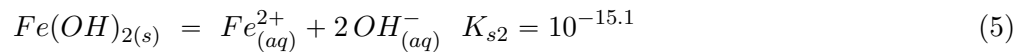
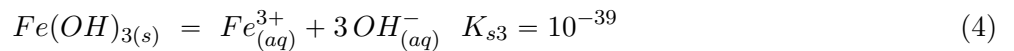
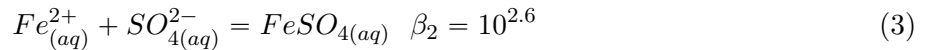
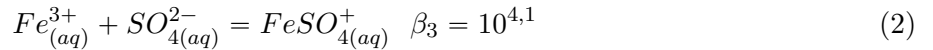
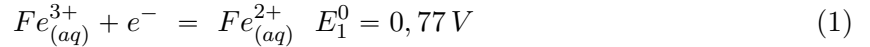


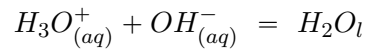
Diagramme potentiel pH du Fer

Les équations suivantes nous serviront par la suite



I Frontière $FeSO_4^+/FeSO_4$

Réaction La réaction qui se produit en l'absence de précipité est



Équation du couple $FeSO_4^+/FeSO_4$



le coefficient directeur de la droite $U_1 = f(pH)$ est donc nul puisque les ions $H_3O_{(aq)}^{+}$ n'interviennent pas dans l'équation (réaction d'oxydo réduction "pure").

Expression de U_1 Le potentiel d'électrode est donné par la loi de Nernst

$$E_6 = E_6^0 + \frac{0,06}{1} \log \left(\frac{[FeSO_{4(aq)}^{+}]}{[FeSO_{4(aq)}]} \right)$$

A la frontière, $[FeSO_{4(aq)}^{+}] = [FeSO_{4(aq)}]$ donc

$$E_6 = E_6^0$$

Hors, (6) = (3) - (2) + (1) donc $\Delta_r G_6^0 = \Delta_r G_3^0 - \Delta_r G_2^0 + \Delta_r G_1^0$ soit

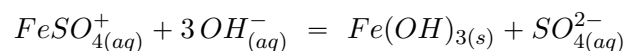
$$-FE_6^0 = -RT \ln \beta_2 + RT \ln \beta_3 - FE_1^0$$

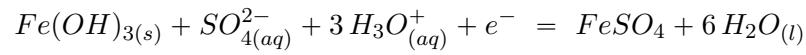
et donc

$$E_6^0 = E_1^0 + \frac{RT}{F} \ln \frac{\beta_2}{\beta_3} = 0,77 + 0,06 \log \frac{10^{2,6}}{10^{4,1}} = 0,68 V$$

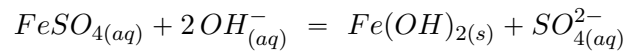
II Frontière $Fe(OH)_3/FeSO_4$

Réaction

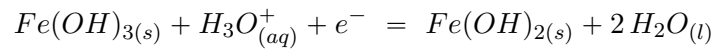


Équation du couple $Fe(OH)_3/FeSO_4$ 

Il y a 3 ions $H_3O_{(aq)}^+$ échangés pour chaque électron, la pente doit donc être de $-0,18$. Comme vu en cours, on ne vas pas se compliquer plus la tâche à calculer les ordonnées à l'origine des droites. On doit retrouver une valeur approchée du produit de solubilité.

III Frontière $Fe(OH)_3/FeSO_4$ **Réaction**

Équation du couple $Fe(OH)_3/Fe(OH)_2$ On l'écrit en "milieu acide" même si on est en milieu basique pour faire apparaître les ions $H_3O_{(aq)}^+$



Il y a 1 ion $H_3O_{(aq)}^+$ échangé pour chaque électron, la pente doit donc être de $-0,06$. On doit retrouver une valeur approchée du produit de solubilité.