



SCHOOL-SCOUT.DE

Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

Auszug aus:

*Regeln zum Aufstellen von Reaktionsschemen für Chemische
Reaktionen*

Das komplette Material finden Sie hier:

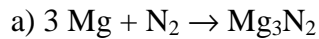
School-Scout.de



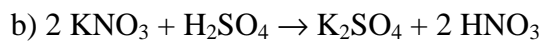
In den Formeln stehen die Elementsymbole für die Art und Anzahl der Atome. - kleine, nachgestellte Ziffern geben Atomzahlen- und Stoffmengenverhältnisse an, in denen sich die Atome bzw. Elementen zur Verbindung vereinigt haben.

In den Formelschemen stehen vor den Formeln der Ausgangs- und Endstoffe große Zahlen, die die Stoffmengenverhältnisse angeben, in denen die Atome, Moleküle und Ionen miteinander reagieren.

Beispiele (Formelschemata):



(Wortschema: Magnesium + Stickstoff → Magnesiumnitrid)



(Wortschema: Salpeter/Kaliumnitrat + Schwefelsäure → Kaliumsulfat + Salpetersäure)



(Wortschema: Kalk + Salpetersäure → Kalziumnitrat + Kohlendioxid + Wasser)

1) Voraussetzungen für das Erstellen des Schemas:

- a) Die Formeln der Ausgangsstoffe (Edukte) der Reaktion kennen
- b) Die Formeln des oder der Reaktions-Produkte (er)kennen können
- c) Oxidationszahlen bestimmen können (zur Identifikation von Reduktions- und Oxidationsmittel).

2) Erstellen von Redox-Reaktionsschemata auf oben genannter Grundlage:

Hier empfiehlt sich ein Vorgehen in folgender Reihenfolge (Ionen-Methode):

- 1) Gerüstgleichung erstellen,
- 2+3) Teilgleichungen für Elektronenabgabe und -aufnahme erstellen,
- 4) Atomzahlen ergänzen (H- und O-Atome),
- 5+6) Elektronen und ggf. Komplexgruppen ergänzen (Ausgleich der Atom- und Ladungszahlen),
- 7) kgV der Anzahl der ausgetauschten Elektronen bilden und Teilgleichungen multiplizieren,
- 8) multiplizierte Teilgleichungen addieren,
- 9) Elektronen und gleichartige Teilchen wegkürzen und
- 10) Richtigkeits-Kontrolle des Reaktionsschemas durch Abzählen der Atome und Ladungen.

Nach Einübung und durch Anwendung dieser Vorgehensweise lässt sich **jedes** beliebige Reaktionsschema für Redoxreaktionen erstellen - ohne Hunderte von Reaktionsschemen auswendig lernen zu müssen !!

Im Einzelnen werden folgende 10 Arbeitsschritte geleistet:

§1: Erstellen Sie eine **Gerüstgleichung**, die die Edukte und Produkte enthält, deren Elemente eine Änderung der Oxidationszahlen erfahren haben (also Elektronen ausgetauscht haben).

§2: Formulieren Sie die **Teilgleichung für die Oxidation** (Elektronenabgabe des Reduktionsmittels; Anwachsen der Oxidationszahl) - schreiben Sie das Element nur dann als freies Atom oder Ion auf, wenn es tatsächlich als solches vorliegt !

§3: Formulieren Sie die **Teilgleichung für die Reduktion** (Elektronenaufnahme des Oxidationsmittels, Reduzierung der Oxidationszahl) - schreiben Sie das Element nur dann als freies Atom oder Ion auf, wenn es tatsächlich als solches vorliegt !

§4: **Ergänzen** Sie jede Teilgleichung so, daß die **Atomzahlen** der einzelnen Elemente auf beiden Seiten gleich werden. In neutralen und sauren Lösungen können zum Ausgleich der Sauerstoff- und anschließend der Wasserstoff-Bilanz H_2O und H^+ -Teilchen hinzugefügt werden, in alkalischen Lösungen OH^-/H_2O . Bei diesem Ausgleichen keine Oxidationszahlen von H- und O-Atomen ändern ! (Bei überschüssigen O-Atomen also im Sauren und Neutralen H^+ hinzufügen und auf der anderen Seite H_2O entstehen lassen, im Alkalischen H_2O hinzufügen und dafür auf der anderen Seite OH^- entstehen lassen !)

§5: Bei Komplexen auf der anderen Seite die **Komplexgruppen** ergänzen (Keine Oxidationszahlen ändern!)

§6: Zum **Ausgleich der elektr. Ladungen** auf beiden Seiten der Teilgleichungen erforderliche Anzahlen von **Elektronen hinzufügen** (bei Elektronenaufnahme links, bei -abgabe rechts vom Reaktionspfeil); die Anzahl der Elektronen entspricht der Größe der **Oxidationszahlen-Änderung** des jeweiligen Elementes !

§7: Jede **Teilgleichung** so **multiplizieren**, daß die Anzahlen der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen sich entsprechen (**kgV** bilden !);

§8: Die beiden multiplizierten **Teilgleichungen addieren** und die auf beiden Seiten der Gleichung gleichartig auftauchenden Glieder wegekürzen. Alle Elektronen müssen sich nun ebenfalls streichen lassen !

§9: Sofern ein Reaktionsschema in Ionenschreibweise nicht genügt (z.B., weil die Masse von Edukten oder Produkten stöchiometrisch berechnet werden soll), sind die an der Reaktion nicht beteiligten Ionen auf beiden Seiten des Reaktionsschemas in gleicher Form und Anzahl zu **ergänzen**.

§10: **Kontrolle** der Richtigkeit **durch Abzählen** der Atomzahlen und Ladungen auf beiden Seiten.

Übungsbeispiele:

1) Erstellen Sie das Schema der Oxidation von Schwefelwasserstoff durch konz. Salpetersäure (u.a. zu Schwefel und Stickstoffmonoxid)

2) Erstellen Sie das Schema der Chlorherstellung aus Kaliumdichromatlösung und konz. Salzsäure

Lösung der zwei Übungsbeispiele; Erstellen von Reaktionsschemen nach der Ionen- /10 Schritte-Methode);

Beispiele:

a) Reaktion von HNO₃ mit H₂S,

b) Reaktion von Dichromat mit Salzsäure

Schritt	Vorgang	Ergebnis am gewählten Beispiel						
1	Gerüstgleichung erstellen:	$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$						
2	Oxidations -Teilgleichung: Ox.:	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$						
3	Reduktions -Teilgleichung: Red.:	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}$						
4	Atomzahlen - Ergänzungen:	<table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="width: 30%;">Ox.:</td> <td style="width: 30%;">$\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{S}$</td> <td style="width: 30%;"></td> </tr> <tr> <td>Red.:</td> <td>$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$</td> <td></td> </tr> </table>	Ox.:	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{S}$		Red.:	$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$	
Ox.:	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{S}$							
Red.:	$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$							
5	Komplexgruppen - Ergänzungen:	(entfällt hier)						
6	Ladungsausgleich:	<table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="width: 30%;">Ox.:</td> <td style="width: 30%;">$\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{S} + 2 \text{e}^-$</td> <td style="width: 30%;"></td> </tr> <tr> <td>Red.:</td> <td>$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$</td> <td></td> </tr> </table>	Ox.:	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{S} + 2 \text{e}^-$		Red.:	$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$	
Ox.:	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{S} + 2 \text{e}^-$							
Red.:	$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$							
7	kgV für e ⁻ bilden (Multipl.)	<table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="width: 30%;">3 x Ox.:</td> <td style="width: 30%;">$3 \text{H}_2\text{S} \rightarrow 6 \text{H}^+ + 3 \text{S} + 6 \text{e}^-$</td> <td style="width: 30%;"></td> </tr> <tr> <td>2 x Red.:</td> <td>$2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$</td> <td></td> </tr> </table>	3 x Ox.:	$3 \text{H}_2\text{S} \rightarrow 6 \text{H}^+ + 3 \text{S} + 6 \text{e}^-$		2 x Red.:	$2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$	
3 x Ox.:	$3 \text{H}_2\text{S} \rightarrow 6 \text{H}^+ + 3 \text{S} + 6 \text{e}^-$							
2 x Red.:	$2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$							
8	Addition d. Teilgleichungen:	<table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="width: 30%;">Redox:</td> <td style="width: 30%;">$3 \text{H}_2\text{S} + 2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 12 \text{e}^- \rightarrow 6 \text{H}^+$</td> <td style="width: 30%;"></td> </tr> <tr> <td></td> <td>$+ 3 \text{S} + 12 \text{e}^- + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$</td> <td></td> </tr> </table>	Redox:	$3 \text{H}_2\text{S} + 2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 12 \text{e}^- \rightarrow 6 \text{H}^+$			$+ 3 \text{S} + 12 \text{e}^- + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$	
Redox:	$3 \text{H}_2\text{S} + 2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 12 \text{e}^- \rightarrow 6 \text{H}^+$							
	$+ 3 \text{S} + 12 \text{e}^- + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$							
9	Kürzung:	$3 \text{H}_2\text{S} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{S} + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$						

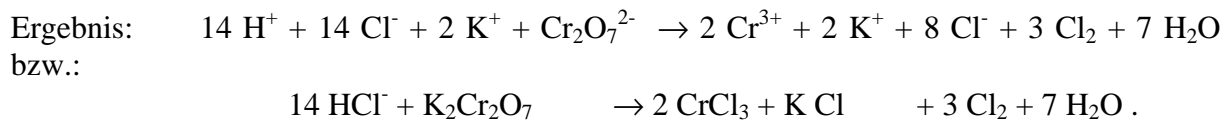
10 Richtigkeitskontrolle durch Abzählen: (je Seite 3 S-Atome, 2 N-, 6 O-Atome und 8 H⁺)

1	Gerüstgleichung erstellen:	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
2	Oxidations-Teilgleichung: Ox.:	$\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$
3	Reduktions-Teilgleichung: Red.:	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$

- 4 Atomzahlen-Ergänzungen: Ox.: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$
 Red.: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
- 5 Komplexgruppen-Ergänzungen: (entfällt hier)
- 6 Ladungsausgleich: Ox.: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$
 Red.: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
- 7 kgV für e^- bilden (Multiplikation) 3 x Ox: $6 \text{Cl}^- \rightarrow 3 \text{Cl}_2 + 6 \text{e}^-$
 1 x Red.: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
- 8 Addition d. Teilgleichungen: $14 \text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{Cl}^- + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Cl}_2 + 6 \text{e}^-$
- 9 Kürzung: $14 \text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Cl}_2$
- 10 Richtigkeitskontrolle durch Abzählen: (je Seite 14 H^+ , 2 Cr-Atome, 7 O- und 6 Cl-Atome)

Erweiterung auf volle, neutrale Stoffe:

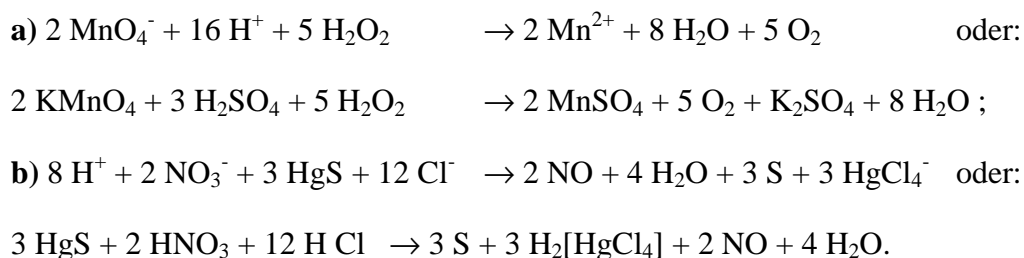
Die 14 Protonen werden in Form von Salzsäure zugegeben (14 x H Cl), von den 14 Chloridionen werden sechs Stück oxidiert. Daher sind auf beiden Seiten der Gleichung 8 Chloridionen zu ergänzen, die sich an der Reaktion nicht beteiligt haben. Entsprechend können beiderseitig 2 Kaliumionen ergänzt werden, um die Herkunft des Dichromations anzuzeigen.



Übungsbeispiele:

- a) H_2O_2 reagiert mit schwefelsaurer Kaliumpermanganatlösung,
 b) Zinnober (HgS) wird in Königswasser ($\text{HCl} + \text{HNO}_3$) gelöst, wobei u.a. der Tetrachloromercuratkomplex $[\text{HgCl}_4]^{2-}$ entsteht.

Weitere Lösungen:



Literaturtip: D.Schaum/J.Rosenberg: Übungen zur allgemeinen Chemie (380 ausführliche Beispiele mit Lösungen und 750 Ergänzungsaufgaben), Verlag McGraw-Hill Book Company (London, N.Y. u.a.), 1991, S. 86-97 (=Kapitel 10); ISBN 0-07-084374-0 WG 13000

Übungsaufgaben zu Redoxreaktionen:

1) Erstellen Sie die **Reaktionsschemen** folgender Redox- (und: Säure-Base- !)Reaktionen:

- a) Salzsäure + Soda, b) Salpetersäure + Kalk, c) Schwefelsäure + Salpeter, d) Kupferoxid + Schwefelsäure,
b) e) Kalilauge + Salpetersäure, f) Wasserstoff + Chlorgas, g) Magnesium + Stickstoff, h) Magnesium + Kohlendioxid, i) Eisenpulver + Kupferoxid, j) Silbernitratlösung + Blei (Blei wird zweiwertig), k) Salmiaksalz (Ammoniumchlorid) + Natronlauge, l) Schwefeltrioxid + Stickstoffmonoxid, u.a. zu Stickstoffdioxid, m) Silber + Bleioxid.

2) **Vervollständigen Sie** folgende **Reaktionsschemen** (Hier liegt der Schwierigkeitsgrad höher als in Aufg.1; Redoxreaktionen in **zwei** Teilschritten **Red**(uktion)/**Ox**(idation) formulieren):

- a) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ zu $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{FeS} + \text{O}_2$ zu $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
c) $\text{C}_6\text{H}_{14} + \text{O}_2$ zu $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ zu $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
e) $\text{Na}_3\text{SbS}_4 + \text{HCl}$ zu $\text{Sb}_2\text{S}_5 + \text{H}_2\text{S} + \text{NaCl}$
f) $\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+$ zu $\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
g) $\text{C}_{14}\text{H}_{10} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+$ zu $\text{C}_{14}\text{H}_8\text{O}_2 + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
h) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+$ zu $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
i) $\text{NaNO}_3 + \text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ zu $\text{NH}_3 + \text{NaAlO}_4$
j) $\text{MnO}_4^- + \text{Sn}^{2+} + \text{H}^+$ zu $\text{Mn}^{2+} + \text{Sn}^{4+} + \text{H}_2\text{O}$
k) $\text{BrO}_3^- + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+$ zu $\text{Br}^- + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
l) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- + \text{H}^+$ zu $\text{Cr}^{3+} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
m) $\text{MnO}_4^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ zu $\text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
n) $\text{MnO}_4^- + \text{NO}_2^- + \text{H}^+$ zu $\text{Mn}^{2+} + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
o) $\text{MnO}_4^- + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{H}^+$ zu $\text{Mn}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

(Die Oxidationszahl von C in $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ist hier +III)

- p) $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+$ zu $\text{Mn}^{2+} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- und **nur** für "Profis":

- q) $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$ (= Trinitroglyzerin) zu: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2 + \text{O}_2$.

Hilfestellungen zu Aufg.Nr.2:

Da Sie bei Redoxreaktionen Red. + Ox. in Teilreaktionen formulieren können, können Sie bei fast allen Aufgaben jeweils eine Teilreaktion so einsetzen, wie Sie sie schon in vorhergehenden



SCHOOL-SCOUT.DE

Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

Auszug aus:

*Regeln zum Aufstellen von Reaktionsschemen für Chemische
Reaktionen*

Das komplette Material finden Sie hier:

School-Scout.de

