Travaux dirigés de Chimie n° 1

Données utiles pour tout le TD :

Masses molaires atomiques :

$M(H) = 1{,}0\ \mathrm{g.mol^{-1}}$; $M(C) = 12{,}0\ \mathrm{g.mol^{-1}}$; $M(N) = 14{,}0\ \mathrm{g.mol^{-1}}$; $M(O) = 16{,}0\ \mathrm{g.mol^{-1}}$

Volume molaire d'un gaz à 20°C : $V_m = 24\ \mathrm{L.mol^{-1}}$

Déterminer la composition d'un système.

Exercice 1 : Synthèse de l'acide sulfurique

L'une des étapes de la synthèse de l'acide sulfurique est la réaction totale entre le sulfure d'hydrogène H_2S et le dioxyde de soufre SO_2. Le soufre S et l'eau sont des produits de cette étape.

1. Ecrire l'équation de la réaction en utilisant les nombres stoechiométriques entiers les plus petits possibles.
2. On considère un état initial constitué de 10,0 mol de SO_2 et 8,0 mol de H_2S. A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer :
   a. L'avancement maximal de la réaction et le réactif limitant.
   b. Le bilan de matière du système dans l'état final.

Exercice 2 : Combustion de l'éthanol

Lors de la combustion complète de l'éthanol liquide C_2H_5OH dans le dioxygène gazeux, il se forme du dioxyde de carbone gazeux et de l'eau liquide.
Au cours d'une expérience, on utilise une masse $m = 5{,}5$ g d'éthanol et un volume $V = 12$ L de dioxygène.

1. Ecrire l'équation de la réaction de combustion en utilisant les nombres stoechiométriques entiers les plus petits possibles.
2. Calculer, dans l'état initial, les quantités n_1 d'éthanol et n_2 de dioxygène.
3. Etablir le tableau d'avancement.
4. En déduire l'avancement final, le réactif limitant, puis la composition finale du système en quantité de matière (on supposera la réaction totale).

Donnée : volume molaire gazeux dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24\ \mathrm{L.mol^{-1}}$

Exercice 3 : Propulsion d'un véhicule

Un véhicule à essence utilise comme carburant de l'octane (C_8H_{18}) et comme comburant l'oxygène de l'air (en excès). Il consomme en moyenne 6 L d'octane pour 100 km.

La réaction de combustion de l'octane avec le dioxygène produit de l'eau et du CO_2

1. Ecrire la réaction de combustion de l'octane. (Réaction totale)
2. Calculer la quantité de matière d'octane consommée pour *100 km* de fonctionnement.
3. En déduire la quantité de matière de dioxygène nécessaire à la combustion totale des 6 litres d'octane ainsi que la quantité de CO_2 produite.
4. Déterminer, à 25°C, le volume d'air admis par le moteur pour réaliser cette combustion.
5. Calculer la masse de CO_2 rejetée lors de la combustion des 6 litres d'octane. Commenter.

Donnée : Masse volumique de l'octane : $\mu_{oct} = 700\ g.L^{-1}$

Exercice 4 : Synthèse du paracétamol

Le paracétamol est un médicament antalgique et antipyrétique de formule brute $C_8H_9O_2N$. On le prépare à partir de para-aminophénol C_6H_7ON et d'anhydride acétique $C_4H_6O_3$. L'équation de la réaction s'écrit :

$$C_6H_7ON + C_4H_6O_3 \rightarrow C_8H_9O_2N + C_2H_4O_2$$

Lors de la synthèse du paracétamol au laboratoire, on utilise 6,0 g de para-aminophénol en solution dans l'acide acétique et 8,0 mL d'anhydride acétique.

1. Déterminer les quantités de réactifs présents initialement.
2. A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer la composition du système dans l'état final, en quantité de matière, puis en masse.
3. En réalité, la masse de paracétamol obtenue après purification est de 5,1 g. Calculer le rendement de la réaction, égal au rapport entre la quantité de paracétamol réellement obtenue et la quantité de paracétamol théoriquement attendue.

<u>*Donnée :*</u> masse volumique de l'anhydride acétique : $\mu = 1{,}08\ \mathrm{g.mL^{-1}}$.

Prédire l'évolution d'un système.

Exercice 5 : Calcul d'un quotient de réaction

Soit l'oxydation du métal zinc par une solution diluée d'acide chlorhydrique $(H_3O^+ + Cl^-)$*, selon la réaction d'équation :*

$$Zn_{(s)} + 2\ H_3O^+_{(aq)} \rightleftarrows Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)} + 2\ H_2O_{(l)}$$

A un instant donné, on mesure les valeurs suivantes :

$[H_3O^+] = 0{,}20\ \mathrm{mol.L^{-1}}$; $[Zn^{2+}] = 0{,}10\ \mathrm{mol.L^{-1}}$; $[Cl^-] = 400\ \mathrm{mmol.L^{-1}}$; $P(H_2) = 20\ \mathrm{kPa}$

1. Déterminer l'activité de chacun des constituants du système à l'instant donné.
2. En déduire la valeur du quotient de réaction à cet instant.
3. La constante d'équilibre de cette réaction est $K° = 2.10^{25}$. Dans quel sens évolue le système ? Que dire de cette réaction chimique ?

Exercice 6 : Aspirine et éthanoate

Une solution aqueuse de volume $V = 50$ mL est obtenue en introduisant dans de l'eau 1,80 g d'acide acétylsalicylique $C_9H_8O_4$ et 0,010 mol d'éthanoate de sodium $\left(Na^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}\right)$.

L'équation bilan de la réaction s'écrit :

$$C_9H_8O_{4(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)} \rightleftarrows C_9H_7O^-_{4(aq)} + CH_3COOH_{(aq)}$$

La constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction entre l'acide acétylsalicylique et l'ion éthanoate est égale à $K° = 15{,}8$ à 25°C.

1. Déterminer la concentration initiale de chaque réactif.
2. Exprimer le quotient de réaction en fonction des concentrations.
3. Dresser un tableau d'avancement.
4. Déterminer la valeur de l'avancement volumique de la réaction dans l'état d'équilibre.
5. Déterminer la valeur de l'avancement volumique maximal.
6. En déduire le taux d'avancement de la réaction.

Exercice 7 : Autour des ions argents

Une solution de volume $V = 500$ mL, contient des ions argent(I) Ag^+, des ions fer(II) Fe^{2+} et fer(III) Fe^{3+} et un dépôt d'argent en poudre. Cette solution est le siège de la réaction :

$$Ag^+_{(aq)} + Fe^{2+}_{(aq)} \rightleftarrows Ag_{(s)} + Fe^{3+}_{(aq)}$$

La constante d'équilibre de la réaction vaut $K° = 3{,}20$.

1. On suppose qu'initialement : $[Ag^+] = 1{,}0.10^{-1}$ mol. L^{-1} ; $[Fe^{2+}] = 4{,}0.10^{-2}$ mol. L^{-1} ; $[Fe^{3+}] = 1{,}0.10^{-3}$ mol. L^{-1} et $n(Ag) = 10$ mmol.
   a. Calculer le quotient de réaction, en déduire le sens d'évolution du système.
   b. Déterminer les quantités de matière initiale de chaque constituant.
   c. Dresser un tableau d'avancement.
   d. Déterminer l'avancement de la réaction à l'équilibre.
   e. En déduire la composition du système à l'équilibre.
   f. Définir le taux d'avancement d'une réaction. Le calculer pour la réaction précédente.
2. On suppose à présent qu'initialement $[Ag^+] = 5{,}0.10^{-2}$ mol. L^{-1} ; $[Fe^{2+}] = 4{,}0.10^{-2}$ mol. L^{-1} ; $[Fe^{3+}] = 1{,}0.10^{-1}$ mol. L^{-1} et $n(Ag) = 50$ mmol
   a. Calculer le quotient de réaction, en déduire le sens d'évolution du système.
   b. Déterminer la composition du système à l'équilibre.

Exercice 8 : Réaction en solution aqueuse *

On s'intéresse à une solution aqueuse obtenue à 298 K par mélange d'acide éthanoïque CH_3COOH (concentration après mélange $c_1 = 0{,}10$ mol. L^{-1}) et d'ions fluorure F^- (Concentration après mélange $c_2 = 0{,}050$ mol. L^{-1}).

La réaction (1) susceptible de se produire s'écrit :

(1) $CH_3COOH_{(aq)} + F^-_{(aq)} \rightleftarrows CH_3COO^-_{(aq)} + HF_{(aq)}$ $K°_1$

On donne les constantes d'équilibres $K°_2$ et $K°_3$ relatives aux équilibres (2) et (3) suivants à 298K :

(2) $H_3COOH_{(aq)} + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$ $K°_2 = 10^{-4{,}8}$

(3) $HF_{(aq)} + H_2O \rightleftarrows F^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$ $K°_3 = 10^{-3{,}2}$

1. Exprimer les constantes d'équilibre $K°_1$, $K°_2$ et $K°_3$ relatives aux 3 équilibres en fonction des concentrations à l'équilibre. En déduire que $K°_1 = K°_2/K°_3$.
2. Déterminer la composition du mélange (réaction 1) à l'état d'équilibre (On travaillera directement avec les concentrations)

Exercice 9 : Dissociation de PCl_5 ***

On considère la dissociation du pentachlorure de phosphore selon l'équation bilan :

$$PCl_{5(g)} \rightleftarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

A 190°C, $K_0 = 0.240$ pour cet équilibre. A 190°C, une quantité n de pentachlorure de phosphore pur est introduite dans une enceinte, dont la pression P est maintenue constante et égale à 1.00 bar.

1. Donner la relation liant pression partielle et pression totale pour des espèces gazeuses.
2. Exprimer la constante d'équilibre en fonction de la pression P et du taux de dissociation $a = \xi/n$.
3. En déduire la valeur de a et la pression partielle de chacun des gaz à l'équilibre.

Capacités exigibles :

- Reconnaître la nature d'une transformation : physique, chimique ou nucléaire.
- Connaître les états de la matière : gaz, liquide, solide cristallin, solide amorphe et solide semi-cristallin.
- Utiliser le vocabulaire précis : élément chimique, corps pur, espèce chimique.
- Déterminer la masse molaire d'une espèce chimique
- Décrire la composition d'un système à l'aide des grandeurs physiques pertinentes (concentration molaire, massique, fraction molaire, pression partielle, masse, …)
- Ecrire l'équation de la réaction qui modélise une transformation chimique donnée.
- Décrire qualitativement et quantitativement un système chimique dans l'état initial ou dans un état d'avancement quelconque.
- Exprimer l'activité d'une espèce chimique en fonction de sa nature.
- Exprimer le quotient réactionnel en fonction des activités.
- Prévoir le sens d'évolution spontanée d'un système chimique
- Déterminer la composition chimique du système dans l'état final (ou l'avancement final d'une réaction) pour une réaction totale et pour une réaction équilibrée.

QCM d'entraînement :