

# ***Ionenbindung***

## ***Salze***

# Metalle und Nichtmetalle

**Metalle:** **linker** und **unterer** Teil des Periodensystems  $\Rightarrow$  **niedriges Ionisierungspotential**  
 $\Rightarrow$  sind bestrebt unter Elektronenabgabe die Edelgaskonfiguration des vorhergehenden Edelgases zu erreichen  $\Rightarrow$  bilden gerne **Kationen**.

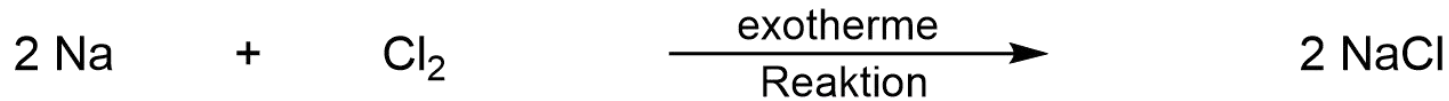
**Nichtmetalle:** **rechter** und **oberer** Teil des Periodensystems  $\Rightarrow$  **hohe Elektronenaffinität**  
 $\Rightarrow$  nehmen gerne Elektronen auf in dem Bestreben die Elektronenkonfiguration des nächsthöheren Edelgases zu erreichen  $\Rightarrow$  bilden gerne **Anionen**.

# Periodic Table of the Elements

Main Group Representative Elements												Main Group Representative Elements											
1A <sup>a</sup> 1												8A 18											
1 H 1.00794												2 He 4.002602											
2A 2												3A 13											
3 Li 6.941												4 Be 9.012182											
Metals												Metalloids											
Nonmetals												5 B 10.811											
Transition metals												6 C 12.0107											
7B 7												7 N 14.0067											
8B 8												8 O 15.9994											
9												9 F 18.998403											
10												10 Ne 20.1797											
11 Na 22.989770												13 Al 26.981538											
12 Mg 24.3050												14 Si 28.0855											
3B 3												15 P 30.973761											
4B 4												16 S 32.065											
5B 5												17 Cl 35.453											
6B 6												18 Ar 39.948											
7B 7												31 Ga 69.723											
8B 8												32 Ge 72.64											
9B 9												33 As 74.92160											
10B 10												34 Se 78.96											
11B 11												35 Br 79.904											
12B 12												36 Kr 83.80											
19 K 39.0983												49 In 114.818											
20 Ca 40.078												50 Sn 118.710											
21 Sc 44.955910												51 Sb 121.760											
22 Ti 47.867												52 Te 127.60											
23 V 50.9415												53 I 126.90447											
24 Cr 51.9961												54 Xe 131.293											
25 Mn 54.938049												81 Tl 204.3833											
26 Fe 55.845												82 Pb 207.2											
27 Co 58.933200												83 Bi 208.98038											
28 Ni 58.6934												84 Po [208.98]											
29 Cu 63.546												85 At [209.99]											
30 Zn 65.39												86 Rn [222.02]											
37 Rb 85.4678												113 [284]											
38 Sr 87.62												114 [289.2]											
39 Y 88.90585												115 [288]											
40 Zr 91.224												116 [293]											
41 Nb 92.90638												117 [294]											
42 Mo 95.94												118 [294]											
43 Tc [98]																							
44 Ru 101.07																							
45 Rh 102.90550																							
46 Pd 106.42																							
47 Ag 107.8682																							
48 Cd 112.411																							
55 Cs 132.90545																							
56 Ba 137.327																							
71 Lu 174.967																							
72 Hf 178.49																							
73 Ta 180.9479																							
74 W 183.84																							
75 Re 186.207																							
76 Os 190.23																							
77 Ir 192.217																							
78 Pt 195.078																							
79 Au 196.96655																							
80 Hg 200.59																							
87 Fr [223.02]																							
88 Ra [226.03]																							
103 Lr [262.11]																							
104 Rf [261.11]																							
105 Db [262.11]																							
106 Sg [266.12]																							
107 Bh [264.12]																							
108 Hs [269.13]																							
109 Mt [268.14]																							
110 Ds [281.15]																							
111 Rg [272.15]																							
112 Cn [285]																							
[284]																							
[289.2]																							
[288]																							
[293]																							
[294]																							
[294]																							
Lanthanide series												57 La 138.9055											
												58 Ce 140.116											
												59 Pr 140.90765											
												60 Nd 144.24											
												61 Pm [145]											
												62 Sm 150.36											
												63 Eu 151.964											
												64 Gd 157.25											
												65 Tb 158.92534											
												66 Dy 162.50											
												67 Ho 164.93032											
												68 Er 167.259											
												69 Tm 168.93421											
												70 Yb 173.04											
Actinide series												89 Ac [227.03]											
												90 Th 232.0381											
												91 Pa 231.03588											
												92 U 238.02891											
												93 Np [237.05]											
												94 Pu [244.06]											
												95 Am [243.06]											
												96 Cm [247.07]											
												97 Bk [247.07]											
												98 Cf [251.08]											
												99 Es [252.08]											
												100 Fm [257.10]											
												101 Md [258.10]											
												102 No [259.10]											

# Metalle + Nichtmetalle → Salze

**Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen:** ⇒ Verbindungen aus positiv geladenen Ionen (**Kationen**) und negativ geladenen Ionen (**Anionen**) ⇒ **Ionenverbindungen** ⇒ **Salze**.



Der **entstehende** Stoff, **NaCl**, ein Salz, zeigt ganz **andere Eigenschaften** als die Ausgangsverbindungen.

# Ionenbindung

In einem **Salz** kommt der **Zusammenhalt der Ionen - die Ionenbindung** - durch die **elektrostatische Anziehung** zwischen den **Kationen** und den **Anionen** zustande.

Die **Anziehungskraft  $F$**  wird durch das **Coulomb'sche Gesetz** beschrieben.

Für ein Ionenpaar:

$$F = \frac{1}{4\pi \varepsilon_0} \cdot \frac{z_K e z_A e}{r^2}$$

$z_K$  = Ladung des Kations

$z_A$  = Ladung des Anions

$e$  = Elementarladung

$\varepsilon_0$  = elektrische Feldkonstante

$r$  = Abstand zwischen Kation und Anion

Die **Anziehungskraft  $F$**  ist **proportional** dem **Produkt der Ionenladungen** und **umgekehrt proportional** dem **Quadrat des Abstandes**.

Die **Ionenbindung ist nicht gerichtet** - im Gegensatz zur kovalenten Bindung; sie wirkt nach allen Raumrichtungen.

**Salze** bilden **Ionenkristalle**, in denen Kation und Anion in ein **regelmäßiges dreidimensionales Gitter** abwechselnd nebeneinander angeordnet sind.

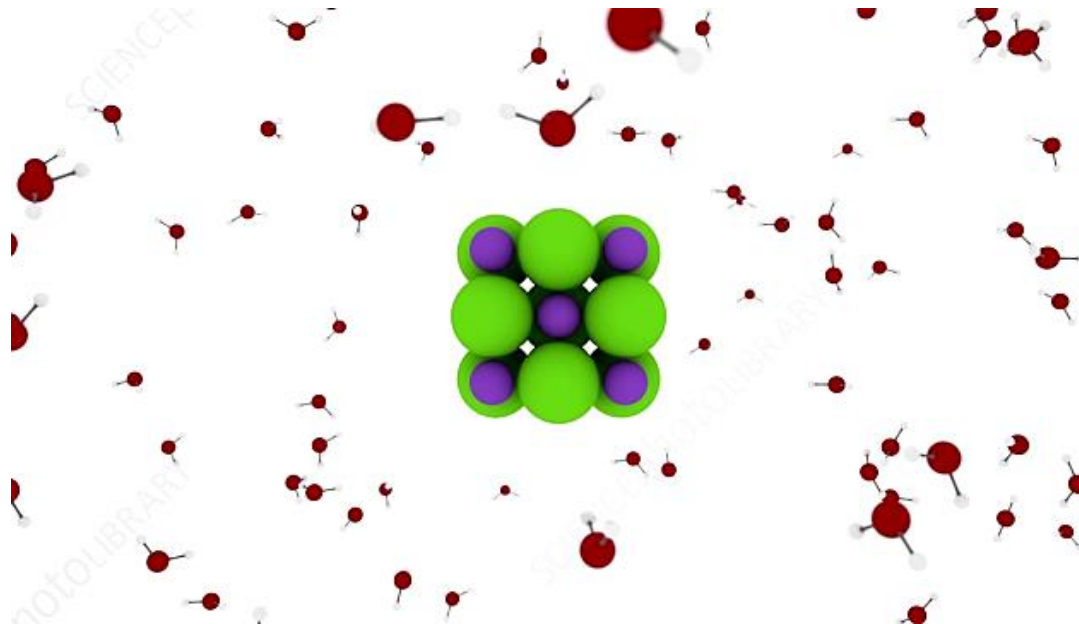
Die **Formel eines Salzes** beschreibt nicht eine Einheit (wie ein Molekül), sondern die **Zusammensetzung eines Verbandes**, bestehend aus vielen Kationen und Anionen - eines **Ionenkristalls**.



# Eigenschaften von Salzen

Der Aufbau der Salze aus **Ionen** prägt ihre **Eigenschaften**:

- ⇒ **Löslich** nur in **polaren** Lösemitteln (z. B. **H<sub>2</sub>O**)
- ⇒ **Hohe Schmelzpunkte** (z. B. NaCl, Schmp. 801 °C)
- ⇒ **Hohe Siedepunkte** (z. B. NaCl, Sdp. 1413 °C)
- ⇒ **Leiten** im **festen** Zustand den elektrischen Strom **nicht** (**Isolatoren**)
- ⇒ Die **Schmelze** oder die **Lösung** eines Salzes **leitet** den elektrischen Strom
- ⇒ **Meistens hart und spröde**; glatte Bruchkanten bei mechanischer Belastung



# Beweglichkeit von Ionen in Lösung

In Lösung sind solvatisierte Ionen beweglich. bei Anlegen einer **Spannung** bewegen sich die **Kationen** (positiv geladen) zur **Kathode** (neg. Pol) und die **Anionen** (negativ geladen) zur **Anode** (pos. Pol).

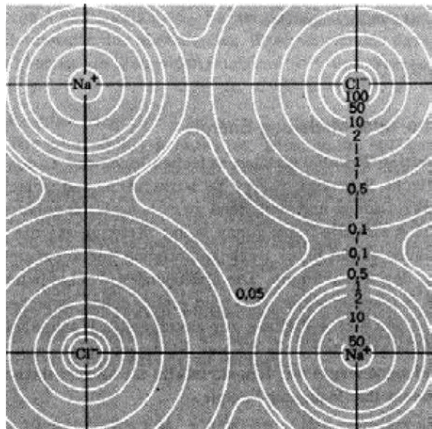
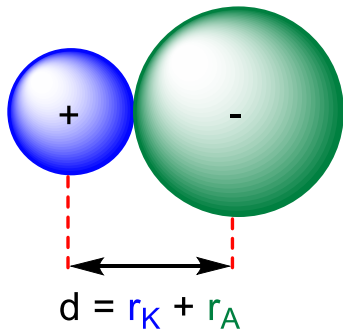
Beispiel: Kaliumpermanganat  $\text{KMnO}_4$



$\text{KMnO}_4$ -Kristalle unter dem  
Mikroskop

# Ionenradien

## Bestimmung der Ionenradien:



- ⇒ Durch **Röntgenbeugung**  $d = r_K + r_A$  **experimentell bestimmbar**.
- ⇒ **Elektronendichteverteilung**, bestimmt durch Röntgenbeugung
- ⇒ **Minimum der Elektronendichte** zwischen Kation und Anion als **"Grenze"** angenommen
- ⇒ Wenn der **Radius eines Ions** bekannt ist, können aus den **Abständen d** von Salzen mit diesem Ion die **Radien der Gegenionen** ermittelt werden.
- ⇒ Die **Radien der Gegenionen** können wiederum für die **Bestimmung** von den **Radien weiterer Ionen** nach der **gleichen Methode** verwendet werden.

**R. D. Shannon** und **C. T. Prewitt** (1969 und 1976): Ionenradien auf der Basis vom **Radius von  $F^-$  (1.19 Å)**:

### Hauptgruppenelemente

$Li^+$	0.73	$Be^{2+}$	0.41	$B^{3+}$	0.25	$C^{4+}$	0.29	$N^{3+}$	0.30	$N^{3-}$	1.32	$O^{2-}$	1.26	$F^-$	1.19
$Na^+$	1.16	$Mg^{2+}$	0.86	$Al^{3+}$	0.68	$Si^{4+}$	0.54	$P^{3+}$	0.58	$P^{5+}$	0.52	$S^{2-}$	1.70	$Cl^-$	1.67
$K^+$	1.52	$Ca^{2+}$	1.14	$Ga^{3+}$	0.76	$Ge^{4+}$	0.67	$As^{3+}$	0.72	$As^{5+}$	0.60	$Se^{2-}$	1.84	$Br^-$	1.82
$Rb^+$	1.66	$Sr^{2+}$	1.32	$In^{3+}$	0.94	$Sn^{4+}$	0.83	$Sb^{3+}$	0.90	$Sb^{5+}$	0.74	$Te^{2-}$	2.07	$I^-$	2.06
$Cs^+$	1.81	$Ba^{2+}$	1.49	$Tl^{3+}$	1.03	$Pb^{4+}$	0.92	$Bi^{3+}$	1.17	$Bi^{5+}$	0.90	$Po^{4+}$	1.08		
$Fr^+$	1.94	$Ra^{2+}$	1.62	$Tl^+$	1.64	$Pb^{2+}$	1.33								



# Strukturen von ionischen Verbindungen

Salze bilden **Ionengitter**, Kristallgitter.

Im Kristallgitter können die **Ionen als starre Kugeln** mit einem bestimmten **Ionenradius** betrachtet werden.

Ionen **entgegengesetzter Ladung ziehen sich an** und nähern sich soweit aneinander, bis sich die **Elektronenhüllen** abstoßen  $\Rightarrow$  **Gleichgewichtsabstand**.

Die **räumliche Anordnung** der Ionen im Gitter (und damit die Zahl der nächsten Nachbarn, die **Koordinationszahl**) wird durch das **Verhältnis der Ionenradien**  $r_K / r_A$  bestimmt.

$\Rightarrow$  Drei wichtige Gittertypen von **ionischen AB-Verbindungen**:  $\Rightarrow$  **NaCl-Gitter**  
 $\Rightarrow$  **CsCl-Gitter**  
 $\Rightarrow$  **ZnS-Gitter**

$\Rightarrow$  Drei wichtige Gittertypen von **ionischen AB<sub>2</sub>-Verbindungen**:  $\Rightarrow$  **SiO<sub>2</sub>-Gitter (Quarz)**  
 $\Rightarrow$  **CaF<sub>2</sub>-Gitter (Fluorit)**  
 $\Rightarrow$  **TiO<sub>2</sub>-Gitter (Rutil)**

$r^+/r^-^a$	KZ des Kations <sup>b</sup>	Anionen-anordnung um das Kation	Strukturtyp <sup>c</sup>	
			AB ( $r^+/r^-$ )	AB <sub>2</sub> ( $r^+/r^-$ )
> 0.732	8	kubisch	CsCl (1.13)	CaF <sub>2</sub> (1.06)
> 0.414	6	oktaedrisch	NaCl (0.70)	TiO <sub>2</sub> (0.45)
> 0.225	4	tetraedrisch	ZnS (0.44)	SiO <sub>2</sub> (0.33)
> 0.155	3	trigonal-planar	BN	

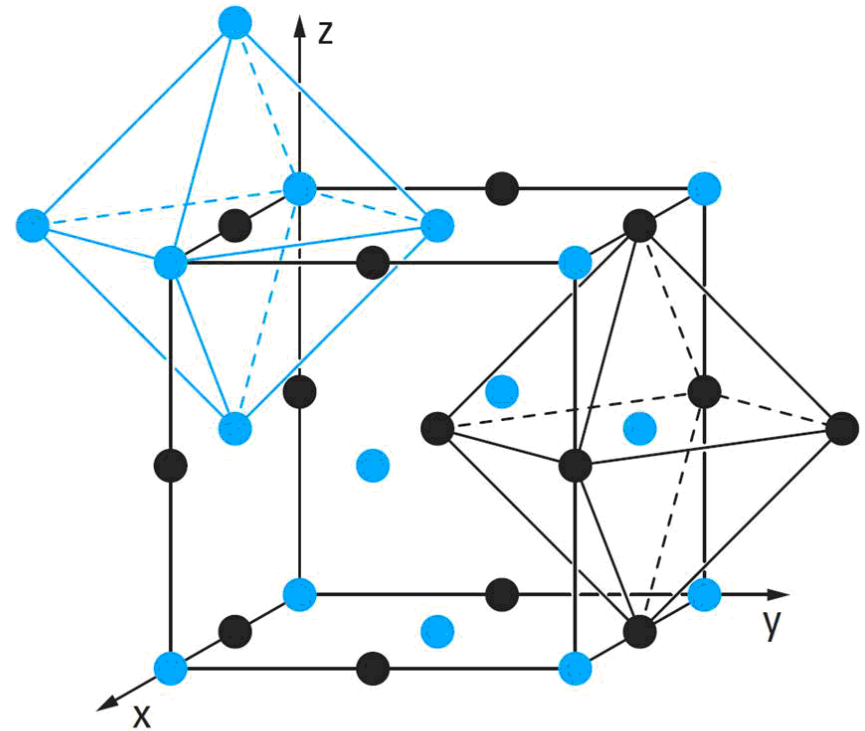
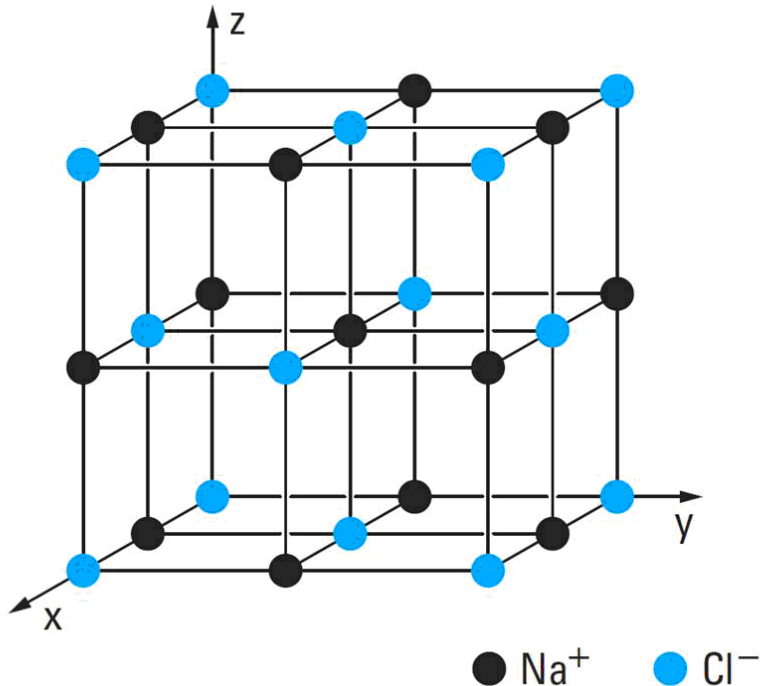
<sup>a</sup> Weitere Grenzzahlenverhältnisse: > 1.000 (KZ = 12, kuboktaedrisch), > 0.902 (KZ = 12, kuboktaedrisch), > 0.732 (KZ = 9, dreifach-überkappt-trigonal-prismatisch neben kubisch), > 0.668 (KZ = 8, dodekaedrisch), > 0.645 (KZ = 8, antikubisch), > 0.592 (KZ = 7, überkappt-oktaedrisch), > 0.528 (KZ = 6, trigonal-prismatisch).

<sup>b</sup> Bei gegebener Salzformel AB<sub>n</sub> und gegebener Kationenkoordinationszahl KZ<sub>K</sub> berechnet sich die Anionenkoordinationszahl KZ<sub>A</sub> wie folgt:  $KZ_A = KZ_K / n$  (z. B. Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  $\hat{=}$  AlO<sub>1.5</sub> mit KZ<sub>K</sub> = 6 : KZ<sub>A</sub> = 6 : 1.5 = 4).

<sup>c</sup> In Klammern jeweils berechnetes Radienverhältnis bei Zugrundelegen der für die betreffende KZ gültigen Radien von Kation und Anion.

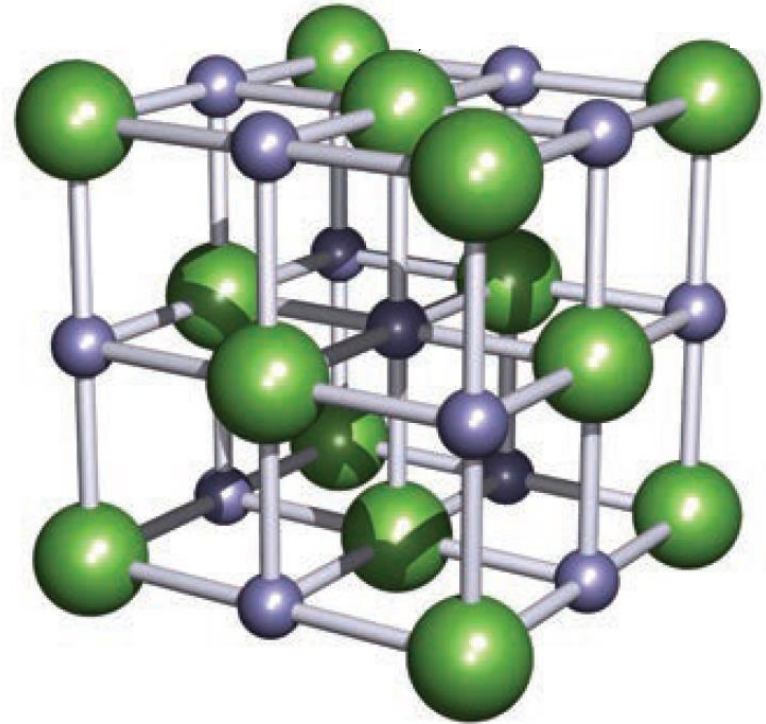
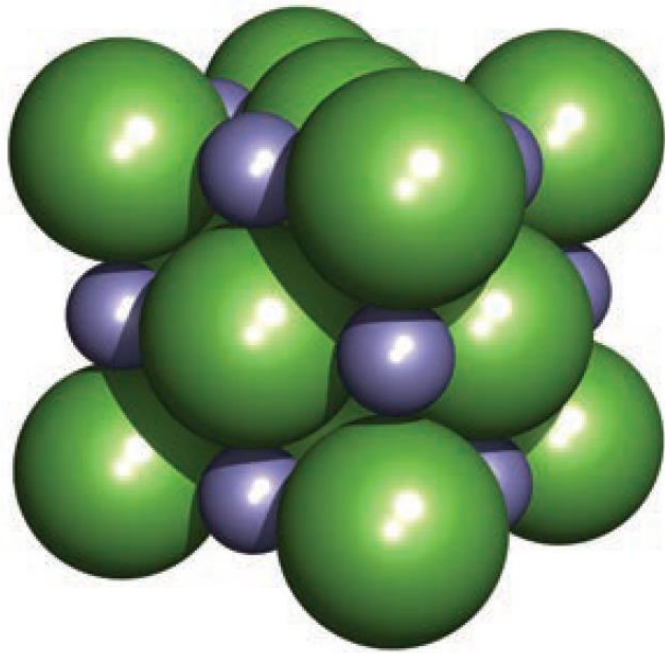
# Struktur von NaCl

- ⇒ **Kubisch dichteste Packung (ccp)** der einen Ionensorte **A** (z. B.  $\text{Cl}^-$ -Ionen).
- ⇒ Die Ionen der zweiten Sorte **B** ( $\text{Na}^+$ -Ionen) besetzen **alle Oktaederlücken**.
- ⇒ Die beiden **Teilgitter** sind durch **Translation ineinander überführbar**.
- ⇒  **$\text{Na}^+$ : KZ = 6** (oktaedrisch umgeben von 6  $\text{Cl}^-$ -Ionen).
- ⇒  **$\text{Cl}^-$ : KZ = 6** (oktaedrisch umgeben von 6  $\text{Na}^+$ -Ionen).





# Struktur von NaCl



## Halit (NaCl) Kristalle



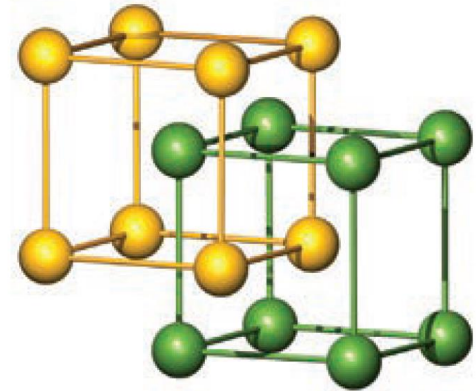
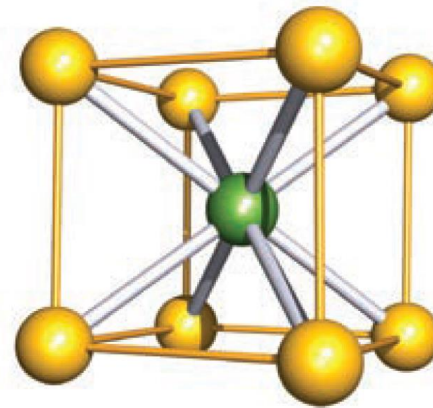
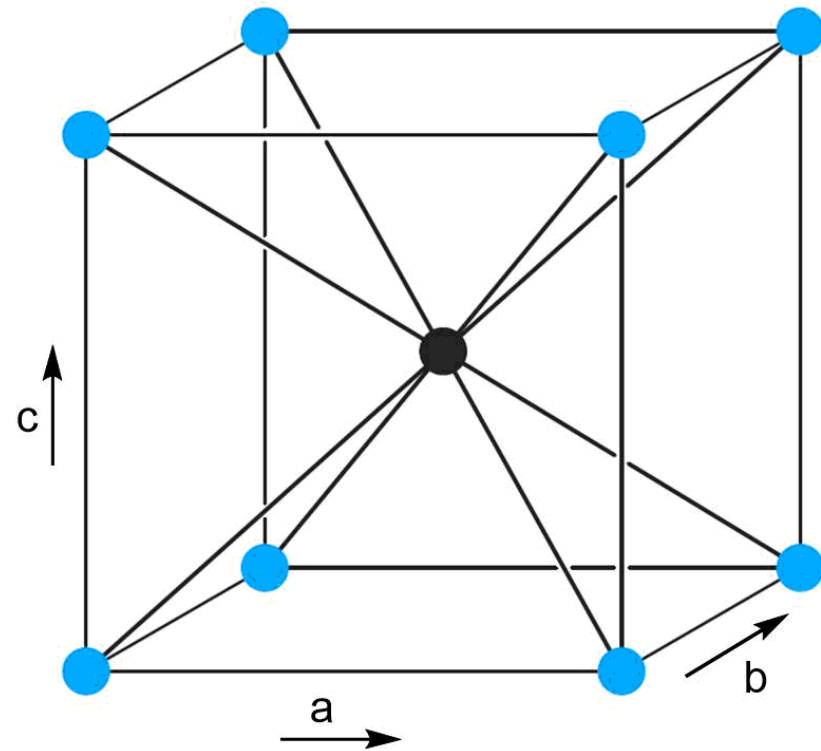


# Halit (NaCl) Kristalle



# Struktur von CsCl

- ⇒ **Kubisch innenzentrierte** Elementarzelle, **Cl<sup>-</sup>** Ionen an den **Ecken**.
- ⇒ **Cs<sup>+</sup>** Kation in der **Mitte** der Zelle.
- ⇒ **KZ** von **Cl<sup>-</sup>**: **8**; **KZ** von **Cs<sup>+</sup>**: **8**; Koordinationsgeometrie: **kubisch**.
- ⇒ Zwei **ineinander geschobene kubisch primitive Gitter**, versetzt zueinander um **0.5, 0.5, 0.5**.
- ⇒ **Analog** kristallisieren **CsBr**, **CsI**, **TlCl** und **TlBr**.



# CsCl Kristalle



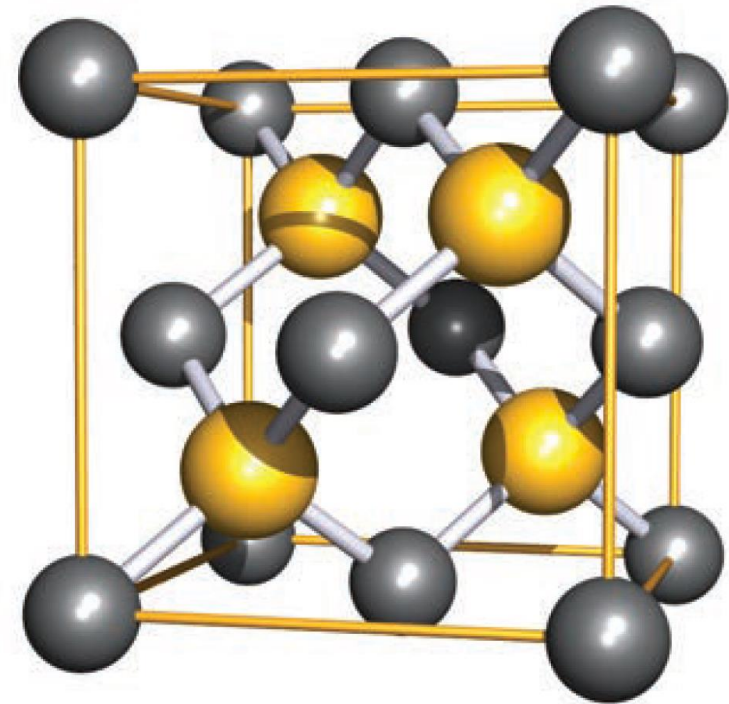
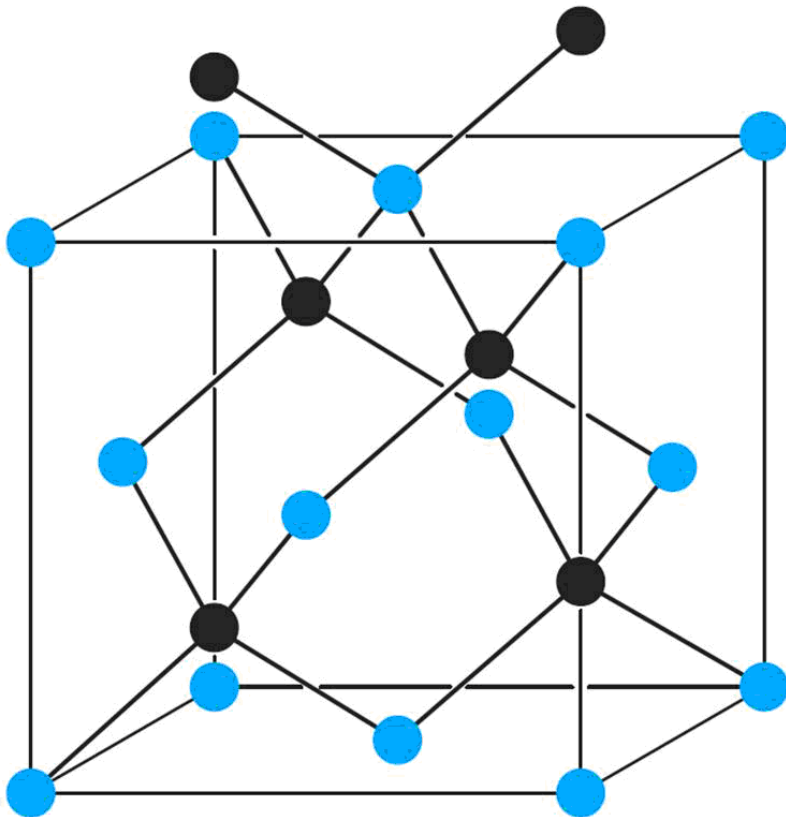


# CsCl Kristalle



# Struktur von ZnS (Zinkblende)

- ⇒ Kubisch dichteste Packung (ccp) aus  $\text{S}^{2-}$  Ionen.
- ⇒ Die **Hälfte der Tetraederlücken** besetzt durch  $\text{Zn}^{2+}$  Ionen.
- ⇒ KZ von  $\text{S}^{2-}$ : 4; KZ von  $\text{Zn}^{2+}$ : 4; Koordinationsgeometrie: **tetraedrisch**.





## Sphalerit (Zinkblende, Creede, Colorado)





## Sphalerit auf $\text{TiO}_2$ (Lengenbach, Schweiz)



## Sphalerit mit $\text{SiO}_2$ (Dainegorsk, Russland)





# Struktur von ZnS (Wurtzit)

⇒ **Zinkblende** und **Wurtzit** sind **Polymorphe** von **ZnS**.

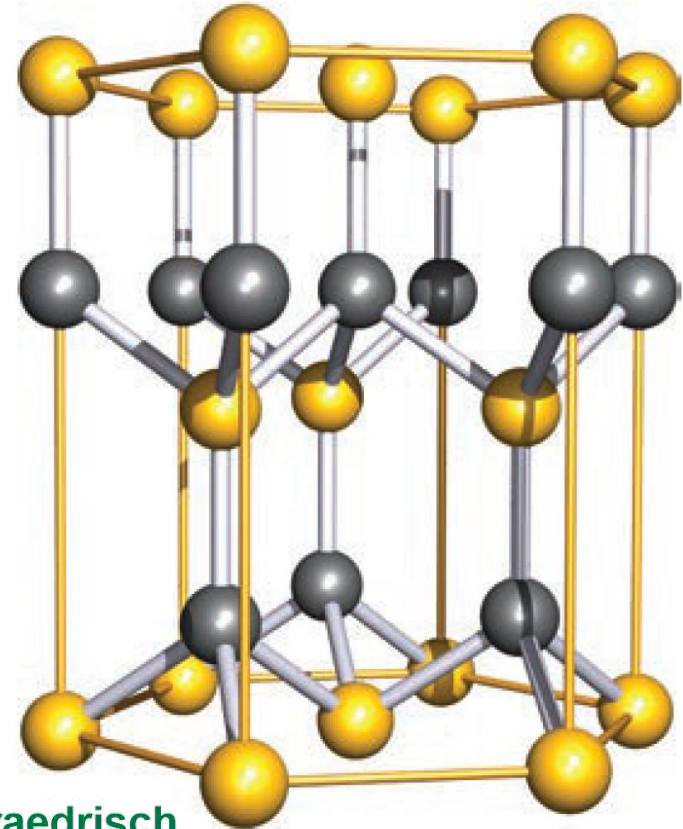
Wurtzit → Zinkblende + 13 kJ/Mol bei 298 K

⇒ Übergang **extrem langsam**.

⇒ Hexagonal dichteste Packung (**hcp**) von **S<sup>2-</sup>** Ionen.

⇒ Die  **Hälfte**  der **Tetraederlücken** besetzt durch **Zn<sup>2+</sup>** Ionen.

⇒ KZ von **S<sup>2-</sup>**: **4**; KZ von **Zn<sup>2+</sup>**: **4**; Koordinationsgeometrie **tetraedrisch**.



## Wurtzit (Val Pulita, Toscana, Italia)



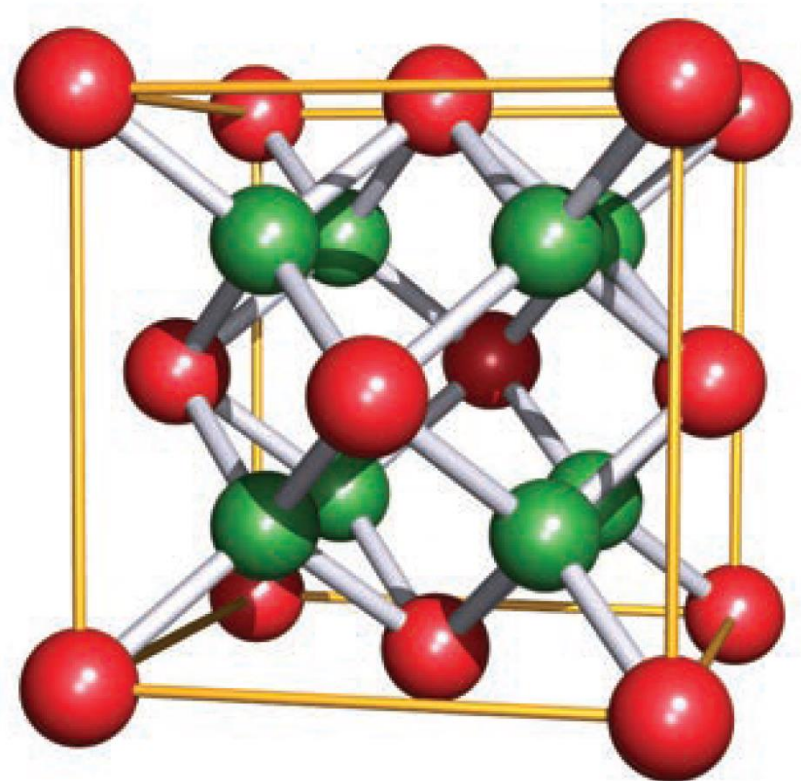
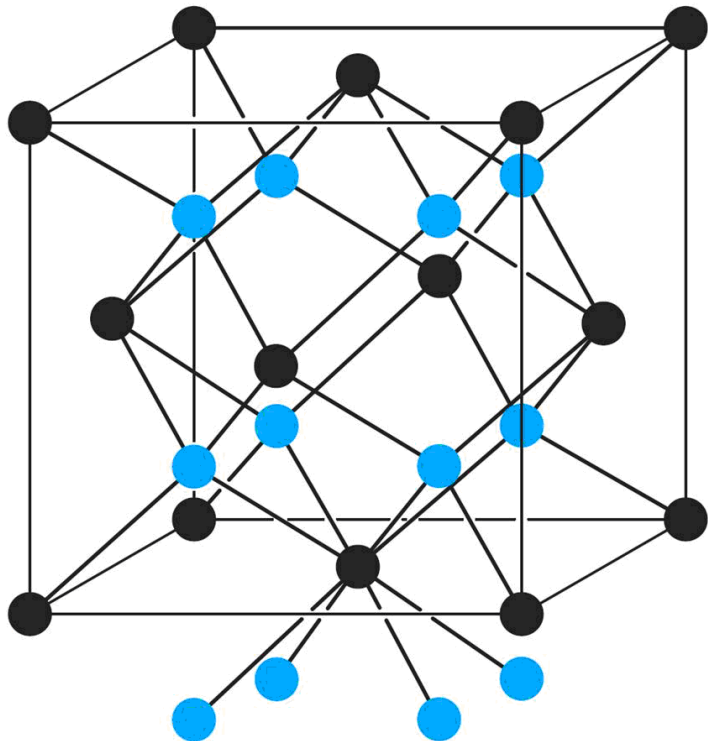
## Wurtzit (Agios Philippos Mine, Griechenland)





# Struktur von $\text{CaF}_2$ (Fluorit)

- ⇒ Kubisch dichteste Packung (**ccp**) von  $\text{Ca}^{2+}$  Ionen.
- ⇒ Die  $\text{F}^-$  Ionen besetzen **alle Tetraederlücken**.
- ⇒ KZ von  $\text{F}^-$ : **4**; Koordinationsgeometrie: **tetraedrisch**.
- ⇒ KZ von  $\text{Ca}^{2+}$ : **8**; Koordinationsgeometrie: **kubisch**.

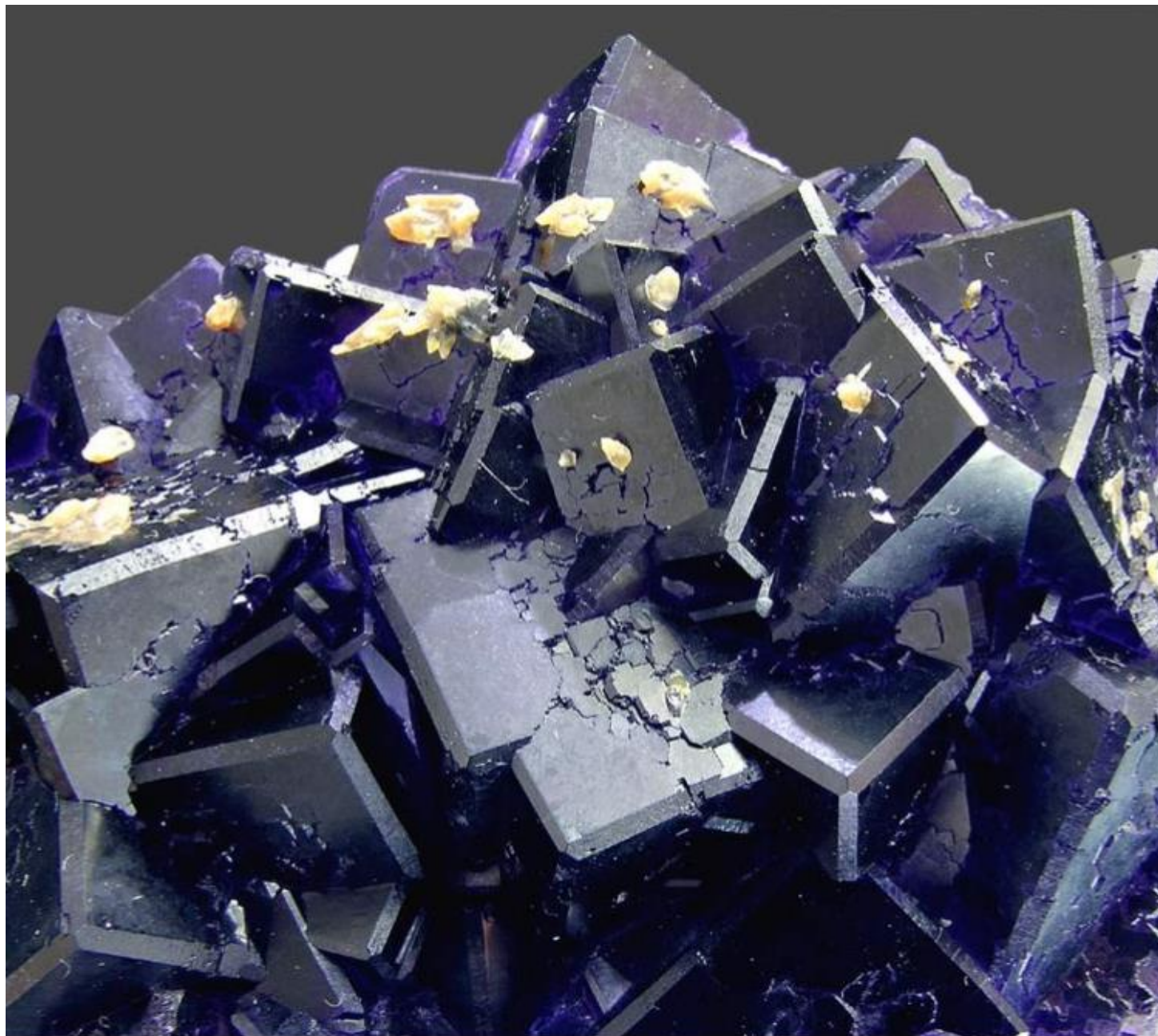


**Fluorit (Dainegorsk, Russland)**



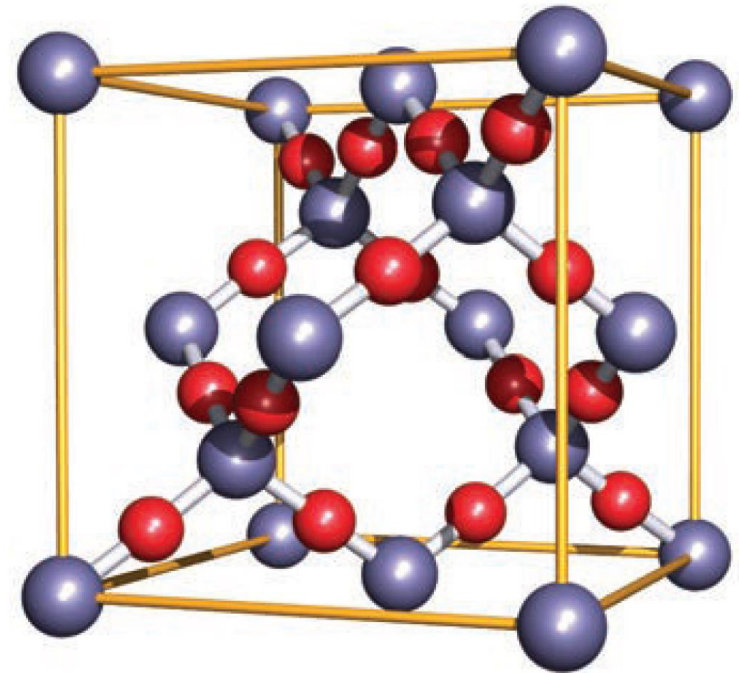
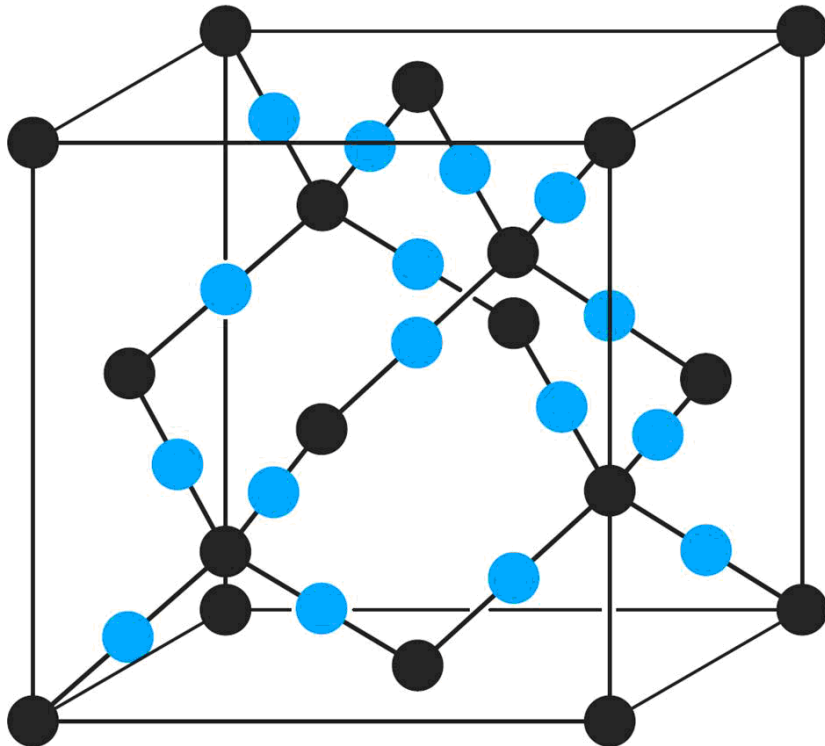


## Fluorit (Midelt, Marokko)



# Struktur von $\text{SiO}_2$ ( $\beta$ -Cristobalit)

- ⇒ Kubisch dichteste Packung (**ccp**) von **Si**-Atomen.
- ⇒ Die  **Hälfte der Tetraederlücken** werden durch  **weitere Si-Atome** belegt.
- ⇒ Die  **O-Atome** werden jeweils  **zwischen zwei Si-Atomen** plaziert.
- ⇒ KZ von  **Si** :  **4** ; Koordinationsgeometrie:  **tetraedisch** .
- ⇒ KZ von  **O** :  **2** ; Koordinationsgeometrie:  **nahe linear** .





## Cristobalit (Vordereifel, Deutschland)



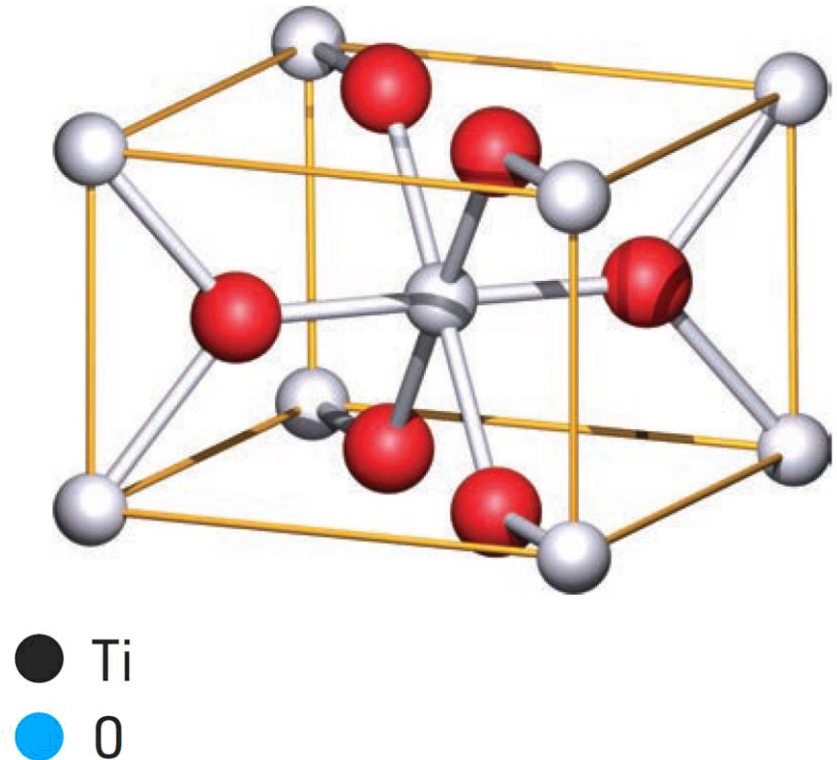
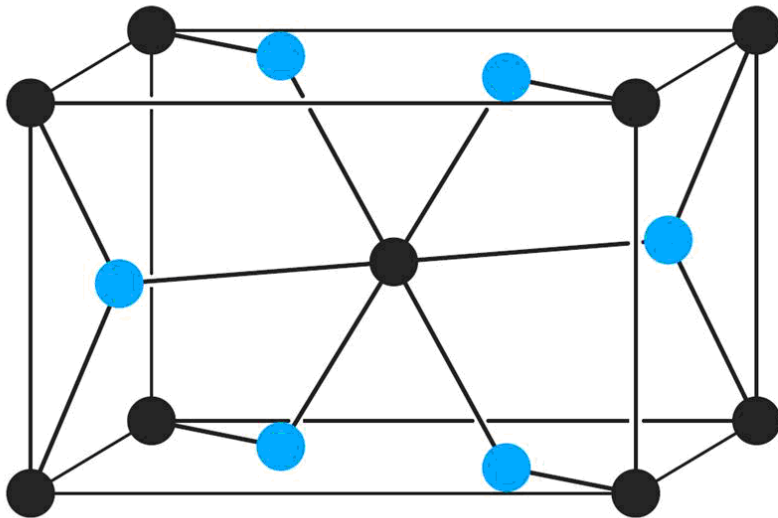


## **Cristobalit (Vordereifel, Deutschland)**



# Struktur von $\text{TiO}_2$ (Rutil)

- ⇒ **Tetragonale** Elementarzelle ( $a = b \neq c$ ,  $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$ )
- ⇒ **Ecken** und **Mitte** der Zelle mit **Ti-Atomen** besetzt.
- ⇒ **O-Atome** um das **mittlere Ti-Atom oktaedrisch** plazieren.
- ⇒ KZ von **Ti**: **6**; Koordinationsgeometrie: **verzernt oktaedrisch**.
- ⇒ KZ von **O**: **3**; Koordinationsgeometrie: **trigonal planar**.
- ⇒ In **Rutil-Struktur** kristallisieren  **$\text{SnO}_2$**  (Cassiterit),  **$\beta\text{-MnO}_2$**  (Pyrolusit) und  **$\text{PbO}_2$** .





## Rutil (Brasilien)





## Rutil mit Hämatit ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) (Brasilien)



# Die Gitterenergie

Die **Bildung von NaCl** durch Verbrennung von Natrium in Chlorgas erfolgt **exotherm**!  
Was ist der **Grund für die exotherme Bildung** von NaCl?

⇒ Das Erreichen der **Edelgaskonfiguration** in den Ionen **Na<sup>+</sup>** und **Cl<sup>-</sup>** reicht nicht aus:



⇒ Insgesamt muss man also für die Bildung von Ionen **Energie aufwenden**!

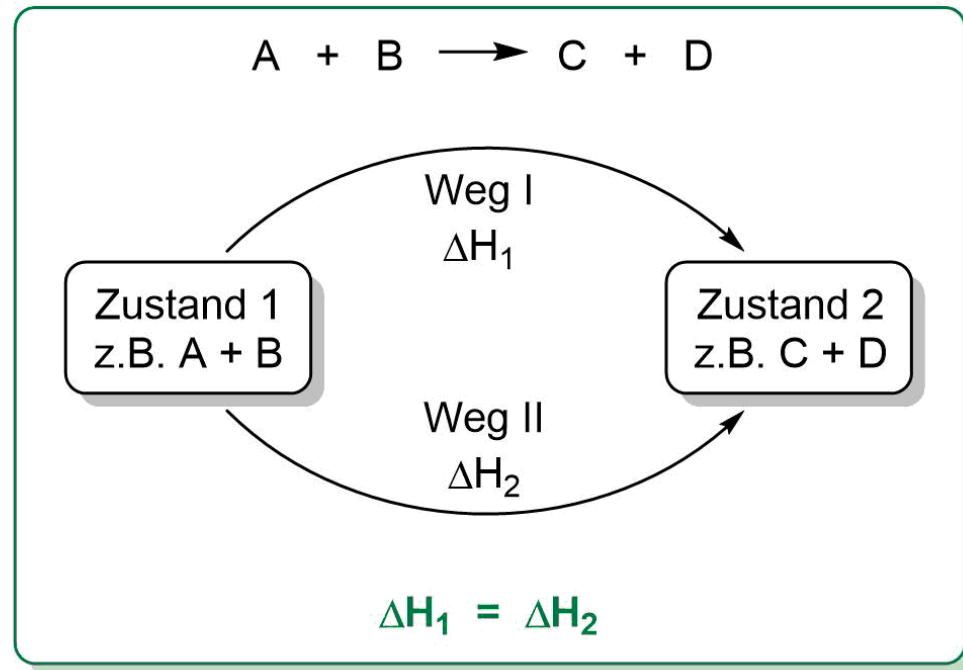
⇒ Ursache für den exothermen Verlauf der Bildung von NaCl aus den Elementen bzw. für das Zustandekommen von Ionenverbindungen allgemein ist eine **große Gitterenergie**!

**Die Gitterenergie von Ionenkristallen ist die Energie, die frei wird, wenn sich Ionen aus unendlicher Entfernung einander nähern und zu einem Ionenkristall ordnen.**

# Born-Haberscher-Kreisprozess

Die Gitterenergie kann berechnet werden mit Hilfe des **Born-Haberschen Kreisprozess** indem die Bildung des Salzes in **Teilschritten** zerlegt wird.

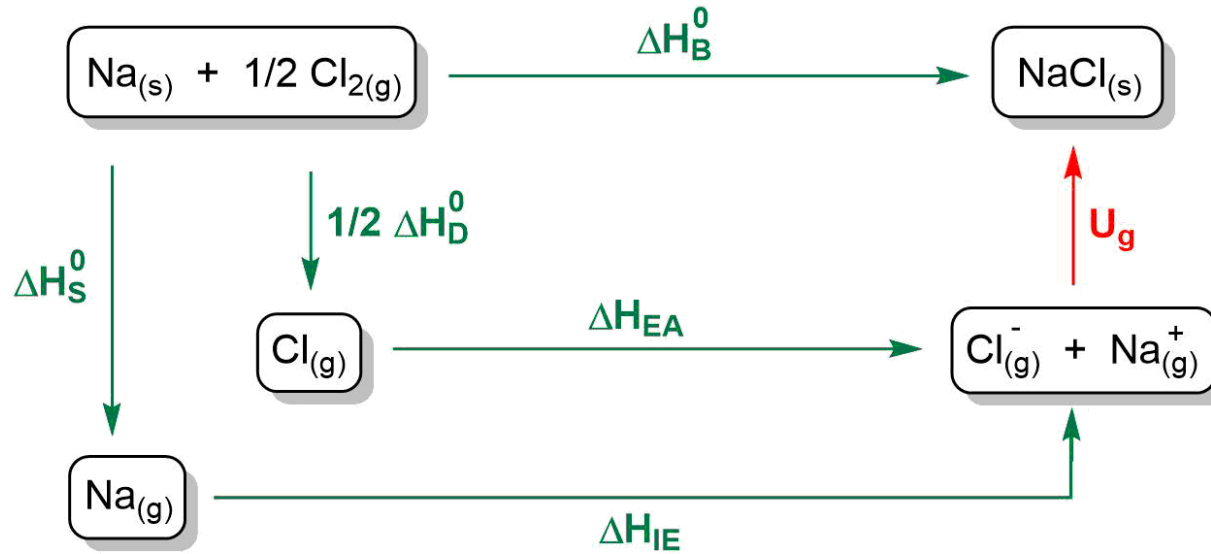
⇒ Beruht auf dem **Satz von Hess**:



Die Enthalpieänderung für eine Reaktion (oder Zustandsänderung) ist unabhängig vom Reaktionsweg und ergibt sich aus der Summe der Reaktionsenthalpien der einzelnen Teilreaktionen.



# Gitterenergie von NaCl



- ⇒ Verbrennung von Na mit  $\text{Cl}_2$  zu festem NaCl ⇒ **Standardbildungsenthalpie**  $\Delta H_B^0$ .
- ⇒ Sublimation von Natrium ⇒ **Sublimationsenthalpie** von Natrium  $\Delta H_S^0$ .
- ⇒ Dissoziation von  $\text{Cl}_2$  in zwei Cl ⇒ halbe **Dissoziationsenthalpie** von Chlor  $\Delta H_D^0$ .
- ⇒ Überführung von Na in  $\text{Na}^+$  ⇒ **Ionisierungsenergie** von Na  $\Delta H_{IE}$ .
- ⇒ Überführung von Cl in  $\text{Cl}^-$  ⇒ **Elektronenaffinität** von Cl  $\Delta H_{EA}$ .
- ⇒ Außer der **Gitterenergie**  $U_g$  sind alle Größen **experimentell** zugänglich; daraus kann  $U_g$  nach dem **Satz von Hess** berechnet werden.

$$\Delta H_B^0 = \Delta H_S^0 + \frac{1}{2} \Delta H_D^0 + \Delta H_{IE} + \Delta H_{EA} + U_g$$

# Gitterenergie und physikalische Eigenschaften

Die Größe der Gitterenergie ist ein Ausdruck für die **Stärke der Bindungen** zwischen den Ionen im Kristall.

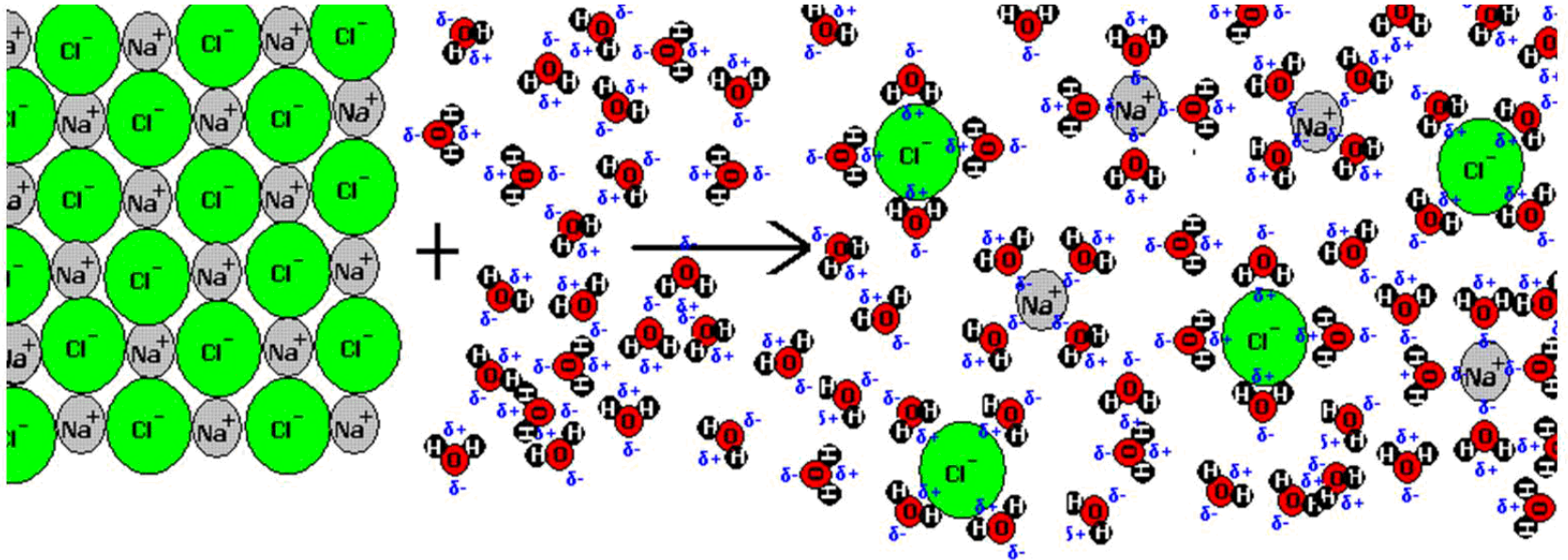
Die Gitterenergie von Ionenkristallen einer bestimmten Struktur **nimmt** mit **abnehmender Ionengröße** und **zunehmender Ionenladung** zu.

Einige **physikalische Eigenschaften** von Ionenverbindungen hängen von der **Größe der Gitterenergie** ab.

Verbindung	Summe der Ionenradien in pm	Gitterenergie in kJ/mol	Schmelzpunkt in °C	Ritzhärte nach Mohs
NaF	235	– 913	992	3,2
NaCl	283	– 778	800	2–2,5
NaBr	297	– 737	747	2
NaI	318	– 695	662	–
KF	271	– 808	857	–
KCl	319	– 703	770	2,2
KBr	333	– 674	742	1,8
KI	354	– 636	682	1,3
MgO	212	–3920	2642	6
CaO	240	–3513	2570	4,5
SrO	253	–3283	2430	3,5
BaO	276	–3114	1925	3,3

# Der Lösevorgang

Vorgänge beim Auflösen einer ionischen Verbindung in Wasser:

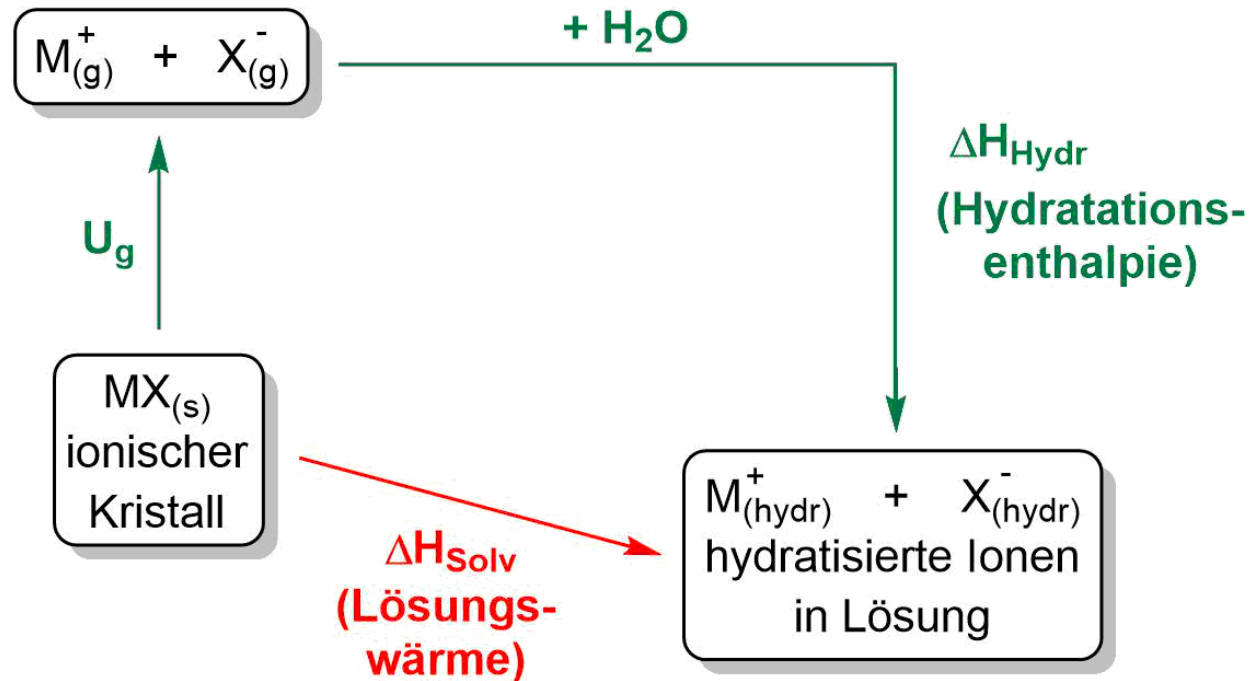


- ⇒ Das **Ionengitter** wird **aufgebrochen** ⇒ **Gitterenergie** muss **aufgewendet** werden.
- ⇒ Die **Ionen** werden **hydratisiert** ⇒ die **Hydratationsenthalpie** wird **gewonnen**.
- ⇒ Die **Unordnung** im System **wird größer** ⇒ **Entropie nimmt zu**.
- ⇒ Die energetische Bilanz des Lösungsvorgangs - **die Lösungswärme** - wird hauptsächlich durch die **relative Größe** von **Gitterenergie** und **Hydratationsenthalpie** bestimmt.



# Der Lösevorgang

Born-Haber-Kreisprozess für die Lösung eines Salzes MX in Wasser:



$\Rightarrow U_g < \Delta H_{Hydr} \Rightarrow$  Salz löst sich **exotherm**.

$\Rightarrow U_g \sim \Delta H_{Hydr} \Rightarrow$  **Entropie** entscheidend; Salz **löst sich** unter **Energieverbrauch**.

$\Rightarrow U_g \gg \Delta H_{Hydr} \Rightarrow$  Salz ist **unlöslich**.

# Bindungstypen - Übersicht

## Bindungstyp

## Gittertyp

## Eigenschaften

## Beispiele

### Kovalente Bindung

- ⇒ gerichtet
- ⇒ unpolare  
 $\Delta EN$  klein
- ⇒ polare  
 $\Delta EN$  groß

### Molekülgitter

Nichtleiter  
Niedrige Schmelzpunkte  
Niedrige Siedepunkte

H<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>,  
I<sub>2</sub>, S<sub>8</sub>  
H<sub>2</sub>O, HCl  
NH<sub>3</sub>

### Metallbindung

Elektronengasmodell  
Bändermodell

### Metallgitter

Hohe KZ,  
dichteste  
Kugelpackungen

Hohe thermische  
und elektrische  
Leitfähigkeit,  
Verformbarkeit

Na, Fe,  
Al, Cu

### Ionenbindung

Elektrostatische  
Anziehung zwischen  
positiv und negativ  
geladenen Ionen

### Ionengitter

AB-Strukturen,  
AB<sub>2</sub>-Strukturen

Hohe Schmelzpunkte,  
hohe Siedepunkte,  
spröde,  
Isolatoren,  
Lösungen und  
Schmelzen leitend

NaCl, CaF<sub>2</sub>,  
MgO, TiO<sub>2</sub>,  
Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>



# Fließende Übergänge



Ionenbindung

polare

kovalente Bindung

unpolare



Metalle  
(Metallgitter)

Halbmetalle

Nichtmetalle  
(Molekülgitter)