

## CORRECTION EXERCICES CHAPITRE 4 CHIMIE

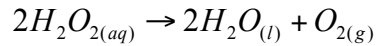
En utilisant le tableau, que tu recopieras, pp 53 résous les problèmes stoechiométriques suivants :

- On fait réagir de l'hydroxyde de magnésium solide avec 100 mL de solution aqueuse d'acide chlorhydrique 0,1 M.
  - a) Déterminer la masse d'hydroxyde de magnésium nécessaire pour faire réagir tout l'acide chlorhydrique.
  - b) Déterminer les masses de chlorure de magnésium solide et d'eau qui seront produits.

Equation pondérée états physiques des composés	$\text{Mg(OH)}_{2(s)}$	$+ 2 \text{HCl}_{(aq)} \longrightarrow$	$\text{MgCl}_{2(aq)}$	$+ 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
Lecture molaire	1 mol	2 mol	1 mol	2 mol
Données		$V = 0,1 \text{ L}$ $C = 0,1 \text{ M} = 0,1 \text{ mol/L}$		
Inconnue	$m = ?$		$m = ?$	$m = ?$
M (g/mol)	$M = 24 + 2 + (2 \times 16)$ $M = 58 \text{ g/mol}$	$M = 1 + 35 = 36 \text{ g/mol}$	$M = 24 + (2 \times 35)$ $94 \text{ g/mol}$	$M = 18 \text{ g/mol}$
Formules	$m = n \times M$	$C = n/V$ donc $n = C \times V$	$m = n \times M$	$m = n \times M$
n i (mol)	0,005	0,01	0	0
n r (mol)	- 0,005	- 0,01	+ 0,005	+ 0,01
n f (mol)	0	0	0,005	0,01
Résolution	$m = 0,005 \times 58 =$ $0,29 \text{ g}$	$n = 0,1 \times 0,1 =$ $0,01 \text{ mol}$ $m = 0,01 \times 36 =$ $0,36 \text{ g}$	$m = 0,005 \times 94 =$ $0,47 \text{ g}$	$m = 0,01 \times 18 =$ $0,18 \text{ g}$
Vérification → Lavoisier	0,29 +	0,36 =	0,47 +	0,18

**CONCLUSION :** Une masse de 0,29 g de  $\text{Mg(OH)}_2$  est nécessaire pour réagir avec tout HCl contenu dans une solution de 100 mL 0,1 mol/L .

- Quelle masse d'eau et de dioxygène obtient-on par décomposition de 500 mL d'une solution d'eau oxygénée 0,750 M.



Equation pondérée états physiques des composés	$2 H_2O_2$	$\longrightarrow$	$2 H_2O$	+ $O_2$
Lecture molaire	2 mol		2 mol	1 mol
Données	V = 500mL = 0,5L C = 0,75 M (mol/L)			
Inconnue			m = ?	m = ?
M (g/mol)	$M = 2 + (2 \times 16) = 34$ g/mol		$M = 2 + 16 = 18$ g/mol	$M = 2 \times 16 = 32$ g/mol
Formules	$C = n/V$ $n = C \times V$		$M = m/n$	$m = M \times n$
n i (mol)	0,375		0	0
n r (mol)	- 0,375		+ 0,375	+ 0,375/2 = 0,1875
n f (mol)	0		0,375	0,1875
Résolution	$n = 0,75 \times 0,5 = 0,375$ mol  $m = 0,375 \times 34 = 12,75$ g		$m = 0,375 \times 18 = 6,75$ g	$m = 0,1875 \times 32 = 6$ g
Vérification → Lavoisier	12,75 =		6,75	+ 6

CONCLUSION : On forme 6 g de dioxygène et 6,75 g d'eau à partir de la décomposition de 500 mL d'une solution d'eau oxygénée à concentration de 0,75 mol/L.

- Quelle masse d'oxyde de fer (III) peut-on enlever avec un litre de solution d'acide chlorhydrique 1M ?

Equation pondérée états physiques des composés	$\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$	+ 6 HCl <sub>(aq)</sub>	→ 2 FeCl <sub>3(aq)</sub>	+ 3 H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>
Lecture molaire	1 mol	6 mol	2 mol	3 mol
Données		V = 1L C = 1 mol/L		
Inconnue	m = ?			
M (g/mol)	M = (56 x 2) + (16 x 3) = 160g/mol	M = 1 + 35 = 36 g/mol	M = 56 + (3 x 35) = 161 g/mol	M = 2 + 16 = 18 g/mol
Formules	m = M x n	n = C x V		
n i (mol)	1/6	1	0	0
n r (mol)	- 0,167	-1	+ 1/3 = 0,33	+ 1/2 = 0,5
n f (mol)	0	0	0,33	0,5
Résolution	m = 160 x 0,167 = 26,72 g	n = 1 x 1 = 1 mol m = 36 x 1 = 36g	m = 0,33 x 161 = 53,13 g	m = 0,5 x 18 = 9 g
Vérification → Lavoisier	26,72	+ 36	= 53,13	+9

CONCLUSION :

On peut enlever 26,72 g de rouille avec une solution de un litre d'HCl à 1 mol/L

- On fait réagir 600 mg d'hydroxyde d'aluminium solide avec une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène et on obtient du chlorure d'aluminium (sel) et de l'eau.
  - Déterminer la masse de chlorure d'hydrogène nécessaire pour faire réagir les 600 mg d'hydroxyde d'aluminium.
  - Sachant que le volume de chlorure d'hydrogène qui a été utilisé est de 500 mL, déterminer la concentration molaire de cette solution de chlorure d'hydrogène.
  - Déterminer les masses de chlorure d'aluminium et d'eau obtenues lors de cette réaction.

Equation pondérée états physiques des composés	$\text{Al(OH)}_{3(s)}$	+ 3 $\text{HCl}_{(aq)}$	→	$\text{AlCl}_{3(aq)}$	+ 3 $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
Lecture molaire	1 mol	3 mol		1 mol	3 mol
Données	$m = 600\text{mg} = 0,6\text{g}$	$V = 500\text{mL} = 0,5\text{L}$			
Inconnue		$m = ?$ $C = ?$		$m = ?$	$m = ?$
M (g/mol)	$M = 27 + (3 \times 16) + 3 \times 1 = 78 \text{ g/mol}$	$M = 1 + 35 = 36 \text{ g/mol}$		$M = 27 + (3 \times 35) = 132 \text{ g/mol}$	$M = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$
Formules	$n = m/M$	$C = n/V$		$m = M \times n$	$m = M \times n$
$n_i$ (mol)	$7,69 \times 10^{-3}$	$7,69 \times 10^{-3} \times 3$		0	0
$n_r$ (mol)	$- 7,69 \times 10^{-3}$	$- 2,31 \times 10^{-2}$		$+ 7,69 \times 10^{-3}$	$+ 7,69 \times 10^{-3} \times 3$
$n_f$ (mol)	0	0		$7,69 \times 10^{-3}$	$2,31 \times 10^{-2}$
Résolution	$n = 0,6/78 = 7,69 \times 10^{-3} \text{ mol}$ $m = 7,69 \times 10^{-3} \times 78 = 0,599 \text{ g}$	$m = 2,31 \times 10^{-2} \times 36 = 0,831 \text{ g}$ $C = 2,31 \times 10^{-2} / 0,5 = 4,62 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$		$m = 7,69 \times 10^{-3} \times 132 = 1,05 \text{ g}$	$m = 2,31 \times 10^{-2} \times 18 = 0,4158 \text{ g}$
Vérification → Lavoisier	0,599	+ 0,831		= 1,05	+ 0,4158

#### CONCLUSION :

On doit utiliser une masse de 0,831g d'HCl pour faire réagir les 600mg d'hydroxyde. L'HCl a une concentration molaire de  $4,62 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$  et il se forme 1,05 g de  $\text{AlCl}_3$  et 0,42 g d'eau.

- On peut préparer de l'ammoniac à partir d'un oxyde de Calcium et de chlorure d'ammonium, la réaction s'accompagne aussi de production de Chlorure de calcium et d'eau. Calcule le volume d'ammoniac gazeux produit par la réaction de 112 g d'oxyde de calcium dans les conditions CNTP. Pour résoudre le problème, utilise des valeurs entières pour tes calculs. (Rappel : dans les CNTP 1 mole de gaz occupe un volume de 22,4 L)

Equation pondérée états physiques des composés	CaO(s)	+ 2 NH <sub>4</sub> Cl	→ 2 NH <sub>3</sub> (g)	+ CaCl <sub>2</sub>	+ H <sub>2</sub> O(l)
Lecture molaire	1 mol	2 mol	2 mol	1 mol	1 mol
Données	m = 112g		CNTP Vm = 22,4 L/mol		
Inconnue			V = ?		
M (g/mol)	M = 40 + 16 = 56g/mol	M = 14 + (4 x 1) + 35 = 53 g/mol	M = 14 + (3x1) = 17 g/mol	M = 40 + (2x35) = 110 g/mol	M = 2 + 16 = 18 g/mol
Formules	n = m/M	m = M x n	V = n x Vm	m = M x n	m = M x n
n i (mol)	2	4	0	0	0
n r (mol)	- 2	- 4 (2 x 2)	+4	+2	+2
n f (mol)	0	0	4	2	2
Résolution	n = 112/56 = 2 mol	m = 4 x 53 =212 g	V = 4 x 22,4 = 89,6 L  m = 4 x 17 = 68 g	m = 2 x 110 = 220g	m = 2 x 18 = 36g
Vérification → Lavoisier	112	+ 212	= 68	+ 220	36

CONCLUSION : On forme 89,6 L d'ammoniac à partir de 112 g d'oxyde de calcium.

- Le méthanol (CH<sub>3</sub>OH) est utilisé comme antigel dans l'eau des lave-glaces de voiture. On peut l'obtenir en faisant réagir du monoxyde de carbone avec du dihydrogène. Calcule la masse de méthanol produite si l'on fait réagir 50 kg de monoxyde de carbone sur une masse de 7,2 kg de dihydrogène. Pour résoudre le problème, utilise des valeurs entières pour tes calculs.

Equation pondérée états physiques des composés	CO	+ 2 H <sub>2</sub>	→ CH <sub>3</sub> OH
Lecture molaire	1 mol	2 mol	1 mol
Données	m = 50kg = 50000 g = 5 10 <sup>4</sup> g	m = 7,2 kg = 7200 g = 7,2 10 <sup>3</sup> g	
Inconnue			m = ?
M (g/mol)	M = 12 + 16 = 28 g/mol	M = 2 g/mol	M = 12 + 4 + 16 = 32 g/mol
Formules	n = m/M	n = m/M	m = M x n
n i (mol)	1,8 10 <sup>3</sup>	3,6 10 <sup>3</sup>	0
n r (mol)	- 1,8 10 <sup>3</sup>	- 3,6 10 <sup>3</sup>	+ 1,8 10 <sup>3</sup>
n f (mol)	0	0	1,8 10 <sup>3</sup>
Résolution	n = 5 10 <sup>4</sup> / 28 = 1,7857 10 <sup>3</sup> mol	n = 7,2 10 <sup>3</sup> /2= 3,6 10 <sup>3</sup> mol	m = M x n = 32 x 1,8 10 <sup>3</sup> = 5,76 10 <sup>4</sup> g = 57,6 kg
Vérification → Lavoisier	50000	+ 7200	= 57600

CONCLUSION : On forme 57,6 kg de méthanol à partir de 50 g de CO et de 7,2 kg de H<sub>2</sub>

- L'hydroxyde de lithium est utilisé dans les sous-marins pour purifier l'air du dioxyde de carbone et le transformer en carbonate de lithium et en eau liquide. Quelle masse de dioxyde de carbone peut-être absorbée par 1 kg d'hydroxyde de lithium ? Pour résoudre le problème, utilise des valeurs entières pour tes calculs.

Equation pondérée états physiques des composés	CO <sub>2</sub>	+ 2 LiOH	→	Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	+ H <sub>2</sub> O
Lecture molaire	1 mol	2 mol		1 mol	1 mol
Données		m = 1000 g			
Inconnue	m = ?				
M (g/mol)	M = 12 + (2 x 16) = 44 g/mol	M = 7 + 16 + 1 = 24 g/mol		M = (2 x 7) + 12 + (3 x 16) = 74 g/mol	M = 2 + 16 = 18 g/mol
Formules	m = M x n	n = m/M			
n i (mol)	41,67/2	41,67		0	0
n r (mol)	-20,83	- 41,67		+ 20,83	+ 20,83
n f (mol)	0	0		20,83	20,83
Résolution	m = 20,83 x 44 = 916,52 g	n = 1000/24 = 41,67 mol		m = 74 x 20,83 = 1541,42 g	m = 18 x 20,83 = 374,94 g
Vérification → Lavoisier	916,52	+ 1000		= 1541,42	374,94

**CONCLUSION :**

On peut purifier l'air et absorber 916,52 g de CO<sub>2</sub> à partir d'1 kg de LiOH.

- FT3

Depuis plusieurs années, nos voitures sont équipées de systèmes d'airbag, qui nous protègent en cas d'accidents.

Mais comment fonctionnent ces énormes « bouées » ?

Un système d'airbag est constitué principalement d'un gonfleur (ou générateur de gaz) muni d'un dispositif de déclenchement et enfin un coussin gonflable. Le coussin gonflable en nylon est plié spécialement pour permettre un déploiement rapide et sûr. Le coussin possède sur les flancs des trous d'évacuation des gaz pour assurer un bon amortissement de l'occupant de la voiture. Le volume du coussin varie entre 30 et 70 litres du côté conducteur et de 60 à 160 litres du côté passager. Le couvercle plastique qui cache le coussin sous le volant s'ouvre automatiquement par le fait de la pression exercée sur lui lors du déploiement du sac ; une charnière le retient ensuite sur place. C'est en 50 millièmes de secondes (la moitié du temps d'un clignement d'œil) que le coussin est complètement gonflé ; il se dégonfle en ensuite en deux dixièmes de seconde.

Des réactions chimiques sont à l'origine de ce système de gonflement automatique. Les plus courants des gonfleurs utilisent des combustibles solides, des pastilles blanches de nitruure de sodium explosif (NaN<sub>3</sub>). Cet explosif est associé à deux autres produits, du nitrate de potassium et du dioxyde de silicium.

**Une succession de trois réactions vont se suivre.** (Attention les équations du système doivent être pondérées)

1. C'est une impulsion électrique (détonateur) qui va permettre d'enflammer les pastilles de nitruure de sodium. L'inflammation du nitruure de sodium produit du diazote gazeux, inoffensif, mais également du sodium solide qui est potentiellement dangereux car il réagit violemment en présence d'eau.
2. Pour éliminer le sodium on le fait réagir avec du nitrate de potassium. Il se produit de l'oxyde de potassium solide, de l'oxyde de sodium solide et du diazote gazeux.
3. Malheureusement les deux oxydes solides sont potentiellement corrosifs en présence d'eau, ils sont dès lors éliminés en ajoutant aux deux oxydes de la silice (SiO<sub>2</sub>), le composé ainsi formé un silicate de formule K<sub>2</sub>Na<sub>2</sub>SiO<sub>4</sub> (poudre de verre), est un produit inoffensif inerte et non inflammable.

**Quelle est la masse de sodium obtenue si 50 g de NaN<sub>3</sub>, nécessaires pour gonfler un airbag, réagissent ?**





Equation pondérée états physiques des composés	$2 \text{ NaN}_3$	$\rightarrow$	$3 \text{ N}_{2(g)}$ $+ 2 \text{ Na}_{(s)}$
Lecture molaire	2 mol		3 mol 2 mol
Données	$m = 50\text{g}$		
Inconnue			$m = ?$
M (g/mol)	$M = 23 + (3 \times 14) = 65 \text{ g/mol}$	$M = 2 \times 14 = 28 \text{ g/mol}$	$M = 23 \text{ g/mol}$
Formules	$n = m/M$		$m = M \times n$
n i (mol)	0,77	$0,77 \times 3/2$	0
n r (mol)	- 0,77	- 1,155	+ 0,77
n f (mol)	0	0	0,77
Résolution	$n = 50/65 = 0,77 \text{ mol}$	$m = 28 \times 1,155 = 32,34 \text{ g}$	$m = 23 \times 0,77 = 17,71 \text{ g}$
Vérification $\rightarrow$ Lavoisier	50	= 32,34	+ 17,71

CONCLUSION :

On obtient une masse de 17,71 g de sodium.