
TRAVAUX DIRIGÉS

DE CHIMIE

CHARLES TUCHENDLER



MPSI 4 – LYCÉE SAINT-LOUIS

ANNÉE 2019/2020

Table des matières

TD N° 4	CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE ET CLASSIFICATION PÉRIODIQUE	1
Exercice n° 1 - Vrai ou faux sur le modèle quantique		1
Exercice n° 2 - L'atome de Bohr		1
Exercice n° 3 - Etude de l'élément brome		2
Exercice n° 4 - Configurations électroniques d'atomes et d'ions		2
Exercice n° 5 - Vrai ou faux		2
Exercice n° 6 - Position dans la classification périodique $Z = 33$		2
Exercice n° 7 - Energie de première ionisation de l'hélium		3
Exercice n° 8 - Classification périodique et réactivité chimique		3
Exercice n° 9 - Electronégativité		3
Exercice n° 10 - De la classification à la configuration		3
Exercice n° 11 - Energie de premier attachement électronique et affinité électronique		3

CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE ET CLASSIFICATION PÉRIODIQUE

Exercice n° 1 - Vrai ou faux sur le modèle quantique

Dire des propositions suivantes si elles sont justes ou fausses, et corriger les le cas échéant.

1. L'énergie de l'électron dans l'atome d'hydrogène ne dépend que du nombre quantique principal n .
2. Les OA de type s ont une symétrie sphérique.
3. Les OA $2p_x$, $2p_y$ et $2p_z$ pointent dans des directions parallèles.
4. L'OA $2p_x$ est moins volumineuse que l'OA $3p_x$ mais a la même forme générale.
5. L'ion He^{2+} est un ion hydrogénoïde.
6. Un atome excité est un atome qui a perdu un électron.
7. En émettant un photon, un atome retourne toujours à l'état fondamental.
8. Le rayon des OA diminue quand n augmente.
9. L'OA $\Psi_{4,2,2}$ est une OA de type f.

Exercice n° 2 - L'atome de Bohr

En 1913, Bohr étudia la loi de Balmer pour l'hydrogène et comprit très vite qu'il pouvait la retrouver par le calcul aux moyens de quelques hypothèses grossières (et totalement non-justifiées à l'époque) :

- l'électron de l'atome d'hydrogène gravite selon une orbite circulaire autour du noyau comme le fait la Terre autour du Soleil,
- la norme du moment cinétique de l'électron sur son orbite circulaire est quantifiée :

$$\|\vec{L}\| = \|\vec{r} \wedge m\vec{v}\| = L = n\hbar \quad \text{avec } n = 1, 2, 3 \dots$$

où \vec{r} est le vecteur-position de l'électron repéré par rapport à son noyau, où \vec{v} est le vecteur-vitesse associé à l'électron et où m correspond à la masse de l'électron.

Essayons de retrouver comme Bohr les résultats de Balmer à partir de ces hypothèses.

1. Rappeler quelle est la force d'interaction électrostatique entre deux particules de charges électriques respectives q_1 et q_2 .
2. Appliquer le théorème de la quantité de mouvement à l'électron en orbite circulaire autour du noyau.
3. Dédire de la quantification de la norme du moment cinétique que $r = \|\vec{r}\| = a \times n^2$. On exprimera le coefficient de proportionnalité a en fonction de h , m , ε_0 et e .
Calculer a numériquement. Commenter.

4. On montre en mécanique que la force d'interaction électrostatique dérive d'une énergie potentielle et qu'on peut ainsi écrire que l'énergie mécanique de l'électron vaut :

$$E = \frac{1}{2}mv^2 + \left(-\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} \right)$$

Montrer que cette énergie mécanique est quantifiée et proportionnelle à $1/n^2$.

Calculer en eV la valeur du coefficient de proportionnalité. Commenter.

5. A partir de l'expression trouvée ci-dessus, déterminer l'expression et la valeur de la constante de Rydberg pour l'atome d'hydrogène. Commenter.

Remarque : ces résultats pourraient laisser penser que le modèle de Bohr est parfaitement juste et ouvrit la voie à la physique atomique quantique. Ce triomphe du modèle de Bohr n'eut qu'une durée de vie très courte car il est maintenant clair que l'électron ne gravite pas en orbite autour du noyau. Ceux qui ont cherché à étendre ce modèle à d'autres éléments ne rencontrèrent que très peu de succès. Pour rendre compte correctement de la quantification de l'énergie, il faut décrire l'électron comme une onde de matière confinée dans le puits de potentiel créé par le noyau et appliquer l'équation de Schrödinger.

Exercice n° 3 - Etude de l'élément brome

Le numéro atomique du brome est $Z = 35$. En déduire sa configuration électronique dans son état fondamental. Qu'appelle-t-on "électrons de valence" ? Combien cet atome en possède-t-il ? Combien possède-t-il d'électrons de coeur ?

Exercice n° 4 - Configurations électroniques d'atomes et d'ions

Donner la configuration électronique de l'état fondamental pour chacune des entités suivantes en respectant la règle de Klechkowski : ${}_5\text{B}$, ${}_8\text{O}^{2-}$, ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{20}\text{Ca}$, ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$, ${}_{26}\text{Fe}$, Fe^{2+} , Fe^{3+} , ${}_{29}\text{Cu}$, ${}_{53}\text{I}^-$.

On écrira ces configurations en se basant sur la configuration du gaz rare précédent l'élément considéré.

Exercice n° 5 - Vrai ou faux

Identifier les propositions fausses et les rectifier.

1. Dans la classification périodique, les éléments sont classés par masse atomique croissante.
2. Les 18 colonnes proviennent du nombre d'électrons que peuvent contenir les O.A. s, p, d.
3. L'énergie d'ionisation du sodium est de l'ordre de -100 kJ.mol^{-1} .
4. Le rayon de l'ion chlorure est supérieur au rayon covalent de l'atome de chlore.
5. Les halogènes sont plus électronégatifs que les alcalins.
6. L'oxygène et le soufre ont tendance à gagner 2 électrons.
7. Le rayon des orbitales atomiques diminue lorsque le nombre quantique principal n augmente.
8. Il n'y a aucun corps pur simple liquide à température et pression ambiante.
9. L'énergie d'ionisation des alcalins est plus faible que celle des halogènes.

Exercice n° 6 - Position dans la classification périodique $Z = 33$

1. Donner la structure électronique à l'état fondamental de l'atome de numéro atomique $Z = 33$. En déduire sa position dans la classification périodique. À quel bloc appartient-il ? Citer un élément de la même famille.
2. Quelle est la structure électronique du gaz rare précédent cet atome dans la classification périodique ?
3. Combien cet atome a-t-il d'électrons de valence ?
4. Quelle réactivité chimique peut-on attendre d'un tel élément : ions formés, formule de l'hydruure, formules des oxydes sachant que $\chi(\text{H}) = 2, 20$; $\chi(\text{O}) = 3, 5$; $\chi({}_{33}\text{X}) = 2, 18$.
5. Retrouver en utilisant la règle de Klechkowski le numéro atomique de l'élément qui est dans la même colonne et à la période précédente puis celui de l'élément dans la même colonne et à la période suivante.

Exercice n° 7 - Energie de première ionisation de l'hélium

L'énergie de première ionisation de l'hélium est de 2370 kJ.mol^{-1} .

1. Définir l'énergie de première ionisation. Écrire l'équation de la réaction associée.
2. Pourquoi l'énergie d'ionisation de l'atome d'hélium est-elle la plus élevée du tableau périodique ?
3. Quel est l'élément dont l'énergie de deuxième ionisation est la plus élevée ? Justifier.
4. Quelle est la longueur d'onde de la radiation capable d'ioniser l'atome d'hélium dans son état fondamental ?

Exercice n° 8 - Classification périodique et réactivité chimique

1. Sachant que le magnésium réagit avec le soufre pour donner lieu à la formation de sulfure de magnésium MgS(s) , écrire l'équation chimique qui traduit la réaction du calcium avec le soufre.
2. Sachant que le dibrome réagit avec l'aluminium en fournissant du bromure d'aluminium, $\text{AlBr}_3(\text{s})$, quel sera le produit de la réaction entre le difluor et l'aluminium ? Écrire l'équation chimique qui traduit cette réaction.
3. Prédire la réaction chimique ayant lieu entre le béryllium et le dioxygène et écrire l'équation correspondante. Discuter le caractère acido-basique du produit formé.
4. Prédire la réaction chimique ayant lieu entre le rubidium et l'eau et écrire l'équation correspondante. Quelle propriété du rubidium est ainsi mise en évidence ?
5. Prédire la charge d'un ion calcium puis celle d'un ion sulfure. En déduire le caractère oxydant ou réducteur de ces éléments.
6. Donner les formules chimiques des chlorures des éléments de la troisième période du tableau périodique.
7. Quelle est la formule du chlorure de calcium ?

Exercice n° 9 - Electronégativité

On considère les composés hydrogénés des éléments de la seconde période dans l'ordre suivant : hydruure de lithium LiH , dihydruure de béryllium BeH_2 , trihydruure de bore ou borane BH_3 , méthane CH_4 , ammoniac NH_3 , eau H_2O et fluorure d'hydrogène HF . Proposer une explication au fait que dans les trois premiers composés hydrogénés, l'hydrogène porte une charge négative alors qu'il porte une charge positive dans le fluorure d'hydrogène. On donne : $\chi(\text{Li}) < \chi(\text{Be}) < \chi(\text{B}) < \chi(\text{H}) < \chi(\text{C}) < \chi(\text{N}) < \chi(\text{O}) < \chi(\text{F})$.

Exercice n° 10 - De la classification à la configuration

Le soufre appartient à la troisième période et à la seizième colonne : donner sa configuration électronique ainsi que son numéro atomique.

Même question pour le cobalt appartenant à la quatrième période et à la neuvième colonne.

Exercice n° 11 - Energie de premier attachement électronique et affinité électronique

1. Rappeler les définitions de l'énergie de premier attachement électronique E_{att} et de l'affinité électronique AE .
2. L'affinité électronique du chlore vaut $3,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$. En déduire l'énergie de premier attachement électronique du chlore et l'exprimer en eV.
3. L'anion obtenu est-il plus stable que l'atome initial ? Justifier
4. L'énergie de premier attachement du chlore est la plus négative parmi les énergies de premier attachement des éléments de la troisième période. Justifier.