

<h2 style="text-align: center;">Fällungsreaktion</h2>	<p>Chemische Reaktion, bei der gelöst vorliegende Edukte ein schwerlösliches Produkt bilden, das als Niederschlag ausfällt.</p> <p>Symbole: gelöst="(aq)" Niederschlag="↓" oder "(s)"</p>
<h2 style="text-align: center;">Fällungsreaktion Beispiel</h2>	<p>Stoffgleichung: $Na_2CO_{3(aq)} + CaCl_{2(aq)} \rightarrow CaCO_3 \downarrow + 2NaCl_{(aq)}$</p> <p>Ionengleichung: $2Na^+_{(aq)} + CO_3^{2-}_{(aq)} + Ca^{2+}_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)} \rightarrow CaCO_3 \downarrow + 2Na^+_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)}$</p> <p>Kurzform: $CO_3^{2-}_{(aq)} + Ca^{2+}_{(aq)} \rightarrow CaCO_3 \downarrow$</p> <p>Die Ionen, die in gleicher Anzahl auf der Edukt- und Produktseite der Ionengleichung vorkommen, bezeichnet man als <i>Begleit-Ionen</i>; sie werden in der Kurzform weggelassen.</p>
<h2 style="text-align: center;">Flammenfärbung</h2>	<p>Manche Metallionen färben die Flamme eines Bunsenbrenners. Man verwendet die Flammenfärbung daher als Vorprobe bei der Stoffanalyse. Durch die Hitze der Flamme nehmen die Elektronen Energie auf und werden so auf eine weiter außen liegende Schale angehoben. Beim Zurückfallen geben sie die aufgenommene Energie als Licht bestimmter Wellenlänge wieder ab.</p> <p>Beispiele: Natrium (gelb); Lithium (rot); Barium (grün); Calcium (rot)</p>
<h2 style="text-align: center;">Nachweis molekular gebauter Stoffe</h2>	<p>H₂: Knallgasprobe (siehe Grundwissen 8.Klasse)</p> <p>O₂: Glimmspanprobe (siehe Grundwissen 8.Klasse)</p> <p>CO₂: Kalkwasserprobe (siehe Grundwissen 8.Klasse)</p> <p>H₂O: Die zu testende Substanz wird mit wasserfreiem Cu(II)-sulfat (weiß) versetzt. Ist Wasser enthalten, wird eine Blaufärbung sichtbar.</p> <p>I₂: Die zu testende Substanz wird mit Stärkelösung versetzt. Bei Anwesenheit von I₂ färbt sich die vorher farblose Stärkelösung blau.</p>

Nachweis von Halogenid-Ionen

Vermutet man in einer Lösung die Halogenid-Ionen Cl^- , Br^- oder I^- , so gibt man Silbernitratlösung ($\text{AgNO}_3(aq)$) zu. Sind diese Ionen vorhanden, so entsteht ein Niederschlag.

Ion	Niederschlag
Cl^-	weiß
Br^-	leicht gelblich
I^-	gelb

Atommasse m_a und Molekülmasse

Größe für die Masse von Atomen bzw. Molekülen

Symbol: " m_a "
Einheit: "u" (Unit)

Die Zahlenwerte der Atommassen lassen sich auf der Rückseite des Periodensystems ablesen.

Beispiel: $m_a(\text{K}) = 39,0983\text{u}$
 $m_a(\text{NH}_3) = (14,0067\text{u} + 3 \cdot 1,0079\text{u}) = 17,0304\text{u}$

Stoffmenge

Größe für die Anzahl von Teilchen

Symbol: "n"
Einheit: "mol"

$1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}$

Avogadro-Konstante

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$$

<h2 style="text-align: center;">Molare Masse</h2>	<p style="text-align: center;">Masse von 1 Mol eines Stoffes</p> <p style="text-align: center;">Symbol: "M" Einheit: "$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$"</p> <p style="text-align: center;">Beispiel: $M(\text{Na}_2\text{SO}_4)$</p> <p style="text-align: center;">Addiere die Atommassen entsprechend der Indizes und verwende die Einheit $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$!</p> <p style="text-align: center;"> $M(\text{Na}_2\text{SO}_4)$ $= (2 \cdot 23,0 + 32,1 + 4 \cdot 16,0) \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 142,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ (auf 1 Dezimalstelle genau) </p>
<h2 style="text-align: center;">Molares Volumen</h2>	<p style="text-align: center;">Das Volumen, das 1 mol eines Gases einnimmt.</p> <p style="text-align: center;">Symbol "V_m" Einheit "$\frac{\text{l}}{\text{mol}}$"</p> <p style="text-align: center;">Im Normzustand (0°C; 1013hPa) gilt:</p> <p style="text-align: center;"> $V_m = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ </p>
<h2 style="text-align: center;">wichtige Formeln</h2>	$n = \frac{m}{M} \qquad n = \frac{V}{V_m} \qquad n = \frac{N}{N_A}$ <p style="text-align: center;">n=Stoffmenge</p> <p>m= Masse M= Molare Masse V= Volumen V_m= Molares Volumen N = Teilchenanzahl N_A = Avogadro-Konstante</p>
<h2 style="text-align: center;">Reaktionsenergie</h2>	<p style="text-align: center;">= die bei einer chemischen Reaktion umgesetzte Energie</p> <p style="text-align: center;">Symbol "ΔE_i" Einheit "kJ" oder "$\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$"</p> <p style="text-align: center;">exotherme Reaktion $\Rightarrow \Delta E_i < 0$ endotherme Reaktion $\Rightarrow \Delta E_i > 0$</p>

Orbital

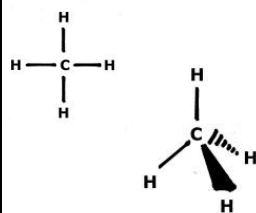
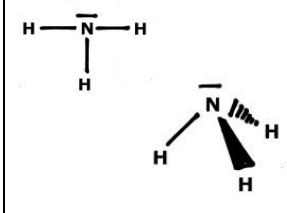
Der Raum, in dem sich ein Elektron mit größtmöglicher Wahrscheinlichkeit aufhält.

Elektronenpaar-abstoßungsmodell

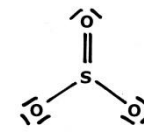
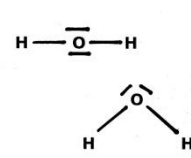
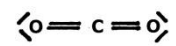
Dieses Modell ermöglicht eine Vorhersage der räumlichen Struktur eines Moleküls.

- Regel 1: Jedes Elektronenpaar (bindend oder nichtbindend) entspricht einem Orbital (=Elektronenwolke). Da diese Orbitale somit alle eine negative Ladung besitzen, stoßen sie sich gegenseitig ab. Räumlich nehmen sie daher den größtmöglichen Abstand voneinander ein.
- Regel 2: Nichtbindende Elektronenpaare benötigen mehr Raum als bindende.
Grund: Bindende Elektronenpaare werden von 2 Kernen, nichtbindende nur von einem Kern angezogen.

räumliche Grundstrukturen 1

tetraedrisch	pyramidal
<p>CH₄</p> 	<p>NH₃</p> 
$\sphericalangle HCH \approx 109,5^\circ$	$\sphericalangle HNH \approx 107,3^\circ$

räumliche Grundstrukturen 2

trigonal-planar	gewinkelt	linear
<p>SO₃</p> 	<p>H₂O</p> 	<p>CO₂</p> 
$\sphericalangle OSO = 120^\circ$	$\sphericalangle HOH \approx 104,5^\circ$	$\sphericalangle OCO = 180^\circ$

Elektronegativität (EN)

Sie ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms, Elektronen in einer Atombindung (= kovalente Bindung = Elektronenpaarbindung) an sich zu ziehen.

Das elektronegativste Atom ist das Fluor-Atom.

Faustregel:

Die EN steigt von links nach rechts und von unten nach oben im Periodensystem.

polare / unpolare Atombindung

Betrachtet man die Elektronegativitätsdifferenz (ΔEN) zweier durch Atombindung gebundener Atome, so gibt es zwei Möglichkeiten:

$\Delta EN = 0 \Rightarrow$ unpolare Atombindung; die bindenden Elektronen sind gleichmäßig verteilt.
Beispiel: H-H

$\Delta EN \neq 0 \Rightarrow$ polare Atombindung; der elektronegativere Partner zieht die bindenden Elektronen mehr zu sich.
Beispiel: H-F

Die Ungleichverteilung wird gern durch einen "Keil" symbolisiert:



$EN(H)=2,20$; $EN(F)=3,98$

Dipol

Durch polare Atombindungen in einem Molekül kann sich insgesamt eine Ungleichverteilung der Ladungen ergeben und damit ein positives und ein negatives Ende.

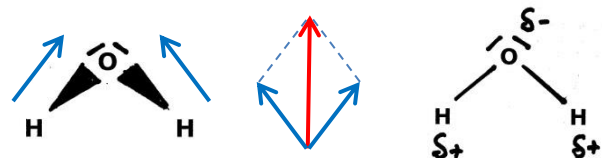
Das Molekül besitzt Partialladungen (=Teilladungen).

Symbol: $\delta +$ (*delta plus*); $\delta -$ (*delta minus*)

Durch Symmetrie kann trotz polarer Atombindung ein unpolares Molekül vorliegen. Grund: Kräfte sind vektorielle Größen \Rightarrow Addition im "Kräfteparallelogramm"

Dipol: Beispiele

H₂O = Dipol ($EN(H)=2,20$; $EN(O)=3,44$)



CO₂ = kein Dipol ($EN(C)=2,55$; $EN(O)=3,44$)



Die Kräfte heben sich auf

inter- und intramolekulare Bindungskräfte

inter = zwischen
van-der-Waals-Kräfte
Dipol-Dipol-Wechselwirkungen
Wasserstoffbrücken

intra = innerhalb
polare Atombindung
unpolare Atombindung

Van-der-Waals-Kräfte

- **zwischen unpolaren Molekülen**
- Die regellose Bewegung der Elektronen in den Orbitalen führt immer wieder zu kurzzeitiger, unsymmetrischer Ladungsverteilung.
⇒ **spontaner Dipol**
- Die spontanen Dipole beeinflussen die Elektronenverteilung der Nachbarmoleküle und begünstigen dort unsymmetrische Ladungsverteilungen.
⇒ **induzierter Dipol**
- Die Anziehungskräfte sind nur für winzige Zeitspannen vorhanden, treten an verschiedenen Stellen aber immer wieder auf. ⇒ Van-der-Waals-Kräfte wirken umso besser, je größer die **gemeinsame Oberfläche** der Moleküle ist.
- Die schwächsten intermolekularen Bindungskräfte.

Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

- **zwischen polaren Molekülen**
- **permanenter Dipol**
⇒ gegenseitige Anziehung
- stärkere Bindungskräfte als die van-der-Waals-Kräfte

Wasserstoffbrückenbindungen

- **zwischen Molekülen, in denen H-Atome an N-, O- oder F-Atome gebunden sind.**
- Die Elektronegativitätsdifferenz in den Bindungen N–H, O–H und F–H ist besonders groß.
⇒ es liegen besonders starke (permanente) Dipole vor
- Wasserstoffbrückenbindungen sind besonders starke Dipol-Dipol-Wechselwirkungen.

Säure-Base-Indikatoren

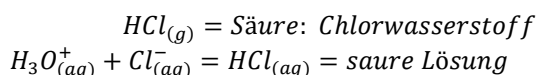
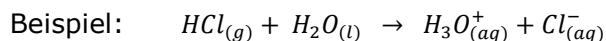
Mit Säure-Base-Indikatoren kann man anhand der Farbe saure, basische und neutrale Lösungen unterscheiden.

Universalindikatoren erlauben sogar Aussagen darüber, wie stark sauer oder basisch eine Lösung ist (als Faustregel gilt: orange→rot: sauer; grün→blau: basisch).

Säure / saure Lösung

Säure = Stoff, der Protonen abgeben kann (Protonendonator)

saure Lösung = Lösung einer Säure in Wasser; sie enthält stets Oxonium-Ionen (H_3O^+ -Ionen)



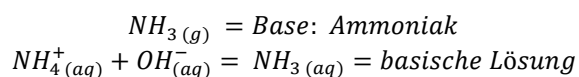
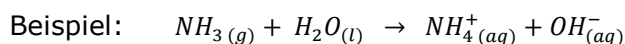
Wichtige Säuren und ihre Anionen

Name	Formel	Anion	Formel
Salzsäure	HCl	Chlorid-Ion	Cl⁻
Kohlensäure	H₂CO₃	Hydrogencarbonat-Ion	HCO₃⁻
		Carbonat-Ion	CO₃²⁻
Salpetersäure	HNO₃	Nitrat-Ion	NO₃⁻
Salpetrige Säure	HNO₂	Nitrit-Ion	NO₂⁻
Schwefelsäure	H₂SO₄	Hydrosulfat-Ion	HSO₄⁻
		Sulfat-Ion	SO₄²⁻
Schweflige Säure	H₂SO₃	Hydrosulfit-Ion	HSO₃⁻
		Sulfit-Ion	SO₃²⁻
Phosphorsäure	H₃PO₄	Dihydrogenphosphat-Ion	H₂PO₄⁻
		Hydrogenphosphat-Ion	HPO₄²⁻
		Phosphat-Ion	PO₄³⁻
Phosphorige Säure	H₃PO₃	Dihydrogenphosphit-Ion	H₂PO₃⁻
		Hydrogenphosphit-Ion	HPO₃²⁻
		Phosphit-Ion	PO₃³⁻

Base / alkalische Lösung

Base = Stoff, der Protonen aufnehmen kann (Protonenakzeptor)

basische Lösung = Lösung einer Base in Wasser; sie enthält stets Hydroxid-Ionen (OH^- -Ionen)



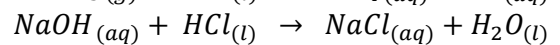
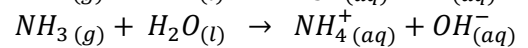
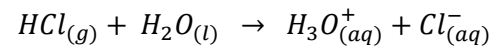
wichtige Basen

Name	Formel	Kation	Formel
Ammoniak	NH ₃	Ammonium-Ion	NH ₄ ⁺
Natronlauge	NaOH		
Kalilauge	KOH		
Kalkwasser	Ca(OH) ₂		
Barytwasser	Ba(OH) ₂		

Protolyse = Säure-Base- Reaktion

= Reaktion mit Protonenübergang

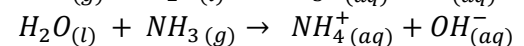
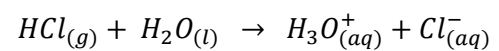
Beispiele:



Ampholyt

= Stoff, der je nach Reaktionspartner als Säure oder Base reagieren kann.

Beispiel: H₂O



Salzbildung

Säure + Base → Salz + Wasser

Säure + unedles Metall → Salz + Wasserstoff

Metall + Nichtmetall → Salz

<p>Neutralisation</p>	<p>= Aufhebung der Basenwirkung (Säurewirkung) durch Säurezusatz (Basenzusatz).</p> <p>= Reaktion der Oxonium-Ionen einer sauren Lösung mit den Hydroxid-Ionen einer basischen Lösung zu Wasser.</p> <p>Beispiel: $NaOH_{(aq)} + HCl_{(l)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$</p>
<p>Titration</p>	<p>= Neutralisation einer Säure bzw. Base zur Ermittlung ihrer Konzentration</p>
<p>Äquivalenzpunkt</p>	<p>= Der Punkt einer Titration, an dem so viele H_3O^+-Ionen (OH^--Ionen) zugesetzt wurden, wie OH^--Ionen (H_3O^+-Ionen) in der Lösung verfügbar waren.</p>
<p>Stoffmengen- konzentration</p>	<p>des Stoffes X:</p> $c(X) = \frac{n(X)}{V(Lösung)} \left[\frac{mol}{l} \right]$

<h2 style="text-align: center;">pH-Wert</h2>	<p>= Maß für die Konzentration der Oxonium-Ionen in einer Lösung.</p> <p style="text-align: center;">pH:</p> <p style="text-align: center;"> 0 1 2 3 4 5 6 sauer </p> <p style="text-align: center;"> 7 neutral </p> <p style="text-align: center;"> 8 9 10 11 12 13 14 basisch </p>
<h2 style="text-align: center;">Oxidation</h2>	<p style="text-align: center;">=Elektronenabgabe</p> <p>Beispiel: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}$</p>
<h2 style="text-align: center;">Reduktion</h2>	<p style="text-align: center;">=Elektronenaufnahme</p> <p>Beispiel: $O_2 + 4e^{-} \rightarrow 2O^{2-}$</p>
<h2 style="text-align: center;">Redoxreaktion</h2>	<p style="text-align: center;">=Reaktion mit Elektronenübergang</p> <p>Beispiel:</p> <p>Oxidation: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}$ $\cdot 2$</p> <p>Reduktion: $O_2 + 4e^{-} \rightarrow 2O^{2-}$</p> <p>Redoxreaktion:</p> $2Cu + O_2 + 4e^{-} \rightarrow 2Cu^{2+} + 2O^{2-} + 4e^{-}$ <p>Die Anzahl der Elektronen auf der Edukt- und Produktseite ist durch das Multiplizieren der Oxidations-Teilgleichung gleich. \Rightarrow Man kürzt sie heraus!</p> <p>Redoxreaktion: $2Cu + O_2 \rightarrow 2Cu^{2+} + 2O^{2-}$</p>

<h2 style="text-align: center;">Oxidations- und Reduktionsmittel</h2>	<p>Oxidationsmittel : oxidiert den Reaktionspartner und wird selbst reduziert</p> <p>Reduktionsmittel : reduziert den Reaktionspartner und wird selbst oxidiert</p> <p>Beispiel:</p> $\begin{array}{l} \text{Oxidation:} \quad \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^- \quad \cdot 2 \\ \text{Reduktion:} \quad \text{O}_2 + 4e^- \rightarrow 2\text{O}^{2-} \\ \text{Redoxreaktion} \quad 2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cu}^{2+} + 2\text{O}^{2-} \end{array}$ <p style="text-align: center;">Reduktionsmittel: Cu; Oxidationsmittel: O₂</p>
<h2 style="text-align: center;">Oxidationszahl</h2>	<p>Ändern sich bei einer chemischen Reaktion Oxidationszahlen von beteiligten Atomen, so liegt eine Redoxreaktion vor.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Erhöhung der Oxidationszahl ⇒ Oxidation • Erniedrigung der Oxidationszahl ⇒ Reduktion
<h2 style="text-align: center;">Regeln zur Bestimmung von Oxidationszahlen (OZ)</h2>	<ol style="list-style-type: none"> (1) Atome von Elementen: OZ = 0 (2) Atom-Ionen: OZ = Ladung des Ions (3) Moleküle / Molekül-Ionen / Salze: <ol style="list-style-type: none"> a) Metallatome: OZ stets positiv b) Fluor: OZ = -I c) Wasserstoff: OZ = +I d) Sauerstoff: OZ = -II (Ausnahme: In H₂O₂ hat Sauerstoff die OZ = -I) e) Die Summe der OZ = Ladung des Molekül-Ions f) Die Summe der OZ = 0 (Moleküle/ Salze)
<h2 style="text-align: center;">Regeln zum Aufstellen von Redoxreaktionen</h2>	<ol style="list-style-type: none"> 1) Bestimmen der OZ der beteiligten Stoffe! ⇒ Oxidation, Reduktion 2) Oxidations-Teilgleichung: "Ox: Edukt → Produkt" 3) Gleiche Anzahl der Atome, die die OZ wechseln, durch passenden Koeffizient herstellen! 4) Anzahl der abgegebenen Elektronen aus den OZ bestimmen und dabei die Anzahl der Atome beachten! 5) Ausgleich der realen Ladungen mit H₃O⁺ (saure Lösung) bzw. OH⁻ (basische Lösung)! 6) Stoffausgleich mit H₂O! 7) Analoges Aufstellen der Reduktions-Teilgleichung! 8) Multiplikation der Teilgleichungen so, dass die Zahl der Elektronen je gleich ist (kgV)! 9) Addition der Teilgleichungen und Vereinfachung!

Elektrolyse

- Analyse mit Hilfe von elektrischem Strom
- Erzwungene Redoxreaktion durch Verwendung von Gleichstrom
- Zwei Elektroden tauchen dazu in eine Lösung, die Ionen enthält (Elektrolyt-Lösung).
- Die Kationen (positiv geladene Ionen) wandern zur Kathode (negative Elektrode), nehmen dort Elektronen auf und werden so entladen.
- Die Anionen (negativ geladene Ionen) wandern zur Anode (positive Elektrode), geben dort Elektronen ab und werden so entladen.
- Durch Elektrolyse lassen sich viele Elemente gewinnen, z.B. Metalle (Cu, Na, ...) oder Gase wie Wasserstoff und Sauerstoff.

