

EPREUVE
Chimie inorganique Chim3A – Session 2
Durée : 2 h 00
Aucun document autorisé – calculatrice autorisée

Étude de la corrosion des armatures métalliques d'un béton armé

A. Étude des réactions acido-basiques dans le béton.

Le béton est un matériau constitué de différentes phases solides et d'un réseau poreux contenant une solution aqueuse. Parmi les différentes phases solides, on trouve notamment la portlandite $\text{Ca(OH)}_{2(s)}$.

A.1. Ecrire l'équilibre de solubilité de la portlandite.

A.2. Calculer la solubilité s de la portlandite dans l'eau pure à 25°C.

A.3. En déduire le pH de la solution aqueuse contenue dans les pores du béton, en considérant que cette solution est saturée par rapport à la portlandite.

A.4. Expliquer pourquoi la portlandite a un effet tampon sur le pH de la solution aqueuse des pores du béton.

La carbonatation des bétons est une des causes de la corrosion des structures métalliques du béton armé. Elle résulte de l'action naturelle du dioxyde de carbone $\text{CO}_{2(g)}$ de l'atmosphère, qui diffuse sous forme gazeuse dans le réseau poreux du béton et se dissout en formant de l'acide carbonique au contact de la solution aqueuse présente dans le réseau poreux.

A.5. Ecrire les deux réactions de dissociation acido-basique relatives aux deux acidités successives de l'acide carbonique. Dans les deux cas, donner l'expression littérale de la constante d'équilibre en fonction des concentrations des espèces.

A.6. Donner la prédominance des espèces carbonatées sur une échelle de pH. Quelle est l'espèce carbonatée majoritairement présente dans la solution porale du béton ?

La carbonatation de la solution aqueuse des pores du béton conduit à la précipitation de carbonate de calcium.

A.7. Ecrire la réaction de précipitation du carbonate de calcium.

A.8. Expliquer pourquoi la formation de carbonate de calcium conduit à la dissolution de la portlandite.

B. Étude de la corrosion des armatures métalliques.

Lorsque la portlandite, principale source d'ions hydroxyde dans la solution aqueuse interstitielle, a été en grande partie consommée, le pH chute à une valeur inférieure à 9, permettant ainsi la corrosion des armatures en acier dans certaines conditions d'humidité et d'accessibilité du dioxygène aux sites réactifs.

B.1. Calculer le pH de début de précipitation de l'hydroxyde de fer II ($\text{Fe}(\text{OH})_{2(s)}$) pour une concentration initiale en ions Fe^{2+} égale à $10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.

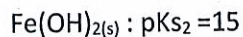
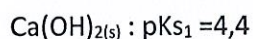
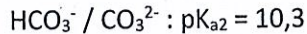
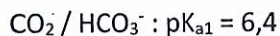
B.2. Calculer le potentiel d'équilibre $E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}$ du couple Fe^{2+}/Fe en considérant une concentration totale en ions Fe^{2+} égale à $10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.

B.3. Donner l'expression du potentiel d'équilibre du couple $\text{Fe}(\text{OH})_{2(s)} / \text{Fe}_{(s)}$ ($E_{\text{Fe}(\text{OH})_{2(s)}/\text{Fe}}$) en fonction du pH.

B.4. A partir des réponses aux questions B.2. et B.3., tracer sur la feuille de papier millimétrée fournie le potentiel d'équilibre d'une électrode de fer plongeant dans une solution de fer (II) à $10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ en fonction du pH ($0 \leq \text{pH} \leq 14$).

B.5. On considère la corrosion des barres de fer qui constituent l'armature métallique dans le béton armé par le dioxygène de l'air. Les barres de fer s'oxydent alors en ions Fe^{2+} . Donner les demi-équations d'oxydation et de réduction des deux couples mis en jeu **en faisant apparaître les degrés d'oxydation**, ainsi que l'équation globale d'oxydoréduction correspondant à la corrosion de l'armature métallique.

Données à 25°C :



$$R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$F = 96500 \text{ C}$$

$$M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\rho(\text{Zn}) = 7130 \text{ kg.m}^{-3}$$

Potentiels standards en volts par rapport à l'électrode normale à hydrogène :

