

CHM-10098 Structure moléculaire
Exercices du chapitre 2: L'atome d'hydrogène - Modèle classique

2.1 Une lampe à vapeur de sodium d'une puissance de 100 W émet un rayonnement électromagnétique de longueur d'onde $\lambda=550$ nm. Combien de photons la lampe émet-elle par seconde? *Réponse: 2.77×10^{20}*

2.2 La couleur bleue des feux d'artifice est obtenue généralement par chauffage de CuCl à environ 1200°C. La longueur d'onde de la radiation émise est de 450 nm. Quelle est la valeur du quantum d'énergie émis par CuCl? *Réponse: 4.41×10^{-19} J*

2.3 Compléter le tableau suivant. Quelle est, de l'ultraviolet ou de l'infrarouge, la radiation la plus énergétique?

longueur d'onde de la radiation électromagnétique	énergie d'un photon		énergie d'une mole de photons (J)
	(J)	(eV)	
600 nm			
200 nm			
150 pm			
1 cm			

*Réponses: de gauche à droite à $\lambda=600$ nm: 3.311×10^{-19} J, 2.066 eV et 199.4 kJ.mol⁻¹
Radiation la plus énergétique: celle de plus petite longueur d'onde, donc l'UV*

2.4 L'énergie minimum requise pour ioniser un atome d'un certain solide (c'est-à-dire pour lui arracher un électron) par effet photoélectrique est égale à 3.44×10^{-18} J.

- a) Calculer la longueur d'onde d'une radiation qui provoque l'éjection d'un électron de la surface de ce métal avec une vitesse de 1.08×10^6 m.s⁻¹.
- b) Porter en graphique la variation de l'énergie cinétique des électrons arrachés à la surface de ce métal en fonction de la fréquence de la radiation électromagnétique. *Réponse: (a) 50.0 nm*

2.5 Expliquer pourquoi le fait que les atomes émettent un spectre de raies et non un spectre continu, indique que leur énergie est quantifiée.

2.6 Calculer l'énergie potentielle de l'électron de l'atome d'hydrogène lorsqu'il est placé à une distance égale à 0.529Å du proton. *Réponse: $E_{pot} = -4.361 \times 10^{-18}$ J*

2.7 Calculer la longueur d'onde des première et dernière raies de Lyman, Balmer et Paschen de l'hydrogène. Indiquer dans quel domaine du spectre électromagnétique ces ondes se situent.

Réponses: Lyman: 91.1(UV) et 121.5 nm (UV); Balmer: 364.55 (UV proche) et 656.1 (visible) nm; Paschen: 820.1 (proche IR) et 1875 nm (IR)

2.8 Le modèle de Bohr permet de prédire les spectres de raies des atomes ou des ions possédant un seul électron. C'est le cas en particulier de l'ion He⁺, dont certaines raies sont données dans le tableau ci-dessous.

$n_{initial}$	2	3	3	4
n_{final}	1	1	2	2
longueur d'onde de la radiation émise λ (nm)	30.380	25.633		

- a) Compléter le tableau
- b) Calculer l'énergie d'ionisation de l'ion He⁺. Exprimer le résultat en J et en eV.
- c) Comparer les énergies d'ionisation de He⁺ et de l'atome d'hydrogène. Proposer une explication pour la différence observée.

Réponses: (a) 164.0 et 121.5 nm (b) 8.718×10^{-18} J ou 54.42 eV (c) indice: charge du noyau.