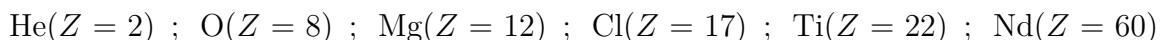


AM1 - TD

Exercices d'application directe du cours

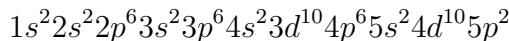
Exercice n°1 Configuration électronique

Q1. Écrire la configuration électronique des atomes suivants :



Préciser pour chacun les électrons de cœur et ceux de valence, ainsi que le nombre d'électrons célibataires.

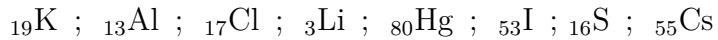
Q2. L'étain Sn a pour numéro atomique $Z = 50$ et pour configuration électronique :



Préciser ses électrons de cœur et de valence. L'étain conduit aux ions stanneux Sn^{2+} et stannique Sn^{4+} . Donner leur configuration électronique respective et justifier leur relative stabilité.

Exercice n°2 Position des éléments dans la classification

Q1. Classer les éléments suivants selon le numéro de colonne dans laquelle il se trouve :



Q2. Classer les éléments suivants selon le numéro de la période dans laquelle il se trouve :



Q3. Le molybdène se situe dans le tableau périodique à la 5^e période et 6^e colonne. Donner la configuration électronique de cet atome et en déduire son numéro atomique. Dans quel bloc se situe-t-il ? Préciser sa configuration réelle sachant qu'elle correspond à une multiplicité maximale de la fonction de spin pour l'ensemble des électrons de la couche de valence.

Q4. En 1995, des chercheurs ont réussi à observer, pendant un court instant, deux noyaux de l'élément 112 en bombardant une cible en plomb par des noyaux de zinc. Proposer la configuration électronique attendue pour cet élément 112 et en déduire sa position dans la classification périodique.

Exercice n°3 Propriétés des éléments chimiques

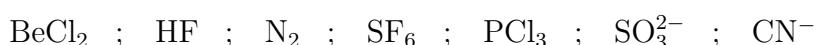
Q1. Indiquer pourquoi les alcalins ont une chimie à prédominance ionique. Sont-ils des oxydants ou des réducteurs ? Comment évolue cette propriété le long de la colonne ?

Q2. Éléments de la colonne 17 : Comment nomme-t-on les éléments de cette famille ? Ces éléments sont-ils des oxydants ou des réducteurs ? Comment évolue cette propriété le long de la colonne ?

Q3. Dans les liaisons $\text{Na}-\text{H}$, $\text{C}-\text{H}$, $\text{S}-\text{F}$, $\text{H}-\text{Cl}$, $\text{C}-\text{O}$, quel atome attire le plus à lui le nuage électronique ?

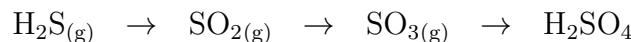
Exercice n°4 Structures de Lewis

Établir les structures de Lewis des molécules ou des ions suivants :



Exercice n°5 Synthèse d'acide sulfurique

La chaîne de production de l'acide sulfurique peut être schématisée ici :



Proposer les structures de Lewis (avec un minimum de charges formelles) pour ces molécules.

Exercice n°6 Géométrie des molécules

Déterminer la géométrie des espèces suivantes : BCl_3 ; NCl_3 ; PCl_3 ; BF_4^- ; SbF_5 ; SeF_4

Exercices ★

Exercice n°7 Structure du monoxyde de carbone

L'oxygène et le carbone peuvent s'associer pour former le monoxyde de carbone CO.

- Q1. Donner la structure de Lewis du monoxyde de carbone dans laquelle la règle de l'octet est vérifiée et préciser les charges formelles.
- Q2. Définir la notion d'électronégativité d'un élément. La localisation des charges dans CO est-elle en accord avec les électronégativités de l'oxygène et du carbone ?
- Q3. On mesure un moment dipolaire $\vec{p} = \varepsilon \vec{CO}$ où $\|\vec{CO}\| = 115 \text{ pm}$ et $\varepsilon = 4,3 \times 10^{-21} \text{ C}$. Evaluer $\|\vec{p}\|$ en debye (D) en justifiant l'intérêt de cette unité. ($1 \text{ D} = 3,33 \times 10^{-30} \text{ C}\cdot\text{m}$)
- Q4. En supposant que la liaison CO soit parfaitement ionique, évaluer le moment dipolaire théorique $\|\vec{p}\|$. Définir et calculer le pourcentage ionique de la liaison CO. Faire le lien avec la représentation de Lewis.

Exercice n°8 Oxanions du manganèse

- Q1. Donner une représentation de Lewis prépondérante des ions permanganate MnO_4^- et manganate MnO_4^{2-} .
- Q2. Prévoir la géométrie de ces ions.
- Q3. La distance Mn – O est de 162,9 pm dans MnO_4^- et de 165,9 pm dans MnO_4^{2-} . Comment expliquer qualitativement cette différence ?

Exercice n°9 Étude structurale de l'oxygène et de l'ozone

Le numéro atomique de l'élément oxygène est $Z = 8$.

- Q1. Donner la configuration électronique attendue de l'atome d'oxygène dans son état fondamental. Distinguer et dénombrer les électrons de valence et les électrons de cœur.
- Q2. Indiquer la période de la classification périodique à laquelle cet élément appartient.

L'oxygène existe sous trois isotopes stables de nombres de masse respectifs 16, 17 et 18.

- Q3. Rappeler la définition du terme « isotope » et préciser la composition du noyau de chacun des isotopes de l'oxygène. Justifier que les propriétés chimiques de deux isotopes sont identiques.
- Q4. La masse molaire moyenne de l'oxygène est $15,9994 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Sachant que l'abondance de l'isotope ^{17}O est de 0,037 %, déterminer les abondances des isotopes ^{16}O et ^{18}O de l'oxygène.
- Q5. Donner le schéma de Lewis de la molécule de O_2 .

L'ozone O_3 est une molécule polaire de moment dipolaire 0,533 D. Le caractère polaire de cette molécule se traduit, dans l'écriture de son modèle de Lewis, par la présence de charges positives et négatives respectivement liées à la présence de lacunes électroniques ou d'électrons non appariés sur au moins deux atomes de cette molécule.

- Q6. Donner le schéma de Lewis de cette molécule si elle était cyclique. Serait-elle alors polaire ?
- Q7. Proposer deux formules de Lewis équivalentes rendant compte des propriétés de la molécule d'ozone. Proposer une description de la géométrie de cette molécule.