DL n°4 de physique-chimie (à rendre le lundi 23 novembre 2026 - facultatif)

Attention !

▷ Il faut **TOUJOURS** écrire l'**expression littérale** avant de faire l'application numérique et **NE PAS OUBLIER** les **unités**.

▷ Il faut **ENCADRER** les expressions littérales et **SOULIGNER** les applications numériques en prenant garde à ce qu'elles contiennent le **bon nombre de chiffres significatifs**.

I. Étude d'un circuit RLC série

▷ On étudie la réponse d'un circuit RLC série constitué d'un condensateur de capacité $C = 1{,}0$ nF, d'une résistance $R = 100\ \Omega$ et d'une bobine réelle, modélisée par l'association série d'une bobine idéale d'inductance L et d'une résistance r_L. Ce circuit est alimenté par un générateur réel, modélisé par son modèle de Thévenin, de force électromotrice E et de résistance interne $r = 50\ \Omega$.

Pour $t < 0$, l'interrupteur est ouvert et le condensateur est déchargé. À l'instant initial $t = 0$, on ferme l'interrupteur.

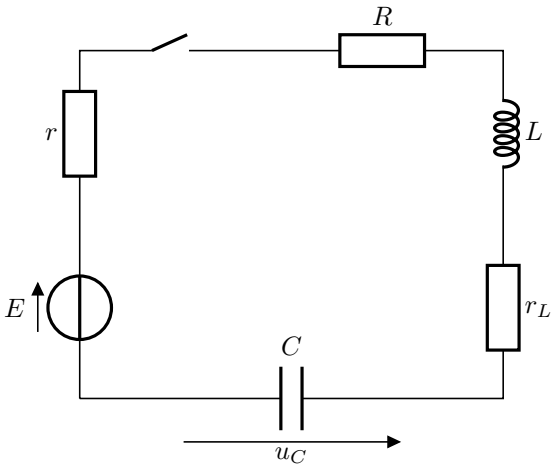


Figure 1 – Circuit RLC série

Q 1. Déterminer la résistance R_{tot} équivalente à l'ensemble des résistances de ce circuit. Reproduire le circuit en faisant apparaître R_{tot}.

Q 2. On souhaite observer la tension aux bornes du condensateur. Compléter le schéma précédent pour pouvoir l'observer en travaux pratiques.

Q 3. Déterminer, en justifiant très proprement la réponse, les valeurs de $u_C(0^+)$ et de $\dfrac{\mathrm{d}u_C}{\mathrm{d}t}(0^+)$, juste après la fermeture de l'interrupteur.

Q 4. Déterminer l'intensité du courant dans le circuit et la tension aux bornes du condensateur une fois le régime permanent atteint.

Q 5. Établir l'équation différentielle vérifiée par la tension $u_C(t)$ aux bornes du condensateur, et l'écrire sous forme canonique.

On donne ci-dessous l'évolution temporelle de la tension $u_C(t)$ obtenue expérimentalement.

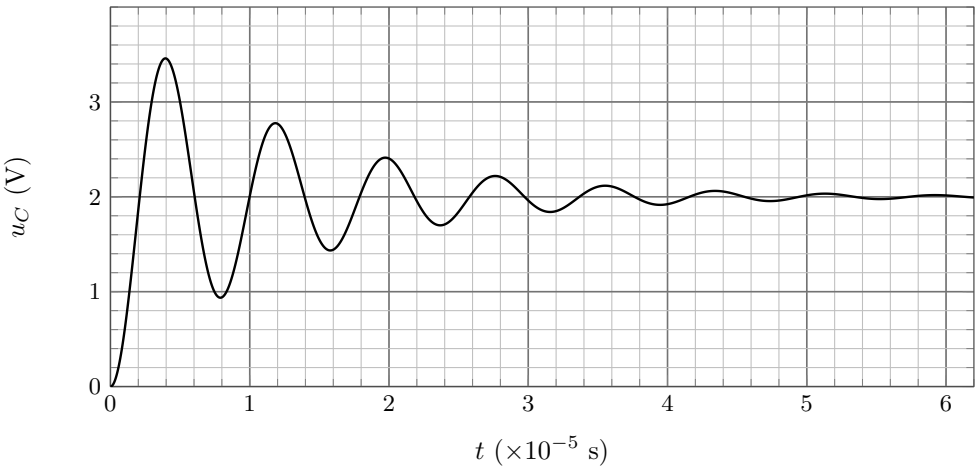


Figure 2 – Évolution temporelle de $u_C(t)$

Q 6. Donner la forme générale de la solution de l'équation différentielle précédente, compte tenu de l'évolution temporelle de la figure 2. On ne cherchera pas à déterminer les constantes d'intégration.

Q 7. Exprimer la pseudo-période, notée T.

Q 8. Montrer que le décrément logarithmique, défini par

$$\delta = \ln\left(\frac{u_C(t) - u_C(\infty)}{u_C(t+T) - u_C(\infty)}\right),$$

s'exprime seulement en fonction du facteur de qualité Q :

$$\delta = \frac{2\pi}{\sqrt{4Q^2 - 1}}.$$

Cette expression pourra être admise pour la suite.

Q 9. En exploitant la figure 2, déterminer les valeurs de la pseudo-période et du décrément logarithmique.

Q 10. À partir de la valeur du décrément logarithmique, déterminer la valeur de Q.

Q 11. À partir de T, déterminer la valeur de ω_0.

II. Autour de l'iode

II. 1 - Étude de la structure de différents acides iodés

Données :

— charge élémentaire : $e = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C ;

— $1\ \text{D} = 3{,}34 \times 10^{-30}\ \text{C} \cdot \text{m}$;

— électronégativités (échelle de Pauling) : $\chi(\text{O}) = 3{,}44$; $\chi(\text{H}) = 2{,}20$; $\chi(\text{I}) = 2{,}66$.

▷ L'iode intervient dans la formule de différents acides iodés (tableau 1), le plus simple étant l'acide iodhydrique HI. Il présente une hypervalence dans certains acides.

Nom	Acide iodhydrique	Acide hypoiodeux	Acide iodeux	Acide iodique	Acide periodique
Formule brute	HI	HIO	HIO_2	HIO_3	HIO_4
Schéma de Lewis	$H-\underline{\overline{I}}\vert$		$\vert\overline{O}=\overline{\underline{I}}-\underline{\overline{O}}-H$	$\vert\overline{O}=\overline{\underline{I}}-\underline{\overline{O}}-H$ $\Vert$ $\vert O\vert$	$\vert O\vert$ $\Vert$ $\vert\overline{O}=I-\underline{\overline{O}}-H$ $\Vert$ $\vert O\vert$

Tableau 1

Dans la classification périodique, l'iode I est placé dans la même colonne que le chlore, deux lignes en dessous.

Q 12. Représenter qualitativement le moment dipolaire de la liaison de l'acide iodhydrique HI, en faisant apparaître les charges partielles et en justifiant leur attribution.

Q 13. Sachant que la valeur du moment dipolaire de la liaison H–I est de 0,4 D et que la longueur de cette liaison est de 161 pm, calculer le pourcentage d'ionicité δ de cette liaison.

Q 14. À partir d'une réflexion sur l'électronégativité, prévoir si le pourcentage d'ionicité de la liaison H–Cℓ est supérieur ou inférieur à celui trouvé pour H–I. *Aucune valeur précise n'est attendue.*

Q 15. Rappeler la structure électronique d'un atome de chlore ; en déduire le nombre d'électrons de valence de l'iode.

Q 16. Proposer une formule de Lewis de l'acide hypoiodeux HIO, sachant que l'oxygène est l'atome central.

Q 17. L'acide hypoiodeux est-il polaire ? Si oui, représenter son moment dipolaire.

Q 18. Préciser la notation VSEPR et la géométrie autour de l'atome d'iode dans HIO_2, HIO_3 et HIO_4.

Q 19. Donner une représentation de Cram de HIO_3 et de HIO_4 *(on pourra représenter les doubles liaisons qui ne sont pas dans le plan comme s'il s'agissait de liaisons simples pour alléger le schéma).*

En perdant un proton, l'acide periodique se transforme en ion periodate, dont une formule de Lewis est donnée ci-dessous :

$$\begin{array}{c} \vert O\vert \\ \Vert \\ \vert\overline{O}=I-\underline{\overline{O}}\vert^{\ominus} \\ \Vert \\ \vert O\vert \end{array}$$

Q 20. (*Bonus*) Représenter les formes mésomères les plus contributives pour décrire l'ion periodate.

Q 21. Comparer la longueur des liaisons oxygène-iode dans l'acide periodique et dans l'ion periodate.

II. 2 - Étude cinétique d'une réaction mettant en jeu l'oxydation des ions iodure en diiode

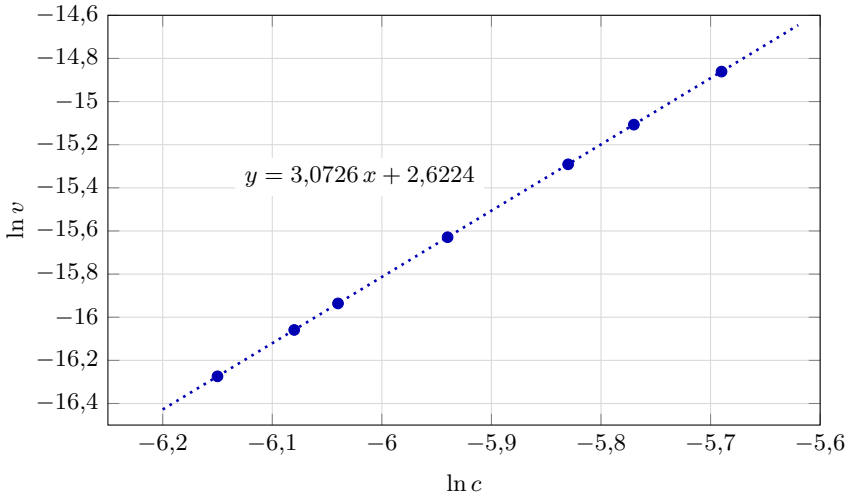
▷ Les ions iodure I^- réduisent lentement les ions ferriques Fe^{3+} selon la réaction d'équation

$$2\,I^-_{(aq)} + 2\,Fe^{3+}_{(aq)} \longrightarrow I_{2(aq)} + 2\,Fe^{2+}_{(aq)}.$$

On suppose que cette réaction admet un ordre partiel p par rapport à I^- et un ordre partiel q par rapport à Fe^{3+}. On note k la constante de vitesse.

Expérience 1

On utilise un mélange initial stœchiométrique. Une étude cinétique permet de déterminer les valeurs de la concentration en ions iodure $c = [\mathrm{I}^-]$ et de la vitesse de la réaction v au cours du temps. On trace alors $\ln v$ en fonction de $\ln c$, et on réalise une régression linéaire :



Remarque : on utilise en fait $\ln\left(\dfrac{v}{1\ mol\cdot L^{-1}\cdot s^{-1}}\right)$ *et* $\ln\left(\dfrac{c}{1\ mol\cdot L^{-1}}\right)$.

Q 22. Exprimer la vitesse de la réaction en fonction des concentrations, des ordres partiels et de k.

Q 23. Montrer que le choix du mélange initial permet d'exprimer plus simplement cette vitesse.

Q 24. Déterminer la valeur de l'ordre global de la réaction.

Expérience 2

Afin de déterminer l'ordre partiel p, on mesure le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ pour les deux mélanges initiaux décrits ci-dessous :

	$[\mathrm{I}^-]_0$ $(\mathrm{mol\cdot L^{-1}})$	$[\mathrm{Fe}^{3+}]_0$ $(\mathrm{mol\cdot L^{-1}})$	$t_{1/2}$ (min)
Mélange 1	$4{,}0\times10^{-3}$	$4{,}0\times10^{-2}$	6
Mélange 2	$2{,}0\times10^{-3}$	$4{,}0\times10^{-2}$	12

Q 25. En tenant compte des conditions expérimentales, établir la loi de vitesse en faisant apparaître une constante de vitesse apparente k_{app}. Quel nom porte cette méthode ?

Q 26. Montrer que les résultats expérimentaux sont compatibles avec un ordre partiel $p = 2$. On établira l'expression du temps de demi-réaction en fonction de k_{app} et de $[\mathrm{I}^-]_0$.