

Grundwissen Chemie

Jahrgangsstufe 9 NTG

Begriffe	Erklärung
Relative Atommasse m_a	Die Masse eines Atoms wird in der atomaren Masseneinheit u angegeben, die als 1/12 der Masse eines ^{12}C-Atoms definiert ist. ($1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}$)
Molekülmasse m_m	Die Masse eines Moleküls ist die Summe der Massen der gebundenen Atome in u .
Mol	Ein Mol ist die Stoffmenge n (Einheit „mol“) einer Stoffportion, die aus ebenso vielen Teilchen (Atomen, Molekülen, Ionen) besteht, wie Atome in $12 \text{ g } ^{12}\text{C}$ -Kohlenstoff enthalten sind.
Teilchenzahl eines Mols N_A (Avogadro-Konstante)	N_A entspricht als Wert der Avogadro-Zahl $Z_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ u/g}$. Die Avogadro-Konstante ist der Quotient aus der Teilchenzahl einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion : $N_A(X) = \frac{N(X)}{n(X)} \cdot \frac{1}{\text{mol}}$; N_A hat für alle Stoffe denselben Wert $6,022 \cdot 10^{23} \cdot 1/\text{mol}$.
Molare Masse M	Die molare Masse ist der Quotient aus der Masse einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion : $M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \cdot \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ Die molare Masse ist abhängig von der Stoffart, wobei der Zahlenwert der Teilchenmasse in u gleich dem Zahlenwert des molaren Masse in g ist.
Molares Volumen V_m	Das molare Volumen ist der Quotient aus dem Volumen einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion : $V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)} \cdot \frac{1}{\text{mol}}$ Das molare Volumen ist von der Stoffart und wie das Volumen von Druck und Temperatur abhängig.
Stoffmengenkonzentration $c(X)$	$c(X)$ ist der Quotient aus der Stoffmenge $n(X)$ und dem Volumen $V(X)$ des gelösten Stoffes X : $c(X) = \frac{n(X)}{V(X)} \cdot \frac{\text{mol}}{1}$
Molare Bildungsenergie ΔE_B in kJ/mol	Energie, die bei der Bildung eines Mols einer Verbindung aus den Elementen bei Standardbedingungen (25°C und 1013 hPa) auftritt .
Molare Reaktionsenergie ΔE_R in kJ/mol	Die Differenz aus den molaren Bildungsenergien der Produkte und der Edukte ergibt die molare Reaktionsenergie .
Gitterenergie ΔE_G	Energie, die bei der Kristallbildung eines Mols eines Salzes aus vorher isolierten Ionen auftritt.

Atomorbital	Bereich, in dem sich ein Elektron mit höchster
--------------------	--

	Wahrscheinlichkeit aufhört. In einem Orbital befinden sich maximal zwei energetisch gleichwertige Elektronen , die sich in ihrem Spin unterscheiden.
Molekülorbital	Ein gemeinsames mit zwei Elektronen besetztes Molekülorbital führt zur Elektronenpaarbindung zwischen zwei Bindungspartnern.
Valenzstrichformel (Lewisformel)	Elektronenformel , in der ungepaarte Elektronen als Punkte, freie und bindende Elektronenpaare als Striche an bzw. zwischen den Elementensymbolen geschrieben werden.
Valenzelektronenpaar-Abstoßungsmodell zur Molekülgeometrie	<ol style="list-style-type: none"> 1. Bindungs- und freie Elektronenpaare stoßen sich ab. 2. Freie Elektronenpaare beanspruchen mehr Raum als bindende. 3. Die Elektronenpaare ordnen sich mit größtmöglichem Abstand um das Zentralatom an..
Unpolare Atombindung	Gemeinsame Elektronenpaare zwischen zwei gleichen Bindungspartnern werden von diesen gleichberechtigt genutzt.
Elektronegativität	Maß für die Fähigkeit eines Atoms , in einer Atombindung das Bindungselektronenpaar an sich zu ziehen .
Polare Atombindung	Die Bindungselektronenpaare sind zum elektronegativeren Bindungspartner verschoben; dies führt zum Auftreten von Partiellladungen (Teilladungen) und damit zu Ladungsschwerpunkten.
Dipolmoleküle	Dipole sind nach außen elektrisch ungeladen , besitzen jedoch einen positiven und einen negativen Pol , da die Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen.
Wasserstoffbrückenbindungen	Stärkste zwischenmolekulare Wechselwirkung zwischen den Verbindungen des Wasserstoffs mit Fluor, Chlor, Sauerstoff und Stickstoff; dabei wird das stark positiv polarisierte Wasserstoffatom eines Moleküls vom stark negativ polarisierten Elementatom eines anderen Moleküls angezogen.
Dipol-Dipol- bzw. Dipol-Ionen-Kräfte	Schwächere Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolmolekülen bzw. Dipolmolekülen und Ionen
Van-der -Waals-Kräfte	Schwache zwischenmolekulare Kräfte, die auf der elektrostatischen Anziehung unpolarer Moleküle und Atome beruhen. Der Grund ist ein momentaner induzierter Dipolcharakter . Diese Kräfte nehmen mit der Größe der Moleküle und Atome zu.
Hydratation	Die Umhüllung von Ionen oder polaren Molekülen mit Dipolmolekülen des Wassers (Bildung einer Hydrathülle) wird Hydratation genannt; die dabei verfügbar werdende Energie wird Hydratationsenergie E_H genannt.
Lösungsenergie	$E_L = E_{H\text{ gesamt}} - E_G$;
Brönsted-Säure	Teilchen, das bei Protolysen Protonen abgibt (Protonendonator)
Brönsted-Base	Teilchen, das bei Protolysen Protonen aufnimmt (Protonen-Akzeptor)
Protolyse (Säure- Base-Reaktion)	Reaktion mit einem Protonenübergang von einer Säure auf eine Base
Ampholyt	Teilchen, das je nach Reaktionspartner sowohl als

	Brönsted-Säure als auch als Brönsted-Base reagieren kann, z.B. Wasser
Saure Lösung	Lösung, die mehr Oxoniumionen (H_3O^+) als Hydroxidionen enthält; diese entstehen bei der Übertragung eines Protons auf ein Wassermolekül
Alkalische Lösung	Lösung, die mehr Hydroxidionen (OH^-) als Oxoniumionen enthält; diese entstehen, wenn ein Wassermolekül ein Proton abgibt.
pH-Wert	Auf einer Skala von 0 bis 14 haben saure Lösungen einen pH-Wert kleiner als sieben , alkalische einen größer als sieben.
Neutralisation	Protonenübergang von Oxoniumionen auf Hydroxidionen unter Wasserbildung: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$;
Säure-Base-Indikator	Farbstoff, der in sauren Lösungen anders gefärbt (oder farblos) ist als in alkalischen .
Säure-Base-Titration	Verfahren zur Bestimmung einer unbekannt konzentrierten Säure- bzw. Basen-Portion durch Zugabe einer bekannt konzentrierten Basen- bzw. Säurelösung (Maßlösung)
Äquivalenzpunkt	Endpunkt der Säure-Base-Titration, wenn gleichwertige Stoffmengen Säure und Base miteinander reagiert haben
Oxidation	Elektronenabgabe
Reduktion	Elektronenaufnahme
Oxidationsmittel (Elektronenakzeptor)	Stoff, der einem anderen Elektronen entzieht und selbst reduziert wird
Reduktionsmittel (Elektronendonator)	Stoff, der an einen anderen Elektronen abgibt und selbst oxidiert wird
Redoxreaktion	Reaktion, bei der ein Elektronenübergang von Elektronendonator zum Elektronenakzeptor stattfindet
Oxidationszahl	Sie beschreibt die Oxidationsstufe , auf der sich ein Atom befindet und wird meist als römische Zahl über das Elementsymbol geschrieben.
Synproportionierung	Aus einem Eduktbestandteil mit höherer und niedrigerer Oxidationszahl entsteht ein Produktbestandteil mit dazwischenliegender Oxidationszahl .
Disproportionierung	Aus einem Eduktbestandteil mit mittlerer Oxidationszahl entstehen Produktbestandteile mit höherer und niedrigerer Oxidationszahl .