

Grundwissen 9. Klasse NTG

Qualitative Analysemethoden

Flammenfärbung

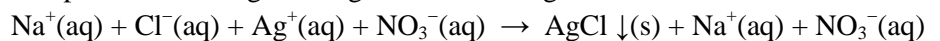
Prinzip: Werden Elektronen durch die Brennerflamme angeregt, gehen sie auf eine höhere Energiestufe über. Beim Zurückfallen in den Grundzustand geben sie die zuvor aufgenommene Energie in Form von Licht einer bestimmten Wellenlänge ab. Durch diese charakteristische Färbung lassen sich Metallkationen identifizieren:

	Li	Na	K	Ca	Ba
<i>Farbe</i>	rot	gelb	violett (Cobaltglas)	hellrot	grün

Fällungsreaktion

<i>Ion</i>	<i>Nachweisreagenz</i>	<i>Farbe des Niederschlags</i>	<i>Formel des Niederschlags</i>
Chlorid Cl^-	Ag^+ aus AgNO_3	weiß	$\text{AgCl} \downarrow (\text{s})$
Bromid Br^-	Ag^+	gelblich	$\text{AgBr} \downarrow (\text{s})$
Iodid I^-	Ag^+	gelb	$\text{AgI} \downarrow (\text{s})$
Sulfat SO_4^{2-}	Ba^{2+} aus BaCl_2	weiß	$\text{BaSO}_4 \downarrow (\text{s})$

Beispiel einer Ionengleichung für eine Fällungsreaktion:



Farbreaktion

Nachweis für Fe^{3+} -Ionen mit Kaliumthiocyanatlösung (Rotfärbung).

Nachweis für Cu^{2+} -Ionen mit Ammoniakwasser (tiefblaue Färbung).

Gasentwicklung

Nachweis für NH_4^+ - Ionen mit Natronlauge (Bildung von NH_3).

Nachweis für CO_3^{2-} - Ionen mit Salzsäure (Bildung von CO_2).

Nachweis molekular gebauter Stoffe

Sauerstoff (Glimmspanprobe), Wasserstoff (Knallgasprobe), Kohlenstoffdioxid (Kalkwasserprobe), Wasser (wasserfreies CuSO_4), Iod (Stärke).

Prinzip der Blindprobe!

Für alle Nachweisreaktionen jeweils Methode, Beobachtung und Reaktionsgleichung!

Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

Atommasse m_a [u] Masse eines Atoms; wird in der atomaren Masseneinheit 1 u angegeben.
 1 u ist der 12. Teil der Masse eines Kohlenstoffisotops ^{12}C .
 $1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$
 Die Masse eines Moleküls bzw. eines Salzes pro Formeleinheit ergibt sich durch Addition der Atommassen.

Stoffmenge n [mol] Zählgröße für die Teilchenanzahl N in einer Stoffportion. Einheit: mol
 Ein Mol ist über die Avogadro-Konstante N_A definiert.
 $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
 Ein Mol besteht aus $6,022 \times 10^{23}$ Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen).

Molare Masse M [g/mol] Sie entspricht der Masse von ein Mol Teilchen eines Stoffes X .
 Der Zahlenwert der Atom- oder Molekülmasse ist gleich dem Zahlenwert der molaren Masse. Die molare Masse ist stoffspezifisch.

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

Molares Volumen V_m [l/mol] Volumen, das ein Mol eines beliebigen Gases einnimmt.
 Das molare Volumen V_m der Gase nimmt bei konstantem Druck mit steigender Temperatur zu.

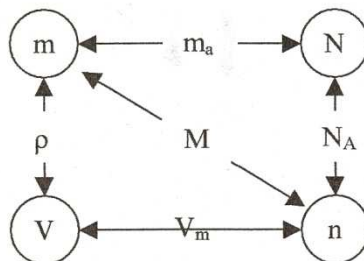
Molares Normvolumen V_{mn} [l/mol] Unter Normbedingungen ($p_n = 1013 \text{ hPa}$, $T_n = 273 \text{ K} = 0 \text{ °C}$) beträgt das molare Normvolumen $V_{mn} = 22,4 \text{ l/mol}$ für alle Gase.

$$V_{mn}(X) = \frac{V_n(X)}{n(X)} \quad \left[\frac{\text{l}}{\text{mol}} \right]$$

Teilchenanzahl N Mit der Avogadro Konstanten N_A lassen sich Stoffmenge n und Teilchenanzahl N ineinander umrechnen.

$$N_A(X) = \frac{N(X)}{n(X)} \quad \left[\frac{1}{\text{mol}} \right] \quad \text{mit } N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Quantitäts- und Umrechnungsgrößen



Stöchiometrische Berechnungen

Auf der Grundlage chemischer Gleichungen lassen sich die *Stoffmenge* n , die *Masse* m und das *Volumen* V der an einer Reaktion beteiligten Stoffe berechnen. Dabei kann das folgende Schema verwendet werden:

Bsp: Welche Masse an Kohlenstoff muss eingesetzt werden, um 5,6 l Kohlenstoffdioxid bei Normbedingungen (1013 hPa, 273 K = 0 °C) herzustellen.

Gegebene und gesuchte Größen notieren.	Geg.: $V_n(\text{CO}_2) = 5,6 \text{ l}$ Ges.: $m(\text{C})$
Die Reaktionsgleichung aufstellen.	$\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
Das Stoffmengenverhältnis bilden. (Koeffizienten beachten)	$\frac{n(\text{C})}{n(\text{CO}_2)} = \frac{1}{1}$ $n(\text{C}) = n(\text{CO}_2)$
Für die Stoffmenge n jeweils den geeigneten Quotienten einsetzen: mit $n = m/M$ und $n = V_n/V_{mn}$ folgt:	$\frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{V_n(\text{CO}_2)}{V_{mn}}$
Umformen nach der gesuchten Größe und Einsetzen der Zahlenwerte mit Einheiten.	$m(\text{C}) = \frac{V_n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{C})}{V_{mn}} = \frac{5,6 \text{ l} \cdot 12 \text{ g/mol}}{22,4 \text{ l/mol}}$ $m(\text{C}) = 3 \text{ g}$
Antwort	Es werden 3 g Kohlenstoff benötigt.

Molare Bildungsenergie ΔE_{Fm} [kJ/mol]

Wärmeänderung, die bei der Bildung von ein Mol einer Verbindung aus den Elementen unter Standardbedingungen (1013 hPa, 25 °C) auftritt.

Reaktionsenergie ΔE_{R} [kJ]

Wärmeänderung, die bei einer Reaktion auftritt, die unter gleich bleibendem Druck abläuft. Exotherme Reaktionen haben negative, endotherme Reaktionen haben positive Reaktionsenergien.

ΔE_{R} ist von der eingesetzten Stoffmenge abhängig, deshalb kann sich ein konkreter Zahlenwert nur auf eine bestimmte Reaktionsgleichung beziehen. Für eine Reaktion $a\text{A} + b\text{B} \rightarrow c\text{C} + d\text{D}$ berechnet sich die Reaktionsenergie folgendermaßen:

$$\Delta E_{\text{R}} = [c \times \Delta E_{\text{Fm}}(\text{C}) + d \times \Delta E_{\text{Fm}}(\text{D})] - [a \times \Delta E_{\text{Fm}}(\text{A}) + b \times \Delta E_{\text{Fm}}(\text{B})]$$

Unter Berücksichtigung des Koeffizienten kann man nun die molare Reaktionsenergie ΔE_{Rm} für den Stoffumsatz von z. B. 1 Mol des Stoffes C angeben [kJ/mol].

Energieumsatz der Salzbildung

- 1.) Bildung von Atomen (z. B. aus festem Metall und zweiatomigen Molekülen) unter Aufwendung von Sublimationsenergie ΔE_{S} und Dissoziationsenergie ΔE_{D} .
- 2.) Bildung von Ionen unter Aufwendung von Ionisierungsenergie ΔE_{I} bzw. Gewinn oder Aufwendung von Elektronenaffinität ΔE_{EA} .
- 3.) Bildung des Salzgitters unter Gewinn der Gitterenergie ΔE_{G} .
Die Summe aller beteiligten Energien entspricht der Bildungsenergie des Salzes. Die Triebkraft der Salzbildung beruht auf dem Gewinn von Gitterenergie ΔE_{G} .

Struktur und Eigenschaften molekularer Stoffe

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 (Atombindung).

Valenzstrichformel

Zweidimensionale Darstellung von Molekülen und Molekülionen. Sie enthält Striche zur Symbolisierung bindender und nichtbindender Elektronenpaare (Formalladung siehe GW 8. Klasse).

VSEPR Modell

VSEPR = Valence Shell Electron Pair Repulsion (Elektronenpaar-Abstoßungsmodell)

Konzept zur Ermittlung von Molekülgeometrien:

Elektronenpaare halten sich in Folge gegenseitiger Abstoßung in größtmöglichem Abstand voneinander auf. Besitzt das zentrale Atom eines Moleküls ein Elektronenoktett, so weist das Molekül eine tetraedrische Geometrie auf. Nichtbindende Elektronenpaare brauchen etwas mehr Platz als bindende. Mehrfachbindungen werden in ihrer abstoßenden Wirkung wie Einfachbindungen behandelt.

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

Methan	Ammoniak	Wasser	Hydrogenchlorid	Neon
Lewis-Formeln				
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \bar{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \bar{\text{O}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\text{H} - \bar{\text{Cl}} $	$ \bar{\text{Ne}} $
Gerichtete Elektronenwolken				
Strukturen				
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ <p>109° tetraedisch</p>	$\begin{array}{c} \bar{\text{N}} \\ \\ \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ <p>107° pyramidal</p>	$\begin{array}{c} \bar{\text{O}} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ <p>104° gewinkelt</p>	$\text{H} - \bar{\text{Cl}} $	$ \bar{\text{Ne}} $

Elektronegativität EN

Sie gibt an, wie stark ein Atom die Elektronen eines bindenden Elektronenpaares an sich zieht. Haben die beiden Bindungspartner unterschiedliche EN, so entstehen Teilladungen δ^+ und δ^- .

Polare Atombindung

Man nennt eine Elektronenpaarbindung, bei der das Bindungselektronenpaar auf Grund unterschiedlicher Elektronegativitäten zum elektronegativeren Bindungspartner hin verschoben ist, polare Atombindung. Die daraus resultierenden Teilladungen (δ^+ und δ^-) bestimmen die Polarität einer Bindung. Die Bindung ist umso polarer, je größer die Differenz der

Elektronegativitäten ΔEN ist. Es entstehen unter Berücksichtigung der Molekülgeometrie:

- Unpolare Moleküle, wenn die Schwerpunkte der positiven und der negativen Teilladungen in einem Punkt zusammenfallen.
Beispiel: Kohlenstoffdioxid.
- Dipolmoleküle (= Polare Moleküle), wenn sich die Schwerpunkte der positiven und der negativen Teilladungen an verschiedenen Punkten im Molekül befinden. Das Molekül ist nach außen elektrisch neutral.
Beispiele: Chlorwasserstoff, Wasser, Ammoniak.

Zwischenmolekulare Kräfte

Anziehungskräfte zwischen Molekülen: Van-der-Waals-Kräfte und Dipol-Dipol-Wechselwirkungen bzw. Wasserstoffbrücken.

Van-der-Waals-Kräfte

Sie entstehen durch kurzzeitige Polarisierung der Elektronenwolken unpolarer Moleküle. Dadurch entstehen spontane und induzierte Dipole, die sich gegenseitig anziehen. Bei vergleichbarer Teilchenmasse schwächste zwischenmolekulare Kraft; Zunahme mit wachsender Teilchenoberfläche.

Dipol-Dipol-WW

Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolen.

Wasserstoffbrücken

Bilden Moleküle Wasserstoffbrücken aus, so muss im Molekül ein Wasserstoffatom direkt an ein kleines, stark elektronegatives Atom (Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atom) gebunden sein (und deshalb stark positiv polarisiert sein) und mit dem freien Elektronenpaar eines Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atoms eine Wechselwirkung eingehen. Stärkste zwischenmolekulare Kraft.

Zwischenmolekulare Kräfte und Stoffeigenschaften

Schmelz- und Siedetemperaturen: Je stärker die zwischenmolekularen Kräfte, desto höher liegen Schmelz- und Siedetemperaturen.
Löslichkeit: Ähnliches löst sich in Ähnlichem.

Eigenschaften des Wassers

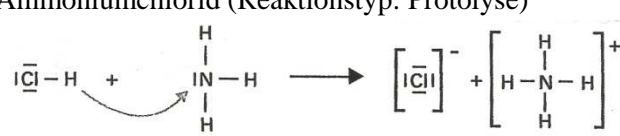
Bei nahezu allen Stoffen nimmt die Dichte kontinuierlich mit fallender Temperatur zu. Wasser jedoch hat seine höchste Dichte bei 4 °C (Dichteanomalie des Wassers auf Grund von Wasserstoffbrücken). Die starken Wasserstoffbrücken erklären auch die große Oberflächenspannung des Wassers.

Wasser als Lösungsmittel

Hydratation: Umhüllen von Ionen oder Molekülen mit Wassermolekülen → Ausbildung einer Hydrathülle; Symbol: (aq).
Salze lösen sich in Wasser unter Bildung von hydratisierten Ionen (Dipol-Ion-WW). Für die Lösungsenergie ΔE_L gilt: $\Delta E_L = \Delta E_H - \Delta E_G$, wobei für den Wert der Hydratationsenergie ΔE_H zu beachten ist, dass Kation und Anion einen Beitrag leisten.
Exothermer Lösevorgang ($\Delta E_L < 0$): Der Betrag der freiwerdenden Hydratationsenergie ΔE_H ist größer als der Betrag der benötigten Gitterenergie ΔE_G . Die Energiedifferenz wird an die Umgebung abgegeben, d. h. die Lösung erwärmt sich.
Endothermer Lösevorgang ($\Delta E_L > 0$): Der Betrag der freiwerdenden Hydratationsenergie ΔE_H ist kleiner als der Betrag der benötigten Gitterenergie ΔE_G . Die Energiedifferenz wird der Umgebung entnommen, d. h. die Lösung kühlt ab.
Schwerlösliches Salz: Der Betrag der freiwerdenden Hydratationsenergie

ΔE_H ist sehr viel kleiner als der Betrag der benötigten Gitterenergie ΔE_G .

Säure-Base-Reaktionen - Protonenübergänge

Säure	Säuren sind Teilchen, die nach Brönsted als Protonendonatoren fungieren. Beispiel: HCl.
Base	Basen sind Teilchen, die nach Brönsted als Protonenakzeptoren fungieren. Beispiel: NH ₃ .
Protolyse	Protonenübergang von einer Säure zu einer Base (Säure-Base-Reaktion).
Korrespondierendes Säure-Base-Paar	Eine Säure HA und die aus ihr durch Protonenabgabe entstehende Base A ⁻ bilden ein korrespondierendes Säure-Base-Paar. Eine starke Säure geht in ihre schwache korrespondierende Base über und umgekehrt. $\text{H-A} + \text{B} \rightarrow \text{A}^- + \text{H-B}^+$ <p style="text-align: center;">Säure1 Base2 Base1 Säure2</p> Zwei korrespondierende Säure-Base-Paare: Säure1/Base1 und B2/S2 Beispiel: Reaktion von Wasserstoffchlorid mit Ammoniak zu Ammoniumchlorid (Reaktionstyp: Protolyse)
	 <p style="text-align: center;">Säure1 Base2 Base1 Säure2</p>
	Zwei korrespondierende Säure-Base-Paare: HCl/Cl ⁻ und NH ₃ /NH ₄ ⁺
Säurestärke	Tendenz Protonen abzugeben.
Basenstärke	Tendenz Protonen aufzunehmen.
Ampholyt	Ampholyte sind Teilchen, die in Abhängigkeit vom Reaktionspartner als Säure oder als Base fungieren können (Bsp.: H ₂ O, HCO ₃ ⁻).
Autoprotolyse	Beispiel: Autoprotolyse des Wassers (Selbstprotolyse).
pH-Wert	Definition: $\text{pH} = -\lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\}$ Maß für den sauren (pH < 7), basischen (pH > 7) oder neutralen (pH = 7) Charakter einer wässrigen Lösung.
Stoffmengenkonzentration c [mol/l]	Die Stoffmengenkonzentration c (X) eines gelösten Stoffes X ist der Quotient aus der Stoffmenge n (X) und dem Volumen V der Lösung, in dem n (X) gelöst ist: $c(X) = \frac{n(X)}{V} \quad \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$
Neutrale wässrige Lösungen	Neutrale wässrige Lösungen sind Lösungen, die gleich viele Oxonium- und Hydroxidionen enthalten: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$; pH = 7.
Saure wässrige Lösung	Saure wässrige Lösungen sind Lösungen, die Oxoniumionen im Überschuss enthalten: $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$; pH < 7. Beispiel: Salzsäure.
Basische wässrige	Basische wässrige Lösungen sind Lösungen, die Hydroxidionen im Überschuss enthalten:

Lösung (Laugen)

$c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$; $\text{pH} > 7$. Beispiele: Ammoniakwasser, Natronlauge.

Indikator

Stoff, der durch seine Farbe anzeigt, ob eine Lösung sauer, basisch oder neutral ist.

<i>Indikator</i>	<i>sauer</i>	<i>neutral</i>	<i>basisch</i>
Lackmus	rot	violett	blau
Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink
Universalindikator	rot	grün	blau

Neutralisation

Protonenübertragungsreaktion von Oxonium- auf Hydroxidionen unter Bildung von Wassermolekülen (exotherm). Dabei entstehen Salz und Wasser.

Äquivalenzpunkt

Endpunkt der Neutralisation. Hier liegen äquivalente Stoffmengen von Säure und Base vor. Es gilt: $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$.

Daraus ergibt sich: $c(\text{H}_3\text{O}^+) \times V(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) \times V(\text{OH}^-)$.

Säure-Base-Titration

Verfahren zur Bestimmung der Konzentration einer Säure (bzw. Lauge) durch Messung des bis zum Äquivalenzpunkt verbrauchten Volumens einer Lauge (bzw. Säure) bekannter Konzentration (= Maßlösung).

Wichtige Säuren:

<i>Säure</i>		<i>Säurerest-Anion</i>		<i>Beispiel für Salz</i>
<i>Name</i>	<i>Formel</i>	<i>Name</i>	<i>Formel</i>	<i>Formel</i>
Wasserstoffchlorid	HCl (g)	Chlorid	Cl ⁻	NaCl
Wasserstofffluorid	HF	Fluorid	F ⁻	NaF
Schwefelsäure	H₂SO₄	Hydrogensulfat Sulfat	HSO ₄ ⁻ SO ₄ ²⁻	NaHSO ₄ Na ₂ SO ₄
Schweflige Säure	H₂SO₃	Hydrogensulfit Sulfit	HSO ₃ ⁻ SO ₃ ²⁻	NaHSO ₃ Na ₂ SO ₃
Salpetersäure	HNO₃	Nitrat	NO ₃ ⁻	NaNO ₃
Salpetrige Säure	HNO₂	Nitrit	NO ₂ ⁻	NaNO ₂
Phosphorsäure	H₃PO₄	Dihydrogenphosphat Hydrogenphosphat Phosphat	H ₂ PO ₄ ⁻ HPO ₄ ²⁻ PO ₄ ³⁻	NaH ₂ PO ₄ Na ₂ HPO ₄ Na ₃ PO ₄
Kohlensäure	H₂CO₃	Hydrogencarbonat Carbonat	HCO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻	NaHCO ₃ Na ₂ CO ₃
Schwefelwasserstoff	H₂S	Hydrogensulfid Sulfid	HS ⁻ S ²⁻	NaHS Na ₂ S
Essigsäure	CH₃COOH	Acetat	CH ₃ COO ⁻	CH ₃ COONa

Bildung der sauren Lösung: $\text{HCl}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ (Reaktionstyp: Protolyse)
Salzsäure HCl (aq)

Saure Lösungen bilden sich auch durch Nichtmetalloxide und Wasser!

Wichtige Laugen:

Name	Natronlauge	Kalilauge	Kalkwasser	Barytwasser	Ammoniakwasser
Formel	NaOH (aq)	KOH (aq)	Ca(OH) ₂ (aq)	Ba(OH) ₂ (aq)	NH ₄ OH (aq)

Bildung der basischen Lösung: $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ (Reaktionstyp: Protolyse)
Ammoniakwasser NH₄OH (aq)

oder auch: $\text{NaOH}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ (Reaktionstyp: Lösevorgang)
Natronlauge NaOH (aq)

Basische Lösungen bilden sich auch durch lösliche Metalloxide und Wasser!

Redoxreaktionen - Elektronenübergänge

Oxidation	Elektronenabgabe (führt zur Erhöhung der Oxidationszahl).
Reduktion	Elektronenaufnahme (führt zur Verringerung der Oxidationszahl).
Redoxreaktion	Reaktion mit Elektronenübergang vom Elektronendonator zum Elektronenakzeptor.
Reduktionsmittel	Elektronendonator. Ein Teilchen, das andere Teilchen reduziert, dabei selbst oxidiert wird.
Oxidationsmittel	Elektronenakzeptor. Ein Teilchen, das andere Teilchen oxidiert, dabei selbst reduziert wird.
Korrespondierende Redoxpaare	Ein Reduktionsmittel und das aus ihm durch Elektronenabgabe entstehende Oxidationsmittel bilden ein korrespondierendes Redoxpaar.
Oxidationszahl	Ionenladung von Ionen bzw. fiktive Ionenladung, die sich ergibt, wenn man in einem Molekül oder Molekülion die bindenden Elektronenpaare ganz dem elektronegativeren Partner zuordnet. Elemente besitzen die Oxidationszahl Null.
Erstellung von Redoxgleichungen	<ol style="list-style-type: none"><ol style="list-style-type: none">Ermittle die korrespondierenden Redoxpaare (Salze in Ionen zerlegen).Bestimme die Oxidationszahlen.Ordne die Begriffe Oxidation und Reduktion den entsprechenden Redoxpaaren zu.Schreibe die Teilgleichung für die Oxidation und die Reduktion:<ol style="list-style-type: none">Schreibe das jeweilige Redoxpaar mit Oxidationszahlen.Gleiche die Änderung der Oxidationszahl durch Elektronen aus. (Beachte dabei die Anzahl der Teilchen.)Gleiche die Anzahl der Elementarladungen aus durch eine entsprechende Anzahl von H₃O⁺-Ionen in saurer Lösung OH⁻-Ionen in basischer Lösung.Gleiche die Atombilanz durch eine entsprechende Anzahl von Wassermolekülen aus.

3.) Schreibe die Gesamtgleichung:

- a) Multipliziere die Teilgleichungen so, dass die Anzahl der abgegebenen Elektronen gleich der aufgenommenen ist.
- b) Addiere die beiden Teilgleichungen zur Redoxgleichung im kleinstmöglichen Teilchenverhältnis.

Beispiel: Reaktion von Iodidionen mit Permanganationen zu Mangan(II)-Ionen und Chlormolekülen in saurer Lösung.

