Implémentation d’une séquence didactique sur la loi de l’équilibre chimique à l'intention d'élèves du secondaire

Article Implementing an Equilibrium Law Teaching Sequence for Secondary School Students To Learn Chemical Equilibrium Marco Ghirardi, Fabio Marchetti, Claudio Pettinari, Alberto Regis, and Ezio Roletto, J. Chem. Educ., 2015, 92 (6), pp 1008–1015 DOI: 10.1021/ed500658s Résumé de C.M. 2015-2016

Sujet de l'article

Proposition d’une séquence didactique pour enseigner la loi de l’équilibre chimique. La constante d’équilibre est établie de manière empirique par une approche essai-erreur et les étudiants apprennent à prédire la direction d’une réaction en comparant la constante d’équilibre et le quotient de réaction.

Introduction

De nombreux auteurs montrent que beaucoup d’étudiants distinguent difficilement une transformation chimique complète et une transformation chimique incomplète. Les étudiants éprouvent des difficultés à saisir la nature dynamique de l’équilibre.

Pour éviter que les étudiants se forment une vision statique de l’équilibre chimique, les auteurs mettent en avant qu’il est nécessaire de conceptualiser qu’à l’équilibre, deux réactions opposées se réalisent à la même vitesse. Les auteurs trouvent essentiel d’expliquer que la concentration en réactifs et en produits est constante à l’équilibre.

Dans un article précédent (*cf.* Apprendre le concept d’équilibre chimique aux élèves de secondaire), une séquence d’enseignement a été proposée pour apprendre les concepts de l’équilibre chimique, cette séquence se divise en 6 parties :

- (a) transformations chimiques incomplètes
- (b) transformations chimiques opposées
- (c) Systèmes dans un état d’équilibre chimique dynamique
- (d) l’évolution des systèmes (I) : d’un état de non-équilibre vers un état d’équilibre
- (e) La constante d’équilibre
- (f) l’évolution des systèmes (II) : d’un état d’équilibre vers un autre état d’équilibre

Cette séquence a été réalisée dans des classes. Les sections a, b, c ont été présentées dans un précédent article. Au cours de cet article, les auteurs nous font par des résultats pour les sections d et e.

Vitesse de réaction des particules

Les auteurs font remarquer qu'il est important d'aborder le thème de vitesse de réaction dans l'explication de l'équilibre chimique pour éviter certains problèmes conceptuels. En effet, les étudiants ont l'habitude de répondre qu'à l'équilibre le même nombre de particules est transformé de produits en réactifs et inversement. Ce qui n'est pas vrai dans toutes les situations.

Ex : $2\ NH_3(g) \rightleftharpoons N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g)$

Dans ce cas-ci, si on a 100 moles de réactifs, on ne retrouve pas 100 moles de produits.

Transformation chimique et réaction chimique

Il est important de faire comprendre la différence entre une transformation chimique et une réaction chimique.

- transformation chimique = le phénomène. La transformation chimique peut être interprétée avec un modèle macroscopique et microscopique.
- réaction chimique = le modèle à travers lequel le phénomène est interprété.

Les élèves doivent comprendre que d'un point de vue macroscopique la transformation chimique est terminée et incomplète mais que l'état d'équilibre est dynamique. Les élèves doivent également comprendre que d'un point de vue microscopique deux réactions opposées se déroulent simultanément et à la même vitesse.

Raisons d'utiliser une approche différente de l'expression de la constante d'équilibre

La déduction cinétique de l'équilibre chimique mène à des conclusions incorrectes. Soit l'équation générale d'une réaction chimique :

$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

v directe = v inverse [C] [D] □ [A] m [B]n = x y kdirecte kinverse = K eq

Cependant, cette procédure n'est pas correcte car les exposants m, n, x et y, sauf pour les réactions élémentaires, ne coïncident pas avec les coefficients stœchiométriques et doivent être déterminés expérimentalement.

Les auteurs ont choisi comme critère de comparer le quotient de réaction (Qr) et la constante d'équilibre (Kc).

D'un état de non équilibre vers un état d'équilibre

4 activités sont proposées aux étudiants pour aider à leur compréhension de la notion d'équilibre. Les étudiants doivent prédire, en justifiant correctement, l'évolution de systèmes chimiques sur base de

différentes situations. Ces activités sont basées sur l’équation de la réaction : PhOH (aq) + NH 3 (aq) ⇌ PhO -(aq) + NH 4+(aq)

Activité 1

Les étudiants doivent prédire l’évolution de la réaction sur base d’un tableau donnant la concentration des réactifs et des produits. Pour cette activité, l’enseignant propose aux étudiants deux systèmes chimiques : un système où les réactifs sont présents au départ mais pas les produits et un second système où les produits sont présents au départ mais pas les réactifs.

Les élèves apportent des explications téléologiques du genre « les réactifs sont consommés pour obtenir les produits. L’enseignant doit alors expliquer la différence entre une explication téléologique et une explication scientifique et proposer une conclusion : dans le premier système, où seuls les réactifs sont présents, la transformation chimique se déroule vers la droite ; dans le second système, où seuls les produits sont présents, la transformation chimique se déroule vers la gauche.

Activité 2

Pour cette activité, l’enseignant propose aux étudiants deux systèmes chimiques : un système où les réactifs et un seul des deux produits sont présents au départ et un second système où les produits et un seul des deux réactifs sont présents au départ.

Activité 3

Pour cette activité, l’enseignant propose aux étudiants deux systèmes chimiques : dans les deux systèmes un des réactifs et un des deux produits sont présents au départ.

Activité 4

Pour cette activité, l’enseignant propose aux étudiants deux systèmes chimiques : un système où les réactifs et les produits sont tous présents au départ avec la même concentration et un second système où les réactifs et les produits sont tous présents au départ mais avec des concentrations différentes. Cette activité permet de mettre en évidence certaine fausses conceptions des étudiants prétendant qu’à l’équilibre les réactifs et les produits ont la même concentration ou encore prétendant que la réaction va soit vers la droite soit vers la gauche. Cela permet de leur faire comprendre qu’on a besoin d’un critère prédictif pour pouvoir prédire l’évolution de la réaction et qu’à l’équilibre deux réactions opposées se déroulent en même temps.

La constante d’équilibre

Via l’activité 4, les élèves découvrent qu’on a besoin d’un critère pour prédire l’évolution d’un système d’un état initial vers un état final d’équilibre. La logique derrière une constante d’équilibre c’est que les concentrations à l’équilibre des produits et des réactifs sont constantes et différentes de zéro, les étudiants doivent donc trouver une relation mathématique entre les concentrations en

réactifs et en produits qui gardent une valeur constante. L’enseignant propose alors 4 nouvelles activités afin de déterminer la constante d’équilibre.

Activité 5

Soit l’équation de la réaction : H 2 (g) + I 2 (g) 2 HI (g) 6 systèmes chimiques basés sur cette réaction sont proposés aux étudiants. Ces systèmes donnent les concentrations à l’équilibre des espèces chimiques présentes dans la réaction.

Sur base des données, les élèves doivent trouver une relation mathématique qui a une valeur constante et qui fournit une indication sur le sens de la réaction. Ils arrivent alors à l’expression de la loi de Guldberg et Waage.

Activité 6

Les élèves repartent de l’activité 4, l’enseignant donne la valeur de la constate d’équilibre à 20°C et les étudiants doivent déterminer un critère permettant de prédire l’évolution du système. Les élèves découvrent alors qu’il faut comparer le quotient de réaction avec la constante d’équilibre donnée. On leur demande alors d’appliquer cela aux activités 1, 2 et 3, les élèves constatent que pour les activités 1 et 2, il ne faut pas comparer Q r et K c car aucune transformation chimique ne peut se produire. Ceci permet de développer l’esprit critique des étudiants.

Activité 7

Deux réactions chimiques sont proposées aux élèves : une réaction où les composés sont à l’état gazeux et une réaction où certains composés sont à l’état solide. Les élèves doivent calculer la constante d’équilibre de ces deux réactions. Cette activité a pour but de : - permettre aux étudiants de s’entraîner à calculer des constantes d’équilibre - montrer que la concentration des composés à l’état solide ne doivent pas être présentes dans le calcul de la constante d’équilibre - expliquer que dans le cas des composés gazeux, la constante peut être exprimée en termes de pressions partielles

Activité 8

Soit l’équation de la réaction : Fe 3+(aq) + Ag (s) Ag +(aq) + Fe 2+(aq) Au départ, seul le Ag (s) n’est pas présent. L’enseignant donne la valeur de K c . Les élèves doivent prédire l’évolution du système sur base de la comparaison du quotient de réaction et de la constante d’équilibre. Ils remarquent alors que la réaction doit évoluer vers la droite, or sans la présence d’Argent au départ, la réaction ne peut se dérouler. Les étudiants découvrent alors la limite de l’utilisation de la comparaison de Q r et K c . Par conséquent, les prévisions doivent être effectuées à la lumière de l’état actuel du système.

Conclusion

Les étudiants n’ont pas été passifs dans la découverte de la constante d’équilibre et dans leur compréhension de l’état d’équilibre dynamique. Les activités proposées permettent de révéler les fausses conceptions que les étudiants peuvent avoir et d’y remédier.

From:
https://dvillers.umons.ac.be/wiki/ - **Didier Villers, UMONS - wiki**

Permanent link:
https://dvillers.umons.ac.be/wiki/teaching:biblio-10.1021-ed500658s?rev=1529781372

Last update: **2018/06/23 21:16**