

【选修1第39页1】温度变化对化学平衡的影响

假设有如下反应 $\text{A} + 2\text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D} \quad \Delta H = -250 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

假设体系温度为300 K，现在升温至500 K，平衡应向哪边移动呢？

根据勒夏特列原理，现在温度升高，反应应向减弱升温带来的影响的方向移动，体系要降低自身的温度来减弱外界升温带来的影响，即平衡应向吸收能量的方向移动。

我们知道，化学反应的本质是化学键的断裂与形成，而断键吸热，成键放热，造成发生反应时会有能量的放出或吸收。若断键吸收的能量小于成键放出的能量，则为放热反应，放出能量，反之为吸热反应，吸收能量。

根据反应的焓变可以判断出这个反应是放热反应，则它的逆反应为吸热反应。现在体系要吸收能量，因此化学平衡应向逆反应方向移动，即向左移动。

我们也可以通过数学计算进行判断。

我们先引入两个概念。

熵：熵是描述物质混乱程度的物理量。熵的单位是 $\text{J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$

吉布斯自由能变：吉布斯自由能变综合考虑了反应中焓变与熵变对反应造成的影响。

吉布斯自由能变的符号是 ΔG 而常见计算吉布斯自由能变的公式有两种。第一种是 $\Delta G = -RT \ln K$ 第二种是 $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

如果将两个计算式联立，那么可以得到如下的结果。

$$\ln K = -\frac{\Delta H}{R} \cdot \frac{1}{T} + \frac{\Delta S}{R}$$

这就是著名的van't Hoff方程的雏形。我们不难看出，这是一个关于 $\frac{1}{T}$ 以 $-\frac{\Delta H}{R}$ 为斜率的一次函数。

如果当 ΔH 小于零时，这就是一个放热反应。通过函数的性质，我们可以判断出温度升高时，平衡向逆反应方向移动。

From:

<https://wiki.chemview.net/> - 化学笺集Wiki

Permanent link:

<https://wiki.chemview.net/physical/b10391>

Last update: 2023/10/20 13:43

