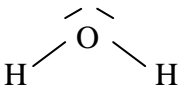


Grundwissen und Grundfertigkeiten im Fach Chemie 9 Jgst. NTG

Fachbegriff	Erklärung	Beispiel
Quantitative und qualitative Analyse	Die quantitative Analyse macht Aussagen darüber wie viel vom jeweiligen Stoff enthalten ist. Bei der qualitativen Analyse geht es darum, ob der jeweilige Stoff enthalten ist.	Mineralwässer enthalten beispielsweise 9,2 mg/l Natriumionen, durch Reaktion mit Kalkwasser kann CO_2 in einer Probe nachgewiesen werden.
Blindprobe	Negative Blindprobe: Durchführung einer Nachweisreaktion ohne Beteiligung der zu analysierenden Substanz. Das Testsystem darf nicht anschlagen. Positive Blindprobe: Dem Ansatz wird die zu analysierende Substanz zugesetzt. Der Nachweis muss positiv verlaufen.	Carbonate (z.B. Na_2CO_3) reagieren bei Zugabe von HCl mit CO_2 -Entwicklung. Sulfide (z.B. Na_2S) reagieren bei Zugabe von HCl mit H_2S -Entwicklung (Geruch nach faulen Eiern). Ammoniumionen (NH_4^+) reagieren bei Zugabe von NaOH mit NH_3 -Entwicklung (stechender Geruch nach Salmiak). Eisen(III)-ionen reagieren mit Kalimthiocyanat (KSCN) zu einer blutroten Eisenverbindung.
Fällungsreaktionen	Bestimmte Ionen reagieren miteinander unter Bildung schwerlöslicher Salze, die als fester Niederschlag sichtbar werden.	Bariumionen (z. B. aus BaCl_2) reagieren mit Sulfationen (z.B. aus Na_2SO_4) zu schwerlöslichem Bariumsulfat (weißer Niederschlag). Weiteres typisches Beispiel: Fällung von schwerlöslichem Silberchlorid (AgCl)
Flammenfärbung	Qualitativer Nachweis verschiedener Stoffe anhand ihrer charakteristischen Färbung der Brennerflamme. Besonders Alkali- und Erdalkalielelement zeigen bei Energiezufuhr (Anregung) typische Flammenfarben:	Li karminrot Na gelb K violett (Cobaltglas) Sr rot Ba grün
Atommasse	Die Atommasse (m_A) gibt an, wie groß die Masse eines Atoms im Vergleich zur Masse des Kohlenstoffisotops ^{12}C ist. Im PSE steht die Atommasse links oben am Elementsymbol.	Die atomare Masseneinheit u beträgt 1/12 der Atommasse des Kohlenstoffisotops ^{12}C . $m_A(\text{C}) = 12 \text{ u}$ $m_A(\text{H}) = 1,0079 \text{ u}$

Molekülmasse / Formelmasse	Die Molekülmasse ist die Summe aus den Atommassen der einzelnen Atome	$m_A (\text{H}_2\text{O}) = 2 \times m_A (\text{H}) + m_A (\text{O}) = 18 \text{ u}$
Teilchenzahl N	Anzahl (N) von Atomen oder Molekülen einer Stoffportion	18 g Wasser sind genau 1 mol und enthalten $6,022 \times 10^{23}$ Teilchen
Stoffmenge n	Anzahl der Mol (mol) eines Stoffs.	
Avogadrokonstante N_A	Gibt an wie viele Teilchen in einem Mol enthalten sind	$N_A = 6,022 \times 10^{23}$ Teilchen pro mol
Molare Masse M	Die Masse eines Mols, also von $6,022 \times 10^{23}$ Teilchen, wird als Molare Masse bezeichnet. Die Einheit ist g / mol.	Wasser besitzt die Molare Masse von 18 g / mol, d.h. ein Mol Wasserteilchen ($6,022 \times 10^{23}$) besitzt die Masse 18 g.
Molares Volumen V_M	Das Volumen eines Mols, also von $6,022 \times 10^{23}$ Teilchen, wird als Molares Volumen bezeichnet. Die Einheit ist l / mol.	Bei gasförmigen Stoffen ist das Molare Volumen bei gleicher Temperatur und gleichem Druck konstant. Es liegt dann bei 22,4 l / mol.
Konzentration	Molare Konzentration c ist der Quotient aus der Stoffmenge n in mol und dem Volumen V in l	Verdünnte Natronlauge besitzt beispielsweise die Konzentration: $c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol/l}$
Reaktionsenergie ΔH (auch vereinfachend als Reaktionsenthalpie bezeichnet, da bei konstantem Druck keine Volumenarbeit $W = -p \times V$ auftritt.)	Wärmeenergiebetrag (Q), der aufgenommen oder abgegeben wird und der der Änderung der inneren Energie (E_i) der reagierenden Stoffe entspricht.	Die Änderung der inneren Energie entspricht bei konstantem Druck der Reaktionswärme: $\Delta H = Q = \Delta E_i$
Innere Energie E_i	Nicht direkt messbare Energie eines Stoffs, deren Änderung (ΔE_i) bei chemischen Prozessen betrachtet wird.	
Molare Bildungsenergie E_B	Die Wärmeänderung, die auftritt, wenn ein Mol einer Verbindung aus den Elementen hergestellt wird.	Synthese von Wasser aus den Elementen: $E_B (\text{H}_2\text{O}) = - 286 \text{ kJ / mol}$
Ionisierungsenergie IE (auch E_I)	Energiebetrag, der aufzuwenden ist, um ein Elektron aus der äußersten Schale zu entfernen und ein Kation zu bilden.	$\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + \text{e}^-$ $\text{IE} = + 425 \text{ kJ / mol}$
Elektronenaffinität EA	Energiebetrag, der frei wird, wenn ein Elektron in die äußerste Schale eingebaut wird. Es entsteht ein Anion.	$\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$ $\text{EA} = - 365 \text{ kJ / mol}$

Gitterenergie	Die Gitterenergie ist die molare Bildungsenergie eines Ionenkristalls. Sie wird bei der Bildung eines Kristalls aus vorher isolierten Ionen frei	Die Gitterenergie von KCl beträgt -710 kJ/mol . Dieser Betrag muss beim Aufbrechen des Gitters aufgewendet werden, um die elektrostatische Anziehung der Ionen zu überwinden.
Molekül- und Atomorbitale	Orbitale sind dreidimensionale Aufenthaltsräume, in denen Elektronen mit bestimmter Wahrscheinlichkeit anzutreffen sind.	Einfache Atomorbitale ähneln kugel- bzw. keulenförmigen Gebilden.
Welle-Teilchen-Dualismus	Elektronen weisen sowohl Teilchen- als auch Welleneigenschaften auf.	Elektronen besitzen eine Masse und zeigen Interferenz
Unschärferelation	Ort (und Impuls) eines Elektrons können nicht exakt bestimmt werden.	Vgl. Orbitale als Aufenthaltsräume
VSEPR-Modell	Das Elektronenpaar-Abstoßungsmodell (Valence-Shell-Electron-Pair-Repulsion) Bindende und nicht bindende Elektronenpaare stoßen sich ab und ordnen sich in größtmöglicher Entfernung voneinander an.	Wassermoleküle besitzen 2 bindende und 2 nicht bindende Valenzelektronen am Sauerstoffatom, wodurch ein gewinkeltes Molekül mit 104° Bindungswinkel entsteht: 
Elektronegativität, EN	Bestreben eines Atoms, die Elektronen aus einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen.	Fluor ist das elektronegativste Element, mit einem EN-Wert von 4
Polarität der Atombindung	Bei einer polaren Bindung ist das bindende Elektronenpaar zum elektronegativeren Atom verschoben.	$\text{H} \text{---} \text{Cl}$
Dipol	Fallen in einem Molekül die Ladungsschwerpunkte von positiven und negativen Teilladungen nicht zusammen, so liegt ein Dipolmolekül vor	Wasser ist ein Dipol, Kohlenstoffdioxid dagegen nicht.
Zwischenmolekulare Kräfte	Anziehungskräfte zwischen den Molekülen (und Atomen), eines Stoffes. Sie beeinflussen beispielsweise Schmelzpunkt, Siedepunkt, Löslichkeit und Viskosität.	Man unterscheidet <ul style="list-style-type: none"> • schwache Van-der-Waals-Kräfte • starke Dipol-Dipol-Wechselwirkungen • H-Brückenbindungen

Brönsted-Säure	Teilchen, das als Protonendonator reagiert. (Brönsted-Säuren besitzen mindestens ein polar gebundenes H-Atom)	HCl, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , ...
Brönsted-Base	Teilchen, das als Protonenakzeptor reagiert. (Brönsted-Basen besitzen mindestens ein freies Elektronenpaar, um ein H-Atom anlagern zu können)	OH ⁻ , NH ₃ , ...
Protolyse	Reaktion mit Protonenübergang	z.B Neutralisation
Ampholyt	Teilchen, welches je nach Reaktionspartner als Säure oder Base reagieren kann	H ₂ O, NH ₃
Titration	Maßanalytisches Verfahren zur Bestimmung der Konzentration einer Säure oder Base	Mit HCl-Maßlösung kann die unbekannt Konzentration einer Natronlauge bestimmt werden.
Neutralisation	Säuren heben die Wirkung von Basen und Laugen auf. Dabei entsteht neutrales Wasser.	HCl + NaOH → NaCl + H ₂ O
Indikator	Farbstoffe, die in Säuren anders gefärbt sind, als in Laugen, nennt man Indikatoren.	Lackmus, Phenolphthalein
pH-Wert	Logarithmische Skala, die ein Maß für den sauren und basischen Charakter einer wässrigen Lösung darstellt.	pH = 0 stark sauer pH = 7 neutral pH = 14 stark alkalisch
Säure-Base-Paare, korrespondierende	Teilchenpaare, die sich formal um ein H ⁺ -Teilchen unterscheiden und durch Protonenaustausch ineinander übergehen können	NH ₄ ⁺ / NH ₃ H ₂ CO ₃ / HCO ₃ ⁻
Oxidation	Abgabe von Elektronen	Na → Na ⁺ + e ⁻
Reduktion	Aufnahme von Elektronen	Cl ₂ + 2 e ⁻ → 2 Cl ⁻
Redoxreaktion	Reaktion mit Elektronenübergang (dabei ändert sich die Oxidationszahl)	2 Na + Cl ₂ → 2 Na ⁺ + 2 Cl ⁻
Oxidationszahl OZ	Die OZ beschreibt die Oxidationsstufe, in der sich ein Atom befindet und dient zum Aufstellen von Redoxgleichungen.	Oxidationszahlen werden als römische (z.T. auch als arabische) Ziffern über das Atom geschrieben.
Oxidationsmittel	Teilchen, die Elektronen aufnehmen können und so den Reaktionspartner	O ₂ , KMnO ₄

	oxidieren.	
Reduktionsmittel	Teilchen, die Elektronen abgeben können und so den Reaktionspartner reduzieren.	Zn, Mg
Lewisformel	Elektronenstrichformel eines Moleküls mit allen bindenden und freien Elektronenpaaren.	

Grundfertigkeiten

Kenntnis wichtiger chemischer Formeln

Kenntnis wichtiger qualitativer und quantitativer Analysemethoden

Chemisches Rechnen

Aufstellen von Lewisformeln (VSEPR-Modell)

Formulieren von Säure-Base-Reaktionen (Brönsted-Konzept)

Bestimmung der Oxidationszahlen

Formulieren von Redoxreaktionen