



Partie 1 : Structure de la matière

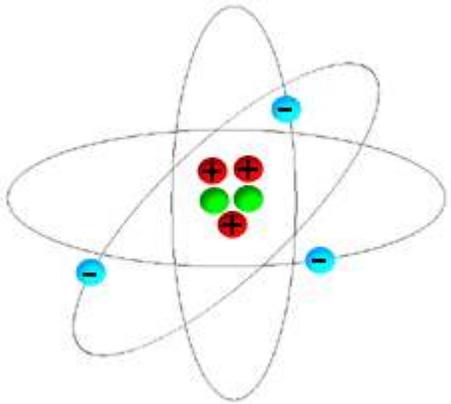
Chapitre 1 : L'atome



I. Constitution.

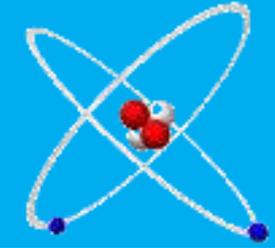


II. Moles d'atomes.

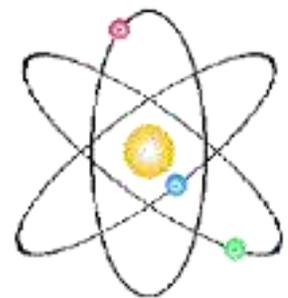


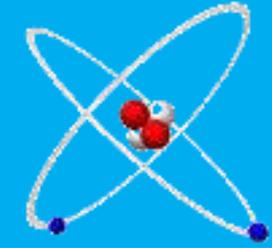
Préparé par Nawal Jabbour





11. Moles
d'atomes.





EXERCICE 1



(Livres nationaux)

- Quelle est la masse atomique molaire de l'argon sachant que 0,05 mol d'atomes de ce gaz a une masse voisine de 2 g ?

Réponse :

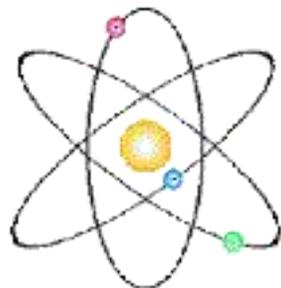
$$n(\text{Ar}) = 0,05 \text{ mol}$$

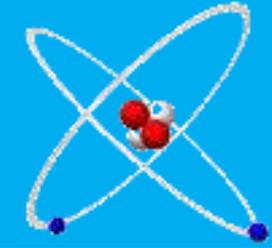
$$m(\text{Ar}) = 2 \text{ g}$$

$$M(\text{Ar}) = ???$$

$$n(\text{Ar}) = \frac{m(\text{Ar}) \text{ (g)}}{M(\text{Ar}) \text{ (g.mol}^{-1}\text{)}} \text{ (mol)}$$

$$\Rightarrow M(\text{Ar}) = \frac{m}{n} = \frac{2}{0,05} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$$





EXERCICE 2



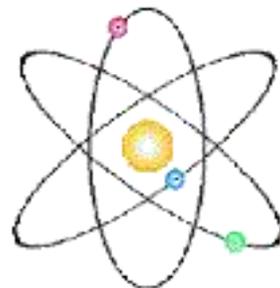
(Livres nationaux)

- La masse atomique molaire du fer est :

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Calculer le nombre d'atomes contenus dans 0,28 g de fer.
- Quelle masse de fer faut-il prendre pour disposer de 0,18 mol d'atomes de fer ?

❖ Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$



Réponse :

a) $m(\text{Fe}) = 0,28 \text{ g}$

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$N = ???$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A}$$

$$\Rightarrow N = \frac{m \times N_A}{M} = \frac{0,28 \times 6,02 \times 10^{23}}{56} = 3,01 \times 10^{21} \text{ atomes}$$

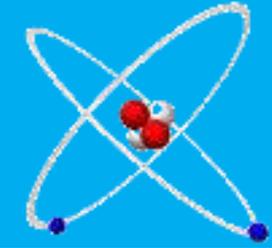
b) $n(\text{Fe}) = 0,18 \text{ mol}$

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{Fe}) = ???$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \times M(\text{Fe})$$

$$m(\text{Fe}) = 0,18 \times 56 = 10,08 \text{ g}$$



EXERCICE 3



(Livre national)

- a) Calculer la masse d'un atome d'azote.
- b) Calculer la masse de 2,5 mol d'atomes d'azote.

❖ $M(\text{N}) = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

❖ $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

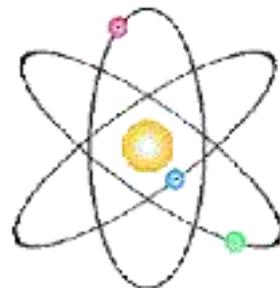
Réponse :

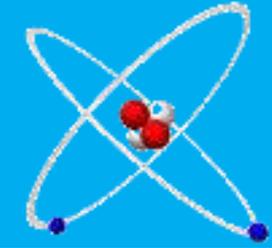
a) $n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} \rightarrow 1$

$$\Rightarrow m = \frac{N \times M}{N_A} = \frac{1 \times 14}{6,02 \times 10^{23}} = 2,33 \times 10^{23} \text{ g}$$

b) $n = \frac{m}{M}$

$$\Rightarrow m = n \times M = 2,5 \times 14 = 35 \text{ g}$$





EXERCICE 4



(Livre national)

- On dispose de 25,4 g de cuivre.
- a) Calculer le nombre d'atomes de cuivre dans cet échantillon.
- b) Calculer le nombre de moles d'atomes de cuivre dans cet échantillon.

❖ $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

❖ $M(\text{Cu}) = 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

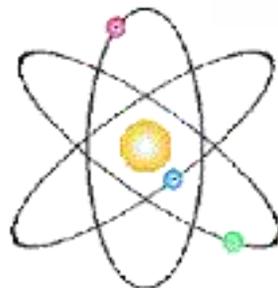
Réponse :

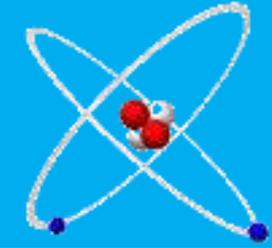
$$\text{a) } n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A}$$

$$\Rightarrow N = \frac{m \times N_A}{M} = \frac{25,4 \times 6,02 \times 10^{23}}{64} = 2,39 \times 10^{23} \text{ atomes}$$

$$\text{b) } n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu}) (\text{g})}{M(\text{Cu}) (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})}$$

$$\Rightarrow n(\text{Cu}) = \frac{25,4}{64} = 0,4 \text{ mol}$$





EXERCICE 5



(Nathan)

■ On veut comparer deux échantillons de même masse, l'un de cuivre, l'autre d'aluminium. La quantité de matière contenue dans l'échantillon de cuivre est 0,40 mol.

- Calculer la masse de l'échantillon de cuivre.
- Déterminer la quantité de matière contenue dans l'échantillon d'aluminium.

❖ $M(\text{Cu}) = 64 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

❖ $M(\text{Al}) = 27 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

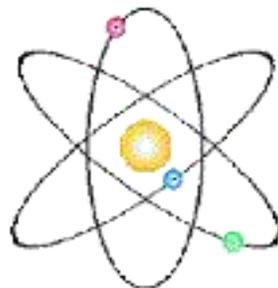
Réponse :

$$\text{a) } n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})}$$

$$\Rightarrow m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \times M(\text{Cu})$$

$$m(\text{Cu}) = 0,40 \times 64 = 25,6 \text{ g}$$

$$\text{b) } n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{25,6}{27} = 0,95 \text{ mol}$$



Merci