Programme de colle semaine 8

Questions d'application directe

La colle comportera une ou plusieurs questions parmis les suivantes :

Q.1 On réunit dans un même bécher une masse m de chlorure de plomb $PbCl_2(s)$, un volume V d'une solution contenant des ions chlorure Cl^- à la concentration c et le même volume V d'une seconde solution contenant des ions plomb Pb^{2+} à la même concentration c. On s'intéresse à la dissolution du solide, de constante d'équilibre $K^\circ = 1{,}6 \times 10^{-5}$. Montrer que le solide ne peut se dissoudre (au moins partiellement) que si la concentration c est inférieure à une valeur seuil à déterminer.

Q.2 Considérons la réaction de dissolution de la chaux $Ca(OH)_2(s) = Ca^{2+}(aq) + 2HO^-(aq)$

Sa constante d'équilibre vaut $K_s = 10^{-5,2}$. On se place dans un volume $V_0 = 100\,mL$.

a) Calculer l'avancement à l'équilibre $\xi_{éq}$.

b) Déterminer l'état final avec $n_0 = 50\,mmol$ de $Ca(OH)_2$.

c) Déterminer l'état final avec $n_0' = 5\,mmol$ de $Ca(OH)_2$.

Q.3 Considérons la réaction $CH_3COOH(aq) + NH_3(aq) = CH_3COO^-(aq) + NH_4^+(aq)$

qui a pour constante d'équilibre $K^\circ = 10^{4,4}$. À l'état initial, les concentrations en CH_3COOH et NH_3 sont respectivement $C_1 = 1{,}5 \times 10^{-3}\,mol \cdot L^{-1}$ et $C_2 = 1{,}0 \times 10^{-3}\,mol \cdot L^{-1}$. Déterminer l'état final en faisant une approximation à détailler.

Q.4 Considérons la réaction $NH_4^+(aq) + H_2O(l) = NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$

qui a pour constante d'équilibre $K^\circ = 10^{-9,2}$. À l'état initial, la concentrations en NH_4^+ est $C_0 = 1{,}0 \times 10^{-2}\,mol \cdot L^{-1}$. Déterminer l'état final en faisant une approximation à détailler.

Q.5 Rappeler la définition de l'ARQS. Pour une box internet qui envoie des ondes de fréquence 1 GHz et de taille environs 1 cm, peut-on se placer dans l'ARQS ? Jusqu'à quelle distance d'une centrale électrique peut-on considéré que l'ARQS est valide ?

Q.6 Établir la loi des nœuds sur un exemple.

Q.7 Établir la loi des mailles sur un exemple.

Q.8 Rappeler les relations courant/tension et les caractéristiques de tous les dipôles (fil, interrupteur ouvert, résistance, générateur idéal de courant et de tension, générateur de thévenin).

Q.9 Rappeler les définitions de puissance reçue et puissance fournie, puis établir l'expression de la puissance dissipée dans une résistance.

Q.10 Établir les relations d'associations de résistances en série puis en parallèle.

Q.11 Établir les expressions des ponts diviseurs de tension et de courant.

Exercices d'entraînement

La colle comportera un ou plusieurs exercices parmi la liste suivante :

Exercice 1 : Expression d'un quotient réactionnel

Exprimer le quotient réactionnel associé aux équations de réactions suivantes :

Q.1 $NH_4^+(aq) + H_2O(l) = NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$

Q.2 $Ag_3PO_4(s) = 3Ag^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$

Q.3 $N_2(g) + 3H_2(g) = 2NH_3(g)$

Exercice 2 : Sens d'évolution spontanée

On considère une solution aqueuse d'acide méthanoïque de concentration $C = 1{,}0 \times 10^{-1}\,mol \cdot L^{-1}$. Cette solution est siège d'une transformation modélisée par la réaction d'équation :

$$HCOOH(aq) + H_2O(l) = HCOO^-(aq) + H_3O^+(aq) \qquad K^\circ = 10^{-3,8} \text{ à } 25\,^\circ C$$

Q.1 Quel est le sens spontané d'évolution du système ?

Q.2 Déterminer la composition du système à l'état final en considérant la réaction comme très peu avancée. S'agit-il d'un état d'équilibre ?

Q.3 Calculer le taux d'avancement final. Commenter le résultat.

Exercice 3 : Formation du tétrafluorure d'uranium

On considère la réaction :

$$UO_2(s) + 4\,HF(g) = UF_4(s) + 2\,H_2O(g)$$

On maintient la température égale à 700 K et la pression totale à 1,0 bar. La constante d'équilibre à 700 K est égale à $K^\circ = 6{,}8 \times 10^4$.

Q.1 On part de 1,0 mol de dioxyde d'uranium UO_2 et de 1,0 mol de fluorure d'hydrogène HF. Quelle est la composition finale du système ?

Q.2 On part de 0,10 mol de dioxyde d'uranium UO_2 et de 1,0 mol de fluorure d'hydrogène HF. Quelle est la composition finale du système ? Commenter.

Exercice 4 : Réaction acide-base en solution aqueuse

L'acide éthanoïque réagit avec l'eau pour donner l'ion éthanoate :

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) = CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq) \text{ de constant d'équilibre } K_1^\circ$$

Le chlorure d'ammonium (NH_4Cl) est un solide ionique soluble dans l'eau et donnant en solution aqueuse les ions chlorure Cl^- et ammonium $NH_4{}^+$. L'ion ammonium est un acide qui réagit avec l'eau pour donner l'ammoniac :

$$NH_4{}^+(aq) + H_2O(l) = NH_3(aq) + H_3O^+(aq) \text{ de constant d'équilibre } K_2^\circ$$

Les constantes d'équilibre des deux réactions précédentes sont $K_1 = 1{,}7 \times 10^{-5}$ et $K_2 = 5{,}7 \times 10^{-10}$. On envisage la réaction entre l'acide éthanoïque et l'ammoiac :

$$CH_3COOH(aq) + NH_3(aq) = CH_3COO^-(aq) + NH_4{}^+(aq) \text{ de constant d'équilibre } K_3^\circ$$

L'ammoniac NH_3 est un gaz à température ambiante et pression atmosphérique. Il est très soluble dans l'eau (environ $25\,mol \cdot L^{-1}$). Une solution aqueuse d'ammoniac (appelée ammoniaque) perd progressivement ses molécules de NH_3 au contact de l'air. Il faut donc la doser pour contrôler sa concentration. L'ammoniac étant une base, l'acide éthanoïque est un condidat pour ce dosage, mais il faut pour cela que le taux d'avancement de la réaction soit supérieur à 99%, lorsque le réactif titrant et le réactif titré sont apportés en proportions stœchiométriques.

Q.1 Calculer la constante d'équilibre K_3. La réaction envisagée est-elle thermodynamiquement favorisée ?

Q.2 On considère un mélange stœchiométrique de NH_3 et de CH_3COOH. Calculer le taux d'avancement à l'équilibre et conclure.

Exercice 5 : Synthèse de l'ammoniac

L'ammoniac NH_3 est fabriqué industriellement en très grande quantité. Sa principale application est la fabrication d'engrais azotés. Le procédé de Haber-Bosch consiste à faire réagir du diazote N_2 avec du dihydrogène H_2 (obtenu par vaporéformage du méthane issu du gaz naturel). La réaction est :

$$3H_2(g) + N_2(g) = 2NH_3(g)$$

Elle est réalisée en système fermé, à une pression constante $P = 100$ bar et une température constante de 400 °C. La constante d'équilibre à cette température est $K = 2{,}9 \times 10^{-4}$. Initialement, on introduit dans le réacteur N_2 et H_2 en proportions stœchiométriques.

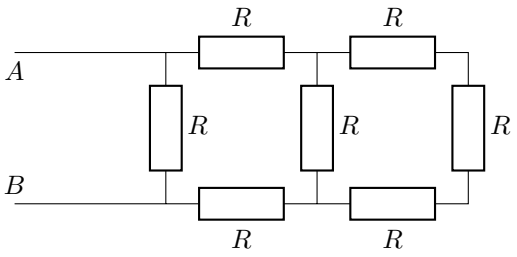
Q.1 Soit n_0 le nombre de moles initial de N_2. Écrire un tableau d'avancement.

Q.2 Obtenir l'équation vérifiée par le taux de N_2 restant, défini comme le rapport de la quantité de N_2 à l'équilibre par la quantité initiale. Résoudre cette équation.

Q.3 En déduire le taux de conversion de N_2. Quel serait ce taux pour une pression $P = 1{,}0$ bar ?

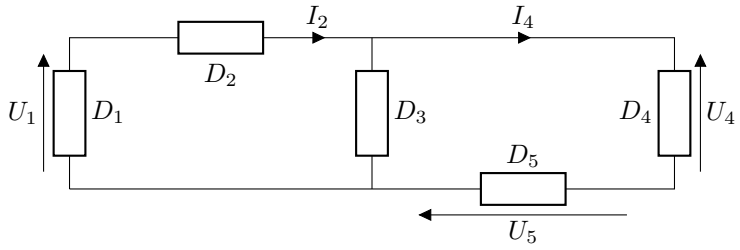
Exercice 6 : Association de résistances

Q.1 Calculer la résistance équivalente du circuit ci-dessous :



Exercice 7 : Caractère récepteur ou générateur de dipôles inconnus

Dans le circuit ci-dessous, on donne $U_1 = -2\,\text{V}$, $U_4 = -3\,\text{V}$, $U_5 = 1\,\text{V}$, $I_2 = -1\,\text{mA}$ et $I_4 = 1\,\text{mA}$.



Q.1 Reproduire le schéma en représentant toutes les tensions et tous les courants inconnus.

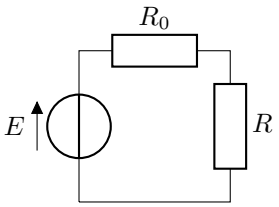
Q.2 Déduire la valeur de ces courants et tensions.

Q.3 Calculer la puissance reçue pour chacun des dipôles.

Q.4 En déduire le caractère générateur ou récepteur de chacun des dipôles.

Exercice 8 : Adaptation de puissance

Un générateur présente une tension à vide E et une résistance interne R_0. Il est branché en série avec un dipôle qu'on modélise par une résistance de valeur R.



Q.1 Pour quelle valeur de R la puissance dissipée dans la résistance de valeur R est-elle maximale ?

Q.2 Que vaut alors cette puissance ?

Exercice libre

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

Chimie 4 : Équilibre chimique

Les éléments de cours à connaître :

- 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 et taux d'avancement ;
- Connaître les définitions des activités ;
- Connaître la loi de l'équilibre thermodynamique d'une transformation chimique ;

Les méthodes à savoir faire :

- Savoir effectuer un tableau d'avancement d'une réaction chimique ;
- Savoir calculer un quotient de réaction en fonction des activités chimiques des constituants ;
- Savoir prévoir le sens de la réaction en fonction du quotient de réaction initial et de K° ;
- Savoir étudier une réaction totale pour déterminer ξ_{max} et le ou les réactifs limitants ;
- Savoir appliquer la loi de l'équilibre chimique pour obtenir une équation en fonction de ξ_{eq} ;
- Savoir simplifier le tableau d'avancement en utilisant l'hypothèse de réaction quantitative ou de réaction peu avancée ;
- Savoir calculer une constante d'équilibre à partir d'autres réactions et de leurs constantes d'équilibres ;