

# REDOX-REAKTIONEN

In den letzten Wochen haben wir uns mit Säure-Base-Reaktionen und Redoxreaktionen beschäftigt. Viele Phänomene in und um uns herum sind solche Redoxreaktionen. Nun müssen wir unseren bestehenden Konzepten noch ein Puzzlestück hinzu fügen, damit wir die Redoxreaktionen auch mit entsprechenden Gleichungen einfach beschreiben können.



Sowohl die Säure-Base-Reaktion, wie auch die Redoxreaktion basieren auf einem **Donator-Akzeptor-Konzept!** Bevor du dich weiter mit Redoxreaktionen auseinandersetzt wiederhole die entsprechenden Inhalte und beantworte für dich folgende Fragen:

- 1) Was wird bei Säure-Base-Reaktionen vom Donator- auf den Akzeptor übertragen? Wie definiert man die Begriffe Säure und Base auf der Teilchenebene?
- 2) Was wird bei Redoxreaktionen übertragen und wie sind die Begriffe Donator und Akzeptor bei Redoxreaktionen definiert?
- 3) Was ist eine Oxidationszahl eigentlich, wie ermittelt man Oxidationszahlen?



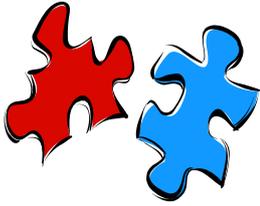
Wir haben mit den Oxidationszahlen nun schon das richtige Handwerkszeug zum Lösen von Redoxgleichungen, aber es braucht noch einige wesentliche Schritte, damit sich die Gleichung am Ende auch gleich ist.

In den nächsten zwei Stunden hast du Zeit dich mit der Redoxgleichung auseinander zu setzen. Danach solltest du eigenständig Redoxgleichungen lösen können! Vergiss also nicht zu Hause zu üben bzw. dir eigene Hausaufgaben zu stellen! Die Lösungen zu den Aufgaben kannst du zur Überprüfung bei deinem Lehrer erhalten bzw. von der Homepage des DHG (Fachbereich Chemie) herunterladen.

Quellen:

- Infoblatt „**So geht's: schrittweises Aufstellen von Redoxgleichungen**“
- Schulbuch **Chemie heute**, Seite 122
- [http://www.willstaetter-gymnasium.de/faecher/chemie/lernprogramm\\_redox.ppt](http://www.willstaetter-gymnasium.de/faecher/chemie/lernprogramm_redox.ppt)  
(Lernprogramm Redoxgleichungen aufstellen, Schrittweise Anleitung)





## Aufgaben zum Aufstellen von Redoxgleichungen

Nachdem du dich nun mit den Regeln vertraut gemacht hast, versuche die Gleichungen zu lösen. Die Lösungen sind bei deinem Lehrer zur Kontrolle erhältlich!

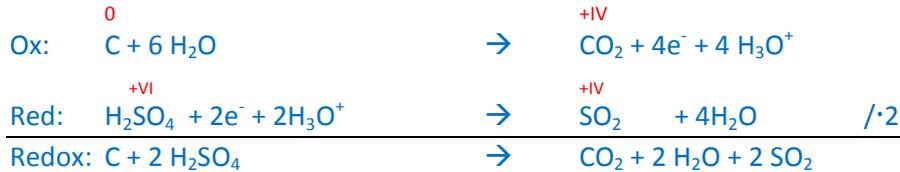
1. Ein Gemisch aus Holzkohle und konzentrierter Schwefelsäure wird erhitzt; es entsteht Kohlenstoffdioxid und Schwefeldioxid. Stelle die Gesamt- und Teilreaktionsgleichungen auf!
2. Beim Rosten, der „stillen Oxidation“ von Eisen entsteht Eisen(III)-oxid. Dabei reagiert Eisen mit dem Sauerstoff der Luft.  
 Eisen(III)-oxid in die zwei Ionen aufteilen, dann hast du die beiden Produkte!
3. In ein Reagenzglas wird eine leicht saure Kaliumiodid-Lösung eingefüllt und mit Stärkelösung versetzt. Beim Zugeben von Wasserstoffperoxid-Lösung ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) färbt sich diese plötzlich blauschwarz. Das Wasserstoffperoxid soll dabei vereinfacht zu Wasser reagieren!  
 Diesen Nachweis kennst du auch aus der Biologie: Mit Iodlösung kann man in Lebensmitteln enthaltene Stärke nachweisen!
4. Auf Braunstein ( $\text{MnO}_2$ ) wird konzentrierte Salzsäure getropft. Es entstehen Chlor und  $\text{Mn}^{2+}$ .  Der Säurerest der Salzsäure ist ein Edukt!
5. Hydrazin ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ), reagiert mit Bromat-Ionen ( $\text{BrO}_3^-$ ) in saurer Lösung zu gasförmigem Stickstoff und Bromid-Ionen.
6. Zu einer alkalischen Chrom(III)-chlorid-Lösung wird eine 10%ige Wasserstoffperoxid-Lösung gegeben. Die zunächst grüne Lösung verfärbt sich gelb, was auf Chromat-Ionen ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ) schließen lässt. (Wasserstoffperoxid wird zum Hydroxid-Ion reduziert)
7. Kupferrückstände löst man von der Wand eines Reagenzglases durch konzentrierte Salpetersäure. Dabei entstehen aus dem Kupfer und der Salpetersäure als Produkte Stickstoffmonoxid und Kupfer(II)-nitrat.
8. Leitet man Chlor in Natronlauge, so entstehen Chlorid-Ionen und Hypochlorit-Ionen ( $\text{ClO}^-$ )  Sonderfall „Komproportionierung“: 2x Chlor als Edukt, zwei verschiedene Produkte!.
9. Zu einer schwefelsauren Kaliumdichromat-Lösung ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) wird Natriumsulfit ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ) Lösung gegeben. Die orange Färbung, die auf das Dichromat-Ion zurückgeht, geht in eine Grünfärbung über, was auf Chrom(III)-Ionen schließen lässt, außerdem entstehen Sulfat-Ionen.  Begleitonen Kalium und Natrium weglassen!
10. Ammoniumchlorid reagiert in einer sauren Lösung mit einer Natriumnitrit ( $\text{NaNO}_2$ ) - Lösung; es entsteht in beiden Teilreaktionen Stickstoff.  Sonderfall: 2 Produkte reagieren zu einem Produkt! Begleitonen Natrium u. Chlorid weglassen!



## Lösungen zu den Redoxgleichungen

Oxidationszahlen jeweils nur für die relevanten Elemente dargestellt!

1. Ein Gemisch aus Holzkohle und konzentrierter Schwefelsäure wird erhitzt; es entsteht Kohlenstoffdioxid und Schwefeldioxid. Stelle die Gesamt- und Teilreaktionsgleichungen auf!



2. Beim Rosten, der „stillen Oxidation“ von Eisen entsteht Eisen(III)-oxid. Dabei reagiert Eisen bei Feuchtigkeit mit dem Sauerstoff der Luft.



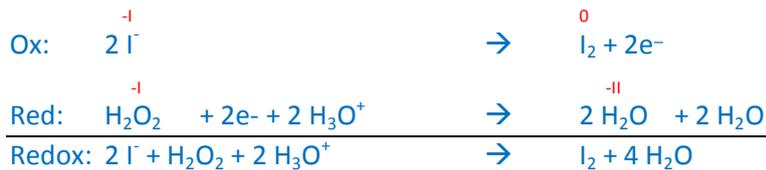
Eisen(III)-oxid in die zwei Ionen aufteilen, dann hast du die beiden Produkte!



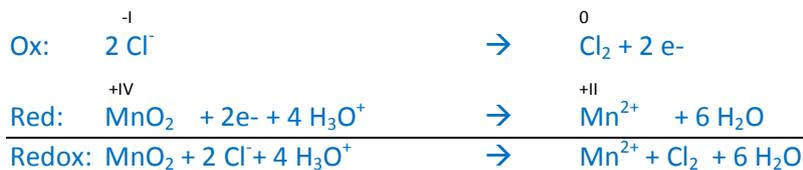
3. In ein Reagenzglas wird eine leicht saure Kaliumiodid-Lösung eingefüllt und mit Stärkelösung versetzt. Beim Zugeben von Wasserstoffperoxid-Lösung ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) färbt sich diese plötzlich blauschwarz. Das Wasserstoffperoxid soll dabei vereinfacht zu Wasser reagieren!



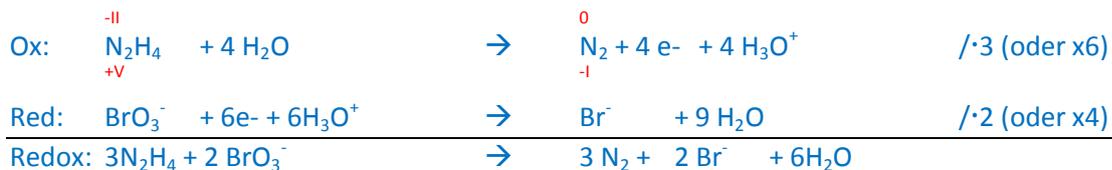
Diesen Nachweis kennst du auch aus der Biologie: Mit Iodlösung kann man in Lebensmitteln enthaltene Stärke nachweisen!



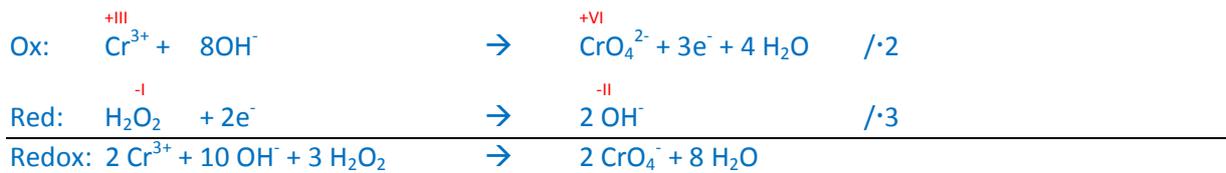
4. Auf Braunstein ( $\text{MnO}_2$ ) wird konzentrierte Salzsäure getropft. Es entstehen Chlor und  $\text{Mn}^{2+}$ .



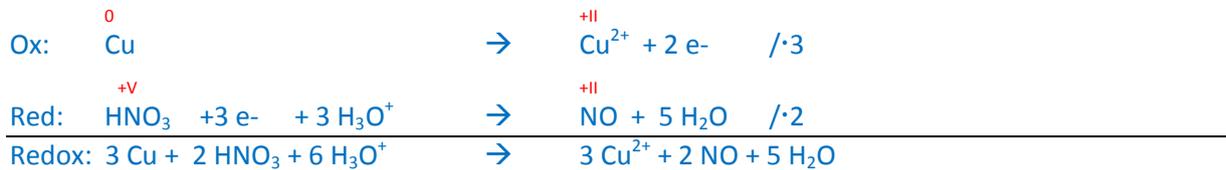
5. Hydrazin ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ), reagiert mit Bromat-Ionen ( $\text{BrO}_3^-$ ) in saurer Lösung zu gasförmigem Stickstoff und Bromid-Ionen.



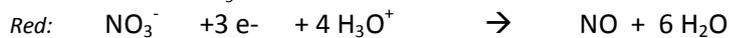
6. Zu einer alkalischen Chrom(III)-chlorid-Lösung wird eine 10%ige Wasserstoffperoxid-Lösung gegeben. Die zunächst grüne Lösung verfärbt sich gelb, was auf Chromat-Ionen ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ) schließen lässt. (Wasserstoffperoxid wird zum Hydroxid-Ion reduziert)



7. Kupferrückstände löst man von der Wand eines Reagenzglases durch konzentrierte Salpetersäure. Dabei entstehen aus dem Kupfer und der Salpetersäure als Produkte Stickstoffmonoxid und Kupfer(II)-nitrat.



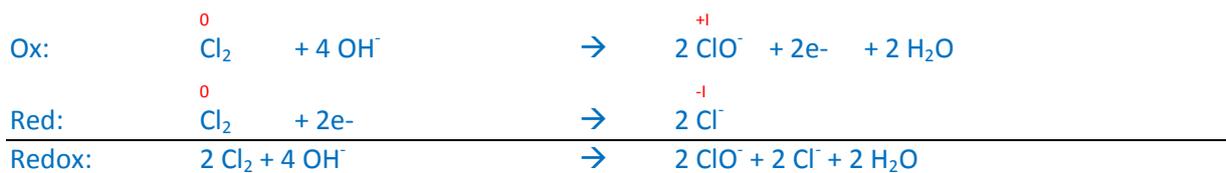
gleichwertige Alternative, da es bei der Redoxreaktion um die Elektronenzahl geht, nicht um die in großer Zahl im Wasser enthaltenen  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen oder um Wassermoleküle:



8. Leitet man Chlor in Natronlauge, so entstehen Chlorid-Ionen und Hypochlorit-Ionen ( $\text{ClO}^-$ )



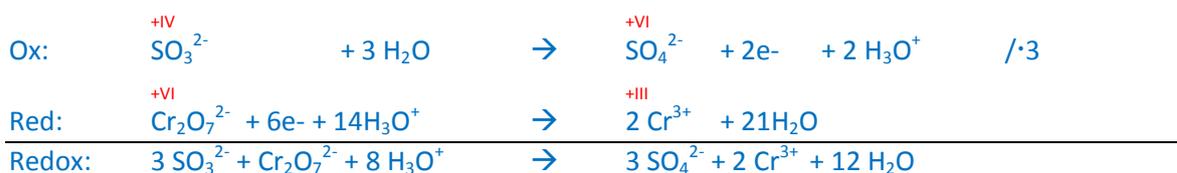
Sonderfall „Komproportionierung“: 2x Chlor als Edukt, zwei verschiedene Produkte!.



9. Zu einer schwefelsauren Kaliumdichromat-Lösung ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) wird Natriumsulfid ( $\text{Na}_2\text{S}$ ) Lösung gegeben. Die orange Färbung, die auf das Dichromat-Ion zurückgeht, geht in eine Grünfärbung über, was auf Chrom(III)-Ionen schließen lässt, außerdem entstehen Sulfat-Ionen.



Begleitonen Kalium und Natrium weglassen!



10. Ammoniumchlorid reagiert in einer sauren Lösung mit einer Natriumnitrit ( $\text{NaNO}_2$ ) -Lösung; es entsteht Stickstoff.

