

## 4.8 Exkurs: Elektronenschalen enthalten Unterschalen auf verschiedenen Energiestufen

### Unterschalen der Energiestufen

Genauere Auswertungen der Ionisierungsenergien (IE) haben gezeigt, dass die Elektronenschalen, mit Ausnahme der ersten Schale, unterschiedliche Energiestufen aufweisen. Vergleicht man z. B. bei den Atomen der Elemente Bor bis Neon die Differenzen zwischen den Ionisierungsenergien für die Elektronen der zweiten Schale, so stellt man Folgendes fest (vgl. auch Tabelle 4.7): Im Vergleich zu den übrigen Differenzen ist der Unterschied der IE-Werte vor der Abspaltung der beiden letzten Elektronen besonders gross. Diese sind also etwas energieärmer als die restlichen. Die zweite Schale ist folglich in zwei Unterschalen gegliedert.

**Tabelle 4.7** Abspaltung der Elektronen der zweiten Schale von den Atomen Bor bis Neon: Differenzen der IE zwischen den Elektronen in eV

	1–2	2–3	3–4	4–5	5–6	6–7	7–8
Bor	70.2	46.9					
Kohlenstoff	14.1	24.5	16.6				
Stickstoff	15.1	17.9	30.0	20.4			
Sauerstoff	21.5	19.8	22.5	36.5	24.2		
Fluor	17.6	27.7	24.4	27.1	44.0	27.9	
Neon	19.4	22.5	34.6	29.1	31.9	49.4	31.7

- Innerhalb einer Elektronenschale, mit Ausnahme der ersten Schale, gibt es Gruppen von Elektronen in Unterschalen (Unter-Energiestufen), die sich bezüglich ihrer Energie nur geringfügig unterscheiden.
- Die Unterschalen werden mit den kleinen Buchstaben s, p, d und f bezeichnet.

**Tabelle 4.8** Einteilung der Elektronenschalen in Unterschalen

Energie	Elektronenschale (Energiestufe) Nr.	Unterschalen mit maximaler Elektronenzahl				
		s	p	d	f	Total
	7	2	6	10	14	32
	6	2	6	10	14	32
	5	2	6	10	14	32
	4	2	6	10	14	32
	3	2	6	10		18
	2	2	6			8
	1	2				2

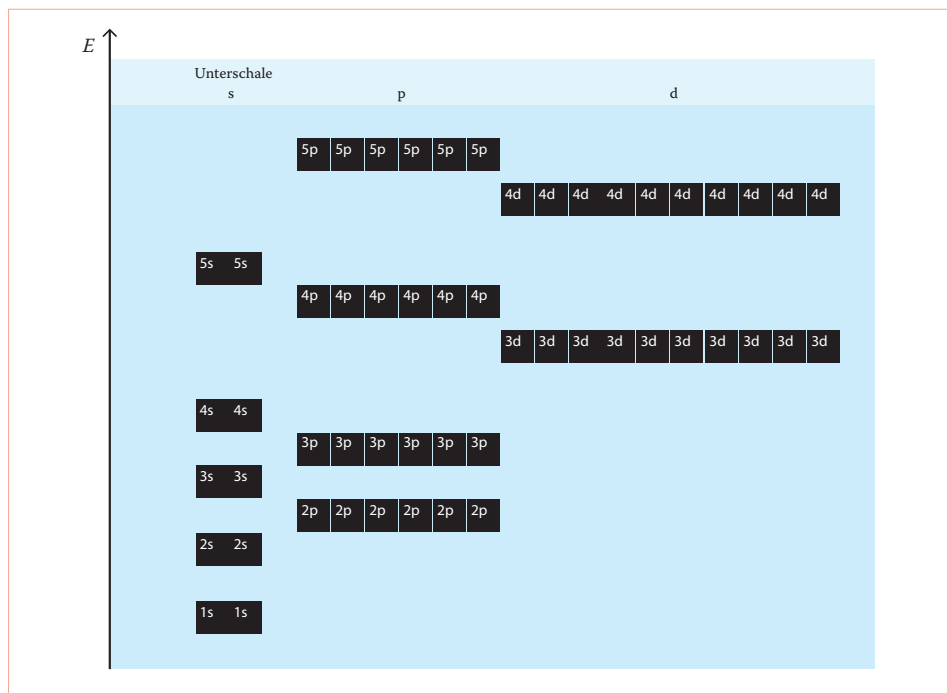
Zunahme

### Wie werden die Unterschalen besetzt?

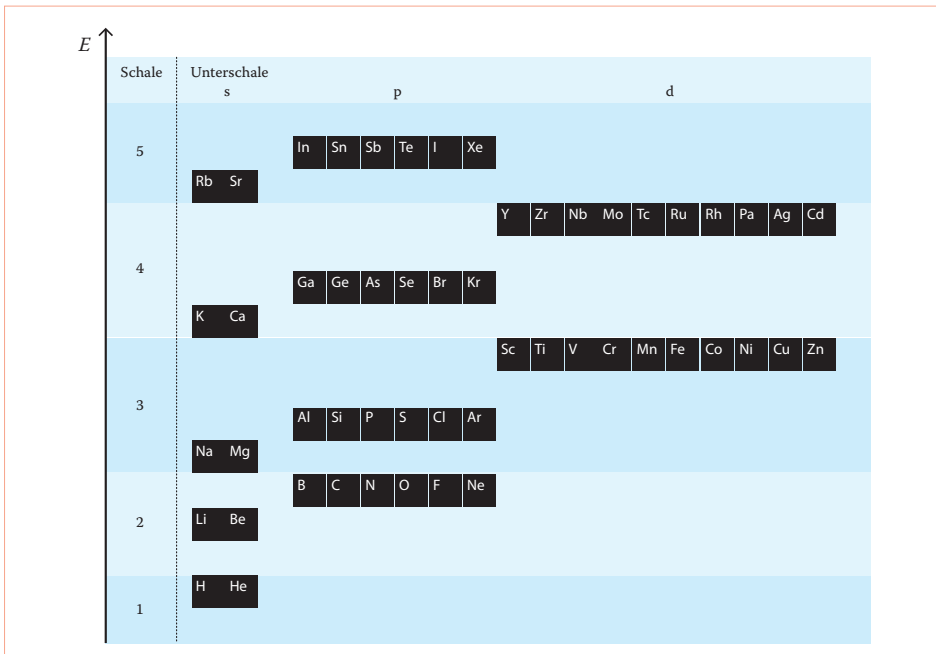
Im Periodensystem nimmt, von Element zu Element, mit der Protonenzahl im Kern auch jeweils die Anzahl der Elektronen eines Atoms in der Elektronenhülle zu. Wie dabei die Unterschalen «gefüllt» werden, zeigt Abbildung 4.17. (Die Energien der Elektronenschalen lassen sich auch für den unbesetzten Zustand berechnen.)

**Abb. 4.17**

Energetische Abfolge der nicht besetzten Unterschalen; sie entspricht der Reihenfolge, in der die Unterschalen (Unter-Energienstufen) mit Elektronen besetzt werden.



Welche Erklärung gibt es für die Tatsache, dass die Elektronenschalen nicht immer sofort bis zum Maximum mit Elektronen gefüllt werden? Die Energien der noch unbesetzten Unterschalen ändern sich teilweise, wenn die Elektronenhülle mit Zunahme der Elektronen entsteht. Einerseits steigt die positive Ladung der Atomkerne mit fortschreitender Protonenzahl. Dadurch werden die Elektronen stärker angezogen, ihre Energie verringert sich (kleinerer Abstand Kern–Elektronen). Andererseits steigt die Energie der Elektronen mit Zunahme ihrer Anzahl, da sie sich gegenseitig abstossen und sich dadurch ihr Abstand zum Kern vergrößert. Da z. B. die nicht besetzte Unterschale 3d energiereicher ist als die ebenfalls leere Unterschale 4s (Abb. 4.17), wird Letztere, da energieärmer, zuerst mit zwei Elektronen gefüllt. Die beiden zusätzlichen Protonen und Elektronen der Calcium-Atome bewirken, dass die Energie der leeren Unterschale 3d nun tiefer ist als die der besetzten Unterschale 4s (die abstossende Kraft zwischen den beiden Valenzelektronen der Ca-Atome wirkt sich stärker aus als die zunehmende Anziehungskraft Kern–Valenzelektronen). Deshalb wird nun die dritte Schale, genauer die Unterschale 3d, mit den neu hinzukommenden 10 «d-Elektronen» auf die maximale Zahl von 18 gefüllt (Elemente Scandium bis Zink). Darauf folgen die Elemente Gallium bis Krypton, in deren Atomen die Unterschale 4p mit Elektronen aufgefüllt werden. Abb. 4.18 zeigt die Abfolge der besetzten Energiestufen von Wasserstoff bis Xenon nach ansteigender Energie der Elektronen.

**Abb. 4.18**

Abfolge der besetzten Unterschalen (Unter-Energiestufen) von H bis Xe nach ansteigender Energie (die Energie ist nicht massstäblich aufgetragen)

## Unterschalen und Periodensystem

Die Einteilung der Schalen in Unterschalen spiegelt sich im Aufbau des Periodensystems wider, der schematisch in Abb. 4.19 dargestellt ist. Die Atome der Hauptgruppen I A und II A (hellblaue Farbe) füllen die s-, die der Hauptgruppen III A bis VIII A (rot) die p-, die der Nebengruppenelemente III B bis II B (dunkelblau) die d-, die der Lanthaniden sowie der Actiniden (fuchsia) die f-Unterschalen mit Elektronen.

Für das Periodensystem der Elemente (PSE) gilt:

- Die Atome der Hauptgruppenelemente (I A bis VIII A) erhalten ihr neues Elektron auf der Valenzschale (höchste Energiestufe), den s- und p-Unterschalen.
- Die Atome der Nebengruppenelemente (III B bis II B) füllen die vorletzte Schale von 8 auf 18 (d-Unterschale), die Lanthaniden sowie die Actiniden ihre vorvorletzte Schale von 18 auf 32 Elektronen (f-Unterschale).
- Die Atome der Nebengruppenelemente sowie die Lanthaniden und Actiniden besitzen (meistens) zwei Valenzelektronen.
- Auf der Valenzschale eines elektrisch neutralen Atoms sind maximal acht Elektronen möglich («2s- und 6p-Elektronen»).

Die Besetzung der Unterschalen (Unter-Energiestufen) eines beliebigen Atoms, die Elektronenkonfiguration, wird folgendermassen dargestellt: zuerst die Nummer der Elektronenschale, dann der Buchstabe der Unterschale mit der Anzahl Elektronen als hochgestellte Ziffer.

Periode	Hauptgruppen																Hauptgruppen																			
	I A																VIII A																			
1	1H																2He																			
2	3Li 4Be																5B 6C 7N 8O 9F 10Ne																			
3	11Na 12Mg																13Al 14Si 15P 16S 17Cl 18Ar																			
4	19K 20Ca 21Sc																22Ti 23V 24Cr 25Mn 26Fe 27Co 28Ni 29Cu 30Zn 31Ga 32Ge 33As 34Se 35Br 36Kr																			
5	37Rb 38Sr 39Y																40Zr 41Nb 42Mo 43Tc 44Ru 45Rh 46Pd 47Ag 48Cd 49In 50Sn 51Sb 52Te 53I 54Xe																			
6	55Cs 56Ba 57La																58Ce 59Pr 60Nd 61Pm 62Sm 63Eu 64Gd 65Tb 66Dy 67Ho 68Er 69Tm 70Yb 71Lu																			
7	87Fr 88Ra 89Ac																90Th 91Pa 92U 93Np 94Pu 95Am 96Cm 97Bk 98Cf 99Es 100Fm 101Md 102No 103Lr																			
	s																d										p									

Abb. 4.19 Schematische Gliederung des Periodensystems in Unterschalen

### Beispiele

- Elektronenkonfiguration eines Natrium-Atoms ( $Z = 11$ ):  
Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- Elektronenkonfiguration eines Brom-Atoms ( $Z = 35$ ):  
Br:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

## Zentrale Begriffe zum Exkurs 4.8

- › Unterschale
- › s-, p-, d-, f-Elektronen
- › Hauptgruppenelemente
- › Nebengruppenelemente
- › Lanthaniden
- › Actiniden

## Aufgaben zum Exkurs 4.8

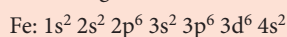
**4.21** Gesucht ist die Elektronenkonfiguration sowohl für die Unterschalen als auch für die (Haupt-)Schalen eines Eisen-Atoms ( $Z = 26$ ).

**4.22** Gesucht ist die Elektronenkonfiguration sowohl für die Unterschalen als auch für die Schalen eines Europium-Atoms ( $Z = 63$ ).

**4.23** Welche Gemeinsamkeit haben die Atome der Nebengruppenelemente sowie der Lanthaniden und Actiniden?

## Lösungen zum Exkurs 4.8

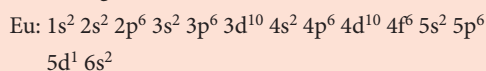
**4.21** Verteilung der Elektronen auf Unterschalen:



Verteilung der Elektronen auf Schalen:

Elektronen-schale	1	2	3	4
Elektronenzahl	2	(2 + 6 =) 8	(8 + 6 =) 14	2

**4.22** Verteilung der Elektronen auf Unterschalen:



Verteilung der Elektronen auf Schalen:

siehe Tabelle 1.

**4.23** Die Atome der Nebengruppen sowie der Lanthaniden und Actiniden haben alle zwei Valenzelektronen (es gibt Ausnahmen, die aber in diesem Zusammenhang nicht wichtig sind). Sie füllen eine innere Schale mit Elektronen auf.

**Tabelle 1 zu Aufgabe 4.22**

Elektronenschale	1	2	3	4	5	6
Elektronenzahl	2	(2 + 6 =) 8	(2 + 6 + 10 =) 18	(2 + 6 + 10 + 6 =) 24	(2 + 6 + 1 =) 9	2