

Charakteristisch für die Denkweise der Wissenschaft Chemie sind **zwei Betrachtungsebenen**

Stoffebene	Beobachtungen an Stoffportionen und Reaktionen (Fakten, Phänomene)
Teilchenebene	Deutung der Fakten / Phänomene durch die Vorstellung von der Existenz kleinster Teilchen und Teilchenverbände.
Stoffportion	
<i>Stoffebene</i>	Dinge werden bestimmt durch Stofflichkeit, Quantität und Form. Wird von der Stofflichkeit abgesehen, so spricht man von Körpern, wird von der Form abgesehen, so spricht man von Stoffportionen.
<i>Teilchenebene</i>	Stoffportionen liegen als Teilchenverbände vor. Hier sind von Bedeutung: <ul style="list-style-type: none">• die Art der Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen)• die Anordnung der Teilchen (Struktur) und der Zusammenhalt der Teilchen (chemische Bindung)
Reinstoff (Einstoff)	
<i>Stoffebene</i>	Reinstoffe haben bei gleichen Bedingungen (Temperatur, Druck) bestimmte qualitative und quantitative Eigenschaften (z.B. Farbe, Geruch, Geschmack, Aggregatzustand, Schmelz- und Siedetemperatur, Dichte).
<i>Teilchenebene</i>	Die Eigenschaften der Reinstoffe können durch Wechselwirkungen der Teilchen eines Verbandes untereinander und mit ihrer Umgebung gedeutet werden.
Chemische Reaktion	
<i>Stoffebene</i>	Chemische Reaktionen sind Stoff- und Energieumwandlungen.
<i>Teilchenebene</i>	Chemische Reaktionen sind gekennzeichnet durch <ul style="list-style-type: none">• Umordnung und Veränderung von Teilchen• Umbau von chemischen Bindungen
Chemische Verbindung	
<i>Stoffebene</i>	Eine Verbindung ist ein Reinstoff, der sich in Elemente enteinen (zerlegen) lässt.
<i>Teilchenebene</i>	Eine Verbindung ist ein Verband aus Teilchen (Atomen, Ionen) mehrerer Arten
Chemisches Element	
<i>Stoffebene</i>	Ein Element ist ein Reinstoff, der sich nicht enteinen (zerlegen) lässt.
<i>Teilchenebene</i>	Ein Element ist ein Verband aus Teilchen (Atomen oder Molekülen) einer einzigen Art, d.h. es enthält nur Atome derselben Protonenzahl.
Analyse	Bei der Analyse entstehen aus einem Edukt zwei oder mehrere Produkte, d. h. die Analyse ist eine Enteining (Zerlegung) einer Verbindung in Elemente.
Synthese	Bei der Synthese entsteht aus zwei oder mehr Edukten ein Produkt, d. h. die Synthese ist eine Einung (Vereinigung) von Elementen.
Umsetzung	Die Umsetzung ist eine Kopplung von Analyse und Synthese, d. h. bei der Umsetzung entstehen aus zwei oder mehr Edukten zwei oder mehr Produkte.

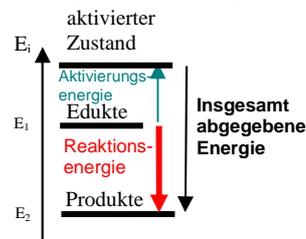
- Chemisches System** Ein chemisches System ist der Ausschnitt aus der stofflichen Welt, der gerade betrachtet oder untersucht wird
- Umgebung** „Rest“ der Welt (der gerade nicht betrachtet wird.)
- Energie E** Der Begriff „Energie“ ist nicht definierbar. Man kann ihn folgendermaßen umschreiben: Die Energie ist die Fähigkeit eines Systems, Arbeit, Wärme und Licht abzugeben. $[E] = 1 \text{ kJ}$
- Innere Energie E_i** Der gesamte Energievorrat im Inneren eines Systems ist dessen innere Energie. $[E_i] = 1 \text{ kJ}$
- Reaktionsenergie = Änderung der inneren Energie ΔE_i** Differenz aus der inneren Energie E_{i2} der Produkte (Endsystem) und der inneren Energie E_{i1} der Edukte (Anfangssystem). $\Delta E_i = E_{i2} - E_{i1}$
Die Änderung der inneren Energie kann in Form von Wärme Q oder Arbeit W auftreten. Bei konst. Druck gilt: $\Delta E_i = Q + W$

Energiediagramme Energiediagramme stellen die bei einer chemischen Reaktion auftretenden Energieumsätze grafisch dar. Man unterscheidet:
Energiebilanzdiagramme: Keine Abszisse; Ordinate (y-Achse): Innere Energie
Energie(berg)diagramme: Abszisse: Reaktionskoordinate; Reaktionsverlauf; Achtung! keine echte Zeitachse!
Ordinate (y-Achse): Innere Energie

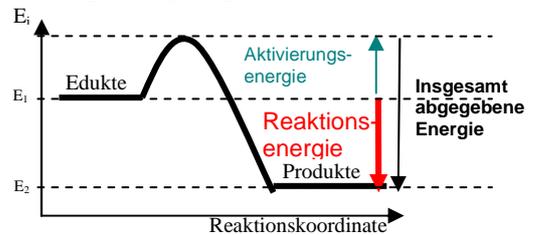
Aktivierungsenergie Die zur Auslösung einer chemischen Reaktion erforderliche Energie nennt man Aktivierungsenergie.

Exotherm Wird bei einem Vorgang **Wärme** abgegeben, so bezeichnet man ihn als exotherm. Der Wärmebetrag erhält ein negatives Vorzeichen: $Q < 0$; $[Q] = 1 \text{ kJ}$.

Energiebilanzdiagramm:

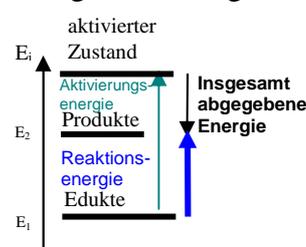


Energiebergdiagramm:

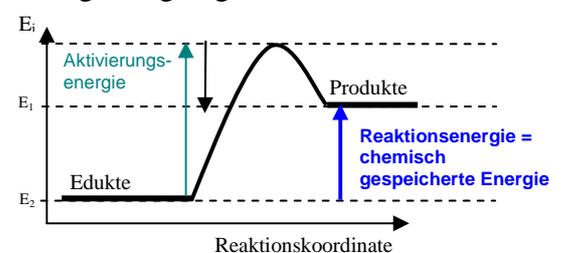


Endotherm Wird bei einem Vorgang **Wärme** zugeführt, so bezeichnet man ihn als endotherm. Der Wärmebetrag erhält ein positives Vorzeichen: $Q > 0$.

Energiebilanzdiagramm:

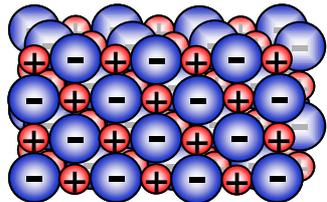
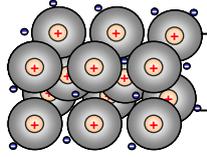


Energiebergdiagramm:



Katalysator Ein Katalysator ist ein Stoff, der eine chemische Reaktion beschleunigt, indem er die Aktivierungsenergie einer Reaktion herabsetzt. Die Reaktionsenergie ändert sich dadurch nicht. Der Katalysator wird bei der Reaktion nicht verbraucht.

Atom	<p>Das Atom ist das kleinste Teilchen eines Elements. Die Elektronen bilden die Atomhülle, die Protonen und Neutronen den Atomkern. Die Protonenzahl definiert die Atomart, sie entspricht der Ordnungszahl. Die Nukleonenzahl A ist die Summe der Protonenzahl Z und Neutronenzahl N: $A = Z + N$. Die Nukleonenzahl entspricht der Massenzahl (= Betrag der Atommasse)</p>
Teilchenmasse	<p>Die Masse $m_a(X)$ eines Teilchens X (Atom, Molekül, Ion) kann in der Einheit Gramm oder in der atomaren Masseneinheit u angegeben werden.</p>
Atomare Masseneinheit	<p>$1u$ ist definiert als der 12. Teil der Masse eines Atoms des Kohlenstoffnuklids ^{12}C. $1u = 1,660565 \cdot 10^{-24} \text{ g}$</p>
Verhältnisformel, (=empirische Formel =Elementarformel)	<p>Die Verhältnisformel gibt das Zahlenverhältnis der Teilchen (Atome, Ionen) in der Verbindung an. Beispiele: MgCl_2: Das Verhältnis der Mg^{2+}-Ionen und der Cl^--Ionen im Ionengitter des Salzes Magnesiumchlorid ist 1:2; Bei Salzen können nur Verhältnisformel angegeben werden, da sie aus infiniten Ionengittern aufgebaut sind $(\text{H}_2\text{O})_n$: Das Verhältnis das Wasserstoff-Atome und der Sauerstoff-Atome in einer Stoffportion Wasser ist 2:1; Verhältnisformel und Molekülformel stimmen beim Wasser-Molekül überein; da $n=1$ ist. $(\text{CH}_2\text{O})_n$: Das Verhältnis der Kohlenstoff-, Wasserstoff- und Sauerstoff-Atome in einer Traubenzucker-Portion beträgt 1:2:1; Die Molekülformel für das Traubenzucker-Molekül ist $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ also das 6-fache der Verhältnisformel. Moleküle sind finite (abgegrenzbare) Teilchen, deshalb kann bei ihnen neben der Verhältnisformel die genaue Molekülformel angegeben werden.</p>
Molekül	<p>Moleküle sind Atomverbände, die bei Elementen aus gleichartigen Atomen (=Element-Moleküle), bei Verbindungen aus verschiedenartigen Atomen (=Verbindungs-Moleküle) bestehen.</p>
Molekülformel	<p>Die Molekülformel gibt an, wie viele Atome in einem Molekül tatsächlich vorhanden sind. Beispiele: H_2O: Ein Wasser-Molekül ist aus zwei Wasserstoff-Atomen und einem Sauerstoff-Atom aufgebaut. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: Ein Glucose-Molekül (Traubenzucker-Molekül) ist aus 6 Kohlenstoff-Atomen, 12 Wasserstoff-Atomen und 6 Sauerstoff-Atomen aufgebaut.</p>
Ionen	<p>positiv (Kationen) oder negativ (Anionen) geladene Teilchen, die durch Elektronenabgabe oder Elektronenaufnahme aus Atomen oder Molekülen entstehen. Alle Salze sind aus Ionen aufgebaut. Man unterscheidet: Atom-Ionen: z. B. Na^+, Mg^{2+}, Cl^-, O^{2-}, ... Molekül-Ionen: z. B. NH_4^+, H_3O^+, OH^-, NO_3^-, SO_4^{2-}, CO_3^{2-}, ...</p>
Reaktionsgleichung	<p>Die Reaktionsgleichung gibt an, welche Teilchen in welchem <u>kleinstmöglichen</u> (ganzahligen) Teilchenanzahlverhältnis miteinander reagieren bzw. entstehen. Beispiel: $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ bedeutet: Methan-Moleküle und Sauerstoff-Moleküle reagieren miteinander im Anzahlverhältnis 1:2 zu Kohlenstoffdioxid-Molekülen und Wasser-Molekülen im Anzahlverhältnis 1:2.</p>

Bindigkeit	Die Anzahl der (Elektronenpaar-)Bindungen, die ein Atom in einem Molekül oder Molekül-Ion ausbildet, ist seine Bindigkeit.
Wertigkeit	Die Wertigkeit ist eine veraltete, unpräzise Bezeichnung für die Zahl der Bindungen (Bindigkeit) die eine Atomart eingehen kann <u>oder</u> für die Ionenladungszahl eines Atom-Ions.
Gitter	Die regelmäßige Anordnung von Teilchen in einem Feststoff bezeichnet man als Gitter. Man unterscheidet: Atomgitter, Molekülgitter, Ionengitter, Metallgitter
Ionenbindung	Die räumlich ungerichtete chemische Bindung, die in Salzen als Anziehungskraft zwischen Kationen und Anionen wirkt, wird Ionenbindung genannt.
Ionengitter	Regelmäßige Anordnung der Kationen und Anionen in einem riesigen Teilchenverband (Feststoffgitter). Für Salze können nur Verhältnisformeln angegeben werden.
	
Metallische Bindung	Die räumlich ungerichtete chemische Bindung, die in den Metallen zwischen positiv geladenen Metall-Atomrümpfen und dem Elektronengas wirkt, wird als metallische Bindung bezeichnet.
Metallgitter	Regelmäßige dichte Anordnung von Metall-Atomen in einem riesigen Teilchenverband (Feststoffgitter). Infinites Gitter => Als Formel wird bei allen Metallen nur das Atomartensymbol geschrieben, keine Indizes!
	 <p>Metall-Atomrumpf Elektronen im „Elektronengas“</p>
Metallcharakter	Die Eigenschaft der Element-Atome, Elektronen abzugeben und Kationen zu bilden, wird als Metallcharakter bezeichnet.
Nichtmetallcharakter	Die Eigenschaft der Element-Atome, Elektronen aufzunehmen und Anionen zu bilden, wird als Nichtmetallcharakter bezeichnet.
Metalle	<p><i>Stoffebene:</i> Metalle zeigen typische Eigenschaften: - Glanz</p> <ul style="list-style-type: none"> - Leitfähigkeit für Wärme und Elektrizität - Verformbarkeit <p><i>Teilchenebene:</i> Metall-Atome sind Elektronendonatoren, d. h. sie geben Elektronen ab und bilden positiv geladene Metall-Kationen, z. B. $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^{-}$</p>
Nichtmetalle	<p><i>Stoffebene:</i> Nichtmetalle sind i. d. R. Nichtleiter</p> <p><i>Teilchenebene:</i> Nichtmetall-Atome sind Elektronenakzeptoren, d. h. sie nehmen Elektronen auf und bilden negativ geladene Nichtmetall-Anionen, z. B. $S + 2e^{-} \rightarrow S^{2-}$ oder $O_2 + 4e^{-} \rightarrow 2 O^{2-}$</p>
Ionisierungsenergie	Die Energie, die zur vollständigen Abtrennung eines Elektrons aus einem Atom benötigt wird, heißt (erste) Ionisierungsenergie.
Elektronenaffinität	Die Energie, die bei der Aufnahme eines Elektrons durch ein Atom (im Gaszustand) umgesetzt wird, heißt (erste) Elektronenaffinität.

Energiestufenmodell der Atomhülle

Die Atomhülle ist in Energiestufen gegliedert. Die Energiestufen werden mit den Buchstaben K, L, M, ..., Q oder der Hauptquantenzahl $n = 1, 2, 3, \dots, 7$ gekennzeichnet.

Die Formel $Z_{\text{e,max}} = 2 n^2$ drückt die maximale Elektronenzahl pro Energiestufe aus. Die Hauptenergiestufen lassen sich in Unterenergiestufen s, p, d, f, ... mit den Nebenquantenzahlen $l = 0, 1, 2, 3$ gliedern.

Hauptenergiestufe	auf tretende Unterenergiestufen	Max. Elektronenzahl
K (n=1)	s (l=0)	2
L (n=2)	s und p (l=1)	2 + 6 = 8
M (n=3)	s, p und d (l=2)	2 + 6 + 10 = 18
N (n=4)	s, p, d und f (l=3)	2 + 6 + 10 + 14 = 32

Energetische Abfolge der Unterenergiestufen:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, ...

Periodensystem

Im Periodensystem der Atomarten, dem sog. Periodensystem der Elemente (PSE), sind die Atomarten so nach steigender Protonenzahl angeordnet, dass die Atome mit gleicher Anzahl der Außenelektronen (Valenzelektronen) untereinander stehen. Die Gruppennummer im Periodensystem gibt die Anzahl der Außenelektronen der entsprechenden Atomarten an.

Die Periodennummer gibt die Anzahl der durch die Hauptquantenzahl n charakterisierten Hauptenergiestufen an, auf denen die Elektronen der betreffenden Atomart angeordnet sind.

Wichtige Regelmäßigkeiten im Periodensystem:

Elementfamilie	Alkali-metalle	Erd-alkali-metalle	Erd-metalle	Kohlen-stoff-gruppe	Stick-stoff-gruppe	Sauer-stoff-gruppe	Halo-gene	Edel-gase
Haupt-gruppe ↓	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Periode →	1 H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po*	At*	Rn*
7	Fr*	Ra*						

Metalle
 Halbmetalle
 Nichtmetalle

Edelgasregel

Atome können durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen in ihren Atomhüllen die gleiche Anzahl und Anordnung von Elektronen wie die nächstgelegenen Edelgas-Atome erreichen. Man spricht dann von Edelgaskonfiguration.

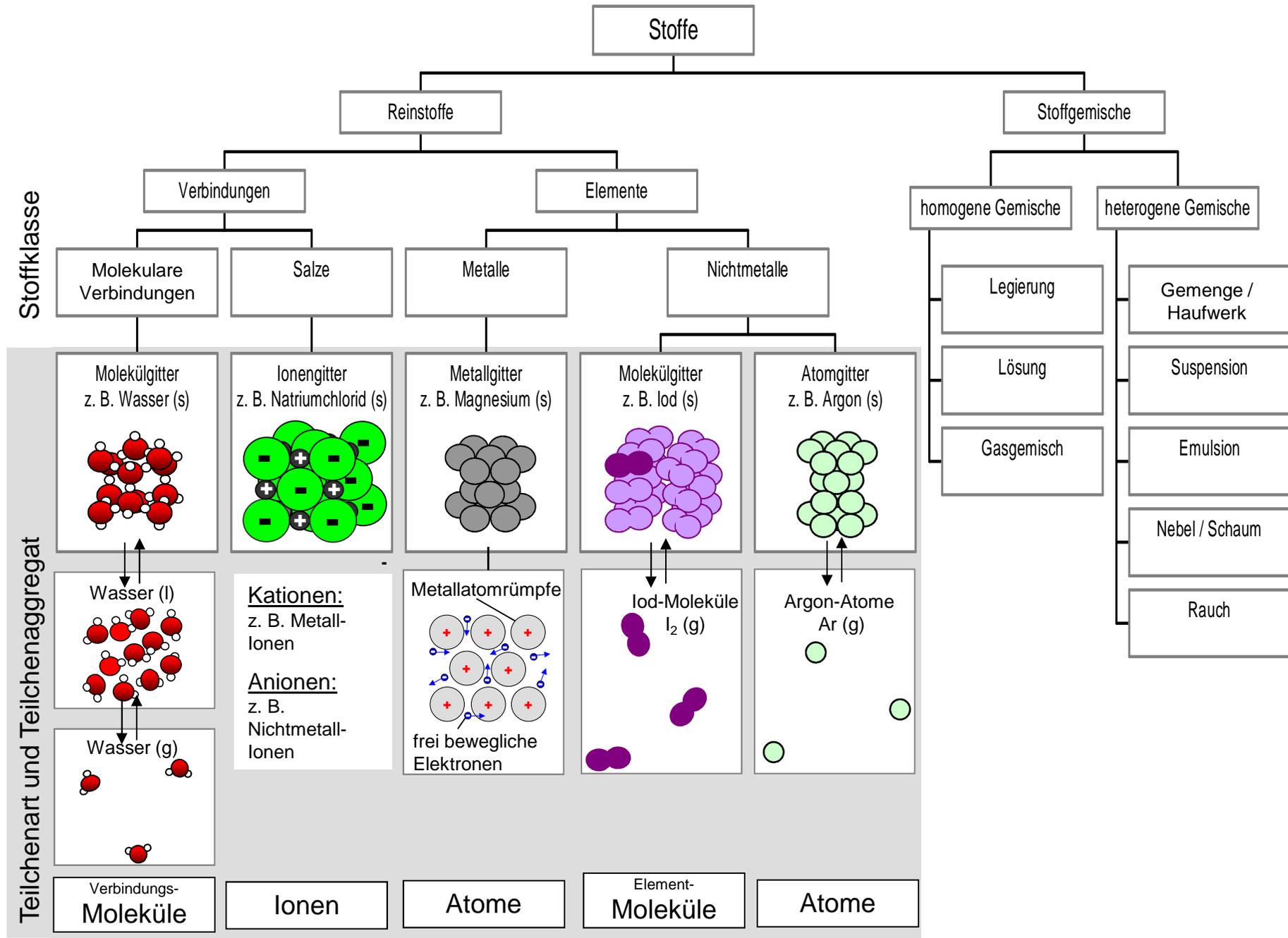
Elektronenformel

Elektronenformeln haben als Zeichen Punkte für die in den Atomen vorhandenen Valenzelektronen. Beispiel: $\text{Na} \cdot \quad \cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot$

Atomorbitale

Unter Atomorbitalen verstehen Chemiker Aufenthaltsbereiche in denen Elektronen mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit anzutreffen sind, sog. „Elektronenwolken“.

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

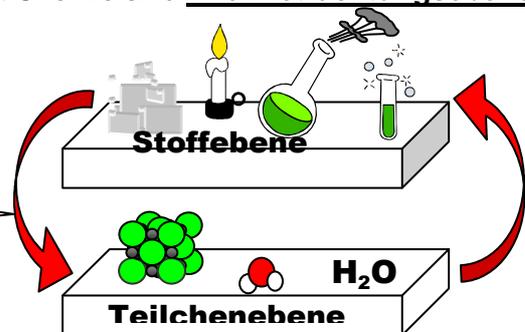
Stoffebene:

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.

Anzahl der metallischeren Atome als griech. Zahlwort	+	deutscher Name der metallischeren Atomart	+	Anzahl der nichtmetallischeren Atome als griech. Zahlwort	+	lat./griech. Wortstamm der nichtmetallischeren Atomart	+	Nachsilbe „id“
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.

dt. Name des Metalls	+	lat./griech. Wortstamm des Nichtmetalls	+	Nachsilbe „id“
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.

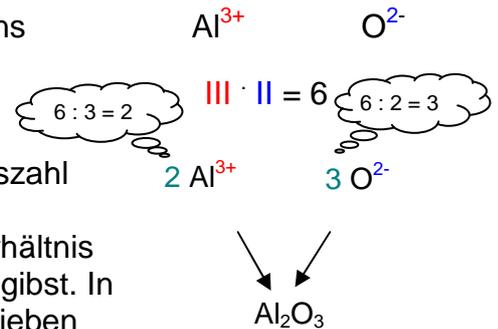
Zusammenhang zwischen der Ionenladungszahl und der Stellung im Periodensystem

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.

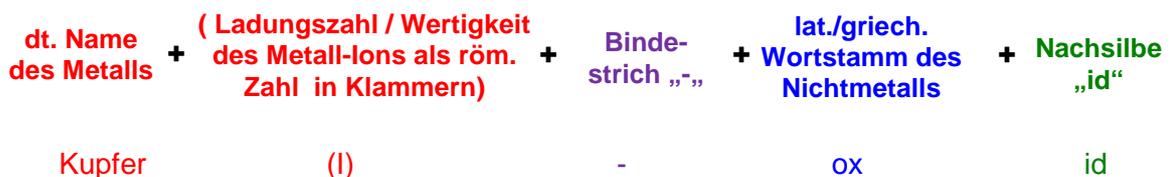


Beispiele:

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 = Trierisentetraoxid	Fe_3O_4	$1 Fe^{2+} / 2 Fe^{3+} / 4 O^{2-}$

So geht's:

Denkschritte beim Aufstellen von Reaktionsgleichungen

Das kann nicht funktionieren!



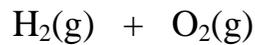
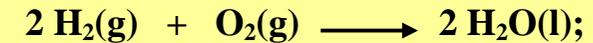
Ich vergleiche die Teilchenzahlen!

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	Al	O
Ermittle die Gruppenzugehörigkeit dieser Atome	III	VI
Ermittle jeweils die Ladungszahlen der entsprechenden Ionen durch Aufstellen von Teilgleichungen. <ul style="list-style-type: none"> Metall-Atome sind Elektronendonatoren Nichtmetall-Atome sind Elektronenakzeptoren Atom-Ionen sind edelgaskonfiguriert 	<p>Metall-Atome geben Elektronen ab und bilden positiv geladene Metall-Ionen = Kationen</p> $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$	<p>Nichtmetall-Atome nehmen Elektronen auf und bilden negativ geladene Nichtmetall-Ionen = Anionen</p> $\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{O}^{2-}$
Multipliziere die Teilgleichungen so, dass gilt: Anzahl der abgegebenen Elektronen = Anzahl der aufgenommenen Elektronen	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \quad \cdot 2$ $2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 6 \text{e}^-$	$\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{O}^{2-} \quad \cdot 3$ $3 \text{O} + 6 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{O}^{2-}$
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	Al₂O₃	

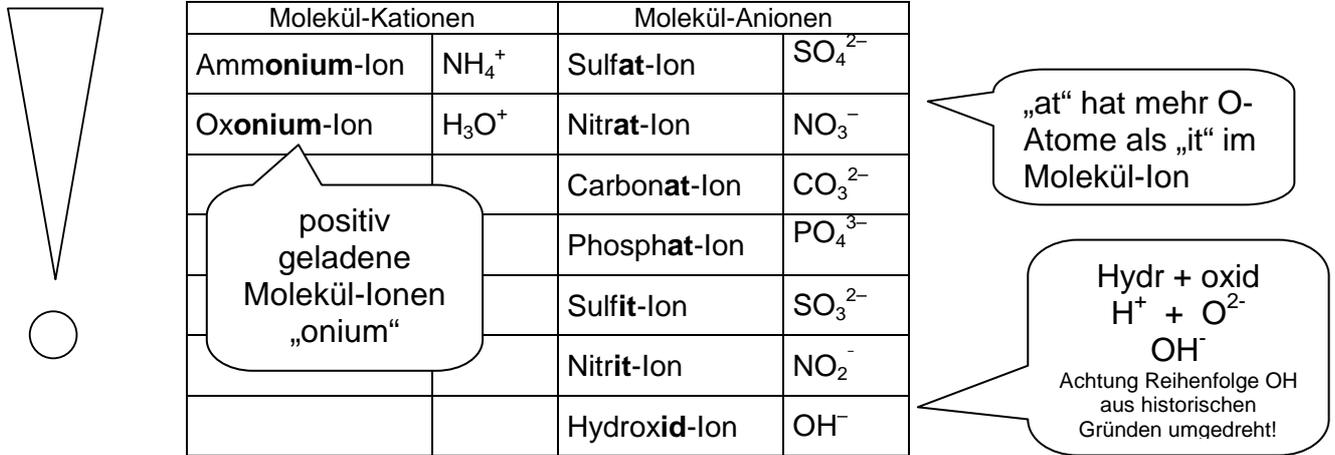
Tipp:
Suche das kleinste gemeinsame Vielfache kgV

Um eine korrekte Reaktionsgleichung zu schreiben solltest du berücksichtigen, dass Sauerstoff aus zweiatomigen Molekülen O₂ 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