

1) A ESTRUTURA DOS ÁTOMOS

1.1. Estrutura Atômica

A matéria, seja no estado líquido, sólido ou gasoso, é constituída por átomos. Os átomos são constituídos por partículas elementares: os prótons, os nêutrons e os elétrons. A Tabela I mostra algumas características das partículas atômicas.

Tabela I – Características das partículas atômicas.

Partícula	Símbolo	Carga	Massa
Próton	P	+e	$1,67262 \times 10^{-27}$ kg
Nêutron	N	0	$1,67493 \times 10^{-27}$ kg
Elétron	e^-	-e	$9,10939 \times 10^{-31}$ kg

As massas dos prótons e dos nêutrons são praticamente iguais. Pode-se notar que a massa do elétron é cerca de 1836 vezes menor que a massa do próton. Os nêutrons são eletricamente neutros. Os prótons e elétrons têm cargas opostas e de mesma intensidade. A carga elementar é igual a $e=1,602 \times 10^{-19}$ C.

Os átomos possuem um núcleo denso, positivamente carregado, envolvido por uma nuvem de elétrons. O raio do núcleo é aproximadamente 5×10^{-15} m e o diâmetro externo da nuvem eletrônica, isto é, o diâmetro do próprio átomo, é cerca de 2×10^{-10} m, sendo da ordem de 10^5 vezes maior que o diâmetro nuclear. Para efeito de comparação, se o núcleo tivesse o tamanho de uma cabeça de alfinete, o átomo teria aproximadamente 100 metros de diâmetro.

Os prótons e os nêutrons são chamados nucleons e constituem o núcleo atômico. O número de prótons no núcleo de um átomo é chamado de Número Atômico Z, sendo que Z distingue os átomos na natureza. O número de nêutrons no núcleo tem símbolo N. O número total de partículas no núcleo de um átomo é chamado de Número de Massa A, sendo que $A = Z + N$.

Um átomo eletricamente neutro contém um número de elétrons igual ao número de prótons (Z), sendo que a carga elétrica total do átomo é nula. Os elétrons estão localizados ao redor do núcleo em orbitais definidos pelas suas energias. Átomos com números de elétrons diferentes do número de prótons são chamados de íons. Um átomo com excesso de elétrons é eletricamente negativo e chamado de ânion. Um átomo com falta de elétrons é eletricamente positivo e chamado de cátion.

Em 1909, o físico americano Robert Millikan mostrou que a carga elétrica é quantizada e sempre aparece em múltiplos inteiros da carga elementar $e=1,602 \times 10^{-19}$ C. Todas as partículas elementares (elétrons, prótons, nêutrons, múons, mésons pi, etc.) ou têm carga +e, ou -e ou não tem carga. Partículas formadas pela combinação de partículas elementares podem ter cargas $\pm e$, $\pm 2e$, $\pm 3e$, etc. Um átomo com Z prótons no núcleo tem Z elétrons fora do núcleo e é eletricamente neutro.

Por exemplo, o átomo de ouro eletricamente neutro com $Z=79$ e $A=197$ tem 79 prótons e 118 nêutrons em seu núcleo, e 79 elétrons orbitando ao redor do núcleo. A simbologia para descrever este átomo é ${}^{197}_{79}\text{Au}$.

Isótopos: Os isótopos são átomos com mesmo Z mas diferentes A (e diferentes N). O Au tem 30 isótopos, de $^{175}_{79}\text{Au}$ até $^{204}_{79}\text{Au}$. Somente o $^{197}_{79}\text{Au}$ é estável, os outros são radioativos que decaem emitindo partículas e têm vidas médias desde segundos até meses.

Raio Nuclear: O raio médio característico é dado por $R=R_0A^{1/3}$, onde A é o número de massa e $R_0=1,2\text{ fm} = 1,2\times 10^{-15}\text{ m}$.

Volume Nuclear:
$$V = \frac{4}{3}\pi R^3 = \frac{4}{3}\pi R_0^3 A \quad (1.1)$$

Massa Atômica: A massa atômica é dada em unidades de massa atômica (uma), escolhida de modo que a massa atômica do $^{12}_6\text{C}$ seja exatamente 12 uma. Por exemplo, o $^{197}_{79}\text{Au}$ tem massa atômica 197 uma. Pode-se usar a conversão:

$$1\text{ uma} = 1,661\times 10^{-27}\text{ kg} \quad (1.2)$$

Massa do átomo: Dada por
$$\text{Massa do átomo} = \frac{\text{Massa atômica}}{N_A} = \frac{\text{Massa atômica}}{6,02\times 10^{23}}$$

Expresso em
$$\frac{\text{g}}{\text{átomo}} = \frac{\text{g / átomo} - \text{grama}}{\text{átomos / átomo} - \text{grama}}$$

Energia de ligação nuclear: A energia de ligação nuclear é a energia total necessária para decompor um núcleo em seus prótons e nêutros constituintes. Esta energia pode ser encontrada pela relação relativística $\Delta E = \Delta m.c^2$, sendo que Δm é a diferença de massa entre as partículas individuais e o núcleo. A tabela e os gráficos anexos mostram os valores da energia de ligação para os núcleos conhecidos.

Tabela 47-1
Algumas Propriedades de Nuclídeos Seleccionados

Nuclídeo	Z	N	A	Estabilidade ^a	Massa ^b (u)	Raio (fm)	Energia de ligação (MeV/núcleon)
¹ H	1	0	1	99,985%	1,007825	—	—
⁷ Li	3	4	7	92,5%	7,016003	2,1	5,60
³¹ P	15	16	31	100%	30,973762	3,36	8,48
⁸¹ Br	35	46	81	49,3%	80,916289	4,63	8,69
¹²⁰ Sn	50	70	120	32,4%	119,902199	5,28	8,51
¹⁵⁷ Gd	64	93	157	15,7%	156,923956	5,77	8,21
¹⁹⁷ Au	79	118	197	100%	196,966543	6,23	7,91
²²⁷ Ac	89	138	227	21,8 anos	227,027750	6,53	7,65
²³⁹ Pu	94	145	239	24.100 anos	239,052158	6,64	7,56

^aPara os nuclídeos estáveis é dada a *abundância isotópica*, que corresponde à fração de átomos desse tipo encontrada em uma amostra típica do elemento. Para os nuclídeos radioativos, é dada a meia-vida.

^bSeguindo a prática corrente, a massa que consta na tabela é a do átomo neutro, não a do núcleo sozinho.

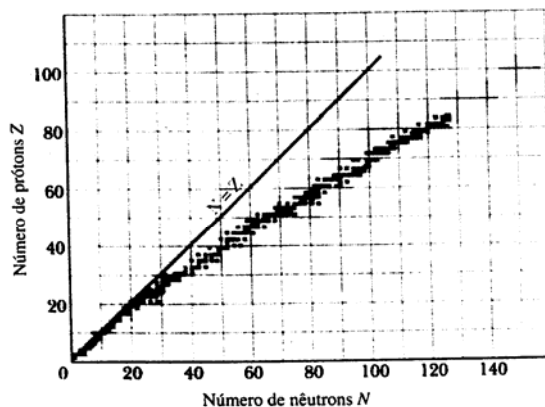


Fig. 47-4 Um gráfico dos nuclídeos conhecidos. O sombreado mais escuro identifica a faixa de nuclídeos estáveis; o sombreado mais claro, os radionuclídeos. Os nuclídeos estáveis leves têm essencialmente números iguais de nêutrons e de prótons, mas os nuclídeos mais pesados têm um excesso de nêutrons cada vez maior. A figura mostra que não existem nuclídeos estáveis com $Z > 83$ (bismuto).

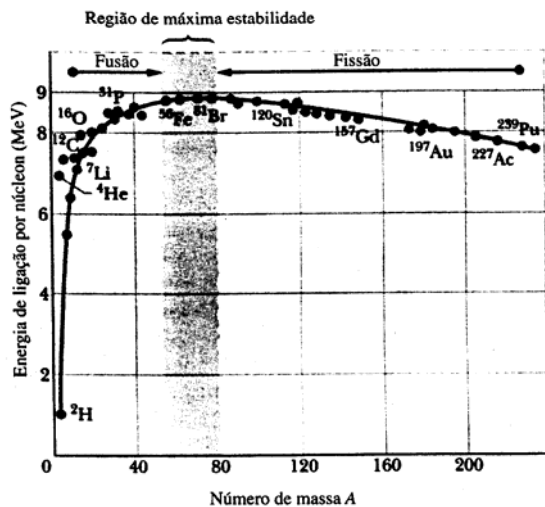


Fig. 47-6 A curva de energia de ligação. Os nuclídeos da Tabela 47-1 são mostrados, juntamente com alguns outros nuclídeos de interesse. Observe a região de máxima de estabilidade. A fissão pode ocorrer para nuclídeos mais pesados e a fusão para nuclídeos mais leves. Note que a partícula α (⁴He) está acima da curva de energia de ligação de seus vizinhos, sendo assim particularmente estável.

1.2. Níveis Quânticos de Energia dos Elétrons

Quando encontramos os estados de energia para o átomo de hidrogênio usando o modelo de Bohr não foi levado em consideração que aquele átomo continha duas partículas com massas diferentes. Esta dificuldade pode ser solucionada usando a técnica de massa reduzida. Esta técnica substitui o átomo real por um átomo no qual o núcleo é infinitamente massivo e o elétron tem massa reduzida μ dada por

$$\mu = \left(\frac{M}{m + M} \right) m \quad (1.3)$$

onde m é a massa real do elétron e M é a massa real do núcleo. O elétron de massa reduzida move-se em torno do núcleo infinitamente massivo com a mesma separação elétron-núcleo do átomo real. Todas as soluções de energia encontradas no modelo de Bohr permanecem inalteradas.

Os elétrons em seus orbitais energéticos podem ser descritos por funções de onda $\Psi(x,y,z,t)$ que descrevem seus estados quânticos. Cada função de onda está associada a um estado e a uma energia permitida aos elétrons. As funções de onda são chamadas de autofunções e os valores de energia são chamados de autovalores.

Consideremos um elétron de massa reduzida μ que se move sob a ação de um potencial coulombiano dado por

$$V = V(x, y, z) = \frac{-Ze^2}{4\pi\epsilon_0\sqrt{x^2 + y^2 + z^2}} = \frac{-Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad (1.4)$$

onde x , y e z são as coordenadas retangulares do elétron de carga $-e$ em relação ao núcleo fixo na origem. A raiz quadrada no denominador é simplesmente a distância r que separa o elétron do núcleo. A carga nuclear é $+Ze$.

A energia total E do sistema pode ser encontrada classicamente como:

$$(\text{Energia cinética}) + (\text{Energia potencial}) = (\text{Energia total}) \quad (1.5)$$

$$\frac{\mu}{2} \vec{v}^2 + V(x, y, z) = E \quad (1.6)$$

$$\frac{\mu}{2} (v_x^2 + v_y^2 + v_z^2) + V(x, y, z) = E \quad (1.7)$$

$$\text{mas podemos escrever a energia cinética como } Ec_x = \frac{\mu}{2} v_x^2 = \frac{\mu}{2} v_x^2 \frac{\mu}{\mu} = \frac{1}{2\mu} p_x^2 \quad (1.8)$$

$$\text{e temos } \frac{1}{2\mu} (p_x^2 + p_y^2 + p_z^2) + V(x, y, z) = E \quad (1.9)$$

Esta é a expressão clássica da energia total do sistema.

A expressão quântica pode ser encontrada substituindo-se as grandezas dinâmicas pelos operadores diferenciais. Dessa forma deve substituir p^2 por $-\hbar^2 \left(\frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2} \right)$ e a energia total E deve ser alterada para $i\hbar \frac{\partial}{\partial t}$.

A equação final, chamada Equação de Schrödinger para o sistema, será dada pela equação de energia operando na função de onda:

$$-\frac{\hbar^2}{2\mu} \left[\frac{\partial^2 \Psi(x, y, z, t)}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi(x, y, z, t)}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi(x, y, z, t)}{\partial z^2} \right] + V(x, y, z) \Psi(x, y, z, t) = i\hbar \frac{\partial \Psi(x, y, z, t)}{\partial t} \quad (1.10)$$

É conveniente escrever esta equação como:

$$-\frac{\hbar^2}{2\mu} \nabla^2 \Psi + V\Psi = i\hbar \frac{\partial \Psi}{\partial t} \quad (1.11)$$

As soluções desta equação serão as autofunções (ou funções de ondas) e os autovalores (ou energias permitidas) para os elétrons.

Sendo a função potencial $V(x, y, z)$ independente do tempo, existem soluções da equação de Schroedinger do tipo

$$\Psi(x, y, z, t) = \psi(x, y, z) e^{-iEt/\hbar} \quad (1.12)$$

onde a autofunção $\psi(x, y, z)$ é um estado estacionário que é solução da equação de Schroedinger independente do tempo dada por

$$-\frac{\hbar^2}{2\mu} \nabla^2 \psi(x, y, z) + V(x, y, z) \psi(x, y, z) = E \psi(x, y, z) \quad (1.13)$$

A solução desta equação diferencial parcial com três coordenadas espaciais independentes (x, y e z) envolve a técnica de separação de variáveis. Transformando a equação diferencial em coordenadas esféricas tem-se que a solução fica na forma

$$\psi(r, \theta, \varphi) = R(r) \Theta(\theta) \Phi(\varphi) \quad (1.14)$$

isto é, a solução poderá ser descrita como a multiplicação de três funções, cada uma delas dependendo somente de uma das coordenadas.

No caso de problemas unidimensionais, somente um número quântico basta para caracterizar um estado estacionário. No caso tridimensional, serão necessários 3 números quânticos para cada estado estacionário, correspondentes aos três graus independentes de liberdade dos elétrons. Estes três números quânticos, que aparecem naturalmente da teoria, são representados pelos símbolos n , ℓ e m_ℓ . O número quântico n é o número quântico principal, ℓ é o número quântico orbital e m_ℓ é o número quântico magnético orbital.

Há relações importantes entre estes números quânticos, e também restrições sobre os seus respectivos valores. As restrições são dadas na Tabela II.

Tabela II – Os três números quânticos do átomo de hidrogênio.

Número quântico	Nome	Valores permitidos	Número de estados permitidos
n	Número quântico principal	$n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots \infty$	Qualquer número
ℓ	Número quântico orbital	$\ell = 0, 1, 2, 3, 4, \dots, n-1$	n
m_ℓ	Número quântico magnético orbital	$m_\ell = -\ell, -\ell+1, \dots, +\ell-1, +\ell$	$2\ell + 1$

Por exemplo, os valores possíveis para ℓ e m_ℓ para $n = 1, 2$ ou 3 são:

n	1	2		3		
ℓ	0	0	1	0	1	2
m_ℓ	0	0	-1, 0, +1	0	-1, 0, +1	-2, -1, 0, +1, +2

Em virtude de razões históricas, diz-se que os estados com o mesmo número quântico principal formam uma camada. Estas camadas são identificadas são identificadas pelas letras K, L, M, ..., que identificam os estados $n = 1, 2, 3, \dots$. Da mesma forma, os estados que têm os mesmos valores de n e de ℓ formam uma subcamada. As letras s, p, d, f, g, h, ..., são usadas para identificar os estados com $\ell = 0, 1, 2, 3, \dots$, respectivamente. Esta notação está resumida na Tabela III.

Existem diferenças mínimas nas energias de elétrons numa mesma camada mas em subcamadas diferentes.

Tabela III – Notação das Camadas e Subcamadas.

n	Símbolo da Camada	ℓ	Símbolo da Subcamada
1	K	0	s
2	L	1	p
3	M	2	d
4	N	3	f
5	O	4	g
6	P	5	h
...	...	...	...

1.3. O Número Quântico Magnético do Spin

Nesta seção será atribuído um quarto número quântico a cada estado, o número quântico magnético do spin, m_s .

A necessidade deste novo número quântico veio à tona em virtude de características especiais dos espectros de certos gases, como os do vapor de sódio. O exame atento de uma das raias mais conspícuas do espectro do sódio mostra que esta raia, na realidade, é constituída por duas outras muito próximas. Os comprimentos de onda destas raias, na região amarela do espectro, são 589,0 nm e 589,6 nm. Em 1925, a teoria da estrutura atômica ainda não havia sido adequadamente desenvolvida para explicar a existência de duas raias em lugar de uma só. Para resolver esta dificuldade, Samuel Goudsmidt e George Uhlenbeck, seguindo sugestão do físico austríaco Wolfgang Pauli, propuseram a introdução de um outro número quântico, o número quântico do spin, que deveria ser adicionado ao conjunto de números quânticos que descreviam um certo estado quântico.

A fim de descrever o número quântico, é cômodo (porém incorreto) pensar que o elétron gira em torno do próprio eixo ao orbitar o núcleo, tal e qual a Terra gira em torno do próprio eixo ao orbitar o Sol. Só há duas formas de o elétron girar em torno do seu eixo na sua órbita em torno do núcleo, que podemos definir como “sentido horário ou anti-horário”. Se a direção do spin for anti-horário, o elétron tem o “spin para cima”. Se a direção do spin for invertida, o elétron tem o “spin para baixo”. A energia do elétron é ligeiramente diferente com o spin numa e noutra direção. Feitos os cálculos, esta diferença de energia explica, apropriadamente, a divisão observada da raia amarela do sódio. Os números quânticos associados ao spin do elétron são $m_s = 1/2$, no caso do spin para cima, e $m_s = -1/2$, no caso do estado com o spin para baixo. Este número quântico extra duplica o número de estados permitidos, definidos pelos números quânticos n , ℓ e m_ℓ .

A descrição clássica do elétron girando em torno do seu eixo é incorreta, pois a mecânica quântica nos diz que, em virtude de o elétron não poder ser localizado no espaço com precisão (Princípio de Incerteza de Heisenberg), não se pode imaginá-lo girando. Apesar desta dificuldade conceitual, toda a evidência experimental suporta a admissão de o elétron ter intrinsecamente uma certa propriedade que pode ser caracterizada pelo número quântico magnético do spin.

A Tabela IV inclui o número quântico m_s para $n=2$. A Tabela V apresenta as capacidades de acomodação de elétrons na camadas eletrônicas.

As tabelas anexas apresentam as configurações eletrônicas dos átomos conhecidos.

Potencial de Ionização: É a energia necessária para ionizar um certo átomo, ou seja, remover um elétron de um orbital, fazendo com que o átomo fica positivamente carregado (cátion). As tabelas anexas apresentam os valores dos potenciais de ionização dos átomos bem como os íons formados pela ionização.

Raio iônico: É o raio que o átomo apresenta após ionização.

Tabela IV – Os valores de m_s para o nível $n=2$.

n	ℓ	m_ℓ	m_s	Subcamada	Camada	Número de elétrons na subcamada
2	0	0	1/2	2s	L	2
2	0	0	-1/2			
2	1	1	1/2	2p	L	6
2	1	1	-1/2			
2	1	0	1/2			
2	1	0	-1/2			
2	1	-1	1/2			
2	1	-1	-1/2			

Tabela V – Capacidades de acomodação de elétrons nas camadas eletrônicas.

n	Símbolo da Camada	Capacidade da Camada $2n^2$	ℓ	Símbolo da Subcamada	Capacidade da Subcamada $2(2\ell+1)$
1	K	2	0	s	2
2	L	8	1	p	6
3	M	18	2	d	10
4	N	32	3	f	14
5	O	50	4	g	18
6	P	72	5	h	22
...	...	...	...	...	...

TABELA 9-2. Ordenação em Energia das Subcamadas Populadas Mais Externas

Números Quânticos n, ℓ	Nome da Subcamada	Capacidade da Subcamada $2(2\ell+1)$	
—	—	—	
—	—	—	
6,2	6d	10	
5,3	5f	14	
7,0	7s	2	
6,1	6p	6	
5,2	5d	10	
4,3	4f	14	
6,0	6s	2	
5,1	5p	6	
4,2	4d	10	
5,0	5s	2	
4,1	4p	6	
3,2	3d	10	
4,0	4s	2	
3,1	3p	6	
3,0	3s	2	
2,1	2p	6	
2,0	2s	2	
1,0	1s	2	

↑ Energia crescente (menos negativa)
 ← Menor energia (mais negativa)

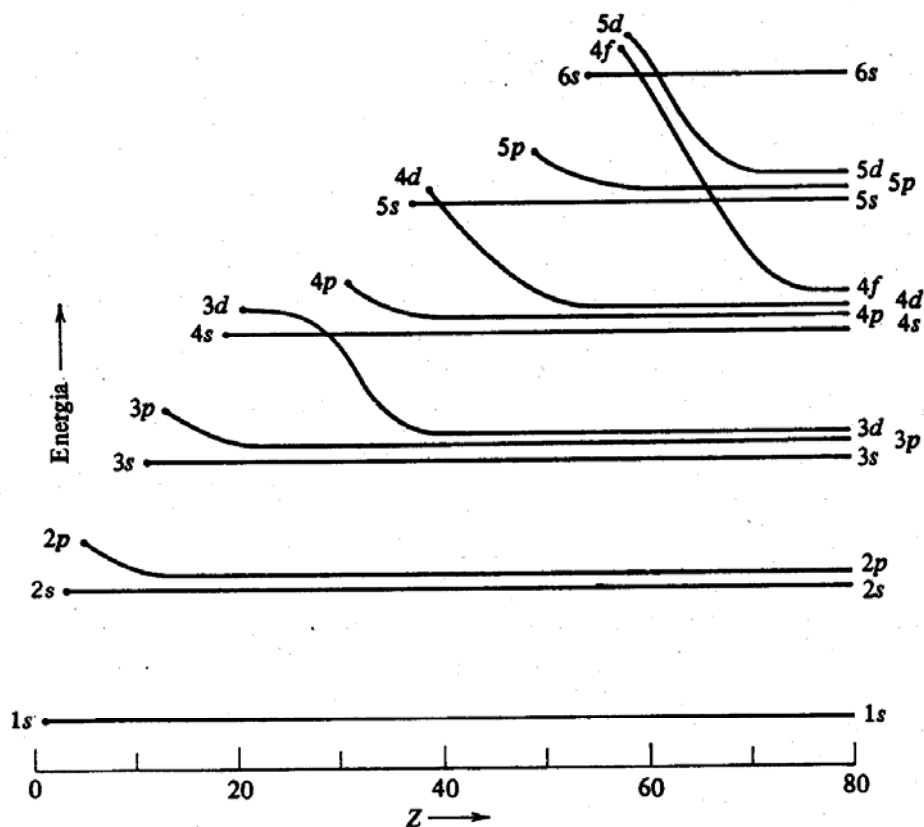
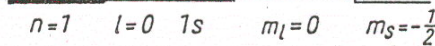
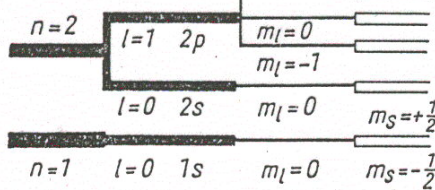
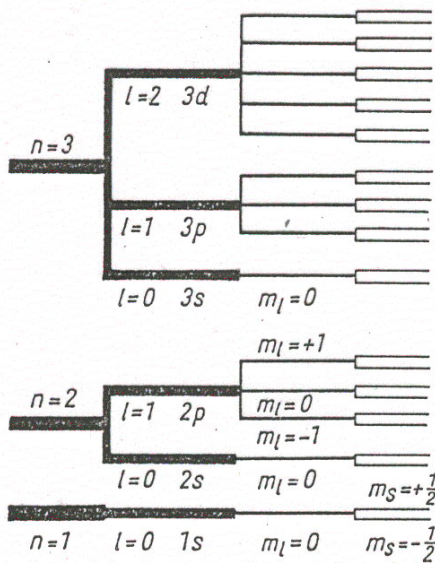
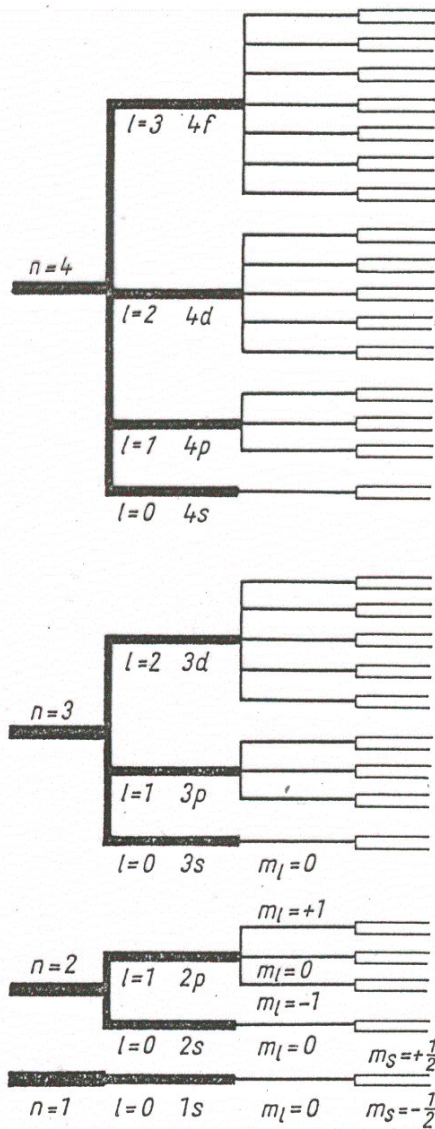


FIGURA 9-14. Representação esquemática da ordenação em energia de todas as subcamadas de um átomo, em função do número atômico Z . Cada curva principia no valor de Z para o qual a subcamada começa a ser ocupada. Somente subcamadas ocupadas, para átomos até o mercúrio, estão mostradas, de modo que todas as curvas terminam em $Z = 80$. A ordenação das subcamadas ocupadas externas nos diferentes átomos se encontra no lado esquerdo do diagrama. A ordenação de todas as subcamadas ocupadas no mercúrio se encontra no lado direito do diagrama. A escala de energia não é linear e, além disso, varia com Z .



Haupt- Neben- Magnet- Spinquanten-
zahlen

PRINCIPAL SECUNDÁRIO MAGNÉTICO SPIN

NÚMEROS QUÂNTICOS

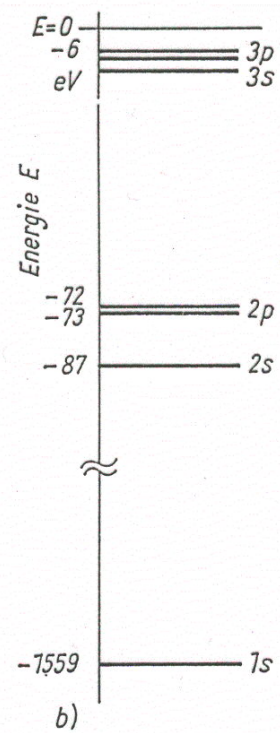
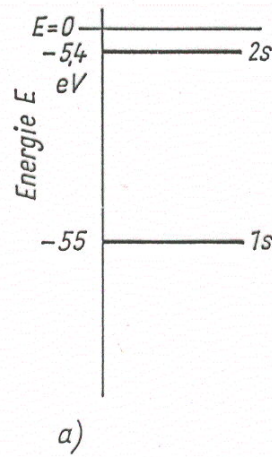


Bild 2.22. Energieniveauschema der Atomhülle von Lithium (a) bzw. Aluminium (b)

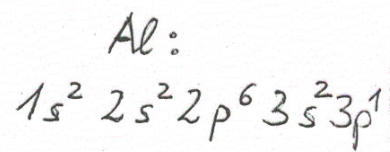


Bild 2.21. Besetzungsmöglichkeiten der Elektronen in der Atomhülle (nach [2.3])

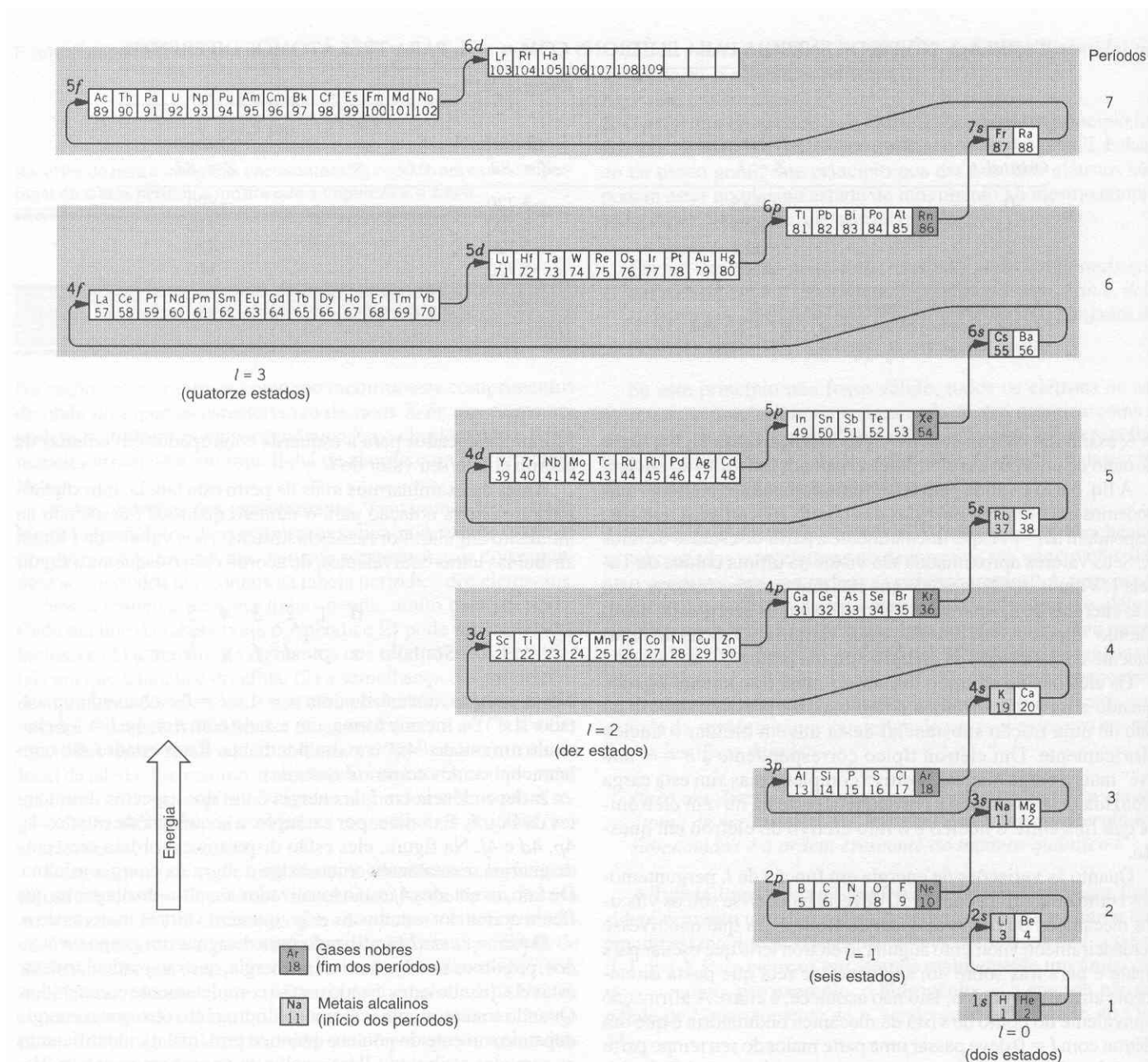


Fig. 5 Começando com o hidrogênio na parte inferior, a linha curva mostra a sequência dos sete períodos horizontais da tabela periódica. Cada período começa com um metal alcalino e termina em um gás nobre.

Physical and Chemical Data for the Elements

Atomic number	Element	Symbol	Electronic configuration ^a (number of electrons in each group)																		Atomic mass ^a (amu)	Density of solid ^b (at 20°C) (Mg/m ³ = g/cm ³)	Crystal structure ^c (at 20°C)	Melting point ^d (°C)	Atomic number
			1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s					
1	Hydrogen	H	1																		1.008			−259.34 (T.P.)	1
2	Helium	He	2																		4.003			−271.69	2
3	Lithium	Li		1																	6.941	0.533	bcc	180.6	3
4	Beryllium	Be		2																	9.012	1.85	hcp	1289	4
5	Boron	B		2	1																10.81	2.47		2092	5
6	Carbon	C		2	2																12.01	2.27	hex.	3826 (S.P.)	6
7	Nitrogen	N		2	3																14.01			−210.0042 (T.P.)	7
8	Oxygen	O		2	4																16.00			−218.789 (T.P.)	8
9	Fluorine	F		2	5																19.00			−219.67 (T.P.)	9
10	Neon	Ne		2	6																20.18			−248.587 (T.P.)	10
11	Sodium	Na				1															22.99	0.966	bcc	97.8	11
12	Magnesium	Mg				2															24.31	1.74	hcp	650	12
13	Aluminum	Al				2	1														26.98	2.70	fcc	660.452	13
14	Silicon	Si				2	2														28.09	2.33	dia. cub.	1414	14
15	Phosphorus	P				2	3														30.97	1.82	ortho.	44.14	15
16	Sulfur	S				2	4															(white)		(white)	
17	Chlorine	Cl				2	5														32.06	2.09	ortho.	115.22	16
18	Argon	Ar				2	6														35.45			−100.97 (T.P.)	17
19	Potassium	K																			39.95			−189.352 (T.P.)	18
20	Calcium	Ca																			39.10	0.862	bcc	63.71	19
21	Scandium	Sc						1													40.08	1.53	fcc	842	20
22	Titanium	Ti						2													44.96	2.99	fcc	1541	21
23	Vanadium	V						3													47.90	4.51	hcp	1670	22
24	Chromium	Cr						5	1												50.94	6.09	bcc	1910	23
25	Manganese	Mn						5	2												52.00	7.19	bcc	1863	24
26	Iron	Fe						6	2												54.94	7.47	cubic	1246	25
27	Cobalt	Co						7	2												55.85	7.87	bcc	1538	26
28	Nickel	Ni						8	2												58.93	8.8	hcp	1495	27
29	Copper	Cu						10	1												58.71	8.91	fcc	1455	28
30	Zinc	Zn						10	2												63.55	8.93	fcc	1084.87	29
31	Gallium	Ga						10	2	1											65.38	7.13	hcp	419.58	30
32	Germanium	Ge						10	2	2											69.72	5.91	ortho.	29.7741 (T.P.)	31
33	Arsenic	As						10	2	3											72.59	5.32	dia. cub.	938.3	32
																					74.92	5.78	rhomb.	603 (S.P.)	33

Atomic number	Element	Symbol	Electronic configuration ^a (number of electrons in each group)														Atomic mass ^a (amu)	Density of solid ^b (at 20°C) (Mg/m ³ = g/cm ³)	Crystal structure ^c (at 20°C)	Melting point ^d (°C)	Atomic number				
			1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s					
34	Selenium	Se						10	2	4											78.96	4.81	hex.	221	34
35	Bromine	Br						10	2	5											79.90		−7.25 (T.P.)	−157.385	35
36	Krypton	Kr						10	2	6											83.80			−157.385	36
37	Rubidium	Rb											1								85.47	1.53	bcc	39.48	37
38	Strontium	Sr										2	2								87.62	2.58	fcc	769	38
39	Yttrium	Y									1		2								88.91	4.48	hcp	1522	39
40	Zirconium	Zr									2	2	2								91.22	6.51	hcp	1855	40
41	Niobium	Nb									4		1								92.91	8.58	bcc	2469	41
42	Molybdenum	Mo									5		1								95.94	10.22	bcc	2623	42
43	Technetium	Tc									6		1								98.91	11.50	hcp	2204	43
44	Ruthenium	Ru									7		1								101.07	12.36	hcp	2334	44
45	Rhodium	Rh									8		1								102.91	12.42	fcc	1963	45
46	Palladium	Pd									10										106.4	12.00	fcc	1555	46
47	Silver	Ag									10		1								107.87	10.50	fcc	961.93	47
48	Cadmium	Cd									10		2								112.4	8.65	hcp	321.108	48
49	Indium	In									10		2	1							114.82	7.29	fcc	156.634	49
50	Tin	Sn									10		2	2							118.69	7.29	bct	231.9681	50
51	Antimony	Sb									10		2	3							121.75	6.69	rhomb.	630.755	51
52	Tellurium	Te									10		2	4							127.60	6.25	hex.	449.57	52
53	Iodine	I									10		2	5							126.90	4.95	ortho.	113.6 (T.P.)	53
54	Xenon	Xe									10		2	6							131.30			−111.7582 (T.P.)	54
55	Cesium	Cs																			132.91	1.91	bcc	28.39	55
56	Barium	Ba																			(−10°)				
57	Lanthanum	La											2				2				137.33	3.59	bcc	729	56
58	Cerium	Ce											3				2				138.91	6.17	hex.	918	57
59	Praseodymium	Pr											4				2				140.12	6.77	fcc	798	58
60	Neodymium	Nd											5				2				140.91	6.78	hex.	931	59
61	Promethium	Pm											6				2				144.24	7.00	hex.	1021	60
62	Samarium	Sm											7				2				(145)		hex.	1042	61
63	Europium	Eu											8				2				150.4	7.54	rhomb.	1074	62
64	Gadolinium	Gd											9				2				151.96	5.25	bcc	822	63
65	Terbium	Tb											10				2				157.25	7.87	hcp	1313	64
66	Dysprosium	Dy											11				2				158.93	8.27	hcp	1356	65
67	Holmium	Ho											12				2				162.50	8.53	hcp	1412	66
68	Erbium	Er											13				2				164.93	8.80	hcp	1474	67
69	Thulium	Tm															2				167.26	9.04	hcp	1529	68
																					168.93	9.33	hcp	1545	69

Shackelford, 1992.

Atomic number	Element	Symbol	Electronic configuration ^a (number of electrons in each group)																	Atomic mass ^a (amu)	Density of solid ^b (at 20°C) (Mg/m ³ = g/cm ³)	Crystal structure ^c (at 20°C)	Melting point ^d (°C)	Atomic number	
			1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s					
70	Ytterbium	Yb										14					2				173.04	6.97	fcc	819	70
71	Lutetium	Lu										14			1	2					174.97	9.84	hcp	1663	71
72	Hafnium	Hf										14			2	2					178.49	13.28	hcp	2231	72
73	Tantalum	Ta										14			3	2					180.95	16.67	bcc	3020	73
74	Tungsten	W										14			4	2					183.85	19.25	bcc	3422	74
75	Rhenium	Re										14			5	2					186.2	21.02	hcp	3186	75
76	Osmium	Os										14			6	2					190.2	22.58	hcp	3033	76
77	Iridium	Ir										14			9						192.22	22.55	fcc	2447	77
78	Platinum	Pt										14			9	1					195.09	21.44	fcc	1769.0	78
79	Gold	Au										14			10	1					196.97	19.28	fcc	1064.43	79
80	Mercury	Hg										14			10	2					200.59			-38.836	80
81	Thallium	Tl										14			10	2	1				204.37	11.87	hcp	304	81
82	Lead	Pb										14			10	2	2				207.2	11.34	fcc	327.502	82
83	Bismuth	Bi										14			10	2	3				208.98	9.80	rhomb.	271.442	83
84	Polonium	Po										14			10	2	4				(~210)	9.2	monoclinic	254	84
85	Astatine	At										14			10	2	5				(210)			~302	85
86	Radon	Rn										14			10	2	6				(222)			-71	86
87	Francium	Fr																	1	(223)		bcc	~27	87	
88	Radium	Ra																	2		226.03		bct	700	88
89	Actinium	Ac																	1	2	(227)		fcc	1051	89
90	Thorium	Th																	2	2	232.04	11.72	fcc	1755	90
91	Protoactinium	Pa														2		1	2		231.04		bct	1572	91
92	Uranium	U														3		1	2		238.03	19.05	ortho.	1135	92
93	Neptunium	Np														4		1	2		237.05		ortho.	639	93
94	Plutonium	Pu														6			2		(244)	19.81	monoclinic	640	94
95	Americium	Am														7			2		(243)		hex.	1176	95
96	Curium	Cm														7		1	2		(247)		hex.	1345	96
97	Berkelium	Bk														9			2		(247)		hex.	1050	97
98	Californium	Cf														10			2		(251)			900	98
99	Einsteinium	Es														11			2		(254)			860	99
100	Fermium	Fm														12			2		(257)			~1527	100
101	Medeleevium	Md														13			2		(258)			~827	101
102	Nobelium	No														14			2		(259)			~827	102
103	Lawrencium	Lw														14		1	2		(260)			~1627	103

SOURCES: Data from

^aHandbook of Chemistry and Physics, 58th Ed., R. C. Weast, Ed., CRC Press, Boca Raton, Fla., 1977.

^bX-ray diffraction measurements are tabulated in B. D. Cullity, *Elements of X-Ray Diffraction*, 2nd ed., Addison-Wesley Publishing Co., Inc., Reading, Mass., 1978.

^cR. W. G. Wyckoff, *Crystal Structure*, 2nd ed., Vol. 1, Interscience Publishers, New York, 1963; and *Metals Handbook*, 9th ed., Vol. 2, American Society for Metals, Metals Park, Ohio, 1979.

^dBinary Alloy Phase Diagrams, Vols. 1 and 2, T. B. Massalski, ed., American Society for Metals, Metals Park, Ohio, 1986. T.P. = triple point. S.P. = sublimation point at atmospheric pressure.

Shackelford, 1992.

Atomic and Ionic Radii of the Elements

Atomic number	Symbol	Atomic radius (nm)	Ion	Ionic radius (nm)
1	H	0.046	H ⁻	0.154
2	He	—	—	—
3	Li	0.152	Li ⁺	0.078
4	Be	0.114	Be ²⁺	0.054
5	B	0.097	B ³⁺	0.02
6	C	0.077	C ⁴⁺	<0.02
7	N	0.071	N ⁵⁺	0.01–0.02
8	O	0.060	O ²⁻	0.132
9	F	—	F ⁻	0.133
10	Ne	0.160	—	—
11	Na	0.186	Na ⁺	0.098
12	Mg	0.160	Mg ²⁺	0.078
13	Al	0.143	Al ³⁺	0.057
14	Si	0.117	Si ⁴⁺	0.198
			Si ⁴⁺	0.039
15	P	0.109	P ⁵⁺	0.03–0.04
16	S	0.106	S ²⁻	0.174
			S ⁶⁺	0.034
17	Cl	0.107	Cl ⁻	0.181
18	Ar	0.192	—	—
19	K	0.231	K ⁺	0.133
20	Ca	0.197	Ca ²⁺	0.106
21	Sc	0.160	Sc ²⁺	0.083
22	Ti	0.147	Ti ²⁺	0.076
			Ti ³⁺	0.069
			Ti ⁴⁺	0.064
23	V	0.132	V ³⁺	0.065
			V ⁴⁺	0.061
			V ⁵⁺	~0.04
24	Cr	0.125	Cr ³⁺	0.064
			Cr ⁶⁺	0.03–0.04

SOURCE: After a tabulation by R. A. Flinn and P. K. Trojan, *Engineering Materials and Their Applications*, Houghton Mifflin Company, Boston, 1975. The ionic radii are based on the calculations of V. M. Goldschmidt, who assigned radii based on known interatomic distances in various ionic crystals.

Atomic number	Symbol	Atomic radius (nm)	Ion	Ionic radius (nm)
25	Mn	0.112	Mn ²⁺	0.091
			Mn ³⁺	0.070
			Mn ⁴⁺	0.052
26	Fe	0.124	Fe ²⁺	0.087
			Fe ³⁺	0.067
27	Co	0.125	Co ²⁺	0.082
			Co ³⁺	0.065
28	Ni	0.125	Ni ²⁺	0.078
29	Cu	0.128	Cu ⁺	0.096
			Cu ²⁺	0.072
30	Zn	0.133	Zn ²⁺	0.083
31	Ga	0.135	Ga ³⁺	0.062
32	Ge	0.122	Ge ⁴⁺	0.044
33	As	0.125	As ³⁺	0.069
			As ⁵⁺	~0.04
34	Se	0.116	Se ²⁻	0.191
			Se ⁶⁺	0.03–0.04
35	Br	0.119	Br ⁻	0.196
36	Kr	0.197	—	—
37	Rb	0.251	Rb ⁺	0.149
38	Sr	0.215	Sr ²⁺	0.127
39	Y	0.181	Y ³⁺	0.106
40	Zr	0.158	Zr ⁴⁺	0.087
41	Nb	0.143	Nb ⁴⁺	0.074
			Nb ⁵⁺	0.069
42	Mo	0.136	Mo ⁴⁺	0.068
			Mo ⁶⁺	0.065
43	Tc	—	—	—
44	Ru	0.134	Ru ⁴⁺	0.065
45	Rh	0.134	Rh ³⁺	0.068
			Rh ⁴⁺	0.065
46	Pd	0.137	Pd ²⁺	0.050
47	Ag	0.144	Ag ⁺	0.113
48	Cd	0.150	Cd ²⁺	0.103
49	In	0.157	In ³⁺	0.092
50	Sn	0.158	Sn ⁴⁻	0.215
			Sn ⁴⁺	0.074
51	Sb	0.161	Sb ³⁺	0.090
52	Te	0.143	Te ²⁻	0.211
			Te ⁴⁺	0.089
53	I	0.136	I ⁻	0.220
			I ⁵⁺	0.094
54	Xe	0.218	—	—
55	Cs	0.265	Cs ⁺	0.165
56	Ba	0.217	Ba ²⁺	0.143
57	La	0.187	La ³⁺	0.122
58	Ce	0.182	Ce ³⁺	0.118
			Ce ⁴⁺	0.102

Atomic number	Symbol	Atomic radius (nm)	Ion	Ionic radius (nm)
59	Pr	0.183	Pr ³⁺	0.116
			Pr ⁴⁺	0.100
60	Nd	0.182	Nd ³⁺	0.115
61	Pm	—	Pm ³⁺	0.106
62	Sm	0.181	Sm ³⁺	0.113
63	Eu	0.204	Eu ³⁺	0.113
64	Gd	0.180	Gd ³⁺	0.111
65	Tb	0.177	Tb ³⁺	0.109
			Tb ⁴⁺	0.089
66	Dy	0.177	Dy ³⁺	0.107
67	Ho	0.176	Ho ³⁺	0.105
68	Er	0.175	Er ³⁺	0.104
69	Tm	0.174	Tm ³⁺	0.104
70	Yb	0.193	Yb ³⁺	0.100
71	Lu	0.173	Lu ³⁺	0.099
72	Hf	0.159	Hf ⁴⁺	0.084
73	Ta	0.147	Ta ⁵⁺	0.068
74	W	0.137	W ⁴⁺	0.068
			W ⁶⁺	0.065
75	Re	0.138	Re ⁴⁺	0.072
76	Os	0.135	Os ⁴⁺	0.067
77	Ir	0.135	Ir ⁴⁺	0.066
78	Pt	0.138	Pt ²⁺	0.052
			Pt ⁴⁺	0.055
79	Au	0.144	Au ⁺	0.137
80	Hg	0.150	Hg ²⁺	0.112
81	Tl	0.171	Tl ⁺	0.149
			Tl ³⁺	0.106
82	Pb	0.175	Pb ⁴⁻	0.215
			Pb ²⁺	0.132
			Pb ⁴⁺	0.084
83	Bi	0.182	Bi ³⁺	0.120
84	Po	0.140	Po ⁶⁺	0.067
85	At	—	At ⁷⁺	0.062
86	Rn	—	—	—
87	Fr	—	Fr ⁺	0.180
88	Ra	—	Ra ²⁺	0.152
89	Ac	—	Ac ³⁺	0.118
90	Th	0.180	Th ⁴⁺	0.110
91	Pa	—	—	—
92	U	0.138	U ⁴⁺	0.105

Shackelford, 1992.