AS: 2010/2011 ***PROF : Mr BECHA Adel (prof principal)***

4 eme Sciences exp , maths et technique

Matière : *Sciences physiques* **www.physique.ht.cx**

SERIE D'EXERCICES

Objet : : cinétique chimique

EXERCICE 1

1° Les ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$ oxydent lentement les ions iodures I^-. Etablir l'équation bilan de cette réaction.

2° A la date t = 0, et à une température constante , on mélange :

- Un volume $\mathbf{V_1 = 50\ mL}$ d'une solution aqueuse de peroxodisulfate d'ammonium $(NH_4)_2S_2O_8$ de concentration molaire $\mathbf{C_1 = 5.10^{-2}\ mol.L^{-1}}$.
- Un volume $\mathbf{V_2 = 50\ mL}$ d'une solution aqueuse d'iodure de potassium KI de concentration molaire $\mathbf{C_2 = 16.10^{-2}\ mol.L^{-1}}$.
- Quelques gouttes d'une solution d'empois d'amidon fra´chement pr®par® (on rappelle que l'empois d'amidon colore en bleu nuit une solution contenant du diiode I_2 même en faible quantité).

A une date t, on prélève, du mélange réactionnel, un volume **V = 10 mL** qu'on lui ajoute de l'eau glac®e et on dose la quantité de diiode I_2 formée par une solution de thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ selon la réaction rapide et totale d'®quation :

$$2S_2O_3^{2-} + I_2 \longrightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^-$$

a- D®crire bri¯vement l'exp®rience de ce dosage, pr®ciser comment peut-on reconnaître expérimentalement le point d'®quivalence ?

b- Calculer la concentration molaire initiale des ions iodure $[I^-]_0$ et des ions peroxodisulfate $[S_2O_8^{2-}]_0$ dans le mélange réactionnel.

c- Dresser le tableau d'avancement de la r®action qui se produit dans chaque pr®¯vement.

3Á On d®finit l'avancement volumique y par le rapport de l'avancement x par le volume V du milieu réactionnel $y = \frac{x}{v}$ (Les constituants du système chimique constituent la même phase et le volume du milieu réactionnel est constant). Montrer qu'on a ¨ la date t : $[I^-]_t = [I^-]_0$ ï 2y.

4° Les résultats des dosages ont permis de tracer la courbe régissant les variations de la concentration des ions iodure au cours du temps **(figure 1 page 3 à compléter et à remettre avec la copie**).

a- Préciser, en le justifiant, le réactif limitant.

b- En utilisant le tableau d'avancement, déterminer la concentration finale en ions iodures $[I^-]_f$.

c- D®finir la vitesse volumique d'une r®action chimique. Montrer qu'elle s'®crit sous la forme $V_{vol} = -\frac{1}{2}\frac{d[I^-]}{dt}$. Déterminer graphiquement sa valeur à la date t = 20 min. Déduire la vitesse instantanée à cette date.

5Á On refait l'exp®rience pr®c®dente mais avec une solution d'iodure de potassium de volume v_2 = 50 mL et de concentration molaire C_2 = 18.10^{-2} mol.L^{-1}, représenter, sur le même graphe de la figure 1, l'allure de la courbe représentant $[I^-] = f(t)$.

MrBECHA ADEL

Le volume de la réaction sera supposé constant et égal à V=150 mL. (On néglige le volume de thiosulfate de sodium ajouté) .
Le logiciel dresse le tableau de mesure ci-dessous :

temps t(s)	0	330	705	1100	1545	2055	2675	3420	4650	7260
V_e de $S_2O_3^{2-}$ (mL)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
$[I_2]$ mmol/L	0.00	3.33	6.67	10.00	13.33	16.67	20.00	23.33	26.67	30.00

1. Que pourrait-on ajouter au mélange réactionnel pour mieux distinguer la réapparition du diiode ?
2. Déterminer la quantité de thiosulfate ajouté à chaque injection.
3. 'pWHUPLQHU j O¶DLGH G¶XQ WDEOHDX G¶DYDQFHPHQW OD réaction II à chaque injection.
4. Tracer le graphe $[I_2]$ en fonction du temps.

(Echelles : 1cm pour 500 s; 1 cm pour 4 mmol/L)

5. '¶DSUqV OD UpDFWLRQ , GpWHUPLQHU OD UHODWLRQ HQWU diiode formée.
6. 'pILQLU OD YLWHVVH YROXPLTXH HW O¶H[SULPHU HQ IRQFWL
7. Déterminer la vitesse de la réaction (I), aux dates t = 1000 s et t = 5000s.
8. Comment varie la vitesse ? A quel facteur cinétique peut-on attribuer cette variation ?
9. 4XHOOH VHUD OD TXDQWLWp GH GLLRGH IRUPp S'DU OD UpDF
10. Déterminer le temps de demi-réaction.
11. On refait la même expérience en utilisant un autre bécher contenant :

V$_1$=25 mL GH VROXWLRQ G¶LRGXUH GH SRWDVVLXP C_1=0,20 mol/L FRQFHQ
V=49 mL G¶HDX SRXU FRQVLG constant au cours du dosage 9
V_e=1 mL de thiosulfate de sodium de concentration molaire volumique 1 mol/L
V$_2$=75 mL de solution de peroxodisulfate de potassium de concentration molaire
C_2= 0,10 mol/L

Représenter sur le même graphe l`allure de la courbe d`évolution I_2 =f(t) en justifiant sa valeur limite.

M'BECHA ADEL

EXERCICE 5

Transformation lente, totale, de décomposition de l'eau oxygénée par les ions iodures en présence d'acide sulfurique.

$$H_2O_2 + 2I^- + 2H_3O^+ = I_2 + 4H_2O$$

La solution de diiode étant colorée, la transformation est suivie par spectroscopie :mesure de l'absorbance de la solution, grandeur proportionnelle à la concentration en diiode.

I- étude théorique :

1. Donner la définition d'un oxydant, d'un réducteur
2. Identifier dans l'équation les deux couples redox mis en jeu et écrire leurs demi-équations correspondantes.

II- suivi de la réaction : à la date t=0 on mélande 20 mL d'une solution d'iodure de potassium) 0,1 mol/L acidifiée par l'acide sulfurique en excès, 8 mL d'eau et 2 mL d'eau oxygénée à 0,1 mol/L.

t (s)	0	126	434	682	930	1178	1420	oo
$[I_2]$ mmol /L	0	1,74	4,06	5,16	5,84	6,26	6,53	

1. Le mélange initial est-il stoéchiométrique ?
2. Etablir le tableau d'avancement de la transformation.
3. Donner la relation entre $[I_2]$ et l'avancement x .
4. déterminer l'avancement maximal. En déduire la valeur théorique de la concentration en diiode formé lorsque la réaction est terminée.

Mr BECHA ADEL

5. Donner la composition du mélange à t = 300 s.
6. Comment évolue la vitesse de la réaction au cours du temps. Justifier. Quel facteur cinétique peut être responsable de cette variation ?
7. Définir temps de demi-réaction puis le déterminer.