



Kofinanziert durch das
Programm Erasmus+
der Europäischen Union



Naturwissenschaften Brückenkurs

Kapitel CH3 – Chemische Reaktionen

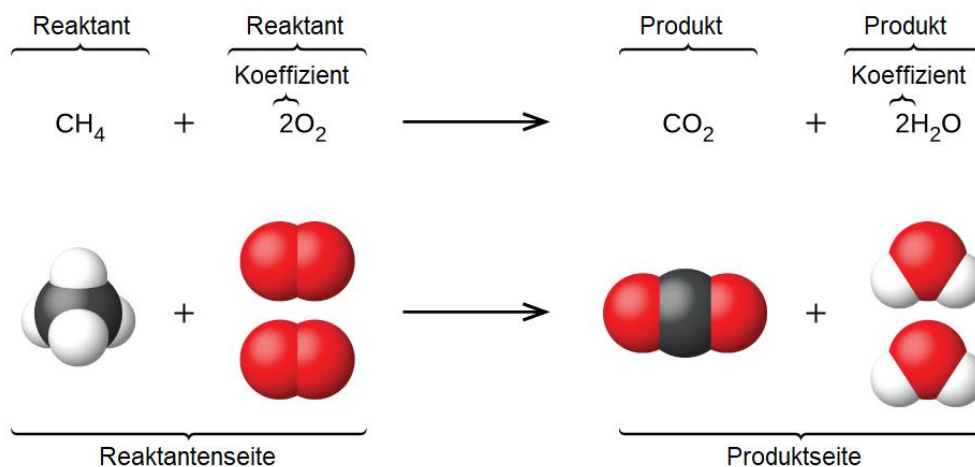


In diesem Modul werden die folgenden Themen besprochen:

- Ausgleich von Reaktionsgleichungen
- Säure-Base-Reaktionen
- Ausgleich von Redox-Reaktionen mittels der Teilreaktionsmethode

Chemische Reaktionen

1. Die an der Reaktion beteiligten Stoffe werden als *Reaktanten* bezeichnet, und ihre Formeln werden auf der linken Seite der Gleichung angegeben.
2. Die Stoffe, die bei der Reaktion entstehen, werden als *Produkte* bezeichnet, und ihre Formeln werden auf der rechten Seite der Gleichung angegeben.
3. Pluszeichen (+) trennen die Formeln der einzelnen Reaktanten und Produkte, und ein Pfeil (\rightarrow) trennt die Reaktanten- und Produktseite (links und rechts) der Gleichung.
4. Die relative Anzahl der Reaktanten- und Produktarten wird durch *Koeffizienten* dargestellt (Zahlen, die unmittelbar links von jeder Formel stehen). Ein Koeffizient von 1 wird normalerweise weggelassen.



Es ist gängige Praxis, in einer chemischen Gleichung die kleinstmöglichen ganzzahligen Koeffizienten zu verwenden, wie in diesem Beispiel geschehen. Diese Koeffizienten stellen die relative Anzahl der Reaktanten und Produkte dar und können daher korrekt als Verhältnisse interpretiert werden. Methan und Sauerstoff reagieren zu Kohlendioxid und Wasser in einem Verhältnis von 1:2:1:2. Dieses Verhältnis ist erfüllt, wenn die Anzahl dieser Moleküle jeweils 1-2-1-2 oder 2-4-2-4 oder 3-6-3-6 usw. beträgt. Ebenso können diese Koeffizienten in Bezug auf eine beliebige Mengeneinheit (Zahl) interpretiert werden, so dass diese Gleichung auf vielerlei Weise korrekt gelesen werden kann, einschließlich:

- *Ein* Methanmolekül und *zwei* Sauerstoffmoleküle reagieren zu *einem* Kohlendioxidmolekül und *zwei* Wassermolekülen.
- *Ein Dutzend* Methanmoleküle und *zwei Dutzend* Sauerstoffmoleküle reagieren zu *einem Dutzend* Kohlendioxidmolekülen und *zwei Dutzend* Wassermolekülen.
- *Ein Mol* Methanmoleküle und *zwei Mol* Sauerstoffmoleküle reagieren zu *einem Mol* Kohlendioxidmoleküle und *zwei Mol* Wassermoleküle.

Ausgleich von Reaktionsgleichungen

Die Gleichung muss mit dem Gesetz der Erhaltung der Materie übereinstimmen. Sie kann bestätigt werden, indem man einfach die Anzahl der Atome auf beiden Seiten des Pfeils addiert und diese Summen vergleicht, um sicherzustellen, dass sie gleich sind. Die Anzahl der Atome für ein bestimmtes Element wird berechnet, indem der Koeffizient jeder Formel, die dieses Element enthält, mit dem tiefgestellten Wert des Elements in der Formel multipliziert wird. Wenn ein Element in mehr als einer Formel auf einer bestimmten Seite der Gleichung vorkommt, muss die Anzahl der in jeder Formel vertretenen Atome berechnet und dann addiert werden. In der Beispielreaktion enthalten z. B. beide Produktarten, CO_2 und H_2O , das Element Sauerstoff, so dass die Anzahl der Sauerstoffatome auf der Produktseite der Gleichung

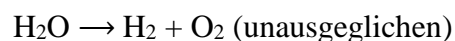
$$(1 \text{ CO}_2\text{-Molekül} \times 2 \text{ O-Atome pro CO}_2\text{-Molekül}) + (2 \text{ H}_2\text{O-Moleküle} \times 1 \text{ O-Atom pro H}_2\text{O-Molekül}) = 4 \text{ O-Atome}$$

Die Gleichung für die Reaktion zwischen Methan und Sauerstoff, bei der Kohlendioxid und Wasser entstehen, bestätigt, dass sie nach diesem Ansatz ausgeglichen ist, wie hier gezeigt:



Element	Reaktanten	Produkte	Ausgeglichen?
C	$1 \times 1 = 1$	$1 \times 1 = 1$	$1 = 1$, ja
H	$4 \times 1 = 4$	$2 \times 2 = 4$	$4 = 4$, yes
O	$2 \times 2 = 4$	$(1 \times 2) + (2 \times 1) = 4$	$4 = 4$, yes

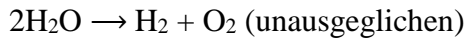
Eine ausgeglichene chemische Gleichung kann oft aus einer qualitativen Beschreibung einer chemischen Reaktion abgeleitet werden, und zwar durch einen recht einfachen Ansatz, der als Ausgleich durch Überprüfung bekannt ist. Nehmen wir als Beispiel die Zersetzung von Wasser unter Bildung von molekularem Wasserstoff und Sauerstoff. Dieser Prozess wird qualitativ durch eine *unausgewogene* chemische Gleichung dargestellt:



Ein Vergleich der Anzahl der H- und O-Atome auf beiden Seiten dieser Gleichung bestätigt ihr Ungleichgewicht:

Element	Reaktanten	Produkte	Ausgeglichen?
H	$1 \times 2 = 2$	$1 \times 2 = 2$	$2 = 2$, ja
O	$1 \times 1 = 1$	$1 \times 2 = 2$	$1 \neq 2$, nein

Die Anzahl der H-Atome auf der Reaktanden- und der Produktseite der Gleichung ist gleich, die Anzahl der O-Atome ist es jedoch nicht. Um das Gleichgewicht herzustellen, können die Koeffizienten der Gleichung nach Bedarf geändert werden. Dabei ist natürlich zu beachten, dass die tiefgestellten Formelzeichen teilweise die Identität des Stoffes definieren und daher nicht geändert werden können, ohne die qualitative Bedeutung der Gleichung zu verändern. Wenn man zum Beispiel die Formel des Reaktanten von H_2O in H_2O_2 ändert, erhält man ein Gleichgewicht in der Anzahl der Atome, aber dadurch ändert sich auch die Identität des Reaktanten (es handelt sich jetzt um Wasserstoffperoxid und nicht mehr um Wasser). Das O-Atom-Gleichgewicht kann durch Änderung des Koeffizienten für H_2O auf 2 erreicht werden.

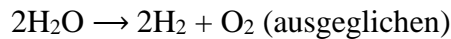


Element Reaktanten Produkte Ausgeglichen?

H $2 \times 2 = 4$ $1 \times 2 = 2$ $4 \neq 2$, nein

O $2 \times 1 = 2$ $1 \times 2 = 2$ $2 = 2$, ja

Das Gleichgewicht der H-Atome wurde durch diese Änderung gestört, lässt sich aber leicht wiederherstellen, indem der Koeffizient für das H₂-Produkt auf 2 geändert wird.

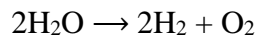


Element Reaktanten Produkte Ausgeglichen?

H $2 \times 2 = 4$ $2 \times 2 = 4$ $4 = 4$, ja

O $2 \times 1 = 2$ $1 \times 2 = 2$ $2 = 2$, ja

Diese Koeffizienten ergeben die gleiche Anzahl von H- und O-Atomen auf der Seite des Reaktanten und des Produkts, so dass die Gleichung ausgeglichen ist:



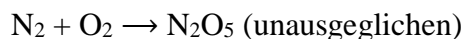
Beispiel 1

Ausgewogene chemische Gleichungen

Schreiben Sie eine ausgeglichene Gleichung für die Reaktion von molekularem Stickstoff (N₂) und Sauerstoff (O₂) zur Bildung von Distickstoffpentoxid.

Lösung

Schreiben Sie zunächst die unausgeglichene Gleichung an:



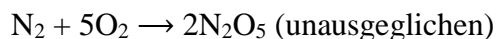
Zählen Sie anschließend die Anzahl der einzelnen Atomtypen in der unausgewogenen Gleichung.

Element Reaktanten Produkte Ausgeglichen?

N $1 \times 2 = 2$ $1 \times 2 = 2$ $2 = 2$, ja

O $1 \times 2 = 2$ $1 \times 5 = 5$ $2 \neq 5$, nein

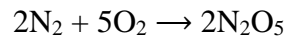
Obwohl der Stickstoff ausgeglichen ist, sind Änderungen der Koeffizienten erforderlich, um die Anzahl der Sauerstoffatome auszugleichen. Um die Anzahl der Sauerstoffatome auszugleichen, wäre ein vernünftiger erster Versuch, die Koeffizienten für O₂ und N₂O₅ in ganze Zahlen zu ändern, die 10 O-Atome ergeben (das kleinste gemeinsame Vielfache für die O-Atom-Subscripts in diesen beiden Formeln).



Element Reaktanten Produkte Ausgeglichen?

N	$1 \times 2 = 2$	$2 \times 2 = 4$	$2 \neq 4$, nein
O	$5 \times 2 = 10$	$2 \times 5 = 10$	$10 = 10$, ja

Das Gleichgewicht der N-Atome wurde durch diese Änderung gestört; es wird wiederhergestellt, indem der Koeffizient für den Reaktanten N_2 auf 2 geändert wird.

**Element Reaktanten Produkte Ausgeglichen?**

N	$2 \times 2 = 4$	$2 \times 2 = 4$	$4 = 4$, ja
O	$5 \times 2 = 10$	$2 \times 5 = 10$	$10 = 10$, ja

Die Anzahl der N- und O-Atome auf beiden Seiten der Gleichung ist nun gleich, und die Gleichung ist somit ausgeglichen.

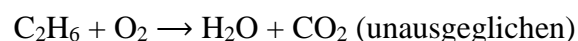
**Aufgabe**

Schreiben Sie eine Gleichung für die Zersetzung von Ammoniumnitrat in molekularen Stickstoff, molekularen Sauerstoff und Wasser. (Tipp: Setzen Sie den Sauerstoff zuletzt ein, da er in mehr als einem Molekül auf der rechten Seite der Gleichung vorhanden ist).

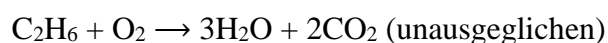
Lösung:



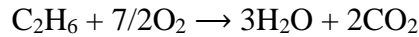
Manchmal ist es zweckmäßig, bei der Bilanzierung einer chemischen Gleichung Brüche anstelle von ganzen Zahlen als Zwischenkoeffizienten zu verwenden. Wenn das Gleichgewicht erreicht ist, können alle Koeffizienten der Gleichung mit einer ganzen Zahl multipliziert werden, um die Bruchkoeffizienten in ganze Zahlen umzuwandeln, ohne das atomare Gleichgewicht zu stören. Betrachten wir zum Beispiel die Reaktion von Ethan (C_2H_6) mit Sauerstoff zu H_2O und CO_2 , die durch die unausgeglichene Gleichung dargestellt wird:



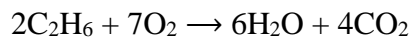
Nach dem üblichen Inspektionsansatz könnte man zunächst die C- und H-Atome ausgleichen, indem man die Koeffizienten für die beiden Produktspezies ändert, wie gezeigt:



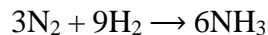
Daraus ergeben sich sieben O-Atome auf der Produktseite der Gleichung, eine ungerade Zahl - kein ganzzahliger Koeffizient kann mit dem O₂-Reaktanten verwendet werden, um eine ungerade Zahl zu erhalten, also wird stattdessen ein Bruchkoeffizient, 7/2, verwendet, um eine vorläufige Gleichung zu erhalten:



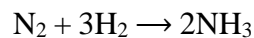
Eine herkömmliche ausgeglichene Gleichung mit nur ganzzahligen Koeffizienten wird abgeleitet, indem jeder Koeffizient mit 2 multipliziert wird:



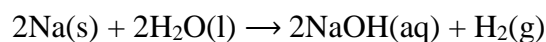
Was schließlich die ausgeglichenen Gleichungen betrifft, so sei daran erinnert, dass die Konvention die Verwendung der kleinsten ganzzahligen Koeffizienten vorschreibt. Die Gleichung für die Reaktion zwischen molekularem Stickstoff und molekularem Wasserstoff zur Bildung von Ammoniak ist zwar tatsächlich ausgeglichen,



aber die Koeffizienten sind nicht die kleinstmöglichen ganzen Zahlen, die die relative Anzahl der Moleküle des Reaktanten und des Produkts darstellen. Dividiert man jeden Koeffizienten durch den größten gemeinsamen Teiler, 3, erhält man die bevorzugte Gleichung:



Die Aggregatzustände von Reaktanten und Produkten werden in chemischen Gleichungen sehr oft mit einer Abkürzung in Klammern hinter den Formeln angegeben. Übliche Abkürzungen sind *s* für Feststoffe (engl. *solids*), *l* für Flüssigkeiten (engl. *liquids*), *g* für Gase und *aq* für in Wasser gelöste Stoffe (wässrige Lösungen, engl. *aqueous solutions*, wie im vorangegangenen Kapitel eingeführt). Diese Schreibweisen werden in der folgenden Beispielgleichung veranschaulicht:



Diese Gleichung stellt die Reaktion dar, die stattfindet, wenn Natriummetall in Wasser gegeben wird. Das feste Natrium reagiert mit flüssigem Wasser unter Bildung von molekularem Wasserstoffgas und der ionischen Verbindung Natriumhydroxid (ein Feststoff in reiner Form, der sich jedoch leicht in Wasser auflöst).

Besondere Bedingungen, die für eine Reaktion erforderlich sind, werden manchmal durch ein Wort oder Symbol über oder unter dem Pfeil der Gleichung angegeben. So kann beispielsweise eine Reaktion, die durch Erhitzen erfolgt, durch den griechischen Großbuchstaben delta (Δ) über dem Pfeil angezeigt werden.



Eine *Fällungsreaktion* ist eine Reaktion, bei der gelöste Stoffe zu einem (oder mehreren) festen Produkten reagieren. Viele Reaktionen dieser Art beinhalten den Austausch von Ionen zwischen ionischen Verbindungen in wässriger Lösung und werden manchmal auch als *Doppelverdrängungs-*, *Doppelersatz-* oder *Metathesereaktionen* bezeichnet. Diese Reaktionen kommen in der Natur häufig vor und sind für die Bildung von Korallenriffen in Meeresgewässern und Nierensteinen bei Tieren verantwortlich. In der Industrie werden sie in großem Umfang für die Herstellung einer Reihe von Grundstoffen und Spezialchemikalien verwendet. Ausscheidungsreaktionen spielen auch eine zentrale Rolle in vielen chemischen Analysetechniken, einschließlich Spot-Tests zur Identifizierung von Metallionen und *gravimetrischen Methoden* zur Bestimmung der Zusammensetzung von Stoffen (siehe das letzte Modul dieses Kapitels).

Das Ausmaß, in dem ein Stoff in Wasser oder einem anderen Lösungsmittel gelöst werden kann, wird quantitativ als seine *Löslichkeit* ausgedrückt, definiert als die maximale Konzentration eines Stoffes, die unter bestimmten Bedingungen erreicht werden kann. Stoffe mit einer relativ großen Löslichkeit werden als *löslich* bezeichnet. Ein Stoff *fällt aus*, wenn die Lösungsbedingungen so sind, dass seine Konzentration seine Löslichkeit übersteigt. Stoffe mit relativ geringer Löslichkeit werden als *unlöslich* bezeichnet, und dies sind die Stoffe, die leicht aus der Lösung ausfallen. Weitere Informationen zu diesen wichtigen Konzepten finden Sie im Textkapitel über Lösungen. Zur Vorhersage der Identität von Feststoffen, die durch Fällungsreaktionen gebildet werden, kann man sich einfach auf die Löslichkeitsmuster beziehen, die für viele ionische Verbindungen beobachtet wurden.

Tabelle. Löslichkeiten häufiger ionischer Verbindungen in Wasser

Lösliche Verbindungen enthalten

- Metallkationen der Gruppe 1 (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ und Cs^+) und Ammoniumionen (NH_4^+)
- die Halogenid-Ionen (Cl^- , Br^- und I^-)
- Acetat ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$), Bicarbonat (HCO_3^-), Nitrat (NO_3^-) und Chlorat (ClO_3^-)
- das Sulfat (SO_4^{2-})-Ion

Ausnahmen zu diesen Löslichkeitsregeln sind unter anderem

- Halogenide von Ag^+ , Hg_2^{2+} , und Pb^{2+}
- Sulfate von Ag^+ , Ba^{2+} , Ca^{2+} , Hg_2^{2+} , Hg_2^{2+} , Pb^{2+} , und Sr^{2+}

Unlösliche Verbindungen enthalten

- Karbonat (CO_3^{2-}), Chromat (CrO_4^{2-}), Phosphat (PO_4^{3-}), und Sulfid(S^{2-})-Ionen
- Hydroxidionen (OH^-)

Ausnahmen zu diesen Unlöslichkeitsregeln sind unter anderem

- Verbindungen dieser Anionen mit Metallkationen der Gruppe 1 und Ammoniumionen
- Hydroxide von Metallkationen der Gruppe 1 und Ba^{2+}



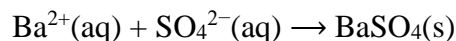
Aufgabe: Vorhersage von Fällungsreaktionen

Sagen Sie das Ergebnis des Mischens angemessen konzentrierter Lösungen der folgenden ionischen Verbindungen voraus. Falls eine Ausfällung zu erwarten ist, schreiben Sie eine ausgeglichene Netto-Ionengleichung für die Reaktion.

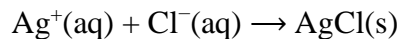
- (a) Kaliumsulfat und Bariumnitrat
- (b) Lithiumchlorid und Silberacetat
- (c) Bleinitrat und Ammoniumcarbonat

Lösung

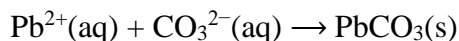
(a) Die beiden möglichen Produkte für diese Kombination sind KNO_3 und BaSO_4 . Die Löslichkeitsrichtlinien zeigen, dass BaSO_4 unlöslich ist, so dass eine Fällungsreaktion zu erwarten ist. Die Netto-Ionengleichung für diese Reaktion, die auf die im vorherigen Modul beschriebene Weise abgeleitet wurde, lautet



(b) Die beiden möglichen Produkte für diese Kombination sind $\text{LiC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ und AgCl . Die Löslichkeitsrichtlinien zeigen, dass AgCl unlöslich ist, so dass eine Fällungsreaktion zu erwarten ist. Die Netto-Ionengleichung für diese Reaktion, die auf die im vorherigen Modul beschriebene Weise abgeleitet wurde, lautet



(c) Die beiden möglichen Produkte für diese Kombination sind PbCO_3 und NH_4NO_3 . Die Löslichkeitsrichtlinien zeigen, dass PbCO_3 unlöslich ist, so dass eine Fällungsreaktion zu erwarten ist. Die Netto-Ionengleichung für diese Reaktion, die auf die im vorherigen Modul beschriebene Weise abgeleitet wurde, lautet



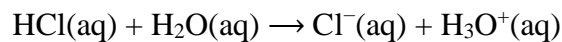
Aufgabe

Welche Lösung könnte verwendet werden, um das Barium-Ion Ba^{2+} in einer Wasserprobe auszufällen: Natriumchlorid, Natriumhydroxid oder Natriumsulfat? Wie lautet die Formel für die erwartete Ausfällung? (Natriumsulfat, BaSO_4)

Säure-Base-Reaktionen

Eine *Säure-Base-Reaktion* ist eine Reaktion, bei der ein Wasserstoffion, H^+ , von einer chemischen Substanz auf eine andere übertragen wird. Solche Reaktionen sind von zentraler Bedeutung für zahlreiche natürliche und technologische Prozesse, von den chemischen Umwandlungen in den Zellen und in den Seen und Ozeanen bis hin zur industriellen Produktion von Düngemitteln, Arzneimitteln und anderen für die Gesellschaft wichtigen Substanzen. Das Thema der Säure-Base-Chemie ist daher eine gründliche Erörterung wert, und diesem Thema ist im weiteren Verlauf des Textes ein ganzes Kapitel gewidmet.

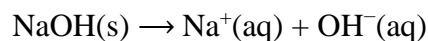
Im Rahmen dieser kurzen Einführung werden wir nur die gängigsten Arten von Säure-Base-Reaktionen betrachten, die in wässrigen Lösungen ablaufen. In diesem Zusammenhang ist eine Säure eine Substanz, die sich in Wasser unter Bildung von Hydroniumionen, H_3O^+ , auflöst. Betrachten Sie als Beispiel die hier dargestellte Gleichung:



Der durch diese Gleichung dargestellte Prozess bestätigt, dass Chlorwasserstoff eine Säure ist. In Wasser gelöst, entstehen H_3O^+ -Ionen durch eine chemische Reaktion, bei der H^+ -Ionen von HCl-Molekülen auf H_2O -Moleküle übertragen werden.

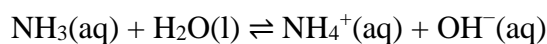
Eine *Base* ist ein Stoff, der sich in Wasser unter Bildung von Hydroxidionen (OH^-) auflöst. Die gebräuchlichsten Basen sind ionische Verbindungen, die aus Alkali- oder Erdalkalimetallkationen (Gruppen 1 und 2) in Kombination mit dem Hydroxidion bestehen, z.B. NaOH und $Ca(OH)_2$. Wenn sich diese Verbindungen in Wasser auflösen, werden die Hydroxidionen direkt in die Lösung abgegeben. KOH und $Ba(OH)_2$ zum Beispiel lösen sich in Wasser und dissoziieren vollständig, wobei Kationen (K^+ bzw. Ba^{2+}) und Hydroxidionen (OH^-) entstehen. Diese Basen sowie andere Hydroxide, die in Wasser vollständig dissoziieren, werden als *starke Basen* bezeichnet.

Nehmen wir als Beispiel die Auflösung von Natronlauge (Natriumhydroxid) in Wasser:



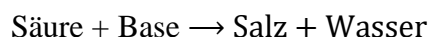
Diese Gleichung bestätigt, dass Natriumhydroxid eine Base ist. Wenn es in Wasser gelöst wird, dissoziiert NaOH unter Bildung von Na^+ und OH^- Ionen. Dies gilt auch für jede andere ionische Verbindung, die Hydroxid-Ionen enthält. Da der Dissoziationsprozess im Wesentlichen abgeschlossen ist, wenn sich ionische Verbindungen unter typischen Bedingungen in Wasser auflösen, werden NaOH und andere ionische Hydroxide alle als starke Basen eingestuft.

Im Gegensatz zu den ionischen Hydroxiden bilden einige Verbindungen beim Lösen Hydroxidionen, indem sie chemisch mit Wassermolekülen reagieren. In allen Fällen reagieren diese Verbindungen nur teilweise und werden daher als *schwache Basen* eingestuft. Diese Arten von Verbindungen sind auch in der Natur reichlich vorhanden und wichtige Rohstoffe in verschiedenen Technologien. So liegt die weltweite Produktion der schwachen Base Ammoniak in der Regel bei weit über 100 Tonnen pro Jahr und wird häufig als Düngemittel in der Landwirtschaft, als Rohstoff für die chemische Synthese anderer Verbindungen und als Wirkstoff in Haushaltsreinigern verwendet. In Wasser gelöst, reagiert Ammoniak teilweise unter Bildung von Hydroxidionen, wie hier dargestellt:



Dabei handelt es sich definitionsgemäß um eine Säure-Base-Reaktion, die in diesem Fall die Übertragung von H^+ -Ionen von Wassermolekülen auf Ammoniakmoleküle beinhaltet. Unter typischen Bedingungen liegt nur etwa 1 % des gelösten Ammoniaks als NH_4^+ Ionen vor.

Die beschriebenen chemischen Reaktionen, bei denen in Wasser gelöste Säuren und Basen Hydronium- bzw. Hydroxid-Ionen bilden, sind per Definition Säure-Base-Reaktionen. Bei diesen Reaktionen dient das Wasser sowohl als Lösungsmittel als auch als Reaktionspartner. Eine *Neutralisationsreaktion* ist eine spezielle Art von Säure-Base-Reaktion, bei der die Reaktanten eine Säure und eine Base sind, die Produkte oft ein Salz und Wasser sind, und keiner der Reaktanten das Wasser selbst ist:



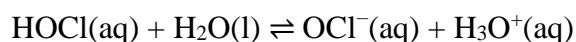
Aufgabe: Gleichungen für Säure-Base-Reaktionen schreiben

Schreiben Sie ausgeglichene chemische Gleichungen für die hier beschriebenen Säure-Base-Reaktionen:

- (a) Die schwache Säure Wasserstoffhypochlorit reagiert mit Wasser
- (b) eine Lösung von Bariumhydroxid wird mit einer Lösung von Salpetersäure neutralisiert

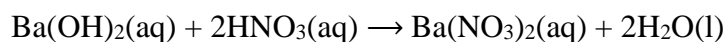
Lösung

(a) Es werden die beiden Reaktanten HOCl und H_2O angegeben. Da es sich bei der Substanz um eine Säure handeln soll, wird bei der Reaktion mit Wasser H^+ von HOCl auf H_2O übertragen, wobei Hydroniumionen, H_3O^+ , und Hypochlorit-Ionen, OCl^- , entstehen.



Ein Doppelpfeil ist in dieser Gleichung angebracht, weil er anzeigt, dass HOCl eine schwache Säure ist, die nicht vollständig reagiert hat.

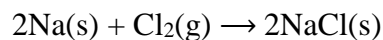
(b) Es werden die beiden Reaktanten $\text{Ba}(\text{OH})_2$ und HNO_3 angegeben. Da es sich um eine Neutralisationsreaktion handelt, sind die beiden Produkte Wasser und ein Salz, das aus dem Kation des ionischen Hydroxids (Ba_2^+) und dem Anion besteht, das entsteht, wenn die Säure ihr Wasserstoffion (NO_3^-) abgibt.



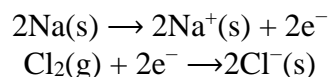
Oxidations-Reduktions-Reaktionen (Redox-Reaktionen)

Die Erdatmosphäre enthält etwa 20 % molekularen Sauerstoff, O₂, ein chemisch reaktives Gas, das eine wesentliche Rolle im Stoffwechsel aerober Organismen und bei vielen Umweltprozessen spielt, die die Welt prägen. Ursprünglich wurde der Begriff *Oxidation* verwendet, um chemische Reaktionen zu beschreiben, an denen O₂ beteiligt ist, aber seine Bedeutung hat sich weiterentwickelt und bezieht sich auf eine breite und wichtige Reaktionsklasse, die als *Oxidations-Reduktions-Reaktionen (Redox-Reaktionen)* bekannt ist.

Bei einigen Redoxreaktionen werden Elektronen zwischen den Reaktionspartnern übertragen, so dass ionische Produkte entstehen, z. B. bei der Reaktion zwischen Natrium und Chlor, bei der Natriumchlorid entsteht:



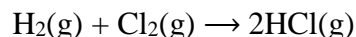
Betrachten Sie den Prozess im Hinblick auf jeden einzelnen Reaktanten und stellen Sie das Schicksal jedes Reaktanten in Form einer Gleichung dar, die als *Teilreaktion* (manchmal auch als Halbreaktion) bezeichnet wird:



Diese Gleichungen zeigen, dass Na-Atome Elektronen verlieren, während Cl-Atome (im Cl₂-Molekül) Elektronen gewinnen, wobei die "s"-Zeichen für die entstehenden Ionen bedeuten, dass sie in Form einer festen ionischen Verbindung vorliegen.

Natrium wird *oxidiert* und Chlor wird *reduziert*. Natrium fungiert als *Reduktionsmittel*, da es dem Chlor Elektronen zur Verfügung stellt (oder es reduziert). Umgekehrt fungiert Chlor als *Oxidationsmittel*, da es dem Natrium Elektronen entzieht (oxidiert).

Bei einigen Redoxprozessen werden jedoch keine Elektronen übertragen. Betrachten wir zum Beispiel eine Reaktion, die derjenigen ähnelt, bei der NaCl entsteht:



Das Produkt dieser Reaktion ist eine kovalente Verbindung, d. h. es findet keine Elektronenübertragung im eigentlichen Sinne statt. Um die Ähnlichkeit dieser Reaktion mit der vorhergehenden zu verdeutlichen und eine eindeutige Definition von Redoxreaktionen zu ermöglichen, wurde eine Eigenschaft namens *Oxidationszahl* definiert. Die Oxidationszahl (oder *Oxidationsstufe*) eines Elements in einer Verbindung ist die Ladung, die seine Atome besitzen würden, wenn die Verbindung ionisch wäre. Die folgenden Richtlinien werden verwendet, um jedem Element in einem Molekül oder Ion eine Oxidationszahl zuzuordnen.

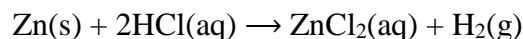
1. Die Oxidationszahl eines Atoms in einem elementaren Stoff ist Null.
2. Die Oxidationszahl eines einatomigen Ions ist gleich der Ladung des Ions.
3. Die Oxidationszahlen der gängigen Nichtmetalle werden in der Regel wie folgt zugeordnet:
 - o Wasserstoff: +1 in Verbindung mit Nichtmetallen, -1 in Verbindung mit Metallen

- Sauerstoff: -2 in den meisten Verbindungen, manchmal -1 (sogenannte Peroxide, O_2^{2-}), sehr selten $-1/2$ (sogenannte Superoxide, O_2^-), positive Werte in Verbindung mit F (Werte variieren)
 - Halogene: -1 für F immer, -1 für andere Halogene, außer in Verbindung mit Sauerstoff oder anderen Halogenen (positive Oxidationszahlen in diesen Fällen, Werte variieren)
4. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome in einem Molekül oder mehratomigen Ion entspricht der Ladung des Moleküls oder Ions.

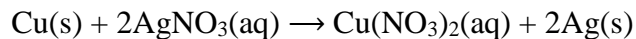
Unter Verwendung des Oxidationszahlkonzepts wurde eine allumfassende Definition der Redoxreaktion festgelegt. *Oxidations-Reduktionsreaktionen (Redoxreaktionen)* sind Reaktionen, bei denen ein oder mehrere beteiligte Elemente eine Änderung der Oxidationszahl erfahren.

Es gibt mehrere Unterklassen von Redoxreaktionen, darunter *Verbrennungsreaktionen*, bei denen das Reduktionsmittel (auch Brennstoff genannt) und das Oxidationsmittel (häufig, aber nicht unbedingt molekularer Sauerstoff) heftig reagieren und erhebliche Mengen an Wärme und oft auch Licht in Form einer Flamme erzeugen.

Einzelverdrängungsreaktionen (Ersatzreaktionen) sind Redoxreaktionen, bei denen ein Ion in Lösung durch die Oxidation eines metallischen Elements verdrängt (oder ersetzt) wird. Ein gängiges Beispiel für diese Art von Reaktion ist die saure Oxidation bestimmter Metalle:



Metallische Elemente können auch durch Lösungen anderer Metallsalze oxidiert werden, zum Beispiel:



Diese Reaktion kann beobachtet werden, indem man Kupferdraht in eine Lösung legt, die ein gelöstes Silbersalz enthält. Die Silberionen in der Lösung werden an der Oberfläche des Kupferdrahtes zu elementarem Silber reduziert, und die entstehenden Cu_2^+ -Ionen lösen sich in der Lösung auf und ergeben eine charakteristische blaue Farbe.



Aufgabe

Ermitteln Sie, welche Gleichungen Redoxreaktionen darstellen, und geben Sie gegebenenfalls einen Namen für die Reaktion an. Nennen Sie bei den als Redoxreaktionen identifizierten Reaktionen das Oxidationsmittel und das Reduktionsmittel.

- (a) $\text{ZnCO}_3\text{(s)} \rightarrow \text{ZnO(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$
 (b) $2\text{Ga(l)} + 3\text{Br}_2\text{(l)} \rightarrow 2\text{GaBr}_3\text{(s)}$

- (c) $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$
(d) $\text{BaCl}_2(\text{aq}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2\text{KCl}(\text{aq})$
(e) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Solution

Redoxreaktionen werden per Definition identifiziert, wenn ein oder mehrere Elemente eine Änderung der Oxidationszahl erfahren.

- (a) Es handelt sich nicht um eine Redoxreaktion, da die Oxidationszahlen aller Elemente unverändert bleiben.
- (b) Dies ist eine Redoxreaktion. Gallium wird oxidiert, seine Oxidationszahl steigt von 0 in $\text{Ga}(\text{l})$ auf +3 in $\text{GaBr}_3(\text{s})$. Das Reduktionsmittel ist $\text{Ga}(\text{l})$. Brom wird reduziert, wobei seine Oxidationszahl von 0 in $\text{Br}_2(\text{l})$ auf -1 in $\text{GaBr}_3(\text{s})$ abnimmt. Das Oxidationsmittel ist $\text{Br}_2(\text{l})$.
- (c) Dies ist eine Redoxreaktion. Sie ist ein besonders interessanter Prozess, da das gleiche Element, nämlich Sauerstoff, sowohl oxidiert als auch reduziert wird (eine so genannte Disproportionierungsreaktion). Sauerstoff wird oxidiert, wobei seine Oxidationszahl von -1 in $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ auf 0 in $\text{O}_2(\text{g})$ ansteigt. Sauerstoff wird auch reduziert, wobei seine Oxidationszahl von -1 in $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ auf -2 in $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ abnimmt. Bei Disproportionierungsreaktionen fungiert derselbe Stoff als Oxidationsmittel und als Reduktionsmittel.
- (d) Es handelt sich nicht um eine Redoxreaktion, da die Oxidationszahlen für alle Elemente unverändert bleiben.
- (e) Es handelt sich um eine Redoxreaktion (Verbrennung). Der Kohlenstoff wird oxidiert, seine Oxidationszahl steigt von -2 in $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ auf +4 in $\text{CO}_2(\text{g})$. Das Reduktionsmittel (Brennstoff) ist $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$. Sauerstoff wird reduziert, wobei seine Oxidationszahl von 0 in $\text{O}_2(\text{g})$ auf -2 in $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ abnimmt. Das Oxidationsmittel ist $\text{O}_2(\text{g})$.

Ausgleich von Redox-Reaktionen mittels der Teilreaktionsmethode

An Redoxreaktionen in wässrigen Medien sind häufig Wasser, Hydroniumionen und Hydroxidionen als Reaktanten oder Produkte beteiligt. Diese Spezies werden zwar nicht oxidiert oder reduziert, sind aber auf andere Weise an chemischen Veränderungen beteiligt (z.B. durch Bereitstellung der zur Bildung von Oxyanionen erforderlichen Elemente). Gleichungen, die diese Reaktionen darstellen, lassen sich manchmal nur sehr schwer durch Einsicht ausgleichen, weshalb systematische Ansätze entwickelt wurden, um den Prozess zu unterstützen. Ein sehr nützlicher Ansatz ist die Methode der Teilreaktionen, die die folgenden Schritte umfasst:

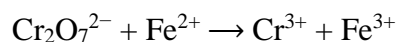
1. Schreiben Sie die beiden Teilreaktionen, die den Redoxprozess darstellen.
2. Bilden Sie das Gleichgewicht aller Elemente außer Sauerstoff und Wasserstoff.
3. Bilden Sie das Gleichgewicht der Sauerstoffatome durch Hinzufügen von H_2O -Molekülen.
4. Gleichen Sie die Wasserstoffatome aus, indem Sie H^+ Ionen hinzufügen.

5. Ausgleich der Ladung durch Hinzufügen von Elektronen.
6. Falls nötig, multiplizieren Sie die Koeffizienten jeder Halbreaktion mit den kleinstmöglichen ganzen Zahlen, um die gleiche Anzahl von Elektronen in jeder Reaktion zu erhalten.
7. Addieren Sie die ausgeglichenen Halbreaktionen und vereinfachen Sie, indem Sie die Arten, die auf beiden Seiten der Gleichung vorkommen, entfernen.
8. Bei Reaktionen in basischen Medien (Überschuss an Hydroxidionen) führen Sie diese zusätzlichen Schritte durch:
 - Fügen Sie auf beiden Seiten der Gleichung OH^- -Ionen in der Anzahl hinzu, die der Anzahl der H^+ -Ionen entspricht.
 - Kombinieren Sie auf der Seite der Gleichung, die sowohl H^+ - als auch OH^- -Ionen enthält, diese Ionen, um Wassermoleküle zu erhalten.
 - Vereinfachen Sie die Gleichung, indem Sie alle überflüssigen Wassermoleküle entfernen.
9. Überprüfen Sie schließlich, ob sowohl die Anzahl der Atome als auch die Gesamtladungen ausgeglichen sind.

Beispiel

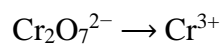
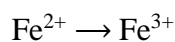
Ausgleich von Redoxreaktionen in saurer Lösung

Erstellen Sie eine Gleichung für die Reaktion zwischen Dichromat-Ion und Eisen(II) zur Bildung von Eisen(III) und Chrom(III) in saurer Lösung.

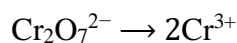
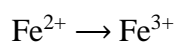


Lösung

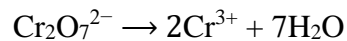
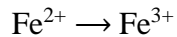
1. *Schreiben Sie die beiden Teilreaktionen.* Jede Teilreaktion enthält einen Reaktanten und ein Produkt mit einem gemeinsamen Element.



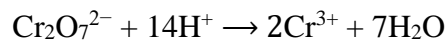
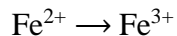
2. *Alle Elemente außer Sauerstoff und Wasserstoff ausgleichen.* Die Eisen-Teilreaktion ist bereits ausgeglichen, aber die Chrom-Teilreaktion zeigt zwei Cr-Atome auf der linken und ein Cr-Atom auf der rechten Seite. Durch Änderung des Koeffizienten auf der rechten Seite der Gleichung auf 2 wird ein Gleichgewicht in Bezug auf die Cr-Atome erreicht.



3. *Sauerstoffatome durch Hinzufügen von H₂O-Molekülen ausgleichen.* Die Eisenteilreaktion enthält keine O-Atome. Bei der Chrom-Teilreaktion befinden sich auf der linken Seite sieben O-Atome und auf der rechten Seite keine, so dass auf der rechten Seite sieben Wassermoleküle hinzugefügt werden.

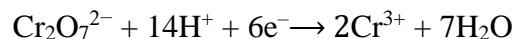
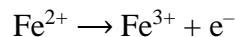


4. *Wasserstoffatome durch Hinzufügen von H⁺-Ionen ausgleichen.* Die Eisenteilreaktion enthält keine H-Atome. Die Chrom-Teilreaktion enthält 14 H-Atome auf der rechten Seite und keine auf der linken Seite, so dass auf der linken Seite 14 Wasserstoffionen hinzugefügt werden.

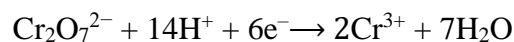
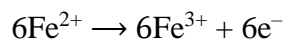


5. *Ladung durch Hinzufügen von Elektronen ausgleichen.* Die Eisenteilreaktion zeigt eine Gesamtladung von 2+ auf der linken Seite (1 Fe²⁺-Ion) und 3+ auf der rechten Seite (1 Fe³⁺-Ion). Wenn man der rechten Seite ein Elektron hinzufügt, beträgt die Gesamtladung dieser Seite (3+) + (1-) = 2+, und das Ladungsgleichgewicht ist erreicht.

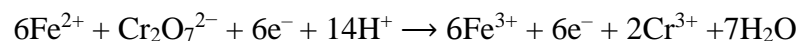
Die Chrom-Teilreaktion zeigt eine Gesamtladung von (1 × 2-) + (14 × 1+) = 12+ auf der linken Seite (1 Cr₂O₇²⁻ (1 Cr₂O₇²⁻ Ion und 14 H⁺ Ionen). Die Gesamtladung auf der rechten Seite ist (2 × 3+) = 6+ (2 Cr³⁺-Ionen). Wenn man der linken Seite sechs Elektronen hinzufügt, beträgt die Gesamtladung dieser Seite (12+) + (6-) = 6+, und das Ladungsgleichgewicht ist erreicht.



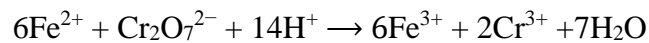
6. *Multiplizieren Sie die beiden Teilreaktionen so, dass die Anzahl der Elektronen in der einen Reaktion gleich der Anzahl der Elektronen in der anderen Reaktion ist.* Um mit der Massenerhaltung und der Vorstellung, dass es sich bei Redoxreaktionen um die Übertragung (und nicht um die Erzeugung oder Zerstörung) von Elektronen handelt, vereinbar zu sein, muss der Koeffizient der Eisen-Teilreaktion mit 6 multipliziert werden.



7. *Addieren Sie die ausgeglichenen Teilreaktionen ...*



... und streichen Sie jene Teilchen, die auf beiden Seiten der Gleichung vorkommen (hier sind das nur die sechs Elektronen). Entfernt man sie von jeder Seite der Gleichung, erhält man die vereinfachte, ausgeglichene Gleichung:



Eine abschließende Überprüfung der Atom- und Ladungsbilanz bestätigt, dass die Gleichung ausgeglichen ist.

Element	Reaktanten	Produkte
Fe	6	6
Cr	2	2
O	7	7
H	14	14
Ladung	24+	24+



Aufgabe

In saurer Lösung reagiert Wasserstoffperoxid mit Fe^{2+} unter Bildung von Fe^{3+} und H_2O . Schreiben Sie eine ausgeglichene Gleichung für diese Reaktion.

Lösung:



Zum Üben

<https://phet.colorado.edu/en/simulation/balancing-chemical-equations#for-teachers-header>

<https://phet.colorado.edu/en/simulation/reactants-products-and-leftovers>

[balancing-chemical-equations-html-guide.pdf](#)

[reactants-products-and-leftovers-html-guide.pdf](#)

Quellen:

Nelson: Chemistry.

<https://phet.colorado.edu/en/simulations>