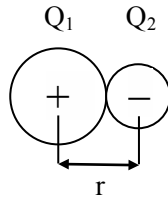


## Musterlösung zu den Aufgaben S. 24 (Schmelzpunkt von Salzen)

Grundlage, um die Aufgaben 1 und 2 zu beantworten, ist das Coulomb-Gesetz:

Das Coulomb-Gesetz besagt, dass die Gitterkräfte (Coulombkraft  $F_C$ ) desto grösser sind, je kleiner der Abstand  $r$  zwischen den Zentren der Ladungsträger (hier Ionen) ist und je höher geladen die Ladungsträger sind ( $Q_1 =$  Ladung des Kations,  $Q_2 =$  Ladung des Anions). Je höher die Gitterkraft (Coulomb-Kraft), desto grösser ist der Schmelzpunkt für das entsprechende Salz.

$$F_C = k \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$$



## Ionenladung

z.B.  $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$  ( $Q_1$  und  $Q_2$  wären hier gleich gross, nämlich je eine Elementarladung, nur das Vorzeichen ist verschieden). Im Falle von Aluminiumchlorid ( $\text{Al}^{3+} + 3 \text{Cl}^-$ ) wäre  $Q_1$  3-mal grösser als  $Q_2$ , was die Coulombkraft erhöht.

## Ionengrösse

Der Abstand zwischen 2 Ionen (genau: die Distanz  $r$  zwischen den 2 Ladungszentren – vgl. Skizze oben) ist klein, wenn die Ionen selbst möglichst klein sind.

- (1) (a) Allen Natriumhalogeniden sind das  $\text{Na}^+$ -Ion und *einfach negativ geladene* Anionen ( $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ) gemeinsam. Weder das  $\text{Na}^+$ -Ion noch die Ionenladung können also zur Begründung der unterschiedlichen Schmelzpunkte herangezogen werden.

Die Grösse der Anionen nimmt gemäss Tabelle vom Fluorid- zum Iodid-Ion zu (Grund: Es kommt ja immer eine Schale mehr hinzu). Deshalb nimmt die Gitterkraft (und damit der Schmelzpunkt) vom Natriumfluorid zum Natriumiodid ab, da der Abstand  $r$  zwischen den Ladungszentren im Gitter grösser wird.

- (b) Bei diesen vier Salzen nimmt die Ionenladung (sowohl des Kations wie auch des Anions) vom  $\text{NaF}$  ( $\text{Na}^+ + \text{F}^-$ ) zum  $\text{TiF}$  ( $\text{Ti}^{4+} + \text{C}^{4-}$ ) um je eine Elementarladung zu. Es bestehen also massive Unterschiede in der Ladung der Ionen, welche die 4 Salze aufbauen. Deshalb kann man die Ionengrösse vernachlässigen, was ein Blick auf die Tabelle bestätigt: Der Abstand der Ladungszentren ist für alle vier Salze vergleichbar gross (etwa 220 pm).

Die Gitterkraft (und damit der Schmelzpunkt) nimmt also vom Natriumfluorid zum Titancarbid zu, da die Ladung  $Q$  sowohl der Anionen wie auch der Kationen zunimmt.

- (2) Bei den Kaliumhalogeniden ( $\text{KF}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{KI}$ ) tritt im Vergleich zu den Natriumhalogeniden ( $\text{NaF}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaBr}$ ,  $\text{NaI}$ ) anstelle des  $\text{Na}^+$  das  $\text{K}^+$  im Ionengitter auf. Das Kaliumion ist ebenfalls einfach positiv geladen, die Anionen ( $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ) sind bei den Kaliumhalogeniden dieselben. Die Ionenladung kann also nicht für allfällige Unterschiede bei den Schmelzpunkten verantwortlich sein.

Das Kaliumion ist jedoch grösser als das Natriumion, da es eine Schale mehr besitzt. Das  $\text{K}^+$  ist also weiter vom Ladungszentrum eines Halogenid-Ions entfernt als das kleinere  $\text{Na}^+$ , wodurch bei den Kaliumhalogeniden im Vergleich zu den Natriumhalogeniden geringere Gitterkräfte (und damit tiefere Schmelzpunkte) vorliegen.