

### Electrochimie

1. O soluție apoasă acidă (acidificată cu acid sulfuric) conține 1 mM sulfat feros și 10 mM sulfat feric.
2. Într-o soluție ce conține 1 mM  $\text{Fe}^{2+}$  și 20 mM  $\text{Fe}^{3+}$  există și acid clorhidric de concentrație 1 M. Potențialul de electrod al acestei soluții scade cu 62 mV ca urmare a formării unui complex între  $\text{Fe}^{3+}$  și  $\text{Cl}^-$  cu sarcina +2.
  - a. De ce este nevoie ca soluția de la pct. 1 să fie foarte acidă? **1 p**
  - b. Să se calculeze potențialul standard  $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^{\circ}$ . Să se scrie reacția chimică redox ce implică cele 3 stări de oxidare ale fierului în sensul în care ea decurge spontan și să se calculeze energia ei Gibbs. **4 p**
  - c. Să se calculeze potențialul reversibil de electrod al soluției de la pct. 1. **2 p**
  - d. Să se scrie reacția de formare și constanta de stabilitate a complexului invocat la pct. 2. **1 p**
  - e. Să se calculeze constanta de stabilitate a complexului. **6 p**
  - f. Depinde de pH potențialul de electrod al unei soluții de ion feros și ion feric? Argumentați! **1 p**

Se dau următoarele date:  $E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^{\circ} = -0,440 \text{ V}$ ,  $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}}^{\circ} = -0,036 \text{ V}$ ,  $F=96500 \text{ C/echivalent-gram de } e^-$ ,  $R=8,314 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$   $T=298 \text{ K}$ .

Total **15 p**

**Electrochimie**  
**Barem**

- a. Mediu foarte acid pentru a asigura existența ionilor  $[\text{Fe}^{3+}]$  și  $[\text{Fe}^{2+}]$  în forma ionilor simpli. **2\*0,50**  
2 ioni
- b.  $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^{\circ} = 0,772 \text{ V}$        $2\text{Fe}^{3+} + \text{Fe} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+}$        $\Delta G^{\circ} = -155,944 \text{ J/mol}$   
**3\*0,25+3\*0,5+0,50+0,25+1,00**  
3 reacții de electrod, 3 energii Gibbs standard, legătura dintre ele, valoarea potențialului standard și energia Gibbs a reacției chimice redox
- c.  $E_{\text{rev}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^{\circ} + \frac{RT}{zF} \ln \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} = 0,849 \text{ V}$  **0,50+2\*0,50+0,50**  
ecuația Nernst, concentrațiile și valoarea potențialului
- d.  $\text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^{-} \rightleftharpoons \text{FeCl}^{2+}$        $K_{\text{stab}} = \frac{[\text{FeCl}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{Cl}^{-}]}$  **0,50+0,50**  
ecuația reacției chimice și expresia constantei de stabilitate
- e.  $K_{\text{stab}} = 10,16$  **1+0,50+1+2+1+0,50**  
ecuația Nernst, ecuația concentrației analitice, expresia concentrației ionului feric, expresia constantei de stabilitate prin intermediul potențialelor standard și reversibil, valoarea constantei de stabilitate
- f. Potențialul de electrod al unei soluții de ion feros și ion feric depinde de pH. Când pH-ul crește se pot forma, la pH-uri diferite, hidroxidul feros și hidroxidul feric. **2\*0,50**  
explicația

**Electrochimie**  
**Barem**

- a. Mediu foarte acid pentru a asigura existența ionilor  $[\text{Fe}^{3+}]$  și  $[\text{Fe}^{2+}]$  în forma ionilor simpli. **2\*0,50**  
2 ioni
- b.  $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^{\circ} = 0,772 \text{ V}$        $2\text{Fe}^{3+} + \text{Fe} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+}$        $\Delta G^{\circ} = -155,944 \text{ J/mol}$   
**3\*0,25+3\*0,5+0,50+0,25+1,00**  
3 reacții de electrod, 3 energii Gibbs standard, legătura dintre ele, valoarea potențialului standard și energia Gibbs a reacției chimice redox
- c.  $E_{\text{rev}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^{\circ} + \frac{RT}{zF} \ln \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} = 0,849 \text{ V}$  **0,50+2\*0,50+0,50**  
ecuația Nernst, concentrațiile și valoarea potențialului
- d.  $\text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^{-} \Leftrightarrow \text{FeCl}^{2+}$        $K_{\text{stab}} = \frac{[\text{FeCl}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{Cl}^{-}]}$  **0,50+0,50**  
ecuația reacției chimice și expresia constantei de stabilitate
- e.  $K_{\text{stab}} = 10,16$  **1+0,50+1+2+1+0,50**  
ecuația Nernst, ecuația concentrației analitice, expresia concentrației ionului feric, expresia constantei de stabilitate prin intermediul potențialelor standard și reversibil, valoarea constantei de stabilitate
- f. Potențialul de electrod al unei soluții de ion feros și ion feric depinde de pH. Când pH-ul crește se pot forma, la pH-uri diferite, hidroxidul feros și hidroxidul feric. **2\*0,50**  
explicația

