

Grundwissen Chemie – 9. Jahrgangsstufe NTG

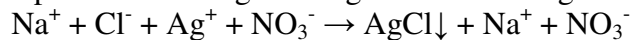
Qualitative Analyse:

1. Ionennachweise

a) Fällungsreaktionen:

Ion	Nachweisreagenz	Farbe des Niederschlags	Formel des Niederschlags	Erhöhung der Spezifität durch
Chlorid Cl^-	Ag^+ aus AgNO_3	weiß	$\text{AgCl}\downarrow$	HNO_3
Bromid Br^-	Ag^+	gelblich	$\text{AgBr}\downarrow$	HNO_3
Iodid I^-	Ag^+	gelb	$\text{AgI}\downarrow$	HNO_3
Sulfat SO_4^{2-}	Ba^{2+} z.B. aus BaCl_2	weiß	$\text{BaSO}_4\downarrow$	
Carbonat CO_3^{2-}	Ca^{2+} aus Ca(OH)_2	weiß	$\text{CaCO}_3\downarrow$	

Beispiel einer Ionengleichung für eine Fällungsreaktion:



b) Farbreaktionen: (jeweils Versuchsbeschreibung, Beobachtung und Ionengleichung) für Cu^{2+} - und Fe^{3+} -Ionen.

2. Flammenfärbung: Farben der Flammen der wichtigsten Metallionen.

3. Nachweis molekular gebauter Stoffe: (jeweils Versuchsbeschreibung, Beobachtung, Stoff- und Ionengleichung) für Sauerstoff (Glimmspan), Wasserstoff (Knallgas), Kohlendioxid (Kalkwasser), Wasser (CuSO_4), Jod (Stärke).

Prinzip der Blindprobe.

Größen für das chemische Rechnen

Atomare Masseneinheit

1u ist definiert als der 12. Teil der Masse eines Atoms des Kohlenstoffisotops ^{12}C .

Für die Angabe der Quantität einer Stoffportion stehen folgende Größen zur Verfügung:

Größe	Einheit	Größe	Einheit
Stoffmenge n	mol	(Stoffmengen-)Konzentration c	mol/l
Molare Masse M	g/mol	Molares Volumen V_m	l/mol
Masse m	g	Volumen V	l
Avogadro-Konstante N_A	mol^{-1}	Teilchenanzahl N	

Zusammenhänge zwischen diesen Größen:

Die **Stoffmenge n** ist **direkt proportional** zu der **Teilchenanzahl N**.

Die **Avogadro-Konstante N_A** ist der Quotient aus der Teilchenanzahl einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion:

$$N_A(X) = \frac{N(X)}{n(X)} \quad ; \quad [N_A] = \frac{1}{\text{mol}}$$

Die Avogadro-Konstante hat für alle Stoffe den gleichen Wert:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$$

Die **molare Masse M** ist der Quotient aus der Masse einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \quad ; \quad [M] = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Die molare Masse ist abhängig von der Stoffart.

Der Zahlenwert der Atom- oder Molekülmasse ist gleich dem Zahlenwert der molaren Masse.

Das **molare Volumen** V_m ist der Quotient aus dem Volumen einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion:

$$V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)}; \quad [V_m] = 1 \frac{l}{mol}$$

Das molare Volumen ist von der Stoffart und wie das Volumen von Druck und Temperatur abhängig.

Das **molare Normvolumen** V_{mn} ist der Quotient aus dem Normvolumen V_n einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion:

$$V_{mn}(X) = \frac{V_n(X)}{n(X)};$$

Für gasförmige Stoffportionen ist das molare Normvolumen unabhängig von der Stoffart und beträgt: $V_{mn} = 22,4 \frac{l}{mol}$

Energieumsatz bei chemischen Reaktionen:

1. Die Reaktionsenergie ΔE_R

Unter der Reaktionsenergie ΔE_R versteht man die Wärmeenergie, die bei einer Reaktion auftritt, die unter gleich bleibendem Druck abläuft. Einheit: J oder kJ. Exotherme Reaktionen haben negative, endotherme Reaktionen haben positive Reaktionsenergien.

Beispiel: $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$; $\Delta E_R = - 572 \text{ kJ}$

ΔE_R ist von den eingesetzten Stoffmengen abhängig und ein konkreter Zahlenwert von ΔE_R kann sich immer nur auf eine bestimmte, zugehörige Gleichung beziehen. Um eine Vergleichbarkeit der Werte zu ermöglichen, hat man die molare Bildungsenergie definiert.

2. Molare Bildungsenergie ΔE_B von Verbindungen

Unter der molaren Bildungsenergie ΔE_B einer Verbindung versteht man die Wärmeenergie, die bei der Bildung eines Mols dieser Verbindung aus den Elementen auftritt. Einheit: kJ/mol.

Beispiel: $\Delta E_B(H_2O) = - 286 \text{ kJ/mol}$

3. Energieumsatz bei der Bildung von Salzkristallen

- Bildung von **Atomen** (z.B. aus festem Metall und zweiatomigen Molekül) unter Aufwendung von **Sublimationsenergie** und **Dissoziierungsenergie**.
- Bildung von **Ionen** unter Aufwendung von **Ionisierungsenergie** bzw. Gewinn oder Aufwendung von **Elektronenaffinität**.
- Bildung des **Salzgitters** unter Gewinn der **Gitterenergie**.

Die Summe aller beteiligten Energien ist die Bildungsenergie oder Reaktionsenergie des Salzes. **Die Triebkraft der Salzbildung beruht also nicht auf dem Erreichen der Edelgaskonfigurationen, sondern auf dem Gewinn von Gitterenergie!**

Der räumliche Bau von Molekülen

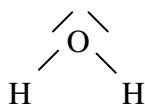
Orbital

Ein Orbital ist ein dreidimensionaler Aufenthaltsraum in dem sich ein Elektron mit 99 % Wahrscheinlichkeit aufhält. Je nach Energiestufe haben **Atomorbitale** unterschiedliche Form und können maximal zwei Elektronen aufnehmen.

Molekülorbitale entstehen durch Überlappung von zwei Atomorbitalen mit jeweils einem Elektron.

Valenzstrichformel

Sie enthält Striche zur Symbolisierung bindender und nicht bindender Elektronenpaare. Die Valenzstrichformel erlaubt die Andeutung von Bindungswinkeln.



Regeln zur Aufstellung von Valenzstrichformeln:

(Grundwissen aus 8. Jggst.)

1. Alle Atome mit der richtigen Zahl ihrer Valenzelektronen hinschreiben
2. Suche nach der Verknüpfung der Atome untereinander.
3. Kontrolle, ob die richtigen Zahlen an Elektronen und die Oktettregel eingehalten werden.

VSEPR Modell

Elektronenpaare halten sich in Folge gegenseitiger Abstoßung in größtmöglichem Abstand voneinander auf.

Nichtbindende Elektronenpaare brauchen etwas mehr Platz als bindende.

Die Zahl der Bindungspartner und die Zahl der freien Elektronenpaare zusammen bestimmen den räumlichen Bau.

Räumlicher Bau

Tetraeder, Pyramide, gewinkelter Bau, ebener Bau, linearer Bau.

Polare Atombindung

Man nennt eine Elektronenpaarbindung, bei der das Bindungselektronenpaar auf Grund unterschiedlicher Elektronegativitäten zu einem der gebundenen Atome hin verschoben ist, polare Atombindung. Dadurch ergeben sich positive und negative Teilladungen. Es entstehen:

- **Unpolare Moleküle**, wenn die Schwerpunkte der positiven und der negativen Teilladungen in einem Punkt zusammenfallen.
- **Dipolmoleküle**, wenn sich die Schwerpunkte der positiven und der negativen Teilladungen an verschiedenen Punkten im Molekül befinden.

Elektronegativität EN

Unter Elektronegativität eines Atoms versteht man sein Bestreben, innerhalb eines Moleküls Bindungselektronen an sich zu ziehen.

Zwischenmolekulare Kräfte**Van-der-Waals-Kräfte**

Sie entstehen durch kurzzeitige Polarisierung der Elektronenwolken unpolarer Moleküle. Dadurch entstehen induzierte Dipole, die sich gegenseitig anziehen. Schwächste zwischenmolekulare Kraft.

Dipol-Dipol-Wechselwirkung

Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolen.

Wasserstoffbrückenbindung

Bilden Moleküle Wasserstoffbrückenbindungen, so muss ein Wasserstoffatom direkt an ein kleines, stark elektronegatives Atom (Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atom) gebunden sein (und deshalb stark positiv polarisiert sein) und mindestens ein freies Elektronenpaar vorhanden sein. Stärkste zwischenmolekulare Kraft.

Zwischenmolekulare Kräfte und Stoffeigenschaften

Je stärker die zwischenmolekularen Kräfte, desto höher liegen Schmelz- und Siedepunkte.
Similia similibus solvuntur = Ähnliches löst sich in Ähnlichem.

Die Chemie des Wassers:

Bei „normalen“ Stoffen nimmt die Dichte kontinuierlich mit fallender Temperatur zu. Wasser jedoch hat seine höchste Dichte bei 4°C (Dichteanomalie des Wassers).
Die starken H-Brückenbindungen des Wassers führen zur Oberflächenspannung.
Salze lösen sich in Wasser unter Bildung von hydratisierten Ionen.

Säure-Base-Reaktionen

Säure	Säuren sind Protonendonatoren, Bsp: $\text{HCl}_{(\text{g})}$
Base	Basen sind Protonenakzeptoren, Bsp: $\text{NH}_{3(\text{g})}$
Säure-Base-Reaktion	oder Protolyse ist eine Reaktion mit einem Protonenübergang zwischen zwei korrespondierenden Säure-Base-Paaren.
Korrespondierendes Säure-Base-Paar	Eine Säure und die aus ihr durch Protonenabgabe entstehende Base bilden ein korrespondierendes S-B-Paar.
Saure Lösung	Saure Lösungen sind Lösungen, die Oxoniumionen enthalten. Beispiel: Salzsäure, $n(\text{H}_3\text{O}^+) > n(\text{OH}^-)$; $\text{pH} < 7$
Alkalische (basische) Lösung	Basische Lösungen sind Lösungen, die Hydroxidionen enthalten. Beispiele: Ammoniak-Wasser, Natronlauge; $n(\text{H}_3\text{O}^+) < n(\text{OH}^-)$; $\text{pH} > 7$
Neutralisation	Reaktion von Säure mit Base idealerweise bis zum Neutralpunkt. Es entsteht ein Salz und Wasser. Am Neutralpunkt herrscht der $\text{pH} 7$.
Ampholyt	Ampholyte sind Teilchen, die in Abhängigkeit vom Reaktionspartner als Säure oder als Base fungieren können. Bsp.: H_2O , HPO_4^{2-}
Stoffmengenkonzentration c	Die Stoffmengenkonzentration eines gelösten Stoffe $c(X)$ ist der Quotient aus der Stoffmenge $n(X)$ und dem Volumen $V(Ls)$, in dem $n(X)$ gelöst ist: $c(X) = \frac{n(X)}{V(Ls)}; [c] = 1 \text{ mol/l}$

Redoxreaktionen

Oxidation	Elektronenabgabe(= Erhöhung der Oxidationszahl)
Reduktion	Elektronenaufnahme(= Erniedrigung der Oxidationszahl)
Redoxreaktion	Reaktion mit Elektronenübergang zwischen zwei korrespondierenden Redoxpaaren
Reduktionsmittel	gibt Elektronen ab, also ein Stoff, der andere Stoffe reduziert, dabei selbst oxidiert wird.
Oxidationsmittel	nimmt Elektronen auf, also ein Stoff, der andere Stoffe oxidiert, dabei selbst reduziert wird.
Korrespondierende Redoxpaare	Ein Reduktionsmittel und das aus ihm durch Elektronenabgabe entstehende Oxidationsmittel bilden ein korrespondierendes Redoxpaar.
Oxidationszahl	<i>Definition entsprechend verwendetem Buch.</i> Sie ergibt sich, wenn man sich das vorliegende Teilchen aus Ionen aufgebaut denkt , wobei man in einem Molekül die Bindungselektronen dem jeweils elektronegativeren Partner zuordnet.
Erstellung von Redoxgleichungen	• Formeln anschreiben, Salze in Ionen zerlegen • Oxidationszahlenunterschiede durch Elektronen ausgleichen • Reale Ladungen durch Oxonium- oder Hydroxidionen ausgleichen • Stoffausgleich mit Wasser • Zahl der e^- beider Teilgleichungen angleichen, addieren, kürzen.