

## CAPÍTULO 3

### TABELA PERIÓDICA

#### SUMÁRIO

3.1 A história da tabela periódica .....	61
3.2 A descoberta da lei periódica e a tabela periódica moderna.....	62
3.3 A periodicidade nas configurações eletrônicas .....	64
3.4 A periodicidade nas propriedades atômicas.....	67
3.4.1 Tamanho do átomo .....	67
3.4.1.1 O raio iônico .....	69
3.4.1.2 Raio covalente e raio de Van der Waals .....	69
3.4.2 Energia de ionização.....	70
3.4.3 Afinidade eletrônica.....	71
3.4.4 Eletronegatividade, eletropositividade e reatividade .....	72
3.4.5 Densidade .....	76
3.4.6 Ponto de fusão e ponto de ebulição .....	76
3.5 Os blocos da tabela periódica e seus grupos.....	77
3.5.1 O hidrogênio.....	77
3.5.2 Elementos do bloco s .....	78
3.5.2.1 Grupo 1: metais alcalinos .....	78
3.5.2.2 Grupo 2: metais alcalinos terrosos .....	79
3.5.3 Elementos do bloco p.....	80
3.5.3.1 Grupo 13: grupo do boro .....	80
3.5.3.2 Grupo 14: grupo do carbono .....	82
3.5.3.3 Grupo 15: grupo do nitrogênio.....	83
3.5.3.4 Grupo 16: calcogênios.....	84
3.5.3.5 Grupo 17: halogênios .....	85
3.5.3.6 Grupo 18: gases nobres .....	87
3.5.4 Elementos do bloco d.....	88
3.5.4.1 Grupo 3: grupo do escândio .....	89
3.5.4.2 Grupo 4: grupo do titânio.....	90
3.5.4.3 Grupo 5: grupo do vanádio.....	90

3.5.4.4 Grupo 6: grupo do crômio.....	90
3.5.4.5 Grupo 7: grupo do manganês.....	91
3.5.4.6 Grupo 8: grupo do ferro .....	92
3.5.4.7 Grupo 9: grupo do cobalto.....	92
3.5.4.8 Grupo 10: grupo do níquel.....	93
3.5.4.9 Grupo 11: grupo do cobre .....	93
3.5.4.10 Grupo 12: grupo do zinco .....	94
3.5.5 Elementos do bloco f.....	94
3.5.5.1 Série dos lantanídeos.....	94
3.5.5.2 Série dos actinídeos.....	95
3.6 Referências bibliográficas do capítulo.....	96

### 3 TABELA PERIÓDICA

#### Objetivos deste capítulo

Finalizado o capítulo, o aluno será capaz de:

- classificar os elementos químicos dentro das quatro categorias da tabela periódica segundo a configuração de seus elétrons mais externos;
- escrever a configuração eletrônica dos elementos;
- comparar as propriedades físicas e químicas de metais e não metais;
- conhecer as semelhanças entre membros de um determinado grupo periódico;
- identificar as tendências dos raios atômicos, das energias de ionização e de afinidade eletrônica na dos elementos dentro da tabela periódica.

#### 3.1 A história da tabela periódica

Um pré-requisito necessário para construção da tabela periódica, foi a descoberta individual dos elementos químicos. Embora os elementos, tais como ouro (Au), prata (Ag), estanho (Sn), cobre (Cu), chumbo (Pb) e mercúrio (Hg) fossem conhecidos desde a antiguidade, a primeira descoberta científica de um elemento ocorreu em 1669, quando o alquimista Henning Brand descobriu o fósforo.

Durante os 200 anos seguintes, um grande volume de conhecimento relativo às propriedades dos elementos e seus compostos, foram adquiridos pelos químicos. Com o aumento do número de elementos descobertos, os cientistas iniciaram a investigação de modelos para reconhecer as propriedades e desenvolver esquemas de classificação.

A primeira classificação foi a divisão dos elementos em metais e não-metais. Isso possibilitou a antecipação das propriedades de outros elementos, determinando assim, se seriam metálicos ou não metálicos.

A lista de elementos químicos, que tinham suas massas atômicas conhecidas, foi preparada por John Dalton no início do século XIX. Muitas das massas atômicas adotadas por Dalton, estavam longe dos valores atuais, devido à ocorrência de erros. Os erros foram corrigidos por outros cientistas, e o desenvolvimento de tabelas dos elementos e suas massas atômicas, centralizaram o estudo sistemático da química. Os elementos não estavam listados em qualquer arranjo ou modelo periódico, mas simplesmente ordenados em ordem crescente de massa atômica, cada um com suas propriedades e seus compostos. Os químicos, ao estudar essa lista, concluíram que ela não estava muito clara. Os elementos cloro, bromo e iodo, que tinham propriedades químicas semelhantes tinham suas massas atômicas muito separadas.

Em 1829, Johann W. Boebereiner teve a primeira idéia, com sucesso parcial, de agrupar os elementos em três - ou tríades. Essas tríades também estavam separadas pelas massas atômicas, mas com propriedades químicas muito semelhantes. A massa atômica do elemento central da tríade era supostamente a média das massas atômicas do primeiro e terceiro membros. Lamentavelmente, muitos dos metais não podiam ser agrupados em tríades. Os elementos cloro, bromo e iodo eram uma tríade, lítio, sódio e potássio formavam outra.

Um segundo modelo, foi sugerido em 1864 por John A.R. Newlands, professor de química inglês. Sugerindo que os elementos poderiam ser arranjados num modelo periódico de oitavas, ou grupos de oito, na ordem crescente de suas massas atômicas. Este modelo colocou o elemento lítio, sódio e potássio juntos. Esquecendo o grupo dos elementos cloro, bromo e iodo, e os metais comuns como o ferro e o cobre. A idéia de Newlands foi ridicularizada pela analogia com os sete intervalos da escala musical. A Chemical Society recusou a publicação do seu trabalho periódico (Journal of the Chemical Society).

Nenhuma regra numérica foi encontrada para que se pudesse organizar completamente os elementos químicos numa forma consistente, com as propriedades químicas e suas massas atômicas. A base teórica na qual os elementos químicos estão arranjados atualmente - número atômico e teoria quântica - era desconhecida naquela época e permaneceu assim por várias décadas.

A organização da tabela periódica foi desenvolvida não teoricamente, mas com base na observação química de seus compostos, por Dmitri Mendeleev. Em 1869, organizou os elementos na forma da tabela periódica atual. Mendeleev criou uma carta para cada um dos 63 elementos conhecidos. Cada carta continha o símbolo do elemento, a massa atômica e suas propriedades químicas e físicas. Colocando as cartas em uma mesa, organizou-as em ordem crescente de suas massas atômicas, agrupando-as em elementos de propriedades semelhantes. Formou-se então a tabela periódica. A vantagem da tabela periódica de Mendeleev sobre as outras, é que esta exibia semelhanças, não apenas em pequenos conjuntos como as tríades. Mostravam semelhanças numa rede de relações vertical, horizontal e diagonal. Em 1906, Mendeleev recebeu o Prêmio Nobel por este trabalho.

Em 1913, o cientista britânico Henry Mosseley descobriu que o número de prótons no núcleo de um determinado átomo era sempre o mesmo. Mosseley usou essa idéia para o número atômico de cada átomo. Quando os átomos foram arranjados de acordo com o aumento do número atômico, os problemas existentes na tabela de Mendeleev desapareceram. Devido ao trabalho de Mosseley, a tabela periódica moderna está baseada no número atômico dos elementos.

A tabela atual se difere bastante da de Mendeleev. Com o passar do tempo, os químicos foram melhorando a tabela periódica moderna, aplicando novos dados, como as descobertas de novos elementos e números mais precisos de massa atômica, rearranjando as informações existentes.

A última maior troca na tabela periódica resultou do trabalho de Glenn Seaborg, na década de 50. A partir da descoberta do plutônio em 1940, Seaborg descobriu outros elementos transurânicos (do número atômico 94 até 102). Reconfigurou a tabela periódica colocando a série dos actínidos abaixo da série dos lantanídeos. Em 1951, Seaborg recebeu o Prêmio Nobel em química, pelo seu trabalho.

### **3.2 A descoberta da lei periódica e a tabela periódica moderna**

Dmitri Mendeleev e o alemão Lothar Meyer, trabalhando independentemente, descobriram experimentalmente a lei periódica e publicaram suas tabelas de elementos, demonstrando a variação de propriedades periódicas consequente da ordenação dos elementos adotada por eles. Em suas tabelas, ambos listaram os elementos em ordem crescente de massa atômica (na época, não se conheciam os

números atômicos, só as massas atômicas). Atualmente, sabemos que a periodicidade é mais facilmente visualizada se a listagem for feita em ordem crescente do número atômico, o que ocasiona uma pequena diferença sequencial em relação à ordenação por massa atômica. O sucesso de Mendeleev e Meyer, apesar de ordenarem os elementos com base em suas massas atômicas, deve-se ao fato de que, em geral, quanto maior o número atômico, maior a massa atômica do elemento.

A lei periódica estabelece que quando os elementos são listados, sequencialmente, em ordem crescente do número atômico, é observada uma repetição periódica em suas propriedades.

**Grupos tradicionais (Estados Unidos)**      **Grupos IUPAC**

1    2  
IA   IIA

13   14   15   16   17   18  
IIIA IVA VA VIA VIIA O

1																	2													
	H																He													
	1,008																4,003													
2	3	4											5	6	7	8	9	10												
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne												
	6,941	9,012											10,81	12,01	14,01	16,00	19,00	20,18												
3	11	12											13	14	15	16	17	18												
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar												
	22,99	24,30											26,98	28,09	30,97	32,07	35,45	39,95												
4	19	20											21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36		
	K	Ca											Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
	39,10	40,08											44,96	47,88	50,94	52,00	54,94	55,85	58,93	58,69	63,55	65,39	69,72	72,61	74,92	78,96	79,90	83,80		
5	37	38											39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54		
	Rb	Sr											Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
	85,47	87,62											88,91	91,22	92,91	95,94	[98,91]	101,1	102,9	106,4	107,9	112,4	114,8	118,7	121,8	127,6	126,9	131,3		
6	55	56											71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86		
	Cs	Ba											Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
	132,9	137,3											175,0	178,5	180,9	183,8	186,2	190,1	192,2	195,1	197,0	200,6	204,4	207,7	209,0	[209,0]	[210,0]	[222,0]		
7	87	88											103	104	105	106	107	108	109											
	Fr	Ra											Lr	Unq	Unp	Unh	Uns	Uno	Une											
	[223,0]	[226,0]											[260,1]	[261,1]	[262,1]	[263,1]	[262,1]	[265,1]	[266,1]											
																	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
																	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
																	138,9	140,1	140,9	144,2	[144,9]	150,4	152,0	157,2	158,9	162,5	164,9	167,3	168,9	173,0
																	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102
																	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No
																	[227,0]	232,0	231,0	238,0	[237,0]	[244,1]	[243,1]	[247,1]	[247,1]	[251,1]	[252,1]	[257,1]	[258,1]	[259,1]

**Chave**

Número atômico	27
Símbolo	Co
Massa atômica	58,93

**Figura 3.1 - Tabela periódica.**

A repetição verificada na lei periódica é a base da estrutura da tabela periódica moderna, de maneira que elementos com propriedades químicas semelhantes ficam distribuídos em colunas verticais chamadas grupos. Vejamos então esta estrutura, acompanhando na figura 3.1:

- **Grupos:** são as colunas da tabela periódica, também denominadas famílias. Os grupos são enumerados com algarismos arábicos de 1 a 18, da esquerda para a direita, como recomendação da IUPAC, a partir de 1990. A notação usada até então e ainda hoje encontrada nomeava os grupos utilizando algarismos romanos e letras do alfabeto da seguinte forma:
  - grupos A para os elementos representativos, de IA até VIIA e para os gases nobres (grupo 0), cujo subnível de maior energia é do tipo s ou p;
  - grupos B para os elementos de transição, de IB até VIII B, cujo subnível de maior energia é do tipo d.

Alguns grupos são conhecidos por nomes especiais, tais como:

- grupo 1: metais alcalinos;
- grupo 2: metais alcalinos terrosos;
- grupo 16: calcogênios;
- grupo 17: halogênios;
- grupo 18: gases nobres.

Os demais grupos são comumente reconhecidos pelo primeiro elemento da coluna, como por exemplo, o grupo 14, chamado também de grupo do carbono.

- **Períodos:** são as filas horizontais da tabela periódica (linhas), enumeradas de 1 a 7, a partir da linha do hidrogênio. Note que os elementos das duas linhas dispostas abaixo da tabela principal, os lantanídeos (ou terras-raras) e os actinídeos, pertencem aos sexto e sétimo períodos, respectivamente. Estes elementos são conhecidos como elementos de transição interna (subnível mais energético do tipo f) e são assim dispostos por questão de praticidade e clareza. O período em que um elemento está localizado indica o número de níveis de energia (n) do elemento possui.

O hidrogênio, devido a suas propriedades particulares, distintas dos demais elementos, é disposto isoladamente, não pertencendo a nenhum grupo, mas faz parte do primeiro período juntamente com o hélio.

### 3.3 A periodicidade nas configurações eletrônicas

A organização da tabela periódica está intimamente relacionada com a configuração eletrônica dos átomos. Cada período começa com um elemento que tem um elétron de valência do tipo s. No primeiro período existem apenas dois elementos, pois o orbital 1s comporta até 2 elétrons. O segundo período tem início com o lítio, pois seu terceiro elétron é do tipo 2s. Como há um orbital 2s e 3 orbitais 2p, cada um capaz de acomodar dois elétrons, é possível colocar 8 elementos neste período. O mesmo ocorre para o terceiro período com os orbitais 3s e 3p.

Como foi visto no capítulo anterior, o orbital 4s tem menor energia que os orbitais 3d (fig. 2.31 e 2.32) e por este motivo, o quarto período inicia com o potássio ( $4s^1$ ) e após o preenchimento do orbital 4s no cálcio, os orbitais vazios de menor energia são os cinco orbitais 3d. Como os orbitais 3d podem acomodar 10 elétrons, este período terá mais 10 elementos (metais de transição). Em seguida, o quarto período pode ser completado com o preenchimento dos 3 orbitais 4p (mais 6 elementos).

No quinto período, os orbitais 5s, 4d e 5p são preenchidos em sequência. No sexto período, após o preenchimento do orbital 6s e a entrada de um elétron nos orbitais 5d, os 7 orbitais 4f são os próximos, em ordem de energia crescente, possibilitando o encaixe de 14 elementos (lantanídeos) antes do preenchimento do próximo orbital 5d. Os orbitais 5d preenchidos são sucedidos pelos 6 elementos requeridos pelos 3 orbitais 6p.

O sétimo período começa com o preenchimento do orbital 7s; em seguida, um elétron é adicionado a um dos orbitais 6d. Os próximos elétrons vão para os orbitais 5f, cujos 14 elementos formam a série dos actinídeos, grupo de elementos com propriedades e estruturas eletrônicas semelhantes aos dos lantanídeos.

Os átomos de um mesmo grupo (coluna) da tabela periódica apresentam os elétrons de valência com a mesma configuração e por isso são quimicamente semelhantes. Por outro lado, sempre que existir uma semelhança entre as



Z	Elemento	Configuração eletrônica	Z	Elemento	Configuração eletrônica
1	H	1s	53	I	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>
2	He	1s <sup>2</sup>	54	Xe	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>
3	Li	[He]2s	55	Cs	[Xe]6s
4	Be	[He]2s <sup>2</sup>	56	Ba	[Xe]6s <sup>2</sup>
5	B	[He]2s <sup>2</sup> 2p	57	La	[Xe]5d6s <sup>2</sup>
6	C	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	58	Ce	[Xe]4f <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>
7	N	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	59	Pr	[Xe]4f <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup>
8	O	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	60	Nd	[Xe]4f <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>
9	F	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	61	Pm	[Xe]4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>
10	Ne	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	62	Sm	[Xe]4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>
11	Na	[Ne]3s	63	Eu	[Xe]4f <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>
12	Mg	[Ne]3s <sup>2</sup>	64	Gd	[Xe]4f <sup>7</sup> 5d6s <sup>2</sup>
13	Al	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p	65	Tb	[Xe]4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup>
14	Si	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	66	Dy	[Xe]4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>
15	P	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	67	Ho	[Xe]4f <sup>11</sup> 6s <sup>2</sup>
16	S	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	68	Er	[Xe]4f <sup>12</sup> 6s <sup>2</sup>
17	Cl	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	69	Tm	[Xe]4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup>
18	Ar	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	70	Yb	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup>
19	K	[Ar]4s	71	Lu	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d6s <sup>2</sup>
20	Ca	[Ar]4s <sup>2</sup>	72	Hf	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup>
21	Sc	[Ar]3d4s <sup>2</sup>	73	Ta	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>
22	Ti	[Ar]3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	74	W	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>
23	V	[Ar]3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	75	Re	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>
24	Cr	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s	76	Os	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>
25	Mn	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	77	Ir	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>
26	Fe	[Ar]3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	78	Pt	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>9</sup> 6s
27	Co	[Ar]3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	79	Au	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s
28	Ni	[Ar]3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	80	Hg	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>
29	Cu	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s	81	Tl	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p
30	Zn	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	82	Pb	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>
31	Ga	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p	83	Bi	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>
32	Ge	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	84	Po	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>4</sup>
33	As	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	85	At	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup>
34	Se	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>	86	Rn	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>
35	Br	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	87	Fr	[Rn]7s
36	Kr	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	88	Ra	[Rn]7s <sup>2</sup>
37	Rb	[Kr]5s	89	Ac	[Rn]6d7s <sup>2</sup>
38	Sr	[Kr]5s <sup>2</sup>	90	Th	[Rn]6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>
39	Y	[Kr]4d5s <sup>2</sup>	91	Pa	[Rn]5f <sup>2</sup> 6d7s <sup>2</sup>
40	Zr	[Kr]4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup>	92	U	[Rn]5f <sup>3</sup> 6d7s <sup>2</sup>
41	Nb	[Kr]4d <sup>4</sup> 5s	93	Np	[Rn]5f <sup>4</sup> 6d7s <sup>2</sup>
42	Mo	[Kr]4d <sup>5</sup> 5s	94	Pu	[Rn]5f <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup>
43	Tc	[Kr]4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>	95	Am	[Rn]5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>
44	Ru	[Kr]4d <sup>7</sup> 5s	96	Cm	[Rn]5f <sup>7</sup> 6d7s <sup>2</sup>
45	Rh	[Kr]4d <sup>8</sup> 5s	97	Bk	[Rn]5f <sup>9</sup> 7s <sup>2</sup>
46	Pd	[Kr]4d <sup>10</sup>	98	Cf	[Rn]5f <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup>
47	Ag	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s	99	Es	[Rn]5f <sup>11</sup> 7s <sup>2</sup>
48	Cd	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>	100	Fm	[Rn]5f <sup>12</sup> 7s <sup>2</sup>
49	In	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p	101	Md	[Rn]5f <sup>13</sup> 7s <sup>2</sup>
50	Sn	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>	102	No	[Rn]5f <sup>14</sup> 7s <sup>2</sup>
51	Sb	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>	103	Lr	[Rn]5f <sup>14</sup> 6d7s <sup>2</sup>
52	Te	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup>			

Tabela 3.1 - Configuração eletrônica dos elementos.



### 3.4 A periodicidade nas propriedades atômicas

As propriedades químicas e físicas de um elemento são determinadas pelo número atômico e pelo número e disposição dos elétrons existentes nos orbitais. Condutividade elétrica, estrutura cristalina, energia de ionização, afinidade eletrônica são exemplos de propriedades que estão relacionadas com o comportamento químico geral dos elementos.

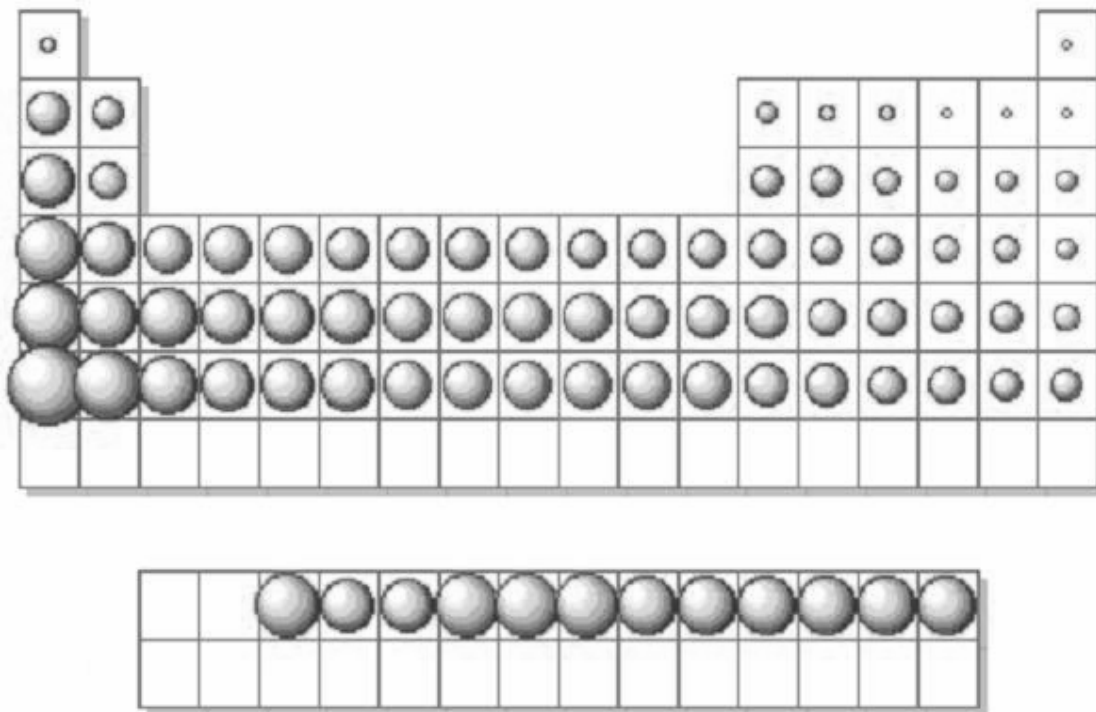
Uma grande vantagem de uma disposição de elementos conforme a atual estrutura da tabela periódica é a facilidade de se estudar inicialmente as propriedades de um grupo de elementos e não as propriedades de todos os elementos isoladamente.

#### 3.4.1 Tamanho do átomo

Esta é uma propriedade difícil de se determinar, pois a probabilidade de se encontrar um elétron ainda a uma distância muito grande (tendendo ao infinito) do núcleo nunca é igual a zero, de modo que a distância "limite" do átomo é arbitrária. A distribuição da probabilidade eletrônica é afetada pelo que há ao redor do núcleo. Tabelas proporcionam uma comparação dos tamanhos relativos, geralmente obtidos da divisão exata da distância observada entre centros de átomos idênticos adjacentes. A dedução é feita da seguinte maneira: primeiramente, numa molécula de  $H_2$  a distância de ligação (distância entre os núcleos dos dois átomos ligantes) é de  $0,740 \text{ \AA}$ , assim o raio de um único átomo de hidrogênio é igual a  $0,370 \text{ \AA}$ . No diamante, a distância entre átomos de carbono é de  $1,54 \text{ \AA}$ , logo o raio de um único carbono é  $0,77 \text{ \AA}$ . Finalmente, no metano ( $CH_4$ ), se os raios dos átomos de carbono e hidrogênio fossem fixos, conforme mensurados anteriormente, a distância de ligação C-H seria  $1,14 \text{ \AA}$  ( $0,370 \text{ \AA} + 0,77 \text{ \AA}$ ) mas na verdade é  $1,10 \text{ \AA}$ .

A dificuldade em determinar as medidas experimentais dos tamanhos atômicos deve-se, portanto, não à técnica de mensuração, mas sim à interpretação dos resultados, já que os raios efetivos dos átomos não são constantes. A contribuição de cada átomo na distância de ligação total depende da natureza da ligação, que por sua vez depende, em parte, das propriedades dos átomos.

Considerando então raios atômicos aproximados obtidos através de medidas de distâncias interatômicas, pode-se observar que o tamanho do átomo varia periodicamente dentro da tabela periódica, obedecendo a uma tendência geral de aumentar de cima para baixo nos grupos e diminuir da esquerda para a direita nos períodos, conforme fig. 3.3.



**Figura 3.3** - Representação esquemática dos raios atômicos dos elementos.

A explicação para a redução do raio atômico ao longo do segundo e terceiro períodos é que, nestes períodos, os elétrons são adicionados na camada de valência dos átomos e, com o aumento do número atômico, para cada elétron adicionado, há também o acréscimo de um próton no núcleo, tornando a carga nuclear maior. A força de atração eletrostática do núcleo sobre os elétrons é proporcional à carga nuclear e, conforme esta carga aumenta, a atração sobre os elétrons também aumenta, reduzindo o raio atômico.

O decréscimo moderado do raio atômico, observado no quarto, quinto e sexto períodos, também é explicado pela configuração eletrônica de seus elementos. Os elementos de transição, que são maioria nestes três períodos, são caracterizados por receber elétrons não na camada de valência, mas sim na segunda camada mais externa. Uma vez que os elétrons são colocados nos orbitais  $(n - 1)d$ , entre o núcleo e a camada de valência  $n$ , eles protegem parcialmente os elétrons de valência da força de atração exercida pelo núcleo. Este efeito de blindagem faz com que o raio não decresça tão rapidamente ao longo dos períodos, nos trechos dos elementos de transição.

No final da série dos elementos de transição, a subcamada  $(n - 1)d$  se aproxima de sua população máxima, 10 elétrons, aumentando o efeito de blindagem; conseqüentemente, as repulsões interatômicas entre a camada  $(n - 1)d$  e a camada de valência compensam quase completamente o aumento na carga nuclear, acarretando um menor aumento no tamanho do raio, principalmente nas séries dos elementos de transição interna, onde a subcamada  $(n - 2)f$ , que é preenchida ao longo do período, comporta um grande número de elétrons (14, no máximo).

No grupo, o aumento de tamanho se explica, pois quanto maior o número de camadas utilizadas, maior o tamanho. Se há aumento da carga nuclear, se esperaria uma maior atração do núcleo, entretanto o número de elétrons por camada aumenta,

causando o aumento na distância entre a camada de valência e o núcleo. Consequentemente, o aumento do número de camadas internas de elétrons implica no aumento do efeito de blindagem que compensa o aumento da carga nuclear, resultando num aumento do raio atômico.

Existem, porém, lugares na tabela periódica onde o tamanho atômico não varia significativamente no grupo. Analisando qualquer elemento de transição do quarto período e um imediatamente abaixo, do quinto período, notamos apreciável aumento do raio atômico. Do quinto para o sexto período, praticamente não há alteração. Isso ocorre devido à contração lantanídica. O zircônio ( $Z = 40$ ) com um raio de  $1,45 \text{ \AA}$  é aproximadamente igual ao háfnio ( $Z = 72$ ), de raio  $1,44 \text{ \AA}$ . Esta contração corresponde à aparição de elétrons em orbitais  $4f$  que se situam profundamente dentro do átomo, onde os efeitos de aumento de carga nuclear e população eletrônica se cancelam, ou seja, a blindagem da camada interna compensa completamente o efeito de aumento da carga nuclear. Similaridade no tamanho e na configuração eletrônica entre os elementos de transição do quinto e sexto períodos conduz a semelhanças notáveis em propriedades químico-físicas. O zircônio e o háfnio formam compostos químicos com fórmulas similares, apresentam-se juntos nos minérios no estado natural e apresentam propriedades semelhantes (ponto de fusão, ponto de ebulição, solubilidade, etc).

#### 3.4.1.1 O raio iônico

Um caso interessante que devemos denotar em relação ao raio de um átomo é a alteração no tamanho deste quando o átomo se transforma em um íon. O raio de um íon é chamado raio iônico. Quando comparamos um átomo neutro com seu íon, a carga efetiva do núcleo sobre os elétrons permanece constante, pois o número atômico não se altera. Porém, como o número de elétrons em um íon é sempre diferente do número de elétrons do átomo neutro, ocorrerá uma diferença no raio atômico decorrente dessa situação. Por exemplo, um átomo de sódio, cuja configuração é  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ , quando perde seu elétron  $3s$ , logicamente, perde também a terceira camada, o que leva à redução do raio. Além disso, o menor número de elétrons facilita a atração nuclear sobre a nuvem eletrônica, contribuindo para a redução do raio. Podemos generalizar que um cátion é sempre menor do que o átomo neutro que o originou.

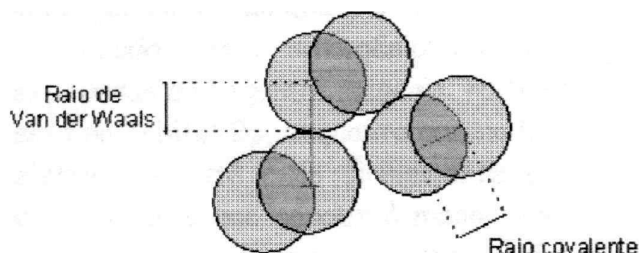
Por outro lado, o cloro, por exemplo, cuja configuração é  $1s^2 2s^2 2p^5$ , quando recebe um elétron, aumenta seu número de elétrons e, conseqüentemente, as repulsões intereletrônicas na camada  $2p$ . Isso contribui para uma expansão da nuvem eletrônica, que aumenta o raio iônico. Portanto, um ânion é sempre maior do que o átomo neutro que o originou. É importante ressaltar que só se deve fazer comparações entre íons isoeletrônicos ou entre um íon e seu átomo neutro. Outras comparações não teriam sentido.

#### 3.4.1.2 Raio covalente e raio de Van der Waals

Além do raio atômico e do raio iônico, podemos ainda falar em raio covalente e raio de Van der Waals. O raio atômico corresponde ao raio do átomo em seu estado neutro, ou seja, sem se combinar; o raio iônico corresponde ao raio de um íon, ou seja, do átomo que forma uma ligação iônica; logicamente, o raio covalente corresponde ao raio de um átomo que forma uma ligação covalente. O raio covalente é menor que o raio iônico, devido ao fato de o átomo não receber elétrons,

mas compartilhar, fazendo com que a expansão da nuvem eletrônica seja menos intensa, já que o elétron não pertence somente a um átomo.

Para exemplificar o conceito de raio de Van der Waals vamos imaginar uma substância diatômica no estado sólido. Nesse estado, as moléculas “encostam-se” umas às outras. Podemos esquematizar as moléculas desenhando átomos com raios aparentes. Então, tem-se a impressão de que uma molécula está distanciada uma da outra.

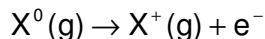


**Figura 3.4** - Raio covalente e raio de Van der Waals.

O raio de Van der Waals, portanto, corresponde à metade da distância entre os núcleos de dois átomos da substância que se encostam e pertencem a moléculas diferentes. Trata-se de uma distância intermolecular.

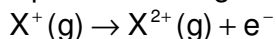
### 3.4.2 Energia de ionização

Outra propriedade relacionada com a configuração eletrônica é a energia de ionização. A energia de ionização é a energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo no seu estado fundamental e corresponde à energia requerida para a reação:



A notação de estado gasoso (g) enfatiza a necessidade de que os átomos devem estar isolados um em relação aos outros. Esta energia é também a energia de ligação do último elétron a ser colocado no átomo. Uma vez o elétron completamente removido, o átomo passa a ser um íon positivo (cátion), por isso o processo é dito ionização. O elétron mais facilmente removível é aquele que possui maior energia (último a ser distribuído segundo as regras de Hund), e está menos atraído pelo núcleo.

A energia para remover este primeiro elétron mais externo é denominada primeira energia de ionização. No caso de átomos com mais de um elétron removível, diz-se que a energia para remover um segundo elétron é a segunda energia de ionização, e assim por diante. A segunda energia de ionização é a energia necessária, portanto para provocar o seguinte processo:

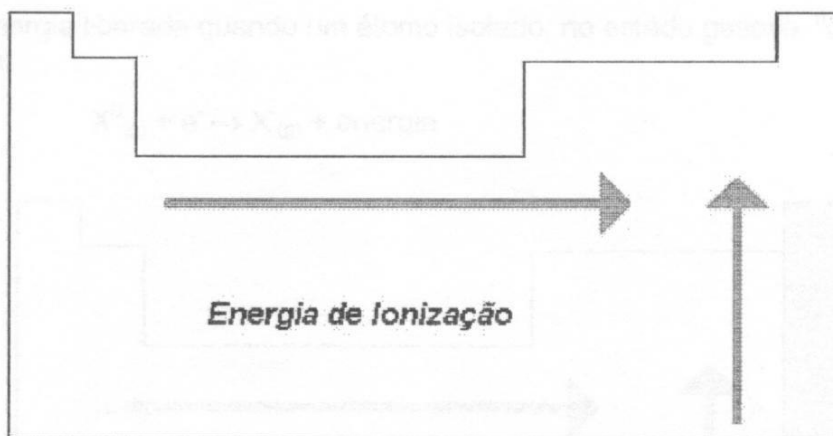


A energia de ionização, cuja unidade é dada geralmente em kJ/mol (quilojoules por mol), também é uma propriedade periódica que varia com o número atômico e em geral, quanto maior este for, maior é a carga nuclear do elemento, maior é a atração dos elétrons pelo núcleo e mais difícil é a sua ionização. Portanto, a energia de ionização tende a aumentar através do período. Alguns fatores que influenciam a energia de ionização são:

- tamanho do átomo;
- carga do núcleo;

- efeito de proteção das camadas internas;
- tipo de orbital em que se encontra o elétron;
- proximidade do elétron em relação ao núcleo.

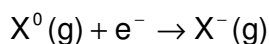
A tendência da energia de ionização dentro de um período, para os elementos representativos, é de aumentar da esquerda para a direita, pois uma grande atração do núcleo sobre a eletrosfera leva a uma maior energia de ionização. A tendência dentro do grupo é da energia de ionização diminuir de cima para baixo, pois, como o tamanho do átomo aumenta neste sentido, os elétrons ficam mais distanciados do núcleo e se torna mais fácil remove-los. Generalizando, quanto maior o tamanho do átomo, menor será a primeira energia de ionização, tornando esta propriedade inversamente proporcional ao tamanho atômico.



**Figura 3.5** - Tendência da energia de ionização na tabela periódica.

### 3.4.3 Afinidade eletrônica

A afinidade eletrônica ou eletro-afinidade pode ser definida como a quantidade de energia liberada no processo em que um átomo isolado, no seu estado fundamental, recebe um elétron, formando um íon negativo (ânion), conforme a reação:

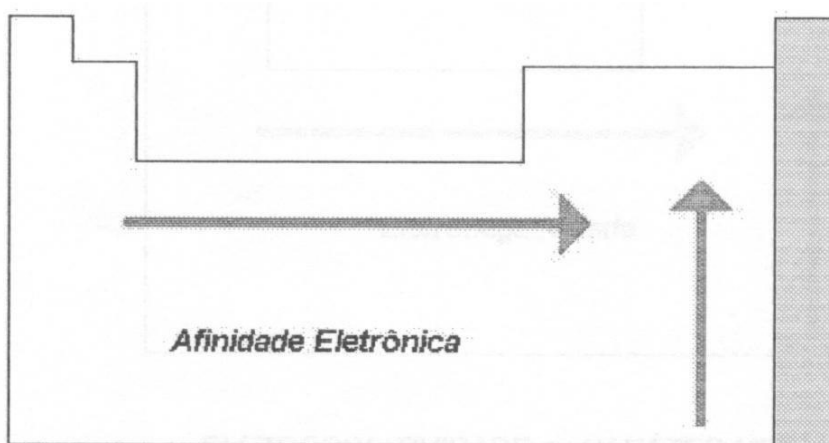


A liberação de energia mede o quão fortemente o elétron se liga ao átomo, portanto quanto mais negativo o valor da afinidade eletrônica, maior é a tendência do átomo em receber o elétron. Isso, porém, não impede que alguns elementos tenham afinidade eletrônica positiva, o que indica uma baixíssima tendência de receber elétrons e a necessidade de absorver energia para poder ganhar elétrons. A eletronegatividade de X é igual à energia de ionização de  $X^-$ .

As afinidades eletrônicas, em geral, têm valores menos negativos ao longo de um grupo (descendo), porque a camada de valência está progressivamente mais distante do núcleo e a blindagem das camadas internas é mais efetiva na compensação do aumento da carga nuclear. Uma exceção a essa regra é que o flúor é menos negativo que o cloro. Uma possível explicação para esse resultado baseia-se no fato de que, o flúor, por ser o menor átomo do grupo dos halogênios, não pode ter a força de repulsão inter-eletrônica na camada mais externa ignorada. Para converter  $F^0$  em  $F^-$ , o oitavo elétron estaria comprimido na camada  $n = 2$ , por

esta ser muito pequena e com isso, a repulsão entre elétrons seria relativamente grande, reduzindo assim a afinidade eletrônica do flúor.

Os elementos do grupo dos halogênios são os átomos que possuem maior afinidade eletrônica devido ao reduzido tamanho dos átomos, à carga nuclear efetiva relativamente grande e à necessidade de apenas um elétron para alcançar a configuração eletrônica de gases nobres (regra do octeto). Os gases nobres têm valores nulos para a eletro-afinidade.



**Figura 3.6** - Tendência da afinidade eletrônica na tabela periódica.

A afinidade eletrônica pode ser expressa em elétron-volts por átomo ou, no SI, kJ/mol, assim como a energia de ionização.

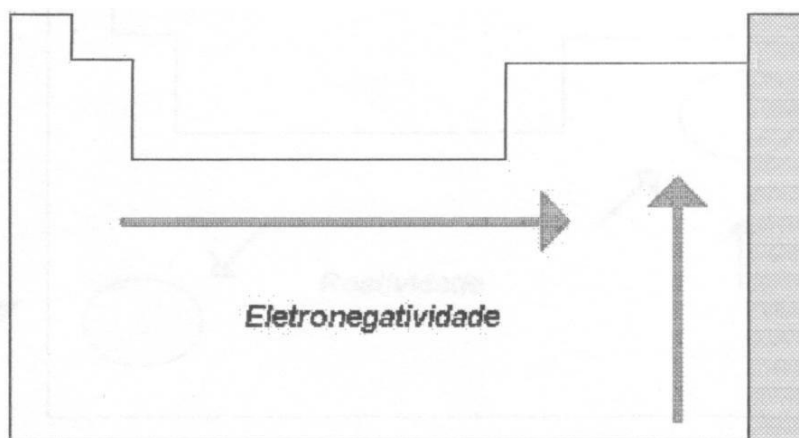
#### **3.4.4 Eletro-negatividade, eletro-positividade e reatividade**

A eletro-negatividade é definida como o grau de intensidade com que um átomo atrai elétrons, capturando-os. A tendência relativa do comportamento eletro-negativo ou eletro-positivo de um átomo pode ser quantificada, atribuindo a cada elemento um número de eletro-negatividade. Outra interpretação para eletro-negatividade refere-se às ligações covalentes. Numa ligação covalente, um par (ou mais pares) de elétrons é compartilhado entre dois átomos. Isso significa que o par é atraído simultaneamente para o núcleo de ambos os átomos, resultando numa competição pelos elétrons. Essa atração é medida pela eletro-negatividade, que aqui pode ser definida como a tendência relativa de um átomo em atrair o par de elétrons da ligação.

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

**Figura 3.7** - Eletronegatividade dos elementos da tabela periódica.

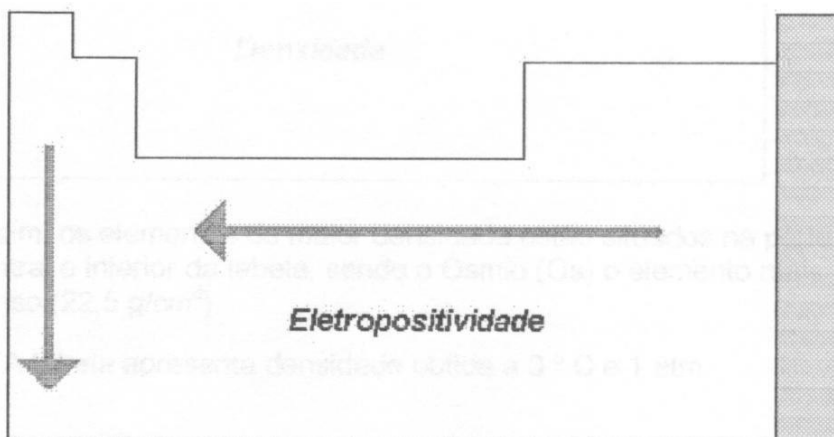
A eletronegatividade tende a crescer da esquerda para a direita através de um período na tabela periódica devido ao aumento da carga nuclear. Essa tendência é geralmente uniforme entre os elementos representativos. Através de uma série de transição, a eletronegatividade apresenta algumas irregularidades no crescimento da esquerda para a direita, resultantes da variação do efeito de blindagem. Indo para baixo num grupo, a eletronegatividade decresce à medida que a camada de valência se torna mais afastada do núcleo e à medida que o efeito de blindagem compensa amplamente o aumento da carga nuclear. Assim, os elementos com maior eletronegatividade são os não-metais da tabela periódica, destacando-se o flúor, o oxigênio e o nitrogênio. Os elementos mais eletropositivos, ou seja, com as mais baixas eletronegatividades são os metais, particularmente os que se encontram na parte inferior esquerda da tabela periódica.



**Figura 3.8** - Tendência da eletronegatividade na tabela periódica.

Segundo a primeira definição de eletronegatividade, que seria a capacidade de um átomo em atrair elétrons e, portanto, tornar-se um íon negativo (ânion), podemos então definir eletropositividade como a capacidade de um átomo em perder elétrons, originando cátions. Como os metais são os elementos que

apresentam maior tendência em perder elétrons, a eletropositividade também pode ser denominada de caráter metálico. A perda de elétrons em reações químicas é uma característica dos elementos metálicos.



**Figura 3.9** - Tendência da eletropositividade na tabela periódica.

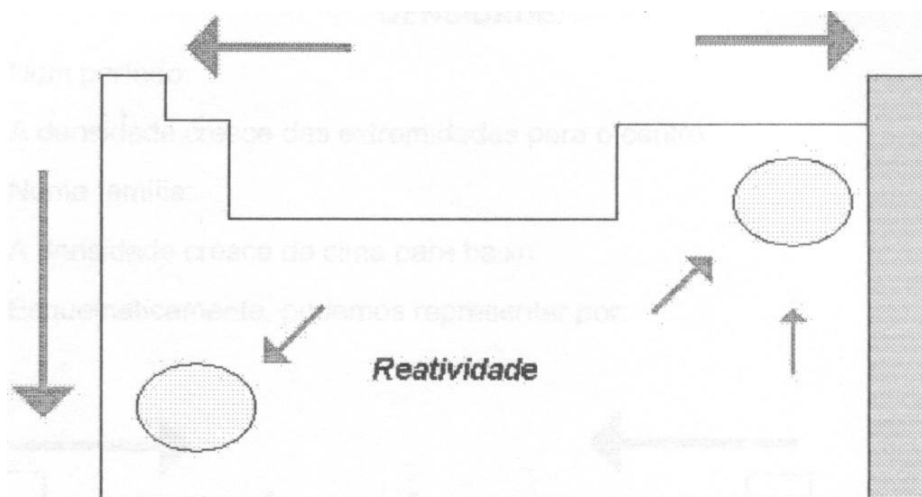
O número de elétrons perdidos por um átomo eletropositivo e de elétrons recebidos por um átomo eletronegativo é indicado pelo número de oxidação do elemento, que é, respectivamente positivo e negativo. O número de oxidação indica a reatividade de um elemento e a forma como ele irá reagir, pela indicação de sua maior ou menor facilidade em ganhar ou perder elétrons. Alguns elementos da tabela periódica podem se comportar de forma eletronegativa ou eletropositiva, o que depende da reação química em que estão envolvidos. Os gases nobres, devido a sua configuração eletrônica, são mais estáveis e menos reativos que outros elementos.



1 H +1 -1																	1 H +1 -1	2 He													
3 Li +1	4 Be +2																	5 B +3	6 C +4 +2 -4	7 N +5 +4 +3 +2 +1 -3	8 O -1 -2	9 F -1	10 Ne								
11 Na +1	12 Mg +2																	13 Al +3	14 Si +4 -4	15 P +5 +3 -3	16 S +6 +4 +2 -2	17 Cl +7 +5 +3 +1 -1	18 Ar								
19 K +1	20 Ca +2	21 Sc +3	22 Ti +4 +3 +2	23 V +5 +4 +3 +2	24 Cr +6 +3 +2	25 Mn +7 +6 +4 +3 +2	26 Fe +3 +2	27 Co +3 +2	28 Ni +2	29 Cu +2 +1	30 Zn +2	31 Ga +3	32 Ge +4 -4	33 As +5 +3 -3	34 Se +6 +4 -2	35 Br +5 +3 +1 -1	36 Kr +4 +2														
37 Rb +1	38 Sr +2	39 Y +3	40 Zr +4	41 Nb +5 +4	42 Mo +6 +4 +3	43 Tc +7 +6 +4	44 Ru +8 +6 +4 +3	45 Rh +4 +3 +2	46 Pd +4 +2	47 Ag +1	48 Cd +2	49 In +3	50 Sn +4 +2	51 Sb +5 +3 -3	52 Te +6 +4 -2	53 I +7 +5 +3 +1 -1	54 Xe +6 +4 +2														
55 Cs +1	56 Ba +2	57 La +3	58 Ce +3	59 →	60 →	61 →	62 →	63 →	64 →	65 →	66 →	67 →	68 →	69 →	70 →	71 Lu +3	72 Hf +4	73 Ta +5	74 W +6 +4	75 Re +7 +6 +4	76 Os +8 +4	77 Ir +4 +3	78 Pt +4 +2	79 Au +3 +1	80 Hg +2 +1	81 Tl +3 +1	82 Pb +4 +2	83 Bi +5 +3	84 Po +2	85 At -1	86 Rn

Figura 3.10 - Número de oxidação dos elementos.

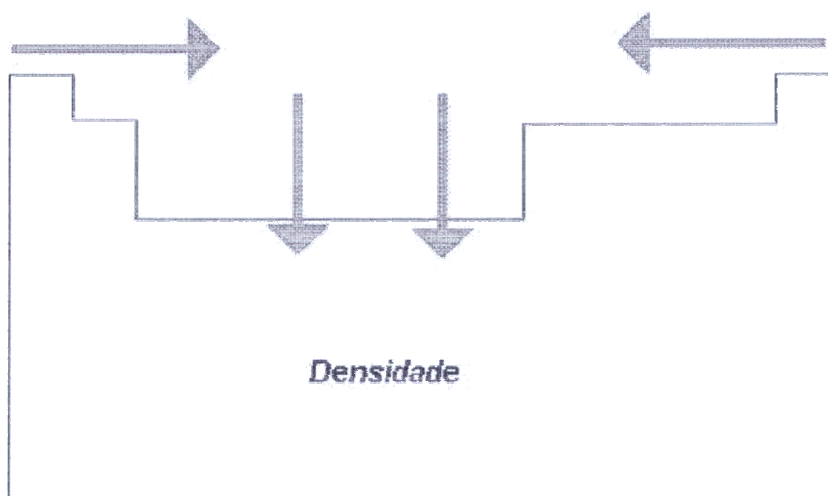
Na fig.3.11, podemos observar, através das indicações das setas, que o elemento mais reativo entre os metais é o frâncio (elemento mais eletropositivo da tabela) e, entre os não-metais, o mais reativo é o flúor (elemento mais eletronegativo da tabela).



**Figura 3.11** - Tendência da reatividade na tabela periódica.

### 3.4.5 Densidade

A densidade dos elementos é uma propriedade física que apresenta periodicidade dentro da disposição da tabela periódica, embora as variações de densidade não sejam muito regulares, pois diferentes características estruturais influenciam na densidade da substância. Num período, a densidade aumenta das extremidades para o centro. Nos grupos, ela aumenta de cima para baixo. A fig. 3.12 ilustra esquematicamente essas tendências da densidade, considerando que os valores de densidade foram obtidos a temperatura de 25° C e pressão de 1 atm. Nestas condições, o elemento mais denso da tabela periódica é o ósmio ( $Z = 76$ ).

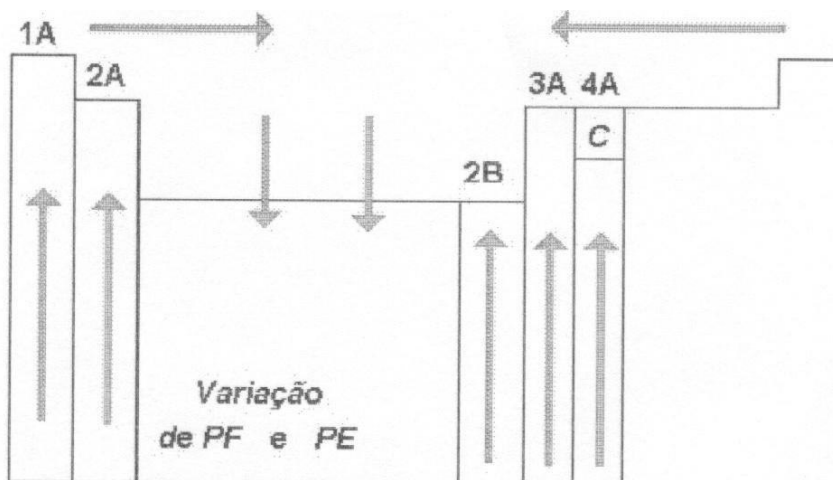


**Figura 3.12** - Tendência da densidade na tabela periódica.

### 3.4.6 Ponto de fusão e ponto de ebulição

O ponto de fusão é a temperatura na qual uma substância passa do estado sólido para o estado líquido. O ponto de ebulição é a temperatura na qual uma substância passa do estado líquido para o estado gasoso. Nos grupos IA, IIA, IIB, IIIB

e IVA, os elementos de maior ponto de fusão e ponto de ebulição estão situados na parte superior da tabela. Nos demais grupos, os elementos com maiores pontos de fusão e ebulição estão posicionados na parte inferior da tabela periódica. Nos períodos, de maneira geral, os pontos de fusão e ebulição crescem das extremidades para o centro da tabela. O elemento que apresenta maior ponto de fusão é o tungstênio ( $Z = 74$ ).



**Figura 3.13** - Tendência dos pontos de fusão e ebulição na tabela periódica.

### 3.5 Os blocos da tabela periódica e seus grupos

A tabela periódica, da forma como está disposta, possibilita a classificação dos elementos em blocos s, p, d e f (fig. 3.2), de acordo com as similaridades de suas configuração eletrônica. Dentro desses blocos, encontramos os elementos divididos em grupos, nos quais as características comuns entre os elementos de um bloco estreitam-se ainda mais.

#### 3.5.1 O hidrogênio

O hidrogênio por apresentar características únicas, é posicionado fora de qualquer grupo da tabela periódica, apenas dividindo o primeiro período com o hélio. Ele possui a estrutura atômica mais simples entre todos os elementos, apresentando seu único elétron uma configuração eletrônica  $1s^1$ . O hidrogênio é bastante reativo, podendo alcançar a estabilidade formando ligações covalentes com outros átomos, perdendo seu elétron para formar  $H^+$  ou ainda adquirindo um elétron para formar  $H^-$ . Embora sua configuração eletrônica assemelhe-se à dos elementos do grupo 1 ou metais alcalinos, que possuem um elétron no nível mais externo, o hidrogênio tem maior tendência a compartilhar este elétron do que perde-lo, como ocorre com os metais alcalinos ao reagirem.

O hidrogênio é um dos elementos mais abundantes do planeta, apesar da quantidade de  $H_2$  na atmosfera terrestre ser muito pequena. Ele é encontrado na crosta terrestre, nas águas dos oceanos, nos compostos como água, combustíveis fósseis, amônia, ácidos, carboidratos e proteínas. Na verdade, o hidrogênio é o elemento que mais forma compostos.

### 3.5.2 Elementos do bloco s

#### 3.5.2.1 Grupo 1: metais alcalinos

Elemento	Símbolo
Lítio	Li
Sódio	Na
Potássio	K
Rubídio	Rb
Césio	Cs
Frâncio	Fr

**Tabela 3.2** - Elementos do grupo 1 e seus símbolos.

Os elementos aqui formam um grupo bastante homogêneo. Todos os elementos desse grupo são metais, são excelentes condutores de eletricidade, moles e altamente reativos. As propriedades químicas e físicas estão intimamente relacionadas com sua estrutura eletrônica e seu tamanho. Geralmente formam compostos univalentes, iônicos e incolores.

Todos os elementos desse grupo possuem um elétron de valência na camada mais externa. Esse elétron é fracamente ligado ao núcleo por encontra-se bastante afastado dele, podendo ser removido facilmente. Os demais elétrons, por estarem mais próximos ao núcleo, são mais firmemente ligados e removidos com dificuldade.

Os elementos do grupo 1 são os maiores nos seus respectivos períodos mas quando perdem o elétron mais externo na formação de íons positivos, o tamanho diminui consideravelmente. Essa redução acontece porque uma camada eletrônica inteira foi removida e como com a perda do elétron a carga positiva do núcleo ficou maior que a soma da carga negativa dos elétrons, há uma maior atração do núcleo sobre os elétrons remanescentes. Como os átomos são grandes, esses elementos apresentam densidades muito baixas.

Como os átomos desse grupo são grandes e o elétron mais externo é fracamente atraído pelo núcleo, as primeiras energias de ionização desses átomos são muito menores que de elementos de outros grupos da tabela periódica. No grupo, como os átomos são cada vez maiores (sentido descendente), as energias de ionização diminuem. Já a segunda energia de ionização desses elementos é extremamente elevada em comparação com a primeira energia devido a maior atração eletrostática entre o núcleo e esse segundo elétron. Em condições normais, o segundo elétron nunca é removido, pois seria necessária uma energia maior que a energia para ionizar um gás nobre. Os elementos desse grupo formam íons  $X^+$ .

Os valores de eletronegatividade dos elementos do grupo 1 são os menores da tabela periódica. Com isso, ao reagirem com outros elementos, verifica-se uma grande diferença de eletronegatividade entre o metal alcalino e o outro elemento, o que caracteriza a formação de uma ligação predominantemente iônica.

As baixas energias de coesão acarretam as baixíssimas temperaturas de fusão e de ebulição dos elementos desse grupo. Os pontos de fusão no grupo variam entre 181°C (Li) e 28,5°C (Cs) enquanto que as temperaturas de fusão de metais de transição geralmente são superiores a 1000°C. Como a energia de coesão diminui de cima para baixo no grupo, os pontos de fusão e de ebulição acompanham a mesma tendência.

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
P. F. (°C)	1287	649	839	768	727	700
P. E. (°C)	2500	1105	1494	1381	1850	1700

**Tabela 3.3** - Pontos de fusão e de ebulição dos elementos do grupo 1.

Apesar de sua grande semelhança química, os elementos alcalinos não ocorrem juntos, principalmente por causa dos diferentes tamanhos de seus íons. O lítio é encontrado na crosta terrestre sob a forma de silicatos e fosfatos, sendo os seus principais minerais o espodumênio, a ambligonita, a lepidolita e a petalita. O sódio é o 4º elemento mais abundante na Terra, compondo aproximadamente 2,6% da crosta terrestre, ele se apresenta na forma de minerais e na água do mar. A halita (NaCl), também conhecida como salgema ou o "sal comum", é seu mineral mais comum. É encontrada em depósitos subterrâneos e dissolvida nos mares, oceanos e fontes de água salgada. O potássio ocorre na natureza na forma combinada como silicatos de potássio, em depósitos de sais solúveis de potássio e nas águas dos oceanos. O rubídio é um elemento raro e ocorre quase sempre com o céσιο, como traços de óxido de rubídio em diversos minerais, tais como a leucita, o espodumênio, a carnalita e a lepidolita. Uma das principais fontes de céσιο está localizada no lago Bernic em Manitoba com 300.000 toneladas de polucita, com 20% de céσιο. Também ocorre como traço na lepidolita. É um elemento instável que ocorre em quantidades traço nas rochas. Existem menos de 30g de frâncio em toda a crosta terrestre. O frâncio é encontrado em minérios de urânio (U) e tório (Th).

### 3.5.2.2 Grupo 2: metais alcalinos terrosos

Elemento	Símbolo
Berílio	Be
Magnésio	Mg
Cálcio	Ca
Estrôncio	Sr
Bário	Ba
Rádio	Ra

**Tabela 3.4** - Elementos do grupo 2 e seus símbolos.

Os elementos do grupo 2 apresentam tendências similares às apresentadas pelo grupo 1 quanto a suas propriedades. Esses elementos formam uma série bem comportada de metais altamente reativos, embora menos reativos que os metais alcalinos. Geralmente são divalentes, formando compostos iônicos incolores. Os elementos desse grupo possuem dois elétrons s no nível eletrônico mais externo. Seus átomos são grandes, mas menores que os átomos dos elementos do grupo 1 no mesmo período. Isso ocorre porque a carga adicional do núcleo faz com que este atraia mais fortemente os elétrons. Os íons são relativamente grandes, mas menores que dos elementos do grupo 1, uma vez que na remoção dos dois elétrons de valência, o núcleo fica com uma carga efetiva maior que nos íons dos metais alcalinos. Os elementos do grupo 2 apresentam densidades maiores que os do grupo 1.

Os metais do grupo 2 têm cor branca prateada. Por apresentarem dois elétrons que podem participar de ligações metálicas, eles são mais duros, suas energias de ligação são maiores e seus pontos de fusão e de ebulição são mais

elevados que os metais do grupo 1, a possuem apenas um elétron. Em relação aos demais metais, são considerados moles. Os pontos de fusão variam de forma irregular devido às diferentes estruturas cristalinas assumidas por esses metais.

	Li	Na	K	Rb	Cs
P. F. (°C)	181	98	63	39	28,5
P. E. (°C)	1347	881	766	688	705

**Tabela 3.5** - Pontos de fusão e de ebulição dos elementos do grupo 2.

Excetuando o berílio, cujos compostos são tipicamente covalentes, os compostos formados por esses metais são predominantemente iônicos. Por serem menores os átomos dos elementos do grupo 2, seus elétrons estão mais fortemente ligados do que nos elementos do grupo 1, acarretando uma primeira energia de ionização maior para a formação de  $X^+$ . Depois de removido um elétron, a atração entre o núcleo e os elétrons remanescentes torna-se ainda maior e com isso, a energia necessária para a remoção do segundo elétron para formar íons  $X^{2+}$  é quase o dobro da requerida para a remoção do primeiro.

Os valores de eletronegatividade dos elementos do grupo 2 são baixos, mas maiores que dos correspondentes elementos do grupo 1. A eletronegatividade do berílio é a maior do grupo.

O berílio não é muito comum por não ser abundante e por sua difícil extração. Pode ser encontrado na natureza sob a forma de minerais, como o berilo e a fenacita. O magnésio é um dos elementos mais abundantes na crosta terrestre. Não ocorre livre na natureza, mas só na forma combinada em grandes depósitos minerais, como a magnesita, a dolomita e a carnalita. Pequenas quantidades de magnésio estão presentes na maioria dos organismos vivos. O cálcio é o quinto elemento mais abundante na crosta terrestre, não ocorre livre na natureza, mas na forma combinada em diversos minerais, como a gipsita, a anidrita, a fluorita, a apatita, a dolomita e o calcáreo. O estrôncio não ocorre livre na natureza, apenas em forma combinada em vários minerais, sendo os principais a estroncianita e a celestita. O bário não ocorre livre na natureza, apenas em forma combinada em vários minerais, sendo os principais a barita e a witherita. O rádio é o sexto elemento mais raro na natureza. Ocorre em todos os minérios de urânio (U), como a pitchblenda ( $U_3O_8$ ). Pode ser extraído nos resíduos do processamento do urânio. Grandes depósitos de urânio estão localizados no Novo México, em Ontário, em Utah e na Austrália.

### 3.5.3 Elementos do bloco p

#### 3.5.3.1 Grupo 13: grupo do boro

Elemento	Símbolo
Boro	B
Alumínio	Al
Gálio	Ga
Índio	In
Tálio	Tl
Ununtrio	Uut

**Tabela 3.6** - Elementos do grupo 13 e seus símbolos.

O boro é um não-metal e forma sempre ligações covalentes, normalmente são três, utilizando orbitais híbridos  $sp^2$ , com ângulos de  $120^\circ$  entre si. Os outros elementos do grupo formam compostos trivalentes, sendo mais metálicos e iônicos que o boro. São metais moderadamente reativos. Seus compostos estão no limite entre aqueles com caráter iônico e covalente.

Os raios atômicos não aumentam regularmente de cima para baixo dentro do grupo. Deve-se considerar que os raios no boro e no gálio são estimados, como sendo a metade da distância de aproximação. Os raios iônicos de  $X^{3+}$  aumentam de cima para baixo dentro do grupo.

Os pontos de fusão dos elementos do grupo 13 não podem ser comparados entre si devido às diferentes estruturas cristalinas apresentadas no grupo. A estrutura incomum do boro faz com que ele apresente um ponto de fusão muito elevado. A estrutura do gálio, também pouco comum, faz com que ele tenha uma temperatura de fusão incrivelmente baixa. Outra característica do gálio, é que ao passar do estado líquido para o sólido, ao invés de se contrair, ele se expande. Os demais elementos apresentam estruturas metálicas de empacotamento compacto.

	<b>B</b>	<b>Al</b>	<b>Ga</b>	<b>In</b>	<b>Tl</b>
<b>P. F. (°C)</b>	2180	660	30	157	303
<b>P. E. (°C)</b>	3650	2467	2403	2080	1457

**Tabela 3.7** - Pontos de fusão e de ebulição dos elementos do grupo 13.

A natureza eletropositiva desses elementos cresce do boro para o alumínio, segundo a tendência normal associada ao aumento de tamanho, e a seguir decresce do alumínio para o tálio. Os três últimos elementos desse grupo têm menor tendência em perder elétrons por causa da blindagem ineficiente proporcionada pelos elétrons d.

Os valores das energias de ionização não decrescem regularmente dentro do grupo. O decréscimo do boro para o alumínio corresponde ao comportamento esperado descendo-se pelo grupo, associado ao aumento de tamanho. A blindagem ineficiente oferecida pelos elétrons d influenciam os valores dos demais elementos do grupo.

O boro não é encontrado livre na natureza, mas em jazidas relacionadas a atividades vulcânicas, sob a forma de boratos de cálcio, sódio e magnésio. Cerca de 90% da produção mundial de borato provêm das jazidas da Califórnia (USA). Na América do Sul, os boratos são encontrados em áreas desérticas do Peru, Chile, Bolívia e Argentina. Seus minerais são o bórax, a kermita, a ulexita, a boracita, a sassolita e a priceita. O Alumínio não é encontrado livre na natureza, apenas na forma combinada. Seu principal mineral é a bauxita ou óxido de alumínio. O alumínio brasileiro tem grande importância no comércio mundial. Nossas reservas correspondem a 17% das mundiais, só perdendo em tamanho para as da Austrália e da África Equatorial. O gálio é encontrado como elemento traço em minérios de zinco, de manganês, alumínio e ferro; é um elemento muito escasso na crosta terrestre. Pode ser obtido como subproduto da extração do zinco no minério de zinco ou da extração do ferro no minério de ferro como a pirita,  $FeS$ . O índio é encontrado em quantidades traço em minérios de ferro, chumbo e cobre. O Tálio ocorre na crosta terrestre combinado em minerais como nos seguintes: crooksita, lorandita e hutchinsonita. O ununtrio é um elemento artificial, que não ocorre na crosta terrestre.

### 3.5.3.2 Grupo 14: grupo do carbono

Elemento	Símbolo
Carbono	C
Silício	Si
Germânio	Ge
Estanho	Sn
Chumbo	Pb
Ununquadio	Uuq

**Tabela 3.8** - Elementos do grupo 14 e seus símbolos.

Todos os elementos desse grupo possuem quatro elétrons na última camada. O carbono difere-se do restante do grupo por causa do seu menor tamanho e maior eletronegatividade, o que acarreta maior energia de ionização. Ele é mais covalente que metálico. Os compostos de carbono podem apresentar número de coordenação de 3 a 8 e o carbono é o único do grupo que forma ligações múltiplas  $\pi$ - $\pi$ . O carbono apresenta uma acentuada capacidade de formar cadeias, pois as ligações C – C são fortes, o que não ocorre com os outros elementos do grupo.

Com relação à estrutura, o carbono pode existir em diversas formas alotrópicas. O silício, o germânio e o estanho adotam uma estrutura semelhante a do diamante, sendo que o estanho pode ter forma metálica. O chumbo só existe na forma metálica.

O tamanho dos átomos aumenta de cima para baixo no grupo. As energias de ionização decrescem do carbono para o silício e a seguir variam de forma irregular devido ao efeito dos níveis d e f preenchidos. A energia necessária para formar íons  $X^{4+}$  é muito elevada.

O carbono apresenta ponto de fusão muito elevado. O silício e o germânio já têm temperaturas de fusão consideravelmente menores, embora também elevadas. Isso provem das fortes ligações covalentes em seus retículos, que são similares ao do diamante. Os pontos de fusão do estanho e do chumbo são bem menores por serem metálicos. O ponto de fusão decresce no grupo de cima para baixo. O germânio possui uma característica pouco comum que é de se expandir ao passar do estado líquido para o sólido.

	C	Si	Ge	Sn	Pb
<b>P. F. (°C)</b>	4100	1420	945	232	327
<b>P. E. (°C)</b>		3280	2850	2623	1751

**Tabela 3.9** - Pontos de fusão e de ebulição dos elementos do grupo 14.

Nesse grupo é possível observar a transição do caráter metálico: de cima para baixo tem-se o carbono e o silício que são não-metals, o germânio apresenta algum caráter metálico e o estanho e o chumbo são metais. Esse aumento do caráter metálico no grupo acarreta o aumento da maleabilidade, da condutividade elétrica e da tendência de se formarem íons  $X^{2+}$ .

O carbono é onipresente na natureza, sendo constituinte essencial de toda a matéria viva. O carbono ocorre em grandes quantidades combinado ao carvão, petróleo e a rochas calcárias, como a calcita, a magnesita e a dolomita. Em sua forma nativa, tem-se o diamante e a grafite. O diamante é encontrado em reservas na África, Rússia, Índia, Indonésia, Venezuela, e Brasil. A grafite é extraída na



Rússia, Alemanha, Áustria, México, Ceilão e Brasil. O silício é o segundo elemento mais abundante na crosta terrestre, e ocorre em grande variedade de silicatos (água marinha, esmeralda, turmalina e topázio) e minerais de silício (ametista, cristal de rocha, citrino, quartzo rosa, quartzo rutilo, quartzo azul, prásio, ágata, crisoprásio e opalas). O germânio é obtido comercialmente do resíduo do processo de extração do minério de zinco e como subproduto da combustão de alguns tipos de carvão. O estanho ocorre na natureza na forma combinada com minerais, sendo o seu principal minério a cassiterita ( $\text{SnO}_2$ ). Os maiores produtores mundiais são: Bolívia, Indonésia, Zaire, Tailândia e Nigéria. O chumbo ocorre livre na natureza, mas é um elemento raro. Ele é obtido principalmente da galena ( $\text{PbS}$ ), o principal minério de chumbo, que ocorre bem próxima ao solo. Ocorre também numa variedade de minerais: anglesita, cerusita, crocoíta. As reservas mundiais de chumbo estão distribuídas pelos seguintes países: Austrália, Rússia, Estados Unidos, México, Canadá, Peru e Marrocos. O ununquádio é um elemento artificial, que não ocorre na crosta terrestre.

### 3.5.3.3 Grupo 15: grupo do nitrogênio

Elemento	Símbolo
Nitrogênio	N
Fósforo	P
Arsênio	As
Antimônio	Sb
Bismuto	Bi
Ununpentio	Uup

**Tabela 3.10** - Elementos do grupo 15 e seus símbolos.

Os átomos de todos os elementos do grupo 15 apresentam cinco elétrons na camada de valência.

O nitrogênio é encontrado na forma de molécula  $\text{N}_2$ , um gás incolor, inodoro, insípido, cuja ligação tripla entre átomos de nitrogênio, torna-o muito estável. O nitrogênio difere-se dos demais elementos do grupo, que são sólidos e possuem várias formas alotrópicas.

O fósforo pode ser encontrado na forma de fósforo branco, que é sólido à temperatura ambiente, mole, tóxico, bastante reativo, cuja forma da molécula  $\text{P}_4$  é tetraédrica. Reage com o ar úmido e a  $35^\circ\text{C}$  inflama-se espontaneamente. Se o fósforo branco for aquecido a  $250^\circ\text{C}$ , forma-se o fósforo vermelho, que é um sólido polimérico, bem menos reativo, estável ao ar e só sofre ignição a  $400^\circ\text{C}$ . Se o fósforo branco for aquecido a pressões elevadas, obtém-se o fósforo preto, que é altamente polimerizado e ainda mais estável.

O arsênio, o antimônio e o bismuto são sólidos e se apresentam em várias formas alotrópicas. O bismuto, assim como o germânio e o gálio, expande-se ao passar de líquido para sólido.

	$\text{N}_2$	$\text{P}_4$	As	Sb	Bi
<b>P. F. (<math>^\circ\text{C}</math>)</b>	-210	44	816	631	271
<b>P. E. (<math>^\circ\text{C}</math>)</b>	-195,8	281	615	1587	1564

**Tabela 3.11** - Pontos de fusão e de ebulição dos elementos do grupo 15.

O caráter metálico no grupo segue a tendência geral aumentando de cima para baixo no grupo. Assim, nitrogênio e fósforo são não-metais, arsênio e antimônio são metalóides e o bismuto é um metal.

O nitrogênio é o gás mais abundante da atmosfera, compondo 78,03% do ar. Ocorre em proporções muito menores em alguns minerais, sendo o mais relevante o nitrato de sódio ( $\text{NaNO}_3$ ), também chamado de “salitre do Chile”, encontrado em reservas expressivas no norte do Chile. O fósforo não é encontrado livre na natureza. As mais importantes fontes do elemento são as diversas variedades de rochas fosfatadas, encontradas na crosta terrestre. O seu principal mineral é a apatita. O maior depósito de apatita do mundo está localizado na península de Kola, próximo a Kirovsky, na Rússia. A arsenopirita ( $\text{FeAsS}$ ), é o mineral mais comum do arsênio. Ela ocorre em minérios de estanho e tungstênio nos depósitos de alta temperatura; associado com os minérios de prata e cobre, galena ( $\text{PbS}$ ), esfarelita ( $\text{ZnS}$ ), pirita ( $\text{FeS}_2$ ) e calcopirita ( $\text{CuFeS}_2$ ). As reservas de arsenopirita estão espalhadas pela crosta terrestre; as principais estão na Inglaterra, na Bolívia e nos Estados Unidos. Antimônio elementar ocorre raramente na natureza, mas existem inúmeros minérios contendo antimônio, embora poucos sejam utilizados comercialmente. A estibinita é o mais importante minério de antimônio. O bismuto é um elemento raro, e não ocorre em abundância na natureza. O bismuto elementar ocorre em veios de rochas cristalinas e gnaiss (rocha metamórfica). Ele está normalmente associado a minérios de vários metais (Ag, Co, Pb, Zn e Sn). O principal mineral é a bismutinita e quase sempre ocorre associado ao bismuto nativo. Os maiores produtores são o Peru, Bolívia, México, Estados Unidos e Canadá. O ununpentio é um elemento artificial, que não ocorre na crosta terrestre.

#### 3.5.3.4 Grupo 16: calcogênios

Elemento	Símbolo
Oxigênio	O
Enxofre	S
Selênio	Se
Telúrio	Te
Polônio	Po
Ununhexio	Uuh

**Tabela 3.12** - Elementos do grupo 16 e seus símbolos.

Os elementos desse grupo, além de fazerem parte de vários minérios compõem muitos produtos químicos que são economicamente importantes. Descendo-se no grupo, verifica-se a tendência normal de aumento do caráter metálico. Os quatro primeiros elementos são não-metais, o selênio e o telúrio apresentam um menor caráter não-metálico e o polônio é caracteristicamente um metal. Este último é um elemento radioativo, com tempo de vida curto.

O oxigênio apresenta algumas diferenças em relação aos demais elementos do grupo devido ao seu menor tamanho e maior eletronegatividade (é o segundo elemento mais eletronegativo da tabela). O enxofre possui a maior tendência de formar cadeias do grupo. Além disso, forma uma extensa e incomum variedade de compostos com o nitrogênio. Todos os compostos de selênio, telúrio e polônio são potencialmente tóxicos e devem ser manuseados com cuidado.

Os elementos desse grupo têm configuração eletrônica  $s^2p^4$  e podem atingir a configuração de gás nobre recebendo dois elétrons ( $X^{2-}$ ) ou formando duas ligações covalentes. Todos os elementos do grupo, com exceção do telúrio, são polimórficos, ou seja, podem ser encontrados em diferentes formas alotrópicas. As temperaturas de fusão e de ebulição variam conforme mostra a tabela 3.13.

	O	S	Se	Te	Po
<b>P. F. (°C)</b>	-229	114	221	452	254
<b>P. E. (°C)</b>	-183	445	685	1087	962

**Tabela 3.13** - Pontos de fusão e de ebulição dos elementos do grupo 16.

O oxigênio gasoso forma cerca de 21%, em volume, da atmosfera terrestre. Considerando os seus compostos, está presente em 49% das moléculas da crosta terrestre. É obtido comercialmente por processos de separação do ar. O enxofre é encontrado livre na natureza, nos meteoritos e na forma de compostos como a pirita, a esfalerita, a calcopirita, a galena, o gipso, a anidrida e a barita. O enxofre e seus componentes ocorrem em regiões de rochas vulcânicas e nas de rochas sedimentares. O enxofre vulcânico explorado no Japão e nos países andinos tem importância relevante na produção mundial. Nos Estados Unidos, estão as maiores reservas mundiais, nas formações terciárias à borda do Golfo do México. O Selênio ocorre em quantidades traço na pirita ( $FeS_2$ ) e outros sulfetos de metais pesados. É um elemento relativamente raro, representando 0,09% ppm (partes por milhão) da crosta terrestre. Os dois maiores produtores mundiais de pirita são o Japão e os Estados Unidos. O telúrio ocorre ocasionalmente na forma nativa. É geralmente encontrado na calaverita ( $AuTe_2$ ). Comercialmente, é obtido dos resíduos produzidos do refino eletrolítico do cobre. Os Estados Unidos, Canadá, Peru e Japão são os maiores produtores do elemento. Quanto ao polônio, não foram detectados indícios da presença do elemento na crosta terrestre. O polônio é um produto do decaimento radioativo. Atualmente, obtém-se polônio artificialmente pela irradiação do bismuto com nêutrons, em um reator nuclear. O ununhexio é um elemento artificial, que não ocorre na crosta terrestre.

### 3.5.3.5 Grupo 17: halogênios

Elemento	Símbolo
Flúor	F
Cloro	Cl
Bromo	Br
Índio	I
Astato	At
Ununseptio	Uus

**Tabela 3.14** - Elementos do grupo 17 e seus símbolos.

Os elementos desse grupo são muito reativos, reagindo com não-metais e formando sais com os metais. O flúor é o elemento mais reativo da tabela periódica. Todos do grupo apresentam configuração eletrônica  $s^2p^5$ , ou seja, com apenas um elétron a menos da configuração do gás nobre mais próximo. Os elementos do grupo buscam completar o octeto adquirindo um elétron de um metal, formando íons

X<sup>-</sup> através de ligações iônicas, ou compartilhando um elétron com um não-metal através de ligações covalentes.

Os halogênios existem como moléculas diatômicas e são coloridos. Suas características são bem similares no grupo, excetuando as do flúor, por este ser menor e não ter orbitais d de baixa energia para a realização de ligações. Os halogênios atuam como agentes oxidantes (recebem elétrons). O flúor é um agente oxidante muito forte e, por seu pequeno tamanho, faz com que os elementos aos quais está ligado alcancem estados de oxidação bem elevados. Com relação ao estado de oxidação dos halogênios, eles podem existir em estados elevados (+1, +3, +4, +5, +6 e até +7), sendo o mais comum o -1. O flúor existe apenas como F<sup>-</sup>.

Os elementos do grupo 17 são muito reativos, reagindo com a maioria dos elementos. A reatividade decresce na ordem F>Cl>Br>I. O flúor é o elemento mais reativo da tabela periódica, reagindo com todos os elementos exceto com os gases nobres mais leves (He, Ne e Ar). Sua grande reatividade deve-se à pequena energia de dissociação da ligação F-F e à formação de ligações muito fortes, ambos os fatores decorrentes do pequeno tamanho do átomo de flúor.

As energias de ionização no grupo tende a diminuir à medida que os átomos aumentam de tamanho. Apresentam valores muito elevados o que reduz a possibilidade da perda de elétrons e a formação de íons positivos. Os pontos de fusão e de ebulição aumentam de cima para baixo no grupo.

	<b>F<sub>2</sub></b>	<b>Cl<sub>2</sub></b>	<b>Br<sub>2</sub></b>	<b>I<sub>2</sub></b>
<b>P. F. (°C)</b>	-219	-101	-7	114
<b>P. E. (°C)</b>	-188	-34	60	185

**Tabela 3.15** - Pontos de fusão e de ebulição dos elementos do grupo 17.

Muitos são os produtos químicos halogenados de interesse econômico, como por exemplo, HCl, HF, Cl<sub>2</sub> e Br<sub>2</sub>. O flúor ocorre em muitos minerais na crosta terrestre, como a fluorita, a fluorapatita e a criolita. O cloro não é encontrado livre na natureza, somente na forma combinada, principalmente nos minerais arnalita, silvita e halita. As principais fontes de bromo são: água do mar, salmouras naturais, e como sub-produtos da recuperação dos sais de potássio em depósitos salinos. O bromo é extraído das águas mães das salinas no Brasil e na França. Há extração em lagos salgados nos Estados Unidos, Israel e também na Alemanha. O iodo ocorre na natureza sob a forma de iodetos na água do mar, algas marinhas, em salmouras associadas à alguns poços de petróleo, nos depósitos chilenos de nitrato de sódio, sob a forma de iodato de sódio e periodato de sódio. Nos Estados Unidos a produção de iodo provém da Califórnia; é produzido também na Indonésia, Itália e Japão. Astató ocorre na forma de seus isótopos em minérios de urânio. Tem meia-vida de 0,9 minutos e estima-se que esteja sempre presente onde há urânio, com teor de 28 gramas de astató em toda a crosta terrestre. Não se tem registro de astató em solo brasileiro. O ununseptio é um elemento artificial, que não ocorre na crosta terrestre.

### 3.5.3.6 Grupo 18: gases nobres

Elemento	Símbolo
Hélio	He
Neônio	Ne
Argônio	Ar
Criptônio	Kr
Xenônio	Xe
Radônio	Rn
Ununoctio	Uuo

**Tabela 3.16** - Elementos do grupo 18 e seus símbolos.

O nome de gases nobres atribuído aos elementos do grupo 18 deve-se a tendência deles não serem reativos. A baixíssima reatividade desses elementos está relacionada com suas configurações eletrônicas estáveis de dois elétrons 1s no hélio e de oito elétrons na camada mais externa dos demais elementos do grupo, completando um octeto. Os gases nobres apresentam uma afinidade eletrônica igual a zero e suas energias de ionização são muito elevadas (as maiores da tabela periódica).

Todos os elementos do grupo são gases monoatômicos, incolores e inodoros. Seus pontos de fusão e de ebulição são extremamente baixos devidos às fraquíssimas forças interatômicas. Os raios atômicos desses elementos são muito pequenos e aumentam de cima para baixo no grupo. O hélio apresenta o ponto de ebulição mais baixo de todas as substâncias conhecidas e só forma sólido sob pressões elevadas. Ele forma duas fases líquidas distintas: o hélio I, que é um líquido normal e o hélio II, que é um superfluido\* cujas propriedades são diferentes do hélio I.

	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
<b>P. F. (°C)</b>		-248,6	-189	-157,2	-108,1	-71
<b>P. E. (°C)</b>	-269	-246	-189,4	-153,6	-111,1	-62

**Tabela 3.17** - Pontos de fusão e de ebulição dos elementos do grupo 18.

O hélio é o segundo elemento em abundância no universo. Está presente na atmosfera terrestre, mas por sua leveza, escapa facilmente da atmosfera da terra, onde sua concentração é pequena. Ele se apresenta na crosta terrestre, em fontes de gás natural associadas a rochas e minerais, alguns radioativos: fergusonita, monazita, torianita e cleveita. O neônio é o quarto elemento mais abundante no Universo e o quinto na atmosfera terrestre. Pode ser obtido do resíduo da separação do oxigênio. O argônio não se combina com outros elementos químicos na natureza, mas por ser um gás, está "misturado" com outros gases no ar. Estima-se que cerca de 1,3% da atmosfera seja de argônio. Não se tem registro da ocorrência natural do gás formando compostos ou incorporado a minerais. O criptônio está presente no ar atmosférico com aproximadamente 1,0 ppm (parte por milhão). O xenônio é o gás

\* Uma substância é dita um superfluido quando não apresenta viscosidade. Isso ocorre com o hélio, que se encontra no estado líquido a uma temperatura próxima de 0K, quando suas moléculas movem-se como num líquido, pois as forças intermoleculares não são suficientemente fortes para formar um sólido, mas o movimento térmico dos átomos praticamente cessou.

mais escasso na atmosfera terrestre. Apresenta concentração de 1 parte por 20 milhões. O radônio está sempre presente na atmosfera onde há depósitos minerais de rádio, largamente distribuídos pela crosta terrestre. O gás é resultado do decaimento natural do rádio (Ra) e do urânio (U), ocorre também em alguns tipos de solos, onde a quantidade de radônio está diretamente relacionada à composição química destes solos. O ununocio é um elemento artificial, que não ocorre na crosta terrestre.

### 3.5.4 Elementos do bloco d

Os elementos do bloco d são aqueles que possuem elétrons nos níveis eletrônicos 3d, 4d ou 5d, pertencentes aos grupos 3 a 12 na tabela periódica, localizados na porção central da tabela. Esses elementos são conhecidos por elementos de transição, pois suas propriedades são intermediárias às propriedades dos elementos do bloco s (grupos 1 e 2) e dos elementos do bloco p (grupos 13 a 18).

Nos blocos s e p, os elétrons vão sendo adicionados ao nível eletrônico mais externo do átomo, enquanto que no bloco d, eles vão sendo adicionados ao penúltimo nível, que vai se expandindo de 8 a 18 elétrons. Por possuírem o penúltimo nível expandido, os elementos de transição têm muitas propriedades físicas e químicas em comum. Todos os elementos do bloco d são metais, sendo, portanto, bons condutores de calor e de eletricidade, duros, dúcteis e apresentando o característico brilho metálico.

Os elementos de transição podem existir em diversos estados de oxidação, que variam de uma em uma unidade. Esses estados podem ser relacionados às estruturas eletrônicas dos elementos e sua variação é bem regular (tabela 3.18). As únicas exceções a esta regularidade são o crômio e o cobre, nos quais um dos elétrons s vai para o nível d devido à maior estabilidade deste orbital.

Grupo	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
<b>Configuração eletrônica</b>	$d^1s^2$	$d^2s^2$	$d^3s^2$	$d^5s^1$	$d^5s^2$	$d^6s^2$	$d^7s^2$	$d^8s^2$	$d^{10}s^1$	$d^{10}s^2$
<b>Estados de oxidação</b>	II III	II III IV	II III IV	I II III IV V VI	II III IV V VI VII	II III IV V VI	II III IV V	II III IV	I II III	II

**Tabela 3.18** - Estados de oxidação dos elementos de transição.

O tamanho dos átomos dos elementos de transição decrescem da esquerda para a direita ao longo de uma série, até próximo ao final, onde se observa um pequeno aumento. Os átomos dos elementos do bloco d são menores que dos elementos dos grupos 1 e 2 do mesmo período. Isso decorre da contração de tamanho normal que ocorre ao longo dos períodos e porque os elétrons extras são acomodados no penúltimo nível d e não no nível mais externo do átomo. Ao se descer nos grupos dos elementos de transição, o tamanho dos átomos aumenta devida à presença de camadas adicionais de elétrons.

Nos átomos dos elementos de transição, a blindagem ineficiente da carga nuclear faz com que os elétrons sejam mais fortemente atraídos que nos átomos de elementos dos grupos 1 e 2, apresentando volumes menores e densidades maiores que estes. Dentro de um grupo, a densidade aumenta de cima para baixo. Os dois elementos mais densos são o ósmio ( $22,57\text{g/cm}^3$ ) e o irídio ( $22,61\text{g/cm}^3$ ).

Os pontos de fusão e de ebulição dos elementos de transição são muito elevados. Geralmente, esses elementos fundem acima de  $900^\circ\text{C}$ , com exceção do zinco ( $420^\circ\text{C}$ ), do cádmio ( $321^\circ\text{C}$ ) e do mercúrio ( $-38^\circ\text{C}$ ), que é líquido a temperatura ambiente.

Com relação a sua reatividade, os elementos do bloco d apresentam propriedades intermediárias entre os elementos metálicos altamente reativos do bloco s, que geralmente formam compostos iônicos, e os elementos do bloco p, que geralmente formam compostos covalentes. Dependendo das condições, os metais de transição podem formar ligações iônicas ou covalentes. Geralmente, os estados de oxidação mais baixos formam compostos iônicos e os mais elevados compostos covalentes. Os valores das energias de ionização dos metais de transição também são intermediários entre aqueles dos blocos s e p.

### 3.5.4.1 Grupo 3: grupo do escândio

Elemento	Símbolo
Escândio	Sc
Ítrio	Y
Lantânio	La
Actínio	Ac

**Tabela 3.19** - Elementos do grupo 3 e seus símbolos.

O escândio é largamente distribuído na crosta terrestre, ocorrendo em quantidade como traço em mais de 800 espécies de minerais. Atualmente, a produção mundial de escândio é proveniente da recuperação da thortveitita, seu principal minério, com 35 a 40 % de óxido de escândio ( $\text{Sc}_2\text{O}_3$ ), ou extraído como subproduto do urânio (U) obtendo-se 0,02% do óxido. O ítrio ocorre nos seguintes minerais: xenotima, samarskita e gadolinita. Ocorre também na monazita - fosfato amido de terras raras, com teor de óxido de ítrio variando de 0 a 5%. Depósitos de monazita (areia de praia) são encontrados nos Estados Unidos, Brasil, Índia, Austrália e Madagascar. Os principais minérios de lantânio são a monazita e a bastianita, ocorrendo em 25% e 38%, respectivamente. A monazita (areia de praia) pode ser encontrada nos Estados Unidos, Canadá, Argentina, África, Espanha, Rússia, África, Espanha, Índia e Brasil. O actínio ocorre na natureza sempre associado aos elementos terras raras. É muito raro, somente 0,15 mg de actínio ocorrem na pitchblenda ( $\text{U}_3\text{O}_8$ ), por tonelada do mineral.

### 3.5.4.2 Grupo 4: grupo do titânio

Elemento	Símbolo
Titânio	Ti
Zircônio	Zr
Háfnio	Hf
Ruterfórdio	Rf

**Tabela 3.20** - Elementos do grupo 4 e seus símbolos.

O titânio ocorre na crosta terrestre na forma combinada com minerais. Suas principais fontes são: a ilmenita, o rutilo e a titanomagnetita. Os maiores produtores mundiais de titânio são os Estados Unidos, a Índia, Canadá e a Noruega. O zircônio ocorre na litosfera, (compõe aproximadamente 0,2%) na forma de minérios. Os principais são: zircão e baddeleyíta. Os principais produtores de minério de zircônio são: Estados Unidos, Austrália e Brasil. O háfnio ocorre nos minerais de zircônio. O ruterfórdio é um elemento artificial, que não ocorre na crosta terrestre.

### 3.5.4.3 Grupo 5: grupo do vanádio

Elemento	Símbolo
Vanádio	V
Nióbio	Nb
Tântalo	Ta
Dúbnio	Db

**Tabela 3.21** - Elementos do grupo 5 e seus símbolos.

O vanádio é encontrado na forma combinada em vários minerais; entre eles, os principais são a vanadita, a carnotita, a roscoelita e a tyuyamunita. O elemento é encontrado em meteoritos, nas plantas e nos animais. As principais reservas são encontradas nos Estados Unidos (grande produtor e consumidor), Peru, Venezuela e França. O nióbio é encontrado pelo mundo todo, na forma combinada, em minerais. Grandes reservas são encontradas no Canadá, Brasil, Nigéria, Zaire, Rússia e Austrália. Suas principais fontes são: niobita (columbita), columbita-tantalita, pirocloro e euxenita. O tântalo ocorre combinado em minerais, principalmente nos seguintes: columbita-tantalita e tantalita. As reservas mundiais estão na América do Norte, África, Brasil e Austrália. O dúbnio é um elemento artificial que não ocorre na crosta terrestre.

### 3.5.4.4 Grupo 6: grupo do crômio

Elemento	Símbolo
Crômio	Cr
Molibdênio	Mo
Tungstênio	W
Seabórgio	Sg

**Tabela 3.22** - Elementos do grupo 6 e seus símbolos.



O cromo não ocorre livre na natureza, mas somente na forma de seus compostos. Ele é encontrado numa grande variedade de minerais na crosta terrestre. Os dois minerais mais importantes do cromo são: a crocoíta ( $\text{PbCrO}_4$ ), que é um mineral raro, encontrado nas zonas de oxidação dos depósitos de chumbo (Pb). Ele não é suficientemente abundante para ser de valor comercial, sendo, entretanto de interesse histórico, devido à descoberta do elemento cromo em sua composição; e a cromita ( $\text{FeCr}_2\text{O}_4$ ), é o principal minério de cromo. Os principais produtores de minério de cromo são a Rússia, África, Filipinas e Turquia. A molibdenita, minério de molibdênio, forma-se com um acessório em certos granitos e pegmatitos. Comumente associada com a cassiterita, a scheelita e a fluorita. Ocorre principalmente nos seguintes países: Noruega, Suécia, Inglaterra, México, China, Estados Unidos, Canadá e Rússia. O tungstênio é encontrado na natureza, na forma combinada, nos seguintes minerais: a wolfranita, a sheelita, a nuebnerita e a ferbita. Depósitos importantes do metal são encontrados nos Estados Unidos (na Califórnia), Coreia, Bolívia, Rússia, Portugal e principalmente na China, que detém 75% das reservas mundiais. O seabórgio é um elemento artificial, que não ocorre na crosta terrestre.

#### 3.5.4.5 Grupo 7: grupo do manganês

Elemento	Símbolo
Manganês	Mn
Tecnécio	Tc
Rênio	Re
Bóhrio	Bh

**Tabela 3.23** - Elementos do grupo 7 e seus símbolos.

Os depósitos de manganês são abundantes na natureza, mas distribuem-se irregularmente. Os principais minerais de manganês são: pirolusita, hausmannita, braunita, rodocrosita e manganita. A Rússia possui grande parte da reserva mundial. A Índia exporta manganês desde 1891. A República Sul Africana tem seus principais depósitos situados na Província do Cabo. A produção do minério teve um crescimento considerável, que levou o país ao segundo lugar na produção mundial. No Gabão está umas das maiores reservas do planeta. O tecnécio não é encontrado na crosta terrestre, devido ao seu curto período de meia-vida. Foi detectada a presença do elemento em estrelas, através de técnicas especiais envolvendo teorias de evolução estelar e a síntese dos elementos. A mais importante fonte de rênio é a molibdenita -  $\text{MoS}_2$ . Também ocorre em alguns minérios de cobre, nos minérios de platina, no mineral columbita-tantalita. A concentração de rênio na crosta terrestre é de, aproximadamente, 0,001 ppm (partes por milhão). O bóhrio é um elemento artificial, que não ocorre na crosta terrestre.

### 3.5.4.6 Grupo 8: grupo do ferro

Elemento	Símbolo
Ferro	Fe
Rutênio	Ru
Ósmio	Os
Hássio	Hs

**Tabela 3.24** - Elementos do grupo 8 e seus símbolos.

O ferro constitui aproximadamente 5% da crosta terrestre, sendo o quarto elemento mais abundante e o segundo metal mais abundante. Os minerais mais importantes são: a magnetita, a hematita, a limonita e a siderita. A avaliação das reservas mundiais de minério de ferro deve ser encarada com certa restrição, pois novas descobertas vão alterando o quadro destas reservas. As reservas de ferro estão espalhadas pelo mundo todo: na Ásia, Oriente Médio, América do Sul, Europa, América do Norte, Antilhas, África e Oceania. A abundância do rutênio na crosta terrestre é estimada em  $10^{-4}$  ppm. Ocorre associado com os metais do grupo da platina (rutênio, ródio, paládio, ósmio, irídio, e platina), formando ligas indefinidas em depósitos de minérios de níquel, minérios de cobre e na platina. Rússia, Canadá, Estados Unidos, Colômbia e Japão detêm as maiores reservas. Na natureza, o ósmio ocorre associado a metais do grupo da platina, formando ligas indefinidas em depósitos de minérios de níquel, de cobre e na platina livre. A abundância do ósmio na crosta terrestre é estimada em  $10^{-3}$  ppm. Depósitos contendo ósmio podem ser encontrados na Rússia, Estados Unidos, Canadá, Colômbia e Japão. O hássio é um elemento radioativo artificial que não ocorre na crosta terrestre.

### 3.5.4.7 Grupo 9: grupo do cobalto

Elemento	Símbolo
Cobalto	Co
Ródio	Rh
Irídio	Ir
Meitenério	Mt

**Tabela 3.25** - Elementos do grupo 9 e seus símbolos.

A principal fonte de cobalto é proveniente da sua obtenção como subproduto de minérios de cobre, níquel, prata e do tratamento de piritas cobaltíferas. A abundância do ródio na crosta terrestre é estimada em  $10^{-4}$  ppm. Ocorre associado com os metais do grupo da platina, formando ligas indefinidas em depósitos de minérios de níquel, minérios de cobre e platina livre dos depósitos de pláceres. Rússia, Canadá, Estados Unidos, Colômbia e Japão possuem reservas de ródio. A abundância do irídio na crosta terrestre é estimada em  $10^{-3}$  ppm. Depósitos contendo irídio podem ser encontrados na Rússia, Estados Unidos, Canadá, Colômbia e Japão. O meitnério é um elemento artificial, que não ocorre na crosta terrestre.

### 3.5.4.8 Grupo 10: grupo do níquel

Elemento	Símbolo
Níquel	Ni
Paládio	Pd
Platina	Pt
Darmstadtio	Ds

**Tabela 3.26** - Elementos do grupo 10 e seus símbolos.

O níquel é encontrado como um constituinte na maioria dos meteoritos ou sideritos, que podem conter ferro ligado com cerca de 5% a 20% de níquel. São eles: nicolita, pentlandita, pirrotita e garnierita. A região de Sudbury, Ontário, Canadá, produz aproximadamente 30% do níquel para o mundo. Outros depósitos são encontrados na Austrália, Cuba, Indonésia. A abundância do paládio na crosta terrestre é estimada em  $10^{-3}$  a  $10^{-2}$  ppm. Ocorre associado a metais do grupo da platina, formando ligas em depósitos de minérios de níquel, minérios de cobre e na platina livre, nos depósitos de pláceres. O paládio pode ser encontrado na Rússia, Canadá, Estados Unidos, Colômbia e Japão. A abundância da platina na crosta terrestre é estimada em  $10^{-2}$  ppm. Ela ocorre associada a metais formando ligas indefinidas em depósitos de minérios de níquel, minérios de cobre e também livre nos depósitos de pláceres. São produtores de platina a Rússia, o Canadá, os Estados Unidos, a Colômbia e o Japão. O darmstadtio é um elemento artificial, que não ocorre na crosta terrestre.

### 3.5.4.9 Grupo 11: grupo do cobre

Elemento	Símbolo
Cobre	Cu
Prata	Ag
Ouro	Au
Ununúnio	Uuu

**Tabela 3.27** - Elementos do grupo 11 e seus símbolos.

O cobre ocorre tanto no estado natural (100% de cobre), quanto em minerais constituindo: sulfetos (calcocita, covelita, calcopirita e bornita), óxidos (cuprita) e carbonatos (malaquita e azurita). No cenário internacional ocorre principalmente no Chile (maiores reservas), Peru, Estados Unidos, Zâmbia, República Democrática do Congo, Rússia e Canadá. A prata raramente ocorre na forma pura. Pode ser encontrada sob a forma de sulfeto de prata ( $Ag_2S$ ), associados aos sulfetos de chumbo, de zinco, de cobre, de níquel e de estanho. As grandes jazidas de prata estão localizadas na região das Montanhas Rochosas, oeste dos Estados Unidos, nas montanhas do México e na Cordilheira dos Andes, no Peru e na Bolívia. O ouro ocorre naturalmente em seu estado elementar, em chamados veios ou filões de ouro, dentro de rochas. A África do Sul domina a produção mundial de ouro, seguida de Rússia, Canadá, Estados Unidos e Austrália. O ununúnio é um elemento artificial, que não ocorre na crosta terrestre.

### 3.5.4.10 Grupo 12: grupo do zinco

Elemento	Símbolo
Zinco	Zn
Cádmio	Cd
Mercúrio	Hg
Ununbio	Uub

**Tabela 3.28** - Elementos do grupo 12 e seus símbolos.

Os principais minerais de Zinco são: esfalerita, wurtzita, smithsonita, calamina, willemita, franklinita e zincita. O zinco é encontrado nos Estados Unidos, Rússia, Canadá e Austrália. O cádmio é encontrado na natureza como impureza em minérios de zinco. Os países que se destacam na produção mundial do elemento são o México, a África, a Escócia e os Estados Unidos. O principal mineral do minério de mercúrio é o cinábrio, e de menor importância, a hermesita e a calomelita. Os maiores depósitos de minério de mercúrio estão na Espanha e na Itália, sendo os responsáveis por 50% da produção mundial do metal; em segundo temos depósitos importantes nos Estados Unidos, Rússia, China, México e Canadá. O ununbio é um elemento artificial, que não ocorre na crosta terrestre.

### 3.5.5 Elementos do bloco f

#### 3.5.5.1 Série dos lantanídeos

Elemento	Símbolo
Cério	Ce
Praseodímio	Pr
Neodímio	Nd
Promécio	Pm
Samário	Sm
Európio	Eu
Gadolínio	Gd
Térbio	Tb
Disprósio	Dy
Hólmio	Ho
Érbio	Er
Túlio	Tm
Itérbio	Yb
Lutécio	Lu

**Tabela 3.29** - Elementos da série dos lantanídeos e seus símbolos.

Os elementos da série dos lantanídeos caracterizam-se pelo preenchimento gradativo do antepenúltimo nível energético, 4f. As propriedades desses elementos são extremamente semelhantes entre si, observando-se apenas pequenas variações de tamanho e de carga nuclear sobre o comportamento químico dos mesmos. Era de se esperar que a configuração eletrônica desses 14 elementos pudesse ser obtida pela adição sucessiva de um elétron ao nível 4f a partir do cério, porém, no

caso do cério, do gadolínio e do lutécio, o deslocamento do elétron 5d para o nível 4f é energeticamente favorável. A configuração eletrônica da série pode ser observada na tabela 3.1, números atômicos de 58 a 71.

As três primeiras energias de ionização desses elementos têm valores baixos e o íon  $X^{3+}$  domina a química dos lantanídeos por ser o íon mais estável. Muitos íons trivalentes dos lantanídeos são coloridos, tanto no estado sólido como em solução aquosa. Parece que a cor depende do número de elétrons f desemparelhados.

Num período da tabela periódica, o tamanho dos átomos decresce da esquerda para a direita, pois os elétrons que vão sendo acrescentados blindam ineficientemente a carga nuclear adicional. Assim, quanto maior o número atômico, maior é a atração no núcleo sobre todos os elétrons, que se aproximam cada vez mais do núcleo. O efeito de blindagem dos elétrons reduz-se a ordem  $s > p > d > f$ . A contração de tamanho de um elemento para outro é relativamente pequena, mas no caso da série dos lantanídeos, a adição de 14 elétrons do cério ao lutécio, gera uma redução de aproximadamente  $0,2\text{Å}$  e o fenômeno é denominado contração lantanídica. A contração lantanídica faz com que os raios dos últimos quatro elementos da série sejam menores que o raio do ítrio, na série de transição que antecede aos lantanídeos.

O cério, o praseodímio, o neodímio, o samário, o európio, o gadolínio, o térbio, o disprósio, o hólmio, o érbio, o ítrio e o lutécio são encontrados nos minerais como a monazita, a alanita e a bastnasita. A monazita (areia de praia) pode ser encontrada nos Estados Unidos, Canadá, Argentina, África, Espanha, Rússia, África, Espanha, Índia e Brasil. O teor de samário na monazita é de 2,8%. O túlio ocorre em pequenas quantidades com outros lantanídeos, em vários minerais. A monazita contém 0,07% de túlio. O túlio é o mais escasso dentre os lantanídeos e, segundo descobertas de novas ocorrências, assemelha-se em raridade ao ouro, prata e cádmio. Ainda não foram encontrados indícios da existência do promécio na crosta terrestre, mas ele já foi identificado no espectro da estrela HR465, na Constelação Andrômeda.

### 3.5.5.2 Série dos actinídeos

Elemento	Símbolo
Tório	Th
Protactínio	Pa
Urânio	U
Neptúnio	Np
Plutônio	Pu
Amerício	Am
Cúrio	Cm
Berquélío	Bk
Califórnia	Cf
Einstênio	Es
Férmio	Fm
Mendelévio	Md
Nobélio	No
Laurêncio	Lr

**Tabela 3.30** - Elementos da série dos actinídeos e seus símbolos.

Os elementos da série dos actínídeos caracterizam-se pelo preenchimento gradativo do antepenúltimo nível energético, 5f, porém, as configurações eletrônicas dessa série de transição interna não seguem o padrão simples que ocorre na série dos lantanídeos (ver tabela 3.1, números atômicos de 90 a 103). Como os orbitais 5f e 6d apresentam uma pequena diferença de energia, nos primeiros quatro actínídeos os elétrons podem ocupar um ou outro nível. Nos actínídeos mais pesados, o nível 5f passa a ter menor energia e, a partir do plutônio, passa a ser preenchido regularmente. Do plutônio em diante, os elementos apresentam maiores semelhanças entre si.

Todos os actínídeos formam íon no estado de oxidação  $X^{3+}$ , mas nem sempre este é o íon mais estável, como ocorre com os lantanídeos. Todos os metais são prateados, de ponto de fusão moderadamente elevados, embora inferiores aos elementos de transição. O tamanho dos átomos decresce regularmente ao longo da série e ocorre uma contração actínídica, semelhantemente a que ocorre nos lantanídeos.

O urânio é o elemento natural mais “pesado” ( $Z = 92$ ). Com o desenvolvimento da bomba atômica e pesquisas posteriores sobre energia nuclear, foram obtidos artificialmente elementos com números atômicos superiores ao do urânio, conhecidos como elementos transurânicos.

O tório é três vezes mais abundante na crosta terrestre do que o urânio (U). Embora mais abundante, ele não tem as mesmas propriedades químicas do urânio, o que ocasionou a facilidades de movimento e dispersão através das rochas superficiais, no momento da sua deposição original. As grandes fontes mundiais de tório são os depósitos de monazita e fosfato mineral, encontrado nas areias das praias dos Estados Unidos, Madagascar, Índia e Austrália. O protactíneo é o mais raro dentre os elementos que ocorre naturalmente. Pode ser encontrado na pitchblenda -  $U_3O_8$  e minerais de urânio. O urânio ocorre no minério uranilita ou pitchblenda -  $U_3O_8$  ou como minerais secundários, em depósitos minerais. A sua ocorrência natural é uma mistura de três isótopos, U-234, U-235 e U-238. As principais reservas mundiais estão nos seguintes países: Estados Unidos, Canadá, Austrália, África do Sul (como sub-produto da mineração do ouro), Namíbia, Zaire e Gabão. O netúnio não é encontrado em quantidade considerável em minerais naturais. Os isótopos do metal são formados somente por reações nucleares. O plutônio é produzido em grandes quantidades em reatores nucleares. O elemento também ocorre em quantidades traço nos minérios de urânio. É formado pela irradiação natural do urânio. Quantidades em miligramas de cúrio provavelmente existem em depósitos naturais de minérios de urânio, como resultado da captura de nêutrons e decaimento  $\beta$  desses minérios. O amerício, o berquélio, o califórnio, o einstênio, o férmio, o mendelévio, o nobélio e o laurêncio são elementos radioativos artificiais.

### 3.6 Referências bibliográficas do capítulo

- ALMEIDA, L. R. **Tabela periódica interativa**. Disponível na internet. <http://www.merck.com.br>. 24 jul. 2003.
- BRADY, J. E.; HUMISTON, G. E. **Química geral**. 2. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1986. V. 1.
- LEE, J. D. **Química inorgânica não tão concisa**. São Paulo: E. Blücher, 2001.

- MAHAN, B. H. **Química**: um curso universitário. São Paulo: E. Blücher, 1995.
- RUSSELL, J. B. **Química geral**. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994. V. 1.
- SIENKO, M. J.; PLANE, R. A. **Química**: principios y aplicaciones. México: McGraw-Hill, 1990.
- SMITH, W. F. **Princípio de ciência e engenharia de materiais**. 3. ed. Lisboa: McGraw-Hill, 1998.
- WINTER, M. **Webelements periodic table**. Disponível na internet. <http://www.webelements.com>. 28 jul. 2003.

## LISTA DE EXERCÍCIOS

### TABELA PERIÓDICA

- 1) Diga o nome e o símbolo para os elementos cuja localização na tabela periódica é:
  - a) Grupo 1A período 4
  - b) Grupo 3A período 3
  - c) Grupo 6A período 2
  - d) Grupo 2A período 6
- 2) Por que o flúor apresenta raio atômico menor que o oxigênio e cloro?
- 3) Quantos elétrons não pareados são encontrados nos seguintes átomos nos seus estados fundamentais:
  - a) Mn
  - b) Sc
  - c) Fe
  - d) Zn
- 4) O primeiro estado excitado é a configuração mais próxima do estado fundamental e ao mesmo tempo mais alta que este. Escreva a configuração eletrônica correspondente ao primeiro estado excitado dos seguintes elementos:
  - a) Ne
  - b) Li.
- 5) a) Que subcamada está sendo preenchida para os elementos terras raras e quais são estes elementos? b) Que subcamada eletrônica está sendo preenchida para os actinídeos? c) Baseando-se na configuração eletrônica o que tem em comum os elementos do grupo 7A?
- 6) As energias de ionização do Li e K são 519 e 418 kJ/mol, respectivamente. Dos seguintes valores, qual seria a energia de ionização para o sódio e por quê? (a) -334; (b) 360; (c) -450; (d) 494; (e) 635.
- 7) Os números atômicos de três elementos A, B, e C são 20, 30 e 53, respectivamente. Indicar: a) símbolo, b) configuração eletrônica, c) posição na tabela periódica, d) ordenar por eletronegatividade.
- 8) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.
- 9) Quais das seguintes designações de orbitais não são possíveis: 6s, 2d, 8p, 4f, 1p e 3f?
- 10) A quais grupos pertencem os seguintes elementos: Cl, Al, Cs, Ce e U? Por que o Al é usado como material estrutural de baixo peso? Como reage com a água? Compare com o Fe.
- 11) Escreva uma tabela comparativa das principais propriedades físicas e químicas dos metais e não metais.
- 12) Qual é a configuração eletrônica e valência mais provável do elemento de número atômico 10?
- 13) Quais as características em comum que possuem os metais de transição? Explique brevemente cada uma de elas.
- 14) Quais são algumas das aplicações dos lantanídeos?



- 15) Defina ou explique os seguintes termos: período, grupo, grupo B, elemento representativo, elemento de transição interna?
- 16) Em qual grupo da tabela periódica está: a) um halogênio, b) um metal alcalino, c) um metal alcalino-terroso, d) um calcogênio, e) um gás nobre?
- 17) Por que um número de elementos de cada período da tabela periódica aumenta de cima para baixo?
- 18) Usando somente a tabela periódica, dê as configurações eletrônicas nos estados fundamentais de: a) C ( $Z=6$ ), b) P ( $Z=15$ ), c) Cr ( $Z=24$ ), d) As ( $Z=33$ ), e) Sr ( $Z=38$ ), f) Cu ( $Z=29$ ). Usar a notação espectroscópica.
- 19) Usando somente a tabela periódica, dê as configurações eletrônicas nos estados fundamentais de: a)  $\text{Al}^{3+}$ , b)  $\text{Ca}^{2+}$ , c)  $\text{Rb}^+$ , d)  $\text{O}^{2-}$ , e)  $\text{Br}^-$ , f)  $\text{Ti}^{2+}$ , g)  $\text{Mn}^{3+}$
- 20) Usando somente a tabela periódica, dê o símbolo do átomo, no estado fundamental, que tem a seguinte configuração na camada de valência: a)  $3s^2$ , b)  $2s^2, 2p^1$ , c)  $4s^2, 4p^3$ , d)  $5s^2, 5p^4$ , e)  $6s^2, 6p^6$ .
- 21) Qual o significado do tamanho de um átomo? Quais são os problemas associados às determinações do tamanho atômico?
- 22) Onde se encontram na tabela periódica os elementos com primeiras energias de ionização mais altas. Explique?
- 23) O volume de uma amostra de um sólido C contendo 1 mol de átomos é  $5,0 \text{ cm}^3$ , enquanto uma amostra de N é de  $14 \text{ cm}^3$ . Calcule a densidade de cada um destes dois sólidos.
- 24) Para cada um dos seguintes pares de átomos, indique qual tem a primeira energia de ionização mais alta e explique brevemente por que: (a) S e P, (b) Al e Mg, (c) Sr e Rb, (d) Cu e Zn, (e) Rn e At, (f) K e Rb.
- 25) Como a primeira energia de ionização do íon  $\text{Cl}^-$  está relacionada com a afinidade eletrônica do átomo de Cl?
- 26) Por que a segunda energia de ionização de qualquer átomo é maior do que a primeira?
- 27) Para cada um dos seguintes pares de átomos, estabeleça qual deveria ter a maior afinidade eletrônica e explique por que: a) Br e I, b) Li e F, c) F e Ne;
- 28) As seguintes partículas são isoeletrônicas, isto é, possuem a mesma configuração eletrônica. Coloque-as em ordem decrescente de raios: Ne,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ .
- 29) Que elemento é: a) um halogênio no quinto período, b) um gás nobre no terceiro período, c) um metal alcalino com mais uma camada ocupada do que o potássio, d) um elemento de transição com uma configuração  $4d^3$ ?
- 30) Coloque em ordem decrescente de raio atômico:  $\text{Se}^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Te}^{2-}$ ,  $\text{O}^{2-}$ .
- 31) A primeira energia de ionização do Na é  $496 \text{ kJ mol}^{-1}$ . A afinidade eletrônica do Cloro é  $348 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Considere que um mol de átomos de Na gasoso reage com 1 mol de átomos de Cl gasoso para formar um mol de  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ . Este processo libera ou absorve energia? Quanto?
- 32) Calcule a frequência e o comprimento de onda de luz necessária para ionizar átomos de lítio, sendo que a primeira energia de ionização é  $520 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- 33) Qual das seguintes espécies tem o menor raio iônico:  $\text{Fe}^{2+}$  ou  $\text{Fe}^{3+}$ . Explique.
- 34) Qual dos átomos deve ter maior afinidade eletrônica: C ou N? Explique.
- 35) A primeira energia de ionização do ouro ( $Z=79$ ) é maior do que da prata ( $Z=47$ ), cuja posição é imediatamente acima na tabela periódica. Explique.
- 36) Quantos elétrons estão presentes na camada de valência de:  
a)  $\text{N}^{3-}$   
b)  $\text{O}^{2-}$

c) F<sup>-</sup>

d) Ne

**37)** Dê os símbolos de todos os átomos no estado fundamental que tenha a) configurações da camada de valência  $4s^1$ , b) configuração da camada de valência  $5s^2 5p^2$ , c) subcamada 3d semipreenchida, d) subcamada 3d totalmente preenchida;

**38)** Resolver também os exercícios: 7.5 a 7.18, 7.27 a 7.31, 7.33 a 7.35, 7.39, 7.41 e 7.42, do livro Química Geral - Russell.

### **INFORMAÇÕES GERAIS PARA TODOS OS TRABALHOS:**

1. O aluno deve desenvolver individualmente um trabalho sobre os assuntos seguintes:
  - Configuração eletrônica dos elementos sugeridos.
  - Propriedades físicas e químicas (tamanho, eletronegatividade, afinidade eletrônica, reatividade, densidade, propriedades magnéticas e elétricas etc.).
  - Diferenças de algum dos elementos em relação ao restante do grupo.
  - Capacidade de formar compostos ou complexos.
  - Ocorrência e obtenção (processamento para obter o metal puro ou ligas).
  - Uso dos elementos (exemplos).
2. O trabalho deve conter como mínimo 10 páginas e deve ser apresentado no padrão de trabalhos científicos. (Apresentação, peso 15%).
3. Além da bibliografia indicada o aluno poderá solicitar material complementar ao monitor.
4. O aluno deverá responder também as questões específicas sugeridas.
5. Disponibilizar uma cópia do trabalho para toda a turma, pois cada aluno deverá conhecer o trabalho desenvolvido por todos.
6. O trabalho é de caráter estritamente individual. Serão eliminados trabalhos idênticos, considerando que cada aluno tem seu próprio estilo de resumir um determinado tópico.
7. O desenvolvimento e complexidade científica das questões é parte integrante da avaliação. A apresentação de um assunto que você não conhece e muito perigoso, pois o professor pode pedir explicação (Originalidade e conteúdo peso 65%).
8. A defesa do seu trabalho em data a ser definida faz parte da avaliação, prepare-se (peso 20%).

#### **1) Grupo IA - Metais Alcalinos**

- a) Por que os elementos do grupo IA são: univalentes, principalmente iônicos, apresentam as mais baixas energias de ionização e são muito moles..
- b) Quais as fontes comuns destes Metais Alcalinos e como os elementos podem ser obtidos a partir delas?
- c) Enumere diferenças entre o comportamento químico do lítio e dos demais metais alcalinos, apresentando razões para justificar estas diferenças.
- d) Quais as propriedades químicas dos elementos?
- e) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?

- f) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

## 2) Grupo IIA - Metais Alcalinos Terrosos.

- a) Por que os elementos do grupo IIA são: são menores, apresentam maior energia de ionização e são mais duros que os elementos correspondentes do grupo IA?
- b) Quais as fontes comuns destes Metais e como os elementos podem ser obtidos a partir delas?
- c) Descreva e explique o comportamento anômalo do berílio em relação aos demais metais alcalinos terrosos.
- d) Quais as propriedades químicas dos elementos?
- e) O primeiro estado excitado é a configuração mais próxima do estado fundamental e ao mesmo tempo mais alta que este. Escreva a configuração eletrônica correspondente ao estado excitado do Berílio e posteriormente escreva a formação do  $\text{BeF}_2$  gasoso.
- f) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

## 3) Grupo IIIA - Grupo do Alumínio

- a) Por que os elementos do grupo IIIA formam ligações essencialmente covalentes?
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como os elementos podem ser obtidos a partir delas? Quais as aplicações deles?
- c) Por que o Al é usado como material estrutural de baixo peso?
- d) Quais as propriedades químicas dos elementos?
- e) Quais as estruturas cristalinas nas quais apresenta-se o boro, segundo essas estruturas como se explica a dureza deste material? Qual o ponto de fusão deste metal?
- f) Descreva o processo de fabricação do alumínio.
- g) Quais as aplicações deste metal no setor elétrico e porque?
- h) Em relação ao  $\text{Al}_2\text{O}_3$  fale das propriedades e aplicações do mesmo.
- i) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

## 4) Grupo IVA - Grupo do Carbono

- a) Descreva o caráter metálico e não metálico destes elementos.
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como os elementos podem ser obtidos a partir delas? Quais as aplicações deles? Você poderia falar também dos silicões.
- c) Enumere as diferenças entre o comportamento químico do carbono e silício e os demais elementos do grupo, apresentando razões para justificar estas diferenças. Fale de alotropia do carbono e do polimorfismo da sílica.
- d) Quais as propriedades químicas dos elementos?
- e) Explique a estrutura da grafita e do diamante, como essas estruturas interferem nas propriedades físicas e químicas desses materiais?

- f) Quais as propriedades químicas dos elementos?
- g) Além da grafita e diamante o carbono VI e o futeboleno são formas alotrópicas do carbono, o que você sabe sobre elas?
- h) Fale dos elementos deste grupo que são semicondutores, qual o valor do “gap” de energia,  $E_g$ , do silício e do germânio segundo o modelo de bandas?
- i) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

### 5) Grupo VA -Grupo do Nitrogênio

- a) Descreva a configuração eletrônica e estados de oxidação destes elementos.
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como os elementos podem ser obtidos a partir delas? Quais as aplicações deles?
- c) Enumere as diferenças entre o comportamento químico do nitrogênio e os demais elementos do grupo, apresentando razões para justificar estas diferenças.
- d) O primeiro estado excitado é a configuração mais próxima do estado fundamental e ao mesmo tempo mais alta que este, escreva a configuração eletrônica correspondente ao estado excitado do nitrogênio e posteriormente escreva a formação do íon amônio  $[\text{NH}_4]^+$ ?
- e) Descreva a estrutura do fósforo branco  $\text{P}_4$ , você já viu algum filme no qual ele foi usado, fale do filme?
- f) Quais são as outras formas alotrópicas do fósforo?
- g) Quais os principais componentes dos fertilizantes obtido a partir do nitrogênio?
- h) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

### 7) Grupo VIA – Grupo do Oxigênio

- a) Descreva a configuração eletrônica, estados de oxidação caráter metálico e não metálico destes elementos.
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como os elementos podem ser obtidos a partir delas? Quais os usos e a reatividade dos elementos?
- c) Enumere as diferenças entre o comportamento químico do oxigênio e os demais elementos do grupo.
- d) Descreva o processo de obtenção, propriedades e estrutura do  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- e) Quais as principais propriedades dos óxidos?
- f) Qual a forma mais estável do enxofre?
- g) Quais as principais aplicações do  $\text{O}_3$ , porque?
- h) Quais as estruturas em que se apresentam o Se e Te?
- i) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

### 7) Grupo VIIA - Os Halogênios

- a) Por que o Flúor apresenta raio atômico menor que o Oxigênio e Cloro?
- b) Descreva a obtenção do flúor. O F encontra emprego amplo em reações, porque?

- c) Quais as fontes comuns de Cloro, Bromo e iodo na forma de sais? Onde ocorrem e como os elementos podem ser obtidos a partir delas?
- d) Apresente equações que mostrem como podem ser preparados os ácidos halogenídricos. HF, HCl, HBr e HI em solução aquosa.
- e) Enumere diferenças entre o comportamento químico do flúor e dos demais halogênios, apresentando razões para justificar estas diferenças.
- f) Mostre a reação do HF com o vidro.
- g) Qual a fórmula estrutural do mero que da origem ao politetraflouretileno, qual a semelhança com o polímero polietileno? Porque o Teflon é inerte ao ataque químico?
- h) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

### 8) Grupo 0 (VIII) A) - Gases inertes

- a) Descreva a configuração eletrônica desses elementos.
- b) Quais as fontes destes elementos e como os mesmos podem ser obtidos a partir delas? Quais os usos?
- c) Enumere as propriedades particulares do hélio quando comparado com demais elementos do grupo.
- d) Por muitos anos os gases nobres eram tidos como inertes, de que forma este fato está relacionado com a regra do octeto eletrônico estável.
- e) Escreva sobre as experiências de Bartlett para obter compostos a partir de Xe e Rn.
- f) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

### 9) Grupo IIIB - Grupo do Escândio

- a) Por que os elementos do bloco d são chamados de elementos de transição?
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos a partir delas?
- c) Descreva as propriedades gerais elementos: tamanho, densidade, ponto de fusão e ebulição, reatividade, energias de ionização, cor e propriedades magnéticas, catalíticas, valência variável, estabilidade e capacidade de formar complexos e Não estequiometria.
- d) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?
- e) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ .
- f) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

### 10) Grupo IVB - Grupo do Titânio

- a) Por que os elementos do bloco d são chamados de elementos de transição?
- b) Quais as fontes comuns e como podem ser obtidos os elementos puros?

- c) Descreva as propriedades gerais dos elementos destacando: tamanho, estados de oxidação, reatividade e caráter passivo, compostos organometálicos.
- d) Descrever o emprego de compostos de titânio na polimerização do etano e na fixação do nitrogênio.
- e) Descreva e cite 4 propriedades físicas dos metais como você explica essas propriedades baseando-se no modelo de bandas de energia?
- f) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?
- g) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ .
- h) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

### 11) Grupo VB - Grupo do Vanádio

- a) Por que os elementos do bloco d são chamados de elementos de transição?
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos a partir delas?
- g) Descreva e cite 4 propriedades físicas dos metais como você explica essas propriedades baseando-se no modelo de bandas de energia?
- c) Descreva as propriedades gerais dos elementos.
- d) Quais as características em comum que possuem os metais de transição? explique brevemente cada uma de elas.
- e) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?
- f) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ .
- g) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

### 12) Grupo VIB - Grupo do Cromo

- a) Descreva os estado de oxidação e configuração eletrônica dos elementos.
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos a partir delas?
- c) Descreva as propriedades gerais dos elementos.
- d) O que entende por paramagnetismo e diamagnetismo? De exemplos.
- e) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?
- f) Qual o outro nome com que designamos o tungstênio?
- g) Quais as principais aplicações dos elementos deste grupo?
- h) Qual o nome da liga obtida a partir da adição de Cr ao Fe?
- i) Escreva alguns exemplos de compostos de cromo que sejam coloridos.
- j) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ .
- k) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

### 13) Grupo VIIB - Grupo do Manganês

- a) Descreva os estado de oxidação e configuração eletrônica dos elementos.
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos a partir delas?
- c) Descreva as propriedades gerais dos elementos.
- d) O manganês foi descrito como o “elemento mais versátil”. Explique esta observação e mostre semelhanças e diferenças químicas deste elemento e o rênio.
- e) Qual a formula do mineral pirolusita?
- f) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?
- g) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ .
- h) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

### 14) Grupos do Ferro, do Cobalto e do Níquel

- a) Descreva os estado de oxidação e configuração eletrônica dos elementos.
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos a partir delas? .
- c) Descreva as propriedades gerais dos elementos. Escreva sobre o polimorfismo do ferro.
- d) Porque metais como o ferro sofrem corrosão e como pode ser evitado este fenômeno?.
- e) O ferromagnetismo é uma forte atração por um campo magnético, como você explica o ferromagnetismo que sofrem os elementos deste grupo no estado elementar?
- f) Quais as características em comum que possuem os metais de transição? Explique brevemente cada uma de elas.
- g) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ .
- h) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

### 15) Grupo IB - Grupo do Cobre

- a) Descreva os estado de oxidação e configuração eletrônica dos elementos.
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos quais os usos?
- c) Descreva as propriedades gerais dos elementos.
- d) Quais os metais que apresentam a menor resistência elétrica?
- e) Cite a composição de três importantes ligas obtidas a partir do cobre.
- f) Comparar e assinalar as diferenças do comportamento químico destes metais.
- g) Quais os compostos mais interessantes da prata?
- h) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ .
- i) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

### 16) Grupo IIB - Grupo do Zinco

- a) Descreva os estado de oxidação, configuração eletrônica, óxidos e haletos destes elementos.
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos, quais os usos?
- c) Descreva as propriedades gerais dos elementos.
- a) Quais as características peculiares do mercúrio em relação aos outros metais. Comentar a toxicidade de compostos orgânicos e inorgânicos de mercúrio.
- b) Qual é o nome do mineral no qual o mercúrio é abundante?
- c) Comentar sobre a capacidade contaminante e toxicidade do Cd.
- d) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ .
- e) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

### 17) Grupo IIIB - Grupo dos Lantanídeos ou terras raras (do Ce ao Lutécio)

- a) Que subcamada está sendo preenchida para os elementos terras raras e quais são estes elementos, quais os estados de oxidação?
- b) Como varia o tamanho dos íons tripositivos dos elementos lantanídeos.
- c) A grande semelhança química destes elementos dificulta sua separação qual é o método empregado.
- d) Quais as fontes comuns destes elementos, quais as aplicações dos mesmos?
- e) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?
- f) O que você entende por um íon complexo? exemplo o  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ .
- g) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

### 18) Grupo IIIB - Grupo dos Actinóides (do Tório ao Laurêncio)

- a) Que subcamada eletrônica está sendo preenchida para os actinoides? Qual a configuração eletrônica? Apresente o nome e o símbolo desta série na seqüência correta.
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos, quais os usos?
- c) Todos os elementos posteriores ao bismuto são radioativos. Comente sobre a radioatividade dos elementos.
- d) Descreva as propriedades gerais dos elementos.
- e) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?
- f) O que você entende por um ion complexo? Exemplo o  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ .
- g) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.



