

Réactions limitées

1. C'est quoi une réaction limitée ?

Une transformation est limitée si le taux d'avancement final de la réaction est inférieur à 1.. Une transformation limitée conduit à un état d'équilibre, où les concentrations des produits et des réactifs n'évoluent plus.

2. Comment savoir si une réaction est à l'équilibre ?

Équilibre chimique

1. **Réaction** complète : Se déroule jusqu'à épuisement d'un réactif au moins.
2. **Réaction** impossible : Aucune transformation n'est observée lorsqu'on met les réactifs en présence.
3. **Réaction équilibrée** : Dans cette **réaction**, on observe une transformation, mais aucun des réactifs ne sera épuisé totalement.

3. Comment savoir quel est le réactif limitant ?

Pour identifier le réactif limitant, il faut comparer les quantités de matière de chacun des réactifs. Cela permet ensuite de calculer les quantités de produits formés et celles des réactifs restants.

4. Comment trouver le réactif limitant sans calcul ?

Pour trouver le réactif limitant sans calcul, **il faut comparer les quantités molaires des réactifs avec leurs coefficients stœchiométriques dans l'équation chimique équilibrée.**

5. Pourquoi utiliser un réactif en excès ?

Ajouter un réactif en excès **permet d'augmenter l'avancement final d'une transformation non totale.** La probabilité d'avoir des chocs efficaces entre les molécules de réactifs est plus grande pour la réaction dans le sens direct.

6. Pourquoi utiliser un réactif en excès ?

Ajouter un réactif en excès **permet d'augmenter l'avancement final d'une transformation non totale.** La probabilité d'avoir des chocs efficaces entre les molécules de réactifs est plus grande pour la réaction dans le sens direct.

7. Quand la réaction est totale ?

Transformation totale : une transformation chimique est totale **si au moins l'un des réactifs a été entièrement consommé.** Transformation non totale : une transformation chimique est non totale si tous les réactifs sont encore présents à la fin de la réaction.

8. Quand un mélange est stœchiométrique ?

Un mélange est stœchiométrique **si les réactifs sont tous entièrement consommés à l'état final**, c'est donc le mélange le plus efficace. Le tableau d'avancement relatif à une réaction chimique permet de déterminer si, à partir des quantités initiales des réactifs, le mélange est stœchiométrique.

Équation de la réaction		$\text{CH}_{4(g)} + 2 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$			
État	Avancement x (mol)	n_{CH_4} (mol)	n_{O_2} (mol)	n_{CO_2} (mol)	$n_{\text{H}_2\text{O}}$ (mol)
Initial	0	$3,0 \times 10^{-3}$	$6,0 \times 10^{-3}$	0	0
En cours	x	$3,0 \times 10^{-3} - x$	$6,0 \times 10^{-3} - 2x$	x	$2x$
Final	x_{max}	$3,0 \times 10^{-3} - x_{\text{max}}$	$6,0 \times 10^{-3} - 2x_{\text{max}}$	x_{max}	$2x_{\text{max}}$

9. Comment calculer l'avancement maximal d'une réaction ?

Un avancement maximal se calcule, quelle que soit la réaction, à partir du tableau d'avancement. **Il se calcule à partir de la consommation totale d'un des réactifs.** Si la réaction est totale alors l'avancement final coïncide avec, sinon l'avancement final se détermine expérimentalement.

Équation chimique		$a A + b B \longrightarrow c C + d D$			
État du système	avancement (en mol)	$n(A)$	$n(B)$	$n(C)$	$n(D)$
État initial	0	$n_i(A)$	$n_i(B)$	0	0
État en cours de transformation	x	$n_i A - a \times x$	$n_i B - b \times x$	$c \times x$	$d \times x$
État final	x_f	$n_i A - a \times x_f$	$n_i B - b \times x_f$	$c \times x_f$	$d \times x_f$

10. C'est quoi l'avancement final ?

L'**avancement** noté x **est** une grandeur exprimée en mole, **qui** vaut zéro à l'état initial et **qui** augmente de manière continue jusqu'à atteindre sa valeur **finale** x_f à l'état **final**. La connaissance de la valeur de l'**avancement final** permet de calculer les quantités de matière des réactifs et des produits à l'état **final**.