

Chapitre C1 : Description d'un système chimique, évolution vers un état d'équilibre

Plan du cours

I. Système physico-chimique	1
I. 1 - Qu'est-ce qu'un système physico-chimique ?	1
I. 2 - Notion de phase	2
I. 3 - Quantifier le contenu d'un système physico-chimique	3
II. Transformation chimique d'un système	4
II. 1 - Équation chimique d'une transformation chimique	4
II. 2 - Réaction totale VS réaction renversable	5
II. 3 - Constante thermodynamique d'équilibre d'une réaction renversable	5
III. Évolution d'un système physico-chimique d'un état initial vers un état final	6
III. 1 - Quotient de réaction	6
III. 2 - Critère d'évolution d'une réaction chimique	7
III. 3 - Rappels sur l'avancement molaire et l'avancement volumique d'une réaction chimique	7
III. 4 - Les différents cas à savoir traiter en fonction de la valeur de la constante d'équilibre	8

I. Système physico-chimique

I. 1 - Qu'est-ce qu'un système physico-chimique ?



Définition n°1 : Constituant physico-chimique

▷ Un constituant physico-chimique est un constituant chimique dont on précise l'état physique.



Exemples

$\text{H}_2\text{O}(\text{s})$, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$;
 $\text{C}_{\text{graphite}}$, $\text{C}_{\text{diamant}}$.



Définition n°2 : Système physico-chimique

▷ Un système physico-chimique est un système constitué d'un ensemble de constituants physico-chimiques, susceptibles d'évoluer par une ou plusieurs transformations physiques (changement d'état) ou chimique (réaction chimique).



Exemples

L'air contenu dans un ballon, l'eau contenu dans une bouteille d'eau, la planète Terre (dont la frontière est arbitraire puisqu'il n'y a pas de « fin » de l'atmosphère nette, correspondant au « début » de l'espace).

La description d'un système physico-chimique nécessite d'expliciter :

- sa composition chimique, c'est-à-dire ses constituants ;
- des paramètres physiques appelés paramètres d'état : sa pression P , sa température T , son volume V ...
- la connaissance de la nature de la phase ou des phases du système physico-chimique etc.

I. 2 - Notion de phase

▷ Avant d'expliquer la notion de phase, il faut revenir sur la notion de paramètres intensifs et extensifs sûrement étudiés au lycée, et que nous aurons l'occasion de revoir en thermodynamique.



Définition n°3 : Paramètre intensif

▷ Un paramètre d'état **intensif** est un paramètre local, défini en tout point de l'espace. Il ne dépend pas de la quantité de matière du système. Il est non additif : lorsqu'on multiplie la taille du système par 2, celui-ci ne change pas.



Exemples

▷ La pression P , la température T , la masse volumique ρ etc.



Définition n°4 : Paramètre extensif

Un paramètre **extensif** est un paramètre global, proportionnel à la quantité de matière contenue dans le système. Il est donc additif : lorsqu'on multiplie la taille du système par 2, celui-ci est multiplié par 2. Il n'a pas de sens au niveau local.



Exemples

▷ La quantité de matière n , la masse m , le volume V etc.



Définition n°5 : Phase

▷ Une phase est une région (de l'espace) où les grandeurs intensives varient dans l'espace de façon continue, sans subir de discontinuité. Une phase est dite uniforme si toutes les grandeurs intensives y ont les mêmes valeurs partout en son sein.



Exemple

▷ L'eau dans une cocotte-minute en fonctionnement est présente sous deux phases : une phase vapeur et une phase liquide. La masse volumique ρ de l'eau subit une discontinuité à l'interface entre les deux phases.



Définition n°6 : Système homogène, système hétérogène (rappels de 2nde)

▷ Un système est dit homogène lorsqu'il est constitué d'une seule phase et hétérogène lorsqu'il est constitué de plusieurs phases.



Remarques

- Tous les constituants présents à l'état gazeux peuvent se mélanger au sein de la phase gazeuse : celle-ci est donc souvent unique.
- Le nombre de phases liquides dépend de la miscibilité des constituants à l'état liquide. Exemple : eau-huile (non-miscible), eau-alcool (miscible).
- Les constituants à l'état solide ne se mélangent pas : il y a autant de phases solides que de constituants à l'état solide.

I. 3 - Quantifier le contenu d'un système physico-chimique

► Lors de votre scolarité au lycée, vous avez vu de nombreuses formules reliant quantité de matière, masse, masse molaire, volume, concentration etc. Voici un tableau récapitulatif qui résume les formules incontournables et jugées acquises à ce moment de l'année. ❤

Quantité de matière	$n = \frac{N}{\mathcal{N}_A}$ ou $n = \frac{m}{M}$
Concentration en masse	$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V}$
Concentration en quantité de matière	$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V} = \frac{1}{M} \times C_m$
Volume molaire	$V_m = \frac{V}{n}$

avec :

- N le nombre d'entités chimiques présentes dans le système ;
- $\mathcal{N}_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ le nombre d'AVOGADRO ;
- m la masse (en g) ;
- V le volume (en L) ;
- M la masse molaire (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) ;

► Nous allons compléter notre boîte d'outils de description quantitative en rajoutant deux nouvelles grandeurs : la fraction molaire et la pression partielle dans un système gazeux.

I. 3. a) Fraction molaire

► On considère un système homogène de volume V , de pression P , composé d'un mélange de N constituants physico-chimiques A_i de quantité de matière n_i . La quantité de matière totale du système est définie par :

$$n = \sum_{i=1}^N n_i.$$

Dans une phase φ (solide, liquide ou gazeuse), la composition est déterminée par les fractions molaires.



Définition n°7 : Fraction molaire

► La fraction molaire du constituant A_i de quantité de matière n_i dans la phase φ est :

$$x_i = \frac{n_i}{n}.$$



Remarques

- $0 \leq x_i \leq 1$;
- $x_i = 1$ si A_i est le seul constituant présent dans le système ;
- Dans chaque phase, $\sum_{i=1}^N x_i = 1$. ❤



Exemple

► Dans l'air, $x_{\text{O}_2} = 0,2$ et $x_{\text{N}_2} = 0,8$.

I. 3. b) Pression partielle dans un système gazeux

▷ On considère un mélange idéal de N gaz parfaits notés A_i de quantité de matière n_i dans un volume V à la température T .

**Définition n°8 : Pression partielle**

▷ On appelle **pression partielle** P_i du constituant A_i (unité S.I : Pa) la pression qu'aurait le gaz A_i s'il occupait seul tout le volume V du réacteur sous la même température. Comme A_i est un gaz parfait, alors il vérifie l'équation d'état :

$$P_i = \frac{n_i RT}{V}.$$

**Remarques**

- $0 \leq P_i \leq P$;
- $\sum_{i=1}^N P_i = P$ (loi de DALTON). ♥
- $P_i = P$ si A_i est le seul constituant présent dans le système ;
- $P_i = 0$ si A_i n'est pas un constituant présent dans le système.

**Propriété n°1 : Lien entre la pression partielle et la pression totale du système**

▷ Soit un constituant gazeux A_i présent dans un mélange de N gaz parfaits. On a :

$$P_i = x_i \cdot P.$$

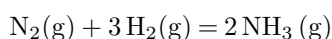
**Démonstration :**

Le gaz A_i occupe tout le volume de l'espace disponible, donc le volume V . Ce gaz étant un gaz parfait, on a donc $P_i = n_i \cdot \frac{RT}{V}$. Par ailleurs, on sait que $PV = nRT \Leftrightarrow \frac{RT}{V} = \frac{P}{n}$. On obtient donc $P_i = \frac{n_i}{n} \cdot P \Leftrightarrow P_i = x_i \cdot P$.

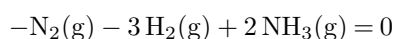
II. Transformation chimique d'un système

II. 1 - Équation chimique d'une transformation chimique

▷ On modélise une transformation chimique par une ou plusieurs équations de réaction. Considérons la transformation chimique suivante : transformation de l'ammoniac par réaction entre le diazote et le dihydrogène (procédé de HABER-BOSCH).



Notons ν_i le coefficient stœchiométrique de l'espèce chimique A_i . Ici, on constate que $\nu(\text{N}_2) = 1$, $\nu(\text{H}_2) = 3$ et $\nu(\text{NH}_3) = 2$. On peut réécrire l'équation chimique de la façon suivante :



Dans ce cas, il faut utiliser des coefficients stœchiométriques **algébriques**. Pour les réactifs, on se rend compte qu'ils sont négatifs et pour les produits, ils sont positifs.

**Propriété n°2 : Écriture formelle d'une équation de réaction**

▷ On peut rendre compte d'une réaction chimique en lui associant une équation de réaction :

$$\sum_{i=1}^N \nu_i A_i = 0,$$

où ν_i correspond au coefficient stœchiométrique algébrique associé au constituant physico-chimique A_i .
 ν_i est une grandeur algébrique : ν_i est positif pour un produit et négatif pour un réactif (ν se lit "nu").

II. 2 - Réaction totale VS réaction renversable

▷ Un symbolisme est important en chimie lorsqu'il s'agit d'écrire une équation de réaction modélisant une transformation chimique. Il convient donc de l'apprendre par cœur.

Symbole	Signification	Exemple
=	Les coefficients stœchiométriques sont ajustés. L'équation de réaction ne traduit pas forcément une réaction chimique.	$\text{H}_2\text{O}(\ell) = 2 \text{H}(\text{g}) + \text{O}(\text{g})$
$\longrightarrow$	La réaction est totale, le processus non renversable	$\text{H}_2\text{O}(\ell) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ (à pression atmosphérique pour $T > 100^\circ\text{C}$)
$\rightleftharpoons$	La réaction est renversable : réactifs et produits coexistent à l'équilibre	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$ $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ (à pression atmosphérique pour $T = 100^\circ\text{C}$)

II. 3 - Constante thermodynamique d'équilibre d'une réaction renversable

▷ Lorsque la réaction chimique atteint un état d'équilibre, les réactifs et les produits coexistent dans le réacteur. Les proportions dans lesquelles coexistent les réactifs et les produits à l'équilibre thermodynamique sont liées par la loi de GULDBERG ET WAAGE (ou loi d'action de masse). Avant d'exposer cette loi, il convient de détailler la notion d'activité.

II. 3. a) Activité

▷ On note a_i l'activité d'un constituant chimique A_i (lorsque $i \in \{1, \dots, N\}$). a_i est une grandeur sans dimension. Le tableau ci-après est à connaître par cœur. ♥

	Système	Constituants	Valeur de l'activité
Corps pur	État liquide, solide ou gazeux	Un unique constituant A	$a_A = 1$
Mélange	Solution infiniment diluée	Solvant : S Solutés : A_i	$a_S = 1$ $a_i = \frac{[A_i]}{c^\circ}$ où $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
	Mélange de gaz parfaits	Constituants A_i	$a_i = \frac{P_i}{P^\circ}$ où $P^\circ = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

II. 3. b) Loi de Guldberg et Waage (ou loi d'action de masse)



Propriété n°3 : Loi de Guldberg et Waage (ou loi d'action de masse)

▷ Soit une réaction renversable et équilibrée associée à une équation de réaction : $\sum_{i=1}^N \nu_i A_i = 0$.

À l'équilibre, les activités $a_{i,\text{eq}}$ des réactifs et des produits A_i sont reliées entre elles par l'intermédiaire d'une **constante d'équilibre** $K^\circ(T)$ qui ne dépend que de la température :

$$K^\circ(T) = \prod_{i=1}^N (a_{i,\text{eq}})^{\nu_i}$$

où :

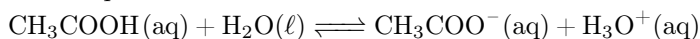
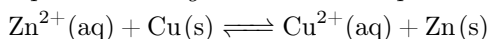
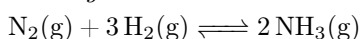
- $a_{i,\text{eq}}$ représente la valeur de l'activité de A_i à l'équilibre ;
- ν_i représente le coefficient stœchiométrique algébrique de A_i .

 Remarque

▷ Cette relation indique pour toute réaction renversible, les proportions dans lesquelles coexistent les réactifs et les produits à l'équilibre. Cette relation ne s'applique pas à l'état final dans le cas où la réaction est totale.

 Application n°1 : Détermination de quelques constantes d'équilibre

▷ Dans chaque situation, déterminer l'expression littérale des constantes d'équilibre associées aux réactions chimiques renversables.

1. *Phase aqueuse*2. *Équilibre hétérogène en milieux aqueux*3. *Phase gazeuse* **Propriété n°4 : Interprétation de la valeur de $K^\circ(T)$**

- Si $K^\circ(T) \gg 1$, l'équilibre est en général fortement déplacé dans le sens direct ($\rightarrow$).
On écrit en général $K^\circ(T) \gg 1$ pour $K^\circ(T) > 10^4$: la réaction est **quasi-totale**.
- Si $K^\circ(T) \ll 1$, l'équilibre est en général fortement déplacé dans le sens inverse/indirect ($\leftarrow$).
On écrit en général $K^\circ(T) \ll 1$ pour $K^\circ(T) < 10^{-4}$: la réaction est **quasi-nulle**.
- Dans les autres cas, la réaction est dite **limitée**.

III. Évolution d'un système physico-chimique d'un état initial vers un état final**III. 1 - Quotient de réaction** **Propriété n°5 : Quotient de réaction**

▷ Soit une réaction renversible et équilibrée associée à une équation de réaction : $\sum_{i=1}^N \nu_i A_i = 0$.

Le quotient de réaction Q_r est une grandeur sans dimension qui caractérise un système chimique en réaction dans un état donné. Sa valeur au cours de la réaction nous renseigne sur l'évolution du système considéré. Son expression dépend de l'équation bilan de la réaction. Le quotient de réaction est défini par la relation :

$$Q_r = \prod_{i=1}^N (a_i)^{\nu_i}$$

où :

- a_i représente la valeur de l'activité de A_i ;
- ν_i représente le coefficient stoechiométrique algébrique de A_i .

 Remarques

- ▷ Il faut bien entendu **savoir différencier** quotient de réaction et constante d'équilibre :
- La constante équilibre est le quotient de réaction pris à l'équilibre ($K^\circ(T) = Q_{r,\text{eq}}$).
 - La constante d'équilibre dépend exclusivement de la température alors qu'un quotient de réaction dépend de la température, de la pression et de la composition du système (il peut être considéré à n'importe quelle étape de

la transformation!).

III. 2 - Critère d'évolution d'une réaction chimique

Propriété n°6 : Critère d'évolution d'une réaction chimique (rappel de Terminale Spé)

▷ la comparaison du quotient de réaction de la constante d'équilibre, permettent de connaître le sens d'évolution spontanée du système.

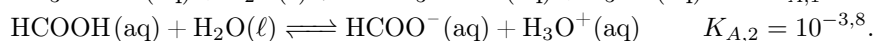
1. Si le quotient de réaction Q_r est égal à la constante d'équilibre $K^\circ(T)$, le système, déjà équilibré, n'évolue pas.
2. Si le quotient de réaction Q_r est différent de la constante d'équilibre $K^\circ(T)$, le système évolue spontanément vers son état équilibré. (Si $Q_r < K^\circ(T)$ évolution dans le sens direct, sinon évolution dans le sens indirect).

De façon générale, le système évolue de façon à ce que le quotient de réaction Q_r se rapproche de la valeur de $K^\circ(T)$.

Application n°2 : Quel sens d'évolution ?

▷ Considérons la réaction équilibrée : $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{HCOO}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{HCOOH}(\text{aq})$.

Données à 298 K :



Prévoir le sens de l'évolution spontanée si l'on part de :

1. $[\text{CH}_3\text{COOH}]_i = [\text{HCOO}^-]_i = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $[\text{HCOOH}]_i = 0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
2. $[\text{CH}_3\text{COOH}]_i = [\text{HCOO}^-]_i = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = [\text{HCOOH}]_i = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
3. $[\text{CH}_3\text{COOH}]_i = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $[\text{HCOO}^-]_i = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = [\text{HCOOH}]_i = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

III. 3 - Rappels sur l'avancement molaire et l'avancement volumique d'une réaction chimique

▷ À cause de la transformation, les quantités de matière varient, mais ce qu'indique l'équation bilan est que ces variations ne sont pas indépendantes les unes des autres : ces liens sont explicités par un tableau d'avancement. L'avancement molaire de réaction est noté ξ ($[\xi] = \text{mol}$).

Application n°3 : Expression de l'avancement molaire d'une réaction

▷ Considérons le procédé de HABER-BOSCH qui consiste à transformer du dihydrogène et du diazote en ammoniac suivant la réaction : $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) = 2 \text{NH}_3(\text{g})$.

- Q 1. Dresser le tableau d'avancement de la réaction en ne considérant que l'état initial et un état intermédiaire à l'instant t .
- Q 2. Exprimer la quantité de matière $n_{\text{H}_2}(t)$ du dihydrogène à l'instant t en fonction de sa quantité de matière initiale $n_{\text{H}_2}(0)$, de l'avancement $\xi(t)$ et de son coefficient stœchiométrique algébrique ν_{H_2} .
- Q 3. En déduire l'expression de l'avancement molaire $\xi(t)$ d'une réaction chimique dans le cas général pour un constituant physico-chimique A_i .

Définition n°9 : Avancement molaire d'une réaction chimique

▷ Soit une réaction équilibrée associée à une équation de réaction : $\sum_{i=1}^N \nu_i A_i = 0$. L'avancement molaire ξ de la réaction chimique vérifie pour tout instant t :

$$\xi(t) = \frac{n_i(t) - n_i(0)}{\nu_i}.$$

▷ Dans le cas où toute la réaction a lieu dans **une seule phase**, il est souvent intéressant de construire le tableau d'avancement non pas en quantité de matière mais directement en concentration : comme il n'y a qu'une phase donc un seul volume V , alors pour toute espèce chimique A_i , on a $n_i = [A_i] \cdot V$.

**Définition n°10 : Avancement volumique d'une réaction chimique**

On appelle avancement volumique de réaction la grandeur x telle que :

$$x = \frac{\xi}{V}.$$

Dimensionnellement, $[x] = \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

**Attention !**

▷ Les notations diffèrent (malheureusement !) de celles que vous avez rencontrées au lycée, où x désignait l'avancement molaire ... c'est-à-dire ξ en notation de CPGE.

**Propriété n°7 : Valeur de l'avancement molaire à l'équilibre (pour une réaction chimique équilibrée ou totale)**

1. Si la réaction est équilibrée, l'avancement final ξ_f est déterminé par la relation $\xi_f = \xi_{\text{eq}}$ où ξ_{eq} est donné par la constante d'équilibre K° .
2. Si la réaction est totale, l'évolution prend fin quand l'un des réactifs a disparu. Il s'agit du réactif limitant, et on a $\xi_f = \xi_{\text{max}}$.

3. Enfin, on définit le rendement d'une réaction comme $\rho = \frac{\xi_{\text{eq}}}{\xi_{\text{max}}}$.

▷ Pour une réaction totale, $\rho = 1$, et pour une réaction équilibrée, $0 \leq \rho < 1$.

III. 4 - Les différents cas à savoir traiter en fonction de la valeur de la constante d'équilibre**Cas n°1 : Cas d'une réaction unique et renversible**

Dans ce cas, on ne peut faire aucune hypothèse et il faut mener les calculs à bout, même s'ils sont pénibles...

**Application n°4 : Calcination du carbonate de calcium**

▷ Le carbonate de calcium $\text{CaCO}_3(\text{s})$ est le constituant en calcium le plus abondant de la croûte terrestre. La chaux vive CaO est obtenue par une réaction de calcination à 1100 K : $\text{CaCO}_3(\text{s}) = \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$. La constante d'équilibre de la réaction à cette température vaut $K^\circ = 0,20$. Dans un récipient indéformable de volume V , vidé au préalable de son air et maintenu à température constante (c'est un exercice théorique ...), on introduit $n = 0,10$ mol de carbonate de calcium.

- Q 1.** Déterminer la composition du système à l'état final et la pression régnant dans le réacteur pour $V = 10$ L.

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

- Q 2.** Même question pour $V = 100$ L.

Cas n°2 : Cas où la constante d'équilibre est grande devant 1 (approximation de transformation quasi-totale)

Plutôt qu'une résolution analytique exacte ou numérique, il est également possible pour certaines valeurs de K° de déterminer l'avancement à l'équilibre par approximation. Lorsque $K^\circ > 10^3 - 10^4$ et que l'équilibre est atteint, la transformation peut généralement être considérée comme quasi-totale.

**Méthode : Étude d'une transformation quasi-totale**

1. Calculer toutes les quantités de matière finales en approximant $\xi_{\text{eq}} \simeq \xi_{\text{max}}$, sauf celle du réactif limitant.
2. Utiliser la loi d'action de masse pour calculer la quantité de matière finale du réactif limitant dans le cadre de l'approximation (c'est-à-dire en utilisant les valeurs approchées des concentrations).
3. Valider l'hypothèse quasi-totale, en vérifiant qu'elle est très inférieure à toutes les autres.

**Application n°5 : Réaction entre l'acide éthanóïque et l'ammoniac**

▷ Considérons la réaction $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) = \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq})$ 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 $C_1 = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $C_2 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- Q 1.** Identifier le réactif limitant de la transformation et déterminer toutes les concentrations à l'équilibre hormis la sienne.
- Q 2.** Déterminer la concentration à l'équilibre du réactif limitant.

Pour se convaincre au moins sur un exemple de la validité de l'approximation, nous allons maintenant procéder à un calcul exact.

- Q 3.** Écrire l'équation polynômiale vérifiée par x_{eq} .
- Q 4.** Une résolution numérique de cette équation donne $x_{\text{eq}} = 0,999\,92 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Conclure sur la pertinence de l'approximation.

Cas n°3 : Cas où la constante d'équilibre est petite devant 1 (approximation de transformation peu déplacée)

Lorsque $K^\circ < 10^{-3} - 10^{-4}$ et que l'équilibre est atteint, la réaction peut généralement être considérée comme peu avancée ou peu déplacée.

**Méthode : Étude d'une transformation peu déplacée**

▷ Cette méthode est analogue à une transformation quasi-totale : on considère que $\xi_{\text{eq}} \ll n_i$. Des simplifications s'opèrent alors lors de l'utilisation de la loi d'action de masse.

**Application n°6 : L'iodure de plomb, un pigment utilisé par les impressionnistes**

▷ L'iodure de plomb (II) étant composé une organique de formule PbI_2 . C'est un solide jaune brillant à température ambiante qui devient rouge, brique en entre parenthèses de façon réversible) en le chauffant. Au XIXème siècle, ce composé synthétique était utilisé par les impressionnistes comme pigment. On place une quantité de matière $n_1 = 0,10 \text{ mol}$ de plomb au contact d'un volume $V = 0,10 \text{ L}$ d'eau. Une réaction de dissolution se produit alors, de constante d'équilibre $K_s = 6,3 \times 10^{-9}$ (à 25°C).

- Q 1.** Écrire l'équation modélisant la dissolution de l'iodure de plomb (II) dans l'eau.
- Q 2.** Dresser le tableau d'avancement de cette réaction chimique.
- Q 3.** Déterminer la composition finale du système.