

École Normale Supérieure Paris-Saclay

SECOND CONCOURS –ADMISSION EN CYCLE MASTER CHIMIE

Session 2018

Épreuve de Chimie-Physique

Durée : 3 heures

Aucun document n'est autorisé.

L'usage de calculatrices électroniques de poche à alimentation autonome, non imprimantes et sans document d'accompagnement, est autorisé selon la circulaire n°99018 du 1^{er} février 1999. De plus, une seule calculatrice est admise sur la table, et aucun échange n'est autorisé entre les candidats.

Si, au cours de l'épreuve, un candidat repère ce qui lui semble être une erreur d'énoncé, il le signale dans sa copie et poursuit sa composition en indiquant les raisons des initiatives qu'il est amené à prendre pour cela.

Ce sujet comporte quelques questions signalées par un astérisque (*). Celles-ci demandant *a priori* un temps de réflexion voire de rédaction plus conséquent que les autres, un traitement complet de ces questions sera valorisé dans l'évaluation de la copie du candidat.

Quelques données utiles sont fournies en annexe à la fin de ce sujet.

Ce sujet, composé de trois parties, est consacré à l'étude du diiode dans différents contextes. Dans une première partie, quelques propriétés physico-chimiques du diiode sont abordées, tant sous sa forme solide que gazeuse. Au cours de la deuxième partie sont étudiées certaines interactions intermoléculaires en solution mettant en jeu des molécules de diiode. Enfin, la troisième partie est consacrée à une méthode de titrage de l'eau impliquant le diiode, la méthode de Karl Fischer.

Si les différentes parties et sous-parties de ce sujet traitent du même thème, celles-ci sont généralement largement indépendantes les unes des autres.

La littérature scientifique citée dans ce sujet correspond aux articles et ouvrages suivants :

D. Shoemaker, C. Garland et J. Nibler, *Experiments in physical chemistry*, 8^{ème} édition, Science Engineering & Math, 2011.

W. Hirsch, J. Greenman et R. Peer, *Complexation of aqueous iodine by 18-crown-6*, Can. J. Chem., 71, 1993.

Mettler Toledo, *Good Titration Practice in KF Titration*.

J.C. Verhoff et E. Barendrecht, *Mechanism and reaction rate of the Karl Fischer titration reaction*, J. Electroanal. Chem., 71, 1976.

D. Skoog, D. West et F. Holler, S. Crouch, *Fundamentals of analytical chemistry*, Cengage Learning, 2013.

Partie A : généralités

1) Donner la configuration électronique de l'iode à l'état fondamental. Identifier la famille d'éléments à laquelle il appartient.

I. Diiode à l'état solide

Le diiode forme des cristaux violet sombre dont la structure est fréquemment représentée par le schéma suivant (Figure 1).

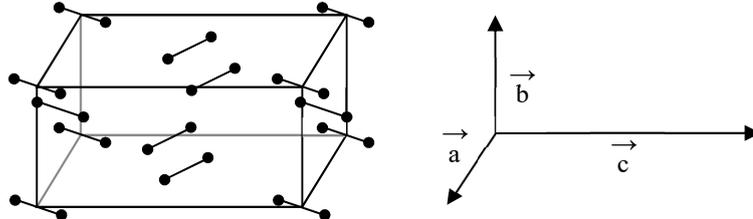


Figure 1 : représentation d'une maille d'un cristal de diiode ($(\vec{a}, \vec{b}) = (\vec{a}, \vec{c}) = (\vec{b}, \vec{c}) = 90^\circ$, $a = 0,481 \text{ nm}$, $b = 0,720 \text{ nm}$, $c = 0,981 \text{ nm}$), un rond noir correspond à un atome d'iode

- 2) Indiquer les interactions garantissant la cohésion du solide. En déduire à quelle famille de solides cristallins est apparenté ce cristal.
- 3) Identifier précisément le motif de répétition du cristal, en indiquant en particulier le nombre d'atomes d'iode qu'il contient.
- 4) Attribuer une structure cristalline et un mode de réseau à la maille représentée en Figure 1. Expliquer pourquoi il ne s'agit pas d'un mode face centrée.
- 5) Calculer la compacité et la masse volumique d'un cristal de diiode, en $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$.

II. Diiode à l'état gazeux

On s'intéressera dans cette partie à l'étude du passage du diiode de l'état solide à l'état gazeux.

- 6) Nommer une telle transformation.
- 7) Proposer un exemple de molécule qui, à pression atmosphérique, suit cette transformation totalement. Nommer un procédé utilisé notamment en industrie mettant en jeu une telle transformation pour l'eau à pression réduite.
- 8) À partir des données fournies en annexe, tracer une allure du diagramme de phase (P,T) du diiode. Identifier les zones caractéristiques de ce diagramme.
- 9) En déduire, à pression atmosphérique, s'il est toujours possible d'effectuer par chauffage une transformation directe et totale du diiode solide en diiode gazeux. Justifier.

Une expérience classique étudiant cette transformation permet de suivre quantitativement l'évolution de la pression de vapeur saturante en diiode gazeux en fonction de la température. Le dispositif expérimental utilisé est le suivant : on place au fond d'une cuvette de spectrophotométrie (3 mL) au moins 2 mg de diiode sous forme solide. Puis, la cuvette est fermée de manière étanche et on analyse le diiode gazeux remplissant la cuvette à l'équilibre avec les grains de solide pour différentes températures à l'aide d'un spectrophotomètre UV-visible thermostaté. Une expérience a fourni les résultats reportés dans le Tableau 1.

T (°C, ± 0,5)	20,0	25,0	30,0	35,0	40,0	45,0	50,0	55,0	60,0	65,0	70,0	75,0
P(I ₂) (Pa, ± 5)	7	22	46	77	127	192	271	383	529	731	990	1340

Tableau 1 : pression de vapeur saturante du diiode en fonction de la température

- 10) Écrire la relation, à l'équilibre, entre l'activité des espèces impliquées et la constante d'équilibre du changement d'état étudié.
- 11) Exprimer la variation de cette constante d'équilibre avec la température en fonction de grandeurs thermodynamiques. Donner le nom de cette relation.
- 12) En déduire comment les valeurs du Tableau 1 permettent de déterminer l'enthalpie du changement d'état étudié. Proposer une représentation graphique permettant de la calculer et comparer le résultat obtenu à la valeur tabulée à 298 K et 1 bar qui vaut 62,4 kJ·mol⁻¹.
- 13) Donner la relation entre l'enthalpie et l'entropie de cette transformation. Commenter leur signe. Discuter la valeur de l'enthalpie au regard de la réponse fournie à la question 2).
- 14) *Évaluer s'il est important de contrôler la quantité de diiode solide utilisée pour réaliser cette expérience.

Partie B : Interactions intermoléculaires

I. Couleurs du diiode

Dans l'expérience précédente, on suit l'évolution de la pression de vapeur saturante en diiode par mesure de l'absorbance du diiode gazeux à 520 nm, son maximum d'absorption. Son spectre d'absorption est représenté en Figure 2.

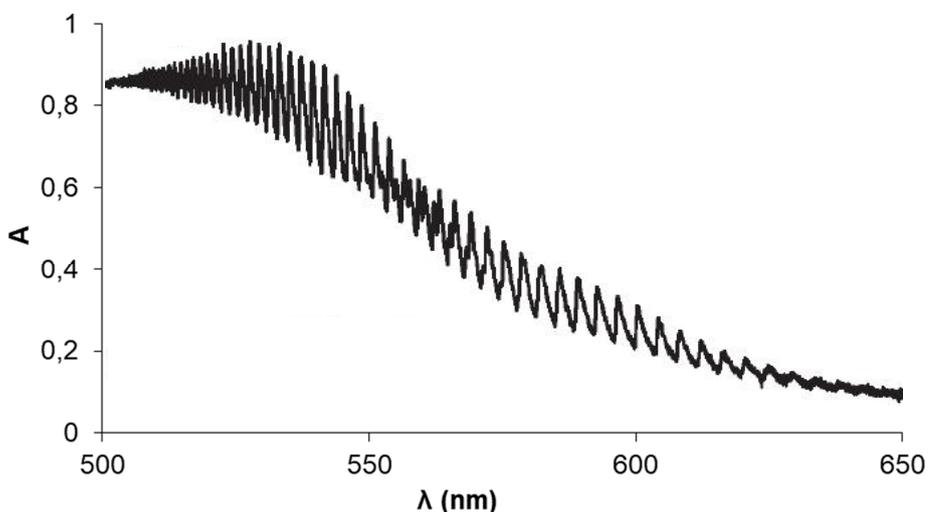


Figure 2 : absorbance du diiode gazeux en fonction de la longueur d'onde, obtenu à 40°C

15) Identifier la couleur du diiode gazeux.

16) Commenter et interpréter l'allure de la courbe d'absorbance.

En solution dans un solvant apolaire tel que le cyclohexane, le diiode présente la même couleur que sous forme gazeuse. En revanche, lorsqu'il est en solution aqueuse, celui-ci présente une teinte brun orangé. Ce changement de couleur est généralement expliqué par la formation d'un complexe entre le diiode et une base de Lewis, cette base de Lewis étant soit une molécule du solvant (ici, l'eau), soit un des ions iodure I^- ajoutés pour augmenter la solubilité du diiode en solution par formation des ions triiodure, I_3^- . Pour expliquer ce changement de couleur, il est utile de décrire les orbitales moléculaires de la molécule étudiée. On ne s'intéressera ici qu'aux orbitales moléculaires formées par combinaisons linéaires des orbitales de valence s et p des atomes d'iode. Ainsi, pour le diiode, on obtient le diagramme orbitalaire représenté en Figure 3.

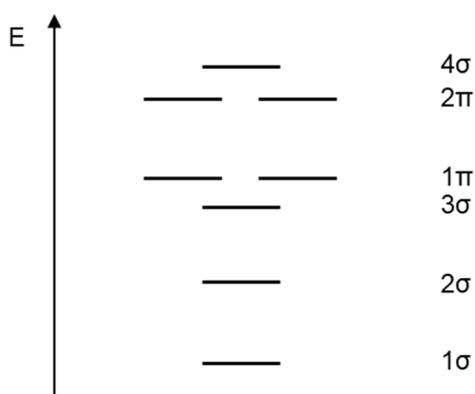


Figure 3 : diagramme d'orbitales moléculaires du diiode

17) Justifier pourquoi le diiode est peu soluble dans l'eau alors que les ions triiodure le sont bien plus.

18) Expliquer la construction des orbitales moléculaires du diiode ordonnées en figure 3 par un diagramme orbitalaire schématisant les combinaisons linéaires des orbitales atomiques des atomes d'iode. Représenter ces orbitales moléculaires.

19) Reproduire puis remplir le diagramme d'orbitales moléculaires du diiode dans son état fondamental. Identifier la transition électronique permettant d'expliquer la couleur observée pour le diiode gazeux ou en solution dans un solvant apolaire en indiquant les orbitales moléculaires mises en jeu.

Intéressons-nous maintenant aux orbitales atomiques des ions triiodure. Elles peuvent être obtenues par combinaisons linéaires des orbitales atomiques d'un ion iodure I⁻ et de celles de la paire I⁻---I⁻. Dans un premier temps, il s'agit donc de construire les orbitales moléculaires de la paire I⁻---I⁻, celles-ci ayant été extrapolées à l'aide de la construction d'un diagramme de Walsh à partir du diagramme orbitalaire du diiode. En effet, ce type de diagramme présenté en Figure 4 permet de montrer l'évolution de l'énergie des orbitales moléculaires d'une molécule lorsqu'elle subit une déformation géométrique, ici, une élongation de la distance entre les deux atomes d'iode du diiode.

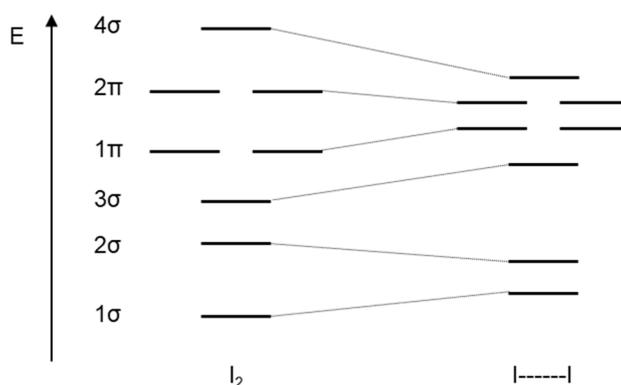


Figure 4 : diagramme de Walsh représentant les orbitales moléculaires de la paire I⁻---I⁻ extrapolées à partir de celles de la molécule de diiode I₂

On peut ensuite obtenir les orbitales moléculaires du triiodure par combinaisons linéaires des orbitales atomiques d'un ion iodure I⁻ et de celles de la paire I⁻---I⁻, l'ion iodure étant intercalé entre les deux atomes de la paire I⁻---I⁻ (Figure 5).

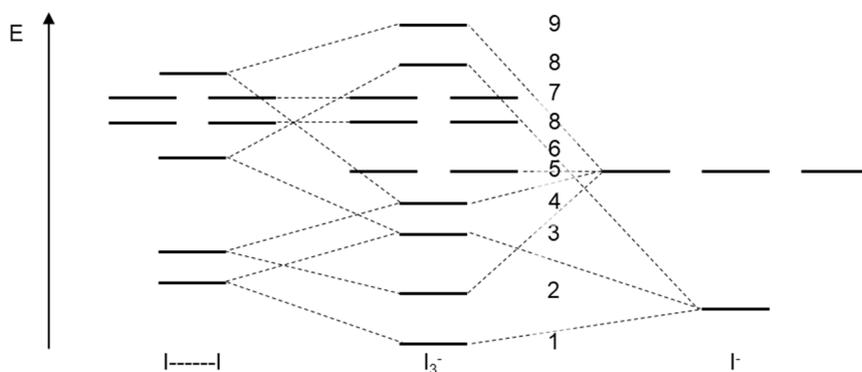


Figure 5 : diagramme d'orbitales moléculaires de l'ion triiodure formées par combinaisons linéaires de celles de la paire I⁻---I⁻ et d'un ion iodure

20) Représenter la structure de Lewis d'un ion triiodure. Préciser sa géométrie dans l'espace à l'aide de la théorie VSEPR.

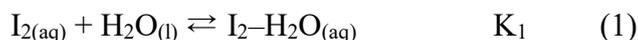
21) Commenter le choix de la fragmentation proposée.

22) Justifier l'évolution de l'énergie des orbitales moléculaires des trois niveaux d'énergie les plus élevés (1π , 2π et 4σ) dans le diagramme de Walsh (Figure 4).

23) Reproduire puis remplir les orbitales moléculaires de l'ion triiodure dans son état fondamental. Identifier les transitions électroniques responsables de la couleur observée pour l'ion triiodure en solution aqueuse. Conclure.

II. Constante de complexation

Comme on vient de le voir dans la sous-partie précédente, le diiode est peu soluble dans l'eau sous forme moléculaire alors qu'en revanche, il y est bien plus soluble lorsqu'il est complexé à un ion iodure I^- , formant ainsi l'ion triiodure I_3^- . Il a néanmoins été observé que les molécules de diiode pouvaient former un complexe avec des molécules d'eau (noté I_2-H_2O) et nous allons nous intéresser ici à une méthode de détermination de la constante de formation K_1 de ce complexe :



Dans la suite de cette partie, toutes les expériences ont été menées à $25^\circ C$. Le travail présenté ici est adapté de celui publié par Hirsch *et al.* Dans leur article, les auteurs expliquent avoir étudié la complexation de diiode en solution aqueuse avec un éther-couronne, l'éther 18-couronne-6 (représenté en Figure 6), noté **L** par la suite.

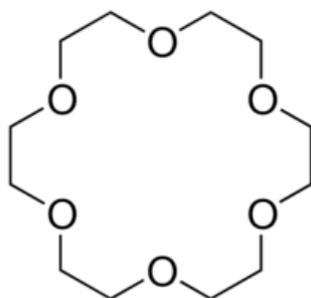
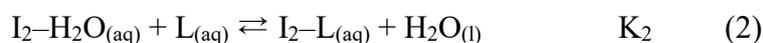


Figure 6 : représentation topologique de l'éther 18-couronne-6

Les auteurs étudient ainsi l'équilibre suivant :



Les molécules d'éther-couronne **L** seules en solution aqueuse n'absorbant pas aux longueurs d'onde étudiées ici, les spectres de la Figure 7 ont permis aux auteurs de montrer la formation de complexes entre le diiode et **L** en solution aqueuse.

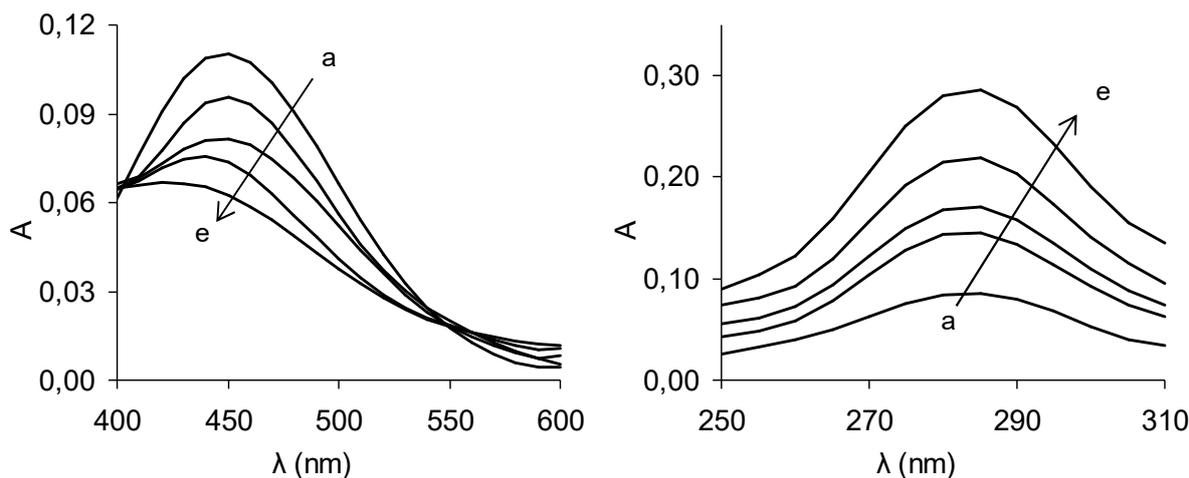


Figure 7 : spectres d'absorption de solutions aqueuses contenant $2,7 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de diode et une concentration variable en éther-couronne L (voir Tableau 2), gauche : mesures effectuées dans le domaine visible, droite : mesures effectuées dans le domaine ultra-violet

	a	b	c	d	e
visible	0	0,048	0,18	0,31	∞
ultra-violet	0	0,037	0,078	0,17	∞

Tableau 2 : concentrations en éther-couronne L (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) adjoint à une solution à $2,7 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en diode pour une étude dans chaque gamme de longueurs d'onde (visible et ultra-violet). Dans le cas des échantillons e, on considèrera que le diode est présent uniquement sous la forme de complexe avec L, $\text{I}_2\text{-L}$

Hirsch *et al.* ont proposé d'utiliser la formule suivante (*) pour calculer la constante K_2 de formation des complexes observés en solution aqueuse selon l'équation de réaction (2) :

$$K_2 = \frac{(A - A_a)C^\circ}{(A_e - A)[L]} \quad (*)$$

où A_x est l'absorbance de l'expérience x, $[L]$ la concentration en éther-couronne L, K_2 la constante associée à la réaction de complexation et $C^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (2)

24) *Démontrer la relation (1). On considèrera l'activité du diode présent sous forme $\text{I}_{2(\text{aq})}$ négligeable devant l'activité des autres espèces contenant du diode.

Une analyse de chacune de ces régions du spectre a été réalisée, en traçant $(A_e - A)/(A - A_a)$ en fonction de $C^\circ/[L]$ pour les longueurs d'onde $\lambda_1 = 283 \text{ nm}$ et $\lambda_2 = 450 \text{ nm}$. Les valeurs correspondantes sont représentées en Figure 8.

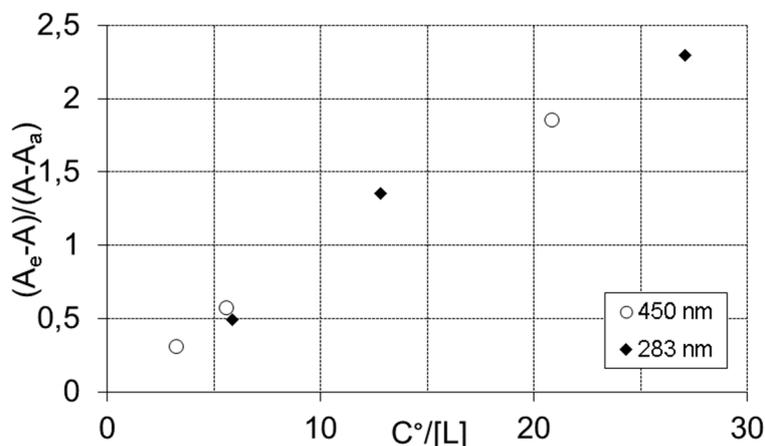
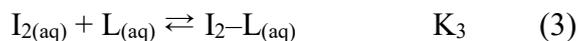


Figure 8 : valeurs de $(A_e - A)/(A - A_a)$ en fonction de $C^\circ/[L]$ à $\lambda_1 = 283 \text{ nm}$ et $\lambda_2 = 450 \text{ nm}$

25) Justifier le choix des longueurs d'onde retenues et les valeurs obtenues. Dédire de la Figure 8 une valeur approchée de K_2 .

Pour déterminer la constante de formation K_1 de I_2-H_2O , Hirsh *et al.* font appel à un troisième équilibre (3), de constante K_3 :



26) Donner le lien entre K_1 , K_2 et K_3 .

Afin d'évaluer K_3 , les auteurs se réfèrent à une étude déjà publiée mettant en jeu le même type de mesure mais dans le cyclohexane ($K_3 = 4,9 \pm 0,3$ à $25^\circ C$).

27) Justifier pourquoi les auteurs ont choisi la valeur déterminée dans le cyclohexane pour estimer K_3 . En déduire une valeur approchée pour K_1 . Commenter.

Les auteurs comparent la valeur de K_2 mesurée avec les constantes de formation de complexes de diiode avec d'autres molécules oxygénées que l'eau (alcools, éther...) en traçant le logarithme décimal de la constante de complexation K_1 en fonction de $1/\lambda_{max}$ où λ_{max} correspond au maximum d'absorbance dans l'ultra-violet du complexe formé avec le diiode. En recueillant divers résultats obtenus, Hirsh *et al.* présentent la courbe reproduite en Figure 9.

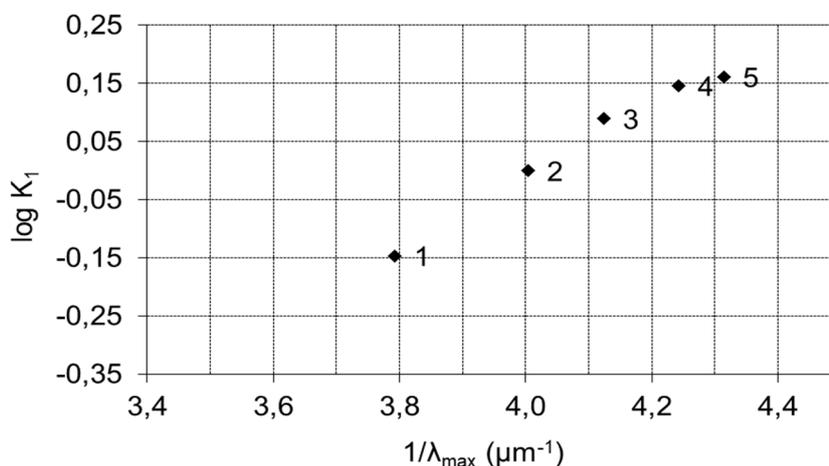


Figure 9 : étude de la corrélation entre constante de complexation et longueur d'onde d'absorption maximale dans l'ultra-violet (1 : méthanol, 2 : *tert*-butanol, 3 : éthanol, 4 : diéthyléther, 5 : dioxane)

28) Établir si la valeur déterminée pour l'eau corrobore la corrélation proposée.

29) *Proposer une justification au lien effectué par les auteurs entre ces deux grandeurs (on pourra s'aider des raisonnements menés à la question 23)).

Partie C : Titrage de Karl Fischer

Le titrage dit *de Karl Fischer* est une méthode de titrage permettant de déterminer la quantité d'eau présente dans un échantillon en solution non aqueuse. Cette méthode, publiée initialement par Karl Fischer en 1935, a été depuis automatisée et est encore utilisée de nos jours en routine dans certains laboratoires.

La méthode de Karl Fischer s'appuie sur la réaction d'oxydo-réduction ayant lieu entre le diiode et le dioxyde de soufre, SO₂. Dans les dispositifs de titrage automatiques, le milieu réactionnel contient en outre une imine telle que la pyridine (notée Py dans l'équation suivante, PyH⁺ désignant ainsi l'ion pyridinium) ou l'imidazole (notée Im, ImH⁺ désignant ainsi l'ion imidazolium) (Figure 10).

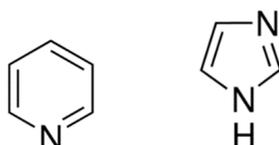
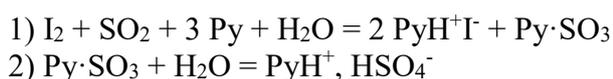
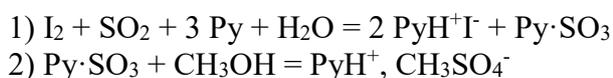


Figure 10 : formules topologiques de la pyridine (gauche) et de l'imidazole (droite)

La réaction permettant le titrage des molécules d'eau peut alors être dissociée en deux étapes (la notation A·B correspond à un adduit formé entre les molécules A et B) :



En revanche, lorsque le milieu contient également un alcool tel que le méthanol, un mécanisme différent est proposé :



Nous nous placerons dans le cadre de l'emploi d'un alcool dans la suite de ce texte.

Une étude cinétique de ces réactions menée par Verhoff *et al.* a montré qu'une vitesse optimale pour l'utilisation de cette réaction était obtenue pour un pH compris entre 5,5 et 8,0.

Par ailleurs, deux types de titrage ont été automatisés, selon la façon dont est introduit le diiode en solution : la volumétrie (à l'aide d'une burette automatique) d'une part et la coulométrie d'autre part. Les titrages volumétriques sont généralement recommandés pour la détermination de titres en eau allant de 100 ppm à 100 % en masse, tandis que les titrages coulométriques sont quant à eux préconisés dans le cas du titrage de traces d'eau, de 1 ppm à 5 % en masse. Dans la suite de ce texte sera détaillé le mode de fonctionnement du titrage coulométrique.

Lors d'un dosage coulométrique, un volume connu d'analyte est ajouté à un milieu réactionnel contenant un sel d'iodure en large excès, une imine et du dioxyde de soufre, en solution dans un alcool anhydre, ce mélange étant appelé *réactif de Karl Fischer*. Dans une cellule électrolytique dite génératrice, du diiode est généré à partir d'iodure à l'une des électrodes, tandis qu'à l'autre électrode, un dégagement gazeux est observé (Figure 11). Le courant servant à générer le diiode est délivré par impulsions d'intensité allant de 100 à 400 mA et de durée variable.

La détermination de la fin du titrage peut être réalisée à l'aide d'une seconde cellule électrochimique, constituée de deux électrodes de platine. La mesure de la différence de potentiel aux bornes de ces électrodes parcourues par un courant imposé permet en effet de

repérer l'accumulation de diiode. Ainsi, il est possible de détecter le moment du titrage où le diiode formé par électrolyse n'est plus consommé. Le calcul de la quantité de diiode qu'il a été nécessaire de former pour consommer toute l'eau permet alors de déterminer la concentration en eau de l'analyte.

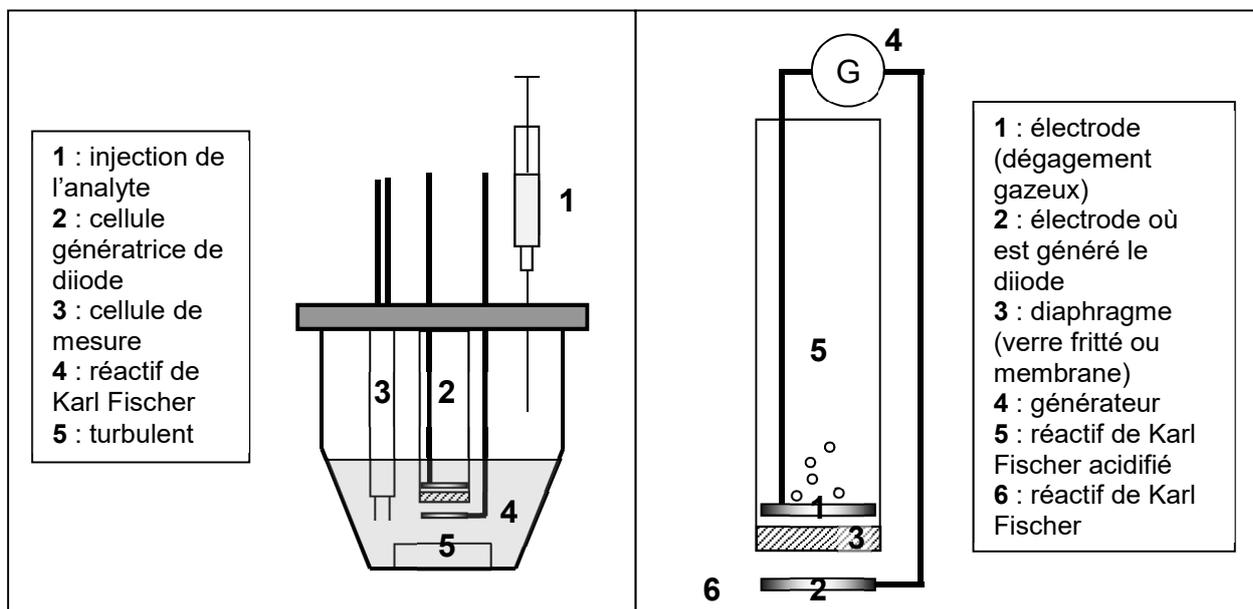


Figure 11 : schéma général du dispositif (à gauche) et détails d'une cellule génératrice de diiode à diaphragme (à droite)

30) *Définir et détailler la notion de titrage en chimie des solutions. Il sera possible d'illustrer les concepts abordés par des exemples judicieusement choisis (cinq lignes environ).

31) Écrire la réaction de titrage de l'eau faisant intervenir le diiode et le dioxyde de soufre (on ne considèrera pas le rôle de l'alcool ni de l'imine ici). Calculer sa constante de réaction à 25°C. Commenter.

32) Proposer deux arguments permettant d'expliquer pourquoi l'imidazole a désormais remplacé la pyridine dans les mélanges utilisés.

33) Discuter de l'influence de l'utilisation d'un alcool sur la méthode de détermination de la concentration en eau.

34) Proposer un mécanisme réactionnel pour l'étape 2) en présence de méthanol en précisant également le rôle que pourrait jouer la pyridine ou l'imidazole dans ce mécanisme.

35) Expliciter en détaillant le raisonnement suivi le lien entre l'intensité du courant I utilisé dans la cellule génératrice de diiode, la durée totale Δt de l'impulsion électrique et la quantité de matière en eau présente dans le milieu n_{H_2O} . Calculer la durée minimale de titrage de 2,00 g d'un échantillon contenant 500 ppm d'eau.

36) Commenter les gammes de concentration en eau préconisées pour les méthodes volumétrique et coulométrique.

37) Reproduire le schéma de la cellule génératrice de diiode, identifier les réactions ayant lieu à chacune des électrodes, les nommer et indiquer leur polarité ainsi que le trajet des électrons.

38) L'utilisation d'une cellule génératrice de conception particulière dite à *diaphragme* permet d'éviter que les espèces générées à l'une des deux électrodes de la cellule génératrice ne migrent

trop vite vers l'autre électrode. Identifier la réaction parasite principale que ce dispositif permet de limiter (Figure 11).

39) Attribuer chacune des deux courbes intensité-potential présentées ci-dessous (Figure 12) à une situation rencontrée avant ou après l'équivalence. Justifier le raisonnement en interprétant l'allure de ces courbes.

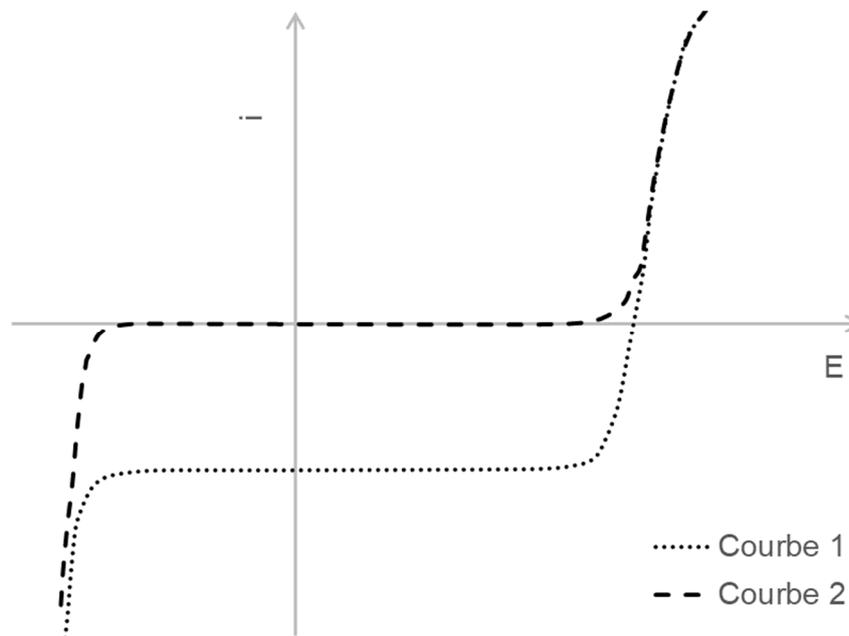


Figure 12 : allures des courbes intensité-potential avant et après l'équivalence

40) *Tracer l'allure de l'évolution de la différence de potentiel mesurée aux bornes de la cellule de mesure en fonction de la quantité de diiode produite.

41) La fin du titrage peut également être détectée visuellement. Justifier et proposer une méthode pour améliorer cette détermination visuelle.

Données

Grandeurs caractéristiques de l'iode :

Numéro atomique : 53

Masse atomique : $126,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Rayon atomique (van der Waals) : $0,177 \text{ nm}$

Grandeurs caractéristiques du diiode :

À la pression $P = 1 \text{ bar}$: température de fusion $T_{\text{fus}} = 114^\circ\text{C}$, température de vaporisation : $T_{\text{vap}} = 184^\circ\text{C}$

Point critique : $T = 546^\circ\text{C}$; $P = 11,6 \text{ MPa}$

Point triple : $T = 114^\circ\text{C}$; $P = 0,19 \text{ MPa}$

Constantes :

Nombre d'Avogadro : $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$

Constante des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Unités :

$1 \text{ atm} = 0,101 \text{ MPa}$

$0^\circ\text{C} = 273,2 \text{ K}$

Grandeurs thermodynamiques à 298 K :

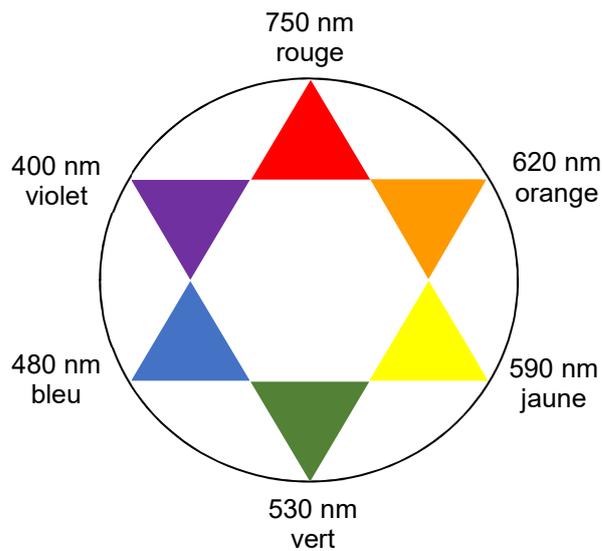
pK_a du couple pyridinium/pyridine : $\text{pK}_a (\text{PyH}^+/\text{Py}) = 5,3$

pK_a du couple imidazolium/imidazole : $\text{pK}_a (\text{ImH}^+/\text{Im}) = 7,0$

Potentiels standard à $\text{pH} = 0$, par rapport à l'électrode standard à hydrogène (ESH) :

couple	$\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$	$\text{SO}_2(\text{aq})/\text{SO}_3(\text{aq})$	$\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-(\text{aq})$	$\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
$E^\circ (\text{V})$	0	0,17	0,62	1,23

Cercle chromatique :



Classification périodique des éléments :

1																	18			
1 H 1,008	2														13	14	15	16	17	2 He 4,003
3 Li 6,94	4 Be 9,01											5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18			
11 Na 22,99	12 Mg 24,30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,06	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95			
19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,87	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,63	33 As 74,92	34 Se 78,97	35 Br 79,90	36 Kr 83,80			
37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,95	43 Tc -	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 I 126,9	54 Xe 131,3			
55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	57-71	72 Hf 178,5	73 Ta 180,9	74 W 183,8	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,1	79 Au 197,0	80 Hg 200,6	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209,0	84 Po -	85 At -	86 Rn -			
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -	112 Cn -	113 Nh -	114 Fl -	115 Mc -	116 Lv -	117 Ts -	118 Og -			

57 La 138,9	58 Ce 140,1	59 Pr 140,9	60 Nd 144,2	61 Pm -	62 Sm 150,4	63 Eu 152,0	64 Gd 157,3	65 Tb 158,9	66 Dy 162,5	67 Ho 164,9	68 Er 167,3	69 Tm 168,9	70 Yb 173,0	71 Lu 175,0
89 Ac -	90 Th 232,0	91 Pa 231,0	92 U 238,0	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

FIN DE L'ÉPREUVE