

Exercice 1

On donne : $M_{(H)} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{(C)} = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{(O)} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

1) Indiquer la fonction chimique et le nom de chacun des deux composés suivants :

(A) : $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ et (B) : $\text{CH}_3\text{-CO-O-CO-CH}_3$.

2) La réaction d'un alcool (C) sur le composé (B) donne un produit (E) de masse molaire $M_{(E)} = 74 \text{ g.mol}^{-1}$.

a- Préciser la fonction chimique, la F.S.D et le nom du composé (E).

b- En déduire la F.S.D, le nom et la classe de l'alcool (C).

c- Ecrire l'équation chimique de la réaction modélisant la transformation entre (B) et (C).

d- La réaction du composé (A) sur le composé (B) donne un produit (D). Ecrire l'équation de la réaction d'obtention du produit (D).

3) Quel composé (F) obtient-on si on fait réagir un excès d'ammoniac NH_3 sur le composé (B) ? Donner alors le nom et la F.S.D de (F).

Exercice 2

On donne : $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; célérité de la lumière $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; constante de Planck $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

Dans la théorie de Bohr de l'atome d'hydrogène, les énergies des différents niveaux sont données par la formule : $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$, $n = 1$ correspond à l'état fondamental ; $n = 2, 3, 4, \dots$: représentent les états excités de l'atome.

1) Dans la formule ci-dessus :

a- Que représente n ?

b- Quelle est l'unité de E ?

2) Calculer les énergies correspondant à $n = 1, n = 2, n = 3$ et n_∞ puis représenter le diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène.

3) Quelle est l'énergie minimale que l'on doit fournir à un atome d'hydrogène pour qu'il passe de l'état fondamental à un état excité ? La représenter dans le diagramme énergétique.

4) Cette énergie est apportée à l'atome par une radiation lumineuse. Calculer sa longueur d'onde λ ainsi que sa fréquence ν .

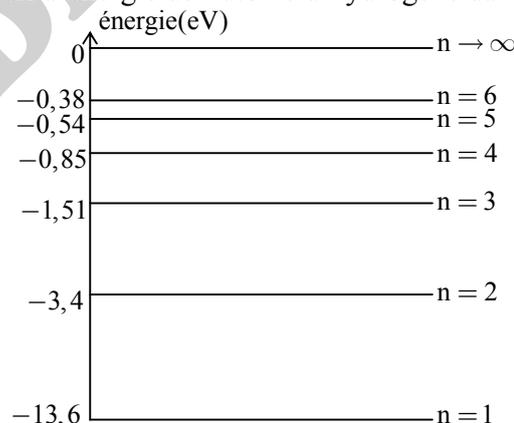
5) Calculer la longueur d'onde λ de la radiation lumineuse susceptible d'ioniser l'atome d'hydrogène, c'est-à-dire de le faire passer de son état fondamental à l'état excité caractérisé par $n \rightarrow \infty$.

Exercice 3

On donne : $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; célérité de la lumière $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; constante de Planck $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène contient les quatre raies visibles :

H_α (orangée) : $\lambda_1 = 656,3 \text{ nm}$; H_β (bleue) : $\lambda_2 = 486,1 \text{ nm}$; H_γ (indigo) : $\lambda_3 = 434,1 \text{ nm}$ et H_δ (violette) : $\lambda_4 = 410,2 \text{ nm}$. On donne les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène dans le diagramme énergétique ci-dessous.



1) Indiquer sur le schéma ci-dessus l'état fondamental, l'état ionisé et les états excités de l'atome d'hydrogène ?

2) Calculer, en joule puis en eV, l'énergie d'un photon des lumières de longueur d'onde $\lambda_1, \lambda_2, \lambda_3$ et λ_4 .

3) Montrer que les quatre raies émises correspondent à des transitions d'un niveau excité que l'on précisera au niveau $n = 2$.

4) A quelle série ces quatre raies appartiennent-elles ?

5) a- Quelle est l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène ?

b- Quelle est la longueur d'onde capable d'ioniser l'atome d'hydrogène ?