

République Islamique de Mauritanie

Honneur — Fraternité — Justice

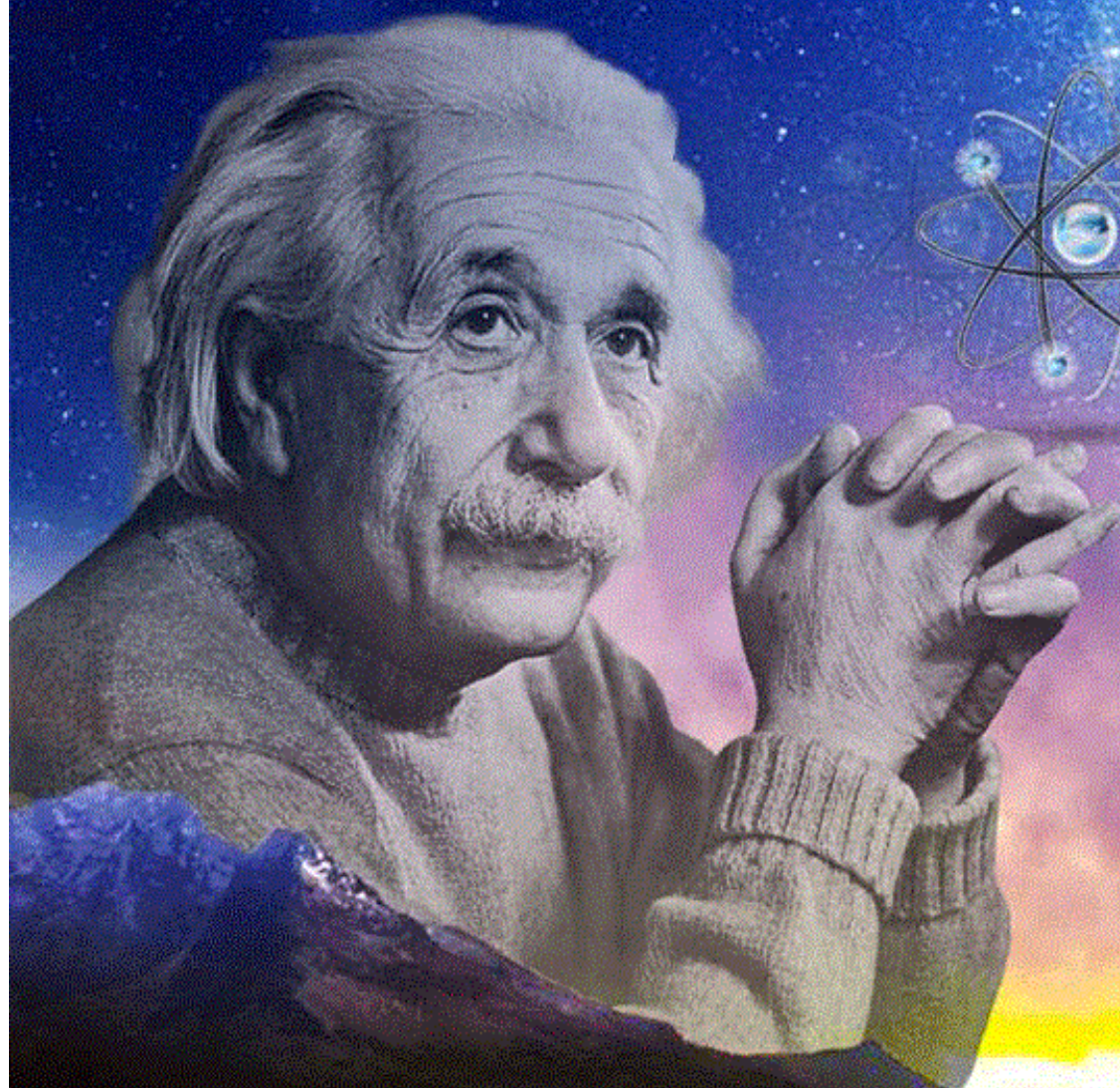
Ministre de l' éducation Nationale

D.R.E.N de l'Inchiri

# Collections des **EXERCICES**

## **Chimie**

### **7ème D .C**



Realisé par le professeur:  
Mohamed Saleck O. Sahelly

2015-2016



## ***Préambule***

***Chers élèves***

***J'ai l'honneur de mettre à votre disposition cet ouvrage dans le but d'apporter ma contribution pour faciliter l'accession à l'information permettant d'atteindre les objectifs définis en Classes Terminale. compte- tenu de l'excès d'informations lacunaires en circulation provenant de sources Qui ignorent le niveau réel des apprenants, Cette collection sera un outil d'appui approprié pour une meilleure acquisition des connaissances ciblées.***

***Dans cet ouvrage***

***Je précède chaque chapitre par un résumé essentiel du cours permettant à l'élève à traiter l'exercice de façon claire.***

***Je propose des exercices et des épreuves du baccalauréat de difficulté progressive***

***Je corrige en détail les exercices avec des schémas clairs.***

***J'organise la solution de chaque exercice selon les questions posées.***

***Chers élèves :***

***Pour résoudre les exercices Je vous conseille de :***

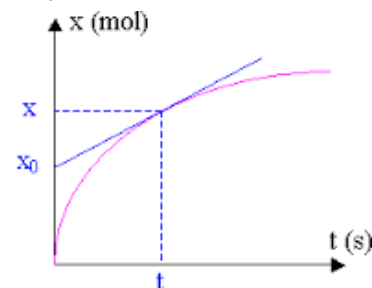
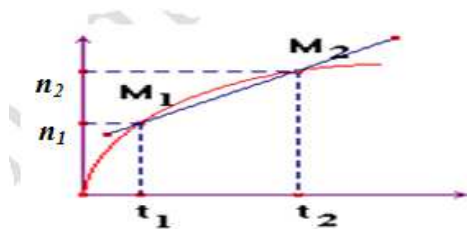
- ***Revoir les résultats essentiels du cours.***
- ***Bien lire l'exercice car la compréhension constitue la moitié de la solution.***
- ***Mettre en évidence la réponse demandée***
- ***Raisonner en utilisant le calcul littéral***
- ***Lire la solution avec parcimonie si l'on ((sèche)) devant une question.***
- ***Vérifier la solution trouvée avec la correction***
- ***Comparer sa solution avec celle du livre peut-être votre solution est –elle plus simple.***

## Chapitre 1 : cinétique chimique

### L'essentiel

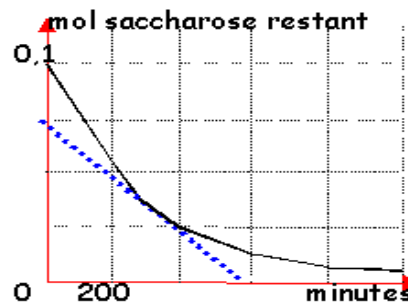
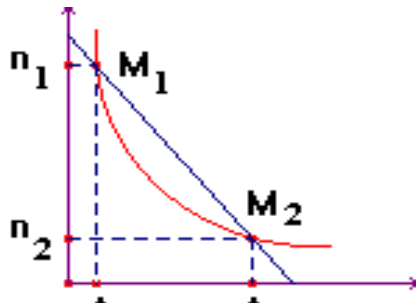
Considérons une réaction  $aA + bB \longrightarrow cC + dD$

- $\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d}$
- $n_0 = n_{\text{restant}} + n_{\text{formée}}$  réaction de formation
- $n_0 = n_{\text{restant}} + n_{\text{disparue}}$  réaction de disparition
- $n = \frac{m}{M}$  la quantité en matière solide
- $n = CV$  la quantité en solution
- $n = \frac{V_g}{V_m}$  la quantité en matière gazeux  $V_m = 24\text{L/mol}$
- $C = \frac{n}{V}$  concentration molaire
- $C_m = \frac{m}{V}$  concentration massique
- $C_{\text{commerciale}} = \frac{P.d.f_e}{100M}$   $d$  : densité  $f_e$  : masse volumique = 1000g/L.
- Vitesse d'une réaction :
  - \* vitesse moyenne de formation  $V_m = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{n_2 - n_1}{t_2 - t_1} = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1}$  s'exprime en mol/s ou  $\text{mol L}^{-1}\text{s}^{-1}$
  - \* vitesse instantanée de formation  $V_t = \frac{dn}{dt} = \frac{n_t - n_0}{t} = \frac{dC}{dt} = \frac{C_t - C_0}{t}$



\* vitesse moyenne de disparition  $V_m = -\frac{\Delta n}{\Delta t} = -\frac{n_2 - n_1}{t_2 - t_1} = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1}$

\* vitesse instantanée de disparition  $V_t = -\frac{dn}{dt} = -\frac{n_t - n_0}{t} = -\frac{dC}{dt} = -\frac{C_t - C_0}{t}$



- La vitesse d'une réaction diminue avec le temps
- Si les constituants du système chimique forment une seule phase et si la transformation se produit à volume constant :  $\frac{v_a}{a} = \frac{v_b}{b} = \frac{v_c}{c} = \frac{v_d}{d}$
- Les facteurs cinétiques sont : le catalyseur ; la concentration et la température.
- Un catalyseur c'est une espèce chimique capable d'accélérer la réaction sans modifier les résultats de la réaction.
- Tableau descriptif :

	$aA$	+	$bB$	$\longrightarrow$	$cC$	+	$dD$
$t = 0$	$n_1$		$n_2$		-----		-----
à $t \forall$	$n_1 - ax$		$n_2 - bx$		$cx$		$dx$

- réactif limitant : est l<sup>ère</sup> réactif qui disparaît totalement. Si  $\frac{[A]}{a} < \frac{[B]}{b}$  A est le réactif limitant.
- Temps de demi - réaction : le temps nécessaire pour que le composé formé atteigne la moitié de sa valeur finale.

Pour la réaction de disparition le temps de demi - réaction est le temps nécessaire pour que le composé disparu (réactif limitant) perde la moitié de sa valeur initiale.

### Exercice 1

On veut étudier la cinétique de la décomposition de l'eau oxygénée en eau et dioxygène.

Dans tout l'exercice le volume molaire gazeux est  $V_m = 24 \text{ L/mol}$ .

À la date  $t=0$  début de l'expérience la solution contient  $0,06 \text{ mol}$  d'eau oxygénée et son volume est  $V_S = 1 \text{ L}$  considéré comme constant durant l'expérience. Pour étudier l'avancement de la réaction on mesure à pression et température constantes le volume de dioxygène  $V_{O_2}$  dégagé au cours du temps.

1°) Exprimer en mol la quantité de dioxygène noté  $n_{O_2}$  formée à une date  $t$  en fonction de  $V_{O_2}$  et  $V_m$ . Exprimer à la même date la quantité en mol d'eau oxygénée disparue puis la concentration d'eau oxygénée restant noté  $C$ .  $C$  (exprimé en  $\text{mol/l}$ ).

$t \text{ (min)}$	0	5	10	15	20	25	30	40	60
$V_{O_2} \text{ (L)}$	0	0,16	0,27	0,36	0,44	0,5	0,54	0,6	0,68
$C \text{ (mol/l)}$									

2°) Compléter le tableau et tracer sur un papier quadrillé le graphe  $C = f(t)$

3°) Définir la vitesse  $v(t)$  de disparition de l'eau oxygénée à la date  $t$ .

4°) Calculer  $V(t)$  en mol à la date  $t_1 = 30 \text{ min}$

5°) Calculer la vitesse moyenne de disparition de l'eau oxygénée entre les dates  $t_1 = 40 \text{ min}$  et  $t_2 = 60 \text{ min}$ .

**Exercice 2**

On traite une masse  $m=2\text{g}$  de carbonate de calcium solide ( $\text{CaCO}_3$ ) par un volume  $V=100\text{mL}$  d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C=0,2\text{ mol.L}^{-1}$ . On observe la réaction lente modélisée par l'équation :



Le dioxyde de carbone gazeux est récupéré par un dispositif approprié. On obtient la courbe de la figure 1

**Données:** dans les conditions de l'expérience : Le volume molaire des gaz :  $V_m=22,4\text{L.mol}^{-1}$   
 $M(\text{CaCO}_3)=100\text{ g.mol}^{-1}$

1) Vérifier que les quantités de matière initiales dans le mélange réactionnel à  $t=0\text{s}$  de  $\text{CaCO}_3$  et d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  sont  $n_i(\text{CaCO}_3)=2.10^{-2}\text{ mol}$  et  $n_i(\text{H}_3\text{O}^+)=2.10^{-2}\text{ mol}$ .

2) Montrer que l'ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  est le réactif limitant.

3) a) Définir la vitesse instantanée d'une réaction chimique

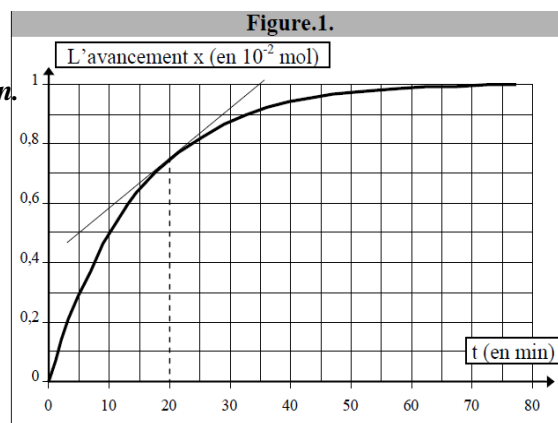
b) Déterminer la vitesse de cette réaction à la date  $t=20\text{min}$ .

4) a) Définir le temps de demi-réaction.

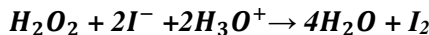
b) Déterminer graphiquement sa valeur  $t_{1/2}$ .

c) En déduire la quantité des différentes espèces chimiques du mélange à cet instant.

d) Calculer le volume de  $\text{CO}_2$  récupéré à cet instant.

**Exercice 3**

On mélange une solution d'iodure de potassium  $\text{KI}$  de concentration  $C_1$  avec une solution d'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2$  de concentration  $C_2$  en milieu acide. Cette réaction est lente et totale, son équation bilan est :



On réalise 4 expériences suivant les conditions expérimentales précisées dans le tableau suivant :

Numéro de l'expérience	$C_1 * 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$	$C_2 * 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$	Température du mélange ( $^{\circ}\text{C}$ )	Catalyseur
1	1	0,5	40	$\text{Fe}^{2+}$
2	0,5	0,25	20	
3	1	0,5	20	$\text{Fe}^{2+}$
4	1	0,5	20	

1) On se propose d'étudier les vitesses  $V_1, V_2, V_3$  et  $V_4$  de la réaction à la date  $t=0\text{s}$  respectivement pour les expériences 1, 2, 3 et 4.

a- Définir un catalyseur..

b- Définir la vitesse moyenne et instantanée de la réaction.

c- Comparer, en le justifiant, les vitesses  $V_1, V_2, V_3$  et  $V_4$ .

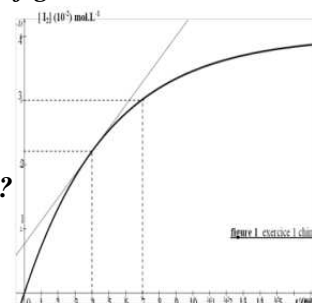
2) Représenter, sur le même graphique, les allures des courbes de l'évolution de la réaction au cours du temps en précisant pour chaque courbe l'expérience correspondante.

3) Proposer une méthode expérimentale permettant d'augmenter la vitesse de la réaction dans l'expérience 2 en conservant les mêmes conditions du tableau..

**Exercice 4**

On mélange à  $t=0s$ ,  $V_1= 30ml$  d'une solution de peroxydisulfate de potassium  $K_2S_2O_8$  de concentration  $C_1= 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$  Et  $V_2 = 20ml$  d'une solution d'iodure de potassium  $KI$  de concentration  $C_2= 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$

- 1) Préciser les couples impliqués et écrire l'équation de la réaction redox.
- 2) Le dosage du diiode formé au cours du temps a permis de tracer la courbe de figure 1.
- a) Calculer les quantités de matière des réactifs initialement introduits.
- b) Dresser le tableau descriptif de l'évolution du système chimique.
- 3) a) définir la vitesse instantanée et calculer sa valeur à l'instant  $t=4min$ .
- b) Déterminer la vitesse moyenne entre les dates  $t_1 = 4min$  et  $7min$ .
- 4) Déterminer le temps de demi réaction ( $t_{1/2}$ ) pour cette transformation.
- 5) Donner la composition du mélange réactionnel à la date  $t = t_{1/2}$  (en  $\text{mol.L}^{-1}$ ) ?

**Exercice 5**

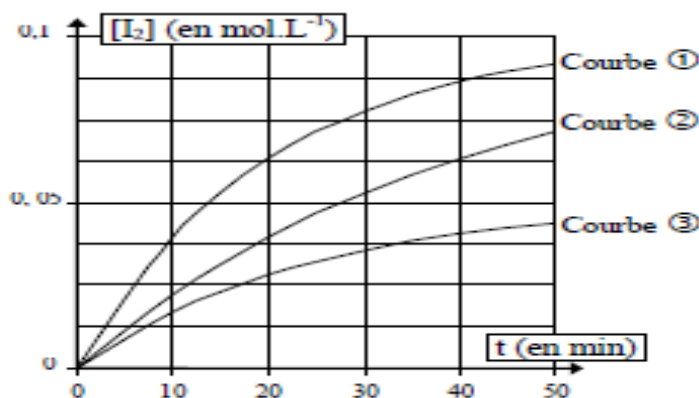
La réaction entre l'eau oxygénée et les ions iodures en milieu acide est totale et lente dont l'équation s'écrit :  $H_2O_2 + 2I^- + 2H_3O^+ \rightarrow 4H_2O + I_2$

Trois expériences sont réalisées suivant les différentes conditions expérimentales précisées dans le tableau.

Expériences	A	B	C
Température (°C)	25	25	40
$[H_2O_2]$ initial ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	0,2	0,2	0,2
$[I^-]$ initial ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	0,2	0,1	0,2
$[H_3O^+]$ initial ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	1	1	1

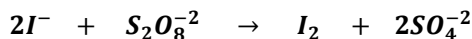
A l'aide de moyens appropriés, on suit la variation de  $[I_2]$  en fonction du temps au cours de chacune des 3 expériences réalisées. Les résultats obtenus sont représentés par le graphe de la figure ci-dessous

- 1) Préciser les couples redox mis en jeu dans cette réaction
- 2) Dire, en le justifiant si  $H_3O^+$  joue le rôle d'un catalyseur ou d'un réactif
- 3) Attribuer, avec justification, chacune des courbes 1, 2 et 3 à l'expérience correspondante.
- 4) On considère l'expérience correspondante à la courbe 1.
- a) A quel instant la vitesse de la réaction est maximale ?
- b) Exploiter cette courbe pour expliquer qualitativement (sans calcul) l'évolution de la vitesse de cette réaction au cours du temps ?



**Exercice n°6**

Deux groupes d'élèves veulent étudier l'évolution dans le temps de la réaction d'oxydation des ions iodure  $I^-$  par les ions peroxodisulfate  $S_2O_8^{2-}$  dans deux conditions expérimentales différentes. L'équation de cette réaction est :



Ils ont partie à  $t = 0$  de la même mélange : 50ml d'une solution aqueuse de KI et de concentration

$C_1 = 0,5 \text{ mol} \cdot L^{-1}$  et 50ml d'une solution aqueuse de  $Na_2S_2O_8$  et de concentration  $C_2$ .

Le groupe A suit l'évolution de la réaction à la température ambiante, par contre le groupe B suit l'évolution de la réaction dans un bain marie dont la température est maintenue à  $T = 80^\circ C$ . A l'aide d'un protocole bien approprié n'est pas décrit ici les deux groupes ont tracé les deux courbes qui traduisent l'évolution de l'avancement  $x$  au cours du temps sur le même graphique ci-dessous.

1°) a- identifier la courbe tracée par groupe B. Justifier la réponse.

b- Préciser l'effet de la température sur le déroulement de la réaction chimique étudiée.

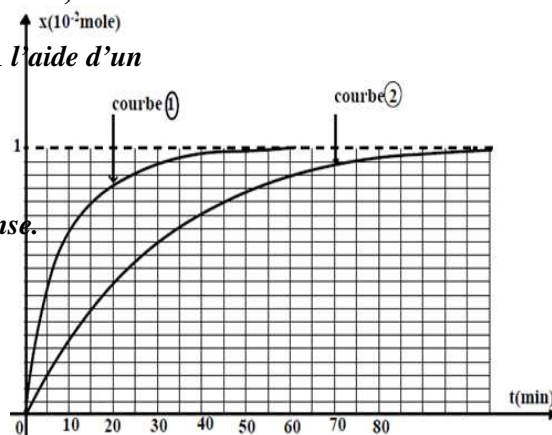
2- a- Dresser le tableau d'avancement.

Puis déterminer la valeur de  $x_f$

b - montre que  $S_2O_8^{2-}$  est le réactif limitant. Et déduire la valeur de la concentration  $C_2$ .

3°) Déterminer la composition de chaque système chimique après un quart d'heure du départ de la réaction.

4°) Déterminer la vitesse de la réaction dans chaque condition à la même date  $t = 15 \text{ min}$ .

**Exercice 7**

On oxyde à date  $t=0$  un volume  $V_1=100 \text{ mL}$  d'une solution  $S_1$  d'iodure de potassium ( $K^+$ ,  $I^-$ ) de concentration  $C_1=4,64 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$  par un volume  $V_2= 100 \text{ mL}$  d'une solution  $S_2$  d'eau oxygénée  $H_2O_2$  de concentration  $C_2=4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ . On ajout à ce mélange un volume négligeable d'acide sulfurique très concentré.

1) Donner les couples redox mis en jeux et écrire l'équation de la réaction.

2) Calculer à la date  $t=0$  la concentration de  $I^-$  et celle de  $H_2O_2$  dans le mélange. Lequel de deux réactifs en excès.

3) On détermine à différents instants la concentration de diiode formé, on obtient la courbe ci-contre.

3.1 Calculer la vitesse moyenne de formation du diiode entre les instants  $t_1=5 \text{ min}$  et  $t_2=20 \text{ min}$ .

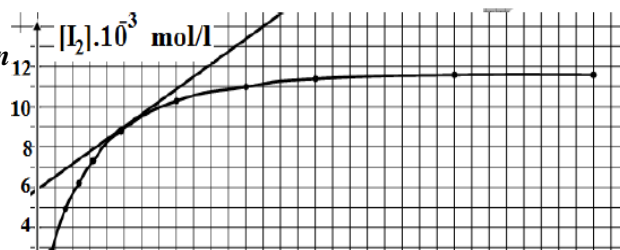
3.2 Définir la vitesse instantanée de formation de  $I_2$  et la calculer à la date  $t=12,5 \text{ min}$ .

En déduire la vitesse de disparition de  $I^-$  à cette date. Comment évoluant ces vitesses en fonction du temps ? Quel est le facteur cinétique responsable?

3.3 Calculer la concentration des ions  $I^-$  et de

$H_2O_2$  présents dans le mélange réactionnel à  $t=30 \text{ min}$

4) Détermine le temps de la demi-réaction.





**Exercice 8**

On mélange  $100 \text{ cm}^3$  d'une solution  $S_1$  de peroxydisulfate de potassium  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$  de concentration

$C_1 = 10^{-2} \text{ mol/l}$  et  $100 \text{ cm}^3$  d'une solution  $S_2$  d'iodure de potassium  $\text{KI}$  de concentration molaire

$C_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$ . Pour déterminer la quantité de diiode  $\text{I}_2$  formé à différents instants, on prélève des échantillons de volume  $V_0 = 10 \text{ cm}^3$  que l'on dose avec une solution  $S_3$  de thiosulfate de sodium de concentration  $C_3 = 10^{-2} \text{ mol/l}$ .

1) Ecrire les demi-équations relatives à l'oxydation de  $\text{I}^-$  et à la réduction de  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  sachant que les couples redox mis en jeu sont  $\text{I}_2/\text{I}^-$  et  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$ .

2) Calculer les concentrations initiales  $[\text{I}^-]_0$  et  $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0$  dans le mélange initial.

3) Calculer les nombres de mole de  $\text{I}^-$  et de  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  initialement présents dans l'échantillon de volume  $V_0$ .

4) Sachant que l'équation bilan de dosage est :  $\text{I}_2 + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$

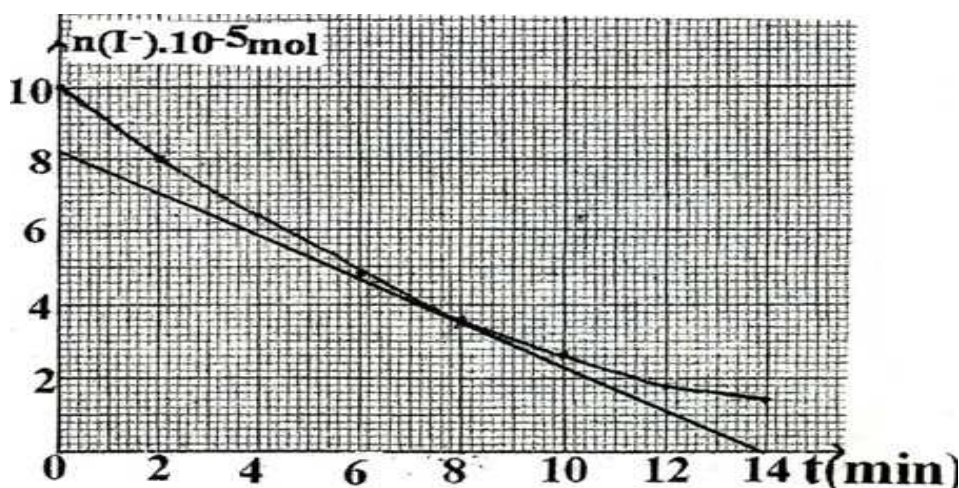
Montrer qu'à un instant  $t$  le nombre de mole de  $\text{I}^-$  restant vérifie la relation :

$n(\text{I}^-)_t = 10^{-4} - 10^{-2} \cdot V$  ou  $V$  est le volume de thiosulfate de sodium versé pour atteindre l'équivalence.

5) La courbe ci-contre donne la représentation du nombre de mole de  $\text{I}^-$  restant en fonction du temps.

5-1) Définir puis déterminer la vitesse moyenne de disparition de  $\text{I}^-$  entre  $t=0$  et  $t=10 \text{ min}$

5-2) Définir puis déterminer la vitesse instantanée de disparition de  $\text{I}^-$  à la date  $t=8 \text{ min}$ . Comment évolue cette vitesse au cours du temps ? Pourquoi





Les Solutions :Exercice 1 :1°) Expression la quantité de dioxygène

$$n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_m}$$

L'équation de disparition est :  $2H_2O_2 \rightleftharpoons 2H_2O + O_2$

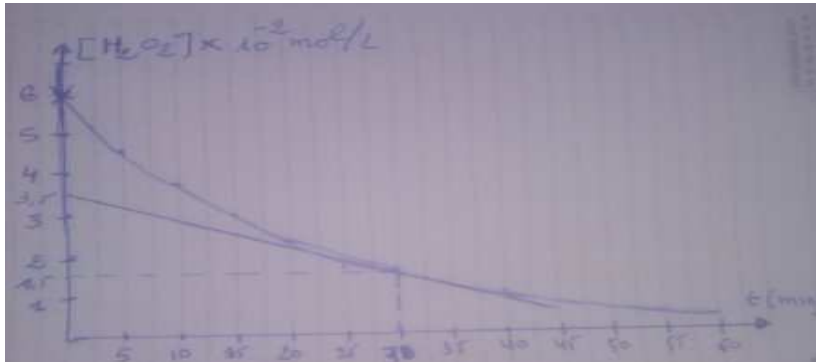
$$\frac{n_{H_2O_2}^d}{2} = \frac{n_{O_2}}{1} \Leftrightarrow n_{H_2O_2}^d = 2n_{O_2} = \frac{2V_{O_2}}{V_m}$$

$$n^r = n^0 - n^d = n^0 - 2 \frac{V_{O_2}}{V_m} = 0,06 - \frac{V_{O_2}}{12} \text{ comme le volume est constant et est égale } 1L$$

$$C^r = C^0 - C^d = C^0 - 2 \frac{V_{O_2}}{V_m} = 0,06 - \frac{V_{O_2}}{12}$$

2°) complète le tableau :

$t(\text{min})$	0	5	10	15	20	25	30	40	60
$V_{O_2}(L)$	0	0,16	0,27	0,36	0,44	0,5	0,54	0,6	0,68
$C(\text{mol/l}) \cdot 10^{-2}$	6	4,6	3,7	3	2,3	1,8	1,5	1	0,3

3°) la courbe

4°) La vitesse instantanée d'une réaction de disparition : est le coefficient directeur de la tangente à la courbe à l'instant considéré.  $V_t = -\frac{dn}{dt} = -\frac{dc}{dt}$ .

à  $t=30\text{min}$  A (0 ;  $3,5 \cdot 10^{-2}$ ) B (30 ;  $1,5 \cdot 10^{-2}$ ).

$$V_t = -\frac{(1,5-3,5) \cdot 10^{-2}}{30-0} = 6,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{min} = 1,11 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

5°) la vitesse moyenne de disparition

$$V_m = -\frac{\Delta C}{\Delta t} = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = -\frac{0,003 - 0,01}{60 - 40} = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{min} = 5,83 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

Exercice 21°) Verification :

$$n_{\text{CaCO}_3} = \frac{m}{M} = \frac{2}{100} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} ; \quad n_{\text{H}_3\text{O}^+} = C \cdot V = 0,2 \cdot 100 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

2°) Le réactif limitant

$$\frac{n_{\text{CaCO}_3}}{1} = 2 \cdot 10^{-2} ; \quad \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{2} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{2} = 10^{-2} ; \quad \text{donc } \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{2} < \frac{n_{\text{CaCO}_3}}{1}$$

alors  $\text{H}_3\text{O}^+$  est le réactif limitant.

3°) a°) la vitesse instantanée :

$V_t = \frac{dn}{dt}$  est la dérivée de la quantité de la matière par rapport au temps

3°) b°) Calcul la vitesse

deux points de la tangente : à  $t = 20 \text{ min}$ ,  $n = 0,74 \cdot 10^{-2}$  ; à  $t = 0 \text{ min}$ ,  $n = 0,40 \cdot 10^{-2}$

$$V_t = \frac{(0,74 - 0,4) \cdot 10^{-2}}{20} = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol/min} = 2,83 \cdot 10^{-6} \text{ mol/s}$$

4°) a°) le temps de demi-réaction : est le temps nécessaire pour que le composé formé atteigne la moitié de sa valeur finale.

4°) b°) valeur  $t_{1/2}$

d'après la courbe  $x_m = 10^{-2} \text{ mol}$  ;  $\frac{x_m}{2} = 0,5 \cdot 10^{-2} \Rightarrow t_{1/2} = 10 \text{ min}$ .

4°) c°) la quantité des différentes espèces chimiques du mélange à cet instant

	$\text{CaCO}_3$	+	$2\text{H}_3\text{O}^+$	$\longrightarrow$	$\text{Ca}^{2+}$	+	$\text{CO}_2(\text{g})$	+	$3\text{H}_2\text{O}$
$t=0$	$2 \cdot 10^{-2}$		$2 \cdot 10^{-2}$		-----		-----		-----
$t \forall$	$2 \cdot 10^{-2} - x$		$2 \cdot 10^{-2} - 2x$		$x$		$x$		$3x$
$t_{1/2}$	$1,5 \cdot 10^{-2}$		$10^{-2}$		$0,5 \cdot 10^{-2}$		$0,5 \cdot 10^{-2}$		$1,5 \cdot 10^{-2}$

4°) d°) le volume de  $\text{CO}_2$  récupéré à cet instant

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m} \Rightarrow V_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot V_m = 0,5 \cdot 10^{-2} \cdot 22,4 = 0,112 \text{ L}$$

Exercice 3

1°) a°) un catalyseur : c'est une espèce chimique capable d'accélérer la réaction sans modifier les résultats.

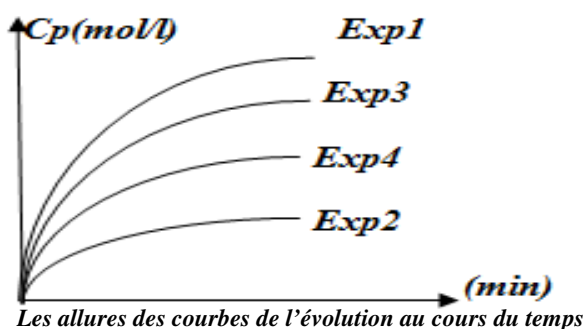
1°) b°) la vitesse moyenne et instantanée de la réaction

$v_m = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{\Delta c}{\Delta t}$  est la variation de la quantité de la matière (ou la variation de la concentration) entre deux instants  $t_1$  et  $t_2$ .

1°) c°) Comparaison

A) exp1 :  $T_1 > T_2, T_3$  et  $T_4$  plus le catalyseur. B) exp3 :  $T_2 = T_3 = T_4$  mais  $C_1 > C_2$  plus le catalyseur

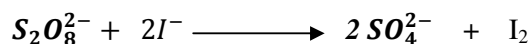
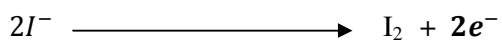
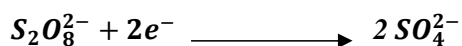
C) exp4 :  $T_2 = T_3 = T_4$  mais  $C_2 > C_1$  sans le catalyseur Alors  $V_1 > V_3 > V_4 > V_2$

2°) La représentation :

3°) Proposition : Pour augmenter la vitesse de la réaction dans l'expérience 2 on ajoute un catalyseur comme  $Fe^{2+}$ .

Exercice 41°) Les couples

Les couples sont  $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$  et  $I_2/I^-$



2°) a°)  $n_1 = C_1 \cdot V_1 = 0,130 \cdot 10^{-3} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  ;  $n_2 = C_2 V_2 = 0,220 \cdot 10^{-3} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

2°) b°) Tableau descriptif.

	$S_2O_8^{2-}$	+	$2I^-$	$\longrightarrow$	$2SO_4^{2-}$	+	$I_2$
à $t=0$	$3 \cdot 10^{-3}$		$4 \cdot 10^{-3}$		-----		---
à $t \forall$	$3 \cdot 10^{-3} - x$		$4 \cdot 10^{-3} - 2x$		$2x$		$x$

3°) a°) La vitesse instantanée : est le coefficient directeur de la tangente à la courbe à l'instant considéré.  $V_t = \frac{dn}{dt}$



à  $t=4\text{min}$  soient A (2 ;  $1,2 \cdot 10^{-2}$ ) et B (4 ;  $2,2 \cdot 10^{-2}$ ) Deux points de la tangente.

$$V_{t=4} = \frac{c_B - c_A}{t_B - t_A} = \frac{(2,2 - 1,2) \cdot 10^{-2}}{4 - 2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.min} = 8,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L.s}$$

**3°) b°) La vitesse moyenne**

C (4 ;  $2,2 \cdot 10^{-2}$ ) et D (7 ;  $3 \cdot 10^{-2}$ )

$$V_m = \frac{n_D - n_C}{t_D - t_C} = \frac{(3 - 2,2) \cdot 10^{-2}}{7 - 4} = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.min} = 4,44 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L.s}$$

4°) **Le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$**  :  $[I_2]_m \approx 3,8 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \frac{[I_2]_m}{2} \approx 1,9 \cdot 10^{-2} \Rightarrow t_{1/2} \approx 3,8 \text{ min.}$

**5°) Les constituants du mélange:**

	$S_2O_8^{2-}$	+	$2I^-$	$\longrightarrow$	$2SO_4^{2-}$	+	$I_2$
à $t=0$	0,1		0,2		-----		---
à $t_{1/2}$	$8,1 \cdot 10^{-2}$		0,162		$3,8 \cdot 10^{-2}$		$1,9 \cdot 10^{-2}$

**Exercice 5**

**1°) Les couples**

Les couples sont :  $H_2O_2/H_2O$  ;  $I_2/I^-$

**2°) rôle  $H_3O^+$**  :  $H_3O^+$  joue le rôle d'un réactif car il est consommé par les réactifs.

**3°) Attribution** :  $\begin{cases} T_C > T_A = T_B \\ [I_0]_C = [I_0]_A > [I_0]_B \end{cases} \Rightarrow V_C > V_A > V_B$  donc la courbe 1 correspond à l'expérience C, la courbe 2 correspond à l'expérience A et la courbe 3 correspond à l'expérience B.

4°) a°) La vitesse est maximale à l'instant  $t=0\text{s}$ .

**4°) b°) évolution de la vitesse** : La vitesse d'une réaction diminue avec le temps.

**Exercice 6**

- 1) a) La courbe tracée par le groupe B est la courbe 1 car la température est plus élevée en expérience de groupe B
- b) La température augmente la vitesse de réaction.
- 2) **a) le tableau d'avancement** :

	$2I^-$	+	$S_2O_8^{2-}$	$\rightarrow$	$I_2$	+	$2SO_4^{2-}$
$t=0$	$n_1$		$n_2$		-----		-----
$t \forall$	$n_1 - 2x$		$n_2 - x$		$x$		$x$
$t_f$	$n_1 - 2x_f$		$n_2 - x_f$		$x_f$		$x_f$

D'après la courbe :  $x_f = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

**b) le réactif limitant :**

$$n_{I^-}^0 = cv = 0,5 \cdot 50 \cdot 10^{-3} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{I_2}^d = 2n_{I_2}^f = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \Rightarrow n_{I_2}^r = n_{I_2}^0 - n_{I_2}^d = 2,5 \cdot 10^{-2} - 2 \cdot 10^{-2} = 0,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$\Rightarrow I^-$  est en excès alors  $S_2O_8^{2-}$  est le réactif limitant

D'après le tableau  $n_2 - x_f = 0 \Rightarrow n_2 = x_f = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

$$n_2 = c_2 v_2 \Rightarrow c_2 = \frac{n_2}{v_2} = \frac{1 \cdot 10^{-2}}{50 \cdot 10^{-3}} = 0,2 \text{ mol}$$

3) la composition du mélange à  $t = 15 \text{ min}$

pour la courbe 1 à  $t = 15 \text{ min}$   $x = 0,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

	$2I^-$	+	$S_2O_8^{2-}$	$\rightarrow$	$I_2$	+	$2SO_4^{2-}$
$t=0$	$0,9 \cdot 10^{-2}$		$0,3 \cdot 10^{-2}$		$0,7 \cdot 10^{-2}$		$1,4 \cdot 10^{-2}$

pour la courbe 2 à  $t = 15 \text{ min}$   $x = 0,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

	$2I^-$	+	$S_2O_8^{2-}$	$\rightarrow$	$I_2$	+	$2SO_4^{2-}$
$t=0$	$1,7 \cdot 10^{-2}$		$0,6 \cdot 10^{-2}$		$0,4 \cdot 10^{-2}$		$0,8 \cdot 10^{-2}$

4) la vitesse de la réaction

pour la courbe 1

{ à  $t = 15 \text{ min}$   $x = 0,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

{ à  $t = 0 \text{ min}$  (point d'intersection de tg avec OY)  $x \approx 0,45 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

$$v_t = \frac{dn}{dt} = \frac{(0,7 - 0,45) \cdot 10^{-2}}{15 - 0} \approx 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol/min}$$

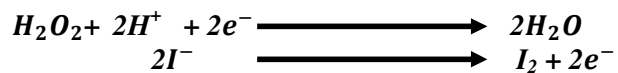
pour la courbe 1 { à  $t = 15 \text{ min}$   $x = 0,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$   
 { à  $t = 0 \text{ min}$  (point d'intersection de tg avec OY)  $x \approx 0,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

$$v_t = \frac{dn}{dt} = \frac{(0,4 - 0,25) \cdot 10^{-2}}{15 - 0} \approx 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/min}$$

Exercice 7

1) Les couples

Les couples sont  $H_2O_2/H_2O$  ;  $I_2/I^-$



2-Calcul les concentrations initiales

$$[I^-]_0 = \frac{c_1 V_1}{V_s} = \frac{4,64 \cdot 10^{-2} \cdot 100}{200} = 2,32 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[H_2O_2]_0 = \frac{c_2 V_2}{V_s} = \frac{4 \cdot 10^{-2} \cdot 100}{200} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \text{ Et comme } \frac{[H_2O_2]_0}{1} > \frac{[I^-]_0}{2} \Rightarrow H_2O_2 \text{ est le R.E.}$$

**3-1 Calcul la vitesse moyenne**  $v_m = \frac{\Delta[I_2]}{\Delta t} = \frac{(10,2-5,5)10^{-3}}{20-5} = 3,12 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L. min.}$

**3-2 Calcul la vitesse instantanée**  $v = \frac{d[I_2]}{dt}$  : elle correspond à la valeur du coefficient directeur de la tangente à la courbe à l'instant considéré.

Soient : A (0 ;  $6 \cdot 10^{-3}$ ) et B (20 ;  $11 \cdot 10^{-3}$ ).

$$V_{I_2} = \frac{(11-6) \cdot 10^{-3}}{20-0} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L. min.}$$

**Déduire la vitesse de disparition d'iodure**

D'après l'équation bilan :  $\frac{V_{I_2}}{1} = \frac{V_{I^-}}{2} \Rightarrow V_{I^-} = 2V_{I_2} = 2 \cdot 2,5 \cdot 10^{-4} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L. min.}$

-Les vitesses diminuent au cours du temps.

-Le facteur cinétique responsable est la concentration.

**3-3 Calcul la concentration des ions  $I^-$  et de  $H_2O_2$**

$$[I^-]_r = [I^-]_0 - [I^-]_d \text{ or } [I^-]_d = 2[I_2] \text{ donc } [I^-]_r = [I^-]_0 - 2[I_2]$$

à  $t=30 \text{ mn}$   $[I_2]=11 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.}$  D'où  $[I^-]_r = 2,32 \cdot 10^{-2} - 22 \cdot 10^{-3} = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.}$

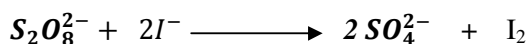
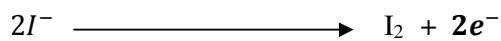
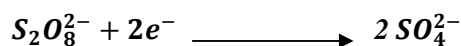
$$[H_2O_2]_r = [H_2O_2]_0 - [H_2O_2]_d \text{ et } [H_2O_2]_d = [I_2] \text{ d'où } [H_2O_2]_r = [H_2O_2]_0 - [I_2].$$

A  $t=30 \text{ mn}$   $[I_2]=11 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l.}$  Donc  $[H_2O_2]_r = 2 \cdot 10^{-2} - 11 \cdot 10^{-3} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.}$

**4- Le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$  :**  $Im \approx 11,8 \cdot 10^{-3} \Rightarrow \frac{I_m}{2} \approx 5,9 \cdot 10^{-3} \Rightarrow t_{1/2} \approx 7 \text{ min.}$

### Exercice 8

**1°) Les demi-équations électroniques et l'équation bilan.**



**2°) Calcul les concentrations initiales**

$$[S_2O_8^{2-}]_0 = \frac{C_1 V_1}{V_s} = \frac{10^{-2} \cdot 100}{200} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[I^-]_0 = \frac{C_2 V_2}{V_s} = \frac{2 \cdot 10^{-2} \cdot 100}{200} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

**3°) Calcul les quantités initiales**

$$n_{I^-}^0 = [I^-]_0 \cdot V_0 = 10^{-2} \cdot 10 \cdot 10^{-3} = 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$n_{S_2O_8^{2-}}^0 = [S_2O_8^{2-}]_0 \cdot V = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 10 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol.}$$

**4°) La quantité restante d'iodure**

$$n_0 = n_r + n_d \Rightarrow n_r(I^-) = n_0 - n_d = n_{I^-}^0 - n_{I^-}^d \text{ or } \frac{n_{I^-}^d}{2} = \frac{n_{I_2}}{1} \Rightarrow n_{I^-}^d = 2n_{I_2}$$

$$n_r(I^-) = n_{I^-}^0 - 2n_{I_2} \text{ d'autre part } \frac{n_{I_2}}{1} = \frac{n_{S_2O_8^{2-}}}{2} \Rightarrow n_{I_2} = \frac{n_{S_2O_8^{2-}}}{2}$$

$$\text{alors } n_r(I^-) = n_{I^-}^0 - 2 \cdot \frac{n_{S_2O_8^{2-}}}{2} = n_{I^-}^0 - n_{S_2O_8^{2-}} = n_{I^-}^0 - C_3 \cdot V$$



$$n_r(I^-) = 10^{-4} - 10^{-2} \cdot V$$

**5.1°) La vitesse moyenne d'une réaction de disparition :**  $v_m = -\frac{\Delta n}{\Delta t} = -\frac{\Delta c}{\Delta t}$  est la variation de la quantité de la matière ( au la variation de la concentration) entre deux instants  $t_1$  et  $t_2$ .  
 $A(0 ; 10 \cdot 10^{-5})$  ;  $B(10 ; 2,6 \cdot 10^{-5})$

$$v_m = -\frac{\Delta n}{\Delta t} = -\frac{(2,6-10)10^{-5}}{10-0} = 7,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/min.}$$

**5.2°) déterminer la vitesse instantanée de disparition de  $I^-$  :** La vitesse instantanée d'une réaction de disparition est le coefficient directeur de la tangente à la courbe à l'instant considéré.  $V_t = -\frac{dn}{dt} = -\frac{dc}{dt}$ .

$$\text{à } t=8\text{min } A(0 ; 8 \cdot 10^{-5}) \quad B(8 ; 3,8 \cdot 10^{-5}). \quad V_t = -\frac{(3,8-8) \cdot 10^{-5}}{8-0} = 5,25 \cdot 10^{-6} \text{ mol/min.}$$

La vitesse diminue avec le temps car la concentration d'I diminue.

## Chapitre 2 :

## chimie de solutions

### L'essentiel

#### I) Définitions :

**Acide :** selon Brønsted c'est une espèce chimique capable de céder proton  $H^+$  dans la solution.

**Base :** selon Brønsted c'est une espèce chimique capable de capter proton  $H^+$  au cours de sa réaction.

\* Acide fort : dissout totalement dans l'eau.

\* Base forte : dissout totalement dans l'eau.

\* Acide faible : dissout partiellement dans l'eau.

\* Base faible : dissout partiellement dans l'eau.

\* pH d'une solution d'acide fort :  $pH = -\log[H_3O^+]$

\* pH d'une solution de base forte :  $pH = 14 + \log[OH^-]$

\* la dilution : est l'action d'ajouter de l'eau. L'objectif de la dilution est la diminution de la concentration.

Mode opératoire :

**Solutions : l'acide ou la base ; eau.**

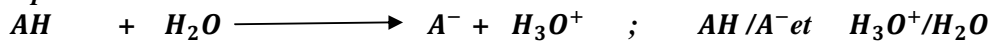
**Matériels : pipette ; fiole jaugée**

On prélève un volume d'acide ou de base par la pipette on l'introduit dans la fiole on lui ajoute de l'eau jusqu'à le trait de fiole.

$$\text{On a } n_0 = n_1 \Leftrightarrow C_0 V_0 = C_1 V_1$$

Si on dilue une solution d'acide fort 10 fois le pH augmente par une unité.

- Le couple acide/base  $AH/A^-$



Les espèces chimiques dispersées dans la solution sont :  $AH$ ;  $A^-$ ;  $OH^-$ ;  $H_3O^+$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}; \quad [OH^-] = 10^{pH-14}$$

D'après la loi d'électro neutralité :  $[H_3O^+] = [A^-] + [OH^-]$  or  $[OH^-] \ll [H_3O^+] \Rightarrow$

$$[A^-] = [H_3O^+]$$

D'après la loi de conservation de la matière  $C_0 = [A^-] \Rightarrow [AH] = C_0 - [A^-]$

- constante d'équilibre  $K_a = \frac{[A^-].[H_3O^+]}{[AH]}$  ;  $pK_a = -\log K_a$
- Coefficient d'ionisation  $\alpha = \frac{[A^-]}{C_0}$ .

## II Dosage :

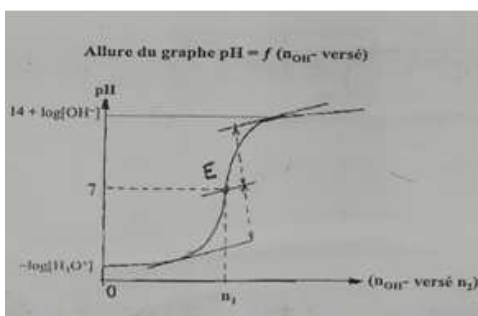
1-Dosage acide fort par une base forte ou base forte par un acide fort: dans les deux cas on a :

Equation du dosage :

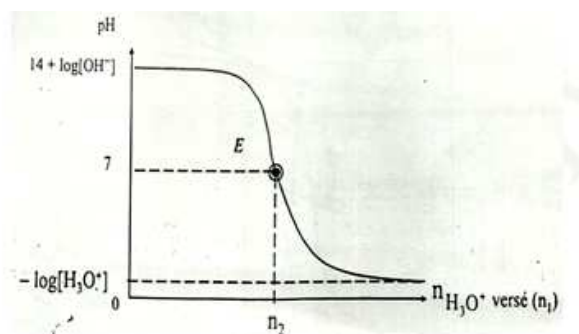


A l'équivalence  $n_A = n_B \Leftrightarrow C_A V_A = C_B V_{B\text{eq}}$

- Manipulation : \* solutions utilisées : acide ; base et indicateur convenable.  
\* matériels utilisés : bécher ; burette ; pH - mètre et agitateur magnétique.



**Dosage acide fort par une base forte**



**Dosage base forte par un acide fort**

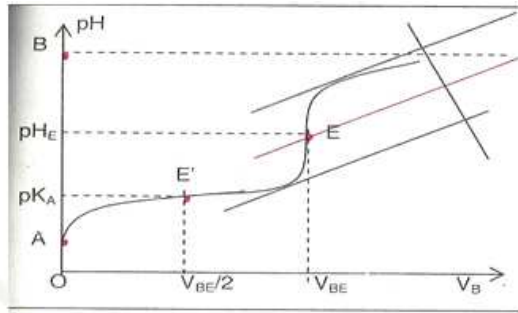
## 2-Dosage acide faible par une base forte.

Equation du dosage  $AH + OH^- \longrightarrow A^- + H_2O$  la solution Obtenue à l'équivalence est basique.

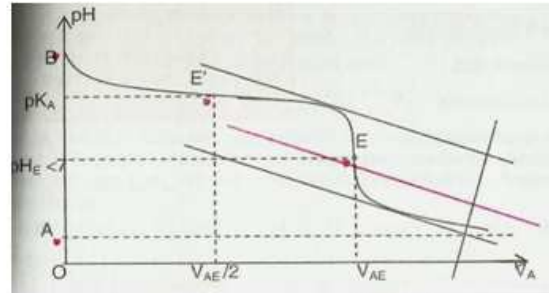
A l'équivalence  $n_A = n_B \Leftrightarrow C_A V_A = C_B V_{B\text{éq}}$

**Relation Henderson :**  $pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[AH]}\right)$ .

A demi-équivalence  $V_b = \frac{V_{B\text{éq}}}{2}$ ;  $n_B = \frac{n_A}{2}$  et  $[AH] = [A^-]$  et  $pH = pK_a$ .



Dosage acide faible par une base forte



Dosage base faible par un acide fort

### 3-Dosage base faible par un acide fort.

Equation du dosage  $A^- + H_3O^+ \longrightarrow AH + H_2O$  la solution obtenue à l'équivalence est un acide.

A l'équivalence  $n_A = n_B \Leftrightarrow C_A V_A = C_B V_{B\text{éq}}$

**Relation Henderson :**  $pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[AH]}\right)$ .

A demi-équivalence  $V_a = \frac{V_{A\text{éq}}}{2}$ ;  $n_A = \frac{n_B}{2}$ ;  $[AH] = [A^-]$  et  $pH = pK_a$ .

- **Les indicateurs colorés :** sont des réactifs dont la couleur dépend du pH (couleur forme acide différent de la couleur de forme basique).

Indicateur	Teinte	Zone de virage	Teinte
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
BBT	Jaune	6 - 7,6	Bleu
Phénolphthaléine	Incolore	8,1 - 10	Rouge

### Exercice 1

Rappeler la définition d'une base forte. Donner des exemples.

2. On prépare une solution aqueuse  $S_1$  en dissolvant  $16.10^{-2}$  g d'hydroxyde de sodium dans un litre d'eau pure.

2-1 Ecrire l'équation de la dissolution dans l'eau.

2-2 Calculer la concentration  $C_1$  de cette solution.

On donne: Na=23 g/mol; O=16g/mol; H=1g/mol.



2-3. En déduire la valeur du  $pH_1$  de cette solution.

3. On prend un volume  $V_1 = 20 \text{ ml}$  de la solution précédente et on lui ajoute un volume  $V_e$  d'eau pure pour obtenir une nouvelle solution  $S_2$  de  $pH = 11$

3.1 Donner le nom de cette opération.

3.2 Calculer le volume  $V_e$ .

### Exercice 2

I) Une solution  $S_0$  d'acide chlorhydrique a un  $pH = 2,3$ . A l'aide de cette solution, on souhaite préparer  $V_1 = 1000 \text{ ml}$  de solution  $S_1$  ayant un  $pH = 3$ .

① Calculer les concentrations de  $S_0$  et  $S_1$ .

② Décrire les diverses étapes de cette préparation ; citer le matériel utilisé.

II) On dispose d'une solution  $S_0$  d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_0 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$ . On prépare par dilution,  $100 \text{ ml}$  d'une solution  $S_1$ , en diluant vingt fois  $S_0$ .

① Calculer le volume  $V_0$  utilisé de  $S_0$  ; et décrire les diverses étapes de la préparation de  $S_1$ .

② Déterminer, à  $25^\circ \text{C}$ , les  $pH$  de  $S_0$  et  $S_1$ .

### Exercice n°3

L'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  est un acide fort ;

1.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction de dissolution de l'acide nitrique dans l'eau.

1.2 Un flacon commercial de  $1 \text{ L}$  d'acide nitrique de densité  $1,2$  contient en masse  $76\%$  de  $\text{HNO}_3$ . Quelle est la concentration  $C$  de l'acide nitrique ?

1.3 On veut préparer  $2 \text{ L}$  de solutions de  $\text{HNO}_3$  de  $pH = 1,5$  Quel volume de solution commerciale faut-il utiliser pour cela ?

2. On dissout  $2,46 \text{ g}$  de cristaux d'éthanoate de sodium  $\text{CH}_3\text{COONa}$  dans  $0,3 \text{ L}$  d'eau distillée.

2.1 Calculer la concentration de la solution ainsi obtenue.

2.2 Le  $pH$  de cette solution vaut  $8,9$  à  $25^\circ \text{C}$ , l'éthanoate de sodium est-il une base faible ou forte ? Justifier.

2.3 Ecrire l'équation de la réaction entre l'éthanoate de sodium et l'eau. Préciser le couple acide mis en jeu dans la réaction

Données :  $\text{H} : 1 \text{ g/mol}$  ;  $\text{O} : 16 \text{ g/mol}$  ;  $\text{N} : 14 \text{ g/mol}$  ;  $\text{Na} : 23 \text{ g/mol}$   $\rho_{(\text{eau})} = 1 \text{ g/cm}^3$

### Exercice 4

Une solution d'ammoniac dans l'eau a un  $pH$  égal à  $11,2$  à  $25^\circ \text{C}$ .

1/ Faire le bilan qualitatif et quantitatif des espèces chimiques dans la solution.

2/ Calculer la concentration initiale en ammoniac.

Le  $pK_a$  du couple ion ammonium-ammoniac sera égal à 9,2.

### Exercice 5

Une solution aqueuse de chlorure d'ammonium de molarité  $0,1 \text{ mol/l}$  a un  $pH$  égal à 5,1 à  $25^\circ\text{C}$ .

1) Faire le bilan qualitatif et quantitatif des espèces chimiques dans la solution.

2) Calculer le  $pK_a$  du couple ion ammonium-ammoniac.

### Exercice 6

On mesure le  $pH$  d'une solution  $S_1$  d'acide formique  $\text{HCOOH}$  à  $1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$ , on trouve

$pH_1 = 2,9$ . On dilue dix fois la solution  $S_1$ , le  $pH$  de la solution  $S_2$  obtenue est  $pH_2 = 3,4$ .

1. L'acide formique est-il un acide fort ? Justifier.

2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'acide formique avec l'eau.

3. Identifier le couple acide/base mis en jeu.

4. Déterminer la concentration des espèces chimiques présentes dans la solution  $S_1$ .

En déduire le coefficient  $\alpha_1$ .

p5. Déterminer la concentration des espèces chimiques présentes dans la solution  $S_2$ .

En déduire le coefficient  $\alpha_2$ .

6. Comparer  $\alpha_1$  et  $\alpha_2$ . Conclure.

### Exercice 7

Dans un bécher (A), on verse un volume  $V_1 = 10 \text{ cm}^3$  d'une solution ( $S_1$ ) d'un acide  $A_1H$  de concentration molaire  $C_1$  et de  $pH_1 = 2,7$ . Dans un autre bécher (B) on verse un volume  $V_2 = 10 \text{ cm}^3$ , d'une solution ( $S_2$ ) d'un acide  $A_2H$  de concentration molaire  $C_2$  et de  $pH_2 = 1,5$ . On ajoute dans chaque bécher un volume  $V = 90 \text{ cm}^3$  d'eau pure et on mesure le  $pH$  des nouvelles solutions ( $S'_1$ ) et ( $S'_2$ ), on trouve  $pH'_1 = 3,25$  et  $pH'_2 = 2,5$

1. Montrer que  $A_1H$  est faible et  $A_2H$  est fort ?

2. Sachant que  $C_1 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$

a. Calculer la molarité des espèces chimiques présentes dans la solution ( $S_1$ )

b. En déduire le  $pK_a$  du couple  $A_1H/A_1^-$

3. Définir le coefficient d'ionisation  $\alpha$  d'un acide. Calculer  $\alpha$  pour chacune des solutions ( $S_1$ ), ( $S'_1$ ), ( $S_2$ ) et ( $S'_2$ )

$$pK_a = pH - \log \frac{\alpha}{1 - \alpha}$$

#### 4. Etablir la relation : pour un acide faible

### Exercice 8

A la température de 25°C et par dissolution de deux acides  $A_1H$  et  $A_2H$  séparément dans l'eau, on prépare deux solutions ( $S_1$ ) et ( $S_2$ ) de même concentration  $C_1 = C_2$  de pH respectivement  $pH_1 = 2,9$  et  $pH_2 = 2$ . On prélève 50 ml de chacune des deux solutions ( $S_1$ ) et ( $S_2$ ) et on lui ajoute 450 ml d'eau distillée. Les pH des nouvelles solutions sont respectivement  $pH_1' = 3,4$  et  $pH_2' = 3$ .

1°) a) Etablir l'expression du pH d'une solution aqueuse d'un monoacide fort en fonction de la concentration  $C$  de la solution.

b) En déduire la variation du pH qui accompagne la dilution 10 fois d'une solution de monoacide fort.

2°) a) Comparer les forces relatives des acides  $A_1H$  et  $A_2H$  et déduire que l'un est fort l'autre est faible.

b) Calculer la valeur commune à  $C_1$  et  $C_2$ .

3°) On considère la solution de l'acide faible.

a-Montrer que l'on peut écrire, avec une approximation ( $C = [AH]$ ) :  $pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C)$ .

b-Calculer le  $pK_a$  de l'acide.

c-A 20 ml de la solution de cet acide on ajoute un volume d'eau  $V_e$ , on remarque que le pH varie de 0,2.

c-1- Dire si cette variation est une augmentation ou une diminution. Justifier.

c-2- Calculer  $V_e$ .

### Exercice 9

1. Le pH d'une solution  $S_1$  d'hydroxyde de sodium est 12. Combien de moles de soude a-t-on dissout dans un litre d'eau pour préparer cette solution ?

2. L'acide éthanoïque est un acide faible de constante d'acidité  $K_a = 1,6.10^{-5}$ . La mesure du pH d'une solution  $S_2$  de cet acide donne 3,4.

2.1 Ecrire l'équation de la réaction de cet acide avec l'eau.

2.2 Calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution et en déduire la concentration initiale de la solution  $S_2$ .

2.3 Calculer le coefficient d'ionisation de cet acide.

3. On mélange le volume  $V_1 = 20\text{cm}^3$  de la solution  $S_1$  avec un volume  $V_2 = 40\text{cm}^3$  de la solution  $S_2$ .

3.1 Quel est le pH de ce mélange? Comment appelle-t-on ce genre de solution? Quelle propriété remarquable possède ce mélange ?

3.2 On ajoute une masse  $m$  de soude au mélange précédent le pH devient 4,9

Déterminer la valeur de cette masse si on néglige la variation du volume.

On Donne:  $Na = 23\text{g/mol}$ ;  $O = 16\text{g/mol}$ ;  $H = 1\text{g/mol}$ .

### Exercice 10

On dissout 3,45g d'un acide carboxylique dans de l'eau pour obtenir 0,75L de solution  $S_a$ . On dispose dans un b cher  $30\text{cm}^3$  de cette solution que l'on neutralise progressivement par une solution  $S_b$  d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique  $C_b = 0,1\text{mol/L}$ . Un pH-mètre permet de suivre l'évolution du pH en fonction du volume  $V_b$  de base vers . On obtient les résultats suivants :

$V_b (\text{cm}^3)$	0	5	10	15	20	24	28	30	32	34	36	40
pH	2,4	3,4	3,6	3,7	3,9	4,3	5,0	5,5	10,9	11,4	11,5	11,7

1 Tracer la courbe  $\text{pH} = f(V_b)$ . On donne  $1\text{cm} \rightarrow 2\text{cm}^3$  et  $1\text{cm} \rightarrow 1$  unité de pH

2 Déduire de la courbe :

2.1 Les coordonnées du point d'équivalence.

2.2 La concentration initiale de l'acide carboxylique, en déduire sa masse molaire puis sa formule brute.

2.3 Le  $\text{pK}_a$  du couple acide base étudié.

3 Pour un volume vers   $V_b = 28\text{cm}^3$  calculer les molarités des diverses espèces chimiques présentes dans le b cher, calculer le  $\text{pK}_a$ .

4 Calculer les volumes  $V_a$  de la solution  $S_a$  et  $V_b$  de la solution  $S_b$  nécessaires à la préparation d'un, volume de  $75\text{cm}^3$  de solution dont le  $\text{pH} = \text{pK}_a$ .

### Exercice 11

Par dissolution de chacun des deux acides  $A_1\text{H}$  et  $A_2\text{H}$  séparément dans l'eau, on prépare deux solutions  $S_1$  et  $S_2$  de concentrations molaires respectives  $C_1 = 10^{-3}\text{mol/L}$  et

$C_2 = 72,4 \cdot 10^{-3}\text{mol/L}$  mais de même  $\text{pH} = 3$  à la température  $25^\circ\text{C}$ .

1.1 Déterminer la molarité de chacune des solutions  $S_1$  et  $S_2$  en ions hydroniums.

1.2 L'un de ces deux acides est fort; lequel? Justifier.

1.3 Ecrire pour chacun des acides  $A_1\text{H}$  et  $A_2\text{H}$  l'équation de la réaction accompagnant sa dissolution dans l'eau.

Couple acide/base	$\text{pK}_a$
$\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$	3,75
$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$	4,75
$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} / \text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-$	4,86

2 Déterminer le  $\text{pK}_a$  du couple acide-base auquel appartient l'acide  $A_2\text{H}$  et en déduire le nom et la formule semi développée de cet acide (voir tableau).

3.1 A  $50\text{cm}^3$  de la solution  $S_2$ , on ajoute une solution diluée de soude de concentration molaire  $C$ .

A)- Déterminer  $C$  sachant que pour atteindre l'équivalence, il a fallu ajouter progressivement  $40\text{cm}^3$  de cette solution basique.

B)- Bien que l'on soit à l'équivalence, la solution contient encore des molécules  $A_2\text{H}$ .

Expliquer leur présence et en déduire le caractère de la solution obtenue à l'équivalence.

3.2 On utilise maintenant  $100\text{cm}^3$  de la solution  $S_2$  auxquels on ajoute progressivement  $40\text{cm}^3$  de la solution de soude utilisée précédemment. Déterminer le pH de la solution obtenue.



**Exercice 12**

1 On prépare une solution aqueuse  $S_a$  d'un acide  $AH$  de concentration  $C_a=10^{-3}$  mol/L.

La mesure du pH de la solution  $S_a$  donne  $pH=3,9$ .

1.1 Montrer que l'acide  $AH$  est un acide faible et écrire l'équation de sa dissolution dans l'eau pure

1.2 Faire le bilan des espèces chimiques présentes dans la solution  $S_a$  et calculer leurs concentrations. En déduire la valeur du  $pK_a$  du couple  $AH/A^-$ .

1.3 En considérant le tableau, identifier l'acide  $AH$  parmi ceux du tableau et classer les acides selon leur force croissante.

Acide	$C_6H_5COOH$	$CH_3COOH$	$C_2H_5COOH$	$HCOOH$
$pK_a$	4,2	4,8	4,9	3,8

1.4 Montrer que le coefficient d'ionisation de l'acide  $AH$  peut s'écrire sous la forme :  $\alpha = \frac{1}{1 + 10^{(pK_a - pH)}}$

2 On ajoute à un volume  $V_a=20$  mL de la solution  $S_a$  un volume  $V_b=4$  mL d'une solution  $S_b$  d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_b=10^{-2}$  mol/L. Le mélange obtenu a pour  $pH=3,8$ .

2.1 Ecrire l'équation de la réaction entre les deux solutions  $S_a$  et  $S_b$ .

2.2 On ajoute au mélange précédent un volume  $V$  de la solution  $S_b$  d'hydroxyde de sodium et on obtient un nouveau mélange dont le  $pH=pK_a$ . Montrer que la valeur du volume  $V$  est

$$V = \frac{C_a V_a}{2C_b} - V_b$$

**Exercice 13**

On dispose une solution A d'acide éthanóïque de concentration  $C_A=0,1$  mol/l On ajoute sur 500 ml de A une quantité d'eau distillée pour obtenir un litre d'une solution B. On ajoute sur 100 ml de A une quantité d'eau distillée pour obtenir un litre d'une solution C.

1-Calculer la concentration de B et C

2-Classez ces trois solutions selon les valeurs de pH prévus.

3-On mesure le pH de la solution B,  $pH=3,1$  Déterminer les espèces chimiques dans la solution puis calculer ces concentrations.

4-On ajoute sur 20 ml de A 10 ml d'une solution d'éthanoate de sodium

$C_b=0,1$  mol on obtient un mélange de  $pH=4,5$  Déterminer les espèces chimiques dans la solution puis calculer ces concentrations.

5-Déduire  $K_a$  et le  $pK_a$  du couple ( $CH_3COOH / CH_3COO^-$ ).

**Exercice 14**

On dissout 240 ml d'ammoniac gazeux dans un litre d'eau pour obtenir une solution  $S_0$  dont  $pH=10,6$

1-Calculer  $C_0$ .

2-Donner la définition de la base selon Bronsted et écrire l'équation de dissolution d'ammoniac dans l'eau en précisant les couples intervenants.

3-Montre que l'ammoniac est une base faible.

4-Déduire  $pK_a$  pour le couple Acide-Base.  $V_m=24$  L/mol.

**Exercice 15**

On se propose de vérifier la masse d'acide ascorbique (Vitamine C) contenue dans un comprimé d'un produit du commerce «VITAMINE C 500». L'acide ascorbique est un monoacide faible de formule  $C_6H_7O_6H$  c'est à dire de la forme AH.

On écrase soigneusement le comprimé puis, avec la poudre obtenue, on prépare  $100\text{ cm}^3$  d'une solution S d'acide ascorbique. On se propose de doser la solution obtenue par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique  $0,02\text{ mol/L}$ . Pour cela on prélève  $10\text{ cm}^3$  de la solution S que l'on introduit dans un bêcher B et on ajoute de l'eau distillée de façon à obtenir l'immersion de l'électrode combinée du pH-mètre.

**I. Préparation :**

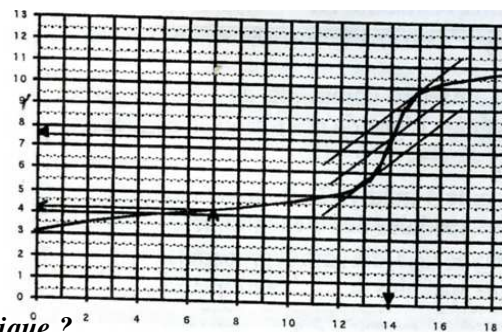
- 1) faire un schéma annoté du dispositif expérimental mis en œuvre pour le dosage (matériel, solutions.)
- 2) La solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $0,02\text{ mol/L}$  a été préparée juste avant son utilisation en diluant avec précision une solution de concentration  $0,1\text{ mol/L}$ . Indiquer le mode opératoire sachant que l'on peut disposer du matériel suivant : pipette jaugée :  $10$  et  $20\text{ cm}^3$  - fioles jaugées :  $100, 250, 500\text{ cm}^3$ .

**II. Dosage pH-métrique :**

On suit l'évolution du pH lorsqu'on verse progressivement la

Solution d'hydroxyde de sodium  $0,02\text{ mol/L}$  dans le bêcher B.

- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction ayant lieu lors du dosage.  
Le tracé du graphe  $\text{pH} = f(v)$  ci-contre



2. Quand dit-on qu'il y a équivalence lors d'un dosage acido-basique ?

3. Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence

4. Déterminer graphiquement la constante d'acidité du couple  $AH/A^-$

(Acide ascorbique/ ion ascorbate).

5. A partir de  $V_E$  déterminer la quantité de matière et la masse d'acide ascorbique contenue dans un comprimé.

**III. Dosage colorimétrique :**

On peut réaliser un dosage de la solution S à l'aide d'un indicateur coloré.

Quel indicateur coloré, à choisir dans la liste ci-contre, pourrait-on utiliser ?

Justifier ce choix. Données :  $M(C) = 12\text{ g/mol}$  ;  $M(O) = 16\text{ g/mol}$  ;  $M(H) = 1\text{ g/mol}$

Indicateur	Zone de virage
Hélianthine	3,1 - 4,4
Rouge de crésol	7,0 - 8,8
phénolphtaléine	8,2 - 9,8

Exercice 16

L'acide benzoïque est additif alimentaire présent dans certains boissons. C'est un acide de formule  $C_6H_5COOH$ .

1. On réalise une solution aqueuse d'acide benzoïque à 2g/L. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'acide sur l'eau et calculer, en mol/L, la concentration  $C$  de l'acide.
  2. la mesure de pH donne  $pH=3$ . Montre que l'acide benzoïque est un acide faible. Calculer son coefficient d'ionisation. Déduire la valeur de  $pK_a$  du couple acide benzoïque/ion benzoate.
  3. L'acide benzoïque est-il un acide plus fort ou plus faible que l'acide acétique de  $pK_a$  4,75 ?
- $M(H) = 1g/mol$ ;  $M(C) = 12g/mol$ ;  $M(O) = 16g/mol$ .

Les solutionsExercice 1

1°) Rappel la définition d'une base forte : Une base forte est une base qui dissout totalement dans l'eau.  $NaOH$ ,  $KOH$ , ...



2.1°) L'équation de dissolution :  $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

2.2°) Calcul la concentration  $C_1$  -  $C_1 = \frac{n}{V_s} = \frac{m}{V_s \cdot M} = \frac{16 \cdot 10^{-2}}{1.40} = 4 \cdot 10^{-3} mol/L$

2.3°) la valeur du  $pH_1$   $p^{H_1} = 14 + \log[OH^-] = 14 + \log(4 \cdot 10^{-3}) = 11,60$

3°) 1°) Cette opération est appelée la dilution.

3°) 2°) Calcul le volume  $V_e$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow V_e = \frac{C_1 V_1}{C_2} - V_1 \text{ Avec } C_2 = 10^{pH-14} \text{ alors}$$

$$V_e = \frac{4 \cdot 10^{-3} \cdot 10 \cdot 10^{-3}}{10^{11-14}} - 10 \cdot 10^{-3} = 30 ml.$$

Exercice 2I-1°) Calculer les concentrations de  $S_0$  et  $S_1$  :

$$C_0 = 10^{-pH_0} = 10^{-2,3} = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L. } C_1 = 10^{-pH_1} = 10^{-3} = 10^{-3} \text{ mol/L.}$$

2°) On prélève un volume  $V_0$  d'acide par la pipette, on l'introduit dans la fiole jaugée de 1000ml et on lui ajoute de l'eau jusqu'au trait de fiole.

II-1°) les diverses étapes de la dilution

on sait que le facteur de dilution  $k = \frac{C_0}{C_1} = \frac{V_1}{V_0}$  donc  $\frac{V_1}{V_0} = 20 \Rightarrow V_0 = \frac{V_1}{20} = \frac{100}{20} = 5 \text{ ml}$ . On prélève un volume  $V_0 = 5 \text{ ml}$  de la solution  $S'_0$  par la pipette, on l'introduit dans la fiole jaugée de 100ml et on lui ajoute de l'eau jusqu'à le trait de fiole.

II-2°) Calcul le volume  $V_0$  utilisé de  $S_0$  :

$$pH(S_0) = 14 + \log(C_0) = 14 + \log(5 \cdot 10^{-2}) = 12,69$$

$$C_1 = \frac{C_0 V_0}{V_1} = \frac{5 \cdot 10^{-2,5}}{100} = 25 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L. } \Rightarrow pH(S_1) = 14 + \log(= 25 \cdot 10^{-4}) = 11,39.$$

Exercice 31.1°) L'équation de dissolution :  $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$ 1.2°) Calcul la concentration commerciale :

$$C_{\text{commerciale}} = \frac{P.d.f_e}{100M} = \frac{76,1,2 \cdot 1000}{100,63} = 14,47 \text{ mol/L.}$$

1.3°) Calcul  $V_0$  solution mère  $\begin{cases} C_0 = 14,47 \text{ mol/L} \\ V_0 = ? \end{cases}$ 

$$\text{Solution fille} \begin{cases} C_1 = 10^{-pH} = 10^{-1,5} = 3,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \\ V_1 = 2 \text{ L} \end{cases}$$

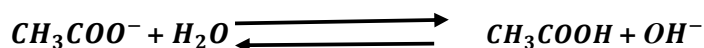
$$V_0 = \frac{C_1 \cdot V_1}{C_0} = \frac{3,16 \cdot 10^{-2} \cdot 2}{14,47} = 4,3 \text{ ml}$$

2.1°) Calculer la concentration

$$C_2 = \frac{n}{V_s} = \frac{m}{M \cdot V_s} = \frac{2,46}{82,0,3} = 0,11 \text{ mol/L}$$

2.2°) nature de la base : L'éthanoate de sodium est une base faible car

$$pH = 14 + \log(0,11) = 13,04 \neq pH \text{ donné}$$

2.3°) L'équation de la réaction de l'éthanoate de sodium avec l'eau.



*Le couple mis en jeu est  $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$*

#### Exercice 4

*Les espèces chimiques existantes dans la solution sont :  $\text{NH}_3, \text{NH}_4^+, \text{OH}^-$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{H}_2\text{O}$*

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11,2} = 6,3 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 10^{-2,8} = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}.$$

$$\text{D'après la loi d'électro neutralité : } [\text{NH}_4^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{NH}_4^+] \approx [\text{OH}^-] \approx 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}.$$

$$\text{on a que } \text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \Rightarrow \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 10^{\text{pH}-\text{pKa}} \Rightarrow [\text{NH}_3] = 10^{\text{pH}-\text{pKa}} \cdot [\text{NH}_4^+]$$

$$[\text{NH}_3] = 10^{11,2-9,2} \cdot 1,58 \cdot 10^{-3} = 0,158 \text{ mol/L}$$

$$C_0 = [\text{NH}_3] + [\text{NH}_4^+] = 0,158 + 1,58 \cdot 10^{-3} = 0,1595 \text{ mol/L}.$$

#### Exercice 5

*1°) Les espèces chimiques existantes dans la solution sont :  $\text{NH}_3, \text{NH}_4^+, \text{Cl}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{H}_2\text{O}$*

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,1} = 7,9432 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 10^{-8,9} = 1,2589 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}.$$

$$\text{D'après la loi d'électro neutralité : } [\text{NH}_4^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] \text{ avec } [\text{Cl}^-] = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 + 1,2589 \cdot 10^{-9} - 7,9432 \cdot 10^{-6} = 0,09999 \text{ mol/L}$$

$$\text{D'après la loi de conservation de la matière } C_0 = [\text{NH}_3] + [\text{NH}_4^+] \Rightarrow$$

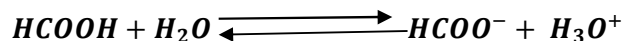
$$[\text{NH}_3] = C_0 - [\text{NH}_4^+] = 0,1 - 0,09999 = 10^{-5} \text{ mol/L}.$$

$$\text{pKa} = \text{pH} - \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 5,1 - \log \frac{10^{-5}}{0,09999} = 9,1$$

#### Exercice 6

*1°) nature de l'acide*

*L'acide formique est un acide faible car la dilution d'un acide fort dix fois augmente le pH par une unité.*

2°) L'équation-bilan de la réaction de l'acide formique avec l'eau

3°) Le couple mis en jeu  $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$

4°) Les espèces chimiques existantes dans la solution  $S_1$  sont :  $\text{HCOOH}$ ;  $\text{HCOO}^-$ ;  $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{H}_2\text{O}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 10^{-11,1} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}.$$

D'après la loi d'électro neutralité :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCOO}^-] + [\text{OH}^-]$  or  $[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

D'après la loi de conservation de la matière  $C_0 = [\text{HCOO}^-] + [\text{HCOOH}] \Rightarrow$

$$[\text{HCOOH}] = C_0 - [\text{HCOO}^-] = 10^{-2} - 1,26 \cdot 10^{-3} = 8,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

le coefficient  $\alpha_1$

$$\alpha_1 = \frac{[\text{HCOO}^-]}{C_0} = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{10^{-2}} = 12,6\%$$

5°) Les espèces chimiques existantes dans la solution  $S_2$  sont :  $\text{HCOOH}$ ;  $\text{HCOO}^-$ ;  $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{H}_2\text{O}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,4} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 10^{-10,6} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}.$$

D'après la loi d'électro neutralité :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCOO}^-] + [\text{OH}^-]$  or  $[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

D'après la loi de conservation de la matière  $C_2 = [\text{HCOO}^-] + [\text{HCOOH}] \Rightarrow$

$$[\text{HCOOH}] = C_2 - [\text{HCOO}^-] = 10^{-3} - 4 \cdot 10^{-4} = 9,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\alpha_2 = \frac{[\text{HCOO}^-]}{C_2} = \frac{4 \cdot 10^{-4}}{10^{-3}} = 40\%$$

6°) comparaison

$\alpha_1 < \alpha_2$  la dilution augmente l'ionisation

### Exercice 7

1°) Nature des acides :

$V'_1 = V'_2 = 100 \Rightarrow$  le facteur de dilution  $k=10$ , le pH d'un acide fort doit augmenter par une unité, alors le pH de la solution  $S_1$  augmente par 0,55 et le pH de la solution  $S_2$  augmente par 1 par conséquent  $A_1H$  est un acide faible et  $A_2H$  est un acide fort.

2°) a°) Les espèces chimiques existantes dans la solution  $S_1$  sont :  $A_1H; A_1^-; OH^-$ ,  $H_3O^+$  et  $H_2O$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,7} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 10^{pH-14} = 10^{-11,3} = 5,01 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L.}$$

D'après la loi d'électro neutralité :  $[H_3O^+] = [A_1^-] + [OH^-]$  or  $[OH^-] \ll [H_3O^+]$

$$[A_1^-] = [H_3O^+] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

D'après la loi de conservation de la matière  $C_0 = [HCOO^-] + [HCOOH] \Rightarrow$

$$[A_1H] = C_1 - [A_1^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} - 2 \cdot 10^{-3} = 2,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

b°) Calcul pKa

$$K_a = \frac{[A_1^-] \cdot [H_3O^+]}{[A_1H]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[A_1H]} = \frac{(2 \cdot 10^{-3})^2}{2,3 \cdot 10^{-2}} = 1,73 \cdot 10^{-4} \Rightarrow$$

$$pKa + -\log K_a + -\log 1,73 \cdot 10^{-4} = 3,8$$

3°) le coefficient d'ionisation  $\alpha$  d'un acide

$$\alpha_1 = \frac{[H_3O^+]}{C_1} = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{2,5 \cdot 10^{-2}} = 8\%$$

$$\alpha'_1 = \frac{[H_3O^+]}{C'_1} ; C'_1 = \frac{C_1 \cdot V_1}{V'_1} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2} \cdot 10}{100} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow \alpha'_1 = \frac{10^{-3,25}}{2,5 \cdot 10^{-3}} = 22,49\%$$

$$\alpha_2 = \frac{[H_3O^+]}{C_2} = \frac{10^{-pH}}{10^{-pH}} = 100\% \text{ acide fort s'ionise totalement.}$$

$$\alpha'_2 = \frac{[H_3O^+]}{C'_2} ; C'_2 = \frac{C_2 \cdot V_2}{V'_2} = \frac{10^{-1,5} \cdot 10}{100} = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow \alpha'_2 = \frac{10^{-2,5}}{3,16 \cdot 10^{-3}} = 100,072\%$$

4°) démonstration  $pH = pKa + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$  avec  $[A^-] = \alpha C_0$  et  $[AH] = C_0 - \alpha C_0 \Leftrightarrow$

$$pKa = pH - \log \frac{[A^-]}{[AH]} = pH - \log \frac{\alpha C_0}{C_0 - \alpha C_0} = pH - \log \frac{\alpha C_0}{C_0(1 - \alpha)} \Rightarrow$$

$$pKa = pH - \log \frac{\alpha}{(1 - \alpha)}$$

Exercice 81°) a) l'expression du pH :

$$pH = -\log[H_3O^+].$$

b°) variation de pH

Lorsqu'on dilue un acide fort 10 fois son pH augmente par une unité

2°) a°) comparaison Plus le pH est petit plus l'acide est fort, donc  $A_1H$  est l'acide faible et  $A_2H$  est l'acide fort.

b°) Pour un acide fort  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ ;  $C_2 = C_1 = 10^{-pH} = 10^{-2} \text{ mol/L}$ .

3°) a°) démonstration  $K_a = \frac{[A_1^-] \cdot [H_3O^+]}{[A_1H]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[A_1H]} = \frac{[H_3O^+]^2}{C}$  avec ( $C \approx [A_1H]$ )  $\Leftrightarrow -\log K_a =$

$$-\log \frac{[H_3O^+]^2}{C} = -2\log[H_3O^+] + \log C \Leftrightarrow pK_a = 2pH + \log C \Rightarrow pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C)$$

$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C)$$

B°) Calcul pKa:  $pK_a = 2pH + \log C = 2 \cdot 2,9 + \log 10^{-2} = 3,8$

C-1) Cette variation est une augmentation car la dilution diminue la concentration et augmente le pH.

C-2 Calcul  $V_e$  : on a  $C_1 \cdot V_1 = C'_1(V_1 + V_e) \Rightarrow V_e = \frac{C_1 \cdot V_1}{C'_1} - V_1$

La nouvelle valeur de pH est  $2,9 + 0,2 = 3,1$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,1} = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 10^{pH-14} = 10^{-10,9} = 1,25 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}.$$

D'après la loi d'électro neutralité :  $[H_3O^+] = [A_1^-] + [OH^-]$  or  $[OH^-] \ll [H_3O^+]$

$$[A_1^-] = [H_3O^+] = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[A_1^-]}{[A_1H]} \Rightarrow \frac{[A_1^-]}{[A_1H]} = 10^{pH-pK_a} \Rightarrow [A_1H] = [A_1^-] 10^{pK_a-pH} \Rightarrow$$

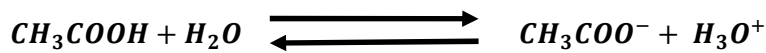
$$[A_1H] = 7,94 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{3,8-3,1} = 39,79 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}.$$

$$C'_1 = [A_1^-] + [A_1H] = 7,94 \cdot 10^{-4} + 39,79 \cdot 10^{-4} = 47,73 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}.$$

$$V_e = \frac{10^{-2} \cdot 20 \cdot 10^{-3}}{47,73 \cdot 10^{-4}} - 20 \cdot 10^{-3} = 21,9 \text{ ml. (} C \neq AH \text{ on néglige l'approximation).}$$

Exercice 91°) Calcul nombre de mol :

$$n = CV = 10^{pH-14} \cdot V = 10^{-2} \cdot 1 = 0,01 \text{ mol}$$

2°) 1°) l'équation de la réaction

Les espèces chimiques existantes dans la solution sont :  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ;  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{H}_2\text{O}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,4} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{pH-14} = 10^{-10,6} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L.}$$

$$\text{D'après la loi d'électro neutralité : } [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] \text{ avec } [\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = pH - pKa \Rightarrow \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 10^{pH-pKa},$$

$$pKa = -\log Ka = -\log 1,6 \cdot 10^{-5} = 4,79$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot 10^{pKa-pH} = 4 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{4,79-3,4} = 9,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

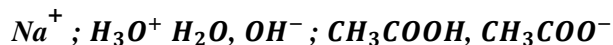
$$\text{D'après la loi de conservation de la matière } C_0 = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$C_0 = 4 \cdot 10^{-4} + 9,8 \cdot 10^{-3} = 1,02 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L.}$$

$$\text{2.2°) coefficient d'ionisation : } \alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C_0} = \frac{4 \cdot 10^{-4}}{1,02 \cdot 10^{-2}} = 3,92\%$$

3.1°) pH de la solution

$V_A = 2V_B \Rightarrow n_A = 2n_B \Rightarrow pH = pKa = 4,79$  solution tampon son pH ne change pas lorsqu'on ajoute une petite quantité d'acide au de la base au lors de la dilution modérée.

3.2°) Les espèces chimiques dans la solution:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-pH} = 10^{-4,9} = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L.}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{pH-14} = 10^{-9,1} = 7,9 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L.}$$

$$\text{D'après la loi de conservation de la matière } C'_0 = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{C_a V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow$$



$$C'_0 = 6,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \quad \left\{ \begin{array}{l} C'_0 = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}] = 6,67 \cdot 10^{-3} \\ [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot 10^{pK_a - pH} = 1,28 [\text{CH}_3\text{COOH}] \end{array} \right. \Rightarrow$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 2,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \text{ et } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 1,28 [\text{CH}_3\text{COOH}] = 3,73 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.}$$

$$\text{D'après la loi d'électro neutralité : } [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+]$$

$$[\text{Na}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ Avec } [\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{Na}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,73 \cdot 10^{-3} - 1,26 \cdot 10^{-5} = 3,70 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.}$$

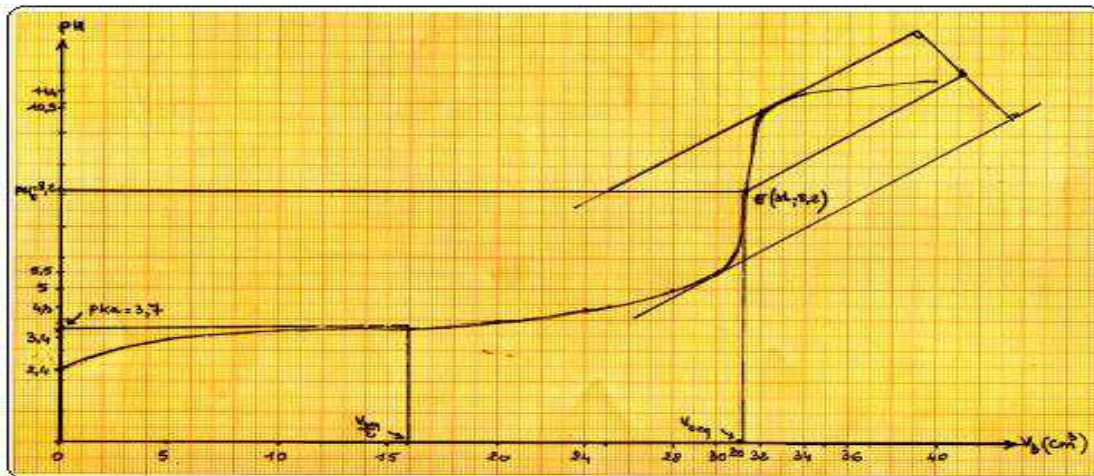
$$m_{\text{Na}^+}(\text{totale}) = [\text{Na}^+](V_A + V_B) M_{\text{NaOH}} = 3,70 \cdot 10^{-3} \cdot 60 \cdot 10^{-3} \cdot 40 = 8,9 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$m_{\text{Na}^+}(\text{initiale}) = n_{\text{NaOH}} M_{\text{NaOH}} = C_B V_B M_{\text{NaOH}} = 10^{-2} \cdot 20 \cdot 10^{-3} \cdot 40 = 8 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$m_{\text{Na}^+}(\text{ajoutée}) = m_{\text{Na}^+}(\text{totale}) - m_{\text{Na}^+}(\text{initiale}) = (8,9 - 8) 10^{-3} = 0,9 \text{ mg.}$$

### Exercice 10

#### 1°) La courbe



2.1°) Les coordonnées du E : d'après la courbe :  $V_{B\text{éq}} = 31 \text{ ml}$  et  $p^{H_E} \approx 8,4$  donc

$E(31 ; 8,4)$

2.2°) Calcul la concentration : à l'équivalence  $n_A = n_B \Leftrightarrow C_B V_{B\text{éq}} = C_A V_A \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_{B\text{éq}}}{V_A} = \frac{0,131}{30} = 0,10 \text{ mol/L.}$

$$m_A = n_A \cdot M_A \Rightarrow M_A = \frac{m_A}{n_A} = \frac{m_A}{C_A V_S} = \frac{3,45}{0,10 \cdot 0,75} = 46 \text{ g/mol}$$

$$\text{La formule générale d'acide carboxylique est } C_n H_{2n} O_2 \Leftrightarrow 14n + 32 = 46 \Rightarrow n = \frac{46-32}{14} = 1$$

Donc la formule brute est  $\text{HCOOH}$  acide méthanoïque

2.3°) Le pKa du couple acide base étudié.

à la demi-équivalence  $pKa = pH$  (graphiquement  $\frac{V_{B\acute{e}q}}{2} = 15,5ml$ )

alors  $pH \approx 3,8 \Rightarrow pKa = 3,8$

3°) Calcul le pKa : Pour volume  $28cm^3$  le  $pH = 5$

Les espèces chimiques dans la solution:  $Na^+$ ,  $H_3O^+$ ,  $H_2O$ ,  $OH^-$ ;  $HCOOH$ ,  $HCOO^-$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5} mol/L.$$

$$[OH^-] = 10^{pH-14} = 10^{-9} mol/L.$$

D'après la loi d'électro neutralité :  $[HCOO^-] + [OH^-] = [H_3O^+] + [Na^+]$

$$[HCOO^-] = [Na^+] - [OH^-] + [H_3O^+] \text{ Avec } [OH^-] \ll [H_3O^+]$$

$$[Na^+] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B} = \frac{0,1.28}{30 + 28} = 0,048 mol/L.$$

$$[HCOO^-] = [Na^+] + [H_3O^+] = 0,048 + 10^{-5} \approx 0,048 mol/L$$

D'après la loi de conservation de la matière  $C'_0 = [HCOO^-] + [HCOOH]$

$$\text{or } C'_0 = \frac{C_A V_A}{V_B + V_A} = \frac{0,1.30}{28 + 30} = 0,051 mol/L \Rightarrow$$

$$[HCOOH] = C_0 - [HCOO^-] = 0,051 - 0,048 = 0,003 mol/L$$

$$Ka = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]} = \frac{0,048.10^{-5}}{0,003} = 1,6.10^{-4} \Rightarrow pKa = -\log 1,6.10^{-4} = 3,79$$

4°) les volumes Va de la solution Sa et Vb de la solution Sb

$$\begin{cases} V_A + V_B = 75 \\ \text{Si } (pH = pKa) V_A = 2V_B \end{cases} \Rightarrow 3V_B = 75 \Rightarrow V_B = \frac{75}{3} = 25ml \Rightarrow V_A = 50ml$$

Exercice 11

1.1°) la molarité des solutions S1 et S2 en ions hydroniums

$$\text{Pour la solution } S_1: [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} mol/L$$

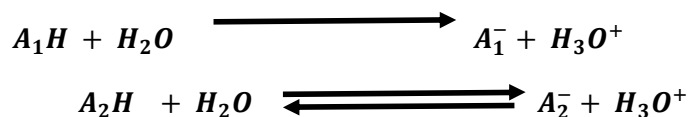
$$\text{Pour la solution } S_2: [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} mol/L$$

1.2°) Nature de l'acide

$$pH_1 = -\log C_1 = -\log(10^{-3}) = 3 \text{ est égale } pH \text{ donné donc } A_1H \text{ est un acide fort}$$

$pH_2 = -\log C_2 = -\log(72,4 \cdot 10^{-3}) = 1,14$  est  $\neq pH$  donné  $A_2H$  est un acide faible.

### 1.3°) Les équations des dissolutions



### 2°) Calcul le pKa :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 10^{pH-14} = 10^{-11} \text{ mol/L.}$$

*D'après la loi d'électro neutralité :*  $[H_3O^+] = [A_2^-] + [OH^-]$  or  $[OH^-] \ll [H_3O^+]$

$$[A_2^-] = [H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$C_2 = [A_2^-] + [A_2H] \Rightarrow [A_2H] = C_2 - [A_2^-] = 72,4 \cdot 10^{-3} - 10^{-3} = 71,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[A_2^-] \cdot [H_3O^+]}{[A_2H]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[A_2H]} = \frac{(10^{-3})^2}{71,4 \cdot 10^{-3}} = 1,4 \cdot 10^{-5} \Rightarrow pKa = -\log Ka = 4,85$$

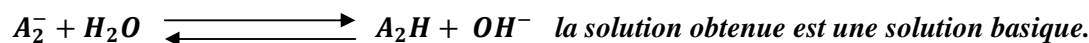
*D'après le tableau c'est la valeur du pKa du couple acide propanoïque / propanoate, sa formule développée est  $CH_3 - CH_2 - COOH$ .*

### 3.1°) A) Calcul la concentration

$$\text{à l'équivalence } n_A = n_B \Leftrightarrow C V_{B\text{éq}} = C_A V_A \Rightarrow C = \frac{C_A V_A}{V_{B\text{éq}}} = \frac{72,4 \cdot 10^{-3} \cdot 50}{40} = 90,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.}$$

### B) Explication

*à l'équivalence toutes les molécules de  $A_2H$  sont transformées en ion  $A_2^-$  mais malgré tout on peut observer la présence de faible quantité de  $A_2H$  dans la solution selon :*



### 3.2°) Le pH de la solution obtenue.

$$n_A = C_A V_A = 72,4 \cdot 10^{-3} \cdot 100 \cdot 10^{-3} = 7,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

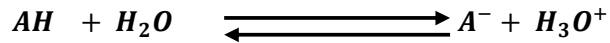
$$n_B = C_B V_B = 90,5 \cdot 10^{-3} \cdot 40 \cdot 10^{-3} = 3,62 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_B = \frac{n_A}{2} \Rightarrow \text{donc la solution obtenue est une solution tampon alors } pH = pKa = 4,85$$

## Exercice 12

### 1.1°) Nature et l'équation de dissolution de AH

L'acide est faible si son pH est différent de  $-\log C_a$ .  $-\log 10^{-3} = 3 \neq \text{pH}$  donné donc l'acide est faible



1.2°) Les espèces chimiques existants dans la solution Sont :  $AH; A^-; OH^-$ ,  $H_3O^+$  et  $H_2O$

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,9} = 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 10^{\text{pH}-14} = 10^{-10,1} = 7,94 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L.}$$

D'après la loi d'électro neutralité :  $[H_3O^+] = [A^-] + [OH^-]$  or  $[OH^-] \ll [H_3O^+]$

$$[A^-] = [H_3O^+] = 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

D'après la loi de conservation de la matière  $C_0 = [A^-] + [AH] \Rightarrow$

$$[AH] = C_0 - [A^-] = 10^{-3} - 1,25 \cdot 10^{-4} = 8,75 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

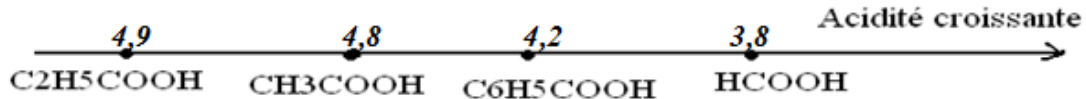
$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[AH]} = \frac{(1,25 \cdot 10^{-4})^2}{8,75 \cdot 10^{-4}} = 1,78 \cdot 10^{-5} \Rightarrow$$

$$\text{pKa} = -\log K_a = -\log 1,78 \cdot 10^{-5} = 4,74$$

1.3°) Identification et classement de l'acide

D'après le tableau l'acide AH est : acide éthanoïque  $CH_3 - COOH$ .

Ordre de croissant :

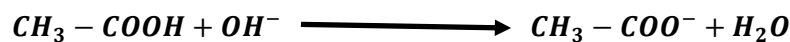


1.4°) démonstration

$$\alpha = \frac{[A^-]}{C_0} = \frac{[A^-]}{[A^-] + [AH]} = \frac{1}{1 + \frac{[AH]}{[A^-]}} \text{ d'autre part on a } \frac{[AH]}{[A^-]} = 10^{\text{pKa}-\text{pH}} \Rightarrow$$

$$\alpha = \frac{1}{1 + 10^{\text{pKa}-\text{pH}}}$$

2.1°) L'équation de la réaction entre les deux solutions Sa et Sb.



2.2°) démonstration

Si le  $pH = pK_a$  la solution est tamponnée  $\Leftrightarrow n_B = \frac{n_A}{2} \Leftrightarrow C_b(V + V_b) = \frac{C_a V_a}{2} \Rightarrow$

$$V = \frac{C_a V_a}{2C_b} - V_b$$

Exercice 131°) Calcul la concentration de B et C

Solution mère  $\begin{cases} C_A = 0,1 \text{ mol/L} \\ V_A = 500 \text{ ml} \end{cases}$  Solution fille  $\begin{cases} C_B = ? \\ V_B = 1 \text{ L} \end{cases}$

$$C_B = \frac{C_A \cdot V_A}{V_B} = \frac{0,1 \cdot 500 \cdot 10^{-3}}{1} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Solution mère  $\begin{cases} C_A = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ V_A = 100 \text{ ml} \end{cases}$  solution fille  $\begin{cases} C_C = ? \\ V_C = 1 \text{ L} \end{cases}$

$$C_C = \frac{C_A \cdot V_A}{V_C} = \frac{0,1 \cdot 100 \cdot 10^{-3}}{1} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

2°) Le classement: Plus la concentration est grande plus le pH est petit donc  $p^{H_A} < p^{H_B} < p^{H_C}$

3°) Les espèces chimiques existants dans la solution S sont :  $AH; A^-; OH^-; , H_3O^+$  et  $H_2O$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,1} = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 10^{pH-14} = 10^{-10,9} = 1,25 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L.}$$

D'après la loi d'électro neutralité :  $[H_3O^+] = [A^-] + [OH^-]$  or  $[OH^-] \ll [H_3O^+]$

$$[A^-] = [H_3O^+] = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

D'après la loi de conservation de la matière  $C_B = [A^-] + [AH] \Rightarrow$

$$[AH] = C_0 - [A^-] = 5 \cdot 10^{-2} - 7,94 \cdot 10^{-4} = 4,92 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

4°) Les espèces chimiques existants dans la solution S sont :  $AH; A^-; OH^-; N_a^+, H_3O^+$  et  $H_2O$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4,5} = 3,16 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 10^{pH-14} = 10^{-9,5} = 3,16 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L.}$$

$$[N_a^+] = \frac{n_B}{V_S} = \frac{C_b \cdot V_B}{V_A + V_B} = \frac{0,1 \cdot 10}{20 + 10} = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[CH_3 - COO^-] = \frac{n_B}{V_S} = \frac{C_b \cdot V_B}{V_A + V_B} = \frac{0,1 \cdot 10}{20 + 10} = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$



$$[CH_3 - COOH] = \frac{n_A}{V_S} = \frac{C_A \cdot V_A}{V_A + V_B} = \frac{0,1 \cdot 20}{20 + 10} = 6,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

### 5°) Calcul le pKa

$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]} = \frac{3,33 \cdot 10^{-2} \cdot 3,16 \cdot 10^{-5}}{6,66 \cdot 10^{-2}} = 1,58 \cdot 10^{-5}$$

$$pK_a = -\log K_a = -\log 1,58 \cdot 10^{-5} = 4,8$$

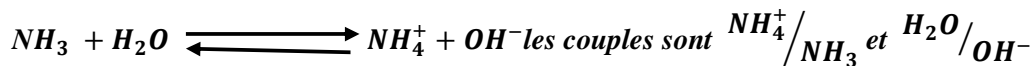
## Exercice 14

### 1°) Calcul la concentration :

$$C = \frac{n}{V_s} ; \text{ pour les gaz } n = \frac{V_g}{V_m} \Rightarrow C_0 = \frac{V_g}{V_m V_s} = \frac{240 \cdot 10^{-3}}{24 \cdot 1} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

### 2°) Définition de base forte et l'équation de dissolution d'ammoniac

Base : selon Brønsted c'est une espèce chimique capable de capter proton  $H^+$  au cours de sa réaction exemple :  $NaOH$  et  $NH_3$



### 3°) Nature de base ammoniac

$pH = 14 + \log(C_B) = 14 + \log(10^{-2}) = 12 \neq$  de pH donné donc l'ammoniac est une base faible.

### 4°) Les espèces chimiques existants dans la solution Sont : $NH_3$ ; $NH_4^+$ ; $OH^-$ ; $H_3O^+$ et $H_2O$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10,6} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 10^{pH-14} = 10^{-3,4} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}$$

D'après la loi d'électro neutralité :  $[H_3O^+] + [NH_4^+] = [OH^-]$  or  $[H_3O^+] \ll [OH^-]$

$$[NH_4^+] = [OH^-] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

D'après la loi de conservation de la matière  $C_0 = [NH_4^+] + [NH_3] \Rightarrow$

$$[NH_3] = C_0 - [NH_4^+] = 10^{-2} - 3,98 \cdot 10^{-4} = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{9,6 \cdot 10^{-3} \cdot 2,51 \cdot 10^{-11}}{3,98 \cdot 10^{-4}} = 6,05 \cdot 10^{-10}$$

$$pK_a = -\log K_a = -\log(6,05 \cdot 10^{-10}) = 9,2$$

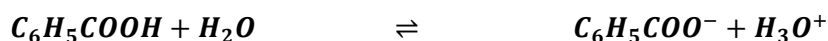
Exercice 151°) Dispositifs du dosage : Burette graduée, bécher, agitateur magnétique

pH-mètre solution d'acide ascorbique et solution de hydroxyde de sodium

2°) Mode opératoire : le facteur de dilution  $k = \frac{C_0}{C} = \frac{0,1}{0,02} = 5 \Leftrightarrow v = 5v_0 \Rightarrow$  on prélève 20ml

par la pipette de 20ml on l'introduit dans la fiole de 100ml puis on ajoute de

l'eau jusqu'au trait de fiole.

II-1°) L'équation du dosage est :  $AH + OH^- \longrightarrow A^- + H_2O$ 2°) a l'équivalence  $n_A = n_B \Leftrightarrow C_A V_A = C_B V_{B\text{eq}}$ 3°) Les coordonnées du E : d'après la courbe :  $V_{B\text{eq}} = 14\text{ml}$  et  $p^{H_E} \approx 7,6$  donc $E(14; 7,6)$ 4°) La valeur du pKaà la demi-équivalence  $pKa = pH$  (graphiquement  $\frac{V_{B\text{eq}}}{2} = 7\text{ml}$  alors  $pH \approx 3,9$ ) $\Rightarrow pKa = 3,9$ 5°) Calcul la masse  $m_A$ :a l'équivalence  $n_A = n_B = C_B V_{B\text{eq}} = 0,02 \cdot 14 \cdot 10^{-3} = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{mol}$  $m_A = n_A \cdot M_A = 2,8 \cdot 10^{-4} \cdot 176 = 492,8 \cdot 10^{-3} \text{g} = 492,8 \text{mg}$ III- L'indicateur coloré convenable : On pourrait utiliser le rouge de crésol car sa zone de virage contient le  $p^{H_E}$ .Exercice 161°) L'équation de la réaction de l'acide benzoïque avec l'eau : $C = \frac{C_m}{M}$  ;  $C$  : est la concentration molaire  $\left(\frac{\text{mol}}{L}\right)$ ; $C_m$  : est la concentration massique  $\left(\frac{g}{L}\right)$  et  $M$  est la masse molaire  $\left(\frac{g}{\text{mol}}\right)$ 

$$C = \frac{2}{122} = 1,63 \cdot 10^{-2} \text{mol/L}$$

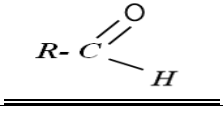
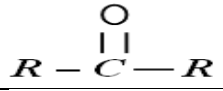
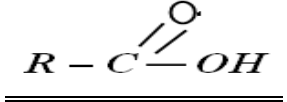
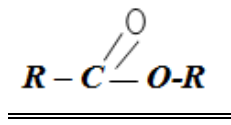
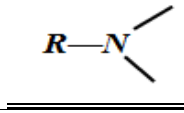
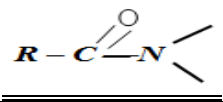
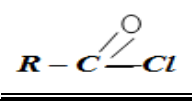
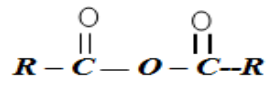
2°) Calcule coefficient d'ionisation. Et la valeur de pKa $p^H = -\log C_a = -\log(1,63 \cdot 10^{-2}) = 1,78 \neq pH$  donné donc l'acide benzoïque

est un acide faible  $\alpha = \frac{10^{pH}}{c_0} = \frac{10^{-3}}{1,63 \cdot 10^{-2}} = 6,13\%$

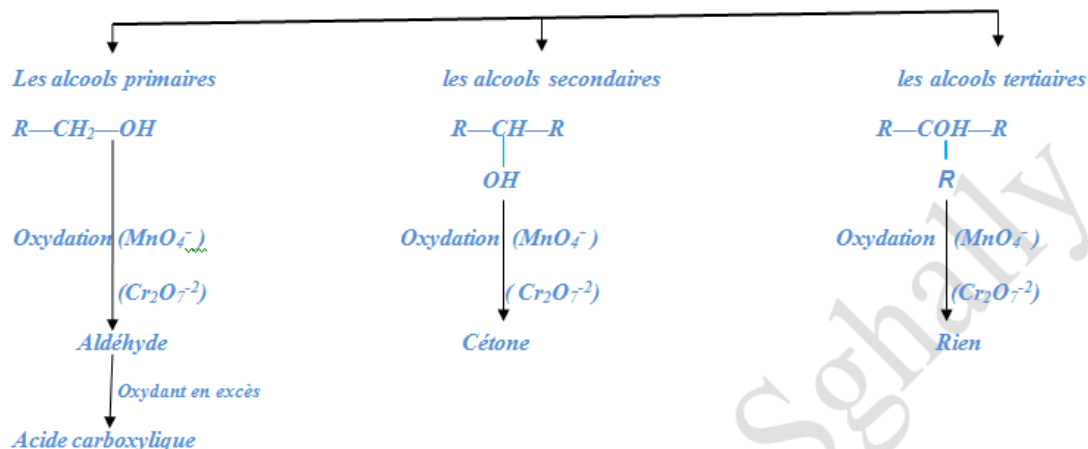
on sait que  $pKa = pH - \log \frac{\alpha}{(1-\alpha)} = 3 - \log \frac{6,13 \cdot 10^{-2}}{(1-6,13 \cdot 10^{-2})} = 4,18$

**3°) Comparaison :** Plus la valeur du  $pKa$  est grande plus l'acide est faible, donc l'acide benzoïque est plus fort que l'acide acétique.

**Chapitre 3 :**                    **chimie organique****L'essentiel****Les fonctions oxygénées :**

<i>Fonction</i>	<i>Forme générale</i>	<i>Formule générale</i>	<i>Nomenclature</i>
<i>alcool</i>	<u><math>R-OH</math></u>	$C_nH_{2n+2}O$	<i>alcan-ol</i>
<i>Aldéhyde</i>	<u></u>	$C_nH_{2n}O$	<i>alcan-al</i>
<i>cétone</i>	<u></u>	$C_nH_{2n}O$	<i>Alcan-one</i>
<i>Acide carboxylique</i>	<u></u>	$C_nH_{2n}O_2$	<i>Acide alcan - oïque</i>
<i>Ester</i>	<u></u>	$C_nH_{2n}O_2$	<i>Alcanoate d'alkyle</i>
<i>Amine</i>	<u></u>	$C_nH_{2n+3}N$	<i>Alcan-amine</i>
<i>amide</i>	<u></u>	$C_nH_{2n+1}ON$	<i>Alcan-amide</i>
<i>Chlorure d'acyle</i>	<u></u>	$C_nH_{2n-1}OCl$	<i>Chlorure alcan-oyle</i>
<i>Anhydride</i>	<u></u>	$C_nH_{2n-2}O_3$	<i>Anhydride alcanöique</i>

## Les alcools

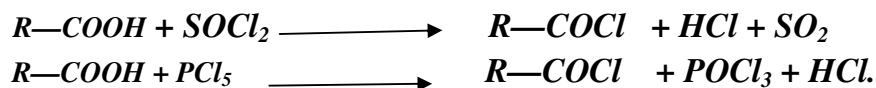


### \*Identification des aldéhydes et des cétones :

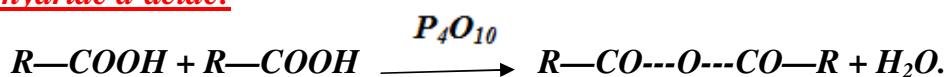
Réactif	Aldéhyde	Cétone
2,4 DNPH	Précipité Jaune	Précipité Jaune
Schiff	Rose	Incolore
Liqueur de Fehling	Rouge	Incolore
Tollens	Dépôt argenté	Incolore

### Les dérivées d'acides :

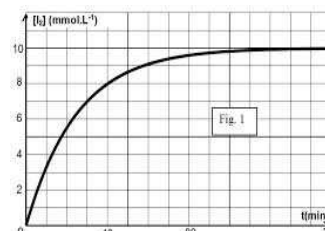
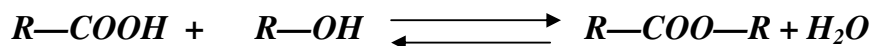
#### \* Chlorure d'acyle:



#### \*Anhydride d'acide:



### \*Esterification et hydrolyse d'un ester

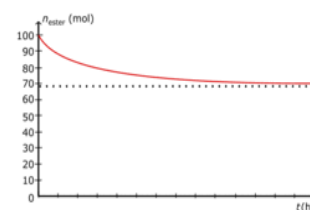
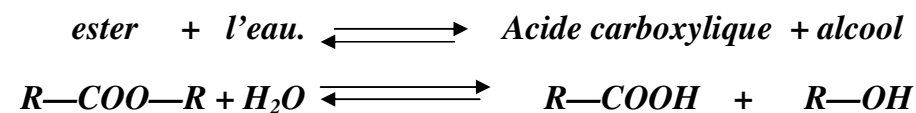


**\*constant d'équilibre**

$$k = \frac{n_{\text{ester}} \cdot n_{\text{eau}}}{n_{\text{acide}} \cdot n_{\text{alcool}}}$$

**\*Rendement**

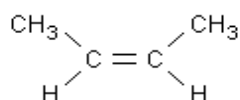
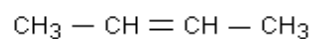
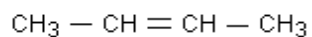
$$\rho = \frac{n_{\text{ester}}}{n^0 \text{ de l'ester si la réaction est totale}}$$

**\*Hydrolyse d'ester :****\*Stéréo-isomère****Stéréo-isomère de conformation :**

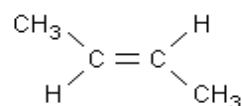
La molécule	Représentation spatiale	Représentation de Newman	
		Forme décalé	Forme éclipsé
Ethane $C_2H_6$			

**Stéréo-isomère de configuration :**

Les formules semi-développées planes sont les mêmes



Les deux molécules ne sont pas superposables



(Z)-but-2-ène

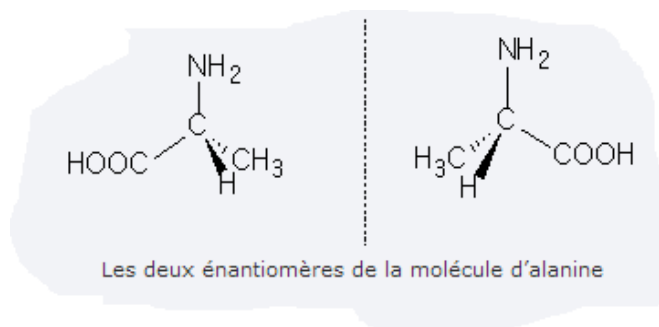
(E)-but-2-ène

Les préfixes Z (Zusammen : ensemble) et E (Entgegen : opposés) viennent de l'allemand



**L'énantiomère** : les énantiomères sont des molécules isomères images l'une de l'autre dans un miroir mais non superposables.

- **Molécule chirale** : c'est une molécule contient un carbone asymétrique.
- **Carbone asymétrique** : c'est un carbone lié à quatre groupes d'atomes tous différents.



### Exercice 1

Donner les fonctions puis les noms des composés suivants :

- a)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOCH}_3$       b)  $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$       c)  $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_2\text{-CH}_3$   
d)  $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-C(CH}_3)_3$       e)  $\text{CH}_3\text{-CONH}_2$       f)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{-COO-C}_3\text{H}_7$   
g)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{-COH}$       h)  $\text{CH}_3\text{-CHOH-C}_2\text{H}_5$       i)  $\text{CH}_3\text{-C(CH}_3)_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$   
j)  $\text{CH}_3\text{-COHCH}_3\text{-C}_2\text{H}_5$       k)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{-CO-C}_3\text{H}_7$

### Exercice 2

Donner les formules semi-développées des composés suivants :

- a/ Pentanal ;    b/ 3-méthylpentanal    c/ 2-méthylpropanal    d/ chlorométhanal  
e/ hexan-3-one    f/ 3méthylbutan-2-one    g/ 3-éthylpentan-2-one  
h/ acide -2-méthyl butanöique    i/ acide 2,4 diméthylpentanöique    j/ acide propanöique  
k/ éthanoate de propyle    l/ méthanoate de 1méthyl propyle    m/ N-méthylpropanamine  
n/ N-éthyl-N-méthyl propanamide    o/ N-méthyle, N-propylbutanamine.

Exercice 3

Un amine primaire B contient 23,7% d'azote.

- 1) Ecrire la formule générale des amines primaire puis la formule brute de B.
- 2) Donner les formules semi-développées possibles et leurs noms pour le composé B.
- 3) Pour déterminer la formule d'amine utilisée on fait la réaction entre B et iodure de méthyle on obtient après une série de réaction le triméthylpropylamonium déterminer la formule et le nom d'amine utilisé.

Exercice 4

1 On mélange 36g de propanol et 36g d'acide éthanóique.

1.1 Ecrire l'équation de la réaction en précisant son nom.

1.2 Calculer les nombres de mole  $n_1$  d'alcool et  $n_2$  d'acide mis en présence initialement.

2 On suit l'évolution de la composition du mélange, on détermine à divers instants le nombre de moles  $n$  d'acide éthanóique restant. Les résultats sont traduits par la courbe ci-contre

2.1 Quelle est la composition molaire du mélange à l'équilibre ?

2.2 En déduire la valeur  $K$  de la constante d'équilibre.

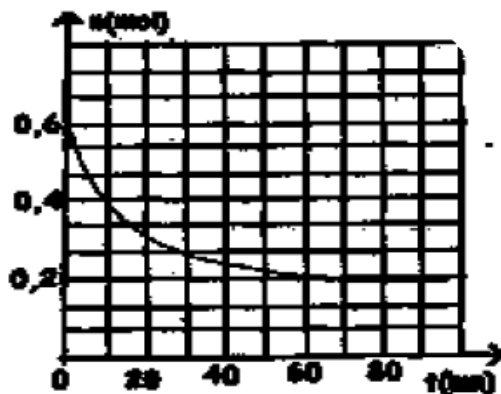
3 Calculer la vitesse instantanée de formation de l'ester à l'instant  $t=30\text{mn}$ .

4 Calculer le temps de demi-réaction.

5 On voudrait obtenir 0,56mol d'ester. Dans ce but on ajoute  $x$  mole de propan-1-ol au mélange précédemment en équilibre.

5.1 Calculer  $x$

5.2 A partir de l'équilibre précédent, on élimine tout l'eau à mesure qu'il se forme. Quelle est la composition du mélange final ?

Exercice 5

On considère un monoalcool A primaire dont l'oxydation ménagée donne en premier lieu un produit B qui colore le réactif de Schiff puis un produit C qui rougit le tournesol.

1.1 Déterminer la formule brute du monoalcool A sachant que sa masse molaire moléculaire est  $M=60\text{g/mol}$ .

1.2 Ecrire sa formule semi développée et préciser son nom.

1.3 Ecrire la formule semi développée du produit C et donner son nom.

2 Le corps C réagit avec un alcool A' pour donner de l'eau et un corps D de formule brute  $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$ .

2.1 préciser la nature de la réaction qui a lieu entre C et A'.

Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ?

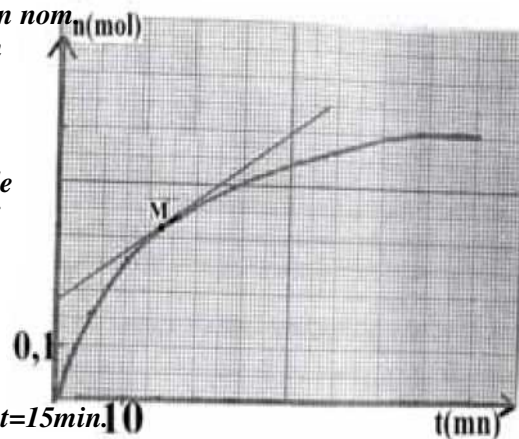
2.2 Déterminer la formule brute de l'alcool A' ; écrire sa formule semi développée et donner son nom ; en déduire la formule semi développée de D et préciser son nom.

2.3 Le mélange initial entre C et A' est formé de 0,75 mol de C et de 0,75 mol de A'. La courbe ci-contre traduit les variations du nombre de mole de D formé au cours du temps.

2.3.1 Donner la composition finale du mélange.

2.3.2 Définir la vitesse de formation de D et calculer sa valeur à  $t=15\text{min}$ .

Données: C :  $12\text{g/mol}$  ; H :  $1\text{g/mol}$  ; O :  $16\text{g/mol}$ .



### Exercice 6

1 Quels alcools obtient-t-on par hydratation du but-1-ène ? On donnera leur formule semi développée, leur nom et leur classe.  
2 En fait il ne se forme pratiquement qu'un seul alcool A lors de cette hydratation. Cet alcool A est oxydé par l'ion dichromate en milieu acide pour donner un composé B. Ce composé B réagit avec la 2,4 dinitrophénylhydrazine (DNPH) mais est sans action sur le réactif de Schiff.  
2.1 Dans quel but utilise-t-on la DNPH lors de l'étude d'un composé ?  
Qu'observe-t-on pratiquement lorsque le test est positif.  
2.2 Répondre aux mêmes questions pour le réactif de Schiff.  
Pourquoi doit-on utiliser successivement ces deux réactifs ?  
2.3 Que peut-on affirmer dans le cas du composé B ? Quelle est alors la formule semi développée de l'alcool A ?  
3 On a écrit, en répondant à la première question, la formule d'un autre alcool A' (qui ne se forme qu'à l'état de traces lors de l'hydratation du but-1-ène).  
Quels sont les fonctions et les noms des produits organiques obtenus successivement par oxydation ménagée de ce deuxième alcool A' par l'ion dichromate en milieu acide ? Ecrire les équations bilans correspondantes. On donne :  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{2+}$

### Exercice 7

On possède 5 flacons contenant des produits A, B, C, D et E tous différents.  
On ne connaît pas les noms de ces cinq produits mais on sait que :

- Chaque produit est un corps pur et sa molécule ne contient que 3 atomes de carbone, des atomes d'hydrogène et d'oxygène.
- La chaîne carbonée ne comporte pas de liaison multiple.
- Il y'a deux alcools parmi ces cinq produits.

1. On réalise une oxydation ménagée par le dichromate de potassium en milieu acide des produits A et B et on obtient les résultats suivants : A conduit à C ou à D alors que B conduit uniquement à E. Cette expérience est-elle suffisante pour reconnaître les produits A, B, C, D et E ? Justifier.  
2 Pour plus de précision on ajoute le réactif de Tollens (nitrate d'argent ammoniacal) aux composés C, D et E ; et on constate que seul le composé C réagit positivement.  
2.1 Identifier les cinq produits, donner leurs formules semi-développées et leurs noms.  
2.2 Ecrire les demi-équations électroniques et l'équation bilan de la réaction d'oxydation par le dichromate de potassium en milieu acide qui fait passer le produit A au produit C. Le couple redox mis en jeu dans le dichromate de potassium est  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{2+}$   
3 Le produit B réagit avec l'acide méthanoïque pour donner un composé G et de l'eau.  
3.1 Ecrire en utilisant les formules semi-développées l'équation de cette réaction. Préciser le nom de G.  
3.2 Donner les caractéristiques de cette réaction. Comment peut-on augmenter le rendement d'une telle réaction.

Les solutionsExercice 1

- a- propanoate de méthyl,      b) butan-2-one      c) N méthyl éthanamine  
 d) éthanoate de 3,3-diméthylbutyle      e) éthanamide      f) propanoate de propyle  
 g) Propanal      h) butan-2-ol      i) acide 3,3-diméthyl butanöique  
 j) 2-méthyl butan-2-ol      k) hexan-3-one

Exercice 2

- A)  $\text{CH}_3 - (\text{CH}_3)_2 - \text{CHO}$   
 B)  $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{C}(\text{CH}_3)\text{H} - \text{CH}_2 - \text{CHO}$   
 C)  $\text{CH}_3 - \text{C}(\text{CH}_3)\text{H} - \text{CHO}$   
 D)  $(\text{Cl})\text{CHO}$   
 E)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$   
 F)  $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{C}(\text{CH}_3)\text{H} - \text{CH}_3$   
 G)  $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{C}(\text{C}_2\text{H}_5)\text{H} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$   
 H)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C}(\text{CH}_3)\text{H} - \text{COOH}$   
 I)  $\text{CH}_3 - \text{C}(\text{CH}_3)\text{H} - \text{CH}_2 - \text{C}(\text{CH}_3)\text{H} - \text{COOH}$   
 J)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$   
 K)  $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$   
 L)  $\text{HCOO} - \text{C}(\text{CH}_3)\text{H} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$   
 M)  $\text{CH}_3 - \text{NH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$   
 N)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{N} \begin{smallmatrix} \text{C}_2\text{H}_5 \\ \text{CH}_3 \end{smallmatrix}$   
 O)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{N} \begin{smallmatrix} \text{C}_3\text{H}_7 \\ \text{CH}_3 \end{smallmatrix}$

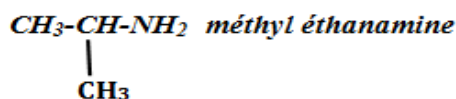
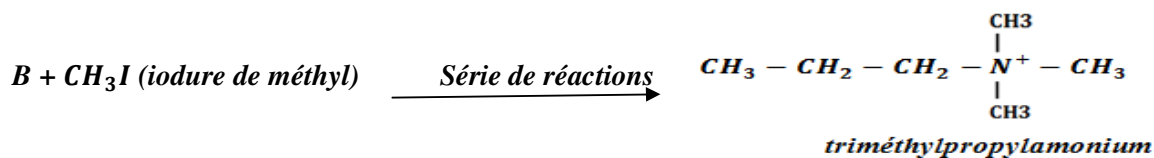
Exercice 31°) La formule générale des amines  $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$ 

$$\frac{Ax}{M} = \frac{P}{100} \Leftrightarrow \frac{14.1}{M} = \frac{23.7}{100} \Rightarrow M = \frac{14.100}{23.7} \approx \frac{59g}{mol} \Rightarrow 12n + 2n + 3 + 14 = 59 \Rightarrow n = \frac{59-17}{14} = 3$$

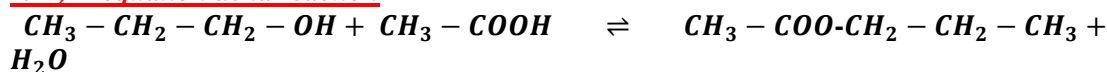
Donc l'amine est  $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$

2°) Les formules possible sont :

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$  propanamine       $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NH} - \text{CH}_3$  N-méthyl éthanamine

3°) La formule et le nom d'amine utilisé.

Donc la formule de B est  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$  propanamine

Exercice 41.1°) L'équation de la réaction

Nom de la réaction est l'estérification

1.2°) Calcul nombre desmols

$$n_1 = \frac{m}{M_{\text{C}_3\text{H}_8\text{O}}} = \frac{36}{60} = 0,6 \text{ mol} \quad n_2 = \frac{m}{M_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = \frac{36}{60} = 0,6 \text{ mol}$$

2.1°) La composition molaire du mélange à l'équilibre

d'après la courbe la quantité d'acide restant est 0,2mol

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH + CH_3 - COOH \rightleftharpoons CH_3 - COO - CH_2 - CH_2 - CH_3 + H_2O$				
à t=0	0,6mol	0,6mol	-----	----
à t <sub>eq</sub>	0,2mol	0,2mol	0,4mol	0,4mol

2.2°) La valeur  $k_{\text{eq}}$  de la constante d'équilibre

$$k_{\text{eq}} = \frac{n_{\text{ester}} \cdot n_{\text{eau}}}{n_{\text{acide}} \cdot n_{\text{alcool}}} = \frac{0,4 \cdot 0,4}{0,2 \cdot 0,2} = 4$$

3°) la vitesse à l'instant  $t = 30\text{min}$ 

La vitesse à l'instant  $t = 30\text{min}$

De la courbe on a A (0 ; 0,4) ; B(60 ; 0,13) d'où  $\Rightarrow$

$$V_t = -\frac{dn}{dt} = -\frac{n_B - n_A}{t_B - t_A} = -\frac{(0,13 - 0,4)}{(60 - 0)} = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/min}$$

4°) Le temps de demi réaction :  $t_{1/2} = 17\text{min}$ 5.1°) Calcul x

	Alcool	+	acide	$\rightleftharpoons$	ester	+	eau
à $t_{\text{eq1}}$	0,2+x		0,2		0,4		0,4
à $t_{\text{eq2}}$	0,04+x		0,04		0,56		0,56

à équilibre Les quantités d'ester et celle d'eau sont augmenter par 0,16mol et les quantités d'acide et d'alcool sont diminuer par 0,16mol

$$k_{\text{eq}} = \frac{n_{\text{ester}} \cdot n_{\text{eau}}}{n_{\text{acide}} \cdot n_{\text{alcool}}} = \frac{(0,56)^2}{(0,04 + x)(0,04)} = 4 \Rightarrow x = 1,92 \text{ mol}$$

5.2°) La composition du mélange final ?

Si on continue à éliminer l'eau formée, l'équilibre se déplace dans le sens 1

Et la composition du mélange à la fin de la réaction:

$$n_{\text{ester}} = 0,6 \text{ mol}, n_{\text{eau}} = 0; n_{\text{alcool}} = 1,92 \text{ mol} \quad n_{\text{acide}} = 0.$$

Exercice 51.1°) La formule générale des alcools est  $C_nH_{2n+2}O$ 

$M_{C_nH_{2n+2}O} = 60 \text{ g/mol} \Rightarrow 12n+2n+2+16=60 \Rightarrow 14n=42 \Rightarrow n = \frac{42}{14} = 3$  donc la formule d'alcool A est  $C_3H_8O$

1.2 La formule semi développée et le nom A.

A est un alcool primaire de formule semi développée :  $CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH$  propanol

1.3 La formule semi développée et le nom C.

Le produit C est  $CH_3 - CH_2 - COOH$  acide propanoïque

2.1- la nature de la réaction qui a lieu entre C et A'

La réaction entre C et A' est une réaction d'estérification, ses caractéristiques sont :

Lente - limitée - athermique - réversible

2.2 la formule brute de l'alcool A'

L'alcool A' est :  $CH_3 - CH_2 - OH$  éthanol

Le composé D est  $CH_3 - CH_2 - COO - CH_2 - CH_3$  propanoate d'éthyle

2.3.1 La composition finale du mélange est : 0,5mol d'ester ; 0,5mol d'eau ; 0,25mol d'alcool, 0,25mol d'acide

2.3.2 Définition de la vitesse de formation  $V_t = \frac{dn_E}{dt} = 93 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ .

Exercice 6

1 Deux alcools peuvent être obtenus par hydratation du but-1-ène  $CH_3 - CH_2 - CH = CH_2$

• Le butan-1-ol (alcool primaire)  $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$

• Le butan-2-ol (alcool secondaire)  $CH_3 - CH_2 - CH(OH) - CH_3$

2.1 L'utilisation de la DNPH lors de l'étude d'un composé permet de mettre en évidence la présence du groupement carbonyle qui se trouve dans les aldéhydes et les cétones. Lorsque le test est positif on observe un précipité jaune.

2.2 Le réactif de Schiff permet de distinguer les aldéhydes des cétones

Lorsque ce test est positif on observe une coloration rose. On utilise successivement ces deux réactifs. D'abord avec la DNPH on cherche à mettre en évidence le groupement carbonyle. Si ce test est positif, on fait ensuite le test avec le réactif de Schiff. Si le test de Schiff est positif, on a un aldéhyde, s'il est négatif on a une cétone.

2.3 Le composé B donne un test positif avec la DNPH mais un test négatif avec le réactif de Schiff : il s'agit alors d'une cétone. L'alcool A qui a donné une cétone est un alcool secondaire, il s'agit du butan-2-ol de formule semi -développée :  $CH_3 - CH_2 - CH(OH) - CH_3$

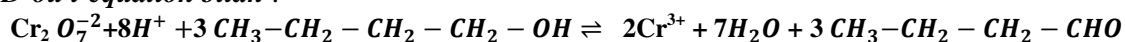
3 Par oxydation ménagée du butan-1-ol on obtient successivement du butanal (aldéhyde) puis de l'acide butanoïque (acide carboxylique).

• Pour passer du butan-1-ol au butanal, on a la réaction d'oxydoréduction suivante :

Soient les demi-équations électroniques :



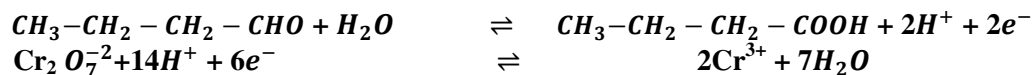
D'où l'équation bilan :



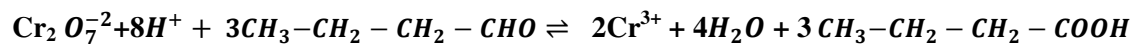
Pour passer du butanal à l'acide butanoïque, on a une réaction d'oxydoréduction suivante :

Soient les demi-équations électroniques :





D'où l'équation bilan:



### Exercice 7

1- L'expérience n'est pas suffisante car C et D ne sont pas identifiés.

2.2°) A: alcool (I)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$  propan-1-ol

C: Aldéhyde  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$  propanal

D :  $\alpha$ -carboxylique  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$   $\alpha$ -propanoïque

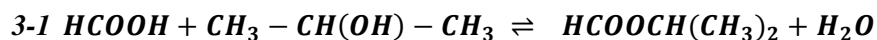
B : alcool (II)  $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_3$  propan-2-ol

E : cétone  $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$  propanone

2.2°)



D'où l'équation bilan:



G :  $\text{HCOOCH(CH}_3)_2$  méthanoate de méthyléthyle

3-2 Caractéristiques : lente, athermique et limitée. On peut augmenter le rendement de la réaction en remplaçant l'acide par l'un de ses dérivés.

## *Tableau de matière*

<i>Cinétique chimique</i>	<i>03</i>
<i>Solution des exercices</i>	<i>09</i>
<i>Chimie de solution</i>	<i>15</i>
<i>Solution des exercices</i>	<i>24</i>
<i>Chimie Organique</i>	<i>39</i>
<i>Solution des exercices</i>	<i>45</i>
<i>Bibliographie</i>	<i>50</i>

## ***Bibliographie***

*Chimie (Terminale C et D).*

*Série Dima-Dima*

*Exercices corrigés BORDAS Terminale D.*

*4<sup>ème</sup> année secondaire BAC Chimie. (Kounouz Edition).*

*Clé BAC de Chimie.*

**Les Sites :**

[www.chimix.fr](http://www.chimix.fr)

[www.devoirat.net](http://www.devoirat.net)

[www.ipn.mr](http://www.ipn.mr)

## **Curriculum vitae**

### **Etat civil :**

***Nom et prénom : Mohamed Saleck O/ Sghally***

***Date et lieu de Naissance : 07/11/1973 Nouakchott***

***Nationalité : Mauritanienne***

***Contact : 46466374      Adresse électronique : saleksakaly4@gmail.com***

### **Diplôme:**

***Diplôme de maîtrise en chimie faculté des sciences et technologie.***

### **Les formations :**

***Formations linguistiques (FLENS)***

***Session informatique (média max)***

***Formations gestion de labo (cellule de promotion les matières scientifiques).***

***Formation sur les mesures de sécurités au labo (lycée adame de Craponne Marseille France).***

### **Langues Parlées et écrites :**

***-Arabe : très bien ;    -Français : bien ;    -Anglais : moyen***