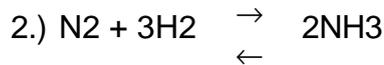


1.) Produkt der Konzentration der Endstoffe dividiert durch Produkt der Konzentration der Ausgangsstoffe ist gleich die Gleichgewichtskonstante.



$$K_c = \frac{c_{\text{NH}_3}^2}{c_{\text{N}_2} \cdot c_{\text{H}_2}^3} \quad K_p = \frac{p_{\text{NH}_3}^2}{p_{\text{N}_2} \cdot p_{\text{H}_2}^3}$$

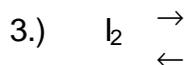
$$-\lg K_c = pK_c$$

$$-\lg K_p = pK_p$$

Ab einem bestimmten Zeitpunkt, ist die Reaktionsgeschwindigkeit der Hinreaktion gleich der Reaktionsgeschwindigkeit der Rückreaktion.

Prinzip von LE CHATELIER (größere Ausbeute)(kleinster Zwang)

- Konzentration (Endstoffe verringern oder Konzentration eines Ausgangsstoffes erhöhen)
- Druck (wirkt auf die Volumen $1 + 3 \rightarrow 2$ Volumenteile)
- Temperatur (bei exothermen Reaktionen kühlen, bei endothermen Reaktionen heizen)



$$n = m/M$$

$$n_k = \frac{g}{2 \cdot 126,9 \text{ g mol}^{-1}}$$

Beginn:

$$\text{I}_2 \quad 7,88 \cdot 10^{-3} \text{ (mol l}^{-1}\text{)}$$

$$\text{I} \quad 0 \text{ (mol l}^{-1}\text{)}$$

Gleichgewicht:

$$7,88 \cdot 10^{-3} \text{ (mol l}^{-1}\text{)} - x \text{ (mol l}^{-1}\text{)}$$

$$2x \text{ (mol l}^{-1}\text{)}$$

x... dissoziierte Iod Moleküle

$$K_c = \frac{c_{\text{I}}^2}{c_{\text{I}_2}} = \frac{(2x)^2}{7,88 \cdot 10^{-3} - x} = 4,37 \cdot 10^{-3} \text{ (mol l}^{-1}\text{)}$$

$$4x^2 + 4,37 \cdot 10^{-3}x - 3,44 \cdot 10^{-5} = 0 \quad \underline{x = 2,43 \cdot 10^{-3} \text{ (mol l}^{-1}\text{) I}_2 \text{ Moleküle sind dissoziiert.}}$$

$$\text{I}_2 \quad 7,88 \cdot 10^{-3} \text{ (mol l}^{-1}\text{)} - 2,43 \cdot 10^{-3} \text{ (mol l}^{-1}\text{)}$$

$$\text{I}_2 \quad 5,45 \cdot 10^{-3} \text{ (mol l}^{-1}\text{)}$$

$$\text{I} \quad 2x = 4,86 \cdot 10^{-3} \text{ (mol l}^{-1}\text{)}$$

$$\begin{array}{ll}
 4.) \quad \Delta U = Q + W & W = -p\Delta V \quad (\text{Volumenarbeit}) \\
 \Delta U = Q_p - p\Delta V & \text{bei konstantem Druck} \\
 \Delta U = Q_V & \text{bei konstantem Volumen}
 \end{array}$$

Es wird keine Energie vernichtet und es kann keine entstehen.

$$\begin{array}{ll}
 \text{Enthalpie :} & H = U + pV \\
 p \text{ (konst.):} & \Delta H = \Delta U + p\Delta V = Q_p
 \end{array}$$

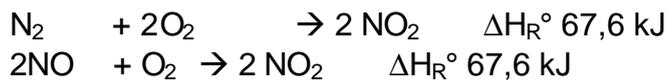
Die Reaktionswärme einer bei konst. Druck ablaufenden chem. Reaktion bezeichnet man als Reaktionsenthalpie (bezogen auf den kleinsten ganzzahligen Formelumsatz)



5.) Hesssche Satz:

Bei gleichem Anfangs- und Endzustand der Reaktion ist die Reaktionsenthalpie für jeden Reaktionsweg gleich groß.

6.)



addieren:



7.) 3. Ordnung

$$v = K_3 c_A c_B c_C$$

$$v = K_3 c_A c_B^2$$

$$v = K_3 c_A^3$$

8.) Arrhenias – Gleichung

$$\frac{-E_A}{RT}$$

$$k = A e$$

mit: k... Geschwindigkeitskonstante
 A... Häufigkeitsfaktor für Reaktion
 E_A... Aktivierungsenergie
 R... allgemeine Gaskonstante
 T... Temperatur

9.) Katalysatoren lockern die Bindungen auf und setzen die Aktivierungsenergie herab!