

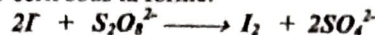


## SERIE D'EXERCICES SUR C4: CINETIQUE CHIMIQUE

### EXERCICE 1:

1/ On mélange à l'instant  $t = 0$  et à une température  $T$ , un volume  $V_1 = 100 \text{ mL}$ , d'une solution  $S_1$  d'iodure de potassium ( $\text{K}^+$ ;  $\text{I}^-$ ) et de concentration  $C_1 = 6.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  avec un volume  $V_2 = 100 \text{ mL}$  d'une solution  $S_2$  de peroxydisulfate de potassium ( $2\text{K}^+$ ;  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ ) et de concentration molaire  $C_2 = 4.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

a/ Montrer que l'équation de la réaction s'écrit sous la forme:



On donne les couples redox mis en jeu:  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$  et  $\text{I}_2/\text{I}^-$

b/ Déterminer les concentrations initiales des ions iodures ( $\text{I}^-$ ) et peroxydisulfate ( $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ ) dans le mélange initial.

c/ Le mélange initial est-il dans les proportions stœchiométriques ? Si non préciser le réactif limitant, justifier.

2/ Une méthode appropriée permet de suivre l'évolution de la concentration des ions  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  restantes dans le mélange, dont la température est maintenue constante. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous.

$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	20	17	14	12	10,5	8,1	7	6,1	5,6	5,2	5,1	5	5
t (min)	0	5	10	15	20	30	40	50	60	70	80	90	100

Tracer la courbe représentant la variation de  $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$  en fonction du temps.

Echelle: abscisse: 1 cm  $\rightarrow$  10 min ; ordonnée: 1 cm  $\rightarrow$   $2.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

3/

a/ Définir la vitesse volumique instantanée de disparition des ions  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ .

b/ A quelle date cette vitesse est maximale ?

c/ A l'aide de la courbe, déterminer graphiquement les vitesses volumiques instantanées de disparition des ions  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  aux dates  $t_0 = 0$  et  $t_1 = 30$  min. En déduire le sens de l'évolution de la vitesse volumique instantanée de disparition des ions  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  au cours du temps.

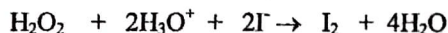
d/ Déduire la vitesse de formation des ions  $\text{SO}_4^{2-}$  à l'instant  $t = 30$  min.

4/ Déterminer la vitesse moyenne volumique de disparition des ions  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  entre  $t_0 = 0$  et  $t_2 = 90$  min.

5/ Déterminer graphiquement le temps de demi réaction.

### EXERCICE 2:

A la date  $t = 0$  on verse dans une solution d'iodure de potassium (KI) de l'eau oxygénée ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) et un peu d'acide sulfurique concentrée. Il y a alors oxydation de l'ion iodure par le peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) selon l'équation-bilan:



Les conditions sont telles que la réaction inverse est impossible. Une méthode appropriée permet de suivre l'évolution de la concentration du diiode formé dans le mélange, dont la température et le volume restent constants.

t (min)	0	1	2	4	6	8	12	16	20	30	40	60	120
$[\text{I}_2] \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	0	1,5	2,8	4,9	6,2	7,3	8,8	9,7	10,3	11	11,4	11,6	11,6

1/ Tracer la courbe représentant la variation de  $[\text{I}_2]$  en fonction du temps dans l'intervalle  $0 \leq t \leq 30$  min.

Echelle: abscisse: 1 cm  $\rightarrow$  2 min ; ordonnée: 1 cm  $\rightarrow$   $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

2/ Définir et calculer la vitesse moyenne de formation de  $\text{I}_2$  entre les dates  $t = 0$  et  $t = 10$  min.

3/ Définir et déterminer graphiquement la vitesse instantanée de formation de  $\text{I}_2$  aux dates  $t = 0$  et  $t = 10$  min. Que peut-on dire de cette vitesse à l'instant  $t = 100$  min ?

4/

a/ Comment peut-on expliquer l'évolution de cette vitesse constatée à la question 3°) ? (en admettant que la réaction n'est ni auto-catalysée ni auto inhibée).

b/ Sachant que l'iodure de potassium était en excès, quelle était la concentration initiale de la solution de peroxyde d'hydrogène dans le mélange.

### EXERCICE 3:

On donne les potentiels redox des couples suivants :  $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+} : E_1 = 1,5\text{V}$  ;  $\text{CO}_2 / \text{C}_2\text{O}_4^{2-} : E_2 = -0,49\text{V}$ .

1) Ecrire les demi équations redox puis l'équation bilan de la réaction possible entre ces deux couples.

2) A l'instant  $t = 0$ , on mélange des volumes égaux de solution de permanganate de potassium à  $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$  et de solution

d'oxalate de sodium à  $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$  en présence de quelques gouttes d'acide sulfurique. Par la mesure de la concentration des ions permanganate à intervalles de temps réguliers, on a pu dresser le tableau suivant :

t(en min)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
$[MnO_4^-] \cdot (10^{-3} \text{ mol.L}^{-1})$	100	96	83	60	36	12	5	3	2	0	0

- Calculer la vitesse de formation des ions  $Mn^{2+}$  aux dates  $t_1 = 1 \text{ min}$ ,  $t_2 = 3,5 \text{ min}$  et  $t_3 = 7 \text{ min}$ .
- Déterminer graphiquement le temps de demi réaction.

**SERIE D'EXERCICES SUR  $C_5$ : pH D'UNE SOLUTION AQUEUSE-AUTOPROTOLYSE DE L'EAU-PRODUIT IONIQUE-INDICATEURS COLORES**

**EXERCICE 1:**

A  $25^\circ \text{ C}$ , une solution aqueuse S est telle que  $\frac{[H_3O^+]}{[OH^-]} = 6,5 \cdot 10^2$

- Calculer les concentrations molaires des ions hydronium  $H_3O^+$  et hydroxyde  $OH^-$ .
- Calculer le pH de la solution S.

**EXERCICE 2:**

Une solution d'acide chlorhydrique a un  $\text{pH} = 2,4$ .

- Dans un volume  $V_1 = 10 \text{ cm}^3$  de cette solution d'acide chlorhydrique, on ajoute un volume  $V_2 = 5 \text{ cm}^3$  d'eau pure. Quel est le pH final ?
- Quel volume d'eau V faudrait-il verser dans un volume  $V_1 = 10 \text{ cm}^3$  de la solution initiale pour que le Ph augmente de 1 unité ?

**EXERCICE 3:**

Pour évaluer le pH d'une solution aqueuse (S), on effectue divers prélèvements à l'aide de béchers. On ajoute ensuite dans chacun des béchers un indicateur coloré. On obtient les résultats suivants :

	Hélianthine	Bleu de bromocrésol	Bleu de bromothymol	rouge de méthyle
couleur de la solution	orange	vert	jaune	orange

- Evaluer le pH de la solution (S) en utilisant les résultats ci-dessus et le tableau suivant :

Indicateur	Teinte	Zone de virage	Teinte
Hélianthine	rouge	3,1 - 4,4	jaune
Bleu de bromocrésol	jaune	3,8 - 5,4	bleu
Bleu de bromothymol	jaune	6,0 - 7,6	bleu
rouge de méthyle	rouge	4,2 - 6,2	jaune

- L'utilisation de l'un des indicateurs colorés est superflue. Quel est cet indicateur ? Expliquer.
- Après détermination du pH de la solution à l'aide d'un pH-mètre, on calcule la valeur de la concentration en ions hydroxyde. On trouve  $[OH^-] = 2 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$ . Quelle est la valeur mesurée du pH de la solution (S). Cette valeur est-elle en accord avec le résultat obtenu à l'aide des indicateurs colorés ?

**EXERCICE 4:**

On dispose d'une solution de nitrate de potassium  $KNO_3$  à  $C_1=0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ , d'une solution de nitrate de calcium  $Ca(NO_3)_2$  à  $C_2=0,8 \text{ mol.L}^{-1}$ , d'une solution de chlorure de potassium  $KCl$  à  $C_3=1 \text{ mol.L}^{-1}$  et de chlorure de magnésium cristallisé, de formule :  $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ . On souhaite préparer un litre de solution contenant les ions  $Mg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $K^+$ ,  $NO_3^-$  et  $Cl^-$  tels que  $[Mg^{2+}]=0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ ;  $[NO_3^-]=0,25 \text{ mol.L}^{-1}$ ;  $[Ca^{2+}]=0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ ;  $[K^+]=0,25 \text{ mol.L}^{-1}$ .

- Déterminer les volumes des solutions et la masse de solide à mélanger pour préparer cette solution, que l'on complète à 1 L avec de l'eau distillée.
- Calculer directement la concentration  $[Cl^-]$ .
- Vérifier l'électro neutralité de la solution.

On donne les masses atomiques en  $\text{g.mol}^{-1}$  :  $H = 1$  ;  $O = 16$  ;  $Mg = 24,3$  ;  $Cl = 35,5$ .