



UNIVERSIDADE FEDERAL DE GOIÁS  
INSTITUTO DE QUÍMICA



*Apostila de*  
QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL

# Tabela periódica dos elementos

<div>Hidrogênio</div> <div>1</div> <div>H</div> <div>1,008</div>												<div>Hélio</div> <div>2</div> <div>He</div> <div>4,003</div>					
<div>Lítio</div> <div>3</div> <div>Li</div> <div>6,94</div>	<div>Berílio</div> <div>4</div> <div>Be</div> <div>9,012</div>											<div>Boro</div> <div>5</div> <div>B</div> <div>10,81</div>	<div>Carbono</div> <div>6</div> <div>C</div> <div>12,011</div>	<div>Nitrogênio</div> <div>7</div> <div>N</div> <div>14,007</div>	<div>Oxigênio</div> <div>8</div> <div>O</div> <div>15,999</div>	<div>Flúor</div> <div>9</div> <div>F</div> <div>18,998</div>	<div>Neônio</div> <div>10</div> <div>Ne</div> <div>20,180</div>
<div>Sódio</div> <div>11</div> <div>Na</div> <div>22,990</div>	<div>Magnésio</div> <div>12</div> <div>Mg</div> <div>24,305</div>											<div>Alumínio</div> <div>13</div> <div>Al</div> <div>26,982</div>	<div>Silício</div> <div>14</div> <div>Si</div> <div>28,085</div>	<div>Fósforo</div> <div>15</div> <div>P</div> <div>30,974</div>	<div>Enxofre</div> <div>16</div> <div>S</div> <div>32,06</div>	<div>Cloro</div> <div>17</div> <div>Cl</div> <div>35,45</div>	<div>Argônio</div> <div>18</div> <div>Ar</div> <div>39,948</div>
<div>Potássio</div> <div>19</div> <div>K</div> <div>39,098</div>	<div>Cálcio</div> <div>20</div> <div>Ca</div> <div>40,078</div>	<div>Escândio</div> <div>21</div> <div>Sc</div> <div>44,956</div>	<div>Titânio</div> <div>22</div> <div>Ti</div> <div>47,867</div>	<div>Vanádio</div> <div>23</div> <div>V</div> <div>50,942</div>	<div>Cromo</div> <div>24</div> <div>Cr</div> <div>51,996</div>	<div>Manganês</div> <div>25</div> <div>Mn</div> <div>54,938</div>	<div>Ferro</div> <div>26</div> <div>Fe</div> <div>55,845</div>	<div>Cobalto</div> <div>27</div> <div>Co</div> <div>58,933</div>	<div>Níquel</div> <div>28</div> <div>Ni</div> <div>58,693</div>	<div>Cobre</div> <div>29</div> <div>Cu</div> <div>63,546</div>	<div>Zinco</div> <div>30</div> <div>Zn</div> <div>65,38</div>	<div>Gálio</div> <div>31</div> <div>Ga</div> <div>69,723</div>	<div>Germânio</div> <div>32</div> <div>Ge</div> <div>72,630</div>	<div>Arsênio</div> <div>33</div> <div>As</div> <div>74,922</div>	<div>Selênio</div> <div>34</div> <div>Se</div> <div>78,971</div>	<div>Bromo</div> <div>35</div> <div>Br</div> <div>79,904</div>	<div>Criptônio</div> <div>36</div> <div>Kr</div> <div>83,798</div>
<div>Rubídio</div> <div>37</div> <div>Rb</div> <div>85,486</div>	<div>Estrôncio</div> <div>38</div> <div>Sr</div> <div>87,62</div>	<div>Ítrio</div> <div>39</div> <div>Y</div> <div>88,906</div>	<div>Zircônio</div> <div>40</div> <div>Zr</div> <div>91,224</div>	<div>Nióbio</div> <div>41</div> <div>Nb</div> <div>92,906</div>	<div>Molibdênio</div> <div>42</div> <div>Mo</div> <div>95,95</div>	<div>Tecnécio</div> <div>43</div> <div>Tc</div> <div>[98]</div>	<div>Rutênio</div> <div>44</div> <div>Ru</div> <div>101,07</div>	<div>Ródio</div> <div>45</div> <div>Rh</div> <div>102,906</div>	<div>Paládio</div> <div>46</div> <div>Pd</div> <div>106,42</div>	<div>Prata</div> <div>47</div> <div>Ag</div> <div>107,868</div>	<div>Cádmio</div> <div>48</div> <div>Cd</div> <div>112,414</div>	<div>Índio</div> <div>49</div> <div>In</div> <div>114,818</div>	<div>Estanho</div> <div>50</div> <div>Sn</div> <div>118,710</div>	<div>Antimônio</div> <div>51</div> <div>Sb</div> <div>121,760</div>	<div>Telúrio</div> <div>52</div> <div>Te</div> <div>127,60</div>	<div>Iodo</div> <div>53</div> <div>I</div> <div>126,904</div>	<div>Xenônio</div> <div>54</div> <div>Xe</div> <div>131,293</div>
<div>Césio</div> <div>55</div> <div>Cs</div> <div>132,905</div>	<div>Bário</div> <div>56</div> <div>Ba</div> <div>137,327</div>	<div>57-71</div> <div>Lantanídeos</div>	<div>Háfnio</div> <div>72</div> <div>Hf</div> <div>178,486</div>	<div>Tântalo</div> <div>73</div> <div>Ta</div> <div>180,948</div>	<div>Tungstênio</div> <div>74</div> <div>W</div> <div>183,84</div>	<div>Rênio</div> <div>75</div> <div>Re</div> <div>186,207</div>	<div>Ósmio</div> <div>76</div> <div>Os</div> <div>190,23</div>	<div>Iridio</div> <div>77</div> <div>Ir</div> <div>192,217</div>	<div>Platina</div> <div>78</div> <div>Pt</div> <div>195,084</div>	<div>Ouro</div> <div>79</div> <div>Au</div> <div>196,967</div>	<div>Mercurio</div> <div>80</div> <div>Hg</div> <div>200,592</div>	<div>Tálio</div> <div>81</div> <div>Tl</div> <div>204,38</div>	<div>Chumbo</div> <div>82</div> <div>Pb</div> <div>207,2</div>	<div>Bismuto</div> <div>83</div> <div>Bi</div> <div>208,980</div>	<div>Polônio</div> <div>84</div> <div>Po</div> <div>[209]</div>	<div>Astato</div> <div>85</div> <div>At</div> <div>[210]</div>	<div>Radônio</div> <div>86</div> <div>Rd</div> <div>[222]</div>
<div>Frâncio</div> <div>87</div> <div>Fr</div> <div>[223]</div>	<div>Rádio</div> <div>88</div> <div>Ra</div> <div>[226]</div>		<div>89-103</div> <div>Actinídeos</div>	<div>Ruterfórdio</div> <div>104</div> <div>Rf</div> <div>[267]</div>	<div>Dúbnio</div> <div>105</div> <div>Db</div> <div>[268]</div>	<div>Seabórgio</div> <div>106</div> <div>Sg</div> <div>[269]</div>	<div>Bóhrnio</div> <div>107</div> <div>Bh</div> <div>[270]</div>	<div>Hássio</div> <div>108</div> <div>Hs</div> <div>[269]</div>	<div>Meitnério</div> <div>109</div> <div>Mt</div> <div>[278]</div>	<div>Darmstádio</div> <div>110</div> <div>Ds</div> <div>[281]</div>	<div>Roentgênio</div> <div>111</div> <div>Rg</div> <div>[280]</div>	<div>Copernício</div> <div>112</div> <div>Cn</div> <div>[285]</div>	<div>Nihônio</div> <div>113</div> <div>Nh</div> <div>[286]</div>	<div>Flevório</div> <div>114</div> <div>Fl</div> <div>[289]</div>	<div>Moscóvio</div> <div>115</div> <div>Mc</div> <div>[289]</div>	<div>Livermório</div> <div>116</div> <div>Lv</div> <div>[293]</div>	<div>Tenesso</div> <div>117</div> <div>Ts</div> <div>[294]</div>
<div>lantanídeos</div>			<div>Lantânio</div> <div>57</div> <div>La</div> <div>138,905</div>	<div>Cério</div> <div>58</div> <div>Ce</div> <div>140,116</div>	<div>Praseodímio</div> <div>59</div> <div>Pr</div> <div>140,908</div>	<div>Neodímio</div> <div>60</div> <div>Nd</div> <div>144,242</div>	<div>Promécio</div> <div>61</div> <div>Pm</div> <div>[145]</div>	<div>Samário</div> <div>62</div> <div>Sm</div> <div>150,36</div>	<div>Európio</div> <div>63</div> <div>Eu</div> <div>151,964</div>	<div>Gadolínio</div> <div>64</div> <div>Gd</div> <div>157,25</div>	<div>Térbio</div> <div>65</div> <div>Tb</div> <div>158,925</div>	<div>Disprósio</div> <div>66</div> <div>Dy</div> <div>162,500</div>	<div>Hólmio</div> <div>67</div> <div>Ho</div> <div>164,930</div>	<div>Érbio</div> <div>68</div> <div>Er</div> <div>167,259</div>	<div>Túlio</div> <div>69</div> <div>Tm</div> <div>168,934</div>	<div>Íterbio</div> <div>70</div> <div>Yb</div> <div>173,045</div>	<div>Lutécio</div> <div>71</div> <div>Lu</div> <div>174,967</div>
			<div>actinídeos</div>			<div>Actínio</div> <div>89</div> <div>Ac</div> <div>[227]</div>	<div>Tório</div> <div>90</div> <div>Th</div> <div>232,038</div>	<div>Protactínio</div> <div>91</div> <div>Pa</div> <div>231,036</div>	<div>Urânio</div> <div>92</div> <div>U</div> <div>238,029</div>	<div>Neotúnio</div> <div>93</div> <div>Np</div> <div>[237]</div>	<div>Plutônio</div> <div>94</div> <div>Pu</div> <div>[244]</div>	<div>Americio</div> <div>95</div> <div>Am</div> <div>[243]</div>	<div>Cúrio</div> <div>96</div> <div>Cm</div> <div>[247]</div>	<div>Berquélio</div> <div>97</div> <div>Bk</div> <div>[247]</div>	<div>Califórnio</div> <div>98</div> <div>Cf</div> <div>[251]</div>	<div>Einstênio</div> <div>99</div> <div>Es</div> <div>[252]</div>	<div>Férmio</div> <div>100</div> <div>Fm</div> <div>[257]</div>

Hidrogênio  
1  
**H**  
1,008

Nome  
Número atômico  
Símbolo  
Massa atômica

# Sumário

i Orientações de segurança .....	5
ii Análise de risco de produtos químicos .....	11
iii Gerenciamento de resíduos de laboratório .....	15
<b>Experimento 1</b> - Medidas de massa e volume .....	21
<b>Experimento 2</b> - Transformações físicas e químicas .....	27
<b>Experimento 3</b> - Densidade .....	31
<b>Experimento 4</b> - Misturas e separação .....	35
<b>Experimento 5</b> - Construção da curva de solubilidade do $\text{NH}_4\text{Cl}$ .....	41
<b>Experimento 6</b> - Preparação de soluções .....	43
<b>Experimento 7</b> - Padronização de soluções .....	47
<b>Experimento 8</b> - Determinação do ácido cítrico no suco de limão .....	51
<b>Experimento 9</b> - Propriedades eletrolíticas de substâncias em solução aquosa .....	53
<b>Experimento 10</b> - Estequiometria .....	57
<b>Experimento 11</b> - Reações químicas .....	61
<b>Experimento 12</b> - Equilíbrio químico .....	65
<b>Experimento 13</b> - Reações de oxirredução em substâncias orgânicas .....	69
<b>Experimento 14</b> - Reações de oxirredução e reatividade dos metais .....	73
<b>Experimento 15</b> - Corrosão e eletrodeposição .....	77
<b>Apêndice 1</b> - Classificação de perigo de produtos químicos .....	83
<b>Apêndice 2</b> - Classificação da pureza dos reagentes químicos e uso indicado .....	87
<b>Apêndice 3</b> - Como elaborar um relatório .....	89
<b>Apêndice 4</b> - Algumas vidrarias e equipamentos mais comuns no laboratório de Química .....	93
<b>Apêndice 5</b> - Propriedades das substâncias .....	95
Regras de solubilidade para compostos iônicos em água a 25 °C .....	95
Solubilidade de alguns sais em água a várias temperaturas (g sal/100g de água) .....	95
Produtos de solubilidade a 25 °C .....	95
Densidade da água ( $\text{g mL}^{-1}$ ) <i>versus</i> Temperatura (°C) .....	96

Potenciais padrão de redução ( $E^{\circ}_{\text{red}}$ ) a 25 °C .....	97
<b>Apêndice 5 – Artigo “Por que todos os nitratos são solúveis?” .....</b>	<b>101</b>



## Orientações de segurança

### 1. Regras e segurança no laboratório

Laboratórios de química são lugares de trabalho que necessariamente não são perigosos, porém são considerados áreas de risco que podem trazer diversos problemas para a saúde dos usuários caso não haja o devido cuidado. Deve-se então utilizar normas de conduta para assegurar a integridade das pessoas, instalações e equipamentos.

Um laboratório bem-organizado e bem gerenciado, representa risco mínimo a segurança e a saúde de quem os utiliza. Por isso, é importante que todas as pessoas que trabalham neste ambiente tenham uma noção clara dos riscos existentes e de como minimizá-los.

As normas gerais de segurança que serão apresentadas aqui devem ser compreendidas e seguidas por todos (estudantes, docentes e técnicos) para tornarem seu trabalho no laboratório o mais seguro possível, a fim de evitar lesões para si e para os outros ao seu redor.

Desta forma, qualquer pessoa que não seguir as Normas de Segurança está sujeita as seguintes medidas disciplinares:

1. Impedimento de participar de aula prática pelo professor da disciplina;
2. Advertência verbal pela Administração do IQ;
3. Advertência escrita pela Administração do IQ.

Nunca é demais repetir: **O MELHOR COMBATE AOS ACIDENTES É A PREVENÇÃO.**

#### 1.1. Normas de segurança pessoal

- Usar óculos de segurança, exceto quando a remoção for autorizada pelo professor ou técnico.
- Usar protetor facial quando solicitado pelo professor ou técnicos.
- Usar luvas ao manipular reagente perigoso ou tóxico.
- Usar jaleco fechado com manga longa, preferencialmente, de algodão.
- Usar calçado fechado que cubra completamente os pés e o calcanhar, bem como calça comprida jeans ou de algodão.
- Usar cabelos presos.
- Remover adereços tais como: brincos e colares longos, anéis e pulseiras.
- Não comer ou beber no laboratório.
- Não usar fones de ouvido.
- Não deixar livros, bolsas, agasalhos sobre as bancadas e locais de circulação.
- Não usar lentes de contato.
- Lavar as mãos antes de sair do laboratório.
- Informar ao professor ou técnico de laboratório de qualquer acidente.

#### 1.2. Normas de segurança química

- Certificar-se de que todos os produtos químicos estão claramente rotulados com o nome da substância, a concentração, a data e o nome do responsável.
- Considerar todos os produtos químicos como perigosos.
- Não expor solventes orgânicos à faísca elétrica ou à chama, pois estes são inflamáveis. SE NÃO HOUVER INDICAÇÃO NOS FRASCOS, ASSUMA QUE TODOS OS SOLVENTES ORGÂNICOS SÃO INFLAMÁVEIS.
- Não levar à boca e não permitir que nenhum produto químico (sólidos, líquidos ou gasosos) entre em contato com sua pele, pois podem ser tóxicos, venenosos ou corrosivos.
- Nunca pipetar com a boca. Utilizar a pera de sucção (também conhecida como pipetador de três vias).
- Ser cuidadoso ao realizar procedimentos de transferência, destilação e aquecimento de líquidos.
- Não devolver os produtos químicos usados ao recipiente de estoque, ao menos, que seja orientado pelo professor ou técnico.
- Nunca aquecer um sistema fechado – o mesmo atuará como uma BOMBA!
- Nunca adicionar água em ácido concentrado. Sempre despejar lentamente o ácido sobre a água.
- Manter e manipular ácidos e bases concentrados, bem como substâncias voláteis e inflamáveis somente dentro da câmara de exaustão (Capela) com o sistema de exaustão ligado.
- Realizar procedimentos que liberam gases ou produzem aerossóis dentro da Capela.
- Ao aquecer tubos de ensaio contendo substâncias químicas, manter a extremidade aberta do tubo na direção oposta ao seu rosto e aos das demais pessoas.

### 1.3. Outras orientações de segurança

#### Professor e técnico:

- Certificar-se de que os corredores, os chuveiros de segurança e as portas não estão obstruídos.
- Certificar-se que todas as orientações de segurança sobre o experimento foram fornecidas e compreendidas pelos alunos.

#### Aluno:

- Certificar-se de estar familiarizado com todas as informações de segurança que lhes foram fornecidas sobre cada experimento antes de iniciá-lo.
- Perguntar ao professor ou ao técnico de laboratório caso você não tenha certeza de como realizar o experimento de forma segura.
- Informar o professor ou o técnico de laboratório caso um equipamento falhe durante o uso. Nunca tentar consertar o problema sozinho.
- Informar imediatamente o professor ou técnico de laboratório quando houver derramamento de reagentes para que a limpeza seja feita de forma adequada.
- Descartar os resíduos gerados no experimento conforme as instruções fornecidas no Manual de Laboratório da disciplina ou informadas pelo professor ou técnico de laboratório.
- Deixar todas as vidrarias, equipamentos e ferramentas limpos assim como foram encontrados.

### 1.4. Comportamento de risco

- Remover produtos químicos ou equipamentos do laboratório sem autorização do professor ou técnico de laboratório.
- Realizar experimentos sem a presença ou autorização do professor ou técnico de laboratório.
- Deixar experimentos sem vigilância durante o andamento.





- Trabalhar fora do horário da aula, exceto em circunstâncias excepcionais com prévia autorização do professor ou técnico de laboratório.
- Fazer brincadeiras dentro do laboratório.
- Utilizar vidraria quebrada ou equipamentos danificados.
- Realizar experimentos de forma acelerada.
- Se sentir muito seguro e subestimar as normas de segurança.
- Não utilizar os Equipamentos de Proteção Individual (EPI) e Equipamentos de Proteção Individual (EPC) obrigatórios.
- Adaptar equipamentos inadequados ao procedimento.

## 2. Informações de segurança de produtos químicos

As informações de perigo de qualquer produto químico devem ser conhecidas anteriormente à sua manipulação no laboratório. Tais informações são sistematizadas pelo Sistema Globalmente Harmonizado de Classificação e Rotulagem de Produtos Químicos (GHS) e normatizadas pela Associação Brasileira de Normas Técnicas (ABNT), norma ABNT-NBR 14725, que traz orientações por meio de palavras de advertência, frases de perigo, frases de precaução e pictogramas padronizados, a serem utilizados mundialmente nos rótulos e nas Fichas de Informação de Segurança de Produtos Químicos (FISPQ ou *MSDS/SDS* do inglês, *Material Safety Data Sheet*).

A FISPQ é um instrumento de comunicação dos perigos e possíveis riscos de um produto químico, levando em consideração o seu uso previsto. Essas fichas devem ser consultadas anteriormente ao uso, armazenamento ou transporte de qualquer produto químico e são encontradas nos sites de empresas que fabricam, transportam e armazenam produtos químicos como, por exemplo, os disponíveis no site da CISSP-IQ, [www.cissp.quimica.ufg.br](http://www.cissp.quimica.ufg.br).

Além disso, os perigos associados aos produtos químicos devem ser informados no rótulo do produto, por meio de seus pictogramas de perigo, normatizado pela ABNT-NBR 14725. O desenho e a modulação destes pictogramas devem ser elaborados conforme a ABNT-NBR 7500. Os pictogramas de alerta de perigo mais comuns em rótulos de produtos químicos e suas interpretações estão no quadro a seguir:

Pictograma	Classe de Perigo
	Explosivo; Auto-reativo; Peróxido orgânico.
	Gás sob pressão.
	Inflamável; Auto-reativo; Pirofórico; Auto-aquecimento; Emite gás inflamável; Peróxido orgânico.
	Oxidante.



Corrosivo à pele; Causa danos severos aos olhos; Corrosivo aos metais.

---



Tóxico agudo (severo)

---



Irritação da pele e dos olhos; Sensibilizante da pele; Tóxico a órgão alvo específico (única exposição); Tóxico agudo (prejudicial); Prejudicial à camada de ozônio.

---



Carcinogênico; Sensibilizante respiratório; Tóxico reprodutivo; Tóxico a órgão alvo específico (exposições repetidas); Mutagênico a células germinativas; Perigo por aspiração.

---



Tóxico à vida aquática (agudo); Tóxico à vida aquática (crônico).

---

Adaptado de: Quim. Nova, Vol. 40, No. 3, 353-361, 2017

### 3. Procedimentos em caso de acidentes no laboratório

Qualquer acidente, por menor que seja, deve ser informado ao professor ou técnico de laboratório. A Comissão de Saúde e Segurança do Servidor Público do Instituto de Química (CISSP-IQ) deve ser notificada logo após o ocorrido por meio do formulário disponível no [site www.cissp.quimica.ufg.br](http://www.cissp.quimica.ufg.br), ou pelo canal de comunicação da CISSP-IQ no campo **FALE CONOSCO**. A notificação de acidentes é importante para que a comissão possa melhor identificar as situações de risco e propor iniciativas à comunidade do IQ que possam eliminar ou minimizar tais riscos.

A seguir, estão descritos procedimentos básicos em caso de acidentes com produtos químicos e queimaduras, bem como informações sobre procedimentos em caso de incêndio.

#### 3.1. Acidente com produto químico ou queimaduras

Em caso de qualquer tipo de acidente que ocorra contato com produto químico ou queimadura, a recomendação é lavar imediatamente o local atingido com água corrente em abundância durante cinco minutos. Se necessário, use o chuveiro ou lava olhos de emergência. Em seguida, encaminhar imediatamente o acidentado ao serviço médico.

#### 3.2. Princípio de Incêndio

- **Instruir alguém para chamar o corpo de bombeiros.** Evacue o laboratório e solicite a uma pessoa para contatar os serviços de emergência assim que ela sair com segurança. Mesmo que você seja capaz de extinguir o incêndio, é importante que o corpo de bombeiros seja acionado no caso de algum imprevisto.
- **Localizar os extintores de incêndio mais próximo.** No IQ, os extintores estão localizados nos corredores.



- **Localizar uma saída de emergência.** Antes de usar o extintor para apagar um incêndio, procure a saída mais próxima e posicione-se com as costas viradas na direção dela. Dessa forma, será possível escapar mais rápido no caso de uma emergência.
- **Trabalhe com extintor a uma distância segura das chamas.** Antes de descarregar o extintor, posicione-se de modo que você fique a uma distância de 2 m a 3 m na chama.
- Utilizar sempre o extintor de pó-químico. **Nunca utilize água.**

#### 4. Bibliografia

Leila K. Uema e Marcela G. Ribeiro, Pictogramas do GHS e sua aplicação como ferramenta de comunicação de perigos para estudantes de graduação, Quim. Nova, Vol. 40, No. 3, 353-361, 2017.

ASSOCIAÇÃO BRASILEIRA DE NORMAS TÉCNICAS. NBR 14725: Produtos químicos - Informações sobre segurança, saúde e meio ambiente Parte 2: Sistema de classificação de perigo. Rio de Janeiro, p. 98. 2009.

ASSOCIAÇÃO BRASILEIRA DE NORMAS TÉCNICAS. NBR 14725: Produtos químicos - Informações sobre segurança, saúde e meio ambiente Parte 3: Rotulagem. Rio de Janeiro, p. 53. 2012.

ASSOCIAÇÃO BRASILEIRA DE NORMAS TÉCNICAS. NBR 14725: Identificação para o transporte terrestre, manuseio, movimentação e armazenamento de produtos. Rio de Janeiro, p. 47. 2004.

#### Exercício

Identifique pelo menos cinco possíveis causas de acidentes na figura a seguir:



1. \_\_\_\_\_
2. \_\_\_\_\_
3. \_\_\_\_\_
4. \_\_\_\_\_
5. \_\_\_\_\_





## Análise de risco de produtos químicos

---

### Objetivos

Conhecer o sistema de classificação de perigos de produtos químicos, sejam eles substâncias ou misturas, de modo a fornecer ao aluno informações relativas à segurança, à saúde humana e ao meio ambiente.

---

### Introdução

A produção e o uso de produtos químicos são fundamentais no desenvolvimento econômico global e, ao mesmo tempo, estes produtos podem representar risco à saúde humana e ao meio ambiente se não forem utilizados de maneira responsável. Portanto, o primeiro objetivo desta aula será abordar o sistema de classificação de perigo dos produtos químicos e fornecer informações para proteger a saúde humana e o meio ambiente.

Um passo essencial para o uso seguro de produtos químicos é a identificação dos perigos específicos e a organização destas informações, de modo que possam ser transmitidas aos usuários de forma clara e de fácil entendimento. Por consequência, medidas de segurança podem ser tomadas para minimizar ou gerenciar riscos potenciais em circunstâncias onde possa ocorrer uma exposição.

A Conferência da Organização das Nações Unidas (ONU) sobre Desenvolvimento Sustentável e Meio Ambiente (UNCED) identificou, em 1992, a necessidade de unificação dos sistemas de classificação de produtos químicos, a fim de proceder a comunicação de seus riscos por intermédio de fichas de informações de segurança de produtos químicos (FISPQ, do inglês MSDS - *Material Safety Data Sheet*), rótulos e símbolos facilmente identificáveis. Com este intuito, em 2003 foi criado o Sistema Globalmente Harmonizado de Classificação e Rotulagem de Produtos Químicos (GHS), com o objetivo de aumentar a proteção da saúde humana e do meio ambiente, fornecendo um sistema internacionalmente compreensível para comunicação de riscos, como também facilitar o comércio internacional de produtos químicos cujos riscos foram apropriadamente avaliados e identificados em uma base internacional.

Em linhas gerais, o GHS conceitua os perigos físicos, à saúde e ao meio ambiente, e estabelece critérios uniformes para a classificação e a comunicação da informação sobre os mesmos por meio de palavras de advertência, frases de perigo, frases de precaução e pictogramas padronizados, a serem utilizados mundialmente nos rótulos e nas FISPQs.










O sistema unificado de classificação de perigos de produtos químicos tem como intuito ser simples e transparente, permitindo uma distinção clara entre as diferentes categorias de perigo, facilitando assim o procedimento de classificação. Para muitas categorias, os critérios são semiquantitativos ou qualitativos, sendo que o julgamento por especialistas é necessário para interpretação de dados com fins de classificação.

### Classificação dos Produtos Perigosos

Os produtos perigosos são classificados pela Organização das Nações Unidas (ONU) em nove classes de riscos e respectivas subclasses, conforme apresentado no **Apêndice 1**. As informações de perigo de qualquer produto químico devem ser conhecidas anteriormente à sua manipulação no laboratório. Tais informações são sistematizadas pelo Sistema Globalmente Harmonizado de Classificação e Rotulagem de Produtos Químicos (GHS) e normatizadas pela Associação Brasileira de Normas Técnicas (ABNT), norma ABNT-NBR 14725, que traz orientações por meio de palavras de advertência, frases de perigo, frases de precaução e pictogramas padronizados, a serem utilizados mundialmente nos rótulos e nas Fichas de Informação de Segurança de Produtos Químicos (FISPQ ou MSDS/SDS do inglês, *Material Safety Data Sheet*).

Além disso, os perigos associados aos produtos químicos devem ser informados no rótulo do produto, por meio de seus pictogramas de perigo, normatizado pela ABNT-NBR 14725-3/12. O desenho e a modulação destes pictogramas devem ser elaborados conforme a ABNT-NBR 7500. Os pictogramas de alerta de perigo mais comuns em rótulos de produtos químicos e suas interpretações estão na Tabela ii.1.

**Tabela ii.1.** Pictogramas de alerta de perigo mais comuns em rótulos de produtos químicos e suas interpretações.

Pictograma	Classe de Perigo
	Explosivo. Auto-reativo. Peróxido orgânico.
	Gás sob pressão.
	Inflamável. Auto-reativo. Pirofórico. Auto-aquecimento. Emite gás inflamável. Peróxido orgânico.
	Oxidante.
	Corrosivo à pele. Causa danos severos aos olhos. Corrosivo aos metais.
	Tóxico agudo (severo)
	Irritação da pele e dos olhos. Sensibilizante da pele. Tóxico a órgão alvo específico (única exposição). Tóxico agudo (prejudicial). Prejudicial à camada de ozônio.
	Carcinogênico. Sensibilizante respiratório. Tóxico reprodutivo. Tóxico a órgão alvo específico (exposições repetidas). Mutagênico a células germinativas. Perigo por aspiração.
	Tóxico à vida aquática (agudo). Tóxico à vida aquática (crônico).

Adaptado de: Quim. Nova, Vol. 40, No. 3, 353-361, 2017.

A FISPQ é um instrumento de comunicação dos perigos e possíveis riscos de um produto químico, levando em consideração o seu uso previsto. Essas fichas, normatizada pela ABNT-NBR 14725-2/09, devem ser consultadas anteriormente ao uso, armazenamento ou transporte de qualquer produto químico e são encontradas nos sites de empresas que fabricam, transportam e armazenam produtos químicos.

Além disso, no Brasil, o rótulo de produtos químicos pertence ao escopo da Saúde e Segurança do Trabalho que cria obrigações na Norma Regulamentadora NR 26 e no Decreto Federal 2.657/98. Por outro lado, a indústria utiliza também no transporte e no armazenamento de produtos químicos o diagrama de Hommel, mundialmente conhecido pelo código NFPA 704. Esta simbologia foi criada pela *National Fire Protection Association* (NFPA), uma associação norte-americana que redige normativos contra incêndio, e é amplamente utilizada nos Estados Unidos. Nesta simbologia, cada um dos losangos expressa um tipo de risco que será atribuído um grau de risco variando entre 0 e 4 conforme pode ser visto na Figura ii.1.

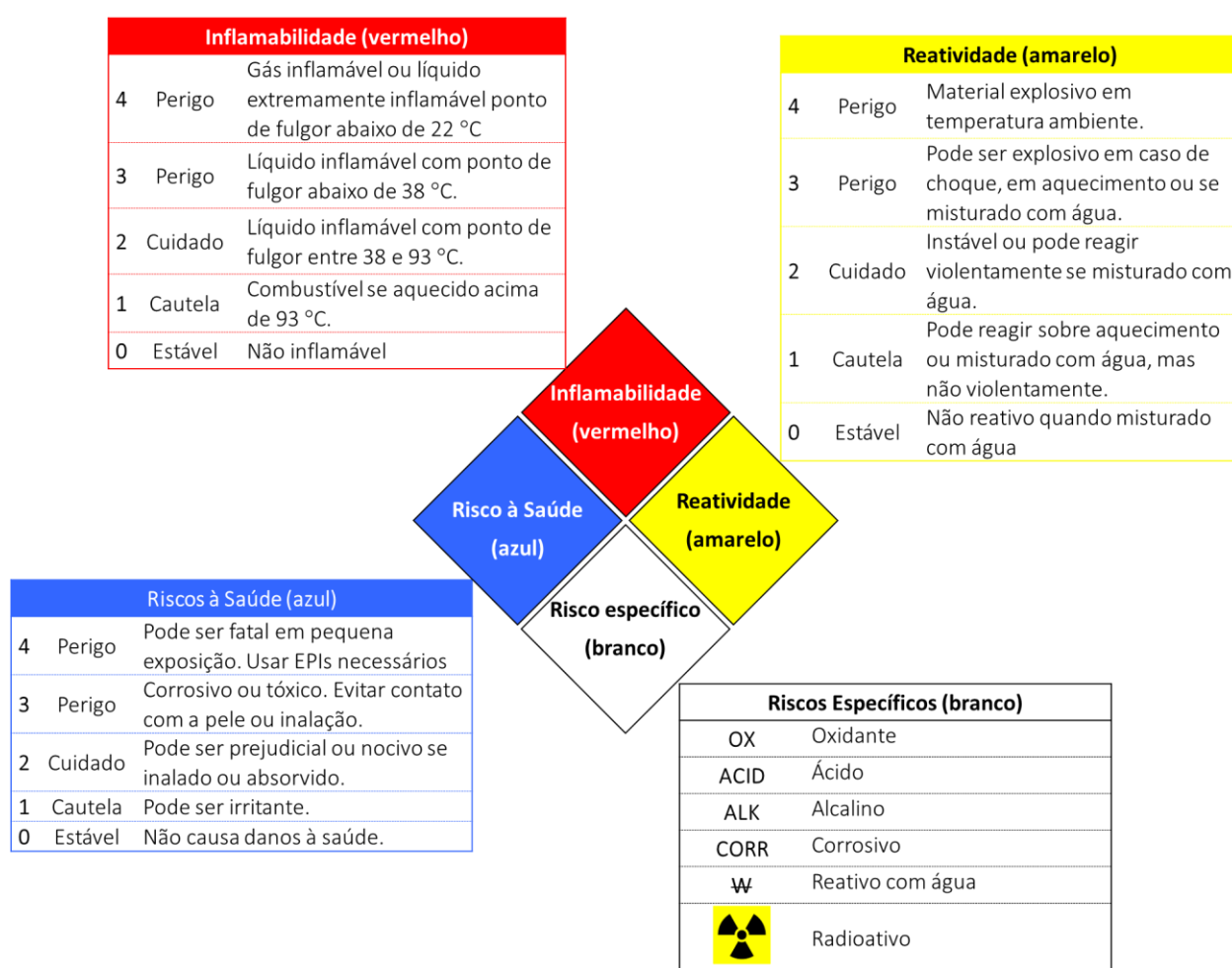


Figura ii.1 Diagrama de Hommel.

## Bibliografia

- D.R. Trindade, F.P. Oliveira, G.S.L. Banuth, J.G. Bispo, Química básica experimental. 2a ed., Editora Ícone, 1998.
- L.K. Uema e M.G. Ribeiro, Pictogramas do GHS e sua aplicação como ferramenta de comunicação de perigo para estudantes de graduação. Quim. Nova, Vol. 40, No. 3, 353-361, 2017.

\_\_\_\_ NBR 14725/2001 Ficha de informações de segurança de produtos químicos – FISPQ.

\_\_\_\_ NBR 14725-2/2009 Produtos químicos - Informações sobre segurança, saúde e meio ambiente Parte 2: Sistema de classificação de perigo.

\_\_\_\_ NBR 14725-3/2012 Produtos químicos - Informações sobre segurança, saúde e meio ambiente Parte 3: Rotulagem.

\_\_\_\_ RESOLUÇÃO CONAMA Nº 358/2005 - Dispõe sobre o tratamento e a disposição final dos resíduos dos serviços de saúde e dá outras providências.

\_\_\_\_ NBR 10004/2004 norma que classifica os resíduos em Classe I, IIA e IIB e a lei 12305/14 política nacional de resíduos sólidos.

G.A. Tavares e J.A. Bendassolli. Implantação de um programa de gerenciamento de resíduos químicos e água servidas nos laboratórios de ensino e pesquisa do CENA/USP, Quim. Nova, 28(4), 732-738, 2005.

W.F Jardim, Quim. Nova, 21, 671, 1998.

---

## **Procedimento experimental**

### **A. Análise de rótulos e FISQPs de produtos químicos**

1. Analise os rótulos e as FISQPs dos dois produtos químicos fornecidos pelo professor (um sólido e um líquido) e preencha a tabela do Pós-LAB.
2. Construa o Diagrama de Hommel para os produtos químicos sobre a bancada na Folha de Anotações do Pós-lab.



## Gerenciamento de resíduos de laboratório

### Objetivos

Apresentar aos estudantes informações suficientes sobre os resíduos químicos produzidos em laboratório de ensino, a fim de desenvolver um comportamento responsável no descarte de resíduos químicos. Ao final desses experimentos os estudantes deveram aprender: a segregar, acondicionar e identificar os resíduos de acordo com as normas locais.

### Introdução

Nos últimos anos, o gerenciamento de resíduos químicos em laboratórios de instituições de ensino superior no Brasil tornou-se uma prática rotineira em várias Universidades. Desde 2006 o Instituto de Química da UFG vem recolhendo e destinando os resíduos produzidos em seus laboratórios de ensino e pesquisa para o tratamento adequado, gerando cerca de 3 toneladas de resíduo por semestre.

Por definição, resíduo é tudo aquilo que não tem mais utilidade, conhecido popularmente como lixo. O resíduo merece atenção por parte de quem o gerou, pois é preciso uma destinação adequada para cada tipo de material.

Os resíduos contendo substâncias químicas que podem apresentar risco à saúde pública ou ao meio ambiente, sempre que possível, devem ser recuperados. Aqueles que não podem ser recuperados devem ser separados em grupos, estocados em frascos e etiquetados adequadamente para posterior descarte. De acordo com a RDC nº 306/2004 da ANVISA (Apêndice 1) e Resolução CONAMA nº 358/2005 os resíduos são classificados em 5 grupos (Tabela iii.1).

**Tabela iii.1** Caracterização dos resíduos químicos por grupos

Grupos	Características
A	Infectantes
B	Químicos
C	Radioativos
D	Comuns
E	Perfurocortantes

O grupo B inclui os resíduos contendo substâncias químicas que podem apresentar risco à saúde pública ou ao meio ambiente, dependendo de suas características de inflamabilidade, corrosividade, reatividade e toxicidade. As características dos riscos de cada substância estão contidas nas Ficha de Informações de Segurança de Produtos Químicos (FISPQ), que fornece informações sobre vários aspectos dos produtos químicos (substâncias ou misturas) quanto à segurança, à saúde e ao meio ambiente; transmitindo desta maneira, conhecimentos sobre produtos químicos, recomendações sobre medidas de proteção e ações em situação de emergência.

Todos os resíduos químicos devem ser acondicionados observando as exigências de compatibilidade química das substâncias constituintes do resíduo, assim como de cada resíduo com os materiais das embalagens de forma a evitar reação química entre os componentes do resíduo e da embalagem. Quando destinados à reciclagem ou reaproveitamento, devem ser acondicionados em recipientes individualizados, agrupados por suas características físico-químicas, periculosidade, compatibilidade e o destino final destes resíduos. No Instituto de Química da UFG, portanto, a classificação adotada é:

- Resíduos solventes halogenados
- Resíduos solventes não halogenados
- Resíduos metais
- Resíduos de nitrilas/cianetos
- Resíduos de mercúrio

As soluções de ácidos ou bases utilizadas devem ser neutralizadas para alcançarem pH entre 7 e 9, sendo posteriormente lançados na rede coletora de esgoto ou em corpo receptor, desde que atendam as diretrizes estabelecidas pelos órgãos ambientais, gestores de recursos hídricos e de saneamento competentes.

Resíduos químicos que não apresentam risco à saúde ou ao meio ambiente, não necessitam de tratamento, podendo ser submetidos a processo de reutilização, recuperação ou reciclagem. Finalmente, os resíduos orgânicos como sobras de alimento e restos podem ser encaminhados ao sistema coletor da Companhia de Urbanização de Goiânia (COMURG).

### Rotulagem e Identificação dos Resíduos Químicos

Todos os frascos contendo resíduos químicos não devem ultrapassar 75% de sua capacidade e devem ser identificados adequadamente por seu gerador, utilizando-se o rótulo padrão (Figura iii.1), com o máximo de informações sobre o resíduo.


Resíduo Químico - Instituto de Química - UFG		
	Área: _____	Data: ____/____/____
	Bloco/Lab: _____	Quant. Estimada: _____
UFG ( )-Líquido ( )-Sólido		
Conama 358/05:	NBR 10004/04:	( )-Inflamável
( ) A-Biológico	( ) I - Perigosos	( )-Corrosivo
( ) B-Químico	( ) IIA - Não Inertes	( )-Reativo
( ) C-Radioativo	( ) IIB - Inertes	( )-Tóxico
( ) D-Comum		( )-Patogênico
( ) E-Perfuro-cortante	pH: ( ) Ácido ( ) Básico ( ) Neutro	
Descrição do Resíduo: <div style="border: 1px solid black; height: 60px; width: 100%;"></div>		_____ Responsável

Figura iii.1 Rótulo de identificação utilizado pelo IQ/UFG.

Considerando a necessidade de se disciplinar a prestação de informações sobre o gerenciamento de resíduos sólidos, o IBAMA publicou na Instrução Normativa nº 13/2012 a lista brasileira de resíduos sólidos que atribuiu aos diferentes tipos de resíduos um código a fim de classificá-los. Estão listados na Tabela iii.2 os códigos do IBAMA referentes aos resíduos gerados no IQ/UFG bem como exemplos de resíduos de cada grupo.



Tabela iii.2. Códigos do IBAMA e exemplos de resíduos referentes aos códigos.

Classificação Grupo de Resíduos	Código IBAMA	Exemplo
FORMOL – Sobras de produto químico	161001(*)	Solução aquosa de FORMOL (1%, 4%, 10 %, etc.)
REAGENTES DE LABORATÓRIO	180202(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Reagentes químicos em MAU ESTADO: Dicromato de potássio, cloreto de manganês, sulfato de manganês, cloreto de mercúrio, oxalato de Potássio, ácido bórico, etc.</li> </ul>
RPQ - sobras de produtos químicos	160506(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Resíduos líquidos contendo mistura de substâncias perigosas. P. ex.               <ol style="list-style-type: none"> <li>Resíduo líquido (misturas): álcool, fosfato de potássio monobásico; fosfato de sódio dibásico; hidróxido de potássio, ácido acético, corantes diversos, glutaraldeído;</li> <li>Resíduo líquido (misturas): acetona, ácido acético, ácido fluorídrico, ácido nítrico, ácido oxálico, azida sódica, cloreto de potássio.</li> </ol> </li> </ul>
MP - sobras de produtos químicos contendo METAIS PESADOS	180202(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Resíduos líquidos (misturas de substâncias químicas) contendo METAIS PESADOS. P. ex.               <ol style="list-style-type: none"> <li>Resíduo líquido (misturas): dicromato de potássio, nitrato de prata;</li> <li>Resíduo líquido (misturas) contendo: alumínio, antimônio, cádmio, chumbo, cobalto, cobre, cromo, ferro, manganês, molibdênio, níquel, ouro, paládio, prata e zinco.</li> <li>Resíduo líquido (misturas) contendo: hidróxido de sódio (8m), iodeto de sódio (4m), cloreto de manganês (3m), ácido sulfúrico (10m) e iodato de potássio.</li> </ol> </li> </ul>
MERCÚRIO (Hg) - sobras de produtos químicos contendo MERCÚRIO	060404(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Resíduos líquidos (misturas de substâncias químicas) contendo MERCÚRIO. P. Ex.               <ol style="list-style-type: none"> <li>Resíduo contendo: Mercúrio inorgânico e metilmercúrio em meio aquoso;</li> <li>Resíduo contendo: cromo (IV), prata (II), chumbo (II), mercúrio (II);</li> <li>Resíduo contendo sais de mercúrio: iodeto de mercúrio, cloreto de mercúrio etc.</li> </ol> </li> </ul>
Óleo lubrificante usado	130201(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Resíduos líquido de ÓLEO LUBRIFICANTE E/OU MINERAL, incluindo resíduos de óleo de BOMBA DE VÁCUO.</li> </ul>
Rejeito de tinta em pó	080312(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Toner e tintas em pó</li> </ul>
Revelador e fixador	180203(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Resíduos de reveladores, fixadores e interruptores fotográficos.</li> <li>Revelador fotográfico (contém hidroquinona e 4-metilaminofenol sulfato (metol), diluído em água)</li> </ul>
SCMP - sólido contaminado com PRODUTO QUÍMICO	180202(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Filtros com resíduos sólidos de substâncias perigosas;</li> <li>Luvas, ponteiros papéis filtro contaminadas com substâncias perigosas;</li> <li>Frascos plásticos (falcon e eppendorfs);</li> <li>Frascos de reagentes vazios de plásticos (PEAD, PP).</li> </ul>
SCMP - sólido contaminado com METAIS PESADOS	180202(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Filtros com resíduos sólidos de sais contendo metais pesados (mercúrio, prata, cromo, etc.);</li> <li>Luvas, ponteiros papéis filtro contaminadas com METAIS PESADOS (Pb, Cd, As e outros);</li> <li>Frascos plásticos (falcon e eppendorfs) contaminados com resíduos metálicos (Pd, Cu e In);</li> <li>Frascos de reagentes vazios de plásticos (PEAD, PP) que continham substâncias de mercúrio.</li> <li><b>Termômetro contendo Mercúrio.</b></li> </ul>
SCOT - sólidos contaminados ÓLEOS e TINTAS	150110(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Sólidos contaminados com óleo, graxa, solventes e tintas.</li> </ul>
Vidraria de laboratório e frascos de reagentes	180202(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Vidraria de laboratório quebrada contaminados com compostos orgânicos e inorgânicos;</li> <li>Frascos de reagentes vazios de VIDRO.</li> </ul>
RSS GRUPO E - perfurocortantes contaminado por GRUPO B	180205(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Caixa Descarpak LARANJA contendo seringas, ponteiros e lâmina contaminadas com substâncias químicas perigosas.</li> </ul>

Tabela iii.2. Continuação.

Classificação Grupo de Resíduos	Código IBAMA	Exemplo
SH - solventes HALOGENADOS	070103(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Resíduos de solventes orgânicos CONTÊM solventes HALOGENADOS (possui na estrutura molecular átomos de Cl, F, Br e I;</li> <li>i. Diclorometano, clorofórmio, tricloroetano, dicloroetano, bromofórmio, iodofórmio;</li> </ul>
SNH - solvente NÃO HALOGENADOS	070104(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Resíduo de solventes orgânicos que NÃO CONTÊM solventes HALOGENADOS:</li> <li>i. Hexano, ciclo-hexano, benzeno, tolueno, xileno;</li> <li>ii. Etanol, metanol, álcool isopropílico, álcool butílico, fenol;</li> <li>iii. Éter etílico, éter dietílico; acetato de etila, acetona;</li> <li>iv. Acetonitrila.</li> </ul>
Resíduos de combustível	130703(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Gasolina e suas frações, diesel, etc.</li> </ul>
Lodo contaminado com produto químico	190205(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Lodo tratado, cinzas de lodo (sólido);</li> <li>Lodo biológico e corantes reativos azo;</li> <li>Lodo frigorífico/carvão.</li> </ul>
Efluente têxtil contendo substâncias perigosas	040219(*)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Efluente têxtil. Efluente indústria pescado, etc.</li> <li>Efluente de tingimento de indústria, <math>H_2O_2</math>, corantes, NaCl, <math>Na_2CO_3</math>, metavanadato, ácido tânico e lauril sulfato de sódio</li> <li>Efluente têxtil, cloretos, sais, corantes, detergentes, surfactantes, alumínio</li> <li>Efluente têxtil, alaranjado de metila, azul de metileno e quitosana.</li> </ul>
Lâmpadas fluorescentes - Inteiras*	200121(*)	Existe rótulo específico para lâmpadas fluorescente
Lâmpadas fluorescentes - Quebradas*	200199(*)	Existe rótulo específico para lâmpadas fluorescente



Fonte: <<https://bioeticaemfoco.wordpress.com/humorreflexao/>>. Acesso em 09 março 2023.

## Bibliografia

- T.L. Brown, H.E. LeMay Jr, B.E. Bursten, C.J. Murphy, P.M. Woodward, M.W. Stoltzfus. **Química: a ciência central**. 13a ed., Pearson, 2016.
- R. Chang, K.A. Goldsby. **Química**. 11a ed., McGraw-Hill, 2003.
- J.C. Kotz, P.Treichel, Jr. **Química & reações químicas**, 3a ed., LTC, vol. 1, 1996.

## Procedimento experimental

Escolha um dos grupos de resíduos da Tabela iii.3.

**Tabela iii.3.** Simulação de resíduos químicos.

Grupo	Resíduo 1	Resíduo 2
1	5 L de solução aquosa contendo os íons: $\text{Cu}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Fe}^{3+}$ , $\text{Ni}^{2+}$	4 L da mistura dos solventes orgânicos: clorofórmio e diclorometano
2	3 L de solução aquosa contendo os íons: $\text{Hg}^{2+}$ , $\text{Ag}^+$ e $\text{Pb}^{2+}$	4 L da mistura dos solventes orgânicos: éter etílico, acetato de etila, álcoois em geral
3	3 L da mistura dos solventes orgânicos: etanol, butanol e álcool isopropílico.	4 L da mistura dos solventes orgânicos: xileno, tolueno e benzeno.
4	4 L da mistura dos solventes orgânicos: gasolina, querosene e diesel.	3 L da mistura dos solventes orgânicos: etanol, butanol e álcool isopropílico.

1. Preencha os rótulos de identificação dos frascos de resíduos apresentados na simulação (pós-LAB), conforme as orientações a seguir:

- a. Encontre as FISPQ dos componentes do resíduo no material do laboratório ou em um *site* de busca da internet, digitando o nome da substância química seguido da abreviatura FISPQ (ou MSDS caso o nome esteja em inglês).
- b. Identifique os riscos à saúde, inflamabilidade, reatividade e riscos específicos e descarte.





## Medidas de massa e volume

### Objetivos

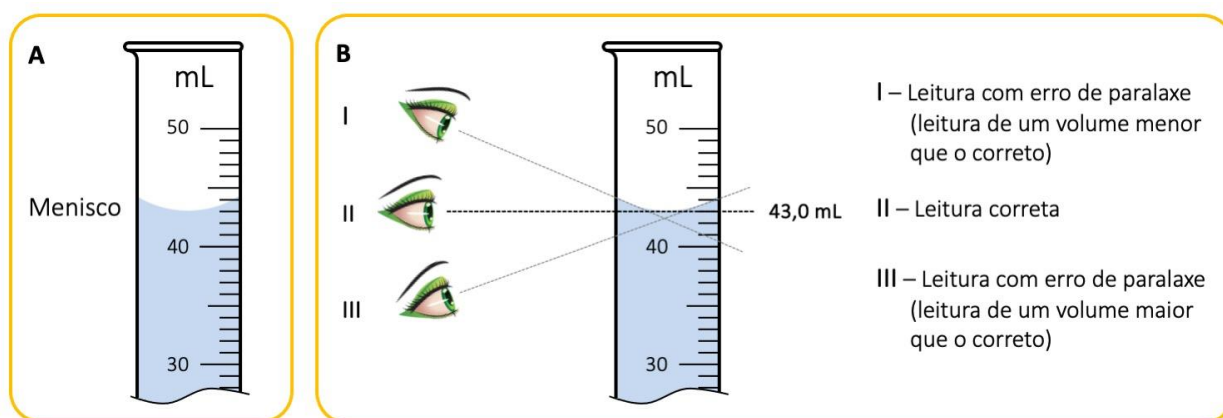
Familiarizar o estudante com o uso de instrumentos e unidades métricas de massa e volume em laboratório, com a medição de densidades de líquidos e sólidos. Discutir precisão e exatidão nas medidas de laboratório.

### Introdução

As medidas de massa e volume em laboratório de química são frequentes e devem ser feitas em aparelhos de medição que tenham uma precisão consistente com a precisão global desejada. Assim, para a precisão de 1% na pesagem de uma amostra de 10 g, uma balança com precisão de 0,1 g ( $1\% \text{ de } 10 \text{ g} = 0,1 \text{ g}$ ) é suficiente. Para a mesma precisão com uma amostra de 1 g, a precisão da balança deve ser 0,01 g.

A medida de volumes está sujeita a uma série de erros devidos à ação da tensão superficial sobre superfícies líquidas, dilatações e contrações provocadas pelas variações de temperatura, calibração imperfeita dos aparelhos volumétricos e erros de paralaxe.

Medir volumes de líquidos em um recipiente significa comparar a sua superfície com a escala descrita no recipiente utilizado. Essa superfície é denominada **menisco**. Para a água e muito outros líquidos o menisco é côncavo, sendo que sua parte inferior (vértice) deverá coincidir com a linha de aferição (Figura 1.1).



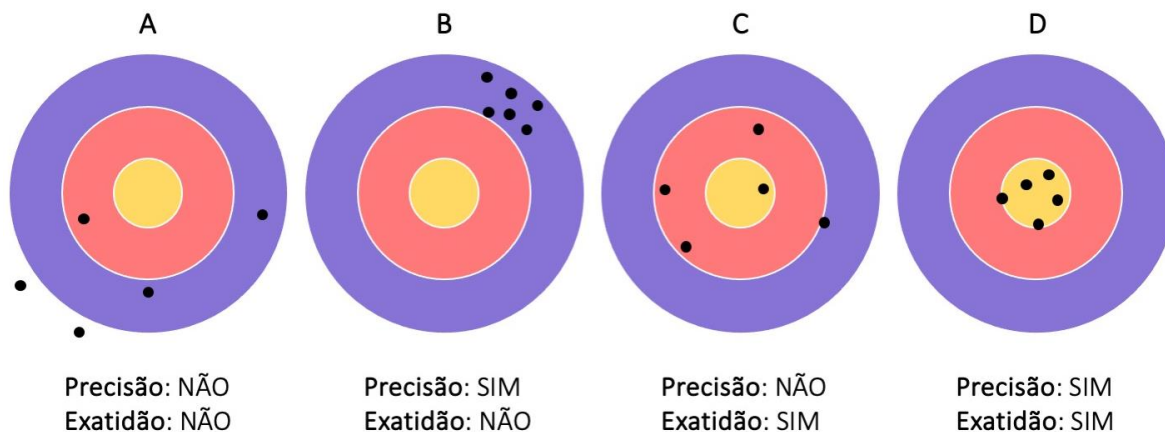
**Figura 1.1.** Superfície côncava (a) e maneira correta de leitura de volumes (b).

Outra técnica importante é a posição do olho do observador. Este deverá estar sempre no mesmo nível da marca de aferição do recipiente. Se o observador estiver olhando por cima do menisco, observará um valor superior ao verdadeiro. Se estiver olhando por baixo do menisco, observará um valor inferior. Estes erros são conhecidos como **erros de paralaxe**.

### *Precisão e exatidão em uma medida*

Ao realizar uma medida em um laboratório, é necessário ter-se ideia de quão boa é essa medida. O rigor na certeza da medida dependerá do tipo de experimento a ser realizado. Existem duas medidas muito úteis para se avaliar medições: a exatidão e a precisão.

Dizer que uma medida é exata significa que ela se aproxima do valor verdadeiro. Dizer que uma medida é precisa significa que, ao se repetir a medição por diversas vezes, sempre se chegará a valores muito próximos entre si, mas não necessariamente próximos do valor verdadeiro. A figura abaixo ilustra a diferença entre exatidão e precisão, supondo que o círculo mais interior represente o valor verdadeiro, e as manchas pretas os valores medidos.



**A** - Grande dispersão de resultados. Erros fortuitos elevados. Existência de erros sistemáticos: resultado não preciso e não exato.

**B** - Baixa dispersão de resultados. Erros fortuitos pequenos. Existência de erros sistemáticos: resultado preciso, mas não exato.

**C** - Grande dispersão de resultados. Erros fortuitos elevados. Não existência de erros sistemáticos: resultado não preciso, mas exato.

**D** - Baixa dispersão de resultados. Erros fortuitos pequenos. Não existência de erros sistemáticos: resultado preciso e exato.

**Obs.** A incerteza de medição dos alvos A e C é maior do que B e D. A Incerteza das medidas é representada pela dispersão dos valores.

Para medir volumes de líquidos são usadas vidrarias que nos fornecem medidas com exatidão, com aproximação e medidas grosseiras. Enfim, há vidrarias com exatidão e precisão distintas.

A exatidão de uma vidraria está associada à sua calibração. O fabricante deverá ter feito uma rigorosa marcação dos volumes, em conformidade com o valor real. Uma proveta, por exemplo, onde os traços de aferição estejam colocados nos lugares certos é uma proveta exata. A calibração periódica de vidrarias é sempre desejável devido à variação, com o tempo, da resposta da maioria dos instrumentos, resultante do desgaste, da corrosão ou da manutenção inadequada. Já a precisão de uma vidraria está associada ao seu formato. Geralmente, provetas não são vidrarias precisas. Isto porque essa vidraria é muito larga à altura dos traços de aferição. Dificilmente o experimentador terá acuidade visual suficiente para conseguir medir um valor com precisão, já que uma pequena diferença de altura da coluna de líquido, de uma medição para outra, implicará numa grande diferença de volume, já que o tubo é grosso. Por outro lado, uma pipeta volumétrica é uma vidraria precisa, pois seu diâmetro no local onde está o traço de aferição é bem pequeno. Um experimentador, ao variar, de uma medida para outra, 0,5 mm, variará um valor muito

pequeno de volume. Se fosse uma proveta, por ter um diâmetro maior, haveria uma variação volumétrica muito maior. Por isso, a pipeta volumétrica é mais precisa que a proveta e que a pipeta graduada. Porém, ela só será exata se o fabricante tiver feito uma marcação correta do traço de aferição.

Durante o tempo, em laboratórios credenciados, faz-se a calibração das vidrarias exatas, pois o vidro pode ter sofrido alguma dilatação. Se o traço de aferição não estiver correto, apaga-se e coloca-se outro. Para certificar-se do valor correto, pode-se pesar a quantidade de água transferida por uma vidraria, usando uma balança calibrada. Como a densidade da água em várias temperaturas é conhecida, pela massa da alíquota transferida sabe-se o volume transferido. Compara-se esse volume com o volume indicado pela vidraria, para saber se a vidraria está exata. Para saber se a vidraria é precisa, pode-se pesar várias alíquotas iguais e ver se os valores são semelhantes.

As vidrarias de medidas se classificam em duas categorias:

- a. Vidrarias para conter um volume líquido específico, como por exemplo os balões volumétricos (também chamadas de vidrarias TC, do inglês, *To Contain*).
- b. Vidrarias para dar escoamento a volumes variáveis, como por exemplo as pipetas, as buretas, etc. (também chamadas de vidrarias TD, do inglês, *To Deliver*).

### ***Vidrarias mais comuns para medida de volume de líquidos***

- a. **Balão volumétrico:** Recipiente destinado a conter um determinado volume de líquido, a uma dada temperatura. É utilizado no preparo e na diluição de soluções de concentração definida (soluções padrão). Como o volume nominal dos balões volumétricos é geralmente calibrado a 20 °C, não é recomendado colocar soluções aquecidas no seu interior, nem os submeter a temperaturas elevadas. Como o traço de aferição está localizado em um local de diâmetro pequeno, o pescoço do balão, esta é uma vidraria precisa. Caso o balão tenha sido calibrado recentemente, e não tiver sido exposto ao calor, ele será exato.
- b. **Proveta:** Frasco destinado a medidas aproximadas de volume. Podem ser encontradas em diversos volumes. Não é precisa. Pode ser exata, a depender da calibração do fabricante.
- c. **Béquero:** Recipiente com ou sem graduação, de forma alta ou baixa. Sua graduação fornece uma medida grosseira de volume. Usado no preparo de soluções, na pesagem de sólidos e no aquecimento de líquidos, bem como em reações de precipitação e recristalização. Não é precisa, e geralmente não é exata, pois o fabricante não se preocupa em marcar com muita certeza os traços de aferição, já que não é uma vidraria usada para transferências de volume com rigor na medida.
- d. **Erlenmeyer:** Recipiente com ou sem graduação. Se apresentar alguma graduação, esta fornece uma medida grosseira de volume. Esse recipiente é largamente utilizado na análise titulométrica, no aquecimento de líquidos e na dissolução de substâncias. Da mesma forma que o béquer, não é exato nem preciso.
- e. **Pipetas:** Instrumento para medida e transferência de determinados volumes de líquidos a uma dada temperatura. Existem basicamente dois tipos de pipetas: as volumétricas ou de transferências e as graduadas. As primeiras são utilizadas para escoar volumes fixos, enquanto as graduadas são utilizadas para escoar volumes variáveis de líquidos. As volumétricas são mais precisas e exatas, porém, menos versáteis. A precisão das graduadas depende do volume que se quer transferir. A transferência de volumes maiores implica em maior precisão.

- f. **Bureta:** Permite o escoamento de líquidos e é muito utilizada em titulações. Possui uma torneira controladora de vazão na sua parte inferior. Por ser usada em experimentos onde o volume deve ser medido com rigor, as buretas são bem calibradas pelo fabricante, e, se bem cuidadas, são vidrarias exatas. Por serem finas, são precisas. A imprecisão fica maior quando se mede volumes muito pequenos. Nesse caso, o melhor a fazer é recorrer a buretas de menor capacidade. Quando se realiza uma titulação, onde o volume gasto deve ser em torno de 20 mL, usa-se uma pipeta de 25,0 mL de capacidade. O uso de uma de 50 mL ou mais aumentaria o erro da medida e, portanto, a imprecisão.

As figuras de algumas vidrarias e acessórios comuns em um laboratório de Química podem ser encontradas no Apêndice 4 (página 93).

### ***Limpeza e secagem de material volumétrico***

Os aparelhos volumétricos devem estar perfeitamente limpos, para que os resultados das medidas possam ser reprodutíveis. Recomenda-se limpar o material com solução de detergente, enxaguá-lo várias vezes com água da torneira e depois com jatos de água destilada. Verifica-se a limpeza, deixando escoar a água. Se a película líquida, inicialmente formada nas paredes, escorre uniformemente, sem deixar gotículas presas, a superfície está limpa. Qualquer sujeira aderida às paredes dos recipientes altera o resultado da medida.

Para a secagem de material volumétrico, pode-se utilizar secagem comum, por evaporação à temperatura ambiente ou secagem em corrente de ar, por exemplo, ar aspirado por meio de uma bomba de vácuo.

Uma secagem rápida pode ser obtida após enxaguar o material com álcool ou acetona. Caso não se disponha de tempo para secar pipetas ou buretas, deve-se enxaguá-las repetidas vezes com pequenas porções do líquido que será usado para enchê-las. Material volumétrico não deve ser seco em estufa, nem deve ser aquecido.

### ***Limpeza e conservação da balança***

Deve-se cuidar para não derramar nenhum produto na parte interna da balança. Caso isso ocorra, remova o prato e lave-o com água corrente e sabão, secando-o com uma flanela ou papel-toalha. A bandeja deverá ser limpa APENAS com álcool e um pano macio. As paredes são passíveis dos mesmos cuidados que a bandeja.

---

## **Bibliografia**

J.M. Postma, J.L. Roberts Jr., J.L. Hollenberg, **Química no Laboratório**, 5a ed., Manole, 2009.

---

## **Procedimento experimental**

### **A. Aprendendo pipetar**

1. Zerar uma pipeta graduada e fazer o escoamento do líquido das seguintes maneiras:
  - a) de 1 em 1 mL
  - b) de 0,5 em 0,5 mL



## B. Exatidão dos instrumentos de volume em laboratório

Compare os volumes medidos entre diferentes instrumentos de laboratório com os volumes determinados utilizando-se da densidade da água. Anote os resultados na tabela no **Pós-LAB**.

1. Pese separadamente os seguintes instrumentos de laboratório (anote a massa na Folha de Anotações):
  - a) Proveta de 50 mL;
  - b) Balão volumétrico de 50 mL;
  - c) Béquer de 50 mL.
2. Meça 50 mL de água em cada instrumento e pese-os novamente na mesma balança utilizada no item anterior e anote a massa.
3. Meça a temperatura da água utilizando um termômetro e com auxílio da densidade da água (ver página 33 ou a Tabela A5.5 do Apêndice 5), calcule o volume do líquido.

## C. Precisão dos instrumentos de volume em laboratório

1. Meça a massa de 50 mL de água, medidas em um balão volumétrico de 50 mL. Esvazie o balão, e meça novamente por mais duas vezes.

### Resíduos

Não há geração de resíduos neste experimento.





## Transformações físicas e químicas

### Objetivos

Identificar diferentes transformações na matéria, distinguindo-as em transformações físicas e químicas e medir o ponto de fusão de uma amostra.

### Introdução

A matéria que nos rodeia está em constante mudança, sofrendo inúmeras transformações. Uma floresta em chamas, o gelo das calotas polares que funde, o açúcar que adoça o café, tudo isto são exemplos de transformações que ocorrem todos os dias. Considere, por exemplo, que amassemos uma folha de papel usada para descartá-la no lixo. Isto é uma transformação, pois a aparência, tamanho e formato da folha de papel foram modificadas. Entretanto, a sua constituição continua sendo a mesma, ou seja, continua sendo formada por celulose.

Um metal que se transforma em fio, a construção de objetos de madeira, a dissolução de açúcar em água, a evaporação do álcool, são exemplos de mudanças de estado físico. Essas transformações em que apenas a aparência é alterada e não há formação de novas substâncias são chamadas de **transformações físicas**. Em química, as mudanças de estado físico, são chamadas também de mudança de fase e ocorrem por meio da variação de temperatura, resumidas na Figura 2.1.

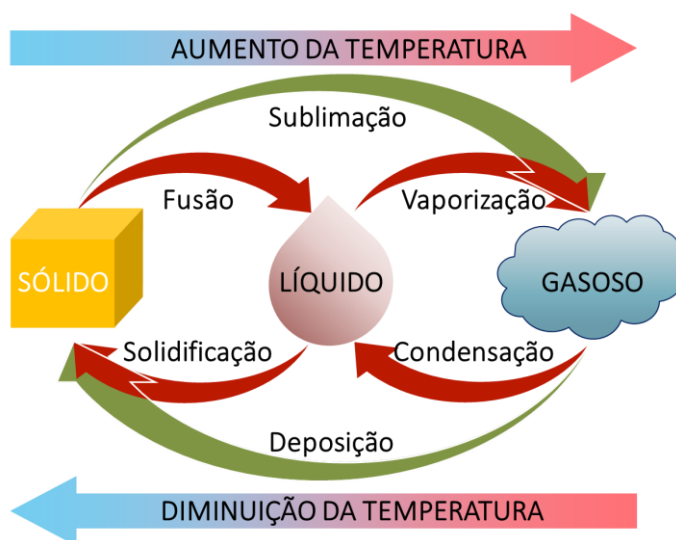


Figura 2.1. Mudanças de fase.

Dependendo da pressão e da temperatura em que se encontra a matéria, ela pode existir em três estados físicos de agregação: sólido, líquido e gasoso. Ao receber ou perder certa quantidade de calor a matéria pode sofrer uma mudança ou transição desse estado. Outro estado da matéria, bem menos comum na Terra, mas frequente, é o plasma. O plasma é um estado físico da matéria similar ao gás, porém suas partículas se encontram ionizadas (carregadas com cargas elétricas).

Por outro lado, são as **transformações químicas** que sempre fascinaram a humanidade. A partir delas surgiram diferentes processos e materiais que ajudaram o desenvolvimento da tecnologia e melhoria da vida do ser humano no planeta.

As transformações químicas são definidas macroscopicamente como um processo no qual novas substâncias são formadas. Do ponto de vista microscópico, podem ser pensadas como um rearranjo de átomos. Contudo, qualquer que seja o ponto de vista, a transformação química é referida como uma reação química representada por uma equação química que tem a seguinte forma:

### Reagentes → Produtos

Uma maneira de comprovar a existência de uma transformação química é por meio da comparação do estado inicial e final do sistema. Algumas evidências podem ser observadas, permitindo verificar a ocorrência dessas transformações, como modificação na cor, cheiro, estado físico e temperatura.

Confira a tabela com a descrição do sistema antes e depois da transformação:

Processo	Estado Inicial	Estado Final
Queima da gasolina	<i>Gasolina</i> : líquido amarelado, com cheiro característico	Gases incolores
	<i>Oxigênio</i> : gás incolor	
Enferrujamento de um prego	<i>Prego</i> : sólido rígido, com coloração cinza	Pó vermelho castanho
	<i>Oxigênio</i> : gás incolor	
	<i>Água</i> : líquido incolor	

Em alguns casos, somente pela observação visual, não é possível identificar se houve uma transformação química e por isso demanda uma investigação mais detalhada com auxílio de equipamentos. Em outros, a identificação de processos reais pode ser mais complexa, pois pode envolver tanto transformações químicas quanto físicas, de modo que o processo global não pode ser atribuído a qualquer categoria. Por exemplo, o café em ebulição envolve *transformação química* (as moléculas que dão sabor ao café reagem com o ar formando outras substâncias de sabor amargo) e *transformação física* (a água do café que passa do estado líquido para estado gasoso).

Ao realizar um experimento é importante saber identificar e reconhecer os diferentes materiais que participam de uma transformação. Esses materiais podem apresentar um espaço uniforme em toda sua extensão e propriedades constantes ou não.

Uma substância pode ser identificada por um conjunto de propriedades classificadas como extensivas e intensivas. As propriedades extensivas são aquelas que dependem da quantidade de matéria presente na amostra como, por exemplo, a massa e o volume. As propriedades intensivas são aquelas que independem da quantidade de matéria e sim da natureza da substância, como por exemplo, a temperatura, a pressão e a entalpia molar. Por isso, são muitas vezes chamadas de propriedades características de uma substância, utilizadas, frequentemente, na determinação do seu grau de pureza.

Algumas dessas propriedades estão listadas a seguir:

*Ponto de fusão:* o ponto de fusão é a temperatura na qual uma substância sólida, em condições de equilíbrio, passa para o estado líquido. No caso de uma “substância pura”, o intervalo de temperatura desde o momento inicial da fusão (aparecimento de uma fase líquida) até a sua completa fusão não deve exceder a 0,5 °C. Substâncias contendo impurezas não possuem um ponto de fusão definido, mas um intervalo com vários graus de temperatura.

*Ponto de ebulição:* o ponto de ebulição é, por definição, a temperatura na qual a pressão de vapor de um líquido torna-se igual à pressão atmosférica, quando essa é de 760 mm Hg.

---

### Bibliografia

R. Chang, K.A. Goldsby. **Química**. 11a ed., McGraw-Hill, 2003.

J.C. Kotz, P.Treichel, Jr. **Química & reações químicas**, 3a ed., LTC, vol. 1, 1996.

---

### Procedimento experimental

Realize os experimentos a seguir e preencha a tabela na folha de anotações com suas observações.

#### A. Transformações químicas e físicas

1. **DEMONSTRATIVA.** Coloque em um vidro de relógio seco uma pequena quantidade (ponta de espátula) de cloreto de cálcio. Observe e anote suas características físicas. Deixe o vidro de relógio exposto à atmosfera por aproximadamente 1 hora, observe e anote as mudanças ocorridas.
2. **DEMONSTRATIVA.** Repita o experimento **A.1** substituindo o cloreto de cálcio por hidróxido de sódio.
3. Adicione em um tubo de ensaio 20 gotas de solução de nitrato de chumbo(II) 0,01 mol L<sup>-1</sup> e observe. Em seguida, adicione lentamente 20 gotas de solução de iodeto de potássio 0,01 mol L<sup>-1</sup>, agite e observe.
4. Aqueça água em um béquer até próximo a fervura e mergulhe o tubo do experimento **A.3**, preso a uma pinça de madeira, e agite levemente por cerca de 3-5 min. Observe. Deixe resfriar e após vários minutos observe novamente.
5. Adicione em um tubo de ensaio 10 gotas de solução saturada de carbonato de sódio e observe. Em seguida, adicione, lentamente, 5 gotas de solução de ácido clorídrico (1 mol L<sup>-1</sup>), agite e observe.
6. Adicione em um tubo de ensaio 20 gotas de solução de ácido clorídrico (1 mol L<sup>-1</sup>). Em seguida, adicione lentamente 20 gotas de solução de hidróxido de sódio (1 mol L<sup>-1</sup>) e observe.
7. Adicione em um tubo de ensaio 10 gotas de água de torneira e observe. Em seguida, adicione 10 gotas de etanol, agite e observe.

8. Preencha a parte côncava de um tubo de ensaio com cloreto de amônio e adicione água até completar  $\frac{1}{4}$  do volume do tubo. Agite e observe.
9. Coloque uma ponta de espátula de sulfato de cobre(II) penta-hidratado sobre uma cápsula de porcelana seca, aqueça sobre uma chapa de aquecimento por alguns minutos, deixe esfriar e observe.
10. Adicione, uma gota de água sobre o sólido resultante do procedimento A.9 e observe.

## B. Determinação do ponto de fusão de um sólido

Adicione uma pequena quantidade do sólido (suficiente para preencher, após empacotamento, cerca de 0,5 cm) em um tubo capilar fechado em uma das extremidades e amarre o capilar junto ao bulbo de um termômetro, como mostrado na Figura 2.2.

1. Mergulhe o bulbo do termômetro em um béquer contendo água e aqueça lentamente.
2. Observe e anote as temperaturas inicial e final de fusão.
3. Resfrie o capilar e repita o procedimento mais uma vez para confirmar o valor da temperatura de fusão.
4. Anote o valor obtido de ponto de fusão e consulte o valor tabelado para fins de comparação.

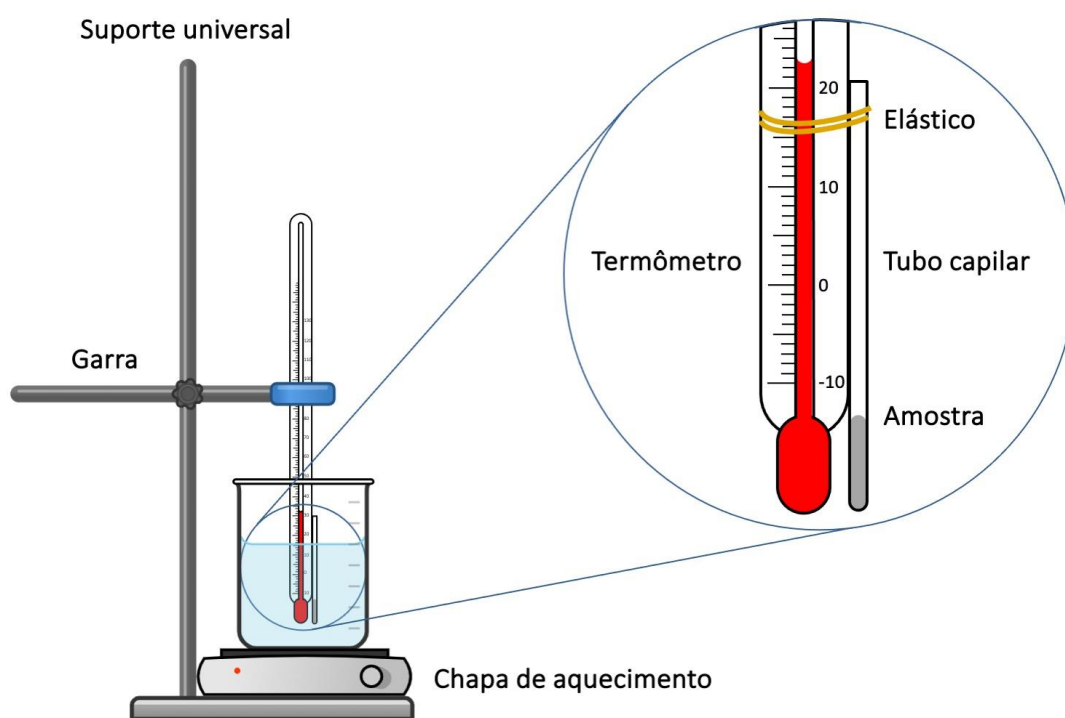


Figura 2.2. Montagem para a determinação do ponto de fusão.

### Resíduos

Descarte os resíduos gerados durante a execução do experimento no frasco de descarte de resíduos.



## Densidade

### Objetivos

Identificar, a partir da determinação da densidade, sólidos e líquidos.

### Introdução

A ausência de evidências numa transformação química não garante que a mesma não tenha ocorrido, apenas sugere a necessidade de se procurar sinais que possam conduzir a uma resposta definitiva. Uma forma eficiente de se obter informações da formação de novas substâncias é investigar as propriedades, que naturalmente são diferentes das propriedades das substâncias iniciais. Da mesma maneira como você consegue reconhecer um amigo por um conjunto de suas características (a cor da pele, o timbre de voz, a forma do nariz, o modo de andar, o jeito de falar, a cor e a textura dos cabelos, o porte físico etc.), as substâncias são caracterizadas pelo conjunto de suas propriedades.

Existem vários tipos de propriedades que caracterizam a matéria. Elas podem ser identificadas por um conjunto de propriedades classificadas como extensivas e intensivas. As propriedades extensivas são aquelas que dependem da quantidade de matéria presente na amostra como, por exemplo, a massa e o volume. As intensivas são aquelas que independem da quantidade de matéria e sim da natureza da substância, como por exemplo, a temperatura, a densidade, a pressão, o coeficiente de solubilidade, entre outras. Por isso, são muitas vezes chamadas de propriedades características de uma substância, utilizadas, frequentemente, na identificação das substâncias e na determinação do seu grau de pureza.

As propriedades físicas e químicas podem, também, ser usadas para classificar substância iônicas ou moleculares. Os compostos iônicos são aqueles constituídos de cátions e ânions ligados por atrações eletrostáticas. Por isso, geralmente, possuem pontos de fusão elevados, superiores a 300 °C, boa solubilidade em água, conduzem eletricidade em solução aquosa ou fundidos e não queimam na chama. Por outro lado, os compostos moleculares, consistem em moléculas neutras mantidas juntas no estado sólido (ou líquido) pelas forças intermoleculares, também, de natureza eletrostática, mas muito mais fracas do que as ligações iônicas. Consequentemente, os compostos moleculares têm geralmente pontos de fusão baixos, frequentemente menores que 300 °C, e menor solubilidade na água do que os compostos iônicos. Quando os compostos moleculares se dissolvem na água, eles não conduzem eletricidade. Exemplos de propriedades físicas são a densidade, o ponto de fusão, a solubilidade e a condutividade eletrolítica.

**Densidade:** a densidade de uma substância é definida como a razão entre a sua massa e seu volume. Pode ser classificada de duas maneiras, densidade absoluta e relativa. A *densidade absoluta* também chamada de *massa específica* ( $\rho$ ) é a razão entre a massa de um corpo e seu volume. A *densidade relativa* é a razão entre duas massas específicas em que o denominador é a massa específica de uma substância tomada como padrão ou referência. Ela é expressa geralmente em  $\text{g cm}^{-3}$ . Adota-se comumente como padrão a água pura a 4 °C, cuja densidade é  $1,0 \text{ g cm}^{-3}$ .

No caso dos líquidos e sólidos, a densidade é geralmente expressa em unidades de  $\text{g mL}^{-1}$  ou  $\text{g cm}^{-3}$ ; sendo equivalentes, uma vez que 1 mL é exatamente igual a  $1 \text{ cm}^3$ .

A densidade é uma **propriedade intensiva**, o que significa que independe do tamanho da amostra. Por exemplo, a densidade de uma viga de aço ou de uma esfera de aço sempre serão iguais a  $7,85 \text{ g cm}^{-3}$ . A massa e o volume de cada peça serão diferentes, mas a relação de massa-volume é a mesma. Em geral, diferentes substâncias têm diferentes densidades, mesmo que elas ocupem o mesmo volume ou tenham a mesma massa. Desta forma, considerar apenas o volume ou a massa, ignorando a densidade pode ter consequências desastrosas no uso ou armazenamento de uma substância. A clássica pergunta: “*O que pesa mais, 1 kg de algodão ou 1 kg de chumbo?*” resume bem essa questão. Apesar da resposta que parece fácil, uma vez que se trata da mesma massa, o algodão é muito menos denso que o chumbo e ocupará um volume muito maior.

**Solubilidade:** a solubilidade é uma medida de quanto uma substância dissolve-se em uma outra. A regra geral de solubilidade é que “semelhante dissolve semelhante”, o que significa dizer que substâncias polares tendem a se dissolver na substância polar e substâncias não polares tendem a dissolver-se em substâncias não polares. Do ponto de vista quantitativo, tem-se o coeficiente de solubilidade, que é uma grandeza que determina a quantidade máxima de um soluto que podemos dissolver em uma dada quantidade de solvente em certa temperatura.

**Condutividade eletrolítica:** a condutividade eletrolítica é a capacidade que uma solução tem de conduzir ou transmitir a corrente elétrica. O mecanismo da condução de corrente elétrica em soluções eletrolíticas difere da dos metais. Nos metais a corrente é composta unicamente por ‘elétrons livres’, já nos líquidos a condução é feita pelo movimento de íons solvatados atraídos por um campo elétrico. Qualquer substância que se dissolve em água sem a formação de íons é chamada de um **não-eletrólito**. Em geral, solutos moleculares que são polares ou aqueles que podem formar ligações de hidrogênio, são solúveis em água. O nome **eletrólito** é dado à substância cuja solução aquosa contém íons. Como os íons são partículas carregadas, ao se moverem através da solução, eles conduzem eletricidade. Um eletrólito é um **eletrólito forte** quando 100% ou quase isso das partículas do soluto são íons, contanto que a solução seja uma solução diluída. Um eletrólito é dito ser um **eletrólito fraco** quando uma fração substancialmente menor do que 100% das partículas do soluto se apresentam como íons, existindo aí uma quantidade razoável de moléculas em solução, mesmo que a solução seja diluída. Por exemplo, soluções de ácido nítrico diluídas - abaixo de  $1 \text{ mol L}^{-1}$  contém como soluto exclusivamente íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{NO}_3^-$ , enquanto no ácido concentrado cerca de 70% das partículas do soluto são moléculas não dissociadas de  $\text{HNO}_3$ .

Por fim, o estudo das propriedades dos materiais ajuda a compreender as transformações que ocorrem na natureza.

---

## Bibliografia

R. Chang, K.A. Goldsby. **Química**. 11a ed., McGraw-Hill, 2003.  
J.C. Kotz, P.Treichel, Jr. **Química & reações químicas**, 3a ed., LTC, vol. 1, 1996.

---

## Procedimento experimental

### A. Determinação da densidade de sólidos

1. Analise visualmente cada uma das amostras de sólidos fornecidas e anote as observações no Pós-LAB.



2. Pese numa balança semi-analítica o pedaço do sólido do qual se pretende determinar a densidade e anote o resultado.
3. Coloque 5,0 mL de água em uma proveta com capacidade para 10 mL e adicione o sólido pesado na mesma. Ao adicionar o sólido, incline a proveta em aproximadamente 45° e deixe o sólido deslizar pelas paredes da vidraria. Verifique a diferença de volume.
4. Anote seus resultados e calcule a massa específica do sólido.
5. Identifique cada um dos sólidos dentre as opções disponíveis no **Pós-LAB**. Compare o valor obtido com o valor real e calcule o erro.

#### B. Determinação da densidade de líquidos usando um picnômetro

1. Faça a calibração do picnômetro conforme as instruções do professor.
2. Determine a densidade do líquido desconhecido fornecido pelo professor utilizando o picnômetro.
3. Anote seus resultados e calcule a densidade do líquido.
4. Identifique o líquido dentre as opções disponíveis no **Pós-LAB**. Compare com o valor real e calcule o erro.

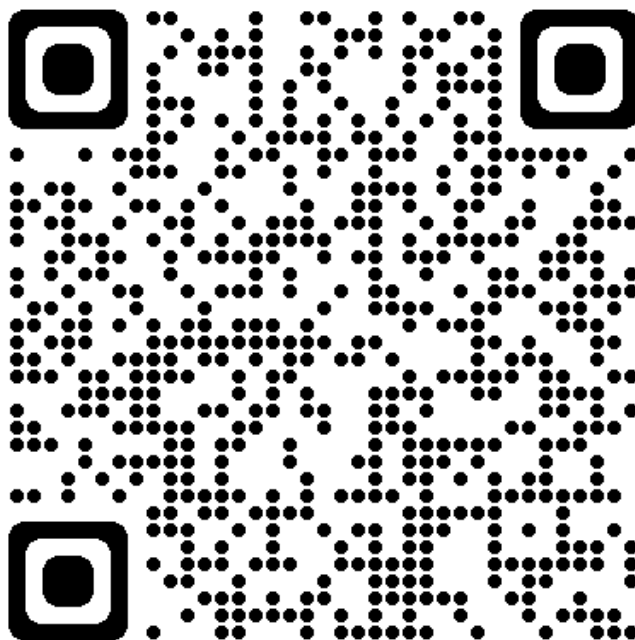
#### Resíduos

Não há geração de resíduos neste experimento.

#### Densidade da água ( $\text{g mL}^{-1}$ ) vs Temperatura ( $^{\circ}\text{C}$ )

Use o QR Code ao lado para acessar a calculadora online vCalc de densidade da água em função da temperatura.

No campo (*T*)*Temperature* forneça o valor de temperatura medido (em  $^{\circ}\text{Celsius}$ ). Selecione a unidade de densidade para g/mL.



(retirado de: <https://www.vcalc.com/wiki/MichaelBartmess/Water%20Density%20by%20Temperature>)





## Misturas e separação

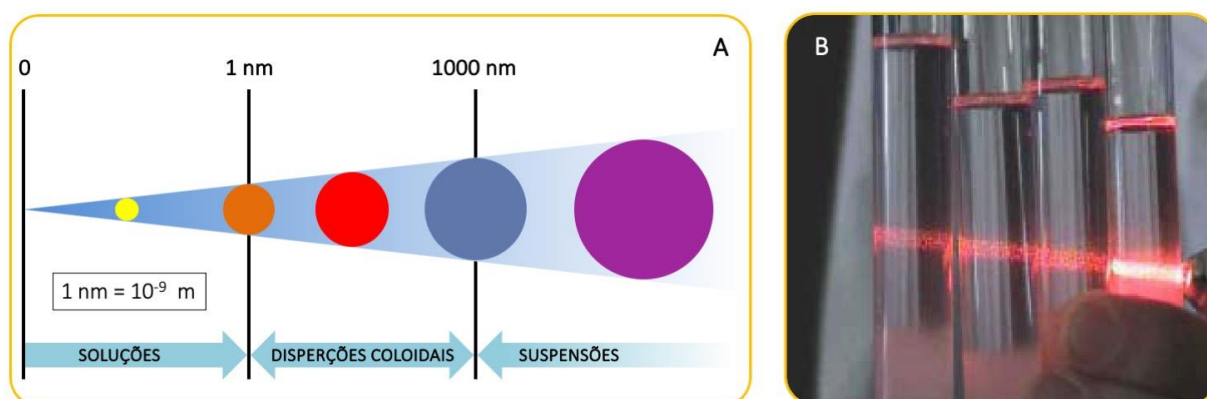
### Objetivos

Discutir do ponto de vista micro- e macroscópico o que é uma solução, dispersão coloidal e suspensão. Diferenciar misturas homogêneas de heterogêneas. Estudar os métodos de separação de substâncias utilizando-se técnicas de decantação e filtração.

### Introdução

A maior parte dos materiais que lidamos no dia a dia são misturas. As misturas são sistemas formados por duas ou mais substâncias, sem que haja reação química entre elas. São classificadas em homogênea ou heterogênea, conforme apresente ou não as mesmas propriedades em qualquer parte de sua extensão. Nas misturas heterogêneas seus componentes não estão uniformemente misturados, enquanto nas misturas homogêneas seus componentes são uniformemente misturados em um nível molecular. Misturas homogêneas são também chamadas de soluções. Exemplos de soluções são muitos e são visíveis ao redor do mundo. O ar que respiramos é uma solução de vários gases. Latão é uma solução sólida de zinco em cobre. Por outro lado, o sumo de laranja é também uma mistura aparentemente homogênea. Porém, se esperarmos um pouco, a polpa da laranja deposita-se no fundo do copo sob a ação da gravidade. A estas misturas chamamos **suspensões**.

Existe ainda um terceiro tipo de misturas, onde as substâncias não se separam sob a ação da gravidade, mas onde é possível separá-las usando filtros extremamente finos ou centrifugas extremamente potente. O leite é uma dessas misturas. A este tipo de misturas chamamos **coloides**. Esta diferença resulta da diferença de tamanhos das partículas suspensas, o qual é usado como critério na definição dos coloides, como mostrado no esquema da Figura 4.1.



**Figura 4.1.** Relação de tamanhos entre partículas contidas em soluções, dispersões coloidais e suspensões.

Os coloides dispersam fortemente a luz, pois as partículas dispersas têm tamanhos semelhantes ao comprimento de onda da luz visível. Este fenômeno é chamado **efeito de Tyndall**.

e permite distinguir as soluções verdadeiras dos coloides, pois as soluções verdadeiras são translúcidas, ou seja, não dispersam a luz. A Tabela 4.1 resume algumas características desses três sistemas.

**Tabela 4.1.** Resumo das características principais de uma solução, dispersão coloidal e suspensão.

Suspensões	Dispersões coloidais	Soluções
Partículas maiores que $0,1\ \mu$	Partículas entre $1\ m\mu$ e $0,1\ \mu$	Partículas menores que $1\ m\mu$
Partículas visíveis em microscópio comum	Partículas invisíveis em microscópio comum, identificáveis no ultra-microscópio e visíveis no microscópio eletrônico	Partículas invisíveis em microscópio eletrônico
Partículas são retidas em papel de filtro comum	Partículas passam através dos poros de papel de filtro comum, mas são retidos em ultrafiltros	Partículas passam através de ultrafiltros
Partículas não difundem nem dialisam	Partículas difundem lentamente e somente as menores dialisam	Partículas difundem e dialisam rapidamente

As soluções podem ser gasosas, líquidas ou sólidas. Cada substância em uma solução é chamada de um componente da solução. O solvente é normalmente o componente presente em maior quantidade. Outros componentes são chamados de solutos. Devido às soluções líquidas serem as mais comuns, vamos concentrar a nossa atenção sobre elas nesta aula.

A miscibilidade ou compatibilidade entre dois líquidos baseia-se na semelhança da constituição das respectivas moléculas e conseqüentemente, na semelhança dos tipos de interações intermoleculares em cada substância. A miscibilidade de um líquido com outro pode ser prevista qualitativamente, portanto, pelo exame estrutural das moléculas que compõem as substâncias. Todavia, quantitativamente, propriedades como o momento dipolar e a constante dielétrica podem ser levadas em consideração.

### Separação de misturas

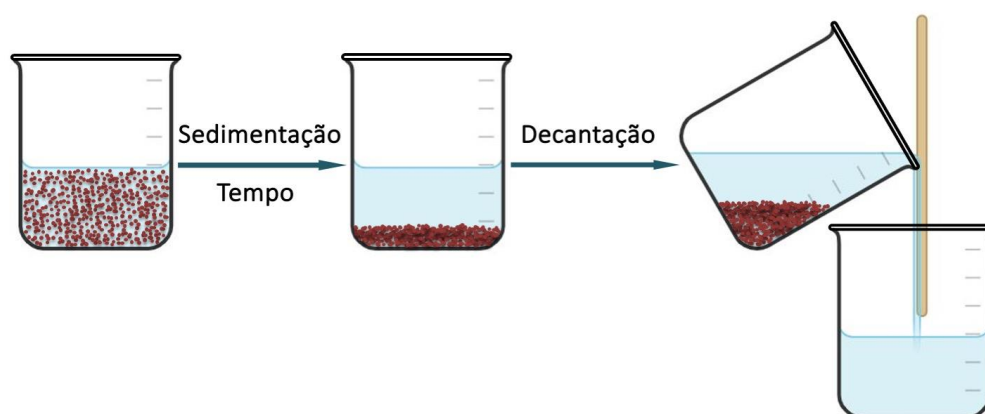
Como mencionado anteriormente, a maioria dos materiais encontrados na natureza, como a madeira, o solo e a água mineral, não são substâncias puras, mas, na verdade, misturas de duas ou mais substâncias. Qualquer material feito de duas ou mais substâncias, que não reagem quimicamente, é uma mistura. As misturas na qual a quantidade de um dos componentes exceder em muito a quantidade dos demais componentes, são chamadas de substâncias impuras, sendo os demais componentes chamados de impurezas.

O isolamento dos componentes puros, a partir de uma mistura, requer a separação de um componente do outro e vários métodos têm sido desenvolvidos com essa finalidade. Alguns se baseiam nas diferenças de propriedades físicas dos componentes da mistura; outros, nas diferenças de propriedades químicas ou de características químicas.

A preparação de compostos normalmente envolve separação ou isolamento dos produtos das impurezas geradas nas reações ou reagentes que não reagiram. Assim, a separação de misturas nos seus componentes e a purificação de substâncias impuras são problemas frequentemente encontrados em laboratório de química.

Embora existam inúmeras propriedades físicas que podem ser usadas para separar os componentes de uma mistura, nesses experimentos os métodos utilizados dependem exclusivamente das diferenças nas propriedades físicas que incluem o seguinte:

1. **Decantação:** é o processo de separação de um líquido de um sólido (sedimento) despejando suavemente o líquido do sólido de modo a não perturbar o sólido (Figura 4.2).
2. **Filtração:** é o processo de separação de um sólido de um líquido por meio de uma substância porosa, um filtro, que permite que o líquido passe através, mas não o sólido (Figura 4.3). Materiais de filtro comuns são papéis, camadas de carvão e areia.



**Figura 4.2.** Processo de decantação.

3. **Extração:** é a separação de uma substância de uma mistura dissolvendo a substância num solvente adequado. Este processo é utilizado para separar um composto solúvel de um composto insolúvel no solvente utilizado.
4. **Sublimação:** é o processo no qual um sólido passa diretamente para o estado gasoso sem o aparecimento do estado líquido. Nem todas as substâncias podem ser sublimadas.

---

### Bibliografia

R. Chang, K.A. Goldsby. **Química**. 11a ed., McGraw-Hill, 2003.  
 J.C. Kotz, P.Treichel, Jr. **Química & reações químicas**, 4a ed., LTC, vol. 1, 20002.  
 T.L. Brown, H.E. LeMay, Jr, B.E. Bursten. **Química, A Ciência Central**, 13a ed., Pearson Prentice Hall, 2016.

---

### Procedimento experimental

#### A. Misturas: solução, suspensão e dispersão coloidal

1. Preencha a parte côncava de três tubos de ensaio distintos com as seguintes substâncias:
  - a) Ágar;
  - b) Carbonato de cálcio;
  - c) Cloreto de amônio.
2. Adicione 5 mL de água destilada em cada um dos tubos e agite vigorosamente. Aqueça por alguns minutos, em banho-maria, os tubos em que não for observada dissolução. Deixe esfriar e faça suas observações.
3. Deixe as misturas esfriarem, centrifugue-as caso necessário, e separe os tubos onde se observa uma única fase.
4. Analise os tubos das misturas com um feixe de *laser*.

#### **B. Miscibilidade: Misturas homogêneas e heterogêneas de líquidos**

1. Enumere cinco tubos de ensaio de aproximadamente 10 mL.
2. Adicione nos tubos as seguintes quantidades de líquidos:

**Tubo 1:** 2 mL de água e 2 mL de acetato de etila (2 mL são aproximadamente 40 gotas);

**Tubo 2:** 2 mL de água e 2 mL de óleo de soja;

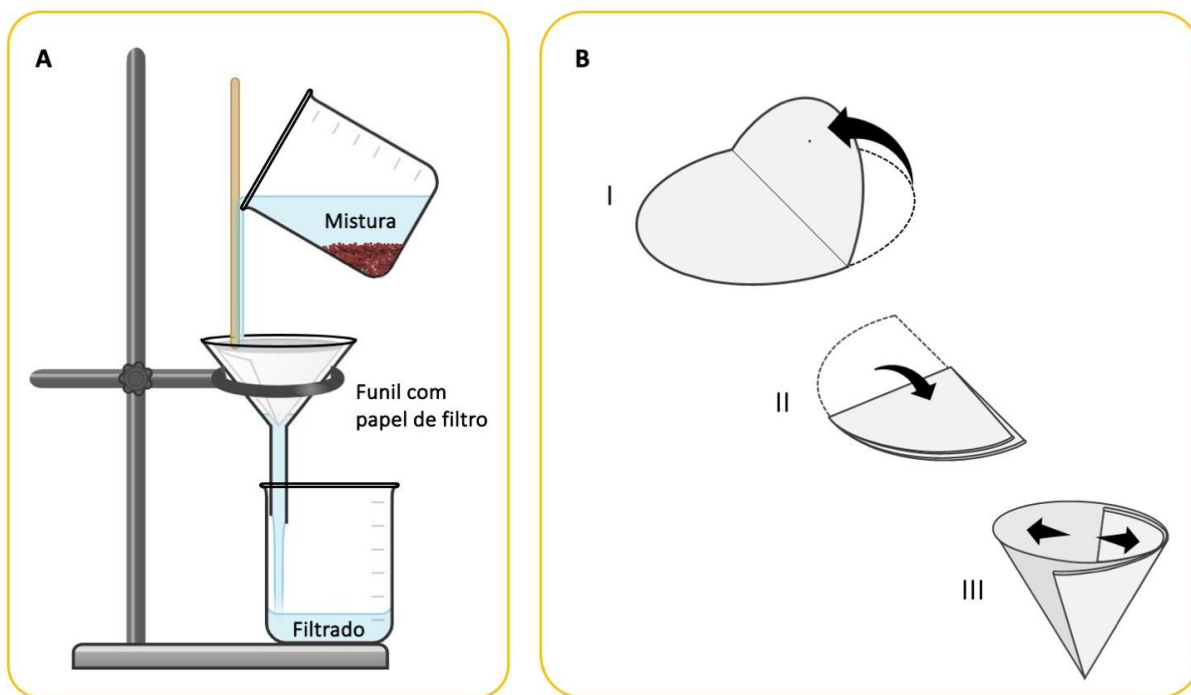
**Tubo 3:** 2 mL de acetato de etila e 2 mL de óleo de soja;

**Tubo 4:** 2 mL de água e 2 mL de etanol (álcool etílico);

**Tubo 5:** 2 mL de água, 2 mL de acetato de etila e 2 mL de óleo de soja.
3. Agite vigorosamente cada tubo, deixe em repouso por 3 minutos e anote suas observações.
4. Agite novamente o tubo 2, e leve-o a uma centrifuga por 1 minuto, a 2500 RPM.

#### **C. Separação de misturas por filtração**

1. Transfira para um béquer de 50 mL, uma espátula de sulfato de magnésio hepta-hidratado e dissolva em 10 mL de água.
2. Use o bastão de vidro para agitar até completa dissolução.
3. Em outro béquer, transfira uma espátula de carbonato de sódio e dissolva em 10 mL de água.
4. Adicione o conteúdo do béquer com carbonato de sódio sobre o béquer com sulfato de magnésio.
5. Agite com o bastão de vidro e observe.
6. Deixe em repouso por 3 minutos. Faça a separação dos componentes dessa mistura via filtração simples (Figura 4.3).



**Figura 4.3.** Montagem da filtração simples (a) e etapas de dobra simples do papel filtro (b).

#### Resíduos

Transfira a solução do procedimento **A.1.c** para um recipiente em separado para recuperação do  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

Descarte os demais resíduos no recipiente indicado pelo professor.







## Experimento 5

# Construção da curva de solubilidade do $\text{NH}_4\text{Cl}$

### Objetivos

Discutir os fatores que controlam a solubilidade de um sólido iônico em água, bem como os parâmetros termodinâmicos envolvidos na dissolução.

### Introdução

A introdução deste experimento é o artigo “Por que todos os nitratos são solúveis?” de autoria de Luciana Almeida Silva, Cláudia Rocha Martins e Jailson Bittencourt de Andrade, publicado no periódico **Química Nova**, vol. 27, N° 6, ano 2004, páginas 1016-1020. O artigo, na íntegra, pode ser encontrado no **Apêndice 6** ou pelo link: <https://shre.ink/kUDe>

### Procedimento experimental

#### A. Construção da curva de solubilidade

Para construção da curva de solubilidade do cloreto de amônio serão determinadas as temperaturas em que sete soluções de concentrações conhecidas se tornam saturadas (início da cristalização). Anote a temperatura ambiente. A montagem utilizada é representada na Figura 5.1.

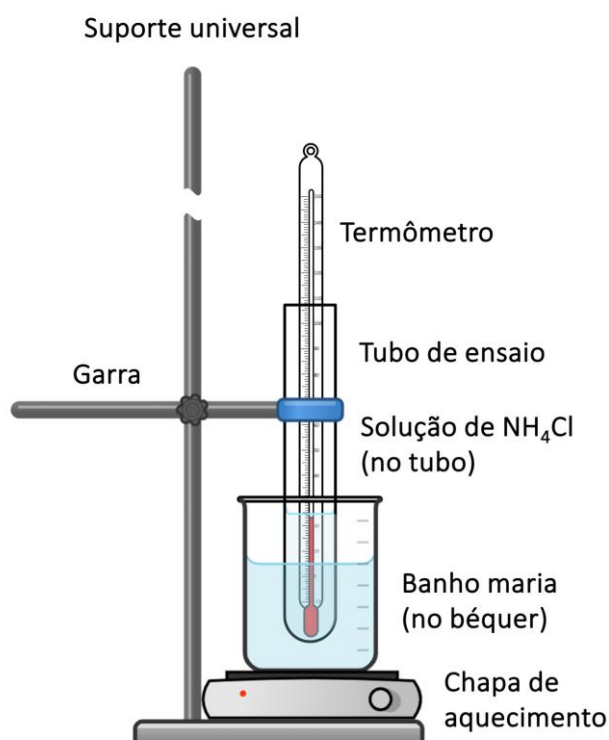


Figura 5.1. Montagem para determinação da curva de solubilidade do  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

1. Preencha 2/3 de um béquer grande com água da torneira e coloque para aquecer na chapa de aquecimento.
2. Transfira diretamente para um tubo de ensaio grande (20 x 200 mm) aproximadamente 3,2 g de cloreto de amônio. Anote a massa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  transferida no **Pós-LAB**.
3. Com o auxílio de uma pipeta graduada, adicione 5,0 mL de água ao tubo de ensaio e prenda-o com uma garra dentro do béquer com água.
4. Aqueça o tubo em banho de água quente até a dissolução completa do sal. Use um bastão de vidro para agitar a mistura e acelerar a dissolução.
5. Após a dissolução completa do sal, coloque um termômetro no tubo e aguarde até que a temperatura do termômetro entre em equilíbrio com a temperatura da solução.
6. Retire o tubo de ensaio do béquer com água quente e deixe a solução esfriar lentamente, agitando cuidadosamente (Cuidado para não quebrar o bulbo do termômetro).
7. Anote a temperatura na qual o sal começa a cristalizar.
8. Redissolva o sal e repita o procedimento. O resultado final deve ser a média de dois resultados concordantes.
9. Repita o procedimento sete vezes (ou até próximo da temperatura ambiente) adicionando, sucessivamente, no mesmo tubo de ensaio 0,5 mL de água.

**Resíduos**

Não haverá descarte de resíduos neste experimento.

Terminado o procedimento, transfira o cloreto de amônio para o recipiente indicado pelo professor. O sal será recuperado evaporando-se a água.

Não jogue o cloreto de amônio na pia.



## Preparação de soluções

### Objetivos

Aprender as técnicas, a instrumentação e os cálculos utilizados na preparação de soluções.

### Introdução

Uma grande parcela dos experimentos de laboratório é realizada em solução aquosa. Em alguns casos o valor exato da concentração das soluções não é crítico, mas em outros, a concentração da solução e seus métodos de preparação devem ser tão exatos quanto possíveis. Por isso, a preparação de soluções requer alguns cuidados, como a solubilização das substâncias, a mudança de volume da mistura e a alteração da temperatura da mistura.

É conveniente, sempre que se preparam soluções desconhecidas, consultar tabelas com dados de solubilidade. As etapas a serem executadas para a preparação de soluções são as seguintes:

- a. **Cálculo da quantidade de composto necessária:** conhecidos a concentração e o volume da solução a preparar, calcula-se a quantidade em massa ou volume de soluto que é necessário dissolver.
- b. **Medição:** para a medição da uma massa usa-se: balança de precisão, nos casos comuns balança analítica e para a medição de volumes usa-se provetas para medições não rigorosas e pipetas para medições rigorosas; balões volumétricos para diluições rigorosas.
- c. **Dissolução/diluição:** após pesagem do soluto sólido num béquer, adiciona-se o solvente, nunca superior ao volume pretendido, mexendo com um bastão de vidro para facilitar a dissolução, e transferir quantitativamente a solução para um balão volumétrico, lavar o béquer de 3 a 4 vezes e transferir para o balão e finalmente acertar o volume até o menisco.
- d. **Homogeneização:** tampar o balão volumétrico e agita-se a solução para completa homogeneização.
- e. **Rotulagem e armazenagem:** as soluções devem ser sempre transferidas e guardadas em frascos apropriados e devidamente rotulados. O rótulo deve conter o nome e a fórmula química do soluto, a concentração, a data da preparação e o nome de quem preparou a solução.

### Unidades de concentração

Concentração é a denominação dada para a quantidade de soluto em uma determinada quantidade de solvente ou solução.

- a. **Concentração comum ou concentração em  $\text{g L}^{-1}$ .** É a razão entre a massa de soluto, em gramas, e o volume de solução em litros (L) ou mililitros (mL). A concentração nos indica a quantidade de soluto, em gramas, que existe em um litro ou eventualmente em um mililitro de solução.
- b. **Concentração em quantidade de substância ("Molaridade").** É a mais comum das unidades de concentração, normalmente indicada  $\text{mol L}^{-1}$  (antigamente se usava a notação *M*, porém esta

notação não é recomendada atualmente pela IUPAC). A concentração em quantidade de substância de uma solução é definida como a quantidade de substância (em mol) de soluto por litro de solução. Note que um litro de solução contém ambos o soluto e o solvente (não se trata apenas do volume do solvente).

- c. **Título.** Definido como a porcentagem do soluto no solvente, podendo ser expressa de três formas diferentes dependendo da constituição dos componentes. Solução em porcentagem em massa é definida como a massa do soluto por 100 g da solução e indicada por m/m. Solução em porcentagem em volume é definida como mililitros do soluto por 100 mL da solução e indicada por V/V. Solução em porcentagem massa-volume é definida em gramas do soluto por 100 mL da solução e indicada por m/V.
- d. **Molalidade.** Definida como a quantidade de substância (mol) de soluto por massa do solvente, dada em kg.
- e. **Fração molar.** Definida como a relação entre a quantidade de substância (mol) de um determinado componente da solução (podendo ser soluto ou solvente) e a quantidade de substância (mol) total da solução. Valores que expressam frações molares são adimensionais.

Resumindo, temos as seguintes unidades utilizadas para expressar concentração de soluções:

Definição	Notação	Fórmula	Unidade
Concentração comum	$c$	$\frac{\text{massa do soluto}}{\text{volume da solução}}$	$\text{g L}^{-1}, \text{g mL}^{-1}$
Título	$T$	$\frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}}$	-
Porcentagem	$P$	$\frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}} \times 100$	%
Concentração em quantidade de substância	$M$	$\frac{\text{quantidade de substância do soluto}}{\text{volume da solução em L}}$	$\text{mol L}^{-1}$
Molalidade	$W$	$\frac{\text{quantidade de substância do soluto}}{\text{massa da solução em kg}}$	$\text{mol Kg}^{-1}$
Fração molar	$\chi$	$\frac{\text{quantidade de substância do soluto}}{\text{quantidade de substância total}}$	mol

### Diluição de Soluções

Diluir uma solução significa diminuir a sua concentração. O procedimento mais simples, geralmente aplicado, para diluir uma solução, é a adição de solvente à solução. Na diluição de soluções a massa de soluto (e, conseqüentemente, a quantidade de substância), inicial e final, é a mesma, somente o volume é maior, logo, a concentração da solução será menor. Como a massa de soluto permanece inalterada durante a diluição, pode-se escrever:

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

Aplicando um raciocínio semelhante para a concentração em quantidade de substância, obtém-se a expressão:

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

---

## Bibliografia

- A.I. Vogel. **Análise Inorgânica Quantitativa**, 5a ed., LTC (revista por J. Bassett, R.C. Denney, G.H. Jeffery, J. Mendham e traduzida por A. Espínola), 1992
- J.C. Kotz, P.Treichel, Jr. **Química & reações químicas**, 4a ed., LTC, vol. 1, 2002.

---

## Procedimento experimental

### A. Preparação de solução de ácido acético a partir da solução comercial

**Cuidado:** ácido acético glacial é corrosivo.

1. Utilizando os dados do rótulo, calcule o volume de ácido acético concentrado necessário para preparar 100 mL de solução  $1 \text{ mol L}^{-1}$ . Mostre seus cálculos ao professor.
2. Meça o volume calculado no item anterior com uma pipeta graduada limpa e seca e transfira para um balão volumétrico de 100 mL, que já contenha um pouco de água destilada.
3. Agite cuidadosamente o balão e adicione água até o traço de aferição da vidraria.
4. Feche o balão e agite para homogeneizar a solução.

### B. Preparação de solução de ácido acético por diluição

1. A partir da solução anterior ( $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ ), calcule o volume necessário para preparar 50 mL de solução  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  e prepare a solução utilizando a mesma técnica anterior.

**OBS.:** PREPARE UMA SOLUÇÃO DE AMÔNIA (PROCEDIMENTO C) OU DE HIDRÓXIDO DE SÓDIO (PROCEDIMENTO D) CONFORME ORIENTAÇÃO DO(A) PROFESSOR(A).

### C. Preparação de solução de amônia

2. Utilizando os dados do rótulo, calcule o volume de solução de amônia necessário para preparar 100 mL de uma solução  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ . Mostre seus cálculos para o professor.
3. Meça o volume calculado no item anterior com uma pipeta graduada limpa e seca e transfira para um balão volumétrico de 100 mL, que já contenha um pouco de água destilada.
4. Agite cuidadosamente o balão e adicione água até completar o volume.
5. Feche o balão e agite para homogeneizar a solução.

### D. Preparação da solução de hidróxido de sódio a partir do produto comercial

**Cuidado:** hidróxido de sódio é extremamente tóxico e corrosivo.

1. Utilizando os dados do rótulo, calcule a massa de hidróxido de sódio necessário para preparar 200,0 mL de uma solução  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ . Mostre os cálculos para o professor.
2. Pese em um béquer de 100 mL, aproximadamente e de maneira rápida, a massa calculada de NaOH.
3. Dissolva em uma quantidade pequena de água e, posteriormente, transfira a solução para um balão volumétrico de 200,0 mL.
4. Lave o béquer com pequenas porções de água para dentro do balão.

5. Adicione água até completar os 200,0 mL, tampe o balão e agite-o, cuidadosamente, para homogeneizar a solução.
6. Transfira a solução de NaOH para um frasco de plástico, devido ao NaOH reagir com os silicatos que constituem o vidro.

**OBS.:** Armazene as soluções preparadas em frascos adequados e devidamente identificados.

**Resíduos**

Não há geração de resíduos neste experimento. As soluções preparadas serão armazenadas e utilizadas nos próximos experimentos.



## Padronização de soluções

### Objetivos

Aprender as técnicas, a instrumentação e os cálculos utilizados na padronização de soluções.

### Introdução

Uma grande parcela dos experimentos de laboratório é realizada em solução aquosa. Em alguns casos o exato valor da concentração das soluções não é crítico, mas em outros, a concentração da solução e seus métodos de preparação devem ser tão exatos quanto possíveis.

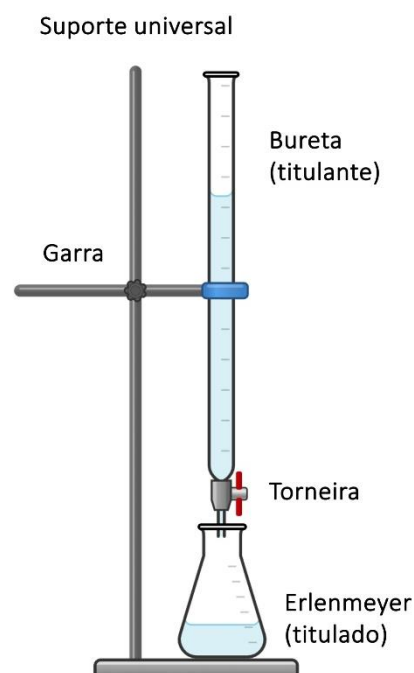
A preparação de uma solução com concentração exata só é possível no caso de solutos que sejam substâncias muito estáveis e que possam ser medidos/pesados, sob condições ordinárias, sem sofrer alterações. Além disso, no preparo de soluções, como em todo procedimento experimental, alguns erros podem ser cometidos. Eles têm como causas comuns o uso inadequado da vidraria, as falhas na determinação da massa e de volume e a utilização de reagentes de baixo grau de pureza, entre outros. Através do processo de padronização é possível verificar o quanto a concentração da solução preparada aproxima-se da concentração da solução desejada.

A técnica da volumetria consiste na determinação da concentração de uma solução amostra através de sua reação com outra solução de concentração conhecida (padrão). A solução padrão, normalmente denominada titulante, é colocada em uma bureta e as alíquotas da solução amostra são colocadas em frascos erlenmeyer, juntamente com substâncias indicadoras apropriadas para cada reação (Figura 7.1).

Existem substâncias com características bem definidas, conhecidas como padrões primários, que são utilizadas como referência na correção da concentração das soluções através do procedimento denominado padronização. Tal procedimento consiste na titulação da solução de concentração a ser determinada com uma quantidade definida do padrão primário adequado.

*Características de um padrão primário:*

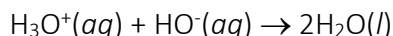
- Deve ser de fácil obtenção, purificação, conservação e secagem;
- Deve possuir uma massa molar elevada, para que os erros relativos cometidos nas pesagens sejam insignificantes;
- Deve ser estável ao ar sob condições ordinárias, senão por longos períodos, pelo menos durante a pesagem. Não deve ser higroscópico, nem eflorescente;
- Deve apresentar grande solubilidade em água;



**Figura 7.1.** Montagem usada em uma titulação.

- As reações de que participa devem ser rápidas e praticamente completas;
- Não deve formar produtos secundários.

Os diferentes métodos de análise volumétrica são classificados de acordo com a natureza das reações químicas em que se baseiam. Dessa forma, existem as titulometrias de neutralização, precipitação, oxirredução e de formação de complexos. No caso específico da volumetria de neutralização, a reação envolvida resulta na formação de água a partir do íon hidrônio ou hidrônio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) da solução ácida e do íon hidróxido ( $\text{OH}^-$ ) da solução básica, como assim apresentada:



#### *Determinação do ponto final de uma titulação ácido-base*

Em uma titulação ocorre uma reação através da adição de alíquotas da substância que está na bureta sobre a substância que está no erlenmeyer. A titulação deve ser interrompida quando a substância de interesse, contida na amostra, tiver sido totalmente consumida pela reação com o padrão, ou seja, quando a reação entre a amostra e o padrão tiver se completado. Esse momento é chamado de ponto de equivalência ou ponto estequiométrico.

De forma geral, qualquer propriedade do sistema químico que varie bruscamente quando a reação se completa pode servir para acusar o ponto de equivalência. Essa propriedade pode ser, por exemplo, o pH, a condutância ou a absorbância da mistura de reação, bem como a diferença de potencial ou a corrente elétrica gerada no decorrer da reação.

O método mais simples empregado na detecção do ponto final é baseado no uso de indicadores. Um indicador pode ser um dos reagentes ou um dos produtos da reação ou ainda uma substância estranha ao sistema, adicionada propositadamente para modificar a aparência do meio através de uma mudança de cor ou do aparecimento de uma turvação.

A volumetria de neutralização faz uso de indicadores de pH, que são substâncias de caráter ácido ou básico e que mudam de coloração dentro de uma faixa estreita de pH. Esses indicadores são ácidos e bases orgânicos fracos, que apresentam colorações diferentes em função da concentração de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  na mistura da reação. Portanto, a coloração do indicador está diretamente ligada ao pH da solução.

Conhecendo-se a reação química envolvida e a quantidade do padrão necessária para reagir totalmente com a amostra, calcula-se a concentração da substância analisada.

A solução padrão a ser usada em uma análise volumétrica deve ser cuidadosamente preparada pois, caso contrário, a determinação resultará em erros. A preparação dessas soluções requer direta ou indiretamente, o uso de um reagente quimicamente puro e com composição perfeitamente definida: os padrões primários.

---

#### **Bibliografia**

- A.I. Vogel. **Análise Inorgânica Quantitativa**, 5a ed., LTC (revista por J. Bassett, R.C. Denney, G.H. Jeffery, J. Mendham e traduzida por A. Espínola), 1992
- J.C. Kotz, P. Treichel, Jr. **Química & reações químicas**, 4a ed., LTC, vol. 1, 2002.

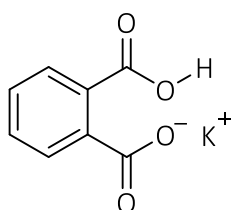


---

## Procedimento experimental

### A. Padronização da solução de hidróxido de sódio ( $\sim 0,1 \text{ mol L}^{-1}$ ) com biftalato de potássio

1. Escreva a equação que representa a reação entre o hidróxido de sódio e o biftalato de potássio e calcule a massa de biftalato de potássio que reage completamente com 15 mL de solução  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  de hidróxido de sódio.



Biftalato de potássio

MM =  $204,222 \text{ g mol}^{-1}$

### Titulação

2. Utilizando um erlenmeyer, pese em balança analítica a massa calculada na questão acima. Anote a massa pesada (podem ser utilizados poucos miligramas a mais ou a menos).
3. Dissolva o sal em alguns mililitros de água destilada (observe que o volume total da solução não deve ultrapassar os 50 mL).
4. Adicione, a seguir, 3 gotas de indicador fenolftaleína. Então, titule essa solução com a solução de hidróxido de sódio  $\sim 0,1 \text{ mol L}^{-1}$  preparada anteriormente, seguindo rigorosamente, a técnica de titulação demonstrada pelo professor e conforme os itens a seguir:
5. Lave a bureta com água destilada e enxague com 3 porções de aproximadamente 5 mL da solução de NaOH (ambientação da bureta).
6. Encha a bureta com essa solução e acerte o nível do líquido na marca zero da bureta.
7. Coloque uma folha de papel branco sob o erlenmeyer para facilitar a visualização do ponto de viragem. Então adicione gradualmente a solução de NaOH da bureta à solução de biftalato de potássio, contida no erlenmeyer, agitando continuamente com movimento circulares e, eventualmente, lavando as paredes do erlenmeyer com água destilada.
8. Continue as adições de solução de NaOH gota a gota até atingir o ponto de equivalência, indicado pela mudança de coloração de incolor para rosa do indicador fenolftaleína. Anote o volume gasto de NaOH.
9. Repita essa titulação mais duas vezes e calcule a concentração média da solução.

### Resíduos

Descarte os resíduos contidos nos Erlenmeyer no recipiente indicado pelo professor.





## Experimento 8

# Determinação do ácido cítrico no suco de limão

### Objetivos

Utilizar titulação ácido-base para aprender cálculos estequiométricos e determinar a concentração de ácido acético e ácido cítrico em produtos comerciais.

### Introdução

Como em muitas outras áreas da química, a titulação tem sido por muito tempo um dos métodos analíticos mais utilizados na indústria química, farmacêutica, de fertilizantes etc. A análise (quantitativa) de componentes ativos pode ser executada facilmente em produtos acabados e matérias-primas, de maneira rápida, reprodutível e precisa. A titulação se presta em particular ao controle de qualidade para análises rotineiras. Nessa aula usaremos a técnica de titulação para determinar a concentração de ácido cítrico em suco de limão e de ácido acético no vinagre.

A titulação é um procedimento laboratorial utilizado para determinar a concentração de uma solução. Durante a titulação, sempre ocorre uma mistura de soluções contendo solutos diferentes com ocorrência de reação química.

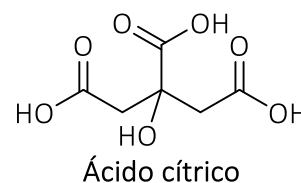
O ponto em que um reagente é completamente consumido pelo outro é conhecido como o “ponto de equivalência”. A quantidade de um reagente (o analito) pode ser calculada conhecendo a concentração e volume de uma solução padrão (o titulante) usando a equação química balanceada. O ponto final neste experimento é detectado por uma transformação observável que ocorre no sistema. Por exemplo, um indicador ácido/base é uma substância colorida com duas ou mais cores diferentes, dependendo do valor do pH da solução.

### Bibliografia

A.I. Vogel. **Análise Inorgânica Quantitativa**, 5a. ed., LTC (revista por J. Bassett, R.C. Denney, G.H. Jeffery, J. Mendham, traduzida por A. Espínola), 1992.  
J.A. Beran, J.E. Brady. **Laboratory Manual for General Chemistry** (J.Wiley & Sons) 1978.

### Procedimento experimental

O ácido cítrico é um ácido orgânico tricarboxílico presente na maioria das frutas, sobretudo em cítricos como o limão e a laranja. Neste experimento, verificaremos o teor de ácido cítrico em diferentes tipos de limões.



MM = 192,123 g mol<sup>-1</sup>

**A. Titulação do ácido cítrico no suco de limão**

1. Corte e esprema o limão, filtrando o suco com um pedaço de algodão.
2. Meça com uma pipeta o volume de 1,50 mL de suco e transfira para um erlenmeyer.
3. Adicione um pouco de água destilada (observe que o volume total da solução não deve ultrapassar os 50 mL).
4. Adicione, a seguir, 3 gotas de indicador fenolftaleína. Então, titule essa solução com a solução de hidróxido de sódio padronizada na aula anterior, seguindo rigorosamente, a técnica de titulação demonstrada pelo professor e conforme os itens a seguir:
5. Lave a bureta com água destilada e enxague com 3 porções de aproximadamente 5 mL da solução de NaOH (ambientação da bureta).
6. Encha a bureta com essa solução e acerte o nível do líquido na marca zero da bureta.
7. Coloque uma folha de papel branco sob o erlenmeyer para facilitar a visualização do ponto de viragem. Então adicione gradualmente a solução de NaOH da bureta ao erlenmeyer, agitando continuamente com movimento circulares e, eventualmente, lavando as paredes do erlenmeyer com água destilada.
8. Continue as adições de solução de NaOH gota a gota até atingir o ponto de equivalência, indicado pela mudança de coloração de incolor para rosa do indicador fenolftaleína. Anote o volume gasto de NaOH.
9. Repita a titulação mais duas vezes.

**Resíduos**

Descarte os resíduos contidos nos Erlenmeyer no recipiente indicado pelo professor.



## Propriedades eletrolíticas de substâncias em solução aquosa

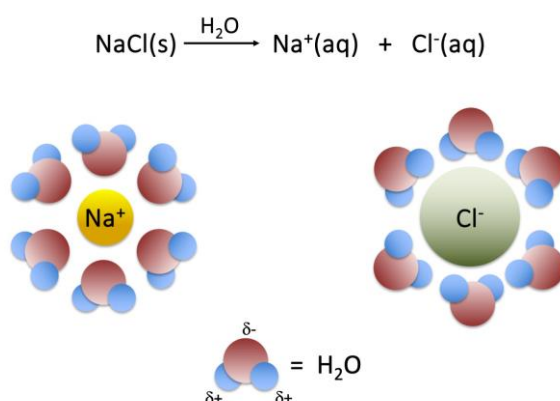
### Objetivos

Compreender o processo de dissolução de compostos iônicos e moleculares em água e classificar os solutos de acordo com suas propriedades eletrolíticas.

### Introdução

Substâncias podem ser classificadas em dois importantes grupos, de acordo com seu comportamento quando se passa corrente elétrica por uma solução que as contenha: as que conduzem e as que não conduzem corrente elétrica. As primeiras são chamadas eletrólitos e incluem a maior parte das substâncias inorgânicas, como ácidos, bases e sais. As últimas são designadas não-eletrólitos, com muitos exemplos entre as substâncias orgânicas, como a sacarose, o etanol, a glicerina, entre outros. Há, contudo, substâncias orgânicas que são eletrólitos, como os ácidos carboxílicos.

O requisito para uma substância ser um eletrólito é que haja a formação de espécies carregadas, cátions e ânions, quando ela se dissolve. Quando se dissolvem, sólidos iônicos se dissociam. Por exemplo, o sal NaCl, que embora exista na forma de cristais no estado sólido, quando se dissolve em água forma os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  (Figura 9.1). Não há ionização, porque os átomos constituintes já eram íons no próprio sólido. Há apenas separação desses íons e destruição da estrutura cristalina, ou seja, dissociação. Eletrólitos que não são sais quando se dissolvem sofrem ionização. O ácido acético, por exemplo, gera os íons  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  e  $\text{H}^+$ . São essas espécies carregadas, os íons, que conduzirão a corrente elétrica. A sacarose quando se dissolve em água não gera íons. As moléculas se mantêm intactas após a dissolução. Portanto, soluções aquosas de sacarose não conduzem corrente elétrica (ou seja, a sacarose não é um eletrólito).



**Figura 9.1.** Dissociação do NaCl em água.

Se a substância não estiver dissolvida, não haverá solução, e sim mistura heterogênea. Por outro lado, se a substância se dissolver, mas sem gerar íons (sem dissociar-se ou ionizar-se), haverá

uma solução não-eletrolítica. Se uma substância se dissolver, mas estiver apenas parcialmente dissociada, ela conduzirá corrente elétrica em uma extensão menor, e pode ser classificada como um eletrólito fraco. Eletrólitos fortes (ácidos fortes, bases fortes e a maioria dos sais) se dissociam quase completamente, mesmo em soluções concentradas. Eletrólitos fracos (ácidos fracos, bases fracas) têm alta dissociação somente quando estão em baixas concentrações.

Em soluções aquosas, uma quantidade muito pequena de íons  $H^+$  e  $OH^-$  estará presente devido à autoionização da água. Essa ionização acontece em uma extensão muito baixa, e normalmente é negligenciada. Assim, quando se diz que uma solução é eletrolítica, não se está considerando os íons provenientes da água pura. Refere-se, sim, à condutividade devida à presença de sais na água, e, assim, mesmo a água potável é uma solução eletrolítica, pois contém eletrólitos. Deve-se notar que uma substância que se comporta como eletrólito em água, por exemplo o cloreto de sódio, pode deixar de ser eletrolítica em outro solvente, como o éter ou o hexano.

---

### Bibliografia

R. Chang, K.A. Goldsby. **Química**. 11a ed., McGraw-Hill, 2003.

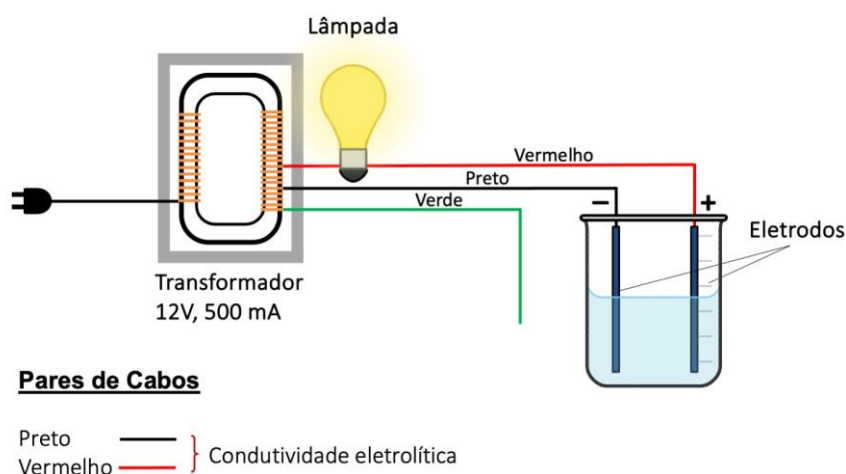
J.C. Kotz, P.Treichel, Jr. **Química & reações químicas**, 4a ed., LTC, vol. 1, 2002.

---

### Procedimento experimental

#### A. Classificação de eletrólitos

A condutividade elétrica de diferentes soluções será verificada pela intensidade da luz emitida por uma lâmpada usando o arranjo esquematizado na Figura 9.2.



**Figura 9.2.** Arranjo utilizado para a verificação da condutividade das soluções.

1. Transfira cerca de 30 mL de água destilada e deionizada para um béquer de 100 mL. Mergulhe dois eletrodos de cobre, previamente limpos, lavados e secos e conecte a fonte de corrente. Verifique a condutividade elétrica da água.

2. Adicione, ao béquer contendo água, uma ponta de espátula de sacarose. Agite até haver a dissolução completa do sólido e verifique a condutividade da solução.
3. Transfira cerca de 10 mL de solução  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$  de ácido acético para um béquer de 50 mL e verifique a condutividade. Guarde essa solução.
4. Repita o procedimento acima utilizando uma solução de amônia  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ .
5. Misture as soluções utilizadas em **A.3** e **A.4** e verifique a luminosidade da lâmpada. Compare com os resultados obtidos nos procedimentos **A.3** e **A.4**.
6. Repita o procedimento utilizando uma solução de cloreto de sódio  $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ .
7. Lave o béquer com água, seque e transfira um volume de ácido acético glacial (ácido acético anidro) suficiente para cobrir cerca de 0,5 cm da extremidade dos eletrodos de cobre. Meça a condutividade. Em seguida, faça medidas durante a adição de água destilada (porções de 5 mL com agitação). Compare com o resultado do procedimento **A.3** (**Cuidado:** ácido acético glacial é corrosivo).

## B. Condutividade em função da concentração de eletrólitos

Experimento a ser realizado usando um condutivímetro. As concentrações das soluções precisam ser exatas (padronizadas).

1. Com uma pipeta graduada, adicione 10 mL de uma solução de ácido acético  $1 \text{ mol L}^{-1}$  e 40 mL de água destilada a um béquer de 100 mL. Agite com um bastão de vidro e meça a condutividade.
2. Usando uma pipeta graduada, adicione 2,5 mL de uma solução de amônia  $1 \text{ mol L}^{-1}$  ao béquer do item **B.1**. Agite com um bastão de vidro. Meça a condutividade e anote o valor no **Pós-LAB**.
3. Repita o procedimento do item **B.2** até adicionar 20 mL de solução de amônia. Anote os valores na tabela do **Pós-LAB**. Discuta com o grupo as causas da variação da condutividade.

### Resíduos

Descarte os resíduos no recipiente indicado pelo professor.







## Estequiometria

---

### Objetivos

Estudar e determinar as relações quantitativas em uma reação química. Calcular as proporções (quantidade de substância, átomos, moléculas e a massa) entre as substâncias que reagem para obter os produtos. Aprender a determinar o reagente limitante e o reagente em excesso.

---

### Introdução

No século XVIII, firmou-se realmente o caráter científico da Química. Lavoisier, com a introdução da balança em seus experimentos, conseguiu pesar os materiais envolvidos antes e depois de uma transformação química, notando então que a massa permanecia constante. Podemos dizer que, nos séculos XVIII e XIX, com os trabalhos de muitos cientistas, surgiu a QUÍMICA MODERNA, que já proporcionava uma explicação lógica para a existência de muitos materiais diferentes e suas possíveis transformações químicas.

Praticamente toda a Química produzida nesses séculos envolveu a medida de massa de combinação entre elementos químicos com a finalidade de estabelecer a massa atômica dos mesmos. Foram descobertos elementos novos no processo, e a química se desenvolveu como uma ciência quantitativa.

Hoje em dia a Química não realiza medidas para estabelecer massas atômicas, mas a estequiometria ainda é usada amplamente em química. Por exemplo, sintetizando combinações, usando para calcular rendimentos teóricos de produtos baseado em quantias conhecidas de materiais.

A maioria das combinações são estequiométricas. Quer dizer, elas têm uma composição fixa (algumas combinações inorgânicas sólidas não têm relações constantes, integrantes de átomos, porém, as misturas têm composições infinitamente variáveis). Cálculos de estequiometria quase invariavelmente envolvem a expressão de quantias de substâncias químicas puras em termos de quantidades de substância (mol).

A estequiometria de uma reação está implícita na equação balanceada escrita para representar aquela reação. A palavra estequiometria deriva do grego *Stoicheon*, que significa “a medida dos elementos químicos”, ou seja, as quantidades envolvidas de cada substância em uma reação química.

As substâncias participam de uma reação química sempre em proporções definidas. Exemplificando: para que 80 gramas de soda caustica (NaOH) reajam com ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) são necessários 98 g desse ácido. Se colocarmos 100 g de ácido, 2 gramas ficarão em excesso, ou seja, não reagirão. Note que as quantidades das substâncias que participam de uma reação química devem estar sempre corretas, para que não ocorra “sobra” de nenhuma delas. Esta precisão nas quantidades não é tão importante quando efetuamos apenas a mistura de substâncias diferentes para fins qualitativos, porém de crucial importância para fins quantitativos.

Quanto um químico realiza uma reação química, seja no laboratório ou na Indústria, o objetivo é produzir a maior quantidade possível de um dos compostos a partir de uma determinada quantidade do material de partida. Por isso, é normalmente utilizado excesso de um dos materiais de partida para assegurar que o mais caro seja completamente convertido no

produto desejado. Como consequência disso, no final da reação, o excesso de alguns reagentes ficará sem reagir. O **reagente limitante** é aquele que será consumido por completo em primeiro lugar, fazendo com que a reação termine, enquanto o(s) **reagente(s) em excesso** estará(estarão) presente(s) em quantidades superiores às necessárias para reagir com a quantidade de reagente limitante existente.

---

## Bibliografia

T.L. Brown, H.E. LeMay Jr, B.E. Bursten, C.J. Murphy, P.M. Woodward, M.W. Stoltzfus. **Química: a ciência central**. 13a ed., Pearson, 2016.

R. Chang, K.A. Goldsby. **Química**. 11a ed., McGraw-Hill, 2003.

J.C. Kotz, P.Treichel, Jr. **Química & reações químicas**, 3a ed., LTC, vol. 1, 1996.

---

## Procedimento experimental

### A. Reação entre ácido forte e base forte

Neste experimento será efetuada uma série de reações de neutralização entre um ácido forte e NaOH (uma base forte) com quantidades variáveis da base. A identificação da presença ou não de reagente em excesso será feita utilizando uma solução indicadora universal de pH.

1. Enumere 7 tubos e adicione a cada tubo, com uma pipeta graduada, 3,0 mL da solução 0,01 mol L<sup>-1</sup> de ácido.
2. Adicione a cada tubo 3 gotas da solução indicadora universal de pH.
3. Lave a pipeta graduada com bastante água e seque com um papel toalha. Em seguida, transfira os volumes de água mostrados na terceira coluna da Tabela 10.1 aos tubos e agite bem.
4. Faça o ambiente da pipeta com a solução de NaOH. Descarte a solução usada para fazer o ambiente da pipeta em um béquer.
5. Transfira os volumes de solução de NaOH 0,01 mol L<sup>-1</sup> mostrados na Tabela 10.1 aos tubos e agite bem.
6. Observe e anote os resultados.

**Tabela 10.1.** Volumes de solução de ácido, água e de solução de NaOH 0,01 mol L<sup>-1</sup> usados para determinar a estequiometria da reação de neutralização.

Tubo	Volume de ácido 0,01 mol L <sup>-1</sup> (mL)	Volume de água (mL)	Volume de NaOH 0,01 mol L <sup>-1</sup> (mL)
1	1,5	0	3,5
2	1,5	0,5	3,0
3	1,5	1,0	2,5
4	1,5	1,5	2,0
5	1,5	2,0	1,5
6	1,5	2,5	1,0
7	1,5	3,0	0,5

**Resíduos**

Descarte os resíduos no recipiente indicado pelo professor.





## Reações químicas

---

### Objetivos

Identificar a ocorrência de diferentes transformações químicas em solução aquosa e classificá-las em diferentes tipos de reações.

---

### Introdução

Há vários séculos o homem convive com uma grande variedade de materiais encontrados na natureza, podendo estes sofrer transformações físicas e/ou químicas. Quando um material sofre uma transformação onde há alteração de seus componentes, dizemos que ele sofreu uma transformação química (reação química). Caso contrário trata-se de uma transformação física.

Em uma transformação química, as substâncias que sofrem transformação são chamadas de *reagentes* e as que resultam desta transformação são chamadas de *produtos*.

Em geral podemos reconhecer a ocorrência de uma transformação química através de alterações que podem ocorrer no sistema, tais como, mudança de cor, liberação de gás (efervescência), formação de um sólido (precipitado), aparecimento de chama ou luminosidade e alteração de temperatura. No entanto vale ressaltar que nem sempre podemos afirmar que ocorreu uma reação química baseando nas alterações ocorridas no sistema. Por exemplo, a mistura de água e álcool leva a um aquecimento, porém não se trata de uma reação química e sim de um fenômeno de dissolução exotérmica. Existem transformações químicas em que nada é observado sendo, às vezes, necessário dispor de técnicas mais avançadas para identificá-las.

De forma geral, a maioria das reações químicas pode ser classificada em uma ou mais dos cinco tipos básicos de reações químicas descritas na Tabela 11.1. A partir dessa generalização é possível identificar cada tipo de reação por meio da simples inspeção dos seus reagentes e, por consequência, prever a identidade dos produtos.

**Reação de óxido-redução** (reação de transferência de elétrons, óxido-redução ou redox): são reações entre um agente redutor (substância com elevado potencial de redução) e um agente oxidante (substância com elevado potencial de oxidação). Os produtos formados terão estados de oxidação diferente dos reagentes. Reações em que o agente oxidante é o  $O_2$  (oxigênio molecular) são frequentemente chamadas de reações de combustão.

**Reação ácido-base:** são reações entre ácidos e bases que se combinam para se neutralizar mutuamente. Diversas reações desse tipo formam água.

**Reação de intercâmbio ou metátese:** são reações em que os reagentes são geralmente compostos iônicos, que invariavelmente se encontram em solução. Para que esta reação aconteça é necessário que um dos produtos, quando comparado aos reagentes, se apresente menos ionizado, mais volátil ou insolúvel. As reações cujos produtos são pouco solúveis são conhecidas também como reações de precipitação.

**Reação de síntese:** são reações entre dois ou mais reagentes que se combinam para produzir um único produto.

**Reação de decomposição:** são reações em que uma substância se divide em compostos mais simples e menores. A reação de decomposição é o inverso de uma reação de síntese.

**Tabela 11.1.** Tipos básicos de reações químicas.

Nome da reação	Descrição	Exemplo(s)
Óxido-redução	oxidante + redutor → oxidado + reduzido	$\text{C}_7\text{H}_{16}(\text{l}) + 11 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 7 \text{CO}_2(\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Ácido-base	ácido + base → água + sal	$\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{NH}_4\text{NO}_3(\text{aq})$
Intercâmbio ou metátese	$\text{AB} + \text{C} \rightarrow \text{AC} + \text{B}$	$\text{CH}_3\text{Cl}(\text{l}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
	$\text{AB} + \text{CD} \rightarrow \text{AD} + \text{CB}$	$\text{BaCl}_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2 \text{NaCl}(\text{aq})$
Síntese	$\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$	$\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$
Decomposição	$\text{AB} \rightarrow \text{A} + \text{B}$	$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

### Bibliografia

R.A. Burns. **Fundamentals of chemistry**, 2a ed., Prentice Hall, 1995.

J.B. Russell. **Química Geral**, 1a ed., Mc graw-Hill, 1982.

J.C. Kotz, P.Treichel, Jr. **Química & reações químicas**, 3a ed., LTC, vol. 1, 1996.

B.H. Mahan. **Química: um curso universitário**, 4a ed., Edgard Blucher, 1997.

### Procedimento experimental

#### A. Reações de óxido-redução

1. Adicione em um tubo de ensaio 6 gotas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  6 mol  $\text{L}^{-1}$  e 2 gotas de  $\text{KMnO}_4$  0,02 mol  $\text{L}^{-1}$ . Em seguida, adicione, gota a gota, solução de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  0,1 mol  $\text{L}^{-1}$  até que alterações macroscópicas não sejam mais observadas.

#### B. Reações ácido-base

Adicione 10 gotas de  $\text{NaOH}$  1 mol  $\text{L}^{-1}$  em um tubo de ensaio (reação **B.2**) e em outro 3 gotas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  6 mol  $\text{L}^{-1}$  (reação **B.3**). Coloque 2 ou 3 gotas de fenolftaleína alcoólica em cada tubo de ensaio e observe.

2. Adicione, gota a gota, ao tubo contendo a solução de  $\text{NaOH}$  1 mol  $\text{L}^{-1}$ , solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  6 mol  $\text{L}^{-1}$ . A cada gota adicionada agite bem o tubo e observe. Adicione a solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  até que alterações macroscópicas não sejam mais observadas.
3. Adicione, gota a gota, ao tubo contendo a solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  6 mol  $\text{L}^{-1}$ , solução de  $\text{NaOH}$  1 mol  $\text{L}^{-1}$ . A cada gota adicionada agite bem o tubo e observe. Adicione a solução de  $\text{NaOH}$  até que alterações macroscópicas não sejam mais observadas.

4. **DEMONSTRATIVA.** Em um vidro de relógio sobre um fundo escuro coloque, em extremidades opostas, dois chumaços de algodão do tamanho de uma ervilha. No chumaço da direita coloque 4 gotas de solução de amônia 28 % m/m e no chumaço da esquerda 4 gotas de ácido clorídrico 36 % m/m. Tampe com outro vidro de relógio e observe.

### C. Reações de intercâmbio ou metátese

5. Coloque algumas gotas de solução de iodeto de potássio  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  em um tubo de ensaio e observe. Adicione sobre essa solução algumas gotas de nitrato de chumbo(II)  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  e observe.
6. Coloque, em um tubo de ensaio, 10 gotas de solução de cloreto de sódio  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  e observe o seu aspecto. Adicione 5 gotas de solução de nitrato de prata  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ . **Cuidado:** Não entre em contato com a solução de  $\text{AgNO}_3$ , pois ela mancha a pele.
7. Adicione no tubo do no item anterior (C.6) solução aquosa de amônia 30%, gota a gota, agitando o tubo após cada adição. Deixe de adicionar quando observar mudança do sistema. Anote as suas observações.
8. Coloque em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de cloreto de bário  $1 \text{ mol L}^{-1}$  e adicione 5 gotas de solução de sulfato de sódio  $1 \text{ mol L}^{-1}$ . Observe e interprete.
9. Coloque em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$   $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ . Em seguida adicione gota a gota solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $6 \text{ mol L}^{-1}$  e observe (OBS.: adicione a solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  até cessar a alteração macroscópica que indica a ocorrência da reação).
10. Coloque em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de sulfato de cobre  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ . Adicione, gota a gota, e agitando, solução aquosa de amônia 30%. Continue adicionando a solução de amônia até observar 2 mudanças bem nítidas. Anote as mudanças observadas antes e depois da adição da amônia.

### D. Reações de Decomposição

11. Adicione em uma cápsula de porcelana uma pequena quantidade de cloreto de amônio. Cubra a cápsula de porcelana com um vidro de relógio e coloque a cápsula sobre uma chapa de aquecimento. Inicie o aquecimento e deixe aquecer por cerca de 10 minutos, observe o ocorrido e correlacione suas observações com o procedimento B.4.

### E. Reações de síntese

12. Coloque em um tubo de ensaio uma ponta de espátula (quantidade equivalente a um grão de arroz) de óxido de cálcio e adicione água destilada até cobrir todo o sólido. Verifique o pH adicionando 2 gotas da solução de indicador universal.
13. Com auxílio de uma pinça metálica pegue um pedaço de magnésio em fita e aproxime da chama azul de um maçarico. Assim que iniciar a ignição retire da chama e observe. **(Obrigatório o uso de óculos de segurança).** Em seguida, coloque o material obtido após a queima em um tubo de ensaio e adicione água destilada até cobrir todo o sólido. Agite bem e adicione 2 gotas da solução de indicador universal.

**Resíduos**

Faça o descarte dos resíduos no recipiente indicado pelo professor.





## Equilíbrio químico

---

### Objetivos

Explorar o efeito da temperatura e concentrações de reagentes e produtos sobre os sistemas químicos em equilíbrio.

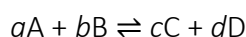
---

### Introdução

Muitas reações químicas, assim como as mudanças de fase, são reversíveis. Consequentemente, haverá condições de concentração e temperatura sob as quais reagentes e produtos coexistem em equilíbrio. A primeira característica do estado de equilíbrio é ser dinâmico; trata-se de uma situação permanente mantida pela igualdade das velocidades de duas reações químicas opostas. A segunda generalização é que os sistemas tendem a atingir um estado de equilíbrio espontaneamente. Um sistema pode deslocar-se do equilíbrio somente por alguma influência externa e, uma vez deixado a si próprio, o sistema perturbado voltará ao estado de equilíbrio.

Em 1884, o químico francês Henri Le Châtelier sugeriu que os sistemas em equilíbrio tendem a compensar os efeitos de influências perturbadoras. Seu princípio se aplica a todos os tipos de equilíbrios dinâmicos e pode ser enunciado assim: *quando um sistema em equilíbrio é submetido a uma força, ele tenderá a se reajustar, reagindo de maneira a minimizar o efeito da força.*

Para o equilíbrio hipotético:



onde A, B, C e D representam reagentes e produtos e *a*, *b*, *c* e *d* os respectivos coeficientes estequiométricos. A expressão da constante de equilíbrio é:

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Neste experimento, vamos estudar o equilíbrio de alguns sistemas e observar as alterações provocadas por alguns fatores, como previsto pelo Princípio de Le Châtelier.

---

### Bibliografia

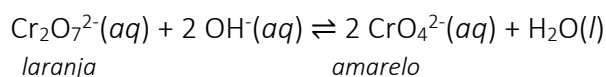
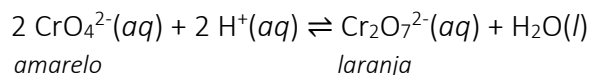
R. Chang, K.A. Goldsby. **Química**. 11a ed., McGraw-Hill, 2003.

J.C. Kotz, P.Treichel, Jr. **Química & reações químicas**, 3a ed., LTC, vol. 1, 1996.

## Procedimento experimental

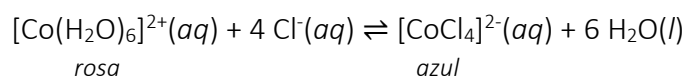
### A. Equilíbrio cromato-dicromato

O ânion cromato em água apresenta coloração amarelada, enquanto para o ânion dicromato a cor é alaranjada. Esses ânions se interconvertem um no outro dependendo do pH do meio, conforme as equações iônicas simplificadas abaixo:



1. Coloque 1 mL de solução 0,1 mol L<sup>-1</sup> de cromato de potássio, K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, em um tubo. Observe a cor da solução. Adicione, gota a gota, solução aquosa de HCl 6 mol L<sup>-1</sup> no tubo de ensaio até observar alteração na cor.
2. Coloque 1 mL de solução de dicromato de potássio, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, em um tubo. Observe a cor dessa solução. Adicione, gota a gota, uma solução de NaOH 6 mol L<sup>-1</sup> até observar alteração na cor.
3. Adicione gota a gota solução de NaOH no tubo do item **A.1**, e solução de HCl no tubo do item **A.2**. O que você observou? Por quê?
4. Adicione em um tubo de ensaio uma ponta de espátula (quantidade equivalente a um grão de arroz) de cromato de bário, BaCrO<sub>4</sub>, e aproximadamente 1 mL de água. Adicione, gota a gota, agitando, solução de HCl 6 mol L<sup>-1</sup>. O que você observou? Explique as alterações ocorridas.
5. Adicione ao mesmo tubo do procedimento **A.4**, gota a gota, solução de NaOH. Agite e observe.

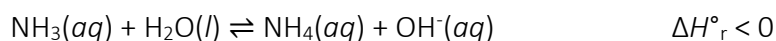
### B. Equilíbrio de íons complexos Co<sup>2+</sup>



1. Numere cinco tubos de ensaio limpos e secos.
2. Adicione 3 mL de solução de CoCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O 0,1 mol L<sup>-1</sup> no tubo #5, para usar como referência.
3. Adicione 12 mL de solução de CoCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O 0,1 mol L<sup>-1</sup> em um béquer seco de 50 mL. Leve para capela e coloque cuidadosamente gotas de HCl concentrado até se observar uma mudança de cor.
4. Divida a solução igualmente nos quatro tubos de ensaio restantes. Separe o tubo de ensaio #4 para usar como referência.
5. Adicione água ao tubo de ensaio #1 misturando vigorosamente até observar uma mudança de cor. Não coloque muita água.

6. Coloque o tubo de ensaio #1 em um banho de água quente, deixe por 5-10 min e observe a cor da solução. (Se não vir nenhuma alteração é sinal que adicionou água demais no item anterior)
7. Coloque o tubo de ensaio #2 em um banho de água gelada e observe a cor da solução.
8. Coloque o tubo de ensaio #3 em um banho de água quente, deixe por 5-10 min e observe a cor da solução.
9. Elimine as soluções de cobalto no frasco de resíduos.

### C. Equilíbrio amônia-hidróxido de amônio



1. Em um tubo de ensaio adicione 2 mL de água, 3 gotas de solução de amônia 1 mol L<sup>-1</sup> e uma gota de solução alcoólica de fenolftaleína.
2. Despeje a solução do tubo de ensaio sobre um pedaço de pano branco (ou um pedaço de papel) e agite ao ar por alguns minutos.

#### Resíduos

Faça o descarte dos resíduos no recipiente indicado pelo professor.



**Experimento 13**

## Reações de oxirredução em substâncias orgânicas

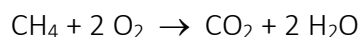
### Objetivos

Identificar reações de oxidação-redução em substâncias orgânicas.

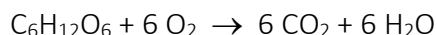
### Introdução

As reações de oxidação-redução são muito importantes na química orgânica e na bioquímica. A queima de combustíveis que fornece a energia para manter às civilizações, bem como o metabolismo dos alimentos que fornecem a energia que nos mantém vivos, envolvem reações redox.

A combustão do metano (principal componente do gás natural) é uma típica reação de óxido-redução:



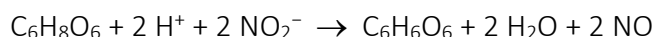
Na respiração, o processo bioquímico pelo qual o oxigênio que inalamos oxida os alimentos em dióxido de carbono e água, é uma reação redox que fornece energia às células. A reação que representa este processo é a oxidação da glucose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ):



Os químicos orgânicos usam uma variedade de reações redox. Por exemplo, o dicromato de potássio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) é um agente oxidante comum para oxidar álcoois. O produto da reação depende da localização do grupo funcional -OH na molécula do álcool, das proporções relativas do álcool e do íon dicromato e das condições da reação, como a temperatura. Os produtos formados podem ser aldeídos, cetonas ou ácidos carboxílicos.

Na química dos alimentos, as substâncias conhecidas como carboidratos (divididos em três tipos: açúcares, amidos e fibras) são uma importante fonte alimentar. Os carboidratos podem ser classificados como monossacarídeo (por exemplo, glicose ou frutose), dissacarídeo (sacarose ou lactose), que consiste em dois monossacarídeos unidos, ou polissacarídeo (amido ou celulose), que consiste em milhares de unidades monossacarídicas ligadas entre si. Alguns carboidratos possuem em sua estrutura grupos aldeídos e cetonas livres capazes de se oxidar na presença de agentes oxidantes em solução alcalina. Devido a essas características, esse grupo é chamado como açúcares redutores, que são monossacarídeos e alguns dissacarídeos. Por outro lado, alguns carboidratos não possuem essas características sem sofrer hidrólise prévia, sendo chamados de açúcares não-redutores.

As substâncias conhecidas como antioxidantes (ácido ascórbico, tocoferol, etc.) são agentes redutores. Acredita-se que o ácido ascórbico (vitamina C;  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ) retarde a oxidação potencialmente prejudicial das células vivas. No processo, é oxidado à ácido dehidroascórbico ( $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$ ). No estômago, o ácido ascórbico reduz o íon nitrito ( $\text{NO}_2^-$ ) a óxido nítrico (NO):



Se a reação não ocorresse, os íons nitrito dos alimentos oxidariam o ferro na hemoglobina, destruindo sua capacidade de transportar oxigênio. Nesta reação, o dióxido de carbono é reduzido a glicose e a água é oxidada a gás oxigênio. Outras reações convertem a glicose em carboidratos mais complexos, proteínas vegetais e óleos.

Neste experimento serão investigadas algumas reações de oxirredução em substâncias orgânicas em termos de seus grupos funcionais.

---

### Bibliografia

F.A. Carey. **Organic chemistry** (3ª. ed., McGraw-Hill, NY) 1996.

J.R. Cisternas, J. Varga, J. O. Monte. **Fundamentos de Bioquímica Experimental**. 2a ed. São Paulo, Editora Atheneu, 2001.

R.O. Oliveira, L.C.S. Maria, F. Merçon, M.R.M.P. Aguiar, **Química Nova na Escola**, 23, 2006.

---

### Procedimento experimental

#### A. Oxidação de álcoois

1. Coloque aproximadamente 1 mL (20 gotas) da solução de dicromato de potássio 0,1 mol L<sup>-1</sup> em três tubos de ensaio rotulados. Adicione 5 gotas de solução aquosa de HCl 6 mol L<sup>-1</sup> nos tubos de ensaio e observe.
2. Adicione 10 gotas de cada um dos seguintes álcoois aos tubos de ensaio conforme mostrado na tabela a seguir.

Experimento	Álcool
A.1	Álcool etílico ou butílico
A.2	Álcool <i>sec</i> -butílico
A.3	Álcool <i>terc</i> -butílico

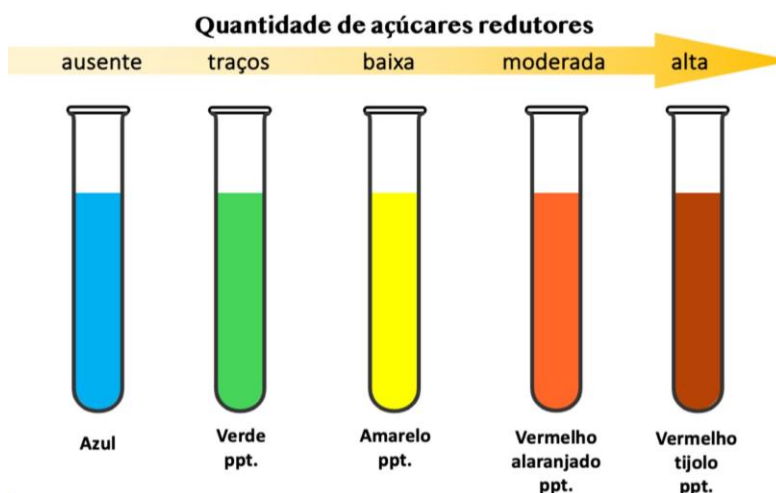
3. Colocar os tubos de ensaio em banho-maria fervente por 5 minutos, observe e anote.

#### B. Carboidratos redutores e não-redutores

1. Coloque aproximadamente 2 mL (aproximadamente 40 gotas) da solução de Fehling (20 gotas cada de solução parte A e solução parte B) em cinco tubos de ensaio rotulados.
2. Adicione 10 gotas de cada um dos seguintes carboidratos aos tubos de ensaio conforme mostrado na tabela a seguir.

Experimento	Carboidrato
B.1	Glucose
B.2	Frutose
B.3	Sacarose
B.4	Lactose
B.5	Amido

- Colocar os tubos de ensaio em banho-maria fervente por 5 minutos, observe e anote.



**Figura 13.1.** Resultado do teste de Benedict para açúcares redutores.

### C. Atividade antioxidante do ácido ascórbico

- Coloque aproximadamente 2 mL de solução ácido ascórbico em cada um dos dois tubos de ensaio rotulados.
- Adicione 10 gotas de cada uma das seguintes soluções aos tubos de ensaio conforme mostrado na tabela a seguir.

Experimento	Substância
C.1	Nitrito de sódio
C.2	Iodo

- Colocar os tubos de ensaio em banho-maria fervente por 5 minutos, observe e anote.
- Adicione 5 gotas de solução comercial de dipirona em um tubo de ensaio e dilua com 1 mL de água (aproximadamente 20 gotas). Em seguida adicione 5 gotas de solução comercial de hipoclorito de sódio. Agite bem e observe.
- Repita o procedimento **C.4**, porém substitua a água pela solução de ácido ascórbico.

#### Resíduos

Faça o descarte dos resíduos no recipiente indicado pelo professor.







## Experimento 14

# Reações de oxirredução e reatividade dos metais

---

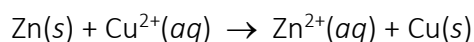
### Objetivos

Estudar as reações de óxido-redução, utilizando conceitos e medidas de potencial de redução e determinar a atividade de alguns metais em reações de óxido-redução.

---

### Introdução

As substâncias, pela própria natureza, apresentam sempre uma tendência finita de receber ou doar elétrons. Essa força propulsora dirige muitas reações químicas, formando e quebrando ligações em busca de um equilíbrio onde as tendências se contrabalançam. Assim, espécies com tendências opostas como zinco metálico e os íons de cobre, reagem rapidamente formando íons de zinco e cobre metálico, mediante simples transferência de elétrons.



A mesma reação acima pode ser executada, porém com maior proveito, separando-se os reagentes zinco e íons de cobre em dois recipientes distintos, ligados por uma ponte salina. Nesse caso, fazendo-se uma conexão metálica (condutora) entre os dois sistemas, os elétrons fluirão espontaneamente através do condutor do zinco para os íons de cobre, como se esses estivessem reagindo naturalmente. O sistema assim projetado constitui uma pilha, que é capaz de produzir corrente elétrica através de uma reação química.

O fato importante de eletricidade poder ser produzida por meio de transformações químicas permite o estoque de energia elétrica sob a forma de reagentes químicos, os quais poderão ser usados para gerar energia elétrica e outras formas de energia, quando houver necessidade.

Pode-se, ainda, através da passagem de eletricidade em um sistema, provocar a ocorrência de reações no sentido inverso daquela em que se processaria espontaneamente. O processo assim executado é denominado eletrólise e encontra enormes aplicações na indústria, principalmente metalúrgica e química.

---

### Bibliografia

- R. Chang, K.A. Goldsby. **Química**. 11a ed., McGraw-Hill, 2003.  
J.C. Kotz, P.Treichel, Jr. **Química & reações químicas**, 3a ed., LTC, vol. 1, 1996.  
B.H. Mahan. **Química: um curso universitário**, 4a ed., Edgard Blucher, 1997.

---

### Procedimento experimental

#### A. Reação de metais com cátions metálicos

1. Organize, em uma estante para tubos de ensaio, 24 tubos de ensaio pequenos conforme a Figura 14.1.

	$\text{CuSO}_4(aq)$	$\text{ZnSO}_4(aq)$	$\text{MgCl}_2(aq)$	$\text{AgNO}_3(aq)$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(aq)$	$\text{HCl}(aq)$
$\text{Cu}(s) \rightarrow$	○	○	○	○	○	○
$\text{Zn}(s) \rightarrow$	○	○	○	○	○	○
$\text{Mg}(s) \rightarrow$	○	○	○	○	○	○
$\text{Fe}(s) \rightarrow$	○	○	○	○	○	○

**Figura 14.1.** Reação de metais com cátions metálicos.

2. Coloque um pedaço pequeno de um metal (Cu, Zn, Mg ou Fe), limpo com auxílio de palha de aço, em diferentes tubos de ensaio conforme ilustrado na Figura 14.1.
3. Adicione, até cobrir o metal, solução de sulfato de cobre  $0,5 \text{ mol L}^{-1}$  aos 4 tubos da primeira coluna (Figura 14.1). Espere de 5-10 minutos e observe.
4. Repita o procedimento anterior com os demais tubos com as soluções de  $\text{ZnSO}_4$   $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ ,  $\text{MgCl}_2$   $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ ,  $\text{AgNO}_3$   $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$   $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  e  $\text{HCl}$   $6 \text{ mol L}^{-1}$  e complete a tabela do Pós-LAB.

## B. Reatividade dos metais alcalinos com água

**DEMONSTRATIVA:** O professor irá demonstrar a reatividade de um pedaço de sódio em água na presença de fenolftaleína.

## C. Eletrólise

Este procedimento será **DEMONSTRATIVO**.

1. Preencha um tubo em U preso a um suporte universal com solução de KI  $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ .
2. Faça a ligação entre os polos da fonte e os eletrodos de grafite conforme mostrado na Figura 14.2.
3. Ligue a fonte de corrente e deixe a eletrólise ocorrer por alguns minutos.
4. Observe e anote o que ocorre no cátodo e no ânodo.
5. Desligue a fonte de corrente e retire os eletrodos do tubo em U.
6. Separe e identifique 6 tubos de ensaio e adicione em cada um deles as soluções descritas abaixo:
 

Tubos de ensaio I e II:	1 mL da solução formada no cátodo.
Tubos de ensaio III e IV:	1 mL da solução formada no ânodo.
Tubos de ensaio V e VI:	1 mL da solução de KI $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ .
7. Adicione 1 gota de solução alcoólica de fenolftaleína aos tubos I, III e V. Agite bem e observe.
8. Adicione 1 gota de dispersão de amido aos tubos II, IV e VI. Agite bem e observe.

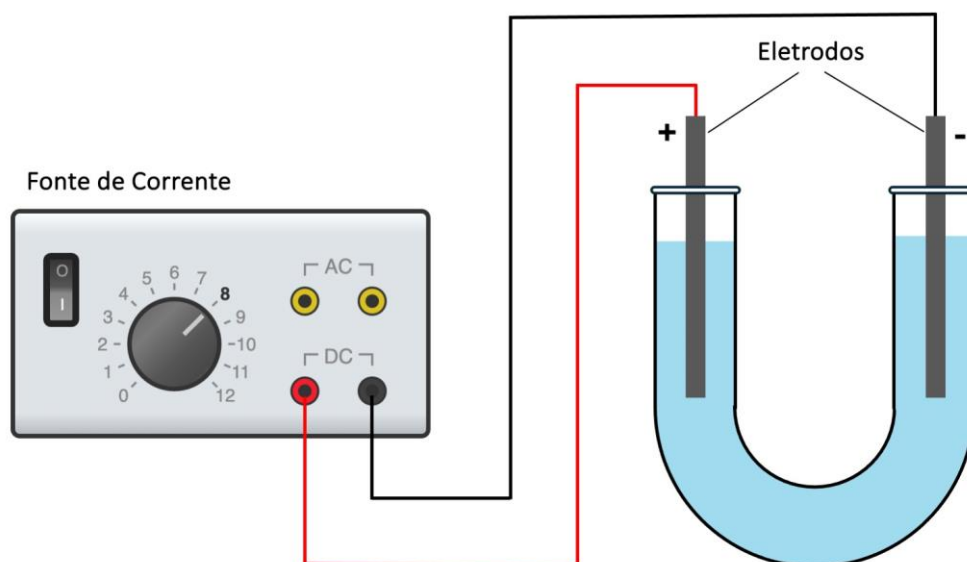


Figura 14.2. Montagem para eletrólise.

#### Resíduos

Faça o descarte dos resíduos no recipiente indicado pelo professor.





## Corrosão e eletrodeposição

---

### Objetivos

Observar a ocorrência de corrosão úmida do ferro.

---

### Introdução

O homem usa os metais há milhares de anos e a nossa tecnologia moderna é extremamente baseada no emprego dos metais e suas ligas. Apesar do seu emprego na prática, muitos metais se deterioram atacados pelo meio ambiente onde são usados. Mas, se forem convenientes protegidos, seu uso se torna tecnicamente correto e consegue excelente durabilidade. Por isso, o estudo da corrosão tem inúmeras justificativas tanto por razões técnicas como econômicas especialmente em uma época em que as condições do meio ambiente, poluído e corrosivo, estão se agravando em nosso planeta.

Corrosão é o ataque (reação química) de um corpo sólido (objeto peça) por meio de uma ação química ou eletroquímica, provocada pelo meio ambiente. É um fenômeno que ocorre espontaneamente. Esta reação, que geralmente ocorre na superfície do metal, provoca seu desgaste e leva até a sua destruição por redução de suas dimensões e pela mudança na sua composição química ou seu aspecto externo. Assim, um metal ou uma liga metálica exposta à ação do ambiente, sofre modificações e deterioração de suas propriedades metálicas, transformando-se em compostos do metal sem as propriedades que satisfaçam os fins a que se destinam. Por exemplo, o ferro em contato com o ar e a água, enferruja.

O caso mais frequente de corrosão é a corrosão úmida ou eletroquímica do ferro, o material mais intensamente usado na prática. O ferro, quando exposto à atmosfera (oxigênio, umidade, chuva etc.) enferruja mudando o aspecto metálico (com brilho cinzento) para um óxido de cor vermelha que após ser hidratado torna-se inteiramente amarelo. Quimicamente, o ferro se oxidou e o seu estado de oxidação variou de zero no metal para +2 e +3 nos óxidos formados. A ligação química mudou da metálica para a iônica. A aderência da camada de óxido, resultado da corrosão do metal, é fraca e facilmente o óxido se destaca do metal, expondo a superfície a novo contato. Este processo pode se repetir até a completa deterioração do metal.

A solução eletrolítica (água de chuva, produtos químicos, água do mar, entre outras) quando em contato com a superfície do metal forma uma pilha eletroquímica, tendo regiões que agem como ânodo, onde ocorre a oxidação do metal, e regiões que agem como cátodo, onde ocorre a redução (Figura 15.1).

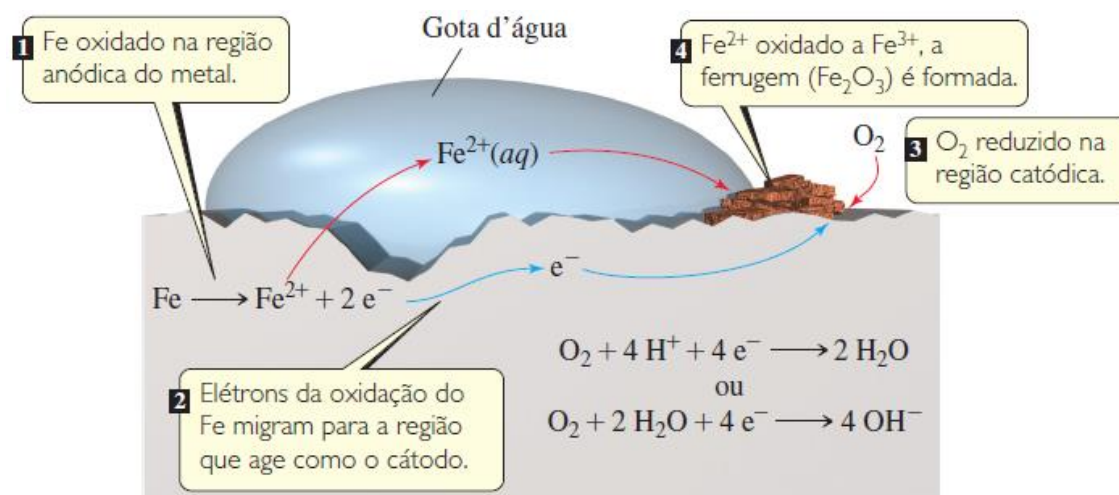


Figura 15.1. Corrosão do ferro em contato com água. (Fonte: Brown *et al.*, 2016)

Meio ácido com  $\text{pH} < 7$

Ânodo	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	$E^\circ(\text{red}) = -0,44\text{ V}$
Cátodo	$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$E^\circ(\text{red}) = +1,23\text{ V}$
Equação global	$2\text{Fe}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$E^\circ(\text{cel}) = +1,67\text{ V}$

Meio neutro ou alcalino com  $\text{pH} \geq 7$

Ânodo	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	$E^\circ(\text{red}) = -0,44\text{ V}$
Cátodo	$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{OH}^-(\text{aq})$	$E^\circ(\text{red}) = +0,415\text{ V}$
Equação global	$\text{Fe}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	$E^\circ(\text{cel}) = +0,855\text{ V}$

Após a formação do  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  a oxidação continua para formar  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ .  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  (óxido de ferro(III) hidratado) é o que chamamos ferrugem e é um dos produtos da oxidação do ferro.

O fenômeno de corrosão merece estudos para conhecer seus mecanismos e para se ter uma ideia do que ele representa para a indústria. Observa-se que:

- um quarto da produção mundial de ferro é gasta para substituir o destruído pela corrosão.
- redução dos rendimentos.
- contaminação de produtos.
- problemas de segurança, como por exemplo o vazamento de fluidos inflamáveis.

Os meios corrosivos mais importantes são:

- Atmosfera: gases ( $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NO}_2$ ), umidade, partículas em suspensão
- Água: gases dissolvidos, matéria orgânica e bactérias.
- Solo: acidez, porosidade, umidade.

Em todos esses ambientes pode-se ter o fator poluição química como um agravante.

## Bibliografia

- T.L. Brown, H.E. LeMay Jr, B.E. Bursten, C.J. Murphy, P.M. Woodward, M.W. Stoltzfus. **Química: a ciência central**. 13a ed., Pearson, 2016.
- R. Chang, K.A. Goldsby. **Química**. 11a ed., McGraw-Hill, 2003.
- J.C. Kotz, P. Treichel, Jr. **Química & reações químicas**, 3a ed., LTC, vol. 1, 1996.

---

## Procedimento experimental

### A. Corrosão úmida do ferro

**DEMONSTRATIVA:** Para comparação da influência da natureza do meio são escolhidos diferentes reagentes em diferentes concentrações.

Pegue 5 pregos de ferro, limpe-os cuidadosamente e mergulhe, separadamente, nas soluções em tubos de ensaio:

1. Água de torneira
2.  $\text{HCl}(aq)$  3 mol  $\text{L}^{-1}$
3.  $\text{NaOH}(aq)$  0,1 mol  $\text{L}^{-1}$
4.  $\text{HNO}_3(aq)$  1:5
5. NaCl 5 % m/V (água salgada)

### B. Verificação de áreas anódicas e catódicas

1. Pegue uma placa de ferro limpa (decapada com HCl, lavada e seca) e coloque sobre o centro da mesma 5 gotas de solução de NaCl 5 % m/V contendo ferricianeto de potássio e fenolftaleína (indicador ferroxilico).
2. Deixe em repouso por alguns minutos e descreva o que foi observado.

### C. Corrosão sob tensão

A tensão interna de um material resulta da aplicação de um esforço atuante ou pode ser a tensão residual resultante de um esforço sofrido pela peça por esmagamento, solda etc. o que é o caso do prego, onde a cabeça e ponta foram esmagadas na sua fabricação.

1. Coloque um prego grande em uma placa de Petri e adicione solução de NaCl 5 % m/V contendo ferricianeto de potássio até cobrir todo o prego.
2. Deixe em repouso por alguns minutos e descreva o que foi observado.

OBS.: colocar a placa de Petri sobre uma superfície branca para facilitar a visualização.

### D. Corrosão galvânica

Corrosão galvânica é o processo que ocorre quando se justapõe dois metais diferentes e os expõe a um meio corrosivo. Para melhor verificar o que ocorre, a união dos metais é feita através de um fio condutor (utiliza-se neste procedimento, um fio de cobre) e o conjunto é colocado em contato com água salgada contendo indicador ferroxilico (ferricianeto de potássio e fenolftaleína).

Este procedimento será **DEMONSTRATIVO**.

Separe quatro béqueres pequenos e coloque em cada um deles aproximadamente 3 mL de solução de NaCl 5 % m/V contendo o indicador ferroxilico.

OBS.: colocar os béqueres sobre uma superfície branca para facilitar a visualização.

Monte os seguintes sistemas:

1. Use dois béqueres para montar o sistema Fe-Zn (Figura 15.2).
2. Use dois béqueres para montar o sistema Fe-Cu (Figura 15.2).
3. Deixe em repouso por alguns minutos e observe.

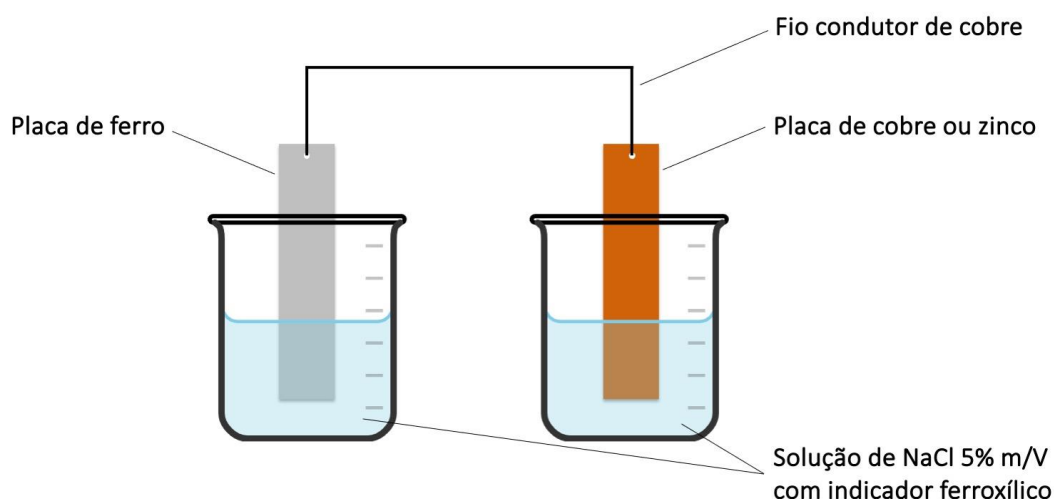


Figura 15.2. Montagem dos procedimentos de corrosão galvânica.

## E. Eletrodeposição

O processo de eletrodeposição será realizado utilizando uma solução ácida de sulfato de cobre. A solução ácida deve ser preparada adicionando-se num béquer de 100 mL, água destilada (50 mL), solução de ácido sulfúrico 10 mol L<sup>-1</sup> (10 mL) e solução de sulfato de cobre 30 % m/V (10 mL).

1. Lixe a peça a ser cobreada, mergulhe em acetona e seque com papel toalha.
2. Em um béquer de 100 mL, adicione 20 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1 mol L<sup>-1</sup> e coloque a peça a ser cobreada neste béquer. Deixe por 5 minutos para eliminar produtos de oxidação ou impurezas impregnadas.
3. Retire a peça do ácido, enxague com bastante água destilada e seque com papel toalha. Em seguida pese a peça em uma balança semi-analítica e anote a massa obtida.
4. Usando a peça limpa, monte o sistema mostrado na Figura 15.3. O eletrodo de cobre deve ser conectado ao polo positivo (ânodo, garra jacaré vermelha) e a peça a ser cobreada ao polo negativo (cátodo, garra jacaré preta).
5. Ligue a fonte de corrente, utilizando uma tensão entre 5-10 V e marque o tempo de 30 segundos. Anote a corrente utilizada neste intervalo de tempo (a corrente deve ficar no máximo em 3 A).
6. Desligue a fonte de corrente, retire a peça da solução e seque-a cuidadosamente em um papel toalha.
7. Pese a peça em balança semi-analítica e anote a massa obtida.



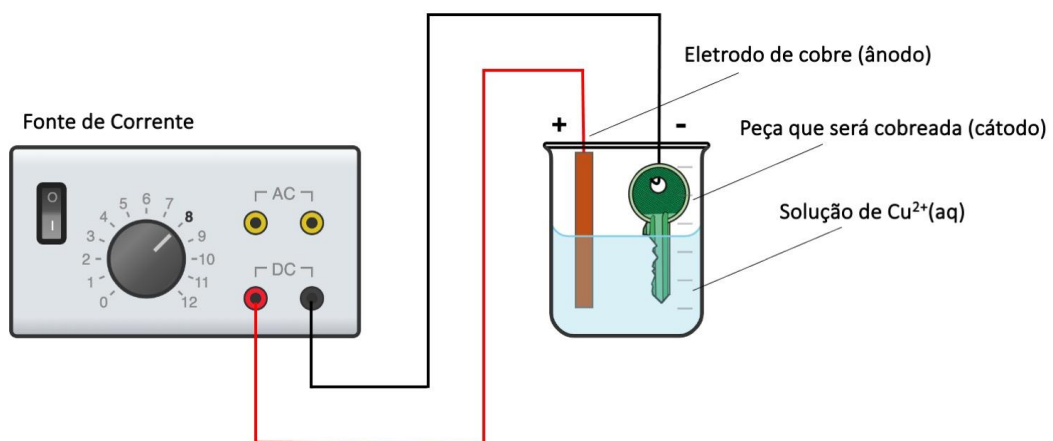


Figura 15.3. Montagem para eletrodeposição.

### Resíduos

Faça o descarte dos resíduos no recipiente indicado pelo professor.





## Classificação de perigo de produtos químicos

Os produtos perigosos são classificados pela Organização das Nações Unidas (ONU) em nove classes de riscos e respectivas subclasses, conforme apresentado na Tabela A1.1.

**Tabela A1.1.** Classificação ONU dos Riscos dos Produtos perigosos.

Classificação	Subclasse	Definições
<b>Classe 1</b> <b>Explosivos</b>	1.1	Substância e artigos com risco de explosão em massa.
	1.2	Substância e artigos com risco de projeção, mas sem risco de explosão em massa.
	1.3	Substâncias e artigos com risco de fogo e com pequeno risco de explosão ou de projeção, ou ambos, mas sem risco de explosão em massa.
	1.4	Substância e artigos que não apresentam risco significativo.
	1.5	Substâncias muito insensíveis, com risco de explosão em massa;
	1.6	Artigos extremamente insensíveis, sem risco de explosão em massa.
<b>Classe 2</b> <b>Gases</b>	2.1	Gases inflamáveis: são gases que a 20 °C e à pressão normal são inflamáveis quando em mistura de 13% ou menos, em volume, com o ar ou que apresentem faixa de inflamabilidade com o ar de, no mínimo 12%, independente do limite inferior de inflamabilidade.
	2.2	Gases não-inflamáveis, não tóxicos: são gases asfixiantes, oxidantes ou que não se enquadrem em outra subclasse.
	2.3	Gases tóxicos: são gases, reconhecidamente ou supostamente, tóxicos e corrosivos que constituam risco à saúde das pessoas.
<b>Classe 3</b> <b>Líquidos Inflamáveis</b>	-	Líquidos inflamáveis: são líquidos, misturas de líquidos ou líquidos que contenham sólidos em solução ou suspensão, que produzam vapor inflamável a temperaturas de até 60,5°C, em ensaio de vaso fechado, ou até 65,6°C, em ensaio de vaso aberto, ou ainda os explosivos líquidos insensibilizados dissolvidos ou suspensos em água ou outras substâncias líquidas.
<b>Classe 4</b> <b>Sólidos Inflamáveis; Substâncias sujeitas à combustão espontânea; substâncias que, em contato com água, emitem gases inflamáveis</b>	4.1	Sólidos inflamáveis, substâncias auto-reagentes e explosivos sólidos insensibilizados: sólidos que, em condições de transporte, sejam facilmente combustíveis, ou que por atrito possam causar fogo ou contribuir para tal; substâncias auto-reagentes que possam sofrer reação fortemente exotérmica; explosivos sólidos insensibilizados que possam explodir se não estiverem suficientemente diluídos.
	4.2	Substâncias sujeitas à combustão espontânea: substâncias sujeitas a aquecimento espontâneo em condições normais de transporte, ou a aquecimento em contato com ar, podendo inflamar-se.
	4.3	Substâncias que, em contato com água, emitem gases inflamáveis: substâncias que, por interação com água, podem tornar-se espontaneamente inflamáveis ou liberar gases inflamáveis em quantidades perigosas.
<b>Classe 5</b> <b>Substâncias Oxidantes e Peróxidos Orgânicos</b>	5.1	Substâncias oxidantes: são substâncias que podem, em geral pela liberação de oxigênio, causar a combustão de outros materiais ou contribuir para isso.
	5.2	Peróxidos orgânicos: são poderosos agentes oxidantes, considerados como derivados do peróxido de hidrogênio, termicamente instáveis que podem sofrer decomposição exotérmica auto-acelerável.
<b>Classe 6</b> <b>Substâncias Tóxicas e Substâncias Infectantes</b>	6.1	Substâncias tóxicas: são substâncias capazes de provocar morte, lesões graves ou danos à saúde humana, se ingeridas ou inaladas, ou se entrarem em contato com a pele.
	6.2	Substâncias infectantes: são substâncias que contém ou possam conter patógenos capazes de provocar doenças infecciosas em seres humanos ou em animais.

Tabela A1.1. Continuação.

Classificação	Subclasse	Definições
Classe 7 <b>Material radioativo</b>	-	Qualquer material ou substância que contenha radionuclídeos, cuja concentração de atividade e atividade total na expedição (radiação), excedam os valores especificados.
Classe 8 <b>Substâncias corrosivas</b>	-	São substâncias que, por ação química, causam severos danos quando em contato com tecidos vivos ou, em caso de vazamento, danificam ou mesmo destroem outras cargas ou o próprio veículo.
Classe 9 <b>Substâncias e Artigos Perigosos Diversos</b>	-	São aqueles que apresentam, durante o transporte, um risco não abrangido por nenhuma das outras classes.

A classificação de uma substância numa das classes de risco é realizada por meio de critérios técnicos, os quais estão definidos na legislação do transporte rodoviário de produtos perigosos. As Figuras A1.1 e A1.2 apresentam as placas de sinalização (pictogramas).



Figura A1.1. Placas de sinalização (pictogramas) das classes de produtos.



Figura A1.2. Pictogramas de produtos perigosos.



Apêndice **2**

## Classificação da pureza dos reagentes químicos e uso indicado

Classificação	Uso
Grau Técnico	Para usos industriais gerais, não aparece nenhum nome especial no rótulo, mas apresenta certificado de análise
P.A. (Para análises)	Reagentes de boa qualidade, para usos que não necessitam de padronização oficial
USP (inglês, United States Pharmacopeia)	Para uso em indústrias farmacêuticas que precisem de material que iguala ou supera os requisitos da farmacopeia América
Padrão Primário (inglês, Primary Standard)	Reagente analítico de pureza excepcional especialmente fabricado para soluções de padronização
ACS (inglês, American Chemical Society)	Reagentes de alta qualidade, para usos que necessitam de padronização oficial
Trace metal	Reagentes para determinação de traços de metais, concentração na faixa de ppb
HPLC/Spectro	Para padronização em em HPLC
ChromAR	Igualam as especificações da ACS para uso em cromatografia líquida e espectroscopia UV-Vis







## Como elaborar um relatório

CUIDADO!!!! FAZER CÓPIA É CRIME! (Lei nº 9.610/88)

O Relatório de atividades deve em primeiro lugar, retratar o que foi realmente realizado no experimento, sendo de fundamental importância a apresentação de um documento bem ordenado e de fácil manuseio. Além disso, deve ser o mais sucinto possível e descrever as atividades experimentais realizadas, a base teórica dessas atividades, os resultados obtidos e sua discussão, além da citação da bibliografia consultada.

O Relatório deve ser redigido de uma forma clara, precisa e lógica. Redija sempre de forma impessoal, utilizando-se a voz passiva no tempo passado. Por exemplo: *a massa das amostras sólidas foi determinada utilizando-se uma balança*.

Devem ser evitadas expressões informais ou termos que não sejam estritamente técnicos (**Não utilize em hipótese alguma adjetivos possessivos, como por exemplo: minha reação, meu procedimento**). É extremamente importante efetuar uma revisão do Relatório para retirar termos redundantes, clarificar pontos obscuros e retificar erros no original.

Atenção especial deve ser dada aos termos técnicos, resultados, fórmulas e expressões matemáticas. As ilustrações (tabelas, fórmulas, gráficos) deverão vir na sequência mais adequada ao entendimento do texto e seus títulos e legendas devem constar imediatamente abaixo.

Exemplo de uma bom Relatório são artigos da Química Nova:

<http://quimicanova.sbq.org.br>

### Tópicos que devem conter um Relatório:

1. TÍTULO: o título do relatório deve conter informações objetivas e sucintas sobre o experimento, seguida de identificação dos **autores; universidade e curso**.
2. INTRODUÇÃO
3. MATERIAIS E MÉTODOS OU PARTE EXPERIMENTAL
4. RESULTADOS E DISCUSSÃO
5. CONCLUSÕES
6. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Para organizar o conteúdo de cada tópico do Relatório, convém que você veja seu trabalho de laboratório como resposta a uma pergunta. Depois, tente responder:

- a) qual é a pergunta?
- b) como você procurou a resposta para essa pergunta?
- c) quais foram seus achados?
- d) o que significam esses achados?

Você responde *qual é a pergunta* no tópico **Introdução**; você diz *como você procurou a resposta para a pergunta* no tópico **Materiais e Métodos ou Experimental**; você mostra *o que achou* e discute *o que significam seus achados* no tópico **Resultados e Discussão**. Então veja o que você deve escrever em cada tópico.

### INTRODUÇÃO

A **Introdução** deve dar ao leitor a informação necessária para entender de que assunto trata o seu **Pós-LAB**, sem precisar recorrer a outras fontes. Para ajudar você a escrever a **Introdução**, aqui estão algumas perguntas que, se bem respondidas, darão forma a esse tópico.

- a) de que assunto trata o seu trabalho?
- b) por que é importante tratar esse assunto?
- c) como você tratou o assunto?
- d) qual é o seu objetivo?

## MATERIAIS E MÉTODOS OU PARTE EXPERIMENTAL

No tópico **Materiais e Métodos** você deve dar informação suficiente para que outro pesquisador possa reproduzir seu trabalho. Isso porque só é considerado *científico* o trabalho que é passível de *reprodução*. Mas, para que possa ser reproduzido por colega de igual competência, seu trabalho *precisa ser bem descrito*. Comece descrevendo todos os materiais utilizados. Enfim, convém descrever:

- a) tipo de instrumental utilizado;
- b) especificações técnicas, quantidade, fonte ou método de preparação dos materiais;
- c) equipamentos;
- d) todos os procedimentos executados.

## RESULTADOS E DISCUSSÕES

O tópico **Resultados e Discussão** é de certa maneira a mais difícil de escrever e mais importante. É nesse tópico que você mostra o que realmente conseguiu de resultado, também é nesse tópico que você *explica seus resultados*... Então, muito capricho!

Comece apresentando os dados sem, no entanto, descrever métodos que você já descreveu – ou deveria ter descrito – no tópico **Materiais e Métodos**. Ou seja, faça apenas uma rápida apresentação. E não sobrecarregue seu leitor com pormenores desnecessários. Se você fez poucas determinações, coloque-as no texto. Se você fez muitas determinações, arranje-as em tabelas e gráficos.

## REFERÊNCIAS

É de grande importância, também, a citação de referências bibliográficas que foram utilizadas como fonte de consulta.

## TABELAS

É composta de título, um cabeçalho, uma coluna indicadora, se necessário, e um corpo:

- Título: deve conter breve descrição do que contém a tabela e as condições nas quais os dados foram obtidos;
- Cabeçalho: parte superior da tabela contendo as informações sobre o conteúdo de cada coluna;
- Coluna indicadora: à esquerda da tabela, especifica o conteúdo das linhas;

Exemplo:

**Tabela 1.** Algumas características dos estados da matéria.

Estado da matéria	Compressibilidade	Fluidez ou rigidez	Densidade relativa
Gasoso	Alta	Fluido	Baixa
Líquido	muito baixa	Fluido	Alta
Sólido	muito baixa	Rígido	Alta

## GRÁFICOS

É a maneira de detectar visualmente como varia uma quantidade ( $y$ ) à medida que uma segunda quantidade ( $x$ ) também varia; é imprescindível o uso de papel milimetrado ou de um *software*, como Excel®, para construção de um gráfico.

Eixos:

- *horizontal (abscissa)*: representa a variável independente; é aquela cujo valor é controlado pelo experimentador;
- *vertical (ordenada)*: representa a variável dependente; cujo valor é medido experimentalmente.

Escolha das escalas - suficientemente expandida de modo a ocupar a maior porção do papel (não é necessário começar a escala no zero, sim num valor um pouco abaixo do valor mínimo medido);

Símbolos das grandezas - deve-se indicar junto aos eixos os símbolos das grandezas correspondentes divididos por suas respectivas unidades;

Título ou legenda - indicam o que representa o gráfico;

Valores das escalas - deve-se marcar os valores da escala em cada eixo de forma clara;

Pontos - deve-se usar círculos, quadrados, etc. para indicar cada ponto de cada curva;

Traço - a curva deve ser traçada de modo a representar a tendência média dos pontos.



Apêndice **4**

## Algumas vidrarias e equipamentos mais comuns no laboratório de Química



**Espátula:** Retirada de porções de reagentes sólidos



**Vidro de relógio:** pesagens e transporte de substâncias



**Tubo de ensaio:** testes de reações químicas.



**Béquer:** usado para transferência de líquidos, aquecimento de líquidos



**Proveta:** medida aproximada de volumes de líquidos.



**Bastão de vidro:** agitar soluções, transporte de líquidos, filtração e outros fins.



**Pipeta volumétrica:** medida de volumes fixos de líquidos.



**Pipeta graduada:** medida de volumes variáveis de líquidos.



**Pipetador**



**Pisseta**



**Funil de vidro:** transferência de líquidos e em filtrações em laboratório



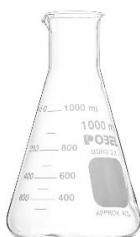
**Funil de Büchner:** usado em filtrações à vácuo.



**Funil de decantação:**  
separação de líquidos  
imiscíveis.



**Almofariz e pistilo:**  
triturar e pulverizar  
sólidos.



**Erlenmeyer:**  
titulações.



**Kitassato:** filtrações à  
vácuo.



**Balão volumétrico:**  
preparo de soluções.



**Bureta:** medidas  
precisas de líquidos e  
em análises  
volumétricas.



**Mufa:** prender a garra  
no suporte universal.



**Garra:** prender  
vidrarias no suporte  
universal.



**Suporte Universal:**  
prender vidrarias.



**Termômetro:** medida  
de temperatura.



**Chapa de  
aquecimento**



**Pinça de madeira:**  
segurar tubos de  
ensaio durante  
aquecimentos.



## Propriedades das substâncias

**Tabela A5.1.** Regras de solubilidade para compostos iônicos em água a 25 °C.

Compostos solúveis	Exceções
Compostos contendo íons de metais alcalinos e amônio ( $\text{Li}^+$ , $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{Rb}^+$ , $\text{Cs}^+$ e o íon $\text{NH}_4^+$ )	
Nitratos ( $\text{NO}_3^-$ ) e acetatos ( $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ )	
Bicarbonatos ( $\text{HCO}_3^-$ ), cloratos ( $\text{ClO}_3^-$ ) e percloratos ( $\text{ClO}_4^-$ )	
Haletos ( $\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ e $\text{I}^-$ )	Haletos de $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , e $\text{Pb}^{2+}$
Sulfatos ( $\text{SO}_4^{2-}$ )	Sulfatos de $\text{Ag}^+$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ e $\text{Pb}^{2+}$
Compostos insolúveis	Exceções
Carbonatos ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), fosfatos ( $\text{PO}_4^{3-}$ ), cromatos ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ) e sulfetos ( $\text{S}^{2-}$ )	Compostos contendo íons de metais alcalinos e o íon amônio
Hidróxidos ( $\text{OH}^-$ )	Compostos contendo íons de metais alcalinos e o íon $\text{Ba}^{2+}$

**Tabela A5.2.** Solubilidade de alguns sais em água a várias temperaturas (g sal/100g de água).

Sal	Temperatura (°C)					
	0	20	40	60	80	100
$\text{NaNO}_3$	73,0	88,0	105	125	148	174
$\text{KNO}_3$	19,0	31,8	64,2	111	169	246
$\text{KCl}$	28,5	34,2	40,2	45,6	51,0	56,2
$\text{NaCl}$	35,7	36,0	36,6	37,3	38,4	39,8
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	4,6	12,5	25,9	45,3	69,8	102
$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	143	178	223	280	376	-

**Tabela A5.3.** Produtos de solubilidade a 25 °C.

Substâncias			Substâncias		
		$K_{ps}$			$K_{ps}$
Carbonatos	$\text{BaCO}_3$	$5,1 \times 10^{-9}$	Iodato	$\text{Cd}(\text{IO}_3)_2$	$2,2 \times 10^{-4}$
	$\text{CaCO}_3$	$5,0 \times 10^{-9}$		$\text{BaC}_2\text{O}_4$	$3,0 \times 10^{-7}$
Cromatos	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4$	$2,5 \times 10^{-12}$	Oxalatos	$\text{CaC}_2\text{O}_4$	$2,0 \times 10^{-9}$
	$\text{BaCrO}_4$	$1,2 \times 10^{-10}$		$\text{BaSO}_4$	$1,1 \times 10^{-10}$
Haletos	$\text{AgCl}$	$1,8 \times 10^{-10}$	Sulfatos	$\text{CaSO}_4$	$1,0 \times 10^{-5}$
	$\text{AgBr}$	$5,2 \times 10^{-13}$		$\text{Ag}_2\text{S}$	$4,0 \times 10^{-36}$
	$\text{PbCl}_2$	$1,6 \times 10^{-5}$	Sulfetos	$\text{CuS}$	$2,3 \times 10^{-13}$
	$\text{PbI}_2$	$3,2 \times 10^{-9}$		$\text{ZnS}$	$1,5 \times 10^{-24}$
Hidróxidos	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$2,0 \times 10^{-19}$	Tiocianato	$\text{AgSCN}$	$1,1 \times 10^{-12}$
	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$1,1 \times 10^{-11}$			
	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$3,0 \times 10^{-16}$			
	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1,0 \times 10^{-16}$			

**Tabela A5.4.** Densidade da água (g mL<sup>-1</sup>) *versus* Temperatura (°C).

(retirado de: Handbook of Chemistry and Physics, 53rd Edition, p. F4)

Graus inteiros estão listados na primeira coluna da esquerda (ordem crescente: de cima para baixo) e décimos de graus estão listados na primeira linha. Assim, para encontrar a densidade da água na temperatura de, por exemplo, 5,4 °C, primeiro deve-se encontrar o grau inteiro na primeira coluna até encontrar a linha com o grau '5'. Movendo-se nesta linha até a coluna do décimo de grau '0,4' encontra-se na célula correspondente a densidade da água na temperatura de 5,4 °C (0,999957 g mL<sup>-1</sup>).

	0,0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9
0	0,999841	0,999847	0,999854	0,999860	0,999866	0,999872	0,999878	0,999884	0,999889	0,999895
1	0,999900	0,999905	0,999909	0,999914	0,999918	0,999923	0,999927	0,999930	0,999934	0,999938
2	0,999941	0,999944	0,999947	0,999950	0,999953	0,999955	0,999958	0,999960	0,999962	0,999964
3	0,999965	0,999967	0,999968	0,999969	0,999970	0,999971	0,999972	0,999972	0,999973	0,999973
4	0,999973	0,999973	0,999973	0,999972	0,999972	0,999972	0,999970	0,999969	0,999968	0,999966
5	0,999965	0,999963	0,999961	0,999959	0,999957	0,999955	0,999952	0,999950	0,999947	0,999944
6	0,999941	0,999938	0,999935	0,999931	0,999927	0,999924	0,999920	0,999916	0,999911	0,999907
7	0,999902	0,999898	0,999893	0,999888	0,999883	0,999877	0,999872	0,999866	0,999861	0,999855
8	0,999849	0,999843	0,999837	0,999830	0,999824	0,999817	0,999810	0,999803	0,999796	0,999789
9	0,999781	0,999774	0,999766	0,999758	0,999751	0,999742	0,999734	0,999726	0,999717	0,999709
10	0,999700	0,999691	0,999682	0,999673	0,999664	0,999654	0,999645	0,999635	0,999625	0,999615
11	0,999605	0,999595	0,999585	0,999574	0,999564	0,999553	0,999542	0,999531	0,999520	0,999509
12	0,999498	0,999486	0,999475	0,999463	0,999451	0,999439	0,999427	0,999415	0,999402	0,999390
13	0,999377	0,999364	0,999352	0,999339	0,999326	0,999312	0,999299	0,999285	0,999272	0,999258
14	0,999244	0,999230	0,999216	0,999202	0,999188	0,999173	0,999159	0,999144	0,999129	0,999114
15	0,999099	0,999084	0,999069	0,999054	0,999038	0,999023	0,999007	0,998991	0,998975	0,998959
16	0,998943	0,998926	0,998910	0,998893	0,998877	0,998860	0,998843	0,998826	0,998809	0,998792
17	0,998774	0,998757	0,998739	0,998722	0,998704	0,998686	0,998668	0,998650	0,998632	0,998613
18	0,998595	0,998576	0,998558	0,998539	0,998520	0,998501	0,998482	0,998463	0,998444	0,998424
19	0,998405	0,998385	0,998365	0,998345	0,998325	0,998305	0,998285	0,998265	0,998244	0,998224
20	0,998203	0,998183	0,998162	0,998141	0,998120	0,998099	0,998078	0,998056	0,998035	0,998013
21	0,997992	0,997970	0,997948	0,997926	0,997904	0,997882	0,997860	0,997837	0,997815	0,997792
22	0,997770	0,997747	0,997724	0,997701	0,997678	0,997655	0,997632	0,997608	0,997585	0,997561
23	0,997538	0,997514	0,997490	0,997466	0,997442	0,997418	0,997394	0,997369	0,997345	0,997320
24	0,997296	0,997271	0,997246	0,997221	0,997196	0,997171	0,997146	0,997120	0,997095	0,997069
25	0,997044	0,997018	0,996992	0,996967	0,996941	0,996914	0,996888	0,996862	0,996836	0,996809
26	0,996783	0,996756	0,996729	0,996703	0,996676	0,996649	0,996621	0,996594	0,996567	0,996540
27	0,996512	0,996485	0,996457	0,996429	0,996401	0,996373	0,996345	0,996317	0,996289	0,996261
28	0,996232	0,996204	0,996175	0,996147	0,996118	0,996089	0,996060	0,996031	0,996002	0,995973
29	0,995944	0,995914	0,995885	0,995855	0,995826	0,995796	0,995766	0,995736	0,995706	0,995676
30	0,995646	0,995616	0,995586	0,995555	0,995525	0,995494	0,995464	0,995433	0,995402	0,995371



Tabela A5.5. Potenciais padrão de redução ( $E^\circ_{\text{red}}$ ) a 25 °C.

Semiequação	$E^\circ_{\text{red}}$ (V)
<b>Soluções neutras ou ácidas</b>	
$\text{F}_2(g) + 2 e^- \rightarrow \text{F}^-(aq)$	+ 2,86
$\text{OF}_2(g) + 2 \text{H}^+(aq) + 4 e^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + 2 \text{F}^-(aq)$	+ 2,1
$\text{O}_3(g) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{O}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 2,075
$\text{Co}^{3+}(aq) + e^- \rightarrow \text{Co}^{2+}(aq)$	+ 1,82
$\text{H}_2\text{O}_2(aq) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,763
$\text{MnO}_4^-(aq) + 4 \text{H}^+(aq) + 3 e^- \rightarrow \text{MnO}_2(s) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,70
$\text{PbO}_2(s) + \text{SO}_4^{2-}(aq) + 4 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{PbSO}_4(s) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,69
$\text{Au}^{3+}(aq) + 3 e^- \rightarrow \text{Au}(s)$	+ 1,52
$\text{MnO}_4^-(aq) + 8 \text{H}^+(aq) + 5 e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 4 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,51
$2\text{BrO}_3^-(aq) + 12 \text{H}^+(aq) + 10 e^- \rightarrow \text{Br}_2(l) + 6 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,478
$\text{PbO}_2(s) + 4 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}(aq) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,455
$\text{ClO}_3^-(aq) + 6 \text{H}^+(aq) + 6 e^- \rightarrow \text{Cl}^-(aq) + 3 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,450
$\text{Ce}^{4+}(aq) + e^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}(aq)$	+ 1,44
$\text{Au}^{3+}(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Au}^+(aq)$	+ 1,36
$\text{Cl}_2(g) + 2 e^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-(aq)$	+ 1,358
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(aq) + 14 \text{H}^+(aq) + 6 e^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(aq) + 7 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,33
$\text{MnO}_2(s) + 4 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,23
$\text{O}_2(g) + 4 \text{H}^+(aq) + 4 e^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,229
$2 \text{IO}_3^-(aq) + 12 \text{H}^+(aq) + 10 e^- \rightarrow \text{I}_2(s) + 6 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,20
$\text{ClO}_4^-(aq) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{ClO}_3^-(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,19
$\text{ClO}_3^-(aq) + 2 \text{H}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{ClO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,175
$\text{NO}_2(g) + \text{H}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{HNO}_2(aq)$	+ 1,07
$\text{Br}_2(l) + 2 e^- \rightarrow 2\text{Br}^-(aq)$	+ 1,065
$\text{NO}_2(g) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{NO}(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,03
$[\text{AuCl}_4]^-(aq) + 3 e^- \rightarrow \text{Au}(s) + 4 \text{Cl}^-(aq)$	+ 1,002
$\text{VO}_2^+(aq) + 2 \text{H}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{VO}^{2+}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 1,000
$\text{NO}_3^-(aq) + 4 \text{H}^+(aq) + 3 e^- \rightarrow \text{NO}(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 0,956
$2 \text{Hg}^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}(aq)$	+ 0,90
$\text{Cu}^{2+}(aq) + \text{I}^-(aq) + e^- \rightarrow \text{CuI}(s)$	+ 0,86
$\text{Hg}^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow \text{Hg}(l)$	+ 0,854
$\text{Ag}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{Ag}(s)$	+ 0,800
$\text{Hg}_2^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow 2 \text{Hg}(l)$	+ 0,80
$\text{Fe}^{3+}(aq) + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(aq)$	+ 0,771
$\text{O}_2(g) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_2(aq)$	+ 0,695
$2 \text{HgCl}_2(s) + 2 e^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2(s) + 2 \text{Cl}^-(aq)$	+ 0,63
$\text{MnO}_4^-(aq) + e^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}(aq)$	+ 0,56
$\text{I}_2(s) + 2 e^- \rightarrow 2 \text{I}^-(aq)$	+ 0,535
$\text{Cu}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{Cu}(s)$	+ 0,520

---

$\text{H}_2\text{SO}_3(aq) + 4 \text{H}^+(aq) + 4 \text{e}^- \rightarrow \text{S}(s) + 3 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 0,449
$\text{C}_2\text{N}_2(g) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{HCN}(aq)$	+ 0,37
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}(aq) + \text{e}^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}(aq)$	+ 0,361
$\text{Cu}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(s)$	+ 0,337
$\text{VO}^{2+}(aq) + 2 \text{H}^+(aq) + \text{e}^- \rightarrow \text{V}^{3+}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 0,337
$\text{PbO}_2(s) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{PbO}(s) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 0,28
$2 \text{HgCl}_2(s) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Hg}(l) + 2 \text{Cl}^-(aq)$	+ 0,2676
$\text{HAsO}_2(aq) + 3 \text{H}^+(aq) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{As}(s) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 0,240
$\text{AgCl}(s) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(s) + \text{Cl}^-(aq)$	+ 0,2223
$\text{SO}_4^{2-}(aq) + 4 \text{H}^+(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+ 0,17
$\text{Cu}^{2+}(aq) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+(aq)$	+ 0,159
$\text{Sn}^{4+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}(aq)$	+ 0,154
$\text{S}(s) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{S}(g)$	+ 0,14
$\text{AgBr}(s) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(s) + \text{Br}^-(aq)$	+ 0,071
$2 \text{H}^+(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(g)$	0,00
$\text{Fe}^{3+}(aq) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(s)$	- 0,04
$\text{Pb}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(s)$	- 0,125
$\text{Sn}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(s)$	- 0,137
$\text{AgI}(s) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(s) + \text{I}^-(aq)$	- 0,152
$\text{V}^{3+}(aq) + \text{e}^- \rightarrow \text{V}^{2+}(aq)$	- 0,255
$\text{Ni}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(s)$	- 0,257
$\text{H}_3\text{PO}_4(aq) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$	- 0,276
$\text{Co}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Co}(s)$	- 0,277
$\text{PbSO}_4(s) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(s) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	- 0,356
$\text{Cd}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd}(s)$	- 0,403
$\text{Cr}^{3+}(aq) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{2+}(aq)$	- 0,424
$\text{Fe}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(s)$	- 0,440
$2 \text{CO}_2(g) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(aq)$	- 0,49
$\text{Cr}^{3+}(aq) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(s)$	- 0,74
$\text{Zn}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(s)$	- 0,763
$\text{Cr}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(s)$	- 0,90
$\text{Mn}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}(s)$	- 1,18
$\text{Ti}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ti}(s)$	- 1,63
$\text{U}^{3+}(aq) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{U}(s)$	- 1,66
$\text{Al}^{3+}(aq) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}(s)$	- 1,676
$\text{Mg}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(s)$	- 2,356
$\text{Na}^+(aq) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(s)$	- 2,713
$\text{Ca}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}(s)$	- 2,84
$\text{Sr}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sr}(s)$	- 2,89
$\text{Ba}^{2+}(aq) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ba}(s)$	- 2,92
$\text{Cs}^+(aq) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cs}(s)$	- 2,923

---

$K^+(aq) + e^- \rightarrow K(s)$	- 2,924
$Rb^+(aq) + e^- \rightarrow Rb(s)$	- 2,924
$Li^+(aq) + e^- \rightarrow Li(s)$	- 3,04
<b>Soluções básicas</b>	
$O_3(g) + H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow O_2(g) + 2 OH^-(aq)$	+ 1,246
$ClO^-(aq) + H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow Cl^-(aq) + 2 OH^-(aq)$	+ 0,890
$HO_2^-(aq) + H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow 3 OH^-(aq)$	+ 0,88
$BrO^-(aq) + H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow Br^-(aq) + 2 OH^-(aq)$	+ 0,766
$ClO_3^-(aq) + 3 H_2O(l) + 6 e^- \rightarrow Cl^-(aq) + 6 OH^-(aq)$	+ 0,622
$2 AgO(s) + H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow Ag_2O(s) + 2 OH^-(aq)$	+ 0,604
$MnO_4^-(aq) + 2 H_2O(l) + 3 e^- \rightarrow MnO_2(s) + 4 OH^-(aq)$	+ 0,60
$ClO_2^-(aq) + H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow ClO^-(aq) + 2 OH^-(aq)$	+ 0,59
$BrO_3^-(aq) + 3 H_2O(l) + 6 e^- \rightarrow Br^-(aq) + 6 OH^-(aq)$	+ 0,584
$IO^-(aq) + H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow I^-(aq) + 2 OH^-(aq)$	+ 0,49
$Ni(OH)_3(s) + e^- \rightarrow Ni(OH)_2(s) + OH^-(aq)$	+ 0,48
$BrO^-(aq) + 2 H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow Br_2(l) + 4 OH^-(aq)$	+ 0,455
$IO^-(aq) + 2 H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow I_2(s) + 4 OH^-(aq)$	+ 0,42
$O_2(g) + 2 H_2O(l) + 4 e^- \rightarrow 4 OH^-(aq)$	+ 0,401
$ClO_3^-(aq) + H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow ClO_2^-(aq) + 2 OH^-(aq)$	+ 0,35
$2 Ag_2O(s) + H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow 2 Ag(s) + 2 OH^-(aq)$	+ 0,342
$Co(OH)_3(s) + e^- \rightarrow Co(OH)_2(s) + OH^-(aq)$	+ 0,17
$ClO_4^-(aq) + H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow ClO_3^-(aq) + 2 OH^-(aq)$	+ 0,17
$NO_3^-(aq) + H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow NO_2^-(aq) + 2 OH^-(aq)$	+ 0,01
$CrO_4^{2-}(aq) + 4 H_2O(l) + 3 e^- \rightarrow [Cr(OH)_4]^-(aq) + 4 OH^-(aq)$	- 0,13
$HPbO_2^-(aq) + H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow Pb(s) + 3 OH^-(aq)$	- 0,54
$HCHO(aq) + 2 H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow CH_3OH(aq) + 2 OH^-(aq)$	- 0,59
$SO_3^{2-}(aq) + 3 H_2O(l) + 4 e^- \rightarrow S(s) + 6 OH^-(aq)$	- 0,66
$AsO_4^{3-}(aq) + 2 H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow AsO_2^-(aq) + 4 OH^-(aq)$	- 0,67
$AsO_2^-(aq) + 2 H_2O(l) + 3 e^- \rightarrow As(s) + 4 OH^-(aq)$	- 0,68
$2 H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow H_2(g) + 2 OH^-(aq)$	- 0,828
$OCN^-(aq) + H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow CN^-(aq) + 2 OH^-(aq)$	- 0,97
$As(s) + 3 H_2O(l) + 3 e^- \rightarrow AsH_3(g) + 3 OH^-(aq)$	- 1,21
$[Zn(OH)_4]^{2-}(aq) + 2 e^- \rightarrow Zn(s) + 4 OH^-(aq)$	- 1,285
$Sb(s) + 3 H_2O(l) + 3 e^- \rightarrow SbH_3(g) + 3 OH^-(aq)$	- 1,338
$[Al(OH)_4]^-(aq) + 3 e^- \rightarrow Al(s) + 4 OH^-(aq)$	- 2,310
$Mg(OH)_2(s) + 2 e^- \rightarrow Mg(s) + 2 OH^-(aq)$	- 2,687

### Bibliografia

D.R. Lide, Jr. *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 79a ed., 1998.

J. Timmermans. *The Physico-Chemical Constants of Binary Systems in Concentrated Solutions*, Interscience, 1960

G.W.C. Kaye, T.H. Laby. *Tables of Physical and Chemical Constants*, 16a ed., Longamn, 1995.





---

Artigo: “Por que todos os nitratos são solúveis?”

## POR QUE TODOS OS NITRATOS SÃO SOLÚVEIS?

Luciana Almeida Silva, Cláudia Rocha Martins e Jailson Bittencourt de Andrade\*

Instituto de Química, Universidade Federal da Bahia, Campus de Ondina, 40170-290 Salvador - BA

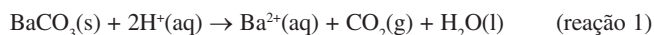
Recebido em 2/9/03; aceito em 20/5/04; publicado na web em 9/8/04

**WHY ARE ALL NITRATES SOLUBLE?** The solubility rules presented in the majority of introductory texts of chemistry usually do not comprise a systematic analysis of the dissolution processes, neither from a microscopic nor from a macroscopic point of view. The solubility of nitrates in aqueous solution is discussed in this article, focusing on the thermodynamic data and the properties of the nitrate ion.

Keywords: solubility; nitrates; thermodynamic properties.

## INTRODUÇÃO

O “desaparecimento” de uma substância quando misturada a outra é um interessante fenômeno que fascina cientistas há anos, além de despertar interesses econômicos e, até mesmo, de saúde pública. Um exemplo recente que abalou a sociedade brasileira foi a suspeita de contaminação de um contraste à base de  $\text{BaSO}_4$ , usado em radioscopia e radiografia para destacar órgãos, que pode ter causado a morte de pelo menos 21 pessoas. O sulfato de bário é usado para este fim por ser um sal praticamente insolúvel em água (0,0002 g/100 g de água) e em soluções ácidas diluídas. Análises de amostras deste medicamento, produzido por um determinado fabricante, constataram a presença de  $\text{BaCO}_3$ . Embora o carbonato de bário apresente também baixa solubilidade em água (0,002 g/100 g de água), este sal é solúvel em soluções ácidas diluídas como o suco gástrico, um fluido digestivo ácido que contém, entre outras substâncias, HCl (reação 1). Além disso,  $\text{BaCO}_3$ , em presença de  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ , forma bicarbonato de bário, que é um sal aquossolúvel (reação 2).



Como todos os compostos de bário solúveis em água ou ácidos são venenosos<sup>1</sup>, o  $\text{BaCO}_3$  apresenta efeito deletério à saúde humana. Esse caso ilustra bem a importância do conhecimento da solubilidade, pois o engano com relação ao meio reacional pode ter sido o motivo que levou várias pessoas à morte.

## SOLUBILIDADE

Solubilidade, por definição, é a concentração de soluto dissolvido em um solvente em equilíbrio com o soluto não dissolvido à temperatura e pressão especificadas, ou seja, é a medida da quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida em um determinado solvente. O tamanho molecular (ou iônico), a polaridade (ou carga), forças dispersivas e dipolares, ligações de hidrogênio e a temperatura são fatores que se destacam na determinação da solubilidade e devem ser considerados no seu entendimento. Entretanto, é comum encontrar em livros textos de química destinados ao ensino médio, e em vários outros dedicados ao ensino superior, tabelas de regras de

solubilidade (o tipo mais freqüente é mostrado na Tabela 1) que apresentam uma série de compostos iônicos, classificando-os simplesmente como solúveis ou insolúveis em água. Normalmente, tais regras não vêm acompanhadas de uma análise sistemática do processo de dissolução, tanto do ponto de vista microscópico quanto do ponto de vista macroscópico.

Com o objetivo de contribuir para a correção desta falha, iniciamos uma discussão em torno de afirmações muito comuns, porém inconsistentes, como todos os nitratos são solúveis, enquanto a maioria dos carbonatos apresenta baixa solubilidade em água.

**Tabela 1.** Regras de solubilidade para compostos iônicos em água a 298 K

Compostos solúveis	Exceções
Quase todos os sais de $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{NH}_4^+$	
Haletos: sais de $\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ e $\text{I}^-$	Haletos de $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ e $\text{Pb}^{2+}$
Fluoretos	Fluoretos de $\text{Mg}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$
Sais de $\text{NO}_3^-$ , $\text{ClO}_3^-$ , $\text{ClO}_4^-$ , $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{2-}$	
Sulfatos	Sulfatos de $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$ e $\text{Ca}^{2+}$
Ácidos inorgânicos	
Compostos insolúveis	Exceções
Sais de $\text{CO}_3^{2-}$ , $\text{PO}_4^{3-}$ , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ e $\text{CrO}_4^{2-}$	Sais de $\text{NH}_4^+$ e de cátions de metais alcalinos
Sulfetos	Sais de $\text{NH}_4^+$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ e de cátions de metais alcalinos
Hidróxidos e óxidos metálicos	Hidróxidos e óxidos de $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ e os cátions de metais alcalinos

## ENTALPIA DE DISSOLUÇÃO

Para que um composto iônico se dissolva em um dado solvente, a atração eletrostática entre os íons no retículo deve ser superada. Entretanto, a idéia de dissociação de sais em partículas carregadas, a princípio, poderia ser um contra-senso por conta das fortes interações interiônicas. Por exemplo, se tentássemos separar completamente os

\*e-mail: jailsong@ufba.br

íons sódio dos íons cloreto em um mol de NaCl, a uma distância de 10 cm, seria necessário exercer uma força de aproximadamente  $10^{14}$  t – 1tf (tonelada força) equivale a 9810 N na superfície terrestre. E caso as partículas positivas ou negativas desse sal fossem removidas para a superfície da lua, ainda assim, cátions e ânions se atrairiam com uma força de cerca de meia tonelada<sup>11</sup>.

Então, que efeitos podem operar em oposição a essas poderosas forças para permitir a existência de soluções iônicas? Podem-se considerar três como os principais: desordem, permissividade do meio e energia de interação entre moléculas do solvente e os íons do soluto. Desses, o último é o mais importante. Por isso dedicaremos esta seção a sua discussão detalhada.

A capacidade de dissolução de um sal em água é fortemente influenciada pela entalpia de dissolução, que representa o calor envolvido na dissolução de uma substância em um dado solvente à pressão constante, e pode ser determinada pelo balanço energético das etapas teóricas envolvidas na formação da solução. A energia resultante nesse processo pode ser calculada por:

$$\Delta_{sol}H = \Delta H(\text{soluto-solvente}) - \Delta H(\text{soluto-soluto}) - \Delta H(\text{solvente-solvente})$$

No processo de solvatação, grandes perturbações nas interações solvente-solvente ocorrerão, modificando significativamente a sua estrutura nas adjacências do íon. Solventes que interagem fortemente com íons apresentam forças intermoleculares intensas, tais como interações dipolares e ligações de hidrogênio. Entretanto, se compararmos a intensidade das interações solvente-solvente (dipolo-dipolo), soluto-solvente (íon-dipolo) e soluto-soluto (íon-íon), concluiremos facilmente que a atração eletrostática é mais intensa entre partículas carregadas, ou seja, íon-íon. Porém, existe um elevado número de interações íon-dipolo atuando em cada íon. Como resultado, a energia de interação soluto-solvente torna-se grosseiramente da mesma ordem de grandeza da energia de coesão entre cátions e ânions, enquanto que as interações solvente-solvente tornam-se negligenciáveis nas adjacências dos íons comparadas à magnitude dessas.

No Esquema 1 está representado, através do ciclo de Born-Haber, o processo de dissolução de um sal. Considerando que as interações solvente-solvente neste caso são negligenciáveis, a energia resultante do processo de dissolução ( $\Delta_{sol}H$ ;  $H$  = entalpia) será o somatório das energias envolvidas em duas etapas:

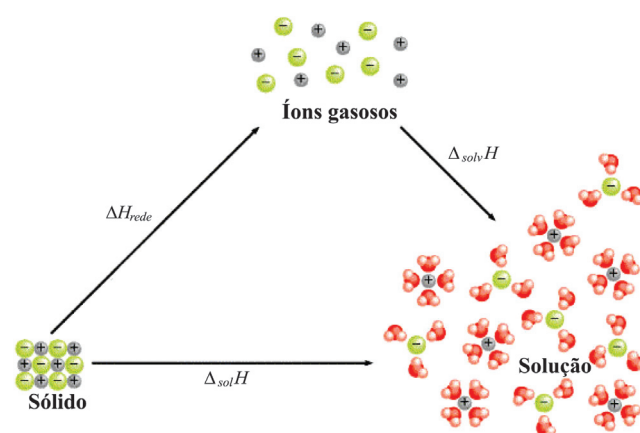
- i) uma é o processo desfavorável de separação “infinita” dos íons do retículo que corresponde à entalpia de rede ( $\Delta H_{rede}$ ), definida como a entalpia de reação para a formação de um gás de íons a partir do sólido cristalino (reação 3)<sup>2-5</sup>;



A definição de energia de rede como energia requerida não é uniforme na maioria dos textos destinados a disciplinas introdutórias de química e até mesmo em livros de química avançada<sup>2-9</sup>. Muitos deles definem energia de rede como a energia liberada quando o cristal é formado a partir dos íons gasosos separados a uma distância infinita<sup>6-9</sup>. Essa falta de consenso pode gerar dúvidas conceituais e dificultar o entendimento. Embora a terminologia química adotada nesse texto seja a recomendada pela IUPAC, o termo *Lattice Energy* não consta na lista da “IUPAC Compendium of Chemical Terminology”<sup>10</sup>, por isso adotamos a definição encontrada em referências mais recentes;

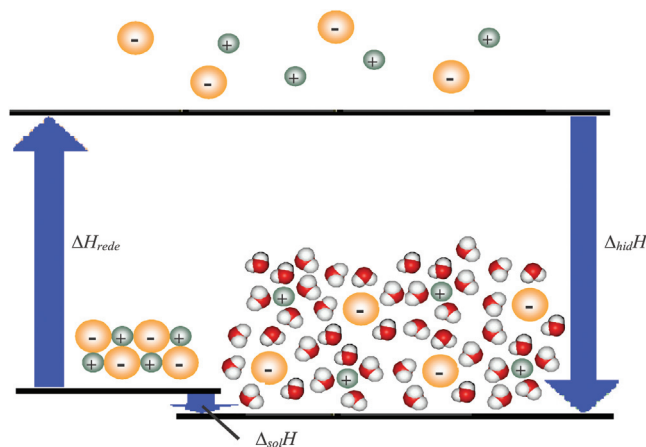
- ii) a outra etapa envolve o processo de solvatação dos íons ( $\Delta_{sol}H$ ), que é energeticamente favorável.

Deste modo, a variação de entalpia na dissolução de um sal pode ser obtida com uma boa aproximação empregando o ciclo de Born-Haber (Esquema 1).

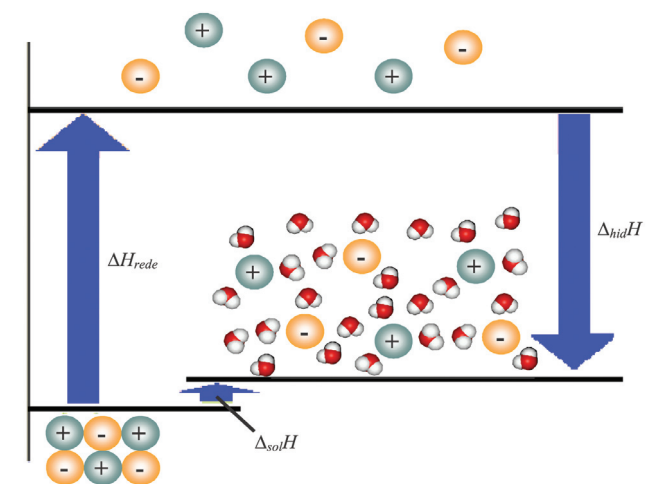


Esquema 1. Ciclo de Born-Haber para dissolução de um sal

O Esquema 2 ilustra um processo de dissolução exotérmica. Nesta situação, a energia de rede é superada pela entalpia de solvatação. As interações soluto-soluto (íon-íon) e solvente-solvente (dipolo-dipolo) são menos intensas que o somatório de todas as interações soluto-solvente (íon-dipolo). A entalpia de dissolução será negativa ( $\Delta_{sol}H < 0$ ). Macroscopicamente registra-se um aumento na temperatura. Processos desta natureza tendem a ser espontâneos, uma vez que transformações, sejam físicas ou químicas, ocorrerão espontaneamente no



Esquema 2. Processo de dissolução exotérmica



Esquema 3. Processo de dissolução endotérmica

sentido de diminuição da energia livre ( $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$ ; o segundo termo da equação, relacionado à desordem, será discutido na próxima seção).

Em muitos casos, a entalpia de dissolução para compostos iônicos em água é positiva ( $\Delta_{sol}H > 0$ ). O Esquema 3 mostra que somente a entalpia de solvatação não é suficiente para superar as forças atrativas entre os íons. Quando isso ocorre, a solução é forçada a realizar trabalho ( $w$ ) para separá-los, gastando energia do próprio sistema (energia interna –  $U$ ) num processo adiabático ( $\Delta U = w$ ). Nestes casos, registra-se uma diminuição de temperatura. Se a entalpia de solução for muito positiva e o segundo termo da equação de energia livre (relacionado à desordem) não for suficiente para compensá-la ( $\Delta G = \Delta H - T\Delta S > 0$ ), o composto iônico será insolúvel.

## ENTROPIA

Embora a capacidade de dissolução de um sal seja fortemente afetada pela entalpia de dissolução, somente este parâmetro não define a sua solubilidade. Para muitos sais, a contribuição do fator entrópico no processo de dissolução é comparável à entalpia de solvatação. Um aumento da desordem é esperado quando os íons deixam o sólido e passam para a solução; em contrapartida, há uma reorganização das moléculas do solvente com a solvatação desses íons. Embora seja possível medir a entropia de um soluto em uma solução eletrolítica, não existe um meio experimental de atribuir entropias a cátions e ânions separadamente, uma vez que é impossível ter uma solução só de cátions ou só de ânions. Por isso, as entropias de íons hidratados são medidas em relação à entropia padrão de íons  $H^+$  em água, estabelecida como zero em qualquer temperatura [ $S^\circ(H^+, aq) = 0$ ]. Deste modo, a entropia de íons hidratados provenientes da dissociação do sal também pode ser positiva ou negativa. Quando a entropia é positiva, a organização das moléculas de água em torno do íon é menor que em torno do íon  $H^+$ . Já se a entropia for negativa, a organização das moléculas de água em torno do íon será maior que em torno do íon  $H^+$ .

## EFEITO DA CARGA E DO RAIOS DOS ÍONS

A carga e o tamanho dos íons exercem influência significativa na energia de rede e na energia de solvatação. A Equação 1 representa a energia total para um mol de um cristal em função de  $r$ , considerando as contribuições devidas à atração eletrostática (primeiro termo) e à repulsão na superposição das nuvens eletrônicas dos íons (segundo termo). Nesta equação, a dependência da carga e do tamanho dos íons é evidenciada:

$$E = \frac{ANZ^+Z^-e^2}{4\pi\epsilon_0 r} + \frac{NB}{r^n} \quad (1)$$

$E$  = energia total em um mol de um cristal

$Z^+$  e  $Z^-$  = número de carga dos íons

$e$  = carga do elétron =  $1,6 \times 10^{-19}$  C

$\epsilon_0$  = permissividade do vácuo =  $8,85 \times 10^{-12}$  C<sup>2</sup> J<sup>-1</sup> m<sup>-1</sup>

$r$  = distância de separação dos íons

$A$  = constante de Madelung

$N$  = constante de Avogadro

$B$  = constante de repulsão

$n$  = expoente de Born

A informação do expoente de Born,  $n$ , pode ser obtida experimentalmente por dados de compressibilidade, que é a medida da resistência que os íons exibem quando são forçados a uma grande aproximação. A constante de Madelung ( $A$ ) é um número adimensional relacionado às características geométricas do sólido.

A energia será mínima (energia de rede –  $E_r$ ) quando a distância de equilíbrio de separação dos íons é alcançada ( $r = r_o$ ). Neste caso, a Equação 1 pode ser escrita como (veja detalhes nas referências 7-9):

$$E_r = -\frac{ANZ^+Z^-e^2}{4\pi\epsilon_0 r_o} \left(1 - \frac{1}{n}\right) \quad (2)$$

O valor da energia de rede será maior quando os íons forem similares em tamanho, especialmente se forem pequenos e com carga elevada. A presença de cátions muito maiores que ânions e vice-versa, pode reduzir o valor de  $E_r$ .

A energia de solvatação total é a soma das energias de solvatação dos dois íons individuais e está diretamente relacionada à habilidade inerente do solvente para coordenar os íons envolvidos e à natureza desses íons. A atração coulombiana entre um par de íons é inversamente proporcional à permissividade do meio:

$$E = \frac{Z^+Z^-e^2}{4\pi\epsilon r} \quad (3)$$

$E$  = energia eletrostática entre um par de íons

$Z^+$  e  $Z^-$  = números de carga dos íons

$\epsilon$  = permissividade do meio

$r$  = distância de separação dos íons

A permissividade relativa ( $\epsilon/\epsilon_0$ ) para espaços livres (vácuo) é 1,00; já para solventes polares, esses valores são consideravelmente maiores. Nas soluções de íons solvatados por um solvente com alta permissividade relativa (e.g.  $\epsilon_{\text{água}}/\epsilon_0 = 81,7$ ; neste caso o termo usual é hidratação), a força de atração entre cátions e ânions será apreciaavelmente menor devido ao poder de “blindagem” do solvente, o que favorece o processo de dissolução. Além disso, quanto mais polar for o solvente, maior será sua capacidade de se coordenar ao íon. Por outro lado, quanto menor for o íon e maior a carga, tanto maiores serão a força e o número de interações com as moléculas do solvente.

O efeito desses parâmetros (tamanho e carga dos íons) também pode ser evidenciado na entropia de íons solvatados. Íons grandes com carga pequena contribuem favoravelmente para o processo de dissolução, enquanto que para íons muito pequenos com carga elevada, a contribuição do fator entrópico é desfavorável. A forte interação do íon com o dipolo da água induz uma maior organização das moléculas de água em torno do íon e, com isso, a desordem da solução diminui mais do que no caso de íons grandes com pequena carga.

## SOLUBILIDADE DE NITRATOS

Com relação à questão inicial, **por que todos os nitratos são solúveis?** a melhor maneira de avaliar o comportamento de nitratos frente à água é analisar as propriedades físico-químicas deste ânion. O nitrato é um íon poliatômico que apresenta carga pequena,  $-1$ , e raio iônico de 165 pm (Tabela 2). Essas características lhe conferem uma baixa entalpia de hidratação ( $\Delta_{\text{hd}}H^\circ = -295$  kJ mol<sup>-1</sup>) e entropia relativamente elevada em água ( $S^\circ = 146,7$  J K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>). Se compararmos com outros íons poliatômicos isoeletrônicos, como por exemplo, o  $\text{CO}_3^{2-}$ , constataremos que a entropia deste íon hidratado é consideravelmente menor ( $S^\circ = -50,0$  J K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>). Embora o íon carbonato tenha raio (164 pm) muito próximo ao do íon nitrato, a carga é duas vezes maior. A elevada relação carga/raio aumenta a energia reticular dos carbonatos que é compensada pelo aumento da energia de hidratação deste ânion ( $\Delta_{\text{hd}}H^\circ = -1120$  kJ mol<sup>-1</sup>). Por outro lado, a alta afinidade pela água resulta numa maior organização das moléculas de água em torno deste íon comparada ao íon  $\text{NO}_3^-$  hidratado,



o que desfavorece o processo de dissolução do ponto de vista entrópico.

Sais formados por associação do íon nitrato com cátions univalentes pequenos apresentam energias de rede baixas. Na dissolução do  $\text{LiNO}_3$ , por exemplo, a entalpia de hidratação do sal é suficiente para superar a entalpia de rede, por ter o íon  $\text{Li}^+$  relação carga/

raio relativamente elevada comparado aos demais cátions dos metais alcalinos, resultando num processo de dissolução exotérmico (Tabelas 3 e 4). Em se tratando de cátions pequenos com carga elevada, há um expressivo aumento na energia de rede que, porém, é acompanhado de um aumento substancial na energia de hidratação (Tabelas 3 e 4), uma vez que íons com elevada relação carga/raio têm grande afinidade pelo dipolo da molécula de água. Mesmo que a hidratação de cátions com relação carga/raio elevada seja acompanhada por uma diminuição de entropia, a entropia do íon nitrato hidratado, normalmente, é suficiente para compensá-la. A contribuição entálpica, neste caso, é reforçada pela entropia de dissolução, resultando em uma energia livre favorável à dissolução (Tabela 4).

Por outro lado, é incomum a formação de sais inorgânicos com cátions muito maiores que o íon nitrato. Já quando o sal é formado por combinação com cátions univalentes que possuem raios mais próximos ao raio do  $\text{NO}_3^-$  (ex.  $\text{CsNO}_3$  – Tabela 3), era de se esperar um aumento na energia de rede, favorecido pelo fator geométrico. Entretanto, o ânion em questão é um íon poliatômico, o que destoa bastante do modelo ideal de esferas rígidas, e o observado, nestes casos, é uma sensível diminuição da energia de rede devida à maior distância interiônica. Para sais desse tipo, é possível que a baixa entalpia de hidratação (soma das entalpias de hidratação de cátions e ânions individuais) não seja suficiente para superar a energia de rede. Os processos de dissolução nestes casos são endotérmicos (Tabela 4), ou seja, a solução consome energia interna na separação dos íons. Para compensar o custo energético, o fator entrópico deve ser pronunciado, o que de fato acontece, pois cátions com raios muito grandes e cargas pequenas terão baixa entalpia de hidratação, porém alta entropia. A entropia de hidratação do cátion e do ânion é suficiente para compensar a baixa entalpia de hidratação, favorecendo a solubilidade.

A variação de energia livre na dissolução de nitratos normalmente é negativa, determinando a espontaneidade do processo (Tabela 4). No entanto, podem-se perceber alguns valores de  $\Delta_{\text{sol}} G^\circ$  positivos. Os processos de dissolução destes sais são endotérmicos, o que significa dizer que as reações de precipitação são exotérmicas, porém a precipitação é entropicamente desfavorável. Considerando que os íons devem abandonar um meio onde a entropia é elevada para se agregarem e retornarem à forma cristalina, a energia livre de precipitação envolvida é muito pequena quando confrontados os dois termos ( $\Delta_{\text{ppt}} H^\circ$  e  $-\Delta_{\text{ppt}} S^\circ$ ; processo inverso à dissolução), o que permite um certo grau de solubilidade a estes sais. Por exemplo, o produto de solubilidade ( $K_{\text{ps}} = e^{-\frac{\Delta_{\text{sol}} G^\circ}{RT}}$ ) de um dos nitratos menos solú-

**Tabela 2.** Raio iônico e entropia de alguns ânions

Ânion	$r_{\text{ânion}} / \text{pm}^{(a)}$	$S^\circ / \text{J.K}^{-1} \text{mol}^{-1}$ (ânion hidratado) <sup>(b)</sup>
$\text{F}^-$	136	-13,8
$\text{Cl}^-$	181	56,6
$\text{Br}^-$	195	82,6
$\text{I}^-$	216	106,5
$\text{OH}^-$	119	-10,9
$\text{HCO}_3^-$	142	98,4
$\text{CH}_3\text{CO}_2^-$	148	87,0
$\text{CO}_3^{2-}$	164	-50,0
$\text{NO}_3^-$	165	146,7
$\text{ClO}_4^-$	226	184,0
$\text{SO}_4^{2-}$	244	18,5

Fontes: (a) ref. 9; (b) ref. 12 e 13.

**Tabela 3.** Propriedades termodinâmicas de alguns cátions

Cátion	$r_{\text{cátion}} / \text{pm}^{(a)}$	$\Delta_{\text{hid}} H^\circ / \text{kJ mol}^{-1}^{(b)}$	$S^\circ / \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$ (cátion hidratado) <sup>(b)</sup>
$\text{Li}^+$	78	-558	12,2
$\text{Na}^+$	98	-444	59,0
$\text{K}^+$	138	-361	101,2
$\text{Rb}^+$	149	-305	121,8
$\text{Cs}^+$	165	-289	132,1
$\text{NH}_4^+$	151	-355	111,2
$\text{Ag}^+$	113	-510	73,5
$\text{Mg}^{2+}$	78	-2003	-138,1
$\text{Ca}^{2+}$	106	-1657	-56,2
$\text{Sr}^{2+}$	127	-1524	-9,6
$\text{Ba}^{2+}$	136	-1390	9,6

Fontes: (a) Tabela periódica editada pela SBQ, exceto para  $\text{NH}_4^+$ , extraído da ref. 9; (b) ref. 12 e 13.

**Tabela 4.** Dados termodinâmicos e solubilidade de alguns nitratos ( $T = 298 \text{ K}$ )

Sal	$\Delta H_{\text{rede}}^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$	$\Delta_{\text{sol}} H^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$	$-\Delta_{\text{sol}} S^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$	$\Delta_{\text{sol}} G^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$	Solubilidade/ g de sal/100 g de $\text{H}_2\text{O}$
$\text{LiNO}_3$	848	-2,5	-20,9	-23,4	102,0
$\text{NaNO}_3$	755	20,5	-26,9	-6,4	91,2
$\text{KNO}_3$	678	34,9	-34,5	0,4	38,3
$\text{RbNO}_3$	658	36,5	-35,9	0,6	65,0
$\text{CsNO}_3$	625	40,0	-37,0	3,0	27,9
$\text{NH}_4\text{NO}_3$	676	25,7	-32,4	-6,7	212,5
$\text{AgNO}_3$	822	22,6	-23,3	-0,7	234,4
$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	2503	-90,9	2,7	-88,2	71,2
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	2228	-19,2	-13,8	-33,0	143,9
$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$	2132	17,7	-19,5	-1,8	80,2
$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	2016	35,7	-26,4	9,3	10,3

Notas: Os valores de  $\Delta H_{\text{rede}}^\circ$  foram determinados experimentalmente de acordo com o ciclo de Born-Haber;  $\Delta_{\text{sol}} S^\circ = S_{\text{aq}}^\circ - S_{\text{c}}^\circ$  ( $S_{\text{aq}}^\circ$  = entropia padrão dos íons em solução aquosa;  $S_{\text{c}}^\circ$  = entropia padrão do cristal).

Fontes: todos os dados foram extraídos das ref. 12 e 13.

veis, o  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ , é  $4,6 \times 10^{-3}$ , muito superior ao de sais tipicamente insolúveis em água, como por exemplo, o  $\text{BaSO}_4$  ( $K_{\text{ps}} = 1,1 \times 10^{-10}$ ) e o  $\text{BaCO}_3$  ( $K_{\text{ps}} = 2,6 \times 10^{-9}$ ).

## CONCLUSÕES

Em geral, sais formados por cátions e ânions com tamanhos substancialmente diferentes são solúveis devido à baixa energia de rede.

A solubilidade de sais em água também aumenta com o incremento do tamanho de cátions ou ânions, devido a uma variação de entropia mais favorável na solvatação. Entretanto, o efeito da carga do íon é mais importante que o efeito do tamanho. A entropia de íons pequenos hidratados é pouco favorável para a dissolução, especialmente se a carga é elevada. Sais formados por íons de carga baixa, geralmente, são solúveis (ex.: sais de metais alcalinos, de  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$  e haletos). Existem poucos sais solúveis de ânions de carga elevada, a menos que estejam associados a cátions univalentes.

Os sais de ânions com relação carga/raio reduzida, como é o caso dos nitratos, mesmo combinados com cátions pequenos de carga elevada, são solúveis, uma vez que a variação de entropia resultante da solvatação do ânion, associada à entalpia de solvatação do sal, normalmente, é suficiente para compensar o aumento na energia de rede e diminuição de entropia na solvatação de cátions com relação carga/raio elevada.

## AGRADECIMENTOS

Ao CNPq, à FINEP e à FAPESP e aos assessores de Química Nova pelas valiosas sugestões.

## REFERÊNCIAS

1. Gosselin, R. E.; Smith, R. P.; Hodge, H. C.; *Clinical Toxicology of Commercial Products*, 5<sup>th</sup> ed., Williams & Wilkins: Baltimore, 1984.
2. Douglas, B.; McDaniel, D.; Alexander, J.; *Concepts and Models of Inorganic Chemistry*, 3<sup>rd</sup> ed., John Wiley & Sons, Inc.: New York, 1994.
3. Atkins, P. W.; *Physical Chemistry*, 6<sup>th</sup> ed., Oxford University Press: Oxford, 1998.
4. Atkins, P. W.; Jones, L. L.; *Chemistry: molecules, matter and change*, 3<sup>rd</sup> ed., Freeman: New York, 1997.
5. Russel, J. B.; *Química Geral*, 2<sup>a</sup> ed., Makron Books: São Paulo, 1994, vol. 1.
6. Brady, J. E.; Humiston, G. E.; *Química Geral*, 2<sup>a</sup> ed., Livros Técnicos e Científicos Editora S. A.: Rio de Janeiro, 1986, vol. 1.
7. Duarte, A.D.; *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola – Estrutura da Matéria: uma visão molecular*, **2001**, 4, 14.
8. Lee, J. D.; *Química Inorgânica não tão Concisa*, tradução da 5<sup>a</sup> ed. inglesa, Ed. Edgar Blücher: São Paulo, 1999.
9. Huheey, J. E.; Keiter, E. A.; Keiter, R. L.; *Inorganic Chemistry: Principles of Structure and Reactivity*, 4<sup>th</sup> ed., Harper Collins College Publishers: New York, 1993.
10. <http://www.iupac.org/publications/compendium/S.html>, acessada em Fevereiro 2004.
11. Blackburn, T. R.; *Equilibrium – A Chemistry of Solutions*, 1<sup>st</sup> ed., Holt Rinehart Winston: New York, 1969.
12. Lide, D. R., editor-in-chief; *Handbook of Chemistry and Physics*, 78<sup>th</sup> ed., CRC Press, Inc: Cleveland, 1997 – 1998.
13. <http://www.codata.org/databases/key1.html>, acessada em Agosto 2003.
14. Letcher, T. M.; Battino, R.; *J. Chem. Educ.* **2001**, 78, 103.
15. van der Sluys; W. G.; *J. Chem. Educ.* **2001**, 78, 111.
16. [http://www.iupac.org/reports/provisional/abstract02/ribeiro-da-silva\\_prs.pdf](http://www.iupac.org/reports/provisional/abstract02/ribeiro-da-silva_prs.pdf), acessada em Agosto 2003.