

Das Periodensystem der Elemente

Im 19. Jahrhundert wurden die meisten der Elemente entdeckt und klassifiziert. Dabei stellte man fest, dass sich die Elemente in Gruppen anordnen lassen: mit zunehmender Ordnungszahl Z wiederholen sich viele Eigenschaften jeweils nach 8 Elementen („Gesetz der Oktaven“, J. A. R. Newlands, englischer Chemiker, 1864). Eine Erklärung dafür liefert das Schalenmodell, wenn man zusätzlich folgende Annahmen macht:

- Für die chemische Eigenschaften eines Elements sind jeweils nur die Elektronen in der äußersten Schale wichtig (Valenzelektronen genannt; alle anderen Elektronen sind zu stark gebunden und haben deshalb keinen Einfluss bei chemischen Reaktionen).
- Atome mit fast leeren äußeren Schalen (maximal halb voll) verhalten sich ähnlich, wenn die Anzahl der Valenzelektronen jeweils gleich groß ist.
- Atome mit fast vollen äußeren Schalen (mehr als halb voll) verhalten sich ähnlich, wenn die Anzahl der fehlenden Valenzelektronen jeweils gleich groß ist.

Aufgabe:

Für die ersten 20 Elemente sind im Folgenden jeweils die Ordnungszahl, die Namen und die international üblichen Abkürzungen vorgegeben. Ermitteln Sie jeweils, wie viele Elektronen in den einzelnen Schalen enthalten sind (*Tipp: auf dem Blatt „Atommodelle“ stand, wie viele jeweils reinpassen...*), insbesondere, wie viele Valenzelektronen es gibt bzw. wie viele fehlen. Ziehen Sie daraus Rückschlüsse, welche Elemente sich jeweils ähnlich zueinander verhalten sollten.

Z	Name	Abkürzung	Elektronen in K- Schale (max. 2)	... in L- Schale (max. 8)	... in M- Schale (max. 8)	... in N- Schale (max. 18)	Valenzelektronen bzw. fehlende Valenzelektronen
1	Wasserstoff	H (hydrogenium)					
2	Helium	He					
3	Lithium	Li					
4	Beryllium	Be					
5	Bor	B					
6	Kohlenstoff	C (carboneum)					
7	Stickstoff	N (nitrogenium)					
8	Sauerstoff	O (oxygenium)					
9	Fluor	F					
10	Neon	Ne					
11	Natrium	Na					
12	Magnesium	Mg					
13	Aluminium	Al					
14	Silizium	Si					
15	Phosphor	P					
16	Schwefel	S					
17	Chlor	Cl					
18	Argon	Ar					
19	Kalium	K					
20	Calcium	Ca					

Auf ähnliche Weise ordneten 1869 unabhängig voneinander und fast zeitgleich der deutsche Chemiker **Lothar Meyer** und der russische Chemiker **Dmitri Mendelejew** die Elemente in ein sogenanntes Periodensystem ein. In diesem Periodensystem gab es noch Lücken; dies führte Mendelejew zu der Vermutung, dass einige Elemente schlicht noch nicht bekannt waren. Er nannte diese noch unbekannt Elemente Ekaasilizium, Ekaaluminium und Ekabor (nach den leichteren Elementen mit den jeweils ähnlichen Eigenschaften); in den folgenden Jahrzehnten wurden diese tatsächlich entdeckt und heißen heute Germanium, Gallium und Scandium.

Heute sind im Periodensystem folgende Bezeichnungen üblich:

- Die Zeilen heißen Perioden; sie werden meist mit den Buchstaben der Schale bezeichnet, die in dieser Zeile jeweils aufgefüllt wird. (Elemente in derselben Periode haben jeweils dieselbe Anzahl komplett gefüllter (innerer) Schalen.)
- Die Spalten heißen (Haupt-)Gruppen; sie werden meist mit römischen Zahlen durchnummeriert. (Elemente in derselben Gruppe haben jeweils dieselbe Anzahl an (fehlenden) Valenzelektronen und zeigen deshalb jeweils chemisch ein sehr ähnliches Verhalten.)

Beispiele:

- Die Elemente der I. Gruppe ((H,) Li, Na, K, ...) heißen Alkalimetalle. *Sie reagieren sehr leicht mit Sauerstoff, d. h. sie sind leicht brennbar. Außerdem reagieren sie mit Wasser (unter starker Erhitzung); dabei entstehen jeweils Wasserstoffgas und Metallhydroxid. Der Name stammt vom arabischen alqaljan = Holzasche, da Holzasche zu einem großen Teil aus Kaliumverbindungen besteht. Wasserstoff H ist hier ein Sonderfall – unter Normalbedingungen kommt er gasförmig vor, unter extrem hohem Druck ist aber auch Wasserstoff ein Metall (so wird vermutet, dass ein Großteil des Inneren des Planeten Jupiter aus metallischem Wasserstoff besteht). Lösungen dieser Metallhydroxide in Wasser sind Basen (daher sagt man auch „alkalisch“ statt basisch), Beispiel: Natronlauge ist eine Lösung von NaOH in Wasser.*
- Die Elemente der II. Gruppe (Be, Mg, Ca, ...) heißen Erdalkalimetalle. *Der Name stammt daher, dass sich diese Elemente chemisch ähnlich verhalten wie die Alkalimetalle (mit Sauerstoff entstehen Metalloxide, mit Wasser Metallhydroxide), außerdem aber Calcium und Magnesium einen erheblichen Anteil am Aufbau der Erdkruste haben; viele Mineralien wie Kalkstein, Marmor, Kreide und Gips (und auch der Zahnschmelz!) sind Calciumverbindungen.*
- Die Elemente der VI. Gruppe (O, S, ...) heißen Chalkogene („Erzbildner“); oben in der Gruppe befinden sich Nichtmetalle, weiter unten dann Halbmetalle und schließlich Metalle. *Der Name stammt daher, dass sie in der Natur vor allem gebunden in Erzen und Mineralien vorkommen. So ist beispielsweise Zinnober eine Verbindung aus Quecksilber und Schwefel, Pyrit („Katzengold“) aus Eisen und Schwefel, Quarz (und damit auch der meiste Sand) aus Silizium und Sauerstoff.*
- Die Elemente der VII. Gruppe (F, Cl, ...) heißen Halogene („Salzbildner“); sie alle sind typische Nichtmetalle. *Fluor und Chlor sind bei Normalbedingungen Gase, Brom flüssig und Jod fest. Alle sind sehr stark reaktionsfähig; ihr Name stammt daher, dass die typische chemische Reaktion die Verbindung mit Metallen zu einem Salz ist. So besteht beispielsweise normales Kochsalz aus dem Metall Natrium und dem Halogen Chlor. Verbindungen von Halogenen mit Wasserstoff (bzw. deren Lösungen in Wasser) sind Säuren, so ist beispielsweise HCl als Salzsäure bekannt.*
- Die Elemente der VIII. Gruppe (He, Ne, Ar, ...) heißen Edelgase. *Sie sind alle unter Normalbedingungen gasförmig und reagieren kaum mit anderen chemischen Elementen; daher werden sie als „edel“ bezeichnet.*

Die III., IV. und V. Gruppe haben keine allgemein akzeptierten Namen; meist spricht man von der „Borgruppe“, der „Kohlenstoff-Silizium-Gruppe“ und der „Stickstoff-Phosphor-Gruppe“. (Es gibt aber z. B. auch die Bezeichnungen „Triele“, „Tetrele“, „Pentele“.)

Außerdem gilt: Die Elemente links unten im Periodensystem sind alle Metalle (links von einer Diagonalen etwa von Bor über Arsen zu Astat), die Elemente rechts oben dagegen alle Nichtmetalle; dazwischen befinden sich sog. Halbmetalle. Beachte: Wasserstoff verhält sich unter Normalbedingungen wie ein Nichtmetall, unter speziellen Bedingungen (s.o.) aber metallisch! Typische Eigenschaften:

- Die Atome von Metallen geben leicht Elektronen ab (werden also zu Kationen). Wie dies zur Metallbindung führt und welche chemischen und physikalischen Eigenschaften die Elemente dadurch haben, wird noch genauer diskutiert.
- Die Atome von Nichtmetallen nehmen leicht Elektronen auf (werden also zu Anionen), bis ihre äußersten Schalen komplett gefüllt sind (sogenannter Edelgaszustand); auch die Edelgase (die schon gefüllte Schalen haben) werden zu den Nichtmetallen gezählt. Nichtmetalle leiten den elektrischen Strom schlecht oder sogar überhaupt nicht, sie sind „Nichtleiter“.
- Halbmetalle können sowohl Elektronen aufnehmen als auch abgeben. Ihre elektrische Leitfähigkeit ist bei kleinen Temperaturen gering, nimmt aber mit steigender Temperatur stark zu. Man nennt sie deswegen auch „Halbleiter“.