



Diagrammes potentiel-pH

Facteurs influençant les équilibres d'oxydoréduction

Exercice 1 : Influence de la précipitation

La loi de Nernst **sans tenir compte** de la précipitation est : $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}$

Comme on a **précipitation**, alors $\text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{sd})} = \text{Fe}^{2+} + 2\text{HO}^-$ $K_s = [\text{Fe}^{2+}] \times [\text{HO}^-]^2$

$$E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^{\ominus} + 0,03 \times \log_{10} \left(\frac{K_s}{[\text{HO}^-]^2} \right)$$

Or si on écrit directement la réaction de transfert d'électron entre le nombre d'oxydation (II) et le nombre d'oxydation 0, on a : $\text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{sd})} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Fe} + 2\text{H}_2\text{O}$

$$E_{\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}} = E_{\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}}^{\ominus} + 0,03 \times \log_{10} ([\text{H}^+]^2)$$

Comme, il s'agit de deux descriptions différentes d'un même phénomène physique, on a donc unicité du potentiel et donc $E_{\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}} = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}$

$$E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^{\ominus} + 0,03 \times \log_{10} \left(\frac{K_s}{[\text{HO}^-]^2} \right)$$

$$E_{\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}}^{\ominus} + 0,03 \times \log_{10} ([\text{H}^+]^2) = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^{\ominus} + 0,03 \times \log_{10} \left(\frac{K_s}{[\text{HO}^-]^2} \right)$$

$$E_{\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}}^{\ominus} = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^{\ominus} + 0,03 \times \log_{10} \left(\frac{K_s}{[\text{HO}^-]^2 \times [\text{H}^+]^2} \right)$$

$$E_{\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}}^{\ominus} = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^{\ominus} + 0,03 \times \log_{10} \left(\frac{K_s}{K_e^2} \right)$$

Le potentiel d'oxydoréduction standard est donc

$$E_{\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}}^{\ominus} = -0,440 + 0,03 \times \log_{10} \left(\frac{10^{-15}}{(10^{-14})^2} \right) = -0,05 \text{ V}$$

On constate que le potentiel standard a augmenté.

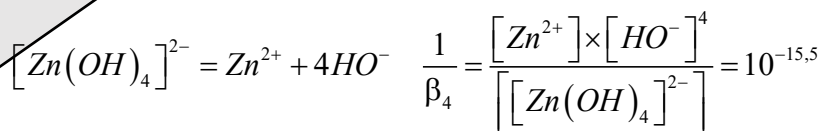
Exercice 2 : Influence de la complexation

La loi de Nernst **sans tenir compte** de la complexation est : $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}_{(\text{sd})}$ $E_1^{\ominus} = -0,76$

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\ominus} + 0,03 \times \log_{10} ([\text{Zn}^{2+}])$$

Avec complexation on a : $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Zn} + 4\text{H}_2\text{O}$

$$E_{\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}/\text{Zn}} = E_{\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}/\text{Zn}}^{\ominus} + 0,03 \times \log_{10} ([\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}] \times [\text{H}^+]^4)$$



$$E_{[Zn(OH)_4]^{2-}/Zn}^{\ominus} = E_{[Zn(OH)_4]^{2-}/Zn}^{\ominus} + 0,03 \times \log_{10} ([Zn^{2+}] \times K_e^4 \times \beta_4)$$

Comme ces deux descriptions correspondent à une même réalité physique. Les deux potentiels sont égaux. Donc en identifiant, on a :

$$E_{Zn(OH)_4^{2-}/Zn} = E_{Zn^{2+}/Zn}$$

$$E_{[Zn(OH)_4]^{2-}/Zn}^{\ominus} + 0,03 \times \log_{10} ([Zn^{2+}] \times K_e^4 \times \beta_4) = E_{Zn^{2+}/Zn}^{\ominus} + 0,03 \times \log_{10} ([Zn^{2+}])$$

$$E_{[Zn(OH)_4]^{2-}/Zn}^{\ominus} = E_{Zn^{2+}/Zn}^{\ominus} + 0,03 \times \log_{10} \left(\frac{1}{K_e^4 \times \beta_4} \right)$$

$$E_{[Zn(OH)_4]^{2-}/Zn}^{\ominus} = -0,76 + 0,03 \times \log_{10} \left(\frac{10^{-15,5}}{(10^{-14})^4} \right) = 0,455 \text{ V}$$

On constate que le potentiel standard a augmenté.

Exercice 3 : diagramme d'existence

Équation de réaction associée à l'équilibre en jeu : $Ni^{2+} + 2HO^- = Ni(OH)_2(sd)$

Condition de formation du précipité : $K_s = [Ni^{2+}] \times [HO^-]^2$

Diagramme d'existence :

$$-\log_{10} (K_s) = -\log_{10} ([Ni^{2+}]) - \log_{10} ([HO^-]^2)$$

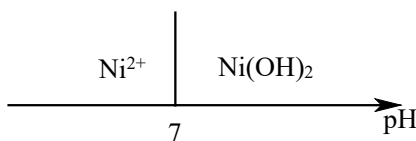
$$pK_s = -\log_{10} ([Ni^{2+}]) - \log_{10} \left(\left(\frac{K_e}{[H^+]} \right)^2 \right)$$

$$pK_s = -\log_{10} ([Ni^{2+}]) + \log_{10} ([H^+]^2) - 2 \times \log_{10} (K_e)$$

$$pK_s = -\log_{10} ([Ni^{2+}]) - 2 \times pH + 2 \times pK_e$$

$$pH = pK_e - \frac{1}{2} \times (pK_s + \log_{10} ([Ni^{2+}]))$$

$$pH = 14 - \frac{1}{2} \times (16 + \log_{10} (0,01)) = 7$$



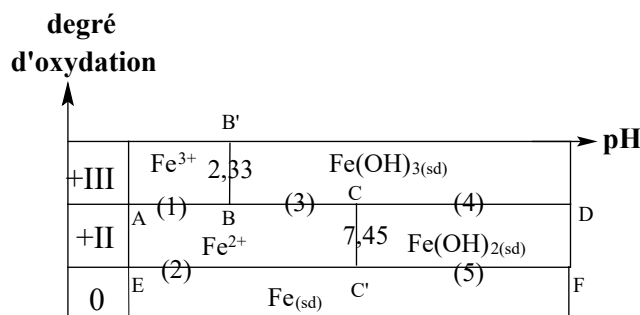


Construction du diagramme de Pourbaix

Exercice 4 : diagramme de Pourbaix du fer

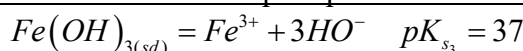
Espèces et nombres d'oxydation retenus pour l'étude

Diagramme préliminaire



Il est important toujours de commencer par déterminer les valeurs de pH qui vont induire la précipitation de certaines espèces.

a) Calcul de pH au-delà de laquelle les ions Fe³⁺ vont précipiter sous forme d'hydroxyde :

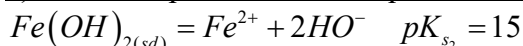


$$pH = pK_e - \frac{1}{3} \times (pK_{s_3} + \log_{10}([Fe^{3+}]))$$

$$pH = 14 - \frac{1}{3} \times (37 - 2) = 2,33$$

Le précipiter Fe(OH)_{3(sd)} commence à apparaître à pH=2,33.

b) Calcul de pH au-delà de laquelle les ions Fe²⁺ vont précipiter sous forme d'hydroxyde :



$$pH = pK_e - \frac{1}{2} \times (pK_{s_2} + \log_{10}([Fe^{2+}]))$$

$$pH = 14 - \frac{1}{2} \times (15,1 + \log_{10}(10^{-2})) = 7,45$$

Le précipiter Fe(OH)_{2(sd)} commence à apparaître à pH=7,45.

Remarque :

Dans un diagramme de Pourbaix, les frontières verticales correspondront toujours soit à un équilibre de précipitation, soit à un équilibre acido-basique, soit complexation entre les deux espèces considérées.

Mise en équation des droites frontières pour chaque couple

n°	Couple	Bilan	Équation de la frontière
1	Fe ³⁺ / Fe ²⁺	Demi-équation : $Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}$ Équation-bilan : $Fe^{3+} + \frac{1}{2} H_{2(g)} = Fe^{2+} + H^+$ $E_1 = E_1^\ominus + 0,06 \times \log_{10} \left(\frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}\right)$	$[Fe^{3+}] = [Fe^{2+}]$ $E_1 = E_1^\ominus = 0,770 V$



2	$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	Demi-équation : $\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}_{(sd)}$ Équation-bilan : $\text{Fe}^{2+} + \text{H}_{2(g)} = \text{Fe}_{(sd)} + 2\text{H}^+$ $E_2 = E_2^\ominus + \frac{0,06}{2} \times \log_{10} ([\text{Fe}^{2+}])$	$[\text{Fe}^{2+}] = C_{tra}$ $E_2 = -0,440 + \frac{0,06}{2} \times \log_{10} (10^{-2})$ $E_2 = -0,5 \text{ V}$
3	$\text{Fe}(\text{OH})_{3(sd)} / \text{Fe}^{2+}$	Demi-équation : $\text{Fe}(\text{OH})_{3(sd)} + 3\text{H}^+ + 1e^- = \text{Fe}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$ Équation-bilan : $\text{Fe}(\text{OH})_{3(sd)} + 3\text{H}_D^+ + \frac{1}{2}\text{H}_{2(g)} = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_G^+ + 3\text{H}_2\text{O}$ $E_3 = E_3^\ominus + 0,06 \times \log_{10} \left(\frac{[\text{H}_D^+]^3}{[\text{Fe}^{2+}]} \right)$ $E_3 = E_3^\ominus - 0,06 \times \log_{10} ([\text{Fe}^{2+}]) - 0,18 \times \text{pH}$ Détermination de $E_3^\ominus$: $0,770 = E_3^\ominus - 0,06 \times \log_{10} (C_{tra}) - 0,18 \times \text{pH}$ Ou bien, à partir de combinaisons linéaires d'équilibres chimiques et de demi-équations redox $E_3^\ominus = E_1^\ominus - 0,06 \times \log_{10} \left(\frac{K_e^3}{K_{s_3}} \right)$ $E_3^\ominus = -1,07 \text{ V}$	$[\text{Fe}^{2+}] = C_{tra}$ $E_3 = 1,19 - 0,18 \times \text{pH}$
4	$\text{Fe}(\text{OH})_{3(sd)} / \text{Fe}(\text{OH})_{2(sd)}$	Demi-équation : $\text{Fe}(\text{OH})_{3(sd)} + \text{H}^+ + 1e^- = \text{Fe}(\text{OH})_{2(sd)} + \text{H}_2\text{O}$ Équation-bilan : $\text{Fe}(\text{OH})_{3(sd)} + \text{H}_D^+ + \frac{1}{2}\text{H}_{2(g)} = \text{Fe}(\text{OH})_{2(sd)} + \text{H}_G^+ + \text{H}_2\text{O}$ $E_4 = E_4^\ominus + 0,06 \times \log_{10} ([\text{H}_D^+]) = E_4^\ominus - 0,06 \times \text{pH}$ Par continuité, à pH=7,45 on a l'égalité $E_3=E_4$ conduit à : $1,19 - 0,18 \times \text{pH} = E_4^\ominus - 0,06 \times \text{pH}$ $E_4^\ominus = 0,296 \text{ V}$	$E_4 = 0,296 - 0,06 \times \text{pH}$
5	$\text{Fe}(\text{OH})_{2(sd)} / \text{Fe}$	Demi-équation : $\text{Fe}(\text{OH})_{2(sd)} + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{Fe}_{(sd)} + 2\text{H}_2\text{O}$ Équation-bilan : $\text{Fe}(\text{OH})_{2(sd)} + 2\text{H}_D^+ + \text{H}_{2(g)} = \text{Fe}_{(sd)} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_G^+$ $E_5 = E_5^\ominus + \frac{0,06}{2} \times \log_{10} ([\text{H}_D^+]^2) = E_5^\ominus - 0,06 \times \text{pH}$ Par continuité : $E_5^\ominus = -0,05 \text{ V}$	$E_5 = -0,05 - 0,06 \times \text{pH}$



Méthodes de recherche de $E_5^\ominus$

Pour trouver la frontière associée au couple $\text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{sd})}/\text{Fe}_{(\text{sd})}$, comme on ne dispose pas du potentiel standard de ce couple (à moins de le calculer), on peut choisir entre 3 méthodes :

Méthode 1 : Utiliser la relation de Nernst écrite pour le couple de référence.	Si le solide $\text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{sd})}$ existe, l'ion constitutif Fe^{2+} est aussi en solution : les deux couples $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}_{(\text{sd})}$ et $\text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{sd})}/\text{Fe}_{(\text{sd})}$ coexistent et adoptent le même potentiel d'équilibre. On peut donc utiliser l'expression du potentiel trouvée pour le couple Fe^{2+}/Fe en exprimant $[\text{Fe}^{2+}]$ quand le solide existe.
Méthode 2 : Utiliser la continuité du potentiel	<i>Pour obtenir l'équation d'une droite, il suffit de deux paramètres comme, par exemple, les coordonnées d'un point et le coefficient directeur.</i> On dispose de l'équation du segment précédent (Fe^{2+}/Fe) valable jusqu'à $\text{pH} = 6,95$. L'extrémité de ce segment appartient également au segment suivant. Il ne reste donc qu'à déterminer la pente du nouveau segment.
Méthode 3 : Loi de Hess	À partir de combinaisons linéaires d'équilibres chimiques et de demi-équations redox (Loi de Hess appliquée aux $\Delta_r G^\circ$ de réaction).

Méthode 1 :

Pour $\text{pH} \leq 7,45$, on a le couple (2) : $\text{Fe}^{2+} + \text{H}_{2(\text{g})} = \text{Fe}_{(\text{sd})} + 2\text{H}^+$

$$E_2 = E_2^\ominus + \frac{0,06}{2} \times \log_{10}([\text{Fe}^{2+}]) \quad (1)$$



Quand le solide existe $E_2 \rightarrow E_5$ et $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{K_{s_2}}{[\text{HO}^-]^2}$

$$E_5 = E_2^\ominus + \frac{0,06}{2} \times \log_{10} \left(\frac{K_{s_2}}{[\text{HO}^-]^2} \right) \quad (2)$$

$$E_5 = E_2^\ominus + \frac{0,06}{2} \times \log_{10} \left(\frac{K_{s_2}}{K_e^2} \right) - 0,06 \times \text{pH} \quad (3)$$

En plus, pour $\text{pH} \geq 7,45$, on a : $\text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{sd})} + 2\text{H}_D^+ + \text{H}_{2(\text{g})} = \text{Fe}_{(\text{sd})} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_G^+$

$$E_5 = E_5^\ominus + \frac{0,06}{2} \times \log_{10}([\text{H}_D^+]^2) = E_5^\ominus - 0,06 \times \text{pH} \quad (4)$$

Par identification (3) et (4) on obtient :

$$E_5^\ominus = E_2^\ominus + \frac{0,06}{2} \times \log_{10} \left(\frac{K_{s_2}}{K_e^2} \right)$$

$$E_5^\ominus = -0,440 + \frac{0,06}{2} \times \log_{10} \left(\frac{10^{-15,1}}{10^{-28}} \right) = -0,05 \text{ V}$$



Méthode 2 :

Par continuité, à pH=7,45 on a l'égalité $E_2=E_5$

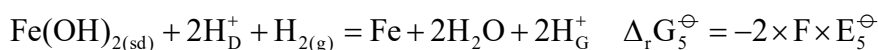
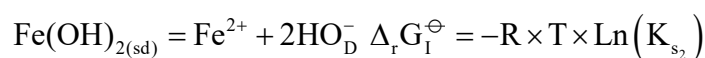
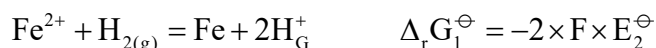
$$E_2^{\ominus} + \frac{0,06}{2} \times \log_{10}([Fe^{2+}]) = E_5^{\ominus} - 0,06 \times pH$$

$$E_5^{\ominus} = E_2^{\ominus} + \frac{0,06}{2} \times \log_{10}([Fe^{2+}]) + 0,06 \times pH$$

$$E_5^{\ominus} = E_2^{\ominus} + \frac{0,06}{2} \times \log_{10}(C_{tra}) + 0,06 \times pH$$

$$E_5^{\ominus} = -0,440 - 0,06 + 0,06 \times (7,45) = -0,05 V$$

Méthode 3 :



$$(5) = (I) - 2 \times (II) + (1)$$

$$\Delta_r G_5^{\ominus} = \Delta_r G_I^{\ominus} - 2 \times \Delta_r G_{II}^{\ominus} + \Delta_r G_1^{\ominus}$$

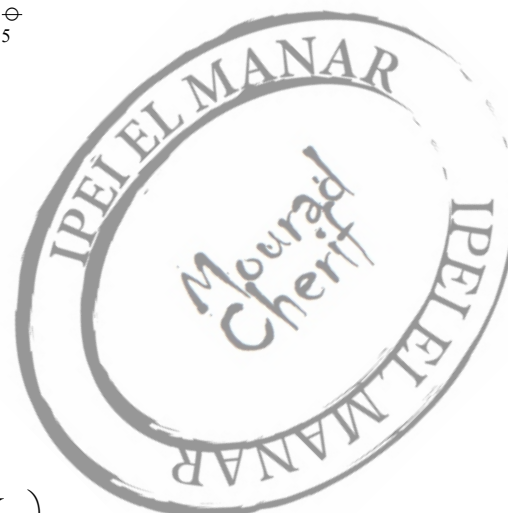
$$-2 \times F \times E_5^{\ominus} = -R \times T \times \ln(K_{s_2}) + 2 \times R \times T \times \ln(K_e) - 2 \times F \times E_2^{\ominus}$$

$$E_5^{\ominus} = \frac{-R \times T \times \ln(K_{s_2}) + 2 \times R \times T \times \ln(K_e) - 2 \times F \times E_2^{\ominus}}{-2 \times F}$$

$$E_5^{\ominus} = \frac{R \times T}{2 \times F} \times \ln(K_{s_2}) - \frac{R \times T}{F} \times \ln(K_e) + E_2^{\ominus}$$

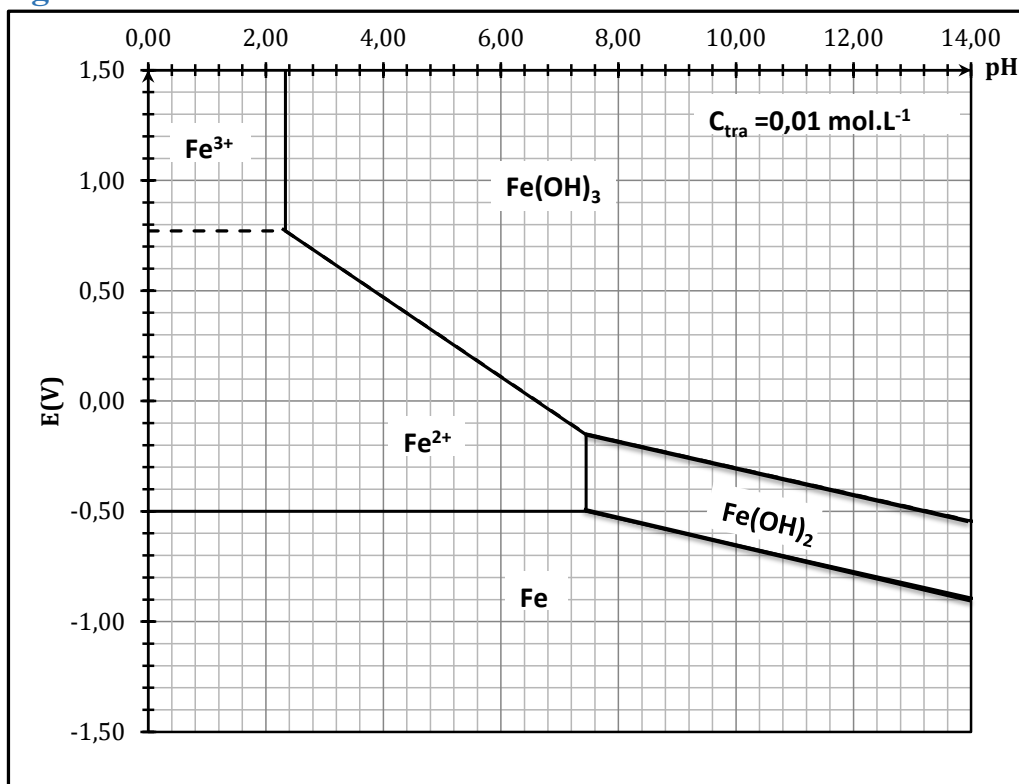
$$E_5^{\ominus} = E_2^{\ominus} + \frac{0,06}{2} \times \log_{10}\left(\frac{K_{s_2}}{K_e^2}\right)$$

$$E_5^{\ominus} = -0,440 + \frac{0,06}{2} \times \log_{10}\left(\frac{10^{-15,1}}{10^{-28}}\right) = -0,05 V$$





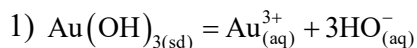
Allure du diagramme de Pourbaix du fer :





Exercice 5 : diagramme E-pH de l'or

Construction du diagramme de Pourbaix



$$K_s = [\text{Au}^{3+}]_{\text{eq}} \times [\text{HO}^{-}]_{\text{eq}}^3$$

$$K_s = [\text{Au}^{3+}]_{\text{eq}} \times \left(\frac{K_e}{[\text{H}^{+}]_{\text{eq}}} \right)^3$$

1^{ère} méthode :

$$-\log_{10}(K_s) = -\log_{10}([\text{Au}^{3+}]_{\text{eq}}) + 3 \times (-\log_{10}(K_e) - \text{pH}_{\text{lim}})$$

$$\text{p}K_s = -\log_{10}(C_{\text{tra}}) + 3 \times \text{p}K_e - 3 \times \text{pH}_{\text{lim}}$$

$$\text{pH}_{\text{lim}} = \frac{-\log_{10}(C_{\text{tra}}) + 3 \times \text{p}K_e - \text{p}K_s}{3}$$

$$\text{pH}_{\text{lim}} = \text{p}K_e - \frac{1}{3} \times (\text{p}K_s + \log_{10}(C_{\text{tra}}))$$

$$\text{pH}_{\text{lim}} = 14 - \frac{1}{3} \times (44,1 + \log_{10}(10^{-6})) = 1,30$$

2^{ème} méthode :

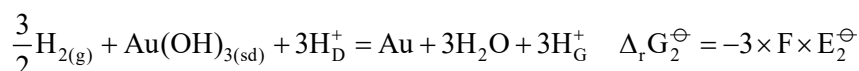
$$[\text{H}^{+}]_{\text{eq}} = \left(\frac{[\text{Au}^{3+}]_{\text{eq}} \times K_e^3}{K_s} \right)^{\frac{1}{3}}$$

$$-\log_{10}([\text{H}^{+}]_{\text{eq}}) = -\left[\log_{10} \left(\frac{[\text{Au}^{3+}]_{\text{eq}} \times K_e^3}{K_s} \right)^{\frac{1}{3}} \right]$$

$$\text{pH}_{\text{lim}} = -\frac{1}{3} \times \left[\log_{10} \left(\frac{[\text{Au}^{3+}]_{\text{eq}} \times K_e^3}{K_s} \right) \right]$$

$$\text{pH}_{\text{lim}} = -\frac{1}{3} \times \left[\log_{10} \left(\frac{10^{-6} \times (10^{-14})^3}{10^{-44,1}} \right) \right] = 1,3$$

2.a) 1^{ère} méthode :



$$(2) = (I) - 3 \times (II) + (1)$$

$$\Delta_r G_2^\ominus = \Delta_r G_I^\ominus - 3 \times \Delta_r G_{II}^\ominus + \Delta_r G_1^\ominus$$

$$-3 \times F \times E_2^\ominus = -R \times T \times \ln(K_s) + 3 \times R \times T \times \ln(K_e) - 3 \times F \times E_1^\ominus$$

$$E_2^\ominus = \frac{-R \times T \times \ln(K_s) + 3 \times R \times T \times \ln(K_e) - 3 \times F \times E_1^\ominus}{-3 \times F}$$

$$E_2^\ominus = \frac{R \times T}{3 \times F} \times \ln(K_s) - \frac{R \times T}{F} \times \ln(K_e) + E_1^\ominus$$

$$E_2^\ominus = E_1^\ominus + \frac{0,06}{3} \times \log_{10}(K_s) - 0,06 \times \log_{10}(K_e)$$



$$E_2^{\ominus} = E_1^{\ominus} + 0,06 \times \log_{10} \left(\frac{K_s^{1/3}}{K_e} \right)$$

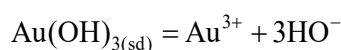
$$E_2^{\ominus} = E_1^{\ominus} + \frac{0,06}{3} \times \log_{10} \left(\frac{K_s}{K_e^3} \right)$$

2ème méthode :

Pour $\text{pH} \leq 1,3$, on a le couple (1) : $\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$ (1)

$$E = E_1^{\ominus} + \frac{0,06}{3} \times \log_{10} ([\text{Au}^{3+}])$$

Pour $\text{pH} \geq 1,3$: le couple (2) : $\text{Au}(\text{OH})_{3(\text{sd})} + 3\text{H}^+ + 3e^- = \text{Au} + 3\text{H}_2\text{O}$



$$K_s = [\text{Au}^{3+}] \times [\text{HO}^-]^3$$

$$[\text{Au}^{3+}] = \frac{K_s}{[\text{HO}^-]^3}$$

$$E = E_1^{\ominus} + \frac{0,06}{3} \times \log_{10} \left(\frac{K_s}{[\text{HO}^-]^3} \right)$$

$$K_e = [\text{H}^+] \times [\text{HO}^-]$$

$$E = E_1^{\ominus} + \frac{0,06}{3} \times \log_{10} \left(\frac{K_s}{K_e^3} \times [\text{H}^+]^3 \right)$$

$$E = E_1^{\ominus} + \frac{0,06}{3} \times \log_{10} \left(\frac{K_s}{K_e^3} \right) - 0,06 \times \text{pH}$$

D'où

$$E_2^{\ominus} = E_1^{\ominus} + 0,06 \times \log_{10} \left(\frac{K_s^{1/3}}{K_e} \right)$$

$$E_2^{\ominus} = E_1^{\ominus} + \frac{0,06}{3} \times \log_{10} \left(\frac{K_s}{K_e^3} \right)$$

$$2.b) E_2^{\ominus} = 1,498 + 0,06 \times \log_{10} \left(\frac{10^{-\left(\frac{44,1}{3}\right)}}{10^{-14}} \right) = 1,456 \text{ V}$$

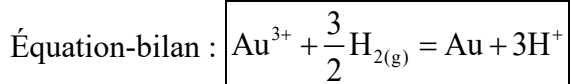
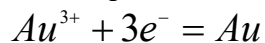




3)

Couple (1) :

Demi-équation :



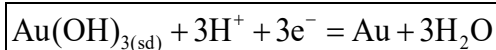
Le potentiel d'électrode : $E_1 = E_1^\ominus + \frac{0,06}{3} \times \log_{10} ([\text{Au}^{3+}])$

$$E_1 = E_1^\ominus + \frac{0,06}{3} \times \log_{10} (C_{\text{tra}})$$

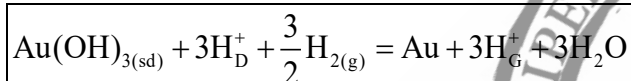
$$E_1 = 1,498 + \frac{0,06}{3} \times \log_{10} (10^{-6}) = 1,38 \text{ V}$$

Couple (2) :

Demi-équation :



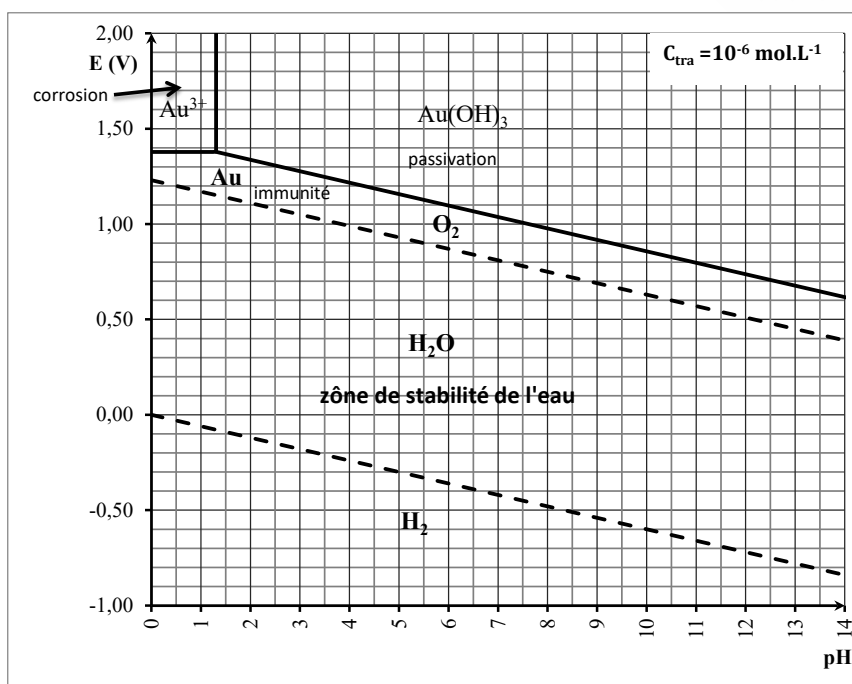
Équation-bilan :



Le potentiel d'électrode : $E_2 = E_2^\ominus + \frac{0,06}{3} \times \log_{10} ([\text{H}^+]^3)$

$$E_2 = E_2^\ominus - 0,06 \times \text{pH} \rightarrow E_2 = 1,456 - 0,06 \times \text{pH}$$

4)





Étude de la dissolution de l'or

5) voir diagramme

6) L'or n'est pas oxydés par les ions hydroniums, d'où son caractère noble.

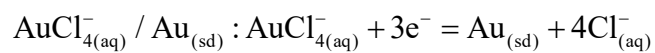
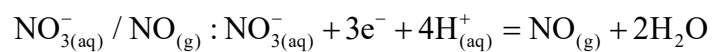
7-a)

$$x + 4 \times (-I) = -I$$

$$x = IV - I = III$$

$$\text{do}(\text{Au}) = +III$$

7-b)



L'équation bilan :

