

## EXPERIMENTO 01

### ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS, MEDIDAS E TRATAMENTO DE DADOS. CALIBRAÇÃO DE EQUIPAMENTOS VOLUMÉTRICOS

#### 1. INTRODUÇÃO

Química é uma ciência teórica-experimental e por isso consideramos importante que você inicie a disciplina de Introdução ao Laboratório de Química realizando experimentos sobre medidas e os tratamentos de dados. A validade dos dados obtidos dependerá de você se esforçar para realizar medidas precisas, mediante a utilização de instrumentos previamente calibrados. Geralmente, os alunos calouros não realizam experimentos no ensino médio e também imaginam que Química é uma ciência exata, o que é falso. Através desta experiência, você e seus colegas deverão realizar medidas de temperatura, de massa e de volume para depois realizarem o tratamento estatístico sobre as medidas realizadas.

Medidas de massa, de volume e de temperatura, por exemplo, são realizadas através de balanças, de equipamentos volumétricos (proveta, bureta, etc.) e de termômetros, respectivamente, e conforme disponíveis no laboratório diferem no grau de precisão. Utilizamos algarismos significativos para expressar a precisão das medidas realizadas. Nas medidas apresentadas a seguir, embora o último dígito seja considerado duvidoso, pois ele é estimado, ainda é significativo para a medida.

Tabela 01:

Medida	Número de algarismos significativos
2,5620 g	5
3,891 mL	4
25,5 °C	3

Observe a seguinte tabela, em que apresentamos a notação científica e o número de algarismos significativos para cada medida de massas:

Tabela 02:

Medida (g)	Notação científica (g)	Número de algarismos significativos
0,00235	$2,35 \times 10^{-3}$	3
0,25	$2,5 \times 10^{-1}$	2
20,010	$2,0010 \times 10^1$	5
20,01	$2,001 \times 10^1$	4

Assim, entendemos que os dados apresentados na tabela anterior foram obtidos em balanças que diferem na precisão das medidas. Desse modo, para se ter confiança nas medidas realizadas, os instrumentos devem ser calibrados.

A seguir são apresentados múltiplos de unidade de medida:

Tabela 03

<b>Nome</b>	<b>Símbolo</b>	<b>Unidade</b>
Mega	M	$10^6$
Quilo	K	$10^3$
Deci	D	$10^{-1}$
Centi	C	$10^{-2}$
Mili	M	$10^{-3}$
Micro	$\mu$	$10^{-6}$
Nano	N	$10^{-9}$
Pico	P	$10^{-12}$

Quilograma deve ser representado por k seguido de g (kg). É importante lembrar que o k deve ser minúsculo.

## Exercício de auto avaliação

Faça as conversões para as unidades indicadas:

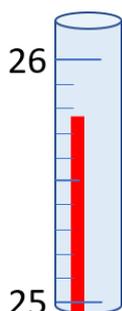
Unidade fornecida	Converta para:
a) 4 cm	m
b) 10 nm	m
c) 2 mL	L

### 1.1. ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS

Quando especificamos vinte pessoas em uma sala de aula, ou nos referimos a uma dúzia de ovos, temos certeza que são números exatos; ou seja, não existe dúvida com relação a estas grandezas. Entretanto, se fazemos diferentes medidas de uma mesma grandeza, os valores medidos podem ser diferentes e devem ser representados pelo valor médio das medidas feitas. Se você tivesse que determinar a temperatura, lendo diretamente em um termômetro, conforme ilustrado na figura ao lado, poderia anotar valores como 25,6 ou 25,7 °C.



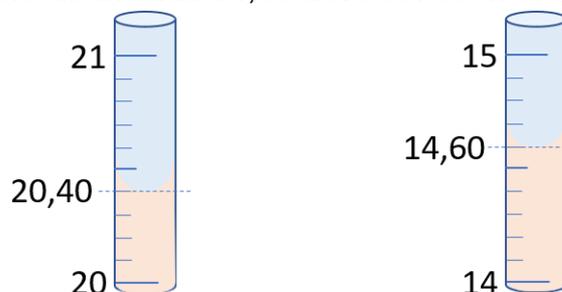
Na tentativa de medir a temperatura, com a precisão de até uma casa depois da vírgula, é necessário fazer-se uma estimativa do último algarismo. Você teria a certeza de que a temperatura é maior do que 25 °C, mas menor do que 26 °C, ou seja, o último algarismo é duvidoso. O valor da temperatura medida com esse termômetro possui 3 algarismos significativos, ou seja, os dois primeiros não são algarismos duvidosos, mas o último é considerado algarismo duvidoso. Não deve ser acrescentado um quarto algarismo, como, por exemplo, 25,63 °C, pois se o algarismo 6 já é duvidoso, não faz sentido incluir-se o algarismo 3, quando se utiliza um termômetro com estas especificações.



Com um termômetro mais preciso, uma medida com maior número de algarismos poderia ser obtida. O termômetro da figura ao lado possui divisões de 0,1 °C. Assim você poderá obter o valor da temperatura com 4 algarismos significativos, 25,78 °C ou 25,79 °C, sendo o último algarismo duvidoso.

Na leitura do volume de água em uma proveta ou em uma bureta, você notará que a superfície da água não é plana e forma um *menisco* (*parte inferior da superfície côncava*). Leia sempre o ponto mais baixo do menisco quando se tratar de água ou de solução aquosa.

Os valores das medidas da figura abaixo são 20,40 mL e 14,60 mL, respectivamente. Observe que o algarismo zero da medida 14,60 deve ser escrito. Se você escrever somente 14,6 mL, você está indicando que o valor da medida está entre 14,5 e 14,7 mL. Por outro lado, 14,60 significa um valor entre 14,59 e 14,61 ou entre 14,58 e 14,62, dependendo do desvio médio nas medidas realizadas. Note também que escrever a unidade de medida é tão importante quanto anotar um número.



Considere, por exemplo, um experimento onde foram obtidas cinco medidas de volume. O melhor valor para representar uma medida é a média aritmética dos valores medidos, Tabela 04:

Tabela 04

Volume medido (mL)	Desvio da medida (mL)
20,46	$ 20,46 - 20,46  = 0,00$
20,42	$ 20,42 - 20,46  = 0,04$
20,45	$ 20,45 - 20,46  = 0,01$
20,48	$ 20,48 - 20,46  = 0,02$
20,48	$ 20,48 - 20,46  = 0,02$
Média= 20,46	Média= 0,02

Portanto, o desvio médio é de 0,02 e o valor da medida é expresso como: 20,46  $\pm$  0,02 mL.

Os valores a seguir que representam medidas de volume, possuem:

22,48 mL	4 algarismos significativos
210,34 mL	5 algarismos significativos
1,0 L	2 algarismos significativos

Com relação ao algarismo zero, deve ser observado que:

1. Quando está entre dois outros dígitos, é um algarismo significativo.

Exemplos:

- i. 1.107  $\Rightarrow$  4 algarismos significativos;
- ii. 50.002  $\Rightarrow$  5 algarismos significativos.

2. Quando precede o primeiro algarismo diferente de zero, não é significativo.

Exemplos:

- i. 0,000163 ou  $1,63 \times 10^{-4}$   $\Rightarrow$  3 algarismos significativos;
- ii. 0,06801 ou  $6,801 \times 10^{-2}$   $\Rightarrow$  4 algarismos significativos.

3. Quando se encontra no final de um número é significativo.

Exemplos:

- i. 0,0200  $\Rightarrow$  3 algarismos significativos
- ii. 0,040120  $\Rightarrow$  5 algarismos significativos

## 1.2. OPERAÇÕES COM ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS

Na multiplicação ou divisão, mantenha o número de algarismos significativos da medida que tiver menor número de algarismos significativos, ou seja, a medida menos precisa.

Exemplo:

$$\begin{array}{r} 25,2 \text{ cm} \\ \times 3.192 \text{ cm} \\ \hline 80.438,4 \text{ cm}^2 \end{array}$$

**Ou  $8,04 \times 10^4 \text{ cm}^2$**

Na adição ou subtração, o número de dígitos à direita da vírgula, no resultado deve ser igual ao do número com menos dígitos dos números somados ou subtraídos.

Exemplo:

$$\begin{array}{r} 35,271 \text{ m} \\ 11,30 \text{ m} \\ + 102,1920 \text{ m} \\ \hline 148,7630 \text{ m} \end{array}$$

**Ou 148,76 m**

### 1.3. ARREDONDAMENTO DE NÚMEROS

Na soma acima, se desejássemos expressar o resultado com 4 algarismos significativos, escreveríamos: 148,8.

O número 80.438,4 expresso com três algarismos significativos seria escrito como:  $8,04 \times 10^4$ .

O arredondamento é sempre feito com relação ao número superior ou inferior, em relação ao número 5, 50, 500. No caso de ser o algarismo 5 o último, procede-se conforme os exemplos:

105,85 = 105,8 (o algarismo que antecede o cinco, o oito, é par; então mantém-se o oito).

24,315 = 24,32 (o algarismo que antecede o cinco, o um, ímpar; então aumenta-se uma unidade o número 1 arredondando-o para 2).

## Exercício de auto avaliação

Calcule:

a.  $56,3 \times 10,22 =$  \_\_\_\_\_

b.  $42,175 + 32,8 =$  \_\_\_\_\_

c.  $4,78 \times 0,0453 =$  \_\_\_\_\_

d.  $(34,5 + 5,72) \times 2,4 =$  \_\_\_\_\_

### 1.4. DIFERENÇA ENTRE PRECISÃO E EXATIDÃO:

Todas as medidas possuem um determinado erro, cuja medida muitas vezes é limitada pelo equipamento que está sendo utilizado.

**A. EXATIDÃO:** refere-se ao quanto uma medida se aproxima do valor “correto” (ou mais correto), ou seja, aquele aceito na literatura como valor padrão. Pode ser expressa calculando-se o erro absoluto ou o erro relativo

$$E_a = \bar{x} - x_v$$

ou

$$E_R = \left( \frac{\bar{x} - x_v}{x_v} \right) \cdot 100$$

$$E_a = \text{erro absoluto}; E_R = \text{erro relativo};$$

$$\bar{x} = \text{valor médio da medida e } x_v = \text{valor verdadeiro da medida}$$

**B. PRECISÃO:** refere-se à quão próximo diversos valores de uma medida estão entre si, ou seja, quanto menor for o desvio médio, maior será a precisão na medida. A precisão, portanto, revela o rigor com que um instrumento de medida indica o valor de uma certa grandeza e pode ser avaliado a partir do desvio padrão das medidas, calculado por:

$$\sigma = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{n - 1}}$$

$$x_i = \text{iésima medida de } x; \bar{x} = \text{valor médio de } x$$

$$\text{e } n = \text{número total de medias}$$

O ideal seria que as medidas sejam exatas e precisas. Medidas podem ser precisas e não serem exatas devido a algum erro sistemático que é incrementado a cada medida. A média de várias determinações é geralmente considerada o melhor valor para uma medida do que uma única determinação.

As figuras a seguir ilustram situações que ajudam a diferenciar o conceito de precisão e exatidão. Como se vê, até mesmo medidas precisas podem resultar em valores sem exatidão.



## 1.5. CLASSIFICAÇÃO DOS ERROS

Por mais criteriosa que seja uma medição e por mais preciso que seja o instrumento, não é possível realizar uma medida exata. Em outras palavras, existe sempre uma incerteza quando se compara uma medida de uma dada grandeza física com sua unidade. De acordo com sua natureza, os erros são classificados [03, 04], como: sistemático, grosseiros e acidentais.

### Erros Sistemáticos:

São provocados por fontes associadas a instrumentação ou ao método de medida utilizado, e, em princípio, podem ser eliminados ou compensados. Esses erros fazem com que as medidas estejam sistematicamente acima ou abaixo do valor verdadeiro. Como exemplo de erros sistemáticos, pode-se citar a utilização de uma régua graduada numa temperatura de 30°C, mas que foi calibrada a 20°C. A dilatação de sua escala resultará num erro sistemático em todas as medidas.

### Erros Grosseiros:

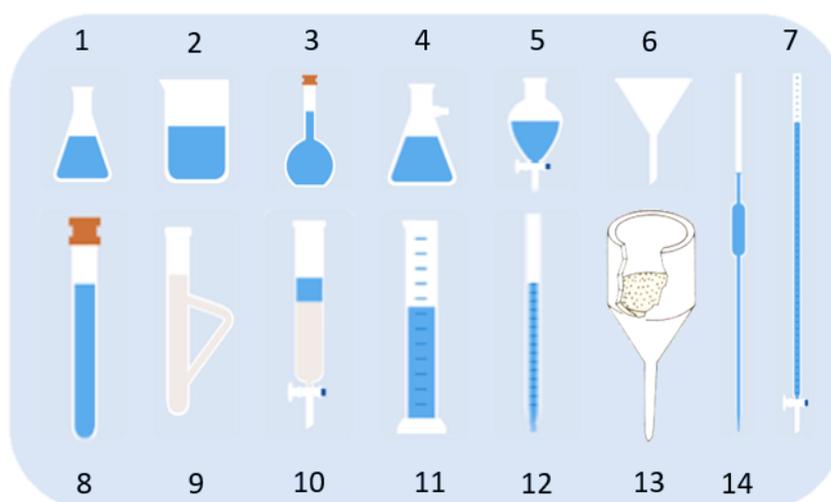
São aqueles que ocorrem devido a imperícia ou distração do operador, por exemplo: a escolha errada de escalas e erros de cálculo. Esses erros podem ser reduzidos por meio da repetição cuidadosa das medições.

## Erros acidentais

São os que ocorrem devido a causas diversas e imprevisíveis. São difíceis de serem eliminados. Podem ter origem no instrumento de medida, nas condições ambientais (flutuação de temperatura, pressão, umidade etc.) ou no próprio operador sujeitos as variações, tais como, visão e audição.

Pode-se dizer que uma medida terá exatidão quando os erros sistemáticos forem desprezíveis e uma medida terá precisão quando esse for o caso para os erros acidentais

O trabalho em laboratório envolve a coleta de dados pelo uso de instrumentos com diferentes precisões. No primeiro experimento da disciplina trabalharemos com a proveta, a pipeta volumétrica e a bureta. Naturalmente a rotina da de trabalho pode exigir muito mais equipamentos, na figura abaixo você encontra algumas vidrarias de uso mais comum.



- |                       |                           |
|-----------------------|---------------------------|
| 1. Erlenmeyer         | 8. Tubo de Ensaio         |
| 2. Copo de Béquer     | 9. Tubo de Thiele         |
| 3. Balão Volumétrico  | 10. Coluna Cromatográfica |
| 4. Kitassato          | 11. Proveta               |
| 5. Funil de Separação | 12. Pipeta Graduada       |
| 6. Funil de Vidro     | 13. Funil de Buchner      |
| 7. Bureta             | 14. Pipeta Volumétrica    |

## 2. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Quantos algarismos significativos existem em cada uma das medidas?

1.1. 212,9 cm

1.4.  $4,021 \times 10^{-3}$  m

1.2. 540,31 m

1.5.  $5,10 \times 10^{18}$  átomos

1.3. 0,02009 g

1.6.  $4,1 \times 10^{22}$  moléculas

2. Arredonde os seguintes números de forma que fiquem com três algarismos significativos.

a. 8.100,402

d. 14.010,2

b. 0,501070

e. 135.200

c.  $2,3001 \times 10^{-5}$

f. 0,40455

3. Faça os cálculos abaixo e escreva a resposta com o número correto de algarismos significativos.

a.  $821 \times 250$

b.  $(5,603 \times 10^3) \times (7,2 \times 10^3)$

c.  $\frac{3.928,0}{22,10}$

d.  $8.119 \times 0,23$

e.  $14,098 + 27,340 + 84,7593$

f.  $\frac{42,07+0,259}{28,4445}$

4. Um técnico de laboratório determinou a temperatura de ebulição de um solvente, obtendo os seguintes valores: 42,50; 41,10; 40,20; 42,25; 39,85; 40,70 e 40,00 °C. Qual é a média e o desvio dessas medidas? Com quantos algarismos significativos deve ser representada a média da temperatura? Justifique a resposta.

### 3. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

#### A. Medidas de massa

1. Considere três objetos que se encontram em sua bancada: uma rolha de borracha, um cadinho de porcelana e uma rolha de vidro.

O professor e/ou o monitor lhe ensinará como utilizar as balanças disponíveis no laboratório, mas utilize sempre a mesma balança nas pesagens. Antes de pesá-los, pegue cada objeto e tente estimar o mais pesado e o mais leve. Em seguida, utilizando uma balança, pese cada um destes objetos.

Objeto	Massa Estimada (g)	Ordem Estimada	Massa Determinada (g)	Ordem determinada
Rolha de borracha				
Cadinho de porcelana				
Rolha de vidro				

2. Inicialmente, pese um béquer pequeno. Em seguida adicione, com um conta-gotas, 30 gotas de água destilada ao béquer e pese o conjunto.

*Obs<sub>3</sub>: O objetivo deste procedimento é encontrar o número aproximado de gotas em um mililitro e o volume de uma gota de água.*

Massa do béquer	:	g
Massa do béquer com 50 gotas de água:		g
Massa das 50 gotas de água	:	g

*Obs<sub>4</sub>: Utilizando este procedimento experimental, qual é o volume de cada gota? Apresente os cálculos no item Resultados e Discussão do relatório.*

#### B. Medidas de volume e a calibrações de três equipamentos volumétricos

## 1. Calibração de proveta

- Pese um béquer seco, em uma balança com duas casas decimais. Meça 20 mL de água da torneira com uma proveta, coloque-a no béquer e pese-o novamente.
- Adicione, ao mesmo béquer, mais 20 mL de água e pese-o novamente. Repita este procedimento, sempre acumulando as frações de 20 mL, mais cinco vezes e anote as massas obtidas.

	Massa <b>de cada 20 mL</b> adicionados ao béquer (g)	Desvios da média
Massa do béquer seco		
Massa do béquer + 20 mL de água		
Massa do béquer + 40 mL de água		
Massa do béquer + 60 mL de água		
Massa do béquer + 80 mL de água		
Massa do béquer + 100 mL de água		
Médias		

## 2. Calibração de pipeta volumétrica

- Seque o béquer previamente utilizado e repita o procedimento anterior. Utilize, desta vez, uma pipeta volumétrica de 20 mL. Anote as massas obtidas.

	Massa <b>de cada 20 mL</b> adicionados ao béquer (g)	Desvios da média (g)
Massa do béquer seco		
Massa do béquer + 20 mL de água		
Massa do béquer + 40 mL de água		
Massa do béquer + 60 mL de água		
Massa do béquer + 80 mL de água		
Massa do béquer + 100 mL de água		
Médias		

Obs<sub>5</sub>: A partir dos dados experimentais que você obteve nos itens 1 e 2 (medidas de volume), utilizando uma proveta e uma pipeta volumétrica, qual dos dois equipamentos possui maior precisão? Justifique a sua resposta e leve a sua conclusão para o relatório.

### 3. Calibração de bureta

- Encha completamente uma bureta com água destilada.
- Escoe lentamente a água até acertar o menisco com a marca do zero na bureta. Certifique-se que o espaço abaixo da torneira está completo com água.
- Transfira alíquotas de aproximadamente 2 mL para um erlenmeyer, lendo o valor transferido na escala da bureta.
- Determine a massa do volume transferido da bureta para o erlenmeyer.
- Repetia mais quatro vezes o procedimento anterior, utilizando o mesmo erlenmeyer, transferindo volumes da mesma ordem.
- Calcule os volumes escoados da bureta, a partir da massa que você determinou experimentalmente. Consulte um Handbook para obter a densidade da água na temperatura do experimento
- Massa do erlenmeyer antes da adição da água : \_\_\_\_\_ g
- Determine a temperatura da água : \_\_\_\_\_ g
- Densidade da água na temperatura lida em h : \_\_\_\_\_ g . cm<sup>-3</sup>

Volume lido, (mL)	Massa do volume lido, (g)	Massa de <b>cada 2 mL adicionados</b> , (mL)	Volume calculado <sup>1</sup> , (mL)	Desvios da Média, (mL)
2				
4				
6				
8				
10				
Médias				

<sup>1</sup> use a densidade da água na temperatura do experimento para calcular os volumes.

Obs<sub>6</sub>: Construa um gráfico, colocando na ordenada os valores de volume lidos diretamente na bureta e na abscissa os volumes calculados a partir da massa da alíquota e da densidade da água, na temperatura em que foi feito o experimento. Este gráfico permite a correção dos valores de volume lidos na bureta, ou seja, essa será a curva de calibração da bureta utilizada no experimento.

### C. Medidas de temperatura

1. Coloque **água de uma piseta que esteja na temperatura do ambiente** em um béquer, até aproximadamente 2/3 do seu volume e meça a temperatura utilizando um termômetro. Obtenha o valor da temperatura com o número máximo possível de algarismos significativos. Durante a medida, mantenha o bulbo do termômetro totalmente imerso na água, sem tocar o vidro do béquer.

Medidas	Temperaturas (°C)
Temperatura 1	
Temperatura 2	
Temperatura 3	

2. Em um béquer, coloque certa quantidade de **gelo picado** e em seguida **adicione um pouco de água**. Agite esta mistura e determine a temperatura. Realize 3 medidas.

Medidas	Temperaturas (°C)
Temperatura 1	
Temperatura 2	
Temperatura 3	

3. **Adicione** um pouco de **cloreto de sódio ao béquer com água e gelo**, sob agitação. Anote a temperatura quando permanecer constante. Novamente realize 3 medidas.

Medidas	Temperaturas (°C)
Temperatura 1	
Temperatura 2	
Temperatura 3	

*Obs<sub>1</sub>: Note que a água continua líquida a uma temperatura menor que zero grau.  
Lembre-se de colocar o sinal negativo para temperaturas abaixo de zero.*

*Obs<sub>2</sub>: Apresente e explique no item Resultados e Discussão no relatório, o resultado deste procedimento experimental.*

**AO TÉRMINO DO EXPERIMENTO, DEIXE SUA BANCADA LIMPA E ORGANIZADA.**

## EXPERIMENTO 2: DETERMINAÇÃO EXPERIMENTAL DO NÚMERO PI ( $\pi$ )

### 1. OBJETIVOS

No final deste experimento o aluno deverá ser capaz de:

- 1.1. Ler e usar corretamente trenas e réguas.
- 1.2. Utilizar algarismos significativos.
- 1.3. Linearizar dados experimentais e construir gráficos.
- 1.4. Determinar o coeficiente angular de uma reta.
- 1.5. Diferenciar que medida é melhor, uma com menor desvio padrão ou uma com maior número de algarismos significativos.

### 2. INTRODUÇÃO

O número Pi ( $\pi$ ) aparece toda vez que operamos com círculos, arcos e pêndulos. Os primeiros estudos sobre essa constante foram feitos por Arquimedes na Antiguidade. Tanto que uma de suas nomenclaturas é a Constante de Arquimedes. A letra grega que o representa, como conhecemos hoje, o  $\pi$ , foi introduzida por William Jones, em 1707. O **número Pi** é definido como a razão entre a circunferência de um círculo e seu diâmetro. Em outras palavras, se uma circunferência tem perímetro  $p$  e diâmetro  $d$ , então aquele **número** é igual a  $p/d$



#### 2.1. APLICAÇÕES

Além das aplicações rotineiras em que usamos o Pi, como nas aulas de Geometria onde buscamos calcular áreas e perímetros de figuras planas, ou até mesmo volumes de cilindros, cones e esferas. onde podemos fazer destes cálculos problemas contextualizados e com certo esforço, muito complicados, há também outros campos em que o número Pi desempenha grande importância, alguns deles são:

- **CELULAR**

O matemático norte-americano David H. Bailey em uma publicação educativa da Universidade da Califórnia, (UCLA), explicou que o número  $\pi$  tem um papel muito importante na fórmula

da **Transformada de Fourier**, que em linhas gerais, pode ser usada para decompor um sinal nas suas frequências constitutivas.

Ele explica: “O seu celular faz uma Transformada de Fourier quando se comunica com a torre de telefonia móvel local. Até o seu ouvido faz uma Transformada de Fourier (ainda que não seja por computação digital) quando distingue sons de diferentes padrões ou quando reconhece a voz de um amigo”.

A Transformada também é fundamental para a conversão da voz em textos por equipamentos de reconhecimento vocal, como explica Glen Whitney, fundador e diretor do Museu Nacional da Matemática, de Nova York, à revista Smithsonian: “Quando você usa a Siri ou o Google Now, um dos primeiros passos do software consiste em captar a sua voz e fazer uma Transformada de Fourier”.

- **GPS**

Você já sabe como funcionam os GPS? Se você quer entender o papel da Geometria Analítica no sistema de Posicionamento Global, visite nossa página: [Como funciona o GPS?](http://www.ime.unicamp.br/~apmat/solidos-arquimedianos-2/) (<http://www.ime.unicamp.br/~apmat/solidos-arquimedianos-2/>)

Agora, sobre o número Pi, Chris Budd em entrevista à BBC afirma que “É possível usar pi para descrever a geometria do mundo”. e esta frase pode ser entendida em seu sentido literal. O caso é que, segundo Budd, a importância em calcular Pi com bastante precisão implica no funcionamento de tecnologias modernas como o GPS.

E para além dos GPS's de carros e celulares, quando os aviões voam grandes distâncias, o que estão fazendo, na realidade, é recorrer ao arco de um círculo. Neste caso, a rota deve ser calculada, utilizando-se Pi, para medir com precisão o volume de combustível necessário.

O número Pi aparece também em cálculos de navegação fora da Terra. A Nasa, por exemplo, utiliza 16 dígitos (3,1415926535897932) para conseguir a precisão desejada ao seu “GPS espacial”, segundo um artigo publicado na revista Scientific American.

- **RELÓGIO**

Uma outra aplicação de Pi está nos relógios de pêndulo. Em linhas gerais, a fórmula matemática para o cálculo do tempo, que faz com que pêndulo oscile de um lado para o outro, se baseia no Pi.

### Operações matemáticas que dependem de $\pi$

- Perímetro de uma circunferência:  $C = 2 \pi \cdot r$
- Área do círculo:  $A = \pi \cdot r^2$
- Volume de uma esfera:  $V = 4/3 \cdot \pi \cdot r^3$

$\pi$  também está nas fórmulas gravitacionais e do eletromagnetismo da física.

### 3. PRÉ-LABORATÓRIO

- 1- Qual é a definição de gráfico?
- 2- Um gráfico simples é composto basicamente pelos seguintes termos. Dê suas definições e desenhe um gráfico qualquer e indique onde eles se encontram: a) Título; b) Legenda; c) Eixo "X"; d) Eixo "Y"; e) Variável dependente; f) Variável independente; g) Formas de representar os pontos.
- 3- Num gráfico existe uma forma correta de se traçar uma linha entre os pontos, ou basta com ir traçando uma linha ligando ponto a ponto?
- 4- Supondo que um jovem está estudando a variação da velocidade de um objeto que foi arremessado desde o alto de um prédio. Sabendo que a equação de velocidade a uma aceleração constante é dada por  $\mathbf{v} = \mathbf{v}_0 + \mathbf{a} \cdot \mathbf{t}$ . Se ele fizer um gráfico da velocidade observada ( $v$ ) em função do tempo ( $t$ ), como ele pode descobrir o valor da aceleração ( $a$ ) e o da velocidade inicial ( $v_0$ ) a partir deste gráfico?
- 5- Ao trabalhar com medidas, por que é que os zeros representados antes do primeiro número inteiro não contam como algarismos significativos?
- 6- Qual das seguintes medidas apresenta uma maior precisão, justifique?
  - a) 45,03 +/- 0,01 cm
  - b) 0,29 +/- 0,01 cm

### 4. MATERIAL

Fita métrica ou régua	Copo de vidro	Garrafa Pet de 2 L
Aliança ou anel	Lata de conserva	Panelas
Latinha de Refri.	Garrafa Pet de 500 mL	Pratos
Xícara de Chá	Garrafa Pet de 1 L	Vidro de conserva

## 5. PROCEDIMENTO

1. Selecione cinco ou mais objetos **de diâmetros** diferentes conforme sugestão da tabela a seguir, tente encontrar outros objetos cilíndricos em sua casa;

Objeto	perímetro ou comprimento da circunferência (cm)	diâmetro da circunferência (cm)
a. Aliança ou anel		
b. Latinha de Refri.		
c. Xícara de Chá		
d. Copo de vidro		
e. Lata de conserva		
f. Garrafa Pet de 500 mL		
g. Garrafa Pet de 1 L		
h. Garrafa Pet de 2 L		
i. Panelas		
j. Pratos		
k. Vidro de conserva		

2. Com a ajuda de uma régua milimétrica, ou fita métrica, meça o diâmetro **externo** de cada objeto selecionado vá preenchendo a tabela do item 1. O diâmetro corresponde à distância de uma extremidade à outra do círculo passando pelo centro (ou então, a maior distância entre as extremidades de um círculo)



3. Meça o perímetro externo do objeto e complete a tabela do item 1. Para medir o perímetro externo você pode realizar o seguinte procedimento:
  - a. Busque um barbante ou uma linha que **não** seja elástica.
  - b. Fixe uma das extremidades de um barbante ou linha à base da circunferência do objeto;
  - c. Com a outra extremidade do barbante ou linha contorne base da circunferência do objeto
  - d. Marque, com uma caneta, o ponto em que as extremidades se juntam. Alternativamente você pode cortar o barbante ou linha no ponto de junção entre as extremidades;

- e. Estique o barbante ou linha, tão linearmente quanto possível, e com o auxílio de uma régua milimétrica meça a distância com uma régua, ou fita métrica, em centímetros (respeite os algarismos significativos que seu instrumento de medição possibilita) da extremidade à marcação feita com a caneta. Atenção: não faça muita força ao esticar o barbante. A força excessiva pode dilatar o barbante e ocasionar erro na medida;
- f. Já com uma fita métrica fica bem mais simples, é só imitar a foto abaixo:



4. Faça um gráfico do perímetro (C) versus o diâmetro (d) das circunferências;
5. Trace uma reta que descreva o comportamento médio das medidas feitas;
6. Calcule o coeficiente angular da reta traçada.

### Explicando:

Sabendo que o Perímetro de uma circunferência é dado por:

$$C = 2 \pi \cdot r$$

E que r (raio da circunferência) é igual à metade do diâmetro, podemos rescrever a equação acima como:

$$C = \pi \cdot d$$

Que corresponde à equação de uma reta do tipo:

$$y = m \cdot x + n$$

cujo coeficiente linear (n) é igual a zero, e o coeficiente angular (m) é igual a  $\pi$ . Sendo assim, a fazer um gráfico de “C” versus “d” vamos ter uma reta que passa pela origem e cujo coeficiente angular será igual a “ $\pi$ ”.

## 6. QUESTIONÁRIO

1. A partir dos valores do perímetro e do diâmetro medidos para os diferentes objetos, construa um gráfico do Perímetro versus o diâmetro. Coloque as devidas legendas dos eixos X e Y e o título do gráfico.
2. No gráfico construído, trace a melhor reta que passe pelos pontos e que parta da origem ( $x$  e  $y = \text{zero}$ ).
3. Determine o valor do coeficiente angular da reta traçada, este valor corresponde ao valor do Pi.
4. Por que é que a reta traçada deve obrigatoriamente partir da origem?
5. Considerando que o valor de pi é 3,1415, calcule o erro percentual para o valor encontrado.
6. A) Calcule o número  $\pi$  usando apenas o objeto com menor diâmetro, (lembre-se  $\pi = C/d$ ;  $C$ =perímetro e  $d$ =diâmetro); B) Calcule o número  $\pi$  usando apenas o objeto de maior diâmetro. Compare com os valores obtidos ao calcular o valor de Pi usando o objeto de menor e de maior diâmetro com o valor obtido pelo coeficiente angular da reta traçada ao usar todos os pontos. Em qual das três situações o valor de  $\pi$  é o mais exato? Em qual delas o erro foi maior? Justifique suas respostas.



**UNIVERSIDADE FEDERAL DE SANTA CATARINA  
CENTRO DE CIÊNCIAS FÍSICAS E MATEMÁTICAS  
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA**

Campus Universitário - Trindade – 88040-900 - Florianópolis - SC – Brasil  
Fone: (048) 3721-6844 - Fax: +55 48 3721-6852 - e-mail: [gesser.j@ufsc.br](mailto:gesser.j@ufsc.br)/[gesserjc@gmail.com](mailto:gesserjc@gmail.com)

Alunos(as): _____	Turma:	Data:
-------------------	--------	-------

## QMC5517

### RELATÓRIO

#### EXPERIMENTO 2: DETERMINAÇÃO DO VALOR DE PI ( $\pi$ )

1. Preencha a tabela a seguir com os resultados coletados durante o experimento

Objeto	perímetro ou comprimento da circunferência (cm)	diâmetro da circunferência (cm)
a. Aliança ou anel		
b. Latinha de Refri.		
c. Xícara de Chá		
d. Copo de vidro		
e. Lata de conserva		
f. Garrafa Pet de 500 mL		
g. Garrafa Pet de 1 L		
h. Garrafa Pet de 2 L		
i. Panelas		
j. Pratos		
k. Vidro de conserva		

2. Aplicando as normas para construção de gráficos, vistas em aula, use uma planilha (use o Planilhas do Google conforme o tutorial ou fique à vontade se você souber usar outro editor de gráficos como o Excel ou o Draw do open document, etc.) e construa um gráfico do Perímetro (C) versus Diâmetro (d) com todas as medidas que você obteve para os diferentes objetos e trace uma reta que descreva o comportamento médio do fenômeno sob investigação.
3. Calcule o coeficiente angular da reta obtida no gráfico feito para a questão 2. Agora use a relação  $E\% = \left| \frac{X_0 - X_r}{X_r} \right| \times 100$  em que  $X_0$  é o valor obtido e  $X_r$  é o valor real da grandeza, e calcule o erro percentual de sua determinação. Considere que o valor real de de Pi é 3,1415.

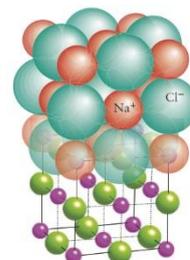
4. Aplicando as normas para construção de gráficos, vistas **em** aula, use uma planilha (excel, planilhas do google, draw do open document, etc.) e construa um gráfico de Perímetro (C) versus Diâmetro com os QUATRO MENORES VALORES obtidos e trace uma reta que descreva o comportamento médio do fenômeno sob investigação. Calcule o coeficiente angular da reta obtida no gráfico feito para a questão.
5. Novamente use a relação  $E\% = \left| \frac{X_0 - X_r}{X_r} \right| \times 100$  em que  $X_0$  é o valor obtido e  $X_r$  é o valor real da grandeza, e calcule o erro percentual de sua determinação. Considere que o valor real de  $\pi$  é 3,1415.
6. Aplicando as normas para construção de gráficos, vistas **em** aula, use uma planilha (excel, planilhas do google, draw do open document, etc.) e construa um gráfico de Perímetro (C) versus Diâmetro com os QUATRO MAIORES VALORES obtidos e trace uma reta que descreva o comportamento médio do fenômeno sob investigação. Calcule o coeficiente angular da reta obtida no gráfico feito para a questão.
7. Mais uma vez, use a relação  $E\% = \left| \frac{X_0 - X_r}{X_r} \right| \times 100$  em que  $X_0$  é o valor obtido e  $X_r$  é o valor real da grandeza, e calcule o erro percentual de sua determinação. Considere que o valor real de  $\pi$  é 3,1415.
8. Compare os erros percentuais calculados nas questões 3, 5 e 7 e discuta-os a luz da exatidão e/ou precisão dos resultados obtidos.

## EXPERIÊNCIA 03

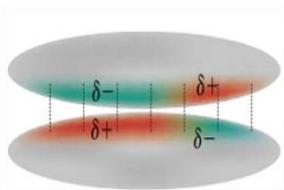
### DETERMINAÇÃO DA TEMPERATURA DE FUSÃO DE SUBSTÂNCIAS

#### 1. INTRODUÇÃO

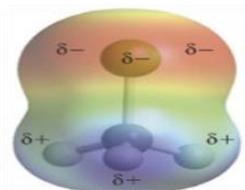
O processo de mudança de estado físico, do sólido para o líquido (fusão) está associado a alterações em interações de várias naturezas. Para sólidos iônicos, a ligação iônica ocorre entre íons de cargas opostas; como no cloreto de sódio, onde cada íon  $\text{Na}^+$  encontra-se “rodeado” por 6 (seis) íons cloretos, figura ao lado.



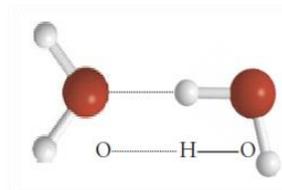
Essa força de atração eletrostática é, geralmente, muito forte, o que implica em pontos de fusão altos para os sólidos iônicos. Para moléculas o que é preponderante na observação do ponto de fusão, é o tipo de interação intermolecular. Por exemplo, são tipos de interação: A) dipolo induzido/ dipolo induzido, (Ex.: molécula de  $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ) e B) dipolo/dipolo (Ex.:  $\text{NH}_3$  e  $\text{H}_2\text{O}$ ), onde no caso da molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  interações adicionais ocorrem pelas C) “ligações de hidrogênio”.



(A)



(B)



(C)

Para sólidos metálicos, os principais fatores são “os elétrons livres da camada de valência” e a estrutura cristalina. Uma descrição mais detalhada pode ser acessada nas referências elencadas do plano de ensino. A extensão em que ocorrem essas interações se reflete diretamente nas temperaturas de fusão das substâncias, já que o processo de fusão é a observação da mudança no estado físico da matéria e, para isso “barreiras de energia” devem ser “ultrapassadas”. Assim, quanto maior essa barreira de energia, uma maior temperatura de fusão será observada. A temperatura de fusão, também denominada ponto de fusão, de uma determinada substância pura é bem definida, porém é importante destacar que a temperatura de fusão não é um parâmetro suficiente para caracterizar uma

substância! Podem existir dois compostos diferentes, por exemplo, p-tert-butilfenol ( $C_{10}H_{14}O$ ) e fenantreno ( $C_{14}H_{10}$ ), com o mesmo valor da temperatura de fusão (101 °C). Assim, outras análises devem ser realizadas para a caracterização de uma substância pura.

A determinação da temperatura de fusão é um critério importante para a determinação da “pureza” de determinada substância (Figura 1). Geralmente a temperatura de fusão está relacionada com a pureza da substância sólida e uma variação de  $\pm 0,5$  °C na temperatura de fusão em relação ao valor aceito na literatura, indica que se trata de uma substância “pura”. Impurezas, além de diminuir o ponto de fusão, podem induzir uma variação da temperatura durante o processo de fusão, conforme ilustrado na Figura 2.

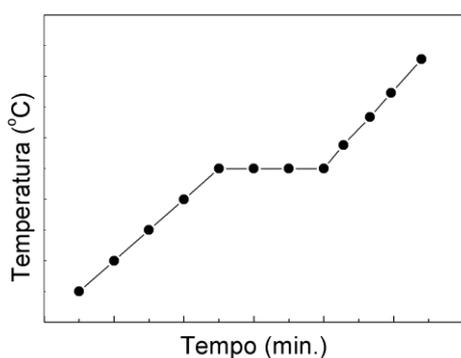


Figura 01

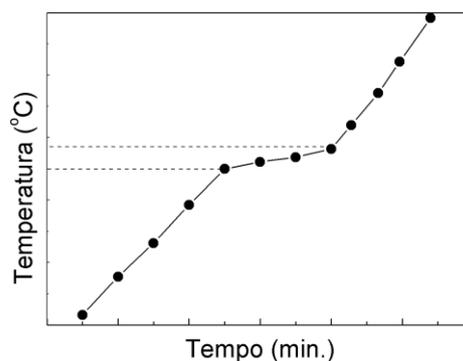


Figura 02

## GRÁFICOS

Um gráfico é a representação visual de um conjunto de números que apresentam interdependência entre si e descrevem um fenômeno sob estudo. A representação gráfica que permite a identificação de tendências e comportamentos que não são identificados diretamente pela análise do conjunto de números

Para construirmos um gráfico é necessário:

- 1) Definir a escala a ser usada

A escala deve permitir, tanto quanto possível, a maior distribuição dos pontos sobre o papel. Para gerar a escala, faça a diferença entre o maior e o menor valor entre os pontos adquiridos. Divida a diferença pelo comprimento máximo do papel milimetrado de modo a gerar um número inteiro e uma escala de fácil leitura.

- 2) Identificar a *variável independente no eixo Y* e a *variável dependente no eixo x*.
- 3) Representar os pontos experimentais por símbolos (●, ○, ■, ◆, ✕, \* e etc.);
- 4) Identificar o fenômeno que representa, ou seja, o gráfico deve ter um TÍTULO.

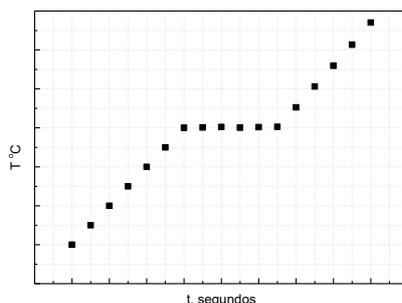


Figura 01: Temperatura de Fusão do Naftaleno

- 5) Desenhar a curva (ou reta) que represente a provável descrição do fenômeno representado.
- 6) A curva (ou reta) deve expressar o comportamento médio dos pontos que descrevem o fenômeno.

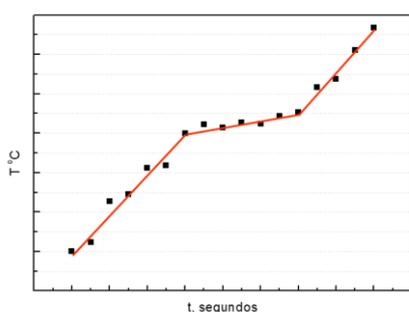


Figura 01: Temperatura de Fusão do Naftaleno

Correto

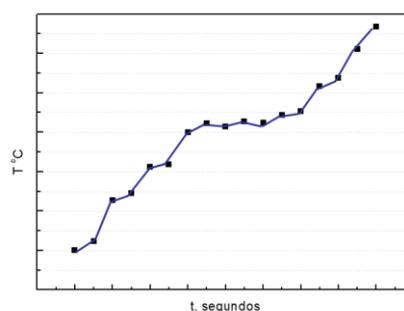


Figura 01: Temperatura de Fusão do Naftaleno

**Errado**

## 2. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Considere a seguinte situação: uma substância A e outra substância B possuem mesmo ponto de fusão ( $69\text{ }^{\circ}\text{C}$ ). Se usássemos a temperatura de fusão como a única técnica de identificação, qual procedimento experimental que você utilizaria para identificar se o conteúdo de um frasco (sem rótulo), com temperatura de fusão igual a  $69\text{ }^{\circ}\text{C}$  é a substância A ou B? Considere que amostras puras dos dois produtos estão disponíveis em seu laboratório.
2. Procure na literatura (Handbook of Chemistry and Physics, CRC) o ponto de fusão e a fórmula estrutural do naftaleno. Você vai precisar deste valor, para comparar e discutir com os dados obtidos na prática.
3. Faça uma revisão de seus conceitos, em nível de Química Geral, sobre interações intermoleculares, incluindo forças de van der Waals, e seus reflexos nas propriedades físicas, como temperatura de fusão de substâncias puras.

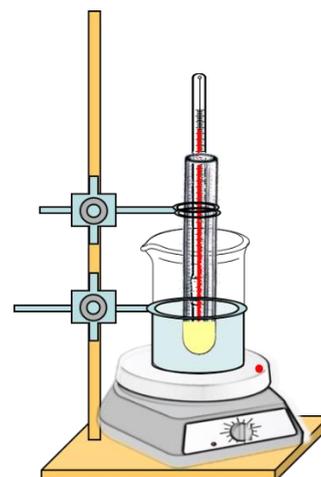
### 3. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Será determinada a temperatura de fusão de uma amostra de naftaleno ( $C_{10}H_8$ ), a partir de dois procedimentos experimentais:

- uma grande quantidade de amostra, obtendo curvas de aquecimento e de resfriamento do composto (para obtenção de bons resultados, tanto o aquecimento como o resfriamento devem ser lentos);
- uma pequena quantidade de amostra, utilizando um tubo capilar.

#### A. Curva de aquecimento

- Coloque sobre a base de um suporte universal uma placa de aquecimento;
- Usando mufas e garras metálicas fixe, sobre uma placa de aquecimento, um béquer e, dentro dele, um tubo de ensaio contendo o naftaleno ao qual está fixo o termômetro;
- Coloque água da torneira em quantidade suficiente para que o naftaleno fique submerso;
- Ligue a placa de aquecimento a rede elétrica e regule o botão do termostato numa posição equivalente a 50 – 60% da capacidade de aquecimento máximo da placa de aquecimento;
- Monitore o aquecimento e certifique-se que a temperatura do sistema sobe lentamente;
- Quando a temperatura atingir 60 °C, comece a anotar o seu valor, na folha de dados, a cada 0,5 minutos até 90 °C.

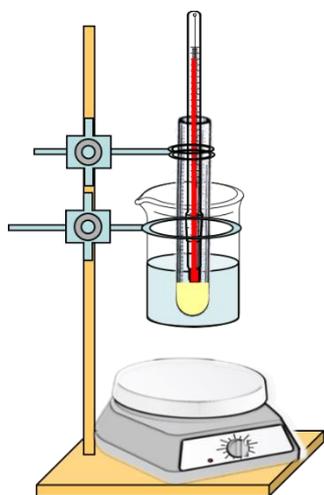


*Obs: No início do aquecimento, não tente mexer o termômetro que está preso ao naftaleno sólido, pois poderá quebrá-lo.*

A partir do momento que o termômetro ficar solto, use-o para agitar levemente a massa em fusão (**com cuidado para não quebrar o termômetro**).

Quando a temperatura atingir aproximadamente 90 °C, remova a placa de aquecimento, mas mantenha o restante do conjunto fixo ao suporte universal, pois em seguida você iniciará o experimento para o resfriamento do naftaleno.

## B. Curva de resfriamento



1. Remova a placa de aquecimento;
2. Sem retirar o tubo de ensaio com naftaleno de dentro do béquer, anote a temperatura de resfriamento do naftaleno a cada 0,5 minutos até atingir 60 °C;
3. A cada leitura, com o termômetro, agite a massa fundida de naftaleno. **Tenha cuidado para não quebrar o termômetro;**
4. A partir do momento em que você perceber que o termômetro se fixou à massa de naftaleno não o use mais para homogeneização da temperatura.

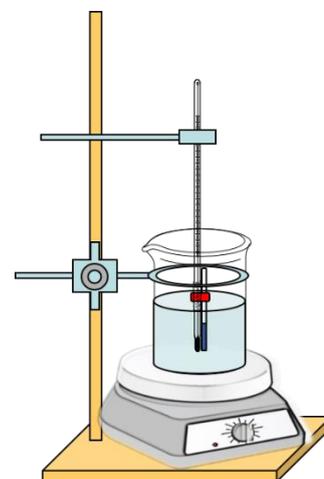
CURVA DE AQUECIMENTO				CURVA DE RESFRIAMENTO			
Tempo (min.)	Temperatura (°C)	Tempo (min.)	Temperatura (°C)	Tempo (min.)	Temperatura (°C)	Tempo (min.)	Temperatura (°C)
0,0	60,0	17,0		0,0	90,0	17,0	
0,5		17,5		0,5		17,5	
1,0		18,0		1,0		18,0	
1,5		18,5		1,5		18,5	
2,0		19,0		2,0		19,0	
2,5		19,5		2,5		19,5	
3,0		20,0		3,0		20,0	
3,5		20,5		3,5		20,5	
4,0		21,0		4,0		21,0	
4,5		21,5		4,5		21,5	
5,0		22,0		5,0		22,0	
5,5		22,5		5,5		22,5	
6,0		23,0		6,0		23,0	
6,5		23,5		6,5		23,5	
7,0		24,0		7,0		24,0	
7,5		24,5		7,5		24,5	
8,0		25,0		8,0		25,0	
8,5		25,5		8,5		25,5	
9,0		26,0		9,0		26,0	
9,5		26,5		9,5		26,5	
10,0		27,0		10,0		27,0	
10,5		27,5		10,5		27,5	
11,0		28,0		11,0		28,0	
11,5		28,5		11,5		28,5	
12,0		29,0		12,0		29,0	
12,5		29,5		12,5		29,5	
13,0		30,0		13,0		30,0	
13,5		30,5		13,5		30,5	
14,0		31,0		14,0		31,0	
14,5		31,5		14,5		31,5	
15,0		32,0		15,0		32,0	
15,5		32,5		15,5		32,5	
16,0		33,0		16,0		33,0	
16,5		<b>33,5</b>		16,5		<b>33,5</b>	

**Em uma mesma folha de papel milimetrado**, represente as curvas de aquecimento e de resfriamento. Coloque no eixo das abscissas o tempo e no eixo das ordenadas os valores das temperaturas obtidas nos experimentos. Faça o gráfico traçando a curva pelos pontos médios dos valores experimentais, ou seja, não uma todos os pontos, mas apenas trace uma curva média.

Explique o tipo de comportamento observado (regiões das curvas) para a variação de temperatura com o tempo, na fusão e na solidificação, e apresente no item resultados e discussão do seu relatório.

### C. Determinação da temperatura de fusão do naftaleno utilizando um tubo capilar

1. A um capilar com uma das extremidades lacradas, com paciência e tranquilidade, coloque uma pequena quantidade de naftaleno em seu interior maneira que fique compactada junto a extremidade fechada (um fio de cobre fino poderá ajudá-lo a compactar a amostra).
2. Fixe o capilar com a amostra próxima ao bulbo do termômetro utilizando um anel de silicone.
3. Usando mufas (garras metálicas), fixe um copo de béquer e o termômetro com o capilar sobre uma chapa de aquecimento.
4. Coloque no béquer água da torneira até 2/3 de seu volume.
5. Terminada a montagem o sistema deverá assemelhar-se à figura acima.
6. Inicie o aquecimento de forma lenta e gradual. *Anote a temperatura quando observar que o sólido dentro do tubo capilar estiver mudando de estado. Repita o procedimento mais duas vezes*, utilizando novas amostras em novos capilares, para obter o valor médio da temperatura de fusão do naftaleno.



Apresente o valor da temperatura de fusão, obtido a partir da média das 3 análises (utilizando o tubo de Thiele), no item resultados e discussão do seu relatório. Compare esse valor com aquele obtido a partir da faixa de fusão (curva de aquecimento) na análise do naftaleno e interprete os resultados.

**Como conclusão, você deverá indicar qual a técnica (utilização de grande quantidade de amostra ou a utilização de pequena quantidade de amostra) é a mais indicada para se determinar a temperatura de fusão de uma substância pura.** Comente também sobre qual das duas técnicas possibilitaria obter mais informações sobre o acompanhamento do processo de fusão (utilização de grande quantidade de amostra ou a utilização de pequena quantidade de amostra) e se a amostra analisada é uma substância pura ou não, justificando as suas afirmações.

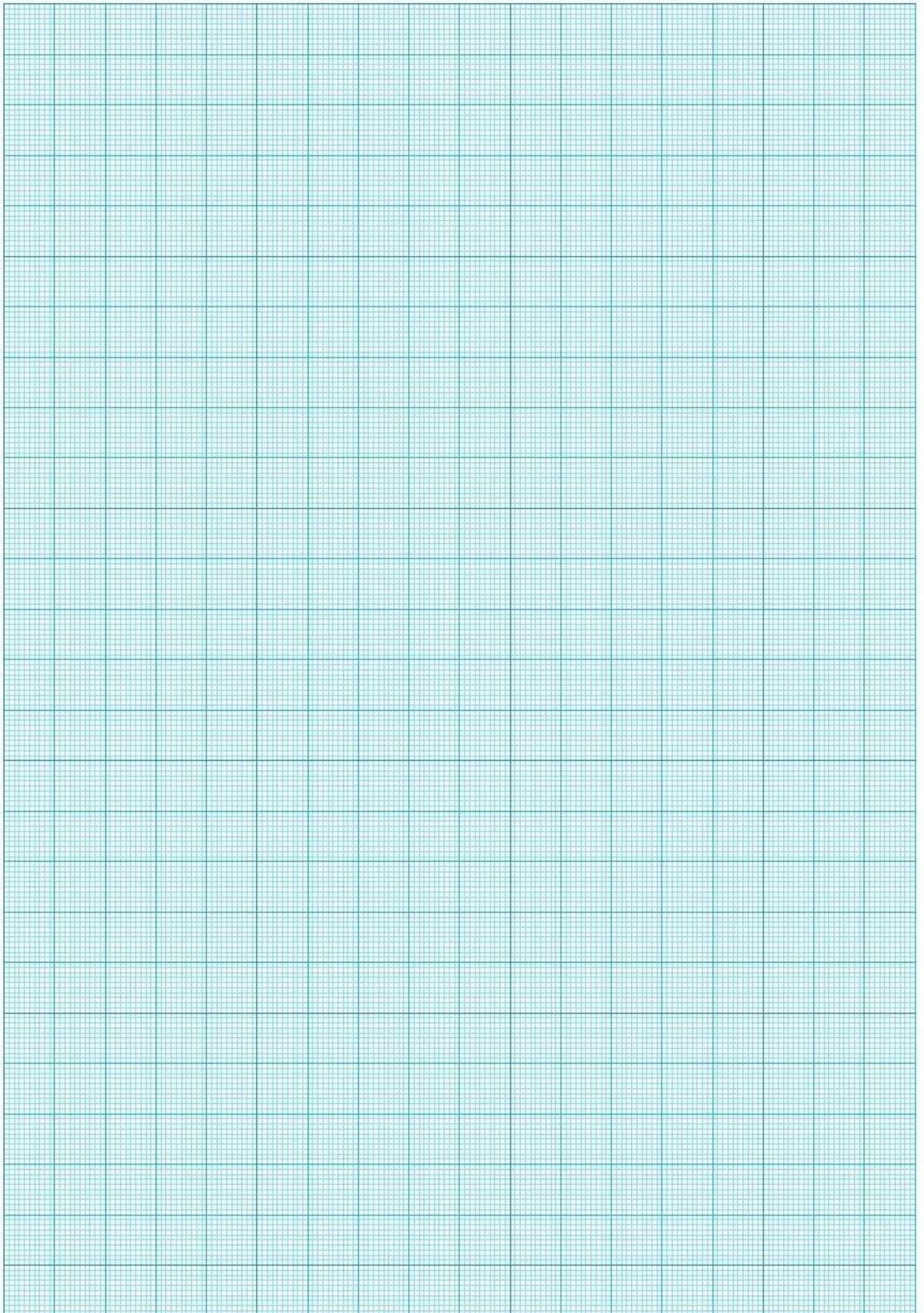
**4. QUESTIONÁRIO: (Não é necessário anexar ao relatório, apenas para ser resolvido.)**

- Um grupo de alunos recebeu uma amostra de um sólido iônico para que a sua temperatura de fusão fosse determinada. Uma primeira medição resultou num valor "X". Outra amostra foi utilizada e a mesma temperatura "X" foi observada. Não satisfeitos precederam a uma medida com a mesma amostra depois de mesma passar pelo processo de fusão e ser cristalizada. Nesse caso, uma outra temperatura "Y" foi determinada e bem diferente de "X". O que vocês sugerem como explicação para tal observação?
- Por que, em geral, metais alcalino-terrosos têm pontos de fusão maiores que os metais alcalinos? Considere a comparação com elementos de mesma série.
- Dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>, na forma sólida é conhecido como "gelo seco". Em temperatura ambiente pode-se observar a sublimação (passagem direta ao estado gasoso), fato este utilizado até em shows musicais. Explique por que tal fenômeno é observado.
- Procure os valores das temperaturas de fusão para as substâncias indicadas e organize-as em ordem de aumento na temperatura de fusão: H<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, CHCl<sub>3</sub>, CCl<sub>4</sub> e NaCl. Explique a sua resposta.

Os seguintes dados foram obtidos do Handbook of Chemistry and Physics (CRC).

## PHYSICAL CONSTANTS OF ORGANIC COMPOUNDS

No.	Name	Synonym	Mol. Form.	CAS RN	Mol. Wt.	Physical Form	mp/°C	bp/°C	den/g cm <sup>-3</sup>	n <sub>D</sub> <sup>20</sup>	Solubility
7928	Naphthalene		C <sub>10</sub> H <sub>8</sub>	91-20-3	128.171	mdl pl (sl)	80.26	217.9	1.0253 <sup>20</sup>	1.5899 <sup>20</sup>	H <sub>2</sub> O: s EtOH: vs eth. ace. bz. CS <sub>2</sub>



## EXPERIÊNCIA 04

### DETERMINAÇÃO DA DENSIDADE DE LÍQUIDOS E SÓLIDOS

#### 1. INTRODUÇÃO

##### 1.1. DENSIDADE

Densidade ( $d$ ) é uma grandeza intensiva que estabelece uma relação entre duas grandezas extensivas, massa, expressa em gramas (g) e o volume expresso em mililitros (mL) ou centímetros cúbicos (cm<sup>3</sup>), sendo útil para a identificação preliminar de produtos na indústria, no controle de qualidade da produção de um determinado produto, bem como para determinar a concentração de soluções.

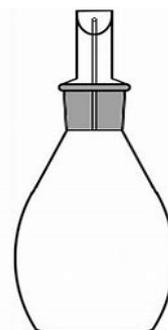
A gasolina, o álcool etílico hidratado e álcool etílico adicionado à gasolina, por exemplo, são combustíveis utilizados em veículos no Brasil, sendo que a composição da mistura pode ser rapidamente avaliada através da determinação da densidade.

Do mesmo modo, a concentração da solução aquosa de ácido sulfúrico, contida entre os eletrodos de uma bateria normal de Pb/PbO, pode ser avaliada através da medida da sua densidade.

A densidade de sólidos e líquidos, segundo o sistema internacional de unidades é expressa em quilograma por metro cúbico (kg/m<sup>3</sup>). Entretanto, é mais comumente expressa em unidades de gramas por centímetro cúbico (g/cm<sup>3</sup>) ou gramas por mililitro (g/mL).

$$d = \frac{m_{(g)}}{V_{(mL)}}$$

Você realizou, na experiência 01, medidas para a calibração de material volumétrico (pipeta, proveta e bureta) utilizando água e uma balança de precisão. Nesta prática você irá utilizar um picnômetro, um instrumento apropriado para determinar a densidade de líquidos puros, soluções (em nosso caso, soluções aquosa de sacarose ⇔ açúcar comum) e sólidos (escolhemos o poliestireno). O picnômetro é semelhante a um balão volumétrico (figura 1), onde a tampa é substituída por um tubo capilar aberto, e que pode ser encontrado comercialmente com volumes que variam de 1 a 100 mL. Para se obter a densidade, a massa da amostra deve ser



determinada diretamente utilizando-se uma balança, pesando o picnômetro vazio e posteriormente ele cheio até o borde (ponta do capilar que compõe a tampa). O **volume do picnômetro** deve ser determinado na temperatura de trabalho, assim é necessário calibrar o picnômetro, utilizando-se para isso um líquido (água, por exemplo) de densidade conhecida nessa temperatura.

## 2. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Procure na literatura informações (composição química, propriedades, utilizações etc.) sobre poliestireno.
2. Massas diferentes de uma mesma substância devem apresentar necessariamente o mesmo valor de densidade? Justifique a sua resposta.
3. Um aluno misturou volumes iguais de etanol puro ( $C_2H_5OH$ ) de densidade igual a  $0,789\text{ g mL}^{-1}$  e água de densidade igual a  $0,998\text{ g mL}^{-1}$ , a  $20^\circ\text{C}$ . Qual é a concentração em  $\text{mol L}^{-1}$  do etanol se a densidade da mistura é igual a  $0,926\text{ g mL}^{-1}$ ?
4. Diferencie conceitualmente densidade de concentração comum.
5. Procure na literatura e sugira outros experimentos relacionados a densidade de sólidos e de líquidos.

## 3. PARTE EXPERIMENTAL

### A. Calibração do picnômetro

Será utilizada água destilada para calibrar o picnômetro. Como existem gases dissolvidos na água, para minimizar erros experimentais esses gases devem ser eliminados colocando água destilada em um béquer e aquecendo-a por meio de uma chapa de aquecimento até ebulição, durante alguns minutos.

1. Limpe e seque o picnômetro, para acelerar o processo de secagem do picnômetro, adicione uma pequena quantidade de acetona P.A (a acetona possui um ponto de ebulição de  $56^\circ\text{C}$ , assim o que ficar dela no picnômetro evapora facilmente). Pese o picnômetro vazio, junto com sua devida tampa, e anote a

massa. Complete com água destilada e previamente **desgaseificada**, na temperatura ambiente;

- coloque a tampa no picnômetro de modo que o excesso de água possa sair pelo capilar, secando-o com papel absorvente, verifique que o nível da água se encontra na ponta do capilar;
- pese o picnômetro com a água. A diferença entre essa massa do sistema e a massa do picnômetro vazio permitirá determinar a massa da água contida no picnômetro. Cada equipe deve realizar 3 vezes esse procedimento.
- Transcreva, se for o caso, as Tabelas 01 e 02 para o seu relatório.

**Tabela 01**

Dados experimentais	medida 1 (g)	medida 2 (g)	medida 3 (g)	Médias (g)
massa do picnômetro vazio				
massa do picnômetro com água				
massa da água				

**Tabela 02**

Medida	Valor
Temperatura da água	°C
Densidade da água <i>na temperatura de trabalho</i>	g . mL <sup>-1</sup>
Massa da água no picnômetro (tabela 01)	g
Volume <b>calculado</b> do picnômetro	mL

### **B. Densidade de líquidos: solução aquosa de sacarose**

Prepare 6 soluções de sacarose em meio aquoso nas seguintes concentrações em unidades de g/100 mL: 5,0 (solução 1), 10,0; 15,0; 20,0; 25,0; 30,0 (solução 6).

**O professor irá conduzir e ensinar o procedimento para o preparo destas soluções. Cada solução deverá ser preparada por 2 equipes.**

Cada equipe deve realizar, de acordo com o seguinte procedimento, apenas uma vez a medida da densidade para a solução que ficar responsável em preparar e analisar:

1. Lave o picnômetro, cujo volume foi determinado anteriormente, a seguir adicione uma pequena porção da solução cuja densidade você pretende determinar, descarte esta solução, repita este procedimento. Desta forma as possíveis gotas que ficarem na parede do picnômetro corresponderão à da solução, isso evita perder tempo na secagem do picnômetro.
2. Adicione a solução de sacarose e coloque a tampa de maneira que a solução complete todo o volume do picnômetro até a parte superior do capilar;
3. Pese o picnômetro com a solução de sacarose e, por diferença, determine a massa da solução aquosa de sacarose. Uma vez determinada a massa da solução, e sabendo que o volume desta massa corresponde ao **volume do picnômetro** determinado anteriormente, você poderá determinar a densidade de cada solução ( $d_{\text{solução}} = m_{\text{solução}} / V_{\text{solução}}$ ).
4. As tabelas 03 e 04 deverão, se for o caso, ser transcritas para o seu relatório.

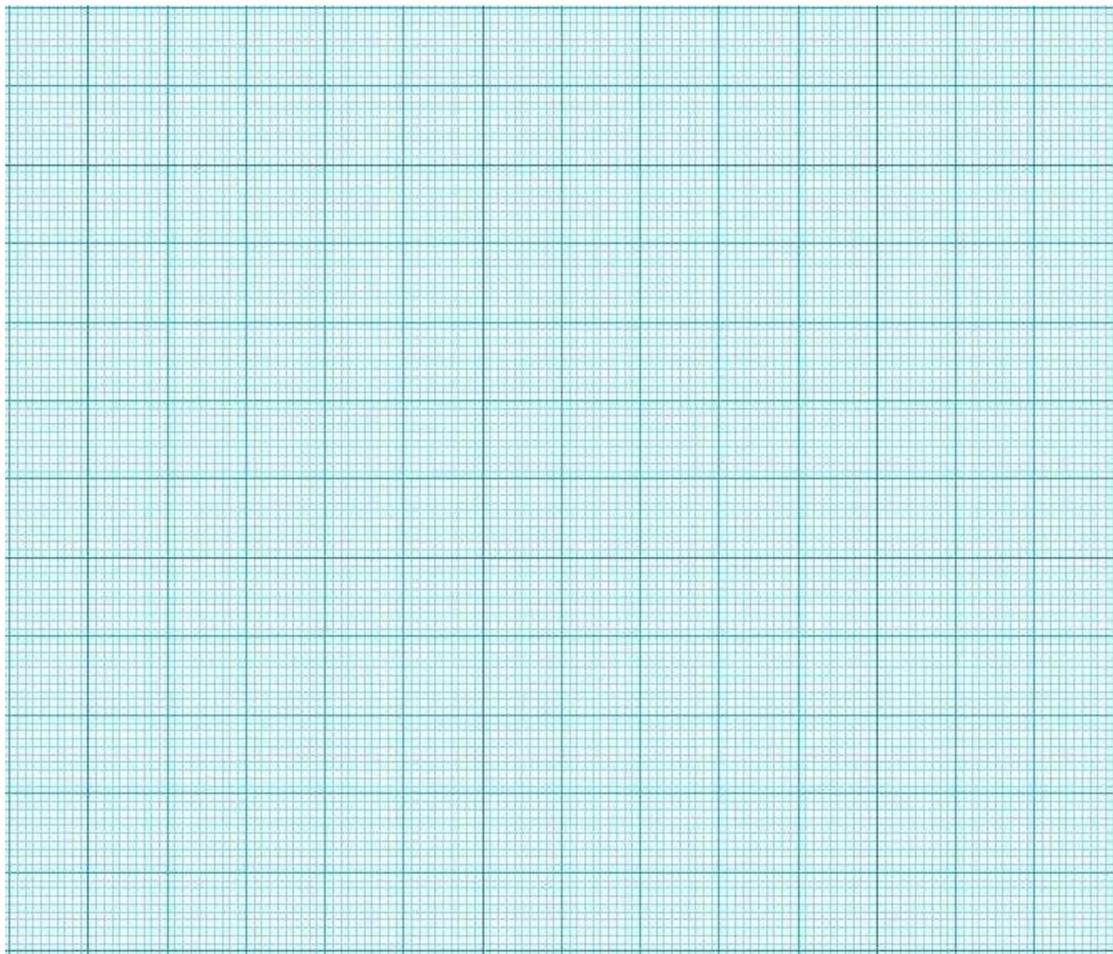
**Tabela 03**

Concentração da solução de sacarose				g /100mL
Dados experimentais	Medida 1	Medida 2	Medida 3	Médias
Massa do picnômetro vazio	g	g	g	g
Massa do picnômetro com a solução	g	g	g	g
Massa da solução	g	g	g	g
Volume da solução	mL	mL	mL	mL
<b>Densidade da solução</b>	g/mL	g/mL	g/mL	g/mL

**Tabela 04**

Concentração da solução (g/100mL)	Densidades calculadas (g/mL)			Média ± Desvio
	Medida 1	Medida 2	Medida 3	
5				
10				
15				
20				
25				
30				

Com os valores obtidos, construa a seguir um gráfico de densidade *versus* concentração da solução.



### C. DENSIDADE DE LÍQUIDOS: SOLUÇÃO AQUOSA DE SACAROSE DE CONCENTRAÇÃO DESCONHECIDA

Neste procedimento você irá utilizar curva densidade versus concentração de sacarose construída anteriormente. Esta curva servirá para você determinar a concentração de sacarose em soluções desconhecidas, utilizando o seguinte procedimento:

1. Lave o picnômetro, cujo volume foi determinado anteriormente, a seguir adicione uma pequena porção da solução cuja densidade você pretende determinar, descarte esta solução, repita este procedimento. Desta forma as possíveis gotas que ficarem na parede do picnômetro corresponderão à da solução, isso evita perder tempo na secagem do picnômetro.
2. Adicione a solução de sacarose e coloque a tampa de maneira que a solução complete todo o volume do picnômetro até a parte superior do capilar;
3. Pese o picnômetro com a solução de sacarose e, por diferença, determine a massa da solução aquosa de sacarose. Uma vez determinada a massa da solução, e sabendo que o volume desta massa corresponde ao **volume do picnômetro** determinado anteriormente, você poderá determinar a densidade da solução ( $d_{\text{solução}} = m_{\text{solução}} / V_{\text{solução}}$ ).
4. A tabela 05 deverá, se for o caso, ser transcrita para o seu relatório.
5. Com o valor calculado para a densidade, determine a concentração da solução desconhecida de sacarose, utilizando a curva de calibração construída na **etapa 3.2**.

**Tabela 05**

Dados experimentais:	Medida 1	Medida 2	Medida 3	Médias
massa do picnômetro vazio, (g)				
massa do picnômetro com solução, (g)				
massa da solução, (g)				
volume da solução, (mL)				
densidade calculada da solução, (g/mL)				
Concentração da solução desconhecida (g/100mL)*				

\* Obtida por extrapolação gráfica.

#### D. MEDINDO DENSIDADE DE SÓLIDOS: POLIESTIRENO

Para que este procedimento funcione, deve-se usar um líquido que não solubilize o sólido e que seja menos denso que o sólido, amostra cuja densidade pretende-se determinar.

Cada equipe deve realizar apenas uma vez o seguinte procedimento:

1. Efetue um teste, colocando um pedaço de poliestireno em um tubo de ensaio, adicione um pouco de água ao tubo e certifique-se que o poliestireno possui densidade maior do que a da água (deve ficar no fundo do tubo, se flutuar indica que a densidade deste é menor que a da água)
2. Lave o picnômetro, cujo volume foi previamente aferido, lave-o diversas vezes com água, depois com a acetona, seque e pese-o (o peso deve ser o mesmo medido anteriormente);
3. Adicione poliestireno ao picnômetro, até um pouco mais da metade do volume do picnômetro e pese-o. Pela diferença desta massa e a do picnômetro vazio, pode-se calcular a massa do poliestireno adicionado.

A determinação do volume ocupado pelo poliestireno no interior do picnômetro pode ser realizada adicionando-se um não solvente, ou seja, um líquido que não dissolva a amostra, e do qual se conheça a densidade na temperatura de trabalho; neste caso utilizaremos a água, por ser barata, não tóxica e cumprir com os requisitos. A diferença entre o volume do picnômetro e o volume ocupado pelo não solvente permite determinar o volume do poliestireno.

4. Adicione água ao picnômetro com poliestireno (**Importante:** lembre-se de remover todas as bolhas de ar que ficam presas ao poliestireno com leves batidas no picnômetro);
5. Coloque a tampa e pese o conjunto.
6. A tabela 06 deverá, se for o caso, ser transcritas para o seu relatório

**Tabela 06**

Dados experimentais	Medida
massa do picnômetro vazio	g
volume aferido do picnômetro	mL
massa do picnômetro com poliestireno	g

massa do poliestireno	g
massa do picnômetro com poliestireno e água	g
temperatura da água	°C
volume da água (determinada usando o valor da densidade à temperatura do experimento)	mL
volume do poliestireno ( $V_{\text{picnômetro}} - V_{\text{água}}$ )	mL
<b>Densidade calculada para o poliestireno</b>	<b>g/mL</b>

**E. Considere os seguintes pontos em seu relatório:**

1. A partir do gráfico da densidade em função da concentração da solução de sacarose, seria possível se determinar o valor para a concentração de uma solução de sacarose, cuja concentração é desconhecida. Apresente os dados, o gráfico e discuta essa possibilidade.
2. Compare o valor obtido para a densidade do poliestireno com o valor publicado na literatura. Apresente os valores e discuta procedimentos que poderiam ser realizados para minimizar uma possível diferença.
3. Procure dados sobre a aplicação e reciclagem de poliestireno no Brasil. Cite as fontes.

As seguintes tabelas foram obtidas do Handbook of Chemistry and Physics (CRC).

### STANDARD DENSITY OF WATER

This table gives the density  $\rho$  of standard mean ocean water (SMOW), free from dissolved salts and gases, at a pressure of 101325 Pa. SMOW is a standard water sample of high purity and known isotopic composition. Methods of correcting for different isotopic compositions are discussed in the reference. The table below is reprinted with the permission of IUPAC. Note that the temperature scale is IPTS-68.

#### REFERENCE

Marsh, K. N., Ed., *Recommended Reference Materials for the Realization of Physicochemical Properties*, Blackwell Scientific Publications, Oxford, 1987.

$t_{68}/^{\circ}\text{C}$	$\rho/\text{kg m}^{-3}$									
	0.0	0.1	0.2	0.3	0.4	0.5	0.6	0.7	0.8	0.9
0	999.8426	8493	8558	8622	8683	8743	8801	8857	8912	8964
1	999.9015	9065	9112	9158	9202	9244	9284	9323	9360	9395
2	999.9429	9461	9491	9519	9546	9571	9595	9616	9636	9655
3	999.9672	9687	9700	9712	9722	9731	9738	9743	9747	9749
4	999.9750	9748	9746	9742	9736	9728	9719	9709	9696	9683
5	999.9668	9651	9632	9612	9591	9568	9544	9518	9490	9461
6	999.9430	9398	9365	9330	9293	9255	9216	9175	9132	9088
7	999.9043	8996	8948	8898	8847	8794	8740	8684	8627	8569
8	999.8509	8448	8385	8321	8256	8189	8121	8051	7980	7908
9	999.7834	7759	7682	7604	7525	7444	7362	7279	7194	7108
10	999.7021	6932	6842	6751	6658	6564	6468	6372	6274	6174
11	999.6074	5972	5869	5764	5658	5551	5443	5333	5222	5110
12	999.4996	4882	4766	4648	4530	4410	4289	4167	4043	3918
13	999.3792	3665	3536	3407	3276	3143	3010	2875	2740	2602
14	999.2464	2325	2184	2042	1899	1755	1609	1463	1315	1166
15	999.1016	0864	0712	0558	0403	0247	0090	9932*	9772*	9612*
16	998.9450	9287	9123	8957	8791	8623	8455	8285	8114	7942
17	998.7769	7595	7419	7243	7065	6886	6706	6525	6343	6160
18	998.5976	5790	5604	5416	5228	5038	4847	4655	4462	4268
19	998.4073	3877	3680	3481	3282	3081	2880	2677	2474	2269
20	998.2063	1856	1649	1440	1230	1019	0807	0594	0380	0164
21	997.9948	9731	9513	9294	9073	8852	8630	8406	8182	7957
22	997.7730	7503	7275	7045	6815	6584	6351	6118	5883	5648
23	997.5412	5174	4936	4697	4456	4215	3973	3730	3485	3240
24	997.2994	2747	2499	2250	2000	1749	1497	1244	0990	0735
25	997.0480	0223	9965*	9707*	9447*	9186*	8925*	8663*	8399*	8135*
26	996.7870	7604	7337	7069	6800	6530	6259	5987	5714	5441
27	996.5166	4891	4615	4337	4059	3780	3500	3219	2938	2655
28	996.2371	2087	1801	1515	1228	0940	0651	0361	0070	9778*
29	995.9486	9192	8898	8603	8306	8009	7712	7413	7113	6813
30	995.6511	6209	5906	5602	5297	4991	4685	4377	4069	3760
31	995.3450	3139	2827	2514	2201	1887	1572	1255	0939	0621
32	995.0302	9983*	9663*	9342*	9020*	8697*	8373*	8049*	7724*	7397*
33	994.7071	6743	6414	6085	5755	5423	5092	4759	4425	4091
34	994.3756	3420	3083	2745	2407	2068	1728	1387	1045	0703
35	994.0359	0015	9671*	9325*	8978*	8631*	8283*	7934*	7585*	7234*
36	993.6883	6531	6178	5825	5470	5115	4759	4403	4045	3687
37	993.3328	2968	2607	2246	1884	1521	1157	0793	0428	0062
38	992.9695	9328	8960	8591	8221	7850	7479	7107	6735	6361
39	992.5987	5612	5236	4860	4483	4105	3726	3347	2966	2586
40	992.2204									

\* The leading figure decreases by 1.

As unidades de densidade desta tabela se encontram em  $\text{kg/m}^3$  para transformar para  $\text{g/cm}^3$  você deve dividir por 1000.

(explicando:  $1\text{kg/m}^3 = 1000\text{g}/(100\text{cm})^3 = 1000\text{g}/1000000\text{cm}^3 = 1\text{g}/1000\text{cm}^3$ )

**CONCENTRATIVE PROPERTIES OF AQUEOUS SOLUTIONS:  
DENSITY, REFRACTIVE INDEX, FREEZING POINT DEPRESSION, AND VISCOSITY**

All data refer to a temperature of 20°C. The properties are:

- Mass %: Mass of solute divided by total mass of solution, expressed as percent.  
*m* Molality (moles of solute per kg of water).  
*c* Molarity (moles of solute per liter of solution).  
 $\rho$  Density of solution in g/cm<sup>3</sup>.  
*n* Index of refraction, relative to air, at a wavelength of 589 nm (sodium D line); the index of pure water at 20°C is 1.3330.  
 $\Delta$  Freezing point depression in °C relative to pure water.  
 $\eta$  Absolute (dynamic) viscosity in mPa s (equal to centipoise, cP); the viscosity of pure water at 20°C is 1.002 mPa s.

Solute	Mass %	<i>m</i> /mol kg <sup>-1</sup>	<i>c</i> /mol L <sup>-1</sup>	$\rho$ /g cm <sup>-3</sup>	<i>n</i>	$\Delta$ /°C	$\eta$ /mPa s
Sucrose	0.5	0.015	0.015	1.0002	1.3337	0.03	1.015
C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>	1.0	0.030	0.029	1.0021	1.3344	0.06	1.028
	2.0	0.060	0.059	1.0060	1.3359	0.11	1.055
	3.0	0.090	0.089	1.0099	1.3373	0.17	1.084
	4.0	0.122	0.118	1.0139	1.3388	0.23	1.114
	5.0	0.154	0.149	1.0178	1.3403	0.29	1.146
	6.0	0.186	0.179	1.0218	1.3418	0.35	1.179
	7.0	0.220	0.210	1.0259	1.3433	0.42	1.215
	8.0	0.254	0.241	1.0299	1.3448	0.49	1.254
	9.0	0.289	0.272	1.0340	1.3463	0.55	1.294
	10.0	0.325	0.303	1.0381	1.3478	0.63	1.336
	12.0	0.398	0.367	1.0465	1.3509	0.77	1.429
	14.0	0.476	0.431	1.0549	1.3541	0.93	1.534
	16.0	0.556	0.497	1.0635	1.3573	1.10	1.653
	18.0	0.641	0.564	1.0722	1.3606	1.27	1.790
	20.0	0.730	0.632	1.0810	1.3639	1.47	1.945
	22.0	0.824	0.700	1.0899	1.3672	1.67	2.124
	24.0	0.923	0.771	1.0990	1.3706	1.89	2.331
	26.0	1.026	0.842	1.1082	1.3741	2.12	2.573
	28.0	1.136	0.914	1.1175	1.3776	2.37	2.855
	30.0	1.252	0.988	1.1270	1.3812	2.64	3.187
	32.0	1.375	1.063	1.1366	1.3848	2.94	3.762
	34.0	1.505	1.139	1.1464	1.3885	3.27	4.052
	36.0	1.643	1.216	1.1562	1.3922	3.63	4.621
	38.0	1.791	1.295	1.1663	1.3960	4.02	5.315
	40.0	1.948	1.375	1.1765	1.3999	4.45	6.162
	42.0	2.116	1.456	1.1868	1.4038	4.93	7.234
44.0	2.295	1.539	1.1972	1.4078		8.596	
46.0	2.489	1.623	1.2079	1.4118		10.301	
48.0	2.697	1.709	1.2186	1.4159		12.515	
50.0	2.921	1.796	1.2295	1.4201		15.431	
60.0	4.382	2.255	1.2864	1.4419		58.487	
70.0	6.817	2.755	1.3472	1.4654		481.561	
80.0	11.686	3.299	1.4117	1.4906			

## DENSITY OF VARIOUS SOLIDS

This table gives the range of density for miscellaneous solid materials whose characteristics depend on the source or method of preparation.

### REFERENCES

1. Forsythe, W. E., *Smithsonian Physical Tables, Ninth Edition*, Smithsonian Institution, Washington, 1956.
2. Kaye, G. W. C., and Laby, T. H., *Tables of Physical and Chemical Constants, 16th Edition*, Longman, London, 1995.
3. Brandrup, J., and Immergut, E. H., *Polymer Handbook, Third Edition*, John Wiley & Sons, New York, 1989.

Material	$\rho / \text{g cm}^{-3}$	Material	$\rho / \text{g cm}^{-3}$	Material	$\rho / \text{g cm}^{-3}$
Agate	2.5-2.7	Pyrex	2.23	Soapstone	2.6-2.8
Alabaster,		Granite	2.64-2.76	Solder	8.7-9.4
carbonate	2.69-2.78	Graphite	2.30-2.72	Starch	1.53
sulfate	2.26-2.32	Gum arabic	1.3-1.4	Steel, stainless	7.8
Albite	2.62-2.65	Gypsum	2.31-2.33	Sugar	1.59
Amber	1.06-1.11	Hematite	4.9-5.3	Talc	2.7-2.8
Amphiboles	2.9-3.2	Hornblende	3.0	Tallow, beef	0.94
Anorthite	2.74-2.76	Ice	0.917	Tar	1.02
Asbestos	2.0-2.8	Iron, cast	7.0-7.4	Topaz	3.5-3.6
Asbestos slate	1.8	Ivory	1.83-1.92	Tourmaline	3.0-3.2
Asphalt	1.1-1.5	Kaolin	2.6	Tungsten carbide	14.0-15.0
Basalt	2.4-3.1	Leather, dry	0.86	Wax, sealing	1.8
Beeswax	0.96-0.97	Lime, slaked	1.3-1.4	Wood (seasoned)	
Beryl	2.69-2.70	Limestone	2.68-2.76	alder	0.42-0.68
Biotite	2.7-3.1	Linoleum	1.18	apple	0.66-0.84
Bone	1.7-2.0	Magnetite	4.9-5.2	ash	0.65-0.85
Brasses	8.44-8.75	Malachite	3.7-4.1	balsa	0.11-0.14
Brick	1.4-2.2	Marble	2.6-2.84	bamboo	0.31-0.40
Bronzes	8.74-8.89	Meerschaum	0.99-1.28	basswood	0.32-0.59
Butter	0.86-0.87	Mica	2.6-3.2	beech	0.70-0.90
Calamine	4.1-4.5	Muscovite	2.76-3.00	birch	0.51-0.77
Calcspar	2.6-2.8	Ochre	3.5	blue gum	1.00
Camphor	0.99	Opal	2.2	box	0.95-1.16
Cardboard	0.69	Paper	0.7-1.15	butternut	0.38
Celluloid	1.4	Paraffin	0.87-0.91	cedar	0.49-0.57
Cement, set	2.7-3.0	Peat blocks	0.84	cherry	0.70-0.90
Chalk	1.9-2.8	Pitch	1.07	dogwood	0.76
Charcoal,		Polyamides	1.15-1.25	ebony	1.11-1.33
oak	0.57	Polyethylene	0.92-0.97	elm	0.54-0.60
pine	0.28-0.44	Poly(methyl methacrylate)	1.19	hickory	0.60-0.93
Cinnabar	8.12	Polypropylene	0.91-0.94	holly	0.76
Clay	1.8-2.6	Polystyrene	1.06-1.12	juniper	0.56
Coal,		Polytetrafluoroethylene	2.28-2.30	larch	0.50-0.56
anthracite	1.4-1.8	Poly(vinyl acetate)	1.19	locust	0.67-0.71
bituminous	1.2-1.5	Poly(vinyl chloride)	1.39-1.42	logwood	0.91
Coke	1.0-1.7	Porcelain	2.3-2.5	mahogany	0.66-0.85
Copal	1.04-1.14	Porphyry	2.6-2.9	maple	0.62-0.75
Cork	0.22-0.26	Pyrite	4.95-5.10	oak	0.60-0.90
Corundum	3.9-4.0	Quartz	2.65	pear	0.61-0.73
Diamond	3.51	Resin	1.07	pine, pitch	0.83-0.85
Dolomite	2.84	Rock salt	2.18	white	0.35-0.50
Ebonite	1.15	Rubber,		yellow	0.37-0.60
Emery	4.0	hard	1.19	plum	0.66-0.78
Epidote	3.25-3.50	soft	1.1	poplar	0.35-0.50
Feldspar	2.55-2.75	pure gum	0.91-0.93	satinwood	0.95
Flint	2.63	Neoprene	1.23-1.25	spruce	0.48-0.70
Fluorite	3.18	Sandstone	2.14-2.36	sycamore	0.40-0.60
Galena	7.3-7.6	Serpentine	2.50-2.65	teak, Indian	0.66-0.98
Garnet	3.15-4.3	Silica, fused,	2.21	walnut	0.64-0.70
Gelatin	1.27	Silicon carbide	3.16	water gum	1.00
Glass,		Slag	2.0-3.9	willow	0.40-0.60
common	2.4-2.8	Slate	2.6-3.3	Wood's metal	9.70
lead	3-4				

# EXPERIMENTO

## CONDUTIVIDADE ELÉTRICA DE SÓLIDOS, LÍQUIDOS E SOLUÇÕES

### 1. OBJETIVOS

No final deste experimento o aluno deverá ser capaz de:

- Reconhecer materiais que são condutores elétricos e entender por que uns conduzem corrente elétrica e outros não;
- Compreender as condições para que haja condução de eletricidade;
- Comprovar, experimentalmente, que algumas substâncias, em soluções aquosas ou no estado líquido e fundidas, conduzem a corrente elétrica.
- Associar o fenômeno da condutividade elétrica das soluções à presença de íons livres
- Associar as características da condutividade dos compostos em solução ao tipo de ligações que formam os compostos.

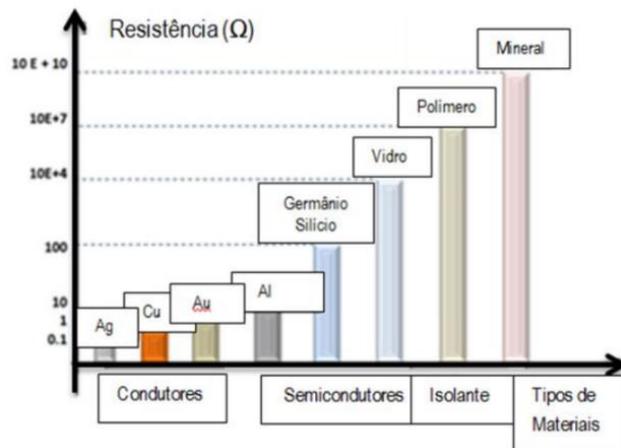
### 2. INTRODUÇÃO

Por que os diversos materiais podem ter usos e comportamentos tão diferentes? A partir das propriedades macroscópicas chegamos à idealização de modelos (propriedades microscópicas) que melhor explicam os diferentes comportamentos dos compostos químicos. Através das propriedades macroscópicas, abaixo destacadas, podemos explicar as ligações químicas nos compostos



Nesta aula, vamos apenas analisar a condutividade elétrica, uma propriedade físico-química importante, observada para alguns compostos químicos.

As propriedades elétricas dos materiais constituem importantes características que determinam suas aplicações. A eletricidade ligada à matéria tem a ver com a propriedade de um determinado material em conduzir a corrente elétrica. A manifestação desta eletricidade pode ser verificada pela medida da condutividade elétrica que difere de um material para outro. Alguns materiais são bons condutores elétricos, outros não, e podem ser classificados como **condutores**, **semicondutores** ou **isolantes**, figura ao lado.



A condutividade elétrica ( $\sigma$ ) é usada para especificar o caráter elétrico de um material. Para melhor entendê-la, precisamos explorar os conceitos de corrente elétrica, resistência e tensão:

**1ª Lei de Ohm:** a intensidade da corrente elétrica que percorre um circuito é diretamente proporcional à força eletromotriz aplicada e inversamente proporcional à resistência total do circuito.

$$I = \frac{V}{R}$$

Onde "**I**" é a intensidade de corrente elétrica, medida em ampère – A (C/s), "**V**" é a tensão elétrica aplicada, medida em volt – V (J/C) e "**R**" a resistência elétrica do circuito, medida em ohm - (V/A).

**2ª Lei de Ohm:** a resistividade apesar de independente da geometria da amostra está relacionada à **R** :

$$\rho = \frac{R.A}{l} \quad \text{ou} \quad \rho = \frac{V.A}{l}$$

"**l**" é a distância entre os dois pontos onde é medida a voltagem e "**A**" é a área da seção reta perpendicular à direção da corrente, assim a resistividade será expressa em [Ω.m]. Para Ω leia-se ohm ou mho.

**Condutividade elétrica ( $\sigma$ ):** É o inverso da resistividade, ou seja:

$$\sigma = \frac{1}{\rho} (\Omega \cdot m)^{-1}$$

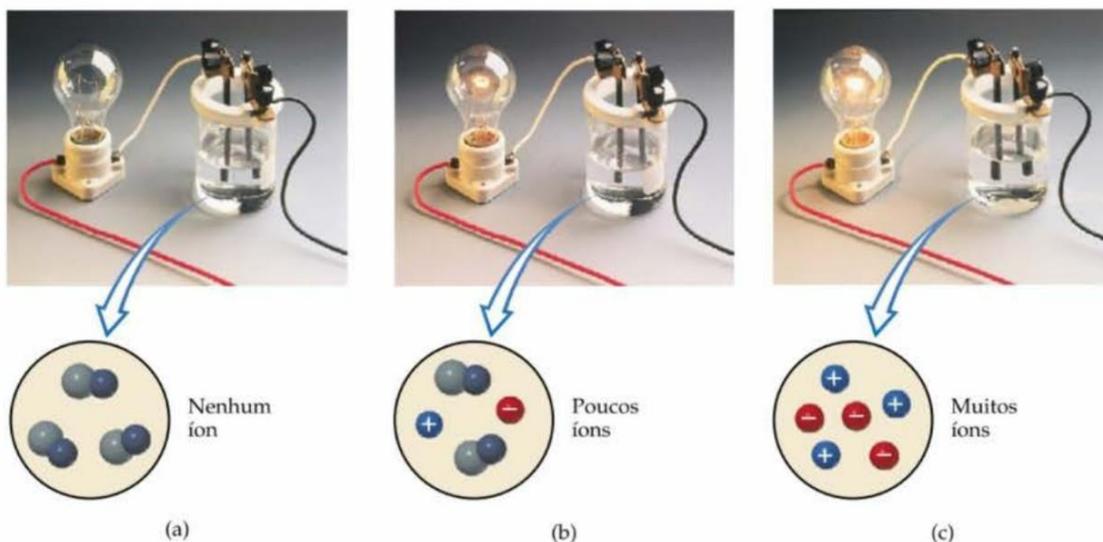
O siemens (**S**) é uma unidade do Sistema Internacional de Unidades (SI) que mede a condutividade elétrica. O **siemens equivale ao inverso do ohm (Ω)**. Portanto a unidade de condutividade elétrica pode também ser expressa como  $S \cdot m^{-1}$ .

**Tabela 1: Classificação de alguns materiais em função da Condutividade elétrica ( $\Omega \cdot m$ )<sup>-1</sup> ou S.m<sup>-1</sup>**

Material	Substância	Condutividade ( $(\Omega \cdot m)^{-1}$ )
Condutores	Prata	$6,8 \times 10^7$
	Cobre	$6,0 \times 10^7$
	Ouro	$4,3 \times 10^7$
	Alumínio	$3,8 \times 10^7$
	Ferro	$1,0 \times 10^7$
	Aço	$0,6 \times 10^7$
	Grafite	$1,7 \times 10^2$
Semi-condutores	Germânio (puro)	2,1
	Silício (puro)	$4,6 \times 10^{-4}$
Isolantes	Água	$1,0 \times 10^{-5}$
	Vidro	$1,0 \times 10^{-11}$
	Borracha	$1,1 \times 10^{-15}$

Fonte: [Estrutura e Propriedade dos Materiais: Propriedades Elétricas \(corro4v072.blogspot.com\)](http://Estrutura e Propriedade dos Materiais: Propriedades Elétricas (corro4v072.blogspot.com))

Para o entendimento da condutividade elétrica serão utilizados alguns materiais. A condutividade elétrica será observada pelo acendimento ou não de uma lâmpada usando-se um dispositivo como o mostrado na figura 1, abaixo.



**Figura 1: Dispositivo para detectar íons em solução. A capacidade de uma solução para conduzir eletricidade depende do número de íons que ela contém. (a) Uma solução de não-eletrólitos não contém íons e a lâmpada não acende. (b e c) Uma solução de eletrólitos contém íons que servem como transportadores de carga e fazem com que a luz acenda. Se a solução contém poucos íons, a lâmpada apresenta brilho fraco, como em (b). Se a solução contém muitos íons, a lâmpada brilha intensamente, como em (c).**

Para acender a lâmpada, a corrente elétrica deve fluir entre os dois eletrodos imersos na solução. Apesar de a água por si só não ser um bom condutor de eletricidade, a presença de íons faz com que as soluções aquosas sejam bons condutores. Os íons transportam carga elétrica de um eletrodo para outro, fechando o circuito. Portanto, a condutividade das soluções de NaCl indica a presença de íons na solução, e a falta de condutividade da sacarose, a ausência de íons.

Mas o que é a corrente elétrica?

A corrente elétrica pode ser entendida como o movimento ordenado de partículas eletricamente carregadas que circulam por um condutor, quando entre as extremidades desse condutor há uma diferença de potencial, ou seja, tensão. Em outras palavras, a tensão elétrica pode ser entendida como uma "força" responsável pela movimentação de elétrons. Os elétrons e a corrente elétrica não são visíveis a olho nu, mas podemos comprovar sua existência conectando, por exemplo, uma lâmpada a um terminal de geração de corrente elétrica. Entre os terminais do filamento da lâmpada caso exista uma diferença de potencial, com circulação de uma corrente elétrica, a lâmpada irá brilhar.

As partículas eletricamente carregadas são os eletrólitos, substâncias que em um meio de elevada constante dielétrica, como a água, dissociam-se em íons cátions e ânions que se movem na solução, simultaneamente em direções opostas, estabelecendo a corrente elétrica. O íon positivo (cátion) é atraído pelo polo negativo (cátodo da célula eletrolítica) e o íon negativo (ânion) é atraído pelo polo positivo (ânodo da célula eletrolítica). A dissociação iônica pode ser total ou parcial.

## CONDUTIVIDADE EM SOLUÇÕES IÔNICAS

A condutividade de soluções iônicas tem importância prática e fundamental. Prática para o desenvolvimento de dispositivos eletroeletrônicos e, fundamental no estudo das propriedades dos íons em solução.

Na Figura 2 vemos uma representação simplificada de uma célula eletrolítica. Uma diferença de potencial é aplicada em um circuito que é fechado em algum ponto pela solução eletrolítica. Para todos os efeitos práticos, a solução eletrolítica tem condutividade bastante menor que os outros componentes do circuito, de forma que a corrente circulante é determinada pelas propriedades da solução.

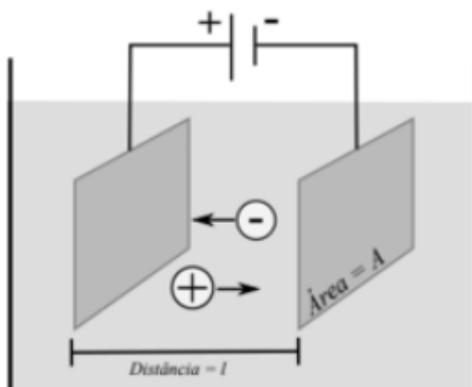
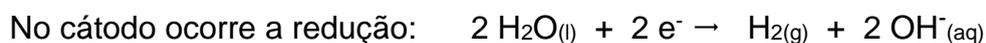
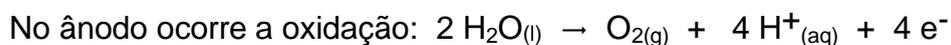


Figura 2: Representação simplificada de uma célula eletrolítica

Nos eletrodos positivo e negativo temos, respectivamente, reações de oxidação e redução. Em soluções aquosas com presença de íons, geralmente as reações são as da hidrólise da água.

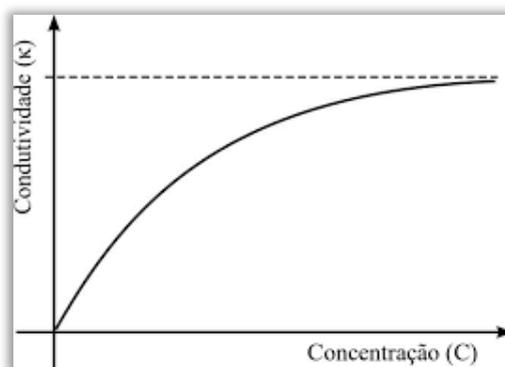


Mas na ausência de sais estas reações não ocorrem, pois, a condução de corrente elétrica na água pura é quase nula.

A formação de íons de carga positiva nas vizinhanças do eletrodo positivo, e de íons de carga negativa nas vizinhanças do eletrodo negativo, rapidamente neutraliza o potencial aplicado. Enquanto não há difusão de íons de carga oposta aos gerados para neutralizar as cargas dos íons em formação, a reação fica impedida. Desta forma, a condutividade da reação depende da velocidade com que os íons da solução se aproximam dos eletrodos e neutralizam as cargas emergentes. Por esta razão, soluções de eletrólitos, que possuem grandes concentrações de íons, conduzem corrente elétrica efetivamente. O estudo da condutividade da solução responde à pergunta: **Dada a diferença de potencial aplicada entre os eletrodos, qual a corrente que emerge na solução?** Esta corrente depende das características da célula eletrolítica, da natureza do solvente, da concentração da solução e da natureza dos íons da solução.

### CONDUTIVIDADE E CONCENTRAÇÃO

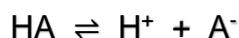
A condutividade de uma solução eletrolítica depende, naturalmente, da concentração da solução. Uma solução que não tenha nenhum íon não conduz eletricidade. A água pura tem íons e, portanto, tem uma certa condutividade, que é pequena. Quando eletrólitos são adicionados, a condutividade naturalmente aumenta. A condutividade não aumenta sempre na mesma proporção da concentração devido às interações entre íons na solução. Por exemplo, o fluxo de íons de carga positiva na direção do eletrodo negativo tende a aumentar a concentração de íons próximos ao eletrodo. Este aumento repele os próprios íons, diminuindo o fluxo, portanto a corrente. A dependência da condutividade com a concentração, portanto, geralmente tem um perfil semelhante ao apresentado na figura acima.



### ELETRÓLITO

Existem dois tipos de eletrólitos, o **eletrólito forte**, que corresponde a uma substância completamente dissociada/ionizada em solução, caso do KCl e do HCl, e o **eletrólito fraco**, caso do CH<sub>3</sub>COOH, que corresponde a uma substância parcialmente ionizada em solução.

Quando a condutividade é medida para eletrólitos fracos, o **grau de ionização** é determinante. Por exemplo, quando um eletrólito fraco monoprotico participa de um equilíbrio de ionização do tipo:



Define-se o grau de ionização por:

$$\alpha = \frac{n^{\circ} \text{ partículas ionizadas}}{n^{\circ} \text{ partículas dissolvidas}} = \frac{[A^-]}{C_A},$$

onde  $C_A = [HA] + [A^-]$  que representa a concentração total do eletrólito.

O valor de  $\alpha$  varia de 0 a 1 ou se multiplicar por 100 temos o  $\alpha$  %. Quanto maior o grau de ionização, mais forte é o ácido.

Ácidos fortes	Ácidos moderados	Ácidos fracos
<ul style="list-style-type: none"> <li>• HCl (<math>\alpha = 92</math> %)</li> <li>• HNO<sub>3</sub> (<math>\alpha = 92</math> %)</li> <li>• H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (<math>\alpha = 61</math> %)</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> (<math>\alpha = 30</math> %)</li> <li>• H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> (<math>\alpha = 27</math> %)</li> <li>• HF (<math>\alpha = 8,5</math> %)</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• H<sub>2</sub>S (<math>\alpha = 0,076</math> %)</li> <li>• H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> (<math>\alpha = 0,075</math> %)</li> <li>• HCN (<math>\alpha = 0,008</math> %)</li> </ul>

Para entender a condutividade elétrica devemos conhecer a natureza das substâncias, se iônica, molecular ou metálica, Figura 4 e, ainda, o estado físico das substâncias, ou seja: sólida, líquida ou em soluções aquosas, Figura 5.

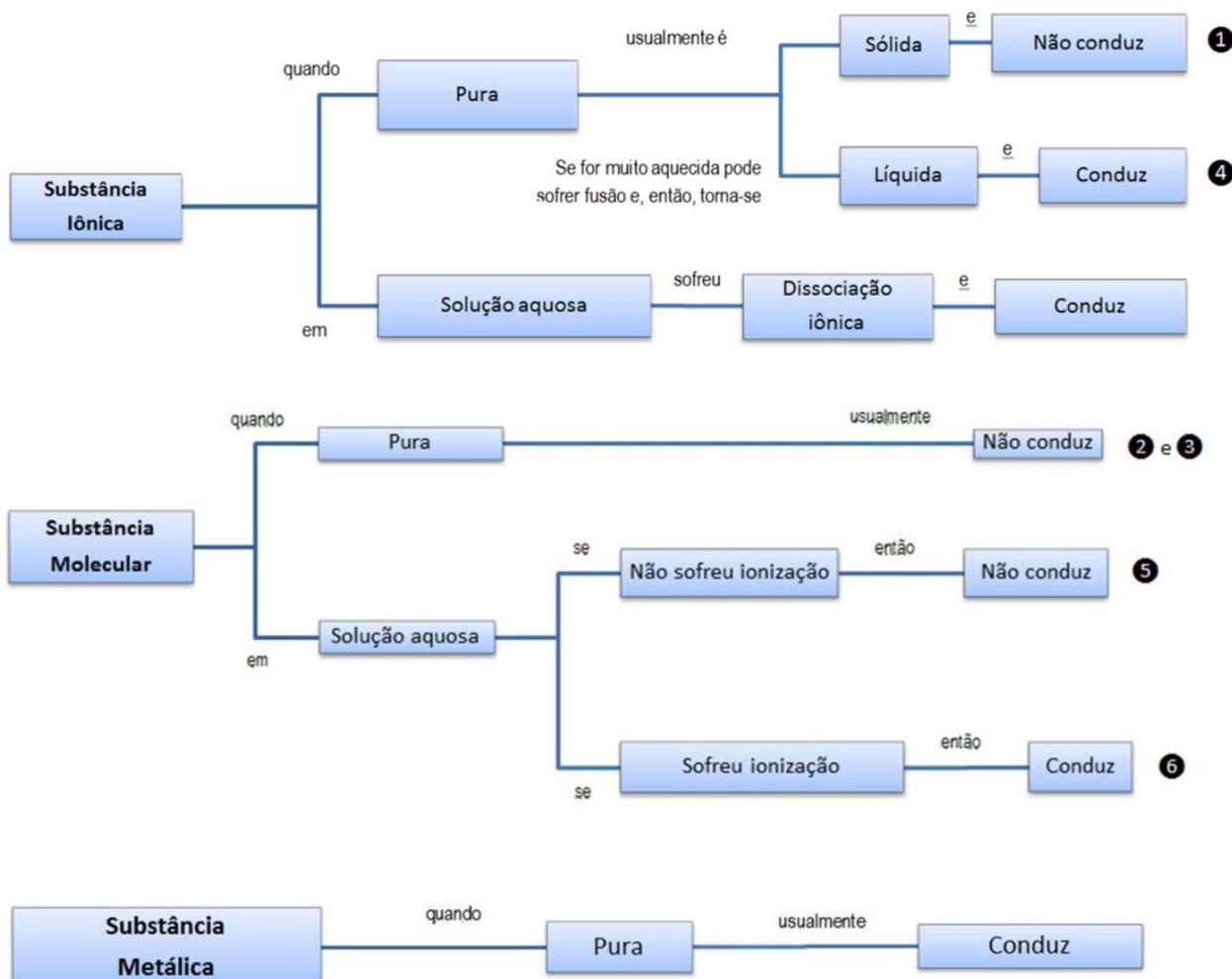
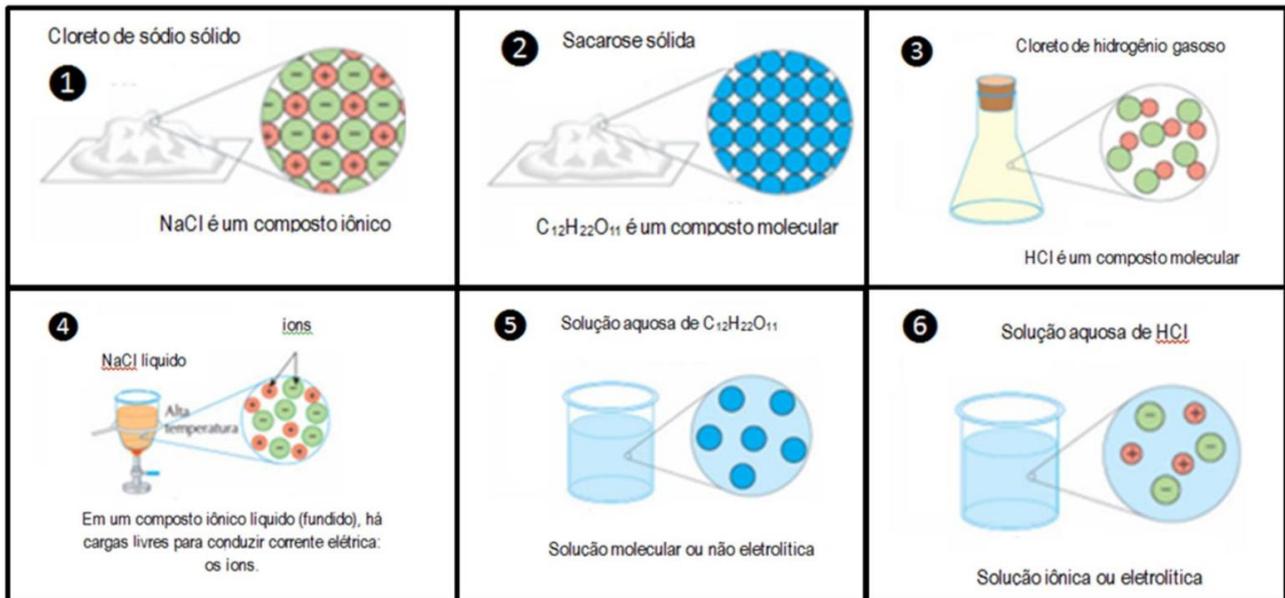
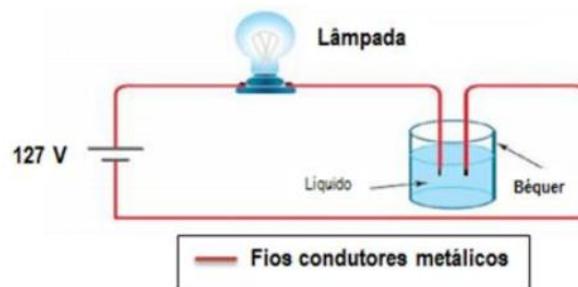


Figura 4: Esquema geral de condutividade elétrica de substâncias, a pressão constante. Os números se referem as imagens apresentados na figura 5.



**Figura 5: Condições de estudo de condutividade elétrica de substâncias e soluções.**

No laboratório o aparelho utilizado para medida da condutividade é o **condutivímetro**, muito utilizado, por exemplo, na análise da qualidade da água, já que é possível relacionar a presença de minerais na água através da condutividade que ela apresenta. Vários tipos de montagens podem ser construídos para estudar, experimentalmente, a condutividade elétrica das soluções. A Figura 6 mostra um tipo de montagem, com dois fios elétricos, uma lâmpada, um suporte para a lâmpada, dois eletrodos, um plug e um recipiente para colocar as soluções a serem analisadas.



**Figura 6: Montagem para verificação da condutividade elétrica**

Na “água destilada” ou “água deionizada”, conceito de água isenta de outros componentes que não seja H<sub>2</sub>O, a condutividade é praticamente zero, o que indica que a água é um isolante elétrico. O mais comum é utilizarmos água destilada (processo de condensação) ou deionizada (quando os sais são removidos), onde a condutividade está em valores entre 0,5 a 5 μS/cm (ou 0,5 a 5 x 10<sup>-4</sup> (Ω.m)<sup>-1</sup>)

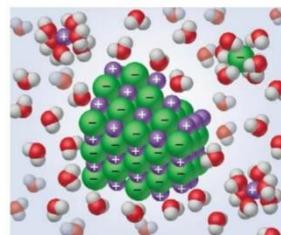
## PROPRIEDADES ELETROLÍTICAS

Imagine-se preparando duas soluções aquosas - uma dissolvendo uma colher de chá de sal de cozinha (cloreto de sódio) em uma xícara de água, e outra dissolvendo uma colher de açúcar refinado (sacarose) em uma xícara de água. Ambas as soluções são límpidas e incolores. Em que elas diferem? Uma diferença, que não é imediatamente óbvia, é a respeito de suas condutividades elétricas: a solução de sal é boa condutora de eletricidade, enquanto a solução de açúcar não é. Pode-se determinar se uma solução conduz ou não eletricidade usando-se um dispositivo como o mostrado na figura 1.

Para acender a lâmpada, a corrente elétrica deve fluir entre os dois eletrodos imersos na solução. Apesar de a água por si só não ser um bom condutor de eletricidade, a presença de íons faz com que as soluções aquosas sejam bons condutores. Os íons transportam carga elétrica de um eletrodo para outro, fechando o circuito. Portanto, a condutividade das soluções de NaCl indica a presença de íons na solução, e a falta de condutividade da sacarose, a ausência de íons. Quando NaCl se dissolve em água, a solução contém íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ , cada um rodeado por moléculas de água. Quando a sacarose ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) se dissolve em água, a solução contém apenas moléculas neutras de sacarose rodeadas por moléculas de água.

## COMPOSTOS IÔNICOS EM ÁGUA

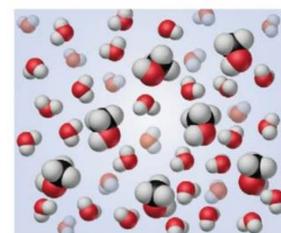
O NaCl constitui-se de um arranjo ordenado de íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ . Quando NaCl se dissolve em água, cada íon se separa da estrutura cristalina e se dispersa por toda a solução, como mostrado na figura ao lado.



A água é um solvente muito eficaz para compostos iônicos. Apesar de ser uma molécula eletricamente neutra, um dos lados da molécula (o átomo de O) é rico em elétrons e possui carga parcial negativa. O outro lado (os átomos de H) tem carga parcial positiva. Os íons positivos (cátions) são atraídos pelo lado negativo de  $\text{H}_2\text{O}$ , e os íons negativos (ânions) são atraídos pelo lado positivo. A medida que um composto iônico se dissolve, os íons ficam rodeados de moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  como mostrado na Figura 4.3 (a). Esse processo ajuda a estabilizar os íons em solução e previne que cátions e ânions se combinem novamente. Além disso, como os íons e suas camadas circundantes de moléculas de água podem se mover livremente, os íons tomam-se uniformemente dispersos por toda a solução.

## COMPOSTOS MOLECULARES EM ÁGUA

Quando um composto molecular se dissolve em água, a solução normalmente compõe-se de moléculas intactas dispersas pela solução. Consequentemente, a maioria dos compostos moleculares são não-eletrólitos. Por exemplo, uma solução de metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) em água é inteira de moléculas de  $\text{CH}_3\text{OH}$  dispersas por toda a água; figura ao lado.



Entretanto, existem algumas substâncias moleculares cujas soluções aquosas contêm íons. A mais importante destas são os ácidos. Por exemplo, quando  $\text{HCl}(\text{g})$  se dissolve em água para formar ácido clorídrico,  $\text{HCl}(\text{aq})$ , ele ioniza-se ou separa-se em íons  $\text{H}^+(\text{aq})$  e  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ .

## ELETRÓLITOS FORTES E FRACOS

Há duas categorias de eletrólitos, fortes e fracos, que diferem na extensão de condução de eletricidade. Os eletrólitos fortes são os solutos que existem em solução totalmente ou quase total como íons. Essencialmente todos os compostos iônicos solúveis (como NaCl) e alguns compostos moleculares (como o HCl) são eletrólitos fortes.

Os eletrólitos fracos são os solutos que existem em solução, na maioria das vezes, na forma de moléculas com apenas uma pequena fração na forma de íons. Por exemplo, em uma solução de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) a maioria do soluto está presente como moléculas de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Apenas uma pequena fração de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  está presente como íons  $\text{H}^+(\text{aq})$  e  $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ .

Devemos ter muito cuidado para não confundir a extensão na qual um eletrólito se dissolve com sua classificação como forte ou fraco. Por exemplo,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  é extremamente solúvel em água, mas é um eletrólito fraco. O  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , por outro lado, não é muito solúvel, mas a quantidade de substância que se dissolve dissocia-se quase completamente, portanto o  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  é um eletrólito forte.

Quando um eletrólito fraco, como o ácido acético, ioniza-se em solução, escrevemos a reação da seguinte maneira:



A seta dupla significa, que a reação pode ocorrer em ambos os sentidos. Em determinado momento, algumas moléculas de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  são ionizadas para formar  $\text{H}^+(\text{aq})$  e  $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ . Ao mesmo tempo, os íons  $\text{H}^+(\text{aq})$  e  $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$  combinam-se novamente para formar  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . O balanço entre esses processos opostos determina os números relativos de íons e moléculas neutras. Ele também produz um estado de equilíbrio químico que varia de um eletrólito fraco para outro.

### 3. PARTE EXPERIMENTAL

#### A. Condutividade elétrica em METAIS e materiais SÓLIDOS

##### Materiais:

Fios de arame ou pregos

Um pedaço de zinco

Um pedaço de alumínio

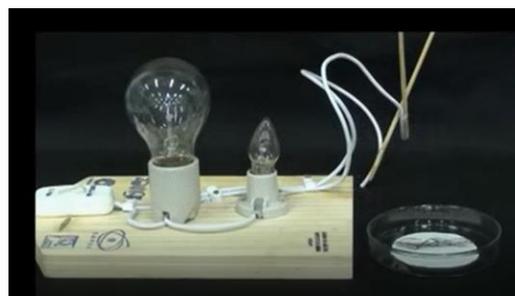
Um pedaço de madeira

Um pedaço de cobre

Um palito plástico

Vidro relógio

1. Para analisar a condutividade, monte um aparato de acordo com a figura ao lado conectando uma lâmpada incandescente 7 W à uma base de madeira e conecte o dispositivo a uma fonte de 12V (uma fonte de impressora). As pontas dos eletrodos que irão avaliar a condutividade dos



materiais estão presas à um palito de madeira (material isolante). É importante que não se deixe uma ponta do eletrodo encostar na outra ponta.

2. Coloque um fio de arame (ou um prego) em um vidro relógio e, simultaneamente com cada um dos eletrodos, toque os extremos opostos da porção do material sólido
3. Repita a operação com cada um dos materiais da tabela a seguir e anote se o material conduz, ou não, corrente elétrica. Tenha cuidado para deixar os eletrodos afastados por, no mínimo, 3 cm um do outro

Material	Condução de corrente elétrica
Ferro (fios de arame ou pregos)	
Alumínio	
Cobre	
Zinco	
Madeira	
Plástico	

**Atenção: desligue o aparato e limpe os eletrodos depois de cada medida**

## B. Condutividade elétrica em substâncias LÍQUIDAS e SÓLIDAS TRITURADAS

### Materiais:

Água potável	Hidróxido de sódio sólido ( $\text{NaOH}_{(s)}$ )
Água destilada	Carbonato de cálcio sólido ( $\text{CaCO}_{3(s)}$ )
Etanol	Naftalina triturada ( $\text{C}_{10}\text{H}_8_{(s)}$ )
Cloreto de sódio sólido ( $\text{NaCl}_{(s)}$ )	Sacarose sólida ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(s)}$ )
Béquer de 250 mL	

1. Adicione a um béquer, de 250 mL, 20 mL de água potável e mergulhe os eletrodos no líquido e determine sua condutividade. Não esqueça: tenha cuidado para deixar os eletrodos afastados por, no mínimo, 3 cm um do outro.
2. Repita a operação para a água destilada e o etanol; anotando se o conduzem, ou não, corrente elétrica. Tenha cuidado para deixar os eletrodos afastados por, no mínimo, 3 cm um do outro
3. Repita a operação com cada um dos materiais da tabela a seguir e anote se o material conduz, ou não, corrente elétrica. Tenha cuidado para deixar os eletrodos afastados por, no mínimo, 3 cm um do outro.

Material	Condução de Corrente
Água potável	
Água destilada	
Etanol	
NaCl <sub>(s)</sub>	
NaOH <sub>(s)</sub>	
CaCO <sub>3(s)</sub>	
C <sub>10</sub> H <sub>8(s)</sub>	
C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11(s)</sub>	

**Atenção: desligue o aparato e limpe os eletrodos depois de cada medida**

### C. Condutividade elétrica em SOLUÇÕES e SÓLIDOS FUNDIDOS

#### Materiais:

Hidróxido de sódio fundido (NaOH<sub>(l)</sub>)      Cloreto de sódio aquoso (NaCl<sub>(aq)</sub>)  
 Solução aquosa de Sacarose (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11(aq)</sub>)      Solução aquosa de etanol (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH<sub>(aq)</sub>)  
 Hidróxido de sódio aquoso (NaOH<sub>(aq)</sub>)  
 Cápsula de porcelana e Béquero de 250 mL

1. Em capsula de porcelana, e com o auxílio de um bico de bunsen, leve à fusão aproximadamente 5 gramas de hidróxido de sódio. Depois de fundido, mergulhe os eletrodos no hidróxido de sódio líquido e determine sua condutividade elétrica. Novamente tenha cuidado para deixar os eletrodos afastados por, no mínimo, 3 cm um do outro.
2. Prepare uma solução aquosa dissolvendo, aproximadamente, 5 gramas de sacarose em 150 mL de água destilada. Em seguida, mergulhe os eletrodos na solução e determine se ela conduz ou não corrente elétrica.
3. Repita o procedimento 2 com cada um dos demais materiais da tabela a seguir e anote se o material conduz, ou não, corrente elétrica.

Substâncias	Condução de corrente elétrica
NaOH <sub>(l)</sub>	
C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11(aq)</sub>	
NaOH <sub>(aq)</sub>	
NaCl <sub>(aq)</sub>	
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH <sub>(aq)</sub>	

**Atenção: desligue o aparato e limpe os eletrodos depois de cada medida**

#### 4. QUESTIONÁRIO

1. (EEM-SP) Uma substância "A" conduz corrente elétrica quando fundida ou em solução aquosa. Outra substância "B" só a conduz em solução de solvente apropriado e uma terceira "C" a conduz no estado sólido. Qual o tipo de ligação existente em cada uma das substâncias A, B e C?
2. A resistividade é a grandeza oposta à condutividade elétrica. Sendo assim, a partir dos valores de resistividade elétrica fornecidos abaixo, marque a alternativa correta:

<b>Cobre</b>	$1,7 \times 10^{-8} \Omega.m$
<b>Alumínio</b>	$2,8 \times 10^{-8} \Omega.m$
<b>Ferro</b>	$1,0 \times 10^{-7} \Omega.m$
<b>Vidro</b>	$10^{10} \text{ à } 10^{14} \Omega.m$
<b>Quartzo</b>	$7,5 \times 10^{15} \Omega.m$

- a) O ferro é melhor condutor elétrico que o cobre;
  - b) De todos os materiais listados, o vidro é o que apresenta maior resistência à passagem da corrente elétrica;
  - c) Por ser excelente condutor, o quartzo é muito utilizado na fabricação de relógios;
  - d) O cobre é o melhor condutor apresentado;
  - e) A condutividade do alumínio é maior que a do cobre.
3. Como você justificaria a condutividade elétrica nos metais.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

4. Como você justificaria a ausência de condutividade elétrica do plástico e da madeira?

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

5. Água e etanol, embora tenham grupos polares e sejam moléculas com momento de dipolo diferente de zero, não conduzem corrente elétrica. Por quê?

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

6. Hidróxido de sódio sólido e hidróxido de sódio líquido têm comportamento opostos na condução de corrente elétrica. Por quê?

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

7. Por que a solução aquosa de sacarose não conduz corrente elétrica enquanto a solução aquosa de cloreto de sódio conduz?

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## Experiência

### Síntese do alúmen de alumínio e potássio (Reciclagem de latas comerciais de alumínio)

#### 1. OBJETIVOS

No final desta experiência o aluno deverá ser capaz de conseguir determinar o reagente limitante de uma reação e proceder com os cálculos de rendimento de reação. Realizar a reação de síntese do alúmen, a partir do alumínio metálico. Dominar as técnicas de filtração simples, filtração a vácuo, e cristalização.

#### 2. INTRODUÇÃO

Refundir o alumínio para reciclá-lo é muito mais barato e usa menos energia do que produzir alumínio a partir da bauxita, que passa obrigatoriamente pela eletrólise do óxido de alumínio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). A reciclagem usa cerca de 5% da energia que seria necessária para extrair o metal a partir do minério bruto (bauxita). Cerca de 36% do alumínio nos Estados Unidos vem de metal reciclado. O Brasil é líder mundial na reciclagem de alumínio. O país recicla 98,2% de suas latas de alumínio.

##### 2.1. Sulfato duplo de alumínio e potássio

O alúmen de potássio, popularmente chamado de “pedra-ume”, é o sulfato duplo de alumínio e potássio e é normalmente encontrado em sua forma dodeca-hidratada como  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}_{(s)}$ .

*Alúmens* são compostos iônicos que cristalizam a partir de soluções que contém o ânion sulfato, um cátion trivalente, normalmente  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$  ou  $\text{Fe}^{3+}$  e um cátion monovalente, geralmente  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$  ou  $\text{NH}_4^+$ . O alúmen de alumínio e potássio é utilizado, por exemplo, como “mordente” em tinturaria, na indústria de beneficiamento do couro, aglomerante para gesso e cosméticos.

A fórmula geral dos alúmens é  $\text{M}^+\text{M}^{3+}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ , onde  $\text{M}^+$  pode ser qualquer cátion monovalente, com exceção do lítio. Com relação às doze moléculas de água de hidratação, seis são associadas ao cátion monovalente e, as demais, ao trivalente.

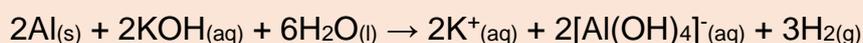
Sulfato duplo de alumínio e potássio,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ , na forma do mineral é denominado Calinita e encontra-se disponível na natureza. O ponto na fórmula química do composto indica que existem doze moléculas de água ligadas, portanto fazem parte da massa molar do sulfato duplo de alumínio e potássio. Confirma a massa molar como sendo cerca de  $474 \text{ g mol}^{-1}$ . Por outro lado, podemos obter o mesmo composto na forma de cristais, que normalmente são octaédricos, quando se misturam duas soluções aquosas, quentes, de sulfato de alumínio e de sulfato de potássio e resfria-se a solução resultante.

Nesta experiência de síntese do sulfato duplo de alumínio e potássio, a partir de *reações ácido-base* e de uma *reação redox*, serão utilizadas latas de refrigerantes ou de

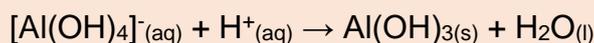
cerveja, como fonte do alumínio, o que se constitui em um exemplo da utilização do alumínio descartado e simultaneamente se evita o acúmulo desse metal no ambiente. O metal alumínio reage muito pouco com soluções ácidas diluídas, pois a superfície do metal normalmente fica protegida por uma camada de óxido de alumínio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), que é pouco solúvel em água e assim impede que o ácido entre em contato com o alumínio metálico. Por outro lado, soluções alcalinas dissolvem essa camada de óxido, atacando em seguida o metal e como produto forma-se o ânion  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$  (aq).

Quando se adiciona ácido sulfúrico à solução, inicialmente uma das hidroxilas será removida o que resulta em um produto neutro,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , que precipita em meio aquoso. Continuando a adição do ácido esse precipitado (ou corpo de fundo) sofre dissolução. As seguintes equações representam as reações para a síntese do alúmen de alumínio e potássio.

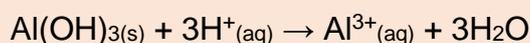
1) Adição de alumínio metálico em solução  $\text{KOH}$  (aq), sob aquecimento e posterior filtração.



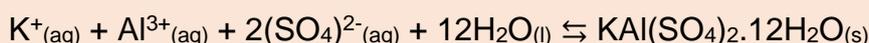
2) Adição de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (aq) ao filtrado.



3) Adição de excesso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (aq), sob agitação.

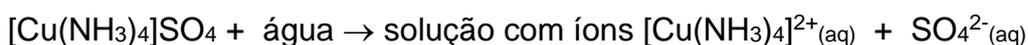
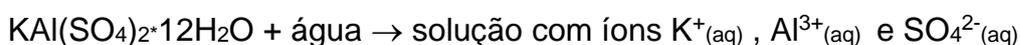


4) Resfriamento da solução



**Observe que foi inserida uma dupla seta nesta última etapa, indicando que este composto é solúvel em água, isto é, o sal duplo libera seus íons hidratados em solução.**

Devemos distinguir entre um *sal duplo* e um *íon complexo*, que são espécies estudadas em Química Inorgânica. Por exemplo, utilizando  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ , podemos demonstrar, através de análises, que ao ser dissolvido em água o *sal duplo* libera os seus constituintes ( $\text{K}^+_{(aq)}$ ,  $\text{Al}^{3+}_{(aq)}$  e  $\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$ ), enquanto que um *íon complexo* ( $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}_{(aq)}$  na reação a seguir) mantém sua identidade química em solução:

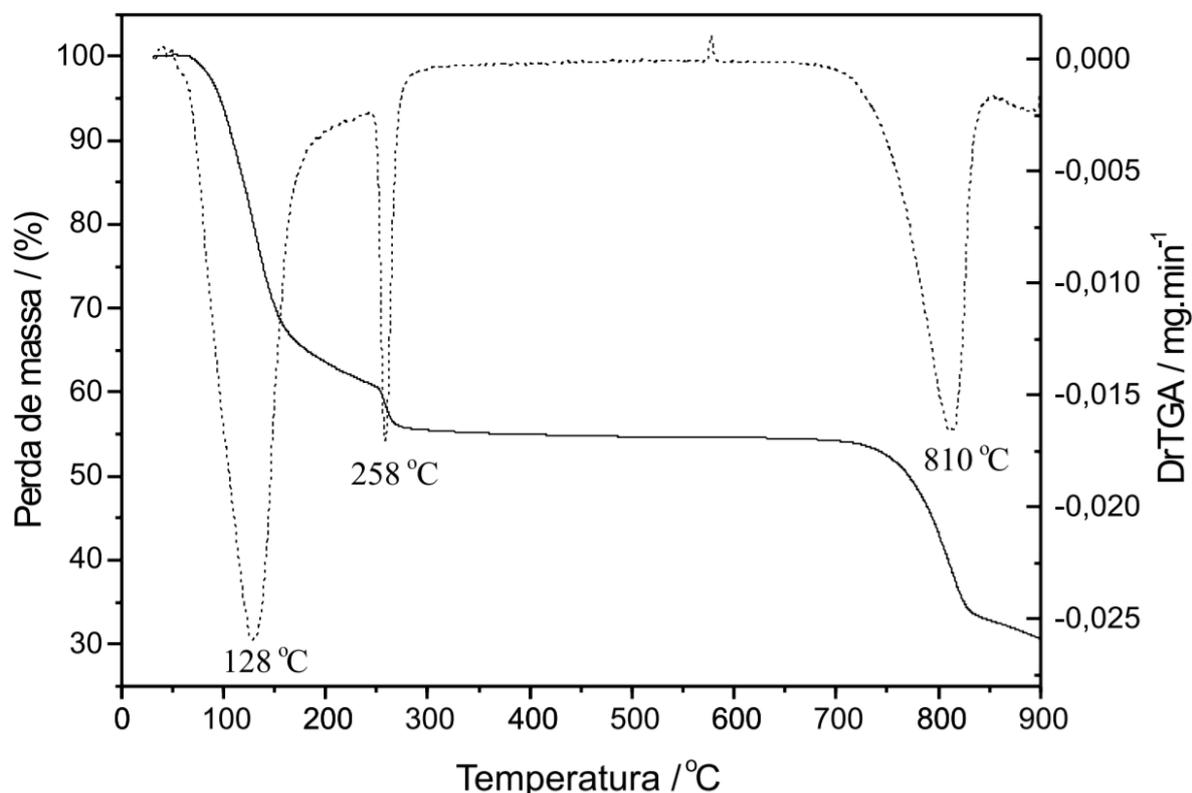


O alúmen de potássio é muito utilizado na tintura de tecidos (como mordente), purificação de águas (como agente floculante), clarificação de açúcar, entre outras aplicações.

Considerando os valores de solubilidade do  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  (11,4 g/100 mL  $H_2O$  a 20 °C) em relação aos dos sais  $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$  (86,9 g /100 mL  $H_2O$  a 0 °C) e  $K_2SO_4$  (12 g/100 mL  $H_2O$  a 25 °C), verifica-se que a solubilidade do alúmen é a menor, propiciando o seu isolamento da solução.

## 2.2 Análise Térmica do alúmen de Potássio: Curva TG/DTG

A pureza do alúmen de potássio obtido no experimento, pode ser atestado pela realização a análise da curva termogravimétrica (TGA) e a sua derivada (DTG). Segundo a literatura, o  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  (474,39 g/mol; ponto de fusão = 92,5 °C) perde 9 moléculas de água a 65 °C, desidrata-se a aproximadamente 200 °C e, em temperaturas superiores, perde  $SO_3$ , tornando-se básico. A figura 1 mostra a curva TGA de uma amostra de alúmen onde observa-se a perda de 45,2% de massa, o que corresponde à saída de aproximadamente 12 moléculas de água (a perda de massa calculada para a obtenção do alúmen anidro é 45,6%). Nas condições empregadas no experimento, a amostra de alúmen perdeu 9 moléculas de água no intervalo de 50 a 170 °C (pico DTG em 128 °C) e as 3 moléculas restantes em 180-300 °C (pico DTG em 258 °C); O sal duplo anidro  $KAl(SO_4)_2$  é estável até 700 °C, acima de aproximadamente 750 °C, a amostra sofre decomposição e transforma-se numa mistura de óxidos (de alumínio e potássio).



**Figura 1:** Dados de análise térmica do alúmen de potássio: curva TGA (linha cheia) e curva DTG (linha tracejada). **Fonte:** Quim. Nova, Vol. 25, No. 3, 490-498, 2002.

### 2.3 Rendimento de uma reação

Muitas reações químicas não são totalmente completadas, isto é, os reagentes não são completamente convertidos em produtos. Em alguns casos eles sofrem mais do que um tipo de reação, formando outras substâncias além das desejadas.

O rendimento de uma reação química pode ser calculado através da relação:

$$\text{Rendimento} = \frac{\text{Valor experimental}}{\text{Valor calculado}} \times 100$$

O alúmen de potássio é facilmente purificado por recristalização porque a sua solubilidade aumenta acentuadamente com o aumento da temperatura (5,9 g do composto anidro/100g água a 20 °C e 154g/100g a 100 °C). Num experimento de crescimento do monocristal, é possível isolar bonitos cristais de alúmen de forma octaédrica, que possuem aproximadamente 1 cm de aresta.

### 3. PRÉ-LABORATÓRIO

- 1) Calcule a massa de KOH necessária para preparar 100 mL de solução 1,5 mol L<sup>-1</sup>.
- 2) Calcule o volume de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (95%; 1,84 g mL<sup>-1</sup>; 98,0 g mol<sup>-1</sup>) necessário para o preparo de 100 mL de solução 9,0 mol L<sup>-1</sup>.
- 3) Identifique a reação redox em alguma das etapas da síntese do alúmen de alumínio e potássio.
- 4) Utilizando uma lata de alumínio, de refrigerante ou de cerveja, corte-a de modo a obter um retângulo com aproximadamente 6 x 7 cm. Remova, com palha de aço, a tinta da parte externa da lata e o verniz interno. Leve essa lâmina de alumínio para o laboratório, para ser utilizada em seu experimento.
- 5) Como este experimento se trata de uma síntese que envolve várias etapas, para você ter uma visão geral do processo, seria conveniente preparar um esquema geral de todos os passos envolvidos.
- 6) Supondo que você obteve 1,5 g de alúmen; quantos gramas de água a 0°C são necessários para solubilizar esta quantidade obtida de alúmen? E qual a massa de água a 90°C necessária para dissolução desses mesmos 1,5 gramas?
- 7) Consulte material impresso e/ou internet dados sobre a produção anual no Brasil da indústria de beneficiamento do couro, aglomerante para gesso e de cosméticos.

#### 4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Atenção:

- *Para realizar este experimento, você deve seguir o item 4 do pre-laboratório para o prepare da lata de alumínio. Muito cuidado ao manusear este pedaço de alumínio, pois ele é CORTANTE!*
- *Pode ser que seja usada a metade da massa inicial do alumínio (0,50 g) para economizar reagentes, assim sendo todos os reativos devem ser diminuídos pela metade.*

a) No laboratório de Química, recorte esse pedaço de alumínio em pequenas partes, para aumentar a área de superfície e facilitar a reação. Pese aproximadamente 1,00 g de alumínio, com precisão de  $\approx 0,01$  g. Coloque a massa de alumínio em um béquer de 250 mL e adicione 50 mL de solução  $\text{KOH}_{(\text{aq})}$   $1,5 \text{ mol L}^{-1}$ . Observe a liberação de hidrogênio. Este procedimento deve ser realizado na capela química, com o exaustor ligado, pois hidrogênio ( $\text{H}_{2(\text{g})}$ ) é muito inflamável e muito explosivo!

b) Coloque o béquer sobre uma chapa de aquecimento e aqueça um pouco para aumentar a velocidade da reação. Durante a reação, a solução que era inicialmente incolor, torna-se escura e quando parar de borbulhar hidrogênio é indicativo que a reação deve estar completa (aproximadamente 30 minutos).

c) Enquanto a reação estiver ocorrendo, monte o aparato para efetuar a filtração a vácuo (filtração por aspiração). Coloque o funil de Büchner na boca do kitassato, utilize um alonga para kitassato (peça de borracha para ajuste) para ajustar o funil no kitassato. Posicione adequadamente o papel filtro cortado em círculo no funil (todos os orifícios do funil de Büchner deverão estar cobertos pelo papel filtro e não pode haver dobras próximas da margem do papel). *Tenha cuidado ao manusear o funil de Büchner.*

d) Filtre a solução quente, transferindo-se o conteúdo do béquer para um funil de Büchner, com a ajuda de um bastão de vidro. *Este procedimento será feito utilizando uma bomba de vácuo. Peça ajuda ao monitor para realizar esta etapa.* Todo o resíduo escuro deverá ficar retido no papel de filtro, o qual deve ser descartado no local indicado no laboratório, deixando o filtrado incolor, para ser utilizado a seguir. Caso a solução não esteja límpida, realize nova filtração.

e) Transfira o filtrado do kitassato para um béquer limpo de 250 mL. Com cuidado, e sob agitação, adicione 20 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $9 \text{ mol L}^{-1}$  a essa solução utilizando uma pipeta. (Cuidado! Esta solução é extremamente corrosiva!) Observe que, inicialmente aparecerá um ppt de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  que dissolverá quando mais ácido for adicionado. Note que a solução aquecerá, devido à reação ácido-base ser *exotérmica*, mas caso seja necessário aqueça a solução, por 2-5 minutos, com agitação (utilize um bastão de vidro para agitar a solução) para completar a reação. Se depois desse tempo permanecer algum sólido, filtre a mistura e conserve o filtrado incolor, para posterior obtenção dos cristais do alumínio.

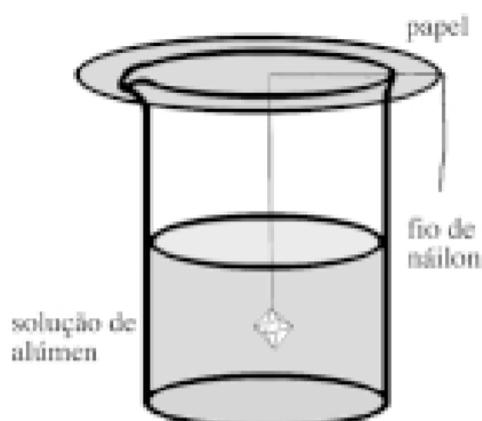
f) Prepare um banho de gelo/água e coloque o béquer com o filtrado nesse banho por cerca de 15 a 20 minutos. Durante o resfriamento da solução, atrite constantemente o fundo e as paredes internas do béquer com um bastão de vidro para iniciar a precipitação do alumínio. Desse modo, cristais de alumínio irão se formar e devem ser filtrados. Novamente peça ajuda para o monitor para realizar esta segunda filtração a vácuo. Lave os cristais com cerca de 30 mL (em porções de 10 mL) de uma mistura resfriada de etanol:água (1:1). Terminada a filtração e secagem dos cristais de alumínio, coloque os cristais em um vidro relógio e determine a sua massa e calcule o rendimento da síntese. O alumínio sintetizado deverá ser colocado no pote indicado no laboratório, utilizando uma espátula.

g) *A solução restante no kitassato NÃO pode ser descartada na pia.* É extremamente ácida (pH  $\approx$  0). Ela deve ser descartada com cuidado no local indicado no laboratório. Esta solução será neutralizada pelos monitores.

h) Lave todo o material utilizado e deixe sua bancada limpa e organizada.

### **Crescimento de cristais de alumínio de potássio**

O alumínio obtido segundo o procedimento acima descrito foi transferido para um béquer de 150 ou 250 mL. Calculou-se a quantidade de água necessária para dissolver a massa de alumínio transferida, considerando-se que são necessários 7 mL de água para cada grama de alumínio. A quantidade de água calculada foi usada na dissolução do sal, aquecendo-se a solução a cerca de 60 °C e controlando-se a temperatura com um termômetro. Em seguida, a solução foi resfriada até uma temperatura abaixo de 30 °C. Um pequeno cristal de alumínio (gérmen) foi amarrado num fio de náilon fino e fixado num pedaço de papel perfurado. O gérmen foi mergulhado na solução de modo a ficar aproximadamente no centro da mesma conforme ilustra a Figura 2. O sistema foi deixado em repouso por uma semana, obtendo-se um cristal de forma octaédrica. Após o experimento, a solução sobrenadante pode ser concentrada por evaporação do solvente para recuperar parte do sal de alumínio dissolvido. Cuidados devem ser tomados na evaporação da água por aquecimento prolongado, uma vez que pode ocorrer a hidrólise do íon  $\text{Al}^{3+}$ .



**Figura 2:** Esquema do sistema utilizado para o crescimento do cristal de alumínio.

## QUESTÕES A CONSIDERAR PARA O RELATÓRIO

1. Identifique as reações ácido-base e a reação redox no processo da obtenção do alúmen de alumínio e potássio.
2. Calcule o rendimento final da síntese do alúmen de alumínio e potássio. Apresente os cálculos, discuta os resultados e tire suas conclusões. Inclua em seu relatório as respostas das questões para discussão.
3. Observando as propriedades do alúmen vistas no “Merck Index” ou “Handbook” justifique os seguintes procedimentos feitos no laboratório:
  - a) Esfriarmos a solução que continha o alúmen.
  - b) Lavarmos os cristais com uma mistura álcool/água e não com água somente.
  - c) Por que o líquido de lavagem deve ser preferencialmente frio? Poder-se-ia utilizar outro solvente para lavagem? Qual?
4. Quais os cuidados devem ser tomados com relação a produção de hidrogênio gasoso durante a reação da latinha de alumínio com a solução de ácido clorídrico?
5. Qual é a diferença entre reciclagem e reutilização?
6. São conhecidos os casos de escolas que promovem atividades entre seus estudantes para recolhimento de latas de alumínio para serem vendidas para cooperativas/indústrias envolvidas com a reciclagem de alumínio e, conseqüentemente, obter recursos financeiros para a escola. Em certas ocasiões, estas atividades assumem caráter competitivo, pois a turma que obtiver mais latas de alumínio é premiada. Em outras palavras, pode-se afirmar que estas atividades podem incentivar o consumo de produtos contidos nestas latas de alumínio. Discutir esta relação entre consumismo e reciclagem.
7. Procure dados sobre a produção, consumo e a indústria de reciclagem de alumínio no Brasil. Cite as fontes.

## EXPERIÊNCIA

### DETERMINAÇÃO DO NÚMERO DE AVOGADRO

#### 1. INTRODUÇÃO



Por mais paradoxal que possa parecer; o número é de Avogadro, mas aparentemente ele nunca teve interesse em determiná-lo.

As atenções de Avogadro, na segunda metade do século XIX, estavam voltadas para a determinação do número de moléculas em iguais volumes de gases nas CNTP (Condições Normais de Pressão e Temperatura) e sua contribuição para o desenvolvimento da teoria cinética dos gases.

Mas, ainda assim, o valor foi determinado em 1865, pelo químico Austríaco Joseh Loschmidt que propôs um método para obtê-lo como um número *por mililitro de gás, mais que por mol de gás* ou por grama de massa molar; e ficou conhecido à época como número de Loschmidt.

A associação do número ao nome de Avogadro ocorreu na primeira década do século XX (em 1908) com o químico francês Jean Perrin em seus estudos sobre a teoria cinética do movimento Browniano, época em que Avogadro (1776 – 1856) já havia falecido. Perrin referiu-se a uma constante que ficou conhecida como o “número de partículas por molécula-grama”. Posteriormente, em um review de 1909, propôs nomear esta constante em homenagem a Avogadro:

.....”este número invariável  $N$  é uma constante universal que pode, justificadamente, **ser chamada de constante de Avogadro.**”.....

Jean Perrin popularizou sua homenagem a Avogadro em seus livros “O Movimento Browniano e a Realidade Molecular” (1910) e “Os Átomos” (1913) sendo que a constante tornou-se de Avogadro desde então.

## 1.1 O MOL

Contudo, a constante de Avogadro tem enorme aplicação na química. Os químicos podem usá-la para descrever os números de átomos, íons e moléculas em termos de uma unidade chamada “mol”.

O mol é o análogo da “dúzia” dos atacadistas. Uma “dúzia” poderia ser definida como o número de ovos em uma bandeja de 12 unidades, vendida pelo atacadista. Mesmo sem abrir a embalagem para contar o número de ovos que há dentro, você poderia determinar o que significa “uma dúzia de ovos” pesando a bandeja com ovos e dividindo a massa total pela massa de um ovo.

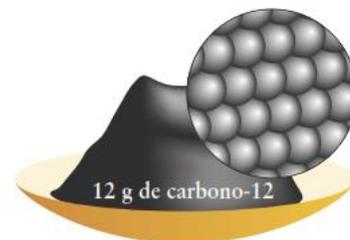
Uma abordagem semelhante foi usada para conceituar um mol, que a princípio o Sistema Internacional de Unidades (SI) definia como: "o mol é a quantidade de matéria de um sistema que contenha tantas entidades elementares quantos sejam os átomos em 0,012 kg de carbono 12; e seu símbolo é 'mol'. Quando a terminologia “mol” é usada, as entidades elementares devem ser especificadas e podem ser átomos, moléculas, íons, elétrons, outras partículas, ou grupos especificados de tais partículas".

Para saber o que queremos dizer com o termo 1 mol, poderíamos pesar 12 g de carbono-12. Como podemos saber quantos átomos estão presentes?

Já que contar os átomos diretamente é impraticável, é melhor usar o caminho indireto, baseado na massa de um átomo. A massa de um átomo de carbono-12 foi determinada por espectrometria de massas como  $1,99265 \times 10^{-23}$ . Isso significa que o número de átomos em exatamente 12 g de carbono-12 é

$$\text{Número de átomos de C} = \frac{\overbrace{12 \text{ g [exatamente]}}^{\text{massa da amostra}}}{\underbrace{1,99265 \times 10^{-23} \text{ g}}_{\text{massa de um átomo de C}}} = 6,0221 \times 10^{23}$$

No dia 16 de novembro de 2018, durante a 26ª Conferência Geral de Pesos e Medidas (CGPM), que ocorreu entre os dias 13 e 16 de novembro de 2018, em Versalhes, foi aprovada em votação uma nova proposta de redefinição das unidades de base mol, quilograma, Amper e Kelvin. Ficou definido que um mol de uma substância tem exatamente  $6,02214076 \times 10^{23}$  entidades elementares especificadas. Este é o número atualmente



**FIGURA E.1** Definição de mol: se medimos exatamente 12 g de carbono 12, então temos exatamente 1 mol de átomos de carbono 12. Existirá um número de átomos na pilha igual ao número de Avogadro.

fixado para o número de Avogadro ( $N_A$ ). Desta forma, a definição do mol deixou de ser baseada em uma unidade de massa.

A definição, junto com seu adendo explicativo, ficou como:

*“O mol, símbolo **mol**, é a unidade do SI de **quantidade de substância**. Um mol contém exatamente  **$6,02214076 \times 10^{23}$**  entidades elementares. Este número é o valor numérico fixado para a constante de Avogadro,  $N_A$ , quando expresso em  $\text{mol}^{-1}$ , e é chamado de número de Avogadro. A quantidade de substância, símbolo ***n***, de um sistema, é uma medida do número entidades elementares especificadas. Uma entidade elementar pode ser um átomo, uma molécula, um íon, um elétron, qualquer outra partícula ou grupo de partículas especificado”.*

Como o mol é igual a este número, podemos aplicar a definição a qualquer entidade, não apenas a átomos de carbono:

1 mol de qualquer objeto corresponde a  $6,02214076 \times 10^{23}$  dessa entidade.

Logo, 1 mol de átomos de qualquer elemento, 1 mol de íons e 1 mol de moléculas contêm, cada um,  $6,02214076 \times 10^{23}$  átomos, íons e moléculas, respectivamente.

Assim como 1 g e 1 m são unidades usadas para medir propriedades físicas, o mesmo acontece com 1 mol. O mol é a unidade utilizada para medir a propriedade física formalmente chamada de quantidade de matéria, *n*. Esse nome, porém, é pouco usado pelos químicos, que preferem referir-se a ela, coloquialmente, como “número de mols”.

Um acordo, que vem sendo aceito, é chamar *n* “quantidade química” ou, simplesmente, “quantidade” das espécies presentes em uma amostra. Assim, 1,0000 mol de átomos de hidrogênio ( $6,0221 \times 10^{23}$  átomos de hidrogênio), que é escrito como 1,0000 mol de H, é a quantidade química de átomos de hidrogênio da amostra.

A constate de Avogadro foi mudando ao longo do tempo, à medida em que os cientistas iam encontrando metodologias mais precisas para determinar este número. A Tabela 1 mostra os diversos valores obtidos ao longo do tempo.

**Tabela 1.** Valores de  $N_A$  e suas incertezas conforme determinado a partir de 1865. Os dados 1-17 são derivados principalmente do movimento atômico ou molecular em gases ou fluidos, dados 18-24 principalmente de comprimentos de onda de raios-x e os dados 25-35 da abordagem da densidade do cristal de raio X (XRCD), juntamente com ajustes de mínimos quadrados de constantes fundamentais.

Year	First author	Method	$N_A^*$ $10^{23} \text{ mol}^{-1}$	$u_{\text{rel}}$	
1	1865	J Loschmidt	Mean free path	72	$1 \times 10^0$
2	1873	J D van der Waals	Kin. gas theory	11	$5 \times 10^{-1}$
3	1890	W R Röntgen	Atom. films on water	7	$1 \times 10^0$
4	1890	J W S Rayleigh	Atom. films on water	6.08	$1 \times 10^{-2}$
5	1901	M Planck	R/k	6.16	$1 \times 10^{-2}$
6	1903	H A Wilson	Oil drop method	9.3	$1 \times 10^0$
7	1904	J J Thomson	Oil drop method	8.7	$1 \times 10^0$
8	1908	A Einstein	Diffusion theory	6	$1 \times 10^0$
9	1908	J Perrin	Brownian movement	6.7	$3 \times 10^{-1}$
10	1909	E Rutherford	$\alpha$ -particle theory	6.16	$6 \times 10^{-2}$
12	1914	T Fletcher	Brownian movement	6.0	$2 \times 10^{-1}$
13	1914	I Nordlund	Diffusion in fluids	5.91	$1 \times 10^{-2}$
14	1915	A Westgreen	Diffusion in fluids	6.06	$2 \times 10^{-1}$
15	1917	R A Millikan	Oil drop method	6.064	$6 \times 10^{-3}$
16	1923	T W Shaxby	Diffusion in fluids	5.9	—
17	1924	P L du Nouy	Thin films	6.004	$8 \times 10^{-3}$
18	1929	R T Birge	X-ray diffraction	6.064 4	$6 \times 10^{-3}$
19	1931	J A Bearden	X-ray gratings/plane	6.019	$3 \times 10^{-3}$
20	1941	R T Birge	Calcite, NaCl, KCl, ...	6.022 83	$1 \times 10^{-4}$
21	1945	R T Birge	Diamond, LiF	6.023 38	$2 \times 10^{-4}$
22	1948	J W M DuMond	X-gratings/concave	6.023 2	$1 \times 10^{-4}$
23	1949	M E Straumanis	Calcite crystals	6.024 03	$3 \times 10^{-4}$
24	1951	J W M DuMond		6.025 44	$1 \times 10^{-4}$
25	1965	J A Bearden	XRCD, Si	6.022 088	$2 \times 10^{-5}$
26	1965	E R Cohen	LS. adjustment	6.022 52	$9 \times 10^{-5}$
27	1973	E R Cohen	LS. adjustment	6.022 045	$3 \times 10^{-5}$
28	1974	R D Deslattes	XRCD, Si	6.022 094 3	$1 \times 10^{-6}$
29	1987	R D Deslattes	XRCD	6.022 134	$1 \times 10^{-6}$
30	1987	E R Cohen	LS. adjustment	6.022 136 7	$6 \times 10^{-7}$
31	1992	P Seyfried	XRCD	6.022 136 3	$1 \times 10^{-6}$
32	1994	G Basile	XRCD	6.022 137 9	$4 \times 10^{-7}$
33	1995	P De Bièvre	XRCD	6.022 136 5	$6 \times 10^{-7}$
34	1999	K Fujii	XRCD	6.022 155 0	$3 \times 10^{-7}$
35	2001	P De Bièvre	XRCD	6.022 133 9	$4 \times 10^{-7}$

Em 2004, uma colaboração mundial começou a determinar o Constante de Avogadro da forma mais exata e precisa possível. O esforço começou como o projeto IAC ou Projeto Avogadro. Como ação do, quatro esferas “perfeitas” de  $^{28}\text{Si}$  foram fabricadas, sendo cada esfera um único cristal de silício. A densidade, a molar massa (M), e a constante de rede para cada esfera foram determinadas com alta precisão e exatidão. **Olhe a Tabela 2(?)**. A partir dos dados, a constante de Avogadro foi calculada usando a equação abaixo:



*Figura 2 esfera de um monocristal de silício 93,6mm de diâmetro que apresente condições técnicas precisas o suficiente para ganhar o status de padrão para o quilograma.*

$$N_A = \frac{ZM}{\rho a^3}$$

Onde  $N_A$  corresponde ao número de Avogadro, ou seja, o número de átomos em uma amostra de um elemento cristalino feito de células unitárias cúbicas com um número conhecido de átomos por célula unitária (Z), uma constante de rede (comprimento da borda da célula unitária) de (a), com uma massa conhecida (m) e densidade conhecida ( $\rho$ ).

## 1.2 O PRINCÍPIO DE AVOGADRO

Das pesquisas de Avogadro sobre o comportamento dos gases foi estabelecido que: *Nas mesmas condições de temperatura e pressão, um determinado número de moléculas de gás ocupa o mesmo volume, independentemente de sua identidade química.*

O princípio de Avogadro é comumente expresso em termos do volume molar,  $V_m$ , o volume ocupado por um mol de moléculas:

$$V_{\text{molar}} = \frac{\text{Volume}}{\text{Quantidade de matéria}} \text{ ou } V_m = \frac{V}{n}$$

O volume molar de qualquer gás é de cerca de  $22 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$  em  $0^\circ \text{ C}$  e  $1 \text{ atm}$ .

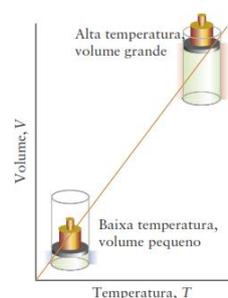
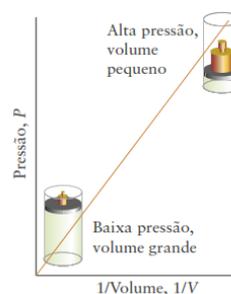
## 1.3 A LEI GERAL DOS GASES IDEAIS

Além de Avogadro, no estudo do comportamento dos gases, contamos com as contribuições de:

1. Boyle que estabeleceu que *para uma quantidade fixa de gás em temperatura constante, o volume é inversamente proporcional à pressão.*

$$V \propto \frac{1}{P}$$

2. Charles e Gay-Lussac descobriram que, mantendo constante a pressão, o volume de um gás aumenta quando a temperatura aumenta. Ao colocar em gráfico o volume contra a temperatura, obtém-se uma linha reta. Esta relação é conhecida como Lei de Charles e estabelece que *o volume de uma quantidade fixa de gás sob pressão constante varia linearmente com a temperatura.*



As três propriedades de um gás expressas pelos estudos de Avogadro, Boyle, Charles e Gay-Lussac podem ser combinadas em uma única expressão que relaciona a pressão (P), o volume (V), a temperatura (T) e o número de mols (n) de um gás:

$$PV = \text{constante} \times nT$$

Quando a constante de proporcionalidade das leis é escrita como R, essa expressão é conhecida como a lei dos gases ideais:

$$PV = nRT$$

A constante R é chamada de constante dos gases e tem o mesmo valor para todos os gases. *Como R não depende da natureza do gás, dizemos que ela é uma “constante universal”.*

O valor da constante dos gases pode ser calculado a partir da medida de P, V, n e T, e da substituição deste dados em  $R = PV/nT$ . Se a pressão é usada em atm, o volume em litros, a temperatura em kelvins e quantidade em mols, a unidade de R é obtido será **atm.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>** e R terá um valor de 0,082057 atm.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

Neste experimento determinaremos o volume de gás hidrogênio gerado a partir da eletrólise da água.

Conhecendo a temperatura e a pressão na qual o experimento é realizado, aplicando-se a lei dos gases ideais, podemos calcular a quantidade de gás hidrogênio produzido pela eletrólise.

Controlando a corrente (*i*) aplicada durante o período em que o processo ocorre, é possível avaliar a carga (Q) sob a qual a eletrólise foi efetuada:

$$Q = i \cdot t$$

A relação  $N_e = \frac{Q}{e}$ , onde “e” é a carga do elétron, permite avaliarmos o número de elétrons associados à carga sob o sistema e a partir dele calcularmos a constante de Avogadro ( $N_A$ ), lembrando que:

$$n = N_A \cdot N_e$$

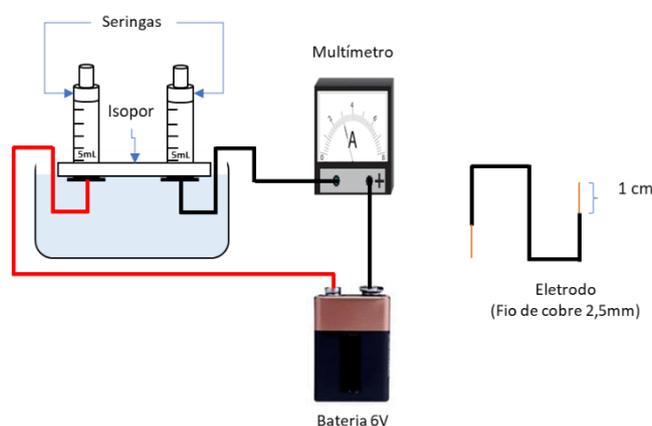
## 2. MATERIAIS E REAGENTES

- Dois eletrodos de fio de cobre de 2,5 mm de diâmetro descascados nas extremidades (Fig. 1);
- Duas seringas de injeção, de 5,0 mL;
- Um pedaço de isopor para servir de suporte para as seringas;

- Solução de hidróxido de sódio 10 g/L;
- Uma bateria de 6 V de moto (ou quatro pilhas grandes novas);
- Um recipiente plástico (pode ser o fundo de uma garrafa de refrigerante descartável 2 L);
- Um cronômetro (ou relógio que marque segundos);
- Um multímetro (amperímetro com escala de 0 a 250 mA)
- Fios para as ligações.

### 3. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Monte o equipamento de acordo com a ilustração da figura ao lado.
- Tampe as pontas das seringas com silicone ou parafina e encaixe-as na pequena placa de isopor.
- Encha as seringas com a solução eletrolítica e coloque-as no recipiente plástico contendo a solução eletrolítica.
- Certifique-se que as seringas como o não contenham bolhas de ar.



**Atenção:** A ponta do eletrodo que fica no interior da seringa deve ficar totalmente submersa do início ao término da experiência.

Tenha cuidado para que o valor da corrente fique constante durante todo o procedimento e entre 30mA e 100mA. Para ajustá-la, caso necessário, várias modificações podem ser feitas na montagem, como por exemplo na concentração da solução, no tamanho da parte exposta do eletrodo, na distância entre eles etc.

- Ligue o circuito e simultaneamente dispare o cronômetro.
- Quando o volume de hidrogênio completar os 5,0 mL da seringa anote o tempo e desligue o circuito.

#### 4. QUESTIONÁRIO

1. Por que, nestas condições, a relação entre os volumes dos gases hidrogênio e oxigênio não é exatamente 2:1?
2. Mudando-se o metal utilizado como eletrodo, haverá alteração na relação encontrada entre os volumes dos dois gases? Justifique.
3. O que muda nos cálculos se estes forem feitos com base no volume de oxigênio produzido?

## RELATÓRIO



UNIVERSIDADE FEDERAL DE SANTA CATARINA

CENTRO DE CIÊNCIAS FÍSICAS E MATEMÁTICAS

DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

Campus Universitário - Trindade – 88040-900 - Florianópolis - SC – Brasil

Fone: (048) 3721-6844 - Fax: +55 48 3721-6852 - e-mail: [gesser.j@ufsc.br](mailto:gesser.j@ufsc.br)/[gesserjc@gmail.com](mailto:gesserjc@gmail.com)

Alunos(as): _____	Turma:	Data:

### QMC5518

#### EXPERIÊNCIA: DETERMINAÇÃO DA CONSTANTE DE AVOGADRO

##### 1. Dados Experimentais

MEDIDA	TEMPERATURA	PRESSÃO	TEMPO	CORRENTE
1				
2				
3				
MÉDIAS				

- Usando a lei geral dos gases calcule a quantidade de matéria de gás hidrogênio ( $H_2$ ) produzido na reação de eletrólise da água.
- Determine a carga aplicada à eletrólise usando a expressão  $Q = i \cdot t$
-

## EXPERIÊNCIA

### ASTROQUÍMICA E MODELO ATÔMICO DE BOHR - CONSTRUINDO UM ESPECTROFOTÔMETRO

#### 1. INTRODUÇÃO

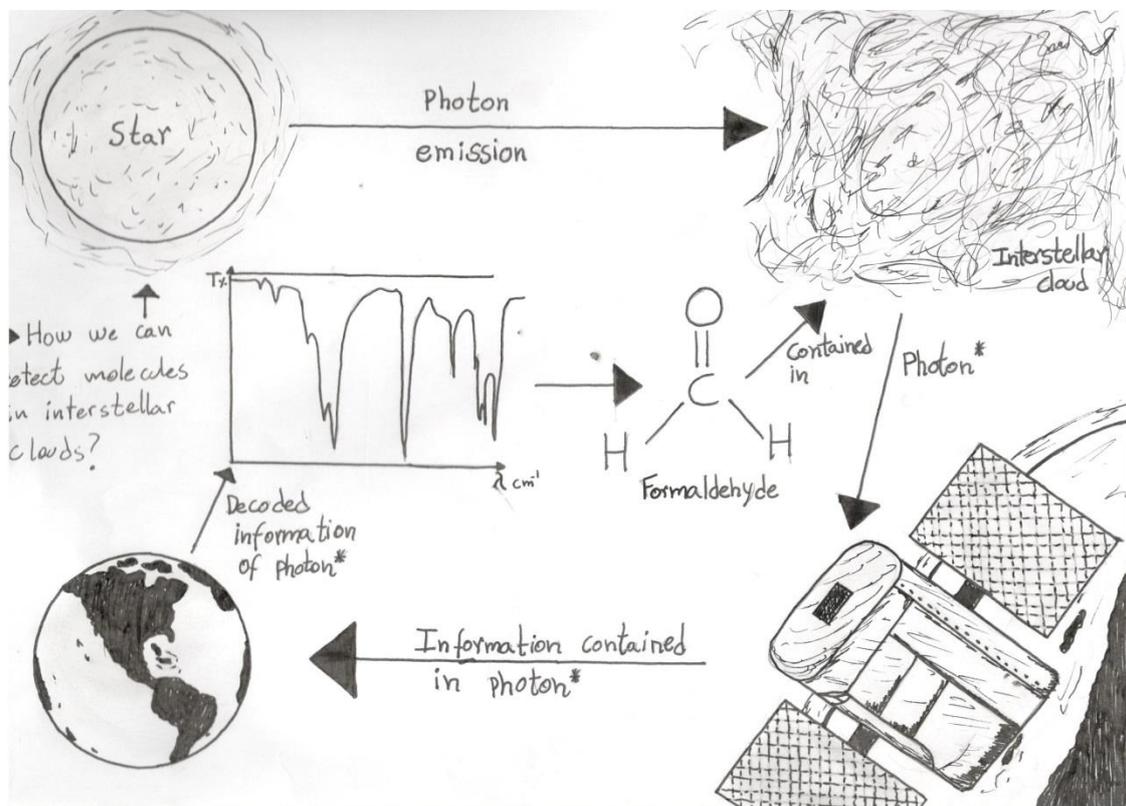
Objetivo: Introduzir os conceitos de fluorescência e fosforescência, observar espectros de emissão de diferentes lâmpadas e relacionar os fenômenos vistos com as transições eletrônicas no átomo de Bohr.

#### **Espectroscopia na Astroquímica**

A astroquímica é baseada em observações como na astronomia. Observações essas que são voltadas à formação, composição e evolução química no meio interestelar, e para que isso seja possível, entre outras características, moléculas são estudadas. As observações devem ser tratadas utilizando uma técnica que mostre sua real natureza. A única informação de que dispomos são as ondas eletromagnéticas que chegam até aqui, logo, precisamos de uma técnica que utilize tais informações. A espectroscopia, que vem sendo atualizada com o passar dos anos com novas tecnologias, é empregada para interpretar as informações e obter dados cada vez mais completos provenientes da matéria que permeia o universo, e de suas interações. Isso é possível, a partir da análise dos espectros de emissão e absorção, das ondas eletromagnéticas que chegam até nós aqui na terra, principalmente na região do IR (do inglês *“infrared”* que significa *infravermelho*, e corresponde a região da radiação cuja frequência fica abaixo da frequência da luz vermelha, e é invisível aos nossos olhos).

Skoog et. al. definem do que se trata a teoria de absorção molecular no infravermelho: *“Os espectros de absorção, emissão e reflexão no infravermelho de espécies moleculares podem ser racionalizados assumindo-se que todos se originam de numerosas variações de energia produzidas por transições de moléculas de um estado de energia vibracional ou rotacional para outro (SKOOG et al. 2009 p. 445).* Para que tais espectros possam ser quantificados é necessário um aparelho, o espectrômetro. O funcionamento básico deste aparelho, que decodifica as informações e gera tais espectros, tem como base a análise da energia dos fótons que chegam até ele. No âmbito

astronômico o que muda é a fonte destes fótons que chegam até o aparelho para então gerar os espectros. Fótons esses que são emitidos por qualquer corpo aquecido no meio interestelar, estrelas em sua maioria.



**Figura 1:** Esquema sequencial mostrando como é feita a detecção de moléculas no meio interestelar. (Fonte: TCC Licenciatura em Química, Breno Luis Fiorentin, 2017.)

Os fótons emitidos pelas estrelas (figura 1), que dependendo do tipo de estrela, têm energias variáveis, atravessam as nuvens interestelares antes de atingir a terra, a interação com as moléculas presentes nas nuvens modifica a energia dos fótons. No caso das moléculas, quando esta energia é a mesma de seus estados rotacionais e vibracionais as moléculas absorvem tais energias, o que passa chega até nossos telescópios na órbita da terra que fazem o papel do detector, e então a informação é enviada para equipamentos em solo que gera um espectro, do qual se pode inferir a composição química da nuvem por onde os fótons interagiram (MCMILLAN, 2002, pg. 280). Chaisson McMillan descreve como a energia do fóton que incide na molécula pode gerar linhas espectrais:

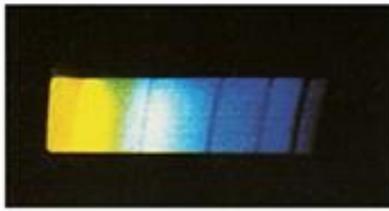
Em adição as linhas resultantes de transições eletrônicas, as linhas resultantes de moléculas provêm de dois tipos de mudança que não são possíveis nos átomos: moléculas podem rotacionar, e elas também podem vibrar. [...] Como nos estados atômicos, somente certos spins e estados vibracionais estão permitidos pelas regras da física molecular. Quando a molécula muda seu estado rotacional ou vibracional, um fóton é emitido ou absorvido. Linhas espectrais características de tipos específicos de moléculas é o resultado. Essas linhas são as digitais da molécula, como seus correspondentes atômicos, possibilitando pesquisadores identificar e estudar um tipo de molécula excluindo as outras (MCMILLAN, 2002, pg. 278) (Tradução livre).

Seguindo esta linha, Tielens afirma que “*bandas de emissão e absorção molecular dominam o visível, infravermelho, e espectro sub-milimétrico da maioria dos objetos associados com um gás. Essas observações revelam surpreendentemente uma rica matriz de espécies de moléculas e atesta uma química complexa tomando conta no áspero ambiente do meio interestelar das galáxias*”. Tendo consciência da presença de moléculas no meio interestelar, a ciência da astroquímica agora tem a sua vez.

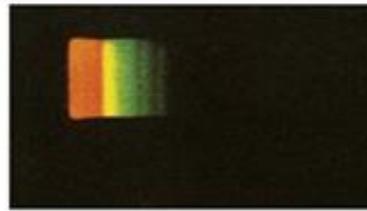


**Figura 02:** Recorte da apresentação eletrônica utilizada, releitura da tabela periódica a partir de dados astronômicos, exposta aos discentes.

## Espectros Térmicos das Estrelas

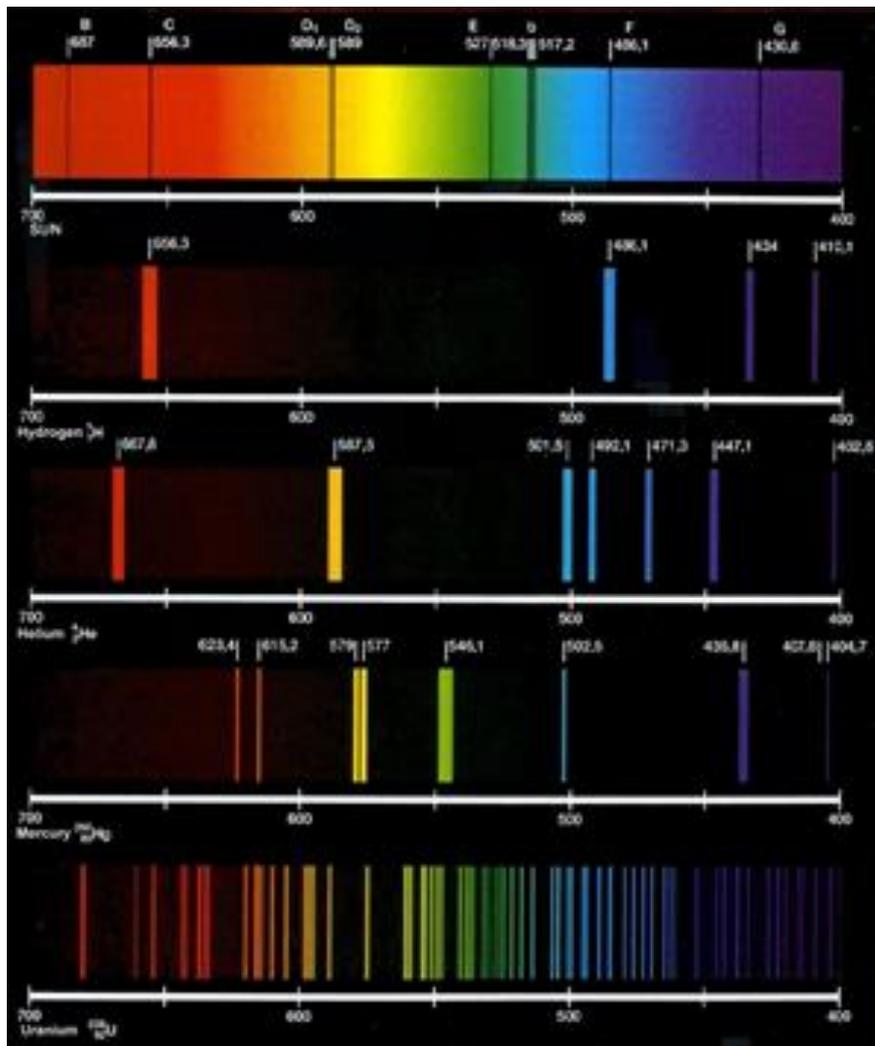


**Fig. 79.1** Espectro da estrela Sírio, estrela de cor branca, uma das mais brilhantes do céu noturno. A temperatura da sua superfície ronda os 10 000 K.



**Fig. 79.2** Espectro da estrela Betelgeuse, que mostra predominância das radiações visíveis da banda do vermelho. A sua temperatura superficial ronda os 3000 K.

**Figura 03:** Recorte da apresentação eletrônica utilizada, exemplos de espectros de estrelas, Sírio e Betelgeuse.



**Figura 04:** Exemplo de relação de espectros de elementos isolados e espectro de uma estrela, aqui no caso, o sol.

## **Objetivos:**

- Proporcionar uma visão experimental de diferentes espectros provenientes de diferentes elementos químicos;
- Relacionar as observações dos espectros com a teoria atômica proposta por Rutherford-Bohr;
- Introduzir conceitos de Astronomia que relacionam a origem os elementos químicos da tabela periódica e que fomentem a compreensão da formação da tabela em si;
- Desenvolver um espectrofotômetro caseiro a fim de compreender o modo de detecção dos elementos químicos em diferentes fontes e objetos astronômicos.

## **2. PRÉ-LABORATÓRIO**

1. Qual foi o primeiro elemento químico a ser produzido no Big Bang?
2. Uma onda produzida por uma corda de violão, é que tipo de onda?
3. Quando temos a movimentação de um elétron em um átomo, que tipo de onda é produzida?
4. Em qual tipo de espectro se encaixa o espectro do sol?
5. Considerando o cobre, o sódio, o hidrogênio e o mercúrio. Qual deles é considerado um não-metal?

## **3. PROCEDIMENTOS:**

### **Construindo um espectrofotômetro:**

Materiais:

- Cartolina na cor preta;
- Tesoura;
- Fita adesiva (de preferência escura);
- CD ou DVD;
- Um telefone celular com câmera

### **A. Montagem do espectrofotômetro:**

Mãos à obra!

1. A partir do molde, apresentado na última página deste roteiro, recorte a cartolina preta;
2. Com cuidado, utilizando a tesoura, faça a abertura na posição de entrada de luz e no local onde será fixada o CD ou DVD;
3. Obtenha um CD ou DVD que possa ser inutilizado, e retire sua película refletora para que fique transparente (busque, por exemplo: <https://youtu.be/nsyLI6L1XbE> )
4. Com cuidado recorte do CD ou DVD na forma do padrão do molde;
5. Com dois pedaços de fita cole o CD ou DVD na abertura do molde;
6. Usando a fita adesiva, dobre os lados e fixe-os com a fita, lacrando a caixa e com cuidado para não deixar frestas onde a luz possa entrar no equipamento;
7. Depois de montado o equipamento, fixe-o na câmera de seu celular e utilize-o para fotografar!
8. Neste site você tem melhores informações e fotos de cada etapa:



<https://publiclab.org/notes/warren/11-30-2017/build-a-papercraft-spectrometer-for-your-phone-version-2-0>

## B. Calibre seu espectrômetro na “Spectral Workbench”

### B.1. Metas

No projeto de espectrometria do Public Lab, usamos lâmpadas fluorescente compactas (LFCs) como referência para calibrar o comprimento de onda do seu espectrômetro DIY. Este guia irá mostrar como você pode fazê-lo em aproximadamente 15 minutos.

Acreditamos que, se seu espectrômetro foi construído de modo apropriado, você será capaz de calibrá-lo com uma resolução de cerca de 1nm.

Complete a atividade e submeta seus resultados para ajudar a determinar se são verdadeiros.

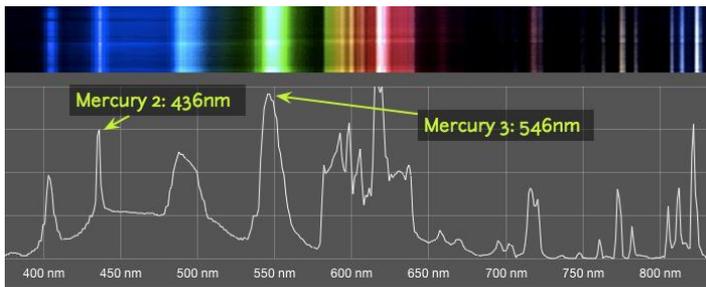
### B.2. O que você vai precisar

- Uma lâmpada fluorescente compacta
- Uma conta no [PublicLab.org](https://publiclab.org) (é gratuita) para logar na [Spectral Workbench](https://spectralworkbench.org) com

- Um dos kits de espectrometria ou qualquer outro espectrômetro capaz de gerar imagens

### B.3. O que faremos

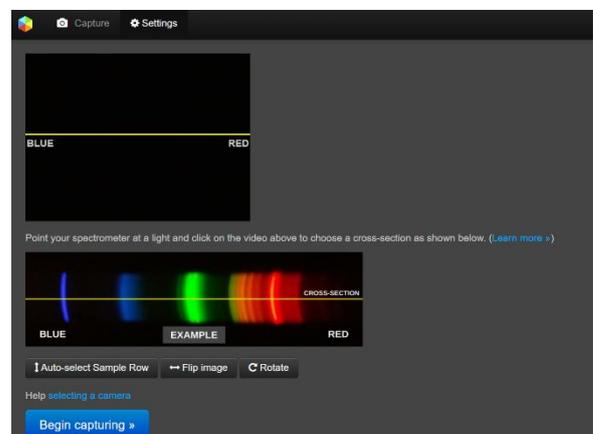
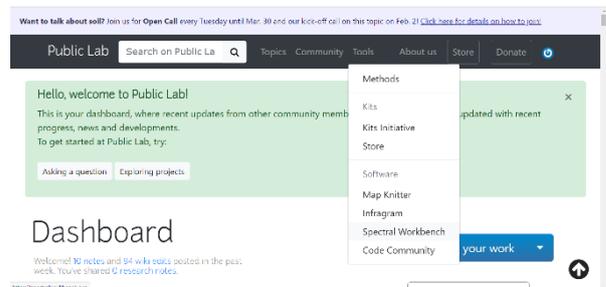
Basicamente, quando você olha para o diagrama de um espectro (imagem abaixo), você vê uma série de linhas de diferentes intensidades para cada cor ao longo do espectro. Mas na primeira vez que você faz o espectro, você não vê o comprimento de onda em nanômetro associado estas linhas. Isto acontece porque todo o processo começa com uma mera imagem capturada pela câmera acoplada ao espectrômetro; e não se sabe exatamente qual pixel da imagem corresponde a uma dada frequência de luz.



O bulbo de uma LFC é preenchido com vapor de mercúrio que, quando energizado, emite um espectro conhecido e bem característico, com picos bastante nítidos e facilmente reconhecidos; como mostrado na imagem acima. Estes picos sempre aparecem no mesmo comprimento de

onda, de modo que podemos reconhecê-los pela cor e ordem e assim comparar nosso espectro com um padrão conhecido para descobrir o comprimento de onda de cada pixel do nosso espectro. Os dois picos que nós observamos são: a **linha 2** do mercúrio - "**B2**" em ~435.8 nanômetros e a **linha 3** do mercúrio - "**G2**" em ~546.1 nanômetros.

1. Em seu smartphone, e com o espectrômetro acoplado a ele, abra o site [www.publiclab.org](http://www.publiclab.org)
2. Na janela do site selecione na barra de ferramentas o link para "TOOLS"
3. No menu de opções que se abre selecione o link para "Spectral workbench";
4. Na barra de ferramentas selecione "log in". Entre com seu nome de usuário e senha. Caso não queira criar uma conta na plataforma, é possível acessar com sua conta google ou face book.
5. Direcione a fenda de seu espectrômetro para uma lâmpada fluorescente compacta e selecione "Begin Capturing" ;
6. Aguarde aproximadamente 15 segundos e slave a calibração feita.



7. Ao abrir o arquivo salvo, você terá um espectro associando raias aos seus devidos comprimentos de onda.

### **C. Observando objetos e lâmpadas**

Material: Lâmpadas de Luz Negra, Lâmpadas Fluorescentes, Lâmpadas Incandescentes, Espectroscópio, Material Fluorescente (Água Tônica, Caneta Marca Texto, Carteira de Motorista Novo Modelo, pulseira de danceteria), Material Fosforescente (Enfeites que brilham no escuro, presilha de cabelo que muda de cor no sol, interruptores).

#### Procedimento:

- Ilumine, isoladamente e ao mesmo tempo, objetos Fosforescentes com os vários tipos de lâmpadas obtidos pelo mesmo tempo (+/- 15s).
- Anote com qual lâmpada o brilho é mais intenso.
- Ilumine, isoladamente e ao mesmo tempo, objetos Fluorescentes com os vários tipos de lâmpadas obtidos.
- Anote com qual lâmpada o objeto fluorescente brilha
- Utilizando o espectroscópio observe cada lâmpada e anote o tipo de espectro observado (contínuo ou de linhas e quais as cores de linhas).

#### Observações:

1ª: observação e fotografia do espectro do sol;

2ª: observação e fotografia do espectro de diferentes tipos de lâmpadas que localizar em sua casa e vizinhanças;

3ª: observação e fotografia do espectro de uma lâmpada de mercúrio;

4ª: observação e fotografia do espectro de uma lâmpada de hidrogênio; <sup>nota 1</sup>

### **D. Observando as cores das chamas com soluções de íons metálicos.**

5ª: observação e fotografia do espectro da queima de um sal de cobre; <sup>nota 2</sup>

6ª: observação e fotografia do espectro da queima de um sal de sódio; <sup>nota 2</sup>

**Notas:**

- 1- Estas lâmpadas temos no Laboratório de Química da UFSC, quando terminar o isolamento devido à Covid-19 você poderá realizar estas observações)
- 2- Também será feito no laboratório. No entanto o teste com o sódio você pode fazê-lo em casa colocando uma ponta de faca de sal de cozinha (NaCl) na chama do seu fogão.

**4. PARA O RELATÓRIO:**

Faça a descrição dos espectros, mostrando as informações observadas nos espectros fotografados. A descrição será feita a partir das fotografias. Na descrição de cada fotografia deve conter:

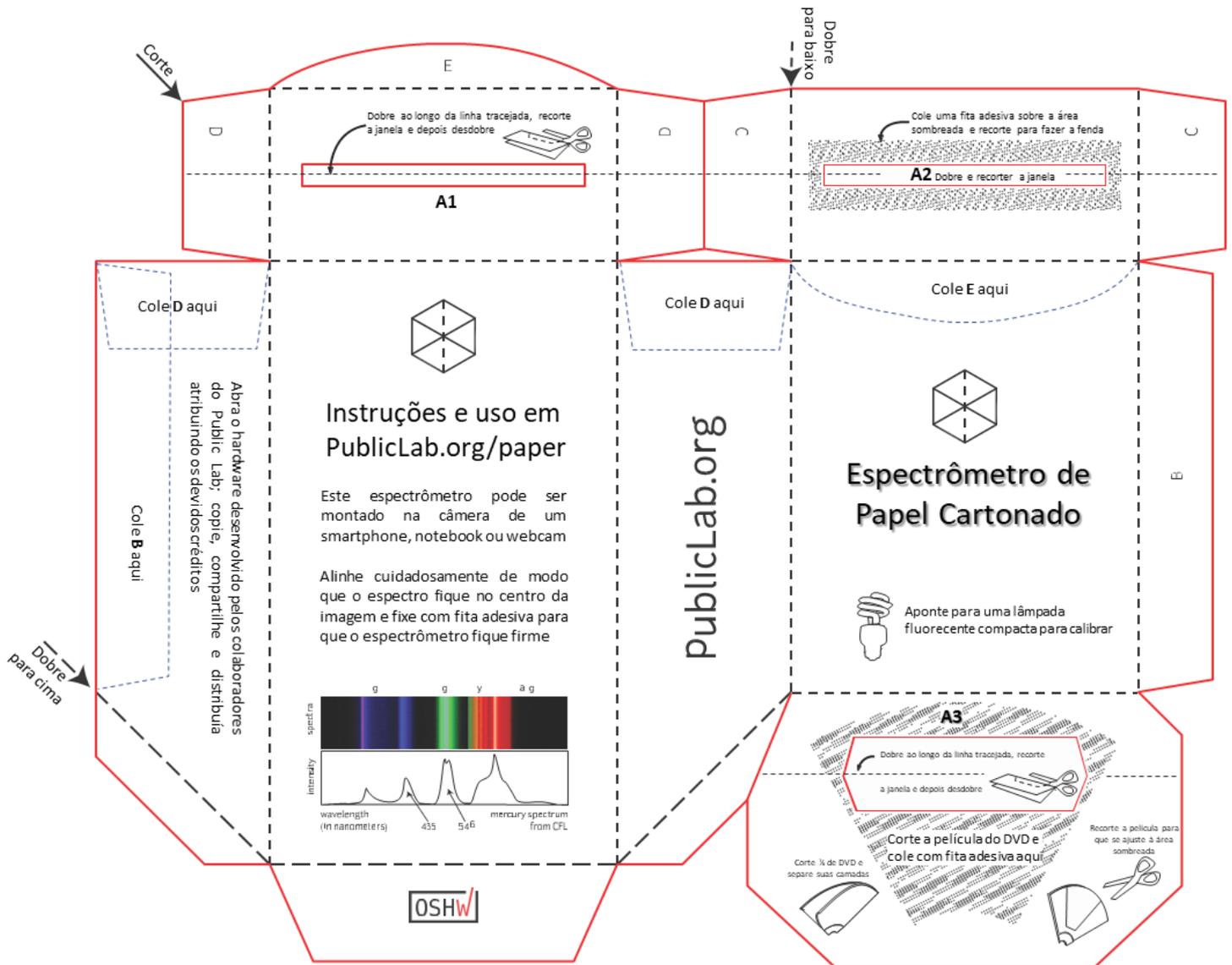
1. Descrição da fonte que produz tal espectro;
2. Descrição do tipo do espectro se é um espectro contínuo ou descontínuo;
3. Descrição de quantas cores;
4. Descrição de quais cores;
5. O espectro possui cores mais “fortes” que as outras?

**5. QUESTIONÁRIO:**

- 1- Explique o experimento realizado à luz da teoria atômica de Bohr.
- 2- Procure na literatura espectros dos elementos observados. Relacione os espectros de linhas observados no experimento com os dados da literatura.

Mais informações em <http://Spectralworkbench.org>

Modelo para recortar e dobrar a cartolina **preta**. Imprima-o e cole sob a cartolina preta.



Public Lab's

# Espectrômetro de Papel Cartonado

v2.0.8

Código Aberto CERN OHL v1.2

O desenho deste hardware de código aberto foi desenvolvido por colaboradores como você. Você tem perguntas? Você tem ideias de melhorias? Você quer colaborar com outros? Visite:

[PublicLab.org/paper](http://PublicLab.org/paper)

Este modelo pode ser fotocopiada para reuso! Para melhores resultados use cartolina ou papel de granulometria similar. Certifique-se de fazer a cópia em ambos os lados do papel, assim a marcação para o recorte da caixa e da fenda estarão impressos lado oposto

O eu você vai precisar:

- Tesoura
- Fita adesiva ou cola
- Uma faca ou caneta esferográfica
- Um DVD-R

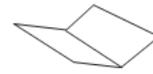
## Instruções

Mais informações em [PublicLab.org/paper](http://PublicLab.org/paper)

1. Recorte o espectrômetro ao longo das linhas vermelhas (estas podem ser cinzas se fotocopiadas em preto e branco)
2. Use uma faca ou uma esferográfica para marcar as linhas pontilhadas para dobragem
3. Fold over and cut out the "windows" at A1, A2, & A3

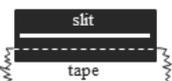


Mountain fold



Valley fold

4. "Mountain" dobre ao longo das linhas pontilhadas: - - - - -
5. "Valley" dobre ao longo das linhas tracejadas: - - - - -
5. Corte, descasque e Cut, peel, and fixe os fragmentos do DVD-R(veja A3 para instruções)



7. Monte a fenda recortada no lado oposto. Fixe com fita adesiva sobre a janela A2 e emoldure como necessário.
8. Alinhe as guias B, C, D & E fixe-as para baixo com fita adesiva ou
9. Visite [PublicLab.org/makespec](http://PublicLab.org/makespec) para aprender como calibrar e usar seu novo espectrômetro!

## Experimento

### Propriedades periódicas e Reações dos elementos químicos.

#### 1. OBJETIVOS

No final desta experiência o aluno deverá ser capaz de:

- Associar a reatividade dos elementos químicos com relação a sua posição na tabela periódica;
- Determinar experimentalmente a ordem de reatividade dos elementos;
- Diferenciar reações de oxi-redução das reações metatéticas;

#### 2. INTRODUÇÃO

As reações químicas são os processos de transformação e de redistribuição dos átomos que transformam algumas substâncias (os reagentes) em outras (os produtos). As reações químicas espontâneas (naturais) só ocorrem se a formação dos produtos for energeticamente favorável, ou seja, se os produtos estiverem em um estado energético mais baixo, ou mais estável, do que os reagentes. É importante nos recordarmos do fato de que energia e estabilidade são inversamente proporcionais, quanto mais energia, menos estabilidade e vice-versa.

Podemos afirmar, portanto, que as reações químicas são os processos através dos quais os reagentes buscam maior estabilidade e que a tendência dos sistemas é buscarem um estado de menor energia, além disso, espontaneamente, os sistemas também tendem a desordem (Entropia), a um maior nível de liberdade, o que explica porque uma das principais causas da ocorrência das reações químicas é também quando há formação de gases nos produtos.

As equações químicas são as representações das reações químicas. As equações químicas são escritas através da utilização das fórmulas moleculares das substâncias envolvidas, multiplicadas pelas respectivas proporções (coeficientes) de reação, da utilização de setas indicando a direção em que a reação ocorre e também contém informações como variações de energia, estado físico das substâncias envolvidas e meio no qual a reação está sendo realizada.

Podemos definir dois membros em uma equação química: os reagentes e os produtos. Os reagentes serão sempre as substâncias que irão reagir dando origem aos produtos. Entre os dois membros poderemos encontrar uma seta ( $\rightarrow$ ), esta seta estará indicando a direção na qual a reação ocorre (quem são os reagentes e quem são os produtos), ou seja, ela estará apontando para os produtos e no membro indicado pela sua origem poderemos encontrar os reagentes, podemos dizer que esta será uma reação direta. Quando encontrarmos uma seta dupla ( $\leftrightarrow$ ) entre os dois membros, elas estarão indicando que a reação é reversível, que ao mesmo tempo que teremos reagentes reagindo e produtos se formando, o oposto também estará ocorrendo: os produtos estarão se decompondo, regenerando, assim, novamente os reagentes.

A seta dupla irá indicar também que a equação química estará em um estado de equilíbrio químico, ou seja, as variações das concentrações dos reagentes e produtos irão permanecer constantes a uma certa condição de temperatura e pressão. O equilíbrio químico é um processo dinâmico, pois consiste em dois processos opostos que ocorrem na mesma velocidade, neutralizando-se, assim, mutuamente.

As reações químicas podem ser classificadas quanto à transferência de elétrons, quanto à liberação ou absorção de calor (variação da entalpia), quanto à velocidade (cinética química) e quanto à reversibilidade. Antes de discorrermos sobre as variadas formas de reações químicas, é importante recordarmos o conceito de Nox ou número de oxidação: “é a carga que o átomo teria de estivesse participando de uma ligação iônica” ou “carga de elétrons que indica a tendência de cada átomo em realizar ligações químicas”. (LEMBO, 2000, pg. 481).

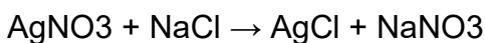
## 2.1. Classificação das reações químicas:

### I - Quanto à transferência de elétrons:

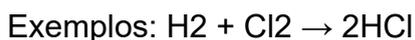
**a) Reações Metatéticas:** São as reações que ocorrem sem que haja variação do número de oxidação dos elementos químicos envolvidos. Dentre as reações metatéticas podemos citar: as reações de dupla troca e as reações de síntese.

• Reações de dupla troca: nestas reações ocorre a troca de elementos químicos entre as substâncias reagentes,  $AB + CD \rightarrow AD + CB$ . Observe nos dois exemplos abaixo a principal característica das reações de dupla troca: os cátions trocam de ânions. Um exemplo clássico da reação de dupla troca, mais conhecido como reação

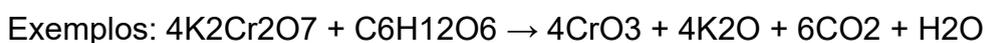
de neutralização, é a reação entre uma base e um ácido, ambos de Arrhenius, resultando na formação de sal e água,  $HA + B(OH) \rightarrow BA + H_2O$ .



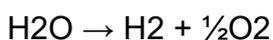
• Reações de síntese: reações onde duas ou mais substâncias (reagentes) originam um único produto,  $A + B + \dots \rightarrow P$ . Os reagentes podem ser substâncias simples ou compostas, porém o produto sempre será composto.



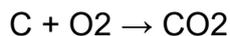
**b) Reações de oxidação e redução ou reações de oxi-redução:** reações nas quais ocorre a variação do número de oxidação, ou seja, ocorrem ganhos e perdas de elétrons entre os elementos formadores das moléculas envolvidas,  $A + 2B^+ \rightarrow A^{2+} + B_2$ . Oxidação significa perda de elétrons, já Redução é o ganho de elétrons, portanto, quando uma substância é oxidada, o Nox de pelo menos um de seus átomos aumenta, da mesma maneira, quando uma substância é reduzida, o Nox de pelo menos um de seus átomos diminui. Em uma reação de Oxi-redução, a espécie que ganha elétrons é chamada de agente oxidante, e a que perde elétrons, agente redutor.



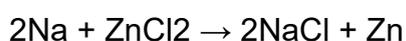
**c) Reação de decomposição:** Assim como na reação de oxi-redução, na reação de decomposição também ocorre a variação do Nox dos elementos envolvidos, nesta reação temos um único composto dando origem a duas ou mais substâncias,  $A_2B_2 \rightarrow A_2B + 1/2B_2$ . A reação de decomposição é endotérmica, ela precisa receber calor do meio para poder reagir e formar os produtos.



**d) Reações de Combustão:** São aquelas em que as substâncias envolvidas reagem com o oxigênio,  $A + O_2 \rightarrow AO_2$ . As reações de combustão são exotérmicas, ou seja, a formação dos produtos irá liberar calor para o meio. Na reação de combustão irá ocorrer variação do nox dos elementos químicos envolvidos.



e) Reações de deslocamento ou simples troca: um elemento irá substituir outro em um composto químico,  $\text{A} + \text{BC} \rightarrow \text{AC} + \text{B}$ . Podemos afirmar que o elemento A deslocou o elemento B por ser o mais reativo em uma escala comparativa entre os dois, portanto, podemos concluir que algumas reações de deslocamento podem ser previstas através de listas experimentais de reatividade. Nas reações de deslocamento ou simples troca, assim como na reação de oxi-redução, também irão ocorrer variações no Nox das substâncias químicas envolvidas.



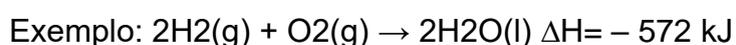
## **II) Quanto à liberação ou absorção de calor:**

As reações químicas geralmente dependem diretamente de uma liberação ou absorção de energia, ainda que em pequenas proporções, para ocorrer. Podemos estabelecer também que o calor é uma forma de energia em trânsito, portanto podemos afirmar que algumas reações químicas ao sofrerem transformações químicas ou físicas passam por processos de ganho ou perda de energia calorífica. Para explicarmos o conceito de reação endotérmica e exotérmica é necessária a recordação da teoria da variação de Entalpia ( $\Delta H$ ): é a diferença entre a energia final e a inicial de um sistema, correspondendo ao calor absorvido ou liberado pela reação do sistema, tudo isso a uma pressão constante.

a) Endotérmica: Uma reação endotérmica absorve calor do meio para ocorrer, portanto possui variação de entalpia positiva, ou seja, sua energia final é maior do que a inicial. Um exemplo de reações endotérmicas são as reações de decomposição.



b) Exotérmica: Uma reação exotérmica libera calor para o meio, portanto irá possuir variação de entalpia negativa, ou seja, sua energia final será menor do que a inicial. Um exemplo de reações exotérmicas são as reações de combustão.



### III) Quanto à velocidade:

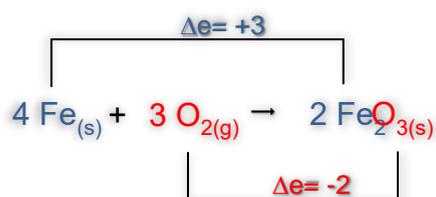
a velocidade de uma reação é a medida da rapidez, ou da lentidão, com que se formam os produtos e se consomem os reagentes de uma reação. Ela pode ser determinada pelas propriedades dos reagentes, pelas concentrações dos reagentes e pela temperatura. A velocidade de uma reação também pode ser influenciada pelas concentrações de outras substâncias que não sejam os reagentes e pelas áreas das superfícies em contato com os reagentes e pode ser classificada em instantânea, ou rápida, e lenta. A equação de velocidade é a expressão matemática que expressa a proporcionalidade existente entre o consumo dos reagentes e a velocidade da reação. A subdivisão da química que estuda as velocidades das reações é chamada de cinética química.

### IV) Quanto à reversibilidade:

As reações irreversíveis são as reações diretas aquelas que ocorrem diretamente em um único sentido, transformando completamente os reagentes em produtos,  $A + B \rightarrow C + D$ . Já as reações reversíveis são as reações que atingem o equilíbrio químico, ou seja, a uma determinada condição constante de temperatura e pressão teremos, ao mesmo tempo, os reagentes reagindo e formando os produtos e os produtos se decompondo e regenerando os reagentes,  $A + B \leftrightarrow C + D$ , tudo isso ocorrendo através de variações constantes e pequenas de concentração das espécies químicas envolvidas na reação.

## 2.2. Estudando mais afundo as reações de Oxi-redução:

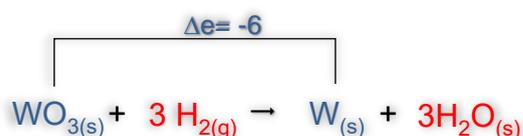
Nas reações de oxi-redução, *elétrons são transferidos de um reagente para outro*. Por exemplo, na formação da ferrugem:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , óxido de ferro (III), elétrons são transferidos do ferro para o oxigênio, como descrito na equação a seguir:



O Fe que tinha número de oxidação (NOX) igual a zero, quando estava na forma metálica, cedeu três elétrons ao oxigênio do ar, ficando cada átomo de ferro com número de NOX +3; e cada átomo de oxigênio com NOX -2.

Originalmente, os termos oxidação e redução referiam-se a adição ou remoção do oxigênio à uma substância, implicando no aumento ou diminuição do NOX dessa substância.

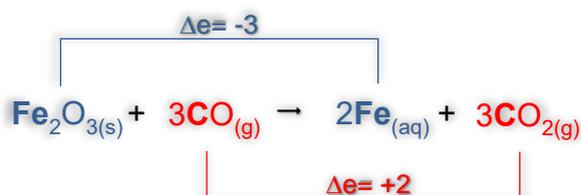
Atualmente, sabe-se que a *oxidação ou redução ocorre devido à perda e ganho de elétrons*. Por exemplo: o tungstênio usado nas lâmpadas de filamento (lâmpadas comuns) pode ser preparado pela redução do óxido de tungstênio (VI) com hidrogênio a 1200 °C:



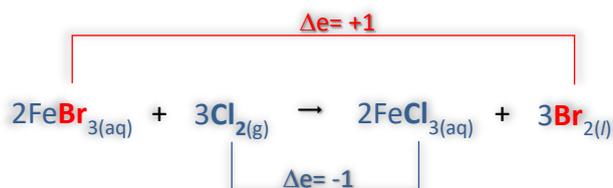
O tungstênio é reduzido e seu NOX passa de +6 para zero.

Como elétrons não podem ser criados ou destruídos a *oxidação e a redução sempre ocorrem simultaneamente nas reações químicas ordinárias*.

*Agentes oxidantes são substâncias que oxidam outras substâncias e, portanto, ganham elétrons sendo reduzidas. Agentes redutores são substâncias que reduzem outras substâncias; logo, perdem elétrons, sendo oxidadas.*



Agente redutor: CO; Agente oxidante: Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>



Agente redutor: FeBr<sub>3</sub>; Agente oxidante: Cl<sub>2</sub>

O cloro é reduzido, enquanto o brometo é oxidado para a sua forma de elemento. Isso demonstra que o cloro é um oxidante mais forte que o brometo (ver tabela de potenciais de eletrodos padrão).

Na primeira parte dessa experiência você determinará as forças redutoras do Cu, Fe, H, Mg e Zn. Lembre-se que *se a forma elementar do metal A perde elétrons para o metal B que se deposita, e A passa para a solução, o metal A é um agente redutor melhor do que o metal B. Se a forma elementar do metal A não passa para a solução, então o metal B é um agente redutor melhor do que A*

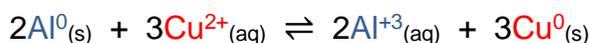
Nota importante: Magnésio metálico reage com água vagarosamente para formar hidróxido de magnésio e gás hidrogênio. *Quando estiver investigando a reatividade do magnésio metálico, procure ver se alguma reação ocorre além da formação de bolhas na sua superfície.*

Na segunda parte da experiência você determinará a atividade oxidante relativa do Br<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, I<sub>2</sub> e Fe<sup>+3</sup>

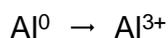
### 2.3. Semi-reação ou Meia Reação

Um dos dois *métodos mais comuns para balancear uma reação redox*, e também elucidar os processos individuais que ocorrem nos dois eletrodos de uma bateria ou de uma célula eletrolítica, é chamado *método da semi-reação*. Neste método, uma reação redox é dividida em duas semi-reações: uma de oxidação e uma de redução.

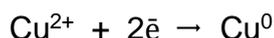
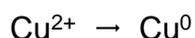
Uma moeda de alumínio colocada numa solução aquosa de sulfato de cobre (II) rapidamente recebe uma camada do cobre que é reduzido à medida que o alumínio que é oxidado passa para a solução, de acordo com a equação:



Nesta reação, o alumínio é oxidado a íon alumínio e o cobre (II) é reduzido a cobre elementar. O processo de oxidação é primeiro balanceado de acordo com as massas e, em seguida, os elétrons são adicionados para o balanço das cargas,



A mesmo é feito para o processo de redução:



Para se obter a equação iônica total, as duas semi-reações deverão ser consideradas. A oxidação do alumínio libera três elétrons para cada íon alumínio(III) formado e a redução do íon cobre(II) requer dois elétrons por íon cobre(II). Assim, para que o número de elétrons cedidos e recebidos seja igual, a semi-reação do alumínio deverá ser multiplicada por 2 e a semi-reação do cobre por 3.



Este método funciona bem para reações redox complexas, quando o balanceamento por simples verificação torna-se difícil.

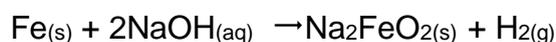
## 2.1. Corrosão em Caldeiras

Caldeiras são equipamentos utilizados nas mais diversas atividades industriais, que tem a função de produzir vapor por meio do aquecimento da água. Costumam ser feitas de metais, como ferro, para suportar as condições de temperatura e pressão necessárias. A água da caldeira deve passar por tratamentos para minimizar o desgaste do material, que pode ocasionar acidentes.

Um dos tratamentos utilizados em caldeiras com tubulação de ferro é a adição de hidróxido de sódio (NaOH) na água, a fim de elevar o pH e manter o filme protetor de magnetita ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ). Em fendas, ou locais onde o filme protetor foi danificado, no entanto, o NaOH pode reagir diretamente com o ferro em uma reação de oxi-redução:



Figura 1: Tubo de uma caldeira que sofreu ataque cáustico.

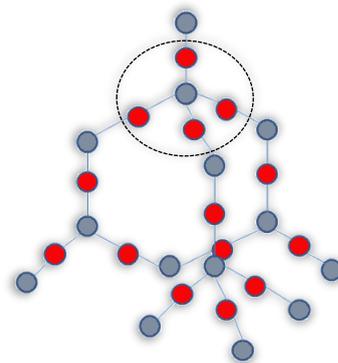


O ferrito de sódio ( $\text{Na}_2\text{FeO}_2$ ) produzido é solúvel, e o hidrogênio gasoso liberado pode difundir-se entre os grãos da rede metálica, fragilizando o metal.

## 2.2. Lentes Fotocromáticas

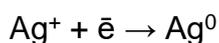
Um exemplo de reação de transferência de elétrons utilizada para nosso conforto, é a dos óculos com lentes fotocromáticas. Alguns desses óculos possuem lentes de vidro que ficam escuras quando expostas ao sol.

O vidro é uma substância amorfa; isto é, não tem estrutura cristalina definida. Consiste de sílica e uma variedade de aditivos. A unidade básica tem a forma de um tetraedro que consiste de um átomo de silício (círculos cinzas) ligado covalentemente à quatro átomos de oxigênio (círculos vermelhos). Os tetraedros são unidos entre si por átomos de oxigênio (círculos vermelhos) que são compartilhados, veja figura ao lado.



Um vidro fotocromático contém cristais de cloreto de prata entre os tetraedros de sílica. Quando o vidro está claro, estes cristais não bloqueiam a luz visível (raio A), mas eles absorvem comprimentos de onda mais curtos da luz ultravioleta.

Neste tipo de vidro, quando exposto à luz do sol que contém luz ultravioleta, ocorre a transferência de elétrons do íon  $\text{Cl}^-$  para o íon  $\text{Ag}^+$  produzindo átomos de prata e cloro:



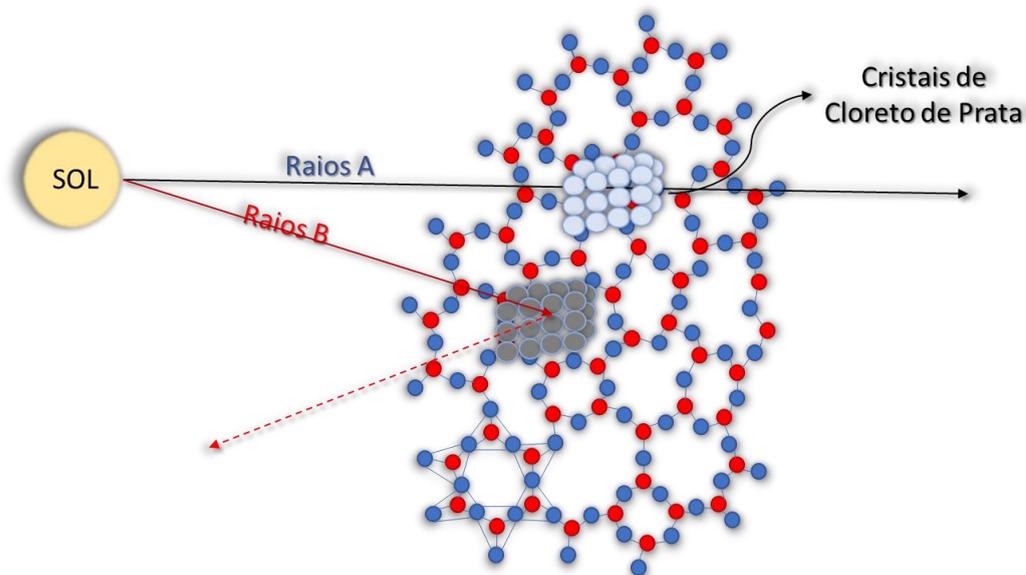
Os átomos de prata juntam-se formando pequenas partículas de prata, que absorvem e refletem a luz escurecendo a lente.

Alguns íons  $\text{Cu}^+$  estão presentes com os cristais de cloreto de prata para reagir com os átomos de cloro liberados.

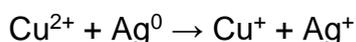


Cada íon  $\text{Cu}^+$  libera um elétron para o cloro formando o íon  $\text{Cu}^{+2}$  e cloreto.

Os átomos de prata migram para a superfície dos cristais de cloreto de prata e se agregam em pequenos cristais coloidais de prata metálica. Como resultado, eles absorvem luz visível (raio B) escurecendo as lentes.



Quando a pessoa que está usando um desses óculos vem de fora para dentro de casa, os íons  $\text{Cu}^{2+}$  migram para a superfície do cristal onde eles aceitam um elétron da prata. O íon prata volta a formar o cristal de cloreto de prata e as lentes ficam claras novamente.



Os óculos de lentes fotocromáticas são um exemplo do resultado de pesquisas na obtenção de novos materiais que nos propiciam maior conforto. Imagine você quando os automóveis tiverem para-brisas fotocromáticos? Seria bem mais tranquilo viajar de automóvel mesmo contra o sol. Isso será possível quando o preço do vidro fotocromático baixar, e muitas outras aplicações virão.

### 3. MATERIAL

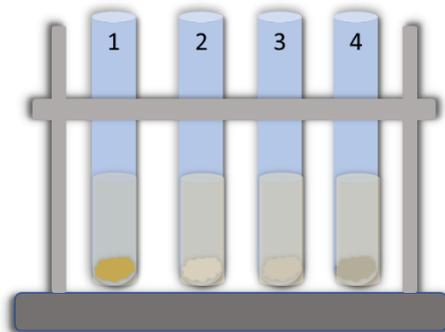
Béquers para resíduos	Cobre metálico	NaBr 0,1 mol/L
Tubos de ensaio	Bombril (ferro)	NaCl 0,1 mol/L
Conta-gotas	Magnésio metálico	NaI 0,1 mol/L
Água Clorada	ZnSO <sub>4</sub> 0,1 mol/L	FeCl <sub>3</sub> 0,1 mol/L
Zinco metálico	CuSO <sub>4</sub> 0,1 mol/L	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 3,0 mol/L

#### 4. PROCEDIMENTO:

##### 4.1. Metais como agentes redutores.

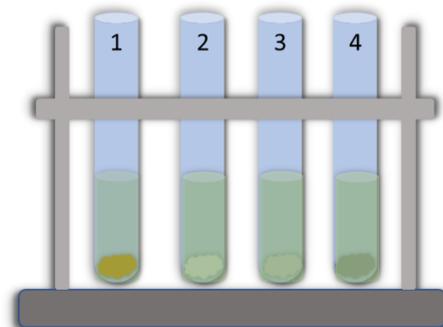
Obs: Para reduzir a produção de resíduos químicos, use uma quantidade mínima de cada solução. Aproximadamente 10 gotas é o suficiente para cobrir o metal.

1. Enumere 4 tubos de ensaio de 1 a 4. Coloque no tubo 1, um pedaço de cobre metálico; no tubo 2, um pedaço de fita de magnésio, no tubo 3, zinco metálico; no tubo 4, uma pequena bola de palha de aço.



2. Adicione 10 gotas de  $\text{CuSO}_4$  0,10 mol/L em cada tubo. Use um conta-gotas. Se usar pipetas, lave-as antes de usá-la.
3. Espere 3 minutos e observe se ocorre alguma mudança de cor na mistura (na solução ou sólido), indicando reação química.
4. Descarte o conteúdo de cada tubo de ensaio com os pedacinhos metálicos utilizados na peneira plástica sobre o béquer coletor de resíduos de  $\text{CuSO}_4$  colocado ao lado da pia. Lave os tubos e as pipetas com água da torneira e depois os enxágue com água destilada.

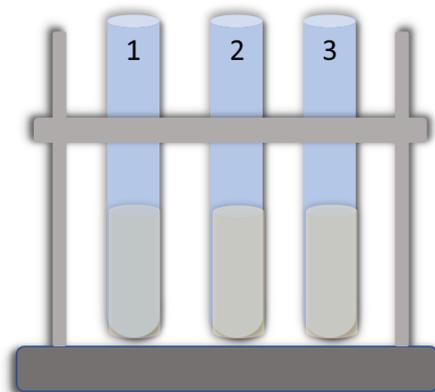
5. Repita o procedimento do item 1. A seguir, adicione 10 gotas de  $\text{ZnSO}_4$  0,1 mol/L em cada tubo. Use conta-gotas. Se usar pipetas, lave-as antes de usá-las.



6. Ao terminar, siga as instruções do item 4. O  $\text{ZnSO}_4$  pode ser descartado com  $\text{CuSO}_4$ .
7. Repita o procedimento do item 1. A seguir, adicione 10 gotas de ácido sulfúrico 3 mol/L em cada tubo. Cuidado com o manuseio do ácido sulfúrico, que é extremamente corrosivo. Proceda de acordo com as instruções do item 3. Obs: A reação com o ferro é lenta.
8. Ao terminar, descarte o conteúdo de cada tubo de ensaio com os pedacinhos metálicos utilizados na peneira plástica sobre o béquer coletor de resíduos de ácido sulfúrico colocado ao lado da pia. Lave os tubos e as pipetas com água da torneira e depois os enxágue com água destilada.

## 4.2. Halogênios e $\text{Fe}^{3+}$ como agente oxidante.

1. Enumere 3 tubos de ensaio limpos. Coloque 10 gotas (0,5 mL) de brometo de sódio (NaBr) 0,1 mol/L no tubo 1; 10 gotas (0,5 mL) de cloreto de sódio (NaCl) 0,1 mol/L no tubo 2; 10 gotas (0,5 mL) de iodeto de sódio (NaI) 0,1 mol/L no tubo 3. Adicione 10 gotas (0,5 mL) de  $\text{FeCl}_3$  0,1 mol/L a cada um dos 3 tubos. Observe qualquer mudança de cor. Um enfraquecimento de cor devido a diluição não constitui mudança de coloração. O ferro (III) oxidou algum dos haletos? Anote suas observações.
2. Lave os tubos de ensaio. As soluções dos tubos de ensaio podem ser descartadas na pia. Estes sais não são tóxicos ao meio ambiente, nestas concentrações.
3. Enumere 3 tubos de ensaio limpos. Teste 10 gotas (0,5 mL) de cada haleto do item 9 com 10 gotas (0,5 mL) de água clorada recentemente preparada.
4. Lave os tubos de ensaio. As soluções dos tubos de ensaio podem ser descartadas na pia.



## 4.3. Ordem de Reatividade dos metais alcalinos.

1. Veja o vídeo Reatividade dos metais da Royal Society of Chemistry e descreva as principais características físicas dos metais alcalinos, sua reação com a água e ordene eles em ordem de reatividade
2. Qual é o produto da reação do lítio com a água? Escreva e balanceie a eq. Química.

## 4.4. Reação de metais com ácido

1. Veja o vídeo Reatividade dos metais da Royal Society of Chemistry e descreva as principais características físicas dos metais magnésio, zinco, ferro e cobre, sua reação com ácido e ordene eles em ordem de reatividade;
2. Qual foi a metodologia utilizada para descobrir esta ordem? Porque a reação dos metais liberam energia diferentes?

## 5. RESÍDUOS

1. Os resíduos de  $\text{CuSO}_4$  e  $\text{ZnSO}_4$  podem ser colocados no mesmo recipiente para serem encaminhados para tratamento. O limite máximo permitido de Cobre na solução para ser descartada na pia é de 1 mg/L e para o Zinco é de 5 mg/L.
2. Os resíduos de  $\text{NaBr}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaI}$  e  $\text{FeCl}_3$  podem ser descartados na pia.
3. Os resíduos de ácido sulfúrico devem ser neutralizados ao final de cada aula pelo monitor. Para a neutralização usa-se  $\text{NaOH}$  3 mol/L. E como indicador, fenolftaleína. Adiciona-se  $\text{NaOH}$  lentamente, até a mudança de cor. Cuidado. A neutralização gera calor. O resíduo neutralizado ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$  e água) pode ser descartado na pia.

## 6. CUIDADOS

O ácido sulfúrico 3 mol/L é extremamente corrosivo, e causa queimaduras na pele e mucosas. Deve ser manuseado com muito cuidado. Em caso de acidente, lave as partes atingidas com bastante água. Use guarda-pó e óculos de segurança.

## 7. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Ferro metálico reage com sulfato de cobre (II) aquoso para formar sulfato de ferro (II) e cobre. Qual é o metal mais reativo (melhor agente redutor), ferro ou cobre? Escreva a equação da reação e mostre a variação do nº de oxidação do cobre e do ferro.
2. Dada a equação  $\text{Mg}_{(s)} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$ . Determine o agente oxidante e o agente redutor.
3. Cobre metálico reage com nitrato de prata para formar nitrato de cobre e prata elementar. Escreva as semi-reações de oxidação e redução, e a reação iônica total para o sistema.
4. Determine os números de oxidação dos elementos em negrito nos compostos e íons:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{BiCl}_3$ ,  $\text{Sb}_2\text{O}_5$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{KIO}_3$ .

As questões de 5 a 8 referem-se ao enunciado:

Escreva as semi-reações de oxidação e redução e as reações completas balanceadas para as seguintes reações de oxirredução:

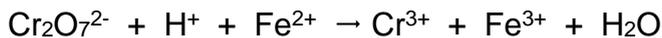
5. Ferro(II) + Cloro  $\rightarrow$  Ferro(III) + Cloreto

Semi-reação de oxidação:

Semi-reação de redução:

Reação total:

6. O íon dicromato oxida o ferro (II) a ferro (III) em solução ácida,

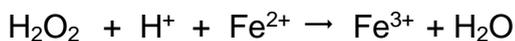


Semi-reação de oxidação:

Semi-reação de redução:

Reação total:

7. Em solução ácida, o peróxido de hidrogênio oxida  $\text{Fe}^{2+}$  a  $\text{Fe}^{3+}$ ,



Semi-reação de oxidação:

Semi-reação de redução:

Reação total:

8. Alumínio + íon hidrogênio  $\rightarrow$  íon alumínio + hidrogênio(g)

Semi-reação de oxidação:

Semi-reação de redução:

Reação total:

## 8. QUESTIONÁRIO

- 1) Coloque os quatro metais (Cu, Zn, Mg, Fe) e o hidrogênio em ordem *decrecente de potencial de redução*, começando pelo melhor agente redutor ao mais fraco.
- 2) Escreva as equações das semi-reações de oxidação e redução e a reação iônica total para as reações
  1. sulfato de cobre + zinco;
  2. ácido sulfúrico + magnésio
- 3) Coloque  $\text{Br}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{I}_2$  e  $\text{Fe}^{3+}$  em ordem de suas reatividades, começando pelo melhor agente oxidante:

- 4) Escreva as equações das semi-reações de oxidação e redução e a equação iônica total para as reações: a) ferro (III) + iodeto b) cloro + iodeto
- 5) Para as reações abaixo, escreva as equações das semi-reações de oxidação e redução e a equação iônicas completas adicionando  $H^+$ ,  $OH^-$  ou  $H_2O$ , quando necessário.
- a)  $H_2SO_4 + HI \rightarrow I_2 + SO_2$  (em solução ácida);
- b)  $Zn + NO_3^- \rightarrow Zn^{2+} + N_2$  (em solução ácida);
- c)  $Cl_2 + OH^- \rightarrow Cl^- + ClO_3^-$  (em solução básica);
- d) Ferro (II) + Cério c(IV)  $\rightarrow$  Ferro (III) + Cério (III)

## EXPERIMENTO

### MODELOS MOLECULARES E A TEORIA VSEPR

#### INTRODUÇÃO

Moléculas têm forma! A estrutura e forma de uma molécula influencia suas propriedades físicas e também afeta seu comportamento químico. Nesta atividade você irá examinar estruturas de moléculas construindo algumas formas geométricas de papel usando a técnica de origami. A teoria da repulsão dos pares de elétrons do nível de valência (RPENV) oferece um modelo útil para a visualização da estrutura de compostos covalente.

De acordo com a Teoria de Repulsão dos pares de Elétrons do Nível de Valência (RPENV)), os pares de elétrons de valência em torno de um átomo se repelem devido a suas cargas negativas semelhantes. Para minimizar essa repulsa, os pares de elétrons são posicionados ao redor do átomo para que estejam o mais longe possível. O arranjo simétrico resultante de pares de elétrons ao redor dos átomos pode ser usado para prever a geometria molecular - a estrutura tridimensional e a forma de uma molécula. Dois pares de elétrons em torno de um átomo devem adotar um arranjo linear, três pares um arranjo planar trigonal, e assim por diante.

A estrutura tridimensional de uma molécula é afetada pelo arranjo espacial de todos os elétrons – a ambos ligantes e não ligantes ao redor do átomo central. No entanto, somente o arranjo físico dos átomos é usado para descrever a geometria molecular resultante. O que é melhor ilustrado usando um exemplo.

Considere a estrutura de Lewis para a molécula de água mostrada na Figura 1.

Para esta representação o símbolo:

- "....." mostra um par solitário de elétrons estendendo-se atrás do plano do papel;
- "▲" mostra um par solitário de elétrons estendendo-se na frente do plano do papel;
- "——" representam as ligações hidrogênio-oxigênio posicionadas no plano do papel.

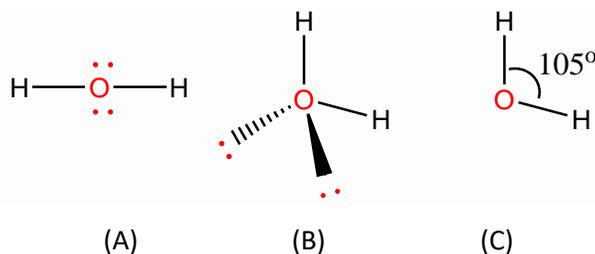


Figura 1: (A) Estrutura de Lewis; (B) Configuração dos domínios eletrônicos; (C) Geometria molecular

Podemos ver que há quatro pares de elétrons de valência ao redor do átomo de oxigênio central. Dois pares de elétrons estão envolvidos na ligação com átomos de hidrogênio, enquanto os outros dois pares de elétrons são pares não compartilhados. Quatro pares de elétrons ao redor de um átomo adotarão um arranjo tetraédrico no espaço, para estar o mais distante possível no espaço, como descrito na Figura 1b.

Como resultado, os dois átomos de hidrogênio e o átomo de oxigênio ocupam um arranjo "angular", como visto na Figura 1c.

Quando dois átomos são ligados através de uma ligação dupla ou tripla (com dois ou três pares de elétrons, respectivamente), os pares de elétrons da dupla ou tripla ligação devem ser considerados uma

única vez ao se determinar a geometria da molécula. O dióxido de carbono fornece um bom exemplo, Figura 2.

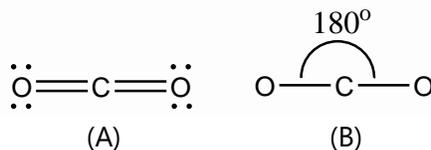


Figura 2: (A) estrutura de Lewis; (B) geometria da molécula.

O átomo de carbono central está ligado a dois átomos de oxigênio por duas ligações duplas. O arranjo resultante dos átomos é linear- ambos os pares de elétrons em cada ligação dupla são considerados como um único grupo de elétrons que deve estar aproximadamente na mesma região do espaço.

## VISÃO GERAL DO EXPERIMENTO:

O objetivo desta atividade é construir seis modelos de geometria molecular definidas pela teoria de repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência fazendo uso de papel e técnicas de dobramento de origami.

## PRÉ-LABORATÓRIO

1. Escreva o símbolo de lewis para cada um dos seguintes átomos: hidrogênio, boro, nitrogênio, silício, enxofre e bromo.
2. Que informação sobre uma molécula a estrutura de Lewis fornece? Que informação não é mostrada ou não está implícita na estrutura de Lewis?
3. Há várias exceções à regra do octeto.
  - a. Com base em sua configuração eletrônica, explique por que o hidrogênio só pode ter dois elétrons de valência ao seu redor quando se liga a outros átomos. Qual é o número máximo de ligações que o hidrogênio vai formar?
  - b. Compostos neutros de boro podem ser descritos como "deficientes em elétrons". Com base em sua configuração eletrônica, prever quantas ligações covalentes o boro se formará. É este o número máximo de títulos que o boro vai formar? Dica: Boro forma íons poliatômicos.
  - c. Muitos elementos na linha de baque e além na tabela periódica podem formar mais de quatro ligações e, portanto, parecem ter "octetos expandidos". Fósforo e enxofre, por exemplo, podem formar cinco e seis ligações covalentes, respectivamente. Conte o número total de elétrons de valência no PCIS e desenhe sua estrutura de Lewis. Quantos elétrons de valência são "contados" em direção ao átomo P central?

## MATERIAIS:

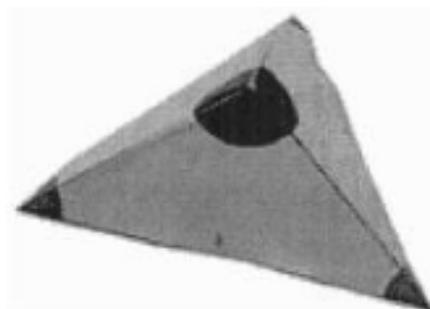
Origami para geometrias moleculares, tesoura, fita adesiva transparente e cola.

## PROCEDIMENTO:

### PARTE A: $AB_3E$ , GEOMETRIA-TRIGONAL PYRAMIDAL

1. Recorte a figura correspondente que se encontra no material suplementar anexo.
2. Faça todas as dobras. Para as linhas tracejadas, -----, dobre unindo as faces. Para as linhas cheias, \_\_\_\_ , dobre separando as faces.
3. Dobre as abas cinza escuras entre as faces marcadas com 1 e 3 de modo a uni-las e fixe a aba na parte de trás da face 3. Certifique-se de que os lados 1, 2 e 3 estejam voltados um para o outro.
4. Dobre as abas cinza escuras entre as faces marcadas com 1 e 2 de modo a uni-las e fixe a aba na parte de trás da face 2. Certifique-se de que os lados 1,2 e 3 fiquem voltados um para o outro.
5. Dobre para que os lados marcados com 1 fiquem juntos. Agora cole as bordas dos lados marcados com 2 e os lados marcados com 3.

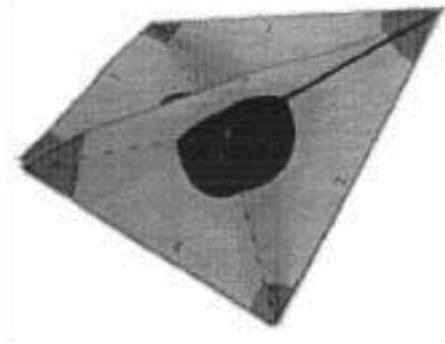
A forma geométrica pronta deverá apresentar o padrão representado abaixo.



### Parte B: $AB_4$ , GEOMETRIA TETRAÉDRICA

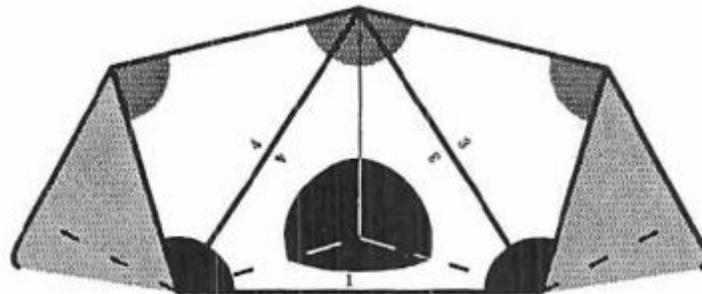
1. Recorte a figura correspondente que se encontra no material suplementar anexo.
2. Faça todas as dobras. Para as linhas tracejadas, dobre juntando as faces. Para as linhas sólidas, dobre separando as faces.
3. Dobre as abas cinza escuras entre as faces 2 e 5 de modo a juntá-las e fixe a aba na parte de trás do lado 5. Certifique-se de que os lados 2, 5 e 6 estejam voltados um para o outro.
4. Repita a etapa 3 para cada uma das três abas escuras restantes.
5. Dobre as faces 1 juntas e, em seguida, dobre as faces 2 juntas. Prenda as bordas dos lados 5 com fita adesiva.
6. Dobre e junte as faces 3. Prenda com fita adesiva as bordas dos lados 6 e, em seguida, prenda as bordas dos lados 4.

A forma geométrica pronta deverá apresentar o padrão representado abaixo.



### PARTE C: $AB_4E$ , GEOMETRIA GANGORRA.

1. Recorte a figura correspondente que se encontra no material suplementar anexo.
2. Faça todas as dobras. Para linhas pontilhadas, dobre as faces juntá-las; para linhas sólidas, dobre as faces separadas.
3. Mantenha o gabarito sobre uma superfície plana.
4. Pegue o gabarito e dobre as faces marcadas com 1 de modo a uni-las.
5. Dobre as áreas cinza escuras entre as faces 3 e 4 juntando-as.
6. Coloque a dobra cinza escura remanescente rente à parte de trás da face 3 e prenda a aba no lugar. Os lados 1, 3 e 4 devem estar voltados um para o outro (Figura 3).



7.

Figura 3

8. Gire o formulário ao redor da face 1 e repita as etapas 5 e 6 para as faces 5 e 2, colocando cinze escura nivelada com a parte de trás da face 5. Os lados 1,2 e 5 devem estar voltados um para o outro.
9. Dobre as faces marcadas com 2 unindo-as e, em seguida, dobre as faces 3 para juntá-las, certificando-se de que a aba cinza escura esteja dobrada (Figura 4)

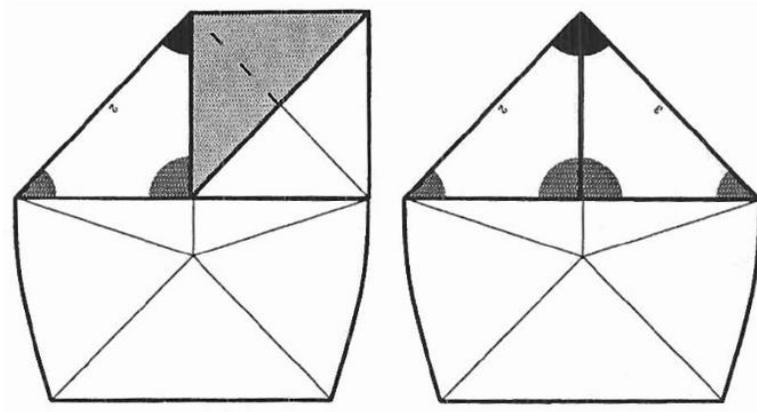
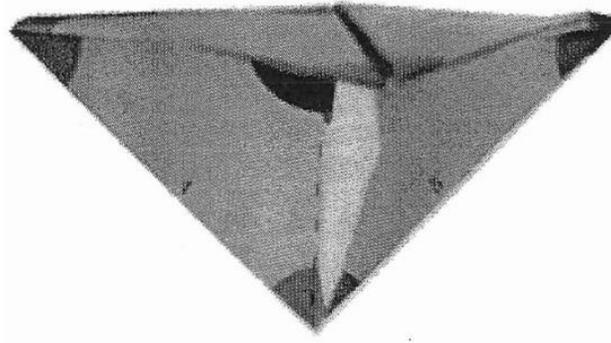


Figura 4

10. Repeat step 8 for faces 4 and 5.

11. Junte as faces 4 e 3 e cole-as. Junte as faces 5 e 2 e cole-as.

A forma geométrica pronta deverá apresentar o padrão representado abaixo.



#### PARTE D: $AB_5E$ , GEOMETRIA PIRÂMIDE QUADRADA

1. Recorte a figura acima.
2. Faça todas as dobras. Para linhas pontilhadas, dobre as faces juntá-las; para linhas sólidas, dobre as faces separadas.
3. Dobre as abas cinza escuras entre as faces 6 e 1 juntando-as e, em seguida, dobre a aba rente à parte de trás da face 6 e prenda com fita adesiva. Os lados 7, 6 e 1 devem estar voltados um para o outro (Figura 5)

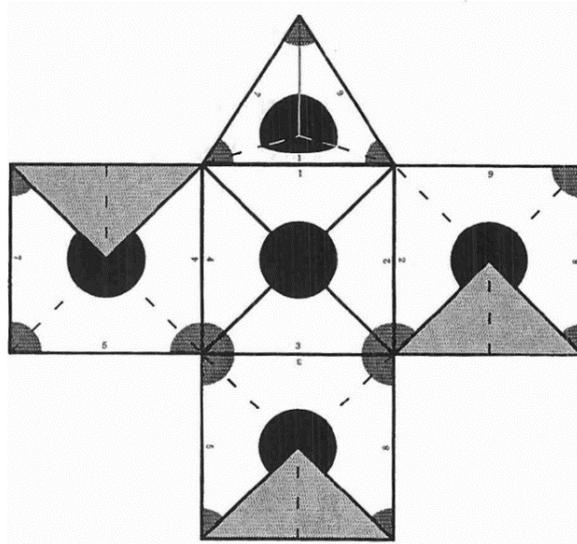
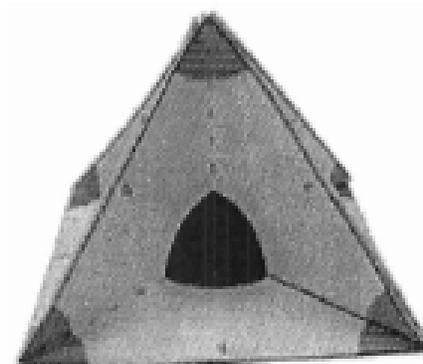


Figura 5

4. Repita a etapa 3 para os outros 3 quadrados externos
5. Coloque as faces marcadas com 2 juntas, a seguir as faces marcadas com 3 juntas, a seguir as faces marcadas com 4 e as faces marcadas com 1. Cole as bordas das faces 5 bordas, a seguir as bordas das faces 7 bordas, a seguir as bordas das faces 6 e depois as bordas da face 8.

A forma geométrica pronta deverá apresentar o padrão representado abaixo.



## PART E: AB<sub>5</sub>, GEOMETRIA BIPIRÂMIDE TRIGONAL

1. Recorte a figura correspondente que se encontra no material suplementar anexo..
2. Faça todas as dobras. Para linhas pontilhadas, dobre as faces juntá-las; para linhas sólidas, dobre as faces separadas.

3. Dobre as abas em excesso entre as faces 6 e 8 juntas, em seguida, dobre as abas rente à parte de trás da face 8 e prenda com fita adesiva. Os lados 8, 6 e 2 devem estar voltados um para o outro (Figura 6)

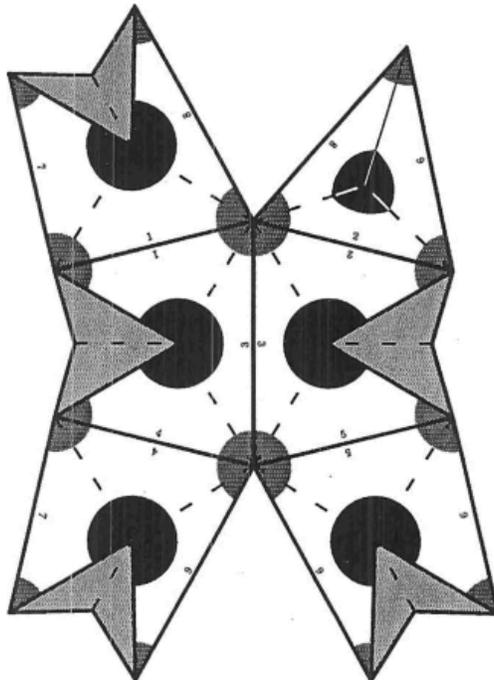
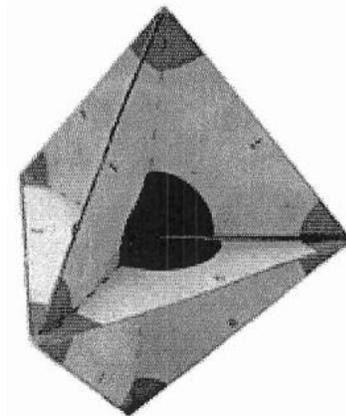


Figura 6

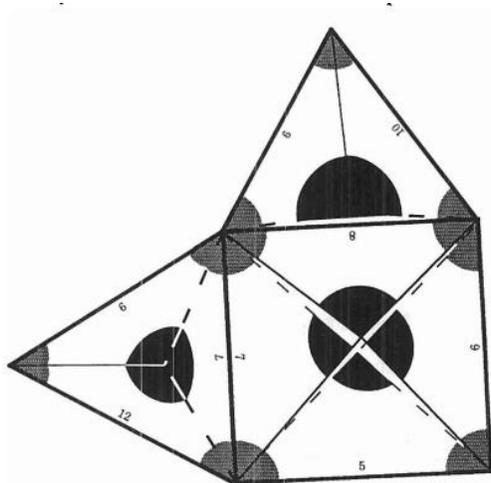
4. Repita o passo 3 para cada um dos 3 cantos restantes.
5. Dobre as abas salientes entre as faces 5 e 2 juntas e, em seguida, dobre as abas rente à parte de trás da face 5 e prenda com fita adesiva. Os lados 3,5 e 2 devem estar voltados um para o outro.
6. Repita o passo 5 para as faces 1, 3 e 4.
7. Dobre as faces marcadas com 8 de modo a junta-las e fixe suas extremidades com fita adesiva.
8. Dobre as faces marcadas com 9 e fixe suas extremidades com fita adesiva.
9. Junte as extremidades marcadas com 7 e fixe-as com fita adesiva. Faça o mesmo com as extremidades marcadas com 6.

A forma geométrica pronta deverá apresentar o padrão representado abaixo.



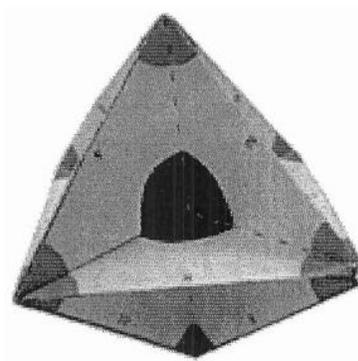
## PARTE F: AB<sub>6</sub>, GEOMETRIA OCTAÉDRICA

1. Recorte a figura correspondente que se encontra no material suplementar anexo.
2. Faça todas as dobras. Para linhas pontilhadas, dobre as faces juntá-las; para linhas sólidas, dobre as faces separadas.
3. Dobre as faces marcadas com 1 e junte-as Fold faces 1 together.
4. Feche as abas cinzas escuras entre as faces 6 e 4 e as abas cinzas escuras entre as faces 3 e 5. Dobre as abas e prenda com fita adesiva na parte de trás das faces 4 e 5, respectivamente.
5. Repita os passos 3 e 4 para as faces marcadas com 2.
6. No final com duas faces marcadas com 9, dobre a área escura ao longo da linha pontilhada de modo que os lados das faces 7, 12 e 9 estejam voltados um para o outro e os lados 8, 9 e 10 também voltados um para o outro (ver Figura 7)



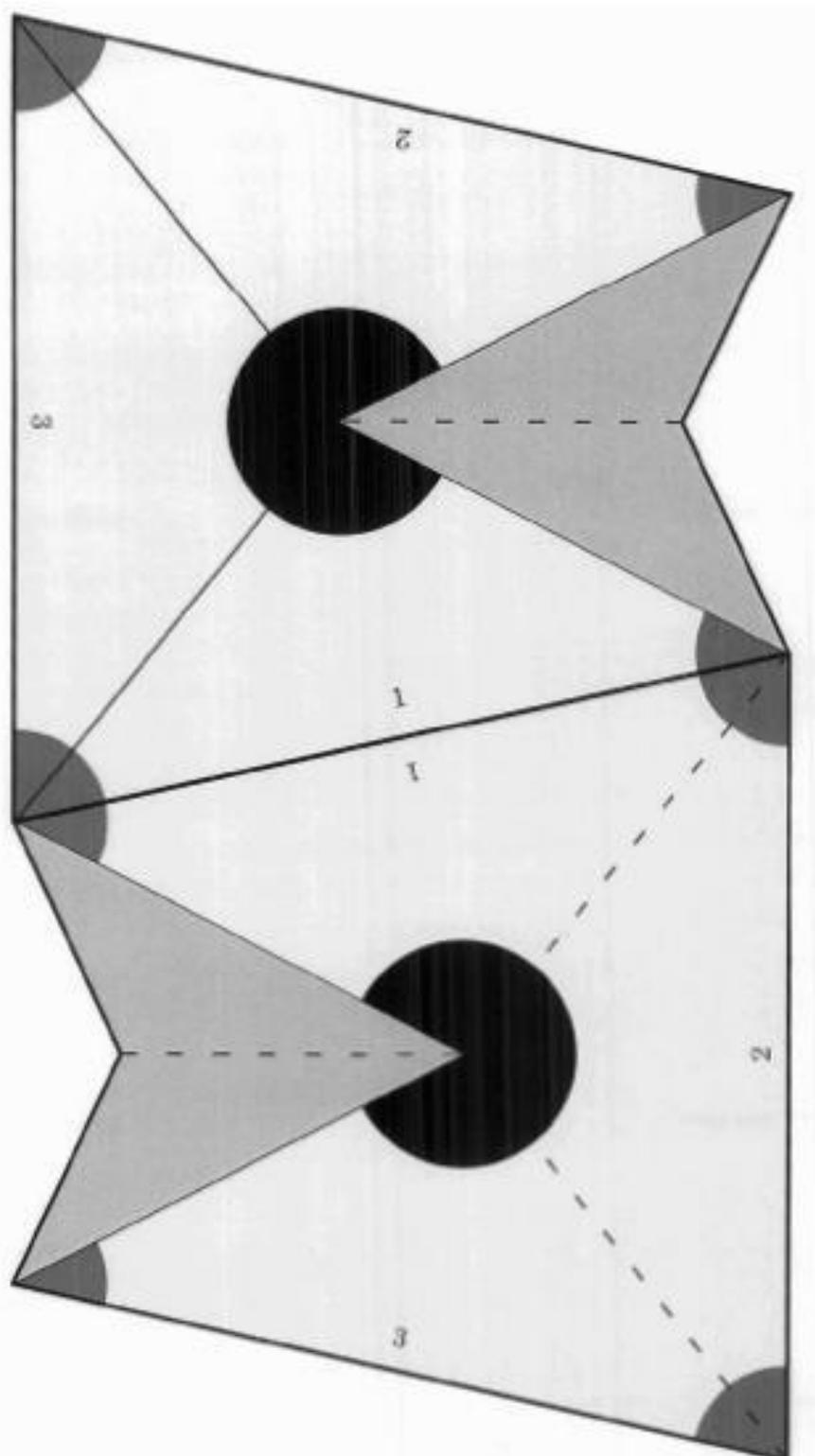
7. Repita a etapa 6 para a outra extremidade com duas faces marcadas com 11.8. Fold faces 7 and faces 8 together, then tape faces 9 together along the outside.
8. Dobre as faces 6 e as faces 5, junte-as e prenda-as com as faces 11 juntas ao longo da borda externa.
9. Fixe com fita adesiva, ao logo das extremidades das bordas, as faces 10 de modo a junta-las.
10. Faça o mesmo com as faces marcadas com 12.

A forma geométrica pronta deverá apresentar o padrão representado abaixo.

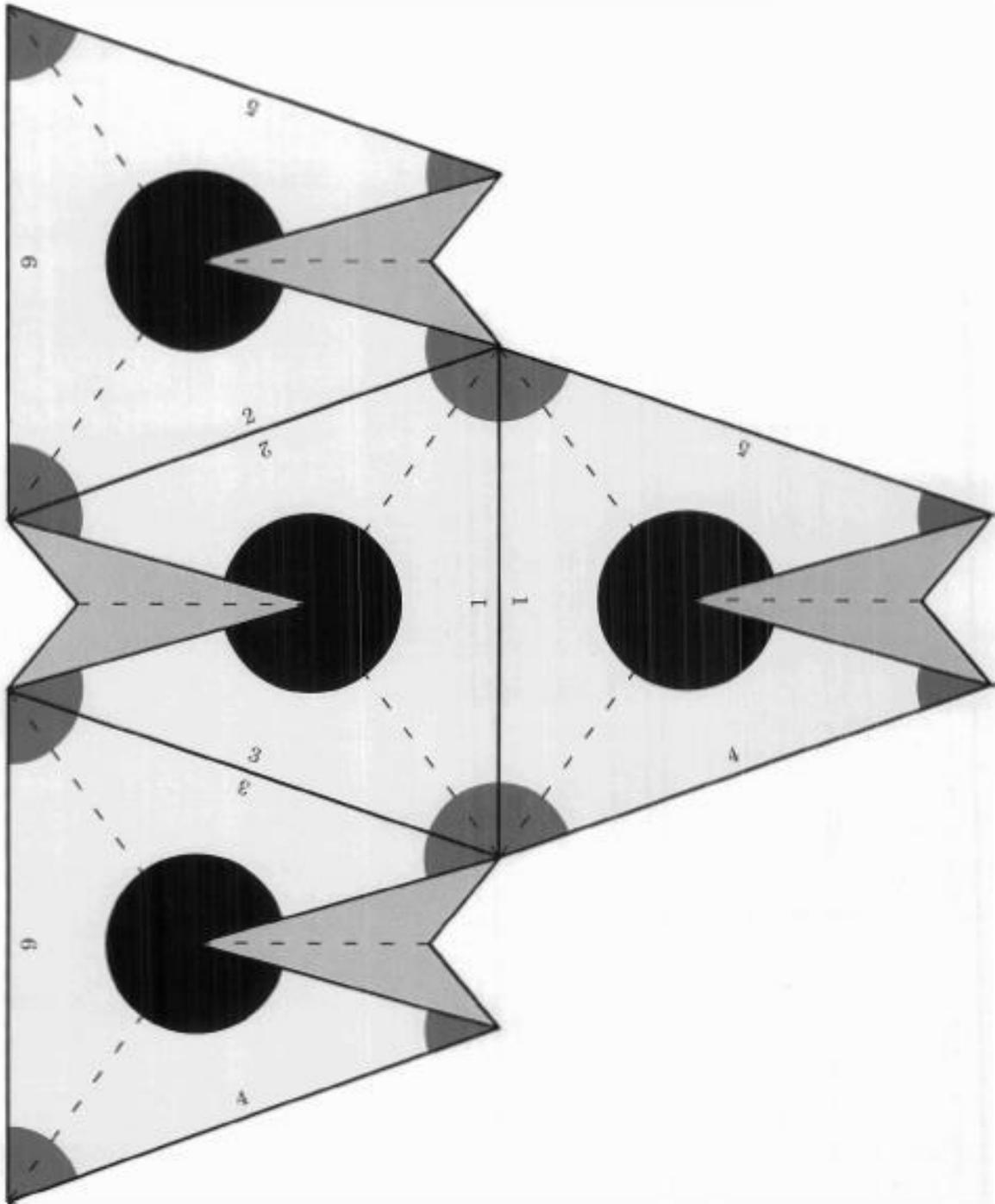


## MATERIAL SUPLEMENTAR - GABARITOS

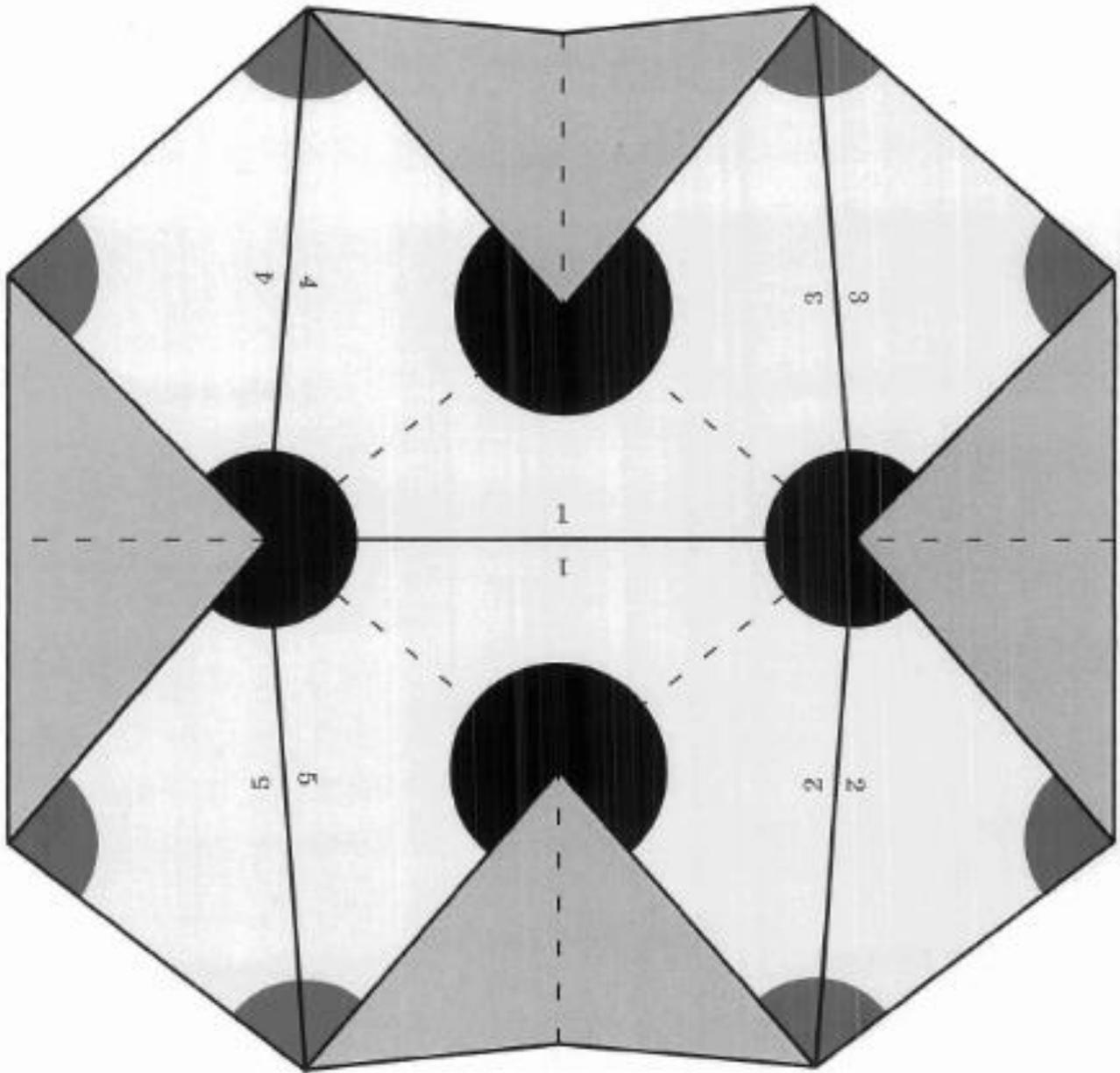
ORIGAMI PARA A GEOMETRIA PIRÂMIDE TRIGONAL



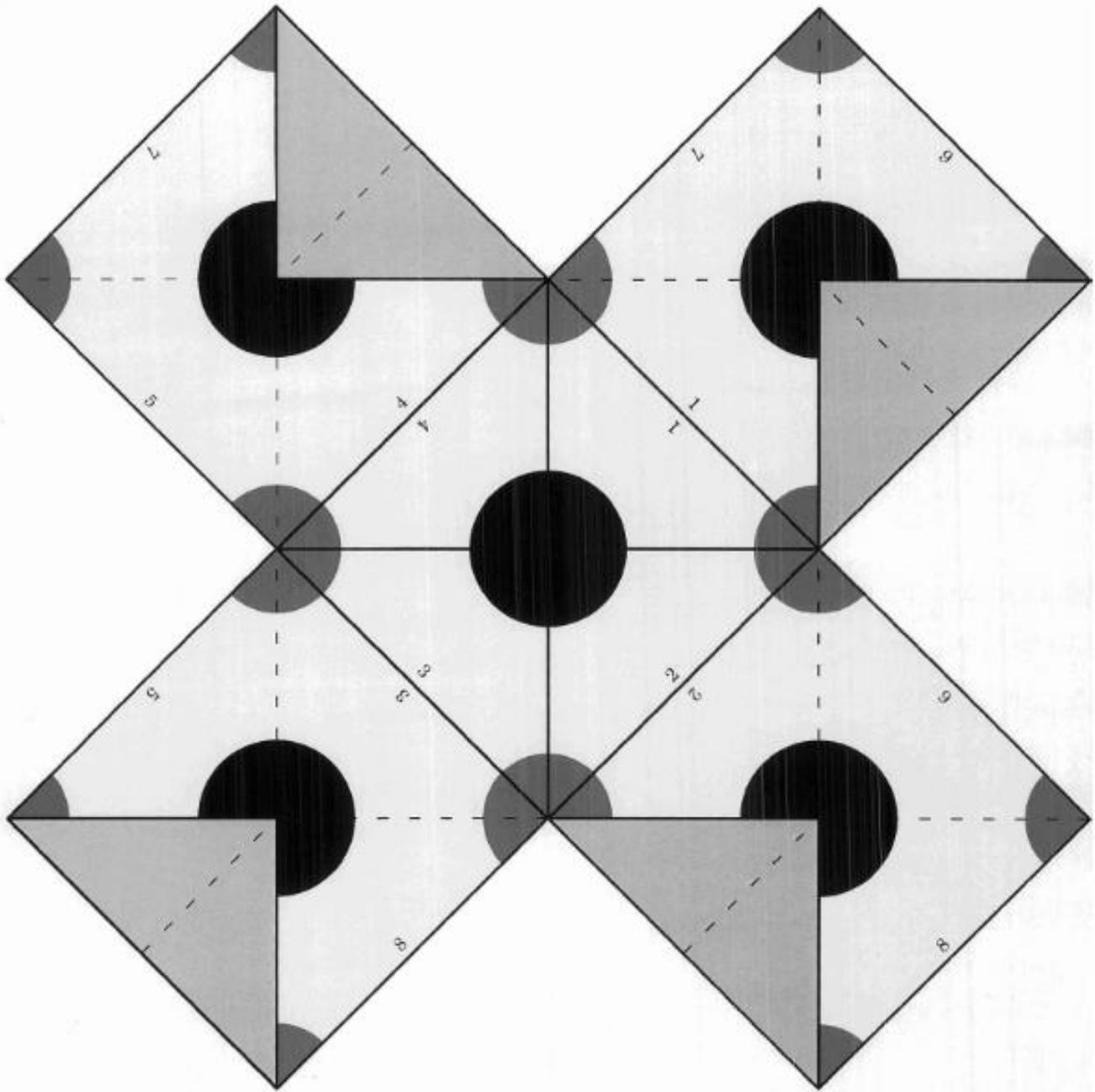
ORIGAMI PARA A GEOMETRIA TETRAÉDRICA



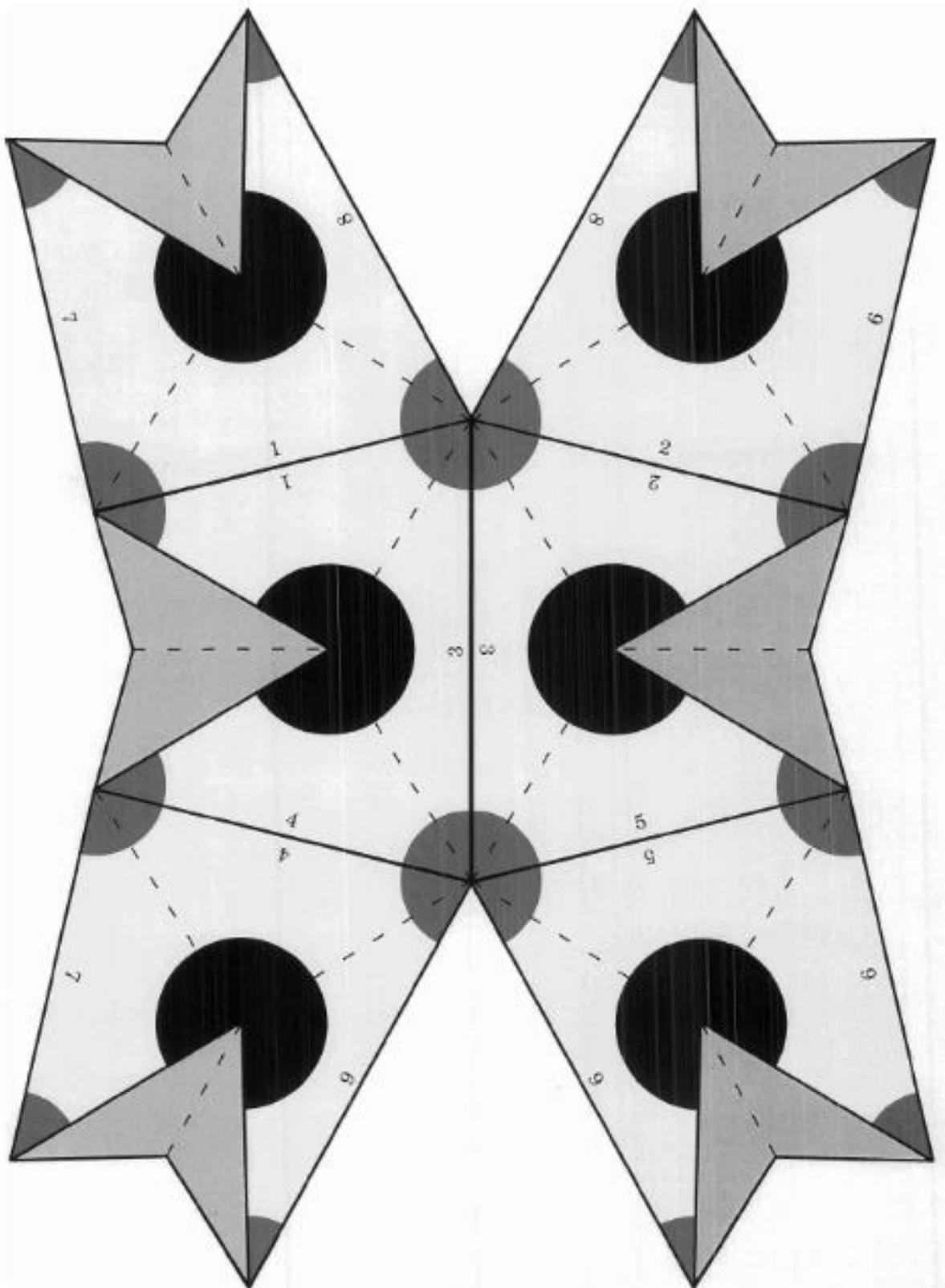
ORIGAMI PARA A GEOMETRIA GANGORRA



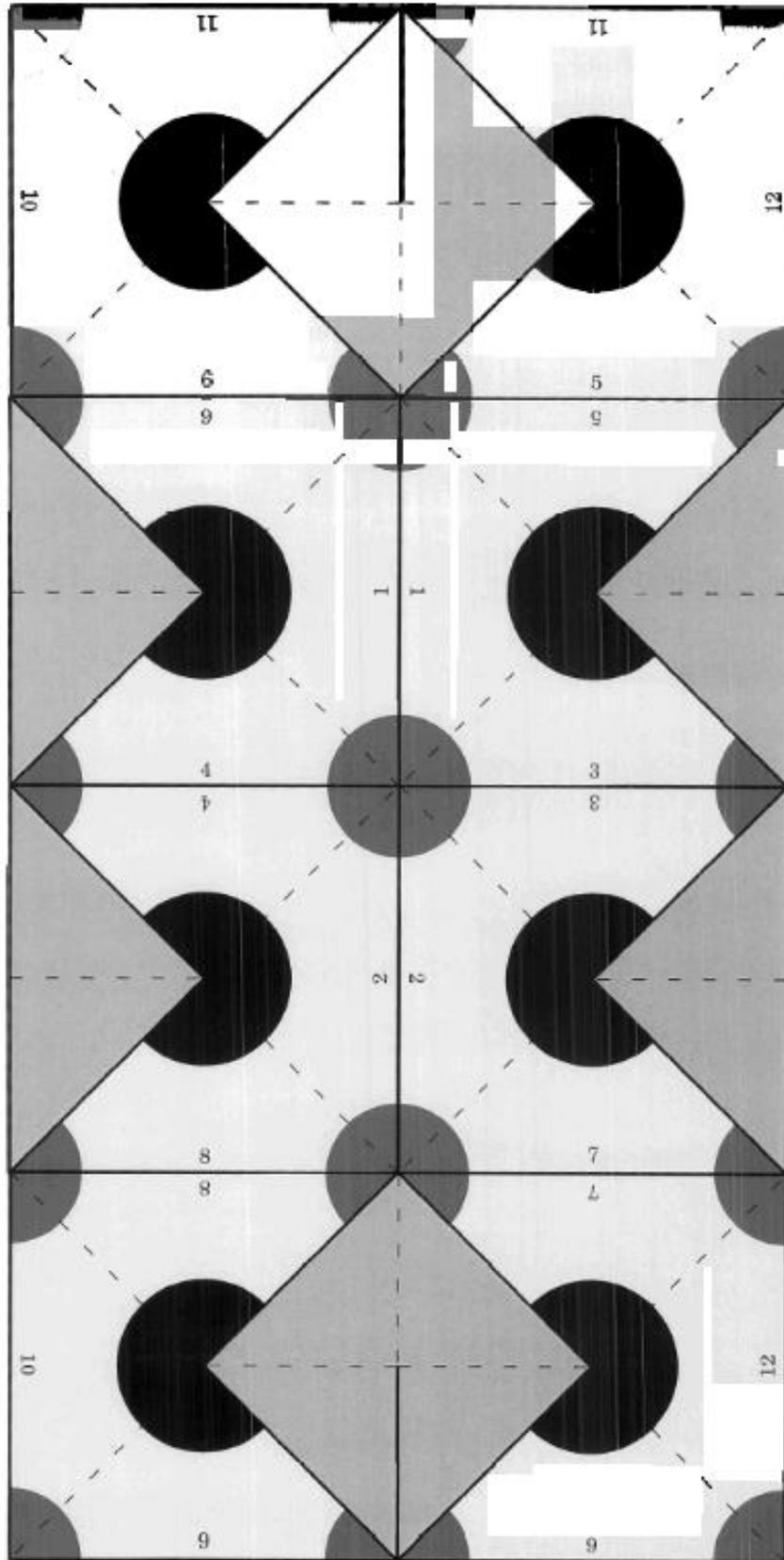
ORIGAMI PARA A GEOMETRIA PIRÂMIDE QUADRADA



ORIGAMI PARA A GEOMETRIA BIPIRÂMIDE TRIGONAL



ORIGAMI PARA A GEOMETRIA OCTAÉDRICA





**UNIVERSIDADE FEDERAL DE SANTA CATARINA**  
**CENTRO DE CIÊNCIAS FÍSICAS E MATEMÁTICAS**  
**DEPARTAMENTO DE QUÍMICA**

*Campus Universitário - Trindade – 88040-900 - Florianópolis - SC – Brasil*  
*Fone: (048) 3721-6844 - Fax: +55 48 3721-6852*

Alunos(as): _____
-------------------

Turma:
--------

Data:
-------

## QMC5518 – Química Geral Experimental I

### MODELOS MOLECULARES E A TEORIA VSEPR

#### RELATÓRIO

- Desenhe a estrutura de Lewis para cada uma das moléculas a seguir
  - $\text{BF}_3$
  - $\text{SO}_3$
  - $\text{NH}_3$
  - Qual molécula tem geometria piramidal?
- Desenhe a estrutura de Lewis para cada uma das moléculas a seguir:
  - $\text{XeF}_4$
  - $\text{SF}_4$
  - $\text{CH}_4$
  - Qual molécula tem geometria tetraédrica?
- Desenhe a estrutura de Lewis para cada uma das moléculas a seguir:
  - $\text{NH}_4^+$
  - $\text{SF}_4$
  - $\text{CCl}_4$
  - Qual molécula tem geometria de gangorra?
- Desenhe a estrutura de Lewis para cada uma das moléculas a seguir:
  - $\text{PF}_5$
  - $\text{ClF}_5$
  - Qual a geometria de cada uma destas moléculas?

## Experiência

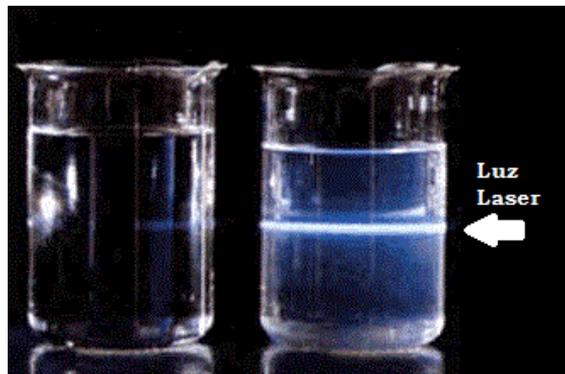
### Da água turva à água clara: o papel do coagulante

Como texto complementar deste experimento, sugere-se a leitura do artigo “*Da Água Turva à Água Clara: o Papel do Coagulante*” disponível no link:

<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc18/A11.PDF>

#### 1. INTRODUÇÃO

Dispersões coloidais consistem de misturas heterogêneas formadas por, pelo menos, duas fases diferentes, cuja fase dispersa (finamente dividida) encontra-se misturada à fase contínua, denominada meio de dispersão. A ciência dos coloides associa-se ao estudo desses sistemas, onde pelo menos um dos componentes da mistura apresenta pelo menos uma dimensão entre 1 a 1000 nm ( $10^{-9}$  m) (JUNIOR, M. JAFELICCI e VARANDA, L. C., 1999). Um coloide pode apresentar três fenômenos ópticos distintos sob a incidência de luz, sendo estes: a **absorção da luz**, que se relaciona à parcela da radiação eletromagnética captada pela amostra irradiada, a **transmissão da luz**, que corresponde à radiação que atravessa a amostra sem ser absorvida e o **espalhamento da luz**, onde este último é dá origem ao conhecido Efeito Tyndall, para partículas coloidais (SHAW, 1975).



No fenômeno de espalhamento de luz, o campo elétrico oscilante da luz incidente interage com os elétrons em uma partícula desenvolvendo um momento de dipolo também oscilante com magnitude proporcional a polarizabilidade da partícula e a intensidade do campo (ATKINS, P. e DE PAULA, J., 2008).

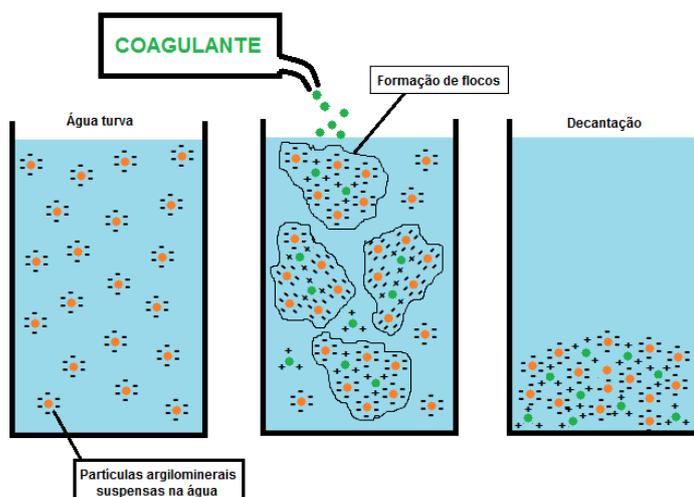
#### 1.1 Tratamento da água

A evolução da ciência dos coloides possibilitou a compreensão de diversos fenômenos e o desenvolvimento de diversas tecnologias, dentre elas, a utilização de agentes coagulantes no processo de tratamento da água. O desenvolvimento do processo de coagulação no tratamento da água desenvolve-se em base do entendimento de que a

turbidez comumente observada de águas naturais está associada à dispersão de partículas coloidais de argilominerais, **negativamente carregadas**. O processo físico-químico associado à coagulação e floculação que ocorrem pela desestabilização da suspensão destas partículas em água é ilustrado na Figura 1.

*Para serem removidas, essas impurezas coloidais devem se aglomerar previamente à decantação e à filtração. O termo coagulação refere-se à desestabilização dos colóides, provocada por agente químico adicionado, enquanto a floculação é o processo em que a agitação lenta proporciona condições para as partículas se aglutinarem, produzindo flocos suficientemente grandes. (MAIA, A. S. et al. 2003 p. 50)*

A citação acima, do trabalho intitulado “Da água turva à água clara: o papel do coagulante” (MAIA A. S. OLIVEIRA, W. e OSÓRIO, V.K.L, 2003), estabelece uma importante diferenciação dos conceitos de **coagulação** e **floculação**, fenômenos físico-químicos de extrema importância no tratamento da água, justificando a necessidade de tanques floculadores nas estações de tratamento.



*Figura 1: Esquema ilustrativo do processo de coagulação e floculação no tratamento da água turva.*

## 1.2 Por que deve-se ter cuidado com a turbidez da água?

A turbidez na água é causada pela presença de partículas em suspensão. É importante ressaltar que, a presença de partículas dispersas na água pode interferir no processo de desinfecção da água, uma vez que pode representar uma proteção física para os microrganismos, impedindo a ação dos desinfetantes. Neste caso, a Portaria nº 2.914, de 12/12/2011 do Ministério da Saúde, que dispõe sobre os procedimentos de controle e de vigilância da qualidade da água para consumo humano e seu padrão de potabilidade, estabelece padrões a serem respeitados. Conforme descrito em seu Art. 30:

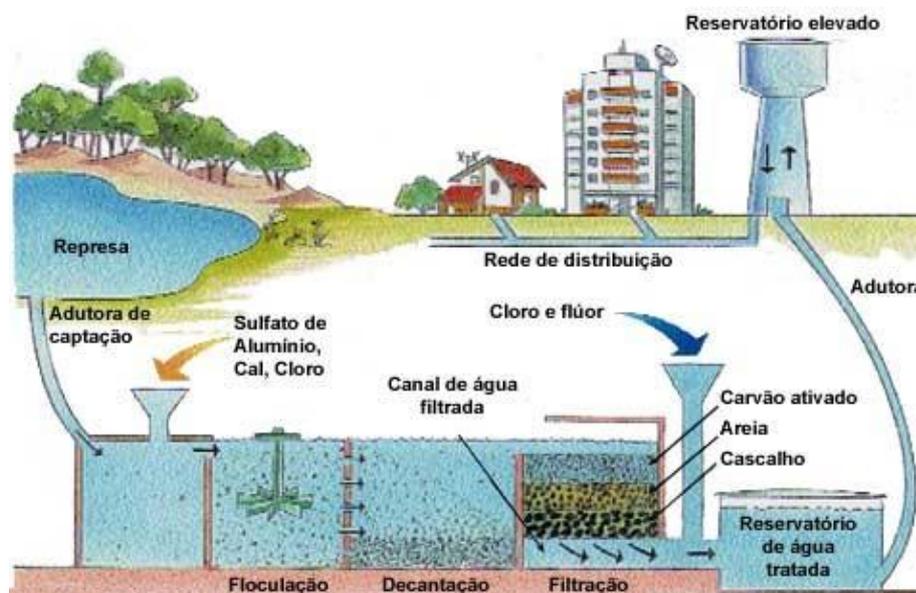
Art. 30. Para a garantia da qualidade microbiológica da água, em complementação às exigências relativas aos indicadores microbiológicos, deve ser atendido o padrão de turbidez expresso no anexo II e devem ser observadas as demais exigências contidas nesta Portaria.

## ANEXO II - Tabela de padrão de turbidez para água pós-filtração ou pré-desinfecção

Tratamento da água	VMP <sup>(1)</sup>
Desinfecção (para águas subterrâneas)	1,0 uT <sup>(2)</sup> em 95% das amostras
Filtração rápida (tratamento completo ou filtração direta)	0,5 <sup>(3)</sup> uT <sup>(2)</sup> em 95% das amostras
Filtração lenta 1,0(3)uT(2) em 95% das amostras	1,0 <sup>(3)</sup> uT <sup>(2)</sup> em 95% das amostras

NOTAS: (1) Valor máximo permitido. (2) Unidade de Turbidez. (3) Este valor deve atender ao padrão de turbidez de acordo com o especificado no § 2º do Art. 30.

Tais impurezas em geral são retiradas no processo de coagulação seguido pelas operações de floculação, sedimentação e filtração. Estas são as etapas do processo de tratamento de água que ocorrem numa ETA (Estação de Tratamento de água) anteriores à desinfecção, fluoretação para a posterior distribuição.



### 1.3 Técnica para determinação de dosagens – Teste de Jarros

É um método ainda bastante empregado nas Estações de Tratamento, para a determinação das dosagens dos coagulantes a serem empregados; pH; agitação; e tempos, porém, este tipo de ensaio vem sendo empregado para a determinação de parâmetro básico na elaboração do projeto de uma Estação de Tratamento. Por este ensaio determina-se a condição ótima para floculação de uma água caracterizada pelo tempo e agitação necessária, para tanto uma vez determinada a dosagem ótima dos coagulantes, deve-se verificar qual tempo, e qual o gradiente de velocidade para se flocular a água em estudo. Além disso, deve-se verificar se a floculação obtida fornece uma água que após a sedimentação apresentará uma grande redução de turbidez.

O equipamento de “Jar-Test” é constituído normalmente de 3 a 6 cubas, jarros de plástico, de igual volume, de seção quadrada, dispostas em paralelo, dotadas em cada uma delas de agitadores de velocidades variáveis controladas por tração magnética (50 a 100 rpm), de forma similar, através de movimentação uniforme. O período de observação de sedimentação dos flocos deve ser, no máximo, 15 minutos.

#### 1.4 Acompanhando a turbidez em função da concentração final de coagulante através do espalhamento de luz

O acompanhamento da turbidez, em função da concentração final de coagulante, será realizado utilizando-se um equipamento de fácil construção e de baixo custo apresentado na Figura 2.

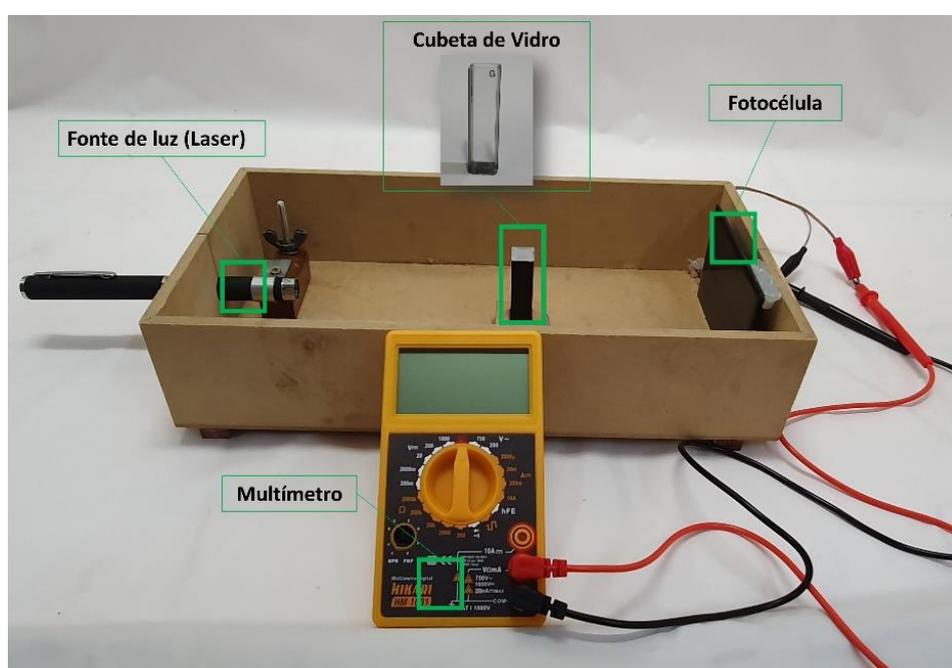
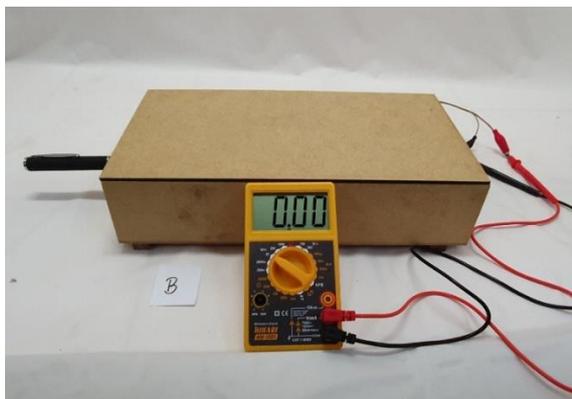


Figura 2: Equipamento *homemade* para acompanhar a turbidez das amostras.

A placa fotocélula é formada por diversos fotossensores. Estes fotossensores tem uma eficiência definida no processo de transformação de energia luminosa em energia elétrica. Desta maneira, se o feixe luminoso atravessa um meio isento de partículas em suspensão o feixe de luz atinge um número muito pequeno de fotossensores. Todavia, quando a amostra espalha a luz incidente, vários fotossensores recebem radiação e isto culmina na geração de uma diferença de potencial mais alta nos terminais da fotocélula. Assim, é possível medir, até certo limite de espalhamento, a diferença de potencial gerada na fotocélula como um fator indicativo do fenômeno de espalhamento de luz.

Por se tratar de um detector fotossensível, as medidas devem ser realizadas quando o equipamento estiver com a tampa fechada. A Figura 3, mostra que, quando com a tampa fechada e o laser desligado, a diferença de potencial é nula.



*Figura 3: Equipamento de espalhamento mostrando não sofrer influência de fontes externas de luz quando devidamente fechado.*

## 2. MATERIAIS E REAGENTES

- |                                |  |
|--------------------------------|--|
| a. 2 béqueres grandes          | i. 1 bastão de vidro   |
| b. 6 béqueres de 400 mL        | j. 1 suporte universal com argola                                    |
| c. 1 funil                     | k. água a ser clarificada  |
| d. Papel filtro                | l. solução aquosa de $\text{Ca(OH)}_2$ ( $0,02 \text{ mol L}^{-1}$ ) |
| e. Chumaço de Algodão          | m. solução de alumínio de potássio ( $0,18 \text{ mol L}^{-1}$ )     |
| f. 1 pipeta graduada de 5,0 mL | n. Cubeta de Vidro   |
| g. 1 pipeta graduada de 1,0 mL |  |
| h. 1 proveta de 25,0 mL        |  |

## 3. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

### 3.1 Coagulação

- Filtrar 6 porções de 250 mL de água a ser clarificada, utilizando um chumaço de algodão, transferindo para béqueres numerados de 1 a 6;
- Acrescentar 25,0 mL de solução de  $\text{Ca(OH)}_2$  ( $0,02 \text{ mol L}^{-1}$ ) em cada um dos béqueres 2 a 5;
- Adicionar a solução de alumínio ao conteúdo dos béqueres de acordo com o quadro:

Béquer	1	2	3	4	5	6
Volume de Solução $0,18 \text{ mol L}^{-1}$ de $\text{KAl(SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	-	0,5 mL	1,0 mL	1,5 mL	2,0 mL	2,5 mL
Volume de Solução $0,02 \text{ mol L}^{-1}$ $\text{Ca(OH)}_2$	-	25,0 mL				

- Agite brandamente e deixe em repouso, observando o sistema;
- Após 5,0 min, inicie a próxima etapa.

### 3.2 Espalhamento da Luz

Nesta etapa, vamos analisar o quão turva cada amostra entre os 6 béqueres está e, desta maneira, estimar a concentração final de  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  necessária para clarificar a água a ponto de que esta apresente translucidez semelhante à água que nos é fornecida pela rede de abastecimento.

- Ligue o multímetro e escolha a escala correta para medição da diferença de potencial em Volts de maneira que apresente a medida com até três algarismos significativos;
- Para fazer a leitura do background garanta que as faces transparentes da cubeta estejam adequadamente limpas;
- Coloque a cubeta vazia no suporte do compartimento da amostra, dentro do equipamento e feche a tampa. Ao acionar o laser, faça a medida da diferença de potencial e anote (utilize abaixo);
- Adicione à cubeta quantidade adequada de água da rede e faça a leitura conforme procedimento do item anterior;
- Repita o procedimento de leitura para as amostras de 1 a 6, sempre garantindo a limpeza impecável da cubeta;
- Filtre o conteúdo da amostra 6 utilizando um papel filtro e funil simples;
- Faça uma nova medida para o filtrado da amostra 6 e anote o valor para plotar junto com os demais dados.

<b>Amostra</b>	<b>Concentração Final de <math>KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O</math> (mol.L<sup>-1</sup>)</b>	<b>Diferença de Potencial (Volts)</b>
Cubeta Vazia	-	
Água da rede	-	
1		
2		
3		
4		
5		
6		
6 após Filtração		

### 4. RESÍDUOS

Os papéis filtro das duas filtrações, chumaços de algodão e a terra excedente devem ser descartados no recipiente indicado no laboratório. A água clarificada pode ser descartada na pia.

## 5. ORIENTAÇÕES PARA O RELATÓRIO

- a. Apresentar os dados obtidos na forma de um gráfico de diferença de potencial (na ordenada) por concentração final de  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ 
  - i. Não esqueça de descontar o valor do branco (background) referente à diferença de potencial gerada quando o laser é acionado contra a cubeta vazia.
  - ii. Discutir os resultados e apresentar a conclusão quanto à concentração final mínima necessária para alcançar uma turbidez próxima da água que nos é fornecida pela rede de abastecimento.
- b. A turbidez da água está associada a um aumento ou diminuição do espalhamento de luz? Como se explica o aumento da diferença de potencial observado para as amostras mais turvas?
- c. Discuta as etapas obrigatórias e não-obrigatórias utilizadas nas estações de tratamento de água para abastecimento. Com base nisto, conclua se a água que você clarificou está própria para o consumo, se não, qual(is) etapa(s) ainda seriam necessárias?
- d. Pesquise e discuta que método poderia ser usado para verificar a quantidade de alumínio que ficou dissolvido na água.
- e. Explique como o  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  promove a coagulação, e qual o motivo de se fazer em meio básico.
- f. Pesquisas recentes têm demonstrado existir uma relação entre o mal de Alzheimer e a ingestão de alumínio. Pesquise e apresente alternativas ecologicamente amigáveis ao uso dos sais de alumínio como agente coagulante para o tratamento de água.

## 6. REFERÊNCIAS

ATKINS, P.; DE PAULA, J. FÍSICO-QUÍMICA, v.2 / Peter Atkins, Julio de Paula ; tradução Edilson Clemente da Silva et al. 8ed, p. 91, Rio de Janeiro: LTC, 2008.

JAFELICCI JUNIOR, M; VARANDA, L.C. O Mundo dos Colóides. n. 9, MAIO 1999. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc09/quimsoc.pdf>

MAIA, A. S.; OLIVEIRA, W.; OSÓRIO, V. K. L. Da Água Turva à Água Clara: o Papel do Coagulante. Química Nova na Escola, n. 18, p. 49-51, 2003.

BRASIL. Ministério da Saúde. Portaria nº 2.914, de 12/12/2011. Brasília, 2011.

SHAW, D. J. Introdução a química dos coloides e de superfícies. São Paulo: E. Blucher. Ed. da USP, 185 p., 1975.

## 7. CRÉDITOS:

Experimento elaborado pelo Prof. Dr. Idejan Padilha Gross como parte de seu Trabalho de Conclusão de Curso de Licenciatura em Química da UFSC.

## EXPERIMENTO

### MÉTRICAS AMBIENTAIS: AVALIAÇÃO DA VERDURA QUÍMICA DE EXPERIMENTOS

#### 1. OBJETIVOS

No final deste experimento o aluno deverá ser capaz de:

- 1.1. Reconhecer os princípios da Química Verde
- 1.2. Calcular métrica de massa
- 1.3. Saber buscar e interpretar as FISPQ (MSDS)
- 1.4. Montar a EV para atividades experimentais
- 1.5. Avaliar entre diferentes roteiros aquele que é mais verde

#### 2. INTRODUÇÃO

A Química Verde é um ramo da Química que foi definido pela primeira vez em 1991, por John Warner e Paul Anastas, membros da agência ambiental norte-americana Environmental Protection Agency (EPA). Isso ocorreu após a criação de uma lei nacional de prevenção à poluição.

Os dois definiram a Química Verde como sendo o “desenvolvimento de produtos químicos e processos que buscam a redução ou eliminação do uso e da geração de substâncias perigosas”. Esse conceito foi aceito pela IUPAC em 1993.

Como observado na definição, a palavra-chave da Química Verde é redução, principalmente no que diz respeito à poluição ambiental. Dessa forma, a Química Verde apresenta os seguintes objetivos:

- Redução de consumo de energia
- Redução dos dejetos (materiais que são descartados na natureza)
- Redução da toxicidade
- Redução do uso de fontes não renováveis
- Redução dos riscos de poluição ao meio ambiente
- Redução do uso de matéria-prima

Para tentar resolver a problemática gerada pelas ações do homem ao longo do tempo na natureza, a Química Verde busca incessantemente o desenvolvimento de novas tecnologias e reações químicas que não gerem poluição a do meio ambiente. Para isso, existem algumas ações que são obrigatórias dentro da Química verde:

- Utilizar reagentes alternativos e renováveis
- Utilizar reagentes que diminuam a perda de materiais
- Substituição dos solventes tóxicos
- Aprimorar processos naturais de síntese
- Desenvolver novas substâncias que não poluam o meio ambiente
- Desenvolvimento de condições para que as reações químicas tenham maior rendimento e produzam menos impurezas.
- Minimizar o consumo de energia

Todas as ações propostas pela Química Verde, com o intuito de alcançar os objetivos já descritos, são regidas por um total de doze princípios. São eles:

### **Princípios da Química Verde**

1. **Prevenção:** é melhor prevenir a formação de resíduos do que tratá-los posteriormente.
2. **Economia Atômica:** os métodos sintéticos devem ser desenvolvidos para maximizar a incorporação dos átomos dos reagentes nos produtos finais desejados.
3. **Sínteses com Reagentes de Menor Toxicidade:** sempre que possível, metodologias sintéticas devem ser projetadas para usar e gerar substâncias que possuam pouca ou nenhuma toxicidade para a saúde humana e o meio ambiente.
4. **Desenvolvimento de Compostos Seguros:** os produtos químicos deverão ser desenvolvidos para possuírem a função desejada, apresentando a menor toxicidade possível.
5. **Diminuição de Solventes e Auxiliares:** a utilização de substâncias auxiliares (solventes, agentes de separação, etc) deverá ser evitada quando possível, ou usadas substâncias inócuas no processo.

6. Eficiência Energética: os métodos sintéticos deverão ser conduzidos sempre que possível à pressão e temperatura ambientes, diminuindo seu impacto econômico e ambiental.
7. Uso de Matéria-Prima Renovável: sempre que possível técnica e economicamente utilizar matéria-prima renovável.
8. Redução do uso de derivados: uso de reagentes bloqueadores, de proteção ou desproteção, e modificadores temporários que deverão ser minimizados ou evitados quando possível, pois estes passos reacionais requerem reagentes adicionais e, conseqüentemente, podem produzir subprodutos indesejáveis.
9. Catálise: reagentes catalíticos (tão seletivos quanto possível) são superiores aos reagentes estequiométricos.
10. Desenvolvimento de Compostos Degradáveis: produtos químicos deverão ser desenvolvidos para a degradação inócua de produtos tóxicos, não persistindo no ambiente.
11. Análise em Tempo Real para a Prevenção da Poluição: as metodologias analíticas precisam ser desenvolvidas para permitirem o monitoramento do processo em tempo real, para controlar a formação de compostos tóxicos.
12. Química Segura para a Prevenção de Acidentes: as substâncias usadas nos processos químicos deverão ser escolhidas para minimizar acidentes em potencial, tais como explosões e incêndios.

Conhecendo os objetivos e princípios da **Química Verde**, fica claro que ela é **um ramo da ciência química que visa ao restabelecimento da qualidade do meio ambiente e o desenvolvimento sustentável da sociedade.**

Dessa forma, **os impactos negativos que atingem a natureza**, em decorrência dos abusos e danos provocados pelas ações do homem, **tendem a ser minimizados pela aplicação das ações e princípios da Química Verde.**

## 2.1. MÉTRICAS

No contexto global da sistémica, chama-se métrica a um sistema de avaliação do funcionamento de um sistema dinâmico complexo que permita aferir o modo como ele opera, especificamente quanto ao cumprimento dos respectivos objetivos – isto é, um sistema de medição da performance do sistema. Uma métrica envolve uma grandeza ou um conjunto de grandezas, também designadas por métricas (às vezes por métricas individuais, para as distinguir da métrica como sistema de avaliação), que podem ser de natureza quantitativa ou qualitativa, por exemplo, um número inteiro, uma pontuação numa escala, ou uma simples resposta do tipo sim/não; ou, em outros casos, uma grandeza composta que integra globalmente várias medições. Em geral, a métrica é aplicada ao sistema repetitivamente ao longo do tempo, permitindo um registo da sua história – o que possibilita a análise da sua evolução.

Por exemplo, o professor em sala de aula usa de provas, que quando corrigidas geram as **notas**, estas **são uma métrica** que o professor utiliza para verificar o se o sistema de ensino está funcionando, e assim ele pode decidir adotar metodologias de ensino diferentes.

O sistema de avaliação, quando aplicado ao sistema a aferir, produz resultados – chamados também métricas (ou medidas de performance) – que informam sobre as características dinâmicas e de evolução, isto é, sobre o comportamento do sistema. Estes resultados servem para tomar decisões na gestão do sistema, nomeadamente sobre alterações a realizar para orientar a sua evolução e promover inflexões do seu funcionamento com vista a atingir mais eficazmente o objetivo pretendido.

Na **química sintética**, a métrica mais difundida para saber se uma reação foi boa é a do **rendimento**, no entanto veremos a seguir que ela é limitada quando se busca atingir um desenvolvimento sustentável.

Sendo a química um sistema complexo constituído por reações químicas, elas próprias sistemas complexos, as métricas de verdura da química verde são um caso particular de métricas sistémicas usadas para aferir os acréscimos de verdura química (também um conceito complexo) quando se implementa a prática da química com a postura da química verde para incrementar a benignidade ambiental das reações, processos e compostos químicos.

## 2.2. MÉTRICAS DA QUÍMICA VERDE

Quando se vai ao supermercado comprar uma alface, verifica-se que não esteja amarelecida antes de se concretizar a aquisição – avalia-se a frescura das diversas plantas à venda pelo grau de verdura que mostram. Semelhantemente, em Química Verde (QV), é fundamental avaliar até que ponto as reações químicas de síntese, os processos do seu fabrico industrial, os próprios produtos e os usos que se lhes dá, etc., são, de facto, verdes. A verdura da QV é um conceito de grande complexidade e a sua avaliação é difícil. É necessário desenvolver ferramentas próprias para essa avaliação – métricas de tipos mais variados do que as usadas para medir a eficácia da química tradicional.

A definição e implementação das métricas constitui presentemente um campo de investigação de grande atualidade e importância da Química Verde. Ao longo do tempo foram sendo desenvolvidas várias métricas que de uma forma geral poderíamos classificar como Métricas de Massa; Métricas Energéticas e Métricas Holísticas. Por exemplo, Rendimento, Fator ambiental, Intensidade de massa, Econômica atômica, Eficiência de massa da reação, Estrela Verde, Círculo Verde, etc.

1) **Fator ambiental (Fator E):** mede a quantidade de resíduos gerado por quantidade de produto formado

**Fator E = quantidade de resíduo (kg)/produto (kg)**

**Fator E de alguns segmentos industriais:**

Segmento industrial	Produção Anual (Toneladas)	kg - subproduto/ kg -produto (Fator E)
Refinarias de petróleo	$10^6 - 10^8$	<0,1
Química Pesada	$10^4 - 10^6$	<1 - 5
Química Fina	$10^2 - 10^4$	5 → 50
Indústria Farmacêutica	10 - $10^2$	25 → 100

2) **Economia Atômica:** mede a quantidade dos átomos presentes nos reagentes e que foram incorporados no produto.

$\%EA \text{ exp} = (\text{Rendimento da Reação} / \text{massa total de todos os reagentes}) \times 100$



Esquema 1. Equação da obtenção do n-bromobutano

Tabela 1. Tabela dos reagentes

Reagente	PM	Peso usado (g)	No. de moles teórico necessário	No. de moles utilizado	densidade	p.e. (° C)
1 C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> OH	74,12	17,28	0,233	0,233	0,810	118
2 KBr	119,01	30,0	0,233	0,252		
3 H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	98,08	73,6	0,233	0,75	1,84	

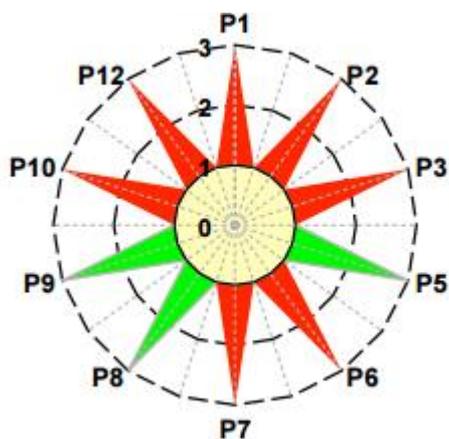
Tabela 2. Tabela do produto desejado

Composto	PM	Rend. (moles)	Rend. teórico (g)	Rend. obtido (g)	Rend. (%)	densidade	p.e. (° C)
4 C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> Br	137,03	0,233	31,93 (100%)	25,86	81	1,275	101,6

**Rend. Percentagem = (rendimento da reação/rendimento teórico) X 100 = (25,86 g / 31,93 g) X 100 = 81%**

**% EA<sub>exp</sub> = (rendimento da reação / massa total de todos os reagentes) X 100 = (25,86 g / 120,88 g) X 100 = 21,4%**

### 2.3. A ESTRELA VERDE



“Estrela Verde (EV) ” (Green Star, GS) é uma métrica holística que cobre todos os princípios da Química Verde aplicáveis em cada situação sob estudo, de natureza gráfica, que permite comparações visuais fáceis. A métrica é constituída por uma estrela de tantas pontas quantos os Princípios da QV em jogo no problema em análise, e em que o comprimento de cada ponta é tanto maior quanto melhor for o cumprimento do respectivo princípio, de

modo que a área da estrela é tanto maior quanto maior for a verdura global do processo químico em estudo. Em face da sua forma, a métrica foi designada pelo nome de “Estrela Verde (EV) ” (Green Star, GS).

A EV foi até agora construída em duas versões, baseada nos símbolos de risco usados no sistema estabelecido pela União Europeia, diretiva 67/548/EEC e nas advertências de perigo

definidas no Sistema Globalizado Harmonizado de Classificação, Rotulagem e embalagem de Substâncias e Misturas (GHS), regulamento (EC) Nº 1272/2008).

## 2.4. CONSTRUÇÃO DAS EV

Para construir a EV referente a uma experiência, começa por se inventariar todas as substâncias intervenientes: reagentes, produtos e coprodutos obtidos, catalizadores, solventes, agentes de purificação, secantes e resíduos formados. Para cada uma destas substâncias, recolhe-se informação acerca dos perigos para a saúde, para o ambiente e perigos físicos através das advertências de perigo usadas na rotulagem das embalagens dos compostos; e, ainda, informações sobre se constituem ou são obtidas de matérias-primas renováveis, bem como sobre a sua degradabilidade. Essas informações podem ser obtidas nas fichas de dados de segurança de produtos químicos (SDS).

A cada substância é atribuída uma pontuação de 1 (benignidade máxima) a 3, de acordo com os perigos para a saúde humana e para o ambiente, e os perigos de acidente que podem envolver (considera-se neste caso os perigos para a saúde e perigos físicos), seguindo critérios que foram definidos tendo em vista o objetivo e a exequibilidade de utilização, e que são apresentados na **Tabela 1**. Pontuam-se também as substâncias de acordo a sua degradabilidade e se são ou não matérias-primas renováveis, seguindo os critérios apresentados na **Tabela 2**. No caso das informações recolhidas não serem consistentes para algum dos aspectos, usa-se o valor mais penalizador, por razões de segurança.

A EV é construída atribuindo a pontuação 1, 2 ou 3 (máximo de verdura) a cada um dos Doze Princípios da QV, de acordo com os critérios definidos na **Tabela 3**. No caso de não haver informações suficientes para pontuar algum dos princípios, atribui-se-lhe a pontuação 1, considerando a situação mais desfavorável ou de maior perigo.

Os resultados são representados num gráfico "radar" Excel. Em contexto educacional o quarto e o décimo primeiro princípio não se aplicam, já que no ensino não se costuma realizar a conceção de novos produtos químicos à qual estes princípios se aplicam. No caso de atividades laboratoriais que não envolvam sínteses, o número de princípios fica reduzido a seis. Foram construídos modelos automáticos, em planilhas Excel, para cálculo das "Estrelas Verdes". Estas se encontram na página do moodle.

Para o máximo de verdura, a pontuação será 3 para todos os princípios e obtém-se uma estrela de área (verdura) máxima, conforme se apresenta na Fig. 1a. O mínimo de verdura corresponderá à pontuação de 1 para todos os princípios, sendo este caso de verdura nula (área mínima) representado na Fig. 1b. Nestas figuras, a EV é representada apenas com dez dimensões, cada uma referentes a um princípio da QV – os princípios 4 e 10 foram excluídos, pelas razões referidas acima.

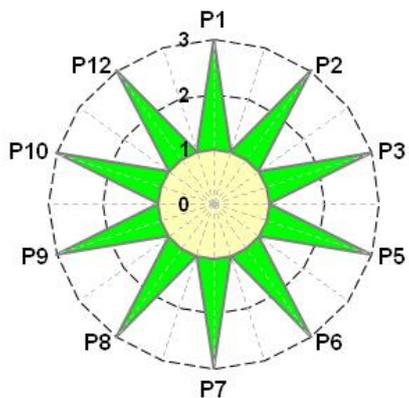


Figura 1a. EV de pontuação máxima

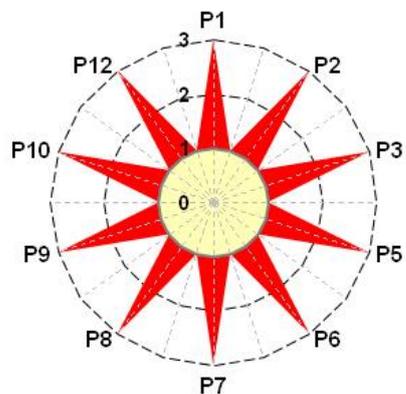


Figura 1b. EV de pontuação mínima

É calculado um Índice de Preenchimento da Estrela (IPE) definido como a percentagem de área verde da estrela relativamente à área de uma estrela de verdura máxima, e para a estrela de verdura máxima, IPE=100, para a de mínima, IPE=0:

$$\text{IPE} = (100 \times \text{área verde da estrela} / \text{área verde da estrela de verdura máxima})$$

## Tabelas para pontuação dos perigos

**Tabela 1.** Pontuação para classificar os perigos das substâncias para a construção da EV

Perigo		Pontuação Estrela Verde	Perigo		Pontuação Estrela Verde
H200	Físico	3			
H201	Físico	3	H320	Saúde	2
H202	Físico	3	H330	Saúde	3
H203	Físico	3	H331	Saúde	3
H204	Físico	2	H332	Saúde	2
H205	Físico	3	H333	Saúde	2
H220	Físico	3	H334	Saúde	3
H221	Físico	2	H335	Saúde	2
H222	Físico	3	H336	Saúde	2
H223	Físico	2	H340	Saúde	3
H224	Físico	3	H341	Saúde	3
H225	Físico	3	H350	Saúde	3
H226	Físico	2	H351	Saúde	3
H227	Físico	2	H360	Saúde	3
H228 (categoria 1)	Físico	3	H361	Saúde	3
H228 (categoria 2)	Físico	2	H362	Saúde	2
H229	Físico	2	H370	Saúde	3
H230	Físico	3	H371	Saúde	3
H231	Físico	2	H372	Saúde	3
H240	Físico	3	H373	Saúde	3
H241	Físico	3	H400	Ambiente	3
H242 (Type C & D)	Físico	3	H401	Ambiente	3
H242 (Type E & F)	Físico	2	H402	Ambiente	2
H250	Físico	3	H410	Ambiente	3
H251	Físico	3	H411	Ambiente	3
H252	Físico	2	H412	Ambiente	2
H260	Físico	3	H413	Ambiente	2
H261(categoria 2)	Físico	3	H420	Ambiente	3
H261(categoria 3)	Físico	2	EUH001	Físico	3
H270	Físico	3	EUH006	Físico	3
H271	Físico	3	EUH014	Físico	3
H272(categoria 2)	Físico	3	EUH018	Físico	3
H272(categoria 3)	Físico	2	EUH019	Físico	3
H280	Físico	2	EUH029	Saúde	3
H281	Físico	2	EUH031	Saúde	3
H290	Físico	2	EUH032	Saúde	3
H300	Saúde	3	EUH044	Físico	3
H301	Saúde	3	EUH059	Ambiente	3
H302	Saúde	2	EUH066	Saúde	2
H303	Saúde	2	EUH070	Saúde	3
H304	Saúde	3	EUH071	Saúde	3
H305	Saúde	2	EUH201	Saúde	3
H310	Saúde	3	EUH201A	Saúde	2
H311	Saúde	3	EUH202	Saúde	3
H312	Saúde	2	EUH203	Saúde	2
H313	Saúde	2	EUH204	Saúde	2
H314	Saúde	3	EUH205	Saúde	2
H315	Saúde	2	EUH206	Saúde	3
H316	Saúde	2	EUH207	Saúde	3
H317	Saúde	2	EUH208	Saúde	2
H318	Saúde	3	EUH209	Físico	3
H319	Saúde	2	EUH209A	Físico	2

**Tabela 2.** Critérios para classificar as substâncias relativamente à degradabilidade e renovabilidade.

Características	Critérios	Pontuação (p) Estrela Verde
Degradabilidade	Não degradáveis e que não possam ser tratados para se obter a sua degradação em produtos de degradação inócuos	3
	Não degradáveis mas que não possam ser tratados para se obter a sua degradação em produtos de degradação inócuos	2
	Degradáveis com produtos de degradação inócuos	1
Renovabilidade	Não renováveis	3
	Renováveis	1

**Tabela 3 – Critérios e Pontuações (p) para construir a Estrela Verde.**

Princípio da QV	Critérios	p
P1 – Prevenção	Todos os <b>resíduos</b> são inócuos (p=1, <b>Tabela 1</b> )	3
	<b>Resíduos</b> que envolvam perigo moderado para a saúde e ambiente (p=2, Tabela 1, pelo menos para uma substância, sem substância com p=3)	2
	Formação de pelo menos um <b>resíduo</b> que envolva perigo elevado para a saúde e/ou ambiente (p=3, Tabela 1)	1
P2- Economia Atômica	Reações sem <b>reagentes</b> em excesso ( $\leq 10\%$ ) e <b>sem</b> formação de coprodutos.	3
	Reações sem reagentes em excesso ( $\leq 10\%$ ) e <b>com</b> formação de coprodutos.	2
	Reações <b>com</b> reagentes em excesso ( $\leq 10\%$ ) e <b>sem</b> formação de coprodutos.	2
	Reações <b>com</b> reagentes em excesso ( $\leq 10\%$ ) e <b>com</b> formação de coprodutos.	1
P3 – Sínteses menos perigosas	<b>Todas as substâncias</b> envolvidas são inócuas (p=1, <b>Tabela 1</b> )	3
	As substâncias envolvidas apresentam perigo moderado para a saúde e ambiente (p=2, Tabela 1, pelo menos para uma substância. Sem substância com p=3)	2
	Pelo menos uma das substâncias envolvidas apresenta perigo moderado para a saúde e ambiente (p=2, Tabela 1, pelo menos para uma substância. Sem substância com p=3)	1
P5 – Solventes e outras substâncias auxiliares mais seguras	Os <b>solventes e as substâncias auxiliares</b> não existem ou são inócuos (p=1, <b>Tabela 1</b> )	3
	Os solventes e as substâncias auxiliares usadas envolvem perigo moderado para a saúde e ambiente (p=2, Tabela 1, pelo menos para uma substância, não pode haver substâncias com p=3)	2
	Pelo menos um dos solventes e/ou substâncias auxiliares usadas envolvem perigo elevado para a saúde e ambiente (p=3, Tabela 1, para uma ou mais substâncias)	1
P6 – Planificação para conseguir eficiência energética	<b>Temperatura e pressão</b> ambientais	3
	Pressão ambiental e temperatura entre 0 e 100 °C que implique aquecimento ou resfriamento	2
	Pressão diferente da ambiental e/ou temperatura > 100 °C ou menor que 0 °C	1
P7 – Uso de matérias primas renováveis	Todos os reagentes/ <b>matérias-primas</b> envolvidos são renováveis (p=1, <b>Tabela 2</b> )	3
	Com exceção da água, pelo menos um dos reagentes/matérias-primas é renovável (p=1, Tabela 2)	2
	Nenhum dos reagentes/matérias-primas envolvidos é renovável, não considerar a água (p=3, Tabela 2)	1
P8 – Redução de derivatizações	Sem derivatizações, ou seja, uma única <b>etapa</b>	3
	Usa-se apenas uma derivatização ou duas etapas	2
	Usam-se varias derivatizações ou mais de duas etapas	1
P9 – Catalizadores	Não se usam <b>catalizadores</b> ou os catalizadores são inócuos (p=1, <b>Tabela 1</b> )	3
	Utilizam-se catalizadores que envolvem perigo moderado para a saúde e ambiente (p=2, Tabela 1)	2
	São usados catalizadores com perigo elevado para a saúde e o ambiente (p=3, Tabela 1)	1
P10 – Planificação para a degradação	<b>Todas as substâncias envolvidas</b> são degradáveis com os produtos de degradação inócuos (p=1, <b>Tabela 2</b> )	3
	Todas as substâncias envolvidas que não são degradáveis podem ser tratadas para obter a sua degradação levando a produtos de degradação inócuos (p=2, Tabela 2)	2
	Basta uma substância envolvida que não seja degradável nem que possa ser tratada para obter sua degradação com produtos de degradação inócuos (p=3, Tabela 2)	1
P12 – Química inerentemente mais segura quanto à prevenção de acidentes	<b>Todas as substâncias envolvidas</b> apresentam perigo baixo de acidente químico (p=1, <b>Tabela 1</b> , considerando os perigos físicos e para a saúde)	3
	Substâncias envolvidas apresentam perigo moderado de acidente químico (p=2, Tabela 1, para pelo menos uma substância, considerando os perigos físicos e para a saúde, e sem substâncias com p=3)	2
	Substâncias envolvidas apresentam perigo elevado de acidente químico (p=3, Tabela 1, para pelo menos uma substância, considerando os perigos físicos e para a saúde)	1

© copyright Dez 2008 - M. Gabriela T. C. Ribeiro & Adélio A. S. C. Machado - All rights reserved.

# Exemplo:

## Síntese do sulfato de tetraaminocobre(II) monoidratado

### Descrição

Nesta atividade sintetizar o sulfato de tetraaminocobre(II) monoidratado a partir da reação entre o sulfato de cobre(II) pentaidratado e amoníaco em solução. A síntese deste sal forma cristais com uma cor azul forte representada pela equação (1).



### Roteiro

**Reação.** Dissolver cerca de 100 mg de sulfato de cobre pentaidratado em 0,5 mL de água desionizada, num copo de 10 mL. Adicionar, lentamente, 0,5 mL de uma solução aquosa de amoníaco (25%). Inicialmente, forma-se um precipitado azul claro de hidróxido de cobre(II) e, continuando a adicionar a solução aquosa de amoníaco, o precipitado dissolve-se formando-se uma solução de cor azul forte de sulfato de tetraaminocobre(II). Adicionar, lentamente, 0,5 mL de etanol e arrefecer a mistura reacional em banho de gelo durante 1 hora. Workup. Após a cristalização, agitar, e filtrar os cristais por sucção, utilizando um funil de Buchner e um filtro de papel de filtração lenta. Lavar os cristais no filtro com etanol previamente arrefecido no banho de gelo. Não lavar os cristais com água porque solubiliza. Deixar os cristais durante, aproximadamente, 5 minutos, sob sucção. Colocar os cristais num excicador durante uma semana para secarem e pesar.

### Segurança

Ver perigos associados aos reagentes na Tabela 1.

**Tabela A.** Perigos dos reagentes envolvidos na síntese do sulfato de tetraaminocobre(II) monoidratado<sup>a</sup>

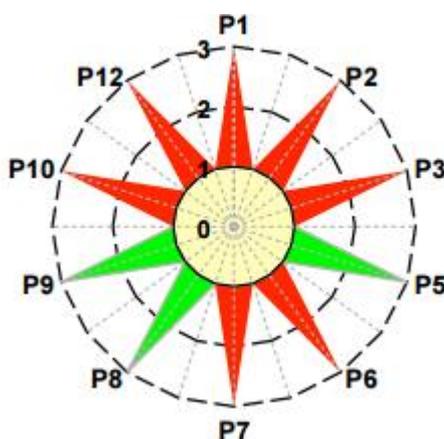
Reagentes	Advertência de perigo	Classificação dos perigos para...		
		Saúde humana	Ambiente	Físico
<b>Reagentes estequiométricos</b>				
Sulfato de cobre(II) pentaidratado	H302, H315, H319, H410	2	3	1
Solução aquosa de amoníaco 25% m/m	H290, H314, H335, H400	3	3	2
<b>Substâncias auxiliares</b>				
<b>Solventes</b>				
Etanol	H225	1	1	3
Água	-	1	1	1
<b>Produto</b>				
Sulfato de tetraaminocobre(II) monoidratado	H315, H319, H335	2	1	1
<b>Resíduos</b>				
Etanol	H225	1	1	3
Amoníaco (aq) em excesso	H290, H314, H335, H400	3	3	2

**Tabela B.** Pontuação dos princípios para construir a Estrela Verde, para a síntese do sulfato de tetraaminocobre(II) monoidratado

Princípio da QV	Pontuação	Justificativa
<b>P1</b> Prevenção	3	A amônia não é considerada um resíduo pois está quase na proporção estequiométrica
<b>P2</b> Economia Atômica	3	Pouco excesso de amônia (< 10% molar), sem formação de subprodutos (exceto a água)
<b>P3</b> Sínteses menos perigosas	1	Pelo menos uma substância apresenta perigo elevado para a saúde humana e ambiente (solução de amoníaco 25% e Sulfato de cobre).
<b>P5</b> Solventes e outras substâncias auxiliares mais seguras	3	Solventes e outras substâncias auxiliares sem perigos para a saúde humana e ambiente
<b>P6</b> Planificação para conseguir eficiência energética	1	Refrigeração ate 0 °C e baixa pressão (filtração à vácuo)
<b>P7</b> Uso de matérias primas renováveis	1	Não se usam matérias primas renováveis (exceto a água).
<b>P8</b> Redução de derivatizações	3	Não se usam derivatizações
<b>P9</b> Catalisadores	3	Não se usam catalisadores
<b>P10</b> Planificação para a degradação	1	Pelo menos uma substância não é degradável (sulfato de cobre(II) monoidratado).
<b>P12</b> Química inerentemente mais segura quanto à prevenção de acidentes	1	Etanol apresenta perigo físico elevado

### Avaliação da Verdura

A avaliação foi realizada com a Estrela Verde (EV) e os resultados apresentam-se na Fig. 1.



$$\text{IPE} = 30,00$$

Figura 1. Avaliação da verdura (EV) para a atividade

### 3. PROCEDIMENTO

A partir do roteiro da síntese do alumínio, e dos dados experimentais por você obtidos quando realizou esta prática, calcule, e compare, o Rendimento da reação, a Economia Atômica, o Fator E, construa a EV para este experimento e calcule o IPE.

### Síntese do Alumínio

#### MATERIAIS:

- Balança	- Proveta de 250 e 50 mL	- Bastão de vidro
- Papel filtro	- Béquer de 150 mL	- Lata de alumínio
- Água destilada	- Béquer de 250 mL	- H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 9,0 mol.L <sup>-1</sup> .
- Chapa de aquecimento	- Funil de Büchner	- KOH 1,5 mol.L <sup>-1</sup>
- Tesoura	- Kitasato de 500 mL	

*Obs: Usar óculos de segurança, guarda-pó e a capela química.*

#### Cuidados

Nesta experiência serão usados produtos químicos corrosivos e cáusticos que geram vapores irritantes às vias respiratórias e podem causar queimaduras na pele e mucosas, ácido sulfúrico 9 mol.L<sup>-1</sup> e hidróxido de potássio 1,5 mol.L<sup>-1</sup>. A manipulação destes materiais requer o uso de equipamento de segurança individual como: guarda-pó e óculos e devem ser manipulados na capela química. Deixe as janelas do laboratório abertas para ventilar a área. Os resíduos gerados devem ser tratados de forma adequada seguindo as informações dadas durante o desenvolvimento do experimento.

#### PROCEDIMENTO

1. Cada aluno deverá trazer uma lata vazia de alumínio (refrigerante ou cerveja), previamente cortada e limpa com palha de aço conforme a orientação abaixo:
2. Pese o retângulo de alumínio com precisão de  $\pm 0,01$  g. Você precisará aproximadamente de 1 g de alumínio. Anote a massa. Recorte a sua peça de alumínio depois de pesada em pequenos pedaços de mais ou menos 0,4 cm.
3. Coloque os pedaços de alumínio num béquer de 150 mL e adicione 50 mL de KOH 1,5 M. Bolhas de hidrogênio se formarão. Coloque o béquer sobre uma chapa de aquecimento e aqueça um pouco a solução para aumentar a velocidade da reação. Regule a chapa no mínimo, não utilize o bico de bunsen. Faça isso na capela. Durante a reação, a solução que era inicialmente incolor, torna-se escura. Em menos de 30 minutos a reação deve estar completa, quando parar de borbulhar hidrogênio, e o alumínio tiver sido consumido.
4. Enquanto a reação está ocorrendo, monte o aparato para efetuar a filtração à vácuo ou a filtração por aspiração. Fixe o kitasato, coloque o funil de buchner na boca do kitasato e ponha um papel filtro no funil, (a boca do funil é de 5 cm, o papel deve ser exatamente igual a 5 cm). Desligue a chapa aquecedora.
5. A solução quente precisa ser filtrada, utilizando o aparato de filtração que você montou. Com ajuda de um bastão de vidro, derrame o conteúdo do béquer dentro do funil (Fig. 1 - B). Todo resíduo escuro deve ficar retido no filtro deixando o filtrado incolor. O filtrado é o que interessa para a próxima etapa.
6. Transfira o filtrado incolor para um béquer de 250 mL limpo. Enxágüe o kitasato duas ou três vezes com água destilada utilizando um frasco lavador (use  $\pm 10$  mL), despejando-a no béquer. Se a solução ainda não esfriou, coloque o béquer em um banho de gelo.
7. Com cuidado sob agitação, adicione 20 mL de ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 9 M, na solução (use uma proveta). Inicialmente irá aparecer um precipitado de hidróxido de alumínio, Al(OH)<sub>3</sub>, que se dissolverá quanto mais ácido for adicionado. Note que a solução aquecerá, devido a reação ácido-base ser exotérmica. Se necessário aqueça a solução um pouco, com agitação constante para completar a reação. Na solução ficam os íons potássio, K<sup>+</sup>, íons alumínio, Al<sup>3+</sup>, e íons sulfato, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. Se depois de haver aquecido a solução, por 2 a 5 minutos, permanecer algum sólido, filtre a mistura como na etapa 4 e conserve o filtrado incolor. Na filtração utilize o mesmo funil de buchner usando um papel filtro limpo.
8. Um banho de gelo já deve estar preparado na sua bancada. Coloque o seu béquer com o filtrado no banho de gelo, esfregue o fundo do béquer com um bastão de vidro para iniciar a precipitação por uns 15 a 20 minutos. Cristais de alumínio irão se formar.
9. Lave o funil de buchner e coloque um papel filtro novo. Filtre os cristais de alumínio transferindo os cristais para o funil. Para remover todos os cristais do béquer use uma solução de etanol/água 50 % previamente resfriada. A solução de água/etanol pode ser preparada misturando 15 mL de etanol com 15 mL de água e resfriada num banho de gelo. Use 1/3 dessa solução para enxaguar e transferir para o funil os cristais que ficaram aderidos às paredes do béquer. Enxágüe o béquer duas vezes mais. Esta mistura resfriada também irá auxiliar no processo de remoção de impurezas e de secagem dos cristais.
10. Utilizando um bastão de vidro espalhe os cristais uniformemente sobre o papel de filtro dentro do funil de buchner e deixe sob sucção por 5 minutos para que sequem bem. Enquanto os cristais ficam secando, pese com precisão de 0,01 g um béquer de 100 mL limpo e seco. Anote o peso do béquer vazio.
11. Transfira todos os cristais de alumínio, secos ao ar por sucção, para o béquer e pese-o novamente. Determine a massa do alumínio formado e o rendimento da reação.
12. A solução restante no kitasato pode ser descartada na pia, pois não é tóxica. Parte do KOH reagiu com o alumínio e parte foi neutralizada pelo ácido sulfúrico. Veja as reações abaixo. Lave o material e deixe sua bancada limpa.

## AGORA é com você:

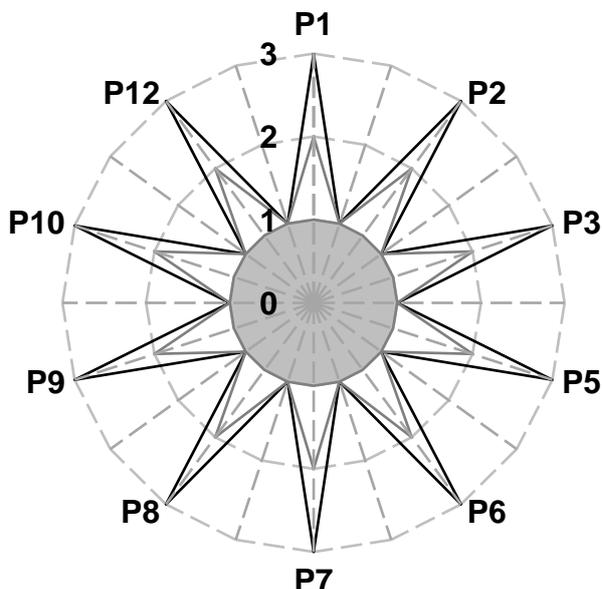
### 1- A partir dos dados do GHS fornecidos abaixo complete a Tabela de Pontuação

Reagentes usados	GHS	Pontuação usada na construção da EV		
		Saúde	Ambiente	Físico
<b>Reagentes estequiométricos</b>				
Alumínio (CAS 7429-90-5)	H400			
Hidróxido de Potássio (CAS nº 7664-93-9)	H302 H314			
Ácido sulfúrico (CAS nº 7664-93-9)	H314			
<b>Substâncias auxiliares</b>				
<b>Solventes</b>				
Água	nenhum			
<b>Outras substâncias auxiliares</b>				
<b>Produto</b>				
Alúmen de potássio (CAS nº 7664-93-9)	nenhum			
<b>Resíduos</b>				
Sulfato de potássio (CAS no 7778-80-5)	nenhum			

### 2- Complete a Tabela, construa a Estrela e encontre o valor do IPE:

Princípios da Química Verde	Estrela Verde	
	P	Justificativa
P1 – Prevenção		
P2 – Economia Atômica		
P3 – Sínteses menos perigosas		
P5 – Solventes e outras substâncias auxiliares mais seguras		
P6 – Planificação para conseguir eficácia energética		
P7 – Uso de matérias primas renováveis		
P8 – Redução de derivatizações		
P9 – Catalisadores		
P10 – Planificação para a degradação		
P12 – Química inerentemente mais segura quanto à prevenção de acidentes		

### 3- Construa a Estrela Verde e encontre o valor do IPE:



IPE= .....

Tabela 3 (Resumida): Critérios e pontuação para a construção da Estrela Verde

Princípio da Química Verde	Critério	Ptos
<b>P1 – Prevenção</b>	<b>Resíduos</b> são inócuos para a saúde humana e o ambiente (tabela 1)	
<b>P2 – Economia Atômica</b>	Rx sem excesso de reagentes (<10%) e sem formação de subprodutos	<b>3</b>
	Rx sem excesso de reagentes (<10%) e com formação de subprodutos	<b>2</b>
	Rx com excesso de reagentes (>10%) e sem formação de subprodutos	<b>2</b>
	Rx com excesso de reagentes (>10%) e com formação de subprodutos	<b>1</b>
<b>P3- Síntese menos perigosas</b>	<b>Todas as substancias</b> envolvidas são inócuas (Tabela 1)	<b>3</b>
	Subst. Possuem risco moderado para a saúde e o ambiente (pelo menos uma)	<b>2</b>
	Subst. Possuem risco alto	<b>1</b>
<b>P5- Solventes e subst. Auxiliares seguras</b>	Sem uso de <b>solventes</b> e outros, ou se usados são inócuos (tabela 1)	<b>3</b>
	São usados solventes e auxiliars mas com risco moderado	<b>2</b>
	São usados solventes e/ou auxiliares com alto risco	<b>1</b>
<b>P6- Eficiência energética</b>	Temp. e pressão ambiente	<b>3</b>
	Pressão atm e temp. entre 0 e 100 °C	<b>2</b>
	Pressão diferente da atm e/ou temp. > 100 °C ou < 0 °C	<b>1</b>
<b>P7- Uso de fontes renováveis</b>	Todas subst. Envolvidas são renováveis (tab. 2) <b>Reagentes</b>	<b>3</b>
	Pelo menos uma renovável (tab. 2)	<b>2</b>
	Nenhuma renovável (tab. 2)	<b>1</b>
<b>P8- Redução de derivações</b>	Sem derivatizações	<b>3</b>
	Somente uma derivatização ou operação similar é usada	<b>2</b>
	Mais do que uma derivatização	<b>1</b>
<b>P9- Catalisadoes</b>	Sem uso de <b>catalisador</b> , ou se usado é inócuo	<b>3</b>
	Catalisador usado mas tem risco modrado (tabela 1)	<b>2</b>
	Catalisador usado e com grande risco (tabela 1)	<b>1</b>
<b>P10 - Design para a degradação</b>	<b>Todas as substancias</b> são degradáveis e se decompõe em subs. Inócuas (Tabela 2)	<b>3</b>
	Todas são não degradáveis mas podem ser tratadas	<b>2</b>
	Pelo menos uma subst. Não se degrada	<b>1</b>
<b>P12- Química segura para prevenção de acidentes</b>	<b>Subst. Usadas</b> tem pouco risco de causar acidente (tabela 1)	<b>3</b>
	Subst. Usadas tem risco moderado de causar acidente (tabela 1) pelo menos uma	<b>2</b>
	Subst. Usadas tem alto risco de causar acidente (tabela 1)	<b>1</b>

## Princípios da Química Verde

---

### P1 – PREVENÇÃO

É melhor prevenir a formação de resíduos do que ter de tratá-los, depois de se terem criado, para eliminar as suas propriedades tóxicas.

As experiências serão analisadas atendendo aos resíduos formados.

---

### P2 – ECONOMIA ATÓMICA

Os métodos sintéticos devem ser planificados de modo a maximizar a incorporação no produto final de todas as substâncias usadas ao longo do processo.

Este princípio só será aplicado no caso das atividades que envolvem reações de síntese.

---

### P3 – SÍNTESES MENOS PERIGOSAS

Sempre que possível, os métodos sintéticos devem ser planificados de modo a usar e produzir substâncias não tóxicas (ou pouco tóxicas) para a saúde humana e a ecoesfera.

Este princípio só será aplicado no caso das atividades que envolvem reações de síntese.

As experiências serão analisadas atendendo a todas as substâncias envolvidas.

---

### P4 – PLANIFICAÇÃO A NÍVEL MOLECULAR DE PRODUTOS MAIS SEGUROS

Os produtos químicos devem ser planificados a nível molecular de modo a cumprir as funções desejadas e a minimizar a sua toxicidade

Este princípio não se aplica nesta aferição, pois no ensino não se efetua a planificação de novos produtos.

---

### P5 – SOLVENTES E OUTRAS SUBSTÂNCIAS AUXILIARES MAIS SEGURAS

O uso de substâncias auxiliares (solventes, agentes para promover separações, etc) deve ser evitado sempre que possível; quando usados, esses agentes devem ser inócuos.

As experiências serão analisadas atendendo aos solventes e substâncias auxiliares utilizadas.

---

### P6 – PLANIFICAÇÃO PARA CONSEGUIR EFICÁCIA ENERGÉTICA

Deve-se reconhecer os impactos económicos e ambientais dos requisitos energéticos dos processos químicos e minimizá-los; quando possível, os métodos sintéticos devem ser realizados à temperatura e pressão ambientais ou próximas destas.

---

### P7 – USO DE MATÉRIAS PRIMAS RENOVÁVEIS

Sempre que for técnica e economicamente praticável, devem-se usar matérias primas e recursos renováveis de preferência a não renováveis.

A análise será efetuada atendendo às matérias-primas utilizadas.

---

### P8 – REDUÇÃO DE DERIVATIZAÇÕES

Devem-se minimizar ou, se possível, evitar derivatizações (uso de grupos bloqueadores, de passos de proteção/desproteção, e de modificações temporárias na molécula para permitir processos físicos/químicos) porque tais etapas requerem reagentes adicionais e podem produzir resíduos

Este princípio só será aplicado no caso das atividades que envolvem reações de síntese.

---

### P9 – CATALISADORES

Devem-se preferir reagentes catalíticos (tão seletivos quanto possível) a reagentes estequiométricos

Este princípio só será aplicado no caso das atividades que envolvem reações de síntese.

---

### P10 – PLANIFICAÇÃO PARA A DEGRADAÇÃO

Os produtos químicos devem ser planificados a nível molecular de modo que no fim do seu uso não persistam no ambiente e se decomponham em produtos de degradação inócuos

As experiências serão analisadas atendendo a todas as substâncias envolvidas.

---

### P11 – ANÁLISE PARA A PREVENÇÃO DA POLUIÇÃO EM TEMPO REAL

Deve-se procurar usar métodos analíticos que permitam monitorização direta dos processos de produção em tempo real e controle precoce da formação de substâncias perigosas

Este princípio não se aplica nesta aferição, pois no ensino não se efetua a planificação de novos produtos.

---

### P12 – QUÍMICA INERENTEMENTE MAIS SEGURA QUANTO À PREVENÇÃO DE ACIDENTES

As substâncias usadas e as formas da sua utilização nos processos químicos de fabrico devem minimizar o potencial de ocorrência de acidentes químicos, tais como fugas, explosões e incêndios.

As experiências serão analisadas atendendo a todas as substâncias envolvidas.

---

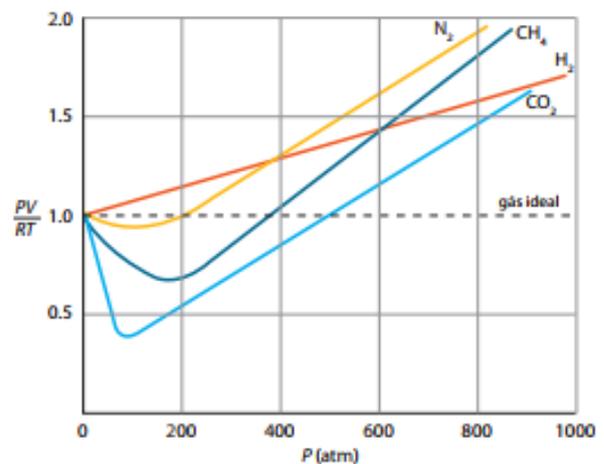
# Determinação da massa molar de um metal desconhecido

## 1. Introdução

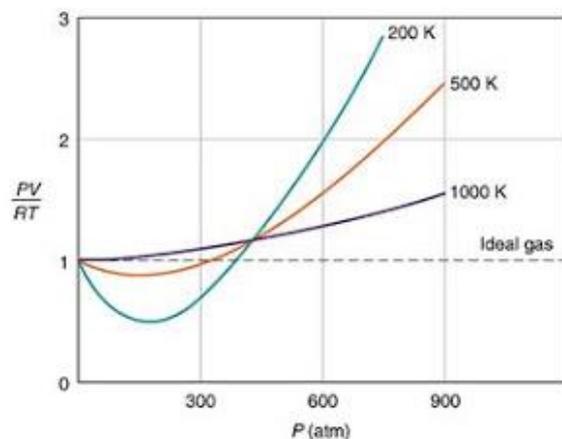
Ao se examinar o comportamento experimental de diversos parâmetros, tais como volume, pressão, temperatura e quantidade de matéria de diferentes gases, observa-se um desvio do comportamento, daquilo que seria esperado para um “gás ideal”.

**Gás ideal** é aquele em que as colisões entre as partículas são perfeitamente elásticas. Entre as partículas dele, não há qualquer tipo de interação, como forças atrativas ou repulsivas, além disso, essas partículas não ocupam espaço).

Num gás ideal, a relação  $PV/nRT$  deve ser igual a 1 (um). A Figura 1 ao lado mostra a razão ( $PV/nRT$ ) em função da pressão para diferentes gases na temperatura de 300 K (27 °C). O valor para um comportamento ideal, ou seja, que obedeça a equação  $PV = nRT$ , deveria ser igual a um (sendo R conhecida como **Constante dos gases ideais**:  $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ). É importante notar que o comportamento de gases ideais, restringe-se, como pode ser verificado na Figura 1, apenas para pressões muito baixas. Outra condição para tal comportamento é a de temperaturas altas (Figura 2). Localize na Figura 1 a linha reta que corresponderia ao comportamento de um gás ideal. No experimento que iremos realizar as condições de pressão e temperatura permitem considerar o comportamento como



**Figura. 1:**  $PV/RT$  em função da pressão para 1 mol de vários gases reais na temperatura de 300 K. Os dados do  $\text{CO}_2$  referem-se à temp. de 313K.

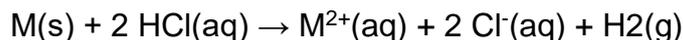


**Figura. 2:**  $PV/RT$  em função da pressão para 1 mol de gás nitrogênio a três temperaturas diferentes. À medida que a temperatura aumenta, o gás aproxima-se mais do comportamento ideal.

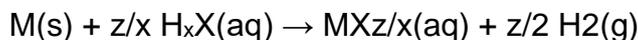
o de um gás ideal.

### 1.1 Reação de metais ativos com ácido:

Existem metais que reagem com ácido clorídrico liberando gás hidrogênio, segundo a reação:



isto ocorre com metais ativos como, por exemplo, o ferro, o zinco, o alumínio e o magnésio. Outros ácidos apresentam o mesmo comportamento que o ácido clorídrico, por exemplo, o ácido sulfúrico diluído, o ácido acético e o ácido fosfórico. Estes ácidos que oxidam os metais cujos  $E^{\circ}$  (potencial padrão de eletrodo) são negativos e liberam hidrogênio gasoso, são conhecidos como *ácidos não oxidantes*. Assim, quando os metais reagem com ácidos não oxidantes, formam-se sais dos metais (dissolvidos em solução aquosa) e gás hidrogênio, isto é:



Mas, se o metal tem  $E^{\circ}$  positivo, o metal é conhecido como metal nobre, e não consegue se oxidar reduzindo íons  $H^{+}$ . Nesse caso, o que deve ser analisado é se o ânion do ácido pode ou não ser reduzido, causando a oxidação do metal.

Nota: O Potencial padrão de eletrodo de um par redox (espécie oxidada/espécie reduzida) é uma medida da tendência de ocorrência da reação de redução, obtida em comparação ao eletrodo padrão de hidrogênio. Se uma semi-reação tem um valor de potencial alto (e positivo), significa que ela tem maior tendência a ocorrer em comparação com outra semi-reação que tenha um potencial menor ou negativo. A seguir, alguns exemplos de potenciais padrões das reações citadas.

Semi-reação	E° (volts)
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96 V
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	+0,80 V
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34 V
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	+0,00 V
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,13 V
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44 V
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76 V
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66 V
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,36 V

## 1.2 Usando esta reação para determinar a identidade de um metal desconhecido:

Nesta experiência, será estudada a reação de um metal ativo com íons  $\text{H}^+$  para formar  $\text{H}_2$ . O gás hidrogênio será coletado e seu volume medido sob pressão e temperatura conhecidas. Isso será suficiente para permitir o cálculo da quantidade de matéria de  $\text{H}_2$  formado e, conseqüentemente, a quantidade de matéria de  $\text{H}^+$  envolvidos na reação.

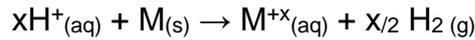
A partir da quantidade de matéria de  $\text{H}_2$  formado, é possível calcular a quantidade de matéria de  $\text{H}^+$  (substância oxidante) empregado, e pela estequiometria da reação é possível calcular a quantidade de matéria do metal (substância redutora). Conhecendo a massa inicial do metal e seu NOX, pode-se calcular a massa molar do mesmo. Assim é possível determinar que a massa molar do metal será um múltiplo do seu NOX, pois ele pode ter perdido 1, 2 ou 3 elétrons, e com o auxílio da tabela periódica é possível identificar este metal.

Utilizando a equação de estado dos gases ideais:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (1)$$

Onde: n é a quantidade de matéria, as grandezas P (pressão), V (volume) e T (temperatura absoluta) são determinada experimentalmente; R é a constante universal dos gases e vale  $0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ .

E substituindo os dados coletados é possível, portanto, obter o valor aproximado da quantidade de matéria de Hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) formada, e relacionar esta com a quantidade de matéria do metal que se oxidou, através da seguinte equação:



Logo pela estequiometria desta reação é possível constatar que se o metal é:

- monovalente, a quantidade de matéria do metal será igual ao dobro da quantidade de matéria do  $\text{H}_2$  formado.
- bivalente, a quantidade de matéria do metal será igual à da quantidade de matéria do  $\text{H}_2$  formado.
- trivalente, a quantidade de matéria do metal será igual a 2/3 da quantidade de matéria do  $\text{H}_2$  formado.

conhecendo a quantidade de matéria (n) e a massa (m) do metal utilizado é possível calcular a massa molar (MM) do metal pela fórmula:

$$n = m / \text{MM} \text{ ou } \text{MM} = m / n$$

## 2. Pré-laboratório

1. Defina oxidação e redução.
2. Escreva a equação da semirreação de oxidação dos seguintes metais: Li, Mg, Al, K e Ba.
3. Escreva a equação da semirreação de redução dos íons  $\text{H}^+$ .
4. Defina substância oxidante e substância redutora.
5. Dada a equação para a reação genérica de um metal M em ácido:



qual é a substância oxidante (SO) e a substância redutora (SR)?

6. Na questão anterior, considerando  $x = 3$ , calcule o volume de  $\text{H}_2(\text{g})$  na CNTP produzido pela reação de 1,00 mol do metal M.
7. Defina pressão parcial de um gás.
8. O que é pressão de vapor da água? Por que ela varia com a temperatura?

## 3. Procedimento experimental:

Em uma balança analítica, pese em torno de 0,050 g do metal desconhecido. Envolve-o com um fio de cobre e fixe o conjunto em uma rolha de borracha.

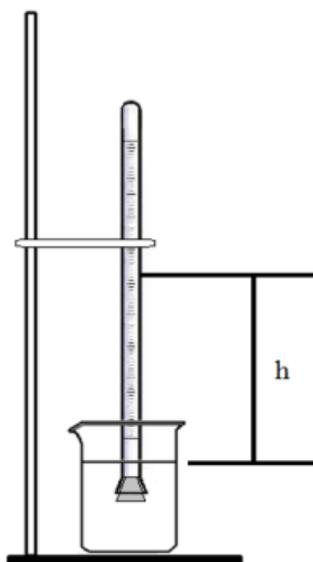
Com a “**bureta de gás**” invertida e presa no suporte universal coloque exatamente 5,0 mL de HCl 6,0 mol L<sup>-1</sup> no fundo da mesma. Em seguida, faça uma leitura do volume atingido, o qual deverá ser extraído de 5,0 mL. Esta diferença representa o volume morto da **bureta de gás**. Adicione então, pelas paredes e cuidadosamente, água destilada até completar todo o volume da mesma.

O pedaço do metal amarrado com o fio de cobre será colocado dentro da bureta com o fio seguro pela rolha de borracha.

Com o dedo polegar obstruindo a boca da bureta, a mesma deverá ser rapidamente invertida dentro do béquer de 600 mL, no qual foram previamente colocados aproximadamente 450 mL de água destilada.

Fixe a bureta no suporte e observe que o ácido, por ser mais denso que a água destilada, acabará entrando em contato com o metal, iniciando a reação.

Quando a reação se completar o gás hidrogênio deixa de se formar. Determine então o volume do gás hidrogênio produzido, não se esquecendo de adicionar o volume morto da **bureta de gás** previamente determinado.



Meça altura da coluna de água que ficou na bureta, a diferença dos dois níveis de água da bureta e do béquer, para poder determinar a pressão interna do gás H<sub>2</sub> ( $P_{\text{atm}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} + P_{\text{coluna-água}}$ ). Registre a temperatura da água nas proximidades da boca da bureta, e anote também a pressão barométrica. **Lave todo o material.**

**4. Dados experimentais obtidos:**

Massa do metal (g)	_____
Volume de H <sub>2</sub> produzido (L)	_____
Altura da coluna de água (cm)	_____
Temperatura da água (K)	_____
Pressão barométrica (mm Hg)	_____
Densidade do Hg (g mL <sup>-1</sup> ) - Tabela 1	_____
Densidade da água (g mL <sup>-1</sup> ) - Tabela 1	_____
Pressão parcial do vapor de água (mm Hg) - Tabela 1	_____

**5. Resultados:**

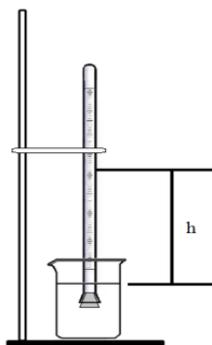
Pressão da coluna de água em mm Hg (mm Hg)	_____
Pressão parcial do H <sub>2</sub> na mistura gasosa (mm Hg)	_____
Volume de H <sub>2</sub> na CNTP (L)	_____
Quantidade de matéria de H <sub>2</sub> (mol)	_____
Quantidade de matéria de H <sup>+</sup> reduzido (mol)	_____
Quantidade de matéria do Metal oxidado (mol)	_____
Massa molar do metal (g/mol)	_____
Possível identidade do metal	_____

Tabela 1: Dados de pressão e densidade em função da temperatura.

Temp. (°C)	Pressão H <sub>2</sub> O (mmHg)	Densidade H <sub>2</sub> O (g mL <sup>-1</sup> )	Densidade Hg (g mL <sup>-1</sup> )
17,0	14,54	0,99878	13,5536
18,0	15,48	0,99860	13,5511
19,0	16,48	0,99841	13,5487
20,0	17,54	0,99821	13,5462
21,0	18,65	0,99799	13,5438
22,0	19,83	0,99780	13,5413
23,0	21,07	0,99756	13,5389
24,0	22,38	0,99732	13,5364
25,0	23,76	0,99707	13,5340
26,0	25,21	0,99681	13,5315
27,0	26,74	0,99654	13,5291
28,0	28,35	0,99626	13,5266
29,0	30,04	0,99597	13,5242
30,0	31,84	0,99565	13,5217

## 6. Questionário:

1. Apresente todos os cálculos da massa molar do metal desconhecido a partir dos dados experimentais obtidos pelo grupo.
2. No experimento realizado observou-se a reação entre um metal e o ácido clorídrico. Apresente a equação química balanceada entre as referidas espécies.
3. Se a pressão de uma coluna de um líquido X é proporcional a sua densidade, a altura de sua coluna e a aceleração da gravidade, isto é,  $P_{col.X} = d_X \cdot g \cdot h_X$ , relacione-a, matematicamente, com a pressão da coluna de mercúrio ( $P_{Hg}$ ). Considerando que o líquido X seja a água, calcule, em metros, a altura de uma coluna de água equivalente 760 mm Hg a 25,0 °C. (Apresente as deduções e os cálculos).
4. No experimento deve-se corrigir a pressão da coluna, dada em mm H<sub>2</sub>O para mm Hg. Explique a razão deste procedimento.
5. Dado o esquema ao lado onde o gás hidrogênio foi coletado sobre uma coluna de água de altura h, podemos dizer que a pressão da coluna de água, a pressão do gás hidrogênio e a pressão do vapor de água estão sendo equilibradas por que tipo de pressão? Relacione matematicamente estas quantidades.



6. Por que, no experimento, deve-se determinar a pressão parcial do gás hidrogênio?
7. Durante o experimento observa-se que, depois de inverter a bureta, a solução de HCl 6,0 mol.L<sup>-1</sup> desce ao longo da coluna de água. Justifique esta observação.
8. Explique porque o metal cobre não foi atacado pelo ácido clorídrico. Justifique em termos de reatividade.
9. Suponha que 0,176 g de certo gás coletado sobre água, ocupa um volume igual a 155,0 mL a 23,0 °C e 775,0 mm Hg. Considerando comportamento ideal, determine a massa molar do gás. (Apresente os cálculos).
10. Quando 0,570 g de certo metal M reage com uma solução de ácido forte, há formação de gás hidrogênio, que será recolhido sobre água. Forma-se 185,0 mL do referido gás a 21,0 °C e 745,0 mm Hg. Calcule: (apresente os cálculos).
  - a) a massa molar do metal, dadas as seguintes possibilidades:  $nox = 1$  e  $nox = 2$ ;
  - b) com auxílio da tabela periódica, identifique o metal utilizado;
  - c) considerando que o ácido forte utilizado seja o HCl, apresente a equação química balanceada entre este ácido e o metal.
11. Quando 0,330 g de certo metal M reage com uma solução de ácido forte, ocorre a liberação de 205,0 cm<sup>3</sup> de gás hidrogênio, sendo que o referido gás está a 23,0 °C e 750,0 mm Hg. Calcule: (apresente os cálculos).



TABELA 4.5 Série de atividade de metais em solução aquosa

Metal	Reação de Oxidação				
Lítio	Li(s)	→	Li <sup>+</sup> (aq)	+	e <sup>-</sup>
Potássio	K(s)	→	K <sup>+</sup> (aq)	+	e <sup>-</sup>
Bário	Ba(s)	→	Ba <sup>2+</sup> (aq)	+	2e <sup>-</sup>
Cálcio	Ca(s)	→	Ca <sup>2+</sup> (aq)	+	2e <sup>-</sup>
Sódio	Na(s)	→	Na <sup>+</sup> (aq)	+	e <sup>-</sup>
Magnésio	Mg(s)	→	Mg <sup>2+</sup> (aq)	+	2e <sup>-</sup>
Alumínio	Al(s)	→	Al <sup>3+</sup> (aq)	+	3e <sup>-</sup>
Manganês	Mn(s)	→	Mn <sup>2+</sup> (aq)	+	2e <sup>-</sup>
Zinco	Zn(s)	→	Zn <sup>2+</sup> (aq)	+	2e <sup>-</sup>
Cromo	Cr(s)	→	Cr <sup>3+</sup> (aq)	+	3e <sup>-</sup>
Ferro	Fe(s)	→	Fe <sup>2+</sup> (aq)	+	2e <sup>-</sup>
Cobalto	Co(s)	→	Co <sup>2+</sup> (aq)	+	2e <sup>-</sup>
Níquel	Ni(s)	→	Ni <sup>2+</sup> (aq)	+	2e <sup>-</sup>
Estanho	Sn(s)	→	Sn <sup>2+</sup> (aq)	+	2e <sup>-</sup>
Chumbo	Pb(s)	→	Pb <sup>2+</sup> (aq)	+	2e <sup>-</sup>
Hidrogênio	H <sub>2</sub> (g)	→	2H <sup>+</sup> (aq)	+	2e <sup>-</sup>
Cobre	Cu(s)	→	Cu <sup>2+</sup> (aq)	+	2e <sup>-</sup>
Prata	Ag(s)	→	Ag <sup>+</sup> (aq)	+	e <sup>-</sup>
Mercúrio	Hg(l)	→	Hg <sup>2+</sup> (aq)	+	2e <sup>-</sup>
Platina	Pt(s)	→	Pt <sup>2+</sup> (aq)	+	2e <sup>-</sup>
Ouro	Au(s)	→	Au <sup>3+</sup> (aq)	+	3e <sup>-</sup>



A facilidade de oxidação aumenta

- Metais **mais facilmente oxidados** (parte superior da tabela) são chamados de *metais ativos*. Os **menos reativos** (parte inferior da tabela) são denominados *metais nobres*.
- Qualquer metal da lista pode ser oxidado pelos íons dos elementos localizados abaixo dele.

## Determinação da massa molar de um metal desconhecido

Equipe: \_\_\_\_\_ Turma: \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

Data: \_\_\_/\_\_\_/\_\_\_

Bancada: \_\_\_\_\_

Dados:

Massa da amostra do metal desconhecido (g) \_\_\_\_\_

Volume de H<sub>2</sub> produzido (L) \_\_\_\_\_

Altura da coluna de água que ficou na bureta (mm Hg) \_\_\_\_\_

Temperatura da água durante o experimento (K) \_\_\_\_\_

Pressão atmosférica durante o experimento Hg (mm Hg) \_\_\_\_\_

Densidade do Hg (g mL<sup>-1</sup>) - Tabela 1 \_\_\_\_\_

Densidade da água (g mL<sup>-1</sup>) - Tabela 1 \_\_\_\_\_

Pressão parcial do vapor de água (mm Hg) - Tabela 1 \_\_\_\_\_

Resultados:

Pressão da coluna de água em mm Hg (mm Hg) \_\_\_\_\_

Pressão parcial do H<sub>2</sub> na mistura gasosa (mm Hg) \_\_\_\_\_

Quantidade de matéria de H<sub>2</sub> (mol) \_\_\_\_\_

Quantidade de matéria de H<sup>+</sup> reduzido (mol) \_\_\_\_\_

Quantidade de matéria do Metal oxidado (mol) \_\_\_\_\_

Massa molar do metal (g/mol) \_\_\_\_\_

Possível identidade do metal \_\_\_\_\_