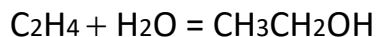


## Exercice n°1

L'éthanol est en partie synthétisé par l'hydratation de l'éthène en phase gazeuse à 300°C, sous une pression constante de 70 bar, en présence d'un catalyseur acide tel que l'acide phosphorique, adsorbé sur un support solide :



1. Calculez la valeur de l'enthalpie standard de cette réaction à 298 K. La réaction est-elle endothermique ? Justifier.
2. Calculez la valeur de l'entropie standard de cette réaction à 298 K. Commentez cette valeur ?
3. Calculez la valeur de l'enthalpie libre standard de cette réaction à 298 K.
4. Calculez la valeur de la constante d'équilibre de la réaction à 300°C.
5. Que se passera-t-il si on augmente la pression ?

Données :

A 298 K	$\Delta H_f^\circ$ (kJ.mol <sup>-1</sup> )	S° (J.mol <sup>-1</sup> )
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH gaz	-235,1	282,7
H <sub>2</sub> O gaz	-241,8	188,7
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> gaz	52,3	219,5

$$R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

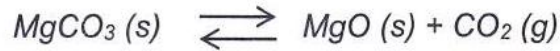
## Correction

## Exercice n°2 (BTS Biotechnologie 2016)

### 1. Décomposition du carbonate de magnésium

Le carbonate de magnésium  $\text{MgCO}_3(\text{s})$  est un solide de couleur blanche, qui se trouve à l'état minéral dans la nature. C'est le composant d'une roche appelée magnésite. Sous forme de poudre, le carbonate de magnésium est utilisé comme anti-transpirant dans de nombreux sports (haltérophilie, saut à la perche, ...). Il est improprement appelé magnésie.

Chauffé à plus de 800 °C, le carbonate de magnésium se décompose en oxyde de magnésium solide et en dioxyde de carbone gazeux selon la réaction d'équation :



On donne dans le tableau ci-dessous les valeurs à 298 K des enthalpies standard de formation  $\Delta_f H_{298}^0$  et des entropies molaires standard  $S_{m,298}^0$  des espèces chimiques intervenant dans l'équation de réaction ci-dessus.

	$\Delta_f H_{298}^0$ en $\text{kJ.mol}^{-1}$	$S_{m,298}^0$ en $\text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
$\text{MgCO}_3(\text{s})$	- 1095,8	65,8
$\text{MgO}(\text{s})$	- 601,6	26,9
$\text{CO}_2(\text{g})$	- 393,5	213,6

Constante des gaz parfaits :  $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

1.1. Enthalpie standard de réaction  $\Delta_r H_{298}^0$  relative à cette réaction à 298 K :

- 1.1.1. Exprimer littéralement l'enthalpie standard de réaction  $\Delta_r H_{298}^0$  relative à cette réaction à 298 K.
- 1.1.2. Calculer sa valeur. La réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Justifier.

1.2. Entropie standard de réaction  $\Delta_r S_{298}^0$  relative à cette réaction à 298 K :

- 1.2.1. Exprimer littéralement l'entropie standard de réaction  $\Delta_r S_{298}^0$  relative à cette réaction à 298 K.
- 1.2.2. Calculer sa valeur. Son signe était-il prévisible ? Justifier.

1.3. Enthalpie libre standard  $\Delta_r G_{298}^0$  relative à cette réaction à 298 K et constante d'équilibre :

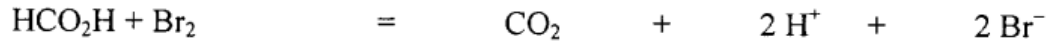
- 1.3.1. Déterminer la valeur de la constante d'équilibre  $K^0$  de cette réaction à 298 K.  
Indiquer si la réaction est favorisée à 298 K. Justifier.
- 1.3.2. Commenter le choix de températures supérieures à 800 °C pour réaliser cette transformation.

## Correction

## Exercice n°3 (BTS Biotechnologie 2007)

Les questions sont indépendantes.

L'oxydation de l'acide méthanoïque par le dibrome en solution aqueuse est caractérisée à 25,0°C (soit 298,15 K) par :



- une variation d'entropie standard  $\Delta_r S^0 = -11,3 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$  ;
- une constante d'équilibre  $K = 1,051.10^{42}$ .

1.

a) Exprimer puis calculer les variations d'enthalpie libre standard ( $\Delta_r G^0$ ) et d'enthalpie standard ( $\Delta_r H^0$ ) relatives à la réaction considérée à la même température (on donne  $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ ).

b) L'oxydation de l'acide méthanoïque est-elle spontanée dans les conditions standard ? Cette réaction est-elle endo ou exothermique ? Justifier votre réponse.

2. Exprimer ( $\Delta_r S^0$ ) en fonction des entropies molaires standard des diverses espèces intervenant dans l'équation de la réaction et en déduire celle de l'acide méthanoïque.

Données :

$$S_{\text{CO}_2}^0 = 117,6 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}; \quad S_{\text{Br}_2}^0 = 130,5 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$
$$S_{\text{Br}^-}^0 = 82,4 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}; \quad S_{\text{H}^+}^0 = 0.$$

## Correction