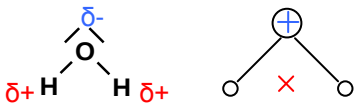
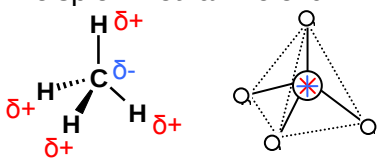
Grundwissen Chemie am Descartes-Gymnasium - 9. Klasse NTG (G8)

Fachbegriffe	Erklärung der Fachbegriffe
Qualitative Analyse	**Bestimmung der Bestandteile einer Stoffprobe durch chemische Nachweisreaktionen**
Nachweis von Chlorid-Ionen durch eine Fällungsreaktion	- Bildung eines weißen Niederschlags von Silberchlorid bei Zugabe von Silbernitrat-Lösung zu einer Lösung, die Chlorid-Ionen enthält - Reaktionsgleichung: $Na^+ + Cl^- + Ag^+ + NO_3^- \rightarrow AgCl\downarrow + Na^+ + NO_3^-$
Nachweis von Stärke durch die Iod-Stärke-Reaktion	- Blaufärbung bei Zugabe einer iodhaltigen Lösung (Lugol'sche Lösung = Iod-Kaliumiodid-Lösung) zu einer stärkehaltigen Probe - Bildung einer blauen Einschlussverbindung (Iod-Stärke-Komplex)
Nachweis von Sauerstoff durch die Glimmspanprobe	Ein glimmender Holzspan wird durch reinen Sauerstoff entflammt.
Nachweis von Wasserstoff durch die Knallgasprobe	- Ein Gemisch aus Wasserstoff und Luft / Sauerstoff explodiert beim Hinzutreten eines Zündfunkens mit einem lauten Knall. - Reaktionsgleichung: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
Nachweis von Kohlenstoffdioxid durch die Kalkwasserprobe	- Trübung von Kalkwasser beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid - Die Trübung beruht auf der Bildung eines milchig weißen Niederschlags von Calciumcarbonat (= Kalk): $\underset{\text{Kalkwasser}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{Kohlenstoffdioxid}}{CO_2} \rightarrow \underset{\text{Kalk}}{CaCO_3\downarrow} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O}$
Quantitative Analyse	**Bestimmung der Menge eines Stoffs in einer Probe**
Stoffmenge	- Symbol: n, Einheit: mol - Ein Mol eines Stoffes entspricht einer Anzahl von $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen.
Teilchenanzahl	- Symbol: N, Einheit: keine (einheitenlos)
Avogadro'sche Konstante	- $N_A = 6 \cdot 10^{23} \frac{1}{mol}$ <u>allgemeine Formel:</u> $N_A = \frac{N}{n}$ - Ein Mol eines Stoffes enthält $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen
Molares Volumen idealer Gase	- Bei Normbedingungen (T_n = 273 K, p_n = 1013 mbar): $V_m = 22{,}4 \frac{l}{mol}$ <u>allgemeine Formel:</u> $V_m = \frac{V}{n}$ - Ein Mol eines idealen Gases nimmt ein Volumen von 22,4 l ein.
Molare Masse	- Symbol: M, Einheit: $\frac{g}{mol}$ <u>allgemeine Formel:</u> $M = \frac{m}{n}$
Dichte	- Symbol: ρ, Einheit: $\frac{kg}{l} = \frac{kg}{dm^3}$ <u>allgemeine Formel:</u> $\rho = \frac{m}{V} = \frac{M}{V_m}$
Stoffmengenkonzentration	- Symbol: c, Einheit: $\frac{mol}{l}$ <u>allgemeine Formel:</u> $c(X) = \frac{n(X)}{V}$ - Quotient aus Stoffmenge n(X) des Stoffes X und dem Volumen V der Lösung.
Molare Reaktionsenergie	- Symbol: ΔE_{Rm}, Einheit: $\frac{kJ}{mol}$ <u>allgemeine Formel:</u> $\Delta E_{Rm} = \Delta E_R / n$ - Energieänderung bei einer Reaktion bezogen auf die Stoffmenge n

Orbital (= Elektronenwolke)	Bereich um einen Atomkern, in dem sich ein Elektron (oder ein Elektronenpaar) mit einer hohen Wahrscheinlichkeit aufhält
Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell)	**Modell zur Herleitung des räumlichen Baus von Molekülen:** 1. Aufstellen der Valenzstrichformel des Moleküls. 2. Die Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab und ordnen sich mit größtmöglichem Abstand um das Zentralatom an. 3. Mehrfachbindungen (Doppel- und Dreifachbindungen) werden im EPA-Modell näherungsweise als Einfachbindungen betrachtet. 4. Freie Elektronenpaare wirken stärker abstoßend als bindende.
Elektronegativität	- Maß für die Fähigkeit eines Atoms, in einer Atombindung das Bindungselektronenpaar / -paare an sich zu ziehen. - Das Fluoratom hat die größte Elektronegativität: EN(F) = 4
Polare Atombindung	- Eine polare Atombindung (Bindungspolarität) liegt vor, wenn sich die beiden an der Atombindung beteiligten Atome in ihrer EN unterscheiden: • Das **Atom mit der größeren Elektronegativität** zieht das Elektronenpaar stärker zu sich heran und ist **negativ polarisiert** (negative Partialladung, δ-). • Das andere **Atom mit der niedrigeren Elektronegativität** ist **positiv polarisiert** (positive Partialladung, δ+). δ+ δ- Beispiel: H — Cl - Je größer der Elektronegativitätsunterschied zwischen zwei miteinander über eine Elektronenpaarbindung verbundenen Atomen ist, desto größer ist die Bindungspolarität. - Sind zwei gleiche Atome miteinander verbunden, so ist keine Bindungspolarität vorhanden (unpolare Atombindung). Beispiel: H-H, F-F, Cl-Cl etc.
Dipolmolekül **(= polares Molekül)**	- Fallen die Schwerpunkte der positiven Teilladung (⨯) und der negativen Teilladung (⨁) nicht zusammen, spricht man von einem **Dipol-Molekül** (Molekülpolarität liegt vor). - Beispiel: Wassermolekül  - Fallen die Schwerpunkte der positiven Teilladung (⨯) und der negativen Teilladung (⨁) zusammen, so handelt es sich um ein **unpolares Molekül** (keine Molekülpolarität). - Beispiel: Methanmolekül 
Zwischenmolekulare **(= Intermolekulare) Kräfte**	- Wechselwirkungskräfte, die **zwischen** den Molekülen (z.B. CO_2-Moleküle) wirken: ---- CO_2 ---- CO_2 ---- CO_2 ---- CO_2 ---- CO_2 ---- - Sie dürfen nicht mit Atombindungen (intramolekulare Wechselwirkungen), die **innerhalb** der Moleküle wirken, verwechselt werden. - Je größer die zwischenmolekularen Wechselwirkungskräfte sind, desto mehr Energie muss aufgewendet werden, um diese Kräfte zu überwinden und desto höher ist die Siedetemperatur (der Siedepunkt) des Stoffes.
Van-der-Waals-Kräfte	- Sie liegen zwischen allen Molekülen vor. Zwischen **unpolaren Molekülen** liegen ausschließlich Van-der-Waals-Kräfte vor. - **Schwache zwischenmolekulare Kräfte**, die mit steigender Teilchenmasse und steigender Teilchenoberfläche zunehmen.

Dipol-Dipol-Wechselwirkung	- Bei **Dipol-Molekülen** zusätzlich zu den Van-der-Waals-Kräften auftretende Wechselwirkungskräfte. - Sie beruhen auf den Anziehungskräften zwischen den Ladungsschwerpunkten der Teilladungen der Dipolmoleküle. - Sie sind in der Regel **stärker als die Van-der-Waals-Kräfte**.
Wasserstoffbrückenbindung	- **Besonders starke** Dipol-Dipol-Wechselwirkungskräfte - Sie treten nur dann auf, wenn die Wasserstoffatome direkt an Stickstoff-, Sauerstoff- oder Fluor-Atome gebunden sind, d.h. wenn der Elektronegativitätsunterschied (ΔEN) sehr groß ist.
Hydratation	Die Umhüllung der Ionen eines Salzes mit Wasser-Molekülen (**= Hydrathülle**) beim Auflösen in Wasser wird **Hydratation** genannt.
Säure (nach Brönsted)	- Säureteilchen sind **Protonendonatoren** (= **Protonendonoren**), d.h. Teilchen, die bei Reaktionen Protonen abgeben. - Beispiel: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$
Base (nach Brönsted)	- Basenteilchen sind **Protonenakzeptoren**, d.h. Teilchen, die bei Reaktionen Protonen aufnehmen. - Beispiel: $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$
Protolyse (= Säure-Base-Reaktion)	- Reaktion, bei der ein **Protonenübergang** von einem Säuremolekül auf ein Basenmolekül stattfindet. - Beispiel: $HCl + NH_3 \rightarrow Cl^- + NH_4^+$
pH-Wert	- neutrale Lösungen: pH = 7 - basische Lösungen: pH > 7 Hydroxid-Ionen (OH^-) überwiegen - saure Lösungen: pH < 7 Oxonium-Ionen (H_3O^+) überwiegen
Säure-Base-Indikatoren	- Verbindungen, die durch ihre Farbe anzeigen, ob eine wässrige Lösung sauer, alkalisch oder neutral ist - Beispiele für Indikatoren: **Name** / **sauer** / **neutral** / **basisch** Bromthymolblau / gelb / grün / blau Phenolphthalein / farblos / farblos / rot Universalindikator / rot / gelb / blau Lackmus / rot / violett / blau
Ampholyt	- Teilchen, die je nach Reaktionspartner sowohl als Brönsted-Säure als auch als Brönsted-Base reagieren können - Beispiel: Wassermolekül • Wasser als Brönsted-Base: $H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$ bzw. $H_2O + HCl \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ • Wasser als Brönsted-Säure: $H_2O \rightarrow OH^- + H^+$ bzw. $H_2O + NH_3 \rightarrow OH^- + NH_4^+$
Neutralisationsreaktion	Protolyse zw. Oxonium-Ionen der sauren Lösung und Hydroxid-Ionen der basischen Lösung unter Bildung von Wassermolekülen: $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O$ bzw. $H_3O^+ + Cl^- + NH_4^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O + NH_4^+ + Cl^-$ Säure + Base → Wasser + Salz
Maßlösung / Titrans	- Ein Titrans ist eine Lösung mit genau definierter Konzentration. - Es wird bei einer Titration in die Bürette eingefüllt.
Neutralisationstitration	Verfahren zur Bestimmung der Konzentration einer Säure oder Lauge: 1. Die Maßlösung (z.B. 0,1-molare Natronlauge) wird über die Bürette in die Probelösung unbekannter Konzentration (z.B. 100 ml Salzsäure) in der Vorlage eingetropft: $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$ 2. Es wird der Verbrauch an Natronlauge bis zum Umschlagen des Indikators (z.B. Bromthymolblau von gelb zu grün) ermittelt. 3. Dadurch kann die Konzentration der Salzsäure ermittelt werden. Beispiel: Es werden 10 ml 0,1-molare Natronlauge verbraucht. $n(NaOH) = c(NaOH) \cdot V(NaOH) = 0{,}1\ mol/l \cdot 0{,}01\ l = 0{,}001\ mol$ $n(HCl) = n(NaOH) = 0{,}001\ mol$ $c(HCl) = n(HCl)/V(HCl) = 0{,}001mol / 0{,}1\ l = 0{,}01\ mol/l$
Äquivalenzpunkt	Umschlagspunkt bei der Neutralisationstitration: $n(H_3O^+)$ vorgelegen = $n(OH^-)$ hinzugegeben

Redoxreaktionen	**- Elektronenübertragungs- / Elektronenaustauschreaktionen** **- Kombination von Reduktionsreaktion und Oxidationsreaktion**
Oxidation	- Teilreaktion, bei der eine **Elektronenabgabe** stattfindet - Beispiel: Ox.: $Na \rightarrow Na^+ + e^-$
Reduktion	- Teilreaktion, bei der eine **Elektronenaufnahme** stattfindet - Beispiel: Red.: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$
Oxidationsmittel	- Sie oxidieren andere Stoffe und werden selbst reduziert. - Sie nehmen Elektronen auf (**Elektronenakzeptoren**). - Typische Oxidationsmittel: • Sauerstoff (O_2) und Halogene (F_2, Cl_2, Br_2, I_2) • Dichromat-Ionen ($Cr_2O_7^{2-}$) und Permanganat-Ionen (MnO_4^-)
Reduktionsmittel	- Sie reduzieren andere Stoffe und werden selber oxidiert. - Sie geben Elektronen ab (**Elektronendonatoren**). - Typische Reduktionsmittel: • Wasserstoff (H_2), Metalle (Na, Mg, Al), Kohlenstoff (C) • Sulfit-Ionen (SO_3^{2-})
Oxidationszahl (OZ)	- Die Anzahl wirklicher bzw. angenommener Ladungen von Teilchen wird als OZ bezeichnet. - Bei einer Redoxreaktion verändert sich die OZ: **• Erhöhung der OZ $\Rightarrow$ Oxidation** **• Erniedrigung der OZ $\Rightarrow$ Reduktion**
Ermittlung der OZ (Methode der Bezugselemente)	- Atome in Elementen haben stets die OZ null. Beispiele: H_2, Cl_2, O_2, Mg, Na, Al etc. - Fluoratome in Verbindungen haben stets die OZ -1. Beispiele: HF, NaF etc. - Wasserstoffatome in Verbindungen haben in der Regel die OZ +1. Beispiele: HCl, H_2O etc. Ausnahme: Hydride (NaH) OZ(H) = -1 - Sauerstoffatome in Verbindungen haben in der Regel die OZ -2. Beispiele: CaO, H_2O Ausnahme: Peroxide (H_2O_2) OZ(O) = -1 - Bei Atom-Ionen ist die OZ gleich der Ionenladung. Beispiele: Fe^{3+} $OZ(Fe^{3+}) = +3$ - Bei Molekül-Ionen ist die Summe der OZen der Atome gleich der Ionenladung. Beispiel: MnO_4^- OZ(O) = -2, OZ(Mn) = +7 - Bei ungeladenen Molekülen und Salzen ist die Summe der OZen der Atome null. Beispiele: MnO_2 OZ(O) = -2, OZ(Mn) = +4
Regeln zum Aufstellen von Redox-Reaktionen	**Beispiel: Kaliumpermanganat reagiert im Sauren mit Kaliumiodid unter Bildung von Mangan(II)-Ionen und Iod.** 1. Anschreiben der Redoxpaare (oxidierte und reduzierte Teilchen): MnO_4^- / Mn^{2+} I^- / I_2 (saures Milieu) 2. Ermittlung der OZ: OZ(Mn) = +7 / OZ(Mn) = +2 $OZ(I^-) = -1$ / OZ(I) = 0 3. Ausgleichen der Anzahl der Atome, deren OZ sich verändert: MnO_4^- / Mn^{2+} (bereits ausgegl.) $\mathbf{2}I^- / I_2$ 4. Anschreiben der ausgetauschten Elektronen mithilfe der OZ: Red.: $MnO_4^- + \mathbf{5e^-} \rightarrow Mn^{2+}$ Ox.: $2I^- \rightarrow I_2 + \mathbf{2e^-}$ 5. Ladungsausgleich mit H_3O^+-Ionen im Sauren / OH^--Ionen im Bas.: Red.: $MnO_4^- + 5e^- + \mathbf{8H_3O^+} \rightarrow Mn^{2+}$ Ox.: $2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$ (bereits ausgeglichen) 6. Ausgleichen der Stoffbilanz mit Wassermolekülen: Red.: $MnO_4^- + 5e^- + 8H_3O^+ \rightarrow Mn^{2+} + \mathbf{12H_2O}$ /•2 Ox.: $2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$ (bereits ausgegl.) /•5 7. Ermittlung der Redoxreaktion aus den Teilgleichungen: Redox: $2MnO_4^- + 16H_3O^+ + 10I^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 24H_2O + 5I_2$