

TD du chapitre 1

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 $100 \text{ mg}\cdot\text{m}^{-3}$. Quelle est 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 ($\text{ZnS}_{(s)}$).
- Écrire la réaction chimique correspondant à cette transformation. On supposera qu'elle est totale.
 - 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.
- Écrire la réaction chimique correspondant à cette transformation. On supposera qu'elle est totale.
 - 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 : $T = 0^\circ\text{C}$; $P = P^0 = 1,01 \text{ bar}$).
On donne : $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

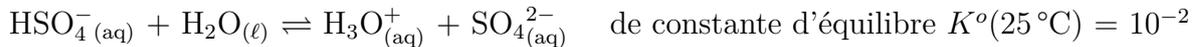
- Q1. Déterminer les quantités de matière des espèces présentes à l'état initial.
- Q2. Écrire l'équation-bilan de la réaction (on obtient comme unique produit de l'oxyde de magnésium, ou magnésite : $\text{MgO}_{(s)}$). On précise que cette réaction est totale. Construire et compléter le tableau d'avancement 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 magnésite formée.

Exercices ★

Exercice n°4 Transformation totale ?

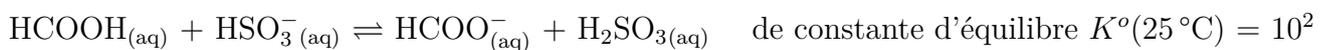
On cherche à évaluer l'influence de plusieurs facteurs sur le taux d'avancement final de plusieurs transformations acido-basiques.

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



- (a) Initialement, les ions hydrogènesulfate 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 :



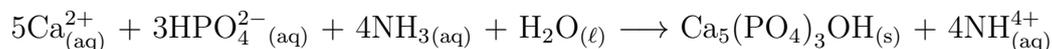
- (a) Initialement les deux réactifs sont introduits à la même concentration $C = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculer le taux d'avancement final de la transformation.
- (b) Même question si la concentration initiale de l'acide méthanoïque est $C = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$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

Q3. Que montrent les résultats précédents ?

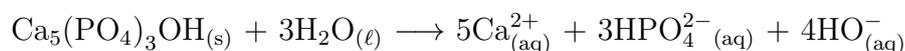
Extraits de sujets de concours

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 $K^o = 10^{-62,7}$ à 25°C . Calculer la solubilité s de l'hydroxyapatite dans l'eau à 25°C , définie comme 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 $M((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) = 132 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$