

chemisches Gleichgewicht

10. Oktober 2013

Gliederung

1 umkehrbare chemische Reaktionen

2 chemisches Gleichgewicht

Merkmale des chemischen Gleichgewichtes

Prinzip von LE CHÂTELIER und BRAUN

Konzentrationsänderung

Temperaturänderung

Druckänderung

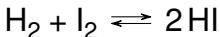
umkehrbare chemische Reaktionen

Umkehrbare chemische Reaktionen

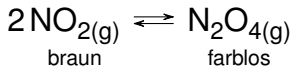
... sind Reaktionen, bei denen die Produkte wieder zu den Ausgangsstoffen reagieren können.

Beispiele:

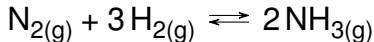
- Bildung und Zerfall von Iodwasserstoff:



- Dimerisierung von Stickstoffdioxid:

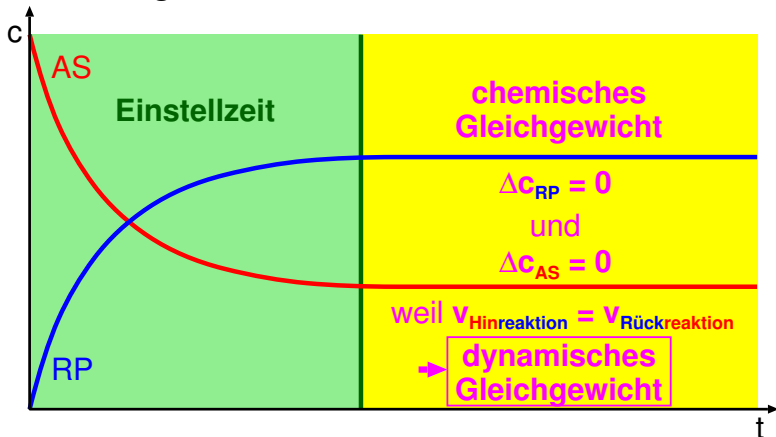


- Ammoniaksynthese:



chemisches Gleichgewicht

Bei umkehrbaren chemischen Reaktionen kann sich ein **Gleichgewicht** einstellen:



chemisches Gleichgewicht

Beispiele:

- $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$
- $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$
- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Ethansäuremethylester

... und andere Veresterungen

- $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$

Wassergas-Shift-Reaktion (Verfahren zur
Verringerung des CO-Anteils in Synthesegas)

- $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$

katalytische Oxidation von Schwefeldioxid beim
Kontaktverfahren (Schwefelsäuresynthese)

chemisches Gleichgewicht

Merkmale des chem. Gleichgewichtes:

- $\Delta c_i = 0$ \implies im Gleichgewicht sind **keine Konzentrationsänderungen** feststellbar
- $v_{\text{Hin}} = v_{\text{Rück}}$ \implies im Gleichgewicht sind Hin- und Rückreaktion gleich schnell. Es handelt sich um ein **dynamisches Gleichgewicht**.
- Das Gleichgewicht ist **von beiden Seiten einstellbar**, d. h. man kann den Gleichgewichtszustand sowohl ausgehend von den Ausgangsstoffen als auch ausgehend von den Reaktionsprodukten erreichen.

Prinzip von LE CHÂTELIER und BRAUN



HENRY LOUIS LE CHÂTELIER
1850 – 1936
französischer Chemiker



KARL FERDINAND BRAUN
1850 – 1918
deutscher Physiker

Prinzip von LE CHÂTELIER und BRAUN

Prinzip von LE CHÂTELIER und BRAUN:

Übt man auf ein **System**, das sich **im chemischen Gleichgewicht** befindet, einen **Zwang** durch Änderung der äußeren Bedingungen aus, so stellt sich infolge dieser **Störung des Gleichgewichts** ein **neues Gleichgewicht**, dem **Zwang ausweichend**, ein.

Diese Gleichgewichtsstörung kann durch

- eine Konzentrationsänderung,
- eine Temperaturänderung oder
- eine Druckänderung erfolgen.

Prinzip von LE CHÂTELIER und BRAUN

Eine **Konzentrationsänderung**

... verändert die Anzahl der Teilchen und damit der wirksamen Zusammenstöße pro Zeit. Damit wird die Geschwindigkeit einer Teilreaktion verändert und das Gleichgewicht verschoben.

Eine **Konzentrationserhöhung**

... verschiebt das Gleichgewicht vom Stoff weg.

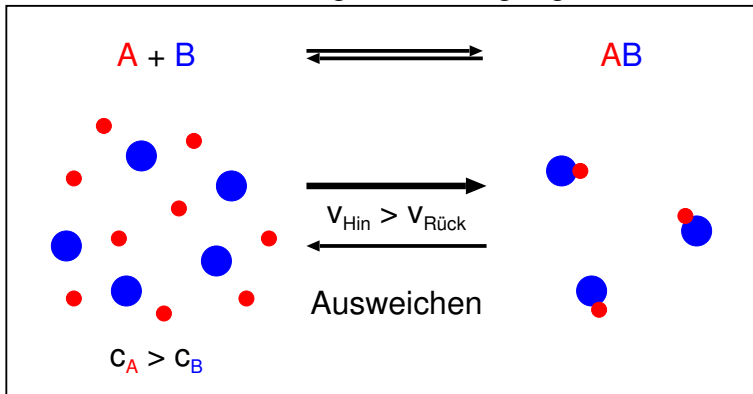
Eine **Konzentrationsverringerung**

... zieht das Gleichgewicht zum Stoff hin.

Prinzip von LE CHÂTELIER und BRAUN

Beispiel:

Konzentrationserhöhung eines Ausgangsstoffes



Prinzip von LE CHÂTELIER und BRAUN

Praxisbeispiele:

- Bei der **Ammoniaksynthese** wird mit einem Stickstoffüberschuß gearbeitet. Dadurch wird mehr teurer Wasserstoff umgesetzt. Das gebildete Ammoniak wird z. B. durch Verflüssigen abgetrennt.
- Bei **Veresterungen** arbeitet man mit einem Überschuß an Alkohol, damit die unangenehm riechenden organischen Säuren möglichst vollständig umgesetzt werden.

Bei einem Verhältnis Alkohol : Carbonsäure von 4 : 1 beträgt die theoretische Ausbeute ca. 93 %, bei 1 : 1 nur etwa 67 %.

Prinzip von LE CHÂTELIER und BRAUN

Eine **Temperaturänderung**

... beeinflusst die Teilreaktionen energetisch durch Zufuhr oder Abfuhr von Wärmeenergie.

Eine **Temperaturerhöhung** (Wärmezufuhr)

... begünstigt die endotherme Teilreaktion.

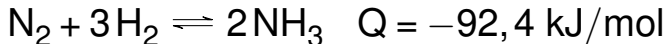
Eine **Temperaturverringering** (Kühlung)

... begünstigt dagegen die andere, exotherme Teilreaktion.

Sie verringert aber auch die Gesamtgeschwindigkeit!

Prinzip von LE CHÂTELIER und BRAUN

Beispiel Ammoniaksynthese:



- ⇒ d. h. die Hinreaktion (Synthese) verläuft exotherm (Wärmeabgabe) und
- ⇒ die Rückreaktion (Zerfall) ist um den gleichen Betrag endotherm.

⇒ Die Ammoniaksynthese (Hinreaktion)

wird aus energetischer Sicht durch Kühlen (Temperatursenkung) begünstigt.

Nicht praktikabel, da diese Reaktion bei niedrigen Temperaturen viel zu langsam verläuft!

Prinzip von LE CHÂTELIER und BRAUN

Eine **Druckänderung**

... beeinflusst nur Reaktionen, bei denen sich das Volumen messbar ändert. Das sind immer nur Reaktionen, an denen Gase beteiligt sind.

Eine **Druckerhöhung**

... begünstigt die Teilreaktion, bei der sich das Gasvolumen verringert.

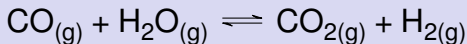
Eine **Drucksenkung**

... begünstigt die entgegengesetzte Teilreaktion, bei der sich das Gasvolumen vergrößert.

Prinzip von LE CHÂTELIER und BRAUN

Gleichgewichtsreaktionen mit gleichbleibendem Gasvolumen sind nicht vom Druck abhängig.

Beispiel: Wassergas-Shift-Reaktion



Ausgangsstoffe: 2 mol · 24 l/mol = 48 l

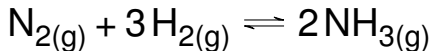
Reaktionsprodukte: 2 mol · 24 l/mol = 48 l

⇒ keine Volumenänderung

⇒ keine Druckabhängigkeit

Prinzip von LE CHÂTELIER und BRAUN

Beispiel Ammoniaksynthese:



- Ausgangsstoffe: $4 \text{ mol} \cdot 24 \text{ l/mol} = 96 \text{ l}$
- Reaktionsprodukte: $2 \text{ mol} \cdot 24 \text{ l/mol} = 48 \text{ l}$
- ➡ d. h.: Die Hinreaktion (Synthese) verläuft unter Volumenabnahme und
- ➡ bei der Rückreaktion (Zerfall) nimmt das Gasvolumen entsprechend zu.

➡ Die Ammoniaksynthese (Hinreaktion)

wird durch Druckerhöhung begünstigt.

➡ *Haber-Bosch-Synthese: $p \approx 30 \text{ MPa}$*