

LISBOA

UNIVERSIDADE
DE LISBOA

Universidade de Lisboa
Instituto Superior de Agronomia



INSTITUTO
SUPERIOR DE
AGRONOMIA
Universidade de Lisboa

QUÍMICA GERAL

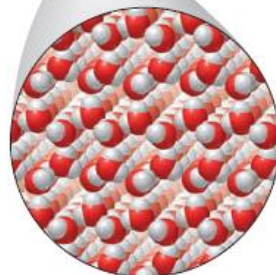
1º Capítulo – Conceitos gerais sobre compostos e ligação química

PAULA ALVARENGA

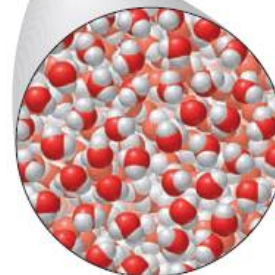
O QUE É A QUÍMICA?

A QUÍMICA é o estudo da composição, propriedades e transformações da matéria, ou seja, de tudo o que tem massa e volume, qualquer que seja o seu estado físico (sólido, líquido ou gasoso).

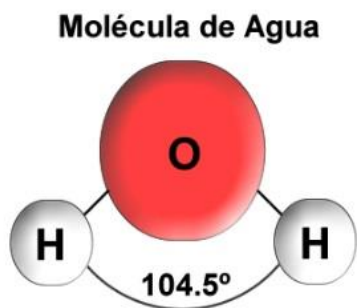
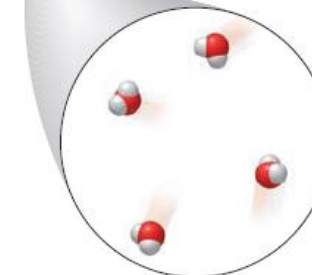
Estado sólido (s)



Estado líquido (l)



Estado gasoso (g)

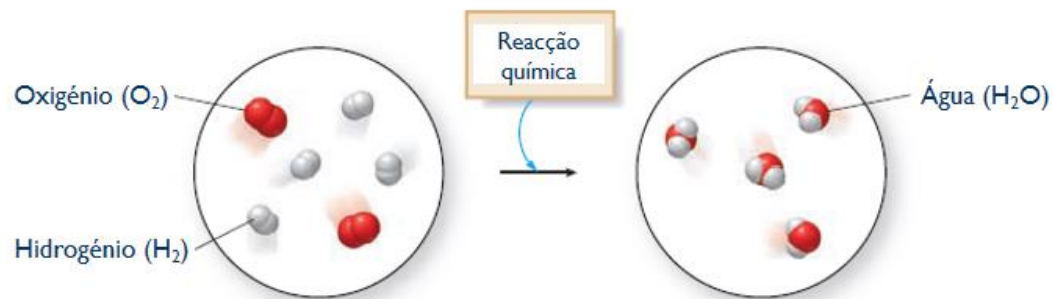


MUDANÇA DE ESTADO FÍSICO *VERSUS* REAÇÃO QUÍMICA

MUDANÇA DO ESTADO FÍSICO não afeta a composição duma substância, apenas são afetadas as ligações intermoleculares):



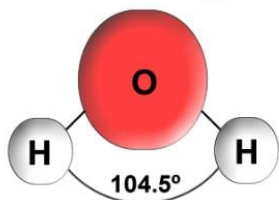
REAÇÃO QUÍMICA: há conversão de umas substâncias noutras, com estrutura e propriedades diferentes. Para isso, há alteração das ligações químicas entre os átomos nas moléculas, ou das ligações entre átomos ou iões noutros compostos.



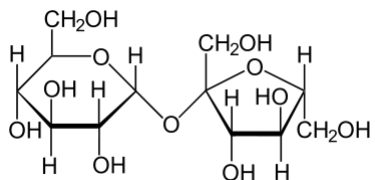
SUBSTÂNCIAS PURAS E MISTURAS

Uma substância pode estar no **estado puro** ou como numa **mistura** com outras.

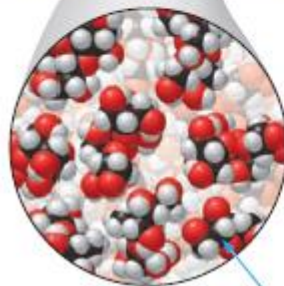
Molécula de Água



Molécula de sacarose

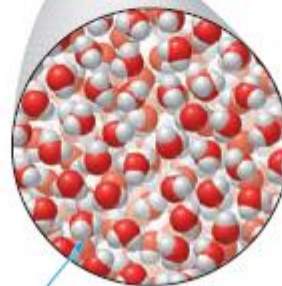


PAULA ALVARENGA, ISA 2017

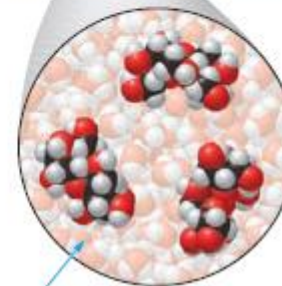


Açúcar
(sacarose)

**SUBSTÂNCIAS
PURAS**



Água
(H₂O)



MISTURA

Água com
açúcar

SUBSTÂNCIAS ELEMENTARES E COMPOSTOS

Uma substância pura pode ser constituída por apenas um **tipo de elemento químico (mesmo tipo de átomo - substância elementar)** ou por **diversos elementos (diferentes átomos - composto)**.

Folha de alumínio



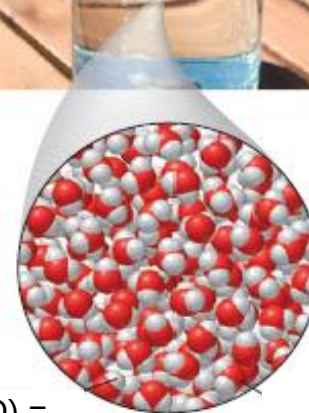
Alumínio
(Al)

Azoto



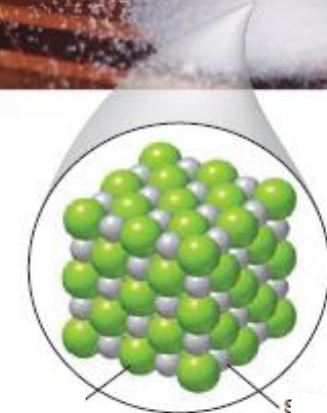
Azoto (N_2)

Água



Água (H_2O) =
Átomos de
Hidrogénio (H) e
Oxigénio (O)

Sal de mesa



Cloreto de sódio
(NaCl)

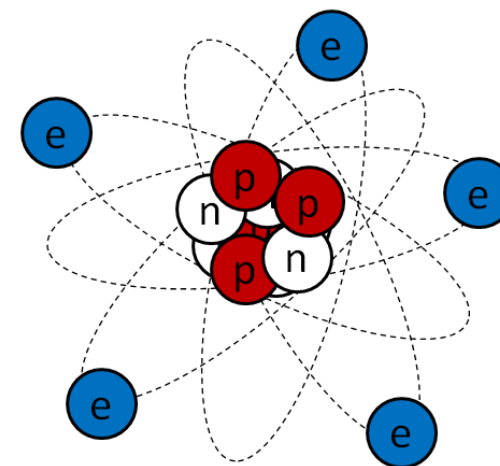
Adaptado de: Miguel Mourato, ISA 2015

CONSTITUIÇÃO DO ÁTOMO: é constituído por partículas subatômicas (eletrões, prótons e neutrões)

(1) Núcleo: central, muito pequeno, compreendendo toda a carga positiva e praticamente toda a massa do átomo – prótons + neutrões.

(2) Região extranuclear: onde se encontram os eletrões carregados negativamente e com massa muito pequena.

Região	Partículas	Massa (g)	Carga (C)
Núcleo	Prótons	$1,67252 \times 10^{-24}$	$+1,6 \times 10^{-19}$
	Neutrões	$1,67495 \times 10^{-24}$	0
Extranuclear	Electrões	$9,09 \times 10^{-28}$	$-1,6 \times 10^{-19}$



- Massa (próton) $\approx$ Massa (neutrão) $\gg$ Massa (eletrão) $\rightarrow$ Quase toda a massa do átomo está concentrada no núcleo.
- O valor da carga do próton (positiva) é igual ao da carga do eletrão (negativa).
- No átomo: n° (prótons) = n° (eletrões) $\rightarrow$ O átomo é eletricamente neutro.

NÚMERO ATÓMICO E NÚMERO DE MASSA: a descrição quantitativa do átomo

Os átomos distinguem-se uns dos outros pelo **número de prótons** que possuem.

Número atômico (Z): de um elemento, é o número de prótons do átomo desse elemento.

Todos os átomos do mesmo elemento possuem o mesmo nº atômico, que indica a **carga positiva existente no núcleo**.

Como o átomo não possui carga elétrica: **nº de prótons = nº de elétrons = Z**

A massa total de um átomo é quase exclusivamente determinada pelo número total de partículas no núcleo (prótons e neutrões).

Número de Massa (A): de um elemento, é o nº total de prótons e neutrões existente no núcleo do átomo do elemento.

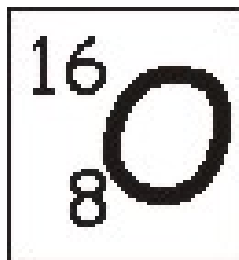
NÚMERO ATÓMICO E NÚMERO DE MASSA: a descrição quantitativa do átomo

Qualquer átomo específico pode ser designado usando o seguinte simbolismo simplificado:



Em que: X - símbolo químico do elemento em causa
 A - número de massa
 Z - número atômico

Exemplo:



Significa que estamos em presença do elemento químico **oxigénio**, com **Z = 8**, logo:

8 prótons, **8 eletrões**, e (A - Z) neutrões, isto é (16 – 8) = **8 neutrões**.

ENERGIAS ELETRÔNICAS: podem ser descritas em termos de camadas, subcamadas e orbitais

CAMADAS, SUBCAMADAS E ORBITAIS, que são conjuntos e subconjuntos de níveis energéticos discretos, onde os elétrons se podem encontrar.

ORBITAL: região do espaço à volta do núcleo onde é provável encontrarmos um elétron com determinada energia.

Cada subcamada pode ter um ou mais orbitais...

O nº de orbitais nos quais é subdividida uma subcamada depende da sua identidade:

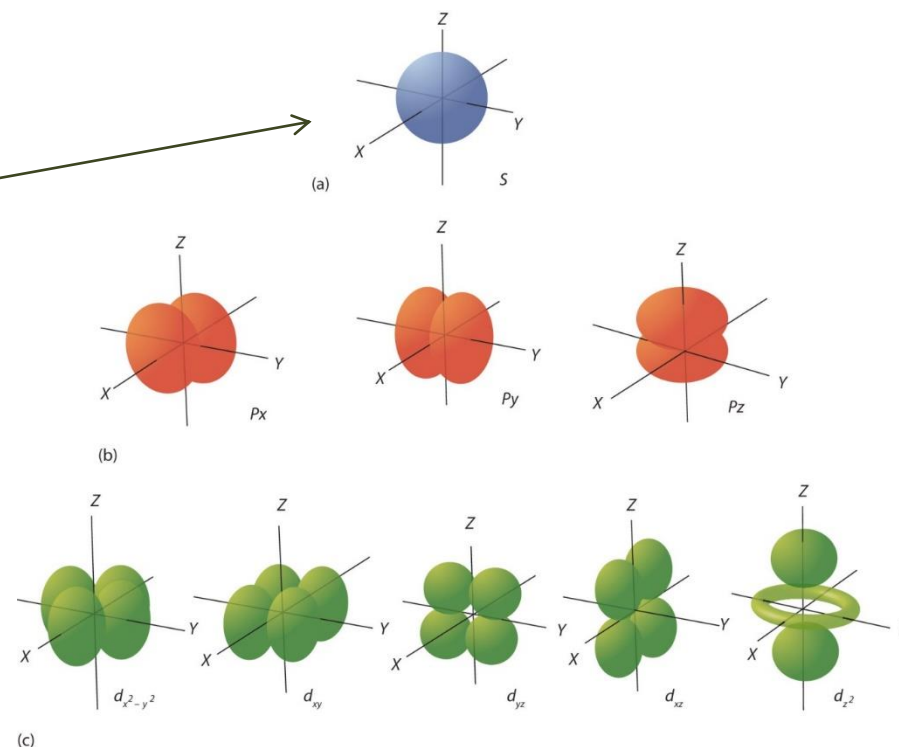
Subcamada s $\Rightarrow$ 1 orbital

Subcamada p $\Rightarrow$ 3 orbitais

Subcamada d $\Rightarrow$ 5 orbitais

Subcamada f $\Rightarrow$ 7 orbitais

Em cada orbital pode haver no máximo 2 elétrons, com spins opostos.



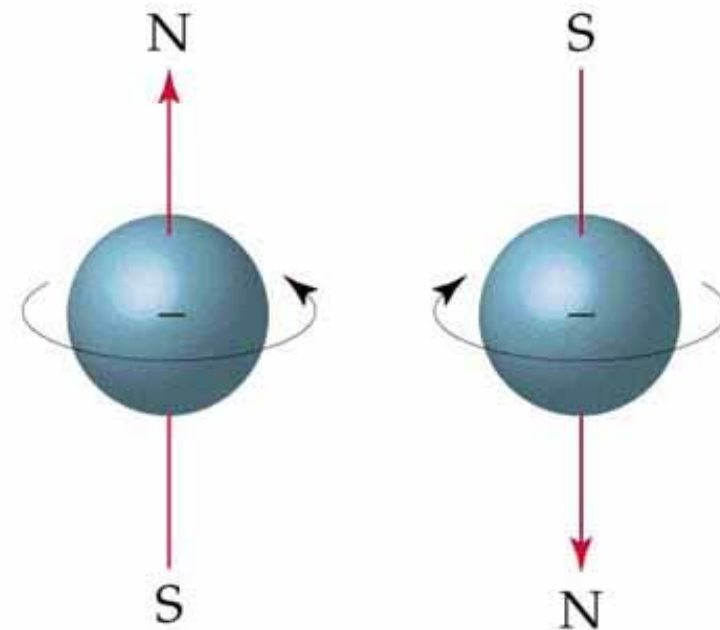
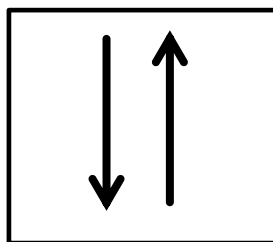
SPIN ELETRÔNICO: o elétron tem um movimento de “translação” em torno do núcleo, e um movimento de “rotação” em torno de si próprio – *spin*

Cada orbital pode conter no máximo dois elétrons.

Quando dois elétrons ocupam simultaneamente uma mesma orbital, possuem spins opostos (rodam em sentidos opostos quando submetidos a um campo magnético)

Dizemos que estes dois **elétrons estão emparelhados**, possuem **spins antiparalelos**.

Num “diagrama de caixas”, a caixa é a orbital e os elétrons são representados por setas:



CONFIGURAÇÃO ELETRÓNICA: distribuição detalhada dos eletrões num átomo, pelos diferentes níveis energéticos.

Princípios básicos para o estabelecimento da configuração eletrónica num átomo:

(1) Princípio da Energia Mínima: na natureza todos os sistemas tendem a permanecer no seu estado de mais baixa energia. Para o átomo este designa-se por *Estado Fundamental*.

O átomo no seu Estado Fundamental têm os eletrões distribuídos pelas camadas, subcamadas e orbitais, de tal modo que a energia total do átomo seja a menor possível.

Ora, nos níveis superiores de energia ocorrem sobreposições...

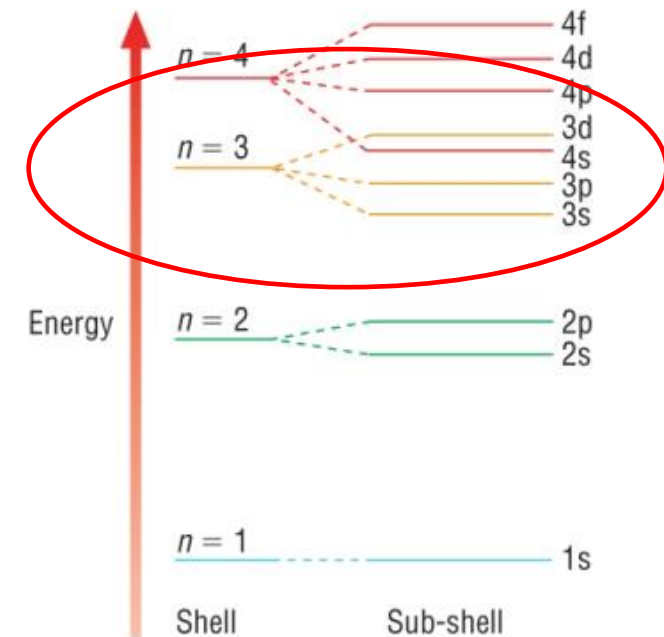


DIAGRAMA DE PREENCHIMENTO DE ORBITAIS: permite prever a ordem crescente de energia para preenchimento de orbitais.

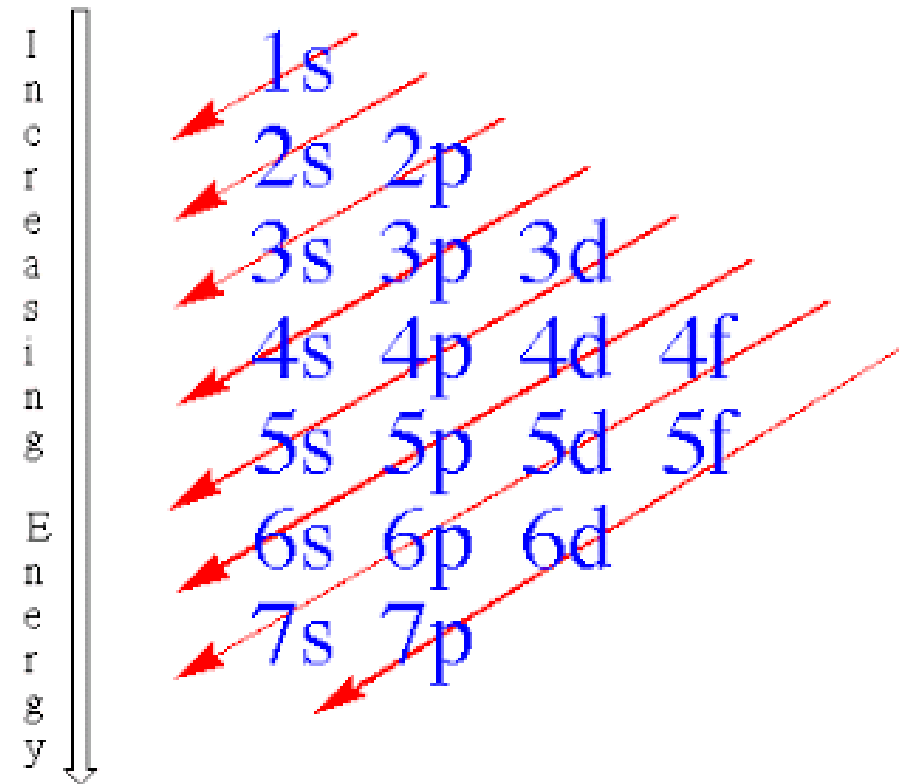
Ordem crescente de energia ($\Rightarrow$):

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p ...

(2) Princípio de Exclusão de Pauli: cada orbital pode conter até 2 elétrons, mas com spins antiparalelos.

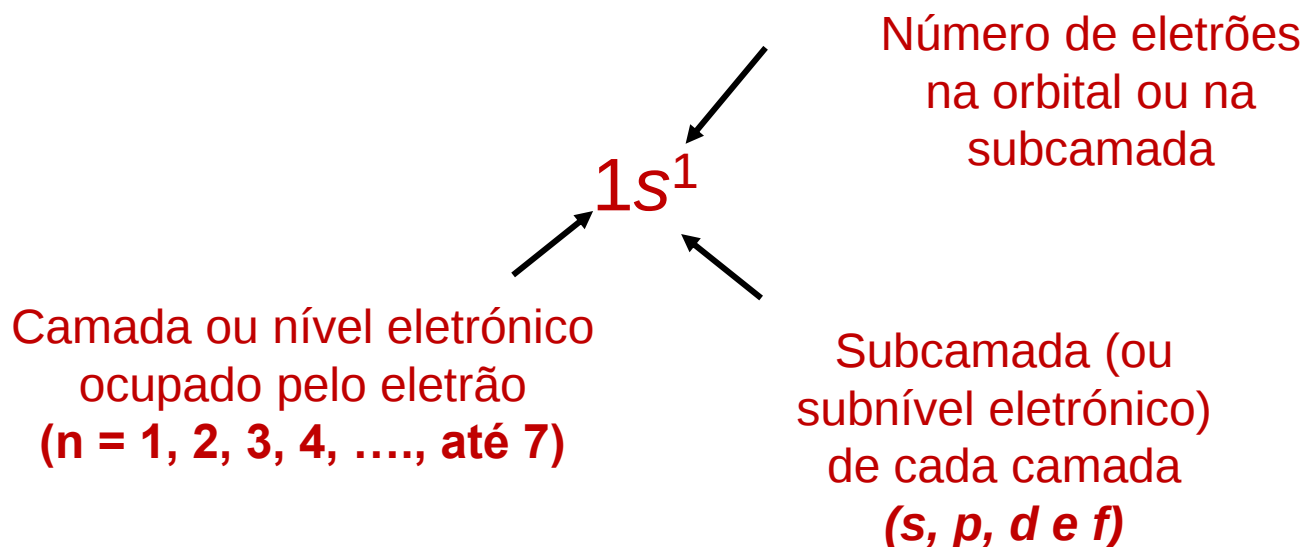
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 \dots$

(3) Regra de Hund: os elétrons numa dada subcamada tendem a permanecer desemparelhados (em orbitais separados) e com spins paralelos. Só quando se esgotarem todas as orbitais com um elétron desemparelhado é que se coloca o 2º elétron em cada orbital com spin antiparalelo.



DISTRIBUIÇÕES ELETRÓNICAS DO LÍTIO AO NÉON...

Para fazer a distribuição eletrônica de um átomo atribuem-se os elétrons pelas diferentes camadas, subcamadas e orbitais, de acordo com as regras anteriores.



		1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z
Li	1s ² 2s ¹	↑↓	↑			
Be	1s ² 2s ²	↑↓	↑↓			
B	1s ² 2s ² 2p ¹	↑↓	↑↓	↑		
C	1s ² 2s ² 2p ²	↑↓	↑↓	↑	↑	
N	1s ² 2s ² 2p ³	↑↓	↑↓	↑	↑	↑
O	1s ² 2s ² 2p ⁴	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
F	1s ² 2s ² 2p ⁵	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
Ne	1s ² 2s ² 2p ⁶	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Os elementos químicos são colocados por ordem crescente de nº atômico (Z).

Quando se chega ao ponto de encontrar um elemento com propriedades semelhantes a outro já anteriormente encontrado, escreve-se este elemento debaixo do outro com propriedades semelhantes, e assim sucessivamente.

1

IA

1A

1

H

Hydrogen

1.008

2

IIA

2A

3

Li

Lithium

6.941

4

Be

Beryllium

9.012

5

B

Boron

10.811

6

C

Carbon

12.011

7

N

Nitrogen

14.007

8

O

Oxygen

15.999

9

F

Fluorine

18.998

10

Ne

Neon

20.180

11

Na

Sodium

22.990

12

Mg

Magnesium

24.305

13

Al

Aluminum

26.982

14

Si

Silicon

28.086

15

P

Phosphorus

30.974

16

S

Sulfur

32.066

17

Cl

Chlorine

35.453

18

Ar

Argon

39.948

19

K

Potassium

39.098

20

Ca

Calcium

40.078

21

Sc

Scandium

44.956

22

Ti

Titanium

47.88

23

V

Vanadium

50.942

24

Cr

Chromium

51.996

25

Mn

Manganese

54.938

26

Fe

Iron

55.933

27

Co

Cobalt

58.933

28

Ni

Nickel

58.693

29

Cu

Copper

63.546

30

Zn

Zinc

65.39

31

Ga

Gallium

69.723

32

Ge

Germanium

72.61

33

As

Arsenic

74.922

34

Se

Selenium

78.972

35

Br

Bromine

79.904

36

Kr

Krypton

84.80

37

Rb

Rubidium

84.468

38

Sr

Strontium

87.62

39

Y

Yttrium

88.906

40

Zr

Zirconium

91.224

41

Nb

Niobium

92.906

42

Mo

Molybdenum

95.95

43

Tc

Technetium

98.907

44

Ru

Ruthenium

101.07

45

Rh

Rhodium

102.906

46

Pd

Palladium

106.42

47

Ag

Silver

107.868

48

Cd

Cadmium

112.411

49

In

Indium

114.818

50

Sn

Tin

118.71

51

Sb

Antimony

121.76

52

Te

Tellurium

127.6

53

I

Iodine

126.904

54

Xe

Xenon

131.29

55

Cs

Cesium

132.905

56

Ba

Barium

137.327

57-71

(*) Em 2019 comemora-se os 150 anos da sua descoberta por Mendeleev, em 1869 (<https://www.iypt2019.org/>).

GRUPOS E PERÍODOS

As **colunas verticais** na tabela periódica são chamadas **GRUPOS**.

Os **grupos** são numerados de **1 a 18** (segundo a nomenclatura da IUPAC).

Num mesmo Grupo estão **elementos com propriedades químicas semelhantes**

As **linhas horizontais** na tabela são chamadas **PERÍODOS**.

Os períodos são numerados de **1 a 7**.

Metais Alcalinos

Metais Alcalino-terrosos

Halogéneos

Gases Raros, nobres ou inertes

Periodic Table of the Elements

Atomic Number	Symbol	Name	Atomic Mass	Boiling Point
1	H	Hydrogen	1.008	-252.762
2	He	Helium	4.003	-268.9
3	Li	Lithium	6.941	1342
4	Be	Beryllium	9.012	2471
5	B	Boron	10.81	4000
6	C	Carbon	12.011	3642
7	N	Nitrogen	14.007	195.798
8	O	Oxygen	15.999	-182.95
9	F	Fluorine	18.998	-188.12
10	Ne	Neon	20.180	-246.083
11	Na	Sodium	22.990	882.940
12	Mg	Magnesium	24.305	1090
13	Al	Aluminum	26.981	2519
14	Si	Silicon	28.086	2355
15	P	Phosphorus	30.974	2810
16	S	Sulfur	32.065	444.6
17	Cl	Chlorine	35.453	334.7
18	Ar	Argon	39.948	87.3
19	K	Potassium	39.098	1043
20	Ca	Calcium	40.078	1484
21	Sc	Scandium	44.956	2835
22	Ti	Titanium	47.88	3560
23	V	Vanadium	50.942	3407
24	Cr	Chromium	51.996	2671
25	Mn	Manganese	54.938	2061
26	Fe	Iron	55.833	2750
27	Co	Cobalt	58.933	2709
28	Ni	Nickel	58.693	2732
29	Cu	Copper	63.546	2567
30	Zn	Zinc	65.39	2537
31	Ga	Gallium	69.723	2402
32	Ge	Germanium	72.61	2510
33	As	Arsenic	74.922	2542
34	Se	Selenium	78.972	2212
35	Br	Bromine	79.904	241.5
36	Kr	Krypton	83.80	120.2
37	Rb	Rubidium	85.468	938
38	Sr	Strontium	87.62	1382
39	Y	Yttrium	88.906	1472
40	Zr	Zirconium	91.224	4075
41	Nb	Niobium	92.906	4943
42	Mo	Molybdenum	95.93	4912
43	Tc	Technetium	98.907	2936
44	Ru	Ruthenium	101.07	4012
45	Rh	Rhodium	102.905	3695
46	Pd	Palladium	106.42	3550
47	Ag	Silver	107.868	2162
48	Cd	Cadmium	112.411	2042
49	In	Indium	114.818	2072
50	Sn	Tin	118.71	2270
51	Sb	Antimony	121.760	1763
52	Te	Tellurium	127.6	1261
53	I	Iodine	126.905	1843
54	Xe	Xenon	131.29	1661
55	Cs	Cesium	132.905	942
56	Ba	Barium	137.327	1297
57	La	Lanthanum	138.905	3464
58	Ce	Cerium	140.115	3443
59	Pr	Praseodymium	140.908	3550
60	Nd	Neodymium	144.24	3074
61	Pm	Promethium	144.913	2099
62	Sm	Samarium	150.36	1794
63	Eu	Europium	151.966	1529
64	Gd	Gadolinium	157.25	1327
65	Tb	Terbium	158.925	1323
66	Dy	Dysprosium	162.50	1287
67	Ho	Holmium	164.930	2567
68	Er	Erbium	167.26	2700
69	Tm	Thulium	168.934	2672
70	Yb	Ytterbium	173.04	2811
71	Lu	Lutetium	174.967	2900
72	Hf	Hafnium	178.49	4683
73	Ta	Tantalum	180.948	4027
74	W	Tungsten	183.85	4555
75	Re	Rhenium	186.207	5180
76	Os	Osmium	190.23	5012
77	Ir	Iridium	192.22	4875
78	Pt	Platinum	195.08	4058
79	Au	Gold	196.967	3825
80	Hg	Mercury	200.59	356.73
81	Tl	Thallium	204.383	2443
82	Pb	Lead	207.2	2017
83	Bi	Bismuth	208.980	1564
84	Po	Polonium	[209]	unknown
85	At	Astatine	209	unknown
86	Rn	Radon	222.018	unknown
87	Fr	Francium	223	unknown
88	Ra	Radium	226.025	1707
89	Ac	Actinium	227.028	3291
90	Th	Thorium	232.038	4781
91	Pa	Protactinium	231.036	4293
92	U	Uranium	238.029	4101
93	Np	Neptunium	237.048	4174
94	Pu	Plutonium	244.064	3228
95	Am	Americium	243.061	3273
96	Cm	Curium	247.070	3100
97	Bk	Berkelium	247.070	2627
98	Cf	Californium	251.080	2009
99	Es	Einsteinium	[252]	unknown
100	Fm	Fermium	257.095	unknown
101	Md	Mendelevium	258.1	unknown
102	No	Nobelium	259.101	unknown
103	Lr	Lawrencium	[262]	unknown
104	Rf	Rutherfordium	[261]	unknown
105	Db	Dubnium	[262]	unknown
106	Sg	Seaborgium	[266]	unknown
107	Bh	Bohrium	[264]	unknown
108	Hs	Hassium	[277]	unknown
109	Mt	Meitnerium	[268]	unknown
110	Ds	Darmstadtium	[271]	unknown
111	Rg	Roentgenium	[272]	unknown
112	Cn	Copernicium	[285]	unknown
113	Uut	Ununtrium	unknown	unknown
114	Fl	Flerovium	unknown	unknown
115	Uup	Ununpentium	unknown	unknown
116	Lv	Livermorium	unknown	unknown
117	Uus	Ununseptium	unknown	unknown
118	Uuo	Ununoctium	unknown	unknown

Legend: Alkali Metal, Alkaline Earth, Transition Metal, Basic Metal, Semimetal, Nonmetal, Halogen, Noble Gas, Lanthanide, Actinide

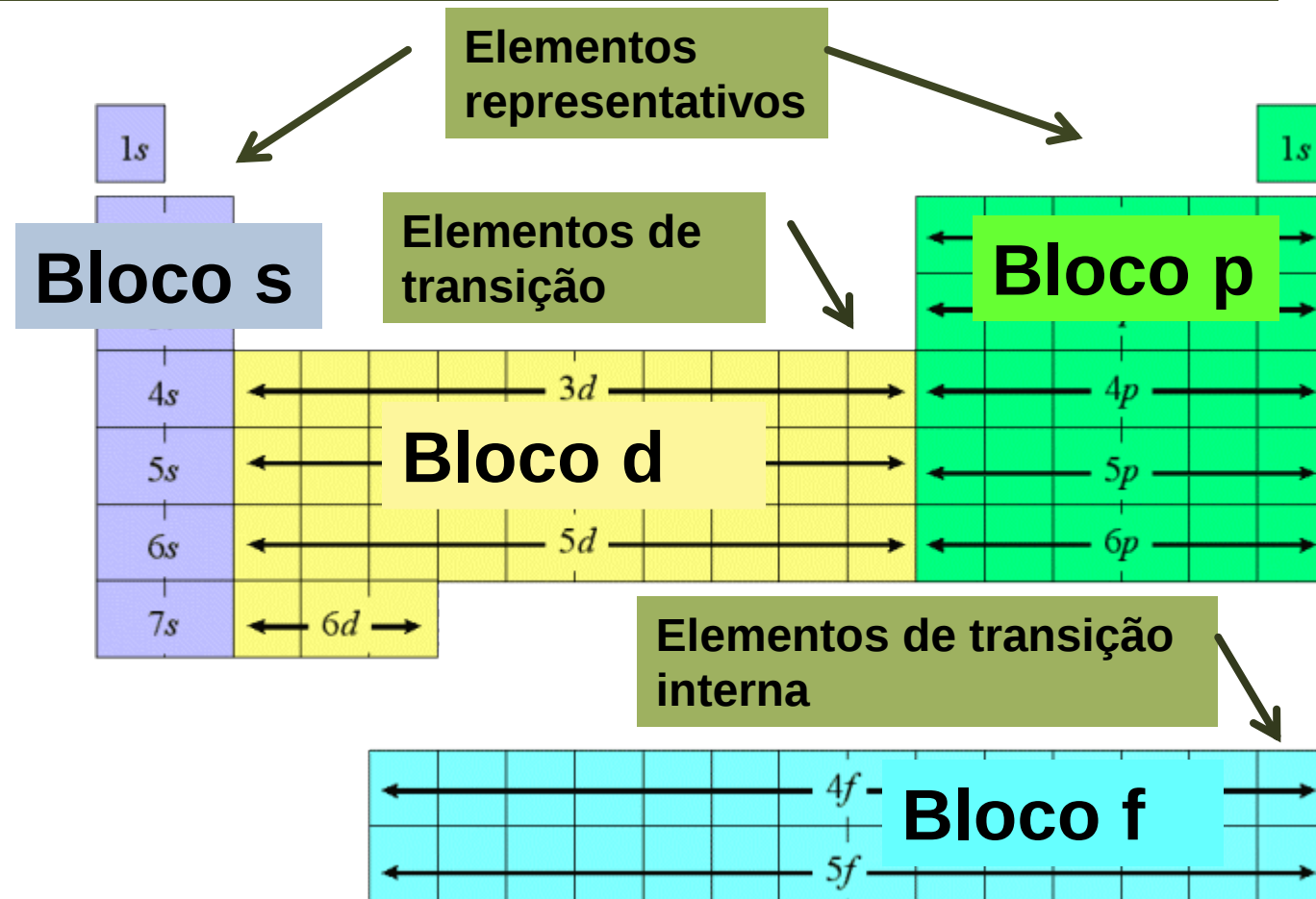
AS CONFIGURAÇÕES ELETRÔNICAS E A TABELA PERIÓDICA

Cada período começa com a adição de um elétron a uma nova camada, que ainda não tinha nenhum electrão.

A esta última camada em preenchimento chamamos **CAMADA DE VALÊNCIA**, e é normalmente a de maior n° quântico principal.

Aos elétrons colocados em camadas mais internas chamamos **CERNE DO ÁTOMO**.

Ao longo do período, com o aumento de Z , vai sendo adicionado mais um elétron à camada de valência.



ELEMENTOS DO MESMO GRUPO POSSUEM CONFIGURAÇÕES ELETRÔNICAS SEMELHANTES

Grupo 1- Metais Alcalinos, têm um cerne de gás nobre e uma configuração **ns¹** dos elétrons de valência.

Lítio: **Li** - $1s^2 2s^1$

Sódio: **Na** - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Potássio: **K** - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Grupo 2- Metais Alcalino-terrosos, têm um cerne de gás nobre e uma configuração **ns²** dos elétrons de valência.

Berílio: **Be** - $1s^2 2s^2$

Magnésio: **Mg** - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Cálcio: **Ca** - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Period

1

1.00794
1

H

1

1

Group

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

Li

Be

Na

Mg

K

Ca

Sc

Ti

V

Cr

Mn

Fe

Co

Ni

Cu

Zn

Ga

Ge

As

Se

Br

Kr

Rb

Sr

Y

Zr

Nb

Mo

Tc

Ru

Rh

Pd

Ag

Cd

In

Sn

Sb

Te

I

Xe

Cs

Ba

La

Hf

Ta

W

Re

Os

Ir

Pt

Au

Hg

Tl

Pb

Bi

Po

At

Rn

Fr

Ra

Ac

Rf

Db

Sg

Bh

Hs

Mt

Uun

Uuu

Uub

Uuq

Group

13

14

15

16

17

18

5

6

7

8

9

10

B

C

N

O

F

Ne

Atomic Mass

12.011

-4

Symbol

C

+2

Atomic Number

6

+4

Electron Configuration

2-4

Selected Oxidation States

Relative atomic masses are based on ¹²C = 12.000

Note: Mass numbers in parentheses are mass numbers of the most stable or common isotope.

**Denotes the presence of (2-8-) for elements 72 and above

The systematic names and symbols for elements of atomic numbers above 109 will be used until the approval of trivial names by IUPAC.

Ce

Pr

Nd

Pm

Sm

Eu

Gd

Tb

Dy

Ho

Er

Tm

Yb

Lu

58

59

60

61

62

63

64

65

66

67

68

69

70

71

Th

Pa

U

Np

Pu

Am

Cm

Bk

Cf

Es

Fm

Md

No

Lr

90

91

92

93

94

95

96

97

98

99

100

101

102

103

ELEMENTOS DO MESMO GRUPO POSSUEM CONFIGURAÇÕES ELETRÔNICAS SEMELHANTES

Grupo 17- Halogéneos, têm um cerne de gás nobre e uma configuração ns^2np^5 dos elétrons de valência.

Flúor: **F** - $1s^2 2s^2 2p^5$

Cloro: **Cl** - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Grupo 18- Gases raros ou nobres, possuem a última camada de valência completamente preenchida, o que corresponde a uma situação de grande estabilidade para estes átomos, tornando-os muito pouco reativos.

Hélio: **He** - $1s^2$

Néon: **Ne** - $1s^2 2s^2 2p^6$

Árgon: **Ar** - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Periodic Table of the Elements

KEY

Atomic Mass → 12.011

Symbol → **C**

Atomic Number → 6

Electron Configuration → 2-4

Selected Oxidation States: -4, +2, +4

Relative atomic masses are based on $^{12}\text{C} = 12.000$

Note: Mass numbers in parentheses are mass numbers of the most stable or common isotope.

18

He

2

Period		Group		Group															
1	2	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 1 H 1.00794																			
2 3 Li 6.941	4 4 Be 9.01218													5 5 B 10.81	6 6 C 12.011	7 7 N 14.0067	8 8 O 15.9994	9 9 F 18.998403	10 10 Ne 20.179
3 11 Na 22.98977	12 12 Mg 24.305													13 13 Al 26.98154	14 14 Si 28.0855	15 15 P 30.97376	16 16 S 32.06	17 17 Cl 35.453	18 18 Ar 39.948
4 19 K 39.0983	20 20 Ca 40.08	21 21 Sc 44.9559	22 22 Ti 47.88	23 23 V 50.9415	24 24 Cr 51.996	25 25 Mn 54.9380	26 26 Fe 55.847	27 27 Co 58.9332	28 28 Ni 58.69	29 29 Cu 63.546	30 30 Zn 65.39	31 31 Ga 69.72	32 32 Ge 72.59	33 33 As 74.9216	34 34 Se 78.96	35 35 Br 79.904	36 36 Kr 83.80		
5 37 Rb 85.4678	38 38 Sr 87.62	39 39 Y 88.9059	40 40 Zr 91.224	41 41 Nb 92.9064	42 42 Mo 95.94	43 43 Tc (98)	44 44 Ru 101.07	45 45 Rh 102.905	46 46 Pd 106.42	47 47 Ag 107.868	48 48 Cd 112.41	49 49 In 114.82	50 50 Sn 118.71	51 51 Sb 121.75	52 52 Te 127.60	53 53 I 126.905	54 54 Xe 131.29		
6 55 Cs 132.905	56 56 Ba 137.33	57 57 La 138.906	58 58 Ce 140.12	59 59 Pr 140.908	60 60 Nd 144.24	61 61 Pm (145)	62 62 Sm 150.36	63 63 Eu 151.96	64 64 Gd 157.25	65 65 Tb 158.925	66 66 Dy 162.50	67 67 Ho 164.930	68 68 Er 167.26	69 69 Tm 168.934	70 70 Yb 173.04	71 71 Lu 174.967			
7 87 Fr (223)	88 88 Ra (226)	89 89 Ac (227)	90 90 Th 232.038	91 91 Pa 231.036	92 92 U 238.029	93 93 Np 237.048	94 94 Pu 244	95 95 Am 243	96 96 Cm 247	97 97 Bk 247	98 98 Cf 251	99 99 Es 252	100 100 Fm 257	101 101 Md 258	102 102 No 259	103 103 Lr 260			

**Denotes the presence of (2-8-) for elements 72 and above

*The systematic names and symbols for elements of atomic numbers above 109 will be used until the approval of trivial names by IUPAC.

A CAMADA DE VALÊNCIA E OS ELETRÕES DE VALÊNCIA

Os elétrons exteriores de um átomo, que são aqueles que se envolvem em ligações químicas, designam-se por **elétrons de valência**.

A semelhança entre as configurações eletrónicas exteriores (mesmo nº de elétrons de valência), é o que faz com que **elementos no mesmo grupo tenham um comportamento químico semelhante**.

É também a **configuração eletrónica de valência** que nos permite localizar um elemento químico na TP:

Z(K) = 19

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

4º período

1 e⁻ de valência → Grupo 1

Bloco s

Z(Cl) = 17

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

2+5 = 7 e⁻ de valência →
Grupo 7 + 10 = 17

3º período

Bloco p

TIPOS DE LIGAÇÕES ESTABELECIDAS PELOS DIFERENTES ELEMENTOS QUÍMICOS

METAIS: podem estabelecer **ligação metálica**, ou podem formar **catiões** (íons positivos)

Catão + anião = composto iônico

Tabela Periódica dos Elementos

Tabela Periódica dos Elementos

1 IA 1 H Hydrogen 1.00784	2 IIA 2 He Helium 4.0026																	18 VIIIA 18 He Helium 4.0026													
3 1 Li Lithium 6.941	4 2 Be Beryllium 9.012182																	10 2 Ne Neon 20.1797													
11 3 Na Sodium 22.98977	12 4 Mg Magnesium 24.3050																	18 4 Ar Argon 39.948													
19 5 K Potassium 39.0983	20 6 Ca Calcium 40.078	21 3 Sc Scandium 44.9559	22 4 Ti Titanium 47.867	23 5 V Vanadium 50.9415	24 6 Cr Chromium 51.9961	25 7 Mn Manganese 54.93085	26 8 Fe Iron 55.845	27 9 Co Cobalt 58.93320	28 10 Ni Nickel 58.6934	29 11 Cu Copper 63.546	30 12 Zn Zinc 65.39	31 13 Ga Gallium 69.723	32 14 Ge Germanium 72.61	33 15 As Arsenic 74.92159	34 16 Se Selenium 78.96	35 17 Br Bromine 79.904	36 18 Kr Krypton 83.80														
37 7 Rb Rubidium 85.4678	38 8 Sr Strontium 87.62	39 5 Y Yttrium 88.90585	40 6 Zr Zirconium 91.224	41 7 Nb Niobium 92.90638	42 8 Mo Molybdenum 95.94	43 9 Tc Technetium (98)	44 10 Ru Ruthenium 101.07	45 11 Rh Rhodium 102.9055	46 12 Pd Palladium 106.42	47 13 Ag Silver 107.8682	48 14 Cd Cadmium 112.411	49 15 In Indium 114.818	50 16 Sn Tin 118.710	51 17 Sb Antimony 121.760	52 18 Te Tellurium 127.60	53 19 I Iodine 126.90447	54 20 Xe Xenon 131.29														
55 9 Cs Cesium 132.9054	56 10 Ba Barium 137.327	57-71 La-Lu										81 15 Tl Thallium 204.3833	82 16 Pb Lead 207.2	83 17 Bi Bismuth 208.980	84 18 Po Polonium (209)	85 19 At Astatine (210)	86 20 Rn Radon (222)														
87 11 Fr Francium (223)	88 12 Ra Radium 226.025	9-103 C-Lr										113 15 Nh Nihonium (284)	114 16 Fl Flerovium (289)	115 17 Mc Moscovium (288)	116 18 Lv Livermorium (293)	117 19 Ts Tennessine (294)	118 20 Og Oganesson (294)														
57 7 La Lanthanum 138.9055																		58 8 Ce Cerium 140.115	59 9 Pr Praseodymium 140.90765	60 10 Nd Neodymium 144.24	61 11 Pm Promethium (145)	62 12 Sm Samarium 150.36	63 13 Eu Europium 151.965	64 14 Gd Gadolinium 157.25	65 15 Tb Terbium 158.92534	66 16 Dy Dysprosium 162.50	67 17 Ho Holmium 164.9303	68 18 Er Erbium 167.26	69 19 Tm Thulium 168.93421	70 20 Yb Ytterbium 173.04	71 21 Lu Lutetium 174.967
89 7 Ac Actinium 227.028																		90 8 Th Thorium 232.0381	91 9 Pa Protactinium 231.03588	92 10 U Uranium 238.02891	93 11 Np Neptunium 237.048	94 12 Pu Plutonium (244)	95 13 Am Americium (243)	96 14 Cm Curium (247)	97 15 Bk Berkelium (247)	98 16 Cf Californium (251)	99 17 Es Einsteinium (252)	100 18 Fm Fermium (257)	101 19 Md Mendelevium (258)	102 20 No Nobelium (259)	103 21 Lr Lawrencium (260)

NÃO-METAIS: estabelecem **ligação covalente**, por partilha de elétrons, formando **moléculas ou iões moleculares**

GASES RAROS: não estabelecem ligações, existem como gases monoatômicos.

NOTAÇÃO DE LEWIS: representação dos elétrons de valência nos átomos

1																	18
·H	2											13	14	15	16	17	He:
·Li	·Be·											·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·
·Na	·Mg·	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar·
·K	·Ca·											·Ga·	·Ge·	·As·	·Se·	·Br·	·Kr·
·Rb	·Sr·											·In·	·Sn·	·Sb·	·Te·	·I·	·Xe·
·Cs	·Ba·											·Tl·	·Pb·	·Bi·	·Po·	·At·	·Rn·
·Fr	·Ra·																
↓ 1 e ⁻	↓ 2 e ⁻											↓ 3 e ⁻	↓ 4 e ⁻	↓ 5 e ⁻	↓ 6 e ⁻	↓ 7 e ⁻	↓ 8 e ⁻
Camada de valência completa: 8 e ⁻																	

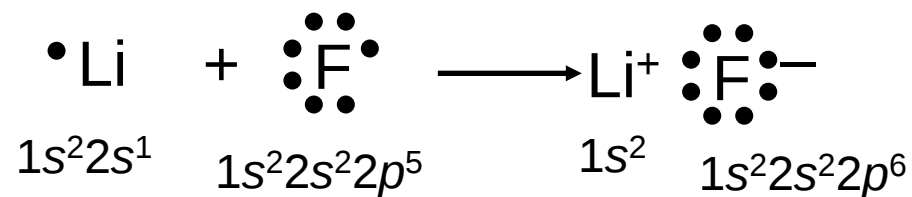
PAU

21

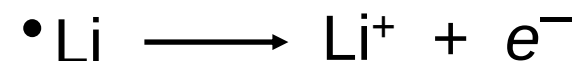
LIGAÇÃO QUÍMICA - “TEORIA DE LEWIS”

- 1) Os eletrões, da camada de valência, desempenham um papel fundamental na ligação química;
- 2) Nalguns casos a ligação química decorre da transferência de eletrões entre átomos com formação de iões (catiões ou aniões) $\Rightarrow$ **ligação iónica**.
- 3) Noutras situações a ligação química resulta da partilha de eletrões entre os átomos com formação de moléculas $\Rightarrow$ **ligação covalente**.
- 4) Os eletrões são transferidos ou partilhados entre os átomos, de tal forma que cada átomo adquira uma configuração eletrónica estável, normalmente a de um gás raro ou inerte, apresentando **8 e⁻ na camada de valência num arranjo designado por octeto – “Regra do octeto”**.

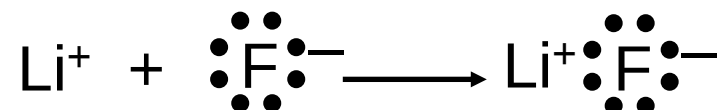
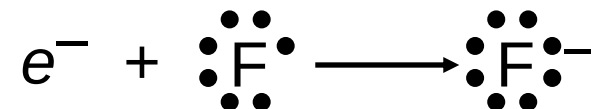
COMPOSTOS IÔNICOS: AS UNIDADES CORPUSCULARES SÃO IÔES - LIGAÇÃO IÔNICA



Formação do catião: perda de um elétron pelo elemento metálico.



Formação do anião: transferência do elétron para espécie química do não-metal.

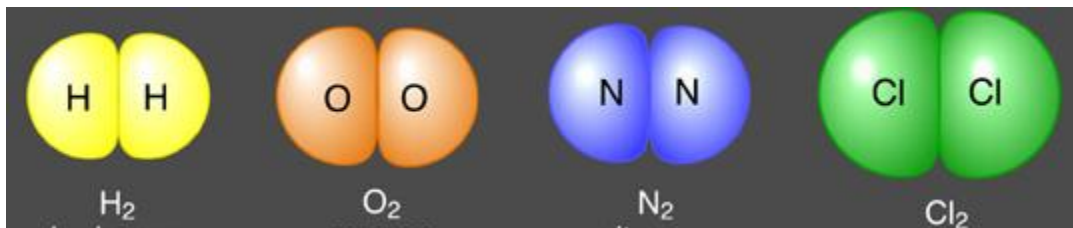


COMPOSTOS MOLECULARES: as unidades corpusculares são moléculas

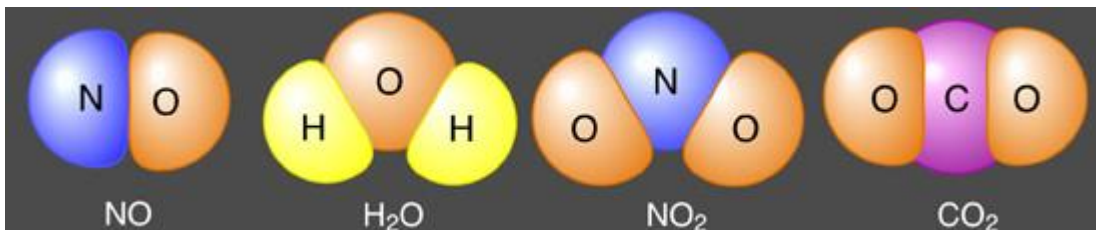
MOLÉCULAS: agregado de dois ou mais átomos, com um arranjo bem definido, em que os átomos intervenientes partilham os seus eletrões de valência - **ligação covalente**.

Uma **MOLÉCULA** pode ser composta por átomos de apenas um elemento (p.e. H_2 , O_2 , N_2), ou por átomos de vários elementos (p.e. H_2O , HCl , NH_3). No segundo caso trata-se de um **COMPOSTO MOLECULAR**.

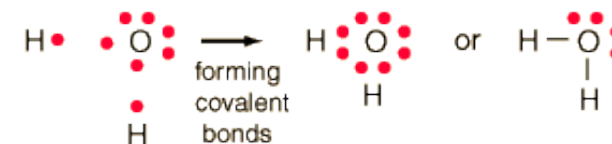
Moléculas diatômicas



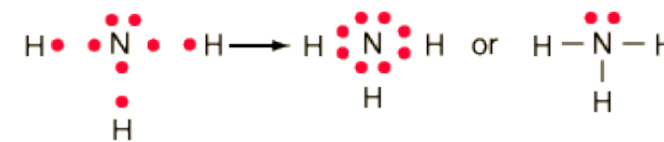
Moléculas poliatômicas



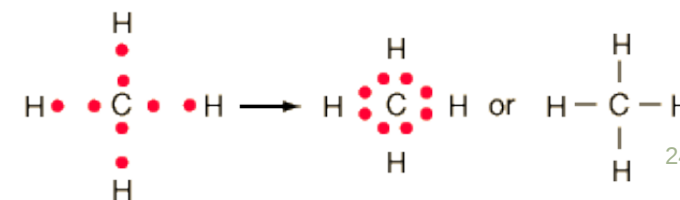
Água:
 H_2O



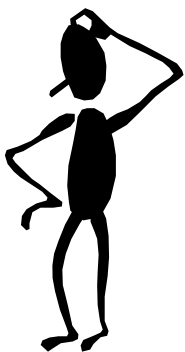
Amoníaco:
 NH_3



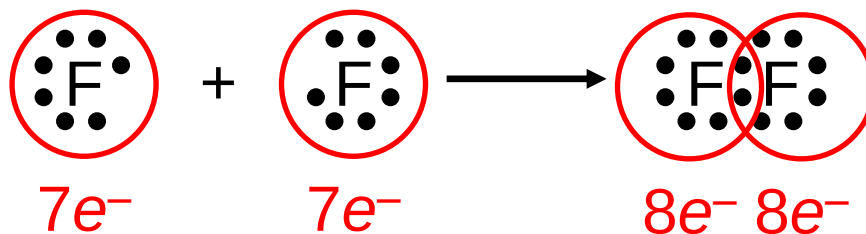
Metano:
 CH_4



LIGAÇÃO COVALENTE - ligação na qual pares de elétrons são partilhados por dois átomos

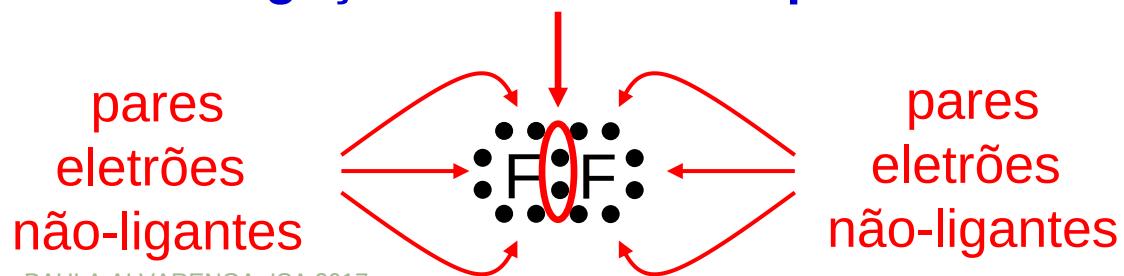


Porque é que dois átomos partilham elétrons?

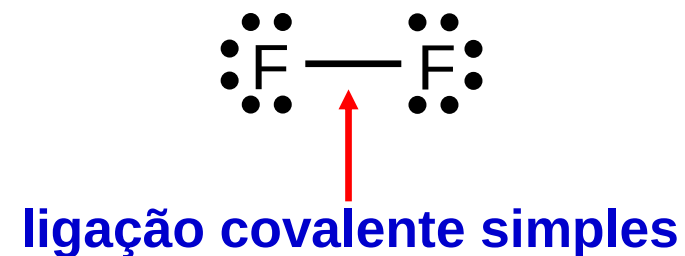


Estrutura de Lewis do F_2

ligação covalente simples

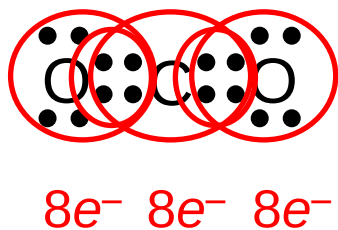


PAULA ALVARENGA, ISA 2017

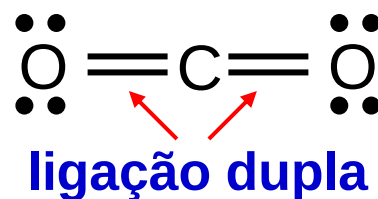


LIGAÇÃO COVALENTE DUPLA E TRIPLA

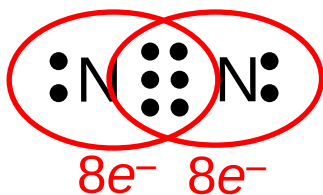
Ligação dupla – dois átomos partilham dois pares de eletrões (Ex.: CO_2)



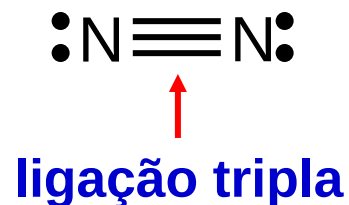
ou



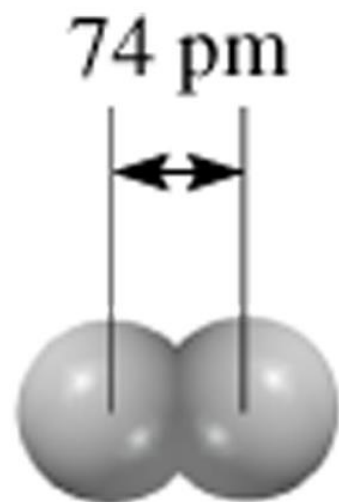
Ligação tripla – dois átomos partilham três pares de electrões (Ex.: N_2)



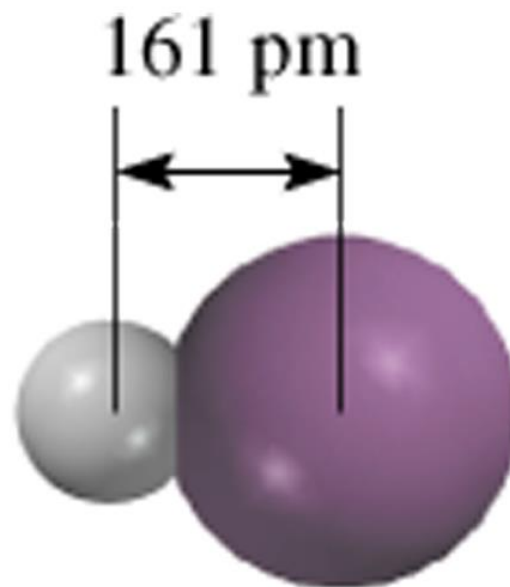
ou



COMPRIMENTO DE LIGAÇÕES COVALENTES



H₂



HI

Tipo da Ligação	Comp. da Ligação (pm)
C–C	154
C=C	133
C≡C	120
C–N	143
C=N	138
C≡N	116

Comprimento das Ligações

Ligação tripla < Ligação Dupla < Ligação Simples

ELETRONEGATIVIDADE E POLARIDADE DAS LIGAÇÕES

Eletronegatividade — tendência de um átomo para atrair a si os elétrons numa ligação.

Aumento de electronegatividade

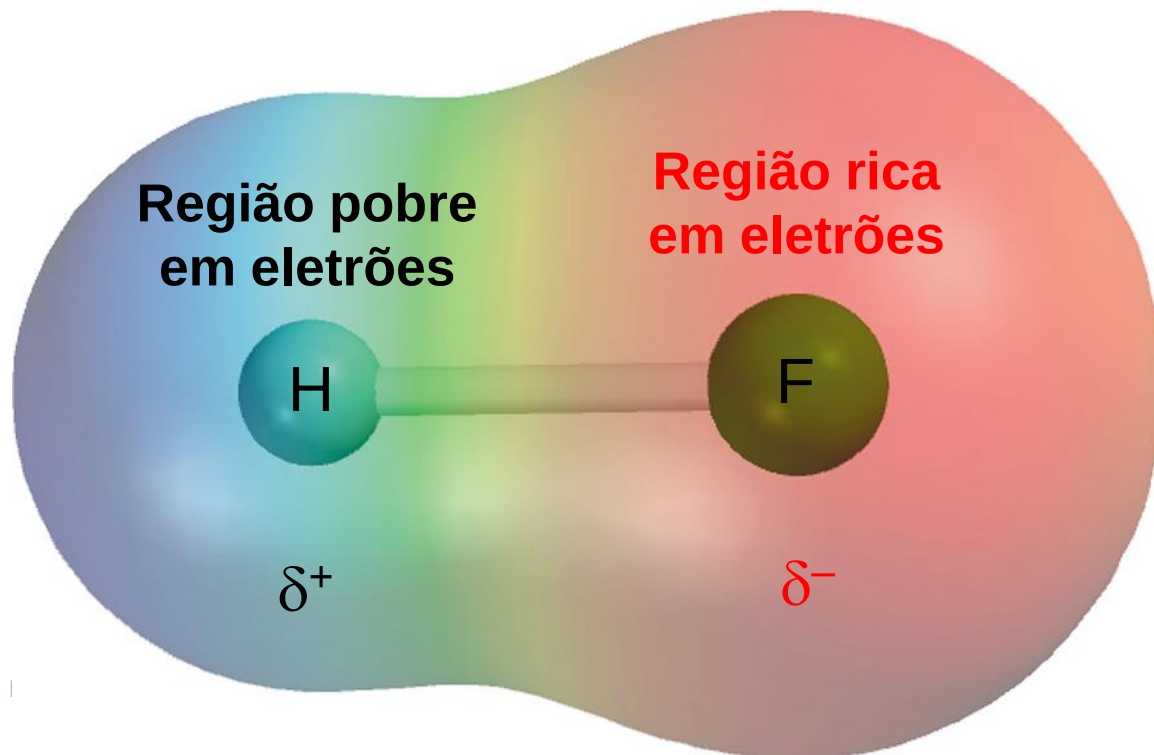
Escala de eletronegatividade de Pauling

Aumento de electronegatividade

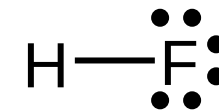
1																18
H 2,1																
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0-1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
Fr 0,7	Ra 0,9															

LIGAÇÃO COVALENTE POLAR: quando dois átomos ligados são diferentes, essa ligação é polar (ou iônica...)

Ligação covalente polar ou **ligação polar** — ligação covalente com maior densidade eletrônica na vizinhança de um dos átomos.



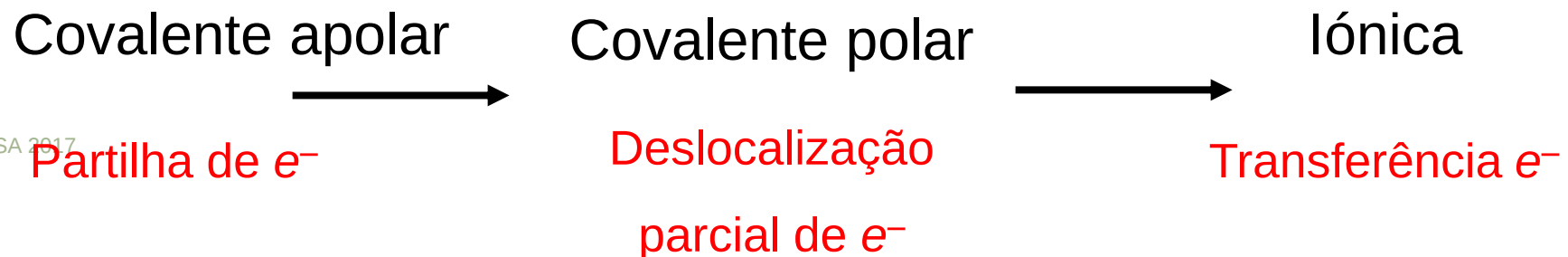
e^- pobre e^- rica



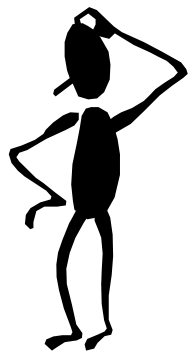
CLASSIFICAÇÃO DAS LIGAÇÕES EM FUNÇÃO DA DIFERENÇA DE ELETRONEGATIVIDADE ENTRE OS ÁTOMOS

Diferença de eletronegatividade	Tipo de Ligação
0	Covalente apolar
≥ 2	Iônica
$0 < e < 2$	Covalente polar

Aumento da diferença de eletronegatividade entre os átomos



EXEMPLO: classifique as seguintes ligações como iônicas, covalentes polares ou covalente apolar



- a ligação em CsCl
- a ligação em H₂S
- e a ligação NN em H₂NNH₂.

Electronegatividade dos elementos		Diferença de Electronegatividade	Tipo de ligação
Cs – 0,7	Cl – 3,0	$3,0 - 0,7 = 2,3$	Iônica
H – 2,1	S – 2,5	$2,5 - 2,1 = 0,4$	Covalente polar
N – 3,0	N – 3,0	$3,0 - 3,0 = 0$	Covalente apolar

Classifique as seguintes ligações como iônicas, covalentes polares ou covalentes apolares:

- HCl
- KF
- CC em H₃CCH₃

ESCREVER ESTRUTURAS DE LEWIS

1. Escrever o esqueleto estrutural do composto mostrando os átomos que estão ligados uns aos outros. Colocar o elemento menos eletronegativo no centro. **O hidrogénio é sempre terminal.**
2. Contar o número total de **elétrões de valência** presente. Adicionar 1 elétron por cada carga negativa. Subtrair 1 elétron por cada carga positiva.
3. Completar os octetos dos átomos ligados ao átomo central, **exceto** para o hidrogénio (duplete).
4. Se a estrutura obtida apresentar mais elétrões do que o número total de elétrões de valência presentes, **formar ligações duplas e triplas no átomo central** consoante for necessário.

ESTRUTURA DE LEWIS DO TRIFLUORETO DE AZOTO (NF₃)

Passo 1 – N é menos eletronegativo do que F, N fica no centro.

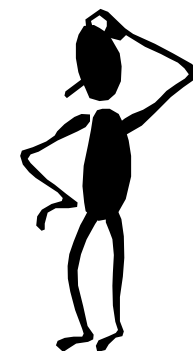
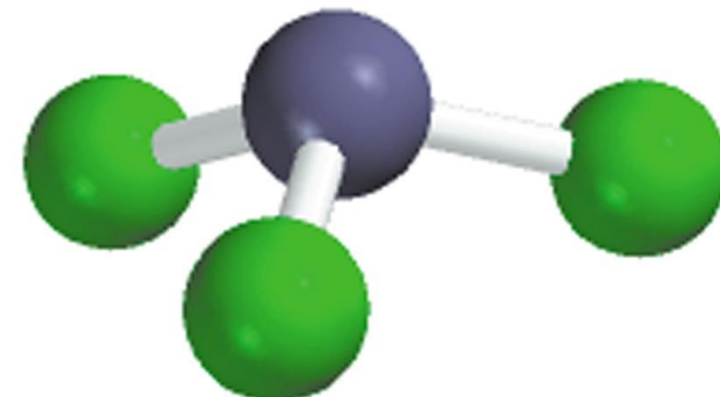
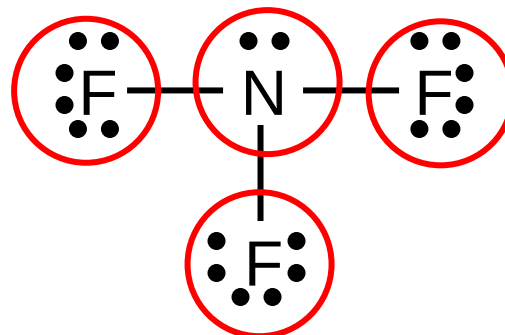
Passo 2 – Contar os elétrons de valência N: 5(2s²2p³) e F: 7(2s²2p⁵)

$$5 + (3 \times 7) = 26 \text{ elétrons de valência}$$

Passo 3 – Desenhar ligações simples entre os átomos N e F e complete os octetos dos átomos N e F.

Passo 4 – Verifique se o número de e⁻ na estrutura é igual ao número de e⁻ de valência?

$$3 \text{ ligações simples } (3 \times 2) + 10 \text{ pares isolados } (10 \times 2) = 26 \text{ elétrons}$$



ESTRUTURA DE LEWIS DO TETRACLORETO DE CARBONO (CCl₄)

Molécula de CCl₄

Passo 1 – O C é menos eletronegativo do que o Cl, fica no centro;

Passo 2 – **Z(C) = 6 → 1s² 2s² 2p² → 4 elétrons de valência**

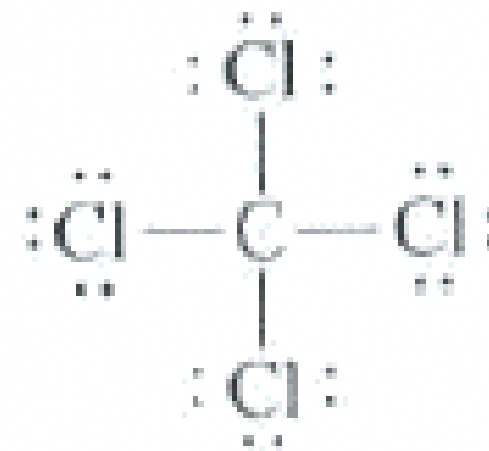
Z(Cl) = 17 → 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵ → 7 elétrons de valência

4 + (4 × 7) = 32 elétrons de valência

Passo 3 – Desenhar ligações simples entre os átomos C e Cl e completar os octetos dos átomos de Cl.

Passo 4 – Verificar se o número de e⁻ na estrutura é igual ao número de e⁻ de valência?

4 ligações simples (4 × 2) + 12 pares isolados (12 × 2) = 32 elétrons na estrutura



ESTRUTURA DE LEWIS DO IÃO CARBONATO (CO_3^{2-})

Passo 1 – C é menos eletronegativo do que O, coloque C no centro

Passo 2 – Contar os elétrons de valência: C ($2s^2 2p^2$) = $4 e^-$

O ($2s^2 2p^4$) = $6 e^-$

carga (-2) = $+ 2e^-$

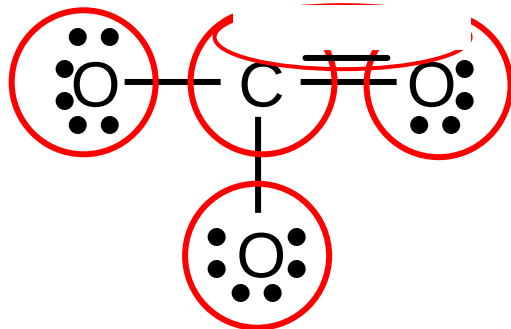
$$4 + (3 \times 6) + 2 = 24 \text{ elétrons de valência}$$

Passo 3 – Desenhar ligações simples entre os átomos C e O e completar o octeto nos átomos C e O.

Passo 4 – Verificar se o número de e^- na estrutura é igual ao número de e^- de valência?

$$3 \text{ ligações simples } (3 \times 2) + 10 \text{ pares isolados } (10 \times 2) = 26 \text{ elétrons}$$

Passo 5 - Demasiados elétrons: formar ligações duplas e reaverificar o número de e^-

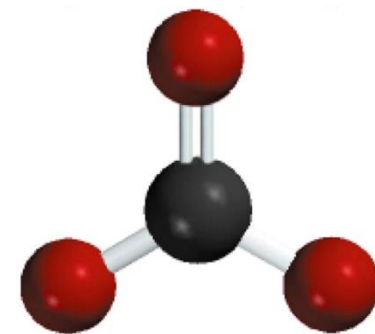


$$2 \text{ ligações simples } (2 \times 2) = 4$$

$$8 \text{ pares isolados } (8 \times 2) = 16$$

$$1 \text{ ligação dupla} = 4$$

$$\text{Total} = 24$$



EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO:

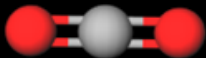
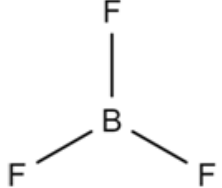
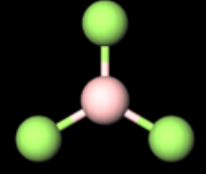
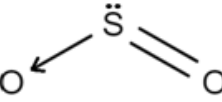
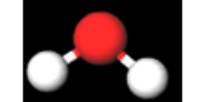
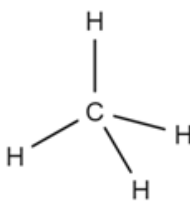
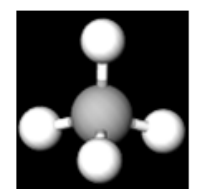
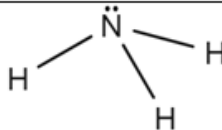
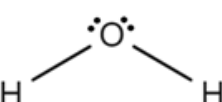
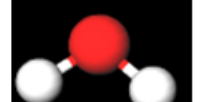
Escreva as estruturas de Lewis para:



GEOMETRIA MOLECULAR: linear, triangular plana, angular, piramidal trigonal ou tetraédrica

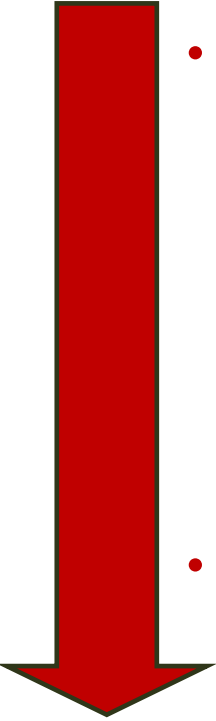
Considera-se a nuvem eletrônica correspondente aos elétrons de valência em torno do átomo central: **pares ligantes e pares não-ligantes**.

Teoria de Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência: os pares de elétrons (ligantes e não-ligantes) ao redor do elemento central da molécula repelem-se - **devem estar a uma distância máxima para a molécula ficar estável.**

Nuvem eletrônica ao redor do átomo central	Arranjo espacial	Pares de elétrons não compartilhados	Geometria Molecular	Exemplo	Modelo planar	Modelo espacial
2	Linear	0	Linear	CO ₂	$O=C=O$	
3	Trigonal Plana	0	Trigonal plana	BF ₃		
		1	Angular	SO ₂		
4	Tetraedro	0	Tetraedro	CH ₄		
		1	Piramidal	NH ₃		
		2	Angular	H ₂ O		

COMPOSTOS MOLECULARES: as moléculas ligam-se através de forças intermoleculares.

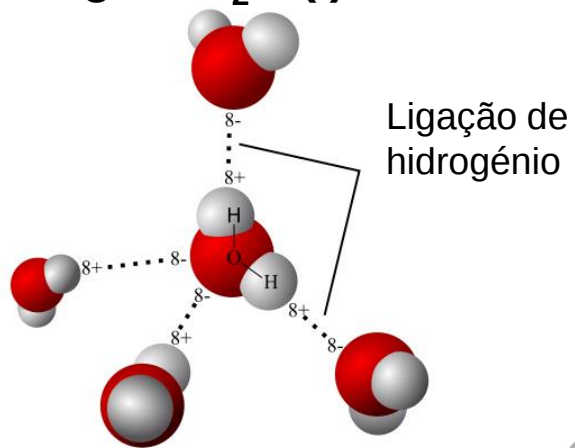
FORÇAS INTERMOLECULARES, que podem ser:

- 
- **Forças de van der Waals**, que se estabelecem entre:
 - Moléculas apolares, que formam dipolos instantâneos, por **interação dipolo instantâneo – dipolo induzido (Forças de London)** (Ex. CH_4).
 - Moléculas polares e moléculas apolares, em algumas misturas, por **interação dipolo permanente – dipolo induzido** (Ex. H_2O e O_2).
 - Moléculas polares, por **interação dipolo permanente – dipolo permanente** (Ex.: HCl)
 - **Ligações de hidrogénio**, que se estabelecem entre moléculas polares em que o átomo de H está ligado a átomos com grande tendência para atrair eletrões (F, O, N).

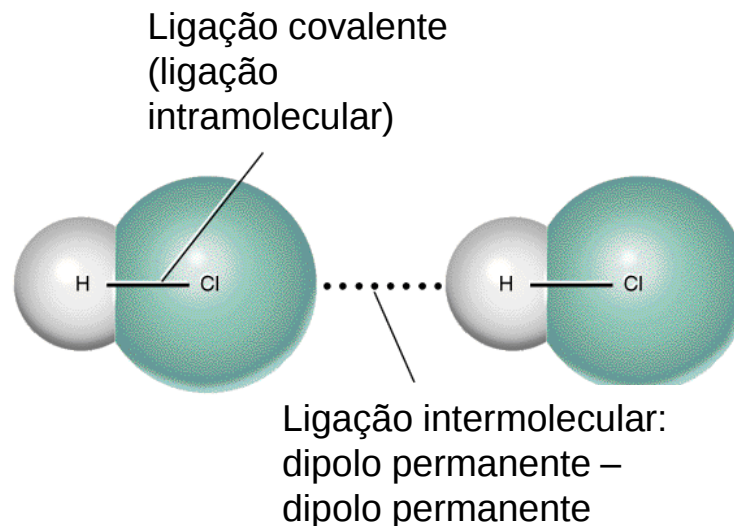
**Aumento da intensidade
da força intermolecular**

FORÇAS INTERMOLECULARES

Água: H_2O (l)



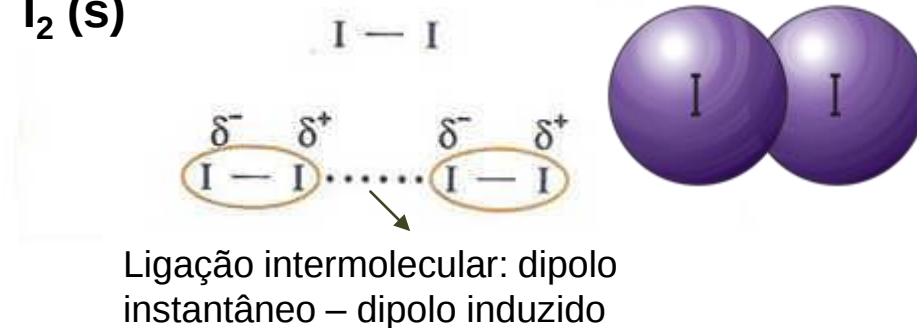
HCl (l)



Mistura de O_2 em H_2O : dipolo permanente da molécula de água induz uma deslocalização da nuvem eletrónica na molécula de O_2 – dipolo induzido



I_2 (s)

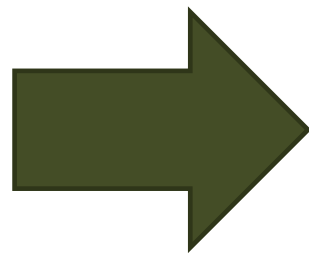
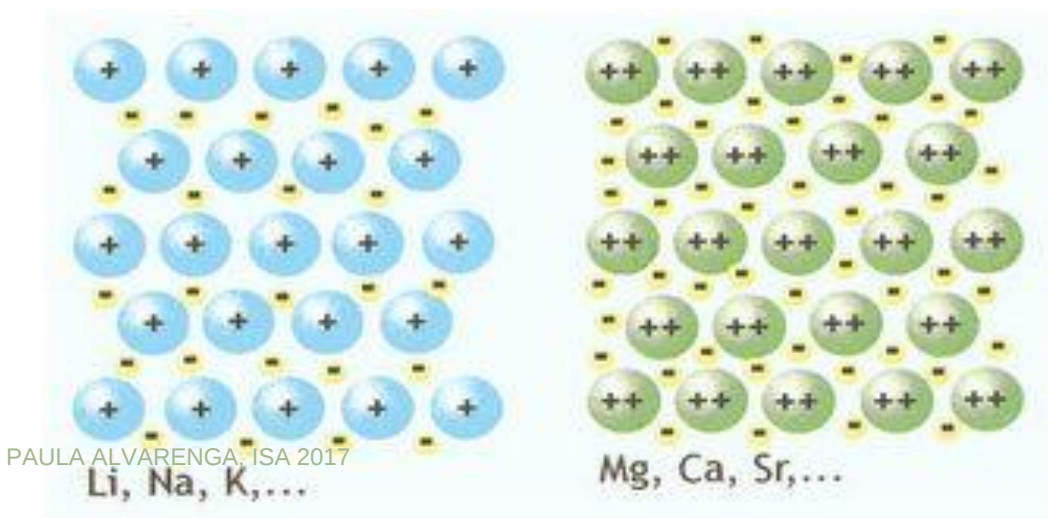


Compostos moleculares: podem ser sólidos, líquidos ou gasosos à temperatura ambiente, dependendo da intensidade das **forças intermoleculares**, ou seja, das forças que atraem as moléculas entre si.

LIGAÇÃO METÁLICA: que se estabelece entre o cerne dos átomos metálicos, e os elétrons de valência deslocalizados

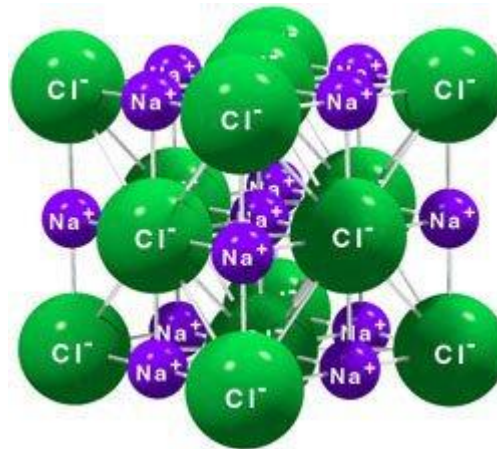
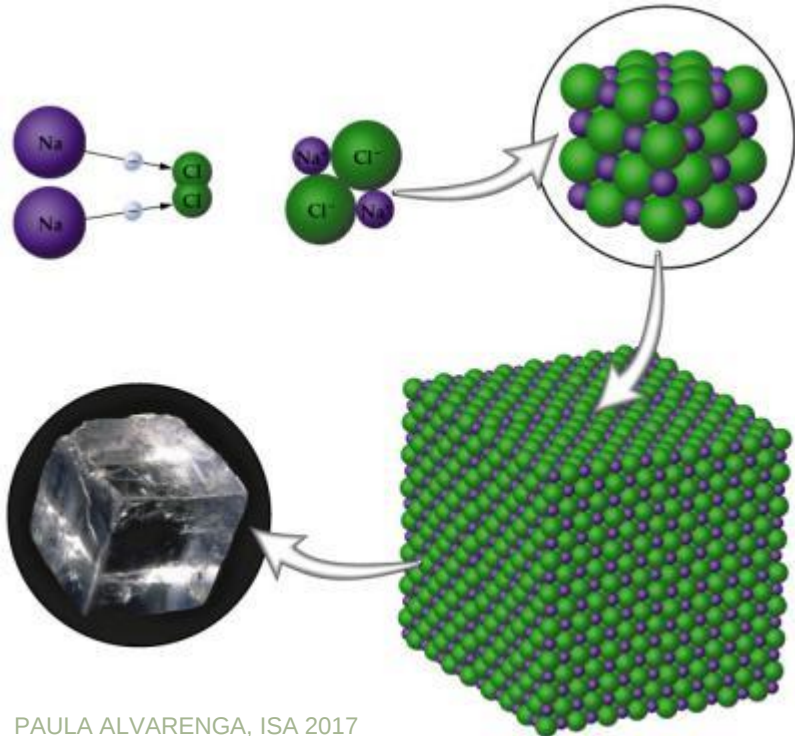
Os elétrons de valência – **elétrons livres** – movimentam-se em toda a substância. Por isso, os metais possuem:

- elevada condutibilidade térmica e elétrica
- brilho metálico
- considerável maleabilidade e ductilidade
- são geralmente sólidos à temp. ambiente



COMPOSTOS IÔNICOS: compostos formados por catiões e aniões, que se atraem electrostaticamente numa rede cristalina tridimensional.

Ex: NaCl, cloreto de sódio (sal das cozinhas), é um composto formado por **catiões sódio (Na^+)** e por **aniões cloreto (Cl^-)**.



Compostos iônicos são sólidos à temperatura ambiente.

TABELAS DE IÕES: nomes e fórmulas de alguns cátions e aniões inorgânicos comuns

Único
cátion
poliatômico

Iões positivos - Cátions	
Ião alumínio	Al^{3+}
Ião amônio	NH_4^+
Ião cálcio	Ca^{2+}
Ião cobre (II)	Cu^{2+}
Ião ferro (II)	Fe^{2+}
Ião hidrogénio	H^+
Ião magnésio	Mg^{2+}
Ião potássio	K^+
Ião prata	Ag^+
Ião sódio	Na^+

Iões negativos - Aniões	
Ião carbonato	CO_3^{2-}
Ião cloreto	Cl^-
Ião dicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Ião fosfato	PO_4^{3-}
Ião hidrogenocarbonato	HCO_3^-
Ião hidróxido	HO^-
Ião nitrato	NO_3^-
Ião óxido	O^{2-}
Ião permanganato	MnO_4^-
Ião sulfato	SO_4^{2-}

NOMENCLATURA DOS COMPOSTOS IÓNICOS

Os compostos iônicos são sempre constituídos por um catião e um anião.

Ao escrevermos a **FÓRMULA DO COMPOSTO IÓNICO** escrevemos sempre **primeiro o catião** e só **depois o anião**.

Exemplo: NaCl (é constituído pelo catião Na^+ e Cl^-).

Ao dar-mos **NOME A ESSE COMPOSTO IÓNICO** designamos sempre **primeiro o anião** e só **depois o catião**: é como se estivéssemos a dizer o nome de trás para a frente.

Exemplo: NaCl, é o cloreto de sódio.

Como já foi dito, os compostos iónicos são eletricamente neutros.

Isto indica que **A SOMA DAS CARGAS DOS CATIÕES E DOS ANIÕES DE UMA DETERMINADA FÓRMULA TEM DE SER NULA.**

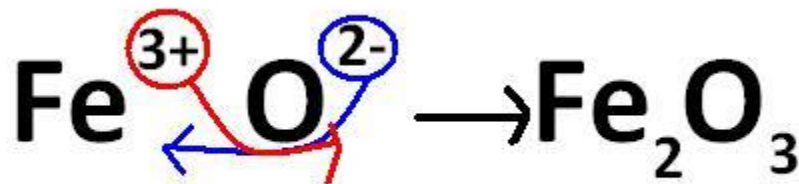
A FÓRMULA DO COMPOSTO IÔNICO DEVE ASSEGURAR A SUA ELETRONEUTRALIDADE

Quando as cargas do catião e do anião são iguais, a fórmula tem um catião para um anião.

Ex.: Brometo de potássio: o catião é K^+ e o anião é o Br^- $\Rightarrow$ A fórmula é KBr.
Sulfureto de Bário: o catião é o Ba^{2+} e o S^{2-} $\Rightarrow$ A fórmula é BaS.

Quando as cargas do catião e do anião são diferentes, existe uma regra que diz: "o índice do catião é numericamente igual à carga do anião, e o índice do anião é numericamente igual à carga do catião".

Ex.: Iodeto de zinco: o catião é o Zn^{2+} e o anião é o I^- $\Rightarrow$ A fórmula é ZnI_2
Óxido de alumínio: o catião é Al^{3+} e o anião é O^{2-} $\Rightarrow$ A fórmula é Al_2O_3



NOMENCLATURA DOS COMPOSTOS IÔNICOS

Certos metais, e em particular os **METAIS DE TRANSIÇÃO**, podem formar mais do que um catião. O ferro por exemplo pode formar dois catiões: **Fe²⁺** e **Fe³⁺**.

De acordo com a nomenclatura da IUPAC, coloca-se a carga do catião em numeração romana entre parêntesis a seguir ao nome do composto (I para uma carga positiva, II para duas cargas positivas):

Com o ião cloreto (Cl⁻):

Fe²⁺ : FeCl₂ cloreto de ferro (II)

Fe³⁺ : FeCl₃ cloreto de ferro (III)

Com o ião óxido (O²⁻):

Mn²⁺ : MnO óxido de manganês (II)

Mn³⁺ : Mn₂O₃ óxido de manganês (III)

Mn⁴⁺ : MnO₂ óxido de manganês (IV)

COMPOSTOS MOLECULARES: existem sob a forma de entidades moleculares discretas

Muitos dos compostos moleculares inorgânicos são binários, e a sua nomenclatura é semelhante à dos compostos iônicos binários. Por exemplo:

HCl cloreto de hidrogénio
HBr brometo de hidrogénio
SiC carboneto de silício

Uma exceção ao uso de prefixos mencionados é a nomenclatura dos compostos moleculares com hidrogénio:

B₂H₆ diborano
CH₄ metano
SiH₄ silano
NH₃ amoníaco
PH₃ fosfina
H₂O água
H₂S sulfureto de hidrogénio

É frequente que um dado par de elementos forme vários compostos binários. Nesses casos usam-se prefixos de origem grega (Mono-, Di-, Tri-, Tetra-, Penta-, Hexa-, Hepta-, Octa-, Nona-, Deca-) para indicar o nº de átomos. Por exemplo:

CO monóxido de carbono
CO₂ dióxido de carbono
SO₂ dióxido de enxofre
SO₃ trióxido de enxofre
PCl₃ tricloreto de fósforo
PCl₅ pentacloreto de fósforo