

Grundwissen Chemie – 9. Klasse NTG

I. Analytische Chemie

- qualitative Analyse: Bestimmung der Art und Zusammensetzung von Stoffen
- quantitative Analyse: Bestimmung der Menge der enthaltenen Substanzen

Ionennachweise

Methoden:

- Fällungsreaktionen z.B. Cl^- - Nachweis mit $\text{AgNO}_3 \rightarrow$ weißer Niederschlag
- Farbreaktionen z.B. Fe^{3+} -Nachweis mit SCN^- - Ionen \rightarrow roter Farbstoff
- Gasentwicklungs-Reaktionen z.B. CO_3^{2-} - Nachweis mit $\text{HCl} \rightarrow$ Gasentwicklung (CO_2)
- Flammenfärbung z.B. Na-Salze gelb, Li-Salze rot
- Spektralanalyse

Nachweise molekularer Stoffe

- CO_2 : Kalkwasserprobe \rightarrow Trübung von Kalkwasser ($\text{Ca}(\text{OH})_2$ (aq))
- Stärke: Nachweis mit gelbbrauner Iod-Lösung \rightarrow tiefblaue/violette Färbung

II. Quantitative Aspekte Chemischer Reaktionen

Die Masse von Atomen und Molekülen

Definition von unit [u] :

$$1\text{u} = 1/12\text{ m }(^{12}\text{C})$$

Atommasse wird im PSE angegeben z.B. $m(\text{H}) = 1\text{u}$, $m(\text{Ca}) = 40\text{u}$

Molekülmasse: z.B. $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}) + m(\text{H}) + m(\text{O}) = 1\text{u} + 1\text{u} + 16\text{u} = 18\text{u}$

Isotope: Atome des gleichen Elements, die sich in ihrer Neutronenzahl und damit in der Masse unterscheiden.

Das Mol – Einheit der Stoffmenge

Mol: die Menge eines Stoffes x, die $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthält, nennt man ein Mol.

Stoffmenge n mit Einheit [mol]

Teilchenzahl N

$$N(x) = n(x) \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$$

Molare Masse M mit Einheit [g/mol]: Die Masse von einem Mol eines bestimmten Stoffes x wird als Molare Masse bezeichnet! Es handelt sich um eine stoffspezifische Größe.

$$n(x) = m(x) / M(x) \quad \text{bzw.} \quad M(x) = m(x) / n(x)$$

Das molare Volumen V_m

- ist eine stoffunabhängige Größe
- gilt für alle Gase!
- bei Normbedingungen (0°C , 1013 hPa) nimmt 1 mol eines beliebigen Gases x das Volumen 22,4 Liter ein ($V_m = 22,4 \text{ L/mol}$)

$$V_m = V(x) / n(x) \quad \text{bzw.} \quad n(x) = V(x) / V_m$$

Die Stoffmengenkonzentration c

- gibt an, wie viel mol eines gelösten Stoffes x in einem Liter Lösung enthalten sind

$$c(x) = n(x) / V(\text{Lösung})$$

Chemisches Rechnen = stöchiometrisches Rechnen

- Berechnung der Stoffmenge eines Stoffes
- Bestimmung der Stoffmengenverhältnisse über die Reaktionsgleichung
- Berechnung aller anderen Größen über die Stoffmengen

Energieumsatz bei chemischen Reaktionen

Bestimmung der **Reaktionsenergie** ΔE_i in einem Kalorimeter
(Reaktionsenergie \approx Wärmeenergie):

$$Q \approx \Delta E_i = m_{\text{wasser}} * c_{\text{wasser}} * \Delta \theta \quad c_{\text{wasser}} = 4,182 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$$

Berechnung der **molaren Reaktionsenergie**: $\Delta E_{\text{im}} = \Delta E_i / n$

Energiebeteiligung bei der Salzbildung aus den Elementen:

Reaktionsenergie = Sublimationsenergie + Dissoziierungsenergie + Ionisierungsenergie
- Elektronenaffinität - Gitterenergie

Gitterenergie:

- Energie, die frei wird, wenn sich die Ionen zu einem festen Ionengitter anordnen
- Triebkraft der Salzbildung

III. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

Orbitalmodell:

- Orbital = Raum, in dem e^- im Atom mit einer hohen Wahrscheinlichkeit anzutreffen sind
- in einem Orbital können sich max. $2e^-$ aufhalten
- man unterscheidet: kugelförmige s-Orbitale, hantelförmige p-Orbitale

Elektronenpaarbindung (= Atombindung, kovalente Bindung)

- Nichtmetallatome verbinden sich durch Ausbildung gemeinsamer Elektronenpaare
- diese kommen durch Überlappung einfach besetzter Atomorbitale zustande, die dann gemeinsame zweifach besetzte Molekülorbitale ausbilden
- dabei wird Energie freigesetzt

Valenzstrichformel = Lewisformel

- einzelne Elektronen: Punkt
- Elektronenpaare: Strich
- es gibt Einfach-, Doppel- und Dreifachbindungen

Räumlicher Bau von Molekülen \rightarrow EPA-Modell (Elektronenpaarabstoßungsmodell)

- Alle Elektronenpaare (bindend oder nicht bindend) stoßen sich gegenseitig ab und nehmen den größten möglichen Abstand bzw. Winkel zueinander ein
- nicht bindende Elektronenpaare nehmen etwas mehr Raum ein als bindende EP
- Mehrfachbindungen werden wie Einfachbindungen behandelt
- **Bsp.:** CH_4 tetraedisch, NH_3 pyramidal, H_2O gewinkelt, HCl linear

Elektronegativität (EN)

- = Fähigkeit eines Atoms, die Elektronen innerhalb einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen
- \rightarrow Skala nach Linus Pauling: EN (Fluor) = 4 (höchste Elektronegativität)
- \rightarrow in vielen Molekülen Partialladungen (δ^- und δ^+)

Unpolare Moleküle und Dipole

- Molekül ein **Dipol**, wenn $\Delta EN > 0$ und unsymmetrischer Molekülbau \rightarrow unsymmetrische Verteilung der Partialladungen
- Molekül **unpolar**, wenn $\Delta EN = 0$ oder $\Delta EN > 0$ und symmetrischer Molekülbau

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

- schwache **Van-der-Waals-Wechselwirkungen** zwischen unpolaren Molekülen (spontane und induzierte Dipole)
- mittelstarke **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen** zwischen permanenten Dipolen
- starke **Wasserstoff-Brücken** zwischen stark polarisiertem H-Atom und freiem Elektronenpaar eines stark negativ polarisierten Atoms bei benachbartem Molekül (nur bei H mit F,O,N)
- sehr starke **Dipol-Ionen-Wechselwirkungen** zwischen Ionen und stark polaren Molekülen z.B. H₂O

Einfluss auf Schmelz- und Siedetemperaturen

Je stärker die zwischenmolekularen Kräfte, umso höher die Schmelz- und Siedetemperaturen.

Löslichkeit

„Ähnliches löst sich in Ähnlichem“

- hydrophile/lipophobe Stoffe: bestehen aus polaren Molekülen → gute Wasserlöslichkeit
- hydrophobe/lipophile Stoffe: bestehen aus unpolaren Molekülen → schlechte/keine Wasserlöslichkeit

Besondere Eigenschaften des Wassers

- Dichteanomalie (höchste Dichte bei 4°C)
- hohe Schmelz- und Siedetemperaturen
- hohe Oberflächenspannung
- hohe spezifische Wärmekapazität

Lösung von Salzen im Wasser

- Aufbrechen des Ionengitters → Überwindung der Gitterenergie ΔE_G
- Hydratation der Ionen → Hydratationsenergie ΔE_H wird freigesetzt
- Lösungsenergie: $\Delta E_L = |\Delta E_G| - |\Delta E_H|$

IV. Säuren und Basen

Säuren:

Protonendonatoren

Saure Lösungen

Säurerest + H₃O⁺ (Oxoniumionen) in wässriger Lösung

Kennzeichen von Säuren:

- Moleküle haben polar gebundenes H-Atom

Basen:

Protonenakzeptoren

Basische Lösungen = alkalische Lösungen = Laugen

Kation + OH⁻ (Hydroxidionen) in wässriger Lösung

Kennzeichen von Basen:

- Moleküle haben freies Elektronenpaar

Ampholyte

Können sowohl als Säuren, als auch als Basen reagieren

Säure-Base-Reaktion

Eine Säure reagiert zu ihrer korrespondierenden Base und umgekehrt.

Säure-Base-Indikator

Farbstoffe, deren Farbe davon abhängt, ob sie sich in einer sauren, basischen oder neutralen Lösung befinden z.B. Lackmus, Bromthymolblau, Phenolphthalein

Wichtige Säuren

- Wasserstoffchlorid HCl (stark)
- Schwefelsäure H₂SO₄ (stark)
- Salpetersäure HNO₃ (stark)
- Essigsäure CH₃COOH (mittelstark)
- Phosphorsäure H₃PO₄ (mittelstark)
- Kohlensäure H₂CO₃ (mittelstark bis schwach)

Starke Säure: Alle Säuremoleküle geben alle Protonen ab!

Wichtige Laugen

- Natronlauge = Natriumlauge: Na⁺_(aq) + OH⁻_(aq)
- Kalilauge = Kaliumlauge: K⁺_(aq) + OH⁻_(aq)
- Ammoniakwasser: NH₄⁺_(aq) + OH⁻_(aq)
- Kalkwasser = Calciumlauge: Ca²⁺_(aq) + 2 OH⁻_(aq)
- Barytwasser = Bariumlauge: Ba²⁺_(aq) + 2 OH⁻_(aq)

Bildung von Säuren und Laugen

Nichtmetalloxide + Wasser → Säure

Metalloxide + Wasser → Hydroxidsalz → Lauge

Alkalimetalle + Wasser → Hydroxidsalz → Lauge

pH-Wert

- Maß für die Konzentration von H₃O⁺-Ionen in einer Lösung (indirekt auch für OH⁻-Ionen)
- Skala: 0 – 14
- gilt für verdünnte, wässrige Lösungen

pH = 7 → neutral

pH < 7 → sauer, je kleiner, umso saurer

pH > 7 → basisch, je größer umso basischer

Berechnung: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}}$ z.B. $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-5} \rightarrow \text{pH} = 5$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{OH}^-) = 10^{-14}$$

Neutralisation

Saure Lösung + basische Lösung → Salz + Wasser

z.B. HCl_(aq) + NaOH_(aq) → NaCl_(s) + H₂O_(l)

Der Endpunkt der Neutralisation (Äquivalenzpunkt) ist erreicht, wenn gleichwertige (=äquivalente) Mengen an saurer und basischer Lösung miteinander umgesetzt wurden.
(Farbumschlag des Indikators)

Titration = Maßanalyse

dient zur Bestimmung der Stoffmengenkonzentration von sauren Lösungen und Laugen mit Hilfe einer Maßlösung bekannter Konzentration

V. Redoxreaktionen

Oxidation

= Elektronenabgabe

Reduktion

= Elektronenaufnahme

Oxidation und Reduktion laufen immer gleichzeitig als **Redoxreaktion** ab.

Oxidationsmittel = Elektronenakzeptor; wird **selbst reduziert**

- Sauerstoff O_2
- Stoffe, die O_2 freisetzen z.B. KNO_3 , ClO_3^- , CuO , MnO_4^- , $Cr_2O_7^{2-}$
- Halogene F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2

Reduktionsmittel = Elektronendonator; wird **selbst oxidiert**

- Wasserstoff H_2 , Kohlenstoff C , Kohlenstoffmonooxid CO
- unedle Metalle z.B. Alkalimetalle, Mg , etc.

Oxidationszahl (OZ)

- Hilfsgröße für das Aufstellen von Redox-Gleichungen
- römische Zahlen mit Vorzeichen z.B. Na^+ , H_2O
- OZ wird negativer \rightarrow Reduktion
- OZ wird positiver \rightarrow Oxidation

Disproportionierung

Ein Edukt mit einer bestimmten OZ eines Elements reagiert zu zwei Produkten, in denen dieses Element jeweils eine höhere und eine niedrigere OZ hat.

Komproportionierung

Zwei Edukte, in denen das gleiche Element verschiedene OZ hat, reagieren zu einem Produkt, in dem das Element eine dazwischenliegende OZ besitzt.

Komplexe Redoxreaktionen

- Edukte und Produkte notieren \rightarrow OZ bestimmen \rightarrow Oxidation und Reduktion bestimmen
- Teilgleichungen aufstellen
 - Elektronenübergang
 - Ladungsausgleich mit H_3O^+ (im sauren Milieu) oder OH^- (im basischen Milieu)
 - Stoffausgleich mit H_2O
- Redox-Gleichung aufstellen, dazu Teilgleichungen entsprechend multiplizieren
- Redox-Gleichung evtl. kürzen

Anwendungen von Redoxreaktionen

- Gewinnung von Metallen aus Metallerzen
Die Kationen des edleren Metalls werden mit Hilfe eines unedleren Metalls reduziert.
Die Reduktion kann auch durch Kohlenstoff oder Wasserstoff erfolgen.
 - Elektrolyse = durch elektrischen Strom erzwungene Redoxreaktion
 - Gewinnung von Metallen und Nichtmetallen aus Salzen
 - Gewinnung von Wasserstoff aus H_2O
 - Redoxreaktionen können Strom liefern
 - Daniell-Element
 - Zink-Braunstein-Element oder Knopfzellen
 - Brennstoffzelle in Wasserstoffautos
 - Bleiakku (Autobatterie)
- \rightarrow **zwei Halbzellen** bilden ein **galvanisches Element**; eine **Batterie** besteht aus mehreren galvanischen Elementen
- \rightarrow wieder aufladbare galvanische Elemente = **Akkumulatoren** (Akkus)

