

中等專業學校教學用書

(試用本)

无机化学教科书

下 册

杭州化工学校
北京化工学校 編

化学工业出版社

中等专业学校教学用书

(試用本)

无机化学教科書

下册

杭州化工学校 編
北京化工学校

化学工业出版社

本书着重讲清楚基本概念和理论，并以周期系的系统叙述了各族元素和它们的化合物知识，而且用基本理论阐明一些现象和概念。

本书分上下两册出版。上册除叙述基本概念、基本定律与有关学说以外，还讲述了空气、惰性气体、氧、氢；水和溶液；氧化物、酸、碱、盐；化学反应速度及化学平衡。下册以元素周期律和元素周期系各族元素为主要内容，并讲述了电离学说及放射性物质。

本书适用于中等化工技术学校各专业无机化学的教科书，也可供高中程度无机化学自修参考书。

本书由原杭州化工学校（现改浙江化工专科学校）沈远基同志、北京化工学校刘增勋同志编写，并经两校化学教研室同志讨论修正。

中等专业学校教学用书

（试用本）

无机化学教科书

下册

杭州化工学校 編
北京化工学校

化学工业出版社出版 北京安定门外和平北路

北京市书刊出版业营业许可证出字第092号

化学工业出版社印刷厂印刷 新华书店发行

开本：850×1168公厘1/32 1959年6月第1版

印张：7²²/32 插页：3 1959年6月第1版第1次印刷

字数：210千字

印数：1-18,000

定价：（9）0.89元

书号：15063·0501

序 言

1957年暑假，化工部原工业教育司开始組織所属中等专业学校教师，編写专业課的教材。按照原来的打算，在1958年暑假脫稿，脫稿后經過各校試用一学年，然后收集意見，召开會議进行討論，对試用期間反映較好的教材，再进行一次修訂，公开出版。

整风运动后，各校貫徹了党的“教育为工人階級的政治服务，教育与生产劳动結合”的教育方針，实行了勤工俭学，大办工厂，学生参加了生产劳动。因此，在教学內容上必然要进一步革新，尤其是专业课程。但是編写的这些教材，沒有能考虑到这一新的因素，把某些通过生产劳动可以得到的知識，仍編入了教材之內。所以教材的內容一般偏多，至于中小型企业 and 土法生产的有关內容更沒有列入，这是主要的缺点。将来再版时要适当加以修正。

鉴于今年全国建立了几十所中等化工学校，十分缺乏教学参考資料，各校紛紛要求我們供应化工方面的教材。对这些学校來說首先是有无問題。为此我們先把已經編完的初稿付印，以应迫切的需要。由于这些教材还没有經過試用，編写教师水平也不一致，錯誤和缺点一定很多。希望大家边試用边修改，并积极提出意見，以供第二版修訂时的参考。

化学工业部人事司

1958年9月

下册目录

第十章 电离学说

1. 溶液的导电性	5
2. 阿侖尼烏斯电离学说	5
3. 电离的过程	7
4. 酸碱盐的分子在溶液中的电离	8
5. 电离度	10
6. 电离常数	12
7. 离子反应与离子方程式	14
8. 可逆反应和不可逆反应	16
9. 同名离子效应	18
10. 水的电离	19
11. 酸和碱溶液中氢离子和氢氧离子的浓度	20
12. 盐类的水解	22
13. 电解的本質及其应用	24

第十一章 卤族元素

1. 氯	25
2. 氯化氢、盐酸和它的盐	28
3. 氯的含氧酸和它的盐	30
4. 溴	32
5. 溴化氢、氢溴酸和它的盐	33
6. 碘	34
7. 氟	35
8. 氟化氢、氢氟酸和它的盐	36
9. 卤族元素通性	37

第十二章 門捷列夫的周期律和元素周期系

1. 門捷列夫周期律	40
2. 元素周期系	45
3. 周期系的意义	50
4. 周期系的发展	53
5. 原子结构和周期系	54

第十三章 氧族元素

1. 氧族元素的通性和原子的结构	58
2. 硫	59
3. 硫化氢	61

4. 硫的氧化物	64
5. 硫酸	67
6. 硫酸盐和它们的用途	73
7. 硫和碲	74

第十四章 氮族元素

1. 氮族元素的通性	76
2. 氮	77
3. 氨	78
4. 氮的氧化物	81
5. 亚硝酸和它的盐	82
6. 硝酸和它的盐	83
7. 磷	88
8. 磷的含氧酸和它的盐	89
9. 砷	91
10. 砷的含氧酸和它的盐	92
11. 锑和铋	93

第十五章 碳、硅、硼

1. 碳族元素的通性	94
2. 碳	95
3. 碳的氧化物	98
4. 碳酸和它的盐	101
5. 硅	106
6. 硅酸盐	107
7. 硼	110
8. 硼酸和硼砂	111

第十六章 金属。金属的通性

1. 金属的物理性质	113
2. 金属的化学性质	117
3. 金属的腐蚀	121
4. 金属在自然界中的存在	126
5. 从矿石中提炼金属	128
6. 合金	132

第十七章 周期系第一族金属

1. 碱金属的通性	136
2. 钠和钾	138
3. 钠的化合物	140

4. 鉀的化合物和鉀肥	143
5. 銅副族的通性	145
6. 銅和它的化合物	146
7. 銀和金	150

第十八章 周期系第二族金屬

1. 礆土金屬的通性	153
2. 鎂和它的化合物	154
3. 鈣和它的化合物	157
4. 銦和鋁	160
5. 鋅副族的通性	161
6. 鋅和它的化合物	162
7. 鋇	165
8. 汞和它的化合物	166

第十九章 周期系第三和第四族金屬 鋁、錫和鉛

1. 鋁	170
2. 鋁的化合物	175
3. 錫和鉛的通性	178
4. 錫和它的化合物	180
5. 鉛和它的化合物	183

第二十章 周期系第六和第七族次副族金屬 鉻和錳

1. 鉻副族和錳副族的通性	186
2. 鉻和它的化合物	188
3. 鉬和鎢	192
4. 錳和它的化合物	193

第二十一章 周期系第八族金屬 鐵

1. 鐵在自然界中的存在	199
2. 生鐵的冶煉	200
3. 熟鐵和鋼	205
4. 近年來我國鋼鐵工業的發展	211
5. 鐵的性質和鐵的化合物	213
6. 銻和錒	218
7. 鉑族金屬	218

第二十二章 放射性元素和人工放射性

1. 放射性的發現和鐳的射綫	219
2. 放射性元素的蛻變和放射系	222
3. 放射性元素同位素和位移定律	226

4. 非放射性元素同位素和重水	227
5. 核的人工裂变和原子核的构造	229
6. 人工放射性和放射性同位素的应用	233
7. 超铀元素	239
8. 核的分裂	240
9. 原子堆和原子能的和平利用	242

第十章 电离学說

1. 溶液的导电性

导电的实验可以用图36的装置来进行。从图中可以看出，由电插头接来的两根导线连在两根碳棒电极上，在一根导线上串联着一个电灯泡，以便粗略地判别电路上有没有电流通过。将电极插入干的食盐或无水酸中灯泡不发光，说明这些物质不能导电，若把电极插入纯净的蒸馏水中灯泡也不发光，糖、酒精和甘油的水溶液也是这样，但是只要在水中溶入一些盐类或加入任何一种酸或硷灯泡立刻发光。

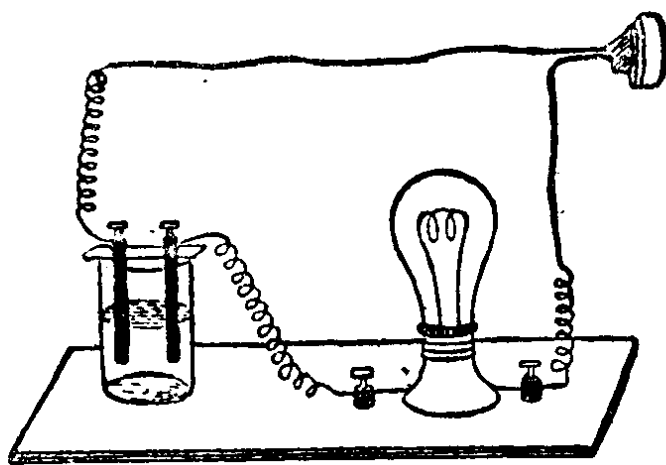


图 36 比较各种溶液导电度的装置

既然干的盐、无水的酸或硷(在固态时)不能导电，纯净的水也几乎不导电，但当酸、硷或盐溶入水中后却产生了导电性。显然在溶解过程中酸、硷和盐的分子发生了重大的变化，才使所得的溶液具有导电性，从物质的水溶液(或熔融态)能否导电，把物质分为两类，其水溶液不能导电的物质，叫做非电解质，如酒精和甘油等是非电解质。

当电流通过酸、硷或盐的水溶液时，从溶液中析出溶质或溶剂的分解产物，这就说明溶液中发生着化学变化。这种由于通过电流而引起的化学变化，叫做电解。

2. 阿侖尼烏斯电离学說

1887年阿侖尼烏斯注意到溶液的导电性，当时已经知道并不是所有的溶液都能导电，几乎只有酸、硷和盐的水溶液才能导电，因此阿侖尼烏斯提出了电离假说来说明酸、硷和盐的水溶液的性质。电离假说的基本概念可以归纳如下：

1. 当电解质溶解于水中时，它们的分子或多或少地离解成带

电荷的粒子，这些粒子叫做离子，这个分解过程叫电离。每种电解质的分子，都能电离出两种离子；一种是带正电荷叫做正离子(阳离子)，另一种带负电荷叫做负离子(阴离子)，所有正离子带的正电荷总数和所有负离子带的负电荷总数相等，因此溶液仍保持电的中性，离子可以由一个原子形成，也可以由几个原子组成。

例如：食盐(氯化钠 NaCl)溶解于水时电离成带正电荷的钠离子(Na^+)和带负电荷的氯离子(Cl^-)；硝酸钾(KNO_3)溶解于水时电离成带正电荷的钾离子(K^+)和带负电荷的硝酸根离子(NO_3^-)。

带正负电荷的离子在溶液中作不规则的运动，它们相互碰撞时，由于电荷不同又结合成为中性的分子，因此电解质在溶液中的电离是具有可逆性的，就是说电解质一方面电离成离子，另一方面带不同电荷的离子又结合成为分子。

2. 离子带有电荷它不同于中性原子和中性分子。例如：气态氢很难溶解于水，氢离子(H^+)却能大量存在于水溶液中，又如金属钠能和水剧烈地起作用生成氢氧化钠，而钠离子却不能和水起这样的作用。氯气是黄绿色的，具有刺激性的，有毒的气体而氯离子(Cl^-)是无色、无臭、无毒的。

3. 当电源通过溶液时，溶液中的正离子移向阴极，负离子移向阳极，离子到达电极后即发生放电作用变成中性原子或原子团，而失去带有电荷时所具有的特性，这些原子或原子团有的从溶液中游离出来或者有的继续作用而成为新的物质。

阿伦尼乌斯的假说极重要的地方是他确定了分子分解为离子不是由于电流的影响才发生的，而是当电解质溶解于水中时，就已经发生了。在所有能导电的溶液中都有离子存在，这和溶液是否进行着电解作用没有关系，电流对于溶液的作用只是使离子移向电极，并在电极上放电。

阿伦尼乌斯电离假说初看起来已说明了酸、硷溶液电性，但是这假说忽略了溶液中一切复杂的因素，没有考虑到溶液中溶剂分子与离子间的相互作用，也没有考虑到带电的粒子(离子)之间的相互作用，却认为分子分解或离子在溶液中是完全自由的粒子，这种观点实质上是属于机械唯物论的，不可能用它正确地来了解电离的过

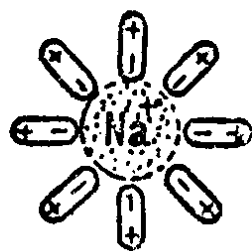
程。自然界中任何一种现象，如果把它孤立地拿出来看，把它看作是与周围现象没有联系的现象，那它就会是不可了解的东西（斯大林：“辩证唯物主义与历史唯物主义”）。

电离假说被实践所证明，并能解释和预测现象，就成为学说。

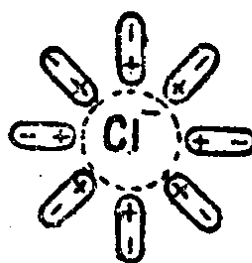
3. 电离的过程

1891年俄国和苏联的化学家卡布魯科夫(1857~1942)根据門捷列夫的水化理论提出了关于离子水化作用的观点，指出离子和它们周围的水分子能够形成水化物，极性很大的水分子把离子包围住，形成了水化离子。实际上存在于水中的并不是孤立的离子，而却是水化离子。例如：有食盐溶液中，钠离子被水分子包围着，每个水分子都以自己的负极和钠离子相吸引，形成水化钠离子(如图37)；氯离子也被水分子包围着，每个水分子的正极和氯离子相吸引，形成水化氯离子。

水化离子结合的水分子的数目对各种离子来说并不一样，有的较多，有的较少。



水化钠离子



水化氯离子

图 37 食盐溶液中水化离子

为了区别未水化的离子(例如离子晶体中的离子)和溶液的水化离子，通常在元素符号的右上角以“·”表示水化离子的正电荷，以“-”表示水化离子的负电荷；而以“+”、“-”表示未水化离子的电荷，例如在NaCl晶体中存在的是 Na^+ 离子和 Cl^- 离子，而在溶液中存在的是 $\text{Na}^\cdot$ 离子和 $\text{Cl}^\cdot$ 离子。

不仅是离子型分子在水溶液中能分裂成离子，而且某些在自由状态下表现为极性的分子也能分裂成离子，HCl 可以作为例子，在这

种情况下分裂的开始阶段是在水分子的影响下，使极性结构转变为离子结构，如图38所示。已溶解的极性分子(如A)的两端受到极性的水分子的吸引使得HCl的电荷正负极两端趋向于分开(如B)，这样可能继续到分子具有离子的结构(如C)，最后分裂成离子(如D)。

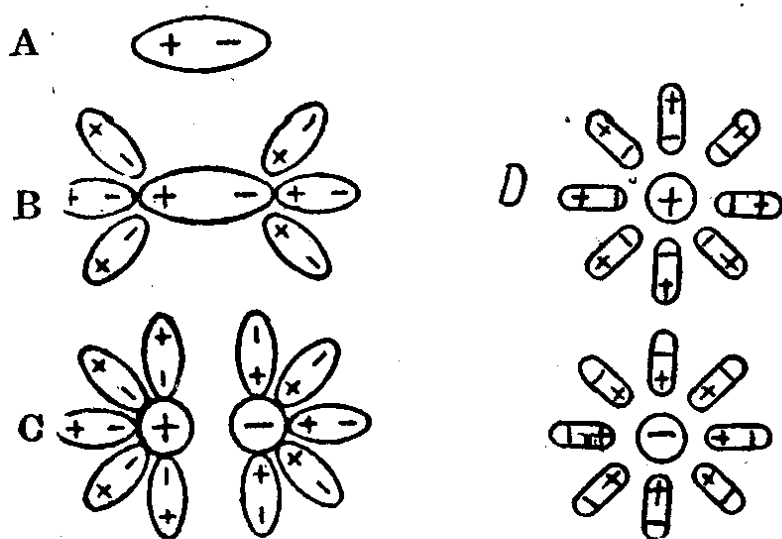
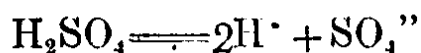
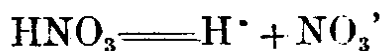


图 38 溶液中极性分子(HCl)的离解

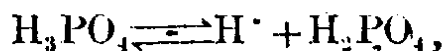
4. 酸碱盐的分子在溶液中的电离

酸分子的电离 在酸分子电离时生成氢的阳离子和酸根的阴离子

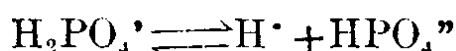


子。不同的酸，它的酸根可能不同，但在水溶液中形成氢离子则是所有酸的共同特征，因此酸的定义：酸是在水溶液中电离而生成氢离子，并且生成其他阴离子的电解质，酸的元数取决于它能够电离的氢离子数增用 H^+ 说明酸的性质酸中的氢离子(H^+ 离子)是由氢原子失去它唯一的电子而形成的，在溶液中，由于水分子的极性， H^+ 和水分子结合成为 H_3O^+ 离子，它称为 H^+ 离子的水化离子(又称水合离子)，所有酸溶液中都含有 H_3O^+ 离子，为了简便起见，通常写成 H^+ 离子。多价离子的电离表现出逐步电离的特征，最清楚地观察到的是多元酸的电离：

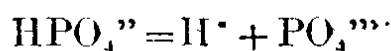
例如0.1N的磷酸(H_3PO_4)溶液，它的第一步的电离进行如下：



由于 H_2PO_4^- 离子具有负电荷，第二个氢离子的电离比第一个氢离子的电离困难得多，因此第二步电离进行的程度相当小：



最后的一个氢离子必须从带两个电荷的负离子上脱离下来，因此第三步电离：



在磷酸溶液中几乎不发生。

下面引用的数据可以作为一个很好的例子来说明，多元酸逐步电离的情况，甚至象硫酸这样强酸也是逐步电离的。

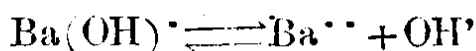
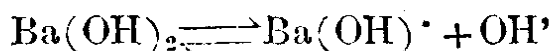
硷分子的电离 在硷分子中，氢的两个键——一个和金属连接，另一个和氢连接，和金属相连接的一个键比较容易电离，因此在电离时，会形成金属的阳离子(硷不同可能不同)和氢氧根的阴离子(所有的硷都有这个离子)：



硷的定义是：硷是在水溶液中电离而生成氢氧离子的电解质。

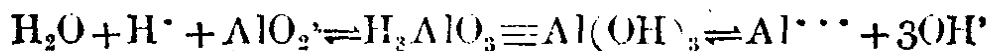
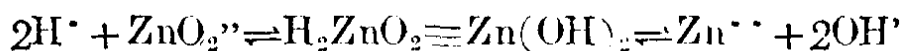
硷在水溶液中有氢氧离子，它能使指示剂变色而显碱性，并且与酸中的氢离子作用生成水，这些性质都是由于硷能电离出氢氧离子的关系。

多元硷(在硷的分子里含有两个或两个以上的氢氧根)的电离可以表示如下：



多元硷进行电离时，也是逐步离解的，但是这个情形不能证明，因为它们几乎不溶于水。

两性的氢氧化物情况是特殊的，如 $\text{Zn}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 等，它们的特征是无论按硷或酸的型式都能电离：

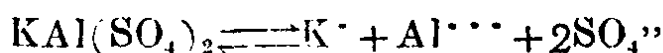
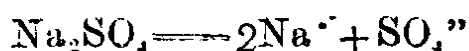


从上面举的例子看来:

1. 在有过剩的 OH^- 离子情况下, 反应有自右至左变动的倾向。

2. 在有过剩的 H^+ 离子情况下, 反应有自左至右变动的倾向。

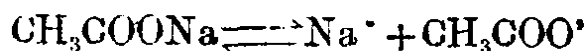
盐分子的电离 盐分子的电离, 常常生成金属阳离子和酸根的阴离子, 例如:



盐的定义: 在水溶液中电离出金属离子及酸根离子的化合物称为盐。

5. 电 离 度

实验指出, 水中所含的离子并不随着时间而改变, 可见在电解的同时有逆行的过程发生——由离子生成未离解的分子, 分子电离成为离子时其电离的速度随着分子的电离而降低, 逆反应速度(离子结合成为分子的速度)却随着增加, 结果在未电离的分子和离子之间形成平衡状态, 此时两者的相对数量保持为一常数, 因此电离就不能进行到底, 所以电离象离解一样是一种可逆过程, 在离子方程式中用两个箭头代替等号来表示它, 例如: 醋酸钠(CH_3COONa)的电离:



电解质在电离平衡状态时, 电解质电离的分子数的多少是用离解度来表示, 就是说电解已电离的分子数与溶解的电解质分子的总数之比值, 这个比值常乘以 100%, 这样就表示了在总分子数中电离部分的百分数, 兹以数学式表示如下:

设 α 为电离度:

C_1 表示所有溶解的溶质分子总数(或总浓度)

C_2 表示分解成为离子的分子数(或浓度)

$$\therefore \alpha = \frac{C_2}{C_1} \times 100\%$$

例如：若溶于水中的HCl 分子，每一百分子中有78个分子电离成离子则HCl的电离度为 78%，所以电离度能表明电解质分子中有多少分子电离成离子。

电离度一方面与电解质的性质有关，同时又与溶液的浓度有关，每一种电解质的电离度都随着溶液的稀释而增加，也就是说溶液中存在的未电离分子和离子之间的平衡，随着溶液的稀释而向生成离子的方向移动，因此电离度增加，这完全符合于吕查德里原理的。溶液浓度的改变对电离和分子化的过程的影响是不同的，因为对于电离来说有影响的只是直接包围电解质分子的水分子，所以稀释，在实质上不影响电离速度，相反的，分子化的速度却显著减小，因为这速度是依赖于不同电荷的离子间的碰撞次数，当溶液稀释时，碰撞次数减小，分子化的速度降低，溶液稀释后平衡破坏，电解质分子不得不增加电离，使离子数增多来增大分子化的速度，再建立新的平衡。所以当溶液稀释时电解质的电离度就增大，因此当读到电解质的电离度时必须同时指出溶液的浓度。

为了说明电离度与溶液浓度的关系用下面的例子来说明

浓度(克分子/升)	电 解 质	电离度(α)	氢离子浓度 (克分子数/升)
10	HCl	17%	1.7
5	//	40%	2.00
1	//	78%	0.78
3	//	57%	1.71
0.1	//	91%	0.095

虽然电解质的离解度在溶液稀释时增加，但这并不是说在单位体积内离子数目也同时不断增加，电离度变大使单位体积内离子数目增多，但是另一方面溶液的体积增加又使单位体积的离子数目减少，结果是在稀释到一定限度以前第一个因素(电离度增大)起优势作用而离子浓度增大，但在进一步加水时，即使电离度还是增加，而单位体积内离子数目就开始降低，因此就离子浓度来说，一些中等浓度的溶液一般是最高的。如HCl和H₂SO₄应用 20%和30%的溶液，就是这个道理。

一切电解质在指定的条件下,通常按照电离度的大小而称为:强电解质(电离度达30%以上),中强电解质(电离度在30%~3%之间),弱电解质(电离度在2%以下)。

所有的盐(一些少数盐例外)都是强电解质。

酸碱的电离度可作为它们强度的一种衡量。

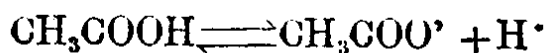
0.1N 溶液的电离度

表 21

电 解 质		α	%
盐	— + 型 M A	0.80—0.90	80—90
	++ — 型 M A ₂	0.70—0.80	70—80
	+ -- 型 M ₂ A	0.35—0.45	35—45
	++ ~ 型 M A		
酸	HNO ₃	0.90—0.95	90—95
	HCl		
	H ₂ SO ₄	0.60	60
	H ₂ F ₂	0.08	8
	CH ₃ COOH	0.014	1.4
	H ₂ CO ₃	0.0017	0.17
	HCN	0.0001	0.01
水	H ₂ O	2×10^{-9}	2×10^{-7}
	KOH	0.90—0.95	90—95
	NaOH		
	Ba(OH) ₂	0.77	77
	NH ₄ OH	0.014	1.4

6. 电离常数

电离是可逆反应,电解质的分子电离成离子而离子又相互结合生成不电离的分子,电解质的电离是趋向于平衡的可逆过程。例如醋酸CH₃COOH的电离:



此平衡建立时,应当服从质量作用定律:

$$\text{故 } K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}'] [\text{H}']}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

平衡常数 K 在这种情况下，表明了 CH_3COOH 的电离的特征，因此称为电离常数(或离解常数)。

K 的值是游离的离子的浓度乘积对未电离分子的浓度的比，当 K 为一常数时，平衡即被确定。在应用电离常数的数学式中，分子是游离离子的浓度的乘积，而分母是未电离的分子的浓度，由此很清楚的知道，该电解质能产生的游离离子愈多，而剩下在溶液中未电离的分子也愈少，其电离常数也愈大。

电离常数既不与电解质溶液的浓度有关系，也不与在溶液中其他的离子的存在有关系，因此电离常数在本质上与电离度(离解度)不同，所以电离常数比电离度能更普遍地说明电解的一般性质。

醋酸的实验数据

表 22

浓 度 (C)	α	$K \times 10^5$
0.001	0.124	1.80
0.005	0.060	1.82
0.01	0.042	1.83
0.05	0.019	1.85
0.1	0.014	1.85
0.2	0.095	1.82

18°C时KCl的电离

表 23

浓 度	离 解 度 (α)	离 解 常 数 (K)
克 当 量 数/升		
2	0.716	3.52
1	0.765	2.34
0.5	0.788	1.46
0.1	0.862	0.536
0.01	0.942	0.152

但这仅仅对于在溶液中含有离子比较少的弱电解质说是正确