

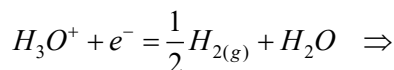
Diagrammes potentiel-pH

Diagramme de l'eau

Données : $H_2O / H_2 : E_1^0 = 0,00V$ et $O_2 / H_2O : E_2^0 = 1,23V$

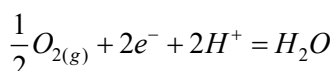
Pressions partielles des gaz = 1 bar

Eau oxydante : couple H_2O / H_2



$$E_1 = E_1^0 + 0,06 \log \frac{[H^+]}{P_{H_{2(g)}}^{1/2}} = 0 - 0,06pH$$

Eau réductrice : couple O_2 / H_2O



$$\Rightarrow E_2 = E_2^0 + \frac{0,06}{2} \log \sqrt{P_{O_{2(g)}}} [H^+]^2 = 1,23 - 0,06pH$$

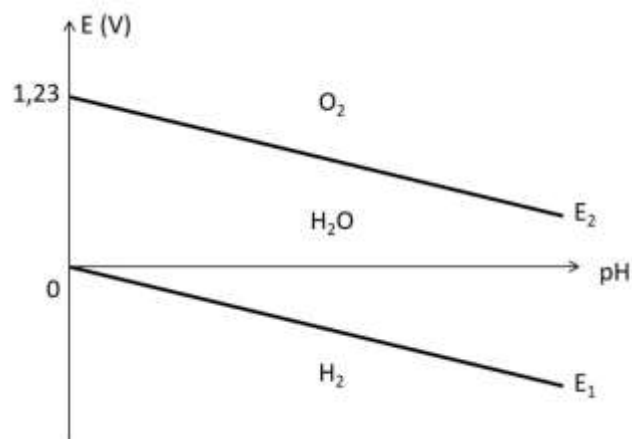
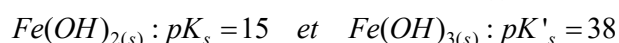
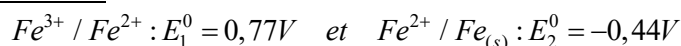


Diagramme du fer

Données :



Concentration de trace :

$$c_0 = [Fe^{3+}] = [Fe^{2+}] = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

Précipitation : $Fe^{2+} + 2HO^- = Fe(OH)_{2(s)}$

A la frontière :

$$K_s = [Fe^{2+}][HO^-]^2 = c_0 \frac{K_e^2}{[H^+]^2} \Rightarrow pH = 7$$

Précipitation : $Fe^{3+} + 3HO^- = Fe(OH)_{3(s)}$

A la frontière :

$$K'_s = [Fe^{3+}][HO^-]^3 = c_0 \frac{K_e^3}{[H^+]^3} \Rightarrow pH = 1,67$$

Etude du couple II/0 :

$$pH \leq 7 : Fe^{2+} + 2e^- = Fe_{(s)} \quad E = E_2^0 + \frac{0,06}{2} \log [Fe^{2+}] = -0,47V$$

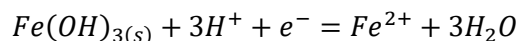
$$pH \geq 7 : Fe(OH)_{2(s)} + 2H^+ + 2e^- = Fe_{(s)} + 2H_2O \Rightarrow E = E_2^0 + \frac{0,06}{2} \log h^2 = E_2^0 - 0,06pH$$

Etude du couple III/II :

$pH \leq 1,67 :$

$$Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+} \quad E = E_1^0 + 0,06 \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} = 0,77V$$

$1,67 \leq pH \leq 7 :$



$$\Rightarrow E = E_1^0 + 0,06 \log \frac{h^3}{[Fe^{2+}]} = E_1^0 - 0,06 \log c_0 - 0,18pH$$

$$pH \geq 7 : Fe(OH)_{3(s)} + H^+ + e^- = Fe(OH)_{2(s)} + H_2O \Rightarrow E = E_1^0 + 0,06 \log h = E_1^0 - 0,06pH$$

Stabilité dans l'eau : Fe^{II} et Fe^{III} stables dans l'eau, $Fe_{(s)}$ non stable dans l'eau (domaines de prédominance disjoints)

Réactions possibles : $Fe + 2H_2O \rightarrow Fe(OH)_{2(s)} + H_2$ et $Fe + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_{2(g)}$

