

FICHE METHODE

Construire le tableau d'avancement d'une réaction chimique

Problème à résoudre

1

Enoncé

Un chimiste réalise la réaction d'équation $aA + bB \rightarrow cC + dD$ dans un réacteur. Pour cela, il y introduit α moles de réactif A et β moles de réactif B. Construire le tableau d'avancement de la réaction et déterminer les quantités de produits C et D obtenues, ainsi que celle de réactif éventuellement en excès.

Commentaire

1) L'équation considérée ici met en jeu quatre espèces. Le raisonnement pour un nombre différent serait le même, à ceci près que le tableau d'avancement comporte autant de colonnes que d'espèces.

2) Dans l'équation chimique, les nombres a, b, c, d découlent de la nature de l'échange d'atomes qui se produit entre molécules. On ne peut pas changer leurs proportions, qui résultent des propriétés des corps. On peut seulement les multiplier tous par un même nombre. L'équation est la "recette" qui **donne** quelles **proportions** il faut utiliser **pour employer complètement** tous les "ingrédients" (**proportions stœchiométriques**).

2

3) Pour la *réaction* chimique dans le réacteur, c'est le chimiste qui choisit les quantités de réactifs qu'il introduit dans le récipient. S'il

respecte les proportions, c'est-à-dire si $\frac{\beta}{\alpha} = \frac{b}{a}$, alors tous les réactifs

sont consommés. Dans le cas contraire, s'il introduit trop d'un réactif, le réactif *en excès* se retrouve dans le réacteur en fin de réaction.

4) Le **tableau d'avancement** de la réaction peut être vu comme le tableau de bord de la réaction ; il **donne les quantités d'espèces présentes dans le réacteur au début, au cours et à la fin** de la réaction.

Méthode

Idee de la méthode

Le tableau d'avancement traduit que les quantités de réactifs consommées dans le réacteur, à un certain degré d'avancement, sont nécessairement proportionnelles aux coefficients de l'équation. Il en est de même des quantités de produits formés.

3

Description de la méthode

1) On choisit la **quantité x de A consommée** comme **indicateur du degré d'avancement de la réaction** dans le réacteur.

2) On trace un tableau avec autant de colonnes que d'espèces mises en jeu dans la réaction (ici 4) et avec 3 lignes correspondant à trois moments de la réaction : **état initial** (pas encore de A consommé donc $x=0$), **état intermédiaire** (x moles de A consommées), **état final** (le

réactif limitant [celui qui n'est pas en excès] est totalement consommé; il faudra déterminer ce réactif pour trouver x dans l'état final).

3) Sur la première ligne, on porte les quantités de réactifs introduites et 0 pour les produits puisque la réaction n'a pas débuté.

4) Sur la **deuxième ligne**, on porte **les quantités d'espèces présentes**, en cours de réaction, **lorsque x moles de A sont consommées** : par définition de x, il reste $\alpha - x$ moles de A ; l'équation de la réaction chimique indique que, quand a moles de A sont consommées, b moles de B sont aussi consommées ; c moles de C et d moles de D sont alors produites. Dans la réaction, lorsque x moles de A sont consommées, les quantités de B consommée ainsi que de C et D produites sont en proportion, selon les tableaux de proportionnalité :

	Equation	Réaction		Equation	Réaction
A consommé	a	x	A consommé	a	x
B consommé	b	x b/a	C produit	c	x c/a

	Equation	Réaction
A consommé	a	x
D produit	d	x d/a

Les quatre colonnes de la ligne "intermédiaire" contiennent donc $\alpha - x$, $\beta - x b/a$, $x c/a$ et $x d/a$.

5) Sur la troisième ligne, **l'état final** est atteint lorsque le réactif **limitant est épuisé**. Il faut donc déterminer **quel est le premier reste qui devient nul** : le reste de A ($\alpha - x = 0$?) ou celui de B ($\beta - x b/a = 0$?).

Or ces restes deviennent nuls pour $x = \alpha$ ou $x = \beta a/b$. Parmi ces deux valeurs, **c'est la première atteinte par x, c'est-à-dire la plus petite qui convient. On choisit donc selon la règle suivante :**

si $\alpha < \beta \frac{a}{b} \Rightarrow x = \alpha$, B est en excès, son reste est $\beta - \alpha \frac{b}{a}$,

si $\beta \frac{a}{b} < \alpha \Rightarrow x = \beta \frac{a}{b}$, A est en excès, son reste est : $\alpha - \beta \frac{a}{b}$.

Bien sûr, le reste en fin de réaction du réactif limitant est nul et **le reste calculé pour le réactif en excès doit être positif** : comme une seule des deux quantités $\beta - \alpha \frac{b}{a}$ et $\alpha - \beta \frac{a}{b}$ est positive, cela donne un autre moyen de choisir la bonne version de la dernière ligne.

6) On peut maintenant remplir le tableau d'avancement :

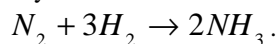
	A	B	C	D
Etat initial (x=0)	α	β	0	0
Etat intermédiaire (x de A cons.)	$\alpha - x$	$\beta - x b/a$	$x c/a$	$x d/a$
A limitant (x= α)	0	$\beta - \alpha b/a > 0$	$\alpha c/a$	$\alpha d/a$
Etat final OU -----	-----	-----	-----	-----
B limitant (x= $\beta a/b$)	$\alpha - \beta a/b > 0$	0	$\beta c/b$	$\beta d/b$

Si les deux restes sont nuls : réaction stœchiométrique !

Exemple d'application

Données

Un chimiste fait réagir 2 moles d'azote avec 7 moles d'hydrogène pour synthétiser de l'ammoniac selon la réaction d'équation :



Construire le tableau d'avancement de la réaction. Déterminer l'excès de réactif et la quantité d'ammoniac produite.

Résolution

On choisit la quantité x d'azote consommée comme indicateur du degré d'avancement de la réaction. L'équation indique que, pour **chaque** mole de N_2 consommée, la réaction consomme **3** moles de H_2 et produit **2** moles de NH_3 .

	N_2	H_2	NH_3
Etat initial ($x=0$)	2	7	0
Etat intermédiaire (x de N_2 consom.)	$2-x$	$7-3x$	$2x$
Etat final $x=2$? OU $7-3x=0$ soit $x=7/3$?	0 ? $-1/3$?	1 ? 0 ?	4 ? $14/3$?

La valeur 2, inférieure à $7/3 \approx 2,33$, est atteinte en premier ; on voit aussi que la deuxième "version" de la troisième ligne contient un reste négatif de N_2 , ce qui n'est pas possible.

C'est donc la première version de la ligne qui est correcte est, en définitive, le tableau exact est le suivant :

	N_2	H_2	NH_3
Etat initial ($x=0$)	2	7	0
Etat intermédiaire (x de N_2 consom.)	$2-x$	$7-3x$	$2x$
Etat final ($x=2$)	0	1	4

Il reste donc, à la fin de la réaction, 1 mole d'hydrogène en excès et la réaction a produit 4 moles d'ammoniac.

Vérification

En multipliant les deux côtés de l'équation de la réaction par 2, on obtient $2N_2 + 6H_2 \rightarrow 4NH_3$; ceci montre *directement* que la réaction de 2 moles de N_2 avec 6 moles de H_2 fournit 4 moles de NH_3 . Il doit donc rester 1 mole de H_2 inutilisée à la fin de la réaction.