Colles de Chimie – Programme n°7
Semaine du 10 au 14 novembre

Jeremy Luccioni

Programme

— **Le tableau périodique** : construction, position des éléments, familles chimiques, rayon atomique, électronégativité, Z effectif

— **Description des molécules et des ions** : formule de Lewis, valence, hypervalence

— **TP2 : Conductimétrie** : principe, loi de Kohlrausch, applications aux dosages conductimétriques

Planche 1

Questions de cours

Question Tableau périodique : Expliquer la construction du tableau périodique. Comment détermine-t-on la position d'un élément (période et colonne) à partir de sa configuration électronique ?

Question Molécules : Énoncer la règle du duet et la règle de l'octet. Donner la valence des atomes courants (H, C, N, O, halogènes).

Exercice 1 : Le dioxyde de soufre - structure et réactivité

Le dioxyde de soufre SO_2 est un gaz incolore utilisé comme conservateur alimentaire. Le soufre est un élément de numéro atomique $Z = 16$, situé dans la même colonne que l'oxygène.

On donne les électronégativités : $\chi(\text{S}) = 2{,}58$; $\chi(\text{O}) = 3{,}44$.

1. Donner la configuration électronique du soufre. Déterminer sa position dans le tableau périodique (période et colonne).
2. Combien le soufre possède-t-il d'électrons de valence ? Quelle est sa valence habituelle ?
3. Donner la représentation de Lewis de la molécule SO_2. Le soufre respecte-t-il la règle de l'octet ?
4. La molécule SO_2 est-elle polaire ? Justifier.
5. Le dioxyde de soufre est très soluble dans l'eau. Expliquer cette propriété en identifiant les interactions intermoléculaires mises en jeu.
6. Donner la représentation de Lewis de la molécule SO_3 (trioxyde de soufre). Comment peut-on qualifier la situation du soufre dans cette molécule ?
7. Donner la représentation de Lewis de l'ion sulfate ${SO_4}^{2-}$. Le soufre présente-t-il une hypervalence dans cet ion ?

Exercice 2 : Soufre et cinabre

Le soufre est connu depuis l'antiquité. Le numéro atomique du soufre est $Z = 16$.

1. Déterminer la position du soufre dans le tableau périodique (numéro de période, numéro de colonne).
2. Le soufre est-il un métal ou un non-métal ? Justifier.
3. Quel est le numéro atomique de l'élément situé juste au-dessus du soufre dans la classification ? Quel est cet élément ? Comparer son électronégativité à celle du soufre.
4. Quel est le numéro atomique de l'élément situé juste à droite du soufre dans la classification ? Quel est cet élément ? Comparer son électronégativité à celle du soufre.

Le cinabre : Le cinabre est un minéral d'origine volcanique de formule HgS. On indique la configuration électronique d'un atome de mercure Hg isolé :

$$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^{10}\,5p^6\,6s^2\,4f^{14}\,5d^{10}$$

5. Quel est le numéro atomique du mercure ?
6. Si on admet la liaison chimique dans le cinabre comme ionique, quels sont les ions constituant le cinabre HgS ? Pour répondre, on indique que l'ion du soufre possède une configuration électronique identique à celle du gaz noble de plus proche numéro atomique.

Planche 2

Questions de cours

Question Tableau périodique : Définir le numéro atomique effectif (Z effectif). Comment évolue-t-il dans le tableau périodique ? Quelle est son influence sur les propriétés atomiques ?

Question Conductimétrie : Définir la conductivité d'une solution et énoncer la loi de Kohlrausch. Expliquer le principe d'un dosage conductimétrique.

Exercice 1 : L'ammoniac - structure et propriétés

L'ammoniac NH_3 est un gaz incolore à l'odeur piquante, synthétisé industriellement par le procédé Haber-Bosch. L'azote a pour numéro atomique $Z = 7$.

On donne les électronégativités : $\chi(\text{N}) = 3{,}04$; $\chi(\text{H}) = 2{,}20$.

1. Donner la configuration électronique de l'azote. Déterminer sa position dans le tableau périodique (période et colonne).
2. Combien l'azote possède-t-il d'électrons de valence ? Quelle est sa valence habituelle ?
3. Donner la représentation de Lewis de la molécule NH_3.
4. La molécule NH_3 est-elle polaire ? Justifier en indiquant la direction et le sens du moment dipolaire.
5. L'ammoniac est très soluble dans l'eau (environ 700 $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ à 20°C). Expliquer cette solubilité exceptionnelle en identifiant les interactions intermoléculaires mises en jeu entre NH_3 et H_2O.
6. Donner la représentation de Lewis de l'ion ammonium NH_4^+. Comment se forme-t-il à partir de NH_3 ?
7. Donner une représentation de Lewis de l'ion nitrate NO_3^-. L'azote présente-t-il une hypervalence dans cet ion ?

Exercice 2 : Tableau périodique et configurations électroniques

1. Pour les éléments situés dans les cinq premières périodes de la classification périodique, seules des orbitales atomiques de type s, p et d interviennent.

   Rappeler la définition d'un bloc s, p ou d.
2. En chimie organique, les éléments les plus courants ont pour symboles C, H, O, N, S, P. Nommer ces éléments, donner leur numéro atomique et leur nombre d'électrons de valence.
3. Le strontium (Sr) est l'élément alcalino-terreux succédant au calcium (Ca, $Z = 20$). En déduire le numéro atomique du strontium et son nombre d'électrons de valence. Donner sa configuration électronique.
4. Dans certaines classifications anciennes, l'élément zinc Zn ($Z = 30$) était situé en-dessous de l'élément calcium Ca ($Z = 20$).

   Écrire la configuration électronique de ces atomes. Justifier que ces éléments aient pu être regroupés dans une même colonne.
5. Sachant que l'iode est le quatrième halogène, déterminer son numéro atomique. En déduire sa configuration électronique et son nombre d'électrons de valence.
6. Déterminer la configuration électronique d'un atome de manganèse, qui est le premier élément de la colonne n°7 de la classification. Combien le manganèse a-t-il d'électrons de valence ?

Planche 3

Questions de cours

Question Tableau périodique : Définir l'électronégativité. Comment évolue-t-elle dans le tableau périodique ? Quel lien existe-t-il entre électronégativité et caractère oxydant ou réducteur ?

Question Molécules : Citer les écarts à la règle de l'octet et en donner des exemples. Qu'appelle-t-on hypervalence ?

Exercice 1 : Le dioxyde d'azote - structure et équilibre

Le dioxyde d'azote NO_2 est un gaz toxique brun-rouge. L'azote a pour numéro atomique $Z = 7$. On donne les électronégativités : $\chi(\text{N}) = 3{,}04$; $\chi(\text{O}) = 3{,}44$.

1. Donner la configuration électronique de l'azote. Déterminer sa position dans le tableau périodique.
2. Combien l'azote possède-t-il d'électrons de valence ?
3. Donner une représentation de Lewis de la molécule NO_2. Cette molécule présente-t-elle une particularité ? L'azote respecte-t-il la règle de l'octet ?
4. La molécule NO_2 est-elle polaire ? Justifier en indiquant la direction et le sens du moment dipolaire.
5. Le tétraoxyde de diazote N_2O_4 est un gaz incolore. Donner une représentation de Lewis de N_2O_4.
6. Le NO_2 est un gaz brun-rouge tandis que le N_2O_4 est incolore. Expliquer pourquoi un mélange contenant ces deux espèces peut changer de couleur selon les conditions.

Exercice 2 : Masse molaire du nickel

L'élément nickel, de symbole Ni, a pour numéro atomique $Z = 28$. Il existe cinq isotopes connus du nickel, dont on rassemble les abondances naturelles dans le tableau suivant (en % de noyaux rencontrés) :

Isotope	Abondance (%)
^{58}Ni	68,0769
^{60}Ni	26,2231
^{61}Ni	1,1399
^{62}Ni	3,6345
^{64}Ni	0,9256

1. Rappeler la définition du terme : isotope.
2. Dans la notation $^{A}_{Z}\text{X}$, comment nomme-t-on le nombre A ? Justifier cette appellation.
3. Sous forme d'un tableau, indiquer le nombre de protons, le nombre de neutrons et la masse molaire en g·mol^{-1} de chaque isotope du nickel (déduite du nombre de masse).
4. Calculer la masse molaire du nickel naturel.
5. Donner la configuration électronique de l'atome de nickel dans son état fondamental.
6. Déterminer la position du nickel dans le tableau périodique (période et colonne). Dans quel bloc se situe-t-il ?
7. Le nickel forme principalement l'ion Ni^{2+}. Donner sa configuration électronique et justifier sa stabilité.

Données : On prendra pour masse d'un nucléon : $m_{\text{nucléon}} \approx 1{,}0$ g·mol^{-1}