

# Document enseignant – grille de notation en séance

## I. Questions : sur 2,5 points

loi de Nernst	<p>Loi de Nernst générale <math>E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \left( \frac{a_{\text{ox}}^a}{a_{\text{réd}}^b} \right)</math> et en phase liquide</p> <p><math>E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \left( \frac{[\text{ox}]^a}{[\text{réd}]^b} \right)</math> puis en fonction du pH <math>E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \left( \frac{a_{\text{ox}}^a \times [\text{H}_3\text{O}^+]^p}{a_{\text{réd}}^b} \right)</math></p>	0,25							
Couple	<p>Equilibre des réactions</p> <p><math>\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + e^-</math>, soit <math>E = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 + \frac{RT}{F} \ln \left( \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}\right)</math></p> <p><math>\text{MnO}_4^- + 5 e^- + 8 \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O}</math>, soit <math>E = E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^0 + \frac{RT}{5F} \ln \left( \frac{[\text{MnO}_4^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}\right)</math></p> <p><math>\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 12 \text{H}_2\text{O}</math></p>	0,75							
Lien $K_T^0$ et potentiel	<p>Calcul de la constante d'équilibre à partir des potentiels standards</p> <p><math>\Delta_r G_T^0 = -RT \ln K_T^0 = -nF \varepsilon^0 \Rightarrow</math></p> <p><math>\ln K_T^0 = \frac{-nF \varepsilon^0}{RT} = \frac{-5 \times 96500 \times (0,64 - 0,77)}{8,314 \times 298} = 25,32</math> et <math>K_T^0 = 9,89.10^{10}</math></p> <p>Définir une réaction totale <math>\Rightarrow</math> La constante est <math>\gg 10^4</math>, la réaction est donc totale dans les conditions standards.</p>	1							
Analyse du bécher	<p>Savoir définir la ddp mesurée</p> <p>avant éq. : <math>\varepsilon = E_{\text{solution}} - E_{\text{électrode de référence}} = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}} - E_{\text{électrode de référence}}</math></p> <p>après éq. : <math>\varepsilon = E_{\text{solution}} - E_{\text{électrode de référence}} = E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} - E_{\text{électrode de référence}}</math></p>	0,5							

## II. Proposition de protocole : sur 5 points

½ piles	Notion de ½ pile et pile	5							
	Conducteur (Pt)								
Les paramètres à faire varier									
Suivi	Le paramètre mesuré (ddp) et déduction de $E_{(ox/red)}$								
	Appréhension du saut de potentiel								
Dans la pratique	Choisir le matériel et verrerie en fonction de ce qui est disponible et de la précision voulu								
	Envisager un protocole précis avec les différents points envisagés.								
	Adapter le nombre de points de mesure à la proximité de l'équivalence.								
Exploitation	Figure à tracer, paramètre permettant de juger de la qualité des points expérimentaux obtenus. Comparaison résultats attendus et obtenus expérimentalement								

## III. Réalisation du protocole : sur 4 points

Expérience	Savoir utiliser correctement le matériel (la manutention et rinçages éventuels) : Savoir-faire.	4							
------------	---	---	--	--	--	--	--	--	--

## IV. Résultats et interprétation sur 6 points

Figures	Axes légendés, titre explicite (avec mention de la température), graduation, position des axes, exploitation méthodes des tangentes.	3							
Interprétation	Discussion de la qualité de leurs points expérimentaux. Discussion décalage théorie/expérimentaux le cas échéant	3							

**V. Partie 2 : montage de piles: sur 2,5 points**

<p>Définition piles</p>	<p><math>2\text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}</math> ou <math>2\text{Ag}^+ + \text{Zn} \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Zn}^{2+}</math></p>	<p>0,5</p>							
<p>Schéma et pont de jonction</p>	<p>Schéma Rôle pont de jonction : assurer l'électroneutralité</p>	<p>0,75</p>							
<p>Détermination du potentiel standard</p>	<p>On mesure : <math>\varepsilon = 421 \text{ mV}</math> et on en déduit : <math>E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = -0,421 + 0,8 + \frac{8,314 \times 298}{96500} \ln(0,1) - \frac{8,314 \times 298}{2 \times 96500} \ln(0,1^2) = 0,379 \text{ V}</math> Ou Pour la pile <math>\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}</math>, <math>\varepsilon = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}</math> <math display="block">\varepsilon = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 + \frac{RT}{F} \ln([\text{Ag}^+]) - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 - \frac{RT}{2F} \ln([\text{Zn}^{2+}]^2)</math></p>	<p>0,75</p>							
<p>Variation d'enthalpie libre standard</p>	<p><math>\Delta_r G_T^0 = -nF\varepsilon^0</math> et <math>\Delta_r G_{T,p} = -nF\varepsilon</math> Or ici, les concentrations des différentes solutions étant identiques, on obtient <math>\varepsilon = \varepsilon^0</math> Pour la pile avec Cu : <math>\Delta_r G_{T,p} = \Delta_r G_T^0 = -nF\varepsilon^0 = -2 \times 96500 \times (0,8 - 0,34) = -88,8 \text{ kJ.mol}^{-1}</math> Pour la pile avec Zn : <math>\Delta_r G_{T,p} = \Delta_r G_T^0 = -nF\varepsilon^0 = -2 \times 96500 \times (0,8 - (-0,75)) = -301 \text{ kJ.mol}^{-1}</math></p>	<p>0,5</p>							