

COMMENT ET QUAND DANS UNE ANNÉE SCOLAIRE EXPLOITER UNE ÉQUATION DE RÉACTION CHIMIQUE ?

Ce sujet détournent nombre d'élèves pourtant intrigués et intéressés par l'atomistique, les structures moléculaires ou tout ce qui lie la chimie à l'actualité.

Dès que des moles ou du quantitatif intervient dans un cours ou des travaux pratiques, ça bloque.

L'exemple le plus spectaculaire est celui-ci : le biais de perception d'une équation qui dit à l'inconscient que quand on mélange les réactifs sans respecter la stoechiométrie la réaction de démarrera pas.

Les raisons sont au moins deux.

1° Le subconscient inhibe tout raisonnement ou toute logique arithmétique si on ne dit pas aux élèves comment on a su les masses molaires : d'où viennent les 16 g mol^{-1} de l'oxygène ? Des mesures sur une mole d'atomes ? Mais d'où est sorti le $6,02 \times 10^{23}$ atomes par mole de ce brave Avogadro, alors qu'à son époque nul ne pouvait obtenir une image d'un atome parce qu'ils sont trop petits ?

2° Trop d'élèves interprètent une équation comme la prévision des quantités produites si la réaction est totale et expérimentée en mélangeant exactement les proportions stoechiométriques des réactifs.

Vu le manque de temps imposé par les décideurs de la politique de la République aux collègues, résoudre ces difficultés exigent une argumentation aussi rapide qu'efficace.

La rapidité : au lieu d'introduire pas à pas l'interprétation des formules chimiques moléculaires ou statistiques, puis l'équilibrage des coefficients stoechiométriques, puis la mole et les quantités de matière en moles, puis les réactifs limitants ou en excès allons droit au but : qu'est-ce qu'on demande dans les "problèmes de chimie" ? La composition du mélange en grammes ou en litres une fois la réaction arrêtée, en équilibre ou totale.

Solution : initier avant de parler de molécule ou d'atome !

Les pionniers de la chimie ont tout raisonné en grammes, litres ou millilitres. Ça s'appelait "loi de la proportion fixe". *Stoechiométrie* signifie *proportion correcte* ou disons plutôt *optimale*, parce qu'on cherchait les conditions donnant des produits non contaminés par des réactifs en excès. Elle régit non les quantités mélangées (c'est psychologiquement important) mais les variations de ces quantités. Qu'est-ce qu'on mélange ? Quelle proportion ? Que dit la *proportion fixe* ?

Un exemple est proposé. On ne parle ni de molécule, ni d'atome, ni de mole. Rien que des grammes ou des litres.

Il faut faire admettre que quelles que soient les quantités de réactifs mélangées et les unités avec lesquelles elles sont exprimées la réaction démarre de toute façon.

Initier aux bilans de réactions à partir des formules chimiques (Fe_2O_3 , C, Fe, CO_2) induit le biais de perception contraire. Montrons-nous patients !

Sans rien savoir des formules chimiques, des atomes, des molécules ou des moles, on peut initier à l'avancement d'une réaction et aux notions de réactifs limitant ou en excès.

Il faut persuader qu'en général les réactions expérimentales sont toujours "sales" et qu'il faut ensuite identifier les quantités inintéressantes ou les composants indésirables à extraire du mélange.

La mise en mouvement de la pensée et de la logique personnelle des élèves est essentielle pour réussir cette pédagogie.

Après une telle introduction, attendez-vous à une question d'élève comme *Madame, monsieur, comment explique-t-on cette loi de proportion fixe ?* Et promettez la réponse au cours suivant.

C'est parce que dans l'histoire de la chimie l'explication la plus simple fut dans les *petites masses* (latin *molecula*, diminutif de *mola* = masse). Elles cassent toutes de la même façon, donnant toujours les mêmes morceaux, qui se rassemblent autrement pour donner de nouvelles molécules, celles des produits. C'est complètement indépendant de la notion d'atomes. Eux, c'est l'explication des éléments chimiques. La révolution lavoisienne (pardon pour ce néologisme) a chronologiquement suivi et non précédé le concept moléculaire. D'ailleurs les chimistes de culture germanique n'ont jamais admis l'idée de sphères parfaites et incassables et Becquerel leur a donné raison !

Voici un exemple. Nous les profs savons la réaction sidérurgique $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \frac{3}{2} \text{C} \rightarrow 2 \text{Fe} + \frac{3}{2} \text{CO}_2$.

Préparation d'un cours

Avec des nombres entiers ça donne $2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} \rightarrow 4 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$. Avec les masses molaires 320 grammes d'oxyde de fer pur + 36 grammes de charbon pur donnent 224 grammes de fer + 132 de dioxyde de carbone. On allège la phrase avec des expressions françaises raccourcies :

320 g de minerai + 36 g de charbon \rightarrow 224 g de fer + 132 g de gaz carbonique. Note : quand on additionne séparément les masses des réactifs et des produits on obtient le même résultat : $356 = 356$ donc *rien ne se perd et rien ne se crée*.

Sous cette équation de réaction (car s'en est bien une) on dresse un tableau de proportion des quantités disparues et apparues en insérant une colonne pour le nombre x d'exemplaires de l'équation.

320 g de minerai + 36 g de charbon \rightarrow 224 g de fer + 132 g de gaz carbonique.

On peut postuler le volume molaire moléculaire dans les conditions de sa mesure (conditions normales de température et de pression, 273,15 K et 101 325 pascals) $V = \frac{8,314 \times 273,15}{101325} = 0,0224$ mètre cube par mole, puis

calculer la masse volumique $\mu = \frac{44}{0,0224} = 1964 \text{ g m}^{-3}$ et s'en servir pour proposer les données de l'énoncé.

Retour au cours :

L'énoncé est donc ceci.

L'expérimentation de la métallurgie du fer ou sidérurgie (du grec *sideros = fer*) donne les chiffres suivants.

320 grammes d'oxyde de fer pur + 36 grammes de charbon pur donnent 224 grammes de fer + 67,2 litres de dioxyde de carbone quand on les mesure dans les conditions normales de température et de pression, 273,15 K et 101 325 pascals.

Exemple de question : qu'obtiendra-t-on si on fait réagir 100 g de minerai pur avec 450 g de charbon ?

Le tableau des variations des quantités est celui-ci

Minerai (g)	Charbon (g)	\rightarrow	fer (g)	gaz (litre)	Justification
320	36	1	224	67,2	Tiré de l'équation
$320 x$	$36 x$	x	$224 x$	$67,2 x$	Déduit logiquement

La colonne sous la fléchette donne le nombre d'unités de réactions. **C'est une initiation au degré d'avancement.** Elle dit que si on a ces variations de quantités pour un exemplaire de réaction (1^{ère} ligne) alors quelles sont les variations pour x exemplaires (2^e ligne) ?

Nommons a , b , c et d les quantités présentes au début de la réaction.

Les quantités présentes en cours ou après la réaction sont $a - 320 x$, $b - 36 x$, $c + 224 x$ et $d + 67,2 x$.

L'inventaire des données donne $a = 100 \text{ g}$, $b = 50 \text{ g}$, c et d sont nuls.

Apprentissage de la résolution : le sens commun interdit les valeurs négatives de $a - 320 x$, $b - 36 x$, $c + 224 x$ et $d + 67,2 x$. On a donc deux cas à tester : 1° tout le minerai à disparu et 2° tout le charbon à disparu.

Comme beaucoup d'élèves se perdent dans les chiffres même quand ils sont bon en calcul, vaut mieux dresser un nouveau tableau de deux lignes sous le premier.

Minerai (g)	Charbon (g)	\rightarrow	fer (g)	gaz (litre)	Justification
$a - 320 x' = 0$	$b - 36 x'$	x'	$0 + 224 x'$	$0 + 67,2 x'$	Disparition du minerai
$a - 320 x''$	$b - 36 x'' = 0$	x''	$0 + 224 x''$	$0 + 67,2 x''$	Disparition du charbon

Mais là attention !

1° D'une ligne à l'autre le nombre d'exemplaires de la réaction changent ! D'où les x' et x'' .

2° Le deuxième tableau n'est plus un tableau de proportion. En effet on y inscrit les quantités présentes pour deux états de la réaction et non ce qui disparaît ou apparaît. On n'a donc pas intérêt à regrouper les deux tableaux en un seul.

Pour répondre à la question, on calcule x' et x'' puis on en déduit les inconnues demandées. Une ligne est admise et l'autre refusée.

Cas de disparition du minerai : $x = \frac{a}{320}$ donc $x = \frac{100}{320} = 0,3125$ donc

$b - 36 x = 50 - 0,3125 \times 36 = 50 - 11,25 = 38,75$. La ligne est admise. **C'est une initiation au réactif en excès.**

Cas de disparition du charbon : $b - 36 x = 0$ donne $x = \frac{b}{36}$ donc $x = \frac{50}{36} = 1,39$ donc

$a - 320 x = 50 - 444$ négatif. La ligne est refusée. **C'est une initiation au réactif limitant.**

Il faut ensuite calculer les quantités des produits $c + 224 x = 224 \times 0,3125 = 70$ et

$d + 67,2 x = 67,2 \times 0,3125 = 21$.

Il reste enfin à énoncer les chiffres demandés et les unités. Le mélange contiendra 38,75 g de charbon, 70 g de fer et un volume de 21 litres de gaz carbonique.