



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
43 Tc (98)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9
75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (209)	85 At (210)
107 Bh (270)	108 Hs (269)	109 Mt (278)	110 Ds (281)	111 Rg (282)	112 Cn (285)	113 Nh (286)	114 Fl (289)	115 Mc (290)	116 Lv (293)	117 Ts (294)

Lanthanoide

61 Pm (145)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.3	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0
93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)

Studienvorbereitung Chemie

# EinFaCh 5

Einstieg in Freibergs anschauliches Chemiewissen  
Teil 5: Das Periodensystem der Elemente



## Was ist das Periodensystem der Elemente (PSE)?

Das PSE ist der Versuch, chemische Elemente so in einer Tabelle zu ordnen, dass die chemischen Eigenschaften eines Elements durch interpolieren und extrapolieren der Eigenschaften anderer Elemente vorhergesagt werden können. Das PSE, das wir heute verwenden, beruht auf Vorschlägen, die fast zeitgleich von Dimitri Mendelejew und Lothar Meyer in den 1860er Jahren gemacht wurden (Abb.1). Heute wird das PSE im Wesentlichen Mendelejew zugeschrieben, da er etwas früher veröffentlichte und durch die präzise Vorhersage der Eigenschaften bisher unbekannter Elemente die Relevanz des PSE deutlich werden ließ. Dieser Aspekt lässt sich besonders gut anhand des 1886 von Clemens Winkler in Freiberg entdeckten Germaniums (Massezahl 72) veranschaulichen.

Der Grund für die Periodizität der chemischen Eigenschaften konnte erst zu einem späteren Zeitpunkt z.B. anhand des Bohrschen Atommodells erklärt werden. Hiernach werden die chemischen Eigenschaften eines Atoms im Wesentlichen von der in Schalen aufgebauten Elektronenhülle bestimmt. Besondere Bedeutung kommt hierbei der äußersten Schale (Valenzschale) zu. Das PSE ist so aufgebaut, dass in jeder Zeile (Periode) mit dem Auffüllen einer neuen Elektronenschale begonnen wird. In den Spalten (Gruppen) finden sich Elemente mit gleicher (oder vergleichbarer) Konfiguration der Valenzelektronen und damit ähnlichen Eigenschaften. Für den genaueren Aufbau des Periodensystems, z.B. in Haupt- und Nebengruppen sei auf die Lehrbücher verwiesen.

Reihe	Gruppe I. R <sup>0</sup>	Gruppe II. R <sup>0</sup>	Gruppe III. R <sup>0</sup>	Gruppe IV. R <sup>0</sup>	Gruppe V. R <sup>0</sup>	Gruppe VI. R <sup>0</sup>	Gruppe VII. R <sup>0</sup>	Gruppe VIII. R <sup>0</sup>
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63
5	(Cu=63)	Zn=65	—=65	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?La=138	?Ce=140				
9	(—)		?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184		
10								
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	U=240		
12				Th=231				

Abb. 1: PSE des Mendelejew (Version von 1871).

## Ableitung chemischen Verhaltens und Trends aus dem PSE

Innerhalb einer Gruppe oder Periode gibt es Trends, die z.B. aus dem Verhalten der Valenzorbitale bei unterschiedlicher effektiver Kernladung erklärt werden können.

### Anwendung auf Atomradien, Ionisierungsenergien und Elektronegativität

Die Atomradien nehmen im Periodensystem von oben nach unten zu und von links nach rechts ab. Umgekehrt verhält es sich mit den Ionisierungsenergien. Analog steigt die Elektronegativität, also die Eigenschaft Bindungselektronen anzuziehen, von links unten nach rechts oben im PSE. Dies lässt sich über die Anziehung der Valenzelektronen durch den Kern begründen. Geht man im Periodensystem von oben nach unten, z.B. in der Gruppe der Alkalimetalle, so wirkt in grober Näherung auf das einzelne Außenelektron jeweils eine effektive Kernladung von +1, die restliche Kernladung ist von den Rumpfschalen abgeschirmt. Da die Valenzelektronen der schwereren Atome durch den schalenartigen Aufbau der Elektronenhülle einen größeren Abstand zum Kern haben, ergibt sich eine geringere Ionisierungsenergie. Geht man z.B. in der 3. Periode von links nach rechts, so nimmt die effektive Kernladung mit jedem Element um 1 zu, da Valenzelektronen kaum zur Abschirmung beitragen. Die Außenelektronen werden also immer stärker angezogen, wodurch der Atomradius sinkt und die Ionisierungsenergie steigt.

## Anwendung auf die Stabilität von Oxidationsstufen

Bei den Hauptgruppenelementen sind die Oxidationsstufen besonders stabil, die einer Edelgaskonfiguration (leere oder volle Valenzschale) entsprechen. Bei den Gruppen 13 bis 17 ist die Oxidationsstufe, die der Valenzelektronenkonfiguration  $s^2$  entspricht (volle  $s$ -, leere  $p$ -Unterschale) ebenfalls bevorzugt. Hierbei werden zwei Beobachtungen gemacht: 1) für die Elemente der zweiten Periode werden viele verschiedene Oxidationsstufen beobachtet, während die der höheren Perioden v.a. Edelgas- oder  $s^2$ -Konfiguration ausbilden. 2) Von der 3. zur 7. Periode nimmt die Stabilität der  $s^2$ -Konfiguration zu.

Punkt 1) lässt sich durch die Ausbildung von Mehrfachbindungen erklären. Dies tritt vor allem bei leichten Atomen auf, da kleine Orbitale gut  $\pi$ -Bindungen ausbilden. Punkt 2) ist darin begründet, dass  $s$ - und  $p$ -Orbitale durch ihre unterschiedliche Elektronendichteverteilung verschieden stark auf die Kernladung reagieren: bei leichten Elementen sind  $s$ - und  $p$ -Valenzorbitale energetisch ähnlich, bei schweren unterschiedlich (Abb.2).

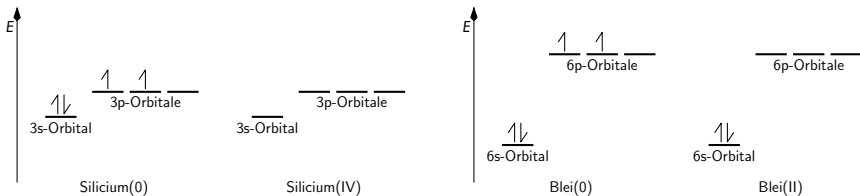


Abb.2: Energieschema der  $s$ - und  $p$ -Orbitale bei Si und Pb.

Dies lässt sich gut am Beispiel der Gruppe 14 des PSE zeigen: Kohlenstoff bildet Ein-, Zwei- und Dreifachbindungen aus. Hierdurch sind alle Oxidationsstufen von  $-IV$  bis  $+IV$  möglich. Die schwereren Elemente der Gruppe 14 (Si bis Pb) treten vor allem in den Oxidationsstufen  $+II$  und  $+IV$  auf. Hierbei nimmt von oben nach unten die Stabilität der  $s^2$ -Konfiguration ( $+II$ ) im Vergleich zur Edelgaskonfiguration ( $+IV$ ) zu: Si und Ge treten fast nur in der Oxidationsstufe  $+IV$  auf (z.B. Silicate); Pb ist in der Oxidationsstufe  $+II$  stabil, während Pb(IV)-Verbindungen starke Oxidationsmittel sind (vgl. Bleiakku), d.h. in Pb(II)-Verbindungen übergehen möchten; Sn nimmt eine Zwischenstellung ein: Sn(II) ist ein mildes Reduktionsmittel, Sn(IV) ein mildes Oxidationsmittel.

## Die freiberger Elemente: In und Ge

An unserer Universität wurden zwei chemische Elemente auf sehr unterschiedliche Weise entdeckt. Die Freiburger Professoren Ferdinand Reich und Hieronymus Theodor Richter entdeckten 1863 bei spektralanalytischen Untersuchungen eines Erzes das Element Indium. Eigentlich erwarteten die Wissenschaftler, dass die Probe Thallium enthält und eine für dieses Element charakteristische grüne Spektrallinie zeigt. Stattdessen beobachteten sie aber eine unbekannte, indigoblaue Spektrallinie (Abb.3). Entsprechend erhielt das neue Element mit Ordnungszahl 49 den Namen Indium.

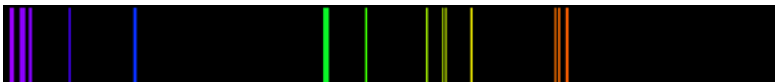


Abb.3: Emissionsspektrum des Indiums

1886 entdeckte der Freiburger Chemieprofessor Clemens Winkler das Element Germanium bei der chemischen Analyse des Minerals Argyrodit, eines Silbererzes aus Freiberg. Wiederholte Analysen führten immer wieder zu einer Differenz in der Gesamtbilanz: 7 Gewichtsprozente des Minerals konnte Winkler keinem bekannten Element zuordnen. Da er von der Zuverlässigkeit seiner Analysen überzeugt war, suchte er nach dem neuen Element, das er letztlich als Sulfid isolieren konnte (Abb.4) und Germanium nannte. Die von Mendelejew vorhergesagten Eigenschaften für Eka-Silicium (*unter dem Silicium*), wie Atomgewicht, Dichte und Eigenschaften seiner Verbindungen passten sehr gut zu Winklers experimentellen Ergebnissen. Die Entdeckung des Germaniums war daher ein entscheidender Schritt zur Akzeptanz von Mendelejews PSE in der Wissenschaft.



Abb.4: Erstes Isolat des Germaniums (Germaniumsulfidfällung).

### Superschwere Elemente – wieviel Platz ist im PSE?

Uran mit der Ordnungszahl (OZ) 92 ist das schwerste natürlich vorkommende Element (die Transurane Np und Pu sind nur in Spuren vorhanden). Bisher wurden superschwere Elemente bis zur OZ 118 künstlich erzeugt (Abb.5), wobei die Elemente der OZ 107 bis 112 erstmals am Helmholtzinstitut für Schwerionenforschung in Darmstadt synthetisiert wurden. Teilweise sind die Elemente nur Bruchteile von Sekunden stabil.

104 Rf (267)	105 Db (268)	106 Sg (269)	107 Bh (270)	108 Hs (269)	109 Mt (278)	110 Ds (281)	111 Rg (282)	112 Cn (285)	113 Nh (286)	114 Fl (289)	115 Mc (290)	116 Lv (293)	117 Ts (294)	118 Og (294)
--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

Abb.5: Superschwere Elemente (Transactinoide).

Bestimmte Elemente bzw. Isotope weisen besondere Stabilität (längere Halbwertszeiten) aufgrund *magischer Nucleonenzahlen* auf. Dieser Begriff bezieht sich auf das Schalenmodell des Atomkernaufbaus nach dem (ähnlich der Edelgaskonfiguration bei Elektronenschalen) bestimmte Protonen- bzw. Neutronenzahlen besonders stabil sind und daher langsamer durch Kernspaltung zerfallen. Als jüngstes Element wurde 2006 das Oganesson synthetisiert. Mit der OZ 118 ist es ein Edelgas und das letzte Element der 7. Periode. Es wurde 2015 von der IUPAC anerkannt und 2016 nach seinem Mitentdecker Juri Zolakovitsch Oganjesjan benannt. Das langlebigste bisher hergestellte Isotop <sup>294</sup>Og hat eine Halbwertszeit von etwa einer Millisekunde.

Durch die kurze Lebensdauer dieser Atome sind die chemischen Eigenschaften der superschweren Elemente kaum bekannt. Es wird jedoch vermutet, dass ab der OZ 114 größere Abweichungen von den durch das PSE vorhergesagten Eigenschaften auftreten. Der nächste aus chemischer Sicht besonders interessante Schritt ist die Synthese des Elements 119, da es sich hierbei um ein Alkalimetall und damit das erste Element der 8. Periode handeln sollte.

Wissenschaftler internationaler Forschungseinrichtungen der ganzen Welt suchen nach weiteren, neuen Elementen, nach dem Beginn der 8. Periode des PSE.



## Was ist EinFaCh?

Die EinFaCh-Blätter bieten einen kurzen Überblick über jeweils ein Kernthema der Chemie auf dem Niveau des Abiturs und Studienbeginns. Die Texte sind als Repetitorium gedacht und bewusst kurz gehalten. Auf der Internetseite befinden sich detaillierte Erklärungen, Ergänzungen und Illustrationen. „Das Periodensystem der Elemente“ ist der fünfte Teil der Serie, weitere werden demnächst erscheinen.



Der Entdecker des Germaniums, Clemens Alexander Winkler (r.), gemeinsam mit dem russischen Wissenschaftler Dimitri Mendelejew zur 200-Jahrfeier der Preußischen Akademie der Wissenschaften im Jahre 1900 in Berlin

### KONTAKT

Für Kommentare und Anregungen sind dankbar:

Dr. Regina Hüttl und Prof. Gero Frisch

TU Bergakademie Freiberg

Fakultät für Chemie und Physik

Leipziger Straße 29 · 09599 Freiberg

[regina.huettl@chemie.tu-freiberg.de](mailto:regina.huettl@chemie.tu-freiberg.de)

[frisch@tu-freiberg.de](mailto:frisch@tu-freiberg.de)