



Evolution d'un système chimique

Activité Dirigée

DOC1/ Perturbation de l'état d'équilibre

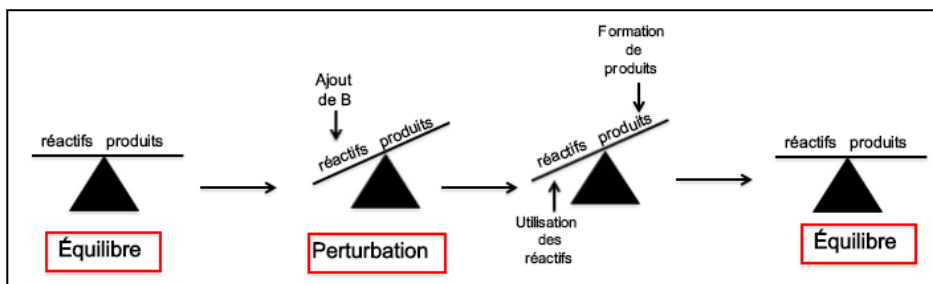
■ Soit une transformation chimique modélisée par l'équation : $a A_{(aq)} + b B_{(aq)} \xrightleftharpoons[\text{sens 2}]{\text{sens 1}} c C_{(aq)} + d D_{(aq)}$

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.** .



■ 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

APP1 La réaction entre l'acide éthanoïque CH_3CO_2H et le méthanol CH_3OH forme un ester $CH_3CO_2CH_3$ et de l'eau suivant la réaction : $CH_3CO_2H_{(l)} + CH_3OH_{(l)} = CH_3CO_2CH_3_{(l)} + H_2O_{(l)}$; La réaction est athermique

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

APP2 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

$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) = 2 \text{NH}_3(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) = 2 \text{HI}(\text{g})$	$2 \text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{CO}_2(\text{g})$
$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) = 2 \text{NO}_2(\text{g})$	$\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) = 2 \text{CO}(\text{g})$	

APP3

1) Soit la réaction exothermique suivante : $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) = 2 \text{NH}_3(\text{g})$

- 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 : $\text{CaCO}_3(\text{s}) = \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

- 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 : $\text{AgNO}_3(\text{l}) + \text{KI}(\text{l}) = \text{AgI}(\text{s}) + \text{KNO}_3(\text{l})$

- 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: $a A_{(aq)} + b B_{(aq)} \xrightleftharpoons[\text{sens 2}]{\text{sens 1}} c C_{(aq)} + d D_{(aq)}$

<p>Le quotient de réaction est</p> $Q = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$	<p>La constante d'équilibre est</p> $K = Q_{\text{eq}} = \frac{[C]_{\text{eq}}^c \times [D]_{\text{eq}}^d}{[A]_{\text{eq}}^a \times [B]_{\text{eq}}^b}$
---	--

▪ 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.**

APP4 On dispose de 4 solutions :

S₁ : solution d'acide méthanoïque HCO₂H_(aq) dans laquelle [HCO₂H]_{S1} = 2,0.10⁻² mol.L⁻¹

S₂ : solution de méthanoate de sodium (Na⁺_(aq); HCO₂⁻_(aq)) dans laquelle [HCO₂⁻]_{S2} = 3,0.10⁻² mol.L⁻¹

S₃ : solution de chlorure de méthylammonium (CH₃NH₃⁺_(aq); Cl⁻_(aq)) dans laquelle [CH₃NH₃⁺]_{S3} = 2,0.10⁻² mol.L⁻¹

S₄ : solution aqueuse de méthylamine CH₃NH_{2(aq)} dans laquelle [CH₃NH₂]_{S4} = 3,0.10⁻² mol.L⁻¹ .

On réalise le mélange suivant :

V₁ = 20,0 mL de S₁ V₂ = 25,0 mL de S₂ V₃ = 30,0 mL de S₃ V₄ = 25,0 mL de S₄

On donne l'équation suivante

HCO₂H_(aq) + CH₃NH_{2(aq)} = CH₃NH₃⁺_(aq) + HCO₂⁻_(aq) dont la constante d'équilibre K = 6,5.10⁶

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

Calculons les concentrations de HCO₂H, HCO₂⁻, CH₃NH₃⁺ et CH₃NH₂ juste après le mélange (mais avant réaction).

!! Les espèces subissent une dilution !!

HCO ₂ H subit une dilution par	HCO ₂ ⁻ subit une dilution par
[HCO ₂ H] _{mélange initial} =	[HCO ₂ ⁻] _{mélange initial} =

CH ₃ NH ₃ ⁺ subit une dilution par	CH ₃ NH ₂ subit une dilution par
[CH ₃ NH ₃ ⁺] _{mélange initial} =	[CH ₃ NH ₂] _{mélange initial} =

Expression du quotient de réaction initial	Valeur du quotient de réaction initial
Q _r (i) =	Q _r (i) =

Conclusion

.....

