

QUÍMICA 12º ANO



A COR E A COMPOSIÇÃO  
QUANTITATIVA DE SOLUÇÕES  
COM IÕES METÁLICOS

Ano letivo 2020/21  
27 de Outubro de 2020



Ana Moreira N° 11364  
João Magalhães N° 11375

# ÍNDICE

---

## **Fase pré-Laboratorial**

Introdução.....	3
Introdução teórica .....	4

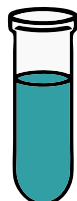
## **Fase laboratorial**

Material.....	10
- Cuidados de segurança a considerar.....	11
Procedimento experimental.....	12
- Antes de iniciar.....	13
- Fluxograma.....	14
- Alterações ao protocolo proposto.....	15
Registo de dados.....	15
- Dificuldades encontradas no realização da atividade.....	17
- Possíveis causas de erro.....	17

## **Fase pós-Laboratorial**

Tratamento de dados.....	18
Conclusão.....	21
Fontes e referências bibliográficas.....	22
Anexos.....	23

# FASE PRÉ- LABORATORIAL



## INTRODUÇÃO

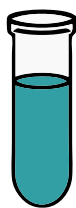
**Questão-problema:** Como determinar a concentração de uma solução-problema corada pela intensidade da sua cor, utilizando um espectrofotómetro?

O propósito geral desta atividade laboratorial assenta na caracterização quantitativa de soluções coradas por sulfato de cobre utilizando a técnica da análise espectrofotométrica. Para tal, foi necessário recorrer ao uso do espectrofotómetro cujo permitiu a leitura de diferentes valores de absorvância para soluções-padrão de diferentes concentrações da espécie em estudo. Posteriormente, partindo da construção de uma curva de calibração e aplicando a Lei de Lambert-Beer, foi possível obter o coeficiente de absorção molar do sulfato de cobre. Parâmetro que nos foi útil para responder à questão-problema inicial, e assim descobrir a concentração de uma solução-problema de concentração desconhecida.

### Objetivos específicos:

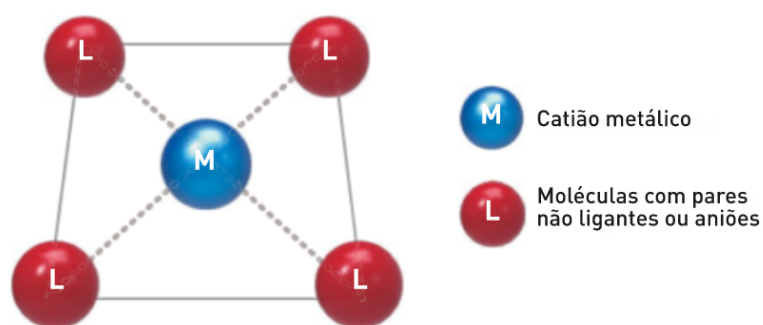
- Consumar técnicas laboratoriais e aprimorar conhecimentos do trabalho experimental;
- Preparar de forma correta soluções-padrão;
- Manusear corretamente o espectrofotómetro e compreender o seu modo de funcionamento;
- Depreender os fundamentos da análise espectrofotométrica de soluções coradas;
- Empregar de forma congruente a lei de Lambert-Beer no contexto da atividade laboratorial;
- Relacionar as diferentes grandezas registadas, em ordem a construir uma curva de calibração;
- Interpretar os resultados determinando a concentração da solução-problema;
- Executar de forma eficiente e meticulosa o protocolo experimental planejado, respeitando as normas de segurança estabelecidas;
- Identificar e avaliar possíveis causas de erros associadas a determinações colorimétricas.





# INTRODUÇÃO TEÓRICA

Um **ião complexo** resulta da união de iões metálicos através de **ligações covalentes dativas/ligação covalente de coordenação**. Este tipo de ligação singulariza-se das restantes ligações covalentes, pois o par eletrónico é cedido apenas por um dos participantes na ligação, ao contrário do que acontece por exemplo na ligação covalente simples, em que cada espécie partilha um eletrão, emparelhando-os.



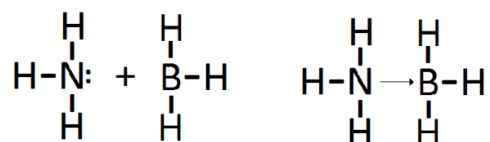
**Figura 1:** Esquema representativo de um ião complexo

Como podemos compreender pelo esquema acima apresentado, um ião complexo caracteriza-se pela presença de um cátion metálico ou átomo (geralmente de transição), denominado por **átomo central**, rodeado por **ligandos**, cujos podem ser moléculas com pares não ligantes ou aniões. Os ligandos diferenciam-se pela presença de, pelo menos, um par de eletrões não partilhado (não ligante). O átomo do ligando que possui esse par de eletrões designa-se por átomo dador.

**A ligação química entre o metal e os ligandos é caracterizada pela partilha do par de eletrões não ligantes entre dador e o metal.**



Na figura 2, o  $NH_3$  partilha o par de eletrões não ligantes com o  $BH_3$  formando uma ligação covalente dativa, representada pela seta.

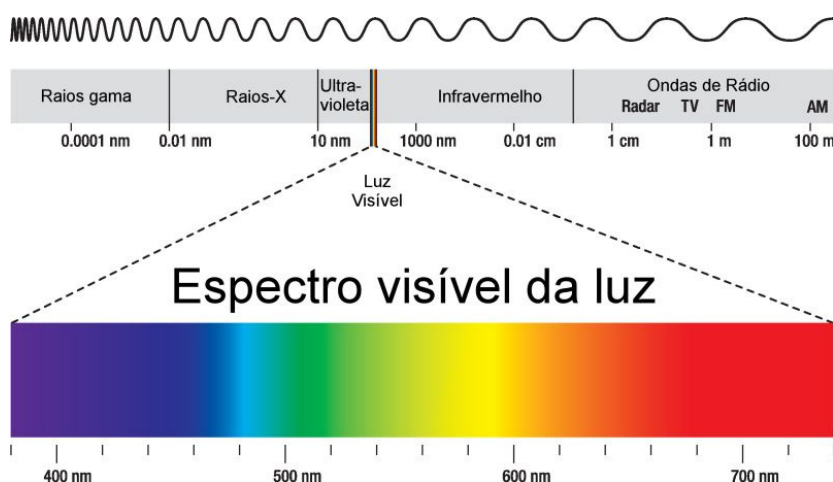


**Figura 2:** Ligação covalente dativa entre o  $NH_3$  e o  $BH_3$

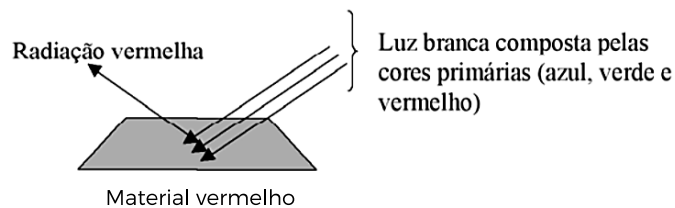
A cor dos complexos está relacionada com transições electrónicas que envolvem os eletrões das orbitais d degeneradas.

A **cor de um ião complexo** de um metal de transição depende, entre outros fatores, do **número de eletrões nas orbitais d presentes no ião central, e da natureza do ligando.**

Quando uma solução é corada por um certo composto químico (exemplo: iões complexos) e é sujeita a uma determinada radiação parte desta radiação será absorvida, outra será transmitida e a restante será refletida. A **análise espectrofotométrica** vai medir a fração da radiação monocromática que é absorvida na **zona do visível** (400 nm aos 700 nm) da solução em estudo.



**Figura 3:** Espectro eletromagnético



**Figura 4:** Esquema da absorção e reflexão da luz

Como representado na figura 4, a luz branca é a combinação das radiações vermelha, verde e azul na proporção adequada. No caso, as radiações correspondentes às cores verde e azul são absorvidas e as restantes são refletidas e interpretadas pelo nosso cérebro como cor vermelha. Por isso, aos nossos olhos o material é vermelho.

A partir da seguinte tabela compreendemos então que, dependendo da(s) radiação(ões) absorvida(s) por uma substância a cor apresentada pela mesma vai diferir:

<b>Comprimento de onda (nm)</b>	<b>Energia (eV)</b>	<b>Cor da luz absorvida</b>	<b>Cor visualizada</b>
400-420	3,10-2,95	violeta	verde-amarelado
420-450	2,95-2,76	violeta-azulado	amarelo
450-490	2,76-2,53	azul	laranja
490-510	2,53-2,43	ciano	vermelho
510-530	2,43-2,34	verde	magenta
530-545	2,34-2,28	verde-amarelado	violeta
545-580	2,28-2,14	amarelo	violeta-azulado
580-630	2,14-1,97	laranja	azul
630-720	1,97-1,72	vermelho	ciano

**Figura 5:** Radiações absorvidas e correspondente cor visualizada

Assim, para que seja possível executar a técnica laboratorial supramencionada recorreremos a um equipamento designado **espectrofotómetro**:



**Figura 6:** Espectrofotómetro digital

No interior do espectrofotómetro, uma luz com um espectro contínuo passa por um prisma seguindo para um monocromador e para um colimador onde é transformada num feixe de raios paralelos e monocromáticos. Depois, atravessa a solução cuja concentração se pretende determinar. O sensor do espectrofotómetro/ fotocélula regista a fração de luz que atravessa a amostra e compara a intensidade da luz incidente ( $I_0$ ) e a intensidade da luz após traspasar a cuvete ( $I$ ).

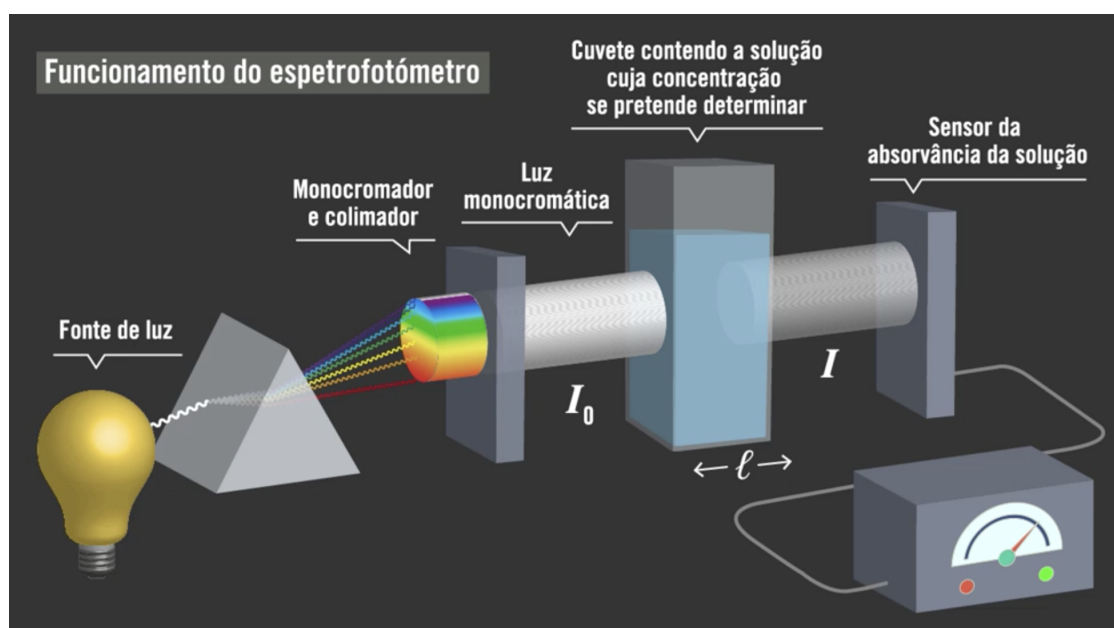


Figura 7: Constituição do espectrofotómetro digital

**Este aparelho baseia-se na Lei de Lambert-Beer uma vez que, a partir dele é possível quantificar a absorção da radiação que é absorvida pela solução.**

No instante em que um feixe de luz monocromático de intensidade  $I_0$ , incide perpendicularmente uma solução, transpõe-a. A transmitância é o quociente entre a intensidade da radiação depois de traspasar a amostra, e a intensidade antes de a atravessar. Então temos:

$$T = \frac{I}{I_0}$$



A absorvância está inteiramente relacionada com a transmitância, pois é dada pelo simétrico do logaritmo da mesma:

$$A = -\log T$$

A Lei de Lambert-Beer é então obtida pela seguinte expressão:

$$A = \epsilon c l$$

De onde podemos ver:

$A$  - absorvância

$\epsilon$  - coeficiente de absorção molar do reagente ou constante de proporcionalidade

$C$  - concentração da solução absorvente

$l$  - distância percorrida pelo feixe através da solução

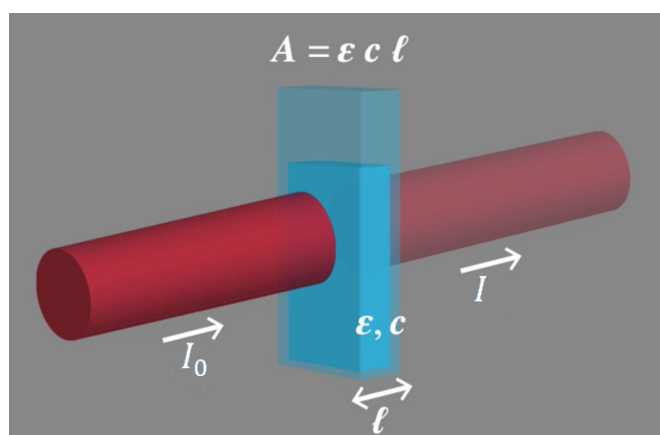
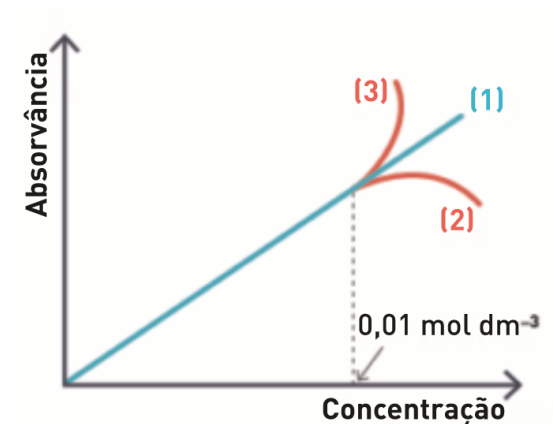


Figura 8: Lei de Lambert-Beer

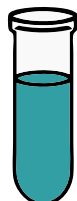
Partindo do estudo das soluções-padrão preparadas e através da lei previamente enunciada é possível traçar um gráfico de absorvância em função da concentração, ao qual se designa por curva de calibração.



**Figura 9:** Gráfico da absorvância em função da concentração

Pela leitura e análise das curvas 2 e 3 do gráfico podemos concluir que para soluções de concentração superior a  $0,01 \text{ mol/dm}^3$  a lei de Lambert-Beer deixa de ser aplicável. Verificamos ainda que, esta lei é apenas válida para soluções muito diluídas de concentração inferior a  $0,01 \text{ mol/dm}^3$  (curva 1).

# FASE LABORATORIAL



## MATERIAL

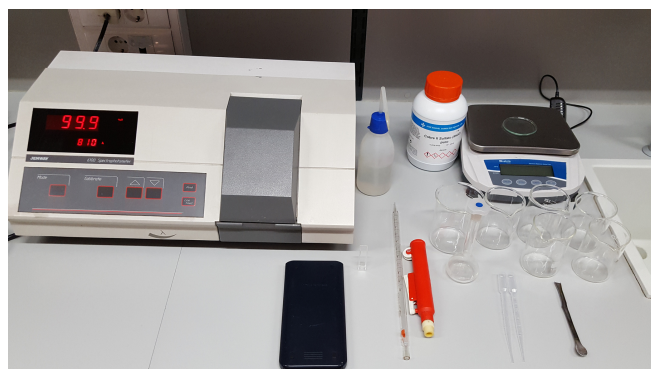


Figura 10: Materiais e reagentes utilizados

### Material

Balão volumétrico de 50 ml ( $\pm 0,06$  ml)

Vidro de relógio

Espátula

5 gobelés

Vareta de vidro

Esguicho

Conta-gotas

Pipeta graduada de alcance 10,00 mL ( $\pm 0,05$  mL)

Macro controlador (ou pipetador)

1 Cuvete

Espetrofotômetro visível ( $\pm 0,001$ )

Balança digital ( $\pm 0,001$  g)

Calculadora gráfica

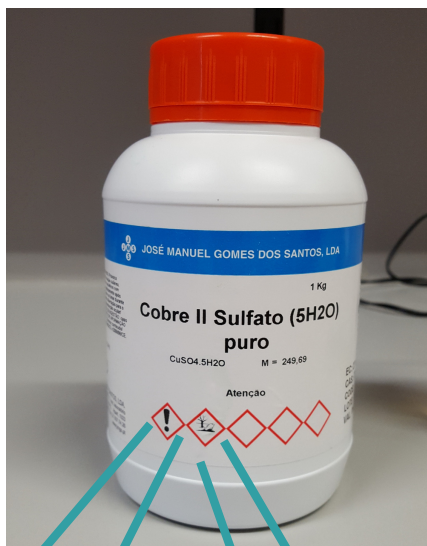
### Reagentes

Sulfato de Cobre penta-hidratado ( $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ )

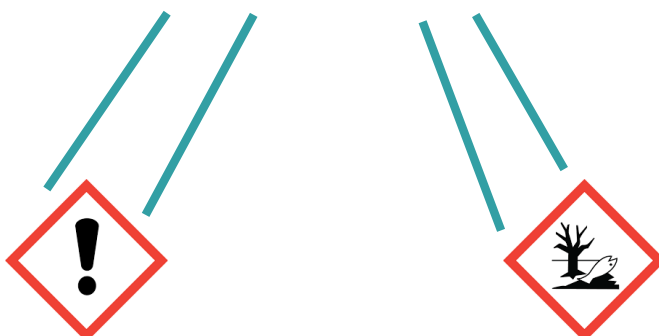
Água destilada ( $H_2O$ )



## CUIDADOS DE SEGURANÇA A CONSIDERAR:



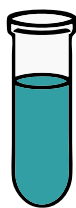
**Figura 11:** Rótulo do Sulfato de Cobre penta-hidratado



Reagente nocivo ou irritante

Reagente prejudicial para o ambiente

Antes de manusear qualquer reagente, é necessário ter em conta os pictogramas de perigo nele identificados para que seja possível manter a segurança de todos durante o trabalho laboratorial. Em particular, o sulfato de cobre é uma substância nociva. Como tal, e para evitar irritações das vias respiratórias, cutâneas, oculares e efeitos narcóticos torna-se imprescindível o uso de bata, óculos e luvas. Este reagente é ainda prejudicial para o meio ambiente e, por isso, depois de terminada a experiência é necessário colocar os resíduos num recipiente de recolha destinado para o efeito, ao invés de os despejar diretamente na banca.



# PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

1. Ligamos o espectrofotómetro antecipadamente, para que o mesmo começasse a estabilizar;
2. Preparamos a solução-mãe com uma concentração de  $0,096 \text{ mol/dm}^3$  (registo 1.1):
  - Pesamos  $(1,200 \pm 0,001)\text{g}$  de sulfato cobre penta-hidratado (figura 12) (registo 1);
  - Transferimos o reagente para um gobelé e dissolvemo-lo em água destilada com o auxílio da vareta de vidro (figura 13);
  - Vertemos o preparado para um balão volumétrico de  $(50,00 \pm 0,06)\text{ml}$  (figura 14) e completamo-lo com água destilada até ao menisco do traço de referência (figura 15);
  - Identificamos o balão volumétrico como: solução-mãe (figura 16);
3. Com o auxílio de uma pipeta volumétrica e do macrocontrolador elaboramos, em 4 gobelés, 4 soluções com concentrações distintas, a partir da diluição da solução-mãe (figura 17):

Fator de diluição	Volume de solução-mãe	Volume de água destilada
f = 2	$(5,00 \pm 0,05) \text{ mL}$	$(5,00 \pm 0,05) \text{ mL}$
f = 4	$(2,50 \pm 0,05) \text{ mL}$	$(7,50 \pm 0,05) \text{ mL}$
f = 5	$(2,00 \pm 0,05) \text{ mL}$	$(8,00 \pm 0,05) \text{ mL}$
f = 8	$(1,25 \pm 0,05) \text{ mL}$	$(8,50 \pm 0,05) \text{ mL}$

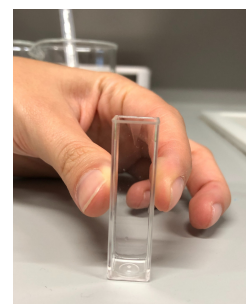
4. Identificamos cada um dos gobelés (figura 18);
5. Calculamos a concentração de cada uma das soluções anteriormente referidas através do fator de diluição (registo 2);
6. Completamos  $3/4$  de uma cuvete com água destilada (teste branco) e procedemos à calibração do espectrofotómetro: para diferentes comprimentos de onda calibramos o espectrofotómetro (ao carregar no botão "calibrate"), para que a absorvância fosse 0, uma vez que o que estava a ler era a absorvância da água (figura 19);

7. Transferimos uma das soluções para a cuvete anteriormente utilizada e, aumentando o valor da escala de 20 nm em 20 nm, construímos um espectro de absorção do sulfato de cobre e identificamos para qual comprimento de onda o reagente utilizado apresenta maior absorvância (810 nm) (figura 20) (registo 3) (gráfico 1);
8. Depois de calibrarmos o aparelho para o comprimento de onda descoberto anteriormente, colocamos cada uma das soluções, separadamente, no espectrofotómetro (figura 21);
9. Registamos os valores de absorvância indicados no ecrã do aparelho para cada uma das 4 soluções-padrão (registo 4);
10. Diluímos uma das soluções, utilizando um volume de água aleatório de forma a que esta possua uma concentração desconhecida - solução-problema (figura 22);
11. Introduzimos a solução-problema no espectrofotómetro e registamos o valor de absorvância por ele indicado (figura 23) (registo 4);
12. Construímos um gráfico da absorvância em função da concentração e obtivemos uma curva de calibração (gráfico 2);
13. Conhecemos o declive da curva de calibração;
14. Descobrimos a concentração da solução desconhecida.

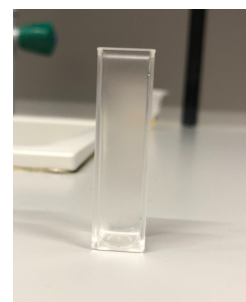
## ANTES DE INICIAR

Para que os valores de absorvância lidos no espectrofotómetro apresentem uma maior exatidão devemos:

- Utilizar a mesma cuvete para a medição da absorvância de todas as soluções;
- Após a leitura da absorvância de uma das soluções, despejar o conteúdo da cuvete e antes de colocar a solução seguinte na mesma, limpá-la de modo a assegurar que não restam vestígios da solução anterior;
- Antes de introduzir a cuvete no espectrofotómetro verificar que não existem bolhas de ar;
- Limpar com vigor as superfícies óticas da cuvete;
- Colocar a cuvete no espectrofotómetro de forma a que o feixe de luz trespasse a solução pelas faces transparentes da mesma;
- Segurar a cuvete como está exemplificado na figura 24, ou seja colocar os dedos na parte mate da mesma (figura 25).



**Figura 24:** Face transparente da cuvete



**Figura 25:** Face mate da cuvete



# FLUXOGRAMA

Todas as figuras presentes no fluxograma têm como fonte o nosso telemóvel pessoal.

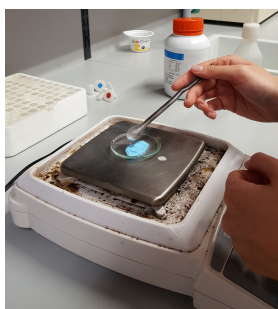


Figura 12



Figura 13



Figura 14

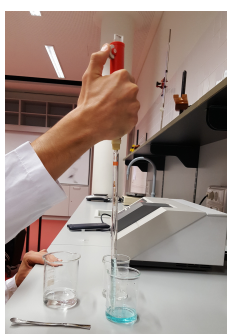


Figura 15



Figura 16



Figura 17

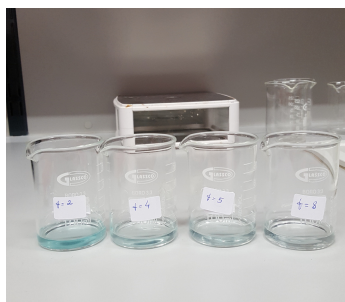


Figura 18



Figura 19



Figura 20



Figura 23

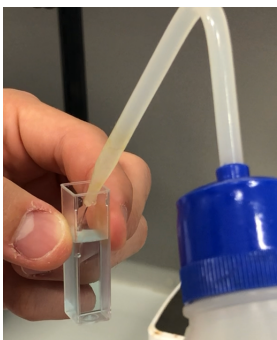


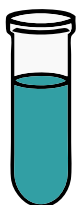
Figura 22



Figura 21

# ALTERAÇÕES AO PROTOCOLO PROPOSTO

O protocolo experimental cujo nos serviu de base para a execução desta atividade laboratorial, não explica a razão da escolha do comprimento de onda utilizado. Como tal, optamos por adaptar o nosso protocolo e descobrir por meio de um espectro de absorção referente ao reagente utilizado, o comprimento de onda para qual o sulfato de cobre apresenta maior absorvância. Para além disso, devido às dificuldades encontradas na calibração do aparelho, reconhecemos a necessidade de usar sempre a mesma cuvete para todas as leituras de absorvância, ao contrário do que é mencionado no protocolo de referência.



## REGISTO DE DADOS

→ **Registo 1:** Massa do reagente utilizado necessária para a solução-mãe

Reagente	Massa
Sulfato de Cobre penta-hidratado	(1,200 ± 0,001) g

→ **Registo 1.1:** Cálculo da concentração da solução-mãe

$$M = 249,69 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$c = \frac{n}{V}$$

$$\Leftrightarrow n = \frac{1,200}{249,69}$$

$$\Leftrightarrow n = 0,0048 \text{ mol}$$

$$\Leftrightarrow c = \frac{0,0048}{0,05}$$

$$\Leftrightarrow c = \mathbf{0,096 \text{ mol/dm}^3}$$

⇒ **Registo 2:** Cálculo da concentração das soluções-padrão preparadas a partir do fator de diluição

$$f = \frac{C_{inicial}}{C_{final}}$$

**f = 2**

$$\Leftrightarrow C_{final} = \frac{0,096}{2}$$

$$\Leftrightarrow C_{final} = \mathbf{0,048 \text{ mol/dm}^3}$$



**f = 4**

$$\Leftrightarrow C_{final} = \frac{0,096}{4}$$

$$\Leftrightarrow C_{final} = \mathbf{0,024 \text{ mol/dm}^3}$$

**f = 5**

$$\Leftrightarrow C_{final} = \frac{0,096}{5}$$

$$\Leftrightarrow C_{final} = \mathbf{0,019 \text{ mol/dm}^3}$$

**f = 8**

$$\Leftrightarrow C_{final} = \frac{0,096}{8}$$

$$\Leftrightarrow C_{final} = \mathbf{0,012 \text{ mol/dm}^3}$$

⇒ **Registo 3:** Comprimento de onda e respetiva absorvância registada para uma das soluções-padrão de sulfato de cobre penta-hidratado

Comprimento de onda ( $\lambda$ )	Absorvância (Abs)
670 nm	0,324 Abs
690 nm	0,340 Abs
710 nm	0,438 Abs
730 nm	0,541 Abs
750 nm	0,626 Abs
770 nm	0,691 Abs
790 nm	0,736 Abs
<b>810 nm</b>	0,753 Abs
830 nm	0,743 Abs
850 nm	0,706 Abs
790 nm	0,665 Abs
810 nm	0,614 Abs

→ **Registo 4:** Absorvância registada para soluções-padrão de diferentes concentrações

Concetração	Absorvância
0,048 mol/dm <sup>3</sup>	0,830 Abs
0,024 mol/dm <sup>3</sup>	0,426 Abs
0,019 mol/dm <sup>3</sup>	0,358 Abs
0,012 mol/dm <sup>3</sup>	0,330 Abs
Solução-problema	0,532 Abs

## DIFICULDADES ENCONTRADAS NA REALIZAÇÃO DA ATIVIDADE

- Calibração do espectrofotómetro;
- Manuseamento das cuvetes;
- Encontrar um valor de referência para a absorvidade molar do sulfato de cobre pentahidratado.

## POSSÍVEIS CAUSAS DE ERROS

**Manuseamento inadequado das cuvetes:** o contacto da pele com as faces transparentes da cuvete, pode afetar os resultados obtidos, uma vez que não é só a limpeza mais ou menos rigorosa nem a presença de bolhas de ar nas cuvetes que interferem, mas também os óleos cutâneos podem influenciar as leituras espectrofotométricas, daí a importância de segurar as cuvetes pelos seus lados mate.

**Má calibração do espectrofotómetro:** o facto de ao calibrar o espectrofotómetro com água destilada e o mesmo apresentar absorvâncias negativas, comprova a sua má calibração, comprometendo por isso, os valores de absorvância lidos pelo mesmo.

**Concentrações defeituosas das soluções-padrão:** devido às incertezas dos instrumentos utilizados é possível que, apesar do procedimento cuidado, obtenhamos concentrações de soluções que não correspondem à realidade. Se, por defeito as concentrações excederem o suposto, a Lei de Lambert-Beer deixa de poder ser aplicável, visto que esta só é utilizada para concentrações muito diluídas.



# FASE PÓS- LABORATORIAL

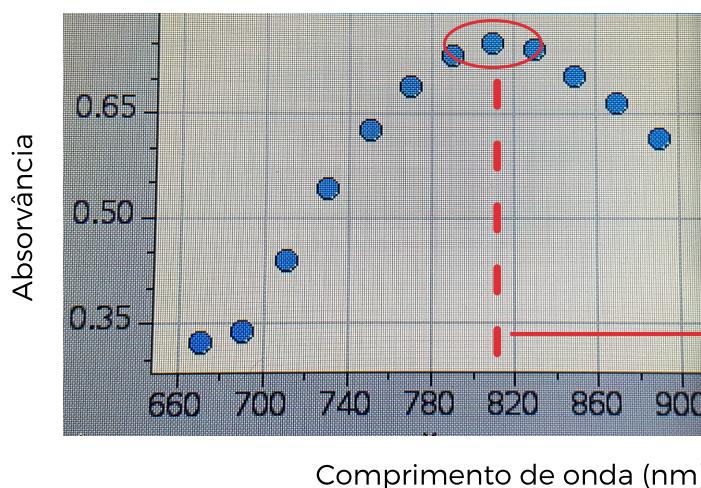


## TRATAMENTO DE DADOS

### → Interpretação do espectro de absorção do sulfato de cobre penta-hidratado (gráfico 1):

Pelo exposto na fundamentação teórica podemos inferir que todas as espécies, sejam elas coloridas ou não, absorvem algum tipo de radiação eletromagnética. Referimos ainda que quando uma solução corada de um certo composto químico é sujeita a uma determinada radiação, parte desta radiação será absorvida, outra será transmitida e a restante será refletida e interpretada pelos recetores de cor, estruturas sensíveis a regiões particulares do espectro visível, presentes na retina do olho humano. Assim, e consultando a figura 5, verificámos que se uma solução apresenta cor ciano, como é o caso das soluções de sulfato de cobre penta-hidratado por nós preparadas, absorve radiação no intervalo dos 630 nm - 720 nm, ou seja absorve radiação vermelha.

Tal é comprovado pelo espectro de absorção do reagente, construído a partir dos dados inventariados no registo 3 resultantes da análise espectrofotométrica, abaixo apresentado.



Comprimento de onda para o qual o reagente apresenta maior absorvância: **810 nm**

**Gráfico 1:** Espectro de absorção do sulfato de cobre penta-hidratado

Sabemos ainda que a análise espectrofotométrica mede a fração da radiação monocromática que é absorvida na zona do visível da solução em estudo, e por isso, o pico de absorvância registado na ordem dos 810 nm, representa a absorção da radiação vermelha tal como seria esperado. Uma vez que, 810 nm é o comprimento de onda para o qual o sulfato de cobre penta-hidratado apresenta maior absorvância, este foi o comprimento escolhido para calibrar o espectrofotómetro com o objetivo de medir a absorvância das restantes soluções-padrão e da solução-problema.

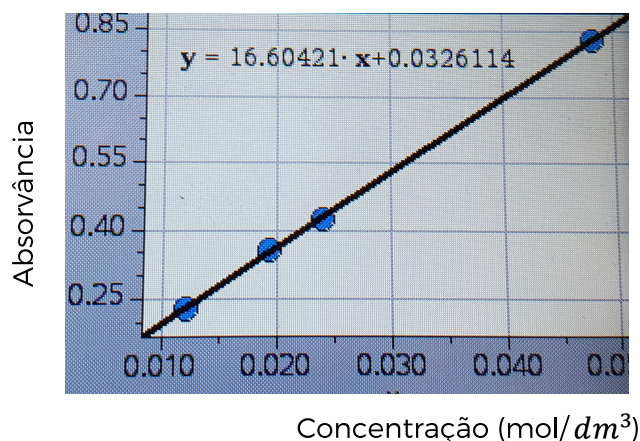
A discrepância entre os valores do comprimento de onda esperado (720 nm) e o obtido (810 nm) pode ser justificado pelas razões previamente descritas nas possíveis causas de erro associadas a esta atividade laboratorial.

### → **Análise do registo da absorvância para cada uma das soluções:**

Analisando a Lei de Lambert-Beer previamente enunciada:  $A = \epsilon c l$ , verificamos que a concentração ( $c$ ) e a absorvância ( $A$ ) são grandezas diretamente proporcionais. Tal é evidenciado pelos dados descritos no registo 4. Uma vez que a investigação espectrofotométrica levada a cabo durante a atividade experimental traduz-se na análise da absorvância dos iões  $Cu^{2+}$ , podemos concluir que quanto maior é a concentração ( $c$ ) de iões  $Cu^{2+}$  na solução maior será a absorvância ( $A$ ) da mesma, comprovando a relação de proporcionalidade direta entre as duas grandezas.

### → **Interpretação da curva de calibração (gráfico 2):**

Com o auxílio da calculadora gráfica, e partindo da sistematização dos dados mencionados no registo 4, construímos um gráfico da absorvância em função da respetiva concentração de cada uma das soluções-padrão.



**Gráfico 2:** Ajuste dos dados experimentais obtidos para a absorção da solução de sulfato de cobre penta-hidratado registada em 810 nm em função da concentração

Encontramos a reta de ajuste do gráfico acima evidenciado, cuja expressão é do tipo  $y = ax + b$ . Os valores obtidos para "a" e "b" são respetivamente:

$$a = 16,60421$$


$$b = 0,03261$$

Assim, aplicando a Lei de Lambert-Beer verificamos que a relação das grandezas estudadas é representada pela equação:

$$A = \epsilon c l$$

$$A = 16,604 c \pm 0,03261$$

Podemos ainda aferir que, devido ao facto do valor obtido para a ordenada na origem (b) ser muito perto de 0, esta pode ser desprezada tendo em conta que teoricamente deveria ser inexistente. Por isso, ao simplificar a expressão analítica obtemos:

$$A = 16.604 c$$


Absorvidade molar do sulfato de cobre penta-hidratado

Verificamos ainda que o coeficiente de correlação associado à reta de ajuste é  $r^2 = 0,9996$  e sendo este um valor muito próximo de 1, podemos inferir que o valor obtido para a absorvidade molar do reagente utilizado é fidedigno.

### ➔ Cálculo da concentração da solução problema:

Ao substituir o valor da absorvância registada no espectrofotómetro para a solução-problema na expressão analítica supramencionada, descobrimos a concentração da mesma:

$$A = 16,604 \times c$$

Abs (solução-probelma) =  
0,532

$$\Leftrightarrow 0,532 = 16,604 \times c$$

Resolvendo a equação em  
ordem a "c":

$$\Leftrightarrow c = \frac{0,532}{16,604}$$

$$\Leftrightarrow \mathbf{c = 0,032 \text{ mol/dm}^3}$$

Assim, caracterizamos quantitativamente uma solução corada de sulfato de cobre penta-hidratado respondendo ao nosso objetivo inicial.



## CONCLUSÃO

Concluindo, a consumação desta atividade laboratorial permitiu-nos desenvolver novas técnicas laboratoriais como a análise espectrofotométrica. Reconhecemos ainda que, empregando a Lei de Lambert-Beer é possível caracterizar quantitativamente uma solução corada, partindo da expressão analítica de uma curva de calibração. Através do declive da mesma, encontra-se o valor da absorvidade molar do reagente em causa e, aplicando o princípio enunciado anteriormente, descobre-se a concentração de uma solução-problema. Verificamos também que, a determinações colorimétricas estão associados erros sistemáticos e erros acidentais, que afetam a exatidão do resultado obtido.

Assim, esta atividade experimental estimulou o nosso contacto com dispositivos tecnológicos que nos eram previamente desconhecidos e ampliou a nossa visão acerca da relação do trabalho laboratorial com a cor.

## FONTES E REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS FREQUENTADAS

- NEVES, Luísa – A cor e a composição quantitativa de soluções com iões metálicos: APL 1.5, Açores, 2015, Relatório de secundário.
- SILVA, Leonor; OLIVEIRA, Ana; SILVA, Beatriz – A cor e a composição quantitativa de soluções com iões metálicos: APL 1.5, Escola Secundária Caldas das Taipas, 8 de dezembro de 2019, Relatório de secundário.
- FERNANDES, Henrique – A cor e a composição quantitativa de soluções com iões metálicos: APL 1.5, Escola de Mangualde, 2010, Relatório de secundário.
- CANASSA, Thalita; LAMONATO, Anna; RIBEIRO, Allan – Utilização da lei de Lambert-Beer para determinação da concentração de soluções, UFMS - Universidade federal do mato Grosso do Sul, Campo Grande, MS - Brasil; IFSP - Instituto Federal de São Paulo, Birigui, SP -Brasil; Vol 1 No 2, 2018; Disponível em <https://periodicos.ufms.br/index.php/JETI/index>
- PAIS, Rosa – A cor e a composição quantitativa de soluções de iões metálicos: APL 1.5, Escola Secundária José Saramago, julho de 2010, Relatório de secundário.
- SILSVA, Cristina; CUNHA, Carlos; VIEIRA, Miguel – Eu e a Química 12 (Manual). 1º edição. Porto Editora. 2019. ISBN 365 4099-023 Porto, Portugal.
- SILSVA, Cristina; CUNHA, Carlos; VIEIRA, Miguel – Eu e a Química 12 (Caderno de Laboratório) . 1º edição. Porto Editora. 2019. ISBN 365 4099-023 Porto, Portugal.

## ANEXOS



### Procedimento experimental consultado

1. Ligamos o espectrofotómetro previamente para que este começasse a estabilizar;
2. Medimos a massa de sulfato de cobre II ( $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ) para cada uma das soluções (Solução 1- 1,000 g ; Solução 2- 1,500 g ; Solução 3- 2,000 g ; Solução 4- 3,000 g ; ; Solução 5- 4,000 g);
3. Identificou-se cada gobelé com base na concentração da solução que nele seria colocada;
4. Transferimos a massa de sulfato de cobre medida para cada gobelé, respetivamente, com o auxílio de uma vareta de vidro;
5. Adicionamos 10 mL de água a cada gobelé e dissolvemos o sulfato de cobre;
6. Colocamos uma cuvete com água até metade para realizar o "teste branco";
7. Procedemos à calibração do aparelho;
8. Pipetamos 3 mL de cada solução para cuvetes diferentes;
9. Colocamos cada cuvete, individualmente, no espectrofotómetro;
10. Registamos o valor de absorvância indicado no ecrã do aparelho;
11. Diluímos a solução de concentração 0,400 g/mL;
12. Pipetamos para uma nova cuvete 3 mL da solução de concentração desconhecida ( solução diluída);
13. Colocamos a cuvete no espectrofotómetro;
14. Registamos o valor de absorvância indicado no ecrã do aparelho;
15. Construimos o gráfico de relação absorvância em função da concentração;
16. Descobrimos a concentração da solução desconhecida;