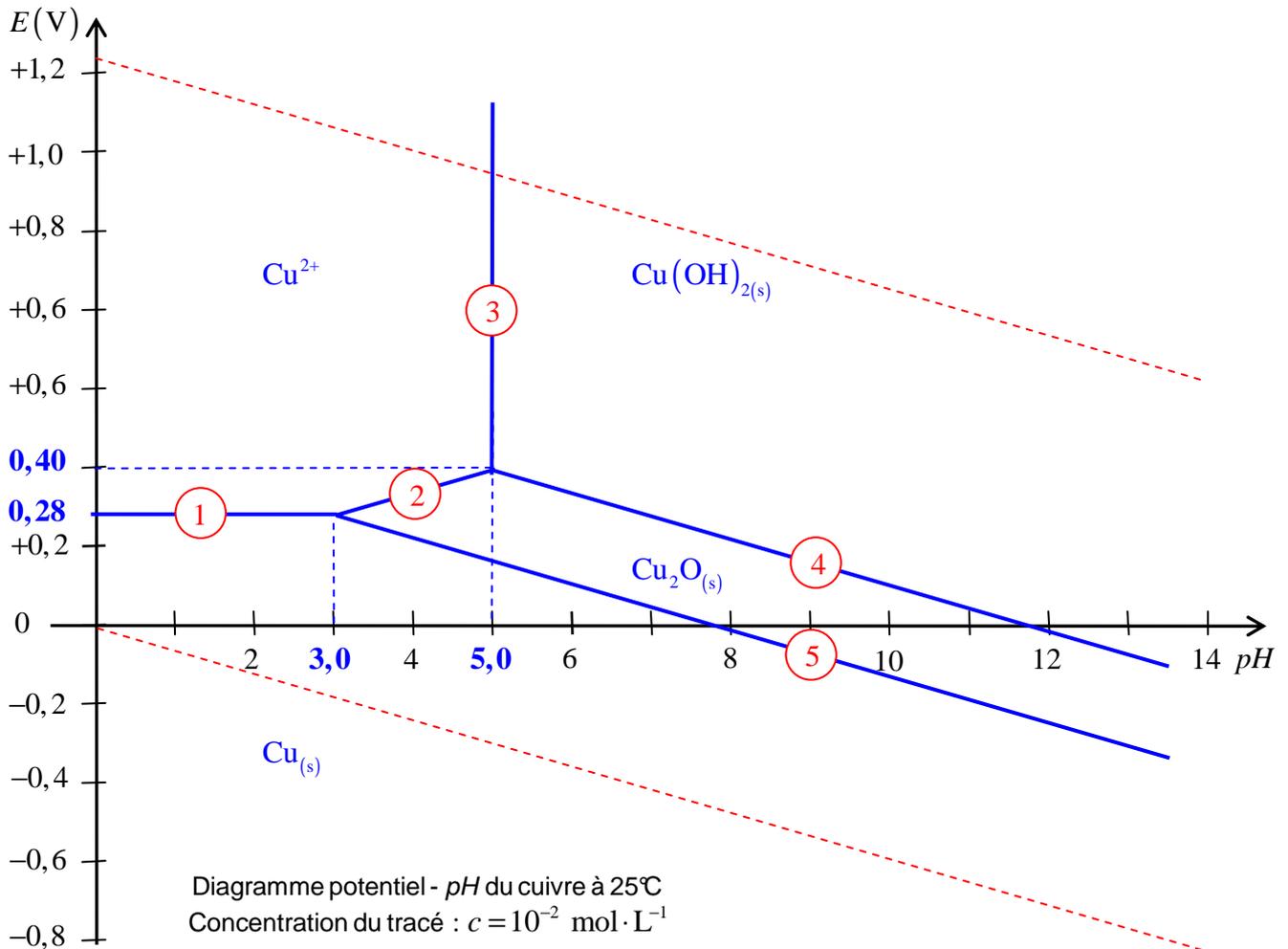


Oxydo-réduction en phase aqueuse. Diagramme potentiel-pH

- Déterminer les degrés d'oxydation du cuivre pour les quatre espèces chimiques apparaissant dans le diagramme potentiel-pH du cuivre représenté ci-dessous.



- Le diagramme E -pH est tracé pour une concentration de référence en cuivre $c = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Déterminer le potentiel standard du couple $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}_{(s)}$. On donne la valeur $e^0 = \frac{RT \ln 10}{F} = 0,06 \text{ V}$
- Déterminer le produit de solubilité de l'hydroxyde de cuivre $\text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$.
- L'ion Cu^+ existe en solution aqueuse, mais il n'est jamais prédominant. La constante de la réaction de dismutation de Cu^+ en $\text{Cu}_{(s)}$ et Cu^{2+} a pour valeur $K = 5 \times 10^{-5}$. Calculer la concentration en ions Cu^+ au niveau des frontières ①, ② et ③.
- Déterminer les potentiels standard des couples $\text{Cu}^+ / \text{Cu}_{(s)}$ et $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^+$. Pourquoi l'ion Cu^+ ne peut-il pas être prédominant en milieu acide ?
- Les pentes des frontières ②, ④ et ⑤ sont prévisibles. Expliquer pourquoi.
- Les droites en pointillé représentent le diagramme potentiel-pH de l'eau. Exprimer les couples redox correspondant et identifier sur le diagramme les domaines de prédominance. Que peut-on en conclure concernant la stabilité chimique du cuivre vis-à-vis de l'eau ?