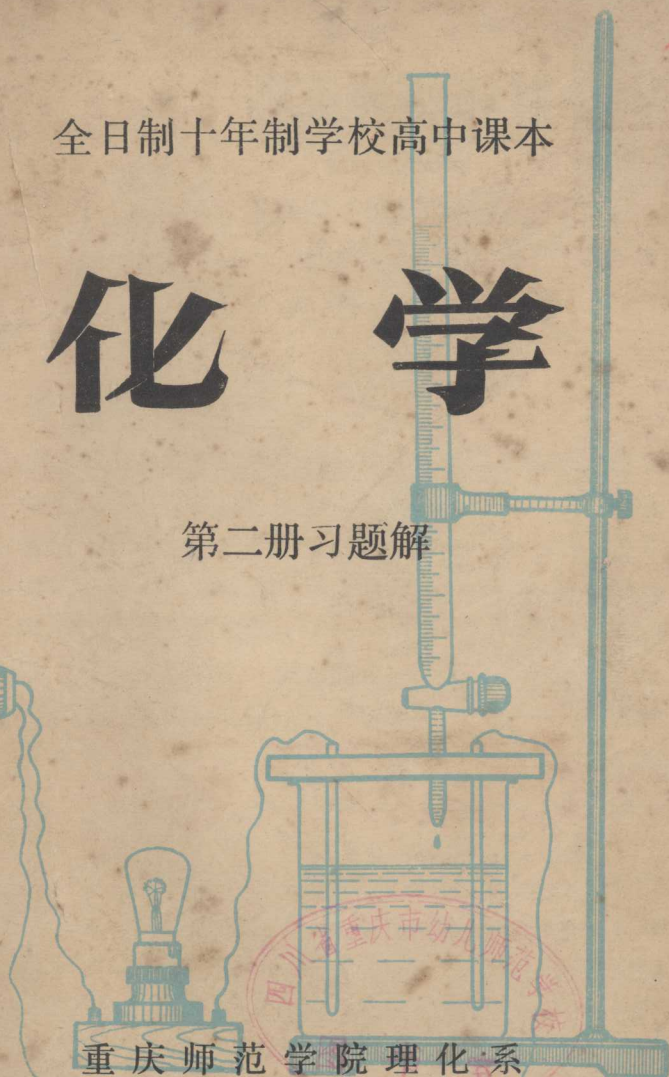


全日制十年制学校高中课本

化 学

第二册习题解



重慶師範學院理化系

中學化學教材教 教研組編

00301



CS1506659

目 录

章 节

G633.8

081

第一章 电解质溶液

- 第一节 强电解质和弱电解质..... (1)
- 第二节 电离度和电离常数..... (3)
- 第三节 水的电离和溶液的pH值..... (6)
- 第四节 同离子效应 缓冲溶液..... (10)
- 第五节 盐类的水解..... (13)
- 第七节 当量浓度 中和滴定..... (16)
- 第八节 电解和电镀..... (22)
- 第九节 电池..... (25)

重庆师大图书馆

第二章 镁 铝

- 第一节 金属键..... (35)
- 第二节 镁和铝的性质..... (38)
- 第三节 合金 镁和铝的合金..... (43)
- 第四节 铝的重要化合物 铝的冶炼..... (45)
- 第五节 硬水及其软化..... (47)

第三章 铁 钢铁工业

- 第一节 铁..... (53)

第二节	铁的合金	(55)
第三节	炼铁	(56)
第四节	炼钢	(58)
第五节	金属的腐蚀和防护	(58)

第四章 过渡元素

第一节	过渡元素概述	(63)
第二节	络合物	(65)
第三节	铜	(67)
第四节	钛	(68)
第五节	铬和锰	(70)
第六节	钪系元素和钇系元素	(73)

第五章 烃 石 油

第一节	有机物	(78)
第二节	甲烷	(79)
第三节	甲烷分子的结构	(83)
第四节	烷烃及其同系物	(84)
第五节	乙烯	(89)
第六节	乙烯分子的结构	(90)
第七节	烯烃	(91)
第八节	乙炔 炔烃	(94)
第九节	苯 芳香烃	(97)
第十节	石油和石油产品概述	(99)
第十一节	煤和煤的综合利用	(101)

第六章 烃的衍生物

第一节	卤代烃	(105)
第二节	乙醇	(107)
第三节	苯酚	(111)
第四节	醛和酮	(114)
第五节	乙酸	(117)
第六节	羧酸	(120)
第七节	酯	(122)
第八节	油脂	(125)
第九节	硝基化合物	(128)
第十节	胺 酰胺	(130)

第七章 糖类 蛋白质

第一节	单糖	(136)
第二节	二糖	(139)
第三节	多糖	(140)
第四节	氨基酸	(142)
第五节	蛋白质	(142)

第八章 合成有机高会子

第一节	概述	(145)
第二节	加聚反应和缩聚反应	(146)
第三节	塑料	(147)
第四节	合成纤维	(148)
第五节	橡胶	(148)

第九章 土壤 农 药

第一节	土壤胶体	(149)
第二节	土壤的酸碱性	(152)
第三节	土壤里的氧化一还原反应	(153)
第四节	氮、磷、钾在土壤里的转化	(153)
第五节	农药的分类	(155)
第六节	几种常用的农药	(156)

第一章 第一节 习题

1. 为什么液态氯化氢 (HCl) 不能导电而溶解于水后就能够导电?

答: 电解质所以能导电是因为在一定条件下(例如在水溶液中受水分子的作用)能电离成自由移动的离子。在液态氯化氢里只有电中性的氯化氢分子, 没有离子存在, 所以液态氯化氢不能导电。使氯化氢溶于水后, 在运动着的水分子的作用下, 氯原子和氢原子之间的电子对完全偏向于氯原子, 从而形成了自由移动的水合氢离子和水合氯离子, 所以氯化氢溶解于水后就能够导电。

2. 试根据强电解质和弱电解质的结构为例说明它们的水溶液导电能力不同的原因。

答: 大多数盐类(例如 NaCl 、 KNO_3 等)和强碱(例如固态 NaOH 和 KOH 等)都是离子化合物, 在这些离子化合物里, 只有离子而没有电中性原子。当它们溶于水时, 一方面受到极性水分子的作用, 使离子间的键减弱; 另一方面又受到不断运动着的水分子冲击, 阴、阳离子脱离晶体与水分子结合成为能自由移动的水合离子进入溶液。它们的溶液中就只有水合离子, 没有分子。

强极性键的共价化合物(如 HCl 、 H_2SO_4 、 HNO_3), 是以分子存在的, 没有离子存在。当它溶解于水时, 在运动着的水分子影响下, 共用的电子对完全移向电负性大的原子或根一边, 生成水合阳离子或水合阴离子, 溶液中只有这些自由移动的水合阳离子和水合阴离子, 而

没有了中性分子。

以上这些盐类和强极性键的共价化合物溶于水时，由于能完全电离，导电能力很强。

弱极性键的共价化合物溶于水时，虽然同样受到极性水分子的作用，但共价键不易断裂，被电离成为离子的倾向小，只有一部分分子电离成离子，这些离子在碰撞时又互相吸引，而重新结合成分子，这样一个可逆过程达到平衡时，自由移动的离子当然很少，导电能力也就较弱。

3. 在溶液导电性的实验装置里注入浓醋酸溶液时，灯光很暗，如果改用浓氨水，结果相同。可是把上述两种溶液混合起来实验时，灯光却十分明亮。为什么？

答：醋酸和氨水都是弱极性键化合物，它们在溶液中，不能完全电离，自由移动的离子少，导电能力不强，灯光很暗。而当两种溶液混合后，由于醋酸与氨水中和， $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 = \text{CH}_3\text{COONH}_4$ ，生成了能完全电离的强电解质 $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ，溶液中只有能自由移动的水合铵离子和水合醋酸根离子。导电能力变强，灯光很明亮。

4. 弱电解质在水溶液里达到电离平衡时，是否离子的浓度跟分子的浓度一定相等。为什么？

答：不等。因弱电解质在溶液中仅少部分电离，因此，未电离的电解质分子浓度与电离产生的离子浓度不等。

第一章 第二节 习题

1. 比较醋酸、氢氰酸、氢氟酸这三种酸的相对强弱。

答： 相同浓度的酸在同样条件下，电离度越大，所生成的水合氢离子的浓度也越大。在18℃时，0.1M三种酸的电离度分别为：

醋酸 CH_3COOH 1.33%

氢氰酸 HCN 0.01%

氢氟酸 HF 8.00%

可见它们的酸性：

氢氟酸 > 醋酸 > 氢氰酸

同样条件下，酸的电离常数越大，酸性也越强。三种酸在25℃时的电离常数分别为：

氢氟酸 HF 6.6×10^{-4}

醋酸 CH_3COOH 1.8×10^{-5}

氢氰酸 HCN 6.2×10^{-10}

因此，可以根据同浓度同条件下的酸的电离度相比较得知酸的强弱。也可以根据同条件下酸的电离常数相比较得知酸的强弱。

2. 为什么弱电解质的电离度与溶液的浓度有关？

答： 从公式 $\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{电离}}}{C}}$ 可以看出，在温度恒定

时，电离常数是不随浓度的改变而改变的，所以电解质溶液的浓度越大，其电离度越小。浓度越小，电离度越大。

3. 在一升2M电解质溶液里，有0.2M的电解质电离成离

子。问这种电解质的电离度是多少?

答:
$$\alpha = \frac{\text{已电离的电解质的分子数}}{\text{原有电解质的分子总数}} \times 100\% = \frac{0.2}{2} \times 100\% = 10\%$$

5. 下面两种溶液中,哪一种溶液的氢离子浓度大?为什么?

(1) 1升0.1M的醋酸溶液(电离度为1.33%)。



原始浓度 0.1 0 0

平衡浓度 $0.1 - 0.1 \times 1.33\%$ $0.1 \times 1.33\%$

$$0.1 \times 1.33\% = 0.00133$$

(2) 1升0.01M的醋酸溶液(电离度为4.17%)



原始浓度 0.01 0 0

平衡浓度 $0.01 - 0.01 \times 4.17\%$ $0.01 \times 4.17\%$

$$0.01 \times 4.17\% = 0.000417$$

答: 0.1M醋酸溶液中的氢离子浓度大于 0.01M 醋酸溶液中的氢离子浓度。

6. 在25℃时,氢氰酸的 $K_{\text{电离}}$ 为 6.2×10^{-10} 。计算0.01M 氢氰酸的电离度是多少?

〔解〕
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{电离}}}{C}} = \sqrt{\frac{6.2 \times 10^{-10}}{0.01}} = \sqrt{6.2 \times 10^{-8}} = 2.49 \times 10^{-4}$$

答: 25℃时,氢氰酸的电离度为 2.49×10^{-4} , 即0.0249%。

7. 0.1M醋酸溶液的电离度是1.3%, 求醋酸的 $K_{\text{电离}}$ 。

〔解〕
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{电离}}}{C}}, \quad K_{\text{电离}} = C\alpha^2$$

$$K_{\text{电离}} = 0.1 \times (0.013)^2 = 1.69 \times 10^{-5} \text{ (近似值)}$$

$$\text{若 } \alpha \text{ 取 } 1.33\% \text{ 则 } K_{\text{电离}} = 1.8 \times 10^{-5}$$

答：本题0.1M醋酸的 $K_{\text{电离}}$ 为 1.69×10^{-5} 。

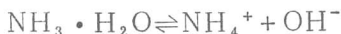
8. 已知某氨水含0.86% NH_3 ，比重是0.99。试求该氨水的 OH^- 离子的浓度。

〔解〕 首先求出此氨水的摩尔浓度C

$$\text{NH}_3 = 17$$

$$C = \frac{1000 \times 0.99 \times 0.86\%}{17} = 0.5 \text{ (摩尔/升)}$$

再根据电离平衡的原则计算出 OH^- 离子浓度。



$$K_{\text{电离}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]}$$

设 $[\text{OH}^-]$ 为x，则

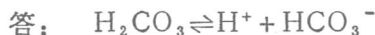
$$K_{\text{电离}} = \frac{x^2}{0.5} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$x^2 = 0.5 \times 1.8 \times 10^{-5} = 9 \times 10^{-6},$$

$$x = 3 \times 10^{-3} \text{ (摩尔/升)}$$

答：此氨水的 OH^- 离子浓度为 3×10^{-3} 摩尔/升。

9. 碳酸是弱酸，写出它的电离方程式。溶液里含有几种离子？哪种最多？哪种最少？



碳酸是二价酸，分两步电离，第一步电离比第二步电离的电离度大得多，所以在溶液里含有 H^+ 、 HCO_3^- 和 CO_3^{2-} ，而 H^+ 最多， CO_3^{2-} 最少。

10. 强电解质能出现电离平衡状态吗？为什么。

答：强电解质有两种，一种是离子化合物，一种是强极性键的共价化合物。离子化合物在稀溶液中完全电离成自由移动的离子。在浓溶液中，自由移动的离子碰撞机会增多，由于不同电性的离子相碰撞而形成“离子对”，所以，可以说在离子化合物的浓溶液中能出现离子对与自由离子间的平衡状态。强极性键的共价化合物在稀溶液中，由于水分子的作用，强极性键断裂而完全形成水合离子，但在相当浓的溶液中，这些离子的碰撞机会增多，也有再次形成强极性键分子的可能。所以，可以说强极性键的电解质在相当浓的溶液中也出现平衡状态。

第一章 第三节 习题

1. 酸性水溶液里有没有 OH^- ？碱性水溶液里有没有 H^+ ，为什么？

答：水是一种极弱的电解质，它能微弱的电离



当在水中加入酸时，破坏了水的电离平衡，而达到一个新的平衡。溶液中 H^+ 增多而 OH^- 减少。但总还存在着一一定数量的 OH^- 。所以酸性溶液里仍然有着很少的 OH^- 。

当在水中加入碱时，破坏了水的电离平衡，而达到一个新的平衡。溶液中 OH^- 增多而 H^+ 减少。但总还存在着一一定数量的 H^+ 。所以碱性溶液里仍然有很少的 H^+ 。

2. 什么叫做pH值? 水溶液的pH值与溶液的酸碱性有什么关系?

答: 稀溶液中 H^+ 离子浓度的负对数叫pH值。pH值越小, 溶液的 H^+ 离子浓度越大, 酸性越强。pH值越大, 溶液的 H^+ 离子浓度越小, 碱性越强。根据 $K_w = 1 \times 10^{-14}$, pH值小于7的溶液是酸性, pH值大于7的溶液是碱性。

3. 已知某溶液的 $[H^+] = 10^{-6} M$, 计算该溶液的 $[OH^-]$ 和pH值。

〔解〕 $K_w = [H^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{10^{-6}} = 10^{-8}$$

$$pH = -\lg [H^+] = -\lg 10^{-6} = 6$$

答: 此溶液中 OH^- 浓度是 10^{-8} , pH值是6。

4. 在1升溶液里含有NaOH 4克, 求该溶液的pH值。

〔解〕₁ 首先应求得 H^+ 浓度



$NaOH = 40$, 4克氢氧化钠是 $\frac{4}{40}$ 摩尔, 所以1升溶

液中含有4克NaOH, 其浓度应为0.1摩尔/升。由于NaOH是强电解质, 可视为完全电离, 其电离生成的 OH^- 浓度也应为0.1摩尔/升

$$[H^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14},$$

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-13}$$

$$pH = -\lg [H^+] = -\lg 10^{-13} = 13$$

〔解〕₂ 根据 $pH + pOH = pK_w$, 首先求出pOH值,

因为 $[\text{OH}^-]$ 为 1×10^{-1} ,

所以 $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = 1$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = 13$$

答: 此溶液的pH值等于13。

5. 当pH值增加2个单位时, H^+ 浓度怎样改变? 当pH值减少3个单位时, H^+ 浓度又怎样改变?

〔解〕 从数字变化的情况看: 设自中性溶液开始。

中性溶液 $\text{pH} = 7$ $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7}$ 摩尔/升

pH值增加两个单位 $\text{pH} = 7 + 2 = 9$

$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-9}$ 摩尔/升

$[\text{H}^+]$ 减少为中性溶液中 $[\text{H}^+]$ 的 $1/100$

pH值减少三个单位 $\text{pH} = 7 - 3 = 4$

$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-4}$ 摩尔/升

$[\text{H}^+]$ 增加为中性溶液中 $[\text{H}^+]$ 的1000倍。

6. 计算浓度为0.1M醋酸溶液的pH值。

〔解〕 要求得pH值, 首先应求得 $[\text{H}^+]$ 。根据醋酸的电离及其电离平衡常数可求出 H^+ 浓度。



$$K_{\text{电离}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1} = 1.34 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 1.34 \times 10^{-3}$$

$$= 3 - 0.01271 = 2.8729 \approx 2.87$$

7. 有两种水溶液pH值分别为1.8和4.2。试求这两种溶液里 H^+ 浓度的比值。

〔解〕₁ 根据 $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$

设第一种溶液的 H^+ 浓度为 x , 第二种溶液的 pH 值为 y

$$-\lg x = 1.8$$

$$-\lg y = 4.2$$

二式相减 $-\lg x + \lg y = -2.4$

$$-\lg \frac{x}{y} = -2.4 \quad \lg \frac{x}{y} = 2.4$$

查反对数表得 $\frac{x}{y} = 251.2$ 或 $\frac{y}{x} = \frac{1}{251.2}$ 。

〔解〕₂ 两种水溶液 pH 值的差值为

$$4.2 - 1.8 = 2.4$$

所以, 第一种溶液的 H^+ 离子浓度比第二种溶液的 H^+ 离子浓度大 $10^{2.4}$ 倍。即二者的 H^+ 离子浓度之比为

$$10^{2.4} : 1 = 251.2 : 1$$

答: 第一种溶液的 H^+ 浓度与第二种溶液的 H^+ 浓度之比为 $251.2 : 1$, 或第二种溶液的 H^+ 浓度与第一种溶液的 H^+ 浓度之比为 $1 : 251.2$ 。

8. pH 值可否适用于浓度大于 1 M 的酸或碱溶液? 为什么?

答: 当溶液中 H^+ 和 OH^- 浓度大于 1 M 时, pH 值会出现负值或大于 14 , 用 pH 值表示酸、碱性的强弱并不简便。所以应直接用 H^+ 浓度和 OH^- 浓度来表示。

9. 计算 0.0063 M HCl 溶液的 pH 值。

〔解〕 $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

HCl 是强电解质, 在水溶液中完全电离, 所以电离后生成的 H^+ 浓度为 0.0063 M , 其 pH 值为:

$$\begin{aligned}
 \text{pH} &= -\lg [\text{H}^+] \\
 &= -\lg 0.0063 = -\lg 6.3 \times 10^{-3} \\
 &= -\lg 6.3 + 3 = -0.7993 + 3 \\
 &= 2.20
 \end{aligned}$$

答：此溶液的pH值为2.20。

10. 已知溶液的pH值是4.35，求这溶液里 H^+ 的浓度。

$$\begin{aligned}
 \text{〔解〕} \quad \text{pH} &= -\lg [\text{H}^+] = 4.35 \\
 \lg [\text{H}^+] &= -4.35 = -5 + 0.65 = \bar{5}.65
 \end{aligned}$$

查反对数表 $[\text{H}^+] = 4.47 \times 10^{-5} (\text{M})$

答：此溶液的 H^+ 浓度为 4.47×10^{-5} 摩尔/升。

第一章 第四节 习 题

1. 试用同离子效应来说明多元酸电离时为什么第一步的电离常数远远大于第二步的电离常数。

答：以 H_2CO_3 的电离为例



产生了一定浓度的 H^+ 。



由于第一步电离使溶液含有了一定浓度的 H^+ ，而影响了第二步的电离，使平衡向左移动。因为相同离子（ H^+ ）的作用使第二步电离的电离度变得很小，平衡常数也就很小。

2. 试说明〔实验1—3〕中，当 NH_4Cl 晶体投入氨水溶液时，能使溶液碱性降低的原因。

答：氯化铵溶于水时可以完全电离



将 NH_4Cl 晶体投入氨水溶液后,增大了 NH_4^+ 的浓度,影响了氨水的电离平衡



使平衡向左移动而减少了溶液中的 OH^- ,所以溶液的碱性降低。

3. 为什么 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 和 NH_4Cl 的混合溶液具有缓冲作用? 试用平衡移动的原理加以说明。

答: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

在 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 和 NH_4Cl 的混合溶液里,由于 NH_4Cl 完全电离,因此 NH_4^+ 浓度(与 OH^- 浓度相比)比较大,由于同离子效应 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 的电离度降低了,使 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 分子浓度增加了。

当向混和溶液中加入少量强酸时,由于 H^+ 与 OH^- 结合成难电离的水使 OH^- 浓度减小,平衡向右移动,促使 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 电离产生相应数量的 OH^- 来达到平衡。

pH值基本上不变。

当向混合溶液中加入少量强碱时,使 OH^- 浓度增大,而溶液中存在着较大浓度的 NH_4^+ ,彼此结合成为 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 使平衡向左移动。pH值基本上不变。

所以, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 与 NH_4Cl 的混合溶液具有缓冲作用。

4. 在氨水中加入 NH_4Cl 或 NaOH 将会发生什么变化?

答: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

NH_4Cl 与 NaOH 都是强电解质,在溶液中完全电离, NH_4Cl 电离能生成 NH_4^+ , NaOH 电离能生成 OH^- ,

它们加入氨水后都会发生同离子效应,使氨水的电离平衡向左移动。加入 NH_4Cl 将降低 OH^- 浓度,加入 NaOH 将降低 NH_4^+ 浓度,共同地都使 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 浓度增加。

5. $\text{H}_2\text{CO}_3 \sim \text{NaHCO}_3$ 缓冲溶液为什么具有缓冲作用?

答: H_2CO_3 是一个弱酸同时也是一个二价酸,它可以分两步电离,但第二步电离的电离度极小,可以略去不计。



由于 NaHCO_3 电离出的 HCO_3^- 对 H_2CO_3 电离的同离子效应而使混合溶液在加入少量强酸、强碱时pH值基本不变,故有缓冲作用。

6. 在90毫升纯水里加入10毫升0.1M HCl, pH值有什么变化? 通过计算说明纯水有没有缓冲作用。

〔解〕 纯水的pH值为7。

90毫升纯水加入10毫升盐酸,总体积变为100毫升,

$$\text{HCl溶液的浓度变为} \frac{10 \text{ 毫升}}{100 \text{ 毫升}} \times 0.1 \text{ M} = 0.01 \text{ M},$$

$$\text{溶液的PH值} = -\lg 0.01 = -\lg 10^{-2} = 2$$

答: 根据计算数值看, 90毫升纯水中加入10毫升0.1M盐酸后pH值减少了五个单位, 变化太大。纯水没有缓冲作用。

7. 在1升含有0.1M CH_3COOH 和0.1M CH_3COONa 的缓冲溶液(pH=4.74)里, 加入0.1毫升10M HCl, 计算溶液pH值的变化。

〔解〕 采用近似算法。1升混合溶液加入0.1毫升10M HCl后, 总体积变为1.0001升, 近似地等于1升。