

Grundwissen Chemie

9 NTG

Begriffe	Inhalt
Blindprobe	<p>Mit einer Blindprobe überprüft man, ob das Nachweisreagenz überhaupt funktioniert.</p> <p>Pos. Blindprobe: Zu dem Nachweisreagenz wird der nachzuweisende Stoff gegeben \Rightarrow Nachweis muss positiv sein</p> <p>Neg. Blindprobe: Zu dem Nachweisreagenz wird der ein Stoff gegeben, der den nachzuweisenden Stoff nicht enthält \Rightarrow Es darf keine Nachweisreaktion auftreten.</p>
Nachweis von Halogenid-ionen:	Chlorid, Bromid- und Iodid-Ionen können durch Zugabe von Silbernitratlösung als AgCl(s), AgBr(s) oder AgI(s) nachgewiesen werden
Flammenfärbung	Alkali- und Erdalkalimetallionen können durch ihre charakteristische Flammenfärbung in der Gasbrennerflamme nachgewiesen werden.
Größen zum Erfassen von Stoffportionen	<p>Folgende Größen zur Erfassung einer Stoffportion stehen zur Verfügung:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Masse m • Volumen V • Teilchenanzahl N • Stoffmenge n <p>Die Stoffmenge ist der Teilchenanzahl proportional.</p>
Mol	1 Mol (Zeichen 1 mol) ist die Stoffmenge einer Stoffportion, die aus ebenso vielen Teilchen (Atomen, Molekülen, Ionen) besteht, wie Atome in 12 g des Kohlenstoffnuklids ^{12}C enthalten sind: $6,02205 \cdot 10^{23}$ Teilchen
Avogadro-Konstante N_A	<p>Die Avogadro-Konstante ist der Quotient aus der Teilchenanzahl einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion:</p> $N_A(X) = \frac{N(X)}{n(X)} \quad ; \quad [N_A] = \frac{1}{\text{mol}}$ <p>Die Avogadro-Konstante hat für alle Stoffe den gleichen Wert:</p> $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$
molare Masse M	<p>Die molare Masse ist der Quotient aus der Masse einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion:</p> $M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \quad ; \quad [M] = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ <p>Die molare Masse ist abhängig von der Stoffart. Der Zahlenwert der Teilchenmasse ist gleich dem Zahlenwert der molaren Masse</p>
molares Volumen V_m	<p>Das molare Volumen ist der Quotient aus dem Volumen einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion:</p> $V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)} \quad ; \quad [V_m] = 1 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ <p>Das molare Volumen ist von der Stoffart und wie das Volumen von Druck und Temperatur abhängig</p>

molares Normvolumen V_{nm}	<p>Das molare Normvolumen ist der Quotient aus dem Normvolumen V_n einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion:</p> $V_{nm}(X) = \frac{V_n(X)}{n(X)}$ <p>Für gasige Stoffportionen ist das molare Normvolumen unabhängig von der Stoffart und beträgt: $V_{nm} = 22,4 \frac{l}{mol}$</p>
Reaktionsenergie	<p>Differenz zwischen der Energie (Wärmeinhalt) der Energie der Produkte; $\Delta E = E(\text{Produkte}) - E(\text{Edukte})$ $\Delta E < 0$ exotherm, $\Delta E > 0$ endotherm</p>
Valenzelektronenpaarabstoßungsmodell	<ol style="list-style-type: none"> 1. Bindungs- und freie Elektronenpaare stoßen sich ab. 2. Freie Elektronenpaare beanspruchen mehr Platz als bindende. 3. Die Elektronenpaare ordnen sich mit größtmöglichem Abstand um das Zentralatom an. 4. Doppelbindungen werden im Modell zur Geometriebeurteilung näherungsweise als Einfachbindungen betrachtet.
Dipolmolekül	<p>Fallen die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladung nicht zusammen, spricht man von einem Dipolmolekül, z.B. Wasser:</p> <div style="text-align: center;"> <p>Ladungsschwerpunkt: -</p> <p>Ladungsschwerpunkt: +</p> </div>
Dipol-Dipol-WW	<p>Anziehungskräfte zwischen Dipol Molekülen.</p>
Wasserstoffbrücken	<p>Kräfte zwischen den Molekülen der Wasserstoffverbindungen von Stickstoff, Sauerstoff und Fluor bezeichnet man als Wasserstoffbrücken.</p>
Van-der-Waals-Kräfte	<p>Schwache zwischenmolekulare Kräfte, die auf der elektrostatischen Anziehung zwischen spontanen und induzierten Dipolen bei Atomen oder Molekülen beruhen. Die Kräfte nehmen mit der Größe der Atome oder Moleküle zu.</p>
Hydratation/ Hydratisierung	<p>Die Umhüllung der Ionen eines Salzes mit Wasser-Molekülen (=Hydrathülle) wird Hydratation oder Hydratisierung genannt. Die bei der Hydratation freigesetzte Wärme bezeichnet man als Hydratationsenergie (ΔE_H)</p>
Lösungsenergie (ΔE_L)	<p>Differenz zwischen der frei werdenden Hydratationsenergie und der Gitterenergie (ΔE_G) des Salzes:</p> $\Delta E_L = \Delta E_G - \Delta E_H $ <p>$\Delta E_H > \Delta E_G \Rightarrow \Delta E_L < 0$ exothermer Lösevorgang $\Delta E_H < \Delta E_G \Rightarrow \Delta E_L > 0$ endothermer Lösevorgang ΔE_H sehr viel kleiner als $\Delta E_G \Rightarrow$ Löslichkeit des Salzes sehr gering.</p>
Polar/unpolar	<p>(Un)Polare Stoffe sind aus (un)polaren Molekülen aufgebaut. (un)Polare Moleküle enthalten (un)polare Atombindungen.</p>
Säure (nach Brönsted)	<p>Protonendonator: Teilchen das bei Reaktionen Protonen abgibt.</p>
Base (nach Brönsted)	<p>Protonenakzeptor: Teilchen das bei Reaktionen Protonen bindet (aufnimmt).</p>

Protolyse (Säure-Base-Reaktion)	Reaktionen mit einem Protonenübergang von einer Säure auf eine Base.
saure Lösung	Enthält Oxoniumionen , welches bei der Übertragung eines Protons auf ein Wassermolekül entstehen: H₃O⁺
basische Lösung	Enthält Hydroxidionen: OH⁻
Ampholyt	Teilchen, die je nach Reaktionspartner sowohl als Brönsted-Säure als auch als Brönsted-Base reagieren können, z. B. Wasser
Neutralisationsreaktion	Protonenübertragung von H ₃ O ⁺ -Ionen auf OH ⁻ -Ionen unter Bildung von Wasser: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
Stoffmengenkonzentration c(X)	Quotient aus Stoffmenge n(X) und Volumen V(X) des gelösten Stoffes: $c(X) = \frac{n(X)}{V(X)} \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$
Maßlösung	Lösung mit genau definierter Konzentration.
Titration	Verfahren zur Bestimmung der Stoffmenge in einer bestimmten Portion einer Säure oder Lauge.
Oxidation	Abgabe von Elektronen
Reduktion	Aufnahme von Elektronen
Redoxreaktion	Reaktion bei der ein Elektronenübergang stattfindet = Elektronenübertragungsreaktion
Oxidationsmittel (Elektronenakzeptor)	Es oxidiert einen anderen Stoff, indem es von diesem Elektronen aufnimmt und wird selbst dabei reduziert.
Reduktionsmittel (Elektronendonator)	Es reduziert einen anderen Stoff, indem es an diesen Elektronen abgibt und wird selbst dabei oxidiert.
Redoxreaktion	Eine Redoxreaktion liegt vor, wenn sich Oxidationszahlen beteiligter Atome ändern.
Elektrolyse	Erzwungene Redoxreaktion, bei der elektrische Energie in chemische Energie umgewandelt wird, z:b. die Elektrolyse von Wasser zu Wasserstoff und Sauerstoff.

Nachweisreaktionen kennen.
Einfache Berechnungen unter Verwendung der Größengleichungen durchführen können. (Stöchiometrisches Rechnen)
Zusammenhang zwischen Molekülstruktur und Eigenschaften eines Stoffes (z.B. Siedetemperatur, Löslichkeit etc.) herstellen können. (Struktur-Eigenschafts-Konzept)
Redoxreaktionen aufstellen können.
Das Donator-Akzeptor-Konzept anwenden können: Redoxreaktionen, Säure-Base-Reaktionen,