

Dmitri I. Mendelejew
(1834–1907)



Lothar Meyer
(1830–1895)

1.5 Periodensystem der Elemente (PSE)

Dmitri I. Mendelejew und **Lothar Meyer** ordneten 1869 die damals bekannten Elemente (etwa 60) nach ihren „Atomgewichten“ und stellten fest, dass nach gewissen Perioden immer Elemente mit ähnlichen Eigenschaften auftraten. Heute weiß man, dass diese experimentell beobachtete Periodizität auf dem Bau der Atome beruht.

1.5.1 Perioden und Gruppen

Die Elemente sind im **Periodensystem der Elemente (PSE)** nach steigender Anzahl der Protonen im Kern (= Kernladungszahl) geordnet.

Die Zahl der Elektronen ist bei jedem Element gleich seiner Kernladungszahl. Die Elektronen sind nach dem Aufbauprinzip (vgl. 1.4.4 Orbitalmodell) auf die energieärmsten Orbitale verteilt. Aus der Elektronenbelegung der Orbitale sind Eigenschaften der Elemente, wie chemisches Verhalten, Größe der Atome usw., ablesbar. Daher ist das PSE ein „Schlüssel der Chemie“. Entsprechend den **sieben Elektronenschalen K bis Q** (Energie-niveaus) gibt es **sieben Perioden** (waagrechte Zeilen von 1 bis 7).

Die Elemente einer **Periode** weisen die gleiche Zahl von **Elektronenschalen** auf.

Entsprechend der Anzahl der Valenzelektronen unterscheidet man **Gruppen** (senkrechte Spalten). Elemente mit analogem Aufbau und gleich vielen Valenzelektronen stehen untereinander. Sie haben ähnliche chemische Eigenschaften.

Die Elemente einer **Gruppe** besitzen die gleiche Zahl von **Valenzelektronen**.

Bei den Elementen der **Hauptgruppen** (Spalten I bis VIII) halten sich die Valenzelektronen in s- und p-Orbitalen auf, die zusammen acht Elektronen aufnehmen können.

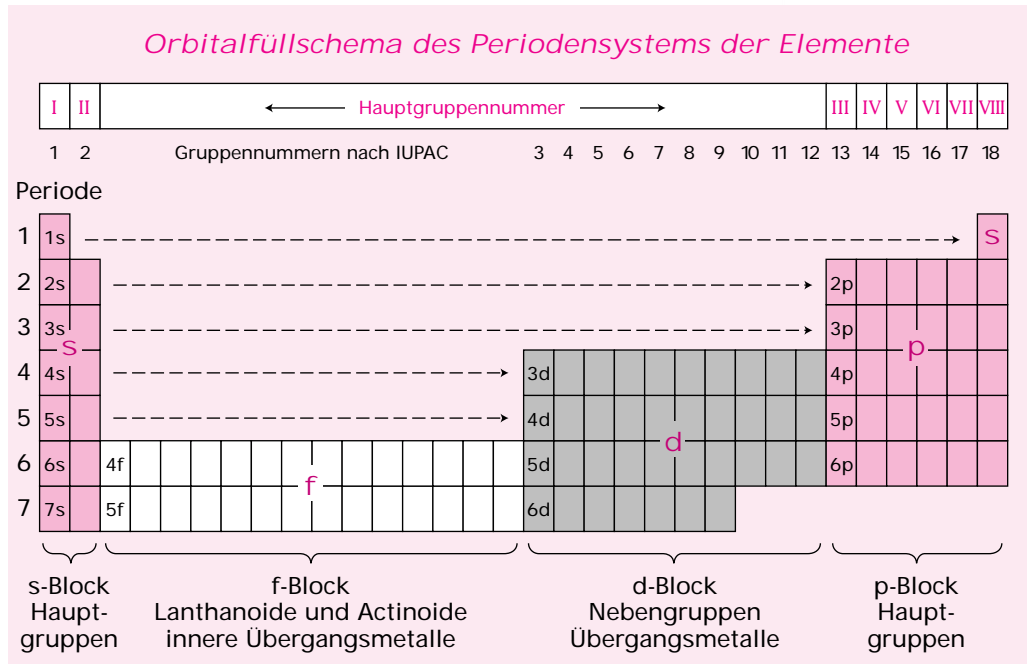
Die **Hauptgruppennummer** gibt die Zahl der Valenzelektronen an.

Bei den Elementen der **Nebengruppen** (auch Übergangsmetalle genannt) werden die d-Orbitale der zweitäußersten Schale aufgefüllt. Diese d-Elektronen können ebenso wie die s-Elektronen der äußersten Schalen Valenzelektronen sein. Haupt- und Nebengruppen werden nach einem Vorschlag der IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) von 1 bis 18 nummeriert. Bei den Elementen der **Lanthanoide** und **Acti-**

Das PSE widerspiegelt die Verteilung der Elektronen auf den Schalen der Atome.

noide (auch „innere“ Übergangsmetalle genannt) werden f-Orbitale der drittäußersten Schale aufgefüllt.

Ein Schema des vollständigen PSE zeigt die Einteilung in Blöcke: Die Hauptgruppen bilden s- und p-Block, die Übergangsmetalle den d-Block und die inneren Übergangsmetalle den f-Block. Aus dem Schema kann man die Reihenfolge, in der die Orbitale aufgefüllt werden, entnehmen (strichlierte Pfeile). Bei der Besetzung der d- und f-Orbitale treten kleine Unregelmäßigkeiten auf.



1. Periode enthält 2 Elemente, da in der 1. Schale nur 2 Elektronen Platz haben.
2. bis 6. Periode: Die äußerste Schale kann höchstens 8 Elektronen aufnehmen.

1.5.2 Hauptgruppen

In der Kurzform des PSE sind die Hauptgruppen zusammengestellt:

Periode	Hauptgruppen								
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1 K-Schale	1,00 H 1							4,00 He 2	
2 L-Schale	6,94 Li 3	9,01 Be 4	10,81 B 5	12,01 C 6	14,01 N 7	16,00 O 8	19,00 F 9	20,18 Ne 10	
3 M-Schale	22,99 Na 11	24,31 Mg 12	26,98 Al 13	28,09 Si 14	30,97 P 15	32,06 S 16	35,45 Cl 17	39,95 Ar 18	
4 N-Schale	39,10 K 19	40,08 Ca 20	69,72 Ga 31	72,59 Ge 32	74,92 As 33	78,96 Se 34	79,90 Br 35	83,80 Kr 36	
5 O-Schale	85,47 Rb 37	87,62 Sr 38	114,82 In 49	118,69 Sn 50	121,75 Sb 51	127,60 Te 52	126,90 I 53	131,30 Xe 54	
6 P-Schale	132,91 Cs 55	137,33 Ba 56	204,37 Tl 81	207,19 Pb 82	208,98 Bi 83	(209) Po 84	(210) At 85	(222) Rn 86	
7 Q-Schale	(223) Fr 87	(226) Ra 88	<div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="background-color: #e0e0e0; width: 20px; height: 10px; border: 1px solid black;"></div> Metalle </div>			<div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="background-color: #c0c0c0; width: 20px; height: 10px; border: 1px solid black;"></div> Halbmetalle </div>		<div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="background-color: #f0f0f0; width: 20px; height: 10px; border: 1px solid black;"></div> Nichtmetalle </div>	

↓
Nebengruppen, Lanthanoide, Actinoide

Das PSE enthält:
 A mittlere Atommasse
 E Elementsymbol
 Z Ordnungszahl

A
E
Z

Bei radioaktiven Elementen
 ist in Klammern die
 Massenzahl des längstlebigen
 Isotops angegeben

Den Hauptgruppen wurden folgende Namen gegeben:

- I Wasserstoff und **Alkalimetalle**
- II **Erdalkalimetalle**
- III **Erdmetalle**
- IV **Kohlenstoffgruppe**
- V **Stickstoffgruppe**
- VI **Chalkogene** (Gesteinsbildner)
- VII **Halogene** (Salzbildner)
- VIII **Edelgase**

Aus dem Atombau lassen sich einige Eigenschaften der Elemente ableiten.

Elemente mit acht Valenzelektronen (zwei beim Helium) sind chemisch besonders stabil, sie heißen wegen ihrer Reaktions-trägheit **Edelgase**.

Elemente, die nicht acht Valenzelektronen besitzen, haben das Bestreben, eine Achterschale („Edelgaskonfiguration“) auszubilden.

Elemente mit wenigen Valenzelektronen geben daher die Elektronen der äußersten Schale ab. Die freigelegte Schale hat dann Edelgaskonfiguration. Die neutralen Atome wandeln sich dabei in positiv geladene Teilchen, die **Kationen**, um. Aus Na, Mg und Al wird Na^+ , Mg^{2+} und Al^{3+} , die alle die Achterschale von Neon besitzen. Diese Elemente, die Kationen bilden, sind **Metalle**, sie stehen links im PSE.

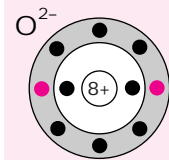
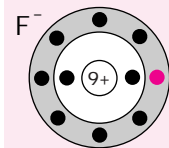
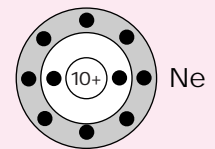
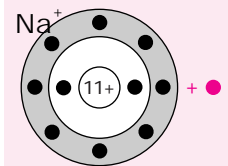
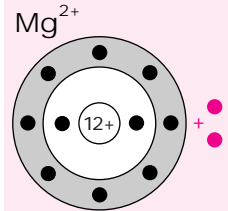
Für Elemente mit vielen Valenzelektronen ist es energetisch günstiger, durch Aufnahme weiterer Elektronen die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Die neutralen Atome erhalten dadurch eine negative Ladung und werden zu **Anionen**. Aus F und O werden auf diese Weise F^- und O^{2-} , die wieder beide die Achterschale von Neon besitzen. Diese Elemente heißen **Nichtmetalle**, sie stehen rechts im PSE. Auf der Diagonalen von links oben nach rechts unten stehen die **Halbmetalle**, aus denen Halbleiter gemacht werden können. Die Trennung zwischen Metallen, Halbmetallen und Nichtmetallen ist nicht scharf. Von verschiedenen Modifikationen (Erscheinungsformen) eines Elementes kann eine metallähnlich, die andere nicht metallähnlich sein (z. B. bei C oder Sn).

Die **Größe der Atome** ändert sich im PSE gesetzmäßig. Innerhalb einer Gruppe werden die Atome von oben nach unten größer, da die Zahl der Elektronenschalen zunimmt. Innerhalb einer Periode werden die Atome von der I. zur VII. Hauptgruppe kleiner, da die Anziehungskräfte zwischen Kern und Elektronenhülle nach dem coulombschen Gesetz immer stärker werden.

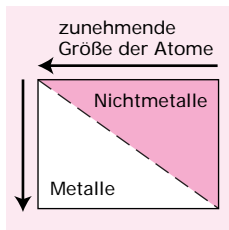
Kationen sind kleiner als die entsprechenden neutralen Atome, weil sie Elektronen aus ihrer Hülle abgegeben haben.

Anionen sind größer als die entsprechenden neutralen Atome, da sie Elektronen in ihre Hülle aufgenommen haben.

Magnesium und Natrium erreichen die Elektronenschale des Neons durch Elektronenabgabe



Fluor und Sauerstoff erreichen die Elektronenschale des Neons durch Elektronenaufnahme



Elektronegativität

Metallatome halten ihre Valenzelektronen nur wenig fest, Nichtmetallatome dagegen ziehen ihre Elektronen sehr stark an.

Linus Pauling führte daher den Begriff der Elektronegativität ein.

Die **Elektronegativität (EN)** ist ein Maß für das Bestreben der Atome innerhalb einer Verbindung, Elektronen an sich zu ziehen.

Die EN ist umso größer, je kleiner ein Atom ist, da die Elektronen bei kleinerem Abstand vom Kern stärker angezogen werden. Daher nimmt die EN in den Gruppen von unten nach oben zu und in den Perioden steigt sie von links nach rechts. Fluor hat die höchste, Cäsium die niedrigste EN:



	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	H 2,1						
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
4	K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,7	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
5	Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,4
6	Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
7	Fr 0,7	Ra 0,9					

Elektronegativität der Hauptgruppenelemente

1.5.3 Nebengruppen

Durch Einfügen der Nebengruppen in die Kurzform des PSE erhält man das vollständige Periodensystem. In der vierten Periode des Kurzperiodensystems folgt auf Calcium mit der Ordnungszahl 20 Gallium mit der Ordnungszahl 31. Die fehlenden zehn Elemente gehören zum Block der Übergangsmetalle. Bei diesen werden innere unvollständige Schalen (die d- oder f-Orbitale) aufgefüllt, während die äußerste Schale unverändert bleibt.

Während sich die Hauptgruppenelemente in ihren Eigenschaften sehr stark unterscheiden, sind die Unterschiede zwischen Nebengruppenelementen kleiner. Der Grund ist, dass d-Orbitale

weniger exponiert sind und daher Unterschiede in deren Besetzung nach außen weniger wirken. Zum d-Block gehören die wichtigen Edelmetalle, Buntmetalle und Eisen.

Alle Nebengruppenelemente sind Metalle.

Sie bilden häufig Ionen verschiedener Ladungszahl (z. B. Fe^{2+} , Fe^{3+} oder Cu^+ , Cu^{2+} usw.), weil auch Elektronen aus der zweitäußersten Schale Valenzelektronen sein können. Die Ionen der Nebengruppenelemente bilden häufig farbige Verbindungen (z. B. Fe^{2+} grünlich, Fe^{3+} braun, Cu^{2+} blau usw.). Ionen der Hauptgruppenelemente besitzen dagegen meist nur eine Ladungszahl (z. B. Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} usw.) und bilden farblose Salze. Der Grund ist, dass bei den Nebengruppenelementen mehr Möglichkeiten für Elektronenübergänge zwischen den Energieniveaus bestehen und daher auch solche auftreten, deren Energiedifferenz ΔW dem sichtbaren Spektrum entspricht (vgl. 1.4.4 Spektren).

Da f-Orbitale noch mehr als d-Orbitale im Atom verborgen sind, verhalten sich Lanthanoide und Actinoide untereinander besonders ähnlich. Manche seltenen Erden lassen sich sehr schwer voneinander trennen. Der Österreicher **Carl Auer von Welsbach** entwickelte dafür Trennmethoden.



Carl Auer von Welsbach
(1858–1929)



1.5.4 Übungen

1. Welche Gemeinsamkeit besitzen Elemente derselben Periode bzw. derselben Hauptgruppe?
2. Welche Bedeutung haben die Außenelektronen, wie nennt man sie noch?
3. Schreiben Sie mit Hilfe von Reaktionsgleichungen an, welche Ionen aus den neutralen Atomen Mg, Al, F, O bevorzugt entstehen. Geben Sie dabei die Valenzelektronen der neutralen Atome als Punkte an (Beispiel: $\text{Na} \cdot \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$).
4. Geben Sie bei den folgenden Elementpaaren an, welches Atom jeweils größer ist: Na, Al; N, F; Sr, Mg; Cl, Br; Na, Li.
5. Erklären Sie, wie sich die Elektronegativität innerhalb derselben Periode bzw. innerhalb derselben Hauptgruppe ändert.
6. Stellen Sie eine Liste auf für die Anordnung der Elektronen auf der ersten, zweiten, dritten und vierten Schale bei folgenden Elementen: Ca, S, Si.
7. Warum ist Aluminium metallischer als Bor, obwohl ihre äußeren Elektronenschalen die gleiche Struktur haben?
8. Das Ordnungsprinzip im PSE ist (richtige Lösung auswählen):
 - a) die Neutronenzahl,
 - b) die Protonenzahl,
 - c) die Atommasse,
 - d) die Reaktionsfähigkeit der Atome.