

EXERCICE N°1: On introduit dans un bécher 20 ml d'une solution aqueuse d'eau oxygène

H_2O_2 de concentration molaire $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ puis on ajoute 20 ml d'une solution aqueuse suffisamment acidifiée d'iodure de potassium KI de concentration molaire 0.1 mol.L^{-1} on agite enfin pour homogénéiser le mélange.

On constate une couleur brune qui apparaît dans le mélange dès qu'on ajoute la solution d'iodure de potassium.

- 1) Décrire qualitativement la transformation chimique qui a lieu dans le bécher.
- 2) Ecrire l'équation chimique qui symbolise la réaction d'oxydoréduction modélisant cette transformation en passant par les deux demi-équations d'oxydation et de réduction.
- 3) Pourquoi est-il nécessaire d'acidifier le milieu réactionnel ?
- 4) Dresser le tableau descriptif d'évolution de système.
- 5) Déterminer l'avancement x_f ainsi que le réactif limitant.

EXERCICE N°2: Dans un bécher on réalise un mélange de :

- $V_1 = 20 \text{ ml}$ d'une solution de diiode de concentration $C_1 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
 - $V_2 = 20 \text{ ml}$ d'une solution acidifiée de thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ de concentration $C_2 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 1) Ecrire l'équation chimique de la réaction et indiquer les couples redox.
 - 2) Etablir le tableau descriptif d'évolution de système.
 - 3) Déterminer le réactif limitant de la réaction.
 - 4) Préciser la couleur obtenue à l'état final.
 - 5) Déterminer la composition finale du système.

EXERCICE N°2: On réalise un mélange de $V_1 = 10 \text{ ml}$ de solution de peroxydisulfate de sodium $Na_2S_2O_8$ de concentration

EXERCICE N°4: Dans un creuset, on mélange une masse $m_1 = 10 \text{ g}$ d'aluminium Al en poudre avec une masse $m_2 = 16 \text{ g}$ d'oxyde de fer (III) Fe_2O_3 en poudre.

Un ruban de magnésium en flamme permet d'amorcer la réaction entre l'aluminium et l'oxyde de fer (III). On observe la formation d'un bloc de fer Fe et un fort dégagement de fumée d'alumine Al_2O_3 .

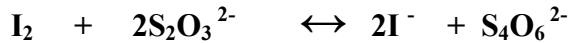
- 1) Ecrire l'équation de la réaction d'oxydation de l'aluminium par l'oxyde de fer (III).
- 2) Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
- 3) Sachant que la masse de fer formée est $m = 11.2 \text{ g}$.
 - a- Calculer la quantité de fer formée à la fin de la réaction.
 - b- Préciser le réactif limitant de la réaction.

c- Montrer que la réaction est totale.

Donnees: $M(\text{Fe}) = 56\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Al}) = 27\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

EXERCICE N°4:

On réalise un titrage modélisé par la réaction symbolisée par l'équation chimique suivante :



La solution titrée est une solution aqueuse de thiosulfate $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de concentration

$C' = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et la solution à titrer est une solution aqueuse de diiode I_2 de volume $V = 10 \text{ ml}$ et de concentration molaire C .

A l'équivalence, le volume de la solution titrée versée est $V' = 16,2 \text{ ml}$.

- 1) a- Citer deux caractères de cette réaction.
b- Nommer le titrage précédent.
c- Comment est repérer l'équivalence.
- 2) a- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
b- Montrer qu'à l'équivalence les réactifs sont mélangés en proportion stœchiométrique.

c- Calculer la valeur de la concentration C de la solution aqueuse de diiode.

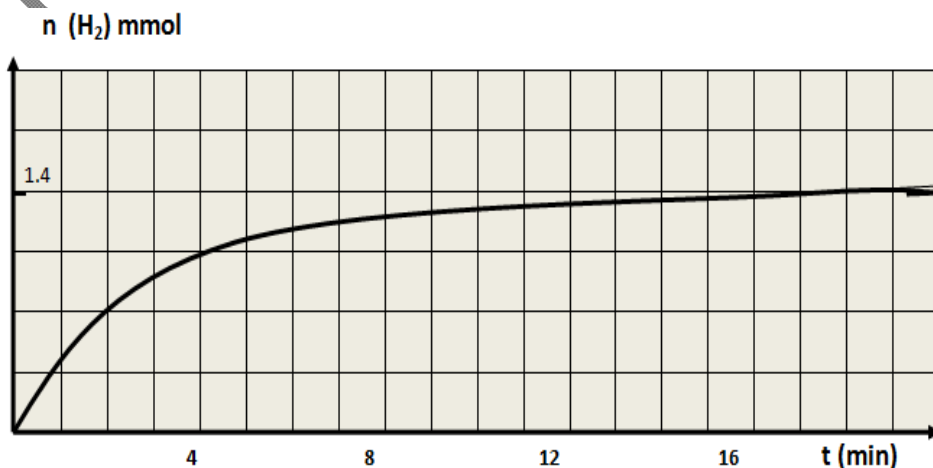
EXERCICE N°5: dans un bécher contenant une solution aqueuse d'acide chlorhydrique

($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) de volume $v = 10 \text{ ml}$ et de concentration $C = 0,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ on ajoute une masse m de zinc .

Il se produit dans le mélange une réaction chimique totale symbolisée par l'équation suivante :



- 1) dresser le tableau descriptif d'évolution du système chimique.
- 2) La courbe donnant l'évolution de la quantité de matière de H_2 au cours de temps est donnée par la figure ci contre :



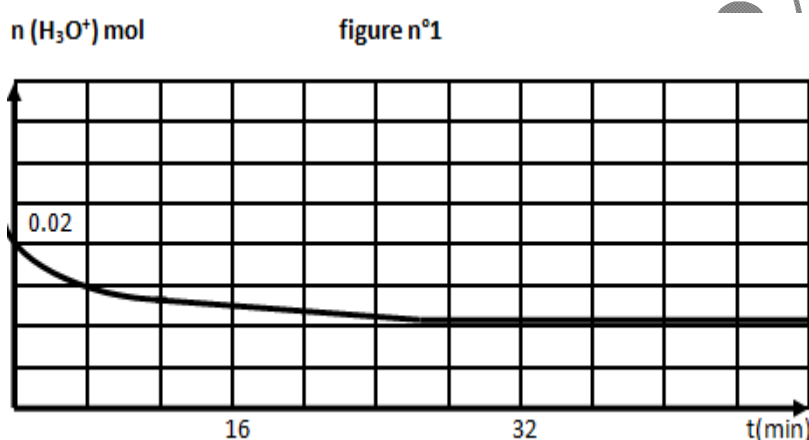
- a- Quel est le réactif limitant ?
- b- Déduire la masse de zinc utilise.
- On donne la masse molaire du zinc $M_{Zn} = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$.
- c- Sachant

EXERCICE N°6 : Sur une masse m de carbonate de calcium CaCO_3 solide on verse un volume V d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) de concentration $C = 0.2 \text{ mol L}^{-1}$.

L'équation de cette réaction supposée totale est : $\text{CaCO}_3 + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

On suit l'évolution au cours du temps de la quantité d'ions H_3O^+ on obtient la courbe suivante

(Figure n°1)



- 1) Cette réaction est –elle rapide ou lente ? Justifier.
- 2) Dresser le tableau d'avancement de cette réaction chimique.
- 3) a- Quelle est le réactif limitant ? justifier votre réponse.
b- Déterminer la valeur de l'avancement final.
c- Déduire la masse m de CaCO_3 utilise. On donne la masse la molaire $M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g.mol}^{-1}$
- 4) Sachant qu'à $t_{1/2}$ il ya disparition de la moitié du réactif limitant.
a- Déterminer a cette date la quantité de matière des différentes espèces chimiques (autre que l'eau) dans le mélange.
b- Déduire de $t_{1/2}$.

EXERCICE N°7 : La transformation étudiée est l'oxydation des ions iodures I^- par le peroxyde d'hydrogène (l'eau oxygène) H_2O_2 L'équation chimique qui symbolise la réaction modélisant cette transformation est : $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{I}^- + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 4\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$

Les réactifs sont mélangés en proportion stœchiométrique.

A un instant de date $t = t_1$, la quantité de diiode formée est $n_1 = 2.10^{-4} \text{ mol}$ et ta quantité d'eau

Oxygéné restante est $n_2 = 10^{-4} \text{ mol}$.

- 1) Préciser les couples redox mis en jeu au cours de cette transformation.

- 2) Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
- 3) Déterminer l'avancement x_i de la réaction à la date t_1 .
- 4) Dédurre la composition initiale du système chimique considéré.

EXERCICE N°8 : Dans un creuset, on mélange une masse $m_1 = 10$ g d'aluminium Al en poudre avec une masse $m_2 = 16$ g d'oxyde de fer (III) Fe_2O_3 en poudre.

Un ruban de magnésium enflammé permet d'amorcer la réaction entre l'aluminium et l'oxyde de fer (III) on observe la formation d'un bloc de fer Fe et un fort dégagement de fumée d'alumine Al_2O_3 .

- 1) Ecrire l'équation chimique qui symbolise la réaction d'oxydation de l'aluminium par l'oxyde de fer (III).
- 2) Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
- 3) Sachant que la masse de fer formée est $m = 11,2$ g.
 - a- Calculer la quantité de fer formée à la fin de la réaction.
 - b- Préciser le réactif limitant de la réaction.
 - c- Montrer que la réaction est totale.

Données : $M(Fe) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Al) = 27 \text{ g.mol}^{-1}$

EXERCICE N°9 : On réalise un titrage modélisé par la réaction symbolisée par l'équation chimique suivante : $I_2 + 2 S_2O_3^{2-} \longrightarrow 2 I^- + S_4O_6^{2-}$

La solution titrée est une solution aqueuse de thiosulfate $Na_2S_2O_3$ de concentration

$C' = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ et la solution à titrer est une solution aqueuse de diiode I_2 de volume = 10 mL et de concentration molaire C.

A l'équivalence, le volume de la solution titrée versée est $V' = 16,2$ mL.

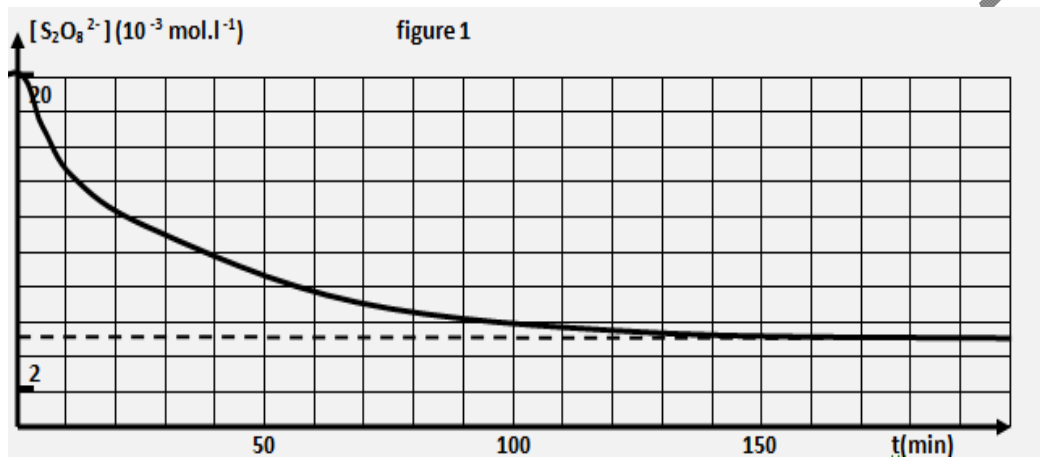
- 1) a- Citer deux caractères de cette réaction.
 - b - Nommer le titrage précédent.
 - c- Comment est repérer l'équivalence.
- 2) a- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
 - b- Montrer qu'à l'équivalence les réactifs sont mélangés en proportion stœchiométrique.
 - c- Calculer la valeur de la concentration C de la solution aqueuse de diiode.

EXERCICE N°10 : (4eme sciences exp)

On mélange à un instant $t = 0$ et à une température T, un volume $V_1 = 0,1$ L d'une solution aqueuse S_1 , d'iodure de potassium de formule chimique KI et de concentration C_1 , avec un volume $V_2 = 0,1$ L d'une solution S_2 de peroxydisulfate de potassium de formule chimique $K_2S_2O_8$ et de concentration molaire C. La figure 1 représente l'évolution de $[S_2O_8^{2-}]$ dans le mélange au cours du temps :

- 1) Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu, en précisant les couples redox mis en jeu.
- 2) a- Dédurre de la courbe le nombre de mole initial n_0 de $S_2O_8^{2-}$ de dans le mélange.
 - b- Calculer C_2 .

- 3) a- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système en fonction de l'avancement volumique y .
 b- Calculer l'avancement volumique final y_f .
 d- Déduire C_1 .
- 4) a- Déterminer la composition molaire du mélange à la fin de la réaction.
 b- Déterminer le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.



MABROUKI SALAH 22427502