

ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS DE

QUÍMICA

3

2ª
SÉRIE



Ensino Médio

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO



/SeeducRJ



/seeducrj



/seeducrio

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO

Governo do Estado do Rio de Janeiro
Secretaria de Estado de Educação

Comte Bittencourt
Secretário de Estado de Educação

Andrea Marinho de Souza Franco
Subsecretária de Gestão de Ensino

Elizângela Lima
Superintendente Pedagógica

Maria Claudia Chantre
Coordenadoria de Área de conhecimento

Assistentes

Carla Lopes
Catia Batista Raimundo
Roberto Farias

Texto e conteúdo

Prof. Fernando Renato Vicente Ferreira
C.E. Alfredo Neves
Prof. Muller da Silva Paulino
C.E. Barão de Tinguá
Prof. Wilhermyson Leite Lima
C.E. Professor Murilo Braga

Capa

Luciano Cunha

Revisão de texto

Prof^a Andreia Cristina Jacurú Belletti

Prof^a Andreza Amorim de Oliveira Pacheco.

Prof^a Cristiane Ramos da Costa

Prof^a Deolinda da Paz Gadelha

Prof^a Elizabete Costa Malheiros

Prof^a Karla Menezes Lopes Niels

Prof^a Kassia Fernandes da Cunha

Prof Marcos Giacometti

Prof Mário Matias de Andrade Júnior

Prof Paulo Roberto Ferrari Freitas

Prof^a Regina Simões Alves

Prof. Sammy Cardozo Dias

Prof Thiago Serpa Gomes da Rocha

Esse documento é uma curadoria de materiais que estão disponíveis na internet, somados à experiência autoral dos professores, sob a intenção de sistematizar conteúdos na forma de uma orientação de estudos.

© 2021 - Secretaria de Estado de Educação. Todos os direitos reservados.



QUÍMICA – ORIENTAÇÃO DE ESTUDOS

Sumário

1. INTRODUÇÃO	6
2. AULA 1 – NANOTECNOLOGIA E O ESTUDO DAS DISPERSÕES	7
2.1 – As dispersões.....	8
2.2 – As Soluções.....	9
2.3 – Dispersões Coloidais ou Coloides	10
2.4 – Suspensões	10
2.5 – Efeito Tyndall.....	11
3. AULA 2 – SOLUÇÕES	12
4. AULA 3 – UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO	17
5. AULA 4 – DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES	21
6. AULA 5 – INTRODUÇÃO A TERMOQUÍMICA	23
7. CONSIDERAÇÕES FINAIS	28
8. RESUMO.....	28
9. INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS	29



Disciplina: Química

ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS para Química

3º Bimestre de 2020 – 2ª série do Ensino Médio

META:

Apresentar tópicos de Soluções e Termoquímica alinhados com o edital do ENEM e de acordo com a BNCC.

OBJETIVOS:

Ao final destas Orientações de Estudos, você será capaz de:

- Conceituar e identificar a presença de soluções, coloides e suspensões no cotidiano;
- Calcular e interpretar as principais formas de expressão da concentração: concentração comum (g/L), quantidade de matéria (mol/L), percentagem em massa e em volume, ppm e ppb;
- Identificar alguns dos principais fenômenos físico-químicos em que ocorrem trocas de calor, classificando-os em endotérmico e exotérmico.

1. INTRODUÇÃO

Os muitos materiais com que tomamos contato em nosso dia a dia raramente são substâncias puras. Geralmente, são misturas de duas ou mais substâncias. As misturas podem ser fundamentalmente divididas em dois tipos: as heterogêneas (que apresentam duas ou mais fases, ou seja, porções com propriedades distintas) e as homogêneas (que apresentam uma única fase, ou seja, têm as mesmas propriedades em todos os seus pontos).

As misturas homogêneas são também chamadas de **soluções**.

As propriedades de uma solução não dependem apenas dos seus componentes mas também da proporção entre as quantidades desses componentes. Por exemplo, se você misturar uma colherada de açúcar em um copo de água e mexer bem, obterá uma solução aquosa de açúcar. Uma das propriedades dessa solução é o seu sabor doce.

Se, em um outro experimento, você misturar três colheradas de açúcar em um copo de água e mexer bem, também obterá uma solução aquosa de açúcar. Esta última apresenta, contudo, um sabor mais doce que a primeira. Em linguagem química, dizemos que essa segunda solução é mais concentrada, ou seja, apresenta uma maior concentração de açúcar. E a primeira delas é menos concentrada, ou seja, mais diluída.

Esta Orientação de Estudos destina-se a abordar alguns modos para expressar matematicamente a concentração de soluções. Destina-se, também, a discutir a diluição de soluções, técnica que permite obter soluções menos concentradas a partir de outras, mais concentradas.

Finalizando esta Orientação de Estudos com a identificação de alguns fenômenos físico-químicos em que ocorrem trocas de calor, podendo *absorver calor*, o que é classificado como **endotérmico**, e *liberando calor*, classificado como **exotérmico**, como uma introdução a Termoquímica.

2. AULA 1 – NANOTECNOLOGIA E O ESTUDO DAS DISPERSÕES

Para entendermos melhor a relação da nanotecnologia com o meio ambiente, vamos pensar na areia da praia, observando de longe, enxergamos com um aspecto bastante uniforme, mas se analisarmos apenas uma porção desta areia, percebemos que é formada por pequenos grãos ou partículas. Essas partículas são conhecidas como nano partículas e fazem parte do estudo da Química, e seu emprego tem trazido grandes avanços para a indústria farmacêutica, cosmético, automobilística, têxtil, entre outros. Nesta aula você vai perceber como a classificação das dispersões é feita através das dimensões das partículas dispersas.

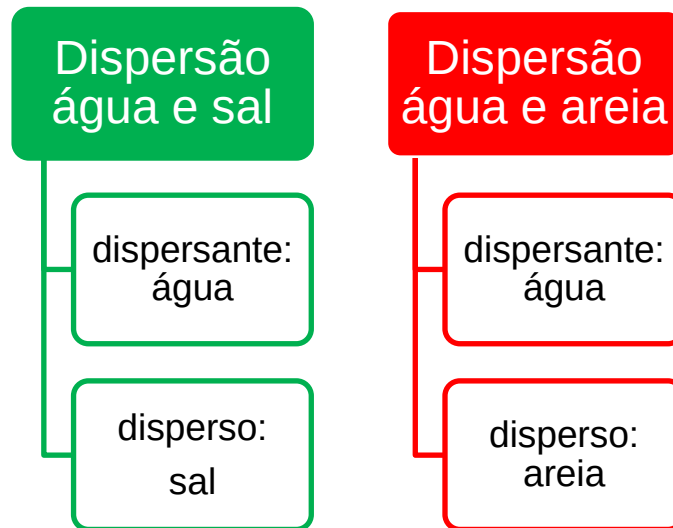


Disponível em <https://www.ictq.com.br/farmacia-clinica/2308-nanopartículas-podem-revolucionar-o-tratamento-de-doencas-como-alzheimer> acesso em 11 fev 2021

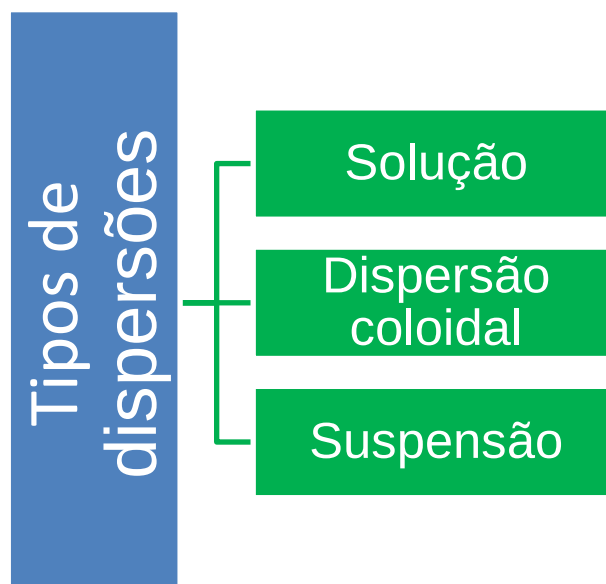
Em nanotecnologia, uma partícula é definida como um pequeno objeto que se comporta como uma unidade inteira em termos de seu transporte e propriedades. Além disso, é classificada de acordo com o tamanho: em termos de diâmetro, partículas finas cobrem um intervalo entre 100 e 2500 nanômetros (nm), enquanto partículas ultrafinas, por outro lado, possuem tamanho entre 1 e 100 nanômetros. Igualmente às partículas ultrafinas, as **nano partículas** possuem tamanho entre 1 e 100 nanômetros. Embora o tamanho da maioria das moléculas se encaixe no esquema acima, as moléculas individuais não são geralmente referidas como nano partículas.

2.1 – As dispersões

As dispersões se referem às misturas em geral. Por exemplo, quando misturamos sal e água ou sal e areia obtemos duas dispersões. A substância que se encontra espalhada, de maneira homogênea (como o sal na água) ou de maneira heterogênea (como a areia na água), é denominada “disperso”. Já a água faz o papel de dispersante, nesses casos:



A diferença principal entre essas duas dispersões está no tamanho das partículas do disperso. Enquanto os grãos de areia podem ser vistos a olho nu, as partículas do sal ficam invisíveis. Baseado nisso, as dispersões podem ser classificadas em três tipos principais, que são:



Note, no quadro abaixo, a diferença no tamanho das partículas dispersas:

Tipo de dispersão	Tamanho médio das partículas dispersas	Visibilidade	Caracterização e natureza das partículas dispersas	Exemplos
Soluções	< 1 nm	Não visível a olho nu, nem no microscópio óptico	Átomos, moléculas ou íons	Sal em água
Dispersões coloidais	1 a 1000 nm	Não visível a olho nu e visível ao ultramicroscópio	Moléculas ou íons, grandes aglomerados de moléculas ou íons	Gelatina em água
Suspensões	> 1000 nm	Visível ao olho nu	Aglomerados de moléculas ou íons	Areia em água

2.2 – As Soluções

São misturas homogêneas nas quais não conseguimos ver as partículas dispersas nem com microscópio, como, por exemplo, o sal misturado na água, o açúcar misturado na água.



Disponível em <https://escolakids.uol.com.br/ciencias/concentracao-de-uma-mistura-homogenea.htm> acesso em 11 fev 2021

No caso das soluções, o disperso é chamado de soluto e o dispersante de solvente. As soluções não podem ser separadas por nenhum processo de filtração.

2.3 – Dispersões Coloidais ou Coloides

Alguns exemplos são a maionese e a gelatina. Suas partículas não são visualizadas a olho nu, por muitas vezes são confundidas com sistemas homogêneos, mas são, na realidade, heterogêneos, podendo ser vistas através de microscópios. Suas partículas não se sedimentam com a ação da gravidade, mas apenas com o uso de ultracentrífugas.



Disponível em <https://areademulher.r7.com/receitas/como-fazer-gelatina-passo-a-passo-de-receitas-rapidas-e-truques/>
acesso em 11 fev 2021

Existem vários tipos de dispersões coloidais, que são: sol, sol sólido, gel, emulsão, espuma e aerossol.

Separar esse tipo de dispersão não é possível com a filtração, mas sim com uma membrana semipermeável. Suas partículas refletem e dispersam a luz.

2.4 – Suspensões

São sistemas heterogêneos, nos quais, mesmo a olho nu, é possível visualizar suas partículas. Alguns exemplos são: areia na água, argila na água e leite de magnésia.

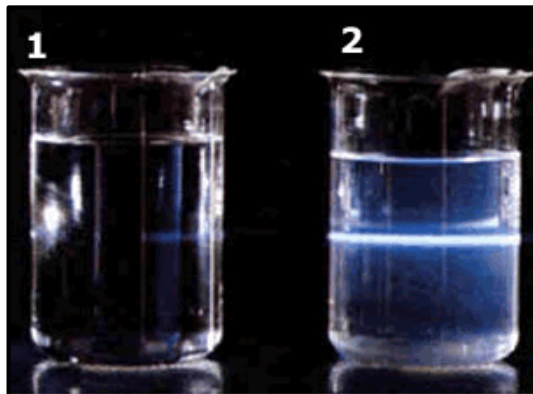
No caso das dispersões, a luz também é refletida. E sua separação pode ser feita por filtração comum.



Disponível em <https://brainly.com.br/tarefa/17176233> acesso em 11 fev 2021

2.5 – Efeito Tyndall

O Efeito Tyndall ocorre quando há a dispersão da luz pelas partículas coloidais. Nesse caso, é possível visualizar o trajeto que a luz faz, pois essas partículas dispersam os raios luminosos.



Disponível em <https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/efeito-tyndall.htm> acesso em 11 fev 2021

O copo 1 contém apenas água, que não é uma dispersão coloidal; já o copo 2 possui shampoo misturado com água, compondo um coloide e, portanto, quando a luz do laser atravessa esta dispersão, ocorre o efeito Tyndall e é possível ver o seu trajeto.

ATIVIDADE 1

1) Qual é o critério utilizado para classificar as dispersões?

2) Alguns medicamentos trazem no rótulo “agite antes de usar”. Esse procedimento é necessário se o medicamento for uma:

- (a) mistura homogênea
- (b) suspensão
- (c) solução
- (d) dispersão coloidal

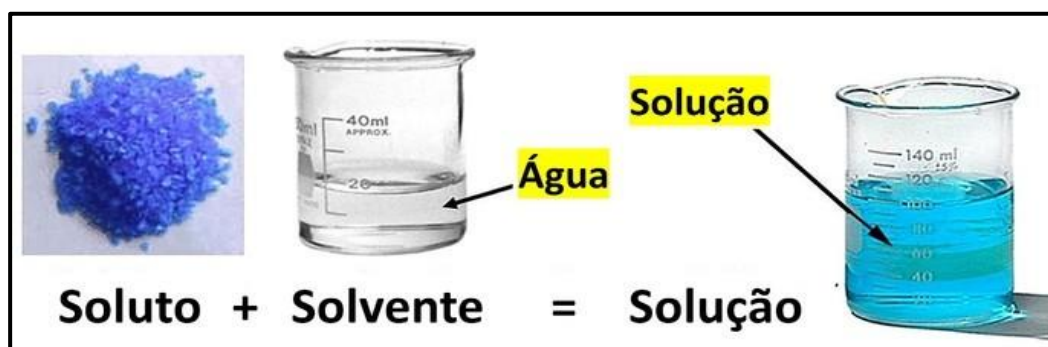
3. AULA 2 – SOLUÇÕES

Em Química, uma solução é toda mistura de duas ou mais substâncias que seja homogênea, isto é, que tenha apenas uma fase. Isso acontece mesmo ao se olhar em um microscópio, pois as suas partículas dispersas tem o diâmetro menor que 1 nm (lê – se “nanômetro”): 10^{-9} m.

Por se tratar de misturas homogêneas, as soluções são formadas pela associação de pelo menos um material capaz de ser dissolvido por outro. Esse material dissolvido é denominado soluto e o que dissolve é denominado solvente. Então:

$$\text{SOLUÇÃO} = \text{SOLUTO} + \text{SOLVENTE}$$

Como podemos ver no exemplo abaixo, temos o soluto, uma pequena quantidade de sulfato de cobre II, utilizado no tratamento da água de piscina, e o solvente, que é a própria água.



Disponível em <https://www.todamateria.com.br/solucoes-quimicas/> acesso em 09 fev 2021

Porém esse dois componentes podem apresentar diferentes quantidades e características. Como resultado, existem diversos tipos de soluções e cada uma delas baseia-se em uma determinada condição. Com isso, vamos à classificação destas.

- Classificação das Soluções

- **De acordo com o estado físico**

- a. **Solução sólida** → formadas por solutos e solventes no estado sólido. Por exemplo, a amálgama dentária e também o granito, uma rocha magmática;

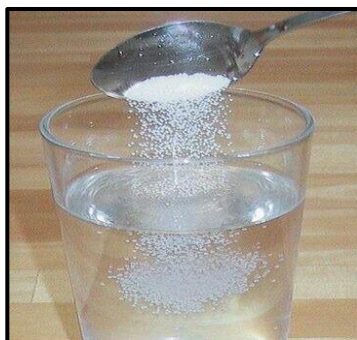


Disponível em <https://www.saberatualizado.com.br/2016/07/as-amalgamas-nas-obturacoes-sao-seguras.html> acesso em 09 fev 2021



Disponível em <https://www.todoestudo.com.br/geografia/granito> acesso em 09 fev 2021

- b. **Solução líquida** → formadas por solventes em estado líquido e solutos que podem estar em estado sólido, líquido ou gasoso. Por exemplo, o sal dissolvido em água.



Disponível em <https://www.educamaisbrasil.com.br/enem/quimica/soluto-e-solvente> acesso em 09 fev 2021

- c. **Solução gasosa** → formadas por solutos e solventes no estado gasoso, como por exemplo, podemos citar o ar atmosférico.



Disponível em <https://www.infoescola.com/quimica/composicao-do-ar-atmosferico/> acesso em 09 fev 2021

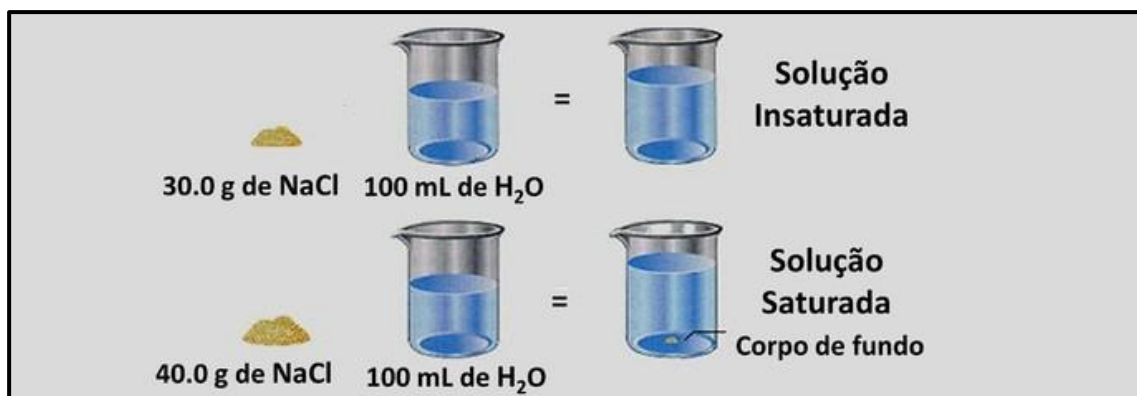
- **Quanto à natureza do soluto**

- a. **Solução molecular** → quando as partículas dispersas na solução são moléculas originadas de uma ligação covalente, como, por exemplo, o açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
- b. **Solução iônica** → quando as partículas dispersas na solução são íons originados de uma ligação iônica, como, por exemplo, o sal de cozinha ($NaCl$), formando os íons Na^+ e Cl^- .

- **Quanto à quantidade de soluto**

- a. **Solução insaturada** → solução que apresenta pouca quantidade de soluto, tornando-a, mais enfraquecida.
- b. **Solução saturada** → solução com a quantidade máxima de soluto totalmente dissolvido pelo solvente. Se mais soluto for acrescentado, o excesso acumula-se formando um corpo de fundo.

c. **Solução supersaturada** → são soluções instáveis, nas quais a quantidade de soluto excede a capacidade de solubilidade de solvente.



Disponível em <https://www.todamateria.com.br/solucoes-quimicas/> acesso em 09 fev 2021

- Coeficiente de Solubilidade (Cs)

O coeficiente de solubilidade representa a capacidade máxima do soluto de se dissolver em uma determinada quantidade de solvente. Isso conforme as condições de temperatura e pressão.

Ex.: Cs = 36 g de NaCl / 100 g de H₂O a 20°C

De acordo com o exemplo, temos que 36 g de NaCl são dissolvidos em 100 g de água a uma temperatura de 20°C.

Mas você deve estar se perguntando “por que devemos utilizar a temperatura?”.

A temperatura interfere muito na solubilidade. O que geralmente ocorre com a maioria dos sais é o aumento da solubilidade quando aumenta a temperatura, como podemos ver na tabela abaixo:

Temperatura (°C)	Coeficiente de solubilidade do NaCl em g / 100g de água
0	35,7
20	36,0
50	37,0
100	39,8

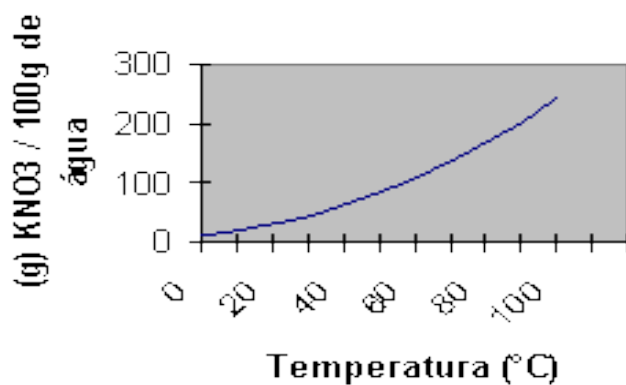
- Curvas de Solubilidade

São gráficos que apresentam variação dos coeficientes de solubilidade das substâncias em função da temperatura.

Veja os coeficientes de solubilidade do nitrato de potássio (KNO_3) em 100 g de água, pois a partir destes dados é possível obter a curva de solubilidade.

Temperatura (°C)	g de KNO_3 / 100 g de água
0	13,3
10	20,9
20	31,6
30	45,8
40	63,9
50	85,5
60	110
70	138
80	169
90	202
100	246

Coeficiente de Solubilidade



Então...

- Para qualquer ponto **em cima** da curva de solubilidade, a solução é **saturada**;
- Para qualquer ponto **abaixo** da curva de solubilidade, a solução é **insaturada**;
- Para qualquer ponto **acima** da curva de solubilidade, a solução é **supersaturada**.

ATIVIDADE 2

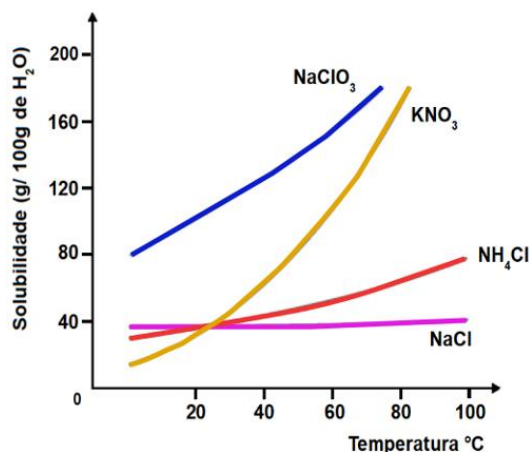
1) A principal característica de uma solução é:

- (a) ser sempre uma mistura homogênea.
- (b) possuir sempre um líquido com substância dissolvida.
- (c) ser um sistema com mais de uma fase.
- (d) ser homogênea ou heterogênea, dependendo das condições de temperatura e pressão.
- (e) ser uma substância pura em um único estado físico.

2) Assinale a alternativa que contém exemplos de soluções:

- (a) água de torneira; mar; granito.
- (b) granito; mistura de água e óleo; ar.
- (c) petróleo no mar; granito; água destilada.
- (d) água pura; gás nitrogênio; ouro puro.
- (e) ar; água de torneira; ouro 18 quilates.

3) O gráfico abaixo indica as curvas de solubilidade de quatro diferentes sais:



Qual destes sais apresenta maior solubilidade a 40°C?

- (a) NaClO₃.
- (b) KNO₃.
- (c) NH₄Cl.
- (d) NaCl.

4. AULA 3 – UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

No cotidiano, dependendo das quantidades de soluto e de solvente presentes na solução, costumamos dizer que ela é fraca ou forte, indicando sua saturação. Por exemplo, quando preparamos um suco dissolvendo o pó na água, se colocarmos pouco pó e bebermos, poderemos dizer que o suco está fraco (diluído), mas, se colocarmos uma grande quantidade de pó na água, iremos concluir que o suco está forte (concentrado).

No entanto, existem determinadas ocasiões em que as quantidades de soluto e de solvente presentes na solução devem ser exatas, como no caso de injeções intravenosas (como o soro fisiológico), nas vacinas (como aquela para combater o vírus da COVID – 19) e de soluções usadas em laboratórios e indústrias químicas.

A grandeza que relaciona isso é a concentração, que apresenta a seguinte definição:

“Concentração de soluções químicas refere-se à quantidade de soluto que existe em uma quantidade padrão de solução ou em uma quantidade padrão de solvente.”

As concentrações podem ser medidas usando-se diferentes unidades ou relações numéricas que dependem das grandezas que estão sendo relacionadas. As principais concentrações usadas são as mostradas a seguir. Observe que são utilizados diferentes índices para se tratar do soluto (índice 1), do solvente (índice 2) e da solução (sem índice).

- **Concentração Comum** → Relaciona a quantidade de massa do soluto presente em um determinado volume da solução. Sua unidade no SI (Sistema Internacional de Medidas) é gramas por litro (g/L).

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

Ex.1: Qual a concentração de uma solução com volume de 1 litro, na qual temos 10 g de sal dissolvido em água:

$C = ?$

$m_1 = 10 \text{ g}$

$V = 1 \text{ L}$

$$C = \frac{m_1}{V} = \frac{10 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 10 \text{ g/L}$$

- **Concentração Molar** → É também conhecida como concentração em quantidade de matéria ou molaridade. Relaciona a quantidade de matéria (mol) do soluto presente em um determinado volume da solução. Sua unidade no SI é mol por litro (mol/L)

$$M = \frac{m_1}{V} \text{ ou } M = \frac{m_1}{M_1 \cdot V}$$

Ex.2: Calcule a concentração em mol/L ou molaridade de uma solução que foi preparada dissolvendo-se 18 g de glicose em água suficiente para produzir 1 litro da solução. (Dado: massa molar da glicose = 180 g/mol)

M = ?

$m_1 = 18 \text{ g}$

$M_1 = 180 \text{ g/mol}$

$V = 1 \text{ L}$

$$M = \frac{m_1}{M_1 \cdot V} = \frac{18}{180 \cdot 1} = \frac{18}{180} = 0,1 \text{ mol/L}$$

- **Título ou porcentagem em massa** → Relaciona a massa do soluto e a massa da solução. Não possui unidade, mas podemos obter a porcentagem, multiplicando por 100%.

$$\tau = \frac{m_1}{m} \text{ ou } \tau = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

Um exemplo é o soro fisiológico, que é uma solução de água destilada com NaCl. Assim, quando vemos em seus rótulos a porcentagem em massa igual a 0,9%, isso significa que 100 g da solução contêm 0,9 g de NaCl, assim podemos concluir que seu título é igual a 0,009.

OBS.: Existe também o **título por volume** que relaciona o volume do soluto pelo volume da solução

$$\tau = \frac{V_1}{V}$$

- **Partes Por Milhão (ppm)** → indica partes do soluto (em massa ou em volume) existentes em 1 milhão (1.000.000 ou 10^6) de partes da solução (em massa ou em volume).

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

°INPM versus °GL

O álcool hidratado apresenta duas especificações distintas, conforme mostrado na figura a seguir.



Para que possamos entendê-las, é necessário saber que °INPM (Instituto Nacional de Pesos e Medidas) corresponde a uma porcentagem em massa e °GL (Gay – Lussac) corresponde a uma porcentagem em volume. Apesar de apresentarem valores numéricos diferentes, ambos se referem à mesma solução.

Os cálculos a seguir mostram como é possível transformar °INPM em °GL.

O significado de 70 °INPM

Água	Álcool	Solução	
300 g	700 g	1000 g	→ Esta é uma solução 70 °INPM

Sendo a densidade do álcool puro igual a 0,8 g/mL e da água pura igual a 1,0 g/mL, podemos transformar as massas da água e do álcool presentes na solução nos seus respectivos volumes. Assim:

Água	Álcool	Solução
300 g	700 g	1000 g

300 mL 875 mL

Somados esses volumes, deveríamos obter uma solução de volume correspondente a 1.175 mL. Porém, o que se observa experimentalmente é que, após serem misturados, o volume obtido é menor que o valor esperado e o valor encontrado é de 1.150 mL.

Essa contração no volume é atribuída às fortes ligações de hidrogênio estabelecidas entre as moléculas de água e do álcool.

O significado de 77 °GL

Para se calcular a porcentagem em volume, ou seja, °GL, podemos efetuar o seguinte cálculo:

1.150 mL de solução ----- 100% (volume)

885,5 mL de álcool ----- x

$$x = 77\% \text{ em volume (ou } 77^\circ\text{GL)}$$

ATIVIDADE 3

1) No rótulo de um frasco de laboratório lê-se:

NaOH (aq) C = 60 g/L

- a) Qual é o solvente e qual é o soluto?
- b) Qual é a massa de soluto em 500 mL dessa solução?
- c) Que volume de solução, em mL, contém 15 g de soluto?

2) (PUC – RJ) Qual a molaridade de uma solução aquosa preparada a partir de 11,7 g de NaCl, perfazendo um volume total de 2 L ? (Massa Molar NaCl = 58,5 g/mol)

3) (UEM – PR) Qual é a massa, em gramas, de hidróxido de sódio (NaOH) necessária para se preparar 500 mL de uma solução aquosa 2,0 mol/L? (Massa Molar NaOH = 40 g/mol)

4) Em 50 L de ar seco e isento de poluentes, há 39 L de gás nitrogênio. Qual é o título em volume do nitrogênio no ar?

5) (UFRGS – RS) O soro fisiológico é uma solução aquosa que contém 0,9% em massa de NaCl. Para preparar 200 mL dessa solução, a quantidade necessária de NaCl é de aproximadamente

- (a) 0,45 g.
- (b) 1,8 g.
- (c) 0,09 mol.
- (d) 0,18 mol.
- (e) 10,6 g.

5. AULA 4 – DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

A diluição consiste em adicionar solvente a uma solução, sem modificar a quantidade do soluto.

Em uma diluição, a quantidade de solvente e o volume da solução aumentam, enquanto a quantidade de soluto permanece igual. Como resultado, a concentração da solução diminui.

Lembre-se de que a solução é uma mistura homogênea formada por soluto e solvente.

A diluição é comum no dia a dia. Por exemplo, ao adicionarmos água a algum produto de limpeza, como desinfetantes, para torná-lo menos concentrado.

Outro exemplo é a preparação de sucos a partir de concentrados industrializados. É indicado no rótulo do produto a quantidade de água que deve ser adicionada, tornando o suco menos concentrado.



Disponível em <https://www.todamateria.com.br/diluicao-de-solucoes/> acesso em 12 fev 2021

Para entender o processo de diluição, devemos conhecer a solução em seu momento inicial e após a adição de solvente:

- Concentração inicial: $C_i = \frac{m_1}{V_i}$
- Concentração final: $C_f = \frac{m_1}{V_f}$

Onde:

- C_i / C_f = concentração inicial / concentração final
- m_1 = massa do soluto
- V_i / V_f = volume inicial / volume final

Considerando que a massa do soluto não é alterada durante a diluição, temos a seguinte equação:

$$C_i V_i = C_f V_f$$

ATIVIDADE 4

1) Um laboratorista precisa preparar uma solução 0,5 mol/L de Na_2SO_4 , aproveitando 200 mL de solução 0,8 mol/L do mesmo sal. O que ele deve fazer com a solução 0,8 mol/L é:

- (a) adicionar 320 mL de água.
- (b) evaporar 120 mL de água.
- (c) adicionar 120 mL de água.
- (d) adicionar 1400 mL de água.
- (e) adicionar 0,4 mol de sal.

2) Ao diluir 100 mL de uma solução de concentração igual a 15 g/L ao volume final de 150 mL, a nova concentração será?

3) (UFV - MG) Em relação a uma solução diluída, podemos afirmar que:

- (a) apresenta sempre dois componentes.
- (b) possui muito soluto e pouco solvente.
- (c) possui baixa concentração de soluto.
- (d) possui alta molaridade.
- (e) apresenta sempre mais de dois constituintes.

4) Acrescentam-se 300 mL de água a 200 mL de uma solução 10 g/L de cloreto de sódio. Qual a concentração final dessa solução?

6. AULA 5 – INTRODUÇÃO A TERMOQUÍMICA

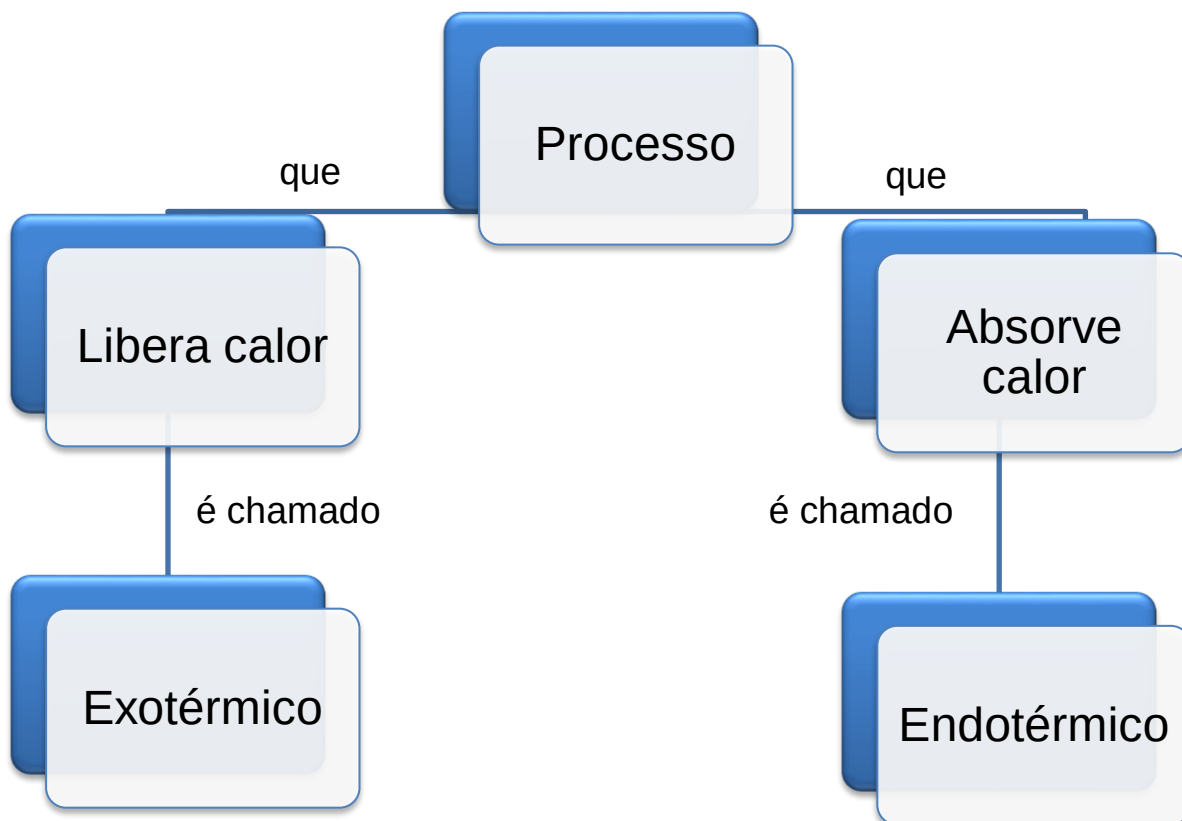
Considere um sistema contendo álcool e oxigênio. Se a queima do álcool for provocada por uma chama ou faísca elétrica, por exemplo, uma certa quantidade de energia será liberada nessa reação, e essa energia será transferida desse sistema para as vizinhanças. Em outras palavras, a queima é um processo (reação química) que libera calor.

Quando um sistema formado por água líquida é colocado em um congelador, ele perde calor para esse ambiente e, em decorrência disso, ocorre o congelamento da água. Assim, quando a água líquida passa para a fase sólida, também ocorre um exemplo de processo (mudança de fase) que libera calor.

Os processos que liberam calor são denominados processos **exotérmicos**.

Há, por sua vez, acontecimentos que absorvem calor. Se um pedaço de gelo for deixado sobre a mesa à temperatura ambiente, ele receberá calor do ambiente e isso provocará a fusão do gelo. A transição da água sólida para a fase líquida é um processo que absorve calor.

Os processos que absorvem calor são denominados processos **endotérmicos**.



Embora não ocorra reação química nas mudanças de estado físico, elas também apresentam variações de entalpia. Esse efeito é facilmente observado, quando deixamos um cubo de gelo exposto ao sol. Em pouco tempo, o gelo passará do estado sólido para o líquido.

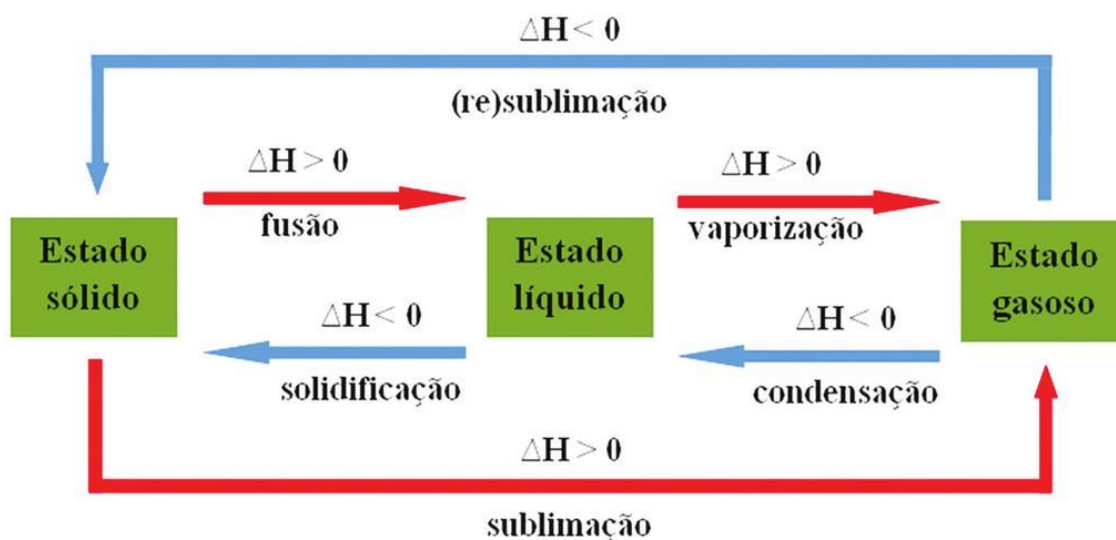
O orvalho é resultado de uma transformação física, sendo formado quando a água do ar, que está na forma de vapor, entra em contato com superfícies frias.



Disponível em <https://www.orvalho.com/> acesso em 22 jan 2021

Durante a mudança de estado físico de uma substância, é fornecida energia, principalmente na forma de calor, para que as partículas que a compõem possam superar a energia de atração entre elas, mudando sua conformação. Assim, as mudanças de estado em que as moléculas ficam mais afastadas no estado final, como a vaporização (líquido $\rightarrow$ gás), requerem absorção de energia, e, por isso, são endotérmicas ($\Delta H > 0$). Já nas mudanças de fase que aumentam o contato entre as moléculas (diminuição da distância entre elas), como a solidificação (líquido $\rightarrow$ sólido), ocorre liberação de energia, portanto, são exotérmicas ($\Delta H < 0$).

Esquema das mudanças de estado físico associado as variações de entalpia.



Disponível em <https://docplayer.com.br/114961310-Termoquimica-fasciculo-5-unidade-12.html> acesso em 22 jan 2021

Agora, vamos analisar as reações de formação da água nos estados líquido (l) e gasoso (g):

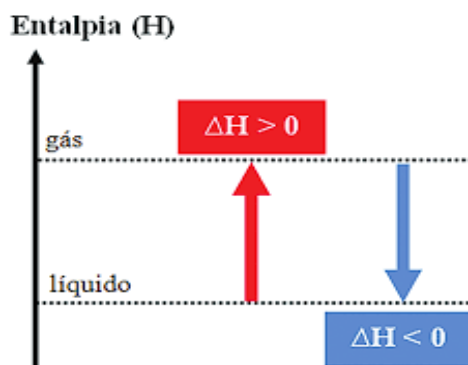


Observe que a variação de entalpia na formação da água líquida ($\Delta H = - 286 \text{ kJ/mol}$) é maior do que no estado gasoso ($\Delta H = - 242 \text{ kJ/mol}$). Essa diferença ($\Delta H = + 44 \text{ kJ/mol}$) é equivalente à energia necessária para a vaporização da água. Ou seja, quanto mais compacta a forma física de uma substância, maior será a sua energia. No caso, a água no estado líquido apresenta suas moléculas mais próximas umas das outras do que no estado de vapor.

A mudança de estado físico da água altera a sua entalpia, provocando uma alteração no ΔH do processo.

Note que a variação de entalpia entre os estados é a mesma, independente do estado inicial (seta vermelha e seta azul), apenas variando o sinal do valor de ΔH em uma mesma temperatura. O mesmo efeito é observado em qualquer mudança de estado físico. É o que mostra a tabela...

Fenômeno Físico	Entalpia (kJ/mol)
fusão	+ 7
solidificação	- 7
vaporização	+ 44
condensação	- 44
sublimação	+ 51
(re)sublimação	- 51



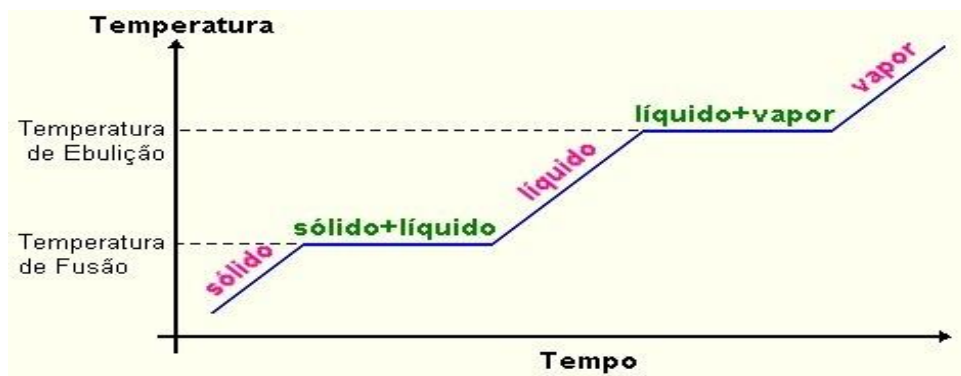
Disponível em <https://canal.cecieri.edu.br/122016/d3a94ae2bef043cfea4df8b6037038f9.pdf> acesso em 22 jan 2021

Curvas de aquecimento e resfriamento

A energia necessária para uma substância mudar de estado a uma determinada temperatura é igual aos calores envolvidos no aquecimento/resfriamento e na mudança de estado físico. Uma forma prática de observarmos esse fenômeno é com o auxílio das curvas de aquecimento e de resfriamento que mostram a variação da temperatura de uma amostra à pressão constante.

Para entender melhor, vamos usar como exemplo o que ocorre ao aquecermos um bloco de gelo. Observe a curva de aquecimento da água mostrada a seguir:

Gráfico de aquecimento da água



Disponível em <https://brainly.com.br/tarefa/8352209> acesso em 22 jan 2021

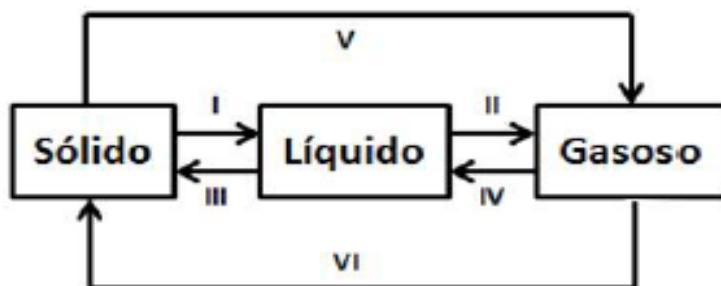
A partir da análise do gráfico, podemos perceber que:

- a temperatura do bloco de gelo aumenta até atingir a temperatura de 0 °C, isto é, a temperatura ou ponto de fusão da água;
- a partir desse instante, toda a energia adicionada é usada para vencer as forças atrativas entre as moléculas. Por isso, durante algum tempo, a temperatura permanece constante até que todo o gelo tenha sido derretido;
- somente após o término da fusão é que a temperatura volta a subir continuamente até atingir a temperatura de 100 °C, ou seja, o ponto ou temperatura de ebulição;
- nesse momento, as moléculas de água começam a absorver energia suficiente para escaparem para o estado de vapor. Assim, a temperatura permanece constante, a 100 °C, até que todo o líquido seja transformado em vapor;
- depois que toda a amostra evapora e o aquecimento da amostra continua, sua temperatura novamente volta a subir.

Caso seja realizado o processo inverso, ou seja, o resfriamento do vapor, ocorrerá o contrário (condensação → solidificação) e a curva passará a ser chamada curva de resfriamento.

ATIVIDADE 5

1) O esquema a seguir é referente a alterações do estado físico de uma certa substância. Determine o nome de cada mudança de estado físico (I, II, III, IV, V e VI) e indique quais processos são endotérmicos.



2) Acerca das mudanças de estado de agregação das moléculas de determinada matéria, considere as afirmações a seguir:

- I. Solidificação é a passagem de um material do estado líquido para o estado sólido. O processo ocorre quando o material é resfriado, caracterizando um fenômeno endotérmico.
- II. Considere a mudança de estado: cânfora (sólida) → cânfora (gasosa). Essa mudança de estado é um fenômeno endotérmico.
- III. A mudança do estado gasoso para o estado líquido ocorre com liberação de calor.

Está(ão) correta(s):

- (a) Somente as afirmativas II e III.
- (b) Somente a afirmativa III.
- (c) As afirmativas I, II e III.
- (d) Somente a afirmativa I.
- (e) Somente a afirmativa II.

7. CONSIDERAÇÕES FINAIS

Nesta Orientação de Estudos percebemos que as dispersões são qualquer tipo de mistura, sendo classificadas em solução, dispersão coloidal e suspensão, diferenciadas pelo tamanho da partícula.

As soluções são misturas homogêneas que apresentam duas espécies; soluto e solvente, sendo classificadas através de seu estado físico, solubilidade e natureza do composto.

Por falar em solubilidade, as soluções apresentam diversas unidades de concentração, mas sempre relacionando a quantidade de soluto pela quantidade de solução.

E pudemos verificar que a termoquímica é o ramo da Química em que estudamos as trocas de calor envolvidas em uma reação química.

8. RESUMO

Na primeira aula, abordamos a nanotecnologia para poder diferenciar as dispersões existentes e através do Efeito Tyndall, pudemos detectar também a diferença entre coloides, soluções e dispersões, já na segunda aula, focamos no estudo das soluções, sua classificação, características, interpretação da curva de solubilidade; na terceira aula, quantificamos a concentração das soluções através de suas variadas unidades, relacionando com o cotidiano; na quarta aula, aprendemos que podemos enfraquecer a solução, através da adição de solvente, o que chamamos de diluição de soluções e; finalmente, na quinta aula, começamos a introduzir o estudo da Termoquímica.

9. INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS

PERUZZO, Francisco Miragaia – **Química na abordagem do cotidiano** / Francisco Miragaia Peruzzo, Eduardo Leite do Canto. – 4. Ed. – São Paulo: Moderna, 2006.

USBERCO, J.; Salvador, E. **Conecte Química – Físico-química**. volume 2; 1ª edição; São Paulo: Saraiva, 2011. 461p.

ATKINS, P.; Jones, L.. **Princípios de química**. 3ª edição; Bookman, 2007. 968p

CHASSOT, Áttilo. **A Ciência através dos tempos**. São Paulo: Moderna, 1994. 189 p

Soluções. Estudo das Soluções Químicas – Mundo Educação

<https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/solucoes-.htm#:~:text=As%20solu%C3%A7%C3%B5es%20qu%C3%ADmicas%20verdadeiras%20s%C3%A3o,que%20tenha%20apenas%20uma%20fase.&text=As%20solu%C3%A7%C3%B5es%20podem%20ser%20s%C3%B3lidas%2C%20l%C3%ADquidas%20o%20gasosas>. acesso em 09 fev 2021

Soluções – Brasil Escola

<https://brasilescola.uol.com.br/quimica/solucoes.htm> acesso em 09 fev 2021

Soluções químicas – Toda Matéria

<https://www.todamateria.com.br/solucoes-quimicas/> acesso em 09 fev 2021

Curvas de solubilidade – SóQ (Química)

<https://www.soq.com.br/conteudos/em/solucoes/p2.php#:~:text=S%C3%A3o%20gr%C3%A1ficos%20que%20apresentam%20varia%C3%A7%C3%A3o,montar%20a%20curva%20de%20solubilidade>. Acesso em 09 fev 2021

Tipos de dispersões. Estudo dos tipos de dispersões – Brasil Escola

<https://brasilescola.uol.com.br/quimica/tipos-dispersoes.htm> Acesso em 11 fev 2021

O que é concentração de soluções químicas? – Brasil Escola

<https://brasilescola.uol.com.br/o-que-e/quimica/o-que-e-concentracao-solucoes-quimicas.htm> Acesso em 12 fev 2021