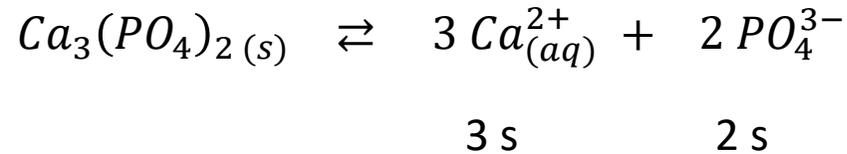


Esercizi 8

Trovare la concentrazione di ioni Ca^{2+} e PO_4^{3-} in una soluzione satura di fosfato di calcio sapendo che il prodotto di solubilità del sale è $2.0 \cdot 10^{-29}$.



Definiamo s come la solubilità molare del sale. All'equilibrio ho:



Esprimiamo ora la costante di solubilità

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]_{eq}^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]_{eq}^2 = (3s)^3 \cdot (2s)^2 = 108 \cdot s^5 \qquad s = \sqrt[5]{\frac{K_{ps}}{108}} = 7.14 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

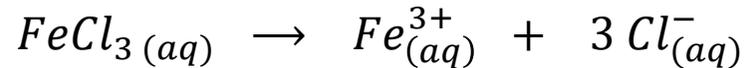
$$[\text{Ca}^{2+}]_{eq} = 3s = 2.1 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}]_{eq} = 2s = 1.4 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Sapendo che il prodotto di solubilità dell'idrossido di Fe^{3+} è $1.6 \cdot 10^{-39}$ dire se precipita da una soluzione di $FeCl_3$ 0.01 M contenente HCl 0.0316 M.



Concentrazione ione Fe^{3+} . Considero la dissociazione di $FeCl_3$.



$$[Fe^{3+}] = [FeCl_3] = 0.01 M$$

Concentrazione ione OH^- . Considero la dissociazione dell'acido cloridrico



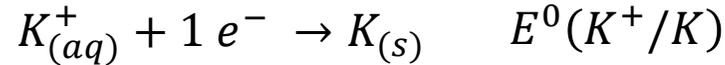
$$[H_3O^+] = [HCl] = 0.0316 M \quad [OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{0.0316} = 3.2 \cdot 10^{-13} M$$

$$Q_{ps} = [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3 = (0.01) \cdot (3.2 \cdot 10^{-13})^3 = 3.3 \cdot 10^{-40}$$

$$Q_{ps} < K_{ps} \quad \text{non precipita}$$

In un neurone la concentrazione dello ione K^+ dentro la cellula è di circa 20-30 volte superiore a quella che sussiste fuori di essa. Quale differenza di potenziale tra interno ed esterno prevedete di misurare, supponendo che la si debba esclusivamente allo squilibrio tra le concentrazioni degli ioni potassio?

Semireazione di
riduzione del potassio



Equazione di Nernst

$$E_{in} = E_0 - \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{1}{[K^+]_{in}} \right) \quad E_{out} = E_0 - \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{1}{[K^+]_{out}} \right)$$

$$\Delta E = E_{in} - E_{out} = E_0 - \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{1}{[K^+]_{in}} \right) - \left(E_0 - \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{1}{[K^+]_{out}} \right) \right)$$

$$\Delta E = E_{in} - E_{out} = -\frac{RT}{F} \ln \left(\frac{[K^+]_{out}}{[K^+]_{in}} \right) = -\frac{8.31 J}{K mol} (273.15 + 37K) \frac{mol}{96500 C} \ln \left(\frac{1}{20} \right) = 0.08V$$

$$\Delta E = E_{in} - E_{out} = -\frac{RT}{F} \ln \left(\frac{[K^+]_{out}}{[K^+]_{in}} \right) = -\frac{8.31 J}{K mol} (273.15 + 37K) \frac{mol}{96500 C} \ln \left(\frac{1}{30} \right) = 0.09V$$

Sapendo che il potenziale della pila:

Pt/H₂ (1 bar)/H⁺ (pH = ?)//H⁺ (pH = 4)/H₂ (1 bar)/Pt

è 0.093 V, calcolare il pH incognito.

$$\ln\left(\frac{1}{x^2}\right) = \ln x^{-2} = -2\ln(x)$$

Semireazione di riduzione dell'H⁺ $2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2 \quad E^\circ = 0 V$

Equazione di Nernst per elettrodo

$$E = E^\circ - \frac{RT}{2F} \ln\left(\frac{1}{[H^+]^2}\right) = -\frac{0.059}{2} \text{Log}\left(\frac{1}{[H^+]^2}\right) = \frac{0.059}{1} \text{Log}([H^+]) = -\frac{0.059}{1} \cdot pH$$

Potenziale di cella

$$E = E_{cat} - E_{an} = \left(-\frac{0.059}{1} \cdot (4)\right) - \left(-\frac{0.059}{1} \cdot pH\right) = 0.093$$

pH = 5.58

La forza elettromotrice della seguente pila a concentrazione

$\text{Ag(s)}/\text{AgBr(sol. satura)}; \text{KBr } 0.1 \text{ M} // \text{AgNO}_3 \text{ } 0.1 \text{ M}/\text{Ag(s)}$

è pari a 0.605 V. Calcolare la solubilità ed il prodotto di solubilità del bromuro di argento.

La reazione catodica è $\text{Ag}_{(aq)}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$

La reazione anodica è $\text{Ag}_{(aq)}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$

La spontaneità della reazione è determinata dalla specifica concentrazione dello ione Ag^+ .

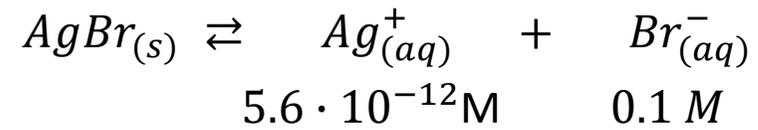
Potenziale di semireazione
$$E = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - \frac{0.059}{1} \log \left(\frac{1}{[\text{Ag}^+]} \right)$$

Potenziale di cella

$$E = E_{cat} - E_{an} = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - \frac{0.059}{1} \log \left(\frac{1}{[\text{Ag}^+]_{cat}} \right) - \left(E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - \frac{0.059}{1} \log \left(\frac{1}{[\text{Ag}^+]_{an}} \right) \right)$$

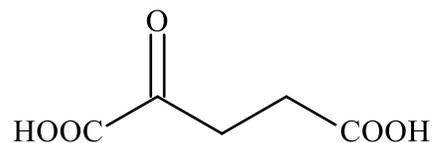
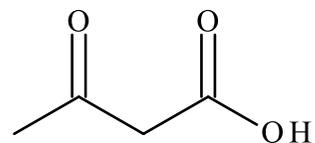
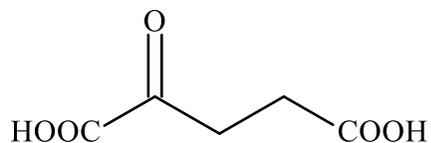
$$E = 0.059 \cdot \log \left(\frac{[\text{Ag}^+]_{cat}}{[\text{Ag}^+]_{an}} \right) \quad 0.605 = 0.059 \cdot \log \left(\frac{0.1}{x} \right) \quad x = 5.6 \cdot 10^{-12}$$
$$[\text{Ag}^+]_{eq} = 5.6 \cdot 10^{-12}$$

Equilibrio di dissociazione del bromuro d'argento

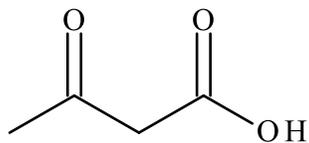


$$K_{PS} = [Ag^{+}]_{eq} \cdot [Br^{-}]_{eq} = 5.6 \cdot 10^{-12} \cdot 0.1 = 5.6 \cdot 10^{-13}$$

Assegnare il nome IUPAC e il nome classico per i seguenti composti

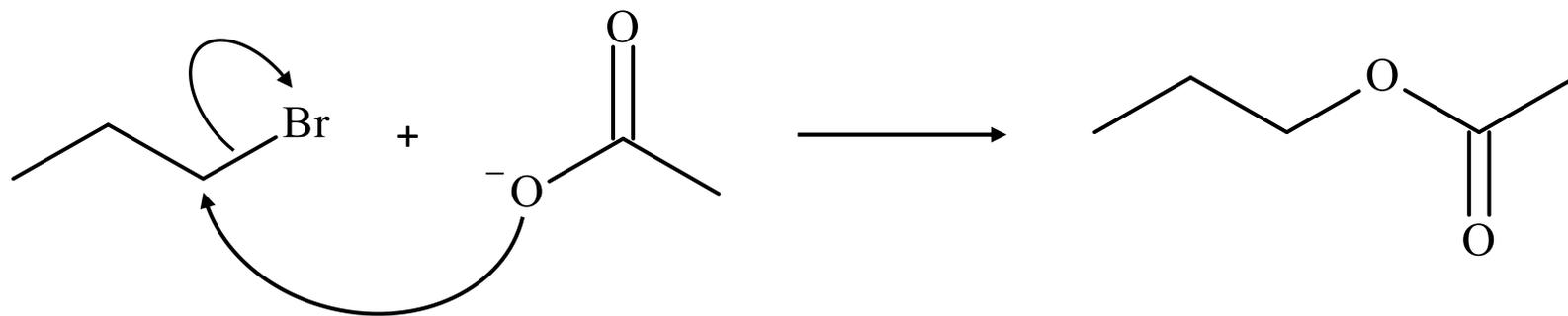
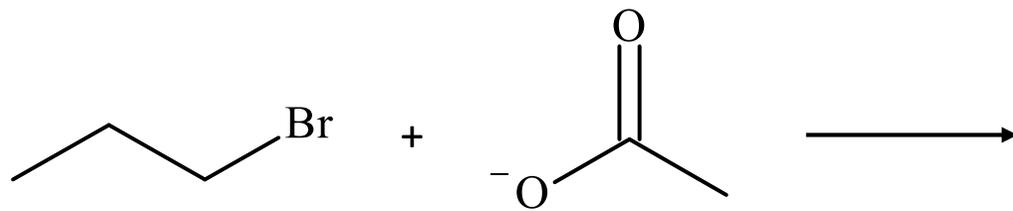


IUPAC: acido 2-osso-pentandioico
Classico: acido α -cheto-glutarico

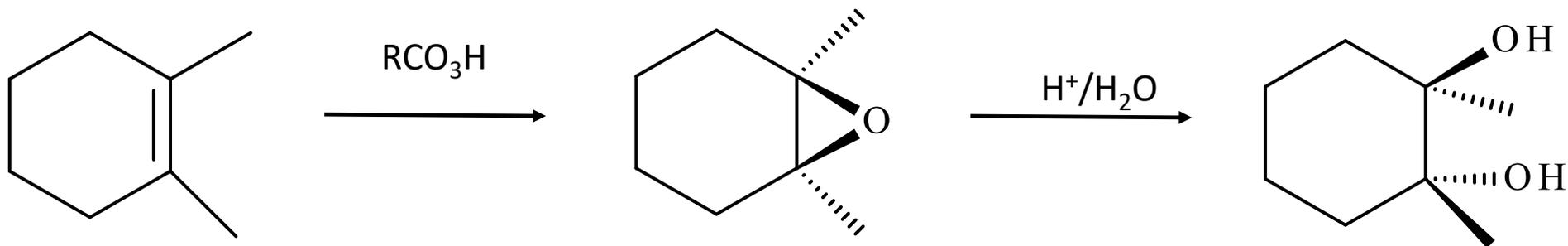


IUPAC: acido 3-osso-butanoico
Classico: acido β -cheto-butirrico
acido acetoacetico

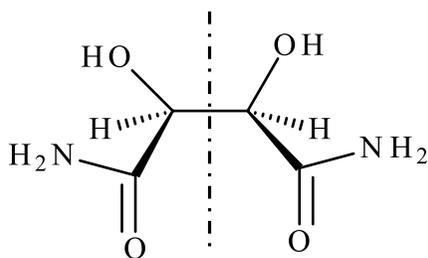
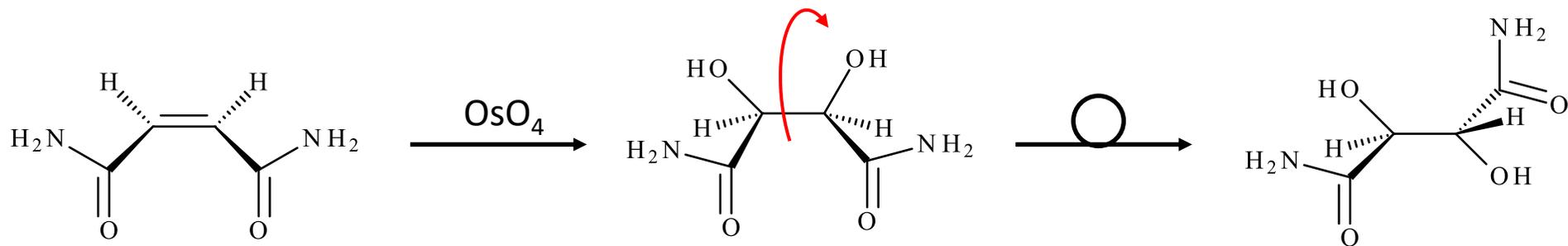
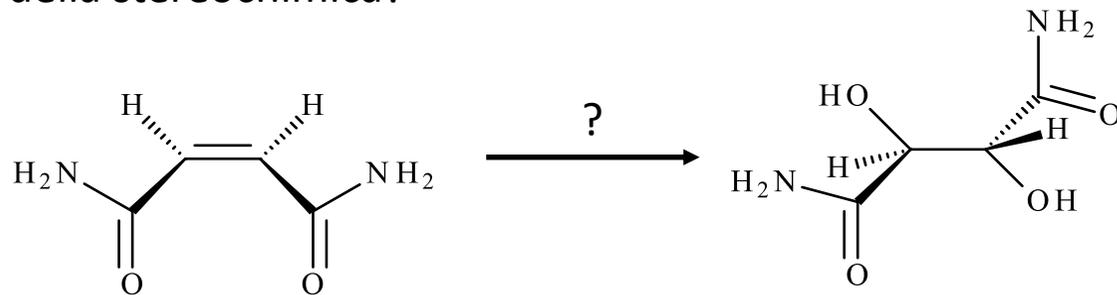
Predire il prodotto della reazione di sostituzione



Mostrare come è possibile trasformare l'1,2-dimetilcicloesene in *trans*-1,2-dimetilcicloesan-1,2-diolo



Completare la seguente reazione con il reagente opportuno. Cosa si può dire della molecola dal punto di vista della stereochimica?



Forma meso

Completare la sequenza sintetica

