BACCALAURÉAT GÉNÉRAL BLANC

PHYSIQUE-CHIMIE

Epreuve de spécialité

DURÉE DE L'ÉPREUVE : **3 h 30**

L'usage d'une calculatrice EST autorisé

Spécialité

SUJET 1

Exercice 1: **LE VIN ET SES COMPOSANTS** (10 POINTS)

Exercice 2: **LA PANENKA** (5 POINTS)

Exercice 3: **EAU CHAUDE SANITAIRE** (5 POINTS)

EXERCICE 1: LE VIN ET SES COMPOSANTS (10 POINTS)

Un vin est une solution aqueuse qui contient en proportions diverses : des alcools (éthanol, glycérol…), des acides carboxyliques (acide citrique, acide tartrique, acide malique…), des esters (dont l'éthanoate d'éthyle), du dioxyde de soufre, des tanins, des sucres, des ions fer (II) Fe^{2+} et fer (III) Fe^{3+}, etc. Ces différents composants contribuent à la saveur du vin.
Dans cet exercice, on s'intéresse à deux de ces composants :

- le fer, susceptible de causer la « casse » d'un vin blanc **(partie A)** ;
- un ester, l'éthanoate d'éthyle, qui contribue à l'arôme du vin **(partie B)**.

Partie A - Dosage spectrophotométrique des ions fer dans un vin

Un vin blanc contient du fer sous forme d'ions fer (II), $Fe^{2+}(aq)$, et fer (III), $Fe^{3+}(aq)$. Ce fer provient en faibles proportions du raisin. Pour la majeure partie, il provient du matériel utilisé lors de la vinification.

Si la teneur en fer dépasse 10 mg·L^{-1}, on peut craindre la formation d'un précipité blanc dans le vin à l'origine d'un trouble appelé casse blanche pour le vin blanc.

L'objectif de cette partie A est de déterminer le risque de casse blanche d'un vin blanc.

Pour cela, on procède à un titrage spectrophotométrique des ions fer après les avoir fait réagir avec des ions thiocyanate pour former une espèce colorée en solution. En pratique, on procède ainsi :

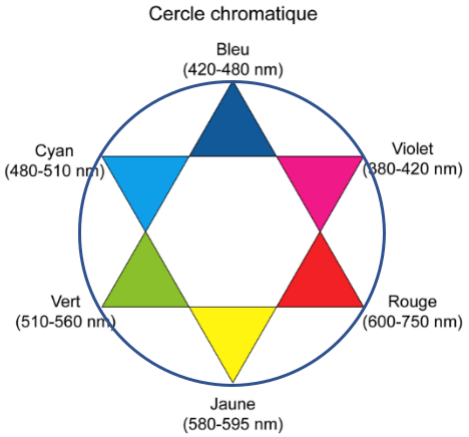
- On oxyde la totalité des ions fer (II) en ions fer (III) par ajout d'eau oxygénée en milieu acide.
- On ajoute une solution de thiocyanate de potassium pour faire réagir les ions fer (III) avec les ions thiocyanate et former des ions thiocyanatofer(III) $[Fe(SCN)]^{2+}(aq)$, selon l'équation de réaction :

$$Fe^{3+}_{(aq)} + SCN^{-}_{(aq)} \rightarrow [Fe(SCN)]^{2+}_{(aq)}$$

- On obtient une solution aqueuse dont la couleur rouge est due aux ions $[Fe(SCN)]^{2+}_{(aq)}$
- On procède à un titrage par spectrophotométrie après avoir réalisé un étalonnage. On détermine ainsi la concentration en masse en ion fer (III) correspondant à la concentration totale en masse des ions fer (II) et (III).

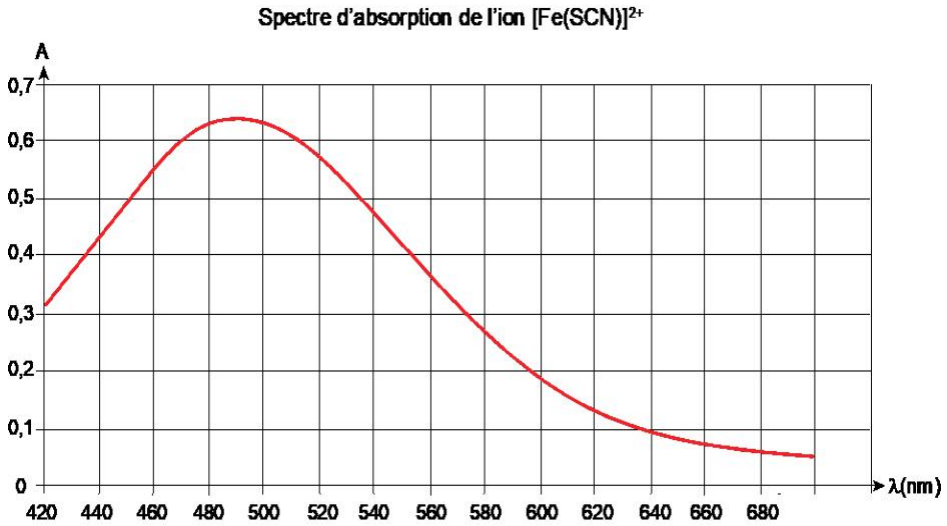
Données :

Cercle chromatique: Dans cette présentation, les couleurs complémentaires sont placées en vis-à-vis sur un même diamètre.
.



Réglage du spectrophotomètre

On donne ci-dessous le spectre d'absorption de l'ion $[Fe(SCN)]^{2+}$ en phase aqueuse.



1. Indiquer la couleur correspondant aux radiations les plus absorbées par l'ion $[Fe(SCN)]^{2+}$ et justifier ainsi la couleur de la solution.

2. Proposer une longueur d'onde à utiliser pour réaliser le titrage.

Préparation des solutions étalons

- Pour préparer les solutions étalons, on met en œuvre le protocole suivant : Préparer 5 solutions étalons d'ions fer (III) numérotées de 1 à 5 par dilution d'une solution mère S_0 d'ions fer (III) de concentration en masse en ions fer (III) égale à $\mathbf{Cm_0 = 100\ mg.L^{-1}}$

Numéro de solution étalon	1	2	3	4	5
$C_m(Fe^{3+})$ en $mg \cdot L^{-1}$	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0

- Verser 10,0 mL de chaque solution dans un bécher.
- Ajouter 1,0 mL d'acide chlorhydrique concentré et 1,0 mL de solution de thiocyanate de potassium de concentration molaire égale à $1,0\ mol \cdot L^{-1}$.
- Les ions thiocyanate sont alors en excès dans chacune des solutions.

3. Préciser pourquoi il est nécessaire que les ions thiocyanate soient apportés en excès dans chaque solution.

4. Déterminer le volume V_0 de solution mère S_0 à prélever pour préparer $V_2 = 50,0$ mL de la solution étalon n° 2.

Mesures et analyse

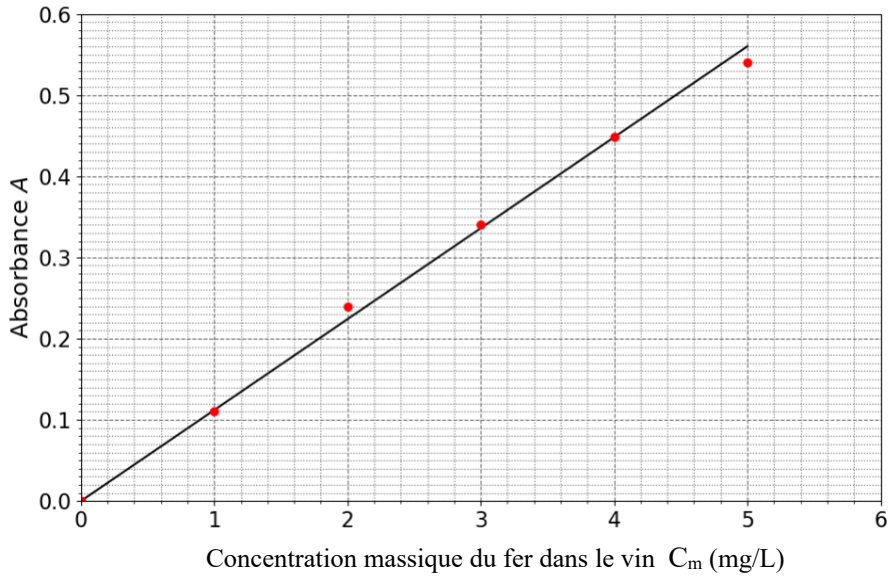
Pour déterminer la teneur en fer du vin blanc étudié, on prépare une solution de vin, notée S_V, en mélangeant:

- 10,0 mL de vin blanc,
- 1,0 mL d'acide chlorhydrique concentré et 1,0 mL de solution de thiocyanate de potassium de concentration molaire égale à $1,0\ mol \cdot L^{-1}$,
- 4 gouttes d'eau oxygénée à 20 volumes (sans incidence sur le volume).

Par la suite :

- On mesure l'absorbance des 5 solutions étalons.
- On trace une courbe d'étalonnage.
- On mesure l'absorbance A_v de la solution de vin S_V.

On a placé les points des mesures dans un graphique donnant l'absorbance en fonction de la concentration. La droite a été ajoutée pour mettre en évidence une tendance dans la répartition des points de mesure.



5. Préciser la forme de la relation entre l'absorbance A et la concentration massique C_m ainsi mise en évidence. Donner le nom de la loi correspondante.

Pour la solution de vin, on trouve : $\boldsymbol{A_V = 0{,}16}$.

6. Déterminer si le vin étudié présente un risque de casse blanche. Justifier.

Partie B - Synthèse d'un ester du vin en laboratoire

Les esters sont des molécules organiques qui participent à la richesse de l'arôme d'un vin. La synthèse de ces esters lors du processus biologique de vinification est lente et peut durer plusieurs mois.

Dans cette partie, on s'intéresse à cette durée de plusieurs mois mentionnée comme nécessaire à la production des esters en cherchant à la relier aux conditions expérimentales. Pour cela, on étudie la formation de l'un de ces esters au cours du temps, l'éthanoate d'éthyle, suivant un protocole en laboratoire.

L'équation de la réaction de synthèse de l'éthanoate d'éthyle est :

$$CH_3COOH + CH_3CH_2OH \rightleftharpoons CH_3COOCH_2CH_3 + H_2O \qquad (1)$$

Données :

- Zone de virage du bleu de thymol : (pH = 8,0 ; pH = 9,6).
- Masses volumiques et masses molaires de quelques espèces chimiques.

	Masse volumique à 25 °C ($g \cdot mL^{-1}$)	Masse molaire ($g \cdot mol^{-1}$)
Acide éthanoïque	1,05	60,0
Éthanol	0,789	46,0
Éthanoate d'éthyle	0,902	88,0
Eau	1,00	18,0

- Pour réaliser l'étude cinétique de cette synthèse, on met en œuvre le protocole suivant.
- Mélanger 115 mL d'acide éthanoïque pur et 117 mL d'éthanol pur. Conserver le mélange dans un bain eau-glace.
- Introduire 2,0 mL du mélange réactionnel dans 7 tubes numérotés de 0 à 6. Les conserver dans un bain eau-glace.
- Préparer une burette graduée contenant une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$) de concentration = 1,0 mol · L^{-1}.

- À la date t= 0 :
  - Immerger les tubes 1 à 6 dans un bain marie d'eau bouillante.
  - Placer le tube 0 à température ambiante.

- Aux dates t_1 = 2 min, t_2 = 7 min, t_3 = 12 min, t_4 = 20 min, t_5 = 35 min et t_6 = 50 min :
  - Retirer du bain-marie le tube « » correspondant à la date « t_i » et le plonger immédiatement dans un bain eau-glace.
  - Titrer l'acide éthanoïque du milieu réactionnel du tube « i » par une solution d'hydroxyde de sodium.

7. Expliquer pourquoi le mélange réactionnel est placé dans un bain d'eau glacée avant l'instant t = 0 et avant titrage.

8. Montrer que le mélange réactionnel préparé est équimolaire (même quantité de réactifs).

9. Vérifier que la quantité d'acide contenu dans chaque tube à la date t= 0 est :

$$\mathbf{n_0 = 17{,}3\ mmol}$$

Après avoir refroidi un tube pour stopper la réaction d'estérification, on procède au titrage de l'acide éthanoïque restant dans le tube à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration , en présence de bleu de thymol. Pour le tube « i », le volume de la solution titrante versée à l'équivalence est noté $V_{B,i}$.

La réaction support du titrage a pour équation :

$$CH_3COOH\ (aq) + HO^-(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + H_2O \qquad (2)$$

10. Expliquer le rôle du bleu de thymol.

11. Définir l'équivalence pour la réaction support de titrage (2).

12. En déduire que la quantité d'acide restant $n_{ac,i}$ à la date t_i dans un tube « i » est donnée par :

$$n_{ac,i} = C_B . V_{B,i}$$

On note la quantité d'éthanoate d'éthyle produite dans le tube « i ». On cherche à relier cette quantité à la quantité d'acide restante $n_{ac,i}$.

13. Etablir le tableau d'avancement de la transformation chimique modélisée par la réaction (1) faisant apparaitre l'état initial (avancement x= 0) et l'état final (avancement x_f).

14. Montrer que la quantité n_i d'éthanoate d'éthyle présente dans un tube « i » à la date est donnée par la relation :

$$n_i = n_0 - C_B . V_{B,i}$$

Le tableau ci-dessous regroupe les résultats expérimentaux.

Tube i	1	2	3	4	5	6
$V_{B,i}$ (mL)	15,3	11,3	9,3	7,3	6,3	6,3
Quantité de matière d'ester n_i (mol)	$2,0\times10^{-3}$		$8,0\times10^{-3}$	$1,0\times10^{-2}$	$1,1\times10^{-2}$	$1,1\times10^{-2}$

15. Donner la valeur de la quantité de matière n_2 manquante dans le tableau.

Le graphique représentant la quantité de matière d'ester formé en fonction du temps est disponible en **ANNEXE EN DERNIÈRE PAGE À RENDRE AVEC LA COPIE**.

16. Indiquer qualitativement comment évolue la vitesse volumique d'apparition de l'ester au cours du temps.

17. Déterminer la valeur de la vitesse volumique d'apparition de l'ester à la date t = 20 min.

18. Définir le temps de demi-réaction $_{1/2}$ et le déterminer par une construction graphique sur la courbe **EN ANNEXE EN DERNIÈRE PAGE À RENDRE AVEC LA COPIE.**

19. Comparer ce temps de demi-réaction à l'échelle de temps évoquée en introduction pour la production des esters dans le vin. Proposer une explication à l'écart en raisonnant sur les paramètres pouvant avoir une incidence sur la valeur de $t_{1/2}$.

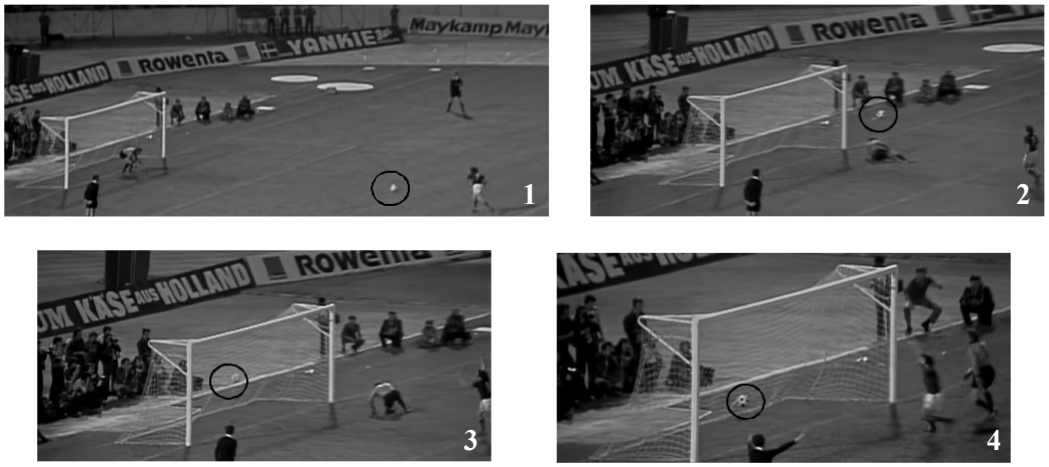
EXERCICE 2 – LA PANENKA (5 POINTS)

En 1976, lors de la finale de l'Euro, le match est serré et doit se décider aux tirs aux buts. Antonín Panenka, joueur tchécoslovaque, doit effectuer un tir décisif. Il prend une longue course d'élan et frappe… mollement et en plein milieu du but. Le gardien allemand Sepp Maier, qui a plongé sur sa gauche, regarde impuissant ce ballon qui retombe doucement dans ses filets. Panenka vient de donner à la fois le titre à son équipe et naissance à une véritable œuvre d'art : « la panenka ».

En 2015 Panenka raconte comment lui est venue cette idée : « Une nuit où je ne dormais pas, je me suis dit que les gardiens choisissaient généralement de partir sur un côté. Mais si on frappait très fort au centre, ils pouvaient quand même arrêter la balle en tendant le pied. En revanche, si le contact avec le ballon était plus léger, il serait impossible au gardien de faire demi-tour pour repousser le ballon. » En effet, il est alors trop tard et le gardien a déjà plongé trop loin pour arrêter le tir.

Cette technique demeure longtemps confidentielle car le championnat tchécoslovaque reste secret, cloîtré derrière le « rideau de fer ». La spéciale de Panenka est donc totalement inconnue des Occidentaux, d'où la surprise totale en finale de l'Euro 76 !

D'après Jérôme BERGOT, *La dure épreuve du penalty : Antonin Panenka, un geste caché derrière le rideau*, Ouest France 2021



Captures d'écran du tir de Panenka

On cherche à étudier la trajectoire du ballon lors du tir au but à partir de la vidéo de la finale de 1976. Malheureusement, le zoom progressif de la vidéo ne permet pas de faire des mesures de vitesse très précises. En revanche on peut faire des chronométrages à l'aide d'un logiciel de pointage. On étudie le mouvement à partir de l'instant, choisi comme origine des temps, où le ballon ne touche plus ni le sol ni le pied de Panenka.

Les informations extraites de la vidéo sont les suivantes :

- le ballon traverse la ligne de but à $t_b = 0{,}96$ s ;
- le ballon semble traverser la ligne de but en plein milieu de la cage à la fois dans le sens de la hauteur et de la largeur.

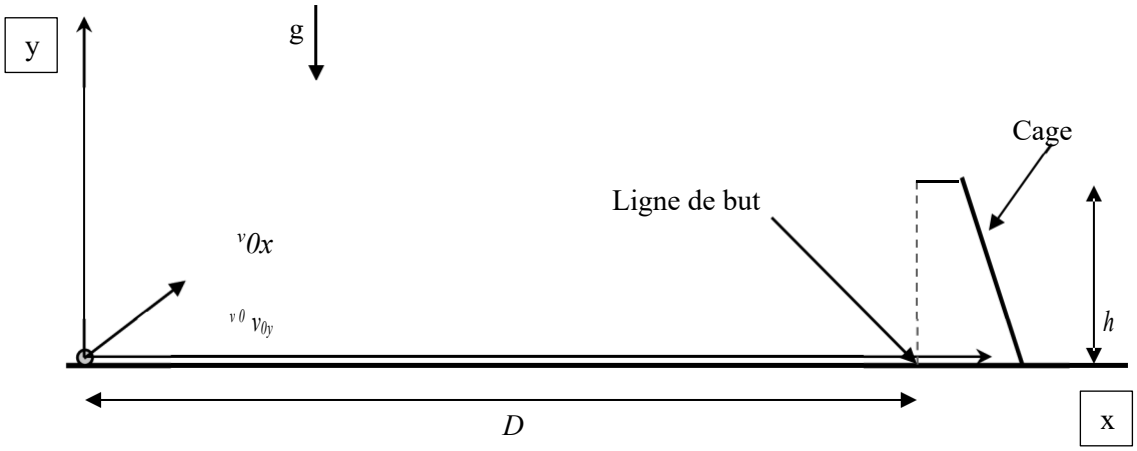


Figure 1. Schéma de la situation

Données :

- intensité du champ de pesanteur terrestre : $g = 9{,}81$ m.s^{-2} ;
- distance jusqu'à la ligne de but lors d'un tir au but : $D = 11$ m ;
- dimensions de la cage de but : $L = 7{,}32$ m en largeur et $h = 2{,}44$ m en hauteur ;
- vitesse initiale moyenne d'un tir au but lors d'un penalty « classique » : 120 km.h^{-1} ;
- le ballon traverse la ligne de but à $t_b = 0{,}96$ s.

Le ballon est choisi comme système d'étude. Le référentiel d'étude est décrit sur la figure ci-dessus.
Il est supposé galiléen.

1. Représenter sur un schéma le ballon et la ou les force(s) qui s'exercent sur lui entre l'instant de la frappe et celui de l'impact avec le sol (on néglige l'influence de l'air).

2. Déterminer l'expression des coordonnées du vecteur accélération dans le repère proposé sur la figure 1.

3. Montrer que les équations horaires du mouvement sont les suivantes :

$$x(t) = v_{0x}t$$

$$y(t) = -\frac{1}{2}gt^2 + v_{0y}t$$

4. Recopier le schéma de situation de la figure 1 et tracer l'allure de la trajectoire du ballon.

5. En utilisant les équations horaires et les données fournies, déterminer les valeurs de v_{0x} et de v_{0y}.

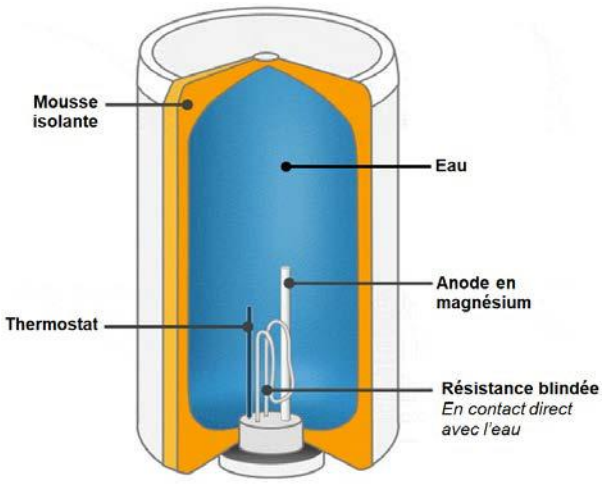
Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et nécessite d'être correctement présentée.

6. Vérifier que Panenka frappe effectivement « mollement » (c'est-à-dire faiblement) dans le ballon.

EXERCICE 3: EAU CHAUDE SANITAIRE (5 POINTS)

L'eau chaude sanitaire est le deuxième poste de dépense en électricité des foyers de France après le chauffage. Selon le fournisseur d'énergie EDF, elle représente entre 11 % et 15 % de la dépense totale**.**

Un chauffe-eau électrique, encore appelé cumulus ou ballon d'eau chaude, se compose principalement d'une cuve isolée (grâce à une mousse isolante) qui maintient l'eau à bonne température, et d'une résistance blindée qui permet la montée en température de l'eau. Cette isolation interne est généralement insuffisante et n'empêche pas les déperditions thermiques.
La température idéale de l'eau contenue dans un chauffe-eau se situe aux alentours de 55 à 60 °C. Au-delà de 65 °C, le risque d'apparition de tartre augmente. À l'inverse, une température trop basse (moins de 50 °C) peut favoriser le développement de bactéries comme la salmonelle.



Le but de l'exercice est d'étudier des moyens pour diminuer la facture énergétique annuelle liée à la consommation d'eau chaude sanitaire.

Le système d'étude est l'eau liquide contenue dans le ballon.

Données :

- l'eau liquide est un fluide incompressible ;
- capacité thermique massique de l'eau liquide: $c_{eau} = 4{,}18$ kJ.kg^{-1}.K^{-1} ;
- masse volumique de l'eau liquide : $\rho_{eau} = 1{,}00$ kg.L^{-1}.

On considère une famille de quatre personnes habitant une maison individuelle équipée d'un chauffe-eau électrique. L'eau admise dans le ballon, de volume 200 L, est chauffée **de 15 °C à 60 °C** une fois par jour en moyenne.

1. Indiquer le mode de transfert thermique qui permet d'uniformiser la température de l'eau au sein du ballon.

2. Déterminer la valeur de la variation d'énergie interne du système sur une journée.

Le chauffe-eau est installé dans une buanderie dans laquelle la température de l'air est de 20 °C, considérée constante.
La résistance thermique des parois du ballon contenant l'eau chaude est : $\mathbf{R_{th} = 0{,}624\ K.W^{-1}}$**.**

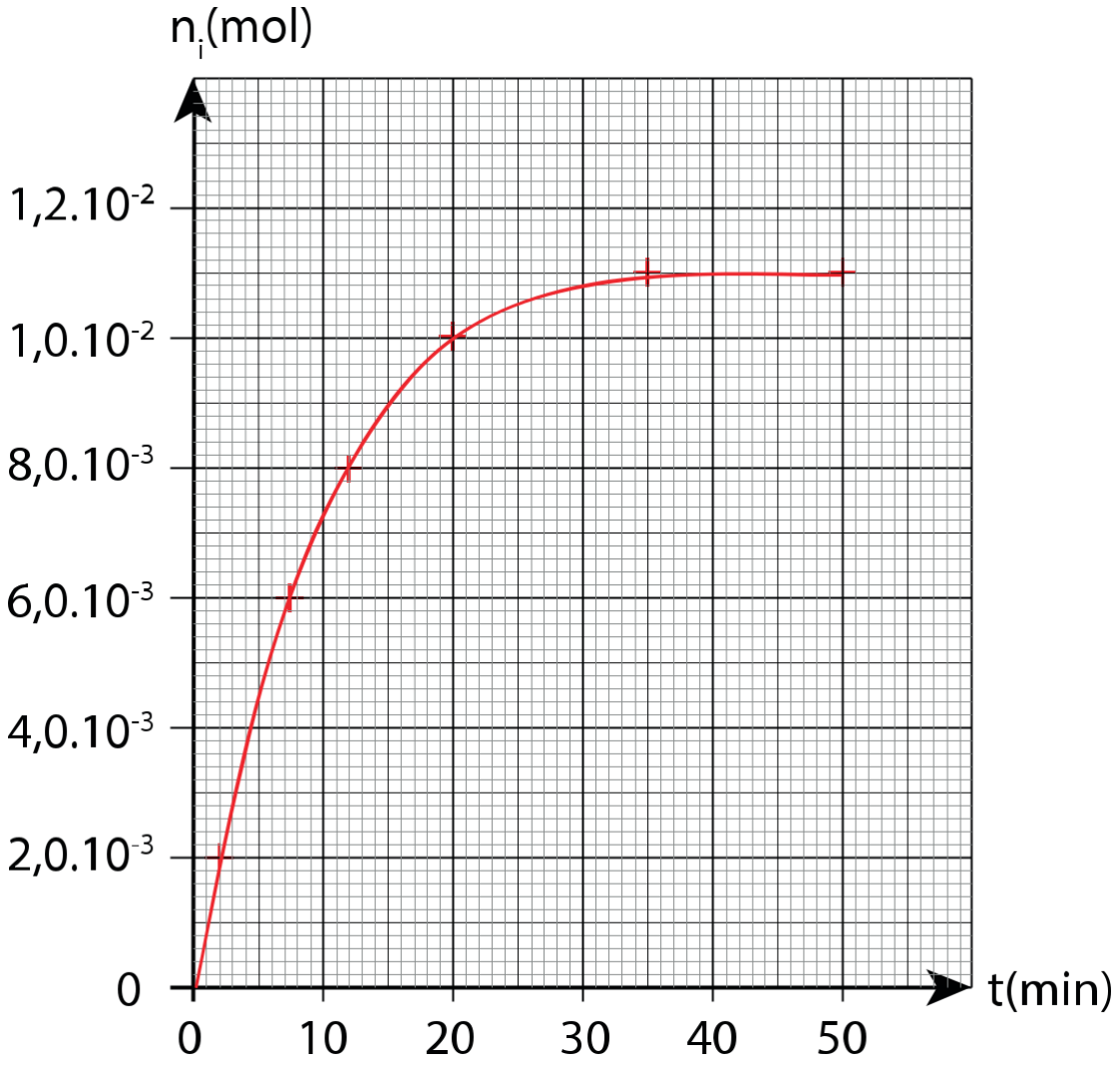
3. Donner l'expression du *flux thermique* ϕ à travers les parois du ballon, entre l'eau chaude et l'air de la buanderie. Calculer sa valeur lorsque la température de l'eau est de 60 °C. Préciser le sens du transfert thermique.

4. Vérifier que la valeur de l'énergie perdue sur une journée par l'eau du ballon sous forme de transfert thermique vers l'air extérieur est environ $Q_{journée} = 5{,}5 \times 10^6$ J. On négligera les pertes thermiques pendant la phase de chauffage.

La résistance blindée du chauffe-eau convertit l'énergie qu'elle reçoit par travail électrique $W_{él}$ en énergie thermique. On considère que cette énergie est restituée intégralement par transfert thermique à l'eau du ballon, en contact direct avec la résistance.

5. En appliquant le premier principe de la thermodynamique à l'eau du ballon et en tenant compte des pertes thermiques à travers les parois du ballon, montrer que la consommation d'énergie électrique de la famille pour produire 200 L d'eau chaude sanitaire par jour a pour valeur environ $4{,}3 \times 10^7$ J.

Pour cette question, la rigueur des calculs, la rédaction du raisonnement et toute initiative prise durant la démarche, même non aboutie, seront valorisées lors de la correction.

ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE

EXERCICE 1: LE VIN ET SES COMPOSANTS