

## Lösungen zu den Übungsaufgaben aus der Redoxchemie

### Oxidationsstufen bei Stickstoffverbindungen

–III  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}^{3-}$

0  $\text{N}_2$

+I  $\text{N}_2\text{O}$

+II  $\text{NO}$

+III  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NO}_2^-$

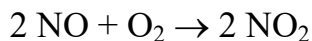
+IV  $\text{NO}_2$

+V  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NO}_3^-$

*Anmerkung:* die Säure und ihr korrespondierendes Anion haben stets die gleiche Oxidationszahl. In der Säure liegt H(+I) vor, und wenn das als Proton, als  $\text{H}^+$  weggeht, ändert das nichts an der OZ.  $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

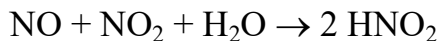
### Reaktionen von Stickstoffverbindungen

- Stickstoffmonoxid reagiert mit Luftsauerstoff zu Stickstoffdioxid
- Stickstoffmonoxid reagiert mit Stickstoffdioxid und Wasser zu Salpetriger Säure
- Salpetrige Säure und Luftsauerstoff reagieren zu Salpetersäure  
(bzw. Nitrit reagiert mit Luftsauerstoff zu Nitrat)
- Nitrat reagiert mit Schwefelsäure zu Salpetersäure
- Stickstoffdioxid reagiert mit Luftsauerstoff und Wasser zu Salpetersäure



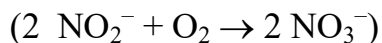
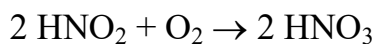
Stickstoff im  $\text{NO}$  wird oxidiert (+II  $\rightarrow$  +IV) ist  $e^-$ -Donator = Red.mittel

Sauerstoff im  $\text{O}_2$  wird reduziert (0  $\rightarrow$  –II) ist  $e^-$ -Akzeptor = Ox.mittel



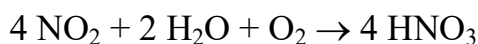
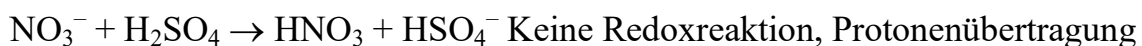
Stickstoff im  $\text{NO}$  wird oxidiert (+II  $\rightarrow$  +III) ist  $e^-$ -Donator = Red.mittel

Stickstoff im  $\text{NO}_2$  wird reduziert (+IV  $\rightarrow$  +III) ist  $e^-$ -Akzeptor = Ox.mittel



Stickstoff im  $\text{HNO}_2$  bzw.  $\text{NO}_2^-$  wird oxidiert (+III  $\rightarrow$  +V) ist  $e^-$ -Donator = Red.mittel

Sauerstoff im  $\text{O}_2$  wird reduziert (0  $\rightarrow$  –II) ist  $e^-$ -Akzeptor = Ox.mittel



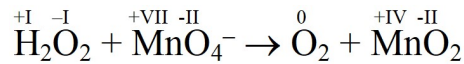
Stickstoff im  $\text{NO}_2$  wird oxidiert (+IV  $\rightarrow$  +V) ist  $e^-$ -Donator = Red.mittel

Sauerstoff im  $\text{O}_2$  wird reduziert (0  $\rightarrow$  –II) ist  $e^-$ -Akzeptor = Ox.mittel

## Übungsaufgaben zum Ausgleichsverfahren

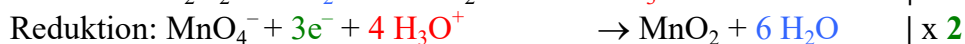
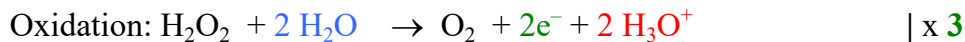
Wasserstoffperoxid reagiert im **schwach sauren Milieu** mit Permanganationen zu Braunstein ( $\text{MnO}_2$ ) und Sauerstoff

„Rohgleichung“:

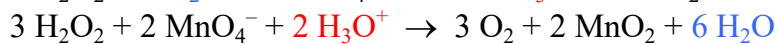
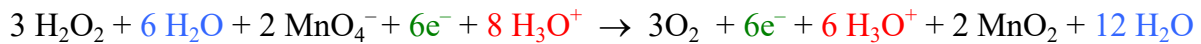


O(-I) im  $\text{H}_2\text{O}_2$  wird zu O(0) im  $\text{O}_2$  oxidiert (Elektronenabgabe  $2 \times 1e^-$ )

Mn(+VII) im  $\text{MnO}_4^-$  wird zu Mn(+IV) im  $\text{MnO}_2$  reduziert (Elektronenaufnahme  $3e^-$ )



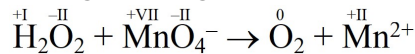
Redox:



Probe: alle Atome und die beiden Ladungssummen kontrollieren

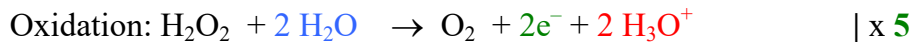
Wasserstoffperoxid reagiert im **stark sauren Milieu** mit Permanganationen zu Mangan(II)ionen und Sauerstoff

„Rohgleichung“



O(-I) im  $\text{H}_2\text{O}_2$  wird zu O(0) im  $\text{O}_2$  oxidiert (Elektronenabgabe  $2 \times 1e^-$ )

Mn(+VII) im  $\text{MnO}_4^-$  wird zu Mn(+II) im  $\text{Mn}^{2+}$  reduziert (Elektronenaufnahme  $5e^-$ )



(hier wird oft die Frage gestellt: Wieso  $8 \text{H}_3\text{O}^+$ ? Weil ohne die  $\text{H}_3\text{O}^+$  auf der linken Seite sechs (1+5) negative Überschussladungen sind, und auf der rechten Seite zwei positive Überschussladungen, das macht eine Ladungsdifferenz von 8)

Redox:

