

Corrigé de l'épreuve de chimie du BTS 93

1° question :

La surface S de la plaque est égale à 10^2 cm^2 . L'épaisseur de cuivre est $e = 20 \mu\text{m}$.

La masse de cuivre déposée sur cette plaque est notée m ; elle s'écrit : $m = S \times e \times \rho_{\text{Cu}}$

Application numérique : $\rho_{\text{Cu}} = 8,9 \text{ g.cm}^{-3}$; $S = 10^2 \text{ cm}^2$; $e = 20 \times 10^{-4} \text{ cm}$

ou bien

$\rho_{\text{Cu}} = 8900 \text{ kg.m}^{-3}$; $S = 10^{-2} \text{ m}^2$; $e = 20 \times 10^{-6} \text{ m}$

A.N.: $m = 1,78 \text{ g}$

2° question :

a)

- La quantité de chlorure de fer III mise en solution est notée x (en mol). La masse correspondante est $m = 100 \text{ g}$.

$$\text{On a : } x = \frac{m}{M(\text{FeCl}_3)}$$

- Cette quantité de chlorure de fer III est dissoute dans le volume $V_{\text{eau}} = 1 \text{ L}$ de sorte que la concentration de la solution est $C = \frac{x}{V_{\text{eau}}}$

- La réaction de dissolution du chlorure de fer III :
$$\text{FeCl}_{3(s)} \longrightarrow \text{Fe}^{3+}_{\text{aq}} + 3 \text{Cl}^{-}_{\text{aq}}$$

$$x \text{ mol} \qquad \qquad \qquad x \text{ mol} \qquad \qquad 3 x \text{ mol}$$

montre que l'on a : $[\text{Fe}^{3+}] = C$ et $[\text{Cl}^{-}] = 3 C$.

- On obtient, donc : $[\text{Fe}^{3+}] = \frac{m}{M(\text{FeCl}_3) \times V_{\text{eau}}}$ et $[\text{Cl}^{-}] = 3 [\text{Fe}^{3+}]$

A.N.: $[\text{Fe}^{3+}] \cong 6,2 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

A.N.: $[\text{Cl}^{-}] \cong 1,9 \text{ mol.L}^{-1}$

b) Dans $V_0 = 200 \text{ mL}$ de solution, on a les quantités de matière suivantes :

$n_{\text{Fe}^{3+}} = C V_0$

et $n_{\text{Cl}^{-}} = 3 C V_0$

A.N.: $n_{\text{Fe}^{3+}} \cong 1,2 \times 10^{-1} \text{ mol}$

A.N.: $n_{\text{Cl}^{-}} \cong 3,7 \times 10^{-1} \text{ mol}$

3° question :

a)

Définitions :

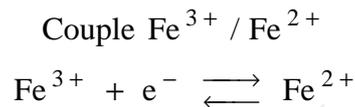
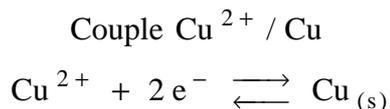
Un oxydant est une espèce chimique capable de fixer un ou plusieurs électron(s).

Un réducteur est une espèce chimique capable de libérer un ou plusieurs électron(s).

Une oxydation se traduit par une libération d'un ou de plusieurs électron(s).

Une réduction se traduit par une fixation d'un ou de plusieurs électron(s).

b)



c)

Le métal cuivre est oxydé en ions cuivre II par les ions fer III qui se transforment, alors, en ions fer II conformément à la « règle du γ » :

4° question :

➤ Soit n la quantité de cuivre qui disparaît (a priori, le cuivre est le **réactif limitant** !)

On a : $n = \frac{80}{100} \times \frac{m}{M(\text{Cu})}$ A.N. : $n \cong 2,2 \times 10^{-2}$ mol

➤ Bilan molaire de la réaction :

	2Fe^{3+}	$\text{Cu}_{(s)}$	2Fe^{2+}	Cu^{2+}
Initialement	$n_{\text{Fe}^{3+}}$ (en mol)	n (en mol)	0 mol	0 mol
En fin de réaction	$n_{\text{Fe}^{3+}} - 2n$ (en mol)	0 mol	$2n$ (en mol)	n (en mol)

Après réaction, on a, alors :

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{n}{V_0} \quad [\text{Fe}^{2+}] = \frac{2n}{V_0} \quad [\text{Fe}^{3+}] = \frac{n_{\text{Fe}^{3+}} - 2n}{V_0}$$

La concentration en ions chlorure, quant à elle ne change pas !

➤ Résultats numériques :

$$[\text{Cu}^{2+}] \cong 1,1 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Fe}^{2+}] \cong 2,2 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] \cong 3,9 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] \cong 1,9 \text{ mol.L}^{-1}$$

Remarque :

Il peut être intéressant de contrôler l'électroneutralité de la solution ! (les ions hydronium et hydroxyde sont ignorés)

$$[\text{Cl}^-] = 2[\text{Cu}^{2+}] + 2[\text{Fe}^{2+}] + 3[\text{Fe}^{3+}]$$