**AB 2: Salze – eine ausgewogene Sache *oder* Ionen im richtigen Verhältnis**

Feste Salze sind elektrisch ungeladen. Das liegt daran, dass im Salzkristall genauso viele positive Ladungen wie negative Ladungen enthalten sind.

Bei Salzen wird das Teilchenzahlverhältnis zwischen den im Salz enthaltenen Ionen durch eine **Verhältnisformel** angegeben. Hier ein einfaches Beispiel:

Das Salz Natriumchlorid besteht aus Natriumionen und Chloridionen.

Natriumionen sind einfach positiv geladen: **Na+**

Chloridionen sind einfach negativ geladen: **Cl–**

Da ein Natriumchlorid-Kristall elektrisch neutral ist, also genauso viele positive wie negative Ladungen enthält, müssen sich die Ladungen der positiv geladenen Natriumionen und der negativ geladenen Chloridionen insgesamt ausgleichen. Das ist genau dann der Fall, wenn auf ein positiv geladenes Natriumion genau ein negativ geladenes Chloridion kommt:   
(+1) + (-1) = 0

Das Verhältnis zwischen Natriumionen und Chloridionen beträgt in Natriumchlorid also 1:1.

**Die Elektroneutralität gilt für alle Salze**, so zum Beispiel auch für das Salz Calciumchlorid. Damit die zweifach positive Ladung des Calciumions (Ca2+) ausgeglichen werden kann, werden für jedes Calciumion zwei einfach negativ geladene Chloridionen Cl– benötigt:

(+2) + 2 ∙ (-1) = 0

Ein Calciumchlorid-Kristall enthält also doppelt so viele Chloridionen wie Calciumionen. Die Calciumionen und Chloridionen kommen im Verhältnis 1:2 vor.

|  |
| --- |
| **Merke:**  **Alle Salze sind elektrisch ungeladen, da sie genauso viele positive und negative Ladungen enthalten (*Elektroneutralität*).**  **Enthält ein Salz unterschiedlich geladene Anionen und Kationen, so kommen die beiden Ionensorten nicht im gleichen Verhältnis vor.** |

Um die Verhältnisformel zu bestimmen, wird zunächst das ***kleinste gemeinsame Vielfache* (*kgV*)** der Ladungen von Kation und Anion bestimmt. Dazu berechnet man das **Produkt aus den Ladungen von Kation und Anion**.

Um die Anzahl der Kationen bzw. der Anionen im Salz herauszufinden, dividiert man dann das kgV durch die Ladung des Kations bzw. des Anions.

**Beispiel 1: Natriumchlorid (siehe Abbildung 1)**

1. Identifizieren, aus welchen Ionen das Salz besteht:

Natriumion (Na+) und Chloridion (Cl**–**)

1. Ladung der Ionen bestimmen: Na+: +1 Cl**–**:–1

**1–**

**1+**

1. kgV berechnen: 1 x 1 = 1
2. Anzahl an Na+-Ionen bestimmen: = 1
3. Anzahl der Cl–-Ionen bestimmen: = 1

**Abbildung 1: Ladungswaage – Ladungen der Ionen im ausgeglichenen Verhältnis in Natriumchlorid.**

1. (Anzahl-)verhältnis der beiden Ionen angeben: 1:1
2. Gib die Verhältnisformel an: Na1Cl1

**Beispiel 2: Aluminiumoxid (siehe Abbildung 2)**

1. Identifiziere, aus welchen Ionen das Salz besteht: Al3+ und O2­–
2. Leite die Ladung der Ionen ab: Al3+: 3+ O2-­ :2–
3. Bilde das kleinste gemeinsame Vielfache (kgV): 3x2 = 6
4. Bestimme die Anzahl an Al3+-Ionen: = 2
5. Bestimme die Anzahl an O2­–-Ionen: = 3
6. Bestimme das Anzahlverhältnis der beiden Ionen: 2:3
7. Verhältnisformel angeben: Al2O3

In Tabelle 1 sind Beispiele für Verhältnisformeln von Salzen angegeben. In der ersten Zeile der Tabelle 1 ist z. B. die Verhältnisformel von Natriumchlorid angeben.

**Abbildung 2: Ladungswaage – Ladungen der Ionen im ausgeglichenen Verhältnis in Aluminiumoxid.**

Auffällig ist, dass in der Formel unter Natrium und Chlor keine „1“ als Index steht. Um Schreibarbeit zu sparen, wurde nämlich vereinbart, dass eine „1“ in Formeln immer weggelassen wird. Statt Na1Cl1 schreib man also kurz NaCl.

Tabelle 1: Anzahlverhältnis und Verhältnisformeln einiger Salze

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Ionen** | **Anzahlverhältnis** | **Verhältnisformel** | **Name** |
| Na+ und Cl– | 1:1 | NaCl | Natriumchlorid |
| Al3+ und O2– | 2:3 | Al2O3 | Aluminiumoxid |
| Ca2+ und Cl– | 1:2 | CaCl2 | Calciumchlorid |
| Al3+ und Cl– | 1:3 | AlCl3 | Aluminiumchlorid |
| Na+ und SO42– | 2:1 | Na2SO4 | Natriumsulfat |
| Al3+ und SO42– | 2:3 | Al2(SO4)3 | Aluminiumsulfat |

In der letzten Zeile der Tabelle 1 steht das Salz Aluminiumsulfat. Das Anion SO42- wird hier aus den Atomen der Elemente Schwefel und Sauerstoff gebildet. Man spricht dann von einem *mehratomigen Ion (bzw. Molekülion)*. Beim Aufstellen von Verhältnisformeln mit solchen mehratomigen Ionen muss man aufpassen: Die mehratomigen Ionen werden dann in Klammern geschrieben, hinter der Klammer wird die berechnete Anzahl der Ionen angegeben, z. B. Al2(SO4)3.

**Aufgabe:** Ermittle die Verhältnisformeln der Ionenverbindungen in Tabelle 2.

Tabelle 2: Verhältnisformeln und Namen von Salzen

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Kation** | **Anion** | **Anzahlverhältnis** | **Verhältnisformel** | **Namen** |
| Na+ | F– |  |  |  |
| Fe3+ | Br – |  |  |  |
| Cu+ | O2– |  |  |  |
| Ca2+ | S2– |  |  |  |
| Mg2+ | N3– |  |  |  |
| Zn2+ | SO42– |  |  |  |
| Ag+ | NO3– |  |  |  |