



# 与“量”有关的离子反应的分类及离子反应方程式

■ 王海冬

离子反应方程式是重要的化学用语,也是重要的高考考点,其中,与“量”有关的离子反应方程式的考查是个难点,是学生容易出错的地方,需要我们从离子反应的本质上指导学生学会分析思路、掌握解题技巧。

离子反应方程式是基本而且非常重要的化学用语,在江苏和全国其他地区的高考化学试卷中,离子反应方程式都是必考考点。其中,由于反应物量的不同而引起的离子反应不同的离子反应方程式的考查是个难点。在我们高中阶段出现的与量有关的离子反应主要有以下几种情况。

## 一、部分复分解反应

### 1. 反应的生成物与反应物可进一步反应

这类离子反应需要我们能够正确判断出生成物的形式,只有正确判断出生成物的形式,才能正确书写出离子反应方程式。

#### 例1 CO<sub>2</sub> 通入 NaOH 溶液中

分析:开始时,只有相对少量的 CO<sub>2</sub> 通入 NaOH 溶液中,NaOH 过量,此时生成的是正盐 Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>,不可能生成酸式盐 NaHCO<sub>3</sub>,当过量 CO<sub>2</sub> 通入 NaOH 溶液中,Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> 与 CO<sub>2</sub> 继续反应,生成了 NaHCO<sub>3</sub>。所以相关离子反应方程式为:CO<sub>2</sub> + 2OH<sup>-</sup> (足量) = CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> + H<sub>2</sub>O; CO<sub>2</sub> (足量) + OH<sup>-</sup> = HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>。

### 2. 试剂滴加顺序不同,离子反应不同

这类离子反应主要是由试剂滴加的顺序不同,导致反应物量的不同来决定反应如何进行,一般判断离子反应的产物由两种反应物中处于少量或者适量的物质来确定。

#### 例2 AlCl<sub>3</sub> 溶液与 NaOH 溶液相互滴加

##### ① AlCl<sub>3</sub> 溶液滴加到 NaOH 溶液中

分析:将 AlCl<sub>3</sub> 溶液滴加到 NaOH 溶液中,此时加入的 AlCl<sub>3</sub> 溶液为少量,而 NaOH 溶液足量,所以 Al<sup>3+</sup> 将消耗更多的 OH<sup>-</sup>,转化为 AlO<sub>2</sub><sup>-</sup>,则该反应的离子反应方程式为:Al<sup>3+</sup> + 4OH<sup>-</sup> (足量) = AlO<sub>2</sub><sup>-</sup> + 2H<sub>2</sub>O。

##### ② NaOH 溶液滴加到 AlCl<sub>3</sub> 溶液中

分析:将 NaOH 溶液滴加到 AlCl<sub>3</sub> 溶液中,此时加入的 NaOH 溶液为少量,而 AlCl<sub>3</sub> 溶液足量,所以 Al<sup>3+</sup> 将消耗较少的 OH<sup>-</sup>,转化为 Al(OH)<sub>3</sub>,则该反应的离子反应方程式为:Al<sup>3+</sup> (足量) + 3OH<sup>-</sup> = Al(OH)<sub>3</sub>↓。

### 3. 酸式盐与碱的反应

这类离子反应如何进行,还是主要由两种反应物的量来决定,书写该反应离子反应方程式时应先确定哪种物质少量,少量物质多个离子参加反应,离子的化学计量数之比符合其组成比。然后由少量的物质离子的化学计量数来确定过量物质参加反应离子的化学计量数,最后由参加反应各离子的化学计量数

确定出生成物及其化学计量数。

#### 例3 NaHCO<sub>3</sub> 溶液和 Ca(OH)<sub>2</sub> 溶液的反应

##### ① NaHCO<sub>3</sub> 溶液和少量 Ca(OH)<sub>2</sub> 溶液的反应

分析:由题意知,少量 Ca(OH)<sub>2</sub> 完全反应,Ca<sup>2+</sup> 和 OH<sup>-</sup> 的化学计量数之比符合其组成比,为 1:2,由 OH<sup>-</sup> 的化学计量数可以确定出 HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> 的化学计量数,它们的化学计量数之比为 1:1,所以,各反应物离子及其化学计量数为 Ca<sup>2+</sup> + 2OH<sup>-</sup> + 2HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>,最后确定产物及其化学计量数,则该反应离子反应方程式为:Ca<sup>2+</sup> + 2OH<sup>-</sup> + 2HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> = CaCO<sub>3</sub>↓ + CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> + 2H<sub>2</sub>O。

##### ② NaHCO<sub>3</sub> 溶液和过量 Ca(OH)<sub>2</sub> 溶液的反应

分析:由题意知,少量 HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> 完全反应,所需 OH<sup>-</sup> 的化学计量数与 HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> 的化学计量数相同,由于过量,故生成的 CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> 完全转化为 CaCO<sub>3</sub> 沉淀。所以 Ca<sup>2+</sup> 的化学计量数由 OH<sup>-</sup> 与 HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> 反应生成 CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> 的量确定,则该反应的离子反应方程式为:Ca<sup>2+</sup> + OH<sup>-</sup> + HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> = CaCO<sub>3</sub>↓ + H<sub>2</sub>O。

#### 例4 NaHSO<sub>4</sub> 溶液和 Ba(OH)<sub>2</sub> 溶液的反应

##### ① 向 NaHSO<sub>4</sub> 溶液中逐滴加入 Ba(OH)<sub>2</sub> 溶液至中性

分析:由题意知,反应至中性时,H<sup>+</sup> 和 OH<sup>-</sup> 需恰好完全反应,则 NaHSO<sub>4</sub> 和 Ba(OH)<sub>2</sub> 的物质的量之比为 2:1,此时 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> 过量,Ba(OH)<sub>2</sub> 属于少量,所以,参加反应的 Ba<sup>2+</sup> 和 OH<sup>-</sup> 完全反应,Ba<sup>2+</sup> 和 OH<sup>-</sup> 的化学计量数之比符合其组成比 1:2,过量物质的 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> 和 H<sup>+</sup> 化学计量数由 Ba<sup>2+</sup> 和 OH<sup>-</sup> 的化学计量数决定。则该离子反应方程式为:Ba<sup>2+</sup> + 2OH<sup>-</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> + 2H<sup>+</sup> = BaSO<sub>4</sub>↓ + 2H<sub>2</sub>O。

②在以上中性溶液中,继续滴加 Ba(OH)<sub>2</sub> 溶液至 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> 完全沉淀,此时总反应的离子反应方程式?

分析:由题意知,继续滴加 Ba(OH)<sub>2</sub> 至 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> 完全沉淀时,加入的总的 Ba<sup>2+</sup> 和 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> 恰好反应,Ba<sup>2+</sup> 和 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> 的化学计量数之比为 1:1,由此可知 NaHSO<sub>4</sub> 和 Ba(OH)<sub>2</sub> 的物质的量之比为 1:1,此时 OH<sup>-</sup> 过量,NaHSO<sub>4</sub> 属于少量,参加离子反应的 H<sup>+</sup> 与 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> 的化学计量数之比符合其组成比 1:1,所需 Ba<sup>2+</sup> 与 OH<sup>-</sup> 的化学计量数由 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> 与 H<sup>+</sup> 的化学计量数决定,则离子反应方程式为:SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> + H<sup>+</sup> + Ba<sup>2+</sup> + OH<sup>-</sup> = BaSO<sub>4</sub>↓ + H<sub>2</sub>O。

### 4. 复盐的有关反应

由于复盐成分相对复杂一些,复盐溶液中所含有的离子也相对较多,讨论起来有时难度较大,但再复杂的溶液,我们还是只要找出实际参加反应的微粒及反应物中处于少量或者适量的物质,基本就可以判断出离子反应如何进行。

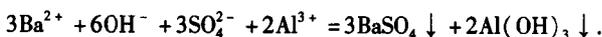
#### 例5 明矾溶液与 Ba(OH)<sub>2</sub> 溶液混合

##### ① 明矾溶液与足量 Ba(OH)<sub>2</sub> 溶液反应

分析:由于该过程中参加反应的  $KAl(SO_4)_2$  是少量,故参加反应的  $Al^{3+}$  和  $SO_4^{2-}$  的化学计量数之比符合其分子组成比为 1:2,由 1 mol  $Al^{3+}$  转化为  $AlO_2^-$  需 4 mol  $OH^-$ , 2 mol  $SO_4^{2-}$  完全转化为  $BaSO_4$  沉淀,需 2 mol  $Ba^{2+}$ ,所以该离子反应方程式为:  
 $Al^{3+} + 2SO_4^{2-} + 4OH^- + 2Ba^{2+} = AlO_2^- + 2BaSO_4 \downarrow + 2H_2O$ .

②明矾溶液与少量  $Ba(OH)_2$  溶液反应

分析:由于  $Ba(OH)_2$  少量,故  $Ba^{2+}$  和  $OH^-$  的化学计量数之比为 1:2, 1 mol  $Ba^{2+}$  完全转化为  $BaSO_4$  需 1 mol  $SO_4^{2-}$ , 2 mol  $OH^-$  转化为  $Al(OH)_3$  需  $\frac{2}{3}$  mol  $Al^{3+}$ ,由此得: $Ba^{2+} + 2OH^- + SO_4^{2-} + \frac{2}{3}Al^{3+} = BaSO_4 \downarrow + \frac{2}{3}Al(OH)_3 \downarrow$ ,化为整数得该反应的离子反应方程式为:



二、部分氧化还原反应

这类离子反应一般涉及到多种具有还原性的微粒与同一种具有氧化性的微粒之间发生氧化还原反应,或者是多种具有氧化性的微粒与同一种具有还原性的微粒之间发生氧化还原反应,不同情况下反应到底如何进行,由不同微粒的还原性强弱或者氧化性强弱以及反应物量的多少来决定,我们知道,同一种氧化剂首先与还原性强的微粒反应,之后才和还原性弱的微粒反应,反之同种还原剂与不同氧化剂反应也是如此.这就要求我们要能够准确判断出不同微粒的氧化性或还原性强弱,只有这样才能准确书写或判断出离子反应方程式.

例 6  $Cl_2$  通入到  $FeBr_2$  溶液中

①少量的  $Cl_2$  通入到足量的  $FeBr_2$  溶液中

分析:由于  $FeBr_2$  溶液中的  $Fe^{2+}$  和  $Br^-$  都能够被  $Cl_2$  氧化,当  $Cl_2$  通入  $FeBr_2$  溶液中, $Cl_2$  首先和还原性强的离子反应,由于  $Fe^{2+}$  比  $Br^-$  的还原性强,所以当少量  $Cl_2$  通入  $FeBr_2$  溶液中时, $Cl_2$  只和  $Fe^{2+}$  发生氧化还原反应,则该离子反应方程式为:  
 $Cl_2 + 2Fe^{2+} = 2Cl^- + 2Fe^{3+}$ .

②足量的  $Cl_2$  通入到  $FeBr_2$  溶液中

分析:由于  $Cl_2$  是足量的,则  $FeBr_2$  溶液中两种还原性离子  $Fe^{2+}$  和  $Br^-$  均可被  $Cl_2$  氧化,且少量的  $FeBr_2$  完全反应,由此可知参加反应的  $Fe^{2+}$  和  $Br^-$  的化学计量数之比符合其组成比 1:2,所需  $Cl_2$  的化学计量数由  $Fe^{2+}$  和  $Br^-$  的量来确定,此时离子反应方程式为: $2Fe^{2+} + 4Br^- + 3Cl_2 = 2Fe^{3+} + 2Br_2 + 6Cl^-$ .

③1 mol  $Cl_2$  通入到含 1 mol  $FeBr_2$  溶液中

分析:由题意知,1 mol  $Fe^{2+}$  首先完全反应,需消耗  $Cl_2$  0.5 mol,剩余 0.5 mol  $Cl_2$  可以氧化 1 mol  $Br^-$ ,故  $Br^-$  过量,则参加反应的  $Cl_2$ 、 $Fe^{2+}$ 、 $Br^-$  的化学计量数之比为 1:1:1.此时离子反应方程式为: $2Cl_2 + 2Fe^{2+} + 2Br^- = 4Cl^- + 2Fe^{3+} + Br_2$ .

总之,不管再复杂的离子反应,只要我们能够分析清楚真正参加反应的离子及其产物,我们就一定能够正确的书写或判断离子反应方程式.对于与量有关的离子反应,我们要紧紧抓住完全反应的微粒,也就是上面所提到的反应物中处于少量或适量的物质来进行判断,从而掌握离子反应方程式的书写规律.

[江苏省苏州市陆慕高级中学(215131)]

## 直击新课标的重要考点——溶度积

■ 赵晓磊

溶度积为新课标新加入的内容,由于此知识点考查方式灵活,很能考查学生的逻辑思维能力和因此备受命题人的青睐,现笔者就此知识点所涉的基础知识和考查技巧为切入点,深入剖析这一知识点,希望对同学们的学习有所帮助.

一、知识储备

1. 概念 一定温度下,在难溶电解质的饱和溶液中,当沉淀的溶解速率等于沉淀的生成速率时,即达到沉淀的溶解平衡状态.

2. 表达式 对于如下沉淀溶解平衡:  $M_m A_n(s) \rightleftharpoons m M^{n+}(aq) + n A^{m-}(aq)$ , 固体纯物质不列入平衡常数,上述反应的平衡常数为:  $K_{sp} = [c(M^{n+})]^m \times [c(A^{m-})]^n$

3. 影响因素 (1)内因 难溶电解质本身的性质.

(2)外因 ①温度:升温,多数平衡向溶解方向移动.升温,一般难溶电解质的溶度积增大.溶度积只与温度有关,温度不变,溶度积不变.

②浓度:加水,平衡向溶解方向移动,但溶度积不变.

③同离子效应:向平衡体系中加入与难溶电解质电离的相同离子,平衡向沉淀方向移动,但溶度积不变.如向  $AgCl$  饱和溶液中加入  $AgNO_3$  固体,平衡向生成沉淀的方向移动.

④向平衡体系中加入可与体系中的某些离子反应的生成更难溶解或更难电离的电解质或生成气体的离子时,平衡向溶解的方向移动,但溶度积不变.

4. 应用——判断弱电解质的溶解或析出

某难溶电解质的溶液中任一情况下离子积  $Q_c$  和溶度积  $K_{sp}$  的关系:

- (1)  $Q_c > K_{sp}$  时,溶液过于饱和,析出沉淀.
- (2)  $Q_c = K_{sp}$  时,为饱和溶液,处于沉淀溶解平衡状态.
- (3)  $Q_c < K_{sp}$  时,溶液未饱和,无沉淀析出.

二、典例赏析

1. 与图象结合

例 1 已知  $Ag_2SO_4$  的  $K_{sp}$  为  $2.0 \times 10^{-5}$ ,将适量  $Ag_2SO_4$  固