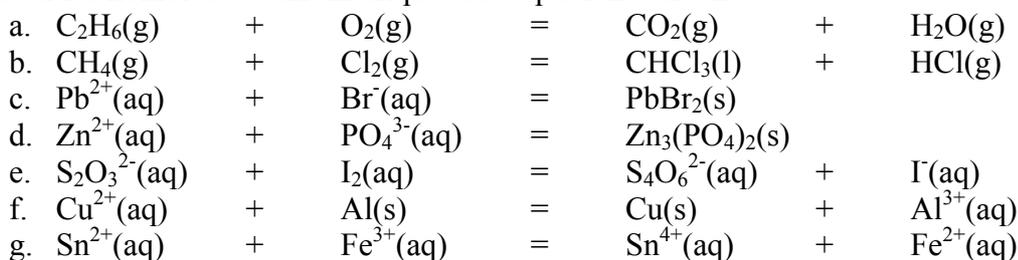


Travaux dirigés de Chimie n° 1

Ecrire une équation de réaction.

Exercice 1 : Ajuster une équation chimique

Ajuster les nombres stœchiométriques des équations suivantes :



Exercice 2 : Chalumeau oxyacétylénique

L'acétylène C_2H_2 est un hydrocarbure gazeux. On peut l'obtenir par réaction entre du carbure de calcium solide CaC_2 et de l'eau. Cette transformation s'accompagne de la formation d'hydroxyde de calcium solide $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

La combustion complète de l'acétylène dans le dioxygène dégage beaucoup de chaleur. C'est pourquoi cet hydrocarbure est utilisé comme combustible dans les chalumeaux oxyacétyléniques. D'autre part, la flamme étant très éclairante, cette combustion est mise en œuvre dans certaines lampes utilisées en spéléologie.

1. Préciser les réactifs et les produits dans la synthèse de l'acétylène et écrire l'équation correspondante.
2. Quels sont les tests à réaliser pour mettre en évidence le dégagement de dioxyde de carbone et la formation de l'eau lors de la combustion complète de l'acétylène.
3. Ecrire l'équation de combustion de l'acétylène.

Déterminer la composition d'un système.

Exercice 3 : Combustion de l'éthanol

Lors de la combustion complète de l'éthanol liquide $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 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 $m=5,5\text{g}$ d'éthanol et un volume $V=12\text{L}$ de dioxygène.

1. Ecrire l'équation de la réaction de combustion en utilisant les nombres stœchiométriques 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 : $V_m=25,0\text{L/mol}$

Exercice 4 : Synthèse de l'acide sulfurique

L'une des étapes de la synthèse de l'acide sulfurique est la réaction 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 stœchiométriques 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 5 : La fusée Ariane 5

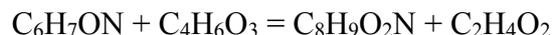
Le décollage de la fusée Ariane 5 est assuré par l'étage d'accélération à poudre (EAP) formé de deux propulseurs à poudre.

L'étage principal cryotechnique (EPC) permet d'assurer la propulsion de la fusée après son décollage jusqu'à une altitude comprise, selon la mission, entre 130 et 420 km. Il est équipé de deux réservoirs contenant 132 tonnes de dioxygène liquide et 26 tonnes de dihydrogène liquide, alimentant un moteur Vulcain. Le réactif en excès permet de refroidir le moteur.

1. Déterminer les quantités de réactifs présents initialement dans l'étage principal cryotechnique.
2. Ecrire l'équation de la réaction entre le dioxygène et le dihydrogène.
3. A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer le réactif en excès et la masse en excès.
4. Calculer la masse d'eau éjectée.

Exercice 6 : Synthèse du paracétamol

Le paracétamol est un médicament antalgique et antipyrétique de formule brute $\text{C}_8\text{H}_9\text{O}_2\text{N}$. On le prépare à partir de para-aminophénol $\text{C}_6\text{H}_7\text{ON}$ et d'anhydride acétique $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$. L'équation de la réaction s'écrit :



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.

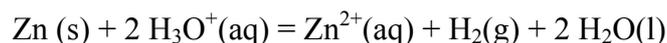
1. Déterminer les quantités de réactifs présents initialement.
2. A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer la composition du système dans l'état final, en quantité de matière, puis en masse.
3. En réalité, la masse de paracétamol obtenue après purification est de 5,1 g. Calculer le rendement de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

Donnée : masse volumique de l'anhydride acétique : $\mu = 1,08 \text{ g/mL}$.

Prédire l'évolution d'un système.

Exercice 7 : Calcul d'un quotient de réaction

Soit l'oxydation du métal zinc par une solution diluée d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$), selon la réaction d'équation :



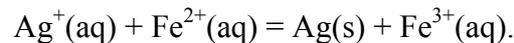
A un instant donné, on mesure les valeurs suivantes :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,20 \text{ mol/L} ; [\text{Zn}^{2+}] = 0,10 \text{ mol/L} ; [\text{Cl}^-] = 400 \text{ mmol/L} ; P(\text{H}_2) = 20 \text{ kPa}.$$

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 $K^\circ = 2.10^{25}$. Dans quel sens évolue le système ? Que dire de cette réaction chimique ?

Exercice 8 : Autour des ions argents

Une solution de volume $V=500\text{mL}$, 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 :



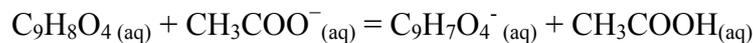
La constante d'équilibre de la réaction vaut $K^{\circ}=3,20$.

- On suppose qu'initialement $[\text{Ag}^+] = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{Fe}^{2+}] = 4,010^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{Fe}^{3+}] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et $n(\text{Ag})=10\text{mmol}$.
 - Calculer le quotient de réaction, en déduire le sens d'évolution du système.
 - Déterminer les quantités de matière initiale de chaque constituant.
 - Dresser un tableau d'avancement.
 - Déterminer l'avancement de la réaction à l'équilibre.
 - En déduire la composition du système à l'équilibre.
 - Définir le taux d'avancement d'une réaction. Le calculer pour la réaction précédente.
- On suppose à présent qu'initialement $[\text{Ag}^+] = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{Fe}^{2+}] = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{Fe}^{3+}] = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et $n(\text{Ag})=50\text{mmol}$.
 - Calculer le quotient de réaction, en déduire le sens d'évolution du système.
 - Déterminer la composition du système à l'équilibre.

Exercice 9 : Aspirine et éthanoate

Une solution aqueuse de volume $V=50\text{mL}$ est obtenue en introduisant dans de l'eau $1,80\text{g}$ d'acide acétylsalicylique $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ et $0,010 \text{ mol}$ d'éthanoate de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq})+\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$).

L'équation bilan de la réaction s'écrit :

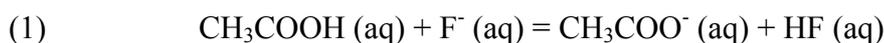


La constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction entre l'acide acétylsalicylique et l'ion éthanoate est égale à $K^{\circ}=15,8$ à 25°C .

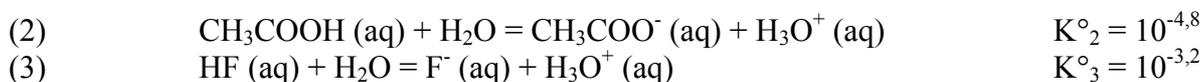
- Déterminer la concentration initiale de chaque réactif.
- Exprimer le quotient de réaction en fonction des concentrations.
- Dresser un tableau d'avancement.
- Déterminer la valeur de l'avancement volumique de la réaction dans l'état d'équilibre.
- Déterminer la valeur de l'avancement volumique maximal.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

Exercice 10 : 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 $c_1 = 0,10 \text{ mol/L}$) et d'ions fluorure F^- (Concentration après mélange $c_2 = 0,05 \text{ mol/L}$). La réaction (1) susceptible de se produire s'écrit :



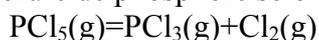
On donne les constantes d'équilibres K°_2 et K°_3 relatives aux équilibres (2) et (3) suivants à 298K :



1. Exprimer la constante d'équilibre notée K°_1 relative à l'équilibre (1) en fonction des concentrations à l'équilibre puis en fonction de K°_2 et K°_3 .
2. Déterminer la composition du mélange (réaction 1) à l'état d'équilibre (On travaillera directement avec les concentrations)

Exercice 11 : Dissociation de PCl_5

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



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 1.00bar.

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.

Exercice 12 : Réaction totale ?

1. On mélange un volume $V_1=20,0\text{mL}$ de solution de phénol $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ à $C_1=0,0200\text{mol/L}$ et un volume $V_2=20,0\text{mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium, $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$, à $C_2=0,0800\text{mol/L}$. Il se produit une réaction d'équation : $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) = \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$ de constante $K^0=1,00.10^4$.
 - a. Déterminer l'avancement à l'équilibre.
 - b. Calculer le taux d'avancement de la réaction. Conclure.
2. On mélange un volume $V_1=20,0\text{mL}$ de solution de nitrate de cadmium, $\text{Cd}^{2+} + 2 \text{NO}_3^-$, de concentration $C_1=0,0200\text{mol/L}$ et un volume $V_2=20,0\text{mL}$ de solution d'hydrazine N_2H_4 de concentration $C_2=0,0800\text{mol/L}$. Il se produit une réaction d'équation : $\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{N}_2\text{H}_4(\text{aq}) = [\text{Cd}(\text{N}_2\text{H}_4)_4]^{2+}(\text{aq})$ de constante $K^0=1,00.10^4$.
 - a. Déterminer l'avancement à l'équilibre.
 - b. Calculer le taux d'avancement de la réaction. Conclure.
 - c. Commenter l'énoncé suivant : « une réaction dont la constante thermodynamique est supérieure à 10^4 peut-être considérée comme totale ».