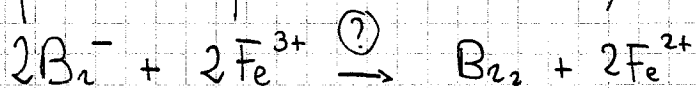


Exercices I : oxydoreduction et piles

1) L'équation chimique de la réaction d'oxydation serait :



l'oxydant serait $\text{Fe}^{3+} \Rightarrow E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{V}$

le réducteur serait $\text{Br}^- \Rightarrow E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = 1,09\text{V}$

$$\Delta E_{\text{réaction}}^{\circ} = E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) - E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = 0,77 - 1,09 = -0,32\text{V}$$

$\Delta E_{\text{réaction}}^{\circ} < 0 \Rightarrow$ la réaction n'a pas lieu spontanément dans le sens proposé!
 \Rightarrow l'oxydation de Br^- par Fe^{3+} n'est pas possible!

2) l'oxydant le plus fort est Cu^{2+} et le réducteur le plus fort est Cd
 L'équation de la réaction est donc :



$$\Delta E_{\text{réaction}}^{\circ} = E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = 0,34 - (-0,40) = \underline{0,74\text{V}}$$

\Rightarrow la force électromotrice est de $0,74\text{V}$

3) Il faut trouver un oxydant plus fort que Fe^{2+} ... ce qui n'est pas possible dans la série électrochimique que vous utilisez!

4) L'équation chimique de l'oxydation d' Ag^+ par Cl^- est la suivante :



L'oxydant est $\text{Ag}^+ \Rightarrow E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,79\text{V}$

le réducteur est $\text{Cl}^- \Rightarrow E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = 1,39\text{V}$

$$\Delta E_{\text{réaction}}^{\circ} = E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = 0,79 - 1,39 = 0,60\text{V}$$

Comme $\Delta E_{\text{réaction}}^{\circ} < 0$, la réaction proposée n'est pas possible spontanément!

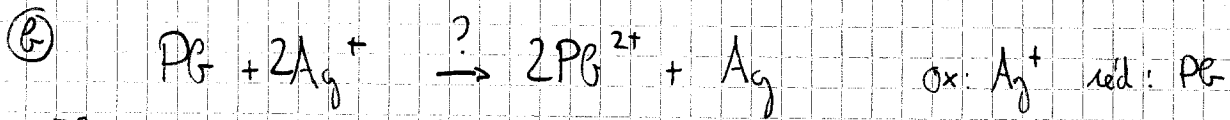
\Rightarrow Réponse: Ag^+ ne peut pas oxyder Cl^- aux conditions standard

5) @ $2\text{Ce}^{4+} + 2\text{I}^- \xrightarrow{?} 2\text{Ce}^{3+} + \text{I}_2$ ox: Ce^{4+} red: I^-

$$E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}) = 1,70\text{V} \quad E_{\text{red}}^{\circ} (\text{I}_2/2\text{I}^-) = 0,54\text{V}$$

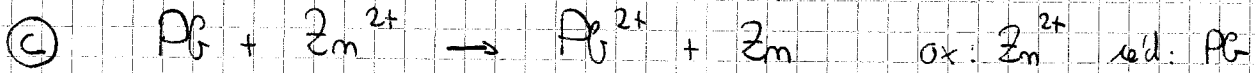
$$\Delta E_{\text{réaction}}^{\circ} = E_{\text{red}}^{\circ} (\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}) - E_{\text{red}}^{\circ} (\text{I}_2/2\text{I}^-) = 1,70 - 0,54 = \underline{1,16\text{V}}$$

\Rightarrow réaction a lieu car $\Delta E_{\text{réaction}}^{\circ} > 0$



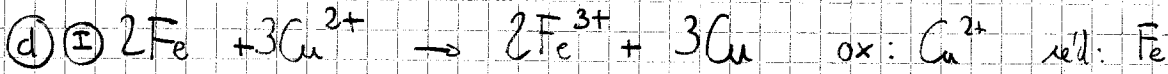
$\Delta E^{\circ}_{réaction} = E^{\circ}_{red}(Ag^+/Ag) - E^{\circ}_{red}(PG^{2+}/PG) = 0,80 - (-0,13) = \underline{0,93V}$

La réaction a lieu dans le sens proposé



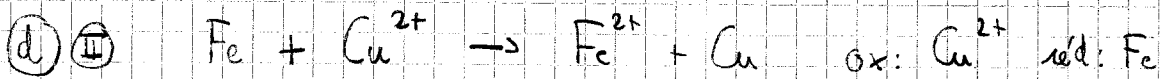
$\Delta E^{\circ}_{réaction} = E^{\circ}_{red}(Zn^{2+}/Zn) - E^{\circ}_{red}(PG^{2+}/PG) = -0,76 - (-0,13) = \underline{-0,63V}$

La réaction n'a pas lieu



$\Delta E^{\circ}_{réaction} = E^{\circ}_{red}(Cu^{2+}/Cu) - E^{\circ}_{red}(Fe^{3+}/Fe) = 0,34 - (-0,04) = \underline{0,38V}$

Cette réaction a lieu



$\Delta E^{\circ}_{réaction} = E^{\circ}_{red}(Cu^{2+}/Cu) - E^{\circ}_{red}(Fe^{2+}/Fe) = 0,34 - (-0,44) = \underline{0,78V}$

Cette réaction a aussi lieu

<p>6) ox faits</p>	$M_1^+ + 1e^- \rightarrow M_1$	$E^{\circ}_{red} : 2,34V$
	$M_5^+ + 1e^- \rightarrow M_5$	" 1,34V
	$M_4^+ + 1e^- \rightarrow M_4$	" 0,12V
	$M_2^+ + 1e^- \rightarrow M_2$	" -1,23V
	$M_3^+ + 1e^- \rightarrow M_3$	" -2,34V

- Ⓐ NON ! \Rightarrow ce sont deux réducteurs
- Ⓑ NON ! \Rightarrow un oxydant (ici, M_4^+) ne peut pas réduire un réducteur (M_2) ... tout au mieux il peut oxyder un réducteur!
- Ⓒ OUI \Rightarrow c'est l'oxydant le plus fort ! Il peut oxyder tous les réducteurs (sauf M_1)
- Ⓓ NON \Rightarrow M_4 peut réduire M_1^+ , M_5^+ mais pas M_2^+ !!
- Ⓔ OUI \Rightarrow c'est l'oxydant le plus fort !