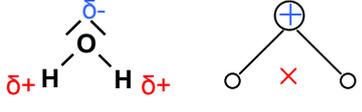
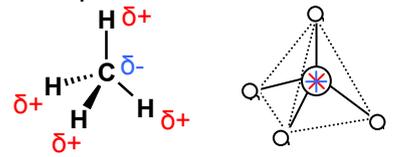
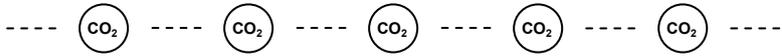


Grundwissen Chemie am Descartes-Gymnasium - 9. Klasse NTG (G8)

Fachbegriffe	Erklärung der Fachbegriffe
Qualitative Analyse	Bestimmung der Bestandteile einer Stoffprobe durch chemische Nachweisreaktionen
<i>Nachweis von Chlorid-Ionen durch eine Fällungsreaktion</i>	- Bildung eines weißen Niederschlags bei Zugabe von Silbernitrat-Lösung zu einer Lösung, die Chlorid-Ionen enthält - Reaktionsgleichung: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$
<i>Nachweis von Stärke durch die Iod-Stärke-Reaktion</i>	- Blaufärbung bei Zugabe einer iodhaltigen Lösung (Lugol'sche Lösung = Iod-Kaliumiodid-Lösung) zu einer stärkehaltigen Probe - Bildung einer blauen Einschlussverbindung (Iod-Stärke-Komplex)
<i>Nachweis von Sauerstoff durch die Glimmspanprobe</i>	Ein glimmender Holzspan wird durch reinen Sauerstoff entflammt.
<i>Nachweis von Wasserstoff durch die Knallgasprobe</i>	- Ein Gemisch aus Wasserstoff und Luft / Sauerstoff explodiert beim Hinzutreten eines Zündfunken mit einem lauten Knall - Reaktionsgleichung: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
<i>Nachweis von Kohlenstoffdioxid durch die Kalkwasserprobe</i>	- Trübung von Kalkwasser beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid - Die Trübung beruht auf der Bildung eines milchig weißen Niederschlags von Calciumcarbonat (= Kalk): $\begin{array}{ccccccc} \text{Ca}(\text{OH})_2 & + & \text{CO}_2 & \rightarrow & \text{CaCO}_3\downarrow & + & \text{H}_2\text{O} \\ \text{Kalkwasser} & & \text{Kohlenstoffdioxid} & & \text{Kalk} & & \text{Wasser} \end{array}$
Quantitative Analyse	Bestimmung der Menge eines Stoffs in einer Probe
<i>Stoffmenge</i>	- Symbol: n, Einheit: mol - Ein mol eines Stoffes entspricht einer Anzahl von $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen.
<i>Teilchenanzahl</i>	- Symbol: N, Einheit: keine (einheitenlos)
<i>Avogadro'sche Konstante</i>	- $N_A = 6 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$ <u>allgemeine Formel:</u> $N_A = \frac{N}{n}$ - Ein Mol eines Stoffes enthält $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen
<i>Molares Volumen idealer Gase</i>	- Bei Normbedingungen ($T_n = 273 \text{ K}$, $p_n = 1013 \text{ mbar}$): $V_m = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ <u>allgemeine Formel:</u> $V_m = \frac{V}{n}$ - Ein Mol eines id. Gases nimmt ein Volumen von 22,4 l ein.
<i>Molare Masse</i>	- Symbol: M, Einheit: $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ <u>allgemeine Formel:</u> $M = \frac{m}{n}$
<i>Dichte</i>	- Symbol: ρ , Einheit: $\frac{\text{kg}}{\text{l}} = \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$ <u>allgemeine Formel:</u> $\rho = \frac{m}{V} = \frac{M}{V_m}$
<i>Stoffmengenkonzentration</i>	- Symbol: c, Einheit: $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$ <u>allgemeine Formel:</u> $c(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V}$ - Quotient aus Stoffmenge n(X) des Stoffes X und dem Volumen V der Lösung.
<i>Molare Reaktionsenergie</i>	- Symbol: ΔE_{Rm} , Einheit: $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ <u>allgemeine Formel:</u> $\Delta E_{\text{Rm}} = \Delta E_{\text{R}} / n$ - 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^+). $\delta^+ \quad \delta^-$ 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 (\times) und der negativen Teilladung ($+$) <u>nicht</u> zusammen, spricht man von einem Dipol-Molekül (Molekülpolarität liegt vor). - Beispiel: Wassermolekül 	- Fallen die Schwerpunkte der positiven Teilladung (\times) 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:  - 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 auch die Schmelztemperatur bzw. die Siedetemperatur des Stoffes.	
<i>Van-der-Waals-Kräfte</i>	- 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.	

<i>Dipol-Dipol-Wechselwirkung</i>	<ul style="list-style-type: none"> - 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. 																				
<i>Wasserstoffbrückenbindung</i>	<ul style="list-style-type: none"> - Besonders starke Dipol-Dipol-Wechselwirkungskräfte. - Sie treten nur dann auf, wenn die Wasserstoffatome <u>direkt</u> 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)	<ul style="list-style-type: none"> - Säureteilchen sind Protonendonatoren (= Protonendonoren), d.h. Teilchen, die bei Reaktionen Protonen abgeben. - Beispiel: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ 																				
Base (nach Brönsted)	<ul style="list-style-type: none"> - Basenteilchen sind Protonenakzeptoren, d.h. Teilchen, die bei Reaktionen Protonen aufnehmen. - Beispiel: $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$ 																				
Protolyse (= Säure-Base-Reaktion)	<ul style="list-style-type: none"> - Reaktion, bei der ein Protonenübergang von einem Säuremolekül auf eine Basenmolekül stattfindet. - Beispiel: $HCl + NH_3 \rightarrow Cl^- + NH_4^+$ 																				
pH-Wert	<ul style="list-style-type: none"> - neutrale Lösungen: $pH = 7$ - basische Lösungen: $pH > 7$ Hydroxid-Ionen (OH^-) überwiegen - saure Lösungen: $pH < 7$ Oxonium-Ionen (H_3O^+) überwiegen 																				
Säure-Base-Indikatoren	<ul style="list-style-type: none"> - Verbindungen, die durch ihre Farbe anzeigen, ob eine wässrige Lösung sauer, alkalisch oder neutral ist. - Beispiele für Indikatoren: <table border="1"> <thead> <tr> <th>Name</th> <th>sauer</th> <th>neutral</th> <th>basisch</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Bromthymolblau</td> <td>gelb</td> <td>grün</td> <td>blau</td> </tr> <tr> <td>Phenolphthalein</td> <td>farblos</td> <td>farblos</td> <td>rot</td> </tr> <tr> <td>Universalindikator</td> <td>rot</td> <td>gelb</td> <td>blau</td> </tr> <tr> <td>Lackmus</td> <td>rot</td> <td>violett</td> <td>blau</td> </tr> </tbody> </table>	Name	sauer	neutral	basisch	Bromthymolblau	gelb	grün	blau	Phenolphthalein	farblos	farblos	rot	Universalindikator	rot	gelb	blau	Lackmus	rot	violett	blau
Name	sauer	neutral	basisch																		
Bromthymolblau	gelb	grün	blau																		
Phenolphthalein	farblos	farblos	rot																		
Universalindikator	rot	gelb	blau																		
Lackmus	rot	violett	blau																		
Ampholyt	<ul style="list-style-type: none"> - 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 \rightarrow Wasser + Salz																				
Maßlösung / Titrans	<ul style="list-style-type: none"> - Lösung mit genau definierter Konzentration. - Sie wird bei einer Titration in die Bürette eingefüllt. 																				
Neutralisationstitation	Verfahren zur Bestimmung der Konzentration einer Säure oder Lauge: <ol style="list-style-type: none"> 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. $n(NaOH) = c(NaOH) \cdot V(NaOH) = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,01 \text{ l} = 0,001 \text{ mol}$ $n(HCl) = n(NaOH) = 0,001 \text{ mol}$ $c(HCl) = n(HCl)/V(HCl) = 0,001 \text{ mol} / 0,1 \text{ l} = 0,01 \text{ mol/l}$ 																				
Äquivalenzpunkt	Umschlagspunkt bei der Neutralisationstitation: $n(H_3O^+) \text{ vorgelegen} = n(OH^-) \text{ hinzugegeben}$																				

Redoxreaktionen	- Elektronenübertragungs- / Elektronenaustauschreaktionen - Kombination von Reduktionsreaktion und Oxidationsreaktion
<i>Oxidation</i>	- Teilreaktion, bei der eine Elektronenabgabe stattfindet - Beispiel: Ox.: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$
<i>Reduktion</i>	- Teilreaktion, bei der eine Elektronenaufnahme stattfindet - Beispiel: Red.: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$
<i>Oxidationsmittel</i>	- 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 ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) und Permanganat-Ionen (MnO_4^-)
<i>Reduktionsmittel</i>	- Sie reduzieren andere Stoffe und werden selber oxidiert. - Sie geben Elektronen ab (Elektronendonatoren). - Typische Reduktionsmittel: • Wasserstoff (H_2), Metalle (Na, Mg, Al), Kohlenstoff (C) • Sulfid-Ionen (S^{2-})
<i>Oxidationszahl (OZ)</i>	- 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
<i>Ermittlung der OZ (Methode der Bezugselemente)</i>	- Atome in <u>Elementen</u> haben stets die OZ null. Beispiele: H_2 , Cl_2 , O_2 , Mg, Na, Al etc. - Fluoratom in <u>Verbindungen</u> haben stets die OZ -1. Beispiele: HF, NaF etc. - Wasserstoffatome in <u>Verbindungen</u> haben in der Regel die OZ +1. Beispiele: HCl, H_2O etc. Ausnahme: Hydride (NaH) $\text{OZ}(\text{H}) = -1$ - Sauerstoffatome in <u>Verbindungen</u> haben in der Regel die OZ -2. Beispiele: CaO, H_2O Ausnahme: Peroxide (H_2O_2) $\text{OZ}(\text{O}) = -1$ - Bei <u>Atom-Ionen</u> ist die OZ gleich der Ionenladung. Beispiele: Fe^{3+} $\text{OZ}(\text{Fe}^{3+}) = +3$ - Bei <u>Molekül-Ionen</u> ist die Summe der OZen der Atome gleich der Ionenladung. Beispiel: MnO_4^- $\text{OZ}(\text{O}) = -2$, $\text{OZ}(\text{Mn}) = +7$ - Bei <u>ungeladenen Molekülen und Salzen</u> ist die Summe der OZen der Atome null. Beispiele: MnO_2 $\text{OZ}(\text{O}) = -2$, $\text{OZ}(\text{Mn}) = +4$
<i>Regeln zum Aufstellen von Redox-Reaktionen</i>	Beispiel: Kaliumpermanganat reagiert im Säuren mit Kaliumiodid unter Bildung von Mangan(II)-Ionen und Iod. 1. <u>Anschreiben der Redoxpaare (oxidierte und reduzierte Teilchen):</u> $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ I^- / I_2 (saurer Milieu) 2. <u>Ermittlung der OZ:</u> $\text{OZ}(\text{Mn}) = +7 / \text{OZ}(\text{Mn}) = +2$ $\text{OZ}(\text{I}^-) = -1 / \text{OZ}(\text{I}) = 0$ 3. <u>Ausgleichen der Anzahl der Atome, deren OZ sich verändert:</u> $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ (bereits ausgegl.) $2\text{I}^- / \text{I}_2$ 4. <u>Anschreiben der ausgetauschten Elektronen mithilfe der OZ:</u> Red.: $\text{MnO}_4^- + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ Ox.: $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ 5. <u>Ladungsausgleich mit H_3O^+-Ionen im Säuren / OH^--Ionen im Bas.:</u> Red.: $\text{MnO}_4^- + 5\text{e}^- + 8\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ Ox.: $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ (bereits ausgeglichen) 6. <u>Ausgleichen der Stoffbilanz mit Wassermolekülen:</u> Red.: $\text{MnO}_4^- + 5\text{e}^- + 8\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 12\text{H}_2\text{O}$ /•2 Ox.: $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ (bereits ausgegl.) /•5 7. <u>Ermittlung der Redoxreaktion aus den Teilgleichungen:</u> Redox: $2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}_3\text{O}^+ + 10\text{I}^- \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 24\text{H}_2\text{O} + 5\text{I}_2$