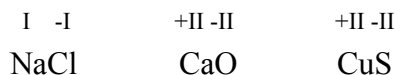


1 Redoxzahlen in Kohlenstoffverbindungen

1.1 Was sind Oxidationszahlen?

Ionenverbindungen wie Kochsalz enthalten Atome, die Elektronen entweder aufgenommen oder abgegeben haben, um eine Edelgaskonfiguration zu erreichen. Beispielsweise besteht Natriumchlorid ja aus Na^+ -Ionen und Cl^- -Ionen. Man kann auch schreiben: $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$. Eine andere Terminologie oder Schreibweise ist die der so genannten Redox-Zahlen, in denen die Ladung der einzelnen Ionen *über* die Ionen geschrieben wird, und zwar als *römische Ziffern*:



Aufgabe: Erläutere bitte, warum das Sulfid-Ion die Ladung -II trägt und woran man das ablesen kann; es gibt zwei Erklärungsmöglichkeiten. Übertrage in die obige Schreibweise $\text{K}^+ \text{Br}^-$ und SrCl_2 .

H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0

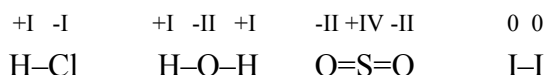
Abbildung 1: Elektronegativitäten im Periodensystem. Die für uns wichtigen Daten sind hervorgehoben.

1.2 Oxidationszahlen in kleinen Molekülen

Die Schreibweise der Oxidationszahlen kann auch auf Verbindungen angewendet werden, die nicht Ionen-Verbindungen sind. Beispielsweise auf das HCl-Molekül: Obwohl es sich um eine kovalente Molekülbindung handelt, die das H-Atom mit dem Cl-Atom verbindet, angedeutet durch den Strich zwischen H und Cl:



kann man – formal – dem elektronegativeren Partner das Elektronenpaar zuordnen, *obwohl die Elektronegativitäten eine kleinere Differenz als 1,7 aufweisen*. Da es sich bei HCl um ein Gas und nicht um ein Salz handelt, ist die Ionenschreibweise $\text{H}^+ \text{Cl}^-$ offensichtlich unrichtig. Hingegen bringt für den Chemiker die folgende Schreibweise zum Ausdruck, welcher Partner jeweils weniger von dem Bindungselektronenpaar profitiert (positive Ladung) und welcher mehr (negative Ladung):



Auch hier müssen sich die Ladungen natürlich ausgleichen. Eine Besonderheit stellen die Elemente dar, die als Moleküle vorkommen: In einer Iod-Iod-Bindung haben beide Iod-Atome die gleiche Elektronegativität und teilen sich daher die beiden Bindungselektronen brüderlich. So ist ihre formale Ladung gleich 0.

Aufgabe: Schreibe die Oxidationsstufen der Elemente über die folgenden Verbindungen: Schwefelwasserstoff H_2S , Ammoniak NH_3 , Methan CH_4 , Stickstoff N_2 und Stickstoffmonoxid NO .

1.3 Oxidationszahlen in Kohlenstoffverbindungen

Manchmal hilft diese Regel der einfachen Aufteilung aber nicht weiter: Beispielsweise beim Trinkalkohol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ist nicht offensichtlich, welche Atome welche Oxidationsstufe tragen; auch wenn davon ausgegangen werden kann, dass Sauerstoff als elektronegativstes Element die Oxidationsstufe -II annimmt und Wasserstoff als elektropositivstes Element sein einziges Elektron abgibt und damit die Oxidationsstufe +I annimmt. Also frisch ans Werk, werfen wir einen Blick auf das Ethanol-Molekül (s.u.). ;-)

In Beispiel 1 ist angedeutet, dass die Elektronen der Bindung zwischen Wasserstoff und Sauerstoff *ganz* dem Kohlenstoff zugerechnet werden, da dieser elektronegativer ist als Wasserstoff. Damit verfügt das Wasserstoffatom über gar kein Elektron mehr, hat also *eines weniger* als es seiner Hauptgruppe entspricht. Da ein Elektron mit einer negativen Ladung fehlt, ist es einfach positiv geladen – demnach hat es die Oxidationsstufe +I. Wohlgermerkt handelt es sich um *gedachte* Ladungen, denn Ethanol ist **keine Ionenverbindung**.

In Beispiel 2 wird die Oxidationsstufe von Sauerstoff bestimmt. Sauerstoff als elektronegativstes enthaltenes Element erhält im Streit um die Bindungselektronen jeweils den Zuschlag: Sowohl in der Auseinandersetzung mit dem

Kohlenstoff- als auch mit dem Wasserstoffatom. Zählt man die Bindungselektronen, so kommt man auf 4 Striche = 8 Elektronen. Das aber sind 2 Elektronen mehr als es der Stellung des Sauerstoffs in der 6. Hauptgruppe zukommt. Das sind auch zwei negative Ladungen zu viel, und damit ist die Oxidationsstufe des Sauerstoffatoms hier -II.

Beispiel 3 zeigt, wie die Oxidationsstufe des linken Kohlenstoffatoms bestimmt wird. Hierbei tritt der Sonderfall auf, dass sich zwei Kohlenstoffatome um ein Bindungselektronenpaar streiten. Da beide natürlich die gleiche Elektronegativität aufweisen, wird das Elektronenpaar brüderlich geteilt. Aus der Anzahl der zur Verfügung stehenden Elektronen und der Hauptgruppe, in der Kohlenstoff steht, lässt sich berechnen, dass das linke Kohlenstoffatom 7 Elektronen hat, also 3 mehr als der Hauptgruppe entspricht, und es deswegen die Oxidationsstufe -III hat.

Weise nun nach, dass das andere Kohlenstoffatom in Beispiel 4 die Oxidationsstufe -I hat!

Beispiel 1: H [+I]	Beispiel 2: O [-II]	Beispiel 3: C [-III]	Beispiel 4 [-I]

Abbildung 2: Oxidationsstufen im Ethanol-Molekül

1.4 Wozu man das braucht...(!)

Redox-Reaktionen können auch mit diesen Molekülen aus der organischen Chemie ablaufen. Beispielsweise wird im Körper der Trinkalkohol zu Ethanal oxidiert, und Ethanal zu Ethansäure. Ethanol ist für den Körper giftig und ruft Fehlschaltungen im Gehirn hervor, die Ethansäure hingegen – Essigsäure – kann vom Körper weiterverarbeitet werden. Dass es sich hierbei um Oxidationen handelt, sieht man, wenn man die Oxidationszahl am jeweils rechten Kohlenstoffatom miteinander vergleicht: Diese steigt von -I auf +I; dies gilt genau so als Oxidation wie die Änderung der Ladung bei der Verbrennung von Magnesium:



Methan [-IV]	Methanol [-II]	Methanal (Formaldehyd) [0]	Methansäure (Ameisensäure) [+II]
Ethan [-III][-III]	Ethanol (Trinkalkohol) [-III][-I]	Ethanal [-III][+I]	Ethansäure (Essigsäure) [-III][+III]

Abbildung 3: Redoxzahlen der Kohlenstoffatome in einigen Kohlenstoffverbindungen. Von links nach rechts nimmt die Oxidationsstufe am Kohlenstoffatom jeweils um +II zu.

EINE ERHÖHUNG DER OXIDATIONSSTUFE EINES ATOMS BEDEUTET, DASS DIESES IN EINER CHEMISCHEN REAKTION OXIDIERT WORDEN IST!

Definition: Ändern sich also in einer chemischen Reaktion die Oxidationsstufen der beteiligten Atome oder Ionen, so handelt es sich um eine Redox-Reaktion.

Am besten: Ausprobieren!

Geräte:

- Reagenzgläser
- Brenner
- Streichhölzer
- Reagenzglasklammer

Chemikalien:

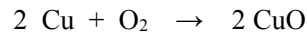
- Kupferblech
- Alkohol

Hinweis zur Entsorgung: Die Lösungen können nach Verwendung im Ausguss entsorgt werden.
Sicherheitshinweis: Halte Alkohol und Brenner weit voneinander entfernt! Schutzbrille!

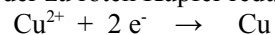
Oxidation und Reduktion von Kupfer

Versuchsanleitung erst GANZ lesen und eine „Trockenübung“ machen, sonst klappt dieser Versuch nie!

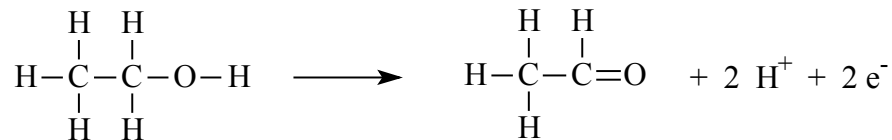
1. In ein Reagenzglas wird etwa 1 cm Alkohol gegeben. Das RG wird in einen RG-Ständer gestellt.
2. Ein Kupferblech wird zunächst gereinigt, bis das blanke Metall zu sehen ist. Dann wird es mit einer Reagenzglasklammer in die Brennerflamme gehalten und zur Rotglut erhitzt. Es bildet sich eine schwarze Schicht von Kupfer(II)-Oxid, CuO. Darin sind Cu²⁺-Ionen enthalten:



3. Zur Reduktion wird das Blech noch einmal erhitzt und dann *noch heiß* in das Reagenzglas mit Alkohol fallen gelassen. Dabei wird Kupferoxid wieder zu roten Kupfer reduziert:



Das Blech wird wieder rot und kupferfarben. Auf der anderen Seite wird ein Kohlenstoff-Atom im Ethanol-Molekül oxidiert:

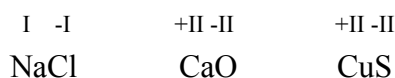


Aufgabe: Schreibe bitte die komplette Redox-Gleichung der Reduktion von Kupfer(II)-Oxid zu Kupfer und Ethanol zu Ethanal ins Heft!

2 Redoxzahlen in Kohlenstoffverbindungen

2.1 Was sind Oxidationszahlen?

Ionenverbindungen wie Kochsalz enthalten Atome, die Elektronen entweder aufgenommen oder abgegeben haben, um eine Edelgaskonfiguration zu erreichen. Beispielsweise besteht Natriumchlorid ja aus Na^+ -Ionen und Cl^- -Ionen. Man kann auch schreiben: $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$. Eine andere Terminologie oder Schreibweise ist die der so genannten Redox-Zahlen, in denen die Ladung der einzelnen Ionen *über* die Ionen geschrieben wird, und zwar als *römische Ziffern*:



Aufgabe: Erläutere bitte, warum das Sulfid-Ion die Ladung -II trägt und woran man das ablesen kann; es gibt zwei Erklärungsmöglichkeiten. Übertrage in die obige Schreibweise $\text{K}^+ \text{Br}^-$ und SrCl_2 .

H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0

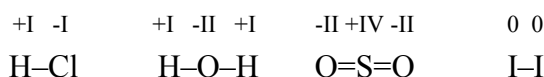
Abbildung 1: Elektronegativitäten im Periodensystem. Die für uns wichtigen Daten sind hervorgehoben.

2.2 Oxidationszahlen in kleinen Molekülen

Die Schreibweise der Oxidationszahlen kann auch auf Verbindungen angewendet werden, die nicht Ionen-Verbindungen sind. Beispielsweise auf das HCl-Molekül: Obwohl es sich um eine kovalente Molekülbindung handelt, die das H-Atom mit dem Cl-Atom verbindet, angedeutet durch den Strich zwischen H und Cl:



kann man – formal – dem elektronegativeren Partner das Elektronenpaar zuordnen, *obwohl die Elektronegativitäten eine kleinere Differenz als 1,7 aufweisen*. Da es sich bei HCl um ein Gas und nicht um ein Salz handelt, ist die Ionenschreibweise $\text{H}^+ \text{Cl}^-$ offensichtlich unrichtig. Hingegen bringt für den Chemiker die folgende Schreibweise zum Ausdruck, welcher Partner jeweils weniger von dem Bindungselektronenpaar profitiert (positive Ladung) und welcher mehr (negative Ladung):

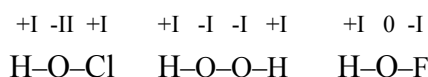


Auch hier müssen sich die Ladungen natürlich ausgleichen. Eine Besonderheit stellen die Elemente dar, die als Moleküle vorkommen: In einer Iod-Iod-Bindung haben beide Iod-Atome die gleiche Elektronegativität und teilen sich daher die beiden Bindungselektronen brüderlich. So ist ihre formale Ladung gleich 0.

Aufgabe: Schreibe die Oxidationsstufen der Elemente über die folgenden Verbindungen: Schwefelwasserstoff H_2S , Ammoniak NH_3 , Methan CH_4 , Stickstoff N_2 und Stickstoffmonoxid NO .

2.3 Oxidationszahlen in Valenzstrichschreibweisen bestimmen

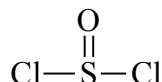
Manchmal hilft diese Regel der einfachen Aufteilung aber nicht weiter: Beispielsweise bei HOCl, der unterchlorigen Säure und dem Oxidationsmittel aus Klorix. Hier ist es notwendig, die Strukturformel zu notieren und abzuzählen, *wie viele Bindungen ein Bindungspartner auf Grund seiner höheren Elektronegativität für sich beanspruchen darf*. Für jede dieser „gewonnenen“ Bindungen sinkt seine Oxidationsstufe um -I, für jede „verlorene“ steigt sie um +I:



- HOCl: **Wasserstoff** verliert auf Grund der niedrigeren Elektronegativität den Kampf um das Bindungspaar gegen Sauerstoff. Wasserstoff hat also die Oxidationsstufe +I. **Sauerstoff** als elektronegativstes Element gewinnt den Kampf gegen H und auch gegen Cl und kann damit zwei Bindungen für sich beanspruchen. Da es natürlich 2 Elektronen in diese Bindungen mit eingebracht hat, kann es nur einen Gewinn von zwei zusätzlichen Elektronen verbuchen. Daher die Oxidationsstufe -II. **Chlor** verliert gegen Sauerstoff: Oxidationsstufe +I. Die Summe der Oxidationszahlen entspricht der Ladung des Moleküls: (+I) + (-II) + (+I) = 0. (Das Molekül ist ungeladen.)

2. Im Wasserstoffperoxid verliert der **Wasserstoff** jeweils gegen das Sauerstoffatom: Wasserstoff hat die Oxidationsstufe +I. **Sauerstoff** kann diese Bindung für sich reklamieren, seine Oxidationsstufe sinkt daher auf -I. Das Elektronenpaar zwischen den beiden Sauerstoffatomen bleibt ewiger Zankapfel: unentschieden, denn beide Partner verfügen über die gleiche Elektronegativität.

Aufgabe: Begründe die Oxidationsstufen für HOF. Wie lauten die Oxidationsstufen in Ammoniak (NH₃), und Thionylchlorid?



2.4 Wozu man das braucht...(!)

Oxidations- und Reduktionsreaktionen laufen nicht nur zwischen Metallionen, Metallen und Sauerstoff ab. Auch Iod reagiert – wie man seit der Fernsehwerbung weiß – mit Vanish-Oxi, respektive mit H₂O₂. Diese Verbindung ist der Wirkstoff von Vanish Oxi: Wasserstoffperoxid. Dabei läuft die folgende Oxidations-Reaktion ab:



Hier hat Iod seine Oxidationsstufe von 0 auf +I erhöht. Weise das nach!

EINE ERHÖHUNG DER OXIDATIONSSTUFE EINES ATOMS BEDEUTET, DASS DIESES IN EINER CHEMISCHEN REAKTION OXIDIERT WORDEN IST!

Dies bedeutet, dass es formal ein Elektron abgegeben haben muss. Verloren hat es dieses Elektron an den Sauerstoff, denn die Oxidationsstufe des Sauerstoffs in H₂O₂ ist -I, in HOI hingegen ist sie -II.

Definition: Ändern sich also in einer chemischen Reaktion die Oxidationsstufen der beteiligten Atome oder Ionen, so handelt es sich um eine Redox-Reaktion. Am besten: Ausprobieren!

Geräte:

- Reagenzgläser, Spatel

Chemikalien:

- Iod-Lösung, I₂. Iod ist in Lösung tiefbraun, während HIO (Hypoiodige Säure) farblos ist;
- Wasserstoffperoxid-Lösung
- Natriumcarbonat als Katalysator

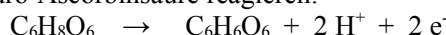
Hinweis zur Entsorgung: Die Lösungen können nach Verwendung im Ausguss entsorgt werden.

Versuch 1: Oxidation von Iod

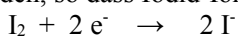
1. Version 1 fürs Fernsehen: „Zu einer ganzen Flasche Iod gebe man eine Schaufel Vanish Oxi...“
Version 2 für die Schule: In einem Reagenzglas werden zu 1 cm Iod-Lösung einige Tropfen Wasserstoffperoxid-Lösung gegeben.
2. Dazu gibt man eine Spatelspitze Natriumcarbonat. Beobachtung?

Versuch 2: Reduktion von Iod

Iod kann auch zu farblosen Iodid-Ionen I⁻ reduziert werden. Dazu benötigt man ein starkes Reduktionsmittel (ein so genanntes Antioxidationsmittel) wie Ascorbinsäure (Vitamin C). Ascorbinsäure C₆H₈O₆ kann unter Abgabe von 2 Elektronen und 2 Protonen zu Dehydro-Ascorbinsäure reagieren:



Diese können von Iod aufgenommen werden, so dass Iodid-Ionen entstehen:



1. In ein Reagenzglas wird ca. 0,5 cm Iod-Lösung gegeben.
2. Dazu wird eine Spatelspitze Ascorbinsäure gegeben. Nach Umschütteln bestaune man die gleiche Entfärbung wie bei Vanish-Oxi und freue sich daran, dass der Effekt nicht auf einer Oxidation sondern einer Reduktion beruht: Vanish Zitron-Redxi ist geboren, Halleluja!

Aufgabe: Stelle die Gesamtgleichung der Reduktion von Iod durch Ascorbinsäure auf!

3 Oxidation und Reduktion von Metallionen

Die meisten Metalle der Hauptgruppen bilden Kationen, die ihrer Hauptgruppennummer entsprechen: So bildet Natrium aus der I. Hauptgruppe ein Na^+ -Ion, Calcium aus der II. Hauptgruppe Ca^{2+} -Ionen und Aluminium aus der III. Hauptgruppe Al^{3+} -Ionen, indem diese Metalle in einer Oxidationsreaktion die entsprechende Anzahl an Elektronen abgeben:



Bei den Nebengruppenelementen ist dies nicht so eindeutig: Zwar können diese Metalle auf Grund der Tatsache, dass sie 2 Elektronen auf der äußersten Schale tragen, auch 2 Elektronen abgeben, was die Existenz der grünen Fe^{2+} - oder blauen Cu^{2+} -Ionen erklärt; doch existieren daneben auch Fe^{3+} -Ionen (rostrot) und Cu^+ -Ionen (braunrot).

In einem Salz wie FeCl_3 lässt sich die Ladung des Ions trotzdem leicht ermitteln, denn die positive Ladung des Kations muss die negative Ladung der Anionen genau kompensieren. Da das Chlorid-Ion einfach negativ geladen ist, muss demzufolge in FeCl_3 das Eisen-Ion dreifach positiv geladen sein. Man spricht in diesem Falle auch von Eisen(III)-Chlorid, im Gegensatz zu Eisen(II)-Chlorid FeCl_2 . Die Ladung der Anionen lässt sich übrigens an der Protonenzahl (**H**) der entsprechenden Säure ablesen!

Säure	Protonen	Name	Säurerest-Anion	Name	Ladung
HCl	1	Salzsäure	Cl^-	Chlorid-Ion	-1
HNO_3	1	Salpetersäure	NO_3^-	Nitrat-Ion	-1
H_2SO_4	2	Schwefelsäure	SO_4^{2-}	Sulfat-Ion	-2
H_3PO_4	3	Phosphorsäure	PO_4^{3-}	Phosphat-Ion	-3
H_2O	2	Wasser(!)	O^{2-}	Oxid-Ion	-2

Diese Tabelle wird zukünftig bei allen Schülern als bekannt vorausgesetzt!

Fragen

Welche Oxidationsstufe hat Kupfer in Kupfersulfat CuSO_4 ? Welches der Kupferoxide CuO und Cu_2O ist das Kupfer(I)-Oxid und welches das Kupfer(II)-Oxid?

Oxidation

Bei der Oxidation eines Metallions wie etwa des Eisen(II)-Ions Fe^{2+} werden ein oder mehrere Elektronen an ein *Oxidationsmittel* abgegeben. Oder anders ausgedrückt: Oxidationsmittel sind in der Lage, einem Stoff Elektronen zu entreißen.

An Eisen-Ionen lässt sich dieser Prozess sehr schön beobachten, denn das Eisen(II)-Ion (Fe^{2+}) hat eine schöne, blassgrüne Farbe, während Eisen(III)-Ionen (Fe^{3+}) eine widerliche, bräunliche Färbung zeigen:

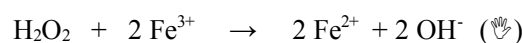


Diese Reaktionsgleichung sagt aus, dass sowohl Fe^{2+} unter Elektronenabgabe zu Fe^{3+} reagieren kann, als auch umgekehrt Eisen(III)-Ionen unter Elektronenaufnahme zu Eisen(II)-Ionen zurückreagieren können.

Für die Oxidation wird nun ein Stoff benötigt, der dem Eisen(II)-Ion ein Elektron zu entreißen vermag; ein solches Oxidationsmittel ist das beispielsweise in Vanish-Oxi enthaltene Wasserstoffperoxid (H_2O_2). Dieses reagiert unter Elektronenaufnahme wie folgt:



Da H_2O_2 pro Molekül 2 Elektronen für seine eigene Reduktion benötigt, muss es demzufolge mit 2 Eisen(II)-Ionen reagieren:

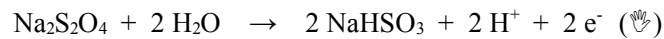


Entsprechend lässt sich beobachten, dass sich eine blassgrüne Lösung von Eisen(II)-Ionen schlagartig rotbraun färbt, wenn Vanish-Oxi hinzugefügt wird (Versuch 1).

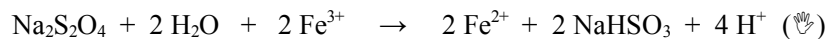
Reduktion

Die in Versuch 1 hergestellten Eisen(III)-Ionen können mit einem geeigneten Reduktionsmittel wieder zu Fe^{2+} -Ionen reduziert werden. Dazu muss das Eisen(III)-Ion als 3fach positiv geladenes Ion irgendwoher ein Elektron

bekommen; also von einem Stoff, der in einer chemischen Reaktion Elektronen abgeben kann. Ein solcher Stoff (der *Reduktionsmittel* genannt wird!) ist Natriumdithionit, das unter Elektronabgabe zu Natriumhydrogensulfit reagiert:



Da auch das Natriumdithionit pro Molekül 2 Elektronen bei seiner eigenen Oxidation abgibt, kann es auch 2 Eisen(III)-Ionen zu Eisen(II)-Ionen reduzieren:



Entsprechend lässt sich beobachten, dass sich eine rote Lösung von Eisen(III)-Ionen bei der Zugabe von Natriumdithionit langsam wieder entfärbt und grünlich wird (Versuch 2).

Geräte:

- Reagenzgläser, Spatel

Chemikalien:

- Fe^{2+} -Ionen aus Ammoniumeisen(II)-sulfat, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$;
- „Vanish-Oxi“, enthält H_2O_2 als Oxidationsmittel;
- Natriumdithionit, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$;
- Zinkchlorid-Lösung (Lösung von ZnCl_2 , enthält Zn^{2+} -Ionen und Cl^- -Ionen)

Hinweis zur Entsorgung: Die Lösungen können nach Verwendung im Ausguss entsorgt werden.

Versuch 1

1. Zu einer Spatelspitze Ammoniumeisen(II)-Sulfat werden in einem Reagenzglas 2 cm Wasser gegeben. Es wird so lange umgeschüttelt, bis sich das Salz vollständig gelöst hat.
2. Zu dieser Eisen(II)-Ionenlösung werden einige Körnchen Vanish-Oxi gegeben, das H_2O_2 als Oxidationsmittel enthält. Es wird umgeschüttelt, bis sich die Körnchen größtenteils gelöst haben und eine bleibende Farbänderung eingetreten ist.

Versuch 2

3. Die Lösung aus Versuch 1 wird mit einer Spatelspitze Natriumdithionit als Reduktionsmittel versetzt. Man schüttelt um, bis eine bleibende Farbänderung eingetreten ist.

Versuch 3

Die meisten Tinten enthalten Farbstoffe, die zu farblosen Substanzen reduziert werden können.

1. Zwei Reagenzgläser werden mit 2 cm Wasser gefüllt. Dazu wird eine winzige Menge Tinte gegeben.
2. Der einen Lösung werden einige Körnchen Vanish-Oxi zugefügt, der anderen Natriumdithionit.

Aufgaben

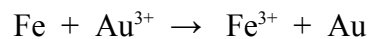
1. Kann eure Tinte oxidiert oder reduziert werden? Ist Vanish-Oxi tatsächlich zur Entfernung aller Flecken geeignet?
2. Auf deine Jeans ist im Chemieunterricht Natriumdithionit-Lösung getropft und hat einen weißen Fleck erzeugt. Ist es eine gute Idee, den Fleck mit Tinte zu übermalen, oder gibt es eine andere, elegantere Lösung, den Fleck zu beseitigen? Ist es gar eine gute Idee, den Fleck sofort auswaschen zu wollen?

4 Redoxreaktionen zwischen Metallen und Metallionen: Vom Edlen und Schönen

Schmuck wird gelegentlich vergoldet - auch Stahlfedern für Füllfederhalter und sogar die Kontakte von hochwertigem Hi-Fi-Equipment werden vergoldet, denn:

1. Die Oberfläche bleibt ständig schön (wichtig für Schmuck);
2. Die Oberfläche verändert ihre Eigenschaften nicht bezüglich der Benetzbarkeit - die Tinte fließt immer gleichmäßig aus einer Füllfederhalter-Feder;
3. Die Oberfläche oxidiert auch nicht und bleibt daher ständig elektrisch leitend; daher gibt es bei Goldkontakten kaum Qualitätsverluste und kein zusätzliches Knacksen und Rauschen, wenn ein Kopfhörer mit vergoldetem Stecker in eine vergoldete Buchse gesteckt wird.

Wenn auf chemischem Wege vergoldet wird, (also nicht durch auflegen von Blattgold, wie in der Kunst üblich), so wird das zu vergoldende Werkstück in ein Bad einer Goldchlorid-Lösung gelegt. Das Eisen eines Edelstahl-Rings würde dann mit den Gold-Ionen des Bades wie folgt reagieren:



In dieser Reaktion überträgt das ungeladene Eisenatom drei Elektronen auf das Gold-Ion. Dabei entsteht ein dreifach positiv geladenes Eisen-Ion sowie ein Goldatom. Da diese Reaktion nur abläuft, wenn ein Gold-Ion einem Eisenatom an dem Stahl-Werkstück nahekommt, läuft diese Reaktion unmittelbar an der Oberfläche des Stahls ab, wo sich die entstehenden Goldatome absetzen. Es entsteht mit der Zeit ein dichter Überzug an Goldatomen: Der Stahl erscheint vergoldet. Im gleichen Maße, wie sich Goldatome auf der Oberfläche absetzen, gehen aber Eisen-Ionen aus dem Stahl in Lösung.

- **Bitte erstelle jetzt eine Zeichnung, wie an der aus Eisenatomen bestehenden Stahloberfläche Gold-Ionen durch Aufnahme von Elektronen zu Goldatomen werden. (Elektronen werden vom Eisen abgegeben und vom Goldion aufgenommen, die entstehenden Eisenionen gehen in die Lösung über und das entstandene Goldatom lagert sich am Eisen an.)**

Die Reaktion zwischen Gold-Ionen und Eisen ist nicht ohne weiteres umkehrbar: Ein goldener Ehering löst sich beispielsweise nicht in einer Lösung von Eisen-Ionen auf oder überzieht sich mit eine Eisenschicht, und auch Silberringe verschwinden nicht, wenn sie in eine Suppe fallen, nur weil diese Natrium-Ionen aus dem Kochsalz enthält. Im folgenden Experiment sollt ihr herausfinden, in welcher Richtung solche Reaktionen ablaufen, und welches allgemeine Prinzip dahintersteckt.

Geräte:

- Becherglas, Schmirgelpapier

Chemikalien:

- Silber, Kupfer, Zink (als Bleche); ein Eisennagel und ein großes Stück Edelstahl
- Silbernitrat-Lösung (Lösung von AgNO_3 , enthält Ag^+ -Ionen und NO_3^- -Ionen),
- Kupfersulfat-Lösung (Lösung von CuSO_4 , enthält Cu^{2+} -Ionen und SO_4^{2-} -Ionen),
- Zinkchlorid-Lösung (Lösung von ZnCl_2 , enthält Zn^{2+} -Ionen und Cl^- -Ionen)

Hinweis zur Entsorgung: Die Lösungen müssen nach Gebrauch ins Sammelgefäß für Schwermetallsalze verbracht werden. Ag^+ und Cu^{2+} sind für Mikroorganismen giftig und beeinträchtigen daher die biologische Gewässeraufbereitung in der Kläranlage!

Durchführung

In ein 100 mL-Becherglas werden ca. 20 mL einer Metallsalz-Lösung gegeben. In diese Lösung werden nacheinander Bleche anderer Metalle gestellt und beobachtet, ob sich (innerhalb von etwa einer Minute) ein Metallüberzug aus der Metallsalzlösung bildet.

Es werden alle Kombinationen aus Metallsalzlösung und Blech durchprobiert und das Ergebnis in der folgenden Tabelle markiert.

Beobachtung

Blech	Ionen (Lösung)		
	Cu^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+
Cu	*		
Zn		*	
Ag			*
Fe (rein)			
Fe (Edelstahl)			

Legende: + reagiert; - reagiert nicht; * Reaktion nicht durchgeführt/nicht sinnvoll

Aufgaben

- Erstellt ein Schema (eine Graphik, Abbildung, Diagramm, Tabelle... wie die Darstellung „edel – unedel“ aus einer der letzten Stunden), aus dem allgemein abzuleiten ist, welche Metalle (Ag, Cu, Zn) mit welchen Metallionen reagieren können und welche nicht.
- Ordne in dieses Schema auch Eisen (Fe) und Edelstahl (Fe*) ein.
- Erkläre die Namensähnlichkeit zwischen den *Edelmetallen* und *Edelstahl*.
- Arbeite einen Versuch aus und schreibe eine vollständige Anleitung nieder (wie oben mit Chemikalien, Geräten, Durchführung, Sicherheits- und Entsorgungshinweisen), wie sich herausfinden ließe, wie das Metall Blei in dieses Schema einzuordnen ist. Dazu ist eine Recherche im Schulbuch und Internet notwendig (→ Hausaufgabe).
- Erläutere bitte schriftlich die Für und Wider einer Durchführung dieses Experiments im Schulunterricht. Zeige dabei Alternativen auf, wie man grundsätzlich jemandem demonstrieren und erklären könnte, wie man ein Metall in Euer Schema einzuordnen hat.