

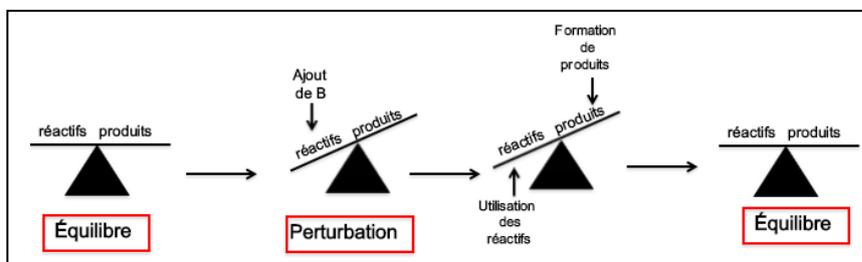
DOC1/ Perturbation de l'état d'équilibre

■ Soit une transformation chimique modélisée par l'équation : $a A_{(aq)} + b B_{(aq)} \xrightleftharpoons[\text{sens 2}]{\text{sens 1}} c C_{(aq)} + d D_{(aq)}$

Supposons que la réaction précédente ait atteint son état d'équilibre

↳ Que se passe-t-il si on perturbe l'équilibre en faisant varier la concentration (ou la température), des substances ?

↳ L'équilibre sera momentanément rompu, l'une des deux réactions va d'abord dominer au détriment de l'autre. Puis, selon une loi valable pour la plupart des phénomènes naturels, le système va trouver un nouvel état d'équilibre. .



le système va trouver un nouvel état d'équilibre. .

■ **Principe de Le Chatelier (1850-1936) :**

« Si un système à l'équilibre est soumis à une perturbation, il réagit de façon à s'opposer à cette perturbation. La réaction capable de diminuer la perturbation est favorisée »

Variation de la concentration des substances

- Si la concentration d'un des constituants augmente, le système évolue dans le sens de sa disparition.
- si la concentration d'un des constituants diminue, le système évolue dans le sens de sa formation.

Variation de la température

- Lorsque la réaction est **endothermique**, elle consomme de l'énergie pour se produire. Si on augmente la température, c'est-à-dire que l'on apporte de l'énergie, la réaction la consomme et la réaction est facilitée
- Lorsque la réaction est **exothermique**, elle dégage de l'énergie lorsqu'elle se produit. Si on augmente la température, c'est-à-dire que l'on apporte de l'énergie, on ne facilite en rien la réaction, et, au contraire, on s'oppose à son déroulement

Variation de la pression (par augmentation ou diminution du volume du récipient contenant le mélange réactionnel)

- Si aucune des espèces est gazeuse, la variation de la pression ne perturbe pas l'état d'équilibre
- Si on augmente la pression, l'équilibre se déplace dans le sens qui permet de diminuer la pression: donc du côté où il y a le plus de molécules de gaz vers le côté où il y a le moins de molécules de gaz

AP1/

Soit la réaction athermique entre l'acide éthanoïque CH_3CO_2H et le méthanol CH_3OH : $CH_3CO_2H(l) + CH_3OH(l) = CH_3CO_2CH_3(l) + H_2O(l)$; Dans quel sens est déplacé l'équilibre si :

On retire l'ester formé au fur et à mesure de sa formation	On retire l'eau au fur et à mesure de sa formation	On augmente la température de la réaction	On augmente la concentration de l'acide

AP2/

Pour les réactions suivantes l'équilibre dépend-il de la pression ? Si oui, indiquer le sens de déplacement de l'équilibre lorsque l'on augmente la pression

$\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} = 2 \text{NH}_{3(g)}$	$\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} = 2 \text{HI}_{(g)}$	$2 \text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} = 2 \text{CO}_{2(g)}$
$\text{N}_2\text{O}_{4(g)} = 2 \text{NO}_{2(g)}$	$\text{C}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)} = 2 \text{CO}_{(g)}$	

AP3/

1) Soit la réaction exothermique suivante : $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} = 2 \text{NH}_{3(g)}$

- Quelles sont les conditions optimales pour la synthèse de l'ammoniac NH_3 ?

- On réalise la réaction à haute pression
- On réalise la réaction à basse pression
- Le changement de pression n'a pas d'influence sur le rendement de la réaction
- On augmente le volume du récipient contenant le mélange réactionnel
- On diminue le volume du récipient contenant le mélange réactionnel
- On réalise la réaction à haute température
- On réalise la réaction à basse température
- Le changement de température n'a pas d'influence sur le rendement de la réaction

2) Soit la réaction endothermique suivante : $\text{CaCO}_3(s) = \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$

- Quelles sont les conditions optimales pour la décomposition du calcaire CaCO_3 ?

- On réalise la réaction à haute pression
- On réalise la réaction à basse pression
- Le changement de pression n'a pas d'influence sur le rendement de la réaction
- On augmente le volume du récipient contenant le mélange réactionnel
- On diminue le volume du récipient contenant le mélange réactionnel
- On réalise la réaction à haute température
- On réalise la réaction à basse température
- Le changement de température n'a pas d'influence sur le rendement de la réaction

3) Soit la réaction athermique suivante : $\text{AgNO}_3(l) + \text{KI}(l) = \text{AgI}(s) + \text{KNO}_3(l)$

- Quelles sont les conditions optimales pour la formation d'iodure d'argent

- On réalise la réaction à haute pression
- On réalise la réaction à basse pression
- Le changement de pression n'a pas d'influence sur le rendement de la réaction
- On augmente le volume du récipient contenant le mélange réactionnel
- On diminue le volume du récipient contenant le mélange réactionnel
- On réalise la réaction à haute température
- On réalise la réaction à basse température
- Le changement de température n'a pas d'influence sur le rendement de la réaction

DOC2/ Prévoir le sens d'évolution d'un système chimique

■ Soit une transformation chimique modélisée par l'équation : $a A_{(aq)} + b B_{(aq)} \xrightleftharpoons[\text{sens 2}]{\text{sens 1}} c C_{(aq)} + d D_{(aq)}$

Quotient de réaction	Constante d'équilibre
$Q = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$	$K = Q_{\text{eq}} = \frac{[C]_{\text{eq}}^c \times [D]_{\text{eq}}^d}{[A]_{\text{eq}}^a \times [B]_{\text{eq}}^b}$

▪ Si à l'instant initial les espèces A, B, C et D sont présentes dans le milieu réactionnel, comment peut-on prévoir dans quel sens la réaction va se dérouler spontanément ?

↳ On calcule le quotient de réaction initial Q_i

(1) lorsque $Q_i < K$:

Le système évolue de façon à obtenir $Q = K$

Pour cela, Q doit augmenter : les concentrations [C] et [D] des produits doivent alors augmenter et les concentrations [A] et [B] des réactifs doivent diminuer.

Ceci implique la consommation des réactifs A et B au profit de la fabrication des produits C et D :

↳ **la réaction évolue dans le sens direct 1.**

(2) lorsque $Q_i = K$: L'état d'équilibre est atteint. **Macroscopiquement, le système n'évolue plus.****(3) lorsque $Q_i > K$:**

Le système évolue de façon à obtenir $Q = K$

Pour cela, Q doit diminuer : les concentrations [C] et [D] des produits doivent alors diminuer et les concentrations [A] et [B] des réactifs doivent augmenter.

Ceci implique la consommation des produits C, et D au profit de la fabrication des réactifs A et B :

↳ **la réaction évolue dans le sens indirect 2.**

AP4/

On dispose de 4 solutions :

S_1 : solution d'acide méthanoïque $\text{HCO}_2\text{H}_{(aq)}$:

$$[\text{HCO}_2\text{H}]_{S_1} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

S_2 : solution de méthanoate de sodium ($\text{Na}^+_{(aq)}$; $\text{HCO}_2^-_{(aq)}$) :

$$[\text{HCO}_2^-]_{S_2} = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

S_3 : solution de chlorure de méthylammonium ($\text{CH}_3\text{NH}_3^+_{(aq)}$; $\text{Cl}^-_{(aq)}$) :

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]_{S_3} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

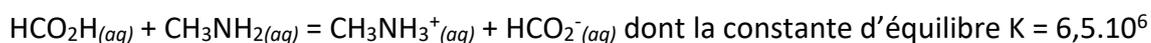
S_4 : solution aqueuse de méthylamine $\text{CH}_3\text{NH}_2_{(aq)}$:

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2]_{S_4} = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

On réalise le mélange suivant :

$$V_1 = 20,0 \text{ mL de } S_1 \quad V_2 = 25,0 \text{ mL de } S_2 \quad V_3 = 30,0 \text{ mL de } S_3 \quad V_4 = 25,0 \text{ mL de } S_4$$

On donne l'équation suivante



On désire savoir dans quel sens va évoluer spontanément le système chimique constitué du mélange des 4 espèces

Calculons les concentrations de HCO_2H , HCO_2^- , CH_3NH_3^+ et CH_3NH_2 juste après le mélange (mais avant réaction).

!! Les espèces subissent une dilution !!

HCO_2H subit une dilution par	HCO_2^- subit une dilution par
$[\text{HCO}_2\text{H}]_{\text{mélange initial}} =$	$[\text{HCO}_2^-]_{\text{mélange initial}} =$

CH_3NH_3^+ subit une dilution par	CH_3NH_2 subit une dilution par
$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]_{\text{mélange initial}} =$	$[\text{CH}_3\text{NH}_2]_{\text{mélange initial}} =$

Expression du quotient de réaction initial	Valeur du quotient de réaction initial
$Q_r(i) =$	$Q_r(i) =$

Conclusion

.....

.....

.....

.....