

TEST
 RATTRAPAGE

Filière : GIN FA 23
Promotion : 2023

Date du test : 22/02/2024

Nom/Prénom : *Perenna Kasurant*

Groupe : *3*.

Matière : Chimie

Enseignants : GOVIN

Durée : 2 h

Documents autorisés : X

Calculatrice non programmable autorisée

Nombre de pages (y compris celle-ci) : 10

Validation du responsable de groupe pédagogique, Mr COLLIGNON Roland

Validé par mail le 20/02/2024

EXAMEN DE CHIMIE GENERALE
GIN-FA2023

Les calculatrices sont autorisées.

Attention à la présentation !

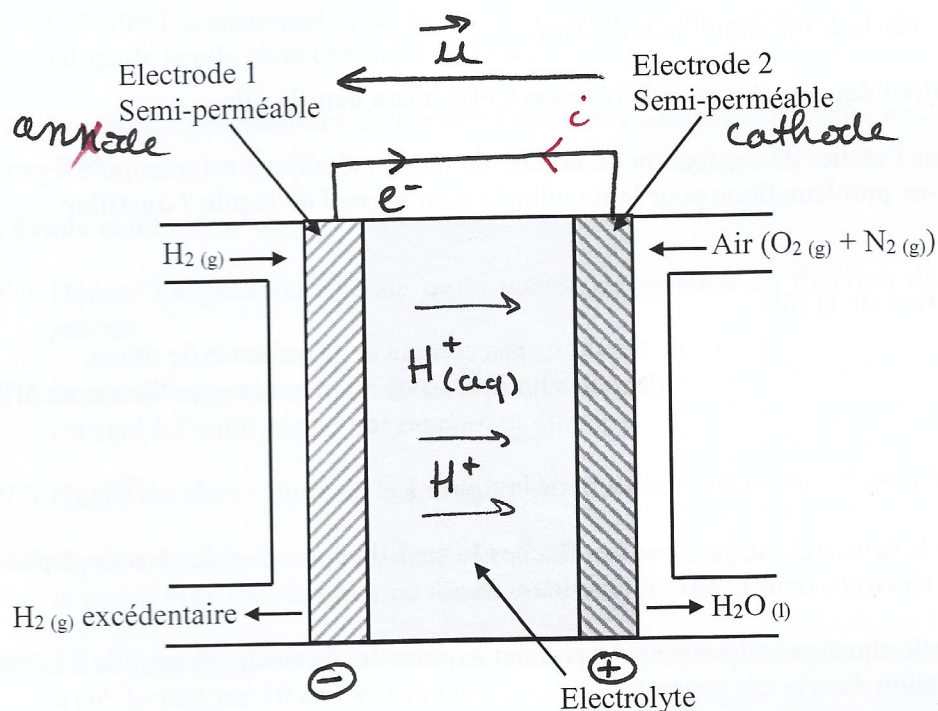
Répondre aux questions en notant le numéro, et en répondant par une phrase.

Les copies qui ne seront pas satisfaisantes du point de vue de la présentation seront sanctionnées.

EXERCICE I : PILE A HYDROGENE

Le principe de fonctionnement d'une pile à combustible est chimique : l'électricité est produite grâce à une réaction d'oxydo-réduction. L'énergie chimique d'un combustible est directement transformée en énergie électrique, sans passer par l'énergie thermique. Ce qui constitue le gros avantage de la pile à combustible par rapport à d'autres modes de production d'électricité.

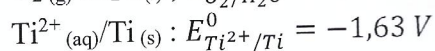
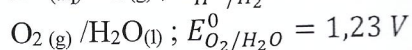
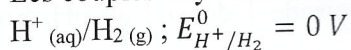
De façon générale, le fonctionnement électrochimique d'une cellule élémentaire de pile à combustible de type PEMFC (Polymer Exchange Membran Fuel Cell) peut être représenté selon le schéma suivant :



Chaque cellule élémentaire est constituée de deux compartiments disjoints alimentés en gaz dihydrogène ou dioxygène. Les électrodes sont séparées par un électrolyte solide, conducteur ionique qui laisse passer les ions oxonium (H₃O⁺ ou H⁺) mais isolant électrique (ne laisse pas passer les électrons). C'est une pile à combustible qui fonctionne à « basse température » (<100°C).

Données :

Les couples oxydant/réducteur mis en jeu dans la réaction sont :



Volume molaire : $V_m = 24,79 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ à 25°C et sous une pression de 1.0 bar

I. Équations des réactions

- I.1. Donner les nombres d'oxydation des éléments H et O dans toutes les espèces chimiques mises en jeu.
- I.2. Écrire les demi-équations des réactions se produisant aux électrodes lorsque la pile débite, précisez l'état de la matière.
- I.3. Donner le nom de chaque demi-réaction.
- I.4. Attribuez un pôle à chaque demi-pile. **Justifier.**
- I.5. Donner le nom de chaque électrode.
- I.6. Donner la définition d'un réducteur.
- I.7. Écrire l'équation bilan de la réaction s'effectuant dans la pile.
- I.8. Dans l'atelier de confection de la pile, du titane métallique est manipulé à proximité. Est-ce problématique pour le fonctionnement normal de la pile ? **Justifier.**

II. Evolution de la pile

Pour la suite de l'exercice, nous ne tiendrons pas compte de la présence de titane. On fait débiter la pile dans un conducteur ohmique et un ampèremètre qui donne un affichage positif.

- II.1. Compléter et légènder le schéma de la figure 1.
- II.2. Sur le schéma, indiquer par des flèches le sens du courant et le sens de déplacement des électrons dans le circuit extérieur.
- II.3. Quelle équation utiliser pour déterminer le potentiel de chaque demi-pile ? Ecrire cette équation dans le cas général.
- II.4. Donnez alors l'expression du potentiel de chaque demi-pile.
- II.5. Donner les conditions standards.
- II.6. Dans les conditions standards, quelle serait la valeur théorique de la force électromotrice de la pile (f.e.m.).
- II.7. Comment pourrait-on augmenter la force électromotrice de cette pile ?
- II.8. En se plaçant à 25°C, montrer que le potentiel de l'électrode 1 dépend du pH. En déduire la valeur de la pente de la droite $E=f(\text{pH})$.

III. Etude quantitative de la pile réalisée.

La pile est connectée à une réserve de 10L de dihydrogène à la demi-pile 1 et de 10L de dioxygène (contenu dans de l'air) à la demi-pile 1. On considérera qu'elle fonctionne à 25°C.

III.1. Dresser de manière littérale un tableau d'avancement de la réaction globale d'évolution de la pile.

III.2. Y a-t-il un réactif limitant (**Justifier**) ? Si oui, précisez lequel ?

III.3. Calculer l'avancement ξ_f de la transformation globale lorsque la pile est usée, l'état initial de la pile étant celui de l'énoncé.

III.4. En déduire les quantités de matière finales des composés présents lorsque la pile est usée.

IV. Etude cinétique :

IV.1. Donner l'expression littérale de la vitesse de réaction en fonction du dihydrogène gazeux.

IV.2. Donner l'expression de la vitesse de réaction sachant que l'ordre global de la réaction est égal à l'ordre partiel par rapport au dihydrogène et égal à 1.

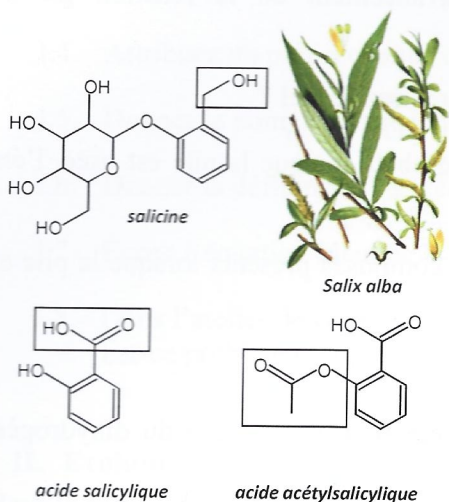
IV.3. Quelle est alors l'unité de la constante de vitesse k ?

IV.4. A partir des questions précédentes et des données de la partie III, établir l'évolution de la pression en dihydrogène en fonction du temps.

IV.5. En déduire la valeur de la constante cinétique sachant que la pression en dihydrogène a été divisée par 10 en 240 minutes.

EXERCICE II : L'ASPIRINE

Données : Masses molaires :
- de l'acide salicylique : $M_{ac} = 138 \text{ g.mol}^{-1}$
- de l'anhydride acétique : $M_{anh} = 102 \text{ g.mol}^{-1}$
- de l'aspirine : $M_{asp} = 180 \text{ g.mol}^{-1}$
Masse volumique de l'anhydride acétique : $\rho = 1,08 \text{ g.mL}^{-1}$



I. Structure et formulation.

L'histoire de l'aspirine débute il y a 2000 ans, chez les Sumériens, qui utilisaient les feuilles de saule pour soigner la fièvre et les douleurs. Vers 400 ans avant J.C., Hippocrate préconise des infusions de feuilles de saule pour soulager les douleurs d'accouchement et la fièvre. Mais ce n'est qu'au début du 19^e siècle, grâce aux progrès des techniques d'extraction et d'analyse, que l'on va identifier les molécules responsables des propriétés thérapeutiques de différentes substances naturelles, utilisées jusqu'alors de manière empirique.

En 1825, M. Fontana isole la **salicine**, extraite du saule blanc (**salix alba**).

En 1838, R. Piria synthétise l'**acide salicylique**, plus efficace que la salicine mais beaucoup plus agressif pour l'estomac.

En 1877, G. de Sée lance l'usage thérapeutique du **salicylate de sodium**, mieux toléré mais très amer.

En 1897, la société Bayer commercialise, sous le nom d'aspirine, l'**acide acétylsalicylique** qui avait été synthétisé, dès 1853, par C.F. Gerhardt à partir de l'acide salicylique. Le procédé a été mis au point par F. Hoffmann.

I.1. L'acide salicylique possède une base conjuguée, l'ion salicylate, mentionné dans le texte. Donner sa formule topologique.

- I.2. De la même manière, l'**acide acétylsalicylique ou aspirine**, possède une base conjuguée, l'ion acétylsalicylate. Le couple, qu'on notera plus simplement AH/A⁻ possède un pK_A de 3,5.
- I.2.1. Tracer son diagramme de prédominance.
- I.2.2. Sachant que le pH de l'estomac est voisin de 1, citer l'espèce prédominante de ce couple.
- I.3. Quand l'aspirine reste trop longtemps sous cette forme prédominante dans l'estomac, elle y provoque des lésions gastriques. C'est pourquoi on trouve dans le commerce des formulations en poudre, moins agressives, à base d'acétylsalicylate de sodium, associé à de l'hydrogénocarbonate de sodium. La dissolution de la poudre dans un verre d'eau est rapide et totale. La solution obtenue contient les ions acétylsalicylate A⁻_(aq) et hydrogénocarbonate de formule HCO₃⁻_(aq).

Données : pK_A du couple CO₂ (aq) / HCO₃⁻ (aq) = 6,4

Après absorption, ces ions pénètrent dans l'estomac où le pH est très acide.

- I.3.1. Écrire l'équation de la réaction se produisant entre les ions hydrogénocarbonate et les ions oxonium (H₃O⁺) présents en abondance dans l'estomac.
- I.3.2. Calculer la constante d'équilibre K de cette réaction.
- I.3.3. Au moment de l'ingestion du verre d'aspirine, le quotient de réaction initial est faible par rapport à K, en déduire l'influence des ions hydrogénocarbonate sur le pH de l'estomac.

II. Synthèse.

Au laboratoire, on peut fabriquer de l'acide acétylsalicylique (aspirine) à partir de l'acide salicylique et de l'anhydride acétique (proportions stœchiométriques : 1 pour 1) en utilisant un chauffage à reflux.

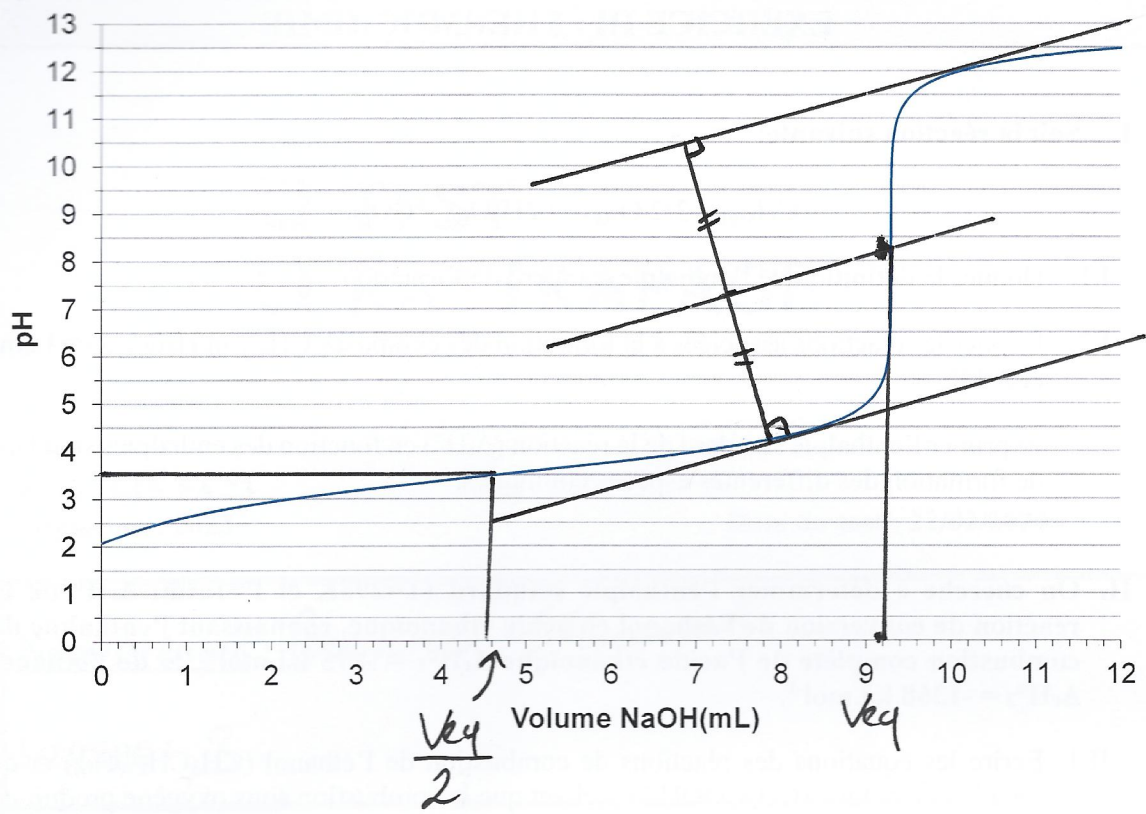
Dans un erlenmeyer bien sec, on introduit 10,0g d'acide salicylique et 12,0 mL d'anhydride acétique.

- II.1. Comment pourrait-on accélérer la réaction entre l'acide salicylique et de l'anhydride acétique ?
- II.2. Calculer les quantités de matière des réactifs introduits.
- II.3. Déterminer le réactif limitant.
- II.4. En déduire la masse théorique $m_{\text{théo}}$ d'aspirine que l'on peut espérer obtenir.

III. Titrage et contrôle de la pureté.

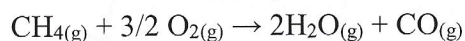
Dans une fiole jaugée de 100 mL, on verse 6,0 g d'aspirine obtenue expérimentalement et on remplit la fiole avec de l'eau. On prélève 10,0 mL de cette solution et on les dose avec une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration en soluté apporté $C_B = 0,250 \text{ mol.L}^{-1}$.

- III.1. Écrire l'équation de la réaction de titrage de l'aspirine que l'on notera AH.
- III.2. Calculer la concentration en AH initial :
- III.3. Calculer le pH initial de la solution d'acide acétylsalicylique (aspirine).
- III.4. Calculer la quantité de matière d'aspirine dosée.
- III.5. L'aspirine préparée est-elle pure ?
- III.6. Vérifier graphiquement la valeur du pK_A .



EXERCICE III : THERMOCHIMIE

I. Soit la réaction suivante:



- I.1. Donner la définition de l'enthalpie standard de formation.
- I.2. Donner les réactions associées à la formation des composés $\text{CH}_4(\text{g})$ et $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ à $P=1 \text{ atm}$ et 298K .
- I.3. Exprimer l'enthalpie standard de la réaction ($\Delta_r H^\circ$) en fonction des enthalpies standard de formation des différentes espèces chimiques.

II. On cherche à déterminer l'enthalpie standard ($T=298\text{K}$ et $P=1\text{atm}$) $\Delta_r H^\circ$ de la réaction de conversion de l'éthanol en acide éthanoïque, connaissant l'enthalpie de combustion complète de l'acide éthanoïque $\Delta_r H^\circ_1 = -875 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, et de l'éthanol $\Delta_r H^\circ_2 = -1368 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- II.1. Ecrire les équations des réactions de combustion de l'éthanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})$) et de l'acide éthanoïque ($\text{CH}_3\text{COOH}(\text{l})$) sachant que la combustion sous oxygène produit de l'eau et du dioxyde de carbone.
- II.2. Ecrire l'équation traduisant la réaction de conversion de l'éthanol en acide éthanoïque et en eau. En déduire la valeur de $\Delta_r H^\circ$.
- II.3. La réaction est-elle exothermique ou endothermique ? Justifier
- II.4. Calculer l'énergie de liaison de la liaison $\text{C}=\text{O}$ dans l'acide éthanoïque.

Données

$$\Delta H^\circ_{\text{vap}} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = 38,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{vap}} \text{CH}_3\text{COOH} = 23,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{vap}} \text{H}_2\text{O} = 40,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{vap}} \text{O}_2 = 3,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$E_{\text{L O-H}} = -464 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$E_{\text{L O-O}} = -145 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$E_{\text{L O=O}} = -498 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$E_{\text{L C-H}} = -413 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$E_{\text{L C=O}} = -360 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

36,75

15,5/20

NOM Prénom : Premsou Haut Promo./Groupe : GIN 23 - group 3



Test de : Chimie

Date : 22/02/24.

Réservé au correcteur

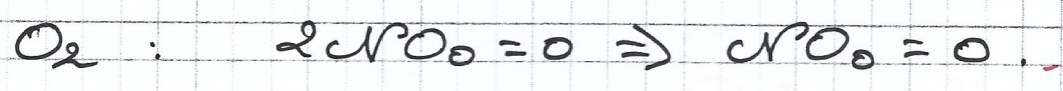
I Exercice 1

1.1)

hydrogène :

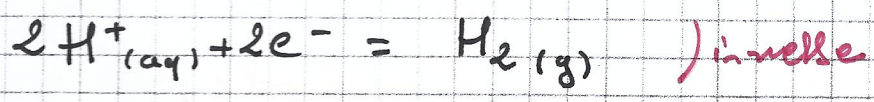


oxygène :

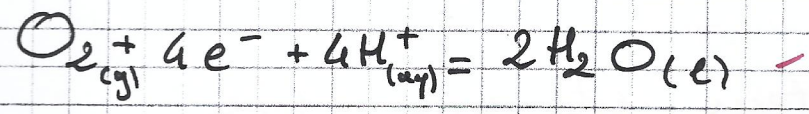


1.2)

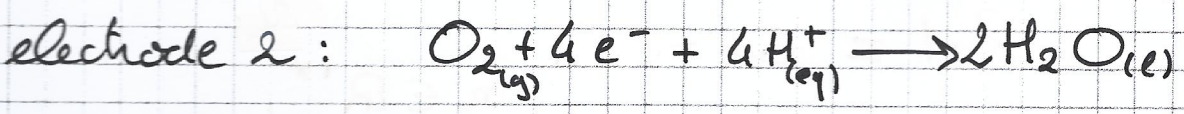
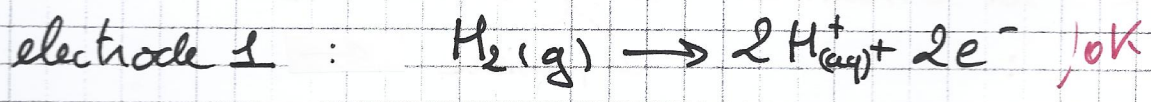
H^+ / H_2



O_2 / H_2O



Donc :



22,75

2

2

1.3)

La réaction à l'électrode 1 est une oxydation, celle à l'électrode 2 est une réduction.

1

1.4)

L'électrode 1 émet des électrons, elle est donc le pôle moins \ominus , l'électrode 2 les reçoit, elle est donc le pôle plus \oplus .

1

demi-pile 1 $\rightarrow \ominus$

demi-pile 2 $\rightarrow \oplus$.

1.5)

L'électrode 1 est l'anode, et l'électrode 2 est la cathode.

1

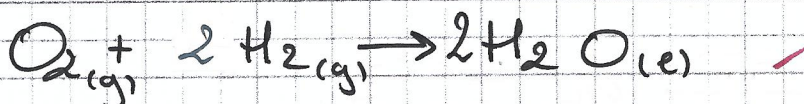
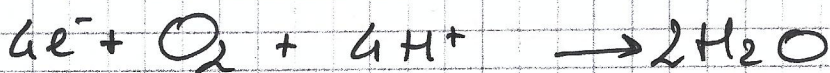
1.6)

Un réducteur est une espèce susceptible d'émettre un ou plusieurs électrons tel que :

1

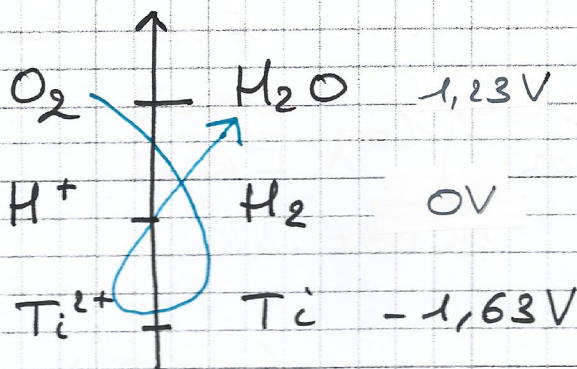


1.7)



(1)

1.8)



C'est une mauvaise idée de manipuler du titane métallique à proximité de la pile eau il risque d'être oxydé à la place de H₂, ce qui n'est pas souhaitable.

(1)

II)

2.1) Sur feuille

2.2) Sur feuille

(2)

(1)

2.3)

Pour déterminer le potentiel à chaque demi-pile on peut utiliser l'équation de Nernst en négligeant les au-potentiel :

$$E = E_0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Ox]}{[Red]}$$

Dans les conditions standards.

$$E = E_0 + \frac{0,06}{n} \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

en volt . 10K

1

2.4)

$$E_1 = E_{0_{H^+/H_2}} + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{[H^+]^2}{P_{H_2}} \right)$$

$$E_2 = E_{0_{O_2/H_2O}} + \frac{RT}{4F} \ln \left(\frac{P_{O_2} [H^+]^4}{1} \right)$$

0,5

2.5)

Les conditions standards sont :

25°C

1 atm = 1 bar = 10⁵ Pa.

et [] = 1 mol.l⁻¹

0,75

2.6)

$$f_{em} = \Delta E$$

Soit

dans les conditions standard

$$f_{em} = E_2 - E_1$$

$$\hookrightarrow f_{em} = E_2^0 - E_1^0 = 1,23 - 0 = 1,23V$$

$$= E_{O_2/H_2O} + \frac{0,06}{4} \log(P_{O_2}) - E_{H^+/H_2} - \frac{0,06}{2} \log\left(\frac{[H^+]}{P_{H_2}}\right)$$

0,25

2.7) Par augment les force electromotrice de cette pile il suffit d'augment les pressions appliquées sur O_2 et H_2 , en effet

0,5

$$P_{O_2} \uparrow \Rightarrow \log(P_{O_2}) \uparrow$$

$$P_{H_2} \uparrow \Rightarrow \log\left(\frac{1}{P_{H_2}}\right) \downarrow$$

à $T^{\circ}C$

2.8)

$$E_1 = E_{O_{H^+}/H_2} + \frac{0,06}{2} \log\left(\frac{[H^+]}{P_{H_2}}\right)$$

$$= E_{O_{H^+}/H_2} - \frac{0,06}{2} pH - \frac{0,06}{2} \log(P_{H_2})$$

$$= E_{O_{H^+}/H_2} - 0,03 \log(P_{H_2}) - 0,03 pH$$

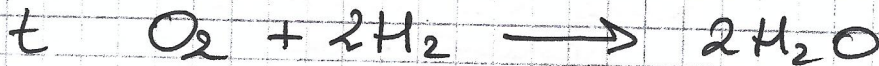
0,25

à P_{H_2} constant : $E = f(pH) = a \cdot pH + b$

$a = -0,03$: valeur de la pente.

III

3.1)



| | | | |
|---------------------|-------------------|--------------------|----------|
| t_0 | m_{O_2} | m_{H_2} | 0 |
| $t = \text{en con}$ | $m_{O_2} - \xi$ | $m_{H_2} - 2\xi$ | 2ξ |
| t_f | $m_{O_2} - \xi_f$ | $m_{H_2} - 2\xi_f$ | $2\xi_f$ |

(2)

3.2)

Hypothèses: - la réaction est

quantitative à 25°C.

- O_2 et H_2 peuvent être considérés parfaits à 25°C.

et $V_{O_2} = V_{H_2} \Rightarrow m_{O_2} = m_{H_2}$ ^{car} parfaits

il n'y a un réactif limitant, en effet la réaction consomme deux fois plus de H_2 que de O_2 , or on en a la même quantité à l'état initial donc H_2 est limitant.

(2)

3.3)

$$PV = m_{H_2} RT$$

$$m_{H_2} = \frac{PV}{RT}$$

à t_f : $m_{H_2} - 2\xi_f = 0$

$$\xi_f = \frac{m_{H_2}}{2} = \frac{PV}{2RT} \approx 0,2 \text{ mol.}$$

(2)

3.4)

$$n_{\text{gO}_2} = n_{\text{O}_2} - \xi_{\text{g}} \approx 0,2 \text{ mol.}$$

$$n_{\text{gH}_2} = 0 \text{ mol (limitant)}$$

$$n_{\text{gH}_2\text{O}} = 2 \xi_{\text{g}} \approx 0,4 \text{ mol}$$

IV)

4.1)

$$V = -\frac{1}{2} \frac{d p_{\text{H}_2}}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{p_0}{n_{\text{tot}}} \frac{d n_{\text{H}_2(t)}}{dt}$$

4.2)

$$\text{car } p_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{tot}}} p_0$$

$$V = k \cdot p_{\text{H}_2}^{-1} = k \times \frac{p_0}{n_{\text{tot}}} n_{\text{H}_2(t)}$$

4.3)

$$n_{\text{H}_2(t)} k \frac{p_0}{n_{\text{tot}}} = -\frac{1}{2} \frac{p_0}{n_{\text{tot}}} \frac{d n_{\text{H}_2(t)}}{dt}$$

$$\frac{d n_{\text{H}_2(t)}}{dt} = -2k n_{\text{H}_2(t)}$$

$$n_{\text{H}_2(t)} = n_{\text{O}_{\text{H}_2}} e^{-2kt}$$

k est donc analogue à l'inverse d'un temps.

4.4)

$$PV = nRT$$

$$P(t) = \frac{n(t)RT}{V} = \frac{RT}{V} n_{\text{O}_{\text{H}_2}} e^{-2kt}$$

4.5)

$$P(0) = \frac{RT}{V} n_{O_2} e^0$$

$$P(t_2) = \frac{RT}{V} n_{O_2} e^{-2kt_2}$$

et $P(0) = 10 P(t_2)$

$$\frac{RT}{V} n_{O_2} = 10 \frac{RT}{V} n_{O_2} e^{-2kt_2}$$

$$1 = e^{-2k(14400)}$$

$$-\frac{1}{2} \ln\left(\frac{1}{10}\right) = k \times (t_2)$$

$$k = \underbrace{\frac{1}{t_2}}_{s^{-1}} \times \underbrace{\left(\frac{1}{2} \ln(10)\right)}_{\text{sans dimension}}$$

$$= \frac{1}{14400} \times \left(\frac{1}{2} \ln(10)\right)$$

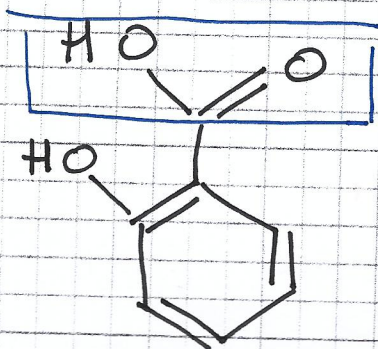
$$= 7,99 \times 10^{-5} \cdot s^{-1}$$

La constante $k = 7,99 \times 10^{-5} \cdot s^{-1}$.

Exercice 2

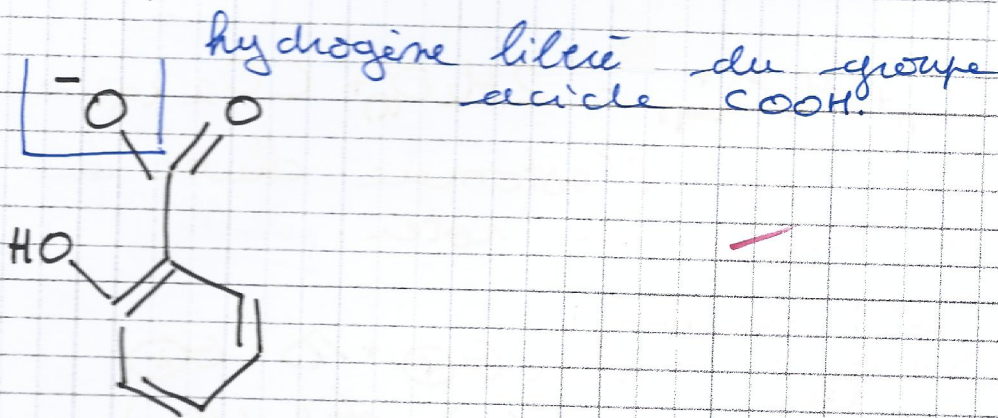
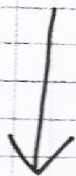


1.1)



groupe acide

acide salicylique

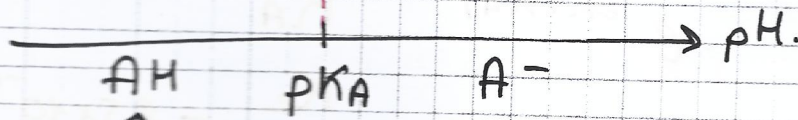
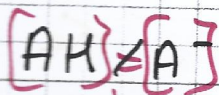


hydrogène libéré du groupe acide COOH.

ion salicylate

1.2)

1)



pKa

AH

A⁻

2) Naturellement $pH = 7,5$ c'est l'acide. ✓

9,75

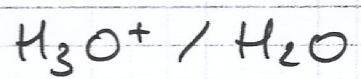
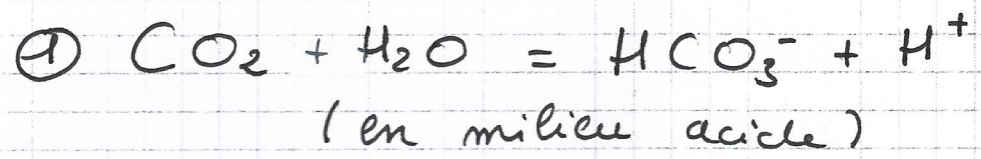
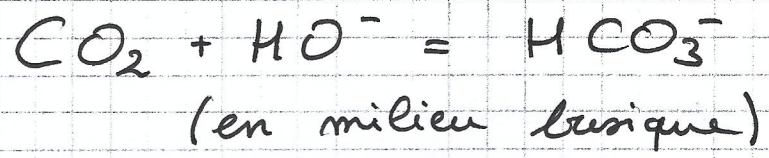
1

1

1

1.3)

1)



dit



L'acidité de l'estomac chute dans le pH ↗. possible!

2) Loi de Hess :

$\Delta_r G_{(3)} = - \Delta_r G_{(1)} + \Delta_r G_{(2)}$
 $- RT \ln(K) = RT \ln(K_A) - RT \ln(K_e)$

$\ln(K) = \ln(K_e) - \ln(K_A)$

$K = \frac{e^{\ln(K_e)}}{e^{\ln(K_A)}} = \frac{K_e}{K_A}$

La constante d'équilibre K vaut $2,5 \times 10^{-8}$.

$= \frac{K_e}{10^{-pK_A}} \approx 2,5 \times 10^{-8}$

3) $Q_i < K$ la réaction va dans le sens direct. Les ions hydrogencarbonate vont réduire le pH de l'estomac. *car on combine les ions H_3O^+*

(2)

II

1) $K = e^{-\frac{\Delta_r G}{RT}}$ on fait augmenter la température et [réactifs] et utiliser un catalyseur

(0,5)

2) $n = \frac{m}{M} = \frac{V\rho}{M}$

$n_{\text{acide salicylique}} \approx 0,077 \text{ mol}$
 $n_{\text{anhydride acétique}} \approx 0,12 \text{ mol}$

(1)

3) Le réactif limitant est l'acide salicylique car il y en a moins que d'anhydride acétique.

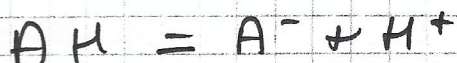
(1)

a) $m = nM$
 $m_g = n_{\text{anhydride acétique}}$

Donc $m_{\text{thés}} = 21,6 \text{ g}$

III .

1)



Donc, la réaction de dosage est :



①

2)

$n = \frac{m}{M} \approx 0,03 \text{ mol.}$

utiliser le tirage

Il y a ~~0,03~~ mol d'aspirine.

3)



hypothèse : dissociation totale.

$[A^-]_f = [H^+]_f = [AH]_i$

$pH = -\log [H^+]_f = -\log [AH]_i$

$= -\log \left(\frac{n_i}{V} \right)$

$= 0,5 \ll \frac{pK_A - 1}{2} = 2,5$

Le pH de la solution est très bas soit 0,5

acide faible donc $pH = \frac{1}{2}(pK_A - \log C_0) = 2$

4)

à l'équivalence

$$n_{OH^-} = n_{AH \text{ prélevé}}$$

$$V_T C_B = n_{AH \text{ prélevé}}$$

$$V_T C_B = \frac{n_{AH \text{ solution}}}{10} \quad \leftarrow \frac{100}{10}$$

$$n_{AH \text{ solution}} = 10 \cdot V_T C_B$$

$$= 0,02275 \text{ mol.} \quad 0,0023 \text{ mol.}$$

5)

$$n_{AH \text{ solution}} < n_{AH}$$

$$\approx 0,02 \text{ mol} \quad \approx 0,03 \text{ mol}$$

L'aspirine n'est donc pas pure, mais pourquoi, ça je ne sais pas.

calculer la masse

0,25

6)

$$pH = pK_A + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

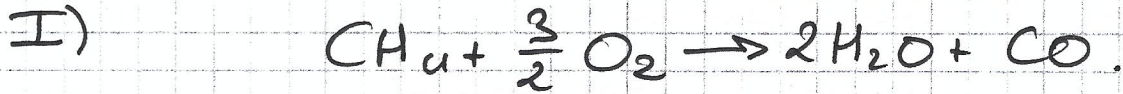
$$\text{à } V = \frac{V_{eq}}{2} \Rightarrow [AH] = [A^-]$$

$$pH = pK_A + \log 1 = pK_A$$

par lecture graphique $pK_A = 3,5$
ce qui est une confirmation de l'énoncé.

1

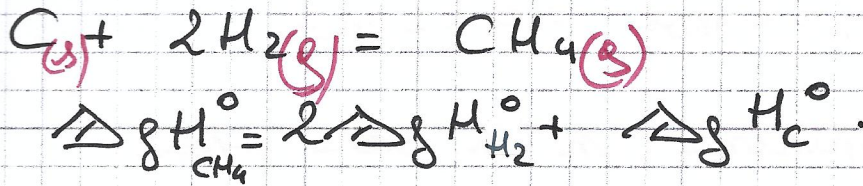
Exercice III



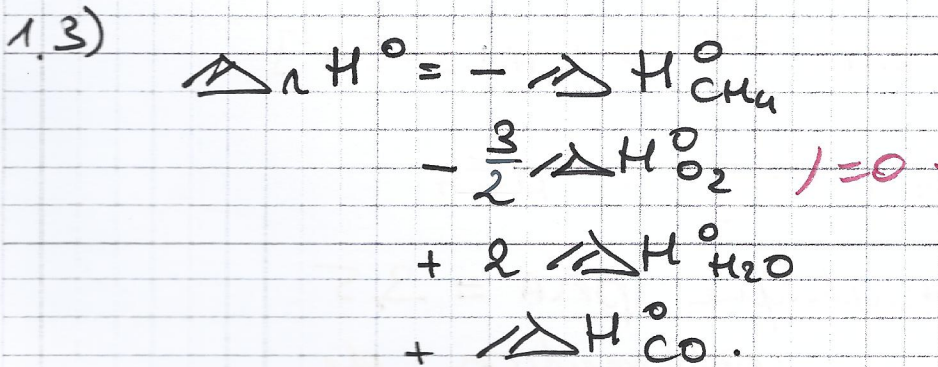
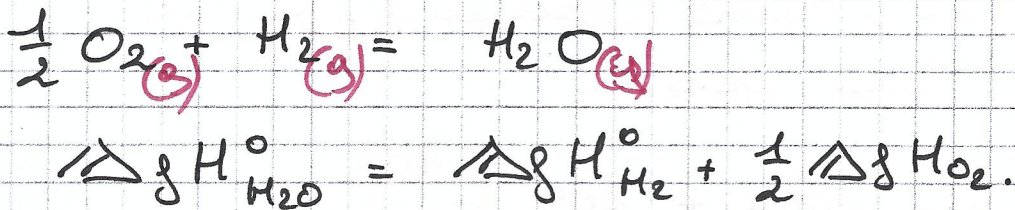
4,75

1.1) L'enthalpie standard de formation est l'énergie par quantité matière nécessaire à la formation de la matière dans les conditions standard.

1.2) $P = 1 \text{ atm}$ $T = 298 \text{ K}$
condition standard.



1



0,75



$$= -1 \text{ E}_{\text{C-C}} \quad \uparrow \text{ à l'état gazeux.}$$

$$- 3 \text{ E}_{\text{C-H}}$$

$$- \text{ E}_{\text{O-H}}$$

$$- \text{ E}_{\text{C=O}}$$

$$- \text{ E}_{\text{C-O}}$$

$$\text{E}_{\text{C=O}} = - \text{ E}_{\text{C-C}} - 3 \text{ E}_{\text{C-H}}$$

$$- \text{ E}_{\text{O-H}} - \text{ E}_{\text{C-O}}$$

$$- \Delta_f H^\circ \text{CH}_3\text{COOH}$$

$$- \Delta H^\circ_{\text{vap}} \text{CH}_3\text{COOH}$$