

Ficha — Parâmetros de ligação e interações intermoleculares

10.º Ano

Física e Química A

4 páginas

12 exercícios

Objetivo: Interpretar a energia e o comprimento de ligação entre átomos do mesmo elemento e relacionar as forças de Van der Waals e as ligações de hidrogénio com a estrutura e as propriedades da matéria.

Revisão rápida

Parâmetros de ligação. O **comprimento** é a distância entre os núcleos dos átomos ligados (em pm) e a **energia** é a energia necessária para romper um mol de ligações (em kJ/mol). Entre átomos **do mesmo elemento**, quanto **maior a ordem de ligação**, menor é o comprimento e maior é a energia.

Ligação	Ordem	Comprimento	Energia
C–C	1 (simples)	154 pm	348 kJ/mol
C=C	2 (dupla)	134 pm	614 kJ/mol
C≡C	3 (tripla)	120 pm	839 kJ/mol
N≡N	3 (tripla)	110 pm	945 kJ/mol
O=O	2 (dupla)	121 pm	498 kJ/mol

Importante: a energia **não** é proporcional à ordem. Dobrar a ordem não dobra a energia — $2 \times 348 = 696 \neq 614$. A primeira ligação (σ) vale 348, a segunda (π) acrescenta **266** e a terceira (π) acrescenta só **225**: cada π é mais fraco que o σ .

Interações intermoleculares. Entre *moléculas* atuam forças muito mais fracas do que as ligações químicas:

Tipo	Energia típica	Natureza
Ligação covalente (C–C)	≈ 350 kJ/mol	partilha de eletrões
Ligação de hidrogénio	$\approx 10\text{--}50$ kJ/mol	H ligado a O, N ou F
Van der Waals	≈ 10 kJ/mol	dipolos temporários/periódicos

A **ligação de hidrogénio** exige um hidrogénio covalentemente ligado a **O, N ou F**. As forças de Van der Waals são individuais muito fracas (par Xe: 2,35 kJ/mol) mas **aditivas** — muitas somam-se.

Exercícios

1. Define comprimento de ligação e energia de ligação, indicando as unidades de cada.

2. Com base na tabela, ordena por comprimento crescente: C–C, C=C, C≡C. E por energia crescente.

3. Calcula a diferença de comprimento entre a ligação C–C e a ligação C≡C, e a diferença de energia entre as duas.

4. Verifica se a energia da ligação C=C é o dobro da energia da ligação C–C. Interpreta o resultado.

5. Calcula quanto cada ligação π acrescenta à energia: a partir de C–C (348) até C=C (614) e de C=C até C≡C (839). O que se conclui?

6. Explica porque é que a ligação N≡N é mais curta e mais energética do que a ligação N–N.

7. Distingue forças intermoleculares de ligações químicas, indicando qual a ordem de grandeza de cada.

8. Classifica cada interação e ordena-as por energia: ligação de hidrogénio, ligação C–C, forças de Van der Waals.

9. Indica as condições necessárias para existir uma ligação de hidrogénio e apresenta um exemplo.

10. As forças de Van der Waals entre duas moléculas de xénon são da ordem de 2,35 kJ/mol. Explica porque é que, apesar de tão fracas, são relevantes.

11. Discute a importância das ligações de hidrogénio e das forças de Van der Waals na estrutura e nas propriedades da matéria e em sistemas biológicos.

12. Verdadeiro ou falso. Corrige as falsas.

- a) Quanto maior a ordem de ligação, maior é o comprimento. (V/F)
- b) A energia da ligação C=C é exatamente o dobro da C-C. (V/F)
- c) A ligação de hidrogénio é mais fraca que a ligação covalente. (V/F)
- d) Uma ligação de hidrogénio pode existir entre dois átomos de flúor ligados a hidrogénio. (V/F)
- e) As forças de Van der Waals não se somam quando há muitas moléculas. (V/F)

Soluções — Parâmetros de ligação e interações intermoleculares

10.º Ano

Física e Química A

Resolução completa

- O **comprimento de ligação** é a distância de equilíbrio entre os núcleos dos dois átomos ligados, medida em **picómetros** ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$). A **energia de ligação** é a energia necessária para romper um mol dessa ligação, medida em **kJ/mol**.
- Comprimento crescente: **$\text{C}\equiv\text{C}$ (120 pm) < $\text{C}=\text{C}$ (134 pm) < $\text{C}-\text{C}$ (154 pm)**. Energia crescente: **$\text{C}-\text{C}$ (348) < $\text{C}=\text{C}$ (614) < $\text{C}\equiv\text{C}$ (839) kJ/mol**. Ou seja, a ligação mais curta é a mais energética — as duas grandezas variam em sentidos opostos.
- Comprimento: $154 - 120 = 34 \text{ pm}$ — a $\text{C}-\text{C}$ é **34 pm** mais longa. Energia: $839 - 348 = 491 \text{ kJ/mol}$ — romper a $\text{C}-\text{C}$ exige **491 kJ/mol** a menos do que romper a $\text{C}\equiv\text{C}$.
- $2 \times 348 = 696 \text{ kJ/mol}$, mas a energia real da $\text{C}=\text{C}$ é **614 kJ/mol**. Logo **não é o dobro**: fica $696 - 614 = 82 \text{ kJ/mol}$ abaixo. A segunda ligação (π) é mais fraca do que a primeira (σ) porque a sobreposição lateral dos orbitais é menos eficaz que a sobreposição frontal.
- Primeiro acréscimo: $614 - 348 = 266 \text{ kJ/mol}$. Segundo acréscimo: $839 - 614 = 225 \text{ kJ/mol}$. Conclui-se que **cada ligação π acrescenta menos energia do que a ligação σ** (348 kJ/mol) e que o segundo π (225) é ainda mais fraco que o primeiro (266).
- Porque a $\text{N}\equiv\text{N}$ tem **ordem de ligação 3** e a $\text{N}-\text{N}$ tem ordem 1. Com três pares de eletrões partilhados, os núcleos são atraídos mais fortemente e ficam mais próximos: **110 pm** contra **145 pm**, uma diferença de 35 pm. Mais partilha significa também mais energia para romper a ligação: a $\text{N}\equiv\text{N}$ vale **945 kJ/mol**, valor muito superior ao de qualquer ligação simples entre azotos — é a razão pela qual o N_2 é quase inerte à temperatura ambiente.
- As **ligações químicas** (covalentes, iónicas) mantêm os átomos unidos dentro da molécula e envolvem partilha ou transferência de eletrões, com energias de **centenas de kJ/mol**. As **forças intermoleculares** atuam *entre* moléculas, não criam moléculas novas e têm energias de **dezenas ou menos de kJ/mol** — são tipicamente 10 a 100 vezes mais fracas.
- Por energia decrescente: **ligação $\text{C}-\text{C}$ ($\approx 350 \text{ kJ/mol}$) > ligação de hidrogénio ($\approx 21 \text{ kJ/mol}$) > forças de Van der Waals ($\approx 10 \text{ kJ/mol}$)**. A ligação de hidrogénio é cerca de 17 vezes mais fraca que uma ligação covalente, mas é a mais forte das forças intermoleculares — por isso é ela que domina as propriedades de moléculas pequenas como a água.
- É necessário que o hidrogénio esteja **covalentemente ligado a um átomo muito eletronegativo** — **oxigénio, azoto ou flúor** — e que haja outro átomo eletronegativo nas proximidades para o atrair. Exemplo: duas moléculas de água, onde o H de uma molécula é atraído pelo O da outra.
- Porque as forças de Van der Waals são **aditivas**: cada interação é mínima (2,35 kJ/mol), mas somam-se ao longo de toda a superfície da molécula. Num sistema com muitas moléculas o total passa a ser relevante, permitindo, por exemplo, que o xénon condense para estado líquido a baixas temperaturas.
- Estas forças determinam **estrutura** e **propriedades**: são elas que explicam os pontos de ebulição anormalmente elevados da água, a solubilidade de substâncias polares e a forma como as moléculas se empacotam no estado condensado. Em **sistemas biológicos** são decisivas — a estrutura das proteínas e do ADN mantêm-se por ligações de hidrogénio entre as suas partes, e as forças de Van der Waals contribuem para o reconhecimento e a estabilidade dessas macromoléculas. Como são fracas, permitem que as estruturas se montem e desmontem sem romper ligações covalentes.
- a) **F** — quanto maior a ordem, **menor** o comprimento. b) **F** — $2 \times 348 = 696$, mas a $\text{C}=\text{C}$ vale 614. c) **V** — ≈ 21 contra $\approx 350 \text{ kJ/mol}$. d) **V** — o F é um dos átomos (com O e N) que permitem a ligação de hidrogénio. e) **F** — são aditivas e somam-se.

Nota: há duas perguntas em cadeia e não as confundas: *ordem de ligação* $\rightarrow$ *comprimento e energia* (dentro da molécula) e *força da interação* $\rightarrow$ *propriedades* (entre moléculas). Verifica sempre a unidade antes de comparar: pm e kJ/mol não se misturam, e um valor de 10 kJ/mol pertence a uma interação entre moléculas, nunca a uma ligação química.