**Objectif**

* Ce chapitre traite la structure électronique, la disposition spatiale et le nombre d’électrons de valence. On classe les éléments par période et par groupe et on spécifie leurs caractéristiques physicochimiques.
* La réaction d'ionisation du et celles de ces ions possibles et l'énergie d'ionisation sont calculées. On détermine la charge nucléaire effective d'un électron sur une orbitale et l'électronégativité des éléments dans l’échelle de Pauling.

**Exercice 1.**

On considère les atomes de numéro atomique connu tels que , , , , , , , , et .

**1-** Déterminer la structure électronique, la disposition spatiale et préciser le nombre d’électrons de valence.

**2-** Classifier ces éléments par période et par groupe.

**3-** Donner la disposition spatiale et le numéro atomique de l'élément

**Corrigé 1.**

**1-** La structure électronique, la disposition spatiale et le nombre d’électrons de valence sont reportés dans le **tableau IV 1**.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Règle de Klechkowski** | **disposition spatiale** | **Electrons de valence** |
| :  :  :  :  :  :  :  :  :  : |  |  |

**2-** est un élément du groupe VA et de période .

, ,, , et ont une période et font partie respectivement des groupes , , , , ,  et .

et sont des éléments de la famille et ont respectivement la période  et 

Les métaux de transition ,, , et ont une couche de valence de type tel que  et .

**3-** Donner la disposition spatiale et le numéro atomique de l'élément

Le césium  est de la même famille et montre une période

La structure électronique du césium d'après la règle de Klechkowski est:



La disposition spatiale du césium est: 

Le numéro atomique est 

**Exercice 2.**

**1-** Déterminer la disposition spatiale des éléments, , , , , et .

**2-** Donner les ions possibles que forment ces éléments.

**Corrigé 2.**

**1-** : , :, :,

:, :,

:, : 

**2-** Le potassium tend vers la structure stable d'un gaz inerte qui est l’argon. Il donne un seul ion .

Le magnésium donne deux ions et .

L'argon est un gaz inerte stable, donc il ne forme pas d'ion.

Le chlore donne un seul ion 

Le brome donne un seul ion 

Le titane donne quatre ions possibles , , et .

et  sont les plus stables.

Le rubidium donne un seul ion possible.

**Exercice 3.**

Donner les symboles et nommer les éléments principaux (leur couche de valence est de type nsx npy où l ≤ x≤ 2.et 0 ≤ y≤ 6.) ayant une couche externe à 8 électrons.

Quel est le nom de leur groupe ?

Ont-ils des propriétés chimiques variées ?

Quelles sont leurs caractéristiques physiques ?

Ont-ils des utilisations en industrie ?

une couche de valence de type tel que  et .

**Corrigé 3.**

Les éléments principaux ayant une couche externe à huit électrons sont les

gaz rares :

Ne (Z=10) ; Ar (Z=18) ; Kr (Z=36) ; Xe (Z=54) ; Rn (Z=86)

Les six gaz rares sont inertes.

Ils ne sont pas nocifs pour nous, c'est pourquoi ils ont plusieurs utilités.

Nous donnons quelques exemples de leurs applications.

L'**hélium**:

- Dans les bonbonnes de plongée des grandes profondeurs

- En cryogénie à cause de sa basse température à l’état liquide.

L'**argon** et le **néon:**

- Dans les enseignes lumineuses et dans les lasers.

Le **radon**:

- Dans les industries, il sert initier et à influencer des réactions

chimiques.

- Dans les appareils servant à prévenir les tremblements de terre.

- En médecine, pour les traitements anti-cancer.

Le **xénon**:

- Dans les industries de fabrication des lampes à haute intensité

- Dans les lasers à ultraviolet.

- En médecine, surtout pour les anesthésies.

Le **krypton:**

- Dans certaines ampoules électriques incandescentes et fluorescentes

- Dans les lasers et l’holographie.

**Exercice 4.**

**1-** Ecrire les réactions d'ionisation du .

**2-** Calculer l’énergie de l’atome de béryllium , , , et dans leur état fondamental.

**3-** Calculer les énergies d'ionsation.

**Corrigé 4.**

**1-** 

Première ionisation:

 

Seconde ionisation:

 

Troisième ionisation:

 

Quatrième ionisation:

 

**2-** Le calcul de l'énergie de première ionisation nécessité la détermination de la charge nucléaire effective, l’énergie de l'électron  pour chaque groupe de Slater et l’énergie totale de chaque atome par les relations suivantes:

La charge effective de l’électronest donnée par



L’énergie de l'électron est donnée par 





L’énergie totale de l’atome de est donnée par:











**3-** L'énergie de première ionisation est donnée par la relation:













L'énergie de la seconde ionisation est donnée par la relation:









L'énergie de la troisième ionisation est donnée par la relation:



Dans ce cas, il n'y a pas effet d'écran







est un hydrogénoide

L'application des règles de Slater permet de déterminer rapidement une valeur assez rapprochée de l’énergie d’ionisation.

**Exercice 5.**

La configuration électronique du cuivre est donnée par:

:

**1-** Calculer la charge nucléaire effective d'un électron sur l’orbitale et celle d'un électron sur l’orbitale 

**2-** Déterminer la charge nucléaire effective d'un électron sur l’orbitale de .

**Corrigé 5.**

**1-**



:





**2-**

**Exercice 6.**

Déterminer l'électronégativité des éléments,et dans l’échelle de Pauling en se servant des données du tableau suivant:

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  |  |  |  |  |
| **Longueur de liaison (Å)** |  |  |  |  |  |  |  |

L’électronégativité du fluor . La différence d’électronégativité entre 2 éléments dans l’échelle de Pauling obéit à la relation :



**Corrigé 6.**

On définit l'électronégativité comme la tendance d’un atome à attirer vers lui les électrons de la liaison.

On considère la molécule où les atomes etsont respectivement moins et plus électronégatifs. Le calcul de l'électronégativité à l’échelle de Pauling suppose que l'électronégativité du fluor.





est l’énergie de liaison supplémentaire



L’enthalpie de dissociation de la moléculeest**:**





Pour la molécule:  

Pour la molécule: 



Pour la molécule: 



**Série supplémentaire**

**Exercice 1.**

**1.** En se basant sur les règles de Slater, montrer que l'électron de valence du potassium est placé dans la sous couche 4s au lieu de 3d.

**2.** Calculer les valeurs de la première et de la deuxième énergie d’ionisation du potassium K (Z= 19). Expliquer la différence entre ces deux valeurs.

**Exercice 2.**

**1-** Combien d'électrons contient au maximum la troisième couche.

**2-** Combien d'éléments comporte la troisième période.

**3-** Déterminer la valeur de Z pour que la troisième couche soit remplie.

**Exercice 3.**

**1-** Définir l'énergie d'ionisation, l'affinité électronique et l'électronégativité d'un atome.

**2-** Comment varient le rayon atomique, l'énergie d'ionisation, l'affinité électronique et l'électronégativité d'un élément suivant une colonne et une période.

**Exercice 4.**

**1-** Donner les ions que forme un atome de Fe.

**2-** Déterminer l'ion le plus stable.

**Exercice 5.**

Déterminer les éléments qui présentent des ions chargés 3+ de configuration électronique suivante:

[Ar] 3d3, [Xe] 4f145d6, [Ne] et [Kr].

**Exercice 6.**

En considérant l'état fondamental, classer les ions Pd2+, Mn2+, S2- et V4+ suivants par nombre croissant d'électrons célibataires.

**Exercice 7.**

Les ions K+ et Cl- ont la même configuration électronique. Expliquer pourquoi il n'ont pas le même rayon ionique.

**Exercice 8.**

1- Donnez la configuration électronique à l’état fondamental de l'élément 11Na.

2- Placez les électrons dans les cases quantiques.

3- Précisez la place de l’élément sodium dans la classification périodique.

4- Quelle est la famille chimique au quelle il appartient.

5- Déterminer l'ion que donne facilement cet élément.

L’énergie de première ionisation de cet élément vaut 5,14 eV.

6- Une radiation de longueur d’onde λ = 201,9 nm permet-elle la première ionisation de cet atome pris dans son état fondamental ? Si oui calculez l’énergie cinétique de l’électron éjecté.