

Química



Aula 4 – Química geral e Inorgânica: Polaridade e forças intermoleculares.

Elaborado e editado por: Eduarda Boing Pinheiro e Thiago Henrique Döring

Com esta aula você conseguirá determinar a polaridade de moléculas e as suas interações intermoleculares.

formado entre eles é de 120° , em uma geometria de domínios eletrônicos trigonal plana. Essas representações, e também a de outras geometrias de domínios eletrônicos estão mais bem ilustradas pela Figura 2.

1 Geometria molecular

A geometria molecular das moléculas está relacionada à organização espacial dos átomos que a compõem. A geometria depende do número de átomos presente na estrutura, bem como de suas propriedades. O arranjo dos átomos na estrutura da molécula se dá de forma em que haja menor repulsão entre seus elétrons, porque dessa forma eles garantem um arranjo estrutural de menor energia. A Figura 1 mostra alguns exemplos de geometria molecular.

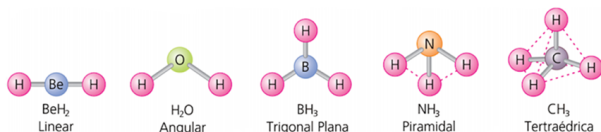


Figura 1: Principais geometrias moleculares. (Fonte: Material didático HEXAG Solidário)

Ao considerar que cada ligação entre átomos é um par de elétrons, a repulsão entre eles acontece de forma igualitária, ou seja, cada nuvem eletrônica se encontra igualmente distante uma da outra. Nesse caso, quando há três átomos (duas ligações), os átomos ao redor do átomo central ficam a 180° um do outro, configurando uma geometria de domínios eletrônicos linear (veja que não é a geometria molecular). Já com três pares de elétrons, o ângulo

Número de domínios de elétrons	Distribuição dos domínios de elétrons	Arranjo	Ângulos de ligação previstos
2		Linear	180°
3		Trigonal plano	120°
4		Tetraédrico	$109,5^\circ$
5		Bipiramidal trigonal	120° 90°
6		Octaédrico	90°

Figura 2: Geometrias em função do número de domínios de elétrons. (Fonte: Química A Ciência Central)

No entanto, existem alguns compostos em que o átomo central apresenta pares de elétrons livres, ou seja, pares de elétrons que não participam de nenhuma ligação. Nesse caso, esses pares de elétrons se organizam para ficarem ainda mais distantes dos pares de elétrons das ligações, mesmo que essas precisem se aproximar um pouco. Veja o exemplo do NH_3 , na Figura 3.

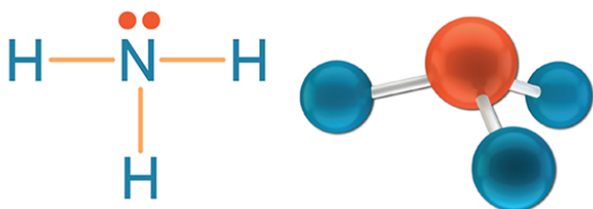


Figura 3: Representação da geometria molecular do NH_3 . (Fonte: <https://www.learner.org>)

Com a Figura 3, vê-se que, devido ao par de elétrons livres do nitrogênio, os hidrogênios ficam mais próximos entre si do que ficariam se o par de elétrons livres fosse outra ligação. Isso significa que a geometria dos domínios eletrônicos do NH_3 é tetraédrica, mas sua geometria molecular é piramidal.

Outras geometrias podem ser vistas na Figura 4.

Domínios eletrônicos	D.E. ligantes	D.E. não ligantes	Geometria	Ângulo das ligações	Exemplo	Imagem
2	2	0	linear	180°	CO_2	
3	2	1	angular	120° (119°)	SO_2	
4	2	2	angular	109.5° (104.5°)	H_2O	
3	3	0	trigonal plana	120°	BF_3	
4	4	0	tetraédrica	109.5°	CH_4	
4	3	1	piramidal	109.5° (107.5°)	NH_3	
5	5	0	bipiramidal trigonal	90°, 120°	PCl_5	
5	4	1	gangorra	180°, 120° (173.1°, 101.6°)	SF_4	
5	3	2	forma de T	90°, 180° (87.5°, < 180°)	ClF_3	
5	2	3	linear	180°	XeF_2	
6	6	0	octaédrica	90°	SF_6	
6	5	1	piramidal quadrada	90° (84.8°)	BrF_5	
6	4	2	quadrada plana	90°	XeF_4	
7	7	0	bipiramidal pentagonal	90°, 72°	IF_7	

Figura 4: Principais geometrias moleculares. (Fonte: <https://quimicagabrielpelotas.webnode.com>)

IMPORTANTE! Não confundir geometria dos pares eletrônicos (nuvens eletrônicas) com geometria da molécula.

2 Eletronegatividade e polaridade de ligação

Como já estudamos, a eletronegatividade é uma propriedade dos elementos que indica a sua capacidade de atrair elétrons: quanto mais eletronegativo, maior a força de atração de elétrons do elemento. Em uma molécula, a diferença na eletronegatividade (medida pelo momento de dipolo, μ) entre dois átomos é uma medida da polaridade de ligação. Quando não há diferença de eletronegatividade ($\mu = 0$) entre eles, diz-se que a ligação é apolar. Quando existe diferença de eletronegatividade ($\mu \neq 0$), a ligação é polar, uma vez que um dos átomos atrai mais os elétrons da ligação para si.

Compostos iônicos são resultado da interação de elementos muito eletronegativos com elementos eletropositivos. A Figura 5 mostra exemplos de moléculas apolar e polar e de um composto iônico.

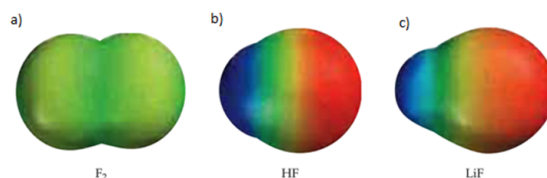


Figura 5: Exemplos de a) composto apolar b) composto covalente polar c) composto iônico. (Fonte: Química, A ciência central)

A extremidade positiva (ou polo) em uma ligação polar é representada por $\delta+$ e é chamada de dipolo positivo e o polo negativo por $\delta-$ (recebe o nome de dipolo negativo). Alguns livros representam a diferença de eletronegatividade dos elementos por cores, como na Figura 5 (nesse caso, a cor vermelha indica um acúmulo eletrônico, e a cor azul representa uma deficiência de elétrons naquela região da molécula).

3 Polaridade

Agora que já conhecemos um pouco sobre a geometria e a polaridade de ligações, vamos estender o assunto para a polaridade das moléculas. Nem sempre uma molécula que apresenta ligações polares é polar. Isso porque as ligações podem estar na mesma direção, mas em sentidos contrários, e os seus momentos de dipolos são exatamente um o oposto do outro, anulando-se. Dessa forma, o momento de dipolo da molécula em si é igual a zero, o que indica que ela é apolar. Um exemplo disso é a molécula de CO_2 , como mostra a Figura 6.

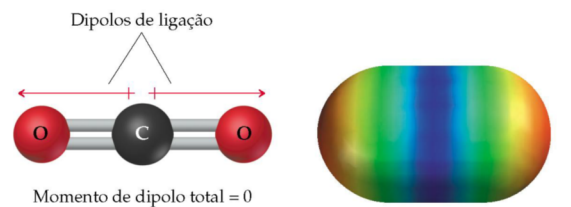


Figura 6: Representação do momento de dipolo total para uma molécula de dióxido de carbono (Fonte: Química, A Ciência Central)

No entanto, a molécula de água é polar, porque suas ligações não têm a mesma direção, como vemos na Figura 7.

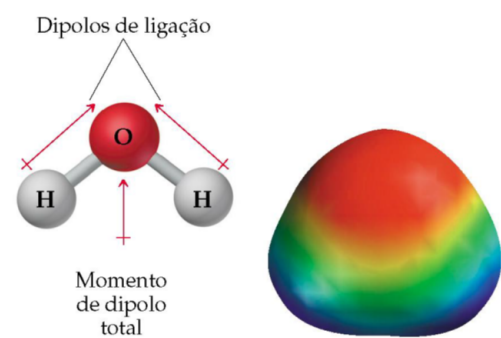


Figura 7: Momento dipolar total da água. (Fonte: Química, A Ciência Central)

Com esses exemplos, vê-se que a geometria molecular influencia na polaridade das moléculas. A Figura 8 mostra a polaridade de algumas moléculas com diferentes geometrias.

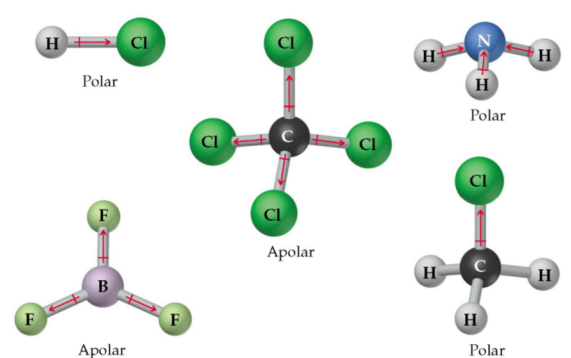


Figura 8: Momento dipolar total de diferentes moléculas. (Fonte: Química, A Ciência Central)

4 Interações intermoleculares

Forças intermoleculares: forças atrativas que existem entre as moléculas.

Forças intramoleculares: forças que mantêm os átomos unidos (ligações covalentes) em uma molécula.

Veja na Figura 9 uma comparação entre ligações covalente e interações intermoleculares.

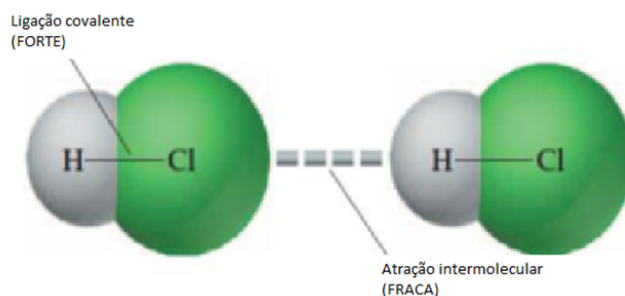


Figura 9: Relação entre forças intermoleculares e forças intramoleculares. (Fonte: Química, A Ciência Central)

Forças intermoleculares são muito mais fracas do que as forças intramoleculares. Quando uma substância funde ou entra em ebulição, forças intermoleculares são quebradas (não as ligações).

1. Forças íon-dipolo:

Como o nome sugere, essas interações acontecem entre íons e dipolos de moléculas polares (são as interações que acontecem entre água e sal, por exemplo). Os íons positivos interagem com dipolos negativos, e os íons negativos interagem com dipolos positivos (Figura 10).

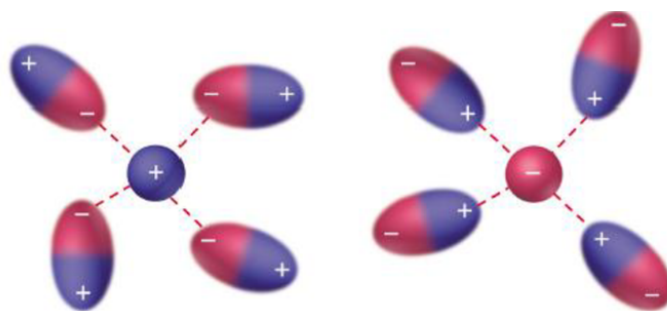


Figura 10: Interação intermolecular do tipo íon-dipolo. (Fonte: Química, A Ciência Central)

2. Forças dipolo-dipolo ou dipolo permanente-dipolo permanente:

As forças dipolo-dipolo mantêm moléculas polares unidas. Como não apresentam uma carga efetiva (apenas dipolos), esse tipo de interação é mais fraca do que as forças íon-dipolo. As moléculas se organizam de modo a haver uma maior atração entre dipolos de carga contrária, e a menor repulsão entre dipolos de mesma carga. Se duas moléculas têm aproximadamente a mesma massa e o mesmo tamanho, as forças dipolo-dipolo aumentam com o aumento da

polaridade. Com a Figura 11 é possível perceber como se dão as forças dipolo-dipolo.

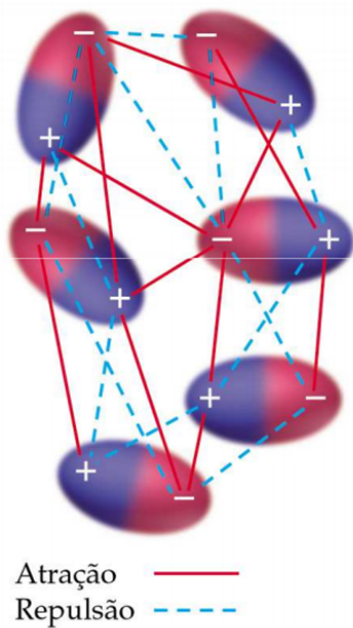


Figura 11: Interação intermolecular do tipo dipolo-dipolo. (Fonte: Química, A Ciência Central)

3. Forças de dispersão de London ou dipolo induzido-dipolo induzido:

Essa é a interação mais fraca de todas as forças intermoleculares. Ela acontece entre moléculas apolares, através da atração entre o núcleo do átomo de uma molécula e os elétrons de outra molécula. Por um breve instante, as nuvens eletrônicas ficam distorcidas, formando um dipolo (denominado dipolo instantâneo). A Figura 12 mostra uma interação dipolo induzido-dipolo induzido entre dois átomos de hélio.

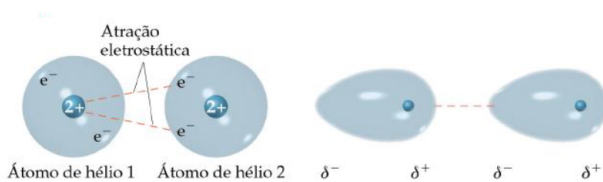


Figura 12: Interação intermolecular do tipo dispersão de London. (Fonte: Química, A Ciência Central)

4. Ligação de Hidrogênio:

É um tipo de interação dipolo-dipolo, mas acontece apenas entre átomos de hidrogênio e flúor, oxigênio e nitrogênio (H-FON). Devido à grande diferença de eletronegatividade desses elementos, essa interação é bastante forte (mais forte do

que as outras interações dipolo-dipolo, mas não tão forte quanto interações do tipo íon-dipolo). Na Figura 13 têm-se representadas as ligações de hidrogênio que acontecem entre moléculas de água.

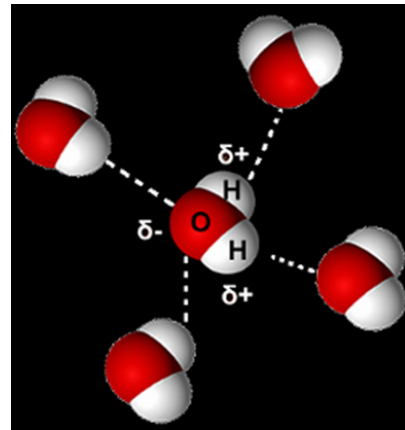


Figura 13: Ligações de hidrogênio entre moléculas de água. (<https://www.manualdaquimica.com>)

Por fim, a Figura 14 traz um fluxograma que facilita a identificação das interações intermoleculares de alguns compostos, considerando-se a sua polaridade e a sua constituição.

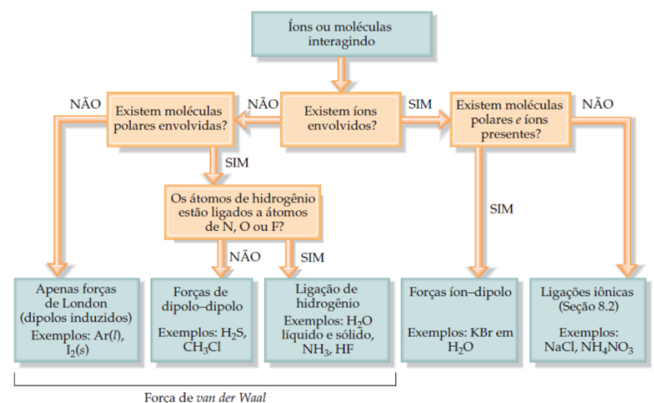


Figura 14: Fluxograma para reconhecimento das interações intermoleculares. (Fonte: Química, A Ciência Central)

5 Notas

1. _____
2. _____
3. _____
4. _____
5. _____