

EXERCICE 1 : FEU VERT D 84 : p. 10 : Couple acide base

On prépare trois solutions aqueuses S_1 , S_2 et S_3 du même acide. La solution S_1 est de concentration molaire volumique $C_0 \text{ mol.L}^{-1}$. La solution S_2 est de concentration molaire $10^{-1} \cdot C_0$. La solution S_3 est de concentration molaire volumique $10^{-2} \cdot C_0$.

On mesure pour chaque solution le pH à 25°C et l'on trouve respectivement les valeurs 4,25 pour S_1 , 4,75 pour S_2 et 5,25 pour S_3 .

1. Montrer, à partir de ces données, que l'acide est faible.
 2. Ecrire l'équation-bilan correspondant à la réaction de cet acide avec l'eau.
 3. Quelles sont les espèces chimiques présentes dans les solutions.
 4. Calculer la concentration molaire volumique de chaque espèce chimique présente dans la solution S_2 sachant que la concentration de celle-ci est $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
 5. En déduire la constante d'acidité et la valeur du pK_a du couple acide/base conjuguée.
 6. Calculer le coefficient de dissociation de l'acide dans la solution.
- Toutes les mesures sont réalisées à 25°C .

EXERCICE 1 : FEU VERT D 84 : p. 10 : CORRECTION

1. Pour un acide fort : $\text{pH} = -\log C$.

• Pour la solution S_1 , on aurait : $[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = C_0 \Rightarrow \text{pH}_1 = -\log C_0$.

• Pour la solution S_2 , on aurait : $[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = 10^{-1}C_0 \Rightarrow \text{pH}_2 = -\log C_0 + 1 = \text{pH}_1 + 1$

• Pour la solution S_3 , on aurait : $[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = 10^{-2}C_0 \Rightarrow \text{pH}_3 = -\log C_0 + 2 = \text{pH}_1 + 2$

Conclusion : lorsqu'on dilue 10 fois un acide fort, son pH augmente d'une unité. Ce n'est pas le cas ici, le pH augmentant de 0,5. **L'acide est donc un acide faible.**

2. $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$

3. H_3O^+ , OH^- ; A^- et AH .

4. • **Définition du pH** : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{\text{pH}} = 1,78 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Produit ionique de la solution** : $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 5,6 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Electroneutralité** : $[\text{OH}^-] + [\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{A}^-] = 1,78 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Conservation de la matière** : $[\text{AH}] + [\text{A}^-] = C \Rightarrow [\text{AH}] = 0,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

5. $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{AH}]} = 3,2 \cdot 10^{-7}$ donc $\text{pK}_a = -\log K_a = 6,5$.

6. $\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{C} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} = 1,8 \cdot 10^{-2}$. Le coefficient de dissociation est très nettement inférieur à 1 : l'acide est bien un acide faible.

EXERCICE 2 : FEU VERT D 84 : p. 14 : Couple acide base

On dissout 0,1 mole d'acide méthanoïque HCOOH dans l'eau pure de façon à obtenir 1 litre de solution. Toutes les mesures sont réalisées à 25°C . Le pH de cette solution est 2,4.

1. Montrer que l'acide méthanoïque est un acide faible.

2. Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu lors de la préparation de la solution.

3. Calculer les concentrations molaires volumiques des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.

4. Déduire le pK_a du couple $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$.

5. Le pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ est 4,7. En adoptant comme critère, les valeurs des pK_a , comparer les forces des acides méthanoïque (HCOOH) et éthanoïque (CH_3COOH).

EXERCICE 2 : FEU VERT D 84 : p. 14 : CORRECTION

1. Dans le cas d'un acide fort on aurait dissociation totale dans l'eau, soit :

$\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$. On aurait alors : $[\text{A}^-] = C = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-] \approx [\text{A}^-] = 10^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 1$. Or le pH est 2,4 : l'acide n'est pas totalement dissocié, **l'acide méthanoïque est un acide faible.**

2. $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCOO}^-$

3. • **Espèces chimiques** : H_3O^+ ; OH^- ; HCOO^- et HCOOH .

• **Définition du pH** : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 4.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Produit ionique de la solution** : $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 2,5.10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Electroneutralité** : $[\text{OH}^-] + [\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{HCOO}^-] = 4.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Conservation de la matière** : $[\text{HCOOH}] + [\text{HCOO}^-] = C \Rightarrow [\text{HCOOH}] = 96.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

4. $\text{pK}_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} = 3,8$.

5. Un acide est d'autant plus faible que son pK_a est plus élevé : l'acide éthanoïque est plus faible que l'acide méthanoïque.

EXERCICE 3 : FEU VERT D 84 : p. 15 : Couple acide base

Trois solutions aqueuses ont même pH. La première contient 10^{-3} mole par litre d'acide 2-chloropropanoïque $\text{CH}_3\text{-CHCl-COOH}$, la seconde 0,6 mole par litre d'acide 3-chloropropanoïque $\text{CH}_2\text{Cl-CH}_2\text{-COOH}$ et la troisième 7.10^{-3} mole par litre d'acide chlorhydrique.

Le pH commun à ces trois solutions est 2,15.

1. Montrer que l'acide chlorhydrique est un acide fort.

2.

2.1. Calculer , les concentrations molaires volumiques de l'acide 2-chloropropanoïque et de sa base conjuguée.

2.2. Calculer , les concentrations molaires volumiques de l'acide 3-chloropropanoïque et de sa base conjuguée.

3. En déduire la constante d'acidité des deux acides chloropropanoïque.

4. Quel est le plus fort de ces deux acides ? Justifier la réponse.

EXERCICE 3 : FEU VERT D 84 : p. 15 : CORRECTION

1. $C = 7.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$; $-\log C = -\log (7.10^{-3}) = 2,15$: **pH = - log C**, donc l'acide chlorhydrique est un acide fort.

2.

2.1. $C_2 = 3.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Définition du pH** : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 7.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Produit ionique de la solution** : $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \dots\dots\dots \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Electroneutralité** : $[\text{OH}^-] + [\text{A}^-]_2 = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{A}^-]_2 = 7.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Conservation de la matière** : $[\text{AH}]_2 + [\text{A}^-]_2 = C_2 \Rightarrow [\text{AH}]_2 = 23.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

2.2. $C_3 = 6.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Définition du pH** : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 7.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Produit ionique de la solution** : $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \dots\dots\dots \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Electroneutralité** : $[\text{OH}^-] + [\text{A}^-]_3 = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{A}^-]_3 = 7.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Conservation de la matière** : $[\text{AH}]_3 + [\text{A}^-]_3 = C_3 \Rightarrow [\text{AH}]_3 = 593.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

3. • Acide 2-chloropropanoïque $K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]_2}{[\text{AH}]_2} = 2,13.10^{-3} \Rightarrow \text{pKa}_2 = 2,67$.

• Acide 3-chloropropanoïque $K_{a3} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]_3}{[\text{AH}]_3} = 2,13.10^{-3} \Rightarrow \text{pKa}_3 = 4,1$.

4. Le pK_a de l'acide 2-chloropropanoïque est plus faible que celui de l'acide 3-chloropropanoïque. or plus un acide est fort, plus son pK_a est faible : l'acide 2-chloropropanoïque est plus fort que l'acide 3-chloropropanoïque.

EXERCICE 4 : FEU VERT D 84 : p. 27 : (Réaction acido- basique)

1. Un bécher contient 10 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. On ajoute à cette solution de la soude $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ à l'aide d'une burette et on mesure régulièrement le pH.

1.1. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

1.2. Donner l'allure de la courbe représentant la variation du pH en fonction du volume de soude versé.

1.3. Pour quel volume de soude atteint-on l'équivalence ? Quelle est alors la valeur du pH ?

2. On reprend la même expérience en remplaçant l'acide chlorhydrique par 10 cm^3 d'acide acétique (éthanoïque) $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

2.1. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

2.2. Donner l'allure de la courbe représentant les variations du pH en fonction du volume de soude versé.

2.3. Indiquer les différences essentielles entre les deux courbes.

2.4. Calculer les concentrations molaires des espèces présentes dans le mélange à l'équivalence sachant que le pH vaut alors $8,75$.

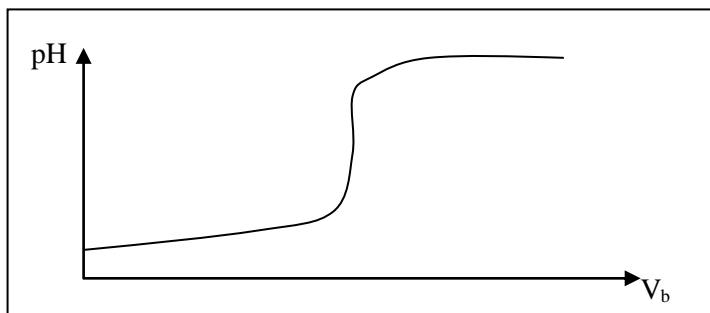
2.5. En déduire le pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$.

EXERCICE 4 : FEU VERT D 84 : p. 27 : CORRECTION

1.

1.1. $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.

1.2.

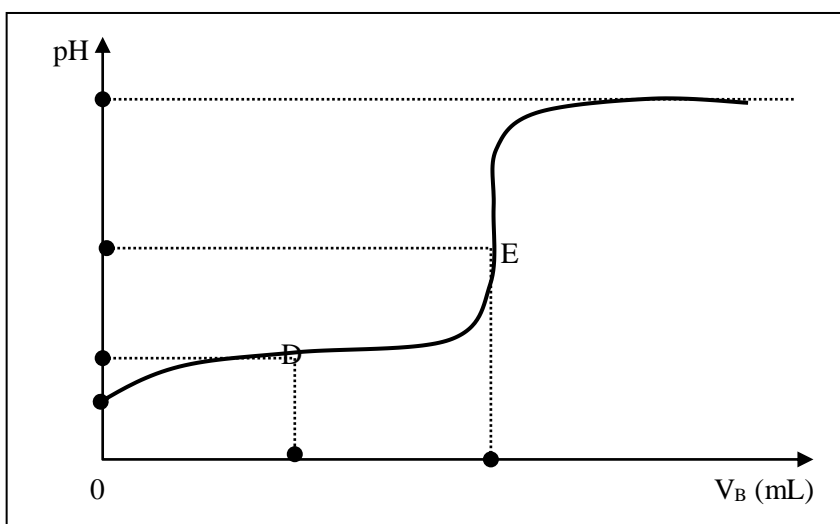


1.3. $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B \Rightarrow V_B = \frac{C_A \cdot V_A}{C_B} = 10 \text{ cm}^3$. A l'équivalence : $\text{pH} = 7$.

2.

2.1. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$

2.2.



2.3. La courbe de dosage de l'acide acétique comporte 2 points d'inflexion alors que la courbe de dosage de l'acide chlorhydrique n'en comporte qu'un.

2.4. • **Espèces chimiques** : H_3O^+ ; OH^- ; Na^+ ; CH_3COO^- et CH_3COOH .

• **Définition du pH** : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,8 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Produit ionique de la solution** : $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 5,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.

• $[\text{Na}^+] = \frac{C_B \cdot V_B}{V_A + V_B} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Electroneutralité** : $[\text{OH}^-] + [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Conservation de la matière** : $[\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B}$

$\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = 5,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.

2.5. $\text{pK}_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} = 4,8$.

EXERCICE 5 : FEU VERT D 84 : p. 29 : (Réaction acido- basique)

L'acide borique H_3BO_3 admet pour base conjuguée l'ion borate H_2BO_3^- (celui-ci ne se dissocie pas dans l'eau). On considère une solution S d'acide borique de concentration molaire égale à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Son pH est égal à 6,1.

1.

1.1. Cet acide est-il fort ou faible ? Justifier la réponse.

1.2. Ecrire l'équation bilan de la réaction d'ionisation de cet acide en solution aqueuse.

1.3. Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques autres que H_2O présentes dans cette solution.

1.4. Vérifier que le pK_a de ce couple acido- basique est égal à 10,2.

2. A 1 litre de solution S, on ajoute 0,2 g d'hydroxyde de sodium solide et anhydre. On négligera la variation du volume de la solution.

2.1. Ecrire et interpréter l'équation de la réaction se produisant lors de cette addition.

2.2. Dire, en justifiant la réponse, quelles propriétés particulières possède la solution ainsi obtenue.

2.3. En déduire sans calcul, la valeur de son pH.

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

EXERCICE 5 : FEU VERT D 84 : p. 29 : (CORRECTION)

1.

1.1. $-\log C = -\log (10^{-2}) = 2 \neq \text{pH}$: $\text{pH} > -\log C$, donc H_3BO_3 est un acide faible.

1.2. $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$

1.3. • **Espèces chimiques** : H_3O^+ ; OH^- ; H_2BO_3^- et H_3BO_3 .

• **Définition du pH** : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 8 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Produit ionique de la solution** : $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 1,25 \cdot 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$.

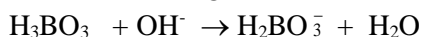
• **Electroneutralité** : $[\text{OH}^-] + [\text{H}_2\text{BO}_3^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_2\text{BO}_3^-] = 7,8 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$.

• **Conservation de la matière** : $[\text{H}_3\text{BO}_3] + [\text{H}_2\text{BO}_3^-] = C \Rightarrow [\text{H}_3\text{BO}_3] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1.4. $\text{pK}_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{H}_2\text{BO}_3^-]}{[\text{H}_3\text{BO}_3]} = 10,2$.

2.

2.1. L'hydroxyde de sodium est totalement ionisé en ions OH^- et Na^+ . Les ions Na^+ sont indifférents. Les ions OH^- réagissent sur les molécules d'acide borique suivant :



2.2. 0,2 g d'hydroxyde de sodium représentent $5 \cdot 10^{-2}$ mol de soude. Or on a, dans 1 L de solution acide, 10^{-2} mole d'acide : la moitié de cet acide a donc réagi. On est donc à la demi-équivalence.

2.3. A la demi-équivalence : $\text{pH} = \text{pK}_a = 10,2$.

EXERCICE 6 : FEU VERT D 84 : p. 31 : Arex 13 p. 72 (Réaction acido- basique)

Un préparateur a réalisé deux solutions acides S_1 et S_2 . L'une contient de l'acide méthanoïque, l'autre de l'acide chlorhydrique. Les étiquettes des flacons portant les indications du nom de l'acide et de sa concentration se sont décollées et ont été perdues.

1. Pour retrouver ces indications, on procède à quelques expériences :

- On mesure le pH de chaque solution : pour S_1 : $\text{pH} = 2,5$; pour S_2 : $\text{pH} = 2$.
- On procède au dosage d'un volume $V_a = 25 \text{ cm}^3$ de chaque solution, à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude), de concentration $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Pour S_1 , l'équivalence est atteinte après addition d'un volume $V_{b1} = 30 \text{ cm}^3$. Pour S_2 , l'équivalence est atteinte après addition d'un volume $V_{b2} = 5 \text{ cm}^3$.

1.1. Calculer les concentrations molaires initiales des solutions S_1 et S_2 .

1.2. Identifier ces solutions en justifiant votre réponse.

2. Déterminer le pK_a du couple acide méthanoïque / ion méthanoate.

3.

3.1. Quel volume de la solution de soude précédente faudrait-il ajouter à 20 cm^3 de la solution d'acide méthanoïque pour atteindre la demi-équivalence ?

3.2. Quel sera le pH de la solution obtenue ?

EXERCICE 7 : FEU VERT D 84 : p. 43 : (Réaction acido- basique)

Un préparateur étourdi a obtenu trois solutions aqueuses incolores, de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, qu'il a placées dans trois flacons différents. Au moment de coller les étiquettes sur les flacons, il les a mélangés et se trouve embarrassé. Il décide alors de mesurer le pH de chaque solution. Pour le flacon A, il trouve 2,9 ; pour B : 5,1 ; pour C : 8,9.

Il sait d'autre part que l'une des solutions est du chlorure d'ammonium, l'autre de l'éthanoate de sodium et l'autre enfin de l'acide éthanoïque (ou acide acétique).

Il a trouvé dans un livre de chimie, les valeurs des constantes pK_a des couples acide/base suivants :

- couple de l'ion ammonium : $\text{pK}_a = 9,3$
- couple de l'acide éthanoïque : $\text{pK}_a = 4,8$.

1. Expliquer comment, à l'aide des valeurs de pK_a et des mesures de pH, il peut placer correctement les étiquettes.

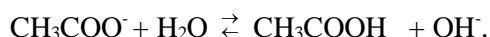
2. Il mélange ensuite 200 cm^3 de solution A et 200 cm^3 de solution C.

2.1. La solution obtenue est-elle acide ou basique ? Justifier votre réponse.

2.2. Expliquer qualitativement comment varie le pH de cette solution quand on lui ajoute quelques cm^3 d'eau pure.

EXERCICE 7 : FEU VERT D 84 : p. 43 : CORRECTION

1. • L'éthanoate de sodium en solution aqueuse est ionisé en ions Na^+ et éthanoate CH_3COO^- : les ions Na^+ sont indifférents et les ions CH_3COO^- réagissent sur l'eau suivant :



L'ion éthanoate est une base faible, le pH de sa solution aqueuse est nécessairement supérieur à 7. Le flacon C contient de l'éthanoate de sodium.

• La solution de chlorure d'ammonium est ionisée en ions Cl^- indifférents et en ions NH_4^+ qui réagissent sur l'eau : $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$. La solution est acide.

Les pK_a du couple de l'acide éthanoïque et du couple de l'ion ammonium montrent que l'ion ammonium est un acide plus faible que l'acide éthanoïque. A concentration égale, le pH de sa

solution aqueuse sera plus élevée : A est la solution d'acide éthanoïque (pH = 2,9) et B est la solution de chlorure d'ammonium (pH = 5,1).

- Les pH sont inférieurs aux pK_a des couples correspondants.

2.

2.1. L'acide éthanoïque et sa base conjuguée sont ici mélangés à volumes égaux et à concentrations égales : on obtient donc une solution dont le pH = pK_a = 4,8. Cette solution est une solution tampon.

2.2. Une addition d'eau ne modifie pas le rapport $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$: le pH reste donc égal à pK_a.

EXERCICE 8 : FEU VERT D 84 : p. 49 : (Réaction acido- basique)

La constante pK_a du couple acide- base d'un indicateur coloré, noté sous la forme Hind / Ind⁻, est 5,5 à 25°C.

1. Ecrire l'équation- bilan de la réaction acido- basique intervenant entre Hind et l'eau.

2. On admet que la solution prend la couleur jaune de la forme acide si le rapport des concentrations molaires volumiques de la forme acide à la forme basique est supérieur ou égal à 10 et qu'elle prend la couleur rouge de la forme basique si le rapport des concentrations molaires volumiques de la forme basique à la forme acide est supérieur ou égal à 10.

En déduire les deux valeurs de pH limitant la zone de virage de l'indicateur.

3. Indiquer et justifier la couleur de cet indicateur :

3.1. Dans une solution d'acide chlorhydrique de concentration 10⁻³ mol.L⁻¹.

3.2. Au point d'équivalence du dosage de l'acide chlorhydrique par l'hydroxyde de sodium.

3.3. Au point d'équivalence du dosage de l'acide éthanoïque par l'hydroxyde de sodium.

EXERCICE 8 : FEU VERT D 84 : p. 49 : CORRECTION

1. $\text{HInd} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ind}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

2. L'indicateur est rouge pour : $\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \geq 10 \Leftrightarrow \log \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \geq 1$

$\Leftrightarrow \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \geq \text{pK}_a + 1$.

L'indicateur est jaune pour : $\frac{[\text{HInd}]}{[\text{Ind}^-]} \geq 10 \Leftrightarrow \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \leq 10^{-1} \Leftrightarrow \log \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \leq -1$

$\Leftrightarrow \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \leq \text{pK}_a - 1$.

Les valeurs limites sont donc : **pK_a - 1** et **pK_a + 1**.

3.

3.1. Le pH d'une solution d'acide chlorhydrique à 10⁻³ mol.L⁻¹ est 3 : **l'indicateur est jaune.**

3.2. Au point d'équivalence acide fort / base forte le pH est 7 > 6,5 : **l'indicateur est rouge.**

3.3. Au point d'équivalence acide faible / base forte : pH > 7 > 6,5 : **l'indicateur est rouge.**

EXERCICE 10: FEU VERT D 84 : p. 54 : Acide carb .

L'analyse du liquide A contenu dans un flacon a conduit à lui attribuer la formule brute C₄H₈O. Quelques expériences réalisées avec ce liquide A ont permis les observations suivantes :

1. L'addition de quelques gouttes de 2,4-dinitrophénylhydrazine (DNPH) provoque la formation d'un précipité jaune. A la suite de cette observation, quelles sont les formules semi- développées que l'on peut envisager pour ce liquide ? Indiquer les noms des produits correspondant à chaque formule.

2. Une solution de dichromate de potassium en milieu acide est réduite par le corps A.

2.1. A quelle famille de produits organiques appartient- il ?

2.2. Indiquer la (ou les) formule(s) semi- développée(s) que l'on peut retenir.

3. Le corps A est en fait l'isomère à chaîne non ramifiée. Indiquer la formule semi- développée et le nom du corps organique B obtenu dans la réaction de A avec la solution de dichromate de potassium.
4. On mélange une mole de B avec une mole d'éthanol.
 - 4.1. Quelle est la réaction qui se produit ?
 - 4.2. Indiquer la nature , le nom et la formule semi- développée du corps organique C obtenu.
 - 4.3. Ecrire l'équation- bilan.

EXERCICE 10: FEU VERT D 84 : p. 54 : CORRECTION .

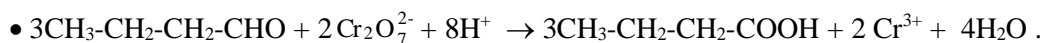
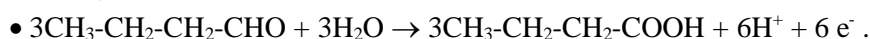
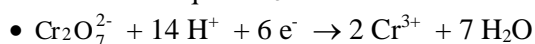
1. La DNPH donne un précipité jaune de 2,4-dinitrophénylhydrazone avec les composés présentant un groupement carbonyle. Le corps A présente donc le groupement carbonyle. On peut donc avoir :
 (1) : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$ (butanal : aldéhyde) , (2) : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$ (butanone : cétone) et
 (3) : $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CHO}$ (2-méthylpropanal : aldéhyde).

2.

2.1. Seuls, des aldéhydes et des cétones, les aldéhydes peuvent subir une oxydation ménagée en acides carboxyliques.

2.2. A peut être (1) ou (3) : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$ ou $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CHO}$.

3. Le butanal est seul l'isomère à chaîne non ramifiée. L'oxydation ménagée du butanal donne l'acide butanoïque $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$.



4.

4.1. Réaction d'estérification.

4.2. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COO-C}_2\text{H}_5$: butanoate d'éthyle (ester).



EXERCICE 11 : FEU VERT D 84 : p. 65 : Amines

On considère une solution aqueuse S de triméthylamine $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$ de concentration molaire volumique égale à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH de cette solution est 10,9.

1. Ecrire la formule semi- développée des amines isomères ayant cette formule brute en précisant le nom et la classe de chacune d'elles.

2.

2.1. Quel est l'acide conjugué de cette triméthylamine ? Indiquer sa formule semi- développée et son nom.

2.2. Ecrire l'équation- bilan traduisant la réaction d'ionisation de cette amine en solution aqueuse.

2.3. Déterminer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution S.

2.4. En déduire la constante d'acidité du couple acide- base considéré, ainsi que son pK_a .

2.5. Le pK_a du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ vaut 9,3. La triméthylamine est-elle une base plus forte que l'ammoniac ?

EXERCICE 11 : FEU VERT D 84 : p. 65 : CORRECTION

On considère une solution aqueuse S de triméthylamine $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$ de concentration molaire volumique égale à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH de cette solution est 10,9.

1. Ecrire la formule semi- développée des amines isomères ayant cette formule brute en précisant le nom et la classe de chacune d'elles.

2.

2.1. Quel est l'acide conjugué de cette triméthylamine ? Indiquer sa formule semi- développée et son nom.

2.2. Ecrire l'équation- bilan traduisant la réaction d'ionisation de cette amine en solution aqueuse.

2.3. Déterminer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution S.

2.4. En déduire la constante d'acidité du couple acide- base considéré, ainsi que son pK_a .

2.5. Le pK_a du couple NH_4^+ / NH_3 vaut 9,3. La triméthylamine est-elle une base plus forte que l'ammoniac ?

EXERCICE 12 : FEU VERT D 84 : p. 69 : Amines

Dans un tube à essais, à 5 mL de monoiodoéthane en solution dans l'éthanol absolu, on ajoute 2 mL de triéthylamine pure. On observe la formation d'un précipité blanc.

- 1.1. Quelle est la nature du composé observé ?
- 1.2. Ecrire l'équation- bilan.
2. Montrer à l'aide de cette réaction que l'atome d'azote de la triéthylamine est un centre nucléophile.
3. La densité de la triéthylamine étant 0,728 et le monoiodoéthane étant en excès, quelle masse de précipité peut-on se former au maximum ?
4. Pourquoi ne pas avoir pris les deux réactifs à l'état pur et pourquoi avoir choisi un solvant anhydre ?

Données : Masses molaires en $g.mol^{-1}$: H = 1 ; C = 12 ; I = 127 ; N = 14.

EXERCICE 12 : FEU VERT D 84 : p. 69 : CORRECTION

Dans un tube à essais, à 5 mL de monoiodoéthane en solution dans l'éthanol absolu, on ajoute 2 mL de triéthylamine pure. On observe la formation d'un précipité blanc.

- 1.1. Quelle est la nature du composé observé ?
- 1.2. Ecrire l'équation- bilan.
2. Montrer à l'aide de cette réaction que l'atome d'azote de la triéthylamine est un centre nucléophile.
3. La densité de la triéthylamine étant 0,728 et le monoiodoéthane étant en excès, quelle masse de précipité peut-on se former au maximum ?
4. Pourquoi ne pas avoir pris les deux réactifs à l'état pur et pourquoi avoir choisi un solvant anhydre ?

EXERCICE 13 : FEU VERT D 84 : p. 71: Acide aminé

Un acide aminé est un composé organique dont la molécule renferme deux groupements fonctionnels caractéristiques.

1. Nommer ces groupements et écrire leurs formules semi- développées.
2. Donner la formule générale d'un acide α - aminé et justifier cette appellation.
3. Sur l'alanine : acide aminé contenant trois atomes de carbone, on fait réagir la glycine :acide α - aminé dont la molécule contient deux atomes de carbone.
 - 3.1. Ecrire l'équation chimique traduisant cette réaction.
 - 3.2. Comment appelle-t-on une telle réaction ?
 - 3.3. Quel type de molécule obtient-on ?
4. Quelle est l'espèce chimique prépondérante dans la solution aqueuse de glycine ?

EXERCICE 14 : FEU VERT D 84 : p. 76 : Acide aminé

L'alanine a pour formule $CH_3-CH(NH_2)-COOH$.

1. Comment appelle-t-on les composés de formule générale $R-CH-(NH_2)-COOH$?
- 2.1. Quels groupes fonctionnels ce corps possède-t-il ?
- 2.2. Montrer qu'en solution aqueuse, l'alanine peut se comporter comme un acide ou comme une base. Ecrire les équations- bilan des réactions chimiques correspondantes.
3. Les solutions aqueuses d'alanine contiennent un ion dipolaire. Donner la formule de cet ion.
4. De quel anion et de quel cation l'ion dipolaire précédent est-il respectivement :
 - 4.1. l'acide conjugué ;

4.2. la base conjuguée ?

5.

5.1. Ecrire la réaction de condensation mettant en jeu deux molécules d'alanine.

5.2. Quel type particulier de liaison trouve-t-on dans le composé obtenu ?

5.3. Où se trouve-t-elle dans la formule développée de ce composé ?

EXERCICE 15 : FEU VERT D 84 : p. 185: Induction

Une bobine plate est formée de 10 spires identiques de rayon $R = 10 \text{ cm}$. Son plan est vertical et elle est mobile autour de l'axe de symétrie vertical (Δ) .

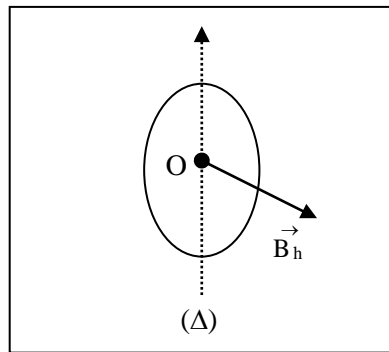
1. La composante horizontale \vec{B}_h ($B_h = 2 \cdot 10^{-5} \text{ T}$) du vecteur champ magnétique terrestre est perpendiculaire au plan des spires. Calculer le flux d'induction magnétique de \vec{B}_h à travers la bobine.

2. L'axe (Δ) étant orienté de bas en haut, on fait tourner la bobine autour de celui-ci dans le sens trigonométrique, de façon uniforme, à raison de $N = 50$ tours/s.

2.1. Donner l'expression littérale, en fonction du temps t , du flux d'induction magnétique de \vec{B}_h à travers la bobine, sachant qu'à l'instant $t = 0$, ce flux est maximal.

2.2. Donner l'expression littérale en fonction du temps t de la f.e.m d'induction produite aux bornes de la bobine.

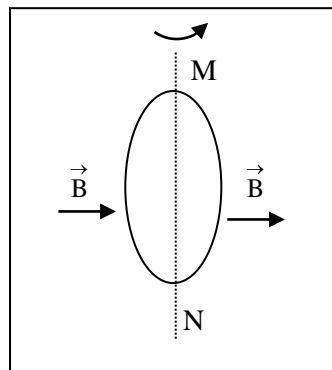
2.3. Calculer la période du courant parcourant la bobine supposée formée sur elle-même et la valeur maximale de la f.e.m induite.



EXERCICE 16 : FEU VERT D 84 : p. 187 : Induction

Une spire conductrice plane fermée, de surface S , est animée d'un mouvement de rotation uniforme de vitesse de 50 tours par seconde autour de l'un de ses diamètres MN , dans un champ magnétique uniforme, \vec{B} . Le vecteur \vec{B} est perpendiculaire à MN . A l'instant, de date zéro, le plan de la spire est parallèle à la direction de \vec{B} .

On donne : $S = 100 \text{ cm}^2$; $B = 10^{-2} \text{ T}$.



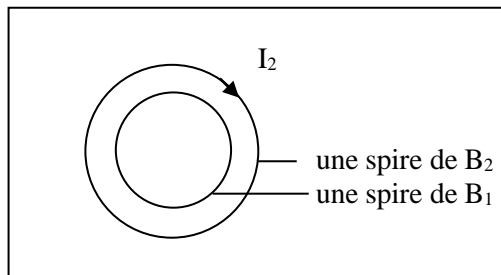
1.
 - 1.1. Quelle est, en fonction du temps, l'expression de la force électromotrice d'induction qui apparaît dans la spires ?
 - 1.2. Calculer numériquement sa valeur efficace.
2.
 - 2.1. Quelles sont les positions de la spire lorsque cette force électromotrice s'annule ?
 - 2.2. Déterminer par le calcul, à quelles dates cela se produit .

EXERCICE 17 : FEU VERT D 84 : p. 192 : Induction

On considère deux bobines coaxiales (B_1) et (B_2) dont les diamètres sont respectivement $d_1 = 12$ cm et $d_2 = 15$ cm. (B_1) comporte 600 spires, et sa résistance R_1 vaut 80Ω . (B_2) est considérée comme infiniment longue (vis-à-vis de son diamètre) et comporte 1250 spires par mètre. (B_1) est toute entière située à l'intérieur de (B_2).

(B_2) appartient à un circuit comportant en série un générateur, un rhéostat et un ampèremètre qui indique une intensité de 1,2 A. On réalise un circuit fermé comportant, en série, la bobine (B_1) et un galvanomètre.

1. Faire un schéma du dispositif.
2. On annule le courant qui circule dans (B_2) en un temps $\Delta t = 6 \cdot 10^{-2}$ s.
 - 2.1. En déduire la force électromotrice moyenne qui apparaît dans (B_1), et la quantité d'électricité qui traverse (B_1).
 - 2.2. Sur le schéma ci-dessus, que l'on reproduira, on indiquera, en le justifiant, le sens du courant induit dans (B_1).



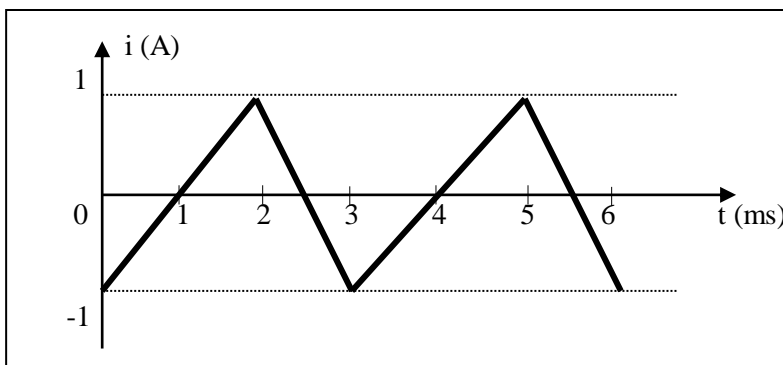
3. Mêmes questions si l'intensité du courant I_2 varie de 1,2 à 1,8 A pendant le même intervalle de temps Δt .

On donne : $\mu_0 = 4 \cdot \pi \cdot 10^{-7}$ S.I .

EXERCICE 18 : FEU VERT D 84 : p. 194 : Induction

Une bobine B_1 (solénoïde) de diamètre faible par rapport à sa longueur $L = 0,5$ m comporte $N_1 = 2500$ spires régulièrement réparties. Elle est parcourue par un courant électrique périodique d'intensité $i(t)$ variable avec le temps ; la courbe représentant de $i(t)$ est donnée ci-après.

On place au centre de B_1 une petite bobine B_2 comportant $N_2 = 200$ spires de diamètre $D = 4 \cdot 10^{-2}$ m. B_1 et B_2 ont même axe.



1. Expliquer l'existence d'une force électromotrice induite e aux bornes de B₂.
2.
 - 2.1. Déterminer les valeurs de cette force électromotrice induite e en fonction du temps.
 - 2.2. En faire une représentation graphique.

Echelle : abscisse : 1 cm ↔ 1 ms ; ordonnée : 1 cm ↔ 0,5 V.

Donnée : perméabilité magnétique : $\mu_0 = 4 \cdot \pi \cdot 10^{-7}$ S.I .

EXERCICE 19 : FEU VERT D 84 : p. 200 : RLC

1. Dans le but de déterminer la résistance et l'inductance d'une bobine, on réalise les deux expériences suivantes :

- la bobine est alimentée par une source de tension continue $U = 12\text{V}$; elle est alors traversée par un courant d'intensité $I = 150\text{ mA}$.
- la bobine est alimentée par une source de tension sinusoïdale de valeur efficace $U' = 100\text{ V}$, de fréquence 50 Hz ; elle est alors traversée par un courant d'intensité efficace $I' = 300\text{ mA}$.

En déduire la résistance et l'inductance de la bobine.

2. On monte en série avec la bobine et la source sinusoïdale ci-dessus, un condensateur de capacité réglable. Pour une valeur C_0 de la capacité du condensateur, on constate que l'intensité dans le circuit est maximale. Quelle est la valeur de C_0 ?
3. Quelle est alors, l'intensité dans le circuit ?

EXERCICE 19 : FEU VERT D 84 : p. 200 : CORRECTION

1) • **Résistance** : En courant continu : $U = R \cdot I \Rightarrow R = \frac{U}{I} = \mathbf{80\ \Omega}$.

• **Inductance** : En courant alternatif : $U' = Z \cdot I' \Rightarrow Z = \frac{U'}{I'} = 263,2\ \Omega$.

$$Z = \sqrt{R^2 + L^2 \omega^2} \Rightarrow Z^2 = R^2 + L^2 \omega^2 \text{ avec } \omega = 2\pi f = 100\pi \text{ rad.s}^{-1} \Rightarrow L^2 = \frac{Z^2 - R^2}{\omega^2} = \frac{Z^2 - R^2}{4\pi^2 f^2} = \mathbf{0,798\ H}.$$

2) Si l'intensité efficace est maximale, il y a résonance donc $LC_0\omega^2 = 1$

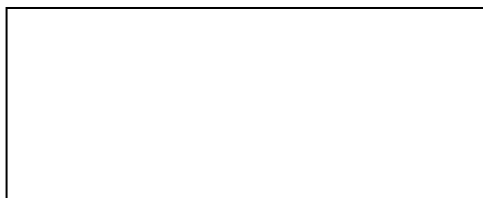
$$\Rightarrow C_0 = \frac{1}{L\omega^2} = \frac{1}{L \cdot 4\pi^2 f^2} = \mathbf{12,7\ \mu F}.$$

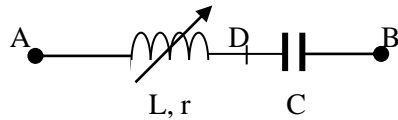
3) A la résonance : $I = \frac{U}{R} = \mathbf{1,25\ A}$.

EXERCICE 20 : FEU VERT D 84 : p. 202 : RLC

On réalise un dipôle AB comprenant, en série, une bobine d'auto-inductance L variable et de résistance r et un condensateur de capacité C . On applique aux bornes de cet ensemble, une tension sinusoïdale, de fréquence $f = 50\text{ Hz}$ et de valeur efficace $U = 10\text{ V}$.

1.
 - 1.1. Rappeler, sans les établir, les expressions de l'impédance de la bobine, du condensateur et du dipôle rLC.
 - 1.2. En déduire la condition à laquelle doit satisfaire le produit LC pour que l'intensité indiquée par un ampèremètre placé dans le circuit prenne sa valeur maximale I_0 .
 - 1.3. Sachant que $r = 5\ \Omega$ et $C = 12,5\ \mu\text{F}$, calculer L et I_0 .
2. Calculer la tension efficace U_c qui existerait dans les conditions ci-dessus aux bornes du condensateur.
3. Pour éviter une détérioration de ce condensateur, on monte en série, dans le circuit précédent, un conducteur ohmique de résistance R . Calculer R de façon que la tension efficace U'_c aux bornes du condensateur soit dix fois plus faible que U_c .





EXERCICE 20 : FEU VERT D 84 : p. 202 : CORRECTION

1.

1.1. **Impédance** : Bobine : $Z_B = L\omega$; Condensateur : $Z_C = \frac{1}{C\omega}$; Dipôle rLC : $Z = \sqrt{r^2 + (L\omega - \frac{1}{C\omega})^2}$

1.2. I_0 est maximale si Z est minimale, donc : $L\omega = \frac{1}{C\omega} \Rightarrow LC\omega^2 = 1$: résonance.

1.3. $L = \frac{1}{C\omega^2} = \frac{1}{C_0 4\pi^2 f^2} = 0,81 \text{ H}$; $I_0 = \frac{U}{r} = 2 \text{ A}$.

2. $U_c = Z_C \cdot I_0 = \frac{I_0}{C \cdot 2\pi f} = 509 \text{ V}$.

3. On veut : $U_c = I_0 \cdot U'_c \Rightarrow \frac{U'_c}{U_c} = 10^{-1}$.

$U'_c = \frac{I'_0}{C\omega_0}$ et $U_c = \frac{I_0}{C\omega_0} \Rightarrow \frac{U'_c}{U_c} = \frac{I'_0}{I_0}$.

A la résonance : $U = r \cdot I_0 = (r + R) I'_0 \Rightarrow \frac{U'_c}{U_c} = \frac{r}{R + r} = 10^{-1} \Rightarrow R = 9 \cdot r = \mathbf{45 \Omega}$.

EXERCICE 21 : FEU VERT D 84 : p. 204 : RLC:

1. Un solénoïde de résistance 10Ω a une inductance égale à $25 \cdot 10^{-3} \text{ H}$. On l'alimente à l'aide d'un générateur fournissant une tension sinusoïdale de fréquence 50 Hz et de valeur efficace 6 V .

1.1. Calculer l'intensité efficace du courant traversant la bobine.

1.2. Calculer le déphasage existant entre la tension u et l'intensité du courant i .

2. On réalise un dipôle AB en montant en série la bobine précédente avec un condensateur de capacité $C = 1,5 \mu\text{F}$. Ce dipôle est alimenté par un générateur fournissant une tension sinusoïdale de fréquence variable mais de valeur efficace constante et égale à $1,5 \text{ V}$. On écrira $u_{AB} = 1,5\sqrt{2} \cos\omega t$.

2.1. Donner l'expression de l'impédance du dipôle et celle du déphasage entre u_{AB} et l'intensité i du courant traversant le dipôle.

2.2. Application numérique dans le cas où la fréquence vaut $f = 1000 \text{ Hz}$. Préciser le signe du déphasage entre u_{AB} et i . Donner l'expression $i(t)$.

2.3. Pour quelle valeur de la fréquence obtient-on la résonance ?

2.4. Calculer la valeur de l'intensité à la résonance.

2.5. En déduire la valeur maximale de la tension présente aux bornes du condensateur.

EXERCICE 21 : FEU VERT D 84 : p. 204 : CORRECTION:

1.

1.1. $U = Z \cdot I \Rightarrow I = \frac{U}{Z}$ avec $Z = \sqrt{R^2 + L^2\omega^2} = \sqrt{R^2 + L^2 \cdot 4\pi^2 f^2} = 12,7 \Omega \Rightarrow \mathbf{I = 0,472 \text{ A}}$.

1.2. $\cos\varphi = \frac{R}{Z} = 0,786 \Rightarrow \varphi = 38^\circ = 0,665 \text{ rd}$. φ est le déphasage entre u et i : u est en avance devant i .

2.

2.1. $Z = \sqrt{R^2 + (L\omega - \frac{1}{C\omega})^2} = \sqrt{R^2 + (2\pi f L - \frac{1}{C \cdot 2\pi f})^2}$. Le déphasage φ entre u et i est tel que $\cos\varphi = \frac{R}{Z}$.

2.2. Si $f = 1000 \text{ Hz}$: $L\omega = L \cdot 2\pi f = 157 \Omega$; $\frac{1}{C \cdot 2\pi f} = 106 \Omega$ et $Z = 52 \Omega$.

$L\omega > \frac{1}{C\omega} \Rightarrow \varphi > 0$: u est en avance sur i.

• $\cos\varphi = \frac{R}{Z} = 0,192 \Rightarrow \varphi = 78^\circ 9 = 1,38 \text{ rad.}$

$I = \frac{U}{Z} = 28 \cdot 10^{-3} \text{ A}$; $I_m = I \cdot \sqrt{2}$; $u_{AB} = 1,5 \sqrt{2} \cos\omega t$; $i = 2,88 \cdot 10^{-2} \cdot \sqrt{2} \cos(100\pi t - 1,38)$.

2.3. Résonance pour $LC\omega_0^2 = 1 \Rightarrow f_0 = \frac{1}{2\pi\sqrt{LC}} = 822 \text{ Hz.}$

2.4. $I = \frac{U}{R} = 0,15 \text{ A.}$

2.5. $U_c = Z_c \cdot I = \frac{I}{C \cdot 2\pi \cdot f_0} = 19,4 \text{ V.}$

EXERCICE 19 : FEU VERT D 84 : p. 210: RLC : TROP DIFFICILE

On se propose de déterminer la résistance ohmique r et l'auto-inductance L d'une bobine.

Pour cela, on monte en série un résistor linéaire de résistance $R = 7 \Omega$ et la bobine. L'ensemble est alimenté par une tension sinusoïdale $u = 33,94 \cos 100\pi t$, (u en V, t en s). On mesure les tensions efficaces U_1 et U_2 aux bornes du résistor et aux bornes de la bobine.

On obtient $U_1 = 8 \text{ V}$ et $U_2 = 19,6 \text{ V}$.

1. En déduire les valeurs de r et L.
2. Donner les expressions des tensions instantanées u_1 et u_2 , respectivement aux bornes du résistor et aux bornes de la bobine.
3. Quelle est la puissance moyenne consommée dans ce circuit ?

EXERCICE 19 : FEU VERT D 84 : p. 210: CORRECTION : TROP DIFFICILE

1. $u = 33,94 \cos 100\pi t \Rightarrow U_e = \frac{U_m}{\sqrt{2}} = 24 \text{ V}$; $\omega = 100\pi \Rightarrow f = 50 \text{ Hz.}$

• Aux bornes du résistor : $U_1 = R \cdot I \Rightarrow I = \frac{U_1}{R} = 1,14 \text{ A}$

• Aux bornes de la bobine : $U_2 = Z_B \cdot I \Rightarrow Z_B = \frac{U_2}{I} = 17,15 \Omega$

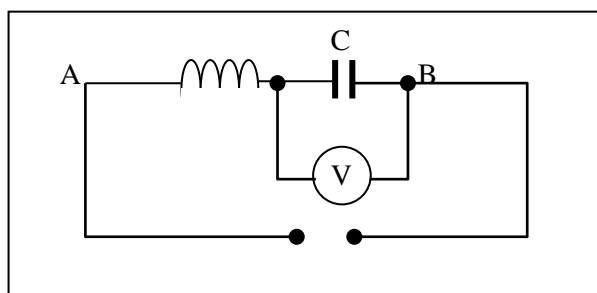
• Aux bornes de l'ensemble : $U = 24 \text{ V} \Rightarrow Z_t = \frac{U}{I} = 21 \Omega$

• $Z_B = \sqrt{r^2 + L^2\omega^2}$; $Z_t = \sqrt{(R + r)^2 + L^2\omega^2}$ (**inachevé**)

2. Donner les expressions des tensions instantanées u_1 et u_2 , respectivement aux bornes du résistor et aux bornes de la bobine.
3. Quelle est la puissance moyenne consommée dans ce circuit ?

EXERCICE 20 : FEU VERT D 84 : p. 212 : RLC :

Une portion de circuit RLC comprend une bobine de résistance $R = 10 \Omega$ et d'inductance L variable, en série avec un condensateur parfait de capacité $C = 10^{-7} \text{ F}$. Par l'intermédiaire d'un générateur de fréquence variable, on applique aux bornes du dipôle AB une tension $u = U_m \cos 2\pi f t$ où $U_m = 2 \text{ V}$. Le circuit consomme une puissance $P = 0,1 \text{ W}$.



~

1.

1.1. Démontrer que la valeur efficace de l'intensité du courant qui circule dans ce circuit est de 0,1A.

1.2. Calculer la valeur du facteur de puissance et celle de l'impédance du dipôle AB.

2. Sachant que pour atteindre la résonance, on pourrait, par exemple, diminuer la valeur de l'inductance L, donner l'expression de l'intensité i dans le circuit en fonction du temps et de la fréquence f.

3. En réalité, on cherche la résonance en modifiant la fréquence, l'inductance L et la capacité C étant maintenues constantes. Faut-il augmenter ou diminuer la fréquence ?

4. On trouve la résonance pour $f = 5 \cdot 10^3$ Hz.

4.1. Quelle est la valeur de l'inductance L ?

4.2. Quelle est alors l'indication du voltmètre monté aux bornes du condensateur ? Commenter le résultat obtenu.

EXERCICE 20 : FEU VERT D 84 : p. 212 : CORRECTION :

1.

1.1. $P = U \cdot I \cos \varphi$ avec $U = Z \cdot I$ et $\cos \varphi = \frac{R}{Z} \Rightarrow P = R \cdot I^2$; $I^2 = \frac{P}{R} = 10^{-2} \Rightarrow I = 10^{-1} \text{ A}$.

1.2. $U_m = 2 \text{ V} \Rightarrow U = \frac{U_m}{\sqrt{2}} = 1,41 \text{ V}$; $\cos \varphi = \frac{P}{U \cdot I} = 0,707$; $Z_{AB} = \frac{U}{I} = 14,1 \Omega$.

2. A la résonance : $L\omega = \frac{1}{C\omega}$. Si on diminue L pour atteindre la résonance, c'est que $L\omega > \frac{1}{C\omega}$, donc il y a effet d'inductance.

La tension u est en avance devant i avec un déphasage φ : $\cos \varphi = \frac{\sqrt{2}}{2} \Rightarrow \varphi = 45^\circ = \frac{\pi}{4} \text{ rad}$.

$u = U_m \cos 2\pi ft \Rightarrow i = I_m \cos(2\pi ft - \varphi) = 10^{-2} \sqrt{2} \cos(2\pi ft - \frac{\pi}{4})$.

3. On avait $L\omega > \frac{1}{C\omega}$: il faut donc diminuer ω , donc diminuer f pour arriver à la résonance .

4.

4.1. $LC\omega^2 = 1 \Rightarrow L = \frac{1}{C \cdot 4\pi^2 f_0^2} = 0,01 \text{ H} = 10,1 \text{ mH}$.

4.2. $U_c = \frac{I_0}{C\omega}$ avec $I_0 = \frac{U}{R} \Rightarrow U_c = \frac{U}{RC\omega} = 45 \text{ V}$.

EXERCICE 21 : FEU VERT D 84 : p. 218 : RLC :

Un générateur délivre une tension alternative sinusoïdale $u_{AB} = U_m \cdot \sin \omega t$ avec $U_m = 100\sqrt{2}$ volts. Il débite dans une portion AB de circuit série comprenant un conducteur ohmique de résistance $R = 20,0 \Omega$, une bobine d'auto-inductance $L = 0,50 \text{ H}$ et un condensateur de capacité C variable.

1. Donner l'expression littérale de l'impédance Z de la portion de circuit AB.

2. On fait varier C en maintenant fixes R, L, U_m et ω . Lorsque le condensateur a une capacité $C_1 = 15 \mu\text{F}$, on constate que l'intensité efficace a la valeur la plus grande.

2.1. Calculer la fréquence f de la tension sinusoïdale.

2.2. Calculer l'intensité efficace I du courant traversant alors le circuit.

3. Faire le schéma d'un montage permettant d'observer simultanément sur l'écran d'un oscillographe bicourbe, la tension entre les points A et B d'une part et l'intensité du courant dans le circuit d'autre part.

4. Pour la valeur $C_2 = 17 \mu\text{F}$ de la capacité :

- 4.1. Calculer le déphasage φ de l'intensité du courant sur la tension entre A et B.
- 4.2. Donner l'expression de l'intensité instantanée i du courant qui passe dans le circuit.
- 4.3. Indiquer au moyen d'un schéma comment les 2 courbes se placent l'une par rapport à l'autre sur l'écran de l'oscillographe.

EXERCICE 21 : FEU VERT D 84 : p. 218 : CORRECTION:

1. $Z = \sqrt{R^2 + (L\omega - \frac{1}{C\omega})^2}$

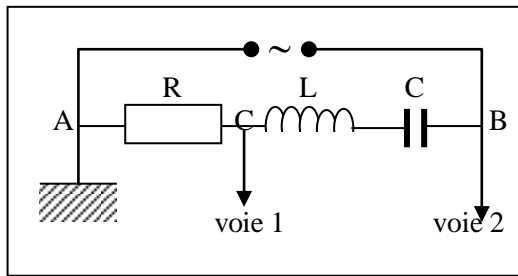
2.

2.1. $LC_1\omega^2 = 1 \Rightarrow f = \frac{1}{2\pi\sqrt{LC}} = 58,1 \text{ Hz.}$

2.2. $I = \frac{U}{R} = 5 \text{ A}$: il y a résonance.

2.2. Calculer l'intensité efficace I du courant traversant alors le circuit.

3.



En voie 2, on observera u_{AB} . En voie 1, on observera $u_R = R.i$.

4. $C_2 = 17 \mu\text{F}$: il n'y a plus résonance.

4.1. $L\omega = 182,4 \Omega$; $\frac{1}{C\omega} = 162,1 \Omega$; $L\omega > \frac{1}{C\omega}$: le circuit est inductif.

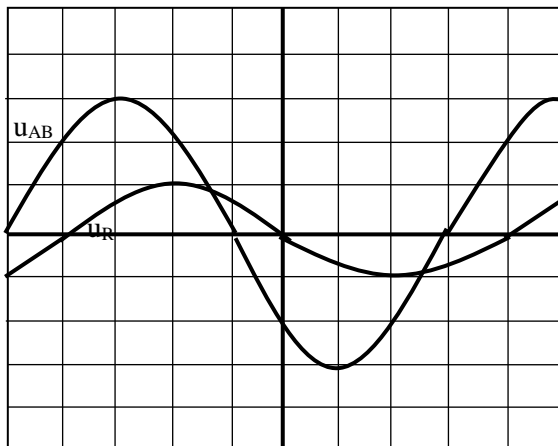
$Z = \sqrt{R^2 + (L\omega - \frac{1}{C\omega})^2} = 29,1 \Omega$; $I = \frac{U}{Z} = 3,43 \text{ A} \Rightarrow I_m = I \cdot \sqrt{2} = 4,85 \text{ A} .$

$\cos \varphi = \frac{R}{Z} = 0,687 \Rightarrow \varphi = 46^\circ,6 = 0,813 \text{ rad} .$ La tension u_{AB} est en avance devant i ; le décalage

entre les 2 courbes est de : $\theta = \frac{T \cdot 46,6}{360} = 0,13 \text{ T.}$

4.2. $u_{AB} = 100\sqrt{2} \cdot \sin\omega t$ et $i = 4,85 \cdot \sin(\omega t - 0,81)$

4.3.



EXERCICE 19 : FEU VERT D 84 : p. 10 :

EXERCICE 20 : FEU VERT D 84 : p. 10 :

EXERCICE 21 : FEU VERT D 84 : p. 10 :

EXERCICE 19 : FEU VERT D 84 : p. 10 :

EXERCICE 20 : FEU VERT D 84 : p. 10 :

EXERCICE 21 : FEU VERT D 84 : p. 10 :