

Grundwissen Chemie – 8. Jahrgangsstufe NTG

Das im Folgenden stichpunktartig aufgelistete Chemiewissen stellt die unbedingt notwendigen Grundkenntnisse aus dem Unterrichtsstoff der Jahrgangsstufe 8 dar. Dieses Grundwissen ist kontinuierlich zu wiederholen und ist jederzeit abfragbar!

Reinstoffe:

Reinstoffe haben bei gleichen Bedingungen (Temperatur, Druck) bestimmte qualitative und quantitative Eigenschaften z. B. Farbe, Geruch, Geschmack, Aggregatzustand, Schmelz- und Siedetemperatur, Dichte.

Messbare Stoffeigenschaften heißen Kenneigenschaften: z. B. Schmelz- und Siedetemperatur, Dichte.

Eine **Verbindung** ist ein Reinstoff, der sich in Elemente zerlegen lässt.

Ein **Element** ist ein Reinstoff, der sich mit chemischen Mitteln nicht zerlegen lässt. Ein Element besteht aus gleichartigen Atomen.

Moleküle sind Atomverbände, die bei Elementen aus gleichartigen Atomen, bei Verbindungen aus verschiedenartigen Atomen bestehen.

Reaktionsarten:

Unter einer **Analyse** versteht man die Zerlegung einer Verbindung in einfachere Bestandteile, häufig in Elemente. *2 Beispiele*

Die **Synthese** ist die Vereinigung von Elementen zu einer Verbindung. *2 Beispiele*

Die **Umsetzung** ist eine Kopplung von Analyse und Synthese, d. h. bei der Umsetzung entstehen aus zwei oder mehr Edukten (=Ausgangsstoffen) zwei oder mehr Produkte (= Endstoffe). *2 Beispiele*

Energiebeteiligung:

Bei **exothermen** Vorgängen wird Wärme abgegeben.

Bei **endothermen** Vorgängen wird Wärme aufgenommen.

Energieniveauschema (für exotherme und endotherme Reaktion; vollständige Beschriftung mit Stabilitätskriterien).

Katalysatoren sind Stoffe, die Reaktionen beschleunigen, indem sie die Aktivierungsenergie erniedrigen, dabei selbst aber nicht verbraucht werden. *2 Beispiele*

Atom- und Molekülmasse

Die Masse eines Teilchens (Atom, Molekül, Ion) wird in der atomaren Masseneinheit u angegeben.

Atomare Masseneinheit

1u ist definiert als der 12. Teil der Masse eines Atoms des Kohlenstoffisotops ^{12}C .

Isotope sind unterschiedliche Atomsorten eines Elementes, die sich in ihrer Masse unterscheiden.

Lehrsatz des Avogadro:

Gleiche Volumina verschiedener Gase enthalten unter gleichen Bedingungen (p und T) immer gleich viele Teilchen.

Chemische Formeln und Gleichungen:

Die **Formel** gibt an, wie viele Atome im Molekül vorhanden sind. Beispiel: H_2O , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Regeln zur Erstellung von Formeln:

Stöchiometrische Wertigkeit eines Elements in einer Verbindung ist die Anzahl der Wasserstoffatome, die dieses Atom bindet oder ersetzt. Die Wertigkeit lässt sich aus dem PSE ablesen:

Hauptgruppennummer	I	II	III	IV	V	VI	VII
Wertigkeit	1	2	3	4	3	2	1

Erstellung einer Formel:

Elementsymbole nebeneinander schreiben

Wertigkeiten über die Elementsymbole schreiben und über Kreuz vertauschen

Falls möglich: Indices kürzen. *Beispiele*

Reaktionsgleichung

Die Reaktionsgleichung gibt an, welche Teilchen in welchem kleinstmöglichen Teilchenanzahlverhältnis miteinander reagieren bzw. entstehen.

Beispiel: $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

bedeutet: Methan-Moleküle und Sauerstoff-Moleküle reagieren miteinander im Anzahlverhältnis 1:2 zu Kohlenstoffdioxid-Molekülen und Wasser-Molekülen im Anzahlverhältnis 1:2.

Regeln zur Erstellung von Formelgleichungen

1. Elementsymbole bzw. Formeln der beteiligten Stoffe hinschreiben
 - a) bei Elementen prüfen, ob 2-atomige Moleküle vorliegen: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , F_2 .
 - b) bei Verbindungen über Namen oder Wertigkeit Formel ermitteln (Name geht vor!)
2. Mathematischer Ausgleich mit Koeffizienten
3. Probe: Anzahl der Atome jedes Elements muss auf beiden Seiten gleich sein.

Atombau

Das **Atom** ist das kleinste Teilchen eines Elements.

Die **Elektronen** bilden die Atomhülle, die **Protonen** und **Neutronen** den Atomkern.

Die **Protonenzahl** definiert die Atomart.

Die Nukleonenzahl A ist die Summe der Protonenzahl Z und Neutronenzahl N: $A = Z + N$

Energiestufenmodell der Atomhülle

Die Atomhülle ist in Energiestufen gegliedert. Die Energiestufen werden mit den Buchstaben K, L, M, ..., Q oder der Hauptquantenzahl $n = 1, 2, 3, \dots, 7$ gekennzeichnet.

Die Formel $z_{\text{e max}} = 2 n^2$ drückt die maximale Elektronenzahl pro Energiestufe aus.

Periodensystem

Im Periodensystem der Atomarten, dem sog. Periodensystem der Elemente (PSE), sind die Atomarten so nach steigender Protonenzahl angeordnet, dass die Atome mit gleicher Anzahl der Außenelektronen (Valenzelektronen) untereinander stehen.

- Die Gruppennummer gibt die Anzahl der Valenzelektronen der Atome an.
- Die Periodennummer gibt die Anzahl der durch die Hauptquantenzahl n charakterisierten Hauptenergiestufen an, auf denen die Elektronen der betreffenden Atomart angeordnet sind.
- In einer Periode nimmt der Atomradius von links nach rechts ab.
- In einer Gruppe steigt der Atomradius von oben nach unten.

Edelgasregel

Atome können durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen in ihren Atomhüllen die gleiche Anzahl und Anordnung von Elektronen wie die Edelgasatome und damit einen stabilen Zustand erreichen. Dabei entstehen Ionen, die die **Edelgaskonfiguration** erreicht haben.

Ionen sind geladene Masseteilchen.

Ionisierungsenergie: Energie, die zur Abtrennung eines Elektrons aus einem isolierten Atom aufgewendet werden muss. Dabei entsteht ein Kation.

Metall + Nichtmetall → Salz

Metalle besitzen wenige Valenzelektronen, geben deshalb bei chemischen Reaktionen Elektronen ab und bilden **Kationen** (positiv geladene Ionen), um die Edelgaskonfiguration zu erreichen.

Bsp.: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$

Nichtmetalle besitzen relativ viele Valenzelektronen, nehmen deshalb Elektronen auf (Ausnahme H) und bilden **Anionen** (negativ geladene Ionen).

Bsp.: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$

Metalle und Nichtmetalle werden im PSE durch die **Diagonale von Bor zu Astat** getrennt.

Beispiel einer Salzbildungsreaktion aus Metall und Nichtmetall:

Stoffgleichung: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$

Teilgleichungen: $2\text{Na} \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{e}^-$ (Elektronenabgabe)

$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$ (Elektronenaufnahme)

Ionengleichung: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$

Salze sind also Stoffe, die z.B. aus positiv geladenen Metallkationen und negativ geladenen Nichtmetallanionen bestehen. Bsp.: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Bindungsarten:

Ionenbindung ist die chemische Bindung, die in Salzen als Anziehungskraft zwischen Kationen und Anionen wirkt. Dabei entstehen **Salzgitter**.

Metallbindung ist die chemische Bindung, die in elementaren Metallen oder Legierungen als Anziehungskraft zwischen den positiv geladenen Metallatomrümpfen und dem aus den Valenzelektronen gebildetem Elektronengas wirkt.

Elektronenpaarbindung ist die chemische Bindung, die zwischen Nichtmetallatomen auftritt, die sich Valenzelektronenpaare teilen um die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Dabei entstehen Moleküle. Mehrfachbindungen sind nur bei Elementen der 2. Periode möglich!

Regeln zur Aufstellung von Valenzstrichformeln:

1. Alle Atome mit der richtigen Zahl ihrer Valenzelektronen hinschreiben
2. Suche nach der Verknüpfung der Atome untereinander.
3. Kontrolle, ob die richtige Zahl an Elektronen und die Oktettregel eingehalten werden.