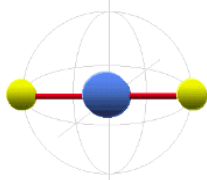
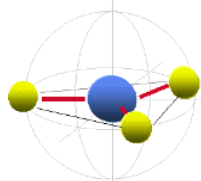
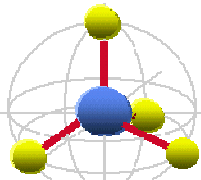
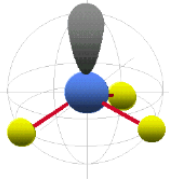
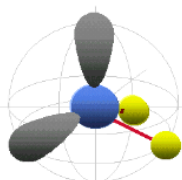
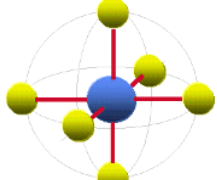


Räumlicher Bau von Molekülen

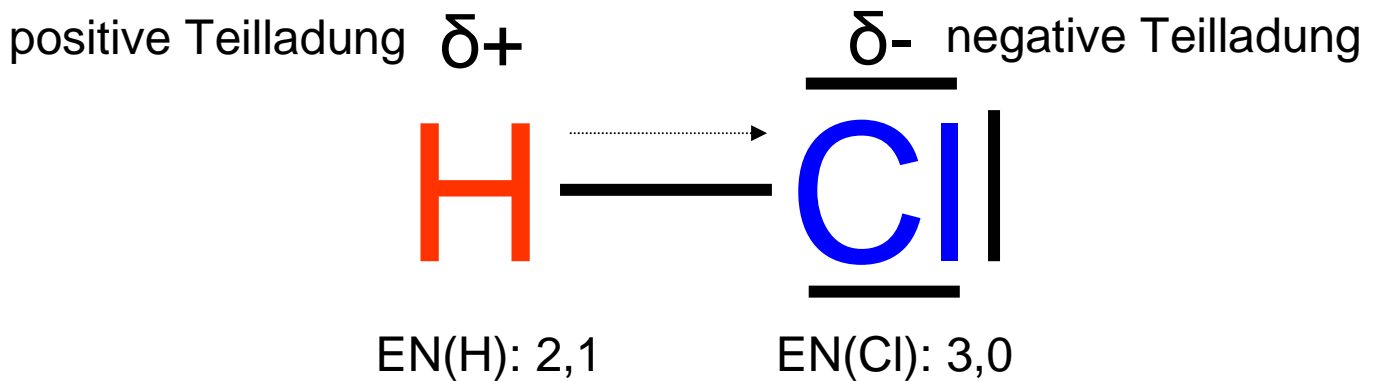
Elektronenpaarbindungen kommen durch Überlappung von einfach besetzten Atomorbitalen zustande. Bindende und nichtbindende Elektronenpaare stoßen sich ab. Die beteiligten Atome bzw. freien Elektronenpaare ordnen sich deshalb so an, dass sie maximal voneinander entfernt sind.

Wichtige Molekülformen sind im folgenden dargestellt:

| Anordnung | Name | Beispiel | |
|---|--------------------|------------------|---|
|  | linear | CO ₂ | ⟨O=C=O⟩ |
|  | trigonal-planar | BF ₃ | <pre> F F-B-F </pre> |
|  | tetraedrisch | CH ₄ | <pre> H H-C-H H </pre> |
|  | trigonal-pyramidal | NH ₃ | <pre> N̄ / \ H H </pre> |
|  | gewinkelt | H ₂ O | <pre> Ô / \ H H </pre> |
|  | oktaedrisch | SF ₆ | <pre> F F-S-F / \ F F F </pre> |

Polare Atombindungen

Bindende Elektronen zwischen zwei Atomen müssen in einem Molekül nicht unbedingt gleich verteilt sein. Atome mit einer großen **Elektronegativität** ziehen die bindenden Elektronen stärker zu sich als Atome mit einer kleineren Elektronegativität. Dadurch kommt es zu einer Verschiebung der bindenden Elektronen und es bilden sich **Teilladungen** (=Partialladungen):



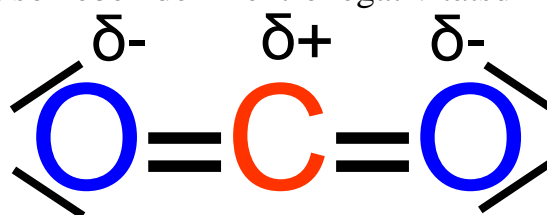
Durch die Teilladungen bei polar gebauten Molekülen können sich positive und negative Ladungsschwerpunkte an unterschiedlichen Stellen im Molekül bilden. Man spricht dann von einem

Dipol-Molekül.



Fallen die Schwerpunkte der positiven und negativen Teilladungen zusammen, so sind die Elektronenpaarbindungen zwar polar, aber das Molekül ist kein Dipol. Ob ein Molekül Dipolcharakter hat, hängt also neben der Elektronegativitätsdifferenz ΔEN auch von der Molekülgeometrie ab.

Beispiel:



Zwischenmolekulare Kräfte

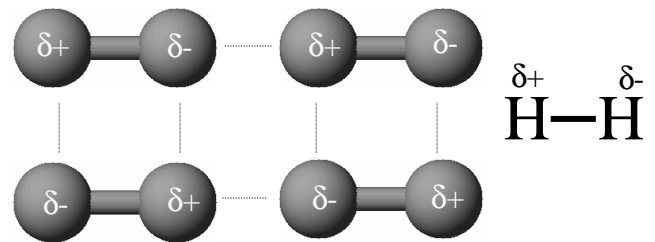
Zwischenmolekulare Kräfte bewirken den Zusammenhalt der Teilchen untereinander. Sie beeinflussen die physikalischen Eigenschaften des Stoffes entscheidend. *Je größer die zwischenmolekularen Kräfte sind, desto größer sind z.B. Schmelz- und Siedetemperatur des Stoffes.*

Im Folgenden sind die zwischenmolekularen Kräfte **nach ihrer Stärke** angeordnet:

Van-der-Waals Kräfte

Treten bei **allen Teilchen** auf und wachsen mit zunehmender Moleküloberfläche (z.B. größere Moleküle, Verzweigungen, ...)

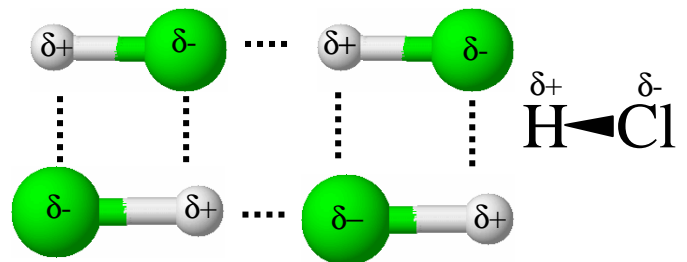
Ursache: *temporärer Dipol*



Dipol-Kräfte

Treten bei allen Teilchen mit polarer Atombindung auf., wobei positiver und negativer Ladungsschwerpunkt nicht zusammenfallen. Durch eine **Differenz der Elektronegativitäten (ΔEN)** sind die bindenden Elektronen zu einem Bindungspartner hin verschoben.

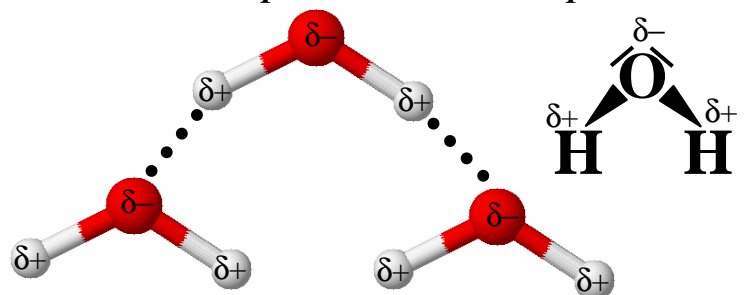
Ursache: *permanenter Dipol*



Wasserstoffbrückenbindungen

Treten immer bei Teilchen mit polarer Atombindung zwischen **H- und F-, O- oder N-Atomen** auf.

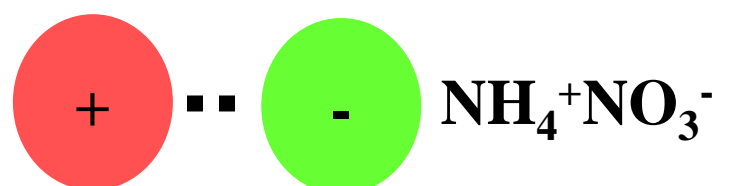
Ursache: *permanenter Dipol*



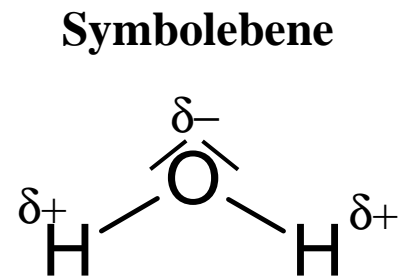
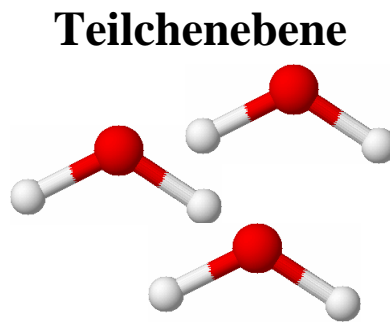
Elektrostatische Wechselwirkungen

Treten zwischen Teilchen oder Gruppen mit echter **positiver** und **negativer** Ladung auf (vgl. Ionenbindung).

Ursache: *echte Ladungen*



Chemie des Wassers



Auf Grund der Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den Molekülen weist Wasser einige besondere Kenneigenschaften auf:

Schmelzpunkt: $0\text{ }^{\circ}\text{C} = 273\text{ K}$ Siedepunkt: $100\text{ }^{\circ}\text{C} = 373\text{ K}$

Dichte (Eis) < Dichte (flüssiges Wasser)

Dichte = $1000\text{ g/L} = 1\text{ kg/L}$ bei 4°C

Wasser eignet sich als **polares Lösungsmittel** gut für polare Lösestoffe.

Grundsatz: „Gleiches löst sich in Gleichem!“

Gerl, Markreiter LTG Prien GW 9 (NTG)

Energiebeteiligung

Die Reaktionsenergie eines chemischen Prozesses wird als **Reaktionsenergie $\Delta_r E$** bezeichnet.

Es gilt:

$$\Delta_r E = E(\text{Produkte}) - E(\text{Edukte})$$

Exotherme Reaktionen

$$\Delta_r E < 0$$

$$E(\text{Produkte}) < E(\text{Edukte})$$

Endotherme Reaktionen

$$\Delta_r E > 0$$

$$E(\text{Produkte}) > E(\text{Edukte})$$

Der Betrag der Reaktionsenergie hängt ab von der Menge der bei diesem Prozess umgesetzten Stoffe. Deshalb wird die **molare Reaktionsenergie $\Delta_r E_m$** wie folgt definiert:

$$\Delta_r E_m = \Delta_r E / n(x) \quad \text{in [kJ/mol]}$$

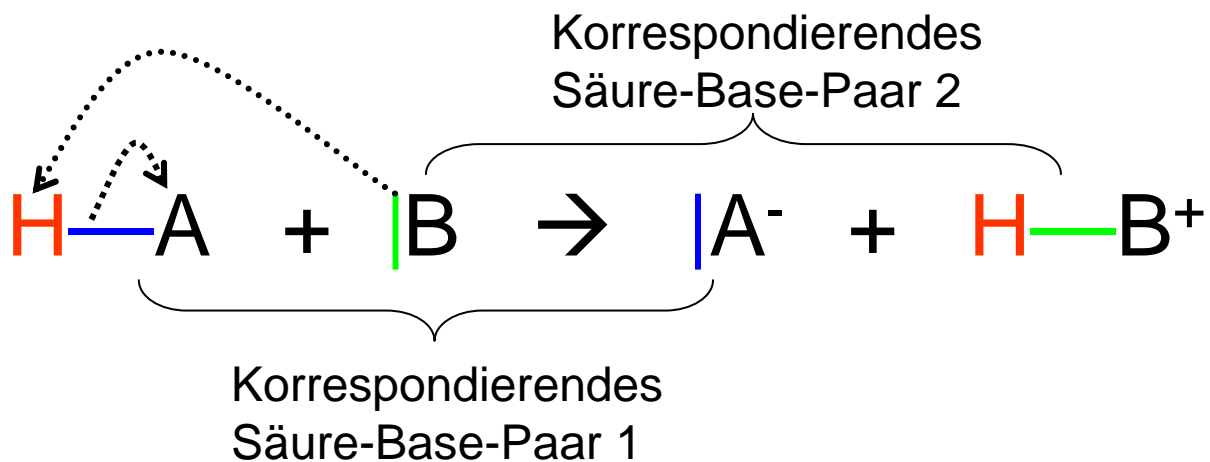
Gerl, Markreiter LTG Prien GW 9 (NTG)

Säure-Base-Reaktionen

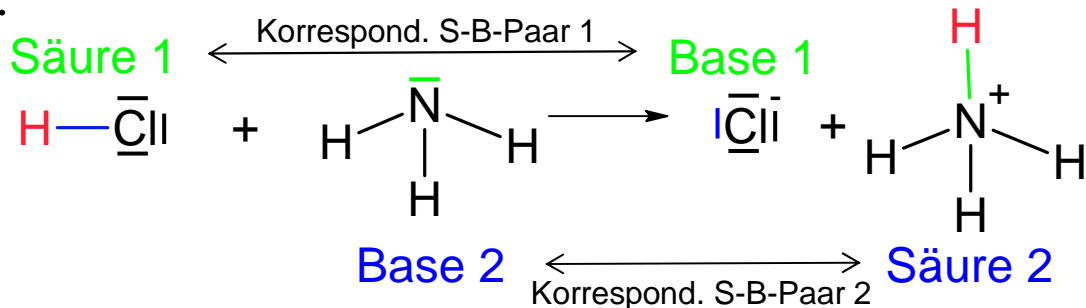
Reaktion bei der **Protonen** ausgetauscht werden, wobei die Oxidationszahl aller beteiligten Atome gleich bleibt

Säure: Protonendonator, d. h. Teilchen, das ein Proton abgeben kann.

Base: Protonenakzeptor, d. h. Teilchen, das ein Proton aufnehmen kann.



Beispiel:

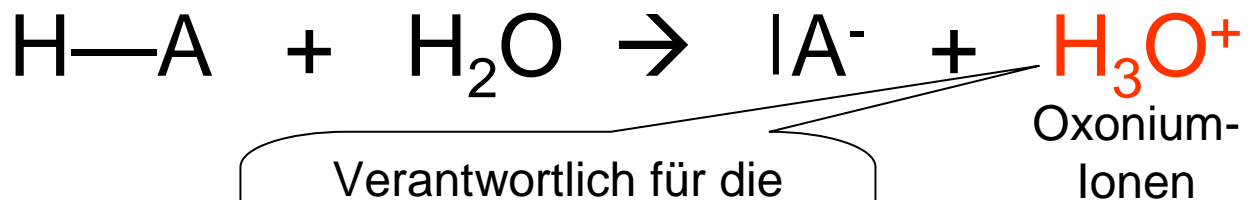


Ampholyt: Teilchen, das sowohl als Säure, als auch als Base reagieren, d. h. Protonen aufnehmen oder abgeben kann (z.B. Wasser)

| | | | |
|--------------------------------|---------------|-------------------------------|----------------|
| HNO ₃ | Salpetersäure | NO ₃ ⁻ | „-nitrat“ |
| H ₂ SO ₄ | Schwefelsäure | SO ₄ ²⁻ | „-sulfat“ |
| H ₂ CO ₃ | Kohlensäure | CO ₃ ²⁻ | „-carbonat“ |
| H ₃ PO ₄ | Phosphorsäure | PO ₄ ³⁻ | „-phosphat“ |
| NaOH (aq) | Natronlauge | OH ⁻ | „Hydroxid“-Ion |
| KOH (aq) | Kalilauge | H ₃ O ⁺ | „Oxonium“-Ion |

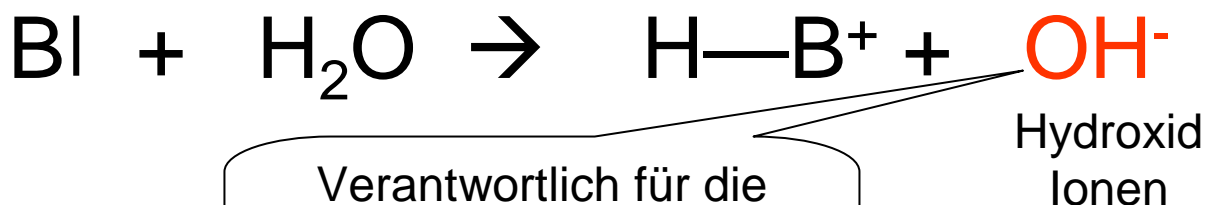
Saure/alkalische Lösungen

Säure in Wasser:



Verantwortlich für die
saure Reaktion der
Lösung

Base in Wasser:



Verantwortlich für die
alkalische Reaktion der
Lösung

Autoprotolyse von Wasser:



Indikatoren:

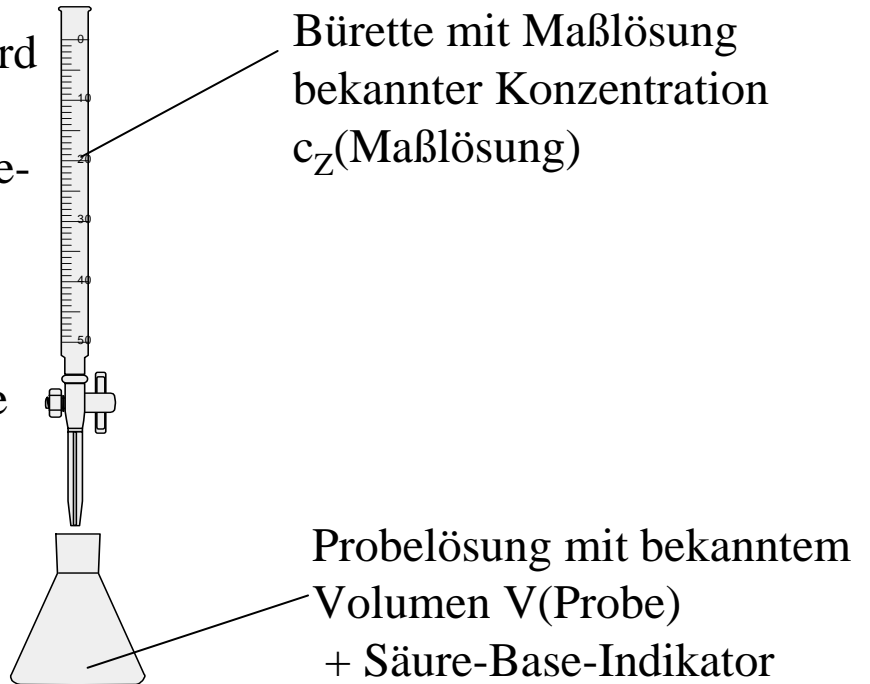
| | Saure Lösung | Neutrale Lösung | Alkalische Lösung |
|-----------------|--|--|--|
| | $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$ | $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$ | $c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$ |
| pH-Wert | pH < 7 | pH = 7 | pH > 7 |
| Bromthymolblau | Gelb | Grün | Blau |
| Lackmus | Rot | Violett | Blau |
| Phenolphthalein | Farblos | Farblos | pink |

Säure-Base-Titration

Die Säure-Base-Titration ist ein Verfahren zur Konzentrationsbestimmung von Säuren oder Laugen.

Versuchsaufbau und Verfahren:

Unter ständigem Rühren wird die Maßlösung der Probe zugetropft. Ändert der Säure-Base-Indikator die Farbe, wird das Volumen V_Z (Maßlösung) an der Bürette abgelesen und keine weitere Maßlösung mehr zugegeben.



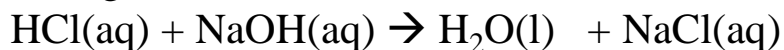
Neutralisation: Säure + Lauge \rightarrow Wasser + Salz

Rechenbeispiel:

100mL einer unbekanntenen Salzsäure-Probelösung werden mit 1m Natronlauge titriert. Nach Zugabe von 10mL der Maßlösung schlägt der Indikator um.

Geg.: $V(\text{HCl})=100\text{mL}$; $c_Z(\text{NaOH}) = 1\text{mol/L}$; $V_Z(\text{NaOH}) = 10\text{mL}$ Ges.: $c(\text{HCl})$

Neutralisationsgleichung:



Am **Äquivalenzpunkt** gilt:

$$n(\text{HCl}) = n_Z(\text{NaOH}) \text{ Stöchiometrie beachten!}$$

Daraus folgt:

$$c(\text{HCl}) * V(\text{HCl}) = c_Z(\text{NaOH}) * V_Z(\text{NaOH})$$

Auflösen nach $c(\text{HCl})$ führt zu:

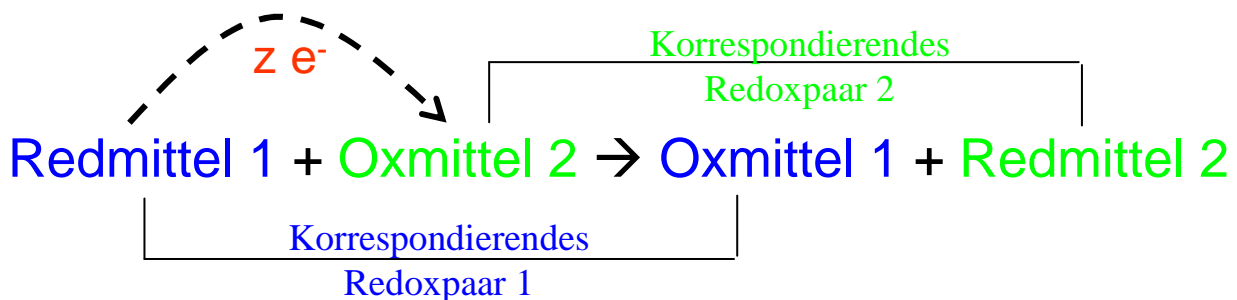
$$c(\text{HCl}) = \frac{c_Z(\text{NaOH}) * V_Z(\text{NaOH})}{V(\text{HCl})} = \frac{1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} * 0,01\text{L}}{0,1\text{L}} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Redox-Reaktionen

Reaktion bei der **Elektronen** ausgetauscht werden. Die Oxidationszahl der beteiligten Atome verändert sich.

Oxidation: Elektronenabgabe, d. h. die Oxidationszahl wird größer.

Reduktion: Elektronenaufnahme, d. h. die Oxidationszahl wird kleiner.



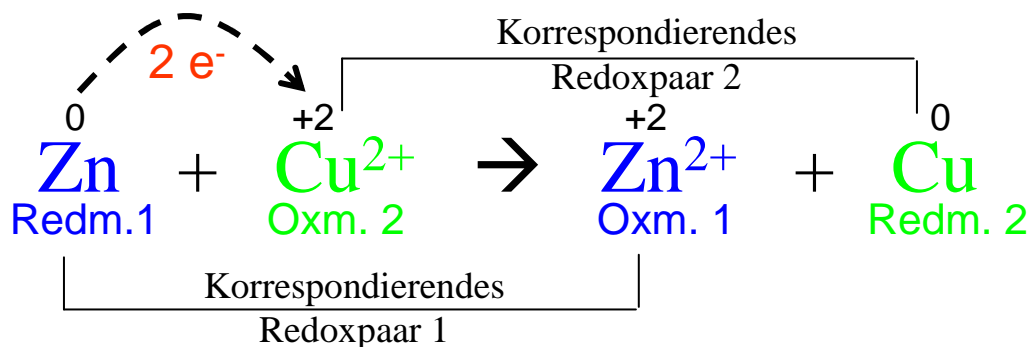
Oxidationsmittel (Oxmittel):

Teilchen, das seinen Reaktionspartner oxidiert und bei der Reaktion selbst reduziert wird, also Elektronen aufnimmt (= Elektronenakzeptor)

Reduktionsmittel (Redmittel):

Teilchen, das seinen Reaktionspartner reduziert und bei der Reaktion selbst oxidiert wird, also Elektronen abgibt (= Elektronendonator)

Beispiel:



Redox-Reaktionen

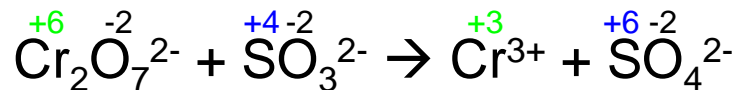
Komplizierte Redoxreaktionen lassen sich nach einem Schema ausgleichen. Die jeweiligen Veränderungen sind **rot** gekennzeichnet.

Beispiel

Dichromat ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)-Teilchen reagieren in saurer Umgebung mit Sulfite (SO_3^{2-})-Anionen zu Chrom(III)- und Sulfat (SO_4^{2-})-Ionen.

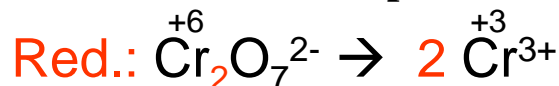
Regeln

1. Oxidationszahlen ermitteln

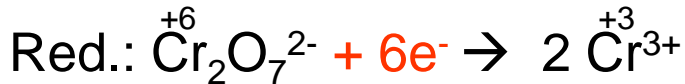


2. Reduktionsteilgleichung erstellen

2.1. Aufstellen des Redoxpaares mit stöchiometrischen Faktoren



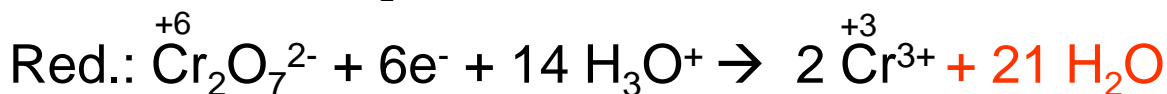
2.2. Elektronenausgleich durch Vergleich der Oxidationszahlen



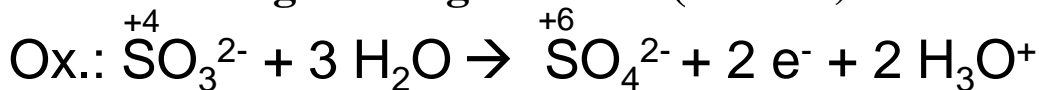
2.3. Ladungsausgleich mit H_3O^+ - im Sauren/ OH^- -Ionen im Alkalischen



2.4. Stoffausgleich mit H_2O -Teilchen



3. Oxidationsteilgleichung erstellen (s.2.1-2.4)



4. Faktoren ermitteln und Gesamtgleichung erstellen

