

Redoxreaktionen

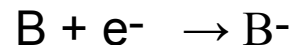
Definition:

Redoxreaktionen sind Reaktionen bei denen Elektronen zwischen den Reaktionspartnern ausgetauscht werden. Sie setzen sich stets aus den Teilreaktionen Oxidation und Reduktion zusammen.

Oxidation: Ist die Teilreaktionen bei der Elektronen abgegeben werden.



Reduktion: Ist die Teilreaktionen bei der Elektronen aufgenommen werden.

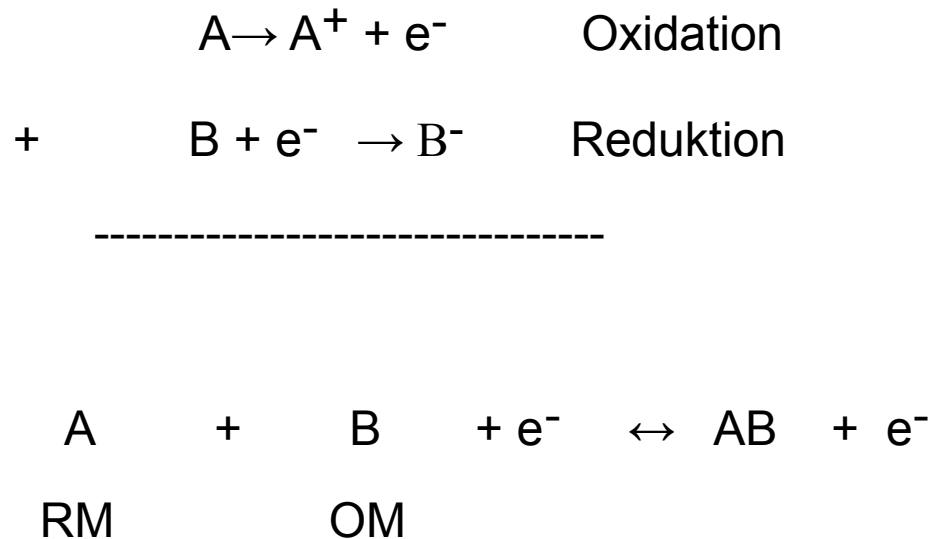


Redoxreaktionen

Oxidationsmittel: Ist der Reaktionspartner der Elektronen aufnimmt (Elektronenakzeptor) und dabei reduziert wird.

Reduktionsmittel: Ist der Reaktionspartner der Elektronen abgibt (Elektronendonator) und dabei oxidiert wird.

Gesamtreaktion:



Redoxreaktionen

Oxidationszahlen: Die Oxidationszahl dient als Hilfsgröße zur Beurteilung von Redoxreaktionen. Manche Elemente haben feste Oxidationszahlen z.B. Sauerstoff und Wasserstoff, die meisten Elemente können jedoch in mehreren Oxidationsstufen vorkommen (siehe Tabelle).

Regeln zur Ermittlung von Oxidationszahlen

- In Elementverbindungen (H_2 , N_2 , Cl_2 , usw.) ist die **Oxidationszahl** Null.
- Die Summe der Oxidationszahlen in einer neutralen Verbindung ist Null.
- Die Summe der Oxidationszahlen eines Ions ist gleich seiner Ladung.
- Der elektronegravere Bindungspartner erhält die negative Oxidationszahl.
- Die Oxidationszahl des Sauerstoffs ist wegen seiner hohen Elektronegativität meist -2.
- Die Oxidationszahl des Wasserstoffs ist für das häufigste wenig elektronegative Nichtmetall meist +1.
- Die Bindung zwischen zwei gleichen Atomen wird zu gleichen Teilen zwischen den - - Atomen aufgeteilt.
- Ausnahmen: Sauerstofffluoride (O ist +2), Peroxide (O ist -1) und Metallhydride (H=-1)

Redoxreaktionen

Häufige Oxidationszahlen einiger Elemente:

Wasserstoff	1, -1
Sauerstoff	-2, -1
Kohlenstoff	4, 2, -4
Stickstoff	5, 4, 3, 2, -3
Brom	7, 5, 3, 1, -1
Chlor	7, 5, 3, 1, -1
Fluor	-1
Eisen	6, 4, 5, 3, 2, 1, 0, -1, -2
Blei	4, 2
Kupfer	4, 3, 2, 1
Nickel	4, 3, 2, 1, 0, -1
Zink	2
Wolfram	6, 5, 4, 3, 2, 0, -1, -2
Silicium	4, 2, -4
Lithium	1
Chrom	6, 5, 4, 3, 2, 1, 0, -1, -2
Bor	3
Kalium	1
Mangan	7, 6, 5, 4, 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3
Barium	2
Quecksilber	2, 1
Silber	3, 2, 1
Phosphor	5, 3, -3

Redoxreaktionen

Wichtige Ionen im Überblick:

- Sulfat-Ion SO_4^{2-}
- Sulfit-Ion SO_3^{2-}
- Thiosulfat-Ion $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
- Nitrat-Ion NO_3^-
- Hydroxid-Ion OH^-
- Hydronium-Ion H_3O^+
- Carbonat-Ion CO_3^{2-}
- Phosphat-Ion PO_4^{3-}
- Ammonium-Ion NH_4^+

Redoxreaktionen

Standard-Redoxpotentiale und elektrochemische Spannungsreihe

- Bezugssystem ist Standard-Wasserstoffelektrode

→ beliebig auf 0V gesetzt

- edle Metalle haben positives Normalpotential, nehmen Elektronen auf

- unedle Metalle haben negatives Normalpotential, geben Elektronen ab

Beurteilung von Redoxreaktionen

Redoxreaktionen laufen freiwillig ab wenn:

- $\Delta O_z = 0$, also die Summe/Differenz aller Ordnungszahlen gleich 0 ist

- die Anzahl der ausgetauschten Elektronen gleich ist

- $E^\circ_{\text{Red}} > E^\circ_{\text{Ox}}$, d.h. Das Normalpotential der Reduktionsreaktion größer ist als das der Oxidation

Redoxreaktionen

Elektrochemische Spannungsreihe

Halb-Reaktion					E°/V
reduzierte Form	\rightleftharpoons	oxidierte Form	+	z · e ⁻	
Li(s)	\rightleftharpoons	Li ⁺ (aq)	+	e ⁻	- 3.04
K (s)	\rightleftharpoons	K ⁺ (aq)	+	e ⁻	- 2.92
Ca (s)	\rightleftharpoons	Ca ²⁺ (aq)	+	2 · e ⁻	-2.87
Na (s)	\rightleftharpoons	Na ⁺ (aq)	+	e ⁻	- 2.71
Al (s)	\rightleftharpoons	Al ³⁺ (aq)	+	3 · e ⁻	- 1.88
Mn (s)	\rightleftharpoons	Mn ²⁺ (aq)	+	2 · e ⁻	- 1.19
Zn (s)	\rightleftharpoons	Zn ²⁺ (aq)	+	2 · e ⁻	- 0.76
S ²⁻ (aq)	\rightleftharpoons	S (s)	+	2 · e ⁻	- 0.48
Fe (s)	\rightleftharpoons	Fe ²⁺ (aq)	+	2 · e ⁻	- 0.41
Cd (s)	\rightleftharpoons	Cd ²⁺ (aq)	+	2 · e ⁻	- 0.40
Sn (s)	\rightleftharpoons	Sn ²⁺ (aq)	+	2 · e ⁻	- 0.14
Pb (s)	\rightleftharpoons	Pb ²⁺ (aq)	+	2 · e ⁻	- 0.13
H ₂ + 2 H ₂ O	\rightleftharpoons	2 H ₃ O ⁺ (aq)	+	2 · e ⁻	0.00
Sn ²⁺ (aq)	\rightleftharpoons	Sn ⁴⁺ (aq)	+	2 · e ⁻	+ 0.15
Cu (s)	\rightleftharpoons	Cu ²⁺ (aq)	+	2 · e ⁻	+ 0.34
2I ⁻ (aq)	\rightleftharpoons	I ₂ (s)	+	2 · e ⁻	+ 0.54
Fe ²⁺ (aq)	\rightleftharpoons	Fe ³⁺ (aq)	+	e ⁻	+ 0.77
Ag (s)	\rightleftharpoons	Ag ⁺ (aq)	+	e ⁻	+ 0.80
NO + 6H ₂ O	\rightleftharpoons	NO ₃ ⁻ (aq)+ 4 H ₃ O ⁺ (aq)	+	3 · e ⁻	+ 0.96
2Br ₂ (aq)	\rightleftharpoons	Br ₂	+	3 · e ⁻	+ 1.07
6 H ₂ O	\rightleftharpoons	O ₂ (g) + 4 H ₃ O ⁺ (aq)	+	4 · e ⁻	+ 1.23
2 Cr ³⁺ (aq) + 21 H ₂ O	\rightleftharpoons	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14 H ₃ O ⁺ (aq)	+	6 · e ⁻	+ 1.33
2Cl ⁻ (aq)	\rightleftharpoons	Cl ₂	+	2 · e ⁻	+ 1.36
Pb ²⁺ (aq) + 6 H ₂ O	\rightleftharpoons	PbO ₂ (s) + 4 H ₃ O ⁺ (aq)	+	2 · e ⁻	+ 1.46
Au (s)	\rightleftharpoons	Au ³⁺ (aq)	+	3 · e ⁻	+1.50
Mn ²⁺ (aq) + 12 H ₂ O	\rightleftharpoons	MnO ₄ ⁻ (aq)+ 8 H ₃ O ⁺ (aq)	+	5 · e ⁻	+ 1.51
2F ⁻ (aq)	\rightleftharpoons	F ₂ (g)	+	2 · e ⁻	+ 2.87

reduzierende Wirkung nimmt zu

oxidierende Wirkung nimmt zu

Redoxreaktionen

Zusatzaufgaben:

- Auflösung von Eisen in konzentrierter Salzsäure
- Auflösen von Aluminium in konzentrierter Salzsäure
- Auflösen von Aluminium in Natronlauge
- Korrosion von Eisen an feuchter Luft
- Korrosion von Eisen bei Sauerstoffmangel (Wasserstoffkorrosion)

