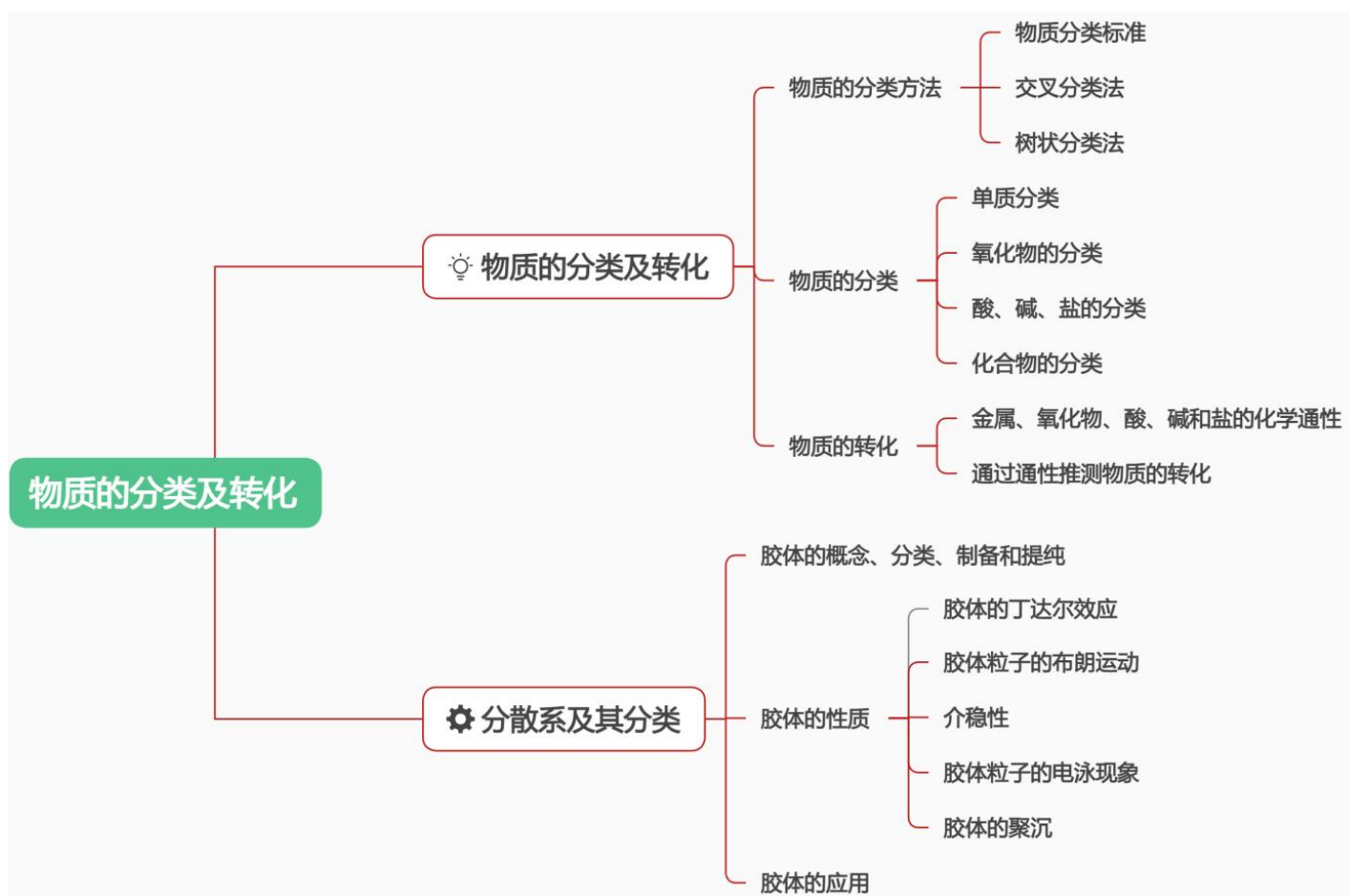


河北外国语学院 附属中学

(初高衔接暑期化学先修计划)

第 01 讲 物质的分类及转化

新知先修·体系构建



重点突破·方法培优

重点 01 物质的组成与分类

物质分类标准：对物质进行分类，首先要确定分类的标准，然后按标准进行分类

对下列化合物进行分类：①NaCl ②HCl ③CaCl₂ ④CuO ⑤H₂O ⑥Fe₂O₃

(1)依据通常状况下物质的存在状态为标准，可分为固体：①③④⑥、液体：⑤、气体：②

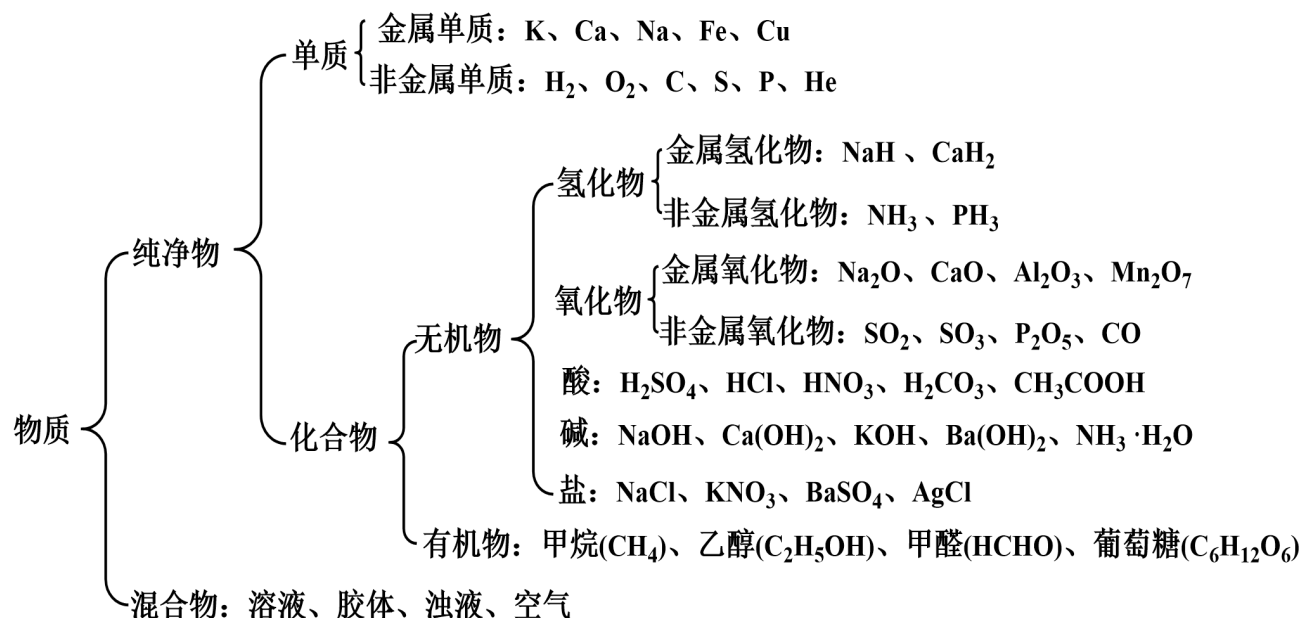
(2)依据物质的元素组成为标准，可分为氯化物：①②③、氧化物：④⑤⑥

(3)依据物质的组成和性质为标准，可分为酸：②、盐：①③、氧化物：④⑤⑥

1. 树状分类法

(1) 概念：按照某一标准对同类事物进行再分类的一种方法。树状分类法的特点是同一层级的物质类别间一般是相互独立、没有交叉的。

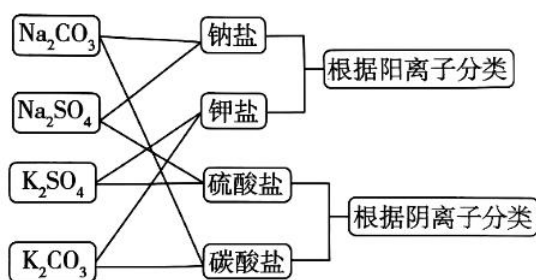
(2) 树状分类法举例：（可以根据化学式区分物质种类）



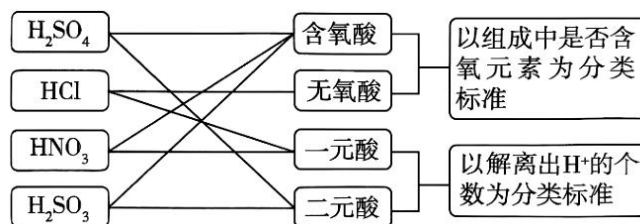
2. 交叉分类法

交叉分类法是依据不同分类标准，对同一事物进行多种分类（交叉分类）的一种分类方法。例如：

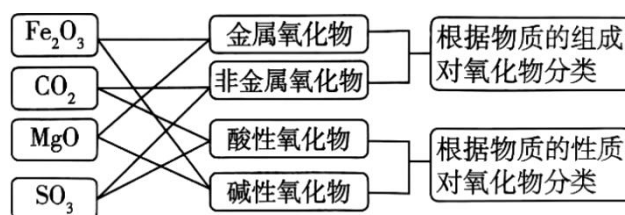
①某些盐的交叉分类



②某些酸的交叉分类

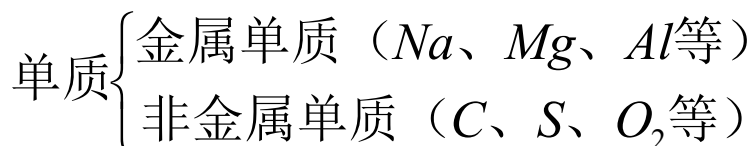


③某些氧化物的交叉分类

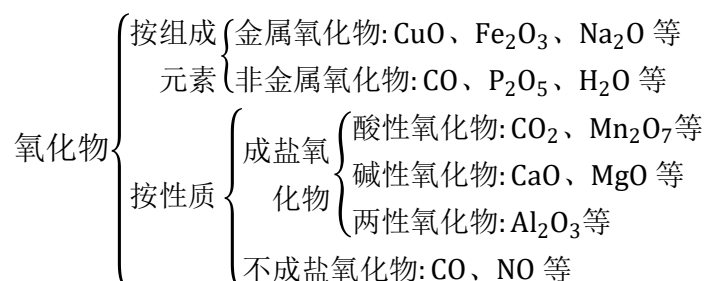


3. 从不同角度对酸、碱、盐及氧化物进行分类

(1) 单质分类



(2) 氧化物的分类



(3) 酸的分类

①按性质强弱（电离程度）分为： **强酸**：HCl、H₂SO₄、HNO₃、HBr、HI、HClO₃、HClO₄（背诵）

弱酸：其余为弱，如 CH₃COOH、HF、H₂S

②按电离出 H⁺个数分为： 一元酸：HCl、HNO₃、HBr、HClO₃、HClO₄、CH₃COOH、H₃PO₂

二元酸：H₂SO₄、H₂S、H₂SO₃、H₂CO₃

多元酸：H₃PO₄

注意：酸属于“几元酸”是依据一个酸分子最多能电离出几个 H⁺划分的，而不是根据酸所含的氢原子数目，如次磷酸 H₃PO₂为一元酸，有机酸 CH₃COOH 分子中有 4 个氢原子，但属于一元酸。

③按溶解性分为： 可溶性酸：其余可溶

难溶性酸：H₂SiO₃（背诵）

④按是否含氧原子（元素）分为： 含氧酸：HClO₃、HClO₄、CH₃COOH、H₂SO₄、HNO₃

无氧酸：HBr、HI、HF、H₂S

⑤按有无挥发性分为： 易挥发性酸：HCl、HNO₃（背诵）

难挥发性酸：H₂SO₄、H₃PO₄

⑥按是否具有强氧化性分为： 氧化性酸：浓硫酸、稀硝酸、浓硝酸（背诵）

非氧化性酸：稀硫酸、稀盐酸

(4) 碱的分类

①按性质强弱（电离程度）分为： 强碱： NaOH 、 KOH 、 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ （背诵）

弱碱：其余为弱，如 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 、 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 、 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

②按电离出 H^+ 个数分为： 一元碱： NaOH 、 KOH 、 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

二元碱： $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Cu}(\text{OH})_2$

多元碱： $\text{Fe}(\text{OH})_3$

③按溶解性分为： 可溶性碱： NaOH 、 KOH 、 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 、 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

难溶性碱：其余难溶

(5) 盐的分类

①按组成为： 正盐： Na_2SO_4 、 Na_2CO_3 、 FeCl_3 、 $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

酸式盐： NaHSO_4 、 NaHCO_3

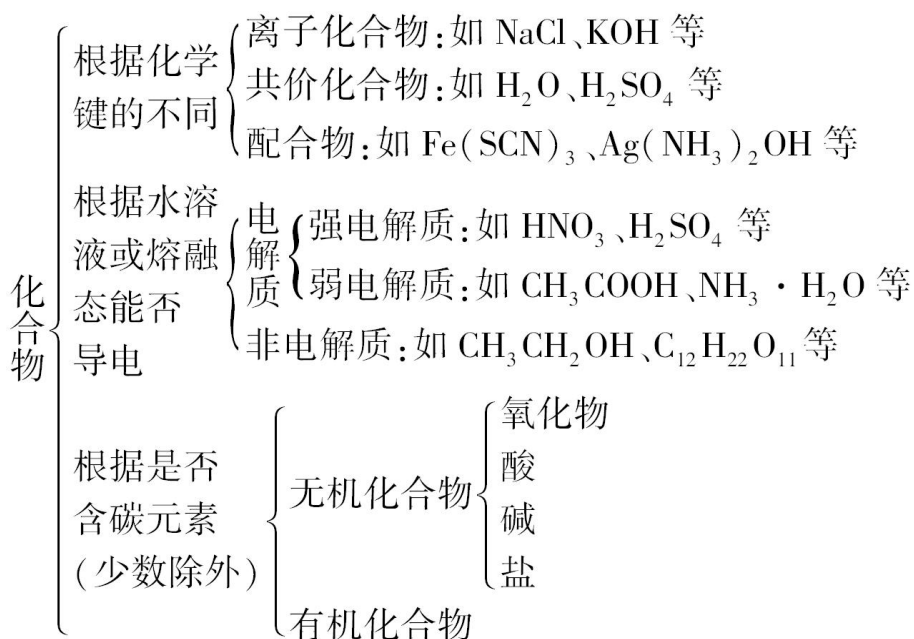
碱式盐： $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ 碱式碳酸铜（铜绿）

复盐： $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

②按溶解性分为： 可溶性盐： K^+ 、 Na^+ 、 NH_4^+ 、 NO_3^- 、 ClO^- 、 CH_3COO^- 、 HCO_3^- 、 Cl^- （除 AgCl 、 Hg_2Cl_2 ）、 SO_4^{2-} （除 BaSO_4 、 PbSO_4 ）

难溶性盐：其余难溶

(6) 化合物的分类



【方法技巧】

1. ①碱性氧化物一定是金属氧化物，但金属氧化物不一定是碱性氧化物。如： Mn_2O_7 为酸性氧化物、 Na_2O_2 为过氧化物、 KO_2 为超氧化物

②酸性氧化物不一定是非金属氧化物，如 Mn_2O_7 ；非金属氧化物也不一定是酸性氧化物。如： CO 、 NO 等

③酸性氧化物、碱性氧化物不一定都能与水反应生成相应的酸碱。如： SiO_2 、 CuO

④ NO 、 CO 是不成盐氧化物，它们既不和酸反应又不和碱反应

重点 02 物质的转化

1. 酸、碱、盐的性质

(1) 酸的通性 (背诵并会书写化学方程式)

主要化学性质	现象或化学方程式	基本反应类型
与指示剂作用	紫色石蕊溶液遇酸显红色	-
与活泼金属反应	$2\text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	置换反应
与碱性氧化物反应	$2\text{HCl} + \text{CaO} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	复分解反应
与碱反应	$2\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	复分解反应
与某些盐反应	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	复分解反应

(2) 碱的通性 (背诵并会书写化学方程式)

主要化学性质	现象或化学方程式	基本反应类型
与指示剂作用	紫色石蕊溶液遇碱显蓝色，酚酞遇碱显红色	-
与酸性氧化物反应	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	-
与酸反应	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	复分解反应
与某些盐反应	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$	复分解反应

(3) 盐的性质 (背诵并会书写化学方程式)

主要化学性质	现象或化学方程式	基本反应类型
与金属反应	$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$	置换反应
与碱反应	$2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	复分解反应
与酸反应	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	复分解反应
与某些盐反应	$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$	复分解反应

【方法技巧】

1. 第一步：定类别：标出物质是单质/氧化物/酸碱盐

2. 第二步：标价态：看化合价变不变，区分氧化还原（后面会讲）、复分解

3. 第三步：套转化链：金属/非金属两条转化主线比对

4. 第四步：排特例：圈出不能一步转化的易错物质

5. 第五步：验方程式：书写反应，验证转化能否实现

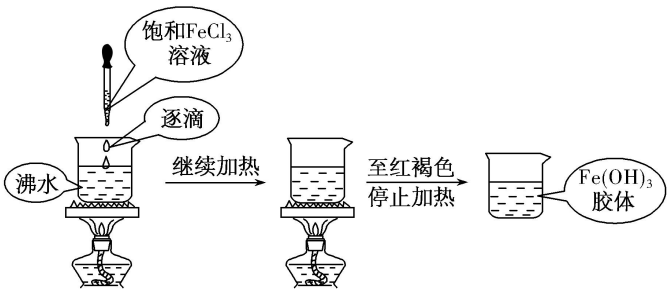
注意：(1)物质间发生转化往往需要一定的条件，如光照、加热(或高温)、催化剂、高压、点燃等。

(2)学习物质的通性不仅要注意一般情况，也要注意特殊情况。如金属+酸 $\rightarrow$ 盐+氢气，但铜与盐酸就不反应。

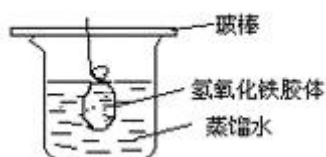
(3)工业上生产某种物质还要考虑原料、成本及设备等因素。

重点 03 胶体的制备与提纯

1. $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶体的制备

实验步骤	在小烧杯中加入 25 mL 蒸馏水，加热至沸腾，向沸水中慢慢滴入 5~6 滴氯化铁饱和溶液，继续煮沸至溶液呈红褐色，停止加热。即可得到氢氧化铁胶体
实验装置	
实验现象	烧杯中液体呈红褐色
反应的化学方程式	$\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{胶体}) + 3\text{HCl}$ (背诵并会书写化学方程式)

2. 胶体的提纯：渗析法(半透膜：只允许小分子、离子透过，而胶体不能透过)



半透膜实验证明：胶体的粒子直径 > 溶液粒子的直径

【方法技巧】(背诵)

①实验操作中，必须选用氯化铁饱和溶液而不能用氯化铁稀溶液。若氯化铁溶液浓度过低，则不利于氢氧化铁胶体的形成

②向沸水中滴加 FeCl_3 饱和溶液，而不是直接加热煮沸 FeCl_3 饱和溶液，否则会因溶液浓度过大直接生成 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 沉淀而无法得到 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶体

- ③实验中必须用蒸馏水，而不能用自来水。原因是自来水中含电解质、杂质较多，易使制备的胶体发生聚沉
- ④往沸水中滴加氯化铁饱和溶液后，可稍微加热煮沸，但不宜长时间加热。原因是长时间加热将导致氢氧化铁胶体聚沉
- ⑤要边加热边摇动烧杯，但不能用玻璃棒搅拌，否则会使 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶粒碰撞成大颗粒形成沉淀

重点 04 胶体的性质与应用

1. 胶体的性质

(1) 丁达尔效应

概念：当光束通过胶体时，可以看到一条光亮的“通路”。这条光亮的“通路”是由于胶体粒子对光线散射（光波偏离原来方向而分散传播）而形成的，叫做丁达尔效应。

丁达尔效应的应用：**鉴别**胶体和溶液，溶液无丁达尔效应。



光束通过 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶体时能形成光亮的“通路”；光束通过 CuSO_4 溶液时不能形成光亮的“通路”。

(2) 介稳性

概念	胶体的稳定性介于 溶液 和 浊液 之间，在一定条件下能稳定存在，属于介稳体系
具有介稳性的两个原因	原因一：胶体粒子（胶粒）可以通过吸附带电离子而带有电荷，同种胶粒带同种电荷，而同种电荷会相互排斥，不至于使胶粒聚集成更大的颗粒而形成沉淀。胶粒带电是胶体具有介稳性的主要原因。 原因二：胶体粒子在水分子的撞击作用下不停地做布朗运动，与重力作用平衡时便达到沉降平衡的状态。

(3) 电泳

由于胶体粒子带有电荷，在电场的作用下，胶体粒子在分散剂里作**定向移动**，这种现象叫做电泳。例如 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶体粒子带正电荷，在电场的作用下，带正电荷的 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶体粒子向**阴极**移动，阴极附近红褐色逐渐加深。

(4) 聚沉

概念	胶体粒子聚集成较大的颗粒，形成沉淀从分散剂中析出
原理	中和胶粒所带的电荷或加快胶粒的热运动，增加胶粒的结合机会，可以使胶粒聚集而沉淀下来

方法	①加入 电解质 ：向胶体中加入电解质溶液，加入的阳离子或阴离子所带的电荷与胶体粒子所带的电荷中和，从而使胶体粒子聚集成较大的颗粒，在重力作用下形成沉淀从分散剂中析出。如用豆浆做豆腐时，在一定温度下，加入 CaSO_4 （或其他电解质溶液），豆浆中的胶体粒子所带的电荷被中和，胶体粒子很快聚集而形成胶冻状的豆腐（称为凝胶）。
	②加入与胶体粒子带 相反 电荷的胶粒：加入与胶体粒子带相反电荷的胶粒，也可以起到与加入电解质相同的作用，使胶体聚沉。如把 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶体（胶粒带正电）加入硅酸胶体（胶粒带负电）中，两种胶体均会发生聚沉。
	③ 加热 胶体：加热能使胶粒运动加剧，使胶粒对离子的吸附作用减弱，导致胶体聚沉。如长时间加热时， $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶体就会发生聚沉形成红褐色的 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 沉淀。

2. 胶体的应用：

农业生产	土壤的保肥作用。土壤胶粒带负电荷能吸附 NH_4^+ ，可防止铵盐随雨水流失
医疗卫生	血液透析(渗析)；血清上的电泳实验；利用电泳分离氨基酸和蛋白质；特制的胶体还能黏合伤口，有效止血；不同血型的人不能相互输血(胶体聚沉)
日常生活中胶体聚沉的应用	制豆腐、豆浆、粥；明矾净水；两种型号的墨水不能混用
自然地理	江河入海口处形成三角洲。其形成原理是海水中的电解质使江河泥沙所形成的胶体发生聚沉
工业生产	制有色玻璃；工业制皂的盐析(胶体聚沉)；冶金厂、水泥厂、硫酸厂等工厂除尘(胶体电泳)
科技领域	由于纳米粒子的直径与胶体粒子的直径大致相当，故胶体化学与高科技紧密联系到一起

【方法技巧】

- ①电泳现象表明胶体粒子带电荷，同种胶体粒子带同种电荷，但胶体是电中性的(胶体不带电)
- ②胶体粒子表面积大，具有很强的吸附作用，可吸附阴离子或阳离子而使胶体粒子带上了电荷
- ③氢氧化铁胶体和氢氧化铝胶体粒子带正电荷，硅酸胶体胶体粒子带负电荷
- ④金属氢氧化物、金属氧化物的胶粒吸附阳离子，胶粒带正电荷
- ⑤非金属氧化物、金属硫化物、硅酸、土壤的胶粒吸附阴离子，胶粒带负电荷
- ⑥固体胶粒、蛋白质胶粒、淀粉胶粒等不吸附离子，不带有电荷

第 02 讲 离子反应

新知先修·体系构建



重点突破·方法培优

➤重点 01 电解质与非电解质

一：电解质与非电解质

(1) 电解质和非电解质的概念

①电解质是指在水溶液里或熔融状态下能够导电的化合物。

②非电解质是指在水溶液里和熔融状态下都不能够导电的化合物。

(2) 电解质和非电解质的比较（背诵）

	电解质	非电解质
--	-----	------

相同点	均为 <u>化合物</u>	
不同点	在水溶液里或熔融状态下能够导电	在水溶液里和熔融状态下都不能够导电
本质区别	在水溶液里或熔融状态下自身能发生电离	在水溶液里或熔融状态下自身都不能发生电离
存在形式	离子（或离子和分子）	分子
常见物质	① <u>酸</u> ：HCl, H ₂ SO ₄ 等 ② <u>碱</u> ：NaOH, NH ₃ ·H ₂ O 等 ③ <u>盐</u> ：NaCl, KNO ₃ 等 ④ <u>大部分金属氧化物</u> ：MgO, Na ₂ O 等 ⑤ <u>少部分有机物</u> ：CH ₃ COOH 等 ⑥ <u>H₂O</u>	① <u>大部分非金属氧化物</u> ：SO ₂ , CO, SO ₃ 等 ② <u>非酸性气态氢化物</u> ：NH ₃ , PH ₃ 等 ③ <u>大部分有机物</u> ：蔗糖, C ₂ H ₅ OH, CH ₄ , CCl ₄ 等

【方法技巧】

- (1)不是电解质的物质不一定是非电解质，如：单质和混合物既不是电解质也不是非电解质
- (2)电解质不一定导电，导电是有条件的，电解质只有在水溶液里或熔融状态下电离产生自由移动的离子才能导电，其他条件下不导电。如：CaCO₃ 固态时不导电
- (3)能导电的物质不一定是电解质
 - ①Fe、Cu 等金属在熔融状态下也能导电，但它们是单质，既不属于电解质，也不属于非电解质
 - ②稀盐酸能导电，但稀盐酸不是电解质，因为稀盐酸是混合物
 - ③CO₂、SO₂、NH₃ 的水溶液能导电，但 CO₂、SO₂、NH₃ 不是电解质，H₂CO₃、H₂SO₃、NH₃·H₂O 是电解质
- (4)电解质不一定易溶于水(如：硫酸钡等)，易溶于水的化合物不一定是电解质 (如：酒精等)
- (5)电解质溶于水能导电，但熔融状态下不一定能导电 (如：氯化氢等)

二：强电解质和弱电解质

- 1、强电解质：在水溶液中全部电离成离子的电解质称为强电解质
- 2、弱电解质：在水溶液中只有一部分分子电离成离子的电解质称为弱电解质
- 3、实例：

常见的强电解质	①强酸：H ₂ SO ₄ 、HCl、HNO ₃ 、HClO ₄ 、HI、HBr
	②强碱：NaOH、Ca(OH) ₂ 、KOH
	③大部分盐：NaCl、KNO ₃ 、BaSO ₄ 、AgCl
	④金属氧化物：CuO、CaO、MgO、Na ₂ O
	⑤金属氢化物：NaH、CaH ₂

常见的弱电解质	①弱酸: H_2SO_3 、 H_2CO_3
	②弱碱: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 和难溶性的碱, $\text{Cu}(\text{OH})_2$
	③水: H_2O

4、强电解质和弱电解质比较

	强电解质	弱电解质
定义	溶于水后完全电离的电解质	溶于水后只有部分电离的电解质
电离过程	不可逆过程	可逆过程
溶液中存在的微粒(水分子不计)	只有电离出的阴、阳离子, 不存在电解质分子	既有电离出的阴、阳离子, 又有电解质分子
相互关系	均为电解质。在相同温度下, 同浓度的强电解质溶液的导电能力强于弱电解质溶液	

【方法技巧】电解质强弱与溶解度大小的关系

电解质的强弱与其在水中溶解度的大小无关, 只与其溶于水的部分是否完全电离有关。例如某些难溶于水的化合物, 如 BaSO_4 、 CaCO_3 、 AgCl 等, 虽然它们在水中的溶解度很小, 但由于它们溶于水的部分是完全电离的, 所以它们是强电解质。又如易溶于水的 $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$, 在水中大部分以: $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ 形式存在, 只有小部分电离出离子, 所以是弱电解质。

三: 电解质导电与金属导电的区别

不同物质的电离情形分析

①强碱、大多数盐等电解质本身**存在**阴、阳离子, 但不能自由移动;在一定条件下, 电解质本身存在的阴、阳离子成为自由移动的离子, 发生了电离。例如: NaOH 固体中本身存在 Na^+ 、 OH^- , 但不能自由移动。将 NaOH 固体溶于水或加热到呈熔融状态, Na^+ 、 OH^- 成为自由移动的离子。

②强酸、弱酸、弱碱、少数盐、水等电解质本身**不存在**阴、阳离子, 在一定条件下产生了阴、阳离子且能自由移动, 发生了电离。例如: HCl 气体只含由 H 、 Cl 原子构成的 HCl 分子, 不存在 H^+ 、 Cl^- , 不能电离。将 HCl 溶于水, 在水分子的作用下, 产生了 H^+ 、 Cl^- , 且能自由移动, HCl 发生了电离。具体分析如下:

电解质种类	导电情况分析
酸	气态, 固态或液态时只有分子, 没有自由移动的离子, 不能导电
	溶于水时在水分子的作用下, 电离产生自由移动的离子, 能够导电
碱和盐	固态时 没有 自由移动的离子, 不能 导电
	在 水溶液 中或 熔融状态 下能电离出自由移动的离子, 能够导电
活泼金属氧化物	在 熔融状态 下自身能电离出阴、阳离子, 能够导电; 在 水溶液 中能和水反应生成新的电解质(碱)而导电。 如 Na_2O 在熔融状态下因电离出 Na^+ 和 O^{2-} 而导电, 在水溶液中与水反

应生成 NaOH, NaOH 电离产生 Na^+ 和 OH^- 而导电

重点 02 电离方程式

1、电离的概念：电解质在水溶液中或熔融状态下解离成自由移动离子的过程

如：氯化钠的电离：将氯化钠加入水中，在水分子的作用下，钠离子和氯离子脱离 NaCl 晶体表面，形成了能够自由移动的 Na^+ 和 Cl^- ；这一过程可以用电离方程式表示为： $\text{NaCl}=\text{Na}^++\text{Cl}^-$

2、电离条件：水溶液中或熔融状态下。酸的电离条件是溶于水；碱和盐的电离条件是溶于水或熔融

3、表示方法——电离方程式：电离方程式是用化学式和离子符号表示电解质电离过程的式子

(1) 强电解质在水溶液中完全电离，电离方程式用“=”来连接。**(背诵)**

例如： $\text{H}_2\text{SO}_4=2\text{H}^++\text{SO}_4^{2-}$ $\text{NaOH}=\text{Na}^++\text{OH}^-$ $\text{Na}_2\text{CO}_3=2\text{Na}^++\text{CO}_3^{2-}$

(2) 弱电解质在水溶液中的电离过程可逆，部分电离，电离方程式用“ $\rightleftharpoons$ ”来连接。例如：

$\text{CH}_3\text{COOH}\rightleftharpoons\text{CH}_3\text{COO}^-+\text{H}^+$ $\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}\rightleftharpoons\text{NH}_4^++\text{OH}^-$ $\text{H}_2\text{O}\rightleftharpoons\text{H}^++\text{OH}^-$

(3) 多元弱酸分步电离，例如：

$\text{H}_2\text{CO}_3\rightleftharpoons\text{H}^++\text{HCO}_3^-$ $\text{HCO}_3^-\rightleftharpoons\text{H}^++\text{CO}_3^{2-}$

(4) 多元弱碱实际上也是分步电离，因为其电离很复杂，所以写电离方程式时一般一步写出，例如：

$\text{Mg}(\text{OH})_2\rightleftharpoons\text{Mg}^{2+}+2\text{OH}^-$ $\text{Fe}(\text{OH})_3\rightleftharpoons\text{Fe}^{3+}+3\text{OH}^-$

4、电离方程式书写注意事项

①符合客观事实，不能随意书写离子符号，离子所带电荷数必须等于该元素或原子团在该化合物中的化合价

②质量守恒：电离方程式左右两侧元素的种类、原子或原子团的个数相等

③电荷守恒：电离方程式左右两侧的正负电荷数相等，溶液呈电中性

5、从电离的角度认识酸、碱、盐

类别	实质	实例
酸	电离时生成阳离子全部是 H^+ 的化合物	HCl、 H_2SO_4
碱	电离时生成阴离子全部是 OH^- 的化合物	NaOH、 $\text{Ba}(\text{OH})_2$
盐	电离时能生成金属阳离子(或 NH_4^+)和酸根阴离子的化合物	NaCl、 Na_2CO_3 、 NH_4Cl

【方法技巧】①弱酸的酸式盐在水溶液中完全电离，但其酸式酸根离子只能部分电离，

②强酸的酸式盐在受热熔化时只能电离成金属阳离子(或 NH_4^+)和酸式酸根离子，在水溶液中可以完全电离成金属阳离子(或 NH_4^+)、氢离子和酸根离子，

③书写时要遵循“质量守恒”和“电荷守恒”(电解质溶液中的“电荷守恒”也可理解为电解质溶液呈中性)。“质量守恒”要求电离方程式左右两边原子的种类和数目必须相等，“电荷守恒”要求在电离方程式的右边，阳离子所带的正电荷总数等于阴离子所带的负电荷**总数**。

重点 03 离子反应和离子方程式

1. 概念

电解质溶于水后，电离成为自由移动的离子，因此，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。

2. 离子方程式的书写及意义

(1) 概念

用实际参加反应的离子符号来表示反应的式子叫做离子方程式。

(2) 离子方程式的书写：

离子方程式体现了化学反应的本质，因此在书写时必须以客观事实为依据，不能凭空臆造事实上不存在的物质、离子和离子反应。书写离子方程式的一般步骤如下：

步骤	内容	举例
一写	根据客观事实，写出正确的化学方程式	$\text{CuCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{AgCl}\downarrow + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
二拆	把易溶于水且易电离的物质写成离子形式，气体、单质、氧化物、难溶和难电离的物质等仍用化学式表示	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Ag}^+ + 2\text{NO}_3^- = 2\text{AgCl}\downarrow + \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
三删	删去方程式两边不参加反应的离子，并将化学计量数化为最简	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Ag}^+ + 2\text{NO}_3^- = 2\text{AgCl}\downarrow + \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ $2\text{Ag}^+ + 2\text{Cl}^- = 2\text{AgCl}\downarrow$
四查	整理方程式并检查两边各元素的原子个数和电荷总数是否相等	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$

【方法技巧】

在书写离子方程式的四个步骤中，“拆”是关键，拆分时应注意一些原则。

1. 拆写成离子符号的物质：易溶于水且易电离的物质。

①强酸：HCl、H₂SO₄、HNO₃、HClO₄、HI、HBr 等；

②强碱：NaOH、KOH、Ba(OH)₂ 等；

③易溶易电离的盐：NaCl、MgSO₄ 等。

2. 书写化学式的物质：

①气体：CO₂、SO₂、NH₃ 等； ②单质：Na、Fe、H₂ 等；

③氧化物：Na₂O、Fe₂O₃、CuO 等；

④难溶物：CaCO₃、Mg(OH)₂、Cu(OH)₂、BaSO₄、AgCl 等；

⑤难电离的物质：弱酸（如 H₂CO₃）、弱碱（如 NH₃·H₂O）和 H₂O。

3. 多元弱酸的酸式酸根离子不能继续拆分，如 NaHCO₃，不能拆写成“Na⁺+H⁺+CO₃²⁻”，应写成“Na⁺+HCO₃⁻”。

4.微溶物

如 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 、 CaSO_4 、 Ag_2SO_4 、 MgCO_3

①作反应物：澄清溶液中写成离子，悬浊液中写成化学式；

②作生成物：一律视为沉淀，写成化学式。

5.氨水

①作反应物：写成 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ；

②作生成物：铵盐与稀碱溶液反应时，写成 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ，与浓溶液反应或加热时写成“ $\text{NH}_3 \uparrow$ ”。

通过以上分析发现，在离子方程式中除了易溶于水的强电解质应写成离子形式外，其他均不能拆。

3.与量有关的离子方程式的书写

“定1法”书写离子方程式：

(1) 把“量少”的物质的化学计量数定为“1”，使其阴、阳离子都完全反应，若少量物质有两种或两种以上离子参加反应，则参加反应的离子的数目之比与其化学式相符。

(2) 依据少量物质中离子的数目，确定过量物质中实际参加反应的离子的数目。

①连续型：主要指反应生成的离子又能与过量的反应物继续反应而导致其离子方程式与用量有关。此类离子方程式的书写应首先分析判断物质是否过量，再根据反应原理书写。	【例如】向 Na_2CO_3 溶液中滴加盐酸，其反应过程 “$\text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}^+ \rightarrow \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$” 开始滴加时，酸不足，其离子方程式为 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ = \text{HCO}_3^-$ 当酸过量时，其离子方程式为 $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 在水溶液中进行的离子反应很多都属于这种类型。如 CO_2、SO_2、H_3PO_4、H_2S 等与 NaOH、$\text{Ca}(\text{OH})_2$、$\text{Ba}(\text{OH})_2$、$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 等反应。
②先后型：指由于离子反应的先后顺序不同而导致其离子方程式与用量有关。此类离子方程式的书写应首先判断反应发生的先后顺序，再根据反应物量的多少来书写。	【例如】NH_4HSO_4 溶液和 NaOH 溶液反应： ①若 NaOH 少量，由于 NH_4^+ 和 H^+ 都能与 OH^- 反应，但 H^+ 和 OH^- 结合能力更强，所以发生反应的离子方程式为 $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ ②若 NaOH 足量，则 NH_4^+ 和 H^+ 都与 OH^- 反应，发生反应的离子方程式为 $\text{NH}_4^+ + \text{H}^+ + 2\text{OH}^- = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$。
③配比型：主要指一种反应物中有两种或两种以上的离子同时参与反应时，因离子配比不协调（一般为复盐和酸式盐），当一种离子恰好完全反应时，另一种离子不能恰好完全反应（有剩余或不足）而导致其离子方程式与用量有关。常见的有含 Ca^{2+} 、 Ba^{2+} 、	【例如】$\text{Ba}(\text{OH})_2$ 与 NaHSO_4 的反应： ①若 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 少量，Ba^{2+}、OH^- 一定完全反应，且二者按化学式 $[\text{Ba}(\text{OH})_2]$ 中离子比 <u>1:2</u> 参加反应；而 NaHSO_4 中的 H^+、SO_4^{2-} 的个数则由反应需要而定，即 $\text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$。 ②若 NaHSO_4 少量，H^+、SO_4^{2-} 一定按化学式中离子比 <u>1:1</u> 参加反应；而 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 中的 Ba^{2+}、OH^- 的个数则由反应需要而定，即

HCO_3^- 、 H_2PO_4^- ，以及同时含 H^+ 、 SO_4^{2-} 等的酸式盐溶液与碱溶液的反应。



【方法技巧】

① $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ 这一离子方程式表示强酸和强碱生成可溶性盐和水这一类型的中和反应，并不能表示所有的中和反应，如不能表示稀硫酸与氢氧化钡溶液的反应 ($2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- = 2\text{H}_2\text{O} + \text{BaSO}_4\downarrow$)，氢氧化钠与醋酸溶液的反应 ($\text{OH}^- + \text{CH}_3\text{COOH} = \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COO}^-$)。

② $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ 这一离子方程式也不一定只表示强酸和强碱反应生成可溶性盐和水的中和反应。如 NaOH 与 NaHSO_4 溶液的反应 ($\text{NaOH} + \text{NaHSO}_4 = \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$)，其离子方程式也为 $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ 。

重点 04 离子共存

一、离子共存

1、概念：所谓几种离子在同一溶液中能大量共存，就是指离子之间不能发生离子反应；若离子之间能发生离子反应，则不能大量共存

2、在溶液中离子不能大量共存的条件

(1) 离子间反应生成沉淀：如 Ca^{2+} 与 CO_3^{2-} 、 Ag^+ 与 Cl^- 、 Mg^{2+} 与 OH^- 等

(2) 离子间反应生成气体：如 H^+ 与 CO_3^{2-} 、 H^+ 与 HCO_3^- 等

(3) 离子间反应生成难电离的物质：如 H^+ 与 OH^- 、 H^+ 与 CH_3COO^- 、 OH^- 与 NH_4^+ 等

3、常见的离子不共存归纳（背诵）

(1) 在“无色透明”溶液中，不能存在有色离子，如： MnO_4^- （紫红色）、 Fe^{3+} （棕黄色）、 Fe^{2+} （浅绿色）、 Cu^{2+} （蓝色）

(2) 在酸性(H^+)溶液中($\text{pH}=1$ 、 $\text{pH}<7$ 、紫色石蕊试液变红的溶液中)不能共存的离子有

① 氢氧根离子： OH^-

② 弱酸根离子： CO_3^{2-} 、 S^{2-} 、 SO_3^{2-} 、 ClO^- 、 F^- 、 CH_3COO^- 、 PO_4^{3-}

③ 弱酸酸式酸根离子： HCO_3^- 、 HS^- 、 HSO_3^- 、 HPO_4^{2-} 、 H_2PO_4^-

(3) 在碱性(OH^-)溶液中($\text{pH}=13$ 、 $\text{pH}>7$ 、紫色石蕊试液变蓝、酚酞变红的溶液中)不能共存的离子有

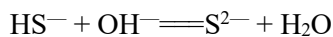
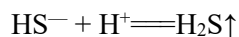
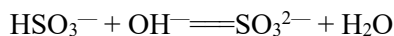
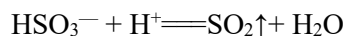
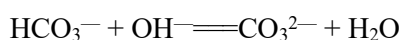
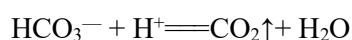
① 氢离子： H^+

② 弱碱阳离子： NH_4^+ 、 Mg^{2+} 、 Al^{3+} 、 Cu^{2+} 、 Fe^{2+} 、 Fe^{3+}

③ 弱酸酸式酸根离子： HCO_3^- 、 HS^- 、 HSO_3^- 、 HPO_4^{2-} 、 H_2PO_4^-

(4) 弱酸的酸式根离子既不能与 H^+ 离子大量共存，又不能与 OH^- 大量共存

如： HCO_3^- 、 HS^- 、 HSO_3^- 、 HPO_4^{2-} 、 H_2PO_4^- 与 H^+ 、 OH^- 不共存



(5) 离子间反应生成沉淀，则不能大量共存

① Ag^+ 与 Cl^- 、 Br^- 、 I^- 、 CO_3^{2-}

② Ba^{2+} 与 SO_4^{2-} 、 CO_3^{2-} 、 SO_3^{2-}

③ Ca^{2+} 与 CO_3^{2-} 、 SO_3^{2-} 、 F^-

④ Mg^{2+} 、 Al^{3+} 、 Cu^{2+} 、 Fe^{2+} 、 Fe^{3+} 与 OH^-

⑤ SiO_3^{2-} 、 AlO_2^- 、 $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ 与 H^+

⑥ Cu^{2+} 、 Fe^{2+} 与 S^{2-}

(6)离子间反应生成微溶物，则不能大量共存

① Ag^+ 、 Ca^{2+} 与 SO_4^{2-}

② Mg^{2+} 与 CO_3^{2-}

③ Ca^{2+} 与 OH^-

(7)离子间反应生成气体物质，不能大量共存

① CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 、 S^{2-} 、 HS^- 、 SO_3^{2-} 、 HSO_3^- 与 H^+ 不能大量共存

② NH_4^+ 与 OH^- (加热)

二、解答离子共存问题的方法

1、一是判断离子共存，还是判断不共存，注意题目要求是“一定大量共存”、“可能大量共存”还是“不能大量共存”等要求

2、二是看是否有隐含限制条件，如：碱性、酸性、无色等。这些问题较易忽视，故放在第一步

①在无色透明溶液中：中学常见的有色离子： MnO_4^- ， Fe^{3+} ， Fe^{2+} ， Cu^{2+}

②在酸性溶液中、 $\text{pH}=1$ 、 $\text{pH}<7$ 、紫色石蕊试液变红的溶液中

③在碱性溶液中、 $\text{pH}=13$ 、 $\text{pH}>7$ 、紫色石蕊试液变蓝、酚酞变红的溶液中

3、看能否发生复分解反应。可分三步进行：

①查 H^+ ，主要看是否有弱酸根离子和酸式酸根离子等

②查 OH^- ，主要看是否有 NH_4^+ 、酸式酸根离子和金属离子

③查金属离子，主要看是否与酸根产生难溶性盐(包括微溶性盐)

4、注意正确理解“透明溶液”，如： NaCl 溶液、 KOH 溶液为无色透明溶液， CuSO_4 溶液、 FeCl_3 溶液是有色透明溶液，不能认为“有色”就不透明

【方法技巧】

①当给出了有关颜色的信息(无色或有颜色)时，应注意具有特殊颜色的离子。以下是几种常见离子的颜色：

离子	Cu^{2+}	Fe^{3+}	Fe^{2+}	MnO_4^-	CrO_4^{2-}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
颜色	蓝色	棕黄色	浅绿色	紫红色	黄色	橙色