

Chapitre 7 Révision (Réponses)

Manuel de l'élève, pages 271 à 273

Connaissance et compréhension (Réponses)

1. Dans une équation chimique équilibrée, les coefficients indiquent le nombre d'atomes et de molécules qui participent à la réaction. Ils peuvent aussi représenter le nombre de moles d'un atome ou d'une molécule en particulier qui participe à la réaction.
2. L'équation chimique équilibrée permet d'effectuer des calculs stœchiométriques pour déterminer de façon exacte le rapport entre les réactifs et les produits d'une réaction. Une équation chimique équilibrée permet de prévoir la quantité de produit que l'on obtiendra d'une quantité connue de réactifs, de calculer les quantités nécessaires des réactifs requis pour élaborer une certaine quantité de produit, et de calculer tout autre rapport quantitatif entre les réactifs et les produits. Sans l'équation chimique équilibrée, tous ces calculs seraient inexacts.
3. Lorsque les réactifs sont présents en quantités stœchiométriques, il n'est pas nécessaire de déterminer le réactif limitant avant de commencer les calculs stœchiométriques. Comme les réactifs sont présents dans un rapport molaire qui correspond exactement au rapport molaire prédit par l'équation chimique équilibrée, il ne reste plus de réactifs quand la réaction est complète. De même, lorsque la quantité de réactif limitant est connue, et que l'énoncé précise que les autres réactifs sont en excès, il ne sert à rien d'effectuer des calculs pour déterminer le réactif limitant. Dans des réactions de décomposition, il n'y a qu'un réactif présent. Aussi est-il inutile de déterminer le réactif limitant.
4. La notion de pourcentage de rendement pallie la différence qui existe parfois entre le rendement théorique établi d'après une équation chimique équilibrée et le rendement réel obtenu par expérimentation.
5. Le raisonnement de l'élève est incorrect. Les coefficients d'une équation chimique ne représentent pas le rapport massique des molécules ou des atomes, mais ils indiquent les quantités relatives d'atomes ou de molécules qui participent à la réaction. Pour déterminer la masse de l'oxyde d'aluminium produit, l'élève doit normalement énoncer que la réaction entre 4 mol d'aluminium et 3 mol d'oxygène produit 2 mol d'oxyde d'aluminium. À partir de cette information, la masse du produit peut alors être calculée.

Recherche (Réponses)

6.

	$4\text{Al}_{(s)}$	$+3\text{O}_{2(g)}$	\rightarrow	$2\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$
rapport molaire	4	3		2
masse molaire	26,98 g/mol	32,00 g/mol		
donnée/inconnue	0,400 mol	m		

$$\frac{4 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol O}_2} = \frac{0,400 \text{ mol Al}}{n \text{ mol O}_2}$$

$$n \text{ mol O}_2 = 0,400 \text{ mol Al} \times \frac{3 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol Al}} = 0,300 \text{ mol O}_2$$

$$m = 0,300 \text{ mol O}_2 \times 32,00 \text{ g/mol} = 9,60 \text{ g O}_2$$

7.

	$\text{Ca}_{(s)}$	$+\text{Cl}_{2(g)}$	\rightarrow	$\text{CaCl}_{2(s)}$
rapport molaire	1	1		1
masse molaire	40,08 g/mol			110,98 g/mol
donnée/inconnue	5,3 g			N

$$\text{Quantité de Ca} = \frac{5,3 \text{ g Ca}}{40,08 \text{ g/mol}} = 0,13 \text{ mol Ca}$$

$$\frac{1 \text{ mol Ca}}{1 \text{ mol CaCl}_2} = \frac{0,13 \text{ mol Ca}}{n \text{ mol CaCl}_2}$$

$$n \text{ mol CaCl}_2 = 0,13 \text{ mol Ca} \times \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol Ca}} = 0,13 \text{ mol CaCl}_2$$

$$N = 0,13 \text{ mol CaCl}_2 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ unités de formule/mol}$$

$$= 8,0 \times 10^{22} \text{ unités de formule de CaCl}_2$$

8.

	C_3H_8	$+5\text{O}_{2(g)}$	\rightarrow	$3\text{CO}_{2(g)}$	$+4\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
rapport molaire	1	5		3	4
masse molaire	44,11 g/mol			44,01 g/mol	
donnée/inconnue	97,5 g			m	

$$\text{Quantité de C}_3\text{H}_8 = \frac{97,5 \text{ g C}_3\text{H}_8}{44,11 \text{ g/mol}} = 2,21 \text{ mol C}_3\text{H}_8$$

$$n \text{ mol CO}_2 = \frac{2,21 \text{ mol} \times 3}{1} = 6,63 \text{ mol CO}_2$$

$$m = 6,63 \text{ mol CO}_2 \times 44,01 \text{ g/mol} = 291,8 \text{ g CO}_2$$

9.

	$\text{Zn}_{(s)}$	$+\text{S}_{(s)}$	\rightarrow	$\text{ZnS}_{(s)}$
rapport molaire	1	1		1
masse molaire	65,39 g/mol	32,07 g/mol		97,46 g/mol
donnée/inconnue	6,00 g	3,35 g		m

a) $n \text{ mol Zn} = \frac{6,00 \text{ g Zn}}{65,39 \text{ g/mol}} = 0,0918 \text{ mol Zn}$

$$n \text{ mol S} = \frac{3,35 \text{ g S}}{32,07 \text{ g/mol}} = 0,104 \text{ mol S}$$

Quantité de ZnS produit à partir de:

$$\text{Zn} \rightarrow n = \frac{0,0918 \text{ mol} \times 1}{1} = 0,0918 \text{ mol}$$

$$\text{S} \rightarrow n = \frac{0,104 \text{ mol} \times 1}{1} = 0,104 \text{ mol}$$

Zn est le réactif limitant.

b) $m = 0,0918 \text{ mol ZnS} \times 97,46 \text{ g/mol} = 8,95 \text{ g ZnS}$

c) Quantité de S utilisée dans la réaction = $\frac{0,0918 \text{ mol} \times 1}{1} = 0,0918 \text{ mol}$

$$\text{Quantité de S inutilisée} = 0,104 \text{ mol} - 0,0918 \text{ mol} = 0,012 \text{ mol}$$

$$\text{Masse de S qui reste après la réaction} = 0,012 \text{ mol S} \times 32,07 \text{ g/mol} = 0,39 \text{ g S}$$

10.

	TiCl _{4(s)}	+2H ₂ O _(l)	→	TiO _{2(s)}	+4HCl _(g)
rapport molaire	1	2		1	4
masse molaire	189,67 g/mol			79,87 g/mol	
donnée/inconnue	85,6 g			<i>m</i>	

$$\text{Quantité de TiCl}_4 = \frac{85,6 \text{ g TiCl}_4}{189,67 \text{ g/mol}} = 0,451 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de TiO}_2 \text{ produit} = \frac{0,451 \text{ mol} \times 1}{1} = 0,451 \text{ mol}$$

$$m = 0,451 \text{ mol TiO}_2 \times 79,87 \text{ g/mol} = 36,0 \text{ g TiO}_2 \text{ produit}$$

11.

	4Ag _(s)	+2H ₂ S _(g)	+O _{2(g)}	→	2Ag ₂ S _(s)	+2H ₂ O _(g)
rapport molaire	4	2	1		2	2
masse molaire	107,87 g/mol	34,09 g/mol	32,00 g/mol		247,81 g/mol	
donnée/inconnue	1,90 g	0,280 g	0,160 g		<i>m</i>	

$$\text{Quantité de Ag} = \frac{1,90 \text{ g Ag}}{107,87 \text{ g/mol}} = 0,0176 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de H}_2\text{S} = \frac{0,280 \text{ g H}_2\text{S}}{34,09 \text{ g/mol}} = 0,00821 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de O}_2 = \frac{0,160 \text{ g O}_2}{32,00 \text{ g/mol}} = 0,00500 \text{ mol}$$

Quantité de Ag₂S produit à partir de:

$$\text{Ag} \rightarrow n = \frac{0,0176 \text{ mol} \times 2}{4} = 0,00880 \text{ mol}$$

$$\text{H}_2\text{S} \rightarrow n = \frac{0,00821 \text{ mol} \times 2}{2} = 0,00821 \text{ mol}$$

$$\text{O}_2 \rightarrow n = \frac{0,00500 \text{ mol} \times 2}{1} = 0,0100 \text{ mol}$$

H₂S est le réactif limitant.

$$m = 0,00821 \text{ mol Ag}_2\text{S} \times 247,81 \text{ g/mol} = 2,03 \text{ g Ag}_2\text{S}$$

12.

	2Ca ₃ (PO ₄) _{2(s)}	+6SiO _{2(s)}	+10C _(s)	→	P _{4(s)}	+6CaSiO _{3(s)}	+10CO _(g)
rapport molaire	2	6	10		1	6	10
masse molaire	310,18 g/mol	60,09 g/mol	12,01 g/mol			116,17 g/mol	
donnée/inconnue	20,8 g	13,3 g	3,90 g			<i>m</i>	

$$\text{Quantité de Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = \frac{20,8 \text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{310,18 \text{ g/mol}} = 0,0671 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de SiO}_2 = \frac{13,3 \text{ g SiO}_2}{60,09 \text{ g/mol}} = 0,221 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de C} = \frac{3,90 \text{ g C}}{12,01 \text{ g/mol}} = 0,325 \text{ mol}$$

Quantité de CaSiO₃ produit à partir de:

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow n = \frac{0,0671 \text{ mol} \times 6}{2} = 0,201 \text{ mol}$$

$$\text{SiO}_2 \rightarrow n = \frac{0,221 \text{ mol} \times 6}{6} = 0,221 \text{ mol}$$

$$\text{C} \rightarrow n = \frac{0,325 \text{ mol} \times 6}{10} = 0,195 \text{ mol}$$

C est le réactif limitant.

$$m = 0,195 \text{ mol CaSiO}_3 \times 116,17 \text{ g/mol} = 22,7 \text{ g CaSiO}_3$$

13.

	3As ₂ S _{3(s)}	+4H ₂ O _(l)	+10HNO _{3(aq)}	+18NaNO _{3(aq)}	→	9Na ₂ SO _{4(aq)}	+6H ₃ AsO _{4(aq)}	+28NO _(g)
rapport molaire	3	4	10	18		9	6	28
masse molaire	246,05 g/mol	18,02 g/mol	63,02 g/mol	85,00 g/mol			141,95 g/mol	
donnée/inconnue	1,56 g	0,140 g	1,23 g	3,50 g			<i>m</i>	

$$\text{Quantité de As}_2\text{S}_3 = \frac{1,56 \text{ g As}_2\text{S}_3}{246,05 \text{ g/mol}} = 0,00634 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de H}_2\text{O} = \frac{0,140 \text{ g H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g/mol}} = 0,00777 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de HNO}_3 = \frac{1,23 \text{ g HNO}_3}{63,02 \text{ g/mol}} = 0,0195 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de NaNO}_3 = \frac{3,50 \text{ g NaNO}_3}{85,00 \text{ g/mol}} = 0,0412 \text{ mol}$$

Quantité de H_3AsO_4 produit à partir de:

$$\text{As}_2\text{S}_3 \rightarrow n = \frac{0,00634 \text{ mol} \times 6}{3} = 0,01268 \text{ mol}$$

$$\text{H}_2\text{O} \rightarrow n = \frac{0,00777 \text{ mol} \times 6}{4} = 0,01166 \text{ mol}$$

$$\text{HNO}_3 \rightarrow n = \frac{0,0195 \text{ mol} \times 6}{10} = 0,01171 \text{ mol}$$

$$\text{NaNO}_3 \rightarrow n = \frac{0,0412 \text{ mol} \times 6}{18} = 0,01373 \text{ mol}$$

H_2O est le réactif limitant.

$$m = 0,01166 \text{ mol H}_3\text{AsO}_4 \times 141,95 \text{ g/mol} = 1,66 \text{ g H}_3\text{AsO}_4$$

14.

	$\text{C}_5\text{H}_{12}(\text{l})$	$+8\text{O}_2(\text{g})$	\rightarrow	$5\text{CO}_2(\text{g})$	$+6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
rapport molaire	1	8		5	6
masse molaire	72,17 g/mol	32,00 g/mol		44,01 g/mol	
donnée/inconnue	$2,85 \times 10^2 \text{ g}$	3,00 g		m	

$$\text{Quantité de C}_5\text{H}_{12} = \frac{2,85 \times 10^2 \text{ g C}_5\text{H}_{12}}{72,17 \text{ g/mol}} = 3,95 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de O}_2 = \frac{3,00 \text{ g O}_2}{32,00 \text{ g/mol}} = 0,0938 \text{ mol}$$

Quantité de CO_2 produit à partir de:

$$\text{C}_5\text{H}_{12} \rightarrow n = \frac{3,95 \text{ mol} \times 5}{1} = 19,75 \text{ mol}$$

$$\text{O}_2 \rightarrow n = \frac{0,0938 \text{ mol} \times 5}{8} = 0,0586 \text{ mol}$$

O_2 est le réactif limitant.

$$m = 0,0586 \text{ mol CO}_2 \times 44,01 \text{ g/mol} = 2,58 \text{ g CO}_2$$

15.

	$\text{SiO}_2(\text{s})$	$+4\text{HF}(\text{aq})$	\rightarrow	$\text{SiF}_4(\text{g})$	$+2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
rapport molaire	1	4		1	2
masse molaire	60,01 g/mol			104,09 g/mol	18,02 g/mol
donnée/inconnue	12,2 g				m

a) Quantité de $\text{SiO}_2 = \frac{12,2 \text{ g SiO}_2}{60,01 \text{ g/mol}} = 0,203 \text{ mol}$

$$\text{Quantité de H}_2\text{O produit} = \frac{0,203 \text{ mol} \times 2}{1} = 0,406 \text{ mol}$$

$$\text{Rendement théorique de H}_2\text{O} = 0,406 \text{ mol H}_2\text{O} \times 18,02 \text{ g/mol} = 7,32 \text{ g H}_2\text{O}$$

b) Pourcentage de rendement = $\frac{2,50 \text{ g}}{7,32 \text{ g}} \times 100\% = 34,2\%$

c) Quantité de SiF_4 produit = $\frac{0,203 \text{ mol} \times 1}{1} = 0,203 \text{ mol}$

$$\text{Rendement théorique de SiF}_4 = 0,203 \text{ mol SiF}_4 \times 104,09 \text{ g/mol} = 21,1 \text{ g SiF}_4$$

Soit un rendement de 34,2%,

$$\text{la masse réelle de SiF}_4 = 21,1 \text{ g SiF}_4 \times 0,342 = 7,23 \text{ g SiF}_4$$

16.

	$\text{BaCl}_2(\text{s})$	$+ \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$	\rightarrow	$\text{BaSO}_4(\text{s})$	$+ 2\text{NaCl}(\text{aq})$
rapport molaire	1	1		1	2
masse molaire	208,23 g/mol	142,05 g/mol		233,40 g/mol	
donnée	4,36 g			2,62 g	

$$\text{Quantité de BaSO}_4 = \frac{2,62 \text{ g BaSO}_4}{233,40 \text{ g/mol}} = 0,0112 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de BaCl}_2 \text{ nécessaire pour produire } 0,0112 \text{ mol BaSO}_4 = \frac{0,0112 \text{ mol} \times 1}{1} = 0,0112 \text{ mol}$$

Masse de BaCl₂ censé avoir produit 2,62 g de BaSO₄

$$= 0,0112 \text{ mol BaCl}_2 \times 208,23 \text{ g/mol} = 2,34 \text{ g}$$

$$\text{Le pourcentage de pureté du chlorure de baryum initial} = \frac{2,34 \text{ g}}{4,36 \text{ g}} \times 100\% = 53,7\%$$

17. a)

	C ₆ H ₆ (l)	+Br ₂ (l)	→	C ₆ H ₅ Br(l)	+HBr(g)
rapport molaire	1	1		1	1
masse molaire	78,12 g/mol			157,01 g/mol	
donnée/inconnue	7,50 g			m	

$$\text{Quantité de C}_6\text{H}_6 = \frac{7,50 \text{ g C}_6\text{H}_6}{78,12 \text{ g/mol}} = 0,0960 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de C}_6\text{H}_5\text{Br produit} = \frac{0,096 \text{ mol} \times 1}{1} = 0,0960 \text{ mol}$$

$$m = 0,0960 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{Br} \times 157,01 \text{ g/mol} = 15,1 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{Br}$$

Par conséquent, la quantité maximale de C₆H₅Br que l'on peut obtenir est de 15,1 g.

b)

	C ₆ H ₆ (l)	+2Br ₂ (l)	→	C ₆ H ₄ Br ₂ (l)	+2HBr(g)
rapport molaire	1	2		1	2
masse molaire	78,12 g/mol			235,90 g/mol	
donnée				1,25 g	

Quantité de C₆H₄Br₂ produit dans la réaction concurrente

$$= \frac{1,25 \text{ g C}_6\text{H}_4\text{Br}_2}{235,90 \text{ g/mol}} = 0,00530 \text{ mol}$$

Quantité de C₆H₆ qui a participé à la réaction concurrente

$$= \frac{0,00530 \text{ mol} \times 1}{1} = 0,00530 \text{ mol}$$

Masse de C₆H₆ convertie en C₆H₄Br₂ dans la réaction concurrente

$$= 0,00530 \text{ mol C}_6\text{H}_6 \times 78,12 \text{ g/mol} = 0,414 \text{ g C}_6\text{H}_6$$

Par conséquent, la masse de C₆H₆ qui n'a pas été convertie en C₆H₅Br est de 0,414 g.

c) Quantité de C₆H₆ utilisée pour produire C₆H₅Br = 0,0960 mol – 0,00530 mol = 0,0907 mol

$$\text{Quantité de C}_6\text{H}_5\text{Br produit} = \frac{0,0907 \text{ mol} \times 1}{1} = 0,0907 \text{ mol}$$

$$\text{Masse de C}_6\text{H}_5\text{Br produit} = 0,0907 \text{ mol} \times 157,01 \text{ g/mol} = 14,2 \text{ g}$$

d) Pourcentage de rendement C₆H₅Br = $\frac{14,2 \text{ g}}{15,1 \text{ g}} \times 100\% = 94,0\%$

18. Dans l'expérience, on utilise la décomposition thermique de la malachite pour produire de l'oxyde de cuivre(II). Pour définir un rapport mole-mole, il faut déterminer la masse initiale de la malachite et la convertir en moles. Le CuO est récupéré et sa masse est mesurée à la fin de la réaction. Les données de masse permettent de calculer le nombre de moles de CuO, ce qui génère un rapport molaire. En convertissant ce rapport molaire en valeurs entières, on peut s'en servir lors de comparaisons avec l'équation chimique équilibrée décrivant la décomposition de la malachite. Les mesures de sécurité à prendre sont les suivantes: épurer le CO₂ du laboratoire, utiliser du matériel résistant à la chaleur (des températures de 200 °C) et manipuler le CuO avec précaution, une fois la réaction achevée.

19. a) Quantité de A = 0,25 mol

$$A \rightarrow B \text{ donne } 0,25 \times 0,60 = 0,15 \text{ mol de B}$$

$$B \rightarrow C \text{ donne } 0,15 \times 0,60 = 0,090 \text{ mol de C}$$

$$C \rightarrow D \text{ donne } 0,09 \times 0,60 = 0,054 \text{ mol de D}$$

$$D \rightarrow E \text{ donne } 0,054 \times 0,60 = 0,032 \text{ mol de E}$$

$$\text{Rendement théorique de E} = 0,032 \text{ mol E} \times 100 \text{ g/mol} = 3,2 \text{ g E}$$

b) D'après a), 0,25 mol de A produit 0,032 mol de E.

$$\text{Le chimiste a besoin de } \frac{0,70 \text{ mol} \times 0,25 \text{ mol}}{0,032 \text{ mol}} = 5,5 \text{ mol de A}$$

pour produire 0,70 mol de E.

Communication (Réponses)

20. Pour tricoter un chandail, il faut 9 pelotes de laine bleue, 2 pelotes de laine blanche et 1 pelote de laine rouge. Si l'on dispose de 50 pelotes de laine bleue, de 15 pelotes de laine blanche et de 3 pelotes de laine rouge, on ne pourra tricoter que 3 chandails, car chaque chandail requiert 1 pelote de laine rouge. La quantité de laine rouge dont on dispose limite la quantité de chandails que l'on peut tricoter. Les pelotes bleues et les pelotes blanches sont en excès.

21. $2A + B \rightarrow 3C + D$

Déterminez le réactif limitant.

$$n \text{ mol A} = \frac{\text{Masse A (g)}}{\text{Masse molaire A (g/mol)}}$$

$$n \text{ mol B} = \frac{N_B}{\text{Constante d'Avogadro}}$$

$n \text{ mol C}$ produit à partir de:

$$A \rightarrow n = \frac{3}{2} \times n \text{ mol A}$$

$$B \rightarrow n = \frac{3}{1} \times n \text{ mol B}$$

Soit A le réactif limitant (c.-à-d. $n \text{ mol C}$ produit à partir de A < $n \text{ mol C}$ produit à partir de B)

Déterminez la masse de C produit:

$$n \text{ mol A} = \frac{\text{Masse A (g)}}{\text{Masse molaire A (g/mol)}}$$

$$\frac{\text{Quantité de C (mol)}}{n \text{ mol A}} = \frac{3 \text{ mol C}}{2 \text{ mol A}}$$

$$\text{Masse de C (g)} = \text{quantité de C (mol)} \times \text{masse molaire de C (g/mol)}$$

22. Les élèves doivent inclure dans ce projet écrit des notions et des équations étudiées au chapitre 6.

Liaisons (Réponses)

23.

	$2C_8H_{18(l)}$	$+25O_{2(g)}$	\rightarrow	$16CO_{2(g)}$	$+18H_2O_{(g)}$
rapport molaire	2	25		16	18
masse molaire	114,26 g/mol	32,00 g/mol			
donnée/inconnue		m			

$$\text{Volume d'octane nécessaire pour couvrir la distance} = 670 \text{ km} \times \frac{10 \text{ L}}{100 \text{ km}} = 67 \text{ L}$$

$$\text{Masse de l'octane nécessaire} = 67000 \text{ mL} \times 0,703 \text{ g/mL} = 47\,000 \text{ g}$$

$$\text{Quantité d'octane nécessaire} = \frac{47000 \text{ g}}{114,26 \text{ g/mol}} = 412 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de } O_2 \text{ consommée} = \frac{412 \text{ mol} \times 25}{2} = 5150 \text{ mol } O_2$$

$$\text{Masse de } O_2 \text{ nécessaire} = 5150 \text{ mol } O_2 \times 32,0 \text{ g/mol} = 16\,500 \text{ g } O_2, \text{ ou } 165 \text{ kg de } O_2$$

Pour déterminer la masse de l'air nécessaire, on doit émettre deux hypothèses. (Voir la réponse au Jeu d'esprit, à la page 264 du manuel de l'élève.)

1 mol O_2 est absorbé par 24 L

5150 mol O_2 est absorbé par $1,2 \times 10^5 \text{ L}$

$$\text{Volume d'air nécessaire} = \frac{1,2 \times 10^5 \text{ L} \times 5}{4} = 1,5 \times 10^5 \text{ L}$$

$$\text{Masse de l'air nécessaire} = 1,5 \times 10^5 \text{ L} \times 1,21 \text{ g/L} = 1,8 \times 10^5 \text{ g}, \text{ ou } 180 \text{ g d'air.}$$