


Chapitre **11** L'aspect qualitatif de l'équilibre chimique
 Manuel, p. 277 à 306

POUR FAIRE LE POINT

Section 11.2

Les réactions irréversibles et réversibles

Section 11.3

Les conditions nécessaires à l'obtention de l'équilibre

 Manuel, p. 287

1.
 - a) Irréversible, car il est impossible de revenir à un œuf cru.
 - b) Irréversible, car le métal dissous ne peut pas redevenir solide.
 - c) Réversible, car il y a présence simultanée de sel sous sa forme aqueuse et sous sa forme solide.
 - d) Réversible, car le $(\text{CO}_{2(\text{g})})$ dissous dans le champagne et celui gazeux qui occupe l'espace restant entre le champagne et le bouchon de la bouteille se transforment constamment l'un en l'autre.

2.
 - a) Ouvert
 - b) Fermé
 - c) Fermé
 - d) Fermé, si la bouteille est fermée.
 - e) Ouvert
 - f) Ouvert

3. Ce système étant un système ouvert, il ne permet pas la présence simultanée des réactifs et des produits. En effet, l'apport constant en dioxygène (O_2) favorise continuellement la réaction directe. De plus, les molécules de produits étant en phase gazeuse, elles se dissipent donc rapidement dans l'air ambiant et leur disparition favorise aussi la réaction directe.

4. Plusieurs réponses sont possibles. Exemples : l'odeur, la masse, la saveur, la texture, etc.

5.
 - a) Ce système n'est pas en état d'équilibre, car il s'agit d'un système ouvert.
 - b) Ce système est à l'état d'équilibre. C'est un équilibre de solubilité.
 - c) Ce système n'est pas à l'état d'équilibre, car il ne s'agit pas d'un système fermé. En fait, dans ce cas particulier, ce système est en état stationnaire : l'entrée d'eau dans le système est équivalente à sa sortie d'eau.
 - d) Ce système est à l'état d'équilibre. C'est un équilibre des phases.
 - e) Ce système est à l'état d'équilibre. C'est un équilibre chimique.

6. Plusieurs réponses sont possibles.
 - Exemple 1 : une canette de boisson gazeuse fermée. Conditions : la transformation des molécules de dioxyde de carbone (CO_2) entre l'état aqueux et l'état gazeux contenues dans la boisson gazeuse est réversible ; la canette est un système fermé, car on ne perçoit aucun changement visible à l'œil nu dans la canette.
 - Exemple 2 : une tasse de café avec un dépôt de sucre au fond. Conditions : la dissolution du sucre dans le café n'est pas complète (cette transformation est donc réversible, car on peut observer un dépôt de sucre au fond de la tasse) ; l'évaporation du café est négligeable sur une courte période de temps et le sucre dissous ainsi que le sucre solide ne peuvent quitter la tasse de café. Ce système est fermé, car on ne perçoit aucun changement visible à l'œil nu dans la tasse de café.

– Exemple 3: un extincteur chimique qui n’a pas été utilisé.

Conditions: la transformation des molécules contenues dans l’extincteur (souvent du dioxyde de carbone (CO_2)) entre la phase liquide et la phase gazeuse) est réversible; l’extincteur est un système fermé, car on ne perçoit aucun changement visible à l’œil nu dans l’extincteur.

7. a) La solution n’est pas sursaturée en sulfate de cuivre (CuSO_4), car les réactifs sont complètement dissous. L’absence simultanée de réactifs et de produits empêche le système d’atteindre l’équilibre. Bien que cette réaction soit en théorie réversible, les conditions expérimentales ne permettent pas d’obtenir l’équilibre et la réaction peut alors être considérée comme irréversible ou complète.
- b) – Diminuer la température du système, car une diminution de la température diminue généralement la solubilité des composés dans l’eau.
– Diminuer la quantité d’eau (le volume du système).
– Augmenter la quantité de réactifs (le sulfate de cuivre) de départ.
8. Oui, cette solution de vinaigre peut avoir atteint l’état d’équilibre. Il n’y a pas de résidu puisqu’il ne s’agit pas de la dissolution d’un composé solide. La présence d’un résidu est observée dans le système seulement s’il s’agit de la dissolution d’un composé à l’état solide.
9. Non, car l’état d’équilibre d’une réaction suppose que les réactifs ne sont pas complètement transformés en produits et qu’une certaine quantité des produits se retransforme en réactifs. D’un point de vue industriel, cet équilibre se traduit par une perte au niveau du rendement de production du composé désiré, soit le composé C.

Section 11.4

Le principe de Le Chatelier

Section 11.5

Les facteurs qui influencent l’état d’équilibre



Manuel, p. 298

1. a) **A:** La réaction directe (celle vers les produits) sera favorisée.
B: La réaction inverse (celle vers les réactifs) sera favorisée.

C: La réaction directe (celle vers les produits) sera favorisée.

D: La réaction inverse (celle vers les réactifs) sera favorisée.

- b) **A:** Aucune réaction ne sera favorisée.
B: La réaction directe (celle vers les produits) sera favorisée.
C: Aucune réaction ne sera favorisée.
D: La réaction inverse (celle vers les réactifs) sera favorisée.
- c) **A:** La réaction directe (celle vers les produits) sera favorisée.
B: La réaction directe (celle vers les produits) sera favorisée.
C: La réaction directe (celle vers les produits) sera favorisée.
D: La réaction inverse (celle vers les réactifs) sera favorisée.

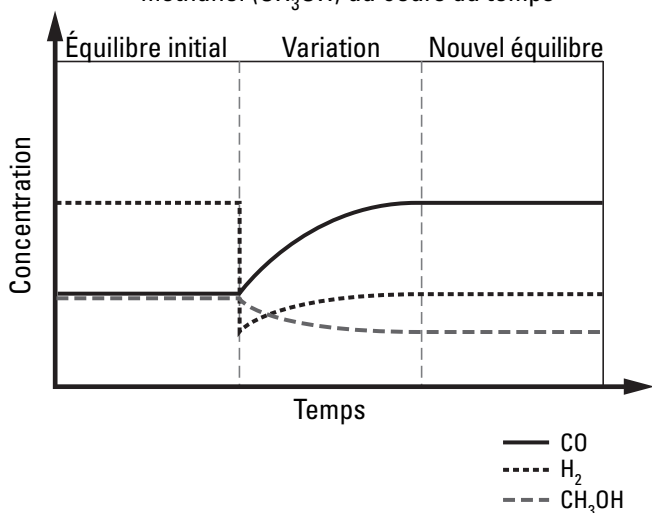
2. Note: À la question 2 b), on devrait lire: « on diminue la pression du système en augmentant son volume ? »

- a) La réaction inverse (celle vers les réactifs) sera favorisée.
- b) La réaction inverse (celle vers les réactifs) sera favorisée.
- c) La réaction directe (celle vers les produits) sera favorisée.
- d) Aucune réaction ne sera favorisée, car l’ajout d’un catalyseur ne déplace pas l’état d’équilibre.

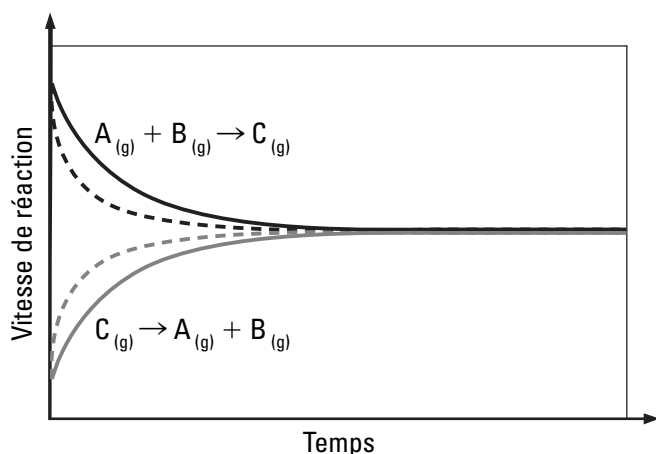
3. Il faut soutirer l’ammoniac (NH_3) du système. En éliminant l’ammoniac, l’équilibre de la réaction se déplacera vers les produits. La réaction directe sera favorisée et plus de produits seront alors formés. L’élaboration d’un système industriel permettant de retirer de façon continue le produit désiré constitue une méthode efficace pour augmenter le rendement de production.

4. Oui. En solution aqueuse, le chlorure d’hydrogène (HCl) se dissocie sous la forme d’ions H^+ et Cl^- . Une augmentation de la concentration des ions $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ favorisera donc la réaction directe. Par conséquent, la formation de chlorure d’argent ($\text{AgCl}_{(\text{s})}$) sera elle aussi favorisée.

5. La concentration de monoxyde de carbone (CO), de dihydrogène (H₂) et de méthanol (CH₃OH) au cours du temps



6. Les lignes en tirets représentent le tracé de la réaction catalysée.



7. – Ajouter du chlorure d'hydrogène (HCl).
– Ajouter du dioxygène (O₂).
– Enlever du dichlore (Cl₂) au fur et à mesure qu'il est produit.
– Enlever de la vapeur d'eau.
– Augmenter la température.
– Augmenter la pression dans le système réactionnel.

Chapitre 11 L'aspect qualitatif de l'équilibre chimique

Manuel, p. 304 à 306

- 1. a) Le graphique B.
b) Le graphique A.
c) Le graphique C.
- 2. a) La réaction inverse (celle vers les réactifs) sera favorisée.
b) Aucune réaction ne sera favorisée, car le carbone (C) est un solide.
c) La réaction inverse (celle vers les réactifs) sera favorisée.
d) La réaction inverse (celle vers les réactifs) sera favorisée.
e) La réaction inverse (celle vers les réactifs) sera favorisée.
f) Aucune réaction ne sera favorisée, car l'ajout d'un catalyseur ne modifie pas l'équilibre d'une réaction.
g) La réaction directe (celle vers les produits) sera favorisée.
h) La réaction directe (celle vers les produits) sera favorisée.
i) La réaction directe (celle vers les produits) sera favorisée.
- 3. a) Ces deux phénomènes sont des processus dynamiques. Ils sont tous deux le résultat de deux processus opposés s'effectuant à la même vitesse de manière à ce qu'aucun changement visible ne puisse être observé dans le système à l'équilibre.
b) L'équilibre des phases implique la transformation d'un seul composé dans des phases différentes. L'équilibre chimique implique une transformation chimique entre au moins deux composés différents : un réactif et un produit.

- 4. La température et la concentration des réactifs et des produits ont une influence sur l'état d'équilibre du système. En revanche, la pression n'a pas d'influence, car le nombre de moles de gaz est égal du côté des réactifs et des produits.
- 5.
 - a) Faux. La vitesse de formation des produits est égale à celle de la réaction inverse, c'est-à-dire à celle de la formation des réactifs.
 - b) Faux. Bien que la masse totale des réactifs et celle des produits ne varient plus, elles ne sont pas nécessairement égales. La masse totale des réactifs et celle des produits dépendent de la position d'équilibre, donc des conditions expérimentales auxquelles est soumis le système.
 - c) Vrai. Ce système ne peut pas être à l'état d'équilibre, puisqu'il ne contient qu'un seul composé qui ne change pas d'état physique.
 - d) Faux. Dans le cas des réactions se déroulant en solution aqueuse et qui ne dégagent pas de gaz, il n'y a pratiquement pas échange de matière entre le système et le milieu environnant, et le système est considéré fermé même s'il ne l'est pas physiquement.
 - e) Faux. S'il s'agit d'une réaction de dissolution d'un composé à l'état solide, la solution doit être saturée ou sursaturée de ce composé pour que le système atteigne l'état d'équilibre.
 - f) Faux. Le système doit aussi être fermé et la réaction s'y déroulant doit être réversible. De plus, outre la température, toutes les propriétés macroscopiques du système doivent aussi être constantes.
- 6. Le réchauffement climatique pourrait mettre en péril la survie de cette espèce, puisqu'il perturberait l'équilibre entre les nouveau-nés mâles et femelles. Une augmentation généralisée de la température de la planète provoquerait la naissance de plus d'alligators mâles que femelles, ce qui, à long terme, mènerait à l'extinction de cette espèce.
- 7. Ce procédé n'est pas plausible. Il est impossible que l'ajout d'un catalyseur permette de déplacer l'équilibre vers la production d'ammoniac (NH_3). En effet, un catalyseur influence de la même manière la vitesse de la réaction directe et de la réaction inverse. Par conséquent, il ne modifie pas l'équilibre du système et ne peut donc pas permettre d'augmenter la production d'ammoniac.
- 8. Oui. La présence simultanée de prédateurs et de proies dans un écosystème sur une longue période de temps constitue une des principales caractéristiques de la relation d'équilibre entre prédateurs et proies. Tout comme un système en équilibre chimique, une perturbation de cet équilibre déplacera dans un sens ou dans l'autre la position d'équilibre de cet écosystème. Par exemple, lorsque le nombre de prédateurs augmente, le nombre de proies diminue. Par conséquent, la nourriture disponible pour les prédateurs se raréfie et le nombre de prédateurs diminue à son tour. Cette diminution du nombre de prédateurs permettra au nombre de proies d'augmenter. Tout ceci permet l'établissement d'un nouvel état d'équilibre et, lorsque celui-ci est atteint, le nombre de prédateurs et de proies demeure pratiquement constant.
- 9.
 - a) La réaction inverse (celle vers les réactifs) sera favorisée. Puisque la réaction inverse sera favorisée, le mélange réactionnel devrait devenir de couleur plus claire (bleu pâle).
 - b) Le composé X se lie au composé C (il capte ou séquestre une partie du composé C). Par conséquent, la concentration du composé C dans le mélange réactionnel diminue. Selon le principe de Le Chatelier, une diminution de la concentration d'un composé d'un mélange réactionnel à l'équilibre déplace cet équilibre en favorisant la réaction permettant d'augmenter la concentration de ce composé. Dans le cas présent, la réaction directe est favorisée. L'équilibre se déplace vers la formation du composé C et ainsi la couleur du mélange réactionnel passe du bleu pâle au bleu foncé.

◆ 10. Il faut augmenter ou diminuer la température du système et observer le changement de la couleur de la solution. Par exemple, si la réaction est endothermique, une diminution de la température du système déplacera l'équilibre vers les réactifs et la solution deviendra rose. Au contraire, si cette réaction est exothermique, une diminution de la température du système déplacera l'équilibre vers les produits et la solution deviendra bleue. (À titre informatif, la réaction directe est endothermique.)

- ◆ 11. a) $2 \text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{3(g)} + \text{énergie}$
- b) La réaction inverse (celle vers les réactifs) sera favorisée.
- c) La réaction inverse (celle vers les réactifs) sera favorisée.
- d) Il n'y aura aucun effet.
- e) La réaction directe (celle vers les produits) sera favorisée.
- f) La réaction inverse (celle vers les réactifs) sera favorisée.

★ 12. a) Les poules, comme plusieurs autres animaux, ne transpirent pas. Elles doivent donc haleter (respiration saccadée et rapide) pour se rafraîchir lorsqu'il fait chaud. L'halètement a un effet rafraîchissant puisque l'oiseau expulse de l'eau de ses poumons. Cette vapeur contient de la chaleur du corps de l'oiseau. Cependant, le halètement élimine plus de dioxyde de carbone (CO_2) de leur organisme que la respiration normale et la concentration du dioxyde de carbone diminue dans le sang des poules. Selon le principe de Le Chatelier,

le halètement déplace l'équilibre entre le dioxyde de carbone et l'acide carbonique (H_2CO_3), ce qui fait diminuer la concentration d'ions CO_3^{2-} en solution dans le sang. Ce déplacement de la position d'équilibre diminue la quantité de carbonate de calcium (CaCO_3) formé, et par conséquent, donne des coquilles d'œufs plus minces.

- b) – Mettre les poules dans un endroit plus frais pour que le halètement des poules diminue.
– Abreuver les poules avec de l'eau gazéifiée. Cette eau contient du dioxyde de carbone et ce gaz traverse facilement la membrane digestive pour aller dans le sang.

★ 13. **A:** Retrait de monoxyde de carbone ($\text{CO}_{(g)}$) et de dioxygène ($\text{O}_{2(g)}$).
B: Ajout d'un catalyseur ou aucune modification.
C: Augmentation de la température.
D: Ajout de dioxyde de carbone ($\text{CO}_{2(g)}$).

- ★ 14. a) La réaction directe est endothermique. Le dioxygène (O_2) doit se dissocier de l'hémoglobine (Hb) pour permettre un approvisionnement suffisant en dioxygène des tissus plus actifs. Lorsque le complexe hémoglobine-dioxygène passe près des tissus actifs, la chaleur générée par ces derniers favorise la réaction directe et déplace l'équilibre vers les produits.
- b) Il y aura une baisse de l'affinité du dioxygène (O_2) pour l'hémoglobine. Cette diminution semble logique, car la nuit le corps est au repos et le besoin en dioxygène des tissus est réduit.