

GTA | Guião de Trabalho Autónomo n.º 16

FÍSICA E QUÍMICA A 10.º ANO

Tema 1: Elementos químicos e a sua organização
Subtema 4: Energia dos eletrões nos átomos - Tabela Periódica (TP)



PORQUÊ APRENDER SOBRE...?



O QUE VOU APRENDER?



COMO VOU APRENDER?



O QUE APRENDI?



COMO POSSO COMPLEMENTAR A
APRENDIZAGEM?



PORQUÊ APRENDER SOBRE...?

Tabela Periódica (TP)

A Tabela Periódica não serve apenas para organizar os elementos, mas também para revelar padrões nos átomos. Por que será que alguns elementos perdem ou ganham elétrons mais facilmente? Ou que certos átomos são maiores do que outros? Estas questões ajudam-nos a compreender a energia de ionização e o raio atômico, conceitos essenciais para entender o comportamento dos elementos químicos.



O QUE VOU APRENDER?

- Pesquisar o contributo dos vários cientistas para a construção da TP atual, comunicando as conclusões.
- Interpretar a organização da TP, com base nas configurações eletrónicas dos elementos.
- Interpretar a energia de ionização e o raio atômico dos elementos representativos como propriedades periódicas, relacionando-as com as respetivas configurações eletrónicas.
- Interpretar a periodicidade das propriedades dos elementos químicos na TP e explicar a tendência de formação de iões.
- Determinar, experimentalmente, a densidade relativa de metais por picnometria, avaliando os procedimentos, interpretando e comunicando os resultados.
- Interpretar a baixa reatividade dos gases nobres, relacionando-a com a estrutura eletrónica destes elementos.
- **Estratégia Nacional de Educação para a Cidadania:** A Educação Ambiental e a Educação para o Desenvolvimento Sustentável.



COMO VOU APRENDER?

GTA 14: A evolução da Tabela Periódica (TP)

GTA 15: Organização e estrutura da Tabela Periódica

GTA 16: Propriedades periódicas dos elementos representativos

GTA 17: Propriedades dos elementos

GTA 18: Densidade relativa de metais

Tema 1: Elementos químicos e a sua organização

Subtema 4: Energia dos eletrões nos átomos - Tabela Periódica (TP)



GTA 16: Propriedades periódicas dos elementos representativos

Objetivos:

- Interpretar a energia de ionização e o raio atómico dos elementos representativos como propriedades periódicas, relacionando-as com as respetivas configurações eletrónicas.

Modalidade de trabalho: individual e/ou de grupo.

Recursos e materiais: manual de Química, caderno diário e internet.

TAREFA 1: Localiza na Tabela Periódica

Etapa 1:

Visualiza o vídeo sobre o lítio, um elemento químico conhecido por ser o mais leve dos metais alcalinos. **Aciona** as legendas em português.



Lítio - Tabela Periódica

Etapa 2:

Responde às questões:

Em que grupo e período se encontra o lítio?

Qual é o número atómico do lítio?

IUPAC Periodic Table of the Elements

1 H hydrogen 1.008 #1																	2 He helium 4.0026 #2										
3 Li lithium 6.94 #3	4 Be beryllium 9.0122 #4	Key atomic number name symbol relative atomic mass electron configuration										5 B boron 10.81 #5	6 C carbon 12.011 #6	7 N nitrogen 14.007 #7	8 O oxygen 15.999 #8	9 F fluorine 18.998 #9	10 Ne neon 20.180 #10										
11 Na sodium 22.990 #11	12 Mg magnesium 24.305 #12											13 Al aluminium 26.982 #13	14 Si silicon 28.086 #14	15 P phosphorus 30.974 #15	16 S sulfur 32.06 #16	17 Cl chlorine 35.45 #17	18 Ar argon 39.948 #18										
19 K potassium 39.098 #19	20 Ca calcium 40.078 #20	21 Sc scandium 44.956 #21	22 Ti titanium 47.88 #22	23 V vanadium 50.942 #23	24 Cr chromium 51.996 #24	25 Mn manganese 54.938 #25	26 Fe iron 55.845 #26	27 Co cobalt 58.933 #27	28 Ni nickel 58.69 #28	29 Cu copper 63.546 #29	30 Zn zinc 65.38 #30	31 Ga gallium 69.723 #31	32 Ge germanium 72.631 #32	33 As arsenic 74.922 #33	34 Se selenium 78.96 #34	35 Br bromine 79.904 #35	36 Kr krypton 83.798 #36										
37 Rb rubidium 85.468 #37	38 Sr strontium 87.62 #38	39 Y yttrium 88.906 #39	40 Zr zirconium 91.224 #40	41 Nb niobium 92.906 #41	42 Mo molybdenum 95.94 #42	43 Tc technetium [98] #43	44 Ru ruthenium 101.07 #44	45 Rh rhodium 102.91 #45	46 Pd palladium 106.42 #46	47 Ag silver 107.87 #47	48 Cd cadmium 112.41 #48	49 In indium 114.82 #49	50 Sn tin 118.71 #50	51 Sb antimony 121.76 #51	52 Te tellurium 127.60 #52	53 I iodine 126.905 #53	54 Xe xenon 131.29 #54										
55 Cs cesium 132.91 #55	56 Ba barium 137.33 #56	lanthanoids										57 La lanthanum 138.91 #57	58 Ce cerium 140.12 #58	59 Pr praseodymium 140.91 #59	60 Nd neodymium 144.24 #60	61 Pm promethium [145] #61	62 Sm samarium 150.36 #62	63 Eu europium 151.96 #63	64 Gd gadolinium 157.25 #64	65 Tb terbium 158.93 #65	66 Dy dysprosium 162.50 #66	67 Ho holmium 164.93 #67	68 Er erbium 167.26 #68	69 Tm thulium 168.93 #69	70 Yb ytterbium 173.05 #70	71 Lu lutetium 174.967 #71	
87 Fr francium [223] #87	88 Ra radium [226] #88	actinoids										89-103 Ac actinoids	104 Rf rutherfordium [261] #104	105 Db dubnium [262] #105	106 Sg seaborgium [263] #106	107 Bh bohrium [264] #107	108 Hs hassium [265] #108	109 Mt meitnerium [266] #109	110 Ds darmstadtium [267] #110	111 Rg roentgenium [268] #111	112 Cn copernicium [269] #112	113 Nh nihonium [270] #113	114 Fl flerovium [271] #114	115 Mc moscovium [272] #115	116 Lv livermorium [273] #116	117 Ts tennessine [274] #117	118 Og oganesson [275] #118
89 La lanthanum 138.91 #89	90 Ce cerium 140.12 #90	91 Pr praseodymium 140.91 #91	92 Nd neodymium 144.24 #92	93 Pm promethium [145] #93	94 Sm samarium 150.36 #94	95 Eu europium 151.96 #95	96 Gd gadolinium 157.25 #96	97 Tb terbium 158.93 #97	98 Dy dysprosium 162.50 #98	99 Ho holmium 164.93 #99	100 Er erbium 167.26 #100	101 Tm thulium 168.93 #101	102 Yb ytterbium 173.05 #102	103 Lu lutetium 174.967 #103													
89 Ac actinium [227] #89	90 Th thorium [232] #90	91 Pa protactinium [231] #91	92 U uranium [238] #92	93 Np neptunium [237] #93	94 Pu plutonium [244] #94	95 Am americium [243] #95	96 Cm curium [247] #96	97 Bk berkelium [247] #97	98 Cf californium [251] #98	99 Es einsteinium [252] #99	100 Fm fermium [257] #100	101 Md mendelevium [258] #101	102 No nobelium [259] #102	103 Lr lawrencium [260] #103													



IUPAC_Periodic_Table-04May22_CRA.pdf



For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 4 May 2022. Copyright © 2022 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.

Figura 1 - Tabela Periódica dos Elementos Químicos (IUPAC).



Repara que o lítio faz parte dos elementos representativos, que incluem os elementos dos blocos s e p (grupos 1, 2 e 13 a 18).

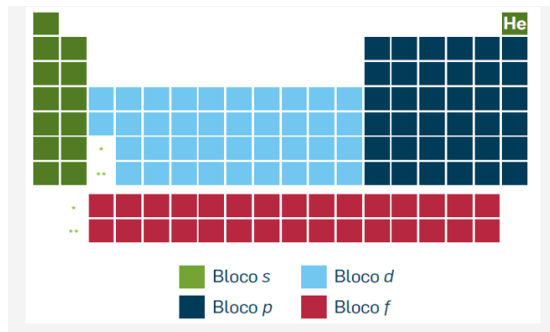


Figura 2 – Organização dos blocos na Tabela Periódica.

Como será que o raio atômico e a energia de ionização variam dentro destes grupos e períodos? **Descobre** a resposta a esta questão nas tarefas seguintes.

TAREFA 2: Exploração de conceitos

Pesquisa, no manual, informações sobre o raio atômico e a energia de ionização.

Regista, no teu caderno, o significado de raio atômico e de energia de ionização.

TAREFA 3: Como varia o raio atômico?

Com base na figura 3 e no manual, **responde** às seguintes questões:

- Como varia o raio atômico num grupo da Tabela Periódica (de cima para baixo)?
- Como varia o raio atômico num período da Tabela Periódica (da esquerda para a direita)?

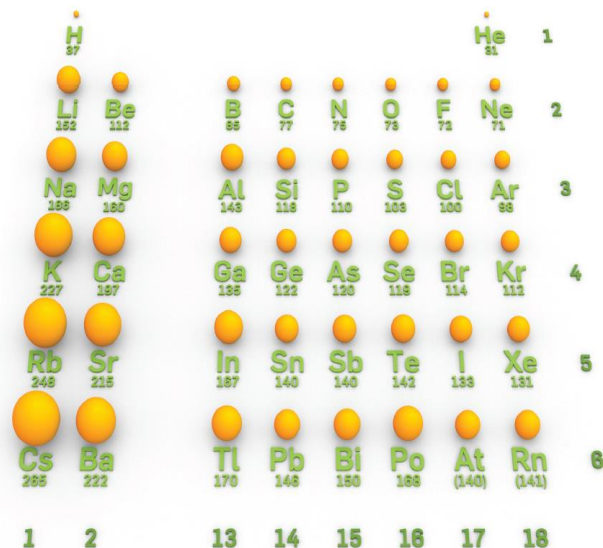


Figura 3 - Variação do raio atômico na Tabela Periódica (pm).



TAREFA 4: Como varia a energia de ionização?

Com base na Figura 4 e no manual, **responde** às seguintes questões:

- Como varia a energia de ionização, ao longo de um grupo da Tabela Periódica (de cima para baixo)?
- Como varia a energia de ionização, ao longo de um período da Tabela Periódica (da esquerda para a direita)?



Figura 4 - Variação da 1.^a energia de ionização (kJ/mol).

TAREFA 5: Tabela-resumo

Elabora uma tabela-resumo que relacione a variação do raio atômico e da energia de ionização com a configuração eletrônica dos elementos.

Compara a tua tabela-resumo com a dos teus colegas.



TAREFA 6: Autoavalia as tuas aprendizagens.

Exercício 1: Qual é o elemento do 2.º período da tabela periódica cujos átomos, no estado fundamental, apresentam menor raio atómico? **Justifica.**

(Adaptado de Exame Física e Química A, 2017, 2.ª Fase, Grupo VII, Questão 5, IAVE)

Exercício 2: Explica por que é que o átomo de carbono apresenta menor energia de ionização do que o átomo de nitrogénio. Tem em consideração as configurações eletrónicas desses átomos no estado fundamental.

(Adaptado de Exame Física e Química A, 2015, 2.ª Fase, Grupo II, Questão 3.3, IAVE)



PROPOSTA DE RESOLUÇÃO

TAREFA 1:

Etapa 2:

O lítio (Li) está localizado no Grupo 1 e no Período 2 da Tabela Periódica. O número atómico do lítio é 3, o que significa que possui três prótons no núcleo.

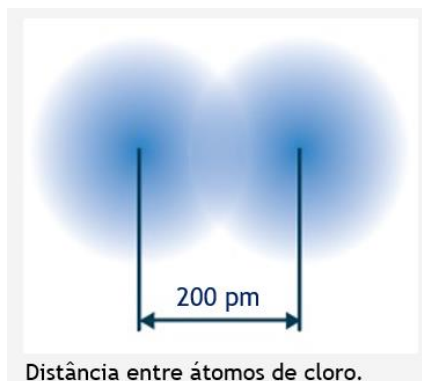
TAREFA 2:

Raio atómico

O raio atómico corresponde a metade da distância entre dois núcleos (distância internuclear) de dois átomos do mesmo elemento.

Regra geral, é difícil definir o raio atómico devido à incerteza na determinação das posições dos eletrões num átomo. Esta medição é mais simples utilizando-se átomos iguais ligados.

Por exemplo, na molécula de cloro (Cl_2) a distância entre os núcleos é de 200 pm logo o raio atómico do cloro é 100 pm.





PROPOSTA DE RESOLUÇÃO

Energia de ionização

A energia de ionização é a energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo no estado gasoso e no seu estado fundamental.



A primeira energia de ionização é a energia necessária para remover um átomo de um dos seus elétrons de maior energia.

A energia de ionização é igual à energia de remoção da orbital de maior energia.

Maior energia de ionização



Mais difícil remover o elétron

Menor energia de ionização



Mais fácil remover o elétron

TAREFA 3:

Variação do raio atômico:

Em geral, o raio atômico **umenta** ao longo do grupo (de cima para baixo)

Devido ao aumento do número de níveis de energia, os elétrons estão mais afastados do núcleo.

De modo geral, o raio atômico **diminui** ao longo de um período (da esquerda para a direita) Devido ao aumento da carga nuclear efetiva, os elétrons são mais atraídos para o núcleo.

TAREFA 4:

Variação da energia de ionização:

Em geral, **diminui** ao longo do grupo (de cima para baixo).

Como o raio atômico aumenta, os elétrons externos estão mais afastados do núcleo sendo mais fáceis de remover.

Em geral, a energia de ionização **umenta** ao longo do período (da esquerda para a direita).

Como a carga nuclear efetiva aumenta, é necessária mais energia para remover um elétron.



PROPOSTA DE RESOLUÇÃO

TAREFA 5:

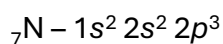
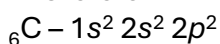
	Raio Atómico	Energia de ionização
Varição no Grupo (de cima para baixo)	Aumenta à medida que descemos no grupo.	Diminui ao descer no grupo.
Varição no Período (da esquerda para a direita)	Diminui da esquerda para a direita.	Aumenta da esquerda para a direita.
Explicação (Configuração Eletrónica)	A cada novo período, há um novo nível de energia (n), aumentando o tamanho do átomo. O aumento da carga nuclear não compensa totalmente o efeito do aumento de n.	A carga nuclear aumenta da esquerda para a direita, atraindo mais os eletrões e dificultando a sua remoção. Ao longo do mesmo grupo, os eletrões de valência encontram-se em níveis de energia progressivamente mais afastados do núcleo. Como resultado, a atração exercida pelo núcleo sobre esses eletrões diminui, tornando mais fácil a sua remoção.

TAREFA 6:

Exercício 1:

Ao longo de um período da Tabela Periódica, o raio atómico tende, de forma geral, a diminuir. O último elemento do 2.º período com menor raio atómico é o néon, Ne, porque aumenta a carga nuclear, aumentando assim a atração do núcleo aos eletrões.

Exercício 2:



Os eletrões de valência dos átomos de carbono e de nitrogénio no estado fundamental encontram-se no mesmo nível de energia (nível 2).

Pelo facto de o nitrogénio possuir maior número atómico que o carbono, a carga nuclear do carbono é inferior à do nitrogénio, pelo que a força atrativa exercida pelo núcleo do átomo de carbono sobre os seus eletrões de valência é menor do que no caso do nitrogénio.

Assim, será necessária menor energia para remover um dos eletrões de valência do átomo de carbono, do que do átomo de nitrogénio, pelo que a energia de ionização do carbono é menor do que a do nitrogénio.



O QUE APRENDI?

Já sabes explicar como variam o raio atómico e a energia de ionização na Tabela Periódica?

És capaz de...

- interpretar a energia de ionização e o raio atómico dos elementos representativos como propriedades periódicas?
- justificar a variação do raio atómico e da energia de ionização com base nas configurações eletrónicas dos elementos?
- relacionar estes conceitos com o que já aprendeste anteriormente?
- reconhecer quando precisas de ajuda e saber pedir orientação?

Sugestões:

Analisa as propostas de resolução dos exercícios. Se necessário, repete as tarefas.

Estuda com um ou mais colegas de turma para reforçares as aprendizagens e, se possível, esclarece as tuas dúvidas.

Resolve todas as propostas de exercícios que constam no teu manual escolar.



COMO POSSO COMPLEMENTAR A APRENDIZAGEM?

Assiste à videoaula “Propriedades periódicas dos elementos representativos” e **resolve** os exercícios propostos. [Propriedades periódicas dos elementos representativos](#)



Consulta outros recursos educativos digitais:

Explora o recurso para conheceres as aplicações do lítio, como por exemplo em psiquiatria. [O Lítio na bioquímica e terapêutica - Revista de Ciência Elementar](#)



[Tabela Periódica - Ptable - Propriedades](#)

