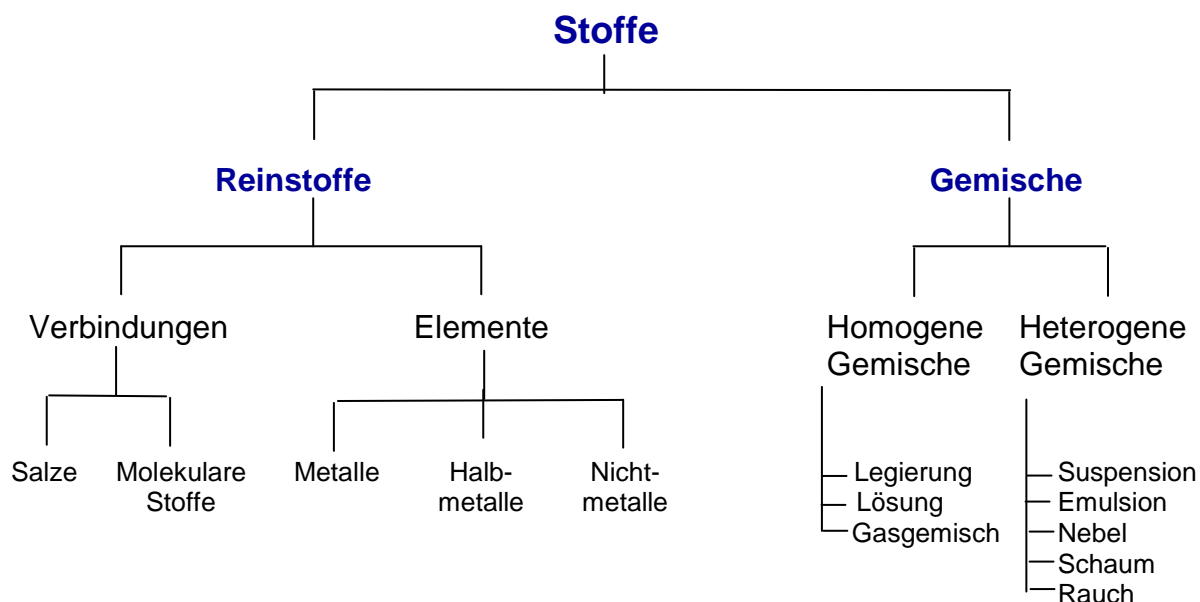


# Grundwissen 8. Jahrgangsstufe NTG

## 1. Stoffe und ihre Eigenschaften



<b>Gemisch</b>	Stoff aus mehreren Bestandteilen mit variablen Eigenschaften
<b>Homogenes Gemisch</b>	Gemisch aus einer Phase, die einzelnen Anteile des Gemisches sind nicht zu erkennen
<b>Heterogenes Gemisch</b>	Gemisch aus mehreren Phasen, die einzelnen Anteile des Gemisches sind zu erkennen
<b>Reinstoff</b>	Stoff mit spezifischen Eigenschaften (z. B. Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Farbe, Dichte, Löslichkeit), der durch physikalische Vorgänge nicht weiter zerlegt werden kann
<b>Verbindung:</b> Stoffebene	Reinstoff, der durch chemische Vorgänge weiter in Elemente zerlegt werden kann
Teilchenebene	Atome unterschiedlicher Art bilden <ul style="list-style-type: none"> <li>- Moleküle (bei molekularen Stoffen)</li> <li>- Ionen (bei Salzen)</li> </ul>
<b>Element:</b> Stoffebene	Reinstoff, der durch chemische Vorgänge nicht weiter zerlegt werden kann
Teilchenebene	Verband aus Teilchen einer Art (s. auch Kap. 5)

## 2. Chemische Reaktion

### a) Definition

Stoffebene	Eine chemische Reaktion ist ein Vorgang, der unter Stoffänderung und Energieänderung abläuft
Teilchenebene	Umgruppierung und Veränderung von Teilchen, Veränderung von chemischen Bindungen, keine Veränderung der Teilchenzahl.

### b) Grundtypen der chemischen Reaktion:

<b>Analyse</b>	Zerlegung einer chemischen Verbindung
<b>Synthese</b>	Aufbau einer chemischen Verbindung
<b>Umsetzung</b>	Koppelung von Analyse und Synthese

## 3. Gesetze der chemischen Reaktion

### a) Gesetz der Erhaltung der Masse

Bei allen chemischen Reaktionen bleibt die Gesamtmasse der Reaktionspartner konstant.

Summe der Massen der Edukte = Summe der Massen der Produkte

### b) Gesetz der konstanten Massenverhältnisse

In jeder chemischen Verbindung sind die Elemente in einem festen, naturgegebenen Massenverhältnis verbunden.

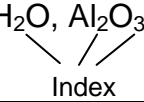
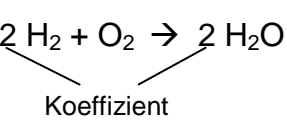
### c) Lehrsatz von Avogadro

Gleiche Volumina verschiedener Gase enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur die gleiche Anzahl von Teilchen.

## 4. Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen

<b>Reaktionsenergie</b>	Änderung der inneren Energie bei einer chemischen Reaktion $\Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$
<b>Exotherme Reaktion</b>	Chemische Reaktion, bei der Reaktionsenergie abgegeben wird: $\Delta E_i < 0$
<b>Endotherme Reaktion</b>	Chemische Reaktion, bei der Reaktionsenergie aufgenommen wird: $\Delta E_i > 0$
<b>Aktivierungsenergie</b>	Energie, die zum Auslösen einer chemischen Reaktion benötigt wird
<b>Katalysator</b>	Stoff, der eine chemische Reaktion beschleunigt, indem er die Aktivierungsenergie herabsetzt. Der Katalysator wird bei der Reaktion nicht verbraucht.

## 5. Chemische Symbol- und Formelsprache

<b>Elementsymbol</b>	Chemisches Zeichen für ein Element, das Elementsymbol entspricht 1 Atom des betreffenden Elements
<b>Chemische Formel</b>	gibt den Aufbau eines Elements bzw. einer Verbindung an, z. B.: $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{Al}_2\text{O}_3$ 
<b>- Molekülformel</b>	gibt die Zusammensetzung eines Moleküls an, z. B.: Ein $\text{H}_2\text{O}$ -Molekül besteht aus 2 H-Atomen und 1 O-Atom
<b>- Verhältnisformel von Salzen</b>	gibt das Zahlenverhältnis der im Salz gebundenen Ionen an, z. B.: Im Salz $\text{MgCl}_2$ sind $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen und $\text{Cl}^-$ -Ionen im Zahlenverhältnis 1:2 enthalten.
<b>Formelgleichung</b>	gibt Edukte und Produkte einer chemischen Reaktion mit Elementsymbolen und Formeln an, z. B.: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$  (2 $\text{H}_2$ -Moleküle und 1 $\text{O}_2$ -Molekül reagieren zu 2 $\text{H}_2\text{O}$ -Molekülen)
<b>Stöchiometrische Wertigkeit</b>	Die stöchiometrische Wertigkeit eines Atoms ist die Zahl der H-Atome, die dieses Atom binden oder ersetzen kann. Das H-Atom ist immer einwertig, das O-Atom ist meistens zweiwertig. Bei Ionen ist die Ionenladung gleich der Wertigkeit.

Die Elemente Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff, Fluor, Chlor, Brom, Iod bestehen aus zweiatomigen Molekülen:  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ .

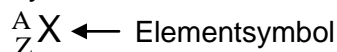
## 6. Atombau und Periodensystem

### 6.1 Bausteine eines Atoms:

	Atombaustein	Ladung	Masse
Atomkern	Protonen p <sup>+</sup>	+1	1u
	Neutronen n	0	1u
Atomhülle	Elektronen e <sup>-</sup>	-1	0,0005 u

Der Atomkern enthält fast die gesamte Masse eines Atoms, die Atomhülle nimmt fast das gesamte Volumen eines Atoms ein.

Symbolschreibweise:



A: Massenzahl = Nucleonenzahl: Zahl der p<sup>+</sup> + Zahl der n

Z: Ordnungszahl im PSE = Kernladungszahl = Protonenzahl:

Zahl der p<sup>+</sup> im Atomkern = Zahl der e<sup>-</sup> in der Atomhülle (bei neutralen Atomen)

Beispiel:  ${}^{23}_{11}\text{Na}$ : 11p<sup>+</sup>, 11 e<sup>-</sup>, 12 n

<b>Chemisches Element</b>	Stoff, dessen Atome in ihrer Kernladungszahl übereinstimmen
<b>Isotope</b>	Verschiedene Atomsorten ein- und desselben Elements, die sich in der Massenzahl und damit in der Neutronenzahl unterscheiden Beispiel: ${}^{12}_6\text{C}$ , ${}^{14}_6\text{C}$

### Die Atomhülle:

#### Chemische Reaktionen sind Reaktionen in der Atomhülle.

Nach dem **Energiestufenmodell** ist die Atomhülle in bestimmte Energiestufen gegliedert, nach dem **Schalenmodell** können die Energiestufen als Schalen veranschaulicht werden.

Die Anzahl der Schalen entspricht der Periodennummer.

Die maximale Anzahl an Elektronen/Hauptschale beträgt  $2n^2$ .

Ein Elektron ist umso energiereicher und kann umso leichter abgetrennt werden, je weiter es vom Kern entfernt ist.

<b>Elektronenkonfiguration</b>	Aufteilung der Elektronen auf die einzelnen Energiestufen
<b>Ionisierungsenergie</b>	Energie, die zur Abtrennung eines oder mehrerer Elektronen aus einem (isolierten) Atom benötigt wird. Aus Atomen entstehen dabei Kationen.
<b>Valenzelektronen</b>	Elektronen auf der äußersten Schale

## 6.2 Das Periodensystem der Elemente

Im PSE sind die Elemente nach **steigender Kernladungszahl** geordnet.

Waagrechte Reihen = **Perioden**

Senkrechte Reihen = **Gruppen**

Atome von Elementen einer Periode haben gleich viele **Elektronenschalen**.

Atome von Elementen einer Gruppe haben gleich viele **Valenzelektronen**.

Elemente mit ähnlichen Eigenschaften stehen untereinander.

Die Edelgaskonfiguration mit einer voll besetzten Außenschale (8 bzw. 2 Außenelektronen) ist sehr stabil. →

**Edelgasregel:** Atome haben das Bestreben, in chemischen Verbindungen eine stabile Edelgaskonfiguration (oft mit 8 Außenelektronen → **Oktettregel**) zu erreichen.

**Metalle** stehen im PSE links und unten.

Metallatome sind **Elektronendonatoren**. Sie haben wenig Außenelektronen und geben zum Erreichen der Edelgaskonfiguration Elektronen ab.

Dabei entstehen **Kationen**.

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

**Nichtmetalle** stehen im PSE rechts und oben.

Nichtmetallatome sind **Elektronenakzeptoren**. Sie haben viele Außenelektronen und nehmen zum Erreichen der Edelgaskonfiguration Elektronen auf.

Dabei entstehen **Anionen**.

Beispiel:  $\text{S} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$

### Tendenzen im PSE:

<b>Innerhalb einer Periode</b>	→
Kernladungszahl	Zunahme
Zahl der Valenz-e <sup>-</sup>	Zunahme
Zahl der e <sup>-</sup> -Schalen	gleich
Atomradius	Abnahme
Ionisierungsenergie	Zunahme
Metallcharakter	Abnahme
Nichtmetallcharakter	Zunahme

<b>Innerhalb einer Gruppe</b>	↓	Kernladungszahl	Zahl der Valenz-e <sup>-</sup>	Zahl der e <sup>-</sup> -Schalen	Atomradius	Ionisierungsenergie	Metallcharakter	Nichtmetallcharakter
		Zunahme	gleich	Zunahme	Zunahme	Abnahme	Zunahme	Abnahme

## 7. Chemische Bindung

### 7.1 Salze – Ionenbindung

Salze sind Verbindungen, die aus **Kationen** und **Anionen** bestehen.

#### Bildung eines Salzes aus den Elementen:

Metallatome geben Elektronen an Nichtmetallatome ab:

Aus den Metallatomen entstehen Kationen,  
aus den Nichtmetallatomen entstehen Anionen.

Beispiel:



Salze können auch Molekülkationen oder Molekülanionen enthalten.

#### Beispiele für Kationen:

Natrium	Magnesium	Aluminium	Eisen(II)	Eisen(III)	Ammonium
$\text{Na}^+$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Al}^{3+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{NH}_4^+$

#### Beispiele für Anionen:

Fluorid	Chlorid	Bromid	Iodid	Oxid	Sulfid	Nitrid
$\text{F}^-$	$\text{Cl}^-$	$\text{Br}^-$	$\text{I}^-$	$\text{O}^{2-}$	$\text{S}^{2-}$	$\text{N}^{3-}$

Carbonat	Sulfat	Sulfit	Nitrat	Nitrit	Phosphat
$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{SO}_3^{2-}$	$\text{NO}_3^-$	$\text{NO}_2^-$	$\text{PO}_4^{3-}$

Die Bindung in Salzen ist eine

<b>Ionenbindung</b>	Zusammenhalt von Kationen und Anionen, bewirkt durch elektrostatische Anziehungskräfte.
---------------------	---

Da die anziehenden Kräfte nach allen Raumrichtungen wirken, entsteht ein

<b>Ionengitter</b>	Dreidimensionale regelmäßige Anordnung von Kationen und Anionen.
--------------------	--

Die **Koordinationszahl** gibt die Anzahl der direkten Nachbarn eines Ions im Gitter an.

Die Formel eines Salzes ist eine **Verhältnisformel**, die das *Zahlenverhältnis* der Kationen und Anionen angibt.

Salze sind (bei Raumtemperatur) Feststoffe, da die Anziehungskräfte, die die Kationen und Anionen aufeinander ausüben, so stark sind, dass sich die Ionen gegenseitig an bestimmten Plätzen festhalten.

## 7.2 Molekulare Stoffe – Elektronenpaarbindung

<b>Elektronenpaarbindung = Atombindung = kovalente Bindung</b>	die durch ein oder mehrere gemeinsame Elektronenpaare bewirkte Bindung zwischen Nichtmetallatomen. Durch Bildung gemeinsamer Elektronenpaare erreichen die Atome Edelgaskonfiguration.
<b>Bindungsenergie</b>	die bei der Ausbildung einer Atombindung frei werdende Energie, im Betrag gleich mit der zur Spaltung derselben Atombindung aufzuwendenden Energie
<b>Bindigkeit</b>	Anzahl der Atombindungen eines Atoms in einem Molekül
<b>Valenzstrichformel (Lewis-Formel)</b>	Elektronenformel, in der Elektronenpaare als Strich dargestellt werden: Die nicht-bindenden Elektronenpaare werden als Strich zum zugehörigen Elementsymbol, die bindenden Elektronenpaare als Verbindungsstrich zwischen die Elementsymbole geschrieben.

Bei der Aufstellung einer Valenzstrichformel ist Folgendes zu beachten:

- Einhaltung der **Edelgasregel** (s. 6.2):  
Das H-Atom muss von 2 Elektronen, die übrigen Atome von 8 Elektronen umgeben sein.
- Beachtung der **Bindigkeiten**:  
In neutralen Molekülen gelten meist folgende Bindigkeiten:  
C-Atom: vierbindig  
O-Atom: zweibindig  
N-Atom: dreibindig  
Halogenatome: einbindig.  
In Molekül-Ionen sind andere Bindigkeiten möglich als in neutralen Molekülen.  
Das H-Atom ist immer einbindig.
- Übereinstimmung der Zahl der **Außenelektronen** direkt am Atom mit der Zahl der Valenzelektronen dieses Atoms, bei Nicht-Übereinstimmung erhält das Atom eine Formalladung.  
Die **Ionenladung** von Molekül-Ionen ergibt sich aus der Summe der Formalladungen.

## 7.3 Metalle – Metallbindung

### Die Theorie der Metallbindung:

Die Metallatome geben ihre Valenzelektronen ab, dadurch entstehen Metall-Kationen („Atomrümpfe“) und frei bewegliche Elektronen („Elektronengas“). Die positiv geladenen „Atomrümpfe“ bilden ein dicht gepacktes **Metallgitter** und werden vom negativ geladenen „Elektronengas“ zusammengehalten.

### Eigenschaften von Metallen:

- Elektrische Leitfähigkeit
- Thermische Leitfähigkeit
- Verformbarkeit
- Glanz

### Reaktionsverhalten:

Unedle Metalle (z. B.: Magnesium, Eisen):

- lassen sich leicht oxidieren
- reagieren mit verdünnten Säuren unter Bildung von  $H_2$

Edle Metalle (z. B.: Kupfer, Silber, Gold):

- lassen sich schwer oxidieren
- reagieren nicht mit verdünnten Säuren