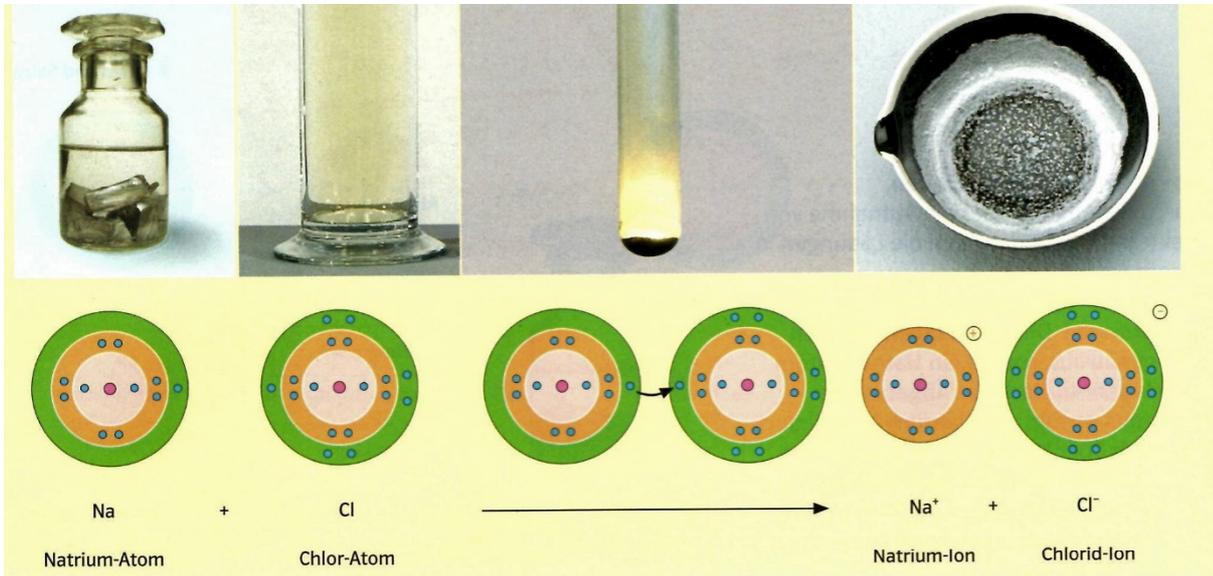


# Chemie 9b– Wochenplan 29+30; 20. April – 30. April 2020

Folgende Aufgaben erledigen:

## 1. Lese die Seiten 210 und 211 durch und bearbeite Aufgaben: 1 - 3

S. 210:



## Die Bildung von Salzen

Die Elemente Natrium und Chlor reagieren sehr heftig miteinander ( $\gg$  B1). Dabei entsteht ein weißes, kristallines Pulver: Natriumchlorid. Bei dieser Reaktion bilden sich sehr viele Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen. Da die Natrium-Ionen positiv und die Chlorid-Ionen negativ geladen sind, ziehen sie sich gegenseitig an. Durch die gegensätzlichen Ladungen halten die Ionen sehr fest zusammen. Eine solche Bindung zwischen unterschiedlich geladenen Ionen heißt **Ionenbindung**.

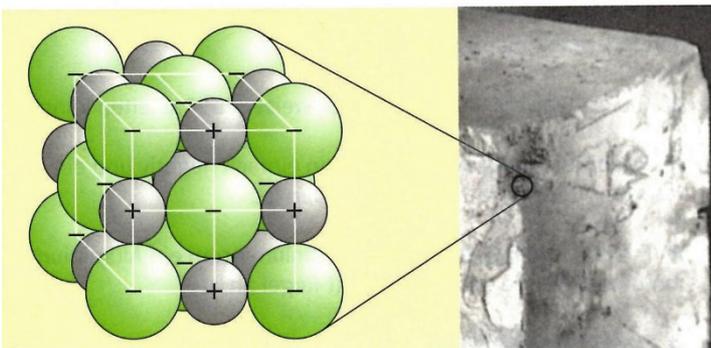
(► Chemische Reaktion, S. 362/363)

### Ionen ordnen sich regelmäßig an

Bei der Reaktion ordnen sich die Natrium-Ionen und die Chlorid-Ionen regelmäßig an. So befindet sich neben einem positiv geladenen Natrium-Ion jeweils ein negativ geladenes Chlorid-Ion. Da die Ladungen nach allen Seiten hin wirken, lagern sich auch oben und unten jeweils entgegengesetzt geladenen Ionen an. Dabei bildet sich eine räumliche, geometrische Anordnung, die als **Ionengitter** bezeichnet wird.

Die kleinste Einheit des Ionengitters von Natriumchlorid ist ein Würfel ( $\gg$  B2). Diese kleinste Einheit des Ionengitters bestimmt die Form der Kristalle. Betrachtet man Kochsalzkristalle unter der Lupe oder dem Mikroskop, erkennt man, dass auch sie würfelförmig gebaut sind. Auch bei anderen Salzen bestimmt die kleinste Einheit ihres Ionengitters die Kristallform.

Allgemein nennt man einen Stoff, der aus Ionen aufgebaut ist, eine **Ionenverbindung**. Die Ionenverbindungen bilden die Stoffgruppe der **Salze**.



2 Das Ionengitter von Natriumchlorid

**Salze und Energie**

Bei der Reaktion von Natrium mit Chlor wird Energie in Form von Licht und Wärme frei. Die Reaktion ist stark exotherm.

Am Anfang muss jedoch zunächst Energie aufgewendet werden, um aus dem Atomverband des festen Natriums einzelne Atome zu erhalten. Die Spaltung der zweiatomigen Chlor-Moleküle in einzelne Chlor-Atome benötigt ebenfalls Energie. Und auch für die Bildung der Ionen aus den Atomen ist Energiezufuhr notwendig (> B3).

Ordnen sich die einzelnen Ionen dann im Ionengitter an, wird aber viel mehr Energie frei, als zunächst eingesetzt werden musste (> B3). Somit verläuft die Reaktion insgesamt stark exotherm.

(► Energie, S.360/361)

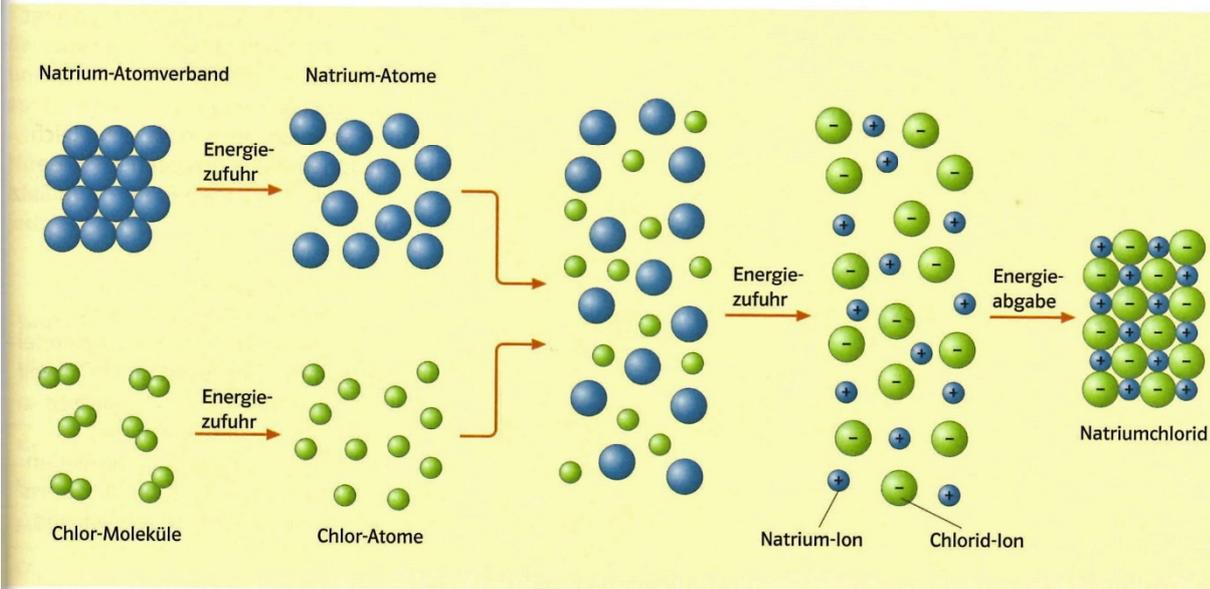
**Salze sind Ionenverbindungen.**

**In einer Ionenverbindung ziehen sich entgegengesetzt geladene Ionen gegenseitig an. Diese Anziehungskräfte nennt man Ionenbindung.**

**Die regelmäßige Anordnung von Ionen in einem Salz nennt man Ionengitter. Bei der Bildung eines Ionengitters aus einzelnen Ionen wird Energie frei.**

**AUFGABEN**

- 1 ○ Beschreibe mithilfe von Bild 1 die Bildung von Natriumchlorid.
- 2 ○ a) Benenne die Teilchen, aus denen ein Salz aufgebaut ist.  
 ● b) Erläutere, wie diese zusammenhalten.
- 3 ● Begründe, warum Natriumchlorid trotz der geladenen Ionen nach außen hin elektrisch neutral ist.
- 4 ● Zur Bildung von Natriumchlorid aus Natrium und Chlor muss zunächst Energie zugeführt werden. Dennoch ist die Reaktion exotherm. Erkläre.
- 5 ● Begründe, warum Metall-Atome positiv geladene und Nichtmetall-Atome negativ geladene Ionen bilden.
- 6 ● Recherchiere, welche weiteren Kristallformen es gibt und bei welchen Salzen sie vorkommen.

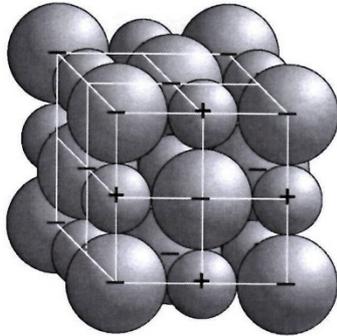


3 Bildung von Natriumchlorid aus den Elementen

## 2. Bearbeite das folgende Arbeitsblatt „Ionenverbindungen 1“ (solltest du es nicht ausdrucken können, beantworte die Fragen in deine Mappe, übernehme den kompletten Lückentext):

Unser Kochsalz, das chemisch Natriumchlorid ist, besteht aus vielen kleinen Salzkristallen. Das Bild zeigt, wie man sich den chemischen Aufbau von Natriumchlorid vorstellt.

**A1** Beschreibe den chemischen Aufbau des Natriumchlorid-Kristalls.




---



---



---



---



---

**A2** Wie entstehen Salze? Vervollständige den Lückentext.

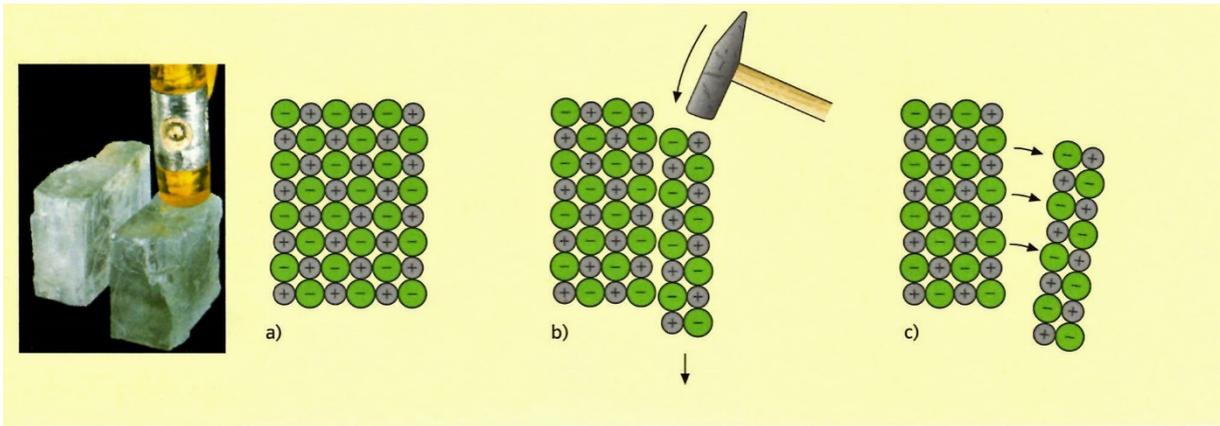
Alle Salze sind \_\_\_\_\_. Sie entstehen immer, wenn ein \_\_\_\_\_ mit einem \_\_\_\_\_ reagiert. Das Metall \_\_\_\_\_ dabei die vorhandenen Außenelektronen \_\_\_\_\_, das Nichtmetall \_\_\_\_\_ diese Elektronen \_\_\_\_\_. Dadurch entstehen \_\_\_\_\_ geladene Metall-Ionen und \_\_\_\_\_ geladene Nichtmetall-Ionen. Negativ geladene Ionen heißen auch \_\_\_\_\_, positiv geladene Ionen nennt man \_\_\_\_\_.

Kationen und Anionen werden durch Anziehungskräfte zusammengehalten und schließen sich in einer räumlichen, regelmäßigen Anordnung zusammen. Diese Anordnung im so genannten \_\_\_\_\_ ist verantwortlich für die \_\_\_\_\_ des Salzes.

**A3** Notiere die typischen Eigenschaften aller Salze in der Tabelle.

<b>Aussehen</b>	
<b>Härte</b>	
<b>Schmelztemperatur</b>	
<b>Elektrische Leitfähigkeit</b>	
<b>Löslichkeit</b>	





1 Zerstörung eines Natriumchlorid-Kristalls mit einem Hammer

## Die Eigenschaften der Salze

Salze bilden eine eigene Stoffgruppe, da alle Salze aus Ionen aufgebaut sind. Am Aufbau eines Ionengitters sind positiv geladene Metall-Ionen (Kationen) und negativ geladene Nichtmetall-Ionen (Anionen) beteiligt. Dadurch weisen alle Salze ähnliche Stoffeigenschaften auf.

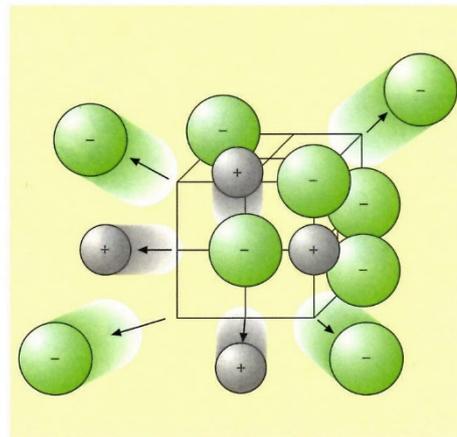
### Hohe Schmelz- und Siedetemperaturen

Die Kationen und Anionen im Ionengitter eines Salzes ziehen sich an. Der Zusammenhalt zwischen diesen Ionen ist sehr groß. Soll das Salz schmelzen oder sogar siedet, muss man die starken

Anziehungskräfte überwinden. Nur dann werden die Ionen beweglich ( $\triangleright$  B 2). Dafür wird jedoch sehr viel Energie benötigt. Daher sind die Schmelztemperaturen und Siedetemperaturen von Salzen meist sehr hoch ( $\triangleright$  B 5). Das bekannteste Salz Natriumchlorid schmilzt zum Beispiel bei  $801^\circ\text{C}$  und siedet bei  $1465^\circ\text{C}$ .

### Hart und spröde

Salzkristalle sind hart und spröde. Schlägt man mit einem Hammer auf einen Salzkristall, so zerbricht der Kristall ( $\triangleright$  V 1). Durch den Schlag werden die Ionenschichten so verschoben, dass sich gleich geladene Ionen gegenüberstehen. Diese stoßen sich ab. So werden Stücke vom Salz abgespalten ( $\triangleright$  B 1).

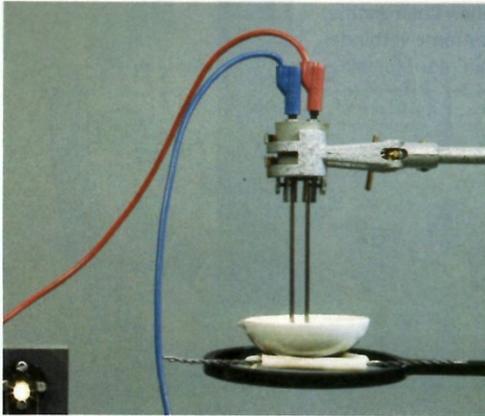


2 Höhere Temperaturen bringen Ionen in Bewegung.

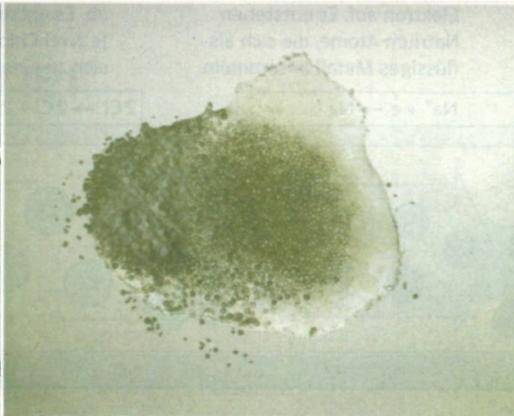
### Elektrische Leitfähigkeit

Prüft man die elektrische Leitfähigkeit eines festen Salzes, so stellt man keinerlei Leitfähigkeit fest. Dies ist erstaunlich, weil ja in einem Salz viele geladene Teilchen vorhanden sind, die den Strom leiten könnten. Die Ionen sind jedoch so fest an ihre Plätze im Ionengitter gebunden, dass keine Bewegung der geladenen Teilchen stattfinden kann.

Erwärmt man aber ein Salz bis zu seiner Schmelztemperatur, so verliert es seine



3 Eine Salzschnmelze leitet den elektrischen Strom.



4 Natriumchlorid löst sich sehr gut in Wasser.

Kristallstruktur. Durch die zugeführte Wärmeenergie verlassen die Ionen ihre festen Plätze und werden beweglich (▷ B 2). Salzschnmelzen leiten deshalb den elektrischen Strom (▷ B 3).

**Löslichkeit in Wasser**

Viele Salze sind in Wasser gut löslich (▷ B 4). Beim Lösungsvorgang verlieren die Salze ihre Kristallstruktur. Die Ionen sind dann beweglich, sodass eine Salzlösung den elektrischen Strom leiten kann.

**Salze haben hohe Schmelztemperaturen und Siedetemperaturen. Sie sind hart und spröde und meist gut in Wasser löslich.**

**Nur Salzlösungen und Salzschnmelzen leiten den elektrischen Strom, festes Salz jedoch nicht.**

Salz	Schmelztemperatur
Lithiumchlorid	610°C
Natriumchlorid	801°C
Kaliumchlorid	772°C
Berylliumoxid	2507°C
Magnesiumoxid	2832°C
Calciumoxid	2587°C

5 Schmelztemperaturen einiger Salze

**AUFGABEN**

- Fasse die Eigenschaften von Salzen zusammen.
- Erläutere den Vorgang in Bild 1.
- Gib an, weshalb Salzschnmelzen den elektrischen Strom leiten, festes Salz jedoch nicht.
- ⊖ Plane einen Versuch, um die Löslichkeit von Natriumchlorid in 100 g Wasser zu bestimmen. Führe dann den Versuch durch.
- ⊖ Recherchiere die Löslichkeit verschiedener Salze in Wasser und präsentiere deine Ergebnisse in geeigneter Form.
- Begründe, weshalb die Schmelztemperatur von Magnesiumoxid erheblich höher ist als die von Natriumchlorid (▷ B 5).

**VERSUCHE**

- 1 Wickle einen Natriumchlorid-Kristall in ein Papiertuch ein. Schlage mit einem Hammer vorsichtig auf den Kristall. Wiederhole den Versuch mit einem Stück Metall. Beschreibe, was du jeweils beobachten kannst.
- 2 Gib in einen möglichst gut isolierten Behälter 500 ml Wasser. Du kannst den Behälter zum Isolieren auch in Styropor oder Zeitungspapier einbetten. Miss nach drei Minuten die Temperatur des Wassers. Gib nun etwa die gleiche Menge an zerstobenem Eis dazu. Miss die Temperatur erneut. Als letzten Schritt gibst du fünf Esslöffel Salz in den Behälter und rührst gut um. Miss nach drei Minuten erneut die Temperatur. Vergleiche die gemessenen Temperaturen.

## 4. Bearbeite das folgende Arbeitsblatt „Ionenladung und Periodensystem (solltest du es nicht ausdrucken können, übernehme die Aufgaben in deine Mappe):

### Ionenladung und Periodensystem (1)

Bei vielen Hauptgruppen-Elementen kann man anhand ihrer Stellung im Periodensystem die Ladung ihrer Ionen ermitteln. Metalle bilden immer positiv geladene Ionen (Kationen), indem sie ihre Außenelektronen abgeben. Dabei gibt die Nummer der Hauptgruppe gleichzeitig die Ladungszahl der Ionen an. Die Nichtmetalle (außer Wasserstoff und Edelgase) bilden negativ geladene Ionen (Anionen), indem sie Elektronen in ihre äußere Schale aufnehmen. Die Ladungszahl dieser Ionen berechnest du, indem du ihre Hauptgruppennummer von 8 abziehst.

**A1** Begründe, warum die Elemente der VIII. Hauptgruppe keine Ionen bilden.

---



---



---

**A2** Gib für die folgenden Elemente jeweils die Anzahl ihrer Außenelektronen an. Notiere auch, welche Ionen diese Elemente bilden.

Element	Anzahl der Außenelektronen	Ion
Na		
K		
Mg		
Ca		
Al		
Ga		
N		
O		
S		
F		
Cl		

**A3** Gib an, welche Ionen in den nachfolgend genannten Salzen enthalten sind und in welchem Verhältnis sie vorkommen. Ergänze dann die Verhältnisformel.

Name des Salzes	darin enthaltene Ionen	Verhältnisformel
Kaliumbromid		
Magnesiumchlorid		
Calciumfluorid		
Aluminiumoxid		

Viel Erfolg. Solltest du Fragen haben, kannst du mir eine E-Mail  
([christiane.schulte@hanseschule-attendorn.de](mailto:christiane.schulte@hanseschule-attendorn.de)) schicken.

Viele Grüße Christiane Schulte