

- Definition von Molekülen und Ionen (Kationen & Anionen)
- Schalenmodelle von Ionen
- Salze und Moleküle unterscheiden
- Ionen der Elemente bestimmen und begründen

Chemie – Grundlagen: Salze, Moleküle und Ionen

1. Definition von Salzen, Molekülen und Ionen (Kationen & Anionen)

In der Chemie bestehen viele Stoffe aus Teilchen. Die wichtigsten Teilchenarten sind Moleküle und Ionen.

Moleküle

Ein Molekül besteht aus zwei oder mehr Atomen, die durch eine Elektronenpaarbindung (kovalente Bindung) miteinander verbunden sind. Die Atome teilen sich dabei Elektronen, um eine volle Außenschale zu erreichen.

Beispiele für Moleküle:

- Wasser: H_2O
- Kohlenstoffdioxid: CO_2
- Sauerstoff: O_2

Moleküle sind **abgeschlossene Teilchen**, die man sich als kleine Einheiten vorstellen kann.

Ionen

Ionen sind elektrisch geladene Teilchen. Sie entstehen, wenn Atome Elektronen **abgeben** oder **aufnehmen**, um eine stabile Edelgaskonfiguration zu erreichen.

- **Kationen** sind positiv geladen (weil sie Elektronen abgeben).
Beispiel:
Natrium: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$ (1 Elektron abgegeben)
- **Anionen** sind negativ geladen (weil sie Elektronen aufnehmen).
Beispiel:
Chlor: $\text{Cl} + 1e^- \rightarrow \text{Cl}^-$ (1 Elektron aufgenommen)

Die elektrische Ladung entsteht, weil ein Elektron negativ geladen ist und seine Abgabe oder Aufnahme das Gleichgewicht zwischen Protonen und Elektronen verändert.

Salze

Salze bestehen aus **Kationen und Anionen**, die sich aufgrund ihrer entgegengesetzten Ladungen anziehen. Sie bilden kein einzelnes Molekül, sondern ein **Ionengitter**, in dem sich die Ionen regelmäßig wiederholen.

Beispiele für Salze:

- Natriumchlorid: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$
- Magnesiumchlorid: $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{MgCl}_2$
- Calciumoxid: $\text{Ca}^{2+} + \text{O}^{2-} \rightarrow \text{CaO}$

Salze haben typische Eigenschaften:

- hohe Schmelz- und Siedepunkte
 - spröde
 - leiten Strom, wenn sie geschmolzen oder gelöst sind
-

2. Schalenmodelle von Ionen

Das Schalenmodell beschreibt die Verteilung der Elektronen eines Atoms auf bestimmten Elektronenschalen.

Jede Schale kann nur eine begrenzte Anzahl Elektronen aufnehmen:

- K-Schale: max. 2
- L-Schale: max. 8
- M-Schale: max. 18

Für die Chemie der 9. Klasse reicht meist die 2–8–8-Regel.

Beispiel: Natrium (Na) → Na⁺

Natrium hat 11 Elektronen:

2 | 8 | 1

Es gibt **ein Elektron** ab:

→ 2 | 8

Das Ion Na⁺ hat nun 10 Elektronen und eine volle Außenschale.

Beispiel: Chlor (Cl) → Cl⁻

Chlor hat 17 Elektronen:

2 | 8 | 7

Es nimmt **ein Elektron** auf:

→ 2 | 8 | 8

Das Ion Cl⁻ hat nun 18 Elektronen und eine volle Außenschale.

Wichtig:

- Metallatome geben Elektronen ab → Kationen
- Nichtmetalle nehmen Elektronen auf → Anionen

Das Schalenmodell zeigt sehr gut, warum bestimmte Elemente so reagieren, wie sie reagieren.

3. Salze und Moleküle unterscheiden

Moleküle

- bestehen aus Atomen
- Elektronen **werden geteilt**
- treten als einzelne Teilchen auf
- typische Nichtmetall–Nichtmetall-Verbindung

Beispiel: CO₂, H₂O, NH₃

Salze

- bestehen aus Ionen
- Elektronen **werden übertragen** (Metall → Nichtmetall)
- bilden ein Ionengitter, **kein Molekül**
- typische Metall–Nichtmetall-Verbindung

Beispiel: NaCl, MgO, CaCl₂

Merksatz:

Moleküle teilen Elektronen – Salze tauschen Elektronen.

4. Ionen der Hauptgruppen 1–7: Elemente bestimmen und begründen

Jede Hauptgruppe des Periodensystems hat eine typische Ladung, die durch die Anzahl der Außenelektronen bestimmt ist.

Hauptgruppe 1 (Alkalimetalle)

Außenelektronen: 1

Geben 1 Elektron ab → Kationen mit Ladung **+1**

Ionen:

- Lithium: Li⁺
- Natrium: Na⁺
- Kalium: K⁺

Begründung:

Ein Elektron abzugeben ist leichter, als sieben aufzunehmen.

Hauptgruppe 2 (Erdalkalimetalle)

Außenelektronen: 2

Geben 2 Elektronen ab → Kationen mit **+2**

Ionen:

- Magnesium: Mg²⁺
- Calcium: Ca²⁺

- Barium: Ba^{2+}
-

Hauptgruppe 3

Außenelektronen: 3

Geben 3 Elektronen ab $\rightarrow +3$

Ion:

- Aluminium: Al^{3+}
-

Hauptgruppe 4

Metalle oder Nichtmetalle \rightarrow Verhalten unterschiedlich

Im Schulniveau betrachtet: selten einfache Ionen

Kohlenstoff und Silizium bilden eher Bindungen als Ionen.

Hauptgruppe 5

Außenelektronen: 5

Nehmen 3 Elektronen auf $\rightarrow -3$

Ionen:

- N^{3-}
 - P^{3-}
-

Hauptgruppe 6

Außenelektronen: 6

Nehmen 2 Elektronen auf $\rightarrow -2$

Beispiele:

- O^{2-}
 - S^{2-}
-

Hauptgruppe 7 (Halogene)

Außenelektronen: 7

Nehmen 1 Elektron auf $\rightarrow -1$

Ionen:

- Fluorid: F^-
 - Chlorid: Cl^-
 - Bromid: Br^-
-

5. Beispiele für Bildung von Salzen

Beispiel 1: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$

Metall + Nichtmetall \rightarrow Salz

Beispiel 2: $\text{Mg}^{2+} + \text{O}^{2-} \rightarrow \text{MgO}$

Beide Ionen gleichen ihre Ladungen aus \rightarrow Verhältnis 1:1

Beispiel 3: $\text{Al}^{3+} + 3 \text{Cl}^- \rightarrow \text{AlCl}_3$

Aluminium braucht drei Chlorid-Ionen zur Ladungsausgleich.

Beispiel 4: $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{F}^- \rightarrow \text{CaF}_2$

Calciumion + zwei Fluoridionen \rightarrow neutrales Salz

6. Zusammenfassung (leicht zu merken)

- Moleküle teilen Elektronen.
- Salze übertragen Elektronen.
- Kationen sind positiv (Elektronen abgegeben).
- Anionen sind negativ (Elektronen aufgenommen).
- Das Schalenmodell zeigt die Außenelektronen.
- Hauptgruppen verraten die typische Ionenladung.

50 FRAGEN

1. Was bedeutet der Begriff Ionisationsreaktion in der Chemie?
2. Was passiert allgemein, wenn ein Metall ein Elektron abgibt?
3. Welche Ladung erhält ein Atom, wenn es ein Elektron abgibt?
4. Wie viele Valenzelektronen besitzt Natrium als Atom?
5. Wie viele Valenzelektronen besitzt Natrium als Ion Na^+ ?
6. Formuliere die Ionisationsreaktion von Natrium als Reaktionsgleichung.
7. Wie viele Elektronen besitzt Natrium vor und nach der Ionisation?
8. Warum gibt Natrium genau ein Elektron ab und nicht zwei?
9. In welcher Schale befindet sich das abgegebene Elektron des Natriums?
10. Warum erreicht Natrium durch Ionisation die Edelgaskonfiguration?
11. Wie viele Valenzelektronen besitzt Chlor als Atom?
12. Wie viele Valenzelektronen besitzt ein Chlorid-Ion Cl^- ?
13. Formuliere die Elektronenaufnahme von Chlor als Reaktionsgleichung.
14. Wie viele Elektronen besitzt Chlor vor und nach der Elektronenaufnahme?
15. Warum kann Chlor nur ein Elektron aufnehmen?
16. Was bedeutet es, dass Chlor eine hohe Elektronenaffinität hat?
17. Wie verändert sich die Ladung von Chlor, wenn es ein Elektron aufnimmt?
18. Warum bildet Chlor ein Anion und kein Kation?
19. Wie viele Elektronen befinden sich nach der Reaktion in der Außenschale von Cl^- ?
20. Welche Elektronenkonfiguration besitzt Cl^- ?
21. Was passiert, wenn Na^+ und Cl^- zusammen reagieren?
22. Formuliere die vollständige Bildungsreaktion von Natriumchlorid aus Na und Cl.
23. Warum spricht man bei NaCl nicht von einem Molekül?
24. Wie viele Na^+ -Ionen und Cl^- -Ionen benötigt man für ein elektrisch neutrales Salz?
25. Welche Schalenverteilung hat Na als Atom und Na^+ als Ion?
26. Welche Schalenverteilung hat Cl als Atom und Cl^- als Ion?
27. Warum sind Ionengitter stabil?
28. Warum leiten Salze im festen Zustand keinen Strom?
29. Warum leiten Salze in Lösung Strom?
30. Welche Ionen bilden Elemente der 1. Hauptgruppe und warum?
31. Welche Ionen bilden Elemente der 2. Hauptgruppe und warum?
32. Warum bildet Aluminium das Ion Al^{3+} ?
33. Wie viele Valenzelektronen hat Magnesium und wie viele als Mg^{2+} ?
34. Formuliere die Ionisationsreaktion von Magnesium.
35. Wie lautet die Ionisationsreaktion von Calcium?
36. Wie lautet die Elektronenaufnahme von Sauerstoff zu O^{2-} ?
37. Wie viele Elektronen nimmt Sauerstoff auf und warum genau diese Anzahl?
38. Formuliere die Salzbildungsreaktion von Magnesium und Sauerstoff.
39. Warum entsteht aus Mg^{2+} und O^{2-} das Salz MgO und nicht Mg_2O_3 oder anderes?
40. Wie verändert sich die Elektronenzahl von Schwefel beim Übergang zu S^{2-} ?
41. Warum bilden Halogene bevorzugt Anionen?
42. Welche Rolle spielen Valenzelektronen bei der Ionenbildung?
43. Warum bilden Elemente der 7. Hauptgruppe Ionen mit der Ladung -1 ?
44. Warum bilden Elemente der 6. Hauptgruppe Ionen mit der Ladung -2 ?
45. Wie kann man anhand der Hauptgruppe die Ladung eines Ions bestimmen?
46. Welche Elektronenanzahl hat ein Oxid-Ion O^{2-} im Vergleich zum Sauerstoffatom?
47. Warum sind Ionisationsenergien für Metalle niedriger als für Nichtmetalle?
48. Warum sind Nichtmetalle gute Elektronenakzeptoren?
49. Wie viele Elektronen geben Elemente der 3. Hauptgruppe ab und warum?
50. Wie kann man anhand der Elektronenbilanz erkennen, ob eine Ionengleichung korrekt ist?

ERGEBNISSE / ANTWORTEN

1. Eine Ionisationsreaktion ist die Abgabe eines oder mehrerer Elektronen durch ein Atom, wodurch ein Ion entsteht.
2. Bei der Elektronenabgabe entsteht aus einem neutralen Metallatom ein positiv geladenes Ion.
3. Das Atom erhält eine positive Ladung und wird zu einem Kation.
4. Natrium besitzt 1 Valenzelektron.
5. Im Ion Na^+ besitzt Natrium 0 Valenzelektronen, da die äußere Schale abgegeben wurde.
6. Ionisationsreaktion: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$
7. Vorher: 11 Elektronen, nachher: 10 Elektronen.
8. Weil Natrium durch die Abgabe eines Elektrons eine volle Außenschale (Edelgaskonfiguration) erreicht.
9. Das abgegebene Elektron befindet sich in der dritten Schale (M-Schale).
10. Weil nach der Abgabe 2 | 8 übrig bleiben, was der Elektronenkonfiguration von Neon entspricht.
11. Chlor besitzt 7 Valenzelektronen.
12. Das Ion Cl^- besitzt 8 Valenzelektronen.
13. Elektronenaufnahme: $\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$
14. Vorher: 17 Elektronen, nachher: 18 Elektronen.
15. Weil Chlor durch die Aufnahme eines Elektrons seine Außenschale vollständig füllt.
16. Chlor zieht Elektronen sehr stark an und nimmt sie daher leicht auf.
17. Chlor wird durch Elektronenaufnahme negativ und trägt die Ladung -1.
18. Weil Chlor viele Valenzelektronen hat und es energetisch günstiger ist, eines aufzunehmen statt sieben abzugeben.
19. In Cl^- befinden sich 8 Elektronen in der Außenschale.
20. Cl^- besitzt die Elektronenkonfiguration von Argon (2 | 8 | 8).
21. Sie ziehen sich elektrostatisch an und bilden ein Ionengitter.
22. Gesamtreaktion: $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$
23. Weil NaCl nicht aus einzelnen Teilchen besteht, sondern aus einem Ionengitter.
24. Das Verhältnis ist 1 Na^+ zu 1 Cl^- .
25. Na: 2 | 8 | 1, Na^+ : 2 | 8
26. Cl: 2 | 8 | 7, Cl^- : 2 | 8 | 8
27. Weil sich entgegengesetzt geladene Ionen stark anziehen.
28. Weil die Ionen im festen Zustand nicht frei beweglich sind.
29. Weil sich die Ionen im Wasser lösen und frei bewegen können.
30. Sie bilden Ionen mit der Ladung +1, weil sie 1 Valenzelektron besitzen.
31. Sie bilden Ionen mit der Ladung +2, weil sie 2 Valenzelektronen besitzen.
32. Aluminium hat 3 Valenzelektronen und gibt alle drei ab, daher entsteht Al^{3+} .
33. Magnesium hat 2 Valenzelektronen und als Mg^{2+} keine Valenzelektronen mehr.
34. Magnesium-Ionisation: $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$
35. Calcium-Ionisation: $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^-$
36. Elektronenaufnahme von Sauerstoff: $\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{O}^{2-}$
37. Sauerstoff nimmt 2 Elektronen auf, um 8 Außenelektronen zu erreichen.
38. Reaktion: $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$
39. Weil Mg^{2+} und O^{2-} genau entgegengesetzte Ladungen haben und sich im Verhältnis 1:1 ausgleichen.
40. Sauerstoff hat 6 Valenzelektronen, S^{2-} besitzt 8 Valenzelektronen.
41. Weil Halogene 7 Außenelektronen besitzen und durch Aufnahme eines Elektrons eine volle Schale erhalten.
42. Die Anzahl der Valenzelektronen bestimmt, ob ein Atom Elektronen abgibt oder aufnimmt.
43. Elemente der 7. Hauptgruppe bilden Ionen mit -1, weil ihnen 1 Elektron zur vollen Schale fehlt.
44. Elemente der 6. Hauptgruppe bilden Ionen mit -2, weil ihnen 2 Elektronen zur vollen Schale fehlen.
45. Die Ladung entspricht (Hauptgruppennummer - 8) bei Nichtmetallen oder der Hauptgruppenzahl bei Metallen.
46. O^{2-} hat 10 Elektronen, Sauerstoff als Atom hat 8.
47. Weil Metallatome ihre Elektronen schwächer festhalten und leicht abgeben.

48. Weil ihre Außenschale fast voll ist und sie Elektronen stark anziehen.
49. Sie geben 3 Elektronen ab, weil sie 3 Valenzelektronen besitzen.
50. Die Bilanz ist korrekt, wenn links und rechts die gleiche Gesamtzahl an Elektronen vorhanden ist und die Gesamtladung ausgeglichen ist.