

华北水利水电学院图书馆



208536761

TQ15-65

S240



电力职业技能鉴定辅导教材

电 厂 水 化 验 员

高级工

上海市第一火力发电国家职业技能鉴定站 编



中国电力出版社

www.cepp.com.cn

... 853676

电力职业技能鉴定辅导教材

编 审 委 员 会

主任委员 高伟俊 张龙妙 顾义其

委 员 (按姓氏笔画为序)

万振家	卫 东	王仲芳	王晓燕
韦世平	卢月琴	田 继	冯沪祥
刘 兵	刘雪英	汤 培	许邦寅
孙立群	李 军	杨 静	吴孝萍
邱和平	余江燕	沈伟顺	张冠民
张振亚	张惠国	张裕清	陈 珏
陈海金	林建强	郑国强	姚胜平
顾 山	倪腊琴	高兰娟	涂卉芳
黄晓东	盛培忠	梁卫华	韩丽宁
喻新根	普和平	富建琴	潘 珮

本书编审人员

编写人员 刘雪英

主 审 张天鹰 李振魁

责任编辑 赖广秀

前 言

电力职业技能鉴定辅导教材
电厂水化验员
(高级工)

随着我国电力工业装备的不断更新和技术水平的不断提高,对电业生产技术人员素质也提出了更高的要求。此外,由于劳动、培训制度的不断深化,关于工人培训教育的思想、方法和手段也发生了深刻变化。为适应这一新情况、新需要,进一步加强电力工人培训,建立新的职业培训模式势在必行。

目前,电力行业正大力开展职业技能培训和鉴定工作。新的职业培训模式要求职业培训教材要有新思路和新做法。为满足这一要求,按照劳动和社会保障部关于制定国家职业标准,加强职业培训教材建设的要求,我们在有关电力集团公司、省电力公司的大力支持下,编写了《电力职业技能鉴定辅导教材》(以下简称《教材》)。《教材》将在华东地区广泛使用。

《教材》以电力行业《国家职业技能鉴定规范》为依据,以本职业岗位群体为对象,以职业活动为导向,以职业能力为核心,以“做什么、怎么做、在什么条件下做、达到什么标准”为中心,从而形成以够用为度、实用为本、应用为主,并充分体现新知识、新技术、新工艺、新方法的模块式教材体系,具有较强的实用性、针对性、灵活性和先进性。《教材》按电力工业特有工种的不同等级各自立册。

本书是以电力行业电厂水化验员《国家职业技能鉴定规范》为依据,按照模块—学习单元模式进行编写的。本书共有5个模块,内容涵盖了电厂水化验员高级工技能鉴定考核要求掌握的所有内容。

本书是电厂水化验员高级工职业技能鉴定辅导和培训用书,也是电厂水化验员高级工的必备读物,同时还可作为各级培训中心的教學用书和职业学校的教学参考书。

本书由上海市第一火力发电国家职业技能鉴定站刘雪英老师

编写，张天鹰高级工程师和李振魁高级工程师主审。

《教材》在编写过程中，得到了有关电力集团公司、省电力公司的关心和支持，同时也得到了电力行业有关专家的热情帮助。在此一并表示衷心的感谢。

各单位和广大读者在使用本套教材过程中，如发现不妥之处，敬请随时函告，以便再版时订正。

电力职业技能鉴定辅导教材编审委员会

2003年1月

目 录

电力职业技能鉴定辅导教材
电厂水化验员
(高级工)

前言

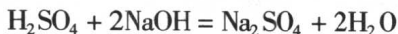
模块一 普通化学基础知识	1
模块二 水、汽监督和分析测试	16
单元一 化学分析法	16
单元二 仪器分析法	42
单元三 计算及数据处理	60
单元四 水、汽质量监督	68
模块三 水处理	82
单元一 锅炉补给水处理	82
单元二 炉内理化过程和水质调整	131
单元三 冷却水处理	163
单元四 凝结水处理系统	166
模块四 锅炉的化学清洗	169
模块五 事故分析和处理	172
参考文献	175

普通化学基础知识

一、化学反应类型

(一) 中和反应

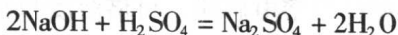
酸与碱生成盐和水的反应叫中和反应，例如



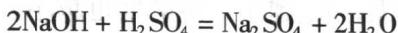
中和反应的实质是



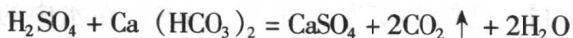
在电厂实验室中配制 NaOH 溶液时，常用标准硫酸溶液滴定 NaOH 溶液。这个滴定反应是典型的中和反应



测定锅炉水碱度的滴定反应也是中和反应，如



用硫酸法处理冷却循环水时，也是利用中和反应。反应方程式为

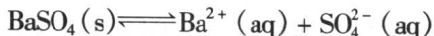


(二) 沉淀反应

沉淀反应不但是化学分析的重要分离手段，而且可在一定范围内用于滴定分析。

1. 溶度积的概念

在难溶电解质的饱和溶液中，存在着未溶的固体与溶液中相应离子间的平衡。以 BaSO_4 饱和溶液为例，溶液中构成沉淀的离子与它们形成的固相处于动态平衡



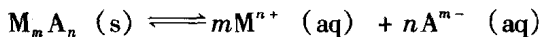
其平衡常数为

$$K_{\text{sp}, \text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] / [\text{BaSO}_4 (\text{固})]$$

按规定将纯固体的浓度取 1, 则

$$K_{\text{sp}, \text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

K_{sp} 叫浓度积常数。对通式为



的平衡而言, 溶度积常数

$$K_{\text{sp}} = [\text{M}^{n+}]^m [\text{A}^{m-}]^n$$

K_{sp} 表示在难溶电解质饱和溶液中, 有关离子浓度 (按化学计量方次) 的乘积在一定温度下为一常数。它反映了难溶电解质的溶解能力, 它的大小与物质的溶解度有关。因为物质溶解度随温度改变而变化, 所以同一种难溶电解质在不同温度时, 其 K_{sp} 值不同, 但与未溶固体量的多少无关。

对于同一类型的难溶电解质, 可借溶度积常数比较其溶解度大小, 如 AgCl 与 AgBr 、 BaSO_4 与 BaCO_3 等, 在相同温度下, K_{sp} 越大, 溶解度越大, K_{sp} 越小, 溶解度也越小。但对于不同类型的难溶电解质, 切忌用 K_{sp} 做溶解度大小的比较。

溶度积是以难溶电解质饱和溶液实验研究为基础而建立的, 因而不适用于易溶的盐, 如 NaCl , KNO_3 , KClO_3 等。

【例 1-1】 已知温度为 298K 时, BaSO_4 在水中的溶解度为 $2.42 \times 10^{-6} \text{ g/L}$, 求该温度下 BaSO_4 的溶度积。



BaSO_4 的相对分子质量为 233.4g/mol。

BaSO_4 饱和溶液的浓度 = $2.42 \times 10^{-6} \text{ g/L} / 233.4 \text{ g/mol} = 1.04 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 1.04 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 1.04 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$K_{\text{sp}, \text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 1.04 \times 10^{-8} \times 1.04 \times 10^{-8} = 1.08 \times 10^{-16}$$

答：在温度为 298K 时， BaSO_4 的 K_{sp} 为 1.08×10^{-16} 。

2. 溶度积规则

当溶液中组成某难溶电解质的离子浓度的乘积等于其 K_{sp} 时，则溶液是饱和的；当溶液中组成某难溶电解质的离子浓度的乘积大于 K_{sp} 时，则产生沉淀，但沉淀析出后，该溶液还是饱和溶液；当溶液中组成某难溶电解质的离子浓度的乘积小于 K_{sp} 时，则此溶液未饱和，这时若再加入此难溶电解质，还可以继续溶解，直至饱和为止。

这种以离子浓度乘积的大小来说明沉淀生成还是溶解的规律，叫做溶度积规则。溶度积规则可简要地归纳如下：

$[\text{M}^{n+}]^m [\text{A}^{m-}]^n = K_{\text{sp}}$ 饱和状态 平衡状态

$[\text{M}^{n+}]^m [\text{A}^{m-}]^n > K_{\text{sp}}$ 过饱和状态 沉淀 M_mA_n 析出

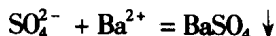
$[\text{M}^{n+}]^m [\text{A}^{m-}]^n < K_{\text{sp}}$ 未饱和状态 无沉淀析出

3. 电厂化学中常见的沉淀反应

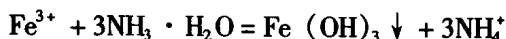
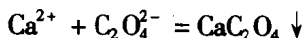
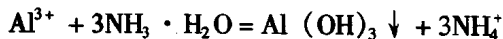
电厂化学中常见的沉淀反应，多发生在水的预处理等过程中，例如石灰软化法，石灰乳 $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ 加入水中后，便与水中某些溶解物质如 $\text{Ca}[\text{HCO}_3]_2$ 、 $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ 等发生一系列沉淀反应，生成碳酸钙和氢氧化镁等沉淀物。

石灰处理中利用沉淀反应可以除去水中的重碳酸盐、镁硬度、铁化合物、游离二氧化碳和部分硅酸等。

汽、水分析监督工作中，许多分析方法都需要利用沉淀反应。例如，测定水样中的硫酸盐，就是利用 SO_4^{2-} 与 Ba^{2+} 作用生成 BaSO_4 的沉淀实现的，即



测定水垢中铁、铝和钙等成分，也是利用沉淀反应来完成的，即

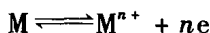


(三) 氧化还原反应

氧化还原反应的实质是电子转移。这里所指的“电子转移”，在化学反应中不一定是以明显的形式进行的，有的只是电子对略有偏移。

1. 电极电位

在金属晶体中有金属离子和电子。当把金属浸入其盐溶液中时，有两种反应倾向存在。金属表面的一些原子有把电子留在金属上而自身以离子状态进入溶液的倾向。金属越活泼，盐溶液越稀，这种倾向越大。同时，溶液中的金属离子也有向金属沉积的倾向，金属越不活泼，盐溶液越浓，这种倾向越大。因此，在金属 (M) 及其盐溶液 (M^{n+}) 之间存在如下平衡

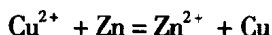


如果溶解的倾向大于沉积的倾向，金属带负电，溶液带正电；反之，金属带正电，溶液带负电。这样，金属和它的盐溶液的界面上就会产生电位差，这个电位差叫做该金属的电极电位。

影响电极电位的因素很多，如金属离子的浓度、溶液的酸度、测定时的温度等。以浓度为例，减少氧化型物质的浓度，电极电位降低，减少还原型物质的浓度，电极电位增大；反之，亦然。

2. 氧化还原反应进行的程度

氧化还原反应也是可逆反应，当氧化剂和还原剂反应进行到一定程度时就达到平衡。例如



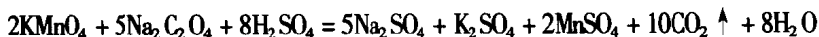
达到平衡时

$$[Zn^{2+}] / [Cu^{2+}] = K$$

K 值的大小可衡量该反应的完全程度。K 值越大，说明该反应进行得越彻底。

3. 电厂化学中常见的氧化还原反应

电厂化学中，配制高锰酸钾溶液时，用高锰酸钾 ($KMnO_4$) 与草酸钠 ($Na_2C_2O_4$) 的氧化还原反应来标定 $KMnO_4$ 的浓度，反应方程式为



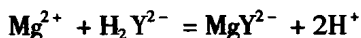
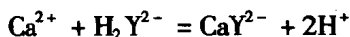
此外,水质分析中的许多分析是利用氧化还原反应来完成的。

(四) 生成配位化合物的反应

配位化合物简称配合物,过去习惯称为络合物。在众多的配位试剂中,目前用于化学分析的大都是氨基酸类化合物,其中应用最广泛的是乙二胺四乙酸(H_4Y)及其二钠盐 $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$,两者都称为 EDTA。

在不同条件下,EDTA 可以和许多金属离子生成稳定的配合物,并且大多数金属离子的 EDTA 配合物中,金属与配体按物质的量比(摩尔比)1:1 配位。

在硬度测定中, Ca^{2+} 、 Mg^{2+} 与 EDTA 的反应为



在循环水处理中,常用配位试剂与水中的一些容易结垢的离子如 Ca^{2+} 、 Mg^{2+} 等发生反应,生成稳定的配合物,防止它们在系统中沉积。

二、电解质溶液

(一) 盐溶液的 pH 值

1. 盐类水解的实质和类型

在溶液里,盐的离子跟水所电离出来的 H^+ 或 OH^- 作用生成弱电解质的反应叫做盐的水解。它的实质是离子水解。盐的水解是盐跟水反应生成酸或碱,是中和反应的逆反应。因此,在书写水解的方程式时,一般都用“ $\rightleftharpoons$ ”,而不用“ $=$ ”。水解程度不大,均不形成沉淀或气体逸出,不要随便用“ $\downarrow$ ”或“ $\uparrow$ ”。盐的水解类型见表 1-1。

表 1-1

盐的水解类型

类 型	水解情况	pH 值	实 例
强碱弱酸盐	阴离子的水解	$\text{pH} > 7$	NaAc

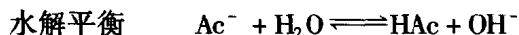
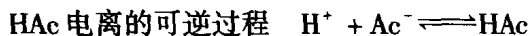
续表

类 型	水解情况	pH 值	实 例
弱碱强酸盐	阳离子的水解	$\text{pH} < 7$	NH_4Cl
弱碱弱酸盐	阴、阳离子都水解	$\text{pH} < 7$ $\text{pH} = 7$ $\text{pH} > 7$	NH_4F NH_4Ac NH_4CN
强碱强酸盐	不发生水解	$\text{pH} = 7$	NaCl

2. 水解常数和盐溶液的 pH 值

各种类型盐的水解 pH 值, 可借助于水解平衡及水解常数来进行计算。

以一元强碱弱酸盐(如醋酸盐)的水解来进行分析, 水解平衡实际上是水的电离平衡和弱酸的电离平衡的联合。



$$K_h = K_w / K_a$$

式中 K_h ——水解常数;

K_w ——水的电离常数;

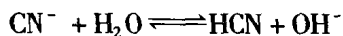
K_a ——弱酸电离常数。

同理, 一元弱碱强酸盐水解常数

$$K_h = K_w / K_b$$

【例 1-2】 已知 $K_a(\text{HCN}) = 6.2 \times 10^{-10}$, 计算 0.01 mol/L KCN 溶液中的 OH^- 离子浓度和溶液的 pH 值。

解: 设水解平衡时, OH^- 离子的浓度为 $x \text{ mol/L}$ 。



c (起始) 0.01 0 0

c (平衡) $0.01 - x$ x x

$c/K_a > 500$, 说明电离平衡后, x 的量很小, 可忽略不计, 因此 $0.01 - x \approx 0.01$

$$x = \sqrt{K_a \times 0.1} = 1 \times 10^{-14} \times 0.1 / 6.2 \times 10^{-10} \\ = 1.3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\lg(1.3 \times 10^{-3}) = 2.89 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11.11$$

答：0.01mol/L KCN 溶液中 OH^- 离子浓度为 $1.3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ ，溶液的 $\text{pH} = 11.11$ 。

(二) 不同溶液混合后溶液的 pH 值

不同浓度的溶液混合时，混合前各自溶质的量之和等于混合后溶液中溶质的量。混合前各溶液的质量之和也等于混合后溶液的质量。但是，混合前各溶液的体积之和并不等于混合后溶液的体积。

【例 1-3】 将 0.01mol/L NaOH 10mL 加水至 1L，求稀释后溶液的 pH 值。

解：稀释后溶液的浓度

$$\frac{0.01 \times 10 \times 10^{-3}}{1} = 0.0001 = 1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{因为 } [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

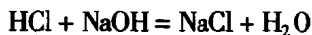
$$\text{所以 } [\text{H}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 10^{-4} = 10^{-10} \text{ mol/L}$$

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

答：稀释后溶液的 pH 值为 10。

【例 1-4】 在 10mL 0.2mol/L HCl 中加入 30mL 0.1mol/L 的 NaOH，求溶液的 pH 值（体积变化忽略不计）。

解：设与 10mL 0.2mol/L HCl 反应需 NaOH 的量（摩尔数）为 $x \text{ mol}$ 。



$$\begin{array}{cc} 1 & 1 \end{array}$$

$$10 \times 10^{-3} \times 0.2 \quad x$$

$$\frac{1}{10 \times 10^{-3} \times 0.2} = \frac{1}{x}$$

$$x = 0.002 \text{ (mol)}$$

剩余 NaOH 的量（即 OH^- 的摩尔数）为

$$0.1 \times 30 \times 10^{-3} - 0.002 = 0.003 - 0.002 = 0.001 \text{ (mol)}$$

反应后溶液中的 $[\text{H}^+]$ 为

$$10^{-14} \div \frac{0.001}{(10 + 30) \times 10^{-3}} = 4 \times 10^{-13}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 4 \times 10^{-13} = 13 - 0.602 = 12.398$$

答：溶液的 pH 值为 12.398。

(三) 缓冲溶液

一般水溶液常易受外界加酸、加碱或稀释的影响而改变其原有的 pH 值，但也有一类溶液的 pH 值并不因为外界加酸、加碱或稀释而有显著的变化。

1. 缓冲溶液及其组成

能抵抗外加少量酸、碱或稀释，而本身 pH 值不发生显著变化的作用称缓冲作用，具有缓冲作用的溶液称为缓冲溶液。

缓冲溶液的组成一般有以下几类：

- (1) 弱酸-弱酸盐（如 $\text{HAc}-\text{NaAc}$ ）；
- (2) 弱碱-弱碱盐（如 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}-\text{NH}_4\text{Cl}$ ）；
- (3) 酸式盐和相应次级盐（如 $\text{NaHCO}_3-\text{Na}_2\text{CO}_3$ ， $\text{NaH}_2\text{PO}_4-\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ）或酸式盐和相应酸（ $\text{H}_2\text{CO}_3-\text{HCO}_3^-$ ）。

下面通过实例来证明缓冲溶液抵抗外加少量酸、碱或水的能力。

【例 1-5】 假如将 0.0100mol 的固体 NaOH 加入到 1L 0.100 mol/L HAc 和 0.100mol/L NaAc 的缓冲溶液中，计算 $[\text{H}^+]$ 和 pH 的改变（提示：由于加入的是固体 NaOH，体积可认为没有改变）。

解：0.100mol/L HAc 与 0.100mol/L NaAc 组成的缓冲溶液的 $[\text{H}^+]$ 为

$$[\text{H}^+] = \frac{[\text{HAc}]}{[\text{NaAc}]} K_a = \frac{0.100}{0.100} \times 1.76 \times 10^{-5} = 1.76 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 1.76 \times 10^{-5} = 4.74$$

当加入 0.0100mol NaOH 时，由于体积为 1L，对 c (NaOH) 起始浓度等于 0.0100mol/L。

NaOH	+	HAc→	NaAc + H ₂ O
起始 0.010mol/L		0.100mol/L	0.100mol/L
变化 -0.010mol/L		-0.010mol/L	+0.010mol/L
0		0.090mol/L	0.110mol/L

$$[\text{H}^+] = \frac{[\text{HAc}]}{[\text{NaAc}]} K_a = \frac{0.090}{0.110} \times 1.76 \times 10^{-5} = 1.44 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 1.44 \times 10^{-5} = 4.84$$

答：当加入 0.010mol 的固体 NaOH 时，溶液的 $[\text{H}^+]$ 为 $1.44 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ ；其 pH 由 4.74 变为 4.84。

若将 0.010mol 的固体 NaOH 加入 1L 纯水中，此时溶液的 pH 值由 7 升至 12。

由表 1-2 可以看出缓冲溶液能控制溶液的 pH 值。

表 1-2 在 1L 溶液中加入纯酸或纯碱时 pH 值的变化情况

溶 液	加入 0.010molNaOH 时 pH 的变化	加入 0.010molHCl 时 pH 的变化
0.10mol/L HAc } 0.10mol/L NaAc }	+0.1	-0.1
0.10mol/L HAc	+0.93	-0.93
纯 水	+5.00	-5.00

2. 缓冲作用的原理

缓冲溶液可以抵抗外来的少量酸和碱，现以 HAc-NaAc 体系来进行分析。HAc-NaAc 体系中存在式 (1-1) 和式 (1-2) 的离解反应，即



由于同离子效应，大量的 Ac^- 离子会抑制 HAc 的离解，当外加少量的酸时， Ac^- 与 H^+ 结合生成 HAc，平衡式 (1-1) 向左移动。而溶液中有大量的 HAc，为此 HAc 的改变量很小，溶液的 H^+ 离子浓度基本不变。在这里， Ac^- 成为缓冲溶液的抗酸成分。

Ac^- 有强烈水解的趋势, 溶液中有大量的 HAc 存在。



当外加少量的碱时, OH^- 离子抑制 Ac^- 的水解, OH^- 与 HAc 结合生成 Ac^- , 平衡式 (1-3) 向左移动。由于溶液中存在有大量的 Ac^- , 所以 Ac^- 的改变量很小, 溶液的 OH^- 离子浓度基本不变。在这里, HAc 成为缓冲溶液的抗碱成分。

缓冲溶液对外加少量酸或碱均有缓冲作用, 但这并不是说可以无休止地往缓冲溶液里加入大量的酸或碱, 当外加酸和碱的量足够大时, 缓冲溶液控制溶液酸度的能力就要丧失。因此, 缓冲溶液抵抗外加酸和碱的变化不是无止境的, 是有限量的。

三、极性键和非极性键、极性分子和非极性分子

1. 极性键和非极性键

共价键根据共用电子对偏向与否, 可分成极性键和非极性键两种。

在单质分子中, 同种原子形成共价键。由于两个原子吸引电子的能力完全相同, 共用电子对不偏向任何一个原子, 因此成键原子都不显电性。这种由同种原子形成的共价键都是非极性共价键。

在化合物分子中, 不同原子形成共价键由于不同原子吸引电子的能力不同, 共用电子对往往偏向吸引电子能力较大的原子一边, 使它相对地带负电荷, 而另一原子就带部分正电荷。所以, 不同原子形成的共价键都是极性共价键。

根据共用电子对偏向于某一原子的程度不同, 极性共价键又分强极性键和弱极性键。共用电子对偏向程度较大的叫强极性键, 如 HCl 分子中的共价键是强极性键。共用电子对偏向程度较小的叫弱极性键, 如 H_2S 分子中的共价键是弱极性键。

2. 极性分子和非极性分子

分子的极性与键的极性以及分子中各键的空间排列有关。

在简单的双原子分子里, 如果键是非极性的, 这种分子就是非极性分子, 如 H_2 、 Cl_2 、 N_2 、 O_2 等; 如果键是极性的, 这种分

子就是极性分子，如 HF、HCl、HI 等。

在以极性键结合的多原子分子中，具有极性键而结构又对称的分子，是非极性分子；具有极性键而结构又不对称的分子是极性分子。前者如 CCl_4 分子，四个 C—Cl 键都是极性键，但由于四个 Cl 原子对称地排列在 C 原子的四周，形成一个正四面体，四个 C—Cl 键的极性相互抵消，使整个分子没有极性，所以 CCl_4 是非极性分子。后者如 CHCl_3 分子，C—H 键和 C—Cl 键都是极性键，但由于分子结构不对称，因此 C—Cl 键和 C—H 键的极性不能相互抵消，所以 CHCl_3 是极性分子。

四、化学反应速率

(一) 反应速率理论简介

1. 碰撞理论

化学反应的发生总是伴随着电子的转移或重新分配，这种转移或重新分配似乎只有通过相关原子的接触才可能实现。1918 年路易斯提出的碰撞理论 (collision theory) 假定：

(1) 原子、分子或离子只有相互碰撞才能发生反应，或者说碰撞是反应发生的先决条件；

(2) 只有少部分碰撞能导致化学反应，大多数反应物微粒碰撞后发生反弹而与化学反应无缘。

如果没有后一条假定，根据理论计算，任何气相反应都将在瞬间完成。这与普遍存在的事实不相符。能导致化学反应的碰撞叫有效碰撞，反之则为无效碰撞。单位时间内有效碰撞的频率越高，反应速率越大。

2. 活化分子

发生有效碰撞的分子所具有的能量比分子的平均能量要高，这种分子称作活化分子。活化分子占分子总数的百分比，叫做活化分子百分数。

3. 活化能

活化分子具有的最低能量与分子的平均能量的差值，叫做活化能。活化能的单位通常用 kJ/mol 来表示。不同的化学反应所需