

# Grundwissen: Nachweisreaktionen für Kationen

## Alkali- und Erdalkali-Ionen:

- Nachweis durch **Flammenfärbung** und / oder **spektroskopieren**
- **Durchführung:**
  1. Befestige den Bunsenbrenner schräg am Stativ
  2. Befestige das Spektroskop am Stativ und stelle es in einem Abstand von 5 cm zur Bunsenbrennerflamme auf.
  3. Gib kleine Mengen der zu testenden Chemikalien bzw. dest. Wasser in jeweils eine separate Vertiefung auf einer Tüpfelplatte.
  4. Klemme das eine Ende eines Magnesiastäbchens in den Reagenzglashalter.
  5. Glühe in der nicht leuchtenden Brennerflamme ein Magnesiastäbchen so lange, bis die Flamme nicht mehr gefärbt ist.
  6. Tauche das abgekühlte und ausgeglühte Stäbchen in dest. Wasser oder verdünnte Salzsäure.
  7. Tauche das angefeuchtete Stäbchen in die zu untersuchende Substanz.
  8. Halte das Stäbchen oberhalb des Innenkegels in die Bunsenbrennerflamme und beobachte die Flammenfärbung (bei Verdacht auf Kalium-Ionen, Flammenfärbung evtl. durch Kobaltglas betrachten)
  9. Falls du dir noch nicht sicher bist, welches Kation für die Flammenfarbe verantwortlich ist, blicke durch das Spektroskop und vergleiche das Linienspektrum mit der ausliegenden Spektraltafel
  10. Brich nach jeder Substanz das benutzte und erkaltete Ende des Magnesiastäbchens ab.
  11. Nun kannst du die nächste Substanz prüfen.
- **Überblick:** Flammenfärbung und charakteristische Linien ausgewählter Kationen

Kation	Flammenfärbung	charakteristische Linie in nm
<b>Li<sup>+</sup></b>	<b>rot</b>	670,8 (rot)
<b>Na<sup>+</sup></b>	<b>gelborange</b>	589,3 (gelb)
<b>K<sup>+</sup></b>	<b>fahlviolett (Kobaltglas verwenden!)</b>	768,2 (rot), 404,4 (violett)
<b>Ca<sup>2+</sup></b>	<b>ziegelrot</b>	622,0 (rot), 553,3 (grün)
<b>Sr<sup>2+</sup></b>	<b>rot</b>	mehrere rote Linien, 604,5 (orange), 460,7 (blau)
<b>Ba<sup>2+</sup></b>	<b>grün</b>	524,2 (grün), 513,7 (grün)
<b>Cu<sup>+</sup> /Cu<sup>2+</sup></b>	<b>blaugrün</b>	

# Grundwissen: Nachweisreaktionen für Anionen

## Halogenid-Ionen:

- Nachweis durch **Fällungsreaktion mit** (salpetersaurer) **Silbernitratlösung** und / oder „**Verdrängungsreaktion**“ mit **Chlorwasser**.
- Durchführung:
  - Etwas Analysensubstanz in dest. Wasser lösen, anschließend etwas (salpetersaure) Silbernitratlösung zutropfen. Identifikation des Halogenid-Ions auf Grund der Farbe des Silberhalogenid-Niederschlags und seiner Löslichkeit in Ammoniak-Lösung.
  - Bromid- und Iodid-Ionen lassen sich zusätzlich durch Verdrängungsreaktion mit Chlorwasser und anschließende Zugabe von Stärkelösung identifizieren.

Halogenid-Ion	Fällungsreaktion: Zugabe von (salpetersaurer) Silbernitrat-Lösung $\text{AgNO}_3(\text{aq})$			„Verdrängungsreaktion“ Zugabe von Chlorwasser $\text{Cl}_2(\text{aq})$		
	Farbe des Silberhalogenid-Niederschlags:	Niederschlag löst sich in			Farbe der Lösung	Zugabe von Stärkelösung
		verd. Ammoniak-Lösung	konz. Ammoniak-Lösung	Natriumthiosulfat-Lösung		
Chlorid-Ion $\text{Cl}^-$	<b>weiß (AgCl)</b>	<b>gut</b>	sehr gut	sehr gut	---	---
Bromid-Ion $\text{Br}^-$	<b>schwach gelb (AgBr)</b>	gering	<b>gut</b>	sehr gut	gelbbraun	gelbbraun
Iodid-Ion $\text{I}^-$	<b>gelb (AgI)</b>	unlöslich	unlöslich	<b>gut</b>	braun	dunkelblau (Iod-Stärke-Komplex)

## Sulfat-Ionen:

- Nachweis durch **Fällungsreaktion mit Barium-Ionen-haltiger Lösung**
- Durchführung:  
Analysensubstanz in dest. Wasser lösen, einige Tropfen (salzsaure) Bariumchlorid-Lösung (oder Bariumnitrat-Lösung) zugeben.
- Bildung eines **weißen Niederschlages von Bariumsulfat**  $\text{BaSO}_4(\text{s})$

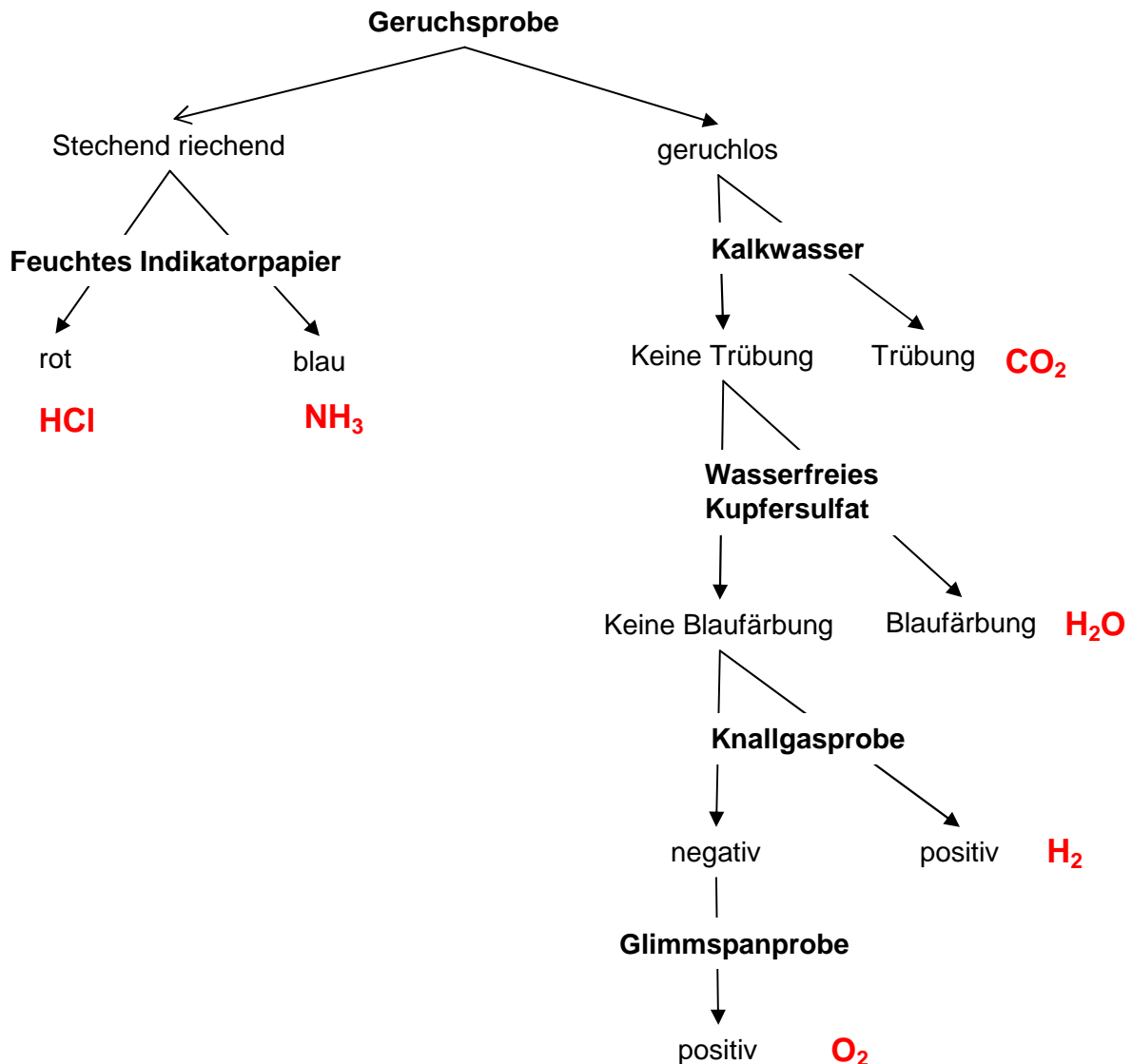
## Carbonat-Ionen:

- sprudelnde Gasentwicklung (Kohlenstoffdioxid) beim Auftropfen einer sauren Lösung z. B. verd. Salzsäure auf das feste Salz (oder in die Salzlösung).
- weißer Niederschlag mit Silber(I)-nitrat-Lösung und Bariumchlorid- / Bariumnitrat-Lösung der sich bei Zugabe von Salzsäure unter Gasentwicklung (Kohlenstoffdioxid) auflöst.

# So geht's: Nachweismethoden für molekular gebaute Stoffe

	Verfahren	Beobachtung
$H_2$	Knallgasprobe	Pfeifendes bis explosionsartiges Geräusch
$O_2$	Glimmspanprobe (Blue Bottle Versuch)	Glimmender Holzspan entflammt (Blaufärbung)
$CO_2$	Kalk- oder Barytwasser-Probe Einleiten in wässrige Indikatorlösung	Weißer Niederschlag (Niederschlag) Farbänderung (saure Lösung)
$H_2O$	Wasserfreies Kupfersulfat (weiß); Watesmo-Papier (weiß)	Hellblaue Färbung Dunkelblaue Färbung
$NH_3$	Geruchsprobe (Pferdestallgeruch) Prüfen der Gasphase mit feuchtem Indikatorpapier	Stechender Geruch; Farbänderung des Universal-Indikatorpapiers (blau)
$I_2$	Iod-Stärke-Reaktion Sublimation durch Erwärmen	Dunkelblaue Färbung Violette Gasphase
$HCl$	Einleiten in wässrige Indikator-Lösung und anschließende Zugabe von Silbernitrat-Lösung	Farbänderung (saure Lösung) und weißer Niederschlag
$S_8$	Verbrennen und Einleiten der Verbrennungsgase in wässrige Indikatorlösung	Blaue Flamme und Farbänderung (saure Lösung)

## Fließschema: Identifizierung zur eines unbekanntes Gases



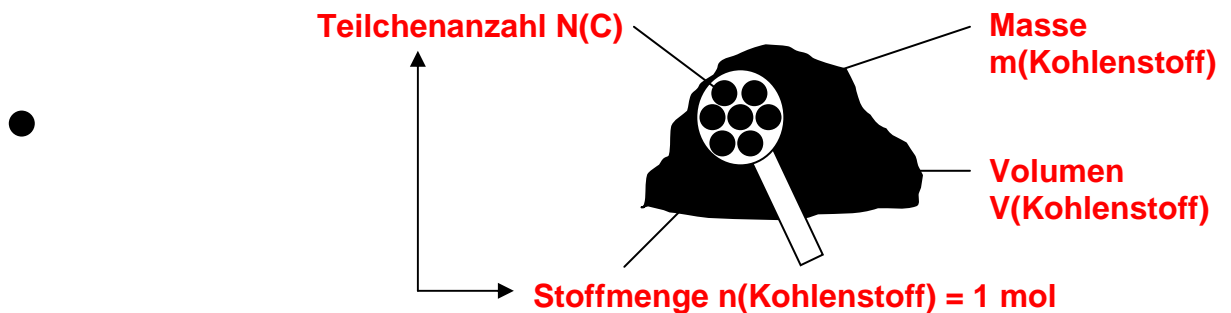
# Grundwissen: Quantitätsgrößen und Umrechnungsgrößen

Beziehung zwischen einzelmem Teilchen und Stoffportion:

1 Kohlenstoff-Atom  $^{12}\text{C}$   
unwägbar

Kohlenstoff-Portion  
wägbar

Menge / Quantität beschreibbar durch



Atommasse  $m_a(\text{C-Atom}) = 12 \text{ u}$

Masse  $m(\text{Kohlenstoff}) = 12 \text{ g}$

Teilchenzahl  $N(\text{C}) = 1$

Teilchenzahl  $N(\text{C}) = 6,022 \cdot 10^{23}$

**Merke:** 1 Mol ist diejenige Stoffmenge einer Stoffportion, die aus ebenso vielen Teilchen besteht, wie Kohlenstoff-Atome in 12 g des Kohlenstoff-Isotops  $^{12}\text{C}$  enthalten sind.

In jeder Stoffportion mit der Stoffmenge  $n(\text{Stoff}) = 1 \text{ mol}$  sind stets  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen enthalten.

Für die Umrechnung der **Quantitätsgrößen** Masse  $m$ , Volumen  $V$ , Teilchenzahl  $N$  und Stoffmenge  $n$  untereinander gelten folgende **Umrechnungsgrößen**:

1) Teilchenanzahl  $N(X) \sim$  Stoffmenge  $n(X)$   $\Rightarrow \frac{N(X)}{n(X)} = \text{konst.}$

**Avogadro-Konstante  $N_A$ :**

$$N_A = \frac{N(X)}{n(X)} = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$$

2) Masse  $m(X) \sim$  Stoffmenge  $n(X)$   $\Rightarrow \frac{m(X)}{n(X)} = \text{konst.}$

**Molare Masse  $M(X)$ :**

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

aus Stoffmengendefinition folgt:  $|M(X)| = |m_a(X)|$

3) Volumen(X) ~ Stoffmenge n(X)

$$\Rightarrow \frac{V(X)}{n(X)} = konst.$$

**Molares Volumen  $V_m(X)$ :**

$$V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)}$$

$$[V_m] = 1 \frac{L}{mol}$$

Volumen V und die Stoffkonstante Molares Volumen  $V_m$  hängen vom Druck und der Temperatur ab und müssen normiert werden:

Man unterscheidet:

Normzustand: Normdruck  $p_n = 1013 \text{ hPa}$ ; Normtemperatur  $\vartheta_n = 0^\circ\text{C}$  oder  $T_n = 273 \text{ K}$

Standardzustand: Normdruck  $p_n = 1013 \text{ hPa}$ ; Standardtemperatur  $\vartheta^0 = 25^\circ\text{C}$  oder  $T^0 = 298 \text{ K}$

Experimentelle Bestimmung des molaren Volumens:

$$\rho(X) = \frac{m(X)}{V(X)} = \frac{n(X) \cdot M(X)}{n(X) \cdot V_m(X)} = \frac{M(X)}{V_m(X)} \Leftrightarrow V_m(X) = \frac{M(X)}{\rho(X)}$$

Für alle reinen **Gase** ist das molare Volumen gleich:

Molares Normvolumen  $V_{mn}(Gas) = 22,4 \frac{L}{mol}$ ; bei  $p_n$  und  $\vartheta_n = 0^\circ\text{C}$

Molares Standardvolumen  $V_m^0(Gas) = 24,4 \frac{L}{mol}$ ; bei  $p_n$  und  $\vartheta^0 = 25^\circ\text{C}$

Zur Berechnung von Gasvolumina bei abweichenden Drucken und Temperaturen gilt:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

4) Masse m(X) ~ Teilchenzahl N(X)

$$\frac{m(X)}{N(X)} = konst.$$

**Atommasse  $m_a(X)$ :**

$$m_a(X) = \frac{m(X)}{N(X)}$$

Masse m(X) muss in u umgerechnet werden!

$$[m_a] = 1u$$

5) Masse m(X) ~ (Norm)Volumen V(X)

$$\frac{m(X)}{V(X)} = konst.$$

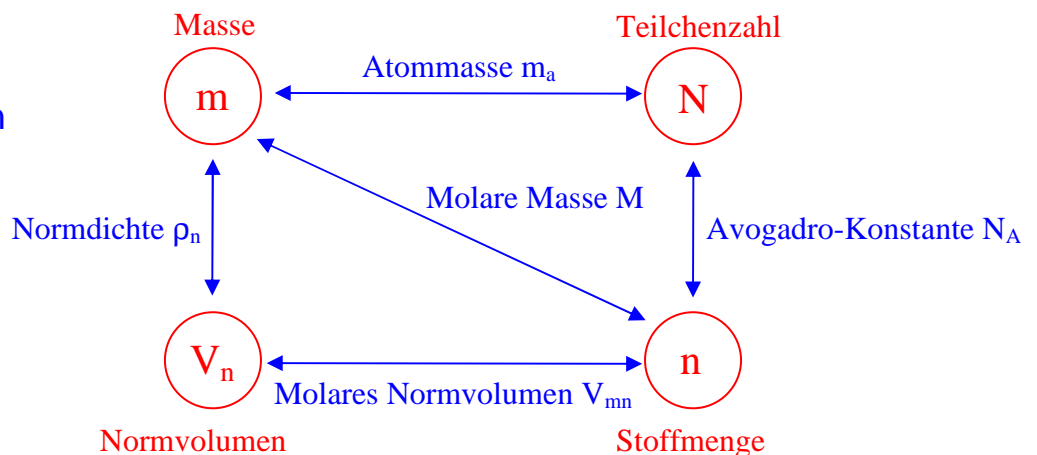
**Normdichte  $\rho_n(X)$ :**

$$\rho_n(X) = \frac{m(X)}{V_n(X)}$$

$$[\rho_n] = 1 \frac{g}{L}; \quad p_n; T_n$$

Merkschema:

Quantitätsgrößen  
und  
Umrechnungsgrößen



# Grundwissen: Wichtige Gehaltsgrößen im Überblick

Der **Gehalt** einer Lösung ist der Oberbegriff für Anteile, Konzentrationen oder Verhältnisse zwischen den 3 möglichen Variablen

Gelöstem Stoff: **gel. S**  
 Lösemittel: **Lsm**  
 Lösung: **Lsg**

bzw.

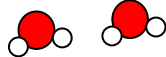


Teilchen des gelösten Stoffes: **X**  
 Teilchen des Lösemittels: **Y**

	-anteil	-konzentration	-verhältnis
<b>Massen-</b>	$w(\text{gel.S.}) = \frac{m(\text{gel.S.})}{m(\text{Lsg})} = \frac{m(\text{gel.S.})}{m(\text{gel.S.}) + m(\text{Lsm})}$ <p>Wird bei einer Gehaltsangabe nur das Zeichen % gesetzt, so ist damit stets der Massenanteil gemeint</p> <p>[w]= 1g/g = 1</p>	<p>spricht: rho Stern</p> $\rho^*(\text{gel.S.}) = \frac{m(\text{gel.S.})}{V(\text{Lsg})}$ <p>Statt <math>\rho^*</math> wird manchmal auch das Symbol <math>\beta</math> verwendet!</p> <p>[<math>\rho^*</math>]= 1g/l</p>	$\frac{m(\text{gel.S.})}{m(\text{Lsm})}$ <p>In der Praxis bedeutungslos!</p> <p>z. B. Löslichkeit</p> $L(\text{gel.S.}) = \frac{m(\text{gel.S.})}{m(\text{Lsm})}$
<b>Volumen-</b>	<p>spricht: phi</p> $\varphi(\text{gel.S.}) = \frac{V(\text{gel.S.})}{V(\text{gel.S.}) + V(\text{Lsm})}$ <p>[<math>\varphi</math>]= 1l/l = 1</p> <p>In der Praxis selten verwendet!</p>	<p>spricht: sigma</p> $\sigma(\text{gel.S.}) = \frac{V(\text{gel.S.})}{V(\text{Lsg})}$ <p>Zeichen: Vol.%</p> <p>[<math>\sigma</math>]= 1l/l = 1</p> <p>VOLUMENKONTRAKTION: Das Volumen der Lösung ist häufig kleiner als die Summe der Volumina von Lösungsmittel und gelöstem Stoff.</p>	$\frac{V(\text{gel.S.})}{V(\text{Lsm})}$ <p>In der Praxis bedeutungslos!</p>
<b>Stoffmengen-</b>	<p>spricht: chi</p> $\chi(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(Y)}$ <p>[<math>\chi</math>]= 1mol/mol = 1</p>	$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{Lsg})}$ <p>[c]= 1mol/l</p>	$\frac{n(X)}{n(Y)}$ <p>In der Praxis bedeutungslos!</p>

Wichtige Einheiten des Massenanteils:

$1 \frac{g}{g}$	$1 \frac{cg}{g}$	$1 \frac{mg}{g}$	$1 \frac{\mu g}{g}$	$1 \frac{ng}{g}$
1	$1 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-9}$
	%	‰	1 ppm	1 ppb

# So geht's: Rechnen mit molaren Größen auf Grund von Reaktionsgleichungen

Arbeitsschritte	Beispiel: Wie <b>viele Liter Sauerstoff</b> entstehen bei der Elektrolyse von <b>10,0 g Wasser</b> ? (Normzustand)	
a) Ermittle die <b>gegebenen</b> und <b>gesuchten</b> Größen.	geg.: $m(\text{H}_2\text{O}) = 10,0 \text{ g}$	ges.: $V_n(\text{O}_2)$
b) Schreibe die <b>Reaktionsgleichung</b> und überlege die <b>Bedeutung der Koeffizienten</b>  <div style="border: 1px solid blue; border-radius: 15px; padding: 5px; width: fit-content;">                         Gegebener <math>\neq</math> gesuchter Stoff <math>\Rightarrow</math> die Reaktionsgleichung liefert das Verhältnis zwischen den Teilchenzahlen <math>N(X)</math> bzw. den Stoffmengen <math>n(X)</math> </div>	$2 \text{ H}_2\text{O} (\text{l}) \quad \rightarrow \quad 2 \text{ H}_2 (\text{g}) \quad + \quad \text{O}_2 (\text{g})$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">                           2 Moleküle 2 mol                     </div> <div style="text-align: center;">                           2 Moleküle 2 mol                     </div> <div style="text-align: center;">                           1 Molekül 1 mol                     </div> </div>	
c) Gib das <b>Stoffmengenverhältnis</b> der gesuchten und gegebenen Stoffportion an und löse das Verhältnis nach der gesuchten Stoffmenge auf.	$\frac{n(\text{O}_2)}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ mol}}$ $n(\text{O}_2) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{H}_2\text{O})$ <div style="border: 1px solid blue; border-radius: 15px; padding: 5px; width: fit-content; margin-left: 200px;"> <b>Rechnerleichterung:</b> Schreibe die gesuchte Stoffmenge in den Zähler!                     </div>	
d) <b>Ersetze</b> die Stoffmengen <b>durch</b> geeignete <b>Quotienten</b> und löse nach der gesuchten Größe auf.	$\frac{V_n(\text{O}_2)}{V_{mn}(\text{O}_2)} = \frac{1}{2} \cdot \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})}$ $V_n(\text{O}_2) = \frac{1 \cdot m(\text{H}_2\text{O}) \cdot V_{mn}(\text{O}_2)}{2 \cdot M(\text{H}_2\text{O})}$ <div style="border: 1px solid blue; border-radius: 15px; padding: 5px; width: fit-content; margin-left: 200px;"> <b>Die Stoffmenge lässt sich umrechnen:</b>  <math>n(X) = \frac{V_n(X)}{V_{mn}(X)}</math>; <math>V_{mn} = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}</math> (bei Gasen!  <math>\vartheta=0^\circ\text{C}</math>; <math>p=1013 \text{ hPa}</math>)   <math>n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}</math> </div>	
e) <b>Setze</b> die gegebenen Größen <b>ein</b> und <b>rechne aus</b> .	$V_n(\text{O}_2) = \frac{1 \cdot 10,0 \text{ g} \cdot 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}}{2 \cdot 18,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$ $V_n(\text{O}_2) = \underline{\underline{6,2 \text{ L}}}$ <div style="border: 1px solid blue; border-radius: 15px; padding: 5px; width: fit-content; margin-left: 200px;">                         Der Zahlenwert der molare Masse <math>M</math> eines Stoffes lässt sich mit Hilfe des Periodensystems und der chem. Formel ermitteln, z. B.  <math>M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O})</math>  <math>M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 \text{ g/mol} + 16 \text{ g/mol}</math> </div> <div style="border: 1px solid blue; border-radius: 15px; padding: 5px; width: fit-content; margin-left: 200px; margin-top: 10px;">                         Schreibe falls nötig einen Antwortsatz!                     </div>	

# So geht's: Reihenfolge der Denkschritte beim Aufstellen von Valenzstrichformeln:

Info: Bei Molekülen, die aus mehreren verschiedenen Atomen zusammengesetzt sind, lässt sich die tatsächliche, reale Struktur nur experimentell z. B. durch die Bestimmung von Bindungsenergien, Bindungslängen oder Bindungswinkeln ermitteln.

**M Alle sinnvollen Valenzstrichformeln stellen nur „besonders wahrscheinliche“ Elektronenverteilungen im Molekül dar – also einen Ausschnitt aus der Wirklichkeit, es sind Modelle!**

1. Ermittle die **Anzahl der Valenzelektronen /-striche**, die in der Valenzstrichformel verteilt werden dürfen.

Zahl d. Elektronenpaare = (Summe der Valenzelektronen aller beteiligten Atome – Ladungszahl) : 2

2. Leite aus der Valenzelektronenzahl der einzelnen Atome ihre **übliche Bindigkeit** ab.

**Bindigkeit = 8 – Valenzelektronenzahl**

3. Überlege Dir, wie die Atome **angeordnet** sein könnten.

- die Bindigkeit der Atome bestimmt normalerweise die Zahl der Bindungspartner
- Atome mit kleiner Bindigkeit stehen häufig am Rand, **Atome mit großer Bindigkeit in der Mitte**
- oft sind die Atome in einem Molekül **symmetrisch** angeordnet
- kleine ringförmige Moleküle sind eher selten

4. **Verbinde** alle direkten Bindungspartner **durch ein Elektronenpaar**.

5. **Verteile** nun weitere bindende Elektronenpaare so, dass die Atome ihre **übliche Bindigkeit** erreichen.

Falls du dir unsicher bist, wie viele bindende Elektronenpaare du verteilen darfst, kannst du mit folgender Rechenformel die Zahl der bindenden Elektronenpaare ausrechnen:

Zahl d. bindenden EP = ( benötigte Valenzelektronen – vorhandene Valenzelektronen ) : 2

benötigte Valenzelektronen = Anzahl H-Atome · 2 + Anzahl übrige Atome · 8

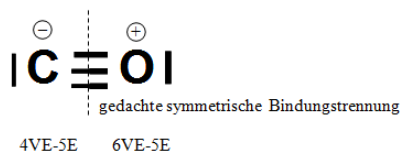
6. **Verteile die restlichen Elektronenpaare** (nicht mehr und nicht weniger als du anfangs ausgerechnet hast!) als freie Elektronenpaare. **Beachte die Edelgasregel!**

7. Überprüfe, ob bei allen Atomen die **Edelgasregel erfüllt** ist.

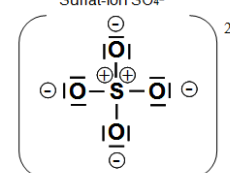
8. Falls dies nicht der Fall ist, könnte es sein, dass im Molekül ein ungepaartes Elektron (ungerade Elektronenzahl => Radikal) oder **formale Ladungen** vorliegen, weil ein Atom beide Bindungselektronen für eine Bindung zur Verfügung stellt und damit von seiner **üblichen Bindigkeit abweicht**. **Damit beide Bindungspartner Edelgaskonfiguration erreichen, musst du ein freies Elektronenpaar „umschreiben“.**

**Beispiele:**

Kohlenstoffmonooxid CO



Sulfat-Ion  $\text{SO}_4^{2-}$



Jetzt sollten **alle Atome Edelgaskonfiguration** haben, sonst hast du evtl. bei den Schritten vorher einen Fehler gemacht.



# So geht's: Erstellen von Valenzstrichformeln

**Vorbemerkung:** Atomarten der 1., 2. und meist auch der 3. Periode weisen in Molekülen Edelgaskonfiguration auf (**Edelgasregel**). In diesen Fällen lässt sich die Valenzstrichformel auf einfache Weise ableiten.

Regeln:	Beispiel: CH <sub>2</sub> O Methanal-Molekül	Beispiel: NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> Ammonium-Ion
Berechne die <b>Zahl der im Molekül vorhandenen Valenzelektronen VE</b> . Sie ergibt sich als Summe der VE der Bindungspartner. Bei Molekül-Ionen wird zur Ermittlung der Zahl der vorhandenen Valenzelektronen die der Ladungszahl entsprechende Anzahl von Elektronen addiert (Anionen) bzw. subtrahiert (Kationen).	$\begin{array}{ccc} \text{C} & 2\text{H} & \text{O} \\ 1 \cdot 4e^- + 2 \cdot 1e^- + 1 \cdot 6e^- & = & 12e^- \end{array}$	$\begin{array}{ccc} \text{N} & 4\text{H} & + \\ 1 \cdot 5e^- + 4 \cdot 1e^- & - & 1 \cdot e^- = 8e^- \end{array}$
Ermittle die <b>Zahl der benötigten VE</b> , damit die isolierten Atome das Oktett bzw. Duplett (H-Atom) aufweisen (Edelgasregel).	$\begin{array}{ccc} \text{C} & 2\text{H} & \text{O} \\ 1 \cdot 8e^- + 2 \cdot 2e^- + 1 \cdot 8e^- & = & 20e^- \end{array}$	$\begin{array}{ccc} \text{N} & 4\text{H} & \\ 1 \cdot 8e^- + 4 \cdot 2e^- & = & 16e^- \end{array}$
Ermittle die <b>Zahl der bindenden Elektronen</b> als Differenz zwischen der Zahl der benötigten und der Zahl der vorhandenen Elektronen.	$\Rightarrow 20e^- - 12e^- = 8e^-$ 4 bindende EP	$\Rightarrow 16e^- - 8e^- = 8e^-$ 4 bindende EP
Berechne die <b>Zahl der nicht-bindenden Elektronen</b> als Differenz aus der Zahl der vorhandenen VE und der Zahl der bindenden Elektronen.	$\Rightarrow 12e^- - 8e^- = 4e^-$ 2 nicht-bindende EP	$\Rightarrow 8e^- - 8e^- = 0e^-$ keine nicht-bindende EP
Stelle die <b>Valenzstrichformel</b> unter Beachtung der <b>Edelgasregel</b> auf; Wasserstoff-Atome sind stets einbindig und daher endständig; symmetrische Atomanordnungen sind bevorzugt. Die Zahl der formalen Ladungen soll möglichst niedrig sein.	<p>Diagramm der Valenzstrichformel für Methanal (CH<sub>2</sub>O). Ein Kohlenstoffatom (C) ist zentral positioniert und bildet zwei Einfachbindungen mit Wasserstoffatomen (H) und eine Doppelbindung mit einem Sauerstoffatom (O). Die Sauerstoffatome sind mit zwei freien Elektronenpaaren (gekennzeichnet durch zwei Punkte auf jeder Seite) dargestellt.</p>	<p>Diagramm der Valenzstrichformel für das Ammonium-Ion (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>). Ein Stickstoffatom (N) ist zentral positioniert und bildet vier Einfachbindungen mit Wasserstoffatomen (H). Die gesamte Struktur ist in eckige Klammern eingeschlossen, mit einem Pluszeichen (+) oben rechts, was die positive Ladung des Ions anzeigt.</p>



Diese Formeln  
solltest du jetzt  
kennen! Lernen!!!

## Vokabelliste

„Häufige molekulare Stoffe und die chem. Formeln ihrer  
Teilchen“

Natürlich solltest du  
auch die zugehörigen  
Valenzstrichformeln  
schreiben können!



Stoff	Molekülformel	Wahrscheinliche Valenzstrichformel(n)
Wasserstoff	$\text{H}_2$	$\text{H} - \text{H}$
Wasser	$\text{H}_2\text{O}$	$\begin{array}{c} \diagup \text{O} \diagdown \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Wasserstoffperoxid	$\text{H}_2\text{O}_2$	$\text{H} - \overline{\text{O}} - \overline{\text{O}} - \text{H}$
Sauerstoff	$\text{O}_2$	$\langle \text{O} = \text{O} \rangle$
Ozon	$\text{O}_3$	$\begin{array}{c} \ominus \quad \oplus \\ \diagdown \text{O} \diagup \\   \quad   \\ \text{O} = \text{O} \end{array} \leftrightarrow \begin{array}{c} \oplus \quad \ominus \\ \text{O} = \text{O} \\   \quad   \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$ <span style="float: right;">Mesomerie!</span>
Kohlenstoffmon(o)oxid	$\text{CO}$	$ \overset{\ominus}{\text{C}} \equiv \overset{\oplus}{\text{O}} $ <span style="float: right;">Formalladung!</span>
Kohlenstoffdioxid	$\text{CO}_2$	$\langle \text{O} = \text{C} = \text{O} \rangle$
Kohlensäure	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\begin{array}{c} \diagup \text{O} \diagdown \\    \\ \text{H} - \text{O} - \text{C} - \text{O} - \text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Methan	$\text{CH}_4$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
Methanol	$\text{CH}_3\text{OH}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{C} - \overline{\text{O}} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
Stickstoff	$\text{N}_2$	$ \text{N} \equiv \text{N} $
Stickstoffmonooxid	$\text{NO}$	$\cdot \text{N} = \text{O} \cdot \leftrightarrow \cdot \overset{\ominus}{\text{N}} = \overset{\oplus}{\text{O}} \cdot$

Stoff	Molekülformel	Wahrscheinliche Valenzstrichformel(n)
Salpetersäure	<b>HNO<sub>3</sub></b>	
Ammoniak	<b>NH<sub>3</sub></b>	 <div style="border: 1px solid black; border-radius: 15px; padding: 5px; display: inline-block; margin-top: 10px;">           Veraltete Valenzstrichformel:            Oktettaufweitung beim S-Atom tritt            nach neueren Erkenntnissen nicht            auf. In der Literatur teilweise noch            zu finden         </div>
Schwefeldioxid	<b>SO<sub>2</sub></b>	
Schwefeltrioxid	<b>SO<sub>3</sub></b>	
Schweflige Säure	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b>	
Schwefelsäure	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	
(Di-)Wasserstoffsulfid Hydrosulfid = Schwefelwasserstoff	<b>H<sub>2</sub>S</b>	
Chlor	<b>Cl<sub>2</sub></b>	
<b>Wasserstoffchlorid</b> = Hydrogenchlorid = Chlorwasserstoff	<b>HCl</b>	
Brom	<b>Br<sub>2</sub></b>	
<b>Wasserstoffbromid</b> = Hydrogenbromid = Bromwasserstoff	<b>HBr</b>	
Iod	<b>I<sub>2</sub></b>	
<b>Wasserstoffiodid</b> = Hydrogeniodid = Iodwasserstoff	<b>HI</b>	

# So geht's: Herleitung des räumlichen Baues von Molekülen mit Hilfe des Valenzelektronenpaar-Abstoßungs-Modells

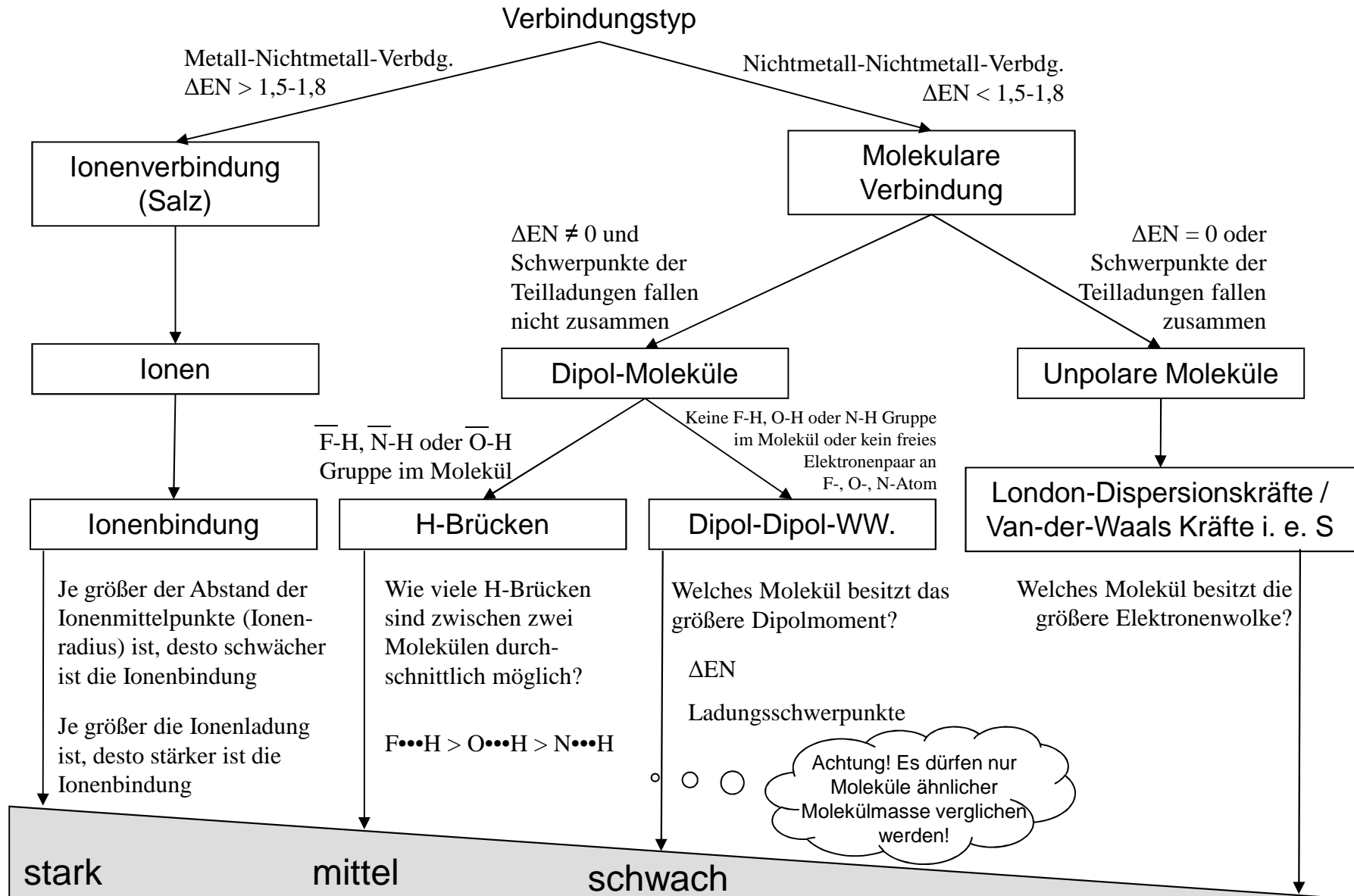
## Valenzelektronenpaar-Abstoßungs-Modell:

- Valenzelektronenpaare stoßen sich ab und ordnen sich räumlich möglichst weit voneinander entfernt an.
- Freie Elektronenpaare stoßen benachbarte Elektronenpaare etwas stärker ab als bindende Elektronenpaare. In Molekülen mit freien Elektronenpaaren am Zentralatom sind daher die Winkel zwischen bindenden Elektronenpaaren kleiner als im regulären Tetraeder.
- Mehrfachbindungen werden bei der Ableitung der Molekülgestalt zunächst wie Einfachbindungen behandelt. Die Abstoßungskraft einer Mehrfachbindung ist naturgemäß etwas größer als die einer Einfachbindung.
- Treten in Molekülen Mehrfachbindungen auf, so ist um diese Bindungen keine freie Drehbarkeit möglich.

<b>Regeln:</b>								
1. Schreibe die <b>Valenzstrichformel</b>								
2. Ermittle die <b>geometrische Anordnung</b> der Elektronenwolken EW um das Zentralatom, indem du die Zahl der Bindungspartner BP (Mehrfachbindungen zählen wie Einfachbindungen) und der nichtbindenden Elektronenpaare nEP addierst.	BP:		4	3	2	3	2	2
	nEP:		0	1	2	0	1	0
	$\Sigma$ EW:		<b>4</b>	<b>4</b>	<b>4</b>	<b>3</b>	<b>3</b>	<b>2</b>
	Anordnung der EW		tetraedisch 			trigonal - planar 		linear 
Summe $\Sigma$ der EW	Anordnung der EW		4	3	2	3	2	2
			tetraedisch	trigonal	linear			
3. <b>Besetze die Ecken</b> dieser geometrischen Anordnung mit den Partneratomen.								
4. Verbinde Partner- und Zentralatome zur <b>Molekülgestalt</b> .			tetraedisch 	trigonal pyramidal 	gewinkelt 	dreieckig eben 	gewinkelt 	linear 

# So geht's:

## Denkschritte zur Abschätzung der Stärke der Anziehungskräfte zwischen den Teilchen einer Verbindung

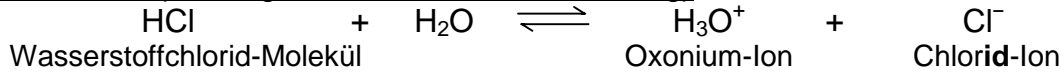


# Grundwissen

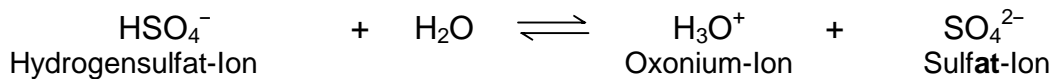
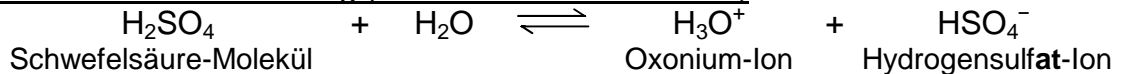
Stoffebene: Häufig verwendete saure und alkalische Lösungen  
 Teilchenebene: Wichtige (Brönsted-)Säuren und Basen und ihre korrespondierenden Ionen

## 1. Saure Lösungen

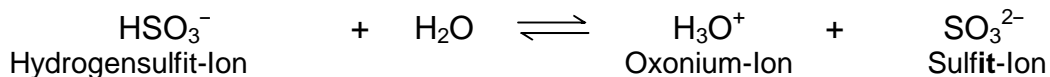
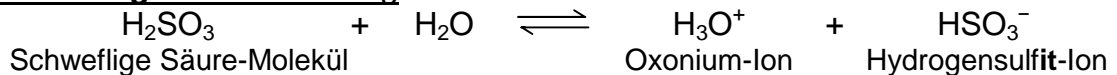
### a) Salzsäure (wässrige Wasserstoffchlorid-Lösung)



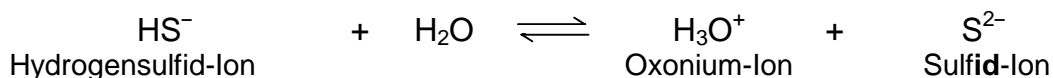
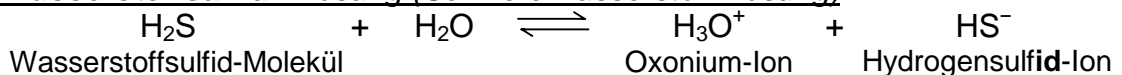
### b) Schwefelsäure - Lösung (verdünnte Schwefelsäure)



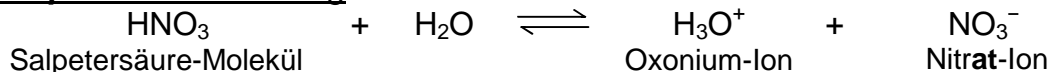
### c) Schweflige Säure - Lösung



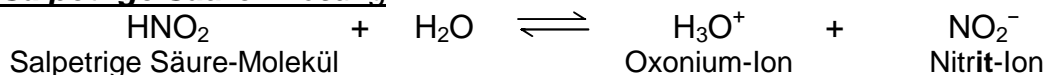
### d) Wasserstoffsulfid - Lösung (Schwefelwasserstoff-Lösung)



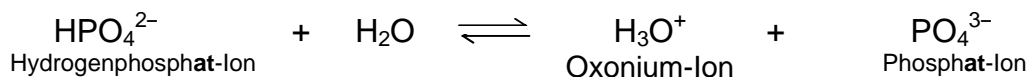
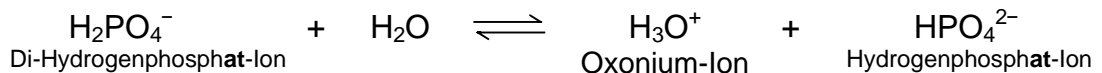
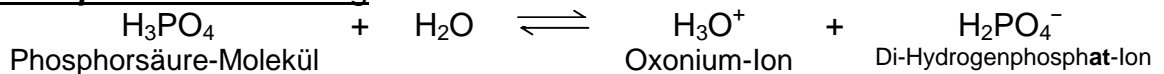
### e) Salpetersäure - Lösung



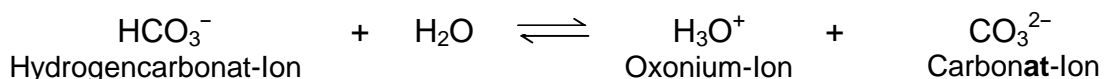
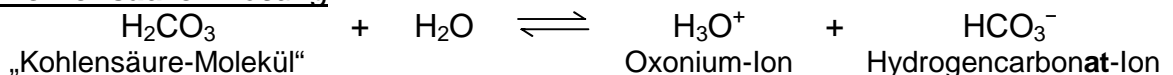
### f) Salpetrige Säure - Lösung



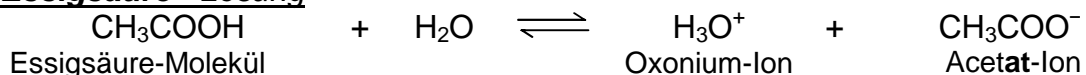
### g) Phosphorsäure - Lösung



### h) Kohlensäure - Lösung

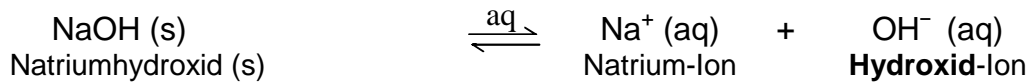


### i) Essigsäure - Lösung

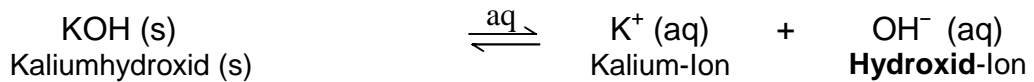


## 2. Alkalische Lösungen = Basische Lösungen = Laugen

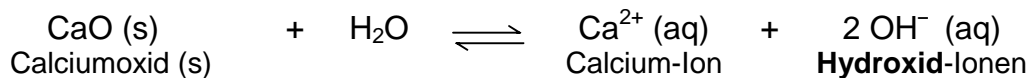
### a) Natriumhydroxid - Lösung = Natronlauge



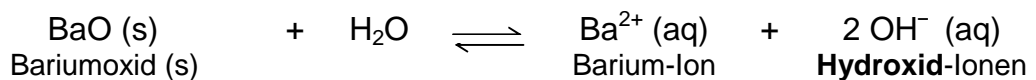
### b) Kaliumhydroxid - Lösung = Kalilauge



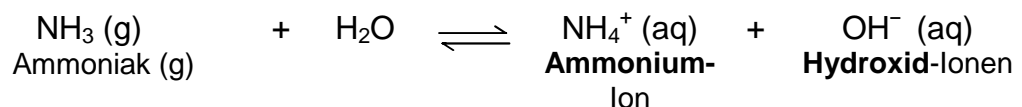
### c) Calciumhydroxid - Lösung = Kalkwasser



### d) Bariumhydroxid - Lösung = Barytwasser



### e) Ammoniakwasser = („Ammoniumhydroxid“ - Lösung)



## 3. Neutralisation und Salzbildung

Stoffebene:



Teilchenebene:

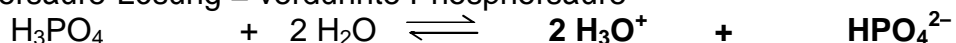


z. B. Bildung von Natriumhydrogenphosphat aus entsprechenden Mengen Natronlauge NaOH (aq) und verdünnter Phosphorsäure H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> (aq).

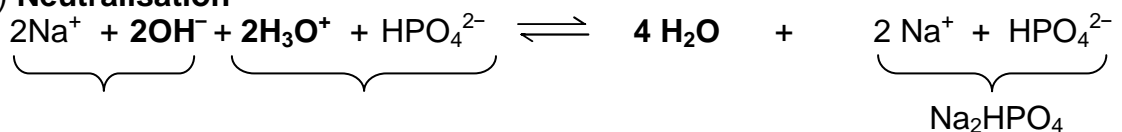
### a) Natriumhydroxid-Lösung = Natronlauge



### b) Phosphorsäure-Lösung = verdünnte Phosphorsäure



### a) + b) **Neutralisation**



## Grundwissen: Wichtige (oxidische) Säuren und zugehörige Säurerest-Ionen

	(Säure-)Anhydrid*	Name der Säure	Formel der Säure	Name des Säurerest-Ions	Formel des Säurerest-Ions
3-protonig	P <sub>4</sub> O <sub>10</sub>	Phosphorsäure	<b>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b>	Dihydrogenphosphat-Ion Hydrogenphosphat-Ion Phosphat-Ion	<b>H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>−</sup></b> <b>HPO<sub>4</sub><sup>2−</sup></b> <b>PO<sub>4</sub><sup>3−</sup></b>
	SO <sub>3</sub>	Schwefelsäure	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Hydrosulfat-Ion Sulfat-Ion	<b>HSO<sub>4</sub><sup>−</sup></b> <b>SO<sub>4</sub><sup>2−</sup></b>
	SO <sub>2</sub>	Schweflige Säure	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b>	Hydrosulfit-Ion Sulfit-Ion	<b>HSO<sub>3</sub><sup>−</sup></b> <b>SO<sub>3</sub><sup>2−</sup></b>
2-protonig	CO <sub>2</sub>	„Kohlensäure“	„ <b>H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></b> “	Hydrogencarbonat-Ion Carbonat-Ion	<b>HCO<sub>3</sub><sup>−</sup></b> <b>CO<sub>3</sub><sup>2−</sup></b>
	„N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> “	Salpetersäure	<b>HNO<sub>3</sub></b>	Nitrat-Ion	<b>NO<sub>3</sub><sup>−</sup></b>
1-protonig	„N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> “	Salpetrige Säure	<b>HNO<sub>2</sub></b>	Nitrit-Ion	<b>NO<sub>2</sub><sup>−</sup></b>

\*Anhydrid: griech: „ohne Wasser“

### Weitere Molekül-Ionen:

Ammonium-Ion: NH<sub>4</sub><sup>+</sup>  
 Oxonium-Ion: H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (in sauren Lösungen)  
 Hydroxid-Ion: OH<sup>−</sup> (in alkalischen / basischen Lösungen)



# So geht's: Neutralisationstiteration - Rechnen mit molaren Größen auf Grund von Reaktionsgleichungen

**Neutralisationstiteration:** Bei der Microscale-Titeration von Schwefelsäure der Konzentration  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05 \text{ mol/L}$  mit Natronlauge der (Stoffmengen-)Konzentration  $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/L}$  wurden  $0,5 \text{ mL}$  Natronlauge verbraucht. Berechne das Volumen der Schwefelsäure, das sich im Gefäß befand.

<p>a) Schreibe die <b>Reaktionsgleichung</b></p>	<p>Schwefelsäure + Natronlauge → Natriumsulfat + Wasser</p> <p>Ionenschreibweise:  <math>2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Na}^+ + 2 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}</math></p> <p>Kurzform:  <math>\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + 2 \text{NaOH} (\text{aq}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})</math></p>	
<p>b) Ermittle die <b>gegebenen</b> und <b>gesuchten</b> Größen.</p>	<p>geg.:</p> <p><math>c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05 \text{ mol/L}</math>  <math>c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/L}</math>  <math>V_L(\text{Natronlauge}) = 0,5 \text{ ml} = 0,0005 \text{ L}</math></p>	<p>ges.:</p> <p><math>V_L(\text{Schwefelsäure})</math></p>
<p>c) Entnimm das <b>Stoffmengenverhältnis</b> der gesuchten und gegebenen Stoffportion aus der Reaktionsgleichung und löse das Verhältnis nach der gesuchten Stoffmenge auf.</p>	$\frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{2}$ $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1 \cdot n(\text{NaOH})}{2}$	<p><b>Alternative, falls die Reaktionsgleichung nicht aufgestellt werden konnte:</b></p> <p>Überlege, wie viele Oxonium-Ionen bzw. Hydroxid-Ionen beim Lösen von jeweils einem Mol des Stoffes in Wasser gebildet werden und stelle das Stoffmengenverhältnis auf:</p> $\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{n(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{2}{1} \Rightarrow n(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4)$ $\frac{n(\text{OH}^-)}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{1} \Rightarrow n(\text{OH}^-) = n(\text{NaOH})$ <p>Am Äquivalenzpunkt gilt:</p> $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$ <p>Setze die entsprechenden Stoffmengen ein und löse auf:</p> $2 \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{NaOH})$ $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{n(\text{NaOH})}{2}$
<p>d) Ersetze die Stoffmengen <b>durch</b> geeignete <b>Quotienten</b> und löse nach der gesuchten Größe auf.</p>	$c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_L(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot c(\text{NaOH}) \cdot V_L(\text{NaOH})$ $V_L(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V_L(\text{NaOH})}{2 \cdot c(\text{H}_2\text{SO}_4)}$	
<p>e) Setze die gegebenen Größen ein und rechne aus.</p>	$V_L(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0005 \text{ L}}{2 \cdot 0,05 \text{ L}} = 0,005 \text{ L} = 5 \text{ mL}$	
<p>f) Schreibe einen Antwortsatz</p>	<p>Das Gefäß enthielt <math>5 \text{ mL}</math> der verdünnten Schwefelsäure</p>	

# So geht's: Berechnung des pH-Wertes der Lösung einer starken Base

Berechne den pH-Wert einer Magnesiumoxid-Lösung, die hergestellt wurde, indem man 4 mg Magnesiumoxid mit Wasser auf genau 100 ml aufgefüllt hat.

a) Schreibe die <b>Reaktionsgleichung</b> am Besten in Ionenschreibweise	Magnesiumoxid (s) + Wasser (l) → Magnesiumhydroxid (aq) Ionenschreibweise: $\text{Mg}^{2+} + \text{O}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	
b) Ermittle die <b>gegebenen</b> und <b>gesuchten</b> Größen.	geg.: $m(\text{MgO}) = 4 \text{ mg} = 0,004 \text{ g}$ $V_L(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$	ges.: $\text{pH}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = ?$
c) Stelle die zur Berechnung <b>relevanten Formeln</b> zusammen.	Es gilt: $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$ $\text{pOH} = -\lg \{c(\text{OH}^-)\}$ $c(\text{OH}^-) = \frac{n(\text{OH}^-)}{V_L(\text{OH}^-)}$	
d) Entnimm das relevante <b>Stoffmengenverhältnis aus der Reaktionsgleichung</b> und löse nach der gesuchten Größe auf.	Aus der Reaktionsgleichung folgt: $\frac{n(\text{OH}^-)}{n(\text{MgO})} = \frac{2}{1}$ $n(\text{OH}^-) = 2 \cdot n(\text{MgO})$	
e) Berechne die <b>Stoffmenge an Hydroxid-Ionen</b> .	$n(\text{OH}^-) = 2 \cdot \frac{m(\text{MgO})}{M(\text{MgO})}$ $n(\text{OH}^-) = 2 \cdot \frac{0,004 \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \underline{2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}$	
f) Berechne die <b>Stoffmengenkonzentration der Hydroxid-Ionen</b> in der Lösung	$c(\text{OH}^-) = \frac{n(\text{OH}^-)}{V_L(\text{OH}^-)} = \frac{2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = \underline{2 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$	
g) Berechne den <b>pOH-Wert</b>	$\text{pOH} = -\lg \left\{ c(\text{OH}^-) \right\} = -\lg \left\{ 2 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right\} = \underline{2,7}$	
h) Berechne den <b>pH-Wert</b>	$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,7 = \underline{\underline{11,3}}$	
i) Schreibe einen <b>Antwortsatz</b>	Der pH-Wert der Magnesiumhydroxid-Lösung ist 11,3.	

# So geht's: Ermitteln von Oxidationszahlen

Die Ladungszahlen hypothetischer (oder wirklicher) Atom-Ionen bezeichnet man als die Oxidationszahlen OZ der Atome in den betreffenden Teilchen

## Schritte zum Ermitteln der Oxidationszahlen der einzelnen Atom-Ionen eines Moleküls oder Molekül-Ions:

Valenzstrichformel des Teilchens bekannt:

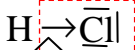
ohne Aufstellen von Valenzstrichformeln:

1. Bindungselektronen vollständig dem Atom mit der größeren Elektronegativität EN zuordnen ( $\equiv$  Heterolyse der Atombindung)

2. hypothetische (gedachte) Ladung des jeweiligen Atom-Ions durch Vergleich mit der Valenzelektronenzahl des entsprechenden Atoms ermitteln

z. B. HCl

+I -I



polare Atombindung:  
Bindungselektronen sind „zum Chlor-Atom hin verschoben“  
 $\Rightarrow$  H-Atom gibt formal ein Elektron ab (**heterolytische** Zuordnung)

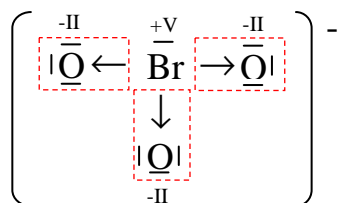
z. B. H<sub>2</sub>

0 0

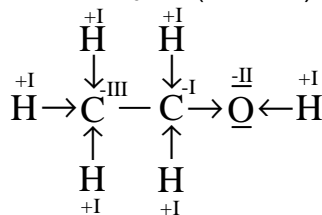


unpolare Atombindung:  
Bindungselektronen werden bei gleicher EN **homolytisch** zugeordnet

z. B. BrO<sub>3</sub><sup>-</sup>



z. B. C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH (Ethanol)



Aus den Überlegungen im linken Kasten lassen sich folgende Regeln ableiten.

Sie sind **in nachstehender Reihenfolge** anzuwenden!!!

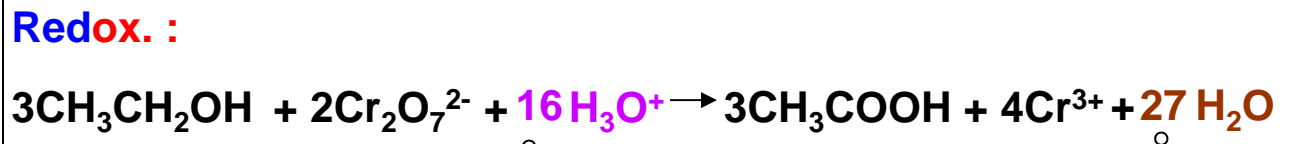
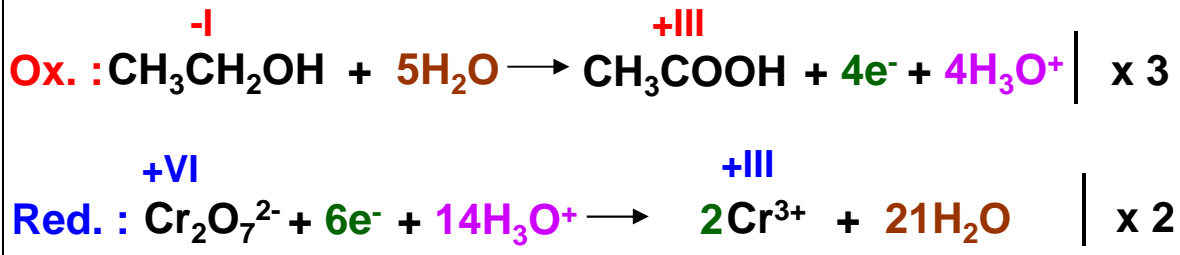
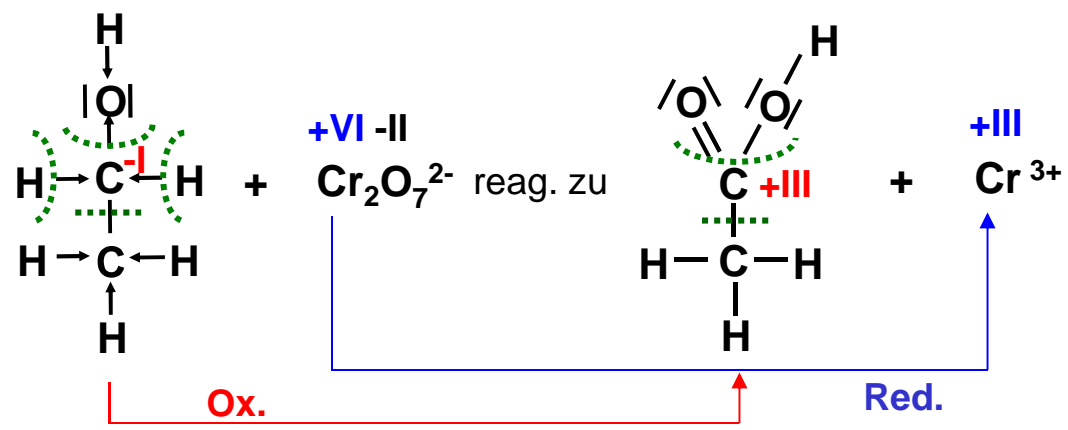
1. Atome bzw. Atomverbände als kleinste Teilchen von **Elementen** erhalten stets die Oxidationszahl 0.
2. **Atom-Ionen** haben eine Oxidationszahl, die der Ionenladungszahl entspricht.
3. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome in einem **Molekül** ist 0.
4. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome in einem **Molekül-Ion** entspricht der Ladungszahl.
5. Für **Verbände aus verschiedenen Atomen** gilt:
  - a. Metall-Atome erhalten in Verbindungen stets positive Oxidationszahlen, Fluor-Atome stets die Oxidationszahl -1
  - b. somit gilt: Wasserstoff-Atome erhalten in Verbindungen die Oxidationszahl +1; Ausnahme: z. B. LiH; CaH<sub>2</sub>
  - c. Sauerstoff-Atome haben in Verbindungen die Oxidationszahl -2; Ausnahme: z. B. OF<sub>2</sub> (Regel 5a); H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (Regel 5b)
  - d. Chlor-, Brom- und Iod-Atome haben in Verbindungen die Oxidationszahl -1, Ausnahme: z. B. BrO<sub>3</sub><sup>-</sup> (Regel 5c)

**So geht's**

**Schrittweises Aufstellen  
von Redoxgleichungen**

**Aufgabe:** Beim Alko-Test der früher mit Teströhrchen durchgeführt wurde reagieren Dichromat-Ionen reagieren mit Ethanol-Molekülen in stark schwefelsaurer Lösung zu Cr<sup>3+</sup>-Ionen und Essigsäure-Molekülen

- Schreibe die Teilchenformeln der **Edukte** und **Produkte**.
- Bestimme die **Oxidationszahlen (= OZ)**.
- Ordne die Begriffe **Oxidation** (Erhöhung der OZ) und **Reduktion** (Erniedrigung der OZ) dem entsprechenden Vorgang zu.
- Formuliere die Teilgleichungen:
  - Schreibe das jeweilige **Redoxpaar mit Oxidationszahlen**.
  - Gleiche die **Änderung der Oxidationszahl durch Elektronen (= e<sup>-</sup>)** aus. Beachte dabei die Anzahl der ox./ red. Teilchen.
  - Gleiche die **Anzahl der Ladungen** aus durch eine entsprechende Anzahl von
    - H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-Ionen in saurer Lösung
    - OH<sup>-</sup>-Ionen in alkalischer Lösung
    - O<sup>2-</sup>-Ionen in der Schmelze
  - Gleiche die **Atombilanzen** durch eine entsprechende Anzahl von **Wasser-Molekülen** aus.
- Formuliere die Redoxgleichung:
  - Multipliziere** die Teilgleichungen: Anzahl der abgegebenen e<sup>-</sup> gleich der Anzahl der aufgenommenen e<sup>-</sup>.
  - Addiere** die Teilgleichungen der Redoxreaktion im kleinstmöglichen Teilchenanzahlverhältnis.



Linke Seite: 28 H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>  
 Rechte Seite: - 12 H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>  
 => Linke Seite: 16 H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

Rechte Seite: 42 H<sub>2</sub>O  
 Linke Seite: - 15 H<sub>2</sub>O  
 => Rechte Seite: 27 H<sub>2</sub>O

# So geht's: Schrittweises Aufstellen von Redoxgleichungen

<ol style="list-style-type: none"> <li>Schreibe die Teilchenformeln der <b>Ausgangs-</b> und <b>Endstoffe</b>.</li> <li>Bestimme die <b>Oxidationszahlen OZ</b>.</li> <li>Ordne die Begriffe <b>Oxidation (Erhöhung der OZ)</b> und <b>Reduktion (Erniedrigung der OZ)</b> dem entsprechenden Vorgang zu.</li> </ol>	<p>Beispiel:</p> <p>Iodid-Ionen reagieren in saurer Lösung mit Bromat-Ionen <math>\text{BrO}_3^-</math> unter Bildung von Iod-Molekülen und Bromid-Ionen</p> $  \begin{array}{ccccccc}  & & \text{Ox.} & & & & \\  & & \text{---} & \text{---} & \text{---} & & \\  & & & & \downarrow & & \\  \text{-I} & & & \text{+V / -II} & & \text{0} & & \text{-I} \\  \text{I}^- & + & \text{BrO}_3^- & \longrightarrow & \text{I}_2 & + & \text{Br}^- \\  & & & & \uparrow & & \\  & & & & \text{Red.} & &   \end{array}  $	
<ol style="list-style-type: none"> <li>Schreibe die Teilgleichungen             <ol style="list-style-type: none"> <li>Schreibe das jeweilige <b>Redoxpaar mit Oxidationszahlen</b></li> <li>Gleiche die <b>Änderung der Oxidationszahl durch Elektronen aus</b>. Beachte dabei die Anzahl der Teilchen.</li> <li>Gleiche die <b>Anzahl der Elementarladungen</b> aus durch eine entsprechende Anzahl von                     <ul style="list-style-type: none"> <li>⇒ <math>\text{H}_3\text{O}^+</math>-Ionen in saurer Lösung</li> <li>⇒ <math>\text{OH}^-</math> Ionen in alkalischer Lösung</li> </ul> </li> <li>Gleiche die <b>Atombilanzen</b> durch eine entsprechende Anzahl von Wasser-Molekülen aus.</li> </ol> </li> </ol>	<p><b>Oxidation:</b></p> $  \begin{array}{ccc}  \text{-I} & & \text{0} \\  \text{I}^- & \longrightarrow & \text{I}_2 \\  2 \text{I}^- & \longrightarrow & \text{I}_2 + 2\text{e}^-  \end{array}  $ <div style="border: 1px solid black; border-radius: 50%; padding: 10px; width: fit-content; margin: 10px auto;"> <p>Du kannst natürlich alle 4 Schritte a-d der Teilgleichung hintereinander in einer Zeile durchführen und brauchst die Gleichung nicht mehrfach hinzuschreiben!</p> </div>	<p><b>Reduktion:</b></p> $  \begin{array}{ccc}  \text{+V} & & \text{-I} \\  \text{BrO}_3^- & \longrightarrow & \text{Br}^- \\  \text{BrO}_3^- + 6\text{e}^- & \longrightarrow & \text{Br}^- \\  \text{BrO}_3^- + 6\text{e}^- + 6 \text{H}_3\text{O}^+ & \longrightarrow & \text{Br}^- \\  \text{BrO}_3^- + 6\text{e}^- + 6 \text{H}_3\text{O}^+ & \longrightarrow & \text{Br}^- + 9 \text{H}_2\text{O}  \end{array}  $
<ol style="list-style-type: none"> <li>Schreibe die Redoxgleichung             <ol style="list-style-type: none"> <li>Multipliziere die Teilgleichungen so, dass die Anzahl der abgegebenen Elektronen gleich der aufgenommenen ist.</li> <li>Addiere die Teilgleichungen zur Redoxgleichung im kleinstmöglichen Teilchenanzahlverhältnis.</li> </ol> </li> </ol>	$  \begin{array}{l}  \text{Ox.:} \quad 2 \text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^- \quad   \quad \cdot 3 \\  \text{Red.:} \quad \text{BrO}_3^- + 6\text{e}^- + 6 \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Br}^- + 9 \text{H}_2\text{O} \\  \hline  \text{Redox.:} \quad 6 \text{I}^- + \text{BrO}_3^- + 6 \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow 3 \text{I}_2 + \text{Br}^- + 9 \text{H}_2\text{O}  \end{array}  $	