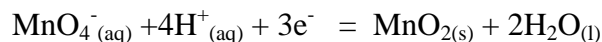
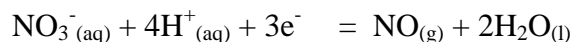
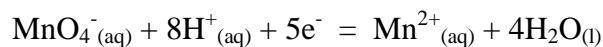




CORRECTION DU DS N°6

Exercice n°1 : couple oxydoréducteur : 2pts

Les demi-équations d'oxydoréduction sont :



Exercice n°2 : Argenture d'une médaille en fer : 5 pts

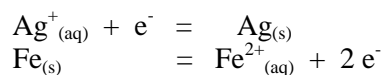
1) Manipulation que l'élève doit réaliser : il doit plonger sa médaille dans un bécher rempli d'une solution de nitrate d'argent $\text{Ag}^{+}_{(aq)} + \text{NO}_3^{-}_{(aq)}$

2) Couples qu'il suppose en présence : $\text{Ag}^{+}_{(aq)} / \text{Ag}_{(s)}$ et $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} / \text{Fe}_{(s)}$

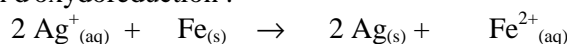
3) L'oxydant est l'ion argent : $\text{Ag}^{+}_{(aq)}$

Le réducteur est le métal Fer : $\text{Fe}_{(s)}$

4) Écriture des demi équations :

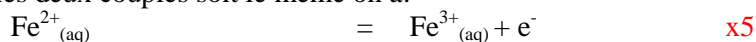


5) Ecriture de la réaction d'oxydoréduction :



Exercice n°3 : Produit anti-mousse pour pelouse : 7 pts

1) En utilisant les demi équations d'oxydoréduction et en veillant à ce que le nombre d'électrons échangés entre les deux couples soit le même on a :



2)

Equation		$5\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + \text{MnO}_4^{-}_{(aq)} + 8\text{H}^{+} \longrightarrow 5\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + \text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 4\text{H}_2\text{O}$					
Etat du système	Avancement (x en mol)	n $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$	n $\text{MnO}_4^{-}_{(aq)}$	n H^{+}	n $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$	n $\text{Mn}^{2+}_{(aq)}$	n H_2O
Initial	x = 0	$c_1 * v_1$	$c_2 * v_2$	excès	0	0	excès
Au cours du dosage	x	$c_1 * v_1 - 5x$	$c_2 * v_2 - x$	excès	$5 * x$	x	excès
A l'équivalence	$x_{\text{eq}} = \dots\dots\dots$	0	0	excès	$5 * x_{\text{eq}}$	x_{eq}	excès

3) A l'équivalence on peut donc écrire :

$$x_{\text{eq}} = \frac{c_1 * v_1}{5} = c_2 * v_{2\text{eq}}$$

4) Applications numériques :

a. En remaniant la relation ci-dessus et en utilisant les valeurs numériques de l'énoncé :

$$c_1 = \frac{5 * c_2 * v_{2\text{eq}}}{v_1} = \frac{5 * 2.0 * 10^{-2} * 13.0 * 10^{-3}}{20.0 * 10^{-3}} = 6.5 * 10^{-2} \text{ mol / L}$$

b. La solution S_0 a un volume $v_0 = 100.0 \text{ mL}$ donc :

$$n_{\text{Fe}^{2+}_{(aq)}} = c_1 * v_0 = 6.5 * 10^{-2} * 100.0 * 10^{-3} = 6.5 * 10^{-3} \text{ mol}$$



c. Cette quantité de matière revient à une masse de fer de :

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \times M(\text{Fe}) = 6.5 \times 10^{-3} \times 55.8 = 0.36 \text{ g}$$

Pour 10.0 g de produit on a 0.36g de fer

Donc pour 100 g de produit on en a 3.6 g.

Le pourcentage massique de fer dans le produit est alors de 3.6%.

Exercice n°4 : Dosage d'une solution de Destop® : 6 pts

1) Question Bonus 1 :

➤ On va chercher tout d'abord la masse volumique du Destop :

$$d = \frac{\rho_d}{\rho_e} \text{ d'où } \rho_d = d \times \rho_e = 1.2 \times 1.0 \times 10^3 = 1.2 \times 10^3 \text{ kg / m}^3$$

➤ On cherche quelle est la masse d'un volume de 1 L de Destop : $m = 1.2 \text{ kg}$.

➤ D'après le pourcentage en masse d'hydroxyde de sodium, on trouve la masse de NaOH qu'il y a

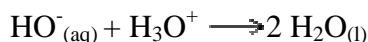
dans ces 1L :
$$20\% \times 1.2 = \frac{20 \times 1.2}{100} = 0.24 \text{ kg}$$

➤ On peut alors calculer le nombre de moles de NaOH présent dans un litre de Destop :

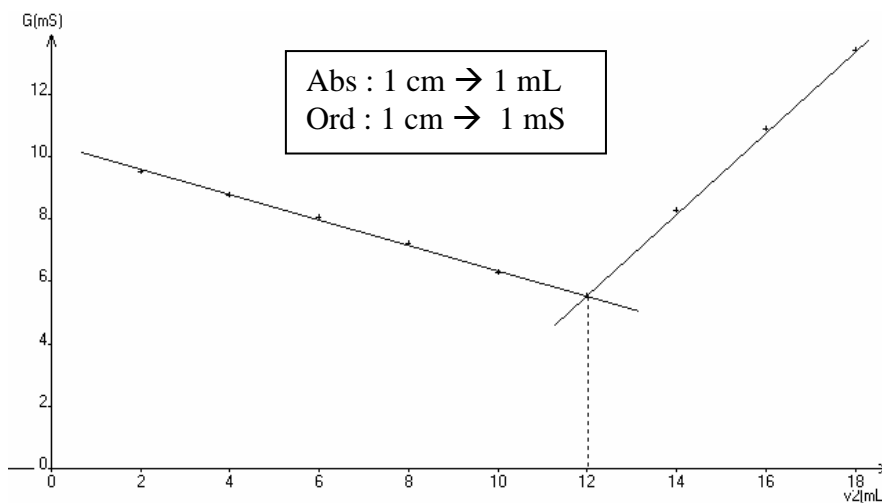
$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{240}{23+1+16} = 6 \text{ moles}$$

On obtient bien une concentration de 6 mol/L pour la solution de Destop.

2) Il s'agit de la réaction entre la base $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ et l'acide H_3O^+ donc l'équation de la réaction de dosage est:



3)



4) A l'aide du graphique, on détermine le volume équivalent : $v_{2\text{eq}} = 12.0 \times 10^{-3} \text{ L}$.
Vu l'équation de la réaction de dosage, on a à l'équivalence :

$$c_1 \times v_1 = c_2 \times v_{2\text{eq}} \quad \text{d'où}$$

$$c_1 = \frac{c_2 \times v_{2\text{eq}}}{v_1} = \frac{0.10 \times 12.0 \times 10^{-3}}{100 \times 10^{-3}} = 1.2 \times 10^{-2} \text{ mol / L}$$

On sait que la solution commerciale est 500 fois plus concentrée, donc :

$$c_0 = 500 \times 1.2 \times 10^{-2} = 6.0 \text{ mol/L}$$