

Fachschaft Chemie

Lerninhalte Chemie 9. Klasse (NTG)

Lehrplan:

In der Jahrgangsstufe 9 erwerben die Schüler folgendes Grundwissen:

- Die Schüler können einfache Nachweisverfahren durchführen.
- Sie beherrschen einfache Berechnungen zum Stoff- und Energieumsatz.
- Sie sind in der Lage, den räumlichen Bau einfacher Moleküle zu beschreiben, daraus die zwischen den Molekülen herrschenden Kräfte abzuleiten und auf wesentliche Eigenschaften der betreffenden Stoffe zu schließen.
- Sie können das Donator-Akzeptor-Konzept auf Säure-Base- und Redoxreaktionen anwenden.
- Sie können Säure-Base-Titrationen durchführen und auswerten.
- Sie kennen Anwendungsbeispiele für Redoxreaktionen in Alltag und Technik.
- Sie können einfache Experimente in Teilaspekten selbständig planen.



2. Quantitative Analysen

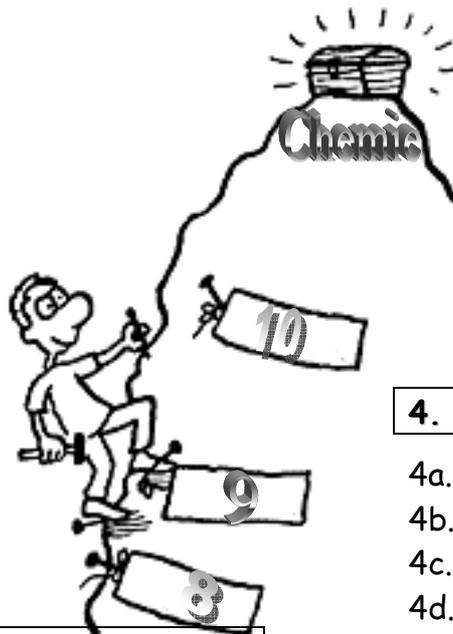
- 2a. Stoffmenge
- 2b. Molare Größen
- 2c. Molare Reaktionsenergie

1. Qualitative Analysen

- 1a. Flammenfärbung
- 1b. Nachweis von Gasen
- 1c. Ionennachweis

3. Molekülgeometrie und Stoffeigenschaften

- 3a. Orbital
- 3b. Molekülgeometrie
- 3c. Polare Atombindung - Dipol
- 3d. Zwischenmolekulare Kräfte
- 3e. Stoffeigenschaften
- 3f. Wasser



4. Säuren und Basen

- 4a. Säuren
- 4b. Basen
- 4c. Protolyse
- 4d. Neutralisation
- 4e. pH-Wert und Indikatoren

5. Redoxreaktion

- 5a. Oxidation und Reduktion
- 5b. Oxidationszahl
- 5c. Redoxreaktion
- 5d. Galvanisches Element
- 5e. Elektrolyse

1. Qualitative Analysen

1a. Flammenfärbung

Alkali- und Erdalkalimetalle können durch ihre charakteristische Flammenfärbung in der Bunsenbrennerflamme nachgewiesen werden:

Li ⁺ ⇒ rot	Ca ²⁺ ⇒ ziegelrot
Na ⁺ ⇒ gelb	Ba ²⁺ ⇒ grün
K ⁺ ⇒ rosa (Kobaltglas!)	

Spektrometer:

Bei der Betrachtung der Flammenfärbung durch ein Spektrometer ergeben sich je nach Element verschiedene Linienmuster (entstehen durch thermische Anregung der Elektronen auf ein höheres Energieniveau, Elektron gibt beim „Zurückfallen“ in den Grundzustand Energie wieder ab.)

1b. Nachweis von Gasen

Wasserstoff H ₂	Knallgasprobe	Ein Gemisch aus Wasserstoff und Sauerstoff explodiert im Reagenzglas beim Hinzufügen eines Zündfunken mit einem Knall $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
Sauerstoff O ₂	Glimmspanprobe	Ein glimmender Holzspan wird durch reinen Sauerstoff entflammt
Kohlenstoffdioxid CO ₂	Kalkwasserprobe	Beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid in Kalkwasser (Calciumhydroxid) entsteht ein milchiger Niederschlag (Calciumcarbonat, Kalk) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

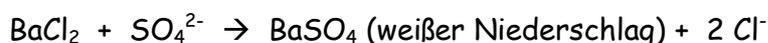
1c. Ionennachweis

Durch Zugabe eines Nachweisreagenz entsteht bei Anwesenheit bestimmter Ionen ein schwerlöslicher oder typisch gefärbter Niederschlag.

Nachweis von Halogeniden: Zugabe von Silbernitrat (AgNO₃) zu

- Chlorid: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$ (weißer Niederschlag)
- Bromid: $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr}$ (grauer Niederschlag)
- Iodid: $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI}$ (gelblicher Niederschlag)

Nachweis von Sulfat-Ionen mit Bariumchlorid-Lösung:



2. Quantitative Analysen

2a. Stoffmenge

Atomare Masse: Die relative Atommasse gibt an, wie groß die Masse eines Atoms im Vergleich zu 1/12 der Masse des Kohlenstoffisotops ^{12}C ist. Die Atommasse wird mit der Masseneinheit u angegeben.

Stoffmenge: Die Stoffportion, die $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen (Atome, Moleküle, allg.: x) enthält, definiert man als Stoffmenge $n(x) = 1 \text{ mol}$.

=> In einer Stoffmenge von 1 mol sind immer $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen

Avogadro-Konstante: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ [1/mol]}$

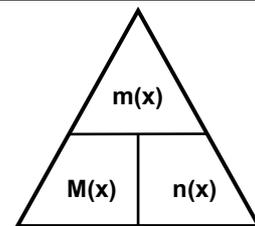
Größen: bezogen auf eine bestimmte **Teilchenart (x)**

2b. Molare Größen

Molare Masse: Symbol: $M(x)$, Einheit: [g/mol]

Masse: Symbol $m(x)$, Einheit [g]

Stoffmenge: Symbol: $n(x)$, Einheit: [mol]



Molares Volumen:

Symbol: $V_m(x)$, Einheit: [l/mol]

Ein Mol eines gasförmigen Stoffes nimmt unter

Standardbedingungen (Normalbedingungen: $T = 273^\circ\text{C}$, $p = 1013 \text{ mbar}$)

immer ein bestimmtes Volumen ein: $V_m = 22,4 \text{ l/mol}$

$$V_m(x) = V(x) / n(x)$$

Dichte: Symbol: $\rho(x)$

Einheit [kg/l = kg/dm³]

$$\rho(x) = m(x) / V(x)$$

$$\rho(x) = M(x) / V_m(x)$$

Konzentrationen:

Stoffmengenkonzentration:

Sie gibt an, welche Stoffmenge (mol)

eines bestimmten Stoffes (x)

in einem bestimmten Volumen Lösungsmittel gelöst sind: Symbol: $c(x)$, Einheit: [mol/l]

$$c(x) = n(x) / V(\text{Lösung})$$

2c. Molare Reaktionsenergie

Energieänderung bei einer Reaktion bezogen auf die Stoffmenge

Symbol: ΔE_{Rm} , Einheit [kJ/mol]

Energiebilanz bei der Salzbildung: $\Delta E_R = E_s + E_G + E_I + E_A + E_D$

(E_s : Sublimationsenergie, E_G : Gitterenergie, E_I : Ionisierungsenergie, E_A : Elektronenaffinität, E_D : Dissoziationsenergie)

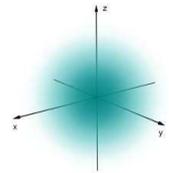
3. Molekülgeometrie und Stoffeigenschaften

3a. Orbital

Ein Orbital ist der Bereich, in dem sich maximal zwei energetisch gleichwertige Elektronen mit hoher Wahrscheinlichkeit (95%) aufhalten.

Atomorbital: Aufenthaltsbereich um den Atomkern

Molekülorbital: Durch das Überlappen von Atomorbitalen entstehen Molekülorbitale.



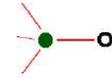
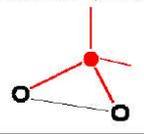
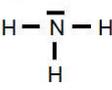
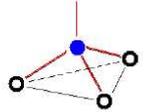
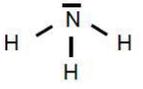
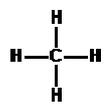
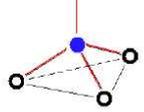
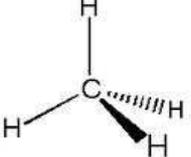
3b. Molekülgeometrie

Modell zur Herleitung des räumlichen Baus von Molekülen: EPA-Modell (VSEPR-Modell):

Regeln:

1. Aufstellen der Valenzstrichformel des Moleküls
2. Elektronenpaare (EP) stoßen sich gegenseitig maximal weit voneinander ab und ordnen sich mit größtmöglichem Abstand vom Zentralatom an.
3. Mehrfachbindungen werden näherungsweise wie Einfachbindungen betrachtet.
4. Freie Elektronenpaare wirken stärker abstoßend als bindende Elektronenpaare

Geometrische Grundformen:

Summenformel und Valenzstrichformel	Bindungstyp und Anzahl der Elektronenpaare (EP) am zentralen Atom	Räumlicher Grundkörper der EP	Räumliche Valenzstrichformel bzw. Strukturformel mit Benennung	Bindungswinkel:
HCl 	Elektronenpaarbindung 4 EP	Tetraeder ($109,5^\circ$) 	1 bindendes EP → linearer Bau $\text{H}-\text{Cl}$	180°
H_2O 	Elektronenpaarbindung 4 EP	Tetraeder ($109,5^\circ$) 	2 bindende EP → gewinkelter Bau 	$104,5^\circ$
NH_3 	Elektronenpaarbindung 4 EP	Tetraeder ($109,5^\circ$) 	3 bindende EP → pyramidaler Bau 	107°
CH_4 	Elektronenpaarbindung 4 EP	Tetraeder ($109,5^\circ$) 		$109,5^\circ$

3c. Polare Bindung - Dipol

Elektronegativität (EN):

Die Elektronegativität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms innerhalb eines Moleküls, die Elektronendichte in einer Atombindung (Elektronenpaarbindung) an sich zu ziehen. Das Fluor-Atom besitzt den größten EN-Wert mit $EN(F) = 4$

EN im PSE: Ausgehend vom Fluor -Atom - Abnahme nach links und nach unten 

Polare Atombindung:

Eine polare Atombindung liegt vor, wenn sich die beiden an der Atombindung beteiligten Atome in ihrem EN-Wert unterscheiden. Es entsteht eine unsymmetrische Ladungsverteilung:

- Das Atom mit der größeren Elektronegativität zieht das Elektronenpaar stärker zu sich heran und wird damit negativ polarisiert (negative Partialladung $-\delta$)
- Das andere Atom mit der geringeren Elektronegativität wird positiv polarisiert (positive Partialladung $+\delta$)
- $\Delta EN > 1,7 \Rightarrow$ Ionenbindung
- $\Delta EN > 0,5 \Rightarrow$ polare Bindung
- Sind zwei gleiche Atome miteinander verbunden, so ist keine Bindungspolarität vorhanden (unpolare Bindung)



Dipolcharakter

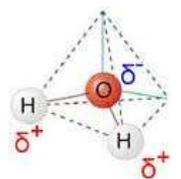
Dipole sind nach außen elektrisch ungeladene Moleküle, bei denen die Schwerpunkte positiver und negativer Ladungen im Molekül nicht zusammenfallen, sie besitzen einen positiven und einen negativen Pol.

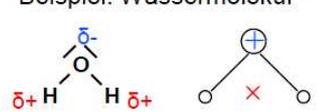
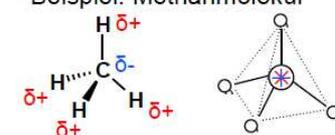
Regeln für die Ermittlung eines Dipols:

- Molekül muss polar sein
- Bei zweiatomigen Molekülen muss eine Bindungspolarität (EN-Unterschied) vorliegen
- Mehratomige Moleküle:

Ermittlung des positiven und negativen Ladungsschwerpunktes

Fallen diese Ladungsschwerpunkte nicht zusammen, liegt ein Dipol vor



<p>- Fallen die Schwerpunkte der positiven Teilladung (X) und der negativen Teilladung (+) <u>nicht</u> zusammen, spricht man von einem Dipol-Molekül (Molekulpolarität liegt vor).</p> <p>- Beispiel: Wassermolekül</p> 	<p>- Fallen die Schwerpunkte der positiven Teilladung (X) und der negativen Teilladung (+) zusammen, so handelt es sich um ein unpolares Molekül (keine Molekulpolarität).</p> <p>- Beispiel: Methanmolekül</p> 
---	---

3d. Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen sind Wechselwirkungen, die zwischen den Molekülen wirken.

(Nicht zu verwechseln mit Atombindungen, den intramolekularen Wechselwirkungen, die innerhalb eines Moleküls wirken!!)

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen (WW) (Angabe in abnehmende Stärke):

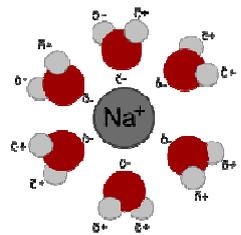
a) Ionische Wechselwirkungen:

♦ Ionen-Ionen-Wechselwirkungen

WW zwischen zwei Ionen (vgl. Ionenbindung)

♦ Ionen-Dipol-Wechselwirkungen

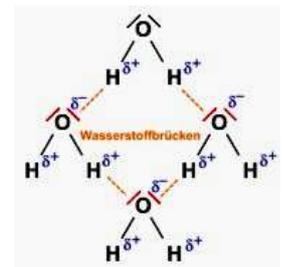
WW zwischen Dipol und Ionen (z.B. Na^+ und Wasser)



b) Wasserstoffbrückenbindung:

WW zwischen einem positiv polarisiertem Wasserstoffatom und einem freien Elektronenpaar eines stark elektronegativen Atoms (O, F, Cl, N)

Besonders starke Zwischenmolekulare WW



c.) Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

Anziehungskräfte zwischen den Ladungsschwerpunkten der Teilladungen der Dipolmoleküle, in der Regel stärker als Van der Waals Kräfte

d) Van der Waals Kräfte

sehr schwache Zwischenmolekulare WW:

zwischen unpolare Molekülen liegen ausschließlich van der Waals Kräfte vor

WW nehmen mit steigender Teilchenoberfläche zu



3e. Stoffeigenschaften

Je größer die zwischenmolekularen Wechselwirkungen sind, desto mehr Energie muss aufgewendet werden, um diese Kräfte zu überwinden und desto höher ist auch die Siedetemperatur und der Schmelztemperatur des Stoffes.

Bei den Schmelzpunkten und Siedetemperaturen müssen die zwischenmolekularen Kräfte überwunden werden (es werden nicht die Bindungen innerhalb eines Moleküls getrennt!!)

3f. Wasser

Wassermoleküle werden durch starke Wasserstoffbrückenbindungen zusammengehalten.

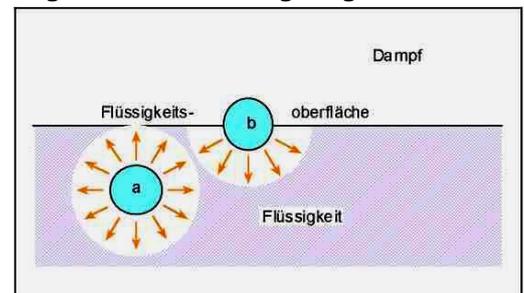
Wichtige Begriffe:

Dichteanomalie:

Wasser hat bei 4°C die größte Dichte.

Oberflächenspannung:

Wassermoleküle werden von allen ihren Nachbarmolekülen gleichermaßen angezogen. Dadurch ergibt sich für ein Teilchen inmitten der Flüssigkeit ein völliges Gleichgewicht (a). Bei den Molekülen an der Wasseroberfläche liegt den Anziehungskräften darunter keine Gegenkraft über der Wasseroberfläche gegenüber (b). Die Moleküle an der Oberfläche erfahren eine Anziehung ins Innere der Flüssigkeit, es entsteht eine „Membran“.



Hydratation:

Die Umhüllung der Ionen eines Salzes mit Wassermolekülen (= Hydrathülle) beim Auflösen in Wasser wird Hydratation genannt.

Dies wird oftmals in der Reaktionsgleichung angegeben: (aq) = aquatisiert

Wasser als Lösungsmittel

Grundsatz:

„Ähnliches löst sich in Ähnlichem“:

Polare Stoffe (z.B. Ionen eines Salzes, starke EN-Unterschiede im Molekül) sind in polaren Lösungsmitteln (z.B. Wasser) löslich,

unpolare Stoffe (z. B. Hexan) in unpolaren Lösungsmitteln (z.B. Öl).

4. Säuren und Basen

4a. Säuren

Säuren sind **Protonendonatoren**, d.h. Teilchen, die bei einer Reaktion mit einem Akzeptor Protonen (H^+) **abgeben** können.

Säuren reagieren mit Wasser zu sauren Lösungen, welche Oxonium-Ionen (H_3O^+) enthalten.



Eigenschaften der Säuren:

- Saure Lösungen leiten den elektrischen Strom (geladene Teilchen vorhanden)
- Farbreaktion mit Indikatoren
- Reaktion mit unedlen Metallen: **Me + Säuren \rightarrow Wasserstoff + Salz**
- Reaktion mit Metalloxiden: **MeO + Säuren \rightarrow Wasser + Salz**
- Reaktion mit Basen (= Neutralisation): **Säuren + Basen \rightarrow Salz + Wasser**

Eine wässrige Lösung ist umso saurer, je höher die Konzentration an Säure ist und je leichter die Säure Protonen abgeben kann.

Wichtige Säuren

Säurename	Summenformel	Säureanionen	Ionenformel
Einprotonige Säuren			
Wasserstoffchlorid (Salzsäure)	HCl	Chlorid-Ion	Cl^-
Wasserstofffluorid (Flusssäure)	HF	Fluorid-Ion	F^-
Salpetersäure	HNO_3	Nitrat-Ion	NO_3^-
Salpetrige Säure	HNO_2	Nitrit-Ion	NO_2^-
Blausäure	HCN	Cyanid-Ion	CN^-
Zweiprotonige Säuren			
Schwefelsäure	H_2SO_4	Hydrosulfat-Ion Sulfat-Ion	HSO_4^- SO_4^{2-}
Schwefelige Säure	H_2SO_3	Hydrosulfit-Ion Sulfit-Ion	HSO_3^- SO_3^{2-}
Kohlensäure	H_2CO_3	Hydrogencarbonat-Ion Carbonat-Ion	HCO_3^- CO_3^{2-}
Dreiprotonige Säuren			
Phosphorsäure	H_3PO_4	Dihydrogenphosphat-Ion Hydrogenphosphat-Ion Phosphat-Ion	$H_2PO_4^-$ HPO_4^{2-} PO_4^{3-}
Phosphorige Säure	H_3PO_3	Dihydrogenphosphit-Ion Hydrogenphosphit-Ion Phosphit-Ion	$H_2PO_3^-$ HPO_3^{2-} PO_3^{3-}

4b. Basen

Basen sind **Protonenakzeptoren**, d.h. Teilchen, die bei Reaktionen mit einem geeigneten Protonendonator Protonen **aufnehmen**. Zur Bindung eines Protons ist ein freies Elektronenpaar notwendig. z.B. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

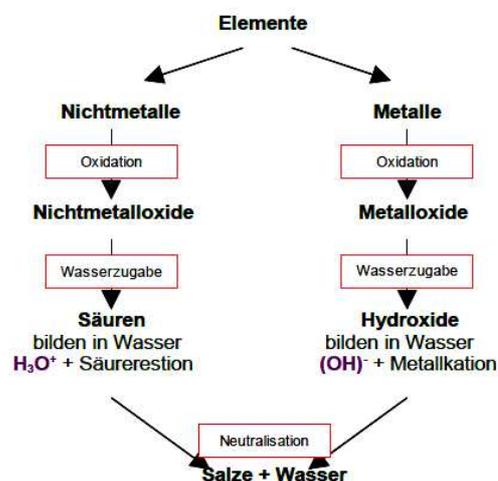
Eigenschaften der Basen:

- Laugen (=basische Lösungen) fühlen sich seifig an und haben ätzende Wirkung
- Basen reagieren mit Wasser zu Laugen, die Hydroxid-Ionen (OH^-) enthalten
- Farbreaktionen mit Indikatoren
- Laugen zeigen erhöhte elektrische Leitfähigkeit
- Reaktion mit Säuren: Neutralisation
- Lösliche Metalloxide (Na_2O , CaO) reagieren mit Wasser zu Hydroxiden und weiter zu basischen Lösungen: $\text{MeO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{MeOH}$
- Reaktive Alkali- und Erdalkalimetalle (Li, Mg) reagieren mit Wasser zu Hydroxiden und weiter zu basischen Lösungen: $\text{Me} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MeOH} + \text{H}_2$

Wichtige Basen:

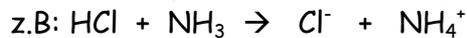
Laugenname	Summenformel	Ionen
Natriumhydroxid (Natronlauge)	NaOH	Na^+ , OH^-
Kaliumhydroxid (Kalilauge)	KOH	K^+ , OH^-
Calciumhydroxid (Kalkwasser)	Ca(OH)_2	Ca^{2+} , 2OH^-
Bariumhydroxid (Barytwasser)	Ba(OH)_2	Ba^{2+} , 2OH^-
Ammoniumhydroxid	NH_4OH	NH_4^+ , OH^-

Übersicht



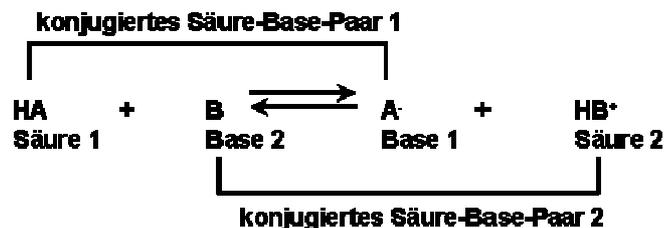
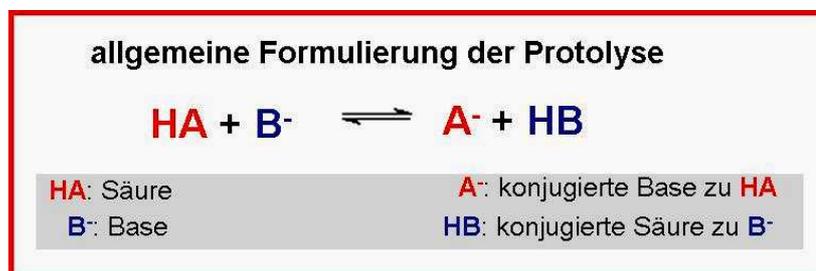
4c. Protolyse

Der Übergang eines Protons vom Protonendonator (Säure) auf den Protonenakzeptor (Base) heißt Protolyse (=Protonenübergang).



Korrespondierende Säure-Base-Paare:

An einer Säure-Base-Reaktion sind stets zwei korrespondierende Säure-Base-Paare beteiligt. Eine Säure geht durch Protonenabgabe in ihre korrespondierende Base über, eine Base durch Protonenaufnahme in ihre korrespondierende Säure über:

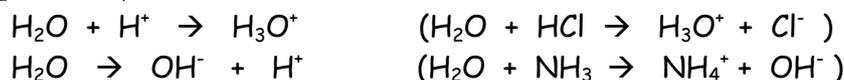


Eine starke Säure hat immer eine schwache korrespondierende (konjugierte) Base und umgekehrt.

Ampholyt

Teilchen, die je nach Reaktionspartner sowohl als Säure (Protonendonator) als auch als Base (Protonenakzeptor) reagieren können, nennt man Ampholyte.

z.B. H_2O ; HSO_4^-



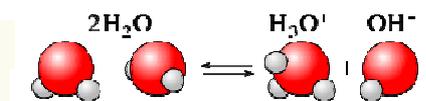
Autoprotolyse:

Ein Spezialfall stellt die Autoprotolyse des Wassers dar:

Unter der **Autoprotolyse des Wassers** versteht man den Zerfall von Wasser in

Oxonium (H_3O^+) - und Hydroxidionen (OH^-).

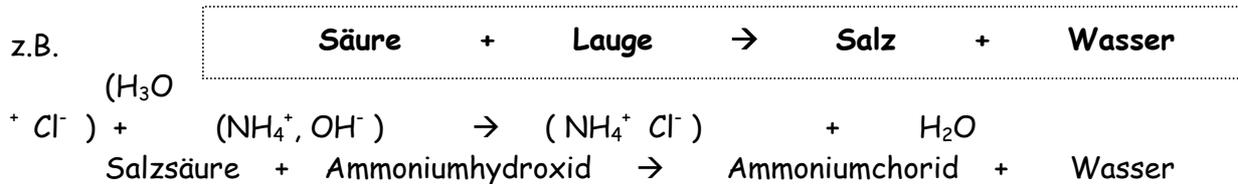
Die Autoprotolyse des Wassers ist der Grund dafür, dass auch destilliertes Wasser leicht elektrisch leitfähig ist.



4d. Neutralisation

Bei der Neutralisation erfolgt ein Protonenübergang vom Oxoniumion zum Hydroxidion, wodurch zwei Wassermoleküle gebildet werden. Bei der Reaktion zwischen Säuren und Laugen entstehen Wasser und im Wasser gelöste Salze.

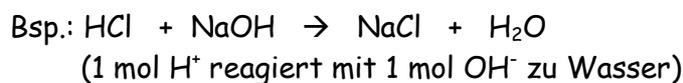
Allg.:



Die Neutralisation ist eine exotherme Reaktion zwischen Säuren und Basen, bei der sich die Wirkung von Säure und Basen gegenseitig aufheben.

Äquivalenzpunkt:

Der Endpunkt der Neutralisation (= **Äquivalenzpunkt**) ist erreicht, wenn gleichwertige oder äquivalente Mengen Säuren und Laugen miteinander umgesetzt sind, d.h. die gleiche Stoffmenge an Oxoniumionen mit der gleichen Stoffmenge an Hydroxidionen reagiert hat: Der Äquivalenzpunkt kann durch den Farbwechsel eines geeigneten Indikators festgestellt werden.



Weitere äquivalente Säure-Basen-Stoffmengen:

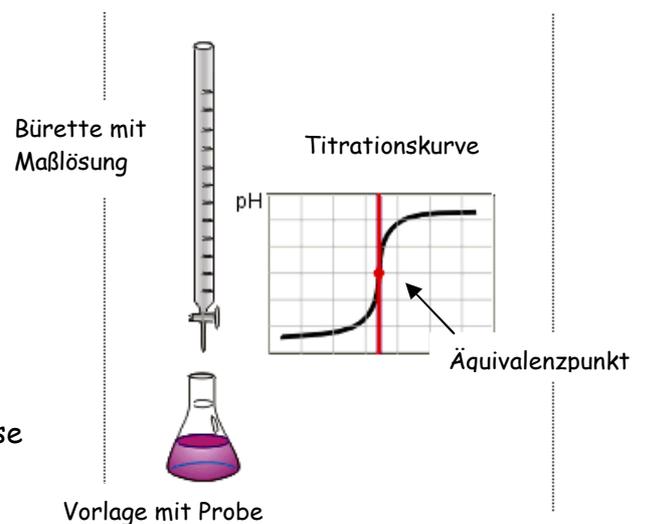
- 1 mol HCl reagiert mit 1 mol NaOH
- 1 mol H_2SO_4 reagiert mit 2 mol NaOH
- 1 mol H_3PO_4 reagiert mit 3 mol NaOH

Titration:

Am Verbrauch einer Maßlösung
 (z.B. saure Lösung bekannter Konzentration)
 bis zum Äquivalenzpunkt
 (erkennbar am Farbumschlag des Indikators)
 bei der Reaktion mit der Probe
 (z.B. einer Lauge deren Volumen bekannt,
 deren Konzentration unbekannt ist)
 lässt sich die Konzentration der Probe berechnen.

Am **Äquivalenzpunkt**: $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$

Titration einer starken Säure mit einer starken Base
 (oder umgekehrt): Äquivalenzpunkt bei $\text{pH} = 7$
 (geeignete Indikator:
 Lackmus, Phenolphthalein, Bromthymolblau)



4e. pH-Wert und Indikatoren

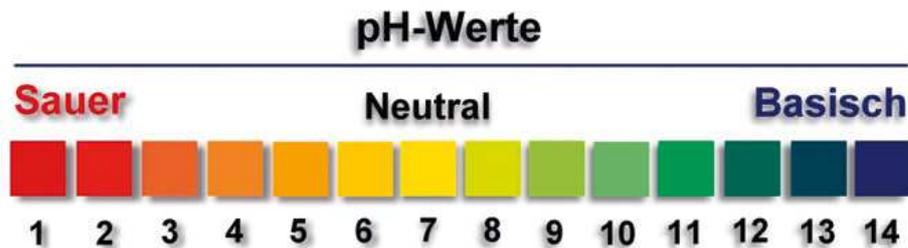
Farbstoffe, die in saurer Lösung anders gefärbt sind als in Laugen, nennt man **Indikatoren**:

Indikator	Farbe in saurer Lösung	Farbe in basischer Lösung
Lackmus	Rot	Blau
Bromthymolblau	Gelb	Blau
Phenolphthalein	Farblos	rot

pH-Wert

Der pH-Wert ist ein Maß für den sauren, neutralen oder basischen Charakter einer wässrigen Lösung:

Saure Lösungen: pH-Wert < 7,
 Neutrale Lösungen: pH-Wert = 7
 Basische Lösungen: pH-Wert > 7



Der pH-Wert ist ein Maß für die Konzentration an Oxoniumionen in einer wässrigen Lösung:

$$\text{pH} = -\log_{10} c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

z.B. $\text{pH} = 7 \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7}$

Der Unterschied zwischen zwei pH-Stufen in der Skala beträgt eine Zehnerpotenz.

5. Redoxreaktion

5a. Oxidation und Reduktion

Eine Verbrennung ist die mit einer Lichterscheinung verbundene exotherme Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff.

Def.: Oxidation ist eine **Elektronenabgabe**.

z.B.: Teilreaktion: $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$

- ⇒ Elektronenabgabe
- ⇒ Vergrößerung der positiven Ladung bei Kationen
- ⇒ Verringerung der negative Ladung bei Anionen
- ⇒ Oxidationszahl (OZ) steigt an

Als **Oxidationsmittel** wirken Stoffe, die Elektronen aufnehmen (**Elektronenakzeptoren**)

- Oxidieren andere Stoffe und werden selbst reduziert
- Nehmen Elektronen auf
- Typische Oxidationsmittel: Sauerstoff, Halogene

Def.: Reduktion ist eine **Elektronenaufnahme**

z.B. Teilreaktion: $\text{O}_2 + 4 \text{e}^- \rightarrow 2\text{O}^{2-}$

- ⇒ Elektronenaufnahme
- ⇒ Verminderung der positiven Ladung bei Kationen
- ⇒ Vergrößerung der negativen Ladung bei Anionen
- ⇒ Oxidationszahl (OZ) nimmt ab

Als **Reduktionsmittel** wirken Stoffe, die Elektronen abgeben können (**Elektronendonatoren**)

- Reduzieren andere Stoffe und werden selbst oxidiert
- Geben Elektronen ab
- Typische Reduktionsmittel: Wasserstoff, Metalle, Kohlenstoff

Da freie Elektronen nicht existent sind, ist jede Oxidation mit einer Reduktion verbunden.

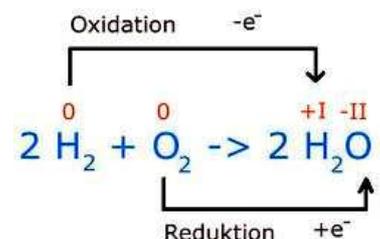
Oxidation und Reduktion sind Teilvorgänge der **Redoxreaktion**.

Die Redoxreaktion ist ein Elektronenübergang vom Elektronendonator (Reduktionsmittel) zum Elektronenakzeptor (Oxidationsmittel).

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

Reduktion: $\text{O}_2 + 4 \text{e}^- \rightarrow 2\text{O}^{2-}$

Redoxreaktion: $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Mg}^{2+} 2\text{O}^{2-}$



5b. Oxidationszahl (OZ)

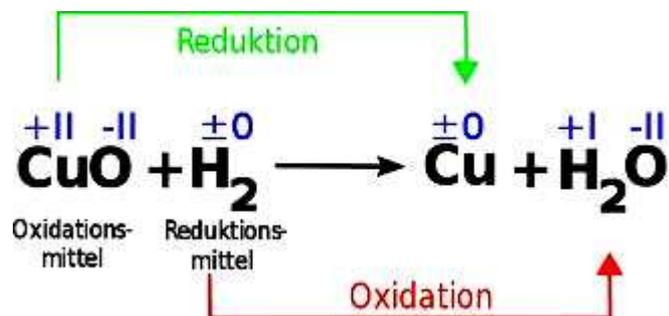
Die Oxidationszahl beschreibt die Oxidationsstufe, in der sich ein Atom befindet, und ist eine formale Hilfsgröße beim Aufstellen der Elektronenbilanz von Redoxreaktionen. Sie wird als römische Ziffer über das Elementsymbol geschrieben.

Bei einer Redoxreaktion verändert sich die OZ:

Erhöhung der OZ => Oxidation

Erniedrigung der OZ => Reduktion

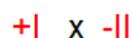
Bsp:



Ermittlung der OZ:

1. Atome der elementaren Stoffe (z.B. H₂, O₂, Mg, Na..) haben die OZ = 0
2. Bezugselemente in Verbindungen: F: OZ = -1,
H: OZ = +1
O: OZ = -2 (Ausnahme: H₂O₂)
3. Bei Molekülen ist die Summe der OZ gleich Null
4. Bei Atom-Ionen ist die OZ gleich der Ionenladung (Fe²⁺ => OZ = +2)
5. Bei Molekül-Ionen ist die Summe der OZ der Atome gleich der Ionenladung (MnO₄⁻: OZ(O) = -2, OZ(Mn) = +7)
6. Die höchstmögliche OZ entspricht der Gruppennummer im PSE

Bsp.:



$$(+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0$$

5c. Redoxreaktion

Bei jeder Redoxreaktion reagiert ein Stoff A, der Elektronen abgibt (Reduktionsmittel, Donator genannt) mit mindestens einem Stoff B, der diese Elektronen aufnimmt (Oxidationsmittel, Akzeptor).

Die allgemeinen Reaktionsschemata lauten:



Oxidation: Stoff A gibt als Reduktionsmittel ein Elektron ab.



Reduktion: Das Elektron wird vom Oxidationsmittel B aufgenommen.



Redoxreaktion: Stoff A gibt ein Elektron an Stoff B ab.

Zusammenfassung der beteiligten Vorgänge und Fachbegriffe

Oxidation Elektronenabgabe **Reduktionsmittel** \rightarrow Produkt + e^- Oxidationszahl wird größer

Reduktion Elektronenaufnahme **Oxidationsmittel** + $e^- \rightarrow$ Produkt Oxidationszahl wird kleiner

Aufstellen von Redoxreaktionen:

	Beispiel:	
1. Ermitteln der Redoxpaare	(MnO_4^- / Mn^{2+}),	(I ⁻ /J ₂)
2. Angabe der OZ der Reduktions-Oxidationspaares	+VII / -II +II	-I 0
	MnO_4^- Mn^{2+}	I ⁻ J ₂
3. Teilgleichungen formulieren (Oxidation und Reduktion) evt. Atomanzahl beachten und Koeffizienten ergänzen	Red: (é-Aufnahme) $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$	Ox: (é-Abgabe) $2 I^- \rightarrow J_2$
4. Ermittlung der übertragenen Elektronen,	$MnO_4^- + 5é \rightarrow Mn^{2+}$	$2 I^- \rightarrow J_2 + 2 é$
5. Ausgleich der Elektronenanzahl	$MnO_4^- + 5é \rightarrow Mn^{2+} \quad /*2$	$2 I^- \rightarrow J_2 + 2 é \quad /*5$
5. Ladungsausgleich (im Sauren: mit H_3O^+ , im Basischen mit OH^-)	$2MnO_4^- + 10é + 16 H_3O^+ \rightarrow 2Mn^{2+}$	$10 I^- \rightarrow 5J_2 + 10 é$ (kein Ladungsausgleich notwendig)
6. Stoffausgleich mit Wasser	$2 MnO_4^- + 10 é + 16 H_3O^+ \rightarrow 2 Mn^{2+} + 24 H_2O$	$10 I^- \rightarrow 5J_2 + 10 é$
7. Gesamtgleichung formulieren (Elektronenanzahl, H_3O^+ -Ionen, H_2O Moleküle) „kürzen“	$2 MnO_4^- + 10 é + 16 H_3O^+ + 10 I^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 24 H_2O + 5J_2 + 10 é$	
	<hr/> $2 MnO_4^- + 16 H_3O^+ + 10 I^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 24 H_2O + 5J_2$	

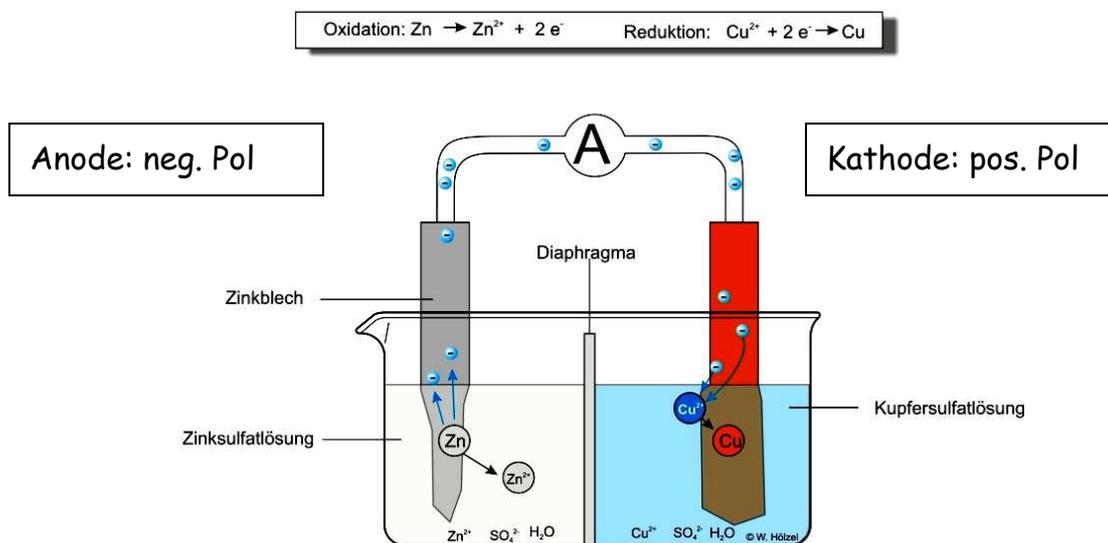
5d. Galvanisches Element

Eine galvanische Zelle, galvanisches Element oder galvanische Kette ist eine Vorrichtung zur spontanen Umwandlung von chemischer in elektrische Energie.
 Jede Kombination von zwei verschiedenen **Elektroden** und einem **Elektrolyten** bezeichnet man als galvanisches Element, und sie dienen als Gleichspannungsquellen.
 Es liegen Redoxsysteme zugrunde, die so konstruiert sind, dass die Elektronenübergänge nicht direkt sondern über einen elektrischen Leiter erfolgen. Dadurch können sie elektrischen Strom liefern.

Merke:

Reduktion stets an der Kathode, Oxidation stets an der Anode!

Bsp:



Batterien oder Primärelemente sind nicht wieder aufladbar,
Akkumulatoren oder Sekundärelemente sind wieder aufladbar. Grundsätzlich nutzt man dabei die unterschiedliche Fähigkeit von Metallatomen und deren Ionen, Elektronen abzugeben bzw. aufzunehmen. Je unedler ein Metall ist, desto leichter gibt es Elektronen ab, je edler Metallionen sind, desto leichter nehmen sie Elektronen auf.

Bleiakkumulator:



Taschenlampenbatterie: Zink als Elektronendonator (Oxidation, Anode, elektronenliefernder negativer Pol), Kohlestab in Braunstein als Elektronenakzeptor (Reduktion, Kathode, elektronenaufnehmender Pol)

Brennstoffzelle: Wasserstoff als Elektronendonator, Sauerstoff als Elektronenakzeptor. Chemische Energie der Wassersynthese wird direkt in elektrische Energie umgewandelt, hoher Wirkungsgrad.

5e. Elektrolyse

Einen Prozess, bei dem ein elektrischer Strom eine Redoxreaktion erzwingt, nennt man Elektrolyse. Die elektrische Energie wird zur Bindungstrennung genutzt.

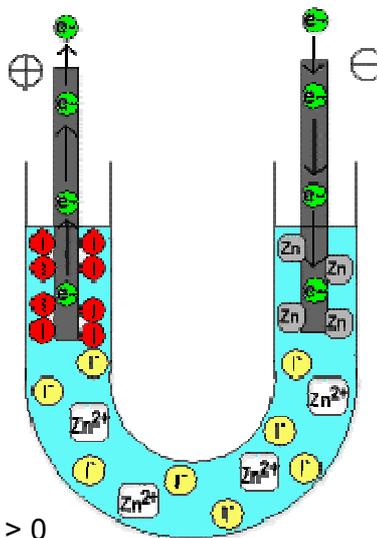
Merke:

Reduktion stets an der Kathode, Oxidation stets an der Anode!

Bsp.

Elektrolyse von Zinkiodid in wässriger Lösung (auch Schmelzelektrolyse möglich):

Anode (+Pol) =
Elektronenakzeptor:
 $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ (Oxidation)



Kathode (-Pol) =
Elektronendonator:
 $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$ (Reduktion)

Redox: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{Zn} + \text{I}_2 \Delta E_i > 0$

(Bei der Rückreaktion reagieren die Elemente wieder zum Salz, $\Delta E_i < 0$)

Verwendung der Elektrolyse:

- Gewinnung von Metallen (z. B. Al)
- Reinigung von Metallen
- Chlor-Alkali-Elektrolyse: Herstellung von Chlor, Wasserstoff und Natronlauge durch Elektrolyse einer Kochsalzlösung

Vergleich: Reaktionen sind zueinander jeweils die Umkehrung.

Galvanisches Element	Elektrolyse
Bei beiden Vorgängen findet die Oxidation stets an der Anode statt und die Reduktion an der Kathode.	
Zink/Iod-Batterie:	Zinkiodid-Elektrolyse:
Minuspol der Batterie: liefert Elektronen = Elektronendonator	Minuspol (Kathode) der Stromquelle: Elektronendonator (liefert El.)
$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$
Oxidation von Zink an der Anode	Reduktion an der Kathode
Pluspol der Batterie: nimmt Elektronen auf = Elektronenakzeptor	Pluspol (Anode) der Stromquelle: Elektronenakzeptor (saugt El. ab)
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$ Reduktion von Brom an der Kathode	$2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ Oxidation an der Anode