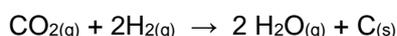


TD Description d'un système et évolution vers un état final

Testez – vous :

1. La transformation physique d'un solide en gaz est appelée :
 - a) Sublimation ;
 - b) Vaporisation ;
 - c) Condensation.
2. Au point critique sur un diagramme d'état (P,T) on observe :
 - a) La coexistence solide/ liquide/ gaz ;
 - b) La transformation solide – gaz ;
 - c) Un arrêt brutal de la courbe d'ébullition.
3. Au cours d'une transformation chimique d'avancement ξ , la quantité de matière n_i d'un constituant i s'exprime notamment en fonction de la quantité de matière initiale n_i° du constituant i et du coefficient stœchiométrique algébrique ν_i relatif au constituant i selon :
 - a) $n_i = n_i^\circ + \nu_i \xi$
 - b) $n_i = n_i^\circ - \nu_i \xi$
 - c) $n_i = \nu_i \xi - n_i^\circ$

4. Dans le cas de la réaction :



La constant d'équilibre s'écrit :

- a) $K^\circ = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 c^\circ}{[\text{H}_2]^2 [\text{CO}_2]}$
- b) $K^\circ = \frac{p(\text{H}_2\text{O})^2 p^\circ}{p(\text{H}_2)^2 p(\text{CO}_2)}$
- c) $K^\circ = \frac{p(\text{H}_2\text{O})^2 p^\circ [\text{C}]}{p(\text{H}_2)^2 p(\text{CO}_2) c^\circ}$

5. Lorsqu'une équation bilan E s'écrit comme combinaison de bilans E_1 et E_2 selon : $E = E_1 + 2E_2$, les constantes d'équilibre K° , K_1° et K_2° des réactions de bilans E , E_1 et E_2 sont liées par la relation :

- a) $K^\circ = K_1^\circ (K_2^\circ)^2$
- b) $K^\circ = K_1^\circ + 2 K_2^\circ$
- c) $K^\circ = \frac{(K_2^\circ)^2}{K_1^\circ}$

6. Un système chimique susceptible d'évoluer selon une réaction possède un quotient de réaction dont la valeur numérique est supérieure à celle de la constante d'équilibre à la même température :

- a) Le système évolue dans le sens indirect du bilan de la réaction observée ;
- b) Le système est à l'équilibre ;
- c) Le système évolue dans le sens direct du bilan de la réaction observée.

Exercice n°1 : Combustion totale de l'éthène

On considère la réaction de combustion totale de l'éthène gazeux par le dioxygène de l'air qui forme du dioxyde de carbone gazeux et de l'eau liquide. Pour cela, on fait réagir 2,0 mol d'éthène avec 5,0 mol d'air.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
2. Etablir un tableau d'avancement permettant de suivre l'évolution de la composition du système.
3. La réaction étant totale, déterminer le réactif limitant, l'avancement maximal et la composition du système à l'état final.
4. Quel aurait dû être le nombre de moles minimal d'air à utiliser pour avoir un mélange stœchiométrique?

Exercice n°2 : Combustion du glucose

On réalise la combustion totale de 3,00g de glucose solide ($C_6H_{12}O_{6(s)}$) par du dioxygène gazeux. Il se forme du dioxyde de carbone gazeux et de l'eau liquide.

La réaction étant totale, quel est volume minimal de dioxygène qu'il faut utiliser pour consommer la totalité du glucose ?

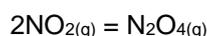
Données: Volume molaire du dioxygène dans les CNTP : $V_m(O_2) = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice n°3: Utilisation du critère d'évolution

On mélange $0,015 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de $NO_{2(g)}$ et $0,025 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de $N_2O_{4(g)}$ dans un récipient de 1,0 L à 298 K. Les gaz sont parfaits.

A cette température, la constante d'équilibre K de la réaction est égale à 171.

La réaction qui se produit alors est:

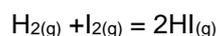


Dans quel sens le système évolue-t-il ?

Exercice n°4 : Concentrations à l'équilibre

Un récipient fermé de 0,50 L contient initialement 1,00 mol de $H_2(g)$ et 1,00 mol de $I_2(g)$. Les gaz sont parfaits.

La réaction qui se produit est:

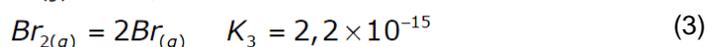
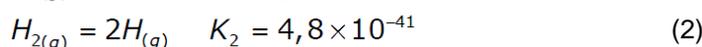
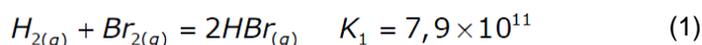


La constante d'équilibre de cette réaction vaut $K(T) = 55,64$ à 425°C .

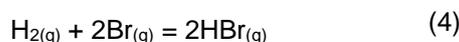
Calculez les concentrations à l'équilibre des espèces présentes dans le mélange à cette température.

Exercice n°5: Constantes d'équilibre

On connaît les constantes d'équilibre des réactions suivantes à 500 K :



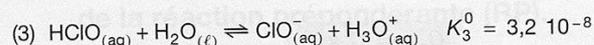
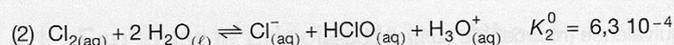
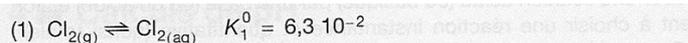
Trouvez la valeur de la constante d'équilibre K de :



$$K = \frac{K_1}{K_3}$$

Exercice n°6:

On s'intéresse à la chimie du chlore. Le dichlore gazeux se dissout dans l'eau et donne naissance à $Cl_{2(aq)}$, Cl^- (ion chlorure), $HClO$ (acide hypochloreux) ou ClO^- (ion hypochlorite) selon pH. On donne à 25°C :



1. Activités - Constantes d'équilibres

- Donner l'expression de l'activité chimique de chacun des constituants du système.
- Donner l'expression littérale des constantes d'équilibre K^0_1 , K^0_2 , K^0_3 .

- c. En déduire la valeur numérique de la constante d'équilibre K_4 associée à la méthode de production de l'eau de Javel (mélange Na^+ , $\text{Cl}^- + \text{Na}^+$, ClO^-) par barbotage du dichlore gazeux dans la soude :



2. Équilibre et évolution

- a. Une eau de chlore est obtenue en saturant l'eau pure par Cl_2 (g) sous 1 bar, ce qui impose $[\text{Cl}_2 \text{ (aq)}] = 6,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ de manière constante. D'après la réaction (2), calculer l'avancement volumique à l'équilibre et en déduire le pH.
- b. On part de l'état d'équilibre précédent. On supprime le barbotage de Cl_2 (g) et on ajoute de la soude de manière à fixer le pH initial à 5. Quel est le sens d'évolution spontanée de la réaction (2)?