

1. Atomistique

Q 1. Structure électronique

- A. Les symboles suivants correspondent Z au nombre de masse et A au numéro atomique.
- B. L'élément chimique Chlore à la structure électronique suivante : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^6$
- C. La règle de Hund indique que tous les électrons d'un même atome doivent avoir des nombres quantiques différents.
- D. La famille des halogènes regroupe les atomes les plus électronégatifs de la classification périodique
- E. La structure électronique suivante $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ correspond à la fois à celle du néon, de l'ion magnésium et de l'ion fluorure.

Données : $Z(\text{Cl}) = 17$; $Z(\text{Ne}) = 10$; $Z(\text{Mg}) = 12$; $Z(\text{F}) = 9$.

Q 2. Equations de Schrödinger.

- A. Les nombres quantiques sont au nombre de quatre : le nombre quantique principal, le nombre quantique azimutal, le nombre quantique magnétique et le nombre quantique de spin.
- B. Ils sont respectivement représentées par les lettres n , m , l et s .
- C. Ces quatre nombres quantiques résultent des solutions acceptables de l'équation de Schrödinger.
- D. La règle de Madelung utilise le nombre quantique principal et le nombre quantique magnétique pour prévoir l'ordre de remplissage des orbitales atomiques.
- E. Des atomes appartenant à la même famille ont généralement un même nombre d'électrons sur leur couche externe.

Q 3. Structure électronique

- A. Les alcalins sont des atomes qui possèdent deux électrons sur leur couche de valence. Ils ont une structure en $(n)s^2$.
- B. Le Scandium, le Lanthane et l'Actinium appartiennent au même groupe du tableau de classification périodique.
- C. Le Cuivre, le Fer et le Bronze sont des atomes faisant partie des métaux de transition.
- D. L'ion calcium et l'ion potassium ont tous les deux la même structure électronique.
- E. L'électron célibataire du sodium est caractérisé par les valeurs de nombre quantique suivantes : $n = 3$, $l = 0$; $m = 0$; $s = -\frac{1}{2}$.

Données : $Z(\text{Sc}) = 21$; $Z(\text{La}) = 57$; $Z(\text{Ac}) = 89$; $Z(\text{Ca}) = 20$; $Z(\text{K}) = 19$; $Z(\text{Na}) = 11$.

Q 4. Soit la structure électronique suivante : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

- A. Cette structure électronique correspond aux espèces : Ar, Ca^{2+} et F^- .
- B. L'ordre de remplissage précis de ces orbitales est imposé par le principe d'exclusion de Pauli.
- C. Dans cette structure électronique, cinq électrons ont un numéro de spin de $+1/2$.
- D. Les deux électrons de la couche 3s ont trois nombres quantiques identiques.
- E. Les orbitales p présentent trois cases caractérisées par les valeurs de nombre quantique magnétique $m = -1, 0$ et $+1$.

Données : $Z(\text{Ar}) = 18$; $Z(\text{F}) = 9$; $Z(\text{Ca}) = 20$.

Q 5. Atomistique

- A. 12 g de ^{12}C contiennent $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes.
- B. Selon le principe d'exclusion de Pauli, deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir les quatre mêmes nombres quantiques.
- C. Les électrons des couches 3d et 4d ont les mêmes nombres quantiques principaux et azimutaux.
- D. Les halogènes sont les atomes situés dans l'avant-dernière période du tableau de classification périodique.
- E. Des isotopes sont des atomes qui présentent un nombre de protons identiques mais un nombre de neutrons différents.

Q 6. Atomistique

- A. Dans la troisième période, seuls deux atomes n'ont qu'un seul électron célibataire.
- B. Dans la troisième période, tous les atomes ont au moins un nombre quantique en commun.
- C. L'aluminium a un spin total de $+3/2$.
- D. L'électron célibataire du sodium a un nombre quantique principal $n = 3$, un nombre azimutal $l = 1$, un nombre magnétique $m = 0$ et un nombre de spin $s = +1/2$.
- E. Les deux électrons célibataires du silicium ont trois nombres quantiques en commun.

Données : $Z(\text{Al}) = 13$; $Z(\text{Na}) = 11$; $Z(\text{Si}) = 14$.

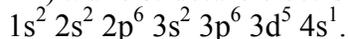
Q 7. Le manganèse $^{54}_{25}\text{Mn}$

- A. Les 8 électrons s du manganèse ont un nombre quantique azimutal de 0.
- B. Le manganèse possède deux électrons célibataires.
- C. Le manganèse peut perdre de deux à sept électrons pour former un ion.
- D. Le manganèse a un rayon de Van der Waals plus faible que le sélénium.
- E. Le manganèse 54 possède 54 neutrons.

Données : $Z(\text{Se}) = 34$.

Q 8. Atomistique

L'atome de chrome Cr ($Z=24$) a une structure électronique :



- A. Il fait parti des alcalins.
- B. Il fait parti des métaux de transition.
- C. Il a un caractère métallique plus marqué que le Fer.
- D. Il a un rayon de Van der Waals plus faible que le Fer.
- E. Il constitue une exception aux règles de remplissage des orbitales atomiques car il ne respecte pas le principe d'exclusion de Pauli.

Données : $Z(\text{Fe}) = 26$.

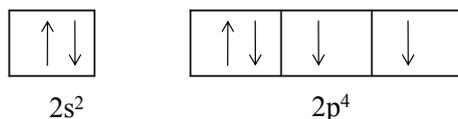
Q 9. Atomistique

- A. L'atome de fluor a un rayon atomique supérieur à celui de l'atome de brome.
- B. La molécule CH_4 est de structure géométrique tétraédrique.
- C. Les éléments chimiques oxygène et titane comportent chacun deux électrons célibataires.
- D. L'atome de configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ est situé dans la même colonne que le calcium.
- E. La structure électronique du cation Ca^{2+} est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$.

Données : $Z(\text{F}) = 9$; $Z(\text{Br}) = 35$; $Z(\text{O}) = 8$; $Z(\text{Ti}) = 22$; $Z(\text{Ca}) = 20$.

Q 10. Atomistique

- A. La couche M correspond aux orbitales 4s, 4p et 4d.
- B. Le calcium et le magnésium présentent tous les deux des structures électroniques se terminant par une orbitale s entièrement remplie.
- C. Le nombre quantique principal n est toujours supérieur au nombre quantique azimutal l.
- D. Les électrons des orbitales p ont tous des nombres quantiques magnétiques m compris entre -2 et +2.
- E. La représentation de la couche de valence de l'atome d'oxygène ci-dessous est fautive car elle ne respecte pas la règle d'exclusion de Pauli.



Données : $Z(\text{Mg}) = 12$; $Z(\text{O}) = 8$; $Z(\text{Ca}) = 20$.

Q 11. Atomistique

- A. Le magnésium formera plus facilement un cation de type X^+ que le sodium.
- B. Le fluor a une capacité à attirer les électrons des liaisons covalentes voisines plus faible que le carbone.
- C. Le soufre formera en accord avec la règle de l'octet un ion sulfure S^{2-} .
- D. Lors de la création d'une liaison dative, les électrons sont fournis de façon équitable par les deux atomes.
- E. On forme des orbitales moléculaires lors de la création d'une liaison en combinant les orbitales atomiques.

Données : $Z(\text{Mg}) = 12$; $Z(\text{Na}) = 11$; $Z(\text{F}) = 9$; $Z(\text{S}) = 16$.

Q 12. Atomistique

- A. Les orbitales atomiques s ont une géométrie sphérique.
- B. Les éléments chimiques oxygène O et titane Ti comportent chacun deux électrons célibataires.
- C. Un nombre quantique secondaire $l = 1$ correspond à des orbitales atomiques d.
- D. Des orbitales atomiques dégénérées ont des énergies différentes.
- E. Le graphite et le diamant sont des variétés allotropiques du carbone.

Données : $Z(\text{O}) = 8$; $Z(\text{Ti}) = 22$.

Q 13. Atomistique

- A. La quatrième période du tableau de classification périodique contient 18 atomes.
- B. Les trois électrons célibataires de l'atome d'azote ont trois nombres quantiques en commun.
- C. L'atome d'azote est situé dans la 7^{ème} colonne du tableau de classification périodique.
- D. Dans la classification périodique, l'atome de configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ est situé dans la même colonne que le lithium.
- E. Tous les ions ont des structures électroniques en $(n)s^2 (n)p^6$.

Données : $Z(\text{N}) = 7$; $Z(\text{Li}) = 3$; $Z(\text{F}) = 9$; $Z(\text{S}) = 16$.

Q 14. Atomistique

- A. L'atome de cobalt ^{27}Co a 3 électrons célibataires.
- B. Lors de la formation d'une liaison covalente dative, les deux atomes se partagent deux électrons, chacun en fournissant un.
- C. Le soufre est plus électronégatif l'oxygène.
- D. L'affinité électronique est l'énergie libérée par un atome neutre à l'état gazeux lorsqu'il gagne un électron célibataire.
- E. Le carbone est un atome métalloïde.

Données : $Z(\text{O}) = 8$; $Z(\text{S}) = 16$.

Q 15. Atomistique

- A. Les atomes de la quatrième période du tableau n'utilisent que des orbitales atomiques s, p et d.
- B. Les atomes de la quatrième période du tableau sont majoritairement des métalloïdes.
- C. Trois atomes de la quatrième période du tableau possèdent un électron célibataire.
- D. Aucun atome de la quatrième période du tableau ne possède plus de cinq électrons célibataires.
- E. Les atomes de la famille des alcalins ont tous un électron célibataire.

Q 16. L'atome de Nickel (Z = 28)

- A. L'atome de Nickel est un métalloïde.
- B. Sa configuration électronique est $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$.
- C. L'atome de Nickel possède deux électrons célibataires.
- D. L'atome de Nickel est plus électronégatif que le brome.
- E. L'atome de Nickel est naturellement radioactif.

Données : $Z(\text{Br}) = 35$.

Q 17. Atomistique

- A. Les alcalino-terreux ont tous des configurations électroniques externes de type $(n)s^2 (n)p^5$.
- B. Le carbone et le silicium ont un nombre d'électrons célibataires identiques.
- C. L'énergie d'ionisation du lithium est plus forte que celle du sodium.
- D. Les orbitales Π ont une symétrie axiale.
- E. La molécule de dioxygène O_2 présente deux liaisons σ et deux liaisons Π .

Données : $Z(\text{C}) = 6$; $Z(\text{Si}) = 14$; $Z(\text{O}) = 8$.

Q 18. Atomistique

- A. Le nombre de masse du bore est de 10,8 car il existe 80% de bore 10 et 20 % de bore 11.
- B. Les valeurs de nombre quantique magnétique associés aux couches d sont -1, 0 et +1.
- C. La configuration électronique des halogènes présente un seul électron célibataire à l'état fondamental.
- D. Selon la règle de Hund, on répartit les électrons dans les orbitales atomiques dégénérées de façon à obtenir un nombre de spin maximal.
- E. Dans une même période, la valeur de l'énergie d'ionisation d'un alcalin est supérieure à celle d'un gaz noble.

Q 19. Atomistique

- A. La structure électronique de l'atome de silicium est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
- B. L'atome de silicium possède deux électrons célibataires.
- C. Les électrons célibataires de l'atome de silicium présentent trois numéros quantiques identiques.
- D. Pour les couches f, il existe cinq cases correspondant à des numéros quantiques magnétiques allant de -2 à +2.
- E. L'ordre de remplissage des orbitales s'effectue selon la règle de Madelung. Les électrons occupent les orbitales par ordre croissant $n + m$ en donnant la priorité à l'orbitale de n le plus faible.

Données : $Z(\text{Si}) = 14$.

Q 20. Atomistique

- A. Le silicium fait partie de la famille des alcalino-terreux.
- B. Le silicium est plus électronégatif que le carbone.
- C. La configuration électronique de l'aluminium est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
- D. L'aluminium forme l'ion Al^+ en perdant un électron.
- E. Les deux électrons de l'orbitale 2s de l'aluminium ont trois nombres quantiques identiques.

Données : $Z(\text{Si}) = 14$, $Z(\text{C}) = 6$; $Z(\text{Al}) = 13$.

Q 21. Atomistique

- A. Les orbitales s sont de forme sphérique.
- B. Selon les règles de l'Aufbau Principe, les orbitales 4s se remplissent après les orbitales 3d.
- C. Toutes les liaisons chimiques se forment lors d'un échange d'électrons entre atomes.
- D. En liant des atomes pour former une molécule, on forme une structure dont la stabilité est plus faible que celle des atomes isolés.
- E. Les orbitales atomiques sont des solutions des équations de Schrödinger.

Q 22. Le germanium Ge ($Z = 32$)

- A. Le germanium est un élément de transition.
- B. Le germanium fait parti des non métaux.
- C. Le germanium possède 17 électrons de nombre quantique de spin $+\frac{1}{2}$.
- D. Le germanium est plus électronégatif que le carbone ($Z = 6$).
- E. Le germanium possède deux électrons célibataires.

Q 23. Atomistique

- A. Les orbitales atomiques p sont dégénérées car elles ont des énergies différentes.
- B. Une orbitale atomique correspond à une zone de l'espace où la probabilité de trouver l'électron est élevée.
- C. Les orbitales atomiques p sont orientées selon les bissectrices aux axes.
- D. Les orbitales 4d se remplissent avant les orbitales 5p selon les règles du « Aufbau Principe ».
- E. Seuls 18 électrons maximum peuvent avoir un nombre quantique principal égal à 4.

Q 24. Atomistique

- A. Les atomes de la troisième période utilisent des orbitales atomiques s, p et d.
- B. L'aluminium contient plus d'électrons dans des orbitales s que dans des orbitales p.
- C. Le chlore et le brome forment des ions de même valence.
- D. Selon les règles du « Aufbau Principe », les orbitales 4p se remplissent après les 5s.
- E. L'allotropie est la faculté de certains corps simples à exister sous plusieurs formes différentes.

Données : $Z(\text{Al}) = 13$; $Z(\text{Cl}) = 17$; $Z(\text{Br}) = 35$.

Q 25. Propriétés atomiques.

- A. Le Soufre et le Phosphore sont des métalloïdes.
- B. Le Carbone est plus électronégatif que le Silicium.
- C. Le Brome a un rayon de Van der Waals plus faible que celui du Fluor.
- D. Le Calcium a une énergie de première ionisation plus forte que celle du Nickel.
- E. L'Oxygène et le Sélénium peuvent créer un même nombre de liaisons.

Q 26. Propriétés atomiques

- A. L'hydrogène, le carbone, l'oxygène et l'azote sont des non-métaux.
- B. Le lithium, le sodium, le calcium et le magnésium sont des alcalins.
- C. Des atomes appartenant à la même période ont tendance à former des ions de même charge.
- D. Suivant un groupe, l'énergie de première ionisation diminue lorsque le numéro atomique augmente.
- E. Les électrons des couches proches du noyau sont plus rapides que les électrons des couches externes.

Q 27. Atomistique

- A. Le carbone et le phosphore ont la même valence.
- B. Le rayon de Van der Waals d'un atome est la distance entre noyaux liés par une liaison covalente. Il donne une idée de l'encombrement du à cet atome.
- C. Les metalloïdes sont des atomes situés dans le tableau de classification périodique entre les métaux et les non-métaux.
- D. Les alcalins sont le groupe d'atomes qui possèdent les plus faibles énergies de première ionisation.
- E. Dans une même période, le caractère métallique des atomes croît lorsque le numéro atomique augmente.

Q 28. Atomistique

- A. L'énergie de première ionisation est l'énergie minimale à fournir à l'atome neutre pour lui arracher un électron.
- B. Le fluor est moins électronégatif que le chlore.
- C. Une liaison dative est créée entre deux atomes s'ils mettent en commun chacun un électron.
- D. Les orbitales moléculaires σ sont toujours créées par recouvrement axial.
- E. Les orbitales moléculaires anti-liantes ont toujours une énergie supérieure à celle des orbitales moléculaires liantes.

Q 29. Propriétés atomiques

- A. Les halogènes ont tendance à former des cations.
- B. L'affinité électronique correspond à l'énergie gagnée par un atome neutre à l'état gazeux lorsqu'il gagne un électron.
- C. La longueur de la liaison atomique dans une molécule homonucléaire est inférieure à deux fois le rayon atomique.
- D. Dans la molécule de chloroforme CHCl_3 , le carbone est hybridé sp^3 .
- E. La molécule de chloroforme CHCl_3 est apolaire car les effets des différentes liaisons s'annulent.

Q 30. Propriétés atomiques

- A. Les halogènes ont les énergies d'ionisation les plus faibles du tableau de classification périodique.
- B. Les halogènes ont les affinités électroniques les plus importantes du tableau de classification périodique.
- C. Les halogènes ont tous une structure électronique en $(n)s^2 (n)p^5$.
- D. Les structures électroniques de tous les atomes du tableau de classification périodique sont obtenues en accord avec les règles de l'Aufbau Principe
- E. Il existe deux isotopes de l'atome X, ^{15}X et ^{18}X d'abondance isotopique respective 60 % et 40 %. Le nombre de masse A de l'atome X est 16,2.