

## 复习

### 第一章化学反应基本规律

#### 一、基本概念

(体系、环境、状态函数、功和热)  $W = -p\Delta V$

状态函数——表示系统性质的物理量称状态函数。

只与系统所处的状态有关。

状态函数的变化值只与系统变化的始终状态有关，而与变化途径无关。

热量——系统和环境之间存在温差时所传递的能量。

功——体系和环境之间除热之外的其它能量交换。

体积功  $W = -P\Delta V$  (外压恒定)

习题 1、2、3、29

#### 二、热力学第一定律 ( $\Delta U = Q + W$ )

#### 三、化学反应热效应

##### 1、反应热( $Q_v$ 、 $Q_p$ )与焓变 ( $\Delta H$ )

( $\Delta U = Q_v$ ;  $\Delta H = Q_p$ ;  $H = U + pV$ ;

##### 2、盖斯定律 ( $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \dots$ )

#### 四、生成焓和燃烧焓

##### 1、标准摩尔生成焓 $\Delta_f H_m^\circ$

在标准态下，由稳定的单质生成 1 mol 化合物时，反应的焓变。最稳定单质的标准摩尔生成焓为 0。

##### 2、化学反应热的计算

$$\Delta_r H_m^\circ = \sum_i \nu_i \Delta_f H_{m,i}^\circ(\text{生成物}) - \sum_i \nu_i \Delta_f H_{m,i}^\circ(\text{反应物})$$

习题：4、5、12、13、14、

#### 五、化学反应的方向

##### 1、熵的概念和计算

$$\Delta_r S^\circ = \sum \nu_B S_{B,\text{产物}}^\circ - \sum \nu_B S_{B,\text{反应物}}^\circ$$

##### 2、Gibbs 函数 $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$\Delta_r G < 0$  反应自发进行

$\Delta_r G > 0$  反应不自发进行

$\Delta_r G = 0$  平衡状态

##### 3、标准摩尔生成自由焓 $\Delta_f G^\circ$ :

在标准状态下，由最稳定单质生成 1 mol 物质的标准摩尔反应吉布斯函数变。

并且规定最稳定单质的  $\Delta_f G^\circ$  为零。

$\Delta_r H$ 、 $\Delta_r S$ 、 $\Delta_r G$  之间的关系

延伸应用：估算化学反应自发进行的温度  $T = \Delta_r H^\circ / \Delta_r S^\circ$

例题：1-9

习题：6、7、8、9、15、35、38、40、41

#### 六、化学反应的限度——化学平衡

##### 1、平衡常数 (1.表示 2.基本性质)

### 多重平衡规则

#### 2、化学反应等温方程式

$$\Delta_r G_m = -RT \ln K^\circ + RT \ln J$$

#### 3、化学平衡的移动

浓度、温度、压力对化学平衡的影响

$J < K^\circ$  时,  $\Delta G < 0$  反应正向进行;  
 $J = K^\circ$  时,  $\Delta G = 0$  反应达到平衡状态;  
 $J > K^\circ$  时,  $\Delta G > 0$  反应逆方向进行。

$$\Delta_r G_m^\circ = -RT \ln K^\circ$$

延伸应用: 估计反应条件 28、31

习题: 10、16、17、18、42

## 第二章 溶液与离子平衡

### 一、酸碱理论

#### 1 电离理论

酸碱定义: 溶液中解离出来的阳离子全部是  $H^+$  的物质称为酸;  
溶液中解离出来的阴离子全部是  $OH^-$  的物质称为碱。

酸碱反应的实质: 酸 + 碱 = 盐 + 水

#### 2 酸碱质子理论

酸碱定义: 酸是能够给出质子的分子和离子;  
碱是能够与质子结合的分子或离子。

酸碱的共轭关系  $\text{酸} \rightleftharpoons \text{碱} + H^+$   
 $HAc \rightleftharpoons Ac^- + H^+$   
 $H_2O \rightleftharpoons OH^- + H^+$

酸碱反应:  $\text{酸}_{(1)} + \text{碱}_{(2)} \rightleftharpoons \text{碱}_{(1)} + \text{酸}_{(2)}$   
 $HAc + H_2O \rightleftharpoons Ac^- + H_3O^+$

$$K_w = K_a \cdot K_b$$

习题: 32、34

### 二、弱酸和弱碱的解离平衡

通式:  $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ ;  $BOH \rightleftharpoons B^+ + OH^-$

$$K_a^\circ = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} \quad K_b^\circ = \frac{[B^+] \cdot [OH^-]}{[BOH]}$$

$$\alpha = \frac{\text{已电离的浓度}}{\text{起始浓度}} \times 100\% \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_a^\circ}{C}}$$

单一弱酸的计算:  $[H^+] = \sqrt{K_a c}$

### 三、缓冲溶液 (组成、缓冲能力、选择、配制、 $H^+$ )

$$[H^+] = K_a^\circ \frac{C_{\text{酸}}}{C_{\text{盐}}} \quad pH = pK_a - \lg \frac{C_{\text{酸}}}{C_{\text{盐}}}$$

例题 2-6、2-7

习题：6、7、9、12、19、20、42、43

解题思路：

- (1) 先考虑体积变化引起的浓度变化： $C_1V_1 = C_2V_2$
- (2) 考虑是否反应(中和、沉淀反应?)。
- (3) 判断所属的体系(弱酸弱碱还是缓冲体系)。

#### 四、难溶电解质的沉淀溶解平衡

1、溶度积常数 溶解度和溶度积的互换

2、溶度积规则  $AB(s) = A^+ + B^-$

$[A^+] \cdot [B^-] = Q < K_{sp}$  固体溶解

$[A^+] \cdot [B^-] = Q = K_{sp}$  溶解平衡

$[A^+] \cdot [B^-] = Q > K_{sp}$  生成沉淀

3、溶度积规则的应用

(1) 沉淀生成

(2) 沉淀溶解

(3) 沉淀转化

(4) 分步沉淀

例题 2-8、2-9、2-10、2-11

习题：10、17、22、24、45、46、48

#### 第三章 氧化还原反应

##### 一、氧化还原反应

基本概念 氧化数 氧化 还原 氧化反应 还原反应

##### 二、原电池和电极电势

电极 电极反应 电池反应 电池符号

电极电势 标准氢电极 电极电势表(应用)

能斯特方程： $a \text{ 氧化态} + ne \rightleftharpoons b \text{ 还原态}$

$$E = E^0 + \frac{0.0592}{n} \lg \frac{[\text{氧化态}]^a}{[\text{还原态}]^b}$$

##### 三、电极电势的应用

1. 判断原电池的正、负极，计算电动势。 $E = E_+ - E_-$

2. 比较氧化剂和还原剂的相对强弱

3. 判断氧化还原反应进行的方向

$E > 0$  反应向右进行

4. 氧化还原反应的限度——计算平衡常数

$$\lg K^0 = \frac{n(E_{\text{氧}}^0 - E_{\text{还}}^0)}{0.0592} = \frac{nE^0}{0.0592}$$

$\Delta G = -nEF$

$\Delta G^0$ 、 $E^0$ 、 $K^0$  三者之间的关系

例题：3-3、3-5、3-6

习题：1-5、8-14、17、29、31、32、35、36

#### 第四章 物质结构基础

##### 一、原子结构与周期系

- 1、微观粒子的基本特性 量子化、波粒二象性、统计性
- 2、四个量子数，原子轨道和电子云的角度分布图像
- 3、核外电子的排布
  - 鲍林的近似能级图，
  - 排布三原理（能量最低原理、泡利不相容原理、洪特规则）
- 4、核外电子排布与周期系
- 5、元素性质的周期性
  - 原子半径、电离能、电子亲和能、电负性的概念、
  - 主族元素大小变化规律及应用

习题：1、2、3、15、16、17、18、19、38

## 二、化学键

- 1、离子键的本质，特征（饱和性、方向性），

$$\text{强度} \quad F \propto \frac{Z_+ \cdot Z_-}{R^2}$$

- 2、共价键

共价键的本质 （电性的）

价键理论的基本要点 （2点）

- （1）原子轨道重叠条件

自旋相反的单电子相互接近时，可以双双配对形成稳定的共价键

- （2）原子轨道最大重叠原理

成键电子的原子轨道重叠越多，形成的共价键越稳固

共价键的特点 （饱和性、方向性）

共价键的分类 （ $\sigma$ 键和 $\pi$ 键）

- 3、键参数

键长、键角、键能、键的极性

- 4、杂化轨道理论

		空间构型	实例
$sp^n$ 型	sp等性杂化	sp杂化: 2个s杂化轨道	直线形 $BeCl_2$
		sp <sup>2</sup> 杂化: 3个sp <sup>2</sup> 杂化轨道	平面三角形 $BF_3$
		sp <sup>3</sup> 杂化: 4个sp <sup>3</sup> 杂化轨道	正四面体 $CH_4$
	sp <sup>3</sup> 不等性杂化	4个sp <sup>3</sup> 杂化轨道	
		含一孤电子对	三角锥 $NH_3$
		含二孤电子对	V字型 $H_2O$

## 三、分子间力和氢键

- （1）分子的极性和偶极矩
- （2）分子的极化
- （3）分子间力（取向力、诱导力、色散力）

非极性分子和非极性分子之间存在 色散力

极性分子和非极性分子之间存在 诱导力，色散力

极性分子和极性分子之间存在 取向力，诱导力，色散力

- (4) 分子间力对物质的性质的影响  
(物质的聚集状态、熔点和沸点)

- (5) 氢键

通式:  $X-H\cdots Y$      $X,Y = F, O, N$

氢键对化合物性质的影响    (熔点和沸点、溶解度)

#### 四、晶体结构

离子晶体、金属晶体、分子晶体、原子晶体的特征和性质

晶体类型	举 例	晶 格 结 点 上微粒	微粒间作用力	微粒间的化学键	熔沸点 高低
离子晶体	NaCl	阴阳离子: $Na^+$ , $Cl^-$	静电力	离子键	高
共价晶体	C (金刚石)	原子: C	共价键力	共价键	高
分子晶体	H <sub>2</sub> O (冰)	分子: H <sub>2</sub> O	分子间作用力	分子间作用力 (范德华力)	低
金属晶体	Cu	原子: Cu, 离子: $Cu^+$ ,	金属键力	金属键	较高
混合晶体	C (石墨)	原子: C	平面: 共价键力; 垂直: 分子间作用力	平面: 共价键 垂直: 分子间作用力 (范德华力)	高

习题: 7、9、13、23、25、27、28、29、32、33、34、35、  
42、44、45、46、