

Ermittlung von Oxidationszahlen

Die Reaktion von Kupferoxid mit Zink ist eine Redoxreaktion. Zinkatome geben Elektronen ab, die von Kupferionen aufgenommen werden. Nach der erweiterten Definition der Oxidation und Reduktion bezeichnet man die Abgabe von Elektronen als Oxidation und die Aufnahme von Elektronen als Reduktion.

Die Verbrennung von Methan ist ohne Zweifel auch ein Oxidationsvorgang, jedoch sind hier keine Ionen beteiligt.

Um Redoxreaktionen, an denen Moleküle beteiligt sind, in gleicher Weise wie Ionenreaktionen formulieren zu können, hat man die Oxidationszahl eingeführt.

Zu ihrer Ermittlung ordnet man die Elektronen einer Atombindung ganz dem elektronegativeren Bindungspartner zu und gibt die so erhaltene hypothetische Ladung mit einer römischen Zahl an (zur Unterscheidung von einer Ionenladung). Ein Minuszeichen wird verwendet, wenn die Ladung des gedachten Ions negativ ist.

Elektronegativitäten (*EN*) von Atomen, deren Oxidationszahlen im Folgenden ermittelt werden:

Atom	Na	Ca	H, P	C, S	Br	N, Cl	O	F
<i>EN</i>	0,9	1,0	2,1	2,5	2,8	3,0	3,5	4,0

A1 Nennen Sie das Atom, das die Elektronen in einer Atombindung am stärksten anzieht.

Das Fluoratom

A2 Schreiben Sie wie im angegebenen Beispiel die Oxidationszahlen über die Atomsymbole der Struktur- und Summenformeln.

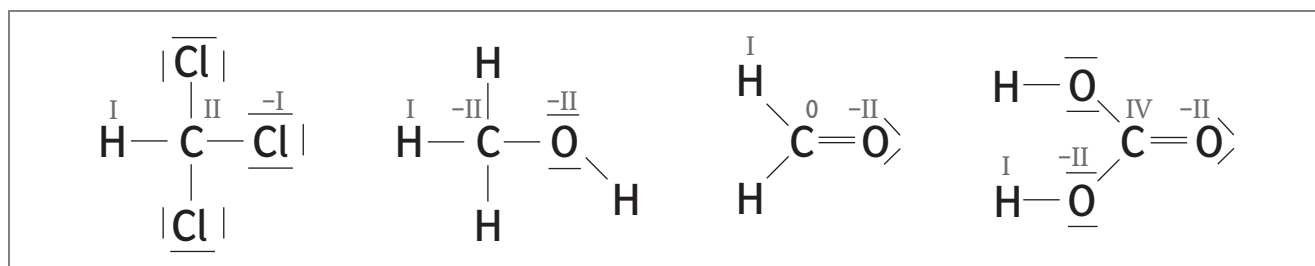
A3 Für Moleküle aus zwei Atomsorten lassen sich die Oxidationszahlen auch ohne Kenntnis der Strukturformel angeben, allein aus den Elektronegativitätsunterschieden der Atomsorten. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome muss Null sein. Dabei ist zu beachten, dass die Oxidationszahl jeweils mit der Anzahl der Atome in der Summenformel multipliziert werden muss.

Schreiben Sie wie im angegebenen Beispiel die Oxidationszahlen über die Atome und berechnen Sie die Summe.

I -II H₂O	-II I C₂H₄	IV -I CCl₄	IV -II SO₂	VI -II SO₃	V -II N₂O₅
$2 \cdot \text{I} - \text{II} = 0$	$2 \cdot (-\text{II}) + 4 \cdot \text{I} = 0$	$\text{IV} + 4 \cdot (-\text{I}) = 0$	$\text{IV} + 2 \cdot (-\text{II}) = 0$	$\text{VI} + 3 \cdot (-\text{II}) = 0$	$2 \cdot \text{V} + 5 \cdot (-\text{II}) = 0$

- A4** Bestehen Moleküle aus mehr als zwei Atomsorten, ist zur Ermittlung der Oxidationszahlen oft die Strukturformel erforderlich.

Ordnen Sie die bindenden Elektronenpaare jeweils dem elektronegativeren Bindungspartner zu und schreiben Sie die Oxidationszahlen über die Atomsymbole.



- A5** Bei Ionen ist die Summe der Oxidationszahlen gleich der Ladungszahl. Eine fehlende Oxidationszahl eines Atoms in einem zusammengesetzten Ion lässt sich oft einfach ermitteln, da i.d.R. den Wasserstoffatomen die Oxidationszahl I und den Sauerstoffatomen die Oxidationszahl -II zukommt. Für die Wasserstoffatome gilt dies fast immer und für die Sauerstoffatome meistens.

Ermitteln Sie die fehlende Oxidationszahl; verfahren Sie dazu wie im angegebenen Beispiel.

I -II H_3O^+	-III I NH_4^+	V -II NO_3^-	IV -II CO_3^{2-}	VI -II PO_4^{3-}
$3 \cdot \text{I} + (-\text{II}) = \text{I}$	$-\text{III} + 4 \cdot \text{I} = \text{I}$	$\text{V} + 3 \cdot (-\text{II}) = -\text{I}$	$\text{IV} + 3 \cdot (-\text{II}) = -\text{II}$	$\text{V} + 4 \cdot (-\text{II}) = -\text{III}$

- A6** Bei Verhältnisformeln von Salzen ist die Oxidationszahl der Metallionen gleich ihrer Ladungszahl.

Schreiben Sie die Oxidationszahlen über die Atomsymbole.

II -II I $\text{Ca}(\text{OH})_2$	I IV -II Na_2CO_3	I VI -II Na_2SO_4	II V -II $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
--------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--

- A7** In zweiatomigen Molekülen aus gleichen Atomen gibt es keine polare Bindung. Die Atome erhalten die Oxidationszahl Null.

Schreiben Sie die Oxidationszahlen über die Atome in den Reaktionsgleichungen.

Welche Atome werden oxidiert bzw. reduziert?

	Oxidiert werden:	Reduziert werden:
$\overset{0}{\text{N}_2} + 3 \overset{0}{\text{H}_2} \longrightarrow 2 \overset{-III}{\text{N}} \overset{\text{I}}{\text{H}_3}$	H-Atome	N-Atome
$\overset{-IV}{\text{C}} \overset{\text{I}}{\text{H}_4} + 2 \overset{0}{\text{O}_2} \longrightarrow \overset{\text{IV}}{\text{C}} \overset{-II}{\text{O}_2} + 2 \overset{\text{I}}{\text{H}} \overset{-II}{\text{O}}$	C-Atome	O-Atome
$\overset{\text{IV}}{\text{S}} \overset{-II}{\text{O}_2} + \overset{0}{\text{O}_2} \longrightarrow \overset{\text{VI}}{\text{S}} \overset{-II}{\text{O}_3}$	S-Atome	O-Atome