

Corrigé type de l' Examen de structure de la matière (chimie 1)

Tout d'abord on calcul la masse de cuivre et d'arsenic :

Nous avons :

$$m_{\text{totale}} = m_{\text{fer}} + m_{\text{cuivre}} + m_{\text{arsenic}} = 5000 + m_{\text{cuivre}} + m_{\text{arsenic}} = 6175 \text{ g} \quad 0,25\text{p}$$

$$\text{et } m_{\text{cuivre}} = 2 m_{\text{arsenic}} \quad 0,25\text{p}$$

Donc on peut écrire :

$$m_{\text{totale}} = m_{\text{fer}} + 3 m_{\text{arsenic}} \text{ cela implique } m_{\text{arsenic}} = \frac{m_{\text{totale}} - m_{\text{fer}}}{3} = \frac{6175 - 5000}{3} = 391,66 \text{ g} \quad 0,25\text{p}$$

$$\rightarrow m_{\text{cuivre}} = 2 \times 391,66 = 783,3 \text{ g} \quad 0,25\text{p}$$

a) le nombre de mol;

$$n_{\text{Fer}} = \frac{m_{\text{fer}}}{M_{\text{fer}}} = \frac{5000}{56} = 89,29 \text{ mol} \quad 0,25\text{p}$$

$$n_{\text{Cuivre}} = \frac{783,3}{63} = 12,43 \text{ mol} \quad 0,25\text{p}$$

$$n_{\text{Arsenic}} = \frac{391,66}{75} = 5,22 \text{ mol} \quad 0,25\text{p}$$

b) le nombre d'atome;

$$N_{\text{atome}} = n \cdot N_A \rightarrow$$

$$N_{\text{Fer}} = 89,29 \times 6,02 \times 10^{23} = 5,37 \cdot 10^{25} \text{ atome} \quad 0,5\text{p}$$

$$N_{\text{Cuivre}} = 12,43 \times 6,02 \times 10^{23} = 7,48 \cdot 10^{24} \text{ atom} \quad 0,5\text{p}$$

$$N_{\text{Cuivre}} = 5,22 \times 6,02 \times 10^{23} = 3,14 \cdot 10^{24} \text{ atome} \quad 0,5\text{p}$$

c) le pourcentage massique;

$$X(\%) = \frac{m_x}{m_t} \cdot 100 \quad 0,5\text{p}$$

$$\text{Fer}(\%) = \frac{5000}{6175} \cdot 100 = 80,97 \% \quad 0,5\text{p}$$

$$\text{Cuivre}(\%) = \frac{783,3}{6175} * 100 = 12,68 \% \quad 0,5p$$

$$\text{Arsenic}(\%) = \frac{391,66}{6175} * 100 = 6,34 \% \quad 0,5p$$

d) le nombre de neutron.

$$N_{\text{neutron}} = A - Z \rightarrow$$

$$N_{\text{neutron(Fe)}} = 56 - 26 = 30 \text{ neutron} \quad 0,25p$$

$$N_{\text{neutron(Cuivre)}} = 63 - 29 = 34 \text{ neutron} \quad 0,25p$$

$$N_{\text{neutron(Arsenic)}} = 75 - 33 = 42 \text{ neutron} \quad 0,25p$$

Exercice 2 (4 points)

1. Seul l'ion ${}^3\text{Li}^{+2}$ est hydrogénoïde. 0,5p

2. La transition est entre le niveau fondamental (n=1) et le deuxième niveau excité n=3. 0,25p

Pour un hydrogénoïde nous avons $E_n = \frac{-13,6 * Z^2}{n^2}$ avec Z est le numéro atomique du lithium (Li) qui est égale à

3. 0,25p

- l'énergie absorbée est calculée par l'équation suivante :

$$\Delta E_{1 \rightarrow 3} = |E_3 - E_1| = \left| \frac{-13,6 * 3^2}{3^2} - \frac{-13,6 * 3^2}{1^2} \right| = 108,8 \text{ eV} \quad 0,5p$$

-La longueur d'onde correspondante est égale à

$$\lambda = \frac{h * c}{E} = \frac{6,62 * 10^{-34} * 3 * 10^8}{108,8 * 1,6 * 10^{-19}} = 0,114 * 10^{-7} \text{ m} = 11,4 \text{ nm} \quad 1p$$

3. Calculer en eV et en joules, l'énergie d'ionisation de l'ion Li^{2+} , à partir du deuxième état excité.

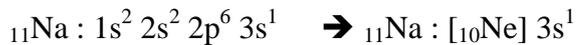
L'ionisation correspond à $n = \infty$, donc dans ce cas nous avons la transition entre $n=3$ et $n = \infty$. 0,5p

$$\Delta E_{3 \rightarrow \infty} = |E_{\infty} - E_3| = \left| \frac{-13,6 * 3^2}{\infty^2} - \frac{-13,6 * 3^2}{3^2} \right| = \left| 0 - \frac{-13,6 * 9}{9} \right| = 13,6 \text{ eV} = 13,6 * 1,6 * 10^{-19} = 2,1 * 10^{-18} \text{ J} \quad 1p$$

Exercice 3 (7 points)

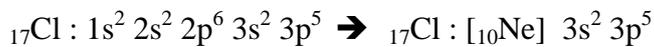
a) Pour chaque élément 1,25 point :

0,5 p



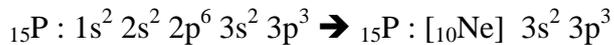
0,25 p

la période 3, le bloc s et le groupe I_A



0,25 p

la période 3, le bloc P et le groupe VII_A



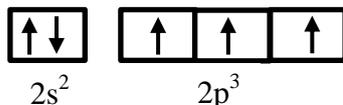
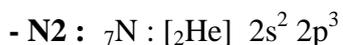
0,25 p

la période 3, le bloc P et le groupe V_A

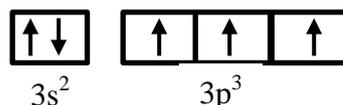
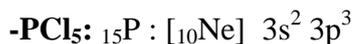


la période 4, le bloc d et le groupe VI_B

b) Formule de Lewis

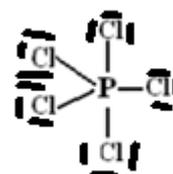
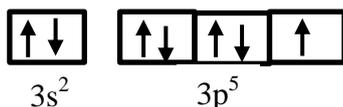
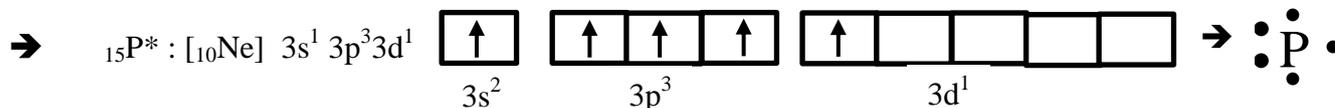


0,5 p

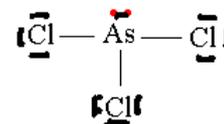
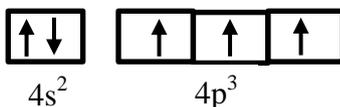


Pour faire 5 liaisons, le phosphore

doit s'hybrider en $3s^1 3p^3 3d^1$



0,5 p



0,5 p

c) géométrie de la molécule PCl₃ $\rightarrow \text{AX}_3\text{E}_1$

$3+1=4 \rightarrow$ géométrie tétraédrique

0,5 p

Exercice 4 (3 points)

L'énergie du 1^{er} état excité $\rightarrow n=2$ s'écrit : $E_2 = \frac{-13,6}{2^2} = -3,4 \text{ eV}$

0,5 p

L'énergie du rayonnement s'écrit : $E = h \cdot \nu$

$$= 6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 9,12 \cdot 10^{14} = 60,43 \cdot 10^{-20} \text{ J} = 3,78 \text{ eV}$$

0,5 p

$E > E_2 \rightarrow$ E est suffisante pour arracher l'électron du niveau 2 de l'atome d'hydrogène.

0,5 p

L'énergie cinétique de l'électron arraché est égale à la différence entre les deux énergies :

$$E_c = E - E_2 = 3,78 - 3,4 = 0,38 \text{ eV} = 6 \cdot 10^{-20} \text{ J},$$

0,5 p

$$E_c = \frac{1}{2} m_e v^2 \Rightarrow v = \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m_e}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 6 \cdot 10^{-20}}{9,1 \cdot 10^{-31}}} = 3,61 \cdot 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

1 p