

Ficha 6 - Resolução

Ficha 6

1.



2. As riscas aparecem aos mesmos valores de frequência em ambos os espetros.

3. Num espetro atómico de emissão, na região do visível, observam-se riscas coloridas sobre um fundo negro. Estas riscas ocorrem a frequências características de cada elemento químico. Como as riscas observadas no espetro de emissão desse gás não coincidiam com as riscas observadas nos espetros de emissão até aí conhecidos, concluiu-se que o gás era constituído por um elemento químico que nunca tinha sido identificado.

4.

a) (C). A variação de energia associada à transição eletrónica assinalada é a diferença entre a energia do nível $n = 3$ e a energia do nível $n = 4$: $(-0,24 \times 10^{-18} \text{ J}) - (-0,14 \times 10^{-18} \text{ J})$.

b) (C). A transição eletrónica assinalada é de uma transição eletrónica do nível $n = 4$ para o nível $n = 3$, correspondendo assim a uma risco na região do infravermelho no espetro de emissão do átomo de hidrogénio.

c) (A). No átomo de hidrogénio, a variação de energia associada à transição do eletrão do nível 2 para o nível 1 é a diferença entre a energia do nível $n = 1$ e a energia do nível $n = 2$: $(-2,18 \times 10^{-18} \text{ J}) - (-0,54 \times 10^{-18} \text{ J})$.

d) (C). Num qualquer átomo, uma transição eletrónica de um nível de energia superior para o nível 1 envolve emissão de radiação. As transições de níveis de energia superiores para o nível 1 envolvem, no átomo de hidrogénio, emissão de radiação ultravioleta.

5.

a) Distância entre os níveis $n = 1$ e $n = 2$: 3,20 cm.

Diferença de energia entre os níveis $n = 1$ e $n = 2$:

$$-5,45 \times 10^{-19} \text{ J} - (-2,18 \times 10^{-18} \text{ J}) = 1,635 \times 10^{-18} \text{ J}$$

Escala da figura: $1,635 \times 10^{-18} \text{ J} : 3,20 \text{ cm}$

Diferença de energia entre os níveis $n = 3$ e $n = 4$:

$$-1,36 \times 10^{-19} \text{ J} - (-2,42 \times 10^{-19} \text{ J}) = 1,06 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Distância a que o nível 4 deveria estar do nível 3:

$$\frac{1,635 \times 10^{-18} \text{ J}}{3,20 \text{ cm}} = \frac{1,06 \times 10^{-19} \text{ J}}{x} \Leftrightarrow x = 0,21 \text{ cm}$$

b) A primeira risco do espetro do átomo de hidrogénio, na região do visível, situa-se a $3,03 \times 10^{-19} \text{ J}$, uma vez que é originada pela emissão de fotões de energia $|(-5,45 \times 10^{-19} \text{ J} - (-2,42 \times 10^{-19} \text{ J}))|$. A segunda risco do espetro de emissão do átomo de hidrogénio, na região do visível, situa-se a $4,09 \times 10^{-19} \text{ J}$, uma vez que é originada pela emissão de fotões de energia $|(-5,45 \times 10^{-19} \text{ J} - (-1,36 \times 10^{-19} \text{ J}))|$. Como

$3,03 \times 10^{-19} \text{ J} < 3,45 \times 10^{-19} \text{ J} < 4,09 \times 10^{-19} \text{ J}$, uma possível risco a $3,45 \times 10^{-19} \text{ J}$ situar-se-ia entre as duas primeiras riscas do espetro de emissão do átomo de hidrogénio, na região do visível, o que é, evidentemente, impossível.

Conclui-se, assim, que não poderá existir uma risco a esse valor de energia.

6. Determinação da energia da radiação emitida na transição eletrónica considerada:

Escala da figura: $3,00 \text{ cm} : 0,50 \times 10^{-19} \text{ J}$

Medida da distância a que a risco assinalada pela letra R se encontra da posição, sobre o eixo, correspondente a uma energia de $4,50 \times 10^{-19} \text{ J} \rightarrow 0,45 \text{ cm}$

$$\frac{3,00 \text{ cm}}{0,50 \times 10^{-19} \text{ J}} = \frac{0,45 \text{ cm}}{x} \Rightarrow x = 7,50 \times 10^{-21} \text{ J}$$

$$E_{\text{rad. emitida}} = 4,50 \times 10^{-19} \text{ J} + 7,50 \times 10^{-21} \text{ J} = 4,58 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Determinação da energia do nível em que o eletrão se encontrava inicialmente:

A risco assinalada pela letra R situa-se na região do visível, logo

é originada por uma transição eletrónica para o nível $n = 2$.

$$E_{\text{rad. emitida}} = |\Delta E_e| = |E_2 - E_{\text{inicial}}| = E_{\text{inicial}} - E_2 \Rightarrow E_{\text{inicial}} = E_{\text{rad. emitida}} + E_2 = 4,58 \times 10^{-19} \text{ J} + (-5,45 \times 10^{-19} \text{ J}) = -8,7 \times 10^{-20} \text{ J}$$

7. (D). A risca de menor energia, no região do visível, deve-se à transição seguinte deve-se à transição do quando o eletrão transita do nível 10⁻¹⁹ J, e quando o eletrão transita do nível $n = 3$ para o nível $n = 2$, a energia libertada é $4,1 \times 10^{-19}$ J. Consequentemente, quando o eletrão transita do nível $n = 4$ para o nível $n = 3$, a energia libertada será $(4,1 \times 10^{-19} J - 3,0 \times 10^{-19} J) = 1,1 \times 10^{-19}$ J.



espetro de emissão do átomo de hidrogénio na do eletrão do nível $n = 3$ para o nível $n = 2$. A risca eletrão do nível $n = 4$ para o nível $n = 2$. Assim, $n = 4$ para o nível $n = 2$, a energia libertada é $4,1 \times 10^{-19}$ J.

8.

a) $2,18 \times 10^{-18}$ J. A energia mínima necessária para remover o eletrão de um átomo de hidrogénio no estado fundamental é o simétrico da energia do nível $n = 1$ e corresponde à energia necessária para que ocorra a transição entre $n = 1$ e $n = \infty$ ($E_{n=\infty} = 0$).

b) (A). A transição do eletrão do átomo de hidrogénio do nível 1 para o nível 2 envolve a absorção de uma energia que corresponde à diferença entre a energia do nível $n = 2$ e a energia do nível $n = 1$: $(-5,45 \times 10^{-19} J) - (-2,18 \times 10^{-18} J)$.

c) Verifica-se que somando a energia da radiação incidente ($1,80 \times 10^{-18}$ J) à energia do nível $n = 1$ ($-2,18 \times 10^{-18}$ J), se obtém um valor de energia ($-3,8 \times 10^{-19}$ J) que não corresponde à energia de qualquer nível do átomo de hidrogénio. Conclui-se, assim, que não ocorre transição do eletrão.

d) (A). Sendo a risca considerada uma risca do espetro de emissão do átomo de hidrogénio, na região do visível, a transição que ocorre é entre um nível de energia superior e o nível $n = 2$. Como o valor de energia a que aparece a risca no espetro é a energia associada à transição considerada, a energia do nível em que o eletrão se encontrava inicialmente pode ser calculada somando $4,84 \times 10^{-19}$ J à energia do nível $n = 2$.

9.

a) Eletrões de valência. Os eletrões de valência de um átomo são aqueles que, no estado fundamental, ocupam as orbitais do nível energético mais elevado. Estes eletrões estão, em média, mais afastados do núcleo do que os eletrões do cerne do átomo, sofrendo por isso menor atração por parte do respetivo núcleo. Assim, estes eletrões estão mais disponíveis para participarem nas reações químicas.

b) Orbital.

c) (B).

d) (C). Os eletrões de um átomo de carbono no estado fundamental distribuem-se por uma orbital $1s$, uma orbital $2s$ e duas orbitais $2p$, a que correspondem três valores diferenciados de energia.

10. (C). A configuração eletrónica de um átomo de carbono, no estado fundamental, é $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$. O comportamento dos eletrões é descrito por quatro orbitais (duas orbitais s e duas orbitais p).

11.

a) (A). A configuração eletrónica de um átomo de néon, no estado fundamental, é $1s^2 2s^2 2p^6$. Os eletrões encontram-se distribuídos pelos níveis de energia $n = 1$ e $n = 2$.

b) Oxigénio. A configuração eletrónica de um átomo de néon, no estado fundamental, é $1s^2 2s^2 2p^6$. Esta configuração é igual à do ião binegativo, no estado fundamental, formado a partir do átomo de oxigénio, também no estado fundamental.

12.

a) (D). A configuração eletrónica de um átomo de cloro no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, o que permite concluir que existem, no total, sete eletrões de valência (os eletrões do energético $n = 3$) distribuídos por dois subníveis, s e p , a que correspondem quatro orbitais – uma orbital $3s$ e três orbitais $3p$.

b) Energia de ionização de um átomo de cloro.

13. (D). As configurações eletrónicas dos átomos de flúor e de cloro, no estado fundamental, são respetivamente $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$ e $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$. Assim, quer os átomos de flúor, quer os átomos de cloro, apresentam uma orbital semipreenchida.

14.

a) Estado de menor energia do átomo.

b) (B). O elemento cujo número atómico é 8 é o oxigénio. Das configurações eletrónicas apresentadas, a única que pode corresponder a um átomo de oxigénio num estado excitado é aquela que apresenta o máximo de dois eletrões em cada orbital e que não corresponde à configuração de menor energia possível.

15.

a) (C). A configuração eletrónica de um átomo de nitrogénio, no estado fundamental, é $1s^2 2s^2 2p^3$. Existem cinco eletrões de valência, distribuídos por quatro orbitais (uma orbital $2s$ e três orbitais $2p$).

b) (B). ${}^7\text{N} - 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. Os eletrões de valência do átomo de nitrogénio, no estado fundamental, encontram-se distribuídos por quatro orbitais ($2s$, $2p_x$, $2p_y$ e $2p_z$). Destas, a orbital $2s$ tem energia inferior às das restantes orbitais (as orbitais $2p$ têm todas a mesma energia).

16. (D). A configuração eletrónica de um átomo de carbono, no estado fundamental, é $1s^2 2s^2 2p^2$. Existem quatro eletrões de valência, distribuídos por três orbitais (uma orbital $2s$ e duas orbitais $2p$).

17.(B). Das configurações eletrónicas apresentadas, a única que pode corresponder a um átomo de enxofre num estado excitado é aquela que apresenta o máximo de dois eletrões em cada orbital e que não corresponde à configuração de menor energia possível.

18. (B). ${}^8\text{O} - 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1$. A configuração eletrónica de um átomo de oxigénio, no estado fundamental, mostra que existem apenas duas orbitais de valência ($2p$) semipreenchidas.

19. (D). ${}^6\text{C} - 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

${}^{16}\text{S} - 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$.

No estado fundamental, o átomo de carbono apresenta apenas uma orbital de valência totalmente preenchida (a orbital $2s$), enquanto o átomo de enxofre apresenta duas (a orbital $3s$ e uma das orbitais $3p$). O átomo de carbono apresenta 2 eletrões desemparelhados e o átomo de enxofre também.

20. (B). O ião O^+ tem menos um eletrão do que o átomo de oxigénio: ${}^8\text{O}^+ - 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. Os eletrões de valência do ião O^+ , no estado fundamental, encontram-se distribuídos por quatro orbitais ($2s$, $2p_x$, $2p_y$ e $2p_z$). Destas orbitais, apenas uma está completamente preenchida (a orbital $2s$). Há três eletrões de valência desemparelhados.

21. (B). O ião Al^{3+} tem 10 eletrões (menos três do que o átomo de alumínio), que se encontram distribuídos por cinco orbitais:

$\text{Al}^{3+} - 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$.

22.

a) (C).

b) Existem elementos químicos diferentes que conferem cores muito semelhantes à chama, o que dificulta a sua identificação, ou a presença de impurezas que confirmam cor à chama pode originar sobreposição de cores e, consequentemente, dificultar a identificação do elemento presente na amostra, ou apenas pode ser usado na identificação de elementos químicos que confirmam à chama uma cor característica.

c) (D).