

Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

9.1 Qualitative Analyseverfahren

- Unterscheidung von qualitativer und quantitativer Analyse
- Def. und Durchführungsprinzip von Vorprobe, Blindprobe, Vergleichsprobe
- Beschreibung und Durchführung der Nachweise von
 - Halogenidionen mit Silbernitrat
 - Ammoniumionen durch Austreiben von Ammoniak mit Natriumhydroxid
 - Iod mit Stärke
 - Ammoniak bzw. Chlorwasserstoff als Salmiakrauch
- Formulieren und Unterscheiden von Stoff- und Ionengleichungen (mit „Begleitonen“)

9.2 Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

- Ermittlung von Atommassen, Molekülmassen und molaren Massen aus dem PSE
- Avogadro-Konstante: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$
- molares Volumen von Gasen bei Normalbedingungen (0°C, 1013 hPa): $V_M(\text{Gase}) = 22,4 \text{ l/mol}$
- Berechnungen über Reaktionsgleichungen mit folgenden Formeln und Einheiten:

$$N_A = \frac{N(x)}{n(x)} ; [1 / mol]$$

$$M(x) = \frac{m(x)}{n(x)} ; [g / mol]$$

$$V_M = \frac{V(x)}{n(x)} ; [l / mol]$$

$$c(x) = \frac{n(x)}{V(x)} ; [mol / l]$$

9.3 Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

- Elektronenpaarabstoßungsmodell und Anwendung zur Ermittlung von tetraedrischem, trigonal-pyramidalem, trigonal-planarem, gewinkeltem sowie linearem Molekülbau
- Def. und Bedeutung von Elektronegativität
- Erkennen von Dipolen durch Analyse der Elektronegativitätsdifferenz und des räumlichen Baus
- Erkennen und relatives Abschätzen intermolekularer Kräfte:
 - van-der-Waals-Kräfte: nehmen mit steigender Oberfläche des Moleküls zu
 - Dipol-Kräfte: nehmen mit steigender Elektronegativitätsdifferenz zu
 - Wasserstoffbrückenbindungen (bei H-F, H-O-, H-N=)
- Vergleichen und Einordnen von Siedetemperatur und Löslichkeit aufgrund der intermolekularen Kräfte
- Beschreibung der Hydratation (Ion-Dipol-Kräfte)
- Kenntnis der Dichteanomalie des Wassers

9.4 Protonenübergänge

- Definitionen nach Brönsted:
 - Säuren sind Protonendonatoren
 - Basen sind Protonenakzeptoren
 - Protolysen sind Reaktionen mit Protonenübergang
- Ampholyte können sowohl als Säuren wie auch als Basen reagieren
- Indikatoren zeigen durch ihre Farbe saure oder basische Lösungen an:

Indikator	im Sauren	im Neutralen	im Basischen
Lackmus	rot	violett	blau
Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink

- pH-Skala: $\text{pH} < 7$: sauer \rightarrow $\text{pH} = 7$: neutral \rightarrow $\text{pH} > 7$: basisch (=alkalisch)
- Neutralisation: Reaktion von Oxoniumionen und Hydroxidionen zu Wasser
- Berechnungen über Säure-Base-Titrationen (auch mehrprotonig, mit o.g. Formeln)
- Beschreiben, Durchführen und Auswerten von Säure-Base-Titrationen (Messpipette, Bürette, Indikator, Protokollführung)
- Bildung von sauren Lösungen: Nichtmetalloxide + Wasser \rightarrow Säure
- Bildung von basischen Lösungen: Metalloxide + Wasser \rightarrow Lauge
Metallhydroxide + Wasser \rightarrow Lauge
- Bildung von Salzen: Säure_(aq) + Base_(aq) \rightarrow Salz_(aq) + Wasser_(l)
Metall + Nichtmetall \rightarrow Salz
unedles Metall + verd. Säure \rightarrow Salz + Wasserstoff
Metalloxid + Säure \rightarrow Salz + Wasser

9.5 Elektronenübergänge:

- Def.: Oxidation = Elektronenabgabe ; Reduktion = Elektronenaufnahme
- Def.: Oxidationsmittel: Stoff, der Elektronen aufnimmt (reduziert wird)
- Reduktionsmittel: Stoff, der Elektronen abgibt (oxidiert wird)
- Redoxreaktion: Reaktion mit Elektronenübergang
- Aufstellen von Redoxreaktionen über Teilgleichungen mit Hilfe der Oxidationszahl (über Summenformel und F,H,O,Hal; nicht: Hydride, nicht über Strukturformel)
- Elektrolyse mit Benennung Anode, Kathode, Plus- und Minuspol

Namen und Formeln

Ausgehend von der Angabe einer der Spalten muss der Rest wiedergegeben werden können (Beispiel: gegeben: „NO₃⁻“, ⇒ Name: Nitrat, entsteht aus Salpetersäure, Formel HNO₃)

Säuren:

Name	systematischer Name	Formel	Säure-anionen	Name des Anions (Säurerest/Molekülion)
Essigsäure	Ethansäure	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	Acetation
Salzsäure	Chlorwasserstofflösung	HCl	Cl ⁻	Chlorid
Salpetersäure		HNO ₃	NO ₃ ⁻	Nitrat
Salpetrige Säure		HNO ₂	NO ₂ ⁻	Nitrit
Schwefelsäure		H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	Sulfat
Schweflige Säure		H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	Sulfit
Kohlensäure		H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	Carbonat
Phosphorsäure		H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻	Phosphat

Basen:

Name	systematischer Name	Formel	Kation	Name des Ions
Ammoniak(wasser)	Ammoniak(lösung)	NH ₃ (+H ₂ O)	NH ₄ ⁺	Ammoniumion
Natronlauge	Natriumhydroxidlösung	NaOH	Na ⁺	Natriumion
Kalilauge	Kaliumhydroxidlösung	KOH	K ⁺	Kaliumion
Kalkwasser	Calciumhydroxidlösung	Ca(OH) ₂	Ca ²⁺	Calciumion
Barytwasser	Bariumhydroxidlösung	Ba(OH) ₂	Ba ²⁺	Bariumion

Hydrogensalze mit Abstammung von entsprechenden Säuren:

Hydrogensulfid	HS ⁻
Hydrogensulfat	HSO ₄ ⁻
Hydrogensulfit	HSO ₃ ⁻
Hydrogencarbonat	HCO ₃ ⁻
Hydrogenphosphat	HPO ₄ ²⁻
Dihydrogenphosphat	H ₂ PO ₄ ⁻

Wichtige Stoffe und Ionen

Oxoniumion	H ₃ O ⁺
Zinkion	Zn ²⁺
Silberion:	Ag ⁺
Silbernitrat:	AgNO ₃
Kaliumpermanganat:	KMnO ₄ (K ⁺ , MnO ₄ ⁻)
Braunstein	MnO ₂