

Chemie

Verbindungen

heterogenes Gemisch	besteht erkennbar aus unterschiedlichen Teilen z.B. Sand und Eisenpulver (bestehen aus mehreren Phasen zwischen denen es erkennbare Grenzflächen (Phasengrenzen) gibt)
homogenes Gemisch	erscheint durch und durch einheitlich z.B. Luft, Zuckerlösung
Lösungen	flüssige und feste homogene Gemische
Phase	eine abgegrenzte Menge eines einheitlichen homogenen Stoffes
physikalische Vorgänge	Schmelzen, Verdampfen oder Veränderung der äußeren Gestalt
chemische Vorgänge	Stoffe werden unter Bildung neuer Verbindungen umgewandelt
Sublimation	direkt vom festen Zustand in den Gasförmigen (ohne flüssig zu werden)

- Heterogene und homogene Gemische können mit Hilfe von physikalischen Methoden getrennt werden
- In Verbindungen enthaltene Elemente können nur durch chemische Methoden getrennt werden

Klassifizierung von heterogenen Gemischen

Aggregatzustand der Phasen	Bezeichnung	Beispiele	Verfahren zur Phasentrennung
fest + fest	Gemenge	Granit, Sand + Salz	Sortieren, Sieben, Scheidung nach Dichte, Extraktion (Salz von Gestein trennen mit Hilfe von Lösungsmittel), elektrostatische Trennung
fest + flüssig	Suspension	Malerfarbe, Schlamm	Sedimentieren + Dekantieren, Zentrifugieren, Filtrieren
flüssig + flüssig	Emulsion	Milch	Zentrifugieren
fest + gasförmig	Aerosol	Rauch	Sedimentieren, Filtrieren, elektrostatische Trennung, Fliehkraftabscheidung
flüssig + gasförmig	Aerosol	Nebel	Fliehkraftabscheidung

Elementarladung (e)	ist die kleinste nachgewiesene elektrische Ladung. Der Wert dieser physikalischen Naturkonstanten beträgt $e = 1,602\ 176462 \cdot 10^{-19}$ Coulomb.
Ordnungszahl (Z)	ist gleich der positiven Elementarladung im Atomkern (Anzahl der Protonen im Kern)
Massenzahl (A)	gibt die Gesamtzahl der Nucleonen an (Z + Anzahl der Neutronen)
Ion	elektrisch geladenes Teilchen, das aus einem oder mehreren Atomen besteht
Ionenladung	Gesamtladung der Protonen + Gesamtladung der Elektronen Gesamtzahl der Protonen - Gesamtzahl der Elektronen
Isotope	gleiche Ordnungszahl, aber unterschiedliche Massenzahl (unterschiedliche Massenzahl ergibt sich aus einer unterschiedlichen Zahl von Neutronen)

Kation (Atom oder Molekül)	positiv geladen; wird von der Kathode, dem Minuspol einer elektrischen Spannung, angezogen
Anion (Atom oder Molekül)	negativ geladen; wird von einer Anode, dem Pluspol einer elektrischen Spannung, angezogen
Atomspektrum	wird Licht durch ein Prisma abgelenkt, erhält man ein kontinuierliches Farbspektrum; Im weißen Licht kommen alle Wellenlängen des sichtbaren Spektralbereichs vor
kontinuierliches Spektrum	weißes Licht wird durch ein Prisma zu einem Strahl gedehnt
Linienpektrum	Beim Erhitzen von Gasen oder Dämpfen chemischer Substanzen mit einer Flamme oder einer elektrischen Entladung kommt es zu einem Leuchten. Wird das abgestrahlte Licht durch ein Prisma geleitet, besteht dieses Spektrum aus einer begrenzten Anzahl von scharf begrenzten, farbigen Linien.
Bohr'sche Atommodell	Elektron kann sich nur auf einer bestimmten Kreisbahn aufhalten; Kreisbahnen werden auch Energieniveaus, Energiezustände oder Schalen genannt; Bahnen sind konzentrisch; K, L, M, N Schalen; K Schale hat das niedrigste Energieniveau ; wenn ein Elektron in eine weiter außen liegende Schale gebracht wird befindet es sich in einem angeregtem Zustand, dabei wird Energie gebraucht; beim Herunterfallen in den Grundzustand wird Energie freigegeben
Wellenmechanik	Quantentheorie des Lichts; Beschreibung des Lichts als Teilchenströme; Welle-Teilchen-Dualismus; Elektron als Welle; nicht nur mit der Lichtgeschwindigkeit (c) fliegendem Photon, sondern jedem fliegendem Teilchen kann eine Wellenlänge zugeordnet werden
Heisenberg-Unschärferelation	Elektron ist ein bewegtes Teilchen; „Es ist grundsätzlich unmöglich, von einem Objekt gleichzeitig den genauen Aufenthaltsort und dem Impuls zu bestimmen.“; $\Delta x \cdot \Delta mv \geq h/4\pi$
Elektron im Kasten	Stellt man sich ein Elektron in einem eindimensionalen Kasten vor, so verhält es sich als Welle (wie eine schwingende Saite). Das Elektron verhält sich wie eine stehende Welle („stationäre Schwingung“), die durch die Wellenfunktion Ψ beschrieben wird. Für das Elektron sind, da die Wellenlänge geschwindigkeitsabhängig ist, nur bestimmte Geschwindigkeiten und damit bestimmte Energiebeträge möglich um als stehende Welle existieren zu können. Je größer n ist, desto höher ist das Energieniveau. Die stehende Welle hat n-1 Knotenpunkte, an denen die Amplitude Ψ den Wert null hat. Um die Zustände eines Elektrons in einem dreidimensionalen Kasten als stehende Welle zu erfassen, benötigt man drei Zahlen n, l und m. (S. 82-83)
Potentialtopf	Das Elektron ist über den ganzen Potentialtopf durch seine Aufenthaltswahrscheinlichkeitsdichte verteilt.
Quantelung	es gibt nur bestimmte diskrete Energiewerte; es sind nicht alle Energien erlaubt
Nullpunktsenergie	Der energetisch günstigste Zustand hat n = 1
Quantenzahlen	Charakterisieren die Aufenthaltsbereiche eines Elektrons in einem Atom; Um ein Atom vollständig zu charakterisieren braucht man 4 Quantenzahlen
Hauptquantenzahl n	gibt die Schale, das Orbital an, zu der ein Elektron gehört (Größe des Orbitals n = 1, 2,...)

Nebenquantenzahl l	Unterschale; Die möglichen Zahlenwerte, die l annehmen kann, hängen von der Hauptquantenzahl der Schale ab; l kann die Werte $l = 0, 1, 2, \dots$ annehmen
Magnetquantenzahl m	zur Unterscheidung der Orbitale in einer Unterschale; Für eine gegebene Unterschale mit Nebenquantenzahl l kann m die Werte $m = -l, -(l - 1), \dots, 0, \dots, +(l - 1), +l$ annehmen.
Spinquantenzahl s	Ein einzelnes Elektron ist ein kleiner Magnet; man kann dies durch die Annahme einer ständigen Drehung („Spin“) des Elektrons um seine eigene Achse deuten. Eine kreisende Ladung ist ein elektrischer Strom und erzeugt ein Magnetfeld. s kann nur die Werte $s = +1/2$ oder $-1/2$ annehmen.
n	bezeichnet die Schale und den mittleren Abstand zum Atomkern
l	bezeichnet die Unterschale und Gestalt (Form) des Orbitals. In Abwesenheit magnetischer Felder sind alle Orbitale einer Unterschale energetisch gleichwertig.
m	bezeichnet die Orientierung (Ausrichtung) eines Orbitals ($-l, \dots, 0, \dots, +l$)
s	bezieht sich auf den Spin des Elektrons
Pauli-Prinzip	Ausschlussprinzip (kein Elektron darf dem anderen gleichen); es dürfen keine zwei Elektronen in einem Atom in allen 4 Quantenzahlen übereinstimmen; in einem Orbital können sich nur 2 Elektronen mit jeweils unterschiedlicher Spinquantenzahl aufhalten; maximale Anzahl der Elektronen in einer Schale = $2n^2$ (S. 88)
Fermionen	Elektronen, Protonen, Neutronen
Hund-Regel	maximale Multiplizität; die Orbitale müssen so ausgefüllt werden, dass sich eine maximale Anzahl von ungepaarten Elektronen mit parallelem Spin ergibt
Orbitalbesetzung	Die Verteilung der Elektronen eines Atoms auf die verschiedenen Orbitale
Elektronenkonfiguration	Die Verteilung der Elektronen eines Atoms auf die verschiedenen Orbitale (S. 94)
paramagnetische Substanz	wird in ein Magnetfeld hineingezogen; Substanzen in denen ungepaarte Elektronen vorhanden sind (werden in ein Magnetfeld hineingezogen)
diamagnetische Substanz	werden von einem Magnetfeld schwach abgestoßen; Substanz in denen alle Elektronen gepaart sind (werden aus dem Magnetfeld herausgedrückt)
Lenz-Regel	ein induziertes Magnetfeld ist immer dem äußeren Magnetfeld entgegengesetzt
Orbitale	Alle Orbitale einer Unterschale sind energetisch gleichwertig, Orbitale verschiedener Unterschalen der gleichen Schale unterscheiden sich jedoch: $s > p > d > f$ Energien steigen mit größerer Hauptquantenzahl
Unregelmäßigkeiten	3d ist energiereicher als 4s und 4d energiereicher als 5s, 5f ist energiereicher als 7s
s-Block	Alkali und Erdalkalimetalle der ersten beiden Hauptgruppen
p-Block	die Hauptgruppen 3-8
d-Block	die Übergangsmetalle die zwischen Hauptgruppen 2 und 3 liegen

f-Block	Lantanoide und Actinoide
Ionenische Verbindungen	sind aus Kationen und Anionen aufgebaut, sie bilden im festen Zustand Kristalle, in denen einzelne Ionen einem geordneten geometrischen Muster angeordnet sind; z.B. Kochsalz, NaCl
Ionen-Bindung	kommt zustande, wenn Elektronen von Atomen einer Sorte auf Atome einer anderen Sorte übergehen. Die Atome eines der reagierenden Elemente geben Elektronen ab und werden zu positiv geladenen Ionen. Die Atome des anderen Reaktanten nehmen die Elektronen auf und werden zu negativ geladenen Ionen. Die elektrostatische Anziehung hält die entgegengesetzt geladenen Ionen zusammen.
Kovalente-Bindung	Atome teilen sich gemeinsam Elektronen; Eine kovalente Bindung besteht aus einem Elektronenpaar, das zwei Atomen gemeinsam angehört. Es entstehen Moleküle die aus Atomen bestehen, die über kovalente Bindungen miteinander verknüpft sind. Das gemeinsame Elektronenpaar kommt durch Überlappung von zwei Orbitalen zustande. Der Unterschied zwischen den Elektronegativitäten der beiden Elemente darf nicht besonders hoch sein.
Metallische-Bindung	Sonderfall der kovalenten Bindung; zahlreiche Atome sind zusammengefügt, wobei jedes Atom mit einem oder mehr Außenelektronen zu einem gemeinsamen Elektronengas beiträgt. Das Elektronengas besteht aus einer sehr großen Zahl delocalisierter Elektronen, die allen Atomen gemeinsam angehören. Die Elektronen des Elektronengases können sich frei durch die Gesamtstruktur bewegen.
Atomgröße	kann nicht exakt angegeben werden; Man kann jedoch den Abstand zwischen den Kernen aneinandergelagerter Atome mit hoher Genauigkeit messen. Wenn zwei Atome aus größerer Entfernung unter Ausbildung einer chemischen Bindung aufeinander zukommen, so macht sich eine zunehmende Anziehungskraft bemerkbar. Die Atome können sich jedoch nicht beliebig nahe kommen; wenn sich ihre Elektronenwolken gegenseitig zu sehr durchdringen und die Atomkerne einander zu nahe kommen, überwiegt eine abstoßende Kraft. (S. 99)
Potentialkurve	Kurve für den Energieerhalt von zwei aneinander gebundenen Atomen als Funktion ihres Abstands (r_0 = Gleichgewichtsabstand)
interatomarer Abstand	Abstand zwischen den Atomkernen; Atomradius ist die Hälfte des interatomaren Abstandes im reinen Element
	Die Abhängigkeit der abstoßenden Kraft vom Abstand ist für ein gegebenes Atompaar immer gleich, die anziehende Kraft hängt dagegen von der Art der chemischen Bindung zwischen ihnen ab.
Kovalenzradius	die Hälfte des Abstandes zwischen zwei in kovalenter Bindung zusammengehaltener Atome; nehmen innerhalb einer Periode von links nach rechts ab
van der Waals-Radius	die Hälfte der Bindungslänge die man bei Verbindungen aus verschiedenen Molekülen ablesen kann
andere Atomgrößen	Ionenradien, Metall-Atomradien; Der effektivste Radius eines Atoms hängt von den jeweiligen Bindungskräften ab
Ionisierungsenergie	nimmt innerhalb einer Hauptgruppe des Periodensystems mit zunehmender Ordnungszahl ab (S. 101-103) Die Ionisierungsenergien ab der dritten sind so hoch, dass Ionen mit höheren Ladungen als +3 selten sind.

Erste Ionisierungsenergie	Die aufzuwendende Energie, um einem Atom im Grundzustand das am schwächsten gebundene Elektron zu entreißen. Metalle haben eine relativ geringe Ionisierungsenergie, da sie bei chemischen Reaktionen leicht Elektronen verlieren und zu positiv geladenen Ionen werden. Nichtmetalle haben hohe Ionisierungsenergien.
Zweite Ionisierungsenergie	entspricht dem aufzuwendenden Energiebetrag, um von einem einfach positiv geladenen Ion ein zweites Elektron zu entfernen
Dritte Ionisierungsenergie	ist bei der Wegnahme eines dritten Elektrons von einem zweifach positiv geladenen Ion aufzuwenden. Je höher die positive Ladung des Ions, umso schwieriger wird es, ein Elektron zu entfernen. Dementsprechend nehmen die Ionisierungsenergien in der Reihenfolge erste < zweite < dritte usw. zu.
Erste Elektronenaffinität	die Energie, die bei der Aufnahme eines Elektrons durch ein Atom im Gaszustand umgesetzt wird; Wegen der Aufnahme eines Elektrons entsteht dabei ein negativ geladenes Ion. Wenn sich ein Elektron einem Atom nähert, so wird es vom Atomkern angezogen, aber von den Elektronen des Atoms abgestoßen. Je nachdem, ob Anziehung oder Abstoßung überwiegen, wird bei der Aufnahme des Elektrons Energie freigesetzt oder verbraucht um ein negativ geladenes Ion zu bilden. Bei Halogenen wird mehr Energie bei der Aufnahme eines Elektrons frei, da sie dadurch die Edelgasschale erreichen. Für die Aufnahme von zwei Elektronen durch ein Atom, wird in jedem Fall Energie benötigt, da sich das negativ geladene Ion und das Elektron abstoßen. (S. 103-104)
Zweite Elektronenaffinität	es gibt nur für wenige Elemente experimentell bestimmte Werte. Sie beziehen sich auf die Aufnahme eines zweiten Elektrons durch ein einfach negativ geladenes Ion. Da das negativ geladene Ion und das Elektron einander abstoßen, muss Energie aufgewandt werden. Alle zweiten Elektronenaffinitäten haben positive Vorzeichen.
Ionenbindung	Da die nächsten Nachbarionen eines Ions immer entgegengesetzt geladen sind, überwiegen im Ionenkristall die Anziehungskräfte gegenüber den abstoßenden Kräften. Die Netto-Anziehung hält den Kristall zusammen.; (Na ⁺ gibt ein Elektron ab und Cl ⁻ nimmt es auf)
Isoelektronisch	bezeichnet man zwei Atome, Ionen, Moleküle oder Formeleinheiten, wenn sie identische Elektronenzahl, Elektronenkonfiguration und Atomanzahl besitzen, obwohl sie aus unterschiedlichen Elementen bestehen.
Koordinationszahl	zahl der nächsten Nachbarionen um ein Ion
Gitterenergie	Beim Zusammenfügen von weit voneinander entfernten, im Gaszustand befindlichen positiven und negativen Ionen zu einem Kristall. Beim Aufbau des Ionenkristalls wird immer Energie freigesetzt, die Zerlegung erfordert eine Energiezufuhr. Gitterenergie ist nicht direkt messbar.
Born-Haber-Kreisprozess	um die Gitterenergie experimentell bestimmen zu können; basiert auf dem Satz von Hess, wonach die Reaktionsenthalpie einer chemischen Reaktion einen festen Betrag hat, unabhängig davon, in wie vielen Schritten die Reaktion abläuft. (S. 106-108)
Arten von Ionen	Bildung von Ionen mit Edelgaskonfiguration ist begünstigt (deshalb bildet Natrium leichter Na ⁺ aus); Magnesium gibt dagegen leicht Elektronen ab und erreicht dadurch die Neonschale; es gibt auch Ionen die keine Edelgaskonfiguration haben
Ionenradien	Der Ionenradius für ein Kation ist immer kleiner als der Kovalenzradius für das gleiche Element. Der Ionenradius für ein Anion ist immer größer als der Kovalenzradius des gleichen Elementes.

Nomenklatur von Ionenverbindungen	Kation: -ium; Mehratomige Kationen, in denen Wasserstoff gebunden ist, haben die Endung -onium Anionen: -id; Einatomige Anionen werden von Nichtmetallatomen gebildet (S. 240)
Mehratomige Anionen (S.112)	Hydroxid; Cyanid; Hypochlorid; Chlorat; Sulfit; Sulfat; Nitrit; Nitrat; Phosphat; Hydrogenphosphat; Dihydrogenphosphat; Carbonat; Hydrogencarbonat; Chromat; Permanganat; Azud; Peroxid; Perchlorat
Kovalente-Bindung	Nichtmetall-Atome werden durch kovalente Bindungen zu Moleküle verknüpft. An deren Elektronen haben beide Bindungspartner Anteil, damit versuchen sie eine Edelgasähnliche Elektronenstruktur zu erreichen.
Valenzstrichformel	jeder Bindungsstrich zwischen zwei Atomsymbolen symbolisiert ein gemeinsames Elektronenpaar (Valence-Bond-(VB)-Formel oder Lewis Formel)
	Valenzelektronen, die ein Atom für sich alleine behält, werden als nichtbindende Elektronenpaare, freie Elektronenpaare oder einsame Elektronenpaare bezeichnet. (das Flour-Molekül hat drei einsame Elektronenpaare)
Oktettregel	um den Idealzustand zu erreichen braucht ein Element 8 Valenzelektronen
polare kovalente Bindung (S. 117)	Wenn zwei unterschiedliche Atome durch eine kovalente Bindung verknüpft sind, ist die Elektronenladung nicht symmetrisch. (Je unterschiedlicher die elektronenanziehende Wirkung der kovalent gebundenen Atome ist, desto polarer ist die Bindung, daher ist der Betrag der partiellen Ladungen umso größer.)
Dipol	Ein Objekt, auf dem sich zwei entgegengesetzte Ladungen des gleichen Betrags q in einem d Abstand befinden (Dipolmoment: $\mu = q \cdot d$)
Elektronegativität	ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms, die Bindungselektronen in einem Molekül an sich zu ziehen. (nimmt innerhalb einer Hauptgruppe von oben nach unten ab, innerhalb einer Periode von links nach rechts)
	Metall-Atome geben leichter Elektronen ab und haben keine Elektronegativitäten. Je kleiner die Elektronegativität umso größer die Reaktivität gegenüber Nichtmetallen. Nichtmetall-Atome nehmen eher Elektronen auf und sind umso reaktiver gegenüber Metallen, je höher ihre Elektronegativität ist. Je größer die Differenz der Elektronegativitäten zweier Atome ist, desto polarer ist die Bindung zwischen ihnen.
Mesomerie (Resonanz) (S. 123 - 124)	wenn von einem Molekül zwei oder mehrere gleichwertige Formeln angegeben werden können; Räumliche Anordnung der Atomkerne muss für alle Grenzformeln dieselbe sein.
Ausnahmen Oktettregel (S.128)	Es gibt Ionen die keine Edelgaskonfiguration besitzen, Moleküle deren Atome die Oktettregel nicht erfüllen. Manche Moleküle haben eine ungerade Elektronenanzahl (z.B. NO). Manche haben zwar eine gerade Elektronenanzahl, aber nur 6 Valenzelektronen. Elemente der 2. Periode gehen nie mehr als 4 kovalente Bindungen ein. Elemente der 3. und der höheren Perioden gehen mehr als vier kovalente Bindungen ein: hypervalente Atome, Oktettaufweiterung.
VSEPR Theorie	Valenzelektronenpaar-Abstoßungs-Theorie; Elektronen der Valenzschale ordnen sich so an, dass die so weit wie möglich voneinander entfernt sind

Hybridorbitale (S. 133-135)	Kohlenstoff: in der äußersten Schale befinden sich die Elektronen in 2s und 2p Orbitalen; Orbitale sehen kugelförmig und hantelförmig aus, durch Energiezufuhr kann man ein Elektron von einem s-Orbital in ein p-Orbital bringen; ein Elektron in einem Kugelförmigen und drei Elektronen je in einem hantelförmigen Orbital; wenn man die Orbitale hybridisieren lässt, ergibt das 4 keulenförmige sp^3 Orbitale, die in die Ecken eines Tetraeders weisen; hybridisieren nun ein s und zwei p Orbitale, so erhält man sp^2 Orbitale.
Molekülorbitale	das gemeinsame Orbital beider Atome die miteinander „verschmolzen“ sind
sp^3 Hybridisierung	Ethan: vier gleiche Orbitale besitzen je ein Atom Sigma-Bindung: rotationssymmetrisch zur Bindungsachse (die Orbitale vom K überlappen sich mit den Orbitalen vom H)
sp^2 Hybridisierung	Ethen: 1s und 2p Orbitale müssen sich mischen damit man drei gleiche Orbitale herausbekommt; sp^2 Orbitale bilden Sigma-Bindungen; ein unverändertes p-Orbital kommt auch noch dazu und bilden eine μ -Bindung (μ Bindung zählt nur als eine)
sp Hybridisiert	Ethin: Orbitale sind linear angeordnet; sp-Orbitale bilden Sigma-Bindung; p-Orbitale stehen senkrecht und zueinander μ -Bindungen;
bindendes Sigma-Orbital	Die Anziehungskraft der Atomkerne durch diese Ladung hält das Molekül zusammen. σ (niedrigeres Energieniveau)
nichtbindendes Sigma-Orbital	Die geringe Ladung zwischen den Kernen wirkt der gegenseitigen Abstoßung der Kerne kaum entgegen. bindungslockerndes Molekülorbital σ^* (höheres Energieniveau)
(S. 135 ff.)	σ - und σ^* -Orbitale sind rotationssymmetrisch bezüglich der Achse durch die Atomkerne
Bindungsordnung	ist die Hälfte der Differenz aus der Zahl der bindenden Elektronen minus der Zahl der antibindenden Elektronen. Die Bindungsordnung entspricht der Zahl der Bindungsstriche in den Valenzstrichformeln.
delokalisierte Bindungen oder Mehrzentrenbindung	Ladung ist verteilt und nicht fest an einem Ort; muss angenommen werden sobald mesomere Grenzformeln formulierbar sind z.B. Benzol
(S. 140-144)	Je mehr Mesomere Grenzformeln/ je stärker die Ladung verteilt, desto stabiler.
starke polare kovalente Bindungen	Im Einklang mit der Oktettregel schreiben wir die Valenzstrichformeln für Phosphorsäure (H_3PO_4) mit vier Einfachbindungen am Phosphor-Atom. Dabei ergibt sich eine positive Formalladung a, P-Atom und eine negative an einem O-Atom. Es wurde angenommen, dass die Bindungsverstärkung durch eine π -Bindung zustande kommt, entsprechend der nebenstehenden Formel ohne Formalladungen. Um die Überschreitung des Elektronen-Oktett am P-Atom erklären zu können, wurde die Mitwirkung von unbesetzten 3d-Orbitalen des P-Atoms angenommen. Nach den heute möglichen genaueren Berechnungen der Wellenfunktionen sind die 3d-Orbitale jedoch energetisch zu hochliegend und tragen nicht nennenswert zur Bindung bei. Tatsächlich liegen zwei Bindungen vor, nämlich eine kovalente und eine überlagerte lokale Ionenbindung.

Hypervalente Atome	In der Valenzstrichformel für Moleküle wie PF ₅ oder SF ₆ müsste man mehr als vier kovalente Bindungsstriche an das P- oder S-Atom zeichnen. Atome mit dieser Oktett-Aufweitung werden als hypervalent bezeichnet. Man nahm eine Beteiligung der d-Orbitale an, neuerdings wird eine Beschreibung einer elektronenreichen Mehrzentrenbindung bevorzugt. Hypervalente Wasserstoff-Atome kommen auch in Wasserstoffbrücken vor, bei denen ein Wasserstoffatom an zwei oder mehr andere Atome gebunden ist.
metallische Bindung	Metall-Atome haben relativ niedrige Ionisierungsenergien und Elektronegativitäten und geben ihre Außenelektronen leicht ab, um eine Edelgasschale zu erhalten; abgegebenen Elektronen bilden ein Elektronengas, bewegt sich frei durch den ganzen Metallkristall; negativ geladene Elektronengas hält die positiven Ionen zusammen; verantwortlich für elektrische Leitfähigkeit
Empirische Formeln	Elementaranalyse einer chemischen Verbindung: gibt Verhältnis der Atome zueinander an
Mol-Stoffmenge	1 mol = 6,022*10 ²³
m	Masse des betreffenden Stoffes
n	die Stoffmenge des betreffenden Stoffes (Anzahl Mol)
M	die molare Masse (Einheit = kg/mol oder g/mol)
Massenprozent berechnen	(S. 63-64 (Unterlagen))
(S. 65 (Unterlagen))	Berechnen der Summenformel einer unbekannt Verbindung aus den Massenprozenten.
spezifische Wärme	Wärmemenge, die benötigt wird um 1g der betreffenden Substanz um 1°C zu erwärmen (Einheit = Joule; 1cal = 4,184J)
Reaktionsenergie, Reaktionsenthalpie	Innere Energie: jeder Stoff hat in irgendeiner Form Energie gespeichert Bei exothermen Reaktionen: ΔH ist negativ. Bei endothermen Reaktionen: ΔH ist positiv.
Satz von Hess (S. 77 (Unterlagen))	Gesetz der konstanten Wärmesummen: Die von einem chemischen System aufgenommene oder abgegebene Wärme ist unabhängig vom Weg der Reaktion. Die Reaktionswärme ist somit eine Zustandsvariable.
Bildungsenthalpie	die Enthalpie (ΔH _B) die notwendig ist, um 1 mol einer Substanz aus deren Elementen herzustellen. Die Bildungsenthalpie kann aus den Verbrennungsenthalpien der Elemente und der Verbindung berechnet werden
Dissoziationsenergie	die Energie die erforderlich ist um eine chemische Verbindung auseinander zu brechen (bei einer Dreifachbindung muss mehr Energie aufgewendet werden als bei einer Doppelbindung)
Gase	
gasförmiger Aggregatzustand	die Teilchen haben keine bestimmte Lage zueinander und nutzen jeden ihnen zur Verfügung stehenden Raum aus; zwischen den Molekülen treten sehr kleine Anziehungskräfte auf; Druck (p), Temperatur (T), und Masse (m)
ideales Gas	lässt sich nicht verflüssigen; Anziehungskräfte zwischen den Molekülen sind so klein das sie zu vernachlässigen sind
Druck (abgeleitete Größe)	1N/m ² = 1Pa

Gesetz von Avogadro	Gleiche Volumina beliebiger Gase enthalten bei gleicher Temperatur und gleichem Druck die gleiche Anzahl von Molekülen. Eine gleich große Anzahl an Molekülen zweier Gase beansprucht bei gleichen Druck und Temperaturbedingungen das gleiche Volumen.
Isobar	konstanter Druck ($p = T/V$)
Isotherm	konstante Temperatur ($T = V \cdot p$)
Isochor	konstantes Volumen ($V = p/T$)
Kalvin	$0^\circ\text{C} = 273,15^\circ\text{K}$
ideale Gasgesetz	$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ (Gaskonstante $R = 8,3145\text{J/mol} \cdot \text{K}$)
Dalton-Gesetz der Partialdrücke (S.159)	In Gemischen von Gasen, die nicht miteinander chemisch reagieren, setzt sich der Gesamtdruck p aus den Partialdrücken der einzelnen Komponenten A, B, C,...zusammen: $p = p(A) + p(B) + p(C)$... Der Partialdruck einer Komponente entspricht dem Druck, den diese Komponente ausüben würde, wenn sie als einziges Gas in gleicher Menge im gleichen Volumen anwesend wäre.
S. 85 (Unterlagen)	Wenn das Volumen und die Temperatur gleichbleiben, lässt sich der Partialdruck eines Gases in einem Gasgemisch direkt mit dem Stoffmengenanteil berechnen
Maxwell-Bolzmannsche Geschwindigkeitsverteilung	die statistische Verteilung der Geschwindigkeiten in einem Gas (einzelne Gasmoleküle weisen sehr unterschiedliche Geschwindigkeiten auf)
Reale Gase (S. 163-164)	man kann sie verflüssigen; es gibt intermolekulare Anziehungskräfte (Moleküle verhalten sich so ähnlich, als hätten sie eine klebrige Oberfläche); Molekularvolumen; Van der Waals-Gleichung um die genannten Effekte zu berücksichtigen
Verflüssigung von Gasen	bei Temperaturabsenkung nehmen die Molekülgeschwindigkeiten ab und die Moleküle bleiben aneinander heften; bei Druckerhöhung weicht das Gas immer mehr vom idealen Verhalten ab; je höher die Temperatur, desto höher muss der Druck sein um ein Gas zu verflüssigen
kritische Temperatur	Temperatur, oberhalb der sich das Gas nichtmehr verflüssigen lässt
kritischer Druck	ist der Mindestdruck, der zur Verflüssigung des Gases bei seiner kritischen Temperatur angewandt werden muss.
Joule-Thompson-Effekt	Verringert man den Druck in einem komprimierten Gas kühlt es ab
Linde Verfahren (S. 165)	Gas wird komprimiert (erwärmt sich dabei) wird mit Kühlwasser gekühlt; dann mit kalter Luft und durch ein Drosselventil expandiert; die Luft verflüssigt sich teilweise; die kalte gasförmige Luft wird wieder zum Kühlen verwendet
Flüssigkeiten	
intermolekulare Anziehungskräfte (S. 170-171)	Bei Molekülen, die aus Atomen unterschiedlicher Elektronegativität aufgebaut sind, treten Dipol-Dipol-Kräfte auf, da die Moleküle selbst Dipole darstellen. Das Ausmaß der Polarität und die Lage des negativen und positiven Pols lassen sich mit Hilfe der Elektronegativitätsdifferenzen abschätzen. Für mehratomige Moleküle muss man die Struktur des Moleküls berücksichtigen. Das gesamte Dipolmoment ist die vektorielle Summe der Einzeldipolmomente.
(S.88-92 (Unterlagen))	Unpolare Moleküle, die über kein Dipolmoment verfügen, müssen auch zusammengehalten werden: Van der Waals-Kräfte

London-Kräfte oder Dispersionskräfte (S. 171)	Man nimmt eine zeitweilige Verformung der Elektronenwolke eines Moleküls, wodurch ein momentaner Dipol entsteht. Dieser momentane Dipol induziert in einem benachbarten Molekül ebenfalls wieder einen momentanen Dipol usw.. Die Größten London-Kräfte treten zwischen großen vielatomigen Molekülen auf, die ausgedehnte und leicht polarisierbare Elektronenwolken besitzen.
Wasserstoffbrückenbindung	haben einen entscheidenden Einfluss auf das abnormale Verhalten des Wassers; starke H-Brückenbindungen bilden sich nur bei F-, O- und N-Verbindungen aus
flüssiger Zustand	Moleküle nehmen keine fixen Plätze ein; haben zwar ein bestimmtes Volumen aber keine bestimmte Form; Viskosität von Flüssigkeiten auf zwischenmolekulare Anziehung zurückzuführen; Anziehungskräfte sind stärker wenn die Viskosität größer ist; Viskosität sinkt bei steigender Temperatur; Oberflächenspannung geht auf zwischenmolekulare Anziehungskräfte zurück; Oberflächen werden so klein wie möglich gestaltet (Tropfenbildung)
Oberflächenspannung	Maß für die nach innen gerichtete Kraft an der Flüssigkeitsoberfläche
Verdampfung	Dampfdruck muss gleich hoch wie Atmosphärendruck sein; Moleküle bekommen so viel kinetische Energie zugeführt, dass es ihnen gelingt die Phasengrenze zwischen Flüssigkeit und gasförmigen Raum darüber zu durchdringen; Temperatur der Flüssigkeit ändert sich erst dann, wenn die alles verdampft ist
Siedepunkt	einer Flüssigkeit hängt vom äußeren Druck ab!
Verdampfungsenthalpie (ΔH_v)	ist die Wärmeenergie, die einem Mol einer Flüssigkeit zugeführt werden muss, um sie bei einer spezifizierten Temperatur zu verdampfen. Der Betrag der Verdampfungsenthalpie steht in direktem Zusammenhang mit der Stärke der intermolekularen Anziehungskräfte. Es wird Energie zum Ausdehnen benötigt, da Gase ein weit größeres Volumen als Flüssigkeiten einnehmen.
Gefrierpunkt	Molekularbewegungen werden immer langsamer; bei einer gewissen Temperatur beginnen sich die Moleküle zu einem geordneten Kristall zusammenzufügen; normaler Gefrierpunkt: Flüssigkeit und Festkörper stehen im Gleichgewicht
	Amorphe Feststoffe erweichen und kristalline Feststoffe haben einen genau definierten Schmelzpunkt Molare Schmelzenthalpie = molare Kristallisationsenthalpie
Dampfdruck von Festkörpern (S. 178)	Moleküle in Kristallen schwingen um ihre räumlich fixierten Positionen. Für die Schwingungsenergie der Moleküle gibt es eine ähnliche Verteilung wie für die kinetische Energie bei Flüssigkeiten und Gasen. Innerhalb des Kristalls wird Energie von Molekül zu Molekül übertragen; die Energie eines einzelnen Moleküls ist deshalb nicht zeitlich konstant. Energiereiche Moleküle an der Oberfläche können die Anziehungskräfte überwinden und in die Gasphase entweichen.
Phasendiagramme	Druck-Temperaturdiagramme: man kann ablesen, wann eine Substanz fest, flüssig oder gasförmig ist
Feststoffe	
Kristallographie	Lehre des Aufbaus, der Eigenschaften und der Symmetrie von Kristallen.

Ionenkristalle	bestehen aus negativ und positiv geladenen Ionen und werden durch elektrostatische Anziehungskräfte zusammengehalten; hohe Schmelzpunkte; bei einer Deformation würde der Kristall zerbrechen, da die gleichnamigen Ladungen übereinander zu liegen kommen würden;
Ionenverbindungen	leiten den Strom durch Ionen (nur in gelöstem oder geschmolzenem Zustand) - Ionenleiter, Leiter zweiter Klasse
Molekülkristalle	Moleküle werden durch London und Dipol-Dipol Kräfte zusammengehalten. Diese Kräfte sind wesentlich geringer als elektrostatische Anziehungskräfte. Schmelzpunkt daher niedrig, je nach Stärke der Anziehungskräfte. Im Allgemeinen Nichtleiter.
Gerüststrukturen	Atome werden durch ein Netzwerk kovalenter Bindungen zusammengehalten; Diamant: sehr hoher Schmelzpunkt, da kovalente Bindungen aufgebrochen werden müssten um ihn zum Schmelzen zu bringen
Metallische Kristalle	starke Bindung, hohe Schmelzpunkte, gut deformierbar (wegen frei Beweglichen Elektronen (Elektronengas)), gute elektrische Leiter
Kristallstrukturen (S. 185)	Die dreidimensional-periodische Anordnung der Teilchen in einem Kristall ist seine Kristallstruktur. (Kristallstruktur von Metallen: S. 186)
gelöste Stoffe	Manche Stoffe sind in jedem beliebigen Verhältnis miteinander mischbar (völlige Mischbarkeit) andere nur begrenzt. Die Nichtmischbarkeit kann auch auf einen bestimmten Konzentrationsbereich beschränkt sein (Mischungslücke).
(S. 107 (Unterlagen))	Gase sind immer beliebig miteinander mischbar. Löslichkeit eines Stoffes entspricht der maximalen Stoffmenge, die bei gegebener Temperatur und gegebenem Lösungsmittel unter Bildung eines stabilen Systems in einer bestimmten Menge der Lösung enthalten sein kann.
Lösungen	ungesättigte Lösung hat eine geringere Konzentration als eine gesättigte
„gleiches Löst sich in Gleichem“	Polare Substanzen lösen sich in polaren Lösungen und Unpolare in unpolaren Lösungen
Hydratisierte, solvatisierte Ionen	Ionen werden, falls es sich beim Solvens um ein polares Lösungsmittel handelt von Lösungsmittelmolekülen so umgeben, dass der Teil des Lösungsmittelmoleküls der die dem Ion entgegengesetzte Ladung trägt, dem Ion zugewandt ist. Das heißt, positive Ionen (Kationen) werden so umgeben dass die d-minus-Ladung dem Kation zugewandt ist. Die Ionen werden stabilisiert.
Lösungsenthalpie	Wird eine Substanz in einem Lösungsmittel gelöst, wird Energie freigesetzt oder verbraucht. Bei konstantem Druck nennt man die Wärmemenge Lösungsenthalpie (in einem Ionenkristall müssen die elektrostatischen Anziehungskräfte überwunden werden).
Konzentration von Lösungen (S. 213)	
Massenanteil $w(X)$	eines gelösten Stoffes X ist der Massenanteil dieses Stoffes bezogen auf die Gesamtmasse der Lösung (nicht auf die Masse des Lösungsmittels).
Stoffmengenanteil	(auch Molbruch genannt) einer Substanz A in einer Lösung ist das Verhältnis der Stoffmenge der Substanz A zur gesamten Stoffmenge aller Stoffe in der Lösung.
Stoffmengenkonzentration	gibt die Menge des gelösten Stoffes pro Volumen Lösung an.

Molarität (b)	einer Lösung gibt die Stoffmenge eines gelösten Stoffes in Mol pro Kilogramm Lösungsmittel an.
Massenkonzentration β	die Masse des gelösten Stoffes wird auf das Volumen der Lösung bezogen
Volumenkonzentration σ	σ = Volumenanteil des gelösten Stoffes am Gesamtvolumen der Lösung
Volumenanteil ψ	(Volumenkonzentration und Volumenanteil unterscheiden sich insofern, als die Summe der Einzelvolumina der Komponenten meistens nicht das Volumen der Lösung ergibt.)
Raoult-Gesetz (S. 114-116 (Unterlagen)) (S.216-217)	Der Dampfdruck p einer Lösung aus den Komponenten A und B ergibt sich aus der Summe der Dampfdrücke $p(A)$ und $p(B)$ der Komponenten. $p = p(A) + p(B)$ Das Raoult'sche Gesetz von François Marie Raoult ist eine lineare Näherung für den Dampfdruck flüssiger Gemische. Danach ist für jede Komponente des Gemisches der Partialdruck in der Gasphase gegeben durch das Produkt aus dem Stoffmengenanteil der Komponente und dem Dampfdruck, den der Stoff in Reinform hätte.
Ideale Lösung	Die intermolekularen Kräfte zwischen den Bestandteilen A und B sind gleich groß wie zwischen A und A und zwischen B und B. Unter diesen Umständen entspricht der Partialdruck A dem Dampfdruck von reinem A multipliziert mit dem Stoffmengenanteil.
azeotrope Mischungen	Dampf und Flüssigkeit haben die gleiche Zusammensetzung und durch Sieden wird die Zusammensetzung nicht verändert; verhalten sich wie siedende Reinstoffe (z.B. Ethanol-Wasser-Gemisch Azeotrop: 95,58% Ethanol und 4,42% Wasser)
Elektrolyt-Lösung (S. 223)	Wenn eine wässrige Lösung Ionen enthält, leitet sie den elektrischen Strom. Ein Elektrolyt ist ein Stoff, dessen wässrige Lösung den elektrischen Strom besser leitet als Wasser.
Nichtelektrolyte	Verbindungen, die nur als Moleküle vorliegen
Reaktionen in wässriger Lösung	
Metathese-Reaktion	sind Austauschreaktionen der allgemeinen Gleichung $AX + EZ \rightarrow AZ + EX$ Kationen und Anionen tauschen ihre Partner aus; Reaktion läuft schnell ab
Fällungsreaktion	eine Reaktion, bei der ein Feststoff entsteht: Niederschlag
Bildung von schlecht löslichem Gas bei einer Methathese-Reaktion	z.B. die Reaktion von Salzsäure, $HCl(aq)$, mit einer Lösung von Natriumsulfid (Na_2S); dabei entsteht gasförmiger Schwefelwasserstoff, H_2S .
Bildung von einem schwachen Elektrolyt bei einer Methathese-Reaktion	Lösliche schwache Elektrolyte dissoziieren in Lösung nur zum Teil in Ionen, sie liegen überwiegend als Moleküle vor. Eine Säure-Base-Neutralisation ist eine Methathese-Reaktion dieser Art. Dabei reagieren H^+ -Ionen mit OH^- -Ionen unter Bildung von Wasser.
Löslichkeit in Feststoffen (S.231)	Lösliche Substanzen: Verbindungen, die sich zu mehr als 10g/kg bei 25°C lösen. Unlösliche Substanzen: weniger als 1g/kg bei 25°C löslich. Dazwischen: geringe lösliche Verbindungen.
Gase	Reaktionen der Gase mit Wasser z.B. SO_2 bildet die instabile H_2SO_3 oder CO_2 die instabile H_2CO_3
Schwache Elektrolyte	Schwache Säuren und Wasser; nur teilweise dissoziiert, leiten daher den elektrischen Strom schlechter; Essigsäure, Salpetrige Säure

Starke Elektrolyte	Phosphorsäure (H ₃ PO ₄) ist eine mittelstarke Säure. Lösliche Hydroxide sind starke Basen und starke Elektrolyte. Salze sind starke Elektrolyte. Salzsäure, Chlorsäure, Schwefelsäure
Oxidationszahlen	S. 234-235
Redoxreaktionen (S. 234 ff.)	Weder eine Oxidation noch eine Reduktion können für sich alleine auftreten. Elektronen, die von einem Atom abgezogen werden, werden anderen Atomen zugeführt. Wegen dieser stets vorhandenen Kopplung von Oxidation und Reduktion spricht man von Reduktions-Oxidations-Reaktionen.
Arrhenius Säure-Basen-Konzept	Diese Art der Reaktion wird als Dissoziation bezeichnet. Eine Base ist eine Substanz, die Hydroxidionen enthält oder beim Lösen in Wasser hydratisierte OH ⁻ Ionen bildet.
Neutralisation	Säure reagiert mit einer Base
einprotonige Säuren	können nur ein Proton abspalten; nur ein Oxoniumion ausbilden
merhprotonige Säuren (S. 239)	können mehrere Protonen abspalten; mehrere Oxoniumionen ausbilden; Schwefelsäure ist nur in der ersten Dissoziation eine starke Säure
Salze	haben noch abspaltbare Protonen
Amphotere Verbindungen (S.130 (Unterlagen))	Substanzen, die sowohl saure als auch basische Eigenschaften haben. z.B. Aluminiumhydroxid
saure und basische Oxide	Die Elemente der ersten Hauptgruppe sowie Ca, Sr, Ba geben Oxide, die sich beim Auflösen in Wasser basisch verhalten. Sie sind ionisch aufgebaut, das Oxidion reagiert mit Wasser zu OH ⁻
	<ul style="list-style-type: none"> • Praktisch alle Nichtmetalle sind saure Oxide • Sie reagieren mit Wasser unter Ausbildung von Säuren. • Sie werden deshalb auch Säurehydride genannt. • Gläser werden durch Zusammenschmelzen saurer und basischer Oxide hergestellt.
Nomenklatur von Säuren, Hydroxiden und Salzen	
Wässrige Lösungen von binären Verbindungen	haben saure Eigenschaften; Endung -säure z.B. Bromwasserstoffsäure
Metallhydroxide	werden wie ionische Verbindungen benannt; Nachsilbe -id z.B. Kalziumhydroxid
Salze von binären Säuren	Endung -id Kaliumbromid
Ternäre Säuren (S.132 (Unterlagen))	Sobald Sauerstoff beteiligt ist heißen sie Oxosäuren z.B. Dihydrogen(tetraoxidomanganat)
Anionen von ternären Säuren	lateinischer Name für Benennung des Zentralatoms mit der Endung -at
Salze	Kombination des Namens von Kation und Anion
Reaktionskinetik	
$A_2 + X_2 \rightarrow 2AX$	Während die Reaktion abläuft, werden A ₂ und X ₂ verbraucht, ihre Konzentrationen nehmen kontinuierlich ab. Gleichzeitig entsteht AX, dessen Konzentration laufend zunimmt.
	Reaktionsgeschwindigkeiten hängen von den Konzentrationen der reagierenden Substanzen ab. (groß, wenn die Konzentration der Reaktanden groß ist)

Reaktionsordnung	ist die Summe der Exponenten die den Konzentrationsparameter des Geschwindigkeitsgesetzes bezeichnet.
effektive Kollisionen	Es finden sehr viele Kollisionen statt, aber nicht alle führen zu einer Bindungsspaltung und zu einer Bildung einer neuen Bindung. Nur ein Bruchteil der Kollisionen führt zum gewünschten Ergebnis.
S. 140 ff. (Unterlagen)	Theorie des Übergangszustandes
Katalyse	Ein Katalysator ist ein Stoff, dessen Anwesenheit die Geschwindigkeit der Reaktion erhöht, ohne das er selbst verbraucht wird. Er nimmt an der Reaktion teil, geht aber unverändert daraus hervor.
	Die Reaktionsenergie ΔU wird durch den Katalysator nicht geändert. Bei einer reversiblen Reaktion, wird auch die Rückreaktion katalysiert.
Homogene Katalyse	Der Katalysator ist in der gleichen Phase anwesend, die die Reaktanden.
Heterogene Katalyse	Katalysator und Reaktanden liegen in unterschiedlichen Phasen vor.
Chemisches Gleichgewicht	es laufen weiterhin Hin- und Rückreaktionen ab, eben nur mit gleicher Geschwindigkeit.
Gleichgewichtskonstante K_p	ist temperaturabhängig.
Massenwirkungsgesetz (S. 147 (Unterlagen))	dadurch ist eine Voraussage über die Richtung in der eine Reaktion ablaufen kann möglich
Heterogene Gleichgewichte	wenn die am Gleichgewicht beteiligten Stoffe in unterschiedlichen Phasen vorliegen
Prinzip des gleichen Zwanges	Ein im Gleichgewicht befindendes System weicht einem Zwang (Druck, Temperatur, Konzentration) aus und es stellt sich ein neues Gleichgewicht ein. Gilt auch für Gleichgewichtsreaktionen
Konzentrationsänderungen	wird sie erhöht, verlagert sich das Gleichgewicht so, dass die Substanz verbraucht wird.
Druckänderung	Hier ist entscheidend auf welcher Seite der Reaktionsgleichung die höhere Molzahl an Gasen entsteht, bei Erhöhung des Drucks wird das Gleichgewicht von dieser Seite weg verschoben.
Temperaturänderung	Reaktionen die exotherm verlaufen werden durch Zufuhr von Wärme auf die Seite der Ausgangsprodukte gedrängt, solche die endotherm verlaufen, auf die Seite der Endprodukte.
Säure und Base-Theorien und Konzepte	
Arrhenius-Konzept	Arrhenius Säure: bildet im Wasser $H^+(aq)$ Ionen Arrhenius Base: bildet im Wasser $OH^-(aq)$ Ionen Neutralisation: $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O$
Brønsted Lowry-Konzept	Säure: ist ein Protonendonator, eine Substanz die Protonen abgibt Base: ist ein Protonenakzeptor, kann Protonen aufnehmen
konjugiertes Säure/ Basenpaar	Säure/ Basenpaar, das durch Verlust und Aufnahme eines Protons zusammengehört (Essigsäure und Acetat)
amphoter (S. 281)	Substanzen, die sowohl als Base, als auch als Säure auftreten können. Wasser tritt gegenüber Essigsäure als Base auf, gegenüber Ammoniak als Säure.
Neutralisationsreaktion nach Arrhenius	$H_3O^+ + OH^- \leftrightarrow H_2O + H_2O$

Brønsted Säuren und Basen	Säurestärke: Ist die Tendenz Protonen abzugeben Basenstärke: Ist die Tendenz Protonen aufzunehmen
S. 125 ff. (Unterlagen)	HCL ist eine stärkere Säure als H ₃ O ⁺ da sie ihre Protonen vollständig abgibt, das Gleichgewicht liegt völlig rechts. H ₂ O ist eine stärkere Base als Cl ⁻ da es alle Protonen, die abgegeben werden aufnimmt.
<p>Je stärker eine Säure, desto schwächer ist ihre konjugierte Base und je stärker eine Base, desto schwächer ist ihre konjugierte Säure.</p> <p>Die Lage des Gleichgewichts begünstigt jeweils die Bildung der schwächeren Säure und der schwächeren Base.</p>	
Säurestärke und Molekülstruktur	Säurestärke wird von zwei Faktoren bestimmt: <ul style="list-style-type: none"> • Der Elektronegativität des anderen Atoms: die Säurestärke nimmt innerhalb einer Periode von links nach rechts zu, sowie die Elektronegativität der Elektronen zunimmt. • Dem Atomradius des anderen Atoms: Je größer ein Atom ist desto leichter wird ein Proton abgegeben. Die Säurestärke von Wasserstoffverbindungen nimmt innerhalb einer Hauptgruppe von oben nach unten zu. H₂O < H₂S < H₂Se
Oxosäuren (S.154 ff. (Unterlagen))	Aufbau: H-O-Z Das Proton ist an den Sauerstoff gebunden, die Säurestärke wird hauptsächlich von der Elektronegativität des Atoms Z abhängig. Je elektronegativer das Atom Z ist umso stärker ist die Säure. Oxisäuren: zusätzliche Sauerstoffe am Zentralatom: Aufbau H-O-Z-O
	n = 1 schwache Säuren n = 2 mittelstarke Säuren n = 3 starke Säuren n = 4 sehr starke Säuren
<p>Eine Base, die über ein freies Elektronenpaar verfügt, kann mit einer Säure, die dieses anlagert eine kovalente Bindung ausbilden.</p> <p>Resultat: Ausbildung einer kovalenten Bindung zwischen Säure und Base, wobei da ein Elektronenpaar von der Base zur Verfügung gestellt wird.</p>	
Lewis Säure-Base-Reaktion	Die an das Proton gebundene schwachen Base Chlorid wird hierbei durch die stärkere Base Wasser verdrängt. HCl + H ₂ O -> H ₃ O ⁺ + Cl ⁻
Säure-Base Konzept von Lewis	Eine Base stellt einem Atomkern ein elektronenpaar zur Verfügung; das wird als nucleophil (kernliebend) bezeichnet. Wasser ist stärker nucleophil als das Chloridion, es handelt sich bei dieser Reaktion um eine nucleophile Verdrängungsreaktion.
	Lewis-Säuren sind Elektronenpaar-Akzeptoren, sie sind elektrophil (elektronenliebend) In einer elektrophilen Verdrängungsreaktion wird eine Lewis-Säure durch eine andere verdrängt. Diese Reaktionen sind seltener.
Supersäuren	Wenn man zu einer Brønsted-Säure eine Lewis-Säure hinzugibt, dann kann die Säurestärke erhöht werden. Es kann eine bis zu 10 ¹⁸ mal saurere Säure hergestellt werden als Schwefelsäure.
Lösungsmittelbezogene Säuren und Basen	Eine Säure bildet das Kation des Lösungsmittels und eine Base das charakteristische Anion.
	Ammoniak ist ein wasserähnliches Lösungsmittel
Säure-Basen Gleichgewicht	S.160-161 (Unterlagen)
pH-Wert	

pKs	ist der negative dekadische Logarithmus der Dissoziationskonstante der schwachen Säure und c_0 die Anfangskonzentration dieser Säure
(S. 162 (Unterlagen))	In wässrigen Lösungen von schwachen Basen stellt sich ein Gleichgewicht ein, an dem OH- Ionen beteiligt sind.
Pufferlösungen	zeichnen sich dadurch aus, dass sie den pH-Wert bei begrenztem Zusatz von Säure oder Lauge konstant halten. Bsp. Essigsäure-Acetat-Puffer
	Für eine Lösung, die eine schwache Säure und ihre konjugierte Base im Stoffmengenverhältnis 1:1 enthält gilt immer $\text{pH} = \text{pKs}$ Werden so einer Lösung Protonen zugesetzt, so reagieren diese mit der konjugierten Base, werden Hydroxidionen zugesetzt, so reagieren diese mit der Säure, der pH-Wert wird in einem begrenzten Bereich relativ konstant gehalten.
Puffer für den basischen Bereich	man verwendet ein konjugiertes Säure-Basen-System, dessen Säure einen pKs größer 7 hat
mehrprotonige Säuren	enthalten mehr als ein abspaltbares Proton pro Molekül z.B. Schwefelsäure H_2SO_4 , Phosphorsäure H_3PO_4 dissoziieren schrittweise und jeder Schritt hat dabei seine eigene Dissoziationskonstante
Dissoziationsstufen	Die erste Dissoziationsstufe ist immer am stärksten, das erste Proton wird immer am leichtesten abgegeben, dann folgt das zweite, das dritte wird am schwersten abgegeben. $K_{s1} > K_{s2} > K_{s3}$
Salze schwacher Säuren und Basen (S. 304)	<ul style="list-style-type: none"> Anionen, die sich von schwachen Säuren ableiten (z.B. CH_3CO_2^- oder NO_2^-) verhalten sich in Lösung basisch. Kationen, die sich von schwachen Basen ableiten (z.B. NH_4^+) verhalten sich in Lösung sauer. Ursachen: Je schwächer eine Säure, desto stärker ist die konjugierte Base. Das Anion der schwachen Säure repräsentiert diese starke Base, somit sind Salze schwacher Säuren basisch.
Je schwächer eine Base, desto stärker die korrespondierende Säure.	
Löslichkeitsprodukt und Komplex-Gleichgewicht	
Löslichkeitsprodukt	Das heterogene Gleichgewicht zwischen der gesättigten Lösung eines Salzes und seinem festen Bodenkörper wird durch das Löslichkeitsprodukt beschrieben. L wird als Löslichkeitsprodukt bezeichnet und ist von der Temperatur abhängig.
Fällungsreaktionen	<ul style="list-style-type: none"> Ist das Ionenprodukt niedriger als das Löslichkeitsprodukt, so liegt eine nicht gesättigte Lösung vor. Ist das Ionenprodukt gleich dem Löslichkeitsprodukt, so liegt eine gesättigte Lösung vor. Ist das Ionenprodukt größer als das Löslichkeitsprodukt, so liegt eine übersättigte Lösung vor.
Komplexe	sind Verbindungen bei denen mehrere Liganden um ein Zentralatom gruppiert sind. (Das Zentralatom ist oft eine Lewis-Säure, die Liganden Anionen oder Moleküle, die Elektronenpaare zur Verfügung stellen.)
Komplex-Gleichgewichte	S. 318
Elektrochemie S. 337 (S. 167 (Unterlagen))	
elektrische Potential/ elektrische Spannung	ist der Druck mit dem die Elektronen in den Draht geschoben werden und hat die Einheit Volt (V)

	Der Stromfluss in Metallen ist nicht ungehindert, durch Eigenschwingungen der Metallatome wird dem Stromfluss ein Widerstand entgegengebracht. Bei höherer Temperatur schwingen die Metallatome mehr und der Widerstand erhöht sich
	Je größer der Widerstand, umso größer ist die Spannung die angelegt werden muss, um eine bestimmte Stromstärke zu erreichen.
Elektroden	der Teil der Elektronen hineindrückt ist negativ geladen und heißt Kathode und der Teil der die Elektronen absaugt heißt Anode. Es findet an der Kathode eine Reduktions- und an der Anode ein Oxidationsvorgang statt.
Elektrolytische Leitung	Elektrolyse von NaCl-Schmelze (S. 339) Elementare Na schwimmt auf er Schmelze und kann abgeschöpft werden und das Cl entweicht als Gas.
Elektrolyse von wässrigen Lösungen	es scheidet sich nicht immer ein Metall ab sondern auch Wasserstoff z.B. bei einer Elektrolyte einer Natriumsulfatlösung Na_2SO_4
Elektrolyse einer Kochsalzlösung (S. 170 (Unterlagen))	<ul style="list-style-type: none"> • das Anion des Elektrolyten wird entladen • an der Kathode wird Wasserstoff abgeschieden, an der Anode Chlor • aus dem Wasser werden Hydroxidionen nachgebildet, die das Chloridion ersetzen • die entstehenden Protonen werden an der Kathode reduziert und verlassen als elementaren Wasserstoff die Lösung
Elektrolyse einer Kupferchloridlösung	<ul style="list-style-type: none"> • an der Kathode wird elementares Kupfer abgeschieden und nicht Wasserstoff, da die Kupferionen leichter entladen werden als die Protonen • an der Anode entsteht durch Oxidation der Chloridionen wiederum elementares Chlor
Mengenverhältnisse bei der Elektrolyse	Um ein Mol Na abzuscheiden, wird ein Mol Elektronen benötigt. Während an der Kathode ein Mol Elektronen zugeführt wird, wird der Anode ein Mol Elektronen abgezogen und im Fall der NaCl Schmelzelektrolyse ein Mol Chlorid entladen, wobei ein halbes Mol Cl_2 entsteht.
Faraday Gesetz	Allgemein gilt: werden 96485C durch eine Elektrolyse geleitet, so wird an jeder Elektrode die Stoffmenge von einem Äquivalent umgesetzt.
Galvanische Zellen	Eine Zelle die als Stromquelle dient. (S. 343)
S. 173-174 (Unterlagen)	
Elektrodenpotentiale (S. 345 ff.)	Stehen zwei Elektroden im Kontakt mit einem Elektrolyten, lässt sich zwischen ihnen eine elektrische Spannung messen. Das Elektrodenpotential gibt an, welche elektrische Spannung eine Elektrode liefern kann oder welche Spannung benötigt wird, um – beispielsweise bei einer Elektrolyse – einen bestimmten Zustand aufrecht zu erhalten. Es ist damit die vielleicht wichtigste Größe zur Beschreibung des Zustandes einer Elektrode und ein zentraler Begriff der Elektrochemie: Elektrodenpotentiale erlauben die Berechnung der elektrischen Spannung, die Batterien oder Akkumulatoren liefern können oder die für eine Elektrolyse benötigt werden.
Oxidationsmittel	nimmt Elektronen auf und wird selbst reduziert. Je positiver das dazugehörige Normalpotential ist, desto stärker oxidierend wirkt es. F_2 , Cl_2 , MnO_4^- , Cr_2O_7^-

Reduktionsmittel	gibt Elektronen ab und wird selbst oxidiert. Je negativer das zugehörige Normalpotential ist, desto stärker reduzierend wirkt es. Li, K, Ba, Ca, Na
größeres Normalpotential	Metalle die ein größeres Normalpotential als die Wasserstoffelektrode besitzen werden als edel bezeichnet, da sie in Anwesenheit von H ⁺ Ionen nicht oxidiert werden. Das heißt sie werden von Säuren nicht angegriffen. Dazu zählen: Cu, Ag, Au, Hg, Pt
	Metalle die ein kleineres Normalpotential als die Wasserstoffelektrode besitzen werden als unedel bezeichnet, da sie in Anwesenheit von Protonen oxidiert werden. Sie werden von Säuren unter Wasserstoffentwicklung aufgelöst. Dazu zählen: Li, Na, K, Al, Mg, Mn, Zn, Fe, Cd, Sn, Pb
Korrosionsschutz	Überzüge von anderen Metallen: Zink: schützt selbst, wenn Zinkschicht verletzt ist, da Zink ein unedleres Metall ist als Eisen und sich deshalb zuerst auflöst; Anders beim Zinn: Ist die Zinnschicht verletzt löst sich das Eisen schneller auf, da Zinn ein edleres Metall als Eisen ist.

Präfix	Zahl
mono-	1
di-	2
tri-	3
tetra-	4
penta-	5
hexa-	6
hepta-	7
octa-	8
nona-	9
deca-	10

I	Alkalimetalle
II	Erdalkalimetalle
III	Erdmetalle
IV	Tetrel
V	Pentel
VI	Chalkogene
VII	Halogene
VIII	Edelgase