

6.1 氧化还原反应与电极电势

REDOX REACTION AND ELECTRODE POTENTIAL

6.1 氧化还原反应与电极电势

- ▶ 6.1.1 氧化还原反应
- ▶ 6.1.2 电极电势
- ▶ 6.1.3 影响电极电势的主要因素

6.1.1 氧化还原反应

1. 氧化还原反应与氧化值:

(1) 氧化值(或氧化数, oxidation number):

某元素一个原子的荷电数(即原子所带的净电荷数).

假设把每一键中的电子指定给电负性更大的原子.

如HCl.

规则:

- ① 单质; 如H₂中H.
- ② 氢; 一般; 活泼金属的氢化物如NaH.
- ③ 氧; 一般; 过氧化物等如H₂O₂; OF₂.

6.1.1 氧化还原反应

- ④ 离子型化合物; 元素的氧化值等于该离子所带的电荷数; 如NaCl中Na⁺、Cl⁻.
- ⑤ 共价型化合物 两原子的形式电荷数即为它们的氧化值. 如HCl中H、Cl.
- ⑥ 中性分子中各原子的氧化值的代数和为零, 复杂离子的电荷数等于各元素氧化值的代数和.

6.1.1 氧化还原反应

例题: 求Fe₃O₄中Fe的氧化值.

解: 设Fe的氧化值为x.

$$3x + (-2) \times 4 = 0$$

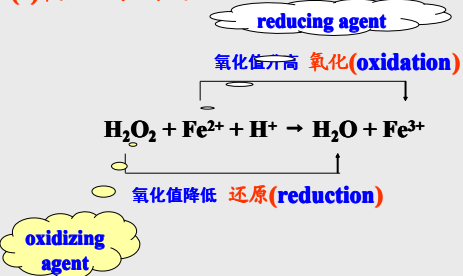
$$x = 8/3$$

注意:

- ① 不要与共价数相混淆. 如CH₄、CH₃Cl等化合物: C的共价数为4, 但C的氧化值分别为-4、-2.
- ② 复杂离子中元素氧化值的表示. 如MnO₄⁻、SO₄²⁻中Mn、S元素氧化值的表示: Mn(VII)、S(VI).

6.1.1 氧化还原反应

(2) 氧化还原反应:



6.1.1 氧化还原反应

两个半反应:

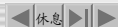
- ① **reducer** 半反应: 还原剂电对 $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$
氧化反应, 如上例中 $\text{Fe}^{2+} - e^- = \text{Fe}^{3+}$
- ② **oxidant** 半反应: 氧化剂电对 $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$
还原反应, 如 $\text{H}_2\text{O}_2 + 2e^- + 2\text{H}^+ = 2\text{H}_2\text{O}$

oxidation-reduction couples (一般以 Ox/Red 表示):

同一元素的氧化态物质和其对应的还原态物质所构成的整体。

注意: 氧化还原电对是相对的。

如反应: $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- = 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$ 。



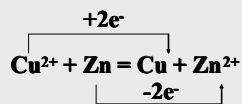
7



6.1.1 氧化还原反应

(3) 反应的实质:

对铜锌原电池中的反应:



实质: 电子的转移。

2. 反应方程式的配平:

(1) 离子-电子法:

配平原则:



8



6.1.1 氧化还原反应

- ① 电荷守恒;
- ② 质量守恒。

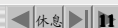
例1: 配平 $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$ (酸性)

解: ① $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$

② $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
 $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$

据溶液酸碱性加 H^+ , OH^- , H_2O ;

③ $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \quad \times 2$
+) $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2e^- = \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \quad \times 5$
 $2\text{MnO}_4^- + 5\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ = 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$



9



6.1.1 氧化还原反应

两边添加 H^+ , OH^- , H_2O 的一般规律:

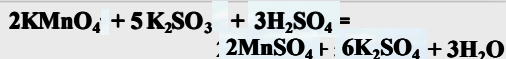
- ① **酸性** 介质:
多 n 个 O , +2 n 个 H^+ , 另一边 + n 个 H_2O 。
- ② **碱性** 介质:
多 n 个 O , + n 个 H_2O , 另一边 +2 n 个 OH^- 。
- ③ **中性** 介质:
左边多 n 个 O , + n 个 H_2O , 右边 +2 n 个 OH^- ;
右边多 n 个 O , +2 n 个 H^+ , 左边 n 个 H_2O 。



10



6.1.1 氧化还原反应



例2: 配平反应 $\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO}_2$

解: $\text{FeS} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{NO}_2$

$9 \times) \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e^- = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

+) $1 \times) \text{FeS} + 4\text{H}_2\text{O} - 9e^- = \text{Fe}^{3+} + \text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+$

$\text{FeS} + 9\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + \text{SO}_4^{2-} + 9\text{NO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$

思考题: 配平 $\text{ClO}^- + \text{CrO}_2^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{CrO}_4^{2-}$ (在碱性介质中)。

(2) 氧化值法:

配平原则:



11

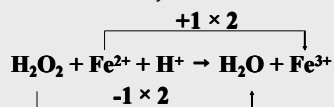


6.1.1 氧化还原反应

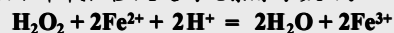
- ① 氧化值守恒;
- ② 质量守恒。

例3: 配平 $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}^{3+}$

解: 写出未配平方程式, 确定氧化值升、降的数值。



目测法配平氧化值没变的元素原子数目。



12



6.1.2 电极电势

1. 原电池:

(1) **primary cell:** 化学能转变为电能的装置。



可将其设计成**原电池**。

电极(electrode):

组成原电池的导体。

negative electrode:

发生氧化反应。



positive electrode:

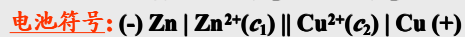
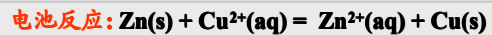
发生还原反应。 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$



13



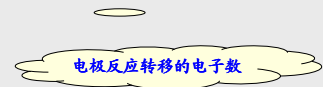
6.1.2 电极电势



每个原电池由两个**半电池**构成,对应两个电对。



半电池反应(或电极反应)。



14



6.1.2 电极电势

(2) 书写原电池符号的规则:

- ① 负极“(-)”在左边,正极“(+)”在右边;
- ② 两相界面用“|”分开;同相不同物种用“,”分开;盐桥用“||”表示;非标准态时要注明 c_i 或 P_i ;
- ③ 无金属导体,用惰性电极 **Pt** 或 **C** (石墨);
- ④ 纯液体、固体和气体写在靠惰性电极一边,用“,”分开。

例题:将反应: $2\text{Fe}^{2+}(1.0\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}) + \text{Cl}_2(100\text{kPa}) \rightarrow 2\text{Fe}^{3+}(0.10\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}) + 2\text{Cl}^-(2.0\text{mol}\cdot\text{L}^{-1})$ 设计成原电池,并写出电池符号。

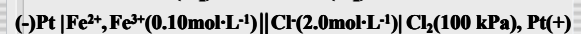
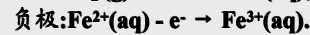
解:



15



6.1.2 电极电势



2. 双电层与电极电势:

双电层间的电势差,实际上就是氧化还原电对的平衡电势,称之为**电极反应的电势**,简称为**电极电势**(用 E 表示)。



16



6.1.2 电极电势

3. 电极电势的测定:

$$E_{\text{MF}} = E_{(+)} - E_{(-)}$$

将待测电极与**参比电极**(reference electrode)构成原电池。

如 Zn^{2+}/Zn 电极反应电势的测定:



298.15K 时测得标准电动势 $E_{\text{MF}}^{\ominus} = 0.763\text{V}$ 。

$$\text{据 } E_{\text{MF}}^{\ominus} = E_{(+)}^{\ominus} - E_{(-)}^{\ominus} = E^{\ominus}(\text{H}^+/\text{H}_2) - E^{\ominus}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$$

$$\therefore E^{\ominus}(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0.000\text{V}$$

$$\therefore E^{\ominus}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.763\text{V}$$

4. 标准电极电势与标准电极电势表:



17



6.1.2 电极电势

参比电极:

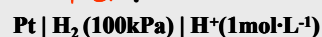
电极电势在测定过程中保持恒定不变的电极。

理论上一般选择**标准氢电极**。

电极反应:



半电池:



规定(任意温度):

$$E^{\ominus}(\text{H}^+/\text{H}_2) = E^{\ominus}_{\text{H}^+/\text{H}_2} = 0\text{V}.$$



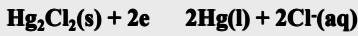
18



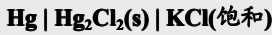
6.1.2 电极电势

实际应用时,常采用二级标准电极,如**饱和甘汞电极(SCE)**.

电极反应:



半电池:



25°C时电极电势:

$$E^\ominus(\text{SCE}) = +0.2445\text{V}$$

19



6.1.2 电极电势

标准电极电势 $\{E^\ominus(\text{Ox}/\text{Red})\}$:

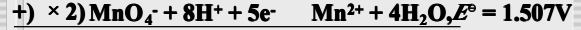
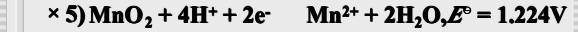
参与电极反应的物质都处于标准状态(活度=1)时的电极电势.

(1) **标准电极电势(表)的意义:**

E^\ominus 可衡量电对在标准态下氧化还原能力的相对大小与反应进行的方向.

电极电势表.

$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ 与 $\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}$.

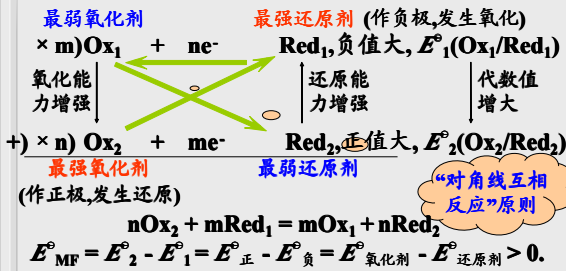


17 休息 22

20



6.1.2 电极电势



21



6.1.2 电极电势

$$E^\ominus_{\text{MF}} = E^\ominus_{\text{正}} - E^\ominus_{\text{负}} = E^\ominus(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) - E^\ominus(\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}) = 0.283\text{V}$$

$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$ 与 Cl_2/Cl^- .

$$E^\ominus(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}) = 2.010\text{V}; E^\ominus(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1.358\text{V}$$

$$E^\ominus_{\text{MF}} = 0.652\text{V}$$

Zn^{2+}/Zn 、 Cu^{2+}/Cu 、 $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$:

$$E^\ominus(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.7618\text{V};$$

$$E^\ominus(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0.3419\text{V};$$

$$E^\ominus(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0.771\text{V}.$$

氧化能力: $\text{Zn}^{2+} < \text{Cu}^{2+} < \text{Fe}^{3+}$.

还原能力: $\text{Zn} > \text{Cu} > \text{Fe}^{2+}$.

20 休息 22

22



6.1.2 电极电势

(2) **注意:**

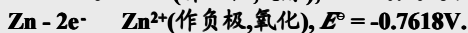
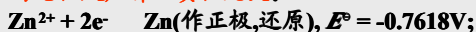
① 采用1953年IUPAC规定的**还原电势**,即认为Zn比 H_2 更易失电子,故 $E^\ominus(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) < 0$;

② **无加合性;**



③ E^\ominus 是**水溶液中的标准电极电势**;非标态的 E 需计算.

④ E^\ominus 与电极反应作正负极无关.



⑤ 一些电对的 E^\ominus 与介质的**酸碱性**有关. **理论计算**

休息 25 录像

23



6.1.2 电极电势

理论计算:

$$\therefore -\Delta G_{\text{r.p.}} = W_{\text{max}}$$

将一个自发进行的氧化还原反应设计成原电

池,有: $\Delta G_{\text{r.p.}} = -W_{\text{max}} = -W_e$

$$= -E_{\text{MF}} \cdot Q = -n'FE_{\text{MF}}$$

式中: F 为Faraday常数, $96485\text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$;

n' 为电池反应转移的电子数.

在标准状态下: $\Delta G^\ominus = -n'FE^\ominus_{\text{MF}} = -n'F[E^\ominus_{(+)} - E^\ominus_{(-)}]$

$$E^\ominus_{(+)} = E^\ominus_{(-)} - \Delta G^\ominus/n'F$$

$$\therefore E^\ominus_{(-)} = E^\ominus(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0\text{V}.$$

$$\therefore E^\ominus_{(+)} = -\Delta G^\ominus/n'F.$$

24



6.1.3 影响电极电势的主要因素

- ① 电对本性；
不同元素构成的电对；
同一元素构成的不同电对。
- ② 条件。

23 休息



6.1.3 影响电极电势的主要因素

1. 能斯特方程式

电极反应: $a\text{Ox} + ne^- \rightleftharpoons b\text{Red}$,

T 可忽略的情况下, Nernst关系式为:

$$E = E^\ominus + \frac{RT}{nF} \ln \frac{\{c(\text{Ox})\}^a}{\{c(\text{Red})\}^b}$$

$8.314\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
 标准电极电势(V)
 非标准态时的电极电势(V)
 电极反应转移的电子数
 $96485\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$

26 休息



6.1.3 影响电极电势的主要因素

$T = 298.15\text{K}$, Nernst关系式可简写为:

$$E = E^\ominus + \frac{0.0592}{n} \lg \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

式中: $[\text{Ox}]$ 、 $[\text{Red}]$ 分别代表半反应中氧化型和还原型一侧各组分浓度幂的乘积(固体、纯液体以及溶剂水除外)。



Nernst关系式为:

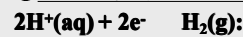
$$E = E^\ominus + \frac{0.0592}{5} \lg \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

27 休息



6.1.3 影响电极电势的主要因素

- 注意:
- ① 固体、液体以及溶剂水不列入;
 - ② 气体用相对压力 P/P^\ominus 。



$$E = E^\ominus + \frac{0.0592}{2} \lg \frac{[\text{H}^+]^2}{P(\text{H}_2)/P^\ominus}$$

一般来说, 常温下, T 对 E 的影响不大。

从Nernst方程式可见, 对确定的电对, E 主要取决于 $[\text{Ox}]$, $[\text{Red}]$ (或它们的平衡分压) 的大小。

28 休息



6.1.3 影响电极电势的主要因素

(1) 浓度:

例1: 计算 Zn^{2+}/Zn 在 $[\text{Zn}^{2+}] = 1.00 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ 时的电极电势 { 已知 $E^\ominus(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.762\text{V}$ }。

解: $E = E^\ominus + (0.0592/2) \lg [\text{Zn}^{2+}]$
 $= -0.762 + (0.0592/2) \lg(1.00 \times 10^{-3}) = -0.851\text{V}$
 氧化型浓度降低, 还原型的还原能力增强。

例2: 计算以 AgCl 饱和, $[\text{Cl}^-] = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ 的溶液中 Ag 电极的电极电势 (已知 $E^\ominus(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0.7996\text{V}$)。

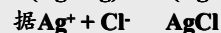
解: 原 Ag 电极的电极反应: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$

29 休息



6.1.3 影响电极电势的主要因素

$$E(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = E^\ominus(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + 0.0592 \lg [\text{Ag}^+]$$



$$K_{\text{sp}}^\ominus(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.77 \times 10^{-10}$$

$$\therefore [\text{Ag}^+] = 1.77 \times 10^{-10} / [\text{Cl}^-]$$

$$E(\text{Ag}^+/\text{Ag}) =$$

$$E^\ominus(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + 0.0592 \lg(1.77 \times 10^{-10} / [\text{Cl}^-])$$

$$\text{又} \because [\text{Cl}^-] = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\therefore E(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0.7996 + 0.0592 \lg(1.77 \times 10^{-10}) = 0.222\text{V}$$

实际电极反应为: $\text{AgCl} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cl}^-$

30 休息



6.1.3 影响电极电势的主要因素

又因 $[Cl^-] = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, 电极处在标准态, 故所得 $E(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = E^\ominus(\text{AgCl}/\text{Ag}) = 0.222 \text{ V}$.

(2) 分压:

例3: 计算 Cl_2/Cl^- 电对在 $[\text{Cl}^-] = 0.100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $p(\text{Cl}_2) = 300.0 \text{ kPa}$ 时的电极电势 { 已知 $E^\ominus(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1.358 \text{ V}$ }.

解: $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-(\text{aq})$

$$\begin{aligned} \therefore E &= E^\ominus + \frac{0.0592}{2} \lg \frac{p(\text{Cl}_2)/p^\ominus}{[\text{Cl}^-]^2} \\ &= 1.359 + \frac{0.0592}{2} \lg \frac{300.0/100.0}{(0.100)^2} = 1.432 \text{ V}. \end{aligned}$$



31



6.1.3 影响电极电势的主要因素

(3) 酸度:

例4: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ 的 $E^\ominus = +1.232 \text{ V}$; $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$ 的 $E^\ominus = +0.771 \text{ V}$. 将它们构成原电池, 若 $[\text{H}^+] = 10.0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, 其它离子浓度均为 $1.00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, 请写出原电池符号, 并求原电池电动势.

解: $(-)\text{Pt}|\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}||\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{H}^+(10.0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}), \text{Cr}^{3+}|\text{Pt}(+)$

$$\begin{aligned} E_{\text{MF}} &= E_{(+)} - E_{(-)} \\ &= E(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) - E^\ominus(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) \\ E(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) &= E^\ominus + \frac{0.0592}{6} \lg \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}][\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]^2} \end{aligned}$$



32



6.1.3 影响电极电势的主要因素

$$\begin{aligned} \therefore E &= E^\ominus + (0.0592/6) \lg [\text{H}^+]^{14} \\ &= 1.232 + (0.0592/6) \lg [10.0]^{14} = 1.37 \text{ V}. \\ E_{\text{MF}} &= E(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) - E^\ominus(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) \\ &= 1.37 - 0.771 = 0.60 \text{ V}. \end{aligned}$$



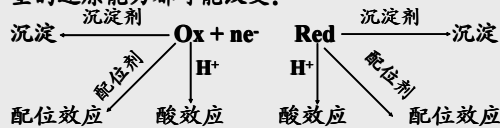
33



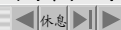
6.1.3 影响电极电势的主要因素

2. 条件电极电势

对电极反应 $\text{Ox} + n\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Red}$ (main reaction), 若发生 secondary reaction, 氧化型物质的氧化能力或还原型的还原能力都可能改变.



这时: $[\text{Ox}] = c_{\text{Ox}}/\alpha_{\text{Ox}}$; $[\text{Red}] = c_{\text{Red}}/\alpha_{\text{Red}}$.
式中: c_{Ox} 、 c_{Red} 分别为氧化型和还原型的总浓度;
 α_{Ox} 、 α_{Red} 分别为相应的副反应系数.



34



6.1.3 影响电极电势的主要因素

298.15K 时, $E = E^\ominus + \frac{0.0592}{n} \lg \frac{\alpha_{\text{Red}} c_{\text{Ox}}}{\alpha_{\text{Ox}} c_{\text{Red}}}$

一定条件下, α_{Ox} 、 α_{Red} 均为定值, 将它们并入常数项, 并令新常数项为 E^\ominus' , 即:

$$E^\ominus' = E^\ominus + \frac{0.0592}{n} \lg \frac{\alpha_{\text{Red}}}{\alpha_{\text{Ox}}}$$

电对的电极电势:

$$E = E^\ominus' + \frac{0.0592}{n} \lg \frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}}$$

当 $c_{\text{Ox}} = c_{\text{Red}} = 1.0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ 或 $c_{\text{Ox}}/c_{\text{Red}} = 1$ 时, $E = E^\ominus'$.



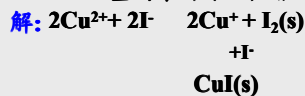
35



6.1.3 影响电极电势的主要因素

E^\ominus' 为条件电极电势 (conditional electrode potential) 或表现电极电势: 特定条件下, 当电对中 $c_{\text{Ox}} = c_{\text{Red}} = 1.0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ 或 $c_{\text{Ox}}/c_{\text{Red}} = 1$ 时, 校正了各种外界因素影响之后所得到的实际电极电势.

例5: 已知 $E^\ominus(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) = +0.153 \text{ V}$; $E^\ominus(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0.5355 \text{ V}$. 由此可见, Cu^{2+} 不可能氧化 I^- , 然而实际在 KI 适当过量的条件下反应能发生, 试计算说明之.



36



6.1.3 影响电极电势的主要因素

$$E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) = E^\ominus + 0.0592 \lg([\text{Cu}^{2+}]/[\text{Cu}^+])$$

$$\because [\text{Cu}^+][\text{I}^-] = K_{\text{sp}}^\ominus(\text{CuI})$$

$$\begin{aligned} \therefore E &= E^\ominus + 0.0592 \lg([\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-]/K_{\text{sp}}^\ominus) \\ &= E^\ominus + 0.0592 \lg K_{\text{sp}}^\ominus + 0.0592 \lg[\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-] \end{aligned}$$

当 $[\text{Cu}^{2+}] = [\text{I}^-] = 1.0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ 时:

$$\begin{aligned} E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) &= E^\ominus'(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) \\ &= E^\ominus + 0.0592 \lg(1/K_{\text{sp}}^\ominus) \\ &= 0.153 + 0.0592 \lg(1/1.1 \times 10^{-12}) \\ &= 0.86 \text{ V} = E^\ominus(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}), \end{aligned}$$

故 Cu^{2+} 氧化 I^- 的反应能发生。

◀ 休息 ▶ | ▶ 目录 ▶

37

