



Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

1. Qualitative Analyse	
Nachweis von Halogeniden (X^-: Cl^-, Br^-, I^-)	Bei Zugabe von Silbernitrat ($AgNO_3$) fallen verschieden gefärbte Niederschläge (weiß, gelblich, gelb) aus: $Ag^+ (aq) + X^- (aq) \rightarrow AgX (s)$ Die AgX -Niederschläge zeigen gegen verd. und konz. Ammoniaklösung unterschiedliches Auflösungsverhalten .
Nachweis von Sulfat-Ionen (SO_4^{2-})	Durch Zugabe von Bariumchlorid ($BaCl_2$) fällt in verd. Salzsäure unlösliches Bariumsulfat aus: $Ba^{2+} (aq) + SO_4^{2-} (aq) \rightarrow BaSO_4 (s)$
Nachweis von Carbonat-Ionen (CO_3^{2-})	Zugabe von Bariumhydroxid ($Ba(OH)_2$): $Ba^{2+} (aq) + CO_3^{2-} (aq) \rightarrow BaCO_3 (s)$ Carbonate lösen sich in verd. Salzsäure unter CO_2-Entwicklung auf.
Nachweis von Kohlenstoffdioxid (CO_2)	Einleiten von CO_2 trübt Kalkwasser ($Ca(OH)_2 (aq)$): $Ca(OH)_2 (aq) + CO_2 (g) \rightarrow CaCO_3 (s) + H_2O (l)$
Nachweis von Wasserstoff (H_2)	Knallgasprobe: Probegas an Gasbrenner-Flamme halten, bei Knall oder Pfeifton positiver Nachweis $2 H_2 (g) + O_2 (g) \rightarrow 2 H_2O (g)$
Nachweis von Sauerstoff (O_2)	Glimmspanprobe: glimmenden Holzspan (Brennstoff Holz C_xH_y) in Probegas halten, bei Entflammen positiver Nachweis: $C_xH_y (s) + O_2 (g) \rightarrow CO_2 (g) + H_2O (g)$ (qualitative Reaktionsgleichung)
Nachweis von Alkali- und Erdalkali-Ionen	Durch thermische Anregung von Elektronen in der Gasbrenner-Flamme gelangen diese auf ein höheres Energieniveau (angeregter Zustand). Beim Zurückfallen (in den energiearmen Grundzustand) wird die überschüssige Energie in Form von Licht frei und ergibt für jedes Element eine charakteristische Flammenfärbung .
2. Quantitative Analyse	
Größen zur Erfassung von Stoffportionen	- Masse m - Volumen V - Teilchenzahl N - Stoffmenge n : proportional zur Teilchenzahl N ($n \sim N$)
Teilchenmasse m_T	Die Masse eines Teilchens (Atommasse m_A, Molekülmasse m_M) wird in der atomaren Masseneinheit u angegeben und entspricht $1/12$ der Teilchenmasse eines C-12 Kohlenstoffisotops. $1 u = 1/12 m_A (^{12}C)$



Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

Stoffmenge n	<p>Mol ist die Stoffmenge n einer Stoffportion des Stoffes X mit der Einheit mol. Befinden sich ebenso viele Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen) darin, wie Atome in 12 g des Kohlenstoffisotops ^{12}C, gilt:</p> <p>$6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen (X) = 1 mol (X)</p>
Avogadro-Konstante N_A	<p>Die Avogadro-Konstante N_A ist der Quotient aus der Teilchenanzahl N eines Stoffes X und der Stoffmenge n dieses Stoffes:</p> $N_A(X) = \frac{N(X)}{n(X)} \quad [N_A] = \frac{1}{\text{mol}}$ <p>Die Avogadro-Konstante hat für alle Stoffe den gleichen Wert: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$</p>
molare Masse M	<p>Die molare Masse M ist der Quotient aus der Masse m einer Stoffportion und der Stoffmenge n dieser Stoffportion:</p> $M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \quad [M] = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ <p>Die molare Masse ist abhängig von der Stoffart. Der Zahlenwert (!) der Teilchenmasse m_T ist gleich dem Zahlenwert (!) der molaren Masse M.</p>
molares Volumen V_m	<p>Das molare Volumen V_m ist der Quotient aus dem Volumen V einer Stoffportion und der Stoffmenge n dieser Stoffportion:</p> $[V_m] = \frac{\text{l}}{\text{mol}} \quad [V_m] = 1 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ <p>Das molare Volumen ist von der Stoffart X und wie das Volumen von Druck und Temperatur abhängig.</p>
molares Normvolumen V_{mn}	<p>Bei Normbedingungen ($T = 0^\circ \text{C}$, $p = 1,013 \text{ bar}$, $n = 1 \text{ mol}$) beträgt das molare Volumen für gasförmige Stoffe immer 22,4 l/mol und ist unabhängig von der Stoffart.</p> $V_{mn}(X) = \frac{V_n(X)}{n(X)}; \quad V_{mn} = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ <p>Bei Raumtemperatur und Normaldruck hat $n = 1 \text{ mol}$ eines beliebigen (idealen) Gases ein molares Volumen von 24 l/mol.</p>
Stoffmengenkonzentration c	<p>Die Stoffmengenkonzentration c ist der Quotient aus der Stoffmenge n und dem Volumen V des gelösten Stoffes X:</p> $c(X) = \frac{n(X)}{V(X)}; \quad c = \frac{\text{mol}}{\text{l}}$
Energiebilanz bei der Salzbildung	<p>$\Delta E_i = E_s + E_G + E_{\text{Ion}} + E_{\text{EA}} + E_D$</p> <p>$\Delta E_i$: Reaktionsenergie, E_s: Sublimationsenergie, E_G: Gitterenergie, E_{Ion}: Ionisierungsenergie, E_{EA}: Elektronenaffinität, E_D: Dissoziationsenergie (= E_B: Bindungsenergie)</p>



Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

3. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

Atomorbital (Kugelwolke)	Ein Orbital ist der Bereich in der Atomhülle, in dem ein Elektron die höchste Aufenthaltswahrscheinlichkeit hat. Bei einer Elektronenpaarbindung überlappen zwei Atomorbitale zu einem Molekülorbital.								
Molekülgeometrie	Räumliche Gestalt eines Moleküls. Sie wird bestimmt durch Bindungslänge und Bindungswinkel . Grundlage ist das Valenzelektronenpaarabstoßungsmodell .								
Valenzelektronen-paar-abstoßungsmodell (VSEPR/EPA)	<p>Zweck: Beschreibung der Molekülgeometrie</p> <p>Vorgehen zur Ermittlung der Molekülgeometrie:</p> <ul style="list-style-type: none">- Valenzstrichformel aufstellen.- Anzahl aller Elektronenpaare am Zentralatom ermitteln.- Doppel- und Dreifachbindungen wie Einfachbindungen behandeln.- Bindungselektronen und freie Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab.- Freie Elektronenpaare beanspruchen mehr Platz als bindende Elektronenpaare.- Elektronenpaare ordnen sich mit größtmöglichem Abstand um das Zentralatom an. <p>Geometrische Grundformen:</p> <table border="1"><tr><td>linear</td><td>gewinkelt</td><td>pyramidal</td><td>tetraedrisch</td></tr><tr><td>CO₂, HCl</td><td>H₂O</td><td>NH₃</td><td>CH₄</td></tr></table>	linear	gewinkelt	pyramidal	tetraedrisch	CO ₂ , HCl	H ₂ O	NH ₃	CH ₄
linear	gewinkelt	pyramidal	tetraedrisch						
CO ₂ , HCl	H ₂ O	NH ₃	CH ₄						
Elektronegativität (EN)	Die Elektronegativität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms in einer Elektronenpaarbindung Bindungselektronen an sich zu ziehen. EN (F) > EN (O) > EN (N) > EN (Cl)								
Dipol-Moleküle	<p>Polare Moleküle mit einer unsymmetrischen Verteilung der Ladungsdichte nennt man Dipole. Sie sind nach außen hin elektrisch neutral, lassen sich aber in einem elektrischen Feld ausrichten.</p> <p>Bsp.: Wasser</p> <p style="text-align: center;">Ladungsschwerpunkt δ^- O H δ^+ H Ladungsschwerpunkt</p>								



Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

Zwischenmolekulare Kräfte (ZMK)	<p>⇒ Van-der-Waals-Kräfte (VdW-Kräfte): Schwache zwischenmolekulare Kräfte, die auf der elektrostatischen Anziehung zwischen spontanen und induzierten Dipolen bei Atomen oder Molekülen beruhen. Die Kräfte nehmen mit der Größe der Atome oder Moleküle zu.</p> <p>⇒ Dipol-Dipol-Kraft: elektrostatische Anziehung zwischen Dipol-Molekülen</p> <p>⇒ Wasserstoffbrücken (H-Brücken): H-Brücken sind starke ZMK zwischen einem partial stark positiv geladenem H-Atom, das an ein F-, O-, N- oder Cl-Atom gebunden ist, und einem freien Elektronenpaar eines stark elektronegativen Partners wie F, O, N oder Cl). Bsp.: $\text{F} - \text{H} \cdots \cdots \text{F} - \text{H}$</p> <p>⇒ Dipol-Ionen-Brücke: elektrostatische Anziehung zwischen einem Dipol-Molekül und einem Ion</p> <p>Je stärker die ZMK eines Stoffes X sind, umso höher liegen dessen Schmelz- und Siedetemperatur bzw. umso schwerlöslicher ist dieser Stoff X in Wasser.</p>
Hydratation	Wassermoleküle umhüllen die Ionen eines Salzes und bilden eine Hydrathülle . Die dabei freigesetzte Wärme bezeichnet man als Hydratationsenergie ΔE_H .
Lösungsenergie ΔE_L	Differenz zwischen der Hydratationsenergie ΔE_H und der Gitterenergie ΔE_G eines Salzes: $\Delta E_L = \Delta E_G - \Delta E_H $ <p>$\Delta E_H > \Delta E_G \Rightarrow \Delta E_L < 0 \Rightarrow$ exothermer Lösevorgang z. B. CaCl_2</p> <p>$\Delta E_H < \Delta E_G \Rightarrow \Delta E_L > 0 \Rightarrow$ endothermer Lösevorgang z. B. KCl</p> <p>$\Delta E_H \ll \Delta E_G \Rightarrow$ schwerlösliches Salz z. B. AgCl (s)</p>
Löslichkeit von Stoffen	„ <i>similia similibus solvuntur</i> “ – „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“ Polare Moleküle, das heißt Moleküle mit einem Dipolmoment (z. B. HCl) lösen sich in hydrophilen Lösungsmitteln (z. B. Wasser). Unpolare Teilchen (z. B. C_5H_{12}) lösen sich in hydrophoben Lösungsmitteln (z. B. Benzin). polar/unpolar: Teilcheneigenschaften hydrophil/hydrophob: Stoffeigenschaften



Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

Besondere Eigenschaften des Stoffes Wasser	<p>Oberflächenspannung Die Wasser-Moleküle üben Dipol-Dipol-Kräfte aufeinander aus. An der Oberfläche besteht allerdings kein Kräftegleichgewicht, so dass eine Anziehung nach innen entsteht.</p> <p>Dichteanomalie Wasser besitzt bei 4°C die größte Dichte, da die Wasser-Moleküle bei dieser Temperatur die geringsten Abstände zueinander einnehmen.</p> <p>Dichte (festes Wasser = Eis) < Dichte (flüssiges Wasser)</p>																					
4. Protonenübertragung: Säure-Base-Reaktionen																						
Protolyse: Säure-Base-Reaktion	<p>Protolysen sind Reaktionen mit einem Protonenübergang von einer Säure auf eine Base.</p> <table border="1" data-bbox="528 752 1473 902"> <thead> <tr> <th>HA</th> <th>+</th> <th>B⁻</th> <th>→</th> <th>A⁻</th> <th>+</th> <th>HB</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Säure 1</td> <td></td> <td>Base 2</td> <td></td> <td>Base 1</td> <td></td> <td>Säure 2</td> </tr> <tr> <td>Protonendonator</td> <td></td> <td>Protonenakzeptor</td> <td></td> <td>Protonenakzeptor</td> <td></td> <td>Protonendonator</td> </tr> </tbody> </table> <p>Korrespondierendes Säure/Base-Paar 1: HA/A⁻ Korrespondierendes Säure/Base-Paar 2: HB/B⁻</p>	HA	+	B ⁻	→	A ⁻	+	HB	Säure 1		Base 2		Base 1		Säure 2	Protonendonator		Protonenakzeptor		Protonenakzeptor		Protonendonator
HA	+	B ⁻	→	A ⁻	+	HB																
Säure 1		Base 2		Base 1		Säure 2																
Protonendonator		Protonenakzeptor		Protonenakzeptor		Protonendonator																
Säuren (nach Brønsted)	<p>Säuren sind Teilchen, die Protonen abgeben können (= Protonendonatoren).</p> <p>z.B.: HCl, HNO₃, H₂SO₄, H₂CO₃, H₃PO₄, H₂O, H₃O⁺</p> <p>Starke Säuren (z. B. HI) geben Protonen leichter ab als schwache Säuren (z. B. HF).</p>																					
Basen (nach Brønsted)	<p>Basen sind Teilchen, die Protonen aufnehmen können (= Protonenakzeptoren).</p> <p>z. B.: I⁻, NO₃⁻, SO₄²⁻, CO₃²⁻, NH₃, PO₄³⁻, H₂O, OH⁻, F⁻</p> <p>Starke Basen (z. B. F⁻) nehmen Protonen leichter auf als schwache Basen (z. B. I⁻).</p>																					
Saure Lösungen	<p>Wässrige Lösungen, die mehr Oxonium-Ionen (H₃O⁺) als Hydroxid-Ionen (OH⁻) enthalten.</p>																					
Basische Lösungen (Laugen)	<p>Wässrige Lösungen, die mehr Hydroxid-Ionen (OH⁻) als Oxonium-Ionen (H₃O⁺) enthalten.</p>																					
Ampholyt	<p>Teilchen, die je nach Reaktionspartner sowohl als Brønsted -Säure als auch als Brønsted -Base reagieren können, z. B. H₂O, HSO₄⁻.</p>																					
Neutralisationsreaktion	<p>Protonenübertragungsreaktion eines H₃O⁺-Ions auf ein OH⁻-Ion unter Bildung von Wasser: H₃O⁺ + OH⁻ → 2 H₂O</p>																					
Titration	<p>Verfahren zur Bestimmung einer Säure (oder Lauge) unbekannter Konzentration mit Hilfe einer Lauge (oder Säure) genau definierter Konzentration (Maßlösung).</p>																					



Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

pH-Wert	Mithilfe des pH-Werts gibt man die Oxonium-Ionen-Konzentration in einer wässrigen Lösung an. pH < 7 → saure Lösung : $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$ pH = 7 → neutrale Lösung : $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$ pH > 7 → basische Lösung : $c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$																					
Indikatoren	Indikatoren sind Stoffe, die anzeigen, ob eine wässrige Lösung sauer oder basisch ist. Sie nehmen in sauren Lösungen eine andere Farbe an als in basischen Lösungen. <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th>Indikator</th> <th>sauer</th> <th>basisch</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Bromthymolblau (BTB)</td> <td>gelb</td> <td>blau</td> </tr> <tr> <td>Phenolphthalein</td> <td>farblos</td> <td>pink</td> </tr> </tbody> </table>	Indikator	sauer	basisch	Bromthymolblau (BTB)	gelb	blau	Phenolphthalein	farblos	pink												
Indikator	sauer	basisch																				
Bromthymolblau (BTB)	gelb	blau																				
Phenolphthalein	farblos	pink																				
5. Elektronenübertragung: Redox-Reaktionen																						
Redox-Reaktion	Bei Redox-Reaktionen werden Elektronen (e^-) von einem Reduktionsmittel (Elektronendonator) auf ein Oxidationsmittel (Elektronenakzeptor) übertragen . Dabei ändert sich die Oxidationszahlen der beteiligten Atome. <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <tr> <td>Mg</td> <td>+</td> <td>Cl₂</td> <td>→</td> <td>Mg²⁺</td> <td>+</td> <td>2 Cl⁻</td> </tr> <tr> <td>Reduktionsmittel 1</td> <td></td> <td>Oxidationsmittel 2</td> <td></td> <td>Oxidationsmittel 1</td> <td></td> <td>Reduktionsmittel 2</td> </tr> <tr> <td>Elektronendonator</td> <td></td> <td>Elektronenakzeptor</td> <td></td> <td>Elektronenakzeptor</td> <td></td> <td>Elektronendonator</td> </tr> </table> korrespondierendes Redox-Paar 1: Mg/Mg^{2+} korrespondierendes Redox-Paar 2: $2 \text{Cl}^-/\text{Cl}_2$	Mg	+	Cl₂	→	Mg²⁺	+	2 Cl⁻	Reduktionsmittel 1		Oxidationsmittel 2		Oxidationsmittel 1		Reduktionsmittel 2	Elektronendonator		Elektronenakzeptor		Elektronenakzeptor		Elektronendonator
Mg	+	Cl₂	→	Mg²⁺	+	2 Cl⁻																
Reduktionsmittel 1		Oxidationsmittel 2		Oxidationsmittel 1		Reduktionsmittel 2																
Elektronendonator		Elektronenakzeptor		Elektronenakzeptor		Elektronendonator																
Oxidationszahl (OZ)	Fiktive Ladungszahlen , die in Molekülen durch Zuordnung von Bindungselektronen anhand der Elektronegativität der Bindungspartner entstehen.																					
Oxidation	Abgabe von Elektronen, Erhöhung der Oxidationszahl (OZ) OZ: 0 +II Bsp.: Mg → Mg ²⁺ + 2e ⁻																					
Reduktion	Aufnahme von Elektronen, Erniedrigung der Oxidationszahl (OZ) OZ: 0 -I Bsp.: Cl ₂ + 2e ⁻ → 2 Cl ⁻																					
Oxidationsmittel (Elektronenakzeptor)	Ein Oxidationsmittel oxidiert einen anderen Stoff, indem es von diesem Elektronen aufnimmt und dabei selbst reduziert wird.																					
Reduktionsmittel (Elektronendonator)	Ein Reduktionsmittel reduziert einen anderen Stoff, indem es an diesen Elektronen abgibt und dabei selbst oxidiert wird.																					



Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

Beispiele für Redox-Reaktionen	Galvanische Zelle	Elektrolyse
	Spontaner Redox-Prozess, bei dem chemische in elektrische Energie umgewandelt wird.	Erzwungener Redox-Prozess, bei dem elektrische Energie in chemische Energie umgewandelt wird.
	Beispiel: Brennstoffzelle	Beispiel: Chlor-Alkali-Elektrolyse

Diese Methoden und Konzepte solltest Du beherrschen

Einfache **Nachweisverfahren** durchführen können.

Einfache **Berechnungen** zum Stoff- und Energieumsatz durchführen können.

Den **räumlichen Bau** einfacher Moleküle beschreiben können und daraus die zwischen den Molekülen herrschenden Kräfte ableiten und auf wesentliche Eigenschaften der Stoffe schließen können.

Das **Donator-Akzeptor-Konzept** auf Säure-Base-Reaktionen und auf Redox-Reaktionen anwenden und entsprechende Reaktionsgleichungen formulieren können.

Eine **Säure-Base-Titration** durchführen und auswerten können.

Einfache Experimente selbständig planen.