

电解质溶液性质

电解质溶液 (electrolyte of electrolytes)

- (1) 电解质与非电解质, 强电解质与弱电解质;
- (2) 弱电解质的电离平衡;
- (3) 水的离子积 (ionic product of water), pH 的定义及有关的计算, 指示剂 (indicators);
- (4) 酸碱中和反应、盐类的水解反应;
- (5) 离子反应及离子反应方程式。

一、电解质和非电解质

1、概念

(1) **电解质**: 在水溶液里或熔融状态下能导电的化合物

非电解质: 在水溶液里和熔融状态下都不能导电的化合物

- ① 电解质和非电解质均指化合物, 单质和混合物既不属于电解质也不属于非电解质。
- ② 电解质必须是自身能直接电离出自由移动的离子的化合物。
- ③ 对于电解质来说, 只须满足一个条件即可, 而对非电解质则必须同时满足两个条件。

例如: H_2SO_4 、 NaHCO_3 、 NH_4Cl 、 Na_2O 、 Na_2O_2 、 Al_2O_3

(2) **强电解质**: 溶于水或熔融状态下几乎完全电离的电解质

弱电解质: 溶于水或熔融状态下只有部分电离的电解质

- ① 电解质的强弱与化学键有关, 但不由化学键类型决定。强电解质含有离子键或强极性键, 但含有强极性键的不一定是强电解质, 如 H_2O 、 HF 等都是弱电解质。
- ② 电解质的强弱与溶解度无关。如 BaSO_4 、 CaCO_3 等
- ③ 电解质的强弱与溶液的导电能力没有必然联系。

2、判断

(1) 物质类别判断:

强电解质: 强酸、强碱、多数盐、部分金属氧化物

弱电解质: 弱酸、弱碱、少数盐和水

非电解质: 非金属氧化物、氢化物 (酸除外)、多数有机物

单质和混合物 (不是电解质也不是非电解质)

(2) 性质判断:

熔融导电: 强电解质 (离子化合物)

均不导电: 非电解质 (必须是化合物)

- (3) 实验判断: ① 测一定浓度溶液 pH ② 测对应盐溶液 pH
③ 一定 pH 溶液稀释测 pH 变化 ④ 同等条件下测导电性

3、电解质溶液的导电性和导电能力

导电性强弱 $\left\{ \begin{array}{l} \text{离子浓度} \left\{ \begin{array}{l} \text{溶液浓度} \\ \text{电离程度} \end{array} \right. \\ \text{离子所带电荷} \end{array} \right.$

(1) 电解质不一定导电 (如 NaCl 晶体、无水醋酸), 导电物质不一定是电解质 (如石墨), 非电解质不导电, 但

不导电的物质不一定是非电解质。

(2) 强电解质溶液导电性不一定比弱电解质强。饱和强电解质溶液导电性不一定比弱电解质强。

例 1: 下列物质的水溶液能导电, 但属于非电解质的是 ()。

- A. CH_3COOH B. Cl_2 C. NH_4HCO_3 D. SO_2

例 2: 甲酸的下列性质中, 可以证明它是弱电解质的是 ()。

- A. 1mol/L 甲酸溶液的 $c(\text{H}^+) = 10^{-2} \text{mol/L}$ B. 甲酸以任意比与水互溶
 C. 10mL 1mol/L 甲酸恰好与 10mL 1mol/L NaOH 溶液完全反应
 D. 在相同条件下, 甲酸溶液的导电性比一元强酸溶液的弱

二、弱电解质的电离平衡

1、定义和特征

(1) 电离平衡的含义

在一定条件(如温度、浓度)下, 弱电解质分子电离成离子的速率与离子结合成分子的速率相等, 溶液中各分子和离子的浓度都保持不变的状态叫电离平衡状态。

任何弱电解质在水溶液中都存在电离平衡, 达到平衡时, 弱电解质具有该条件下的最大电离程度。

(2) 电离平衡的特征

- ①**逆**: 弱电解质的电离过程是可逆的, 存在电离平衡。
 ②**等**: 弱电解质电离成离子的速率和离子结合成分子的速率相等。
 ③**动**: 弱电解质电离成离子和离子结合成分子的速率相等, 不等于零, 是动态平衡。
 ④**定**: 弱电解质在溶液中达到电离平衡时, 溶液里离子的浓度、分子的浓度都不再改变。
 ⑤**变**: 外界条件改变时, 平衡被破坏, 电离平衡发生移动。

2、影响电离平衡的因素

(1) 浓度: 越稀越电离

在醋酸的电离平衡 $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

加水稀释, 平衡向右移动, 电离程度变大, 但 $c(\text{CH}_3\text{COOH})$ 、 $c(\text{H}^+)$ 、 $c(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ 变小

加入少量冰醋酸, 平衡向右移动, $c(\text{CH}_3\text{COOH})$ 、 $c(\text{H}^+)$ 、 $c(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ 增大, 但电离程度变小

(2) 温度: T 越高, 电离程度越大

(3) 同离子效应 加入与弱电解质具有相同离子的电解质时, 使电离平衡向逆反应方向移动。

(4) 化学反应 加入能与弱电解质电离出的离子反应的物质时, 可使平衡向电离方向移动。

以电离平衡 $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ 为例, 各种因素对平衡的影响可归纳为下表:

	平衡移动 方向	$c(\text{H}^+)$	$n(\text{H}^+)$	$c(\text{Ac}^-)$	$c(\text{OH}^-)$	$c(\text{H}^+)/c(\text{HAc})$	导电能力	电离程 度
加水稀释	向右	减小	增多	减小	增多	增多	减弱	增大
加冰醋酸	向右	增大	增多	增多	减小	减小	增强	减小
升高温度	向右	增大	增多	增多	增多	增多	增强	增大

加 NaOH(s)	向右	减小	减少	增多	增多	增多	增强	增大
加 H ₂ SO ₄ (浓)	向左	增大	增多	减少	减少	增多	增强	减小
加醋酸铵(s)	向左	减小	减少	增多	增多	减小	增强	减小
加金属 Mg	向右	减小	减少	增多	增多	增多	增强	增大
加 CaCO ₃ (s)	向右	减小	减少	增多	增多	增多	增强	增大

例 1: 在 $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ 的电离平衡中, 要使电离平衡右移, 且氢离子浓度增大, 应采取的措施是 ()。

- A. 加 NaOH(s) B. 加浓盐酸 C. 加水 D. 加热

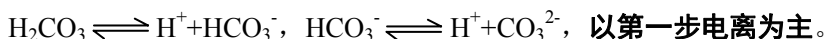
例 2: 用水稀释 0.1mol/L 氨水时, 溶液中随着水量的增加而减小的是 ()。

- A. $c(\text{OH}^-)/c(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ B. $c(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})/c(\text{OH}^-)$ C. $c(\text{OH}^-)$ D. $n(\text{OH}^-)$

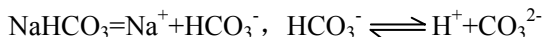
3、电离方程式的书写

(1) 强电解质用=, 弱电解质用 \rightleftharpoons

(2) 多元弱酸分步电离, 多元弱碱一步到位。



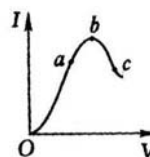
(3) 弱酸的酸式盐完全电离成阳离子和酸根阴离子, 但酸根是部分电离。



(4) 强酸的酸式盐如 NaHSO_4 完全电离, 但在熔融状态和水溶液里的电离是不相同的。



例 3: 在一定温度下, 无水醋酸加水稀释的过程中, 溶液的导电能力 I 随加入水的体积 V 变化的曲线如图所示。请回答:



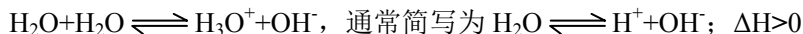
- (1) “O”点导电能力为 0 的理由是_____。
- (2) a、b、c 三点处, 溶液的 $c(\text{H}^+)$ 由小到大的顺序为_____。
- (3) a、b、c 三点处, 电离程度最大的是_____。
- (4) 若要使 c 点溶液中 $c(\text{Ac}^-)$ 增大, 溶液 $c(\text{H}^+)$ 减小, 可采取的措施是:
①_____, ②_____, ③_____。

三、水的电离及溶液的 pH

1、水的电离

(1) 电离平衡和电离程度

水是极弱的电解质, 能微弱电离



25℃时, 纯水中 $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-7} \text{mol/L}$

(2) 影响水的电离平衡的因素

① 温度: 温度越高电离程度越大

$c(H^+)$ 和 $c(OH^-)$ 同时增大, K_W 增大, 但 $c(H^+)$ 和 $c(OH^-)$ 始终保持相等, 仍显中性。

纯水由 25°C 升到 100°C , $c(H^+)$ 和 $c(OH^-)$ 从 $1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ 增大到 $1 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$ (pH 变为 6)。

②酸、碱 向纯水中加酸、碱平衡向左移动, 水的电离程度变小, 但 K_W 不变。

③加入易水解的盐

由于盐的离子结合 H^+ 或 OH^- 而促进水的电离, 使水的电离程度增大。温度不变时, K_W 不变。

影响水的电离平衡的因素可归纳如下：

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$					
变化 条件	平衡移 动方向	电离 程度	$c(H^+)$ 与 $c(OH^-)$ 的相对大小	溶液的 酸碱性	离子积 K_W
加热	向右	增大	$c(H^+) = c(OH^-)$	中性	增大
降温	向左	减小	$c(H^+) = c(OH^-)$	中性	减小
加酸	向左	减小	$c(H^+) > c(OH^-)$	酸性	不变
加碱	向左	减小	$c(H^+) < c(OH^-)$	碱性	不变
加能结合 H^+ 的物质	向右	增大	$c(H^+) < c(OH^-)$	碱性	不变
加能结合 OH^- 的物质	向右	增大	$c(H^+) > c(OH^-)$	酸性	不变

(3)水的离子积

在一定温度时, $c(H^+)$ 与 $c(OH^-)$ 的乘积是一个常数, 称为水的离子积常数, 简称水的离子积。

$K_W = c(H^+) \cdot c(OH^-)$, 25°C 时, $K_W = 1 \times 10^{-14}$ (无单位)。

① K_W 只受温度影响, 水的电离吸热过程, 温度升高, 水的电离程度增大, K_W 增大。

25°C 时 $K_W = 1 \times 10^{-14}$, 100°C 时 K_W 约为 1×10^{-12} 。

②水的离子积不仅适用于纯水, 也适用于其他稀溶液。不论是纯水还是稀酸、碱、盐溶液, 只要温度不变, K_W 就不变。

(4)水电离的离子浓度计算

例 1: 常温某无色溶液中, 由水的电离产生的 $C(H^+) = 1 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$, 则下列肯定能共存的离子组是

A、 Cu^{2+} NO_3^- SO_4^{2-} Fe^{3+} B、 Cl^- S^{2-} Na^+ K^+
 C、 SO_3^{2-} NH_4^+ K^+ Mg^{2+} D、 Cl^- Na^+ NO_3^- SO_4^{2-}

例 2: 在 25°C 时, pH=5 的 HCl 和 NH_4Cl 溶液中, 水电离出的 $c(H^+)$ 比值是: _____

2、溶液的酸碱性

溶液的酸碱性取决于溶液中的 $c(H^+)$ 与 $c(OH^-)$ 的相对大小。

在常温下, **中性溶液**: $c(H^+) = c(OH^-) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$;

酸性溶液: $c(H^+) > c(OH^-)$, $c(H^+) > 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$;

碱性溶液: $c(H^+) < c(OH^-)$, $c(H^+) < 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ 。

思考: $c(H^+) > 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ (pH < 7) 的溶液是否一定成酸性?

3、溶液的 pH

(1)表示方法

$pH = -\lg c(H^+)$ $c(H^+) = 10^{-pH}$

$$pOH = -\lg c(OH^-) \quad c(OH^-) = 10^{-pOH}$$

常温下, $pH + pOH = -\lg c(H^+) - \lg c(OH^-) = -\lg c(H^+) \cdot c(OH^-) = 14$ 。

(2) 溶液的酸碱性 with pH 的关系(常温时)

① 中性溶液: $c(H^+) = c(OH^-) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $pH = 7$ 。

② 酸性溶液: $c(H^+) > 1 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} > c(OH^-)$, $pH < 7$, 酸性越强, pH 越小。

③ 碱性溶液: $c(H^+) < 1 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} < c(OH^-)$, $pH > 7$, 碱性越强, pH 越大。

思考: 1、甲溶液的 pH 是乙溶液的 2 倍, 则两者的 $c(H^+)$ 是什么关系?

2、 $pH < 7$ 的溶液是否一定成酸性? (注意: $pH = 0$ 的溶液 $c(H^+) = 1 \text{ mol/L}$ 。)

解答: 不是

1: 判断溶液的酸碱性的依据是——溶液中的氢离子浓度与氢氧根离子浓度的大小; 氢离子浓度大于氢氧根离子浓度, 那么溶液呈酸性, 反之, 氢离子浓度小于氢氧根离子浓度, 那么溶液呈碱性, 相等则为中性;

2: $pH = 7$ 是室温下溶液为中性的依据, 而随着温度的变化, 水溶液的离子积是会改变的, 一般情况下是随温度的升高而增大, 例如: 在 100 摄氏度时, 溶液的离子积是 10^{-12}

是在 $pH = 6$ 时为中性。

(3) pH 的适用范围

$c(H^+)$ 的大小范围为: $1.0 \times 10^{-14} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} < c(H^+) < 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 。即 pH 范围通常是 0~14。

当 $c(H^+) \geq 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 或 $c(OH^-) \geq 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 时, 用物质的量浓度直接表示更方便。

(4) 溶液 pH 的测定方法

① 酸碱指示剂法: 只能测出 pH 的范围, 一般不能准确测定 pH 。

指示剂	甲基橙	石蕊	酚酞
变色范围 pH	3.1~4.4	5.0~8.0	8.2~10.0
溶液颜色	红→橙→黄	红→紫→蓝	无色→浅红→红

② pH 试纸法: 粗略测定溶液的 pH 。

pH 试纸的使用方法: 取一小块 pH 试纸放在玻璃片(或表面皿)上, 用洁净的玻璃棒蘸取待测液滴在试纸的中部, 随即(30s 内)与标准比色卡比色对照, 确定溶液的 pH 。

测定溶液 pH 时, **pH 试剂不能用蒸馏水润湿**(否则相当于将溶液稀释, 使非中性溶液的 pH 测定产生误差); **不能将 pH 试纸伸入待测试液中**, 以免污染试剂。

标准比色卡的颜色按 pH 从小到大依次是: 红 (酸性), 蓝 (碱性)。

③ pH 计法: 精确测定溶液 pH 。

4、有关 pH 的计算

基本原则: 一看常温, 二看强弱 (无强无弱, 无法判断), 三看浓度 (pH or c)

酸性先算 $c(H^+)$, 碱性先算 $c(OH^-)$

(1) 单一溶液的 pH 计算

① 由强酸强碱浓度求 pH

② 已知 pH 求强酸强碱浓度

(2) 加水稀释计算

① 强酸 $pH = a$, 加水稀释 10^n 倍, 则 $pH = a + n$ 。② 弱酸 $pH = a$, 加水稀释 10^n 倍, 则 $pH < a + n$ 。

③ 强碱 $pH = b$, 加水稀释 10^n 倍, 则 $pH = b - n$ 。④ 弱碱 $pH = b$, 加水稀释 10^n 倍, 则 $pH > b - n$ 。

⑤ 酸、碱溶液无限稀释时, pH 只能约等于或接近于 7, 酸的 pH 不能大于 7, 碱的 pH 不能小于 7。

⑥ 对于浓度 (或 pH) 相同的强酸和弱酸, 稀释相同倍数, 强酸的 pH 变化幅度大。

例 6: $pH = 2$ 的两种一元酸 HX , HY 各 1ml, 分别加水稀释至 100ml, 其 pH 值分别变为 a, b , 且 $a > b$, 则下列说法不正确的是 ()

A. 酸的相对强弱是: $HX > HY$ B. 相同温度, 相同浓度的 NaX , NaY 溶液, 其 pH 值前者大。

C. 与足量锌粉反应产生氢气的体积在相同条件下 HY 比 HX 多。

D. 若 $a=4$, 则为 HX 强酸, HY 为弱酸。

(3)酸碱混合计算

①两种强酸混合

$$c(H^+)_{混} = \frac{c(H^+)_1 V_1 + c(H^+)_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

②两种强碱混合

$$c(OH^-)_{混} = \frac{c(OH^-)_1 V_1 + c(OH^-)_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

③酸碱混合, 一者过量时

$$c(OH^-)_{混} \text{ 或 } c(H^+)_{混} = \frac{|c(H^+)_{酸} V_{酸} - c(OH^-)_{碱} V_{碱}|}{V_{酸} + V_{碱}}$$

若酸过量, 则求出 $c(H^+)$, 再得出 pH;

若碱适量, 则先求 $c(OH^-)$, 再由 K_w 得出 $c(H^+)$, 进而求得 pH, 或由 $c(OH^-)$ 得出 pOH 再得 pH。

例 25℃时, 将某强酸和某强碱溶液按 1:10 的体积比混合后溶液恰好中性, 则混合前此强酸与强碱溶液的 pH 之和是

A.12

B.13

C.14

D.15

四、盐的水解

1、盐的分类

(1)按组成分: 正盐、酸式盐和碱式盐。

(2)按生成盐的酸和碱的强弱分: 强酸强碱盐(如 Na_2SO_4 、 $NaCl$)、弱酸弱碱盐(如 NH_4HCO_3)、强酸弱碱盐(如 NH_4Cl)、强碱弱酸盐(如 CH_3COONa)。

(3)按溶解性分: 易溶性盐(如 Na_2CO_3)、微溶性盐(如 $CaSO_4$)和难溶性盐(如 $BaSO_4$)。

2、盐类水解的定义和实质

(1)定义

盐电离出的一种或多种离子跟水电离出的 H^+ 或 OH^- 结合生成弱电解质的反应, 叫做盐类的水解。

(2)实质

盐电离出的离子(弱碱阳离子或弱酸根阴离子)跟水电离出的 OH^- 或 H^+ 结合生成弱电解质(弱碱或弱酸)并建立电离平衡, 从而促进水的电离。

(3)盐类水解的特点

①可逆的, 其逆反应是中和反应; ②微弱的; ③动态的, 水解达到平衡时 $v(\text{水解})=v(\text{中和})\neq 0$; ④吸热的, 因中和反应是放热反应, 故其逆反应是吸热反应。

3、盐类水解的规律

(1)有弱才水解: 含有弱酸根阴离子或弱碱阳离子的盐才发生水解。

(2)无弱不水解: 不含有弱酸根阴离子或弱碱阳离子的盐即强酸强碱盐不水解。

(3)谁弱谁水解: 发生水解的是弱酸根阴离子和弱碱阳离子。

(4)谁强显谁性: 弱酸弱碱盐看水解生成的酸和碱的强弱。

(5)越弱越水解: 弱酸根阴离子所对应的酸越弱, 则越容易水解, 水解程度越大。

若酸性 $HA > HB > HC$, 则相同浓度的 NaA 、 NaB 、 NaC 溶液的碱性逐渐增强, pH 逐渐增大。

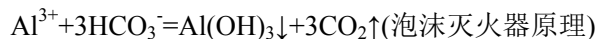
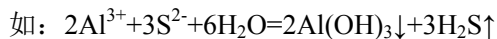
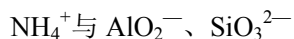
CO_3^{2-} 和 HCO_3^- 所对应的弱酸分别是 HCO_3^- 和 H_2CO_3 , HCO_3^- 比 H_2CO_3 的电离程度小得多,

相同浓度时 Na_2CO_3 溶液的 pH 比 $NaHCO_3$ 的大。

(6)都弱双水解: 当溶液中同时存在弱酸根阴离子和弱碱阳离子时, 离子水解所生成的 OH^- 和 H^+ 相互结合生成水而使其水解相互促进, 称为“双水解”。

① NH_4^+ 与 S^{2-} 、 HCO_3^- 、 CO_3^{2-} 、 CH_3COO^- 等虽然相互促进，水解程度仍然很小，离子间能大量共存。

②彻底双水解离子间不能大量共存。



③特殊情况下的反应

FeCl_3 和 Na_2S 溶液发生氧化还原反应(生成 Fe^{2+} 、 S)

Na_2S 和 CuSO_4 溶液发生复分解反应($\text{Na}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 = \text{CuS}\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$) 生成更难溶物

FeCl_3 和 KSCN 溶液发生络合反应($[\text{FeCl}_3 + 3\text{KSCN} = \text{Fe(SCN)}_3 + 3\text{KCl}]$)

4、影响盐类水解的因素

主要因素：是盐本身的性质(对应的酸碱越弱，水解程度就越大)。

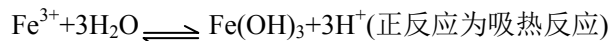
外界条件：

(1) **温度：**盐的水解是吸热反应，因此升高温度，水解程度增大。

(2) **浓度：**稀释盐溶液，可以促进水解，盐的浓度越小，水解程度越大。

(3) **外加酸碱盐：**外加酸碱能促进或抑制盐的水解。

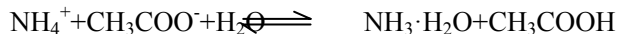
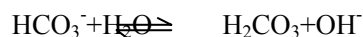
下面分析不同条件对 FeCl_3 水解平衡的影响情况：



条件	移动方向	H^+ 数	pH	Fe^{3+} 水解程度	现象
升高温度	向右	增加	降低	增大	颜色变深(黄→红褐)
加 H_2O	向右	增加	升高	增大	颜色变浅
通 HCl	向左	增加	降低	减小	颜色变浅
加 NaOH 溶液	向右	减小	升高	增大	产生红褐色沉淀
加 CaCO_3 固体	向右	减少	升高	增大	产生红褐色沉淀、无色气体
加 NaHCO_3 溶液	向右	减少	升高	增大	产生红褐色沉淀、无色气体

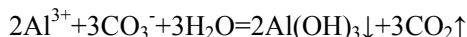
5、盐类水解离子方程式的书写

(1)一般水解程度很小，用可逆符号，不标“ \downarrow ”或“ \uparrow ”，不写分解产物形式(如 H_2CO_3 等)。



(2)多元弱酸根分步水解，弱碱阳离子一步到位。

(3)能进行完全的双水解反应写总的离子方程式，用“ $=$ ”且标注“ \downarrow ”和“ \uparrow ”。



注意区别酸式盐的阴离子的电离和水解



6、离子浓度比较

(1)守恒关系

①**电荷守恒**：电解质溶液中所有阳离子所带有的正电荷数与所有的阴离子所带的负电荷数相等。

如 NaHCO_3 溶液中： $c(\text{Na}^+) + c(\text{H}^+) = c(\text{HCO}_3^-) + 2c(\text{CO}_3^{2-}) + c(\text{OH}^-)$

Na_2CO_3 溶液中： $c(\text{Na}^+) + c(\text{H}^+) = 2c(\text{CO}_3^{2-}) + c(\text{OH}^-) + c(\text{HCO}_3^-)$

②**物料守恒**：离子或分子中某种特定元素的原子的总数是不会改变的。

如， 0.1mol/L CH_3COONa 和 0.1mol/L CH_3COOH 混合溶液，

$c(\text{CH}_3\text{COO}^-) + c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0.2\text{mol/L}$

Na_2S 溶液中， $c(\text{S}^{2-}) + c(\text{HS}^-) + c(\text{H}_2\text{S}) = 1/2c(\text{Na}^+)$ ；

在 NaHS 溶液中， $c(\text{HS}^-) + c(\text{S}^{2-}) + c(\text{H}_2\text{S}) = c(\text{Na}^+)$ 。

③**水的电离守恒**（也称质子守恒）：是指溶液中，由水所电离的 H^+ 与 OH^- 量相等。

如： $0.1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ 的 Na_2S 溶液中： $c(\text{OH}^-) = c(\text{H}^+) + c(\text{HS}^-) + 2c(\text{H}_2\text{S})$

例 1：25℃时，将稀氨水逐滴加入到稀硫酸中，当溶液的 $\text{pH}=7$ 时，下列关系正确的是（ ）

A. $c(\text{NH}_4^+) = c(\text{SO}_4^{2-})$

B. $c(\text{NH}_4^+) > c(\text{SO}_4^{2-})$

A. $c(\text{NH}_4^+) < c(\text{SO}_4^{2-})$

D. $c(\text{OH}^-) + c(\text{SO}_4^{2-}) = c(\text{H}^+) + c(\text{NH}_4^+)$

(2)单一溶质溶液

①**酸或碱** 0.1mol/L H_2S 溶液中，各离子浓度大小关系？

②**正盐** 0.1mol/L 的 CH_3COONa 微粒中浓度大小关系？

方法：a.盐的粒子 $> \text{H}_2\text{O}$ 的离子；b.浓度大小决定于水解程度；c. OH^- 和 H^+ 决定于酸碱性

练： 0.1mol/L 的 Na_2CO_3 中微粒浓度大小关系？ 0.1mol/L 的 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 中微粒浓度大小关系？

③**弱酸酸式盐溶液**

[例题] 0.1mol/L 的 NaHSO_3 微粒中浓度大小关系 **电离 $>$ 水解**，则电离产生离子 $>$ 水解产生的离子

[练习] 0.1mol/L 的 NaHCO_3 中微粒浓度大小关系 **电离 $<$ 水解**，则电离产生离子 $<$ 水解产生的离子

例 2：已知某温度下 $0.1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ 的 NaHB (强电解质) 溶液中 $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$ ，则下列有关说法或关系式一定正确的是（ ）

① HB^- 的水解程度小于 HB^- 的电离程度； ② $c(\text{Na}^+) = 0.1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \geq c(\text{B}^{2-})$ ；

③ 溶液的 $\text{pH}=1$ ；

④ $c(\text{Na}^+) = c(\text{HB}^-) + 2c(\text{B}^{2-}) + c(\text{OH}^-)$ 、

A、①②

B、②③

C、②④

D、①②③

例 3：已知某酸的酸式盐 NaHY 的水溶液的 $\text{pH}=8$ ，则下列说法中正确的是（ ）

A、在 Na_2Y 、 NaHY 、 H_2Y 的溶液中，阴离子的种类不同

B、 NaHY 的溶液中，离子浓度大小顺序为： $c(\text{Na}^+) > c(\text{Y}^-) > c(\text{HY}^-) > c(\text{OH}^-) > c(\text{H}^+)$

C、 HY^- 的水解离子方程式为： $\text{HY}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Y}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

D、相同物质的量浓度的 Na_2Y 和 NaHY 溶液，前者的 pH 大于后者

(3)两种溶液混合①分析反应，判断过量，确定溶质。

②“两个微弱”：弱酸(碱)溶液中分子是主要的，盐溶液中盐电离产生的离子是主要的。

③主要离子和少量的离子分别结合溶质物质的量、电离水解程度和溶液的酸碱性分析。

例 4：用物质的量都是 0.1mol 的 CH_3COOH 与 CH_3COONa 配成 1L 混合溶液，已知其中 $c(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ 大于 $c(\text{Na}^+)$ ，对该混合溶液下列判断正确的是（ ）

A、 $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$

B、 $c(\text{CH}_3\text{COOH}) + c(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 0.2\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

C、 $c(\text{CH}_3\text{COOH}) > c(\text{CH}_3\text{COO}^-)$

D、 $c(\text{CH}_3\text{COO}^-) + c(\text{OH}^-) = 0.1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

例 5：将 $\text{pH}=2$ 的盐酸与 $\text{pH}=12$ 的氨水等体积混合，在所得的混合溶液中，下列关系式正确的是（ ）

- A、 $c(\text{Cl}^-) > c(\text{NH}_4^+) > c(\text{OH}^-) > c(\text{H}^+)$ B、 $c(\text{NH}_4^+) > c(\text{Cl}^-) > c(\text{OH}^-) > c(\text{H}^+)$
C、 $c(\text{Cl}^-) = c(\text{NH}_4^+) > c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$ D、 $c(\text{NH}_4^+) > c(\text{Cl}^-) > c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$

(4)不同溶液中同一离子的比较

例 物质的量浓度相同的下列溶液① $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ② $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ③ NH_4HCO_3 ④ NH_4HSO_4 ⑤ NH_4Cl ⑥ $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ⑦ $\text{CH}_3\text{COONH}_4$; 按 $c(\text{NH}_4^+)$ 由小到大的排列顺序正确的是 ()

- A.③⑦⑤④⑥①②③ B.⑥③⑦⑤④①② C.⑥⑦⑤③④①② D.⑥⑦③⑤④②①

7、盐类水解的应用

(1)溶液酸碱性的判断

①等浓度不同类型物质溶液 pH:

多元强碱 > 一元强碱 > 弱碱 > 强碱弱酸盐 > 水 > 强酸弱碱盐 > 弱酸 > 一元强酸 > 多元强酸

②对应酸(碱)越弱, 水解程度越大, 碱(酸)性越强。

常见酸的强弱: $\text{H}_2\text{SO}_3 > \text{H}_3\text{PO}_4 > \text{HF} > \text{HAc} > \text{H}_2\text{CO}_3 > \text{H}_2\text{S} > \text{HClO} > \text{HCN} > \text{HCO}_3^- > \text{HS}^-$

③弱酸酸式盐溶液

当电离程度大于水解程度时, 溶液成酸性, 如 HSO_3^- 、 H_2PO_4^- (一般只此两种)

当水解程度大于电离程度时, 溶液成碱性, 如 HCO_3^- 、 HPO_3^{2-} 、 HS^- 等

④同 pH 溶液浓度比较

相同条件下, 测得: ① NaHCO_3 ② CH_3COONa ③ NaClO ④ Na_2CO_3 四种盐溶液 pH 相同, 那么它们的物质的量浓度由大到小顺序为_____。

(2)盐溶液蒸干所得到的固体

①将挥发性酸对应的盐(AlCl_3 、 FeBr_3 、 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 等)的溶液加热蒸干, 得不到盐本身。

AlCl_3 溶液中, $\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl}$ $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

②如果水解生成的酸难挥发, 则可以得到原固体, 如 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 、 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 等。

③强碱弱酸盐的溶液蒸干可以得到原固体, 如 K_2CO_3 、 Na_2CO_3 等

④不稳定的盐的溶液: 发生分解, 如 $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ 溶液蒸干得到 BaCO_3 。

⑤具有强还原性盐的溶液: 发生氧化反应, 如 $2\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{SO}_4$ 。

⑥由易水解变质的盐的结晶水合物得到无水物, 应在抑制其水解的氛围中加热脱水。

$\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ 加热: $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} \text{Mg}(\text{OH})\text{Cl} + \text{HCl}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$
 $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} \text{MgO} + 2\text{HCl}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$

在干燥的 HCl 气流中加热便能得到无水 MgCl_2 。

(3)配制盐溶液, 需考虑抑制盐的水解。

如配制 FeCl_3 、 SnCl_2 等溶液, 可滴入几滴盐酸或直接将固体溶解在盐酸中再稀释到所需浓度。

(4)试剂的贮存要考虑盐的水解。

如 Na_2CO_3 、 NaHCO_3 溶液不能用带玻璃塞的试剂瓶贮存, 必须用带橡皮塞的试剂瓶保存。

(5)化肥的合理使用, 有时要考虑盐类水解。

①铵态氮肥与草木灰不能混合使用 ②过磷酸钙不能与草木灰混合使用

(6) Mg 、 Zn 等较活泼金属溶于强酸弱碱盐(如 NH_4Cl 、 AlCl_3 、 FeCl_3 等)溶液中, 产生 H_2 。

(7)某些盐的分离除杂要考虑盐类的水解。

如为了除去氯化镁酸性溶液中的 Fe^{3+} 可在加热搅拌条件下加入氧化镁

(8)判断离子共存时要考虑盐的水解。

Al^{3+} 与 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 、 S^{2-} 、 HS^- 、 AlO_2^- 等,

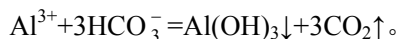
Fe^{3+} 与 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 、 AlO_2^- 等。

无法在溶液中制取 Al_2S_3 , 只能由单质直接反应制取。

(9)分析溶液中粒子的种数要考虑盐的水解。

(10)工农业生产、日常生活中，常利用盐的水解知识。

①泡沫灭火器产生泡沫是利用了 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 和 NaHCO_3 相混合发生双水解反应：



②日常生活中用热碱液洗涤油污物品比冷碱液效果好。

③水垢的主要成分是 CaCO_3 和 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ，基本上不会生成 MgCO_3 ，是因为 MgCO_3 微溶于水，受热时水解生成更难溶的 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 。

④用盐(铁盐、铝盐等)作净水剂时需考虑盐类的水解。

水溶液中的离子平衡

弱电解质的电离平衡及盐类的水解平衡是高考的热点内容之一，也是教学中的重点和难点。几乎是每年高考必考的内容。

电离平衡的考查点是：

①比较某些物质的导电能力大小，判断电解质、非电解质；

②外界条件对电离平衡的影响及电离平衡的移动；

③将电离平衡理论用于解释某些化学问题；

④同浓度(或同 pH)强、弱电解质溶液的比较，如： $c(\text{H}^+)$ 大小，起始反应速率、中和酸(或碱)的能力、稀释后 pH 的变化等等。外界条件对电离平衡的影响、强弱电解质的比较是高考命题的热点。

盐类的水解在考查内容上有以水解实质及规律为对象的考查，但将水解与弱电解质电离、酸碱中和反应、pH 等知识进行综合考查更为常见。主要考查点如下：

①盐类水解对水的电离程度的影响的定性、定量判断；

②水解平衡移动用于某些盐溶液蒸干后产物的判断；

③盐溶液 pH 大小的比较；

④盐溶液或混合溶液离子浓度大小的比较及排序。

⑤离子共存、溶液的配制、试剂的贮存、化肥的混用、物质的提纯、推断、鉴别、分离等。

考点归纳：1. 电离平衡与水解平衡的比较：

	电离平衡	水解平衡
研 究 对 象	弱电解质（弱酸、弱碱、水）	盐（强碱弱酸盐、强酸弱碱盐）
实 质	$\text{弱酸} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{弱酸根离子}$ $\text{弱碱} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{弱碱根离子}$	盐电离出的： $\text{弱酸根离子} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{弱酸(根)} + \text{OH}^-$ $\text{弱碱根离子} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{弱碱} + \text{H}^+$
特 点	①酸(碱)越弱，电离程度就越小 ②电离过程吸热 ③多元弱酸：分步电离且 一级电离 \gg 二级电离 \gg 三级电离	①“越弱越水解”(对应酸或碱越弱，水解程度越大)； ②水解过程吸热； ③多元弱酸根：分步水解且 一级水解 \gg 二级水解 \gg 三级水解。
表 达 方 式	电离方程式 $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	水解方程式 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$

影响 因素	温 度		升温,促进电离,离子浓度增大(易挥发的溶质除外)	升温, 促进水解
	浓 度	加水稀释	促进电离,但离子浓度不增大	促进水解
		加入同种离子	抑制电离	抑制水解
		加入反应离子	促进电离	促进水解

2. 影响水电离的因素:

水是一种极弱的电解质: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ 在一定温度下, $c(\text{H}^+)$ 与 $c(\text{OH}^-)$ 的乘积是一个常数, 即 $K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$, K_w 叫水的离子积常数, 简称水的离子积。

若没有指定温度, 则可认为是在常温下, 即 25°C 时 $K_w = 1 \times 10^{-14}$

(1) 温度: 由于水的电离过程吸热, 故升温使水的电离平衡右移, 即加热能促进水的电离,

$c(\text{H}^+)$ 、 $c(\text{OH}^-)$ 同时增大, K_w 增大, pH 值变小, 但 $c(\text{H}^+)$ 与 $c(\text{OH}^-)$ 仍相等, 故体系仍显中性。

(2) 酸、碱性: 在纯水中加入酸或碱, 酸电离出的 H^+ 或碱电离出 OH^- 均能使水的电离平衡左移, 即酸、碱的加入抑制水的电离。若此时温度不变, 则 K_w 不变, $c(\text{H}^+)$ 、 $c(\text{OH}^-)$ 此增彼减。即: 加酸, $c(\text{H}^+)$ 增大, $c(\text{OH}^-)$ 减小, pH 变小。加碱, $c(\text{OH}^-)$ 增大, $c(\text{H}^+)$ 减小, pH 变大。

(3) 能水解的盐: 在纯水中加入能水解的盐, 由于水解的实质是盐电离出的弱酸根或弱碱阳离子结合水电离出的 H^+ 或 OH^- , 所以水解必破坏水的电离平衡, 使水的电离平衡右移。即盐类的水解促进水的电离。

(4) 其它因素: 向水中加入活泼金属, 由于与水电离出的 H^+ 直接作用, 故同样能促进水的电离。

3. 关于溶液 pH 值的计算:

(1) 总思路: 根据 pH 的定义: $\text{pH} = -\lg \{c(\text{H}^+)\}$, 溶液 pH 计算的核心是确定溶液中 $c(\text{H}^+)$ 的相对大小。具体而言, 酸性溶液必先确定溶液中 $c(\text{H}^+)$, 碱性溶液必先确定 $c(\text{OH}^-)$, 再由 $c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = K_w$ 换算成 $c(\text{H}^+)$, 然后进行 pH 的计算。

$$\text{即: } c(\text{H}^+) \xrightleftharpoons[\text{pH}]{\text{pH} = -\lg \{c(\text{H}^+)\}} c(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}}$$

(2) 溶液混合后的 pH 计算:

① 两强酸混合, 先求混合后的 $c(\text{H}^+)_{\text{混}}$, 再直接求 pH 值: $c(\text{H}^+)_{\text{混}} = [c(\text{H}^+)_1 \cdot V_1 + c(\text{H}^+)_2 \cdot V_2] / (V_1 + V_2)$

② 两强碱混合: 先求混合后 $c(\text{OH}^-)_{\text{混}}$, 再间接求 pH 值: $c(\text{OH}^-)_{\text{混}} = [c(\text{OH}^-)_1 \cdot V_1 + c(\text{OH}^-)_2 \cdot V_2] / (V_1 + V_2)$

③ 强酸与强碱溶液混合: 根据 $n(\text{H}^+)$ 与 $n(\text{OH}^-)$ 的相对大小先判断酸、碱的过量情况。

a. 若酸过量 $n(\text{H}^+) > n(\text{OH}^-)$, $c(\text{H}^+)_{\text{混}} = [n(\text{H}^+) - n(\text{OH}^-)] / V_{\text{总}}$

b. 若碱过量 $n(\text{OH}^-) > n(\text{H}^+)$, $c(\text{OH}^-)_{\text{混}} = [n(\text{OH}^-) - n(\text{H}^+)] / V_{\text{总}}$

c. 若酸碱恰好完全反应 $n(\text{H}^+) = n(\text{OH}^-)$, 混合后溶液呈中性。

④ 未标明酸碱的强弱, 混合后溶液 pH 值不定。应分析讨论。

(3) 总结论: 酸按酸, 碱按碱, 同强混合在之间, 异强混合看过量。

4. 溶液的稀释规律:

(1) 强酸: $\text{pH} = a$, 稀释 10^n 倍则 $\text{pH} = a + n$ 且 $(a + n) < 7$; (弱酸: 则 $\text{pH} < (a + n)$)

强碱: $\text{pH} = b$, 稀释 10^n 倍则 $\text{pH} = b - n$ 且 $(b - n) > 7$; (弱碱: 则 $\text{pH} > (b - n)$)

(2) 酸或碱 无限稀释时(即当 $c(\text{H}^+)$ 或 $c(\text{OH}^-) < 10^{-6} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 时), 应考虑水电离出来的 H^+ 或 OH^- 的影响。切记: “无限稀释 7 为限”

5. pH 之和等于 14 的一强一弱两种酸碱等体积混合, 混合液呈弱的性质。(谁弱谁过量, 溶液显性)

① 若“一弱”指弱酸, 则混合液呈弱酸性;

② 若“一弱”指弱碱, 则混合液呈弱碱性。

6. 关于中和滴定的误差判断:

根据计算关系式: $C_{\text{待}} = [c(\text{标}) \cdot V(\text{标}) \cdot n(\text{标})] / [V(\text{待}) \cdot n(\text{待})]$, 判断溶液浓度误差的宗旨是待测溶液的浓度

与消耗标准液的体积成正比。任何操作的误差最终均可归结到对所用标准液的体积的影响。

7. 滴定过程中的 pH 变化及终点判断

酸碱滴定过程中, 溶液的 pH 发生了很大的变化。若用标准的强酸溶液滴定未知浓度的强碱溶液, 则反应开始时溶液的 pH 很大, 随着强酸的滴入, 溶液的 pH 逐渐变小, 二者恰好中和时溶液的 pH=7; 当酸过量一滴时, 溶液立即变为酸性, 此即为滴定终点。若用强碱滴定强酸则恰恰相反。

根据滴定过程中的 pH 变化及酸碱指示剂在酸性或碱性溶液中的颜色变化, 只要选择合适的指示剂(滴定终点尽可能与变色范围一致), 即可准确判断中和反应是否恰好进行。在实验室里最常选用的指示剂为酚酞, 当用酸滴定碱时, 达滴定终点时颜色由浅红色变为无色; 当用碱滴定酸时, 达滴定终点时颜色由无色变为浅红色。

注意: 当用酸滴定碱时, 根据实际情况也可选用甲基橙, 但石蕊不用作滴定指示剂。

中学化学中常见的能发生“水解相互促进的反应”(双水解)的离子对有:

Al^{3+} 与 HCO_3^- 、 CO_3^{2-} 、 HS^- 、 S^{2-} 、 ClO^- 、 AlO_2^- ;

Fe^{3+} 与 HCO_3^- 、 CO_3^{2-} 、 ClO^- 、 AlO_2^- ;

Fe^{2+} 与 AlO_2^- ;

NH_4^+ 与 SiO_3^{2-} 等。

实际上, 由于 $Al(OH)_3$ 、 $Fe(OH)_3$ 溶解度非常小, 比碳酸稍强的酸的酸根与 Fe^{3+} 、 Al^{3+} 也能发生“双水解反应”。

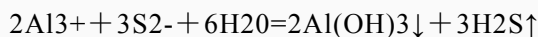
1、【铝离子和碳酸氢根离子】



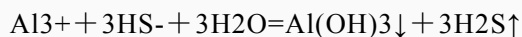
2、【铝离子和碳酸根离子】



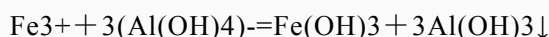
3、【铝离子和硫离子】



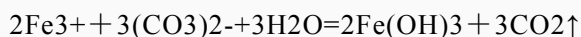
4、【铝离子和 HS^- (硫氢根) 离子】



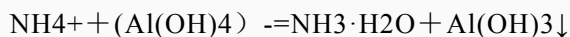
5、【铁离子和四羟基合铝酸根离子】



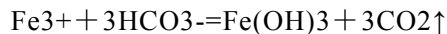
6、【铁离子和碳酸根离子】



7、【铵根离子和四羟基合铝酸根离子】



8、【铁离子和碳酸氢根离子】



2010 年

9, 向 $10mL 0.1mol/L$ 的 $NaHCO_3$ 溶液中滴加 2 滴酚酞指示剂, 室温时容易为无色, 加热时变为粉红色, 其主要原因是 ()

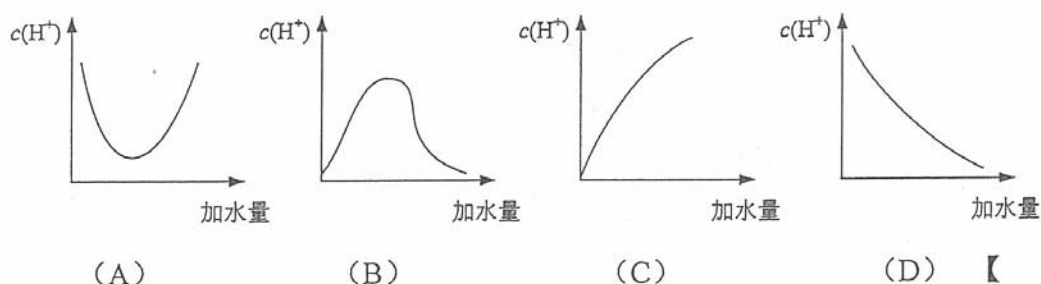
(A) 酚酞指示剂受热变粉红色

(B) $NaHCO_3$ 受热变成 Na_2CO_3

(C) 水分蒸发使 NaHCO_3 的浓度增大

(D) 加热促进 NaHCO_3 水解

18. 加水稀释冰醋酸时, 下图中的曲线能正确表示溶液中 $c(\text{H}^+)$ 随加入水量变化的是 ()



2009 年

4. 能正确表示所发生反应的离子方程式是

(A) 氧化铁溶于盐酸 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{Fe}^{3+} + 6\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$

(B) 小苏打溶解于烧碱溶液 $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$

(C) 铁屑加至含 6mol/l H^+ 离子的 FeCl_3 溶液中 $\text{Fe} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$

(D) 少量硫化氢通入氢氧化钾溶液中 $\text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{HS}^-$

16. 等体积等浓度的两种溶液混合后, 溶液的 PH 值最接近于 7 的是

(A) 盐酸溶液和碳酸钠溶液

(B) 盐酸溶液和碳酸氢钠溶液

(C) 氢氧化钠溶液和醋酸溶液

(D) 氢氧化钠溶液和硫酸溶液

2008 年

5. 某温度时测得纯水中的 $c(\text{H}^+) = 2 \times 10^{-7} \text{mol/L}$, 则它的 $c(\text{OH}^-)$ 是

(A) $5 \times 10^{-7} \text{mol/L}$

(B) $2 \times 10^{-7} \text{mol/L}$

(C) $1 \times 10^{-7} \text{mol/L}$

(D) $5 \times 10^{-8} \text{mol/L}$

6. 常温下将醋酸溶液与氢氧化钠溶液等体积混合后, 其溶液的 $\text{pH} = 7$, 则下列说法正确的是

(A) 反应后生成的盐溶液没有发生水解

(B) 醋酸溶液的浓度小于氢氧化钠溶液的浓度

(C) 醋酸溶液的浓度大于氢氧化钠溶液的浓度

(D) 醋酸溶液的浓度和氢氧化钠溶液的浓度相等

20. (16分) 用 1mol/L 的 NH_4Cl 水溶液进行如下实验:

(1) 取 3mL 溶液加入两滴石蕊指示剂, 这是溶液显____色, 说明该溶液为____性, 其原因是 (用离子方程式表示) _____。

(2) 向 5mL 溶液中加入少量镁粉, 可以观察到有_____生成, 其化学式是_____, 该反应的离子方程式是_____。

(3) 该水溶液中含有的所有离子是_____, 这些离子中浓度最

大的是_____离子，浓度最小的是_____离子。

2007 年

9. 0.1 mol/L 的盐酸、硫酸和醋酸溶液中，pH 由小到大的顺序是

- (A) HCl、H₂SO₄、HAc (B) H₂SO₄、HAc、HCl
(C) HCl、HAc、H₂SO₄ (D) H₂SO₄、HCl、HAc

13. 将化学方程式 $2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{FeCl}_2 + \text{S} + 2\text{HCl}$ 改写成离子方程式，正确的是

- (A) $2\text{Fe}^{3+} + \text{S}^{2-} = 2\text{Fe}^{2+} + \text{S}$
(B) $2\text{FeCl}_3 + \text{S}^{2-} = 2\text{FeCl}_2 + \text{S} + 2\text{Cl}^-$
(C) $2\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{S} = 2\text{Fe}^{2+} + \text{S} + 2\text{H}^+$
(D) $\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{S} = \text{Fe}^{2+} + \text{S} + 2\text{H}^+$

2006 年

16. 50 mL 0.1 mol·L⁻¹ BaCl₂ 溶液和 50 mL 0.2 mol·L⁻¹ H₂SO₄ 溶液混合，所得溶液中 离子浓度大小的关系是

- (A) $c(\text{H}^+) > c(\text{Cl}^-) > c(\text{Ba}^{2+}) > c(\text{SO}_4^{2-})$ (B) $c(\text{Cl}^-) > c(\text{H}^+) > c(\text{SO}_4^{2-}) > c(\text{Ba}^{2+})$
(C) $c(\text{H}^+) > c(\text{Cl}^-) > c(\text{SO}_4^{2-}) > c(\text{Ba}^{2+})$ (D) $c(\text{Cl}^-) > c(\text{H}^+) > c(\text{Ba}^{2+}) > c(\text{SO}_4^{2-})$

2005 年

11. 下列反应的离子方程式正确的是

- (A) 铜与硝酸银溶液的反应: $\text{Cu} + \text{Ag}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{Ag}$
(B) 铁与盐酸的反应: $2\text{Fe} + 6\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2$
(C) 氢氧化铝与盐酸的反应: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
(D) 氯化铵的水解反应: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^- + \text{H}^+$

16. 将乙酸逐滴加入到氢氧化钠溶液中，使溶液为中性。此时，

- (A) $c(\text{CH}_3\text{COO}^-) = c(\text{Na}^+)$ (B) $c(\text{CH}_3\text{COO}^-) > c(\text{Na}^+)$
(C) $c(\text{CH}_3\text{COO}^-) < c(\text{Na}^+)$ (D) $c(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ 和 $c(\text{Na}^+)$ 的大小无法比较

2004 年

3. 在纯水中加入少量醋酸钠固体，溶液的

- (A) pH 升高 (B) $[\text{H}^+]$ 与 $[\text{OH}^-]$ 乘积增大 (C) $[\text{H}^+]$ 增大 (D) pH 不变

4. 常温下将 pH = 2 的某一元酸溶液与 pH = 12 的 NaOH 溶液等体积混合，所得溶液的 pH

- (A) = 7 (B) ≤ 7 (C) ≥ 7 (D) 无法判断

6. 下面有关某弱酸电离度(α)的叙述中，正确的是

- (A) α 值与溶液的浓度无关 (B) α 值不随温度的变化而改变
(C) α 值增大，相应的离子浓度一定增大

(D) α 值增大, 相应的离子数目一定增大

2003 年

2. 可以说明溶液一定呈碱性的是

- (A) 滴入甲基橙溶液呈黄色 (B) 溶液中含有氢氧根离子
(C) 滴入酚酞溶液呈无色 (D) 溶液中 $[OH^-] > [H^+]$

10. 在 $0.01 mol \cdot L^{-1} CH_3COOH$ 溶液中加入少量 CH_3COONa 固体, 下列说法正确的是

- (A) CH_3COOH 浓度增大 (B) pH 减小
(C) H^+ 浓度增大 (D) CH_3COO^- 浓度减小

15. 下列各反应式中, 属于盐的水解反应的是

- (A) $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_3O^+$ (B) $NH_4^+ + 2H_2O \rightleftharpoons NH_3 \cdot H_2O + H_3O^+$
(C) $HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$ (D) $HS^- + H_2O \rightleftharpoons S^{2-} + H_3O^+$

18. 有人曾建议用 AG 表示酸度 (acidity grade), AG 的定义为

$AG = \lg \left(\frac{[H^+]}{[OH^-]} \right)$ 。下列表述不正确的是

- (A) AG 值越大, 溶液的酸度越大 (B) $AG = 0.1$ 时, 溶液呈酸性
(C) $AG = 0$ 时, 溶液呈中性 (D) $AG > 0$ 时, 溶液呈碱性

2002 年

5. 下列反应的离子方程式正确的是

- (A) 氯气跟水反应: $Cl_2 + H_2O = 2H^+ + Cl^- + ClO^-$
(B) 铝跟氢氧化钠反应: $Al + 2OH^- = AlO_2^- + H_2 \uparrow$
(C) 铁跟稀硫酸反应: $2Fe + 6H^+ = 2Fe^{3+} + 3H_2 \uparrow$

(D) 铜跟稀硝酸反应: $3Cu + 2NO_3^- + 8H^+ = 3Cu^{2+} + 2NO \uparrow + 4H_2O$

12. 以下是几种酸碱指示剂变色的 pH 范围:

①甲基橙 3.1 ~ 4.4; ②甲基红 4.8 ~ 6.2; ③酚酞 8.2 ~ 10

用 NaOH 溶液滴定 CH_3COOH 溶液时, 可采用的指示剂是

- (A) ①②③ (B) ①② (C) ②③ (D) ③

2001 年

9. 浓度均为 $0.1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ 的下列溶液中, pH 小于 7 的是

- (A) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ (B) NaCl (C) NH_4Cl (D) NaHCO_3

12. 能正确表示下列反应的离子方程式是

