

Grundwissenskatalog Chemie für die 11. bis 12. Jahrgangsstufe G 8 (sprachliches Gymnasium) mit den Inhalten der 10. Jahrgangsstufe

Hinweis:

Dieser Grundwissenskatalog ist für die gesamte 11. bis 12. Jahrgangsstufe Chemie am Gymnasium bei St. Anna verbindlich.

Inhalte dieses Kataloges werden jederzeit vom Fachlehrer sowohl in den kleinen Leistungsnachweisen (Stegreifaufgaben, mündliche Abfragen) als auch in den großen Leistungsnachweisen (Kurzarbeiten bzw. Schulaufgaben) geprüft.

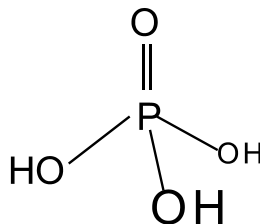
Inhalt:

Anorganische Chemie

Der räumliche Bau von Molekülen (Elektronenpaarabstoßungsmodell)

Zahl der Elektronenpaare (Mehrfachbindungen wie ein Paar zählen!)	Geometrie
2	linear
3	trigonal planar
4	tetraedrisch
5	trigonal bipyramidal
6	oktaedrisch

Beispiel: Phosphorsäure zeigt eine tetraedrische Geometrie

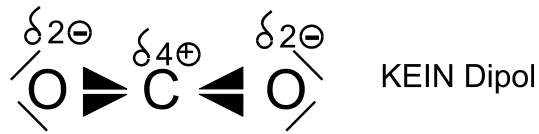


Polare und unpolare Moleküle (Dipole und keine Dipole)

Mithilfe der Elektronegativitätsdifferenz (ΔEN) betrachtet man zunächst die Polarität der Elektronenpaarbindung selbst und legt die Teilladungen der Bindungspartner fest.

Anschließend ermittelt man mithilfe des Elektronenpaarabstoßungsmodells den räumlichen Bau des gesamten Moleküls.

Beim Dipol fallen die Ladungsschwerpunkte nicht zusammen (die Vektoraddition ergibt nicht Null)!



Zwischenmolekulare Kräfte

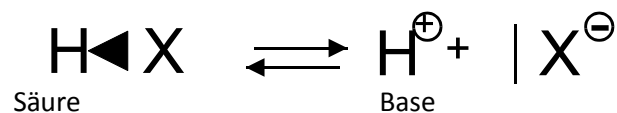
Aufgelistet nach zunehmender Kraft

<i>Kennzeichen</i>	<i>Resultierende Kraft</i>
unpolares Molekül (kein Dipol)	Van-der-Waals-Kräfte
polares Molekül (Dipol)	Dipol-Dipol-Wechselwirkungen
H -Atom ist direkt mit F -, O - oder N -Atom gebunden / mindestens ein FREIES Elektronenpaar vorhanden	Wasserstoffbrückenbindungen

Protonenübergänge (Protolysereaktionen)

Säuren sind Protonendonatoren (ΔEN zum gebundenen H-Atom vorhanden),
Basen sind Protonenakzeptoren (freies Elektronenpaar vorhanden);

Korrespondierendes Säure-Base-Paar:



Ampholyte können je nach Reaktionspartner entweder ein Proton donieren oder akzeptieren.

Wichtige Säuren und deren Anionen:

Salzsäure / Chlorid:	$\text{HCl(aq)} / \text{Cl}^-$
Schwefelsäure / Hydrogensulfat / Sulfat:	$\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}$
schweflige Säure / Hydrogensulfit / Sulfit:	$\text{H}_2\text{SO}_3 / \text{HSO}_3^- / \text{SO}_3^{2-}$
Schwefelwasserstoff / Hydrogensulfid / Sulfid:	$\text{H}_2\text{S} / \text{HS}^- / \text{S}^{2-}$
Phosphorsäure / Dihydrogenphosphat:	$\text{H}_3\text{PO}_4 / \text{H}_2\text{PO}_4^-$
Hydrogenphosphat / Phosphat:	$\text{HPO}_4^{2-} / \text{PO}_4^{3-}$
Salpetersäure / Nitrat:	$\text{HNO}_3 / \text{NO}_3^-$
salpetrige Säure / Nitrit:	$\text{HNO}_2 / \text{NO}_2^-$
Kohlensäure / Hydrogencarbonat / Carbonat:	$\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$

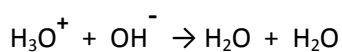
Wichtige Basen und deren wässrige Lösungen:

Natriumhydroxid / Natronlauge:	$\text{NaOH} / \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
Calciumhydroxid / „Kalkwasser“:	$\text{Ca(OH)}_2 / \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
Kaliumhydroxid / Kalilauge:	$\text{KOH} / \text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
Ammoniak / Ammoniakwasser:	$\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

pH - Wert

$$\text{pH} = -\log_{10} c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$\text{z. B.: pH} = 5 \Leftrightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-5} \text{ mol/l}$$

Konkrete Neutralisationsreaktion:

Redoxreaktionen

OXIDATION: *Elektronenabgabe, Erhöhung der Oxidationszahl*
REDUKTION: *Elektronenaufnahme, Erniedrigung der Oxidationszahl*
REDOXREAKTION: *Elektronenübergang*

Oxidationsmittel: *Elektronenakzeptor*
Reduktionsmittel: *Elektronendonator*

Oxidationszahlen („Redoxzahlen“)

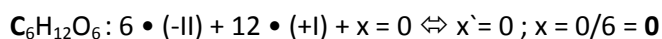
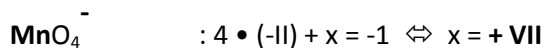
Sie zeigen, wie viele Elektronen ein Element in einer Verbindung teilweise (bei Molekülen und Moleküllionen) oder vollständig (bei Atomionen) abgegeben (positive Oxidationszahl) bzw. aufgenommen (negative Oxidationszahl) hat.

Bestimmung der Oxidationszahl

Bekannte Oxidationszahlen:

Elemente: *0*
Atomion: *Oxidationszahl = Ladungszahl*
H-Atom: *+ I*
Halogenatom: *- I*
O-Atom: *- II* *AUSNAHME: als Peroxid: - I*

Berechnung / Beispiele:



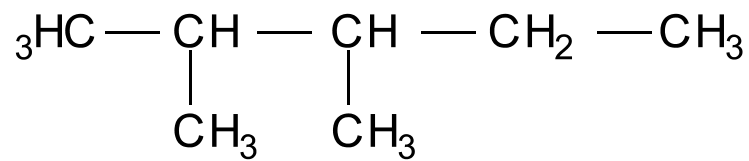
Regeln zur Formulierung von Redoxgleichungen über Teilgleichungen

- 1) Substanzen paarweise gegenüberstellen und beim Element, das jeweils im Paar vorkommt, Oxidationszahl bestimmen;
- 2) Substanzen der Oxidationsgleichung und der Reduktionsgleichung zuordnen;
- 3) Wenn nötig, sofort ausgleichen;
- 4) Zahl der abgegebenen und der aufgenommenen Elektronen angeben;
- 5) LADUNGS AUSGLEICH: im Sauren mit $\text{H}^+(\text{aq})$
im Alkalischen mit OH^-
bei organischen Reaktionen oft mit H^+
- 6) WASSER AUSGLEICH;
- 7) Elektronenbilanz bestimmen und Redoxgleichung formulieren;

Organische Chemie

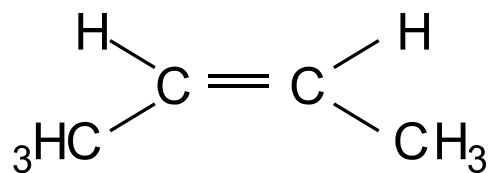
Vorgelegt wird jeweils eine beliebige Substanz aus einer Stoffgruppe

ALKAN



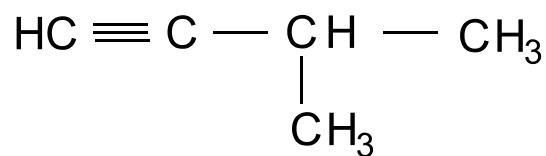
2,3-Dimethylpentan

ALKEN

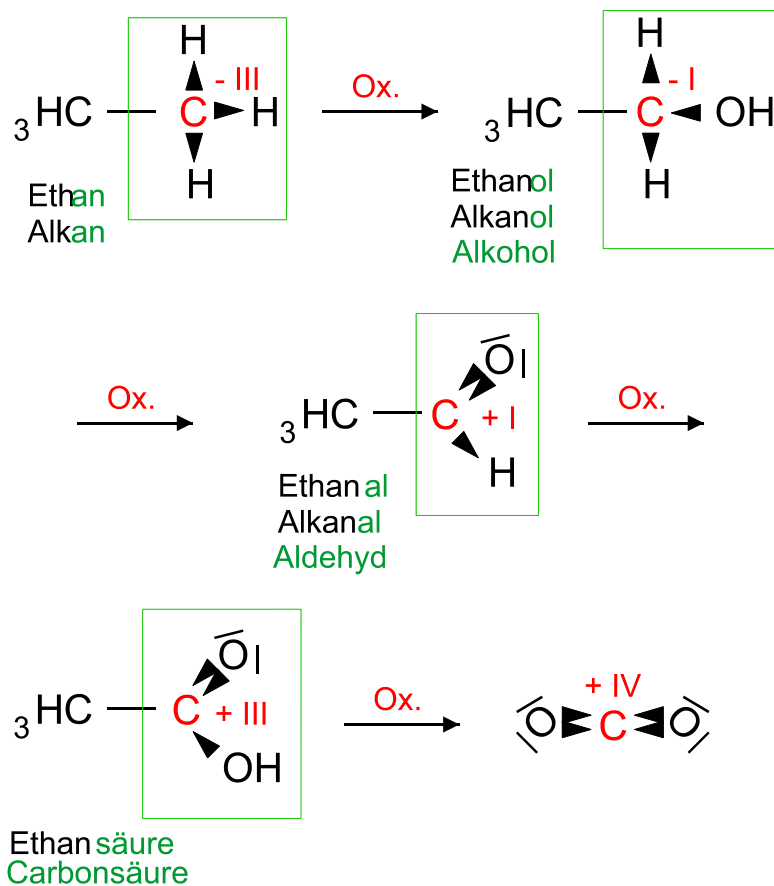
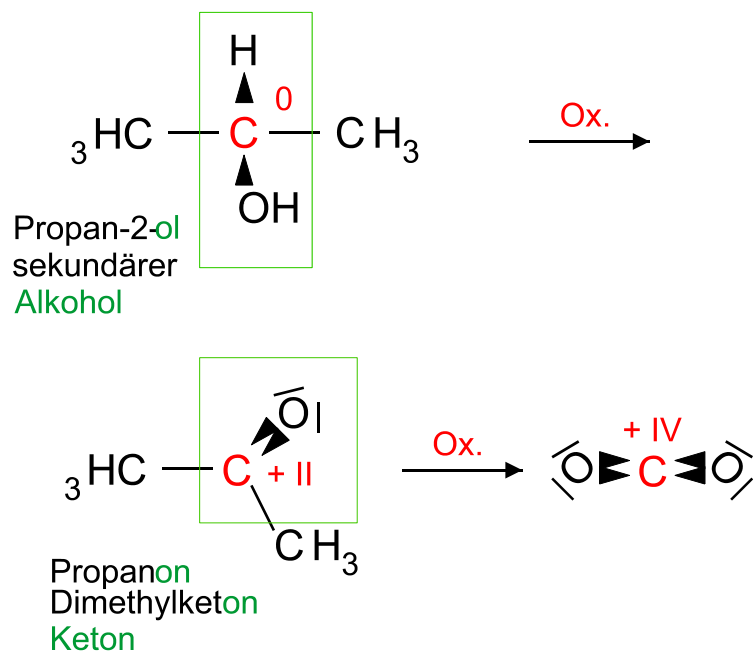


Z-But-2-en

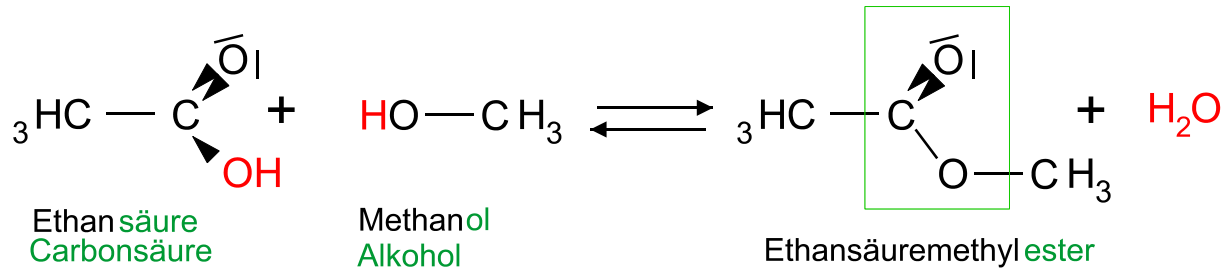
ALKIN



3-Methyl-but-1-in

ALKOHOL / ALDEHYD / CARBONSÄURE – in einer Oxidationsreihe

Sekundärer ALKOHOL / KETON – in einer Oxidationsreihe


CARBONSÄUREESTER



Hinweis: Ester können auch mit anorganischen sauerstoffhaltigen Säuren gebildet werden!