

TS3 - Physique-Chimie
Devoir en classe n°8
Proposition de correction

EXERCICE I : ÉTUDE D'UN TEXTE D'ANDRÉ BARHIC – 9 POINTS

1. Étude du spectre de Fraunhofer

1.1. Les raies observées sont des raies d'absorption car il s'agit de raies noires sur fond coloré : il s'agit donc du spectre de la lumière blanche privée de certaines radiations qui ont été absorbées.

1.2. Pour qu'une espèce chimique soit identifiée comme faisant partie des couches superficielles du Soleil, il faut que toutes les raies d'absorption caractéristiques de l'espèce chimique soient présentes dans le spectre. Ces raies sont l'empreinte digitale de ces espèces chimiques.

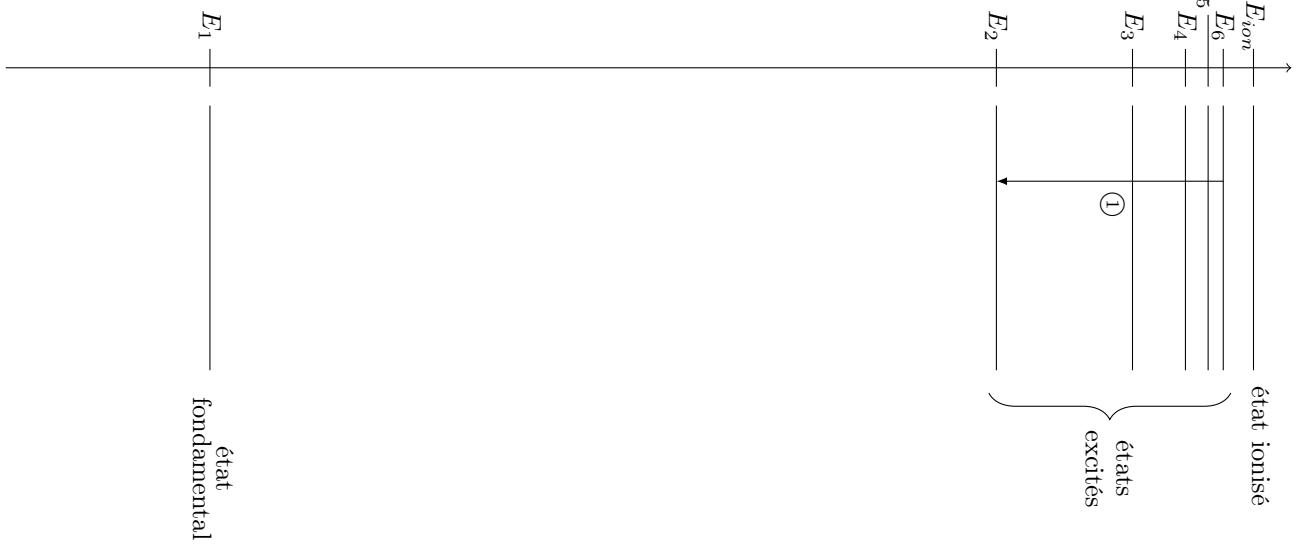
Ainsi, les raies de l'hydrogène mentionnées dans le tableau sont toutes présentes dans le spectre (respectivement, dans cet ordre : B, C, D et G). De même pour les raies du sodium (respectivement, dans cet ordre : F₁ et F₂). Les couches superficielles du Soleil contiennent donc de l'hydrogène et du sodium.

2. La propriété de l'énergie d'un atome évoquée dans cette partie du texte est la quantification de l'énergie des atomes.

3. Étude des niveaux d'énergie de l'hydrogène

3.1. $E_1 = -\frac{13,6}{1^2} = -13,6 \text{ eV}$; $E_2 = -\frac{13,6}{2^2} = -3,40 \text{ eV}$; $E_3 = -\frac{13,6}{3^2} = -1,51 \text{ eV}$
 $E_4 = -\frac{13,6}{4^2} = -0,850 \text{ eV}$; $E_5 = -\frac{13,6}{5^2} = -0,544 \text{ eV}$; $E_6 = -\frac{13,6}{6^2} = -0,378 \text{ eV}$

3.2. Diagramme d'énergie d'un atome d'hydrogène :



3.3. Voir annotations ci-dessus.

4. Transitions dans l'atome d'hydrogène

4.1. Cette transition s'appelle une émission spontanée. Voir flèche ci-dessus.

4.2. Variation d'énergie correspondante : $E_{(1)} = |E_2 - E_6| = |-3,40 - (-0,378)| = 3,02 \text{ eV} = 4,84 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

4.3. Fréquence du photon libéré : $E = h \cdot \nu$ d'où $\nu = \frac{E}{h} = \frac{4,84 \cdot 10^{-19}}{6,626 \cdot 10^{-34}} = 7,30 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$

4.4. Longueur d'onde du photon : $\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{2,997 \cdot 10^8}{7,30 \cdot 10^{14}} = 411 \text{ nm}$. Il s'agit donc de la raie B.

EXERCICE II : TITRAGE DES IONS CUIVRE (II) – 11 POINTS

1. À PROPOS DES DOSAGES

- 1.1. Doser une espèce chimique signifie déterminer sa concentration dans une solution ou sa quantité de matière dans un volume donné d'une solution.
- 1.2. La spectrophotométrie est une autre technique de dosage utilisable pour réaliser le dosage des ions cuivre (II) car ceux-ci colorent les solutions aqueuses en bleu.

2. PRINCIPE DU TITRAGE

- 2.1. La transformation des ions cuivre (II) par les ions iodure doit être totale de sorte que tous les ions cuivre (II) aient donné lieu à la formation de diiode (c'est le diiode qui sera titré).
La seconde transformation, dont la réaction est la réaction support du titrage, doit être totale de sorte que tout le diiode formé lors de la première transformation réagisse avec les ions thiosulfate.
Ainsi, la quantité de matière d'ions thiosulfate nécessaire au titrage sera liée à la quantité de matière de diiode formé, qui elle-même sera liée à la quantité de matière initiale d'ions cuivre (II).
- 2.2. La réaction support d'un dosage doit non seulement être totale mais elle doit aussi être rapide.

- 2.3. Les deux couples oxydant/réducteur mis en jeu dans la **réaction 2** sont :
 $I_2(aq)/I^-(aq)$ dans lequel I_2 est l'oxydant et I^- le réducteur ainsi que
 $S_4O_6^{2-}(aq)/S_2O_3^{2-}(aq)$ dans lequel $S_4O_6^{2-}$ est l'oxydant et $S_2O_3^{2-}$ le réducteur.

3. PROTOCOLE

- 3.1. Il faut utiliser une pipette jaugée de 20,0 mL pour prélever les 20,0 mL de solution S car ce volume doit être connu avec précision étant donné que c'est la concentration de la solution S que l'on souhaite déterminer par titrage.
- 3.2. L'espèce chimique responsable de la coloration brune de la solution dans le becher est le diiode I_2 car cette coloration apparaît après ajout d'ions iodure apportés par l'iodure de potassium. En effet, d'après la réaction 1, les ions iodure réagissent avec les ions cuivre (II) pour former du diiode.
- 3.3. L'empois d'amidon (ou le thiodène) joue le rôle d'indicateur coloré et permet donc de repérer avec précision l'équivalence du dosage.

4. CALCUL DE LA CONCENTRATION EN IONS CUIVRE $Cu^{2+}(aq)$ DE LA SOLUTION S

- 4.1. L'équivalence est le moment du titrage où les réactifs ont été introduits dans les proportions stoechiométriques ou encore le moment du titrage où il y a changement de réactif limitant.
- 4.2. D'après l'équation-bilan de la réaction 2, on voit qu'il faut deux ions thiosulfate pour doser une molécule de diiode. Il faut donc deux fois plus d'ions thiosulfate qu'il n'y a de diiode dans la solution pour atteindre l'équivalence (les proportions stoechiométriques). En d'autres termes, la quantité de matière de diiode présente est donc la moitié de la quantité de matière d'ions thiosulfate utilisée pour atteindre l'équivalence d'où : $n(I_2) = \frac{n_T}{2}$.
- 4.3. Quantité de matière de diiode initialement présente dans la solution S' :
$$n(I_2) = \frac{n_T}{2} = \frac{[S_2O_3^{2-}] \cdot V_E}{2} = \frac{1,00 \cdot 10^{-2} \times 12,0 \cdot 10^{-3}}{2} = 6,00 \cdot 10^{-5} \text{ mol.}$$
- 4.4. D'après l'équation-bilan de la réaction 1, on voit que deux ions cuivre (II) donnent lieu à la formation d'une molécule de diiode. Autrement dit, il y a deux fois plus d'ions cuivre (II) présents initialement que de diiode formé d'où : $n_0 = 2 \cdot n(I_2) = 2 \times 6,00 \cdot 10^{-5} = 1,20 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$
- 4.5. Concentration en ions $Cu^{2+}(aq)$ de la solution S : $[Cu^{2+}] = \frac{n_0}{V_S} = \frac{1,20 \cdot 10^{-4}}{20,0 \cdot 10^{-3}} = 6,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.