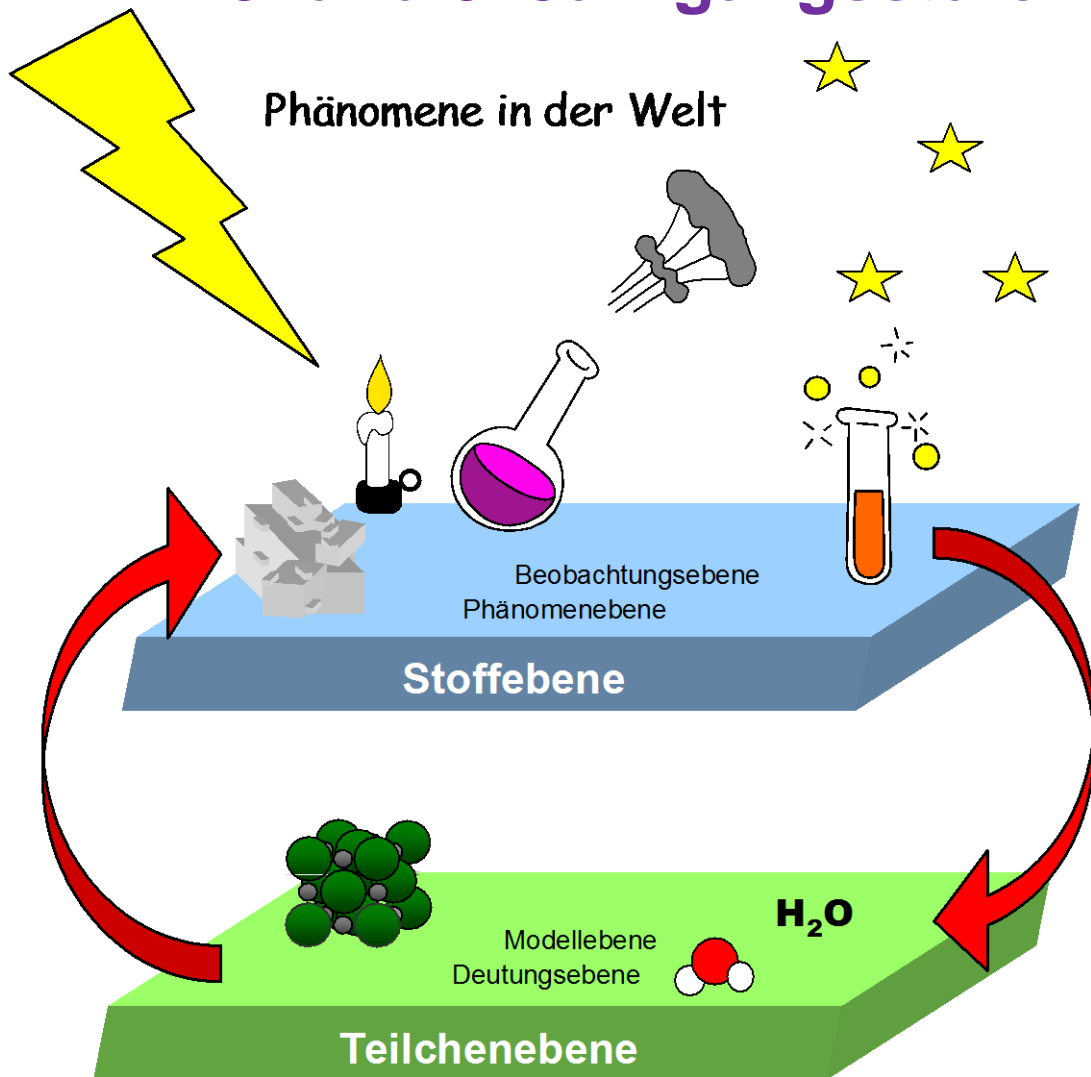


Grundwissen Chemie

- 8. und 9. Jahrgangsstufe -

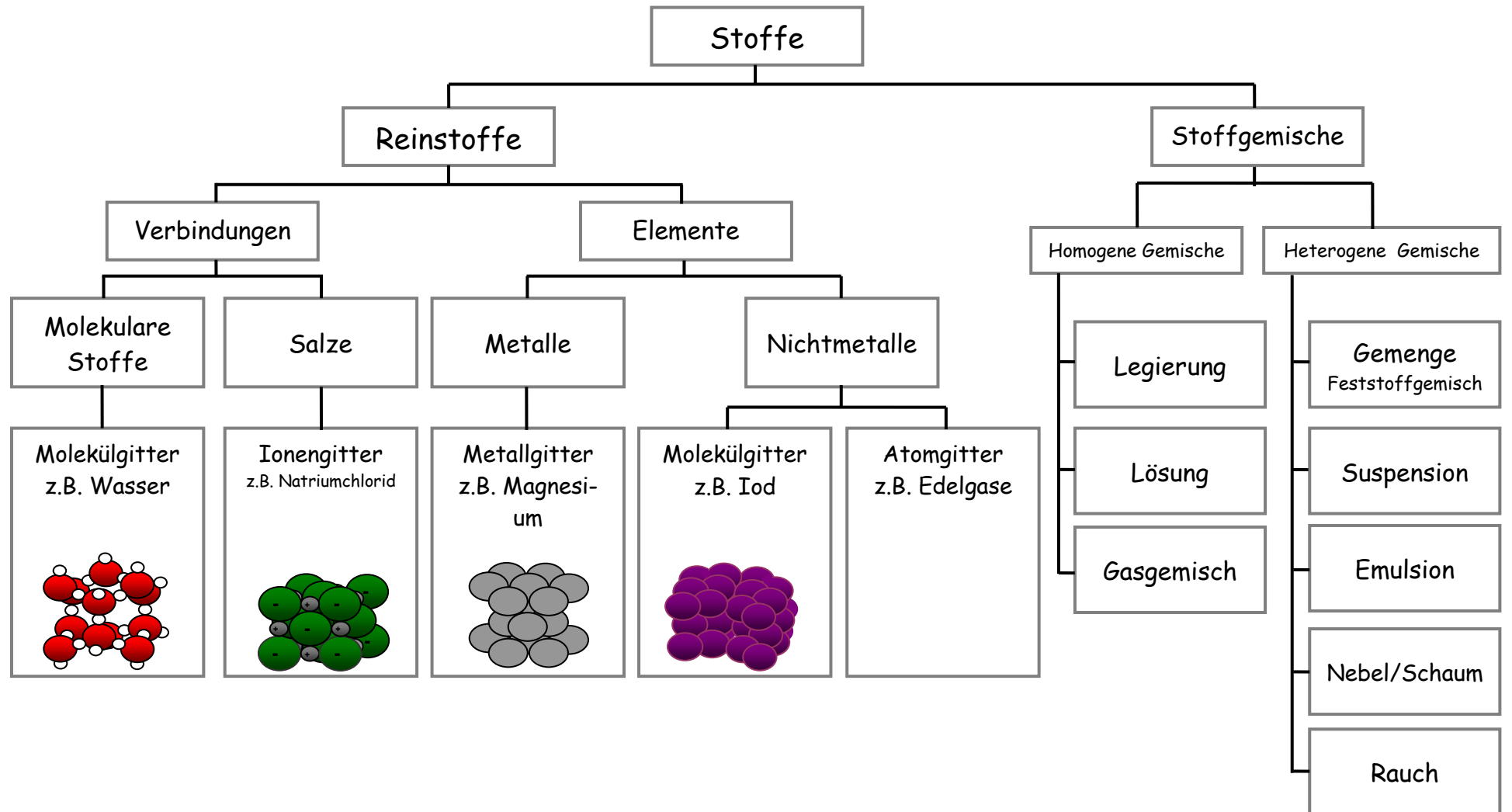


Charakteristisch für die Denkweise der Wissenschaft Chemie sind zwei Betrachtungsebenen

Stoffebene: Beobachtungen an Stoffportionen und Reaktionen (Fakten)

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

Hierarchien der Grundwissensbegriffe: Bereich **Stoffe** Alles 8

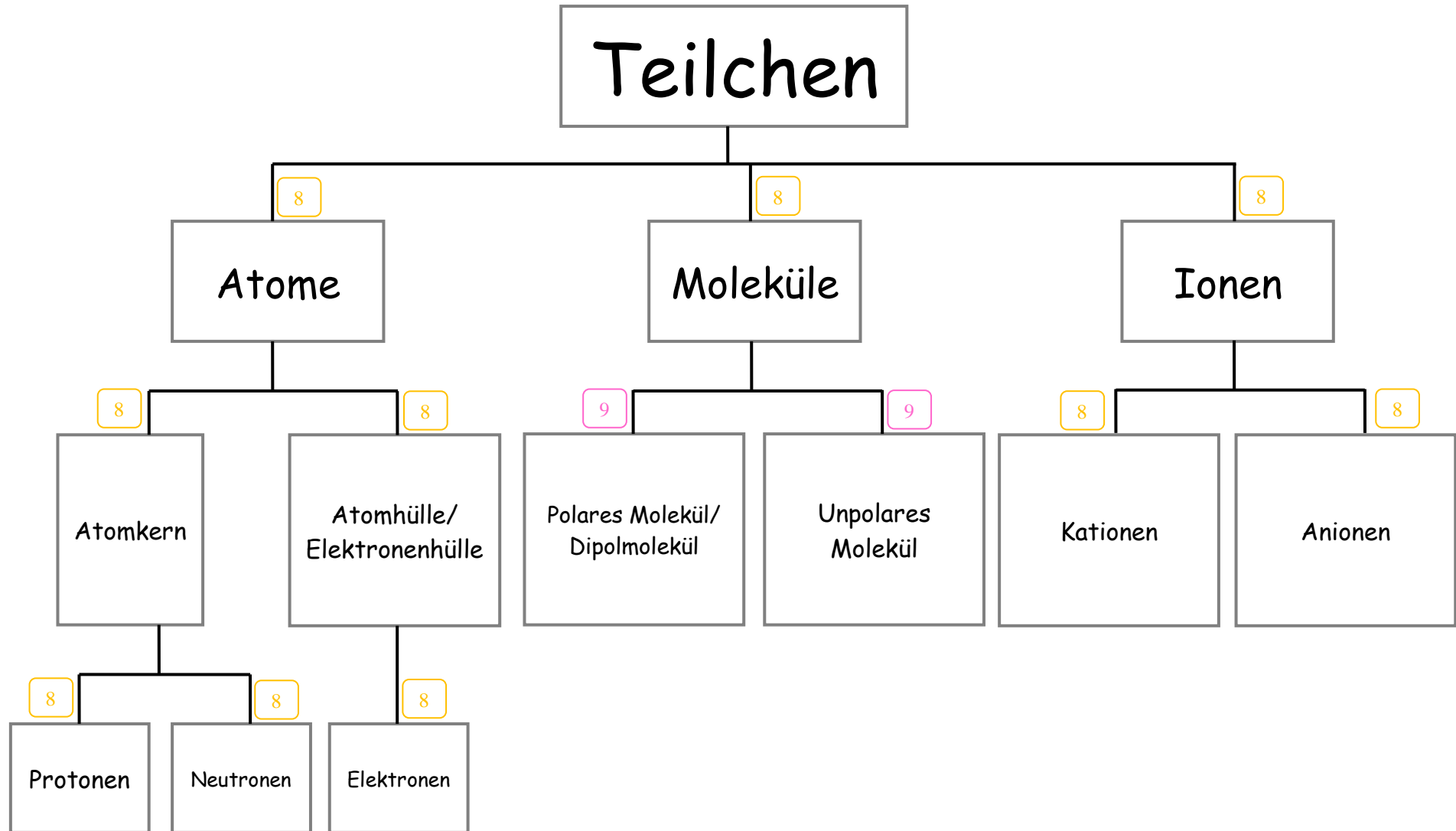


Trennmethoden
 → siehe Chemieheft

Reinstoff	Reinstoffe haben bei gleichen Bedingungen (Temperatur, Druck) bestimmte qualitative und quantitative Eigenschaften (z.B. Farbe, Geruch, Geschmack, Aggregatzustand, Schmelz- und Siedetemperatur, Dichte).	Phase	Einen einheitlich aussehenden Bereich einer Stoffportion nennt man Phase.
heterogenes Gemisch	mehrphasiges, d. h. uneinheitlich aussehendes Gemisch	homogenes Gemisch	einphasiges, d. h. einheitlich aussehendes Gemisch
Element:	Ein Element lässt sich nicht weiter zerlegen.	Verbindung	Eine Verbindung ist ein Reinstoff, der sich in Elemente zerlegen lässt.
Gitter	Die regelmäßige Anordnung von Teilchen in einem Feststoff bezeichnet man als Gitter. Man unterscheidet: <ul style="list-style-type: none"> • Atomgitter • Molekülgitter • Ionengitter • Metallgitter 	Salze	Salze sind Verbindungen, die aus Metallkationen und Nichtmetallanionen bestehen.

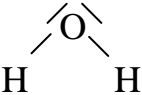
Metalle	Metalle zeigen typische Eigenschaften: <ul style="list-style-type: none">• Glanz• Leitfähigkeit für Wärme und Elektrizität• Verformbarkeit• Metall-Atome sind Elektronendonatoren	Nichtmetalle	Nichtmetalle sind i. d. R. Nichtleiter Nichtmetall-Atome sind Elektronenakzeptoren

Hierarchien der Grundwissensbegriffe: Bereich Teilchen

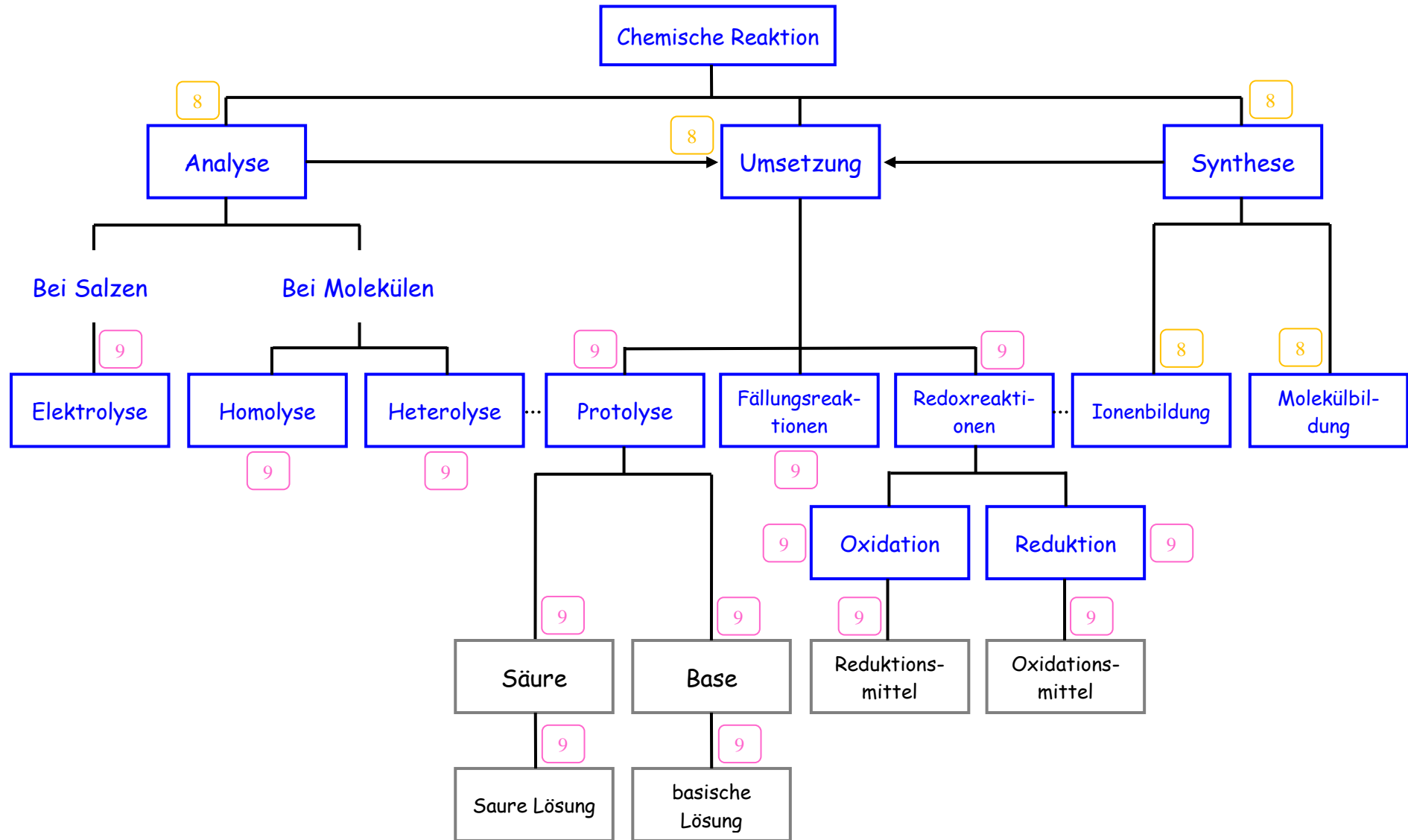


<p style="text-align: center;">Atom</p>	<p>Das Atom ist das kleinste Teilchen eines Elements.</p> <p>Die Elektronen bilden die Atomhülle, die Protonen und Neutronen den Atomkern.</p>	<p style="text-align: center;">Verhältnisformel</p>	<p>Die Verhältnisformel gibt das Zahlenverhältnis der Teilchen (Ionen) in der Verbindung an.</p> <p>Beispiele: Cu_2S, NaCl,</p>
<p style="text-align: center;">Molekül</p>	<p>Moleküle sind Atomverbände, diese bestehen</p> <ul style="list-style-type: none"> • bei Elementen aus gleichartigen Atomen • bei Verbindungen aus verschiedenartigen Atomen 	<p style="text-align: center;">Molekülformel = Summenformel</p>	<p>Die Molekülformel gibt an, wie viele Atome jeweils in einem Molekül vorhanden sind.</p> <p>Beispiel: H_2O</p>
<p style="text-align: center;">Ionen</p>	<p>Ionen sind elektrisch geladene Atome („einfache“ Atomionen) bzw. Moleküle („zusammengesetzte“ Molekülionen).</p>	<p style="text-align: center;">Kationen</p>	<p>positiv geladene Ionen</p>
<p style="text-align: center;">Anionen</p>	<p>negativ geladene Ionen</p>	<p style="text-align: center;">Periodensystem</p>	<p>Im PSE sind alle bekannten Atomarten nach steigender Protonenzahl (=Ordnungszahl) und chemischen Eigenschaften angeordnet.</p> <p>Gruppen (senkrecht) = Anzahl der Außenelektronen</p> <p>Periode (waagrecht) = Hauptenergiestufe/ Hauptenergieniveau = n</p>

<p>Elementarteilchen</p>	<p>„Bausteine“ der kleinsten Teilchen (Atome, Ionen). In der Chemie entscheidend sind Protonen, Elektronen und Neutronen</p>	<p>Nukleonen</p>	<p>Elementarteilchen, die im Atomkern vorkommen: Protonen und Neutronen</p>
<p>Proton</p>	<p>einfach positiv geladenes Elementarteilchen; Vorkommen: im Atomkern Abkürzung: p+</p>	<p>Elektron</p>	<p>einfach negativ geladenes Elementarteilchen; Vorkommen: in der Atomhülle Abkürzung: e⁻</p>
<p>Neutronen</p>	<p>ungeladenes Elementarteilchen; Vorkommen: im Atomkern Abkürzung: n (nicht zu verwechseln mit Hauptenergieniveau!)</p>		

<p>Energienstufenmodell der Atomhülle</p>	<p>Die Atomhülle ist in Energiestufen gegliedert. Die Energieniveaus werden mit $n = 1, 2, 3, \dots, 7$ gekennzeichnet. Die maximale Elektronenzahl pro Energieniveau beträgt $2n^2$.</p>	<p>Edelgasregel = Oktettregel</p>	<p>Atome können durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen in ihren Atomhüllen die gleiche Anzahl und Anordnung von Elektronen wie die Edelgas-Atome erreichen. Man spricht dann von Edelgaskonfiguration.</p>
<p>Valenzschreibweise</p>	<p>Die Valenzschreibweise gibt die Anordnung der Valenzelektronen wieder. Dabei werden die Positionen um das Elementsymbol erst einfach, dann doppelt besetzt ($\cdot \cdot$ wird zu $-$).</p>	<p>Valenzstrichformel (als Strukturformel)</p>	<p>Valenzstrichformeln enthalten Striche zur Symbolisierung bindender und nicht bindender Elektronenpaare. Beispiel:</p> <div style="text-align: center;">  </div>
<p>Elektronegativität EN</p>	<p>Die Elektronegativität ist die Eigenschaft der Atome, Bindungselektronen innerhalb einer kovalenten Bindung zu sich heranzuziehen. Die Atombindung ist um so polarer, je größer die Elektronegativitätsdifferenz ΔEN ist.</p>	<p>unpolares Molekül</p>	<p>Fallen die Schwerpunkte der positiven und negativen Teil Ladungen eines Moleküls zusammen, so liegt ein unpolares Molekül vor. Beispiele: Methan- und Kohlenstofftetrachlorid-Molekül</p>
<p>Polares Molekül = Dipolmolekül</p>	<p>Fallen der positive und der negative Ladungsschwerpunkt in einem Molekül einer Verbindung nicht zusammen, so liegt ein Dipol-Molekül vor. Beispiele: Wasserstoffchlorid-, Wasser- und Ammoniak-Molekül</p>		

Hierarchien der Grundwissensbegriffe: Bereich **Reaktionen**



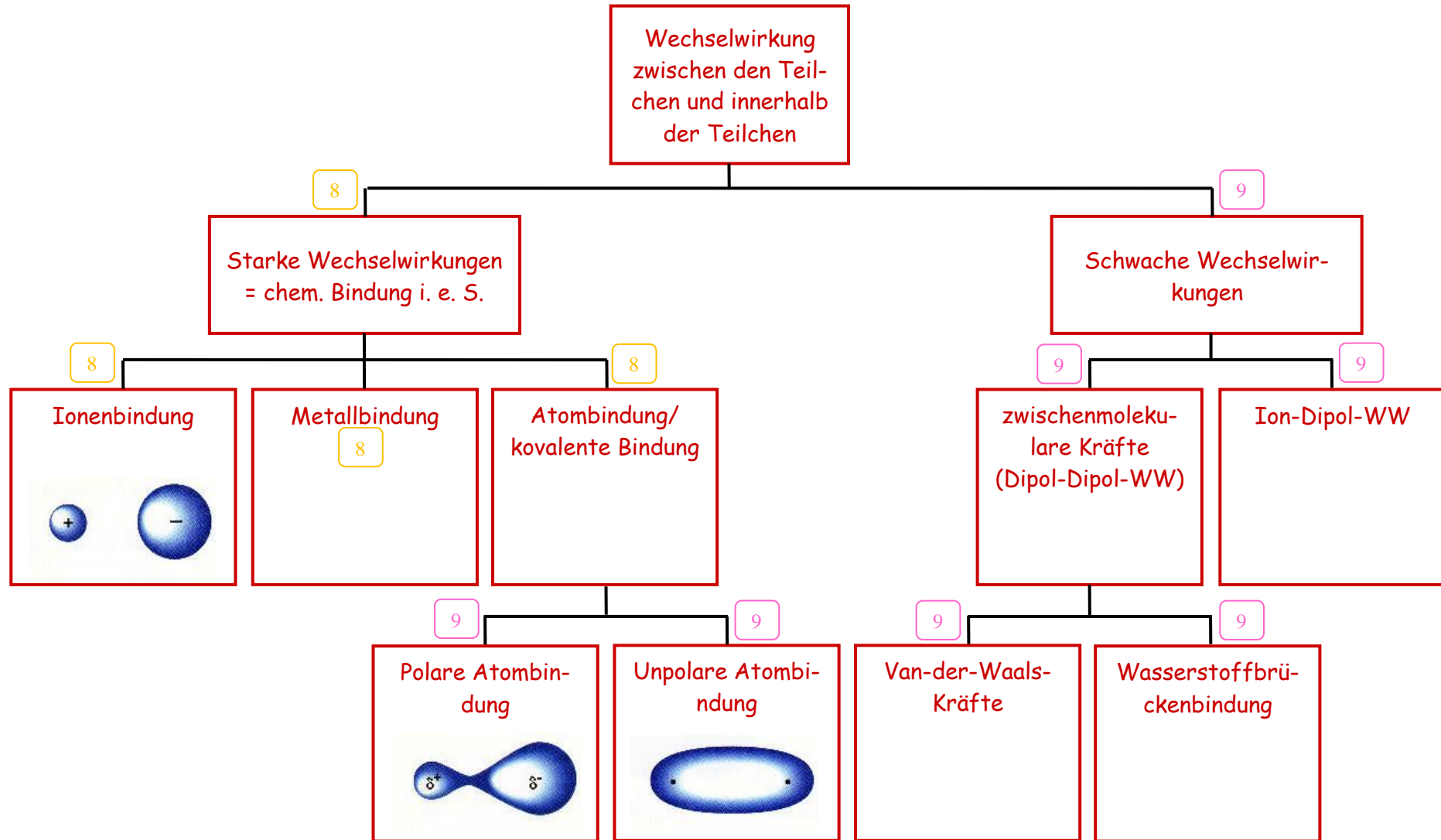
Chemische Reaktion:	Kennzeichen: <ul style="list-style-type: none"> • Stoffänderung: Produkte zeigen andere Eigenschaften als Edukte z.B. Farbe, Siedepunkt • Energieumsatz: Es muss entweder Energie zugeführt werden, um die Reaktion zu starten oder in Gang zu halten oder es wird Energie abgegeben/frei 	Analyse	Bei der Analyse entstehen aus einem Edukt zwei oder mehrere Produkte (Zerlegung).
Synthese	Bei der Synthese entsteht aus zwei oder mehr Edukten ein Produkt (das dann eine Verbindung darstellt).	Umsetzung (Umlagerung)	Die Umsetzung ist eine Kopplung von Analyse und Synthese, d. h. bei der Umsetzung entstehen aus zwei oder mehr Edukten zwei oder mehr Produkte.
Elektrolyse	Die Elektrolyse ist ein Vorgang, der bei Stromzufuhr abläuft. Die positiv geladenen Ionen (Kationen) werden an der Kathode durch Aufnahme von Elektronen entladen. Die negativ geladenen Ionen (Anionen) werden an der Anode durch Abgabe von Elektronen entladen.	Reaktionsgleichung	Die Reaktionsgleichung gibt an, welche Teilchen in welchem kleinstmöglichem Teilchenanzahlverhältnis miteinander reagieren bzw. entstehen.
Homolyse	Gleichwertige (mittige) Spaltung einer Atombindung unter Entstehung von Radikalen.	Heterolyse	Ungleiche Spaltung einer Atombindung unter Entstehung von Ionen.

Radikale	Teilchen mit ungepaarten (sog. freien) Elektronen	Oxidation	Die Oxidation ist die Elektronenabgabe von Teilchen.
Reduktion	Die Reduktion ist die Elektronenaufnahme von Teilchen.	Redoxreaktion	Die Redoxreaktion ist der Elektronenübergang zwischen Teilchen.
Oxidationsmittel	Oxidationsmittel sind Elektronenakzeptoren, z.B. Nichtmetallatome.	Reduktionsmittel	Reduktionsmittel sind Elektronendonatoren, z.B. Metallatome.
Oxidationszahl	<p>= Die Anzahl wirklicher bzw. angenommener Ladungen von Teilchen</p> <p>(Sie ergibt sich, wenn man sich das vorliegende Teilchen nur aus „Atom-Ionen“ aufgebaut denkt, wobei man in einem Molekül die Bindungselektronen dem jeweils elektronegativeren Partner zuschlägt.)</p> <p>Erhöhung der Oxidationszahl: Oxidation Erniedrigung der Oxidationszahl: Reduktion.</p>	Fällungsreaktion	Neukombination von Ionen aus einer wässrigen Lösung durch Bildung eines schwerlöslichen Salzes.

Protolyse	Säure-Base-Reaktionen oder Protolysen sind Protonenübergänge zwischen Säuren und Basen.	Neutralisation	Die Protolyse zwischen Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen nennt man Neutralisation.
(Brönsted)-Säure	Säuren sind Teilchen, die Protonen abgeben: Protonendonatoren Beispiel: Wasserstoffchlorid-Molekül	(Brönsted)- Base	Basen sind Teilchen, die Protonen aufnehmen: Protonenakzeptoren Beispiel: Ammoniak-Molekül, Oxid-Ion
Saure Lösung	Saure Lösungen sind Lösungen, die Oxonium-Ionen enthalten. $n(\text{H}_3\text{O}^+) > n(\text{OH}^-)$	basische Lösung = alkalische Lösung (= Lauge)	Basische Lösungen sind Lösungen, die Hydroxid-Ionen enthalten. Beispiele: Ammoniak-Wasser, Natronlauge; $n(\text{H}_3\text{O}^+) < n(\text{OH}^-)$
Neutrale Lösung	Bei einer neutralen Lösung sind die Stoffmengen der Oxonium- und der Hydroxid-Ionen gleich: $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$.	Ampholyt	Ampholyte sind Teilchen, die sowohl als Säure als auch als Base fungieren können. Beispiel: Wasser-Molekül

Titration / Maßanalyse	Quantitatives Verfahren, bei dem die Bestimmung einer unbekannt Menge eines gelösten Stoffes durch schrittweise Zugabe einer Lösung bekannter Konzentration (Titerlösung) bis zur quantitativen Umsetzung (Äquivalenzpunkt) erfolgt.		

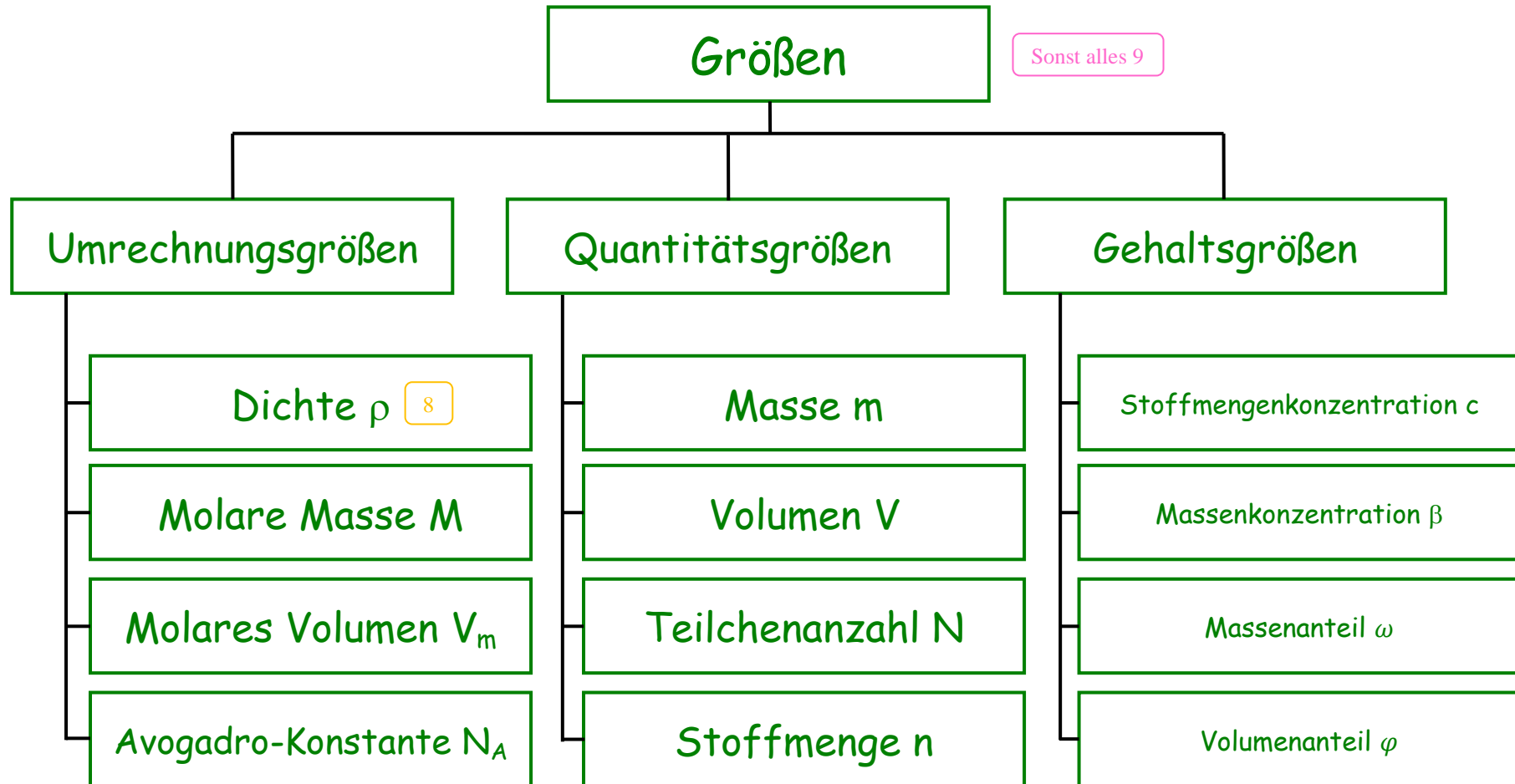
Hierarchien der Grundwissensbegriffe: Bereich Wechselwirkungen zwischen Teilchen (chemische Bindung)



<p>Ionenbindung</p>	<p>Die chemische Bindung, die in Salzen als Anziehungskraft zwischen Kationen und Anionen wirkt, wird Ionenbindung genannt.</p>	<p>Metallische Bindung</p>	<p>Die chemische Bindung, die in den Metallen zwischen positiv geladenen Metall-Atomrümpfen und dem Elektronengas wirkt, wird als metallische Bindung bezeichnet.</p>
<p>Atombindung / Elektronenpaarbindung (Kovalente Bindung)</p>	<p>Die Atombindung ist gleichbedeutend mit der Ausbildung eines gemeinsamen Elektronenpaares und wird daher auch als Elektronenpaarbindung bezeichnet. In einer Einfachbindung liegt ein Bindungselektronenpaar vor. In einer Doppelbindung liegen zwei und in einer Dreifachbindung liegen drei Bindungselektronenpaare vor.</p>	<p>Bindigkeit</p>	<p>Die Anzahl der Elektronenpaarbindungen, die ein Atom in einem Molekül oder Molekül-Ion ausbildet, ist seine Bindigkeit.</p>
<p>Polare Atombindung</p>	<p>Man nennt eine Elektronenpaarbindung, bei der das Bindungselektronenpaar zu einem der beiden gebundenen Atome hin verschoben ist, polare Atombindung.</p>	<p>Van-der-Waals-Kräfte</p>	<p>Van-der-Waals-Kräfte sind sehr schwache intermolekulare Anziehungskräfte. Sie entstehen bei unpolaren Molekülen zwischen induzierten Dipolen.</p>
<p>Wasserstoffbrückenbindung</p>	<p>Wasserstoffbrückenbindungen sind intermolekulare Bindungen, die zwischen dem stark positiv polarisierten Wasserstoffatom eines Moleküls und einem stark negativ polarisiertem Atom eines zweiten Moleküls zustande kommen.</p> 	<p>Hydratation</p>	<p>Die Hydratation ist die Anlagerung von Wasser-Molekülen um die Teilchen des im Wasser gelösten Stoffes.</p>

<p style="text-align: center;">Exotherm</p>	<p>Wird bei einem Vorgang Wärme abgegeben, so bezeichnet man ihn als exotherm. Der Energiegehalt des Systems nimmt ab, weshalb der Betrag ein negatives Vorzeichen erhält.</p>	<p style="text-align: center;">endotherm</p>	<p>Wird bei einem Vorgang Wärme zugeführt, so bezeichnet man ihn als endotherm. Der Energiegehalt des Systems nimmt zu, weshalb der Betrag ein positives Vorzeichen erhält.</p>
<p style="text-align: center;">Energiediagramm einer exothermen Reaktion</p>	<p style="text-align: center;">Exotherme Reaktion</p>	<p style="text-align: center;">Energiediagramm einer endothermen Reaktion</p>	<p style="text-align: center;">Endotherme Reaktion</p>
<p style="text-align: center;">Aktivierungsenergie</p>	<p>Die zur Auslösung einer chemischen Reaktion erforderliche Energie nennt man Aktivierungsenergie.</p>	<p style="text-align: center;">Katalysator</p>	<p>Ein Katalysator ist ein Stoff, der die Aktivierungsenergie einer Reaktion herabsetzt.</p>

Hierarchien der Grundwissensbegriffe: Bereich Größen



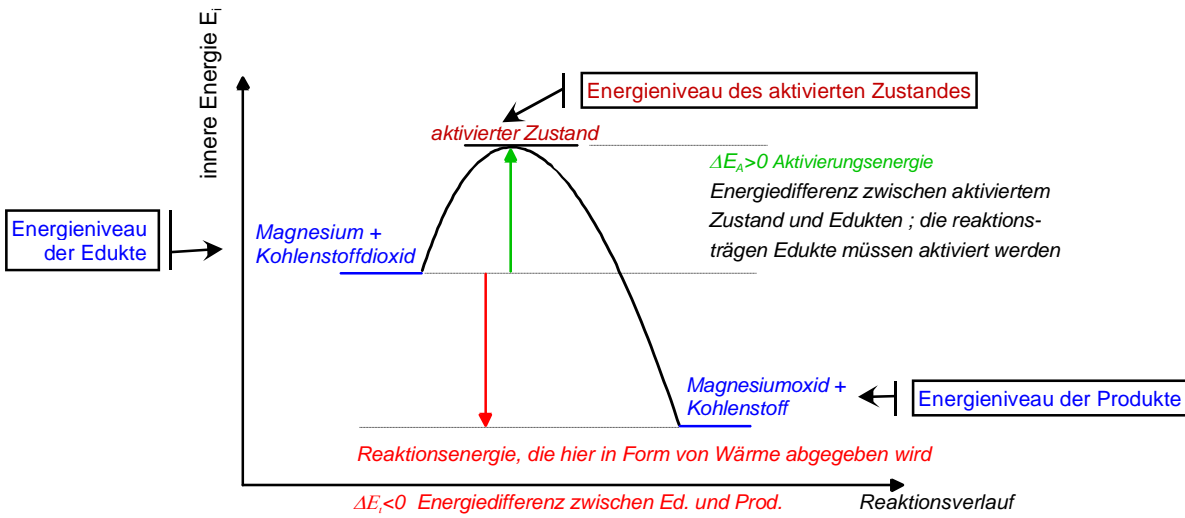
<p>Teilchenmasse (Atom-, Molekül-, Ionenmasse)</p>	<p>Die Masse eines Teilchens (Atom, Molekül, Ion) kann in der Einheit Gramm oder in der atomaren Masseneinheit u angegeben werden.</p>	<p>Atomare Masseneinheit</p>	<p>1u ist definiert als der 12. Teil der Masse eines Atoms des Kohlenstoffatoms ^{12}C.</p>
<p>Teilchenanzahl N</p>	<p>Die Teilchenanzahl N gibt die Anzahl der Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen) in einer Stoffportion an.</p>	<p>Stoffmenge n</p>	<p>= Größe, mit der die Teilchenzahl einer Stoffportion beschrieben wird.</p> <p>Einheit [n] = mol</p> <p>Eine Stoffportion der Stoffmenge 1 mol enthält immer $6,022 \times 10^{23}$ Teilchen.</p>
<p>Mol</p>	<p>1 Mol (Zeichen 1 mol) ist die Stoffmenge einer Stoffportion, die genau aus $6,022 \times 10^{23}$ Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen) besteht.</p>	<p>Avogadro-Konstante N_A</p>	<p>Die Avogadro-Konstante hat für alle Stoffe den gleichen Wert:</p> $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$
<p>Molare Masse M</p>	<p>Die molare Masse ist der Quotient aus der Masse einer Stoffportion und der zugehörigen Stoffmenge:</p> $M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}; [M] = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ <p>Die molare Masse ist abhängig von der Stoffart. Der Zahlenwert der Teilchenmasse ist gleich dem Zahlenwert der molaren Masse.</p>	<p>Molares Volumen V_m</p>	<p>Das molare Volumen ist der Quotient aus dem Volumen einer Stoffportion und der zugehörigen Stoffmenge:</p> $V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)}; [V_m] = 1 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ <p>Für Gase beträgt das molare Volumen</p> $V_M = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$

Dichte ρ	Die Dichte ist der Quotient aus der Masse einer Stoffportion und dem zugehörigen Volumen.	Stoffmengenkonzentration c	Die Stoffmengenkonzentration $c(X)$ eines gelösten Stoffe X ist der Quotient aus der Stoffmenge $n(X)$ und dem Volumen der Lösung $V(Ls)$: $c(X) = \frac{n(X)}{V(Ls)}; [c] = 1 \text{ mol/l}$

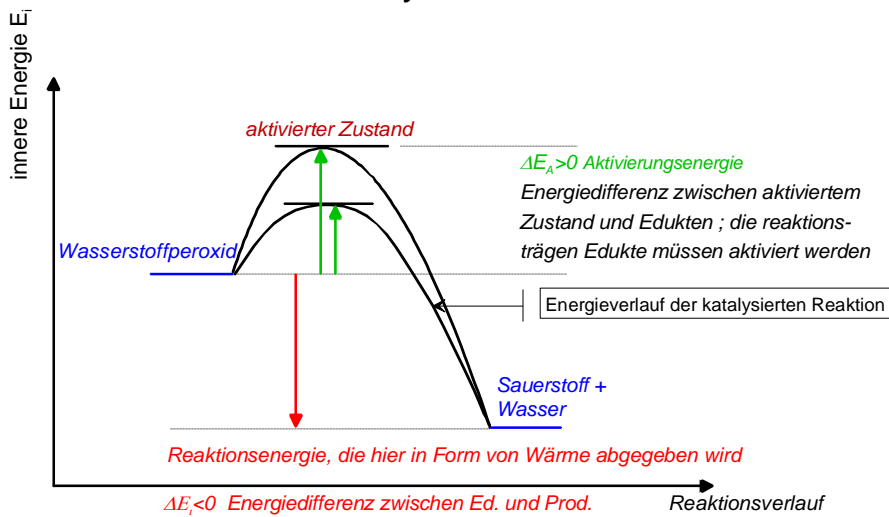
Grundwissensbegriffe Bereich: **Größen**

Energieverlaufdiagramme

Exotherme Reaktion



Exotherme Reaktion/ Katalyse



Endotherme Reaktion

