

TM1 - TD

Exercices d'application directe du cours

Exercice n°1 Composition d'un système

Q1. Sur une bouteille d'eau minérale on lit « minéralisation caractéristique » :

ion calcium (Ca^{2+}) : $0,202 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$; ion magnésium (Mg^{2+}) : $0,036 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$; ion hydrogénocarbonate (HCO_3^-) : $0,402 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$; ion sulfate (SO_4^{2-}) : $0,306 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

Calculer les concentrations en quantité de matière de chacune des espèces chimiques ioniques (on néglige la masse des électrons perdus ou gagnés).

Q2. Le monoxyde de carbone CO est un gaz dangereux pour la santé : il se fixe sur les globules rouges et entrave leur action de transport de l'oxygène dans le sang. Pour la protection de la santé humaine, le taux maximal de monoxyde de carbone pour une exposition de 15 minutes est de $100 \text{ mg}\cdot\text{m}^{-3}$. Déterminer la pression partielle correspondante.

Exercice n°2 Réactions totales : réactifs en excès, réactifs limitants

Q1. On dispose de 6,5 g de zinc ($\text{Zn}_{(s)}$). On souhaite le faire réagir avec du soufre liquide ($\text{S}_{(\ell)}$), pour obtenir du sulfure de zinc ($\text{ZnS}_{(s)}$).

(a) Écrire la réaction chimique correspondant à cette transformation. On supposera qu'elle est totale.

(b) Quelle masse minimum de soufre faut-il prévoir pour consommer tout le métal ? Quelle sera la quantité de matière de ZnS formé ?

Q2. On fait agir de l'acide chlorhydrique pur $\text{HCl}_{(\ell)}$, sur le sulfure de zinc obtenu. Il se forme alors du chlorure de zinc ZnCl_2 solide, et du sulfure d'hydrogène H_2S gazeux.

(a) Écrire la réaction chimique correspondant à cette transformation. On supposera qu'elle est totale.

(b) Si l'acide chlorhydrique est en excès, quelle quantité de matière de gaz obtient-on ? Si on recueille ce gaz dans un contenant fermé, maintenu à pression atmosphérique, quel volume occupera-t-il ? Qu'y a-t-il globalement dans le système, à l'état final ?

Exercice n°3 Combustion du magnésium

Dans un flacon à combustion, on fait brûler un ruban de magnésium de masse $m = 486 \text{ mg}$ dans un volume $V = 5 \text{ L}$ de dioxygène, dans les CNTP (conditions normales de température et de pression) : $T = 0^\circ\text{C}$; $P = 1,01 \text{ bar}$.

On donne : $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Q1. Déterminer les quantités de matière des espèces présentes à l'état initial.

Q2. Écrire l'équation-bilan de la réaction (on obtient comme unique produit de l'oxyde de magnésium, ou magnésie : $\text{MgO}_{(s)}$). On précise que cette réaction est totale. Construire et compléter le tableau d'avancement traduisant les états du système : initial, intermédiaire, final.

Q3. Déterminer l'avancement maximal : quel est le réactif limitant ?

Q4. En déduire la masse de magnésium restant ou le volume de dioxygène restant, et la masse de magnésie formée.

Q4. $V(O_2)_{\text{restant}} = 4,7 \text{ L}$ et $m(\text{magnésie})_{\text{formée}} = 0,806 \text{ g}$

Exercices ★

Exercice n°4 Transformation totale ?

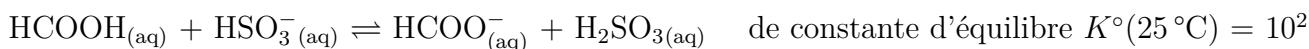
On cherche à évaluer l'influence de plusieurs facteurs sur le taux d'avancement final de plusieurs transformations acido-basiques.

Q1. On considère la transformation chimique décrite par l'équation :



- (a) Initialement, les ions hydrogénosulfate HSO_4^- sont introduits à la concentration $C = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculer le taux d'avancement final de la transformation.
- (b) Même question si $C = 1,00 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- (c) Commenter les valeurs obtenues.

Q2. On considère la transformation chimique décrite par l'équation :



- (a) Initialement les deux réactifs sont introduits à la même concentration $C = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculer le taux d'avancement final de la transformation.
- (b) Même question si la concentration initiale de l'acide méthanoïque est $C = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et celle des ions hydrogénosulfate est égale à $10C$.
- (c) Commenter les valeurs obtenues.

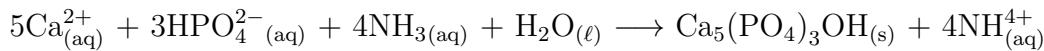
Q3. Que montrent les résultats précédents ?

Q1a. $\tau = 0,916$; Q1b. $\tau = 0,990$; Q2a. $\tau = 0,909$; Q2b. $\tau = 0,999$

Exercices ★★

Exercice n°5 Dissolution de l'hydroxyapatite

L'hydroxyapatite phosphocalcique aussi appelée plus simplement hydroxyapatite, de formule $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, est le constituant principal de la partie minérale de l'os. Sa synthèse permet la production d'os artificiel. On effectue la synthèse de l'hydroxyapatite en dissolvant dans l'eau, en milieu basique, du nitrate de calcium $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ et de l'hydrogénophosphate d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ solides. La transformation chimique est totale. Elle peut être modélisée par la réaction d'équation :



- Q1. Quelles masses de nitrate de calcium et d'hydrogénophosphate d'ammonium faut-il utiliser pour préparer une quantité d'hydroxyapatite égale à $0,010 \text{ mol}$?
- Q2. Écrire l'équation de la réaction de dissolution de l'hydroxyapatite en ions Ca^{2+} , PO_4^{3-} et HO^- .
- Q3. En réalité, l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique observée lorsqu'on introduit l'hydroxyapatite dans l'eau s'écrit :



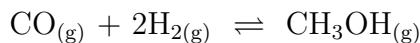
de constante d'équilibre $K^\circ = 10^{-62,7}$ à 25 °C. Calculer la concentration des ions calcium dans la solution à l'équilibre, à partir d'un excès de solide introduit.

Données : $M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 164 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) = 132 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Q5. $[\text{Ca}_{\text{éq}}^{2+}] = 7,29 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Exercice n°6 Synthèse du méthanol

Le méthanol préparé industriellement par la réaction d'équation bilan :



On admet que tous les gaz suivent la loi des gaz parfaits.

Lors d'une expérience à 390 °C, sous la pression constante de 172,2 bar, la composition du mélange est, en fraction molaires :

- monoxyde de carbone : 0,135
- dihydrogène : 0,609
- méthanol : 0,213
- gaz inertes : 0,043

Q1. Calculer la valeur de la constante d'équilibre K° à 309 °C.

Q2. Le mélange à l'équilibre précédent a été obtenu à partir des quantités de matière initiales suivantes (en mol) :

- monoxyde de carbone : 1
- dihydrogène : non précisé
- méthanol : 0
- gaz inertes : non précisé

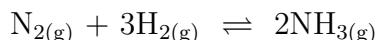
Calculer l'avancement de la réaction à l'équilibre ξ_e et les quantités de dihydrogène et de gaz inertes utilisés.

Q3. On considère un mélange initial stoechiométrique tel que $n_{0\text{méthanol}}$ et $n_{0\text{gaz inertes}}$ sont nuls. On veut qu'à l'équilibre le taux de conversion du monoxyde de carbone soit $\tau = 0,80$. Sous quelle pression totale P faut-il travailler ?

Q1. $K^\circ = 1,43 \times 10^{-4}$; Q2. $n_{0\text{gaz inertes}} = 0,124 \text{ mol}$; Q3. $P = 586 \text{ bar}$

Exercice n°7 Synthèse de l'ammoniac

La synthèse de l'ammoniac NH_3 , au même titre que la synthèse de l'acide sulfurique, est un des procédés catalytiques les plus importants dans l'industrie chimique. À la base de l'industrie des engrains azotés, elle assure l'autosuffisance en céréales de nombreux pays. En 1909, Haber découvre l'effet catalytique du fer sur la réaction entre le diazote N_2 et le dihydrogène H_2

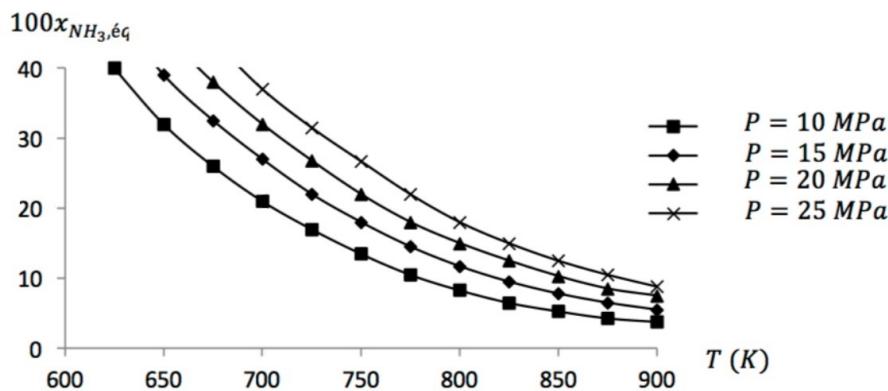


- Q1. Exprimer la constante d'équilibre $K^\circ(T)$ de cet équilibre.
- Q2. Exprimer la pression partielle de chaque gaz en fonction de la fraction molaire de ce gaz et de la pression totale P .
- Q3. En déduire l'expression de la constante $K^\circ(T)$ en fonction des fractions molaires $x_{\text{N}_2,\text{éq}}$, $x_{\text{H}_2,\text{éq}}$, $x_{\text{NH}_3,\text{éq}}$, de la pression totale P et de la pression standard P° .

Très vite, sous l'impulsion de Bosch, le procédé est industrialisé. En 1920, un réacteur produisant 15 mille tonnes d'ammoniac par an est mis en service. Aujourd'hui, 100 millions de tonnes d'ammoniac sont produites par an par ce procédé : les réactifs sont introduits en proportions stoechiométriques, la température est fixée entre 640 et 800 K ; la pression est choisie entre 8×10^6 Pa et 3×10^7 Pa.

L'objectif de la synthèse est d'optimiser la fraction molaire en ammoniac x_{NH_3} à la sortie du réacteur. On envisage dans un premier temps la situation où l'état d'équilibre thermodynamique est atteint à la sortie du réacteur. Le milieu réactionnel ne contient initialement que du diazote et du dihydrogène en proportions stoechiométriques.

- Q4. Les gaz $\text{N}_{2(g)}$ et $\text{H}_{2(g)}$ ont été introduits en proportions stoechiométriques. Indiquer alors quelle est la relation entre les fractions x_{N_2} et x_{H_2} .
- Q5. Quelle relation relie les fractions molaires x_{N_2} , x_{H_2} et x_{NH_2} ?
- Q6. En utilisant la courbe ci-dessous, et les résultats des questions 4 et 5, estimer la valeur de la constante d'équilibre $K^\circ(700 \text{ K})$ à 700 K.



Q6. $K^\circ = 1,19e - 4$