

Kapitel 17: Redoxreaktionen als Elektronenübergänge



Verbrennungen sind Redoxreaktionen!
Wir führen sie in der Regel wegen der freiwerdenden Energie durch

Inhalt

Kapitel 17: Redoxreaktionen als Elektronenübergänge.....	1
Inhalt.....	2
Einleitung.....	4
Die Oxidationszahl - eine nützliche Hilfszahl.....	5
Molekülonen und Säurerestanionen und ihre Oxidationszahlen.....	6
Aufgaben zur Bestimmung von Oxidationszahlen.....	7
Metallionen und Nebengruppenelemente haben oft verschiedene Oxidationsstufen.....	8
Ionen welche nur in einer Form vorkommen:.....	8
Nicht vergessen oder verwechseln:.....	8
Versuche mit Wasserstoffperoxid (H ₂ O ₂).....	9
Wozu dienen Oxidationszahlen?.....	10
Oxidation und Reduktion (=Elektronenübertragungsreaktionen).....	12
a) Verbrennungen mit Sauerstoff.....	12
b) „Verbrennungen“ ohne Sauerstoff.....	12
Vergleiche die beiden Reaktionen.....	13
Oxidation und Reduktion - Grundlagen.....	14
Schritte zum Erstellen der Reaktionsgleichungen.....	15
Redoxreaktion von Kohlenstoff mit Schwefel.....	16
Reduktion von Kaliumdichromat mit Eisen(II)ionen.....	18
Reaktionen mit Manganionen.....	19
Versuche: Reaktionen von KMnO ₄	19
Vergleich: Reaktion von Permanganationen mit Sulfitionen:.....	19
Die Farben der unterschiedlichen Manganionen.....	19
Chlordarstellung aus Salzsäure und Permanganationen.....	20
Übungsaufgaben Redoxreaktionen.....	21
Aufgaben und Übungen komplexer Redoxreaktionen.....	22
Weitere Beispiele für Redoxreaktionen.....	23
Redoxreaktionen mit Elementen:.....	23
Reoxverhalten von Nichtmetallen im Vergleich.....	24
Redoxverhalten der Halogene.....	24
Redoxverhalten von Wasserstoffperoxid.....	24
Aufgaben zum Redoxverhalten:.....	24
Synproportionierung und Disproportionierung.....	25
Synproportionierung und Disproportionierung sind zwei besondere Typen von Redoxreaktionen.....	25
a) Synproportionierung:.....	25
b) Disproportionierung:.....	25
Aufgaben zur Synproportionierung:.....	25
Freiarbeit Redoxreaktionen I.....	26
Freiarbeit Redoxreaktionen II.....	27
Freiarbeit Redoxreaktionen III.....	28
Übungsaufgaben Redoxreaktionen.....	29
Bedeutung von Redoxvorgängen.....	30
Stoffwechsel von Lebewesen:.....	30
Beispiele aus der Technik:.....	30
Versuche zu Redoxreaktionen I.....	31
1. Die Reaktionen von Kaliumpermanganat:.....	31
2) Die Reaktionen von Wasserstoffperoxid.....	31
3) Reaktionen von Metallen.....	31
4. Eisensulfat reagiert mit Silbernitrat:.....	31
Redoxreaktionen als Nachweisreaktionen von Eisenionen.....	32
Redoxreaktionen als Showversuche.....	33
1. Chemische „Bierherstellung“.....	33
2. Der Kaliumpermanganatvulkan.....	33
Sehr schwere Aufgaben.....	34
Eine seltsame Reaktion.....	35
Angst vor großen Zahlen? ;-)......	35

Was sind gute Oxidationmittel und Reduktionmittel?.....	36
Maganometrie.....	37
Donator)-Akzeptorreaktionen: Abschließender Vergleich.....	38
Wiederholungsfragen Redoxreaktionen und Metalle.....	39

Einleitung

In Kapitel 11 hast Du Redoxreaktionen als Sauerstoffaustauschreaktion kennen gelernt. Das ist ein gutes Konzept, um viele chemische Reaktionen zu verstehen. Allerdings benötigen wir für einige komplexere Reaktionen ein weiter gefasstes Konzept. Denn so, wie sich die Wissenschaften in den letzten 200 Jahren entwickelt haben, hat sich auch das Verständnis der Chemiker erweitert. Neue Definitionen waren manchmal notwendig, um alte zu ersetzen!

Diese neue Definition von Redoxreaktionen wirst Du auf den folgenden Seiten kennen lernen.

Als gutes Hilfsmittel dazu haben sich dabei die Oxidationszahlen erwiesen. Sie sind den Wertigkeiten ähnlich und helfen chemische Vorgänge besser zu erkennen. Oft wird erst durch die Bestimmung der Oxidationszahlen einzelner Atome klar, welche chemische Reaktion abläuft. Regeln findest Du im Folgenden.

Zusatzinformationen:

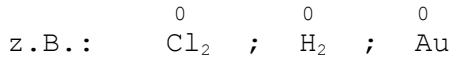
<http://de.wikipedia.org/wiki/Redoxreaktion>

Die Oxidationszahl - eine nützliche Hilfszahl

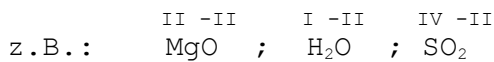
**Oxidationszahlen sind ein Hilfsmittel, auch „gedachte Ladungen“ genannt.
Mit ihrer Hilfe kann man Veränderungen von Ladungszuständen
in Reaktionsgleichungen besser erkennen.**

1. Oxidationszahl werden über den Elementsymbolen als römische Ziffer notiert

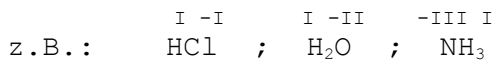
2. Elemente haben stets die Oxidationszahl 0.



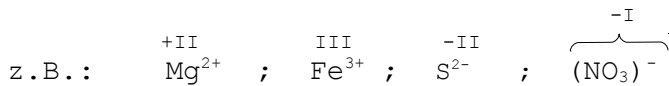
3. Sauerstoff besitzt in Verbindungen die Oxidationszahl $-II$.



4. Wasserstoff besitzt in Verbindungen die Oxidationszahl $+I$.

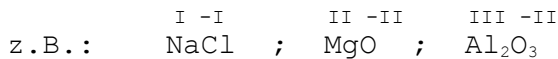


5. Ionen haben die Oxidationszahl ihrer entsprechenden Ionenladung. Somit haben auch Säurereste die der Ladung entsprechende Oxidationszahl.

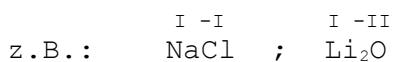


6. Die Summen der Oxidationszahl in ungeladenen Molekülen bzw. Verbindungen ergibt immer 0.

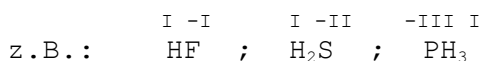
7. Die Oxidationszahl der Elemente der ersten 3 Hauptgruppen in Verbindungen (!) ist immer positiv und entspricht der Hauptgruppennummer.



8. Atome, die Wasserstoff ersetzen erhalten positive Vorzeichen.



9. Atome, die Wasserstoff binden erhalten negative Vorzeichen.



Aufgaben:

1. Bestimme alle Oxidationszahlen: H_2O , MgO , Al_2O_3 , NaCl , N_2 , NaOH , NH_3 , SO_2 , CaO , H_2S , SO_3 ,

K_2O , Na_2CO_3 , N_2O_3 , BaO , Cl_2O_4 , Cl^- , K_2SnO_3 , $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$, CaB_2O_4 , $\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, AsO_4^{3-} , MnO_4^- ,

HOBr , HBrO_2 , HBrO_3 , HBrO_4 , SCl_2 , PCl_3 , BCl_3 , SnH_4 , SbCl_5 , SeF_6

Zusatzinformationen: <http://de.wikipedia.org/wiki/Oxidationszahlen>

Molekülonen und Säurerestanionen und ihre Oxidationszahlen

	Säure:		Säurerest:
HF	Fluorwasserstoffsäure	F ⁻	Fluorid
HCl	Chlorwasserstoffsäure	Cl ⁻	Chlorid
HBr	Bromwasserstoffsäure	Br ⁻	Bromid
HI	Iodwasserstoffsäure	I ⁻	Iodid
H ₂ S	Schwefelwasserstoff(säure)	S ²⁻	Sulfid
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
HNO ₂	Salpetrigesäure	(NO ₂) ⁻	Nitrit
H ₂ SO ₃	Schwefeligesäure	(SO ₃) ²⁻	Sulfit
H ₃ PO ₃	Phosphorigesäure	(PO ₃) ³⁻	Phosphit

(SO ₄) ²⁻ Sulfat	(NO ₃) ⁻ Nitrat	(ClO ₄) ⁻ Perchlorat
(HSO ₄) ⁻ Hydrogensulfat	(NO ₂) ⁻ Nitrit	(ClO ₃) ⁻ Chlorat
(SO ₃) ²⁻ Sulfit		
(S) ²⁻ Sulfid	(NH ₄) ⁺ Ammonium	(MnO ₄) ⁻ Permanganat
(S ₂ O ₃) ²⁻ Thiosulfat		(MnO ₄) ²⁻ Manganat
(S ₄ O ₆) ²⁻ Tetrathionat	(PO ₄) ³⁻ Phosphat	
(SCN) ⁻ Thiocyanat	(HPO ₄) ²⁻ Hydrogenphosphat	(CrO ₄) ²⁻ Chromat
	(H ₂ PO ₄) ⁻ Dihydrogenphosphat	(Cr ₂ O ₇) ²⁻ Dichromat
(CO ₃) ²⁻ Carbonat		
(HCO ₃) ⁻ Hydrogencarbonat	(OH) ⁻ Hydroxid	

Beachte: Bei Säureresten reicht es oft, die Oxidationszahl des ganzen Säurerestmoleküls (aber dann auch die Ladung mit einbeziehen!) zu bestimmen, da es meist unverändert aus einer Reaktion hervorgeht.

Zum Beispiel:

Die Säure **HCl** hat den Säurerest **Cl⁻** (Chlorid) ; Oxidationszahl ist **-I**

Die Säure **H₂SO₄** hat den Säurerest **(SO₄)²⁻** (Sulfat) ; Oxidationszahl ist **-II**

Die Säure **H₃PO₄** hat den Säurerest **(PO₄)³⁻** (Phosphat) ; Oxidationszahl ist **-III**

Prinzip: Die Oxidationszahl der Säurereste entspricht der Anzahl an Wasserstoffen der entsprechenden Säure (mit umgekehrtem Vorzeichen!).

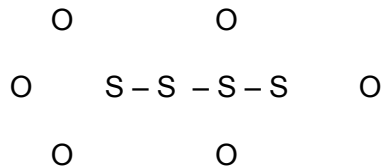
Aufgaben zur Bestimmung von Oxidationszahlen

1. Bestimme alle Oxidationszahlen:

Cl^- , Cu , NH_4Cl , $(\text{CO}_3)^{2-}$, HBr , KBrO_3 , H_2O , O_2 , O^{2-} , NaCl , H_3PO_4 , $(\text{HPO}_4)^{2-}$, Mg , I_2 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, CO_2 , HClO_4 ,
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Cu^{2+} , H_2SO_4 , BaCl_2 , AgCl , AgNO_3 , AlCl_3 , CaCO_3 , CaCl_2 , Br_2 , Fe_2O_3 , FeCl_3 , KHSO_4 , SO_2 , N_2 ,
 NaNO_3 , NH_3 , KI , HCl , $(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$, $(\text{HSO}_4)^{2-}$, $(\text{NO}_3)^-$, BrO_3^- , Cu , NH_4Cl , HBr , KBrO_3 , H_2O , NaCl , H_3PO_4 , Mg ,
 BaCrO_4 , H_3O^+ , HCO_3^- , KHSO_4 , MnO_4^- , SO_4^{2-} , SO_2 , OH^- , Mg^{2+} , Zn^{2+} ,

2. a) Bestimme die Oxidationszahlen im Säurerest Tetrathionat $(\text{S}_4\text{O}_6)^{2-}$.

b) Sicherlich hast Du bei a) ein ungewöhnliches Ergebnis? Müssen Oxidationszahlen ganzzahlig sein? Zur Lösung dieser Frage, vervollständige die Valenzstrichformel von Tetrathionat. Der Anfang steht schon dort:



Erkläre nun, anhand der Elektronegativitäten, welches Element jeweils die Bindungselektronen bekommt, und zähle dann die verbleibenden Elektronen an den Schwefelatomen. Addiere alle Werte und teile durch drei. Was bemerkst Du?

3) Betrachte das Bild. Man sieht die Korrosion eines Eisennagels. Er liegt auf einem Gel mit Universalindikator vermischt. Erkläre die Beobachtungen und erkläre den Versuch



Metallionen und Nebengruppenelemente haben oft verschiedene Oxidationsstufen

	häufigste Form	weitere Ionen		
Kupferionen	Cu^{2+} türkis-blau	Cu^+ grün		
Eisenionen	Fe^{3+} rot-rostbraun	Fe^{2+} grün	Fe^{4+} in einigen Enzymen (z.B. Cytochrom P450)	Fe^{6+} in K_2FeO_4
Chrom	Cr^{3+} grün	Cr^{6+} in $(\text{CrO}_4)^{2-}$ gelb	Cr^{6+} in $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$ orange	
Mangan	Mn^{7+} in $(\text{MnO}_4)^-$ violett	Mn^{6+} z.B. in $(\text{MnO}_4)^{2-}$ grün	Mn^{4+} z.B. in MnO_2 braun	Mn^{2+} blassgelb-farblos

Ionen welche nur in einer Form vorkommen:

Diese Metallionen (und Fluor) sind eine große Hilfe beim Bestimmen der Oxidationszahlen von Verbindungen, da sie nur eine Oxidationszahl haben! Viele andere Metallionen haben mehrere Oxidationszahlen (siehe z.B. die Metallionen oben in der Tabelle!) und müssen daher immer berechnet werden.

Ion	unveränderliche Ionenladung
Silber	Ag^+
Zink	Zn^{2+}
Lithium	Li^+
Natrium	Na^+
Kalium	K^+
Calcium	Ca^{2+}
Magnesium	Mg^{2+}
Fluorid	F^-

Nicht vergessen oder verwechseln:

Fluor	F_2	ox-Zahl: 0
Fluorid	F^-	ox-Zahl: -1
Chlor	Cl_2	ox-Zahl: 0
Chlorid	Cl^-	ox-Zahl: -1
Brom	Br_2	ox-Zahl: 0
Bromid	Br^-	ox-Zahl: -1
Iod	I_2	ox-Zahl: 0
Iodid	I^-	ox-Zahl: -1

Versuche mit Wasserstoffperoxid (H₂O₂)

V1: Eine geschnittene Kartoffel wird mit Wasserstoffperoxid in Kontakt gebracht. Das Gas soll anschließend untersucht werden.

B: Es kommt zu einer starken Gasentwicklung. Der Nachweis durch Glimmspanprobe ist positiv.

S: Bei der Zersetzung von H₂O₂ entwickelt sich Sauerstoff.

Redoxgleichung: $2\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

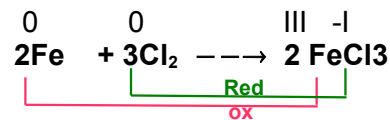
Wozu dienen Oxidationszahlen?

Oxidationszahlen sind gedachte Ladungen, sie dienen zum Erstellen von Reaktionsgleichungen.

Während man bei Säure-Base-Reaktionen sehr leicht erkennen kann, ob ein Proton übertragen wurde und man so schnell Sicherheit darüber hat, ob überhaupt eine Säure-Base-Reaktion stattfand, ist dies bei Redoxreaktionen nicht so einfach (da ja Elektronen nicht in der Reaktionsgleichung sichtbar sind). Als Hilfsmittel dienen uns die Oxidationszahlen nun genau zu diesem Zweck:

Durch Oxidationszahlen kann man die Abgabe (=Oxidation) und die Aufnahme (=Reduktion) leicht erkennen und so mit Gewissheit sagen, ob eine Redoxreaktion stattgefunden hat.

Beispiel 1: Chlor und Eisen reagieren zu Eisenchlorid. Fand eine Redoxreaktion statt?



Wie man sieht, haben beide Elemente ihre Oxidationszahlen geändert. Alleine daraus folgt schon, dass ein Elektronenaustausch (und somit eine Redoxreaktion) stattfand!

Eisen gibt Elektronen ab \Rightarrow Eisen wird oxidiert zu Fe^{3+}

Chlor nimmt Elektronen auf \Rightarrow Chlor wird reduziert zu Cl^-

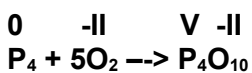
Die Anzahl der Elektronen muss dabei gleich sein! 2 Eisentome geben insgesamt 6 Elektronen ab und 6 Chloratome nehmen insgesamt 6 Elektronen auf!

Ein häufig auftretender Schülerfehler:

Wenn Du einen Fall hast, wo sich scheinbar nur eine Oxidationszahl ändert, also wie in dem Beispiel sich nur die Oxidationszahl von Phosphor ändert, dann ist es:

a) trotzdem eine Redoxreaktion, denn Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme kommen immer gemeinsam vor!

b) vorher falsch gelaufen und Du hast mit sehr großer Wahrscheinlichkeit eine Oxidationszahl falsch! (Entdeckst Du den Fehler in dem Beispiel?)



Beispiel 2: Chlorwasser (Cl₂) reagiert mit FeSO₄ zu einer rostroten Lösung und einem zweiten Stoff, welcher mit Silbernitrat einen positiven Nachweis zeigt. Erstelle die Reaktionsgleichung und bestimme die unbekanntes Stoffe.

1. Aufgabe analysieren. Gegebene Infos auswerten:

Rostrot \Rightarrow Fe³⁺ - Ionen \Rightarrow Edukt Fe²⁺ reagiert zu Produkt Fe³⁺

Positiver Silbernitratnachweis \Rightarrow Cl⁻ - Ionen \Rightarrow Edukt Cl₂ reagiert zu 2 Cl⁻

Offensichtlich reagieren die Sulfationen nicht \Rightarrow also kann man sie weglassen! Das erhöht die Übersichtlichkeit!

2. Vorläufige Gleichung aufstellen:

[Cl₂ + Fe²⁺ \longrightarrow Fe³⁺ + 2 Cl⁻] (da sie noch falsch ist, kommt sie in eckige Klammern!)

3. Mithilfe der Oxidationszahlen, die übertragenen Elektronen ermitteln und dann die Teilgleichungen aufstellen:

Red: Cl₂ + 2 e⁻ \longrightarrow 2 Cl⁻ (Teilgleichung für die Reduktion)

ox: Fe²⁺ \longrightarrow Fe³⁺ + 1e⁻ (Teilgleichung für die Oxidation)

4. Die Anzahl der bewegten Elektronen muss gleich sein! Man multipliziert entsprechend:

Red: Cl₂ + 2 e⁻ \longrightarrow 2 Cl⁻

ox: 2Fe²⁺ \longrightarrow 2Fe³⁺ + 2e⁻

5. Zusammenzählen (was auf beiden Seiten gleich ist kann weggestrichen werden):

Cl₂ + 2Fe²⁺ \longrightarrow 2Cl⁻ + 2Fe³⁺

6. Ergänzen von fehlenden Ionen

Das Sulfat war an der Reaktion unbeteiligt. Es kann nun ergänzt werden.

Cl₂ + 2Fe²⁺ + 2(SO₄)²⁻ \longrightarrow 2Cl⁻ + 2Fe³⁺ + 2(SO₄)²⁻

Oxidation und Reduktion (=Elektronenübertragungsreaktionen)

a) Verbrennungen mit Sauerstoff

Versuch	Beobachtung	Schlussfolgerung
1. Entzünden von Fe-Wolle	dunkelgraues Reaktionsprodukt Fe glimmt, Wärmeentwicklung	⇒ Verbrennung von Fe ⇒ exotherme Reaktion ⇒ ein neuer Stoff ist entstanden
2. Verbrennung von Fe-Wolle in reinem O ₂	siehe V1, Reaktion ist heftiger	⇒ Sauerstoff ist d. Reaktionspartner 4Fe + 3O₂ → 2Fe₂O₃ + E
3. Entzünden von Al-Pulver	Lichtblitz, weißes Produkt	⇒ Al verbrennt mit Sauerstoff 4Al + 3O₂ → 2Al₂O₃ + E

Bisherige Definition von Antoine Laurent de Lavoisier (1743 - 1794, mit Guillotine hingerichtet):

Die Vereinigung eines Elementes mit Sauerstoff nennt man Oxidation. Das Element wird dabei oxidiert, Sauerstoff ist das Oxidationsmittel. Verbrennungen sind ein Spezialfall der Oxidation, bei denen Licht und Wärme freiwerden¹.

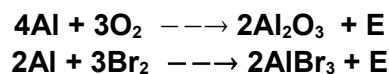
Die Umkehrung der Oxidation wird Reduktion genannt. Sie ist die Abgabe von Sauerstoff.

b) „Verbrennungen“ ohne Sauerstoff

Versuch	Beobachtung	Schlussfolgerung
1. Reaktion von Al in Br ₂	- Aluminium verbrennt - weißer Feststoff als Produkt	⇒ exotherme Reaktion ⇒ ein neuer Stoff ist entstanden 2Al + 3Br₂ → 2AlBr₃ + E

Stellt man nun die beiden letzten Reaktionen gegenüber, so sieht man, dass sie recht ähnlich sind. Es entstehen weiße Produkte unter Flammerscheinung.

Ist die zweite Reaktion dann etwa keine Redoxreaktion?



Eine Gemeinsamkeit beider Reaktionen ist das Aluminium. Betrachtet man nun die Valenzelektronen (=Außenelektronen) genauer, so sieht man, dass Aluminium 3 Außenelektronen hat.

⇒ In beiden Salzen hat Al eine 3fach positive Ionenladung.

Gemeinsamkeit: $\text{ox: Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$

Eine Elektronenabgabe wird als Oxidation bezeichnet. Die Elektronen werden vom Oxidationsmittel aufgenommen (neuere, allgemeinere Definition)

Elektronen können aber nicht einfach so abgegeben werden. Es ist ein Reaktionspartner notwendig, der die Elektronen aufnimmt. Die Elektronenaufnahme wird als Reduktion bezeichnet.
Die Elektronen werden vom Reduktionsmittel abgegeben.

Oxidation = Elektronenabgabe **Oxidationsmittel** = Stoff der e⁻ aufnimmt, (Elektronenakzeptor)

Reduktion = Elektronenaufnahme **Reduktionsmittel** = Stoff der e⁻ aufnimmt, (Elektronendonator)

Reduktion und Oxidation laufen immer gleichzeitig ab. Man spricht von Redoxreaktionen.
Bei Redoxreaktionen werden Elektronen von einem Teilchen auf ein anderes übertragen.
Redoxreaktionen sind also Elektronenübertragungsreaktionen.

¹ Die drei Oxidationsformen, geordnet nach ihrer Reaktionsgeschwindigkeit: Explosion, Verbrennung, stille Oxidation (z.B. Rosten)

Vergleiche die beiden Reaktionen

V: Magnesiumband entzünden und dann (V2) während es brennt, ein Glas darüber stellen.
Es reagieren also Mg und N₂!

B:	S:
I) Magnesiumband brennt an der Luft, Flamme	<p>⇒ Es findet eine Oxidation mit Sauerstoff als Partner statt:</p> $2\text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{MgO}$ <p>Magnesium als Metall reagiert zum Mg²⁺-Ion ⇒ Abgabe von Elektronen ⇒ Oxidation Die nun freien Elektronen werden von Sauerstoff aufgenommen. Ein O nimmt dabei 2e⁻ auf und reagiert zu O²⁻. ⇒ Sauerstoff wird reduziert! Insgesamt werden 6 e⁻ bewegt.</p>
Weißes Produkt	Das Produkt der ersten Reaktion ist Magnesiumoxid.
II) Das Magnesiumband brennt weiter, obwohl der Sauerstoff unter dem Glas schnell verbraucht sein müsste	<p>⇒ Ein anderer Partner reagiert mit Magnesium. Es kommt nur noch Luftstickstoff in Frage:</p> $3\text{Mg} + \text{N}_2 \longrightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$ <p>Magnesium als Metall reagiert zum Mg²⁺-Ion ⇒ Abgabe von Elektronen ⇒ Oxidation Die nun freien Elektronen werden von Stickstoff aufgenommen. Ein N nimmt dabei 3e⁻ auf und reagiert zu N³⁻. ⇒ Stickstoff wird reduziert! Insgesamt werden 6 e⁻ bewegt.</p>
Gelbgraues Produkt	Das Produkt der zweiten Reaktion ist Magnesiumnitrid.

In beiden Fällen fand ein Austausch von Elektronen statt. Insofern sind beide Reaktionen Redoxreaktionen!

Zusatzinformationen:

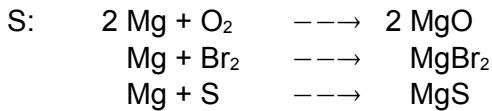
<http://de.wikipedia.org/wiki/Magnesiumnitrid>

Oxidation und Reduktion - Grundlagen

V: Vergleich von Sauerstoffoxidation mit ähnlicher Reaktion bei Magnesium. Beurteile, ob auch die anderen Reaktionen Redoxreaktionen sind!

Lasse Magnesium jeweils mit Schwefel, Sauerstoff und (vom Lehrer gezeigt) mit Brom reagieren:

B: Die Reaktionen verlaufen ähnlich heftig und bringen vergleichbare Produkte hervor.



Die alte Definition von früher:

Oxidation: Reaktion zwischen Sauerstoff und einem Reaktionspartner (Sauerstoffaufnahme)

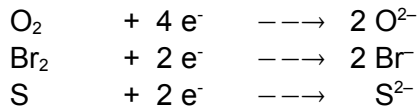
Reduktion: Sauerstoffabgabe aus sauerstoffhaltigen Verbindungen
(Reaktion, bei dem aus einem Metalloxid das Metall gewonnen wird.)

Bei diesen Reaktionen entsteht das zweifach positiv geladene Magnesiumion (Kation) und negativ geladene Anionen (O^{2-} , Br^- , S^{2-}).

Gemeinsamkeit aller Reaktionen: Das Magnesiumion wird zum zweifach positiv geladenen Magnesiumion und gibt in allen drei Fällen Elektronen ab:



Aus O_2 , Br_2 und S entstehen negativ geladene Anionen



Die neue Definition, mit der ab jetzt nur noch gearbeitet wird:

Oxidation = Elektronenabgabe

Oxidationsmittel = Stoff der e^- aufnimmt

Reduktion = Elektronenaufnahme

Reduktionsmittel = Stoff der e^- aufnimmt

Reduktion und Oxidation laufen immer gleichzeitig ab. Man spricht von Redoxreaktionen.

Bei Redoxreaktionen werden Elektronen von einem Teilchen auf ein anderes übertragen.

Die **Oxidationszahl** gibt an wieviele Elektronen ein Atom aufgenommen oder abgegeben hat.

Aufgaben:

1. Wann liegt eine Redoxreaktion vor?
- Redoxreaktionen liegen vor, wenn sich die Oxidationszahlen von Atomen ändern.
2. Wie ermittelt man die Oxidationszahl eines Atoms?
3. Welche (positive) Oxidationszahl kann ein Element höchstens haben? (Bsp. Chlor)
4. Wie kann man diese höchste OZ erreichen? => Verbindungen mit Elementen höherer EN.

Schritte zum Erstellen der Reaktionsgleichungen

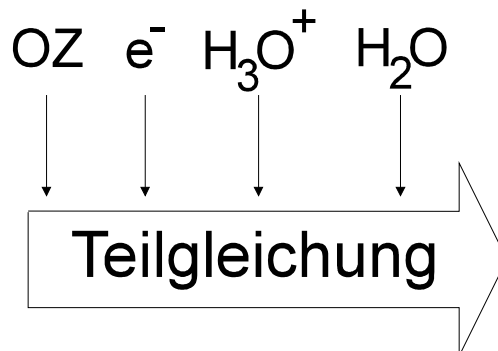
Die folgenden Schritte sollen für Dich ein Rezept darstellen, nach dem Du vorgehen sollst, wenn Du in Zukunft Reaktionsgleichungen für komplexe Redoxreaktionen aufstellst.

Bei den einfachen Aufgaben auf diesem Zettel kannst Du den Schritt 5 & 6 noch überspringen.

Eine Warnung für alle Schnellrechner:

Überspringst Du einen Schritt, wird das Ergebnis in der Regel falsch sein!

1. Unvollständige Gleichung aus dem Experiment aufstellen (Ausgangsstoffe $\xrightarrow{\text{reagieren zu}}$ Produkten)
2. Oxidationszahlen ermitteln (und über jedes Element schreiben)
3. Unvollständige Teilgleichungen für die Oxidation und die Reduktion aufstellen (nicht vergessen bereits jetzt auf die gleiche Anzahl an Atomen auf beiden Seiten zu achten!)
4. Anzahl der jeweils aufgenommenen oder abgegebenen e^- ermitteln (und in die Teilgleichung schreiben)
5. Ladungsausgleich durchführen:
 - in alkalischer Lösung mit $(OH)^-$ (=Hydroxidionen)
 - in saurer Lösung durch $(H_3O)^+$ (=Oxoniumionen) (oder auch notfalls mit H^+)
6. Ausgleich der Stoffbilanz mit Wasser (H_2O)
7. Elektronenanzahl der Teilgleichungen untereinander durch Multiplikation ausgleichen
8. Teilgleichungen „addieren“ und so die Gesamtgleichung aufstellen. *Fast fertig! :-)*
9. Überlegen, ob Energie benötigt oder freigesetzt wird
10. Überprüfung der Gleichung durch Probe (Dazu zählt man wie oft jedes Element und jede Ladung auf beiden Seiten vorkommt - die Zahlen müssen immer gleich sein!)
11. (Dieser Schritt ist nicht unbedingt notwendig) Die in der fertigen Reaktionsgleichung stehenden Ionen wieder mit ihren entsprechenden Partnern (welche nicht reagiert haben) verbinden.



Tipps (die Du eigentlich schon aus den letzten Kapiteln kennst):

1. Nur Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff und die Elemente der 7. HG kommen als zweiatomiges Element vor: $\Rightarrow H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2$ (es gibt also niemals Fe_2 oder Al_4 als Element!). (Für gute Schüler: Es gibt weitere Ausnahmen: O_3, P_4, S_2, S_8 usw.)
2. Wichtig: Überlege Dir immer gut, ob die Formel, die Du erstellt hast, überhaupt logisch ist und sie Dir bekannt vorkommt. Ein einfaches Zusammenzählen aller Atome ist nämlich nur sehr selten die richtige Lösung: z.B. verbrennt $CH_4 + O_2$ nicht zu CH_4O_2 , sondern zu $CO_2 + H_2O$ (Kohlenstoffdioxid und Wasser!).

Wenn ein Element, ein Ion oder ein Molekül e^- **AUF**nimmt ist das eine **RED**uktion.
Wenn ein Element, ein Ion oder ein Molekül e^- **AB**gibt ist es eine **OXI**dation.

Einfache Aufgaben:

Erstelle die Reaktionsgleichungen der folgenden Reaktionen und entscheide, ob es Redoxreaktionen sind. Bedenke: Redoxreaktionen liegen vor, wenn sich die Oxidationszahlen von Atomen ändern.

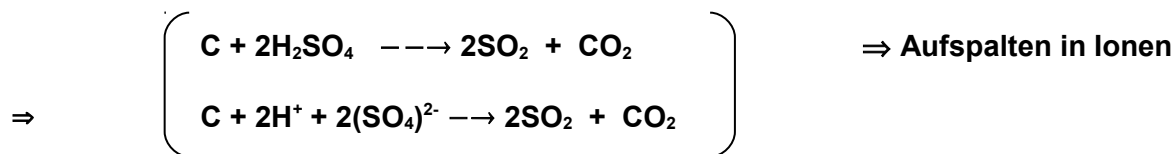
- 1) Verbrennung von Fe zu Fe_2O_3
- 2) Vereinigung von Aluminium mit Fluor zum Salz
- 3) Verbrennung von Methan (CH_4)
- 4) Mg reagiert mit Brom [Br_2] zum entsprechenden Bromid
- 5) Bildung von P_4O_{10} aus den Elementen

Redoxreaktion von Kohlenstoff mit Schwefel

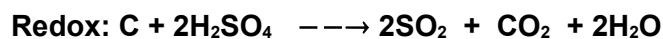
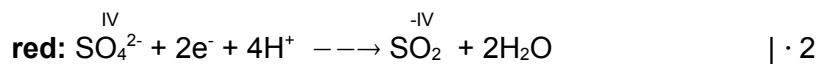
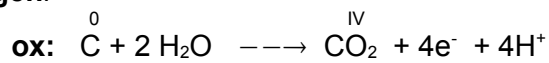
V	B	S
Kohlenstoff in konzentrierter Schwefelsäure kochen	- Kohlenstoff „verschwindet“ - Geruch nach Schwefeldioxid	⇒ Kohlenstoff hat reagiert ⇒ es ist Schwefeldioxid entstanden ⇒ konzentrierte Schwefelsäure ist ein Oxidationsmittel

Tipp zum Lösen der Gleichungen:

Säuren, immer wenn immer möglich, zu Ionen dissoziieren!



Teilgleichungen:



Damit man nicht nachträglich durcheinander kommt, wird die erste, ursprüngliche Gleichung - die ja im Grunde falsch ist und nur ein erster Entwurf war - in Klammern gesetzt.

Ohne Teilgleichungen kann man die Reaktionsgleichung für derart komplexe Reaktion nicht korrekt erstellen!

Aus dem Experiment kann man die Reaktionsprodukte bestimmen. Erst durch die Reaktionsgleichung kann man überprüfen, ob es theoretisch möglich ist, das Produkt zu bilden.

Merke: Für Teilgleichungen nach Möglichkeit vollständige Verbindungen notieren und dann den Stoff und Ladungsausgleich nur mit H^+ , OH^- oder H_2O durchführen!
Grund: diese Stoffe sind leicht durch Wasser, Säure oder Lauge zuzufügen, bzw. durch natürliche Vorgänge schon vorhanden! Ein Ausgleichen mit O^{2-} ist niemals möglich!

Aufgaben:

1. Thiosulfationen (S_2O_3)²⁻ reagieren in Gegenwart von Kupfer(II)ionen mit Wasser zu Sulfationen und Kupfer. Erstelle die passende Teilgleichung und bestimme Oxidation und Reduktion.
2. Eine Kupfermünze reagiert mit Salpetersäure heftig unter Bildung des giftigen Stickstoffdioxids. Stelle die Reaktionsgleichung auf:

Lösungen:

1. ox: $(\text{S}_2\text{O}_3)^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2(\text{SO}_4)^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e}^-$
red: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$

2. Folgende Schritte solltest Du nach und nach erarbeitet haben:

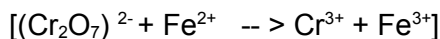
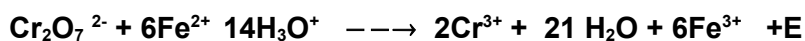
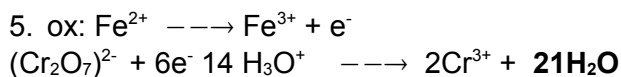
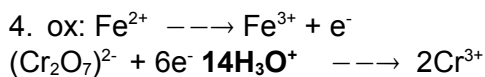
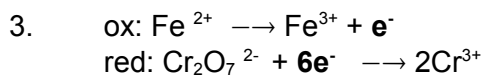
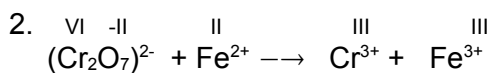
1. Ausgangsstoffe, Endstoffe: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NO}_2 + \text{CuO}$
2. Oxidationszahlen bestimmen
3. Teilgleichungen aufstellen
ox: $\text{Cu} \longrightarrow \text{CuO}$
red: $\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NO}_2$
4. Elektronenanzahl der jeweils aufgenommenen oder abgegebenen e^- ermitteln
ox: $\text{Cu} \longrightarrow \text{CuO} + 2\text{e}^-$
red: $\text{HNO}_3 + \text{e}^- \longrightarrow \text{NO}_2$
5. Ladungssumme ausgleichen
 $\text{Cu} \longrightarrow \text{CuO} + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^-$
 $\text{HNO}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{NO}_2$
6. Stoffbilanz mit Wasser $\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CuO} + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^-$
 $\text{HNO}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
7. Elektronenzahlen der Teilgleichungen untereinander ausgleichen (Reduktion mal 2)
 $\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CuO} + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^-$
 $2\text{HNO}_3 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
8. Teilgleichungen addieren (e^- , H_2O , H_3O^+ „kürzen“)
 $\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{CuO} + 2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Überlegen, ob Energie benötigt oder freigesetzt wird
 $\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{CuO} + 2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{E}$
9. Probe
Cu: 1/1
H: 2/2
O: 6/6
N: 2/2

Reduktion von Kaliumdichromat mit Eisen(II)ionen

V	B	S
$(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-} + \text{Fe}^{2+}$	Die orange Lösung färbt sich grün	\Rightarrow es ist Cr^{3+} entstanden. Diese sind für die Grünfärbung verantwortlich.

Stelle die Reaktionsgleichung auf und benenne die Produkte!

**Lösung - Kurzform:**

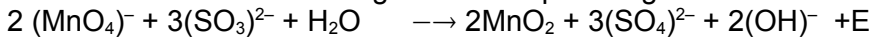
Reaktionen mit Manganionen

Mangan ist ein Element, welches in vielen verschiedenen Oxidationsstufen vorkommen kann. Dadurch sind sehr viele Reaktionen möglich. Mit Sulfitionen (beispielsweise aus schwefliger Säure) reagiert es unterschiedlich je nach Säuregrad.

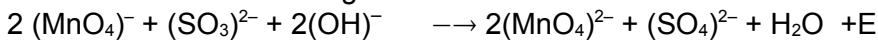
Versuche: Reaktionen von KMnO_4

V1: Manganionen (Mn^{2+}) reagieren im alkalischen Milieu mit H_2O_2 zu MnO_2 .

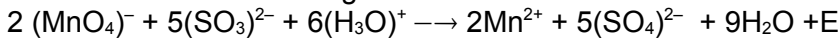
V2: Zu einer violetten Lösung von Kaliumpermanganat wird Natriumsulfidlösung getropft.



V3: Reaktion von Permanganationen mit Sulfitionen im alkalischen Milieu:



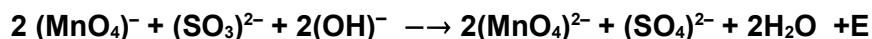
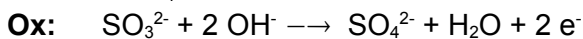
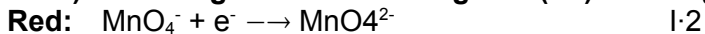
V4: Reaktion von Permanganationen mit Sulfitionen im sauren Milieu:



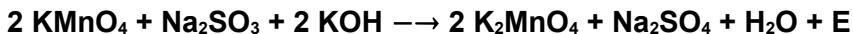
Vergleich: Reaktion von Permanganationen mit Sulfitionen:

1. In saurem Milieu: $2 (\text{MnO}_4)^- + 5 (\text{SO}_3)^{2-} + 6 (\text{H}_3\text{O})^+ \longrightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5 (\text{SO}_4)^{2-} + 9\text{H}_2\text{O} + \text{E}$
2. In alkalischem Milieu: $2 (\text{MnO}_4)^- + (\text{SO}_3)^{2-} + 2 (\text{OH})^- \longrightarrow 2 (\text{MnO}_4)^{2-} + (\text{SO}_4)^{2-} + \text{H}_2\text{O} + \text{E}$
3. In neutraler Lösung: $2 (\text{MnO}_4)^- + 3 (\text{SO}_3)^{2-} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{MnO}_2 + 3 (\text{SO}_4)^{2-} + 2 (\text{OH})^- + \text{E}$

zu 2.) Erklärungen zu 2: Permanganat (VII) zu Manganat (VI)



Damit die Gleichung im Labor möglich ist, müssen die Kationen ergänzt werden, so dass man weiß, welche Salze man verwenden kann



Die Farben der unterschiedlichen Manganionen

Mn^{7+} (VII) - z.B. $(\text{MnO}_4)^-$ ist violett

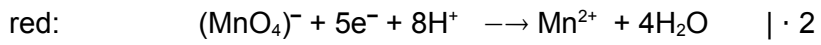
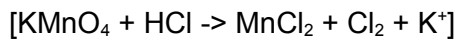
Mn^{6+} (VI) - z.B. $(\text{MnO}_4)^{2-}$ ist grün

Mn^{4+} (IV) - z.B. (MnO_2) ist braun (MnO_2 =Braunstein)

Mn^{2+} (II) - z.B. MnO ist farblos

Zusatzinformationen:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Mangan>

Chlordarstellung aus Salzsäure und Permanganationen

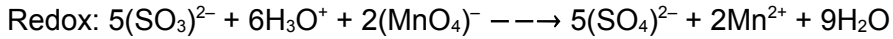
Übungsaufgaben Redoxreaktionen

Stelle für alle angegebenen Reaktionen die Teilgleichungen für die Oxidation, Reduktion und die gesamte Redoxgleichung auf. Kennzeichne auch Reduktionsmittel und Oxidationsmittel!

1. Aluminium bildet mit Chlorgas das Salz Aluminiumchlorid.
2. Chlorgas reagiert mit Ammoniak. Dabei entstehen Stickstoff und Chlorwasserstoffgas.
3. Schwefelwasserstoff und Chlorwasser werden vermischt und zur Reaktion gebracht. Es entstehen Chloridionen und ein gelber Feststoff.

Aufgaben und Übungen komplexer Redoxreaktionen

1. Erstelle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Sulfid mit Permanganationen im sauren Milieu zu Sulfat und Mangan(II)ionen.



2. Wenn man ein Magnesiumblech in Zinkionenlösung hält, bildet sich auf der Oberfläche ein grauer Niederschlag. Stelle die Reaktionsgleichung auf und benenne alle Produkte.

3. Farblose Manganionen (Mn^{2+}) reagieren im alkalischen Milieu mit H_2O_2 zu MnO_2 . Erstelle die RG.



4. Nitrit aus dem Salz Kaliumnitrit wird in saurem Milieu mit Kaliumpermanganat als Reaktionspartner zu Nitrat oxidiert.

a) Erstelle die Reaktionsgleichung.

b) Vervollständige: Kaliumpermanganat ist ein sehr gutes-Mittel.

5. Bei der Reaktion von Mangan(IV)-oxid (die römische Mittelziffer gibt die Oxidationszahl an!) mit Salzsäure entsteht elementares Chlor sowie Mangan(II)-chlorid. Erstelle die Reaktionsgleichung.

6. Zu einer violetten Lösung von Kaliumpermanganat wird Natriumsulfidlösung getropft. Dabei entstehen braune Mangan(IV)-Ionen und Sulfat.

a) Welcher Stoff wirkt hier als Oxidationsmittel?

b) Erstelle die Reaktionsgleichung.

7. Bei einer Reaktion reagieren Sulfidionen (S^{2-}) zum Schwefeloxid (SO). Dabei handelt es sich um keine Oxidation, da die Oxidationszahl des Schwefels in beiden Verbindungen 2 ist! Stimmt diese Aussage? (Begründe).

8. Reagiert Chlor mit Natronlauge so entstehen Chlorid und Hypochlorid (OCl^-).

a) Erstelle die Reaktionsgleichung

b) Wieso läuft eine vergleichbare Reaktion mit Brom, aber nicht mit Fluor ab?

Zusatzinformationen:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Redoxreaktion>

Weitere Beispiele für Redoxreaktionen

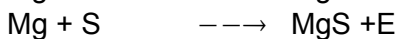
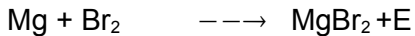
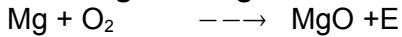
Redoxreaktionen mit Elementen:

V: Mg + S , Mg + O, (Mg + Br₂)

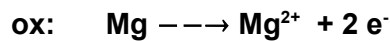
B: Übliche heftige Reaktionen, mit salzartigen Produkten

S: Es fanden Redoxreaktionen statt. Schwefel und Brom reagieren dabei vergleichbar dem Sauerstoff, in dem sie Elektronen aufnehmen.

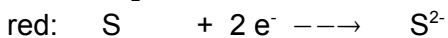
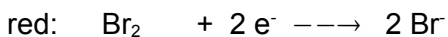
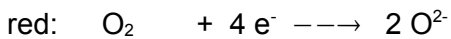
Gesamtgleichungen:



Das elementare Magnesiumatom reagiert bei allen drei Redoxreaktionen zum zweifach positiv geladenen Mg²⁺- Ion:



Der Unterschied liegt jeweils in der Reaktion des Partners. Die Gemeinsamkeit ist, dass im Produkt jeweils Ionen vorliegen. Aus O₂, Br₂ und S entstehen negativ geladene Anionen. Sie haben also vom Element zum Ion reagiert und dabei Elektronen aufgenommen.



**In allen drei Fällen gibt Magnesium Elektronen ab und wird zum Mg²⁺-Ion.
Diese Elektronenabgabe bezeichnet man als Oxidation. Die Elektronenaufnahme der
Reaktionspartner nennt man Reduktion.**

Redoxverhalten von Nichtmetallen im Vergleich

Redoxverhalten der Halogene

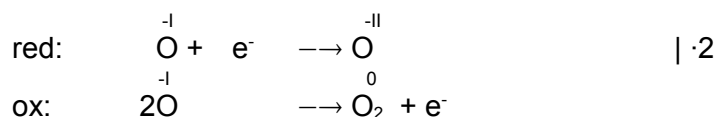
Cl_2 -Wasser + Hexan \longrightarrow Hexan färbt sich gelb
 Br_2 -Wasser + Hexan \longrightarrow Hexan färbt sich braun
 I_2 -Wasser + Hexan \longrightarrow Hexan färbt sich violett

Redoxverhalten von Wasserstoffperoxid

V: H_2O_2 auf Kartoffel tropfen. Beobachten

B: deutliche Gasentwicklung, Nachweis durch Glimmspanprobe

S: Bei der Zersetzung von H_2O_2 entwickelt sich Sauerstoff



Aufgaben zum Redoxverhalten:

1. Definiere Oxidationsmittel und Reduktionsmittel
2. Kann ein Element in zwei verschiedenen Reaktionen als Oxidationsmittel bzw. als Reduktionsmittel reagieren?
3. Fluorid hat immer die Oxidationszahl -I. Erkläre mit dieser Tatsache, ob Fluor (!) als Reduktionsmittel oder Oxidationsmittel reagiert.

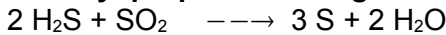
Synproportionierung und Disproportionierung

Synproportionierung und Disproportionierung sind zwei besondere Typen von Redoxreaktionen.

a) Synproportionierung:

Ein Element liegt in zwei Verbindungen vor und reagiert so, dass nur eine Verbindung oder ein Element entsteht, welches gleichzeitig das Produkt einer Oxidation und einer Reduktion ist.

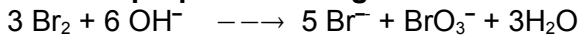
z.B.: Synproportionierung von Schwefel



b) Disproportionierung:

Ein Element wird gleichzeitig oxidiert und reduziert. Es entstehen zwei Verbindungen.

z.B.: Disproportionierung von Brom



Aufgaben zur Synproportionierung:

1) Synproportionierung von Mangan:

Folgende Reaktion läuft ab: Mangansulfat und Kaliumpermanganat reagieren zu Mangan-(IV)-Oxid und einem weiteren Stoff. Erstelle die Reaktionsgleichung (im sauren und im alkalischen Milieu!) und benenne den Stoff:

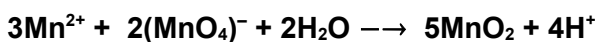
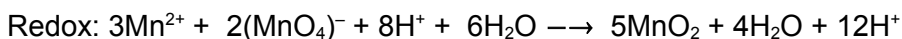
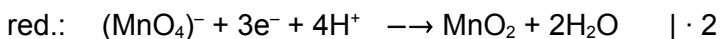
Lösung:



Es reagiert in beiden Fällen das Manganion. Sulfat und Kaliumionen sind unbeteiligt, können also erstmal weggelassen werden.

Tip: Die Manganverbindungen MnO_2 und $(\text{MnO}_4)^-$ enthalten nur Sauerstoff. Diese Verbindungen sollten also zusammenhängend betrachtet werden.

Im sauren Milieu:



Im alkalischen Milieu lautet die Reaktionsgleichung entsprechend:



Zusatzinformationen:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Synproportionierung>

Freiarbeit Redoxreaktionen I

Redoxaufgaben mit mittlererem Niveau:

1. Eisen-(III)-oxid reagiert mit Aluminium zu Eisen und Aluminiumoxid. Erstelle die Reaktionsgleichung.
2. Bei der Umsetzung von Cl_2 -Wasser mit Natronlauge entsteht gleichzeitig Chlorid und Natriumhypochlorid (NaOCl). Erstelle die Reaktionsgleichung.
3. „Beim Übergang vom Sulfid (S^{2-}) zum Schwefeloxid (SO) handelt es sich um keine Oxidation, da die Oxidationszahlen des Schwefels in beiden Verbindungen 2 ist!“ Stimmt diese Aussage? Begründe.
4. Kaliumpermanganat reagiert im alkalischen Milieu mit Sulfitionen zu einer Lösung brauner Mangan(IV)-Ionen und Sulfat. Erstelle die Reaktionsgleichung.
5. Brom reagiert im alkalischen Milieu mit Hydroxidionen (OH^-) gleichzeitig zu Bromid und BrO_3^- . Erstelle die RG. Eine solche Reaktion nennt man Disproportionierung.
6. Ein Eisennagel reagiert in Zinkchlorid-Lösung. Als Produkt entsteht kein Chlorgas! Erstelle die Reaktionsgleichung und benenne die Produkte.

Hilfen für Redoxaufgaben mit mittlererem Niveau:

1.
 - Die römische III gibt im Namen die Oxidationsstufe des Eisens an
 - Aluminium bildet mit Sauerstoff das Salz Al_2O_3
2.
 - Chlor ist ein Gas, Gas liegen nicht als Ionen vor
 - Chlor wird oxidiert und reduziert!
 - (NaOCl) liegt in Wasser gelöst vor. Dabei sind (OCl^-) ein Produkt dieser Reaktion
4.
 - Kaliumpermanganat = KMnO_4 , dabei reagiert aber nur der Säurerest (MnO_4^-)
 - Sulfit = $(\text{SO}_3)^{2-}$; Sulfat ($(\text{SO}_4)^{2-}$)
 - Die römische IV gibt im Namen die Oxidationsstufe des Mangans an
5.
 - Bromid = Br^-
6.
 - Zinkchlorid ist aus Ionen aufgebaut. Das Zn-Produkt nicht!

Freiarbeit Redoxreaktionen II

Redoxaufgaben mit hohem Niveau

1. Eisenoxid reagiert mit einem unedlerem Metall zu Eisen und dem entsprechenden Oxid des Metalls. Erstelle die Reaktionsgleichung.
2. Bei der Umsetzung von Chlor-Wasser mit Natronlauge entstehen Chloridionen und Hypochloridionen (OCl^-). Erstelle die Reaktionsgleichung.
3. „Beim Übergang vom Sulfid (S^{2-}) zum Schwefeloxid (SO) handelt es sich um keine Oxidation, da die Oxidationszahlen des Schwefels in beiden Verbindungen 2 ist!“ Stimmt diese Aussage? Begründe.
4. Kaliumpermanganat reagiert im alkalischen Milieu mit Sulfitionen zu einer Lösung brauner Mangan(IV)-Ionen und Sulfat. Erstelle die Reaktionsgleichung.
5. Brom reagiert im alkalischen Milieu gleichzeitig zu Bromid und BrO_3^- . Erstelle die Reaktionsgleichung. Eine solche Reaktion nennt man Disproportionierung.
6. Ein Eisennagel reagiert in Zinkchlorid-Lösung. Als Produkt entsteht kein Gas! Erstelle die Reaktionsgleichung und benenne die Produkte.

Hilfen für Redoxaufgaben mit hohem Niveau:

1.
 - unedle Metalle findet man in den ersten drei Hauptgruppen
2.
 - Chlor ist ein Gas, Gas liegen nicht als Ionen vor
 - Chlor wird oxidiert und reduziert!
4.
 - Sulfit = $(\text{SO}_3)^{2-}$
 - Die römische IV gibt im Namen die Oxidationsstufe des Mangans an
5.
 - Bromid = Br^-
6.
 - Elemente werden zu Ionen und umgekehrt ;-)

Freiarbeit Redoxreaktionen III

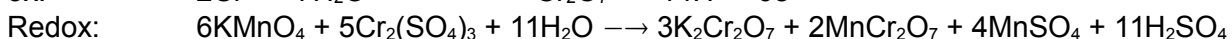
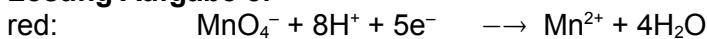
Redoxaufgaben mit Expertenniveau:

1. Bei der Umsetzung von Chlor-Wasser mit Natronlauge entstehen Chloridionen und Hypochloridionen (OCl^-). Erstelle die Reaktionsgleichung
2. Die violette Lösung von Kaliumpermanganat wird zu einer neutralen Lösung von Natriumsulfit getropft. Dabei entstehen braune Mangan(IV)-Ionen und Sulfat. Welcher Stoff wirkt hier als Oxidationsmittel? Stelle die Teilgleichungen und die Gesamtgleichung dieser Redoxreaktion für das alkalische und das saure Milieu auf.
3. Anstelle des Sulfits aus Aufgabe 2 kann auch Nitrit mit Kaliumpermanganat reagieren. Wie werden die Produkte heißen? Erstelle dazu die Reaktionsgleichung.
4. Brom disproportioniert im alkalischen Milieu zu zwei Anionen, von denen eines Bromat ist. Erstelle die Reaktionsgleichung.
5. Um die Konzentration einer Kaliumpermanganatlösung zu bestimmen, lässt man zu einer bekannten Konzentration Chrom(III)sulfatlösung eine unbekannte Kaliumpermanganatlösung zutropfen bis sich eine Orangefärbung einstellt. Die orange Farbe kommt durch das entstehende Dichromat zustande.
6. Ein Eisennagel reagiert in Zinkchlorid-Lösung. Als Produkt entsteht kein Gas! Erstelle die Reaktionsgleichung und benenne die Produkte.

Hilfen für Redoxaufgaben mit Expertenniveau:

1.
 - Chlor ist ein Gas, Gas liegen nicht als Ionen vor
 - Chlor wird oxidiert und reduziert!
2.
 - Sulfit = $(\text{SO}_3)^{2-}$
 - Die römische IV gibt im Namen die Oxidationsstufe des Mangans an
3.
 - Nitrit = $(\text{NO}_2)^-$
 - Es muss eine Verbindung aus Stickstoff und Sauerstoff entstehen, welche ionogen ist und eine höhere Oxidationszahl als V hat!
4.
 - Bromat = BrO_3^-
5.
 -
6.
 - Dichromat = $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$

Lösung Aufgabe 5:



Übungsaufgaben Redoxreaktionen

1) Formuliere für die angegebenen Reaktionen jeweils Teilgleichungen für die Oxidation und Reduktion und die Redoxgleichung für diese Reaktion. Kennzeichne abschließend in der Redoxreaktionsgleichung Reduktionsmittel und Oxidationsmittel.

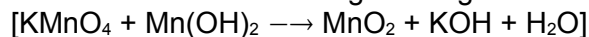
- Aluminium reagiert mit Chlor zu Aluminiumchlorid.
- Leitet man Chlorgas in Ammoniakgas ein, so kommt es zur Bildung von Stickstoff und Chlorwasserstoffgas.
- Wenn man konzentrierte Schwefelsäure mit Kohlenstoff (C) erhitzt, dann entsteht Schwefeldioxid und ein anderes, farbloses Gas. wenn man dieses Gas in Calciumhydroxidlösung ("Kalkwasser") leitet entsteht eine weiße Trübung (Niederschlag).
- Schwefelwasserstoff wird in Chlorwasser eingeleitet. Als Reaktionsprodukt entstehen Chloridionen und ein gelber Feststoff.

2) Erstelle die vollständige Redoxreaktionsgleichung der Reaktion von Kaliumpermanganatlösung mit Wasserstoffperoxidlösung im alkalischen Medium. Es entsteht Braunstein (MnO_2) und Sauerstoff.

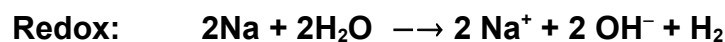
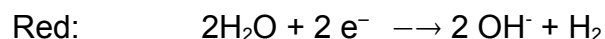
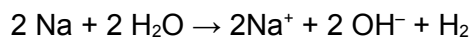
3) Erstelle die vollständige Redoxreaktionsgleichung der Disproportionierung von Chlor mit Natronlauge. Zu Chlorid und Hypochlorit (OCl^-)



4) Erstelle die korrekte Reaktionsgleichung aus dieser Vorgleichung:



5) Natrium reagiert beim Kontakt mit Wasser zu Natronlauge und Wasserstoff. Erstelle die Reaktionsgleichung.



Tipp:

Wenn ein Element oder ein Ion oder ein Molekül e^- AUFnimmt ist das eine REDuktion.
(Bei der Elektrolyse geschieht dies an der KATHode - nur dort!)

Wenn ein Element oder ein Ion oder ein Molekül e^- Abgibt ist es eine Oxidation
(Bei der Elektrolyse geschieht dies an der ANode - nur dort!)

Bedeutung von Redoxvorgängen

Redoxreaktionen gehören mit den den wichtigsten Reaktionen der Chemie. Demzufolge sind sie überall zu finden.

Stoffwechsel von Lebewesen:

Diese Reaktionen sind vermutlich die wichtigsten Redoxreaktionen auf unserem Planeten. Sie ermöglichen die Bereitstellung von Energie in Form von Kohlenhydraten durch Pflanzen und deren Abbau durch die anderen Lebewesen.



Beispiele aus der Technik:

- Alle Formen der Metallgewinnung aus Erzen
- Korrosionsprozesse wie z.B. das Rosten von Eisen.
- Stromerzeugung durch Batterien oder Akkumulatoren (z.B. Akkus in Handys, Brennstoffzelle)

Versuche zu Redoxreaktionen I

1. Die Reaktionen von Kaliumpermanganat:

a) Die Reaktionen von Kaliumpermanganat mit Salzsäure sowie Braunstein mit Salzsäure werden verglichen (das Gleiche mit Schwefelsäure in Gegenwart von H_2O_2 ($\Rightarrow \text{O}_2$ Nachweis))

2) Die Reaktionen von Wasserstoffperoxid

b) Als Nebenreaktion findet bei der Zerfallsreaktion von Wasserstoffperoxid mit Kaliumpermanganat (und konz. Schwefelsäure) die Bildung von Schwefelwasserstoff statt.

b) Wasserstoffperoxid reagiert mit Kaliumiodid (in Gegenwart von Schwefelsäure). Es entsteht Iod, welches mit Stärke nachgewiesen wird.

3) Reaktionen von Metallen

a) Reaktionen von Salpetersäure mit Cu. Es entstehen CuNO_3 sowie H_2 , NO oder NO_2 je nach Konzentration der Säure

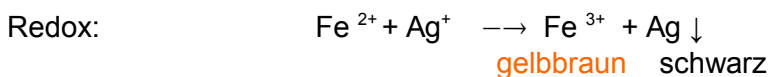
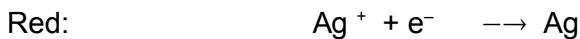
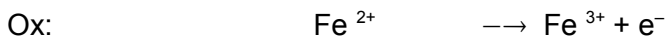
b) Reaktion im sauren Milieu von KMnO_4 und FeSO_4 und Nachweis von Fe (III)

4. Eisensulfat reagiert mit Silbernitrat:

V: Zu einer Eisen-(II)-sulfatlösung gibt man eine Lösung von Silbernitrat und erwärmt vorsichtig.

B: Die Lösung färbt sich gelbbraun, dabei entsteht ein schwarzer Niederschlag.

S: Es entsteht das anfänglich fast schwarze Silber!



Redoxreaktionen als Nachweisreaktionen von Eisenionen

Notwendiges Vorwissen:

- Eisen-(III)-Ionen kann man leicht durch die Rotfärbung mit Kaliumthiocyanatlösung (KSCN) nachweisen.
- Eisen-(II)-Ionen hingegen werden mit Kaliumhexacyanoferratlösung [$K_3(Fe(CN)_6)$] nachgewiesen. Es entsteht die charakteristische Blaufärbung!
- Iod lässt sich mit Stärkelösung nachweisen. Die typische dunkle, fast schwarze Blaufärbung bildet sich.

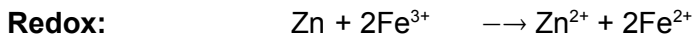
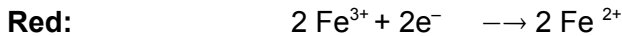
V1: Zu Eisen-(III)-chlorid-Lösung werden wenige Tropfen Kaliumthiocyanatlösung getropft. Unter Umständen muss man noch etwas mit Wasser verdünnen, solange bis man die Farbe gut erkennen kann!

V2: Zugabe einiger Spatelspitzen Zinkpulver und schütteln! Nach einer sichtbaren Reaktion fügt man einige Tropfen Kaliumhexacyanoferratlösung [$K_3(Fe(CN)_6)$] zu.

B1: Zu Beginn lassen sich Fe^{3+} -Ionen nachweisen: => Rotfärbung.

B2: Nach der Reaktion lassen sich Fe^{2+} -Ionen nachweisen, aber keine Fe^{3+} -Ionen mehr => Blaufärbung

S:



Nebenreaktion: Entstandene Fe^{2+} -Ionen können auch überschüssiges Zink zu Zn^{2+} -Ionen oxidieren. Dabei entsteht dann elementares Eisen.

V3: Zu Eisen-(III)-chloridlösung wird eine Lösung aus Kaliumiodid zugegeben. Anschließend werden ein paar Tropfen des Reaktionsproduktes zu Stärkepolver zugegeben und mit etwas Wasser solange verdünnt, bis das Reaktionsprodukt hell genug ist.

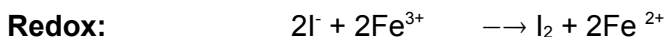
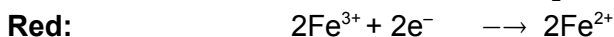
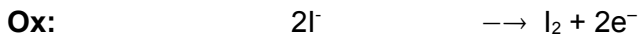
Dann gib einige Tropfen Kaliumhexacyanoferratlösung [$K_3(Fe(CN)_6)$] hinzu.

B: Zu Beginn lassen sich Fe^{3+} -Ionen nachweisen => Rotfärbung.

Im Laufe der Reaktion reagieren diese Ionen zu Fe^{2+} -Ionen => Blaufärbung.

Mit Stärke lässt sich nach der Reaktion auch Iod nachweisen => Schwarzblaufärbung

S:



Redoxreaktionen als Showversuche

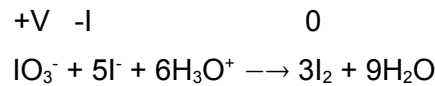
1. Chemische „Bierherstellung“

V: In Bierglas werden wenige Tropfen Tropfen Spülmittel gegeben. In einen nebenstehenden Erlenmeyerkolben wird eine Spatelspitze Kaliumiodid in 250 ml Wasser aufgelöst. In einem zweiten Erlenmeyerkolben wird eine Spatelspitze Kaliumiodat auch in 250 ml Wasser aufgelöst und mit ca. 10 ml Essigsäure angesäuert.

Beide Flüssigkeiten werden nun gleichzeitig aus 10cm Höhe in das Bierglas gegossen.

B: Es entsteht (k)ein Bier mit gelbbrauner Färbung und Schaumkrone.

S: Es ist in der sauren Lösung Iod aus Iodat entstanden (Nachweis des Iods mit Stärkelösung möglich). Gleichzeitig wird Iodid oxidiert. Das „Bier“ enthält also Iod in der Oxidationsstufe 0 sowie Kaliumacetatlonen. Acetat ist der Säurerest der Essigsäure $\text{H}_3\text{C-COO}^-$.

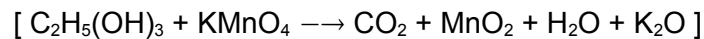


2. Der Kaliumpermanganatvulkan

V: ein Löffel Kaliumpermanganat wird auf eine nicht brennbare Unterlage oder in einen Tiegel aufgeschüttet. Auf die Spitze werden wenige Tropfen reines Glycerin getropft

B. Nach kurzer zeit beginnt die heftige Reaktion

S: Es kommt zu einer Redoxreaktion bei der Glycerin zu Kohlenstoffdioxid oxidiert wird. Diese Reaktion ist stark exotherm.



Sehr schwere Aufgaben

1. Kaliumpermanganat reagiert mit Wasserstoffperoxid unter Zugabe von Schwefelsäure zu Sauerstoff, Mangansulfat und Kaliumsulfat. Erstelle die Redoxreaktionsgleichung.
2. Kaliumpermanganat reagiert mit Salzsäure zu Chlor, Mangandioxid (Braunstein) und einem Kaliumsalz. Erstelle die Redoxreaktionsgleichung.
3. Kaliumpermanganat reagiert mit Salzsäure zu Chlor, Manganchlorid und Kalimchlorid. Erstelle die Redoxreaktionsgleichung. Wäre schade, wenn man diese Aufgabe nicht löst ;-)
4. Ethanol (C₂H₆O) reagiert mit Kaliumdichromat unter Zugabe von Säure zu Chrom-(III)-Sulfat, Ethenol (C₂H₄O), und einem Salz. Erstelle die Redoxreaktionsgleichung.
5. Iodat reagiert mit Iodid und Säure zu Iod. Erstelle die Redoxreaktionsgleichung.
6. Lies im Buch über Metalle und erstelle zu 5 Metallen je einen Steckbrief mit den folgenden Aspekten: Vorkommen, Gewinnung, Verwendung, typische Reaktionen, Sonstige Besonderheiten

Lösungen:

- 1) $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 5 \text{O}_2 + 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$
- 2) $2 \text{KMnO}_4 + 8 \text{HCl} \longrightarrow 3 \text{Cl}_2 + 2 \text{MnO}_2 + 2 \text{KCl} + 4 \text{H}_2\text{O}$
- 3) $2 \text{KMnO}_4 + 16 \text{HCl} \longrightarrow 5 \text{Cl}_2 + 2\text{MnCl}_2 + 2 \text{KCl} + 8 \text{H}_2\text{O}$
- 4) $3 \text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{C}_2\text{H}_4\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7 \text{H}_2\text{O}$
- 5) $(\text{IO}_3)^- + 5 \text{I}^- + 6 \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow 3 \text{I}_2 + 9\text{H}_2\text{O}$

Eine seltsame Reaktion

Wird das hochreaktive Gas Fluor in Natronlauge geleitet, so entsteht das ebenfalls recht reaktive Gas OF_2 . OF_2 ist eine sehr seltene und hochreaktive Verbindung

- Welche Oxidationszahlen liegen vor? Bist Du Dir sicher?
- Welcher Name für OF_2 ist passender: „Sauerstofffluorid“ oder „Difluoroxid“? Begründe anhand der Säurerestformeln.
- Erstelle die Redoxreaktionsgleichung.
- Mit Wasser bildet das Gas OF_2 schnell und vollständig Fluorwasserstoff.
Erstelle die Reaktionsgleichung und bestimme, ob eine Redoxreaktion vorliegt.
- Mit Natronlauge reagiert OF_2 zu Fluoridionen, Wasser und Sauerstoff. Erstelle die Reaktionsgleichung und bestimme, ob eine Redoxreaktion vorliegt.

Zusatzinformationen:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Sauerstofffluoride>

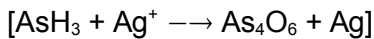
<http://de.wikipedia.org/wiki/Fluoroxide>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Sauerstoffdifluorid>

Angst vor großen Zahlen? :-)

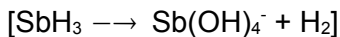
Löse folgende Gleichungen:

Reaktion im sauren Milieu:



Reaktion im basisches Milieu:

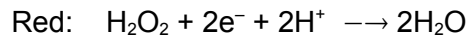
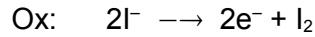
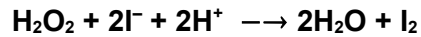
Antimonwasserstoff reagiert im alkalischen Milieu zu Antimonhydroxid und Wasserstoff:



Was sind gute Oxidationsmittel und Reduktionsmittel?

Wenn ein Stoff, die Redoxreaktion seines Partners „provoziert“ ist er offensichtlich ein gutes Mittel dafür. Diese sogenannten Reduktionsmittel bzw. Oxidationsmittel sind einfach zu erkennen, wenn man versteht, dass man nun nicht die eigene Abgabe oder Aufnahme von Elektronen betrachtet, sondern schaut, was ein Stoff mit seinem Partner macht.

Zum besseren Verständnis die Reaktion von Wasserstoffperoxid:



Wasserstoffperoxid (H_2O_2) kann sehr gut Stoffe oxidieren, weil es dabei selbst Elektronen aufnimmt und so in der Reduktion zu Wasser reagiert! Es wird selbst reduziert, nimmt also die überschüssigen Elektronen des Partners auf und ist somit für seinen Partner ein gutes Oxidationsmittel!

Nun kann man offensichtlich nicht immer sagen, dass ein bestimmter Stoff immer Reduktions- oder Oxidationsmittel ist. Es hängt maßgeblich vom Partner ab.

Es gibt aber Stoffe, die oft nur eines von beiden sind:

Häufig Oxidationsmittel	Häufig Reduktionsmittel
H_2O_2	C
$(\text{MnO}_4)^-$	Unedle Metalle (z.B. Na, Li, K, Mg, Ca usw.)
Edle Metallionen: Ag^+ , Cu^{2+} , Au^+	

Manganometrie

Ein analytisches Verfahren zur quantitativen Bestimmung der Konzentration von Fe^{2+} -Ionen in Lösungen ist die Titration mit einer KMnO_4 -Lösung bekannter Konzentration.

Dabei macht man sich die Reaktion $(\text{MnO}_4)^- + 5\text{e}^- + 8\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 12\text{H}_2\text{O}$ zunutze.

Lies Dich in das Verfahren ein und beantworte dann die Fragen:

Informationen: <http://de.wikipedia.org/wiki/Manganometrie>

1. Wie lässt sich der Endpunkt der Bestimmung erkennen?
2. Welche Stoffe lassen sich mit dieser Methode bestimmen? (Keine Stoffbeispiele nötig!)

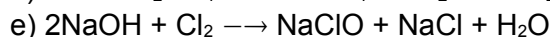
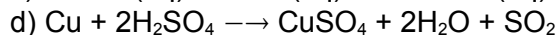
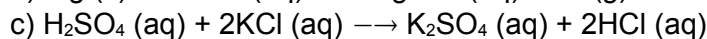
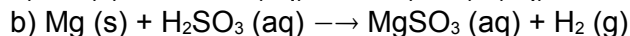
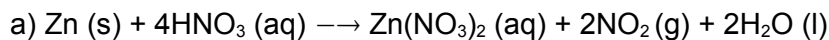
Donator)-Akzeptorreaktionen: Abschließender Vergleich

In Redoxreaktionen werden Elektronen, in Säure-Base-Reaktionen werden Protonen ausgetauscht. Beide reaktionstypen gehören zu den typischen Donor (Donator)-Akzeptorreaktionen.

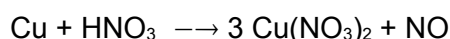
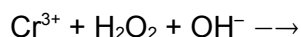
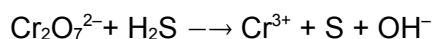
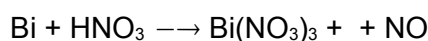
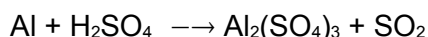
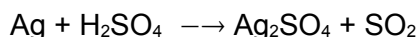
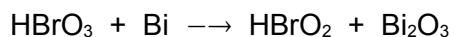
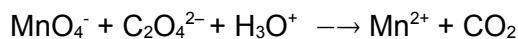
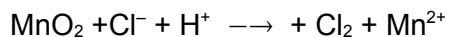
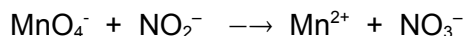
Redoxreaktionen	Säure-Base-Reaktionen
Elektronen (e ⁻) werden übertragen	Protonen (H ⁺) werden Übertragen
Das Reduktionsmittel gibt e ⁻ ab (=Elektronendonator)	Die Säure gibt H ⁺ ab (=Protonendonator)
Das Oxidationsmittel ist der Elektronenakzeptor	Die Base ist der Protonenakzeptor
Korrespondierendes Redoxpaar: Red → Ox + xe ⁻	HA (Säure) → A ⁻ (Base) + H ⁺
<u>Nur Grundkurs und Leistungskurs:</u>	
Die Stellung des korrespondierenden Redoxpaares in der Spannungsreihe entspricht der Elektronendonator- bzw. Elektronenakzeptortendenz von Reduktion und Oxidation. ⇒ Dies erlaubt Vorhersagen über mögliche Abläufe von Reaktionen!	Die Stellung des korrespondierenden Säure-Base-Paares in der pK _S -Reihe entspricht Protonendonator- bzw. Protonenakzeptortendenz von Säure und Base. ⇒ Dies erlaubt Vorhersagen über mögliche Abläufe von Reaktionen!
Berechnungen möglich: Konzentrationselemente mit der Nernstgleichung: $\Delta E = \Delta E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{n} \cdot \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$	Berechnungen möglich: pH-Werte/ pK _S -Werte mit der Henderson-Hasselbalch-Gleichung $\text{pH} = \text{pK}_S + \lg \frac{[\text{Base}]}{[\text{Säure}]}$

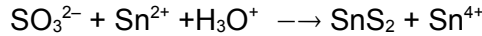
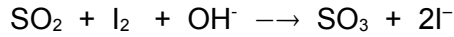
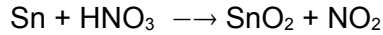
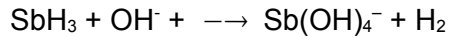
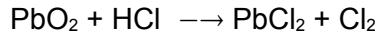
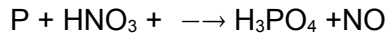
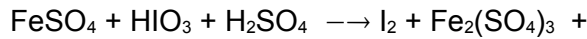
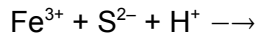
Wiederholungsfragen Redoxreaktionen und Metalle

- Erläutere, wofür man Oxidationszahlen verwendet und wie man sie bestimmt. Schreibe dazu die wichtigsten Regeln nochmal auf.
- Bestimmen sie die Oxidationszahlen:
 NaOH , H_2O , K_2MnO_4 , Cl_2O_4 , HClO_3 , HBrO_3 , SnH_4 , CaB_2O_4 , K_2SnO_3 , $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$, $(\text{AsO}_4)^{3-}$,
 NH_3 , NH_4^+ , Cl_2 , O^{2-} , SO_4^{2-} , CaO , AlBr_3 , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, H_2CO_3 , NaNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, IO_3^- , LiH , KMnO_4 ,
 Al_2O_3 , Mg , H_2O , H_2SO_3 , H_2S , H_3PO_3 , H_2O_2 , S_8 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , CaHPO_4 .
- Was ist eine Redoxreaktion? Erläutere anhand eines Beispiels und definiere dazu Redoxreaktion, Oxidation und Reduktion.
- Erläutere das Donor-Akzeptor-Prinzip. Wende es auf je ein Beispiel einer Redoxreaktion und einer Säure-Base-Reaktion an.
- Nenne die nötigen Schritte, um eine Redoxreaktion zu lösen.
- Erkläre die Begriffe: Ion, Atom, Element, Molekül, Anion, Kation? Nenne Beispiele!
- Was ist eine „Ionenbindung“?
- Erkläre die „Zusammensetzung der Salze“ mithilfe einer Definition und nenne dann Regeln, wie man Salzformeln bestimmt.
- Begründe mithilfe von Oxidationszahlen, welche der folgenden Reaktionen Redoxreaktionen sind:



- Wiederhole Dir bekannte Redoxreaktionen und erstelle die passenden Reaktionsgleichungen.
- Erstelle die Gleichung der Zellatmung. Ist dies eine Redoxreaktion? Beweise es!
- Löse folgende Reaktionsgleichungen:
 $\text{FeSO}_4 + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{I}_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
 $\text{Zn} + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{NH}_3 + \text{OH}^-$
- Wie kann man Metalle hinsichtlich ihres Oxidationsvermögens/ Reduktionsvermögens untersuchen (also ihres unedlen/ edlen Charakters)?
- Nenne gute Reduktions- und gute Oxidationsmittel.
- Löse die folgenden Redoxreaktionen:





16. Erkläre die Begriffe Disproportionierung und Synproportionierung. Nenne Beispiele
17. Erläutere die Metallbindung mithilfe einer Skizze
18. Nennen Grundtypen chemischer Reaktionen?
19. Nenne und beschreibe zwei Wege aus Eisenoxid das Element Eisen herzustellen.
20. Warum kann man weder Aluminium, Zink oder Eisen einfach elementar abbauen? Das würde doch viel Geld sparen!
21. Erläutere den Vorgang der Schmelzflusselektrolyse? Zeichne dazu schematisch den Aufbau einer Schmelzflusselektrolysezelle.
22. Nenne wichtige Eigenschaften von Kupfer und wofür es verwendet wird
23. Nenne wichtige Eigenschaften von Aluminium und wofür es verwendet wird
24. Nenne Produkte bei denen besonders Aluminium eine Rolle spielt.
25. Definiere: Atom, Element, Molekül und Ion.
26. Erstelle eine Übersicht (mit Ionenladungen) der Säurereste
27. Nenne den Säurerest von Schwefelwasserstoff, Phosphoriger Säure. Nenne die Formel von Kalkwasser!
28. Ergänze.

Aluminiumfluorid	Calciumphosphat		Magnesiumphosphit
		AgNO ₃	

29. Definiere die Begriffe Säure und Lauge. Was sind Ampholyten?
30. Nenne die Formel von Oxoniumionen und von Hydroxidionen?
31. Wiederhole die Dissoziationsgleichungen der Säuren und Laugen
32. Nach welchen Kriterien kann man endotherme und exotherme Reaktionen unterscheiden?
33. Erkläre die Vorgänge beim Rosten von Eisen?
34. Beschreibe das Thermitverfahren mit Beobachtung, Schlussfolgerung und Reaktionsgleichung. Wofür wird es verwendet?
35. Nenne gemeinsame Eigenschaften von Metallen.
36. Was bedeutet „die Reaktion läuft im alkalischen Milieu ab“?
37. Was bedeuten die Vorsilben „penta“ und „hexa“ und wofür benutzt man sie?
38. Nenne die Formel von: Fluorid, Phosphat, Ammonium, Permanganat, Sulfat, Sulfid, Nitrat
39. Nenne alle Oxidationsstufen des Mangans.

Lösungen: