

Rupprecht-Gymnasium München

Fachschaft Chemie

Grundwissen der 9. Klasse NTG

Stand: September 2016



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-Titrations durchführen und auswerten.
- ✓ Sie kennen Anwendungsbeispiele für Redoxreaktionen in Alltag und Technik.
- ✓ Sie können einfache Experimente in Teilaspekten selbständig planen.

[vgl. ISB Lehrplan, Chemie 9 NTG]

1. Nachweisverfahren

Diese Nachweise musst du kennen (z.T. aus der 8. Klasse bekannt):

Nachweisreaktionen	Nachzuweisender Stoff	Beschreibung
Glimmspanprobe	Sauerstoff	Glühender Glimmspan leuchtet bei Anwesenheit von Sauerstoff auf.
Knallgasprobe	Wasserstoff	Aufgefangenes Wasserstoffgas „ploppt“ beim Zünden im Reagenzglas.
Kalkwasserprobe	Kohlenstoffdioxid	Farblose Calciumhydroxid-Lösung trübt sich weiß. $\text{Ca(OH)}_2 (\text{aq.}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$ <i>Kalkwasser</i> <i>Kalk</i>
Nachweis mit einer Silbernitrat-Lösung	Chlorid-Ionen	Zutropfen der Silbernitrat-Lösung, bei Anwesenheit von Chlorid-Ionen fällt ein weißer Feststoff aus bzw. → ein weißer Niederschlag entsteht: $\text{Cl}^-(\text{aq.}) + \text{AgNO}_3 (\text{aq.}) \rightarrow \text{AgCl} (\text{s}) + \text{NO}_3^-(\text{aq.})$
	ähnlich bei Bromid-Ionen Iodid-Ionen	→ ein gelblicher Niederschlag entsteht → ein gelber Niederschlag entsteht

Anmerkung:

Das Aufstellen der Reaktionsgleichungen zu den einzelnen Nachweisreaktionen ist kein Grundwissen!

2. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

Die **Stoffgrößen** geben die Größe bzw. Menge an, in denen eine Stoffportion beschrieben werden kann.

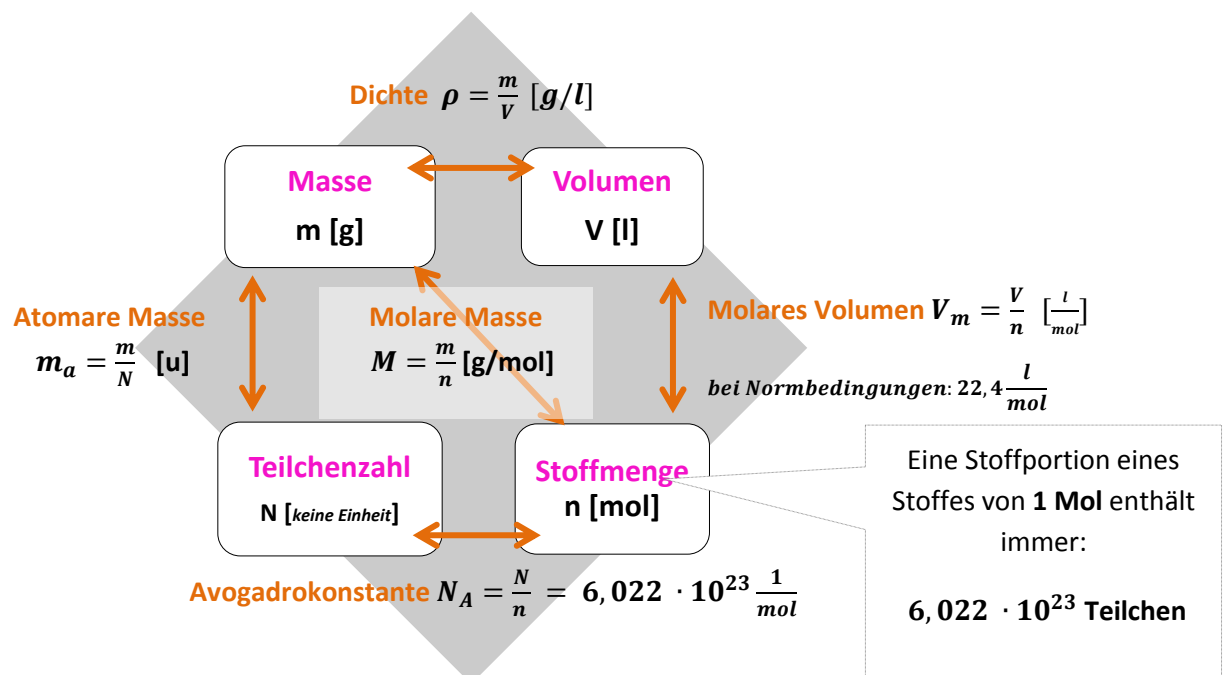
Beispiel:

Eine **Stoffportion flüssiges Wasser** von **1 Mol** (= **Stoffmenge n**) wiegt **18 g** (= **Masse m**) oder nimmt **18 ml** (= **Volumen V**) Raum ein. In dieser Stoffportion sind genau **$6,022 \cdot 10^{23}$ Wassermoleküle** (= **Teilchenzahl N**) enthalten.

kurz ausgedrückt: $n(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ mol}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g}$; $V(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ ml}$; $N(\text{H}_2\text{O}) = 6,022 \cdot 10^{23}$

Die **Umrechnungsgrößen** stellen Zusammenhänge zwischen den Stoffgrößen her. Mit ihrer Hilfe kann man von einer Stoffgröße in die andere Stoffgröße umrechnen.

Überblick:



Atomare Masse

Die Atommasse m_a

Da die Masse eines Atoms unvorstellbar klein ist, hat man die atomare Masseneinheit u eingeführt. Die Atommassen der einzelnen Atomarten stehen im PSE links oberhalb des Elementsymbols. Sie geben die relativen Massen der jeweiligen Atome an.

Beispiel:

$m_a(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $m_a(\text{O}) = 16 \text{ u}$. D.h. ein Sauerstoff-Atom ist also 16 mal schwerer als ein Wasserstoff-Atom.

Die Molekül- und Formelmasse m_M

Die Masse eines Moleküls ergibt sich durch Addition der Massen der Atome, die das Molekül bilden.

Beispiel: Wasser

Molekülformel: H_2O

$m_M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot m_a(\text{H}) + m_a(\text{O}) = 2\text{u} + 16\text{u} = 18\text{u}$

Bei Salzen bezieht man die Masse auf ihre Verhältnisformel. Man nennt sie deshalb Formelmasse.

Beispiel: Magnesiumbromid

Verhältnisformel: MgBr_2

Formelmasse: $m_M(\text{MgBr}_2) = m_a(\text{Mg}) + 2 \cdot$

$m_a(\text{Br}) = 24\text{u} + 160\text{u} = 184\text{u}$

Die Avogadrokonstante N_A

Diese Konstante ist die Umrechnungsgröße zwischen der Stoffmenge und der Teilchenzahl. Eine Stoffportion eines Stoffes von 1 Mol enthält immer $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

Die molare Masse M

Die molare Masse gibt die Masse von 1 Mol des Stoffes in Gramm an. Der Zahlenwert entspricht der atomaren Masse der Teilchen des jeweiligen Stoffes.

Beispiel: Molekülmasse eines H_2O -Moleküls: $m_M(H_2O) = 18u$

molare Masse von Wasser: $M(H_2O) = 18 \text{ g/mol}$

d.h. 1 Mol des Stoffes Wasser wiegt genau 18 g

Das molare Volumen V_m

Das molare Volumen ist das Volumen, das ein Gas der Stoffmenge von 1 Mol einnimmt. Bei Normbedingungen beträgt das molare Volumen bei allen Gasen 22,4 l/mol.

Beispiel: $V_m(H_2) = 22,4 \text{ l/mol}$

d.h. bei Normbedingungen nimmt 1 Mol Wasserstoff das Volumen von 22,4 l ein.

Welches Volumen nehmen 2 Mol Wasserstoff ein?

Berechnung: $V_m(H_2) = 22,4 \text{ l/mol}$ $n(H_2) = 2 \text{ mol} \rightarrow$ $V = V_m \cdot n = 44,8 \text{ l}$
 2 Mol Wasserstoff
 nehmen bei 44,8 l ein.

Rechenbeispiel 1

Welches Volumen (bei Normbedingungen) hat eine Stoffportion von 140,8 g Kohlenstoffdioxid?

gegeben: $m(\text{CO}_2) = 140,8 \text{ g}$

gesucht: $V(\text{CO}_2)$

1. Schritt: Berechnung der Stoffmenge $n(\text{CO}_2)$

Formel: $M = m/n \rightarrow n = m/M$

$n(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2)/M(\text{CO}_2) = 140,8 \text{ g} / 44,0 \text{ g/mol} = 3,2 \text{ mol}$

2. Schritt: Berechnung des Volumens

Formel: $V_m = V/n \rightarrow V = n \cdot V_m$

$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m = 3,2 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 71,7 \text{ l}$

Ergebnis: 140,8 g CO_2 nehmen ein Volumen von 71,7 l ein.

Rechenbeispiel 2

Berechne die Masse und das Volumen des Sauerstoffs, der (bei Normbedingungen) bei der Thermolyse von 3,5 g Silberoxid entsteht.

gegeben: $m(\text{Ag}_2\text{O}) = 3,5 \text{ g}$

gesucht: $m(\text{O}_2)$ und $V(\text{O}_2)$

1. Reaktionsgleichung aufstellen:

$2 \text{ Ag}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{ Ag} + 1 \text{ O}_2$

2. Aus den Koeffizienten das Stoffmengenverhältnis

der in Beziehung stehenden Edukte und Produkte ablesen:

$n(\text{O}_2) : n(\text{Ag}_2\text{O}) = 1 : 2$

$n(\text{O}_2) = 0,5 \cdot n(\text{Ag}_2\text{O})$

3. Berechnung von $n(\text{O}_2)$ über $n(\text{Ag}_2\text{O})$

$n(\text{O}_2) = 0,5 \cdot m(\text{Ag}_2\text{O}) / M(\text{Ag}_2\text{O}) = 0,5 \cdot 3,5 \text{ g} / 232 \text{ g/mol} = 0,0075 \text{ mol}$

4. Berechnung von $m(\text{O}_2)$ und $V(\text{O}_2)$ aus $n(\text{O}_2)$

$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 0,0075 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 0,24 \text{ g}$

$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,0075 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l} = 0,168 \text{ l}$

Ergebnis: Bei der Thermolyse entstehen 0,24 g bzw. 0,168l Sauerstoff.

3. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

3.1 Orbitalmodell

Die Elektronen in einem Atom befinden sich mal näher beim Atomkern, mal sind sie weiter von ihm entfernt. Der Raum, in dem sich ein Elektron mit 99% Wahrscheinlichkeit aufhält, heißt das **Orbital**.

Ein Orbital wird von **maximal zwei Elektronen** besetzt.

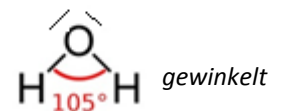
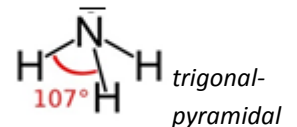
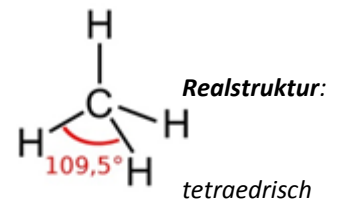
Eine **Elektronenpaarbindung** (= Atombindung) wird im Orbitalmodell so erklärt, dass sich die passenden Orbitale benachbarter Atome **überlappen**. Je stärker diese Überlappung ist, desto fester ist die Atombindung.

3.2 Räumlicher Bau von Molekülen

Der räumliche Bau von Molekülen wird vom Platzbedarf der Orbitale bestimmt. Weil sich die Orbitale aufgrund ihrer negativen Ladung voneinander abstoßen, ordnen sich die Orbitale bzw. Elektronenpaare (EP) so an, dass sie den größtmöglichen Abstand voneinander haben. Diese Erklärung nennt man das **Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell (EPA)**.

Aus dieser Regel ergeben sich je nach der Anzahl der Raumrichtungen drei unterschiedliche Bindungswinkel:

a) 4 Raumrichtungen => tetraedrische Struktur mit Tetraederwinkel ($109,5^\circ$)



Beispiele:

Methan CH_4 : 4 Einfachbindungen = 4 Raumrichtungen

Ammoniak NH_3 : 3 Einfachbindungen und 1 nichtbindende EP = 4 Raumrichtungen

Wasser H_2O : 2 Einfachbindungen und 2 nichtbindende EP = 4 Raumrichtungen

(Die geringen Abweichungen der Bindungswinkel beruhen auf dem größeren Platzbedarf freier EP und sind nicht Stoff des Grundwissens.)

b) 3 Raumrichtungen => trigonal planare Struktur mit 120° -Winkel

Realstruktur:

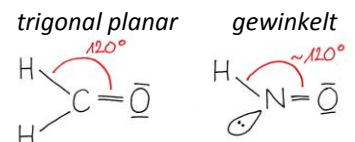
Beispiele:

Formaldehyd H_2CO :

2 Einfach- und 1 Doppelbindung = 3 Raumrichtungen

Untersalpetrige Säure HNO :

1 Einfach-, 1 Doppelbindung und 1 nichtbindendes EP = 3 Raumrichtungen

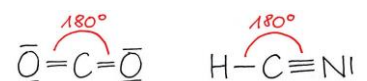


c) 2 Raumrichtungen => lineare Struktur mit 180° -Winkel

Beispiele:

Kohlenstoffdioxid CO_2 : 2 Doppelbindungen = 2 Raumrichtungen

Cyansäure HCN : 1 Einfach- und 1 Dreifachbindung = 2 Raumrichtungen



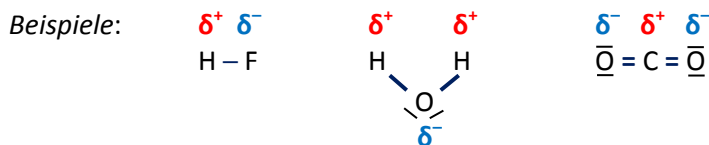
3.3 Polare Elektronenpaarbindung

Die **Elektronegativität** (EN) ist die Tendenz eines Atoms, die bindenden Elektronen einer Elektronenpaar-Bindung an sich zu ziehen. Die Elektronegativität der Atome steigt innerhalb einer Periode des PSE von links nach rechts und innerhalb einer Hauptgruppe von unten nach oben an. Das Maß für die EN ist eine Zahl ohne Einheit: Fluor ist das elektronegativste Element ($EN(F) = 3,89$), gefolgt von Sauerstoff ($EN(O) = 3,44$), Chlor ($EN(Cl) = 3,16$) und Stickstoff ($EN(N) = 3,04$).

Die Zahlen stellen kein Grundwissen dar, man entnimmt sie dem Periodensystem (Rückseite!).

Haben zwei Atome, zwischen denen eine Elektronenpaarbindung besteht, unterschiedliche EN-Werte, so wird das **bindende Elektronenpaar zum stärker elektronegativen Atom hin verschoben**. Daher besitzt das elektronegativere Atom einen Überschuss an negativer „Ladung“ (= negative Partialladung δ^-), das andere Atom ist im Gegenzug leicht positiv „geladen“ (= positive Partialladung δ^+) => Es liegt eine **polare Atombindung** vor. Generell gilt: Je größer die Differenz ΔEN zwischen den Atomen einer Atombindung ist, desto stärker polar ist diese Atombindung.

Richtwerte: $\Delta EN < 0,40$ unpolare Atombindung, $\Delta EN > 0,40$ polare Atombindung,



1.4 Dipol-Moleküle

Polare Stoffe bestehen aus **Dipol-Molekülen**.

Ein Dipol-Molekül (kurz: Dipol) besitzt einen positiven und einen negativen Ladungsschwerpunkt (z.B. HF oder H₂O).

Voraussetzungen für die Dipoleigenschaft sind:

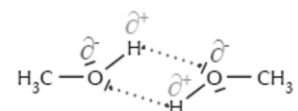
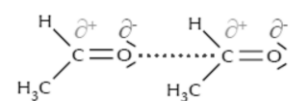
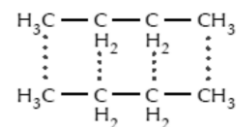
- Das Molekül besitzt mindestens eine **polare Atombindung**.
- Das Molekül ist nicht vollständig symmetrisch gebaut (denn bei vollständig symmetrischen Molekülen wie z.B. CH₄ oder CO₂ fallen der positive und negative Ladungsschwerpunkt zusammen, so dass das Molekül nach außen hin unpolare ist).

1.5 Zwischenmolekulare Kräfte, ZMK (= zwischenmolekulare Wechselwirkungen)

Zwischenmolekulare Kräfte sind Wechselwirkungen, die zwischen Molekülen desselben Stoffs bzw. zwischen Molekülen unterschiedlicher Stoffe wirken (*Symbol: meist eine gepunktete Linie*).

Man unterscheidet:

- **Van-der-Waals-Kräfte:** schwache elektrostatische Anziehungskräfte zwischen unpolaren Molekülen (bzw. unpolaren Molekülteilen), die durch zufällige Elektronenverschiebungen entstehen.
- **Dipol-Dipol-Kräfte:** permanente elektrostatische Anziehungskräfte zwischen Dipolmolekülen.
- **Wasserstoffbrücken:** besonders starke Dipol-Dipol-Kräfte durch Anziehungskraft zwischen stark positiv polarisiertem Wasserstoff-Atom, das an einem stark negativ polarisiertem Stickstoff-, Sauerstoff- oder Fluor-Atom gebunden ist und einem stark negativ polarisierten Stickstoff-, Sauerstoff- oder Fluor-Atom eines benachbarten Dipolmoleküls. Wasserstoffbrücken sind die stärksten zwischenmolekularen Wechselwirkungen.



1.6 Erklärung von Stoffeigenschaften

Siedetemperatur

Beim Sieden, also beim Übergang vom flüssigen in den gasförmigen Zustand, sind zwei Vorgänge von Bedeutung:

- a) Im flüssigen Zustand berühren sich die Teilchen noch. Um die Teilchen voneinander zu trennen, müssen die zwischenmolekularen Kräfte überwunden werden:
Je stärker die ZMK, desto mehr Energie muss aufgewendet werden, um die Teilchen voneinander zu trennen. Deshalb haben unpolare Stoffe niedrigere Siedetemperaturen als vergleichbare polare Stoffe.

Anmerkung: Beim Sieden werden nur die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen überwunden, die Teilchen an sich bleiben intakt!

- b) *Im gasförmigen Zustand bewegen sich die voneinander isolierten Teilchen sehr schnell. Je höher die Molekülmasse der Teilchen ist, desto mehr Energie muss aufgewendet werden, um sie zu beschleunigen. Deshalb haben Stoffe aus kleinen / leichten Molekülen niedrigere Siedetemperaturen als Stoffe aus großen / schweren Molekülen.*

Löslichkeit

Als Faustregel gilt: „**similia similibus solvuntur – Ähnliches wird von Ähnlichem gelöst**“.

D.h. ein Stoff löst sich dann in einem anderen, wenn zwischen den Teilchen der beiden Stoffe ähnliche zwischenmolekulare Kräfte vorherrschen.

Beispiele:

Wasser ist ein **polares Lösungsmittel** => **Salze** (die aus positiv geladenen Kationen und negativ geladenen Anionen bestehen) sowie **polare Stoffe**, wie z.B. Ammoniak (NH_3), **lösen sich gut** in Wasser, nicht aber unpolare Stoffe, wie z.B. Hexan (C_6H_{14}).

Hexan ist ein **unpolares Lösungsmittel** => andere **unpolare Stoffe**, wie z.B. Octan oder Speiseöl (ein Stoffgemisch aus Fetten, s. 4.5), **lösen sich gut** in Hexan, nicht aber polare Stoffe wie Wasser oder Ammoniak.

Polare Stoffe sind **hydrophil** bzw. **lipophob**.

Unpolare Stoffe sind **hydrophob** bzw. **lipophil**.

4. Protonenübergänge - Protolysereaktionen

4.1 Definition nach Brönsted

Bei der **Protolysereaktion** wird auf Teilchenebene ein **Proton** (= Wasserstoff-Ion H^+) von einer **Säure** auf eine **Base** übertragen. Dieser Reaktionstyp folgt dem Donator-Akzeptor-Prinzip.

Definitionen:

- **Säuren** sind **Protonen-Donatoren** – sie können **Protonen** abgeben.
- **Basen** sind **Protonen-Akzeptoren** – sie können **Protonen** aufnehmen
- **Ampholyte** sind Teilchen, die je nach Reaktionspartner sowohl als Säure als auch als Base reagieren können.

Hinweis: Der Begriff „Säure“ ist sowohl auf Stoffebene (saure Lösung, Reinstoff) als auch auf Teilchenebene einsetzbar.

2.2 Saure und basische Lösungen

Alle **sauren Lösungen** enthalten **Oxonium-Ionen (H_3O^+ - Ionen)**.

Alle **basischen Lösungen** (auch **Laugen** genannt) enthalten **Hydroxid-Ionen (OH^- -Ionen)**.

Beispiel: Entstehung einer sauren Lösung

Löst man eine Säure in Wasser, so findet eine Protolysereaktion statt: $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$
Auf Teilchenebene gibt das Säure-Teilchen ein Proton an ein Wassermolekül ab. Es findet also ein Protonenübergang statt, bei dem **Oxonium-Ionen** und Säurerest-Anionen entstehen.

Wichtige Säuren, die du kennen solltest:

Name der Säure	Chemische Formel	Name des Säure-Restes	Chemische Formel
Salzsäure	HCl (aq.)	Chlorid-Ion	Cl^-
Salpetersäure	HNO₃ (aq.)	Nitrat-Ion	NO_3^-
Kohlensäure	H₂CO₃ (aq.)	Hydrogencarbonat-Ion	HCO_3^-
		Carbonat-Ion	CO_3^{2-}
Schwefelsäure	H₂SO₄ (aq.)	Hydrosulfat-Ion	HSO_4^-
		Sulfat-Ion	SO_4^{2-}
Phosphorsäure	H₃PO₄ (aq.)	Dihydrogenphosphat-Ion	H_2PO_4^-
		Hydrogenphosphat-Ion	HPO_4^{2-}
		Phosphat-Ion	PO_4^{3-}

Beispiel: Entstehung einer basischen Lösung

Löst man zum Beispiel eine Base in Wasser, so findet eine Protolyse statt: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
Auf Teilchenebene nimmt das Base-Teilchen ein Proton auf, welches das Wassermolekül abgibt. Es findet also ein Protonenübergang statt, bei dem Hydroxid-Ionen entstehen.

Wichtige Laugen, die du kennen solltest:

Name der Lauge	Chemische Formel	Ionen
Natronlauge	NaOH (aq.)	Na^+, OH^-
Kalilauge	KOH (aq.)	K^+, OH^-
Kalkwasser	Ca(OH)₂ (aq.)	$\text{Ca}^{2+}, 2 \text{OH}^-$
Ammoniak(wasser)	NH₃ (aq.)	$\text{NH}_4^+, \text{OH}^-$

2.3 pH-Wert

Der pH-Wert ist ein **Maß für die Oxoniumionen-Konzentration** einer Lösung.

Die pH-Skala erstreckt sich vereinfacht gesagt von 0 bis 14.

Dabei gilt:

0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14
 stark sauer ← schwach sauer neutral schwach basisch → stark basisch

Indikatoren sind Farbstoffe, deren Farbe vom pH-Wert abhängt.

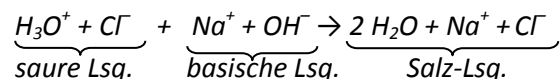
Wichtige Indikatoren:

Farbe in...	... basischer Lösung	... in neutraler Lösung	... in saurer Lösung
Lackmus	blau	lila/violett	rot
Bromthymolblau	blau	grün	gelb
Phenolphthalein	pink	farblos	farblos

2.4 Neutralisationsreaktion

Saure und basische Lösungen neutralisieren sich beim Mischen: Dabei reagieren die in der Lösung enthaltenen Oxonium-Ionen mit den Hydroxid-Ionen zu Wassermolekülen. Übrig bleibt eine Salzlösung.

Beispiel: Salzsäure reagiert mit Natronlauge (zu einer wässrigen Natriumchloridlösung).



Anwendungsbeispiel:

Die Titration

Die Titration ist ein Verfahren, um die Stoffmengenkonzentration einer sauren Lösung bzw. basischen Lösung zu bestimmen.

Dabei tropft man zu einer definierten Menge der Lösung mit unbekannter Stoffmengenkonzentration solange eine basische Lösung bzw. eine saure Lösung, bis der Äquivalenzpunkt erreicht ist. Diesen kann man mit Hilfe eines Indikators anzeigen (Farbwechsel).

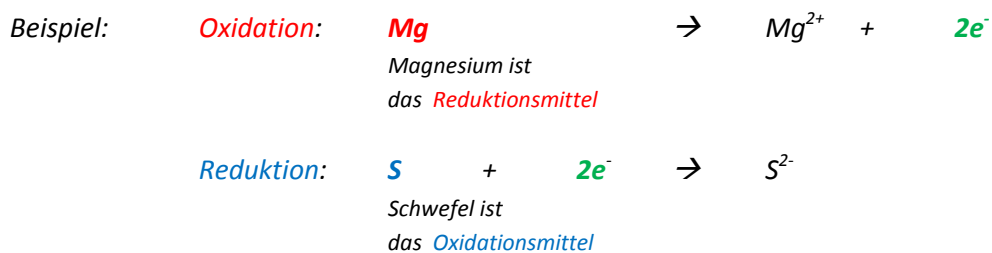
5. Elektronenübergänge – Redoxreaktionen

5.1 Definition

Bei einer Redoxreaktion findet ein **Elektronenübergang von einem Elektronendonator auf einen Elektronenakzeptor** statt. Auch dieser Reaktionstyp folgt dem Donator-Akzeptor-Prinzip!

Die **Abgabe von Elektronen** wird als **Oxidation**, die **Aufnahme von Elektronen** als **Reduktion** bezeichnet.

Der Elektronendonator ist das **Reduktionsmittel**, da er Elektronen an den Akzeptor abgibt, diesen also reduziert. Der Elektronenakzeptor ist das **Oxidationsmittel**, da er den Reaktionspartner oxidiert.



5.2 Die Oxidationszahl (OZ)

Die **Oxidationszahl (OZ)** beschreibt die **Oxidationsstufe eines Atoms** und ist ein formales Hilfsmittel um zu bestimmen, ob ein Atom in einer Reaktion oxidiert oder reduziert wird.

Die OZ wird mit römischen Ziffern über das Elementsymbol geschrieben (sie stellt keine Ladung dar!).

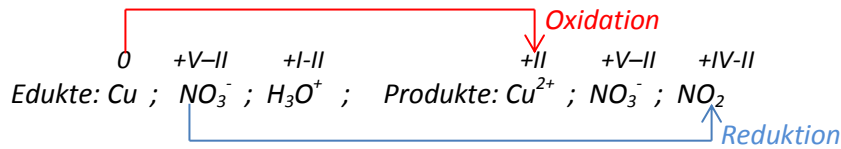
Regeln zum Bestimmen der OZ (Reihenfolge ist zu beachten):

- Die Atome der elementaren Stoffe haben immer die Oxidationszahl 0.
z.B. He, H₂, O₂, Fe
- Die Oxidationszahl von Atom-Ionen entspricht immer der Ladung.
z.B. Cl⁻: -I; Na⁺: +I; Al³⁺: +III; S²⁻: -II
- Metallionen haben immer eine positive Oxidationszahl.
- Fluor-Atome haben immer die Oxidationszahl -I.
- Wasserstoffatome haben (in der Regel) die Oxidationszahl +I.
- Sauerstoffatome haben (in der Regel) die Oxidationszahl -II.
- Für Molekül-Ionen ergibt die Summe der Oxidationszahlen aller Atome die Ladung.
z.B. bei NH₄⁺: -III (des N-Atoms) plus 4 mal +I (des H-Atoms) ergibt „+1“ für die Ladung
- Für Moleküle ergibt die Summe der Oxidationszahlen aller Atome 0.
z.B. bei H₂O: 2 mal +I (des H-Atoms) plus -II (des O-Atoms) ergibt „0“ für die Ladung

5.3 Aufstellen einer Redoxgleichung

Beispiel: Kupfer reagiert mit Salpetersäure zu Kupfer(II)-nitrat und Stickstoffdioxid.

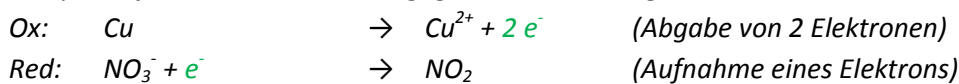
1. Edukte und Produkte notieren (Salze als getrennte Ionen schreiben!), OZ bestimmen und Oxidation und Reduktion zuordnen.
(Es gilt: Erhöhung der Oxidationszahl \rightarrow Oxidation; Erniedrigung der Oxidationszahl \rightarrow Reduktion)



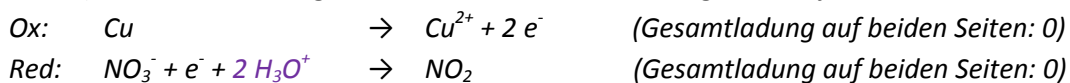
2. Bestimmen der korrespondierenden Redoxpaare, evtl. Ausgleich der Teilchenbilanz mit Koeffizienten und Anlegen der Teilgleichungen.



3. Ausgleich der Oxidationszahländerung durch **Elektronen**. Die Änderung der Oxidationszahl entspricht jeweils der Zahl der abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen.

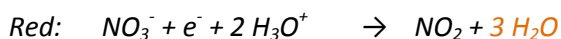


4. **Ladungsausgleich** durch Oxonium-Ionen (im sauren Milieu) bzw. Hydroxid-Ionen (im basischen Milieu). Die Gesamtladung auf beiden Seiten der Gleichungen muss jeweils identisch sein.

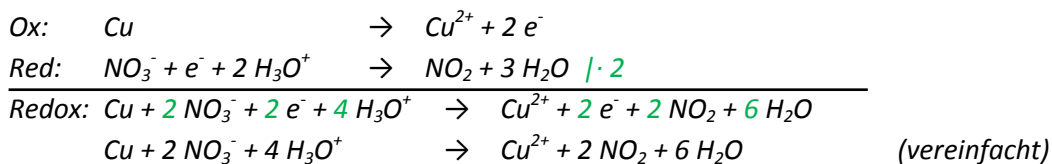


5. Ausgleich der **Stoffbilanz** mit **Wasser**:

Die Oxidationsgleichung ist bereits ausgeglichen.



6. **Angleichen der Elektronenzahl** beider Gleichungen durch Multiplikation (kgV!) und Addition der Teilgleichungen zur Redoxgleichung (Summengleichung). Dabei gegebenenfalls vereinfachen.



5.4 Anwendungsbeispiele von Redoxreaktionen

z.B. Batterien, Akkumulatoren, Brennstoffzellen, Salzbildungsreaktionen,...