

## Chimie 30S

### Devoir : Masse atomique moyenne

---

1. Les deux isotopes du bore se présentent dans les proportions suivantes : 19,78% de  $^{10}_5\text{B}$  et 80,22% de  $^{11}_5\text{B}$ . Calcule la masse atomique moyenne du bore.

$$\text{Masse} = 0,1978(10) + 0,8022(11)$$

$$\text{Masse} = 1,978 + 8,8242$$

$$\text{Masse} = 10,8022$$

2. À l'état naturel, le silicium se compose de trois isotopes. Voici ces isotopes suivis de leur abondance relative et de leur masse atomique : le  $^{28}_{14}\text{Si}$  (92,23%), le  $^{29}_{14}\text{Si}$  (4,67%) et le  $^{30}_{14}\text{Si}$  (3,10%). Calcule la masse atomique moyenne de cet élément.

$$\text{Masse} = 0,9223(28) + 0,0467(29) + 0,0310(30)$$

$$\text{Masse} = 25,8244 + 1,3543 + 0,93$$

$$\text{Masse} = 28,1087$$

3. Le cuivre est un métal qui résiste à la corrosion. On s'en sert beaucoup en plomberie et pour les installations électriques. Dans la nature, il existe deux isotopes du cuivre, le  $^{63}_{29}\text{Cu}$  et le  $^{65}_{29}\text{Cu}$  dont l'abondance relative est respectivement de 69,1% et de 30,9%.

Calcule la masse atomique moyenne du cuivre.

$$\text{Masse} = 0,691(63) + 0,309(65)$$

$$\text{Masse} = 43,533 + 20,085$$

$$\text{Masse} = 63,618$$

4. À l'état naturel, le plomb se présente sous forme de quatre isotopes, soit  $^{204}_{82}\text{Pb}$  (1,37%), le  $^{206}_{82}\text{Pb}$  (26,26%), le  $^{207}_{82}\text{Pb}$  (20,82%) et le  $^{208}_{82}\text{Pb}$  (51,55%). Calcule la masse atomique moyenne du plomb.

$$\text{Masse} = 0,0137(204) + 0,2626(206) + 0,2082(207) + 0,5155(208)$$

$$\text{Masse} = 2,7948 + 54,0956 + 43,0974 + 107,224$$

$$\text{Masse} = 207,2118$$

5. Dans la nature, on trouve généralement l'hydrogène sous forme de deux isotopes : le  $^1_1\text{H}$  et le  $^2_1\text{H}$ . Calcule le pourcentage d'abondance relative de chaque isotope d'après la masse atomique moyenne de l'hydrogène.

$$x(1) + (1-x)2 = 1,00794$$

$$x + 2 - 2x = 1,00794$$

$$-x = -0,99206$$

$$x = 0,99206$$

$$^1_1\text{H} = 99,206\%$$

$$^2_1\text{H} = 0,794\%$$

6. Le lanthane est composé de deux isotopes : le  $^{138}_{57}\text{La}$  et le  $^{139}_{57}\text{La}$ . Consulte le tableau périodique. Que peux-tu dire concernant la quantité relative du  $^{138}_{57}\text{La}$  ?

Il y a plus de  $^{139}_{57}\text{La}$  puisque la masse atomique moyenne est plus près de 139 que de 138.

7. Le rubidium, qui s'enflamme spontanément au contact de l'oxygène pour former l'oxyde de rubidium,  $\text{Rb}_2\text{O}$ , a deux isotopes : le  $^{87}_{37}\text{Rb}$  et le  $^{85}_{37}\text{Rb}$ . Si cet élément a une masse atomique moyenne de 85,47u, détermine l'abondance relative en pourcentage de ces isotopes.

$$87x + 85(1 - x) = 85,47$$

$$87x + 85 - 85x = 85,47$$

$$2x = 0,47$$

$$x = 0,235$$

$$^{87}_{37}\text{Rb} = 23,5\%$$

$$^{85}_{37}\text{Rb} = 76,5\%$$

8. L'oxygène possède trois isotopes : le  $^{15}_8\text{O}$ , le  $^{16}_8\text{O}$  et le  $^{17}_8\text{O}$ . Un de ces isotopes, le  $^{17}_8\text{O}$  représente 0,037% de l'oxygène. Sachant que la masse atomique moyenne de cet élément est de 15,9994u, calcule l'abondance relative de chacun des deux autres isotopes en pourcentage.

$$15x + 16(1 - x - 0,00037) + 17(0,00037) = 15,9994$$

$$15x + 16 - 16x - 0,00592 + 0,00629 = 15,9994$$

$$-x = -0,00097$$

$$x = 0,00097$$

$$^{15}_8\text{O} = 0,097\%$$

$$^{16}_8\text{O} = 99,866\%$$

$$^{17}_8\text{O} = 0,037\%$$