

Resumo 4 — Ligação química, geometria, polaridade e interações intermoleculares

10.º Ano Física e Química A 2 páginas Resumo

Objetivo: consolidar os três tipos de ligação química, a construção de estruturas de Lewis, a geometria das moléculas e a distinção entre polaridade e forças intermoleculares — o vocabulário que explica as propriedades de qualquer substância.

Porque se ligam os átomos

Ligar é **baixar a energia** do sistema: **quebrar** uma ligação **absorve** energia e **formar** uma ligação **liberta** energia. Os átomos ligam-se porque a molécula resultante é mais estável que os átomos separados — os eletrões passam a estar, em regra, mais estabilizados junto a mais de um núcleo (ligação covalente) ou transferidos com formação de iões (ligação iónica).

Os três tipos de ligação

Tipo	O que se passa	Entre quem	Exemplo
Iónica	transferência de eletrões → iões +/- atraídos	metal + não-metal	NaCl
Covalente	partilha de pares de eletrões	não-metais	H ₂ O, CO ₂
Metálica	eletrões deslocalizados («mar de eletrões»)	átomos de metais	Cu, Fe

Na ligação **iónica** o composto forma **redes cristalinas**: pontos de fusão elevados, conduz em estado fundido ou dissolvido, não conduz no estado sólido. Na ligação **covalente** formam-se **moléculas** ou redes (diamante, sílica): pontos de fusão baixos para moléculas isoladas. Na ligação **metálica** os eletrões livres explicam a **condutividade elétrica e térmica**, a ductilidade e o brilho dos metais.

Modelo de Lewis e regra do octeto

A **estrutura de Lewis** representa os eletrões de valência como pares: os eletrões em uso entre átomos formam **ligações** (—, =, ≡) e os restantes são **pares livres**. A **regra do octeto** diz que os átomos tendem para **8 eletrões de valência** (o hidrogénio fica estável com 2). Para contar: somar eletrões de valência → ligar os átomos → completar o octeto → pares livres no átomo menos eletronegativo. O mesmo par de átomos pode partilhar um par (**ligação simples**), dois (**dupla**) ou três (**tripla**): quanto maior o número de pares partilhados, maior a energia e menor o comprimento da ligação.

Geometria das moléculas

Os pares de eletrões (de ligação e livres) ao redor do átomo central **repelam-se** e ocupam posições que maximizam a distância entre eles (repulsão eletrónica VSEPR). O número de domínios eletrónicos determina a forma:

Domínios	Pares livres no centro	Geometria	Exemplo
2	0	linear	CO ₂ (180°)
3	0	trigonal planar	BF ₃ (120°)
4	0	tetraédrica	CH ₄ (109,5°)
4	1	piramidal trigonal	NH ₃
4	2	angular	H ₂ O

Polaridade das moléculas

Quando os átomos partilhados têm **eletronegatividades diferentes**, os eletrões ficam puxados para um lado: a ligação é **polar** (sobressai $\delta+$ num extremo e $\delta-$ no outro). Uma molécula é **polar** quando as polaridades **não se anulam** (geometria assimétrica, com pares livres — H₂O, NH₃) e **apolar** quando se anulam por simetria (CO₂, CH₄). É a polaridade que decide a **solubilidade**: «semelhante dissolve semelhante» — polares dissolvem polares, apolares dissolvem apolares.

Compostos de carbono

O carbono forma 4 ligações e liga-se a si próprio em **cadeias** (saturadas, só simples — *alcanos*; insaturadas, com duplas ou triplas — *alquenos*, *alquinos*). Os **grupos funcionais** (-OH, -COOH, -CHO, C=O) são os fragmentos que dão propriedades características às famílias de compostos e estão na base das **biomoléculas** (glícidos, lípidos, proteínas) e de muitos **fármacos**.

Interações intermoleculares

Interação	Intensidade	Onde ocorre	Exemplo / efeito
Ligação de hidrogénio	forte (entre intermoleculares)	H ligado a F, O, N	água: T _e anormalmente alta
Dipolo permanente	intermédia	moléculas polares	HCl: T _e > apolares semelhantes
Forças de Van der Waals	fraca	qualquer molécula (flutuações)	metano: gases condensam a frio

Estas forças atuam *entre* moléculas — não confundir com as ligações químicas, que são *dentro* das moléculas. Quanto mais fortes as interações, maiores o ponto de ebulição e a solubilidade.

Erros frequentes

- Contar eletrões de ligação duas vezes na estrutura de Lewis: cada par conta uma vez.
- Achar que CO₂ é polar por ter ligações polares — as duas se anulam (molécula linear simétrica).
- Confundir ligação iónica com ligação de hidrogénio: são forças de naturezas completamente diferentes.
- Esquecer os pares livres na geometria: são eles que dobram NH₃ e H₂O e que tornam as moléculas polares.

Para reter: iónica = transferência (metal + não-metal) · covalente = partilha (não-metais) · metálica = eletrões deslocalizados. Octeto = 8 eletrões. Domínios → forma; assimetria → polaridade. Dentro da molécula há **ligações**; entre moléculas há **interações** (H · dipolo · Van der Waals) — e são estas que decidem o ponto de ebulição.