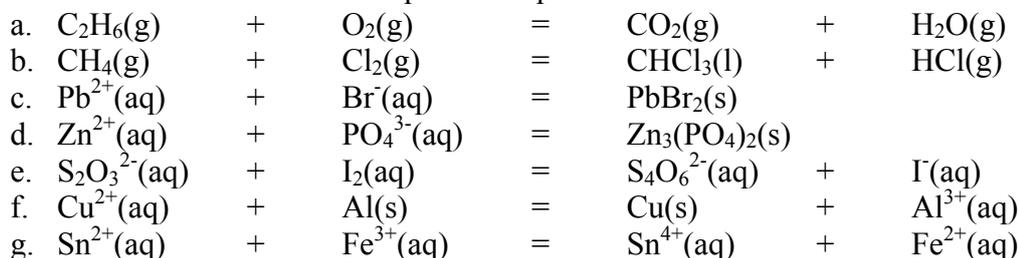


Travaux dirigés de Chimie n° 4

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 $Ca(OH)_2$.

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.

Exercice 3 : Ion iodure et diiode.

Mise en évidence des ions iodures :

On introduit dans un tube à essai contenant une solution d'iodure de potassium, $K^+(aq) + I^-(aq)$, quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent, $Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$. Un précipité jaune d'iodure d'argent apparaît.

1. Quels sont les réactifs de cette transformation.
2. Ecrire l'équation chimique de la réaction.

Réaction entre le diiode et les ions thiosulfate.

Dans un bécher contenant une solution jaune orangée de diiode, on ajoute une solution de thiosulfate de sodium, $2 Na^+(aq) + S_2O_3^{2-}(aq)$. La couleur jaune orangé disparaît.

On prélève dans un tube à essai un peu de la solution obtenue, puis on ajoute quelques gouttes de solution de nitrate d'argent. Un précipité jaune apparaît.

3. Le système contenu dans le bécher est-il le siège d'une transformation chimique ? Donner deux justifications.
4. Il s'est également formé dans le bécher des ions tétrathionate $S_4O_6^{2-}(aq)$. Indiquer les réactifs et les produits de la réaction et écrire son équation bilan.
5. Quel bilan en quantité de matière peut-on déduire de cette équation ?

Déterminer la composition d'un système.

Exercice 4 : 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 $m=5,5g$ d'éthanol et un volume $V=12L$ 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 : $V_m=25,0L/mol$

Exercice 5 : 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 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 6 : La fusée Ariane 5

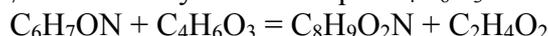
Le décollage de la fusée Ariane 5 est assuré par l'étage d'accélération à poudre (EAP) formé de deux propulseurs à poudre.

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 $420km$. 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.
- 5.

Exercice 7 : 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 :



Lors de la synthèse du paracétamol au laboratoire, on utilise $6,0g$ de para-aminophénol en solution dans l'acide acétique et $8,0mL$ 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 $5,1g$. 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 : $\mu=1,08g/mL$.

*Prédire l'évolution d'un système.***Exercice 8 : Activité d'espèces chimiques**

1. Un volume $V=500\text{mL}$ de solution aqueuse est préparé en dissolvant dans le volume suffisant d'eau :
- 150 mmol d'acide chlorhydrique HCl
 - 13,5 g de chlorure de fer (III) hexahydraté $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
 - 20,0g de sulfate de fer (III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Déterminer la quantité, puis la concentration et enfin l'activité de chacune des espèces ioniques présentes dans cette solution ; on admettra que chaque soluté est totalement dissocié en ions.

2. Un système gazeux est constitué des gaz argon, hélium et dihydrogène. Les pressions partielles de ces gaz valent : $P(\text{Ar})=120\text{kPa}$, $P(\text{He})=0,83\text{bar}$ et $P(\text{H}_2)=400\text{mm Hg}$. Déterminer l'activité de chacun de ces gaz.

Donnée : $1,00\text{bar}=1,00 \cdot 10^5\text{Pa}=750\text{mm Hg}$.

Exercice 9 : Expression de quotient de réaction

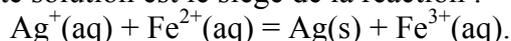
Soit les réactions d'équation :

- a) $2 \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 6 \text{H}^+ (\text{aq}) + 5 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) = 2 \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- b) $\text{MnO}_2 (\text{s}) + 2 \text{Cl}^- (\text{aq}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) = \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- c) $\text{CaCO}_3 (\text{s}) = \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
- d) $4 \text{HCl} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) = 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{Cl}_2 (\text{g})$
- e) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{s}) + 6 \text{O}_2 (\text{g}) = 6 \text{CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- f) $\text{Hg}^{2+} (\text{aq}) + \text{Hg} (\text{l}) = \text{Hg}_2^{2+} (\text{aq})$

Exprimer leurs quotients de réaction en fonction des activités des espèces mises en jeu, en supposant les gaz parfaits, les solutions diluées et les solides et les liquides seuls dans leurs phases.

Exercice 10 : 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 $K^0=3,20$.

1. 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 $n(\text{Ag})=10\text{mmol}$.
 - 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 $[\text{Ag}^+] = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{Fe}^{2+}] = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{Fe}^{3+}] = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et $n(\text{Ag})=50\text{mmol}$.
 - a. Calculer le quotient de réaction, en déduire le sens d'évolution du système.
 - b. Déterminer la composition du système à l'équilibre.

Exercice 11 : Réaction d'estérification

On étudie la réaction d'estérification de l'acide propanoïque, $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$, en présence de méthanol, CH_3OH . Cette réaction donne un ester et de l'eau.

1. Tous les coefficients stœchiométriques de la réaction étant unitaires, écrire l'équation bilan de cette réaction en précisant la formule chimique de l'ester.

- Après 2 heures de réaction, les concentrations sont les suivantes : $[C_2H_5COOH]=0,25\text{mol/L}$; $[CH_3OH]=0,25\text{mol/L}$; $[\text{ester}]=0,050\text{mol/L}$; $[H_2O]=0,050\text{mol/L}$. La constante de réaction de cette estérification est de $K^0=4$.
 - Le système chimique est-il à l'équilibre ? Justifier la réponse.
 - S'il n'est pas à l'équilibre, dans quel sens évolue-t-il ?
- Initialement, il n'y avait pas d'ester ni d'eau dans le mélange. Quelles étaient les concentrations initiales de réactif ? (le volume de la solution est supposé constant)
- Quelles seront les différentes concentrations à l'équilibre ?
- Quel est, au bout de 2 heures, le taux d'avancement de cette réaction ?

Exercice 12 : 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 .

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

Exercice 13 : Réaction totale ?

- On mélange un volume $V_1=20,0\text{mL}$ de solution de phénol C_6H_5OH à $C_1=0,0200\text{mol/L}$ et un volume $V_2=20,0\text{mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium, $Na^+ + HO^-$, à $C_2=0,0800\text{mol/L}$. Il se produit une réaction d'équation : $C_6H_5OH(aq) + HO^-(aq) = C_6H_5O^-(aq) + H_2O$ de constante $K^0=1,00.10^4$.
 - Déterminer l'avancement à l'équilibre.
 - Calculer le taux d'avancement de la réaction. Conclure.
- On mélange un volume $V_1=20,0\text{mL}$ de solution de nitrate de cadmium, $Cd^{2+} + 2 NO_3^-$, 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 : $Cd^{2+}(aq) + 4 N_2H_4(aq) = [Cd(N_2H_4)_4]^{2+}(aq)$ de constante $K^0=1,00.10^4$.
 - Déterminer l'avancement à l'équilibre.
 - Calculer le taux d'avancement de la réaction. Conclure.
 - Commenter l'énoncé suivant : « une réaction dont la constante thermodynamique est supérieure à 10^4 peut-être considérée comme totale ».