V = M' \cdot V' \quad \text{ou} \quad T \cdot m = T' \cdot m'$$



Exercícios:

- 01) Se adicionarmos 80 mL de água a 20 mL de uma solução 0,20 mol/L de hidróxido de potássio, iremos obter uma solução de concentração molar igual a:
- 0,010 mol/L.
  - 0,020 mol/L.
  - 0,025 mol/L.
  - 0,040 mol/L.
  - 0,050 mol/L.
- 02) Adicionou-se água destilada a 150 mL de solução 5 M de  $\text{HNO}_3$ , até que a concentração fosse de 1,5 M. O volume final obtido foi:
- 750 mL.
  - 600 mL.
  - 500 mL.
  - 350 mL.
  - 250 mL.
- 03) O volume de água, em mL, que deve ser adicionado a 80 mL de solução aquosa 0,1 M de uréia, para que a solução resultante seja 0,08 M, deve ser igual a:
- 0,8 mL.
  - 1 mL.
  - 20 mL.
  - 80 mL.
  - 100 mL.
- 04) Quantos  $\text{cm}^3$  de  $\text{H}_2\text{O}$  temos que adicionar a 0,50 litro de solução 0,50 mol/L, a fim de torná-la 0,20 mol/L?
- 1500  $\text{cm}^3$ .
  - 1250  $\text{cm}^3$ .
  - 1000  $\text{cm}^3$ .
  - 750  $\text{cm}^3$ .
  - 500  $\text{cm}^3$ .
- 05) Submete-se 3 L de uma solução 1 mol/L de cloreto de cálcio à evaporação até um volume final de 400 mL, sua concentração molar será:
- 3,00 mol/L.
  - 4,25 mol/L.
  - 5,70 mol/L.
  - 7,00 mol/L.
  - 7,50 mol/L.
- 06) Tem-se 400 mL de solução 0,1 mol/L de carbonato de sódio. Essa solução é evaporada cuidadosamente até seu volume ser reduzido a 320 mL. A molaridade da solução obtida após a evaporação é:
- 0,125 mol/L.
  - 0,250 mol/L.
  - 0,500 mol/L.
  - 0,150 mol/L.
  - 1,235 mol/L.
- 07) Uma solução 0,05 mol/L de glicose, contida em um béquer, perde água por evaporação até restar um volume de 100 mL, passando a concentração para 0,5 mol/L. O volume de água evaporada é, em torno de:
- 50 mL.
  - 100 mL.
  - 500 mL.
  - 1000 mL.
  - 900 mL.
- 08) Preparam-se 100 mL de uma solução contendo 1 mol de  $\text{KCl}$ . Tomaram-se, então, 50 mL dessa solução e juntaram-se 450 mL de água. A molaridade da solução final será:
- 0,1 M
  - 0,2 M
  - 0,5 M
  - 1,0 M
  - 5,0 M
- 09) Para preparar 1,2 litros de solução 0,4 M de  $\text{HCl}$ , a partir do ácido concentrado, 16 M o volume de água, em litros, a ser utilizado é:
- 0,03 litro.
  - 0,47 litro.
  - 0,74 litro.
  - 1,03 litros.
  - 1,17 litros.

#### MISTURA DE SOLUÇÕES DE MESMO SOLUTO



Podemos demonstrar que a concentração final está relacionada com as concentrações das soluções misturadas pelas expressões:

$$C_F \cdot V_F = C \cdot V + C' \cdot V'$$

$$m \cdot V = m \cdot V + m' \cdot V'$$

$$T \cdot V = T \cdot V + T' \cdot V'$$

Exercícios:

- 01) Qual a molaridade de uma solução de  $\text{NaOH}$  formada pela mistura de 60 mL de solução 5M com 300 mL de solução 2M, da mesma base ?
- 1,5 molar.
  - 2,0 molar.
  - 2,5 molar.
  - 3,5 molar.
  - 5,0 molar.

- 02) O volume de uma solução de hidróxido de sódio 1,5 mol/L que deve ser misturado a 300 mL de uma solução 2 mol/L da mesma base, a fim torná-la solução 1,8 mol/L, é:
- 200 mL.
  - 20 mL.
  - 2000 mL.
  - 400 mL.
  - 350 mL.
- 03) Que volumes de soluções 0,5 mol/L e 1,0 mol/L de mesmo soluto deveremos misturar para obter 2,0 L de solução 0,8 mol/L, respectivamente?
- 200 mL e 1800 mL.
  - 1000 mL e 1000 mL.
  - 1200 mL e 800 mL.
  - 800 mL e 1200 mL.
  - 1800 mL e 200 mL.
- 04) (UNIV.FED.FLUMINENSE-RJ) A molaridade de uma solução X de ácido nítrico é o triplo da molaridade de outra solução Y de mesmo ácido. Ao se misturar 200 mL da solução X com 600 mL da solução Y, obtém-se uma solução 0,3 mol/L do ácido. Pode-se afirmar, então, que as molaridades das soluções X e Y são, respectivamente:
- 0,60 mol/L e 0,20 mol/L.
  - 0,45 mol/L e 0,15 mol/L.
  - 0,51 mol/L e 0,17 mol/L.
  - 0,75 mol/L e 0,25 mol/L.
  - 0,30 mol/L e 0,10 mol/L.
- 05) Qual a molaridade de uma solução de ácido sulfúrico obtida pela mistura de 30 mL do ácido 1,3%, densidade de 1,5 g/mL e 20 mL do mesmo ácido 0,5 mol/L ?  
Dados: H = 1 u.; O = 16 u.; S = 32 u
- 0,64 mol/L.
  - 0,32 mol/L.
  - 0,48 mol/L.
  - 0,10 mol/L.
  - 0,50 mol/L.
- 06) 200 mL de uma solução aquosa de glicose de concentração 60 g/L foram misturados a 300 mL de uma solução de glicose de concentração 120 g/L. A concentração da solução final, em g/L, será:
- 96 g/L.
  - 9,6 g/L.
  - 90 g/L.
  - 180 g/L.
  - 60 g/L.
- 07) Duas amostras de soluções aquosas de NaOH, uma de volume 200 mL e 0,15 M e a outra de volume 100 mL e 0,30 M, foram misturadas. A molaridade da solução final será:
- 0,100 M.
  - 0,150 M.
  - 0,200 M.
  - 0,225 M.
  - 0,450 M.
- 08) 500 mL de uma solução 1 M de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> e 1500 mL de uma outra solução 2 M de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> foram misturados e volume completado para 2500 mL pela adição de água. Identifique a alternativa que apresenta corretamente a molaridade da solução resultante:
- 1,5 M.
  - 1,4 M.
  - 1,2 M.
  - 1,6 M.
  - 1,8 M.

### MISTURA DE SOLUÇÕES COM REAÇÃO QUÍMICA

Neste caso, a determinação das concentrações de cada espécie, depois da mistura, é feita através do cálculo estequiométrico.

Vamos estudar este caso com vários exemplos:

Exemplos:

01) Misturamos 300 mL de uma solução aquosa de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  0,5 mol/L com 150 mL de solução aquosa de  $\text{KOH}$  3,0 mol/L. Qual a molaridade da solução final em relação:

- Ao sal formado?
- Ao ácido?
- À base?
- A solução final é ácida, básica ou neutra?

Resolução:

Ácido:  $M_a = 0,5 \text{ mol/L}$

$$n_a = 0,5 \times 0,3 = 0,15 \text{ mol}$$

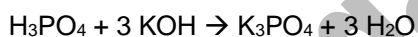
$$V_a = 0,3 \text{ litro}$$

Base:  $M_b = 3,0 \text{ mol/L}$

$$n_b = 3 \times 0,15 = 0,45 \text{ mol}$$

$$V_b = 0,15 \text{ litro}$$

Equação da reação que ocorre:



Pela equação, a proporção com que o ácido reage com a base é de **1 : 3**, isto é, para 1 mol do ácido deveremos ter 3 mols da base produzindo 1 mol do sal.

Observe que as quantidades misturadas estão na proporção certa

|               | ácido       | + | base        | → | sal         | + | água |
|---------------|-------------|---|-------------|---|-------------|---|------|
| <b>início</b> | <b>0,15</b> |   | <b>0,45</b> |   | <b>zero</b> |   |      |
| <b>reage</b>  | <b>0,15</b> |   | <b>0,45</b> |   | <b>0,15</b> |   |      |
| <b>final</b>  | <b>zero</b> |   | <b>zero</b> |   | <b>0,15</b> |   |      |

a) A molaridade da solução final em relação ao ácido é **zero**, pois,

$$M = 0 / 0,45 = 0$$

b) A molaridade da solução final em relação à base é **zero**, pois,

$$M = 0 / 0,45 = 0$$

c) A molaridade da solução final em relação ao sal é:

$$M = 0,15 / 0,45 = 0,33 \text{ mol/L}$$

d) A solução final é neutra, pois, não houve excesso do ácido nem da base.

02) Misturamos 200 mL de uma solução aquosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1,0 mol/L com 200 mL de uma solução aquosa de  $\text{KOH}$  3,0 mol/L. Determine a molaridade da solução final em relação:

- Ao ácido.
- À base.
- Ao sal formado.

Resolução:

Equação da reação que ocorre:



Pela equação 1 mol do ácido deve reagir com 2 mols da base, ou nesta proporção.

Ácido:  $M_a = 1,0 \text{ mol/L}$

$$n_a = 1 \times 0,2 = 0,2 \text{ mol}$$

$$V_a = 0,2 \text{ litro}$$

Base:  $M_b = 3,0 \text{ mol/L}$

$$n_b = 3 \times 0,2 = 0,6 \text{ mol}$$

$$V_b = 0,2 \text{ litro}$$

|               | ácido       | + | base       | → | sal         | + | água |
|---------------|-------------|---|------------|---|-------------|---|------|
| <b>início</b> | <b>0,2</b>  |   | <b>0,6</b> |   | <b>zero</b> |   |      |
| <b>reage</b>  | <b>0,2</b>  |   | <b>0,4</b> |   | <b>0,2</b>  |   |      |
| <b>final</b>  | <b>zero</b> |   | <b>0,2</b> |   | <b>0,2</b>  |   |      |

Observe que o número de mols da base se encontra em excesso, sobrando 0,2 mol da mesma.

a) Molaridade em relação ao ácido:

$$M_a = 0 / 0,4 = \text{zero}$$

b) Molaridade em relação à base:

$$M_b = 0,2 / 0,4 = 0,5 \text{ mol/L}$$

c) Molaridade em relação ao sal formado:

$$M_{\text{sal}} = 0,2 / 0,4 = 0,5 \text{ mol/L}$$

Como houve um excesso da base, a solução final terá caráter básico.

**ANÁLISE VOLUMÉTRICA ou TITULAÇÃO**

Uma aplicação da mistura de soluções com reação química é a **análise volumétrica ou titulação**. Uma titulação muito importante é que ocorre entre um ácido e uma base, neste caso, quando a reação é completada, o número de mols dos íons  $H^+$  é igual ao número de mols dos íons  $OH^-$ .

Exercícios:

01) Em uma aula de titulometria, um aluno utilizou uma solução de 20 mL de hidróxido de potássio 0,5 mol/L para neutralizar completamente uma solução 1,0 mol/L de ácido sulfúrico. Determine o volume da solução de ácido sulfúrico utilizado pelo aluno:

- a) 10 mL.
- b) 5 mL.
- c) 1 mL.
- d) 15 mL.
- e) 20 mL.

02) Em uma titulação, foram gastos 7,0 mL de uma solução de  $HNO_3$  0,70 mol/L como solução reagente para análise de 25,0 mL de uma solução de hidróxido de bário. A concentração, em mol/L, da solução de hidróxido de bário analisada foi:

- a) 0,098.
- b) 0,049.
- c) 0,030.
- d) 0,196.
- e) 0,070.

03) Quantos gramas de hidróxido de potássio são neutralizados por 250 mL de solução de ácido nítrico de concentração 0,20 mol/L ?

Dado: Massa molar do  $KOH = 56,0$  g/mol

- a) 1,0 g.
- b) 1,2 g.
- c) 1,4 g.
- d) 2,8 g.
- e) 5,6 g.

04) 20 mL de uma solução aquosa de  $NaOH$  de molaridade desconhecida foram titulados com uma solução aquosa 0,2 mol/L de  $H_2SO_4$ . O volume de ácido gasto na titulação foi de 50 mL. Qual a molaridade da base?

- a) 1,0 mol/L.
- b) 2,0 mol/L.
- c) 3,5 mol/L.
- d) 0,5 mol/L.
- e) 4,0 mol/L.

**EXPERIÊNCIAS**

**1ª experiência:**

**SOLUÇÃO SUPERSATURADA**

**OBJETIVO:** Verificar uma solução supersaturada.

**MATERIAIS:**

- Água.
- Copo.
- Tiosulfato de sódio (encontrado em lojas de material fotográfico).
- Fonte de aquecimento.

**MODO DE FAZER:**

Aqueça o tiosulfato de sódio sólido em um frasco em banho-maria. Observe o que ocorre ao se aquecer o sólido. Quando o material estiver na forma de um líquido incolor homogêneo, retire-o do aquecimento, tampe o frasco e deixe-o esfriando até a temperatura ambiente em completo repouso.

Adicione alguns cristais de sal de cozinha à solução sem agitar. Agora adicione um pequeno cristal de tiosulfato de sódio à solução e observe o que ocorre.

Coloque a mão na parte exterior do frasco para sentir se houve mudança na sua temperatura.

**O QUE ACONTECE?**

Os cristais de tiosulfato de sódio parecem derreter com o aquecimento. Na verdade o tiosulfato está se dissolvendo. Mas onde estava a água? A água estava presa nos cristais do tiosulfato de sódio. Quando os cristais se formam a partir das soluções aquosas muitas vezes a água que está ao redor do soluto se fixa no arranjo do cristal. O tiosulfato de sódio tem cinco moléculas de hidratação.

Quando aquecemos o tiosulfato de sódio a uma temperatura acima de  $48,2^\circ C$ , ele começa a perder a água de hidratação e a se

dissolver nesta água. Quando chegamos a 60°C temos um líquido cuja composição corresponde a cinco moléculas de água para cada molécula do tiosulfato de sódio.

A solubilidade do tiosulfato de sódio é de 175,5g em 100g de água a 60°C e, suficiente para que ele se dissolva completamente.

Quando o frasco volta a temperatura ambiente temos uma solubilidade muito menor (75g em 100g de água a 25°C), temos uma solução supersaturada.

### 2ª experiência:

#### SOLUÇÃO SATURADA SEM E COM CORPO DE FUNDO

**OBJETIVO:** Transformar uma solução saturada, sem corpo de fundo, em uma solução saturada com corpo de fundo.

#### MATERIAIS:

- Água.
- Sal de cozinha.
- Álcool etílico.
- 2 copos transparentes.
- Palito de sorvete.

#### COMO FAZER:

Prepare cerca de meio copo de uma solução saturada de sal de cozinha em água. Quando você não conseguir dissolver mais sal na água, por mais que você agite a solução, ela está saturada.

Deixe os cristais de sal irem para o fundo do copo.

Transfira a solução com cuidado, não deixando os cristais de sal passarem para o segundo copo.

Acrescente agora, aos poucos, meio copo de álcool etílico. Após a adição, agite o conteúdo do copo com o palito de sorvete. O que você observa?

#### O QUE ACONTECE?

Uma solução saturada de sal em água está utilizando a água disponível para solubilizar a máxima quantidade possível de sal naquela temperatura. O que aconteceria se tirássemos um pouco desta água?

Com certeza não poderíamos dissolver a mesma quantidade de sal. Ficaria sobrando uma certa quantidade e este excesso iria para o fundo do copo. Foi exatamente isto que aconteceu ao colocarmos o álcool na solução saturada do sal.

O álcool etílico é completamente solúvel na água em qualquer proporção. Isto ocorre devido à interação intermolecular, conhecida como ponte de hidrogênio. Desta forma uma parte da água da água contida na solução salina irá dissolver o álcool, abandonando o sal, que irá se depositar no fundo do recipiente.

### 3ª experiência:

#### DETERMINAÇÃO DO TEOR DE ÁLCOOL NA GASOLINA

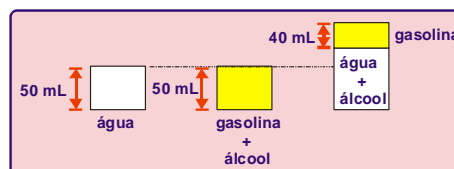
**OBJETIVO:** Verificar a interação intermolecular entre as moléculas de água e álcool.

#### MATERIAIS:

- Proveta de 100 mL.
- Água destilada.
- Gasolina.

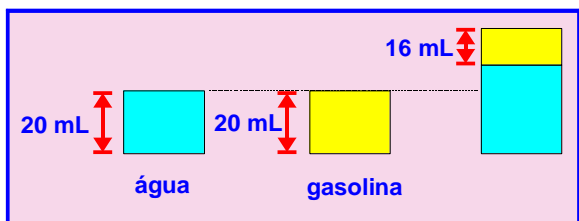
#### MODO DE FAZER:

- Coloque 50 mL de gasolina em uma proveta de 100 mL.
- Complete o volume com água destilada.
- Após a agitação e o repouso da mistura verifique o volume de cada componente.



Aplicações:

01)(UNAERP-SP) Sabendo-se que no Brasil o álcool produzido nas usinas e destilarias é, em grande parte, adicionado à gasolina, fez-se a seguinte experiência:



Pede-se a porcentagem em volume de etanol na amostra de gasolina.

- 10%.
- 16%.
- 20%.
- 25%.
- 80%.

4ª experiência:

### PREPARANDO, DIVIDINDO E MISTURANDO SOLUÇÕES

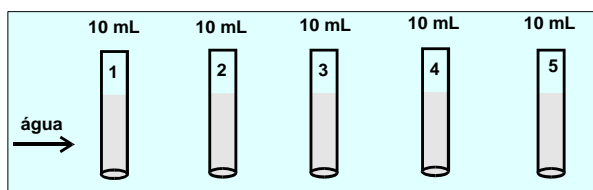
MATERIAL:

- 5 tubos de ensaio.
- 1 copo plástico de medida.
- 4 envelopes de permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ).
- Água.
- 1 seringa de injeção (10 mL).

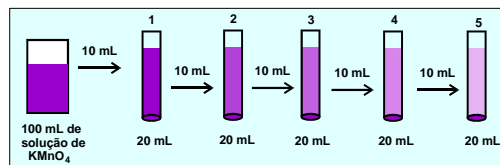
PROCEDIMENTO:

Coloque o conteúdo dos 4 envelopes de  $\text{KMnO}_4$  (que pode ser adquiridos em farmácias) no copo e acrescente água até atingir o volume de 100 mL, sob agitação.

Com o auxílio da seringa, coloque 10 mL de água em cada um dos tubos previamente numerados de 1 a 5.



A seguir, usando a seringa, retire 10 mL da solução contida no copo e transfira-os para o tubo 1, agitando para provocar a homogeneização. Depois, retire 10 mL da solução desse tubo 1, transfira-os para o tubo 2 e provoque a homogeneização. Repita esse procedimento até o tubo 5.



Considere os dados a seguir, para facilitar os cálculos:

- Massa molar do  $\text{KMnO}_4 = 158 \text{ g/mol}$ , mas considere  $160 \text{ g/mol}$ .
- Massa de  $\text{KMnO}_4$  / envelope =  $0,4\text{g}$ .

Responda:

- 1) Qual a concentração, em g/L, e a molaridade da solução preparada no copo?

$$C = 16\text{g/L}; m = 0,1 \text{ mol/L}.$$

- 2) Quando retiramos uma amostra de 10 mL da solução contida no copo, ela apresenta uma mesma concentração molar, ou seja, o número de mols contido no copo é igual ao número de mols contido na amostra de 10 mL?

**Errada. A amostra retirada possui apenas uma parte do soluto dissolvido no copo. As molaridades são iguais, pois se trata da mesma solução.**

- 3) Determine a molaridade das soluções contidas nos cinco tubos de ensaio.

Tubo 1:  $0,050 \text{ mol/L}$

Tubo 2:  $0,025 \text{ mol/L}$ .

Tubo 3:  $0,0125 \text{ mol/L}$ .

Tubo 4:  $0,00625 \text{ mol/L}$ .

Tubo 5:  $0,003125 \text{ mol/L}$ .

- 4) Compare os valores obtidos e a coloração das soluções dos tubos.

**Quanto menor a concentração, menor a intensidade da coloração.**

- 5) Misture as soluções dos tubos 1 e 3 e determine a sua molaridade. Repita o procedimento com as soluções dos tubos 2 e 4. compare os valores obtidos e as colorações das respectivas misturas.

tubo 1 + tubo 3 = 0,03125 mol/L.

tubo 2 + tubo 4 = 0,015625 mol/L.

### 5ª experiência:

#### TITULAÇÃO

**OBJETIVO:** Simular uma titulação.

#### MATERIAIS:

- Vinagre incolor.
- Indicador fenolftaleína.
- Soda cáustica.
- Dois conta – gotas.
- Um copo.
- Um tubo de ensaio.
- Uma colher de chá.

#### COMO FAZER:

- a) Dissolva uma colher de soda cáustica em meio copo de água.
- b) Coloque duas colheres de chá (5 mL) de vinagre em um tubo de ensaio.
- c) Acrescente ao tubo de ensaio três gotas de indicador.
- d) Usando o outro conta – gotas, comece a gotejar a solução de soda cáustica no vinagre. O ideal será agitar o tubo após a adição de cada gota.
- e) A simulação da titulação terminará quando a solução contida no tubo de ensaio adquirir a cor rosa.

#### COMENTÁRIOS:

Se você dispuser de material adequado, poderá inclusive investigar a concentração molar aproximada do ácido acético no vinagre. Basta fazer o seguinte:

- a) Pese 40 g de NaOH impuro e dissolva em água suficiente para 1,0L de solução. Assim, você terá uma solução de NaOH de concentração molar aproximadamente igual a 1 mol/L.

- b) Conte o n.º de gotas utilizado na titulação. Cada 20 gotas corresponde a 1 mL, ou seja, cada gota equivale a 1 mL dessa forma, você poderá calcular o volume consumido de solução básica ( $V_A$ ).

Aplique a expressão  $M_A \cdot V_A = M_B \cdot V_B$ .

$M_A$  = concentração molar do ácido

$V_A$  = volume do ácido

$M_B$  = concentração molar da base

$V_B$  = volume da base

### 6ª experiência:

#### TITULOMETRIA POR PRECIPITAÇÃO

**OBJETIVO:** Determinar a concentração desconhecida de uma solução de modo que o final da reação seja determinado pela formação de um precipitado.

#### MATERIAIS:

- cloreto de sódio.
- cromato de sódio.
- nitrato de prata.
- pipeta.
- bureta.
- erlenmeyer.

#### MODO DE FAZER:

- Pipetar 5 mL de solução de cloreto de sódio "x N" e transferir para um erlenmeyer. Adicionar 10 gotas de solução de cromato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ) ao erlenmeyer que irá atuar como indicador.
- Colocar na bureta solução de nitrato de prata.
- Gotejar a solução de nitrato de prata que irá reagir com o cloreto de sódio, formando um precipitado branco de AgCl.
- Assim que terminar todo o NaCl da solução, o nitrato de prata vai reagir com o cromato de sódio, originando um precipitado vermelho ( $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ), indicando o fim da reação.