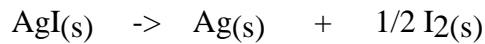


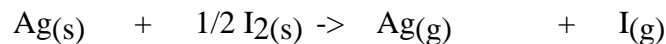
### Exercices VIII-8 : Energie réticulaire

#### Énoncé

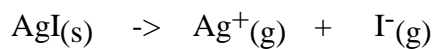
- 1- Déterminer l'enthalpie standard  $\Delta_f H^\circ$  de la réaction à 298 K :



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



- 3- L'énergie réticulaire  $E_{\text{rét}}$  du cristal ionique AgI(s) est égale à l'énergie interne standard à 0 K de la réaction :



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  $\Delta_{\text{rét}} H^\circ$  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 <sub>2</sub> (s)
$\Delta_f H^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	- 61,8	284,6	106,8	0	0

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

$$\Delta_{\text{ion}} H^\circ (\text{Ag(g)}) = 731 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} ;$$

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

$$\Delta_{\text{att}} H^\circ (\text{I(g)}) = - 295 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

- Enthalpie de formation de K<sub>gaz</sub> à 298 K :  $89,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} ;$
- Enthalpie d'ionisation de K<sub>gaz</sub> à 298 K :  $423 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1};$
- Enthalpie de dissociation de la liaison Cl-Cl :  $242,44 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} ;$
- Affinité électronique  $\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$  :  $- 358,65 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} ;$
- Enthalpie de formation de KCl<sub>cristal</sub> :  $- 436,75 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

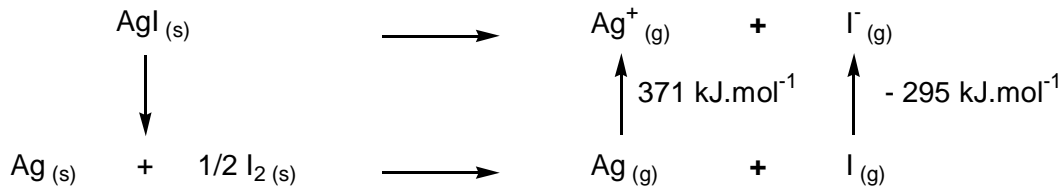
**Correction :**

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

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

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

3a- On établit le cycle thermochimique suivant :

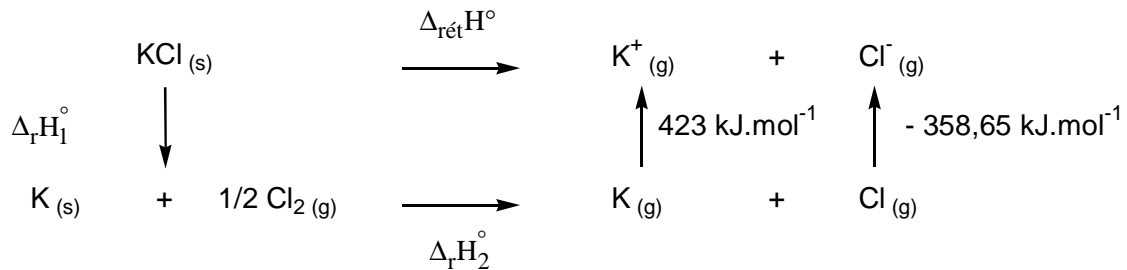


b- On en déduit alors l'expression de l'enthalpie réticulaire :

$$\Delta_{\text{rét}} H^\circ = \Delta_r H_1^\circ + \Delta_r H_2^\circ + \Delta_{\text{ionis}} H^\circ(\text{Ag}_{(g)}) + \Delta_{\text{attélect}} H^\circ(\text{I}_{(g)})$$

4a- 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 :



$$\Delta_r H_1^\circ = -\Delta_{\text{form}} H_{\text{KCl(s)}}^\circ ;$$

$$\Delta_r H_2^\circ = \Delta_{\text{sub}} H^\circ(\text{K}_{(s)}) - \frac{1}{2} \cdot \Delta_{\text{form de liais}} H^\circ(\text{I-I}) ;$$

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

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