

Grundwissen Chemie (Stoff der 9. Klasse NTG) am Gymnasium Trudering

Folgende Fähigkeiten sind im Fach Chemie Voraussetzung für die 10. Klasse NTG

(Auszug aus dem Lehrplan!):

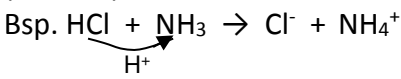
- Einfache Nachweisverfahren durchführen können
- Einfache Berechnungen zum Stoff- und Energieumsatz beherrschen
- In der Lage sein, den räumlichen Bau einfacher Moleküle zu beschreiben, daraus die zwischen den Molekülen herrschenden Kräfte abzuleiten und auf wesentliche Eigenschaften der betreffenden Stoffe zu schließen
- Das Donator-Akzeptor-Konzept auf Säure-Base- und Redoxreaktionen anwenden können
- Die Durchführung und Auswertung von Säure-Base-Titrationsen beherrschen
- Anwendungsbeispiele für Redoxreaktionen in Alltag und Technik kennen
- Einfache Experimente in Teilaspekten selbständig planen können

Wichtige Grundbegriffe:



knicken und Rückseiten aufeinander kleben, an Längs-
strichen schneiden → Grundwissenskärtchen!

Ampholyt	Teilchen, das sowohl als Protonendonator (= Säure) als auch als Protonenakzeptor (= Base) fungieren kann; Bsp. H ₂ O
Atomare Masseneinheit	1 u ist 1/12 der Masse eines ¹² C-Atoms 1 u = 1/12 m (¹² C)
Base (Definition nach Brönsted)	Protonenakzeptor Beispiel: NH ₃
Dipol-Dipol-Wechselwirkung	elektrostatische Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolmolekülen
Dipolmolekül = polares Molekül	Molekül, bei dem positiver und negativer Teilla- dungsschwerpunkt nicht zusammenfallen
Elektrolyse	durch Zufuhr von elektrischer Energie erzwungene Redoxreaktion (→ Zersetzung der Verbindung) Red. (an der Kathode) $Zn^{2+} + 2 e^{-} \rightarrow Zn$ Ox. (an der Anode) $2 Br^{-} \rightarrow Br_2 + 2 e^{-}$
Elektronegativität	Maß für die Stärke, mit der ein Atom Bindungs- elektronen anzieht
Hydratation	Bildung einer Hülle aus Wassermolekülen (Hyd- rathülle) um die Teilchen des gelösten Stoffes

Indikator	Farbstoff, der durch seine Farbe das Milieu (sauer, neutral, basisch) einer wässrigen Lösung anzeigt
Mol	Einheit der Stoffmenge n; in der Stoffmenge 1 Mol sind $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthalten
Molare Masse M	$M = m / n$ [g/mol] (m $\hat{=}$ Masse in g, n $\hat{=}$ Stoffmenge in mol)
Molares Volumen V_m	$V_m = V / n$ [l/mol] (V $\hat{=}$ Volumen in l, n $\hat{=}$ Stoffmenge in mol) Unter Normbedingungen (0°C; 1,013bar) nimmt 1 Mol eines Gases ein Volumen von 22,4l ein.
Neutralisation	Protolyse zwischen Oxonium-Ionen (H_3O^+) und Hydroxid-Ionen (OH^-) $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$
Orbital	Raum, in dem sich Elektronen mit der höchsten Aufenthaltswahrscheinlichkeit befinden
Oxidation	Elektronenabgabe (\rightarrow Erhöhung der Oxidationszahl)
Oxidationsmittel	Elektronenakzeptor Beispiele: O_2 , MnO_4^-
Polare Atombindung	bindendes Elektronenpaar ist zum elektronegativeren Partner verschoben; es treten Teilladungen auf
Protolyse	Protonenübergang vom Protonendonator (= Säure) auf den Protonenakzeptor (= Base) Bsp. $HCl + NH_3 \rightarrow Cl^- + NH_4^+$ 
Redoxreaktion	Elektronenübergang
Reduktion	Elektronenaufnahme (\rightarrow Erniedrigung der Oxidationszahl)
Reduktionsmittel	Elektronendonator Beispiele: H_2 , SO_3^{2-}
Säure (Definition nach Brönsted)	Protonendonator Beispiel: HCl

Stoffmengenkonzentration c	$c = n / V$ [mol/l] ($n \triangleq$ Stoffmenge in mol, $V \triangleq$ Volumen in l)
Teilladung = Partialladung	tritt bei polaren Atombindungen auf; Bindungspartner sind durch Verschiebung des bindenden Elektronenpaars teilweise (=partiell) positiv bzw. negativ geladen
Van-der-Waals-Kräfte	Elektrostatische Anziehungskräfte zwischen unpolaren Molekülen bzw. Edelgasatomen, die auf spontanen und dadurch induzierten Dipolen beruhen
Wasserstoffbrücken(-bindung)	Besonders starke Dipol-Dipol-Wechselwirkungen; treten auf zwischen positiv polarisierten H-Atomen einerseits und negativ polarisierten N-, O- und F-Atomen mit freien Elektronenpaaren andererseits

WICHTIGE SÄUREN

NAME	FORMEL	SÄUREREST	NAME DES SÄURERESTS
Salzsäure	HCl (aq)	Cl ⁻	Chlorid-Ion
Schwefelwasserstoffsäure	H ₂ S (aq)	S ²⁻	Sulfid-Ion
Salpetersäure	HNO ₃	NO ₃ ⁻	Nitrat-Ion
Salpetrige Säure	HNO ₂	NO ₂ ⁻	Nitrit-Ion
Kohlensäure	H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	Carbonat-Ion
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	Sulfat-Ion
Schweflige Säure	H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	Sulfit-Ion
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻	Phosphat-Ion

WICHTIGE BASEN

NAME	FORMEL	IONENFORMEL
Ammoniakwasser	NH ₃ (aq)	NH ₄ ⁺ / OH ⁻
Kalilauge	KOH (aq)	K ⁺ / OH ⁻
Natronlauge	NaOH (aq)	Na ⁺ / OH ⁻
Kalkwasser	Ca(OH) ₂ (aq)	Ca ²⁺ / 2 OH ⁻