

# Pourquoi continuer à apprendre le principe de Le Chatelier ?

par Joan Josep SOLAZ PORTOLÈS  
Institut de Batxillerat de Llíria  
C/ Alcalde M. Garcia, s/n.  
46160 Llíria País Valencià, Espagne

---

## RÉSUMÉ

Avec ce travail on met en évidence les limitations du déplacement de l'équilibre chimique basé sur le principe de Le Chatelier, grâce aux lois de la Thermodynamique. De même, on offre un exposé qui permet le remplacement, total ou partiel, de ce principe.

## 1. INTRODUCTION

Un aspect de l'équilibre chimique de la plus haute importance, à cause des implications de nature pratique ou technique, est celui qui fait allusion à son déplacement. Par conséquent, cela n'a rien d'étonnant que cet aspect discuté dans la totalité des «curricula» éducatifs des différents pays.

Avec ce travail, nous essayons de montrer l'absence de rigueur avec laquelle on aborde normalement la perturbation de l'équilibre, thème qui est, en général, presque exclusivement basé sur le principe de Le Chatelier. Pour ce faire, nous soulignerons quelques limitations de ce principe qui ont été mises en évidence par différents auteurs (Allsop et George, 1984 ; Bodner, 1980 ; Bridgart et Kemp, 1985 ; de Heer, 1957) ; nous appuierons ces limitations sur les lois de la Thermodynamique.

Finalement, nous verrons dans quelle mesure il conviendrait d'éliminer ce principe des programmes éducatifs. Nous envisagerons de même les solutions possibles pour combler le vide que laisserait une telle suppression.

## 2. LE PRINCIPE DE LE CHATELIER ET L'ENSEIGNEMENT

Une révision des textes éducatifs pré-universitaires et universitaires aussi, dénonce que, dans la plupart des cas, on continue à énoncer le principe de Le Chatelier d'une façon très semblable aux dernières formulations de celui-ci :

«La modification d'une quelconque des conditions, pouvant influer sur l'état d'équilibre chimique d'un système de corps, provoque une réaction dans un sens tel qu'elle tende à amener une variation de sens contraire de la condition extérieure modifiée» (Le Chatelier, 1908, p. 357).

et, en fait, maîtriser ce principe est devenu l'un des objectifs primordiaux de l'enseignement.

D'ailleurs, le principe se trouve encore dans certains livres comme un guide infailible dans l'étude du déplacement de l'équilibre chimique parce qu'il permet de pronostiquer qualitativement la réponse du système en équilibre à la modification des différentes variables thermodynamiques qui le définissent. En plus, ces prédictions qualitatives sont normalement utilisées comme des précieuses constatations dans les analyses quantitatives des équilibres.

## 3. QUELQUES LIMITATIONS DU PRINCIPE DE LE CHATELIER

Voyons donc, aussitôt, quelques cas où le principe ne prédit pas avec précision le sens du déplacement de l'équilibre.

### 3.1. Modification de la concentration de réactifs ou de produits à pression (P) et à une température (T) constantes

Supposons, donc, un système de gaz parfaits en équilibre chimique :



L'addition de C à l'équilibre, d'après le principe de Le Chatelier, entraînerait inéluctablement le déplacement de l'équilibre vers la gauche.

Pendant, la littérature (de Heer, 1957 ; Helfferich, 1985 ; Katz, 1961 ; Levine, 1981) fait voir qu'il y a toujours des exceptions. Voyons, ensuite, un raisonnement semblable à ceux qu'on y trouve.

Si nous définissons pour (1) le quotient de réaction,  $Q_x$ , comme :

$$Q_x = \frac{x_C^c}{x_B^b x_A^a} \quad (2)$$

et si  $x_A$ ,  $x_B$ ,  $x_C$  sont des fractions molaires de A, B et C, il est évident que :

$$Q_x = \frac{n_C^c}{n_B^b n_A^a} n_T^{-\Delta\nu} \quad (3)$$

où  $n_A$ ,  $n_B$ ,  $n_C$ , ce sont les quantités de A, B et C ; et où  $n_T$  est la quantité totale, c'est-à-dire,  $n_A + n_B + n_C$  ; et  $\Delta\nu = c - b - a$ .

Comme de raison,  $Q_x$  sera égale dans l'équilibre à la constante d'équilibre,  $K_x$ , qui sera constante si le sont, également, P et T (Appendice 1).

Quand le système est perturbé par un petit ajout de C, à P et T constantes, l'évolution spontanée du système est telle que  $d(\Delta G) \cdot d\xi < 0$ , où :

$$d(\Delta G) = d\left(RT \ln \frac{Q_x}{K_x}\right) = RT d \ln Q_x \quad (4)$$

d'où il s'ensuit que le déplacement  $d\xi$  sera  $> 0$  dans le sens où :

$$\left(\frac{\partial \ln Q_x}{\partial n_C}\right)_{P,T, n_A, n_B} < 0 \quad (5)$$

Si nous effectuons cette dérivée partielle :

$$\left(\frac{\partial \ln Q_x}{\partial n_C}\right)_{P,T, n_A, n_B} = \frac{1}{Q_x} \left(\frac{\partial Q_x}{\partial n_C}\right)_{P, T, n_A, n_B} = \frac{c}{n_C} - \frac{\Delta\nu}{n_T} = \frac{c - \Delta\nu x_C}{n_C} \quad (6)$$

ce qui indique que le système va se déplacer vers la gauche ( $\leftarrow$ ) si la dérivée (6) est  $> 0$ , c'est-à-dire, si  $x_C < c/\Delta\nu$  ; et vers la droite ( $\rightarrow$ ) si  $x_C > c/\Delta\nu$ .

Ainsi, par exemple, dans la synthèse de l'ammoniac :



l'addition de diazote provoque un déplacement vers la droite si  $x_{N_2} < 1/2$ , et vers la gauche si  $x_{N_2} > 1/2$ , à l'encontre du principe de Le Chatelier.

Cependant, l'énoncé du principe de Le Chatelier peut être « corrigé » pour ne pas être en défaut :

« Les modifications apportées à un système en équilibre provoquent une évolution qui rétablit l'équilibre, et s'effectue dans le sens où elle s'oppose aux perturbations qui l'ont engendrée, c'est-à-dire, en modère les effets ».

Il faut alors envisager non pas le sens du déplacement mais l'augmentation de la fraction molaire. Dans le cas où le déplacement se fait dans le sens qui produit du constituant ajouté, la fraction molaire du constituant actif ajouté diminue du fait du déplacement d'équilibre par rapport à la valeur qu'elle aurait du fait de l'ajout sans déplacement. En ce sens, qu'il faut alors préciser, il y a bien modération.

Cela se sent bien dans le cas d'addition de diazote à l'équilibre de synthèse de l'ammoniac. Le déplacement forme du diazote mais encore plus de dihydrogène, et si au départ il y avait plus de  $x_{N_2} = 0.5$ , le déplacement va faire diminuer  $x_{N_2}$  en formant du diazote ! (Annexe 2).

### 3.2. L'effet de la modification de plus d'une des variables intensives qui définissent le système

Si nous continuons avec la même réaction parmi des gaz parfaits (1) et si nous supposons à présent que  $\Delta v < 0$ , que la réaction est exothermique ( $\Delta H^\circ < 0$ ) et qu'elle s'effectue à volume constant ; et si nous chauffons le récipient où la réaction se produit, dans quel sens va se déplacer l'équilibre ?

Il ne faut pas oublier que nous sommes en train d'altérer le système tout en faisant augmenter la température à un volume constant et, par conséquent, tout en faisant augmenter la pression. Les deux modifications produisent des effets opposés dans (1), d'après le principe de Le Chatelier : si T augmente, l'équilibre se déplacera vers la gauche ; si P augmente, il se déplacera vers la droite. Il est évident, donc, que le principe est incapable de nous donner l'effet global de la modifica-

tion de deux variables intensives, comme cela avait déjà été souligné par Bridgart et Kemp (1985).

Voyons, donc, comment la Thermodynamique offre une parfaite réponse à ce problème.

Certes, il y a bien deux variables intensives modifiées simultanément, P et T, mais le problème se traite simplement en considérant comme variables V et T, et variation de T à V constant.

Par variation de T (à  $n_i = \text{ctes}$  et  $V = \text{cte}$ ) il en résulte, à partir de l'équilibre :

$$d(\Delta G) = d \left( RT \ln \frac{Q}{K^\circ} \right) = RT (d \ln Q - d \ln K^\circ) \quad (8)$$

où :

$$Q = n_i^{\nu_i} \left( \frac{RT}{V P^\circ} \right)^{\Delta \nu} \quad (9)$$

$$d \ln Q = \Delta \nu \frac{dT}{T} \quad (10)$$

$$d \ln K^\circ = \frac{\Delta H^\circ}{R T^2} dT \quad (11)$$

et, étant donné que pour des gaz parfaits  $\Delta H^\circ = \Delta U^\circ + \Delta \nu RT$ , (8) est alors :

$$d(\Delta G) = - \frac{dT}{T} \Delta U^\circ \quad (12)$$

La condition d'évolution spontanée,  $d(\Delta G) \cdot d\xi < 0$ , est donc :

$$dT \Delta U^\circ d\xi > 0 \quad (13)$$

Ainsi le sens du déplacement pour  $dT > 0$  dépend du signe  $\Delta U^\circ$ , et non du signe de  $\Delta H^\circ$ . En conséquence, c'est  $\Delta U^\circ$  qui gouverne l'évolution et qui caractérise l'exo ou l'endothermicité de la réaction.

La conclusion (13) peut être tirée également de l'équation de Van't Hoff. Cette équation pour notre réaction à volume constant (1), peut s'énoncer :

$$\frac{d \ln K_{c/c^{\circ}}}{dT} = \frac{\Delta U^{\circ}}{R T^2} \quad (14)$$

où  $K_{c/c^{\circ}}$  est une constante non dimensionnée qui ne dépend que de T pour des gaz parfaits (Appendice 3) :

$$K_{c/c^{\circ}} = \pi \left( \frac{c_i}{c^{\circ}}, \text{éq} \right)^{v_i} = \pi n_i^{v_i} \left( \frac{1}{V c^{\circ}} \right)^{\Delta v} \quad (c^{\circ} = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) \quad (15)$$

Par variation de T, à partir de l'équilibre :

$$d \ln K_{c/c^{\circ}} = \sum v_i \frac{dn_i}{n_i} = \left( \sum \frac{v_i^2}{n_i} \right) d\xi \quad (16)$$

ce qui fait que la variation de  $\xi$  en fonction de T est produite d'après la relation isochore de Van't Hoff (14) :

$$\frac{d \xi}{dT} = \frac{\Delta U^{\circ}}{R T^2 \left( \sum \frac{v_i^2}{n_i} \right)} \quad (17)$$

c'est-à-dire, le sens du déplacement par rapport à la température dépend du signe de  $\Delta U^{\circ}$ .

### 3.3. Variation de la solubilité d'un corps dans l'eau en fonction de la température

Les textes s'appuient fréquemment sur le principe de Le Chatelier quand il s'agit de discuter la dépendance de la solubilité d'un corps par rapport à la température. Ils indiquent que la solubilité d'un corps augmente avec T si la dissolution est endothermique ( $\Delta H > 0$ ) et que la solubilité diminue quand T augmente si la dissolution est exothermique ( $\Delta H < 0$ ) (Bien sûr, on ne peut faire ces raisonnements que lorsque la solution est saturée car c'est bien là où le système est en véritable équilibre chimique)\*.

Bien que, dans la plupart des cas, s'accomplisse ce que nous venons de dire, dans la bibliographie on fait mention de quelques composés

\* N.D.L.R. : L'enthalpie de dissolution  $\Delta H$  est celle de la transformation à T et P :  $\{n_B \text{ B solide} + n_A \text{ A solvant}\} \rightarrow \{\text{Solution de B } (n_B) \text{ dans A } (n_A)\}$ .

dont le comportement est différent (Bodner, 1980 ; Mazo et Barnhard, 1972 ; Treptow, 1984). Ainsi, par exemple, l'hydroxyde de sodium, de même que l'acétate de sodium se dissolvent exothermiquement et, cependant, ils se dissolvent davantage si on les soumet à de plus hautes températures\*.

Réalisons une analyse thermodynamique du problème. Considérons, à cette fin, une situation d'équilibre dynamique entre les particules d'un corps B solide et celles de B en solution aqueuse, laquelle, évidemment doit être saturée :



Dans ces conditions le potentiel chimique de B doit être identique dans les deux phases :

$$\mu_B (s) = \mu_B (\text{sat}) \quad (19)$$

Tout changement infinitésimal de l'équilibre qui aura lieu à cause de la température, conduira à :

$$d \mu_B (s) = d \mu_B (\text{sat}) \quad (20)$$

Étant donné que le potentiel chimique est fonction des variables P, T et  $C_B$  (concentration molaire de B ou fraction molaire), sa différentielle à pression constante se formulera ainsi :

$$d \mu_B = \left( \frac{\partial \mu_B}{\partial T} \right)_{P, c_B} dT + \left( \frac{\partial \mu_B}{\partial c_B} \right)_{P, T} dc_B \quad (21)$$

et puisque :

$$\left( \frac{\partial \mu_B}{\partial T} \right)_{P, c_B} = - \bar{S}_B, \text{ entropie molaire de B} \quad (22)$$

nous avons que :

$$d \mu_B (s) = - \bar{S}_B (s) dT \quad (23)$$

$$d \mu_B (\text{sat}) = - \bar{S}_B (\text{sat}) dT + \left( \frac{\partial \mu_B}{\partial c_B} \right)_{P, T} dc_B \quad (24)$$

---

\* N.D.L.R. : L'auteur va montrer que le raisonnement apparemment simple s'appuie sur le signe de l'enthalpie de dissolution n'est pas correct, même avec le  $\Delta H$  de dissolution à saturation.

où  $\bar{S}_B$  est l'entropie molaire de B solide, et  $\bar{S}_B(\text{sat})$  est l'entropie molaire partielle de B dans la solution saturée. Par conséquent, (20) pourra être représenté par :

$$\frac{\bar{\Delta H}_B(\text{sat})}{T} dT = \left( \frac{\partial \mu_B}{\partial c_B} \right)_{P,T} dc_B \quad (25)$$

car dans l'équilibre  $\bar{\Delta G}_B = 0$  et, en conséquence :

$$\bar{S}_B(\text{sat}) - \bar{S}_B(s) = \frac{\bar{H}_B(\text{sat}) - \bar{H}_B(s)}{T} = \frac{\bar{\Delta H}_B(\text{sat})}{T} \quad (26)$$

ce qui fait que la variation de la concentration de B (solubilité) en fonction de la température est produite d'après (14) par :

$$\frac{dc_B}{dT} = \frac{\bar{\Delta H}_B(\text{sat})}{T \left( \frac{\partial \mu_B}{\partial c_B} \right)_{P,T}} \quad (27)$$

où  $\bar{\Delta H}_B(\text{sat})$  est ce qu'on appelle chaleur différentielle de dissolution de B dans la solution saturée.

L'équation (16) nous montre que la variation de la solubilité d'un corps en fonction de la température dépend exclusivement du signe de  $\bar{\Delta H}_B(\text{sat})$ , car le dénominateur est toujours positif.

Ce résultat est, donc, en accord avec les analyses théoriques, analogues à celle que nous venons de faire, de Fernández-Prini (1982) et Brice (1983), et révèle que la prédiction de la solubilité d'un corps par rapport à la température, le signe de la chaleur de dissolution ( $\Delta H$ ) n'importe pas, contrairement au signe de la chaleur différentielle de B dans la saturation ( $\bar{\Delta H}_B(\text{sat})$ ). C'est pour cela que l'hydroxyde de sodium et l'éthanoate de sodium se dissolvent davantage à T élevées : leur  $\bar{\Delta H}_B(\text{sat})$  est positive (Appendice 4).

#### 4. QUELQUES IMPLICATIONS DIDACTIQUES

Mettre en relief, comme nous l'avons fait le long du travail, les limitations du principe de Le Chatelier, justifie la question du titre : Pourquoi continuer à apprendre le principe de Le Chatelier ? D'après nous, c'est à déconseiller de continuer à l'employer dans la didactique

de l'équilibre chimique en général. Cependant, deux raisons nous incitent à ne pas l'éliminer complètement des programmes éducatifs :

- a) On ne peut pas oublier dans les textes éducatifs le contexte historique de recherche scientifique qui mène aux différents concepts, lois et théories (Stinner, 1989 ; Strube, 1989) afin que l'élève ne les considère pas comme étant arbitraires.
- b) Il est possible d'insérer ce principe comme un appendice historique qui fasse voir son importance, de même que la grande valeur de Le Chatelier. Mais, il faudra absolument signaler que le «principe» de Le Chatelier n'est pas un principe mais une règle très générale (dans une révision correcte de l'énoncé) et qu'il y a des cas où son application est problématique.

Nous ajouterons finalement que le vide produit par la non-application du principe est susceptible d'être rempli par un exposé thermodynamique qui devrait comprendre :

- a) L'utilisation quantitative des quotients de réaction,  $Q$ , et des constantes d'équilibre,  $K$ , dans la prédiction du sens du déplacement de l'équilibre quand les constantes d'équilibre ne varient pas.
- b) L'utilisation des équations de Van't Hoff pour analyser la dépendance de la constante d'équilibre par rapport à la température.
- c) L'explication selon laquelle la modification de la solubilité d'un corps en fonction de la température est produite par la chaleur différentielle du corps dans la solution saturée et non par la chaleur de dissolution.

### • Appendice 1

L'IUPAC définit actuellement la constante d'équilibre «thermodynamique»  $K^\circ$  par :

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K^\circ \quad (28)$$

où  $\Delta G^\circ$  est l'enthalpie libre standard de la réaction, définie à partir d'états standard clairement précisés.

En phase gaz, où les gaz sont supposés parfaits, à l'équilibre :

$$K^\circ = \pi \left( \frac{P_i}{P^\circ} \right)_{\text{éq.}}^{v_i} = \pi (x_i, \text{éq.})^{v_i} \cdot \left( \frac{P}{P^\circ} \right)^{\Delta v} \quad (29)$$

où :

–  $\pi$  est appelé «produit  $\pi$ », ou encore quotient de la réaction et alors noté  $Q$  :

$$Q = \pi \left( \frac{P_i}{P^\circ} \right)^{v_i} \quad (30)$$

–  $v_i$  est le nombre stœchiométrique algébrique et  $\sum v_i = \Delta v$ ,

–  $P^\circ$  est la pression standard (1 bar),

–  $\pi(x_i, \text{éq.})^{v_i}$  peut être appelé constante  $K_x(P, T)$ .

### • Appendice 2

Soit  $j$  le constituant actif ajouté, et  $x_j = n_j / n$  sa fraction molaire avant ajout.

Après ajout et sans déplacement, cette fraction molaire varie de  $dx'_j$  :

$$\frac{dx'_j}{x_j} = \frac{dn_j}{n_j} - \frac{dn}{n} = da \left( \frac{1}{n_j} - \frac{1}{n} \right) \quad (31)$$

où  $da$  est la quantité ajoutée.

Après ajout et après déplacement :

$$dn_j = da + v_j d\xi \quad (32)$$

$$dn = da + \Delta v d\xi \quad (33)$$

et :

$$\frac{dx_j}{x_j} = \frac{dn_j}{n_j} - \frac{dn}{n} = \frac{da + v_j d\xi}{n_j} - \frac{da + \Delta v d\xi}{n} = da \left( \frac{1}{n_j} - \frac{1}{n} \right) + d\xi \left( \frac{v_j}{n_j} - \frac{\Delta v}{n} \right) \quad (34)$$

Ce qui fait que :

$$\frac{dx_j}{x_j} - \frac{dx'_j}{x_j} = d\xi \left( \frac{v_j}{n_j} - \frac{\Delta v}{n} \right) = \frac{d\xi}{n_j} (v_j - \Delta v x_j) \quad (35)$$

Par suite d'addition de la quantité da du constituant j, à P et T constantes, l'enthalpie libre de réaction varie de :

$$d(\Delta G) = d\left(RT \ln \frac{Q}{K^\circ}\right) = RT d \ln Q \quad (36)$$

et :

$$Q = \pi \frac{n_i^{v_i}}{n^{\Delta v}} \left(\frac{P}{P^\circ}\right)^{\Delta v} \quad (37)$$

d'où :

$$d \ln Q = \frac{v_j da}{n_j} - \frac{\Delta v da}{n} = \frac{da}{n_j} (v_j - \Delta v x_j) \quad (38)$$

Étant donné que l'évolution spontanée se fait de telle sorte que  $d(\Delta G) d\xi < 0$ , il en résulte :

$$(v_j - \Delta v x_j) \cdot da \cdot d\xi < 0 \quad (39)$$

En utilisant cette expression (39) dans (35), on obtient :

$$\frac{dx_j}{x_j} \text{ (avec déplacement)} < \frac{dx'_j}{x_j} \text{ (sans déplacement)} \quad (40)$$

### • Appendice 3

Pour l'IUPAC :

$$K_c = \pi (c_i, \text{éq.})^{v_i} = K_c(P, T) \quad (41)$$

pour des gaz parfaits, à l'équilibre :

$$K^\circ = \pi \left(\frac{P_i}{P^\circ}, \text{éq.}\right)^{v_i} = \pi (c_i, \text{éq.})^{v_i} \left(\frac{RT}{P^\circ}\right)^{\Delta v} = K_c \left(\frac{RT}{P^\circ}\right)^{\Delta v} \quad (42)$$

donc  $K_c$  ne dépend alors que de T.

On peut aussi utiliser une constante non dimensionnée, notée  $K_{c/c^\circ}$  :

$$K_{c/c^\circ} = \pi \left(\frac{c_i}{c^\circ}, \text{éq.}\right)^{v_i} \quad (c^\circ = 1 \text{ mol/l}) \quad (43)$$

qui ne dépend que de T pour des gaz parfaits.

#### • Appendice 4

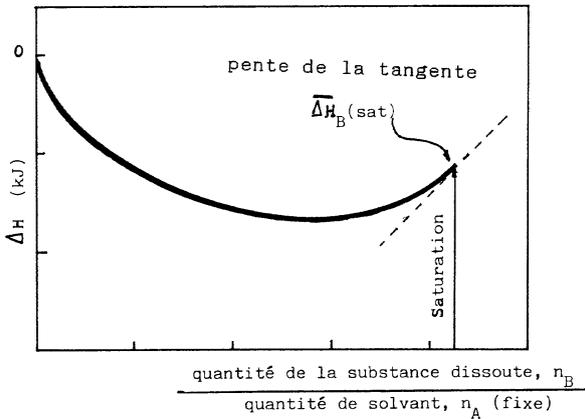
La chaleur de dissolution, à P et T constantes, dans une solution des deux composants, A et B, est (Levine, 1981) :

$$\Delta H = n_A (\bar{H}_A - \bar{H}_A^*) + n_B (\bar{H}_B - \bar{H}_B^*) \quad (44)$$

où  $\bar{H}_i^*$  est l'enthalpie molaire du composant i pur et  $\bar{H}_i$  l'enthalpie molaire partielle du composant i.

$\Delta H$  se détermine avec un calorimètre, à pression constante, lors de la dissolution d'une quantité  $n_B$  d'une substance quelconque B dans une quantité de solvant  $n_A$ .

La figure 1 montre une représentation graphique hypothétique de  $\Delta H$  en fonction de la quantité de la substance dissoute B, à P et T constantes.



**Figure 1** : représentation graphique hypothétique de  $\Delta H$  en fonction de la quantité de la substance dissoute B.

La chaleur différentielle de dissolution de B dans A, à P, T et composition précisées, s'exprime par (Levine, 1981) :

$$\bar{\Delta H}_B = \left( \frac{\partial \Delta H}{\partial n_B} \right)_{P, T, n_A} \quad (45)$$

et a pour valeur la pente de la tangente à la courbe de la figure 1 à une composition précisée.

En déterminant à partir de (44) la dérivée (45), on obtient :

$$\overline{\Delta H_B} = \overline{H_B} - \overline{H_B^*} \quad (46)$$

L'hydroxyde de sodium et l'éthanoate de sodium ont une courbe  $\Delta H = f$  (concentration dans la solution aqueuse) pareille à celle de la figure 1 (Brice, 1983). De telle façon que pour ceux-ci dans la saturation  $\overline{\Delta H_B}(\text{sat}) > 0$ , tandis que  $\Delta H < 0$ .

### BIBLIOGRAPHIE

- R.T. ALLSOP et N.H. GEORGE, 1984 - Le Chatelier - a redundant principle - *Education in Chemistry* - Vol. 21 - pp. 54-56.
- G.M. BODNER, 1980 - On the misuse of Le Chatelier's principle for the prediction of the temperature dependence of the solubility of salts - *Journal of Chemical Education* - Vol. 57 - pp. 117-119.
- L.K. BRICE, 1983 - Le Chatelier's principle : The effect of temperature on the solubility of solids in liquids, *Journal of Chemical Education* - Vol. 60 - pp. 387-389.
- G. BRIDGART et H. KEMP, 1985 - A limitation on the use of Le Chatelier's principle, *Australian Science Teachers' Journal* - Vol. 31 - pp. 60-62.
- J. De HEER, 1957 - The principle of Le Chatelier and Braun, *Journal of Chemical Education* - Vol. 34 - pp. 375-380.
- R. FERNÁNDEZ-PRINI, 1982 - Le Chatelier's principle and the prediction of the effect of temperature on solubilities - *Journal of Chemical Education* - Vol. 59 - pp. 550-553.
- F.G. HELFFERICH, 1985 - Le Chatelier - Right or Wrong ? - *Journal of Chemical Education* - Vol. 62 - pp. 305-308.
- L. KATZ, 1961 - A systematic way to avoid Le Chatelier's principle in chemical reactions - *Journal of Chemical Education* - Vol. 38 - pp. 375-377.
- H. Le CHATELIER, 1908 - *Leçons sur le carbone, la combustion et les lois chimiques* - Dunod et Pinat Éditeurs : Paris.
- I.N. LEVINE, 1981 - *Físicoquímica* - Mcgraw-Hill Latino. : México.
- R.M. MAZO et R. BARNHARD, 1972 - The solubility of sodium acetate in water and Le Chatelier's principle - *Journal of Chemical Education* - Vol. 49 - pp. 639-640.

A. STINNER, 1989 - The teaching of Physics and the contexts of inquiry : From Aristotle to Einstein - *Science Education* - Vol. 73 - pp. 591-605.

P. STRUBE, 1989 - A content analysis of arguments and explanations presented to students in physical science textbooks : a model and an example - *International Journal of Science Education* - Vol. 11 - pp. 195-202.

R.S. TREPTOW, 1984 - Le Chatelier' principle applied to the temperature dependence of solubility - *Journal of Chemical Education* - Vol. 61 - pp. 449-502.

### REMERCIEMENTS

Nous remercions sincèrement pour leur aide Carme GIMÉNEZ, Dominique NEDELLEC, Joan Carles REMOLINA et le correcteur du Comité de Lecture.