Oxidationszahlen

Bildungsplanbezug: [Bildungsplan Sek. I 3.3.1.1](http://www.bildungsplaene-bw.de/%2CLde/LS/BP2016BW/ALLG/SEK1/CH/IK/10/01/01).und [Bildungsplan Gymnasium 3.2.1.1](http://www.bildungsplaene-bw.de/%2CLde/LS/BP2016BW/ALLG/GYM/CH/IK/8-9-10/01/01)

# 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 Erdalkalimetalle | + I+ II | keinekeine |
| 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.
	+ H2O H: + I => 2\* +I = + II O: - II Summe: + II – II = 0

Bei geladenen Verbindungen muss die Summer 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**:

H2SO4 HF H2CO3 CO2 C O2 H2O H3O+

## 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:

 Die Werte der Elektronegativität der wichtigsten Elemente

 organischer Verbindung:

Kohlenstoff C: 2,5

 Wasserstoff H: 2,1

 SauerstoffO: 3,5

**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.

## 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 |  |  |
| AlCl3 |  |  |
| Fe2O3 |  |  |
| KMnO4 | Kaliumpermanganat |  |
| HNO2 | Salpetrige Säure |  |
| MnO4- | Permanganat-Ion |  |
| H2  |  |  |
| SO3 |  |  |
| MnO3 | \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_tri\_\_\_\_\_\_\_\_ |  |
| H2SO3 | Schweflige Säure |  |
| MnO2 | Mangandioxid |  |
| Na2SO4 |  |  |

**Aufgabe 2**: Oxidationszahlen organischer Verbindungen

a) Füge die Strukturformeln der Verbindungen in die entsprechenden Felder ein!

b) Ermittle nach dem obigen Beispiel und den angebenen 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**:

+I +VI -II +I -I +I +IV -II +IV -II O O -I -II +I -II

H2SO4 HF H2CO3 CO2 C O2 H2O H3O+

**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 |
| AlCl3 | Aluminiumtrichlorid | Al: +III Cl:-I |
| Fe2O3 | Dieisentrioxid | Fe: +III O:-II |
| KMnO4 | Kaliumpermanganat | K:+I Mn:+VII O:-II |
| HNO2 | Salpetrige Säure | H: +I N:+III O:-II |
| MnO4- | Permanganat-Ion | Mn: + VII O:-II |
| H2  | Wasserstoff (Element) | H:0 |
| SO3 | Schefeltrioxid | S:+VI O:-II |
| MnO3 | Mangantrioxid | Mn: +VI O:-II |
| H2SO3 | Schweflige Säure | H: +I S:+IV O:-II |
| MnO2 | Mangandioxid | Mn: +IV O:-II |
| Na2SO4 | 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 angebenen 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** |