

ESCOLA BÁSICA E SECUNDÁRIA DA CALHETA

Física e Química A – 10.º Ano

Ficha de trabalho de iniciação Q1.3 – n.º 2

Nome: _____ N.º: _____ Turma: _____

Unidade 1 / 1.3: Tabela periódica

1.3.3 Propriedades periódicas dos elementos representativos.

1.3.4 Propriedades dos elementos e das substâncias elementares.

1. Considere os elementos $_{16}\text{S}$, $_{17}\text{Cl}$ e $_{18}\text{Ar}$, pertencentes ao mesmo período da Tabela Periódica. Associe os valores 98, 100 e 103 pm aos raios atômicos destes átomos.

Como ao longo do período o raio atômico diminui (porque a carga nuclear aumenta e os eletrões vão preenchendo sempre o mesmo nível faz com que a nuvem fica mais comprimida) o maior raio pertence ao $_{16}\text{S}$ (103 pm), o $_{17}\text{Cl}$ (100 pm) e o $_{18}\text{Ar}$ (98 pm).

2. O sódio $_{11}\text{Na}$ e o magnésio ($_{12}\text{Mg}$) pertencem ao mesmo período da Tabela Periódica. Indique a(s) afirmação(ões) falsa(s).

- A. O raio atômico do magnésio é menor do que o raio atômico do sódio. **VERDADEIRO**
- B. O magnésio pertence ao 12.º grupo da Tabela Periódica. **FALSO** pertence ao 2.º grupo
- C. É mais fácil remover um eletrão do sódio do que do magnésio. **VERDADEIRO**
- D. O sódio e o magnésio são elementos representativos. **VERDADEIRO**

3. A configuração eletrónica de um elemento X é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. O elemento X surge no seguinte extrato da Tabela Periódica em que as letras não correspondem a símbolos químicos.

	R	
Q	X	T

- 3.1. Relativamente a estes elementos, podemos afirmar que (corrija as falsas):

- A. O elemento R tem ~~maior~~ (**menor**) raio atômico e maior energia de ionização do que o elemento X. **FALSO**
- B. O elemento Q tem maior raio atômico e menor energia de ionização do que o elemento X. **VERDADEIRO**
- C. O elemento T tem menor raio atômico e ~~menor~~ (**maior**) energia de ionização do que o elemento X. **FALSO**
- D. Os elementos R e X têm ~~quatro~~ (**seis**) eletrões de valência. **FALSO**

- 3.2. Com base na configuração eletrónica do elemento X escreva a configuração eletrónica dos elementos Q e T no estado de energia mínima (estado fundamental).

Q - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

T - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

4. Considere os átomos dos elementos $_{12}\text{Mg}$ e $_{20}\text{Ca}$.

- 4.1. Qual tem maior raio atômico? Justifique com base na configuração de valência.

$_{12}\text{Mg} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ / $_{20}\text{Ca} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

O que tem maior raio atômico é o Ca pois os eletrões de valência estão no nível 4 enquanto que os do magnésio estão no nível 3.

- 4.2. Associe os valores 738 KJ mol^{-1} e 590 KJ mol^{-1} às energias de ionização de Mg e Ca. Justifique com base na configuração de valência.

Como os eletrões de valência no Cálcio estão no nível 4 é mais fácil de remover um eletrão do que no magnésio que estão no nível 3 (mais próximos do núcleo – sentindo mais a influencia da carga nuclear). O que tem menor energia de ionização é o Ca (590 KJ mol^{-1}) e o Mg tem 738 KJ mol^{-1} .

5. Considere os iões ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$, ${}_{11}\text{Na}^{+}$, ${}_{9}\text{F}^{-}$ e ${}_{8}\text{O}^{2-}$.

5.1. Escreva as respetivas configurações eletrónicas. $1s^2 2s^2 2p^6$ (igual para todos)

5.2. Estes iões são isoeletrónicos. O que significa isso? Significa que todos têm o mesmo número de eletrões.

5.3. Coloque-os por ordem crescente dos valores dos seus raios iónicos.

O mais pequeno é o ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$ (porque a carga nuclear é maior e tem menos dois eletrões). Em seguida é o ${}_{11}\text{Na}^{+}$, depois ${}_{9}\text{F}^{-}$ e o maior de todos é o ${}_{8}\text{O}^{2-}$ que tem menor carga nuclear e como tem dois eletrões a mais existe mais repulsão eletrónica expandindo a nuvem eletrónica.

5.4. O fator que determina a ordem crescente de raios iónicos é o aumento progressivo:

- A. Do raio atómico.
- B. Das repulsões entre eletrões.
- C. Do número de níveis de energia.
- D. Da carga nuclear.

6. Os elementos X, Y e Z, cujas letras não representam símbolos químicos, têm números atómicos 10, 11 e 12 respetivamente.

6.1. Indique o grupo e o período a que pertencem os elementos X e Z. Justifique.

X - $1s^2 2s^2 2p^6$ – grupo 18 (porque tem 8 eletrões de valência) e 2.º período (porque os eletrões de valência estão no segundo nível)

Z - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ – grupo 2 (porque tem 2 eletrões de valência) e 3.º período (porque os eletrões de valência estão no terceiro nível)

6.2. Escreva a configuração eletrónica de um átomo de Y num estado excitado de energia.

Por exemplo - $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 4s^1$

6.3. Os iões mais prováveis dos elementos Y e Z são Y^{+} e Z^{2+} . Qual destes iões tem maior raio? Justifique.

O Y^{+} tem maior raio porque comparando Y^{+} com Z^{2+} os dois iões têm o mesmo número de eletrões mas a carga nuclear do Z é maior ficando a nuvem eletrónica mais comprimida no Z (menor raio iónico).

7. O que têm em comum substâncias da mesma família de substâncias elementares?

- A. São muito reativas.
- B. São sempre metais.
- C. Têm comportamento químico semelhante.
- D. Têm o mesmo estado físico à temperatura ambiente.

8. Por que motivo o átomo de sódio é muito instável?

- A. Porque é um metal.
- B. Porque tem um raio atómico pequeno.
- C. Porque perde facilmente o eletrão do último nível de energia.
- D. Porque tem uma elevada energia de ionização.

9. Por que razão os átomos de néon são muito estáveis?

- A. Porque têm o último nível de energia completamente preenchido.
- B. Porque os eletrões do último nível de energia são removidos facilmente.
- C. Porque têm energia de ionização reduzida em comparação com outros elementos.
- D. Porque têm raio atómico maior do que os restantes elementos do mesmo período.

10. A figura seguinte representa uma parte da Tabela Periódica que fornece as energias de ionização (em KJ/mol) de alguns elementos.

10.1. Complete os valores de x e y usando as energias de ionização 590 KJ mol⁻¹ e 494 KJ mol⁻¹.

x=> 494 KJ mol⁻¹ (porque é maior do que a energia de ionização do Li e menor do que a energia de ionização do K)

y=> 590 KJ mol⁻¹ (porque é maior do que a energia de ionização do K e menor do que a energia de ionização do Mg)

10.2. Preveja qual dos metais será mais reativo com a água:

10.2.1. K ou Li? (Justifique)

K porque a energia de ionização é menor logo é mais fácil sair do eletrão de valência do potássio.

10.2.2. Na ou Mg? (Justifique)

Na porque a energia de ionização é menor logo é mais fácil sair o eletrão de valência do sódio.

	1	2
2	Li 520	Be 899
3	Na 494	Mg 738
4	K 419	Ca 590