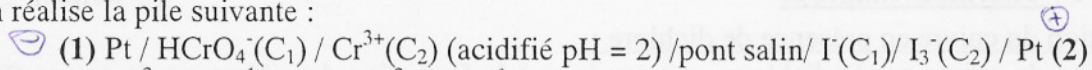


On réalise la pile suivante :



avec $\text{C}_1 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$; $\text{C}_2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

1. Déterminer les potentiels initiaux E_1 et E_2 de chaque électrode ($E_1 = E(\text{HCrO}_4^-/\text{Cr}^{3+})$ et $E_2 = E(\text{I}_3^-/\text{I}^-)$; en déduire les polarités de la pile et la f.e.m initiale.

2. Donner les demi-équations électroniques des réactions qui se produisent à chacune des bornes, en déduire l'équation bilan de la réaction qui se produit quand la pile fonctionne. Justifier votre réponse.

3. Etablir l'expression de la constante thermodynamique d'équilibre K° de cette réaction en fonction des potentiels standard de chacun des couples d'oxydo-réduction. Faire l'application numérique.

4. L'ion I^- forme avec le diiode I_2 le complexe I_3^- de constante de formation β . Après avoir donné les demi équations électroniques relatives aux couples I_3^-/I^- et I_2/I^- , établir la relation qui lie E°_2 , E°_3 et β . Sachant que $E^\circ_3 = E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,62 \text{ V}$, en déduire la valeur de β .

Données : Potentiels standard : $E^\circ_1 = E^\circ(\text{HCrO}_4^-/\text{Cr}^{3+}) = 1,38 \text{ V}$; $E^\circ_2 = E^\circ(\text{I}_3^-/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$