
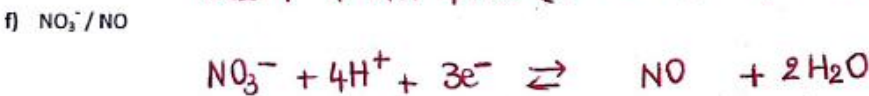
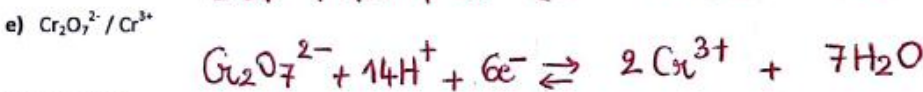
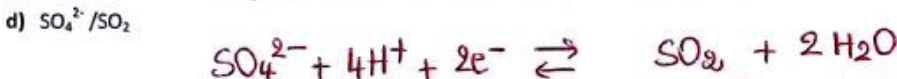
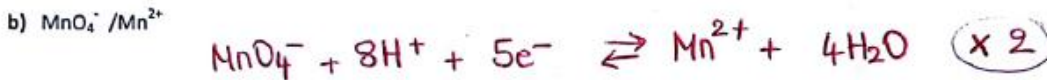
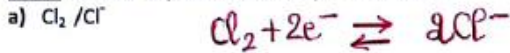


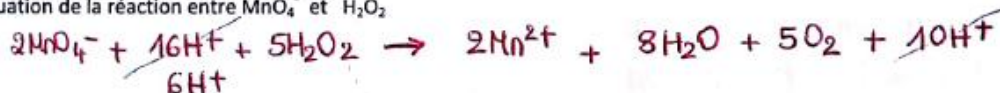
<b>PCPI – 1 TS CIRA</b>  <small>Contrôle Industriel et Régulation Automatique</small>	<b>Chapitre 6</b> <b>L'OXYDOREDUCTION</b>	<b>CHIMIE</b>
<b>CORRECTION EXERCICES</b>		

**EXERCICE 1 :**

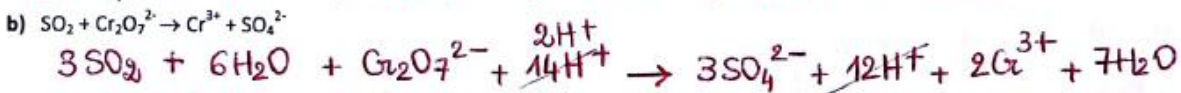
1) Ecrire les demi-équations des couples suivants :



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



3) Compléter et équilibrer les équations suivantes (après avoir donné les demi-équations électroniques si besoin) :



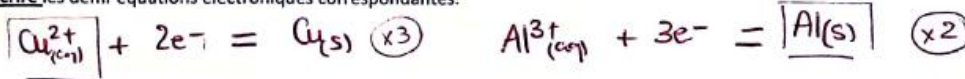
**EXERCICE 2 :**

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.



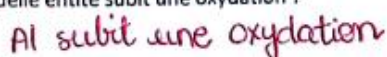
3) En déduire l'équation-bilan de la réaction.



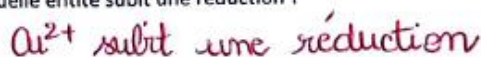
4) Préciser dans les réactifs quels sont l'oxydant et le réducteur qui interviennent dans cette réaction.



5) Quelle entité subit une oxydation ?



6) Quelle entité subit une réduction ?



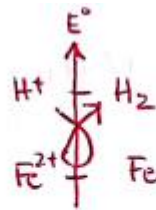
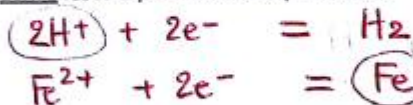
### EXERCICE 3 :

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<sup>-1</sup>. On observe un dégagement de dihydrogène H<sub>2(g)</sub>. Les ions Cl<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> n'interviennent pas.

- 1) Citer les couples oxydants réducteurs intervenant dans la réaction chimique



- 2) Ecrire les ½ 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  $n^{\circ}(H^+)$

$$n^{\circ}(Fe) = \frac{m(Fe)}{M(Fe)} = \frac{1,0}{55,8} = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n^{\circ}(H^+) = C \times V_{sol} = 0,20 \times 250 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

- 5) Réaction totale  $\Rightarrow$  un des réactifs a complètement disparu  
 $\Downarrow$   
réactif limitant

- Recherche du réactif limitant.

$$\frac{n^{\circ}(Fe)}{1} = \frac{1,8 \cdot 10^{-2}}{1} = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\frac{n^{\circ}(H^+)}{2} = \frac{5,0 \cdot 10^{-2}}{2} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\frac{n^{\circ}(Fe)}{1} < \frac{n^{\circ}(H^+)}{2} \Rightarrow Fe \text{ est le réactif limitant}$$

- quantités de matières finales

$$m_f(Fe) = 0 \text{ mol (réactif limitant)}$$

$$m_f(H^+) = 5,0 \cdot 10^{-2} - 2 \times 1,8 \cdot 10^{-2} = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m_f(H_2) = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m_f(Fe^{2+}) = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

- 6) Calculer le volume de gaz formé.

$$V(H_2) = n(H_2) \times V_m = x_{max} \times 24,0 = 1,8 \cdot 10^{-2} \times 24,0 = 0,43 \text{ L}$$

- 7) Calculer les concentrations molaires des ions formés

$$[Fe^{2+}] = \frac{n(Fe^{2+})}{V_{sol}} = \frac{x_{max}}{V_{sol}} = \frac{1,8 \cdot 10^{-2}}{250 \cdot 10^{-3}} = 7,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

#### 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 :

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

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

#### Données :

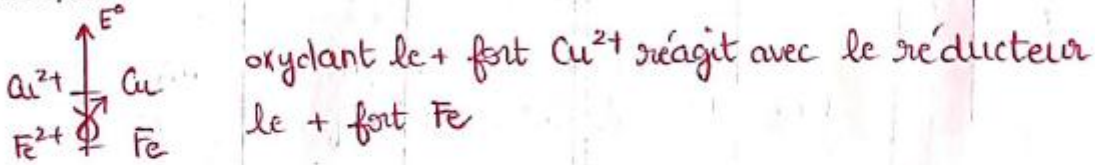
→ Couple 1 :  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}$

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

1) Ecrire les demi-équations relatives à chaque couple.

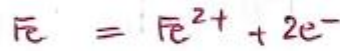


2) En comparant les valeurs de leurs potentiels standards, expliquer quelle est la réaction spontanée se produisant entre ces deux couples.

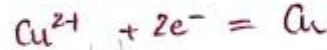


3) Ecrire les équations représentant

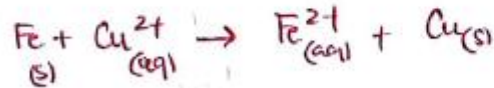
a) l'oxydation *perte  $e^-$*



b) la réduction *gain  $e^-$*



c) la réaction globale d'oxydoréduction.



4) Expliquer comment le procédé utilisé dans cet atelier permet d'éliminer les ions  $\text{Cu}^{2+}$  de l'eau.

$\text{Cu}^{2+}$  étant réactif il va disparaître

5) On traite  $V = 500 \text{ L}$  d'eau polluée.

Quand la réaction est terminée, on récupère  $m(\text{Cu}) = 317,5 \text{ g}$  de cuivre

Calculer la concentration en ions  $\text{Cu}^{2+}$  de l'eau polluée en  $\text{mol.L}^{-1}$

➤ Calculer le nombre de moles de cuivre formé

➤ Calculer le nombre de moles initial d'ion cuivre  $\text{Cu}^{2+}$

➤ Calculer la concentration en ions  $\text{Cu}^{2+}$

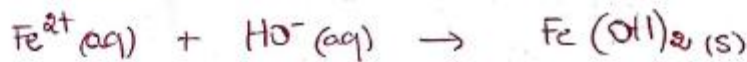
$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{317,5}{63,5} = 5,0 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{Cu})$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{n(\text{Cu}^{2+})}{V_{\text{sol}}} = \frac{5,0}{500} = 0,01 \text{ mol/L}$$

- 6) Les ions  $\text{Fe}^{2+}$  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 : ( $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$ )  
Un précipité d'hydroxyde de fer II ( $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ) se forme.

- a) **Ecrire** l'équation de la réaction entre les ions  $\text{Fe}^{2+}$  et les ions  $\text{OH}^-$



- b) **Calculer** le volume de solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C = 2,5 \text{ mol.L}^{-1}$  que l'on doit verser dans les 500 litres d'eau traitée

- Calculer le nombre de moles d'ions  $\text{Fe}^{2+}$
- Calculer le nombre de moles d'ions  $\text{HO}^-$
- Calculer le volume d'hydroxyde de sodium

$$n(\text{Fe}^{2+}) = n(\text{Cu}) = 5,0 \text{ mol}$$

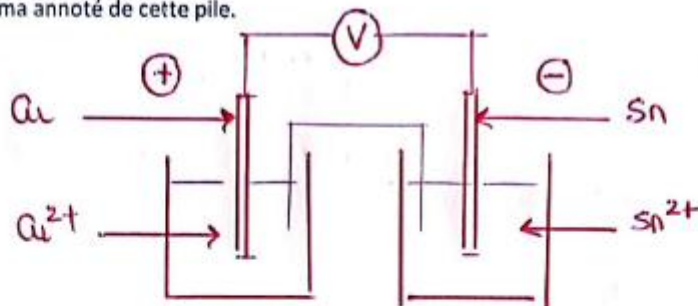
$$\frac{n(\text{HO}^-)}{2} = n(\text{Fe}^{2+}) \Rightarrow n(\text{HO}^-) = 2 \times n(\text{Fe}^{2+}) = 10 \text{ mol}$$

$$[\text{HO}^-] = \frac{n(\text{HO}^-)}{V_{\text{sol}}}$$

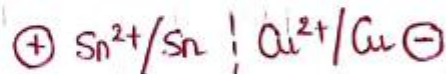
$$\hookrightarrow V_{\text{sol}} = \frac{n(\text{HO}^-)}{[\text{HO}^-]} = \frac{10}{2,5} = 4 \text{ L}$$

### EXERCICE 5 :

- 1) **Faire** le schéma annoté de cette pile.

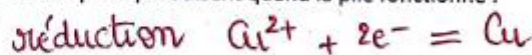


- 2) **Donner** le schéma conventionnel de cette pile.

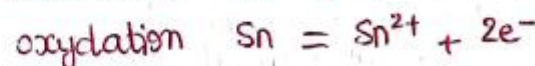


- 3) Quelles sont les réactions qui se produisent quand la pile fonctionne :

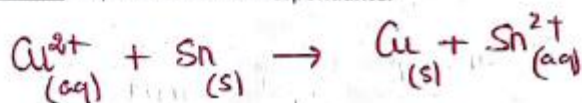
- a) à la cathode ?



- b) à l'anode ?



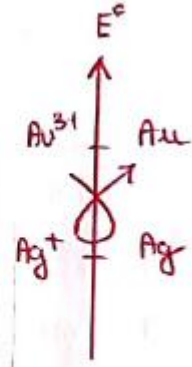
- c) En **déduire** l'équation-bilan correspondante.



**EXERCICE 6 :**

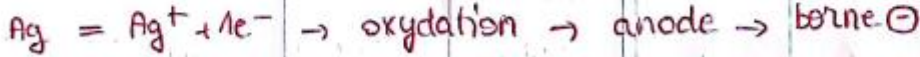
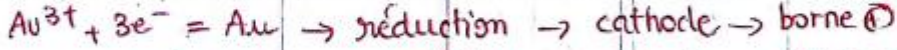
**EXERCICE 5 : une pile**

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



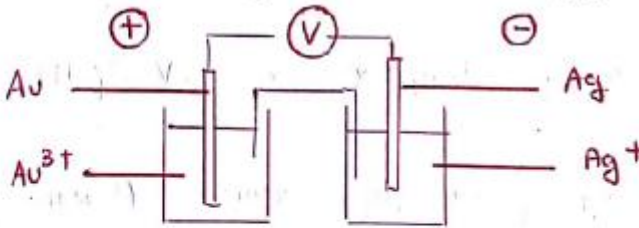
1) **Ecrire** les demi-équations bilan des réactions qui se produisent à chaque électrode.

**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

- 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

$\frac{m(\text{Ag})}{3} = \frac{m(\text{Au})}{1} \Rightarrow m(\text{Au}) = \frac{m(\text{Ag})}{3} = \frac{98 \cdot 10^{-3}}{3} = 32,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$\Rightarrow m(\text{Ag}) = 3 \times m(\text{Au}) = 3 \times 32,67 \cdot 10^{-3} = 97,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$\Rightarrow m(\text{Ag}) = m(\text{Ag}) \times M(\text{Ag}) = 97,9 \cdot 10^{-3} \times 107,9 = 10,57 \text{ g}$

c) **Calculer** l'intensité du courant supposé constant qui a circulé.

$Q = I \cdot \Delta t$   
 $Q = n(e^-) \times F \Rightarrow I = \frac{n(e^-) \times F}{\Delta t}$

$n(e^-)$  échangés dans l'une des 1/2 équation

$n(e^-) = n(\text{Ag}) = 97,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$   
 $I = \frac{97,9 \cdot 10^{-3} \times 96500}{3 \times 3600}$   
 $I = 0,013 \text{ A}$

**Données** :  $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M(\text{Au}) = 197 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

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