

Kapitel 15: Redoxreaktionen als Elektronenübergänge

Inhalt

Kapitel 15: Redoxreaktionen als Elektronenübergänge.....	1
Inhalt.....	2
Einleitung.....	3
Die Oxidationszahl - eine nützliche Hilfszahl.....	4
Molekülonen und Säurerestanionen und Oxidationszahlen.....	5
Metallionen und Nebengruppenelemente haben oft verschiedene Oxidationsstufen.....	6
Ionen welche nur in einer Form vorkommen:.....	6
Nicht vergessen oder verwechseln:.....	6
Versuche mit Wasserstoffperoxid (H ₂ O ₂).....	8
Wozu dienen Oxidationszahlen? Zum Erstellen von Reaktionsgleichungen.....	9
Oxidation und Reduktion (=Elektronenübertragungsreaktionen).....	10
a) Verbrennungen mit Sauerstoff.....	10
b) „Verbrennungen“ ohne Sauerstoff.....	10
Vergleiche die beiden Reaktionen.....	11
Schritte zum Erstellen der Reaktionsgleichungen.....	12
Beispiele für komplexe Redoxreaktionen.....	13
Weitere Beispiele für Redoxreaktionen.....	14
Redoxreaktionen mit Elementen:.....	14
Redoxverhalten der Halogene.....	14
Redoxverhalten von Wasserstoffperoxid.....	14
Redoxreaktion von Kohlenstoff mit Schwefel	15
Reduktion von Kaliumdichromat.....	17
Reaktionen mit Manganionen.....	18
Reaktion von Permanganationen mit Sulfitionen:.....	18
Chlordarstellung aus HCl und Permanganat.....	18
Die Farben der unterschiedlichen Manganionen.....	18
Symproportionierung und Disproportionierung.....	19
Aufgaben:	19
Übungsaufgaben Redoxreaktionen.....	23
Bedeutung von Redoxvorgängen.....	24
Sehr wichtige Beispiele aus der Natur:	24
Beispiele aus der Technik:.....	24
Eine seltsame Reaktion.....	25
Manganometrie.....	26
Abschließender Vergleich.....	27
Wiederholungsfragen, bis der Arzt kommt ;-)).....	28

Einleitung

In Kapitel 10 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.

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.

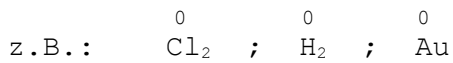
Zusatzinformationen:

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

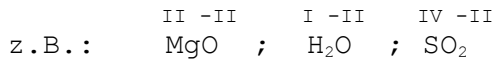
Die Oxidationszahl - eine nützliche Hilfszahl

1. Oxidationszahl werden über den Elementsymbolen als römische Ziffer notiert

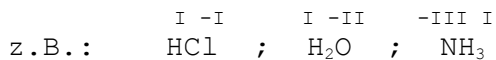
2. Elemente haben stets die Oxidationszahl 0.



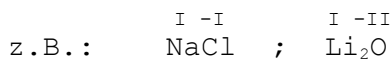
3. Sauerstoff besitzt in Verbindungen die Oxidationszahl **-II**.



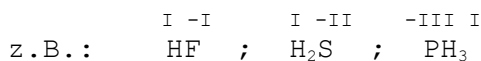
4. Wasserstoff besitzt in Verbindungen die Oxidationszahl **+I**.



5. Atome, die Wasserstoff ersetzen erhalten positive Vorzeichen.



6. Atome, die Wasserstoff binden erhalten negative Vorzeichen.



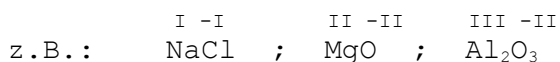
7. Der Betrag der Oxidationszahl ergibt sich aus der Zahl der ersetzten bzw. gebundenen Wasserstoffatome



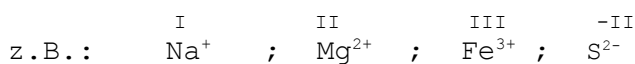
8. Die Summen der Oxidationszahl in Molekülen bzw. Verbindungen ergibt immer 0.



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



10. Bei Ionen entspricht die Oxidationszahl der Ionenladung. Somit haben auch Säurereste die der Ladung entsprechende Oxidationszahl.

**Aufgaben:**

1. Bestimme alle Oxidationszahlen:

H₂O, MgO, Al₂O₃, NaCl, N₂, NaOH, NH₃, SO₂, CaO, H₂S, SO₃, K₂O, Na₂CO₃, N₂O₃, BaO₂, Cl₂O₄,

Cl⁻, K₂SnO₃, H₂N₂O₂, CaB₂O₄, Cr₂O₄²⁻, Cr₂O₇²⁻, AsO₄³⁻, MnO₄⁻, HOBr, HBrO₂, HBrO₃, HBrO₄,

SCl₂, PCl₃, BCl₃, SnH₄, SbCl₅, SeF₆

Zusatzinformationen

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

Molekülonen und Säurerestanionen und Oxidationszahlen

$(\text{SO}_4)^{2-}$ Sulfat	$(\text{NO}_3)^-$ Nitrat	$(\text{ClO}_4)^-$ Perchlorat
$(\text{HSO}_4)^-$ Hydrogensulfat	$(\text{NO}_2)^-$ Nitrit	$(\text{ClO}_3)^-$ Chlorat
$(\text{SO}_3)^{2-}$ Sulfit		
$(\text{S})^{2-}$ Sulfid	$(\text{NH}_4)^+$ Ammonium	$(\text{MnO}_4)^-$ Permanganat
$(\text{S}_2\text{O}_3)^{2-}$ Thiosulfat		$(\text{MnO}_4)^{2-}$ Manganat
$(\text{S}_2\text{O}_4)^{2-}$ Thiosulfat		
$(\text{S}_4\text{O}_6)^{2-}$ Tetrathionat	$(\text{PO}_4)^{3-}$ Phosphat	$(\text{CrO}_4)^{2-}$ Chromat
	$(\text{HPO}_4)^{2-}$ Hydrogenphosphat	$(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$ Dichromat
	$(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$ Dihydrogenphosphat	
$(\text{CO}_3)^{2-}$ Carbonat		
$(\text{HCO}_3)^-$ Hydrogencarbonat		

Beachte: Bei Säureresten reicht es oft die Oxidationszahl des ganzen Moleküls 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

1. Bestimme alle Oxidationszahlen:

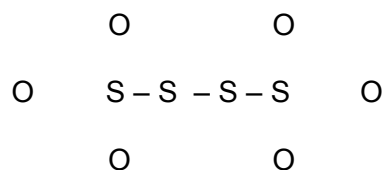
Cl^- , Cu, NH_4Cl , $(\text{CO}_3)^{2-}$, HBr, KBrO_3 , H_2O , O_2 , O^{2-} , NaCl, H_3PO_4 , $(\text{HPO}_4)^{2-}$, Mg, I_2 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, CO_2 ,

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, $(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$, $(\text{HSO}_4)^{2-}$, $(\text{NO}_3)^-$

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, zeichne 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 3. Was bemerkst Du?

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 Ionen sind eine große Hilfe beim Bestimmen der Oxidationzahlen von Verbindungen!

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

Wozu dienen Oxidationszahlen? Zum Erstellen von Reaktionsgleichungen

Ein einfaches Beispiel als Aufgabe:

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 kann man weglassen, 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.

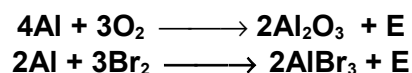
Die Umkehrung der Oxidation wird Reduktion genannt. Sie ist die Abgabe von Sauerstoff.

b) „Verbrennungen“ ohne Sauerstoff

Versuch	Beobachtung	Schlussfolgerung
1. Reaktion von Al in Br ₂	- Al 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 Al 3 Außenelektronen hat. ⇒ In beiden Salzen hat Al eine 3fach positive Ionenladung.

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

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 diese 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 drüberstellen.

B:	S:
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 Mg^{2+}-Ion ⇒ Abgabe von Elektronen ⇒ Oxidation Die nun freien Elektronen werden von Sauerstoff aufgenommen. Ein O nimmt dabei $2e^-$ auf und reagiert zu O^{2-}. ⇒ Sauerstoff wird reduziert! Insgesamt werden $6e^-$ bewegt.</p>
Weißes Produkt	Das Produkt der ersten Reaktion ist Magnesiumoxid.
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 Mg^{2+}-Ion ⇒ Abgabe von Elektronen ⇒ Oxidation Die nun freien Elektronen werden von Stickstoff aufgenommen. Ein N nimmt dabei $3e^-$ auf und reagiert zu N^{3-}. ⇒ Stickstoff wird reduziert! Insgesamt werden $6e^-$ 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>

Schritte zum Erstellen der Reaktionsgleichungen

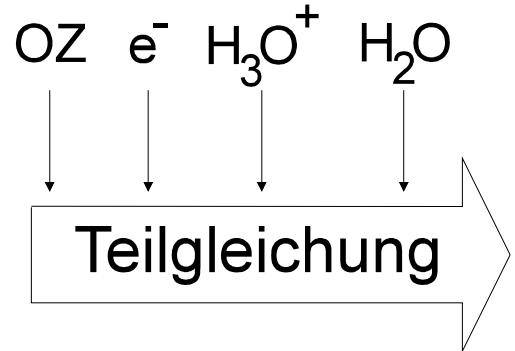
Die folgenden Schritte sollen für Dich ein Rezept darstellen, nach dem Du vorgehen sollst, wenn Du in Zukunft Reaktionsgleichungen für komplexe Redoxreaktionen aufstellst.

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.

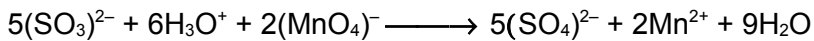
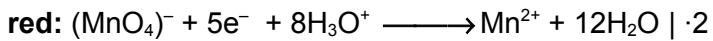
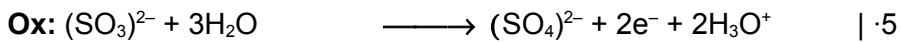
Einfache Aufgaben:

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

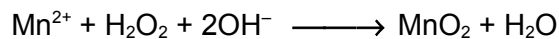
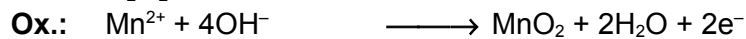
Beispiele für komplexe Redoxreaktionen

1. Erstelle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Sulfid mit Manganat 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.



Zusatzinformationen:

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

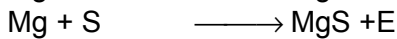
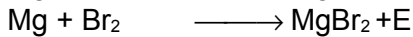
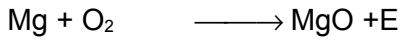
Weitere Beispiele für Redoxreaktionen

Redoxreaktionen mit Elementen:

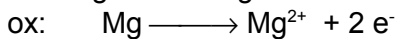
V: Mg + S , Mg + O, Mg + Br₂

B: Übliche heftige Reaktionen, mit salzartigen Produkten

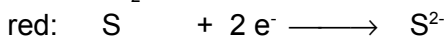
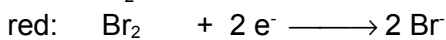
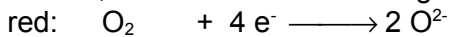
S:



Das Mg-Atom reagiert bei Redoxreaktionen zum zweifach positiv geladenen Mg²⁺- Ion

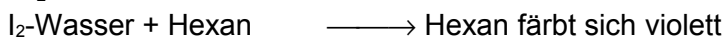
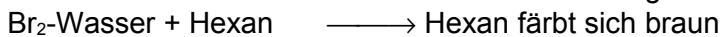
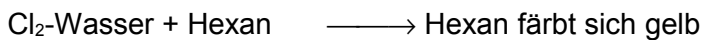


Aus O₂, Br₂ und S entstehen negativ geladene Anionen.



**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 der Halogene

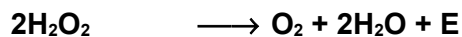
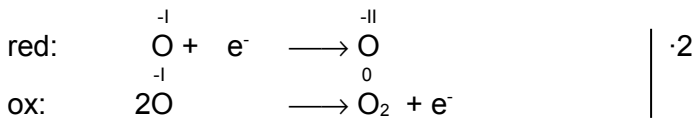


Redoxverhalten von Wasserstoffperoxid

V: H₂O₂ mit Kartoffel

B: Gasentwicklung, Nachweis durch Glimmspanprobe

S: Bei der Zersetzung von H₂O₂ entwickelt sich Sauerstoff



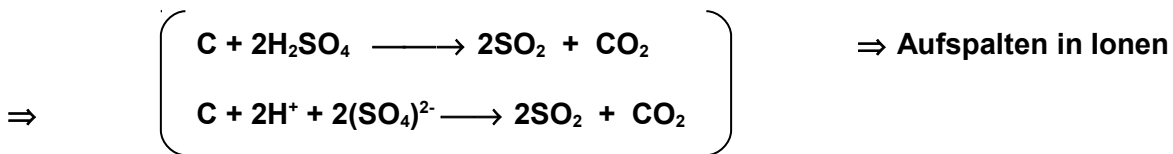
Aufgaben:

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.

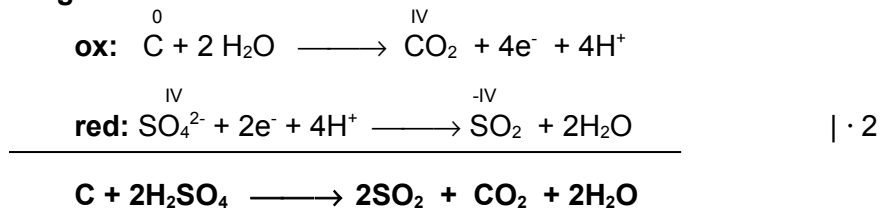
Redoxreaktion von Kohlenstoff mit Schwefel

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!

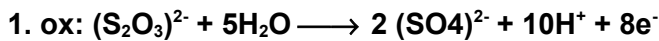
Aus dem Experiment kann man die Reaktionsprodukte bestimmen. Erst durch die Reaktionsgleichung kann man überprüfen, ob es theoretisch möglich ist, das Produkt zu bilden.

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 mit Wasser zu Sulfationen. Erstelle die passende Teilgleichung und bestimme ob eine Oxidation oder eine Reduktion vorliegt.
2. Eine Kupfermünze reagiert mit Salpetersäure heftig unter Bildung des giftigen Stickstoffdioxids. Stelle die Reaktionsgleichung auf:

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

1. Ausgangsstoffe, Endstoffe: $Cu, + HNO_3 \longrightarrow NO_2 + CuO$
2. Oxidationszahlen bestimmen
3. Teilgleichungen aufstellen
 ox: $Cu \longrightarrow CuO$
 red: $HNO_3 \longrightarrow NO_2$
4. Elektronenanzahl der jeweils aufgenommenen oder abgegebenen e^- ermitteln
 ox: $Cu \longrightarrow CuO + 2e^-$
 red: $HNO_3 + e^- \longrightarrow NO_2$
5. Ladungssumme ausgleichen
 $Cu \longrightarrow CuO + 2H_3O^+ + 2e^-$
 $HNO_3 + H_3O^+ + e^- \longrightarrow NO_2$
6. Stoffbilanz mit Wasser $Cu + 3H_2O \longrightarrow CuO + 2H_3O^+ + 2e^-$
 $HNO_3 + H_3O^+ + e^- \longrightarrow NO_2 + 2H_2O$
7. Elektronenzahlen der Teilgleichungen untereinander ausgleichen (Reduktion mal 2)
 $Cu + 3H_2O \longrightarrow CuO + 2H_3O^+ + 2e^-$
 $2HNO_3 + 2H_3O^+ + 2e^- \longrightarrow 2NO_2 + 4H_2O$
8. Teilgleichungen addieren (e^- , H_2O , H_3O^+ „kürzen“)
 $Cu + 2HNO_3 \longrightarrow CuO + 2NO_2 + H_2O$
9. Überlegen, ob Energie benötigt oder freigesetzt wird
 $Cu + 2HNO_3 \longrightarrow CuO + 2NO_2 + H_2O + E$

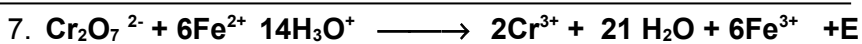
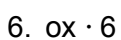
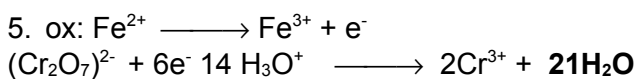
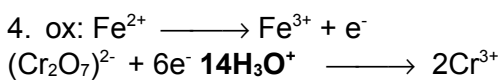
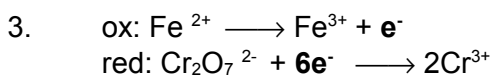
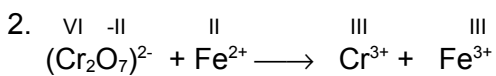
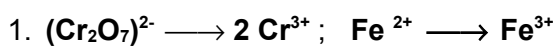
10. Probe

Cu: 1/1
 H: 2/2
 O: 6/6
 N: 2/2

Reduktion von Kaliumdichromat

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:

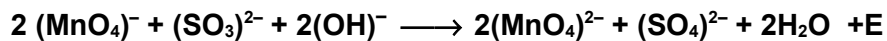
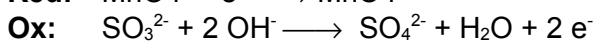
Reaktionen mit Manganionen

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

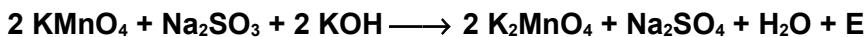
Reaktion von Permanganationen mit Sulfiten:

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: $2 (\text{MnO}_4)^- + 3(\text{SO}_3)^{2-} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{MnO}_2 + 3(\text{SO}_4)^{2-} + 2(\text{OH})^- + \text{E}$

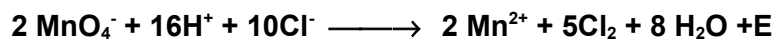
zu 2.) Erklärungen zu 2: Permanganat (VII) zu Manganat (VI)



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



Chlordarstellung aus HCl und Permanganat



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:

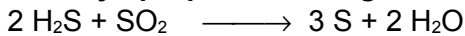
<http://de.wikipedia.org/wiki/Mangan>

Symproportionierung und Disproportionierung

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.

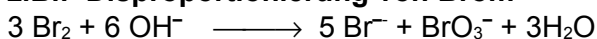
z.B.: Symproportionierung von Schwefel



b) Disproportionierung:

Ein Element wird gleichzeitig oxidiert und reduziert.

z.B.: Disproportionierung von Brom



Aufgaben:

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:

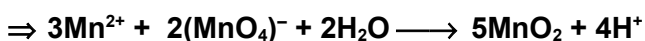
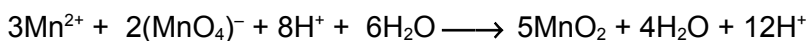
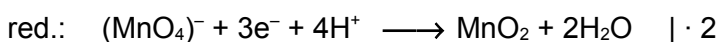
Lösung:



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

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

Im sauren Milieu:



Im alkalischen Milieu entsprechend:



Zusatzinformationen:

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

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 OZ des Schwefels in beiden Verbindungen 2 ist!“ Stimmt diese Aussage? Begründe.
4. Kaliumpermanganat reagiert im alkalischen Milieu mit Sulfiten 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!

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 OZ des Schwefels in beiden Verbindungen 2 ist!“ Stimmt diese Aussage? Begründe.
4. Kaliumpermanganat reagiert im alkalischen Milieu mit Sulfiten 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 RG. 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 ;-)

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 RG.
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!
5.
 - Bromat = BrO_3^-
6.
 - Dichromat = $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^-$

Übungsaufgaben Redoxreaktionen

1) Formuliere für die angegebenen Reaktionen Teilgleichungen für die Oxidation und Reduktion und die Redoxgleichung für diese Reaktion.

Kennzeichne in der Redoxreaktion Reduktionsmittel und Oxidationsmittel.

- a) Aluminium reagiert mit Chlor zu Aluminiumchlorid.
- b) Leitet man Chlorgas in Ammoniakgas ein, so kommt es zur Bildung von Stickstoff und Chlorwasserstoffgas.
- c) 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).
- d) Schwefelwasserstoff wird in Chlorwasser eingeleitet. Als Reaktionsprodukt entstehen Chloridionen und ein gelber Feststoff.

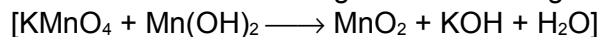
2) Reaktion einer Kaliumpermanganatlösung mit Wasserstoffperoxidlösung im alkalischen Medium. Es entsteht Braunstein (MnO_2) und Sauerstoff.

3) Chlor reagiert mit Natronlauge. Es entsteht Chlorid und Hypochlorit (OCl^-)

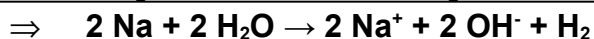
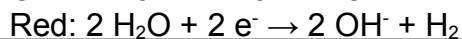
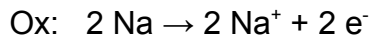
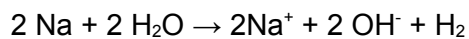


(Disproportionierung)

4) Erstelle die korrekte Gleichung aus dieser Vorgleichung:



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



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

Sehr wichtige Beispiele aus der Natur:

Photosynthese: $E + 6 \text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$

Zellatmung: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \longrightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + E$

Alkoholische Gärung: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \longrightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + E$

Beispiele aus der Technik:

- Alle Formen der Metallgewinnung aus Erzen
- Korrosionsprozesse
- Stromerzeugung durch Batterien oder Akkumulatoren (z.B. Brennstoffzelle)

Eine seltsame Reaktion

Wird das hochreaktive Gas Fluor in Natronlauge geleitet, so entsteht das ebenfalls recht reaktive Gas OF_2 .

- a) Welche Oxidationszahlen liegen vor? Bist Du Dir sicher?
- b) Welcher Name ist passender: „Sauerstofffluorid“ oder „Difluoroxid“? Begründe anhand der Säurerestformeln.
- c) Erstelle die Redoxreaktionsgleichung.
- d) Mit Wasser bildet das Gas OF_2 schnell und vollständig Fluorwasserstoff.
Erstelle die Reaktionsgleichung und bestimme, ob eine Redoxreaktion vorliegt.
- e) 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>

Manganometrie

Ein analytisches Verfahren zur quantitativen Bestimmung der Konzentration von Fe²⁺-Ionen in Lösungen ist die Titration mit einer KmnO₄-Lösung bekannter Konzentration. Dabei macht man sich die Reaktion $\text{MnO}_4^- + 5\text{e}^- + 8\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 12\text{H}_2\text{O}$ 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!)

Abschließender Vergleich

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 ⁺
Nur Grundkurs und Leistungskurs:	
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: Konzentrationsglieder 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 $\text{pH} = \text{pK}_s + \lg \frac{[\text{Base}]}{[\text{Säure}]}$

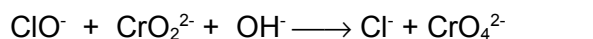
Wiederholungsfragen, bis der Arzt kommt :-)

1. Wie bestimmt man Ionenladungen?
2. Wiederhole die Dissoziationsgleichungen der Säuren und Laugen
3. Erstelle eine Übersicht mit Ionenladungen der Säurereste
4. Was ist eine „Ionenbindung“?
5. Wiederhole die „Zusammensetzung der Salze“
6. Was sind Oxidationszahlen? Wiederhole alle Regeln zum Bestimmen von Oxidationszahlen
7. Bestimme die Oxidationszahlen von:

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 ,

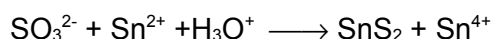
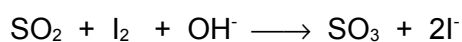
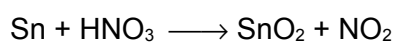
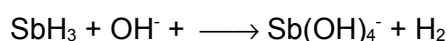
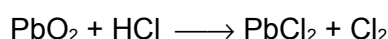
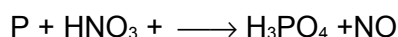
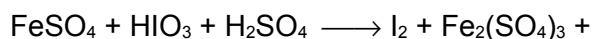
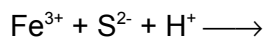
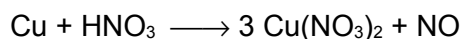
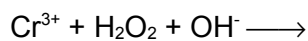
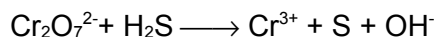
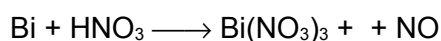
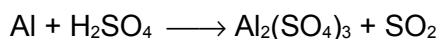
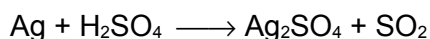
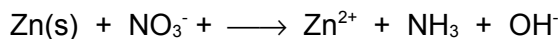
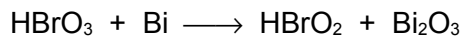
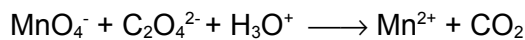
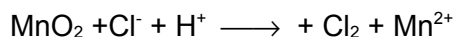
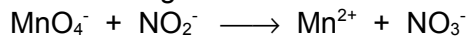
Al_2O_3 , Mg , H_2O , H_2SO_3 , H_2S , H_3PO_3 , H_2O_2 , S_8 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , CaHPO_4 .

8. Definiere die Begriffe Oxidation, Reduktion und Redoxreaktion
9. Wiederhole die Schritte zum Erstellen der Reaktionsgleichungen
10. Wiederhole Dir bekannte Redoxreaktionen und erstelle die passenden Reaktionsgleichungen.
11. Erstelle die Gleichung der Zellatmung. Ist dies eine Redoxreaktion? Beweise es!
12. Löse folgende Reaktionsgleichungen:



13. Wie kann man Metalle hinsichtlich ihres Oxidationsvermögens/ Reduktionsvermögens untersuchen (also ihres unedlen/ edlen Charakters)?

14. Löse die folgenden Redoxreaktionen:



Lösungen: