Chemisches Gleichgewicht

Massenwirkungsgesetz[1]

A + B <====> C + D[2]

$$v_{\rightarrow} \sim c(A) \cdot c(B)$$
$$v_{\rightarrow} = k_1 \cdot c(A) \cdot c(B)$$
$$v_{\leftarrow} = k_2 \cdot c(C) \cdot c(D)$$

k_1 und k_2 sind für A und B typisch

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_A}{R \cdot T}}$$

A: Häufigkeit eines erfolgreichen Zusammenstoßes
e ≈ 2,71828183
E_A: Aktivierungsenergie
R ≈ 8,314472 J mol^{-1} K^{-1} Molare Gaskonstante
T: Tamperatur

Im Gleichgewicht gilt:

$$v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}$$
$$k_1 \cdot c(A) \cdot c(B) = k_2 \cdot c(C) \cdot c(D)$$
$$\frac{c(C) \cdot c(D)}{c(A) \cdot c(B)} = \frac{k_1}{k_2} = K_c$$

K_c gilt nur bei einer bestimmten Temperatur

Massenwirkungsgesetz:
Der Quotient aus dem Produkt der Konzentrationen der Produkte und dem Produkt der Konzentrationen der Edukte ist für eine bestimmte Temperatur eine Konstante K_c.

$$\frac{c(C) \cdot c(D)}{c(A) \cdot c(B)} = \frac{k_1}{k_2} = K_c$$

Vorzahlen bei Reaktionsgleichungen werden zu Hochzahlen bei der Berechnung von K_c.

aA + bB <====> cC + dD

$$K_c = \frac{c^c(C) \cdot c^d(D)}{c^a(A) \cdot c^b(B)}$$

Bsp.:
2 H_2 + O_2 <====> 2 H_2O

$$K_c = \frac{c^2(H_2O)}{c^2(H_2) \cdot c(O_2)}$$

1 Wirksame Masse = Konzentration. Auch als Gesetz von Guldenberg & Waage bekannt
2 Häufig ist die Hinreaktion (nach rechts) die exotherme Richtung