Ficha — Energias de Ionização e Bloco d

12.º Ano | Química | 4 páginas | 12 exercícios

Competências que desenvolve: Ler o gráfico da primeira energia de ionização em função do número atómico, explicar os picos dos gases nobres e os vales dos metais alcalinos, justificar as tendências por período e por grupo com a carga nuclear efetiva e o raio atómico, e interpretar o comportamento do bloco d.

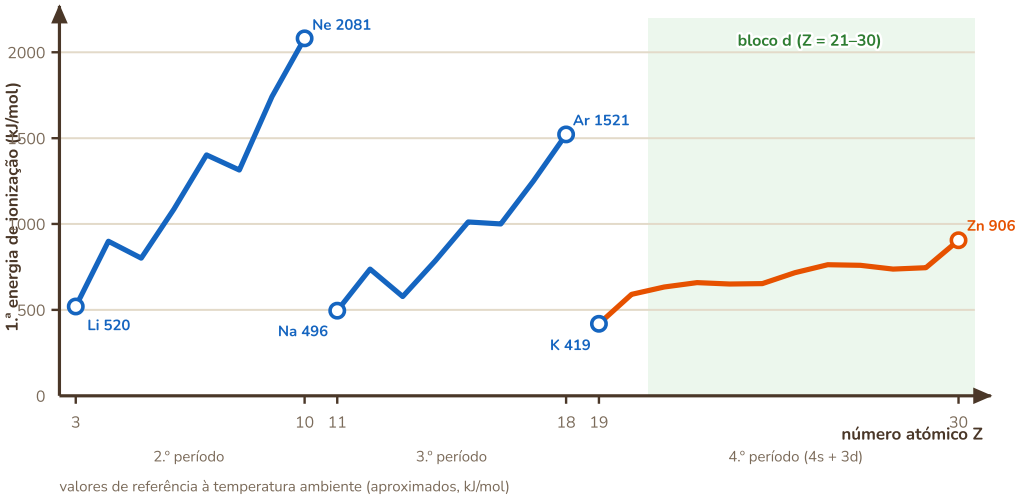


Figura 5 — Primeira energia de ionização em função de Z: picos nos gases nobres (Ne, Ar), vales nos alcalinos (Li, Na, K) e uma faixa plana no bloco d.

1. Leitura da Figura 5: a) identifica os dois máximos marcados e a classe química a que pertencem b) identifica os três mínimos marcados e a sua classe c) porque é que esses mínimos têm energia de ionização baixa?

2. Dentro do 3.º período (Z = 11 → 18) a curva sobe de forma geral. Explica a tendência com *carga nuclear efetiva* e *raio atómico* (2 frases).

3. Compara Na (496 kJ/mol) e K (419 kJ/mol): a energia desce ao descer o grupo. Justifica com o número de camadas, a blindagem e o tamanho do átomo.

© 2026 Estudantices

4. Anomalias O < N e S < P: no gráfico, o oxigénio (1314) fica abaixo do azoto (1402) e o enxofre (1000) abaixo do fósforo (1012). Explica porque é que remover um eletrão de um átomo com um par de eletrões no mesmo orbital custa menos energia.

5. Faixa do bloco d (zona verde): a) porque é que a curva fica quase plana de Sc (633) a Ni (737)? b) porque é que há um salto em Zn (906)? (dica: que orbital está cheio)

6. Segunda energia de ionização do sódio: E_1 = 496 kJ/mol e E_2 = 4560 kJ/mol. a) porque é que E_2 é quase 10 vezes maior? b) o que isso explica sobre a estabilidade do Na^+?

7. Três átomos do 3.º período têm E_1: A = 496 · B = 738 · C = 1251 kJ/mol. Identifica cada um (sódio, magnésio, cloro) e explica como a posição na tabela determina a ordem.

© 2026 Estudantices

8. Formar Fe^{3+}: usa os valores da tabela e calcula a energia total para $Fe(g) \rightarrow Fe^{3+}(g) + 3e^-$ (soma das três primeiras ionizações).

Processo	E_1	E_2	E_3
$Fe \rightarrow Fe^+ \cdot Fe^+ \rightarrow Fe^{2+} \cdot Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$	763	1562	2957

9. Tendência de formação de iões: porque é que os metais do início do período tendem a formar cátions e os halogéneos tendem a formar ânions? Liga a resposta aos valores de E_1 do gráfico e ao ganho de estabilidade dos gases nobres.

10. Estados de oxidação no bloco d: o ferro apresenta +2 e +3, o manganês vários de +2 a +7. Explica porque é que os metais de transição podem perder «mais do que os eletrões de valência» — com base nas energias próximas dos orbitais 4s e 3d.

11. Redutor vs oxidante: o sódio tem E_1 = 496 (perde eletrões com facilidade) e o flúor tem E_1 = 1742. a) qual dos dois será um redutor forte e porquê? b) o flúor, apesar de E_1 alta, é um oxidante forte — porque? (dica: o que ele prefere fazer)

12. Produção: desenvolve em 3 frases porque é que as energias de ionização são a chave para prever a *reatividade* de um metal e a *forma do ião* que ele forma.

© 2026 Estudantices

Soluções — Energias de Ionização e Bloco d

1. a) **Ne (2081)** e **Ar (1521)** — gases nobres b) **Li (520)**, **Na (496)** e **K (419)** — metais alcalinos c) têm um único eletrão na camada de valência, pouco sujeito à blindagem dos subníveis interiores: é fácil removê-lo para atingir a configuração do gás nobre seguinte.

2. Ao atravessar o período, o **número de prótons cresce** e os eletrões vão entrando na mesma camada, com blindagem praticamente constante — a **carga nuclear efetiva aumenta**. O raio encolhe, o eletrão fica mais perto e mais preso: logo, E_1 sobe de Na a Cl/Ar.

3. O potássio tem **uma camada a mais** que o sódio: o eletrão de valência está mais afastado e é mais **blindeado** pelos subníveis interiores. A atração pelo núcleo é menor, o raio é maior — por isso custa menos energia removê-lo (419 < 496).

4. No oxigénio (e no enxofre) o eletrão a remover entra num orbital já **ocupado por um par**: a repulsão entre os dois eletrões do mesmo orbital afasta um deles e facilita a remoção. No azoto (configuração $2p^3$) os três eletrões estão em orbitais diferentes, sem essa repulsão — e a remoção custa mais.

5. a) de Sc a Ni os eletrões removidos são os do orbital **4s**, enquanto o núcleo é progressivamente blindado pelos eletrões 3d que vão sendo acrescentados — a carga nuclear efetiva sobre o 4s quase não muda, logo a curva é plana b) em Zn o subnível **3d está totalmente cheio ($3d^{10}$)** e estável: remover um eletrão de uma camada estável exige claramente mais energia (906).

6. a) após perder o primeiro eletrão o sódio fica com a configuração do **neón** (octeto estável): arrancar um eletrão a esseião pequeno e estável custa imensa energia b) o Na^+ é uma espécie muito estável — é por isso que o sódio aparece sempre como **Na^+** nos compostos e não forma Na^{2+}.

7. A = **Na** (496, menor — início do período, metal alcalino) · B = **Mg** (738, alcalino-terroso logo a seguir) · C = **Cl** (1251, fim do período, forte atração nuclear). Todos do 3.º período, mas dentro do período E_1 cresce da esquerda para a direita.

8. E total = 763 + 1562 + 2957 = **5282 kJ/mol** — por isso a formação de Fe^{3+} absorve tanta energia e só se compensa pela energia de hidratação dos iões e pelas ligações que se formam.

9. Os metais têm **E_1 baixa** (perdem o eletrão facilmente e vão atrás da configuração do gás nobre) → formam **cátions**. Os halogéneos já têm quase o octeto cheio: falta-lhes um eletrão — é mais favorável **ganhá-lo** do que removê-los (E_1 muito alta) → formam **ânions** e ficam isoeletrónicos com o gás nobre seguinte.

10. Nos metais de transição as energias dos orbitais **4s e 3d são próximas**: depois de perder os dois eletrões 4s (íon +2), o último eletrão 3d pode ser removido com um custo razoável (+3), e dependendo da configuração (meios subníveis cheios, semipreenchidos) podem perder ainda mais — daí a variedade de estados de oxidação.

11. a) o **sódio** — E_1 baixa significa que doa o eletrão sem dificuldade, reduzindo outras espécies b) o flúor **prefere ganhar um eletrão** para completar o octeto (afinidade eletrónica muito favorável): retira eletrões a outras substâncias, oxidando-as — é por isso oxidante forte apesar da E_1 alta.

12. (modelo) A energia de ionização mede o quanto um átomo **segura os seus eletrões**: valores baixos significam que o metal doa facilmente eletrões, o que define o seu poder redutor e a tendência para formar cátions. O valor explica também **quantos** eletrões são removidos sem custo proibitivo, daí a carga típica do ião (+1 nos alcalinos, +2 nos alcalino-terrosos). Assim, um simples gráfico permite prever se um elemento reage, como reage e com que forma iónica.

© 2026 Estudantices