

Chapitre C3 – Transformation chimique

Plan du cours

I Transformation d'un système physico-chimique

- I.1 Système physico-chimique
- I.2 Transformation chimique : équation de réaction
- I.3 Avancement d'une réaction
- I.4 Composition d'un système physico-chimique

II Composition à l'équilibre

- II.1 Quotient réactionnel
- II.2 Constante d'équilibre
- II.3 Réaction totale ou non ?
- II.4 Composition du système à l'équilibre

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

- Recenser les espèces physico-chimiques présentes dans un système chimique.
- Écrire l'équation de la réaction (ou des réactions) qui modélise(nt) une transformation chimique donnée.
- Décrire qualitativement et quantitativement un système chimique dans l'état initial ou dans un état d'avancement quelconque.
- Exprimer l'activité d'une espèce chimique pure ou dans un mélange dans le cas de solutions aqueuses très diluées.
- Exprimer le quotient réactionnel.
- Prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système chimique.
- Identifier un état d'équilibre chimique.
- Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique.

1 Transformation d'un système physico-chimique

1.1 Système physico-chimique

Définition

Une **espèce physico-chimique**, ou **constituant physico-chimique** est une substance caractérisée par sa **formule chimique** et son **état physico-chimique**.

L'état physico-chimique est précisé après la formule chimique¹ : solide (s), liquide (l), gaz (g) ou en solution dans l'eau (aq).

Définition

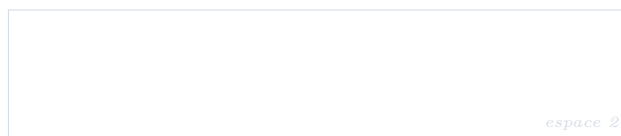
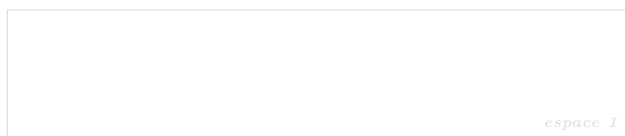
Un **système physico-chimique** est défini par la donnée des espèces physico-chimiques qui le composent.

Un système constitué d'une seule espèce est appelé **corps pur**. Il peut être constitué de :

- un seul élément, on parle de corps pur **simple** : C(s), Hg(l), H₂(g), etc.
- plusieurs éléments, on parle alors de corps pur **composé** : NaCl(s), H₂O(l), CO₂(g), etc.

Un **mélange** est un système composé de plusieurs espèces. Il est dit :

- **homogène** s'il est constitué d'une seule phase ;
- **hétérogène** s'il y a coexistence de plusieurs phases.



Application 1 – Systèmes physico-chimiques

Décrire les systèmes physico-chimiques suivant : préciser s'il s'agit d'un corps pur, d'un mélange homogène ou hétérogène. Identifier les espèces physico-chimiques qui les composent.

1. Un lingot d'or 24 carats.
2. De l'eau salée non saturée.
3. De l'eau salée saturée.
4. De l'eau distillée en ébullition.
5. Une solution aqueuse de diiode en présence de cyclohexane C₆H₁₂ avant agitation (extraction du diiode).

Les systèmes physico-chimiques sont constitués d'un très grand nombre de particules. On utilisera donc une approche thermodynamique.

Propriété

L'**état** du système est caractérisé par la donnée de certaines grandeurs physiques **extensives** (quantité de matière, volume, masse, etc.) ou **intensives** (concentrations, température, pression, etc.).

1. La recommandation IUPAC (International union of pure and applied chemistry) préconise d'écrire CH₄(g) plutôt que CH_{4(g)}, mais on utilise souvent la deuxième écriture.

1.2 Transformation chimique : équation de réaction

Lors d'une transformation, le système passe d'un **état initial** noté E.I. à un **état final** noté E.F. Il existe des transformations physiques, nucléaires et **chimiques** :

- physiques : qui modifient l'état physique du système : $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$;
- nucléaires : qui affectent la structure du noyau des atomes : ${}^{210}_{84}\text{Po} \longrightarrow {}^{206}_{82}\text{Pb} + {}^4_2\text{He}$.

Définition

Une **transformation chimique** s'accompagne d'une **modification des quantités de matière** de tout ou partie des constituants physico-chimiques du système. Certaines espèces sont consommées : ce sont les **réactifs**. D'autres sont formées : ce sont les **produits**.

L'équation d'une réaction chimique peut s'écrire sous la forme générale :

$$0 = \sum_i \nu_i X_i,$$

où les coefficients ν_i sont les **coefficients stœchiométriques algébriques**, positifs pour les produits et négatifs pour les réactifs.

Exemple : La combustion du dihydrogène dans le dioxygène est associée à l'équation de réaction $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Les coefficients stœchiométriques algébriques respectivement associés à $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{O}_2(\text{g})$ et $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ sont -2 , -1 et $+2$.

Application 2 – Procédé Haber-Bosch

La synthèse industrielle de l'ammoniac $\text{NH}_3(\text{g})$ se fait à partir de diazote et de dihydrogène, tous deux à l'état gazeux, selon le procédé Haber-Bosch.

1. Écrire l'équation de la réaction.
2. Donner la valeur des coefficients stœchiométriques algébriques associés à chaque espèce.

1.3 Avancement d'une réaction

Pour étudier une réaction chimique, on dresse le **tableau d'avancement** de la réaction. Il comprend trois ou quatre lignes :

- l'équation de la réaction ;
- la composition du système à l'E.I ;
- la composition du système à un état intermédiaire quelconque ;
- la composition du système à l'E.F ;

Définition

L'**avancement** ξ du système, exprimé en mole, permet de caractériser l'état du système au cours de la transformation chimique. La quantité de matière n_i d'une espèce X dans un état donné est

$$n_i = n_i(0) + \nu_i \xi,$$

où $n_i(0)$ est la quantité de matière initiale de l'espèce X_i .

L'**état final**, caractérisé par ξ_f , est atteint lorsque le système n'évolue plus à l'échelle macroscopique. Si la réaction est **totale**, l'avancement final est égal à l'avancement maximal ξ_{\max} , défini par rapport au **réactif limitant**.

Exemple : On reprend la transformation chimique totale associée à la réaction d'équation



où le système à l'E.I. est formé de $n_1 = 3$ mol de dihydrogène et $n_2 = 2$ mol de dioxygène.

	$2 \text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	=	$2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
E.I. $\xi = 0$	n_1		n_2		0
ξ	$n_1 - 2\xi$		$n_2 - \xi$		2ξ
E.F. $\xi = \xi_f$	$n_1 - 2\xi_f$		$n_2 - \xi_f$		$2\xi_f$

La réaction est totale donc $\xi_f = \xi_{\max}$. Le réactif limitant est celui qui conduira à la plus petite valeur de ξ_{\max} . Ici, le dihydrogène est le réactif limitant car il conduit à la plus petite valeur de $\xi_{\max} = n_1/2 = 1,5$ mol. À l'E.F, le système est donc constitué de 0,5 mol de dioxygène et 3 mol d'eau.

Application 3 – Combustion de l'aluminium

La combustion de l'aluminium dans le dioxygène produit de l'alumine Al_2O_3 solide. La réaction est totale. À l'E.I., le système est constitué de 432 g d'aluminium et de 9,0 mol de dioxygène.

Donnée : masse molaire de l'aluminium $M_{\text{Al}} = 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Écrire l'équation de la réaction.
2. Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
3. Identifier le réactif limitant.
4. En déduire la composition du système à l'état final.

1.4 Composition d'un système physico-chimique

Les grandeurs utilisées pour la description de l'état d'un système dépendent de la nature de la phase considérée.

Définition

Avec n_i la quantité de matière de l'espèce X_i , n_{tot} la quantité de matière totale de la phase considérée et V le volume de cette phase, on définit :

- la **fraction molaire** x_i du constituant X_i pour un mélange homogène

$$x_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}};$$

- la **concentration molaire** $[X_i]$ du constituant X_i pour une espèce dissoute

$$[X_i] = \frac{n_i}{V}.$$

Phase	Paramètre de composition
Liquide	Pour une espèce dissoute : concentration molaire $[X_i] = \frac{n_i}{V}$ en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Pour un mélange homogène : fraction molaire $x_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}}$ (sans dimension).
Gaz	Pour un mélange de gaz parfaits : pression partielle $P_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} P_{\text{tot}}$ en Pa. La densité d d'un gaz est donnée par $d = \frac{M}{M_{\text{air}}}$, où M est la masse molaire du gaz et M_{air} celle de l'air ($M_{\text{air}} = 29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$).
Solide	On utilise souvent la quantité de matière.

2 Composition à l'équilibre

L'**état final** est atteint lorsque la composition physico-chimique du système ne varie plus, c'est-à-dire lorsque les quantités de matières sont constantes. Si les **réactifs et les produits coexistent** à l'état final, il correspond à un **état d'équilibre**.

À l'équilibre, la pression et la température sont aussi constantes. L'équilibre est **dynamique** : les réactions dans le sens direct et indirect se produisent à la même vitesse.

2.1 Quotient réactionnel

Définition

L'**activité** a_i du constituant X_i est une grandeur sans dimension qui dépend de l'état physique du constituant.

Cas considéré	Activité
Solvant	$a_{\text{solvant}} = 1$
Phase condensée pure , soit un solide pur (s) ou un liquide pur (l)	$a_i = 1$
Mélange idéal de liquides , parfaitement miscibles	$a_i = x_i$
Soluté dans une solution infiniment diluée ($[X_i] < 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$a_i = \frac{[X_i]}{c^\circ}$ où c° est la concentration standard égale à $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
Gaz parfait pur ou mélange idéal de gaz parfaits	$a_i = \frac{P_i}{P^\circ}$ où P° est la pression standard de référence égale à 1 bar.

Application 4 – Expression des activités

Exprimer les activités de toutes les espèces chimiques mises en jeu dans les situations ci-dessous.

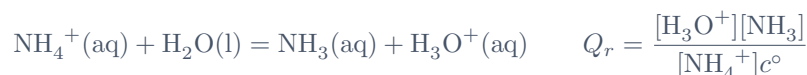
1. Limaille de fer versée dans un verre d'eau pure.
2. Solution d'acide chlorhydrique HCl à $1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
3. Solution aqueuse saturée de chlorure d'argent, dont la solubilité à 25°C vaut $1,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
4. Diazote et dioxygène de l'air à pression atmosphérique.

Définition

Le **quotient réactionnel** Q_r est une grandeur sans dimension qui dépend de l'avancement de la réaction et de la pression. Il est défini par :

$$Q_r = \prod_i (a_i)^{\nu_i}$$

Exemple :

**Application 5 – Écriture du quotient réactionnel**

Exprimer le quotient réactionnel pour chacune des transformations ci-dessous.

1. $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.
2. $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HO}^-(\text{aq}) = \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$.
3. $4\text{Al}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) = 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$.

2.2 Constante d'équilibre

Si un système atteint un état d'équilibre, on constate expérimentalement que le quotient réactionnel à l'état final a la même valeur quelle que soit la composition de l'état initial.

Loi d'action des masses ou loi de Guldberg et Waage

À toute réaction, on associe une **constante d'équilibre thermodynamique** notée K° . Elle **ne dépend que de la température**. À l'équilibre, on a

$$Q_{r,\text{éq}} = K^\circ.$$

Cette égalité n'est possible que si le système atteint un état d'équilibre. En particulier, dans le cas où l'un des constituants disparaît au cours de la transformation, elle n'est pas vérifiée.

Propriété

La valeur du quotient de réaction $Q_{r,i}$ à l'état initial permet de déterminer le **sens d'évolution spontanée** d'un système :

- si $Q_{r,i} < K^\circ$, alors le système évolue dans le **sens direct** ;
- si $Q_{r,i} = K^\circ$, alors le système est à l'**équilibre** et n'évolue pas ;
- si $Q_{r,i} > K^\circ$, alors le système évolue dans le **sens indirect**.

Application 6 – Combinaisons d'équations de réactions

On donne les constantes d'équilibres associées aux deux réactions ci-dessous :



En déduire la constante d'équilibre de la réaction



Application 7 – Estérification

On considère la réaction d'estérification dont l'équation est :



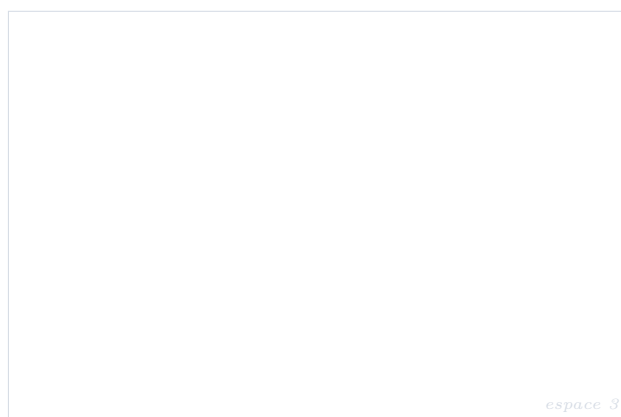
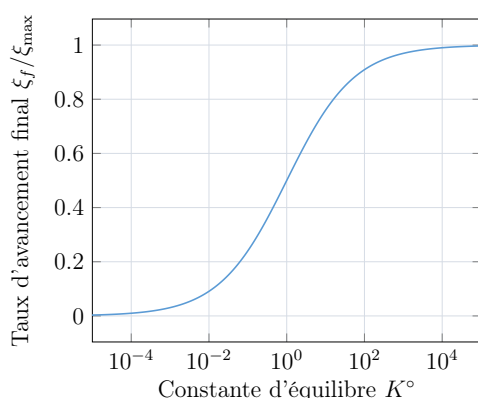
La réaction se déroule en phase homogène liquide : c'est une transformation sans solvant et tous les constituants sont miscibles. On mélange initialement une mole de chacun des réactifs avec deux moles de chacun des produits et on constate que le système n'évolue pas.

1. En déduire la constante d'équilibre de cette réaction.
2. Déterminer le sens d'évolution des mélanges suivants, dont la composition de l'état initial est indiquée en mole.

	$\text{CH}_3\text{COOH}(l)$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(l)$	$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(l)$	$\text{H}_2\text{O}(l)$
E.I. 1	2,0	6,0	0	0
E.I. 2	1,0	1,0	2,0	3,0
E.I. 2	1,0	1,0	1,0	1,0

2.3 Réaction totale ou non ?

On considère une réaction d'équation $\text{A}(aq) + \text{B}(aq) = \text{C}(aq) + \text{D}(aq)$. À l'état initial, les réactifs sont introduits dans les **proportions stœchiométriques**. La courbe ci-dessous représente l'évolution du taux d'avancement final en fonction de la valeur de la constante d'équilibre.



On remarque deux tendances :

- la réaction est *généralement* considérée **quantitative** dès lors que $K^\circ > 10^3$: le réactif limitant est totalement consommé ;
- la réaction est *généralement* **nulle** si $K^\circ < 10^{-3}$: l'avancement sera *a priori* négligeable devant les quantités initiales.

Toutefois, les **conditions initiales choisies sont primordiales** : il se peut qu'une réaction soit favorable aux produits lorsqu'un réactif a été introduit en large excès.

Définition

On parle de transformation **totale** lorsqu'une phase condensée disparaît, comme dans le cas d'une dissolution complète. En revanche, la quantité de matière nulle ne peut exister pour un soluté.

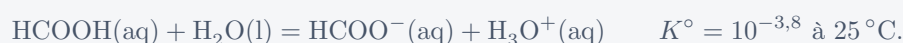
2.4 Composition du système à l'équilibre

Cas d'une transformation équilibrée

Quand une réaction chimique conduit à un état d'équilibre, il est souvent nécessaire de résoudre exactement (éventuellement numériquement) le système pour obtenir des résultats pertinents sur la composition finale du système.

Application 8 – Composition d'une solution d'acide méthanoïque

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



Déterminer la composition du système à l'équilibre.

Cas d'une transformation quantitative

Parfois il est possible de faire des hypothèses pour simplifier le calcul. Ces hypothèses doivent impérativement être vérifiées a posteriori.

Application 9 – Réaction de l'acide éthanoïque sur l'ammoniac

On considère la réaction d'équation



À l'état initial, les concentrations en CH_3COOH et NH_3 sont respectivement notées $c_1 = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $c_2 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Justifier que l'on peut raisonnablement supposer que la réaction est quantitative.
2. En supposant la réaction totale, identifier le réactif limitant et donner la valeur de l'avancement maximal x_{max} .
3. En déduire toutes les concentrations, sauf celle du réactif limitant.
4. Déterminer finalement la concentration du réactif limitant. Commenter.
5. Déterminer, sans faire d'approximation, la composition du système à l'équilibre. Comparer aux valeurs précédentes.

Rupture d'équilibre

Application 10 – Dissolution du chlorure d'argent en présence d'ammoniac

On introduit, sans variation de volume, $1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de chlorure d'argent $\text{AgCl}(\text{s})$ dans un litre d'ammoniaque (solution d'ammoniac $\text{NH}_3(\text{aq})$) à la concentration c_0 . L'équation de la réaction mise en jeu est :



1. Déterminer la composition du système si $c_0 = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
2. Même question pour $c_0 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Exercices

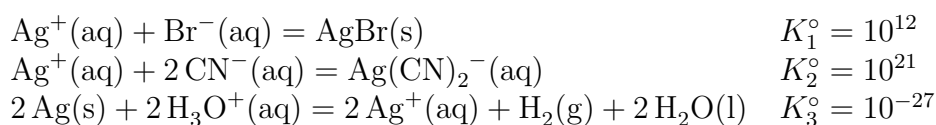
Exercice 1 – Équilibrage d'équations de réaction

Équilibrer les équations de réaction ci-dessous.

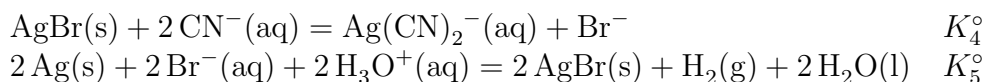
- $_ \text{NH}_3 + _ \text{O}_2 = _ \text{NO} + _ \text{H}_2\text{O}$
- $_ \text{CO} + _ \text{Fe}_3\text{O}_4 = _ \text{CO}_2 + _ \text{Fe}$
- $_ \text{Cu}_2\text{S} + _ \text{Cu}_2\text{O} = _ \text{Cu} + _ \text{SO}_2$
- $_ \text{CH}_4 + _ \text{O}_2 = _ \text{CO}_2 + _ \text{H}_2\text{O}$
- $_ \text{H}_2\text{SO}_4 + _ \text{H}_2\text{O} = _ \text{H}_3\text{O}^+ + _ \text{SO}_4^{2-}$
- $_ \text{Ag}^+ + _ \text{PO}_4^{3-} = _ \text{Ag}_3\text{PO}_4$

Exercice 2 – Manipulation de constantes d'équilibre

- Exprimer les constantes d'équilibre des réactions suivantes.



- Déduire les constantes d'équilibre des réactions suivantes.



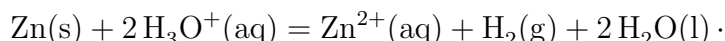
Exercice 3 – Synthèse de l'acide sulfurique

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.

- Écrire l'équation de la réaction en utilisant les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.
- On considère un état initial constitué de 10 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 – Calcul d'un quotient de réaction

Soit l'oxydation du métal zinc par une solution diluée d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$), selon la réaction d'équation



À un instant donné, on mesure les valeurs suivantes :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [\text{Zn}^{2+}] = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [\text{Cl}^-] = 0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad P(\text{H}_2) = 20 \text{ kPa}.$$

- Déterminer l'activité de chacun des constituants du système à l'instant donné.
- En déduire la valeur du quotient de réaction à cet instant.
- La constante d'équilibre de cette réaction est $K^\circ = 2 \times 10^{25}$. Dans quel sens évolue le système ? Comment peut-on qualifier cette réaction chimique ?

Exercice 5 – Équilibre en phase gazeuse entre deux oxydes d'azote

Le peroxyde d'azote N_2O_4 et le dioxyde d'azote NO_2 (tous deux très toxiques) sont en équilibre selon la réaction : $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} = 2\text{NO}_{2(\text{g})}$, de constante d'équilibre $K_{\text{éq}} = 11$ à 100°C .

Dans un réacteur isochore de volume $V = 2\text{ L}$, on mélange $n_1 = 0,2\text{ mol}$ de $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})}$ et $n_2 = 0,8\text{ mol}$ de $\text{NO}_{2(\text{g})}$ et on maintient le système à une température de 100°C .

Déterminer le sens d'évolution de cette réaction.

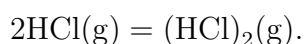
Exercice 6 – Acide chlorhydrique

L'acide chlorhydrique gazeux $\text{HCl}_{(\text{g})}$ réagit avec le dioxygène gazeux pour former de la vapeur d'eau et du dichlore gazeux $\text{Cl}_{2(\text{g})}$. On mélange $n_1 = 4,3\text{ mol}$ d'acide et $n_2 = 2,4\text{ mol}$ de dioxygène, dans un récipient de volume $V = 5\text{ L}$ à température ambiante. À l'équilibre, on a $n_3 = 1,2\text{ mol}$ de dichlore.

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide chlorhydrique et le dioxygène.
2. Exprimer, puis calculer la constante d'équilibre de cette réaction.

Exercice 7 – Constante d'équilibre en phase gaz

On étudie dans cet exercice l'équilibre de dimérisation du chlorure d'hydrogène décrit par l'équation-bilan :

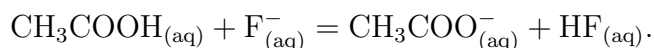


La constante d'équilibre à la température T est notée K_1° .

1. Rappeler à la température T le lien entre les pressions partielles à l'équilibre, P° et la constante d'équilibre K_1° .
2. Dans l'hypothèse où les gaz sont parfaits, établir le lien entre la pression partielle et la concentration d'un constituant gazeux. En déduire l'expression de la concentration en dimère $(\text{HCl})_2$ en phase gazeuse, notée $[(\text{HCl})_2]$, en fonction de la concentration de HCl en phase gazeuse, notée $[\text{HCl}]$, R (constante des gaz parfaits), T , P° et K_1° .

Exercice 8 – Équilibre en solution aqueuse

Considérons un système de volume 20 mL évoluant selon la réaction d'équation bilan



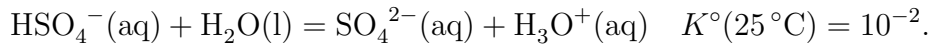
Sa constante d'équilibre à 25°C vaut $K^\circ = 10^{-1,60} = 2,5 \times 10^{-2}$.

À l'état initial, on a $[\text{CH}_3\text{COOH}]_i = [\text{F}^-]_i = c = 0,1\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = [\text{HF}]_i = 0\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Déterminer le sens d'évolution du système.
2. Exprimer puis calculer les concentrations des différentes espèces à l'équilibre.

Exercice 9 – Détermination de l'état d'équilibre

On considère la transformation suivante à 25 °C :



La concentration initiale en ions hydrogénosulfate HSO_4^- vaut $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On néglige toute variation de volume.

Donner la composition finale du système si on suppose que le volume total de la solution vaut $V_0 = 1 \text{ L}$.

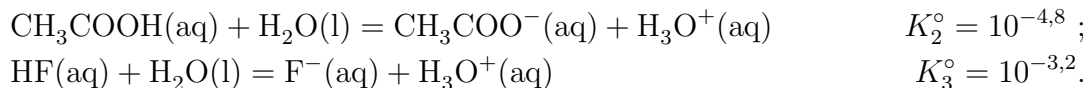
Exercice 10 – Réactions en solution aqueuse – CCP

Dans tout l'exercice, les transformations chimiques se déroulent à 298 K. Les constantes d'équilibres sont donc indiquées à cette température.

On s'intéresse à une solution aqueuse obtenue par mélange de 100 mL d'acide éthanóïque CH_3COOH (concentration initiale $c_1 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) et de 100 mL d'une solution contenant des ions fluorure F^- (concentration initiale $c_2 = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$). La réaction susceptible de se produire s'écrit :

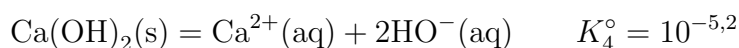


On donne les constantes d'équilibre K_2° et K_3° relatives aux équilibres suivants :



1. Exprimer la constante d'équilibre K_1° relative au premier équilibre en fonction des concentrations à l'équilibre puis en fonction de K_2° et K_3° .
2. Déterminer la composition du mélange (réaction 1) à l'état d'équilibre.

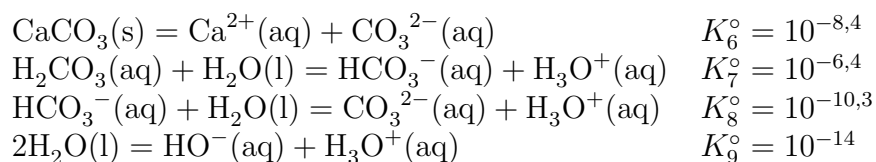
On étudie dans la suite de l'exercice quelques constituants du béton. L'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$ confère au béton ses propriétés basiques. Il se dissout en solution aqueuse selon la réaction :



3. On introduit en solution aqueuse un net excès d'hydroxyde de calcium (la phase solide est présente en fin d'évolution). Calculer les concentrations de chacun des ions présents à l'équilibre.

Dans certains cas, la pollution urbaine liée à l'humidité entraîne la dissolution du dioxyde de carbone atmosphérique dans l'eau à l'intérieur du béton (sous forme H_2CO_3), provoquant la carbonatation du béton (formation de carbonate de calcium $\text{CaCO}_3(\text{s})$ par réaction de l'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$ avec la forme H_2CO_3).

4. Écrire la réaction mise en jeu dans la carbonatation du béton et calculer sa constante d'équilibre K_5° . On donne les constantes d'équilibre des réactions suivantes :



En présence de H_2CO_3 , le carbonate de calcium évolue par formation d'ions Ca^{2+} et d'ions hydrogénocarbonate HCO_3^- . Cette évolution n'est pas étudiée ici.