**第2课时 弱电解质的电离平衡**

**学习目标**

1．能描述弱电解质在水溶液中的电离平衡，理解弱电解质的电离平衡。

2．了解影响弱电解质电离平衡的因素，了解电离平衡常数。

**学习重点**

弱电解质的电离平衡，电离平衡常数，影响弱电解质电离平衡的因素。

**学习难点**

电离平衡常数的计算

**学习过程**

**活动一：复习强弱电解质**

1、什么是强电解质？什么是弱电解质？举例说明。

课堂练习1、写出下列物质的电离方程式

（1）H2SO3 ;

(2)Cu(OH)2 .

(3)Al(OH)3 ;

(4)NaHCO3 .

**活动二：弱电解质的电离平衡的建立与特征**

**思考交流1：**写出弱酸、弱碱的电离方程式。

HA                                、BOH                                ；

**思考交流2：**填写下表中的空白

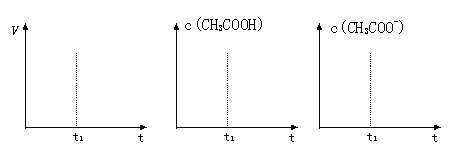
HA电离过程中体系各粒子浓度变化

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | *c*(H+) | *c*(A-) | *c*(HA) |
| HA 初溶于水时 |  |  |  |
| 达到电离平衡前 |  |  |  |
| 达到电离平衡时 |  |  |  |

BOH电离过程中体系各粒子浓度变化

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | *c*(B+) | *c*(OH-) | *c*(BOH) |
| 等体积等浓度B+、 OH-溶液相混合 |  |  |  |
| 达到电离平衡前 |  |  |  |
|  | 不变 | 不变 | 不变 |

**3活动：**画出CH3COOH溶解于水建立电离平衡的过程下列有关图像。



**4．电离平衡：**在一定条件下（温度、浓度），电解质分子 的速率和离子重新 的速率相等时的状态，叫做电离平衡。

**电离平衡研究对象**： 。

**电离平衡实质：** 。

**电离平衡特征：** 。

**活动三：电离平衡常数（电离常数）及计算**

**1、电离平衡常数**

**①表达式**

CH3COOH 可逆符号 CH3COO- + H+  电离常数(Ka)= 。

BOH 可逆符号 B+ + OH- 电离常数(Kb)= 。

H2CO3 可逆符号 HCO3- + H+ Ka1= 。

HCO3- 可逆符号 CO32- + H+ Ka2= 。

Ka1与Ka2的大小关系是 。

**归纳与总结：**多元弱酸的电离是分步进行的，其各步电离程度依次 ，其c（H+）的大小主要由第 步电离决定。

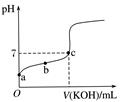
**②影响因素**

电离平衡常数只受温度影响，与弱电解质的浓度大小无关。

③**电离平衡常数的意义与应用**

电离常数越大，弱电解质的电离程度越大；判断复分解反应是否发生，一般符合“强酸制弱酸”规律。

**（2）电离度**（α）(弱电解质的电离转化率）

电离度（α）=



**课堂练习2.**已知某温度下CH3COOH的电离常数*K*＝1.6×10－5，该温度下向20 mL 0.01 mol·L－1CH3COOH溶液中逐滴加入0.01 mol·L－1KOH溶液，其pH变化曲线如图所示(忽略温度变化)，请回答有关问题：

(1)a点溶液中*c*(H＋)为 mol·L－1，电离度 。

(2)b点溶液中溶质\_\_\_\_\_\_\_\_，b点CH3COOH的电离常数\_\_\_\_1.6×10－5(“>”、“<”或“＝”)。

**课堂练习3.** 7.2×10－4、4.6×10－4、4.9×10－10分别是下列三种酸的电离常数，若已知下列反应可以发生：NaCN＋HNO2=HCN＋NaNO2、NaCN＋HF=HCN＋NaF、NaNO2＋HF=HNO2＋NaF。由此可判断下列叙述中不正确的是(　　)

A．*K*(HF)＝7.2×10－4

B．*K*(HNO2)＝4.9×10－10

C． 根据两个反应即可得出一元弱酸的强弱顺序为HF>HNO2>HCN

D．*K*(HCN)<*K*(HNO2)<*K*(HF)

**实验探究：**实验3-2

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | Na2CO3溶液与醋酸反应 | Na2CO3溶液与饱和硼酸溶液反应 |
| 实验现象 |  |  |
| 结论 |  |  |

根据上述实验结果，推测醋酸、碳酸、硼酸的酸性由强到弱的顺序为 。

**活动四：影响电离平衡的因素**

**思考：**以0.1mol/L CH3COOH为例请填写下表，归纳总结影响电离平衡的因素有哪些？

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | 加热 | 加水 | 加入  冰醋酸 | 加入无水醋酸钠 | 通入气体HCl | 加入固体氢氧化钠 |
| 平衡移动方向 |  |  |  |  |  |  |
| 电离常数（Ka） |  |  |  |  |  |  |
| 电离度（α） |  |  |  |  |  |  |
| n(H+­) |  |  |  |  |  |  |
| c（H+） |  |  |  |  |  |  |
| 溶液的导电性 |  |  |  |  |  |  |

1、内因：弱 电解质本身的性质。

2、外因

（1）温度

（2）浓度

（3）同离子效应

（4）化学反应

**小结：**

**1、强电解质和弱电解质**

**2、弱电解质的电离平衡**

**3、弱电解质的电离平衡常数**

**4、影响弱电解质电离平衡的因素**

**化学练习**

1. 下列关于电离常数的叙述中正确的是(　　)

A.电离常数是衡量弱电解质相对强弱的一种物理量

B.电离常数大的电解质一定比电离常数小的物质导电能力强

C.相同温度下，电离常数越大的弱酸溶液，溶液的酸性越强

D.对同一种弱电解质来说，增大浓度或升高温度，都能使电离常数变大

1. 在相同温度时100mL 0.01mol/L的醋酸溶液与10mL 0.1mol/L的醋酸溶液相比较，下列数值前者大于后者的是（ ）

A．中和时所需NaOH的量 B．

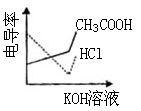
C．H＋的物质的量 D．CH3COOH的物质的量

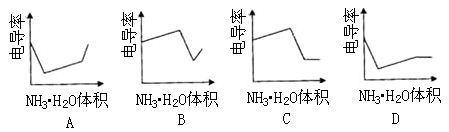
1. （07高考上海卷）已知0.1mol/L的醋酸溶液中存在电离平衡：CH3COOH0可逆符号CH3COO－＋H＋要使溶液中c(H＋)/c(CH3COOH)值增大，可以采取的措施是

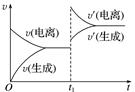
A．加少量烧碱溶液 B．降低温度 C．加少量冰醋酸 D．加水

1. 将c(H+)相同的盐酸和醋酸，分别用蒸馏水稀释至原来体积的m倍和n倍，稀释后两溶液的c(H+)仍相同，则m和n的关系是（ ）

A．m ＞ n B．m ＜ n C．m = n D．不能确定

1. （08广东卷）电导率是衡量电解质溶液导电能力大小的物理量，根据溶液电导率变化可以确定滴定反应的终点应。右图是KOH溶液分别滴定HCl溶液和CH3COOH溶液的滴定曲线示意图。下列示意图中，能正确表示用NH3·H2O溶液滴定HCl和CH3COOH混合溶液的滴定曲线的是（ ）



1. 已知0.1 mol·L－1的醋酸溶液中存在电离平衡：CH3COOH0可逆符号CH3COO－＋H＋。欲使平衡发生如图变化，可以采取的措施是(　　)

A.加少量烧碱溶液

B.升高温度

C.加少量冰醋酸

D.加水