

Lernzettel

Periodensystem der Elemente: Aufbau,
Gruppentrends und Periodizität
(Elektronegativität, Ionisierungsenergie,
Atomradius)

Universität:	Technische Universität Berlin
Kurs/Modul:	Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie
Erstellungsdatum:	September 20, 2025



Zielorientierte Lerninhalte, kostenlos!
Entdecke zugeschnittene Materialien für deine Kurse:

<https://study.AllWeCanLearn.com>

Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie

Lernzettel: Periodensystem der Elemente – Aufbau, Gruppentrends und Periodizität (Elektronegativität, Ionisierungsenergie, Atomradius)

(1) Aufbau des Periodensystems. Das Periodensystem ordnet die Elemente nach der Kernladungszahl Z . Es besteht aus:

- Gruppen (Spalten, 1–18): ähnliche chemische Eigenschaften innerhalb einer Gruppe.
- Perioden (Zeilen, 1–7): Zunahme der Elektronenschalen mit zunehmender Periodennummer.
- Blöcken: s -Block, p -Block, d -Block, f -Block, entsprechend der äußersten Elektronenschale.

Hauptgruppenelemente befinden sich in den Gruppen 1–2 und 13–18; Übergangsmetalle im d -Block; Lanthanoide und Actinoide im f -Block. Die Periodenlänge ergibt sich aus der Anzahl besetzter Elektronenschalen. Die Periodentrends lassen sich aus der Zunahme der effektiven Kernladung und der Elektronenschalen ableiten.

(2) Elektronenkonfiguration und Periodizität. Die Elektronenkonfiguration bezeichnet die Verteilung der Elektronen auf die Schalen und Unterschalen.

- Aufbauprinzip: Zuerst werden die niedrigsten Energiezustände gefüllt (Aufbauprinzip), gefolgt von der Pauli-Regel und Hundscher Regel.

Beispiel: Die Elektronenkonfiguration von Natrium (Na):



Beispiel: Valenzelektronen von Natrium: 1 Elektron in der äußeren Schale $3s$.

Die Periodizität zeigt sich darin, dass ähnliche Eigenschaften innerhalb einer Periode mit dem fortlaufenden Auffüllen der Unterschalen zunehmen bzw. abnehmen. Die allgemeine Tendenz wird durch die Zunahme der effektiven Kernladung Z_{eff} mit zunehmender Ordnungszahl erklärt.

(3) Gruppentrends: Elektronegativität, Ionisierungsenergie, Atomradius.

- Elektronegativität (EN)
 - EN steigt von links nach rechts innerhalb einer Periode an.
 - EN nimmt ab, wenn man sich in einer Gruppe von oben nach unten bewegt.

Beispiel Trends: $\text{EN}_{\text{Period}} \uparrow$; $\text{EN}_{\text{Gruppe}} \downarrow$

- Erste Ionisationsenergie I_1
 - I_1 steigt von links nach rechts innerhalb einer Periode.
 - I_1 nimmt ab, wenn man sich in einer Gruppe von oben nach unten bewegt.

I_1 : Period $\uparrow$; I_1 : Gruppe $\downarrow$

- Atomradius r

- r nimmt innerhalb einer Periode ab (von links nach rechts).
- r nimmt in einer Gruppe von oben nach unten zu.

r : Period $\downarrow$; r : Gruppe $\uparrow$

Hinweise zu Ausnahmen. In der Praxis gibt es kleine Abweichungen, insbesondere bei bestimmten Ausnahmen in der Elektronenkonfiguration (z. B. Be, N) sowie aufgrund relativer Stabilitäten einzelner Orbitale. Dennoch gelten die obigen Trends als grobe Orientierung.

(4) Periodizität und Beziehungen im Periodensystem.

- Die Elemente einer Gruppe zeigen ähnliche chemische Eigenschaften aufgrund vergleichbarer Elektronenkonfigurationen in der Valenzschale.
- Die Blöcke des Periodensystems (s-, p-, d-, f-Block) spiegeln die äußersten Elektronenkonfigurationen wider und bestimmen typische Bindungstendenzen (Metallbindung, ionische Bindung, kovalente Bindung).
- Die Periodizität erklärt Trends in Reaktivität, Bindungstypen und chemischen Reaktionen.

(5) Anwendungen und Beispiele.

- Chalkogen-Gruppe (Gruppe 16) zeigt steigende Elektronegativität von unten nach oben; reaktivität variiert entsprechend der Gruppentrends.
- Halogene (Gruppe 17) besitzen hohe EN, geringe Atomradien und hohe IE1, was starke Tendenzen zu kovalenten Bindungen und Abgabe von Elektronen hervorruft.
- Alkali- und Erdalkali-Metalle zeigen niedrige EN und geringe IE1, weshalb sie leicht Elektronen abgeben und Ionenbindungen bevorzugen.

(6) Übungsbeispiele (kurze Aufgaben).

- Geben Sie die Tendenz des Atomradius an, wenn man sich von Natrium (Na) zu Neon (Ne) innerhalb derselben Periode bewegt.
- Welche allgemeinen Trends erwarten Sie für die erste Ionisationsenergie von Lithium (Li) zu Neon (Ne) in der gleichen Periode?
- Vergleichen Sie die Elektronegativität von Fluor (F) und Chlor (Cl); welcher Trend ergibt sich innerhalb der Gruppe 17?

(7) Stichpunkte zum Aufbau eines chemischen Modells.

- Das Periodensystem dient als Grundlage für Vorhersagen chemischer Eigenschaften und Reaktionsmuster.
- Trends in EN, I_1 und Radius beeinflussen Bindungstypen (Ionenbindung, kovalente Bindung, Metallbindung) und Reaktivität.
- Das Verständnis der Elektronenkonfiguration unterstützt das Erkennen von Ausnahmen und Stabilisierungsmustern.