
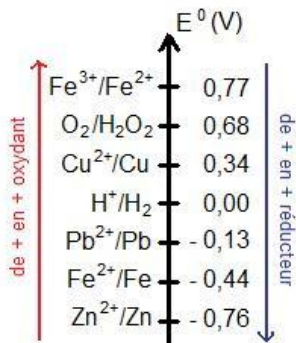


PCPI – 1 TS CIRA  <small>Contrôle Industriel et Régulation Automatique</small>	Chapitre 6 L'OXYDOREDUCTION	CHIMIE
EXERCICES		

DONNEES



EXERCICE 1 : des ½ équations électroniques et des équations bilan

1) **Ecrire** les demi-équations des couples suivants :

- a) Cl_2 / Cl^-
- b) MnO_4^- / Mn^{2+}
- c) O_2 / H_2O_2
- d) SO_4^{2-} / SO_2
- e) $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$
- f) NO_3^- / NO

2) **Ecrire** l'équation de la réaction entre MnO_4^- et H_2O_2

3) **Compléter e équilibrant** les équations suivantes (après avoir donné les demi-équations électroniques si besoin) :

- a) $MnO_4^- + Cl^- \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2$
- b) $SO_2 + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+} + SO_4^{2-}$
- c) $NO_3^- + Cu \rightarrow Cu^{2+} + NO$

EXERCICE 2 : une réaction chimique

Les ions cuivre (II) $Cu^{2+}_{(aq)}$ réagissent avec le métal aluminium $Al_{(s)}$ pour donner un dépôt de cuivre métallique $Cu_{(s)}$ et des ions aluminium (III) $Al^{3+}_{(aq)}$

- 1) **Donner** les couples rédox en présence.
- 2) **Ecrire** les demi-équations électroniques correspondantes.
- 3) En **déduire** l'équation-bilan de la réaction.
- 4) **Préciser** dans les réactifs quels sont l'oxydant et le réducteur qui interviennent dans cette réaction.
- 5) Quelle entité subit une oxydation ?
- 6) Quelle entité subit une réduction ?

EXERCICE 3 : une réaction chimique

On verse $m = 1,0$ g de limaille de fer Fe dans un erlenmeyer contenant $V = 250$ mL d'une solution d'acide chlorhydrique ($H^+_{(aq)}, Cl^-_{(aq)}$) de concentration $C = 0,20$ mol.L⁻¹. On observe un dégagement de dihydrogène $H_{2(g)}$. Les ions $Cl^-_{(aq)}$ n'interviennent pas.

- 1) **Citer** les couples oxydants réducteurs intervenant dans la réaction chimique
- 2) **Ecrire** les $\frac{1}{2}$ équations correspondantes
- 3) **Ecrire** l'équation-bilan de la réaction qui se produit en justifiant le choix de l'oxydant et le réducteur de la réaction
- 4) **Calculer** les quantités de matière des réactifs à l'état initial : $n^\circ(Fe)$ et $n^\circ(H^+)$
- 5) En considérant la réaction totale, **déterminer** le réactif limitant puis **calculer** les quantités de matières finales de chaque espèces chimiques.
- 6) **Calculer** le volume de gaz formé.
- 7) **Calculer** les concentrations molaires des ions formés

Données :

$$M_{Fe} = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$$

Réponses :

$$V_{H_2} = 0,43 \text{ L}$$

$$[Fe^{2+}] = 0,072 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+] = 0,056 \text{ mol.L}^{-1}$$

EXERCICE 4 : traitement d'une eau polluée

Une entreprise spécialisée dans la récupération des métaux précieux désire éliminer d'une eau polluée les ions $Cu^{2+}_{(aq)}$ qu'elle contient.

Pour cela, on immerge dans cette eau des barres d'acier que l'on assimile à du fer pur $Fe_{(s)}$.

Données :

→ Couple 1 : $Cu^{2+}_{(aq)} / Cu_{(s)}$

→ Couple 2 : $Fe^{2+}_{(aq)} / Fe_{(s)}$

- 1) **Ecrire** les demi-équations relatives à chaque couple.
- 2) D'après l'énoncé, **citer** quels sont les 2 réactifs de la transformation chimique qui a lieu.
- 3) **Ecrire** les équations représentant :
 - a) l'oxydation
 - b) la réduction
 - c) la réaction globale d'oxydoréduction.
- 4) **Expliquer** pourquoi le procédé utilisé dans cet atelier permet d'éliminer les ions Cu^{2+} de l'eau.
- 5) On traite $V = 500$ L d'eau polluée.
Quand la réaction est terminée, on récupère $m(Cu) = 317,5$ g de cuivre
Calculer la concentration en ions Cu^{2+} de l'eau polluée en mol.L⁻¹
 - Calculer le nombre de moles de cuivre formé
 - Calculer le nombre de moles initial d'ion cuivre Cu^{2+}
 - Calculer la concentration en ions Cu^{2+}
- 6) Les ions Fe^{2+} apparus au cours du traitement de cette eau sont éliminés à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium c'est-à-dire de la soude : ($Na^+ + HO^-$)
Un précipité d'hydroxyde de fer II $\{Fe(OH)_2\}$ se forme.
 - a) **Ecrire** l'équation de la réaction entre les ions Fe^{2+} et les ions OH^-
 - b) **Calculer** le volume de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 2,5$ mol.L⁻¹ que l'on doit verser dans les 500 litres d'eau traitée, pour cela :
 - Calculer le nombre de moles d'ions Fe^{2+}
 - Calculer le nombre de moles d'ions HO^-
 - Calculer le volume d'hydroxyde de sodium

Données

$$\text{Masse moléculaire } M(Cu) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

Réponses

$$n_{Cu} = 5,0 \text{ mol}$$

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

$$V = 4,0 \text{ L}$$

EXERCICE 5 : une pile

On relie par un pont salin une demi-pile au cuivre (couple intervenant : $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$) et une demi-pile à étain (couple intervenant : $\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$). La pile ainsi réalisée a pour pôle négatif l'électrode d'étain et pour f.e.m = $E_{\text{Sn-Cu}} = 0,48\text{V}$

- 1) **Faire** le schéma annoté de cette pile.
- 2) **Donner** le schéma conventionnel de cette pile.
- 3) Quelles sont les réactions qui se produisent quand la pile fonctionne :
 - a) à la cathode ?
 - b) à l'anode ?
 - c) En **déduire** l'équation-bilan correspondante.

EXERCICE 6 : une pile

On réalise une pile or-argent faisant intervenir les couples Au^{3+}/Au ($E^\circ = 1,50\text{V}$) et Ag^+/Ag ($E^\circ = 0,80\text{V}$).

- 1) **Ecrire** les demi-équations bilan des réactions qui se produisent à chaque électrode.
Préciser s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction à chaque électrode
- 2) **Faire** le schéma annoté de la pile en justifiant les pôles + et - .
Indiquer le sens de circulation des électrons et du courant électrique.
- 3) En **déduire** l'équation-bilan de fonctionnement de la pile.
- 4) La pile fonctionne pendant $\Delta t = 3\text{h}$ et on constate que la masse de l'électrode d'or a varié de $\Delta m = 98\text{mg}$
 - a) Comment varie la masse de l'électrode d'or et celle d'argent ? Pourquoi ?
 - b) **Calculer** la variation de masse de l'électrode d'argent, pour cela :
 - Exprimer le nombre de moles d'argent en fonction du nombre de mole d'or
 - Calculer le nombre de moles d'or formé
 - Calculer le nombre de mole d'argent disparu
 - Calculer la masse d'argent disparue
 - c) **Calculer** l'intensité du courant supposé constant qui a circulé.

Réponses
 $\Delta m_{\text{Ag}} = 0,16\text{ g}$
 $I = 13\text{ mA}$

Données : $F = 96500\text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ $M(\text{Au}) = 197\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $M(\text{Ag}) = 107,9\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$