



Grundwissen Chemie

8. Jahrgangsstufe (NTG)



1. Stoffeigenschaften und Teilchenmodell

Stoffeigenschaften:

Stoffe haben bestimmte charakteristische Stoffeigenschaften, z.B. Farbe, Verformbarkeit, magnetisches Verhalten, Siede- und Schmelztemperatur (druckabhängig), Dichte, Löslichkeit.

Stoffebene und Teilchenebene

Auf Stoffebene werden Stoffeigenschaften und –umwandlungen konkret betrachtet und untersucht.

Auf Teilchenebene wird versucht, diese Phänomene modellhaft zu erklären.

Teilchenmodell:

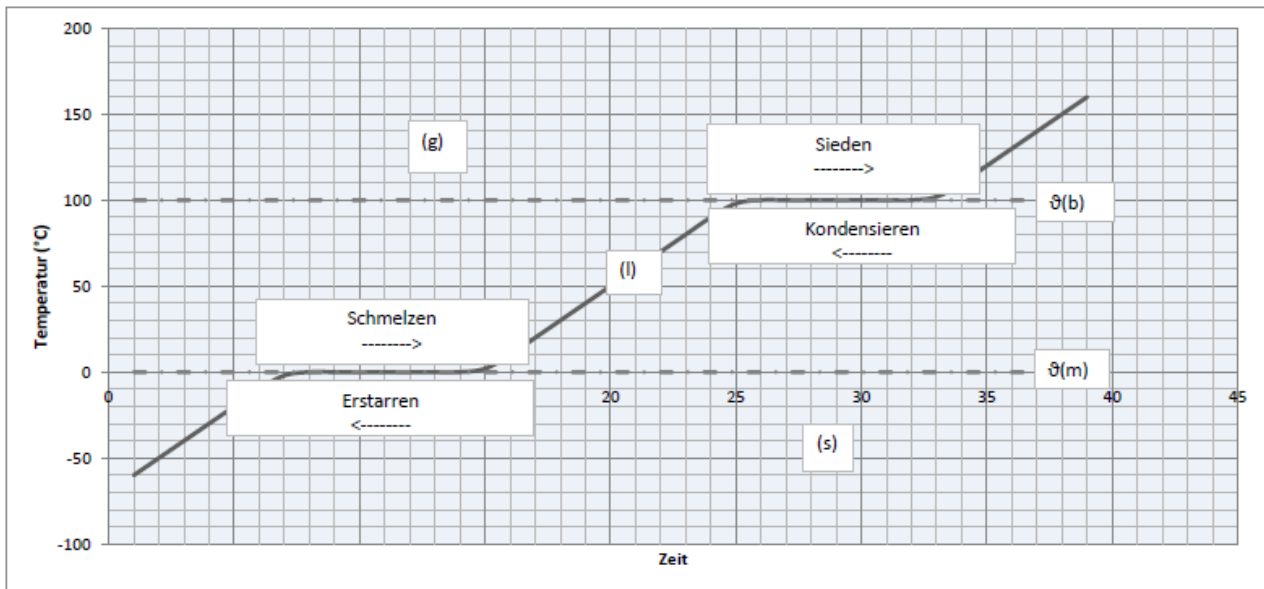
Alle Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen; ein Stoff ist durch seine kleinsten Teilchen charakterisiert.

Vereinfachend stellt man sich die kleinsten Teilchen als Kugeln vor (Kugelteilchenmodell). Die Teilchen eines Stoffes sind untereinander gleich. Die Teilchen verschiedener Stoffe unterscheiden sich in ihrer Größe, ihrer Masse und ihren Anziehungskräften.

Aggregatzustände und Teilchenmodell:

Aggregatzustand	fest (s)	flüssig (l)	gasförmig (g)
Ordnung der Teilchen	regelmäßig	unregelmäßig	völlig ungeordnet
Abstand zwischen den Teilchen	sehr gering	gering	Sehr groß
Teilchenbewegung	Teilchen schwingen an ihren Plätzen.	Teilchen sind frei beweglich.	Teilchen sind frei beweglich und sehr schnell
Anziehungskräfte zwischen den Teilchen	sehr stark	stark	kaum wirksam
Modellvorstellung (Selbst ergänzen!)			

Übergänge zwischen den Aggregatzuständen und Energie: Schmelzen/Erstarren, Sieden/Kondensieren, Sublimieren/Resublimieren



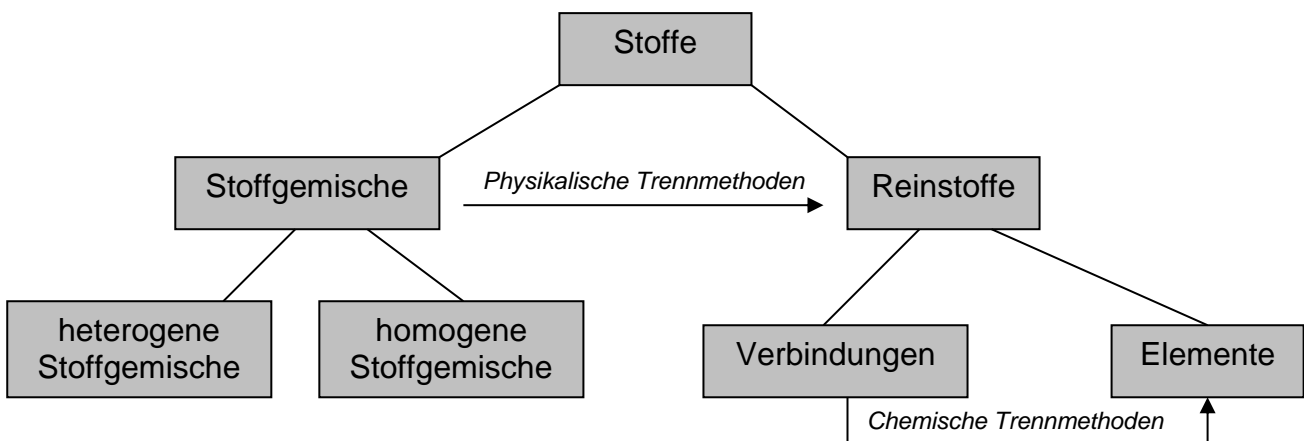
Bei den Übergängen zwischen den Aggregatzuständen treten Energieänderungen auf: Schmelz- und Erstarrungsenergie, Siede- und Kondensationsenergie, Sublimations- und Resublimationsenergie.

2. Einteilung der Stoffe

Reinstoffe und Stoffgemische

Reinstoffe sind einheitlich aufgebaut und haben charakteristische Stoffeigenschaften.

Stoffgemische setzen sich aus zwei - mehreren Reinstoffe zusammen; ihre Eigenschaften hängen vom Mischungsverhältnis der enthaltenen Reinstoffe ab.



Arten von Teilchen

Atome (Aussagen nach Dalton):

Atome sind die Grundbausteine, aus denen die kleinsten Teile aufgebaut sind. Sie sind unzerstörbar, d.h. sie können durch chemische Vorgänge weder erzeugt noch vernichtet werden (*Gesetz von der Erhaltung der Masse*). Es gibt genauso viele Atomarten, wie es Elemente gibt. Die Atome eines Elements sind untereinander gleich. Atome unterschiedlicher Elemente unterscheiden sich in Ihrer Masse und Größe.

Moleküle:

Moleküle sind elektrisch neutrale Teilchen, die aus mehreren Atomen zusammengesetzt sind.

Ionen:

Ionen sind elektrisch geladene Teilchen. Man unterscheidet Kationen (positiv geladene Teilchen) und Anionen (negativ geladene Teilchen). Außerdem unterscheidet man zwischen Atom- und Molekülionen.

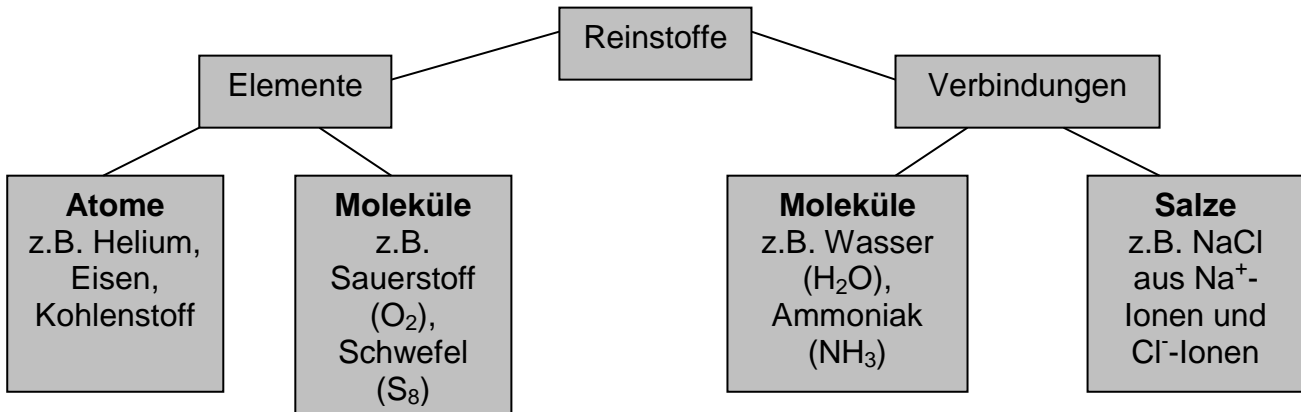
Elemente und Verbindungen

Element:

Atome einer Art werden einem Element zugeordnet → Periodensystem der Elemente

Verbindung:

Werden aus Atomen unterschiedlicher Art Moleküle oder Ionen gebildet, so liegt eine Verbindung vor.



3. Chemische Reaktionen und Energie

Chemische Reaktion:

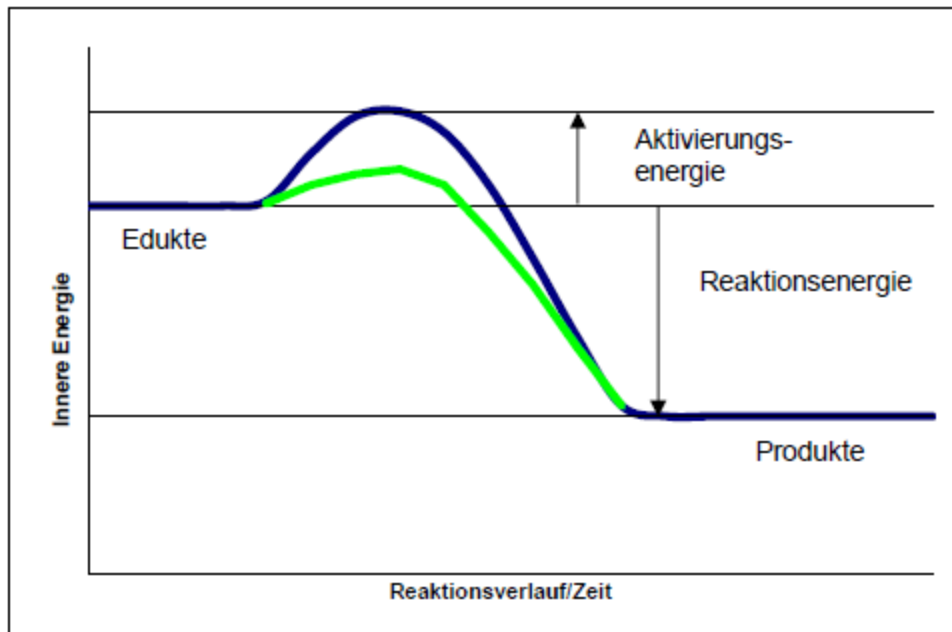
Eine chemische Reaktion ist eine **Umgruppierung von Atomen** (*Stoffänderung unter Massenerhaltung*). Dabei werden **Edukte** (Ausgangsstoffe) verbraucht und **Produkte** (Endstoffe) gebildet. Chemische Reaktionen sind stets von einem **Energieumsatz** begleitet.

Reaktionsenergie:

Bei jeder chemischen Reaktion ändert sich die innere Energie der beteiligten Stoffe. Diese Änderung der inneren Energie heißt **Reaktionsenergie E_R**. Bei **exothermen** Reaktionen ist die innere Energie der Produkte niedriger als die der Edukte. Bei **endothermen** Reaktionen besitzen die Produkte eine höhere Energie als die Edukte.

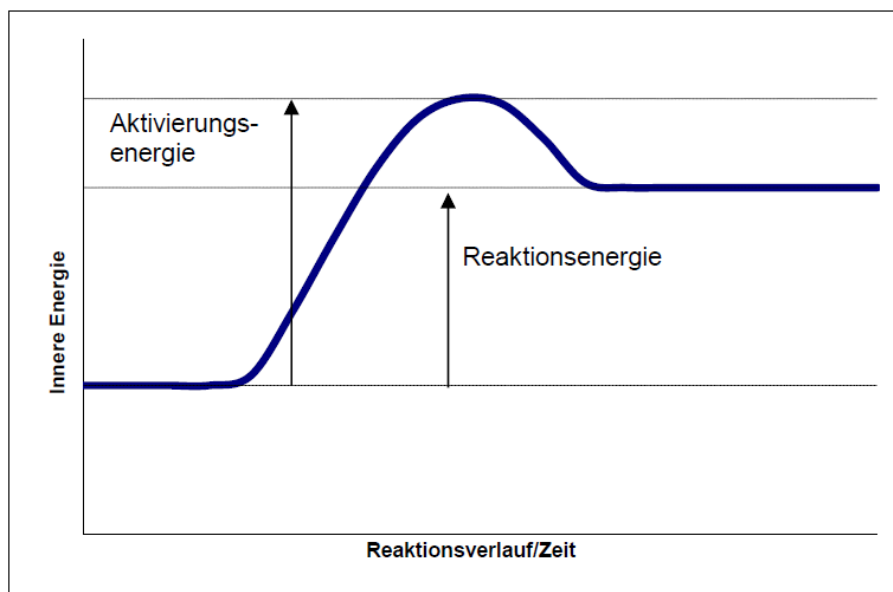
Energiediagramme:

- *Exotherme Reaktion*



Bei exothermen Reaktionen wird Energie an die Umgebung abgegeben, z.B. in Form von Wärme, Licht oder elektrischer Energie. Die grüne Kurve zeigt den Verlauf der katalysierten Reaktion.

- *Endotherme Reaktion*



Endotherme Reaktionen laufen unter **dauernder Energiezufuhr** (z.B. durch Wärme, Licht, elektrische Energie) ab; die zugeführte Energie wird als innere Energie chemisch gespeichert.

Aktivierungsenergie:

Die zum Auslösen einer chemischen Reaktion benötigte Energie bezeichnet man als Aktivierungsenergie.

Katalysator:

Ein Katalysator ist ein Stoff, der die Geschwindigkeit einer Reaktion erhöht, indem er die Aktivierungsenergie verringert. Er geht unverändert aus der Reaktion hervor.

Beschreibung chemischer Reaktionen durch Reaktionsgleichungen

Elementsymbole:

Elementsymbole stehen für die Atomart der betreffenden Elemente.

Beispiel: Cu (Kupfer) oder H (Wasserstoff)

Chemische Formel:

Molekülformeln (z.B. H₂O) geben an, wie viele Atome welcher Art das Molekül bilden.

Verhältnisformeln (z.B. NaCl) geben das Atomanzahlverhältnis der beteiligten Elemente an.

Indizes gelten nur für das vorangestellte Element.

Wertigkeit:

Unter der Wertigkeit eines Atoms versteht man die **Anzahl der Wasserstoff-Atome, die dieses Atom, in einer Verbindung bindet oder ersetzt**. Wasserstoffatome sind einwertig. Mithilfe der Wertigkeit lässt sich das Atomanzahlverhältnis und damit die Verhältnisformel einer chemischen Verbindung vorhersagen.

Beispiel: Im Aluminiumoxid sind dreiwertige Aluminium-Atome mit zweiwertigen Sauerstoff-Atomen verbunden. Demnach ergibt sich die Verhältnisformel von Aluminiumoxid als Al₂O₃.

Reaktionsgleichung:

Ein **Reaktionsschema** beschreibt eine chemische Reaktion durch den Namen der Edukte und Produkte.

z.B. Kupfer + Jod → Kupferiodid

Eine **Reaktionsgleichung** ist eine Kurzbeschreibung einer chemischen Reaktion mit Elementensymbolen und Formeln. Die vor den Formeln stehenden Faktoren (= **Koeffizienten**) beschreiben das Anzahlverhältnis, in dem die Teilchen miteinander reagieren. In der Regel werden auch **Aggregatzustände** und **Energieumsatz** mit angegeben.

z.B. $2 \text{Cu (s)} + \text{I}_2 \text{(g)} \rightarrow 2 \text{CuI (s)}$; **exotherm**

Beachte:

- **Indizes** dürfen bei vorgegebenen Stoffen nicht verändert werden, da man sonst auch den Stoff verändern würde.
- Für jedes Element müssen sich die Anzahlen der Atome auf den beiden Seiten des Reaktionspfeils gleichen; dies erreicht man durch Einsetzen geeigneter **Koeffizienten**.

4. Atombau und Periodensystem

Atombau:

Ein Atom ist aus Atomkern und Atomhülle aufgebaut. Der Atomkern ist positiv geladen und enthält fast die gesamte Masse des Atoms. Die Atomhülle enthält die negativ geladenen Elektronen.

Bau des Atomkerns:

Der Atomkern besteht aus Nukleonen: Protonen und Neutronen. Ein Element ist durch die Anzahl der Protonen im Kern gekennzeichnet (= Ordnungszahl) Unterscheiden sich die Atome eines Elementes in der Neutronenzahl, handelt es sich um Isotope.



M: Massenzahl ($p^+ + n$)
Z: Ordnungszahl (p^+) = Anzahl der Elektronen des Atoms

Aufbau der Atomhülle:

Die Atomhülle ist in **Energienstufen** gegliedert, die als Schalen veranschaulicht werden können.

Die Elektronenschalen werden von innen nach außen mit K, L, M, N, O und Q bezeichnet. Für die maximale Anzahl z an Elektronen pro Schale gilt die Gleichung:

$$z = 2n^2 \quad (n = \text{Energienstufe})$$

Die Anordnung der Elektronen eines Atoms auf den verschiedenen Energienstufen bezeichnet man als **Elektronenkonfiguration**.

Die Elektronen der äußeren Schale bezeichnet man als **Außen- oder Valenzelektronen**; sie bestimmen das chemische Verhalten der Elemente.

Periodensystem (PSE):

Im PSE sind die Elemente nach steigender Kernladungszahl (= Ordnungszahl) angeordnet. Die waagrechten Zeilen im PSE sind die **Perioden**.

Periodennummer: Zahl der Energienstufen (Elektronenschalen)

Die senkrechten Spalten im PSE sind die **Gruppen**.

Gruppennummer: Zahl der Außenelektronen (Valenzelektronen)

Ordnungszahl Z: Zahl der Protonen = Zahl der Elektronen

Elementfamilien:

Alkalimetalle (I. Hauptgruppe) sind reaktionsfreudige Leichtmetalle mit niedrigen Schmelztemperaturen und geringer Härte.

Die *Halogene* (VII. Hauptgruppe) sind reaktionsfreudige Nichtmetalle, die aus zweiatomigen Moleküle bestehen.

Edelgase (VIII. Hauptgruppe) kommen als einzelne, unverbundene Atome vor und gehen praktisch keine Verbindungen ein. Die Atome der Edelgase Neon, Argon und Xenon besitzen 8 Elektronen in der Außenschale, man spricht vom **Elektronenoktett**.

Oktettregel:

In den meisten Verbindungen nehmen die Atome die Elektronenkonfiguration der Edelgasatome an, so dass sie auf der äußeren Schale die Edelgaskonfiguration von 8 Elektronen erreichen.

Metalle und Nichtmetalle

Metallatome geben bei Reaktionen mit Nichtmetallatomen Elektronen ab und werden zu **Kationen** (mit positiver Ladung). Metallatome sind **Elektronendonatoren**.

Nichtmetallatome nehmen bei chemischen Reaktionen mit Metallatomen Elektronen auf und werden so zu **Anionen** (negative Ladung). Nichtmetallatome sind **Elektronenakzeptoren**.

Valenzstrichformel (Lewis-Formel):

Die Valenzelektronenkonfiguration von Atomen, Ionen und Molekülen wird durch Valenzstrichformeln dargestellt.

Regeln zum Erstellen von Valenzstrichformeln

1. Die Elementsymbole werden entsprechend der Verknüpfung der Atome im Molekül angeordnet.
2. Man zeichnet an jedem Elementsymbol die Valenzelektronen als Punkte ein. Die Elektronen der inneren Schalen bleiben unberücksichtigt.
3. Die Punkte für die Elektronen stehen über unter, sowie rechts und links neben dem Elementsymbol. Der 5. bis 8. Punkt bildet mit einem schon vorhandenen Punkt ein Punktepaar.
4. Zwischen den Atomen werden nun so viele bindende Elektronenpaare gebildet, dass möglichst für alle Atome die Oktettregel erfüllt ist. Dabei sind Einfachbindungen und Mehrfachbindungen möglich. H-Atome gehen nur Einfachbindungen ein.
5. In der endgültigen Valenzstrichformel werden bindende und nichtbindende Elektronenpaare schließlich durch einen Strich dargestellt.

5. Überblick der chemischen Bindungstypen

Bindungstyp	Ionenbindung	Atombindung = kovalente Bindung = Elektronenpaarbindung	Metallbindung
Bindungspartner	Metall + Nichtmetall	Nichtmetall + Nichtmetall	Metall + Metall
Art der Teilchen	Kationen + Anionen	Moleküle	Metallionen und frei bewegliche Elektronen („Elektronengas“)
Bindungskräfte	Elektrostatische Anziehung zwischen Kationen und Anionen	Elektrostatische Anziehung zwischen dem gemeinsamen Elektronenpaar und den beiden Atomkernen	Elektrostatische Anziehung zwischen den Atomrümpfen und dem Elektronengas
Bindungsrichtung	allseitig	gerichtet	Allseitig
Bezeichnung für den Verband	Ionengitter	Molekül	Metallgitter
Formelschreibweise	Verhältnisformel	Molekülformel	Elementsymbol
Schmelz- und Siedetemperaturen	meist sehr hoch	meist niedrig	meist hoch
Aggregatzustand bei Normalbedingungen	s	s, l, g	s (Hg: l)
Verformbarkeit	spröde	unterschiedlich	duktil
Elektrische Leitfähigkeit	Ionenleiter als Schmelze oder wässrige Lösung	Nichtleiter (Isolatoren)	Meist gute Leiter (Elektronenleiter)