Corrigé complet — Bac S 2006 Amérique du Sud (ancien programme)

Physique-chimie, Bac S (épreuve écrite) **16 points** **3 h 30**

Ex 1	**Détermination de la constante d'acidité d'un indicateur coloré: le vert de bromocrésol** Réaction d'un acide avec l'eau · Taux d'avancement final · Constante d'acidité et pKA · Spectrophotométrie · Diagrammes de distribution et de prédominance · Zone de virage d'un indicateur coloré	4 pts	52 min	10 questions	p. 2
Ex 2	**Spécialité : Titrage des ions cuivre(II)** Titrage indirect · Couples oxydant/réducteur · Équivalence · Tableau d'avancement · Verrerie de précision · Concentration en quantité de matière	4 pts	52 min	14 questions	p. 6
Ex 3	**Thermomètre de Galilée** Poussée d'Archimède · Équilibre d'un solide · Deuxième loi de Newton · Frottement fluide et vitesse limite · Méthode d'Euler · Temps caractéristique	5 pts	1 h 05	12 questions	p. 10
Ex 4	**Evolution temporelle des systèmes physiques et chimiques** Ondes progressives et diffraction · Décroissance radioactive · Circuit RC · Cinétique et catalyse · Quotient de réaction et pile	7 pts	1 h 31	21 questions	p. 16

Comment s'en servir. Fais d'abord le sujet en temps limité, puis corrige-toi exercice par exercice. À gauche de chaque question, sur les carreaux : ce qu'il faut écrire sur ta copie. À droite : les pièges, ce qu'il faut comprendre et les méthodes.

Détermination de la constante d'acidité d'un indicateur coloré: le vert de bromocrésol

Bac S 2006 Amérique du Sud (ancien programme) · Exercice 1 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1 Écrire l'équation de la réaction de l'acide HInd avec l'eau.

L'acide HInd cède un ion $\mathrm{H^+}$ à l'eau, qui joue le rôle de base :

$$\mathrm{HInd\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons Ind^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)}$$

COMPRENDRE
Le sujet de 2006 notait cette équation avec le signe « = ». La double flèche indique aujourd'hui que la transformation est limitée, ce que confirme la question 1.3.

1.2 Calculer la valeur de l'avancement final x_f de la réaction entre l'acide HInd et l'eau.

Données utiles $\mathrm{pH} = 4{,}2$; $V = 100{,}0\ \mathrm{mL}$

D'après l'équation, il se forme une mole de $\mathrm{H_3O^+}$ par mole d'avancement. À l'état final : $n_f(\mathrm{H_3O^+}) = n_f(\mathrm{Ind^-}) = x_f$ et $n_f(\mathrm{HInd}) = cV - x_f$.

Or $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-\mathrm{pH}}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$, donc $x_f = [\mathrm{H_3O^+}]_f \times V = 10^{-\mathrm{pH}} \times V$.

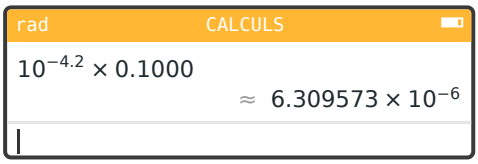
$$x_f = 10^{-4{,}2} \times 0{,}1000$$

$$x_f = 6{,}3 \times 10^{-6}\ \mathrm{mol}$$

PIÈGE
Laisser le volume en millilitres : $V = 100{,}0\ \mathrm{mL} = 0{,}1000\ \mathrm{L}$. Autre erreur fréquente : confondre x_f avec la quantité initiale d'acide cV.

COMPRENDRE
Le pH est donné avec un seul chiffre après la virgule et c avec deux chiffres significatifs : on garde deux chiffres significatifs dans tout l'exercice.

À LA CALCULATRICE



1.3 Calculer le taux d'avancement final τ de cette réaction. La transformation de l'acide HInd avec l'eau est-elle totale ?

Données utiles $c = 2{,}9 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; $\mathrm{pH} = 4{,}2$

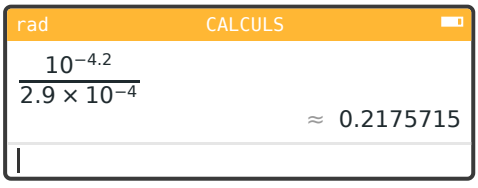
L'eau est en excès : si la transformation était totale, tout l'acide serait consommé, soit $x_{max} = cV$.

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{10^{-\mathrm{pH}} \times V}{c \times V} = \frac{10^{-\mathrm{pH}}}{c} = \frac{10^{-4{,}2}}{2{,}9 \times 10^{-4}} = 0{,}22$$

$\tau = 0{,}22 = 22\ \%$: $\tau < 1$, la transformation n'est pas totale, elle est limitée.

MÉTHODE
Le volume se simplifie : $\tau = \dfrac{[\mathrm{H_3O^+}]_f}{c}$ pour tout acide seul dans l'eau. Un taux égal à 1 signale une transformation totale, un taux inférieur à 1 une transformation limitée.

À LA CALCULATRICE



1.4 Établir l'expression de la constante d'acidité K_A de l'indicateur en fonction du pH de la solution et de la concentration molaire en soluté apporté c.

Par définition, à l'état final (équilibre) : $K_A = \dfrac{[\text{Ind}^-]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{HInd}]_f}$.

La réaction produit autant d'ions Ind^- que d'ions H_3O^+ : $[\text{Ind}^-]_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}}$.

Conservation de la matière : $c = [\text{HInd}]_f + [\text{Ind}^-]_f$, donc $[\text{HInd}]_f = c - 10^{-\text{pH}}$.

$$K_A = \frac{\left(10^{-\text{pH}}\right)^2}{c - 10^{-\text{pH}}} = \frac{10^{-2\,\text{pH}}}{c - 10^{-\text{pH}}}$$

PIÈGE
Écrire $[\text{HInd}]_f = c$ au dénominateur. Ici 22 % de l'acide a réagi : cette approximation n'est pas acceptable et fausse la valeur de K_A.

COMPRENDRE
Les concentrations sont exprimées en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et K_A est sans unité. L'eau, solvant, n'apparaît pas dans l'expression.

1.5 Calculer la valeur de K_A. En déduire la valeur du $\text{p}K_A$ du vert de bromocrésol.

Données utiles $c = 2{,}9 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $\text{pH} = 4{,}2$; expression de K_A (1.4)

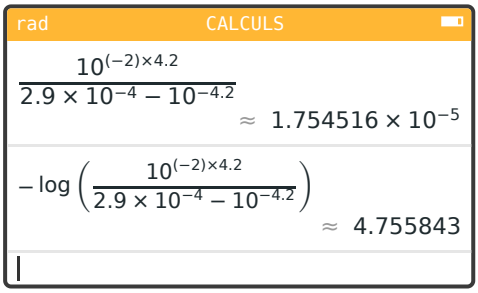
$$K_A = \frac{10^{-2\times 4{,}2}}{2{,}9 \times 10^{-4} - 10^{-4{,}2}} = 1{,}8 \times 10^{-5}$$

$$\text{p}K_A = -\log K_A = -\log\left(1{,}75 \times 10^{-5}\right) = 4{,}8$$

$K_A = 1{,}8 \times 10^{-5}$ et $\text{p}K_A = 4{,}8$

PIÈGE
Calculer le $\text{p}K_A$ à partir de la valeur arrondie $1{,}8 \times 10^{-5}$ donne 4,7 : on reprend la valeur non arrondie gardée dans la calculatrice.

À LA CALCULATRICE



2.1 À quelle longueur d'onde λ faut-il régler le spectrophotomètre afin que l'absorbance de la forme acide soit quasiment nulle et celle de la forme basique maximale ?

Sur les spectres, la courbe de la forme basique passe par son maximum ($A \approx 0{,}95$) vers 630 nm. À cette longueur d'onde, l'absorbance de la forme acide est pratiquement nulle.

$\lambda \approx 630\ \text{nm}$

PIÈGE
Choisir 430 nm, maximum de la forme acide : la forme basique y absorbe aussi (environ 0,15), les deux contributions se mélangent.

COMPRENDRE
À cette longueur d'onde, seule la forme basique Ind^- absorbe : d'après la loi de Beer-Lambert, l'absorbance mesurée est alors proportionnelle à $[\text{Ind}^-]$.

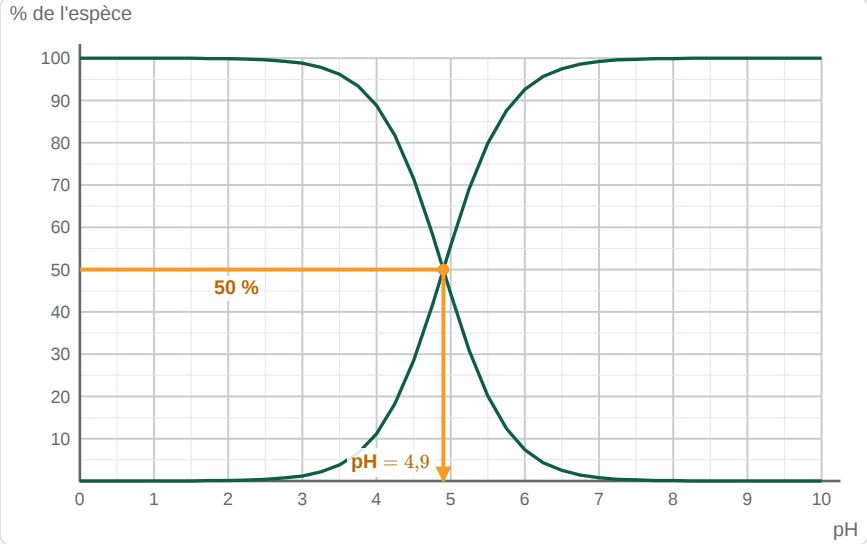
2.2 En quel point du diagramme de distribution des espèces a-t-on $[\text{HInd}] = [\text{Ind}^-]$? En déduire la valeur du $\text{p}K_A$ du vert de bromocrésol.

$[\text{HInd}] = [\text{Ind}^-]$ lorsque chaque espèce représente 50 % : c'est le point d'intersection des deux courbes. On y lit $\text{pH} = 4{,}9$.

Or $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \dfrac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]}$; en ce point le rapport vaut 1 et $\log 1 = 0$, donc $\text{pH} = \text{p}K_A$.

$\text{p}K_A = 4{,}9$, valeur cohérente avec celle de la question 1.5 (4,8).

MÉTHODE
Sur un diagramme de distribution, le $\text{p}K_A$ est l'abscisse du croisement des courbes. Tracer l'horizontale à 50 %, puis la verticale jusqu'à l'axe des pH.



2.2 · Diagramme de distribution du sujet : les deux courbes se croisent à 50 %

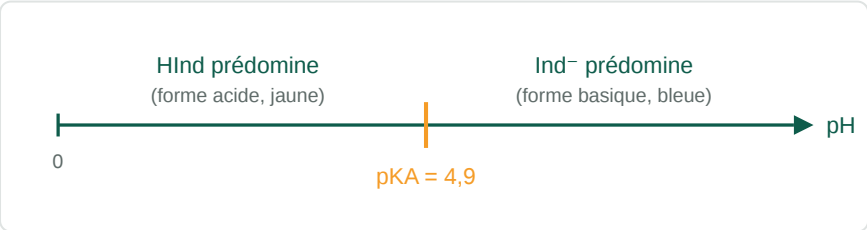
2.3 Tracer le diagramme de prédominance du couple HInd/Ind^-.

Données utiles $\text{p}K_A = 4{,}9$ (2.2)

Si $\text{pH} < \text{p}K_A$, alors $[\text{HInd}] > [\text{Ind}^-]$: la forme acide prédomine. Si $\text{pH} > \text{p}K_A$, la forme basique prédomine.

HInd prédomine pour $\text{pH} < 4{,}9$; Ind^- prédomine pour $\text{pH} > 4{,}9$.

PIÈGE
Inverser les deux domaines. L'acide est toujours du côté des pH faibles, la base du côté des pH élevés.



2.3 · Diagramme de prédominance du couple HInd/Ind^-

2.4 Évaluer, à l'aide du tableau, l'intervalle des valeurs de pH pour lesquelles le vert de bromocrésol prend sa teinte sensible. Comment appelle-t-on cet intervalle ?

La teinte sensible est le vert, mélange du jaune de HInd et du bleu de $\mathrm{Ind^-}$. Dans le tableau, les solutions vertes sont les solutions 6 à 10, de pH compris entre 3,8 et 5,3.

La solution 5 ($\mathrm{pH} = 3{,}3$) est encore jaune et la solution 11 ($\mathrm{pH} = 6{,}2$) est déjà bleue : les limites exactes se situent entre 3,3 et 3,8 d'une part, entre 5,3 et 6,2 d'autre part.

Teinte sensible pour $3{,}8 \leqslant \mathrm{pH} \leqslant 5{,}3$ environ : cet intervalle est la **zone de virage** de l'indicateur.

COMPRENDRE
Le tableau ne contient aucune mesure entre pH 5,3 et pH 6,2 : la borne supérieure de la zone de virage est donc mal connue. C'est une évaluation, pas une mesure précise.

2.5 En utilisant la relation $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_A + \lg \dfrac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$, déterminer par le calcul l'intervalle de pH pour lequel $[\mathrm{HInd}]$ et $[\mathrm{Ind^-}]$ sont considérées voisines. Comparer à l'intervalle évalué précédemment.

Données utiles $\mathrm{p}K_A = 4{,}9$ (2.2) ; teinte acide si $\dfrac{[\mathrm{HInd}]}{[\mathrm{Ind^-}]} > 10$; teinte basique si $\dfrac{[\mathrm{Ind^-}]}{[\mathrm{HInd}]} > 10$

Teinte acide : $\dfrac{[\mathrm{HInd}]}{[\mathrm{Ind^-}]} > 10$, soit $\dfrac{[\mathrm{Ind^-}]}{[\mathrm{HInd}]} < \dfrac{1}{10}$, donc $\lg \dfrac{[\mathrm{Ind^-}]}{[\mathrm{HInd}]} < -1$ et $\mathrm{pH} < \mathrm{p}K_A - 1 = 3{,}9$.

Teinte basique : $\dfrac{[\mathrm{Ind^-}]}{[\mathrm{HInd}]} > 10$, donc $\lg \dfrac{[\mathrm{Ind^-}]}{[\mathrm{HInd}]} > 1$ et $\mathrm{pH} > \mathrm{p}K_A + 1 = 5{,}9$.

Entre ces deux limites, aucune forme n'impose sa couleur : les concentrations sont voisines.

$3{,}9 \leqslant \mathrm{pH} \leqslant 5{,}9$: intervalle cohérent avec le tableau (limite basse entre 3,3 et 3,8 ; limite haute entre 5,3 et 6,2).

COMPRENDRE
La notation $\lg$ du sujet désigne le logarithme décimal, la touche « log » de la calculatrice. La borne 3,9 dépasse à peine le 3,8 du tableau, écart inférieur à la précision de lecture du $\mathrm{p}K_A$.

MÉTHODE
Pour tout indicateur coloré, la zone de virage théorique est $[\mathrm{p}K_A - 1\ ;\ \mathrm{p}K_A + 1]$. On choisit un indicateur dont la zone de virage contient le pH à l'équivalence du titrage.

Spécialité : Titrage des ions cuivre(II)

Bac S 2006 Amérique du Sud (ancien programme) · Exercice 2 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1 Que signifie « doser une espèce chimique » ?

Doser une espèce chimique, c'est déterminer sa quantité de matière, ou sa concentration, dans une solution.

COMPRENDRE
Un titrage est un dosage particulier : il repose sur une transformation chimique qui consomme l'espèce dosée. Un dosage par étalonnage, lui, ne détruit pas l'échantillon.

1.2 Outre le titrage, citer une autre méthode permettant de déterminer la concentration en ions cuivre(II) d'une solution aqueuse.

Les ions $Cu^{2+}(aq)$ colorent la solution en bleu : ils absorbent une partie de la lumière visible.

On mesure au spectrophotomètre l'absorbance A de solutions étalons de concentrations connues en ions Cu^{2+}, puis on trace A en fonction de la concentration. D'après la loi de Beer-Lambert, on obtient une droite passant par l'origine. L'absorbance de la solution inconnue, reportée sur cette droite, donne sa concentration.

Un dosage par étalonnage spectrophotométrique (mesure d'absorbance et loi de Beer-Lambert).

COMPRENDRE
La solution S, presque incolore, absorbe trop peu pour que cette méthode soit précise : c'est pourquoi le sujet choisit ensuite un titrage.

2.1 Le titrage des ions $Cu^{2+}(aq)$ réalisé est-il direct ou indirect ? Justifier.

La solution titrante de thiosulfate ne réagit pas avec les ions Cu^{2+}. Elle réagit avec le diiode que la réaction 1 a produit à partir des ions Cu^{2+}.

C'est un titrage **indirect** : on titre le diiode formé, et non les ions cuivre(II) eux-mêmes.

MÉTHODE
Titrage direct : l'espèce cherchée réagit avec le réactif de la burette. Titrage indirect : on la transforme d'abord en une autre espèce, que l'on titre, puis on remonte à elle par la stœchiométrie.

2.2 Pourquoi les deux transformations doivent-elles être totales ?

Si la réaction 1 est totale, tous les ions Cu^{2+} sont consommés : la quantité de diiode formé est fixée par la quantité d'ions Cu^{2+} de départ. Si la réaction 2 est totale, tout le diiode a réagi à l'équivalence : le volume versé donne exactement sa quantité.

Le réactif limitant doit disparaître entièrement, sinon les relations entre quantités de matière utilisées dans les calculs seraient fausses.

2.3 Quelle autre caractéristique doit posséder la transformation 2 pour servir de support au titrage ?

La transformation 2 doit être **rapide** (quasi instantanée), pour que le changement de couleur suive chaque ajout de solution titrante.

COMPRENDRE
Une réaction support de titrage est totale, rapide et unique : le réactif titrant ne doit réagir qu'avec l'espèce titrée.

2.4 Indiquer les deux couples oxydant/réducteur mis en jeu dans la réaction 2, en précisant pour chacun l'oxydant et le réducteur.

Le diiode capte des électrons : $\mathrm{I_2\,(aq) + 2\,e^- = 2\,I^-\,(aq)}$. C'est une réduction.

Les ions thiosulfate cèdent des électrons : $\mathrm{2\,S_2O_3^{2-}\,(aq) = S_4O_6^{2-}\,(aq) + 2\,e^-}$. C'est une oxydation.

Couple $\mathrm{I_2\,(aq)\ /\ I^-\,(aq)}$: oxydant $\mathrm{I_2}$, réducteur $\mathrm{I^-}$. Couple $\mathrm{S_4O_6^{2-}\,(aq)\ /\ S_2O_3^{2-}\,(aq)}$: oxydant $\mathrm{S_4O_6^{2-}}$ (ion tétrathionate), réducteur $\mathrm{S_2O_3^{2-}}$ (ion thiosulfate).

PIÈGE
Un couple s'écrit toujours oxydant/réducteur, dans cet ordre. L'oxydant est l'espèce qui capte les électrons : il figure du même côté qu'eux dans la demi-équation.

3.1 Quelle verrerie faut-il utiliser pour prélever les 20,0 mL de solution S ? Justifier.

Le volume prélevé intervient dans le calcul de la concentration : il doit être connu avec précision, comme l'indique l'écriture 20,0 mL à trois chiffres significatifs.

Une **pipette jaugée de 20,0 mL**, munie d'une propipette.

PIÈGE
Une éprouvette graduée ou un bécher ne sont pas assez précis. Seule la verrerie jaugée convient pour un prélèvement dont le volume sert au calcul.

3.2 Quelle espèce chimique présente dans le bécher est responsable de la coloration brune de la solution ? Justifier.

La solution S est presque incolore et l'iodure de potassium est un solide blanc qui donne des ions incolores. La teinte brune apparaît lors de l'ajout d'iodure : elle est due à une espèce produite par la réaction 1. En solution aqueuse contenant des ions iodure, le diiode est jaune à brun selon sa concentration.

L'espèce responsable est le **diiode** $\mathrm{I_2\,(aq)}$, formé par la réaction 1.

COMPRENDRE
Pendant le titrage, le diiode est consommé : le brun s'éclaircit jusqu'au jaune pâle, ce qui confirme que la couleur lui est bien due.

3.3 Quel est le rôle de l'empois d'amidon (ou du thiodène) ?

Près de l'équivalence, le jaune pâle du diiode restant est difficile à distinguer de l'incolore. En présence de diiode, l'empois d'amidon donne une coloration bleue intense, qui disparaît dès que tout le diiode a réagi.

C'est un **indicateur de fin de réaction** : il rend le repérage de l'équivalence net (passage du bleu à l'incolore).

PIÈGE
On l'ajoute seulement quand la solution est jaune pâle. Versé trop tôt, il retient du diiode et l'équivalence est repérée avec moins de précision.

4.1 Rappeler la définition du terme « équivalence » utilisé lors d'un titrage.

À l'équivalence, le réactif titré et le réactif titrant ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction support : tous deux sont entièrement consommés.

COMPRENDRE
L'équivalence correspond au changement de réactif limitant : avant, le réactif titrant est limitant ; après, c'est le réactif titré.

4.2 Montrer qu'à l'équivalence la quantité $n(\mathrm{I_2})$ de diiode initialement présente dans la solution S' et la quantité n_T de thiosulfate versée vérifient $n(\mathrm{I_2}) = \dfrac{n_T}{2}$.

Réaction 2 : $\mathrm{I_2\,(aq) + 2\,S_2O_3^{2-}\,(aq) = 2\,I^-\,(aq) + S_4O_6^{2-}\,(aq)}$, d'avancement x.

État initial : $n(\mathrm{I_2})$ mol de diiode et n_T mol d'ions thiosulfate versés.

En cours de transformation : il reste $n(\mathrm{I_2}) - x$ mol de diiode et $n_T - 2x$ mol d'ions thiosulfate.

À l'équivalence, d'avancement x_E, les deux réactifs sont entièrement consommés :

$$n(\mathrm{I_2}) - x_E = 0 \qquad \text{et} \qquad n_T - 2\,x_E = 0$$

D'où $x_E = n(\mathrm{I_2})$ et $x_E = \dfrac{n_T}{2}$.

$\boxed{n(\mathrm{I_2}) = \dfrac{n_T}{2}}$: c'est la relation attendue.

PIÈGE
Le coefficient 2 porte sur les ions thiosulfate : il en faut deux fois plus que de diiode. Écrire $n(\mathrm{I_2}) = 2\,n_T$ est l'erreur classique.

COMPRENDRE
L'énoncé parle ici de thiosulfate de potassium alors que le protocole utilise du thiosulfate de sodium. Cette coquille est sans conséquence : seul l'ion thiosulfate réagit.

4.3 Calculer la quantité de diiode initialement présente dans la solution S'.

Données utiles $[\mathrm{S_2O_3^{2-}}] = 1{,}00 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol\cdot L^{-1}}$; $V_E = 12{,}0\ \mathrm{mL}$; $n(\mathrm{I_2}) = \dfrac{n_T}{2}$ (4.2)

La quantité d'ions thiosulfate versée à l'équivalence est $n_T = [\mathrm{S_2O_3^{2-}}] \times V_E$, donc :

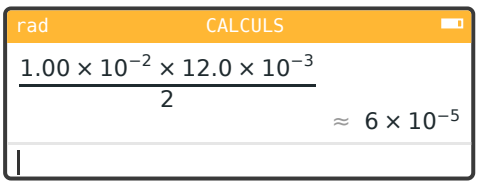
$$n(\mathrm{I_2}) = \frac{[\mathrm{S_2O_3^{2-}}] \times V_E}{2} = \frac{1{,}00 \times 10^{-2} \times 12{,}0 \times 10^{-3}}{2}$$

$\boxed{n(\mathrm{I_2}) = 6{,}00 \times 10^{-5}\ \mathrm{mol}}$

PIÈGE
Le volume V_E doit être converti en litres : $12{,}0\ \mathrm{mL} = 12{,}0 \times 10^{-3}\ \mathrm{L}$.

COMPRENDRE
Les données ont trois chiffres significatifs : le résultat s'écrit $6{,}00 \times 10^{-5}$ mol, et non 6×10^{-5} mol comme l'affiche la calculatrice.

À LA CALCULATRICE



4.4 Quelle relation lie la quantité de diiode $n(\mathrm{I_2})$ et la quantité n_0 d'ions $\mathrm{Cu^{2+}}(aq)$ présente dans les 20,0 mL de solution S ? Calculer n_0.

Données utiles $n(\mathrm{I_2}) = 6{,}00 \times 10^{-5}\ \mathrm{mol}$ (4.3)

Réaction 1 : $\mathrm{2\,Cu^{2+}\,(aq) + 6\,I^-\,(aq) = I_2\,(aq) + 2\,CuI_2^-\,(aq)}$, d'avancement x.

État initial : n_0 mol d'ions $\mathrm{Cu^{2+}}$, des ions iodure en très large excès, pas de diiode.

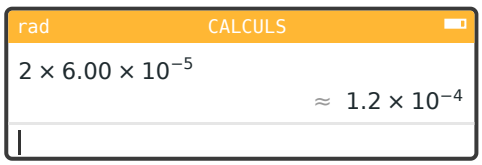
État final : la transformation est totale et les ions $\mathrm{Cu^{2+}}$ sont limitants, donc $n_0 - 2\,x_{max} = 0$. Le diiode formé vaut $n(\mathrm{I_2}) = x_{max} = \dfrac{n_0}{2}$.

$$n_0 = 2\,n(\mathrm{I_2}) = 2 \times 6{,}00 \times 10^{-5}$$

$\boxed{n_0 = 2\,n(\mathrm{I_2}) = 1{,}20 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol}}$

MÉTHODE
Dans un titrage indirect, on remonte la chaîne à l'envers : volume équivalent, puis quantité de réactif titrant, puis espèce titrée (ici $\mathrm{I_2}$), enfin espèce cherchée (ici $\mathrm{Cu^{2+}}$).

À LA CALCULATRICE



4.5 En déduire la concentration en ions $Cu^{2+}(aq)$ de la solution S.

Données utiles $n_0 = 1{,}20 \times 10^{-4}$ mol (4.4) ; $V = 20{,}0$ mL

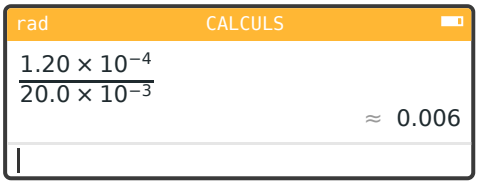
La quantité n_0 était contenue dans le volume $V = 20{,}0$ mL de solution S prélevé :

$$[Cu^{2+}] = \frac{n_0}{V} = \frac{1{,}20 \times 10^{-4}}{20{,}0 \times 10^{-3}}$$

$$\boxed{[Cu^{2+}] = 6{,}00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

PIÈGE
Le volume à utiliser est celui de la prise d'essai (20,0 mL), pas le volume équivalent ni le volume total contenu dans le bécher en fin de titrage.

À LA CALCULATRICE



Thermomètre de Galilée

Bac S 2006 Amérique du Sud (ancien programme) · Exercice 3 **5 points** **Durée conseillée 1 h 05**

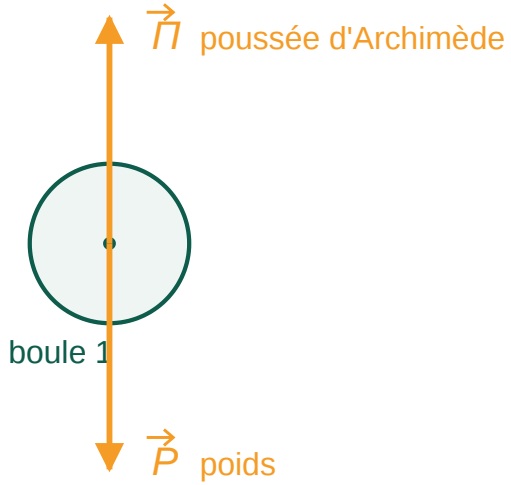
1.1 Faire l'inventaire des forces qui s'exercent sur la boule 1, immobile dans l'huile, et les représenter sur un schéma sans souci d'échelle.

Système : la boule 1 ; référentiel : l'éprouvette (terrestre, supposé galiléen). Deux forces s'exercent sur elle :

- son poids $\vec{P}$, vertical, dirigé vers le bas ;
- la poussée d'Archimède $\vec{\Pi}$ exercée par l'huile, verticale, dirigée vers le haut.

Deux forces verticales de sens opposés : le poids $\vec{P}$ et la poussée d'Archimède $\vec{\Pi}$.

PIÈGE
Ajouter une force de frottement. La boule est immobile : un frottement fluide, proportionnel à la vitesse, est nul. À l'équilibre, les deux flèches ont la même longueur.



1.1 · Boule 1 en équilibre : deux forces opposées de même valeur

1.2 Exprimer ces forces en fonction de ρ, $\rho_\ell(T)$, V_b et g.

La masse de la boule est $m = \rho\, V_b$, donc $P = m\, g = \rho\, V_b\, g$.

La poussée d'Archimède a pour valeur le poids du volume de liquide déplacé. La boule est entièrement immergée : ce volume est V_b, de masse $\rho_\ell(T)\, V_b$.

$$P = \rho\, V_b\, g \quad \text{et} \quad \Pi = \rho_\ell(T)\, V_b\, g$$

PIÈGE
Mettre la masse volumique de la boule dans la poussée d'Archimède. C'est celle du **liquide** déplacé qui intervient ; celle de la boule n'apparaît que dans le poids.

1.3 Établir l'expression littérale de la masse volumique ρ que doit avoir la boule 1 pour rester immobile.

La boule est immobile dans un référentiel galiléen : d'après le principe d'inertie, $\vec{P} + \vec{\Pi} = \vec{0}$. Les deux forces ont donc la même valeur :

$$\rho\, V_b\, g = \rho_\ell(T)\, V_b\, g$$

En simplifiant par $V_b\, g$:

$\rho = \rho_\ell(T)$: la boule 1 a la même masse volumique que le liquide.

COMPRENDRE
Le volume et g disparaissent : seule la comparaison des masses volumiques décide si un corps immergé monte, descend ou reste en place.

1.4 Expliquer pourquoi, hormis la boule 1, les boules restent les unes en haut de la colonne, les autres en bas.

Toutes les boules ont le même volume V_b : elles subissent la même poussée $\Pi = \rho_\ell(T)\, V_b\, g$. Leurs poids $P = \rho\, V_b\, g$ diffèrent.

- Si $\rho > \rho_\ell(T)$, alors $P > \Pi$: la boule descend et repose au fond.
- Si $\rho < \rho_\ell(T)$, alors $P < \Pi$: la boule monte et flotte en haut.

Les boules plus denses que le liquide sont en bas, les boules moins denses sont en haut.

1.5 Lorsque la température du liquide s'élève, la boule 1 se met en mouvement. Justifier dans quel sens.

Quand la température augmente, $\rho_\ell(T)$ diminue, donc la poussée $\Pi = \rho_\ell(T)\, V_b\, g$ diminue. La masse volumique ρ et le volume de la boule ne changent pas : son poids reste le même.

On a alors $\rho > \rho_\ell(T)$, soit $P > \Pi$: la résultante des forces est dirigée vers le bas.

La boule 1 descend vers le bas de la colonne.

COMPRENDRE
C'est le principe du thermomètre : à chaque degré gagné, une boule de plus coule. La température se lit sur la plus basse des boules restées en haut.

2.1 Représenter sur un schéma, sans souci d'échelle mais de façon cohérente, les forces qui s'exercent sur la boule en mouvement.

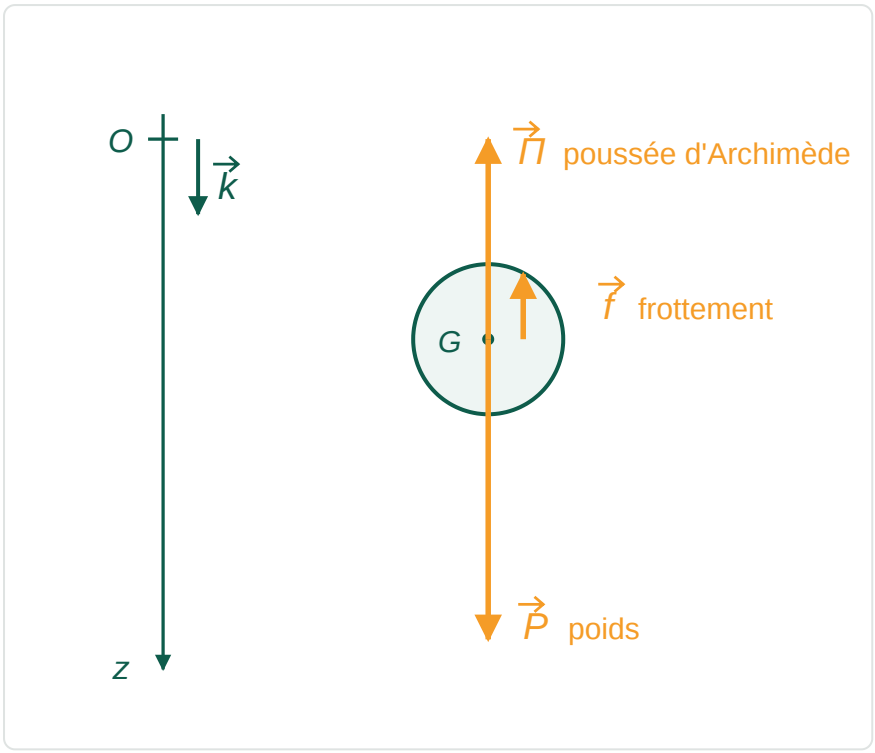
La boule descend. Trois forces verticales s'exercent sur elle :

- le poids $\vec{P}$, vers le bas ;
- la poussée d'Archimède $\vec{\Pi}$, vers le haut ;
- le frottement fluide $\vec{f}$, opposé à la vitesse, donc vers le haut.

La boule part du repos et sa vitesse augmente vers le bas : $P > \Pi + f$.

$\vec{P}$ vers le bas, $\vec{\Pi}$ et $\vec{f}$ vers le haut, avec $P > \Pi + f$.

PIÈGE
« De façon cohérente » : la flèche du poids doit être plus longue que celles de $\vec{\Pi}$ et $\vec{f}$ mises bout à bout, sinon le schéma contredit la descente accélérée.



2.1 · Boule en descente : la flèche du poids est plus longue que les deux autres réunies

2.2 Avec la deuxième loi de Newton, montrer que $v(t)$ vérifie $\dfrac{\mathrm{d}v}{\mathrm{d}t} = A - B\,v$ et donner les expressions de A et B en fonction de m, g, k, $\rho_\ell(T)$ et V_b.

Système : la boule, de masse m ; référentiel terrestre supposé galiléen. Deuxième loi de Newton :

$$\vec{P} + \vec{\Pi} + \vec{f} = m\,\vec{a}$$

En projection sur l'axe Oz, dirigé vers le bas, avec $a_z = \dfrac{\mathrm{d}v}{\mathrm{d}t}$:

$$m\,g - \rho_\ell(T)\,V_b\,g - k\,v = m\,\frac{\mathrm{d}v}{\mathrm{d}t}$$

En divisant par m :

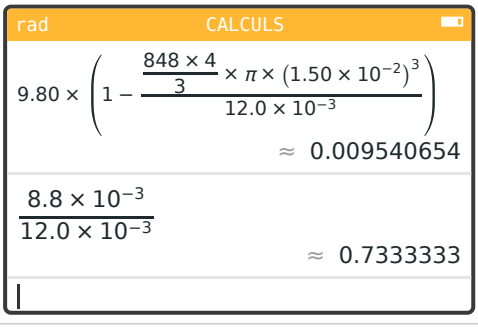
$$\frac{\mathrm{d}v}{\mathrm{d}t} = g\left(1 - \frac{\rho_\ell(T)\,V_b}{m}\right) - \frac{k}{m}\,v$$

$$\boxed{A = g\left(1 - \frac{\rho_\ell(T)\,V_b}{m}\right) \quad \text{et} \quad B = \frac{k}{m}}$$

PIÈGE
Les signes. L'axe pointe vers le bas : le poids est compté positivement, la poussée et le frottement négativement.

COMPRENDRE
Vérification avec les données à 20 °C : on retrouve $A = 9{,}5 \times 10^{-3}\ \mathrm{m \cdot s^{-2}}$ et $B = 7{,}3 \times 10^{-1}\ \mathrm{s^{-1}}$, les valeurs fournies à la question suivante.

À LA CALCULATRICE



2.3 Établir l'expression littérale de la vitesse limite atteinte par la boule, puis calculer sa valeur.

Données utiles $A = 9{,}5 \times 10^{-3}\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2}$; $B = 7{,}3 \times 10^{-1}\ \text{s}^{-1}$

Quand la vitesse limite est atteinte, v ne varie plus : $\dfrac{\mathrm{d}v}{\mathrm{d}t} = 0$, donc $A - B\,v_{\text{lim}} = 0$.

$$v_{\text{lim}} = \frac{A}{B} = \frac{9{,}5 \times 10^{-3}}{7{,}3 \times 10^{-1}}$$

$$\boxed{v_{\text{lim}} = \frac{A}{B} = 1{,}3 \times 10^{-2}\ \text{m}\cdot\text{s}^{-1}}$$

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme A et B. Le résultat, $13\ \text{mm}\cdot\text{s}^{-1}$, est bien la valeur du palier de la courbe du sujet.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$\dfrac{9.5 \times 10^{-3}}{7.3 \times 10^{-1}}$ ≈ 0.0130137

2.4 À l'aide de l'équation différentielle et de la relation d'Euler, recopier et compléter le tableau des vitesses et des variations de vitesse aux dates t_0, t_1 et t_2.

Données utiles $A = 9{,}5 \times 10^{-3}\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2}$; $B = 7{,}3 \times 10^{-1}\ \text{s}^{-1}$; $\Delta t = 0{,}10\ \text{s}$; $v(t_0) = 0$; $\Delta v(t_1) = 8{,}8 \times 10^{-4}\ \text{m}\cdot\text{s}^{-1}$

À chaque date, $a(t_n) = A - B\,v(t_n)$, donc $\Delta v(t_n) = \big(A - B\,v(t_n)\big)\,\Delta t$, puis $v(t_{n+1}) = v(t_n) + \Delta v(t_n)$.

$\Delta v(t_0) = (9{,}5 \times 10^{-3} - 0) \times 0{,}10 = 9{,}5 \times 10^{-4}\ \text{m}\cdot\text{s}^{-1}$

$v(t_1) = 0 + 9{,}5 \times 10^{-4} = 9{,}5 \times 10^{-4}\ \text{m}\cdot\text{s}^{-1}$

$v(t_2) = 9{,}5 \times 10^{-4} + 8{,}8 \times 10^{-4} = 1{,}8 \times 10^{-3}\ \text{m}\cdot\text{s}^{-1}$

$\Delta v(t_2) = (9{,}5 \times 10^{-3} - 7{,}3 \times 10^{-1} \times 1{,}8 \times 10^{-3}) \times 0{,}10 = 8{,}2 \times 10^{-4}\ \text{m}\cdot\text{s}^{-1}$

t (s)	$v(t_n)$ ($\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$)	$\Delta v(t_n)$ ($\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$)
$t_0 = 0$	0	$9{,}5 \times 10^{-4}$
$t_1 = 0{,}10$	$9{,}5 \times 10^{-4}$	$8{,}8 \times 10^{-4}$
$t_2 = 0{,}20$	$1{,}8 \times 10^{-3}$	$8{,}2 \times 10^{-4}$

$\Delta v(t_0) = 9{,}5 \times 10^{-4}$; $v(t_1) = 9{,}5 \times 10^{-4}$; $v(t_2) = 1{,}8 \times 10^{-3}$; $\Delta v(t_2) = 8{,}2 \times 10^{-4}$ (en $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$)

COMPRENDRE
La valeur donnée par le sujet sert de contrôle : $(9{,}5 \times 10^{-3} - 0{,}73 \times 9{,}5 \times 10^{-4}) \times 0{,}10$ redonne bien $8{,}8 \times 10^{-4}\ \text{m}\cdot\text{s}^{-1}$.

MÉTHODE
Une ligne du tableau se remplit toujours dans le même ordre : la vitesse (ligne précédente : $v + \Delta v$), puis l'accélération $A - B\,v$, puis $\Delta v = a\,\Delta t$.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$9.5 \times 10^{-3} \times 0.10$ ≈ 9.5×10^{-4}

$9.5 \times 10^{-4} + 8.8 \times 10^{-4}$ ≈ 0.00183

$(9.5 \times 10^{-3} - 7.3 \times 10^{-1} \times 1.8 \times 10^{-3}) \times 0.10$ ≈ 8.186×10^{-4}

$(9.5 \times 10^{-3} - 0.73 \times 9.5 \times 10^{-4}) \times 0.10$ ≈ 8.8065×10^{-4}

2.5 Indiquer les différents régimes observés sur la courbe $v = f(t)$.

- De $t = 0$ à $t \approx 7$ s : la vitesse augmente, de moins en moins vite. C'est le régime transitoire.
- Au-delà de $t \approx 7$ s : la vitesse garde la valeur constante $v_{\text{lim}} = 13\ \text{mm} \cdot \text{s}^{-1}$. C'est le régime permanent.

Régime transitoire (jusqu'à 7 s environ), puis régime permanent à $v_{\text{lim}} = 13\ \text{mm} \cdot \text{s}^{-1}$.

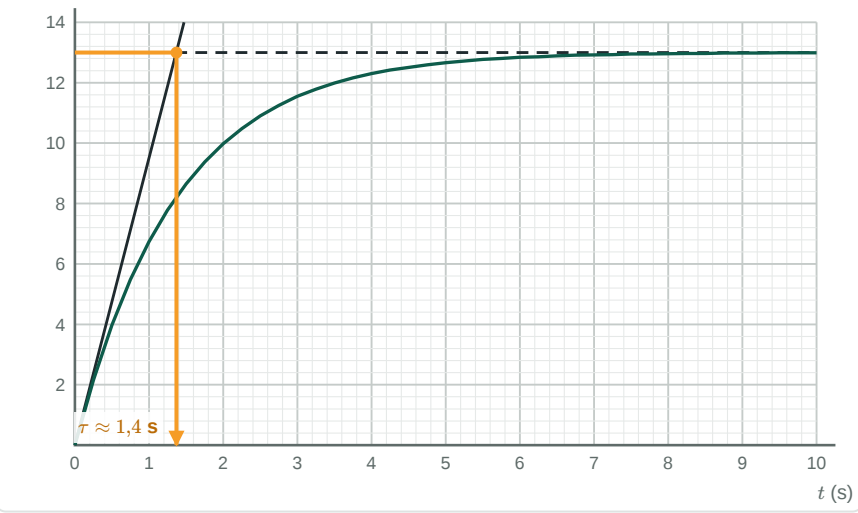
COMPRENDRE
En régime permanent, les forces se compensent, $P = \Pi + f$: le mouvement est rectiligne uniforme.

2.6 Déterminer graphiquement, en expliquant la méthode, le temps caractéristique τ.

On trace la tangente à la courbe à l'origine et l'asymptote horizontale $v = v_{\text{lim}} = 13\ \text{mm} \cdot \text{s}^{-1}$. L'abscisse de leur point d'intersection est le temps caractéristique τ.

Lecture sur le graphique : l'intersection se trouve un peu avant le milieu de l'intervalle entre 1,0 s et 2,0 s.

$\tau \approx 1{,}4$ s

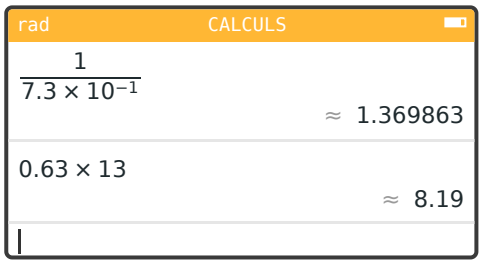


2.6 · Courbe du sujet : tangente à l'origine et asymptote $v = v_{\text{lim}}$

PIÈGE
Le tracé à la main de la tangente est peu précis : une valeur lue entre 1,2 s et 1,5 s est acceptable, à condition que la construction figure sur le graphique.

COMPRENDRE
Contrôle : la tangente à l'origine a pour pente A, elle atteint $v_{\text{lim}} = A/B$ à la date $\tau = 1/B = 1{,}4$ s. Autre méthode : τ est la date où $v = 0{,}63\, v_{\text{lim}} \approx 8{,}2\ \text{mm} \cdot \text{s}^{-1}$.

À LA CALCULATRICE



2.7 Justifier le choix de la valeur du pas $\Delta t = 0{,}10$ s.

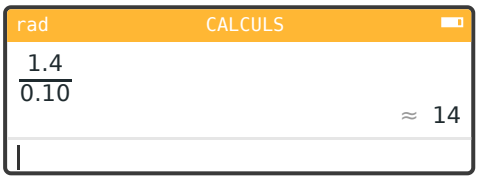
Données utiles $\tau \approx 1{,}4$ s (2.6)

Le pas doit être petit devant le temps caractéristique, sinon la vitesse varie trop pendant Δt et le calcul d'Euler s'écarte de la solution. Ici $\dfrac{\tau}{\Delta t} = \dfrac{1{,}4}{0{,}10} = 14$: le régime transitoire est décrit par de nombreux points.

Un pas encore plus petit donnerait une courbe plus fidèle, mais multiplierait le nombre de calculs.

$\Delta t = 0{,}10$ s est environ 14 fois plus petit que τ : bon compromis entre précision et nombre de calculs.

À LA CALCULATRICE



Evolution temporelle des systèmes physiques et chimiques

Bac S 2006 Amérique du Sud (ancien programme) · Exercice 4 **7 points** **Durée conseillée 1 h 31**

1 Affirmation 1 : l'onde qui se propage le long de la corde est transversale.

Chaque point de la corde se déplace verticalement, alors que l'onde avance horizontalement, le long de la corde. La perturbation est perpendiculaire à la direction de propagation.

VRAI : l'onde est transversale.

COMPRENDRE
Une onde est longitudinale quand la perturbation est parallèle à la direction de propagation : c'est le cas du son dans l'air ou d'une compression le long d'un ressort.

2 Affirmation 2 : la célérité de l'onde est $v = 20\ \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$.

Données utiles $f = 25$ Hz ; photo de la corde (figure 1)

Sur la figure 1, la corde coupe l'axe à 10 cm, 30 cm et 50 cm. Deux passages consécutifs par l'axe sont séparés d'une demi-longueur d'onde, donc $\lambda = 2 \times 20 = 40\ \text{cm} = 0{,}40\ \text{m}$.

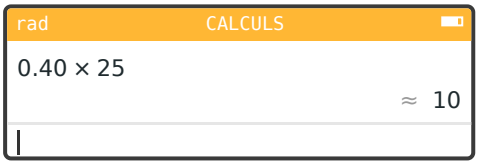
$v = \lambda \times f = 0{,}40 \times 25 = 10\ \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$

FAUX : $v = 10\ \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$, et non $20\ \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$.

PIÈGE
Prendre pour λ la distance entre deux passages consécutifs par l'axe (20 cm) : c'est une demi-longueur d'onde. Penser aussi à convertir les centimètres en mètres.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme f et la lecture de λ sur la figure.

À LA CALCULATRICE



3 Affirmation 3 : la célérité de l'onde dépend de la fréquence de la source.

L'énoncé précise que le milieu n'est pas dispersif : par définition, la célérité d'une onde y est la même quelle que soit sa fréquence.

FAUX : dans un milieu non dispersif, la célérité ne dépend pas de la fréquence.

COMPRENDRE
Si f change, c'est $\lambda = \dfrac{v}{f}$ qui change. La célérité, elle, est fixée par le milieu (ici la tension et la masse linéique de la corde).

4 Affirmation 4 : au moment de la prise de vue, le point M descend.

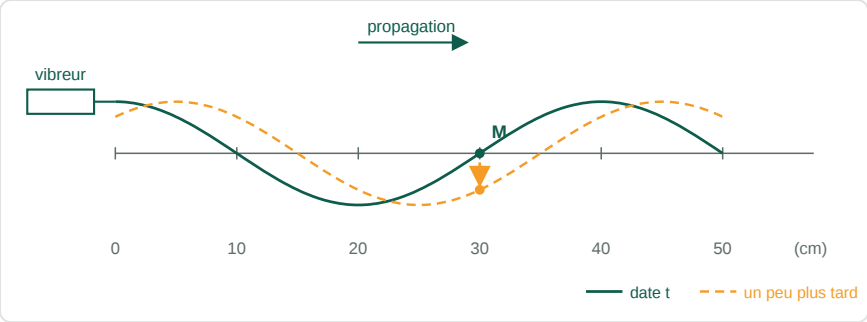
L'onde se propage du vibreur vers la droite, sans déformation. Un court instant après la photo, toute la courbe s'est décalée vers la droite (tracé orange).

Le point M, à l'abscisse 30 cm, prend alors la position qu'occupaient les points situés juste à sa gauche. Or, entre 10 cm et 30 cm, la corde est sous l'axe : l'ordonnée de M, nulle sur la photo, devient négative.

VRAI : M descend.

PIÈGE
Croire que M « suit la courbe » et avance vers la droite : un point de la corde ne se déplace que verticalement.

MÉTHODE
Pour connaître le sens du mouvement d'un point, redessiner l'onde décalée d'une petite distance dans le sens de propagation, puis comparer les deux positions du point sur la même verticale.



4 · Figure 1 complétée : la corde à la date t et un court instant plus tard

5 Affirmation 5 : le phénomène de diffraction par la fente est d'autant plus marqué que la fréquence de l'onde est grande.

Pour une fente de largeur a, l'écart angulaire de diffraction vérifie $\theta = \dfrac{\lambda}{a}$: à largeur fixée, la diffraction est d'autant plus marquée que λ est grande.

Le milieu n'étant pas dispersif, v est constante et $\lambda = \dfrac{v}{f}$: si f augmente, λ diminue, donc θ diminue.

FAUX : c'est quand la fréquence est faible (λ grande) que la diffraction est la plus marquée.

6 Affirmation 6 : la demi-vie du radon 222 est $t_{1/2} = 5{,}5$ jours.

Données utiles courbe $A(t)$ et sa tangente à l'origine (figure 2)

L'activité est proportionnelle au nombre de noyaux restants : au bout d'une demi-vie, elle est divisée par deux.

$A_0 = 600$ Bq, donc $A(t_{1/2}) = 300$ Bq. Sur la figure 2, l'activité vaut 300 Bq à la date $t \approx 3{,}8$ jours.

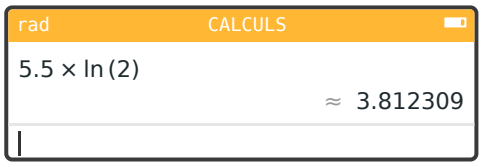
La valeur 5,5 jours est l'abscisse du point où la tangente à l'origine coupe l'axe des temps : c'est la constante de temps τ. On vérifie : $t_{1/2} = \tau \ln 2 = 5{,}5 \times \ln 2 = 3{,}8$ jours.

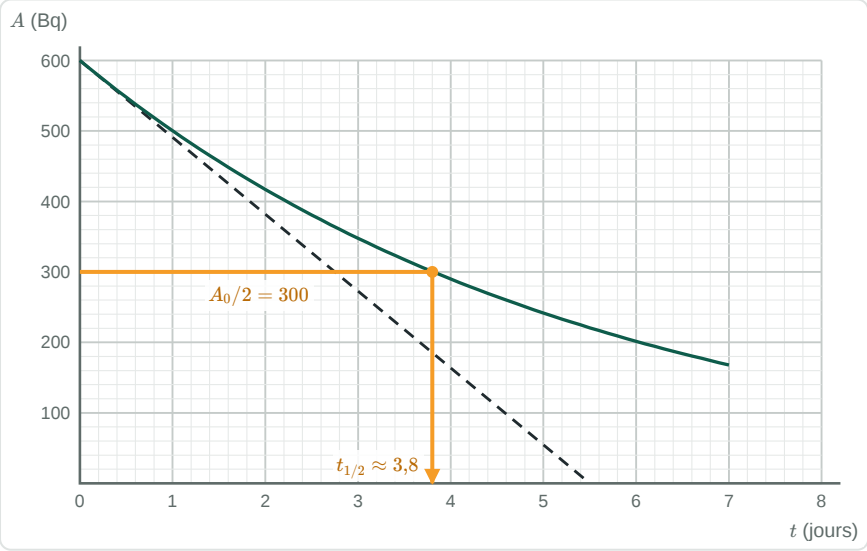
FAUX : $t_{1/2} \approx 3{,}8$ jours ; 5,5 jours est la constante de temps τ.

PIÈGE

Confondre $t_{1/2}$ et $\tau = \dfrac{1}{\lambda}$. À la date τ, il reste 37 % de l'activité initiale, pas 50 %.

À LA CALCULATRICE





6 · Figure 2 : lecture de la demi-vie et de la constante de temps

7 Affirmation 7 : à la date $t = 1{,}0$ jour, il reste environ $2{,}4 \times 10^8$ noyaux de radon 222 dans l'échantillon.

Données utiles $\tau = 5{,}5$ jours (figure 2, tangente à l'origine) ; 1 jour $= 24 \times 3600$ s

L'activité et le nombre de noyaux sont liés par $A(t) = \lambda N(t)$, avec $\lambda = \dfrac{1}{\tau}$, donc $N(t) = \tau \times A(t)$.

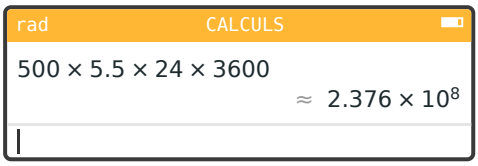
Sur la figure 2, à $t = 1{,}0$ jour : $A = 500$ Bq. Avec τ en secondes :

$$N = 5{,}5 \times 24 \times 3600 \times 500 = 2{,}4 \times 10^8$$

VRAI : $N(1{,}0 \text{ jour}) \approx 2{,}4 \times 10^8$ noyaux.

PIÈGE
Laisser τ en jours : le becquerel est une désintégration par seconde, il faut donc $\tau = 5{,}5 \times 86\,400 = 4{,}8 \times 10^5$ s.

À LA CALCULATRICE



8 Affirmation 8 : à la date $t = 0$ s, le condensateur est déchargé.

Sur la figure 4, les deux courbes partent de l'origine : $u_C(0) = 0$ V. La charge $q = C\,u_C$ est donc nulle à cette date.

VRAI : $u_C(0) = 0$ V, le condensateur est déchargé.

9 Affirmation 9 : en régime permanent, l'intensité du courant qui circule dans le circuit est nulle.

L'intensité vérifie $i = \dfrac{\mathrm{d}q}{\mathrm{d}t} = C\,\dfrac{\mathrm{d}u_C}{\mathrm{d}t}$.

En régime permanent, u_C est constante (palier de la courbe), donc $\dfrac{\mathrm{d}u_C}{\mathrm{d}t} = 0$ et $i = 0$ A.

VRAI : en régime permanent, $i = 0$ A.

COMPRENDRE
Le condensateur chargé se comporte comme un interrupteur ouvert. On le retrouve par la loi des mailles : $u_R = E - u_C = 0$, donc $i = \dfrac{u_R}{R} = 0$.

10 Affirmation 10 : pour obtenir la courbe 1, il faut donner à la résistance la valeur $R = 2{,}0\ \text{k}\Omega$.

Données utiles $C = 1{,}0\ \mu\text{F}$; $E = 6{,}0$ V ; courbe 1 (figure 4)

Pour la courbe 1, la tangente tracée à l'origine rencontre l'asymptote horizontale $u_C = E = 6{,}0$ V à la date $\tau = 2{,}0$ ms.

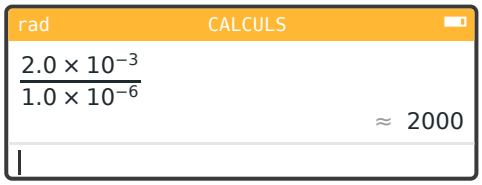
Pour un circuit RC, $\tau = R\,C$, donc $R = \dfrac{\tau}{C}$.

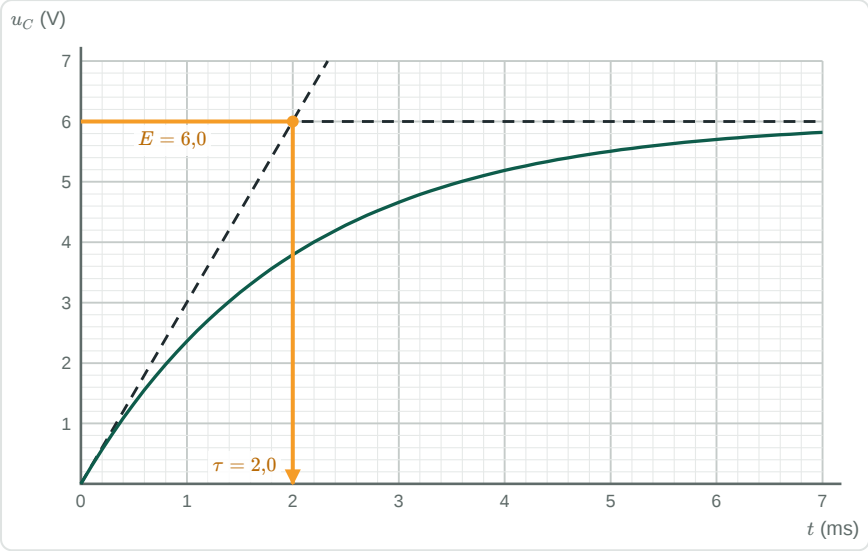
$$R = \frac{2{,}0 \times 10^{-3}}{1{,}0 \times 10^{-6}} = 2{,}0 \times 10^3\ \Omega$$

VRAI : $R = 2{,}0\ \text{k}\Omega$.

MÉTHODE
Autre lecture de τ : c'est la date à laquelle $u_C = 0{,}63\,E = 3{,}8$ V. Sur la courbe 1, on retrouve $t \approx 2$ ms.

À LA CALCULATRICE





10 · Figure 4, courbe 1 : tangente à l'origine et asymptote

11 Affirmation 11 : pour passer de la courbe 1 à la courbe 2, il suffit de diminuer la valeur de la résistance.

Diminuer R diminue $\tau = RC$: la charge est plus rapide, mais la tension finale reste $u_C = E = 6{,}0$ V.

Or la courbe 2 tend vers un palier à 7 V, différent de celui de la courbe 1 : la tension E du générateur a aussi été modifiée.

FAUX : changer R ne modifie pas la valeur finale de u_C ; il faut aussi porter E à 7 V.

COMPRENDRE
R et C fixent la durée de la charge, E fixe la valeur atteinte. Toujours comparer les deux : pente à l'origine et asymptote.

12 Affirmation 12 : l'intensité du courant dans le circuit de la figure 5 vérifie l'équation différentielle $i - \dfrac{L}{R}\dfrac{\mathrm{d}i}{\mathrm{d}t} = E$.

Loi d'additivité des tensions : $E = u_R + u_L$, avec $u_R = Ri$ et, pour une bobine de résistance négligeable, $u_L = L\dfrac{\mathrm{d}i}{\mathrm{d}t}$.

$$E = Ri + L\frac{\mathrm{d}i}{\mathrm{d}t} \quad \text{soit} \quad i + \frac{L}{R}\frac{\mathrm{d}i}{\mathrm{d}t} = \frac{E}{R}$$

FAUX : l'équation est $i + \dfrac{L}{R}\dfrac{\mathrm{d}i}{\mathrm{d}t} = \dfrac{E}{R}$ (signe et second membre erronés).

COMPRENDRE
La bobine et le circuit RL ne figurent plus au programme actuel de la spécialité. La démarche (loi des mailles, puis équation différentielle du premier ordre) est celle du circuit RC.

MÉTHODE
Contrôle rapide par les unités : i est en ampères, E en volts. Une équation qui égale un courant à une tension est forcément fausse.

13 Affirmation 13 : la courbe de la figure 6 représente la tension aux bornes du conducteur ohmique.

D'après la loi d'additivité des tensions, $u_R = E - L\dfrac{\mathrm{d}i}{\mathrm{d}t}$.

En régime permanent, i est constante, donc $\dfrac{\mathrm{d}i}{\mathrm{d}t} = 0$ et $u_R = E = 6{,}0$ V. De plus, à $t = 0$ s, $i = 0$ donc $u_R = Ri = 0$ V.

La courbe de la figure 6 fait l'inverse : elle part de 6 V et tend vers 0 V.

FAUX : u_R croît de 0 à E ; la figure 6 représente u_L.

COMPRENDRE
La bobine retarde l'établissement du courant : i ne peut pas varier brutalement. À la fermeture, toute la tension E se retrouve donc à ses bornes, puis $u_L = E - u_R$ décroît vers zéro.

14 Affirmation 14 : à la date $t = 0$ h, la vitesse de la réaction est nulle.

La vitesse volumique de réaction est $v = \frac{1}{V}\frac{\mathrm{d}x}{\mathrm{d}t}$: elle est proportionnelle au coefficient directeur de la tangente à la courbe $x(t)$.

À $t = 0$ h, la tangente à la courbe 1 n'est pas horizontale : son coefficient directeur est positif.

FAUX : à $t = 0$ h, la vitesse est non nulle (c'est même là qu'elle est la plus grande).

PIÈGE
Confondre $x(0) = 0$ et $v(0) = 0$. L'avancement est nul au départ, mais c'est la pente qui donne la vitesse.

15 Affirmation 15 : une élévation de température du milieu réactionnel modifie la vitesse de réaction.

La température est un facteur cinétique : quand elle augmente, la vitesse de la réaction augmente.

VRAI : une température plus élevée accélère la réaction.

16 Affirmation 16 : la vitesse de la réaction diminue au cours du temps.

La courbe 1 est de moins en moins pentue : le coefficient directeur de sa tangente décroît, jusqu'à s'annuler sur le palier. Comme $v = \frac{1}{V}\frac{\mathrm{d}x}{\mathrm{d}t}$, la vitesse diminue.

VRAI : la vitesse décroît et s'annule à l'équilibre.

COMPRENDRE
Les réactifs sont consommés : leur concentration, autre facteur cinétique, diminue. C'est donc au tout début que la vitesse est maximale.

17 Affirmation 17 : l'ajout d'un catalyseur dans le milieu réactionnel permet d'obtenir la courbe 2.

Un catalyseur augmente la vitesse de la réaction sans modifier l'état d'équilibre : l'avancement final resterait $x_f \approx 0{,}66$ mol, simplement atteint plus tôt.

Or la courbe 2 tend vers un avancement final d'environ 1 mol, différent de celui de la courbe 1.

FAUX : un catalyseur ne change pas l'avancement final.

COMPRENDRE
Avec un catalyseur, la courbe aurait une pente à l'origine plus forte, mais le même palier à 0,66 mol. La courbe 2 atteint $x_{max} = 1$ mol : elle correspondrait à une transformation totale.

18 Affirmation 18 : l'ion permanganate n'est pas le réactif limitant.

Seul l'ion permanganate absorbe : d'après la loi de Beer-Lambert, $A = k\,[\mathrm{MnO_4^-}]$.

Sur la figure 8, l'absorbance se stabilise à $A = 0{,}5$, valeur non nulle : il reste des ions permanganate à l'état final. La transformation étant totale, le réactif limitant est entièrement consommé ; ce n'est donc pas l'ion permanganate.

VRAI : il reste des ions $\mathrm{MnO_4^-}$ en fin de réaction, le réactif limitant est l'acide oxalique.

PIÈGE
Conclure à partir de la seule baisse de l'absorbance. C'est la valeur finale qui compte : nulle, le permanganate serait limitant.

19 Affirmation 19 : quand le courant circule dans le circuit extérieur, la transformation qui s'effectue dans la pile est une transformation forcée.

Le circuit extérieur ne contient qu'un conducteur ohmique, sans générateur. La pile débite un courant parce que le système chimique évolue de lui-même vers son état d'équilibre.

FAUX : dans une pile qui débite, la transformation est spontanée.

COMPRENDRE
Une transformation forcée exige un générateur qui impose au courant le sens contraire : c'est l'électrolyse, ou la recharge d'un accumulateur.

20 Affirmation 20 : le sens spontané d'évolution de la réaction (1) est le sens direct.

Données utiles $\mathrm{Fe^{3+}\,(aq) + Ag\,(s) = Fe^{2+}\,(aq) + Ag^{+}\,(aq)}$; $K = 0{,}31$; concentrations initiales toutes égales à $0{,}20\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$

Quotient de réaction initial (l'argent solide n'y figure pas) :

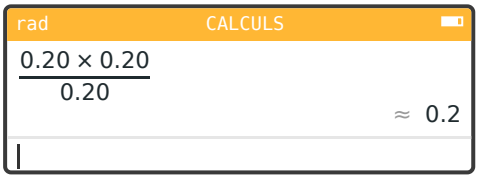
$$Q_{r,i} = \frac{[\mathrm{Fe^{2+}}]_i\,[\mathrm{Ag^{+}}]_i}{[\mathrm{Fe^{3+}}]_i} = \frac{0{,}20 \times 0{,}20}{0{,}20} = 0{,}20$$

$Q_{r,i} < K$: le système évolue dans le sens direct.

VRAI : $Q_{r,i} = 0{,}20 < K = 0{,}31$, évolution dans le sens direct.

PIÈGE
Écrire $[\mathrm{Ag}]$ au dénominateur : un solide n'apparaît pas dans le quotient de réaction.

À LA CALCULATRICE



21 Affirmation 21 : en multipliant par 2 la concentration initiale des ions $\mathrm{Ag^{+}\,(aq)}$, sans changer les autres, on inverse le sens d'évolution de la réaction (1).

Données utiles $[\mathrm{Ag^{+}}]_i = 0{,}40\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; $[\mathrm{Fe^{2+}}]_i = [\mathrm{Fe^{3+}}]_i = 0{,}20\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; $K = 0{,}31$

$$Q_{r,i} = \frac{[\mathrm{Fe^{2+}}]_i\,[\mathrm{Ag^{+}}]_i}{[\mathrm{Fe^{3+}}]_i} = \frac{0{,}20 \times 0{,}40}{0{,}20} = 0{,}40$$

$Q_{r,i} > K$: le système évolue cette fois dans le sens inverse de la réaction (1).

VRAI : $Q_{r,i} = 0{,}40 > K = 0{,}31$, le sens d'évolution est inversé.

COMPRENDRE
Dans la pile, le sens du courant s'inverse aussi : l'argent, qui était oxydé (pôle négatif), devient le siège d'une réduction (pôle positif).

À LA CALCULATRICE

