

# “UM CONVITE PARA REAGIR”



## SUGESTÕES DE PROTOCOLOS PARA AULAS PRÁTICAS DE QUÍMICA

### ENSINO MÉDIO



**ELABORAÇÃO:**

Professora Filomena Maria Minetto Brondani

**PATROCÍNIO:**

Centro Universitário FAEMA - UNIFAEMA



**CENTRO UNIVERSITÁRIO FAEMA  
UNIFAEMA**

*Portaria de Credenciamento nº 1.076 de 31 de dezembro de 2021.  
Ministério da Educação – D.O.U nº. 247, seção 1, pg. 518.*



## **“UM CONVITE PARA REAGIR”**

# **SUGESTÕES DE PROTOCOLOS PARA AULAS PRÁTICAS DE QUÍMICA: ENSINO MÉDIO**

**Elaboração:** Professora Mestra Filomena Maria Minetto Brondani

**Organização e Revisão:** Professor Mestre Jociel Honorato de Jesus

**Colaboradores:** Artur Romão Rocha e Thiago Francisco Moura Pereira

**Patrocínio: Centro Universitário Faema – UNIFAEMA**



Atribuição Não Comercial 4.0 Internacional.

Este trabalho está licenciado com uma Licença Creative Commons. Desde que citada a fonte, para fins de estudo e pesquisa, autorizamos a reprodução e divulgação deste trabalho, por qualquer meio convencional ou eletrônico.

Os artigos manuscritos nesta publicação, assim como a revisão textual e o uso adequado das Normas de formatação da ABNT, são de inteira responsabilidade dos seus autores.



**FICHA CATALOGRÁFICA**  
**Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)**

---

B869s Brondani, Filomena Maria Minetto.

Sugestões de protocolos para aulas práticas de química: ensino médio – “Um convite para reagir” [recurso eletrônico] / Centro Universitário Faema – Unifaema. Ariquemes: Editora Unifaema, 2025.

78 f. ; il.

Inclui Bibliografia.

ISBN: 978-65-984435-3-5

1. Educação. 2. Aulas Práticas - Química. 3. Protocolos Químicos. 4. Ensino Médio. I. Título. II. Jesus, Jociel Honorato de. III. Editora Unifaema.

CDU 661  
CDD 660.284

---

**Bibliotecária Responsável**

Isabelle da Silva Souza

CRB 1148/11



## **AGRADECIMENTO**

Agradeço ao Reitor do Centro Universitário Faema – UNIFAEMA, **Dr. h. c. Airton Leite Costa**, e à Presidente da Unidas Sociedade de Educação e Cultura LTDA, **Dra. Rosieli Alves Chiaratto**, pela generosa doação dos reagentes às Escolas de Ensino Médio, contribuindo significativamente para o ensino e a prática experimental de Química.

Agradeço ao professor Dhione Marcos da Silva e aos Técnicos do Laboratório do UNIFAEMA Everson Silas de Andrade, Cleiton José da Silva e Samuel Nunes da Cruz pela organização dos Kits de reagentes a serem doados.



## **PREFÁCIO**

A experimentação exerce um papel essencial no ensino de Química, pois transforma conceitos teóricos em conhecimento prático, despertando a curiosidade científica e potencializando a aprendizagem. Com esse intuito, esta apostila foi elaborada com dedicação, visando orientar o uso dos reagentes doados pelo Centro Universitário FAEMA – UNIFAEMA às Escolas de Ensino Médio de Ariquemes-RO.

O material foi originalmente escrito pela professora **Mestre Filomena Maria Minetto Brondani**, possui experiência no ensino de Química no Ensino Médio e Superior e, passou por revisão, pelo professor **Mestre e doutorando Jociel Honorato de Jesus**, com formação acadêmica em Licenciatura em Química e experiência docente, atuando como professor pesquisador no ensino superior do Centro Universitário FAEMA – UNIFAEMA, e também como professor da educação básica.

Esta obra reúne práticas laboratoriais com o objetivo de auxiliar professores na condução dos experimentos, ao mesmo tempo em que estimula os estudantes a vivenciarem a ciência de forma ativa e investigativa.

Espera-se que este material contribua significativamente para o fortalecimento do ensino de Química nas escolas, tornando as aulas mais dinâmicas, envolventes e inspiradoras. Que esta iniciativa incentive professores e alunos a mergulharem no fascinante universo da experimentação científica, promovendo uma educação mais rica, significativa e transformadora.

**Boa leitura e bons experimentos!**



## SUMÁRIO

<b>AGRADECIMENTO .....</b>	<b>3</b>
<b>1. INTRODUÇÃO .....</b>	<b>9</b>
<b>2. NORMAS DE CONDUTA E SEGURANÇA NO LABORATÓRIO .....</b>	<b>11</b>
2.1 NORMAS GERAIS .....	11
2.2 MANUSEIO DE PRODUTOS QUÍMICOS .....	11
2.3 USO DE EQUIPAMENTOS.....	11
2.4 PROCEDIMENTOS DE EMERGÊNCIA.....	12
2.5 AO FINAL DA AULA.....	12
<b>3. PROPRIEDADES GERAIS DA MATÉRIA.....</b>	<b>13</b>
3.1 EXTENSÃO: A MATÉRIA OCUPA LUGAR NO ESPAÇO. ....	13
3.2. INÉRCIA: A MATÉRIA TENDE A PERMANECER NO ESTADO EM QUE SE ENCONTRA, SEJA EM REPOUSO OU EM MOVIMENTO, A MENOS QUE UMA FORÇA ATUE SOBRE ELA.....	13
3.3. IMPENETRABILIDADE: DOIS CORPOS NÃO PODEM OCUPAR, AO MESMO TEMPO, O MESMO LUGAR NO ESPAÇO.....	13
3.4 COMPRESSIBILIDADE: A MATÉRIA PODE TER SEU VOLUME REDUZIDO QUANDO SUBMETIDA À PRESSÃO, VARIANDO DE ACORDO COM SUAS PROPRIEDADES.....	14
3.5. ELASTICIDADE: A MATÉRIA PODE RETORNAR AO SEU VOLUME OU FORMA ORIGINAL APÓS CESSAR A FORÇA QUE A DEFORMOU.....	14
3.6 DIVISIBILIDADE: A MATÉRIA PODE SER DIVIDIDA EM PARTES MENORES SEM PERDER SUAS CARACTERÍSTICAS ESSENCIAIS.....	15
3.7 INDESTRUTIBILIDADE: A MATÉRIA NÃO PODE SER CRIADA NEM DESTRUÍDA, APENAS TRANSFORMADA. ....	15
<b>4. PROPRIEDADES ESPECÍFICAS DA MATÉRIA .....</b>	<b>16</b>
4.1 ORGANOLÉPTICAS: COR, BRILHO SABOR, ODOR, FORMA E ESTADO FÍSICO .....	16
4.2 MALEABILIDADE: EXISTEM MATÉRIAS MALEÁVEL (FERRO) E NÃO MALEÁVEIS(VIDRO) .....	16



4.3. DUCTIBILIDADE: É UM TIPO DE MALEABILIDADE QUE ACONTECE QUANDO O MATERIAL FORMA FIO AO SER PUXADO EM DIREÇÕES OPOSTAS (METAIS A EXEMPLO DO ALUMÍNIO, COBRE E A OUTROS).....	17
4.4. DENSIDADE: É A RAZÃO (DIVISÃO) DA MASSA DE UM CORPO(MATÉRIA) PELO VOLUME OCUPADO POR ELE .....	17
<b>5. SEPARAÇÃO DE MISTURAS: SIMULAÇÕES PARA O TRATAMENTO DE ÁGUA: .....</b>	<b>19</b>
5.1. EXPERIMENTO EMPREGANDO SULFATO DE ALUMÍNIO E ÓXIDO DE CÁLCIO (CAL).....	19
5.2. PURIFICAÇÃO DA ÁGUA USANDO HIDRÓXIDO DE MAGNÉSIO .....	21
<b>6. TESTE DA CHAMA: IDENTIFICAÇÃO DA PRESENÇA DE DETERMINADOS ELEMENTOS (CÁTIONS) PELA COR DA CHAMA.....</b>	<b>24</b>
<b>7. REAÇÕES QUÍMICAS EXOTÉRMICA E ENDOTÉRMICAS.....</b>	<b>27</b>
7.1. PARTE 1: REAÇÃO EXOTÉRMICA (ÓXIDO DE CÁLCIO + ÁGUA): ESSA REAÇÃO LIBERA CALOR PARA O AMBIENTE, DEMONSTRANDO UMA REAÇÃO EXOTÉRMICA.....	27
7.2 PARTE 2: REAÇÃO ENDOTÉRMICA (CLORETO DE AMÔNIO + ÁGUA).....	28
<b>8. REAÇÕES DE DESLOCAMENTO (SIMPLES TROCA) ENTRE ZINCO METÁLICO E SULFATO DE COBRE .....</b>	<b>30</b>
<b>9. REAÇÃO DE DESLOCAMENTO SIMPLES COM CLORETO DE NÍQUEL (II) ...</b>	<b>33</b>
<b>10. REAÇÃO DE PRECIPITAÇÃO: REAÇÃO ENTRE CLORETO DE ZINCO E SULFATO DE COBRE (II) .....</b>	<b>35</b>
<b>11. PRODUÇÃO DE PRECIPITADO A PARTIR DE UMA REAÇÃO DE DUPLA TROCA .....</b>	<b>37</b>
<b>12. REAÇÃO DE DESLOCAMENTO COM CLORETO DE NÍQUEL (II).....</b>	<b>38</b>
<b>13. REAÇÃO DE REDUÇÃO DO IODO COM SULFITO DE SÓDIO .....</b>	<b>40</b>
<b>14. REAÇÃO DE DUPLA TROCA COM FORMAÇÃO DE PRECIPITADO: REAÇÃO COM SULFATO DE COBRE .....</b>	<b>42</b>
<b>15. REAÇÃO DE HIDRÓLISE: HIDRÓLISE ÁCIDA DO CLORETO DE ALUMÍNIO. ....</b>	<b>43</b>
<b>16. INFLUENCIA DA POLARIDADE, FORÇAS INTERMOLECULARES NA SOLUBILIDADE .....</b>	<b>44</b>



17. REAÇÃO DE PRECIPITAÇÃO: FORMAÇÃO DE UM PRODUTO MENOS SOLÚVEL OU INSOLÚVEL.....	46
18. REAÇÃO DE DUPLA TROCA/ÓXIDO-REDUÇÃO .....	48
19. REAÇÃO DE ÓXIDO-REDUÇÃO: REAÇÃO DE COBRE E SOLUÇÃO DE NITRATO DE PRATA .....	50
20. REAÇÕES ENTRE SAIS: REAÇÃO DE PRECIPITAÇÃO ENTRE CLORETO DE POTÁSSIO E CLORETO DE BÁRIO .....	53
21. REAÇÃO DE PRECIPITAÇÃO ENTRE CLORETO DE CÁLCIO E SULFATO DE SÓDIO.....	55
22. EFEITO DOS CATALISADORES SOBRE O EQUILÍBRIO QUÍMICO: EXPERIMENTO " GALO DO TEMPO" COM CLORETO DE COBALTO HEXAHIDRATADO.....	57
23. REAÇÃO COM POLÍMEROS: GELECA (SLIME) COM BORATO DE SÓDIO .	59
24. FORMAÇÃO DE COMPLEXO DE FERRO (III) COM TIOCIANATO DE POTÁSSIO.....	61
25. DECOMPOSIÇÃO TÉRMICA DA URÉIA .....	63
26. REAÇÃO COM FORMAÇÃO DE UM HIDRÓCIDO(BASE) INSOLÚVEL.....	65
27. OBTENÇÃO DE ÓXIDO DE ZINCO .....	67
28. REAÇÃO DO SULFATO DE PRATA COM CLORETO DE SÓDIO .....	69
29. EXPERIMENTO: IDENTIFICAÇÃO DE ÁCIDO E BASE COM INDICADORES SINTÉTICOS.....	70
30. IDENTIFICAÇÃO DA PRESENÇA DE AMIDO COM IODO P.A. ....	72
31. IDENTIFICAÇÃO DA CLOROFILA EM FOLHAS VARIEGADAS (PARTE VERDE E PARTE BRANCA) .....	74
32. VISUALIZAÇÃO DE CÉLULAS VEGETAIS: USO DO VERDE BRILHANTE COMO CORANTE .....	76
REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS .....	77



## **1. INTRODUÇÃO**

As atividades práticas desempenham um papel fundamental na aprendizagem em Química, proporcionando uma compreensão mais profunda e significativa dos conceitos teóricos. Aqui estão alguns dos principais pontos que destacam sua importância

- **Conexão entre teoria e prática:** As experiências em laboratório permitem que os estudantes observem na prática os fenômenos químicos que estudam em sala de aula. Isso facilita a compreensão de conceitos abstratos como reações químicas, leis da química e propriedades das substâncias.
- **Desenvolvimento de habilidades científicas:** Os alunos aprimoram competências como a observação, a formulação de hipóteses, a análise crítica de resultados, a interpretação de dados e o uso de instrumentos laboratoriais. Essas habilidades são essenciais tanto para o aprendizado acadêmico quanto para futuras atividades profissionais.
- **Estímulo ao pensamento crítico e investigativo:** As atividades práticas incentivam a curiosidade e a capacidade de questionar e investigar. Os alunos aprendem a buscar explicações para os fenômenos observados e a validar suas hipóteses por meio de experimentos controlados.
- **Engajamento e motivação:** Experimentos práticos tornam o aprendizado mais dinâmico e interessante. O contato direto com os Materiais e Reagentes e a realização de atividades concretas despertam o interesse dos estudantes, aumentando sua participação ativa no processo de aprendizagem.
- **Compreensão de processos científicos:** As práticas laboratoriais ajudam os alunos a entender como o conhecimento científico é construído, destacando a importância do método científico, do controle de variáveis e da reprodutibilidade dos experimentos.
- **Desenvolvimento de responsabilidade e segurança:** Trabalhar em laboratório exige seguir normas de segurança, organização e responsabilidade no manuseio de substâncias químicas. Essas práticas reforçam a importância da ética e da segurança em ambientes científicos.



# CENTRO UNIVERSITÁRIO FAEMA UNIFAEMA



*Portaria de Credenciamento nº 1.076 de 31 de dezembro de 2021.  
Ministério da Educação – D.O.U nº. 247, seção 1, pg. 518.*

- **Facilitação da memorização e retenção do conhecimento:** A aprendizagem se torna mais duradoura quando os estudantes experimentam e vivenciam os conceitos em vez de apenas estudá-los teoricamente. A visualização direta dos processos químicos reforça a memória e a assimilação do conteúdo.
- **Preparação para desafios futuros:** Experiências práticas capacitam os alunos para lidar com problemas reais, tomar decisões baseadas em evidências e aplicar o conhecimento químico em diversas áreas, como indústria, saúde e meio ambiente.

As atividades práticas são essenciais para uma educação química, pois proporcionam um aprendizado mais eficaz, além de desenvolver competências investigativas e científicas essenciais para a formação dos estudantes.



## **2. NORMAS DE CONDUTA E SEGURANÇA NO LABORATÓRIO**

A segurança em aulas práticas de química é essencial para prevenir acidentes e garantir um ambiente de aprendizado seguro. Aqui estão algumas regras fundamentais:

### **2.1 NORMAS GERAIS**

- Use sempre equipamentos de proteção individual (EPIs): Jaleco, calças compridas, óculos de segurança, luvas e sapatos fechados.
- Siga as instruções do professor: Nunca realize experimentos sem autorização ou supervisão.
- Mantenha a bancada organizada: Evite Materiais e Reagentes desnecessários e limpe derramamentos imediatamente.
- Evite brincadeiras no laboratório: Produtos químicos e equipamentos podem ser perigosos.
- Saiba onde estão os equipamentos de emergência: Extintores, chuveiro de segurança, lava-olhos e saídas de emergência.

### **2.2 MANUSEIO DE PRODUTOS QUÍMICOS**

- Leia os rótulos e fichas de segurança (FISPQ) antes de usar qualquer reagente.
- Nunca cheire ou prove substâncias químicas.
- Evite tocar em produtos químicos sem luva. Use espátulas ou pipetas.
- Descarte resíduos corretamente: Nunca jogue produtos químicos na pia sem diluir com bastante água.

### **2.3 USO DE EQUIPAMENTOS**

- Mantenha vidrarias limpas e secas para evitar reações inesperadas.
- Aqueça substâncias com cuidado, sempre usando pinças e direcionando a abertura dos tubos de ensaio para longe de pessoas.



- Nunca pipete reagentes com a boca. Use pipetadores automáticos.

## 2.4 PROCEDIMENTOS DE EMERGÊNCIA

- Se houver contato com produtos químicos na pele ou olhos avise o professor e lave imediatamente com água em abundância por 15 minutos.
- Em caso de incêndio, não entre em pânico. Use o extintor adequado e siga os procedimentos de evacuação.
- Para cortes ou queimaduras, informe o responsável imediatamente para primeiros socorros.

## 2.5 AO FINAL DA AULA

- Descarte a solução de forma segura, diluindo-a com bastante água antes de jogá-la no esgoto.
- Lave bem as mãos após os experimentos e antes de sair do laboratório desligue todos os equipamentos usados e limpe sua área de trabalho.

Com o objetivo de proporcionar uma aprendizagem mais significativa, seguem sugestões de aulas práticas em alguns assuntos de Química Geral.



### 3. PROPRIEDADES GERAIS DA MATÉRIA

**Objetivo geral:** O objetivo dos experimentos a seguir é demonstrar as propriedades gerais da matéria por meio de práticas experimentais.

#### 3.1 EXTENSÃO: A MATÉRIA OCUPA LUGAR NO ESPAÇO.

**Experimento:**

1. Coloque água em um copo transparente até  $\frac{3}{4}$  de seu volume e marque o nível da água com um "X".
2. Insira uma borracha no copo e observe o nível da água.
3. Marque nível a água após a imersão da borracha e descreva o observado.

**Exemplificação:** A extensão é a propriedade da matéria que justifica que qualquer corpo material possui um volume e ocupa um determinado espaço no universo. Exemplo: Quando você enche um balão, ele ocupa mais espaço do que quando está vazio. Isso mostra que o ar, apesar de ser invisível, tem matéria e extensão, pois ocupa um volume dentro do balão.

#### 3.2. INÉRCIA: A MATÉRIA TENDE A PERMANECER NO ESTADO EM QUE SE ENCONTRA, SEJA EM REPOUSO OU EM MOVIMENTO, A MENOS QUE UMA FORÇA ATUE SOBRE ELA

**Experimento:**

1. Empurre sua mesa e observe o esforço necessário para movê-la.
2. Em seguida, tente empurrar um objeto cinco vezes maior e compare.

**Exemplificação:** Esse experimento mostra que objetos com maior massa possuem maior resistência à mudança de movimento ou repouso. Exemplos: um carro parado exige mais força para iniciar o movimento do que uma bicicleta.

#### 3.3. IMPENETRABILIDADE: DOIS CORPOS NÃO PODEM OCUPAR, AO MESMO TEMPO, O MESMO LUGAR NO ESPAÇO



**Experimento:**

1. Marque um ponto na sua mesa.
2. Tente colocar um lápis e uma borracha sobre o mesmo ponto simultaneamente.
3. Observe o resultado.

**Exemplificação:** Essa propriedade fica evidente quando tentamos sentar em uma cadeira ocupada: não conseguimos ocupar o mesmo espaço que o outro corpo já ocupa.

**3.4 COMPRESSIBILIDADE: A MATÉRIA PODE TER SEU VOLUME REDUZIDO QUANDO SUBMETIDA À PRESSÃO, VARIANDO DE ACORDO COM SUAS PROPRIEDADES**

**Experimento:**

1. Puxe o êmbolo de uma seringa vazia e pressione-o lentamente.
2. Coloque um pouco de água na seringa e repita o procedimento. Observe as diferenças.

**Exemplificação:** O ar dentro da seringa é mais fácil de ser comprimido que a água, pois os gases podem ser comprimidos com mais facilidade. Exemplo: pneus de carro, que se comprimem quando recebem peso.

**3.5. ELASTICIDADE: A MATÉRIA PODE RETORNAR AO SEU VOLUME OU FORMA ORIGINAL APÓS CESSAR A FORÇA QUE A DEFORMOU**

**Experimento:**

1. Pegue um pedaço de borracha, como de uma câmara de pneu ou uma borracha de dinheiro.
2. Estique-a e depois solte. Observe o retorno à forma original.

**Exemplificação:** Essa propriedade é vista em materiais e reagentes elásticos como molas e elásticos de cabelo.



### 3.6 DIVISIBILIDADE: A MATÉRIA PODE SER DIVIDIDA EM PARTES MENORES SEM PERDER SUAS CARACTERÍSTICAS ESSENCIAIS

#### **Experimento:**

1. Rasgue uma folha de papel em pedaços menores.
2. Observe se os pedaços continuam sendo papel.

**Exemplificação:** Mesmo em pedaços pequenos, o papel mantém suas propriedades. Exemplos: o açúcar em grãos ainda é açúcar, mesmo quando triturado.

### 3.7 INDESTRUTIBILIDADE: A MATÉRIA NÃO PODE SER CRIADA NEM DESTRUÍDA, APENAS TRANSFORMADA.

#### **Experimento:**

1. Queime uma folha de papel sobre uma superfície segura, como um prato de porcelana.
2. Observe os resíduos e gases liberados durante a queima.

**Exemplificação:** O papel se transforma em cinzas e gases, mas a matéria não desaparece, apenas muda de forma. Essa propriedade é explicada pela Lei da Conservação da Matéria.



#### **4. PROPRIEDADES ESPECÍFICAS DA MATÉRIA**

**Objetivo geral:** O objetivo dos experimentos a seguir é demonstrar as propriedades específicas (observadas em determinados tipos de matéria). por meio de experimentos.

##### **4.1 ORGANOLÉPTICAS: COR, BRILHO SABOR, ODOR, FORMA E ESTADO FÍSICO**

###### **Experimento:**

Observar os Materiais: peço de alumínio (tampa de panela), suco de fruta (goiaba, cupuaçu, ...), borracha escolar, pó de café e outras. Anotar as características organolépticas (Cor, brilho sabor, odor, forma e estado físico) em cada tipo de matéria.

###### **Exemplificação:**

As propriedades organolépticas são usadas na indústria para controle de qualidade dos materiais e na avaliação sensorial de produtos (ex. indústrias de alimentos, de alumínio, de polímeros, ...)

##### **4.2 MALEABILIDADE: EXISTEM MATÉRIAS MALEÁVEL (FERRO) E NÃO MALEÁVEIS(VIDRO)**

###### **Experimento:**

Utilizando o martelo ou alicate, moldar um objeto com material de o alumínio (Ex. bacia, caixa, escultura e outros).

###### **Exemplificação:**

A maleabilidade é a propriedade que permite a um material ser deformado sob compressão, como ser moldado em lâminas finas, sem se quebrar. Ela é uma característica típica dos metais. (ex. painéis de alumínio, joias de ouro, ...)



4.3. DUCTIBILIDADE: É UM TIPO DE MALEABILIDADE QUE ACONTECE QUANDO O MATERIAL FORMA FIO AO SER PUXADO EM DIREÇÕES OPOSTAS (METAIS A EXEMPLO DO ALUMÍNIO, COBRE E A OUTROS)

**Experimento:**

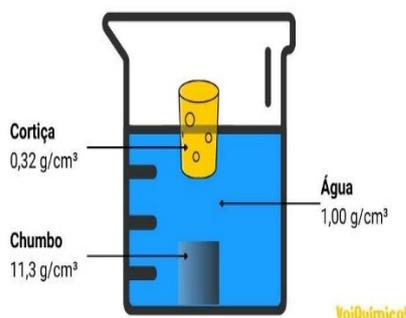
Com um material cortante desencapar o fio utilizado em instalações elétricas e observar as características do material, identifique a substância utilizada na fabricação do fio e pesquise e exemplifique outros Materiais e Reagentes capazes de formar fio.

**Exemplificação:** A ductilidade é fundamental para a produção de fios e cabos utilizados em diversas aplicações, especialmente na indústria elétrica e de construção (ex. fios de cobre, alumínio, aço, ...).

4.4. DENSIDADE: É A RAZÃO (DIVISÃO) DA MASSA DE UM CORPO(MATÉRIA) PELO VOLUME OCUPADO POR ELE

**Experimento:**

Monte o experimento utilizando frasco de vidro transparente, cortiça (rolha), água, Chumbo (pode ser substituído por um pedaço de ferro, alumínio), conforme figura abaixo. Faça suas observações e pesquise sobre a densidade das substâncias envolvidas e, por fim, compare a densidade da cortiça e do metal utilizado no experimento em relação a densidade da água.



**Fonte:** <sup>1</sup> allan-quimica.webnode.page.

<sup>1</sup> 1º ano 3º bimestre-2024: Propriedades dos materiais, separação de misturas e substâncias inorgânicas. Disponível em: <https://allan-quimica.webnode.page/news>.



**Exemplificação:**

A densidade é usada em diversas áreas: na reciclagem para separar plásticos (o mais denso afunda), na determinação da pureza de metais (Arquimedes usou a densidade para verificar se uma coroa era realmente de ouro ou falsificada), balões cheios de hélio, menos denso que o ar, permite que o balão suba. Da mesma forma, o uso de ar quente (menos denso que o ar frio) permite que flutue.



## **5. SEPARAÇÃO DE MISTURAS: SIMULAÇÕES PARA O TRATAMENTO DE ÁGUA:**

A seguir dois exemplos de prática experimental sobre separação de misturas utilizando simulação do tratamento de água, o primeiro experimento com a utilização de sulfato de alumínio e óxido de cálcio e o segundo experimento utilizando somente hidróxido de magnésio.

### **5.1. EXPERIMENTO EMPREGANDO SULFATO DE ALUMÍNIO E ÓXIDO DE CÁLCIO (CAL)**

**Objetivo:** Demonstrar a separação de misturas através do processo de floculação e decantação, simulando um dos passos do tratamento de água em uma Estação de Tratamento de Água (ETA).

#### **Materiais e Reagentes**

1. 2 béqueres de 500 ml
2. 1 bastão de vidro
3. 1 colher de sulfato de alumínio ( $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ )
4. 1 colher de óxido de cálcio (CaO - cal)
5. 500 ml de água com terra (simulando água turva)
6. 1 funil de decantação (ou uma garrafa cortada para observar a separação)
7. Papel filtro (opcional, para filtração final)

#### **Procedimento**

1. Preparação da Água Turva: Em um béquer, adicione 500 ml de água e misture uma pequena quantidade de terra ou argila, simulando uma água contaminada.
2. Adição do Coagulante (Sulfato de Alumínio)
  - Acrescente uma colher pequena de sulfato de alumínio ( $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ) e misture com o bastão de vidro.
  - Observe que o sulfato de alumínio se dissolve na água e começa a reagir com as partículas em suspensão.



3. Ajuste do pH com a Cal (Óxido de Cálcio): Adicione lentamente uma pequena quantidade de óxido de cálcio (CaO). Essa substância aumenta o pH da solução, facilitando a formação de flocos.
4. Formação dos Flocos (Floculação): Misture bem por alguns minutos e depois deixe a solução em repouso. Os flocos formados (compostos de impurezas agregadas pelo coagulante) começarão a se unir e aumentar de tamanho.
5. Decantação: Deixe a mistura repousar por 10 a 15 minutos. Os flocos mais pesados sedimentam no fundo do béquer, separando-se da água mais clara.
6. Filtração (Opcional): Para uma separação mais eficiente, despeje a parte superior da solução através de um funil com papel filtro, removendo partículas restantes.

#### **Fundamentação Química dos Resultados Observados:**

**Coagulação:** Neutralização de Cargas: A fundamentação química para a formação de flocos no tratamento de água com sulfato de alumínio ( $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ) está baseada nos conceitos de coagulação e floculação, que envolvem interações eletrostáticas e a formação de precipitados insolúveis. A água bruta contém partículas em suspensão (como argila, matéria orgânica e outros contaminantes) que são microscopicamente pequenas e carregadas negativamente. Essas partículas têm cargas superficiais semelhantes e, por isso, se repelem, impedindo a sua aglomeração e sedimentação natural.

Quando o sulfato de alumínio ( $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ) é adicionado à água, ele se dissocia em íons:  
$$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$$

Os íons  $\text{Al}^{3+}$  (cátions de alumínio) são altamente positivos e interagem com as partículas suspensas carregadas negativamente, neutralizando suas cargas. Com a perda da repulsão eletrostática, essas partículas podem começar a se aglomerar.

**Floculação:** Formação de Hidróxidos e Aglomeração: Após a neutralização das cargas, os íons  $\text{Al}^{3+}$  reagem com a água formando hidróxido de alumínio ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ ), que é um composto gelatinoso e insolúvel:  $\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_{3(s)} + 3\text{H}^+$   
O hidróxido de alumínio se deposita na água e atua como uma "rede" que captura as impurezas, formando partículas maiores chamadas flocos. Esses flocos são suficientemente pesados para se sedimentarem no fundo do recipiente durante o processo de decantação.



Papel do Óxido de Cálcio (Cal - CaO): O óxido de cálcio (CaO), ao ser adicionado à água, reage com a água formando hidróxido de cálcio (Ca(OH)<sub>2</sub>), que é uma base forte:  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$

O hidróxido de cálcio aumenta o pH da água, favorecendo ainda mais a formação de hidróxido de alumínio (Al(OH)<sub>3</sub>) e garantindo que os flocos sejam formados de maneira eficiente.

**Conclusão:** O sulfato de alumínio atua na neutralização das cargas das impurezas e na formação de hidróxido de alumínio, que retém partículas em suspensão, formando flocos maiores e promovendo a separação por sedimentação. O óxido de cálcio auxilia no ajuste do pH, otimizando o processo de floculação.

#### **Extensão da Atividade**

- Experimente alterar a quantidade de sulfato de alumínio e cal para observar diferenças no tamanho e na velocidade de formação dos flocos.
- Compare a claridade da água antes e depois da filtração.
- Discuta a importância desse processo no fornecimento de água potável.

## 5.2. PURIFICAÇÃO DA ÁGUA USANDO HIDRÓXIDO DE MAGNÉSIO

**Objetivo:** Demonstrar como o hidróxido de magnésio (Mg(OH)<sub>2</sub>) pode ser utilizado para flocular e remover impurezas da água, promovendo a formação de flocos que sedimentam as partículas suspensas.

#### **Materiais e Reagentes**

1. Hidróxido de magnésio (Mg(OH)<sub>2</sub>)
2. Água suja (pode ser água com terra ou corante)
3. Béquer ou copo de vidro
4. Pipeta ou conta-gotas
5. Colher ou bastão de vidro
6. Filtro de papel ou tecido (opcional para filtração final)
7. Luva e óculos de segurança

#### **Procedimentos:**

Preparação da Solução de Hidróxido de Magnésio:



1. Adicione uma pequena quantidade de hidróxido de magnésio ( $Mg(OH)_2$ ) em um recipiente com água destilada.
2. Misture bem até formar uma suspensão levemente turva, pois o hidróxido de magnésio é pouco solúvel em água e ficará em suspensão.

#### Preparação da Água Suja:

1. Em outro recipiente (como um béquer), adicione água suja ou água com partículas visíveis (como terra, argila ou corante).
2. Esta será a água contaminada que será tratada no experimento.

#### Adição do Hidróxido de Magnésio à Água Suja:

1. Adicione algumas gotas da suspensão de hidróxido de magnésio à água suja.
2. Agite suavemente a mistura usando uma colher ou bastão de vidro.

#### Observação da Floculação:

1. Após a adição do hidróxido de magnésio, observe que, com o tempo, as impurezas (como partículas de terra ou corante) começam a se agregar formando pequenos flocos.
2. Esses flocos são aglomerados das partículas suspensas, que são precipitadas e vão para o fundo do recipiente.

#### Filtração (opcional):

1. Após o processo de floculação, você pode filtrar a água com o uso de um filtro de papel ou tecido.
2. A água filtrada deve estar mais limpa e transparente, com a maior parte das impurezas removidas.

#### Resultados Esperados:

- A água suja se tornará progressivamente mais clara à medida que os flocos de impurezas se formam e sedimentam no fundo do recipiente.
- A água filtrada deverá estar mais limpa, com menos partículas visíveis.

#### Fundamentação Química dos Resultados Observados

- O hidróxido de magnésio ( $Mg(OH)_2$ ) tem a capacidade de atuar como floculante, ou seja, ele aglomera as partículas suspensas na água, formando flocos que podem ser facilmente removidos.



- As partículas coloidais ou suspensas na água (como sujeira, argila ou outros contaminantes) são atraídas pelos íons magnésio ( $Mg^{2+}$ ), formando complexos ou flocos maiores que sedimentam com o tempo.
- A adição do hidróxido de magnésio melhora a sedimentação das impurezas, tornando a água mais transparente.

### **Aplicações Práticas**

- Tratamento de água: O hidróxido de magnésio é utilizado em algumas estações de tratamento de água para remover impurezas finas e coloidais da água, tornando-a potável.
- Floculantes industriais: Em indústrias, o hidróxido de magnésio pode ser utilizado para flocular água residual, ajudando a remover partículas suspensas e reduzir a turbidez.
- Processos de purificação: A floculação é uma técnica útil para purificação de líquidos em diversos setores, como no tratamento de efluentes e na produção de alimentos e bebidas.



## **6. TESTE DA CHAMA: IDENTIFICAÇÃO DA PRESENÇA DE DETERMINADOS ELEMENTOS (CÁTIONS) PELA COR DA CHAMA**

**Objetivo:** Identificar elementos químicos através da cor característica emitida por seus sais quando queimados na chama do álcool etílico.

### **Materiais e reagentes:**

1. Ácido bórico (**B** – boro)
2. Cloreto de bário (**Ba** – bário)
3. Sulfato de cobre (**Cu** – cobre)
4. Cloreto de lítio (**Li** – lítio)
5. Cloreto de estrôncio (**Sr** – estrôncio)
6. Cloreto de cálcio (**Ca** – cálcio)
7. Cloreto de potássio (**K** – potássio)
8. Cloreto de sódio (**Na** – sódio)
9. Álcool etílico ou metanol
10. Algodão
11. Pinça metálica
12. Oito (8) frascos de porcelana (ou pires de porcelana resistente ao calor)
13. Fósforos ou isqueiro

### **Procedimentos:**

1. Enumere os frascos de porcelana de 01 a 08.
2. Pegue pequenos chumaços de algodão e coloque-o um pedaço dentro de cada frasco de porcelana (ou pires de porcelana).
3. Umedeça o algodão com álcool etílico ou metanol, garantindo que esteja bem embebido.
4. Polvilhe uma pequena quantidade do sal a ser testado sobre o algodão encharcado de álcool, siga a ordem que consta nos materiais e reagentes.

### **Teste da Chama**

4. Com cuidado, acenda o álcool com um fósforo ou isqueiro.
5. Observe a cor da chama gerada pelo sal em combustão e registre os resultados de cada frasco.



6. Caso não tenha oito frascos pode fazer um de cada vez e, após a chama apagar, espere o recipiente esfriar antes de descartá-lo.
7. Para testar outro sal, lave o frasco e utilize um novo algodão e repita o procedimento.

### Resultados Esperados - Cores Características

Elemento	Sal Utilizado	Cor da Chama
1. Boro (B)	Ácido bórico	Verde intenso
2. Bário (Ba)	Cloreto de bário	Verde-amarelado
3. Cobre (Cu)	Sulfato de cobre	Azul-esverdeado
4. Lítio (Li)	Cloreto de lítio	Vermelho-carmesim
5. Estrôncio (Sr)	Cloreto de estrôncio	Vermelho-vivo
6. Cálcio (Ca)	Cloreto de cálcio	Laranja-avermelhado
7. Potássio (K)	Cloreto de potássio	Lilás-claro
8. Sódio (Na)	Cloreto de sódio	Amarelo-intenso

Fonte: Elaborado pelos autores (2025).

**Observação:** O sódio (Na) emite uma chama amarela intensa, podendo mascarar outras cores se houver contaminação. Para visualizar melhor a cor do potássio (K), pode-se observar a chama através de um vidro azul de cobalto.

### Explicação

- O teste da chama ocorre porque os elétrons dos átomos absorvem energia térmica e saltam para níveis de energia superiores.
- Quando esses elétrons retornam ao estado fundamental, liberam energia na forma de luz visível, cuja cor varia conforme o elemento químico presente.



Fonte: <sup>2</sup> InfoEscola.

### Cuidados Importantes:

- Realize o experimento em um ambiente bem ventilado e longe de Materiais e Reagentes inflamáveis.
- Não manipule álcool próximo à chama aberta para evitar acidentes.
- Utilize luvas e óculos de proteção, e nunca inale os vapores diretamente.

### Extensão da Atividade

- Experimente misturar dois sais diferentes e observar a cor resultante.
- Utilize filtros coloridos para isolar comprimentos de onda específicos e melhorar a visualização.
- Discuta aplicações práticas desse fenômeno, como em fogos de artifício e lâmpadas espectroscópicas.

### Aplicações:

- Análises químicas rápidas: Utilizado em laboratórios para identificação preliminar de metais em amostras.
- Controle de qualidade: Indústria de vidros, cerâmicas e fogos de artifício utilizam esse teste para verificar a presença de determinados metais.
- Ensino de química: Método simples e visualmente atraente para demonstrar princípios de espectroscopia.

---

<sup>2</sup> Silva, André Luis Silva da. Explicação em Bohr para o teste da chama. Disponível em: <https://www.infoescola.com/quimica/explicacao-em-bohr-para-o-teste-da-chama/>.



## 7. REAÇÕES QUÍMICAS EXOTÉRMICA E ENDOTÉRMICAS

**Objetivo:** Demonstrar experimentalmente os conceitos de reações exotérmicas (liberação de calor) e endotérmicas (absorção de calor) por meio de reações químicas envolvendo óxido de cálcio (CaO) e cloreto de amônio (NH<sub>4</sub>Cl).

### **Materiais e reagentes:**

1. 2 copos de vidro ou béqueres (100 mL)
2. 1 termômetro
3. Espátula ou colher pequena
4. Água (50 mL)
5. Óxido de cálcio (CaO - cal viva)
6. Cloreto de amônio (NH<sub>4</sub>Cl)
7. Luvas e óculos de proteção

7.1. PARTE 1: REAÇÃO EXOTÉRMICA (ÓXIDO DE CÁLCIO + ÁGUA): ESSA REAÇÃO LIBERA CALOR PARA O AMBIENTE, DEMONSTRANDO UMA REAÇÃO EXOTÉRMICA

### **Procedimentos:**

1. No primeiro copo, adicione 50 mL de água.
2. Meça a temperatura inicial da água e anote.
3. Adicione uma colher pequena (cerca de 5 g) de óxido de cálcio (CaO) à água.
4. Mexa suavemente e observe a formação de um precipitado branco (hidróxido de cálcio - Ca(OH)<sub>2</sub>).
5. Meça novamente a temperatura e registre o aumento.

### **Observações**

1. A temperatura da solução aumenta rapidamente, liberando calor.
2. Pode ocorrer efervescência e liberação de vapor quente.

**Equação Química:**  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{energia (calor)}$

**Conclusão:** A reação é **exotérmica**, pois **libera calor** para o ambiente, causando um aumento perceptível da temperatura.



## 7.2 PARTE 2: REAÇÃO ENDOTÉRMICA (CLORETO DE AMÔNIO + ÁGUA)

Essa reação absorve calor do ambiente, demonstrando uma reação endotérmica.

### Procedimentos:

1. No segundo copo, adicione 50 mL de água.
2. Meça a temperatura inicial e anote.
3. Adicione uma colher pequena (cerca de 5 g) de cloreto de amônio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) à água.
4. Mexa suavemente até dissolver completamente.
5. Meça novamente a temperatura e registre a diminuição.

### Observações

- A temperatura diminui perceptivelmente, tornando o copo mais frio ao toque.
- O sal se dissolve sem formação de precipitado.

**Equação Química:**  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{absorção de calor}$

**Conclusão:** A reação é **endotérmica**, pois **absorve calor** do ambiente, reduzindo a temperatura da solução.

### Análise Comparativa

Reação	Substância	Temperatura
Exotérmica	Óxido de cálcio + Água	Aumenta
Endotérmica	Cloreto de amônio + Água	Diminui

Fonte: Elaborado pelos autores (2025).

### Cuidados Importantes:

- Use **luvas e óculos de proteção** ao manusear óxido de cálcio, pois ele pode causar irritação na pele.
- Não toque diretamente nas soluções durante a reação.
- Realize o experimento em local ventilado.
- Descarte as soluções no esgoto com bastante água.

### Extensão do Experimento

- Teste diferentes quantidades de reagentes e observe como isso afeta a variação de temperatura.



- Compare com outras reações exotérmicas (exemplo: dissolução de hidróxido de sódio em água) e endotérmicas (exemplo: dissolução de bicarbonato de sódio em vinagre).

**Aplicações:**

- Combustão: Motores de carros: A queima de combustíveis (gasolina, etanol, diesel) libera energia que movimenta os veículos; a combustão do gás de cozinha (GLP) aquece alimentos e ambientes.
- Produção de cimento e cal: A calcinação do calcário libera calor.
- Bolsas térmicas frias (cold packs): Utilizadas em lesões e queimaduras, contêm nitrato de amônio dissolvido em água, absorvendo calor e resfriando a área afetada.



## **8. REAÇÕES DE DESLOCAMENTO (SIMPLES TROCA) ENTRE ZINCO METÁLICO E SULFATO DE COBRE**

**Objetivo:** Demonstrar a reação de deslocamento entre um metal mais reativo (zinco - Zn) e um sal metálico em solução (sulfato de cobre - CuSO<sub>4</sub>), observando a deposição de cobre metálico.

### **Materiais e Reagentes**

1. 1 lâmina ou fita de zinco metálico (Zn)
2. 1 béquer ou copo de vidro (100 mL)
3. Solução de sulfato de cobre (CuSO<sub>4</sub>) (aproximadamente ½ colher de sopa para 100ml de água = 1M)
4. Pinça ou bastão de vidro
5. Luvas e óculos de proteção

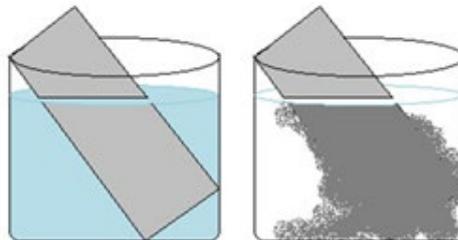
### **Procedimentos:**

1. Para preparar a solução adicione no béquer 50 mL de solução aquosa de sulfato de cobre (CuSO<sub>4</sub>).
2. Observe a coloração azul da solução, que indica a presença de íons cobre (Cu<sup>2+</sup>) dissolvidos.
3. Pegue a lâmina de zinco com uma pinça e mergulhe-a na solução.
4. Deixe a reação ocorrer por 15 a 30 minutos e observe as mudanças.

### **Observações**

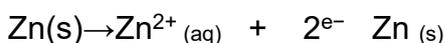
- A lâmina de zinco começa a ficar recoberta por um depósito avermelhado, indicando a formação de cobre metálico (Cu).
- A coloração azul da solução desvanece gradualmente, pois os íons Cu<sup>2+</sup> estão sendo reduzidos e precipitados como cobre metálico.
- Se a reação continuar por um longo período, a solução pode se tornar incolor e a lâmina pode sofrer corrosão.

**Explicação:** O zinco é um metal mais reativo que o cobre por possui maior tendência de perder elétrons. Quando o zinco entra em contato com a solução de sulfato de cobre, ocorre a seguinte reação de deslocamento: Zn (s) + CuSO<sub>4</sub>(aq) → ZnSO<sub>4</sub>(aq) + Cu (s)

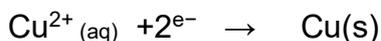


Fonte: <sup>3</sup> Brasil Escola, UOL.

O zinco sólido perde elétrons (oxidação):



Os íons de cobre **ganham elétrons (redução)** e precipitam como cobre metálico:



Trata-se de uma reação de **oxirredução**, pois ocorre transferência de elétrons entre os metais.

### Extensão do Experimento

- Variação com outros metais: Repita o experimento utilizando ferro (Fe), magnésio (Mg) ou alumínio (Al) e compare os resultados.
- Efeito da concentração: Teste soluções de sulfato de cobre em diferentes concentrações e observe se a velocidade da reação muda.
- Utilização em baterias: Esse princípio é usado em células galvânicas, como a pilha de Daniell, onde ocorre uma reação similar.

Obs. Visto que ambos são metais, podemos verificar se a reação de simples troca irá ocorrer ou não, analisando a fila de reatividade dos metais mostrada abaixo:"

K > Ba > Ca > Na > Mg > Al > Zn > Fe > H > Cu > Hg > Ag > Au									
Metais alcalinos e alcalinoterrosos			Metais comuns				Metais nobres		
← Reatividade crescente ou Eletropositividade crescente									

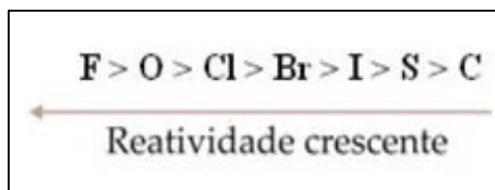
Fonte: <sup>4</sup> Portal de estudos em química.

<sup>3</sup> Fogaça, Jennifer Rocha Vargas. Reações de oxirredução. Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/quimica/reacoes-oxirreducao.htm>.

<sup>4</sup> Reações químicas inorgânicas. Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/quimica/reacoes-oxirreducao.htm>.



"No caso de reação de simples troca com ametais, o mesmo é considerado: a reação só ocorrerá se o ametal mais reativo for a substância simples que poderá deslocar outro ametal menos reativo. A reatividade dos ametais é mostrada abaixo:



Fonte: <sup>5</sup> Brasil Escola, UOL.

### Aplicações:

- As reações de deslocamento são aplicadas na extração e purificação de metais na reciclagem, o cobre pode ser recuperado de soluções contendo sulfato de cobre usando ferro metálico.
- Em baterias eletroquímicas: Na pilha de Daniell, o zinco (Zn), que é mais reativo, doa elétrons e desloca o cobre ( $Cu^{2+}$ ) de sua solução.
- Proteção contra corrosão: O zinco é usado para proteger o ferro contra ferrugem no processo de galvanização. O zinco, sendo mais reativo, se oxida primeiro, protegendo o ferro.

---

<sup>5</sup> Fogaça, Jennifer Rocha Vargas. Reações de deslocamento, de substituição ou de simples troca. Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/quimica/reacoes-oxirreducao.htm>.

Avenida Machadinho, nº 4.349, Setor de Expansão Urbana,  
CEP – 76.873-630.

Ariquemes – RO  
Fone: (69) 3536.6600

[www.unifaema.edu.br](http://www.unifaema.edu.br)



## 9. REAÇÃO DE DESLOCAMENTO SIMPLES COM CLORETO DE NÍQUEL (II)

**Objetivo:** Demonstrar uma reação de deslocamento simples, onde um metal mais reativo (como o zinco ou ferro) pode substituir o íon de níquel ( $\text{Ni}^{2+}$ ) em uma solução de cloreto de níquel (II).

### **Materiais e reagentes:**

1. Cloreto de níquel (II) ( $\text{NiCl}_2$ )
2. Água destilada
3. Fios de zinco (Zn) ou ferro (Fe)
4. Recipiente de vidro (béquer ou copo)
5. Luva e óculos de segurança

### **Procedimentos:**

1. Preparação da Solução de Cloreto de Níquel (II): Dissolva uma pequena quantidade de cloreto de níquel ( $\text{NiCl}_2$ ) em água destilada até obter uma solução concentrada (geralmente a solução é de cor verde devido aos íons  $\text{Ni}^{2+}$ ).
2. Observação Inicial da Solução: Observe que a solução de cloreto de níquel (II) será de cor verde clara, devido aos íons  $\text{Ni}^{2+}$  presentes na solução.
3. Inserção de Fio de Ferro ou Zinco:
  - Insira um fio de ferro (Fe) ou zinco (Zn) na solução de cloreto de níquel ( $\text{NiCl}_2$ ).
  - Durante a reação, o níquel será deslocado pela reação redox, e você poderá observar mudanças na cor da solução e a formação de um precipitado metálico.
4. Observação das Mudanças:
  - Se você usou ferro (Fe), ele pode reagir com os íons  $\text{Ni}^{2+}$ , resultando na formação de um precipitado de níquel metálico (Ni), enquanto o ferro (Fe) se dissolve na solução.
  - Se você usou zinco (Zn), ele substituirá o níquel na solução, formando níquel metálico no fundo do recipiente, e a solução se tornará mais clara ou menos colorida, à medida que o íon  $\text{Ni}^{2+}$  é reduzido para níquel metálico (Ni).



- A reação de deslocamento é uma reação redox, onde o metal mais reativo (ferro ou zinco) desloca o íon de níquel ( $\text{Ni}^{2+}$ ) da solução, formando o metal de níquel.

### Reações Químicas Envolvidas

Para ferro (Fe), a reação de deslocamento pode ser representada como:



Para zinco (Zn), a reação seria:  $\text{NiCl}_{2(\text{aq})} + \text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Ni}_{(\text{s})} + \text{ZnCl}_{2(\text{aq})}$

### Resultados Esperados

- Formação de níquel metálico (Ni) no fundo do recipiente.
- Mudança na cor da solução de verde para mais clara ou transparente, indicando que os íons  $\text{Ni}^{2+}$  foram reduzidos.
- A cor da solução será mais clara, ou a solução pode apresentar uma leve cor esbranquiçada, dependendo do metal utilizado.

### Explicação

- Reação de Deslocamento Simples: O ferro (Fe) ou zinco (Zn), mais reativo que o níquel (Ni), desloca o níquel da solução, formando níquel metálico e liberando os íons de ferro ( $\text{Fe}^{2+}$ ) ou zinco ( $\text{Zn}^{2+}$ ) na solução.
- A reação é uma reação redox, onde ocorre uma oxidação do ferro ou zinco (que perde elétrons) e a redução do níquel ( $\text{Ni}^{2+}$ ) (que ganha elétrons).

### Aplicações

1. Estudo de Reações Redox: Este experimento é útil para estudar reações de oxidação-redução e o conceito de deslocamento de metais.
2. Produção de Níquel Metálico: O níquel metálico é um material importante para a fabricação de ligas e baterias, e a reação de deslocamento pode ser útil para demonstrar como níquel pode ser isolado de seus compostos.
3. Eletrólise e Metalurgia: Reações de deslocamento, como a do cloreto de níquel, são conceitos chave em eletrólise e metalurgia.



## **10. REAÇÃO DE PRECIPITAÇÃO: REAÇÃO ENTRE CLORETO DE ZINCO E SULFATO DE COBRE (II)**

**Objetivo:** Demonstrar a formação de um precipitado branco de sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ) quando o cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ) reage com sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ), a reação proporciona uma boa oportunidade para estudar reações de troca iônica.

### **Materiais e reagentes:**

1. Cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ )
2. Sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ )
3. Água destilada
4. Béquero ou copo de vidro
5. Pipetas ou conta-gotas
6. Vidro de relógio ou filtro (opcional)
7. Luva e óculos de segurança

### **Procedimentos:**

#### **1. Preparação das Soluções:**

- Dissolva uma pequena quantidade de cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ) em água destilada até obter uma solução concentrada.
- Dissolva uma pequena quantidade de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ) em água destilada até obter uma solução concentrada.

#### **2. Mistura das Soluções:**

- Em um béquer ou copo de vidro, adicione algumas gotas da solução de cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ).
- Em outro recipiente, adicione algumas gotas da solução de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ).

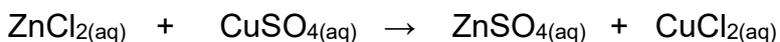
#### **3. Observação da Reação de Precipitação:**

- Misture cuidadosamente as duas soluções no béquer.
- A solução deve formar um precipitado branco de sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ), indicando que houve a troca de íons entre o cloreto de zinco e o sulfato de cobre.



- Filtração (opcional):** Se desejar, você pode realizar uma filtração para separar o precipitado de sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ) da solução restante. Utilize um filtro ou papel filtro para coletar o precipitado.
- Secagem (opcional):** O precipitado pode ser seco cuidadosamente, utilizando um secador de laboratório ou deixando-o em ambiente aberto para secar naturalmente.

**Equação Química:** A reação de troca entre o cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ) e o sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ) é representada pela seguinte equação:



- O sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ) permanece solúvel na solução, enquanto o cloreto de cobre ( $\text{CuCl}_2$ ) é também solúvel. No entanto, em algumas condições específicas, o precipitado branco pode ser observado dependendo das concentrações das soluções.

### Resultados Esperados

- Ao misturar as soluções de cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ) e sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ), a troca iônica entre os dois compostos forma sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ) e cloreto de cobre ( $\text{CuCl}_2$ ), com a possibilidade de formação de um precipitado branco dependendo da concentração das soluções.

### Explicação

- A reação de troca iônica ocorre quando os íons das duas substâncias trocam seus lugares. O íon zinco ( $\text{Zn}^{2+}$ ) combina-se com o íon sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), enquanto o íon cobre ( $\text{Cu}^{2+}$ ) se combina com o íon cloreto ( $\text{Cl}^-$ ).
- Embora o sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ) seja solúvel, a formação de precipitado branco pode ocorrer dependendo da concentração das soluções.

### Aplicações

- Análise Qualitativa:** Este experimento pode ser usado para detectar a presença de íons zinco ( $\text{Zn}^{2+}$ ) ou cobre ( $\text{Cu}^{2+}$ ) em soluções desconhecidas.
- Estudo de Troca Iônica:** É útil para entender como as reações de troca iônica e precipitação ocorrem em soluções aquosas.
- Produção de Compostos de Zinco:** O sulfato de zinco é usado em várias aplicações industriais, como em galvanização e na fabricação de produtos farmacêuticos.



## 11. PRODUÇÃO DE PRECIPITADO A PARTIR DE UMA REAÇÃO DE DUPLA TROCA

**Objetivo:** Demonstrar uma reação de dupla troca com formação de precipitado insolúvel em água a partir da reação nitrato de Chumbo e hidróxido de sódio

### **Materiais e reagentes:**

1. água destilada ou da torneira.
2. frasco de vidro graduado (Erlenmeyer...)
3. solução de nitrato de chumbo 1 mol/L
4. solução de hidróxido de sódio 1 mol/L.

### **Procedimentos:**

1. Coloque 10 ml de solução de nitrato de chumbo 1 mol/L em um tubo de ensaio.
2. Adicione 1 ml de solução de hidróxido de sódio 1 mol/L.
3. Observe e anote o que ocorre e escreva a equação química correspondente.
4. Através de cálculos estequiométricos, determine a massa dos produtos da reação, considerando um rendimento de 100 %.
5. Filtre a mistura obtida e lave o precipitado com 10 ml de água destilada. Após secagem do sólido obtido em estufa, pese o mesmo.
6. Determine a massa do produto sólido da reação.
7. Compare a massa obtida com a previsão estequiométrica.
8. Se for o caso, discuta por que a massa do produto obtido foi diferente da prevista pela estequiometria da reação.

### **Explicação:**



Os íons se dissociam na água:

- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
- $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Na troca, o cátion  $\text{Pb}^{2+}$  (chumbo) se une ao ânion  $\text{OH}^-$  (hidróxido), formando o precipitado hidróxido de chumbo (II) ( $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ) que é **INSOLÚVEL EM ÁGUA**. O sódio ( $\text{Na}^+$ ) se une ao nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ), formando nitrato de sódio ( $\text{NaNO}_3$ ), que permanece dissolvido na água (solúvel).



## 12. REAÇÃO DE DESLOCAMENTO COM CLORETO DE NÍQUEL (II)

**Objetivo:** Demonstrar uma reação de deslocamento simples, onde um metal mais reativo (como o zinco ou ferro) pode substituir o íon de níquel ( $\text{Ni}^{2+}$ ) em uma solução de cloreto de níquel (II).

### **Materiais e reagentes:**

- Cloreto de níquel (II) ( $\text{NiCl}_2$ )
- Água destilada
- Fios de zinco (Zn) ou ferro (Fe)
- Recipiente de vidro (béquer ou copo)
- Luva e óculos de segurança

### **Procedimentos:**

**1.Preparação da Solução de Cloreto de Níquel (II):** Dissolva uma pequena quantidade de cloreto de níquel ( $\text{NiCl}_2$ ) em água destilada até obter uma solução concentrada (geralmente a solução é de cor verde devido aos íons  $\text{Ni}^{2+}$ ).

**2.Observação Inicial da Solução:** Observe que a solução de cloreto de níquel (II) será de cor verde clara, devido aos íons  $\text{Ni}^{2+}$  presentes na solução.

### **3.Inserção de Fio de Ferro ou Zinco:**

- Insira um fio de ferro (Fe) ou zinco (Zn) na solução de cloreto de níquel ( $\text{NiCl}_2$ ).
- Durante a reação, o níquel será deslocado pela reação redox, e você poderá observar mudanças na cor da solução e a formação de um precipitado metálico.

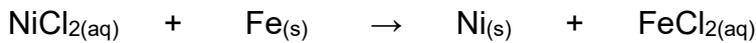
### **4.Observação das Mudanças:**

- Se você usou ferro (Fe), ele pode reagir com os íons  $\text{Ni}^{2+}$ , resultando na formação de um precipitado de níquel metálico (Ni), enquanto o ferro (Fe) se dissolve na solução.
- Se você usou zinco (Zn), ele substituirá o níquel na solução, formando níquel metálico no fundo do recipiente, e a solução se tornará mais clara ou menos colorida, à medida que o íon  $\text{Ni}^{2+}$  é reduzido para níquel metálico (Ni).
- A reação de deslocamento é uma reação redox, onde o metal mais reativo (ferro ou zinco) desloca o íon de níquel ( $\text{Ni}^{2+}$ ) da solução, formando o metal de níquel.

### **Reações Químicas Envolvidas**



Para ferro (Fe), a reação de deslocamento pode ser representada como:



Para zinco (Zn), a reação seria:  $\text{NiCl}_{2(\text{aq})} + \text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Ni}_{(\text{s})} + \text{ZnCl}_{2(\text{aq})}$

### Resultados Esperados

- Formação de níquel metálico (Ni) no fundo do recipiente.
- Mudança na cor da solução de verde para mais clara ou transparente, indicando que os íons  $\text{Ni}^{2+}$  foram reduzidos.
- A cor da solução será mais clara, ou a solução pode apresentar uma leve cor esbranquiçada, dependendo do metal utilizado.
- Após a reação, deve-se observar a formação de níquel metálico como precipitado no fundo do recipiente, e a solução ficará menos verde ou esbranquiçada, indicando a redução do íon  $\text{Ni}^{2+}$  para o metal de níquel.

### Explicação

- Reação de Deslocamento Simples: O ferro (Fe) ou zinco (Zn), mais reativo que o níquel (Ni), desloca o níquel da solução, formando níquel metálico e liberando os íons de ferro ( $\text{Fe}^{2+}$ ) ou zinco ( $\text{Zn}^{2+}$ ) na solução.
- A reação é uma reação redox, onde ocorre uma oxidação do ferro ou zinco (que perde elétrons) e a redução do níquel ( $\text{Ni}^{2+}$ ) (que ganha elétrons).

### Aplicações

- Estudo de Reações Redox: Este experimento é útil para estudar reações de oxidação-redução e o conceito de deslocamento de metais.
- Produção de Níquel Metálico: O níquel metálico é um material importante para a fabricação de ligas e baterias, e a reação de deslocamento pode ser útil para demonstrar como níquel pode ser isolado de seus compostos.
- Eletrólise e Metalurgia: Reações de deslocamento, como a do cloreto de níquel, são conceitos chave em eletrólise e metalurgia.



### 13. REAÇÃO DE REDUÇÃO DO IODO COM SULFITO DE SÓDIO

**Objetivo:** Demonstrar a capacidade do sulfito de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ) de agir como um agente redutor, reduzindo o iodo ( $\text{I}_2$ ) a íon iodeto ( $\text{I}^-$ ) e observar a mudança de cor da solução.

**Materiais e reagentes:**

1. Sulfito de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ )
2. Solução de iodo ( $\text{I}_2$ )
3. Água destilada
4. Béquer ou copo de vidro
5. Pipetas ou conta-gotas
6. Ícones de amido (opcional para indicar a presença de iodo)
7. Luva e óculos de segurança

**Procedimentos:**

**Preparação da Solução de Iodo:**

1. Prepare uma solução de iodo ( $\text{I}_2$ ), dissolvendo o iodo em álcool ou utilizando uma solução de iodo em solução aquosa.
2. A solução de iodo tem cor marrom-avermelhada devido à presença de  $\text{I}_2$ .

**Preparação da Solução de Sulfito de Sódio:** Dissolva uma pequena quantidade de sulfito de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ) em água destilada para obter uma solução.

**Mistura das Soluções:**

1. Adicione algumas gotas da solução de **iodo ( $\text{I}_2$ )** na solução de **sulfito de sódio**.
2. Agite suavemente para garantir que as soluções se misturem bem.

**Observação da Mudança de Cor:**

1. Observe que, à medida que o **sulfito de sódio** reage com o **iodo**, a **solução** vai perder a cor marrom-avermelhada.
2. A solução deve se tornar **incolor** ou adquirir uma cor clara, à medida que o **iodo ( $\text{I}_2$ )** é **reduzido** a **íon iodeto ( $\text{I}^-$ )**.

Teste Adicional (Opcional): Para confirmar a presença de íon iodeto ( $\text{I}^-$ ), você pode adicionar algumas gotas de amido à solução. O amido forma um complexo azul escuro com o iodo, mas se a solução estiver incolor ou sem cor forte, isso indicará que o iodo foi reduzido a iodeto.



**Explicação:** O sulfito de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ) atua como um agente redutor e reduz o iodo ( $\text{I}_2$ ) a íon iodeto ( $\text{I}^-$ ), enquanto ele próprio é oxidado.

A reação de redução pode ser representada da seguinte forma:  $\text{I}_{2(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-_{(\text{aq})}$

E a reação de oxidação do sulfito de sódio é :  $\text{Na}_2\text{SO}_{3(\text{aq})} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + 2\text{e}^-$

Em conjunto, a reação global é:  $\text{I}_{2(\text{aq})} + \text{Na}_2\text{SO}_{3(\text{aq})} \rightarrow 2\text{I}^-_{(\text{aq})} + \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$

- Quando o sulfito de sódio reage com o iodo, o corante marrom-avermelhado ( $\text{I}_2$ ) desaparece, pois o iodo é reduzido a íon iodeto ( $\text{I}^-$ ), que não tem cor visível.

### **Aplicações:**

- Reações Redox: Este experimento ilustra claramente uma reação de redução e oxidação, onde o iodo é reduzido e o sulfito de sódio é oxidado. Esse tipo de reação é comum em processos de tratamento de água e indústrias químicas.
- Desinfecção e Conservação: O sulfito de sódio também é utilizado como conservante em alimentos e bebidas, além de ser um componente em soluções de desinfecção.
- Indicador Redox: O uso de soluções de iodo em experimentos de redox é uma maneira eficaz de demonstrar a transferência de elétrons e observar mudanças de cor como resultado.



## **14. REAÇÃO DE DUPLA TROCA COM FORMAÇÃO DE PRECIPITADO: REAÇÃO COM SULFATO DE COBRE**

**Objetivo:** Demonstrar uma reação química com formação de precipitado.

### **Materiais e reagentes:**

1. Solução de carbonato de sódio
2. Solução de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ )
3. Recipiente transparente

### **Procedimentos:**

1. Misture soluções de carbonato de sódio e sulfato de cobre em um recipiente.
2. Observe a formação de um precipitado azul-esverdeado (carbonato de cobre).

**Explicação:** O carbonato de sódio reage com o sulfato de cobre, formando carbonato de cobre insolúvel e sulfato de sódio.



## **15. REAÇÃO DE HIDRÓLISE: HIDRÓLISE ÁCIDA DO CLORETO DE ALUMÍNIO.**

**Objetivo:** Demonstrar a hidrólise ácida do cloreto de alumínio.

### **Materiais e reagentes:**

1. Cloreto de alumínio anidro ou em solução
2. Água destilada
3. Indicador de pH (fenolftaleína ou azul de bromotimol)

### **Procedimentos:**

1. Adicione uma pequena quantidade de cloreto de alumínio anidro à água destilada.
2. Observe a reação exotérmica e a formação de uma solução ácida.
3. Use o indicador de pH para mostrar a acidificação do meio.

**Explicação:** O cloreto de alumínio reage com a água, formando ácido clorídrico (HCl) e íons  $\text{Al}^{3+}$ , que contribuem para a acidez:

**Reação de Hidrólise do cloreto de alumínio:**  $\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl}$



## **16. INFLUENCIA DA POLARIDADE, FORÇAS INTERMOLECULARES NA SOLUBILIDADE**

**Objetivo:** Demonstrar a influência da polaridade e moléculas e das forças intermoleculares na solubilidade das substâncias.

### **Material e reagentes:**

1. 100 ml de água,
2. 100 ml de gasolina, 200ml de água,
3. quatro frascos transparentes (Copos Béquer ou copos comuns).

### **Procedimentos:**

- 1- No frasco 01 coloque 50 ml de querosene e marque no recipiente a altura do líquido, adicione 50 ml de gasolina e misture bem. Observe e descreva em quantas fases apresenta a mistura e o volume.
- 2- No frasco 02 coloque 50 ml de querosene e marque no recipiente a altura do líquido, adicione 50 ml de água e misture bem. Observe e descreva em quantas fases apresenta a mistura e o volume de cada fase.
- 3- No frasco 04 coloque 50 ml de gasolina e marque no recipiente a altura do líquido, adicione 50 ml de água e misture bem. Observe e descreva em quantas fases apresenta a mistura.
- 4- No frasco 04 coloque 50 ml de querosene e marque no recipiente a altura do líquido, adicione 50 ml de água e misture bem. Observe e descreva em quantas fases apresenta a mistura.
- 5- Classifique as substâncias utilizadas em polares e apolares.
- 6- Considere as observações feitas em relação as misturas realizadas e relacione polaridade com solubilidade.

### **Explicação:**

- A solubilidade das substâncias é diretamente influenciada pelas forças intermoleculares que atuam entre as moléculas do soluto (o que será dissolvido) e as moléculas do solvente (o que dissolve).
- Substâncias polares dissolvem substâncias polares.
- Substâncias apolares dissolvem substâncias apolares.
- Substâncias polares não se misturam com apolares.



**Aplicações:** A solubilidade e as forças intermoleculares estão diretamente relacionadas e têm diversas aplicações na indústria, química e no cotidiano, como:

- **Em Fármacos e Medicamentos:** A solubilidade de um remédio influencia sua absorção pelo organismo. Medicamentos solúveis em água são absorvidos mais rapidamente, enquanto os lipossolúveis precisam de gorduras para serem dissolvidos.
- **Tratamento de Água:** Substâncias químicas são adicionadas para dissolver impurezas ou precipitar contaminantes, facilitando a purificação da água potável.
- **Cosméticos:** Cremes e loções precisam ser formulados com substâncias solúveis em água ou óleo, dependendo do tipo de pele e da função do produto.
- **Tinta e Corantes:** A solubilidade de corantes em água ou solventes orgânicos é usada para fabricar tintas, permitindo que elas adiram a diferentes superfícies.
- **Preparo de Bebidas:** O açúcar se dissolve facilmente em água devido às interações intermoleculares, enquanto o óleo não se mistura, mostrando a diferença na solubilidade entre substâncias polares e apolares.



## **17. REAÇÃO DE PRECIPITAÇÃO: FORMAÇÃO DE UM PRODUTO MENOS SOLÚVEL OU INSOLÚVEL**

**Objetivo:** Observar a formação de precipitado (produto pouco solúvel ou insolúvel) a partir da mistura de soluções aquosas de sais solúveis, relacionar o ocorrido com os princípios da solubilidade e produto de solubilidade (Kps).

### **Materiais e Reagentes.**

1. Soluções aquosas de nitrato de chumbo -  $Pb(NO_3)_2$
2. Soluções aquosas de iodeto de sódio NaI
3. 3 Béqueres(copos) ou tubos de ensaio.
4. Pipetas para medir volumes.

### **Procedimentos:**

1. Solução de  $Pb(NO_3)_2$  : Em 20 ml de água dissolva  $\frac{1}{2}$  colher de chá( ponta de uma espátula) de  $Pb(NO_3)_2$ .
2. Solução de NaI: Em 20 ml de água dissolva  $\frac{1}{2}$  colher de chá( ponta de uma espátula) de NaI.
3. Em um Béquer (copo) e ou tubo de ensaio, adicione uma pequena quantidade da solução de  $Pb(NO_3)_2$ .
4. Acrescente lentamente a solução de NaI.
5. Observe a formação do precipitado amarelo.
6. Represente a reação com formação de produto pouco solúvel e ou insolúvel através de uma **EQUAÇÃO QUÍMICA**.

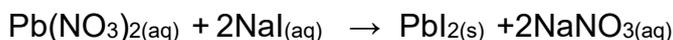
### **Cuidados:**

- Toxicidade: O nitrato de chumbo (II) é altamente tóxico e perigoso para o meio ambiente. Use luvas e manuseie em um local bem ventilado.
- Descarte: Todo resíduo contendo chumbo deve ser descartado seguindo os regulamentos locais de descarte de resíduos perigosos.

**Observações adicionais para o docente:** O experimento que envolve o nitrato de chumbo (II) ( $Pb(NO_3)_2$ ) e o iodeto de sódio NaI) é um clássico de química, conhecido por demonstrar uma reação de precipitação.



**Reação Química:** Quando se mistura uma solução aquosa de nitrato de chumbo (II) com uma solução aquosa de iodeto de sódio, ocorre uma reação de dupla troca que pode ser representada pela equação química:



**Reagentes:**

- Nitrato de chumbo (II): é solúvel em água e fornece  $\text{Pb}^{2+}$  e  $\text{NO}_3^-$
- Iodeto de sódio: também é solúvel em água, fornecendo  $\text{Na}^+$  e  $\text{I}^-$

**Produtos:**

- Iodeto de chumbo (II) ( $\text{PbI}_2$ ): um sólido amarelo que precipita da solução.
- Nitrato de sódio ( $\text{NaNO}_3$ ): permanece dissolvido na solução.

**Características Visuais**

- Ao misturar as soluções, forma-se um precipitado amarelo brilhante de ( $\text{PbI}_2$ ):
- Esse precipitado é um exemplo clássico de reação de precipitação e é insolúvel em água fria.
- OBS: O iodeto de chumbo é mais solúvel em água quente. Aquecendo a mistura, o precipitado pode se dissolver, e ao esfriar novamente, ele recristaliza, demonstrando o conceito de solubilidade dependente da temperatura.

**Aplicações:**

- Tratamento de Efluentes: Sais insolúveis são precipitados para remover metais pesados da água, como no tratamento de chumbo com sulfato de sódio: Reação:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})} + \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} \rightarrow \text{PbSO}_{4(\text{s})} + 2\text{NaNO}_{3(\text{aq})}$ , o  $\text{PbSO}_4$  (sulfato de chumbo) precipita, removendo o metal tóxico da solução.
- Produção de Pigmentos: Muitos pigmentos usados em tintas e plásticos são obtidos por reações de precipitação, formando compostos insolúveis coloridos.
- Análises Químicas: A química analítica usa precipitação para identificar e quantificar íons em soluções desconhecidas.



## 18. REAÇÃO DE DUPLA TROCA/ÓXIDO-REDUÇÃO

**Objetivo:** Demonstrar a ocorrência de uma reação de dupla troca com óxido-redução entre o nitrato de cobalto ( $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ) e o hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ), evidenciando a formação de um precipitado de hidróxido de cobalto ( $\text{Co}(\text{OH})_2$ ).

### **Materiais e reagentes:**

1. Solução de nitrato de cobalto ( $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ )
2. Solução de hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ )
3. Tubos de ensaio ou béqueres (copos).
4. Pipetas ou conta-gotas.

### **Procedimentos:**

1. Adicione cerca de 5 mL de solução de  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  um tubo de ensaio.
2. Pingue lentamente a solução de  $\text{NaOH}$  enquanto agita.
3. Observe a formação do precipitado azul-esverdeado.
4. Represente a reação através de equação química.

### **Opção Adicional:**

- Deixe o precipitado em contato com o ar por alguns minutos e observe a mudança de cor (de azul-esverdeado para marrom), indicando oxidação.

**Observações adicionais para o docente:** A reação entre o nitrato de cobalto ( $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ) e o hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ) é uma reação de dupla troca, que resulta na formação de hidróxido de cobalto ( $\text{Co}(\text{OH})_2$ ) como precipitado e nitrato de sódio ( $\text{NaNO}_3$ ) em solução.

**Equação Química Balanceada:**  $\text{Co}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})} + 2\text{NaOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_{2(\text{s})} + 2\text{NaNO}_{3(\text{aq})}$

### **Detalhes da Reação por Reagentes:**

- **$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ :** Fornece íons  $\text{Co}^{2+}$  e  $\text{NO}_3^-$ .
- **$\text{NaOH}$ :** Fornece íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{OH}^-$ .

### **Produtos:**

- **$\text{Co}(\text{OH})_2$ :** Precipitado insolúvel azul-esverdeado.
- **$\text{NaNO}_3$ :** Permanece dissolvido na solução aquosa.



**Explicação:** O  $\text{Co}^{2+}$  reage com os íons  $\text{OH}^-$  para formar o hidróxido de cobalto -  $\text{Co}(\text{OH})_2$ , que é pouco solúvel em água, resultando em sua precipitação.  $\text{NaNO}_3$  é altamente solúvel e permanece em solução.

**Aplicações:**

- Síntese de Materiais e Catalisadores: O  $\text{Co}(\text{OH})_2$  pode ser usado como precursor na fabricação de óxidos de cobalto ( $\text{Co}_3\text{O}_4$ ), aplicados em baterias recarregáveis e catálise.
- Indústria de Pigmentos: Hidróxidos metálicos podem ser usados na síntese de pigmentos para tintas e cerâmicas.
- Tratamento de Resíduos Industriais: A precipitação de metais pesados com hidróxidos é usada para remover contaminantes de águas residuais.



## 19. REAÇÃO DE ÓXIDO-REDUÇÃO: REAÇÃO DE COBRE E SOLUÇÃO DE NITRATO DE PRATA

**Objetivo:** O objetivo do experimento com a reação de oxirredução entre cobre (Cu) e nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ) é demonstrar os princípios de oxidação e redução, com a formação de cristais de prata metálica e nitrato de cobre ( $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ).

### **Materiais e reagentes:**

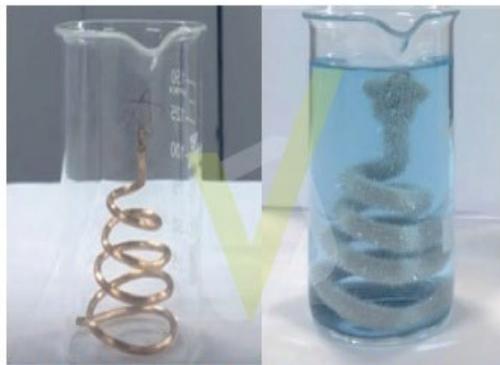
1. Fio ou placa de cobre (Cu).
2. Solução aquosa de nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ) 0,1 mol/L.
3. Béquer ou tubo de ensaio.
4. Pinça ou suporte para segurar o fio de cobre.
5. Conta-gotas (opcional).
6. Água destilada.
7. Luvas de proteção e óculos de segurança.

### **Procedimentos:**

**Preparação da solução de nitrato de prata:** Dissolva nitrato de prata em água destilada para obter uma solução 0,1 mol/L. Essa concentração é segura e suficiente para observar a reação.

### **Adição do cobre:**

1. Coloque aproximadamente 50 ml da solução de nitrato de prata em um béquer.
2. Limpe bem o fio ou placa de cobre para remover óxidos superficiais, usando uma lixa ou papel abrasivo fino, se necessário.
3. Submerja parcialmente o fio de cobre na solução.



Fonte: <https://www.youtube.com/watch?v=9dYp97XcvtM>



**Observação da reação:**

1. Em poucos minutos, você verá a formação de cristais prateados sobre o fio de cobre. Esses cristais são prata metálica (Ag) depositada.
2. A solução pode adquirir uma coloração azulada, indicando a formação de íons  $\text{Cu}^{2+}$ , que resultam do nitrato de cobre ( $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ).

**Tempo de reação:** Deixe a reação ocorrer por 10 a 20 minutos para observar mudanças mais significativas.

**Finalização:**

1. Retire o fio de cobre e lave-o com água destilada para observar os cristais de prata.
2. Neutralize os resíduos da solução antes do descarte.

**Equação química balanceada:**  $2\text{AgNO}_{3(\text{aq})} + \text{Cu}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})} + 2\text{Ag}_{(\text{s})}$

**Explicação:**

- **Oxidação:** O cobre sólido (Cu) perde dois elétrons e forma íons  $\text{Cu}^{2+}$  (oxidação).  $\text{Cu}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^-$
- **Redução:** Os íons  $\text{Ag}^+$  da solução de nitrato de prata ganham elétrons e formam prata metálica  $2\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag}_{(\text{s})}$

**Cuidados e descarte:**

- Use luvas e óculos de proteção ao manipular nitrato de prata, pois ele pode causar manchas na pele e ser corrosivo.
- Após o experimento, neutralize os resíduos com bicarbonato de sódio antes do descarte.
- Evite despejar produtos químicos diretamente no esgoto; siga as orientações locais para descarte adequado.

**Aplicações da Reação de Oxirredução entre Cu e  $\text{AgNO}_3$ .**

- **Revestimento de Superfícies (Galvanoplastia):** Esse princípio é usado para revestir objetos com uma fina camada de prata, melhorando a estética e resistência à corrosão.
- **Refino de Metais Preciosos:** O processo é usado na separação de prata de ligas metálicas contendo cobre.
- **Produção de Espelhos e Materiais Reflexivos:** A deposição de prata é um passo fundamental na fabricação de espelhos.



# CENTRO UNIVERSITÁRIO FAEMA UNIFAEMA



*Portaria de Credenciamento nº 1.076 de 31 de dezembro de 2021.  
Ministério da Educação – D.O.U nº. 247, seção 1, pg. 518.*

- Sensores e Baterias: A prata metálica resultante pode ser usada na fabricação de contatos elétricos e sensores devido à sua alta condutividade.



## **20. REAÇÕES ENTRE SAIS: REAÇÃO DE PRECIPITAÇÃO ENTRE CLORETO DE POTÁSSIO E CLORETO DE BÁRIO**

**Objetivo:** Demonstrar a reação de precipitação entre o cloreto de potássio (KCl) e o cloreto de bário ( $\text{BaCl}_2$ ), formando um precipitado branco de cloreto de bário ( $\text{BaCl}_2$ ), que é insolúvel em água.

### **Materiais e reagentes:**

1. Cloreto de potássio (KCl)
2. Cloreto de bário ( $\text{BaCl}_2$ )
3. Água destilada
4. Béquer ou copo de vidro
5. Pipeta ou conta-gotas
6. Luva e óculos de segurança

### **Procedimentos:**

#### **Preparação das Soluções:**

1. Dissolva uma pequena quantidade de cloreto de potássio (KCl) em água destilada em um béquer.
2. Em outro recipiente, dissolva uma pequena quantidade de cloreto de bário ( $\text{BaCl}_2$ ) em água destilada.

**Mistura das Soluções:** Adicione cuidadosamente a solução de cloreto de potássio (KCl) à solução de cloreto de bário ( $\text{BaCl}_2$ ).

#### **Observação da Reação:**

1. Observe que, ao misturar as duas soluções, um precipitado branco de cloreto de bário ( $\text{BaCl}_2$ ) se forma instantaneamente.
2. O precipitado branco de  $\text{BaCl}_2$  se deve à insolubilidade do cloreto de bário em água.

**Explicação:** A formação do precipitado confirma que houve uma reação de precipitação entre o íon bário ( $\text{Ba}^{2+}$ ) e o íon cloreto ( $\text{Cl}^-$ ), formando  $\text{BaCl}_2$  (sólido). A reação de precipitação ocorre devido à **insolubilidade do cloreto de bário ( $\text{BaCl}_2$ )** em água, formando um sólido (precipitado) que pode ser observado. A equação química da reação é:





Nesse caso, os íons  $\text{Ba}^{2+}$  e  $\text{Cl}^-$  se combinam para formar  $\text{BaCl}_2$  (s), que é insolúvel em água e forma o **precipitado branco**.

### **Aplicações**

- Reações de Precipitação: Este experimento é uma boa maneira de mostrar reações de precipitação, um tipo importante de reação iônica.
- Ensinar Solubilidade: A formação de um precipitado permite demonstrar como a solubilidade de compostos pode variar e como certos compostos são insolúveis em água.
- Identificação de Ions: Experimentos com precipitação ajudam na identificação de íons em soluções desconhecidas. Se você adicionar uma solução de cloreto de potássio a uma solução contendo íon bário, poderá identificar a presença do íon bário pela formação do precipitado.
- Diagnóstico Médico (de imagens): O  $\text{BaSO}_4$  é usado em exames de contraste radiológico porque é insolúvel e seguro para ingestão.
- Tratamento de Águas Industriais: A precipitação é usada para remover contaminantes como sulfatos da água.
- Síntese de Materiais Cerâmicos: Compostos insolúveis formados por precipitação são usados na fabricação de cerâmicas e pigmentos.

**Segurança:** Use luvas e óculos de segurança para evitar o contato com os produtos químicos. O cloreto de bário ( $\text{BaCl}_2$ ) pode ser tóxico e deve ser manuseado com cuidado.



## 21. REAÇÃO DE PRECIPITAÇÃO ENTRE CLORETO DE CÁLCIO E SULFATO DE SÓDIO

**Objetivo:** Demonstrar a formação de um precipitado de sulfato de cálcio ( $\text{CaSO}_4$ ) quando o cloreto de cálcio ( $\text{CaCl}_2$ ) reage com o sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ).

### Materiais e Reagentes

1. Cloreto de cálcio ( $\text{CaCl}_2$ )
2. Sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ )
3. Água destilada
4. Béquer ou copo de vidro
5. Pipeta ou conta-gotas
6. Luva e óculos de segurança

### Procedimentos:

#### Preparação das Soluções:

1. Dissolva uma pequena quantidade de cloreto de cálcio ( $\text{CaCl}_2$ ) em água destilada em um béquer.
2. Em outro recipiente, dissolva uma pequena quantidade de sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) em água destilada.

**Mistura das Soluções:** Adicione cuidadosamente a solução de sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) à solução de cloreto de cálcio ( $\text{CaCl}_2$ ).

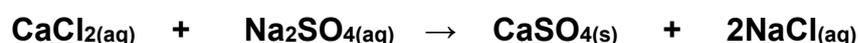
#### Observação da Reação:

1. Observe que, ao misturar as duas soluções, um precipitado branco de sulfato de cálcio ( $\text{CaSO}_4$ ) se forma.
2. O sulfato de cálcio é pouco solúvel em água e forma um sólido branco.

**Conclusão:** A formação do precipitado branco confirma que houve uma reação de precipitação entre o íon cálcio ( $\text{Ca}^{2+}$ ) e o íon sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), formando  $\text{CaSO}_4$  (sólido).

**Explicação:** A reação de precipitação ocorre porque o sulfato de cálcio ( $\text{CaSO}_4$ ) é pouco solúvel em água. Quando os íons  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{SO}_4^{2-}$  se encontram na solução, eles se combinam para formar o precipitado de sulfato de cálcio ( $\text{CaSO}_4$ ).

A equação química da reação:



O precipitado de  $\text{CaSO}_4$  é insolúvel, então se forma um sólido branco na solução.



**Aplicações:**

1. Estudo de Solubilidade: Este experimento demonstra como a solubilidade de compostos em água pode levar à formação de precipitados. O sulfato de cálcio ( $\text{CaSO}_4$ ) tem uma solubilidade limitada em água, o que resulta na formação do precipitado.
2. Reações de Precipitação: Experimentos de precipitação são amplamente utilizados para separar e identificar compostos químicos presentes em soluções.
3. Determinação de Cálcio: Este experimento pode ser útil em química analítica para determinar a presença de íons cálcio ( $\text{Ca}^{2+}$ ) em amostras de água ou outras soluções.



## **22. EFEITO DOS CATALISADORES SOBRE O EQUILÍBRIO QUÍMICO: EXPERIMENTO " GALO DO TEMPO" COM CLORETO DE COBALTO HEXAHIDRATADO**

O experimento do "galo do tempo" com sais de cobalto é uma variação interessante e científica baseada na capacidade do cloreto de cobalto ( $\text{CoCl}_2$ ) de mudar de cor dependendo da umidade relativa do ar. Ele funciona como um indicador de umidade graças às mudanças estruturais no composto químico. Aqui está como realizá-lo:

### **Materiais e Reagentes:**

1. **Cloreto de cobalto hexahidratado ( $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ )** – pode ser adquirido em lojas de química ou laboratórios.
2. Cartolina ou pedaço de papel branco (melhor se for absorvente, como papel filtro).
3. Solução de álcool ou água destilada.
4. Pincel ou conta-gotas.
5. Gabarito de um galo desenhado (ou outro formato de sua escolha).
6. Luvas e óculos de proteção (para manipular os compostos químicos).

### **Procedimentos:**

#### **Preparar o desenho:**

1. Desenhe ou imprima o formato de um galo (ou outro animal ou forma decorativa) em uma cartolina.
2. Se preferir, recorte o desenho para um visual mais detalhado.

#### **Preparar a solução de cloreto de cobalto:**

1. Dissolva uma pequena quantidade de cloreto de cobalto ( $\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{CoCl}_2$ ) em álcool ou água destilada. Use álcool para secagem mais rápida e para evitar dissolução excessiva do papel.
2. A solução deve ter uma coloração azulada ou levemente rosada, dependendo da hidratação inicial do sal.

#### **Aplicar no papel:**



1. Usando um pincel ou conta-gotas, aplique a solução de cloreto de cobalto no desenho.
2. Certifique-se de cobrir uniformemente a área desejada.
3. Deixe o papel secar completamente ao ar livre.

### **Teste do "galo do tempo":**

Coloque o papel em um local com variações de umidade (como na cozinha ou próximo a uma janela).

Observe as mudanças de cor:

**Tempo seco:** O cloreto de cobalto aparece azul (forma anidra, sem água ligada).

**Tempo úmido:** O cloreto de cobalto muda para rosa ou lilás (forma hidratada, com água ligada).

### **Como funciona:**

- O cloreto de cobalto é um indicador químico de umidade. Ele forma uma estrutura diferente na presença de água:
- **Azul:** Estado anidro ( $\text{CoCl}_2$ ).
- **Rosa:** Estado hidratado ( $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ).

Quando a umidade aumenta, as moléculas de água do ar se ligam ao cloreto de cobalto, causando a mudança de cor. Em ambientes secos, a água é liberada, retornando à cor azul.

**Segurança:** Use luvas ao manipular o cloreto de cobalto, pois ele pode ser tóxico e irritante e evite inalar ou ingerir o pó ou solução, realize o experimento em local ventilado

**Curiosidade:** O cloreto de cobalto é amplamente usado como indicador químico em outros contextos, como em dessecantes (sílica gel) que indicam a saturação de água. Esse experimento é um exemplo de como propriedades químicas podem ser aplicadas de maneira lúdica e educativa.



## **23. REAÇÃO COM POLÍMEROS: GELECA (SLIME) COM BORATO DE SÓDIO**

**Objetivo:** Criar uma geleca (slime) através da reação do borato de sódio com a cola, formando um polímero elástico e pegajoso.

### **Materiais e Reagentes:**

1. Borato de sódio (borax): 1 colher de chá
2. Água destilada: 100 mL (para dissolver o borato de sódio)
3. Cola branca (PVA): 100 mL
4. Água: 50 mL (para diluir a cola)
5. Corante (opcional): para colorir a geleca
6. Recipiente: para misturar a cola e o borato de sódio
7. Palito ou colher: para mexer
8. Recipiente pequeno: para preparar a solução de borato de sódio

### **Procedimentos:**

#### **Preparar a solução de borato de sódio:**

1. Em um recipiente pequeno, dissolva 1 colher de chá de borato de sódio em 100 ml de água destilada.
2. Mexa bem até que o borato de sódio se dissolva completamente, formando uma solução concentrada.

#### **Preparar a solução de cola:**

1. Em um recipiente maior, coloque 100 ml de cola branca (PVA).
2. Adicione 50 ml de água à cola para diluí-la um pouco e misture bem.
3. Se quiser, adicione algumas gotas de corante para colorir a sua geleca (slime).

#### **Misturar as soluções:**

1. Lentamente, adicione a solução de borato de sódio à solução de cola, mexendo constantemente.
2. A reação começará imediatamente e, à medida que você mistura, a substância começará a se tornar mais espessa e pegajosa.

#### **Amassar e ajustar a consistência:**

1. Quando a mistura começar a se desgrudar do recipiente, retire-a e amasse com as mãos.



2. Se a geleca estiver muito pegajosa, você pode adicionar um pouco mais de solução de borato de sódio.
3. Se estiver muito firme, adicione um pouco mais de água na mistura de cola.

**Finalização:** Continue amassando até obter a consistência desejada de slime, que deve ser pegajosa e elástica, mas não deve grudar demais nas mãos.

**Explicação:**

- Cola PVA: A cola branca contém polímeros de acetato de polivinila (PVA), que possuem muitos grupos hidroxila (-OH-OH-OH).
- Borato de sódio: Quando o borato de sódio é adicionado à cola, ele interage com os grupos hidroxila do PVA, formando uma rede tridimensional de moléculas de PVA. Essa rede é o que dá à geleca suas propriedades de elasticidade e pegajosidade.
- A formação da rede polímera é o que transforma a mistura líquida em uma substância sólida e maleável, chamada slime.

**Aplicações**

- Em laboratórios de química: Como exemplo de reações ácido-base e formação de soluções tampão.
- Na educação: Experimentos simples e divertidos para ensinar reações de polímeros e rede molecular.
- Na indústria: O borato de sódio é usado em fabricação de vidros, detergentes e produtos para controle de pH.



## **24. FORMAÇÃO DE COMPLEXO DE FERRO (III) COM TIOCIANATO DE POTÁSSIO**

**Objetivo:** Demonstrar a formação de um complexo colorido entre o tiocianato de potássio (KSCN) e o íon ferro (III) ( $\text{Fe}^{3+}$ ), observando a mudança de cor na solução, que ocorre devido à formação do complexo de tiocianato de ferro (III).

### **Materiais e Reagentes:**

1. Tiocianato de potássio (KSCN)
2. Solução de cloreto de ferro (III) ( $\text{FeCl}_3$ )
3. Água destilada
4. Béquer ou copo de vidro
5. Pipeta ou conta-gotas
6. Luva e óculos de segurança

### **Procedimentos:**

#### **Preparação da Solução de Cloreto de Ferro (III):**

1. Prepare uma solução de cloreto de ferro (III) ( $\text{FeCl}_3$ ) dissolvendo uma pequena quantidade de  $\text{FeCl}_3$  em água destilada.
2. O cloreto de ferro (III) ( $\text{Fe}^{3+}$ ) tem uma cor amarela clara, portanto, a solução será amarelada.

#### **Preparação da Solução de Tiocianato de Potássio (KSCN):**

1. Dissolva uma pequena quantidade de tiocianato de potássio (KSCN) em água destilada para obter uma solução clara.
2. **O tiocianato de potássio é incolor, então a solução também será incolor.**

#### **Mistura das Soluções:**

1. Adicione algumas gotas da solução de tiocianato de potássio (KSCN) à solução de cloreto de ferro (III).
2. Misture suavemente as soluções.

#### **Observação da Mudança de Cor:**

1. Observe que, ao adicionar o tiocianato de potássio (KSCN) à solução de ferro (III), a solução muda de cor amarela para um vermelho intenso ou vermelho-escuro.

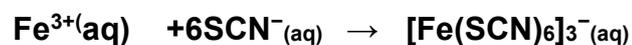


2. Isso ocorre porque o íon tiocianato ( $\text{SCN}^-$ ) se ligam ao íon ferro (III), formando um complexo de tiocianato de ferro (III).

#### **Explicação:**

- A cor vermelha intensa da solução indica a formação do complexo  $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$ , que é responsável pela cor característica e uma cor vermelha intensa, e a intensidade da cor está relacionada à concentração de ferro (III) e de tiocianato de potássio.
- Se você adicionar mais tiocianato de potássio ( $\text{KSCN}$ ), a cor da solução pode ficar ainda mais intensa.
- O tiocianato de potássio ( $\text{KSCN}$ ) contém o íon tiocianato ( $\text{SCN}^-$ ), que é um ligante que pode se coordenar com íons metálicos, como o ferro (III).
- O íon ferro (III) ( $\text{Fe}^{3+}$ ), presente no cloreto de ferro (III), reage com o íon tiocianato ( $\text{SCN}^-$ ), formando o complexo  $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$ , que é responsável pela cor vermelha da solução.

A equação química simplificada da formação do complexo pode ser representada da seguinte forma:



#### **Aplicações**

- Determinação de Ferro: Este experimento pode ser usado em técnicas de química analítica para detecção de ferro em amostras, já que o complexo de ferro (III) com tiocianato tem uma cor muito distinta.
- Ensinar Reações de Complexação: A formação de complexos metálicos é um conceito importante em química inorgânica, e este experimento é uma boa maneira de demonstrar como os íons metálicos interagem com ligantes.
- Estudo de Equilíbrios Químicos: A formação do complexo de ferro (III) pode ser estudada em termos de equilíbrio químico, onde a intensidade da cor pode ser usada para medir a concentração de íons ferro.
- Esse experimento é uma ótima maneira de visualizar como os íons metálicos podem formar complexos coloridos (tintas) com ligantes e como a química de coordenação funciona na prática.



## 25. DECOMPOSIÇÃO TÉRMICA DA URÉIA

**Objetivo:** Investigar a decomposição térmica da uréia e observar a formação de amônia (NH<sub>3</sub>) e dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>).

### **Materiais e Reagentes:**

1. Ureia (CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>)
2. Béquer ou tubo de ensaio
3. Aquecedor (bico de Bunsen ou lâmpada de aquecimento)
4. Termômetro (opcional)
5. Pipeta de vidro ou espátula
6. Luvas e óculos de segurança

### **Procedimentos:**

**Preparação da Ureia:** Coloque uma pequena quantidade de ureia (aproximadamente 1g) em um tubo de ensaio ou béquer.

### **Aquecimento da Ureia:**

1. Aqueça o tubo de ensaio com ureia sobre uma chama suave de um bico de Bunsen ou com uma lâmpada de aquecimento.
2. Certifique-se de que a ureia não seja aquecida de forma excessiva para evitar decomposição abrupta.

### **Observação da Reação:**

1. Ao aquecer, observe que a ureia começa a se decompor. Isso ocorre a uma temperatura em torno de 130°C.
2. Durante a decomposição, a ureia se quebra em amônia (NH<sub>3</sub>) e dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), que podem ser liberados sob forma de gás.
3. A equação química para a reação de decomposição da ureia é:



### **Teste de Gás Amônia:**

1. Você pode testar a presença de amônia (NH<sub>3</sub>) usando papel de tornassol.
2. O papel tornassol azul se tornará azul mais forte se a amônia estiver presente, devido à sua natureza básica.

### **Observações Adicionais:**



1. Ao final da reação, pode-se notar um resíduo branco no fundo do recipiente, que é o resultado da decomposição da uréia.
2. A reação é endotérmica, ou seja, exige calor para ocorrer.

### **Conclusão**

- A decomposição térmica da ureia gera amônia ( $\text{NH}_3$ ) e dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).
- O gás amônia liberado pode ser detectado com facilidade, uma vez que tem um cheiro forte e é básico, o que pode ser confirmado usando papel tornassol.
- Este experimento demonstra como compostos orgânicos, como a ureia, podem se decompor sob aquecimento, liberando gases voláteis.

### **Aplicações**

- Ciclo do Nitrogênio: Este processo de decomposição é similar ao que acontece na natureza, onde a ureia é quebrada em compostos como amônia, que depois podem ser usados por organismos.
- Fertilização: A ureia é amplamente usada na agricultura como fonte de nitrogênio para as plantas.
- Indústria Química: A decomposição de ureia é utilizada em diversos processos industriais, como na produção de ureia-formaldeído.
- A ureia ( $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ ) é um composto orgânico amplamente utilizado como fertilizante e em diversas aplicações industriais. Um experimento simples que pode ser realizado com ureia envolve sua dissolução em água e a observação de reações quando ela interage com diferentes substâncias, como ácidos e bases.
- Esse experimento é uma ótima maneira de explorar a química dos compostos nitrogenados, especialmente a ureia, e pode ser facilmente realizado em um laboratório de química.



## 26. REAÇÃO COM FORMAÇÃO DE UM HIDRÓCIDO(BASE) INSOLÚVEL

**Objetivo:** Constatar que uma reação que forma um hidróxido (base) insolúvel geralmente envolve um óxido metálico e ou de um sal solúvel que possui o cátion metálico que reagem com uma base e ou água.

### 1. Precipitação do Hidróxido de Zinco

**Objetivo:** Demonstrar a formação de um precipitado de hidróxido de zinco a partir do acetato de zinco.

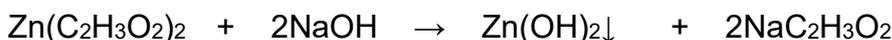
#### **Materiais:**

1. Solução de acetato de zinco ( $Zn(C_2H_3O_2)_2$ )
2. Solução de hidróxido de sódio (NaOH)
3. Béquer e agitador

#### **Procedimento:**

1. Prepare uma solução diluída de acetato de zinco em água.
2. Adicione lentamente uma solução de hidróxido de sódio sob agitação.
3. Observe a formação de um precipitado branco de hidróxido de zinco  $Zn(OH)_2$

#### **Reação Química:**



O hidróxido de zinco pode se dissolver em excesso de NaOH, formando um complexo solúvel.

**Explicação:** Uma reação que forma um hidróxido (base) insolúvel geralmente envolve um óxido metálico e ou de um sal solúvel que possui o cátion metálico que reagem com uma base e ou água. Um exemplo clássico é a formação de hidróxidos pouco solúveis de metais de transição ou metais alcalino-terrosos.

#### **Aplicações da Formação de Bases Insolúveis**

- Tratamento de Efluentes Industriais: Hidróxidos metálicos insolúveis, como hidróxido de ferro ( $Fe(OH)_3$ ) e hidróxido de alumínio ( $Al(OH)_3$ ), são usados para remover metais pesados da água, tornando-a segura para descarte.
- Produção de Pigmentos: Hidróxidos insolúveis coloridos, como o  $Cu(OH)_2$  (azul) e  $Fe(OH)_3$  (marrom-avermelhado), são usados na fabricação de tintas e corantes.



# CENTRO UNIVERSITÁRIO FAEMA UNIFAEMA



Portaria de Credenciamento nº 1.076 de 31 de dezembro de 2021.  
Ministério da Educação – D.O.U nº. 247, seção 1, pg. 518.

- Síntese de Materiais Cerâmicos e Catalisadores: Muitos catalisadores contêm hidróxidos metálicos, que podem ser calcinados para formar óxidos metálicos usados em reações industriais.
- Precipitação na Química Analítica: A formação de hidróxidos insolúveis é utilizada para identificar a presença de íons metálicos em soluções desconhecidas.
- Neutralização de Ácidos: Alguns hidróxidos insolúveis, como o hidróxido de magnésio ( $Mg(OH)_2$ ), são usados em antiácidos para neutralizar a acidez estomacal.



## 27. OBTENÇÃO DE ÓXIDO DE ZINCO

**Objetivo:** Demonstrar a conversão do acetato de zinco em óxido de zinco por aquecimento.

**Materiais e Reagentes:**

1. Acetato de zinco sólido
2. Tubo de ensaio ou cadinho
3. Bico de Bunsen ou chapa de aquecimento

**Procedimentos:**

1. Coloque uma pequena quantidade de acetato de zinco em um cadinho.
2. Aqueça até observar a decomposição térmica.
3. O resíduo branco formado é o óxido de zinco (ZnO).

**Reação Química:**



O óxido de zinco tem aplicações em cosméticos e eletrônica.

**Aplicações:**

- Na Indústria de Cosméticos e Protetores Solares: O ZnO é amplamente utilizado em protetores solares, pois atua como um filtro físico de raios UV, protegendo a pele da radiação solar.
- Fabricação de Pigmentos e Tintas: O óxido de zinco é conhecido como "branco de zinco", um pigmento branco usado em tintas, plásticos e borrachas.
- Produção de Cerâmicas e Vidros: O ZnO é usado na fabricação de cerâmicas avançadas e vidros especiais devido à sua resistência térmica e propriedades ópticas.
- Indústria Eletrônica: O ZnO possui propriedades semicondutoras e é usado em dispositivos eletrônicos, sensores e varistores (componentes que protegem circuitos contra picos de tensão).
- Farmacologia e Medicamentos: É utilizado em pomadas para tratamento de irritações na pele, assaduras e queimaduras devido às suas propriedades antissépticas e cicatrizantes.



# CENTRO UNIVERSITÁRIO FAEMA UNIFAEMA



*Portaria de Credenciamento nº 1.076 de 31 de dezembro de 2021.  
Ministério da Educação – D.O.U nº. 247, seção 1, pg. 518.*

- Produção de Borracha e Plásticos: O ZnO é um aditivo na vulcanização da borracha, tornando-a mais resistente e durável, sendo essencial na fabricação de pneus e calçados.
- Fotocatálise e Remediação Ambiental: O óxido de zinco é utilizado como fotocatalisador na degradação de poluentes em águas residuais e no ar.



## 28. REAÇÃO DO SULFATO DE PRATA COM CLORETO DE SÓDIO

### Materiais e Reagentes:

1. Solução de sulfato de prata ( $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ )
2. Solução de cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ).

### Procedimentos:

1. Pegue um tubo de ensaio com a solução de ( $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ ) sulfato de prata.
2. Adicione algumas gotas de solução de  $\text{NaCl}$  (cloreto de sódio).
3. Observe a formação de precipitado branco de cloreto de prata ( $\text{AgCl}$ ), segundo a reação:  $\text{Ag}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + 2\text{NaCl}_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{AgCl}_{(\text{s})} + \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$

O  $\text{AgCl}$  formado pode ser separado por filtração.

### Explicação:

- O sulfato de prata é pouco solúvel em água, diferente de muitos outros sulfatos metálicos.
- A reação entre nitrato de prata e sulfato de sódio resulta na precipitação de  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  devido à sua baixa solubilidade.
- Quando adicionamos cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ), o cloreto de prata ( $\text{AgCl}$ ) precipita, confirmando a presença de íons prata na solução.

### Aplicações:

- Componente em processos fotográficos antigos: O  $\text{AgCl}$  é um composto fotossensível que escurece na presença de luz, sendo utilizado no passado na fabricação de filmes e papéis fotográficos.
- Purificação e Dessalinização da Água: A remoção de cloretos de águas industriais e residuais pode ser feita por precipitação com sais de prata.
- Revestimentos e Materiais Antibacterianos: O  $\text{AgCl}$  pode ser usado na produção de materiais antimicrobianos, pois a prata possui propriedades bactericidas, sendo aplicada em curativos e superfícies hospitalares.
- Galvanização: Utilizado em banhos de prata para revestimento metálico.



## 29. EXPERIMENTO: IDENTIFICAÇÃO DE ÁCIDO E BASE COM INDICADORES SINTÉTICOS

**Objetivo:** Identificar soluções ácidas e básicas utilizando diferentes indicadores sintéticos.

### **Materiais e Reagentes:**

1. Soluções ácidas (exemplo: vinagre, suco de limão, ácido clorídrico diluído)
2. Soluções básicas (exemplo: leite de magnésia, bicarbonato de sódio dissolvido, hidróxido de sódio diluído)
3. Água destilada (para controle)
4. Conta-gotas
5. Copos ou tubos de ensaio
6. Os cinco indicadores mencionados Fenolftaleína
7. Azul de metileno
8. Azul de bromotimol
9. Alaranjado de metila
10. Vermelho de fenol

### **Procedimentos:**

**Preparação das Soluções:** Em copos ou tubos de ensaio, coloque pequenas quantidades das soluções ácidas, básicas e da água destilada.

### **Adição dos Indicadores**

1. Adicione algumas gotas de cada indicador nas soluções separadas e misture levemente.
2. Observe e anote as mudanças de cor.

### **Resultados Esperados**

<b>Indicador</b>	<b>Em Ácido (pH &lt; 7)</b>	<b>Em Base (pH &gt; 7)</b>
<b>Fenolftaleína</b>	Incolor	Rosa a roxo
<b>Azul de metileno</b>	Azul	Permanece azul
<b>Azul de bromotimol</b>	Amarelo	Azul
<b>Alaranjado de metila</b>	Vermelho	Amarelo
<b>Vermelho de fenol</b>	Amarelo	Vermelho

**Fonte:** Próprios autores (2025).



**Conclusão:** Cada indicador muda de cor dependendo do pH da solução, permitindo diferenciar substâncias ácidas e básicas. Esse experimento simples é útil para visualizar o conceito de pH e indicadores ácido-base.

**Aplicações:**

- Análises Químicas em Laboratórios: Indicadores como fenolftaleína, azul de bromotimol e tornassol são usados em experimentos de química para determinar o pH de soluções.
- Controle de Qualidade na Indústria Alimentícia: Verificação da acidez de vinhos, sucos e refrigerantes; monitoramento do pH em produtos lácteos para garantir segurança e sabor adequado.
- Agricultura e Controle do Solo: O pH do solo é testado com indicadores para determinar se é necessário corrigir a acidez com calcário ou ajustar a fertilidade.
- Saúde e Diagnósticos Médicos: Tiras de pH na urina e sangue são usadas para monitorar desequilíbrios no organismo, como infecções urinárias ou acidose metabólica. Indicadores de pH na saliva podem ser usados para monitoramento de saúde bucal.
- Tratamento de Água e Piscinas: O equilíbrio entre ácido e base em piscinas evita proliferação de algas e irritação da pele.
- Titulações em Química Analítica: Fenolftaleína e alaranjado de metila são usados para determinar a quantidade exata de ácido ou base em uma amostra durante uma titulação.
- Indústria Cosmética e Farmacêutica: Produtos como xampus, cremes e loções são ajustados para um pH adequado à pele e aos cabelos.



### **30. IDENTIFICAÇÃO DA PRESENÇA DE AMIDO COM IODO P.A.**

**Objetivo:** Demonstrar a presença de amido em diferentes substâncias utilizando iodo P.A. (P.A. significa "para análise", indicando alta pureza do reagente).

#### **Materiais e Reagentes:**

1. Iodo P.A. (dissolvido em solução de iodeto de potássio para melhor solubilidade)
2. Água destilada
3. Conta-gotas
4. Placas de Petri ou pequenos copos
5. Alimentos ou substâncias para teste:
6. Batata
7. Arroz
8. Pão
9. Farinha de trigo
10. Banana verde e madura
11. Açúcar
12. Leite
13. Óleo
14. Ovo

#### **Procedimentos:**

##### **Preparação da Solução de Iodo**

1. Dissolva uma pequena quantidade de iodo P.A. em uma solução contendo iodeto de potássio e água destilada.
2. Isso formará uma solução conhecida como Lugol, que reage melhor com o amido.

##### **Colocação das Amostras**

1. Separe pequenas quantidades das amostras em diferentes recipientes.
2. Se for um alimento sólido (exemplo: batata ou pão), triture ou dissolva em um pouco de água para facilitar a reação.

**Adição do Iodo P.A.:** Usando um conta-gotas, adicione 2 a 3 gotas da solução de iodo sobre cada amostra.



### Observação das Mudanças de Cor

1. Se a substância contém amido, a solução mudará para azul-arroxeadado ou azul-escuro.
2. Se não contém amido, a cor permanecerá amarelada ou marrom, sem alteração significativa.

### Resultados Esperados

Amostra	Reação Esperada com Iodo P.A.
Batata	Azul-arroxeadado (contém amido)
Arroz cozido	Azul-arroxeadado (contém amido)
Pão	Azul-arroxeadado (contém amido)
Farinha de trigo	Azul-arroxeadado (contém amido)
Banana verde	Azul-arroxeadado (contém amido)
Banana madura	Pouca ou nenhuma coloração azul (amido convertido em açúcar)
Açúcar	Sem alteração (não contém amido)
Leite	Sem alteração (não contém amido)
Óleo	Sem alteração (não contém amido)
Ovo	Sem alteração (não contém amido)

Fonte: Próprios autores (2025).

**Conclusão:** O iodo P.A. é um reagente altamente puro e eficaz para testar a presença de amido. Esse experimento demonstra como substâncias comuns podem ser identificadas quimicamente e reforça conceitos sobre a composição dos alimentos.

### Aplicações:

- Diagnóstico e Pesquisa em Ciências da Saúde: Testes em laboratórios clínicos para detectar a presença de amido em fluidos biológicos.
- Experimentos didáticos em escolas e universidades para demonstrar a presença de amido em diferentes substâncias
- Indústria Farmacêutica: Identificação de amido como excipiente em comprimidos e cápsulas e controle de pureza em medicamentos.



### **31. IDENTIFICAÇÃO DA CLOROFILA EM FOLHAS VARIEGADAS (PARTE VERDE E PARTE BRANCA)**

**Objetivo:** Demonstrar a presença de clorofila em folhas variegadas (folhas que possuem partes verdes e brancas) e verificar a diferença entre as regiões da folha.

#### **Materiais e Reagentes:**

1. Folhas variegadas (exemplo: folha de ligustro, hera, begônia, coleus, entre outras)
2. Álcool etílico (etanol) 95%
3. Água quente
4. Recipiente de vidro (como um béquer ou copo)
5. Pinça
6. Prato branco ou papel filtro
7. Luz ultravioleta (UV) opcional
8. Iodo P.A. (para teste de amido, opcional)

#### **Procedimentos:**

##### **Extração da Clorofila**

1. Pegue uma folha variegada e observe as partes verdes e brancas.
2. Coloque a folha em água quente por 1 minuto para quebrar as células epidérmicas e facilitar a extração da clorofila.
3. Transfira a folha para um recipiente com álcool etílico e aqueça o recipiente em banho-maria (sem deixar ferver).
4. Espere até a folha perder sua coloração verde e o álcool ficar esverdeado (a clorofila foi extraída).

##### **Análise dos Resultados**

- O álcool ficará verde, indicando que a clorofila foi extraída da parte verde da folha.
- A parte branca da folha não possui clorofila suficiente para tingir o álcool.

##### **Teste com Luz Ultravioleta (Opcional)**

1. Coloque a solução de clorofila sob luz UV.
2. A clorofila pode emitir fluorescência avermelhada, confirmando sua presença.

##### **Teste de Amido com Iodo (Opcional - Confirmação de Fotossíntese)**



1. Após o experimento, pingue solução de iodo na folha.
2. A parte verde da folha ficará azul-escura (indicando a presença de amido, produto da fotossíntese).
3. A parte branca não mudará de cor (pois não tem clorofila suficiente para fazer fotossíntese e produzir amido).

**Aplicações:**

- **Análise da Eficiência da Fotossíntese:** Pode ser usado para avaliar se uma planta está realizando fotossíntese de maneira eficiente em diferentes condições ambientais.
- **Pesquisa em Melhoramento Genético Vegetal:** Auxilia na identificação de mutações que afetam a produção de clorofila, ajudando no desenvolvimento de novas variedades de plantas.



## **32. VISUALIZAÇÃO DE CÉLULAS VEGETAIS: USO DO VERDE BRILHANTE COMO CORANTE**

**Objetivo:** Explorar o Verde Brilhante como corante biológico em células vegetais ou tecidos.

### **Materiais e Reagentes:**

1. Folha fina de cebola ou uma lâmina com células vegetais,
2. Solução de Verde Brilhante
3. Microscópio

### **Procedimentos:**

1. Pegue uma folha fina de cebola ou uma lâmina com células vegetais.
2. Adicione uma gota de solução de Verde Brilhante e deixe agir por 2-5 minutos.
3. Lave cuidadosamente com água destilada e cubra com uma lamínula.
4. Observe no microscópio e anote as diferenças na coloração celular.

### **Segurança e Descarte:**

- O Verde Brilhante pode ser tóxico e deve ser manuseado com luvas.
- Descarte corretamente em resíduos químicos, não despeje no esgoto sem neutralização.

**Aplicação:** O Verde Brilhante (ou Verde Malaquita G – C.I. 42040) é um corante sintético com aplicações em microbiologia, biotecnologia e como antisséptico. Neste experimento, exploramos suas propriedades químicas e seu uso como indicador biológico



## REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 3. ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 965 p.

ATKINS, Peter W.; JONES, Loretta. **Princípios de Química: questionando a vida moderna o meio ambiente**. 3. ed. Guanabara Koogan, 2006.

BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. **Química: a ciência central**. 9. ed. Prentice-Hall, 2005.

DOS SANTOS, C. V. P. **Propriedades Específicas da Matéria, O Mundo da Química**. Disponível em: [https://www.omundodaquimica.com.br/academica/intro\\_propesp](https://www.omundodaquimica.com.br/academica/intro_propesp). Acesso em 27 jan de 2025.

FOGAÇA, Jennifer Rocha Vargas. **Reações de oxirredução**. Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/quimica/reacoes-oxirreducao.htm>.  
Reações químicas inorgânicas. Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/quimica/reacoes-oxirreducao.htm>. Acesso em 22 abril de 2025.

FOGAÇA, Jennifer Rocha Vargas. **Reações de deslocamento, de substituição ou de simples troca**. Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/quimica/reacoes-oxirreducao.htm>. Acesso em 22 abril de 2025

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Completamente Química, Ciências, Tecnologia & Sociedade**. São Paulo: Editora FTD S.A., 2001, 624 p.

HUMISTON, Gerard E; Brady, James. **Química Geral**. 2. ed. v. 1. Rio de Janeiro: LTC, 1986. 410 p.

LEE, John David. **Química Inorgânica não tão concisa**. São Paulo: Edgard Blucher, 2003.

MCMURRY, John. **Química Orgânica**. 6. ed. vol. 1 e 2. Cengage Learning, 2005.

MENDES, Aristênio. **Elementos de Química Inorgânica**, Fortaleza, 2005.

REIS, M. **Química Integral – volume único**. São Paulo: Editora FTD, 2004.

SARDELLA, A. e MATEUS, E.; **Química – Volume único**. São Paulo: Editora Ática, 2007.

SILVA, André Luis Silva da. **Explicação em Bohr para o teste da chama**. Disponível em: <https://www.infoescola.com/quimica/explicacao-em-bohr-para-o-teste-da-chama/>. Acesso em 22 abril de 2025.



# CENTRO UNIVERSITÁRIO FAEMA UNIFAEMA

Portaria de Credenciamento nº 1.076 de 31 de dezembro de 2021.  
Ministério da Educação – D.O.U nº. 247, seção 1, pg. 518.



SOLOMONS, T. W. Graham; Fryhle, Craig B. **Química Orgânica**. 9 ed. vol. 1 e 2. LTC, 2009.

USBERCO, J. e SALVADOR, E. **Química – Volume único**. São Paulo: Editora Saraiva, 2006.

1º ano 3º bimestre-2024: **Propriedades dos materiais, separação de misturas e substâncias inorgânicas**. Disponível em: <https://allan-quimica.webnode.page/news>.



# CENTRO UNIVERSITÁRIO FAEMA UNIFAEMA

Portaria de Credenciamento nº 1.076 de 31 de dezembro de 2021.  
Ministério da Educação – D.O.U nº. 247, seção 1, pg. 518.



## EDITORIA UNIFAEMA

### FALE CONOSCO

Coordenação de Extensão: [extensao@unifaema.edu.br](mailto:extensao@unifaema.edu.br)

Pró-reitoria de Pós-Graduação, Pesquisa e Extensão: [propex@unifaema.edu.br](mailto:propex@unifaema.edu.br)

Editora Unifaema: [editora@unifaema.edu.br](mailto:editora@unifaema.edu.br)

Avenida Machadinho, 4349, Área de Expansão Urbana (Setor 06), Ariquemes - RO,

CEP: 76873-630

(69) 3536.6600 | [www.unifaema.edu.br](http://www.unifaema.edu.br)

