

Grundlagenwiederholung V – Redoxreaktionen

Ein Beitrag von Dennis Dietz und Dr. Ruggero Noto La Diega



© MmeEmil/E+/Getty Images

Dieser fünfte Beitrag der Serie „Grundlagenwiederholungen“ nimmt das für die Sekundarstufe II wichtige Thema der Redoxreaktionen in den Blick. Auf drei unterschiedlichen Niveaustufen können die Schülerinnen und Schüler wesentliche Grundlagen, wie das Erkennen und Beschreiben von Redoxprozessen mit den entsprechenden Fachtermini, das Aufstellen von Oxidationszahlen sowie das selbständige Formulieren von Redoxreaktionsgleichungen an alltagsnahen Kontexten wiederholen und vertiefen. Dabei werden in den Aufgaben alle vier Kompetenzbereiche berücksichtigt.

Impressum

RAABE UNTERRICHTS-MATERIALIEN Chemie Sek. I/II

Das Werk, einschließlich seiner Teile, ist urheberrechtlich geschützt. Es ist gemäß § 60b UrhG hergestellt und ausschließlich zur Veranschaulichung des Unterrichts und der Lehre an Bildungseinrichtungen bestimmt. Die Dr. Josef Raabe Verlags-GmbH erteilt Ihnen für das Werk das einfache, nicht übertragbare Recht zur Nutzung für den persönlichen Gebrauch gemäß vorgenannter Zweckbestimmung. Unter Einhaltung der Nutzungsbedingungen sind Sie berechtigt, das Werk zum persönlichen Gebrauch gemäß vorgenannter Zweckbestimmung in Klassensatzstärke zu vervielfältigen. Jede darüber hinausgehende Verwertung ist ohne Zustimmung des Verlages unzulässig und strafbar. Hinweis zu §§ 60a, 60b UrhG: Das Werk oder Teile hiervon dürfen nicht ohne eine solche Einwilligung an Schulen oder in Unterrichts- und Lehrmedien (§ 60b Abs. 3 UrhG) vervielfältigt, insbesondere kopiert oder eingescannt, verbreitet oder in ein Netzwerk eingestellt oder sonst öffentlich zugänglich gemacht oder wiedergegeben werden. Dies gilt auch für Intranets von Schulen und sonstigen Bildungseinrichtungen. Die Aufführung abgedruckter musikalischer Werke ist ggf. GEMA-meldepflichtig.

Für jedes Material wurden Fremdrechte recherchiert und ggf. angefragt.




In unseren Beiträgen sind wir bemüht, die für Experimente nötigen Substanzen mit den entsprechenden Gefahrenhinweisen zu kennzeichnen. Dies ist ein zusätzlicher Service. Dennoch ist jeder Experimentator selbst angehalten, sich vor der Durchführung der Experimente genauestens über das Gefährdungspotenzial der verwendeten Stoffe zu informieren, die nötigen Vorsichtsmaßnahmen zu ergreifen sowie alles ordnungsgemäß zu entsorgen. Es gelten die Vorschriften der Gefahrstoffverordnung sowie die Dienstvorschriften der Schulbehörde.

Dr. Josef Raabe Verlags-GmbH
Ein Unternehmen der Klett Gruppe
Rotebühlstraße 77
70178 Stuttgart
Telefon +49 711 62900-0
Fax +49 711 62900-60
meinRAABE@raabe.de
www.raabe.de

Redaktion: Irene Dick
Satz: Röser MEDIA GmbH & Co. KG, Karlsruhe
Bildnachweis Titel: © MmeEmil/E+/Getty Images
Korrektorat: Barbara Hajek

Grundlagenwiederholung V – Redoxreaktionen

Autoren: Dr. Ruggero Noto La Diega und Dennis Dietz

Methodisch-didaktische Hinweise	1
M 1: Einleitung für die Schülerinnen und Schüler	3
M 2: Übungsaufgaben 	7
M 3: Übungsaufgaben 	10
M 4: Übungsaufgaben 	13
Lösungen	16
Literatur	31

VORSCHAU

Kompetenzprofil

Niveau	wiederholend, vertiefend
Fachlicher Bezug	Redoxreaktionen
Methode	Einzelarbeit, Instrument für die Selbstdiagnose, Instrument für die Diagnose durch den Lehrer, Test
Basiskonzepte	Donator-Akzeptor-Konzept
Erkenntnismethoden	Einen Versuch planen
Kommunikation	aus Texten Reaktionsgleichungen ableiten
Bewertung/Reflexion	Stellungnahme zu Aussagen, Handlungsoptionen entwickeln und bewerten
Inhalt in Stichworten	Oxidationszahl, Oxidation, Reduktion, Oxidationsmittel, Reduktionsmittel, Redoxreaktion, Elektronen, Affinitätsreihe der Metalle, Korrosionsschutz, Hochofenprozess, Thermit-Verfahren

Überblick:

Legende der Abkürzungen:

AB Arbeitsblatt

ÜA Übungsaufgaben

TX Text

Material		Materialart
Einleitung für die Schülerinnen und Schüler	M 1	TX
Grundlegendes Niveau	M 2	AB, ÜA
Mittleres Niveau	M 3	AB, ÜA
Erweitertes Niveau	M 4	AB, ÜA

Grundlagenwiederholung V – Redoxreaktionen

Methodisch-didaktische Hinweise





Dieses Material ist das fünfte einer Reihe, die auf der Unterrichtserfahrung mit typischen Unsicherheiten oder gar Wissenslücken vieler Schülerinnen und Schüler der Oberstufe basiert. Unsicherheiten aus der Sekundarstufe I begleiten die Schülerinnen und Schüler häufig in die Oberstufe, wodurch ihnen der Anschluss zur Oberstufenchemie erschwert wird. Ziel dieses Materials ist es, den Schülerinnen und Schülern nach einer kurzen theoretischen Einleitung in das Themenfeld „Redoxreaktionen“ Aufgaben unterschiedlicher Schwierigkeitsgrade und Kompetenzbereiche im Sinne eines Aufgabenpools anzubieten. Diese Aufgabensammlung kann sowohl von der Lehrperson als diagnostisches Instrument eingesetzt werden, um Informationen über die Ausgangslage einer neuen Lerngruppe zu erheben, als auch den Schülerinnen und Schülern als bewertungsfreien Lernraum zum selbstständigen Auffrischen, Anwenden und Vertiefen von Unterrichtsinhalten zur Verfügung gestellt werden. Im Sinne der Differenzierung werden die Aufgaben in drei verschiedenen Niveaus eingeteilt, sodass sich der/die leistungsstärkere Schüler/in schwerpunktmäßig auf anspruchsvollere Aufgaben konzentrieren kann, während der Schüler/die Schülerin mit höherem Nachholbedarf mit einfacheren Aufgaben beginnen darf, um sich dann nach und nach an die komplexeren Aufgabenstellungen heranzuwagen. Ob eine Aufgabe von uns als leichter eingeschätzt wird, kann sowohl vom Anforderungsniveau (Reproduktion, Anwendung, Transfer), als auch vom Aufgabenformat (geschlossen, halb offen, offen), als auch natürlich von der Kombination dieser zwei Dimensionen abhängen. Die Aufgaben sprechen unterschiedliche Kompetenzen an, so werden neben Fachwissen auch Kommunikation, Erkenntnisgewinnung und Bewertung berücksichtigt.

In diesem fünften Beitrag geht es thematisch um Oxidationszahlen, das Erkennen von Redoxreaktionen, die Zuordnung relevanter Begriffe (Oxidation, Reduktion, Oxidationsmittel, Reduktionsmittel), das Aufstellen von Teilgleichungen und Gesamtgleichungen, die Planung von Versuchen zur Ermittlung der Affinitätsreihe, elektrochemische Vor-

gänge ausgewählter Rostschutzmaßnahmen sowie Redoxreaktionen in technischen und alltagsrelevanten Kontexten, wie das Reinigen von Silberbesteck, den Hochofenprozess und das aluminothermische Verfahren.

Zur Förderung von Kompetenzen aus dem Kompetenzbereich Bewertung, werden die Schülerinnen und Schüler bei einigen Aufgaben dazu eingeladen, bestimmte Aussagen und Maßnahmen zu bewerten oder auch über Sprache zu reflektieren.

Erklärung zu Differenzierungssymbolen

	Finden Sie dieses Symbol in den Lehrerhinweisen, so findet Differenzierung statt. Es gibt drei Niveaustufen, wobei nicht jede Niveaustufe extra ausgewiesen wird.	
 grundlegendes Niveau	 mittleres Niveau	 erweitertes Niveau

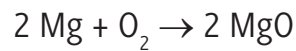
M 1 Einleitung für die Schülerinnen und Schüler

Liebe Schülerin, lieber Schüler, in den folgenden Aufgaben geht es um zentrale Inhalte und Kompetenzen, die Sie bereits in der Sekundarstufe I kennengelernt haben, um sogenannte Grundlagen der Chemie. Ein sicheres Beherrschen dieser Grundlagen wird Ihnen den Anschluss zu der Oberstufenchemie erleichtern: Nutzen Sie dieses Angebot, um Ihr Chemiewissen aufzufrischen, anzuwenden oder zu vertiefen. Je nachdem, wie fest Ihr Wissen bezüglich dieses Themenfeldes ist, können Sie sich auf anspruchsvollere Aufgaben (**M 3**, **M 4**) konzentrieren oder mit einfacheren Aufgabenstellungen (**M 2**, **M 3**) beginnen. Worum geht es in dieser Aufgabensammlung? Folgende Inhalte und Kompetenzen stehen im Mittelpunkt dieser Grundlagenwiederholung: Oxidationszahlen, das Erkennen von Redoxreaktionen, die Zuordnung relevanter Begriffe (Oxidation, Reduktion, Oxidationsmittel, Reduktionsmittel), das Aufstellen von Teilgleichungen und Gesamtgleichungen, die Planung von Versuchen zur Ermittlung der Affinitätsreihe, ausgewählte Rostschutzmaßnahmen mit Elektronenübergang sowie Redoxreaktionen in technischen und alltagsrelevanten Kontexten, wie das Reinigen von Silberbesteck, den Hochofenprozess und das aluminothermische Verfahren. Ein sicheres und flexibles Wissen und Können mit diesen zentralen Inhalten der Chemie wird Ihnen durch den gesamten Chemieunterricht hinweg hilfreich oder gar unentbehrlich sein.

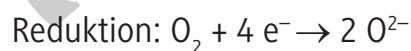
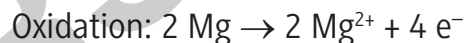
Eine ausführliche Behandlung der Theorie würde diesen Rahmen sprengen, dafür empfehlen wir Ihnen, falls notwendig, eine selbstständige Wiederholung mit einem Lehrbuch oder anhand von Internetressourcen. Dennoch möchten wir Ihnen mit einer kurzen theoretischen Einleitung dabei helfen, Ihr Wissen aus der Sekundarstufe I als Vorbereitung auf den praktischen Aufgabenteil zu reaktivieren.

Redoxreaktionen sind chemische Reaktionen, bei denen ein **Elektronenübergang** stattfindet. Ihnen wurde vermutlich zunächst beigebracht, dass eine **Oxidation** eine Reaktion ist, bei der Sauerstoff aufgenommen und eine **Reduktion** eine ist, bei der Sauerstoff abgegeben wird. Bei vielen Redoxreaktionen trifft dies zwar zu, eine solche Definition bildet aber letztlich nur einen Spezialfall ab (Reaktionen mit Beteiligung von Sauerstoff) und vereinfacht zu stark die dabei ablaufenden Vorgänge, so dass diese De-

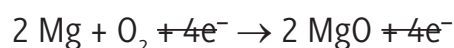
definition nur für den Anfangsunterricht tauglich ist. Beispielsweise würde man, nach der auf Sauerstoffaufnahme bzw. -abgabe basierenden Definition folgende Reaktion:



als Oxidation von Magnesium auffassen, weil Magnesium Sauerstoff aufnimmt, also sich mit Sauerstoff verbindet. In der Realität gibt es aber keine Oxidationsreaktionen losgelöst von Reduktionsreaktionen. Hier läuft parallel zur Oxidation von Magnesium die Reduktion von Sauerstoff ab. Diese Reaktion ist eine Redoxreaktion, weil sie auf einem Elektronenübergang basiert: Magnesium gibt Elektronen ab und fungiert somit als **Elektronendonator**, während Sauerstoff die von Magnesium übertragenen Elektronen aufnimmt. Sauerstoff ist in dieser Reaktion der **Elektronenakzeptor**. Der Elektronendonator ist das **Reduktionsmittel**, da dieser Stoff die Elektronen abgibt, wodurch der andere Reaktionspartner reduziert wird. Analog dazu ist der Elektronenakzeptor das **Oxidationsmittel**. Redoxreaktionen beschreibt man somit auf der Grundlage des **Donator-Akzeptor-Basis**konzeptes. Um den Elektronenübergang darzustellen, stellt man die Oxidation und die Reduktion als **Teilgleichungen** auf. Die Summe der Teilgleichungen ergibt dann die Redoxreaktion als Gesamtgleichung. Bleiben wir beim obigen Beispiel:



In der **Gesamtgleichung** ist die Anzahl der übertragenen Elektronen nicht mehr sichtbar, da die vier Elektronen aus den Teilgleichungen einmal auf der Produktseite und einmal auf der Eduktseite sind, so dass sie bei der Summe der Teilgleichungen zu einer Gesamtgleichung gegenseitig gekürzt werden.



Um nun Redoxreaktionen erkennen zu können, nutzt man das Konzept der **Oxidationszahlen**. Die Oxidationszahlen entsprechen der Ladung, die jedes Atom in einer Verbindung bekäme, wenn diese ionisch aufgebaut wäre. So sind Oxidationszahlen eine formalistische Modellvorstellung.

Bei Ionenverbindungen kennt man die Ladung der Ionen aus der Stellung im Periodensystem, so weiß man beispielsweise, dass Natriumchlorid aus Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen besteht, dass Natrium als Element der ersten Hauptgruppe einfach positiv geladene Ionen und Chlor als Element der siebten Hauptgruppe einfach negativ geladene Ionen bildet. Da bei Ionen die Oxidationszahl der Ladung entspricht, hat das Natrium-Ion die Oxidationszahl +I und das Chlorid-Ion die Oxidationszahl -I.

Bei manchen Verbindungen, wie zusammengesetzten Säurerest-Ionen, ist die Ermittlung der Oxidationszahlen leichter, wenn man das Ausschlussprinzip nutzt. Grundlage dafür ist, dass manche Elemente in fast allen Verbindungen dieselbe Oxidationszahl haben:

H: +I (Ausnahme: Metallhydride)

O: -II (Ausnahmen: Wasserstoffperoxid (H_2O_2) und in Verbindungen mit Fluor)

Alkalimetalle (1. Hauptgruppe): +I

Erdalkalimetalle (2. Hauptgruppe): +II

Halogene (7. Hauptgruppe): -I

Ein Beispiel dazu: SO_3^{2-} (Sulfit-Ion). Sauerstoff hat seine übliche Oxidationszahl: -II. In dem Ion sind drei Sauerstoffatome vorhanden: $-II \cdot 3 = -6$. Wir wissen, dass das Ion zweifach negativ geladen ist, daraus schlussfolgern wir, dass das Schwefelatom die Oxidationszahl +IV hat.

Sauerstoff ($-II \cdot 3 = -6$) + Schwefel ($+IV \cdot 1 = +4$) = -2

Die Metalle können nach ihrer Affinität zu Sauerstoff geordnet werden. In einer solchen **Affinitätsreihe** der Metalle befinden sich links unedle Metalle, die sehr leicht mit Sauerstoff reagieren und am anderen Ende der Reihe die edlen Metalle, die unter Normalbedingungen nur sehr langsam oder keine Verbindungen mit Sauerstoff eingehen. Unedle Metalle können damit die Metalloxide edler Metalle reduzieren, da die unedlen Metalle eine höhere Affinität aufweisen, sich mit Sauerstoff zu verbinden, wodurch sie dem Metalloxid aus einem edleren Metall den Sauerstoff entziehen können. Dadurch wird das Metalloxid zum reinen Metall reduziert. Die Sauerstoffaffinität ist also auch ein Maß für die Stärke eines Reduktionsmittels. Mit steigender Sauerstoffaffinität eines Metalls nimmt auch seine Fähigkeit zu, als Reduktionsmittel zu fungieren.

M 2 Übungsaufgaben



Aufgaben

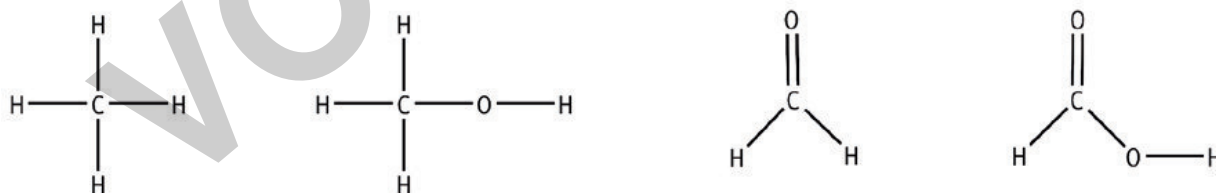
1. **Geben** Sie je ein Beispiel für folgende Regeln zum Aufstellen von Oxidationszahlen **an**:

Regel	Beispiel
In Elementen haben Atome immer die Oxidationszahl Null.	
In einer Elektronenpaarbindung werden die bindenden Elektronen jeweils ganz dem elektronegativeren Atom zugeordnet.	
In ungeladenen Verbindungen ist die Summe der Oxidationszahlen immer Null.	
In Ionen entspricht die Summe der Oxidationszahlen aller Atome der Ionenladung.	

2. **Notieren** Sie die Oxidationszahlen aller Elemente in den folgenden Verbindungen:

CaCl ₂	Na ₂ S	H ₂ O	Cl ₂	HBr	Fe ₂ O ₃

3. **Notieren** Sie die Oxidationszahlen aller Elemente in den folgenden Verbindungen:



4. **Begründen** Sie, ob es sich bei den folgenden Reaktionsgleichungen um eine Redoxreaktion handelt:

- $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$
- $\text{CuO} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnO}$
- $\text{CH}_3\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$