

Méthodes en Sciences-Physiques. Programme de Première S.

Comment réaliser et utiliser les *tableaux d'avancement** en Première S

Équation de la réaction		$3\text{Ag}^{+}_{(aq)} + \text{AsO}_4^{3-}_{(aq)} \rightarrow \text{Ag}_3\text{AsO}_4_{(s)}$		
		quantités de matière en mol		
État initial	$X = 0$	$(n_{\text{Ag}^+})_i$	$(n_{\text{AsO}_4^{3-}})_i$	0
État final	$X = X_{max}$	$(n_{\text{Ag}^+})_i - 3X_{max}$	$(n_{\text{AsO}_4^{3-}})_i - X_{max}$	X_{max}

Résumé

Ce livret a pour but de donner les principaux outils permettant de réaliser un tableau d'avancement sans erreur. Après s'être intéressé à la signification de l'équation de la réaction qui modélise la transformation que subit le système chimique, les principales étapes seront analysées. Ce livret a pour but de montrer également que s'il est indispensable de savoir réaliser un tableau d'avancement, il est aussi fondamental de savoir s'en passer pour avoir un raisonnement en chimie plus rapide.

Philippe JEANNERET

29 septembre 2008

Document réalisé avec L^AT_EX.

*Ou plus précisément *tableau descriptif de l'évolution du système chimique*

Table des matières

I Un peu de vocabulaire	3
II Notations pour les quantités de matière	3
III Que signifie l'équation d'une réaction ?	4
1 Équation non ajustée	4
2 Équation ajustée	4
IV À quoi sert un tableau d'avancement fini	5
V Construction du tableau d'avancement	6
1 Équation de réaction. Ajustement des coefficients stœchiométriques.	6
2 Détermination des quantités de matière à l'état initial	7
2.1 Réactifs solides	7
2.2 Réactifs en solution aqueuse	7
2.3 Réactifs en phase gazeuse	8
2.4 Réactifs en phase liquide	8
3 Construction du tableau d'avancement	9
3.1 Ligne état initial	9
3.2 Ligne état intermédiaire. Avancement X	9
3.3 Ligne état final . Détermination de l'avancement maximal X_f	10
VI Savoir se dispenser d'un tableau d'avancement	11
1 Trouver un limitant sans faire de tableau. Premier exemple.	11
2 Trouver un limitant sans faire de tableau. Cas général	12
3 Déterminer l'état final sans faire de tableau d'avancement	12

I Un peu de vocabulaire

Un *système chimique* est constitué de l'ensemble des espèces chimiques pouvant interagir pendant une transformation chimique. Ce système chimique évolue au cours d'une *transformation chimique* d'un *état initial* à un *état final*. Dans ce dernier état, le système ne semble plus évoluer macroscopiquement.

Ce qui se passe entre ces deux états est extrêmement complexe et on modélise la transformation chimique par une *réaction chimique* à laquelle on associe une *équation de réaction chimique*. Pour décrire généralement l'évolution d'un système chimique, on a coutume de ne s'intéresser qu'aux *réactifs* dont les quantités au cours du temps diminuent et les *produits* dont les quantités au cours du temps augmentent.

Les *espèces chimiques spectatrices* ne sont généralement pas mentionnées.

La description de l'état initial est complète si on précise :

- les quantités de chacun des réactifs présents à l'état initial ;
- la pression du système chimique à l'état initial
- la température du système chimique à l'état initial.

Dans la plupart des problèmes vus en première S, ces deux derniers paramètres ne sont généralement pas mentionnés. On considère que la température vaut souvent 25°C et la pression 1,0.10⁵ Pa. En première S, les quantités de produits à l'état initial sont généralement nulles sauf quand il s'agit du produit eau ($\text{H}_2\text{O}_{(l)}$).

La description de l'état final est complète si on précise :

- les quantités de chacun des produits présents à l'état final ;
- la pression du système chimique à l'état final ;
- la température du système chimique à l'état final.

Même remarque que précédemment pour ces deux derniers paramètres.

Réactif limitant, réactifs en excès : lors d'une transformation chimique, une partie des réactifs disparaissent. Lorsque la quantité d'un des réactifs vient à être nulle, on dit que ce réactif est limitant. La transformation cesse par disparition d'un des réactifs. Les autres réactifs encore présents sont dits *en excès*.

Pour une transformation chimique, il y a toujours un réactif limitant. En première S, ce réactif limitant disparaît toujours entièrement à l'état final. Ce ne sera plus le cas dans certaines transformations étudiées en Terminale S.

Une réaction peut compter plusieurs réactifs limitants, voire tous les réactifs selon l'état initial.

L'avancement X : l'avancement d'une réaction est une quantité de matière qui varie de $X = 0 \text{ mol}$ à l'état initial à une valeur positive. Il croît au cours de la réaction pour atteindre une valeur maximale X_{max} à l'état final.

II Notations pour les quantités de matière

Pour chaque quantité de matière d'une espèce chimique quelconque à laquelle vous faites référence dans une résolution d'exercice, il est fondamental de préciser :

- de quelle espèce chimique il s'agit
- s'il s'agit d'une quantité à l'état initial ou à l'état final.

Il est important d'être cohérent et de se tenir à une et une seule notation pour toute l'année scolaire.

Les quantités à l'état initial seront notées en général $(n_{.....})_i$.

Exemple :

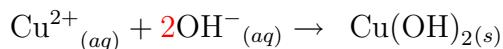
$$(n_{\text{Ag}^+})_i = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Les quantités à l'état final seront notées en général $(n_{.....})_f$.

Exemple :

$$(n_{\text{AgCl}})_f = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Inutile de surcharger les notations. Si l'équation de la réaction est :



On évitera d'écrire $(n_{\text{Cu(OH)}_{2(s)}})_f = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ ou encore $(n_{\text{Cu}^{2+}_{(aq)}})_f = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

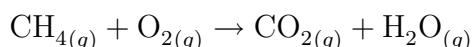
On simplifiera par $(n_{\text{Cu(OH)}_2})_f = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ et $(n_{\text{Cu}^{2+}})_f = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ puisqu'il est évident que l'on parle des espèces Cu^{2+} en phase aqueuse et Cu(OH)_2 en phase solide.

Autre notation possible (non utilisée dans mon cours) : vous verrez dans certains ouvrages la notation $n_{\text{Ag}^+}^i$ à la place de $(n_{\text{Ag}^+})_i$ ou encore $n_{\text{Cu(OH)}_2}^f$ à la place de $(n_{\text{Cu(OH)}_2})_f$.

III Que signifie l'équation d'une réaction ?

1 Équation non ajustée

Soit l'équation de réaction :



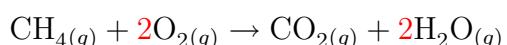
Elle n'est évidemment pas ajustée puisqu'elle ne respecte pas la conservation des éléments chimiques mais elle a néanmoins un début de signification :

« Du méthane réagit avec du dioxygène pour donner du dioxyde de carbone et de l'eau.
L'ensemble en phase gazeuse. »

2 Équation ajustée

« Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme ». Cette célèbre phrase de Lavoisier signifie que lors d'une transformation chimique, il doit nécessairement y avoir conservation de l'élément chimique.

Aussi faut-il **ajuster les coefficients stœchiométriques**. L'équation précédente, avec coefficients stœchiométriques ajustés devient alors :



Elle signifie :

« À chaque fois que le méthane réagit avec le dioxygène, chaque molécule de méthane réagit avec deux molécules de dioxygène pour donner une molécule de dioxyde de carbone et deux molécules d'eau. »

Et tout ceci en phase gazeuse pour cet exemple.

IV À quoi sert un tableau d'avancement fini

Exemple 1 : Soit le tableau 1 page 5. suivant, descriptif de l'évolution du système chimique où des ions cuivre II, $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$, réagissent avec des ions hydroxyde $\text{HO}^{-}_{(aq)}$ pour donner un précipité d'hydroxyde de cuivre $\text{Cu}(\text{HO})_{2(s)}$

Équation de la réaction		$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2\text{HO}^{-}_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}(\text{HO})_{2(s)}$		
		quantités de matière en mol		
État initial	$X = 0 \text{ mol}$	10^{-2}	10^{-2}	0
État final	$X = X_{max} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$	5×10^{-3}	0	5×10^{-3}

Tableau 1: Chaque cellule indique une quantité de matière.

Chaque cellule du tableau donne l'expression ou la valeur de la quantité de matière pour chaque espèce chimique du système chimique. Ce qui donne directement les quantités pour ce tableau fini :

$$(n_{\text{HO}^-})_i = 10^{-2} \text{ mol.} \quad \text{et} \quad (n_{\text{Cu}^{2+}})_f = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Le réactif limitant, pour cet exemple, est l'ion hydroxyde $\text{HO}^{-}_{(aq)}$ car $(n_{\text{HO}^-})_f = 0 \text{ mol}$. Et l'avancement à l'état final à pour valeur $X = X_{max} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Exemple 2 : soit la réaction du dioxygène avec le dihydrogène qui produit de l'eau. Le tout en phase gazeuse.

Équation de la réaction		$2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$		
		quantités de matière en mol		
État initial	$X = 0$	1,5	1	0
État final	$X = X_{max}$	0	$2,5 \times 10^{-1}$	1,5

Tableau 2: Qui est le limitant ?

Le tableau 2 page 5, descriptif de l'évolution du système chimique montre que le réactif limitant est le dihydrogène car $(n_{\text{H}_2})_f = 0 \text{ mol}$.

REMARQUE : ce n'est pas parce que l'un des réactifs est en plus petite quantité à l'état initial qu'il est nécessairement le réactif limitant.

Exemple 3 : Pour souder des rails, on fait réagir de l'oxyde de fer $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ avec de l'aluminium $\text{Al}_{(s)}$. Les produits de réaction sont l'alumine $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$ et le fer $\text{Fe}_{(s)}$.

Équation de la réaction		$\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + 2\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_{3(s)} + \text{Fe}_{(s)}$			
		quantités de matière en mol			
État initial	$X = 0$	1	2	0	0
État final	$X = X_{max}$	0	0	1	2

Tableau 3: Proportions stœchiométriques.

L'état initial est tel ici que les deux réactifs de la transformation sont limitants.

$$(n_{\text{Fe}_2\text{O}_3})_f = (n_{\text{Al}})_f = 0 \text{ mol.}$$

On dit que ces réactifs sont en **proportions stœchiométriques**.

V Construction du tableau d'avancement

Avant de réaliser le tableau d'avancement, il faut impérativement :

- connaître sans ambiguïté la transformation chimique et l'équation de la réaction ;
- connaître parfaitement l'état initial et déterminer les quantités de matière calculables de réactifs.

C'est en effet l'équation de la réaction qui gouverne l'évolution des quantités de matière des réactifs et produits de la transformation chimique.

1 Équation de réaction. Ajustement des coefficients stœchiométriques.

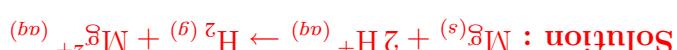
Exemple-exercice 1 : on s'intéresse à la réaction des ions fer III $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$ avec les ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(aq)}$. Il se forme un précipité (donc solide) d'hydroxyde de fer III. Écrire l'équation de la réaction associée à la transformation chimique.



Exemple-exercice 2 : on s'intéresse à la réaction des ions argent $\text{Ag}^+_{(aq)}$ avec les ions arséniate $\text{AsO}_4^{3-}_{(aq)}$. Il se forme un précipité d'arséniate d'argent. Écrire l'équation de la réaction associée à la transformation chimique.



Exemple-exercice 3 : On verse sur du magnésium solide une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$). Il se forme un dégagement gazeux de dihydrogène ainsi que des ions Mg^{2+} . Les ions chlorure sont spectateurs. Écrire l'équation de la réaction associée à la transformation chimique.



Exemple-exercice 4 : L'aluminium solide des fenêtres réagit avec le dioxygène gazeux et forme une couche d'alumine solide Al_2O_3 . Écrire l'équation de la réaction associée à la transformation chimique.



2 Détermination des quantités de matière à l'état initial

2.1 Réactifs solides

L'énoncé donnera nécessairement les masses molaires atomiques permettant de calculer la masse molaire du réactif. Cette information permet d'utiliser la formule simple générale :

$$M(\text{ g.mol}^{-1}) = \frac{m(\text{g})}{n(\text{ mol})} \quad \underline{\text{Qui ne s'apprend évidemment pas}}$$

Et donc :

$$n(\text{ mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{ g.mol}^{-1})}$$

Exemple : On fait réagir $m = 1,22\text{g}$ de magnésium solide avec une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}^{+}_{(aq)} + \text{Cl}^{-}_{(aq)}$). Il se forme On a :

$$(n_{\text{Mg}})_i = \frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{Mg}}} = \frac{1,22}{24,3} = 5,02 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

et le début de tableau

Équation de la réaction		$\text{Mg}_{(s)} + 2\text{H}^{+}_{(aq)} \rightarrow \cdot$	
		quantités de matière en mol	
État initial	$X = 0$	$5,02 \times 10^{-2}$	$(n_{\text{H}^{+}})_i \dots$

2.2 Réactifs en solution aqueuse

L'énoncé donnera nécessairement à un endroit ou un autre (éventuellement un autre exercice) une concentration. Cette information permet d'utiliser la formule simple générale :

$$C \quad \text{ou} \quad [\dots] (\text{ mol. L}^{-1}) = \frac{n(\text{ mol})}{V(\text{L})} \quad \underline{\text{Qui ne s'apprend évidemment pas}}$$

D'où la formule générale :

$$n(\text{ mol}) = C(\text{ mol. L}^{-1}) \times V(\text{L})$$

Exemple : On fait réagir $m = 1,22\text{g}$ de magnésium solide avec un volume $V = 100\text{mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}^{+}_{(aq)} + \text{Cl}^{-}_{(aq)}$) de concentration molaire en soluté apporté $c = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$. Il se forme On a alors

$$(n_{\text{H}^{+}})_i = [\text{H}^{+}] \times V = 1,0 \times 10^{-1} \times 100 \cdot 10^{-3} = 10^{-2} \text{ mol}$$

et le début de tableau :

Équation de la réaction		$\text{Mg}_{(s)} + 2\text{H}^{+}_{(aq)} \rightarrow \cdot$	
		quantités de matière en mol	
État initial	$X = 0$	$(n_{\text{Mg}})_i$	$10^{-2} \dots$

REMARQUE : il faut noter que le calcul des quantités de matière à l'état initial n'a rien à voir avec les coefficients stœchiométriques.

2.3 Réactifs en phase gazeuse

Si le volume molaire V_m des gaz dans les conditions de l'exercice est donné, par exemple $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$, cette information nous donne la formule générale pour une espèce chimique en phase gazeuse :

$$V_m (\text{L.mol}^{-1}) = \frac{V_{gaz} (\text{L})}{n_{gaz} (\text{mol})} \quad \underline{\text{Qui ne s'apprend évidemment pas}}$$

D'où la formule générale :

$$n_{gaz} (\text{mol}) = \frac{V_{gaz} (\text{L})}{V_m (\text{L.mol}^{-1})}$$

Attention : cette formule ne s'applique que pour les réactifs gazeux.

Si le volume molaire n'est pas donné, alors la température, la pression ainsi que le volume du gaz seront donnés et on aura en utilisant *l'équation d'état des gaz parfaits* :

$$n_{gaz} = \frac{P_{gaz} \times V_{gaz}}{R \times T_{gaz}}$$

avec V en m^3 , P en Pa et T en K. $R = 8,31 \text{ USI}$.

Exemple-exercice : on recueille $V = 20\text{cm}^3$ de dihydrogène à la pression $P = 950\text{hPa}$ et à une température $\Theta = 20^\circ\text{C}$. Déterminer la quantité de matière n_{H_2} de dihydrogène correspondante.

$$\text{Solution : } n_{\text{H}_2} = \frac{950 \times 10^2 \times 20 \cdot 10^{-6}}{8,31 \times (273,15 + 20)} = 7,8 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

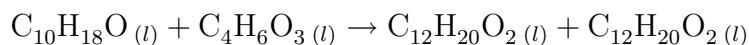
Méthode de conversion : $1\text{cm}^3 = (10^{-2}\text{m})^3 = 10^{-6}\text{m}^3$.

2.4 Réactifs en phase liquide

Certains réactifs purs sont liquides à température ambiante. On donne alors généralement dans l'énoncé la densité ou la masse volumique de ce liquide.

Exemple : pour synthétiser de l'acétate de linalyle, on fait réagir un volume $V_1 = 5,0 \text{ mL}$ de linalol de formule brute $\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}_{(l)}$ de densité $d_1 = 0,87$ avec un volume $V_2 = 10,0 \text{ mL}$ d'anhydride acétique $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3_{(l)}$ de densité $d_2 = 1,08$. On obtient de l'acétate de linalyle $\text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_2_{(l)}$ et de l'acide acétique $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2_{(l)}$.

L'équation de la réaction associée à la transformation chimique est :



On a $d_1 = 0,87$ donc la masse volumique du linalol est $\mu_1 = 0,87 \text{ g.cm}^{-3}$. L'unité de la masse volumique nous fournit (comme d'habitude) une formule :

$$\mu (\text{g.cm}^{-3}) = \frac{m(\text{g})}{V(\text{cm}^3)} \quad \underline{\text{Qui ne s'apprend évidemment pas}}$$

Ainsi, on obtient la masse de chacun des réactifs par la formule générale $m = \mu \times V$ et la quantité ensuite à l'état initial par la formule générale $n = \frac{m}{M}$.

$$(n_{\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}})_i = \frac{m_1}{M_1} = \frac{\mu_1 \times V_1}{M_1} = \frac{0,87 \times 5}{154} \approx 2,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$(n_{\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3})_i = \frac{m_2}{M_2} = \frac{\mu_2 \times V_2}{M_2} = \frac{1,08 \times 10}{102} \approx 1,1 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

3 Construction du tableau d'avancement

3.1 Ligne état initial .

C'est la plus simple mais attention à ne pas se tromper dans le calcul des quantités de matière des réactifs à l'état initial car ce calcul définit une fois pour toute l'ensemble du tableau.

Je dois toujours être très concentré quand je calcule les quantités de matière des réactifs à l'état initial . Une erreur à cette étape de calcul et c'est tout le tableau qui s'en trouve erroné.

Exemple 1 : si l'on reprend l'exemple précédent de synthèse de l'acétate de linalyle, on a la ligne correspondant à l'état initial suivante :

Équation de la réaction	$\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}_{(l)} + \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3_{(l)} \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_2_{(l)} + \text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_2_{(l)}$				
	quantités de matière en mol				
État initial	$X = 0$	$(n_{\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}})_i$	$(n_{\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3})_i$	0	0

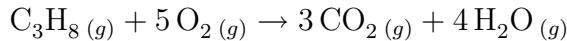
Et avec les valeurs :

Équation de la réaction	$\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}_{(l)} + \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3_{(l)} \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_2_{(l)} + \text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_2_{(l)}$				
	quantités de matière en mol				
État initial	$X = 0$	$2,8 \cdot 10^{-2}$	$1,1 \cdot 10^{-1}$	0	0

Les produits étant absents du système chimique à l'état initial , on a bien sûr

$$(n_{\text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_2})_f = (n_{\text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_2})_i = 0$$

Exemple 2 : on fait réagir à l'état initial 1 mol de propane avec 2 mol de dioxygène. L'équation de la réaction est :



Et le début de tableau :

Équation de la réaction	$\text{C}_3\text{H}_8_{(g)} + 5 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 3 \text{CO}_{2(g)} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$				
	quantités de matière en mol				
État initial	$X = 0$	$(n_{\text{C}_3\text{H}_8})_i$	$(n_{\text{O}_2})_i$	0	0

C'est à dire :

Équation de la réaction	$\text{C}_3\text{H}_8_{(g)} + 5 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 3 \text{CO}_{2(g)} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$				
	quantités de matière en mol				
État initial	$X = 0$	1	2	0	0

3.2 Ligne état intermédiaire. Avancement X .

Définition de l'avancement X :

$$X(\text{ mol}) = \frac{(n_{\text{réactif}})_i - (n_{\text{réactif}})_f}{\text{coefficent stœchiométrique}}$$

C'est à dire, quelque soit le réactif :

$$(n_{\text{réactif}})_f = (n_{\text{réactif}})_i - (\text{coefficent stœchiométrique}) \times X$$

L'avancement X est commun à tous les réactifs et produits. Il caractérise le fait que le système chimique progresse de l'état initial à l'état final. L'avancement X va augmenter d'une valeur initial $X = 0 \text{ mol}$ à une valeur maximale $X = X_{max}$. Tant que $X < X_{max}$, on qualifie 'état du système chimique d'intermédiaire.

Exemple 1 : en reprenant la combustion du propane du paragraphe précédent, on obtient la ligne supplémentaire

Équation de la réaction		$\text{C}_3\text{H}_8(g) + 5\text{O}_2(g) \rightarrow 3\text{CO}_2(g) + 4\text{H}_2\text{O}(g)$			
		quantités de matière en mol			
État initial	$X = 0$	$(n_{\text{C}_3\text{H}_8})_i$	$(n_{\text{O}_2})_i$	0	0
État intermédiaire	X	$(n_{\text{C}_3\text{H}_8})_i - X$	$(n_{\text{O}_2})_i - 5X$	$(0) + 3X$	$(0) + 4X$

On voit bien que les réactifs **disparaissent** tandis que les produits **apparaissent**.

Pour X mol de propane disparaissant, il apparaît **d'après l'équation** $3X$ mol de dioxyde de carbone et $4X$ mol d'eau tandis qu'il disparaît $5X$ mol de dioxygène..

Avec les valeurs :

Équation de la réaction		$\text{C}_3\text{H}_8(g) + 5\text{O}_2(g) \rightarrow 3\text{CO}_2(g) + 4\text{H}_2\text{O}(g)$			
		quantités de matière en mol			
État initial	$X = 0$	1	2	0	0
État intermédiaire	X	$1 - X$	$2 - 5X$	$3X$	$4X$

Exemple 2 : en reprenant la synthèse de l'acétate de linalyle, on obtient

Équation de la réaction		$\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}(l) + \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3(l) \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_2(l) + \text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_2(l)$			
		quantités de matière en mol			
État initial	$X = 0$	$(n_{\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}})_i$	$(n_{\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3})_i$	0	0
État intermédiaire	X	$(n_{\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}})_i - X$	$(n_{\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3})_i - X$	X	X

et avec les valeurs :

Équation de la réaction		$\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}(l) + \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3(l) \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_2(l) + \text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_2(l)$			
		quantités de matière en mol			
État initial	$X = 0$	$2,8 \cdot 10^{-2}$	$1,1 \cdot 10^{-1}$	0	0
État intermédiaire	X	$2,8 \cdot 10^{-2} - X$	$1,1 \cdot 10^{-1} - X$	X	X

3.3 Ligne état final . Détermination de l'avancement maximal X_f .

Dans un premier temps, il suffit de recopier à l'identique la ligne de l'état intermédiaire en remplaçant X par X_{max} . Ainsi, on obtient la ligne correspondant à l'état final :

Équation de la réaction		$\text{C}_3\text{H}_8(g) + 5\text{O}_2(g) \rightarrow 3\text{CO}_2(g) + 4\text{H}_2\text{O}(g)$			
		quantités de matière en mol			
État initial	$X = 0$	1	2	0	0
État intermédiaire	X	$1 - X$	$2 - 5X$	$3X$	$4X$
État final	$X = X_{max}$	$1 - X_{max}$	$2 - 5X_{max}$	$3X_{max}$	$4X_{max}$

Pour déterminer X_{max} , il suffit de savoir qu'**une quantité de matière est toujours positive**. Ainsi on peut écrire :

$$2 - 5X \geq 0 \implies X \leq 0,4 \text{ mol}$$

et

$$1 - X \geqslant 0 \implies X \leqslant 1 \text{ mol}$$

X ne peut donc dépasser la valeur 1 mol et la valeur 0,4 mol. Il prendra donc la valeur maximale $X_{max} = \text{Inf}(0,4 \text{ mol}; 1 \text{ mol}) = 0,4 \text{ mol}$.

On a alors la ligne correspondant à l'état final :

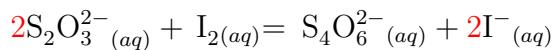
Équation de la réaction		quantités de matière en mol			
État initial	$X = 0$	1	2	0	0
État intermédiaire	X	$1 - X$	$2 - 5X$	$3X$	$4X$
État final	$X = X_{max}$	$1 - 0,4 = 0,6$	$2 - 5 \times 0,4 = 0$	$3 \times 0,4 = 1,2$	$4 \times 0,4 = 1,6$

VI Savoir se dispenser d'un tableau d'avancement

S'il est fondamental de savoir réaliser un tableau d'avancement sans commettre d'erreur, il est tout aussi important pour un scientifique de savoir s'en dispenser pour gagner du temps.

1 Trouver un limitant sans faire de tableau. Premier exemple.

Soit la réaction d'équation



Cette équation nous montre que chaque molécule de diiode I_2 réagit avec deux ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. Donc si il y a exactement deux fois plus d'ions thiosulfate que de molécule de diiode, les deux réactifs seront limitant. On dit aussi que les réactifs sont en proportions stoechiométriques. Ou encore en mathématisant cette dernière phrase :

$$\text{Proportions stoechiométriques} \iff \left(n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \right)_i \times 1 = \left(n_{\text{I}_2} \right)_i \times 2$$

Combien faut-il d'ions thiosulfate à l'état initial ? Deux fois plus que de molécules de diiode. ou encore :

$$\text{Proportions stoechiométriques} \iff \frac{\left(n_{\text{I}_2} \right)_i}{1} = \frac{\left(n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \right)_i}{2}$$

Si l'un des réactifs est en moindre proportion alors il sera limitant.

$$\begin{aligned} \text{Si } \frac{\left(n_{\text{I}_2} \right)_i}{1} &< \frac{\left(n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \right)_i}{2} & \text{alors I}_2 \text{ sera limitant} \\ \text{Si } \frac{\left(n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \right)_i}{2} &< \frac{\left(n_{\text{I}_2} \right)_i}{1} & \text{alors S}_2\text{O}_3^{2-} \text{ sera limitant} \end{aligned}$$

2 Trouver un limitant sans faire de tableau. Cas général

Soit l'équation $aA + bB = \dots$

Les réactifs sont en proportions stoechiométriques si

$$\frac{(n_A)_i}{a} = \frac{(n_B)_i}{b}$$

A est limitant si

$$\frac{(n_A)_i}{a} < \frac{(n_B)_i}{b}$$

B est limitant si

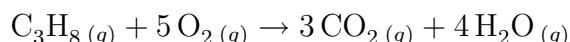
$$\frac{(n_B)_i}{b} < \frac{(n_A)_i}{a}$$

ERREUR CLASSIQUE : justifier le fait que A est limitant en disant « A est limitant car $(n_A)_i < (n_B)_i$ » pour une réaction d'équation $aA + bB = \dots$ avec $a \neq 1$ ou/et $b \neq 1$ est une erreur très fréquente. Attention !

3 Déterminer l'état final sans faire de tableau d'avancement

Il suffit de déterminer **d'abord le limitant** puis de lire ensuite l'équation.

Exemple : reprenons la combustion du méthane. On fait réagir à l'état initial 1 mol de propane avec 2 mol de dioxygène. L'équation de la réaction est :



Le limitant est le dioxygène car :

$$\frac{(n_{\text{O}_2})_i}{5} < \frac{(n_{\text{C}_3\text{H}_8})_i}{1}$$

En effet :

$$\frac{2}{5} < \frac{1}{1}$$

Raisonnons maintenant avec la quantité initiale de dioxygène puisque l'on sait qu'il disparaît entièrement.

D'après l'équation, pour une mole de dioxygène qui disparaît, il se forme $\frac{3}{5}$ mol de $\text{CO}_2(g)$ et $\frac{4}{5}$ mol d'eau.

On a donc sans faire de tableau :

$$(n_{\text{CO}_2})_f = \frac{3}{5} \times 2 = 1,2 \text{ mol.}$$

$$(n_{\text{H}_2\text{O}})_f = \frac{4}{5} \times 2 = 1,6 \text{ mol.}$$

Toujours d'après l'équation, quand 5 mol de dioxygène réagissent, il disparaît 1 mol de propane, c'est à dire cinq fois moins. On a donc à l'état final :

$$(n_{\text{C}_3\text{H}_8})_f = (n_{\text{C}_3\text{H}_8})_i - \frac{1}{5} \times (n_{\text{O}_2})_i = 1 - \frac{1}{5} \times 2 = 0,6 \text{ mol.}$$

Exercice : on réalise la combustion de 3 mol de propane dans 5 mol de dioxygène. Faire un bilan de matière à l'état final de cette transformation

- en réalisant un tableau d'avancement
- sans réaliser un tableau d'avancement