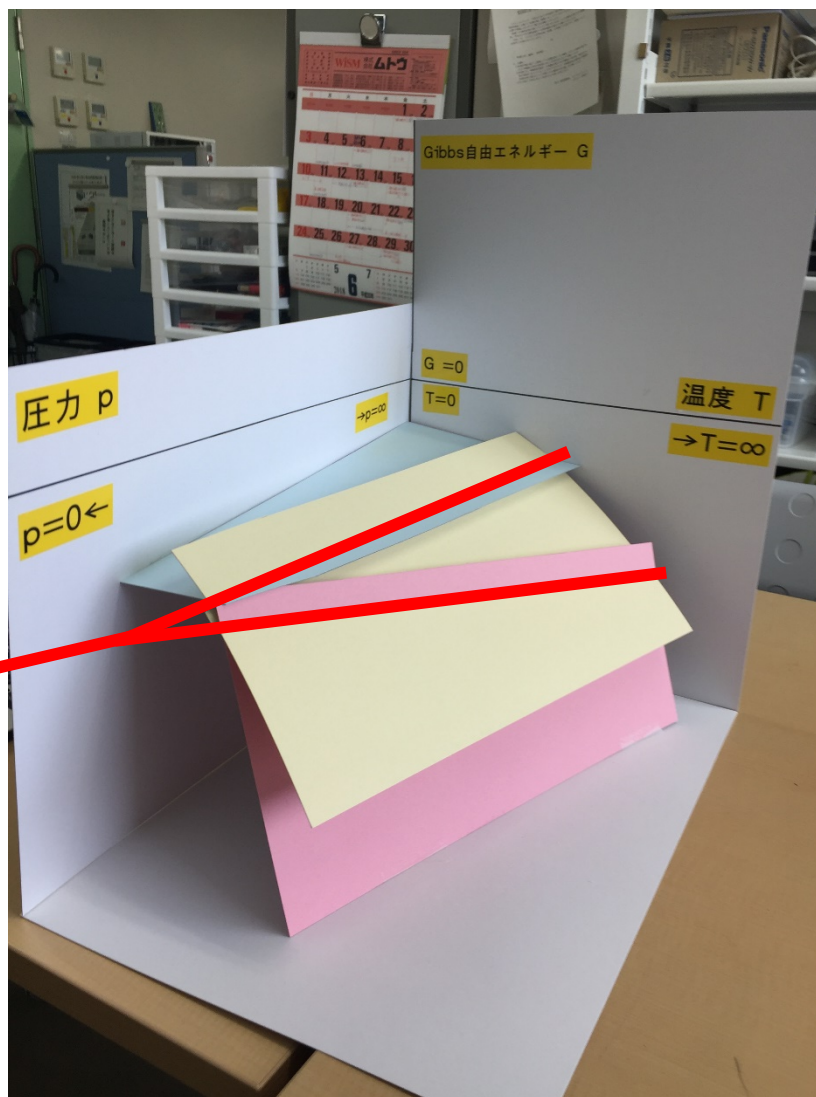


(追加)

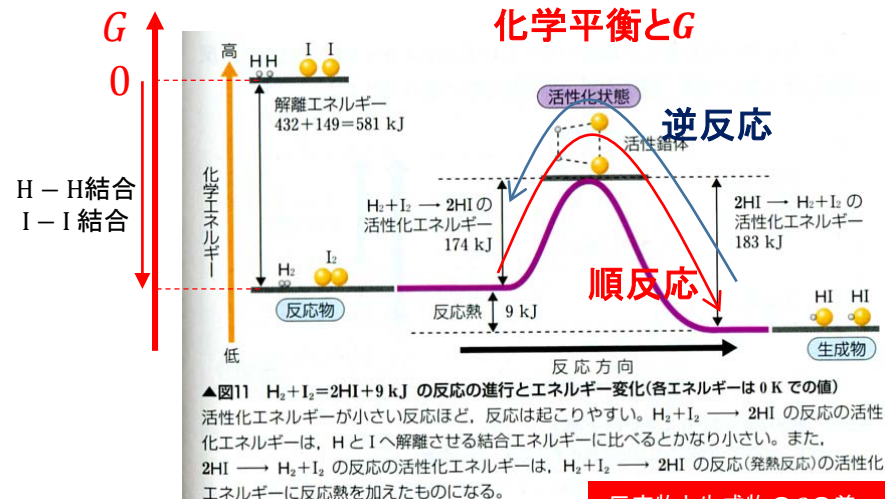


境界線
(平面が交差している)

化学教室に見に来てください

化学平衡の具体的な例: $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$

高校化学 啓林館 p.123, 124, 134



反応物と生成物のGの差
 $\Delta G = 9 \text{ kJ/mol}$

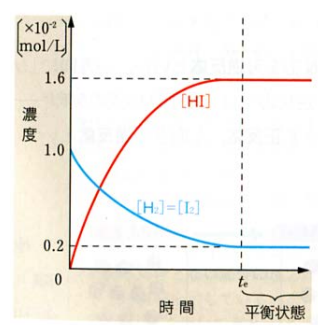
熱エネルギー RT (kJ/mol)と ΔG (kJ/mol)の大小関係が化学平衡か化学反応かを決定する
 化学平衡: $\Delta G \geq RT$ 数倍~数十倍程度
 逆反応は無視できない
 順反応と逆反応の反応速度が等しい条件で反応が止まったように見える(化学平衡)
 化学反応: $\Delta G \gg RT$
 2桁以上異なると逆反応は無視できる

化学平衡の度合いを特徴付ける平衡定数

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

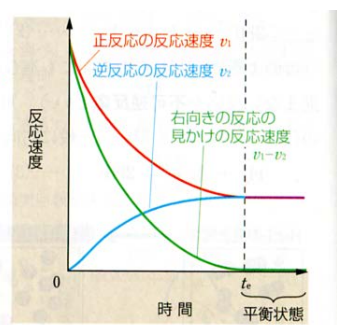
通常の化学反応では $K = \infty$

各濃度の時間変化



(a) $[\text{H}_2]$, $[\text{I}_2]$, $[\text{HI}]$ の濃度変化

反応速度の時間変化



(b) 正反応と逆反応の反応速度

▲図2 $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ における濃度と反応速度の変化

*1 実際には正反応も逆反応も起こっており、 v_1 も v_2 も0ではない。また、平衡状態では、反応物も生成物もある一定の濃度で含まれることになり、どの物質も0になることはない。
 a) (chemical) equilibrium state

化学(啓林館)中の反応速度の定義

$$v_1 = k_1[\text{H}_2][\text{I}_2] \quad \left(= \frac{d[\text{HI}]}{dt} \right)$$

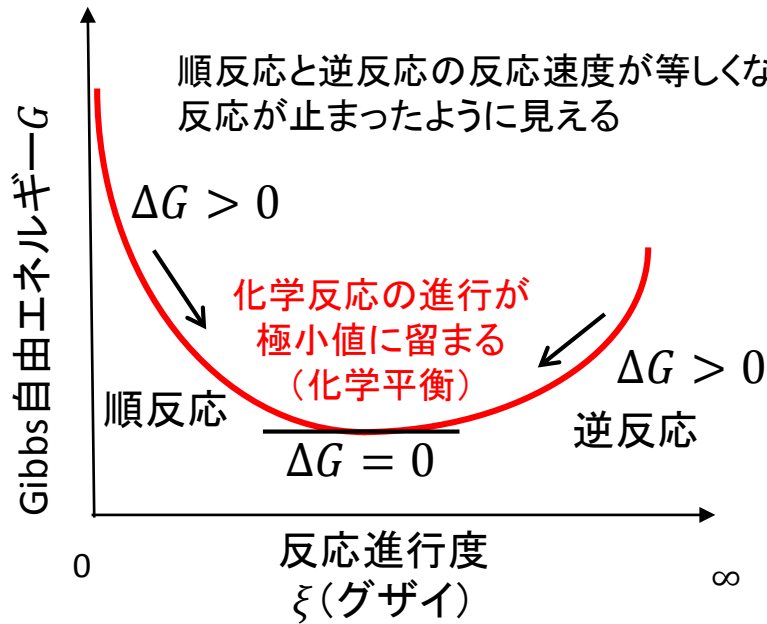
$$v_2 = k_2[\text{HI}]^2 \quad \left(= \frac{d[\text{H}_2]}{dt} = \frac{d[\text{I}_2]}{dt} \right)$$

温度が上がると反応速度定数 k_1, k_2 も増加する

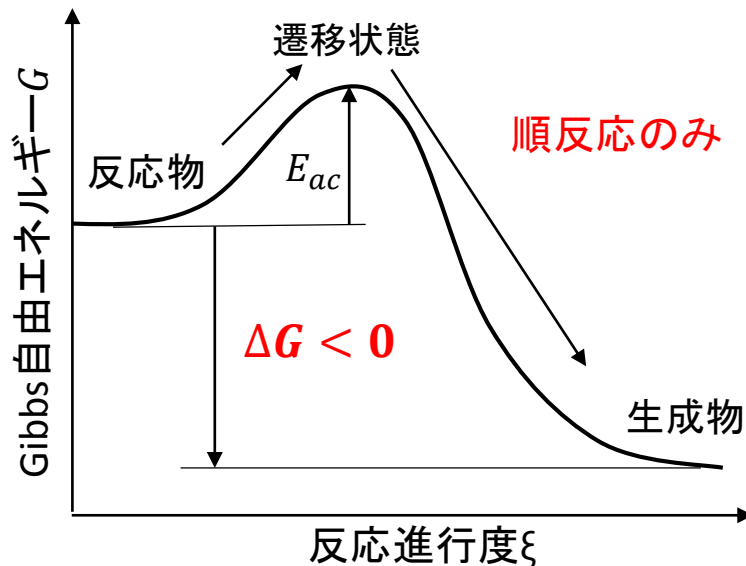
温度	K	RT(kJ/mol)
400 K (127°C)	197	3.33
700 K (427°C)	54.5	5.82
800 K (527°C)	37.2	6.65
1200 K (927°C)	20.5	9.98

$\Delta G = 9 \text{ kJ/mol}$

化学平衡のGと化学反応のG



反応物と生成物のGの差 $\geq RT$



反応物と生成物のGの差 $\gg RT$