REDOXREAKTIONEN

Reaktion mit **Elektronenübertragung** *(Elektronenübergang)*

Bei der Herstellung von Roheisen und Stahl, bei der Erzeugung von Aluminium und anderer Metalle aus entsprechenden Erzen, bei elektrochemischen Vorgängen wie bei der Elektrolyse von Wasser oder auch bei biochemischen Reaktionen in Lebewesen – überall spielen **Redoxreaktionen** eine wichtige Rolle.

[Redoxreaktion im engeren Sinne 1](#_Toc15496923)

[Hochofenprozess 2](#_Toc15496924)

[Redoxreaktionen im erweiterten Sinne 5](#_Toc15496925)

[Oxidationszahlen 6](#_Toc15496926)

[Elektrolyse im Hofmannschen Wasserzersetzungsapparat 9](#_Toc15496927)

[Korrespondierende Redoxpaare 9](#_Toc15496928)

[Reaktion unedler Metalle mit Säurelösungen 10](#_Toc15496929)

[Galvanische Elemente 11](#_Toc15496930)

[Aufstellen von Redoxgleichungen 12](#_Toc15496931)

[Redoxreihe der Metalle 13](#_Toc15496932)

[pH–abhängige Redoxreaktionen 14](#_Toc15496933)

[Oxide und Sauerstoff 15](#_Toc15496934)

[Lexikon einiger Fachbegriffe 15](#_Toc15496935)

[Quellenangaben und Hinweise 16](#_Toc15496936)

Redoxreaktion im engeren Sinn

einfacher Redoxbegriff, klassisch

Redoxreaktion i.e.S.

chemische Reaktion mit **Sauerstoffübertragung**; Teilreaktionen Oxidation und Reduktion liegen stets gekoppelt vor ...

* **Oxidation** 🠢Teilreaktion mit **Sauerstoffaufnahme** [Teilreaktion, bei der ein Stoff mit Sauerstoff reagiert (verbunden wird)]
* **Reduktion** 🠢Teilreaktion mit **Sauerstoffabgabe** [Teilreaktion, bei der einem Oxid der Sauerstoff entzogen wird]

Ausgangsstoffe bei Redoxreaktionen

* **Oxidationsmittel** [OM] 🠢 Stoff, der Sauerstoff abgibt   
  [und dabei reduziert wird]
* **Reduktionsmittel** [RM] 🠢 Stoff, der Sauerstoff aufnimmt   
  [und dabei oxidiert wird]

Beispiele

Reaktion von **Kupfer(II)-oxid** mit **Zink** zu Kupfer und Zinkoxid

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  | OXIDATION |  |  |  |
| **CuO** | + | **Zn** | 🠢 | **Cu** | + | **ZnO** | *; exotherm* |
| **OM** |  | **RM** |  |  |  |  |  |
|  |  |  | REDUKTION |  |  |  |  |

Reaktion von **Kupfer(II)-oxid** mit **Kohlenstoff** zu Kupfer und Kohlenstoffdioxid

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  |  | OXIDATION |  |  |
| **2 CuO** | + | **C** | 🠢 | **2 Cu** | + | **CO2** | *; exotherm* |
| **OM** |  | **RM** |  |  |  |  |  |
|  |  |  | REDUKTION |  |  |  |  |

weitere Redoxreaktionen im engeren Sinne

* Reaktion von Kupfer(II)-oxid mit Wasserstoff  
  CuO + H2 🠢 Cu + H2O ; *ΔH = –129 kJ · mol –1*
* Reaktion von Quarz [Siliciumdioxid] mit Magnesium  
  SiO2 + 2 Mg 🠢 Si + 2 MgO ; *ΔH = –291 kJ · mol –1*
* Reaktion von Zinkoxid mit Magnesium  
  ZnO + Mg 🠢 Zn + MgO ; *ΔH = –256 kJ · mol –1*
* Verbrennung von Methan [z.B. im Bio- oder Erdgas]  
  CH4 + 2 O2 🠢 CO2 + 2 H2O ; *ΔH = –890 kJ · mol –1*
* Verbrennung von Kohlenstoff [z.B. Bestandteil der Kohle]  
  C + O2 🠢 CO2 ; *ΔH = –393 kJ · mol –1*
* Rösten von Eisendisulfid [Pyrit] zur Schwefeldioxidgewinnung  
  4 FeS2 + 11 O2 🠢 2 Fe2O3 + 8 SO2 ; *ΔH = –1660 kJ · mol –1*
* Verbrennen des flüssigen Raketentreibstoffs Hydrazin durch Reaktion mit flüssigem Sauerstoff  
  N2H4 + O2 🠢 N2 + 2 H2O ; *ΔH = –622 kJ · mol –1*

einige praktisch bedeutsame Redoxreaktionen i.e.S.

Herstellung von Roheisen im Hochofen, Thermitverfahren zum Schweißen von Eisenbahnschienen, biologische Oxidation [Zellatmung]

Hochofenprozess

Ziel

Herstellung von **Roheisen**, um es in eine Form zu gießen [Gusseisen] oder zu Stahl weiterzuverarbeiten

Ausgangsstoffe

**Eisenerz**, **Koks**, **Heißluft** [vorgewärmt in Winderhitzern]

Hilfsstoffe

**Kalkstein** [Calciumcarbonat; für Schlackebildung] u.a.

Produkte

**Roheisen**, **Gichtgas** [enthält u.a. CO, CO2, N2] sowie **Schlacke**

Reaktionsapparat

Hochofen

Reaktionsbedingungen

ca. 1800°C in der Schmelzzone; Normaldruck

Chemische Reaktionen im Hochofen

* **Verbrennung von Koks** 🠢 Reaktion von Kohlenstoff mit Sauerstoff [exotherm]: C + O2 🠢 CO2 ; *ΔH = –393 kJ · mol –1*
* **Bildung des Reduktionsmittels Kohlenstoffmonooxid** 🠢 aus Kohlenstoffdioxid durch Reaktion mit Kohlenstoff [endotherm!] oder direkt durch Reaktion von Kohlenstoff mit Sauerstoff ...  
  C + CO2 🠢 2 CO ; *ΔH = +171 kJ · mol –1*  
  2 C + O2 🠢 2 CO ; *ΔH = –110 kJ · mol –1*
* **Reduktion der Eisenoxide** 🠢 z.B. [abhängig von den zum Einsatz kommenden Eisenerzen] ...  
  Fe2O3 + 3 CO 🠢 2 Fe + 3 CO2 ; *ΔH = –22 kJ · mol –1*  
  *bzw. auch in mehreren Schritten z.B. ...*  
  Fe3O4 + CO 🠢 3 FeO + CO2 und FeO + CO → Fe + CO2

Aufbau und Arbeitsweise des Hochofens

Hochöfen sind im Innern mit feuerfesten Ziegeln ausgekleidet und können etwa bis zu 20 Jahren ihren Dienst tun

Herstellung von Roheisen

nach dem Vorwärmen und Komprimieren der Luft in den Winderhitzern [nicht abgebildet], wird diese in den Hochofen eingeblasen, der bereits mit Eisenerz, Koks und Zuschlagstoffen [z.B. Kalkstein] beschickt wurde – nach ca. 3 Stunden sticht man das **Roheisen** ab, ebenso die **Schlacke**, welche darauf schwimmt

Ein Bild, das Screenshot enthält.

Automatisch generierte Beschreibung

chemisch-technische Verfahrensprinzipien

* **kontinuierliche Arbeitsweise** 🠢 Reaktionen laufen ständig ab
* aber: diskontinuierliche Beschickung 🠢 feste Ausgangsstoffe werden nur einmal je Reaktionsprozess zugeführt und nicht ständig
* **Wärmeaustausch** in stofflichem **Gegenstrom** 🠢 in den Winderhitzern [nicht abgebildet]; heißes Gichtgas wärmt Luft im Wärmeaustauscher vor
* **Kopplung endothermer und exothermer Reaktionen** 🠢 exotherme Verbrennung von Koks liefert Wärme für die endotherme Erzeugung des Reduktionsmittels Kohlenstoffmonooxid CO

einige Eisenerze

|  |  |
| --- | --- |
| **Eisenerz** | **Herkunft in deutschen Eisenhüttenwerken** z.B. aus |
| Roteisenstein, enthält Fe2O3 | USA, Brasilien |
| Magneteisenstein, enthält Fe3O4 | Schweden, Russland |
| Brauneisenstein, enthält Fe2O3 · H2O | Frankreich, Deutschland |
| Spateisenstein, enthält FeCO3 | Österreich |

Verwendung eisenhaltiger Werkstoffe

|  |  |
| --- | --- |
| **Roheisen** [**Gusseisen**] | **Stahl** |
| Formteile [z.B. Brückengeländer, Pumpen, Laternen, Zierteile] | Schienen, Rohre, Stahlbeton, Stahlbleche für Autos u.v.a. |

Vergleich der Eisenlegierungen

|  |  |
| --- | --- |
| **Roheisen** | **Stahl** |
| enthält neben Fe auch noch  C [ca. 5%], S, P, Si | Massenanteil an C nur  noch 0,05 – 2% |
| spröde, hart, nicht schmiedbar! | schmiedbar, elastisch |

Redoxreaktionen im erweiterten Sinn

erweiterter Redoxbegriff

Redoxreaktion im erweiterten Sinn, Begriff

chemische Reaktion mit **Elektronenübertragung**; die Teilreaktionen Oxidation und Reduktion liegen immer gekoppelt vor ...

|  |  |
| --- | --- |
| **Redoxreaktion**  Reaktion mit **Elektronenübertragung** *(Elektronenübergang)* | |
| **Oxidation** | **Reduktion** |
| Teilreaktion mit  **Elektronenabgabe** | Teilreaktion mit **Elektronenaufnahme** |

*die Reduktion ist im Prinzip die Umkehrung der Oxidation*

Ausgangsstoffe bei Redoxreaktionen im erweiterten Sinn

Teilchen in den Ausgangsstoffen der Redoxreaktion fungieren als ...

|  |  |
| --- | --- |
| **Oxidationsmittel**  [Elektronenakzeptor] | **Reduktionsmittel**  [Elektronendonator] |
| Teilchen, die Elektronen **aufnehmen** [werden reduziert] | Teilchen, die Elektronen **abgeben** [werden oxidiert] |

klassische Redoxreaktionen mit Sauerstoffübertragung sind auch Redoxreaktionen im erweiterten Sinn *(dort ist Sauerstoff das Oxidationsmittel)*

Beispiel 1

chemische Reaktion von **Magnesium mit Sauerstoff**

auch einfache Verbrennungen sind Redoxreaktionen

beim Verbrennen von Magnesium entsteht **Magnesiumoxid**, das aus **Magnesiumionen** und **Oxidionen** besteht

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  | OXIDATION |  |  |  |  |
| **2 Mg** | + | **O2** | 🠢 | **2 MgO** |  | *; exotherm* |
| **OM** |  | **RM** |  | **Mg2+ O2–** |  |  |
|  |  |  | REDUKTION |  |  |  |

* **Oxidation** [Elektronenabgabe] 🠞 2 Mg 🠢 2 Mg2+ + 4 e–
* **Reduktion** [Elektronenaufnahme] 🠞 O2 + 4 e– 🠢 2 O2–
* korrespondierende **Redoxpaare** 🠞 Mg/Mg2+,O2/ O2–

*Informationen zu korrespondierenden Redoxpaaren weiter unten*

Beispiel 2

chemische Reaktion von **Zink mit verdünnter Salzsäure** [Chlorwasserstoffsäure], exotherm

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  | OXIDATION |  |  |  |  |  |  |  |
| **Zn** | + | **2 H+** | + | **2 Cl–** | 🠢 | **Zn2+** | + | **2 Cl–** | **+** | **H2** | *; ΔH = –156 kJ · mol –1* |
| **RM** |  | **OM** |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  | REDUKTION |  |  |  |  |  |

* Elektronenabgabe [**Oxidation**] 🠞 Zn 🠢 Zn2+ + 2 e–
* Elektronenaufnahme [**Reduktion**] 🠞 2 H+ + 2 e– [ 🠢 2 H ] 🠢 H2
* Elektronenübertragung [**Redoxreaktion**] 🠞 Zn + 2 H+ 🠢 Zn2+ + H2
* korrespondierende **Redoxpaare** 🠞 Zn/Zn2+,H2/H+

*Informationen zu korrespondierenden Redoxpaaren weiter unten*

Redoxreaktionen in der Praxis

z.B. elektrochemische Reaktionen wie **Elektrolysen** [z.B. Elektrolyse von Wasser] sowie Anwendungen von **galvanischen Elementen** zur Erzeugung von Strom [z.B. Batterien, Akkus]; Herstellung von Eisen und Stahl; Reaktionen unedler Metalle mit Säurelösungen oder mit Wasser; Herstellung von **Schwefeltrioxid** [bei der Schwefelsäureerzeugung], **Ammoniak** [aus Wasserstoff und Stickstoff] und Salpetersäure; **Erzeugung von Energie** aus fossilen Energieträgern [durch Verbrennen von Erdgas, Benzin, Diesel, Kohle etc.]; Fetthärtung [Hydrieren von Ölen] bei der **Margarineherstellung**; viele Nachweisreaktionen; Redoxreaktionen im klassischen Sinne ebenso und viele andere

Redoxreaktionen in der Natur

**Atmung** und **Fotosynthese** [Gesamtreaktionen]

Ein Bild, das Objekt enthält.

Automatisch generierte Beschreibung

Oxidationszahlen

Begriff

*Hilfsmittel zum einfachen Erkennen von Redoxreaktionen*

Oxidationszahlen kennzeichnen **Art und Anzahl der Ladung von Teilchen** unabhängig von der Bindungsart.

Schreibweise

meist römische Ziffern ggf. mit negativem Vorzeichen

*ältere Schreibweise mit arabischen Ziffern ebenso möglich*

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| I –II | 0 | I VI –II | II –I | +1 –2 | ±0 | +1+6–2 | +2 –1 |
| **H2O** | **H2** | **H2SO4** | **MgCl2** | H2O | H2 | H2SO4 | MgCl2 |

Abhängigkeit

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| –IV+I | 0 | II –II | IV–II | *Oxidationszahlen hängen von Art und Anzahl der verbundenen Teilchen ab.* |
| CH4 | C | CO | CO2 |

Oxidationszahlen von Hauptgruppenelementen und PSE

|  |  |
| --- | --- |
| Hauptgruppe = | größte OZ [I ... VII]; kleinste OZ I. bis III. Hgr. [–I ... –III]; Anzahl positiver Ionenladungen I. bis IV. Hgr. |
| **8** **–** Hauptgruppe = | kleinste OZ IV. bis VII. Hgr. [–IV ... –VII]; Anzahl negativer Ionenladungen V. bis VII. Hgr. |

Beispiel

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  | OXIDATION |  | |  |  | |  |  |  |
| 0 |  | I –I | |  | | | II –I | |  | 0 |
| **Mg** | + | **2 HCl** | | 🠢 | | | **MgCl2** | | + | **H2** |
| **RM1** |  | **OM2** | |  | | | **OM1** | |  | **RM2** |
|  |  |  |  | |  |  | | REDUKTION |  |  |

*beachte auch die Hinweise zu korrespondierenden Redoxpaaren weiter unten*

Oxidationszahlen – Regeln und Beispiele

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ID | Es gilt für... | | die **Festlegung**... | | | | | | | | | | | |
| 1 | freie **Elemente** *[Elementsubstanzen]* | | Oxidationszahl **0** | | | | | | | | | | | |
|  | *Beispiele* | 0  Mg | | | 0  C | | | | 0  Cl2 | | | | 0  H2 | |
| 2 | **Metalle** in Verbindungen | | Oxidationszahl [positiv] = **Wertigkeit** [= Ionenladung] | | | | | | | | | | | |
|  | *Beispiele* | II –II  CuO | | I –II  Na2S | | | III –II  Fe2O3 | | | | | II –I  MgBr2 | | |
| 3 | **Wasserstoff** in Verbindungen | | Oxidationszahl **+1** | | | | | | | | | | | |
|  | *Beispiele* | –IV I  CH4 | | | I –II  H2O | | | | | I –II I  NaOH | | | |  |
| 4 | **Sauerstoff** in Verbindungen | | Oxidationszahl **–2** | | | | | | | | | | | |
|  | *Beispiele* | I –II  H2O | II –II I  Ca(OH)2 | | | | | I IV –II  H2CO3 | | | | |  | |
| 5 | **einfache Ionen** [Atomionen] | | Oxidationszahl = **Ladung** | | | | | | | | | | | |
|  | *Beispiele* | II  Ca2+ | | | I  Na+ | | | | –I  Cl– | | | | –III  N3– | |
| 6 | **zusammengesetzte Ionen** [Molekülionen] | | Summe der Oxidationszahlen = **Ladung** | | | | | | | | | | | |
|  | *Beispiele* | V –II  NO3– | | | VI –II  SO42– | | | | –II I  OH– | | | | –III I  NH4+ | |
|  | *Beispielberechnung* | SO42- 🠆 1·(+6) + 4·(–2) = –2 | | | | | | | | | | | | |
| 7 | ganze(s) **Molekül** bzw. **Elementargruppe** | | Summe der Oxidationszahlen = **0** | | | | | | | | | | | |
|  | *Beispiele* | I VI –II  H2SO4 | | | IV–II  CO2 | | | I –I  NaCl | | | | II V –II  Mg(NO3)2 | | |
|  | *Beispielberechnung* | H2SO4 🠆 2·(+1) + 1·(+6) + 4·(–2) = 0 | | | | | | | | | | | | |
| 8 | **organische Moleküle** | | Summe der Oxidationszahlen pro Atomgruppe = **0** | | | | | | | | | | | |
|  | Nutze zur Bestimmung stets die verkürzte Strukturformel, nie die Summenformel! Dadurch ist Regel 7 logisch garantiert. Als Atomgruppe gelten alle Atome an einem C–Atom. | | | | | | | | | | | | | |
|  | *Beispiele* | I –III III –II–II I  H3C–COOH | | | | I –III –I I –II I  H3C–CH2OH | | | | | I –III –II I –III I  H3C–CH2–CH3 | | | |

Oxidationszahlen und Redoxreaktionen im erweiterten Sinne

|  |  |
| --- | --- |
| **Redoxreaktion** | Reaktionsart, bei der sich **Oxidationszahlen verändern** |
| **Oxidation** | Teilreaktion mit **Oxidationszahlerhöhung** |
| **Reduktion** | Teilreaktion mit **Oxidationszahlerniedrigung** |
| **Oxidationsmittel** | Teilchen mit Oxidationszahlenerniedrigung |
| **Reduktionsmittel** | Teilchen mit Oxidationszahlenerhöhung |

an der Änderung von Oxidationszahlen erkennst Du, ob eine Redoxreaktion vorliegt

Beispielreaktionen

chemische Reaktion von **Natrium mit Chlor**

bei der Synthese von Natriumchlorid aus den Elementen [Oxidationszahlen jeweils 0] entstehen aus neutralen Atomen bzw. Molekülen Ionen im Natriumchlorid [Na+, Cl–]; die Oxidationszahlen der einfachen Ionen entsprechen der Ladung [exotherm]

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  | OXIDATION |  | |  |  | |  |
| 0 |  | 0 | |  | | | I –I | |
| **2 Na** | + | **Cl2** | | 🠢 | | | **2 NaCl** | |
| **RM** |  | **OM** | |  | | | 2 [**Na+,Cl–]** | |
|  |  |  |  | |  | REDUKTION | |  |

chemische Reaktion von **Zink mit verdünnter Salzsäure** [Chlorwasserstoffsäure]

die Oxidationszahl von Zink erhöht sich von 0 auf +2 [Oxidation; die Oxidationszahl von Wasserstoff sinkt von +1 [Wasserstoff in Verbindung; Festlegung] auf Null [Reduktion] *[exotherm]*

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  | OXIDATION |  | |  |  | |  |  |  |
| 0 |  | I –I | |  | | | II –I | |  | 0 |
| **Zn** | + | **2 HCl** | | 🠢 | | | **ZnCl2** | | + | **H2** |
| **RM** |  | **OM** | |  | | | [**Zn2+,2Cl–]** | |  |  |
|  |  |  |  | |  |  | | REDUKTION |  |  |

chemische Reaktion von **Magnesium mit verdünnter Schwefelsäure**

die Oxidationszahl von Magnesium erhöht sich von 0 auf +2 [Oxidation; die Oxidationszahl von Wasserstoff sinkt von +1 [Wasserstoff in Verbindung; Festlegung] auf Null [Reduktion] *[exotherm]*

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  | OXIDATION |  | |  |  | |  |  |  |
| 0 |  | I VI –II | |  | | | II VI –II | |  | 0 |
| **Mg** | + | **H2SO4** | | 🠢 | | | **MgSO4** | | + | **H2** |
| **RM** |  | **OM** | |  | | |  | |  |  |
|  |  |  |  | |  |  | | REDUKTION |  |  |

alle Reaktionen unedler Metall mit Säuren sind Redoxreaktionen

chemische Reaktion von **Kupfer(II)-oxid mit Kohlenstoff**

alle Redoxreaktionen im engeren Sinne sind auch welche im erweiterten Sinne

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  |  |  | | OXIDATION |  |  |
| II –II |  | 0 |  | | | 0 | |  | IV –II |
| **2 CuO** | + | **C** | 🠢 | | | **2 Cu** | | + | **CO2** |
| **OM** |  | **RM** |  | | |  | |  |  |
|  |  | REDUKTION |  |  |  | |  |  |  |

vollständige **Verbrennung von Methan**

alle Verbrennungen [Reaktionen mit Sauerstoff] sind Redoxreaktionen; hier erhöht sich die Oxidationszahl von Kohlenstoff [Oxidation], die von Sauerstoff sinkt *[exotherm]*

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  | OXIDATION | |  |  | |  |  |  |
| –IV I |  | 0 | |  | | | IV –II | |  | I –II |
| **CH4** | + | **2 O2** | | 🠢 | | | **CO2** | | + | **2 H2O** |
| **RM** |  | **OM** | |  | | |  | |  |  |
|  |  |  |  | |  |  | | REDUKTION |  |  |

Elektrolyse im Hofmannschen Wasserzersetzungsapparat

|  |  |
| --- | --- |
|  | Grundlagen  **Elektrolyse von Wasser in Wasserstoff und Sauerstoff durch elektrischen Strom** [Zerlegung von Wasser ist endotherm] an Platinelektronen  Gesamtreaktion  2 H2O 🠢 2 H2 + O2 ; *ΔH = +571,8 kJ · mol –1*  entsprechend Reaktionsgleichung entsteht das doppelte Volumen an Wasserstoff im Vergleich zu Sauerstoff  Hofmannscher Wasserzersetzungsapparat  Laborapparatur zur Zerlegung von Wasser mittels elektrischem Strom *[Wasser muss mit Schwefel-säure angesäuert werden, also mit H3O+]*  Kathode [Minuspol]  Elektronenaufnahme [**Reduktion**] in saurer Lösung; Bildung von Wasserstoff ...  4 H3O+ + 4 e– 🠢 4 H2O + 2 H2  Anode [Pluspol]  Elektronenabgabe [**Oxidation**] in saurer Lösung; Bildung von Sauerstoff ...  6 H2O 🠢 4 H3O+ + O2 + 4 e– |

Auch die Verwendung einer basischen Lösung ist möglich, dann gestalten sich die Teilreaktionen anders, die Gesamtreaktion bleibt aber dieselbe. Im Hofmannschen Apparat hat sich jedoch Schwefelsäure als praktisch günstigster leitfähigkeitsfördernder Zusatz erwiesen.

Korrespondierende Redoxpaare

Grundsätzliches

Die Redoxreaktion ist eine Einheit **zweier** korrespondierender **Redoxpaare**. Zwischen beiden Paaren werden Elektronen ausgetauscht – es stellt sich zwischen beiden Redoxpaaren ein **chemisches Gleichgewicht** ein.

Prinzip eines Redoxpaares

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | *Oxidation* |  |  |  | verkürzte Schreibweise immer |
| **RM** |  | **OM** | + | ***n* e–** | **RM** / **OM** |
|  | *Reduktion* |  |  |  | Korr. Redoxpaare: RM1/OM1,RM2/OM2 |
| Reduktionsmittel (**RM**) – Elektronendonator / Oxidationsmittel(OM) – Elektronenakzeptor | | | | | |

Beispiele für einzelne Redoxpaare

|  |  |
| --- | --- |
| Ag 🠢 Ag+ + e – (kurz: Ag/Ag+) | Fe2+ 🠢 Fe3+ + e – (kurz: Fe2+/Fe3+) |
| 2 Cl– 🠢 Cl2 + 2 e – (kurz: Cl–/Cl2) | Zn 🠢 Zn2+ + 2 e – (kurz: Zn/ Zn2+) |

Prinzip der beiden korrespondierenden Redoxpaare

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  | *Oxidation* |  |  |  |
| **RM1** | + | **OM2** |  | **OM1** | + | **RM2** |
|  |  |  | *Reduktion* |  |  |  |

Kurzschreibweise allgemein

RM1/OM1, RM2/OM2

Beispiel: Reaktion von **Zink mit verdünnter Salzsäure**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  | OXIDATION |  |  |  |  |  |  |  |
| **Zn** | + | **2 H+** | + | **2 Cl–** | 🠢 | **Zn2+** | + | **2 Cl–** | + | **H2** | *; ΔH = –156 kJ · mol –1* |
| **RM1** |  | **OM2** |  |  |  | **OM1** |  |  |  | **RM2** |  |
|  |  |  |  |  |  | REDUKTION |  |  |  |  |  |

korrespondierende Redoxpaare: Zn/Zn2+, H2/H+

Reaktion unedler Metalle mit Säurelösungen

Prinzip

**unedle Metalle** neigen dazu, ihre **Außenelektronen abzugeben** [d.h. oxidiert zu werden] – daher gehen sie z.B. mit Säurelösungen, mit Halogenen oder auch mit Wasser Redoxreaktionen ein; die Metalle wirken also als Reduktionsmittel

Zur Vereinfachung verwenden wir hier statt Oxoniumionen H3O+ vereinfacht Wasserstoffionen H+.

Beispiel 1

chemische Reaktion von **Magnesium mit verdünnter Salzsäure**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  | OXIDATION |  | |  |  | |  |  |  |
| 0 |  | I –I | |  | | | II –I | |  | 0 |
| **Mg** | + | **2 HCl** | | 🠢 | | | **MgCl2** | | + | **H2** |
| **RM1** |  | **OM2** | |  | | | **OM1** | |  | **RM2** |
|  |  |  |  | |  |  | | REDUKTION |  |  |

* **Oxidation** [Elektronenabgabe] 🠞 Mg 🠢 Mg2+ + 2 e–
* **Reduktion** [Elektronenaufnahme] 🠞 2 H+ + 2 e– 🠢 H2
* **Redoxreaktion** [Elektronenübertragung] 🠞 Mg + 2 H+ 🠢 Mg2+ + H2
* mit **Gegenionen** 🠞 Mg + 2 H+ + 2 Cl– 🠢 Mg2+ + 2 Cl– + H2
* **Reaktionsgleichung** 🠞 Mg + 2 HCl 🠢 MgCl2 + H2
* korrespondierende **Redoxpaare**: Mg/Mg2+, H2/H+

Beispiel 2

chemische Reaktion von **Natrium mit Wasser**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  | OXIDATION |  | |  |  | |  |  |  |
| 0 |  | I –II | |  | | | I –II I | |  | 0 |
| **2 Na** | + | **2 H2O** | | 🠢 | | | **2 NaOH** | | + | **H2** |
| **RM1** |  | **OM2** | |  | | | **OM1** | |  | **RM2** |
|  |  |  |  | |  |  | | REDUKTION |  |  |

* **Oxidation** [Elektronenabgabe] 🠞 2 Na 🠢 2 Na+ + 2 e–
* **Reduktion** [Elektronenaufnahme] 🠞 2 H2O + 2 e– 🠢 2 OH– + H2
* **Redoxreaktion** [Elektronenübertragung] 🠞   
  2 Na + 2 H2O 🠢 2 Na+ + 2 OH– + H2
* **Reaktionsgleichung** 🠞 2 Na + 2 H2O 🠢 2 NaOH + H2
* korrespondierende **Redoxpaare**: Na/Na+, H2/H+

Galvanische Elemente

Begriff

Einrichtung zur Umwandlung chemischer in elektrische Energie bestehend aus 2 Halbzellen

|  |  |
| --- | --- |
| Beispiel Daniell-Element  Ein Zinkstab taucht in eine Zinksulfatlösung [Elektrolyt], ein Kupferstab in eine Kupfer(II)-sulfatlösung; beide Zellen sind räumlich getrennt, aber durch eine halbdurchlässige Membran können einige Teilchen hindurch [Sperre für Cu2+]; zwischen beiden Halbzellen ist eine **Zellspannung** [1,1 V] messbar, die immerhin eine LED zum Leuchten bringen kann; Prinzip einer einfachen **Batterie**  *Kupfer „stiehlt“ dem Zink sozusagen Elektronen*  Zellendiagramm  Zn/Zn2+//Cu2+/Cu |  |

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  | OXIDATION |  | |  |  | |  |  |  |
| 0 |  | +II | |  | | | +II | |  | 0 |
| **Zn** | + | **Cu2+** | | ⇄ | | | **Zn2+** | | + | **Cu** |
| **RM1** |  | **OM2** | |  | | | **OM1** | |  | **RM2** |
|  |  |  |  | |  |  | | REDUKTION |  |  |

* Minuspol [**Anode**] 🠞 **Oxidation** Zn ⇄ Zn2+ + 2 e–
* Pluspol [**Kathode**] 🠞 **Reduktion** Cu2+ + 2 e– ⇄ Cu
* **Redoxreaktion** 🠞 Zn + Cu2+ ⇄ Zn2+ + Cu
* korrespondierende **Redoxpaare**: Zn/Zn2+, Cu/Cu2+

galvanische Zelle ohne räumliche Trennung

Apfel- oder **Zitronenbatterie**: Einen Kupfer- und einen Zinkstreifen steckt man in eine Zitrone bzw. einen saftigen Apfel. Beide Metallstreifen verbindet man mit einem Spannungsmessgerät. Eine kleine Spannung ist messbar. Elektrolyt ist der Saft in der Frucht mit elektrisch geladenen Ionen von Natur aus.

Aufstellen von Redoxgleichungen

Schrittfolge

Beispiel 1

Reaktion von **Natrium mit Sauerstoff**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1 | Reaktionsgleichungen für die **Teilreaktionen** | **Oxidation** [Elektronenabgabe]  Na 🠢 Na+ + e–  **Reduktion** [Elektronenaufnahme]  O2 + 4 e– 🠢 2 O2– |
| 2a | **Ausgleich der Elektronenbilanz** durch Multiplikation mit Faktor | **Oxidation** [Elektronenabgabe]  Na 🠢 Na+ + e– | · 4  **Reduktion** [Elektronenaufnahme]  O2 + 4 e– 🠢 2 O2– [bleibt] |
| 2b | **Ausgleich der Elektronenbilanz** durch den Faktor | **Oxidation** [Elektronenabgabe]  4 Na 🠢 4 Na+ + 4 e–  **Reduktion** [Elektronenaufnahme]  O2 + 4 e– 🠢 2 O2– |
| 3 | **Zusammenfassen zur Redoxgleichung** [unter Weglassen der Elektronen] | **Redoxreaktion** [Elektronenübertragung]  4 Na + O2 🠢 4 Na+ + 2 O2– |
| 4 | ggf. **Gegenionen** hinzufügen | hier nicht erforderlich, da keine vorhanden |
| 5 | Zusammenfassen der Ionen nicht gelöster Stoffe zur Formel | hier für Natriumoxid [4 Na+ und 2 O2– ergeben zusammen 2 Na2O]  **Redoxreaktion** [Elektronenübertragung]  4 Na + O2 🠢 2 Na2O |

Beispiel 2

Reaktion von **Natrium mit verdünnter Salzsäure**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1 | Reaktionsgleichungen für die **Teilreaktionen** | **Oxidation** [Elektronenabgabe]  Na 🠢 Na+ + e–  **Reduktion** [Elektronenaufnahme]  2 H+ + 2 e– 🠢 H2 |
| 2a | **Ausgleich der Elektronenbilanz** durch Multiplikation mit Faktor | **Oxidation** [Elektronenabgabe]  Na 🠢 Na+ + e– | · 2  **Reduktion** [Elektronenaufnahme]  2 H+ + 2 e– 🠢 H2 [bleibt] |
| 2b | **Ausgleich der Elektronenbilanz** durch den Faktor | **Oxidation** [Elektronenabgabe]  2 Na 🠢 2 Na+ + 2 e–  **Reduktion** [Elektronenaufnahme]  2 H+ + 2 e– 🠢 H2 |
| 3 | **Zusammenfassen zur Redoxgleichung** [unter Weglassen der Elektronen] | **Redoxreaktion** [Elektronenübertragung]  2 Na + 2 H+ 🠢 2 Na+ + H2 |
| 4 | ggf. **Gegenionen** hinzufügen *[richtige Anzahl beachten]* | Ionen, die nicht am Elektronenübergang beteiligt sind – hier Chloridionen  **Redoxreaktion** [Elektronenübertragung]  2 Na + 2 H+ + 2 Cl– 🠢 2 Na+ + 2 Cl– + H2 |
| 5 | Zusammenfassen der Ionen nicht gelöster Stoffe zur Formel | hier nicht vorhanden [alle Stoffe in Lösung] |

Redoxreihe der Metalle

Grundlagen

Metalle zeigen unterschiedliches Bestreben, ihre Außenelektronen abzugeben 🠢 d.h. Abstufung hinsichtlich ihrer Wirkung als Reduktionsmittel [z.B. geben Metallatome mit vielen Elektronenschalen ihre Außenelektronen leichter an Reaktionspartner ab, als Atome mit wenigen Elektronenschalen, wo die Elektronen vom Atomkern stärker angezogen werden]

Redoxreihe [Reaktivitätsreihe] der Metalle *[vereinfacht]*

|  |  |
| --- | --- |
| **Nach links** werden die Metalle immer unedler [sind immer bessere RM]. **Nach rechts** wird die Wirkung der entspre-chenden Metallionen als OM immer besser. |  |

Wichtig

Das Oxid bzw. Metallion eines edleren Metalls in der Redoxreihe kann durch ein unedleres Metall reduziert werden, umgekehrt jedoch nicht.

Beispielsweise ist die Reaktion von Magnesiumoxid mit Zink nicht möglich, die Reaktion von Zinkoxid mit Magnesium hingegen schon.

Redoxreihe der Nichtmetalle

für Nichtmetalle gibt es ebenso eine Abstufung hinsichtlich des Vermögens ihrer Atome Elektronen aufzunehmen [also ihrer Wirkung als Oxidationsmittel]

zwischen Blei und Kupfer ließe sich **Wasserstoff** einordnen, der [als Nichtmetall] zur Elektronenabgabe fähig ist bzw. Wasserstoffionen als Oxidationsmittel.

Vergleiche unsere Darstellung unbedingt auch mit der **elektrochemischen Spannungsreihe** z.B. im Tafelwerk für die Sek. II. Dies ist die Redoxreihe aus elektrochemischer Sicht. Dort sind auch Nichtmetalle und Ionen aufgenommen [also sämtliche RM und OM].

pH–abhängige Redoxreaktionen

Viele Redoxreaktionen sind abhängig vom pH-Wert des Mediums [z.B. der Lösung], in dem sie stattfinden. Dieser kann z.B. entscheiden, welche Produkte entstehen.

Beispiel 1

Reaktion von **alkalischer** [mit NaOH] **Kaliumpermanganatlösung** [KMnO4; violett] mit **Natriumsulfitlösung** [Na2SO3]

**in alkalischer Lösung** 🠞 bildet sich eine Grünfärbung von Kaliummanganat(VI) [K2MnO4]; hier werden die Permanganationen MnO4- [Oxidationszahl von Mangan +7] zu Manganat(VI)-ionen [Oxidationszahl von Mangan +6] reduziert; dafür oxidieren die Sulfitionen SO32- zu Sulfationen SO42-

* **Oxidation** 🠞 SO32– + 2 OH– 🠢 SO42– + 2 e– + H2O
* **Reduktion** 🠞 MnO4– + e– 🠢 MnO42–

Beispiel 2

Reaktion von **schwefelsaurer** [mit H2SO4] **Kaliumpermanganatlösung** [KMnO4; violett] mit **Eisen(II)-sulfatlösung** [FeSO4]

**in saurer Lösung** 🠞 findet Entfärbung statt, da eine Reduktion der Permanganationen MnO4– [Oxidationszahl von Mangan +7] zu Mn2+ [Oxidationszahl von Mangan +2] erfolgt; die so entstehende Mangansulfatlösung ist rosa bis farblos; dafür werden Fe2+ zu Fe3+ oxidiert

* **Oxidation** 🠞 Fe2+ 🠢 Fe3+ + e–
* **Reduktion** 🠞 MnO4– + 5 e– + 8 H+ 🠢 Mn2+ + 4 H2O

Erläuterungen

**Kaliumpermanganat** wirkt also umso stärker reduzierend, je niedriger der pH-Wert ist. In sauer Lösung wird die Oxidationszahl des Mangans auf +2 gesenkt, in alkalischer Lösung nur auf +4 bis +6.

*Mehr dazu in der Sek. II.*

Aufstellen der Redoxgleichung für Beispiel 2

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1a | Reaktionsgleichung für die **Oxidation** | **Oxidation** [Elektronenabgabe]  Fe2+ 🠢 Fe3+ + e– |
| 1b | Reaktionsgleichung für die **Reduktion**  **Ausgleich** mit H+ auf der Seite der e– (saure Lösung) **oder** mit OH– auf der Seite des Reduktionsmittels (basische Lösung) | **Reduktion** [Elektronenaufnahme]  +VII +II  a) MnO4– 🠢 Mn2+  +VII +II  b) MnO4– + 5 e– 🠢 Mn2+  +VII +II  c) MnO4– + 5 e– + 8 H+ 🠢 Mn2+  +VII +II  d) MnO4– + 5 e– + 8 H+ 🠢 Mn2+ + 4 H2O |
| 2a | **Ausgleich der Elektronenbilanz** durch Multiplikation mit Faktor(en) | **Oxidation** [Elektronenabgabe]  Fe2+ 🠢 Fe3+ + e– | · 5  **Reduktion** [Elektronenaufnahme]  MnO4– + 5 e– + 8 H+ 🠢 Mn2+ + 4 H2O [bleibt] |
| 2b | **Ausgleich der Elektronenbilanz** durch diese Faktor(en) | **Oxidation** [Elektronenabgabe]  5 Fe2+ 🠢 5 Fe3+ + 5 e–  **Reduktion** [Elektronenaufnahme]  MnO4– + 5 e– + 8 H+ 🠢 Mn2+ + 4 H2O |
| 3 | **Zusammenfassen** zur **Redoxgleichung** [unter Weglassen der Elektronen] | **Redoxreaktion** [Elektronenübertragung]  MnO4– + 5 Fe2+ + 8 H+ 🠢 Mn2+ + 5 Fe3+ + 4 H2O |
| 4 | ggf. **Gegenionen** hinzufügen *[richtige Anzahl beachten]* | **Redoxreaktion** [Elektronenübertragung]  MnO4– + 5 Fe2+ + 8 H+ 🠢 Mn2+ + 5 Fe3+ + 4 H2O *restl. Ionen*  K+ 5 SO42– 4 SO42– SO42– 7½SO42– *K+ ½ SO42–* | · 2 |
| 5 | Zusammenfassen der Ionen hier bereits mit Faktor 2 multipliziert | **Stoffgleichung** komplett  2 KMnO4 + 10 FeSO4 + 8 H2SO4 🠢  2 MnSO4 + 5 Fe2(SO4)3 + 8 H2O + K2SO4 |

Farben einiger Ionen

einige Ionen [besonders von Nebengruppenelementen] zeigen charakteristische Farben ...

daran erkennst Du im Experiment bei den entsprechenden pH-abhängigen Redoxreaktionen, welche Ionen entstanden sind

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***Ion*** | ***Beispiel*** | ***Farbe*** | ***Ion*** | ***Beispiel*** | | ***Farbe*** |
| Cu+ | Cu2O | rotbraun | Fe2+ | FeSO4 | | gelb- bzw. hell-grün |
| Cu2+ | CuSO4 | türkis/hellblau | Fe3+ | Fe(OH)3 | | gelbbraun bis rot |
| ***Ion*** | ***Beispiel*** | ***Farbe*** | | | ***Oxidationsstufe des Mangans*** | |
| MnO4– | KMnO4 | violett | | | VII | |
| MnO42– | K2MnO4 | grün (wenig beständig) | | | VI | |
| MnO43– | K3MnO4 | blau (wenig beständig) | | | V | |
| MnO44– | K4MnO4 | gelbbraun | | | IV | |
| Mn4+ | MnO2 | schwarz | | | IV | |
| Mn2+ | MnSO4 | schwach rosa bis farblos | | | II | |
| ***Ion*** | ***Beispiel*** | ***Farbe*** | | | ***Oxidationsstufe des Chroms*** | |
| Cr2O72– | K2Cr2O7 | orange | | | VI | |
| Cr3+ | Cr2O3 | grün | | | III | |

Benennung dieser Ionen

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ***Ion*** | ***Beispiel*** | ***Name des Ions und Stoffbeispiel*** |
| Cu+ | Cu2O | Kupfer(I)-ion; Kupfer(I)-oxid |
| Cu2+ | CuSO4 | Kupfer(II)-ion; Kupfer(II)-sulfat |
| Fe2+ | FeSO4 | Eisen(II)-ion; Eisen(II)-sulfat |
| Fe3+ | Fe(OH)3 | Eisen(III)-ion; Eisen(III)-hydroxid |
| MnO4– | KMnO4 | Permanganation; Kaliumpermanganat [OZ: VII] |
| MnO42– | K2MnO4 | Manganat(VI)-ion; Kaliummanganat(VI) |
| MnO43– | K3MnO4 | Manganat(V)-ion; Kaliummanganat(V) |
| MnO44– | K4MnO4 | Manganat(IV)-ion; Kaliummanganat(IV) |
| Mn4+ | MnO2 | Mangan(IV)-ion; Mangan(IV)-oxid |
| Mn2+ | MnSO4 | Mangan(II)-ion; Mangan(II)-sulfat |
| Cr2O72– | K2Cr2O7 | Dichromation; Kaliumdichromat |
| Cr3+ | Cr2O3 | Chromium(III)-oxid; Chromium(III)-oxid |

Oxide und Sauerstoff

Auf unserer Seite [Sauerstoff](https://eqiooki.de/chemistry/oxygen.php) haben wir auch Informationen zu einigen Oxiden zusammengestellt.

Lexikon einiger Fachbegriffe

Eisenoxide

Eisen(II)-oxid FeO, Eisen(III)-oxid Fe2O3 und Eisen(II.III)-oxid Fe3O4

Thermitverfahren

klassisches Schweißverfahren z.B. für Eisenbahnschienen, bei der vor Ort flüssiges Roheisen aus Eisenoxidpulver [Fe2O3 oder Fe3O4] und Aluminiumgrieß erzeugt wird, welches dann in eine Form läuft, um die Schienen zu verbinden [stark exotherm, liefert etwa 2400°C]: Fe2O3 + 2 Al 🠢 2 Fe + Al2O3 ; ΔH = –851,5 kJ · mol –1

Um die Reaktion in Gang zu setzen, muss allerdings ein Zündgemisch verwendet werden, um die Aktivierungsenergie [von etwa 1500°C] bereitzustellen.

Winderhitzer

Wärmeaustauscher zum Vorwärmen der Luft z.B. für Hochöfen

Legierung

Stoffgemisch, dessen Bestandteile in der Schmelze zusammengeführt werden; z.B. Messing [Cu+Zn], Bronze [Cu+Sn], Stahl [Fe, C u.a.]

Reaktionswärme

**exotherm** [Abgabe von Wärmeenergie] Δ**H = –n** kJ · mol –1 [bzw. **Q** **= –n** kJ · mol –1

**endotherm** [Aufnahme von Wärme] Δ**H = +n** kJ · mol –1 [bzw. **Q** **= +n** kJ · mol –1]

*oft mit* ***Q*** *statt ΔH angegeben (Q für Wärmemenge); Schreibweise der Einheit* ***kJ · mol-1*** *auch als* ***kJ/mol*** *möglich;* ***n*** *o.a. Buchstabe als Variable für beliebige Zahlenangabe Bei umkehrbaren Reaktionen gilt die Angabe für die Hinreaktion*[für die Rückreaktion dann das Gegenteil]!

ΔH

**Änderung der Enthalpie** bei einer Reaktion, also die Energiebilanz bei einer chemischen Reaktion unter konstantem Druck [Differenz der Enthalpie der Reaktionsprodukte und Ausgangsstoffe, d.h. ihrer chemischen Energien]

Elektronenpaarbindung [Atombindung]

Art der chemischen Bindung, die auf Anziehungskräften zwischen einem elektrisch negativ geladenen **gemeinsamen Elektronenpaar** und den positiv geladenen Atomkernen der beteiligten Atome beruht

Edelgaskonfiguration

**Außenelektronenanordnung von Edelgasatomen** [siehe VIII. Hauptgruppe]; d.h. 8 Außenelektronen [oder 2 auf der 1. Elektronenschale, wenn diese wie bei Helium die Außenschale ist]

Molekül

zusammengesetztes Teilchen, bestehend aus mindestens 2 Atomen, die durch starke Anziehungskräfte [Elektronenpaarbindung] zusammengehalten werden

Metallbindung

Art der chemischen Bindung, die auf Anziehungskräften zwischen elektrisch negativ geladenen Elektronen und elektrisch positiv geladenen Ionen in einem Metallkristall beruht

Elektronengas, Elektronenwolke

Gesamtheit der frei beweglichen Außenelektronen in einem Metallkristall

Edukte

Ausgangsstoffe

Galvanisches Element [galvanisches Zelle]

Einrichtung zur Umwandlung chemischer in elektrische Energie

umkehrbare chemische Reaktion

Einstellung eines **chemischen Gleichgewichts** zwischen Hin- und Rückreaktion; gekennzeichnet mit einem Doppelpfeil ⇄

Prinzip von Le Chatelier

**Prinzip vom kleinsten Zwang**; wenn man auf das System einer umkehrbaren chemischen Reaktion einen Zwang [Änderung der Reaktionsbedingungen Druck, Temperatur und Konzentration] ausübt, so wird ein neues chemisches Gleichgewicht eingestellt, das dem Zwang ausweicht

* **endotherme** Teilreaktion [ΔH = +n kJ ⋅ mol–1] wird durch **Wärmezufuhr** begünstigt
* **exotherme** Teilreaktion [ΔH = –n kJ ⋅ mol–1] wird begünstigt durch **Wärmeentzug** [niedrige Temperatur]
* Reaktion mit **Volumenabnahme** [erkennbar an der Abnahme der Stoffmenge von Gasen in der Reaktionsgleichung] wird durch **Druckerhöhung** begünstigt; nur bei Reaktionen mit mindestens einem Gas
* Reaktion mit **Volumenzunahme** [erkennbar an der Zunahme der Stoffmenge von Gasen in der Reaktionsgleichung] wird durch **Druckerniedrigung** begünstigt; nur bei Reaktionen mit mindestens einem Gas
* **Erhöhung** der Stoffmengenkonzentration eines **Ausgangsstoffes** [Ausgangsstoff im Überschuss] begünstigt die Reaktion, bei der dieser Stoff verbraucht wird
* **Entzug** eines **Reaktionsproduktes** aus dem Gleichgewicht begünstigt die Teilreaktion, bei der dieser Stoff entsteht

Kation

positiv geladenes Ion

Anion

negativ geladenes Ion

Gegenion

Ionen bei Redoxreaktionen, die nicht in die Elektronenübertragung einbezogen sind und nach der Reaktion immer noch unverändert vorliegen

Quellenangaben und Hinweise

Die Inhalte dieser Webseite wurden urheberrechtlich durch den Autor zusammengestellt und eigenes Wissen sowie Erfahrungen genutzt. Bilder und Grafiken sind ausschließlich selbst angefertigt.

Für die Gestaltung dieser Internetseite verwendeten wir zur Information, fachlichen Absicherung sowie Prüfung unserer Inhalte auch verschiedene Seiten folgender Internetangebote: wikipedia.de, schuelerlexikon.de, seilnacht.com; darüber hinaus die Schroedel-Lehrbücher Chemie heute SI sowie SII [Ausgaben 2004 bzw. 1998 für Sachsen] und das Nachschlagewerk Duden Basiswissen Chemie [Ausgabe 2010]. Zitate oder Kopien erfolgten nicht.

3D-Molekülmodelle wurden mit dem MolView Open-Source Project [**molview.org**] erzeugt.

Dieses Skript wurde speziell auf dem Niveau der Sekundarstufen I und II erstellt.