Übungen zu Oxidationszahlen

Ermittlung von Oxidationszahlen aus Summenformeln und Strukturformeln

Aufgabe 1

Welches der unten genannten Atome (Tab. 1) vermag die Elektronen einer Elektronenpaarbindung in Molekülen am stärksten anzuziehen?

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

Zu ihrer Ermittlung ordnet man die Elektronen einer Elektronenpaarbindung ganz dem elektronegativeren Bindungspartner zu.

Tab. 1 zeigt Elektronegativitätswerte von Atomen in Verbindungen *nach Pauling*. Es gibt auch andere Bezugssysteme mit leicht abweichenden Werten.

Elementsymbol	**Na**	**H**	**C**	**S**	**Br**	**N**	**Cl**	**O**	**F**
EN	0,93	2,2	2,55	2,58	2,96	3,04	3,16	3,44	3,98

Tab. 1: Elektronegativitätswerte (EN) von Atomen in Verbindungen *nach Pauling*

Hypothetische Ladung = **Anzahl Valenzelektronen** (Hauptgruppennummer) des „einzelnen“ Atoms **minus Gesamtzahl Elektronen**, die dem Atom im Molekül zugeordnet werden

Zur Beschreibung dieser Ladung verwendet man neben der Null römische Zahlen ggf. mit einem Minuszeichen, falls die Ladung negativ ist.

Lösung

Ein Fluoratom wird in allen Molekülen, an deren Aufbau auch andere Atomsorten beteiligt sind, die Elektronen einer Elektronenpaarbindung am stärksten zu sich ziehen, da Fluor von allen Elementen die größte Elektronegativität hat.

weitere Hinweise:

Viele organische Moleküle sind aus Sauerstoff (O), Stickstoff (N), Kohlenstoff (C) und Wasserstoff (H) aufgebaut. Die Elektronen sind in den Bindungen immer vom weniger elektronegativen zum elektronegativeren Partner verschoben, also H → C → N → O.

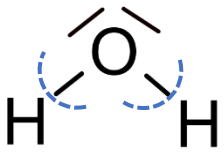
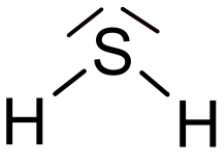
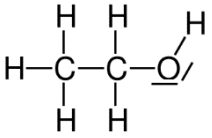
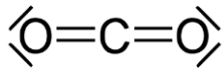
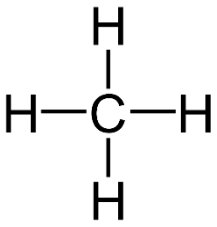
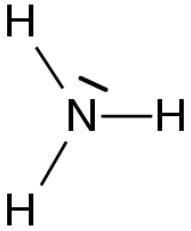
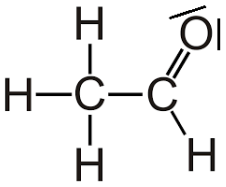
Zwischen gleichen Partnern kommt es zu keiner Verschiebung, egal wie groß der EN Wert ist.

Für die Betrachtung von Molekülen sind übrigens nur nichtmetallische Elemente relevant - Natrium gehört nicht dazu!

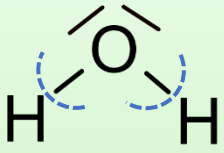
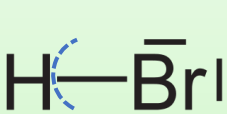
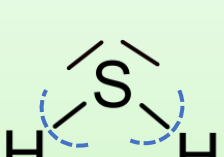
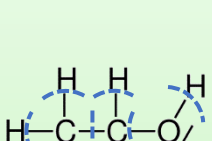
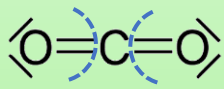
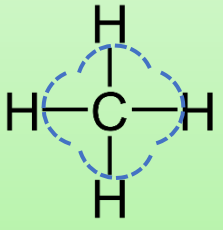
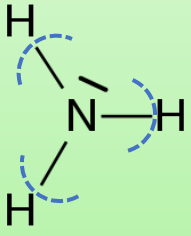
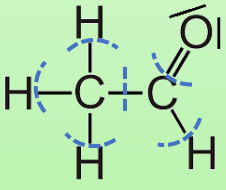
G. von Borstel im Team LNCU 2021 unter CC-BY-SA 4.0.

Aufgabe 2

Ordnen Sie mit Hilfe gestrichelter Linien die Elektronen der bindenden Elektronenpaare den Atomen im Molekül gemäß ΔEN zu. Geben Sie die Oxidationszahlen wie im Beispiel für die Atome in den Molekülen an.

			
I -II H_2O	HBr	H_2S	CH_3CH_2OH
			
CO_2	CH_4	NH_3	CH_3CHO

ΔEN beschreibt den Unterschied der Elektronegativität

			
I -II H_2O	I -I HBr	I -II H_2S	-III I -I I -II I CH_3CH_2OH
			
IV-II CO_2	-IV I CH_4	-III I NH_3	-III I I I-II CH_3CHO

G. von Borstel im Team LNCU 2021 unter CC-BY-SA 4.0.

Aufgabe 3

Bestimmen Sie anhand folgender Summenformeln die Oxidationszahlen aller Atome der Verbindung. Erklären Sie, warum im Propanmolekül nicht alle Oxidationszahlen nur mit Hilfe der Summenformel einwandfrei bestimmbar sind, obwohl das Molekül lediglich aus zwei Atomsorten aufgebaut ist.

Oft gelingt es anhand einer Strukturformel allein aus den Elektronegativitätsunterschieden der Atomsorten die Oxidationszahlen anzugeben.

Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome im Molekül muss Null sein. Dabei ist zu beachten, dass die Oxidationszahl jeweils mit der Anzahl der Atome in der Summenformel multipliziert werden muss.

$\overset{I\ \ -II}{H_2O}$ $2 \times I - II = 0$	C_2H_4	NO_2	CCl_4
SO_2	SO_3	N_2O_5	C_3H_8

$\overset{I\ \ -II}{H_2O}$ $2 \times I - II = 0$	$\overset{-II\ \ I}{C_2H_4}$ $2 \times (-II) + 4 \times I = 0$	$\overset{IV\ -II}{NO_2}$ $IV + 2 \times (-II) = 0$	$\overset{IV\ \ -I}{CCl_4}$ $IV + 4 \times (-I) = 0$
$\overset{IV\ -II}{SO_2}$ $IV + 2 \times (-II) = 0$	$\overset{VI\ -II}{SO_3}$ $VI + 3 \times (-II) = 0$	$\overset{V\ \ -II}{N_2O_5}$ $2 \times V + 5 \times (-II) = 0$	C_3H_8 Die Kohlenstoffatome in der Verbindung haben die Oxidationszahlen III und II

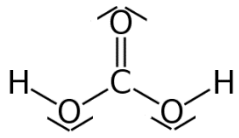
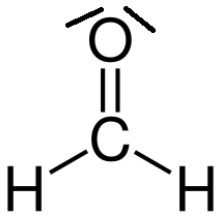
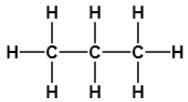
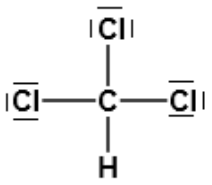
Erinnern Sie sich IV ≙ 4, V ≙ 5, VI ≙ 6

G. von Borstel im Team LNCU 2021 unter CC-BY-SA 4.0.

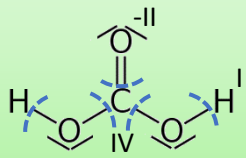
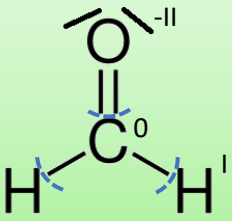
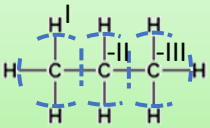
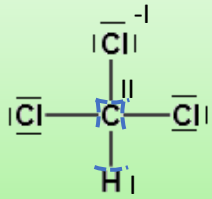
Aufgabe 4

Ordnen Sie die Elektronen der Elektronenpaare gemäß ΔEN den Bindungspartnern zu und schreiben Sie über die Zeichen der Atome der Strukturformeln jeweils die Oxidationszahlen.

Oftmals ist zur Ermittlung aller Oxidationszahlen die Strukturformel erforderlich

Kohlensäure	Methanal	Propan	Trichlormethan
			

ΔEN beschreibt den Unterschied der Elektronegativität

Kohlensäure	Methanal	Propan	Trichlormethan
			

G. von Borstel im Team LNCU 2021 unter CC-BY-SA 4.0.

Aufgabe 5
Ermitteln Sie die fehlenden Oxidationszahlen, verfahren Sie dazu wie im angegebenen Beispiel.

Die Summe der Oxidationszahlen ist bei Molekül-Ionen gleich der Ionenladungszahl. Eine fehlende Oxidationszahl eines Atoms in einem zusammengesetzten Ion lässt sich daher ermitteln, da den Wasserstoffatomen in der Regel die Oxidationszahl I und den Sauerstoffatomen (außer in Peroxiden) die Oxidationszahl -II zukommt.

Oxonium-Ion H_3O^+ $3 \times I - II = +1$	*Ammonium-Ion* NH_4^+	*Nitrat-Ion* NO_3^-	*Carbonat-Ion* CO_3^{2-}
Sulfit-Ion SO_3^{2-}	*Sulfat-Ion* SO_4^{2-}	*Phosphat-Ion* PO_4^{3-}	*Hydrogencarbonat-Ion* HCO_3^-

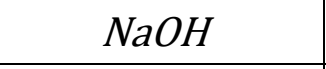
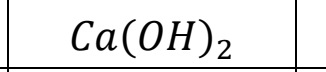
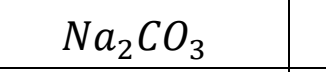
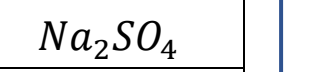
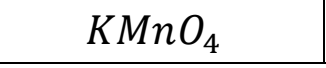
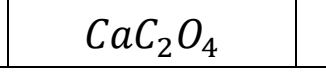
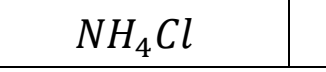
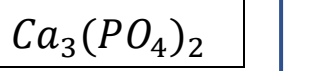
Oxonium-Ion H_3O^+ $3 \times I - II = +1$	*Ammonium-Ion* NH_4^+ $-III + 4 \times I = +1$	*Nitrat-Ion* NO_3^- $V + 3 \times (-II) = -1$	*Carbonat-Ion* CO_3^{2-} $IV + 3 \times (-II) = -2$
Sulfit-Ion SO_3^{2-} $IV + 3 \times (-II) = -2$	*Sulfat-Ion* SO_4^{2-} $VI + 4 \times (-II) = -2$	*Phosphat-Ion* PO_4^{3-} $V + 4 \times (-II) = -3$	*Hydrogencarbonat-Ion* HCO_3^- $I + IV + 3 \times (-II) = -1$

G. von Borstel im Team LNCU 2021 unter CC-BY-SA 4.0.

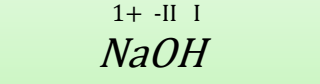
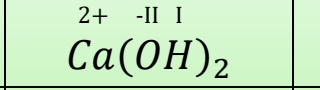
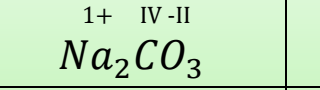
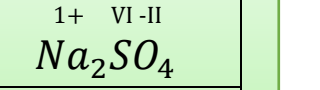
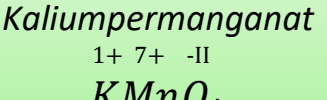
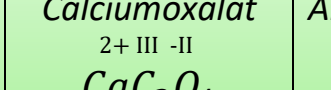
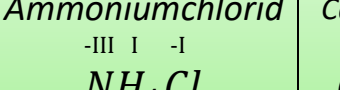
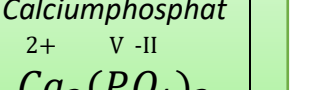
Aufgabe 6

Schreiben Sie die Ladungen über die Metall-Ionen und Halogenid-Ionen und die Oxidationszahlen über die Zeichen der übrigen Atome in folgenden Verhältnisformeln.

Bei Verhältnisformeln von Salzen ist die Oxidationszahl der Metall-Ionen bzw. Halogenid-Ionen gleich ihrer Ladungszahl. Die Ladungen der Molekül-Ionen muss diese Ladung exakt ausgleichen. Daraus lassen sich erneut die Oxidationszahlen in den Molekül-Ionen bestimmen

Natriumhydroxid 	*Calciumhydroxid* 	*Natriumcarbonat* 	*Natriumsulfat* 
Kaliumpermanganat 	*Calciumoxalat* 	*Ammoniumchlorid* 	*Calciumphosphat* 

Hinweis: Die Molekül-Ionen in der Salzformel werden dann in Klammern notiert, wenn sie in der kleinsten Formeleinheit mehrfach auftauchen.

Natriumhydroxid 	*Calciumhydroxid* 	*Natriumcarbonat* 	*Natriumsulfat* 
Kaliumpermanganat 	*Calciumoxalat* 	*Ammoniumchlorid* 	*Calciumphosphat* 

G. von Borstel im Team LNCU 2021 unter CC-BY-SA 4.0.

Aufgabe 7

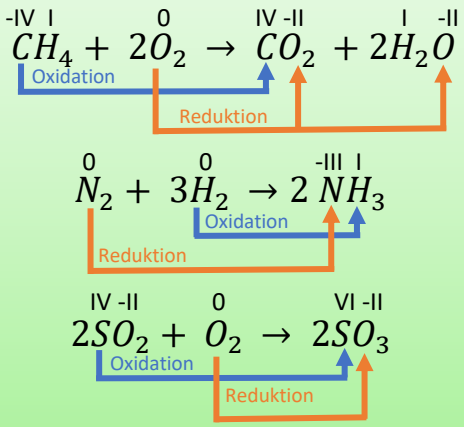
Geben Sie für die Atome der an folgenden Reaktionen beteiligten Moleküle die Oxidationszahlen an. Kennzeichnen Sie Oxidation und Reduktion mit entsprechend beschrifteten Pfeilen.

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2\,NH_3$$

$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$$

Hinweis: In zweiatomigen Molekülen aus gleichen Atomen gibt es keine polaren Bindungen und folglich erhalten die Atome hier die Oxidationszahl Null.



G. von Borstel im Team LNCU 2021 unter CC-BY-SA 4.0.