

1 ^{ère} S	Thème : Couleurs et images	Activités
Chimie	Avancement d'une réaction chimique - Correction	Chap.8

I. Transformation et réaction chimique

- 1) Exemple : Equilibrer la combustion du méthane : $1 \text{ CH}_4 (\text{g}) + 2 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 1 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$
- 2) 1 mol de méthane réagit avec 2 mol de dioxygène pour donner 1 mol de dioxyde de carbone et 2 mol d'eau
4 mol de méthane réagissent avec 8 mol de dioxygène pour donner 4 mol de dioxyde de carbone et 8 mol d'eau
 - a) Système à l'état initial : carbone C (s) ; dioxygène O₂ (g) ; T = 300 K = 27 °C ; P = 1 atm
 - b) Il y eu transformation chimique car le système a évolué d'un état initial à un état final différent de l'état initial. Le produit de la réaction est le dioxyde de carbone CO₂
 - c) Equation de la réaction : $\text{C} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2 (\text{g})$

II. Détermination de l'état final d'un système chimique

III. Comment déterminer le réactif limitant, l'avancement maximal et les quantités de matière à l'état final ?

1. Comment déterminer la valeur de x_{max} à partir du tableau d'évolution ?

- 1.1. Prendre un nombre aléatoire entier entre 1 et 10 pour la quantité initiale de mol de CH₄ : $n_i(\text{CH}_4) = 2$
- 1.2. Prendre un nombre aléatoire entier entre 1 et 10 pour la quantité initiale de mol de O₂ : $n_i(\text{O}_2) = 10$
- 1.3. Tableau d'évolution ci-dessous

équation de la réaction		$1 \text{ CH}_4 (\text{g})$	+	$2 \text{ O}_2 (\text{g})$	\longrightarrow	$1 \text{ CO}_2 (\text{g})$	+	$2 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$
Etat du système	Avancement	Quantité de matière (en mol)						
Etat initial	$x = 0$	$n_i(\text{CH}_4) = 2 \text{ mol}$		$n_i(\text{O}_2) = 10 \text{ mol}$		0		0
en cours	$0 \leq x \leq x_{\text{max}}$	$2 - x$		$10 - 2x$		$0 + x$		$2x$
Etat final	$x_{\text{max}} = 2 \text{ mol}$	$2 - x_{\text{max}}$		$10 - 2x_{\text{max}}$		$0 + x_{\text{max}}$		$2x_{\text{max}}$
		0		6		2		4

1.4. Hypothèse 1 : si CH₄ est le réactif limitant alors il est totalement consommé (on aura 0 moles à l'état final), donc $2 - x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = 2 \text{ mol}$

1.5. Hypothèse 2 : si O₂ est le réactif limitant alors il est totalement consommé, donc $10 - 2x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = 5 \text{ mol}$

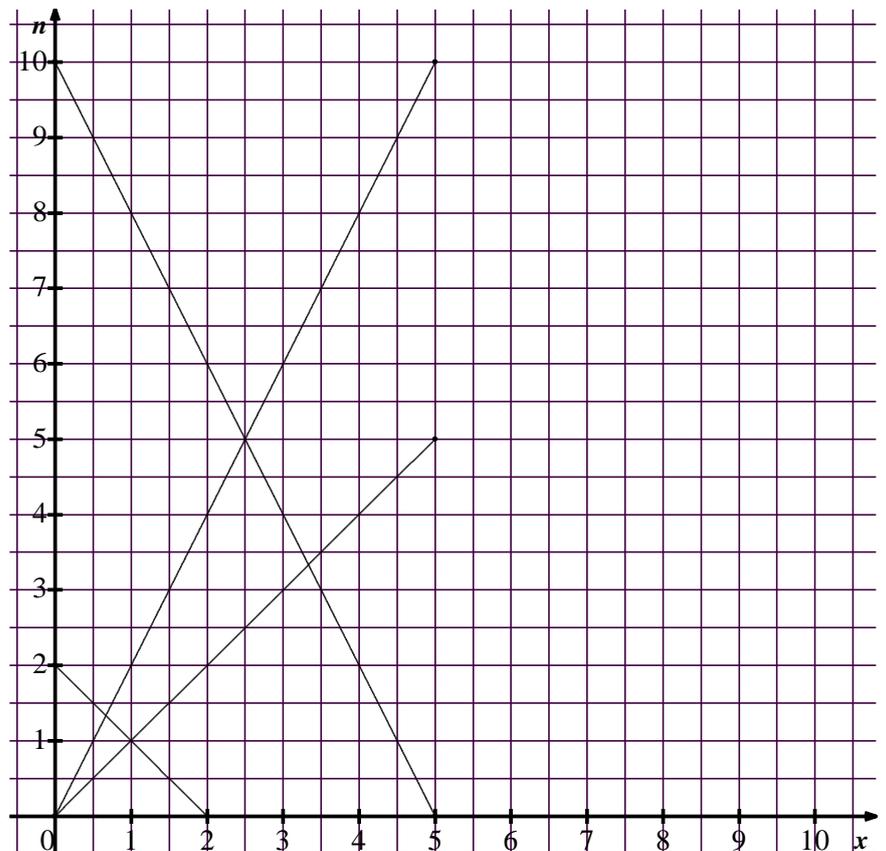
1.6. On choisit maintenant l'hypothèse qui nous donne le plus petit avancement maximal donc $x_{\text{max}} = 2 \text{ mol}$.

Donc c'est l'hypothèse 1 qui est la bonne, le réactif limitant est donc CH₄ et l'avancement maximal est égal à 2 mol.

1.7. Quantités de matière à l'état final :

$n_f(\text{CH}_4) = 0 \text{ mol}$; $n_f(\text{O}_2) = 6 \text{ mol}$;
 $n_f(\text{CO}_2) = 2 \text{ mol}$; $n_f(\text{H}_2\text{O}) = 4 \text{ mol}$

2. Comment déterminer la valeur de x_{max} par une méthode graphique ?



2.1. Représentation de $n(\text{CH}_4)$; $n(\text{O}_2)$; $n_f(\text{CO}_2)$; $n_f(\text{H}_2\text{O})$ en fonction de x sur le graphique ci-dessus.

2.2. Le réactif limitant sur le graphe est celui dont la quantité de matière arrive à 0 en premier.

2.3. L'avancement maximal x_{max} à partir de ce graphe est lu sur le graphe pour $n = 0$

2.4. Un réactif sur ce graphe à une droite décroissante : coefficient directeur négatif.

2.5. Un produit sur ce graphe à une droite croissante : coefficient directeur positif.

3. Comment déterminer la valeur de x_{\max} à partir de la stœchiométrie de l'équation ?

- Exemple de la combustion du propane C_3H_8 : $C_3H_8 + 5 O_2 \longrightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$

3.1. Proportions stœchiométriques

3.2. Cas d'un réactif en excès et d'un réactif limitant

3.2.1 Prendre un nombre aléatoire entier entre 5 et 15 pour la quantité initiale de C_3H_8 : $n_i(C_3H_8) = 9 \text{ mol}$

3.2.2 Prendre un nombre aléatoire entier entre 5 et 15 pour la quantité initiale de O_2 : $n_i(O_2) = 8 \text{ mol}$

3.2.3 Calculer $\frac{n_i(C_3H_8)}{1} = 9 \text{ mol}$; $\frac{n_i(O_2)}{5} = \frac{8}{5} = 1,6 \text{ mol}$

3.2.4 En déduire la valeur de $x_{\max} = 1,6 \text{ mol}$

3.2.5 Le réactif limitant est O_2 ; Le réactif en excès est C_3H_8

IV. Exercices

1. Combustion de l'éthanol

1.1. Ecrire l'équation de la réaction : $C_2H_6O_{(l)} + 3 O_{2(g)} \longrightarrow 2 CO_{2(g)} + 3 H_2O_{(l)}$

1.2. $n_{i,e} = \frac{m_{i,e}}{M_e} = \frac{2,50}{2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 1 \times 16,0} = 0,0543 \text{ mol}$; $n_{i,d} = \frac{m_{i,d}}{M_d} = \frac{2,50}{2 \times 16,0} = 0,0781 \text{ mol}$

1.3. Compléter le tableau d'évolution ci-dessous

équation-bilan		$C_2H_6O_{(l)}$	+	$3 O_{2(g)}$	\longrightarrow	$2 CO_{2(g)}$	+	$3 H_2O_{(l)}$
Etat initial	$x = 0$	0,0543 mol		0,0781 mol		0		0
en cours	x	$0,0543 - x$		$0,0781 - 3x$		$2x$		$3x$
Etat final	$x = x_{\max}$	$0,0543 - x_{\max}$		$0,0781 - 3x_{\max}$		$2x_{\max}$		$3x_{\max}$

1.4. $0,0543 - x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = 0,0543 \text{ mol}$ ou $0,0781 - 3x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = 0,0781/3 = 0,0260 \text{ mol}$

On prend la valeur la plus faible pour x_{\max} soit $x_{\max} = 0,0260 \text{ mol}$

Le réactif limitant est O_2 .

1.5. $n_f(C_2H_6O) = 0,0543 - x_{\max} = 0,0283 \text{ mol}$; $n_f(O_2) = 0 \text{ mol}$;

$n_f(CO_2) = 2x_{\max} = 0,0520 \text{ mol}$; $n_f(H_2O) = 3x_{\max} = 0,0780 \text{ mol}$

1.6. Il reste $0,0283 \text{ mol}$ d'éthanol soit une masse $m = n \times M = 0,0283 \times (2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 1 \times 16,0) = 1,30 \text{ g}$

2. Formation d'argent

2.1. Les ions cuivre II $Cu^{2+}_{(aq)}$ sont responsables de la coloration prise par la solution aqueuse.

2.2. Equation de la réaction : $Cu_{(s)} + 2 Ag^+_{(aq)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2 Ag_{(s)}$

2.3. $n_i(Cu) = \frac{m(Cu)}{M(Cu)} = \frac{10,0}{63,5} = 0,157 \text{ mol}$; $n_i(Ag^+) = [Ag^+] \times V = 0,10 \times 0,500 = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$

2.4. Compléter le tableau d'évolution ci-dessous

équation-bilan		$Cu_{(s)}$	+	$2 Ag^+_{(aq)}$	\longrightarrow	$Cu^{2+}_{(aq)}$	+	$2 Ag_{(s)}$
Etat initial	$x = 0$	0,157 mol		$5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$		0		0
en cours	x	$0,157 - x$		$5,0 \times 10^{-2} - 2x$		x		$2x$
Etat final	$x = x_{\max}$	$0,157 - x_{\max}$		$5,0 \times 10^{-2} - 2x_{\max}$		x_{\max}		$2x_{\max}$

2.5. $0,157 - x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = 0,157 \text{ mol}$ ou $5,0 \times 10^{-2} - 2x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = 0,025 \text{ mol}$

Donc $x_{\max} = 0,025 \text{ mol}$ et l'ion Ag^+ est le réactif limitant.

2.6. $n_f(Cu) = 0,157 - 0,025 = 0,132 \text{ mol}$; $n_f(Ag^+) = 0$ (réactif limitant)

$n_f(Cu^{2+}_{(aq)}) = x_{\max} = 0,025 \text{ mol}$; $n_f(Ag) = 2x_{\max} = 0,050 \text{ mol}$

2.7. A l'état final, les concentrations molaires des ions en solution et la (les) masse(s) du solide(s) présent(s).

$m(Cu) = n_f(Cu) \times M(Cu) = 0,132 \times 63,5 = 8,3 \text{ g}$; $m(Ag) = n_f(Ag) \times M(Ag) = 0,050 \times 108 = 5,4 \text{ g}$

$[Ag^+]_f = 0 \text{ mol.L}^{-1}$; $[Cu^{2+}_{(aq)}]_f = \frac{n_f(Cu^{2+}_{(aq)})}{V} = \frac{0,025}{0,500} = 0,050 \text{ mol.L}^{-1}$

3. Alumine

3.1. Ecrire l'équation de la réaction : $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

3.2. Compléter le tableau d'évolution ci-dessous

équation-bilan		4 Al	+	3 O ₂	→	2 Al ₂ O ₃
Etat initial	$x = 0$	$n(\text{Al})$		$n(\text{O}_2)$		0
en cours	x	$n(\text{Al}) - 4x$		$n(\text{O}_2) - 3x$		$2x$
Etat final	$x = x_{\text{max}}$	$n(\text{Al}) - 4x_{\text{max}}$		$n(\text{O}_2) - 3x_{\text{max}}$		$2x_{\text{max}} = n_f(\text{Al}_2\text{O}_3)$

3.3. $n_f(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Al}_2\text{O}_3)}{M(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{3,6}{2 \times 27,0 + 3 \times 16,0} = 0,036 \text{ mol} ; x_{\text{max}} = \frac{n_f(\text{Al}_2\text{O}_3)}{2} = 0,018 \text{ mol}$

3.4. $n_{\text{consommés}}(\text{Al}) = 4 x_{\text{max}} = 4 \times 0,018 = 0,072 \text{ mol} ; n_{\text{consommés}}(\text{O}_2) = 3 x_{\text{max}} = 3 \times 0,018 = 0,054 \text{ mol}$

3.5. $m(\text{Al}) = n_{\text{consommé}}(\text{Al}) \times M(\text{Al}) = 0,072 \times 27,0 = 1,9 \text{ g} ;$
 $m(\text{O}_2) = n_{\text{consommé}}(\text{O}_2) \times M(\text{O}_2) = 0,054 \times 32,0 = 1,7 \text{ g}$

4. Propulsion de la fusée Ariane

4.1. $M(\text{DMHA}) = 2 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 2 \times 14,0 = 60 \text{ g.mol}^{-1}$

4.2. $n_i(\text{DMHA}) = \frac{m(\text{DMHA})}{M(\text{DMHA})} = \frac{50,0 \times 10^6 \text{ g}}{60 \text{ g.mol}^{-1}} = 8,3 \times 10^5 \text{ mol}$

4.3. Compléter le tableau d'évolution ci-dessous

équation-bilan		C ₂ H ₈ N ₂	+	2 N ₂ O ₄	→	3 N ₂	+	4 H ₂ O	+	2 CO ₂
Etat initial	$x = 0$	$8,3 \times 10^5$		n_1		0		0		0
en cours	x	$8,3 \times 10^5 - x$		$n_1 - 2x$		$3x$		$4x$		$2x$
Etat final	$x = x_{\text{max}}$	$8,3 \times 10^5 - x_{\text{max}}$		$n_1 - 2x_{\text{max}}$		$3x_{\text{max}}$		$4x_{\text{max}}$		$2x_{\text{max}}$

4.4. Pour que le mélange soit stœchiométrique, il faut que $n_1 - 2x_{\text{max}} = 0$

soit $n_1 = 2x_{\text{max}} = 2 \times 8,3 \times 10^5 = 1,7 \times 10^6 \text{ mol}$

5. Problème : Décomposition d'un solide par chauffage

équation-bilan		2 NaHCO ₃ (s)	→	Na ₂ O (s)	+	2 CO ₂ (g)	+	H ₂ O (l)
Etat initial	$x = 0$	n		0		0		0
en cours	x	$n - 2x$		x		$2x$		x
Etat final	$x = x_{\text{max}}$	$n - 2x_{\text{max}} = 0$		x_{max}		$2x_{\text{max}}$		x_{max}

• $n(\text{NaHCO}_3) = \frac{m(\text{NaHCO}_3)}{M(\text{NaHCO}_3)} = \frac{2,2}{23,0 + 1,0 + 12,0 + 3 \times 16,0} = 0,026 \text{ mol} = 2x_{\text{max}}$.

• NaHCO₃ est le seul réactif donc il est limitant. $x_{\text{max}} = 0,013 \text{ mol} ;$

• $n(\text{Na}_2\text{O}) = x_{\text{max}} = 0,013 \text{ mol}$ soit $m' = n(\text{Na}_2\text{O}) \times M(\text{Na}_2\text{O}) = 0,013 \times (2 \times 23,0 + 16,0) = 0,81 \text{ g}$