

Exercices

Orbitales atomiques

Question préliminaire : Rappeler les trois premières lignes de la classification périodique des éléments.

Exercice n° 1 : Quantification et diagrammes d'énergie

L'hydrogène

1. Rappeler ce qu'est un spectre d'émission. Le spectre de l'atome d'hydrogène est formé de raies et non d'un continuum lumineux, expliquer.
2. Représenter le diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène.
3. Calculer en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène, définie comme l'énergie minimale à fournir pour arracher l'électron à l'atome d'hydrogène, à 0 K et à l'état gazeux.
4. Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène présente quatre raies dans le visible : c'est la série de Balmer. Il s'agit des premières transitions des niveaux $n > 2$ vers le niveau $n = 2$. Calculer les longueurs d'onde associées.

Le sodium

5. Ecrire la configuration électronique de l'atome de sodium à l'état fondamental.
6. Tracer le diagramme énergétique de l'atome de sodium.
7. Préciser les propriétés redox du sodium.
8. Calculer l'énergie de première ionisation du sodium sachant que pour la sous-couche électronique la plus externe la constante d'écran vaut 8,8.

Exercice n° 2 : Les halogénures

1. Donner la configuration électronique fondamentale des ions iodure et bromure. Justifier.
2. Entre l'iode et le brome, indiquer quel est l'atome le plus électronégatif. Préciser les conséquences sur les propriétés spatiales et énergétiques des OA de ces deux atomes.
3. Comparer les propriétés redox du diiode et du dibrome.
4. De ces deux ions, quel est le plus volumineux ? Le plus polarisable ? Le plus nucléophile ?

Exercice n° 3 : Atome d'hélium

On s'intéresse à l'atome d'hélium dans son état fondamental.

Expérimentalement, on détermine l'énergie de l'atome d'hélium : $E_{\text{He}} = -79 \text{ eV}$ et son énergie de première ionisation $E_{\text{I}} = +24,6 \text{ eV}$.

1. En négligeant la répulsion électronique (ce qui revient à dire que les énergies sont identiques à celles calculées dans l'ion hydrogénoïde), calculer l'énergie des électrons de l'hélium.
2. Sachant que la constante d'écran d'un électron s vis-à-vis d'un autre électron s vaut $\sigma = 0,30$, calculer l'énergie de l'atome.
3. Calculer l'énergie de première ionisation, définie comme l'énergie minimale à fournir pour arracher un électron à l'atome gazeux à 0 K. On donne la valeur tabulée : $E_{\text{I1}} = 24,59 \text{ eV}$.

Exercice n° 4 : Question ouverte

L'ion He^+ admet-il des raies d'émission dans le spectre visible ?

Exercice n° 5 : Rayon atomique

Une forme approchée de la partie radiale des atomes polyélectroniques a été proposée par Slater :

$$R_{n,l}(r) = N \left(\frac{r}{a_0} \right)^{n-1} \exp\left(-\frac{Z^* r}{n a_0}\right)$$

1. Que représentent N , Z^* et $a_0 = 52,9 \text{ pm}$?
2. Exprimer la densité de probabilité de présence radiale en fonction de $R_{n,l}(r)$.
3. En déduire l'expression du rayon d'une OA dans le cadre de ce modèle.
4. Donner la configuration électronique du chlore dans son état fondamental.
5. Le rayon atomique du chlore vaut 78 pm , calculer la charge effective que ressentent les électrons de la couche externe puis la constante d'écran associée.
6. Comparer le rayon atomique de Cl à celui de l'ion monoatomique obtenu facilement à partir du chlore.
7. Pour les rayons atomiques du fluor et du phosphore, on trouve 100 et 41 pm . Attribuer à chaque atome son rayon atomique.