

## Activité : Avancement d'une réaction chimique

Le gaz de ville est principalement constitué de méthane. Lors d'une fuite de gaz une étincelle peut déclencher une explosion. Cette transformation chimique peut être suivie par un tableau d'avancement.



**Objectif :** Apprendre à construire un tableau d'avancement

**Doc. 1. Détonation d'un mélange méthane-air**

- Le méthane  $\text{CH}_4(\text{g})$  réagit avec le dioxygène de l'air  $\text{O}_2(\text{g})$  selon une réaction de combustion totale d'équation :  

$$1 \text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 1 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$
- Pour certaines proportions du mélange méthane-air, une explosion peut se produire.
- Pour une quantité de méthane donnée, l'explosion la plus violente a lieu lorsque le mélange est **stœchiométrique** ; c'est le régime de détonation.

**Doc. 3. Etat intermédiaire**

Dans l'état intermédiaire  $x = 1 \text{ mol}$ , on peut schématiser les quantités de matière des réactifs et des produits sous la forme d'un graphique comme celui ci-contre :

**Doc. 2. Tableau d'avancement**

- L'évolution des quantités de matière au cours de la transformation peut être suivie grâce à un tableau d'avancement.
- On considère le cas suivant :  
 $n_0(\text{CH}_4) = 4 \text{ mol}$  et  $n_0(\text{O}_2) = 10 \text{ mol}$

Équation chimique		$1 \text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 1 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$			
État du système	Avancement $x$ en mol	Quantités de matière (mol)			
		$n(\text{CH}_4)$	$n(\text{O}_2)$	$n(\text{CO}_2)$	$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	0	4	10	0	0
États intermédiaires	1				
	2				
	3				
État final	4				

- L'équation de la réaction traduit un **bilan de matière** :  
 $1 \text{ mol}$  de  $\text{CH}_4$  réagit avec  $2 \text{ mol}$  de  $\text{O}_2$  pour former  $1 \text{ mol}$  de  $\text{CO}_2$  et  $2 \text{ mol}$  de  $\text{H}_2\text{O}$ .
- En notant  $x$  l'**avancement de la réaction**, grandeur exprimée en mole, on a aussi :  
 $1x \text{ mol}$  de  $\text{CH}_4$  réagit avec  $2x \text{ mol}$  de  $\text{O}_2$  pour former  $1x \text{ mol}$  de  $\text{CO}_2$  et  $2x \text{ mol}$  de  $\text{H}_2\text{O}$ .

Ainsi, les quantités des réactifs diminuent selon :

$$n(\text{CH}_4) = 4 \text{ mol} - 1x \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = 10 \text{ mol} - 2x \text{ mol}$$

et les quantités des produits augmentent selon :

$$n(\text{CO}_2) = 0 \text{ mol} + 1x \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0 \text{ mol} + 2x \text{ mol}$$

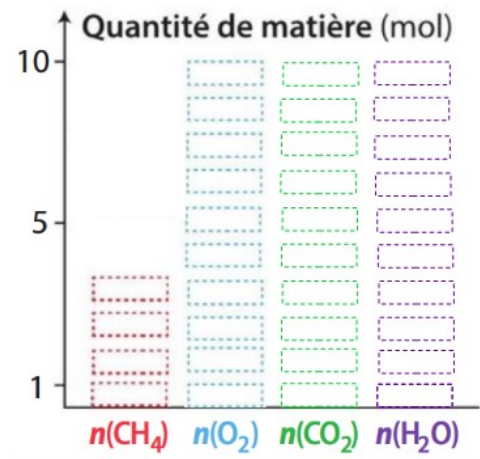
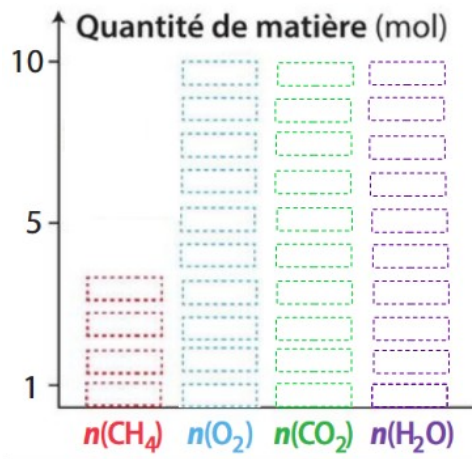
**Questions :**

1) a - Remplir le tableau d'avancement:

Équation chimique		$1 \text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 1 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$			
État du système	Avancement $x$ en mol	Quantités de matière (mol)			
		$n(\text{CH}_4)$	$n(\text{O}_2)$	$n(\text{CO}_2)$	$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	0	4	10	0	0
États intermédiaires	1				
	2				
	3				
État final	4				

b - Compléter l'historgramme pour  $x = 0$  mol.

c - Compléter l'historgramme pour  $x = 4$  mol.



2) Identifier les réactif limitant. Justifier.

3) Est-ce en accord avec la méthode apprise en seconde pour déterminer le réactif limitant ?

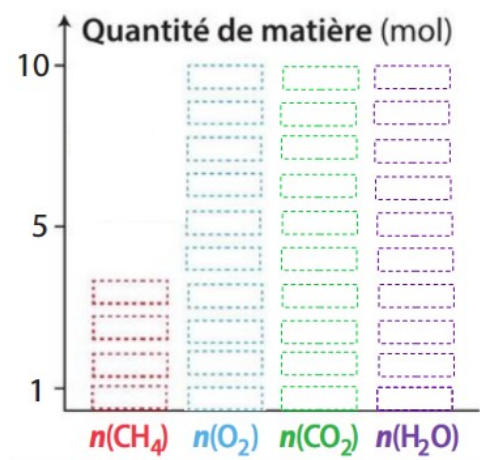
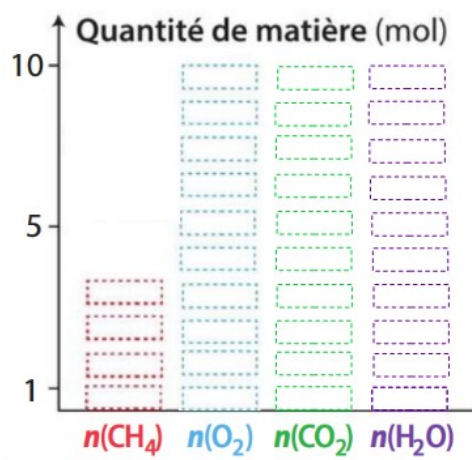
4) a- On considère maintenant l'état initial suivant : 4 mol de  $\text{CH}_4$  et 8 mol de  $\text{O}_2$ .

Remplir le tableau d'avancement :

Équation chimique		$1 \text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 1 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$			
État du système	Avancement $x$ en mol	Quantités de matière (mol)			
		$n(\text{CH}_4)$	$n(\text{O}_2)$	$n(\text{CO}_2)$	$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	0			-	-
États intermédiaires	1				
	2				
	3				
État final	4				

b - Compléter l'historgramme pour  $x = 0$  mol.

c - Compléter l'historgramme pour  $x = 4$  mol.



d - Que pouvez-vous dire des proportions de ce mélange ? Justifier.