

Handout zum Skript Anorganische und Allgemeine Chemie

Kurze Anleitung zum Lösen von Redoxgleichungen

Vorwort

Redoxgleichungen sind integraler Bestandteil von Klausuren im Grundstudium. Sie bereiten Studienanfängern häufig Schwierigkeiten, obwohl sich diese Vorgänge im Sinne des Wortes auf Gleichungen zurückführen lassen und als solche gehorchen sie den Regeln der Mathematik. Nachfolgende Ausführungen sollen als kurze Anleitung hilfreich sein, zumal diese Thematik in Lehrbüchern eher etwas stiefmütterlich behandelt wird.

Allerdings ist dies wiederum berechtigt, denn die Chemie ist „ein weites Feld“ (Theodor Fontane, *Effi Briest*), in dem es noch ein paar andere/wichtigere Dinge gibt, als Redoxgleichungen stimmig zu lösen.

Auf eine vielleicht überkorrekte „chemische Rechtschreibung“, wie sie vielerorts geradezu dogmatisch verehrt wird und geeignet ist, unnötige Hürden aufzubauen, wurde verzichtet (s. Fußnoten in den einzelnen Kapiteln). Derartige Übungen erscheinen in Hinblick auf das angestrebte Ziel entbehrlich.

Die Gleichungen lassen sich auf zwei unterschiedliche Weisen lösen. Sie können zum einen auf klassisch-chemischem Wege über Elektronenbilanzgleichungen gelöst werden und zum anderen vermittels eines rein mathematischen Formalismus über einfache Gleichungssysteme mit mehreren Unbekannten. Somit ist es prinzipiell möglich, Redoxgleichungen zu lösen, ohne genauere Kenntnisse über die chemischen Hintergründe der Materie zu haben. Allerdings ist diese Vorgehensweise an die Voraussetzung geknüpft, dass die Reaktionsprodukte und das Medium sauer/neutral/alkalisch bekannt sind. In speziellen Fällen, z.B. bei schwer überschaubaren Oxidationszahlen, führt der mathematische Weg sogar schneller zu brauchbaren Lösungen (s. unter 4.4.1.).

Beide Methoden sollen nachfolgend vorgestellt werden.

Um den Einstieg in die Materie zu erleichtern, wurden alle Reaktionsprodukte vorgegeben. Dies ist in der Realität vielleicht nicht immer so. Um dem chemischen Hintergrund gerecht zu werden, sollten eigentlich nur die Edukte vorgegeben werden.

Prof. Dr. Gerold Brachtel
Fachrichtung WGK im Fachbereich IW der FH-Koblenz
Campus Höhr-Grenzhausen
Rheinstr. 56
D- 56203 Höhr-Grenzhausen

Redoxgleichungen

1. Definitionen

Alle Reaktionsgleichungen sind wie mathematische Gleichungen zu behandeln. Dieser Umstand betrifft Massenumsätze jeder Art (stöchiometrische Berechnungen), „normale“ Reaktionsgleichungen und auch spezielle Redoxgleichungen¹. Der klassische chemische Ansatz für die Lösung von Redoxgleichungen erfolgt über Elektronenbilanzgleichungen, aus denen hervorgeht, welcher Stoff oxidiert wurde

Oxidation = Elektronenabgabe

und welcher Stoff reduziert wurde

Reduktion = Elektronenaufnahme.

Aus Gründen des Elektroneutralitätsprinzips gilt:

Zahl der abgegebenen Elektronen = Zahl der aufgenommenen Elektronen.

2. Regeln

Folgende Regeln beim Aufstellen von Redoxgleichungen erscheinen hilfreich.

Regel 1: Berechnung von Oxidationszahlen²

Um die für Redoxvorgänge relevanten Elektronenbilanzgleichungen aufstellen zu können, müssen zunächst die Oxidationszahlen der beteiligten Stoffe ermittelt werden. Oxidationszahlen sind zunächst nur als reine Rechengrößen zu betrachten, wenngleich sie durchaus auch mit den Ionenladungen beteiligter Stoffe übereinstimmen können. Es soll nachfolgende Prioritätenliste gelten:

Priorität 1

Elemente (atomar oder molekular) haben die Oxidationszahl 0
Alkalimetalle haben in Verbindungen stets die Oxidationszahl + 1
Erdalkalimetalle haben in Verbindungen stets die Oxidationszahl + 2
Aluminium hat in Verbindungen stets die Oxidationszahl + 3
Fluor hat in Verbindungen stets die Oxidationszahl – 1
die übrigen Metalle haben in Verbindungen positive Oxidationszahlen (weitere Privilegien jedoch nicht!)

Priorität 2

Wasserstoff hat in Verbindungen meist die Oxidationszahl + 1
Sauerstoff hat in Verbindungen meist die Oxidationszahl – 2

Priorität 3

Halogene (Cl, Br, I) haben in Verbindungen häufig die Oxidationszahl – 1

Priorität 4

Die restlichen Stoffe müssen die Oxidationszahlen akzeptieren, die übrigbleiben.

¹ Da Redoxgleichungen rein mathematisch behandelt werden, wird bei den nachfolgenden Berechnungen aus Gründen der Vereinfachung anstelle des sonst üblichen Reaktionspfeils häufig ein Gleichheitszeichen verwendet.

² Oxidationszahlen werden hier mit arabischen Zahlen gekennzeichnet, indem das Vorzeichen vorangestellt wird. Die kanonische Kennzeichnung mit römischen Ziffern erscheint aus Gründen der Übersichtlichkeit entbehrlich.

Einfache Beispiele aus der anorganischen Chemie³

FeCl ₃	Fe (Prio 1) ist „positiv“ Fe wird zum „Absteiger“ (=> Prio 4) und muss jetzt + 3 (wegen Cl mit Prio 3) akzeptieren	Cl (Prio 3) – 1		Fe(III)- Chlorid
NaH	Na (Prio 1) + 1	H (Prio 2) – 1		Na- Hydrid
H ₂ O ₂	H (Prio 2) + 1 (da H jeweils nur 1 Elektron abgeben kann, muss sich O ⁻¹ bzw. O ₂ ²⁻ damit zufrieden geben.)	O (Prio 2) – 1		Wasserstoffperoxid
H ₂ SO ₄	H (Prio 2) + 1	O (Prio 2) – 2	S (Prio 4) + 6	Schwefelsäure
KIO ₃	K (Prio 1) + 1	O (Prio 2) – 2	I (Prio 3) + 5	K- Iodat
NH ₃	H (Prio 2) + 1	N (Prio 4) – 3		Ammoniak
NaNO ₂	Na (Prio 1) + 1	O (Prio 2) – 2	N (Prio 4) + 3	Na- Nitrit
CaCO ₃	Ca (Prio 1) + 2	O (Prio 2) – 2	C (Prio 4) + 4	Ca- Carbonat
NO ₂	O (Prio 2) – 2	N (Prio 4) + 4		Stickstoffdioxid
KO ₂	K (Prio 1) + 1 (da K nur 1 Elektron abgeben kann, muss sich das ganze O ₂ ⁻ damit zufrieden geben.)	O ₂ (Prio 2) – 1		K- Hyperoxid
RbO ₃	Rb (Prio 1) + 1 (da Rb nur 1 Elektron abgeben kann, muss sich das ganze O ₃ ⁻ damit zufrieden geben.)	O ₃ (Prio 2) – 1		Rb- Ozonid
NaN ₃	Na (Prio 1) + 1 (da Na nur 1 Elektron abgeben kann, muss sich das ganze N ₃ ⁻ damit zufrieden geben.)	N ₃ (Prio 2) – 1		Na- Azid
NH ₂ OH	H (Prio 2) + 1	O (Prio 2) – 2	N (Prio 4) + 1	Hydroxylamin

Wie unter 4.2. bei NaN₃ gezeigt werden wird, ist es zweckmäßig, ein Ion als Einheit anzusehen, soweit es als kompakte Einheit an einer Redoxreaktion teilnimmt; weitere Beispiele: Reduktion von S₂O₈²⁻ (Peroxdisulfat) => 2 SO₄²⁻ oder C₂O₄²⁻ (Oxalat) => 2 CO₂.

Schwierigkeiten können sich bisweilen bei „mixed-valence“- Verbindungen ergeben.

Pb₃O₄ (Bleimennige) kann man sich als Doppeloxid aus 2PbO · PbO₂ zusammengesetzt denken
Pb somit + 2 und + 4; O (Prio 2) – 2 (s.a. Elektronenkonfiguration von Pb mit [Xe] 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p²)

Fe₃O₄ (Eisenspinell, Magnetit) kann man sich als Doppeloxid FeO · Fe₂O₃ zusammengesetzt denken
Fe somit + 2 und + 3 da O (Prio 2) – 2

CrO₅ (Chromperoxid) ist korrekter in der Form CrO(O₂)₂ zu formulieren

O (Prio 2) – 2 und (O₂)₂ mit 2 · (- 2) wie in H₂O₂; somit hat Cr die Oxidationszahl + 6

Cr mit [Ar] 3d⁵ 4s¹ kann ohnehin nur maximal 6 Außenelektronen abgeben.

„GaCl₂“ ist korrekter als Ga[GaCl₄] mit Ga⁺ und Ga³⁺ zu formulieren, wie es zwanglos mit der Elektronenkonfiguration von Ga [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p¹ und einer stufenweise Elektronenabgabe vereinbar ist.

Regel 2: Ionengleichungen verwenden

Zweckmäßig verwendet man anstelle von Bruttogleichungen sog. **Ionengleichungen**. In diesen Gleichungen werden nur die **direkt** am Redoxvorgang beteiligten Stoffe berücksichtigt.

Beispiel: versetzt man Kaliumchromat mit Salzsäure, so werden Chrom(III)-chlorid, Chlorgas, Wasser und Kaliumchlorid gebildet. Die stöchiometrisch unvollständige Bruttogleichung lautet:



Unter Berücksichtigung der vorstehenden Vorgaben für Ionengleichungen vereinfacht sich der Vorgang:



Wegen des sauren Mediums (HCl), müssen in der Endversion der Gleichung nur noch passende Mengen an H⁺ auf der Eduktseite bzw. H₂O auf der Produktseite eingefügt werden, um eine Ladungskompensation herbeizuführen⁴.

Werden hochkonzentrierte Säuren (z.B. H₂SO₄, HNO₃) verwendet, ist die Verwendung von Ionengleichungen nicht mehr korrekt, da in diesen Fällen kompakte, d.h. undissoziierte Säuremoleküle vorliegen. Die vorläufigen Ionengleichungen müssen entsprechend korrigiert werden (s. unter 4.4.).

³ Bei Molekülverbindungen (organisch und anorganisch) können auch die Elektronegativitätszahlen (EN) zur Bestimmung der Oxidationszahlen herangezogen werden. Beispiele hierzu unter 5.

⁴ Zur besseren Überschaubarkeit wird das gute alte Proton H⁺ beibehalten. Schulbuchartige Formulierungen mit H₃O⁺ ... H₉O₄⁺ sind nicht „richtiger“. Im Gegenteil. Sie überladen die Gleichungen und verkomplizieren die Materie unnötig.

3. Redoxgleichungen lösen

Redoxgleichungen lassen sich zum einen über die Elektronenbilanzen (s. 3.1.) von Oxidation und Reduktion lösen und zum anderen auf rein mathematische Weise (s. 3.2.), indem die stöchiometrischen Faktoren in Gleichungssysteme mit mehreren Unbekannten gebracht werden. Allerdings kommt auf diese Weise der Charakter und das chemische Verständnis für Redoxvorgänge etwas zu kurz.

Nachfolgend sollen die drei unterschiedlichen Typen von Redoxgleichungen

- Standard- Redoxgleichungen
- Komproportionierungen/Symproportionierungen
- Disproportionierungen

nach beiden Verfahren anhand allseits bekannter Beispiele gelöst werden.

3.1. Elektronenbilanzen

Nach den unter 2. beschriebenen Regeln werden die Oxidationszahlen der am Redoxvorgang beteiligten Stoffe bestimmt. Mit ihrer Hilfe lassen sich Elektronenbilanzgleichungen erstellen, die in letzter Konsequenz zu allen stöchiometrischen Faktoren der Gleichungen führen.

3.1.1. Standard- Redoxgleichungen

In diesen Fällen werden Elektronen zwischen zwei unterschiedlichen Elementen bzw. deren Verbindungen ausgetauscht.

Beispiel 1:

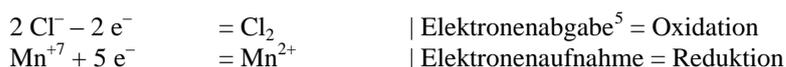
Kaliumpermanganat, KMnO_4 , oxidiert Salzsäure zu Chlorgas. KMnO_4 wird dabei zu MnCl_2 reduziert.

Da K^+ und Cl^- auf der Edukt- und Produktseite nur bedingt am Redoxvorgang teilnehmen, bleiben sie in der vorläufigen Ionengleichung unberücksichtigt.

Schritt 1: Ionengleichung formulieren



Schritt 2: Elektronenbilanzgleichungen mit Hilfe der Oxidationszahlen aufstellen

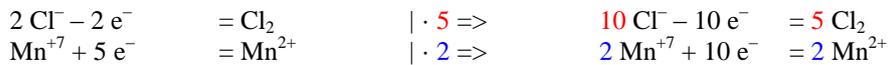


⁵ Aus Gründen der Logik und Konsequenz wird – entgegen weitverbreiteten Übungen – die Elektronenabgabe mit einem negativen Vorzeichen auf der Eduktseite gekennzeichnet, nämlich dort, wo die Elektronenabgabe auch tatsächlich stattfindet. Dies ist mit mathematischen Konventionen durchaus vereinbar.

Die Formulierung $2 \text{Cl}^- = \text{Cl}_2 + 2 e^-$ mit stets positiven Zeichen erscheint eher etwas widersinnig, weil sie nicht mit der eingangs wiedergegebenen Definition der Oxidation als Elektronenabgabe (\Rightarrow negatives Vorzeichen am Ort des Geschehens, d.h. auf der Eduktseite) übereinstimmt.

Schritt 3: Elektronenabgleich

Da die Zahl der abgegebenen Elektronen mit der Zahl der aufgenommenen Elektronen übereinstimmen muss, wird das kleinste gemeinschaftliche Vielfache (= KGV) gebildet.
Mit KGV = 10 werden die stöchiometrischen Korrekturfaktoren des Redoxvorgangs erhalten.



Schritt 4: Übernahme dieser Korrekturfaktoren in die Anfangsgleichung



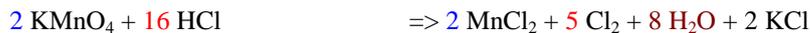
Schritt 5: Ladungsausgleich

Auf der Eduktseite beträgt die Summe der Ionenladungen - 12.
Auf der Produktseite beträgt die Summe der Ionenladungen + 4.
Da die Reaktion im sauren Medium stattfindet, werden auf der Eduktseite 16 H⁺ zugefügt.
Aus den 16 H⁺ lassen sich auf der Produktseite problemlos 8 H₂O bilden.

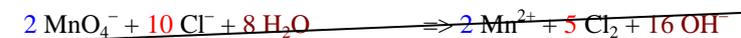
Schritt 6: Übernahme der Korrekturglieder H⁺ und H₂O aus dem Ladungsausgleich



Aus diesem Ansatz lässt sich relativ leicht die Bruttogleichung bilden. Sie ist weniger korrekt, da sie den Ionencharakter der Reaktion (z.B. Dissoziation von KMnO₄, MnCl₂ und KCl) nicht berücksichtigt.



Vorsicht ist beim Ladungsausgleich geboten. Die alternative und mathematisch völlig korrekte Gleichung



ist aus chemischer Sicht bei Vorgabe eines sauren Mediums **falsch** (alkalisches Medium).

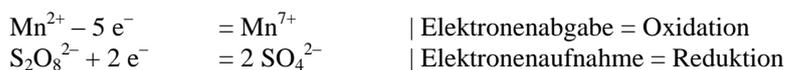
Beispiel 2:

Bei Einwirkung von Kaliumperoxodisulfat, K₂S₂O₈, auf Mangansulfat, MnSO₄, wird in Gegenwart katalytischer Mengen von AgNO₃ im schwach schwefelsauren Medium rotviolettes KMnO₄ gebildet.

Schritt 1: vorläufige Ionengleichung

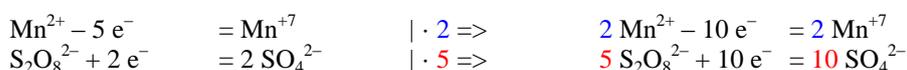


Schritt 2: Elektronenbilanzgleichungen mit Hilfe der Oxidationszahlen aufstellen



Schritt 3: Elektronenabgleich

Da die Zahl der abgegebenen Elektronen mit der Zahl der aufgenommenen Elektronen übereinstimmen muss, wird das kleinste gemeinschaftliche Vielfache (= KGV) gebildet.
Mit KGV = 10 werden die stöchiometrischen Korrekturfaktoren des Redoxvorgangs erhalten.



Schritt 4: Übernahme dieser Korrekturfaktoren in die Anfangsgleichung



Schritt 5: Ladungsausgleich

Auf der Eduktseite beträgt die Summe der Ionenladungen -6 .

Auf der Produktseite beträgt die Summe der Ionenladungen -22 .

Da die Reaktion im sauren Medium stattfindet, werden auf der Produktseite 16H^+ zugefügt.

Aus den 16H^+ lassen sich auf der Eduktseite problemlos $8 \text{H}_2\text{O}$ bilden.

Schritt 6: Übernahme der Korrekturglieder H^+ und H_2O und aus dem Ladungsausgleich



Auch hier ist die alternative Lösung $2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 16 \text{OH}^- \Rightarrow 2 \text{MnO}_4^- + 10 \text{SO}_4^{2-} + 8 \text{H}_2\text{O}$ zwar mathematisch völlig korrekt, jedoch aus chemischer Sicht falsch; es resultierte ein alkalisches Medium.

Beispiel 3:

Wasserlösliche Cr^{3+} -Salze werden bei Einwirkung von alkalischer Wasserstoffperoxidlösung zu gelbem Chromat, CrO_4^{2-} , oxidiert.

Schritt 1: vorläufige Ionengleichung



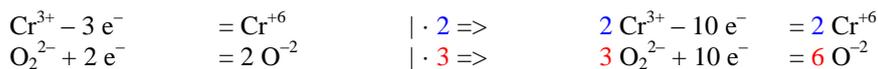
Schritt 2: Elektronenbilanzgleichungen mit Hilfe der Oxidationszahlen aufstellen



Schritt 3: Elektronenabgleich

Da die Zahl der abgegebenen Elektronen mit der Zahl der aufgenommenen Elektronen übereinstimmen muss, wird das kleinste gemeinschaftliche Vielfache (= KGV) gebildet.

Mit KGV = 10 werden die stöchiometrischen Korrekturfaktoren des Redoxvorgangs erhalten.



Schritt 4: Übernahme dieser Korrekturfaktoren in die Anfangsgleichung



Schritt 5: Ladungsausgleich

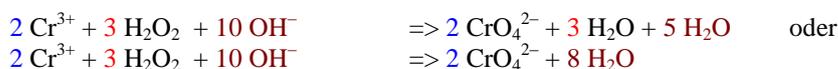
Auf der Eduktseite beträgt die Summe der Ionenladungen $+6$.

Auf der Produktseite beträgt die Summe der Ionenladungen -4 .

Da die Reaktion im alkalischen Medium stattfindet, werden auf der Eduktseite 10OH^- zugefügt.

Aus den 10OH^- kommen auf der Produktseite zu den vorhandenen $3 \text{H}_2\text{O}$ noch $5 \text{H}_2\text{O}$ hinzu.

Schritt 6: Übernahme der Korrekturglieder H^+ und H_2O und aus dem Ladungsausgleich



Die alternative und mathematisch völlig korrekte Lösung $2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \Rightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-} + 10 \text{H}^+$ ist aus chemischer Sicht **falsch**; es resultierte ein saures Medium, das mit der Vorgabe „saures Medium“ nicht vereinbar ist.

3.1.2. Komproportionierung/Symproportionierung

Bei diesen speziellen Redoxgleichungen hat ein Stoff auf der Eduktseite eine höhere und eine niedere Oxidationszahl; beide werden auf der Produktseite zu einer („mittleren“) Oxidationszahl zusammengeführt.

Beispiel

Versetzt man eine alkalische Lösung von Kaliumpermanganat mit Mangan(II)-Sulfat, so ist eine Ausfällung von schwarzbraunem Braunstein, MnO_2 , zu beobachten. Die stöchiometrisch unvollständige Bruttogleichung lautet:



Da K^+ und SO_4^{2-} auf der Edukt- und Produktseite offensichtlich nicht am Redoxvorgang teilnehmen, bleiben sie in der Ionengleichung unberücksichtigt.

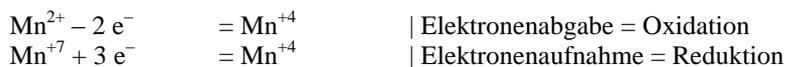
Schritt 1: vorläufige Ionengleichung

Die vorläufige Ionengleichung lautet:



In der Endversion der Gleichung müssen wegen des alkalischen Mediums nur noch passende Mengen an OH^- (Produktseite) und H_2O (Eduktseite) zugefügt werden.

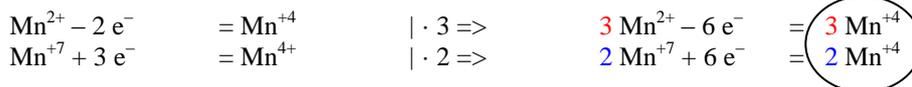
Schritt 2: Elektronenbilanzgleichungen mit Hilfe der Oxidationszahlen aufstellen



Schritt 3: Elektronenabgleich

Da die Zahl der abgegebenen Elektronen mit der Zahl der aufgenommenen Elektronen übereinstimmen muss, wird auch hier das kleinste gemeinschaftliche Vielfache (KGV) gebildet.

In diesem Fall ist $\text{KGV} = 6$; somit ergibt die KGV-Bildung



Schritt 4: Übernahme dieser Korrekturfaktoren in die Anfangsgleichung

In der Summe ergeben sich auf der Produktseite $3 \text{Mn}^{+4} + 2 \text{Mn}^{+4} \Rightarrow 5 \text{Mn}^{+4}$.

Schritt 5: Ladungsausgleich

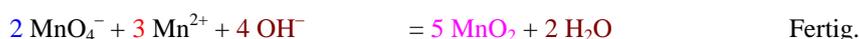
Auf der Eduktseite beträgt die Summe der Ionenladungen + 4.

Auf der Produktseite beträgt die Summe der Ionenladungen 0.

Da die Reaktion im alkalischen Medium stattfindet, werden zweckmäßig OH^- zugefügt (Eduktseite).

Aus den 4OH^- ergeben sich $2 \text{H}_2\text{O}$ auf der Produktseite.

Schritt 6: Übernahme der Korrekturglieder aus dem Ladungsausgleich



Aus diesem Ansatz lässt sich relativ leicht die weniger korrekte Bruttogleichung bilden. Sie verkompliziert die Sache unnötig und wird dem Wesen der ganzen Reaktion nicht gerecht. Denn KMnO_4 , MnSO_4 , KOH und KCl dissoziieren in wässriger Lösung, d.h. die Verbindungen liegen in ionischer Form vor.



Vorsicht ist erneut beim Ladungsausgleich geboten. Die alternative und mathematisch völlig korrekte Gleichung



ist unter ganz strikter Vorgabe (alkalisches Medium) aus chemischer Sicht **falsch**, denn aus ihr resultierte ein saures Medium. Dennoch ist diese Gleichung akzeptabel, da MnO_2 auch in neutraler bis ganz schwach schwefelsaurer Lösung stabil ist (s. Manganometrie: volumetrische Bestimmung von Mn^{2+} mit einer MnO_4^- -Lösung bekannter Konzentration; ein salzsaures Medium oder die Gegenwart größerer Mengen an Cl^- ist wenig geeignet, da HCl von MnO_4^- oder MnO_2 zu Cl_2 oxidiert wird).

3.1.3. Disproportionierungen

Bei diesen speziellen Redoxgleichungen hat ein Stoff der Produktseite eine höhere und eine niedere Oxidationszahl; die Oxidationszahl des Edukts liegt zwischen beiden Produktwerten.

Beispiel

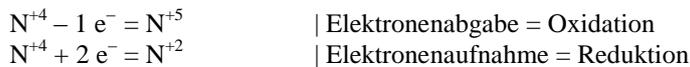
Beim Einleiten von NO_2 in Wasser wird HNO_3 und NO gebildet.

Schritt 1: vorläufige Gleichung

Die Formulierung einer Ionengleichung entfällt in diesem Fall.



Schritt 2: Elektronenbilanzgleichungen mit Hilfe der Oxidationszahlen aufstellen



Schritt 3: Elektronenabgleich

Da die Zahl der abgegebenen Elektronen mit der Zahl der aufgenommenen Elektronen übereinstimmen muss, wird das kleinste gemeinschaftliche Vielfache (KGV) gebildet. In diesem Fall ist das $\text{KGV} = 2$; somit ergibt die KGV-Bildung



Schritt 4: Übernahme dieser Korrekturfaktoren in die Anfangsgleichung

Zu beachten: in der Summe ergeben sich auf der Eduktseite $2 \text{N}^{+4} + 1 \text{N}^{+4} \Rightarrow 3 \text{N}^{+4}$ als 3NO_2 .



Schritt 5: Ladungsausgleich erübrigt sich.

Schritt 6: Korrektur des Wassergehaltes



3.2. Mathematische Ansätze

Die unbekannt stöchiometrischen Faktoren einer Reaktion werden durch Lösen von Gleichungssystemen mit mehreren Unbekannten ermittelt.

3.2.1. Standard- Redoxgleichungen

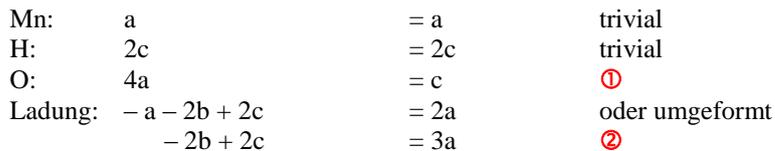
Beispiel:

Kaliumpermanganat, KMnO_4 , oxidiert Salzsäure zu Chlorgas. Gleichzeitig entsteht MnCl_2 .

Schritt 1: vorläufige Ionengleichung (saures Medium und H_2O einbeziehen)



Schritt 2: Einzelgleichungen für Mn, Cl, H und Ladungen aufstellen



Schritt 3: Einzelgleichungen auflösen (hier: ① in ② einsetzen)

$$\begin{array}{l} -2b + 8a \\ 5a \end{array} = \begin{array}{l} 3a \\ 2b \end{array} \Rightarrow \text{③ (= Beziehung wie über das KGV, s.o.)}$$

Für a werden in ③ ganzzahlige Werte $a = 1 \dots$ usw. eingesetzt mit dem Ziel, für b ebenfalls einen ganzzahligen Wert zu erhalten.

Mit $a = 2$ ist $b = 5$; wegen ① ist $c = 8$. Gleiches Ergebnis wie unter 3.1.1.; das Produkt von a und b entspricht dem dort gebildeten KGV.



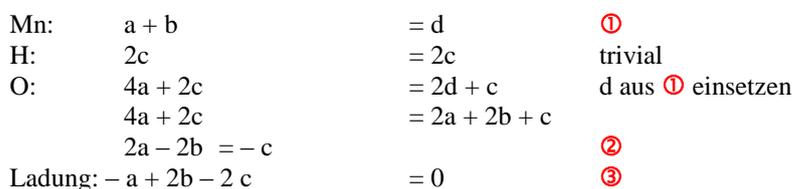
3.2.2. Komproportionierungen/Symproportionierungen

Beispiel: versetzt man Kaliumpermanganat im alkalischen Medium, z.B. KOH, mit Mangan(II)-chlorid, so ist eine Ausfällung von schwarzbraunem Braunstein, MnO_2 , zu beobachten.

Schritt 1: vorläufige Ionengleichung (alkalisches Medium und H_2O einbeziehen)



Schritt 2: Einzelgleichungen für Mn, Cl, H und Ladungen aufstellen



Schritt 3: Einzelgleichungen auflösen (hier: ② in ③ einsetzen)

$$\begin{array}{l} -a + 2b + 2(2a - 2b) \\ 3a \end{array} = \begin{array}{l} 0 \\ 2b \end{array} \Rightarrow \text{③ (= Beziehung wie über das KGV, s.o.)}$$

Für a werden in ③ ganzzahlige Werte $a = 1 \dots$ usw. eingesetzt mit dem Ziel, für b ebenfalls einen ganzzahligen Wert zu erhalten.

Mit $a = 2$ ist $b = 3$; wegen ① ist $d = 5$ und über ② ist $c = 2$. Gleiches Ergebnis wie unter 3.1.2.



3.2.3. Disproportionierungen

Bei diesen speziellen Redoxgleichungen hat ein Stoff der Produktseite eine höhere und eine niedere Oxidationszahl; beide Produkte sind auf der Eduktseite aus einer Oxidationszahl entstanden; sie liegt zwischen den beiden Produktwerten.

Beispiel: beim Einleiten von NO_2 in Wasser wird HNO_3 und NO gebildet.

Schritt 1: vorläufige Ionengleichung

Die Formulierung einer Ionengleichung entfällt in diesem Fall.

Schritt 2: Einzelgleichungen für N, H und O aufstellen



Schritt 3: Einzelgleichungen auflösen (hier: $\textcircled{1}$ und $\textcircled{2}$ in $\textcircled{3}$ einsetzen)

$$\begin{array}{lcl} 2a + b & = & 6b + a - 2b \\ a & = & 3b \quad \textcircled{4} \end{array}$$

Für a werden in $\textcircled{4}$ ganzzahlige Werte $a = 1 \dots$ usw. eingesetzt mit dem Ziel, für b ebenfalls einen ganzzahligen Wert zu erhalten.

Mit $a = 3$ ist $b = 1$; über $\textcircled{2}$ ist $c = 2$ und über $\textcircled{1}$ ist $d = 1$. Gleiches Ergebnis wie unter 3.1.3.



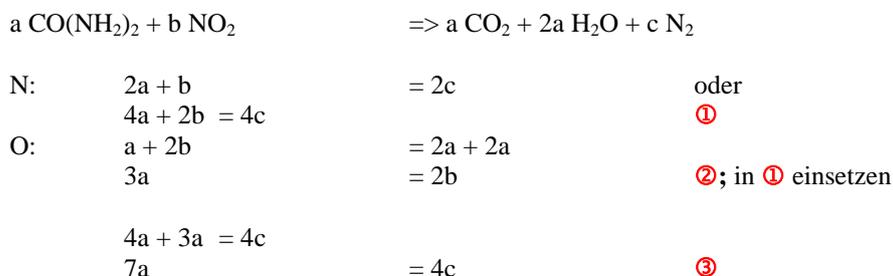
4. Weitere Beispiele

4.1. Entfernung von NO_2 aus Abgasen durch Reaktion mit Harnstoff

Vorläufige Gleichung:



Es sei nur der mathematische Ansatz angeführt⁶.



⁶ Bei der chemischen Lösung über die Elektronenbilanz hat N in NO_2 die Oxidationszahl + 4; N in Harnstoff wird unter Berücksichtigung der Elektronegativitätszahlen (EN) die Oxidationszahl - 3 zugeordnet. Bei Redoxreaktionen von Verbindungen mit kovalenten Bindungen (org. Moleküle; bereits auch SO_4^{2-} oder NO_3^-) ist die Verwendung der EN- Zahlen hilfreich, indem die Bindungselektronen dem elektronegativeren Partner zugeordnet werden. Einzelheiten unter Punkt 5 dieser Schrift.

Für a werden ganzzahlige Werte a = 1 ... usw. in ③ eingesetzt mit dem Ziel, für b ebenfalls einen ganzzahligen Wert zu erhalten. Mit a = 4 ist c = 7. Nach ② ist b = 6. Ergebnis:



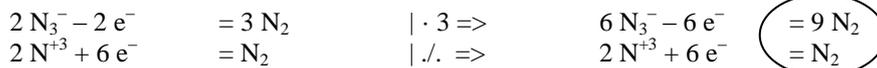
Kontrolle

	Edukte	Produkte
C	4	4
O	$4 + 6 \cdot 2 = 16$	$4 \cdot 2 + 8 = 16$
N	$4 \cdot 2 + 6 = 14$	$7 \cdot 2 = 14$
H	$4 \cdot 2 \cdot 2 = 16$	$8 \cdot 2 = 16$

4.2. Zersetzung von Nitriten durch Na- Azid (saurer Medium)

4.2.1. Ansatz über die Elektronenbilanz

Vorläufige Reaktionsgleichung:



Einsetzen in die vorläufige Reaktionsgleichung:

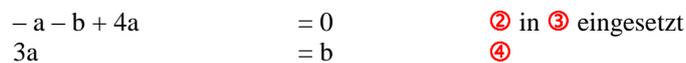


Ladungsausgleich: Zufügen von 8 H⁺ auf der Eduktseite; => 4 H₂O Produktseite



4.2.2. Mathematischer Ansatz

Vorläufige Reaktionsgleichung:



Für a werden ganzzahlige Werte a = 1 ... usw. in ④ eingesetzt mit dem Ziel, für b ebenfalls einen ganzzahligen Wert zu erhalten. Mit a = 1 ist b = 3.

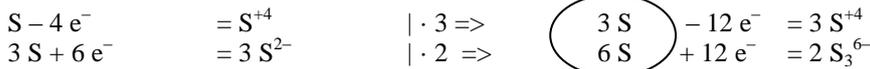
Über ② ist c = 1 und über ① ist d = 5. Gleiches Ergebnis wie unter 4.2.1.



4.3. Freiburger Aufschluss

Unlösliches SnO₂ kann durch eine Schmelze, bestehend aus Schwefel und Soda, in eine lösliche Thioverbindung überführt werden. Der elementare Schwefel disproportioniert bei diesem sog. *Freiburger Aufschluss* in Sulfid und Sulfit. Soda wird benötigt, um ein wasserlösliches Na-Salz der Sn-Verbindung zu bilden. Da in wasserfreiem Medium gearbeitet wird, kann der Ladungsausgleich nicht, wie sonst üblich, durch H⁺ oder OH⁻ erfolgen.

Vorläufige Reaktionsgleichung.



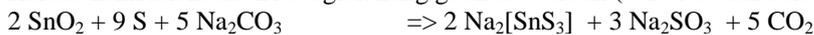
Einsetzen in die vorläufige Reaktionsgleichung (gleichzeitige Korrektur bei SnO₂ notwendig):



Ladungsausgleich: Zufügen von 5 CO₃²⁻ auf der Eduktseite (=> 5 CO₂ Produktseite)



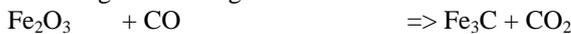
Heraus kann leicht die Bruttogleichung gebildet werden (+ 10 Na⁺ auf beiden Seiten):



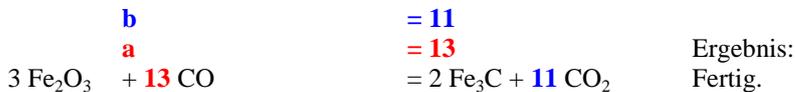
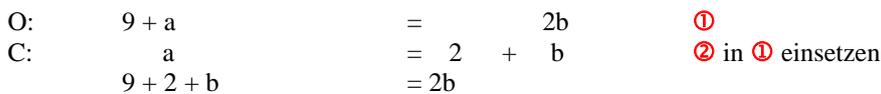
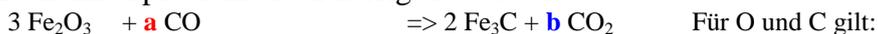
4.4. Doppelte Redoxreaktionen

4.4.1. Zementitbildung, Fe₃C, aus Fe₂O₃ + CO

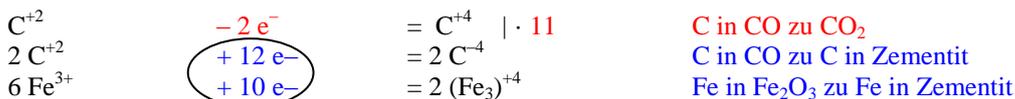
Vorläufige Gleichung:



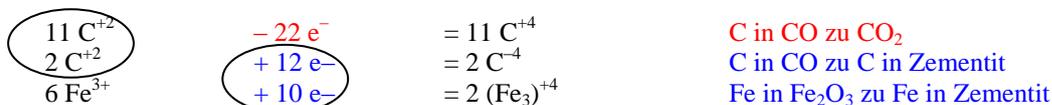
Wegen unklarer Oxidationszahlen ist in diesem Fall der mathematische Ansatz am einfachsten. Fe kann unproblematisch korrigiert werden:



Die recht undurchsichtigen Elektronenbilanzgleichungen seien kurz erwähnt:



Es ergibt sich folgende ausgeglichene Elektronenbilanz

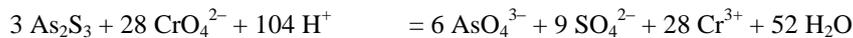


In der Summe ergeben sich auf der Eduktseite 13 mol CO, wie oben bereits auf relativ einfache Weise berechnet.

Für a werden ganzzahlige Werte a = 1 ... usw. in ⑤ eingesetzt mit dem Ziel, für b ebenfalls einen ganzzahligen Wert zu erhalten.

Mit **a = 3** ist **b = 28** (s.o.: KGV = 84). Über ③ ist **c = 104** und über ① ist **d = 52**.

Die korrekte Reaktionsgleichung lautet wie oben:



In der weniger zutreffenden Bruttogleichung bleibt der ionische Charakter der Reaktion unberücksichtigt. Sie könnte formuliert werden:



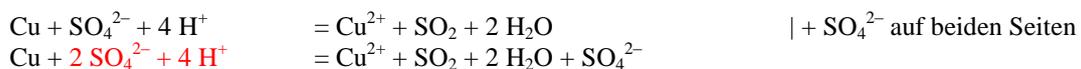
4.5. Konzentrierte Säuren

In diesen Fällen sind Formulierungen als Ionengleichung unstatthaft, da z.B. Schwefelsäure und Salpetersäure nur in verdünntem Zustand dissoziiert sind. Bei konzentrierten Säuren liegen jedoch kompakte, d.h. undissoziierte H_2SO_4 - und HNO_3 - Moleküle vor.

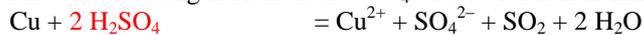
4.5.1. Konzentrierte Schwefelsäure

Bei Einwirkung von heißer konzentrierter Schwefelsäure auf Cu oder Fe entsteht SO_2 .

Die vorläufige Ionengleichung, mit der sich der Redoxvorgang rechnerisch richtig beschreiben lässt, würde lauten:



Mit der beidseitigen Korrektur + SO_4^{2-} lässt sich nun konzentrierte Schwefelsäure als **Molekül** bilden:

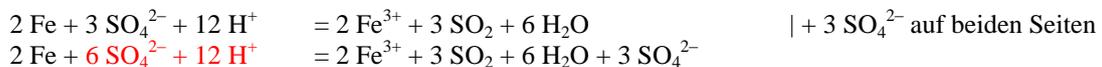


- Weniger korrekt erscheint die Bruttogleichung

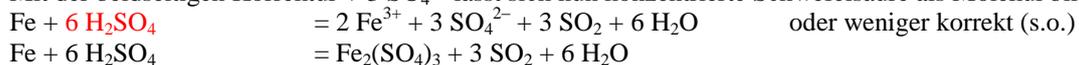


da sie den ionischen Charakter der Reaktion (= Dissoziation von CuSO_4 in H_2O) nicht berücksichtigt.

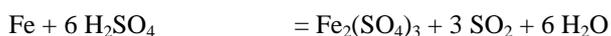
Analog



Mit der beidseitigen Korrektur + 3SO_4^{2-} lässt sich nun konzentrierte Schwefelsäure als Molekül bilden:

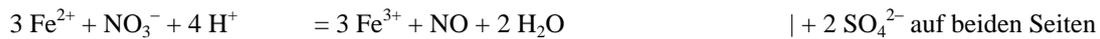


- Weniger korrekt erscheint auch hier die Bruttogleichung



da sie den ionischen Charakter der Reaktion (= Dissoziation von $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ in dem auf der Produktseite gebildeten H_2O) nicht berücksichtigt.

Nitratnachweis: NO- Bildung aus Nitraten durch Reaktion mit FeSO₄ und konzentrierter Schwefelsäure



Mit der beidseitigen Korrektur + 2 SO₄²⁻ lässt sich nun konzentrierte Schwefelsäure als Molekül bilden:
 $3 \text{Fe}^{2+} + \text{NO}_3^- + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 = 3 \text{Fe}^{3+} + \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{SO}_4^{2-}$

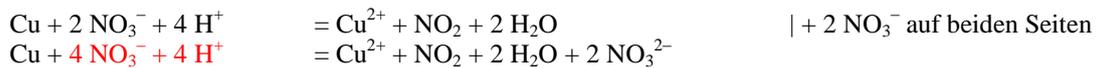
Anm.:

Die Farbreaktion von überschüssigem Fe²⁺ mit NO unter Bildung von [Fe(NO)(H₂O)₅]²⁺ (=> brauner Ring an der Phasengrenze zwischen konzentrierter H₂SO₄ und wässriger Phase; beim Nitratnachweis als „Ringprobe“ bekannt) ist eine verdeckte Redoxreaktion.

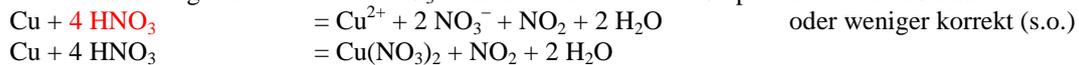
Denn zwischen Fe²⁺ und dem NO- Radikal wird jeweils 1 Elektron ausgetauscht. Somit besteht die Verbindung [Fe(NO)(H₂O)₅]²⁺ bemerkenswerterweise aus einwertigem Eisen, Fe⁺, und einem Nitrosylion, NO⁺ [1], das isoelektronisch zu CO, CN⁻, C₂²⁻ (Acetylid- Anion in Ca- Acetylid, CaC₂) und N₂ ist, somit vergleichbare zwischenatomare Bindungsverhältnisse hat. Auch sind die MO- Schemata dieser Verbindungen vergleichbar.

4.5.2. Konzentrierte Salpetersäure

Bei Einwirkung von heißer konzentrierter Salpetersäure auf Cu oder Zn entsteht NO₂.

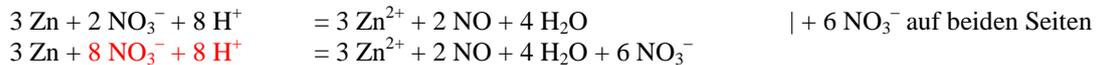


Mit der beidseitigen Korrektur + 2 NO₃⁻ lässt sich konzentrierte Salpetersäure als **Molekül** bilden.

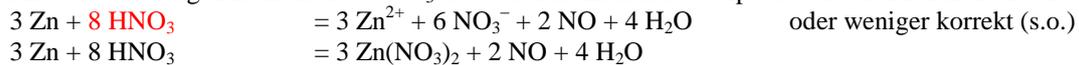


Anm.: verdünnte HNO₃ kann – wie alle anderen verdünnten Säuren – das edle Cu nicht angreifen.

Bei Einwirkung von heißer halb-konzentrierter Salpetersäure auf Cu oder Zn entsteht bevorzugt NO.

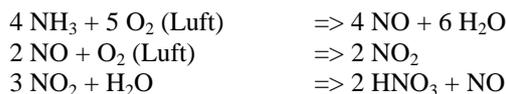


Mit der beidseitigen Korrektur + 6 NO₃⁻ lässt sich konzentrierte Salpetersäure als **Molekül** bilden.



Das abweichende Verhalten von konzentrierter Salpetersäure (=> direkte Bildung von NO₂) im Vergleich zur halbkonzentrierten Salpetersäure (=> Bildung von NO) lässt sich dadurch erklären, dass konzentrierte HNO₃ eine höhere oxidierende Wirkung hat als die halbkonzentrierte Form. Somit wird alles intermediär gebildete NO von der heißen konzentrierten Säure zu NO₂ oxidiert.

Im Ergebnis wird auch bei der Reaktion von halbkonzentrierter Salpetersäure mit Zn das primär gebildete farblose NO sehr leicht von Luftsauerstoff zu braunem NO₂ oxidiert. Hierauf beruht die Herstellung von Salpetersäure durch Ammoniakverbrennung nach dem Ostwald- Verfahren (s. hierzu auch 3.2.3.).



5. Redoxreaktionen mit organischen Verbindungen

Bekannt dürften folgende Reaktionen sein:

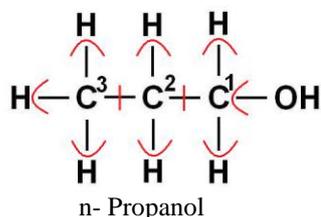
- Oxidation von Alkoholen zu Aldehyden und zu Carbonsäuren mit typischen Oxidationsmitteln wie K_2CrO_4 , $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$ usw.
- Oxidation von Anthracen zu Anthrachinon mit $K_2Cr_2O_7$
- Oxidation von ethylenischen Doppelbindungen mit $KMnO_4$ zu Diolen
- Reaktion von Aldehyden mit ammoniakalischen Silbersalzlösungen
- Reduktion von Nitrobenzol zu Anilin mit Fe/HCl

Die Oxidationszahlen werden in diesen Fällen am besten mit Hilfe der Elektronegativitätszahlen (EN) ermittelt (EN hier nach ALLRED-ROCHOW).

Es sollen nachfolgende Grundsätze gelten, wie sie z.B. auch bei anorganischen Molekülen (HNO_3 , N_2H_4 , NH_2OH usw.) verwendet werden können:

1. die Bindungselektronen werden demjenigen Element mit der höheren Elektronegativitätszahl (EN) zugeordnet; freie Elektronen verbleiben am Stammatom
2. die Bindungen zwischen gleichartigen Atomen werden gleichrangig behandelt, d.h. sie werden in der Mitte geteilt, so dass z.B. bei jedem C-Atom 1 Elektron verbleibt.
3. Subtraktion der Elektronen aus Punkt 1 von der Elektronenzahl des neutralen Atoms (s. dessen Stellung im PSE) ergibt die gesuchte Oxidationszahl.

Als Beispiele seien n-Propanol und Nitrobenzol mit $EN(C) = 2,5$ $EN(O) = 3,5$ $EN(H) = 2,2$ und $EN(N) = 3,1$ angeführt.



- C^1 : die Elektronen der OH-Gruppe werden aufgrund der höheren Elektronegativität dem O zugeordnet
 die Bindung zwischen den C-Atomen wird in der Mitte geteilt
 die Bindungselektronen zwischen C und H werden dem C-Atom zugeordnet (höhere EN des C-Atoms)
 das C^1 -Atom ist von 5 Elektronen umgeben; es hat die Oxidationszahl $4 - 5 = -1$.
- C^2 : nach dem gleichen Prinzip ist das C^2 -Atom von 6 Elektronen umgeben
 es hat die Oxidationszahl $4 - 6 = -2$.
- C^3 : das C^3 -Atom ist von 7 Elektronen umgeben; es hat die Oxidationszahl $4 - 7 = -3$.

Nach diesem formalen Muster ergibt sich folgendes Bild:

Oxidationszahl des C-Atoms	allgemeine Formel	Beispiel
-4	CH_4	Methan
-3	$R-CH_3$	Ethan; Kettenende von Alkanen
-2	$R-CH_2-R$	zentrales C in Propan
-1	$R-CH-R$ R	zentrales C in Isobutan (= Methylpropan)

0	$\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{R} \\ \\ \text{R} \end{array}$	zentrales C, z.B. in Neopentan (= Dimethylpropan)
+ 1	$\text{R} - \text{CH} = \text{O}$	Aldehyde, z.B. Acetaldehyd (= Ethanal)
+ 2	$\begin{array}{c} \text{R} - \text{C} - \text{R} \\ \\ \text{O} \end{array}$	Ketone, z.B. Aceton (= Propanon)
+ 3	$\begin{array}{l} \text{R} - \text{COOH} \\ \text{R} - \text{COHal} \\ \text{R} - \text{C} \equiv \text{N} \end{array}$	Carbonsäuren, z.B. Essigsäure (= Ethansäure) Carbonsäurehalogenide Nitrile
+ 4	$\text{R} - \text{N} = \text{C} = \text{O}$	Isocyanate, z.B. Phenylisocyanat

Bei stickstoffhaltigen Verbindungen, wie z.B. Nitrobenzol (s.u.) können die formalen Ladungen unberücksichtigt bleiben.



Nach dem EN- Reglement verbleiben am N- Atom 2 Elektronen. Somit berechnet sich die Oxidationszahl von N zu $5 - 2 = +3$. *Vice versa* haben beide O- Atome die Oxidationszahl $6 - 8 = -2$, wie sie für oxidische Verbindungen durchaus üblich ist.

Oxidationszahl des N- Atoms	allgemeine Formel	Beispiele (falls nicht vermerkt, auch R = Ar)
- 3	$\begin{array}{l} \text{R} - \text{NH}_2 \\ \text{R} - \text{CO}(\text{NH}_2) \end{array}$	alle Amine (primäre ... quartäre); z.B. Anilin Carbonsäureamide, auch Harnstoff
- 2	$\begin{array}{l} \text{R} - \text{NH} - \text{NH}_2 \\ \text{R} = \text{N} - \text{NH}_2 \end{array}$	Hydrazine; z.B. 2,4- Dinitrophenylhydrazin Hydrazone (jeweils beide N- Atome)
- 1	$\begin{array}{l} \text{R} - \text{NHOH} \\ \text{Ar} - \text{N} = \text{N} - \text{Ar} \end{array}$	Hydroxylamine; z.B. Phenylhydroxylamin aromat. Diazoverbindungen; z.B. Diazobenzol
0	$\text{H}_2\text{C}^- - \text{N}^+ \equiv \text{N} $	aliphat. Diazoverbindungen; z.B. Diazomethan (beide N- Atome)
+ 1	$\begin{array}{l} \text{R} - \text{CH} = \text{N} - \text{OH} \\ \text{R} - \text{N} = \text{O} \end{array}$	Oxime; z.B. Cyclohexanonoxim Nitrosoverbindungen; z.B. Nitrosobenzol
+ 2	$\text{R}_2\text{N} - \text{N} = \text{O}$	Nitrosamine (rechtes N- Atom)
+ 3	$\begin{array}{l} \text{R} - \text{C} \equiv \text{N} \\ \text{R} - \text{NO}_2 \end{array}$	Nitrile, z.B. Acetonitril Nitroverbindungen, z.B. Nitrobenzol
+ 4	NO_2	Stickstoffdioxid
+ 5	$\begin{array}{l} \text{R} - \text{O} - \text{NO}_2 \\ \text{HNO}_3 \end{array}$	Salpetersäureester, z.B. Glycerin- trinitrat Salpetersäure

In Analogie zu anorganischen Redoxgleichungen können auch bei Reaktionen mit organischen Molekülen zwei Rechenwege beschriftet werden: über die Oxidationszahlen oder auch über einen rein mathematischen Ansatz.

Nachfolgend seien zwei Beispiele angeführt, die beliebig erweitert werden können (s. die eingangs 5. erwähnten Reaktionen).

5.1. Oxidation von Ethanol zu Acetaldehyd mit CrO_4^{2-} (saurer Medium)

5.1.1. Redoxlösung

Schritt 1: vorläufige Ionengleichung



Schritt 2: Elektronenbilanzgleichungen mit Hilfe der Oxidationszahlen aufstellen



Schritt 3: Elektronenabgleich



Schritt 4: Übernahme dieser Korrekturfaktoren in die Anfangsgleichung



Schritt 5: Ladungsausgleich

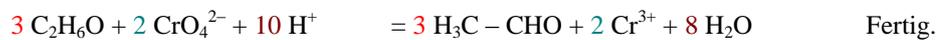
Auf der Eduktseite beträgt die Summe der Ionenladungen -4 .

Auf der Produktseite beträgt die Summe der Ionenladungen $+6$.

Da die Reaktion im saurer Medium stattfindet, werden auf der Eduktseite zweckmäßig 10H^+ zugefügt.

Abzählen des Sauerstoffgehaltes ergibt $8 \text{H}_2\text{O}$ auf der Produktseite.

Schritt 6: Übernahme der Korrekturglieder aus dem Ladungsausgleich



Stöchiometrische Kontrolle

	Edukte	Produkte
C	6	6
H	$18 + 10 = 28$	$12 + 16 = 28$
O	$3 + 8 = 11$	$3 + 8 = 11$
Cr	2	2
Ladungen	+ 6	+ 6

5.1.2. Mathematischer Ansatz ; nur Summenformeln notwendig

Vorläufige Reaktionsgleichung: keine Korrektur hinsichtlich C notwendig



$$\begin{array}{rcl} \text{H:} & 6a + c & = 4a + 2d \\ & \mathbf{2a + c} & = \mathbf{2d} \quad \textcircled{1} \\ \text{O:} & a + 4b & = a + d \\ & \mathbf{4b} & = \mathbf{d} \quad \text{in } \textcircled{1} \text{ einsetzen} \\ \text{Ladungen:} & -2b + c & = 3b \\ & \mathbf{c} & = \mathbf{5b} \quad \text{in } \textcircled{1} \text{ einsetzen} \\ & 2a + 5b & = 8b \\ & 2a & = 3b \end{array}$$

Einsetzen ganzer Zahlen $a = 1$ usw. ergibt mit $a = 3$ die glatte Zahl $b = 2$; somit sind $c = 10$ und $d = 8$. Das Ergebnis stimmt mit 5.1.1. überein:



5.2. Reduktion von Nitrobenzol zu Anilin mit Fe

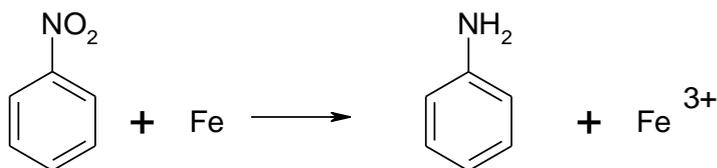
Die Herstellung von Anilin gelingt durch Ammonolyse von Phenol. Ansonsten wird Anilin i.d. R. durch Hydrierung von Nitrobenzol mit Wasserstoff unter katalytischen Bedingungen durchgeführt.

Alternativ kann die Reduktion von Nitrobenzol nach BÉCHAMP auch mit Fe im schwach sauren Medium⁷ durchgeführt werden. Die hierbei benötigte Säuremenge ist relativ gering. Die Hauptmenge des für die Reaktion benötigten Wasserstoffs wird vom anwesenden Wasser geliefert.

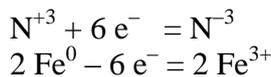
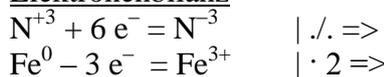
Je nach Reaktionsbedingungen bilden sich Fe- Hydroxide bzw. -Oxidhydrate mit unterschiedlichen Strukturen, die nach Filtration und Calcinierung zu Fe₂O₃ und/oder Fe₃O₄ weiter verarbeitet werden.

Bei diesem Verfahren steht weniger die Gewinnung von Anilin im Vordergrund, sondern die Herstellung von farblich unterschiedlichen Fe- Oxidpigmenten. Deren Farbspektrum reicht von hellgelben, roten, braunen bis zu nahezu schwarzen Tönungen.

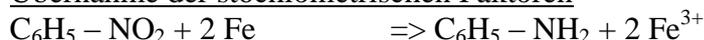
Die vorläufige Reaktionsgleichung lautet:



Elektronenbilanz

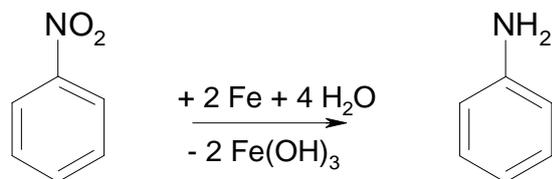


Übernahme der stöchiometrischen Faktoren



Ladungsausgleich

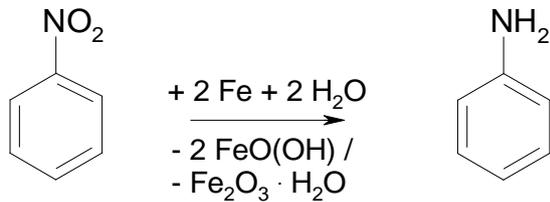
Der Ladungsausgleich erfolgt in diesem Fall durch OH⁻- Ionen, mit dem sich auf der Eduktseite schwerlösliches Fe(OH)₃ bzw. FeO(OH) bilden lässt. Zufügen von 6 OH⁻ auf der Produktseite führen zu 4 mol H₂O auf der Eduktseite. Die Reaktionsgleichung lautet somit:



⁷ Den in diesem Zusammenhang (hier z.B. Fe/HCl) oft zitierten Wasserstoff *in statu nascendi* gibt es nicht. Eine Schimäre aus vergangenen Jahrhunderten, die die *Phlogiston*- Hypothese oder die Vorstellung einer magischen *vis vitalis* bei der Entstehung organischer Verbindungen bei weitem überdauerte. Ein munteres Weiterleben des Begriffes *in statu nascendi* kann jedoch aufgrund bestehender Internetseiten und einschlägiger Enzyklopedien u.a.m. als gesichert angesehen werden. Über das gleichfalls interessante Pendant, einen Wasserstoff *in statu moriendi*, wurde indes bislang noch nicht berichtet.

Korrektur

Wegen $2 \text{Fe}(\text{OH})_3 - 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{FeO}(\text{OH})$ bzw. $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ erscheint die Formulierung als basisches Fe- Oxid bzw. Fe- Oxidhydrat

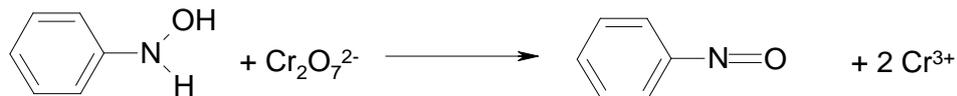


etwas zutreffender.

Die Ausfällung von basischem Fe- Oxid bzw. Fe- Oxidhydrat im schwach sauren Medium ist in Anbetracht des Löslichkeitsproduktes von $\text{Fe}(\text{OH})_3$ mit ca. $10^{-38} \text{ mol}^4/\text{l}^4$ durchaus plausibel.

5.3. Oxidation von Phenylhydroxylamin mit $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ zu Nitrosobenzol in kalter H_2SO_4

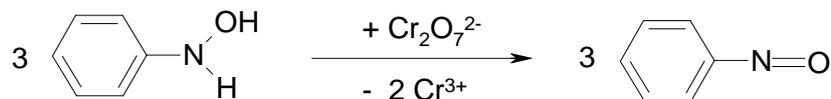
Die unvollständige vorläufige Reaktionsgleichung lautet:



Elektronenbilanz

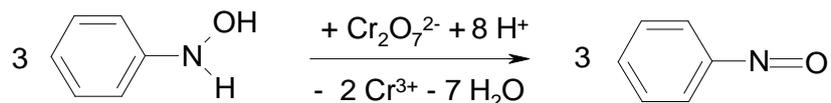


Übernahme der stöchiometrischen Faktoren



Ladungsausgleich

Da die Reaktion im sauren Medium erfolgt, müssen auf der Eduktseite 8H^+ zugefügt werden. Über die Sauerstoffbilanz sind auf der Produktseite $7 \text{H}_2\text{O}$ erforderlich.



Literatur

[1] Cotton/Wilkinson, Anorganische Chemie, 4. Auflage (1985), VCH Verlagsgesellschaft, Weinheim; S. 436 u. 766.