Programme de colle semaine 6

Questions d'application directe

La colle comportera une ou plusieurs questions parmis les suivantes :

Q.1 Équilibrer l'une des équations bilan suivante :

- ... $HCl(g)$ + ... $O_2(g)$ = ... $H_2O(g)$ + ... $Cl_2(g)$
- ... $FeCl_3(g)$ = ... $Fe_2Cl_6(g)$
- ... $Fe^{3+}(aq)$ + ... $Cu(s)$ = ... $Fe^{2+}(aq)$ + ... $Cu^{2+}(aq)$
- ... $CH_4(g)$ + ... $H_2O(g)$ = ... $CO(g)$ + ... $H_2(g)$

Q.2 Dresser le tableau d'avancement de la réaction $I_2(aq)+2S_2O_3^{2-}(aq) = 2I^-(aq)+S_4O_4^{2-}(aq)$ en prenant des quantités de matières égales pour chaque réactif et aucun produit présent initialement. En déduire le réactif limitant et l'avancement maximum.

Q.3 Rappeler la définition des proportions stœchiométriques, puis dresser le tableau d'avancement de la réaction $I_2(aq)+2S_2O_3^{2-}(aq) = 2I^-(aq)+S_4O_4^{2-}(aq)$ et donner une relation entre les quantités initiales pour que les réactifs soient en proportion stœchiométriques.

Q.4 Considérons le titrage du diiode I_2 par les ions thiosulfate $S_2O_6^{2-}$:

- la solution titrée est une solution de diiode de concentration C_0 inconnue, dont on titre un prélèvement de volume V_p
- la solution titrante est une solution de thiosulfate de sodium ($2Na^+ + SO_2^-$) de concentration C connue, versée progressivement à la burette.

Exprimer la concentration C_0 en fonction du volume équivalent V_E à l'aide d'un tableau d'avancement.

Q.5 La réaction $2NH_3(g) = N_2(g)+3H_2(g)$ est d'ordre 0. Déterminer la loi d'évolution $[NH_3](t)$. Déterminer l'expression du temps de demi-réaction $t_{1/2}$.

Q.6 La réaction $2I^- + S_2O_8^{2-} = I_2 + 2SO_4^{2-}$ est d'ordre 1 par rapport aux deux réactifs. On se place en situation de dégénérescence de l'ordre par rapport à $S_2O_8^{2-}$. Expliquer ce que cela signifie, et établir la loi d'évolution $\left[I^-\right](t)$. Déterminer l'expression du temps de demi-réaction $t_{1/2}$.

Q.7 La réaction $2I^- + S_2O_8^{2-} = I_2 + 2SO_4^{2-}$ est d'ordre 1 par rapport aux deux réactifs. On travaille en proportions stœchiométriques. Déterminer la relation entre les conditions initiales, et établir la loi d'évolution $\left[S_2O_8^{2-}\right](t)$. Déterminer l'expression du temps de demi-réaction $t_{1/2}$.

Q.8 Considérons une réaction d'un unique réactif A ayant une loi de vitesse $v = k\,[A]^p$. On dispose de mesures de $[A](t)$. Expliquer comment estimer p par la méthode différentielle : justifier le tracé à réaliser, et comment calculer numériquement les grandeurs utiles à partir des mesures.

Q.9 Énoncer la loi d'Arrhénius.

Exercices d'entraînement

La colle comportera un exercice parmi la liste suivante :

Exercice 1 : Établir et utiliser un tableau d'avancement

Soit la transformation chimique totale à laquelle on associe la réaction d'équation :

$$4Al(s) + 3O_2(g) = 2Al_2O_3(s)$$

Dans l'état initial, considérons que le système est composé de 16 mol d'aluminium $Al(s)$, et 9,0 mol de dioxygène $O_2(g)$.

Q.1 Établir un tableau d'avancement décrivant l'évolution du système.

Q.2 Identifier le réactif limitant, et déterminer la composition final du système.

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.

Q.1 Préciser les réactifs et les produits dans la synthèse de l'acétylène et écrire l'équation correspondante.

Q.2 Écrire l'équation de combustion de l'acétylène.

Exercice 3 : 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. On suppose que la réaction est totale.

Q.1 Écrire l'équation de la réaction en utilisant les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.

Q.2 On considère un état initial constitué de 10,0 mol de SO_2 et 8,0 mol de H_2S. À l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer l'avancement maximal de la réaction et le réactif limitant, puis le bilan de matière du système dans l'état final.

Exercice 4 : Titrage des ions chlorure

Le test caractéristique des ions chlorure Cl^- est leur précipitation en présence d'ions argent Ag^+.

On utilise ici cette réaction comme réaction de titrage. On réalise les opérations suivantes :

- dans un bécher verser une prise d'essai de 10,0 mL de la solution (S) contenant des ions chlorure et ajouter 190 mL d'eau distillée ;
- réaliser le titrage conductimétrique des ions chlorure Cl^- de la solution (S) par une solution de nitrate d'argent (Ag^+ , NO_3^-) à la concentration de $0{,}0400\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- Un précipité AgCl se forme lors de l'ajout de la solution titrante.

Q.1 Écrire l'équation de la réaction du titrage. On la supposera totale par la suite.

Q.2 On trouve $V_{éq} = 12{,}5\,\text{mL}$. En déduire la concentration molaire en ions Cl^- de la solution (S).

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, qui vont réagir totalement pour former de l'eau en alimentant un moteur vulcain. Le réactif en excès permet de refroidir le moteur.

Données : Masses molaires $M(\text{O}) = 16{,}0\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M(\text{H}) = 1\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Q.1 Déterminer les quantités de réactifs présents initialement dans l'étage principal cryotechnique.

Q.2 Écrire l'équation de la réaction entre le dioxygène et le dihydrogène.

Q.3 À l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer le réactif en excès et la masse en excès.

Q.4 Calculer la masse d'eau éjectée.

Exercice 6 : Oxydation de l'ammoniac

L'acide nitrique HNO_3 est produit en grande quantité, principalement pour être utilisé dans la fabrication des engrais de l'ammoniac :

$$4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) = 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

La réaction est réalisée à la température 800 °C et à une pression constante $P = 1{,}0\,\text{bar}$. À cette température, on peut supposer que la réaction est totale. Dans un réacteur opérant en système fermé à pression constante, on mélange un volume d'air avec un volume d'ammoniac. L'air contient 20% de O_2 et 80% de N_2 (un gaz chimiquement inerte).

Q.1 a) Si NH_3 et O_2 étaient apportés en proportions stœchimétriques, quelles seraient les proportions molaires des gaz NH_3, O_2 et N_2 dans le mélange initial (à donner en % à 1% près) ?

b) En déduire les pressions partielles des gaz dans le mélange à l'équilibre, avec une précision de 10 mbar.

Q.2 a) Pour un mélange gazeux contenant initialement 100 mol, calculer les quantités de matière initiales si la fraction molaire de NH_3 dans le mélange est 10%. Faire un tableau d'avancement et en déduire le réactif limitant.

b) En déduire les pressions partielles des gaz dans le mélange à l'équilibre, avec une précision de 10 mbar.

Exercice libre

La colle comportera un exercice libre portant sur le chapitre suivant :

Chimie 2 : Réaction totale (Cours + Exemples simples)

Les éléments de cours à connaître :

- Connaître les définitions de corps pur, mélanges, et solution aqueuses ;
- Connaître les définitions des variables d'état extensives et intensives ;
- Connaître la définition de la pression partielle et la loi de Dalton ;
- Connaître la définition de l'avancement molaire d'une réaction chimique ;
- Connaître les définitions de réaction totale, réactif limitant ;

Les méthodes à savoir faire :

- Savoir décrire une solution aqueuse en utilisant les variables d'états adéquates ;
- Savoir décrire un mélange gazeux en utilisant les variables d'états adéquates ;
- Savoir équilibrer une réaction chimique et trouver les coefficients stœchiométrique ;
- Savoir effectuer un tableau d'avancement d'une réaction chimique ;
- Savoir étudier une réaction totale pour déterminer $\xi_{\max}$ et le ou les réactifs limitants ;
- Savoir étudier un titrage simple ou en deux étapes.