

Configurazione elettronica degli atomi

La notazione con cui si scrivono quali sono in un determinato atomo gli orbitali occupati e la misura in cui lo sono viene detta **configurazione elettronica dell'atomo**. **Le configurazioni elettroniche indicano, quindi, i livelli energetici degli elettroni presenti in un atomo.**

Gli orbitali con uguale valore di n costituiscono un

Guscio elettronico

Orbitali con lo stesso valore di n ed l costituiscono un

sottoguscio

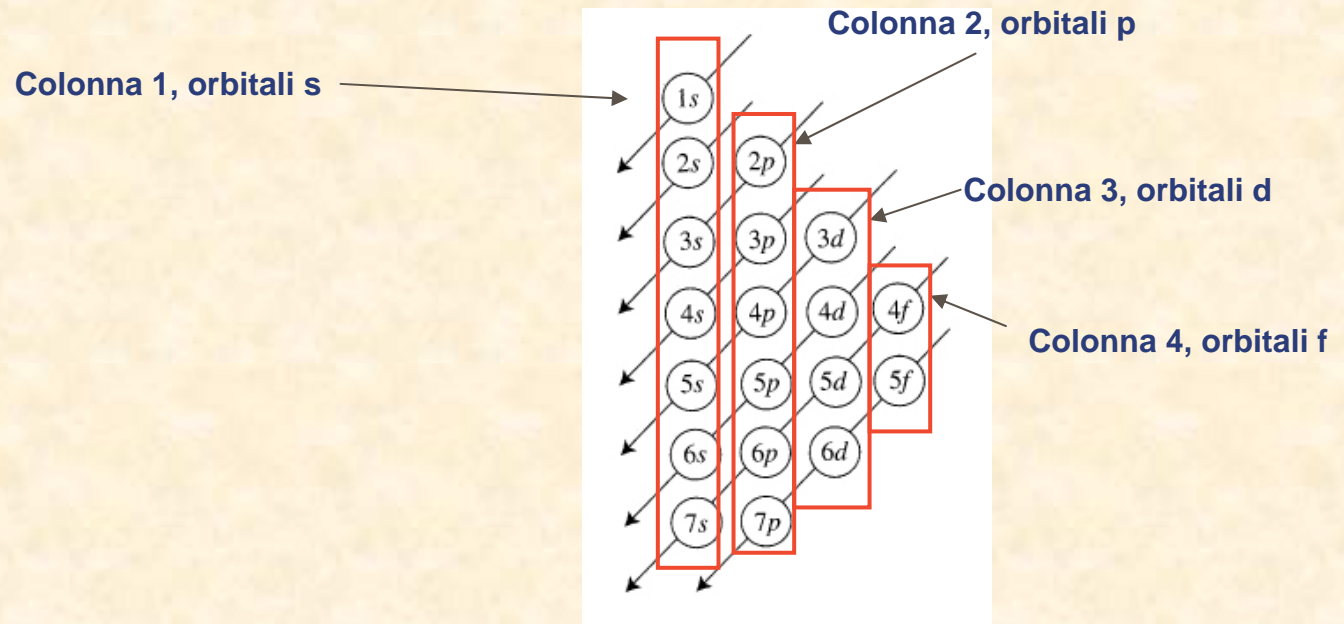
Bisogna tenere presente che:

- ❖ In uno stesso livello energetico l'energia cresce nel seguente ordine: $s < p < d < f$.
- ❖ Gli orbitali appartenenti allo stesso sottolivello energetico hanno la stessa energia (*orbitali degeneri*).

L'ordine di riempimento degli orbitali è stabilito dal
principio di aufbau (dal tedesco = riempimento)

Prima di scrivere la configurazione elettronica bisogna conoscere la sequenza con cui gli orbitali sono riempiti dagli elettroni

L'ordine di riempimento degli orbitali si può ricavare dal cosiddetto ***diagramma dell'aufbau*** (o regola della diagonale)



1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p.

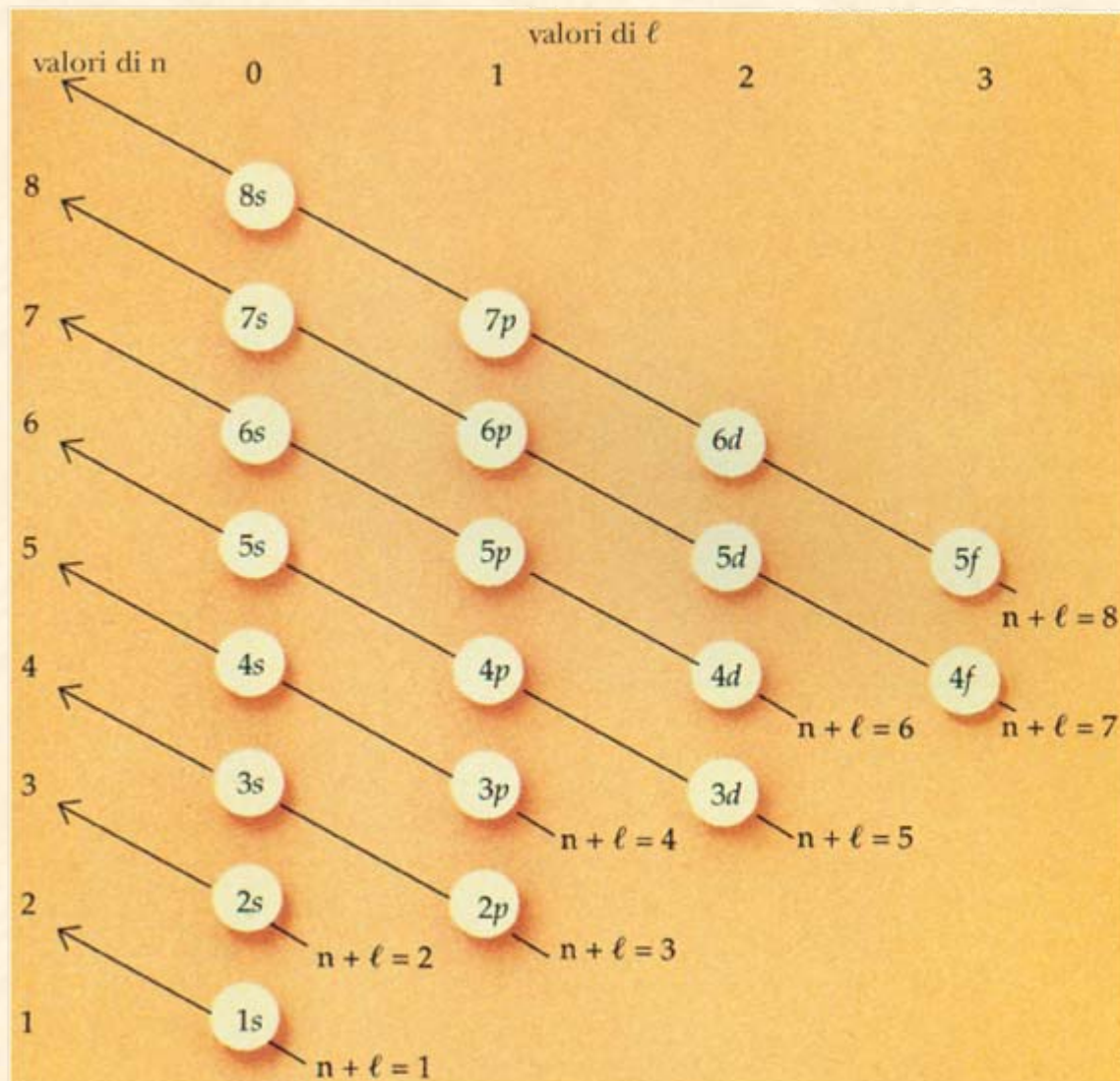


Figura 8.7 I sottostrati degli atomi vengono riempiti in ordine crescente del valore di $n + \ell$. Quando sottostrati diversi presentano lo stesso valore di $n + \ell$, i sottostrati stessi vengono riempiti in ordine crescente di n . Per usare il diagramma, si cominci da $1s$ e si seguano le frecce che indicano l'incremento di $n + \ell$. L'ordine di riempimento, pertanto, risulta: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d$, e così via.

PRINCIPIO DI AUFBAU

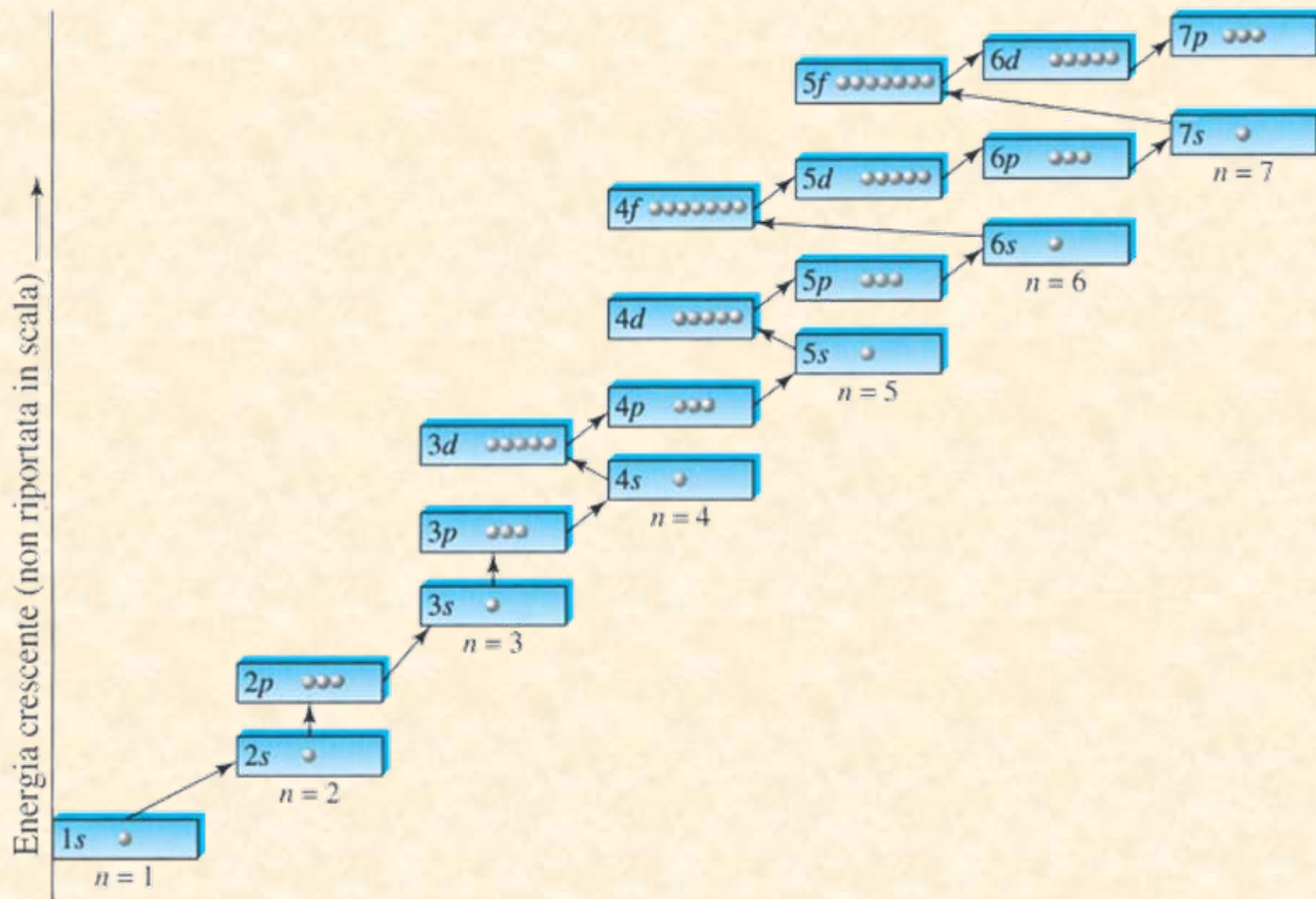
LE STRUTTURE ELETTRONICHE DELLO STATO FONDAMENTALE DEGLI ATOMI SI OTTENGONO:

- DISPONENDO GLI ORBITALI IN ORDINE DI ENERGIA CRESCENTE

- RIEMPENDOLI CON UN ELETTRONE ALLA VOLTA COMINCIANDO DALL'ORBITALE AD ENERGIA MINORE

- TENENDO PRESENTE IL PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI

- TENENDO PRESENTE LA REGOLA DI HUND



REGOLA DI HUND

QUANDO GLI ELETTRONI OCCUPANO UN GRUPPO DI ORBITALI DI EGUALE ENERGIA, SI HA L'INGRESSO DI UN ELETTRONE IN CIASCUNO DEGLI ORBITALI DISPONIBILI PRIMA CHE UN SECONDO ELETTRONE ENTRI IN UNO DEGLI ORBITALI IN QUESTIONE.

GLI SPIN RIMANGONO, SE POSSIBILE, PARALLELI

**NUMERO MASSIMO DI ELETTRONI CHE PUO' ESSERE
OSPITATO IN OGNI LIVELLO ENERGETICO PRINCIPALE**

$$2n^2$$

LIVELLI ENERGETICI PRINCIPALI	NUMERO MASSIMO DI ELETTRONI NEI LIVELLI ENERGETICI PRINCIPALI
1	2
2	8
3	18
4	32
5	50

IA																		VIIIA
1 H 1.01																		2 He 4.00
	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA		
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.8	6 C 12.0	7 N 14.0	8 O 16.0	9 F 19.0	10 Ne 20.2	
11 Na 23.0	12 Mg 24.3											13 Al 27.0	14 Si 28.1	15 P 31.0	16 S 32.1	17 Cl 35.5	18 Ar 40.0	
19 K 39.1	20 Ca 40.1	21 Sc 45.0	22 Ti 47.9	23 V 50.9	24 Cr 52.0	25 Mn 54.9	26 Fe 55.9	27 Co 58.9	28 Ni 58.7	29 Cu 63.5	30 Zn 65.4	31 Ga 69.7	32 Ge 72.6	33 As 74.9	34 Se 79.0	35 Br 79.9	36 Kr 83.8	
37 Rb 85.5	38 Sr 87.6	39 Y 88.9	40 Zr 91.2	41 Nb 92.9	42 Mo 95.9	43 Tc (99)	44 Ru 101	45 Rh 103	46 Pd 106	47 Ag 108	48 Cd 112	49 In 115	50 Sn 119	51 Sb 122	52 Te 128	53 I 127	54 Xe 131	
55 Cs 133	56 Ba 137	57 La 139	72 Mf 179	73 Ta 181	74 W 184	75 Re 186	76 Os 190	77 Ir 192	78 Pt 195	79 Au 197	80 Hg 201	81 Tl 204	82 Pb 207	83 Bi 209	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)	
87 Fr (233)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112							

Numero degli elettroni

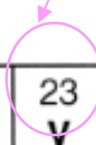
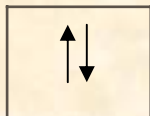


Diagramma a casella

$1s^2$

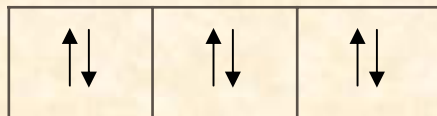
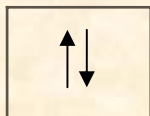


S

Z= 16

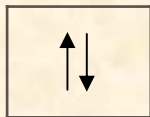
$2s^2$

$2p^6$



$3s^2$

$3p^4$



Notazione spettroscopica

S (Z=16): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Numero di elettroni assegnati
all'orbitale

Valore di n

Tipo di orbitale (valore di l)

Il guscio elettronico più esterno di un atomo viene chiamato

Guscio di valenza

e gli elettroni che lo occupano

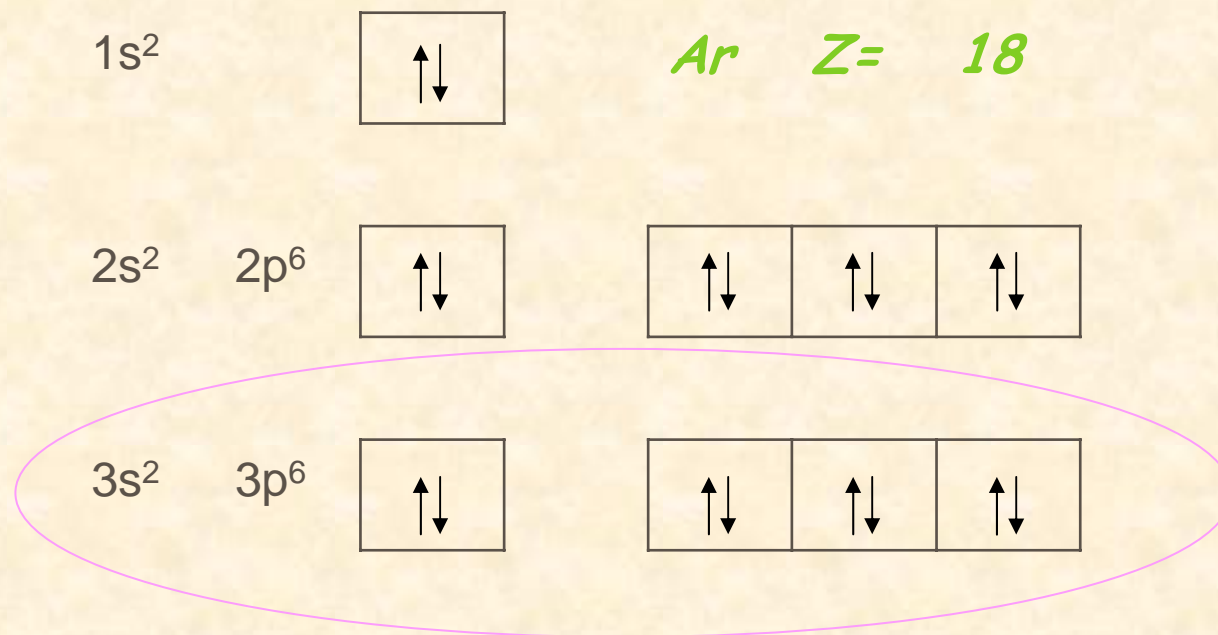
Elettroni di valenza

Gli elettroni che si trovano nei gusci sottostanti a quello di valenza si chiamano elettroni interni

Gli ***elettroni appaiati*** sono due elettroni con spin opposto presenti nello stesso orbitale

Un ***elettrone spaiato*** è un singolo elettrone in un orbitale.

Gli elettroni di valenza – quelli nel livello energetico più esterno di un atomo – sono quelli a più alta energia. Essi hanno un'importanza speciale; infatti, prendono parte alla formazione di legami tra gli atomi e, quindi, alle reazioni chimiche



La configurazione dell'argon corrisponde al riempimento completo degli orbitali *s* e *p* del guscio più esterno. Questa configurazione con 8 elettroni è particolarmente stabile e viene detta configurazione ad **ottetto**

Gli elettroni di valenza possono essere rappresentati con la

simbologia di Lewis

cioè con dei punti che circondano il simbolo dell'elemento

TABELLA 5.3 Simbologia di Lewis per alcuni elementi

<i>IA</i>	<i>IIA</i>	<i>IIIA</i>	<i>IV</i>	<i>VA</i>	<i>VIA</i>	<i>VIIA</i>	<i>VIIIA</i>
H·							He:
Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·
Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar·
K·	·Ca·					·Br·	·Kr·
Rb·	·Sr·					·I·	·Xe·
Cs·	·Ba·						

GLI IONI

Uno ione è un atomo o un gruppo di atomi che presenta una carica elettrica

Si formano quando gli atomi neutri acquistano o perdono elettroni

CATIONI = ioni che portano una carica positiva

ANIONI = ioni che portano una carica negativa

IONI POLIATOMICI = gruppi di atomi che portano una carica elettrica

*Le sostanze elettricamente neutre che sono formate da cationi ed anioni si dicono
COMPOSTI IONICI*

Cationi comuni

Li^+	1^+	ione litio
Na^+	1^+	ione sodio
K^+	1^+	ione potassio
NH_4^+	1^+	ione ammonio
Ag^+	1^+	ione argento
Mg^{2+}	2^+	ione magnesio
Ca^{2+}	2^+	ione calcio
Ba^{2+}	2^+	ione bario
Cd^{2+}	2^+	ione cadmio
Zn^{2+}	2^+	ione zinco
Cu^{2+}	2^+	ione rame(II) o ione rameico
Hg_2^{2+}	2^+	ione mercurio(I) o ione mercurioso
Hg^{2+}	2^+	ione mercurio (II) o ione mercurico
Mn^{2+}	2^+	ione manganese(II) o ione manganoso
Co^{2+}	2^+	ione cobalto(II) o ione cobaltoso
Ni^{2+}	2^+	ione nichel(II) o ione nicheloso
Pb^{2+}	2^+	ione piombo (II) o ione piomboso
Sn^{2+}	2^+	ione stagno (II) o ione stannoso
Fe^{2+}	2^+	ione ferro (II) o ione ferroso
Fe^{3+}	3^+	ione ferro(III) o ione ferrico
Al^{3+}	3^+	ione alluminio
Cr^{3+}	3^+	ione cromo (III) o ione cromico

Anioni comuni

F^-	1-	ione fluoruro			
Cl^-	1-	ione cloruro			
Br^-	1-	ione bromuro			
I^-	1-	ione ioduro			
OH^-	1-	ione idrossido			
CN^-	1-	ione cianuro			
ClO^-	1-	ione ipoclorito			
ClO_2^-	1-	ione clorito			
ClO_3^-	1-	ione clorato			
ClO_4^-	1-	ione perclorato			
CH_3COO^-	1-	ione acetato			
MnO_4^-	1-	ione permanganato			
NO_2^-	1-	ione nitrito			
NO_3^-	1-	ione nitrato			
SCN^-	1-	ione tiocianato			
O^{2-}	2-	ione ossido			
S^{2-}	2-	ione solfuro			
			HSO_3^-	1-	ione idrogenosolfito o ione bisolfito
			SO_3^{2-}	2-	ione solfito
			HSO_4^-	1-	ione idrogenosolfato o ione bisolfato
			SO_4^{2-}	2-	ione solfato
			HCO_3^-	1-	ione idrogenocarbonato o ione bicarbonato
			CO_3^{2-}	2-	ione carbonato
			CrO_4^{2-}	2-	ione cromato
			$Cr_2O_7^{2-}$	2-	ione dicromato
			PO_4^{3-}	3-	ione fosfato
			AsO_4^{3-}	3-	ione arseniato

IA																						VIIIA	
1 H 1.01	IIA																					2 He 4.00	
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.8	6 C 12.0	7 N 14.0	8 O 16.0	9 F 19.0	10 Ne 20.2						
11 Na 23.0	12 Mg 24.3											13 Al 27.0	14 Si 28.1	15 P 31.0	16 S 32.1	17 Cl 35.5	18 Ar 40.0						
19 K 39.1	20 Ca 40.1	21 Sc 45.0	22 Ti 47.9	23 V 50.9	24 Cr 52.0	25 Mn 54.9	26 Fe 55.9	27 Co 58.9	28 Ni 58.7	29 Cu 63.5	30 Zn 65.4	31 Ga 69.7	32 Ge 72.6	33 As 74.9	34 Se 79.0	35 Br 79.9	36 Kr 83.8						
37 Rb 85.5	38 Sr 87.6	39 Y 88.9	40 Zr 91.2	41 Nb 92.9	42 Mo 95.9	43 Tc (99)	44 Ru 101	45 Rh 103	46 Pd 106	47 Ag 108	48 Cd 112	49 In 115	50 Sn 119	51 Sb 122	52 Te 128	53 I 127	54 Xe 131						
55 Cs 133	56 Ba 137	57 La 139	72 Mf 179	73 Ta 181	74 W 184	75 Re 186	76 Os 190	77 Ir 192	78 Pt 195	79 Au 197	80 Hg 201	81 Tl 204	82 Pb 207	83 Bi 209	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)						
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112												

Li ⁺		(233) (226) (227)												N ³⁻	O ²⁻	F ⁻		
Na ⁺	Mg ²⁺													Al ³⁺	P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
		IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII				IE	IIB						
K ⁺	Ca ²⁺				Cr ²⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺	Zn ²⁺					Br ⁻		
					Cr ³⁺	Mn ³⁺	Fe ³⁺	Co ³⁺	Ni ³⁺	Cu ²⁺								
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺			I ⁻		
													Sn ⁴⁺					
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺		Pb ²⁺					
											Hg ²⁺		Pb ⁴⁺					