

Ficha — Propriedades periódicas: energia de ionização, raio atómico e formação de iões

10.º Ano Física e Química A 4 páginas 12 exercícios

Objetivo: Interpretar a energia de ionização e o raio atómico dos elementos químicos representativos como propriedades periódicas, relacionando-as com as respetivas configurações eletrónicas; interpretar a tendência de formação de iões e a baixa reatividade dos gases nobres.

Revisão rápida — as duas propriedades periódicas

Propriedade	Ao longo do período →	Ao descer no grupo ↓
Energia de ionização <i>energia para arrancar 1 eletrão</i>	aumenta	diminui
Raio atómico <i>tamanho do átomo</i>	diminui	aumenta

Porquê: ao longo do período o número de prótons **aumenta** com o eletrão a entrar na **mesma camada** — o núcleo puxa mais forte e o átomo encolhe, retendo melhor os eletrões. Ao descer, abre-se uma **nova camada** mais afastada e blindada, logo o átomo cresce e os eletrões são mais fáceis de retirar.

Formação de iões: metais (baixa energia de ionização) **perdem** eletrões → cátions (+). **Não-metais** (alta energia de ionização) **ganham** eletrões → ânions (-).

Gases nobres: camada mais externa **completa** (ns^2np^6 , e $1s^2$ no hélio) → **baixa reatividade**.

Exercícios

1. Define energia de ionização e indica de que grandezas ela depende.

2. As energias de ionização (em eV) dos elementos do 2.º período são: Li 5,39 · Be 9,32 · B 8,30 · C 11,26 · N 14,53 · O 13,62 · F 17,42 · Ne 21,57. Descreve a tendência geral e explica-a com base no número de prótons e na camada onde os eletrões entram.

3. Os raios atómicos (em pm) do 2.º período são: Li 128 · Be 96 · B 84 · C 76 · N 71 · O 66 · F 57. Descreve a tendência e explica porquê.

4. Compara as energias de ionização do lítio (5,39 eV), do sódio (5,14 eV) e do potássio (4,34 eV). Explica a tendência com base na estrutura eletrónica destes átomos.

5. O sódio tem energia de ionização 5,14 eV e o cloro 12,97 eV. Indica qual dos dois se ioniza mais facilmente e qual a carga do ião que forma.

6. Verdadeiro ou falso. Corrige as falsas.

- a) Ao longo do período, o raio atómico aumenta. (V/F)
- b) A energia de ionização diminui ao descer num grupo. (V/F)
- c) Os metais têm tendência para ganhar eletrões. (V/F)
- d) Os gases nobres têm baixa reatividade porque têm a camada externa completa. (V/F)
- e) O flúor tem energia de ionização superior à do lítio. (V/F)

7. O hélio apresenta 24,59 eV e o potássio 4,34 eV. Explica porque é que o hélio é o elemento com a maior energia de ionização de todos.

8. Para cada elemento, indica se perde ou ganha eletrões, o número de eletrões envolvidos e a configuração eletrónica do ião resultante.

Elemento	Perde/Ganha	N.º de e ⁻	Configuração do ião
sódio, $Z = 11$	_____	_____	_____
magnésio, $Z = 12$	_____	_____	_____
cloro, $Z = 17$	_____	_____	_____
oxigénio, $Z = 8$	_____	_____	_____

9. Explica, com base na configuração eletrónica, porque é que o sódio forma Na^+ e não Na^- , enquanto o cloro forma Cl^- e não Cl^+ .

10. Escreve a configuração eletrónica da camada mais externa do hélio, do neónio e do argónio e explica porque é que estes elementos apresentam baixa reatividade.

11. Um elemento apresenta energia de ionização $7,65 \text{ eV}$ e raio atómico 160 pm ; outro apresenta $17,42 \text{ eV}$ e 57 pm . Relaciona cada conjunto de valores com a posição provável dos elementos na Tabela Periódica e justifica a resposta.

12. Escreve um parágrafo (4 a 5 linhas) que relacione a configuração eletrónica, o raio atómico e a energia de ionização, explicando porque é que os metais tendem a formar cátions e os não-metais tendem a formar ânions.

Soluções — Propriedades periódicas

10.º Ano

Física e Química A

Resolução completa

1. É a **energia mínima** necessária para remover um eletrão de um átomo gaseoso no estado fundamental, formando um ião positivo. Depende da **carga nuclear efetiva** (número de prótons), da **blindagem** pelos eletrões interiores e do **nível** onde se encontra o eletrão mais externo.
2. A tendência geral é de **aumento** da energia de ionização ao longo do período: de $5,39 \text{ eV}$ (Li) até $21,57 \text{ eV}$ (Ne), quatro vezes mais. O número de prótons aumenta, mas os eletrões vão entrando todos na **mesma camada** ($n = 2$), sem blindagem adicional, pelo que o núcleo retém cada vez mais forte os eletrões. Note-se que a subida não é perfeitamente regular: há uma ligeira descida de Be para B, ao iniciar-se o subnível $2p$, e de N para O, onde os eletrões começam a emparelhar-se no mesmo orbital.
3. O raio atómico **diminui** ao longo do período, de 128 pm (Li) a 57 pm (F). Os eletrões entram todos na mesma camada, mas o número de prótons aumenta, reforçando a atração do núcleo sobre essa camada e fazendo com que o átomo fique mais pequeno.
4. As energias de ionização **diminuem** ao descer no grupo: $5,39 \rightarrow 5,14 \rightarrow 4,34 \text{ eV}$. Nos três átomos o eletrão mais externo está num subnível s da camada de valência, mas o nível vai aumentando ($n = 2, 3, 4$). Quanto maior o nível, mais afastado e mais blindado pelos eletrões interiores está esse eletrão, pelo que é retirado com menos energia.
5. O **sódio** ioniza-se muito mais facilmente, pois precisa de menos energia ($5,14 \text{ eV}$ contra $12,97 \text{ eV}$ do cloro). Sendo um metal, o sódio **perde** 1 eletrão e forma Na^+ .
6. a) **F** — o raio atómico **diminui**. b) **V** — porque a camada fica mais afastada e blindada. c) **F** — os metais têm tendência para **perder** eletrões. d) **V** — uma camada externa completa confere estabilidade. e) **V** — $17,42 \text{ eV}$ (F) é superior a $5,39 \text{ eV}$ (Li).
7. O hélio tem apenas **2 eletrões** na camada $n = 1$, a mais próxima do núcleo, sem quaisquer eletrões interiores a blindá-los. Com 2 prótons a atrair 2 eletrões tão próximos, a atração é extremamente intensa — pelo que é necessária a maior energia de todos os elementos para remover um eletrão.
8. Sódio $\rightarrow$ **perde 1**, $1s^2 2s^2 2p^6$ (configuração do neónio). Magnésio $\rightarrow$ **perde 2**, $1s^2 2s^2 2p^6$ (também do neónio). Cloro $\rightarrow$ **ganha 1**, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (configuração do argónio). Oxigénio $\rightarrow$ **ganha 2**, $1s^2 2s^2 2p^6$ (configuração do neónio).
9. O sódio tem **1 eletrão** na camada mais externa ($3s^1$): perder esse eletrão dá-lhe uma camada externa **completa**, igual à do neónio, ganhando grande estabilidade — pelo que forma Na^+ . Já o cloro tem $3s^2 3p^5$, ou seja, **falta-lhe 1 eletrão** para completar a camada; ao **ganhar 1** eletrão atinge a configuração do argónio, ficando mais estável — pelo que forma Cl^- .
10. Hélio: $1s^2$ · Neónio: $2s^2 2p^6$ · Argónio: $3s^2 3p^6$. Nos três casos a camada mais externa está **completa**, o que corresponde a uma configuração particularmente estável. Não têm tendência nem para perder nem para ganhar eletrões, daí a sua quase inexistente reatividade.
11. O primeiro ($7,65 \text{ eV}$, 160 pm) tem **raio grande** e energia de ionização **baixa**: trata-se de um elemento **metálico**, situado na **zona esquerda** da Tabela Periódica. O segundo ($17,42 \text{ eV}$, 57 pm) tem raio **pequeno** e energia de ionização **elevada**: é um **não-metal**, situado na **zona direita**. Os valores correspondem ao flúor e ao magnésio, respetivamente.
12. Exemplo de resposta: *A configuração eletrónica determina quantos eletrões faltam ou sobram na camada mais externa. Se o átomo tem apenas um ou dois eletrões de valência, está longe de uma camada completa, tem raio atómico grande e energia de ionização baixa — retém-os com dificuldade e tende a **perder** esses eletrões, formando cátions: é o comportamento dos metais. Se, pelo contrário, faltam um ou dois eletrões para completar a camada, o átomo é pequeno e retém fortemente os eletrões, tendendo a **ganhar** os que lhe faltam para atingir estabilidade, formando ânions: é o comportamento dos não-metais.* (Resposta possível — a correção valoriza a ligação entre as três grandezas.)