

第十单元《酸和碱》

第一节 预备

酸碱指示剂

- 定义：能跟酸或碱的溶液起作用而显示不同颜色的物质叫做酸碱指示剂。
- 常见的酸碱指示剂有紫色石蕊溶液和无色酚酞溶液。
- 某些植物的花瓣或果实（如牵牛花、月季花、紫卷心菜等）也可用作酸碱指示剂。
- 紫色石蕊溶液遇酸溶液（含 H⁺ 的溶液）变红，遇碱溶液（含 OH⁻ 的溶液）变蓝，在中性溶液中呈紫色。


无色酚酞溶液遇酸溶液不变色，在中性溶液中不变色，遇碱溶液变红。

- 并非所有的盐溶液都是中性的。
水溶液呈碱性的盐：纯碱、小苏打等。
水溶液呈酸性的盐：硫酸铜、硫酸氢钠等。

二、干燥剂

1. 使用干燥剂的目的是除去气体中混有的水蒸气。
2. 我们学过的干燥剂有氢氧化钠、浓硫酸、氧化钙、氯化钙等。

氢氧化钠易潮解；浓硫酸具有吸水性；而氧化钙可以与水反应： $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$

3. 氢氧化钠 

氢氧化钠等碱性干燥剂不能干燥氯化氢、二氧化碳、二氧化硫等酸性气体。

4. 浓硫酸 

浓硫酸等酸性干燥剂不能干燥氨气等碱性气体。

三、复分解反应

- 定义：两种化合物互相交换成分，生成另外两种化合物的反应叫复分解反应。
- 特点：交换成分，价态不变。
- 反应发生的条件：生成难电离的物质（水、气体或沉淀）。

- 置换反应和复分解反应没有先后顺序，可同时发生。

第二节 酸

一、酸的定义和分类

酸：物质溶于水时，形成的阳离子全部是H⁺的化合物。

由于酸、碱、盐溶于水时会电离出阴、阳离子，所以酸、碱、盐的水溶液具有导电性。

酸 { 含氧酸（命名“某酸”） H₂SO₄（硫酸）、H₂CO₃（碳酸）、HNO₃（硝酸）、H₂SO₃（亚硫酸）……
 无氧酸（命名“氢某酸”） HCl（盐酸，学名氢氯酸）、HF（氢氟酸）、H₂S（氢硫酸）……

特殊的有机酸：CH₃COOH（醋酸，又名乙酸）有刺激性气味，易挥发

- 酸的电离：HCl=H⁺+Cl⁻，H₂SO₄=2H⁺+SO₄²⁻

二、常见的酸

	盐酸（氢氯酸）	硫酸
化学式	HCl	H ₂ SO ₄
形成	H ₂ +Cl ₂ $\xrightarrow{\text{点燃}}$ HCl	SO ₂ +H ₂ O=H ₂ SO ₃ ，2H ₂ SO ₃ +O ₂ =2H ₂ SO ₄ (酸雨形成的原理)
状态	无色液体、具有酸味、刺激性气味	(浓硫酸) 无色粘稠的油状液体 (稀硫酸) 无色液体
特点	浓盐酸具有强挥发性	① 浓硫酸具有吸水性（物理性质） ② 浓硫酸具有强腐蚀性（化学性质） ③ 浓硫酸溶于水时会放出大量热
用途	重要化工产品，用于金属表面除锈、制药 人体胃液中含有盐酸，可以帮助消化	重要化工原料，用于生产化肥、农药、火药、染料以及冶炼金属、精炼石油和金属除锈等 在实验室中常用浓硫酸作干燥剂
敞口放置的变化	质量减小，溶质质量分数减小（挥发性）	质量变大，溶质质量分数减小（吸水性）
注意事项	① 工业生产的盐酸偏黄，是因为含有Fe ³⁺ ，可用蒸馏法提纯。 ② 打开浓盐酸的瓶塞，会有白雾出现，是因	① 浓硫酸的稀释： <u>把浓硫酸沿器壁慢慢注入，并不断用玻璃棒搅拌</u> （目的： <u>加快溶解、散热</u> ）。 ② 如果把水倒进浓硫酸里，由于水的密度小，

	为：挥发的氯化氢气体极易溶于水，挥发时溶解的氯化氢与水蒸气形成了盐酸的小液滴。	浮在硫酸上面，硫酸溶解时放出的热不易散失，使水暴沸，使硫酸液滴向四周飞溅，导致危险。
--	---	--

- 浓硫酸能将纸张、木材、布料、皮肤中的氢、氧元素按水的组成比脱去，这种作用通常叫做脱水作用。
- 盐酸、硝酸、醋酸具有挥发性；碳酸不稳定，容易分解成二氧化碳和水。
- 硝酸、硝酸银见光易分解，所以它们要放在棕色试剂瓶中。



三、酸的化学性质

酸有相同的化学性质是因为酸在水中都能电离出 H^+ ，有不同的化学性质是因为能电离出的酸根离子不同。

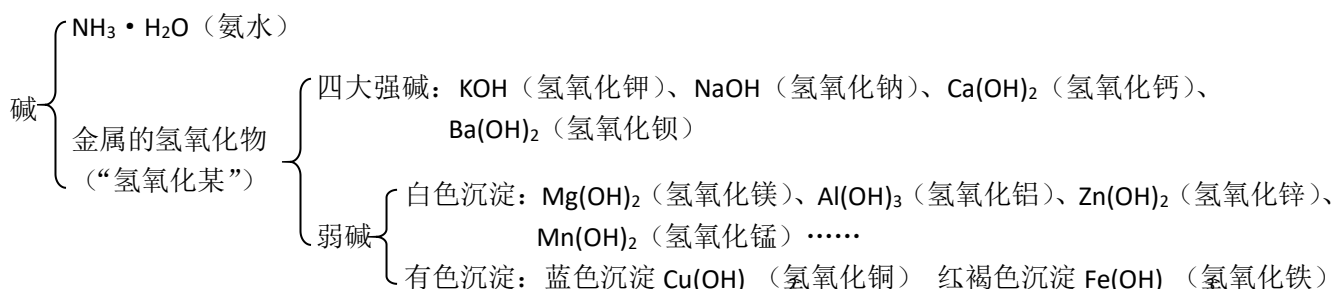
1. 酸溶液能使酸碱指示剂变色：使紫色石蕊溶液变红。
2. 酸+活泼金属 \rightarrow 盐+氢气（置换反应）
 - a) 这里不包括浓硫酸和硝酸。
 - b) 示例： $Fe+2HCl=FeCl_2+H_2 \uparrow$ 和 $Fe+H_2SO_4=FeSO_4+H_2 \uparrow$
【现象】铁表面有气泡产生；溶液由无色逐渐变为浅绿色（ Fe^{2+} 的盐溶液呈浅绿色）。
3. 酸+金属氧化物 \rightarrow 盐+水（复分解反应）
 - a) 金属氧化物可以是活泼金属的氧化物和不活泼金属的氧化物。因为生成物有水，符合复分解反应的发生条件，所以反应一定发生。
 - b) 示例 1： $Fe_2O_3+6HCl=2FeCl_3+3H_2O$ 和 $Fe_2O_3+3H_2SO_4=Fe_2(SO_4)_3+3H_2O$
【现象】铁锈逐渐溶解消失；溶液由无色逐渐变成黄色（ Fe^{3+} 的盐溶液呈黄色）。
 - c) 示例 2： $CuO+2HCl=CuCl_2+H_2O$ 和 $CuO+H_2SO_4=CuSO_4+H_2O$
【现象】黑色粉末逐渐溶解消失；溶液由无色逐渐变成蓝色（ Cu^{2+} 的盐溶液呈蓝色）
4. 酸+碱 \rightarrow 盐+水（复分解反应、中和反应）
5. 酸+盐 \rightarrow 新酸+新盐（复分解反应）
 - a) 反应发生的条件：① 新酸是碳酸；② 如果新酸不是碳酸，新盐必须是沉淀。
 - b) 碳酸盐都能与酸反应： $CaCO_3+2HCl=CaCl_2+H_2O+CO_2 \uparrow$

- c) 除硫酸钡以外的钡盐都能与硫酸反应: $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$ (注意: HCl 是稀盐酸, 不写 \uparrow)
- d) 硝酸银能与盐酸反应: $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{HNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$

第三节 碱

一、碱的定义和分类

碱: 物质溶于水时, 形成的阳离子全部是 OH^- 的化合物。



- 四大强碱都可以溶于水, 但弱碱不能溶于水。氨水是氨气溶于水形成的液体。
- 在初中化学范围内, 只有氢氧化铜是蓝色沉淀, 氢氧化铁是红褐色沉淀。
- 氨水的电离是 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, 所以氨水也是碱。
- 钾、钠、钙的氧化物能与水反应生成相应的碱。如: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$

二、常见的碱

	氢氧化钠 (烧碱、火碱、苛性钠)	氢氧化钙 (消石灰、熟石灰)
化学式	NaOH	Ca(OH)_2
工业制法	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 = 2\text{NaOH} + \text{CaCO}_3 \downarrow$	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\text{高温}} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow, \text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$
状态	白色块状固体	白色粉末状固体
腐蚀性	强腐蚀性	较强腐蚀性
特点	<u>极易溶于水, 溶于水时放出大量的热。</u> <u>氢氧化钠固体易吸水而潮解。</u>	微溶于水, 溶于水时放热不明显。
用途	用于肥皂、石油、造纸、纺织和印染等行业 (除玻璃方面外, 用途与纯碱类似)。 氢氧化钠能与油脂反应, 所以可以除油污。	漂白粉、建筑材料、改良酸性土壤和河流、配制波尔多液 在实验室中可以证明二氧化碳。

- 酸、碱包括其溶液都要密封。
- 澄清的石灰水就是氢氧化钙的水溶液。
- 氢氧化钠必须密封有两个原因：① 吸水性；② 能与空气中的二氧化碳反应：

$$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

三、碱的化学性质

碱有相同的化学性质是因为不同的碱溶液中都含有相同的 OH^- 。

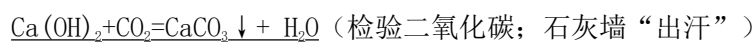
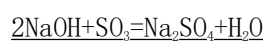
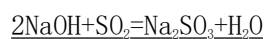
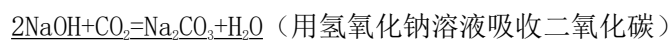
1. 碱溶液（四大强碱的溶液、氨水）能使指示剂变色：使紫色石蕊溶液变蓝，使无色酚酞溶液变红。

由于弱碱不溶于水，所以弱碱不能使指示剂变色。

2. 碱+非金属氧化物 → 盐+水（复分解反应）

- a) 反应发生的条件：① 碱是四大强碱；② 非金属氧化物是二氧化碳、二氧化硫、三氧化硫。

- b) 根据条件我们可以写出十二个化学方程式，但必须掌握的四个化学方程式是：



3. 碱+酸 → 盐+水（复分解反应、中和反应）

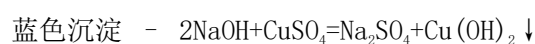
在碱的通性中，弱碱只有该性质。

4. 碱+盐 → 新碱+新盐（复分解反应）

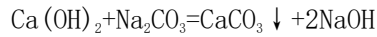
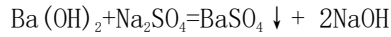
- a) 反应发生的条件：① 反应物能溶于水（包括氢氧化钙，不包括其他微溶于水的物质）；② 新碱是氨水；③ 若新碱不是氨水，新碱和新盐中至少有一个沉淀。

- b) 铵盐一定能与四大强碱反应。

- c) 新碱是沉淀：



d) 新盐是沉淀:



e) 蓝白沉淀: $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CuSO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$

f) 红白沉淀: $3\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 3\text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$

g) 波尔多液 (注: 波尔多液不是溶液): $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CuSO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$

弱碱在加热的条件下会分解成金属氧化物和水。如 $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\Delta} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ 。

但需要注意的是, 强碱没有该性质, 该性质不属于碱的通性。

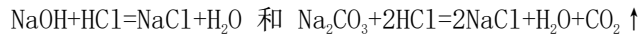
四、氢氧化钠和氢氧化钙变质

1. 氢氧化钠变质

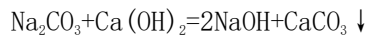
氢氧化钠变质是因为与空气中的二氧化碳反应生成碳酸钠。

证明方法:

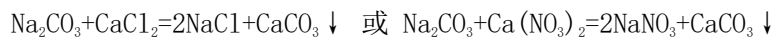
a) 取样, 加过量的稀盐酸, 如果有气泡产生, 说明氢氧化钠已经变质:



b) 取样, 加氢氧化钙溶液, 如果有白色沉淀产生, 说明氢氧化钠已经变质:



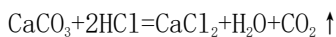
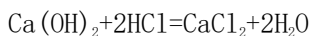
c) 取样, 加氯化钙 (或硝酸钙) 溶液, 如果有白色沉淀产生, 说明 NaOH 已经变质:



2. 氢氧化钙变质

氢氧化钙变质是因为与空气中的二氧化碳反应生成碳酸钙。

证明方法: 取样, 加入过量的稀盐酸, 如果有气泡产生, 说明氢氧化钙已经变质:

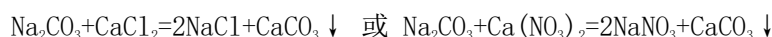


3. 氢氧化钠固体和氢氧化钙固体变质时, 固体质量都会增加。

五、氢氧化钠和氢氧化钙部分变质

1. 氢氧化钠部分变质的证明方法:

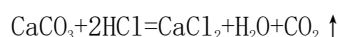
① 取样，(如果是固体，就需要加适量水，使固体完全溶解)，加过量的氯化钙(或硝酸钙)溶液，如果有白色沉淀产生，说明碳酸钠存在：



② 过滤，向滤液中滴加酚酞溶液，如果滤液变红，说明氢氧化钠存在，氢氧化钠部分变质。

2. 氢氧化钙固体部分变质的证明方法：

① 取样，加适量水使固体完全溶解，加入过量的稀盐酸，如果有气泡产生，说明碳酸钙存在：



② 另取少量固体，加氯化铵(或硫酸铵)研磨，如果闻到刺激性氨味，说明氢氧化钙存在，氢氧化钙部分变质：
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 或
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

第四节 中和反应

- 定义：酸和碱作用生成盐和水的反应。

配平时要注意 H_2O 的化学计量数。如： $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

- 强酸和强碱反应，一般没有明显的实验现象(沉淀、气泡、不溶物溶解消失、溶液颜色变化)，所以为了观察反应是否发生，需要借助酸碱指示剂。

如 $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ，反应的时候要进行以下操作：

- ① 在烧杯中加入氢氧化钠溶液；
- ② 滴入几滴酚酞溶液；
- ③ 用滴管慢慢地滴入稀盐酸，并不断用玻璃棒搅拌(如果容器是试管，就直接振荡)；
- ④ 溶液由红色刚刚褪成无色时，说明氢氧化钠和盐酸恰好完全反应。

(注意是先加碱溶液，再加指示剂，然后才加酸)

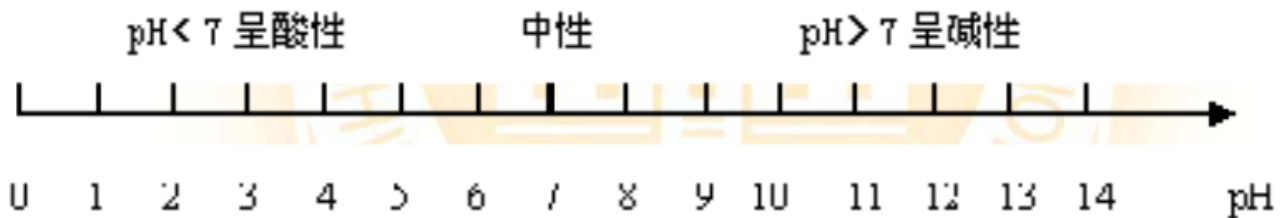
- 做上述实验时，如果在实验过程中忘加酚酞，在实验结束后再加酚酞溶液，发现酚酞不变色，会有两种情况：酸碱恰好完全反应或者酸过量。这时加入碳酸钙固体，如果有气泡产生，说明酸过量；如果没有气泡产生，说明恰好完全反应。
- 虽然不能用酚酞溶液鉴别酸性溶液和中性溶液，但借助一种碱溶液，就能将酸性和中性溶液区分出来。
- 在所有的复分解反应中，中和反应优先发生，并且反应可以瞬时完成。

- 中和反应是放热的反应。
- 中和反应的应用
 - 熟石灰改良酸性土壤（在缺少熟石灰的情况下，用生石灰也可以）。
 - 熟石灰改良酸性河流（处理硫酸厂的污水： $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ）。
铁粉、蛋壳（主要成分是碳酸钙）也可改良酸性河流，但它们不属于中和反应。
 - 碳酸水改良碱性土壤。
 - 用含氢氧化铝或氢氧化镁的药物中和过多的胃酸：

$$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \qquad \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
 小苏打、墨鱼骨粉（主要成分是碳酸钙）也可以治疗胃酸过多，但它们不属于中和反应。
 - 被蚊虫叮咬时涂含氨水（或者是牙膏、肥皂水）的药物。
- 中和反应同氧化反应、还原反应一样，是特征反应，不属于四大基本反应类型。

第五节 酸碱度

- 溶液的酸碱度用 pH 表示。pH 的范围通常在 0~14 之间。如下图所示：



- 酸性溶液的 $\text{pH} < 7$ ，中性溶液的 $\text{pH} = 7$ ，碱性溶液的 $\text{pH} > 7$ 。
- H^+ 的浓度越大，溶液的酸性越强，pH 越小； OH^- 的浓度越大，溶液的碱性越强，pH 越大。
溶液中 H^+ 或 OH^- 的浓度改变，则 pH 会相应改变。
- 一杯 pH 为 5.6 的溶液，怎样增大它的 pH 值？
物理方法：加水稀释。
化学方法：加入锌粒、氧化铜、氢氧化钠或碳酸钙等物质（因为 pH 小于 5.6，溶液呈酸性，所以要考虑酸的通性）。
- 加水稀释只能使酸性或碱性溶液的 pH 无限靠近 7，但不能改变溶液的酸碱性。
- 测定 pH 的最简单方法是使用 pH 试纸。
pH 试纸的使用步骤：在白瓷板或玻璃片上放一小片 pH 试纸，用玻璃棒将待测液体滴到

pH 试纸上，将 pH 试纸显示的颜色与标准比色卡比较。

● 使用 pH 试纸时的注意事项：

- 不能把 pH 试纸浸在待测液体中。
- pH 试纸不能用水润湿。
- pH 试纸测出的 pH 值是整数。
- 在做习题时，使用 pH 试纸和使用酸碱指示剂是同一种方法。

● 常见物质的 pH 值：

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
厕所清 洁剂	柠檬 醋	苹果 橘子	酱油	西瓜	牛奶	鸡蛋清	牙膏		肥皂	草木灰水	厨房清 洁剂	

● 了解溶液的酸碱度有重要的意义

- 化工生产中许多反应必须在一定 pH 溶液里才能进行
- 在农业生产中，农作物一般适宜在 pH 为 7 或接近 7 的土壤中生长。
- 测定雨水的 pH（因溶解有 CO_2 ，正常雨水的 pH 约为 5.6，酸雨的 pH 小于 5.6），可以了解空气的污染情况。
- 测定人体内或排出的液体的 pH，可以了解人体的健康状况。