



# **Les problèmes stoechiométriques, une difficulté majeure pour les élèves.**

## **Pourquoi ?**

**(P. Snauwaert)**

Exposé Forfor 2010

21 et 22 janvier

Namur

# Constats

Recherche FUNDP  
(Mr Marc Romainville)  
DET

« Prérequis et préacquis »



Enquêtes : Passeports pour le Bac

En chimie:

Les questions les moins bien réussies sont  
celles portant sur les problèmes  
stoechiométriques



Taux de réussite < 25 %

## Exemples de questions

Dia supprimée : recherche en cours sur  
les passeports pour le bac  
FUNDP

## Les programmes

**Y a-t-il des changements ?**

### Programme de chimie 4<sup>e</sup> SG 2001

**Mise en relation des compétences spécifiques et des savoirs**

Compétences spécifiques	Savoirs
Résoudre des problèmes de stoechiométrie dans le cas de réactions complètes.	Equation-bilan d'une réaction. Stoechiométrie

#### **Explications concernant certains savoirs et compétences**

Effectuer une lecture moléculaire, molaire et pondérale d'équations de réactions chimiques.

Résoudre des problèmes stoechiométriques relatifs, de préférence, à des processus industriels ou à des processus liés à l'environnement, à la vie domestique ou à la biologie.

#### **Ne pas aborder à ce stade**

Les problèmes avec excès ou défaut de réactifs ou qui comportent plus d'une réaction

## Programme de chimie 4<sup>e</sup> SG 2009

### 4.2.2. Tableau des savoirs

Stoechiométrie d'une transformation chimique

### 4.2.3. Articulation des contenus

Contenus	Développements attendus
Stoechiométrie d'une transformation chimique	Prévoir des quantités de réactifs et de produits, <b>y compris lorsque les réactifs ne sont pas en proportions stoechiométriques.</b> Lire une équation chimique en moles. Suivre le mode opératoire d'une expérience de chimie comportant des mesures de masses et de volumes en respectant les consignes.

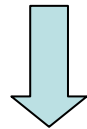
#### Liens et limites

Nomenclature : chaque rencontre avec une substance est l'occasion d'un bref exercice de nomenclature

- NB :
- a) Sciences de base → pas de problèmes en excès
  - b) Plus de lecture pondérale

Pourquoi ce changement ?

1. Le programme s'inscrit toujours dans une pédagogie par compétence



Réalisation de **tâches** par les élèves



Tâche contextualisée, ...

2. Concept de réactif en excès ou par défaut → 3<sup>e</sup> degré ???



5<sup>e</sup> : définition d'une réaction complète

: exercices de cinétique

6<sup>e</sup> : (aspects quantitatifs de la réaction incomplète)

: titrage pHmétrique

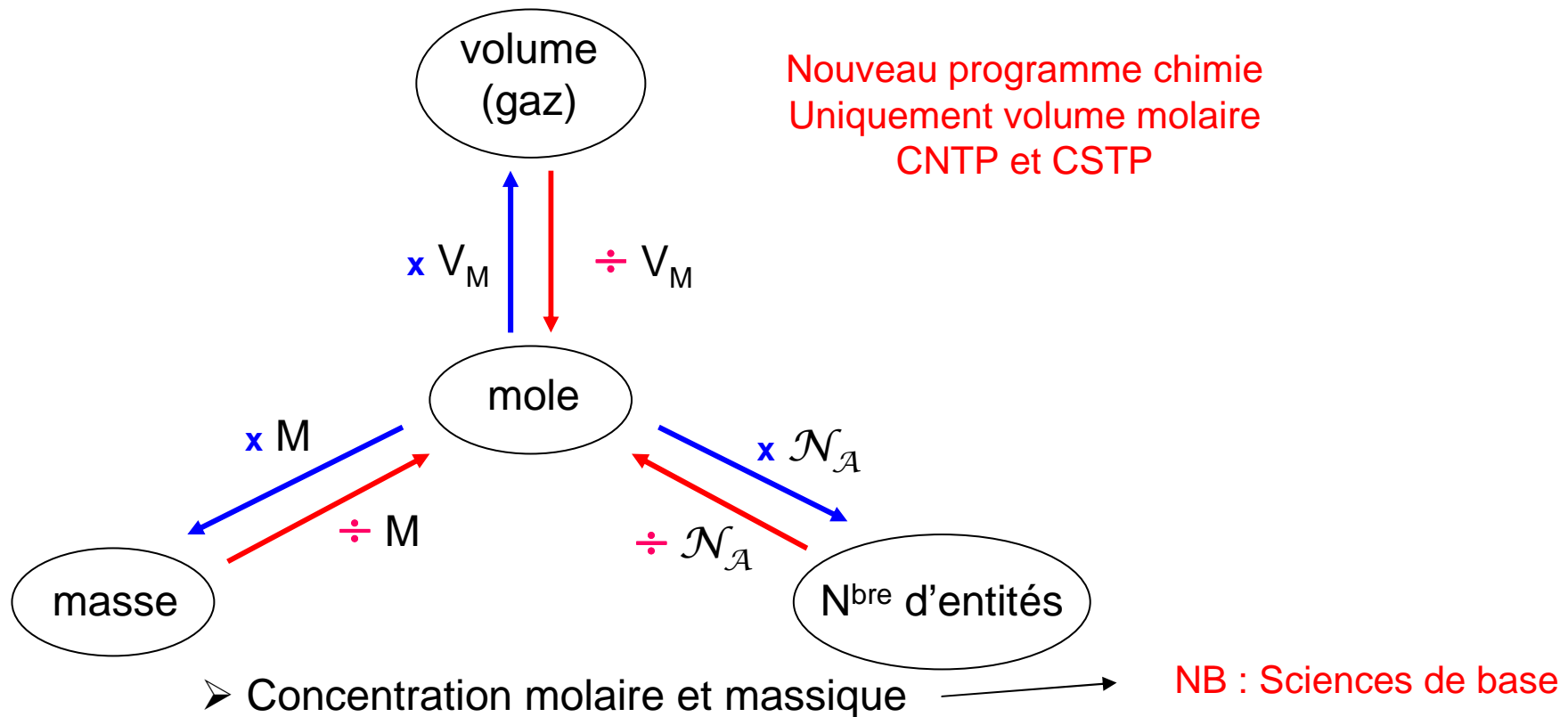
# Résolution de problèmes stoechiométriques

→ Vérification des prérequis

→ Mise en place d'une méthode de résolution

## A. Listes de prérequis

- Formules moléculaires (notion d'indices)
- Ecriture, pondération et lecture d'une équation chimique
- Conversion des quantités de matière

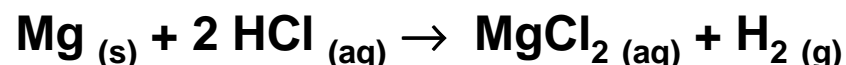


## B. Signification des coefficients stoechiométriques

Soit le problème suivant :

*"Une solution d'acide chlorhydrique réagit avec du magnésium solide pour produire du chlorure de magnésium en solution et du dihydrogène gazeux. Quel volume d'acide chlorhydrique  $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$  est nécessaire pour faire réagir complètement 1 g de magnésium?"*

### Écriture de l'équation chimique



*Dans la mesure du possible, mettre les états de la matière*

### Lecture de l'équation chimique

En 3<sup>e</sup> : lecture atomique et/ou moléculaire dans laquelle les coefficients représentent des **rappports**

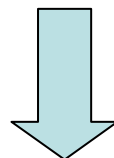
En 4<sup>e</sup> : lecture molaire



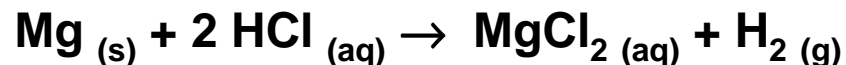
Pour certains élèves :  
coefficients = quantités de matière

Dia supprimée : recherche en cours sur  
les passeports pour le bac  
FUNDP

**Il faut que les élèves assimilent que les coefficients stoechiométriques ne sont pas des quantités de matière exprimées en mol**



**Pour une même équation chimique, plusieurs lectures molaires sont possibles**



1<sup>ère</sup> lecture

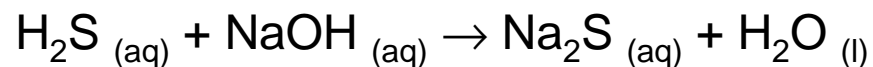
*Une mole de magnésium et deux moles d'acide chlorhydrique réagissent pour former une mole de chlorure de magnésium et une mole de dihydrogène*

2<sup>ème</sup> lecture possible

*0,3 mole de magnésium et 0,6 mole d'acide chlorhydrique réagissent pour former 0,3 mole de chlorure de magnésium et 0,3 mole de dihydrogène."*

## Proposer des exercices sur les lectures molaires

Soit l'équation chimique suivante non pondérée:



- Nomme les différents corps chimiques et pondère l'équation.
- Réalise la lecture molaire de l'équation chimique sachant que 0,3 mol d' $\text{H}_2\text{S}$  doit être neutralisée par le NaOH.

Avantage : l'élève s'exerce sur le **calcul des rapports en mol.** qui sera indispensable pour la résolution de problèmes stoechiométriques avec des quantités de matière exprimées dans d'autres unités

Une première explication à la difficulté que les élèves rencontrent pour résoudre des problèmes stoechiométriques est liée au sens qu'ils donnent aux coefficients

## C. Méthodes de résolution d'un problème stoechiométrique

Il existe plusieurs méthodes avec de nombreuses variantes

Comparaison de deux méthodes

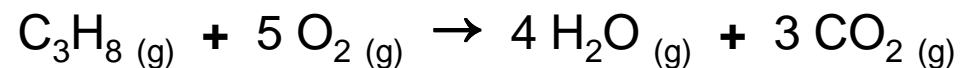
« méthode du bilan de matière »

« méthode de la lecture molaire »

Exemple

*Quelle masse d'eau et quelle volume de dioxyde de carbone dans les conditions CNTP, obtient-on en brûlant 22 g de propane (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) ?*

1<sup>e</sup> étape : Ecriture de l'équation chimique



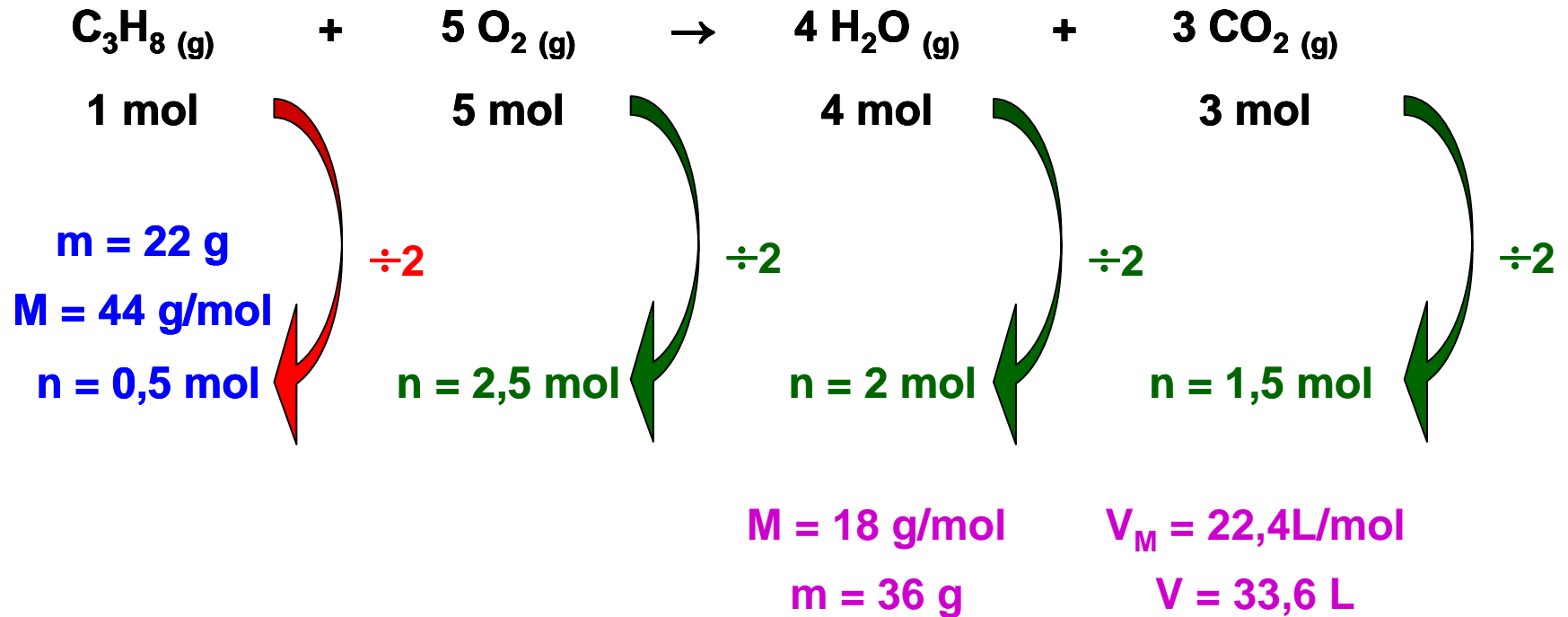
2<sup>ème</sup> étape : dresser le tableau du bilan de matière

<b>C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> (g) + 5 O<sub>2</sub> (g) → 4 H<sub>2</sub>O (g) + 3 CO<sub>2</sub> (g)</b>				
<b>m = 22 g</b>		<b>m = ?</b>		<b>V = ?</b>
<b>M = 44 g/mol</b>				
<b>n<sub>i</sub></b>	<b>0,5</b>		<b>0</b>	<b>0</b>
<b>n<sub>r</sub></b>	<b>- 0,5</b>	<b>- 2,5</b>	<b>+ 2</b>	<b>+ 1,5</b>
<b>n<sub>f</sub></b>	<b>0</b>		<b>2</b>	<b>1,5</b>
			<b>M = 18 g/mol</b>	<b>V<sub>M</sub> = 22,4L/mol</b>
			<b>m = 36 g</b>	<b>V = 33,6 L</b>

- a. Insérer les données et inconnues
- b. Convertir les données en nombre de moles
- c. Insérer les données implicites (déduction)
- d. Utiliser correctement des coefficients → n<sub>r</sub>
- e. Compléter le tableau (remplir les cases de n)
- f. Calcul des inconnues

NB : lecture molaire  
se fait à partir de la  
ligne n<sub>r</sub>

Comparaison avec la méthode par lecture molaire



- Réaliser la lecture molaire
- A partir des données, déterminer le nombre de moles d'un des composés
- Etablir le rapport
- Appliquer ce rapport aux autres composés
- Calculer les inconnues

Cette procédure cadre bien avec l'ancien programme car on ne traite pas les excès ou défaut de réactifs

## Les problèmes avec excès

### Exemple

Quelle masse de sulfate de sodium obtient-on en mélangeant 8 g d'hydroxyde de sodium dans 50 mL d'acide sulfurique 1 mol/L ?

<b>2 NaOH<sub>(s)</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4 (aq)</sub> → Na<sub>2</sub>SO<sub>4 (aq)</sub> + 2 H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub></b>				
<b>m = 8 g</b>		<b>V = 0,050 L</b>		<b>m = ?</b>
<b>M = 40 g/mol</b>		<b>C = 1M</b>		
<b>n<sub>i</sub></b>	<b>0,2</b>	<b>0,05</b>	<b>0</b>	
<b>n<sub>r</sub></b>	<b>- 0,1</b>	<b>- 0,05</b>	<b>+ 0,05</b>	<b>+ 0,1</b>
<b>n<sub>f</sub></b>	<b>0,1</b>	<b>0</b>	<b>0,05</b>	
			<b>M = 142 g/mol</b>	
			<b>m = 7,1 g</b>	

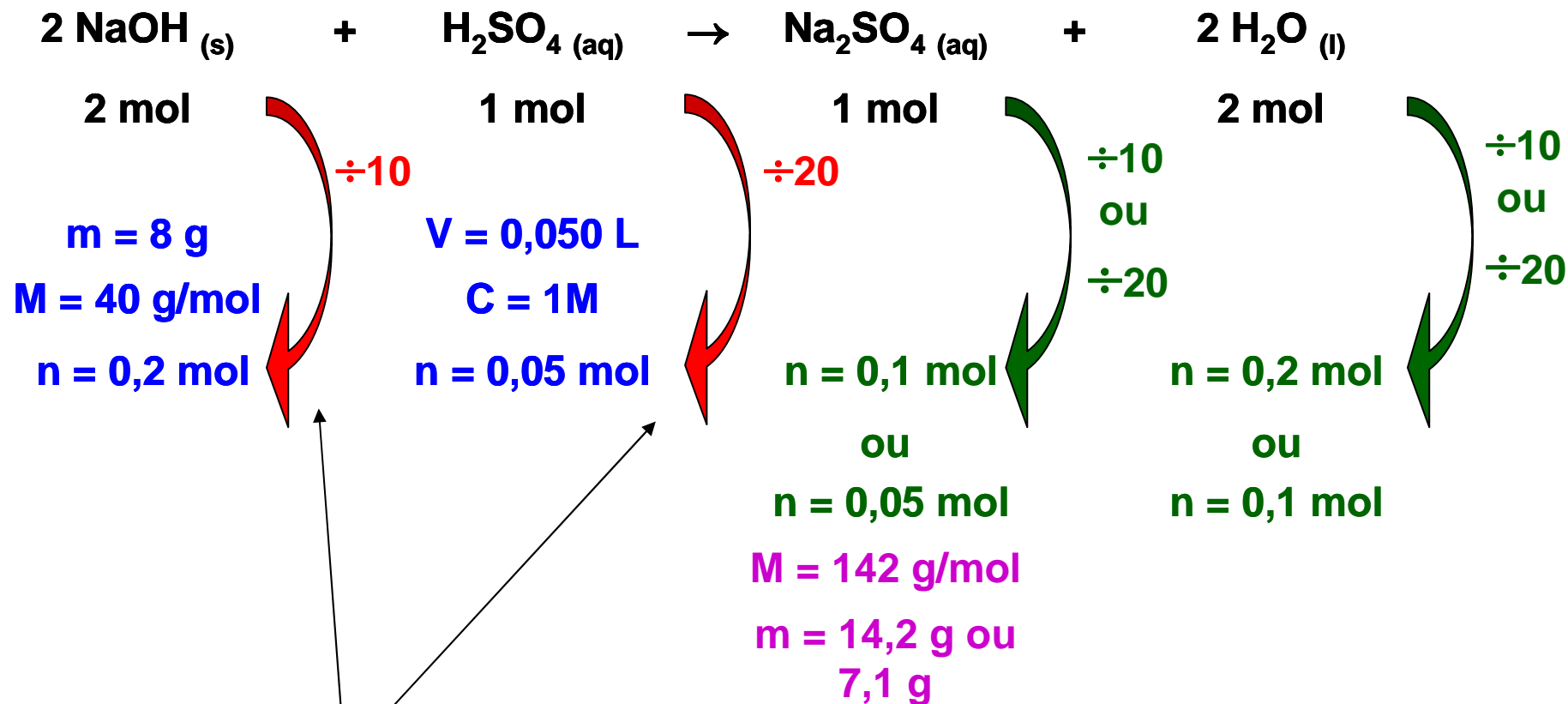
**Il y a une difficulté supplémentaire qui provient du choix du réactif en défaut.**

Mais si l'élève se trompe, il aura des valeurs négatives dans n<sub>f</sub>.  
On peut lui demander de rester critique vis-à-vis de son résultat.

	<b>2 NaOH</b> (s)	+	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> (aq)	→	<b>Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> (aq)	+	<b>2 H<sub>2</sub>O</b> (l)
	m = 8 g M = 40 g/mol		V = 0,050 L C = 1M		m = ?		
n <sub>i</sub>	0,2		0,05		0		
n <sub>r</sub>	- 0,2		- 0,1		+ 0,1		+ 0,2
n <sub>f</sub>	0		- 0,05		0, 1		
					M = 142 g/mol m = 14,2 g		

L'élève dispose un moyen de vérification s'il fait une erreur dans le choix du réactif en défaut

Même problème avec l'autre méthode



Pour l'élève,

Lequel choisir ?

Pas de valeur négative pour rester critique vis-à-vis de son résultat

Comment déterminer l'excès de la réaction?

## Les problèmes associés aux réactions incomplètes

→ Matière de 5<sup>e</sup> dans le nouveau programme

### Exemple

Dans un ballon de 500 mL chauffé à 450°C, on introduit 0,2 mol de dihydrogène et 50,76 g de diiode sous forme gazeuse. De l'iodure d'hydrogène gazeux se forme. La réaction n'étant pas complète, rechercher les concentrations à l'équilibre des différents constituants en sachant que la constante d'équilibre à cette température est égale à 50.

	$\text{H}_2 \text{ (g)}$	+	$\text{I}_2 \text{ (g)}$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{ HI (g)}$
<b>V = 0,5L</b>	<b>m = 50,76 g</b>				
<b>Kc = 50</b>	<b>M = 253,8 g/mol</b>				
$n_i$	<b>0,2</b>		<b>0,2</b>		<b>0</b>
$n_r$	<b>- x</b>		<b>- x</b>		<b>+ 2 x</b>
$n_{\text{éq}}$	<b>(0,2 - x)</b>		<b>(0,2 - x)</b>		<b>2 x</b>
[ ]	<b>(0,2 - x)/0,5</b>		<b>(0,2 - x)/0,5</b>		<b>(2 x)/0,5</b>

☹ Le prof. de chimie doit souvent **développer** ou redévelopper cette méthode au 3<sup>e</sup> degré pour l'approche quantitative des réactions incomplètes aboutissant à un état d'équilibre

Si plusieurs méthodes peuvent être développées en 4<sup>e</sup> pour résoudre des problèmes stoechiométriques, la résolution de problèmes stoechiométriques associés à des réactions incomplètes, au 3<sup>e</sup> degré, impose de travailler avec la méthode du bilan de matière.

**Pourquoi ne pas la mettre en œuvre dès la 4<sup>e</sup> ?**

**ou**

**Pourquoi ne pas travailler en concertation entre collègues pour que les élèves ne rencontrent qu'une seule méthode durant leurs études secondaires ?**

**Une deuxième explication à la difficulté que les élèves rencontrent pour résoudre des problèmes stoechiométriques peut provenir des différentes méthodes qu'ils rencontrent dans leur parcours scolaire en Humanités**

**Merci de votre attention**