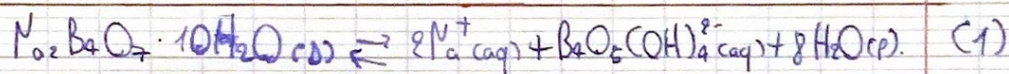


GUEVEL Sébastien  
MOREAU Quentin

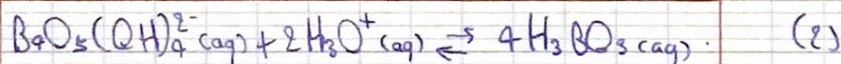
MP\*

Compte-rendu  
TP - Borax

Le Borax se dissocie dans l'eau selon la réaction :



L'ion borate peut être détecté par la réaction :



Défin de déterminer l'enthalpie standard de réaction  $\Delta_r H^\circ$  et l'entropie standard de réaction  $\Delta_r S^\circ$  de la réaction (1), on cherche  $K^\circ(T)$ , la constante d'équilibre de la réaction (1) à différentes températures  $T$ .

En effet, l'enthalpie libre standard de réaction est liée à ces grandeurs par :

$$\Delta_r G^\circ(T) = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ$$

et

$$\Delta_r G^\circ(T) = -RT \ln(K^\circ(T)).$$

Remarque : on se place dans le cadre de l'approximation d'Ellingham on n'y a pas de changement d'état.



On a à l'équilibre :

$$K_s^0(T) = \frac{[Na^+]^2 [B_4O_5(OH)_4^{2-}]}{c^{0.3}} = 4 \frac{[B_4O_5(OH)_4^{2-}]^3}{c^{0.3}}$$

En effet :

	$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O \rightleftharpoons 2Na^+_{(aq)} + B_4O_5(OH)_4^{2-}_{(aq)} + 8H_2O$			
t=0	mo	0	0	0
t	mo - x	2x	x	8x

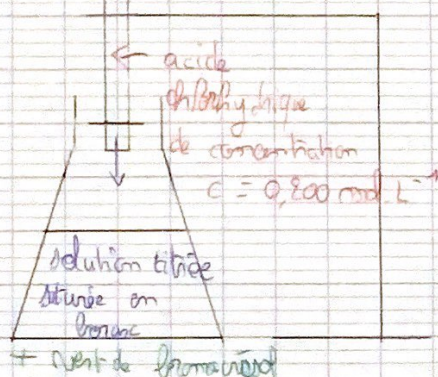
On obtient alors  $[Na^+] = 2[B_4O_5(OH)_4^{2-}]$ .

On cherche alors la concentration  $[B_4O_5(OH)_4^{2-}]$  pour revenir à  $K_s^0(T)$ .

On dose alors l'ion borate par la réaction (2).

Pour cela, on effectue un titrage colorimétrique.

On utilise alors le vert de bromocrésol comme indicateur coloré, car à un pH de 3,8, la concentration en  $B_4O_5(OH)_4^{2-}$  est négligeable devant celle en  $H_3BO_3$  puisque  $pK_a(H_3BO_3/B_4O_5(OH)_4^{2-}) = 9,2$ .





À l'équivalence, les réactifs sont en proportions stœchiométriques.  
On a alors :

$$[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4^{2-}] = \frac{1}{2} \frac{V_{eq}}{V_i} c,$$

où  $V_{eq}$  et  $V_i$  sont respectivement les volumes à l'équivalence et initial.

À  $T = 0,0^\circ\text{C}$ , pour  $V_i = 20,0\text{ mL}$ , on mesure  $V_{eq} = 10,0\text{ mL}$   
et à  $T = 54,0^\circ\text{C}$ , pour  $V_i = 5,0\text{ mL}$ , on mesure  $V_{eq} = 30,0\text{ mL}$ .

On en déduit  $K_0(0^\circ\text{C}) = 0,032$  et  $K_0(54,0^\circ\text{C}) = 0,864$ .

Pour affiner les résultats, on effectue des mesures à différentes températures.

On cherche donc la masse minimale  $m$  de borax à introduire dans 30 millilitres d'eau distillée pour obtenir une solution saturée à différentes températures entre  $0,0^\circ\text{C}$  et  $54,0^\circ\text{C}$ .  
D'après la réaction (1), lorsque la masse  $m$  est introduite, la concentration  $[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4^{2-}]$  correspond à la solubilité molaire du borax, ce dernier ayant été totalement consommé.  
On a alors la concentration minimale :

$$c_{\min} = \sqrt[3]{\frac{K_0(T)}{4}} c.$$

Quitte à obtenir une solution trop saturée, on choisit  $T = 53,5^\circ\text{C}$  donc  $c_{\min} = 0,6\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Le numéro atomique du bore étant 5, on peut approximer sa masse molaire comme étant  $M(\text{B}) = 10\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .



On connaît de plus la masse molaire de l'hydrogène,  $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$ , et celle de l'oxygène,  $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ .

On en déduit :

$$m = c V (4 M(B) + 9 M(O) + 4 M(H)) = 0,564 \text{ g},$$

où  $V = 5,00 \text{ mL}$ .

Une fois les différentes mesures terminées, on effectue une régression linéaire pour tracer  $\ln(K_p(K^\circ(T)))$  en fonction de  $\frac{1}{T}$  (cf graphique).

Une fois quelques points aberrants retirés, on obtient un coefficient de corrélation satisfaisant, proche de 0,988.

On a alors :

$$\Delta_r H^\circ = 1,00 \cdot 10^5 \text{ J.mol}^{-1}$$

et

$$\Delta_r S^\circ = 2,78 \cdot 10^2 \text{ J.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}.$$

L'enthalpie standard de réaction étant positive, la réaction (1) est endothermique et d'après la loi de Van't Hoff, la constante d'équilibre  $K_p(T)$  est une fonction croissante de la température. Or la surface des lacs, la température étant plus faible, la réaction avance dans le sens indirect.

Écci explique les dépôts de borane sur les pentours des lacs.

