

Chimie Minérale Descriptive : Module C245/S4 – BCG

TD série n°2

Exercice 1

Soit X_i un élément alcalin ou alcalino-terreux ayant E_1 comme énergie d'ionisation première et E_2 sa seconde énergie d'ionisation. On précise que dans le tableau suivant on a trois alcalins et trois alcalino-terreux de numéro atomique $1 < Z_i < 29$.

Élément	X1	X2	X3	X4	X5	X6
Z_i	Z1	Z2	Z3	Z4	Z5	Z6
E_1 (eV)	6.11	5.15	9.32	4.34	5.39	7.64
E_2 (eV)	11.9	47.3	18.2	31.2	75.2	15.0

1- Donner la structure électronique des éléments X_i

2- Donner les valeurs de Z_i

Exercice 2

L'acide phosphorique (H_3PO_4) est utilisé dans les détergents, les engrais et les dentifrices. C'est aussi l'ingrédient qui accentue le goût des boissons gazeuses. Calculer la composition centésimale de ce composé. Les masses molaires de H_3PO_4 , H, O et P sont respectivement : 98 g/mole, 1,008 g/mole, 16 g/mole et 30,98 g/mole.

Exercice 3

Toutes les substances énumérées ci-dessous sont des engrais qui fournissent de l'azote à la terre. Laquelle d'entre elles constitue la source la plus riche en azote selon sa composition centésimale ?

a- Urée, $(NH_2)_2CO$ b- Nitrate d'ammonium, NH_4NO_3 c- Ammoniac, NH_3

Les masses molaires de N, H, C et O sont respectivement : 14,007 g/mole, 1,008 g/mole, 12,011 g/mole et 16 g/mole.

Exercice 4

La production annuelle de dioxyde de soufre venant de la combustion de charbon et de combustibles fossiles, des tuyaux d'échappement des voitures et d'autres sources est d'environ 26 millions de tonnes. L'équation de la réaction est : $S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$

Quelle quantité totale de soufre (en tonnes) faut-il dans les substances de départ pour qu'une telle quantité de SO_2 soit produite ?

Les masses molaires de S et O sont respectivement : 32,065 g/mole et 16 g/mole.

Chimie Minérale Descriptive : Module C245/S4 – BCG

Corrigé de la série 2

Exercice 1

1. Pour les éléments **X1**, **X3** et **X6**, la deuxième énergie d'ionisation est le double de la première et elle est faible comme la première : ce sont des alcalino-terreux : les deux premiers électrons sont arrachés facilement.

$$E(X3) > E(X6) > E(X1)$$

La structure électronique est [Gaz rare] ns^2 : **[He]₂ 2s²** **[Ne]₁₀ 3s²** **[Ar]₁₈ 4s²**

Pour les éléments X2, X4 et X5, la deuxième énergie d'ionisation est très grande par rapport à la première : ce sont des alcalins : les deuxièmes électrons sont arrachés difficilement.

$$E(X5) > E(X2) > E(X4)$$

La structure électronique est [Gaz rare] ns^1 : **[He]₂ 2s¹** **[Ne]₁₀ 3s¹** **[Ar]₁₈ 4s¹**

2. Les valeurs de Zi

- L'énergie d'ionisation dans une colonne diminue du haut vers le bas, donc :

$$\mathbf{Z3 < Z6 < Z1} \quad \mathbf{Z3 = 4} \text{ (X3 : Be) } < \mathbf{Z6 = 12} \text{ (X6 : Mg) } < \mathbf{Z1 = 20} \text{ (X1 : Ca)}$$

- L'énergie d'ionisation dans une colonne diminue du haut vers le bas, donc :

$$\mathbf{Z5 < Z2 < Z4} \quad \mathbf{Z5 = 3} \text{ (X5 : Li) } < \mathbf{Z2 = 11} \text{ (X2 : Na) } < \mathbf{Z4 = 19} \text{ (X4 : K)}$$

Exercice 2

La masse molaire de **H₃PO₄** est de 98 g/mole. Sa composition centésimale est donc :

$$\% \text{ de } \mathbf{H} = ((3 \times 1,008)/98) \times 100\% = 3,086\%$$

$$\% \text{ de } \mathbf{P} = (30,98/98) \times 100\% = 31,61\%$$

$$\% \text{ de } \mathbf{O} = ((4 \times 16)/98) \times 100\% = 65,31\%$$

La somme de ces pourcentages est 3,086% + 31,61% + 65,31% = 100,01%. L'écart de 0,01% est dû au fait que les valeurs ont été arrondies.

Exercice 3

Les masses molaires de l'Urée, Nitrate d'ammonium et Ammoniac sont respectivement 60,06 g/mole, 80,05 g/mole et 17,03 g/mole.

$$\% \text{ de } \mathbf{N} \text{ dans } (\text{NH}_2)_2\text{CO} = ((2 \times 14,007)/60,06) \times 100\% = 46,64\%$$

$$\% \text{ de } \mathbf{N} \text{ dans } \text{NH}_4\text{NO}_3 = ((2 \times 14,007)/80,05) \times 100\% = 35\%$$

$$\% \text{ de } \mathbf{N} \text{ dans } \text{NH}_3 = (14,007/17,03) \times 100\% = 82,25\%$$

L'ammoniac est le composé le plus riche en azote.

Exercice 4

D'abord, il faut calculer le nombre de moles contenu dans 26 millions de tonnes de SO_2 .

$$n(\text{SO}_2) = m(\text{SO}_2)/M(\text{SO}_2) = 26 \times 10^{12}/64,065 = 4,01 \times 10^{11} \text{ moles}$$

Selon l'équation équilibrée :

1 mole de Soufre donne 1 mole de SO_2

Ainsi, la quantité totale (en tonnes) de soufre de départ pour produire 26 millions de tonnes de SO_2 est :

$$\text{Masse de soufre} = 4 \times 10^{11} \times 32,065 = \mathbf{1,3 \times 10^7 \text{ tonnes en soufre}}$$

Pr Abdelkrim BATAN