

**Material Instrucional (Professor)****Professor:** Fábio Bartolomeu Santana**Disciplina:** Física**Conteúdo Programático:** Física Moderna**Tópico:** Átomo de Bohr**Plano de Aula****Objetivos**

- Compreender os processos de emissão e absorção de luz segundo o modelo de Bohr para o átomo de hidrogênio;
- Compreender a formação das séries de Lyman, Balmer, Paschen, Brackett e Pfund para o átomo de hidrogênio;

**Conteúdos Relacionados**

Modelo atômico de Bohr para o átomo de hidrogênio; quantização da luz; absorção e emissão de fótons; saltos quânticos; equação de Einstein para a energia do fóton;

**Recursos instrucionais**

Quadro; giz; computador; projetor; tela para projeção; simulação Phet Colorado; roteiro de atividades (em anexo);

**Metodologia de Ensino e Orientações ao Professor (tempo previsto para duas aulas de 45 min)**

**Parte 1 (10 min)** – Comentar brevemente acerca de alguns dos aspectos históricos relacionados ao estudo da quantização da energia (Planck) e da quantização da luz (Einstein) – recomenda-se que estes tópicos tenham sido tratados previamente, destacando que tais estudos foram inicialmente realizados em um contexto controverso;

**Parte 2 (10 min)** – Apresentar a simulação Phet Colorado para os estudantes, projetando-a na lousa, indicando as funcionalidades básicas disponíveis; simular brevemente alguns aspectos dos processos de emissão e absorção de fótons e sua relação com a formação das linhas espectrais empregando os recursos da simulação, instruindo os estudantes acerca da simulação, ainda que em linhas gerais; salientar que trata-se de uma simulação, o que implica na existência de várias simplificações por trás do modelo matemático que descreve o gás, bem como das limitações do software em reproduzir o comportamento do sistema;

**Parte 3 (10 min)** – Distribuir o roteiro de atividades e comentar brevemente como a atividade será realizada; o texto apresenta uma estrutura composta por três elementos didáticos: 1) texto para introdução conceitual; 2) questões para fixação dos conceitos relacionados ao modelo de Bohr; 3) questões relacionadas com as observações/uso da simulação; instruir os estudantes para que acompanhem as observações do professor enquanto utiliza a simulação, cuja finalidade é ilustrar os conceitos relacionados ao modelo de Bohr;

**Parte 4 (60 min)** – Realização da atividade; os estudantes devem iniciar a leitura e “caminhar” pelo roteiro na sequência em que as questões estão propostas; algumas das questões implicam no emprego de equações pertinentes ao modelo de Bohr; por vezes os resultados serão organizados em tabelas, de modo que o professor deverá orientar os estudantes e certificar-se do correto preenchimento da mesmas; determinadas questões dependem de observações providas pela simulação (a qual pode ser feita pelos estudantes ou condizida pelo professor em caráter de demonstração); salientamos que o emprego da simulação é indispensável para proporcionar aos estudantes uma “visualização” dos processos de absorção/emissão e suas relações com a formação dos espectros do átomo de hidrogênio; neste sentido, é indiferente se o professor optar pelo envolvimento direto dos estudantes no uso da simulação ou se optará pelo seu uso em caráter demonstrativo, mas ressaltamos, contudo, que o uso da simulação pelos estudantes requer, além de uma estrutura técnica mais elaborada, exige também que os estudantes sejam previamente instruídos acerca dos recursos e funcionalidades da simulação;

Observações: a resolução da questão (1) é muito importante para as demais questões que envolvam o uso dos valores dos níveis energias; na questão (2) apresentamos, na série de Balmer, os valores da energia das cores vermelha e violeta apenas para que sirvam de referência para o estudante; nesta mesma questão, exige-se que os estudantes empreguem o procedimento que determina o valor da energia dos fótons emitidos/absorvidos durante as transições entre dois níveis, o que pode-se empreender pelas diferenças de energia entre os níveis envolvidos na transição, cujos valores já foram determinados na questão (1); no entanto, após os estudantes determinarem estes valores deve-se ilustrar as referidas transições através da simulação, lembrando que pode-se ajustar a simulação para emissão de fótons monocromáticos, cuja energia já fora determinada pelos estudantes no preenchimento da tabela; as questões de (7) a (10) apresentam um caráter mais abstrato e portanto devem ser cuidadosamente acompanhadas pelo professor; pode-se optar em apresentar aos estudantes a simulação, controlando ele mesmo o desenrolar da atividade, de modo expositivo, enquanto os estudantes realizam a leitura, respondem as questões introdutórias, coletam os dados e resolvem os exercícios; desta forma, os estudantes seguem o roteiro, todos juntos e no ritmo determinado pelo professor; do contrário, pode-se optar por deixar a execução de toda a atividade pelos estudantes, sendo necessário para isto, que sejam disponibilizados computadores para os estudantes; a atividade pode ser realizada individualmente ou em grupos, de acordo com o perfil de cada turma ou da proposta do professor; também é importante que os resultados obtidos pelos estudantes sejam discutidos, de modo a enfatizar o caráter empírico das séries espectrais, bem como para orientá-los em caso de equívocos na coleta de dados ou no entendimento da simulação;

### **Referências Bibliográficas**

ÁLVARES, Beatriz Alvarenga; LUZ, Antônio Máximo Ribeira da. **Coleção Curso de Física: Volume 3.** 6. ed. São Paulo: Scipione, 2005.

GRAF. **Física 2:** Física Térmica / Óptica. 5. ed. São Paulo: Usp, 2007.

<[https://pt.wikipedia.org/wiki/Espectro\\_do\\_%C3%A1tomo\\_de\\_hidrog%C3%A2nio](https://pt.wikipedia.org/wiki/Espectro_do_%C3%A1tomo_de_hidrog%C3%A2nio)>

<<http://astro.if.ufrgs.br/rad/espec/espec.htm>>

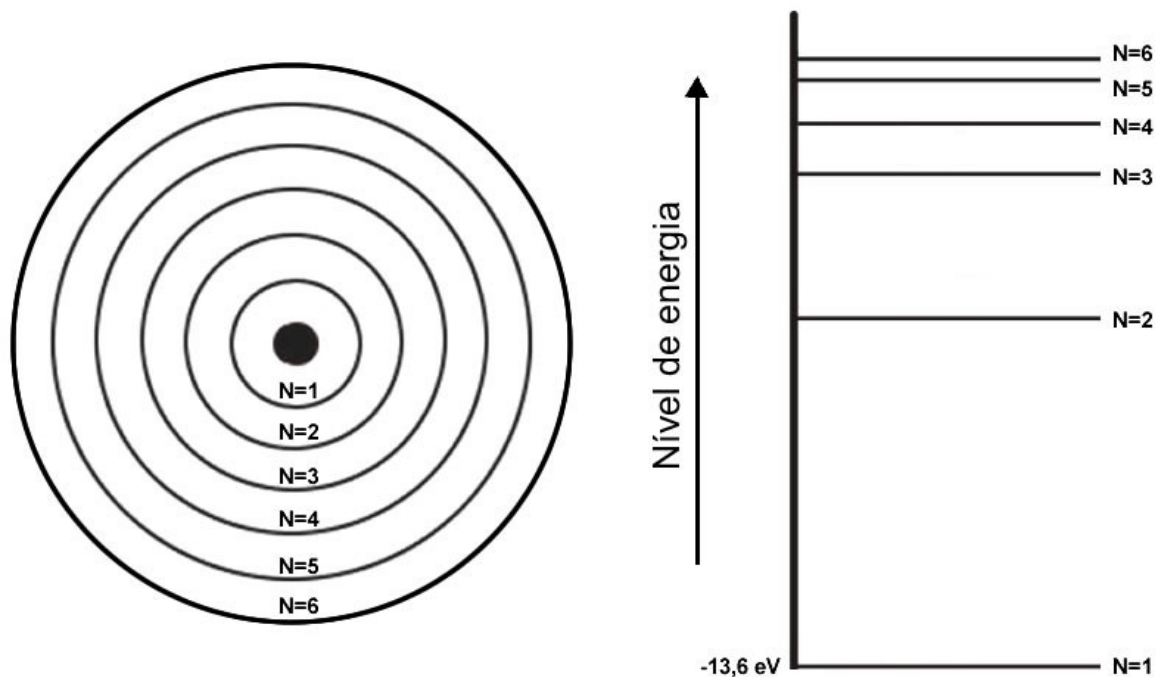
### Átomo de Bohr

#### Introdução

A descrição de Bohr para o átomo de hidrogênio considera que o elétron gira em torno do núcleo em órbitas bem determinadas. Bohr postulou que estas órbitas são estáveis, ou seja, não há emissão de radiação pelo elétron, contrariando o que previa a teoria eletromagnética. A determinação das órbitas foi feita por Bohr ao estender as ideias da quantização da energia para o átomo de hidrogênio. Desse forma, cada órbita que o elétron pode ocupar está associada uma determinada energia. A energia de cada órbita pode ser obtida pela relação abaixo, obtida a partir da teoria de Bohr;

$$E_N = \frac{-13,6 \text{ eV}}{N^2}$$

Nesta equação o termo representado por  $N$  é definido como o número *quântico principal*, o qual define o nível de energia do elétron, ou seja, sua órbita em torno do núcleo. A constante representada por  $-13,6 \text{ eV}$  (elétron-volt) é a energia do estado fundamental. Na figura figura abaixo, à esquerda, apresentamos uma maneira de representar as órbitas que o elétron pode ocupar no átomo de hidrogênio. À direita temos uma representação dos níveis de energia associados a cada uma das órbitas.



O nível de energia mais baixo,  $N=1$ , é denominado de *estado fundamental*. Os demais níveis apresentam energia mais elevadas e são denominados de *estados excitados*. A distância entre os níveis, indicados na figura acima, à direita, procura representar a diferença de energia entre os níveis. No modelo de Bohr o elétron somente pode “saltar” para níveis de energia mais elevados se absorver energia na forma de radiação, ou seja, se absorver *fótons* de luz. A energia destes *fótons* deve ser exatamente igual a diferença de energia entre os níveis envolvidos no “salto” do elétron. Após receber um *fóton* de luz e saltar para um nível superior de energia (estado excitado), após algum tempo o elétron decai espontaneamente para algum nível de energia inferior, emitindo um *fóton* com energia exatamente igual a diferença de energia entre os dois níveis envolvidos na transição.

#### Atividade

1. Empregue a equação da energia dos níveis atômicos para o átomo de hidrogênio para calcular as energias associada ao elétron nas órbitas de 1 a 6. Organize os resultados encontrados na tabela ao lado:

Energia (eV) dos 6 primeiros níveis
$E_1 =$
$E_2 =$
$E_3 =$
$E_4 =$
$E_5 =$
$E_6 =$

2. (a) Considerando os 6 primeiros níveis de energia, relacione todas as transições possíveis entre estes níveis de energia, em ordem crescente de energia. (b) Indique o valor da energia, em eV, associada a estas transições:

Série	Transição	Energia do fóton (eV)	Energia do fóton (J)
Pfund			
Brackett			
Paschen			
Balmer	(vermelho 1,69 eV)		
	(violeta 3,16 eV)		
Lyman			

3. Considerando que  $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ , preencha a última coluna da tabela acima, convertendo as energias de todos os níveis para a unidade J (joule).

4. Qual é a energia mínima necessário para que o elétron saia do estado fundamental? Explique:

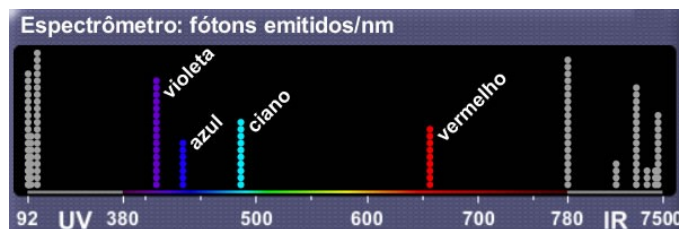
5. Considerando apenas os níveis de 1 a 6, (a) qual é a transição que envolve a maior energia? (b) e a menor?

6. (a) Dentre os níveis considerados, qual é a transição que emite o fóton de maior energia? (b) Qual o valor correspondente a maior energia? (c) Aplicando a equação de Einstein para a energia do fóton, determine a frequência da onda eletromagnética a ele associada. (ver instruções abaixo)

A equação de Einstein para a energia do fóton é dada por  $E = h \cdot f$ , onde  $h$  é a constante de Planck ( $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$ ) e  $f$ , a frequência da onda eletromagnética associada ao fóton.

### Questões 7 a 10

Na figura que segue está representado espectro de emissão do átomo de hidrogênio, obtido a partir da simulação, após algum tempo de funcionamento.



Constatamos que o átomo de hidrogênio emite radiações na faixa do visível, ou seja, seu espectro apresentar raia coloridas, como indicado acima (vermelho, ciano, azul e violeta). Contudo, para excitar o átomo de hidrogênio é necessária a absorção de radiação na faixa do ultravioleta, obrigatoriamente.

7. Se a radiação ultravioleta corresponde a energia mínima capaz de excitar o átomo de hidrogênio, como é possível explicar a emissão de radiação colorida por este átomo?

8. Na figura acima estão representadas as linhas espectrais de emissão para o átomo de hidrogênio. (a) Nesta figura, para uma dada linha espectral, o que representa cada uma das “bolinhas” ali indicadas?

9. Supondo que a simulação represente corretamente o átomo de hidrogênio, qual das linhas coloridas do espectro deste átomo seria mais brilhante quando vista pelo espectroscópio? Justifique com base na simulação.

10. (a) Pensando em termos de probabilidade, o que representa a quantidade de “bolinhas” em cada uma das linhas espectrais do átomo de hidrogênio? (b) Qual é a característica da radiação, a qual é observada no experimento real, representada pela quantidade de “bolinhas” de cada uma das linhas espectrais?

11. Considere que o elétron esteja no estado fundamental ( $N=1$ ). O que ocorrerá se irradiamos o átomo de hidrogênio com fótons de energia igual a 10,50 eV? Eles serão absorvidos? Explique:

12. O que difere uma transição eletrônica em que o elétron salto do nível 2 para o nível 3 ( $2 \rightarrow 3$ ) de outra em que o elétron salto do nível 3 para o nível 2 ( $3 \rightarrow 2$ )? Explique:

13. Considere que o elétron encontra-se no nível de energia  $N=2$ . (a) Quais são as transições que podem ocorrer a partir deste nível de energia? (b) Indique se nessas estas transições ocorrerá absorção ou emissão de fótons. Explique: