

ESCOLA BÁSICA E SECUNDÁRIA DA CALHETA

Física e Química A – 10.º Ano

Ficha de trabalho de iniciação Q1.2 – n.º 2

Nome: _____ N.º: _____ Turma: _____

Unidade 1 / 1.2: Energia dos eletrões nos átomos.

1.2.2 O modelo atómico de Bohr

1.2.3 Espectro do átomo de hidrogénio

1.2.4 Transições eletrónicas

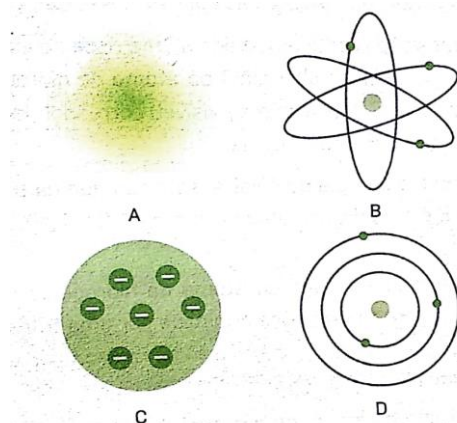
1.2.5 Quantização de energia

1. O modelo quântico foi evoluindo ao longo dos tempos, e com essa evolução foram sendo propostas representações diferentes para o átomo. A figura seguinte mostra algumas dessas representações.

- 1.1. Indique a representação que melhor descreve o modelo atómico de Bohr. **R: D**

- 1.2. Selecione a característica que não se aplica ao modelo atómico de Bohr:

- A. A existência de um núcleo atómico.
- B. Os eletrões encontram-se em órbitas.
- C. É um modelo probabilístico.**
- D. O átomo é constituído por protões, neutrões e eletrões.

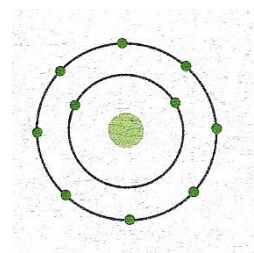


2. A figura ao lado representa um átomo de acordo com o modelo de Bohr.

- 2.1. Indique, justificando, qual é o número atómico do átomo representado. **R: Z = 10**

- 2.2. Quantos níveis de energia existem neste átomo? **R: 2 níveis de energia.**

- 2.3. Quantos eletrões estão no nível de energia mais elevado? **R: 8 eletrões.**



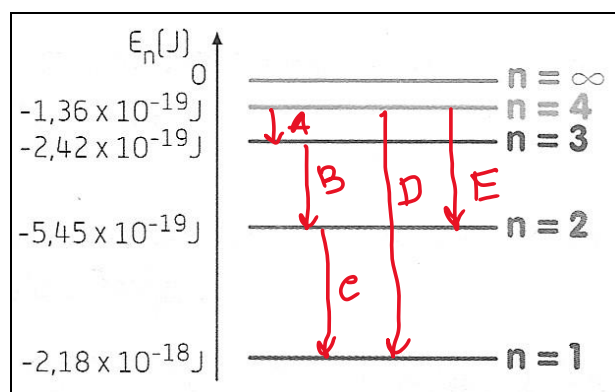
3. Um eletrão do átomo de hidrogénio num estado excitado ($n = 4$) regressa ao estado fundamental por emissão de radiação.

- 3.1. Represente no diagrama de energias as seguintes possibilidades de percurso do eletrão durante essa transição.

- 3.1.1. Transita para o nível 3 (**transição A**), depois para o nível 2 (**transição B**) e por fim para o nível 1 (**transição C**).

- 3.1.2. Transita diretamente para o nível 1 (**transição D**).

- 3.1.3. Transita para o nível 2 (**transição E**) e só depois para o nível 1.



- 3.2. Tendo em conta o diagrama construído, indique:

- 3.2.1. A transição eletrónica de maior energia e a série espectral em que se inclui. **R: D / Série de Lyman**

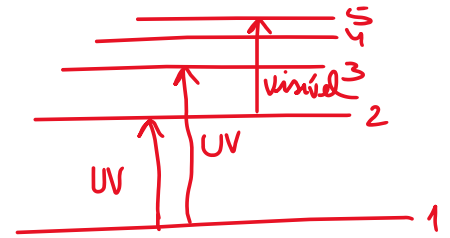
- 3.2.2. A(s) transição(ões) correspondente(s) à série de Balmer. **R: B e E**

- 3.2.3. Que tipo de radiação corresponde à radiação emitida na transição B. **R: Radiação visível**

- 3.2.4. A(s) transição(ões) correspondente(s) a radiação IV. **R: A**

4. Dos quatro conjuntos de transições eletrónicas do átomo de hidrogénio abaixo indicado, A, B, C e D, indique aquele em que as transições estão ordenadas por ordem crescente de energia.

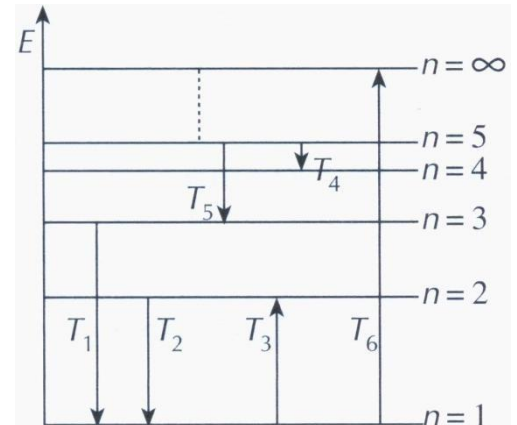
- A. Nível 1 → nível 2; nível 1 → nível 3; nível 2 → nível 5.
B. Nível 2 → nível 5; nível 1 → nível 2; nível 1 → nível 3.
 C. Nível 1 → nível 2; nível 2 → nível 5; nível 1 → nível 3.
 D. Nível 1 → nível 3; nível 1 → nível 2; nível 2 → nível 5.



5. O diagrama de energia seguinte representa transições possíveis do eletrão do átomo de hidrogénio.

- 5.1. Das transições representadas, indique a(s) que corresponde(m) a:

- A. Absorção de energia. **R: T3 e T6**
 B. Emissão de energia. **R: T1, T2, T4 e T5**
 C. Absorção de radiação UV. **R: T3 e T6**
 D. Emissão de radiação IV. **R: T5 e T4**
 E. Absorção de energia, provocando a ionização do átomo. **R: T6**
 F. Riscas da série de Lyman. **R: T1 e T2**
 G. Riscas da série de Paschen. **R: T5**



- 5.2. Sabendo que $E_1 = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$ e $E_3 = -0,242 \times 10^{-18} \text{ J}$, calcule a energia do fóton associado à transição T_1 .

$$\Delta E = E_1 - E_3 = -2,18 \times 10^{-18} - (-0,242 \times 10^{-18}) = -1,94 \times 10^{-18} \text{ J}$$

R: A energia libertada é $1,94 \times 10^{-18} \text{ J}$

- 5.3. Alguma das transições apresentadas corresponde a uma risca visível do espetro de emissão do átomo de hidrogénio? Justifique.

Não. Porque nenhuma é uma transição de um nível superior para o nível 2.

6. Bohr mostrou que os valores de energia possíveis para o eletrão do átomo de hidrogénio podem ser obtidos utilizando a seguinte expressão, na qual n é um número inteiro positivo, tanto maior quanto mais afastado o eletrão estiver do núcleo.

$$E_n = \frac{-2,18 \times 10^{-18}}{n^2} \text{ J (n é o nível de energia)}$$

Calcule a energia do eletrão no nível:

6.1. $n = 1$ **R: $E_1 = \frac{-2,18 \times 10^{-18}}{1^2} = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$**

6.2. $n = 2$ **R: $E_2 = \frac{-2,18 \times 10^{-18}}{2^2} = -5,45 \times 10^{-19} \text{ J}$**

6.3. $n = 3$ **R: $E_3 = \frac{-2,18 \times 10^{-18}}{3^2} = -2,42 \times 10^{-19} \text{ J}$**

6.4. $n = 4$ **R: $E_4 = \frac{-2,18 \times 10^{-18}}{4^2} = -1,36 \times 10^{-19} \text{ J}$**

7. Considere as transições eletrónicas de $n = 3 \rightarrow n = 2$ e $n = 2 \rightarrow n = 1$.

- 7.1. Indique, justificando, se estas transições eletrónicas correspondem a absorção ou emissão de energia.

R: Correspondem à emissão de energia pois é uma desexcitação do eletrão.

- 7.2. Qual das transições está relacionada com radiação na zona do UV?

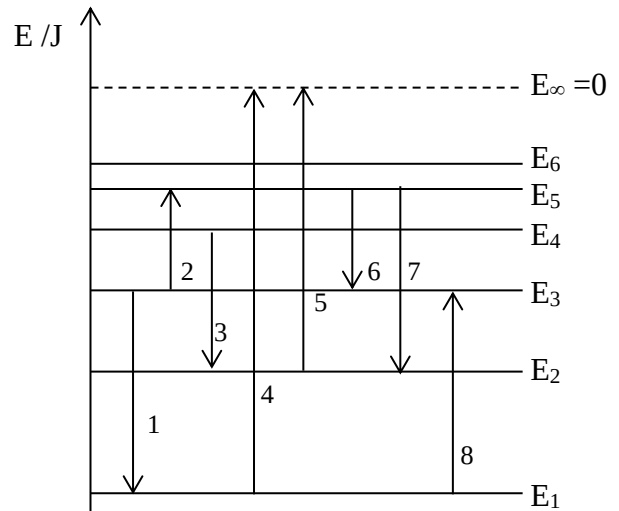
R: A transição para $n = 1$ ($n=2 \rightarrow n=1$). Série de Lyman.

7.3. Tendo em conta a expressão de Bohr, determine a energia associada à transição $n = 2 \rightarrow n = 1$.

$$\Delta E = E_1 - E_2 = -2,18 \times 10^{-18} - (-5,45 \times 10^{-19}) = -1,64 \times 10^{-18} \text{ J}$$

R: A energia libertada é de $1,64 \times 10^{-18} \text{ J}$

8. Na figura estão representados alguns níveis de energia e transições do electrão do átomo de hidrogénio.



8.1. Indique uma transição que corresponde a um processo de excitação eletrónica. R: 2, 4, 5 e 8

8.2. Indique uma transição em que o estado final de energia do electrão corresponda a 0 J. R: 4 e 5

8.3. Indique uma transição que dá origem a uma risca espectral na zona do ultravioleta? R: 1

8.4. Qual o nome da série de riscas a que pertence a resposta da alínea anterior? R: Série de Lyman

8.5. Indique a transição que corresponde à emissão de um fóton infravermelho. R: 6

8.6. Indique a transição que dá origem à risca visível de menor frequência. R: 3

8.7. Calcule a energia que tem o electrão quando está no nível 2. R: $E_2 = \frac{-2,18 \times 10^{-18}}{2^2} = -5,45 \times 10^{-19} \text{ J}$

8.8. Calcule a energia que tem o electrão quando está no nível 4. R: $E_4 = \frac{-2,18 \times 10^{-18}}{4^2} = -1,36 \times 10^{-19} \text{ J}$

8.9. Qual é a energia do fóton emitido na transição 3 (do nível 4 para o nível 2).

$$\Delta E = E_2 - E_4 = -5,45 \times 10^{-19} - (-1,36 \times 10^{-19}) = -4,09 \times 10^{-19} \text{ J}$$

R: A energia do fóton emitida é de $4,09 \times 10^{-19} \text{ J}$

8.10. Qual o nome da série de riscas a que pertence a transição 3. R: Série de Balmer

8.11. Qual é a energia do fóton emitido na transição 1 (do nível 3 para o nível 1).

$$E_1 = \frac{-2,18 \times 10^{-18}}{1^2} = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \quad \text{e} \quad E_3 = \frac{-2,18 \times 10^{-18}}{3^2} = -2,42 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = E_1 - E_3 = -2,18 \times 10^{-18} - (-2,42 \times 10^{-19}) = -1,94 \times 10^{-18} \text{ J}$$

R: A energia do fóton emitida é de $1,94 \times 10^{-18} \text{ J}$

8.12. Qual o nome da série de riscas a que pertence a transição 1. R: Série de Lyman

9. O espectro do átomo de hidrogénio tem uma risca na zona do visível, de energia $4,578 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Determine o nível de partida que deu origem a tal emissão.

$\Delta E = -4,578 \times 10^{-19} \text{ J}$ (Como é emissão a variação de energia tem de ter o sinal de menos: **Muito importante!**)

Como é de emissão também significa que desceu de nível. E como foi uma risca visível então desceu para o nível 2.

$$\Delta E = E_2 - E_n$$

$$\Leftrightarrow -4,578 \times 10^{-19} = -5,45 \times 10^{-19} - E_n$$

$$\Leftrightarrow -4,578 \times 10^{-19} + 5,45 \times 10^{-19} = -E_n$$

$$\Leftrightarrow E_n = -8,72 \times 10^{-20} \text{ J}$$

Qual é o nível? Temos de usar a equação de Bohr: $E_n = \frac{-2,18 \times 10^{-18}}{n^2}$

$$n^2 = \frac{-2,18 \times 10^{-18}}{E_n} \Leftrightarrow n = \sqrt{\frac{-2,18 \times 10^{-18}}{-8,72 \times 10^{-20}}} \Leftrightarrow n = \sqrt{25} = 5$$

R: O nível de partida é o nível 5.

$m=?$
 $\downarrow$
 $m=2$ (visível)

- 10.** O eletrão de um átomo de hidrogénio num determinado nível de energia sofre uma variação de energia $\Delta E = 3,03 \times 10^{-19} \text{ J}$ e transita para o segundo estado excitado. Consultando um diagrama de energia do átomo de hidrogénio (ex. 3, por exemplo), determine o nível de energia em que se encontrava inicialmente o eletrão.

O 2.º estado excitado corresponde a $n = 3$.

Então, se a variação de energia foi positiva, isso significa que o eletrão absorveu energia e transitou para um nível de energia superior:

$$\Delta E = E_{n=3} - E_n \Leftrightarrow + 3,03 \times 10^{-19} = E_{n=3} - E_n$$

$$\Leftrightarrow E_n = -2,42 \times 10^{-19} - 3,03 \times 10^{-19} = -5,45 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Consultando um diagrama de energia verifica-se que esta energia corresponde ao nível de energia $n = 2$.

- 11.** Justifique se é possível excitar um átomo de hidrogénio no estado fundamental com fótons de energia $1,88 \times 10^{-18} \text{ J}$.

Para excitar um átomo de H no estado fundamental fornecendo-lhe essa energia, o eletrão deveria transitar para um nível de energia mais alto, permitido. Assim, o nível final deveria ter energia:

$$\Delta E = E_{n \text{ final}} - E_1$$

$$E_{n \text{ final}} = -2,18 \times 10^{-18} + 1,88 \times 10^{-18} = -3,0 \times 10^{-19} \text{ J}$$

e, consultando um diagrama de energia (ex. 3), percebe-se que este valor (entre os dos níveis 2 e 3) não é permitido.

Também se pode chegar a essa conclusão usando a expressão de Bohr, determinando-se o nível de energia correspondente caso esse estado seja permitido:

$$E_n = \frac{-2,18 \times 10^{-18}}{n^2} \Leftrightarrow -3,0 \times 10^{-19} = \frac{-2,18 \times 10^{-18}}{n^2} \Leftrightarrow n = 2,7$$

Como n não corresponde a um número inteiro, a excitação não é possível.

- 12.** Sem efetuar cálculos, justifique se é possível excitar um átomo de hidrogénio com radiação visível.

A radiação visível não pode excitar um átomo de H se ele estiver no estado fundamental, pois isso só poderá acontecer com radiação UV, mais energética.

(No entanto, será possível com determinadas radiações visíveis provocar transições eletrónicas em átomos de H previamente excitados com os seus eletrões nos níveis de energia $n = 2$, $n = 3$ e subsequentes.)