

## Module 2 Révision (Réponses)

Manuel de l'élève, pages 276 à 279

### Connaissance et compréhension (Réponses)

Vrai ou faux

1. Faux. La formule moléculaire d'un composé est une formule exacte d'une molécule, qui renseigne sur les types d'atomes et le nombre de chaque type. La formule empirique est le plus simple rapport en nombres entiers des atomes d'un composé.
2. Vrai
3. Faux. La masse atomique moyenne d'un élément est la moyenne pondérée de la masse de tous les isotopes d'un atome à l'état naturel.
4. Vrai
5. Faux. L'unité de base pour une quantité chimique est la mole.
6. Vrai
7. Vrai
8. Faux. La constante d'Avogadro est un nombre précis et invariable.
9. Vrai
10. Vrai
11. Faux. On prédit le rendement théorique à l'aide de la stœchiométrie.
12. Faux. Les calculs stœchiométriques servent à prédire la quantité de produit que l'on prévoit obtenir à partir d'une quantité de réactifs connue, ou à calculer les quantités nécessaires de réactifs requis pour former une certaine quantité de produit.

### Choix multiples

13. c)
14. a)
15. c)
16. d)
17. c)
18. b)
19. b)
20. d)
21. e)
22. d)
23. d)
24. e)
25. b)
26. b)
27. e)
28. d)

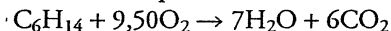
### Questions à court développement (Réponses)

29. a)  $1,00 \text{ mol N}_2 \times (6,02)(10^{23}) = (6,02)(10^{23})$  molécules  $\text{N}_2$   
Nombre d'atomes  $\text{N}_2 = 2 \times (6,02)(10^{23}) = (1,20)(10^{24})$  atomes  $\text{N}_2$

b) Nombre d'ions  $\text{PO}_4^{3-}$  dans 2,5 mol de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = (3,01)(10^{24})$

c) Nombre d'atomes O dans 0,47 mol de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = (2,26)(10^{24})$

30. Dans une équation chimique équilibrée, le nombre de chaque type d'atome est le même de chaque côté.



Dans l'équation chimique équilibrée ci-dessus, il y a 6 atomes de carbone des deux côtés, et chaque atome de carbone a une masse de 12,01 g. L'équation vérifie la loi de la conservation de la masse puisque la masse de carbone du côté des réactifs est égale à la masse de carbone du côté des produits.

31. – Le nombre d'atomes, de molécules, et de moles des produits, et des réactifs.  
– La masse des produits et des réactifs.  
– La quantité de produit que l'on prévoit obtenir à partir d'une quantité connue de réactifs.  
– La quantité de réactifs nécessaire pour former une quantité souhaitée de produit.  
– La quantité d'un des réactifs nécessaire pour que la réaction soit complète.
32. a) Le réactif qui se consume le premier dans une réaction est le réactif limitant. En effet, une fois qu'il est consommé, la réaction cesse. L'analogie qui suit explique ce phénomène. Pour tricoter un chandail, il faut 9 pelotes de laine bleue, 2 pelotes de laine blanche et 1 pelote de laine rouge. On dispose de 50 pelotes de laine bleue, de 15 pelotes de laine blanche et de 3 pelotes de laine rouge. On ne peut tricoter que 3 chandails, car un chandail exige 1 pelote de laine rouge. La quantité de laine rouge dont on dispose limite la quantité de chandails que l'on peut tricoter.
- b) Le contraire d'un réactif limitant est un réactif en excès.
- c) Dans les réactions chimiques, les réactifs sont rarement présents en quantités stoechiométriques. Dans le cadre de l'industrie, il est inutile, pour des raisons de temps et d'argent, de s'assurer que les réactifs sont présents dans un rapport de 1:1. Si l'un des réactifs est peu coûteux et qu'on peut se le procurer facilement, on l'utilisera en excès. À l'état naturel, les réactifs participant à une réaction qui implique l'oxygène, par exemple, ne se retrouvent jamais en quantités stoechiométriques, car l'oxygène est abondant dans l'air.

33. a) Nombre de mol de  $\text{C}_3\text{H}_8 = 0,167$  mol  
b) Nombre de molécules de  $\text{C}_3\text{H}_8 = (1,00)(10^{23})$   
c) Nombre d'atomes de C =  $(3,00)(10^{23})$

34. Nombre de mol de  $\text{P}_4 = (8,07)(10^{-2})$

Nombre d'atomes de P =  $(4,86)(10^{22})$  *ou  $4,86 \times 10^{22}$  atomes*

35. Une molécule contient 3 atomes d'uranium et  $2(3) + 4(2) + 12(1) = 26$  atomes d'oxygène.

Quantité de minéral	Nombre d'atomes U	Nombre d'atomes O
1 molécule	3	26
2,00 g	$(1,38)(10^{21})$	x

$$\frac{x}{26} = \frac{(1,38)(10^{21})}{3} \text{ ou } x = (1,196)(10^{22})$$

Par conséquent, il y a  $(1,20)(10^{22})$  atomes d'oxygène présents.

36. Pourcentage massique de l'hydrogène dans  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 13,1\%$   
Pourcentage massique de l'hydrogène dans  $\text{C}_{32}\text{H}_{84}\text{O}_2 = 16,9\%$   
Le palmitate de cétyle,  $\text{C}_{32}\text{H}_{84}\text{O}_2$ , renferme le pourcentage massique d'hydrogène le plus élevé.
37. Masse de C = 60,00 g  
Masse de H = 12,12 g  
Masse de O = 32,00 g  
Masse de 1 mol de  $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O} = 104,12$  g  
% de C = 57,6  
% de H = 11,6  
% de O = 30,7

38.

	$2\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$	$+ \text{Ca}(\text{OH})_{2(s)}$	$\rightarrow$	$\text{CaCl}_{2(s)}$	$+ 2\text{NH}_3(g)$	$+ 2\text{H}_2\text{O}(g)$
rapport molaire	2	1		1	2	2
masse molaire	53,49 g/mol	74,1 g/mol			17,03 g/mol	
donnée/inconnue	8,93 g	7,48 g			$m$	

Nombre de mol de  $\text{NH}_4\text{Cl} = 0,167 \text{ mol}$

Nombre de mol de  $\text{Ca}(\text{OH})_2 = 0,101 \text{ mol}$

Nombre de mol de  $\text{NH}_3$  produit à partir de:

$\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow n = 0,167 \text{ mol}$

$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow n = 0,202 \text{ mol}$

$\text{NH}_4\text{Cl}$  est le réactif limitant.

$m = 2,84 \text{ g NH}_3$  produit

### Communication (Réponses)

44. La masse atomique du néon, 20,18 u, est fondée sur le mélange des différents isotopes du néon. Les masses de ces isotopes diffèrent légèrement à cause des nombres différents de neutrons. La masse atomique du néon est donc une moyenne, calculée d'après sa composition isotopique.
45. L'unité de mesure de la masse moléculaire d'un composé est fixée selon la norme  $^{12}\text{C}$ . Ce système a établi la masse de  $^{12}\text{C}$  à 12 unités de masse atomique. La masse de tous les autres atomes est déterminée à partir de cette norme. La masse molaire d'un composé moléculaire représente la masse en grammes de 1 mole de la substance.
46.  $\text{Na}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$  est une formule moléculaire. Les nombres se rapportant à chaque type d'atome sont des multiples de 2, qui peuvent être réduits au plus simple rapport de nombres entiers. La formule empirique de cette molécule est  $\text{NaC}_2\text{H}_2\text{O}_3$ . La molécule  $\text{C}_{63}\text{H}_{88}\text{CN}_{14}\text{O}_{14}\text{F}$  est une formule empirique. Les nombres associés à chaque type d'atome ne peuvent pas être réduits à un plus simple rapport de nombres entiers.