

**Wichtige Begriffe der Chemie****Klasse 7****Stoffe und ihre Eigenschaften / Physikalische Trennmethode**

<b>Aggregatzustand</b>	Erscheinungsform: fest( solid) , flüssig (liquid), gasförmig (gaseous)
<b>Kristall</b>	charakteristische, „gewachsene“ geometrische Form von Feststoffen (z.B. würfelförmig oder oktaedrisch)
<b>Reinstoff</b>	Stoff, der keine anderen Stoffe enthält und daher völlig einheitliche Eigenschaften hat; auf physikalischem Wege nicht trennbar
<b>Gemisch</b>	besteht aus mehreren Stoffen, auf physikalischem Wege trennbar
<b>homogenes Gemisch</b>	erscheint dem Auge (auch unter dem Mikroskop) einheitlich (homo: gleich)
<b>heterogenes Gemisch</b>	besteht sichtbar aus zwei oder mehreren Stoffen (hetero: verschieden)
<b>Lösung</b>	homogenes Gemisch (s, l, g) in (l): Salzwasser, Schnaps, Sprudel)

**Teilchenmodell**

<b>kleinste Teilchen</b>	kleinster „Baustein“, der für jeden Stoff typisch ist
<b>Moleküle</b>	kleinste Teilchen von Nichtmetallen, sie bestehen aus mindestens zwei fest miteinander verbundenen Atomen
<b>Atome</b>	kleinste Teilchen von Metallen und Edelgasen; es gibt ca. 109, man findet sie im Periodensystem der Elemente
<b>Ionen</b>	kleinste Teilchen von Salzen: geladene Atome oder Moleküle
<b>Kondensieren</b>	Aggregatzustandsänderung (g) → (l); durch Abkühlen und/oder Druckerhöhung
<b>Verdampfen</b>	Aggregatzustandsänderung (l) → (g) oberhalb des Siedepunktes; durch Erhitzen und/oder Druckerniedrigung
<b>Verdunsten</b>	Aggregatzustandsänderung (l) → (g) unterhalb des Siedepunktes
<b>Sublimieren</b>	Aggregatzustandsänderung (s) → (g) ohne dazwischen flüssig zu werden; durch Erhitzen und/oder Druckerniedrigung
<b>Resublimieren</b>	Aggregatzustandsänderung (g) → (s); durch Abkühlen oder Druckerhöhung (z.B. Entstehung von Eiskristallen)
<b>Schmelzen</b>	Aggregatzustandsänderung (s) → (l); durch Erhitzen und/oder Druckerniedrigung
<b>Erstarren</b>	Aggregatzustandsänderung (l) → (s); durch Abkühlen oder Druckerhöhung

**Die chemische Reaktion**

<b>chemische Reaktion</b>	Vorgang, bei dem aus Ausgangsstoffen neue Stoffe entstehen
<b>Edukt</b>	Ausgangsstoff einer chemischen Reaktion
<b>Produkt</b>	bei einer chemischen Reaktion entstandener Stoff
<b>exotherm</b>	Reaktion, bei der Energie in Form von Wärme / Licht frei wird.
<b>Aktivierungsenergie</b>	Energie, die man zuführen muss, um die Edukte reaktionsbereit zu machen
<b>endotherm</b>	Reaktion, die nur unter andauernder Energiezufuhr abläuft, also bei der Energie verbraucht wird
<b>Element</b>	Reinstoff, der nicht weiter zerlegt werden kann (z.B. Eisen, Schwefel), er ist im Periodensystem zu finden

<b>Verbindung</b>	Reinstoff, der chemisch in die Elemente zerlegt werden kann (z.B. Eisensulfid), sie ist nicht im Periodensystem zu finden
<b>Reaktionsschema</b>	Schreibweise, um eine chemische Reaktion darzustellen: Edukt + Edukt → Produkt + Produkt  Der Pfeil steht für „reagieren zu“, die Aggregatzustände werden angegeben. Die Zahl der Edukte und Produkte kann unterschiedlich sein, z.B.  Eisen(s) + Schwefel(s) → Eisensulfid (s)

### **Verbrennung, Luft, Oxidation**

<b>Verbrennung</b>	exotherme Reaktion mit Sauerstoff
<b>Luft</b>	Gasgemisch aus 78% Stickstoff, 21% Sauerstoff, 1% Edelgasen und 0,036% Kohlenstoffdioxid
<b>Nachweis von Sauerstoff</b>	Glimmspanprobe
<b>Oxidation</b>	Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff
<b>Reduktion</b>	Reaktion unter Abgabe von Sauerstoff (z.B. Rückführung eines Metalloxids zum Metall)
<b>Redoxreaktion</b>	Reaktion, bei der Oxidation und Reduktion gleichzeitig ablaufen
<b>Oxidationsmittel</b>	Stoff, der einen anderen oxidiert und dabei selbst reduziert wird.
<b>Reduktionsmittel</b>	Stoff, der einen anderen reduziert und dabei selbst oxidiert wird.
<b>Affinität zu ...</b>	Bestreben eines Stoffes, sich mit einem bestimmten anderen Stoff zu verbinden (je höher die Affinität der Edukte zueinander, umso stärker exotherm verläuft die Reaktion)
<b>edle Metalle</b>	Metalle mit geringer Affinität zu Sauerstoff (z.B. Gold, Platin)
<b>unedle Metalle</b>	Metalle mit hoher Affinität zu Sauerstoff (z.B. Magnesium)
<b>Korrosion</b>	stille oder langsame Oxidation von Metallen; bei Eisen: Rosten
<b>Nachweis von Kohlenstoffdioxid</b>	Trübung von Kalkwasser
<b>Flamme</b>	Lichterscheinung durch Reaktion brennbarer Gase mit Sauerstoff
<b>Nachweis von Wasserstoff</b>	Knallgasreaktion: Wasserstoff und Sauerstoff reagieren zu Wasser

### **Klasse 8**

#### **Atombau und PSE**

<b>Elementarteilchen</b>	Bauteilchen der Atome: Protonen, Elektronen, Neutronen
<b>Elementarladung</b>	kleinste auftretende Ladungsportion, d.h. die eines Protons oder Elektrons [ $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ]
<b>Nukleonen</b>	Bausteine des Atomkerns: Protonen (p+) und Neutronen (n)
<b>Protonenzahl</b>	Anzahl der Protonen im Atomkern eines Atoms (= <b>Ordnungszahl</b> = <b>Kernladungszahl</b> )
<b>Elektronenzahl</b>	Anzahl der Elektronen in der Atomhülle eines Atoms (= <b>Ordnungszahl</b> )
<b>Ionen</b>	positiv oder negativ geladene Atome oder Moleküle

<b>Schalenmodell</b>	Veranschaulichung des Energiestufenmodells: Die Energiestufen werden als Schalen um den Kern dargestellt; Bezeichnung der Schalen von innen nach außen: K-Schale, L-Schale, M-Schale
<b>Außenelektronen</b>	Anzahl der Elektronen in der äußersten Schale; ablesbar an der <b>Hauptgruppennummer</b> (die Zahl der Außenelektronen seiner Atome bestimmt das chemische Verhalten eines Elements; dies erklärt die chemische Verwandtschaft der Elemente einer Elementgruppe)
<b>Atomrumpf</b>	Atomkern mit inneren Elektronen (alle außer den Außenelektronen)
<b>Atomradius</b>	Größe eines Atoms; nimmt im PSE nach unten und nach links zu
<b>Perioden</b>	Reihen von Elementen, bei denen nach dem Schalenmodell jeweils eine Schale mit Elektronen "gefüllt" wird [bei Nebengruppenelementen erfolgt nach der Füllung der 1. Schale eine Füllung der vorhergehenden Schale mit 10 zusätzlichen Elektronen]
<b>Elementgruppen</b>	Hauptgruppen und Nebengruppen im PSE (Spalten), sind nummeriert (Gruppennummer)

### Alkali- und Erdalkalimetalle

<b>Alkalimetalle</b>	Metalle der ersten Hauptgruppe im PSE: <b>Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Cäsium, Francium</b> <b>Lidbert nagt köstliche Ribs in Cäsars Fressbude.</b>
<b>Natriumhydroxid</b>	weißer, hygroskopischer Feststoff, ätzend, wird u.a. als Abflussreiniger und Backofenreiniger verwendet
<b>hygroskopisch</b>	Wasser anziehend
<b>Natronlauge</b>	Lösung von Natriumhydroxid in Wasser; wichtige Grundchemikalie (für Seife, Papier, u.v.m., 3%ig als Brezellauge)
<b>Reaktion der A. mit Wasser</b>	$2 \text{ Me}_{(s)} + 2 \text{ H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2 \text{ MeOH}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)}$
<b>Erdalkalimetalle</b>	2. Hauptgruppe im PSE; heißen so, weil sie den Alkalimetallen in vielem ähnlich sind: <b>Beryllium, Magnesium, Calcium, Strontium, Barium, Radium</b> <b>Bert mag mit Cathrin strahlend nach Baden-Baden rasen.</b>
<b>Kalkwasser</b>	$\text{Ca(OH)}_{2(aq)}$ : wässrige Lösung von Calciumhydroxid; Nachweisreagenz auf $\text{CO}_2$
<b>Reaktion der Erdalkalimetalle mit Wasser</b>	$\text{Me}_{(s)} + 2 \text{ H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Me(OH)}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$


### Halogene

<b>Halogene</b>	Salzbildner; 7. Hauptgruppe des PSE: <b>Fluor, Chlor, Brom Iod, Astat</b> Merkspruch: <b>Fl</b> üsternde <b>K</b> lone <b>b</b> edrohen Ingmar und <b>A</b> strid.
<b>Metallhalogenide</b>	Salze (Ionenverbindungen), die bei der Reaktion von Halogenen mit Metallen entstehen
<b>Kochsalz</b>	Natriumchlorid $\text{NaCl}$
<b>Nachweis von Halogeniden</b>	Zugabe von Silbernitratlösung → Niederschlag des entsprechenden Silberhalogenids Silberchlorid: weiß; Silberbromid: gelblich; Silberiodid: gelb
<b>Salzsäure</b>	Lösung von Chlorwasserstoff $_{(g)}$ in Wasser
<b>Halogenwasserstoff</b>	gasförmiges Produkt der Reaktion eines Halogens mit Wasserstoff; wässrige Lösungen sind sauer

## Salze und Ionenbindung

<b>Salz</b>	Ionenverbindung (Metall/Nichtmetall-Verbindung)
<b>Kochsalz</b>	Natriumchlorid
<b>Lewis-Schreibweise</b>	Schreibweise, bei der die Außenelektronen als Punkt zum Elementsymbol hinzugefügt werden; ab vier Außenelektronen werden je zwei zu einem Strich zusammengefasst Beispiel:
<b>Ionengitter</b>	aus regelmäßig angeordneten Ionen gebildeter Ionenverband
<b>Gitterenergie</b>	Energie, die bei der Bildung des Ionengitters aus den einzelnen Ionen frei wird; sie ist umso höher, je kleiner die Ionenradien und je größer die Ionenladungen sind
<b>Ionenbindung</b>	Bindungen zwischen Ionen in einem Ionengitter, die auf der Anziehung entgegengesetzt geladener Ionen beruht. Sie wirkt nach allen Richtungen im Raum.
<b>Kationen</b>	positiv geladene Ionen (z.B. Metallionen)
<b>Anionen</b>	negativ geladene Ionen (z.B. Nichtmetallionen)
<b>Edelgasregel</b>	Bilden sich aus Atomen Ionen, so haben diese meist die Elektronenkonfiguration eines Edelgasatoms (d.h. 8 Außenelektronen (bzw. 2 in K-Schale); sie gilt nicht für Nebengruppenelemente.
<b>Oktettregel</b>	Edelgasregel
<b>Verhältnisformel</b>	Formel, die angibt, in welchem Verhältnis Kationen und Anionen in einem Ionengitter vorliegen; z.B. NaCl ( $\rightarrow 1:1$ ); $\text{MgCl}_2$ ( $\rightarrow 1:2$ )
<b>Oxidation</b>	Teilschritt einer Redoxreaktion: Abgabe von Elektronen
<b>Reduktion</b>	Teilschritt einer Redoxreaktion: Aufnahme von Elektronen
<b>Redoxreaktion</b>	Elektronenübertragungsreaktion
<b>Elektrolyse</b>	Redoxreaktion, die durch Zufuhr elektrische Energie abläuft (Umkehrungsreaktion einer sonst freiwillig ablaufenden (d.h. exothermen) Redoxreaktion)
<b>Anode</b>	Pol, an dem die Oxidation stattfindet (bei Elektrolyse: Pluspol)
<b>Kathode</b>	Pol, an dem die Reduktion stattfindet (bei Elektrolyse: Minuspol)
<b>edles Metall</b>	Metall mit niedrigem Bestreben Elektronen abzugeben und damit als Ion vorzuliegen (früher: geringe Affinität zu Sauerstoff)
<b>unedles Metall</b>	Metall mit hohem Bestreben Elektronen abzugeben und damit als Ion vorzuliegen (früher: hohe Affinität zu Sauerstoff)

## Moleküle und molekulare Stoffe

<b>Atombindung</b>	Bindungsart in Molekülen: zwei Atome innerhalb eines Moleküls werden durch ein gemeinsames bindendes Elektronenpaar zusammengehalten. Dabei überlappen die Elektronenwolken der Atome. Beide Atome erreichen dadurch Edelgaskonfiguration.
<b>Elektronenpaarbindung</b>	s. Atombindung
<b>kovalente Bindung</b>	s. Atombindung
<b>Kugelwolkenmodell</b> Ladungswolken	Modell, nach dem Wasserstoff und Helium (1. Periode) eine kugelsymmetrische Ladungswolke besitzen, die mit 2 Elektronen gefüllt werden kann.  Den maximal 8 Außenelektronen der anderen Hauptgruppenelemente stehen vier tetraedrisch angeordnete Ladungswolken zur Verfügung. Diese werden zuerst einfach, dann doppelt besetzt.
<b>Bindigkeit</b>	Aus der Zahl der einfach besetzten Ladungswolken ergibt sich die Zahl der möglichen Bindungen (Bindigkeit) eines Atoms.
<b>räumlicher Bau</b>	Ladungswolken ordnen sich aufgrund gegenseitiger Abstoßung so an, dass sie größtmöglichen Abstand voneinander haben, d.h. tetraedrisch (→ Bindungswinkel 109,5°). Daraus lassen sich Bindungswinkel ableiten.
<b>Bindungswinkel</b>	Winkel zwischen drei Atomen innerhalb eines Moleküls. Merkhilfe: Bindungen in 4 Raumrichtungen: 109,5° (tetraedrisch, gewinkelt) Bindungen in 3 Raumrichtungen: 120° (trigonal-planar) Bindungen in 2 Raumrichtungen: 180° (linear)
<b>Strukturformel</b>	Schreibweise, bei der die räumliche Struktur des Moleküls auf die Papierebene projiziert wird (Tetraederwinkel → 90°-Winkel) und die Bindungen und freien Elektronenpaare als Striche gekennzeichnet sind. <div></div>
<b>Doppelbindung</b>	zwei einfach besetzte Ladungswolken eines Atoms überlappen mit zwei einfach besetzten Ladungswolken eines anderen Atoms (→ Bindungswinkel 120°)
<b>Dreifachbindung</b>	drei einfach besetzte Ladungswolken eines Atoms überlappen mit drei einfach besetzten Ladungswolken eines anderen Atoms (→ Bindungswinkel 180°)
<b>Atomgitter</b>	Gitter aus Atomen, die durch Atombindungen verbunden sind
<b>Elektronegativität</b>	Maß für die Fähigkeit eines Atoms Bindungselektronen anzuziehen. Das Element mit der höchsten EN (Fluor) hat den willkürlich gewählten Wert 4.  Die EN hängt von zwei Faktoren ab: <ul style="list-style-type: none"><li>○ je mehr Schalen umso geringer</li><li>○ je mehr Protonen umso größer</li></ul> H: 2,1; Li: 1, Be: 1,5, B: 2; C: 2,5; N: 3; O: 3,5; F: 4,0 (nach PAULING)
<b>unpolare Atombindung</b>	Atombindung mit symmetrischer Ladungsverteilung
<b>polare Atombindung</b>	Atombindung mit unsymmetrischer Ladungsverteilung. Eine Bindung ist umso polarer, je größer die Differenz zwischen den EN-Werten der Atome ist. Grobe Richtwerte:  $\Delta EN > 1,7$ : ionische Bindung (vollständige Ladungsverschiebung)  $1,7 > \Delta EN > 0,5$ : polare Atombindung  $\Delta EN < 0,5$ : unpolare Atombindung

<b>Dipole</b>	Moleküle mit polaren Atombindungen, die ein positives und ein negatives Ende haben, weil ihre Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen
<b>polarer Stoff</b>	Stoff, dessen Moleküle Dipole sind
<b>unpolarer Stoff</b>	Stoff, dessen Moleküle keine Dipole sind
<b>Wasserstoffbrückenbindungen</b>	zwischenmolekulare Kräfte, die auf die elektrostatische Anziehung zwischen positiv polarisierten Wasserstoffatomen und negativ polarisierten anderen Atomen zurückzuführen sind (werden durch gestrichelte Linien gezeichnet)
<b>Hydratation</b>	Umhüllung von Ionen und Dipolen mit Wassermolekülen (→ Bildung einer <b>Hydrathülle</b> ) Zeichen für ‚hydratisiert‘: (aq)
<b>Hydratationsenergie</b>	Energie, die bei der Bildung von Hydrathüllen freigesetzt wird
<b>Löslichkeit von Salzen</b>	Löslichkeit in Wasser hängt vom Verhältnis Gitterenergie/ Hydratationsenergie ab:  Gitterenergie >> Hydratationsenergie: Salz ist schwer löslich. Gitterenergie < Hydratationsenergie: Vorgang ist exotherm Gitterenergie > Hydratationsenergie: Vorgang ist endotherm  Salze lösen sich grundsätzlich nur in polaren, nicht in unpolaren Lösungsmitteln.
<b>Löslichkeit von molekularen Stoffen</b>	„Gleiches löst Gleiches“: Polare Lösungsmittel (z.B. Wasser) lösen polare Stoffe; unpolare Lösungsmittel (z.B. Benzin) lösen unpolare Stoffe (z.B. Fett)
<b>Salzhydrate</b>	Salze, bei denen Wassermoleküle in das Kristallgitter mit eingebaut sind. Beim Erhitzen wird das Kristallwasser abgegeben. Dadurch ändert sich oft die Farbe.  Beispiel: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$  blaues Kupfersulfat    weißes Kupfersulfat
<b>zwischenmolekulare Kräfte</b>	elektrostatische Wechselwirkungen, die dazu führen, dass Moleküle sich gegenseitig anziehen: Dipolkräfte, Wasserstoffbrückenbindungen und Van-der-Waals-Kräfte

### **Saure und alkalische Lösungen**

<b>Säuren</b>	Reinstoffe, die mit Wasser saure Lösungen ergeben (pH- Wert <7), Protonendonatoren
<b>Proton</b>	positiv geladenes Wasserstoffion: $\text{H}^+$
<b>Oxoniumion</b>	$\text{H}_3\text{O}^+$ -Ion; ist in allen sauren Lösungen enthalten, denn es entsteht durch Übertragung eines Protons von einem Säuremolekül auf ein Wassermolekül: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
<b>Basen</b>	Reinstoffe, die mit Wasser alkalische Lösungen (pH>7) bilden Protonenakzeptoren
<b>Laugen</b>	wässrige Lösungen der Basen, alkalische Lösungen
<b>Hydroxidion</b>	$\text{OH}^-$ -Ion, ist in allen alkalischen Lösungen enthalten, denn es entsteht durch Übertragung eines Protons von einem Wassermolekül an eine Base: $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HB}^+ + \text{OH}^-$
<b>Neutralisation</b>	Säure + Lauge → Wasser + Salz, dabei findet stets folgende Reaktion statt: $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ 3-E ( <b>Neutralisationswärme</b> ); der Säurerest und der Basenrest bilden zusammen ein Salz, welches je nach Löslichkeit und

Konzentration ausfällt oder gelöst bleibt.