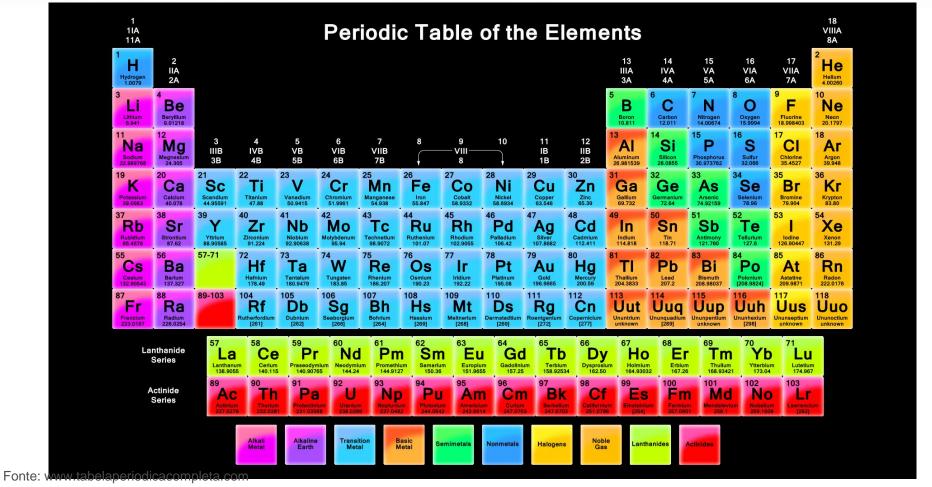
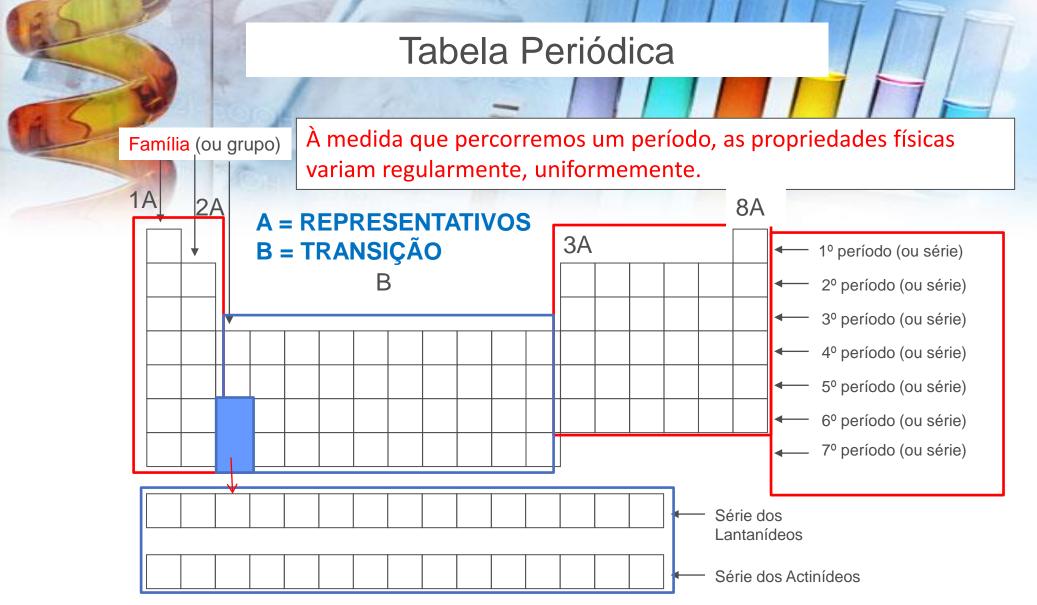
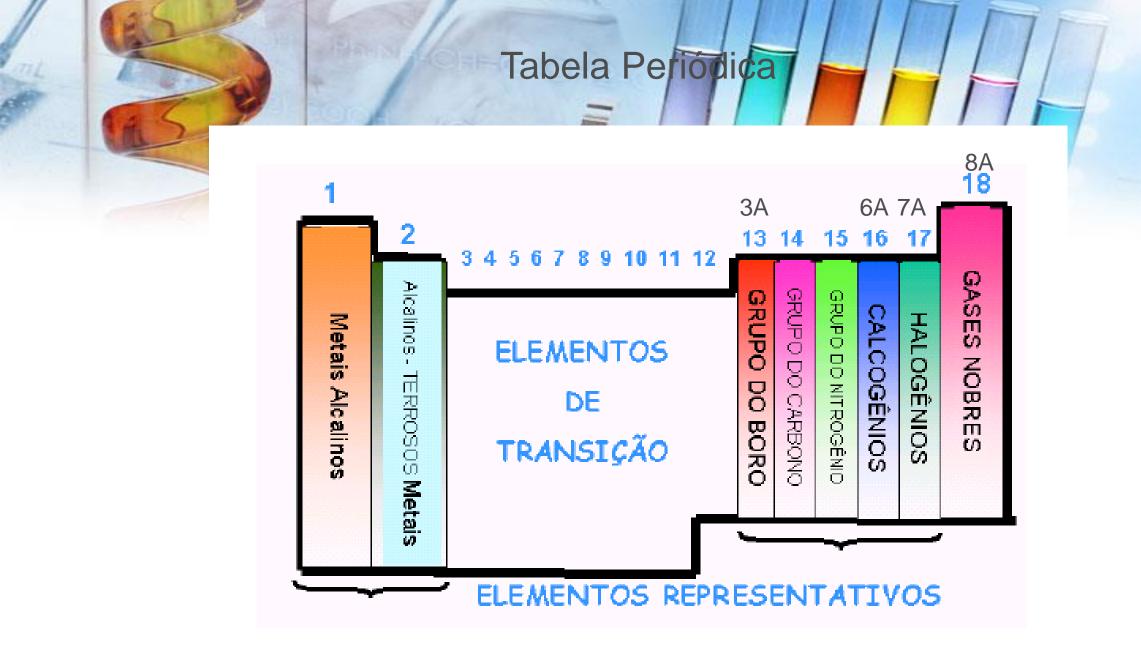


Classificação Periódica dos Elementos



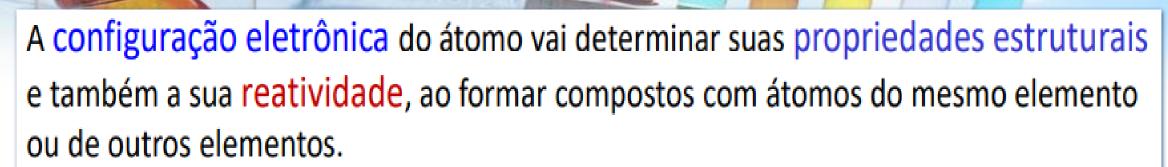


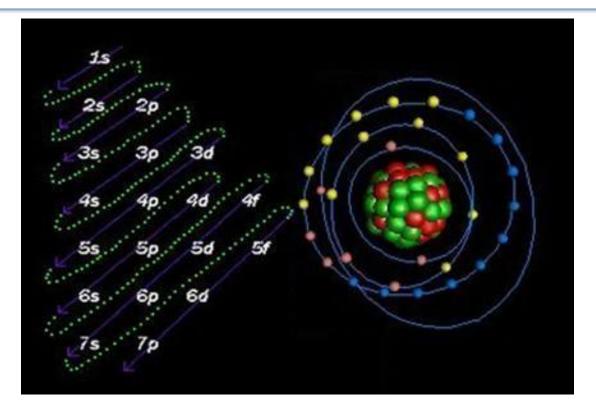
Num grupo, (famílias), os elementos apresentam propriedades químicas semelhantes.



Classificação Periódica dos Elementos · Metais alcalinos-terrosos Metais alcalinos Grupo → 1 ↓ Periodo Metais de transição 2 Cu Ga Ge Cr Co Zn 44 45 53 43 5 Rh Sn 6 Τl Pb 107 108 109 110 111 113 115 106

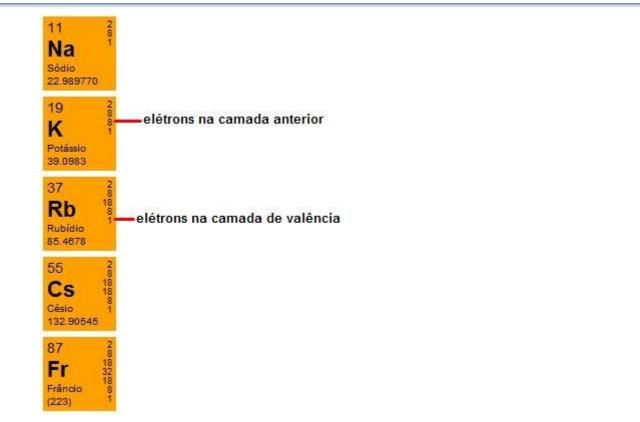
Lantanideos Sm Eu Dy Но Er Tm 92 93 94 95 96 97 98 99 100 101 102 103 90 91 Actinideos







Os elementos nos períodos 1 e 2, com estrutura eletrônica s¹ e s², respectivamente, tendem a perder esses elétrons mais externos, formando cátions mono- ou divalentes. São os metais alcalinos e alcalino-terrosos, como : Na⁺, K⁺, Ca²⁺, Ba²⁺







Os elementos no período 17, denominados halogênios, com estrutura eletrônica s² p⁵ tendem ao contrário a receber um elétron, completando a camada mais externa (estrutura de gás nobre), como: F⁻, Cl⁻, Br⁻, l⁻

Distribuição eletrônica:

Fluor

9 F 1s² 2s² 2p⁵

Cloro
₁₇ Cl

1s²
2s² 2p⁶
3s² 3p⁵

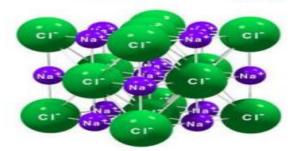
Bromo
35 Br

1s²
2s² 2p6
3s² 3p6 3d6
4s² 4p5



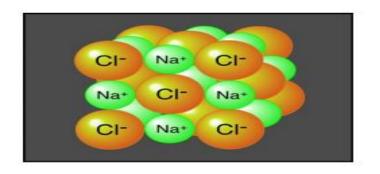
Assim, a reação entre esses elementos em lados opostos da Tabela Periódica tendem a formar compostos iônicos.

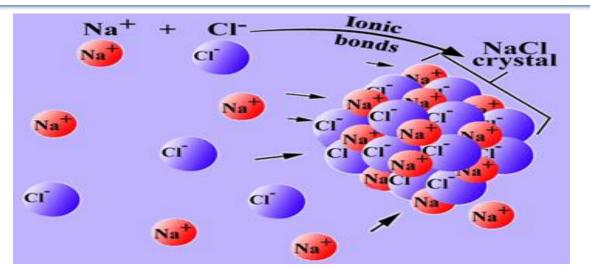
$$2Na(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2NaCl$$



em solução aquosa:

$$Na^{+}_{(aq)}$$
 $CI^{-}_{(aq)}$







PROPRIEDADES PERIÓDICAS

São aquelas que, à medida que o número atômico aumenta, assumem valores crescentes ou decrescentes em cada período, ou seja, repetem-se periodicamente.









Gases Nobres





1ª TABELA PERIÓDICA

Em 1869, um professor de Química da Universidade de São Petersburgo (Rússia), Dimitri Ivanovich Mendeleev estava escrevendo um livro sobre os elementos conhecidos na época — cerca de 63





Ao trabalhar com suas fichas, ele percebeu que, organizando os elementos em função da massa de seus átomos (massa atômica), determinadas propriedades se repetiam diversas vezes.

He Li Be B C N O F Ne Na Mg Al Si P S Cl Ar K Ca



Em 1913, o inglês Moseley (1887-1915) verificou que as propriedades de cada elemento eram determinadas pelo número de prótons, ou seja, pelo número atômico (Z).

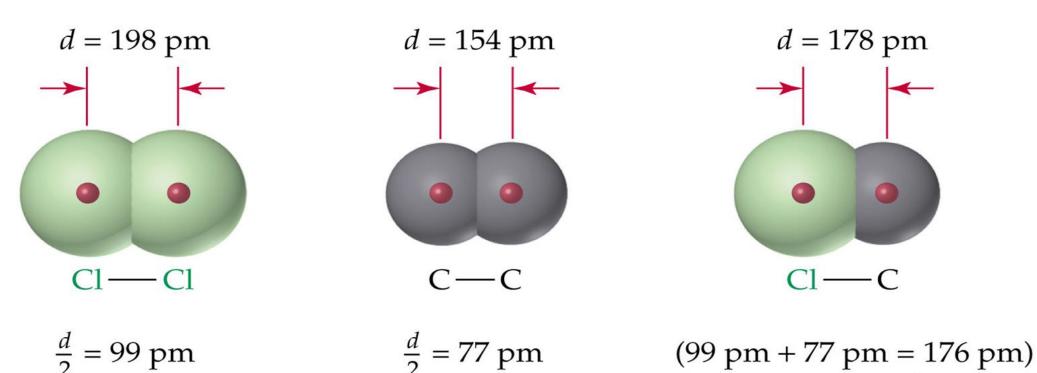


LEI PERIÓDICA:

AS PROPRIEDADES DOS ELEMENTOS SÃO FUNÇÕES PERÍÓDICAS DE SEUS NÚMEROS ATÔMICOS

1. Raio Atômico:

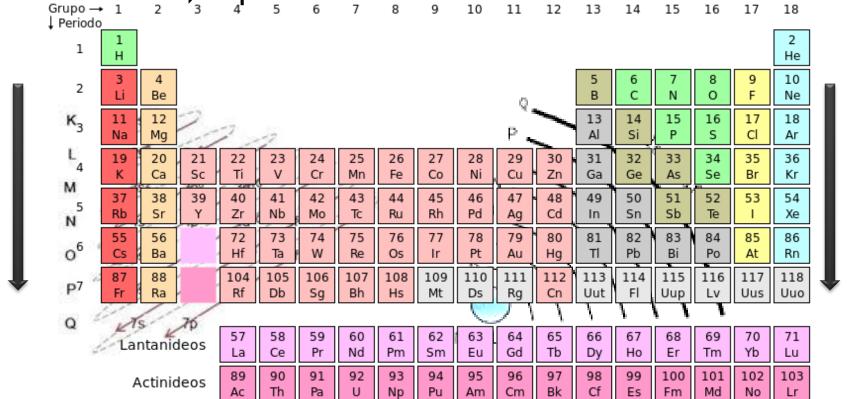
O raio atômico é definido como a metade da distância entre os núcleos de dois átomos vizinhos.

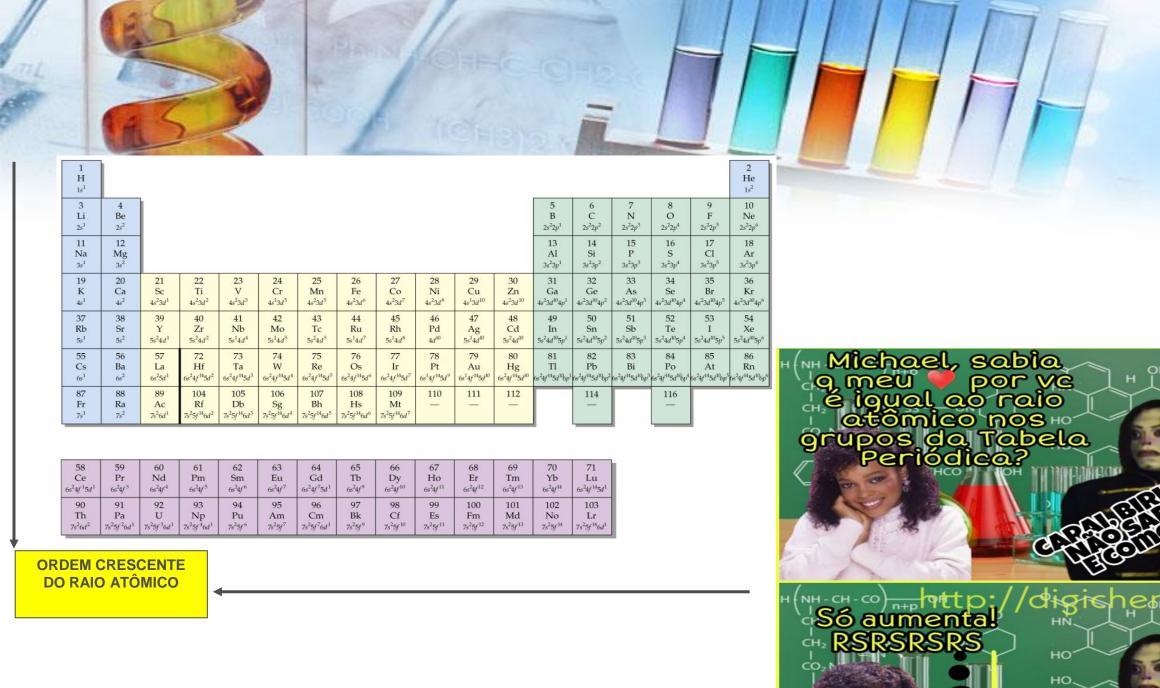


predicted



Em um grupo ou família, a medida que o número atômico aumenta o número de camadas também aumenta, o que leva ao aumento do átomo.





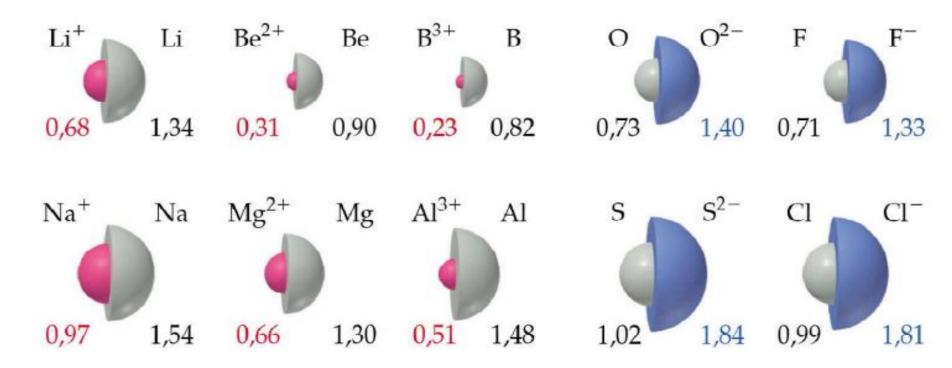
ĊH₃

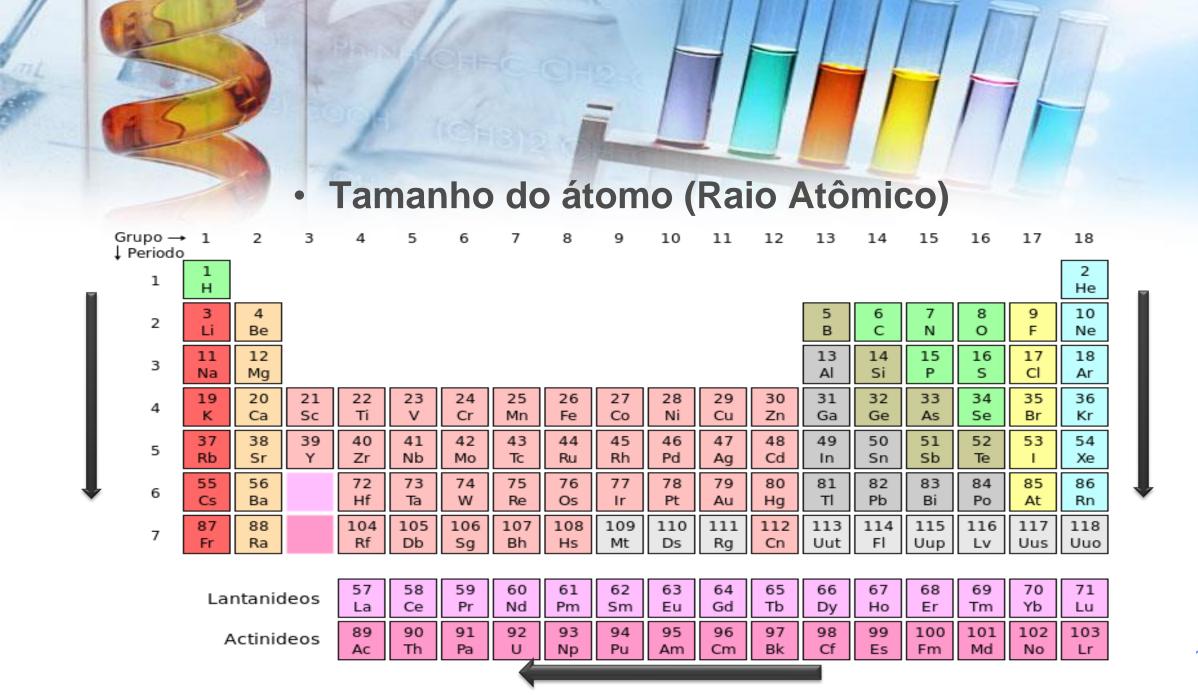
- Tamanho do átomo (Raio Atômico)

Em um período, quando o número atômico aumenta o número de camadas permanece igual, aumentando a carga nuclear, consequentemente, o tamanho do átomo é menor.

Grupo →		2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
	La	ntanio	leos	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
	A	Actinio	leos	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

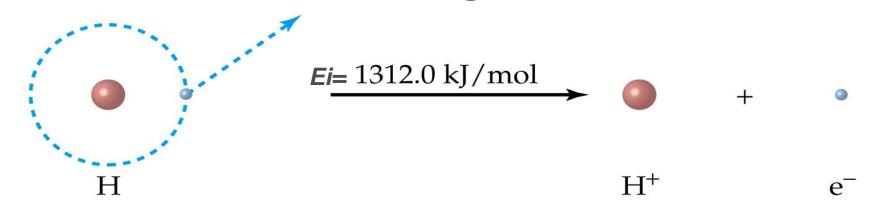








É a energia necessária para retirar um elétron de um átomo, sendo que este deve estar na fase gasosa.

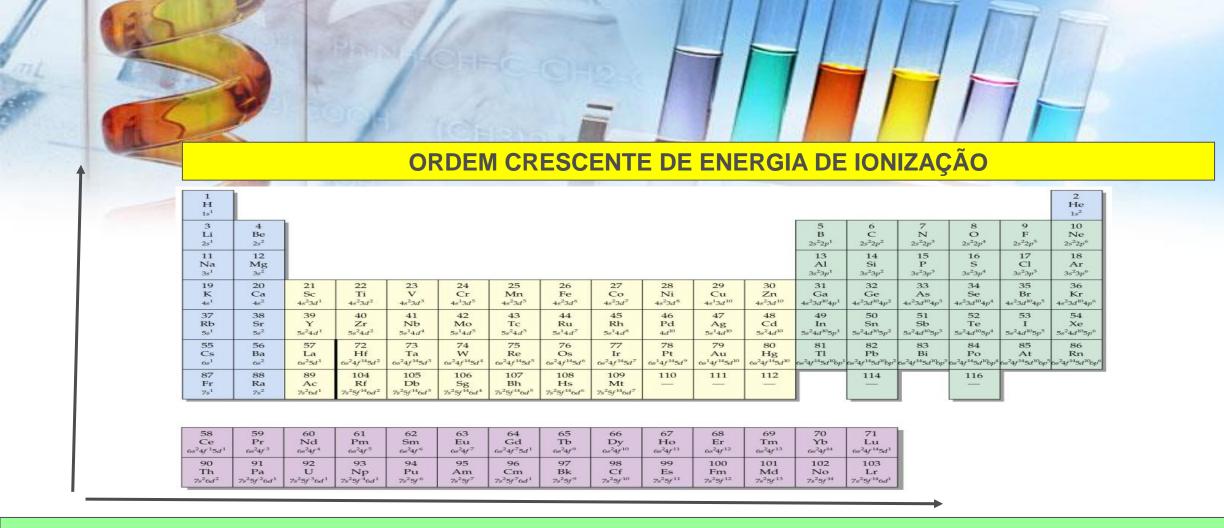


Com o aumento do tamanho do átomo, aumenta a facilidade de remoção de um elétron da camada de valência. Desta forma, quanto maior o tamanho do átomo, menor a Energia de Ionização. Portanto, nos GRUPOS a Energia de Ionização aumenta de baixo para cima.

Energia de Ionização

É a energia necessária para remover um elétron de um átomo na fase gasosa.

Grupo → ↓ Periodo		2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1 H																	2 He	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo	
	Lar	ntanid	leos	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
	Α	ctinid	leos	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	



Nos PERÍODOS o tamanho do átomo aumenta da direita para esquerda, quanto maior o número de elétrons na camada de valência maior é a sua atração pelo núcleo, portanto, menor é o átomo. Desta forma, a Energia de Ionização aumenta da esquerda para direita.



ENERGIA DE IONIZAÇÃO

aumento da energia de ionização

alta energia de ionização

															_	-	
IA															1.7		V104
Н	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	He
Li	Ве											В	С	Ν	0	E.	Ne
Na	Mg	IIIB	IVB	٧В	VIB	VIIB	<u> </u>	VIIIB		IB	IIB	ΑI	Si	Р	s	CI	Ar
K	Ca	Sc	Ti	Y	œ	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Υ	Zr	Nb	Мо	Тс	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Те	Ţ,	Xe
Cs	Ва	La	Hf	Та	W	Re	Os	lr	Pt	Au	Hg	ΤI	Pb	Bi	Ро	At	Rn
Fr	Rd	Ac															
_		-	Hf	Та	W	Re	Os	lr	Pt	Au	Hg	TI	Pb	Bi	Ро	7.1	Δt

baixa energia de ionização aumento da energia de ionização

3. Afinidade Eletrônica:

É a medida da energia liberada pelo átomo isolado, no estado gasoso, ao receber um elétron, formando um íon gasoso negativo.

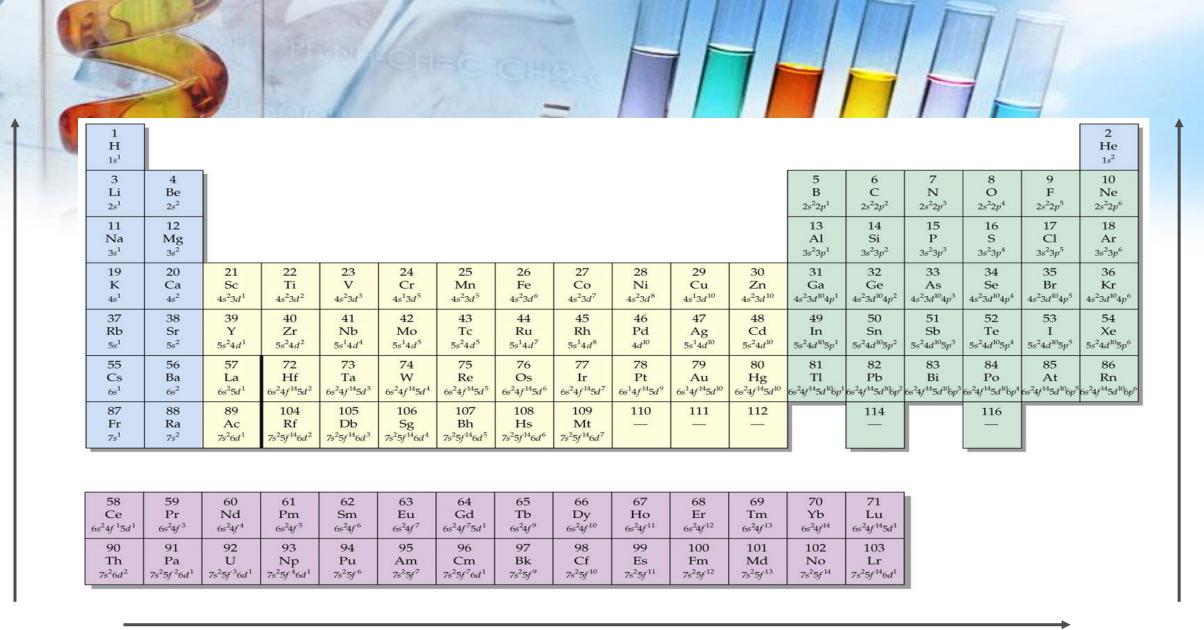
Para o átomo de Sódio (Na) a Energia de Ionização é:

$$Na_{(g)} \longrightarrow Na_{(g)}^+ + e_{(g)}^- Ei = 119 kcal/mol$$

Afinidade Eletrônica

É a energia liberada quando um elétron se liga a um átomo na fase gasosa.

Grupo → ↓ Periodo		2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1 H																	2 He	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	1
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo	
							60	63	60	63	64	65	66	67	60	60	7.0		
	Lar	ntanid	leos	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
	А	ctinid	leos	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	



4. Eletronegatividade:

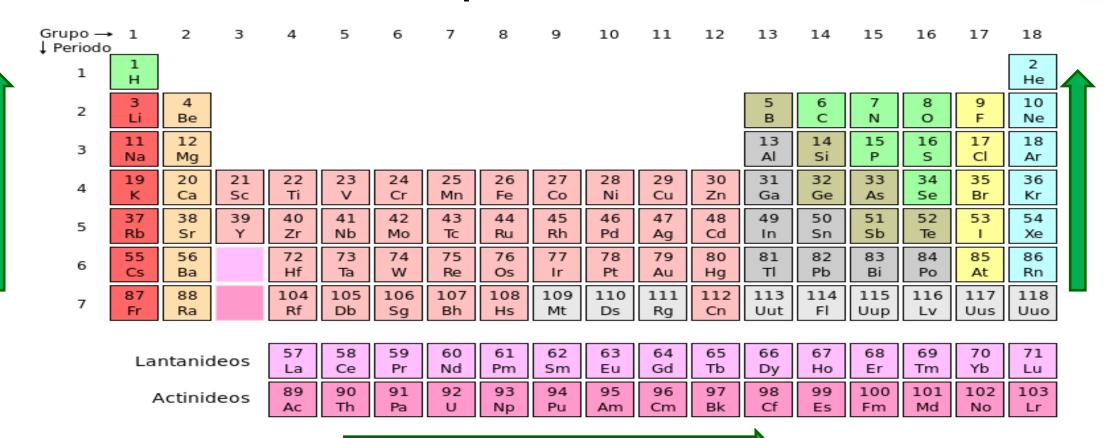
É a propriedade que o átomo apresenta de atrair elétrons. Esta propriedade depende de dois importantes fatores: o número de elétrons na última camada e o tamanho do átomo.

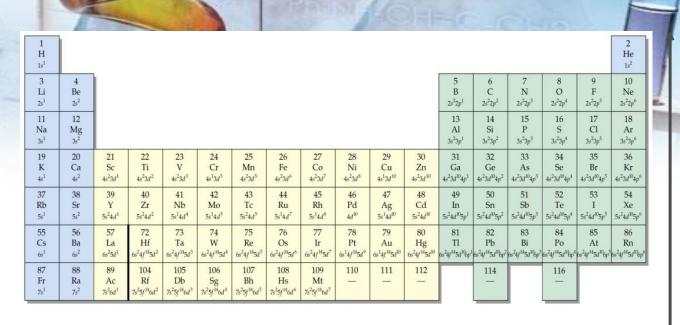
Primeiro Fator: Quanto mais próximo o átomo estiver de atingir a estabilidade, ou seja, apresentar oito elétrons na última camada, maior a sua atração por elétrons. Portanto, maior a sua *ELETRONEGATIVIDADE*.

Segundo Fator: Quanto menor o tamanho do átomo, maior é a atração do núcleo sobre os elétrons periféricos. Desta forma, é muito maior a atração pelos elétrons que estão nas suas proximidades. Portanto, quanto menor o tamanho do átomo, maior a sua *ELETRONEGATIVIDADE*.

Eletronegatividade

É a propriedade pela qual um átomo apresenta maior ou menor tendêndia em atrair elétrons para si.



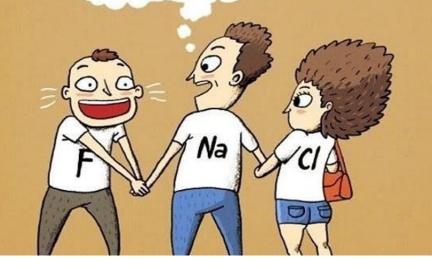


58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
6s ² 4f ¹ 5d ¹	68 ² 4f ³	66 ² 4f ⁴	6s ² 4f ⁵	6s ² 4f ⁶	6s ² 4f ⁷	6s ² 4f ⁷ 5d ¹	65 ² 4f ⁹	6s ² 4f ¹⁰	6s ² 4f ¹¹	6s ² 4f ¹²	6s ² 4f ¹³	6s ² 4f ¹⁴	6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
7s ² 6d ²	7s ² 5f ² 6d ¹	7s ² 5f ³ 6d ¹	7s ² 5f ⁴ 6d ¹	7s ² 5f ⁶	7s ² 5f ⁷	7s ² 5f ⁷ 6d ¹	7s ² 5f ⁹	7s ² 5f ¹⁰	7s ² 5f ¹¹	7s ² 5f 12	7s ² 5f ¹³	7s ² 5f ¹⁴	7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹

ORDEM CRESCENTE DE ELETRONEGATIVIDADE

mas é muito intrometido: ele tira elétrons de seus companheiros.

Não temos nenhum elétron sobrando. Dá o fora!



5. Eletropositividade:

É a propriedade que o átomo apresenta de repelir elétrons.

Esta propriedade é o inverso da eletronegatividade. Nos grupos aumenta de cima para baixo e nos períodos da direita para esquerda.

1 H																	2 He
1s ¹ 3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²											5 B 2s ² 2p ¹	6 C 2s ² 2p ²	7 N 2s ² 2p ³	8 O 2s ² 2p ⁴	9 F 2s ² 2p ⁵	1s ² 10 Ne 2s ² 2p ⁶
11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²											13 Al 3s ² 3p ¹	14 Si 3s ² 3p ²	15 P 3s ² 3p ³	16 S 3s ² 3p ⁴	17 Cl 3s ² 3p ⁵	18 Ar 3s ² 3p ⁶
19 K 4s ¹	20 Ca 4s ²	21 Sc 4s ² 3d ¹	22 Ti 4s ² 3d ²	23 V 4s ² 3d ³	24 Cr 4s ¹ 3d ⁵	25 Mn 4s ² 3d ⁵	26 Fe 4s ² 3d ⁶	27 Co 4s ² 3d ⁷	28 Ni 4s ² 3d ⁸	29 Cu 4s ¹ 3d ¹⁰	30 Zn 4s ² 3d ¹⁰	31 Ga 4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹	32 Ge 4s ² 3d ³⁰ 4p ²	33 As 4s ² 3d ³⁰ 4p ³	34 Se $4s^23d^{10}4p^4$	35 Br 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	36 Kr 4s ² 3d ³⁰ 4p ⁶
37 Rb _{5s} ¹	38 Sr _{5s²}	39 Y 5s ² 4d ¹	$\frac{40}{Zr}$ $5s^{2}4d^{2}$	41 Nb 5s ¹ 4d ⁴	42 Mo 5s ¹ 4d ⁵	43 Tc 5s ² 4d ⁵	44 Ru 5s ¹ 4d ⁷	45 Rh 5s ¹ 4d ⁸	46 Pd 4d ¹⁰	47 Ag 5s ¹ 4d ¹⁰	48 Cd 5s ² 4d ¹⁰	49 In 5s ² 4d ¹⁰ 5p ¹	50 Sn 5s ² 4d ¹⁰ 5p ²	51 Sb 5s ² 4d ¹⁰ 5p ³	52 Te 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁴	53 I 5s ² 4d ³⁰ 5p ⁵	54 Xe 5s ² 4d ³⁰ 5p ⁶
55 Cs 6s ¹	56 Ba 6s ²	57 La 6s ² 5d ¹	72 Hf 6s ² 4f ¹⁴ 5d ²	73 Ta 6s ² 4f ¹⁴ 5d ³	74 W 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁴	75 Re 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁵	76 Os 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁶	77 Ir 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁷	78 Pt 6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ⁹	79 Au 6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ³⁰	80 Hg 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰	81 Tl 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ¹	82 Pb 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ²	83 Bi 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 5p ³	84 Po 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁴	85 At 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁵	86 Rn 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶
87 Fr 7s ¹	88 Ra 7s ²	89 Ac 7s ² 6d ¹	104 Rf 7s ² 5f ¹⁴ 6d ²	105 Db 7s ² 5f ¹⁴ 6d ³	106 Sg 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁴	107 Bh 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁵	108 Hs 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁶	109 Mt 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁷	110	111	112		114		116 —		
58 Ce 6s ² 4f ¹ 5d ¹	59 Pr 6s ² 4f ³	60 Nd 6s ² 4f ⁴	61 Pm 6s ² 4f ⁵	62 Sm 6s ² 4f ⁶	63 Eu 6s ² 4f ⁷	64 Gd 6s ² 4f ⁷ 5d ¹	65 Tb 65 ² 4f ⁹	66 Dy 6s ² 4f ¹⁰	67 Ho 6s ² 4f ¹¹	68 Er 6s ² 4f ¹²	69 Tm 6s ² 4f ¹³	70 Yb 6s ² 4f ⁴⁴	71 Lu 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹				
90 Th 7s ² 6d ²	91 Pa 7s ² 5f ² 6d ¹	92 U 7s ² 5f ³ 6d ¹	93 Np 7s ² 5f ⁴ 6d ¹	94 Pu 7s ² 5f ⁶	95 Am 7s ² 5f ⁷	96 Cm 7s ² 5f ⁷ 6d ¹	97 Bk 7s ² 5f ⁹	98 Cf 7s ² 5f ¹⁰	99 Es 7s ² 5f ¹¹	100 Fm 7s ² 5f ¹²	101 Md 7s ² 5f ¹³	102 No 7s ² 5f ¹⁴	103 Lr 7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹				



- A Tabela Periódica é um arranjo dos elementos que reflete suas relações de família. Os membros do mesmo grupo tipicamente mostram a mesma tendência nas propriedades.
- A importância dos conceitos de Raio Atômico, Energia de lonização, Afinidade Eletrônica e Eletronegatividade.



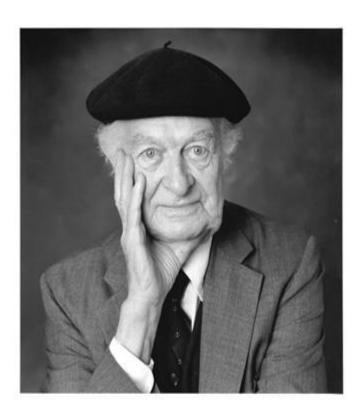
•ELETROSFERA

E a região do átomo que contem os elétrons e chega a ser cem mil vezes maior que o núcleo. Dados experimentais levaram a concluir que os elétrons estão distribuídos na Eletrosfera em níveis e subíeis energéticos (camadas e subcamadas eletrônicas, respectivamente).

• CAMADAS ELETRÔNICAS OU NÍVEIS DE ENERGIA

Para os 114 elementos atuais, os elétrons estão distribuídos em sete camadas eletrônicas (ou sete níveis de energia). As camadas são representadas pelas letras K,L,M,N,O,P e Q ou 1º, 2º ,3º, 4º, 5º, 6º e 7º níveis de energia.



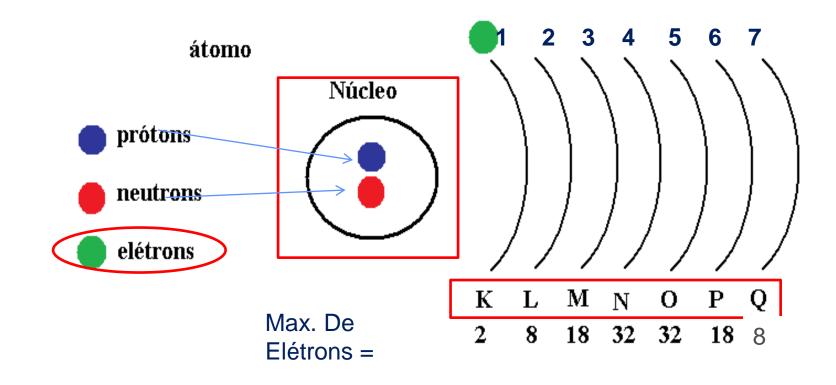


Foi o cientista americano Linus G. Pauling quem apresentou a teoria até o momento mais aceita para a distribuição eletrônica.

Linus Gari Pauling (1901-1994), químico americano, elaborou um dispositivo prático que permite colocar todos os subníveis de energia conhecidos em ordem crescente de energia. É o processo das diagonais, denominado diagrama de Pauling. A ordem crescente de energia dos subníveis é a ordem na seqüência das diagonais.

Camadas Eletrônicas ou Níveis de Energia

A eletrosfera está dividida em 7 níveis ou camadas designadas por K, L, M, N, O, P, Q ou pelos números: n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, respectivamente.



Devido à dificuldade de calcular a posição exata de um elétron na eletrosfera, o cientista Erwin Schordinger foi levado a calcular a região onde haveria maior probabilidade de encontrar um elétron. Essa região foi chamada de orbital.

subnível s: 1 orbital.

subnível p: 3 orbitais.

subnível d: 5 orbitais.

subnível f: 7 orbitais.

Cada orbital comporta, no máximo, 2 elétrons, que serão distribuídos nestes orbitais seguindo a regra de Hund.

subnível "s "						
subnível "p "			Px	ру	y pz	-
subnível "d "	7			4		
subnível "f "						

Distribuição Eletrônica

Até o momento, temos o seguinte número máximo de elétrons nas camadas.

Níveis de Energia	Camada	Número Máximo de Elétrons
1º	K	2
2°	L	8
3°	M	18
4 °	N	32
5°	0	32
6°	Р	18
7°	Q	8

Distribuição Eletrônica SUBCAMADAS OU SUBNÍVEIS DE ENERGIA

Em cada camada, os elétrons estão distribuídos em subcamadas ou subníveis de energia, representados pelas letras s,p,d e f (subníveis usados até Z =118). O número máximo de elétrons que cabe em cada subnível e o seguinte:

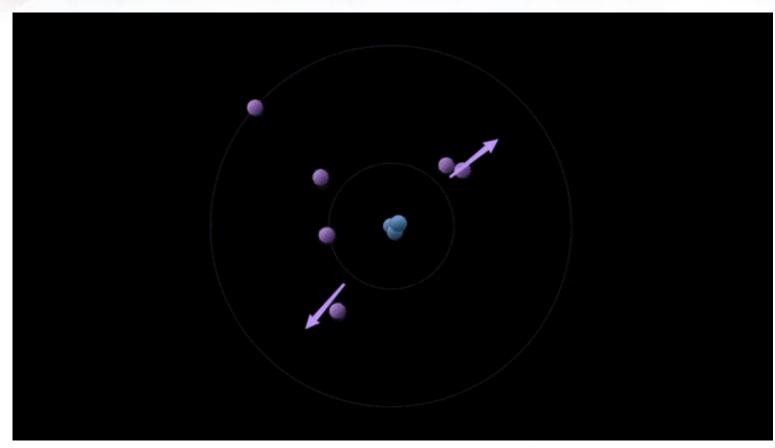
Subnível	S	р	d	f
Número máximo de elétrons	2	6	10	14



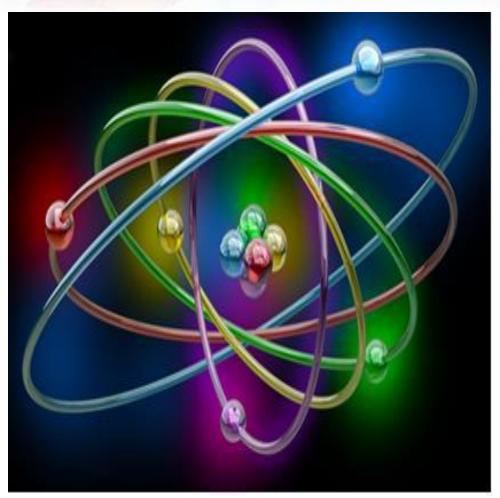
Em cada camada ou nível de energia, os elétrons se distribuem em subcamadas ou subníveis de energia, representados pelas letras s,p,d,f, em ordem crescente de energia.

Subnível	S	p	d	f
Número máximo de elétrons	2	6	10	14

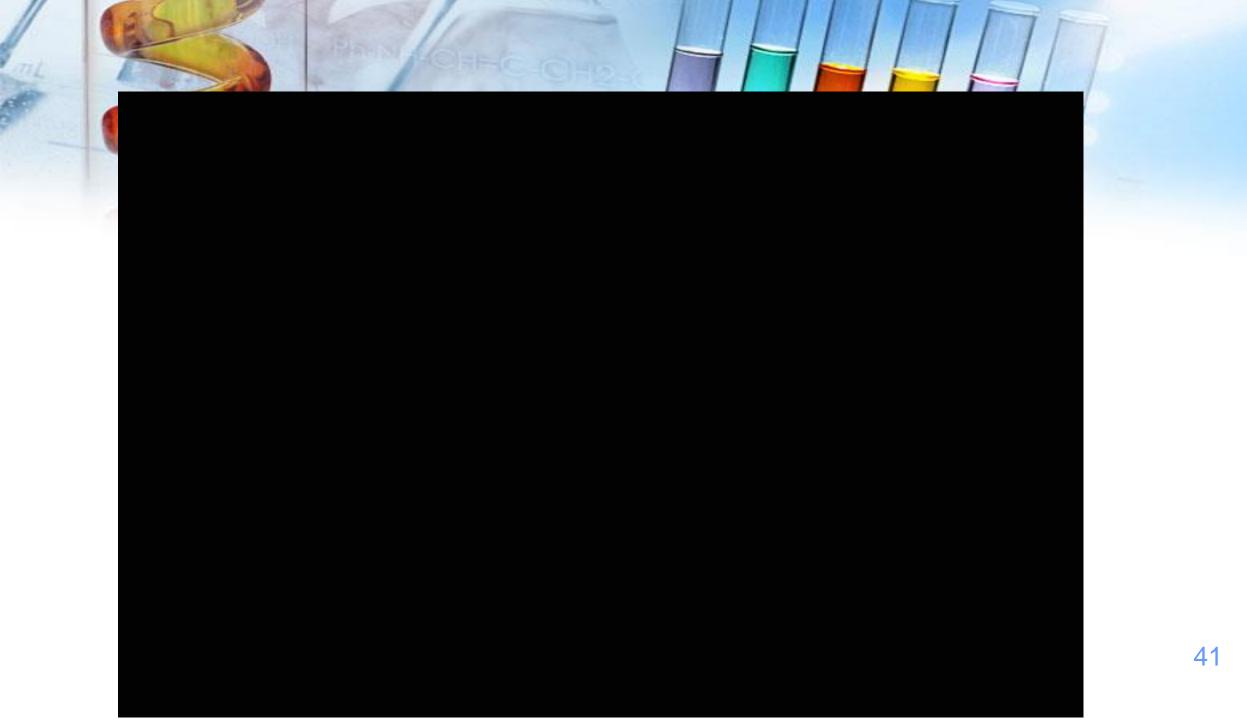






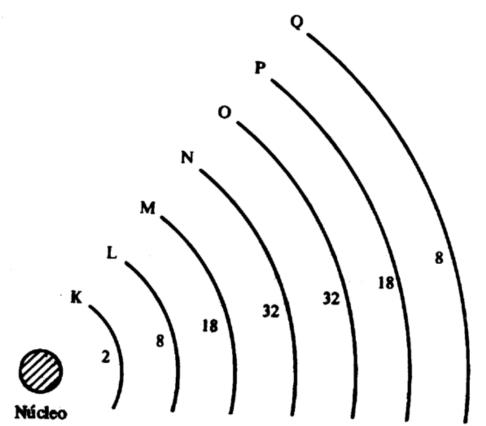




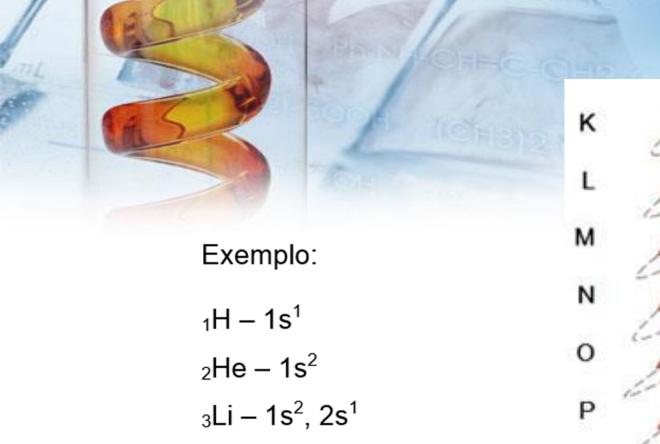




Níve	
10	
20	
30	
40	
5°	
6°	
7°	



	Subníveis conhecidos
	1s
	2s e 2p
	3s, 3p e 3d
	4s, 4p, 4d e 4f
	5s, 5p, 5d e 5f
	6s, 6p e 6d
5)	7s 7p



$$_5B - 1s^2$$
, $2s^2$, $2p^1$

$$_{19}K - 1s^2$$
, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^1$

$$_{26}$$
Fe - $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^6$



Comparando-se a posição dos elementos na Tabela Periódica e os subníveis de maior energia de seus átomos sem levar em conta o n.º de elétrons nesses subníveis, tem-se :

1.º período →	1 s		1 s
	bloco s	•	bloco p
2 ° período →	2s	bloco d	2 p
3.º período →	3s		3 p
4.º período →	4s	3d	4 p
5.º período →	5s	4d	5p
6.º período →	6s	5d	6p
7.º período →	7s	6d	
6.º período →	bloco f	4f	
7.º período →		5f	

Famílias A e Zero

Essas famílias são constituídas pelos <u>elementos</u> <u>representativos</u>, sendo que todos esses elementos apresentam o seu <u>elétron mais energético</u> situado nos <u>subníveis s</u> ou <u>p</u>.

Nas famílias de IA a VIIA, o número da família indica a quantidade de elétrons existentes <u>na</u> camada de valência.

Por exemplo:

 $_{34}$ Se - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ camada de valência: $4s^2 4p^4$ total de elétrons = $6 \Rightarrow$ Família VIA $_{11}$ Na - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ camada de valência: $3s^1$ total de elétrons = $1 \Rightarrow$ Família IA

Já a família zero (0) recebeu esse número para indicar que a reatividade dos seus elementos em condições ambientes é nula. Na sua maioria, os elementos dessa família apresentam *oito* elétrons na camada de valência. O grupo zero também é conhecido como VIIIA.

Exemplo:

 $_{10}$ Ne - $1s^2 2s^2 2p^6$ camada de valência: $2s^2 2p^6$ total de elétrons = $8 \implies$ Família zero



Além de serem indicados por números e letras, essas famílias recebem também nomes característicos.

Família ou grupo	Nome	Configuração da última camada	N° de e- na última camada	Componentes
IA ou 1	alcalinos	ns¹	1	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
IIA ou 2	alcalino-terrosos	ns²	2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
IIIA ou 13	família do boro	ns² np¹	3	B, Al, Ga, In, Tl
IVA ou 14	família do carbono	ns² np²	4	C, Si, Ge, Sn, Pb
VA ou 15	família do nitrogênio	ns² np³	5	N, P, As, Sb, Bi
VIA ou 16	calcogênios	ns² np⁴	6	O, S, Se, Te, Po
VIIA ou 17	halogênios	ns² np⁵	7	F, Cl, Br, I, At
Zero ou 18	gases nobres	ns² np6	8	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn



Famílias B

As famílias **B**, incluindo as duas linhas horizontais separadas do corpo principal da tabela, são constituídas pelos <u>elementos</u> <u>de transição</u> e apresentam seu elétron <u>mais</u> <u>energético</u> situados nos subníveis d ou f.

Os elementos de <u>transição</u> <u>externa</u> ou, simplesmente, <u>elementos</u> <u>de</u> <u>transição</u>, têm como principal característica apresentar o seu elétron mais energético situado em um subnível d.

Exemplos:

$$_{23} \text{ V} - 1 \text{s}^2 2 \text{s}^2 2 \text{p}^6 3 \text{s}^2 3 \text{p}^6 4 \text{s}^2 3 \text{d}^3$$

$$_{41}$$
 Ni - $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$ $5s^2$ $4d^3$

Para os elementos de transição externa, a localização na família ou grupo não é feita utilizando o número de elétrons da camada de valência, mas sim o número de elétrons existentes no seu subnível mais energético (d). Tomando por base a distribuição eletrônica, pela regra, temos a seguinte relação:

IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB		VIIIB		IB	IIB
d ¹	d ²	d^3	d^4	d ⁵	\mathbf{d}^6	\mathbf{d}^7	\mathbf{d}^{8}	\mathbf{d}^{9}	$\mathbf{d^{10}}$

Observe os exemplos:

21Sc - 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d 1 – Como o subnível mais energético é o d, contendo 1 elétron, este elemento está situado na família IIIB.

$$_{26}$$
 Fe - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ - família **VIIIB**

<u>Observações</u>

 Os elementos do grupo IB possuem distribuição eletrônica diferente da teórica; sua distribuição teórica é ns² (n-1)d ⁹ e sua distribuição real é ns¹ (n-1) d¹⁰. Assim temos:

```
29Cu - 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>1</sup> 3d<sup>10</sup>

47Ag - 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup> 5s<sup>1</sup> 4d<sup>10</sup>

79Au - 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup> 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>6</sup> 4f<sup>14</sup> 6s<sup>1</sup> 5d<sup>10</sup>
```

Em função do que foi exposto, alguns autores consideram os grupos IB e IIB como de <u>pós-transição</u>, uma vez que, na verdade, possuem o subnível d completo (com 10 elétrons).

Teremos então a diferença entre os grupos IA e IB, IIA e IIB, residindo no penúltimo nível.

Os grupos IA e IIA apresentam 8 elétrons no penúltimo nível enquanto que os grupos IB e IIB apresentam 18 elétrons no penúltimo nível. Por exemplo :

$$_{11}$$
Na - 2) 8) 1 \Rightarrow família IA $_{29}$ Cu - 2) 8) 18) 1 \Rightarrow família IB $_{20}$ Ca - 2) 8) 8) 2 \Rightarrow família IIA $_{40}$ Cd - 2) 8) 18) 2 \Rightarrow família IIB

Alguns elementos apresentam distribuição eletrônica "irregular", diferente da teórica. Apesar disso, para a construção da tabela periódica, consideramos a distribuição eletrônica teórica. Como exemplo, podemos citar os elementos: Nióbio (Nb) - Cromo (Cr) - Molibdênio (Mo) - Rutênio (Ru) - Ródio (Rh) - Platina (Pt) - Paládio (Pd).

Distribuição Eletrônica O considerá sincipal de la considerá de la considerá

Camadas	ou níve	is Subníveis (s, p, d ou f)	Número máximo de
			elétrons por nível
K	1	1s ²	2
L	2	2s ² 2p ⁶	8
Μ	3	$3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$	18
N	4	$4s^2$ $4p^6$ $4d^{10}$ $4f^{14}$	32
О	5	$5s^2$ $5p^6$ $5d^{10}$ $5f^{14}$	32
Р	6	$6s^2$ $6p^6$ $6d^{10}$	18
Q	7	$7s^2$	2



Exemplo:

₁H − 1s¹

 $_{2}$ He $- 1s^{2}$

 $_3Li - 1s^2$, $2s^1$

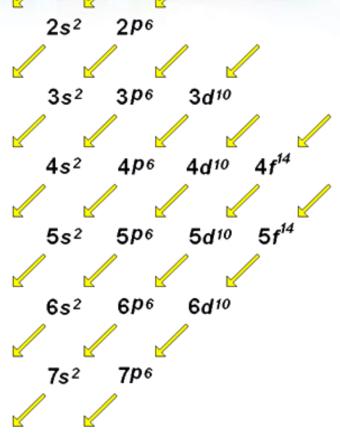
 $_{4}$ Be - $1s^{2}$, $2s^{2}$

₅B - 1s², 2s², 2p¹

₁₁Na - 1s², 2s², 2p⁶, 3s¹

₁₉K - 1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁶, 4s¹

26Fe - 1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁶, 4s², 3d⁶





- 1. Quantos elétrons há na camada mais externa de cada um dos seguintes elementos.
- a)₁₄Si
- b)₃₅Br
- c)₁₅P
- $d)_{82}Pb$
- $e)_{36}Kr$
- f) ₃₄Se

2) Considere às seguintes configurações dos átomos neutros, normais:

- A 157 251,
- $B 1s^2 2s^2 2p^5$,
- $C 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$,
- D -1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d³
- E -1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s¹,
- F -1s² 2s² 2p⁶ 3s²
- G -1s²
- a) Indique os elementos de maior e menor raio atômico. Justifique.
- b) Compare os tamanhos dos íons B, F²⁺ e A⁺.
- c) Indique os elementos que apresentam a maior e a menor Energia de Ionização.
- d) Qual dos elementos é o mais eletronegativo?
- e) Qual dos elementos é mais eletropositivo?