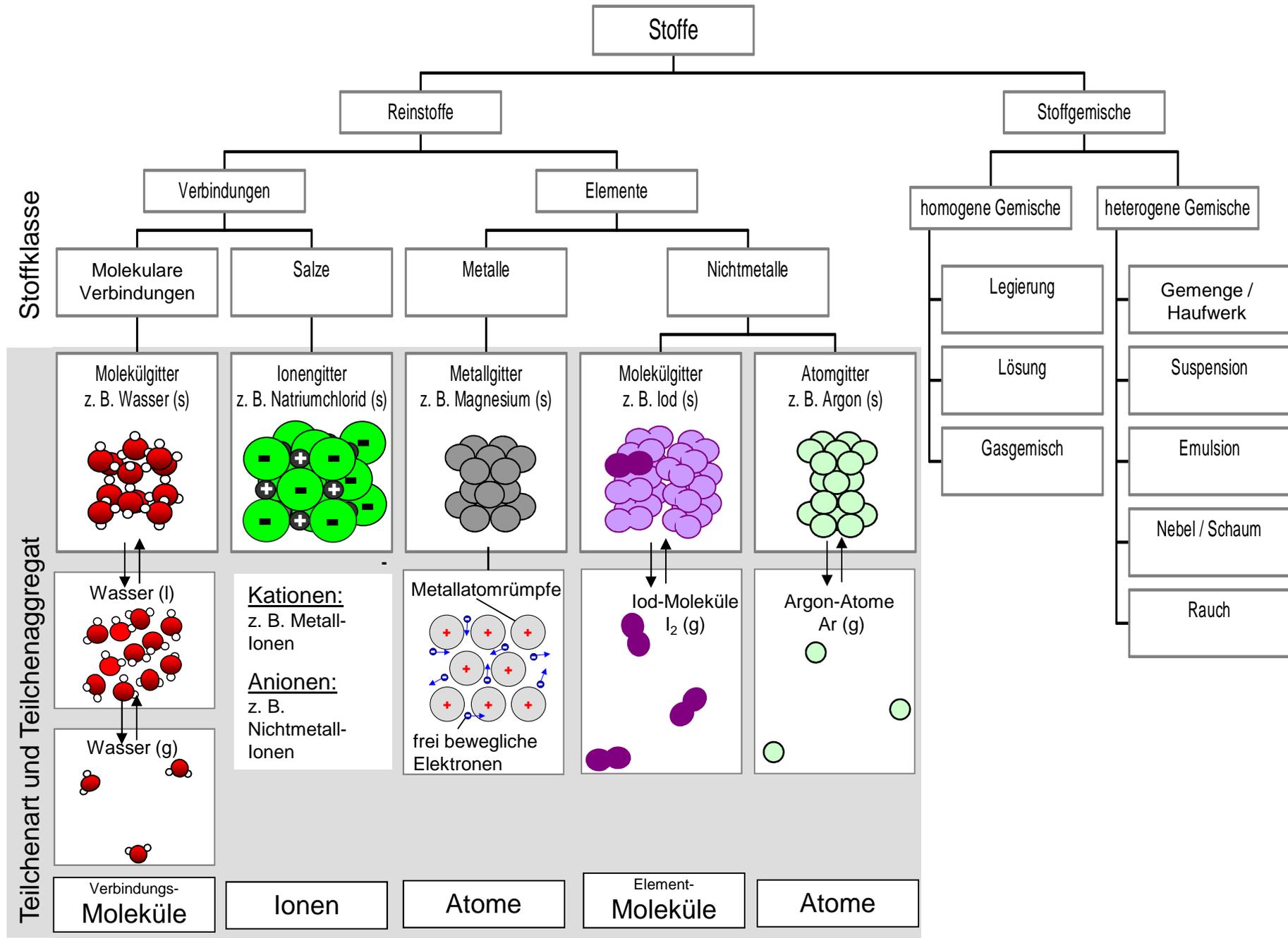


# Stoffklassen und Teilchenarten im Überblick



Das erste und wichtigste Denkkonzept der Chemiker, das

# Stoff - Teilchen - Konzept

- Alle Stoffe bestehen aus kleinen Teilchen (Teilchen = Sammelbegriff für Atome, Moleküle, Ionen).
- Diese Teilchen haben eine Masse, aber man kann sie selbst durch das beste Mikroskop nicht direkt mit den Augen sehen. Allerdings kann man sie mit Hilfe der Rastertunnelmikroskopie abbilden.
- Zwischen den kleinen Teilchen ist nichts.
- Gleiche Reinstoffe bestehen aus gleichen kleinen Teilchen. Die kleinen Teilchen verschiedener Stoffe unterscheiden sich in Masse, Form und Größe.
- Die kleinen Teilchen sind ständig in Bewegung. Mit steigender Temperatur nimmt diese Bewegung zu, mit fallender ab. Bei gleichbleibender Temperatur bleibt die Bewegung aller kleinen Teilchen zusammen genommen erhalten.
- Zusammenstöße zwischen zwei kleinen Teilchen verlaufen so, dass beide zusammengenommen ihre Bewegungsenergie behalten.
- Zwischen den kleinen Teilchen herrschen Anziehungskräfte (Kohäsionskräfte) und Abstoßungskräfte, die stark vom Abstand abhängig sind. Je kleiner die Abstände zwischen den Teilchen sind, desto größer sind die Anziehungskräfte.
- Das Teilchenmodell ist nur eine vereinfachte Vorstellung vom Aufbau der Stoffe, die aber viele Erscheinungen anschaulich deuten kann. Wie jedes Modell ist es nicht perfekt, sondern hat Grenzen. Mit dem einfachen Teilchenmodell können und dürfen noch keine Aussagen über die Gestalt oder das Aussehen der kleinen Teilchen gemacht werden. Hierzu benötigen wir Informationen über die Bausteine und den Aufbau der kleinen Teilchen.

M Charakteristisch für die Denkweise der Wissenschaft Chemie sind zwei Betrachtungsebenen

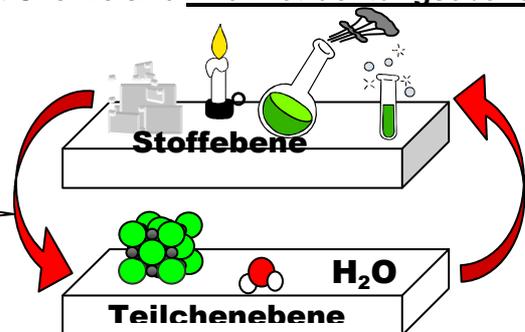
## Stoffebene:

Beobachtungen an Stoffportionen und Reaktionen (Fakten)

Ich beobachte..., ich stelle mir vor ...

## Teilchenebene:

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



Das zweite Basiskonzept der Chemie, die

# Struktur - Eigenschafts - Beziehung

Eine beobachtbare Stoffportion kann man sich als eine Ansammlung einer riesigen Anzahl an Teilchen, ein **Teilchenaggregat** vorstellen. Die Eigenschaften der Stoffportion sind abhängig

- von der Art und den Eigenschaften der Teilchen und
- den Anziehungs- und Abstoßungskräften die zwischen diesen Teilchen herrschen.

**Merke:** Ein einzelnes Teilchen hat nicht die gleichen Eigenschaften wie die zugehörige Stoffportion!

*Bsp.: Schwefel-Atome sind nicht gelb, Wasser-Moleküle sind nicht nass, Teilchen sind nicht warm, sondern „schnell“!*

# So geht's: Benennen von binären Verbindungen und Ableiten der chemischen Formeln aus dem Namen

Verbindungen, die durch Reaktion von zwei verschiedenen Elementen miteinander gebildet wurden, können prinzipiell auf drei verschiedene Weisen benannt werden.

Bei Verbindungen, die durch Reaktion von zwei Nichtmetallen entstanden sind, verwenden Chemiker bevorzugt, die **Zahlwort-Nomenklatur** (=Benennung).

Bei Verbindungen, die durch Reaktion von Metallen und Nichtmetallen miteinander entstanden sind, also zur Stoffklasse der Salze gehören, verwenden Chemiker die **Wertigkeits-** oder die **Kurzform-Benennung**.

## a) **Zahlwort-Nomenklatur:** z. B. Distickstofftetraoxid $N_2O_4$

Wird bevorzugt bei **molekularen Verbindungen** verwendet.

<b>Anzahl der metallischeren Atome als griech. Zahlwort</b>	+	<b>deutscher Name der metallischeren Atomart</b>	+	<b>Anzahl der nichtmetallischeren Atome als griech. Zahlwort</b>	+	<b>lat./griech. Wortstamm der nichtmetallischeren Atomart</b>	+	<b>Nachsilbe „id“</b>
Di		stickstoff		tetra		ox		id

Die chemische Formel der Verbindung kann direkt aus dem Namen abgeleitet werden und umgekehrt, wenn man die Atomartensymbole (lernen!) und die griechischen Zahlwörter (1 mono, 2 di, 3 tri, 4 tetra, 5 penta, 6 hexa, 7 hepta, 8 octa, 9 nona, 10 deca) kennt.

*Beispiele:*

Schwefeltrioxid	$SO_3$	Distickstoffmonoxid	$N_2O$
Tetraphosphordecaoxid	$P_4O_{10}$	Schwefelhexafluorid	$SF_6$

## b) **Kurzform-Benennung:** z. B. Aluminiumoxid $Al_2O_3$

Wird hauptsächlich bei binären **Salzen** verwendet, die durch Reaktion eines Metalls aus einer **Hauptgruppe** mit einem Nichtmetall entstanden sind.

<b>dt. Name des Metalls</b>	+	<b>lat./griech. Wortstamm des Nichtmetalls</b>	+	<b>Nachsilbe „id“</b>
Natrium		chlor		id

\* binär = aus zwei verschiedenen Teilchenarten

Zur Ableitung der chemischen Formel von binären\* Salzen aus der Kurzform-Benennung muss die Ionenladungszahl von Kation und Anion bekannt sein. Diese lässt sich bei Hauptgruppenelementen normalerweise aus dem Periodensystem ableiten.

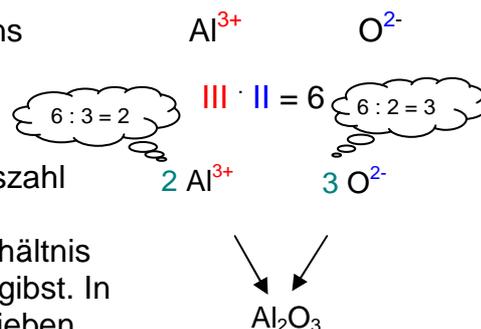
### Zusammenhang zwischen der Ionenladungszahl und der Stellung im Periodensystem

Hauptgruppennummer	I	II	III	IV	V	VI	VII
Übliche Ionenladungszahl	+I	+II	+III	IV	-III	-II	-I

- Die Ionenladungszahl bei **Metall-Ionen** entspricht der **Hauptgruppennummer**. Metall-Ionen sind immer **positiv** geladen = Metall-**Kationen**!
- Die Ionenladungszahl bei **Nichtmetall-Ionen** (Nichtmetall-**Anionen**) lässt sich mit Hilfe der Beziehung **8 – Hauptgruppennummer** ermitteln. Nichtmetall-Ionen sind immer **negativ** geladen!

## Ableitung der Verhältnisformel von binären Salzen mit Hilfe der Ionenladungszahl:

1. Ermittle die Ionenladungszahl des Kations und des Anions
2. Ermittle das kgV (kleinste gemeinsame Vielfache) der Ionenladungszahlen
3. Berechne die Anzahl der Kationen und Anionen in einer Formeleinheit, indem du das kgV durch die Ionenladungszahl teilst.
4. Bilde die Verhältnisformel, indem du das Ionenanzahlverhältnis als Index jeweils rechts neben dem Atomartensymbol angibst. In die Verhältnisformel dürfen keine Ladungszahlen geschrieben werden.

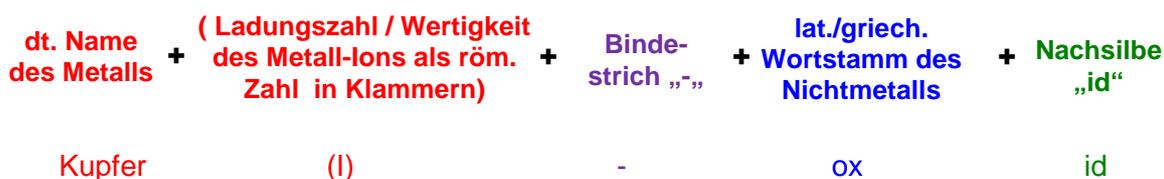


Beispiele:

Name des Salzes	Art und Anzahl der Ionen	Verhältnisformel
Aluminiumfluorid	$Al^{3+} / 3 F^{-}$	$AlF_3$
Calciumnitrid	$3 Ca^{2+} / 2 N^{3-}$	$Ca_3N_2$
Kaliumsulfid	$2 K^{+} / S^{2-}$	$K_2S$
Magnesiumnitrid	$3 Mg^{2+} / 2 N^{3-}$	$Mg_3N_2$

### c) Wertigkeits-Nomenklatur: z. B. Kupfer(II)-chlorid $CuCl_2$

Wird hauptsächlich bei binären **Salzen** verwendet, die Metall-Kationen von **Nebengruppen**elementen enthalten. Da die Ladungszahl bei Kationen aus der Nebengruppe variieren kann, muss diese für eine eindeutige Benennung des Salzes direkt hinter dem Namen des Metallatoms, aus dem das Kation entstanden ist, als römische Zahl angegeben werden.



Beispiele:

Name des Salzes	Formel des Salzes	Art und Anzahlverhältnis der Ionen im Ionengitter
Kupfer(I)-oxid	$Cu_2O$	$2 Cu^{+} / 1 O^{2-}$
Kupfer(II)-oxid	$CuO$	$1 Cu^{2+} / 1 O^{2-}$
Eisen(II)-oxid	$FeO$	$1 Fe^{2+} / 1 O^{2-}$
Eisen(III)-oxid	$Fe_2O_3$	$2 Fe^{3+} / 3 O^{2-}$
Eisen(III)-sulfid	$Fe_2S_3$	$2 Fe^{3+} / 3 S^{2-}$
Eisen(II, III)-oxid = Trieisentetraoxid	$Fe_3O_4$	$1 Fe^{2+} / 2 Fe^{3+} / 4 O^{2-}$

# So geht's:

## Denkschritte beim Aufstellen von Reaktionsgleichungen

Das kann nicht funktionieren!



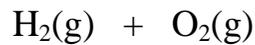
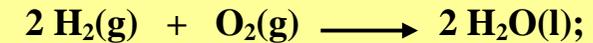
Ich vergleiche die Teilchenzahlen!

Aber ich darf die „Teilchenpakete“ nicht aufschneiden, also den Index nicht verändern! Sonst sind es andere Stoffe!

Ich muss korrigieren!

Also muss ich die Zahl der „Teilchenpakete“, die Koeffizienten variieren!

Ich formuliere die **Reaktionsgleichung** auf der Teilchenebene:



Achtung!  
2-atomige Moleküle

Seit Avogadro klar!  
In einem Wasser-Molekül sind je  
2 Wasserstoff-Atome mit einem  
Sauerstoff-Atom verbunden

Ich denke auf der Teilchenebene



Jetzt stimmt es! Ich lese mein Ergebnis vor:

Folgendes **Reaktionsschema** liefert meine Beobachtung auf der Stoffebene:



„Auf der Teilchenebene reagieren 2 Moleküle Wasserstoff mit einem Molekül Sauerstoff zu zwei Molekülen Wasser! Auf Stoffebene werden aus 2 Mol Wasserstoff(g) und 1 Mol Sauerstoff(g) 2 Mol Wasser gebildet.“

# So geht's: Verhältnisformeln von Salzen ermitteln

Aufgabe:  
Ermittle die Verhältnisformel von Aluminiumoxid.

Schreibe die zutreffenden Atomsymbole	<b>Al</b>	<b>O</b>
Ermittle die Gruppenzugehörigkeit dieser Atome	<b>III</b>	<b>VI</b>
Ermittle jeweils die Ladungszahlen der entsprechenden Ionen durch Aufstellen von Teilgleichungen. <ul style="list-style-type: none"> <li>Metall-Atome sind Elektronendonatoren</li> <li>Nichtmetall-Atome sind Elektronenakzeptoren</li> <li>Atom-Ionen sind <b>edelgaskonfiguriert</b></li> </ul>	<p>Metall-Atome geben Elektronen ab und bilden positiv geladene Metall-Ionen = <b>Kationen</b></p> $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$	<p>Nichtmetall-Atome nehmen Elektronen auf und bilden negativ geladene Nichtmetall-Ionen = <b>Anionen</b></p> $\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{O}^{2-}$
Multipliziere die Teilgleichungen so, dass gilt: <b>Anzahl der abgegebenen Elektronen</b> = <b>Anzahl der aufgenommenen Elektronen</b>	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \quad   \cdot 2$ $2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 6 \text{e}^-$	$\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{O}^{2-} \quad   \cdot 3$ $3 \text{O} + 6 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{O}^{2-}$
Bilde das Ionenanzahlverhältnis	$2 \text{Al} + 3 \text{O} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{O}^{2-}$ $N(\text{Al}^{3+}) : N(\text{O}^{2-}) = 2 : 3$	
Schreibe die Verhältnisformel	<b>Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	

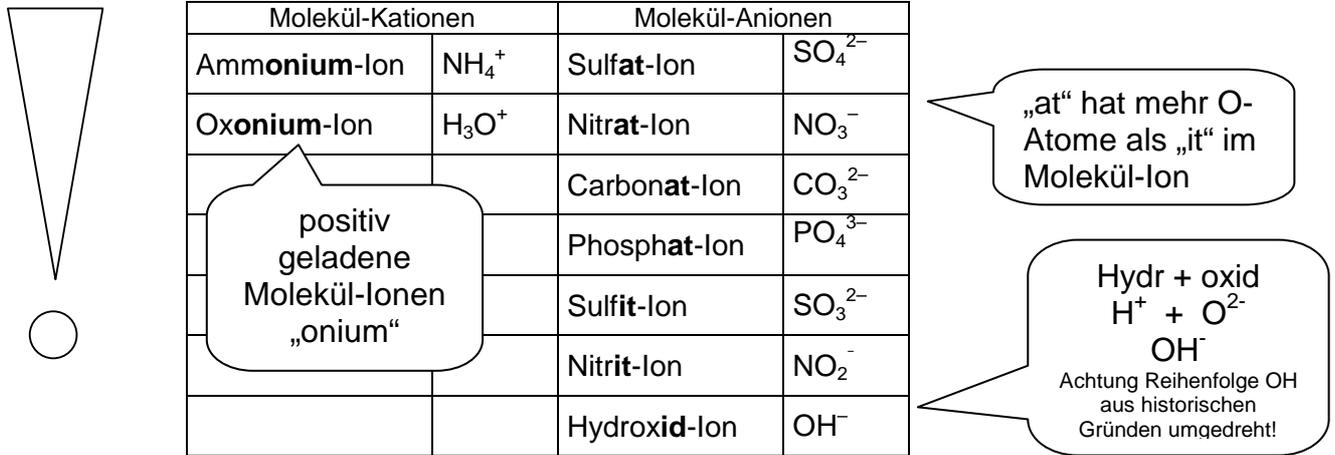
Tipp:  
Suche das kleinste gemeinsame Vielfache kgV

Um eine korrekte Reaktionsgleichung zu schreiben solltest du berücksichtigen, dass Sauerstoff aus zweiatomigen Molekülen O<sub>2</sub> besteht. Die Sauerstoff-Atome des Moleküls werden bei der Bildung der Oxid-Ionen voneinander getrennt.

# Salze aus Molekül-Ionen

Salze können sowohl aus **Atom-Ionen** wie z. B. Magnesiumiodid aus Magnesium-Ionen  $Mg^{2+}$  oder Iodid-Ionen  $I^-$  im Ionenanzahlverhältnis 1:2, als auch aus **Molekül-Ionen** aufgebaut sein.

## Grundwissen: Wichtige Molekül-Ionen



Molekül-Kationen		Molekül-Anionen	
Ammonium-Ion	$NH_4^+$	Sulfat-Ion	$SO_4^{2-}$
Oxonium-Ion	$H_3O^+$	Nitrat-Ion	$NO_3^-$
positiv geladene Molekül-Ionen „onium“		Carbonat-Ion	$CO_3^{2-}$
		Phosphat-Ion	$PO_4^{3-}$
		Sulfit-Ion	$SO_3^{2-}$
		Nitrit-Ion	$NO_2^-$
		Hydroxid-Ion	$OH^-$

„at“ hat mehr O-Atome als „it“ im Molekül-Ion

Hydr + oxid  
 $H^+ + O^{2-}$   
 $OH^-$   
 Achtung Reihenfolge OH aus historischen Gründen umgedreht!

Für die Ableitung der Verhältnisformel eines Salzes mit Molekül-Ionen gilt genauso, dass in einer Formeleinheit die **Summe der positiven Ladungen, gleich der Summe der negativen Ladungen** sein muss. Werden für eine Formeleinheit mehrere Molekül-Ionen benötigt, so schreibt man in der Verhältnisformel des Salzes die Formel des Molekül-Ions ohne Ladungsangabe in runde Klammern und gibt dahinter die Anzahl der benötigten Molekül-Ionen als tiefgestellte Indexzahl an.

Beispiele:

Name des Salzes	Anzahl und Art der Ionen pro Formeleinheit:	Verhältnisformel des Salzes
Magnesiumphosphat	$3 Mg^{2+} / 2 PO_4^{3-}$	$Mg_3(PO_4)_2$
Kaliumsulfat	$2 K^+ / SO_4^{2-}$	$K_2SO_4$
Silber(I)-nitrat	$Ag^+ / NO_3^-$	$AgNO_3$
Bariumhydroxid	$Ba^{2+} / 2 OH^-$	$Ba(OH)_2$
Calciumcarbonat (Kalk)	$Ca^{2+} / CO_3^{2-}$	$CaCO_3$
Ammoniumphosphat	$3 NH_4^+ / PO_4^{3-}$	$(NH_4)_3PO_4$
Eisen(III)-sulfat	$2 Fe^{3+} / 3 SO_4^{2-}$	$Fe_2(SO_4)_3$
Aluminiumsulfit	$2 Al^{3+} / 3 SO_3^{2-}$	$Al_2(SO_3)_3$
Natriumnitrit	$Na^+ / NO_2^-$	$NaNO_2$
Ammoniumnitrid	$3 NH_4^+ / N^{3-}$	$(NH_4)_3N$
Ammoniumnitrat	$NH_4^+ / NO_3^-$	$NH_4NO_3$

# 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>	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <math>2 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})</math>                            2 Moleküle                          2 mol                     </div> <div style="font-size: 2em;">→</div> <div style="text-align: center;"> <math>2 \text{ H}_2 (\text{g})</math>                            2 Moleküle                          2 mol                     </div> <div style="font-size: 2em;">+</div> <div style="text-align: center;"> <math>\text{O}_2 (\text{g})</math>                            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: auto;"> <b>Rechenerleichterung:</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: auto;"> <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: auto;">                         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: auto; margin-top: 10px;">                         Schreibe falls nötig einen Antwortsatz!                     </div>	

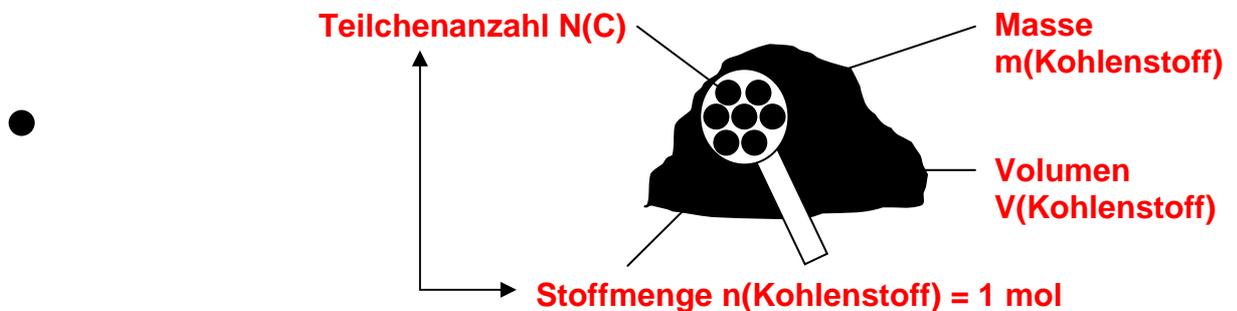
# Grundwissen: Quantitätsgrößen und Umrechnungsgrößen

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)

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

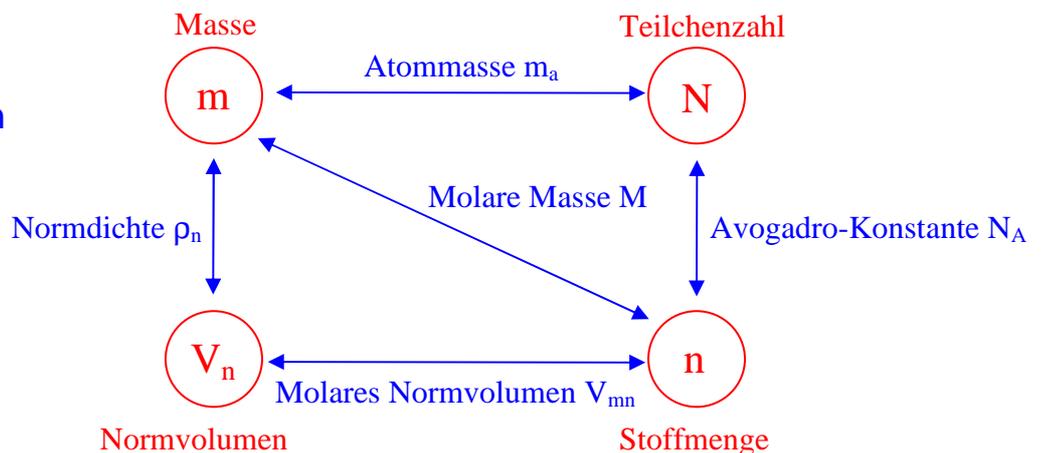
**Normdichte  $\rho_n(X)$ :**

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

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

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: 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

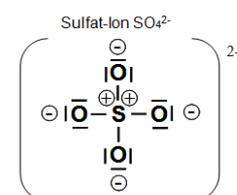
benötigte Valenzelektronen = Anzahl H-Atome · 2 + Anzahl übrige Atome · 8

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“.**

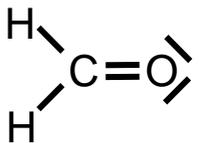
**Beispiele:**



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.		 <div style="display: flex; justify-content: space-between; margin-top: 10px;"> <div style="border: 1px solid black; border-radius: 15px; padding: 5px; width: 40%;"> <p><b>formale Ladung</b> = Zahl der Valenzelektronen des freien Atoms – Zahl der Atombindungen – Zahl der nichtbindenden Elektronen</p> </div> <div style="border: 1px solid black; border-radius: 15px; padding: 5px; width: 40%;"> <p>Ionenladungszahl = Summe der formalen Ladungen in einem Molekül.</p> </div> </div>



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	$\text{O}_3$	$\begin{array}{c} \ominus \quad \oplus \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} = \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \oplus \quad \ominus \end{array} \leftrightarrow \begin{array}{c} \oplus \quad \ominus \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} = \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \ominus \quad \oplus \end{array}$ <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: 50%; 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>	
Wasserstoffchlorid = Hydrogenchlorid = Chlorwasserstoff	<b>HCl</b>	
Brom	<b>Br<sub>2</sub></b>	
Wasserstoffbromid = Hydrogenbromid = Bromwasserstoff	<b>HBr</b>	
Iod	<b>I<sub>2</sub></b>	
Wasserstoffiodid = Hydrogeniodid = Iodwasserstoff	<b>HI</b>	