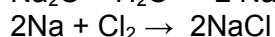
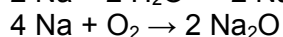
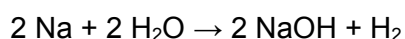


Grundwissen: Periodensystem

<b>Metalle / Metallcharakter</b>	Eigenschaft der Metallatome, leicht Elektronen abzugeben. Der Metallcharakter nimmt im PSE von links unten nach rechts oben ab.
<b>Nichtmetalle / Nichtmetallcharakter</b>	Eigenschaft der Nichtmetallatome, Elektronen aufzunehmen. Der Nichtmetallcharakter nimmt im PSE von links unten nach rechts oben zu.
<b>Elektronenaffinität</b>	Energie, die umgesetzt wird, wenn Elektronen aufgenommen werden. Fluor-Atome haben die größte Elektronenaffinität.
<b>Reaktivität der Halogene</b>	Fluor > Chlor > Brom > Iod Grund: mit steigender Kernladungszahl sinkt das „Bestreben“, Elektronen aufzunehmen
<b>Reaktivität der Alkalimetalle</b>	Lithium < Natrium < Kalium < Rubidium Grund: auf kernfernen Schalen wird das Valenzelektron leichter abgespalten

Reaktionen:

Grundwissen: Struktur und Eigenschaften molekularer Stoffe

<b>Dissoziationsenthalpie</b>	Energiebetrag, der aufgewendet werden muss, um Moleküle in die einzelnen Atome zu spalten. $H > 0$ ; z.B. $H(\text{H}_2) = + 435 \text{ kJ}$
<b>Bindungsenthalpie</b>	Freierwerdende Energie bei der Bildung eines Moleküls aus den Atomen. $H < 0$ ; z.B. $H(\text{H}_2) = - 435 \text{ kJ}$ ;
<b>Elektronenpaarbindung (= Atombindung, = kovalente Bindung)</b>	Bindung zwischen Atomen eines Moleküls durch - ein bis drei gemeinsame - Elektronenpaare.
<b>Nichtbindendes (= freies) Elektronenpaar</b>	Elektronenpaar, welches einem Atom allein „gehört“
<b>Bindigkeit</b>	Anzahl der Elektronenpaare, welche ein Atom mit den anderen Atomen des Moleküls teilt. z.B. N: kann 3 bzw. 4-bindig sein
<b>Mehrfachbindung</b>	z.B. Doppel- und Dreifachbindung Sie haben einen geringeren Bindungsabstand und die Bindungsenthalpie ist größer. Achtung: es gibt keine 4-fach-Bindung

<b>Valenzstrichformel</b>	Schreibweise von Atomen oder Molekülen, bei welcher alle Valenzelektronen angegeben werden;
<b>Molekülgeometrien</b>	linear (z.B. HCl) trigonal eben (z.B. SO <sub>3</sub> ) tetraedrisch (z.B. CH <sub>4</sub> ) pyramidal (z.B. NH <sub>3</sub> ) gewinkelt (z.B. H <sub>2</sub> O) oktaedrisch (z.B. SF <sub>6</sub> )
<b>Elektronenpaarabstoßungstheorie (VSEPR)</b>	Freie Elektronenpaare brauchen mehr Platz als bindende. Alle Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab, und nehmen den maximalen Abstand zueinander ein.
<b>Elektronegativität</b>	Bestreben eines Atoms das bindende Elektronenpaar an sich zu ziehen. Innerhalb einer Periode nimmt sie von links nach rechts zu und innerhalb einer Hauptgruppe nimmt sie von oben nach unten ab.
<b>polare Atombindung</b>	Unterschiedliche Elektronegativitäten der verbundenen Atome bewirken, dass die Elektronen nicht mehr gleichmäßig verteilt sind. . z.B. H $\longleftarrow$ Cl
<b>Teilladung</b>	Polare Moleküle besitzen Teilladungen. ( $\delta^+$ = Delta plus, und $\delta^-$ = Delta Minus) $\delta^+$ $\delta^-$ z.B. H $\longleftarrow$ Cl
<b>Dipolmolekül</b>	Fallen die Ladungsschwerpunkte in einem Molekül nicht zusammen so ergeben sich Dipolmoleküle. Achtung: z.B. CH <sub>4</sub> , CO <sub>2</sub> sind keine Dipolmoleküle
<b>Zwischenmolekulare Kräfte</b>	Anziehungskräfte zwischen Molekülen
<b>Van-der-Waals-Kräfte (= London-Kräfte)</b>	schwache Anziehung zwischen unpolaren Teilchen durch spontane und induzierte Dipole. Sie sind umso größer, je größer die Oberfläche der Teilchen ist. z.B. CH <sub>4</sub> > C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>
<b>Dipol-Dipol-Wechselwirkungen</b>	starke Anziehung zwischen permanenten Dipolen z.B. H <sub>2</sub> S, HBr
<b>Lösungsenthalpie</b>	Energieumsatz beim Auflösen eines Stoffes in einem Lösungsmittel
<b>Wasserstoffbrückenbindungen</b>	sehr starke Dipol-Dipol-Wechselwirkungen zwischen H-Atomen und stark elektronegativen Atomen (F, O, N) z.B. NH <sub>3</sub> , HF, H <sub>2</sub> O

<b>Hydratation</b>	Ionen werden von einer Hülle aus Wassermolekülen umgeben. Dabei bildet sich eine Hydrathülle.
<b>Hydratationsenthalpie</b>	Freiwerdende Energie bei der Ausbildung der Hydrathülle.

Säure Base (vgl. Grundwissen 9. Klasse!!)

<b>pH-Wert</b>	$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$ z.B. $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,001 \text{ mol/l} = 10^{-3} \text{ mol/l}$ $\Rightarrow \text{pH} = 3$ und $c(\text{OH}^-) = 10^{-11} \text{ mol/l}$
<b>Brönsted-Säure</b>	= Protonendonator
<b>Brönsted-Base</b>	= Protonenakzeptor
<b>Protolyse</b>	= Protonenübergang (= Säure-Base-Reaktion)
<b>Ampholyt</b>	Teilchen, die sowohl Protonen aufnehmen als auch abgeben, nennt man Ampholyte: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^- + \text{H}^+$ $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$
<b>Äquivalenzpunkt</b>	Der Punkt, an dem sich äquivalente (= gleiche) Mengen Säuren und Basen umgesetzt haben.
<b>Maßanalyse (= Neutralisationstitation)</b>	Die Konzentration einer unbekannt sauren oder alkalischen Lösung (Probelösung) kann durch Zugabe einer basischen oder sauren Lösung bekannter Konzentration (= Maßlösung) gerade bis zur Neutralisation (Neutralpunkt) ermittelt werden.  $\frac{n_1}{n_2} = \frac{c_1 \cdot V_1}{c_2 \cdot V_2} \Rightarrow c_1 = \frac{n_1 \cdot c_2 \cdot V_2}{n_2 \cdot V_1}$

## Redoxreaktionen

<b>Oxidation (erweitert)</b>	Erhöhung der Oxidationszahl und somit Elektronenabgabe.
<b>Reduktion (erweitert)</b>	Erniedrigung der Oxidationszahl und somit Elektronenaufnahme.
<b>Oxidationsmittel</b>	Stoff, der Elektronen aufnimmt (Elektronenakzeptor), wird selbst reduziert, ABER: er oxidiert einen anderen Stoff; z. B. $\text{Cl}_2$ , $\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , $\text{Al}^{3+}$
<b>Reduktionsmittel</b>	Stoff, der Elektronen abgibt (Elektronendonator), wird selbst oxidiert, Aber: er reduziert einen anderen Stoff, Li, Na, K, Mg, Ca, Al, $\text{Cl}^-$
<b>Oxidationsstufen</b>	Man zerlegt gedanklich ein Teilchen heterolytisch, so dass die bindenden Elektronenpaare dem elektronegativeren Atom zugeschlagen werden. Die Ladung der so entstandenen (gedachten) Ionen heißt Oxidationszahl.
<b>Weg zum Aufstellen einer Redoxgleichung</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Aufstellen der Redoxpaare und Festlegen der Oxidationszahl;</li> <li>2. Teilgleichung der Oxidationen erstellen <ul style="list-style-type: none"> <li>▪ Elektronen ermitteln</li> <li>▪ Ladungsausgleich mit <math>\text{H}_3\text{O}^+</math> oder <math>\text{OH}^-</math></li> <li>▪ Stoffausgleich mit <math>\text{H}_2\text{O}</math></li> </ul> </li> <li>3. Teilgleichung der Reduktion erstellen</li> <li>4. Aufstellen der Gesamtgleichung</li> </ol>
<b>korrespondierendes Redoxpaar</b>	ein Stoff geht durch Elektronenabgabe oder Elektronenaufnahme in einen anderen („entsprechenden“) Stoff über; z.B. $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}$ , $\text{S}^{2-}/\text{S}$ – Schreibweise immer: Reduktionsmittel/Oxidationsmittel
<b>Heterolyse</b>	Elektronenpaar wird ungleichmäßig geteilt, es entstehen Ionen
<b>Homolyse</b>	Elektronenpaar wird in der Mitte geteilt; es entstehen Radikale

### wichtige korrespondierende Redoxpaare:

$\text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	C	$\text{CO}_2$
Chrom(III)-Ion	Dichromat-Ion	Kohlenstoff	Kohlenstoffdioxid
$\text{Cr}^{3+}$	$\text{CrO}_4^{2-}$	$\text{Br}^-$	$\text{BrO}_3^-$
Chrom(III)-Ion	Chromat-Ion	Bromid-Ion	Bromat-Ion
$\text{MnO}_2$	$\text{MnO}_4^-$	$\text{Br}^-$	$\text{Br}_2$
Mangandioxid (Braunstein)	Permanganat-Ion	Bromid-Ion	Brom
$\text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^-$	$\text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2$
Mangan(II)-Ion	Permanganat-Ion	Chlorid-Ion	Chlor
$\text{H}_2$	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{SO}_3^{2-}$	$\text{SO}_4^{2-}$
Wasserstoff	Oxoniumion	Sulfit-Ion	Sulfat-Ion
$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2$	$\text{S}^{2-}$	S
Wasser	Wasserstoffperoxid	Sulfid-Ion	Schwefel
$\text{H}_2\text{O}_2$	$\text{O}_2$	$\text{NO}_2^-$	$\text{NO}_3^-$
Wasserstoffperoxid	Sauerstoff	Nitrit-Ion	Nitrat-Ion
$\text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2$	Al	$\text{Al}^{3+}$
Wasser	Sauerstoff	Aluminium	Aluminium(III)-Ion
Zn	$\text{Zn}^{2+}$	Si	$\text{SiO}_2$
Zink	Zink(II)-Ion	Silicium	Siliciumdioxid
$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{N}_2$	$\text{NH}_3$
Eisen(II)-Ion	Eisen(III)-Ion	Stickstoff	Ammoniak

↑
↑
↑
↑

Reduktionsmittel    Oxidationsmittel    Reduktionsmittel    Oxidationsmittel

