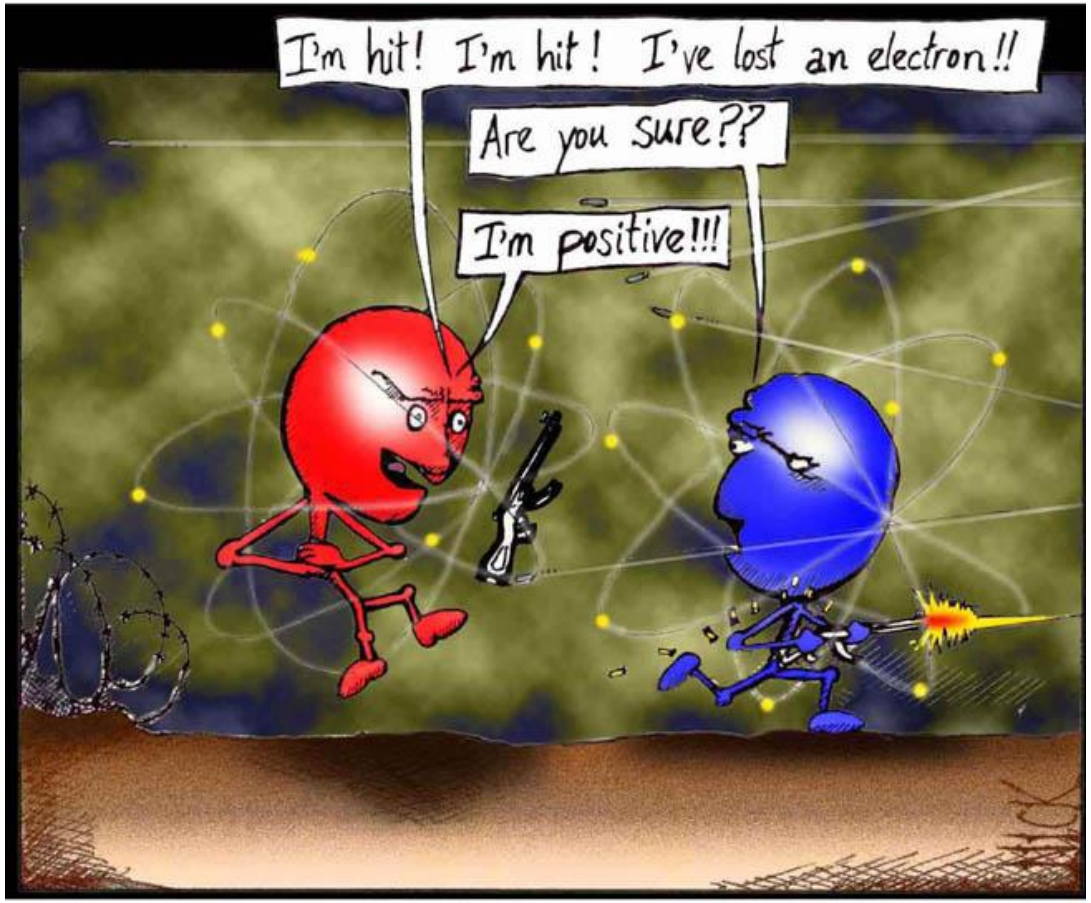
Anorganische Experimentalchemie

Dr. Magdalena Rusan

Redoxreaktionen

28.10.2026

Redoxreaktionen



Another casualty in the War of the Atoms.

Redoxreaktionen

Chemische Reaktionen

Donor-Akzeptor-Prinzip

1.	**Säure-Base Reaktion**	Austausch von Protonen
2.	**Redox-Reaktion**	Austausch von Elektronen
3.	**Komplexbildungsreaktion**	Ligandenaustausch

Begriffe zu Redoxreaktionen

Oxidation Entzug von Elektronen bzw. Elektronenabgabe

Reduktion Aufnahme von Elektronen

Oxidationsmittel der Reaktionspartner, der den anderen oxidiert, aber selbst reduziert wird

Reduktionsmittel der Reaktionspartner, der den anderen reduziert, aber selbst oxidiert wird

Redoxreaktionen

Redoxreaktionen

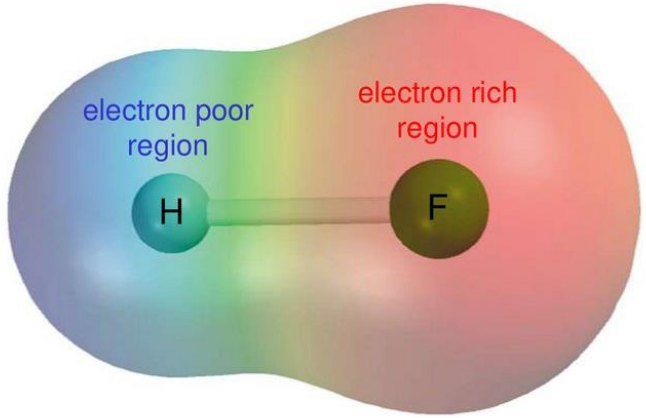
Die **Oxidation** ist eine chemische Reaktion, bei der ein zu oxidierender Stoff (Elektronendonator) Elektronen abgibt. Ein anderer Stoff (Oxidationsmittel) nimmt die Elektronen auf (Elektronenakzeptor). Dieser wird durch die Elektronenaufnahme reduziert. Mit der Oxidation ist also immer auch eine Reduktion verbunden. Beide Reaktionen zusammen werden als Teilreaktionen einer Redoxreaktion betrachtet.

Die **Reduktion** ist eine chemische Reaktion, bei der ein zu reduzierender Stoff (Elektronenakzeptor) Elektronen aufnimmt. Ein anderer Stoff (Reduktionsmittel) gibt die Elektronen ab (Elektronendonator), welcher dadurch oxidiert wird. Mit der Reduktion ist also immer auch eine Oxidation verbunden.

Redoxreaktionen

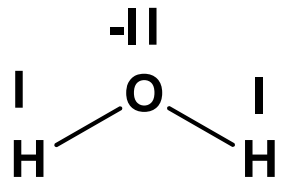
Oxidationszahlen

Definition: Die Oxidationszahl eines Atoms in einer chemischen Verbindung ist formal ein Maß zur Angabe der Verhältnisse der Elektronendichte um dieses Atom.



Eine positive Oxidationszahl zeigt an, dass die Elektronendichte gegenüber seinem Normalzustand verringert ist, eine negative zeigt an, dass die Elektronendichte um das Atom erhöht ist.

Oxidationszahlen werden in Verbindungen in römischen Ziffern über die Atomsymbole geschrieben (Bsp. O^{-II}). Steht das Element-symbol alleine, so werden sie häufig als arabische Ziffern wie bei Ionen geschrieben. *Gemäß IUPAC werden nur bei negativen Oxidationszahlen Vorzeichen gesetzt.*



Redoxreaktionen

Regeln zur Ermittlung der Oxidationszahlen

1. Elemente haben die Ox.-Zahl 0 (O_2, Fe, P_4).
2. Bei einatomigen Ionen entspricht die Oxidationszahl der Ionenladung.
3. Die Summe der Ox.-Zahlen entspricht der Ladung des Moleküls.
4. Fluor hat als elektronegativstes Element in seinen Verbindungen immer die Ox.-Zahl −I.
5. Sauerstoff hat in seinen Verbindungen die Ox.-Zahl −II. Ausnahme: Verbindungen mit Fluor oder Peroxoverbindungen z.B. H_2O_2)
6. Wasserstoff hat in Verbindungen mit Nichtmetallen die Ox.-Zahl +I; in Verbindungen mit Metallen −I (Metallhydride).
7. In Verbindungen der Elemente der 1. und 2. Hauptgruppe besitzen diese die Ox.-Zahl +I bzw. +II
8. Bei kovalent formulierten Verbindungen (Valenzstrichformeln, Lewis-Formeln) wird die Verbindung formal in Ionen aufgeteilt. Dabei wird angenommen, dass die an einer Bindung beteiligten Elektronen vom elektronegativeren Atom vollständig übernommen werden.

Redoxreaktionen

Oxidationszahlen

Die meisten Elemente können in mehreren Oxidationsstufen auftreten. Bei Hauptgruppenelementen entspricht die höchstmögliche Oxidations-Zahl der Gruppennummer (N), die kleinstmögliche Oxidations-Zahl entspricht der Gruppennummer minus 8 (N-8).

Merke:

⇨ Bei einer Oxidation steigt die Oxidationszahl !

⇨ Bei einer Reduktion sinkt die Oxidationszahl !

Redoxreaktionen

Oxidationsmittel

Typische Oxidationsmittel sind:

- Elektronegative Elemente	O_2, O_3, F_2, Cl_2, Br_2,
- Konzentrierte Sauerstoffsäuren	H_2SO_4, HNO_3, NO_2
- Metalle in hohen Ox.-Stufen	$KMnO_4$, PbO_2, CrO_3
- Peroxide	H_2O_2, $K_2S_2O_8$, H_3C-COOOH
- Edelmetallkationen	Ag^+, Au^{3+}, Cu^{2+}
- Edelgasverbindungen	XeO_3, H_4XeO_6

Redoxreaktionen

Reduktionsmittel

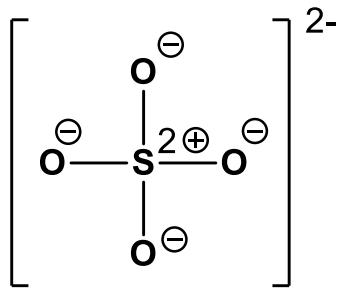
Typische Reduktionsmittel sind:

- Wasserstoff	H_2
- Unedle Metalle	Zn, Mg, Al, Na, Li, K, Ti, ...
- Meatllhydride	NaH, CaH_2, $LiAlH_4$, ...
- Oxophile Nichtmetalle	C, CO, S, P, ...
- Wasserstoffperoxid	H_2O_2

Redoxreaktionen

Formalladung

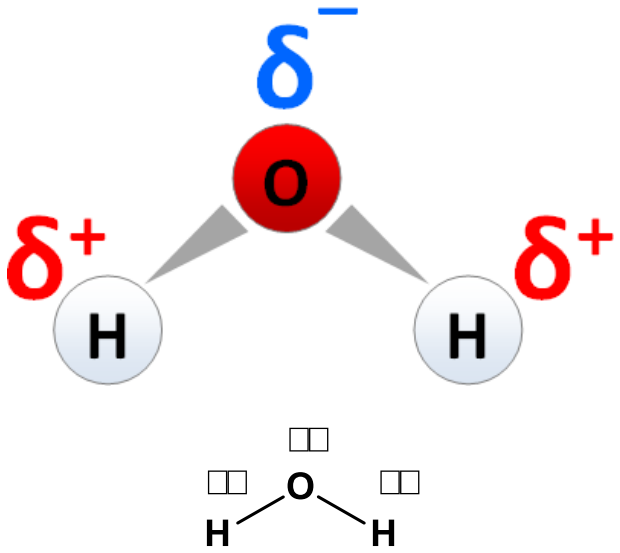
1. Die positive Ladung auf einem Atom ist die Zahl der Elektronen, die es weniger besitzt als im neutralen Zustand.
2. Die negative Ladung auf einem Atom ist die Zahl der Elektronen, die es mehr besitzt als im Neutralen Zustand.
3. Die Summe aller Formalladungen in einem neutralen Molekül ist 0
4. Die Summe der Formalladungen in einem Ion ist gleich der Ladung des Ions.
5. Formalladungen werden in einem Kreissymbol angegeben.
6. Echte Ladungen sollten ohne Kreissymbol angegeben werden.

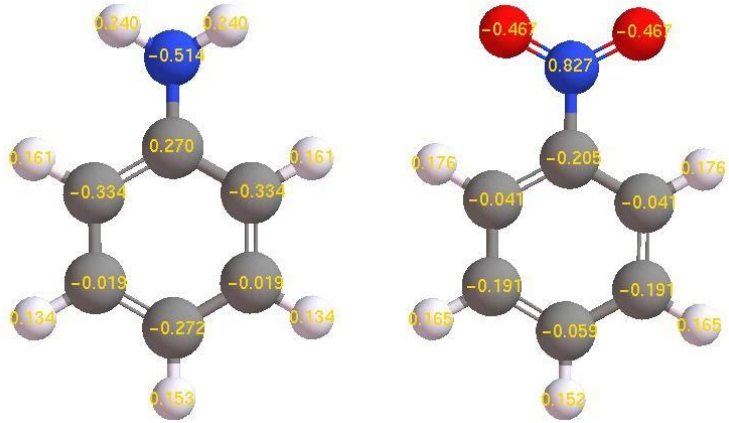


Redoxreaktionen

Partialladung

Echte Ladungen und Formalladung dürfen nicht mit Partialladungen verwechselt werden. Diese entstehen in Molekülen durch Polarisation der Bindungen auf Grund von Elektronegativitätsunterschieden (I Effekte) und werden mit δ+ oder δ- gekennzeichnet. Speziell in der organischen Chemie muss auch der mesomere Effekt (M Effekt) berücksichtigt werden.





berechnete Mulliken Atom Ladungen

Redoxreaktionen

Aufstellen von Redoxgleichungen

1. Redoxpartner ermitteln
2. Oxidationszahlen ermitteln
3. Teilgleichungen mit e^- aufstellen
4. Ladungsausgleich mit H^+ (H_3O^+), OH^- (je nach pH-Wert)

   oder CO_3^{2-} in Carbonatschmelzen
5. Stoffausgleich mit Wasser oder CO_2 in Carbonatschmelzen
6. Elektronenbilanz ausgleichen und Teilgleichungen multiplizieren
7. Redoxgleichung aufstellen
8. Chemisches kürzen und durch den größten gemeinsamen Teiler teilen

Redoxreaktionen

Aufstellen von Redoxgleichungen

Beispiel

$$\overset{+VII\ -II}{MnO_4^-} + \overset{+IV\ -II}{SO_3^{2-}} \longrightarrow \overset{+II}{Mn^{2+}} + \overset{+VI\ -II}{SO_4^{2-}}$$

Reduktion: $\overset{+VII}{MnO_4^-} + 5e^- + 8H_3O^+ \longrightarrow \overset{+II}{Mn^{2+}} + 12H_2O$ | x 2

Oxidation: $\overset{+IV}{SO_3^{2-}} + 3H_2O \longrightarrow \overset{+VI}{SO_4^{2-}} + 2e^- + 2H_3O^+$ | x 5

$$2MnO_4^- + \cancel{10e^-} + 16H_3O^+ + 5SO_3^{2-} + \cancel{15H_2O} \rightarrow 2Mn^{2+} + \cancel{24H_2O} + 5SO_4^{2-} + \cancel{10e^-} + \cancel{10H_3O^+}$$

$6H_3O$ $9H_2O$

chemisches kürzen

$$2MnO_4^- + 5SO_3^{2-} + 6H_3O \longrightarrow 2Mn^{2+} + 9H_2O + 5SO_4^{2-}$$

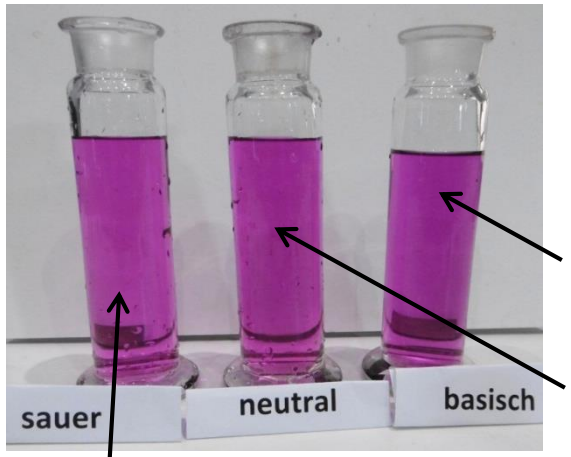
Begriff: Redox-Paar

Reduktion: $Ox_1 + n\ e^- \rightarrow Red_1$
Oxidation: $Red_2 \rightarrow Ox_2 + n\ e^-$

$Oxidationsmittel_1/Reduktionsmittel_1$
Red_2/Ox_2

Redoxreaktionen – vier Beispiele

1. Beispiel für eine Redoxreaktion: Kaliumpermanganat und Natriumsulfit

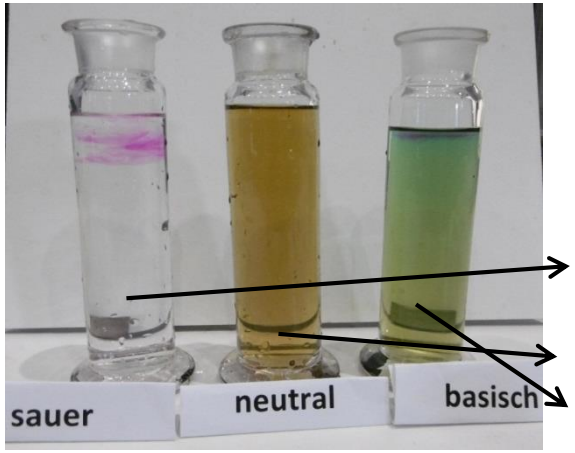


$KMnO_4$-Lösung + verdünnte NaOH

$KMnO_4$-Lösung

$KMnO_4$-Lösung + verdünnte H_2SO_4

Zugabe von Na_2SO_3-Lösung





grünes MnO_4^{2-} in stark basischer Lösung

$^{+7}MnO_4^- \longrightarrow {}^{+2}Mn^{2+}$

$^{+7}MnO_4^- \longrightarrow {}^{+4}MnO_2$

$^{+7}MnO_4^- \longrightarrow {}^{+6}MnO_4^{2-}$

Es werden drei verdünnte violette Kaliumpermanganat - Lösungen hergestellt. Eine davon wird mit verdünnter Schwefelsäure angesäuert, eine Lösung bleibt neutral und die dritte Lösung wird mit verdünnter Natronlauge versetzt.

Anschließend wird zu allen drei Lösungen Natriumsulfit-Lösung gegeben.

Während sich die saure Lösung entfärbt, verfärbt sich die neutrale Lösung braun. Die basische Lösung wird zuerst blau-grün und nach einiger Zeit ebenfalls braun.

Im sauren Milieu wird violettes MnO_4^- zu farblosem (bzw. schwach rosa) Mn^{2+} reduziert. Im neutralen Milieu wird MnO_4^- zu braun-schwarzem MnO_2 reduziert und im basischen Milieu wird MnO_4^- zu grünem MnO_4^{2-} reduziert, das allerdings wieder zu MnO_2 disproportioniert, da die Lösung nicht sehr stark basisch ist.

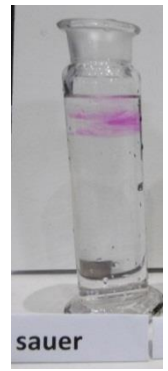
Redoxreaktionen – vier Beispiele

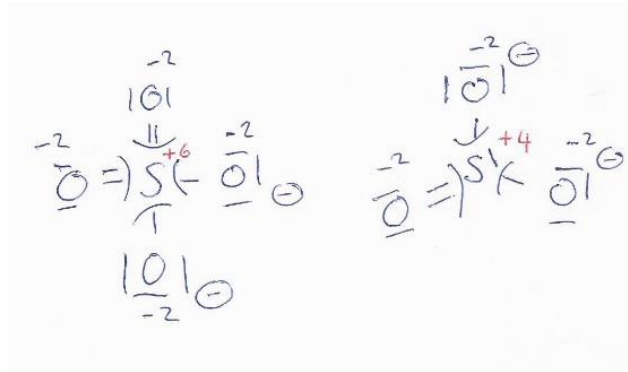
Oxidation: $\overset{+4}{SO_3^{2-}} + 3\ H_2O \longrightarrow \overset{+6}{SO_4^{2-}} + 2\ e^- + 2\ H_3O^+ \quad |\cdot 5$

Reduktion: $\overset{+7}{MnO_4^-} + 5\ e^- + 8\ H_3O^+ \longrightarrow \overset{+2}{Mn^{2+}} + 12\ H_2O \quad |\cdot 2$

Redox: $2\ MnO_4^- + 5\ SO_3^{2-} + \boxed{6\ H_3O^+} \longrightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ SO_4^{2-} + 9\ H_2O$

sauer





Oxidation: $\overset{+4}{SO_3^{2-}} + 2\ OH^- \longrightarrow \overset{+6}{SO_4^{2-}} + 2\ e^- + H_2O \quad |\cdot 3$

Reduktion: $\overset{+7}{MnO_4^-} + 3\ e^- + 2\ H_2O \longrightarrow \overset{+4}{MnO_2} + 4\ OH^- \quad |\cdot 2$

Redox: $2\ MnO_4^- + 3\ SO_3^{2-} + \boxed{H_2O} \longrightarrow 2\ MnO_2 + 3\ SO_4^{2-} + 2\ OH^-$

neutral



Oxidation: $SO_3^{2-} + 2\ OH^- \longrightarrow SO_4^{2-} + 2\ e^- + H_2O$

Reduktion: $MnO_4^- + 1\ e^- \longrightarrow \overset{+6}{MnO_4^{2-}} \quad |\cdot 2$

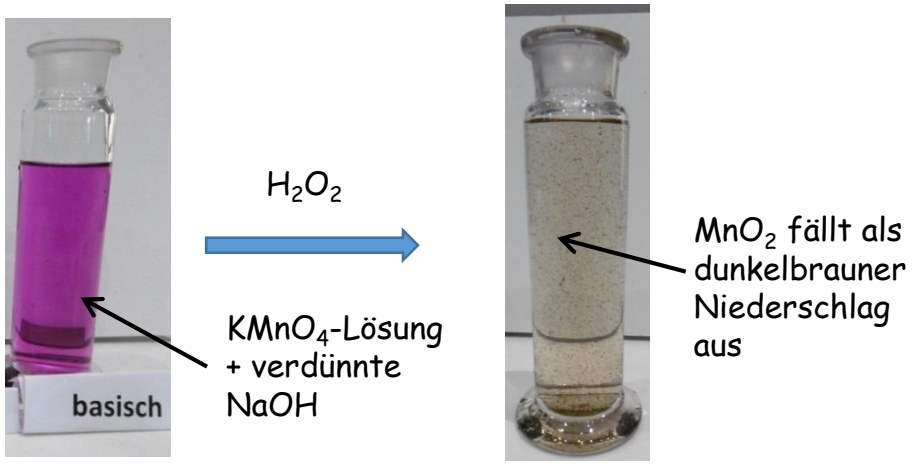
Redox: $2\ MnO_4^- + SO_3^{2-} + \boxed{2\ OH^-} \longrightarrow 2\ MnO_4^{2-} + SO_4^{2-} + H_2O$

basisch



Redoxreaktionen – vier Beispiele

2. Beispiel für eine Redoxreaktion: Kaliumpermanganat und Wasserstoffperoxid



Drei Kaliumpermanganat-Lösungen- eine saure, eine neutrale und eine basische- werden mit Wasserstoffperoxid versetzt. Dabei ist sofort ist eine Gasentwicklung von Sauerstoff zu beobachten und die Farbe der sauren Lösung ändert sich von violett nach farblos, und die der neutralen und basischen zu braun, wobei ein brauner Niederschlag ausfällt.

basisch bzw. neutral

Oxidation: $\overset{-1}{H_2O_2} + 2\ OH^- \longrightarrow \overset{0}{O_2} + 2\ e^- + 2\ H_2O \quad |\cdot 3$

Reduktion: $MnO_4^- + 3\ e^- + 2\ H_2O \longrightarrow MnO_2 + 4\ OH^- \quad |\cdot 2$

Redox: $2\ MnO_4^- + 3\ H_2O_2 \longrightarrow 2\ MnO_2 + 3\ O_2 + 2\ H_2O + 2\ OH^-$

In diesem Versuch ist H_2O_2 ein Reduktionsmittel und wird selbst oxidiert. Aber H_2O_2 kann ebenfalls in anderen Reaktionen das Oxidationsmittel sein.

sauer

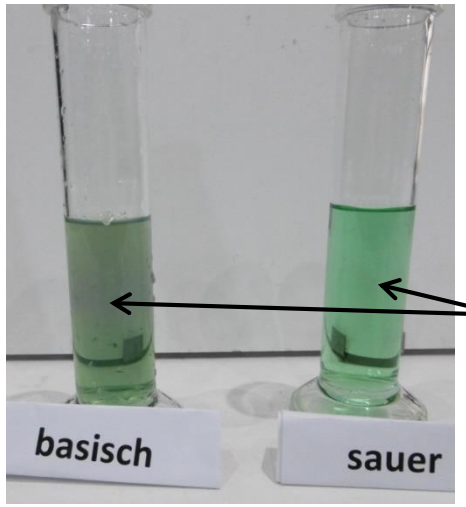
Oxidation: $5\ H_2O_2 + 10\ H_2O \longrightarrow 5\ O_2 + 10\ e^- + 10\ H_3O^+$

Reduktion: $2\ MnO_4^- + 10\ e^- + 16\ H_3O^+ \longrightarrow 2\ Mn^{2+} + 24\ H_2O$

Redox: $2\ MnO_4^- + 5\ H_2O_2 + 6\ H_3O^+ \longrightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ O_2 + 14\ H_2O$

Redoxreaktionen – vier Beispiele

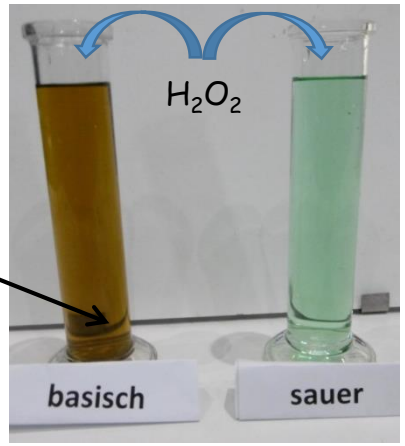
3. Beispiel für eine Redoxreaktion: Chromsulfat und Wasserstoffperoxid



Zwei Chrom(III)sulfat-Lösungen – eine mit verdünnter Schwefelsäure angesäuert und eine mit verdünnter Natronlauge alkalisch gemacht – werden mit H_2O_2 versetzt. Zu beobachten ist, dass sich nur die basische Lösung dunkelgelb verfärbt, während die saure Lösung grün bleibt.

grüne $Cr_2(SO_4)_3$-Lösungen

gelbes Chromat ist entstanden



Diese Redoxreaktion ist pH-abhängig:

Während im basischen Milieu Cr^{3+} (Ox.zahl +3) zu CrO_4^{2-} (Ox.zahl +6) oxidiert werden, findet diese Reaktion im sauren Milieu nicht statt.

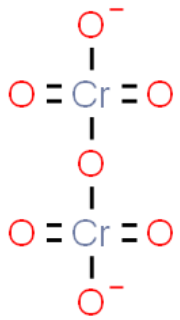
Oxidation: $\overset{+3}{Cr^{3+}} + 8\ OH^- \longrightarrow \overset{+6}{CrO_4^{2-}} + 3\ e^- + 4\ H_2O \quad |\cdot 2$

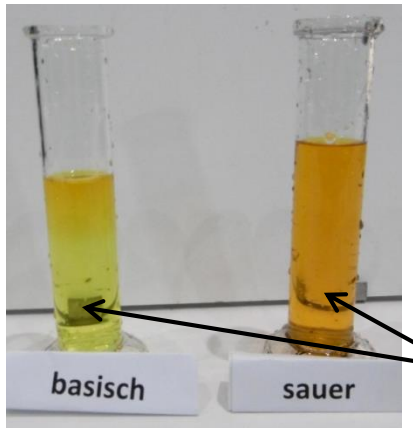
Reduktion: $\overset{-1}{H_2O_2} + 2\ e^- \longrightarrow \overset{-2}{2\ OH^-} \quad |\cdot 3$

Redox: $2\ Cr^{3+} + 3\ H_2O_2 + 10\ OH^- \longrightarrow 2\ CrO_4^{2-} + 8\ H_2O$

Redoxreaktionen – vier Beispiele

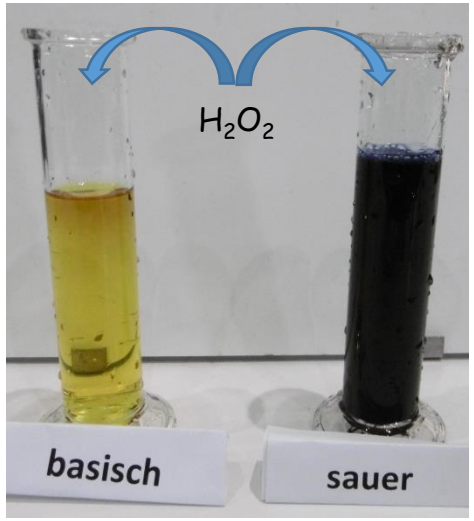
4. Beispiel für eine Redoxreaktion: Kaliumdichromat und Wasserstoffperoxid





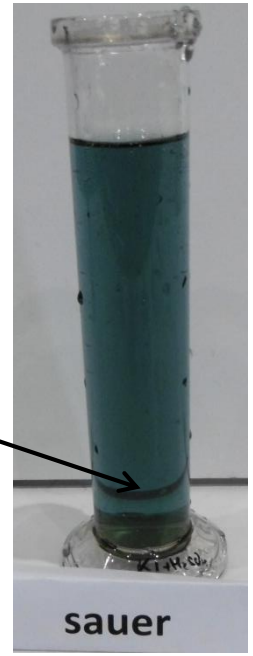
Eine Kaliumdichromat-Lösung wird mit verdünnter Schwefelsäure angesäuert, eine zweite Kaliumdichromat-Lösung wird mit verdünnter Natronlauge alkalisch gemacht. Da in H_2O gelöstes $Cr_2O_7^{2-}$ eine Gleichgewichtsreaktion zwischen Dichromat und Chromat eingeht, erscheint die angesäuerte Lösung dunkler (orange), da das Gleichgewicht zum Dichromat hin verschoben wird.

gelb-orange $Cr_2O_7^{2-}$-Lösungen



Zu beiden Lösungen wird H_2O_2 dazugegeben. Die basische Lösung zeigt keine Reaktion. Die saure Lösung fängt sofort an zu „sprudeln", da sich O_2 bildet. Die Lösung wird zunächst tief blau und dann grün, da Dichromat zu Chrom(III) reduziert wurde.

grüne Chrom(III)-Lösung



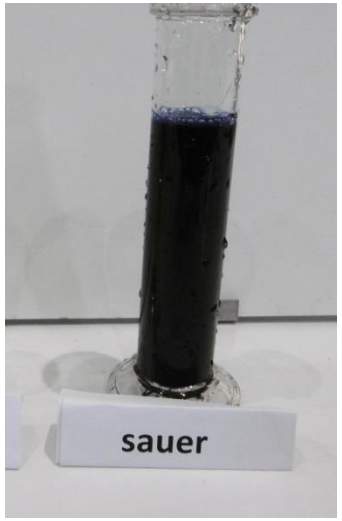
Oxidation: $H_2O_2 + 2\ H_2O \longrightarrow O_2 + 2\ e^- + 2\ H_3O^+ \quad | \cdot 3$

Reduktion: $\overset{+6}{Cr_2O_7^{2-}} + 6\ e^- + 14\ H_3O^+ \longrightarrow \overset{+3}{2\ Cr^{3+}} + 21\ H_2O$

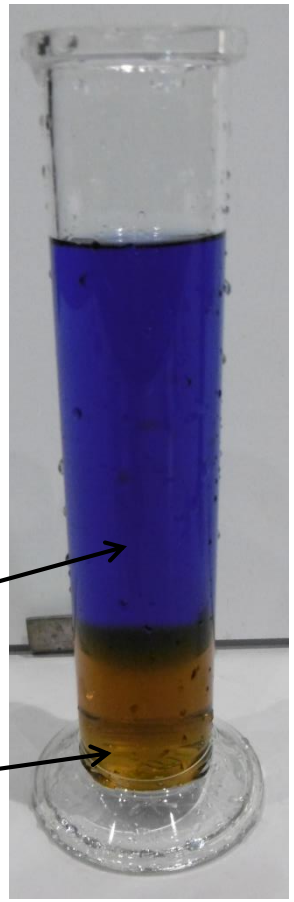
Redox: $Cr_2O_7^{2-} + 3\ H_2O_2 + 8\ H_3O^+ \longrightarrow 2\ Cr^{3+} + 3\ O_2 + 15\ H_2O$

Redoxreaktionen – vier Beispiele

„Chromschmetterling“



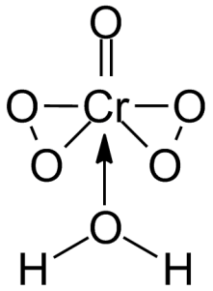
Durch die Zugabe von H_2O_2 zu einer mit Schwefelsäure angesäuerten Dichromat-Lösung bildet sich zunächst eine blaue Lösung, die durch das blaue Chrom(VI)peroxid verursacht wird, das aber in Wasser als Hydroxokomplex vorliegt. In Wasser ist diese Verbindung aber nicht stabil und zersetzt sich durch Oxidation durch H_2O_2 zu Cr(III), wodurch die grüne Lösung entsteht.
Wenn jedoch zu der Reaktionslösung Diethylether dazu gegeben wird, wird das blaue Chrom(VI)peroxid durch Diethylether komplexiert und ist nun stabil.



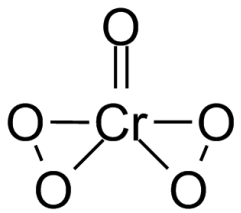
blaue organische Phase
enthält den Chrom(VI)peroxid-Diethylether-Komplex

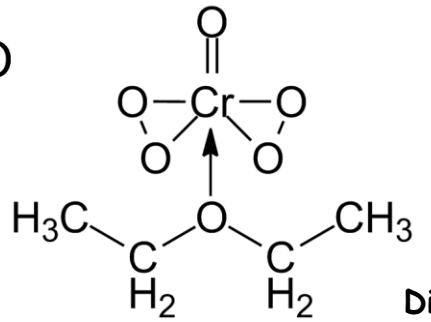
wässrige Phase:
Chrom(VI)peroxid
ist zersetzt

Chrom(VI)peroxid
„Chromschmetterling“



Hydroxokomplex

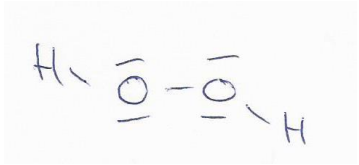




Diethyletherkomplex

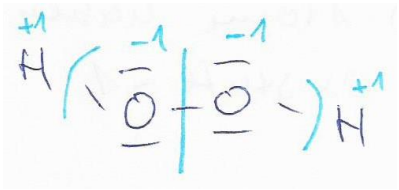
Redoxreaktionen

Oxidationsstufen: **Peroxide** (O-O Bindung)

H_2O_2 

Wasserstoffperoxid

- Elektronen bzw. Elektronenpaare dem elektronegativeren Atomen zuordnen
- gleiche Atome teilen sich Elektronenpaar



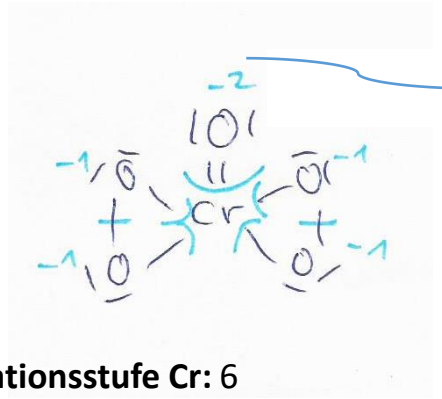
Oxidationszahlen

→ Elektronen zählen

O: hat 6 Valenzelektronen: -1 → beide haben 7 Elektronen, aber brauchen nur 6 Elektronen, weil 6 Valenzelektronen → eins zu viel → -1

H: hat 1 Valenzelektron: +1 → hat kein Elektronen, braucht 1 → +1

Beispiel: CrO_5



Oxidationsstufe Cr: 6 VE; hat kein e^-: braucht 6 e^- → +6

-2: hat 8 Elektronen; „braucht“ nur 6 e^- → 2 e^- zu viel → -2

→ Sauerstoffatome mit zwei verschiedenen Oxidationsstufen

→ 4 „peroxidische“ O-Atome

→ alle 4 O-Atome haben 7 e^-, „wollen“ aber nur 6 e^- → ein e^- zu viel → -1

⟹ alle 4 „peroxidischen“ O-Atome haben die Oxidationsstufe -1

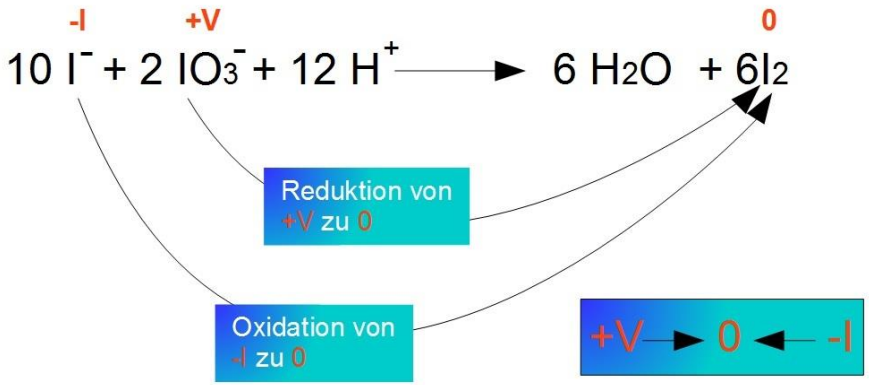
⟹ ein O-Atom: Oxidationsstufe -2
vier O-Atome: Oxidationsstufe -1

Redoxreaktionen

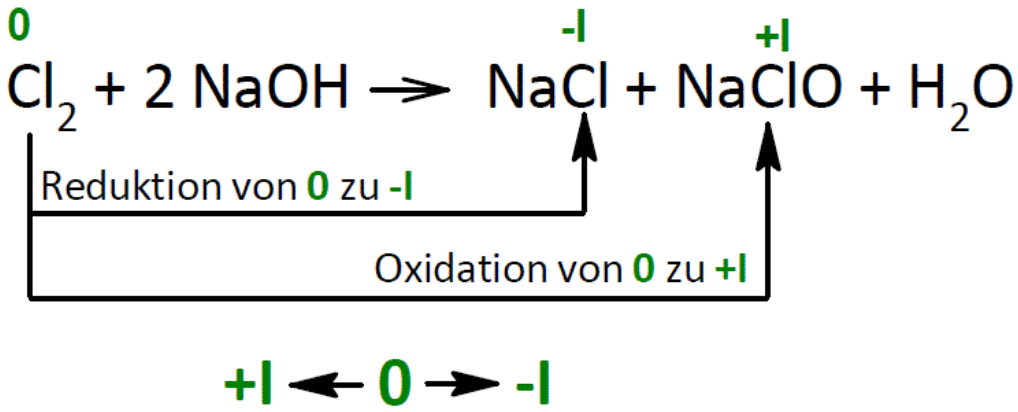
Komproportionierung und Disproportionierung

Eine **Komproportionierung** und eine **Disproportionierung** sind Spezialfälle einer Redoxreaktion. Eine Disproportionierung ist eine **Redoxreaktion**, bei der ein Element in derselben Reaktion sowohl **oxidiert** als auch **reduziert** wird. Dabei geht ein Element von einer mittleren Oxidationsstufe in zwei neue Produkte über, von denen eines eine höhere und das andere eine niedrigere Oxidationsstufe besitzt. Bei der Komproportionierung, auch **Synproportionierung** genannt, wird durch gleichzeitige Reduktion und Oxidation aus einer höheren und einer niedrigeren Oxidationsstufe zweier Atome des gleichen Elementes eine mittlere Oxidationsstufe gebildet.

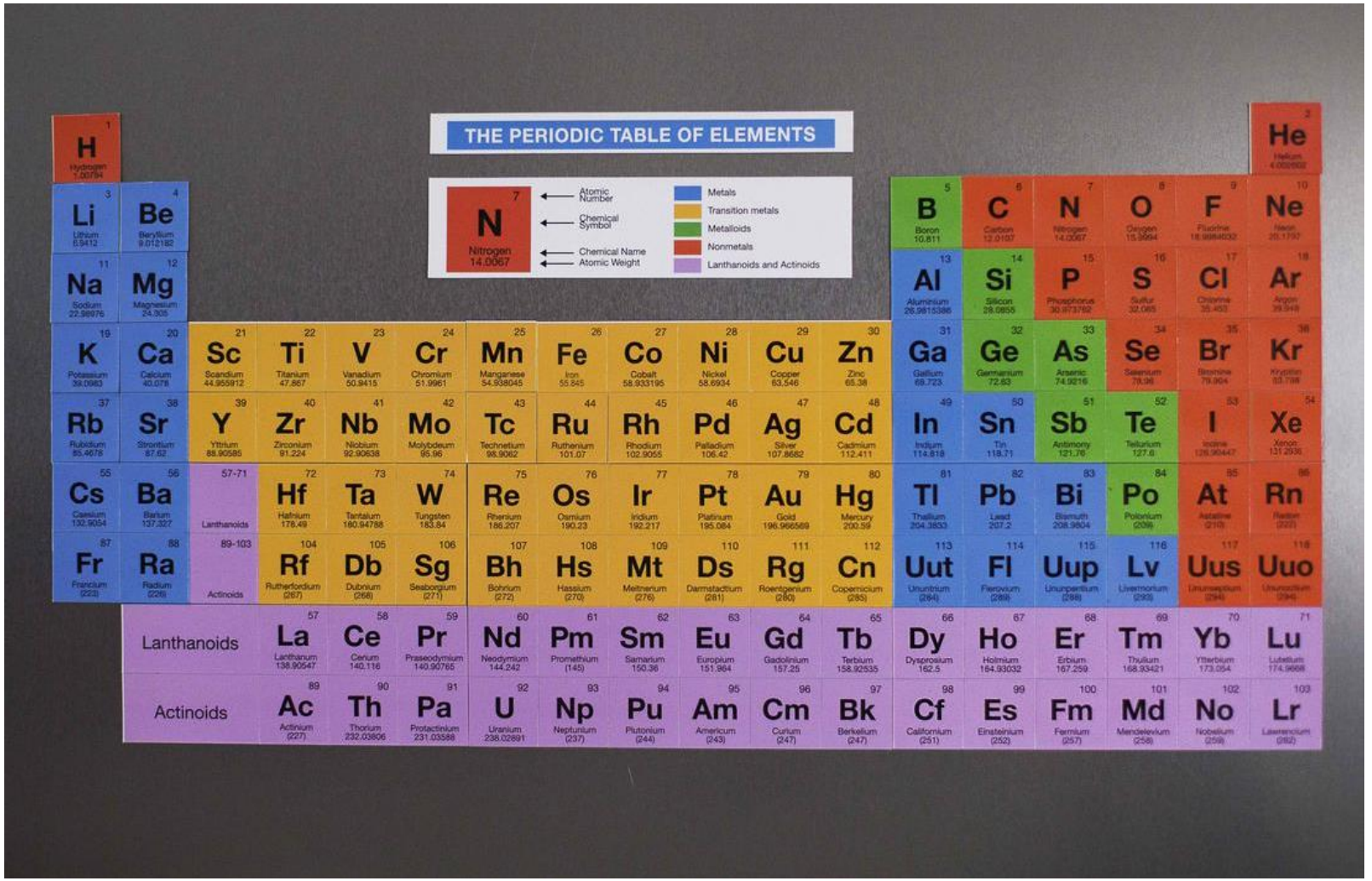
Komproportionierung



Disproportionierung



Redoxreaktionen



https://www.getdigital.de/periodensystem-kuehlschrank-magnete.html