Chemie · Abi auf 2 Seiten · 3 / 8

Chemisches Gleichgewicht

Dynamisches Gleichgewicht, Massenwirkungsgesetz, Rechnen mit K, Le Chatelier, Haber-Bosch

Dynamisches Gleichgewicht

- Umkehrbare Reaktion im geschlossenen System: A + B $\rightleftharpoons$ C + D.
- Im Gleichgewicht laufen Hin- und Rückreaktion **gleich schnell**: $v_{hin} = v_{rück}$. Die Reaktion steht nicht still.
- Die Konzentrationen sind dann **konstant**, aber meist **nicht gleich** groß.
- Das Gleichgewicht stellt sich von beiden Seiten her ein (Edukte oder Produkte als Start).

Im Abitur

MWG aufstellen, K und Gleichgewichtsmengen berechnen, Verschiebungen mit Le Chatelier begründen.

Beispiel

$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\,HI$: violetter Ioddampf wird heller, dann bleibt die Farbe gleich.

Massenwirkungsgesetz

Für a A + b B $\rightleftharpoons$ c C + d D gilt:

$$K_c = c^c(C) \cdot c^d(D) \,/\, (\, c^a(A) \cdot c^b(B)\,)$$

- Produkte oben, Edukte unten, Koeffizienten werden zu Exponenten.
- Ammoniak: $N_2 + 3\,H_2 \rightleftharpoons 2\,NH_3 \rightarrow K_c = c^2(NH_3) \,/\, (\, c(N_2) \cdot c^3(H_2)\,)$.
- $K >> 1$: Gleichgewicht liegt auf der Produktseite. $K << 1$: auf der Eduktseite.
- K hängt nur von der **Temperatur** ab.

Reaktionsquotient Q

Gleiche Formel, aber mit aktuellen Werten. $Q < K$: läuft nach rechts. $Q > K$: nach links.

Rechnen mit der Tabelle

Veresterung: Säure + Alkohol $\rightleftharpoons$ Ester + Wasser, $K \approx 4$

	Säure	Alkohol	Ester	Wasser
Anfang	1 mol	1 mol	0	0
Änderung	−x	−x	+x	+x
Gleichgewicht	1 − x	1 − x	x	x

$x^2 \,/\, (1-x)^2 = 4 \rightarrow x \,/\, (1-x) = 2 \rightarrow$ **x = 2/3 mol**: 67 % Ester.

Volumen

Hier kürzt sich das Volumen heraus, weil auf beiden Seiten gleich viele Teilchen stehen.

Prinzip von Le Chatelier

Übt man auf ein Gleichgewicht einen Zwang aus, verschiebt es sich so, dass der Zwang kleiner wird.

Die drei Zwänge

Zwang	Gleichgewicht verschiebt sich	K ändert sich?
Edukt zugeben oder Produkt entfernen	nach rechts (Produkte)	nein
Druck erhöhen	zur Seite mit **weniger Gasteilchen**	nein
Temperatur erhöhen	in Richtung der **endothermen** Reaktion	**ja**
Katalysator	gar nicht, nur schneller eingestellt	nein

Ausbeute erhöhen

Mit 2 mol Alkohol statt 1 mol steigt der Ester-Anteil von 67 % auf 85 % (x = 0,845 mol).

Beispiele

- NO_2/N_2O_4: $2\,NO_2$ (braun) $\rightleftharpoons N_2O_4$ (farblos), exotherm. Im Eisbad wird es heller, im heißen Wasser brauner.
- $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\,HI$: 2 Gasteilchen links, 2 rechts. Druck hat **keinen** Einfluss auf die Lage.
- Kalk im Wasser: $CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\,HCO_3^-$ (Tropfsteine, Kesselstein).

Begründen

Erst Zwang nennen, dann Richtung, dann „Zwang wird verringert, weil …“.

Haber-Bosch-Verfahren

- $N_2 + 3\,H_2 \rightleftharpoons 2\,NH_3$, $\Delta H \approx -92$ kJ/mol: exotherm, 4 Gasteilchen → 2.
- **Hoher Druck** (250–350 bar) verschiebt nach rechts.
- **Temperatur 450–550 °C** ist ein Kompromiss: Kälter gäbe mehr NH_3 im Gleichgewicht, wäre aber viel zu langsam.
- **Eisen-Katalysator** für die Geschwindigkeit, NH_3 wird laufend abgetrennt (Kreislaufverfahren).

Bedeutung

Grundlage für Kunstdünger und damit für die Ernährung eines großen Teils der Menschheit.

Löslichkeitsprodukt (eA)

Bei schwer löslichen Salzen: $AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$, $K_L = c(Ag^+) \cdot c(Cl^-)$. Bei $K_L \approx 10^{-10}\,mol^2/L^2$ lösen sich nur $\approx 10^{-5}$ mol/L.

Gleichioniger Zusatz

Gibt man Cl^- dazu, fällt mehr AgCl aus.

Typische Fehler

- „Im Gleichgewicht ist von allem gleich viel da.“ Konstant heißt nicht gleich.
- Druck oder Konzentration ändert *K*. Nur die Temperatur tut das.
- Feststoffe und Wasser als Lösungsmittel ins MWG geschrieben.

MWG-Check

Produkte oben, Koeffizienten als Hochzahl, nur Gase und gelöste Stoffe.

Weiter lernen

mehr Zettel folgen

- Weitere Überblicke zu anderen Themen und Fächern gibt es kostenlos.

Alle Zettel kostenlos:

Link im TikTok-Profil

von randnotiz