Corrigé complet — Bac S 2003 Métropole (ancien programme)

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

Ex 1	**Charge d'un condensateur à l'aide d'une pile** Pile cuivre-zinc · Quotient de réaction et sens d'évolution · Capacité électrique d'une pile · Charge d'un condensateur · Constante de temps du circuit RC · Équation différentielle du premier ordre	7 pts	1 h 31	13 questions	p. 2
Ex 2	**Etude de la vitamine C** Réaction acide-base · pH et produit ionique de l'eau · Tableau d'avancement · Taux d'avancement final · Titrage colorimétrique · Groupes caractéristiques	4 pts	52 min	11 questions	p. 6
Ex 3	**Spécialité : Dosage spectrophotométrique des ions fer dans un médicament** Couple oxydant-réducteur · Dilution et verrerie · Absorbance et loi de Beer-Lambert · Dosage par étalonnage · Concentration en masse · Masse molaire	4 pts	52 min	9 questions	p. 11
Ex 4	**Autour du radium** Composition d'un noyau et isotopes · Radioactivité α et β^- · Lois de conservation · Demi-vie et décroissance · Activité · Défaut de masse et énergie libérée	5 pts	1 h 05	10 questions	p. 15

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.

Charge d'un condensateur à l'aide d'une pile

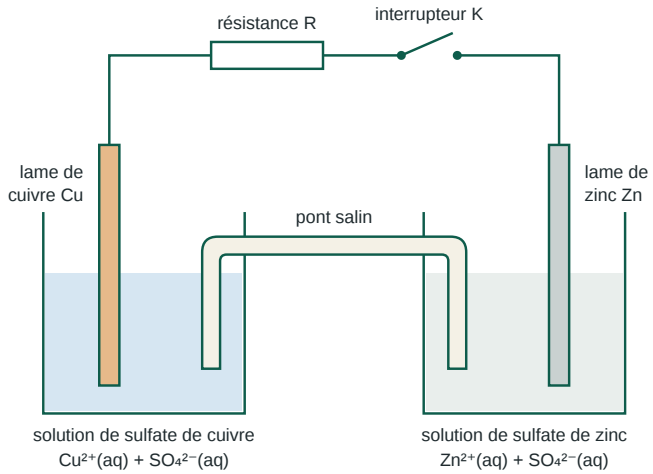
Bac S 2003 Métropole (ancien programme) · Exercice 1 **7 points** **Durée conseillée 1 h 31**

1.1 Faire un schéma légendé de la pile, complété par la résistance et l'interrupteur.

Chaque lame plonge dans la solution contenant ses propres ions : le cuivre dans le sulfate de cuivre, le zinc dans le sulfate de zinc. Le pont salin relie les deux solutions ; la résistance et l'interrupteur sont branchés en série entre les deux lames.

Schéma ci-contre : deux demi-piles reliées par un pont salin, circuit extérieur avec R et K en série.

PIÈGE
Oublier le pont salin, ou plonger les deux lames dans le même bécher. Sans pont salin, le circuit est ouvert et aucun courant ne circule.



1.1 · Pile cuivre-zinc branchée sur la résistance et l'interrupteur

1.2 Déterminer le quotient de réaction $Q_{r,i}$ à la date t_0, puis en déduire le sens d'évolution spontanée du système.

Données utiles $C_1 = 1{,}0\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $C_2 = 1{,}0\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $K = 4{,}6\times10^{36}$

Pour l'équation $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) = \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$, les solides n'apparaissent pas dans le quotient :

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Zn}^{2+}]_i}{[\text{Cu}^{2+}]_i} = \frac{C_1}{C_2} = \frac{1{,}0}{1{,}0} = 1{,}0$$

$Q_{r,i} < K$: le système évolue spontanément dans le sens direct de l'équation.

$Q_{r,i} = 1{,}0 < K$: sens direct, les ions Cu^{2+} et le zinc sont consommés.

PIÈGE
Inverser le quotient : les produits de l'équation telle qu'elle est écrite vont au numérateur. Ici c'est Zn^{2+} en haut, Cu^{2+} en bas.

COMPRENDRE
Le quotient de réaction est sans unité : chaque concentration est en réalité divisée par $c^\circ = 1\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Avec K de l'ordre de 10^{36}, la transformation est quasi totale.

1.3 Pour chaque électrode, écrire la demi-équation correspondant au couple qui intervient.

Dans le sens direct, Cu^{2+} est réduit et Zn est oxydé.

Électrode de cuivre, couple Cu^{2+}/Cu : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\,\text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})$ (réduction).

Électrode de zinc, couple Zn^{2+}/Zn : $\text{Zn}(\text{s}) = \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\,\text{e}^-$ (oxydation).

$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\,\text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})$ et $\text{Zn}(\text{s}) = \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\,\text{e}^-$

MÉTHODE
Écrire chaque demi-équation dans le sens où elle se déroule réellement, d'après le sens d'évolution trouvé. On repère alors d'un coup d'œil l'électrode qui libère les électrons.

1.4 En déduire, en justifiant, quel métal constitue le pôle + de la pile et quel métal constitue le pôle –.

À l'électrode de zinc, l'oxydation libère des électrons, qui partent dans le circuit extérieur : le zinc est le pôle –.

À l'électrode de cuivre, la réduction consomme les électrons qui arrivent par le circuit extérieur : le cuivre est le pôle +.

Pôle + : cuivre ; pôle – : zinc.

COMPRENDRE
Dans le circuit extérieur, les électrons vont du zinc vers le cuivre ; le courant circule en sens inverse, du pôle + (cuivre) vers le pôle – (zinc).

1.5 Calculer la quantité maximale d'électricité que la pile pourrait théoriquement débiter.

Données utiles $C_2 = 1{,}0\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $V_2 = 100\ \text{mL}$; $N_A = 6{,}02\times10^{23}\ \text{mol}^{-1}$; $e = 1{,}6\times10^{-19}$ C

Les ions Zn^{2+} sont formés par la réaction : le réactif limitant est l'ion Cu^{2+} (la lame de zinc est supposée en excès).

$n(Cu^{2+})_i = C_2\,V_2 = 1{,}0\times0{,}100 = 0{,}10$ mol.

D'après $Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- = Cu\,(s)$, chaque ion consommé correspond à deux électrons échangés : $n(e^-) = 2\,C_2\,V_2$.

Chaque mole d'électrons porte la charge $N_A\,e$:

$$Q_{max} = n(e^-)\,N_A\,e = 2\,C_2\,V_2\,N_A\,e$$

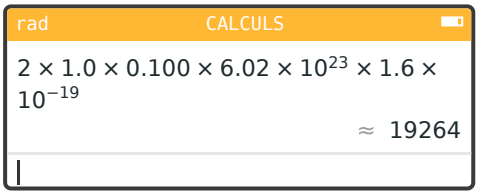
$$Q_{max} = 2\times1{,}0\times0{,}100\times6{,}02\times10^{23}\times1{,}6\times10^{-19}$$

$Q_{max} = 1{,}9\times10^{4}$ C

PIÈGE
Oublier le facteur 2 (deux électrons par ion cuivre) ou laisser V_2 en mL. L'énoncé cite Zn^{2+} comme réactif limitant possible, mais c'est un produit : il ne peut pas s'épuiser.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme C_2 et e, les données les moins précises. Le produit $N_A\,e \approx 9{,}6\times10^{4}\ \text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$ est la constante de Faraday.

À LA CALCULATRICE



2.1 À la date $t_1 = 20$ s, le condensateur est complètement chargé. Quelle est l'intensité du courant dans le circuit ? Donner la valeur de E à partir de l'enregistrement.

Condensateur chargé : u_C ne varie plus, la charge des armatures non plus, donc aucun courant ne circule : $i = 0$ A.

La pile ne débite plus : la tension à ses bornes vaut E. Elle est égale à u_C (loi des mailles) : E est l'ordonnée du palier de la courbe.

Lecture sur la figure 3 : le palier se situe un peu au-dessus de 1 V.

$i = 0$ A et $E = u_C(20\ \text{s}) \approx 1{,}06$ V

COMPRENDRE
En régime permanent, un condensateur se comporte comme un interrupteur ouvert. La tension aux bornes de la pile, $E - r\,i$, se réduit alors à E.

2.2.1 Donner l'expression littérale de la constante de temps τ et justifier qu'elle a la dimension d'une durée.

La seule résistance du circuit est la résistance interne de la pile : $\tau = r\,C$.

Loi d'Ohm, $u = r\,i$: r s'exprime en $\text{V}\cdot\text{A}^{-1}$.

Condensateur, $i = C\,\dfrac{\text{d}u_C}{\text{d}t}$: C s'exprime en $\text{A}\cdot\text{s}\cdot\text{V}^{-1}$.

Le produit $r\,C$ s'exprime donc en $\text{V}\cdot\text{A}^{-1}\times\text{A}\cdot\text{s}\cdot\text{V}^{-1} = \text{s}$.

$\tau = r\,C$, homogène à une durée (en secondes).

MÉTHODE
Pour une analyse dimensionnelle, partir de relations simples contenant la grandeur ($u = r\,i$, $q = C\,u$, $q = i\,\Delta t$), puis simplifier les unités comme des facteurs.

2.2.2 Déterminer graphiquement la valeur de τ, par une méthode qui apparaît sur la figure 3.

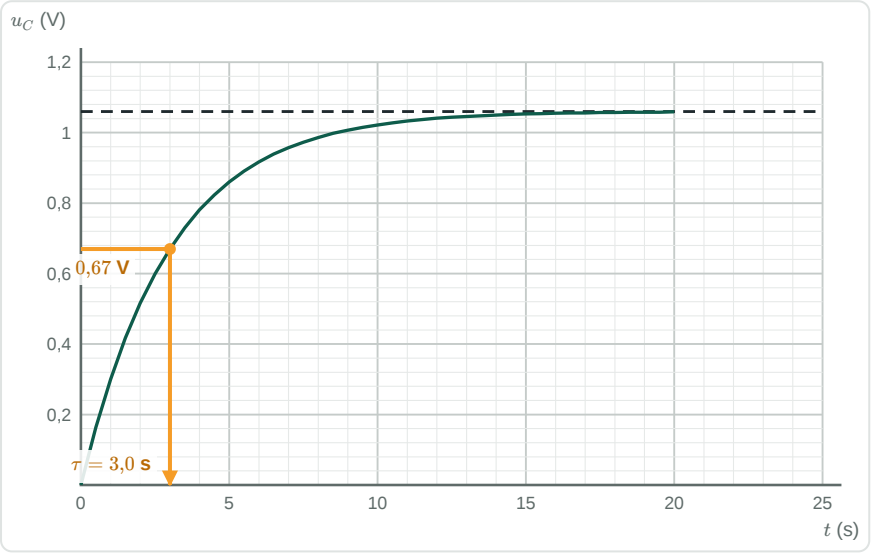
Données utiles $E = 1{,}06$ V (2.1)

À la date $t = \tau$: $u_C(\tau) = E\,(1 - e^{-1}) = 0{,}63\,E$.

$0{,}63 \times 1{,}06 = 0{,}67$ V.

On trace l'horizontale d'ordonnée $0{,}67$ V jusqu'à la courbe, puis on lit l'abscisse du point d'intersection.

$\tau \approx 3{,}0$ s



2.2.2 · Figure 3 complétée : lecture de τ à $0{,}63\,E$

PIÈGE
Prendre 63 % de 1 V au lieu de 63 % de E, ou lire τ là où la courbe atteint le palier : cette date vaut environ $5\,\tau$.

MÉTHODE
Autre méthode : la tangente à l'origine coupe l'asymptote $u_C = E$ à la date τ. La lecture à 63 % est plus fiable, car le tracé d'une tangente reste imprécis.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS
0.63 × 1.06
≈ 0.6678

2.2.3 En déduire la valeur de la résistance interne r de la pile.

Données utiles $\tau = 3{,}0$ s (2.2.2) ; $C = 330\ \mu$F

$\tau = r\,C$ donc $r = \dfrac{\tau}{C}$.

$$r = \frac{3{,}0}{330 \times 10^{-6}} = 9{,}1 \times 10^{3}\ \Omega$$

$r = 9{,}1 \times 10^{3}\ \Omega$, soit $9{,}1\ \text{k}\Omega$

PIÈGE
Laisser la capacité en microfarads : $330\ \mu\text{F} = 330 \times 10^{-6}$ F. Sans conversion, on trouve une résistance un million de fois trop petite.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS
$\dfrac{3.0}{330 \times 10^{-6}}$
≈ 9090.909

2.3.1 En respectant l'orientation du schéma 2, donner la relation entre l'intensité i et la charge q portée par l'armature A.

Le sens positif choisi pour i arrive sur l'armature A : quand $i > 0$, la charge q de cette armature augmente.

$i = \dfrac{\mathrm{d}q}{\mathrm{d}t}$

PIÈGE
Le signe dépend de l'orientation. Si le courant positif quittait l'armature qui porte q, il faudrait écrire $i = -\dfrac{\mathrm{d}q}{\mathrm{d}t}$.

2.3.2 Donner la relation entre la charge q et la tension u_C aux bornes du condensateur.

La flèche de u_C pointe vers l'armature A, qui porte q : $u_C = u_{AB}$.

$$q = C\,u_C$$

2.3.3 Montrer qu'à partir de la date t_0, la tension u_C vérifie l'équation différentielle $E = u_C + r\,C\,\dfrac{\mathrm{d}u_C}{\mathrm{d}t}$.

Interrupteur fermé, loi des mailles : $u_{PN} = u_{AB} = u_C$.

Pile modélisée par E en série avec r : $u_{PN} = E - r\,i$.

Donc $E - r\,i = u_C$, soit $E = u_C + r\,i$.

Or $i = \dfrac{\mathrm{d}q}{\mathrm{d}t}$ et $q = C\,u_C$ avec C constante : $i = C\,\dfrac{\mathrm{d}u_C}{\mathrm{d}t}$.

$E = u_C + r\,C\,\dfrac{\mathrm{d}u_C}{\mathrm{d}t}$: c'est bien l'équation attendue.

MÉTHODE

Toujours le même enchaînement pour un circuit RC : loi des mailles, loi d'Ohm, $i = \dfrac{\mathrm{d}q}{\mathrm{d}t}$, $q = C\,u_C$, puis tout exprimer en fonction de u_C.

2.3.4 La solution est de la forme $u_C(t) = E\,(1 - e^{-\alpha t})$. En déduire l'expression littérale de α.

On dérive : $\dfrac{\mathrm{d}u_C}{\mathrm{d}t} = \alpha\,E\,e^{-\alpha t}$.

On reporte dans l'équation différentielle :

$$E = E\,(1 - e^{-\alpha t}) + r\,C\,\alpha\,E\,e^{-\alpha t}$$

$$0 = E\,e^{-\alpha t}\,(r\,C\,\alpha - 1)$$

Cette égalité doit être vraie à chaque instant, et $E\,e^{-\alpha t}$ n'est jamais nul : $r\,C\,\alpha - 1 = 0$.

$$\alpha = \frac{1}{r\,C} = \frac{1}{\tau}$$

COMPRENDRE

α est l'inverse de la constante de temps : ici $\alpha \approx 0{,}33\ \mathrm{s}^{-1}$. On retrouve $u_C(0) = 0$ et $u_C \to E$ quand t devient grand, comme sur la figure 3.

Etude de la vitamine C

Bac S 2003 Métropole (ancien programme) · Exercice 2 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1 Écrire l'équation de la réaction entre l'acide ascorbique HA et la solution d'hydroxyde de sodium.

L'acide HA cède un ion H^+ à la base HO^- (couples HA/A^- et H_2O/HO^-) :

$$HA\,(aq) + HO^-\,(aq) = A^-\,(aq) + H_2O\,(l)$$

COMPRENDRE
Les ions sodium Na^+ sont spectateurs : ils n'apparaissent pas dans l'équation. Le signe « = » est celui du sujet ; aujourd'hui on écrit une flèche simple quand la transformation est totale.

1.2.1 Le pH du mélange vaut 4,0. En déduire la concentration en ions oxonium H_3O^+.

Données utiles $pH = 4{,}0$

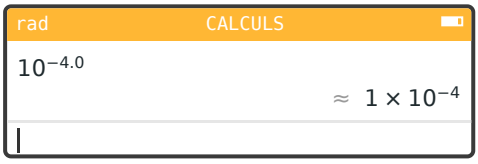
$[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH}$ avec $c^\circ = 1\ mol \cdot L^{-1}$

$[H_3O^+] = 10^{-4{,}0}$

$$[H_3O^+] = 1{,}0 \times 10^{-4}\ mol \cdot L^{-1}$$

COMPRENDRE
Chiffres significatifs : un pH donné au dixième ne justifie pas plus de deux chiffres sur la concentration. Les résultats suivants, qui en découlent, sont aussi donnés avec deux chiffres.

À LA CALCULATRICE



1.2.2 Calculer la concentration en ions hydroxyde dans le mélange, puis la quantité $n_f(HO^-)$ d'ions hydroxyde présents à l'état final.

Données utiles $K_e = 1{,}0 \times 10^{-14}$; $[H_3O^+] = 1{,}0 \times 10^{-4}\ mol \cdot L^{-1}$ (1.2.1) ; $V_A = 20{,}0$ mL ; $V_B = 5{,}0$ mL

Produit ionique de l'eau : $K_e = [H_3O^+] \times [HO^-]$, donc

$$[HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{1{,}0 \times 10^{-4}} = 1{,}0 \times 10^{-10}\ mol \cdot L^{-1}$$

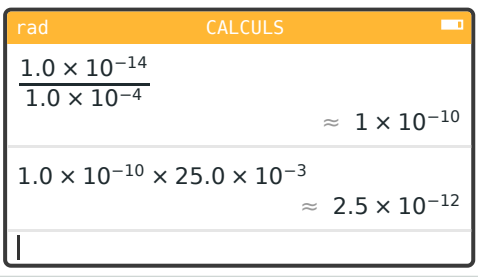
Le volume du mélange est $V_A + V_B = 25{,}0$ mL :

$n_f(HO^-) = [HO^-] \times (V_A + V_B) = 1{,}0 \times 10^{-10} \times 25{,}0 \times 10^{-3}$

$$[HO^-] = 1{,}0 \times 10^{-10}\ mol \cdot L^{-1} \text{ et } n_f(HO^-) = 2{,}5 \times 10^{-12}\ mol$$

PIÈGE
Multiplier par V_B seul ou par V_A seul : la concentration est celle du mélange, de volume total 25,0 mL, à convertir en litres.

À LA CALCULATRICE



1.2.3 Compléter le tableau 1 de l'annexe décrivant la réaction entre l'acide ascorbique et les ions hydroxyde. En déduire la valeur de l'avancement final x_f.

Données utiles $C_A = 1{,}00 \times 10^{-2}$ mol · L^{-1} ; $V_A = 20{,}0$ mL ; $C_B = 2{,}00 \times 10^{-2}$ mol · L^{-1} ; $V_B = 5{,}0$ mL ; $n_f(\mathrm{HO^-}) = 2{,}5 \times 10^{-12}$ mol (1.2.2)

Quantités initiales :

$n_0(\mathrm{HA}) = C_A \times V_A = 1{,}00 \times 10^{-2} \times 20{,}0 \times 10^{-3} = 2{,}00 \times 10^{-4}$ mol

$n_0(\mathrm{HO^-}) = C_B \times V_B = 2{,}00 \times 10^{-2} \times 5{,}0 \times 10^{-3} = 1{,}0 \times 10^{-4}$ mol

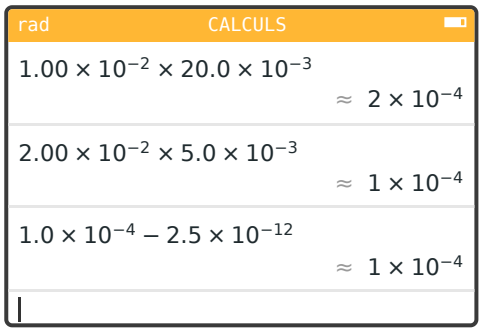
D'après le tableau, $n_f(\mathrm{HO^-}) = n_0(\mathrm{HO^-}) - x_f$, donc

$x_f = n_0(\mathrm{HO^-}) - n_f(\mathrm{HO^-}) = 1{,}0 \times 10^{-4} - 2{,}5 \times 10^{-12}$

$x_f = 1{,}0 \times 10^{-4}$ mol

COMPRENDRE
La quantité d'ions hydroxyde restante est cent millions de fois plus petite que la quantité apportée : elle est négligeable, mais pas rigoureusement nulle.

À LA CALCULATRICE



équation de la réaction		HA	+	HO⁻	=	A⁻	+	H₂O
état du système	avancement en mol	quantité de matière en mol						
état initial	0	$n_0(HA) = C_A \times V_A = 2{,}00 \times 10^{-4}$		$n_0(HO^-) = C_B \times V_B = 1{,}0 \times 10^{-4}$		0		solvant
état final	x_f	$n_f(HA) = 2{,}00 \times 10^{-4} - x_f = 1{,}0 \times 10^{-4}$		$n_f(HO^-) = 1{,}0 \times 10^{-4} - x_f = 2{,}5 \times 10^{-12}$		$x_f = 1{,}0 \times 10^{-4}$		solvant

1.2.3 · Tableau 1 de l'annexe, complété (en orange : ce que l'élève écrit)

1.2.4 La transformation est-elle totale ? La réaction peut-elle servir de support au dosage d'une solution d'acide ascorbique par une solution d'hydroxyde de sodium ?

Données utiles $x_f = 1{,}0 \times 10^{-4}$ mol (1.2.3) ; $n_0(\mathrm{HA}) = 2{,}00 \times 10^{-4}$ mol ; $n_0(\mathrm{HO^-}) = 1{,}0 \times 10^{-4}$ mol

Les nombres stœchiométriques valent tous 1 et $n_0(\mathrm{HO^-}) < n_0(\mathrm{HA})$: l'ion hydroxyde est le réactif limitant, d'où $x_{max} = n_0(\mathrm{HO^-}) = 1{,}0 \times 10^{-4}$ mol.

Taux d'avancement final : $\tau = \dfrac{x_f}{x_{max}} = \dfrac{1{,}0 \times 10^{-4}}{1{,}0 \times 10^{-4}} = 1{,}0$

La transformation est totale. La réaction est de plus très rapide (énoncé) : elle remplit les conditions d'une réaction support de dosage.

$\tau = 1{,}0$: transformation totale ; la réaction, rapide et totale, peut servir de support au dosage.

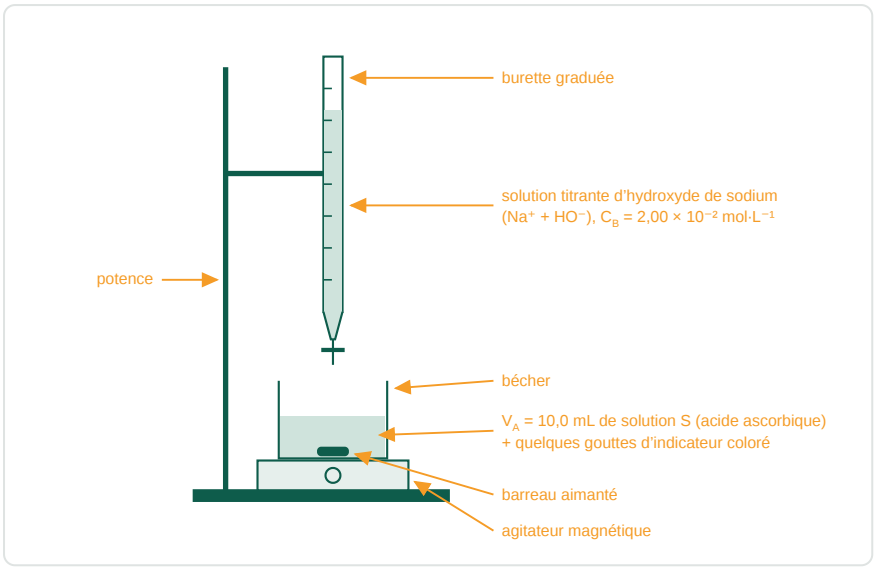
PIÈGE
Répondre « non totale » parce qu'il reste de l'acide HA à l'état final. Une transformation est totale quand le réactif limitant est entièrement consommé ; le réactif en excès, lui, reste présent.

2.1 Représenter un schéma annoté du dispositif permettant de réaliser le titrage.

Voir le schéma : la solution titrante (hydroxyde de sodium) est dans la burette graduée ; la solution titrée (10,0 mL de solution S, prélevés à la pipette jaugée) et l'indicateur coloré sont dans le bécher, sous agitation magnétique.

Burette : solution d'hydroxyde de sodium ; bécher : 10,0 mL de solution S et indicateur coloré ; agitateur magnétique.

PIÈGE
Inverser les deux solutions, ou oublier une légende. Chaque élément doit être nommé, avec le contenu de la burette et celui du bécher.



2.1 · Dispositif de titrage colorimétrique de la solution S

2.2 Quel indicateur coloré choisir parmi le rouge de méthyle, le bleu de bromophénol et le rouge de crésol ? Justifier à l'aide de la courbe de la figure 2.

Données utiles zones de virage : rouge de méthyle 4,2 - 6,2 ; bleu de bromophénol 3,0 - 4,6 ; rouge de crésol 7,2 - 8,8

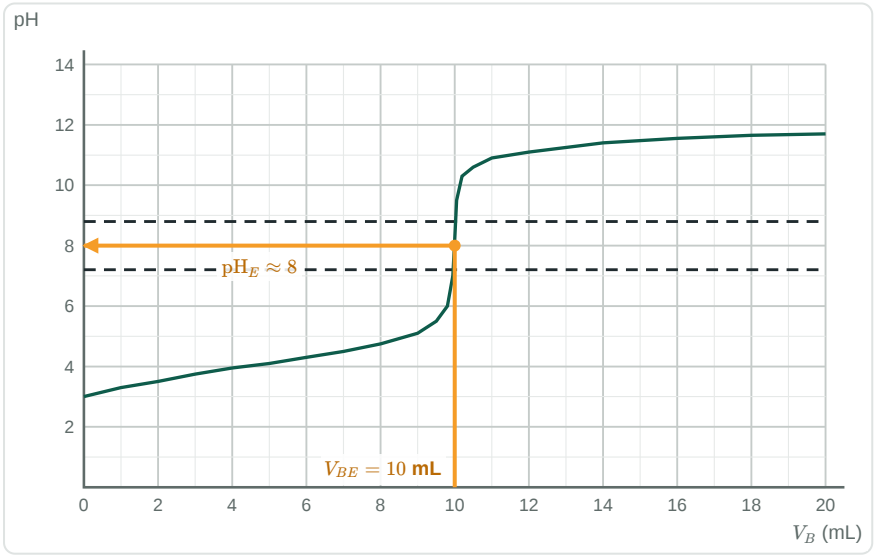
Sur la figure 2, le saut de pH est pratiquement vertical à $V_B = 10$ mL, entre $\mathrm{pH} \approx 6$ et $\mathrm{pH} \approx 10{,}5$. La méthode des tangentes parallèles place le point équivalent au milieu du saut : $\mathrm{pH}_E \approx 8$.

Un indicateur convient si sa zone de virage contient le pH à l'équivalence. Seule la zone 7,2 - 8,8 contient la valeur 8.

Il faut choisir le rouge de crésol ($\mathrm{pH}_E \approx 8$, compris entre 7,2 et 8,8).

COMPRENDRE
Avec les deux autres indicateurs, le changement de teinte se produirait progressivement, bien avant l'équivalence (pH inférieur à 6,2) : le volume relevé serait trop faible.

COMPRENDRE
À l'équivalence, la solution contient la base A^- : le pH y est supérieur à 7. La courbe est une simulation, mais ce pH reste dans le saut pour le dosage réel.



2.2 · Figure 2 de l'annexe : lecture du pH à l'équivalence ; en tirets, la zone de virage du rouge de crésol (7,2 - 8,8)

2.3 Définir l'équivalence.

L'équivalence est l'état du système pour lequel le réactif titré et le réactif titrant ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de dosage : ils sont alors tous deux entièrement consommés.

À l'équivalence : $n_0(\mathrm{HA}) = n_E(\mathrm{HO^-})$, quantité d'ions hydroxyde versée.

COMPRENDRE
L'équivalence correspond au changement de réactif limitant : avant, c'est le réactif titrant ($\mathrm{HO^-}$) ; après, c'est le réactif titré (HA).

2.4 Calculer la quantité d'acide ascorbique contenue dans les 10,0 mL de solution titrée.

Données utiles $C_B = 2{,}00 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; $V_{BE} = 14{,}4\ \mathrm{mL}$

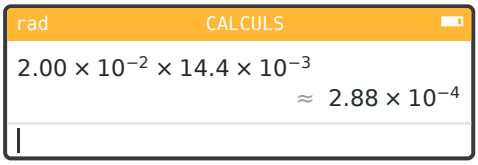
À l'équivalence (2.3), la quantité d'acide initialement présente dans la prise d'essai est égale à la quantité d'ions hydroxyde versée :

$n_A = C_B \times V_{BE} = 2{,}00 \times 10^{-2} \times 14{,}4 \times 10^{-3}$

$n_A = 2{,}88 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol}$

PIÈGE
Utiliser le volume équivalent de 10 mL lu sur la figure 2 : cette courbe simulée ne correspond pas au dosage du comprimé. La valeur à employer est $V_{BE} = 14{,}4$ mL, convertie en litres.

À LA CALCULATRICE



2.5 En déduire la masse m, en mg, d'acide ascorbique contenue dans un comprimé. Expliquer l'indication du fabricant « vitamine C 500 ».

Données utiles $n_A = 2{,}88 \times 10^{-4}$ mol (2.4) ; fiole de 100,0 mL, prise d'essai de 10,0 mL ; $M(\mathrm{C}) = 12{,}0$; $M(\mathrm{H}) = 1{,}0$; $M(\mathrm{O}) = 16{,}0\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$

Le comprimé entier est dissous dans 100,0 mL et l'on en titre 10,0 mL, soit le dixième : le comprimé contient $n = 10 \times n_A = 2{,}88 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol}$ d'acide ascorbique.

Masse molaire : $M(\mathrm{C_6H_8O_6}) = 6 \times 12{,}0 + 8 \times 1{,}0 + 6 \times 16{,}0 = 176{,}0\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$

$m = n \times M = 2{,}88 \times 10^{-3} \times 176{,}0 = 0{,}507\ \mathrm{g}$

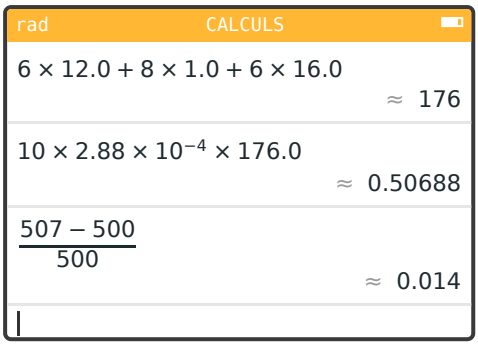
L'indication « 500 » est la masse d'acide ascorbique, en milligrammes, annoncée pour un comprimé. L'écart relatif avec la mesure est $\dfrac{507 - 500}{500} = 1{,}4\ \%$: le dosage confirme l'indication.

$m = 507\ \mathrm{mg}$, en accord avec les 500 mg annoncés par le fabricant.

PIÈGE
Oublier le facteur 10 : on ne titre qu'un dixième de la solution S, on trouverait alors 50,7 mg.

MÉTHODE
Titrage d'un échantillon solide : quantité dans la prise d'essai, puis multiplication par le rapport des volumes (fiole sur prise d'essai), puis masse par $m = n \times M$.

À LA CALCULATRICE



3 À quelles familles de composés correspondent les groupes caractéristiques encadrés (1) et (2) dans la formule de l'acide ascorbique ?

Groupe (1) : un atome de carbone doublement lié à un atome d'oxygène et simplement lié à un second atome d'oxygène, lui-même lié à un carbone ($-\mathrm{CO}-\mathrm{O}-\mathrm{C}$). C'est le groupe ester.

Groupe (2) : un groupe hydroxyle $-\mathrm{OH}$ porté par un atome de carbone tétraédrique. Il caractérise les alcools.

(1) : famille des esters ; (2) : famille des alcools.

PIÈGE

Confondre (1) avec un groupe carboxyle (acide carboxylique) : ici l'oxygène simplement lié au carbone porte une chaîne carbonée, pas un atome d'hydrogène.

COMPRENDRE

Le groupe HO entouré d'un cercle n'est pas celui d'un alcool : il est porté par un carbone engagé dans une double liaison $\mathrm{C}=\mathrm{C}$, ce qui rend son hydrogène acide.

Spécialité : Dosage spectrophotométrique des ions fer dans un médicament

Bac S 2003 Métropole (ancien programme) · Exercice 3 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1 Écrire la demi-équation de réduction de l'ion $\mathrm{Fe^{3+}(aq)}$ en ion $\mathrm{Fe^{2+}(aq)}$.

L'ion fer (III) est l'oxydant du couple $\mathrm{Fe^{3+}(aq)/Fe^{2+}(aq)}$: il gagne un électron.

$$\mathrm{Fe^{3+}(aq) + e^- = Fe^{2+}(aq)}$$

COMPRENDRE
Une réduction est un gain d'électrons. La charge se conserve : $+3 - 1 = +2$. L'hydroquinone, réducteur en excès, fournit ces électrons et maintient ainsi le fer à l'état d'ions fer (II).

2.1 Indiquer la verrerie qu'il faut utiliser pour préparer le mélange n°1.

Données utiles mélange n°1 : $25{,}0$ mL de solution S ; $2{,}00$ mL d'o-phénanthroline ; $1{,}00$ mL d'hydroquinone ; volume total $50{,}0$ mL

- Fiole jaugée de $50{,}0$ mL : elle reçoit le mélange et fixe le volume total, ajusté au trait de jauge avec de l'eau distillée.
- Burette graduée de $25{,}0$ mL : pour verser les $25{,}0$ mL de solution S.
- Pipette jaugée de $2{,}00$ mL : pour la solution d'o-phénanthroline.
- Pipette jaugée de $1{,}00$ mL : pour la solution d'hydroquinone.
- Des bechers pour contenir les solutions à prélever.

Fiole jaugée de $50{,}0$ mL, burette graduée de $25{,}0$ mL, pipettes jaugées de $2{,}00$ mL et de $1{,}00$ mL, bechers.

PIÈGE
Choisir une éprouvette graduée pour la solution S. Les volumes sont donnés avec trois chiffres significatifs : seules la burette et la verrerie jaugée ont cette précision. Aucune pipette de $25{,}0$ mL ne figure dans la liste.

MÉTHODE
On ne pipette jamais directement dans le flacon : chaque solution est d'abord versée dans un becher, pour ne pas polluer la réserve.

2.2 Calculer la concentration massique t_1 en ions $\mathrm{Fe^{2+}(aq)}$ introduits dans le mélange n°1.

Données utiles $t = 20{,}0 \times 10^{-3}\ \mathrm{g \cdot L^{-1}}$; $V_S = 25{,}0$ mL ; $V_1 = 50{,}0$ mL

La solution S est diluée : la masse d'ions fer (II) prélevée se retrouve intégralement dans le mélange.

$t \times V_S = t_1 \times V_1$, donc $t_1 = \dfrac{t \times V_S}{V_1}$

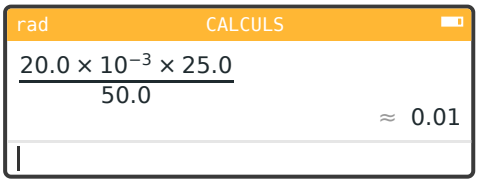
$$t_1 = \frac{20{,}0 \times 10^{-3} \times 25{,}0}{50{,}0} = 1{,}00 \times 10^{-2}\ \mathrm{g \cdot L^{-1}}$$

$$t_1 = 1{,}00 \times 10^{-2}\ \mathrm{g \cdot L^{-1}} = 10{,}0\ \mathrm{mg \cdot L^{-1}}$$

PIÈGE
Diviser par $25{,}0 + 2{,}00 + 1{,}00 = 28{,}0$ mL. Le mélange est complété à $50{,}0$ mL avec de l'eau distillée : c'est ce volume total qui compte.

COMPRENDRE
Les trois données ont trois chiffres significatifs : le résultat aussi, d'où $10{,}0$ et non 10. Les deux volumes peuvent rester en mL, puisque seul leur rapport intervient.

À LA CALCULATRICE



2.3 Pourquoi la solution incolore d'o-phénanthroline ne doit-elle pas être introduite en défaut ?

L'espèce qui absorbe à 500 nm est l'espèce rouge formée par les ions $\mathrm{Fe}^{2+}(\mathrm{aq})$ avec l'o-phénanthroline. Pour que l'absorbance renseigne sur la concentration en ions fer (II), il faut que tous ces ions aient réagi.

Si l'o-phénanthroline était en défaut, une partie des ions $\mathrm{Fe}^{2+}(\mathrm{aq})$ resterait sous forme non colorée : la teinte dépendrait de la quantité d'o-phénanthroline et la concentration en fer serait sous-estimée.

L'o-phénanthroline doit être en excès pour que la totalité des ions $\mathrm{Fe}^{2+}(\mathrm{aq})$ soit transformée en espèce colorée.

COMPRENDRE
Les ions fer (II) doivent être le réactif limitant dans chaque mélange. La même dose de $2{,}00$ mL est versée partout : elle est prévue pour le mélange le plus concentré, le n°1.

2.4 En exploitant le graphe de la figure 1 de l'annexe, donner la relation numérique entre les grandeurs A et t, en précisant les unités.

Données utiles figure 1 : six points de mesure, de $(5{,}0\ ;\ 0{,}90)$ à $(10{,}0\ ;\ 1{,}80)$

Les points sont alignés sur une droite qui passe par l'origine : A est proportionnelle à t, soit $A = k \times t$.

Coefficient directeur, entre l'origine et le point $(10{,}0\ \mathrm{mg \cdot L^{-1}}\ ;\ 1{,}80)$:

$$k = \frac{1{,}80 - 0}{10{,}0 - 0} = 0{,}18\ \mathrm{L \cdot mg^{-1}}$$

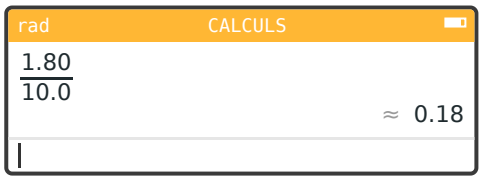
$A = 0{,}18 \times t$, avec t en $\mathrm{mg \cdot L^{-1}}$ et A sans unité.

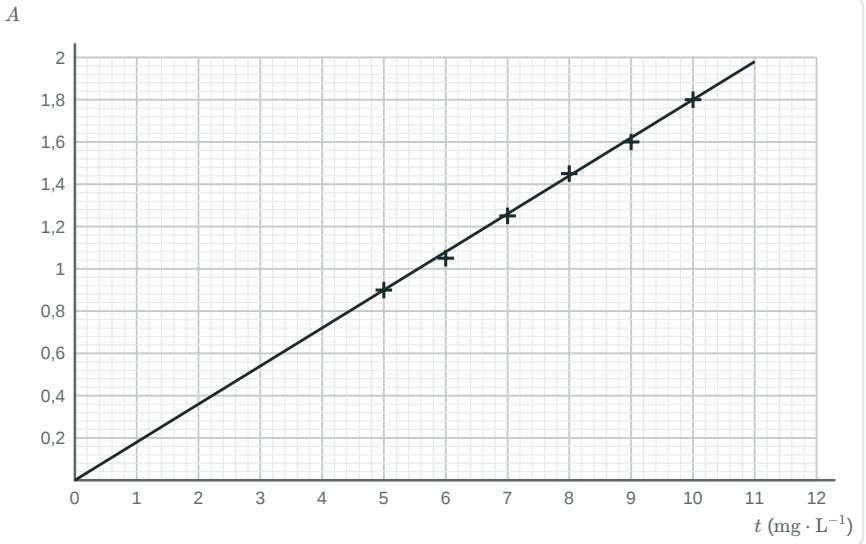
PIÈGE
Oublier les unités. Avec t en $\mathrm{g \cdot L^{-1}}$, le coefficient devient $180\ \mathrm{L \cdot g^{-1}}$: la relation n'a de sens qu'accompagnée de l'unité de t.

COMPRENDRE
Cette proportionnalité est la loi de Beer-Lambert. Le coefficient $0{,}18$ ne vaut que pour cette espèce colorée, cette longueur d'onde et cette cuve.

MÉTHODE
Tracer la droite à la règle au plus près de tous les points, en la prolongeant jusqu'à l'origine, puis lire le coefficient directeur sur deux points éloignés de la droite, et non sur deux points de mesure voisins.

À LA CALCULATRICE





2.4 · Figure 1 de l'annexe complétée : droite d'étalonnage tracée par l'élève

3.1 Pourquoi retire-t-on la totalité du colorant avant d'écraser le comprimé ?

Le colorant de l'enrobage est rose : il absorbe une partie de la lumière visible et risque d'absorber à 500 nm, comme l'espèce rouge que l'on dose.

Son absorbance s'ajouterait à celle de l'espèce rouge : l'absorbance mesurée serait trop grande et la masse de fer surestimée.

On retire le colorant pour que l'espèce rouge formée par les ions $\mathrm{Fe}^{2+}(\mathrm{aq})$ soit la seule à absorber à 500 nm.

COMPRENDRE
Les absorbances des espèces colorées d'une solution s'additionnent. La relation de la question 2.4 a été établie avec des mélanges sans colorant : elle ne s'applique qu'à une solution de même nature.

3.2 Déterminer la concentration massique t'_0 en ions $Fe^{2+}(aq)$ dans le mélange, puis en déduire la concentration massique t_0 dans la solution S_0.

Données utiles $A = 1{,}35$; $A = 0{,}18 \times t$ (Q2.4) ; $V_0 = 5{,}00$ mL de S_0 ; $V_T = 50{,}0$ mL

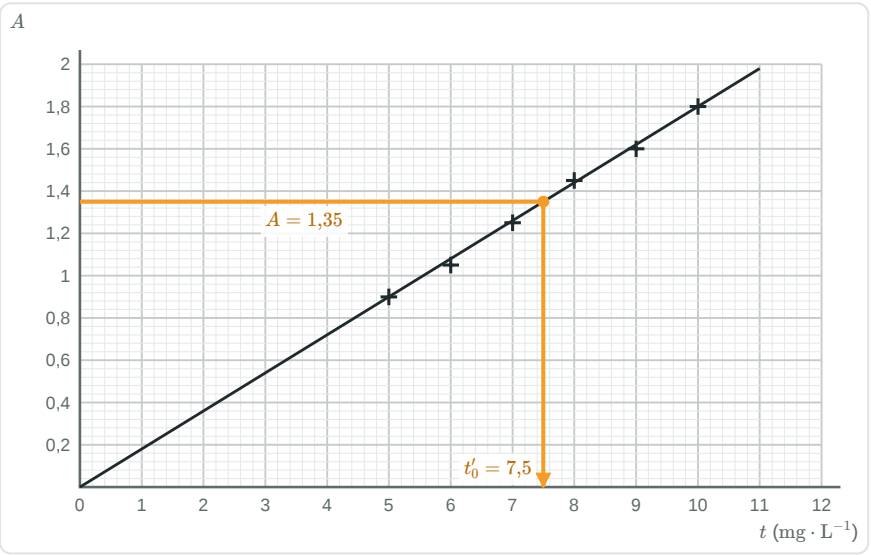
D'après la relation de la question 2.4 : $t'_0 = \dfrac{A}{0{,}18} = \dfrac{1{,}35}{0{,}18} = 7{,}5 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$

La lecture graphique donne la même valeur : le point d'ordonnée $1{,}35$ de la droite a pour abscisse $7{,}5 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

Le mélange est obtenu en diluant S_0 ; la masse d'ions fer (II) se conserve : $t_0 \times V_0 = t'_0 \times V_T$

$$t_0 = \frac{t'_0 \times V_T}{V_0} = \frac{7{,}5 \times 50{,}0}{5{,}00} = 75 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

$t'_0 = 7{,}5 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ dans le mélange et $t_0 = 75 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ dans S_0.



3.2 · Lecture graphique de t'_0 sur la droite d'étalonnage

PIÈGE
S'arrêter à t'_0. L'absorbance est celle du mélange, dans lequel S_0 a été diluée dix fois ($50{,}0 \div 5{,}00$) : il faut multiplier par 10 pour revenir à S_0.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs seulement, car le coefficient $0{,}18$ lu sur le graphe n'en a que deux. L'absorbance $1{,}35$ est bien comprise dans le domaine de l'échelle de teintes ($0{,}90$ à $1{,}80$).

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS
$\frac{1.35}{0.18} \approx 7.5$
$\frac{7.5 \times 50.0}{5.00} \approx 75$

3.3 Calculer la masse d'ions $Fe^{2+}(aq)$ contenue dans un comprimé, puis l'écart relatif entre le résultat expérimental et l'indication du fabricant.

Données utiles $t_0 = 75 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ (Q3.2) ; $V = 1000{,}0 \text{ mL} = 1{,}0000$ L ; valeur indiquée : 80 mg

Le comprimé entier a été dissous dans la fiole jaugée de volume V :

$m = t_0 \times V = 75 \times 1{,}0000 = 75 \text{ mg}$

Écart relatif : $\dfrac{m_{\text{indiquée}} - m}{m_{\text{indiquée}}} = \dfrac{80 - 75}{80} = 0{,}063$, soit $6{,}3\ \%$.

$m = 75$ mg d'ions Fe^{2+} par comprimé ; écart relatif de $6{,}3\ \%$ avec l'indication du fabricant (80 mg).

PIÈGE
Diviser par la valeur expérimentale. La définition donnée dans l'énoncé place la valeur indiquée (80 mg) au dénominateur.

COMPRENDRE
Un écart de quelques pour cent est compatible avec la précision du dosage (coefficient lu sur un graphe, fer éventuellement perdu au lavage ou resté non dissous). L'indication de la notice est donc confirmée.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS
$75 \times 1.0000 \approx 75$
$\frac{80 - 75}{80} \approx 0.0625$

3.4 En notant $\mathrm{FeSO_4}$, $x\,\mathrm{H_2O}$ la formule du sulfate ferreux sesquihydraté, montrer que $x = 1{,}5$.

Données utiles $m_S = 256{,}30$ mg de solide ; $m(\mathrm{Fe^{2+}}) = 80$ mg ; en $\mathrm{g \cdot mol^{-1}}$: $M(\mathrm{Fe}) = 55{,}8$; $M(\mathrm{S}) = 32{,}1$; $M(\mathrm{O}) = 16{,}0$; $M(\mathrm{H}) = 1{,}0$

Une mole de $\mathrm{FeSO_4}$, $x\,\mathrm{H_2O}$ contient une mole d'ions $\mathrm{Fe^{2+}}$, donc $n(\text{solide}) = n(\mathrm{Fe^{2+}})$:

$$\frac{m_S}{M_S} = \frac{m(\mathrm{Fe^{2+}})}{M(\mathrm{Fe})} \quad \text{donc} \quad M_S = \frac{m_S \times M(\mathrm{Fe})}{m(\mathrm{Fe^{2+}})}$$

$$M_S = \frac{256{,}30 \times 55{,}8}{80} = 178{,}8\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$$

Or $M_S = M(\mathrm{FeSO_4}) + x \times M(\mathrm{H_2O})$, avec

$M(\mathrm{FeSO_4}) = 55{,}8 + 32{,}1 + 4 \times 16{,}0 = 151{,}9\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$ et $M(\mathrm{H_2O}) = 2 \times 1{,}0 + 16{,}0 = 18{,}0\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$.

$$x = \frac{M_S - M(\mathrm{FeSO_4})}{M(\mathrm{H_2O})} = \frac{178{,}8 - 151{,}9}{18{,}0} = 1{,}49$$

$x = 1{,}49 \approx 1{,}5$: la formule est bien $\mathrm{FeSO_4},\ 1{,}5\,\mathrm{H_2O}$, valeur attendue.

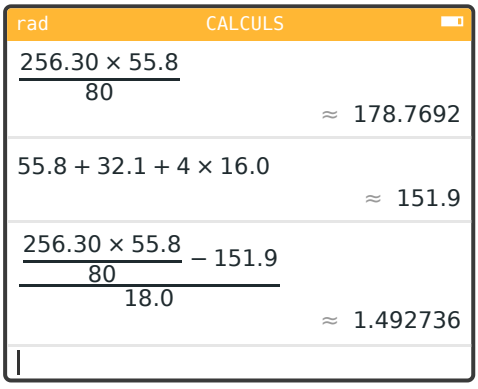
COMPRENDRE

La masse d'un ion est celle de l'atome, celle des électrons étant négligeable : $M(\mathrm{Fe^{2+}}) = M(\mathrm{Fe})$. Le préfixe « sesqui » signifie « un et demi » : trois molécules d'eau pour deux $\mathrm{FeSO_4}$.

MÉTHODE

Les masses peuvent rester en mg dans le rapport $m_S/m(\mathrm{Fe^{2+}})$: elles ont la même unité. Les masses à utiliser sont celles de la notice (80 mg), pas la valeur expérimentale de la question 3.3.

À LA CALCULATRICE



Autour du radium

Bac S 2003 Métropole (ancien programme) · Exercice 4 **5 points** **Durée conseillée 1 h 05**

1 Vrai ou faux : le noyau de polonium $^{208}_{84}\mathrm{Po}$ est composé de 84 neutrons et 124 protons.

Dans l'écriture $^{A}_{Z}\mathrm{X}$, Z est le nombre de protons et A le nombre de nucléons.

Ici $Z = 84$ protons et $N = A - Z = 208 - 84 = 124$ neutrons : les deux nombres sont inversés dans l'affirmation.

FAUX : le noyau contient 84 protons et 124 neutrons.

PIÈGE
Les nombres 84 et 124 sont justes, c'est leur attribution qui est fausse. Lire l'affirmation jusqu'au bout avant de répondre.

2 Vrai ou faux : la masse d'un noyau de radium est égale à la somme des masses de ses nucléons.

Données utiles $m(^{226}\mathrm{Ra}) = 3{,}752\,438 \times 10^{-25}$ kg ; $m_p = 1{,}672\,621 \times 10^{-27}$ kg ; $m_n = 1{,}674\,927 \times 10^{-27}$ kg

Le noyau $^{226}_{88}\mathrm{Ra}$ contient 88 protons et $226 - 88 = 138$ neutrons.

Masse des nucléons séparés : $m = 88\,m_p + 138\,m_n$

$m = (88 \times 1{,}672\,621 + 138 \times 1{,}674\,927) \times 10^{-27} = 3{,}783\,306 \times 10^{-25}$ kg

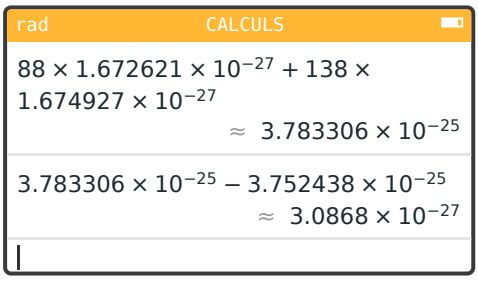
Cette somme est supérieure à la masse du noyau, $3{,}752\,438 \times 10^{-25}$ kg.

FAUX : la masse du noyau est inférieure à celle de ses nucléons séparés (écart de $3{,}087 \times 10^{-27}$ kg).

PIÈGE
Garder tous les chiffres des masses : l'écart ne représente que 0,8 % de la masse du noyau, un arrondi à trois chiffres le ferait disparaître.

COMPRENDRE
Cet écart est le défaut de masse du noyau. Il correspond à l'énergie de liaison $E_\ell = \Delta m\, c^2$ qu'il faudrait fournir pour séparer tous les nucléons.

À LA CALCULATRICE



3 Vrai ou faux : l'équation de désintégration du radium est $^{226}_{88}\mathrm{Ra} \longrightarrow {}^{4}_{2}\mathrm{He} + {}^{222}_{86}\mathrm{Rn}$.

Le radium 226 est émetteur α : il émet un noyau d'hélium $^{4}_{2}\mathrm{He}$ et le noyau fils est un isotope du radon ($Z = 86$).

Conservation du nombre de nucléons : $226 = 4 + 222$.

Conservation du nombre de charge : $88 = 2 + 86$.

VRAI : l'équation respecte les deux lois de conservation.

MÉTHODE
Pour valider une équation nucléaire, vérifier séparément la somme des A (en haut) et la somme des Z (en bas) de chaque côté de la flèche, puis l'élément associé à Z.

4 Vrai ou faux : le radium $^{226}_{88}\mathrm{Ra}$ et le radon $^{226}_{86}\mathrm{Rn}$ sont isotopes.

Deux noyaux isotopes ont le même nombre de protons Z (même élément) et des nombres de nucléons A différents.

Ici $Z = 88$ pour le radium et $Z = 86$ pour le radon : ce sont deux éléments différents, qui ont seulement le même $A = 226$.

FAUX : ces deux noyaux n'ont pas le même numéro atomique.

PIÈGE
Même A ne veut pas dire isotopes. Des isotopes portent le même symbole chimique : $^{226}_{88}\mathrm{Ra}$ et $^{228}_{88}\mathrm{Ra}$, par exemple.

5 Vrai ou faux : le radium 228 étant radioactif β^-, son noyau fils est un noyau de francium.

Données utiles francium $Z = 87$; radium $Z = 88$; actinium $Z = 89$

Une désintégration β^- émet un électron ${}^{0}_{-1}\mathrm{e}$. Avec un noyau fils ${}^{A}_{Z}\mathrm{X}$:

Conservation du nombre de nucléons : $228 = A + 0$, donc $A = 228$.

Conservation du nombre de charge : $88 = Z - 1$, donc $Z = 89$: c'est l'actinium.

$$^{228}_{88}\mathrm{Ra} \longrightarrow {}^{228}_{89}\mathrm{Ac} + {}^{0}_{-1}\mathrm{e}$$

FAUX : le noyau fils est un noyau d'actinium ${}^{228}_{89}\mathrm{Ac}$.

PIÈGE
Oublier le signe de la charge de l'électron conduit à $Z = 87$, le francium. En β^-, Z augmente d'une unité.

6 Vrai ou faux : au bout de 11,4 jours, il reste 12,5 % des noyaux de radon 222 initialement présents.

Données utiles $t_{1/2} = 3{,}8$ jours

$\dfrac{11{,}4}{3{,}8} = 3$: la durée écoulée vaut trois demi-vies.

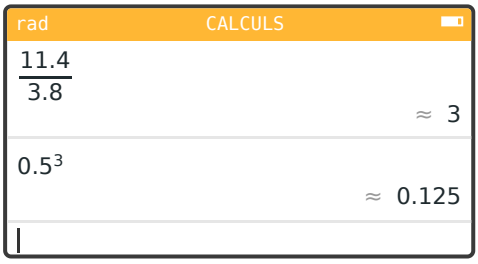
À chaque demi-vie, le nombre de noyaux restants est divisé par deux :

$$\frac{N}{N_0} = \left(\frac{1}{2}\right)^3 = \frac{1}{8} = 0{,}125$$

VRAI : il reste 12,5 % des noyaux initiaux.

MÉTHODE
Si la durée est un multiple entier n de la demi-vie, $N = N_0/2^n$ suffit. Sinon, utiliser $N = N_0\,\mathrm{e}^{-\lambda t}$ avec $\lambda = \ln 2 / t_{1/2}$.

À LA CALCULATRICE



7 Vrai ou faux : lors des désintégrations α et β^- successives menant de l'uranium 238 au radium 226, deux particules α et trois électrons sont émis.

Bilan avec x particules α et y électrons :

$$^{238}_{92}\mathrm{U} \longrightarrow {}^{226}_{88}\mathrm{Ra} + x\,{}^{4}_{2}\mathrm{He} + y\,{}^{0}_{-1}\mathrm{e}$$

Conservation du nombre de nucléons : $238 = 226 + 4x$, donc $x = 3$.

Conservation du nombre de charge : $92 = 88 + 2x - y$, donc $y = 88 + 6 - 92 = 2$.

FAUX : trois particules α et deux électrons sont émis.

MÉTHODE
Commencer par les nucléons : seules les particules α changent A, ce qui donne x directement. La conservation de la charge fournit ensuite y.

8 Vrai ou faux : dans un échantillon de radium 226 d'activité $6{,}0 \times 10^5$ Bq, $2{,}0 \times 10^4$ noyaux se sont désintégrés en une minute.

Données utiles $A = 6{,}0 \times 10^5$ Bq ; $\Delta t = 60$ s

L'activité est le nombre de désintégrations par seconde : 1 Bq correspond à une désintégration par seconde. Le nombre de noyaux désintégrés pendant Δt est donc

$$A \times \Delta t = 6{,}0 \times 10^5 \times 60 = 3{,}6 \times 10^7$$

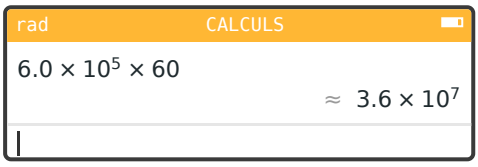
L'activité reste constante sur une minute, durée très courte devant la demi-vie du radium 226.

FAUX : $3{,}6 \times 10^7$ noyaux se sont désintégrés en une minute.

PIÈGE
La valeur proposée s'obtient en divisant par 30 au lieu de multiplier par 60. Une minute contient 60 secondes, donc 60 fois plus de désintégrations qu'une seconde.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme l'activité donnée.

À LA CALCULATRICE



9 Vrai ou faux : l'énergie libérée par la réaction $^{226}_{88}\mathrm{Ra} \longrightarrow {}^{4}_{2}\mathrm{He} + {}^{222}_{86}\mathrm{Rn}$ est égale à 8 MeV.

Données utiles $m(^4\mathrm{He}) = 6{,}644\,65 \times 10^{-27}$ kg ; $m(^{222}\mathrm{Rn}) = 3{,}685\,904 \times 10^{-25}$ kg ; $m(^{226}\mathrm{Ra}) = 3{,}752\,438 \times 10^{-25}$ kg ; $c = 2{,}998 \times 10^8$ m · s^{-1} ; 1 eV $= 1{,}602 \times 10^{-19}$ J

Perte de masse au cours de la réaction : $|\Delta m| = m(\mathrm{Ra}) - m(\mathrm{He}) - m(\mathrm{Rn})$

$$|\Delta m| = (375{,}243\,8 - 6{,}644\,65 - 368{,}590\,4) \times 10^{-27} = 8{,}75 \times 10^{-30} \text{ kg}$$

Énergie libérée :

$$E = |\Delta m|\, c^2 = 8{,}75 \times 10^{-30} \times (2{,}998 \times 10^8)^2 = 7{,}86 \times 10^{-13} \text{ J}$$

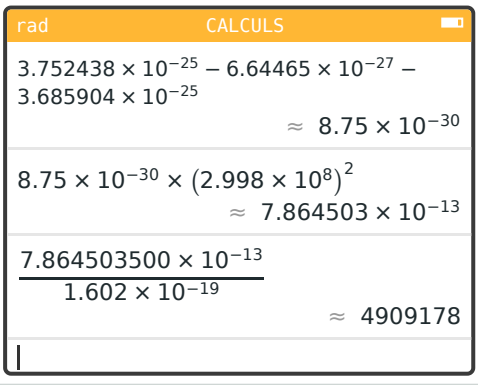
$$E = \frac{7{,}86 \times 10^{-13}}{1{,}602 \times 10^{-19}} = 4{,}91 \times 10^6 \text{ eV}$$

FAUX : l'énergie libérée vaut 4,91 MeV, et non 8 MeV.

PIÈGE
La masse de l'hélium est donnée en 10^{-27} kg, les deux autres en 10^{-25} kg. Mettre les trois masses à la même puissance de dix avant de soustraire.

COMPRENDRE
La soustraction ne laisse que trois chiffres significatifs à $|\Delta m|$: le résultat s'écrit donc avec trois chiffres au plus.

À LA CALCULATRICE



10 Vrai ou faux : la quantité de matière de radon 222 responsable de l'activité mesurée dans 1 m³ de gaz du sol est d'environ 3×10^{-15} mol.

Données utiles $A = 3{,}75 \times 10^{3}$ Bq pour 1 m³ ; $\lambda = 2{,}10 \times 10^{-6}\ \text{s}^{-1}$; $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$

$A = \lambda N$, donc le nombre de noyaux de radon dans 1 m³ est $N = \dfrac{A}{\lambda}$.

La quantité de matière est $n = \dfrac{N}{N_A}$, soit

$$n = \frac{A}{\lambda N_A} = \frac{3{,}75 \times 10^{3}}{2{,}10 \times 10^{-6} \times 6{,}02 \times 10^{23}} = 2{,}97 \times 10^{-15}\ \text{mol}$$

VRAI : $n = 2{,}97 \times 10^{-15}\ \text{mol} \approx 3 \times 10^{-15}$ mol.

PIÈGE

Sans parenthèses au dénominateur, la calculatrice multiplie par N_A au lieu de diviser. S'arrêter à $N = 1{,}79 \times 10^{9}$ noyaux ne répond pas non plus : on demande des moles.

À LA CALCULATRICE

