

1.) 3.)

Ionenbindungen: entstehen überwiegend durch Vereinigung von stark metallischen Elementen mit stark nichtmetallischen Elementen.  $\Delta EN > 1,7$   
Elektronendichte ist an einer Stelle Null:



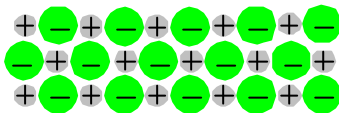
Atombindungen: treten überwiegend bei chemischen Bindungen auf, wo nichtmetallische Elemente eine chem. Bindung eingehen.  $\Delta EN < 1,7$   
Bindende Elektronenpaare gehören Atomen gemeinsam. (Zusammenhalt) Atome überlagern sich (Überlappung von Orbitalen)



Metallbindungen: treten überwiegend bei chemischen Bindungen auf wo metallische Elemente eine chem. Bindung eingehen. In den Metallgittern sind die Gitterplätze durch positive Metallionen besetzt und die Valenzelektronen sind nicht an best. Atome gebunden. (frei beweglich  $\rightarrow$  Elektronengas  $\rightarrow$  elektr. Leitfähigkeit)

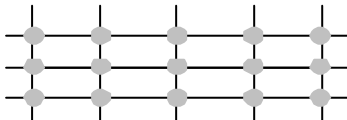
2.)

Ionengitter ( NaCl )



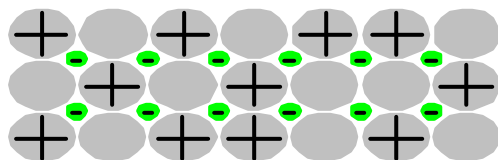
Verknüpfung von Kationen und Anionen (die gegensätzliche Ladung hält das Gitter)

Atomgitter ( ClCl )



Die Atome halten sich in der Gitterform durch die einzelnen Atombindungen. (s.o.)

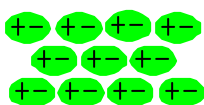
Metallgitter ( NaNa )



frei beweglich

Verknüpfung von Atomrümpfen durch freibewegliche Valenzelektronen.

Molekülgitter (Wasser)

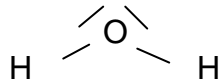
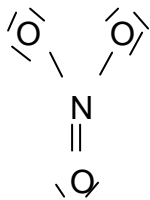
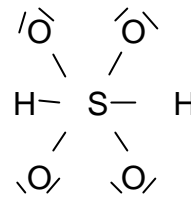
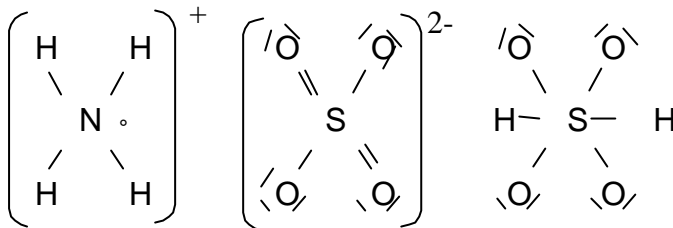
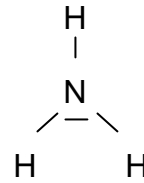
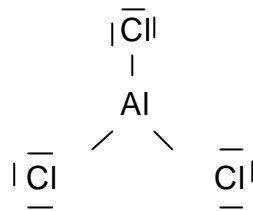
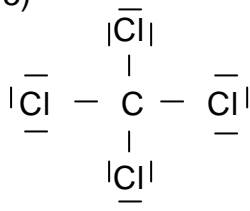


Verknüpfung von Molekülen durch Van der Waals-Bindungen (verschiedene Polaritäten halten die schwachen Bindungen)

4.)

Bei den Bindungen spielt der Elektronegativitätswert eine große Rolle je größer die Differenz desto mehr ist es eine Ionenbindung ( $\Delta EN > 1,7$ ) [Atombindung  $\Delta EN < 1,7$ ]

5)



6.) Wasserstoffbrückenbindung:

Bedingungen:

1. freie  $e^-$
2. kleine Atome
3. hohe EN

Van der Waals-Kräfte

1. Richteffekt  $\text{O} \text{O} \quad \delta^+ \delta^-$
2. Induktionseffekt  $\text{H-F} \quad \delta^- \rightarrow \delta^+ \rightarrow \delta^-$
3. momentaner Dipol wird induziert

8.) Eigenvolumen, Anziehungskräfte