

Periodensystem

Siehe auch im Internet: <https://www.schubu.org/p190/periodensystem-der-elemente>

Im **Periodensystem der Elemente** (PSE) kann man direkt wichtige Werte der verschiedenen Elemente ablesen:

- Ordnungszahl Z Anzahl der Protonen in dem Atomkern
- relative Atommasse $A_r = \text{Atommasse} / \text{atomare Masseneinheit} = \text{Atommasse} / u$
- Elektronegativität das Bestreben des Atoms Elektronen an sich zu binden
- Name des Elements
- Symbol des Elements

Beispiel: Wasserstoff – Ordnungszahl $Z=1$

- relative Atommasse $A_r=1,008$ dimensionslos
- Elektronegativität 2,1
- Name Wasserstoff
- Symbol H

Rechnet man in g (Gramm), so haben 1 mol $= 6,022 \cdot 10^{23}$ Wasserstoffteilchen (Atome) eine Masse von $m=1,008$ g (relative Atommasse $A_r=1,008$ dimensionslos)

Es gibt: - 18 Gruppen Spalten, wo die Elemente untereinander stehen

- 7 Perioden Zeilen, wo die Elemente nebeneinander stehen

Das Periodensystem (PSE) ist farblich markiert und man kann so die Eigenschaften der Elemente ablesen: - Nichtmetall

- Metall
- fest, gasförmig oder flüssig

1 Gruppe **Alkalimetalle** außer Wasserstoff

2 Gruppe **Erdalkalimetalle**

17 Gruppe **Halogene**

18 Gruppe **Edelgase**

3-12 Gruppe **Übergangsmetalle**

Anzahl der **Außenelektronen** (äußere Schale), kann man bei den Gruppen 1, 2 und 13-18 ablesen

Gruppe 1 2 13 14 15 16 17 18

Außenelektronen 1 2 3 4 5 6 7 8 Gruppe 18 Ausnahme Helium He: 2 Außenelektronen

Bindungsarten: - Atombindung

- Ionenbindung
- Metallbindung
- Van-der-Waals-Kräfte

Atombindung

Atombindung (kovalente Bindung, Elektronenpaarbindung) besteht zwischen 2 **Nichtmetallen**



Die Differenz der **Elektronegativität** der beiden Elemente muß kleiner als 1,7 sein, sonst ist das keine reine Atombindung mehr.

polare Atombindung wenn die Elektronegativität größer 1,7 ist

Reine Atombindung ist H-H Die beiden Atome teilen sich 2 Elektronen (Elektronenpaar)

Der waagerechte Strich stellt das Elektronenpaar dar, hier eine **Einfachbindung** (ein Elektronenpaar).

Bindungsenergie ist die Energie, die man braucht um ein Molekül in Atome zu zerlegen

H-H Bindungsenergie **+435 kJ/mol** (Kilojoule pro mol)

zugeführte Energie ist **positiv**

abgegebene Energie ist **negativ** tritt bei der Kernfusion auf, wenn zwei leichte Kerne verschmolzen werden

Dissoziationsenergie Wird eine Bindung gebildet, so wird der gleiche Energiebetrag frei, der zu ihrer Spaltung benötigt wird: Bindungsenergie

Es gibt auch **Zweifachbindungen** (2 waagerechte Striche) und **Dreifachbindungen** (3 waagerechte Striche).

Die meisten Verbindungen sind eine Mischung aus **Atombindung** und **Ionenbindung**.

Bei der Elektronenpaarbindung (Atombindung) kann auch mehr als nur 1 Elektronenpaar an der Bindung beteiligt sein und müssen nicht nur von der äußeren Schale der Atome stammen.

Ionenbindung

Ionenbindung besteht aus einem **Metall** und einem **Nichtmetall**

Das Metallatom gibt sein Elektron an das Nichtmetall ab: Metallatom = **Kation** positiv geladen
Nichtmetallatom = **Anion** negativ geladen

$\text{Na} + \text{Cl} \rightarrow \text{NaCl}$ Salz

Ionenbindung ist die stärkste Bindung, Ionen lagern sich im Raum an und nicht in einer Reihe. Es wird ein **Ionengitter** gebildet, das nach außen elektrisch neutral ist.

Koordinationszahl dient zur Beschreibung des Ionengitters und gibt an, wie viele gleich weit entfernte Nachbarn ein Ion (geladenes Teilchen) hat.

NaCl-Gitter Na^+ -Ion hat 6 Cl^- -Ionen (als Nachbarn) und Cl^- -Ion hat 6 Na^+ Ionen (als Nachbarn)

CsCl Cs^+ Ion hat 8 Cl^- -Ionen als Nachbarn, weil der Radius des Cs^+ -Atoms so groß ist, dass weniger Nachbarionen nicht möglich sind.

Der Zusammenhalt von Ionengittern wird durch elektrische Kräfte bewirkt, die auch **Coulombkräfte** genannt werden.

Gitterenergie $F = \text{konstant} \cdot Q_1 \cdot Q_2 / r^2$ mit F = Coulombkraft, Q_1, Q_2 Ladung der Ionenbindung
 r = Abstand der Ladungsschwerpunkte des positiven und negativen Ions

Je höher die Gitterenergie, um so stabiler ist es. Hohe Schmelztemperaturen weisen auf eine hohe Gitterenergie hin und niedrige Schmelztemperaturen auf eine niedrige Gitterenergie.

Metallbindung

Hier bilden **Metallionen**-Atome ohne Außenelektronen-ähnlich, wie bei der Ionenbindung ein Gitter. Die Elektronen halten sich, ähnlich wie in einem Gasbehälter, innerhalb des Gitters auf und sind frei beweglich.

Diese Elektronen nennt man **Elektronengas**.

Das Gittersystem ist nach außen hin elektrisch neutral.

Diese Anordnung von Atomionen und Elektronen ist verantwortlich für die Eigenschaften der Metalle.

- gute elektrische Leitfähigkeit
- gute Wärmeleitfähigkeit
- gute Verformbarkeit
- hohe Schmelztemperatur, wegen der starken Bindung

Hinweis: Fließt Strom durch einen Leiter, so werden nur wenige Elektronen bewegt. Das Prinzip ist wie bei Billiardkugeln, wo Impulse (Stöße) von Kugel zu Kugel übertragen werden.

Nur die **Wirkung** des elektrischen Stroms setzt sich mit **Lichtgeschwindigkeit**
 $c=300.000 \text{ km/s}$ fort.