

例析化学平衡常数的两种应用

江苏省吴江盛泽中学 215228 方孙斌

1. 可逆反应转化的程度比较和移动方向的判断
化学平衡移动(勒夏特列)原理定义中减弱一词的含义较难理解,若使用化学平衡常数通过计算,定量进行比较,可以较好的突破平衡移动方向的判断这个难点。所以,平衡常数是将化学平衡移动原理定性的判断转化为定量的计算,从而使判断平衡移动更为准确。用平衡常数也可以快速的解决勒夏特列原理无法解释的问题。因此引入浓度商,一定温度的可逆反应在任意状态下,生成物浓度的系数次幂之积与反应物浓度系数次幂之积的比值,这个比值称为浓度商,一般用 Q 表示。若 $Q = K$,体系处于化学平衡;若 $Q < K$,反应向正向进行;若 $Q > K$,反应向逆向进行。

例1 (2017届盐城中学期末试题)一定温度下,向3个初始体积均为1.0 L的密闭容器中按表1所示投料,发生反应

$$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta H < 0$$
达到平衡,下列说法错误的是()。

表1

容器编号	容器类型	起始物质的量/mol			反应物的转化率	平衡时 NH_3 的物质的量/mol
		N_2	H_2	NH_3		
I	恒温恒容	1	3	0	α_1	1.2
II	绝热恒容	1	3	0	α_2	a
III	恒温恒压	2	6	0	α_3	b

- A. 达到平衡时 $\alpha_1 > \alpha_2$
B. 平衡时 NH_3 的物质的量 $b < 2.4$
C. 达到平衡时,容器 II 中的反应速率比容器 I 中的大
D. 保持温度不变,向容器 I 中再充入 0.1 mol N_2 、0.2 mol H_2 、0.2 mol NH_3 ,平衡向正反应方向移动

试题剖析 选项 A 需比较 I 和 II 反应物的转化率,则以 I 为参考,由于正反应为放热反应,所以 II 的绝热恒容体系建立平衡后体系温度更高,运用等效平衡理论,相当于对 I 建立的平衡体系升高温度,则平衡逆向移动,反应物的转化率降

低,则得出 $\alpha_1 > \alpha_2$,故 A 正确;选项 B 要判断平衡时 NH_3 的物质的量 b 的值,仍以 I 为参考,运用等效平衡理论,将 III 容器体积扩大至 2.0 L,则平衡时 NH_3 的物质的量为 2.4 mol,再将 III 容器体积缩小至 1.0 L,相当于对 I 建立的平衡体系增大压强,平衡正向移动,则 III 容器达到平衡时 NH_3 的物质的量 $b > 2.4$,故 B 错误;选项 C 达到平衡时容器 II 的温度比容器 I 高,容器 II 中的反应速率比容器 I 中的大,故 C 正确;选项 D 对 I 容器中平衡时可计算出在该温度下的化学平衡常数 K :

	$\text{N}_2(\text{g})$	$3\text{H}_2(\text{g})$	$2\text{NH}_3(\text{g})$
起始浓度	1	3	0
变化浓度	0.6	1.8	1.2
平衡浓度	0.4	1.2	1.2

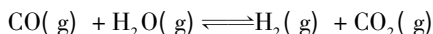
$$\text{则 } K = 1.2^2 / (0.4 \times 1.2^3) = 1.736$$

保持温度不变,向容器 I 中再充入 0.1 mol N_2 、0.2 mol H_2 、0.2 mol NH_3 ,则得 $c(\text{N}_2)_2 = 0.5 \text{ mol/L}$ 、 $c(\text{H}_2)_2 = 1.4 \text{ mol/L}$ 、 $c(\text{NH}_3)_2 = 1.4 \text{ mol/L}$,则浓度商 $Q = 1.4^2 / (0.5 \times 1.4^3) = 1.020 < K$,可判断反应正向进行,故 D 正确。答案: B。

2. 判断反应的热效应

因化学反应总伴随着能量变化,则反应前后就会有温度的变化,而温度变化是平衡状态、反应物转化率、影响化学平衡的移动主要因素之一,化学平衡常数只与温度有关,则有时需通过化学平衡常数来考查反应的热效应。

例2 (2017届扬州中学期末试题,节选)煤化工通常通过研究不同温度下平衡常数以解决各种实际问题。已知等体积的 CO 和水蒸气进入反应器时,会发生如下反应:

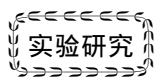


该反应平衡常数随温度的变化见表2。

表2

温度/ $^{\circ}\text{C}$	400	500	800
平衡常数 K	9.94	9	1

- (1) 该反应的平衡常数的表达式为: _____。
(2) 该反应的正反应方向是 _____ 反应(填 >

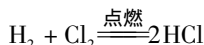


H₂ 在 Cl₂ 中燃烧及 HCl 喷泉实验的绿色化设计

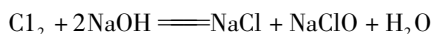
江苏省江阴市山观高级中学 214437 钱刚 李娜

一、实验原理

稳定的氢气流可以在纯净的氯气中安静地燃烧,生成极易溶于水的 HCl 气体。



实验中反应后剩余的氯气可以被氢氧化钠溶液吸收。



二、实验试剂

锌粒、3 mol · L⁻¹ 硫酸、氯气、蒸馏水、紫色石蕊溶液、2% 氢氧化钠溶液。

250 mL 圆底烧瓶、气球、玻璃尖嘴导气管、止水夹、铁架台、铁圈。

三、实验步骤

1. 利用向上排空气法在圆底烧瓶中收集满氯气并用橡胶塞塞紧,然后倒置在铁架台的铁圈上。

2. 在盛有蒸馏水的烧杯中,滴入紫色石蕊溶液,观察到水的颜色变为紫色为宜。

3. 现将橡胶塞上打两个孔,其中一个孔插入短玻璃导管,另一个孔插入尖嘴玻璃导管,并安装在烧瓶上,短导管伸出橡胶塞半厘米左右,尖嘴导管伸进烧瓶至其容积的 1/3 处。使用胶头滴管向导管所连气球中滴入 2 mL 左右的水,同时用橡皮筋将气球固定在短玻璃导管上。最后用乳胶管

将尖嘴导管与制氢气的简易装置相连接在一起(如图 1 所示)。

4. 利用锌与稀硫酸反应制取氢气,验纯氢气以后点燃。用左手迅速取下装氯气烧瓶的橡胶塞,再用右手迅速将点燃的氢气的尖嘴导管伸入充满氯气的烧瓶内,同时塞紧双孔橡胶塞,以防漏气。此时可以看到氢气在氯气中安静地燃烧,燃烧火焰的颜色与氢气在空气中的燃烧火焰颜色明显不同,为苍白色。待燃烧持续一段时间后,由于燃烧是放热的,产生的热会使烧瓶内气体膨胀,气球逐渐胀大。待烧瓶内氯气的黄绿色逐渐变淡乃至消失后,再用止水夹夹住乳胶管,停止通氢气使燃烧反应停止。

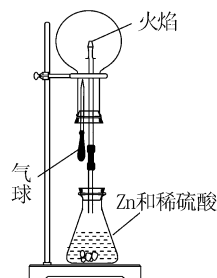


图 1

5. 撤去制氢气的发生装置,取下烧瓶,并将烧瓶倒转,使气球内少量的水进入烧瓶中,由于氯化氢极易溶于水,此时可以看到烧瓶内产生大量白雾(产生的白雾就是盐酸小液滴)。

6. 将烧瓶倒放在铁圈上进行固定,并将尖嘴导管与导气管用胶管紧密连接起来,再将导气管下口伸入烧杯液面以下接近烧杯底部,以有利于▷

▶ “吸热”或“放热”) ,若在 500℃ 时进行,设起始时 CO 和 H₂O 的浓度均为 0.020 mol · L⁻¹,在该条件下 CO 的平衡转化率为_____。

试题剖析 (1) 考查化学平衡常数表达式书写,根据定义可写出 $K = \frac{c(\text{CO}_2) \cdot c(\text{H}_2)}{c(\text{H}_2\text{O}) \cdot c(\text{CO})}$ 。

(2) 由题中表示信息可知温度升高,平衡常数 K 减小,可推断平衡逆向移动,根据化学平衡移动原理:温度升高,平衡向吸热方向移动,因此逆反应为吸热反应,则正反应为放热反应;500℃ 时 K=9,则设 CO 的浓度变化量为 x,则

	$\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$			
起始量	0.02	0.02	0	0
(mol/L):				
变化量	x	x	x	x
(mol/L):				
平衡量	0.02 - x	0.02 - x	x	x
(mol/L):				

由 $\frac{x \times x}{(0.02 - x) \times (0.02 - x)} = 9$, 解得 $x = 0.015$, 故 CO 的转化率为 $0.015 / 0.02 \times 100\% = 75\%$ 。

(收稿日期:2017-05-18)