

第23章 酸、碱、盐

1. 酸碱电离理论: 凡是水在溶液中电离时产生的阳离子全部(阿伦尼乌斯的酸碱理论)是 H^+ 的化合物叫作酸; 在水溶液中电离时产生的阴离子全部是 OH^- 的化合物叫作碱。

2. 酸的通性: 使蓝色石蕊试液变成红色, 能与碱发生中和反应, 能与活泼金属发生置换反应生成氢气。

3. 碱的通性: 使红色石蕊试液变成蓝色, 能与酸发生中和反应, 能与酸性氧化物如 CO_2 等反应生成盐和水。

4. 酸碱中和反应的实质是 H^+ 和 OH^- 反应生成 H_2O 。 $H^+(aq) + OH^- \rightarrow H_2O(l)$

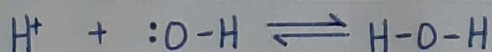
5. 酸碱的相对强弱取决于它们在水溶液中电离出 H^+ 或 OH^- 的难易。

6. 酸碱质子理论: 氢离子(H^+)是一个带正电荷的质子。在化学反应里, (布朗斯特-劳莱的酸碱理论) 凡能给出质子(H^+)的物质都是酸; 凡能接受质子的物质都是碱。

7. 酸给出质子后变成对应的碱, 这时的碱称为该酸的共轭碱 (conjugate base)。碱接受质子后变成对应的酸, 这时的酸称为该碱的共轭酸 (conjugate acid)。共轭酸碱对 (conjugate acid-base pair), 即酸 \rightleftharpoons 碱+质子, 式中的酸碱称为共轭酸碱对。

8. 酸碱电子理论: 凡是可以接受电子对 (electron pair) 的物质叫作酸; (路易斯酸碱理论) 凡是可以给出电子对的物质叫作碱。

氢离子接受电子对, 因此是酸; 氢氧根提供电子对, 因此是碱。



9. 在水溶液中能完全电离的电解质,称为强电解质(strong electrolyte)。
在水溶液中不能完全电离的电解质,称为弱电解质(weak electrolyte)。

10. 电离平衡(ionization equilibrium): 在一定条件(如温度、浓度)下,当电解质分子电离成离子的速率和离子重新结合分子的速率相等时,溶液中电解质分子和离子的浓度不再发生变化,电离达到最大程度,即处于电离平衡状态。

电离平衡是动态平衡。平衡时,单位时间内电离的分子数和离子重新结合生成的分子数相等,溶液中离子的浓度和分子的浓度都保持不变。

11. 电离度(degree of ionization): 当弱电解质在溶液达到电离平衡时,溶液中已经电离的电解质分子数占电解质原来总分子数的百分比。

$$\alpha = \frac{\text{已电离的电解质分子数}}{\text{溶液中原有电解质的分子数}} \times 100\%$$

电离度的大小表示弱电解质的相对强弱。浓度越大, α 越小。

影响电离度的因素: 电解质的本性、溶液的浓度、温度。

浓度越稀,离子互相碰撞而结合成分子的机会越少,电离度就越大。

弱电解质的电离是一个吸热过程,升高温度会促使电离平衡向电离的方向移动,电离度也随之增大,电离常数也随之增大。

12. 电离常数(ionization constant): 在一定温度下,弱电解质在水中达到电离平衡时,溶液中各种离子浓度的乘积,跟未电离分子的浓度的比值是一个常数。

酸的电离常数 = K_a ; 碱的电离常数 = K_b

影响电离常数的因素: 温度(不受浓度所影响)

在一定温度下, K_a 越大, α 越大,当弱酸的浓度相同时,溶液中的氢离子浓度也越大。

K_a 越大,弱酸的酸性越强。

* 电离常数和电离度都可以表示弱电解质的相对强弱。

13. $[H^+] = C\alpha$, C = 溶液的浓度

K_a 大 \Rightarrow 酸性

$$[OH^-] = C\alpha$$

K_b 大 \Rightarrow 碱性

$$K_a = C\alpha^2, K_b = C\alpha^2$$

$K_a = K_b \Rightarrow$ 中性

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C}}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

在 25°C 时, $pH + pOH = 14$ (pH 值表示溶液的酸碱性)



$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$= 1 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} \times 1 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$$

$$= 1 \times 10^{-14} \text{ mol L}^{-1}$$

K_w = 水的离子积常数 (ion-product constant of water) = 水的离子积

15. 酸碱中和滴定 (acid-base titration) 是利用已知浓度的酸(碱)去滴定一定体积的未知浓度的碱(或酸), 通过测定反应完全时消耗已知浓度的酸(或碱)的体积, 从而推算出未知浓度的碱(或酸)的浓度的方法。

等当点 (equivalence point): 当滴入的标准溶液与被测物质定量反应完全时。

滴定终点 (end point): 指示剂发生颜色变化的转变点。

强酸强碱的滴定 \leadsto 等当点 = 7, 石蕊 (紫色)

强酸弱碱的滴定 \leadsto 等当点 = 5, 甲基红 (橙色)

弱酸强碱的滴定 \leadsto 等当点 = 9, 酚酞 (粉红色)

16. 在水溶液中, 盐电离产生的阴离子或阳离子结合了水电离产生的 H^+ 或 OH^- 生成弱电解质的反应, 称为盐类的水解 (hydrolysis of salts)。

17. 能抵消外加少量酸、碱或稀释的影响, 而其 pH 值不发生显著变化的作用叫作缓冲作用 (buffer action), 具有缓冲作用的溶液叫作缓冲溶液 (buffer solution)。