

Wichtige Begriffe der Chemie

Klasse 7

Stoffe und ihre Eigenschaften / Physikalische Trennmethoden

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

Teilchenmodell

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

Die chemische Reaktion

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

Verbindung	Reinstoff, der chemisch in die Elemente zerlegt werden kann (z.B. Eisensulfid), sie ist nicht im Periodensystem zu finden
Reaktionsschema	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

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

Klasse 8

Atombau und PSE

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

Schalenmodell	Veranschaulichung des Energieniveaumodells: Die Energienivea werden als Schalen um den Kern dargestellt; Bezeichnung der Schalen von innen nach außen: K-Schale, L-Schale, M-Schale
Außenelektronen	Anzahl der Elektronen in der äußersten Schale; ablesbar an der Hauptgruppennummer (die Zahl der Außenelektronen seiner Atome bestimmt das chemische Verhalten eines Elements; dies erklärt die chemische Verwandtschaft der Elemente einer Elementgruppe)
Atomrumpf	Atomkern mit inneren Elektronen (alle außer den Außenelektronen)
Atomradius	Größe eines Atoms; nimmt im PSE nach unten und nach links zu
Perioden	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]
Elementgruppen	Hauptgruppen und Nebengruppen im PSE (Spalten), sind nummeriert (Gruppennummer)

Alkali- und Erdalkalimetalle

Alkalimetalle	Metalle der ersten Hauptgruppe im PSE: Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Cäsium, Francium Lidbert nagt köstliche Ribs in Cäsars Fressbude.
Natriumhydroxid	weißer, hygroskopischer Feststoff, ätzend, wird u.a. als Abflussreiniger und Backofenreiniger verwendet
hygroskopisch	Wasser anziehend
Natronlauge	Lösung von Natriumhydroxid in Wasser; wichtige Grundchemikalie (für Seife, Papier, u.v.m., 3%ig als Brezellauge)
Reaktion der A. mit Wasser	$2 \text{Me}_{(s)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2 \text{MeOH}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)}$
Erdalkalimetalle	2. Hauptgruppe im PSE; heißen so, weil sie den Alkalimetallen in vielem ähnlich sind: Beryllium, Magnesium, Calcium, Strontium, Barium, Radium Bert mag mit Cathrin strahlend nach Baden-Baden rasen.
Kalkwasser	$\text{Ca(OH)}_{2(aq)}$: wässrige Lösung von Calciumhydroxid; Nachweisreagenz auf CO_2
Reaktion der Erdalkalimetalle mit Wasser	$\text{Me}_{(s)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Me(OH)}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$

Halogene

Halogene	Salzbildner; 7. Hauptgruppe des PSE: Fluor, Chlor, Brom, Iod, Astat Merkspruch: Flüsternde Klone bedrohen Ingmar und Astrid.
Metallhalogenide	Salze (Ionenverbindungen), die bei der Reaktion von Halogenen mit Metallen entstehen
Kochsalz	Natriumchlorid NaCl
Nachweis von Halogeniden	Zugabe von Silbernitratlösung → Niederschlag des entsprechenden Silberhalogenids Silberchlorid: weiß; Silverbromid: gelblich; Silberiodid: gelb
Salzsäure	Lösung von Chlorwasserstoff $_{(g)}$ in Wasser
Halogenwasserstoff	gasförmiges Produkt der Reaktion eines Halogens mit Wasserstoff; wässrige Lösungen sind sauer

Salze und Ionenbindung

Salz	Ionenverbindung (Metall/Nichtmetall-Verbindung)
Kochsalz	Natriumchlorid
Lewis-Schreibweise	Schreibweise, bei der die Außenelektronen als Punkt zum Elementsymbol hinzugefügt werden; ab vier Außenelektronen werden je zwei zu einem Strich zusammengefasst Beispiel:
Ionengitter	aus regelmäßig angeordneten Ionen gebildeter Ionenverband
Gitterenergie	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
Ionenbindung	Bindungen zwischen Ionen in einem Ionengitter, die auf der Anziehung entgegengesetzt geladener Ionen beruht. Sie wirkt nach allen Richtungen im Raum.
Kationen	positiv geladene Ionen (z.B. Metallionen)
Anionen	negativ geladene Ionen (z.B. Nichtmetallionen)
Edelgasregel	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.
Oktettregel	Edelgasregel
Verhältnisformel	Formel, die angibt, in welchem Verhältnis Kationen und Anionen in einem Ionengitter vorliegen; z.B. NaCl (\rightarrow 1:1); MgCl ₂ (\rightarrow 1:2)
Oxidation	Teilschritt einer Redoxreaktion: Abgabe von Elektronen
Reduktion	Teilschritt einer Redoxreaktion: Aufnahme von Elektronen
Redoxreaktion	Elektronenübertragungsreaktion
Elektrolyse	Redoxreaktion, die durch Zufuhr elektrische Energie abläuft (Umkehrungsreaktion einer sonst freiwillig ablaufenden (d.h. exothermen) Redoxreaktion)
Anode	Pol, an dem die Oxidation stattfindet (bei Elektrolyse: Pluspol)
Kathode	Pol, an dem die Reduktion stattfindet (bei Elektrolyse: Minuspol)
edles Metall	Metall mit niedrigem Bestreben Elektronen abzugeben und damit als Ion vorzuliegen (früher: geringe Affinität zu Sauerstoff)
unedles Metall	Metall mit hohem Bestreben Elektronen abzugeben und damit als Ion vorzuliegen (früher: hohe Affinität zu Sauerstoff)

Moleküle und molekulare Stoffe

Atombindung	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.
Elektronenpaarbindung	s. Atombindung
kovalente Bindung	s. Atombindung
Kugelwolkenmodell 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.
Bindigkeit	Aus der Zahl der einfach besetzten Ladungswolken ergibt sich die Zahl der möglichen Bindungen (Bindigkeit) eines Atoms.
räumlicher Bau	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.
Bindungswinkel	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)
Strukturformel	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.
Doppelbindung	zwei einfach besetzte Ladungswolken eines Atoms überlappen mit zwei einfach besetzten Ladungswolken eines anderen Atoms (→ Bindungswinkel 120°)
Dreifachbindung	drei einfach besetzte Ladungswolken eines Atoms überlappen mit drei einfach besetzten Ladungswolken eines anderen Atoms (→ Bindungswinkel 180°)
Atomgitter	Gitter aus Atomen, die durch Atombindungen verbunden sind
Elektronegativität	Maß für die Fähigkeit eines Atoms Bindungselektronen anzuziehen. Das Element mit der höchsten EN (Fluor) hat den willkürlich gewählten Wert 4.
H, Li, Be, B, C, N, O, F	Die EN hängt von zwei Faktoren ab: <ul style="list-style-type: none">○ je mehr Schalen umso geringer○ je mehr Protonen umso größer H: 2,1; Li: 1; Be: 1,5; B: 2; C: 2,5; N: 3; O: 3,5; F: 4,0 (nach PAULING)
unpolare Atombindung	Atombindung mit symmetrischer Ladungsverteilung
polare Atombindung	Atombindung mit unsymmetrischer Ladungsverteilung. Eine Bindung ist umso polarer, je größer die Differenz zwischen den EN-Werten der Atome ist. Grobe Richtwerte: Δ EN > 1,7 : ionische Bindung (vollständige Ladungsverschiebung) 1,7 > Δ EN > 0,5: polare Atombindung ΔEN < 0,5: unpolare Atombindung

Dipole	Moleküle mit polaren Atombindungen, die ein positives und ein negatives Ende haben, weil ihre Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen
polarer Stoff	Stoff, dessen Moleküle Dipole sind
unpolarer Stoff	Stoff, dessen Moleküle keine Dipole sind
Wasserstoffbrückenbindungen	zwischenmolekulare Kräfte, die auf die elektrostatische Anziehung zwischen positiv polarisierten Wasserstoffatomen und negativ polarisierten anderen Atomen zurückzuführen sind (werden durch gestrichelte Linien gezeichnet)
Hydratation	Umhüllung von Ionen und Dipolen mit Wassermolekülen (→ Bildung einer Hydrathülle) Zeichen für ‚hydratisiert‘: (aq)
Hydratationsenergie	Energie, die bei der Bildung von Hydrathüllen freigesetzt wird
Löslichkeit von Salzen	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.
Löslichkeit von molekularen Stoffen	„Gleiches löst Gleiches“: Polare Lösungsmittel (z.B. Wasser) lösen polare Stoffe; unpolare Lösungsmittel (z.B. Benzin) lösen unpolare Stoffe (z.B. Fett)
Salzhydrate	Salze, bei denen Wassermoleküle in das Kristallgitter mit eingebaut sind. Beim Erhitzen wird das Kristallwasser abgegeben. Dadurch ändert sich oft die Farbe. Beispiel: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ $\text{CuSO}_4 + 5 \text{ H}_2\text{O}_{(\text{g})}$ blaues Kupfersulfat weißes Kupfersulfat
zwischenmolekulare Kräfte	elektrostatische Wechselwirkungen, die dazu führen, dass Moleküle sich gegenseitig anziehen: Dipolkräfte, Wasserstoffbrückenbindungen und Van-der-Waals-Kräfte
Saure und alkalische Lösungen	
Säuren	Reinstoffe, die mit Wasser saure Lösungen ergeben (pH- Wert <7), Protonendonatoren
Proton	positiv geladenes Wasserstoffion: H^+
Oxoniumion	H_3O^+ -Ion; ist in allen sauren Lösungen enthalten, denn es entsteht durch Übertragung eines Protons von einem Säuremolekül auf ein Wassermolekül: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
Basen	Reinstoffe, die mit Wasser alkalische Lösungen (pH>7) bilden Protonenakzeptoren
Laugen	wässrige Lösungen der Basen, alkalische Lösungen
Hydroxidion	OH^- -Ion, ist in allen alkalischen Lösungen enthalten, denn es entsteht durch Übertragung eines Protons von einem Wassermolekül an eine Base: $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HB}^+ + \text{OH}^-$
Neutralisation	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 (Neutralisationswärme); der Säurerest und der Basenrest bilden zusammen ein Salz, welches je nach Löslichkeit und

Konzentration ausfällt oder gelöst bleibt.