

## Hinweise zum Erstellen von Karteikarten mit dem Grundwissen der 8. Jahrgangsstufe:

- Format der Karteikarten: Im Idealfall bringen die Schüler DIN A6 oder DIN A7 Karteikarten mit.
- Die Schüler erhalten die Begriffsliste 8 und die Grundwissenstexte ohne die definierten Begriffe und müssen dann selbständig zuordnen.
- Gemeinsam mit dem Lehrer wird dann besprochen. Hierzu sollte der Lehrer die vollständig beschrifteten Kärtchen auf dem Beamer oder OHP zeigen, damit es nicht zu Verwechslungen kommen kann.
- Im Gespräch könnten die Schüler weitere Ergänzungen vornehmen.

### Also:

Stunde 1: Verteilen des Grundwissens 8 in der Jahrgangsstufe 9. Die Schüler ordnen zu Hause zu, schneiden aus und kleben die Ausdrucke auf die Karteikarten.

Stunde 2: Die Schüler haben ALLE ihre fertigen Karteikarten dabei und man bespricht gemeinsam, ob alles richtig ist.

### Definierte Begriffe:

1. Stoffportion
2. Reinstoff
3. Phase
4. Homogenes Gemisch
5. Heterogenes Gemisch
6. Verbindung
7. Element
8. Metalle
9. Nichtmetalle
10. Salze
11. Übersicht zum Thema Stoffe
12. Übersicht zu den Betrachtungsebenen in der Chemie
13. Atome
14. Molekül
15. Ionen
16. Kationen
17. Anionen
18. Bindigkeit

*Stoffe*

*Teilchen*

19. Gitter
20. Isotopie
21. Molekülformel
22. Verhältnisformel
23. Periodensystem
24. Elektronenkonfiguration
25. Energiestufenmodell der Atomhülle
26. Oktettregel = Edelgasregel
27. Elektronenformel
28. Valenzstrichformel
29. Elementarteilchen
30. Valenzelektronen
31. Übersicht zum Thema Teilchen
32. Übersicht zum Thema Reaktionen
33. Chemische Reaktion
34. Analyse
35. Synthese
36. Umsetzung
37. Chemische Formel
38. Reaktionsgleichung
39. Elektrolyse
40. Chemisches System
41. Umgebung
42. Exotherm
43. Endotherm
44. Aktivierungsenergie
45. Katalysator
46. Ionenbindung
47. Atombindung
48. Metallische Bindung
49. Teilchenmasse
50. Atomare Masseneinheit
51. Teilchenanzahl
52. Dichte

*Teilchen*

*Reaktionen*

*Energie*

*Wechselwirkungen  
zwischen Teilchen  
(chemische Bindung)*

*Größen*

# Grundwissen Chemie 8. Jahrgangsstufe NTG

## A. Stoffe

- **Stoffportion:**

*Stoffebene:*

Dinge werden bestimmt durch Stofflichkeit, Quantität und Form. Wird von der Stofflichkeit abgesehen, so spricht man von Körpern, wird von der Form abgesehen, so spricht man von Stoffportionen.

*Teilchenebene:*

Stoffportionen liegen als Teilchenverbände vor.

Hier sind von Bedeutung:

- die Art der Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen)
- die Anordnung der Teilchen (Struktur) und der Zusammenhalt der Teilchen (chemische Bindung)

- **Reinstoff:**

Eine Stoffart (Element oder Verbindung), die durch physikalische Trennverfahren nicht zerlegt werden kann. Ein Reinstoff hat charakteristische qualitative Stoffeigenschaften wie je nach Beispiel Kristallform, Farbe, magnetische Eigenschaften, Geschmack oder Geruch.

Zur eindeutigen Identifikation eines Reinstoffes sind quantitative Eigenschaften (Kenneigenschaften) nötig, wie z.B. Schmelz- und Siedetemperatur oder auch die Dichte - jeweils gemessen bei bestimmter Temperatur und bestimmtem Druck.

Die Eigenschaften der Reinstoffe können durch Wechselwirkungen der Teilchen eines Verbandes untereinander und mit ihrer Umgebung gedeutet werden.

- **Phase:**

Einen einheitlich aussehenden Bereich einer Stoffportion nennt man Phase.

- **homogenes Gemisch:**

einphasiges, d. h. einheitlich aussehendes Gemisch

- **heterogenes Gemisch:**

mehrphasiges, d. h. uneinheitlich aussehendes Gemisch

- **Verbindung:**

*Stoffebene :*

Ein Reinstoff, der zersetzt werden kann.

*Teilchenebene:*

Molekulare Verbindungen sind aus Molekülen aufgebaut; Ionenverbindungen (= Salze) sind aus Kationen und Anionen aufgebaut.

Der Aufbau der Verbindung wird durch eine Formel

- Molekülformel wie z.B.  $H_2O$  oder
- Verhältnisformel wie z.B.  $Na_1Cl_1$  oder verkürzt  $NaCl$  ausgedrückt.

*Hinweis:* Obwohl Chemiker die Indexzahl 1 in der Regel weglassen, ist es natürlich möglich, bei der Verhältnisformel auch den Index 1 anzugeben. Gerade bei den Verhältnisformeln von Salzen, ist das eine gute Möglichkeit. Demgegenüber unterlassen wir bei den molekular gebauten Stoffen die Angabe der Indexzahl 1, um die Unterscheidung von den Salzen zu erleichtern.

- **Element:**

Ein chemisches Element ist ein Reinstoff, der nicht zersetzt werden kann und der aus einer einzigen Atomsorte aufgebaut ist.

*Hinweis:* Das Elementsymbol wird sowohl für das Element (den elementaren Stoff), als auch für die Atome dieses Elements verwendet. Es wird also sowohl auf Stoff- als auch auf Teilchenebene genutzt. Je nach Zusammenhang muss es also verschieden gedeutet werden.

- **Metalle:**

*Stoffebene:*

Metalle zeigen typische Eigenschaften:

- Glanz
- Leitfähigkeit für Wärme und Elektrizität
- Verformbarkeit

*Teilchenebene:*

Metall-Atome können an ein geeignetes anderes Atom Elektronen abgeben. Sie werden hierbei zu positiv geladenen Metall-Ionen.

- **Nichtmetalle:**

*Stoffebene:*

Nichtmetalle sind in der Regel Nichtleiter für elektrischen Strom.

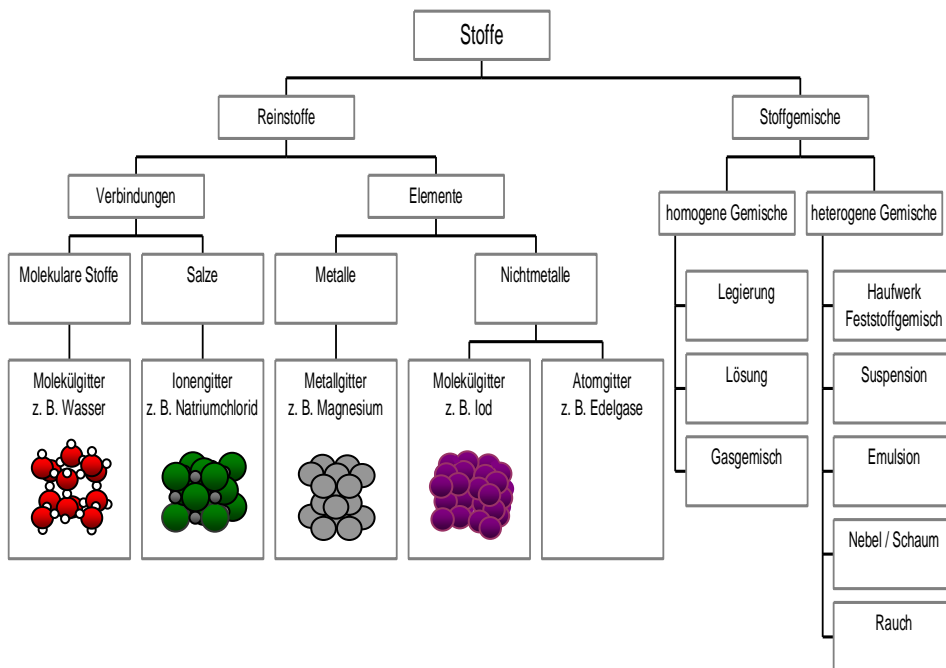
*Teilchenebene:*

Nichtmetall-Atome können von einem geeigneten anderen Atom Elektronen aufnehmen. Sie werden hierbei zu negativ geladenen Nichtmetall-Ionen.

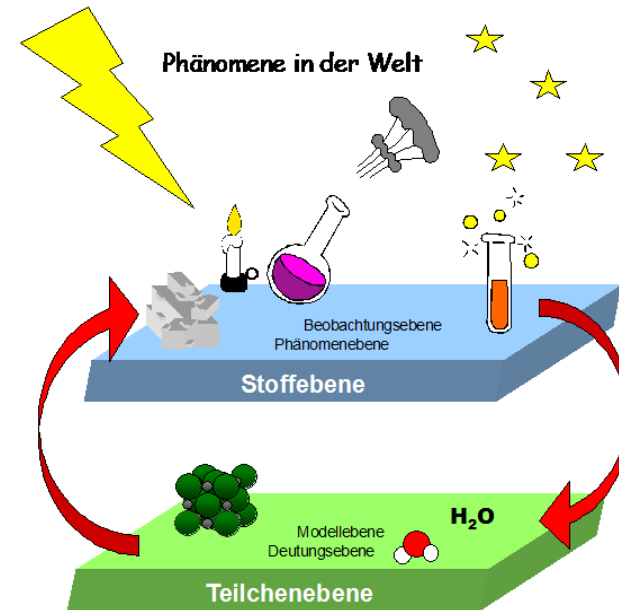
- **Salze:**

Salze sind Verbindungen, die aus Ionen bestehen.

- **Übersicht zum Bereich Stoffe:**



- **Übersicht zu den verschiedenen Betrachtungsebenen in der Chemie:**



Typisch für die Denkweise der Naturwissenschaft Chemie ist die Sicht auf die Phänomene von zwei *Betrachtungsebenen* aus:

*Stoffebene:* Beobachtungen an Stoffportionen und Reaktionen (Fakten)

*Teilchenebene:* Deutung der Fakten durch die Vorstellung von der Existenz kleinster Teilchen und Teilchenverbände

## B. Teilchen

- **Atome:**

Atome sind ungeladene kleinste Teilchen eines Elements.  
Ursprünglich waren Atome gedacht als die unteilbaren und unzerstörbaren "kleinsten Teilchen" der Stoffe, deren Zahl der Anzahl der Elementsorten entspricht.  
Atome treten einzeln (isoliert) nur bei den Edelgasen auf.  
Meist bilden sie Atomverbände (= Moleküle) oder Metallgitter.  
Beispiel: Na-Atom; He-Atom

*Vertiefung:*  
Die Elektronen bilden die Atomhülle, die Protonen und Neutronen den Atomkern.  
Die Protonenzahl  $Z$  definiert die Atomart.  
Die Nukleonenzahl  $A$  ist die Summe der Protonenzahl  $Z$  und der Neutronenzahl  $N$ . Es gilt:  $A = Z + N$
- **Molekül:**

Ein Molekül ist ein elektrisch neutraler Verband aus gleichartigen Atomen (bei molekular aufgebauten Elementen) oder verschiedenartigen Atomen (bei molekular aufgebauten Verbindungen).  
Der Zusammenhalt erfolgt durch sogenannte Atombindungen = Elektronenpaarbindungen.

Beispiel:  $\text{H}_2\text{O}$ -Molekül;  $\text{NH}_3$ -Molekül;  $\text{H}_2\text{S}$ -Molekül
- **Ionen:**

Ionen sind elektrisch geladene Teilchen.  
Bei elektrisch geladenen Molekülen spricht man von Molekül-Ionen.  
Ionen treten unter "normalen Umständen" nie einzeln (isoliert) auf.  
Meist bilden sie Ionengitter oder aber sie liegen in wässriger Lösung umhüllt von Wassermolekülen vor.  
Beispiel:  $\text{Na}_1\text{Cl}_1$  ;  $\text{Na}^{1+}(\text{aq})$  ;  $\text{Cl}^{1-}(\text{aq})$
- **Kationen:**

Positiv geladene Ionen.  
Sie wandern in einem elektrischen Gleichspannungsfeld zur Kathode.
- **Anionen:**

Negativ geladene Ionen.  
Sie wandern in einem elektrischen Gleichspannungsfeld zur Anode.
- **Bindigkeit:**

Die Anzahl der Elektronenpaarbindungen, die ein Atom in einem Molekül oder Molekül-Ion ausbildet, ist seine Bindigkeit.  
Beispiel:  
 $\text{CH}_4$ : Hier ist das C-Atom vierbindig, die H-Atome sind einbindig
- **Gitter:**

Die regelmäßige Anordnung von Teilchen in einem Feststoff bezeichnet man als Gitter.  
Man unterscheidet:

  - Metallgitter
  - Ionengitter
  - Molekülgitter
  - Atomgitter
- **Isotopie:**

Auftreten von verschiedenen schweren Atomarten eines Elementes (Isotopen) mit gleicher Kernladungszahl (also Protonenzahl), aber unterschiedlicher Neutronenzahl. Deshalb besitzen Isotope unterschiedliche Massenzahlen.
- **Molekülformel:**

Die Molekülformel gibt an, wie viele Atome jeweils in einem Molekül vorhanden sind.  
Beispiel:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

- **Verhältnisformel:**

Die Verhältnisformel gibt das Zahlenverhältnis der Teilchen (Atome oder Ionen) in einer Verbindung an.

Beispiele:  $\text{H}_2\text{O}$  ;  $\text{CO}_2$  ;  $\text{Na}_1\text{Cl}_1$  ;  $\text{Cu}_2\text{O}_1$

*Hinweis:* Obwohl Chemiker die Indexzahl 1 in der Regel weglassen, ist es natürlich möglich, bei der Verhältnisformel auch den Index 1 anzugeben. Gerade bei den Verhältnisformeln von Salzen, ist das eine gute Möglichkeit. Demgegenüber unterlassen wir bei den molekular gebauten Stoffen die Angabe der Indexzahl 1, um die Unterscheidung zu erleichtern.

Übliche Form:  $\text{Na}_1\text{Cl}_1 \rightarrow \text{NaCl}$   
 $\text{Cu}_2\text{O}_1 \rightarrow \text{Cu}_2\text{O}$

- **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 im Periodensystem gibt die Anzahl der Außenelektronen der entsprechenden Atomarten an.

Die Periodennummer gibt die Anzahl der Hauptenergiestufen an, auf denen die Elektronen der betreffenden Atomart angeordnet sind. Der Wert der Periodennummer entspricht dem der sogenannten Hauptquantenzahl  $n$ .

- **Elektronenkonfiguration:**

Die Elektronenkonfiguration beschreibt die Verteilung der Elektronen auf die verschiedenen Energiestufen (nicht korrekt aber anschaulich ausgedrückt: "Schalen") des Kern-Hülle Modells. Diese Verteilung folgt (im Grundzustand des Atoms) der Aufbauregel, nach der die Elektronen zunächst die niedrigeren Energiestufen bis zu deren Maximalbesetzung einnehmen.

- **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

$$z_{\text{max}} = 2n^2$$

drückt die maximale Elektronenzahl pro Energiestufe aus.

- **Oktettregel = Edelgasregel:**

In stabilen Verbindungen weisen die beteiligten Teilchen in ihrer Valenzschale vielfach ein Elektronenoktett (Ausnahme Wasserstoff: Dublett) und damit eine stabile Elektronenkonfiguration (nämlich die Edelgaskonfiguration) auf.

*Vertiefung:*

- Bei der Reaktion zwischen einem Metall-Atom und einem Nichtmetall-Atom wird dies durch Elektronenübergang erreicht. Hierbei entstehen Ionen, die ein Ionengitter ausbilden.
- Bei der Reaktion von Nichtmetall-Atomen untereinander wird dies durch die Ausbildung von Elektronenpaarbindungen erreicht. Hierbei entstehen Moleküle. Je nach Temperatur können auch Moleküle ein Molekülgitter ausbilden.
- Metall-Atome können bei der Legierungsbildung neue Kristallstrukturen ausbilden und dementsprechend weisen die Metalle dann auch neue Eigenschaften auf. Die Kristallstrukturen der Metalle nennt man auch Metallgitter.

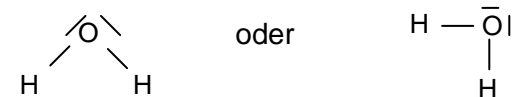
- **Elektronenformel:**

Elektronenformeln haben als Zeichen für die in den Atomen vorhandenen Valenzelektronen Punkte.

Beispiel:  $\text{Na} \cdot \quad \cdot \cdot$   
 $\quad \quad \quad \cdot \text{Cl} \cdot$   
 $\quad \quad \quad \cdot \cdot$

- **Valenzstrichformel:**

Valenzstrichformeln enthalten Striche zur Symbolisierung bindender und nicht bindender Elektronenpaare. Die Valenzstrichformel erlaubt die Andeutung von Bindungswinkeln. Oftmals ist dies aber unnötig oder nicht möglich.

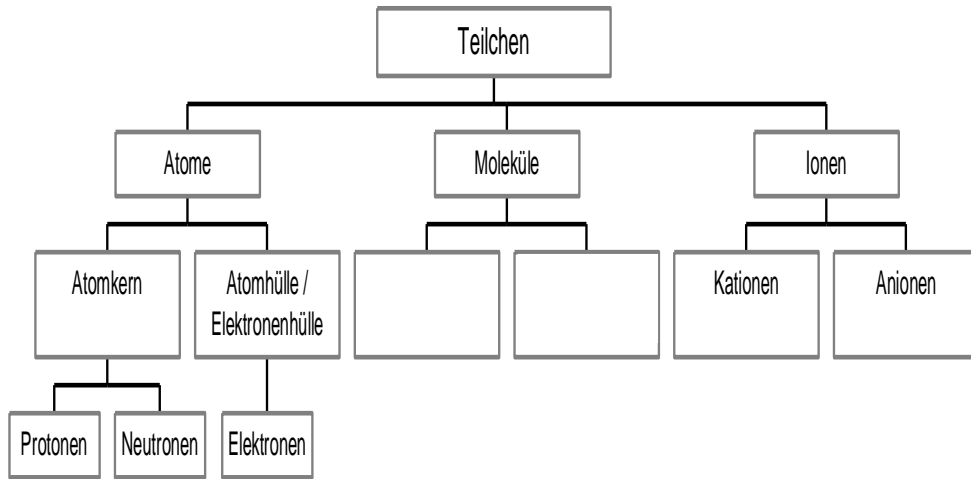


- **Elementarteilchen:**

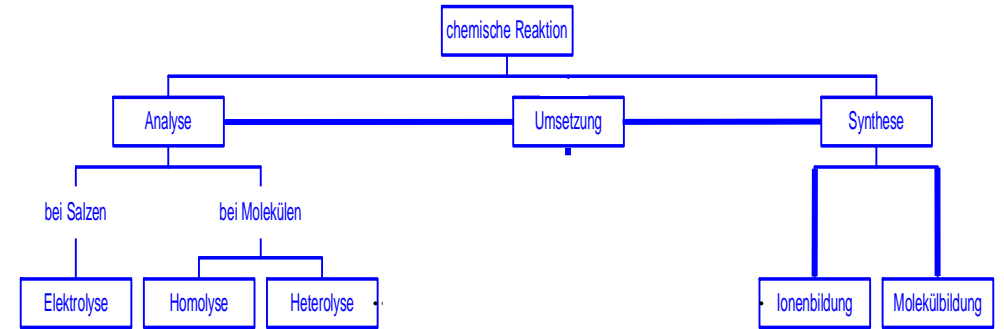
Bausteine des Atoms, dazu gehören die beiden Kernteilchen Proton ( $p^+$ ) und Neutron ( $n$ ) sowie das Elektron ( $e^-$ ).

- Valenzelektronen:**  
 Valenzelektronen sind die (maximal acht) Elektronen der höchsten Energiestufe (der "äußersten schale" = Valenzschale). Die Zahl der Valenzelektronen bestimmt weitgehend die Wertigkeit sowie das chemische Verhalten eines Elementes.

- Beispiel: **Übersicht zum Bereich Teilchen:**



- Übersicht zum Bereich Reaktionen:**



## C. Reaktionen

- **Chemische Reaktion:**

*Stoffebene:*

Eine Umwandlung von Ausgangsstoffen (Edukten) in neue Stoffe, die sogenannten Endstoffe (Produkte). Diese Stoffwandlung wird immer von einem Energieumsatz begleitet.

*Teilchenebene:*

Chemische Reaktionen sind gekennzeichnet durch die  
- Umordnung und Veränderung von Teilchen und den  
- Umbau von chemischen Bindungen.

- **Analyse:**

a) Zerlegung: Chemische Reaktion, bei der eine Verbindung in mehrere Elemente zerlegt wird.

z.B.  $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + 1 \text{O}_2$

b) Ermittlung der Zusammensetzung eines Gemisches oder des chemischen Aufbaus einer Verbindung. [Verb: analysieren]

- **Synthese:**

a) Stoffaufbau: Chemische Reaktion, bei der ein Produkt aus mehreren Edukten entsteht. Es entstehen hierbei immer eine Verbindung, bei den Edukten handelt es sich meist um Elemente.

z.B.  $2 \text{Cu} + 1 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Cu}_1\text{O}_1$

b) Herstellung eines (meist kompliziert gebauten) Stoffes in der Natur (Biosynthese) oder durch Chemiker. [Verb: synthetisieren]

- **Umsetzung:**

Die Umsetzung ist eine Kopplung von Analyse und Synthese, d. h. bei der Umsetzung entstehen aus zwei oder mehr Edukten zwei oder mehr Produkte.

z.B.  $1 \text{Mg} + 1 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 1 \text{Mg}_1\text{O}_1 + 1 \text{H}_2$   
oder vereinfacht:  $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} + \text{H}_2$

(Hinweis:  $\text{H}_2\text{O}$  ist ein molekular gebauter Stoff,  $\text{MgO}$  ist ein Salz!)

- **Elektrolyse:**

Die Elektrolyse ist eine chemische Reaktion, die bei Stromzufuhr abläuft.

Die positiv geladenen Ionen (Kationen) werden bei der Elektrolyse an der Kathode durch Aufnahme von Elektronen entladen.

Die negativ geladenen Ionen (Anionen) werden bei der Elektrolyse an der Anode durch Abgabe von Elektronen entladen.

- **Chemische Formel:**

Es lassen sich Molekülformeln (bei molekularen Stoffen) und Verhältnisformeln (bei Salzen) unterscheiden.

Sie ist aus Elementensymbolen (qualitative Aussage) und Indices (quantitative Aussage) zusammengesetzt.

Beispiel:  $\text{Na}_1\text{Cl}_1$  (Verhältnisformel);  $\text{H}_2\text{O}$  (Molekülformel)

- **Reaktionsgleichung:**

*Stoffebene:*

Die Reaktionsgleichung beschreibt mit Hilfe der Formeln und der Koeffizienten das Mengenverhältnis, in dem die Edukte miteinander reagieren und die Produkte gebildet werden.

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

bedeutet:

Methan und Sauerstoff reagieren miteinander im Stoffmengenverhältnis 1:2. Hierbei entstehen Kohlenstoffdioxid und Wasser im Stoffmengenverhältnis 1:2.

*Teilchenebene:*

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. Hierbei entstehen Kohlenstoffdioxid-Moleküle und Wasser-Moleküle im Anzahlverhältnis 1:2.

- **Homolyse:**

Anteilige Auftrennung einer Atombindung unter Entstehung von Radikalen.

- **Heterolyse:**

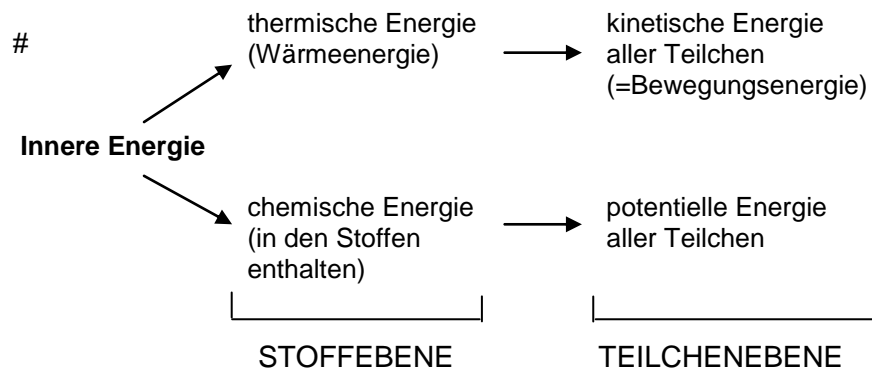
Ungleiche Auftrennung einer Atombindung unter Entstehung von Ionen.

- **Radikale:**

Teilchen mit ungepaarten Elektronen

## D. Energie

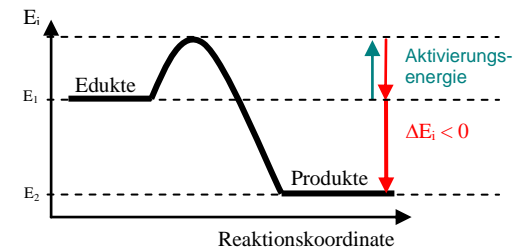
- **Chemisches System:**  
Ein chemisches System ist der Ausschnitt aus der stofflichen Welt, der gerade betrachtet oder untersucht wird.
- **Umgebung:**  
„Rest“ der Welt (der gerade nicht betrachtet wird)
- **Innere Energie:**  
Die in einer Stoffportion insgesamt enthaltene Energie. Rein formal gehört dazu die thermische Energie und die chemische Energie der Stoffportion.



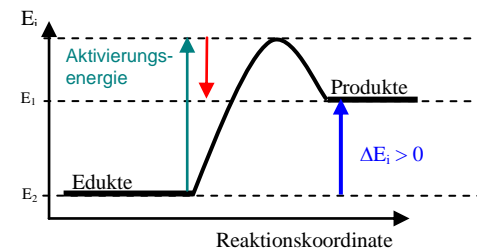
*Hinweis:* Die potentielle Energie gibt die Lage eines Teilchens im (wirksamen) Kraftfeld eines anderen Teilchens an. So haben beispielsweise zwei isolierte Wasserstoff-Atome eine hohe potentielle Energie. Bewegen sich diese Atome aufeinander zu, beschleunigen sie sich gegenseitig und die potentielle Energie wird in kinetische Energie umgewandelt.

Die innere Energie einer Stoffportion ist also die Summe der kinetischen und potentiellen Energien aller Teilchen der Stoffportion.

- **exotherm:**  
Eine chemische Reaktion ist exotherm, wenn die Produkte energieärmer sind als die Edukte. Die Differenz der inneren Energien  $\Delta E_i$  wird in einer anderen Energieform (bei chemischen Reaktionen meist als Reaktionswärme oder in Form von Licht) abgegeben. Einmal gestartet läuft eine exotherme Reaktion von alleine weiter. Beispiel: Verbrennung von Benzin



- **endotherm:**  
Eine chemische Reaktion ist endotherm, wenn die Produkte energiereicher sind als die Edukte. Die Differenz der inneren Energien  $\Delta E_i$  wird aufgenommen. Die Reaktion läuft nur bei fortgesetzter Energiezufuhr (z.B. durch Erhitzen oder Belichtung) ab. Wenn die Wärme aus der Umgebung entnommen wird, erfolgt dort eine Abkühlung. Beispiel: Elektrolyse von Wasser; Fotosynthese; Lösen von Ammoniumchlorid in Wasser



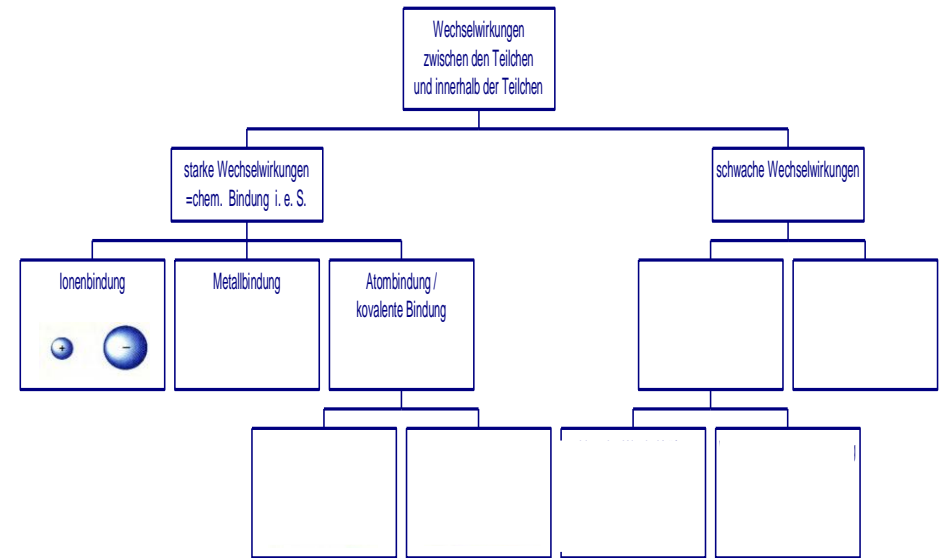


- **Aktivierungsenergie:**  
Die zur Auslösung einer chemischen Reaktion erforderliche Energie nennt man Aktivierungsenergie
- **Katalysator:**  
Ein Katalysator ist ein Stoff, der die Aktivierungsenergie einer Reaktion herabsetzt. Durch ihn wird die Reaktion beschleunigt oder bei einer niedrigeren Temperatur ermöglicht. Ein Katalysator nimmt an der Reaktion teil, liegt aber nach der Reaktion unverändert vor. Die bei der Reaktion freigesetzte Reaktionswärme  $\Delta H_i$  bleibt hierbei konstant.

## E. Wechselwirkungen zwischen Teilchen (chemische Bindung)

- **Ionenbindung:**  
Die chemische Bindung, die in Salzen als Anziehungskraft zwischen Kationen und Anionen wirkt, wird Ionenbindung genannt.
- **Atombindung / Elektronenpaarbindung (Kovalente Bindung):**  
Die chemische Bindung, die in einem Molekül oder Molekül-Ion als Anziehungskraft zwischen positiver Kernladung und negativer Elektronenladung wirkt, wird Atombindung genannt. Die Atombindung ist gleichbedeutend mit der Ausbildung eines gemeinsamen Elektronenpaares und wird daher auch als Elektronenpaarbindung bezeichnet. In einer Einfachbindung liegt ein Bindungselektronenpaar vor. In einer Doppelbindung liegen zwei und in einer Dreifachbindung liegen drei Bindungselektronenpaare vor.
- **Metallische Bindung:**  
Die chemische Bindung, die in den Metallen zwischen positiv geladenen Metall-Atomrümpfen und dem Elektronengas wirkt, wird als metallische Bindung bezeichnet.  
*Hinweis:* Unter einem Metall-Atomrumpf kann man sich ein Metallkation vorstellen, das in einer Gitterstruktur eingebettet ist, deren Zusammenhalt durch das Elektronengas bewirkt wird.

- **Übersicht zum Bereich Wechselwirkungen zwischen Teilchen: (chemische Bindung)**



## F. Größen

- **Teilchenmasse:** Atom-, Molekül oder Ionenmasse  
Die Masse eines Teilchens (Atom, Molekül, Ion) kann in der Einheit Gramm oder in der atomaren Masseneinheit  $u$  angegeben werden.
- **Atomare Masseneinheit:**  
 $1u$  ist definiert als der 12. Teil der Masse eines Atoms des Kohlenstoffisotops  $^{12}\text{C}$ .  
 $1 u \approx 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$   
 $1 \text{ g} \approx 6 \cdot 10^{23} u$
- **Teilchenanzahl N:**  
Die Teilchenanzahl  $N$  gibt die Anzahl der Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen) in einer Stoffportion an.
- **Dichte  $\rho$**   
Die Dichte ist der Quotient aus der Masse einer Stoffportion und dem zugehörigen Volumen.

# Grundwissen Chemie 9. Jahrgangsstufe NTG (bitte selbst mit zusätzlichen Karten ergänzen...)

## A. Stoffe

- **Indikator:**  
Ein Stoff, der einen bestimmten Zustand anzeigt. Ein Säure-Base-Indikator weist unterschiedliche Farben in sauren bzw. alkalischen Lösungen auf. Im neutralen Milieu zeigen sich oftmals Mischfarben.  
Beispiele: Lackmus, Phenolphthalein, Bromthymolblau

## B. Teilchen

- **Elektronegativität EN:**  
Die Elektronegativität ist die Eigenschaft der Atome, Bindungselektronen zu sich heranzuziehen. Die Atombindung ist um so polarer, je größer die Elektronegativitätsdifferenz  $\Delta EN$  ist.
- **Polares Molekül = Dipolmolekül:**  
Fallen der positive und der negative Ladungsschwerpunkt in einem Molekül einer Verbindung nicht zusammen, so liegt ein Dipol-Molekül vor.  
Beispiele: Wasserstoffchlorid-, Wasser- und Ammoniak-Molekül
- **Unpolares Molekül:**  
Fallen die Schwerpunkte der positiven und negativen Teil-ladungen eines Moleküls zusammen, so liegt ein unpolares Molekül vor.  
Beispiele: Methan- und Kohlenstofftetrachlorid-Molekül

## C. Reaktionen

- **Oxidation:**  
Die Oxidation ist die Elektronenabgabe von Teilchen.
- **Reduktion:**  
Die Reduktion ist die Elektronenaufnahme von Teilchen.
- **Redoxreaktion:**

Die Redoxreaktion ist der Elektronenübergang zwischen Teilchen. Anders formuliert: Die chemische Reaktion zwischen einem Oxidationsmittel (das dabei reduziert wird) und einem Reduktionsmittel (das dabei oxidiert wird).

→ kurz: Eine chemische Reaktion, bei der Oxidation und Reduktion gleichzeitig ablaufen und folglich Elektronen übertragen werden.

- **Oxidationszahl**  
Die Anzahl wirklicher bzw. angenommener Ladungen von Teilchen wird als Oxidationszahl bezeichnet. Sie ergibt sich, wenn man sich das vorliegende Teilchen nur aus „Atom-Ionen“ aufgebaut denkt, wobei man in einem Molekül die Bindungselektronen dem jeweils elektronegativeren Partner zuschlägt.  
Eine Erhöhung der Oxidationszahl bedeutet Oxidation und eine Erniedrigung der Oxidationszahl bedeutet Reduktion.
- **Oxidationsmittel**  
Oxidationsmittel sind Elektronenakzeptoren, z.B. Nichtmetalle-Atome.
- **Reduktionsmittel:**  
Reduktionsmittel sind Elektronendonatoren, z.B. Metall-Atome.
- **Fällungsreaktion:**  
Neukombination von Ionen aus einer wässrigen Lösung durch Bildung eines schwerlöslichen Salzes.
- **Protolyse:**  
Säure-Base-Reaktionen oder Protolysen sind gekennzeichnet durch Protonenübergänge zwischen Säuren und Basen.
- **Neutralisation:**  
Die Protolyse zwischen Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen nennt man Neutralisation.  
$$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$$
  
Klassischerweise läuft diese Reaktion vollständig ab, wenn man eine saure Lösung mit dem passenden Volumen einer basischen Lösung reagieren lässt.
- **(Brönsted)-Säure:**  
Säuren sind Teilchen, die Protonen abgeben:  
Protonendonatoren

Beispiel: Wasserstoffchlorid-Molekül

- **(Brönsted)- Base:**  
Basen sind Teilchen, die Protonen aufnehmen:  
Protonenakzeptoren  
Beispiel: Ammoniak-Molekül, Oxid-Ion
- **Saure Lösung:**  
Saure Lösungen sind Lösungen, die Oxonium-Ionen enthalten.  
 $n(\text{H}_3\text{O}^+) > n(\text{OH}^-)$   
Saure Lösungen reagieren mit unedlen Metallen (wie Zink oder Magnesium) zu Wasserstoff und einem Salz.
- **basische Lösung = alkalische Lösung (= Lauge) :**  
Basische Lösungen sind Lösungen, die Hydroxid-Ionen enthalten.  
Beispiele: Ammoniak-Wasser, Natronlauge;  $n(\text{H}_3\text{O}^+) < n(\text{OH}^-)$   
Metalloxide reagieren mit Wasser zu basischen Lösungen.
- **Neutrale Lösung:**  
Bei einer neutralen Lösung sind die Stoffmengen der Oxonium- und der Hydroxid-Ionen gleich:  
 $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$
- **Ampholyt:**  
Ampholyte sind Teilchen, die sowohl als Säure als auch als Base fungieren können.  
Beispiel: Wasser-Molekül
- **Titration / Maßanalyse:**  
Quantitatives Verfahren, bei dem die Bestimmung einer unbekannt Menge eines gelösten Stoffes durch schrittweise Zugabe einer Lösung bekannter Konzentration (Titerlösung) bis zur quantitativen Umsetzung (Äquivalenzpunkt) erfolgt. So kann der Gehalt einer Lösung an einer Säure oder Base durch Reaktion mit einer Lösung bekannter Konzentration einer Base bzw. einer Säure ermittelt werden.

## D. Energie

- **Molare Reaktionsenergie:**  
Die Reaktionsenergie  $\Delta E_i$  gibt die Reaktionsenergie an, die bei einer bestimmten umgesetzten Stoffmenge frei wird.  
Sofort eingängig wäre also folgende Darstellung:  
Beispiel:  $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$  ;  $\Delta E_i^\circ = -484 \text{ kJ}$   
 $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$  ;  $\Delta E_i^\circ = -570 \text{ kJ}$   
2 Mol Wasserstoff-Gas reagieren mit 1 Mol Sauerstoff-Gas. Hierbei können 2 Mol Wasser-Gas entstehen, wobei 484 kJ an Wärme frei werden.  
Alternativ kann auch direkt angegeben werden, dass - wenn das Wasser-Gas zu flüssigem Wasser kondensiert - bei dieser Reaktion 570 kJ an Wärme frei werden.  
Das Symbol  $^\circ$  bedeutet: unter den Standardbedingungen von 1013 hPa und 25°C.  
Der Begriff der *molaren Reaktionsenergie*  $\Delta E_{im}$  erscheint demgegenüber etwas problematisch:  
Nach den einschlägigen DIN-Normen bezieht sich die molare Reaktionsenergie immer auf den in der zugehörigen Reaktionsgleichung angegebenen Stoffumsatz und hat die Einheit kJ/mol.  
Also:  
 $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$  ;  $\Delta E_{im}^\circ = -570 \text{ kJ/mol}$   
 $1 \text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 1 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$  ;  $\Delta E_{im}^\circ = -285 \text{ kJ/mol}$   
Der Zahlenwert ist also NICHT so zu lesen, dass etwa 570 kJ an Wärme frei würden, wenn 1 Mol Wasser entstünde.
- **Gitterenergie:**  
Die Energie, die bei der Bildung eines Kristalls aus den isolierten Ionen frei wird. Die Gitterenergie besitzt immer ein negatives Vorzeichen, da die freien Ionen starke elektrostatische Anziehungskräfte aufeinander ausüben. Bei der Zusammenlagerung zu einem Ionengitter wird folglich Energie (eben die Gitterenergie) frei.
- **Bindungsenergie:**  
Die Energie, die bei der Bildung eines Moleküls aus den isolierten Atomen frei wird. Deshalb besitzt die Bindungsenergie immer ein negatives Vorzeichen.

- **Bildungsenergie:**

Die bei der Bildung von 1 mol einer Verbindung aus den Elementen auftretende Reaktionsenergie. Sie kann positiv oder negativ sein.

Beispiel:  $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}); \Delta H_{\text{Bild}}^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285 \text{ kJ/mol}$

- **Elektronenaffinität:**

Die mit der Aufnahme von einem oder mehreren Elektronen durch ein Atom verbundene Energieänderung, nennt man Elektronenaffinität. Aus Atomen entstehen hierbei stets negativ geladene Ionen (=Anionen).

Beispiel:  $\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$  ;  $E_A = 348,7 \text{ kJ/mol}$

## E. Wechselwirkungen zwischen Teilchen (chemische Bindung)

- **Hydratation**

Die Hydratation ist die Anlagerung von Wasser-Molekülen um die Teilchen des im Wasser gelösten Stoffes.

- **Polare Atombindung:**

Man nennt eine Elektronen-paarbindung, bei der das Bindungselektronenpaar zu einem der beiden gebundenen Atome hin verschoben ist, polare Atombindung.

- **Wasserstoffbrückenbindung:**

Die Anziehungskräfte, die zwischen Wasser-, Ammoniak- und Wasserstofffluorid-Molekülen wirken, werden Wasserstoffbrückenbindungen genannt.

- **Van-der-Waals-Kräfte:**

Die Anziehungskräfte zwischen den Edelgas-Atomen oder Molekülen einer Stoffportion werden als van-der-Waals-Kräfte bezeichnet. Diese Kräfte sind um so größer, je größer das Volumen der Teilchen ist.

Die van-der-Waals-Kräfte sind letztlich Dipol-Dipol-Wechselwirkungen.

## F. Größen

- **Stoffmenge n:**

Für die Angabe der Quantität einer Stoffportion stehen folgende Größen zur Verfügung:

- Masse m
- Volumen V
- Teilchenanzahl N
- Stoffmenge n

Die Stoffmenge n ist der Teilchenanzahl proportional.

- **Mol:**

1 Mol (Zeichen 1 mol) ist die Stoffmenge einer Stoffportion, die aus ebenso vielen Teilchen (Atomen, Molekülen, Ionen) besteht, wie Atome in 12 g des Kohlenstoffnuklids  $^{12}\text{C}$  enthalten sind.

- **molare Größen:**

Größen, die auf die Stoffmenge 1 mol bezogen sind z.B. molare Masse oder molares Volumen

- **Avogadro-Konstante  $N_A$ :**

Die Avogadro-Konstante ist der Quotient aus der Teilchenanzahl einer Stoffportion und der zugehörigen Stoffmenge:

$$N_A(X) = \frac{N(X)}{n(X)} \quad ; \quad [N_A] = \frac{1}{\text{mol}}$$

Die Avogadro-Konstante hat für alle Stoffe den gleichen Wert:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$$

- **Molare Masse M:**

Die molare Masse ist der Quotient aus der Masse einer Stoffportion und der zugehörigen Stoffmenge:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \quad ; \quad [M] = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Die molare Masse ist abhängig von der Stoffart.

Der Zahlenwert der Teilchenmasse ist gleich dem Zahlenwert der molaren Masse.

- **Molares Volumen  $V_m$ :**

Das molare Volumen ist der Quotient aus dem Volumen einer Stoffportion und der zugehörigen Stoffmenge:

$$V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)}; \quad [V_m] = 1 \frac{l}{mol}$$

Das molare Volumen ist von der Stoffart und wie das Volumen von Druck und Temperatur abhängig.

- **Molares Normvolumen  $V_{mn}$ :**

Das molare Normvolumen ist der Quotient aus dem Normvolumen  $V_n$  einer Stoffportion und der zugehörigen Stoffmenge:

$$V_{mn}(X) = \frac{V_n(X)}{n(X)};$$

Für gasige Stoffportionen ist das molare Normvolumen unabhängig von der Stoffart und beträgt:

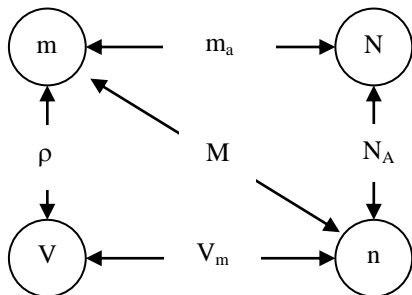
$$V_{mn} = 22,4 \frac{l}{mol}$$

- **Stoffmengenkonzentration  $c$ :**

Die Stoffmengenkonzentration  $c(X)$  eines gelösten Stoffe X ist der Quotient aus der Stoffmenge  $n(X)$  und dem Volumen der Lösung  $V(Ls)$ :

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(Ls)} \quad ; \quad [c] = 1 \text{ mol/l}$$

- **Übersicht: Quantitäts- und Umrechnungsgrößen**



Literaturnachweis:

- eigenes G9-Grundwissen, angepasst und verändert
- BLK-SINUS Bayer. Schulset 4: Grundwissen Chemie Mittelstufe, angepasst und verändert

© Christian Herdt für die neuen Teile des Grundwissens