Corrigé bac 2018 - Série C

CHIMIE 8 points

Partie A : vérification des connaissances

1 Questions à alternative vrai ou faux

1. a) Vrai.

Une méthode pour retenir ce qu'est un oxydant et ce qu'est un réducteur :

Réducteur ...... **R**end des électrons.
Oxydant ...... **O**btient des électrons.

De cette méthode mnémotechnique, on en déduit les demi-équations électroniques sont :

Réducteur $\longrightarrow$ Oxydant $+ n\,e^-$ (1)

Oxydant $+ n\,e^-$ $\longrightarrow$ Réducteur (2)

Dans l'équation (1), l'espèce initiale a été oxydée : c'est donc une oxydation.

Dans l'équation (2), l'espèce initiale a été réduite : c'est donc une réduction.

1. b) Vrai

- Une **solution électrolytique** est une solution qui contient des ions. C'est la présence de ces espèces chargées (cations et anions) qui rend cette solution conductrice d'électricité.

  Dans une solution électrolytique, les interactions entre les ions sont généralement très fortes et s'accompagne parfois d'une hausse de température.

  Exemples : sels, acides, et bases dans l'eau.

- Une solution **non-électrolytique** est une solution dont les composants ne sont pas chargés. Elle ne laisse pas passer le courant électrique. Dans une telle solution, les interactions entre molécules de même espèce ou d'espèces différentes sont toutes identiques. La loi de Raoult qui n'est qu'approximative peut s'appliquer.

1. c) Faux

Le rendement d'une réaction d'hydrolyse est de 40% lorsqu'il s'agit d'un alcool secondaire.

La réaction d'un acide carboxylique R−COOH avec un alcool R′−OH conduit à la formation d'ester et d'eau. Cette réaction est appelée estérification.
La réaction en sens inverse entre un ester et l'eau qui conduit à un acide carboxylique et à un alcool est appelée hydrolyse de l'ester.

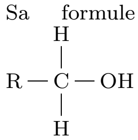
La réaction d'estérification entre un acide carboxylique et un alcool est lente et limitée.
La réaction d'hydrolyse d'un ester est lente et limitée.

Tableau de rendement en fonction de la classe de l'alcool

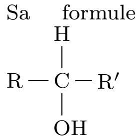
Réaction \ Classe	alcool primaire	alcool secondaire	alcool tertiaire
Estérification (1 mole RCOOH et 1 mole de ROH)	67% moles d'ester	60% moles d'ester	5% moles d'ester
Hydrolyse (1 mole RCOOR et 1 mole de H_2O)	33% moles d'alcool	40% moles d'alcool	95% moles d'alcool

Reconnaître la classe d'un alcool :

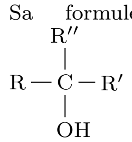
Un alcool est dit "primaire" si l'atome de carbone qui porte le groupe hydroxyle (−OH) est relié aussi à deux atomes d'hydrogène. Sa formule générale est :



Un alcool est dit "secondaire" si l'atome de carbone qui porte le groupe hydroxyle (−OH) est relié seulement à un atome d'hydrogène. Sa formule générale est :



Un alcool est dit "tertiaire" si l'atome de carbone qui porte le groupe hydroxyle (−OH) n'est relié à aucun atome d'hydrogène. Sa formule générale est :



où R, R' et R" ne sont pas des atomes d'hydrogène.

1. d) Faux

Un petit rappel de cours

Pour une réaction impliquant deux réactifs, A et B tels que aA + bB = Produits, la vitesse de réaction est proportionnelle au produit des concentrations des réactifs affectées chacune d'un exposant : $v = \mathrm{k}[\mathrm{A}]^{\alpha} \times [\mathrm{B}]^{\beta}$.
La constante de proportionnalité k, dépend de la température et est appelée constante de vitesse.
Les exposants α et β sont les ordres partiels de la réaction.
La somme de α et β est l'ordre global de la réaction.
Les ordres de réaction ne sont pas nécessairement les coefficients stœchiométriques de l'équation chimique. Ils ne peuvent être déterminés que de façon expérimentale.

Si $v = \mathrm{k}[\mathrm{A}]^{\alpha} \times [\mathrm{B}]^{\beta}$ est une vitesse de réaction d'ordre 1 alors $\alpha = 1$ et $\beta = 0$ ou si $\alpha = 0$ et $\beta = 1$. En d'autres termes, la réaction chimique associée n'admet qu'un seul réactif et est de la forme : aA $\longrightarrow$ produits.
Donc v s'écrit : $v = k[\mathrm{A}]$.
Or $v = -\dfrac{1}{a}\dfrac{d[\mathrm{A}]}{dt}$ (a étant le coefficient stœchiométrique de A dans la réaction chimique aA $\longrightarrow$ produits).
On en déduit que $-\dfrac{1}{a}\dfrac{d[\mathrm{A}]}{dt} = k \times [\mathrm{A}]$.
D'où : $\dfrac{d[\mathrm{A}]}{[\mathrm{A}]} = -ka\,dt$.

En intégrant membre à membre l'égalité précédente, $\displaystyle\int_0^t \frac{d[A]}{[A]} = -\int_0^t ka\, dt$

On obtient la loi intégrée de la réaction : $\ln[A] - \ln[A]_0 = -ka\, t$.

Le temps de demi-réaction $t_{\frac{1}{2}}$ d'un réactif est le temps requis pour lequel la concentration de ce réactif diminue de moitié :

Pour $t = t_{\frac{1}{2}}$, $[A] = \dfrac{[A]_0}{2}$.

La loi intégrée de la réaction appliquée à $t = t_{\frac{1}{2}}$, devient : $\ln\dfrac{[A]_0}{2} - \ln[A]_0 = -ka\, t_{\frac{1}{2}}$.

$\ln[A]_0 - \ln 2 - \ln[A]_0 = -ka\, t_{\frac{1}{2}}$.

D'où $t_{\frac{1}{2}} = \dfrac{\ln 2}{ka}$.

Pour une réaction d'ordre 1, le temps de demi-réaction vaut $t_{\frac{1}{2}} = \dfrac{\ln 2}{ka}$ et non $t_{\frac{1}{2}} = \dfrac{\ln 2}{k[A]_0}$.

2 Texte à trous

L'ensemble des radiations émises lors des transitions aboutissant au même niveau d'énergie constitue une série de raies.

3 Question à réponse courte

La relation qui lie le pH au pKa est : $\mathrm{pH} = \mathrm{pKa} + \log\dfrac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$.

En effet, si l'on note par AH la formule de l'acide et A^- la formule de l'espèce qui a perdu un proton H^+, alors la demi-équation de réaction s'écrit :

$$\underset{\text{acide}}{AH} + H_2O \longrightarrow \underset{\text{base}}{A^-} + H_3O^+$$

On a : $\mathrm{Ka} = \dfrac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$.

$-\log \mathrm{Ka} = -\log[H_3O^+] - \log[A^-] + \log[AH]$.

$\mathrm{pKa} = \mathrm{pH} - \log[A^-] + \log[AH]$.

D'où : $\mathrm{pH} = \mathrm{pKa} + \log\dfrac{[A^-]}{[AH]} = \mathrm{pKa} + \log\dfrac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$

Partie B : application de connaissances

1 $C_1 = \dfrac{n_{\mathrm{KMNO_4}}}{V} = \dfrac{m}{M_{\mathrm{KMnO4}}V}$ où M_{KMnO4} est la masse molaire de $KMnO_4$.

AN :

$M_{\mathrm{KMnO4}} = M_K + M_{Mn} + 4\, M_O = 39 + 55 + 4 \times 16 = 158\,\mathrm{g/mol}$.

D'où $C_1 = \dfrac{19,75}{158 \times 0,25} = 0,5\ \mathrm{mol/L}$.

VALÉRIEN EBERLIN PROFESSEUR DE MATHÉMATIQUES FRANCE

2 **a.**

<u>Méthode pour équilibrer une demi-équation redox en milieu acide</u>

Étape 1	➢	Équilibrer les éléments à l'exception de O et H
Étape 2	➢	Équilibrer les O en ajoutant des molécules H_2O
Étape 3	➢	Équilibrer les H en ajoutant des ions H^+
Étape 4	➢	Ajouter de part et d'autre autant de molécules H_2O qu'il y a d'ions H^+
Étape 6	➢	Équilibrer les charges avec les e^-
Étape 5	➢	Remplacer $H_2O + H^+$ par H_3O^+

Équilibre de la demi-équation du couple O_2 / H_2O_2 en milieu acide

$H_2O_2 \rightleftharpoons O_2$	Étape 1 : on équilibre les éléments à l'exception de O et H (ici, c'est déjà équilibré)
$H_2O_2 \rightleftharpoons O_2$	Étape 2 : on équilibre les O en ajoutant des molécules H_2O (ici, c'est déjà équilibré)
$H_2O_2 \rightleftharpoons O_2 + 2\,H^+$	Étape 3 : on équilibre les H en ajoutant des ions H^+
$H_2O_2 \rightleftharpoons O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^-$	Étape 4 : on équilibre la charge en ajoutant des électrons
$H_2O_2 + 2\,H_2O \rightleftharpoons O_2 + 2\,H_2O + 2\,H^+ + 2\,e^-$	Étape 5 : On ajoute de part et d'autre autant de molécules H_2O qu'il y a d'ions H^+
D'où $\boxed{H_2O_2 + 2\,H_2O \rightleftharpoons O_2 + 2\,H_3O^+ + 2\,e^-}$	Étape 6 : On remplace $H_2O + H^+$ par H_3O^+

Équilibre de la demi-équation du couple $MnO_4{}^- / Mn^{2+}$ en milieu acide

$MnO_4{}^- \rightleftharpoons Mn^{2+}$	Étape 1 : on équilibre les éléments à l'exception de O et H (ici, c'est déjà équilibré)
$MnO_4{}^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	Étape 2 : on équilibre les O en ajoutant des molécules H_2O
$MnO_4{}^- + 8H^+ \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	Étape 3 : on équilibre les H en ajoutant des ions H^+
$MnO_4{}^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	Étape 4 : on équilibre la charge en ajoutant des électrons
$MnO_4{}^- + 8H^+ + 8H_2O + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O + 8H_2O$	Étape 5 : On ajoute de part et d'autre autant de molécules H_2O qu'il y a d'ions H^+
D'où : $\boxed{MnO_4{}^- + 8H_3O^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 12H_2O}$	Étape 6 : On remplace $H_2O + H^+$ par H_3O^+

b. Équation bilan de la réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction chimique au cours de laquelle se produit un transfert d'électrons. Le réducteur H_2O_2 doit libérer autant d'électrons que l'oxydant $MnO_4{}^-$ est capable d'en capter.

$$\begin{cases} H_2O_2 + 2\,H_2O \rightleftharpoons O_2 + 2\,H_3O^+ + 2\,e^- & \times 5 \\ MnO_4{}^- + 8\,H_3O^+ + 5\,e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 12\,H_2O & \times 2 \end{cases}$$

En sommant les demi-équations électroniques, on obtient l'équation-bilan.

$$\begin{cases} 5\,H_2O_2 + 10\,H_2O \rightleftharpoons 5\,O_2 + 10\,H_3O^+ + 10\,e^- \\ 2\,MnO_4{}^- + 16\,H_3O^+ + 10\,e^- \rightleftharpoons 2\,Mn^{2+} + 24\,H_2O \end{cases}$$

$$2\,MnO_4{}^- + 5\,H_2O_2 + 6\,H_3O^+ \longrightarrow 2\,Mn^{2+} + 5\,O_2 + 14\,H_2O \quad \checkmark$$

c.

À l'équivalence, les deux espèces chimiques ont réagi dans des proportions stœchiométriques : cela signifie qu'on a versé juste la quantité de réactif titrant nécessaire à faire réagir la totalité du réactif titré.

Notons n_1, le nombre de moles de permanganate de potassium et n_2 le nombre de moles d'eau oxygénée à l'équivalence.

De l'équation bilan : $2\,MnO_4{}^- + 5\,H_2O_2 + 6\,H_3O^+ \longrightarrow 2\,Mn^{2+} + 5\,O_2 + 14\,H_2O$,

On a :

$5n_1 = 2n_2$.

$5C_1V_1 = 2C_2V_2$.

$C_2 = \dfrac{5C_1V_1}{2V_2}$.

A.N

$C_2 = \dfrac{5 \times 0,5 \times 8.10^{-3}}{2 \times 10.10^{-3}} = 1\ \text{mol/L}$

PHYSIQUE 12 points

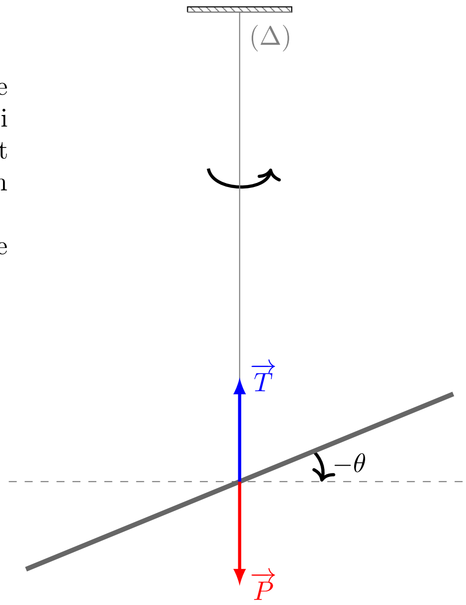
Partie A : vérification des connaissances

1 Questions à choix multiples

1.1 = c

On considère un pendule de torsion constitué d'un fil de constante de torsion c et d'une tige fixée en son centre. Si l'on écarte la tige de sa position d'équilibre d'un angle θ et qu'on la libère, elle se met à osciller autour de sa position d'équilibre.
Ce fil exerce un couple de rappel proportionnel à l'angle de torsion qu'on lui impose : $\mathscr{M}_t = -c\,\theta$.
La tige est soumise à des forces suivantes :

- le poids $\overrightarrow{P}$
- la tension $\overrightarrow{T}$ exercée par le fil
- du couple de torsion de moment : $\mathscr{M}_t = -c\,\theta$



D'après la relation fondamentale de la dynamique de rotation au système :
$\mathscr{M}_\Delta(\overrightarrow{P}) + \mathscr{M}_\Delta(\overrightarrow{T}) + \mathscr{M}_c = J_\Delta.\ddot{\theta}$.
Le poids $\overrightarrow{P}$ et la tension $\overrightarrow{T}$ ayant leur ligne d'action confondue avec l'axe Δ, n'ont donc pas d'effet de rotation. On en déduit que : $\mathscr{M}_\Delta(\overrightarrow{P}) = 0$ et $\mathscr{M}_\Delta(\overrightarrow{T}) = 0$.
D'où $\mathscr{M}_c = J_\Delta.\ddot{\theta}$

$$-c\,\theta = J_\Delta.\ddot{\theta} \iff J_\Delta.\ddot{\theta} + c\,\theta = 0 \iff \ddot{\theta} + \frac{c}{J_\Delta}\theta = 0 \quad (**)$$

La solution de cette équation différentielle est de la forme : $\theta(t) = \theta_m \cos\left(\frac{2\pi}{T_0}t + \varphi_0\right)$ où θ_m est l'amplitude des oscillations (rad) ; φ_0 est la phase à l'origine des dates (rad) et T_0 la période propre du pendule de torsion.

$$\dot{\theta}(t) = -\frac{2\pi}{T_0}\theta_m \sin\left(\frac{2\pi}{T_0}t + \varphi_0\right).$$

$$\ddot{\theta}(t) = -\left(\frac{2\pi}{T_0}\right)^2 \underbrace{\theta_m \cos\left(\frac{2\pi}{T_0}t + \varphi_0\right)}_{\theta(t)} = -\left(\frac{2\pi}{T_0}\right)^2 \theta(t)$$

$$\ddot{\theta}(t) + \left(\frac{2\pi}{T_0}\right)^2 \theta(t) = 0.$$

En identifiant l'équation précédente avec l'équation différentielle $\ddot{\theta} + \frac{c}{J_\Delta}\theta = 0 \quad (**)$,

on en déduit que : $\left(\frac{2\pi}{T_0}\right)^2 = \frac{c}{J_\Delta}$. D'où $T_0 = 2\pi\sqrt{\frac{J_\Delta}{c}}$.

La pulsation propre d'un pendule de torsion est donc : $\omega = \frac{2\pi}{T_0} = \sqrt{\frac{c}{J_\Delta}}$.

1.2 = c

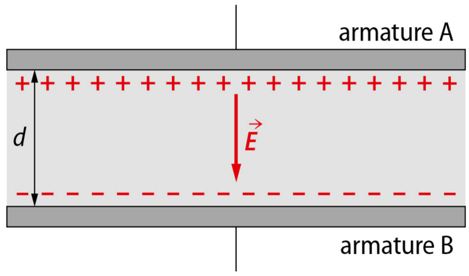
Un circuit RLC en série est dit en résonance lorsque les effets de la réactance inductive X_L et de la réactance capacitive X_C s'annulent, c'est-à-dire lorsque : $X_L = X_C \iff L\omega = \dfrac{1}{c\omega}$.
L'impédance du circuit $Z = \sqrt{R^2 + (X_L - X_C)^2}$ est alors à son minimum et est simplement égale à la résistance du circuit ($Z = R$).

1.3 = c

Soit un condensateur plan composé de deux plaques planes distantes de d, alimenté par une tension constante U (en V) à ses bornes. Entre les deux armatures du condensateur règne un champ électrique uniforme $\overrightarrow{E}$ perpendiculaire aux armatures et orienté vers l'armature chargée négativement.

$$E = \frac{U}{d} \quad (\text{en V} \cdot \text{m}^{-1})$$

À l'extérieur de deux plans de charges opposées, le champ électrique est nul.



Condensateur plan

Un condensateur plan est formé de deux armatures métalliques, lames conductrices planes et parallèles, proches l'une de l'autre et séparées par un isolant comme l'air ou le vide.

1.4 = c

Un mouvement est rectiligne et uniformément varié lorsque la trajectoire est une portion de droite et la valeur de l'accélération $\overrightarrow{a}$ est constante.
Le mouvement rectiligne est accéléré si le vecteur $\overrightarrow{a}$ est dans le même sens que le vecteur vitesse $\overrightarrow{v}$. D'où $\overrightarrow{v}.\overrightarrow{a} = v.a > 0$.

2 Texte à trous

Un système est dit conservatif lorsque son énergie mécanique reste constante au cours du temps.

Partie B : application des connaissances

1

a. Valeur de la période

$T = \dfrac{0,015}{3} \times 4 = 0,02$ s.

Valeur de l'amplitude est

$a = 2\,\text{mm} = 2.10^{-3}$ m.

b. Le point M commence à vibrer avec un retard par rapport à S de :

$\theta = \dfrac{0,015}{3} \times 2 = 0,01 = \dfrac{T}{2}$ s.

c. D'après les courbes $y_S(t)$ et $y_M(t)$,

- les mouvements de S et de M ont la même fréquence

- les maximums de $y_S(t)$ coïncident avec les minimums de $y_M(t)$

On en déduit que les points S et M sont en opposition de phase.

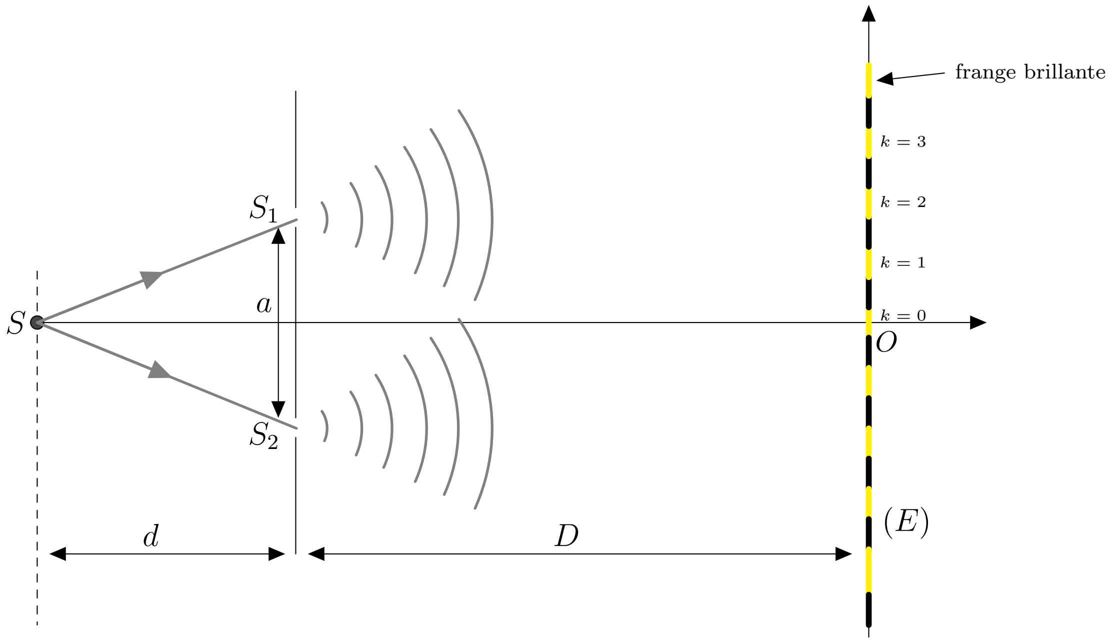
d. Équation horaire $y_S(t)$

Le point S est animé d'un mouvement vibratoire sinusoïdal d'équation horaire :
$y_S(t) = 2.10^{-3}\sin(ft) = 2.10^{-3}\sin\left(\frac{2\pi}{T}t\right) = 2.10^{-3}\sin(100\pi t)$ (m)

Équation horaire $y_M(t)$

Le point M reproduit le mouvement de S avec un retard de θ.
D'où : $y_M(t) = y_S(t-\theta) = 2.10^{-3}\sin\left[\frac{2\pi}{T}\left(t-\frac{T}{2}\right)\right] = 2.10^{-3}\sin(100\pi t - \pi)$ (m).

Partie C : résolution du problème



1

1. 1. **a.** La formule donnant la position des franges brillantes sur l'écran est donnée par :
$x_k = \dfrac{k\lambda_1 D}{a}$ où $k \in \mathbb{Z}$

b. La distance entre deux franges brillantes consécutives est :

$$x_2 - x_1 = x_3 - x_2 = x_4 - x_3 = \cdots = \frac{\lambda_1 D}{a}.$$

D'où l'interfrange $i = \dfrac{\lambda_1 D}{a}$.

1. 2. **a.** La distance séparant 11 franges consécutives brillantes est égale à $9,6.10^{-3}$ m. Or à deux franges brillantes consécutives correspondent une interfrange. On en déduit qu'il y a 10 interfranges et $10\,i = 9,6.10^{-3}$ m.

D'où $i = \dfrac{9,6.10^{-3}}{10} = 9,6.10^{-4}$ m.

b. De l'égalité $i = \dfrac{\lambda_1 D}{a}$, on en déduit que : $\lambda_1 = \dfrac{i \times a}{D}$.

A.N :

$$\lambda_1 = \frac{9,6.10^{-4} \times 10^{-3}}{2} = 4,8.10^{-7} \text{ m.}$$

2 La formule donnant la position de la 5ᵉ frange brillante de la radiation de longueur d'onde λ_1 est : $x_5 = \dfrac{5\lambda_1 D}{a}$.

La formule donnant la position de la 4ᵉ frange brillante de la radiation de longueur d'onde λ_2 est : $y_4 = \dfrac{4\lambda_2 D}{a}$.

Les deux franges se superposent si et seulement si $x_5 = y_4$.

$\dfrac{5\lambda_1 D}{a} = \dfrac{4\lambda_2 D}{a}$.

D'où $\lambda_2 = \dfrac{5\lambda_1}{4}$.

<u>A.N</u> :

$\lambda_2 = \dfrac{5 \times 4,8.10^{-7}}{4} = 6.10^{-7}$ m.

Valérien EBERLIN
Professeur de Mathématiques
France