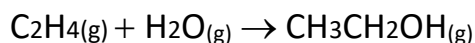


Exercice n°1

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



On va d'abord étudier cette réaction à température ambiante et à pression atmosphérique.

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 298K.
5. Le choix des conditions expérimentales, $T = 573 \text{ K}$ et $P = 70 \text{ bars}$, favorise-t-il ou défavorise-t-il cette synthèse ? Commentez ce choix après l'avoir analysé.

Données :

A 298 K	ΔH_f° (kJ.mol ⁻¹)	S° (J.K ⁻¹ .mol ⁻¹)
CH ₃ CH ₂ OH gaz	-235,1	282,7
H ₂ O gaz	-241,8	188,7
C ₂ H ₄ gaz	52,3	219,5

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

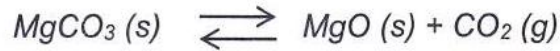
Correction

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 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.

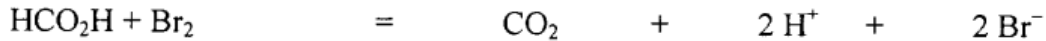
1.3.2. Commenter le choix de températures supérieures à 800 °C pour réaliser cette transformation.

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