



# TUTORAT UE BCM 2015-2016 – Chimie physique

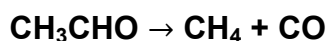
## Séance n°1 – Semaine du 29/02/2016

### Cinétique - Equilibres – CM : J. Nurit

Séance préparée par ATP

Pour les calculs, si nécessaire, on prendra :  $\ln 2 = 0,69$  ;  $\ln 0,9 = -0,105$  ;  $1/9 = 0,111$   
Les activités seront égales aux concentrations.

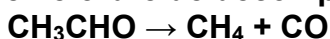
**QCM n°1 :** La pyrolyse de l'éthanal en phase gazeuse se fait selon la réaction suivante :



**Données :**  $k = 0,05 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$  et  $A_0 = 0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

- A. La réaction est d'ordre 0.
- B. Le  $t_{1/2}$  est proportionnel à la concentration.
- C. Le  $t_{1/2}$  est égal à 2 minutes.
- D. Le  $t_{90\%}$  est le temps au bout duquel 90% du réactif ont été consommés.
- E. Le  $t_{90\%}$  est égal à 24 secondes.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°2 :** Soit la réaction de deuxième ordre de décomposition de l'acétaldéhyde :



On note l'évolution de la concentration en acétaldéhyde.

t (s)	0	1620
[CH <sub>3</sub> CHO] (mol.L <sup>-1</sup> )	0,4	0,33

- A. La constante de vitesse est  $k = 3,27 \cdot 10^{-4} \text{ min}^{-1}$ .
- B. La constante de vitesse est  $k = 0,02 \text{ min}^{-1}$ .
- C. Cette réaction est une réaction élémentaire.
- D. Si on multiplie la concentration initiale par deux, le temps de péremption est aussi multiplié par deux.
- E. Le temps de demi-réaction a une valeur comprise entre 120 et 130 minutes.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°3 :** On étudie la réaction élémentaire de décomposition d'une molécule utilisée comme antalgique. On mesure une concentration de  $0,568 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  au temps  $t = 0$ . On réalise un deuxième prélèvement au temps  $t = 13$  minutes, la concentration est alors de  $0,284 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$   
Le schéma réactionnel est le suivant  $\text{A} \rightarrow \text{B} + \text{C}$ .

- A. Le temps de demi réaction est indépendant de la concentration initiale en antalgique.
- B. La constante de vitesse  $k$  est égale à  $8,89 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$ .
- C. On peut écrire que  $t_{30} = t_{7/10} = 22,6$  minutes.
- D. Le temps de péremption est la durée au bout de laquelle 90 % du réactif a été transformé.
- E. Le temps de péremption est de 219,8 s.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

### QCM n°4 : Concernant la cinétique des réactions chimiques

- A. L'hydrogénation catalytique en présence de Nickel de Raney est un exemple de catalyse homogène.
- B. Pour une réaction élémentaire, la molécularité ou ordre total correspond à la somme des coefficients stœchiométriques des réactifs.
- C. La constante de vitesse d'une réaction d'ordre 2 s'exprime en mol.L<sup>-1</sup>.t<sup>-1</sup>.
- D. Le t<sub>1/6</sub> indique qu'il reste 1/6<sup>ème</sup> des réactifs initiaux.
- E. L'avancement X d'une réaction est une grandeur toujours positive exprimée en mole qui permet de suivre l'évolution d'une réaction.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

### QCM n°5 : Soit une réaction dont l'énergie d'activation est de 235 kJ.mol<sup>-1</sup>. La température augmente de 35 °C à 40 °C.

- A. La théorie d'Arrhenius permet d'établir une relation entre l'énergie d'activation E<sub>a</sub> et la constante de vitesse k d'une réaction.
- B. On peut écrire :  $\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{235}{8,31} \times \left( \frac{1}{308} - \frac{1}{313} \right)$ .
- C. La vitesse de réaction est multipliée par un facteur de 4,33.
- D. La vitesse de la réaction n'est pas modifiée.
- E. La vitesse de la réaction est multipliée par un facteur de 1,47.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

### QCM n°6 : Choisir la ou les propositions exactes.

- A. Le coefficient de dissociation est compris entre 0 et 100%.
- B. Le coefficient de dissociation α est égal à : v × X / n<sub>0</sub>, avec n<sub>0</sub> nombres de moles initiales, v égal au coefficient stœchiométrique, et égal à X avancement.
- C. α = Nombre de moles de réactif dissocié / Nombre de moles de produit initial.
- D. Le coefficient de dissociation concerne les moles de gaz uniquement.
- E. Pour un réactif considéré Δn = n<sub>0</sub> × α, avec Δn la variation du nombre de moles.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

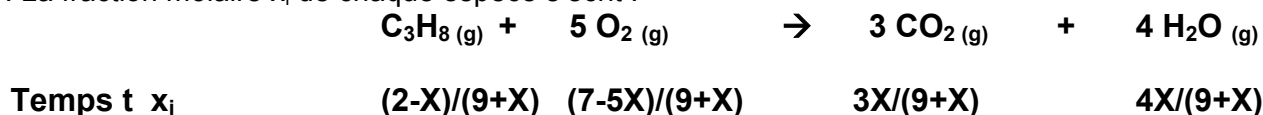
### QCM n°7 : Soit la réaction (en phase gazeuse) de combustion du propane dans le dioxygène donnant du dioxyde de carbone et de l'eau. La réaction, à l'état initial, est constituée de 2 moles de propane et de 7 moles de dioxygène.

- A. L'équation de la réaction s'écrit : C<sub>3</sub>H<sub>8(g)</sub> + 5 O<sub>2(g)</sub> → 3 CO<sub>2(g)</sub> + 3 H<sub>2</sub>O<sub>(g)</sub>
- B. Connaissant le nombre de moles à t = 0, le nombre de moles de chaque espèce à l'instant t quelconque est :



Temps t = 0	2	7	0	0
Temps t	2 - X	7 - 5X	3X	4X

- C. Le nombre total de moles est n<sub>total</sub> = X - 9
- D. La fraction molaire x<sub>i</sub> de chaque espèce s'écrit :



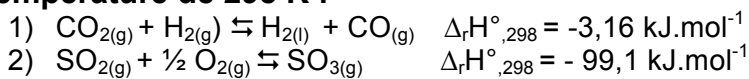
- E. L'espèce limitante est le dioxygène.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°8 : Choisir la ou les proposition(s) exacte(s).**

**Soit la réaction :  $\text{CO}_{2(g)} + \text{C}_{(s)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{(g)}$**

- A. Sachant que cette réaction est endothermique dans le sens 1, l'équilibre se déplacera dans le sens « 1 » si la température est augmentée.
- B. L'addition de  $\text{C}_{(s)}$  déplace l'équilibre dans le sens « 1 ».

**Soient les équilibres suivants se produisant en réacteur fermé sous pression atmosphérique et à la température de 298 K :**



- C. Une augmentation de la pression totale fait évoluer l'équilibre (2) dans le sens « 2 ».
- D. Une augmentation de température déplace l'équilibre (1) dans le sens « 1 ».
- E. Une augmentation de température déplace l'équilibre (2) dans le sens « 2 ».
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°9 A propos de la loi de Van't Hoff**

- A. La loi de Van't Hoff permet de prévoir l'effet d'une variation de température sur un équilibre.
- B. La loi de Van't Hoff permet de prévoir l'évolution de la cinétique d'une réaction.
- C. Si on connaît, pour un équilibre, la valeur de  $\Delta_r H^\circ$  ainsi que celle de la constante d'équilibre K à une température donnée il est possible de calculer sa valeur à n'importe quelle autre température.
- D. Lorsque  $\Delta_r H^\circ$  est inférieur à 0 dans le sens 2 et que l'on augmente la température alors la réaction évoluera dans le sens 1.
- E. Pour un équilibre : lorsque la température augmente et que le rapport  $K_2/K_1$  est supérieur à 1, alors la réaction sera endothermique dans le sens 1.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°10 : Soit la réaction suivante :  $\text{A}_{(g)} + \text{B}_{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{C}_{(g)} + \text{D}_{(g)}$ .**

**A 350 K, on a  $\Delta_r G^\circ = -12,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$ .**

- A. La constante d'équilibre  $K_P$  de la réaction est égale à 185.
- B. La constante d'équilibre  $K_P$  de la réaction est égale à 73,53.
- C. Pour calculer  $K_C$ , on utilise la formule suivante :  $K_C = K_P \times (RT)^{\Delta n}$  avec  $R = 0,082 \text{ L.atm}^{-1}.\text{mol}^{-1}.\text{K}$
- D. La constante d'équilibre  $K_C$  est égale à 2110.
- E. La constante d'équilibre  $K_C$  est égale à 0,025.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°11 : Soit la réaction (1) suivante :  $\text{SO}_2\text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$ .**

**Données :**  $K_1 = 5,6$        $T = 400 \text{ }^\circ\text{C}$        $\Delta_r H^\circ = 121 \text{ kJ.mol}^{-1}$        $R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

- A. La variation d'enthalpie libre standard de la réaction est égale à  $-9,63 \text{ kJ.mol}^{-1}$ .
- B. La variation d'entropie standard  $\Delta_r S^\circ$  est de  $0,165 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ .

**Soit la réaction (2) suivante à 673 K :  $4 \text{SO}_2\text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons 4 \text{SO}_{2(g)} + 4 \text{Cl}_{2(g)}$ .**

- C. On peut alors écrire  $K_2 = K_1^4$ .
- D. La réaction 2 évolue spontanément dans le sens 1 à 673 K.
- E. Si on diminue la quantité de réactifs à 673 K, alors K diminue aussi.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.