

TD RC1 : Transformations de la matière, réaction chimique et équilibre

Questions de cours à savoir refaire

Transformations de la matière

Reconnaitre la nature d'une transformation physique, chimique ou nucléaire. Décrire les états de la matière (gaz, liquide, solide cristallin, solide amorphe, solide semi-cristallin) et utiliser la notion de phase.

Système physico-chimique

Recenser les constituants physico-chimiques présents dans un système. Utiliser de manière précise le vocabulaire : élément, corps simple, corps composé, corps pur, espèce chimique. Déterminer la masse molaire d'une espèce chimique. Décrire un corps pur ou un mélange : concentration molaire, fraction molaire, pression partielle.

1 Masse volumique de l'air

L'air est un mélange de gaz constituant l'atmosphère de la Terre. L'air sec est constitué d'environ 78% de diazote $N_2(g)$, de 21% de dioxygène $O_2(g)$ et de 1% d'autre gaz (dont des gaz rares, du dioxyde de carbone CO_2 et du méthane CH_4).

- Déterminer la masse molaire moyenne de l'air M_{air} en considérant des proportions simplifiées de 80% de diazote ($M(N) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$) et 20% de dioxygène ($M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$).
- En manipulant l'équation des GP, montrer que la masse volumique de l'air s'exprime $\mu_{air} = \frac{PM_{air}}{RT}$.
- Calculer la masse volumique μ et le volume molaire V_m de l'air dans les CSTP.

Transformation chimique

Modéliser une transformation chimique à l'aide d'une réaction chimique : équation de réaction, avancement, constante d'équilibre. Décrire qualitativement et quantitativement un système chimique dans l'état initial ou dans un état d'avancement quelconque.

Caractériser l'évolution d'un système lors d'une transformation chimique modélisée par une réaction chimique unique : activité, quotient réactionnel, critère d'évolution spontanée. Exprimer l'activité d'une espèce chimique pure ou dans un mélange dans le cas de solutions aqueuses très diluées ou de mélange de gaz parfaits.

Déterminer la composition chimique d'un système

2 Synthèse de l'ammoniac NH_3

On considère la synthèse de l'ammoniac $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. On introduit la même quantité de matière n_0 de chaque espèce.

- Déterminer l'avancement maximal de la réaction.
- On suppose que la réaction est totale. En déduire les quantités de matière des entités à la fin de la réaction.
- La réaction n'est en fait pas totale et on obtient en fin de réaction une quantité d'ammoniac qui a augmenté de 50% par rapport à l'état initial. Déterminer l'avancement final de la réaction.

3 Synthèse de l'éthanol par hydratation de l'éthylène

On considère la réaction en phase gazeuse : $C_2H_4(g) + H_2O(g) = C_2H_5OH(g)$ de constante d'équilibre $K^\circ = 4,0 \cdot 10^{-3}$ à 573 K. Dans l'état initial, une mole de chaque constituant est introduite tandis que la pression totale est maintenue à 100 bar.

- Déterminer les pressions partielles de chaque constituant à l'état initial.
- En déduire l'expression du quotient de réaction initial. Le système évolue-t-il ? Si oui dans quel sens ?

4 Détermination de l'état final d'une transformation chimique

Pour les transformations proposées, dresser le tableau d'avancement, déterminer l'expression du quotient de réaction à l'équilibre en fonction de l'avancement et en déduire l'état final de la transformation. Initialement, on introduit une même quantité de matière $n_0 = 1$ mol de chaque réactif.

- Réaction du monoxyde de carbone sur la vapeur d'eau, d'équation $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ et de constante $K^\circ(T = 750^\circ\text{C}) = 1,3$, dans un récipient de volume fixe $V = 5$ L.
- Combustion du dihydrogène, d'équation $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ et de constante $K^\circ(T = 500^\circ\text{C}) = 1,7 \cdot 10^{27}$, dans un récipient de volume fixe $V = 5$ L.
- Dissolution de l'acide éthanóique dans l'eau, d'équation $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) = \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ et de constante $K^\circ(T = 20^\circ\text{C}) = 10^{-4,8}$, en solution aqueuse de volume V .

Exercices

5 Classifier des transformations

Indiquer si les transformations suivantes sont physique, chimique ou nucléaire.

- Une flaque d'eau qui s'évapore au Soleil.
- La combustion du charbon de bois dans un barbecue.
- Une planche de bois que l'on scie en deux.
- La transmutation du plomb en or.
- Du beurre qui fond dans un four à micro-onde.
- La formation de rouille sur un cadenas.
- La formation de vapeur d'eau et de dioxyde de carbone lors de la combustion du bois.
- La fusion de deux atomes dans le Soleil.
- La formation d'un précipité en mélangeant deux liquides.
- La désintégration de l'uranium 235 dans un réacteur nucléaire.

6 Fractions molaires (*)

On considère une mélange binaire liquide composé de 10 g d'eau et de 90 g d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

- Déterminer les masses molaires de chaque espèce.
- Donner la fraction massique w_i puis la fraction molaire x_i des deux espèces dans le mélange.

Un second mélange contient de l'eau, du méthanol CH_3OH et de l'acide éthanóique CH_3COOH . Au total, le mélange contient 584 mol. La fraction molaire en eau est $x_{\text{eau}} = 0,55$ et celle en méthanol est $x_{\text{m}} = 0,15$.

- Déterminez la fraction molaire de l'acide éthanóique puis les quantités de matière des trois constituants.

7 Concentrations (*)

Une solution aqueuse de volume $V_1 = 100$ mL contient $N = 6,02 \cdot 10^{21}$ ions cuivre Cu^{2+} .

- Déterminer la concentration molaire c des ions cuivre, en mol/L.
- En déduire la valeur de la concentration massique, notée γ , en ions cuivre sachant que $M(\text{Cu}) = 63,5$ g.mol⁻¹.

On prélève $V_2 = 20$ mL de cette solution.

- Quelle est la concentration molaire du prélèvement ? En déduire la quantité de matière n_2 du prélèvement.

On verse le prélèvement dans une fiole jaugée de $V_3 = 200$ mL et on complète avec de l'eau (le solvant) jusqu'au trait de jauge.

- Quelle est la concentration molaire de la solution obtenue ?

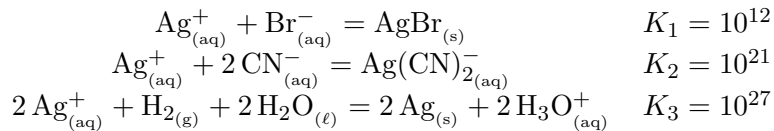
8 Combustion de l'éthanol (**)

L'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ réagit avec le dioxygène O_2 dans une réaction de combustion produisant du dioxyde de carbone CO_2 et de l'eau H_2O sous forme gazeuse. La réaction est supposée totale.

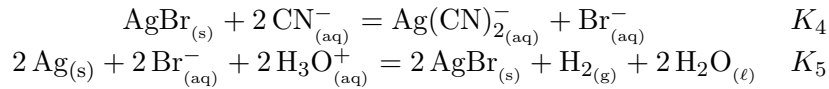
- Équilibrer la réaction puis déterminer l'état final lorsque les réactifs sont introduits en quantité égale $n_0 = 1$ mol.
- Déterminer l'état final lorsque les produits sont introduits dans les proportions stœchiométriques avec n_0 d'éthanol. Déterminer la pression finale dans un récipient de volume $V = 1$ m³.

9 Manipulation de constantes d'équilibre (*)

On donne les constantes d'équilibre suivantes :



Déterminer les valeurs des constantes d'équilibre des réactions :



10 Synthèse du dihydrogène – réaction équilibrée en phase gazeuse (**)

Un mode de préparation industrielle du dihydrogène met en jeu la réaction en phase gazeuse d'équation bilan $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = \text{CO}(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$

La réaction se déroule sous une pression totale constante $P_{\text{tot}} = 10$ bar. La température du système demeure constante et telle que la constante d'équilibre K° est égale à 15. Initialement le système contient 10 mol de méthane, 30 mol d'eau, 5 mol de monoxyde de carbone et 15 mol de dihydrogène.

1. Exprimer la constante d'équilibre en fonction des pressions partielles des constituants et de $P^\circ = 1$ bar.
2. Exprimer le quotient de réaction initial Q_0 en fonction de la quantité de matière initiale de chacun des constituants, de la pression totale P_{tot} et de P° . Dans quel sens se produit l'évolution ?

⚠ $n_{\text{tot}}^{\text{gaz}}$ varie, donc les fractions molaires x_i également.

Dans un nouvel état initial, le système ne contient que 10 mol de méthane et 10 mol d'eau.

3. Après avoir dressé le tableau d'avancement, déterminer, en partant de ce nouvel état initial, l'équation vérifiée par l'avancement ξ en fonction notamment de K° et P_{tot} .
4. La pression totale reste égale à 10 bar, vérifier que la solution de cette équation est $\xi = 3,6$ mol et préciser la composition du système à l'équilibre.

Au système dans l'état d'équilibre précédent, on ajoute de façon isotherme et isobare (température et pression constantes), une mole de monoxyde de carbone.

5. Dans quel sens se produira l'évolution ultérieure du système ? Justifier.

11 Réaction entre le cadmium et le fer (***)

Les ions cadmium Cd^{2+} réagissent avec le fer solide pour former du cadmium métallique et des ions fer Fe^{2+} .

1. Écrire l'équation bilan de la réaction.

On prépare une solution de chlorure de cadmium en dissolvant 0,01 mol de $\text{CdCl}_2(\text{s})$ dans 1 L d'eau.

2. Écrire l'équation de dissolution et en déduire les concentrations des ions cadmium Cd^{2+} et des ions chlorure Cl^- . (La réaction de dissolution est totale).

On ajoute de la poudre de fer à cette solution. Lorsque la solution n'évolue plus, on mesure la concentration des ions fer II à $9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

3. Établir le tableau d'avancement et en déduire les concentrations des ions dans l'état final puis la valeur de la constante d'équilibre de la réaction entre le fer et les ions cadmium.

On mélange $V_1 = 20$ mL de solution de chlorure de cadmium à $c_1 = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $V_2 = 20$ mL d'une solution de chlorure de fer FeCl_2 à $c_2 = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On y ajoute des poudres de fer et de cadmium métalliques en excès.

4. Déterminer les concentrations de tous les ions présents initialement en solution, avant réaction chimique.
5. Dans quel sens va évoluer la réaction ? Déterminer l'état final du système après la réaction.