

TD – Structure des atomes, classification périodique

Remarque : exercice avec \star : exercice particulièrement important, à maîtriser en priorité (de même que les exemples de questions de cours des “ce qu’il faut savoir faire”) | $[\bullet \circ \circ]$: difficulté des exercices

I Composition atome, masse molaire moyenne _____ \star | $[\bullet \circ \circ]$

On considère le soufre ($Z = 16$). Ses isotopes stables sont ^{32}S (abondance 95,0%, masse molaire 31,97 g/mol), ^{33}S (abondance 0,75%, masse molaire 32,97 g/mol), ^{34}S (abondance 4,25%, masse molaire 33,97 g/mol).

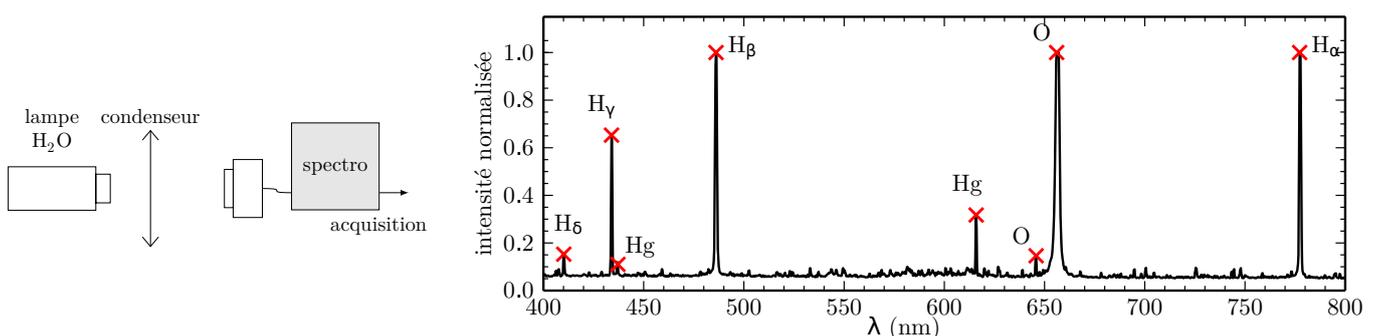
- 1 - Donner la composition de l’isotope 33.
- 2 - Dans la classification périodique la masse molaire indiquée pour l’élément soufre est de 32,065 g/mol. Est-ce en accord avec les données ci-dessus ?

II Configurations électroniques _____ \star | $[\bullet \circ \circ]$

- 1 - Le calcium est de numéro atomique 20. Écrire sa configuration électronique, en déduire l’ion le plus stable formé, et écrire la configuration électronique de cet ion.
- 2 - On considère maintenant le titane ($Z = 22$). Donner sa configuration électronique dans son état fondamental. Représenter ses niveaux d’énergie et leurs occupations sur un diagramme énergétique.
Donner la configuration électronique de l’ion Ti^{2+} .
- 3 - On considère le chrome $_{24}\text{Cr}$. Il présente une irrégularité à la règle de Klechkovski : sa sous-couche 3d est à demi remplie (5 électrons). Écrire sa configuration électronique.
- 4 - On considère les éléments H, He, Li, B, C, N, O, F, Ne. Faire un tableau à quatre colonnes avec : une colonne pour l’élément, une pour son numéro atomique, une pour sa configuration électronique (et on soulignera les électrons de valence), et une pour son schéma de Lewis.

III Spectre de l’hydrogène $[\bullet \bullet \circ]$

Le spectre de l’hydrogène est constitué de nombreuses raies regroupées en série : série de Lyman dans l’UV, de Paschen dans l’IR, de Balmer dans le visible, etc., nommées en fonction de leurs découvreurs. Nous donnons ci-dessous le spectre visible d’une lampe à vapeur d’eau, qui permet entre-autres d’obtenir quatre raies de l’atome d’hydrogène.



La théorie quantique permet d'obtenir les niveaux d'énergie électronique de l'atome d'hydrogène : $E = -\frac{E_0}{n^2}$ avec $E_0 = 13,6 \text{ eV}$ et $n = 1, 2, 3, \dots$ (pas de dépendance en l dans cet atome simple). Ces raies visibles appartiennent à la série de Balmer, dont on va supposer que le niveau d'énergie d'arrivée est $n_0 = 2$, et le niveau de départ $n = 3, 4, 5, 6$ (ceci sera validé ou non par la question 3). On donne $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$, $1 \text{ eV} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$, $c = 3,0 \times 10^8 \text{ m/s}$.

- 1 - Donner l'expression de $1/\lambda_n$ en fonction de E_0 , h , c et de n . λ_n est-il croissant ou décroissant avec n ?
- 2 - On souhaite maintenant vérifier que la formule ci-dessous est bien vérifiée expérimentalement. On fait ceci à l'aide d'une régression linéaire issue des données du spectre ci-dessus. Comment mettre la loi de la question précédente sous la forme $y = a_{\text{théo}}x + b_{\text{théo}}$?
- 3 - Faire la régression linéaire sur votre calculatrice. Le modèle est-il validé ? Si oui, en déduire la valeur expérimentale de E_0 et comparer à la valeur théorique.

Remarque : La constante $R_H = E_0/hc$ est appelée constante de Rydberg. C'est une des deux constantes de la physique mesurée avec la plus grande précision : en 2018, $R_H = 10973731,568160 \pm 0,000021 \text{ m}^{-1}$ (notez le nombre de chiffres significatifs !). L'incertitude relative est de $2 \times 10^{-12} = 0,0000000002\%$.

IV Exploitation de la classification : le soufre _____ ★ | [●●○]

Dans la classification périodique des éléments, le soufre se situe dans le quatrième colonne du bloc p et dans la troisième période.

- 1 - Quelle est la configuration électronique fondamentale de l'atome de soufre ? En déduire son numéro atomique.
- 2 - Quelles sont les différentes valeurs du nombre quantique secondaire correspondant aux électrons de valence de l'élément soufre à l'état fondamental ?
- 3 - Comparer l'électronégativité du soufre à celles du lithium, du chlore et de l'oxygène.
- 4 - Quels sont les ions monoatomiques les plus chargés du soufre ? Quels sont les plus fréquents ?

V Pouvoir oxydant des dihalogènes _____ [●●○]

Le brome Br est situé dans la quatrième période de la classification périodique des éléments, dans la dix-septième colonne, en dessous du chlore Cl et au dessus de l'iode I.

- 1 - Écrire la configuration électronique fondamentale de l'iode et identifier ses électrons de valence.
- 2 - À partir de la position des halogènes dans la classification périodique des éléments, classer les dihalogènes Cl_2 , Br_2 et I_2 par ordre de pouvoir oxydant croissant.
- 3 - On considère le couple oxydant/réducteur Br_2/Br^- , et le couple I_2/I^- . Écrire la réaction ayant lieu entre l'oxydant Br_2 et le réducteur de l'autre couple, I^- .

Si Br_2 est un oxydant plus fort que I_2 , alors cela signifie que cette réaction a bien lieu dans le sens direct. Elle a lieu dans l'autre sens s'il se trouve que c'est I_2 l'oxydant le plus fort.

- 4 - À l'aide du tableau donné ci-dessous, proposer un protocole permettant de montrer qualitativement l'évolution du caractère oxydant des dihalogènes, donc de les classer par pouvoir oxydant croissant.

Espèce	$\text{Cl}_2(\text{aq})$	$\text{Br}_2(\text{aq})$	$\text{I}_2(\text{aq})$ (*)	$(\text{K}^+ + \text{Cl}^-)_{(\text{aq})}$	$(\text{K}^+ + \text{Br}^-)_{(\text{aq})}$	$(\text{K}^+ + \text{I}^-)_{(\text{aq})}$
Couleur	Jaune pâle	Orange	Brun	Incolore	Incolore	Incolore

Couleur d'espèces halogénées en solution aqueuse.