

Transformation et équilibre chimique

Au programme

Savoirs

- ◇ Décrire qualitativement et quantitativement un système chimique dans l'état initial ou dans un état d'avancement quelconque.
- ◇ Exprimer l'activité d'une espèce chimique pure ou dans un mélange dans le cas de solutions aqueuses très diluées ou de mélanges de gaz parfaits avec référence à l'état standard.
- ◇ Exprimer le quotient réactionnel.
- ◇ Identifier un état d'équilibre chimique.

Savoir-faire

- ◇ Déterminer une constante d'équilibre.
- ◇ Prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système chimique.
- ◇ Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique ou de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique.



Sommaire

| | |
|--|----------|
| I Avancement d'une réaction | 2 |
| A Présentation | 2 |
| B Coefficients stœchiométriques algébriques | 3 |
| II États d'équilibre et final d'un système chimique | 3 |
| A Réactions totale et limitée | 3 |
| B Quantifications de l'avancement | 5 |
| C Quotient de réaction | 6 |
| D Constante d'équilibre | 7 |
| III Évolution d'un système chimique | 8 |
| A Quotient réactionnel et sens d'évolution | 8 |
| B Cas des ruptures d'équilibre | 9 |
| C Résumé | 10 |

I Avancement d'une réaction

A Présentation

On considère la réaction de combustion du méthane :

Lorsqu'**une** molécule de méthane réagit, **deux** molécules de dioxygène sont consommées et il se crée **une** molécule de dioxyde de carbone et **une** d'eau. Cette réaction part de conditions initiales et avance dans le temps, jusqu'à ce qu'elle s'arrête. Pour rendre compte de cette évolution, on introduit une grandeur : l'**avancement molaire**.

Avancement molaire

Unités

Ainsi, quand ξ (se prononce « ksi ») moles de CH_4 réagissent, 2ξ moles de O_2 sont consommées pour augmenter de ξ moles la quantité de matière de CO_2 et de 2ξ moles celle de l'eau.

On détermine cet avancement grâce à un **tableau d'avancement** :

Tableau d'avancement

Le **tableau d'avancement** est l'outil central pour étudier une réaction chimique. Il est composé de 3 ou 4 lignes, comprenant

- 1)
- 2)
- 3)
- 4)

| Équation | | aA | + | bB | \rightarrow | cC | + | dD |
|----------|---------------------|-------------------|---|-------------------|---------------|-------------------|---|-------------------|
| État | Avance ^t | $n(A)$ | | $n(B)$ | | $n(C)$ | | $n(D)$ |
| Initial | $\xi = 0$ | $n_0(A)$ | | $n_0(B)$ | | $n_0(C)$ | | $n_0(D)$ |
| Interm. | ξ | $n_0(A) - a\xi$ | | $n_0(B) - b\xi$ | | $n_0(C) + c\xi$ | | $n_0(D) + d\xi$ |
| Final | ξ_f | $n_0(A) - a\xi_f$ | | $n_0(B) - b\xi_f$ | | $n_0(C) + c\xi_f$ | | $n_0(D) + d\xi_f$ |

Remplissez le tableau suivant pour la combustion du méthane :

| Équation | | $\text{CH}_{4(g)}$ | + | $2\text{O}_{2(g)}$ | \rightarrow | $\text{CO}_{2(g)}$ | + | $2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ |
|----------|-----------|--------------------|---|--------------------|---------------|--------------------|---|-----------------------------|
| Initial | $\xi = 0$ | | | | | | | |
| Interm. | ξ | | | | | | | |

Quand on travaille à volume fixe, il peut être utile de travailler directement avec les concentrations, donc avec $c_i = n_i/V$ avec V le volume. On peut donc définir l'avancement volumique :

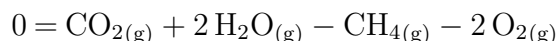
Avancement volumique

On définit x l'**avancement volumique** de la réaction, tel que

Unités

B Coefficients stœchiométriques algébriques

Comme il est maintenant d'usage de le faire, on peut généraliser l'écriture d'une réaction en faisant passer tous les termes d'un même côté. Par exemple, pour la combustion du méthane :



Ceci fait apparaître les **coefficients stœchiométriques algébriques**, que l'on note ν_i (se lit « nu »). Une équation bilan peut donc se mettre sous la forme générale

avec X_i les espèces intervenant dans la réaction. On a donc $\nu_i > 0$ si X_i est un produit, et $\nu_i < 0$ si c'est un réactif. Dans l'exemple de la combustion du méthane, on a

On peut donc généraliser la quantité de matière d'un composant directement avec les coefficients algébriques :

avec $n(X_i)$ la quantité de matière de l'élément X_i , $n_0(X_i)$ sa quantité initiale et ξ l'avancement.

Transition

On peut trouver différents états finaux selon les propriétés des réactions et la composition initiale de celles-ci. Introduisons un peu de vocabulaire pour distinguer ces cas et les étudier.

II États d'équilibre et final d'un système chimique**A Réactions totale et limitée****Avancements final et maximal, réactions totale et limitée**

Final ou maximal

Totale ou limitée

II.A.1 Réaction totale

Reprenons l'exemple initial, et déterminons l'avancement final en supposant que l'on part avec

$$n_{\text{CH}_4}^0 = 2 \text{ mol} \quad \text{et} \quad n_{\text{O}_2}^0 = 3 \text{ mol}$$

et que la réaction est totale.

Réactif limitant

Pour trouver quel réactif est limitant, on cherche quelle expression entre $n_{\text{CH}_4}^0 - \xi_{\text{max}}$ et $n_{\text{O}_2}^0 - 2\xi_{\text{max}}$ donne **le plus petit** ξ_{max} .

◇

◇

C'est donc le _____ qui est limitant, et l'avancement maximal est de _____.

On complète alors le tableau d'avancement :

| Équation | | CH _{4(g)} | + | 2O _{2(g)} | → | CO _{2(g)} | + | 2H ₂ O _(g) |
|---------------|--------------------|--------------------|---|--------------------|---|--------------------|---|----------------------------------|
| Initial (mol) | $\xi = 0$ | | | | | | | |
| Interm. (mol) | ξ | | | | | | | |
| Final (mol) | ξ_{max} | | | | | | | |

Il existe des situations où **tous les réactifs** sont limitant, c'est-à-dire que l'avancement maximal met à 0 toutes les quantités de matière dans l'état final. On dit alors que les réactifs ont été introduits en **proportions stœchiométriques** :

Proportions stœchiométriques

Proportions stœchiométriques

Si c'est le cas, alors les réactifs vérifient

Réactions totales

Pour répondre à un exercice avec une réaction totale :

- 1)
- 2)
- 3)
- 4)
- 5)

Exercice

Lorsque l'on met du zinc solide dans une solution d'acide chlorhydrique, on observe un dégagement de dihydrogène et la formation d'ions zinc Zn^{2+} .

Le système initial est composé de 0,11 g de zinc et d'une solution de 20 mL d'acide chlorhydrique à $5,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

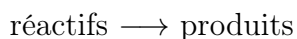
Déterminer le volume de dihydrogène formé.

Le volume molaire des gaz est $24,5 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$, et la masse molaire du zinc est $M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

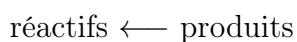
| Équation | | + | → | + |
|----------------|--------------------|---|---|---|
| Initial (mmol) | $\xi = 0$ | | | |
| Interm. (mmol) | ξ | | | |
| Final (mmol) | ξ_{max} | | | |

II.A.2 Réaction limitée

Une transformation limitée veut dire qu'il reste **toujours un peu de réactif et un peu de produit**. Ceci est possible puisqu'il peut se produire la réaction



mais dès que les produits sont présents, il peut aussi se passer



On dit alors qu'il y a **équilibre chimique** lorsque les **deux réactions ont des actions inverses l'une de l'autre**. On voit donc les écritures suivantes :

ou

B Quantifications de l'avancement

Il y a d'autres grandeurs utilisées pour décrire l'avancement :

Taux de conversion, coefficient de dissociation et rendement

Taux de conversion

On définit le taux de conversion d'un réactif X_i comme

Il vaut 0 à $t = 0$, et 1 s'il a complètement été consommé.

Coefficient de dissociation

Le coefficient de dissociation α est le taux de conversion dans le cas où **seul un réactif** se dissocie.

Rendement

Le rendement est le rapport entre l'avancement à un instant t et l'avancement *maximal* ξ_{\max} . On a

Transition

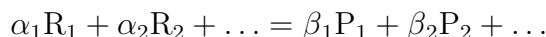
Nous cherchons donc un moyen de mettre en place des grandeurs pour déterminer le sens d'évolution d'un système en décrivant les actions des deux sens de la réaction.

C Quotient de réaction

Pendant une réaction chimique, réactifs et produits s'opposent dans leur action vis-à-vis de l'évolution du système. Pour quantifier la tendance évolutive de l'équation, on fait appel aux **activités** des éléments mis en jeu, *via* une grandeur appelée **quotient de réaction**.

Quotient de réaction

Soit une réaction



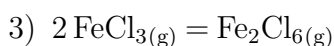
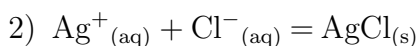
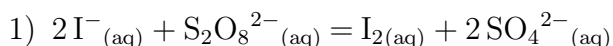
qui peut également s'écrire

$$\sum_i \nu_i X_i = 0$$

Le quotient de réaction Q_r est alors

Exemples

Écrire les quotients de :



1)

2)

3)

D Constante d'équilibre

À l'équilibre chimique, les produits et réactifs se combinent dans des sens opposés tout à fait équilibrés. On définit donc la constante d'équilibre :

Constante d'équilibre

À toute réaction chimique est associée une grandeur appelée **constante d'équilibre**, notée K° , qui ne dépend **que de la réaction considérée et de la température**. Elle est égale au quotient réactionnel à l'équilibre chimique (état final) :

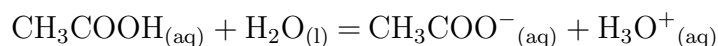
On l'appelle aussi la **relation de Guldberg-Waage** ou **loi d'action des masses**.

Le quotient de réaction va évoluer de telle sorte à être égal à la constante de réaction à l'équilibre : celle-ci permet de déterminer l'état d'équilibre du système, puisqu'elle donnera le lien entre les activités des composants à l'avancement final et donc la composition du système.

On constate assez évidemment que la constante d'équilibre d'une réaction écrite dans un sens est **l'inverse** de la constante d'équilibre de la même réaction écrite dans l'autre sens.

Exercice

Soit la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau :



de constante $K^\circ = 1,78 \times 10^{-5}$. On introduit $c = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ d'acide éthanóïque et on note V le volume de solution. Déterminer la composition à l'état final.

| Équation | | $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$ | + | $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ | \rightarrow | $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$ | + | $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ |
|----------|-----------|--|---|-----------------------------------|---------------|---|---|--------------------------------------|
| Initial | $x = 0$ | | | | | | | |
| Interm. | x | | | | | | | |
| Final | $x = x_f$ | | | | | | | |

Dans cet exemple, on pouvait effectuer une simplification en considérant la valeur de la constante d'équilibre. En effet, le fait que la constante d'équilibre soit petite veut dire l'équilibre va être atteint très vite, dès qu'un peu des produits sont formés et que le ratio de leurs activités sur celles des réactifs est égal à la constante d'équilibre. On a donc les propriétés suivantes sur la constante d'équilibre :

Constante d'équilibre et avancement

De manière qualitative, on a :

- ◇
- ◇

Ainsi, dans l'exercice précédent, on sait que $x \ll c$ puisque $K \ll 10^{-4}$: on peut donc écrire

Transition

Comment la connaissance de l'équilibre d'un système peut-elle alors nous permettre de prédire son avancée ?

III Évolution d'un système chimique

A Quotient réactionnel et sens d'évolution

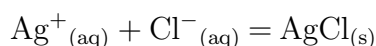
Étant donné que la constante d'équilibre est égale au quotient réactionnel à l'équilibre, les activités des éléments chimiques vont évoluer de telle sorte à ce que le quotient réactionnel atteigne l'équilibre : s'il est inférieur à K° au départ, il doit augmenter au cours de la réaction et donc augmenter les produits et réduire les réactifs, et inversement. On retiendra

Sens d'évolution d'un système

- ◇
- ◇

FIGURE 2.1

Prenons par exemple la réaction



$$K^\circ = 10^{9,7}$$

1) Si $[\text{Ag}^+]_i = [\text{Cl}^-]_i = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, alors

et la réaction se passe dans le sens

2) Si $[Ag^+]_i = [Cl^-]_i = 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, alors

et la réaction se passe dans le sens

Exercice

Soit la synthèse de l'ammoniac :



On introduit 3 mol de diazote, 5 mol de dihydrogène et 2 mol d'ammoniac sous une pression de 200 bars.

- 1) Déterminer les pressions partielles des gaz.
- 2) Dans quel sens se produit la réaction ?

1)

2)

Tableau avancement et gaz

On remarque que pour déterminer l'avancement d'une réaction avec des gaz, il faut avoir à tout instant la **quantité de matière totale de gaz** pour calculer les pressions partielles nécessaires au calcul de l'activité de chacun des gaz : c'est pourquoi il est d'usage d'**ajouter une colonne** $n_{\text{tot,gaz}}$ **dans les tableaux d'avancement**.

Dans le cas de l'exercice précédent, on ferait donc :

| Équation | | $\text{N}_{2(g)}$ | + | $3\text{H}_{2(g)}$ | = | $2\text{NH}_{3(g)}$ | $n_{\text{tot,gaz}}$ |
|---------------|-----------|-------------------|---|--------------------|---|---------------------|----------------------|
| Initial (mol) | $\xi = 0$ | | | | | | |
| Interm. (mol) | ξ | | | | | | |

B Cas des ruptures d'équilibre

Quand la réaction contient des **solides ou liquides purs**, les activités ne peuvent pas évoluer, elles **restent égales à 1**. Dans ce cas, on peut arriver à ce qu'on appelle une *rupture d'équilibre*. Regardons la réaction de dissolution du chlorure de sodium, de masse molaire $M(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$:



On introduit 2,0 g de sel dans 100 mL d'eau. Déterminons l'état d'équilibre.

On introduit

| Équation | | $\text{NaCl}_{(s)}$ | = | $\text{Na}^+_{(aq)}$ | + | $\text{Cl}^-_{(aq)}$ |
|----------|---------------|---------------------|---|----------------------|---|----------------------|
| Initial | $\xi = 0$ | n | | 0 | | 0 |
| Final | $\xi = \xi_f$ | $n - \xi_f$ | | ξ_f | | ξ_f |

La constante d'équilibre est

Or, l'avancement maximal théorique est $\xi_{\max} = \dots < \xi_f$: on ne peut donc pas atteindre l'équilibre, le solide est **dissout en totalité**. On appelle ça une **rupture d'équilibre**.

C Résumé

