

3.3. Wiederholungsaufgaben zur chemischen Thermodynamik

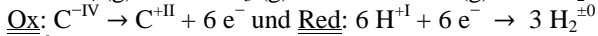
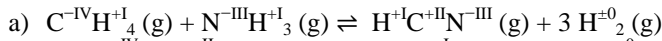
Aufgabe

1. Ergänze die Koeffizienten und alle Oxidationszahlen
2. Formuliere die Teilreaktionen für Oxidation und Reduktion.
3. Berechne die notwendigen Stoffmengen in g, um 50 g des ersten Produktes herzustellen.
4. Bestimme die molare Standardreaktionsenthalpie $\Delta_R H_m^0$.
5. Bestimme die bei der Umsetzung der Mengen aus 3. mit der Umgebung ausgetauschte Wärmemenge.
6. Bestimme die Temperaturänderung, wenn die Mengen aus 3. in einem Kalorimeter mit 4 Litern Wasser ($c = 4,19 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$) umgesetzt werden.
7. Formuliere das Massenwirkungsgesetz.
8. Begründe, auf welche Seite sich das Gleichgewicht bei Druckerhöhung verschiebt.
9. Begründe, auf welche Seite sich das Gleichgewicht bei Temperaturerhöhung verschiebt.

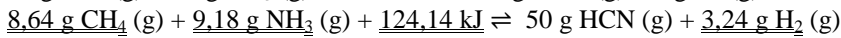
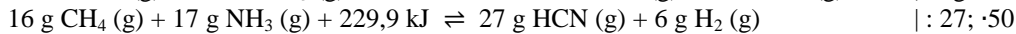
Hinweis: $\Delta_f H_m^0(\text{HCN}) = +108,9 \text{ kJ/Mol}$

- a) $_ \text{CH}_4(\text{g}) + _ \text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons _ \text{HCN}(\text{g}) + _ \text{H}_2(\text{g})$
- b) $_ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + _ \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons _ \text{CO}_2(\text{g}) + _ \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- c) $_ \text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + _ \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons _ \text{CH}_3\text{COOH}(\text{g})$
- d) $_ \text{CO}(\text{g}) + _ \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons _ \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$
- e) $_ \text{CH}_3\text{OH}(\text{g}) + _ \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons _ \text{CH}_3\text{COOH}(\text{g})$
- f) $_ \text{CO}(\text{g}) + _ \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons _ \text{CO}_2(\text{g}) + _ \text{H}_2(\text{g})$
- g) $_ \text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + _ \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons _ \text{CO}_2(\text{g}) + _ \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- h) $_ \text{N}_2(\text{g}) + _ \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons _ \text{NH}_3(\text{g})$
- i) $_ \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons _ \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$
- j) $_ \text{SO}_2(\text{g}) + _ \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons _ \text{SO}_3(\text{g})$
- k) $_ \text{HCl}(\text{aq}) + _ \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightleftharpoons _ \text{Cl}_2(\text{g}) + _ \text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + _ \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- l) $_ \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) \rightleftharpoons _ \text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + _ \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$

3.3. Lösungen zu den Wiederholungsaufgaben zur chemischen Thermodynamik



$\Delta_R H_m^0 = 109 \text{ kJ/Mol} - [-75 + (-46)] \text{ kJ/Mol} = +229,9 \text{ kJ/Mol}$ (endotherme Hinreaktion)



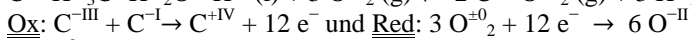
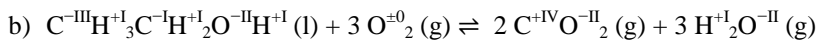
Das System nimmt +124,14 kJ auf \Rightarrow Vom Kalorimeter mit $m = 4000 \text{ g}$ Wasser abgegebene Wärmemenge $Q = -124,14 \text{ kJ}$

\Rightarrow Abkühlung um $\Delta T = \frac{Q}{c \cdot m} \approx -7,4 \text{ }^\circ\text{C}$.

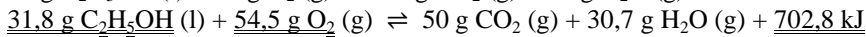
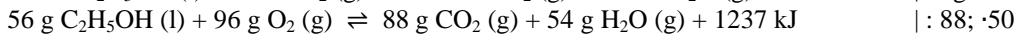
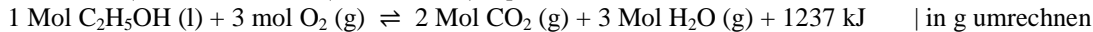
$$K = \frac{[HCN] \cdot [H_2]^3}{[CH_4] \cdot [NH_3]} \Rightarrow$$

Druckerhöhung begünstigt die **Rückreaktion**, da die Edukte mit 2 gasförmigen Molekülen weniger Volumen beanspruchen als die Produkte mit 4 gasförmigen Molekülen.

Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme **Hinreaktion**, da in diese Richtung Energie abgeführt wird.



$\Delta_R H_m^0 = 2 \cdot (-394 \text{ kJ/Mol}) + 3 \cdot (-242 \text{ kJ/Mol}) - [-277 + 0] \text{ kJ/Mol} = -1237 \text{ kJ/Mol}$ (exotherme Hinreaktion)

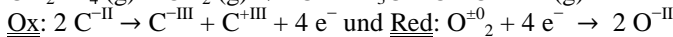
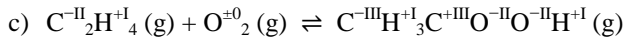


Das System gibt -702,8 kJ ab \Rightarrow Vom Kalorimeter aufgenommene Wärme $Q = +702,8 \text{ kJ}$ $\Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{c \cdot m} \approx +41,9 \text{ }^\circ\text{C}$.

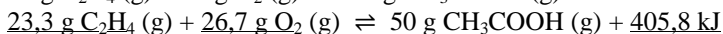
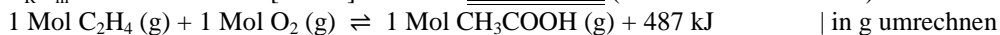
$$K = \frac{[CO_2]^2 \cdot [H_2O]^3}{[C_2H_5OH] \cdot [O_2]^3}$$

Druckerhöhung begünstigt die **Rückreaktion**, da die Edukte mit 3 gasförmigen Molekülen weniger Volumen beanspruchen als die Produkte mit 5 gasförmigen Molekülen.

Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme **Rückreaktion**, da in diese Richtung Energie abgeführt wird.



$\Delta_R H_m^0 = -435 \text{ kJ/Mol} - [52 + 0] \text{ kJ/Mol} = -487 \text{ kJ/Mol}$ (exotherme Hinreaktion)

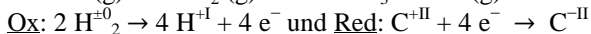
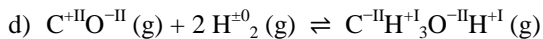


Das System gibt -405,8 kJ ab \Rightarrow Vom Kalorimeter aufgenommene Wärme $Q = +405,8 \text{ kJ}$ $\Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{c \cdot m} \approx +24,3 \text{ }^\circ\text{C}$

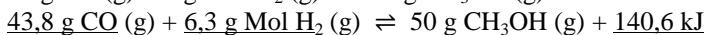
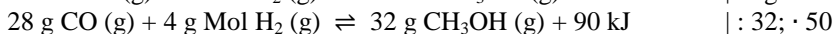
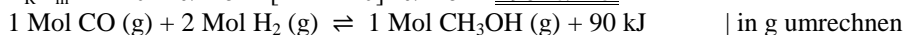
$$K = \frac{[CH_3COOH]}{[C_2H_4] \cdot [O_2]}$$

Druckerhöhung begünstigt die **Hinreaktion**, da das Produkt mit 1 gasförmigen Molekül weniger Volumen beansprucht als die Edukte mit 2 gasförmigen Molekülen.

Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme **Rückreaktion**, da in diese Richtung Energie abgeführt wird.



$\Delta_R H_m^0 = -201 \text{ kJ/Mol} - [-111 + 0] \text{ kJ/Mol} = -90 \text{ kJ/Mol}$

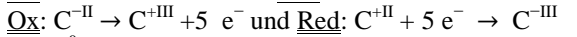
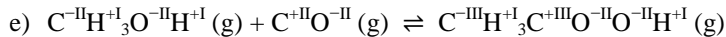


Das System gibt -140,6 kJ ab \Rightarrow Vom Kalorimeter aufgenommene Wärme $Q = +140,6 \text{ kJ}$ $\Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{c \cdot m} = +8,4 \text{ }^\circ\text{C}$

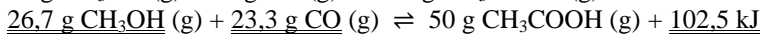
$$K = \frac{[CH_3OH]}{[CO] \cdot [H_2]^2}$$

Druckerhöhung begünstigt die **Hinreaktion**, da das Produkt mit 1 gasförmigen Molekül weniger Volumen beansprucht als die Edukte mit 3 gasförmigen Molekülen.

Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme **Rückreaktion**, da in diese Richtung Energie abgeführt wird



$\Delta_R H_m^0 = -435 \text{ kJ/Mol} - [-201 + (-111)] \text{ kJ/Mol} = \underline{-123 \text{ kJ/Mol}}$ (exotherme Hinreaktion)

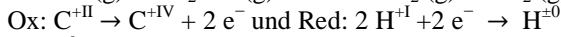
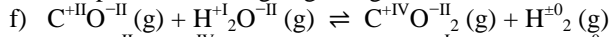


Das System gibt $-102,5 \text{ kJ}$ ab \Rightarrow Vom Kalorimeter aufgenommene Wärme $Q = +102,5 \text{ kJ} \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{c \cdot m} = \underline{+6,1} \text{ }^\circ\text{C}$

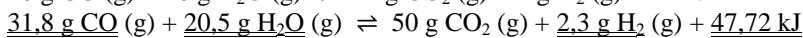
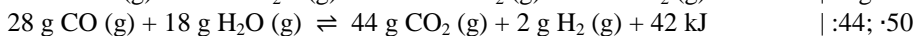
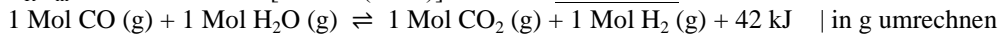
$$K = \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3OH] \cdot [CO]}$$

Druckerhöhung begünstigt die **Hinreaktion**, da das Produkt mit 1 gasförmigem Molekül weniger Volumen beansprucht als die Edukte mit 2 gasförmigen Molekülen.

Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme **Rückreaktion**, da in diese Richtung Energie abgeführt wird.



$\Delta_R H_m^0 = -395 \text{ kJ/Mol} - [-111 + (-242)] \text{ kJ/Mol} = \underline{-42 \text{ kJ/Mol}}$

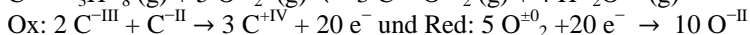
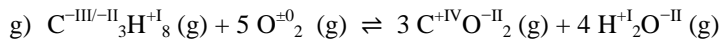


Das System gibt -42 kJ ab \Rightarrow Vom Kalorimeter aufgenommene Wärme $Q = +42 \text{ kJ} \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{c \cdot m} = \underline{+2,9} \text{ }^\circ\text{C}$

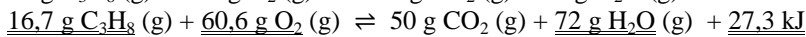
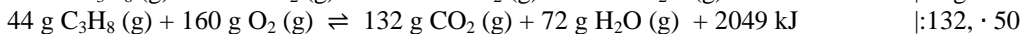
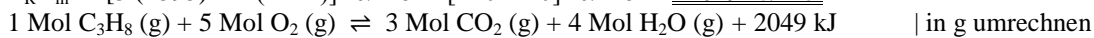
$$K = \frac{[CO_2] \cdot [H_2]}{[CO] \cdot [H_2O]}$$

Druckerhöhung hat **keine Wirkung**, da Edukte und Produkte das gleiche Volumen beanspruchen!

Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme **Rückreaktion**, da in diese Richtung Energie abgeführt wird.



$\Delta_R H_m^0 = [3 \cdot (-395) + 4 \cdot (-242)] \text{ kJ/Mol} - [-104 + 0] \text{ kJ/Mol} = \underline{-2049 \text{ kJ/Mol}}$

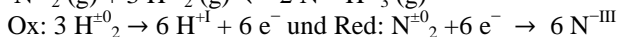
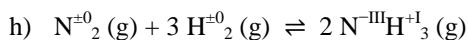


Das System gibt $-27,3 \text{ kJ}$ ab \Rightarrow Vom Kalorimeter aufgenommene Wärme $Q = +27,3 \text{ kJ} \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{c \cdot m} = \underline{+1,6} \text{ }^\circ\text{C}$

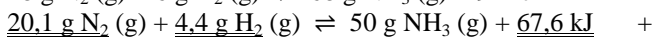
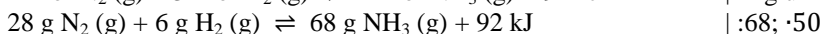
$$K = \frac{[CO_2]^3 \cdot [H_2O]^4}{[C_3H_8] \cdot [O_2]^5}$$

Druckerhöhung begünstigt die **Rückreaktion**, da die Edukte mit 6 gasförmigen Molekülen weniger Volumen beanspruchen als die Produkte mit 7 gasförmigen Molekülen.

Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme **Rückreaktion**, da in diese Richtung Energie abgeführt wird.



$\Delta_R H_m^0 = 2 \cdot (-46 \text{ kJ/Mol}) = \underline{-92 \text{ kJ/Mol}}$

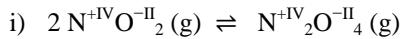


Das System gibt $-67,6 \text{ kJ}$ ab \Rightarrow Vom Kalorimeter aufgenommene Wärme $Q = +67,6 \text{ kJ} \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{c \cdot m} = \underline{+4,0} \text{ }^\circ\text{C}$

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$

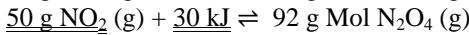
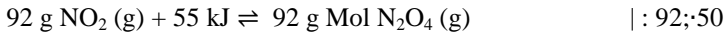
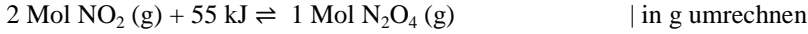
Druckerhöhung begünstigt die **Hinreaktion**, da das Produkt mit 2 gasförmigen Molekülen weniger Volumen beansprucht als die Edukte mit 4 gasförmigen Molekülen.

Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme **Rückreaktion**, da in diese Richtung Energie abgeführt wird.



Keine Redoxreaktion, da die OZ sich nicht ändern!

$$\Delta_R H_m^0 = 11 \text{ kJ/Mol} - 2 \cdot 33 \text{ kJ/Mol} = \underline{+55 \text{ kJ/Mol}}$$

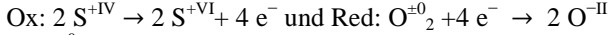
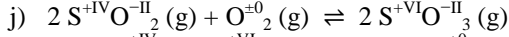


Das System nimmt 30 kJ auf \Rightarrow Vom Kalorimeter abgegebene Wärme $\underline{Q = -30 \text{ kJ}} \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{c \cdot m} = \underline{-1,8} \text{ }^\circ\text{C}$

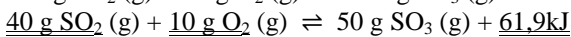
$$\text{mit } K = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} \text{ und}$$

Druckerhöhung begünstigt die **Hinreaktion**, da das Produkt mit 1 gasförmigem Molekül weniger Volumen beansprucht als das Edukt mit 2 gasförmigen Molekülen.

Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme **Hinreaktion**, da in diese Richtung Energie abgeführt wird



$$\Delta_R H_m^0 = 2 \cdot (-396 \text{ kJ/Mol}) - 2 \cdot (-297 \text{ kJ/Mol}) = \underline{-198 \text{ kJ/Mol}}$$

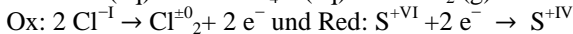


Das System gibt -61,9 kJ ab \Rightarrow Vom Kalorimeter aufgenommene Wärme $\underline{Q = +61,9 \text{ kJ}} \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{c \cdot m} = \underline{+3,7} \text{ }^\circ\text{C}$

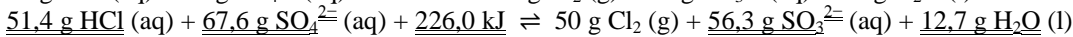
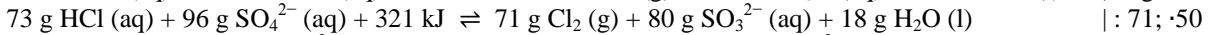
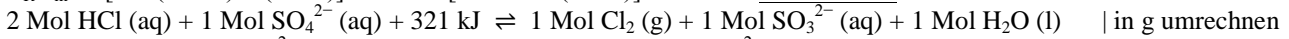
$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{O}_2] \cdot [\text{SO}_2]^2}$$

Druckerhöhung begünstigt die **Hinreaktion**, da das Produkt mit 2 gasförmigen Molekülen weniger Volumen beansprucht als die Edukte mit 3 gasförmigen Molekülen.

Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme **Rückreaktion**, da in diese Richtung Energie abgeführt wird .



$$\Delta_R H_m^0 = [0 + (-636) + (-286)] \text{ kJ/Mol} - [-2 \cdot 167 + (-909)] \text{ kJ/Mol} = \underline{+321 \text{ kJ/Mol}}$$

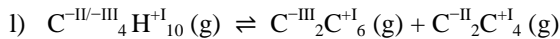


Das System nimmt +226 kJ auf \Rightarrow Vom Kalorimeter abgegebene Wärmemenge $\underline{Q = -226 \text{ kJ}} \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{c \cdot m} \approx \underline{-13,5} \text{ }^\circ\text{C}$

$$K = \frac{[\text{Cl}_2] \cdot [\text{SO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{HCl}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]}$$

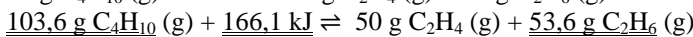
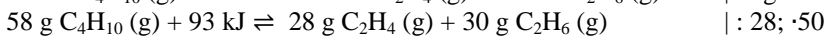
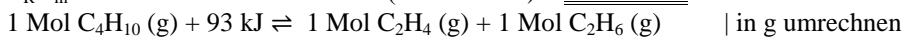
Druckerhöhung begünstigt die **Rückreaktion**, da das Produkt mit 1 gasförmigem Molekül weniger Volumen beansprucht als die Edukte, welche alle gelöst vorliegen. Die Reaktionspartner in der flüssigen Phase reagieren nicht auf Druckänderungen, wohl aber auf entsprechende **Konzentrationsänderungen** in der Lösung!

Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme **Hinreaktion**, da in diese Richtung Energie abgeführt wird



Da die Oxidationszahlen unverändert bleiben, handelt es sich nicht um eine Redoxreaktion!

$$\Delta_R H_m^0 = -85 \text{ kJ/mol} + 52 \text{ kJ/mol} - (-126 \text{ kJ/Mol}) = \underline{+93 \text{ kJ/Mol}}$$



Das System nimmt +166,1 kJ auf \Rightarrow Vom Kalorimeter abgegebene Wärme $\underline{Q = -116,1 \text{ kJ}} \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{c \cdot m} \approx \underline{-6,9} \text{ }^\circ\text{C}$

$$K = \frac{[\text{C}_2\text{H}_6] \cdot [\text{C}_2\text{H}_4]}{[\text{C}_4\text{H}_{10}]}$$

Druckerhöhung begünstigt die **Rückreaktion**, da das Edukt mit 1 gasförmigem Molekül weniger Volumen beanspruchen als die Produkte mit 2 gasförmigen Molekülen.

Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme **Rückreaktion**, da in diese Richtung Energie abgeführt wird.