**第一章 物质及其变化**

**第二节 离子反应**

**课时2离子反应及其应用**

一、离子反应及发生的条件

1．实验探究离子反应的实质

向盛有2 mL Na2SO4稀溶液的试管中加入2 mL BaCl2稀溶液。

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 实验现象 | 有白色沉淀生成 | |
| 化学方程式 | Na2SO4＋BaCl2===BaSO4↓＋2NaCl | |
| 电离方程式 | BaCl2 | BaCl2===Ba2＋＋2Cl－ |
| Na2SO4 | Na2SO4===2Na＋＋SO |
| 混合前溶液中的离子 | BaCl2 | Ba2＋、Cl－ |
| Na2SO4 | Na＋、SO |
| 混合后溶液中的离子 | Ba2＋、SO离子数目减少，Na＋、Cl－离子数目不变 | |
| 实验结论 | 两溶液混合，Na＋、Cl－都没有发生化学反应，SO和Ba2＋发生了化学反应，生成BaSO4白色沉淀 | |

2.离子反应的概念

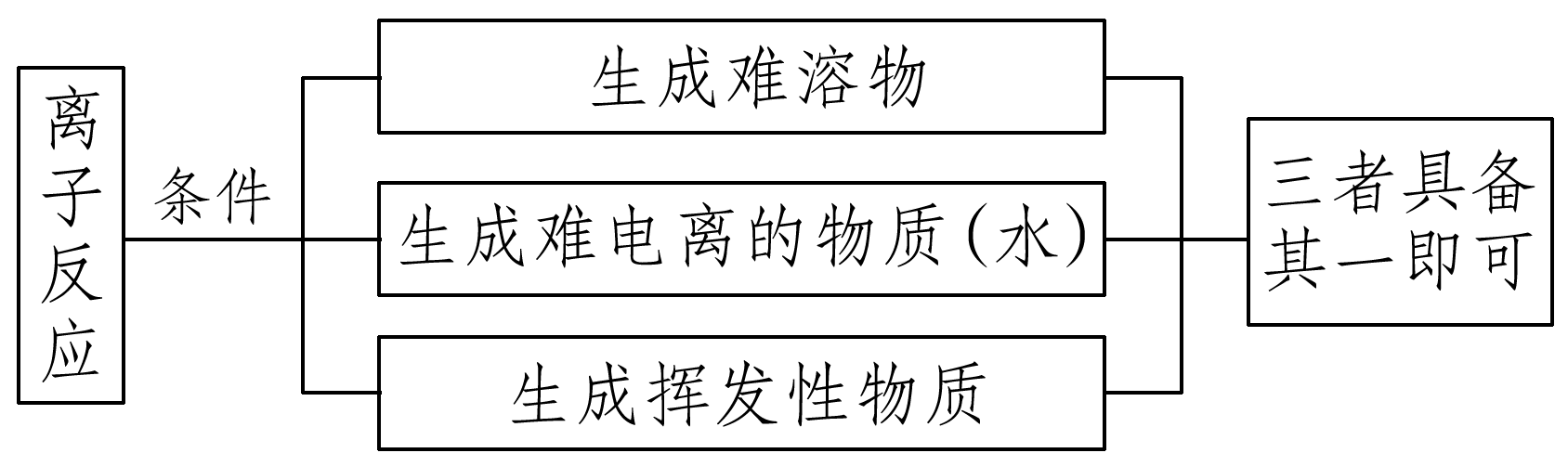
电解质在溶液中的反应实质上是离子之间的反应，这样的反应属于离子反应。

3．离子反应的实质

(1)从微观角度，酸、碱、盐在水溶液中发生的复分解反应，实质上是两种电解质在溶液中相互交换离子的反应。

(2)离子反应使溶液中某些离子的浓度减小。

离子反应发生的条件



离子反应除了复分解型外，还有其他类型，如有离子参加的置换反应等，这些类型的离子反应发生条件与复分解型不同。

二、离子方程式

1．离子方程式的概念

用实际参加反应的离子符号来表示反应的式子。

2．离子方程式的书写步骤

以BaCl2溶液和Na2SO4溶液的反应为例：

(1)写：写出反应的化学方程式(必须根据实验事实)：

BaCl2＋Na2SO4===BaSO4↓＋2NaCl。

(2)拆：把易溶于水、易电离的物质写成离子形式：

2Na＋＋SO＋Ba2＋＋2Cl－===BaSO4↓＋2Na＋＋2Cl－。

(3)删：删去方程式两边不参加反应的离子，并将方程式化为最简：

SO＋Ba2＋===BaSO4↓。

(4)查：检查离子方程式两边各元素的原子个数和电荷总数是否相等以及反应条件、沉淀符号、气体符号等。

3．离子方程式中的“拆”与“不拆”的原则

①盐的溶解性：钾、钠、铵盐水中溶；硝酸盐见水无影踪；盐酸盐不溶银(熟记AgCl不拆)；硫酸盐不溶钡和铅(熟记BaSO4不拆)；碳酸盐只溶钾、钠、铵；碱中只溶钾、钠、钡。

②对微溶物，如Ca(OH)2，如果反应物为澄清石灰水，应拆成Ca2＋和OH－的形式，如果是生成物或是石灰乳等，则保留化学式Ca(OH)2。

③物质“拆分”原则：物质在离子方程式中“拆”与“不拆”，关键看该物质在溶液中的存在形式。如CaCO3难溶于水，在溶液中以CaCO3固体的形式存在，故CaCO3写成化学式。

4．离子方程式的意义

写出下列反应的化学方程式和离子方程式：

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 溶液中反应物 | 化学方程式 | 离子方程式 |
| 盐酸与氢氧化钠 | HCl＋NaOH===NaCl＋H2O | H＋＋OH－===H2O |
| 盐酸与氢氧化钾 | HCl＋KOH===KCl＋H2O | H＋＋OH－===H2O |
| 硫酸与氢氧化钠 | H2SO4＋2NaOH===Na2SO4＋2H2O | H＋＋OH－===H2O |
| 强酸、强碱发生中和反应的实质 | 强酸电离出的H＋和强碱电离出的OH－结合生成水 | |

根据上表，分析说明离子方程式不仅可以表示某个具体的化学反应，还可以表示同一类型的离子反应。

书写下列反应的离子方程式。

(1)氧化镁溶于稀盐酸：MgO＋2H＋===Mg2＋＋H2O。

(2)用碳酸钙与稀盐酸反应制备二氧化碳：CaCO3＋2H＋===Ca2＋＋CO2↑＋H2O。

(3)向盐酸中滴加碳酸钠溶液：CO＋2H＋===CO2↑＋H2O。

(4)NaHCO3溶液与HNO3溶液反应：HCO＋H＋===CO2↑＋H2O。

(5)二氧化碳与澄清石灰水反应生成沉淀：Ca2＋＋2OH－＋CO2===CaCO3↓＋H2O。

(6)铁与稀硫酸反应生成氢气：Fe＋2H＋===Fe2＋＋H2↑。