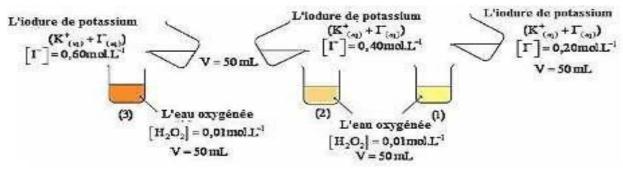
3. Influence de la concentration initiale des réactifs :

Activité 4: Les ions iodures $I^-_{(aq)}$ réagissent en milieu acide, lentement avec l'eau oxygénée $H_2O_{2(aq)}$ selon l'équation : $\mathbf{2}I^- + H_2O_{2(aq)} + \mathbf{2}H^+ \to I_{2(aq)} + 2H_2O_{(aq)}$



Observation : Le mélange dans chacun des trois bécher prend progressivement une couleur jaune. Après quelques minutes, elle devient brune. Ce changement de couleur ne se fait pas à la même vitesse : le mélange dans le **3**ème **bécher** devient brun avant le mélange dans le **2**ème **bécher**, qui à son tour devient brun avant le mélange dans le **premier bécher**.

>	Conclusion :

Remarque: Il existe d'autres facteurs cinétiques comme le catalyseur et la nature du solvant.

Un catalyseur : est une espèce chimique capable de modifier la vitesse d'une réaction sans changer l'état d'équilibre du système (il n'apparaît pas dans l'équation de la réaction) . Exemple : acide sulfurique ..etc

4. Application de facteurs cinétiques :

a. Accélération d'une transformation chimique :

Dans certains cas, le chimiste est obligé d'accélérer les réactions chimiques, par exemple, il augmente la température.

Exemples: - Combustion d'essence - utilisation d'une cocotte-minute pour cuire des aliments ,...etc

b. Abaissement de la vitesse d'une transformation chimique :

Le contrôle des facteurs cinétiques permet d'abaisser la vitesse de certaines transformations chimiques très rapides ou les stoppées.

Exemples: transformations exothermique - conservation des aliments - arrêt d'une transformation chimique ...

Série N°C1: Transformations rapides et transformations lentes

Exercice 1 : Nous mélangeons à 25°C, un volume V_1 =10mL de l'eau oxygénée H_2O_2 acidifié de concentration molaire C_1 =0.5mol/L et un volume V_2 =20mL d'iodure de potassium (K^+ + I^-) de concentration molaire C_2 =0.8mol/L.

- 1. Déterminer les deux couples qui interviennent dans la réaction et écrire la demi-équation de chaque couple.
- **2.** Déduire l'équation bilan.de la réaction d'oxydoréduction.
- 3. Quelle est l'évolution du mélange qui se produit que nous pouvons distingué à l'œil nu.
- 4. Dresser le tableau d'évolution de la réaction.
- 5. Calculer l'avancement maximal x_{max} , et déduire le réactif limitant.
- **6.** Déduire la quantité de matière de la diode formée à la fin de l'expérience.
- 7. Nous répétons l'expérience précèdent toute en gardant la même température et en augmentant la concentration de la solution iodure de potassium à C'₂=1mol/L. Qu'arrivera-t-il à la durée de la réaction ?
- 8. Que se passerait-il-si nous mettons le premier mélange dans l'eau glacée ?

Exercice 2: On plonge une lame de zinc de masse m = 2g dans une solution d'acide chlorhydrique $(H^+_{(aq)} +$ $\overline{Cl_{(aa)}}$) en excès. Au cours de la réaction il y a formation des ions Zn^{2+} et production d'un gaz qui donne une détonation en présence d'une flamme. 1. Ecrire les demi-équations équations redox et l'équation bilan entre l'acide chlorhydrique et le zinc. 2. Dresser le tableau d'avancement de la réaction et déterminer l'avancement maximal. 3. Calculer le volume de dihydrogène libéré à la fin de réaction. **4.** Calculer la masse m' du chlorure de zinc formé à la fin de la réaction. **On donne :** Vm = 25 L. mol^{-1} ; M(Zn) = 64,5 g. mol^{-1} ; M(Cl) = 35,5 g. mol^{-1} Exercice 3: Une solution acidifiée de permanganate de potassium $(K^+_{(aq)} + MnO_4^-_{(aq)})$ réagit avec une solution contenant des ions chlorure Cl⁻. Il se forme du chlorure Cl₂ gazeux. 1- D'après les couples oxydant / réducteur donnés ci-dessous écrire les demi-équations correspondant à ces couples : $MnO_4^ _{(aq)}/Mn^{2+}$ $_{(aq)}$; $Cl_{2(g)}/Cl_{(aq)}^-$. **2-** En déduire l'équation bilan de la transformation chimique qui se produit dans cette expérience. 3- Quelle est la valeur du volume de dichlore que l'on peut préparer à partir de 10g de permanganate de potassium solide. L'acide sera mis en excès. **Données**: Volume molaire dans les conditions de l'expérience $Vm = 25 \text{ mol. L}^{-1}$ Masse molaire (en g. mol-1): M(K) = 39.1; M(Mn) = 54.9; M(O) = 16.0Exercice 4: Pour une solution de diiode $I_{2(aq)}$, on verse un volume $V_{0x} = 20,0 \text{ mL}$ dans un bécher avec l'empois d'amidon ; on obtient alors une solution bleu foncé (l'empois d'amidon est un indicateur coloré permettant de visualiser le passage de l'équivalence : avant l'équivalence la solution est bleue : après l'équivalence la solution est incolore). Dans une burette graduée, on introduit une solution de thiosulfate de sodium $(2Na^{+}_{(aq)} + S_2O_3^{2-}_{(aq)})$ où la concentration des ions thiosulfate est : $C_{réd} = 0.20 \text{ mol. } L^{-1}$. On fait couler cette solution dans le bécher jusqu'à disparition de la couleur bleu foncé : on versé un volume $V_{réd}$ = 24,2 mL de solution titrante. La disparition de la couleur bleue foncé démontre la disparition totale du diiode $I_{2(aa)}$ dans le bécher. 1- Ecrire l'équation de la réaction du dosage sachant que les couples d'oxydo-réduction mis en œuvre sont : $I_{2(aq)}/I_{(aq)}^{-}$ et $S_4O_6^{2}$ (q_1)/ $S_2O_3^{2}$ (aq). 2- Préciser lors de cette équation chimique quelle est l'espèce oxydante et l'espèce réductrice. 3- Définir l'équivalence d'un dosage. **4-** A l'aide d'un tableau d'avancement déterminer la relation que l'on peut écrire à l'équivalence. **5-** Calculer la concentration de diiode I_2 dans la solution dosée. **6-** En déduire la masse de dijode I_2 dans le volume $V = 200 \, mL$ de solution. 7-A l'équivalence, déterminer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans le mélange. **Données**: masse molaire de diiode I_2 : $M(I_2) = 253.8 \ g. \ mol^{-1}$

 •
 •
 •••••
 •
 •
 •
 •••••
 •
 •
 •••••
 •
 •
 •
 •
 •

 •
 •
 •••••
 •
 •
 •
 •••••
 •
 •
 •••••
 •
 •
 •
 •
 •