Exercices VIII-8 : Energie réticulaire

Enoncé

1- Déterminer l'enthalpie standard $\Delta_r H°$ de la réaction à 298 K :

$$AgI_{(s)} \rightarrow Ag_{(s)} + 1/2\ I_{2(s)}$$

2- Déterminer l'enthalpie standard $\Delta_r H°$ de la réaction à 298°K :

$$Ag_{(s)} + 1/2\ I_{2(s)} \rightarrow Ag_{(g)} + I_{(g)}$$

3- L'énergie réticulaire $E_{rét}$ du cristal ionique AgI(s) est égale à l'énergie interne standard à 0 K de la réaction : $AgI_{(s)} \rightarrow Ag^+_{(g)} + I^-_{(g)}$

Dans cette réaction, une mole de cristal AgI(s) est dissociée en ses ions à l'état gazeux et sans interaction les uns avec les autres; on admettra que l'énergie interne standard de cette réaction à 0 K est pratiquement égale à l'enthalpie standard réticulaire $\Delta_{rét}H°$ à la température T de cette réaction.

a- Représenter le cycle thermochimique permettant de calculer l'enthalpie standard de AgI.

b- En déduire l'énergie réticulaire de l'iodure d'argent.

4- Cycle de Born-Haber. Energie réticulaire.

Déterminer l'énergie réticulaire du cristal KCl en construisant un cycle de Born Haber.

Données :

	$AgI_{(s)}$	$Ag_{(g)}$	$I_{(g)}$	$Ag_{(s)}$	$I_{2(s)}$
$\Delta_f H°(kJ.mol^{-1})$	- 61,8	284,6	106,8	0	0

- Enthalpie standard de première ionisation de l'atome d'argent à 298 K :

$$\Delta_{ion}H°(Ag_{(g)}) = 731\ kJ\ .\ mol^{-1}\ ;$$

- Enthalpie standard d'attachement électronique de l'atome d'iode à 298 K :

$$\Delta_{att}H°(I_{(g)}) = -\ 295\ kJ\ .\ mol^{-1}.$$

- Enthalpie de formation de Kgaz à 298 K : 89,8 $kJ.mol^{-1}$;
- Enthalpie d'ionisation de Kgaz à 298 K : 423 $kJ.mol^{-1}$;
- Enthalpie de dissociation de la liaison Cl-Cl : 242,44 $kJ.mol^{-1}$;
- Affinité électronique $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$: - 358,65 $kJ.mol^{-1}$;
- Enthalpie de formation de $KCl_{cristal}$: - 436,75 $kJ.mol^{-1}$

© EduKlub S.A.
Tous droits de l'auteur des œuvres réservés. Sauf autorisation, la reproduction ainsi que toute utilisation des œuvres autre que la consultation individuelle et privée sont interdites.

Fichier généré pour Visiteur (), le 31/05/2021

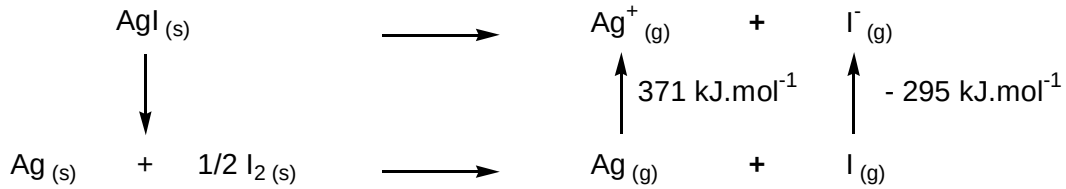
Correction :

1- L'enthalpie de réaction se calcule en appliquant la loi de Hess :

$$\Delta_r H^\circ_{298K} = \sum_i \nu_i \cdot \Delta_{form} H^\circ_{298} = 61{,}8 \text{ kJ . mol}^{-1}$$

2- $\Delta_r H^\circ_{298K} = \sum_i \nu_i \cdot \Delta_{form} H^\circ_{298} = 391{,}4 \text{ kJ . mol}^{-1}$

3*a*- On établit le cycle thermochimique suivant :

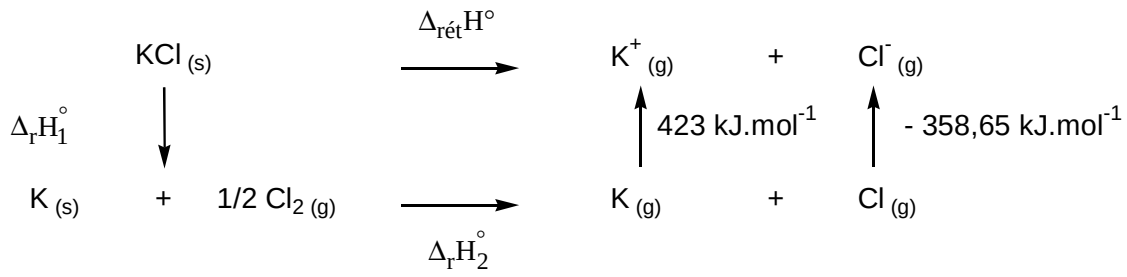


***b*-** On en déduit alors l'expression de l'enthalpie réticulaire :

$$\Delta_{rét}H^\circ = \Delta_r H^\circ_1 + \Delta_r H^\circ_2 + \Delta_{ionis} H^\circ_{(Ag_{(g)})} + \Delta_{attélect} H^\circ_{(I_{(g)})}$$

4*a*- On rappelle la définition de l'énergie réticulaire : c'est l'énergie à fournir pour rompre le cristal solide à l'état d'ions gazeux

***b*-** On réalise un cycle thermochimique de Born-Haber :



$$\Delta_r H^\circ_1 = -\Delta_{form} H^\circ_{KCl_{(s)}} \text{ ;}$$

$$\Delta_r H^\circ_2 = \Delta_{sub} H^\circ_{(K_{(s)})} - 1/2 \cdot \Delta_{form\ de\ liais} H^\circ_{(I-I)} \text{ ;}$$

On en déduit alors la valeur de l'enthalpie réticulaire :

$$\Delta_{rét}H^\circ = 718{,}12 \text{ kJ . mol}^{-1}$$

© EduKlub S.A.
Tous droits de l'auteur des œuvres réservés. Sauf autorisation, la reproduction ainsi que toute utilisation des œuvres autre que la consultation individuelle et privée sont interdites.

Fichier généré pour Visiteur (), le 31/05/2021