

Erklärung der Veränderung der Gruppen- und Periodeneigenschaften im PSE

Innerhalb einer **Gruppe** nimmt im Periodensystem **von oben nach unten** die Schalenanzahl zu, weswegen der Atomradius zunimmt. Die Anzahl der Valenzelektronen in den Gruppen bleibt jedoch gleich. **Folge:** Die Valenzelektronen sind weiter vom Kern entfernt, wodurch dessen Anziehungskraft sinkt. **Zusätzlicher Effekt:** die inneren Schalen schirmen die außen sitzenden Valenzelektronen vom Einfluß des Kerns ab, was einen zusätzlichen Beitrag zur abnehmenden Anziehungskraft bewirkt. **Weiterer zusätzlicher Effekt:** die gegenseitige Abstoßung der Elektronen kann sich nur nach außen richten, was sich am meisten auf die Valenzelektronen auswirkt.

Innerhalb einer Periode bleibt zwar die Anzahl der Schalen gleich, mit von Element zu Element steigender Kernladungszahl nimmt jedoch die Anziehung auf die Elektronen in den Schalen zu und damit der Atomradius ab.

Die **Wirkung** der oben beschriebenen Zusammenhänge ist darin zu sehen, dass im PSE **von oben nach unten**

1. Insgesamt die **Anziehung** auf die Außenelektronen abnimmt.

2. Die **Ionisierungsenergie** von oben nach unten abnimmt als Folge der verminderten Anziehungskraft und der beiden zusätzlichen Effekte.

3. Die **Elektronegativität (EN)** gibt an, wie stark ein Atom in einer Atom- oder Molekülbindung

zwischen Atomen der Nichtmetalle (wird demnächst besprochen) diese Bindung (bestehend aus einem gemeinsamen Elektronenpaar) zu sich verschieben kann. Sie wird von der Kernladung und dem Atomradius bestimmt, aber in gegensätzlicher Weise. Die EN steigt mit der steigender Kernladung und steigt mit fallendem Atomradius. Beide Faktoren (Kernladung und Atomradius) sorgen - gegeneinander wirkend - dafür, dass die EN innerhalb einer Periode von links nach rechts zunimmt. Da der Atomradius innerhalb einer Gruppe von oben nach unten zunimmt, verringert sich trotz steigender Kernladung die EN.

4. **Metalle** sind durch folgende Eigenschaften bindend charakterisiert: 1. elektrische und 2. Wärmeleitfähigkeit; 3. metallischer Glanz im frischen Zustand. Die vierte wesentliche Eigenschaft (fester Zustand) soll hier nicht weiter betrachtet werden. Elektrische und Wärmeleitfähigkeit **und** metallischer Glanz gehen zurück auf die **besondere Beweglichkeit der Valenzelektronen der Metalle**, die deswegen als "Elektronengas" angesprochen werden. Die Elektronen eines Metallatomverbandes sind also nur formal den einzelnen Atomkernen zuzuordnen, nach dem Modell des Elektronengases bewegen sie sich als fluide Ladung zwischen den Atomkernen. Die besondere Beweglichkeit dieser Elektronenmasse in ihrer Wechselwirkung mit positiven und negativen Ladungen (elektrische Leitfähigkeit) und Licht-Strahlung (Wärme bzw. metallischer Glanz) ist der Grund für diese drei Eigenschaften. Die Ursache ist in den oben beschriebenen Wechselwirkungen zu sehen. Je mehr die oben beschriebenen Effekte zusammentreffen, desto mehr nimmt der Metallcharakter von oben nach unten zu, z.B. in der 5. und 6. Hauptgruppe leicht feststellbar.

5. Die **Zunahme der Oxidierbarkeit** (Metalle werden grundsätzlich oxidiert, wirken also elektronenabgebend und sind damit Reduktionsmittel bzw. wirken reduzierend = elektronenaufnehmend als Metallionen; Metall-Atome können nicht oxidieren, also Elektronen aufnehmen!!!) liegt in der besonderen Beweglichkeit der Valenzelektronen begründet, wie sie unter 4. beschrieben wurde.

Infolge der oben beschriebenen Effekte nimmt die Ionisierungsenergie **von links nach rechts** zu, die Elektronegativität, der Metallcharakter und die Oxidierbarkeit jedoch ab.

