

TE337
Materiais Elétricos
Prof. Ewaldo Luiz M. Mehl



UFPR
UNIVERSIDADE FEDERAL DO PARANÁ



DELT
DEPARTAMENTO DE ENGENHARIA ELÉTRICA

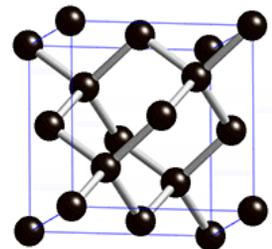
3.
Constituição Atômica dos Materiais
[2.ª Parte]

1

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Agenda:

- Constituição da matéria: Moléculas e Átomos
- Átomos – Classificação
- Ligações químicas
 - Evolução histórica da ideia de ÁTOMO
 - Modelos atômicos
 - Partículas elementares do átomo
 - Carga elétrica das partículas elementares
 - Órbitas eletrônicas
 - Íons
- Ligação iônica e relação com as propriedades dos materiais
- Ligação metálica
- Ligação covalente
- Pontes de hidrogênio
- Van der Waals



2

2

2

1

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

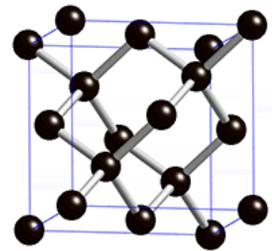


Agenda:

- Constituição da matéria: Moléculas e Átomos
- Átomos – Classificação
- Ligações químicas
 - Modelos atômicos
 - Partículas elementares do átomo
 - Carga elétrica das partículas elementares
 - Órbitas eletrônicas
 - Íons
- Ligação iônica e relação com as propriedades dos materiais
- Ligação metálica
- Ligação covalente
- Pontes de hidrogênio
- Van der Waals

1.ª Parte

2.ª Parte



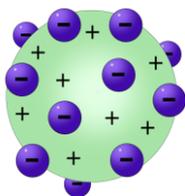
3

3

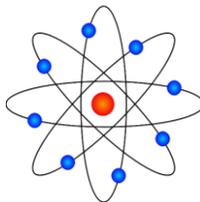
EVOLUÇÃO DOS MODELOS ATÔMICOS



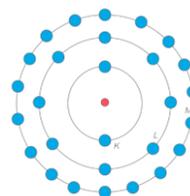
Dalton
1803



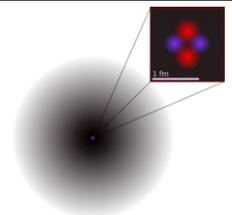
Thomson
1897



Rutherford
1911



Bohr
1913



Heisenberg/Schrödinger/Planck/Einstein
1926....

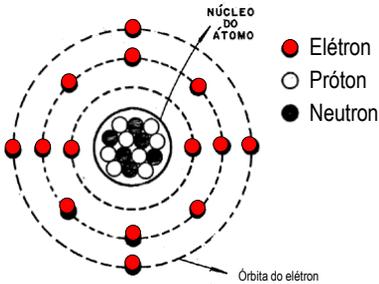
4

4

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Partículas elementares do átomo

O átomo é basicamente formado por três tipos de partículas elementares:



▪ **Elétrons** ▪ Joseph John Thomson, 1897

▪ **Prótons** + Eugen Goldstein (1886 – “raios canais”) e Ernest Rutherford (1917 a 1919)

▪ **Nêutrons (n)** previstos por Rutherford, constatados experimentalmente por James Chadwick (1932)

Os **prótons** e os **nêutrons** estão no núcleo do átomo → “fixos”

Os **elétrons** giram em órbitas eletrônicas à volta do núcleo do átomo → “móveis”

A corrente elétrica envolve somente **alguns elétrons** (elétrons de valência)!

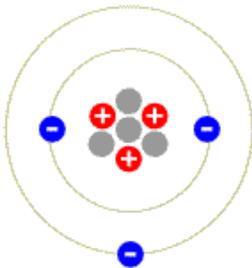
Todas as reações químicas envolvem somente os **elétrons de valência**!

5

5

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Cargas elétricas no átomo



Em qualquer átomo, o **número de prótons** contidos no seu núcleo é igual ao **número de elétrons** que giram à volta dele.

⇒ a carga elétrica total do átomo é **nula**, pois a carga positiva dos prótons é anulada pela carga negativa dos elétrons.

Um átomo nesse estado está **eletricamente neutro**.

$$\sum q^+ + \sum q^- = 0$$

6

6

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

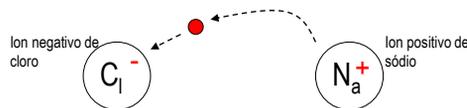
Ions positivos e ions negativos

Um átomo quando eletricamente neutro poderá ganhar (receber) ou perder (ceder) elétrons.

Quando um átomo ganha um ou mais elétrons, dizemos que se transforma num ion negativo.

Quando um átomo perde um ou mais elétrons, dizemos que ele se transforma num ion positivo.

Exemplo: Se o átomo de sódio (N_a) ceder um elétron ao átomo de cloro (C_l) passamos a ter um ion positivo de sódio e um ion negativo de cloro.



Ânion: átomo que **recebe elétrons** e fica carregado **negativamente**. Exemplos: N^{-3} , Cl^{-} , F^{-1} , O^{-2} .

Cátion: átomo que **perde elétrons** e adquire carga **positiva**. Exemplos: Al^{+3} , Na^{+} , Mg^{+2} , Pb^{+4} .

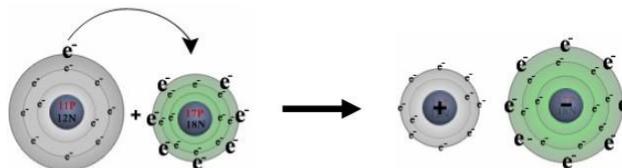
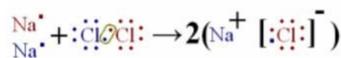
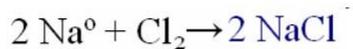
7

7

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligações iônicas

Quando ocorrem ligações entre íons positivos e negativos denominamos de **Ligações Iônicas**. Exemplo: Cloreto de sódio (sal de cozinha)



O átomo de Sódio cede um elétron para o átomo de Cloro

Cloro: carregado negativamente = Ânion
Sódio: carregado positivamente = Cátion

Ânion: átomo que **recebe elétrons** e fica carregado **negativamente**. Exemplos: N^{-3} , Cl^{-} , F^{-1} , O^{-2} .

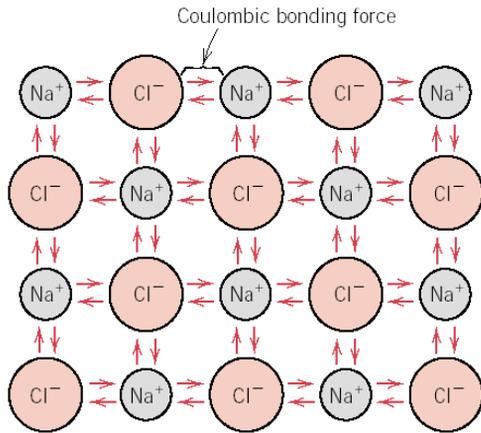
Cátion: átomo que **perde elétrons** e adquire carga **positiva**. Exemplos: Al^{+3} , Na^{+} , Mg^{+2} , Pb^{+4} .

8

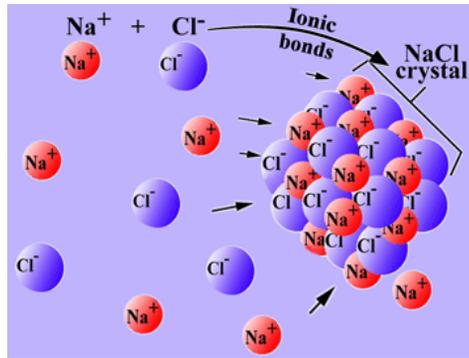
8

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligações iônicas



- A força de atração que mantém os átomos de sais iônicos ligados é de origem **elétrica**.
- A força de atração pode ser calculada pela **Lei de Coulomb**, desde que se conheça a distância entre os núcleos atômicos.



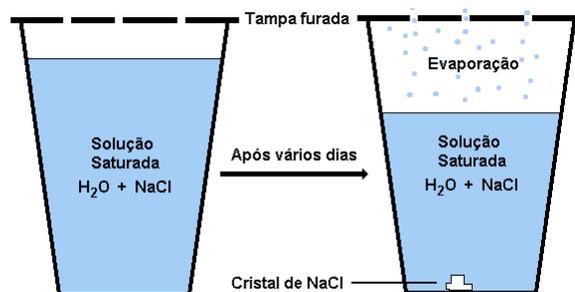
9

9

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligações iônicas

- Experiência: Crescimento de cristais cúbicos de NaCl



<https://youtu.be/L03aMa1WtXo>

10

10

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

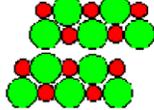
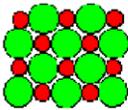
Ligações Iônicas: Relação com as Propriedades dos Materiais

As ligações iônicas são **difíceis de serem rompidas!**

PORTANTO:

Sólidos iônicos em geral apresentam:

- Dureza elevada
- Frágeis quando solicitados mecanicamente



Íons de mesma carga se repelem

- Isolantes térmicos e elétricos
 - apresentam altos pontos de fusão e ebulição
 - tem baixos coeficientes de expansão térmica
- Dissolvem-se em água e tornam-se então condutores de corrente elétrica (devido aos íons dissolvidos)



11

11

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

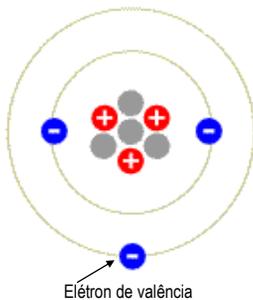
Elétrons de valência

A órbita eletrônica ou camada mais afastada do núcleo é a **camada de valência**.

Os elétrons dessa camada são chamados de **elétrons de valência**.

Num átomo, o **número máximo de elétrons de valência é de oito**.

Quando um átomo tem oito elétrons de valência diz-se que o átomo tem **estabilidade química** (ou **estabilidade molecular**).



Hélio	K					
He	2					
Neônio	K	L				
Ne	2	8				
Argônio	K	L	M			
Ar	2	8	8			
Kriptônio	K	L	M	N		
Kr	2	8	18	8		
Xenônio	K	L	M	N	O	
Xe	2	8	18	18	8	
Radônio	K	L	M	N	O	P
Rn	2	8	18	32	18	8

São inertes, estáveis e não têm tendência de reagir quimicamente, apresentam-se na forma de átomos isolados (monoatômicos) na natureza. Possuem 8 elétrons na Camada de Valência (C.V.), exceto o Hélio (He) que apresenta 2 elétrons na camada K.

12

12

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

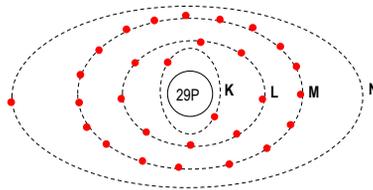
Elétrons livres

Os átomos com 1, 2 ou 3 elétrons de valência têm uma certa facilidade em cedê-los já que a sua camada de valência está muito incompleta (para estar completa deveria ter 8 elétrons de valência).

Por exemplo, um átomo de **cobre** tem um elétron de valência o que faz com que ele ceda com muita facilidade esse elétron (**elétron livre**).

Número atômico do cobre = 29 (número total de elétrons no átomo)

K=2	$2n^2 = 2 \times 1^2 = 2$
L=8	$2n^2 = 2 \times 2^2 = 8$
M=18	$2n^2 = 2 \times 3^2 = 18$
N=1	

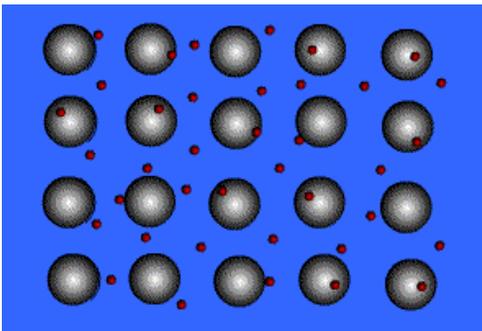


13

13

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Elétrons livres: Ligação Metálica



- Metais são constituídos de **cátions (íons positivos)** densamente compactados e tendo entre eles uma “nuvem de elétrons livres”
- Todos os átomos do metal compartilham os elétrons livres
- Os elétrons livres da “nuvem de elétrons” não estão ligados a nenhum átomo em particular

14

14

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligações Metálicas: Relação com as Propriedades dos Materiais

Sólidos metálicos:

- São bons condutores elétricos e térmicos devido aos elétrons livres.
- Apresentam geralmente **ruptura dúctil na temperatura ambiente** (= a fratura só ocorre após os materiais terem sofridos significativos níveis de deformação permanente): os elétrons livres atuam como se fosse uma “graxa” entre os átomos.
- A ligação metálica pode ser **fraca** ou **forte** e, conseqüentemente, os pontos de fusão e de ebulição de alguns metais podem ser baixos e de outros serem elevados.
- A alta deformabilidade conduz a altos coeficientes de expansão térmica
- Possuem brilho metálico: como os elétrons das ligações metálicas são muito móveis eles trocam de nível energético com facilidade, emitindo fótons com a mesma frequência (cor) da luz incidente.

15

15

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligações Metálicas: Relação com as Propriedades dos Materiais

- **Ligas metálicas:** materiais com propriedades metálicas que contém dois ou mais elementos, sendo que pelo menos um deles é metal.
- As ligas possuem propriedades diferentes dos elementos que a origina.
Exemplos: diminuição ou aumento do ponto de fusão, aumento da dureza , aumento da resistência mecânica.
- Aço: **Fe + C**
- Aço inox: **Fe + C + Cr** (ou + Ni)
- Ouro de joias: **Au + Ag** ou **Au + Cu**
- Latão: **Cu + Zn**
- Alpaca: **Cu + Ni + Zi**
- Solda para Eletrônica: **Sn + Pb**

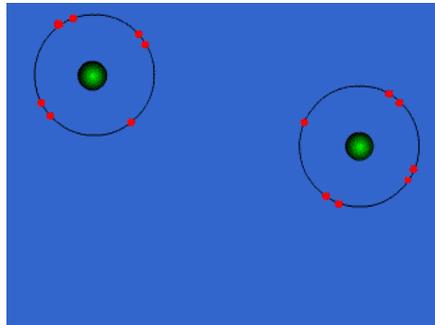
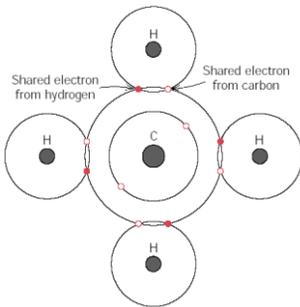
16

16

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligação Covalente

- Ocorre entre não-metais, e entre não-metal e hidrogênio, e seu princípio é o **compartilhamento** de elétrons.
- O conjunto estável de átomos ligados entre si apenas por ligações covalentes (ou seja, por pares eletrônicos) recebe o nome de **molécula**.



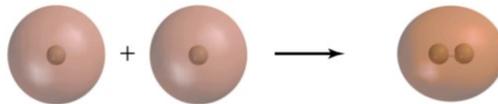
17

17

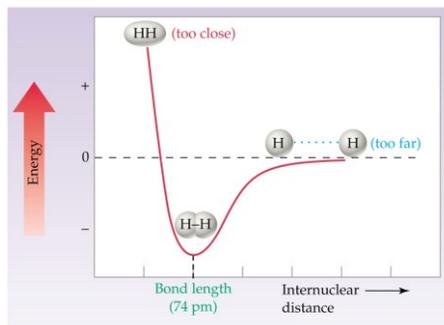
3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligação Covalente

A combinação aditiva de dois orbitais atômicos 1s leva a uma condição de menor energia.



A ligação por covalência de 1 mol de H₂ libera 436 kJ/mol



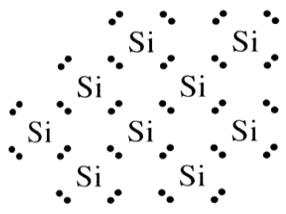
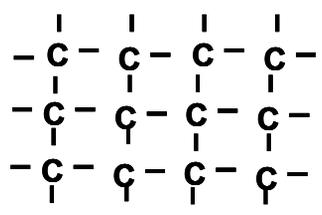
18

18

Fórmula eletrônica (fórmula de Lewis)	Fórmula estrutural	Fórmula molecular
	Cl — Cl	Cl ₂
Fórmula eletrônica (fórmula de Lewis)	Fórmula estrutural	Fórmula molecular
	H — H	H ₂
Fórmula eletrônica (fórmula de Lewis)	Fórmula estrutural	Fórmula molecular
	H — Cl	HCl
	H — O — H	H ₂ O
	O = C = O	CO ₂
Fórmula eletrônica (fórmula de Lewis)	Fórmula estrutural	Fórmula molecular
	O = O	O ₂
	N ≡ N	N ₂

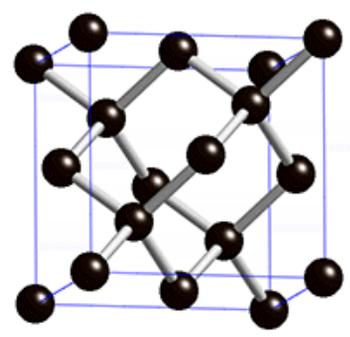
3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligação Covalente



(a)

a) Representação bidimensional de ligações covalentes



b) Representação tridimensional de ligações covalentes

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Energias de dissociação de ligações covalentes

H ₂ – 424 kJ/mol	SiH – 318 kJ/mol
N ₂ – 932 kJ/mol	PH – 322 kJ/mol
O ₂ – 484 kJ/mol	SH – 338 kJ/mol
CO – 1062 kJ/mol	HCl – 419 kJ/mol
F ₂ – 146 kJ/mol	
Cl ₂ – 230 kJ/mol	
Br ₂ – 181 kJ/mol	
I ₂ – 139 kJ/mol	

▪ Energias de dissociação de ligações covalentes em compostos orgânicos (kJ/mol)

C-H (412) C-C (348) C=C (612) C≡C (837) C-O (360)

21

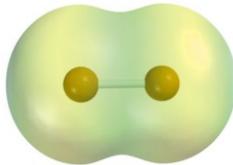
21

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligações Covalentes Polares e Apolares

Cl:Cl

A nonpolar covalent bond



Apolares:

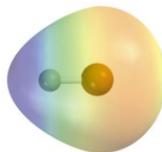
- Moléculas diatômicas formadas por apenas um tipo de átomo
- Algumas moléculas com simetria geométrica.

$\delta^+H - Cl\delta^-$

[H : Cl]

A polar covalent bond.

The bonding electrons are attracted more strongly by Cl than by H.



Polares:

- Moléculas diatômicas formadas por átomos diferentes
- Elétron passa mais tempo perto de um dos átomos
- Forma-se um dipolo elétrico no interior da molécula
- Moléculas fortemente polares são bons solventes iônicos

22

22

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

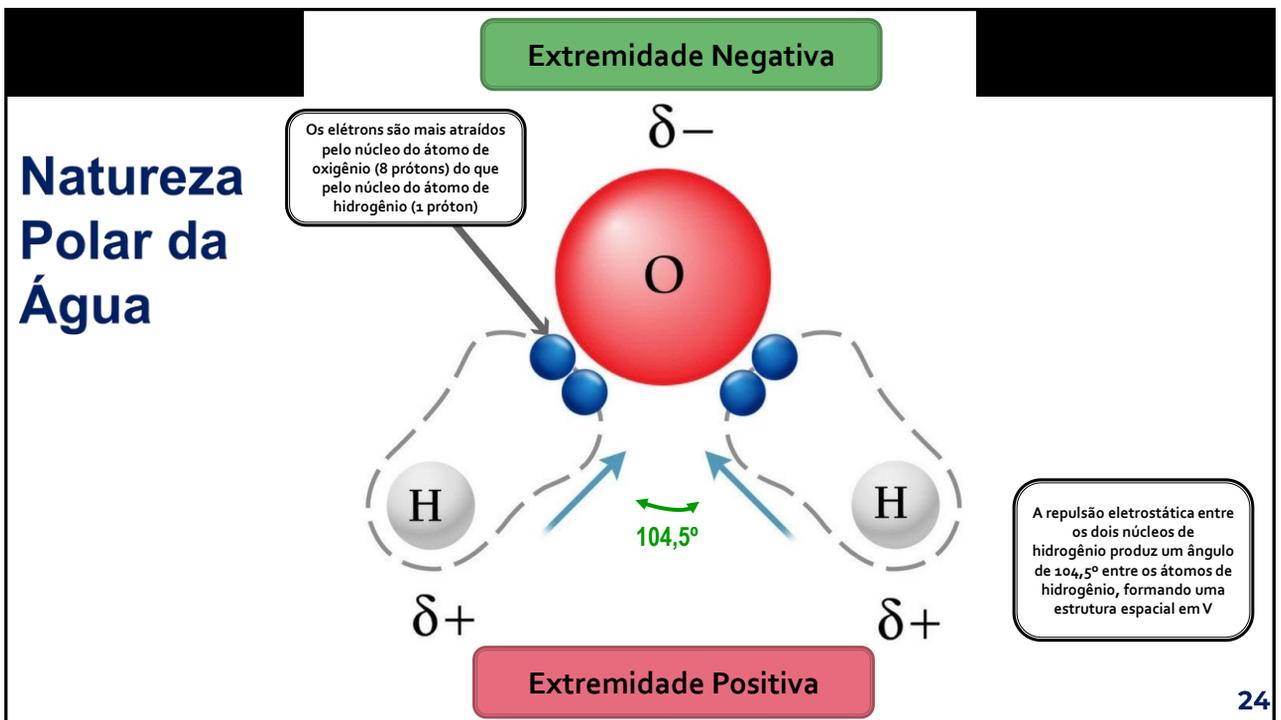
Ligações Covalentes: Relação com as Propriedades dos Materiais

Materiais formados por moléculas covalentes

- são isolantes elétricos e maus condutores térmicos
- geralmente são inflamáveis
- possuem elevada resistência à corrosão
- baixa densidade: permitem a fabricação de objetos leves
- sua resistência mecânica é menor que a dos metais e das cerâmicas
- possuem baixa temperatura de processamento (tipicamente fundem-se entre 200 °C a 400 °C)
- possuem ampla possibilidade de formulação
 - misturar pigmentos: obtenção de cores variadas
 - cargas de partículas e fibras: compósitos

23

23



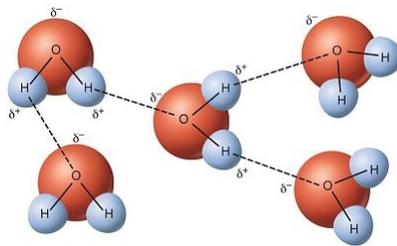
24

24

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligações de Hidrogênio ou “Pontes de Hidrogênio”,

Ocorrem quando um átomo de hidrogênio ligado a um átomo muito eletronegativo (**F**, **N** ou **O**) de uma molécula é atraído por um par de elétrons não compartilhado no átomo de **F**, **N** ou **O** de outra molécula



25

25

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligações de Hidrogênio ou “Pontes de Hidrogênio”

As ligações de hidrogênio existentes entre as moléculas de H_2O explicam algumas características intrigantes da água:

- A água dissolve vários tipos de substâncias polares e iônicas (sais, açúcar) e facilita a sua interação química.
- A água é um mau solvente de compostos não polares (hidrocarbonetos).
- H_2O é uma molécula extremamente estável. Mantém-se no estado de vapor até $1300^{\circ}C$.
- Como uma molécula polar estável na atmosfera, a água desempenha um papel importante como absorvente da radiação infravermelha emitida pelo Sol. Considera-se que a presença de vapor d'água na atmosfera é essencial para a existência de vida na Terra.

26

26

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligações de Hidrogênio ou “Pontes de Hidrogênio”

As ligações de hidrogênio existentes entre as moléculas de H_2O explicam algumas características intrigantes da água:

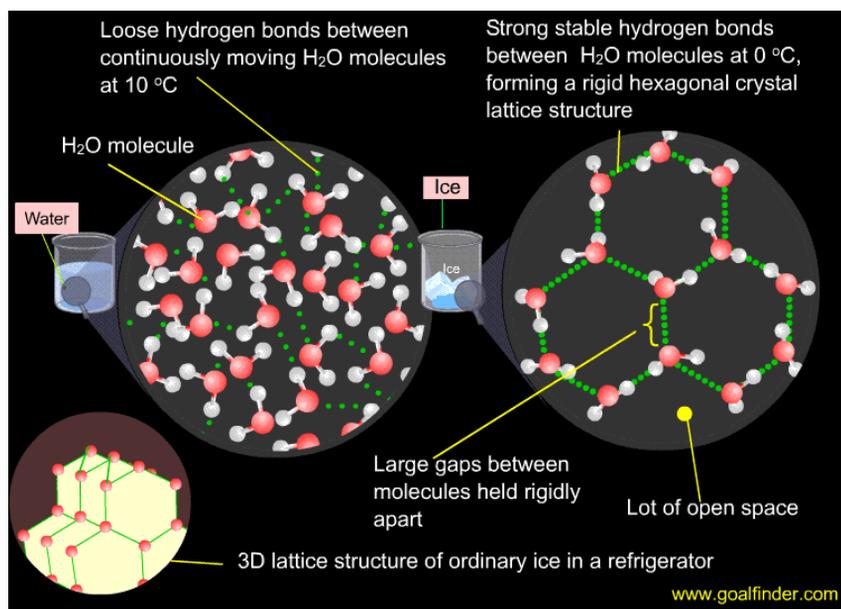
- A água é a única substância que, quando congela, aumenta o seu volume, pois a estrutura química expande-se.
- O calor específico (quantidade de energia necessária para aumentar de $1\text{ }^{\circ}\text{C}$, uma unidade de massa duma substância) da água só é superado pela amônia líquida. São necessários 4.184 J para aumentar de $1\text{ }^{\circ}\text{C}$ um grama de água pura. Portanto não existe melhor líquido para refrigeração do que a água.

27

27

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Água & Gelo



28

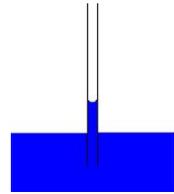
28

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligações de Hidrogênio

ou “Pontes de Hidrogênio”

- Devido à sua polaridade a água é atraída por muitas outras substâncias, ou seja, é capaz de molhar superfícies formadas por essa substância. É o caso das moléculas de proteínas e os polissacarídeos das paredes celulares, que são também altamente polares. Esta atração entre moléculas diferentes é chamada **adesão**, e é devida às pontes de hidrogênio que se estabelecem entre moléculas. A atração entre moléculas semelhantes é chamada **coesão**. São as forças de coesão que conferem à água uma **força de tensão** invulgarmente elevada, isto é, a tensão máxima que uma coluna ininterrupta de água pode sofrer sem quebrar é extremamente elevada. Numa coluna de água fina e confinada, como as que existem no caule de uma árvore, a força de tensão pode atingir valores muito elevados (cerca de **-30 MPa**) de modo a que a coluna de água é “puxada” sem quebrar até ao topo de árvores. Este valor representa cerca de 10% da força de tensão que pode ser aplicada em um fio de cobre ou de alumínio, o que é de fato considerável em se tratando de um líquido.



29

29

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligações de Hidrogênio

ou “Pontes de Hidrogênio”

- A coesão entre moléculas de água permite explicar a elevada **tensão de superfície** da molécula H_2O em estado líquido.
- As moléculas da superfície da água estão continuamente a ser puxadas para o interior do líquido pelas forças de coesão, enquanto que na fase gasosa há menos moléculas que, por isso, estão demasiado distantes para exercer uma força nas que estão à superfície.
- Uma gota de água atua como se estivesse coberta por uma “pele” apertada e elástica.
- É a tensão de superfície que faz com que uma gota tenha uma forma esférica, e que permite que certos insetos andem sobre a água.

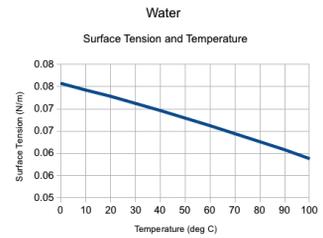
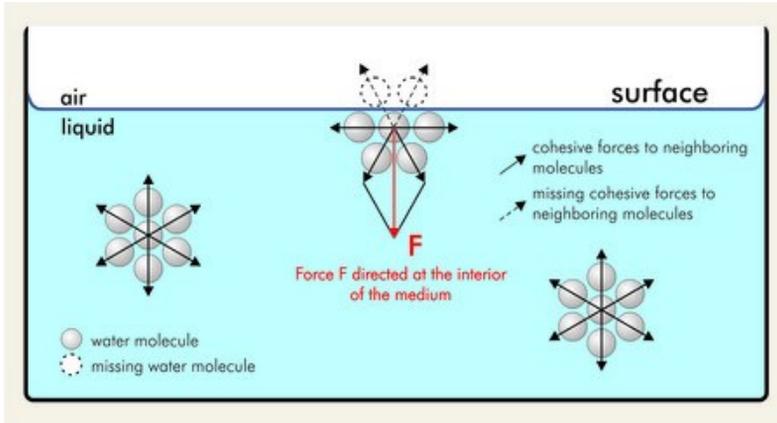


30

30

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligações de Hidrogênio ou “Pontes de Hidrogênio”



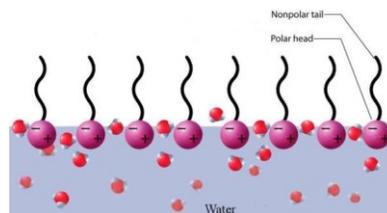
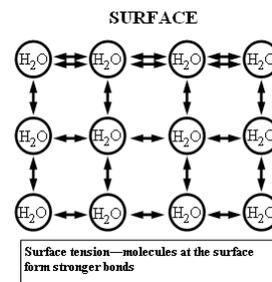
31

31

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Ligações de Hidrogênio ou “Pontes de Hidrogênio”

- Tensão superficial da água e ação do surfactante

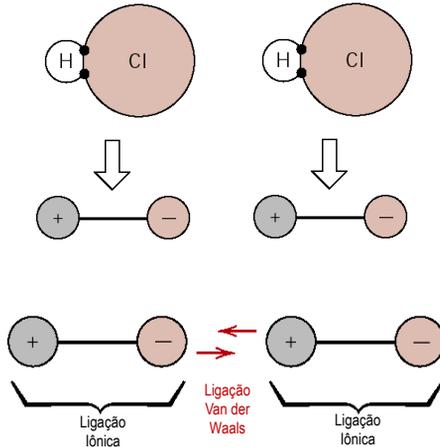


32

32

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Van der Waals



Johannes Diederik van der Waals
(1837 - 1923)
Prêmio Nobel de Física de 1910

Obs.: Algumas fontes classificam as "Pontes de Hidrogênio" como um tipo especial de ligação Van de Waals.

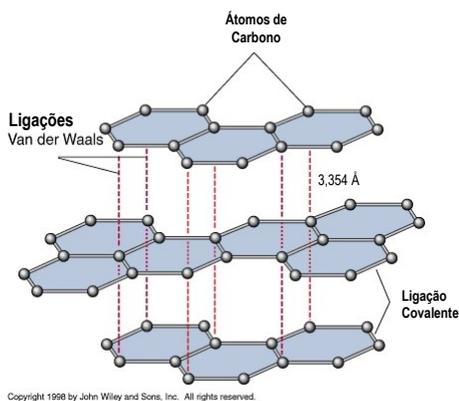
33

33

3- CONSTITUIÇÃO ATÔMICA DOS MATERIAIS

Van der Waals

Exemplo: grafite



Copyright 1998 by John Wiley and Sons, Inc. All rights reserved.

- Como as ligações Van der Waals são fracas, a grafite pode ser separada em camadas.
- Ao contrário do diamante (semicondutor) a grafite é boa condutora de eletricidade.

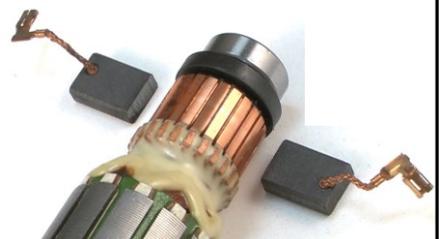
- Amplo uso em eletricidade:

- Eletrodos de lâmpadas a arco
- Escovas de motores e geradores
- Catodo de baterias alcalinas
- Pantógrafos para trens/bondes
- Tinta condutiva



- Outros usos:

- Lubrificantes
- Gaxeta de vedação
- Tijolos refratários
- Lápis e lapiseiras



34

34



Próximo assunto: **PROPRIEDADES DOS MATERIAIS**



35

35

Referências

- VAN VLACK, Laurence Hall. **Princípios de Ciência dos Materiais**, Ed. Campus.
- RETHWISCH, David G.; CALLISTER JR., William D. **Ciência e Engenharia de Materiais; uma introdução**, Ed. LTC, 8.ª Edição, 2012.

© Ewaldo Luiz de Mattos Mehl, 2023



36