

Begriff	Definition
Nachweise für Ionen	Alkalimetall-Kationen: Flammenfärbung Halogenide: Fällung als unlöslicher Feststoff
Nachweise für molekulare Stoffe	CO ₂ : weißer Niederschlag bei Einleiten in Kalkwasser O ₂ : Glimmspanprobe H ₂ : Knallgasprobe H ₂ O: Blaufärbung von wasserfreiem CuSO ₄ I ₂ : tiefblaue Färbung mit Stärkelösung
Atommasse	1 u („unit“) entspricht dem 12. Teil der Atommasse des Kohlenstoffisotops C-12 es gilt: $m(1u) = 1g / N_A (= 1,66 \cdot 10^{-24} g)$
Avogadro-Konstante	Die Avogadro-Konstante N_A gibt an, dass 1 mol eines Stoffes $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthält.
Molare Masse M	M ist die Masse von 1 mol Teilchen (stoffspezifische Konstante) $M = m / n$ [Einheit: g/mol]
Molares Volumen V_m	V _m ist das Volumen von 1 mol eines Gases Standardbedingungen: $V_m = 22,4$ l/mol $V_m = V/n$ [Einheit: l/mol]
Orbital	Ein Orbital ist der Raum, in dem sich maximal zwei Elektronen mit größter Wahrscheinlichkeit aufhalten.
Atombindung (Orbitale)	Überlappung zweier Orbitale führt zur Elektronenpaarbindungen zwischen Nichtmetall-Atomen durch ein gemeinsames, bindendes Valenzelektronenpaar
Elektronegativität	Fähigkeit eines Atoms, die Elektronen einer Elektronenpaarbindung stärker an sich zu ziehen.
Polare Elektronenpaarbindung	Elektronenpaarbindung, bei der die Bindungselektronen zum elektronegativeren Atom verschoben sind (Verschiebung bewirkt Bildung von Partialladungen)
Dipol-Molekül	Voraussetzungen: polare Elektronenpaarbindung und getrennte Ladungsschwerpunkte im Molekül
Coulomb'sches Gesetz	Gleichsinnige Ladungen (+ und + bzw. - und -) stoßen sich ab, gegensinnige Ladungen (+ und -) ziehen sich an
Zwischenmolekulare Wechselwirkungen	nach steigender Stärke: 1. Van-der-Waals-Wechselwirkungen 2. Dipol-Dipol-Wechselwirkungen 3. Wasserstoffbrückenbindungen

Begriff	Definition
Wasserstoffbrückenbindungen	Eine H-Brücke beruht auf der Anziehung zwischen einem stark positiv polarisiertem Wasserstoffatom und einem freien Elektronenpaar in einem benachbarten Molekül.
Dipol-Dipol-Wechselwirkung	Elektrostatische Anziehung zwischen permanenten Dipol-Molekülen
Van-der-Waals-Wechselwirkungen	Schwache Anziehung vor allem bei unpolaren Molekülen, bei dem ein spontaner Dipol durch Verschiebung der Elektronen im Nachbarmolekül einen induzierten Dipol bewirkt.
Löslichkeit	„Gleiches löst sich gut in Gleichem“ → polare Stoffe lösen sich gut in polaren Lösungsmitteln → unpolare Stoffe gehen in polaren Lösungsmitteln nicht in Lösung
Hydratation	Wassermoleküle umlagern gelöste Ionen aufgrund elektrostatischer Anziehungskräfte.
Saure und Basische Lösungen	Saure Lösungen enthalten Oxoniumionen (H ₃ O ⁺) Basische Lösungen enthalten Hydroxidionen (OH ⁻)
pH-Wert	Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Oxoniumionen-Konzentration in einer wässrigen Lösung. Er gibt an, wie sauer bzw. basisch diese ist.
Definition Säure/Base	Nach Brönsted sind Säuren Protonendonatoren (geben H ⁺ ab) bzw. Basen Protonenakzeptoren (nehmen H ⁺ auf).
Ampholyt	Ampholyte sind Teilchen, die (je nach Reaktionspartner) als Säure oder als Base reagieren können.
Säure-Base-Reaktion	Durch eine Protolyse (H ⁺ -Übertragung) reagieren Säuren mit Basen. Die gebildeten Säure-Anionen können wieder als Base reagieren.
(Stoffmengen-) Konzentration	Die Konzentration gibt ab, wie viel Mol eines Stoffes in einem bestimmten Volumen enthalten sind: $c = n \cdot V$
Wichtige Säuren	Salzsäure: HCl Kohlensäure: H ₂ CO ₃ Schwefelsäure: H ₂ SO ₄ Schwefelige Säure: H ₂ SO ₃ Salpetersäure: HNO ₃ Phosphorsäuren: H ₃ PO ₄

Begriff	Definition
<p>Wichtige Basen</p>	<p>Natriumhydroxid: NaOH Kaliumhydroxid: KOH Calciumhydroxid: Ca(OH)₂ Bariumhydroxid: Ba(OH)₂</p>
<p>Redoxreaktion</p>	<p>Kopplung von Oxidations- und Reduktions-Teilreaktion. Dabei werden Elektronen von einer Teilchensorte (Elektronendonator = Reduktionsmittel) auf andere Teilchen (Elektronenakzeptor = Oxidationsmittel) übertragen.</p>
<p>Regeln zum Ermitteln von Oxidationszahlen</p>	<p>OZ von Elementen: OZ = 0 Einatomige Ionen: OZ = Ionenladung In ungeladenen Molekülen: Summer aller OZ = 0 In geladenen Molekülen: Summe aller OZ = Ionenladung</p>
<p>Regeln zum Aufstellen von Redox-Gleichungen</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Edukte und Produkte angeben; OZ bestimmen 2. Oxidation = Anstieg der OZ Reduktion = Abfall der OZ 3. Gleiche viele Edukte und Produkte mit veränderter OZ 4. Zahl der übertragenen Elektronen = Differenz der OZ 5. Ladungsausgleich mit OH⁻ bzw. H₃O⁺ 6. Elektronenzahl in Reduktion und Oxidation angleichen 7. Gesamtgleichung formulieren (evtl. kürzen)
<p>Elektrolyse</p>	<p>Analyse einer wässrigen Salzlösung mittels elektrischen Stroms</p>