

AULA 5

Modelo Atômico de Bohr

OBJETIVOS

- ▶ Introduzir o conceito de energia quantizada;
- ▶ Descrever o fenômeno da excitação eletrônica e estabelecer a relação com o modelo atômico de Bohr;
- ▶ Verificar a presença de elementos químicos em sais através do teste de chamas e comparar com o padrão de cores do espectro de emissão;
- ▶ Introduzir o fenômeno de fluorescência.

O cientista Niels Bohr aprimorou em 1913, o modelo atômico de Rutherford baseado na teoria de que o núcleo do átomo é formado por prótons e ao redor do núcleo estão os elétrons utilizando a teoria de Max Planck. Em 1900, Planck já havia admitido a hipótese de que a energia não seria emitida de modo contínuo, mas em pacotes. A cada pacote de energia foi dado o nome de quantum. Surgiram assim, os chamados Postulados de Bohr:

- ✓ Os elétrons se movem ao redor do núcleo em número limitado de órbitas bem definidas;
- ✓ Movendo-se em uma órbita estacionária, o elétron não emite nem absorve energia;
- ✓ Ao saltar de uma órbita para outra, o elétron emite ou absorve uma quantidade definida de energia, chamada quantum.
- ✓ O quantum de energia eletromagnética é chamada de “fóton”.

A energia da radiação eletromagnética envolvida pode ser calculada através da equação de Planck:

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

Onde:

h = constante de Planck = $6,63 \times 10^{-34}$ J. s;

c = velocidade da luz no vácuo = 3×10^8 m/s;

λ = comprimento de onda.

E também pode ser expressa em termos de frequência (ν):

$$E = h\nu \quad \text{em que} \quad \nu = c/\lambda$$

A energia de um fóton depende apenas de sua frequência → quanto maior a frequência, menor o comprimento de onda e maior a energia.

A luz visível compreende a faixa de comprimento de onda de 400 a 750 nm, figura 1; já a radiação infravermelha (IV), invisível, está compreendida entre 750 a 200.000 nm. A radiação ultravioleta (UV) está entre 10 e 400 nm.

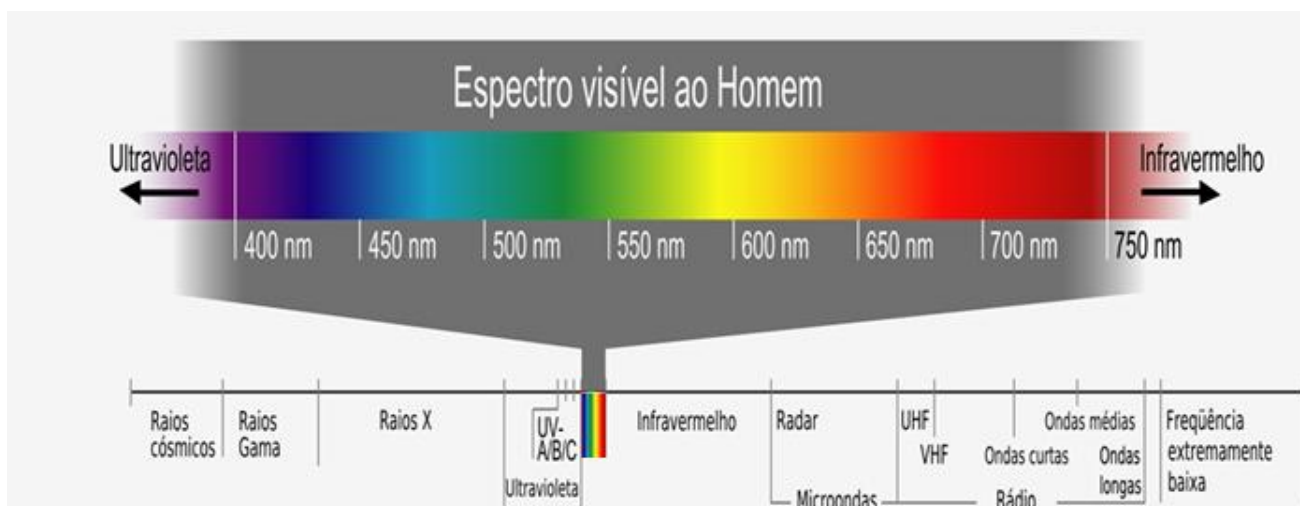


Figura 1: Espectro eletromagnético

Fonte: <http://charlesbiral.blogspot.com/>

O modelo atômico de Bohr funciona muito bem para o átomo de hidrogênio, figura 2.

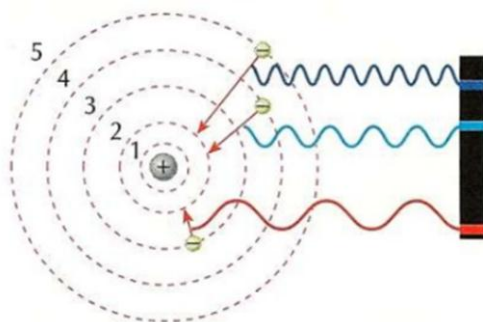


Figura 2: Três dos possíveis saltos quânticos de um elétron no átomo de hidrogênio

Fonte: <https://www.slideshare.net/newtondasilva/aula-4-modelo-atmico-de-bohr>

A coloração da luz emitida depende da variação de energia envolvida na transição eletrônica. Assim, durante uma emissão de energia associada a comprimentos de onda próximos de 700 nm deve ser observada a emissão de luz avermelhada.

De acordo com suas propriedades físicas e efeitos biológicos, parte da radiação UV é dividida em três sub-regiões: UV-A de 320 a 400 nm, UV-B de 280 a 320 nm e UV-C abaixo de 280 nm. Dentre elas, a radiação UV-B é a menos nociva, sendo que suas fontes podem ser adquiridas comercialmente com o nome de **luz negra**. A radiação UV-A é a responsável pelo câncer de pele e a UV-C não chega a atingir a superfície terrestre, figura 3.

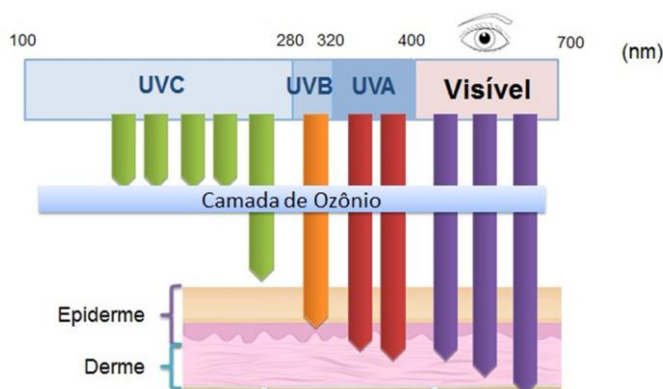


Figura 3: Penetração da radiação UV na pele.

A **luminescência** é definida como a emissão de luz na faixa do visível (400-700 nm) do espectro eletromagnético como resultado de uma transição eletrônica. A luminescência é o nome do fenômeno mais genérico que engloba a **fluorescência** e a **fosforescência**.

O início de um processo de luminescência envolve a absorção de quanta de luz (fótons) por uma molécula/ion e, conseqüentemente, a produção de um estado eletronicamente excitado. Isto significa dizer que a molécula/ion absorveu uma quantidade discreta de energia, suficiente para promover um elétron de um nível inferior para um nível superior de energia. A energia do fóton deve coincidir com aquela correspondente à transição eletrônica. Como a molécula/ion não pode permanecer indefinidamente no estado excitado, a energia absorvida pode ser dissipada através dos seguintes processos:

- ✓ **Fluorescência** – emissão do fóton de luz e retorno ao estado fundamental;
- ✓ **Fosforescência** – o elétron excitado decai para um nível intermediário de energia e ocorre emissão de radiação do intermediário ao estado fundamental;
- ✓ **Transição vibracional ou não radiativa** – a molécula retorna ao estado fundamental emitindo energia térmica através de uma série de transições vibracionais;
- ✓ **Reação fotoquímica** – a molécula sofre algum tipo de reação no estado eletronicamente excitado.

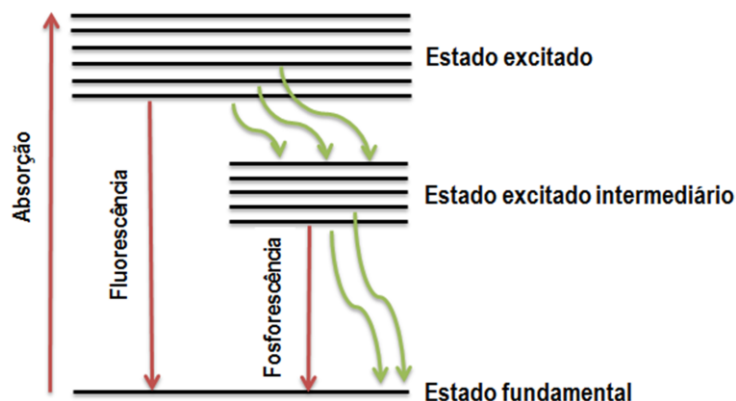


Figura 4: Processos de absorção, fluorescência e fosforescência.

Os vegetais verdes, a água tônica, a vitamina B₂, a casca dos ovos marrons e até mesmo os sabões em pó têm em comum o fato de possuírem compostos fluorescentes em sua composição. Já os mostradores de relógios e enfeites de quartos exibem o fenômeno da fosforescência. De uma forma bastante simplificada, podem-se distinguir os fenômenos com relação ao tempo de emissão de radiação: enquanto na fluorescência a emissão é instantânea e cessa quando a fonte de energia é desligada, na fosforescência pode durar horas, depois de desligada a fonte de excitação.

Outro exemplo de transições eletrônicas pode ser observado através do **teste de chama**. O teste de chama é um ensaio utilizado na química analítica que permite detectar a presença de alguns cátions em amostras de compostos, baseando-se no espectro de emissão característico de cada elemento. O teste tira proveito do fato de que quando um determinado elemento químico é exposto a uma quantidade de energia (para a chama, energia em forma de calor), parte dos elétrons da camada de valência recebe esta energia e avança para um nível de energia mais elevado, alcançando um estado conhecido como estado excitado. Ao retornar do estado excitado para o estado anterior (estado fundamental), os elétrons liberam a energia recebida em forma de radiação. Nesse contexto, cada elemento químico libera radiação em um comprimento de onda característico, visto que a quantidade de energia demandada por um elétron ao ser excitado é diferente para cada elemento.

Para produzir a decomposição de uma luz composta de várias cores (frequências) Isaac Newton utilizou um prisma, que desvia em diferentes ângulos de emergência cada cor (comprimentos de onda) ao ser atravessado pelo feixe composto (Figura 5).

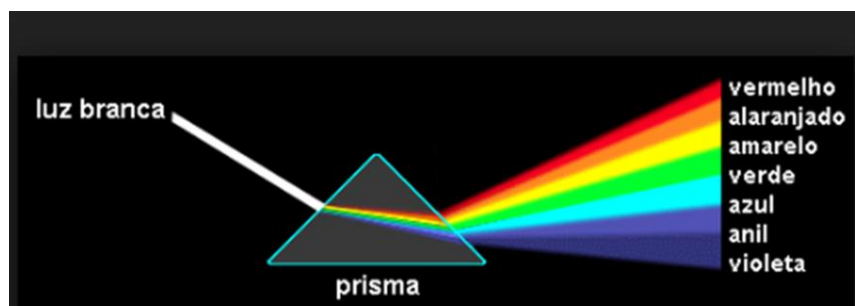


Figura 5: Decomposição da luz por prisma

PARTE PRÁTICA**Procedimento 1: Observação do fenômeno de fluorescência****Vidrarias:**

- ✓ 06 béqueres (50 mL)
- ✓ 01 bastão de vidro
- ✓ 01 proveta (10 mL)

Materiais:

- ✓ Almofariz e pistilo
- ✓ Lâmpada UV (luz negra)

Reagentes:

- ✓ Solução de HCl 3 mol.L⁻¹ (30 mL)
- ✓ Solução de fluoresceína 0,10 g.L⁻¹ (15 mL)
- ✓ Comprimido de complexo B (¼)
- ✓ Água tônica (10 mL)
- ✓ Água destilada
- ✓ Etanol (10 mL)
- ✓ Casca de ovo vermelho
- ✓ Detergente em pó (0,50 g)
- ✓ Folhas de hortelã

- a) Preparar as soluções abaixo a partir da extração de substâncias químicas presentes nos seguintes produtos:
- ✓ **Casca do Ovo:** quebrar em pequenos pedaços 1/5 de casca do ovo em um béquer, adicionar 20 mL de solução de HCl 3,0 mol.L⁻¹ e aguardar cerca de 5 minutos.
 - ✓ **Hortelã:** triturar algumas folhas de hortelã com 10 mL de etanol até se obter uma solução verde intenso. Transferir o líquido para um béquer.
 - ✓ **Complexo B:** triturar ¼ de comprimido de complexo B com 30 mL de água. Transferir o líquido para um béquer.
 - ✓ **Detergente em pó:** pesar, em um béquer, 0,5 gramas de detergente em pó e dissolver o mesmo em 10 mL de água destilada.
- b) Transferir, para um béquer, aproximadamente 5 mL de **solução de fluoresceína** (*não descartar esta solução*).
- c) Transferir, para um béquer, aproximadamente 5 mL de **água tônica** (*não descartar esta água*).
- d) Após, incidir sobre cada amostra luz negra e observar as cores.
- Apagar a luz do ambiente para melhor visualização.**
- e) Anotar as cores na Tabela 1 relacionando os produtos à substância química responsável pelo fenômeno da fluorescência.

Tabela 1: Cor observada para algumas amostras em presença de luz negra.

Amostra	Substância fluorescente	Cor	
		Na ausência de radiação	Na presença de radiação
Casca de ovo	Protoporfirina IX		
Hortelã	Clorofila		
Complexo B	Riboflavina		
Detergente em pó	Bloqueadores ópticos		
Fluoresceína	Fluoresceína		
Água tônica	Quinina		

OBS: As soluções utilizadas, após filtração, podem ser descartadas na pia com excesso de água corrente. O filtrado pode ser descartado em lixo comum. As soluções de fluoresceína e água tônica devem ser devolvidas ao frasco de origem.

Procedimento 2: Análise do espectro da luz a partir do espectroscópio

Materiais:

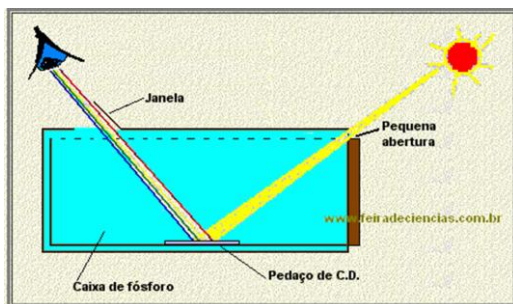
- ✓ Espectroscópio de bolso
- ✓ 01 lâmpada fluorescente (15 W)
- ✓ 01 lâmpada LED (4,8 W)
- ✓ 03 pipetas de Pasteur

Reagentes:

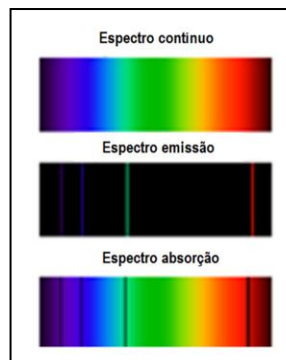
- ✓ Corante azul
- ✓ Corante vermelho

Vidraria:

- ✓ 03 tubos de ensaio



Espectroscópio de bolso



Um espectroscópio é um instrumento destinado a separar os diferentes componentes de um espectro óptico. Constitui-se essencialmente de uma fresta situada no plano focal de um colimador, um prisma ou rede de difração e um anteparo (tela) onde se projeta (imagem real) o feixe dispersado.

- a) Posicionar a câmera do dispositivo móvel (celular, smartphone ou tablete) sobre a abertura do espectroscópio.
- b) Em seguida posicionar o lado da caixa que possui a fenda na direção da lâmpada fluorescente.
- c) Fazer fotos com a câmera, procurando registrar a melhor imagem. Salvar as fotos para posterior comparação.
- d) Repetir o procedimento “b” substituindo por uma lâmpada LED. Salvar as fotos.
- e) Após, adicionar aproximadamente 5 mL de solução vermelha em um tubo de ensaio e posicionar o frasco entre a lâmpada LED e a fenda do espectroscópio. Registrar a imagem observada.
- f) Repetir o procedimento “e” substituindo por uma solução azul. Registrar a imagem observada.
- g) Finalmente, repetir o procedimento “e” usando somente água no tubo de ensaio. Registrar as observações na Tabela 2.

Tabela 2: Registro das observações do espectro da luz de alguns materiais/reagentes.

Materiais/Reagentes	Observação sobre a imagem obtida
Lâmpada fluorescente	
Lâmpada LED	
Solução vermelha	
Solução azul	
Água	

Procedimento 3: Teste de chama

Vidrarias:

- ✓ 04 vidros de relógio

Materiais:

- ✓ Bico de Bunsen
- ✓ 03 fios de níquel-cromo
- ✓ 01 garra de madeira
- ✓ Espectroscópio de bolso

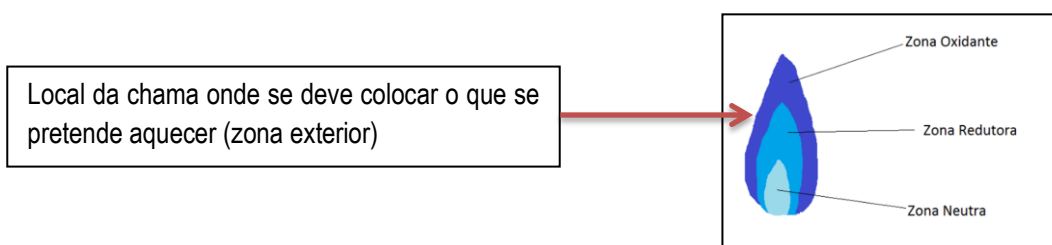
Reagentes:

- ✓ Sal A
- ✓ Sal B
- ✓ Sal C

Os sais deverão ser colocados em vidros de relógio identificados **apenas** pelas letras A, B e C. Os sais contém os seguintes metais: ou lítio, ou cálcio ou cobre.

- ✓ Solução de HCl 6 mol/L

- a) Acender o bico de Bunsen de modo a obter uma chama azulada, onde observa-se três zonas distintas.



- b) Observar a figura 5 e executar as etapas a seguir.
 c) Prender o fio de níquel-cromo em uma garra de madeira. Após, molhar o fio numa solução de HCl 6 mol/L e aquecer na chama. Este procedimento tem por objetivo fazer a decapagem do fio de níquel-cromo.
 d) Em seguida molhar novamente o fio na solução de HCl 6 mol/L e posteriormente encostar o mesmo no sal A. Colocar o fio de níquel-cromo na zona externa da chama do bico de Bunsen. Observar a cor.
 e) Repetir o procedimento “c” e “d” para os sais “B” e “C”.
 f) Observar a chama também através do espectroscópio de bolso, disponível em sua bancada.

Cuidado porque ele é feito de papelão

- g) Registrar as observações na Tabela 3.

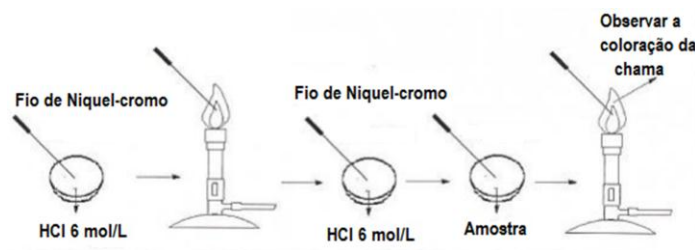


Figura 5: Procedimento experimental para realização do teste de chama.

Tabela 3: Registro da cor da chama para alguns sais metálicos.

Amostra	Sal	Cor da luz emitida	Comprimento de onda (nm)	Espectro observado
A				
B				
C				

Cores dos sais:

Lítio (vermelho-carmim), **Cálcio** (vermelho-alaranjado), **Cobre** (verde-azulado)

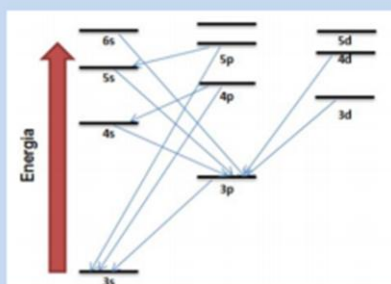
Saiba mais

Existe uma relação entre a fluorescência de alguns materiais e a emissão de raios X? Essa foi a pergunta que motivou muitos cientistas, dentre eles Henri Becquerel, a realizarem experimentos com sais de urânio e chapas fotográficas. O vídeo “O experimento de Becquerel” disponível em <https://www.youtube.com/watch?v=5hN4musqEDg> mostra como Becquerel realizou seus experimentos.

Referências Bibliográficas:

1. Brown, T.E.; Lemay, H.E.; Bursten, B.E.; Murphy, C.; Woodward, E. P. Química – A Ciência Central, 13ª Edição, Pearson, Cap. 6, 2017 (ISBN: 13 9788543005652).
2. Nery, A. L. P.; Fernandez, C. Fluorescência e Estrutura Atômica: Experimentos Simples para Abordar o Tema, Química Nova na Escola, nº 19, 2004, p. 53-56.
3. Gustavo Macedo dantas, Teste de Chama, disponível em <https://pt.slideshare.net/cmdantasba/pratica-03-teste-da-chama>, acessado em 18/04/2018.
4. Mateus, A.L.; Ensino de Química mediado pelas TIC's, Belo Horizonte, Editora UFMG, 2015 (ISBN: 978-85-423-0144-1).

1. Por que, sob a luz negra das discotecas (luz UV-A), as roupas brancas parecem brilhar com uma tonalidade azulada?
2. Os modelos atômicos de Dalton e Thomson podem explicar o fenômeno da luminescência? Explique.
3. Quais evidências experimentais não podiam ser explicadas com os modelos atômicos anteriores ao de Bohr?
4. Em que medida o modelo de Bohr explica a luminescência?
5. Para deixar os fogos de artifício coloridos, os fabricantes misturam à pólvora sais de diferentes elementos para que, quando detonados, produzam cores diferentes. Considerando os subníveis energéticos abaixo representados, comprove a cor do estrôncio quando submetido à chama no bico de Bunsen.



Constante de Planck = $6,266 \times 10^{-34}$ J.s
 Velocidade da luz = $2,9979 \times 10^8$ m/s
 $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$

$$E_{3p-3s} = 3,369 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{4p-4s} = 3,028 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{5p-5s} = 2,785 \times 10^{-19} \text{ J}$$

