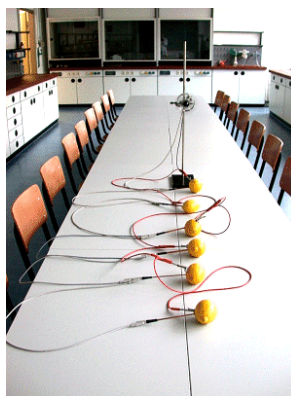
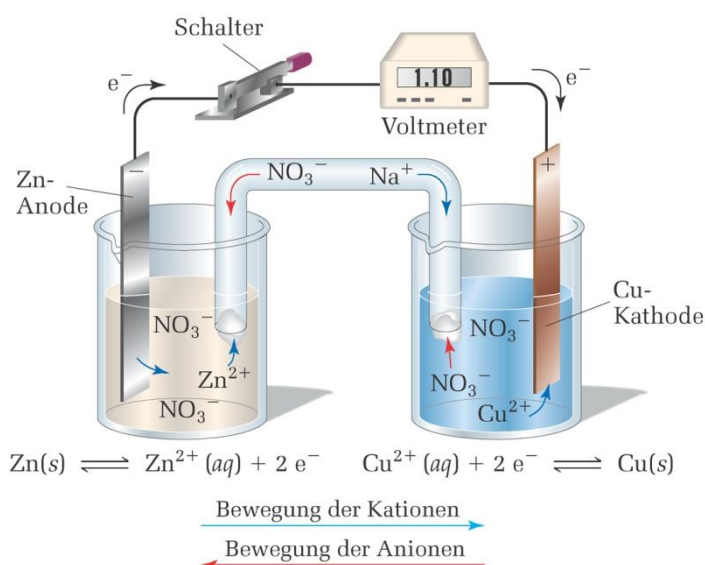
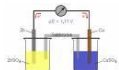


Redox - Reaktionen

Das Lernziel dieser Unterrichtseinheit beinhaltet folgende Punkte:

Was ist eine Redoxreaktion, Oxidationszahl, Korrosion von Metallen, wie funktioniert eine Batterie und mehr

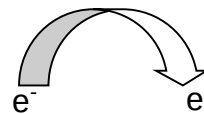




8.1 Definitionen



Redoxreaktionen sind Elektronenübertragungsreaktionen.
Säure-Base-Reaktionen sind Protonenübertragungsreaktionen.



Es handelt sich hier also um eine ganz neue Reaktionsklasse mit eigenen Gesetzmässigkeiten aber auch vielen Parallelen zu Säure-Base-Reaktionen.

Typische Redox-Reaktionen



Reaktion einer Salzsäurelösung mit Magnesium

Beobachtung:

Elektronenübertragungsreaktion

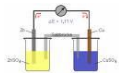
Reaktion von Sauerstoff mit Magnesium (Verbrennung).

Beobachtung:

Elektronenübertragungsreaktion

Redoxreaktionen sind Elektronenübertragungsreaktionen.

Oxidation	Elektronenabgabe	Gibt ein Teilchen Elektronen ab, spricht man davon, dass es oxidiert wird.
Reduktion	Elektronenaufnahme	Nimmt ein Teilchen Elektronen auf, so wird es reduziert.



8.1.1 Oxidationszahl

Handelt es sich bei der Elektrolyse von Wasser um eine Redoxreaktion?

Zur vereinfachten Zuordnung von Reaktionen zu den Redoxreaktionen und zur Berechnung der Faktoren wurde der Begriff der Oxidationszahl eingeführt.

Regeln für die Erstellung von Oxidationszahlen

Unter Beachtung der Bindungspolarität (Elektronegativität) kann man jedem Atom in einem Molekül eine formale Ladung zuweisen. Diese **Oxidationszahl** macht die Elektronenverteilung im Molekül übersichtlich. Die Oxidationszahl entspricht der Ionenladung in ionischen Verbindungen.

Regeln zur Zuordnung von Oxidationszahlen

1. Atome in Elementarsubstanzen haben die Oxidationszahl Null.
2. Einatomige Metallionen haben positive Oxidationszahlen.
3. Die Oxidationszahl eines einatomigen Ions in einer aus Ionen aufgebauten Substanz ist gleich seiner elektrischen Ladung.
4. Die Summe der Oxidationszahlen in einer Verbindung ist Null.
5. Die Oxidationszahl des Fluor ist -I.
6. Die Oxidationszahl des Wasserstoffs ist fast immer +I.
7. Die Oxidationszahl des Sauerstoffs ist fast immer -II.

Beispiele:

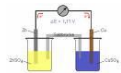
H ₂ O	H: +I	O: -II	
H ₂ O ₂	H: +I	O: -I	
NH ₃	N: -III	H: +I	
HNO ₃	H: +I	N: +V	O: -II
PbO	Pb: +II	O: -II	
PbO ₂	Pb: +IV	O: -II	
Pb ₂ O ₃	Pb: +III	O: -II	

Oxidationszahlen sind

- hypothetische Ladungen von Atomen in Verbindungen
- hypothetische Ladungen von Atomen in Komplexionen
- reelle Ladungen bei einkernigen Ionen



Ändert sich die Oxidationszahl im Laufe der Reaktion, so handelt es sich um eine Redoxreaktion.



8.1.2 Redox - Gleichgewichte

8.1.2.1 Redoxreihe

Reaktion von Kupfer mit Ag^+ -IonenReaktion von Silber mit Cu^{2+} -IonenBeobachtung
ReaktionBeobachtung
Reaktion

Auch Redox-Reaktionen sind Gleichgewichtsreaktionen. Das Kupfer gibt offensichtlich leichter die Elektronen an Silberionen ab als Silber an Kupferionen. Diese Beobachtung ist in der Tabelle der Standard-Elektrodenpotentiale oder auch Redoxreihe genannt, systematisiert. Die Einordnung eines Stoffes in die Tabelle gibt die Tendenz an, mit der Elektronen abgegeben oder aufgenommen werden.

Die Systematik und der Umgang mit den Standard-Elektrodenpotentialen ist dem der Säure-Base-Tabelle sehr ähnlich, nur dass es sich hier um Elektronenübertragungen handelt und dass sich ein paar Vokabeln ändern.

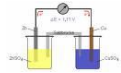
Standard-Elektrodenpotentiale

Ionenkonzentrationen : 1 mol/l in Wasser, 25 °C

		Volt
Li	Li^+	-3.05
K	K^+	-2.93
Ca	Ca^{2+}	-2.87
Na	Na^+	-2.71
Mg	Mg^{2+}	-2.37
Al	Al^{3+}	-1.66
$\text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$	$2 \text{H}_2\text{O}$ (pH=14)	-0.83
Zn	Zn^{2+}	-0.76
Cr	Cr^{2+}	-0.74
$2 \text{Ag} + \text{S}^{2-}$	Ag_2S	-0.71
S^{2-}	S	-0.51
Fe	Fe^{2+}	-0.44
$\text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	$2 \text{H}_3\text{O}^+$ (pH=7)	-0.42
$\text{Pb} + \text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{PbSO}_4 + \text{H}_3\text{O}^+$	-0.36
Ni	Ni^{2+}	-0.25
Sn	Sn^{2+}	-0.14
Pb	Pb^{2+}	-0.13
$\text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	$2 \text{H}_3\text{O}^+$ (pH=0)	± 0.00
Sn^{2+}	Sn^{4+}	0.15
Cu	Cu^{2+}	0.35
4OH^-	$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ (pH=14)	0.40
2I^-	I_2	0.54
Fe^{2+}	Fe^{3+}	0.75
Ag	Ag^+	0.80
$\text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	$\text{HNO}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$	0.81
4OH^-	$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ (pH=7)	0.83
Hg	Hg_2^{2+}	0.85
2Br^-	Br_2	1.07
Pt	Pt^{2+}	1.20
$6 \text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^+$ (pH=0)	1.24
$2 \text{Cr}^{3+} + 21 \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}_3\text{O}^+$	1.35
2Cl^-	Cl_2	1.36
Au	Au^{3+}	1.42
$\text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}_3\text{O}^+$ (pH=0)	1.51
$\text{PbSO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}$	$\text{PbO}_2 + \text{HSO}_4^- + 3 \text{H}_3\text{O}^+$	1.68
2F^-	F_2	2.87

Säure - Base - Tabelle

	HClO_4	ClO_4^-	
	HI	I^-	
	HCl	Cl^-	
	H_2SO_4	HSO_4^-	
-1,74	H_3O^+	H_2O	15,74
-1,32	HNO_3	NO_3^-	15,32
1,92	HSO_4^-	SO_4^{2-}	12,08
2,13	H_3PO_4	H_2PO_4^-	11,87
2,22	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	$[\text{Fe}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$	11,78
3,14	HF	F^-	10,86
3,35	HNO_2	NO_2^-	10,65
3,75	HCOOH	HCOO^-	10,25
4,75	CH_3COOH	CH_3COO^-	9,25
4,85	$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	$[\text{Al}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$	9,15
6,52	$\text{H}_2\text{CO}_3/\text{CO}_2$	HCO_3^-	7,48
6,92	H_2S	HS^-	7,08
7,00	HSO_3^-	SO_3^{2-}	7,00
7,20	H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	6,80
9,25	NH_4^+	NH_3	4,75
9,40	HCN	CN^-	4,60
10,40	HCO_3^-	CO_3^{2-}	3,60
12,36	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	1,64
13,00	HS^-	S^{2-}	1,00
15,74	H_2O	OH^-	-1,74
	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$	
	NH_3	NH_2^-	
	OH^-	O^{2-}	
	H_2	H^-	



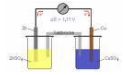
8.2 Elektrodenpotentiale, Daniell-Element

Strom aus dem ‚Nichts‘!

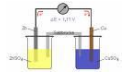


Zeichne das Experiment in all den wichtigsten Punkten nach.

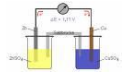
Was passiert, weshalb und warum?



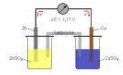
8.3 Typische Batterien (z.B. Alkali-Mangan)



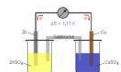
8.4 Wiederaufladbare Batterien ("Akkumulatoren")



8.5 Brennstoffzellen



8.6 Elektrolyse



8.7 Korrosion