



Oxidationszahlen

Bildungsplanbezug: [Bildungsplan Sek. I 3.3.1.1](#) und [Bildungsplan Gymnasium 3.2.1.1](#)

Oxidationszahlen

Definition:

Die Oxidationszahlen geben imaginäre Ladungen von Atomen an, d.h. sie geben an, welche Ladung ein Element in einer bestimmten Verbindung tragen würde, **wenn** alle am Aufbau dieser Verbindung beteiligten Elemente in Form von Ionen vorliegen würden.

Die Oxidationszahl eines Atoms in einer chemischen Verbindung ist formal ein Maß zur Angabe der Verhältnisse der Elektronendichte um dieses Atom.

- Eine positive Oxidationszahl zeigt an, dass die Elektronendichte gegenüber seinem Normalzustand verringert ist
- Eine negative Oxidationszahl zeigt an, dass die Elektronendichte um das Atom erhöht ist.

Leitfaden zur Erstellung von Oxidationszahlen

Die Oxidationszahl lässt sich mit Hilfe folgender Regeln herleiten:

- Oxidationszahlen werden in römischen Ziffern geschrieben
 - -II, -I, 0, I, II
- Elemente selbst haben immer die Oxidationszahl 0.
 - gilt auch für Metalle und elementare Moleküle: Na, Ca, Fe, F₂, H₂, O₂, N₂, u.s.w.



Ermittlung von Oxidationszahlen in Verbindungen:

Regeln in der Tabelle sind nach Priorität von oben nach unten angeordnet

Atomgruppe	Ox-Zahl	Ausnahmen
Fluor	- I	keine! (elementar natürlich 0, siehe oben)
Alkalimetalle	+ I	keine
Erdalkalimetalle	+ II	keine
Wasserstoff	+ I	in Metallwasserstoffen - I
Sauerstoff	- II	in Peroxiden - I, in Verbindung mit Fluor +II
Halogene	- I	in Verbindung mit Sauerstoff oder Fluor können Chlor, Brom und Iod durchaus positive Oxidationszahlen annehmen
Metalle	+ y	Immer positiv (y ergibt sich aus der Verbindung)

- Bei neutralen Verbindungen muss die Summe der Oxidationszahlen 0 ergeben.
 - H_2O H: + I => 2* +I = + II O: - II Summe: + II - II = 0

Bei geladenen Verbindungen muss die Summe der Oxidationszahlen die Ladungszahl ergeben

- Bei einatomigen Ionen entspricht die Oxidationszahl der Ionenladung.
 - Cl^- (-I)
- Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome eines mehratomigen Ions ist gleich der Gesamtladung dieses Ions
 - OH^- O: - II H: + I Summe: - II + I = -1

Übung:

H_2SO_4 HF H_2CO_3 CO_2 C O_2 H_2O H_3O^+



Oxidationszahlen bei organischen Verbindungen

Bei organische Verbindungen kommt es häufig zu Redox-Reaktionen, bei denen ein Reaktionspartner oxidiert und einer reduziert wird.

Dies zu bestimmen ist bei organischen Verbindungen schwieriger, als bei anorganischen.

Mit Hilfe der Oxidationszahlen lässt sich aber die Schwierigkeit meistern, welches C-Atom nun oxidiert und welches reduziert wird.

Regeln zur Bestimmung der Oxidationszahl organischer Verbindungen:

Als Vereinfachung gilt:

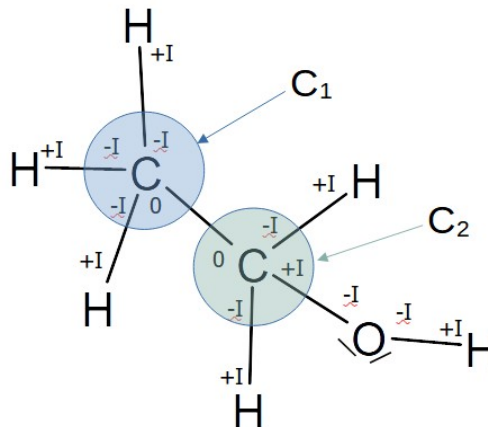
Bei der Ermittlung der Oxidationszahlen bei organischen Verbindungen werden die **Bindungselektronen immer dem elektronegativeren** Atom zugeordnet.

Als Hilfe ermittelt man die Oxidationszahl jeder Bindung einzeln. Die Oxidationszahl eines Atoms ermittelt man anschließend aus der Summe aller Oxidationszahlen des Atoms.

Die Werte der Elektronegativität der wichtigsten Elemente organischer Verbindung:

Kohlenstoff	C: 2,5
Wasserstoff	H: 2,1
Sauerstoff	O: 3,5

Erklärung an einem Beispiel: Ethanol



- Der Sauerstoff als elektronegativstes Element bekommt sowohl die Elektronen des benachbarten Kohlenstoffes als auch des benachbarten Wasserstoffes zugeschlagen.

=> **Oxidationszahl** Wasserstoff: + I

- Sauerstoff hat jetzt laut Lewis-Formel vier Elektronenpaare, damit $[2 * 4 = 8]$ acht Außenelektronen. Im elementaren Zustand hat Sauerstoff nur sechs Valenzelektronen.

=> **Oxidationszahl** Sauerstoff: -II



- Zwischen den beiden Kohlenstoffen wird das Elektronenpaar aufgeteilt. Beide Bindungspartner besitzen die gleiche Elektronegativität, also wird jedem die Hälfte der Bindungselektronen zugeordnet. Damit erhalten die Atome einer C-C-Bindung immer den Wert Null (0).
- Jede Wasserstoff-Kohlenstoffbindung wird dem Kohlenstoff zugeschlagen, der Kohlenstoff hat nun für jede Wasserstoffbindung ein Elektron mehr.
- Die Summe der Oxidationszahlen aller Bindungen werden für die jeweiligen C-Atome summiert

=> **Oxidationszahl Kohlenstoff C₁: - I**

=> **Oxidationszahl Kohlenstoff C₂: -III**

Rechenbeispiel C₁:

Kohlenstoff hat jetzt laut Lewis-Formel zwei Elektronenpaare und ein einzelnes Elektron (von der Bindung zum benachbarten Kohlenstoff), damit $[2 * 2 + 1 = 5]$ fünf Außenelektronen. Im elementaren Zustand hat Kohlenstoffstoff nur vier Valenzelektronen, hier nun fünf. Oxidationszahl deshalb -I $[4 - 5 = -1]$

Rechenbeispiel C₂:

Kohlenstoff hat jetzt laut Lewis-Formel drei Elektronenpaare und ein einzelnes Elektron (von der Bindung zum benachbarten Kohlenstoff), damit $[2 * 3 + 1 = 7]$ sieben Außenelektronen. Im elementaren Zustand hat Kohlenstoffstoff nur vier Valenzelektronen, hier nun 7. Oxidationszahl deshalb -III $[4 - 7 = -3]$

- Die Wasserstoffatome hingegen besitzen nun ein Elektron weniger als im elementaren Zustand.

=> **Oxidationszahl Wasserstoff: + I**



Übung: Oxidationszahlen

Aufgabe 1:

- Benenne die Verbindung.
- Lege entsprechend den „Regeln für die Festlegung der Oxidationszahlen“ die Oxidationszahl für alle Atome der in Spalte 1 aufgeführten Elemente und Verbindungen fest.

Element, Verbindung, Ionen: Formel	Name	Oxidationszahl
NaCl	Natriumchlorid	Na: +I Cl: -I
P		
AlCl ₃		
Fe ₂ O ₃		
KMnO ₄	Kaliumpermanganat	
HNO ₂	Salpetrige Säure	
MnO ₄ ⁻	Permanganat-Ion	
H ₂		
SO ₃		
MnO ₃	_____tri_____	
H ₂ SO ₃	Schweflige Säure	
MnO ₂	Mangandioxid	
Na ₂ SO ₄		



Aufgabe 2: Oxidationszahlen organischer Verbindungen

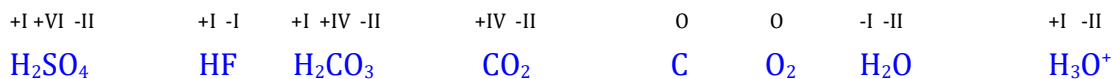
- a) Füge die Strukturformeln der Verbindungen in die entsprechenden Felder ein!
b) Ermittle nach dem obigen Beispiel und den angegebenen Regeln die Oxidationszahlen der C-Atome.

Butan	Propan	Methanol
Ethanol	2-Methyl-Propan-2-ol	2-Methyl-Propan-1-ol
Eth-1-en	Prop-1-en	Propan-2-ol



Lösungen: Oxidationszahlen

Übung:



Aufgabe 1:

- Benenne die Verbindung.
- Lege entsprechend den „Regeln für die Festlegung der Oxidationszahlen“ die Oxidationszahl für alle Atome der in Spalte 1 aufgeführten Elemente und Verbindungen fest.

Element, Verbindung, Ionen: Formel	Name	Oxidationszahl
NaCl	Natriumchlorid	Na: +I Cl: -I
P	Phosphor (Element)	0
AlCl_3	Aluminiumtrichlorid	Al: +III Cl: -I
Fe_2O_3	Dieisentrioxid	Fe: +III O: -II
KMnO_4	Kaliumpermanganat	K: +I Mn: +VII O: -II
HNO_2	Salpetrige Säure	H: +I N: +III O: -II
MnO_4^-	Permanganat-Ion	Mn: +VII O: -II
H_2	Wasserstoff (Element)	H: 0
SO_3	Schefeltrioxid	S: +VI O: -II
MnO_3	Mangantrioxid	Mn: +VI O: -II
H_2SO_3	Schweflige Säure	H: +I S: +IV O: -II
MnO_2	Mangandioxid	Mn: +IV O: -II
Na_2SO_4	Natriumsulfat	Na: +I S: +VI O: -II



Aufgabe 2: Oxidationszahlen organischer Verbindungen

- a) Füge die Strukturformeln der Verbindungen in die entsprechenden Felder ein!
b) Ermittle nach dem obigen Beispiel und den angegebenen Regeln die Oxidationszahlen der C-Atome.

Butan $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Propan $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Methanol $\text{H}_3\text{C}-\text{OH}$
Ethanol $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$	2-Methyl-Propan-2-ol $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$	2-Methyl-Propan-1-ol $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{OH} \end{array}$
Eth-1-en $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$	Prop-1-en $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$	Propan-2-ol $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{OH} \end{array}$