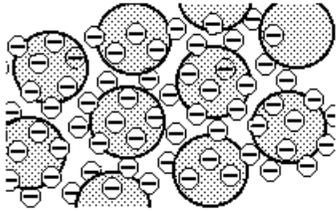


Bindungstypen (Überblick)

www.chemiezauber.de

Stoffklasse	Salze M e t a l l - I o n e n (K a t i o n e n) und N i c h t m e t a l l - I o n e n (A n i o n e n)	Gase (Ausnahme: Edelgase), Halogene; Makromoleküle N i c h t m e t a l l - A t o m e , die ähnliche oder gleiche Elektronegativitäten besitzen	Gase oder Moleküle mit ungewöhnlichen Eigenschaften N i c h t m e t a l l - A t o m e die unterschiedliche Elektronegativitäten besitzen	Metalle (auch Halbleiter wie Germanium oder Silicium) M e t a l l - A t o m e
Bindung zwischen welchen Teilchenarten?				
Beispiel	Natriumchlorid	Sauerstoffmolekül, Alkane	Chlorwasserstoff (farbloses Gas); Wasser; Alkohole	Eisen
Name der Bindung (Bindungstyp)	Ionenbindung [ΔEN] größer als ca. 2 => Bindungselektronen können unter bestimmten Bedingungen entrisen werden => Ionen.	Atombindung (Elektronenpaarbindung, kovalente Bindung) [ΔEN] kleiner als 0,5	polare Atombindung [ΔEN] zwischen 0,5 und ca. 2 => polare Atombindung	Metallbindung [ΔEN] Null
Zustandekommen der Bindung	Starke elektrostatische Anziehungskräfte zwischen entgegengesetzt geladener Ionen	Gemeinsame Benutzung von Bindungselektronen. So erhält jeder Partner eine vollbesetzte äußere Atomhülle (meistens: Oktettregel)	Wie bei der Atombindung. Nur: Ein Partner zieht die Bindungselektronen stärker zu sich und zieht damit dem anderen Partner Elektronen ab. Dadurch besitzen die Partner unterschiedliche Teilladungen	Alle Elektronen der einzelnen Metallatome sind nicht mehr an einem Atom gebunden. Alle Elektronen werden von allen Atomen gemeinsam benutzt und sind frei beweglich.
Modell	Jeweils die negativ geladenen Ionen sind von positiv geladenen Ionen umgeben und umgekehrt. Es bildet sich ein Ionengitter . Beim Natriumchlorid ist das Zahlenverhältnis von Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen gleich. Daher ist die kleinste Baueinheit dieses Salzes Na^+Cl^- Bei Ionen findet man häufig eine Elektronenverteilung, die der von Edelgas-Atomen entspricht (Oktettregel)	$\text{O} = \text{O}$ Ein Sauerstoffatom besitzt 6 Außenelektronen (VI. Hauptgruppe). Es benutzt zwei Elektronen des anderen Sauerstoffatoms mit und hat somit im Schnitt 8 Außenelektronen (vollbesetzte Schale) Die gemeinsame Benutzung von Bindungselektronen ist Inhalt des LEWIS-Konzeptes	$\delta^+ \text{H} \cdots \text{Cl} \delta^-$ Ein Chloratom hat eine größere Elektronegativität als ein Wasserstoff-Atom und zieht die Bindungselektronen stärker zu sich. Das Molekül ist polar. Es hat ein schwach negativ geladenes Ende und ein schwach positiv geladenes Ende (Dipol)	 Ausschnitt aus einem Metallatomverband. Alle Außen-Elektronen können sich frei bewegen (Elektronengas-Modell). Zur Deutung der Halbleitereigenschaften von Elementen wie Silicium eignet sich das Energiebänder-Modell .
Konsequenz für die Stoffeigenschaften dieser Stoffklassen (was leistet das Modell?)	Ionenbindungen sind sehr starke Bindungen. Deshalb haben Salze eine sehr hohe Schmelztemperatur. In Wasser dissoziieren die Ionen (lösen sich vom Ionengitter) und sind dann frei beweglich.	Sind die Bindungspartner gleich, so können auf diese Weise nur kleine Moleküle entstehen, also Moleküle mit kleiner Masse. Deshalb sind diese Stoffe gasförmig (siehe aber Alkane!).	<ul style="list-style-type: none"> In Wasser kann der Stoff dissoziieren. Es bilden sich frei bewegliche Ionen. Besonders wichtig sind Wasserstoff-Ionen (Säuren) und Hydroxid-Ionen (Laugen) Die Moleküle können sich untereinander anziehen (siehe "Wasserstoffbrücken") => hohe Siedetemperatur. 	Elektronen können ungehindert durch ein Metall fließen. Beim Anlegen einer Spannung wird die regellose Bewegung der Elektronen in eine gerichtete Bewegung zum positiven Pol hin erzwungen. Metalle sind sehr gute Stromleiter (elektrischer Strom = Bewegung von Elektronen). Bei höherer Temperatur stören die stärker werdenden Schwingungen der Atomrümpfe die Bewegung der Elektronen; der elektrische Widerstand des Metalls nimmt zu.