

Grundwissen Chemie Jahrgangsstufe 8, naturwissenschaftlicher Zweig

Stoffgemische

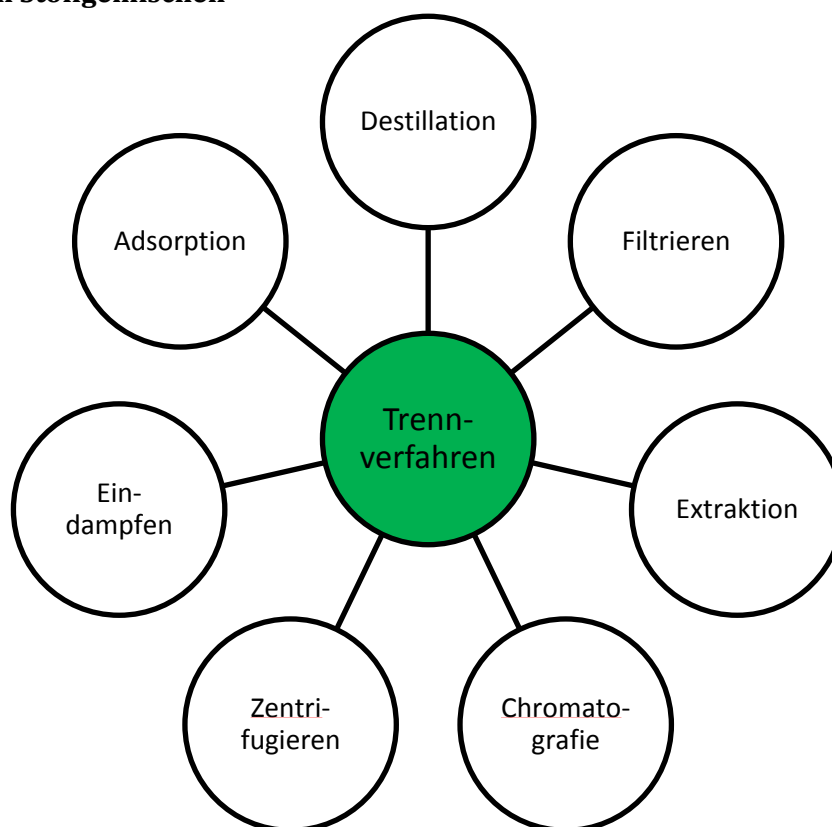
Homogene Stoffgemische (Reinstoffe im Gemisch nicht unterscheidbar):

	Feststoff	Flüssigkeit	Gas
in Feststoff	feste Lösung / Legierung	-	-
in Flüssigkeit	Lösung	Lösung	Lösung
in Gas	-	-	Gasgemisch

Heterogene Stoffgemische (Reinstoffe im Gemisch in unterschiedlichen Phasen):

	Feststoff	Flüssigkeit	Gas
in Feststoff	Gemenge	-	poröse Gesteine
in Flüssigkeit	Suspension	Emulsion	Schaum
in Gas	Rauch	Nebel	-

Trennung von Stoffgemischen



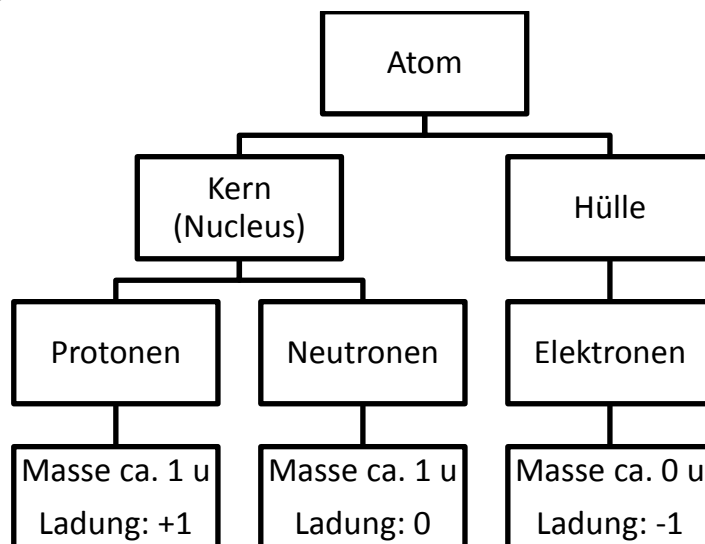
Definition: Reinstoff

Ein Reinstoff ist ein Stoff, der im Gegensatz zu Stoffgemischen nur aus einer Teilchensorte besteht. Deshalb kann er durch physikalische Trennverfahren nicht mehr weiter getrennt werden. Beispiele: Wasser, Natrium, Kupfer, Alkohol

Kenneigenschaften von Reinstoffen

- Siede- und Schmelztemperatur
- Dichte
- Löslichkeit
- elektrische Leitfähigkeit

Aufbau von Atomen



Ein Atom besteht aus einem positiv geladenen Atomkern und der Hülle mit negativ geladenen Elektronen. Die Anzahl von Protonen und Elektronen ist bei einem Atom immer gleich. Ein Fluoratom hat beispielsweise 9 Protonen und demnach auch 9 Elektronen.

Definitionen: chemische Verbindung, Element

Unter einem Element versteht man alle Atome mit gleicher Protonenzahl. Die Neutronenzahl kann unterschiedlich sein. In diesem Fall spricht man von **Isotopen** eines Elements.

Bsp.: $^{23}_{11}\text{Na}$ – ein Natrium-Atom. Die **Massenzahl** (obere Zahl) gibt die Anzahl von Protonen und Neutronen an, also hier 11 Protonen (= untere Zahl: **Kernladungszahl**) und 12 Neutronen (Massenzahl – Kernladungszahl = 23-11)

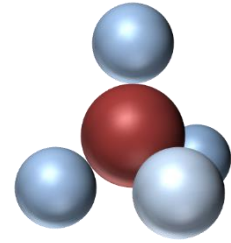
Eine chemische Verbindung ist ein Reinstoff, dessen Teilchen aus zwei oder mehr Atomsorten bestehen. Im Gegensatz zu einem Gemisch ist das Verhältnis für diese Atomsorten bei einem Reinstoff immer gleich.

Valenzelektronen und Ionen

Die Atomhülle lässt sich nach aktuellem Stand in unterschiedliche Energieniveaus (= „Schalen“) zerlegen. Da für chemische Reaktionen in fast allen Fällen nur die äußerste Schale (also das höchste Energieniveau) eine Rolle spielt, wird bei der Formelschreibweise nur diese beachtet. Die Elektronen in dieser Schale werden als sogenannte **Valenzelektronen** bezeichnet. Die Zahl dieser Valenzelektronen lässt sich ganz leicht aus dem Periodensystem ablesen. Sie entspricht der Hauptgruppe, d.h. Bor als Element der 3. Hauptgruppe hat in seiner Valenzschale genau 3 Elektronen.

Ein verbessertes Modell stellt das **Kugelwolkenmodell** dar. Die Schalen lassen sich noch einmal in Kugelwolken (Orbitale) zerlegen, wobei in einer Kugelwolke genau 2 Elektronen Platz haben. Die

Valenzschale besteht immer aus 4 solchen Kugelwolken, die gleichmäßig in Form eines Tetraeders um den Atomrumpf (Atomkern + alle Schalen bis auf die Valenzschale) herum angeordnet sind (s. rechts). Zur Schreibweise: Der Atomrumpf wird mit dem Elementsymbol abgekürzt, Kugelwolken mit einem Elektron als Punkt, Kugelwolken mit 2 Elektronen als Strich. Nachdem sich die Elektronen gegenseitig abstoßen, werden nach Möglichkeit immer erst leere Kugelwolken besetzt, erst dann werden 2 Elektronen pro Kugelwolke eingefüllt.



Bsp. Valenzelektronenkonfiguration der Atome der 2. Periode:



Das Stickstoffatom (N) hat fünf Valenzelektronen, also eine voll besetzte und drei einfach besetzte Kugelwolken. Beim Kohlenstoffatom (C) werden alle Kugelwolken einfach besetzt. **Eine Schreibweise mit zwei Strichen ist hier trotz der passenden Valenzelektronenzahl falsch!**

Bei vielen Reaktionen geben Atome Valenzelektronen ab oder nehmen sie auf. Stimmen die Elektronen- und die Protonenzahl nicht überein, spricht man von **Ionen**. Ionen, bei denen mehr Elektronen als Protonen vorhanden sind und die damit negative Ladungen tragen, werden als **Anionen** bezeichnet. Bsp.: F^- , S^{2-} , P^{3-} . Der umgekehrte Fall, bei dem das Ion positiv geladen ist, ist das **Kation**. Bsp.: Na^+ , Ca^{2+} , Ti^{4+}

Chemische Formeln



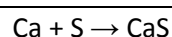
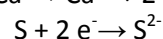
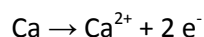
Elektronen.

Die links stehende Formeln beinhaltet folgende Aussagen: Das betreffende Teilchen besteht aus **drei** Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom. Außerdem ist es ein **einfach positiv geladenes Kation**, d.h. die Gesamtzahl der Protonen ist um eins größer als die der

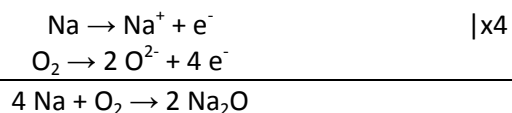
Achtung! Verändert man die Anzahl der Atome oder Ladungen, erhält man eine andere Teilchensorte mit meist komplett anderen Stoffeigenschaften. Bsp.: H_2O ist Wasser und vollkommen harmlos, H_2O_2 ist Wasserstoffperoxid, das unter anderem zum Bleichen von Haaren verwendet werden kann und ziemlich stark ätzend ist. Folglich: eine Änderung der Atomzahlen in einer Verbindung sorgt dafür, dass man einen komplett anderen Stoff erhält.

Bildung von Ionen

Bei der Bildung von Salzen geben Metallatome ein oder mehrere Elektronen ab und Nichtmetallatome nehmen diese auf. Bsp.:



Wichtig ist, dass immer gleich viele Elektronen aufgenommen und abgegeben werden. Sollte das nicht der Fall sein, muss ausgeglichen werden, indem die Teilgleichungen mit einem entsprechenden Faktor multipliziert werden: Bsp.: Natrium und Sauerstoff reagieren zu Natriumoxid (Na_2O)



Wichtig! Die Atome geben in fast allen Fällen so viele Elektronen ab oder nehmen sie auf, dass die entstehenden Ionen entweder **KEINE** oder **GENAU ACHT Valenzelektronen** besitzen. Dieser Sachverhalt wird als sogenannte **Oktettregel** bezeichnet.

Folgerung: Elemente der 1. Hauptgruppe geben genau ein Elektron ab, die der 2. HG zwei. Die Elemente der 7. HG nehmen ein Elektron auf und die Edelgase (8. HG) reagieren fast nie, weil sie bereits eine Valenzschale mit acht Elektronen haben.

Die Salzformeln müssen Ionen genau in dem Verhältnis enthalten, dass die Summe der Ladungen Null ergibt.

Benennung von Ionen

Prinzipiell gilt, dass einatomige Kationen immer wie das Element selbst heißen. Na^+ ist also ein Natrium-Ion. Bei den Anionen muss zum Teil auf die lateinischen Namen der Elemente zurückgegriffen und daran die Endsilbe *-id* angehängt werden. F^- heißt zwar – wie zu erwarten – Fluorid-Ion, aber O^{2-} wird als Oxid-Ion bezeichnet (von lat. Oxygenium = Sauerstoff) und S^{2-} ist ein Sulfid-Ion (lat. Sulfur = Schwefel).

Um den Sachverhalt noch zu verkomplizieren, gibt es noch Ionen, die aus mehreren Atomen bestehen, wie z.B. NH_4^+ (Ammonium-Ion). Bei diesen sogenannten **Molekülionen** bleibt uns nichts anderes übrig, als die Namen und die Formeln **auswendig zu lernen**. (s. Anlage)

Bei Elementen, die unterschiedliche Ionen bilden können (v.a. Nebengruppenmetalle), wird die Ladung folgendermaßen angegeben: ein Eisen(III)-Ion ist nichts anderes als Fe^{3+} , Fe^{2+} hingegen ist das Eisen(II)-Ion.

Benennung von Salzen

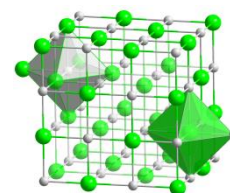
Ionen kommen in der Natur fast nie getrennt vor. Wo ein Kation ist, muss auch ein Anion sein. Verbindungen, die aus Anionen und Kationen aufgebaut sind, werden als **Salze** bezeichnet. Diese werden einfach über die zusammengesetzten Namen der Ionen benannt. Dazu muss man den Namen, die Formel (mit Ladung) der Ionen auswendig können:

- Na_2O : Natriumoxid
- KNO_3 : Kaliumnitrat
- FeSO_4 : Eisen(II)-sulfat
- $(\text{NH}_4)_2\text{S}$: Ammoniumsulfid

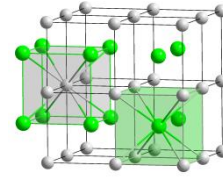
Wichtig! Die Formeln bei Salzen geben **nur das Verhältnis** der Ionen zueinander an und werden deswegen als **Verhältnisformeln** bezeichnet. Bitte nicht mit Molekülformeln verwechseln, bei denen die genauen Zahlen der Atome pro Molekül angegeben werden.

Eigenschaften von Salzen

- bestehen aus Anionen und Kationen
- Aufbau: regelmäßiges Ionengitter (s. rechts)



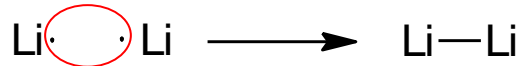
- Zusammenhalt im Gitter durch elektrostatische Anziehungskräfte (**Ionenbindung**)
- Kristalle
- extrem hohe Schmelz- und Siedetemperaturen
- Hart, spröde
- als Feststoff: elektrische Isolatoren
- als Schmelze, bzw. in Lösung: elektrische Leiter



Aufstellen von Lewis-Formeln

Im Gegensatz zu Salzen sind Moleküle nicht aus Ionen aufgebaut. Die einzelnen Atome werden durch die sog. **Elektronenpaarbindung (kovalente Bindung, Atombindung)** verbunden. Dabei überlappen immer einfach besetzte Kugelwolken und bilden eine neue Kugelwolke mit 2 Elektronen. Die beiden Elektronen in dieser gemeinsamen Kugelwolke werden als **bindendes Elektronenpaar** bezeichnet. Im Gegensatz dazu gibt es die freien Elektronenpaare, die eindeutig an einem Atom und nicht zwischen zwei Atomen zu finden sind.

Bsp.: Li₂-Molekül



Fast alle Moleküle bestehen aus Atomen, die so verknüpft sind, dass **keine ungepaarten Elektronen** (also einfach besetzte Kugelwolken) verbleiben. Neben der Möglichkeit ein bindendes Elektronenpaar zwischen zwei Atomen zu haben, gibt es auch die Möglichkeit, Doppel- und Dreifachbindungen auszubilden, wobei hier dann nicht eine, sondern zwei oder drei Kugelwolken jedes Atoms überlappen.

Wichtig! Die Oktettregel gilt für alle Moleküle strengstens! (Ausnahme: Wasserstoffatome oder es sind zu wenige Elektronen vorhanden, s. oben Li₂). Es gibt keine Moleküle, bei denen an einem Atom mehr als 8 Elektronen sind. Es stehen immer nur 4 Kugelwolken zur Verfügung, also ist für mehr Elektronen schlicht und einfach kein Platz!

Bei komplexeren Molekülen, wie z.B. dem Essigsäure-Molekül endet das Aufstellen der richtigen Formel meistens mit einem systematischen Probieren. Zur Vereinfachung kann man sich die Anzahl der bindenden Elektronenpaare ausrechnen:

$$b. EP = \frac{(N(H) \cdot 2 + N(X) \cdot 8) - N(VE)}{2}$$

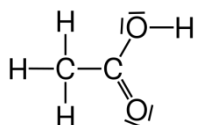
b. EP: bindende Elektronenpaare, N(H): Anzahl der Wasserstoffatome, N(X) Anzahl aller anderen Atome, N(VE): Anzahl aller Valenzelektronen

Bsp.: Essigsäuremolekül CH₃COOH

$$b. EP = \frac{(4 \cdot 2 + 4 \cdot 8) - (4 \cdot 1 + 2 \cdot 4 + 2 \cdot 6)}{2} = \frac{40 - 24}{2} = 8$$

Erklärung der 2. Klammer: Wir haben 4 H-Atome, die jeweils 1 Valenzelektron mitbringen, 2 C-Atome mit jeweils 4 VE und 2 O-Atome mit jeweils 6 VE.

Lewis-Formel:



Wir sehen, dass genau 8 bindende Elektronenpaare vorhanden sind. Die restlichen 8 Elektronen ergeben 4 freie Elektronenpaare, die an den O-Atomen zu finden sind.

Weitere Regeln zum Aufstellen von Lewis-Formeln

- Nach Möglichkeit sollten keine zwei gleichen Atome Bindungen miteinander haben. (Ausnahme: C-Atome und bei einigen speziellen Verbindungen)
- Ringe aus 4 oder weniger Atomen sind ungünstig.

Benennung von einfachen Molekülen (Anwendung z.T. auch bei Salzen)

Soweit kein historisch gewachsener Trivialname (z.B. Wasser, Lachgas, Ammoniak) für einen Stoff vorliegt, wird dieser wie folgt benannt. Bsp:

- Lachgas: systematischer Name Distickstoffmonoxid
 - Di: 2 Atome des folgenden Elements
 - mon(o): 1 Atom des folgenden Elements
 - oxid: (vgl. Salze) Sauerstoff
 - also ein Molekül aus 2 Stickstoffatomen und einem Sauerstoffatom
 - Formel: N_2O
- Kohlenstoffdioxid: CO_2
- Wasserstoffsulfid
 - Besteht aus einem Schwefelatom und Wasserstoffatomen
 - Über die Lewis-Formel kommt man auf: H_2S
- Mangandioxid: MnO_2
- Schwefelhexafluorid: SF_6
- Phosphortrichlorid: PCl_3
- Tetraphosphordecaoxid: P_4O_{10}

Dazu muss man griechisch zählen können: mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octa, nona, deca

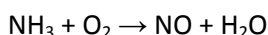
Aufstellen von Reaktionsgleichungen

Meistens kann man sich das Ausrechnen der Koeffizienten vor den einzelnen Stoffen sparen, weil Probieren schneller geht. Folgende Regeln gelten:

- Die Anzahl der Atome muss auf beiden Seiten gleich sein.
- Die Summe der Ladungen muss auf beiden Seiten gleich sein.

Bsp.: Ammoniak reagiert mit Sauerstoff zu Stickstoffmonoxid und Wasser

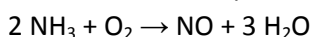
1. Ermitteln der Edukte und Produkte:



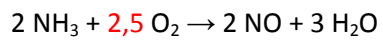
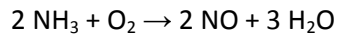
Die Formeln dürfen nicht verändert werden, denn damit hätten wir andere Stoffe.

2. Ausgleichen der Atomzahlen links und rechts durch Koeffizienten vor den einzelnen Teilchen.

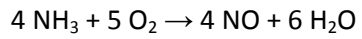
Empfehlenswert ist es, zuerst einmal nicht passende Atomzahlen auszugleichen und dann immer weiter anzupassen. Wir beginnen hier einmal mit den Wasserstoffatomen:



Als Nächstes: Stickstoffatome und dann Sauerstoffatome:



Es sind nur natürliche Zahlen erlaubt, also multiplizieren wir alle Koeffizienten mit 2 und erhalten die fertige Gleichung:



Komplizierter als diese Gleichung wird es so gut wie nie.