

DEVOIR DE CONTROLE DE CHIMIE MINERALE

2^{ème} SEMESTRE

- Il sera tenu compte de la clarté et du soin apportés à la rédaction de la copie.

EXERCICE 1

Pour les laboratoires, le dichlore (Cl_2) est commercialisé en bouteilles métalliques de différentes capacités. La pression de vapeur saturante de Cl_2 liquide suit la relation :

$$\ln(p) = 10,25 - (2451,45) (1/T)$$

- 1) Etablir, à partir de la relation de Clapeyron, l'équation de la courbe de vaporisation.
- 2) Calculer la température d'ébullition standard de Cl_2 .
- 3) Calculer l'enthalpie molaire de vaporisation de Cl_2 .

Données (à 298K) :

- La température est exprimée en kelvin (K) et les pressions en atmosphère (atm).
- Conversion : $p^\circ = 1\text{bar} = 10^5 \text{ Pa} = 1 \text{ atm}$.
- Constante des gaz parfaits : $R = 8,32 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.

EXERCICE 2

On se propose d'étudier le diagramme E-pH de l'aluminium pour une concentration totale en espèces solubles $C_{\text{tracé}} = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. On se limite aux espèces suivantes : $\text{Al}_{(s)}$, $\text{Al}^{3+}_{(aq)}$, $\text{Al}(\text{OH})_4^{-}_{(aq)}$ et $\text{Al}(\text{OH})_{3(s)}$.

- 1) Déterminer le nombre d'oxydation de l'aluminium dans chaque espèce.
- 2) Classer dans un tableau les entités par nombre d'oxydation croissant en fonction de pH.
- 3) Attribuer un domaine (A, B, C et D) à chaque espèce.
- 4) Retrouver le pH d'apparition du solide $\text{Al}(\text{OH})_{3(s)}$.

5) Écrire les demi-équations redox des différents couples mis en jeu ($\text{Al}^{3+}/\text{Al}_{(s)}$; $\text{Al}(\text{OH})_3(s)/\text{Al}_{(s)}$ et $\text{Al}(\text{OH})_4^-(\text{aq})/\text{Al}_{(s)}$) et exprimer leurs potentiels en fonction de pH si nécessaire.

6) Discuter la stabilité de l'aluminium métallique en solution aqueuse (le phénomène et l'équation-bilan).

Données (à 298K) :

- Produit de solubilité de $\text{Al}(\text{OH})_3(s)$: $K_s = 10^{-32}$; Produit ionique de l'eau : $K_e = 10^{-14}$.
- Potentiel standard : $E_a^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V}$, $E_b^\circ(\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Al}^{3+}(\text{aq})/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$.
- $(RT/F) \ln(x) = 0,06 \log_{10}(x)$; $P(\text{H}_2) = P(\text{O}_2) = 1 \text{ bar}$.
- $\text{Al}(\text{OH})_3(s) + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_4^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ : K = 10^{-14,6}$

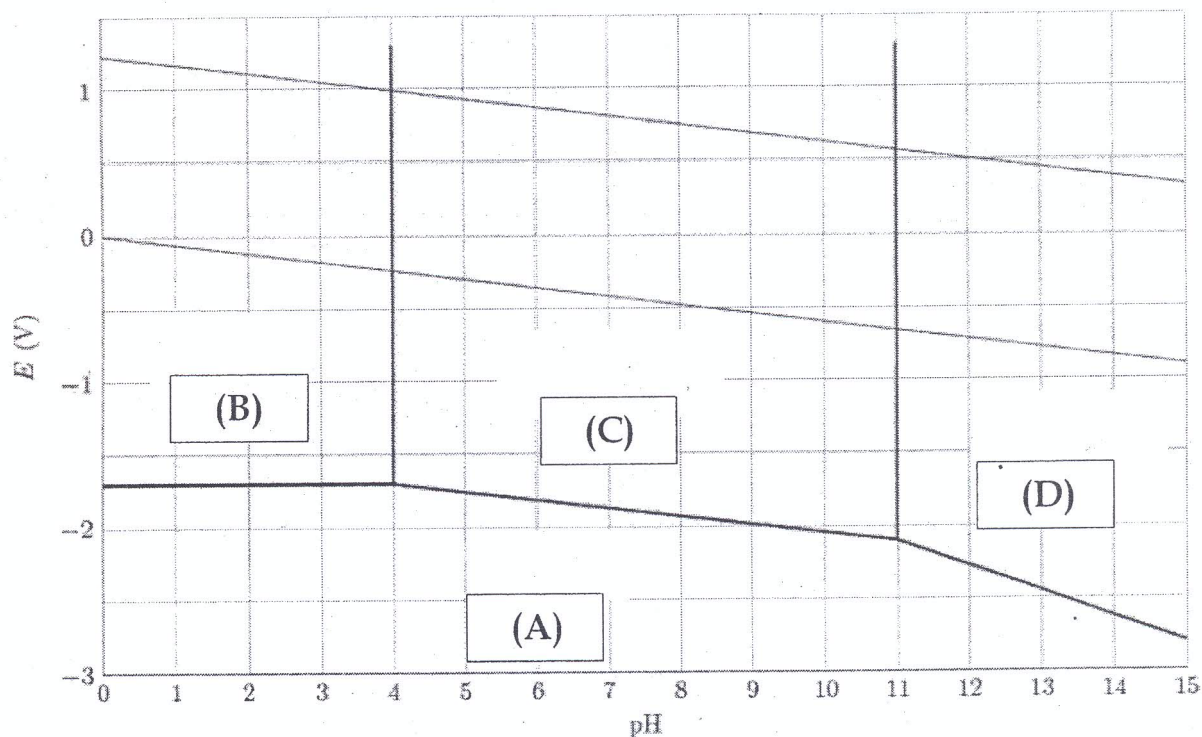


Figure 1 : Diagramme E-pH de l'aluminium

Fin de l'énoncé