

Was ist chemisches Gleichgewicht?

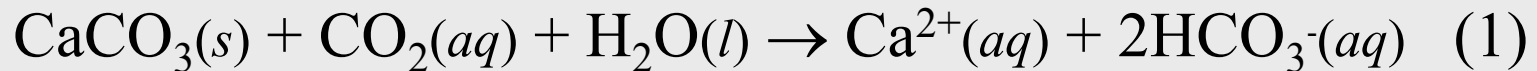


Reversibel



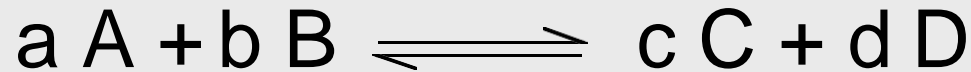
Irreversibel

Chemisches Gleichgewicht



- Reaktion (2) ist die Umkehrung von Reaktion (1).
- Im Gleichgewicht laufen die beiden gegensätzlichen Reaktionen mit der gleichen Geschwindigkeit ab.
- Die Konzentrationen chemischer Spezies ändern sich nicht, sobald das Gleichgewicht hergestellt ist.

Richtung chemischer Reaktionen, chemisches Gleichgewicht



$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Massenwirkungsgesetz

K = Gleichgewichtskonstante

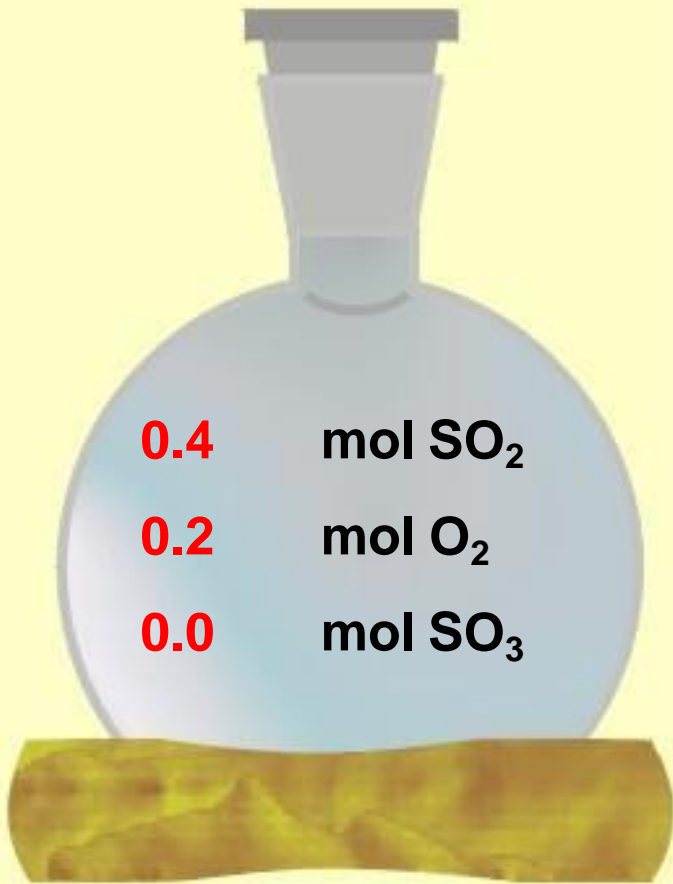
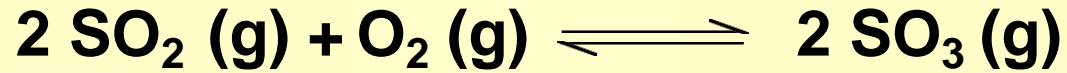
$[]$ = *in Lösung*: Konzentration (in mol L⁻¹),

$K \sim 1$: Edukt-Konzentration = Produkt-Konzentration

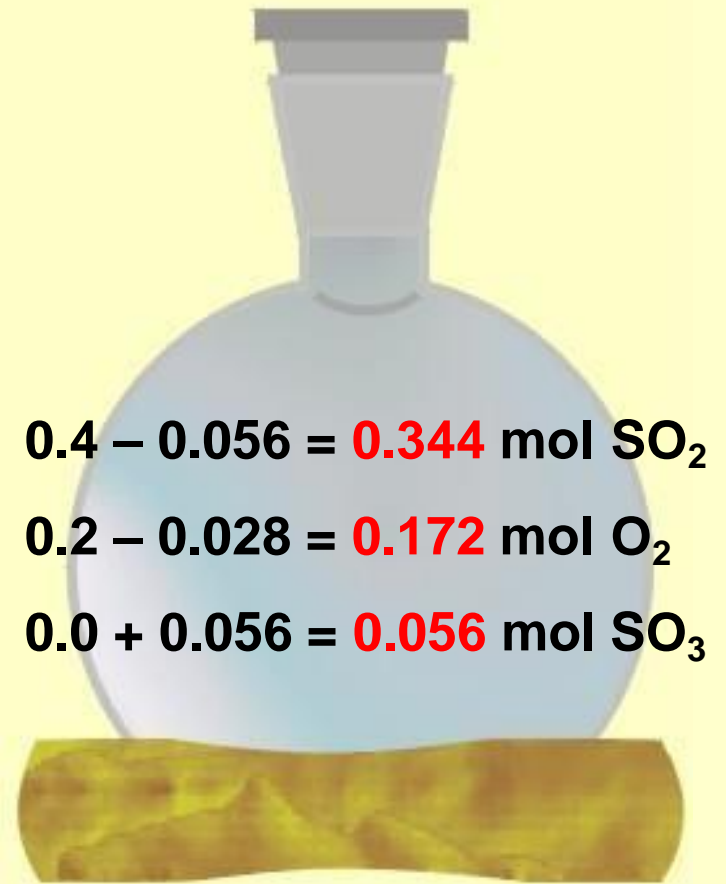
$K \ll 1$: hauptsächlich Edukte im Gleichgewicht

$K \gg 1$: hauptsächlich Produkte im Gleichgewicht

Das chemische Gleichgewicht - Experiment 1

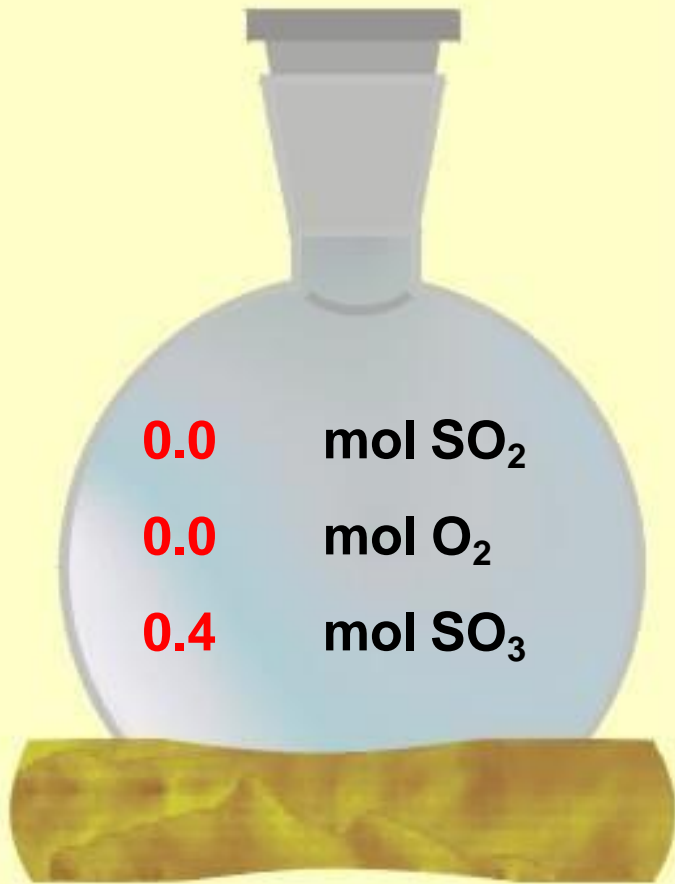
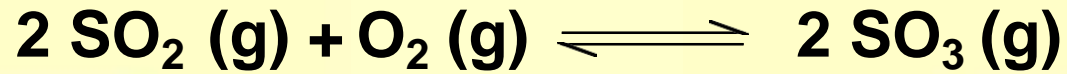


Anfangskonzentration

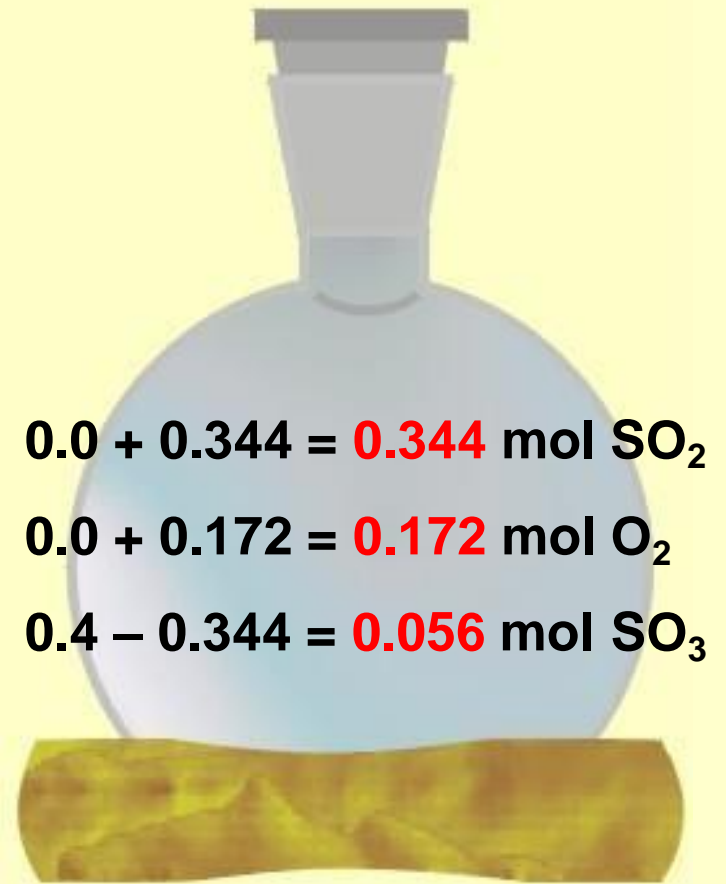


Gleichgewichtskonzentration

Das chemische Gleichgewicht - Experiment 2

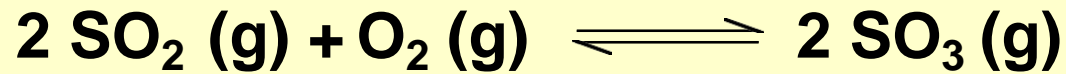


Anfangskonzentration



Gleichgewichtskonzentration

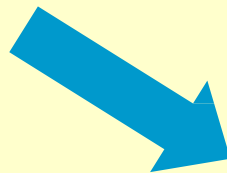
Das chemische Gleichgewicht



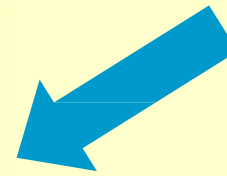
$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$



Experiment 1



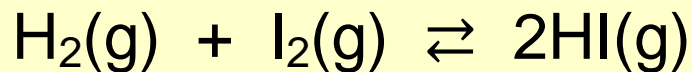
Gleichgewichtskonzentration



Experiment 2

Dynamisches Gleichgewicht

1.000 mol H₂ -Gas und 1.000 mol I₂-Dampf werden in einen versiegelten 5,00-Liter-Kolben eingeführt. Das Gemisch wird auf eine bestimmte Temperatur erhitzt und die folgende Reaktion findet statt, bis sich ein Gleichgewicht eingestellt hat.



Im Gleichgewicht wird gefunden, dass die Mischung 1,580 mol HI enthält.

- (a) Wie hoch sind die Konzentrationen von H₂, I₂ und HI im Gleichgewicht?
- (b) Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K_c.

Ein Inhibitor (I) bindet ein Enzym (E) mit einer Dissoziationskonstante von 2×10^{-6} . Wie viel Prozent von dem Enzym werden inhibiert wenn 1 nM Enzym mit 1 μ M Inhibitor gemischt werden?

Das chemische Gleichgewicht

$$Q = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Q = Reaktionsquotient zur einem beliebigen Zeitpunkt

1. Wenn wir die Gleichgewichtskonstante kennen, können wir vorhersagen, ob sich ein Reaktionsgemisch im Gleichgewicht befindet oder nicht, und wir können die Richtung der Nettoreaktion vorhersagen.

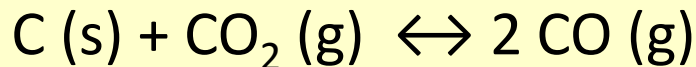
Q = K → Gleichgewicht (keine Nettoreaktion)

Q < K → Reaktion von links nach rechts

Q > K → Reaktion von rechts nach links

2. Der Wert von K gibt an, ob eine Reaktion die Produkte oder Edukte begünstigt.

Für das Gleichgewicht

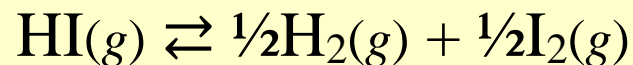
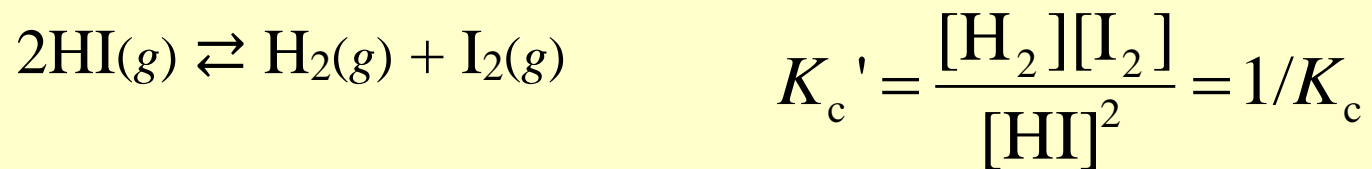
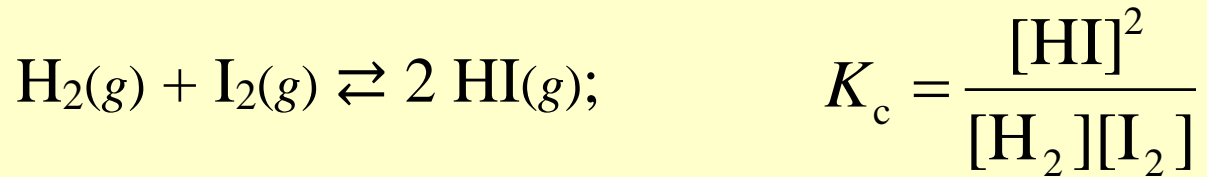


ist die Gleichgewichtskonstante, K_c 10^{-6} bei 25 °C.

- a) Wenn 0,1 mol C(s), 0,1 mol CO₂ (g) und 0,1 mol CO(g) in einem 2-L-Gefäß vermischt werden, in welche Richtung wird die Reaktion verlaufen? (nach rechts oder nach links)
Begründe!
- b) Welche Konzentrationen von CO₂ (g) und CO (g) sind vorhanden, wenn sich das Gleichgewicht aus a. eingestellt hat?

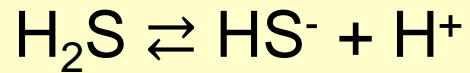
Das chemische Gleichgewicht

- Der Ausdruck für K hängt von der Gleichung ab.

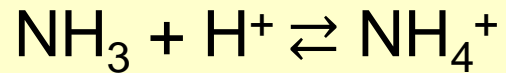


$$K_c'' = \sqrt{\frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}} = \sqrt{K_c'} = \frac{1}{\sqrt{K_c}}$$

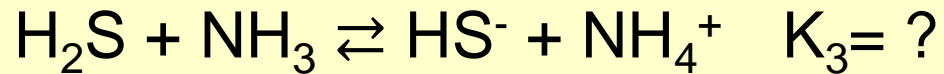
Das chemische Gleichgewicht



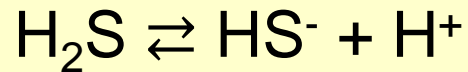
$$K_1 = 10^{-7}$$



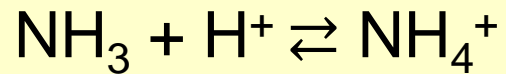
$$K_2 = 2 \times 10^9$$



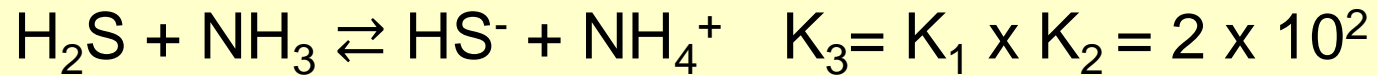
Das chemische Gleichgewicht



$$K_1 = 10^{-7}$$

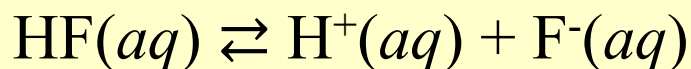
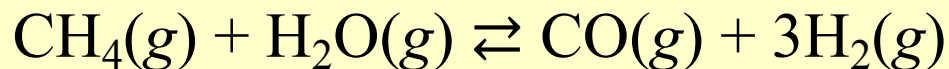


$$K_2 = 2 \times 10^9$$

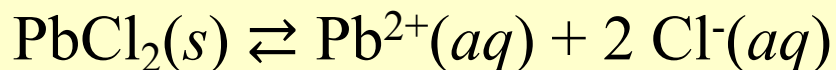
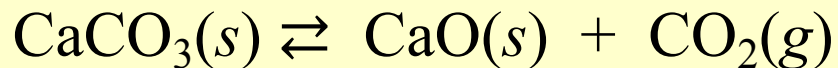


Homogene und Heterogene Gleichgewichte

Homogene Gleichgewichte:



Heterogene Gleichgewichte:



Das chemische Gleichgewicht

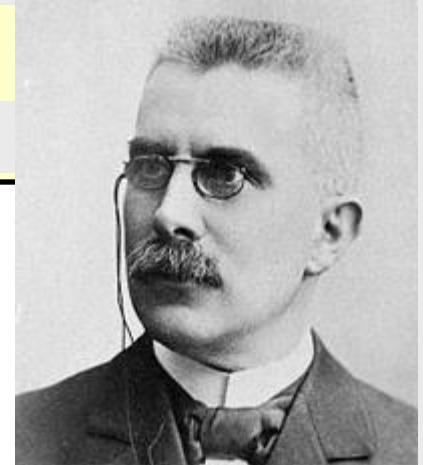
Die **Gleichgewichtskonstante** ist unabhängig von Konzentration, Druck oder Volumen. Dagegen ist sie **abhängig** von der **Temperatur**.

Die **Gleichgewichtskonzentration** ist abhängig von den Anfangskonzentrationen, dem Volumen, dem Druck und der Temperatur.

Katalysatoren haben weder einen Einfluss auf die Gleichgewichtskonstante noch auf die Gleichgewichtskonzentration einer Reaktion.

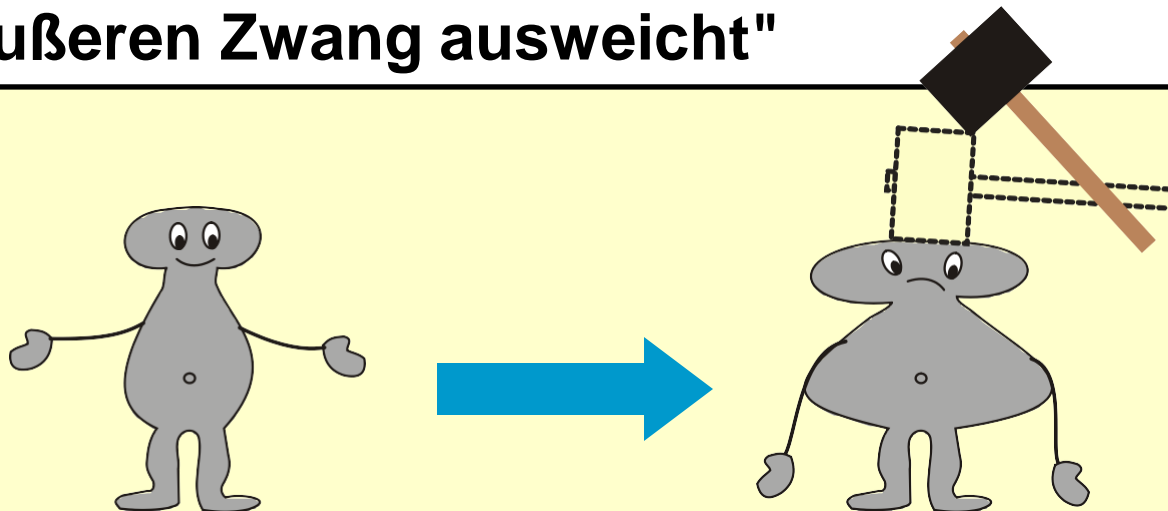
Prinzip von Le Chatelier

Henry Louis Le Chatelier
französischer Naturwissenschaftler
(1850 – 1936)



„Prinzip des kleinsten Zwanges“

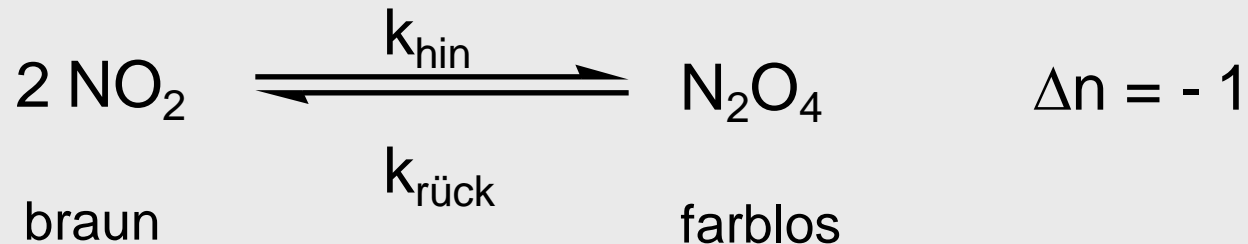
„Übt man auf ein im Gleichgewicht befindliches System durch Änderung der äußeren Bedingungen einen Zwang aus, so verschiebt sich das Gleichgewicht derart, dass es dem äußeren Zwang ausweicht“



Gleichgewicht: Druckabhängigkeit

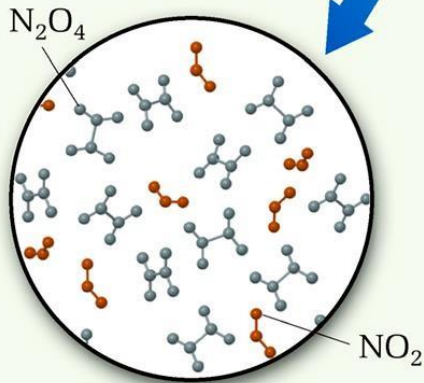
niedriger Druck

hoher Druck

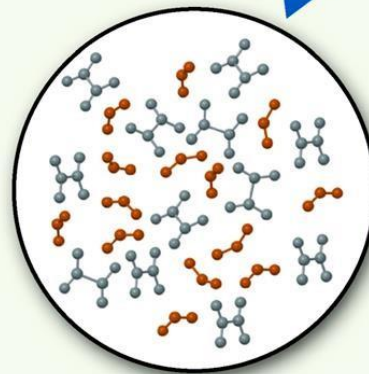


Bei Reaktionen mit Molzahländerung der gasförmigen Komponenten verschiebt sich durch Druckerhöhung das Gleichgewicht in Richtung der Seite mit der kleineren Stoffmenge

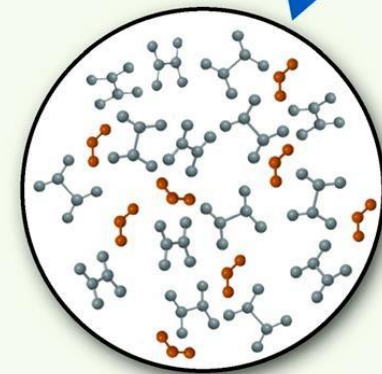
Gleichgewicht: Druckabhängigkeit



Ein Gleichgewichtsmischung aus braunem $NO_2(g)$ (rot) und farblosem $N_2O_4(g)$ (grau) in einer gasdichten Spritze.



Das Volumen und damit der Druck werden durch Bewegen des Kolbens geändert. Die Komprimierung des Gemisches erhöht kurzzeitig die Konzentration von NO_2 .

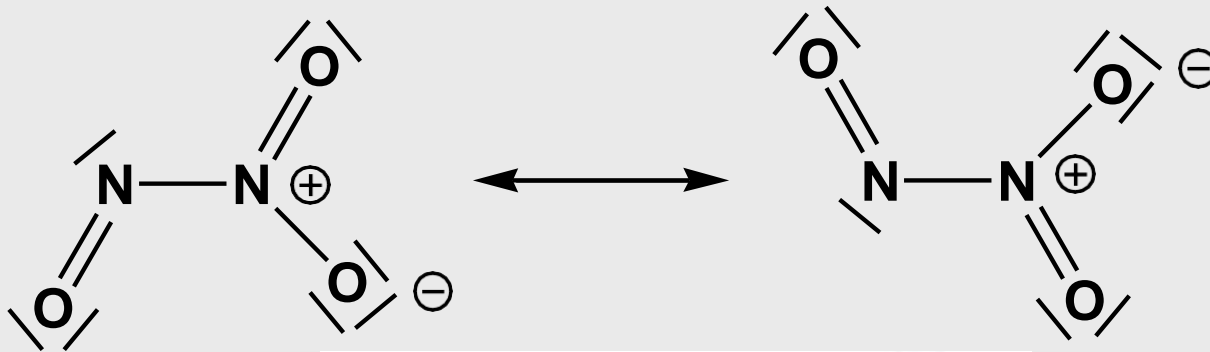
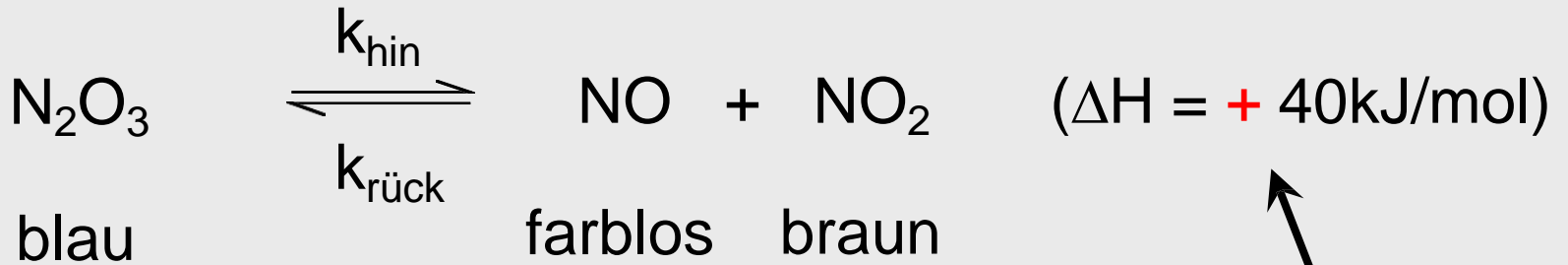


Wenn sich das Gleichgewicht im Gemisch wieder einstellt, ist die Farbe so hell wie am Anfang, da die Bildung von $N_2O_4(g)$ vom Druckanstieg begünstigt wird.

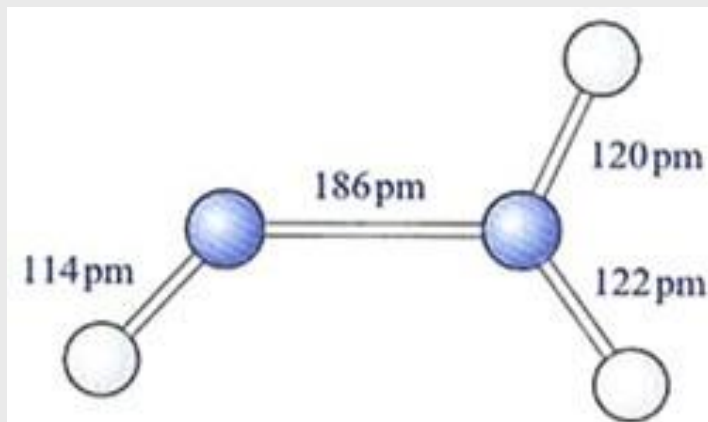
Bestimmen Sie, ob die folgenden Reaktionen hohe oder niedrige Drücke bevorzugen?

1. $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$
2. $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
3. $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$
4. $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$
5. $\text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HF}(\text{g})$

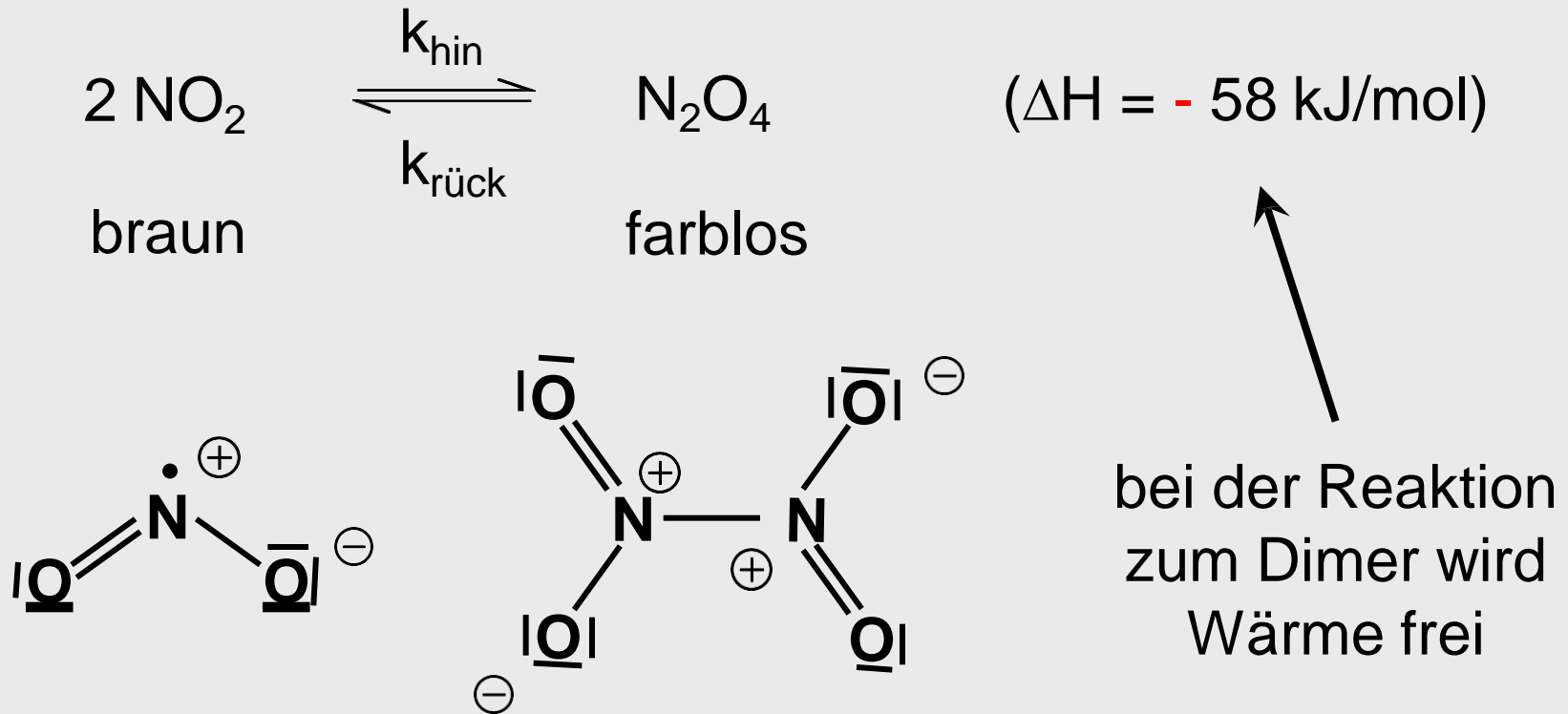
Das $\text{N}_2\text{O}_3/\text{NO}/\text{NO}_2$ - Gleichgewicht



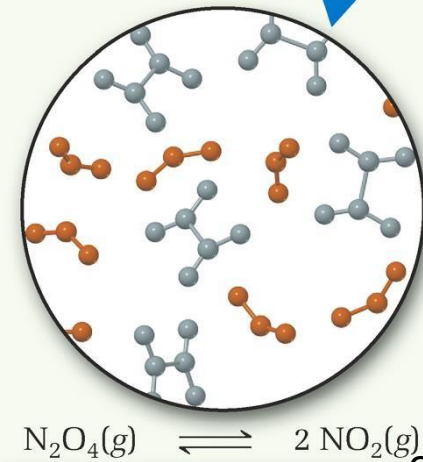
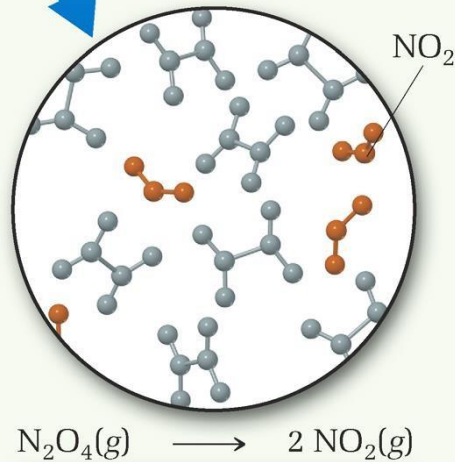
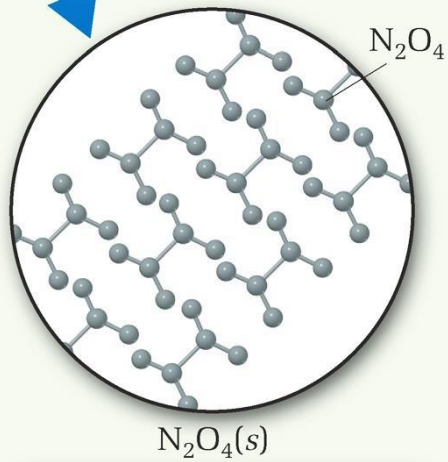
zum Zerfall des Dimers muss Wärme zugeführt werden



Das NO₂ – N₂O₄ Gleichgewicht



Gleichgewicht: Temperaturabhängigkeit



Bestimmen Sie, ob die folgenden Reaktionen hohe oder niedrige Temperaturen bevorzugen.

1. $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g}); \quad \Delta H^\circ = -180 \text{ kJ}$
2. $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}); \quad \Delta H^\circ = -46 \text{ kJ}$
3. $\text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{g}); \quad \Delta H^\circ = -108 \text{ kJ}$
4. $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g}); \quad \Delta H^\circ = +57 \text{ kJ}$
5. $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g}); \quad \Delta H^\circ = -270 \text{ kJ}$

Chemische Gleichgewichte in industriellen Prozessen

Die Herstellung von Ammoniak nach dem Haber-Bosch-Verfahren:



- Diese Reaktion ist exotherm und bei niedriger Temperatur sehr langsam.
- Die Reaktion begünstigt niedrige Temperatur- und Hochdruckbedingungen.
- Eine Erhöhung der Temperatur erhöht die Reaktionsgeschwindigkeit, verringert jedoch die Ausbeute.
- Eine optimale Bedingung wird bei moderaten Temperaturen von 250 bis 300 ° C erreicht, wobei der Katalysator zur Erhöhung der Reaktionsgeschwindigkeit zugesetzt wird.

Das chemische Gleichgewicht und Thermodynamik

$$\Delta G^0 = - RT \ln K$$

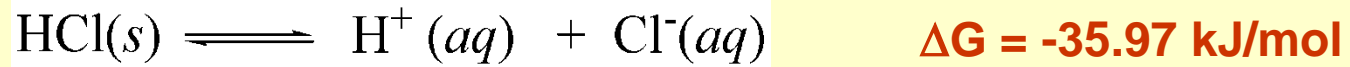
R (ideale Gaskonstante) = 8.314472 J/(K·mol)

T = Temperatur in Kelvin

K = Gleichgewichtskonstante

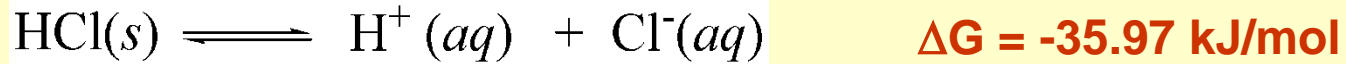
ΔG^0 = Freie Enthalpie

Das chemische Gleichgewicht und Thermodynamik



Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante für diese Reaktion.

Das chemische Gleichgewicht und Thermodynamik



Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante für diese Reaktion.

$$\Delta G^0 = -RT \ln K$$

$$-35.97 \times 10^3 \text{ J/mol} = -8.314 \text{ J/mol} \times 298 \text{ K} \ln K$$

$$K = 2 \times 10^6$$

Da K sehr groß ist, ist HCl in Wasser sehr löslich und nahezu vollständig ionisiert.

Das chemische Gleichgewicht und Temperatur

$$\ln\left(\frac{K_2}{K_1}\right) = \frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

R (ideale Gaskonstante) = 8.314 J/(K·mol)

T = Temperatur in Kelvin

K = Gleichgewichtskonstante

ΔH = Enthalpie