



**UNIVERSIDADE FEDERAL DO CEARÁ - UFC**  
**PRÓ REITORIA DE PESQUISA E PÓS-GRADUAÇÃO**  
**MESTRADO PROFISSIONAL EM ENSINO DE CIÊNCIAS E MATEMÁTICA –**  
**ENCIMA**

**MARCELO DE BARROS LIMA**

**EXPERIMENTOS ABORDANDO ASSUNTOS DE FÍSICO-QUÍMICA E QUÍMICA**  
**ANALÍTICA COM USO DE MATERIAIS ALTERNATIVOS**

**FORTALEZA**

**2018**

**UNIVERSIDADE FEDERAL DO CEARÁ - UFC**  
**PRÓ REITORIA DE PESQUISA E PÓS-GRADUAÇÃO**  
**MESTRADO PROFISSIONAL EM ENSINO DE CIÊNCIAS E MATEMÁTICA -**  
**ENCIMA**

**MARCELO DE BARROS LIMA**

**EXPERIMENTOS ABORDANDO ASSUNTOS DE FÍSICO-QUÍMICA E QUÍMICA**  
**ANALÍTICA COM USO DE MATERIAIS ALTERNATIVOS**

Produto Educacional apresentado ao programa de Pós-Graduação do Mestrado Profissional em Ensino de Ciências e Matemática da Universidade Federal do Ceará, como requisito parcial para obtenção do grau Mestre em Ensino de Ciências e Matemática.

**Orientador:** Prof. Dr. Antônio Carlos Magalhães

**FORTALEZA**

**2018**

## SUMÁRIO

1	INTRODUÇÃO.....	4
2	ROTEIROS DOS EXPERIMENTOS SOBRE SOLUÇÕES.....	5
2.1	EXPERIMENTO 01: Calculando Concentrações.....	5
2.2	EXPERIMENTO 02: Solução Saturada.....	9
3	ROTEIROS DOS EXPERIMENTOS SOBRE TERMOQUÍMICA.....	12
3.1	EXPERIMENTO 03: Decomposição da Água Oxigenada.....	12
3.2	EXPERIMENTO 04: Tá Quente, Tá Frio.....	15
4	ROTEIROS DOS EXPERIMENTOS SOBRE CINÉTICA QUÍMICA.....	19
4.1	EXPERIMENTO 05: Velocidade de uma Reação Química.....	19
4.2	EXPERIMENTO 06: Batatas como catalisador.....	24
5	ROTEIROS DOS EXPERIMENTOS SOBRE EQUILÍBRIO QUÍMICO.....	27
5.1	EXPERIMENTO 07: Ionização do Amoníaco.....	27
5.2	EXPERIMENTO 08: Água Furiosa.....	31
6	ROTEIROS DOS EXPERIMENTOS SOBRE OXIRREDUÇÃO.....	34
6.1	EXPERIMENTO 09: Violeta que desaparece.....	34
6.2	EXPERIMENTO 10: Pilha de água e sal.....	37

## 1 INTRODUÇÃO

Esta proposta didática foi elaborada no contexto do Mestrado Profissional do Programa de Pós-Graduação em Ensino de Ciências e Matemática da Universidade Federal do Ceará. É parte integrante da dissertação, intitulada “**O USO DIDÁTICO DE EXPERIMENTOS DE BAIXO CUSTO NAS AULAS DE QUÍMICA DO ENSINO MÉDIO NAS EXTENSÕES ESCOLARES DO MUNICÍPIO DE ITAPIPOCA-CE**” que visa compreender como o uso de experimentos utilizando materiais alternativos pode contribuir de forma significativa para o processo ensino/aprendizagem dos conteúdos de Físico-Química e Química Analítica.

Este material é resultado de pesquisa em livros, revistas e *sites* especializados na busca de experimentos abordando os assuntos de Soluções, Termoquímica, Cinética, Equilíbrio Químico e Oxirredução. Após esse levantamento bibliográfico, dez (10) experimentos foram selecionados, sendo dois (02) para cada assunto. Durante a pesquisa foram aplicados três (03) experimentos em uma turma de 2º Ano do Ensino Médio na Extensão escolar. Para a realização desses experimentos foram utilizados materiais alternativos, produtos já conhecidos pelos alunos na aplicação de alguma finalidade caseira. No entanto, sobre os equipamentos o professor pode usar algumas vidrarias específicas de laboratório que são bem comuns, como por exemplo: Béqueres, pipetas de pasteur, balão volumétrico, provetas, além de balanças. Esses equipamentos são fáceis de encontrar em Escolas de Ensino Médio e ajudam os alunos a terem noção sobre equipamentos de laboratórios.

Os conteúdos de Físico-Química e Química Analítica são assuntos que apresentam uma maior facilidade de encontrar atividades experimentais que possam ser aplicadas na sala de aula. Além de possibilitar a substituição de reagentes convencionais por produtos encontrados no comércio local ajuda a despertar a curiosidade dos alunos, por serem materiais que eles conhecem, entretanto, com outra finalidade.

O uso de aulas práticas no ensino de Química aparece como uma ferramenta que pode contribuir bastante no processo de aprendizagem dos alunos, porém não é utilizada com frequência durante as aulas, sobre alegação dos professores que faltam reagentes químicos para realizar tais atividades. O principal objetivo deste guia é proporcionar ao professor propostas de atividades práticas que possam ser aplicadas em suas turmas nas escolas que não possuem laboratórios de ciências ou reagentes convencionais suficientes.

## 2 ROTEIROS DOS EXPERIMENTOS SOBRE SOLUÇÕES

### 2.1 EXPERIMENTO 01: Calculando Concentrações<sup>1</sup>

**ASSUNTO:** Soluções

#### INTRODUÇÃO

Solução é definida como sendo uma mistura homogênea. Por se tratar de uma mistura, é composta por duas ou mais ou mais substâncias diferentes. As concentrações são utilizadas para definir as quantidades de cada substância que compõe essa mistura.

Entre as concentrações definidas em uma solução, podemos citar concentração comum (c), a qual estabelece a relação entre a massa do soluto, e o volume da solução, através da equação.

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

A concentração definida como Título em massa (T) é a relação entre a massa do soluto ou solvente e a massa total da solução (soluto + solvente).

$$T = \frac{m_1}{m}, \text{ Onde: } m = m_1 + m_2$$

O Título ou fração em massa (T) é expresso em números puros, portanto, não apresenta unidade de medida. Porém, esse valor pode ser representado em porcentagem através da equação:

$$P = T \cdot 100$$

#### OBJETIVO

Determinar concentração comum e título em massa de uma solução.

#### I – CONCENTRAÇÃO DE MASSA OU CONCENTRAÇÃO COMUM (c)

#### MATERIAIS E REAGENTES

Suco em pó (morango, uva ou groselha)

Balança semi analítica

01 Copo descartável

300 ml de água da torneira

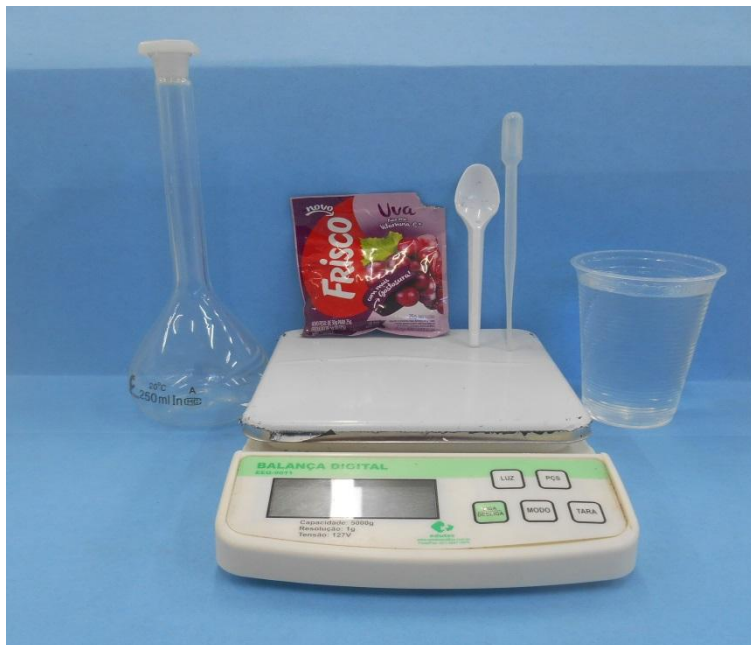
---

<sup>1</sup> Disponível em: ESTEVES, Kauana G. C. et al. Calculando concentração e diluição de soluções através do suco em pó. **Encontro de Debates sobre o Ensino de Química**, [S.l.], out. 2013. ISSN 2318-8316. Disponível em: <<https://www.publicacoeseventos.unijui.edu.br/index.php/edeq/article/view/2665>>. Acesso em: 30 Ago. 2018.

01 Colher de chá

01 Balão volumétrico de 250 ml ou recipiente graduado

01 Conta gotas



Fonte: Próprio autor

## **PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**

Coloque o copo descartável na balança e tare (display ou mostrador visualiza zero).

Em seguida pese 1,5 gramas de suco em pó.

Transfira o suco para o balão volumétrico (recipiente graduado).

Adicione um pouco de água no balão volumétrico (recipiente graduado) e agite para dissolver o suco.

Com cuidado acrescente água até completar o volume de 250 ml.

## **II – TÍTULO OU FRAÇÃO EM MASSA (T)**

### **MATERIAIS E REAGENTES**

Suco em pó (morango, uva ou groselha)

Balança Semi analítica

01 copo descartável

300 ml de água da torneira

01 balão volumétrico de 250 ml ou recipiente graduado de 250 ml

01 Colher de chá

## 01 Conta gotas



Fonte: Próprio autor

### **PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**

Coloque o copo descartável na balança e tare (display ou mostrador visualiza zero).

Em seguida pese 2 gramas de suco em pó.

Coloque o balão volumétrico (recipiente graduado) na balança e anote sua massa.

Transfira o suco em pó para o balão volumétrico (recipiente graduado).

Adicione um pouco de água no balão volumétrico (recipiente graduado) e agite para dissolver o suco.

Com cuidado acrescente água até completar o volume de 250 ml.

Com a solução pronta coloque o balão volumétrico (recipiente graduado) na balança novamente e anote a massa total da solução.

### **QUESTIONÁRIO PRÉ-TESTE**

1 – (Mackenzie – SP) Qual a concentração, em g/L, da solução obtida ao se dissolverem 4g de cloreto de sódio em 50 cm<sup>3</sup> de água?

- a) 200 g/L
- b) 20 g/L
- c) 0,08 g/L
- d) 12,5 g/L
- e) 80 g/L

2 – Uma solução contém 8 g de cloreto de sódio e 42 g de água. Qual é o título em massa da solução? E seu título percentual?

- a) 160 e 16%
- b) 16 e 1,6%
- c) 0,16 e 16%
- d) 0,16 e 160%
- e) 1,6 e 0,16%

### QUESTIONÁRIO PÓS-TESTE

1 – Calcule a concentração comum para a solução preparada no procedimento I.

2 – Qual é o título ou fração em massa e a porcentagem aproximada para a solução preparada no procedimento II?

### REFERÊNCIAS

BROWN. Theodore L.; LEMAY. H. Eugene.; BURSTEN. Bruce E. **Química**: a ciência central. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 9 ed. São Paulo. Pearson Prentice Hall. 2005

ESTEVES, Kauana G. C. et al. Calculando concentração e diluição de soluções através do suco em pó. **Encontro de Debates sobre o Ensino de Química**, [S.l.], out. 2013. ISSN 2318-8316. Disponível em: <<https://www.publicacoeseventos.unijui.edu.br/index.php/edeq/article/view/2665>>. Acesso em: 30 Ago. 2018.

FELTRE, Ricardo. **Química**. Físico-química. Volume 2. 6. ed. São Paulo: Moderna, 2004



## 2.2 EXPERIMENTO 02: Solução Saturada<sup>2</sup>

**ASSUNTO:** Soluções

### INTRODUÇÃO

O termo concentração é usado para definir a quantidade de soluto dissolvido em uma determinada solução. Dependendo da quantidade de soluto dissolvido em uma solução ela pode ser classificada como: Solução insaturada, solução saturada ou solução supersaturada. Quando uma solução atinge a sua capacidade máxima de solubilidade em uma determinada temperatura, dizemos que atingiu seu coeficiente de solubilidade.

O coeficiente de solubilidade de uma solução pode ser alterado através da variação de temperatura. Aumentando a temperatura da solução, aumenta a quantidade de soluto dissolvido. Além da temperatura, o acréscimo de outro solvente pode interferir no coeficiente de solubilidade da solução, principalmente quando esses solventes são miscíveis entre si.

### OBJETIVO

Preparar uma solução saturada e observar o coeficiente de solubilidade de uma substância em solventes diferentes.

### MATERIAIS E REAGENTES

100 ml de água da torneira

100 ml de álcool etílico

02 copos descartáveis transparentes

01 palito de picolé

Sal de cozinha (cloreto de sódio)

01 Flanela

01 colher

---

<sup>2</sup> Disponível em: FEITOSA, Edinilza Maria Anastácio (Org.). *et al.* **Aprendendo ciência através da experimentação e do lúdico:** experiências em Química, Física e Biologia. Fortaleza: EdUece. 2012. 204 p.



Fonte: Próprio autor

### **PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**

Coloque água até a metade do primeiro copo.

Usando a colher adicione o sal e agite até não conseguir mais dissolvê-lo.

Deixe a solução em repouso.

Depois que os cristais não dissolvidos decantarem no fundo do copo, com auxílio da flanela filtre a solução no segundo copo.

Aos poucos acrescente meio copo de álcool etílico. Após adição, agite a mistura com o palito de picolé.

Observe o que aconteceu.

### **QUESTIONÁRIO PRÉ-TESTE**

1 – (UFPR) Considere as experiências descritas a seguir, efetuadas na mesma temperatura.

I. Um litro de água é adicionado lentamente, sob agitação, a 500g de sal de cozinha. Apenas parte do sal é dissolvida.

II. 500g de sal de cozinha são adicionados aos poucos, sob agitação, a um litro de água.

Sobre as experiências acima e levando em conta os conhecimentos sobre o processo da solubilidade, é correto afirmar:

- a) Em I e II a massa de sal dissolvida é a mesma.
- b) Apenas em I forma-se uma solução saturada sobre a fase sólida.
- c) A massa de sal dissolvida nas experiências não depende da temperatura.
- d) Em II a mistura resultante é homogênea.
- e) A massa inicial do sal não pode ser recuperada por meio de nenhum método de separação.

2 – (U. Anhembi Morumbi – SP) Se dissolvermos totalmente uma certa quantidade de sal em solvente e por qualquer perturbação uma parte do sal se deposita, qual a solução que teremos no final?

- a) saturada com corpo de fundo
- b) supersaturada com corpo de fundo
- c) insaturada
- d) supersaturada sem corpo de fundo
- e) saturada sem corpo de fundo.

### QUESTIONÁRIO PÓS-TESTE

1 – Durante a realização do experimento o sal é dissolvido na água e logo depois é feita a filtração da solução. A solução obtida após a filtração é classificada como:

- a) saturada com corpo de fundo
- b) supersaturada com corpo de fundo
- c) insaturada
- d) supersaturada sem corpo de fundo
- e) saturada sem corpo de fundo.

2 – No segundo momento do experimento se adiciona álcool etílico na solução de água com sal com essa perturbação, parte do sal se deposita no fundo do copo, qual a solução que teremos no final?

- a) saturada com corpo de fundo
- b) supersaturada com corpo de fundo
- c) insaturada
- d) supersaturada sem corpo de fundo
- e) saturada sem corpo de fundo.

### REFERÊNCIAS

BROWN. Theodore L.; LEMAY. H. Eugene.; BURSTEN. Bruce E. **Química**: a ciência central. Tradução de Robson Mendes Matos. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall. 2005.

FEITOSA. Edinilza Maria Anastácio (Org.). *et al.* **Aprendendo ciência através da experimentação e do lúdico**: experiências em Química, Física e Biologia. Fortaleza: EdUece. 2012. 204 p.

FELTRE, Ricardo. **Química**. Físico-química. Volume 2. 6. ed. São Paulo: Moderna, 2004

### **3 ROTEIROS DOS EXPERIMENTOS SOBRE TERMOQUÍMICA**

#### **3.1 EXPERIMENTO 03: Decomposição da Água Oxigenada<sup>3</sup>**

**ASSUNTO:** Calorimetria

#### **INTRODUÇÃO**

O termo calor é definido como sendo a energia transferida em consequência de uma diferença de temperatura. A troca de calor é um processo presente em todo fenômeno químico. Essa troca flui sempre de uma região de temperatura alta para uma região de temperatura baixa. Essa variação de temperatura que ocorre em um processo químico quando há absorção de certa quantidade de energia é determinada de capacidade calorífica, ou seja, é a quantidade de calor necessária para aumentar sua temperatura em 1°C.

A quantidade de calor transferida em uma reação química é medida com um calorímetro, dispositivo no qual o calor transferido é monitorado pela variação de temperatura no processo. Os calorímetros convencionais são equipamentos utilizados para trabalhos de alta exatidão, no entanto, é possível construir um calorímetro alternativo utilizando um recipiente de isopor o qual apresenta um resultado satisfatório para ser utilizado em aulas no Ensino Médio.

#### **OBJETIVO**

Investigar através de um calorimétrico o calor envolvido na reação de decomposição da água oxigenada

#### **MATERIAIS E REAGENTES**

01 Recipiente de Isopor (Utilizado para manter a temperatura de objetos)

01 Termômetro comum ou termômetro digital

Fermento biológico

01 Frasco de 100 ml de água oxigenada comercial de 10 volumes.

---

<sup>3</sup> Disponível em: LISBOA. Júlio Cezar Foschini. *et. al.* **Química: Ser Protagonista**. Volume 2. 3. Ed. São Paulo: Edições SM, 2016



Fonte: Próprio autor

### **PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**

Com o próprio termômetro faça um furo na parte superior do recipiente de isopor (Suficiente para introduzir o termômetro). Faça um pequeno orifício adicional na tampa do calorímetro para facilitar a saída do gás produzido durante a reação química.

Adicione ao calorímetro 100 ml de água oxigenada.

Meça exatamente a temperatura da solução ( $t_{\text{inicial}}$ ).

Adicione 01 colher de chá de fermento biológico e tampe rapidamente o calorímetro.

Agite-o suavemente para misturar bem o fermento com a água oxigenada.

Observe atentamente a variação da temperatura do sistema até ela atinja um valor máximo estabilizado, o qual será considerado o valor da temperatura final ( $t_{\text{final}}$ ).

### **QUESTIONÁRIO PRÉ-TESTE**

1 – Que quantidade de calor é liberada por uma reação química que é capaz de elevar de 20 °C para 28 °C a temperatura de 2 kg de água? (Calor específico da água = 1 cal/g . °C)

### **QUESTIONÁRIO PÓS-TESTE**

1 – Considerando a densidade da solução igual à da água (1,0 g/ml) e o calor específico da mistura (água oxigenada + fermento) igual ao da água (1,0 Cal/g . °C), calcule a quantidade de calor transferido para a solução.

## REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 5 ed. Porto Alegre: Bookman. 2012. 1.026 p.

BRAATHEN. Per Christian. *et. al.* Entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio: uma experiência simples de calorimetria com material de baixo custo e fácil aquisição. **Química Nova na Escola**, São Paulo, v. 29. p. 42-45, Agosto/2008.

BROWN. Theodore L.; LEMAY. H. Eugene; BURSTEN. Bruce E. **Química**: a ciência central. Tradução de Robson Mendes Matos. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall. 2005.

FELTRE, Ricardo. **Química**. Físico-química. Volume 2. 6. ed. São Paulo: Moderna, 2004.

LISBOA. Júlio Cezar Foschini. *et. al.* **Química**: Ser Protagonista. Volume 2. 3. Ed. São Paulo: Edições SM, 2016

### **3.2 EXPERIMENTO 04: Tá Quente, Tá Frio<sup>4</sup>**

**ASSUNTO:** Reações endotérmicas e reações exotérmicas

#### **INTRODUÇÃO**

Calor é a transferência de energia que ocorre em consequência de uma diferença de temperatura. Todo processo químico ocorre com absorção ou liberação de calor pelo sistema. Os processos onde ocorre a absorção de calor são chamados de endotérmicos. Nesses processos o calor flui da vizinhança para dentro do sistema, diminuindo a temperatura da vizinhança.

Já os sistemas que emitem calor são chamados de exotérmicos. No processo exotérmico, o calor flui de dentro do sistema para a vizinhança, com isso, ocorre um aumento na temperatura da vizinhança.

#### **OBJETIVO**

Diferenciar uma reação exotérmica de uma reação endotérmica através do calor envolvido na reação química.

#### **MATERIAIS E REAGENTES**

Ureia

Hidróxido de sódio (Soda Cáustica)

Água

01 Termômetro

02 Copos descartáveis

02 Colheres (chá) descartáveis

01 Seringa (20 ml)

01 Par de luvas descartáveis

---

<sup>4</sup> Disponível em: OLIVEIRA, Emanuel. Experimento 1: Análise da temperatura da água após mistura com ureia. **You tube**, 21 Abr. 2018. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=SrU9tuk3SAs>>. Acesso em: 09 Jul. 2018.



Fonte: Próprio autor

## **PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**

### **Procedimento 01**

Com auxílio da seringa adicione 40 ml de água no primeiro copo.

Pegue o termômetro e meça a temperatura inicial da água.

Adicione uma colher de chá cheia de ureia e agite até dissolver toda a ureia.

Após a ureia dissolvida coloque o termômetro na solução para medir a nova temperatura.

Observe o resultado e anote a temperatura final da solução.

### **Procedimento 02**

Com auxílio da seringa adicione 40 ml de água no segundo copo.

Após usar o termômetro no primeiro experimento lave-o.

Em seguida meça a temperatura inicial da água no segundo copo.

Adicione uma colher de chá cheia de Hidróxido de sódio e agite até dissolver completamente.

Após todo o Hidróxido de sódio dissolvido coloque o termômetro na solução para medir a temperatura final da solução.

Observe o resultado e anote a temperatura final.

## **QUESTIONÁRIO PRÉ-TESTE**

1 – Um professor de Química vai realizar um experimento no laboratório de ciências, nesse experimento ele utiliza um termômetro para fazer a medição de temperatura de um copo d'água, antes de realizar o experimento o termômetro registrava uma temperatura de 25°C,



durante o experimento a água é aquecida e em um determinado momento o termômetro chega registrar uma temperatura de 46°C. Podemos afirmar que:

- a) é um processo endotérmico e a água está recebendo calor.
- b) é um processo endotérmico e a água está perdendo calor.
- c) é um processo exotérmico e a água está recebendo calor.
- d) é um processo exotérmico e a água está perdendo calor.

**2 - (UNESP-SP)** Em uma cozinha, estão ocorrendo os seguintes processos:

I - gás queimando em uma das “bocas” do fogão e

II - água fervendo em uma panela que se encontra sobre esta “boca” do fogão.

Com relação a esses processos, pode-se afirmar que:

- a) I e II são exotérmicos.
- b) I é exotérmico e II é endotérmico.
- c) I é endotérmico e II é exotérmico.
- d) I é isotérmico e II é exotérmico.

### **QUESTIONÁRIO PÓS-TESTE**

1 – Após a dissolução da ureia na água foi possível perceber uma variação de temperatura no sistema. A partir dessa observação podemos concluir que o sistema.

- a) é um processo endotérmico e o sistema está produzindo calor
- b) é um processo endotérmico e o sistema está absorvendo calor.
- c) é um processo exotérmico e o sistema está produzindo calor.
- d) é um processo exotérmico e o sistema está absorvendo calor.

2 – Após a dissolução do hidróxido de sódio na água foi possível perceber uma variação de temperatura no sistema. A partir dessa observação podemos concluir que o sistema.

- a) é um processo endotérmico e o sistema está produzindo calor
- b) é um processo endotérmico e o sistema está absorvendo calor.
- c) é um processo exotérmico e o sistema está produzindo calor.
- d) é um processo exotérmico e o sistema está absorvendo calor.

## REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 5 ed. Porto Alegre: Bookman. 2012. 1.026 p.

BROWN. Theodore L.; LEMAY. H. Eugene; BURSTEN. Bruce E. **Química**: a ciência central. Tradução de Robson Matos. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall. 2005.

FELTRE, Ricardo. **Química**. Físico-química. Volume 2. 6. ed. São Paulo: Moderna, 2004.

LISBOA. Júlio Cezar Foschini. *et. al.* **Química**: Ser Protagonista. Volume 2. 3. Ed. São Paulo: Edições SM, 2016.

OLIVEIRA, Emanuel. Experimento 1: Análise da temperatura da água após mistura com ureia. **You tube**, 21 Abr. 2018. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=SrU9tuk3SAs>>. Acesso em: 09 Jul. 2018.

## **4 ROTEIROS DOS EXPERIMENTOS SOBRE CINÉTICA QUÍMICA**

### **4.1 EXPERIMENTO 05: Acelerando uma reação química<sup>5</sup>**

**ASSUNTO:** Cinética Química

#### **INTRODUÇÃO**

Cinética é área da química que estuda as velocidades das reações químicas. Toda reação química envolve a quebra e a formação de ligações. A velocidade com que as ligações ocorrem depende da natureza dos reagentes.

Entretanto, existem alguns fatores que podem interferir na velocidade das reações químicas, tornando-as mais rápidas ou lentas. Entre esses fatores estão: Concentração dos reagentes, temperatura e superfície de contato.

A concentração está relacionada com a quantidade de moléculas, aumentando a concentração dos reagentes o mesmo acontece com o número de moléculas. Portanto, a frequência com que as moléculas se chocam é maior, levando ao aumento da velocidade da reação.

A temperatura também está ligada diretamente com a velocidade de uma reação. Aumentando a temperatura de um sistema, aumenta a energia cinética das moléculas. Proporcionando um maior número de choques entre as moléculas promovendo uma maior velocidade na reação.

Outro fator que interfere na velocidade da reação é a superfície de contato. Para que a reação aconteça é necessário que ocorra contato entre os reagentes, quanto maior o contato mais rápido a reação ocorre.

#### **OBJETIVO**

Visualizar através do experimento a influência dos fatores quantidade de reagente, superfície de contato e temperatura na velocidade de reações químicas.

#### **MATERIAIS E REAGENTES**

01 Palha de aço

06 Copos de descartáveis transparente

02 comprimidos efervescentes

---

<sup>5</sup> Disponível em: LISBOA. Júlio Cezar Foschini. *et. al.* **Química: Ser Protagonista**. Volume 2. 3. ed. São Paulo: Edições SM, 2016

500 ml de água (Temperatura ambiente)

100 ml de água gelada (O professor pode pegar essa água gelada no bebedouro da escola)

01 Pistilo (objeto para triturar o comprimido)



Fonte: Próprio autor

## **PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**

### **Procedimento 01**

No primeiro copo adicione água (temperatura normal) até a metade do copo.

No segundo copo adicione a mesma quantidade de água sanitária.

Retire dois pequenos pedaços da esponja de aço e adicione um em cada copo.

Deixe de repouso por 5 minutos.

Após os 5 minutos observe a esponja contida nos dois copos.

### **Procedimento 02**

Adicione a mesma quantidade de água aos dois copos.

Divida um comprimido em duas partes iguais.

Triture  $\frac{1}{2}$  comprimido e deixe a outra metade inteira.

Em um copo adicione  $\frac{1}{2}$  comprimido inteiro e no outro adicione  $\frac{1}{2}$  comprimido triturado.

Coloque os dois ao mesmo tempo (peça ajuda a alguém para fazer isso).

Observe em qual deles o comprimido dissolve mais rápido.

### **Procedimento 03**

Adicione a mesma quantidade de água (temperatura ambiente) e água fria (o professor pode pegar no bebedouro da escola) em dois copos.

Adicione  $\frac{1}{2}$  comprimido efervescente a cada copo ao mesmo tempo.

Observe e compare.

### **QUESTIONÁRIO PRÉ-TESTE**

Para as questões abaixo, indique qual o principal fator que interfere na velocidade das reações químicas sugeridas:

1 – Quando se abana carvão em brasa na churrasqueira, ele se torna mais incandescente. Isso é possível devido:

- a) Superfície de contato
- b) Temperatura
- c) Concentração dos reagentes
- d) Catalisador
- e) Pressão

2 – Para se acender uma fogueira mais eficientemente, podem ser utilizados gravetos de madeira dispostos separadamente, em vez de toras do mesmo material:

- a) Superfície de contato
- b) Temperatura
- c) Concentração dos reagentes
- d) Catalisador
- e) Pressão

3 – Alguns alimentos como frutas, verduras e carnes se conservam por mais tempo se armazenados na geladeira.

- a) Superfície de contato
- b) Temperatura
- c) Concentração dos reagentes
- d) Catalisador
- e) Pressão

### **QUESTIONÁRIO PÓS-TESTE**

1 – Após realizar o procedimento 01, foi possível observar que na esponja de aço do copo com água sanitária apareceu uns “pontinhos” avermelhados que indicam a presença de

ferrugem. Enquanto no copo com água não foi possível perceber nenhuma alteração na esponja de aço. Com base nessa observação qual fator influenciou na velocidade da reação?

- a) Superfície de contato
- b) Temperatura
- c) Concentração dos reagentes
- d) Catalisador
- e) Pressão

2 – No procedimento 02, usando comprimido inteiro e comprimido triturado na mesma quantidade de água em temperatura ambiente nos dois copos, observa-se que o comprimido triturado dissolveu-se mais rápido que o comprimido não triturado. Com base nessa observação qual fator influenciou na velocidade da reação?

- a) Superfície de contato
- b) Temperatura
- c) Concentração dos reagentes
- d) Catalisador
- e) Pressão

3 – No procedimento 03, usando comprimido inteiro nos dois copos, com a mesma quantidade de água em temperatura diferente observa-se que no copo com água na temperatura ambiente o comprimido dissolveu mais rápido. Com base nessa observação qual fator influenciou na velocidade da reação?

- a) Superfície de contato
- b) Temperatura
- c) Concentração dos reagentes
- d) Catalisador
- e) Pressão

## REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 5 ed. Porto Alegre: Bookman. 2012. 1.026 p.

BROWN. Theodore L.; LEMAY. H. Eugene; BURSTEN. Bruce E. **Química**: a ciência central. Tradução de Robson Mendes Matos. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall. 2005.

FELTRE, Ricardo. **Química**. Físico-química. Volume 2. 6. ed. São Paulo: Moderna, 2004.

LISBOA. Júlio Cezar Foschini. *et. al.* **Química: Ser Protagonista**. Volume 2. 3. ed. São Paulo: Edições SM, 2016

## 4.2 EXPERIMENTO 06: Batatas catalisadoras<sup>6</sup>

**ASSUNTO:** Cinética Química

### INTRODUÇÃO

Catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade de uma reação sem ser consumidos. Os catalisadores podem ser de natureza orgânica e inorgânica atuando em processos industriais, ambientais e biológicos. Sua atuação diminui a energia de ativação total fornecendo caminhos diferentes para a reação.

Um tipo de catalisador biológico são as enzimas, constituídas por grandes moléculas de proteínas. Uma dessas enzimas é a catalase que está presente no sangue e é responsável por vários processos biológicos, entre eles, a decomposição do peróxido de hidrogênio. A catalase presente no sangue decompõe o peróxido de hidrogênio em água e gás oxigênio.

### OBJETIVO

Verificar o efeito de uma catalisador na velocidade de uma reação química.

### MATERIAIS E REAGENTES

01 batata inglesa

Água da torneira

Água oxigenada 10 volumes

02 pratinhos de plástico

01 Faca de mesa

---

<sup>6</sup> Disponível em: FELTRE, Ricardo. **Química**. Físico-química. Volume 2. 6. ed. São Paulo: Moderna, 2004.





Fonte: Próprio autor

### **PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**

Com auxílio da faca de mesa, corte a batata em fatias e coloque uma fatia em cada pratinho de plástico.

Com cuidado, espalhe água da torneira na superfície de uma das rodelas de batata e observe.

No segundo pratinho de plástico repita o procedimento anterior, agora usando água oxigenada 10 volumes e observe.

### **QUESTIONÁRIO PRÉ-TESTE**

1 – (Vunesp) Sobre catalisadores, são feitas as quatro afirmações seguintes:

I – São substâncias que aumentam a velocidade de uma reação.

II – Reduzem a energia de ativação da reação.

III – As reações nas quais atuam não ocorreriam nas suas ausências.

IV – Enzimas são catalisadores biológicos.

Dentre essas afirmações, estão corretas apenas:

a) I e II

b) II e III

c) I, II e III

d) I, II e IV

e) II, III e IV

### **QUESTIONÁRIO PÓS-TESTE**

1 – A solução aquosa de água oxigenada,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , decompõe-se, à temperatura e pressão ambientes, na presença da batata, formando água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) e gás oxigênio ( $\text{O}_2$ ). Verificou-se,

então, que o volume de O<sub>2</sub> formado na presença da água oxigenada foi bem maior do que na presença da água da torneira. Sobre as conclusões feitas sobre o experimento responda o item correto.

- a) A velocidade de decomposição da água da torneira é igual à velocidade de decomposição da água oxigenada.
- b) A água oxigenada não sofre decomposição sem a presença da batata.
- c) A batata na água oxigenada funciona como um catalisador.
- d) A enzima presente na batata aumenta a energia de ativação no processo de decomposição da água oxigenada.
- e) A enzima presente na batata não decompõe a molécula da água por se tratar de uma substância simples.

## REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 5 ed. Porto Alegre: Bookman. 2012. 1.026 p.

BROWN. Theodore L.; LEMAY. H. Eugene; BURSTEN. Bruce E. **Química**: a ciência central. Tradução de Robson Mendes Matos. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall. 2005.

FELTRE, Ricardo. **Química**. Físico-química. Volume 2. 6. ed. São Paulo: Moderna, 2004.

## 5 ROTEIROS DOS EXPERIMENTOS SOBRE EQUILÍBRIO QUÍMICO

### 5.1 EXPERIMENTO 07: Ionização do Amoníaco<sup>7</sup>

**ASSUNTO:** Equilíbrio Químico

#### INTRODUÇÃO

O equilíbrio químico é um processo reversivo. Dizemos que uma reação atingiu o equilíbrio quando a velocidade da reação direta é igual a velocidade da reação inversa. Segundo o princípio de Le Châtelier se um sistema em equilíbrio é perturbado por uma variação de temperatura, pressão ou concentração de um dos componentes, o sistema deslocará sua posição de equilíbrio de tal forma a neutralizar o efeito do distúrbio.

A temperatura é um dos fatores que altera o equilíbrio de uma reação química. O efeito provocado pela temperatura vai depender do tipo de reação. Em uma reação endotérmica, aumentando a temperatura proporciona a formação de produtos. Para uma reação exotérmica, ocorre o contrario, aumentando a temperatura ocorre o aumento na formação dos reagentes.

#### OBJETIVO

Observar o efeito da temperatura na variação de equilíbrio em uma reação química.

#### MATERIAIS E REAGENTES

01 Frasco de solução de amoníaco

300 ml de água da torneira

300 ml de água gelada

Fenolftaleína

02 Pipeta de pasteur (conta gotas)

02 Tubos de ensaios

01 Vela

01 Proveta de 200 ml

01 Bequer de 250 ml

01 Isqueiro

01 Pinças de madeira (pregador de madeira)

---

<sup>7</sup> Disponível em: FERREIRA, Luiz Henrique; HARTWIG, Dácio H.; ROCHA-FILHO, Romeu C.; Algumas experiências simples envolvendo o princípio de Le Chantelier. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 5, p. 28-31, maio 1997.



Fonte: Próprio autor

## **PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**

### **Procedimento 1: Dissolução do amoníaco**

Adicione 200 ml de água na proveta de 200ml.

Com uma pipeta adicione 5 gotas de amoníaco na proveta de 200ml com água.

Agite suficiente para misturar.

Com a outra pipeta coloque 3 gotas de fenolftaleína na solução.

Agite novamente para homogeneizar.

### **Procedimento 2: Deslocamento do equilíbrio**

Adicione um pouco da solução de amoníaco (aproximadamente um terço do volume) no tubo de ensaio.

Use o isqueiro para acender a vela.

Com auxílio da pinça de madeira (pregador de madeira) aqueça o tubo de ensaio na chama da vela.

Observe o que ocorre.

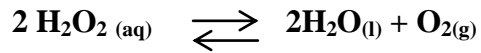
Coloque água gelada no segundo bécher de 200 ml.

Em seguida coloque o tubo de ensaio no bécher de 250 ml com água gelada e observe.

Repita o procedimento e observe.

### QUESTIONÁRIO PRÉ-TESTE

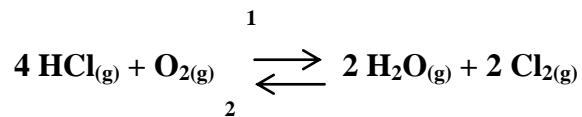
1 – Dada a reação exotérmica:



A alternativa que favorece a formação dos produtos é a elevação da

- a) temperatura
- b) concentração de  $\text{O}_2$
- c) concentração de  $\text{H}_2\text{O}$
- d) pressão
- e) concentração de  $\text{H}_2\text{O}_2$

2 – Observe a reação abaixo:



Pode-se afirmar que o equilíbrio:

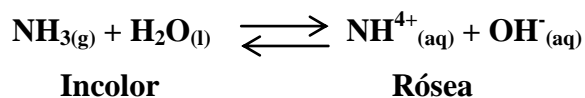
- a) desloca-se no sentido 1, se aumentar a concentração de  $\text{H}_2\text{O}$ .
- b) desloca-se no sentido 1, se a concentração de  $\text{Cl}_2$  aumentar.
- c) desloca-se no sentido 2, se for adicionado mais  $\text{HCl}$
- d) desloca-se no sentido 2, se a concentração de gás oxigênio ( $\text{O}_2$ ) diminuir.
- e) não se altera, se a pressão diminuir.

### QUESTIONÁRIO PÓS-TESTE

1 – Observando a atividade experimental realizada sobre a ionização da amônia, defina qual o fator interferiu no deslocamento do equilíbrio:

- a) pressão
- b) concentração de  $\text{NH}_3$
- c) temperatura
- d) concentração de  $\text{H}_2\text{O}$
- e) catalisador

2 – Quando se aquece a solução de amoníaco na presença de fenolftaleína, que apresenta uma coloração rósea, a solução vai perdendo a coloração até ficar incolor. Com isso, podemos afirmar que o equilíbrio:



- a) desloca para a esquerda, pois haverá uma maior quantidade de substâncias neutras.
- b) desloca para a direita, onde haverá a formação de  $\text{NH}_3$ .
- c) desloca para esquerda, havendo uma maior formação e produtos.
- d) desloca para a direita, formando a substância acida  $\text{OH}^-$ .
- e) desloca para a esquerda, formando a substancia  $\text{NH}_4^+$ .

## REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 5 ed. Porto Alegre: Bookman. 2012. 1.026 p.

BROWN. Theodore L.; LEMAY. H. Eugene; BURSTEN. Bruce E. **Química**: a ciência central. Tradução de Robson Mendes Matos. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall. 2005.

FELTRE, Ricardo. **Química**. Físico-química. Volume 2. 6. ed. São Paulo: Moderna, 2004.

FERREIRA, Luiz Henrique; HARTWIG, Dácio H.; ROCHA-FILHO, Romeu C.; Algumas experiências simples envolvendo o princípio de Le Chantelier. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 5, p. 28-31, maio 1997.

## 5.2 EXPERIMENTO 08: Água Furiosa<sup>8</sup>

**ASSUNTO:** Equilíbrio Químico

### INTRODUÇÃO

Quando um sistema está em equilíbrio e é adicionada ou retirada uma substância, a reação deslocará de tal forma a estabelecer o equilíbrio anterior. Se o equilíbrio for perturbado com adição de um reagente, a reação tende a formar produto com o objetivo de reduzir o efeito da perturbação. Quando ocorre a adição de um produto em uma reação em equilíbrio, o processo tende a formar reagentes. Portanto, equilíbrio químico é definido como um processo dinâmico o que significa dizer que as reações direta e inversa estão ocorrendo ao mesmo tempo com a mesma velocidade.

### OBJETIVO

Identificar o fator concentração de reagentes na influência do deslocamento no equilíbrio químico.

### MATERIAIS E REAGENTES

Hidróxido de sódio (soda cáustica)

Glicose

Azul de metileno

200ml de água da torneira

02 copos de 100ml de vidro transparente

01 garrafa PET de 600ml.

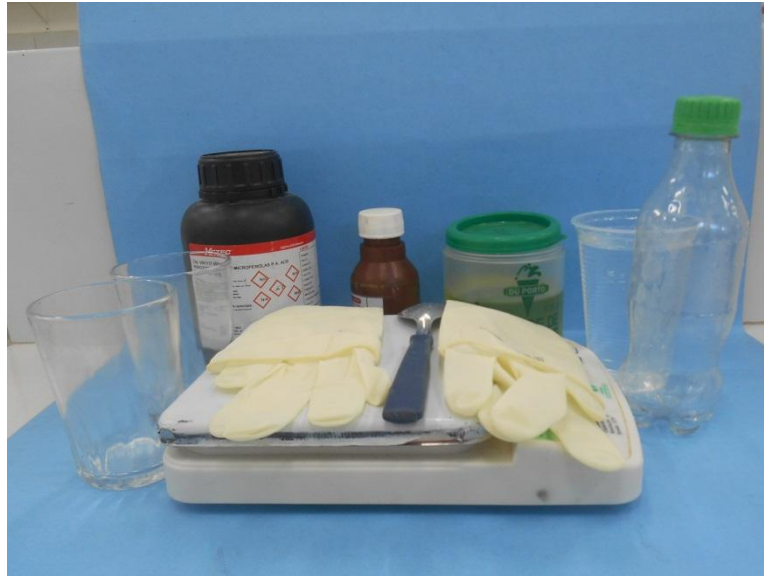
01 balança de mesa

01 Colher (sopa)

01 Par de luvas

---

<sup>8</sup> Disponível em: MANUAL do mundo. A água furiosa (experiência de Química – Superquímica). **You tube**. 20 jun. 2013. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=Ova3iLyIMcY>>. Acesso em: 11 jul. 2018



Fonte: Próprio autor

### **PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**

Coloque o primeiro copo de vidro transparente de 100 mL na balança e zere-a.

Usando luvas, pese 3g de hidróxido de sódio (soda cáustica), adicione água e mexa até homogeneizar a solução.

Em seguida, coloque o segundo copo de vidro de 100 mL na balança e zere-a.

Pese 6g de glicose, adicione água e mexa até homogeneizar a solução.

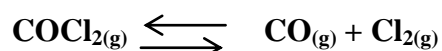
Após preparar as duas soluções, junte tudo na garrafa PET e adicione 3 gotas de azul de metileno.

Agite a mistura, deixe em repouso e observe.

Após a solução ficar incolor agite novamente.

### **QUESTIONÁRIO PRÉ-TESTE**

1- (UFC – CE) No estudo da ação do gás venenoso  $\text{COCl}_2$ , usado como arma química, observa-se o processo de decomposição do mesmo de acordo com a reação:



Partindo de uma situação de equilíbrio, adicionou-se 0,10 mol de CO e o sistema, após algum tempo, chegou a uma nova situação de equilíbrio.

Escolha a opção que indica como as novas concentrações do equilíbrio estão relacionadas com as antigas.

$[\text{COCl}_2]$

$[\text{CO}]$

$[\text{Cl}_2]$



- |                  |               |               |
|------------------|---------------|---------------|
| a) nova > antiga | nova > antiga | nova < antiga |
| b) nova > antiga | nova > antiga | nova > antiga |
| c) nova < antiga | nova > antiga | nova < antiga |
| d) nova > antiga | nova < antiga | nova < antiga |
| e) mesma         | mesma         | mesma         |

### QUESTIONÁRIO PÓS-TESTE

1 – No experimento “água furiosa” é possível perceber a presença de reações reversíveis através da variação da cor azul para o incolor e vice-versa. Essa variação ocorre quando a solução é agitada e a substância azul de metileno (azul) reage com a glicose transformando-se em leuco-metileno (incolor). Entretanto, quando a solução permanece em repouso o leuco-metileno sofre oxidação e se transforma novamente em azul de metileno voltando ao equilíbrio inicial. Qual a substância é responsável pela oxidação do leuco-metileno provocando a variação de cores na solução?

- a) Glicose
- b) Azul de metileno
- c) Leuco-metileno
- d) Gás oxigênio
- e) Água

### REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 5 ed. Porto Alegre: Bookman. 2012. 1.026 p.

BROWN. Theodore L.; LEMAY. H. Eugene; BURSTEN. Bruce E. **Química**: a ciência central. Tradução de Robson Mendes Matos. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall. 2005.

FELTRE, Ricardo. **Química**. Físico-química. Volume 2. 6. ed. São Paulo: Moderna, 2004.

MANUAL do mundo. A água furiosa (experiência de Química – Superquímica). **You tube**. 20 jun. 2013. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=Ova3iLyIMcY>>. Acesso em: 11 jul. 2018.

## 6 ROTEIROS DOS EXPERIMENTOS SOBRE OXIRREDUÇÃO

### 6.1 EXPERIMENTO 09: Violeta que desaparece<sup>9</sup>

**ASSUNTO:** Oxirredução

#### INTRODUÇÃO

Os processos de oxirredução fazem parte do nosso cotidiano sendo percebidos através de fenômenos mais comuns como a oxidação do ferro (ferrugem) até processos mais complexos como a respiração dos animais. As reações de oxirredução acontecem através de dois processos que ocorrem simultaneamente, a oxidação que é a perda de elétrons formando um cátion e a redução que é o ganho de elétrons formando um ânion.

Através da transferência de elétrons os átomos adquirem cargas elétricas positivas ou negativas, essas cargas são chamadas de número de oxidação. Com o número de oxidação, é possível saber a tendência de um átomo em atrair os elétrons envolvidos nas ligações que realiza.

#### OBJETIVO

Trabalhar em sala de aula através da experimentação o conceito de número de oxidação (NOX).

#### MATERIAIS E REAGENTES

Água da torneira

Ácido acético ou Vinagre incolor

Água oxigenada de 10 volumes

03 copos de vidro transparente

01 comprimido de permanganato de potássio

01 seringa de 20 ml

01 colher (sopa)

---

<sup>9</sup> Disponível em: MANUAL do mundo. O violeta que desaparece (experiência de química). **You tube**. 20 Nov. 2011. Disponível em: < <https://www.youtube.com/watch?v=sJe89ZEO3gg>>. Acesso em: 11 Jul. 2018.



Fonte: Próprio autor

### PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Adicione no primeiro copo 40 ml de água da torneira.

No segundo copo adicione 20 ml de vinagre.

No terceiro copo adicione 20 ml de água oxigenada de 10 volumes.

Coloque o comprimido no copo com água e mexa com a colher até dissolver todo o comprimido e a solução ficar violeta.

Depois despeje o vinagre dentro do copo com a com água e agite bem.

Por fim, adicione a água oxigenada e agite a mistura com uma colher.

Observe a mudança de cor que ocorre na mistura.

### QUESTIONÁRIO PRÉ-TESTE

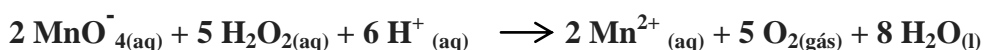
1 – (UFMG) Mergulhando uma placa de cobre dentro de uma solução de nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ), observa-se a formação de uma coloração azulada na solução, característica da presença de  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$  e de depósito de prata. Sobre essa reação, pode-se afirmar corretamente que:

- a) a concentração de íons nitrato diminui durante o processo.
- b) o cobre metálico é oxidado pelos íons de prata.
- c) o íon prata cede elétrons à placa de cobre.
- d) o íon prata é o agente redutor.

e) um íon prata é reduzido para cada átomo de cobre arrancado da placa.

### QUESTIONÁRIO PÓS-TESTE

1- No experimento “violeta que desaparece” o íon permanganato ( $\text{MnO}_4^-$ ), de cor violeta, reage com o vinagre e com a água oxigenada, formando o íon manganês ( $\text{Mn}^{2+}$ ), que é transparente como mostra na reação abaixo:



Violeta

Incolor

Diante das observações sobre o experimento, responda o item correto:

- o íon  $\text{H}^+$  sofre oxidação durante a reação.
- a substância  $\text{H}_2\text{O}_2$  é um ácido.
- a mudança de cor da solução é devido o processo de redução do manganês.
- na decomposição de  $\text{H}_2\text{O}_2$  em  $\text{H}_2\text{O}$ , o elemento Oxigênio sofre oxidação.
- a efervescência observada durante o experimento é a liberação do gás hidrogênio.

### REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 5 ed. Porto Alegre: Bookman. 2012. 1.026 p.

BROWN. Theodore L.; LEMAY. H. Eugene; BURSTEN. Bruce E. **Química**: a ciência central. Tradução de Robson Mendes Matos. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall. 2005.

FELTRE, Ricardo. **Química**. Físico-química. Volume 2. 6. ed. São Paulo: Moderna, 2004.

MANUAL do mundo. O violeta que desaparece (experiência de química). **You tube**. 20 Nov. 2011. Disponível em: < <https://www.youtube.com/watch?v=sJe89ZEq3gg>>. Acesso em: 11 Jul. 2018.

## 6.2 EXPERIMENTO 10: Pilha de água e sal<sup>10</sup>

**ASSUNTO:** Pilhas

### INTRODUÇÃO

Pilhas são dispositivos que produzem corrente elétrica através de uma reação química espontânea. As pilhas são formadas por dois eletrodos, por onde ocorre o contato elétrico da célula. O anodo é o eletrodo onde ocorre a oxidação sendo representado com o sinal negativo (-) e o catodo é o eletrodo onde ocorre a redução e é representado pelo sinal positivo (+).

A corrente elétrica produzida pelas pilhas é usada para o funcionamento de vários dispositivos elétricos, dependendo da voltagem produzida. Para aumentar a voltagem é necessário conectar várias pilhas em série, com isso a pilha produz uma voltagem que é a soma das Forças Eletromotrizes (fems) das pilhas individuais.

### OBJETIVO

Mostrar o princípio do funcionamento de uma pilha

### MATERIAIS E REAGENTES

200 ml de água da torneira

Cloreto de sódio (sal de cozinha)

50 cm de fio de cobre

10 Clips de zinco pequenos

01 Forma para produzir gelo

01 led

01 copo de vidro transparente

01 colher (sopa)

---

<sup>10</sup> Disponível em: MANUAL do mundo. A bateria mais simples do mundo: bateria de forminha de gelo. **You tube**. 20 out. 2014. Disponível em: <[https://www.youtube.com/watch?v=19YS4KuiK\\_w](https://www.youtube.com/watch?v=19YS4KuiK_w)>. Acesso em: 12 Jul. 2018.



Fonte: Próprio autor

### **PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**

Adicione água no copo de vidro transparente, em seguida acrescente o sal e agite com a colher até dissolver todo o sal.

Coloque a solução de água com sal nas células da forma para produzir gelo sem deixar a solução transbordar.

Em seguida faça as peças unindo um clip de zinco com pedaço de fio de cobre de 5 cm. Uma extremidade do fio fica conectada ao clip de zinco e a outra fica livre para ser mergulhada na solução.

Em cada célula da forma para produzir gelo deve ficar mergulhado na solução de um lado um clip zinco e do outro o fio de cobre.

Para testar a pilha ligue o led no fim do circuito. O clip apresenta dois eletrodos sendo um maior que o outro, o eletrodo menor deve ser conectado a célula que está o fio de cobre, já o eletrodo maior deve ser conectado a célula que está o clip.

### **QUESTIONÁRIO PRÉ-TESTE**

1 – (UDESC 2008) Os principais fenômenos estudados pela eletroquímica são a produção de corrente elétrica, através de uma reação química (pilha), e a ocorrência de uma reação química, pela passagem de corrente elétrica (eletrólise). Com relação a esses fenômenos, analise as proposições abaixo.

I - As pilhas comuns são dispositivos que aproveitam a transferência de elétrons em uma reação de oxirredução, produzindo uma corrente elétrica, através de um condutor.

II - Em uma pilha a energia elétrica é convertida em energia química.

III - O fenômeno da eletrólise é basicamente contrário ao da pilha, pois enquanto na pilha o processo químico é espontâneo ( $\Delta E^\circ > 0$ ), o da eletrólise é não-espontâneo ( $\Delta E^\circ < 0$ ).

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente a proposição II é verdadeira.
- b) Somente as proposições I e II são verdadeiras.
- c) Somente as proposições I e III são verdadeiras.
- d) Somente a proposição I é verdadeira.
- e) Todas as proposições são verdadeiras.

### QUESTIONÁRIO PÓS-TESTE

1 – No experimento “Bateria de forminha de gelo” usa-se dois metais diferentes, o zinco (clip) e o cobre (fio) em uma solução eletrolítica (água e sal). O cobre é um metal mais eletronegativo que o zinco, portanto ele ganha elétrons com mais facilidade, isso equivale dizer que os elétrons migram para o cobre. Entre os dois metais surge então uma diferença de potencial elétrico, ou seja, uma tensão elétrica que foi suficiente para acendermos o LED.

Com relação as observações feitas sobre o experimento, podemos afirmar que:

- a) o zinco metálico (clip) é o catodo.
- b) o cobre metálico (fio) sofre oxidação.
- c) o zinco metálico (clip) sofre aumento da massa.
- d) o cobre metálico (fio) é o agente redutor.
- e) o zinco metálico (clip) sofre oxidação, pois perde elétrons.

### REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna. Tradução de Ricardo Bicca de Alencastro. 5 ed. Porto Alegre: Bookman. 2012. 1.026 p.

BROWN. Theodore L.; LEMAY. H. Eugene; BURSTEN. Bruce E. **Química**: a ciência central. Tradução de Robson Mendes Matos. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall. 2005.

FELTRE, Ricardo. **Química**. Físico-química. Volume 2. 6. ed. São Paulo: Moderna, 2004.

MANUAL do mundo. A bateria mais simples do mundo: bateria de forminha de gelo. **You tube**. 20 out. 2014. Disponível em: <[https://www.youtube.com/watch?v=19YS4KuiK\\_w](https://www.youtube.com/watch?v=19YS4KuiK_w)>. Acesso em: 12 Jul. 2018.