Description d'un système et évolution vers un état final

Différentes propriétés

Définition : Solide liquide gaz

- un ***solide*** possède une ***forme*** et un ***volume*** propre
- un ***liquide*** possède un ***volume*** propre
- un gaz remplit tout le volume qui lui est accessible

Liquides et solides sont des ***phases condensées***, liquide et gaz sont des ***fluides***.

Caractéristiques

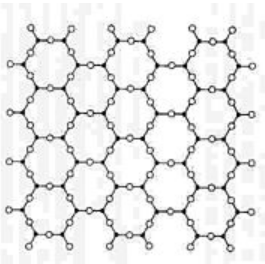
Définition : États solides

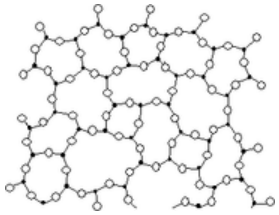
Il existe des solides :

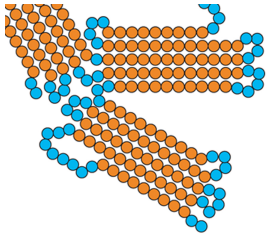
cristallin présentant un ordre à grande distance (taille macroscopique)

amorphe ne présentant qu'un ordre à courte distance (interatomique)

semi-cristallin cristallisation partielle de polymères







Définition : Variétés allotropiques

Un même élément chimique pourra cristalliser dans plusieurs ***variétés allotropiques*** dans lesquelles l'agencement spatial des atomes est différent.

Grandeurs intensives et extensives

Définition : Système uniforme

Un système $\mathscr{S}$ est dit ***uniforme*** si sa description à l'échelle macroscopique est identique en tout point M.

Définition : Grandeur intensive/extensive

Soit $\mathscr{S}$ un système ***uniforme***.

- Une grandeur est dite ***extensive*** si sa valeur $X_{\mathscr{S}}$ est proportionnelle à la «taille» de $\mathscr{S}$.
- Une grandeur est dite ***intensive*** si sa valeur est indépendante de la «taille» de $\mathscr{S}$.

Produit et quotient

Produit et quotient

Le quotient de deux grandeurs extensives est une grandeur intensive.

Phase

Définition : Phase

Une ***phase*** est une partie d'un système dont les grandeurs intensives sont des fonctions continues des coordonnées d'espace.

Dans une phase ***uniforme***, chaque grandeur intensive est ***uniforme***, *ie* sa valeur est indépendante des coordonnées d'espace.

Un système ***homogène*** est constitué d'une seule phase. Un système ***hétérogène*** comporte plusieurs phases. On nomme ***interface*** la surface séparant deux phases.

Corps pur

Définition : Espèce chimique

Une ***espèce chimique*** est un assemblage d'atomes liés au niveau microscopique et désigné par une formule chimique.

Un ***corps pur*** est constitué d'une seule espèce chimique.

Un ***corps pur simple*** (resp. ***composé***) est constitué d'un seul (resp. de plusieurs) élément.

Une espèce chimique est la plus petite entité d'un corps pur présentant les mêmes propriétés chimiques.

Systèmes formés de plusieurs constituants chimiques

Systèmes polyphasés : cas général

- Différents constituants gazeux sont ***miscibles*** forment ***une seul phase***.
- Des constituants liquides différents formeront une seule ou plusieurs phases selon qu'ils seront ***miscibles*** ou non.
- Les solides qu'on rencontrera ne seront pas ***miscibles***.

Transformations physiques : diagramme P, T

Plan P, T

Le diagramme (P, T) d'un corps pur représente le régionnement du plan P, T en :

- zones ***d'existence exclusive*** des phases : solide, liquide, vapeur,
- délimitées par les ***courbes de coexistence*** : courbe de sublimation $s \leftrightarrow v$, fusion $s \leftrightarrow l$ et vaporisation $l \leftrightarrow v$.

On nomme :

Point triple le point d'intersection des trois courbes de coexistence. La température et la pression y sont fixées, caractéristiques du corps pur.

Point critique le point limitant la courbe de vaporisation aux grandes pressions, grandes températures. La température et la pression y sont fixées, caractéristiques du corps pur.

Transformations chimiques

Définition : Réaction chimique

Une ***réaction chimique*** consiste en une modification des structures de plusieurs espèces chimiques nommées ***réactifs*** pour former d'autres espèces chimiques nommées ***produits***.

Phases condensées (liquides/solides)

Nombre de moles

On mesure la quantité d'une espèce chimique en ***phase condensée*** par son nombre de moles

$$m = n_s M \qquad V_l = n_l V_m$$

avec M la masse molaire et V_m le volume molaire.

Solution

Définition : Solvant et soluté

On obtient une ***solution aqueuse*** en ***dissolvant*** des ***solutés*** dans l'eau, qui joue le rôle de ***solvant***.

La ***dissolution*** se compose de différentes étapes :

solvatation séparation, par les molécules du solvant, des molécules du soluté. Celles-ci se retrouvent entourées de molécules de solvant (hydratées) puis dispersées.

dissociation éventuelle réaction chimique entre le solvant et les molécules du soluté.

Définition : Concentration d'un soluté

On mesure la quantité d'un soluté i à l'aide de sa ***concentration*** dans le solvant :

$$C_i = \frac{n_i}{V},$$

avec n_i le nombre de moles de i et V le volume du solvant.

Gaz

Définition : Concentration d'un gaz

On mesure la quantité d'une espèce gazeuse i à l'aide de sa ***concentration*** dans le volume total accessible V :

$$C_i = \frac{n_i}{V},$$

avec n_i le nombre de moles de i et V le volume.

Modèle du gaz parfait

Un gaz est dit ***parfait*** si ses ***paramètres d'état*** vérifient l'***équation dite d'état*** :

$$PV = nRT,$$

avec :

- P la ***pression*** en Pa ($1\,\text{bar} = 1 \cdot 10^5\,\text{Pa}$, $1\,\text{atm} = 1{,}013 \cdot 10^5\,\text{Pa}$)
- V le ***volume*** en m^3,
- T la ***température*** en K,
- n la ***quantité de matière*** en mol,
- $R = 8{,}314\,462\,618\,153\,24\,\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ la ***constante des gaz parfaits***.

Le volume molaire d'un gaz parfait à la pression $P = 1\,\text{atm}$ est :

$$22{,}4\,\text{L à } 0\,^\circ\text{C} \qquad 24\,\text{L à } 20\,^\circ\text{C}$$

Définition : Pression partielle

On considère un mélange de gaz i de quantités de matière $\{n_i\}$. Le nombre total de moles de gaz est $n_g = \sum_i n_i$ et la pression totale $P = n_g RT/V$ pour un mélange de gaz parfaits (notés GP) à la température T (en kelvin K). On définit :

fraction molaire de i $x_i = \frac{n_i}{n_g}$.

pression partielle de i $P_i = \frac{n_i}{n_g} P$.

Pour un mélange de GP : $P = \sum_i P_i$ et $P_i = \frac{n_i RT}{V}$.

Évolution en réacteur fermé

Définition : Propriétés des systèmes

On distingue les systèmes :

fermés qui ne peuvent ***ni fournir ni recevoir*** de ***matière*** avec l'extérieur,

ouverts qui peuvent ***fournir ou recevoir*** de la ***matière*** avec l'extérieur,

isolés qui ne peuvent ***rien fournir ni recevoir*** de l'extérieur.

Réacteur fermé
On étudiera des évolutions purement physico-chimiques, en réacteur ***fermé***. La ***masse*** totale et la quantité de matière d'atomes de chaque espèce seront donc conservées.

Méthodes physiques : Spectrophotométrie

Loi de Beer Lambert (en phase aqueuse ou gazeuse)
L'absorbance $A(\lambda)$ à la longueur d'onde λ, d'une solution diluée de différents solutés de concentrations c_i et de coefficients d'absorption molaire ε_i, dans une cuve de longueur ℓ est :

$$A(\lambda) = \log \frac{I_0(\lambda)}{I(\lambda)} = \ell \left(\sum_i \varepsilon_i(\lambda) c_i \right).$$

Méthodes physiques : Conductimétrie

Loi de Kolrausch (en phase aqueuse)
En solution diluée, la conductivité d'une solution électrolytique contenant des ions $X_i^{z_i}$ de ***conductivité ionique molaire limite équivalente*** $\lambda^\circ(\frac{1}{|z_i|}\mathrm{X_i}^{\mathrm{zi}}$ aux concentrations $[\mathrm{X_i}^{\mathrm{zi}}]$ a pour expression :

$$\sigma = \sum_i |z_i| \lambda_i^\circ \left(\frac{1}{|z_i|} \mathrm{X}^{\mathrm{zi}} \right) [\mathrm{X_i}^{\mathrm{zi}}].$$

Conductivités ioniques

Coefficients stœchiométriques

ion	$\lambda^\circ\left(\frac{1}{\lvert z_i\rvert}\mathrm{X_i}^{\mathrm{zi}}\right)$ $(\mathrm{mS \cdot m^2 \cdot mol^{-1}})$
Li^+	3,866
IO_3^-	4,05
$CH_3CO_2^-$	4,1
HCO_3^-	4,45
Na^+	5,008
HSO_4^-	5,2
$\frac{1}{2}\,Zn^{2+}$	5,28
$\frac{1}{2}\,Mn^{2+}$	5,35
$\frac{1}{2}\,Cu^{2+}$	5,36
$\frac{1}{2}\,Cd^{2+}$	5,4
$\frac{1}{2}\,Fe^{2+}$	5,4
$\frac{1}{2}\,HPO_4^{2-}$	5,7
HSO_3^-	5,8
$\frac{1}{3}\,Al^{3+}$	6,1
MnO_4^-	6,13
Ag^+	6,19
ClO_3^-	6,46
HS^-	6,5
SCN^-	6,6
$\frac{1}{3}\,Fe^{3+}$	6,8
$\frac{1}{2}\,CO_3^{2-}$	6,93
NO_3^-	7,142
NH_4^+	7,35
Cl^-	7,631
$\frac{1}{2}\,SO_4^{2-}$	8,0
$\frac{1}{2}\,S_2O_3^{2-}$	8,5
$\frac{1}{2}\,S_2O_8^{2-}$	8,5
OH^-	19,8
H^+	34,965

Tab. 1 : Valeurs des conductivités ioniques molaires équivalentes de quelques cations et anions en solution aqueuse à 25 °C.

Définition : Équation bilan et cœfficients stœchiométriques
Une réaction chimique s'effectue dans des proportions déterminées, caractérisées par une ***équation bilan*** traduisant la transformation des ***réactifs*** en ***produits***.

$$\alpha_1 \mathrm{R}_1 + \ldots + \alpha_\mathrm{r} \mathrm{R}_\mathrm{r} \rightleftharpoons \beta_1 \mathrm{P}_1 + \ldots \beta_\mathrm{p} \mathrm{P}_\mathrm{p}.$$

Les $\{\alpha_i, \beta_j\}$ sont des constantes, nommées les ***coefficients stœchiométriques***.

On définit également les ***coefficients stœchiométriques algébriques*** : $\nu_i = -\alpha_i$: réactif, $\nu_i = \beta_i$: produit et l'***équation bilan algébrique*** $\sum_i \nu_i A_i = 0$.

Grandeurs conservées
Une équation bilan impose la conservation de :

- la quantité de matière totale des atomes de chaque espèce
- la masse totale,
- la charge totale.

Exercice

On verse un volume $V_0 = 20\,\mathrm{mL}$ d'ammoniaque NH_3 dans le même volume V_0 d'une solution de nitrate d'argent $AgNO_3$ à la concentration $c_0 = 0{,}001\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$. On note c_1 la concentration de la solution d'ammoniaque. Le volume total reste constant.

Les réactions qu'on peut observer dans ces conditions sont :

$$\mathrm{NH_{3_{(aq)}} + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-}$$
$$\mathrm{Ag^+ + NH_{3_{(aq)}} \rightleftharpoons [Ag(NH_3)]^+}$$
$$\mathrm{[Ag(NH_3)]^+ + NH_{3_{(aq)}} \rightleftharpoons [Ag(NH_3)_2]^+}$$

1. (a) Exprimer la conservation des quantités d'argent et des groupements NH_3 et NO_3.
   (b) Exprimer la conservation de la charge.
2. On mesure pH = 9,7 et pour cette valeur $[NH_3] = 3\,[NH_4^+]$. Déterminer la valeur de c_1 pour que les proportions en $Ag^+, [Ag(NH_3)]^+$ et $[Ag(NH_3)_2]^+$ de l'argent soient respectivement : 56%, 22%, 22%.

Définition

	$\alpha_1 R_1 +$	$\ldots +$	$\alpha_r R_r \rightleftharpoons$	$\beta_1 P_1 +$	$\ldots +$	$\beta_p P_p$
État initial	n_{10}		n_{r0}	m_{10}		m_{p0}
État ultérieur	n_1		n_r	m_1		m_p

Définition : Avancements
Pour un système fermé, on définit :

l'avancement ξ tel que $\xi = 0$ à l'instant initial et pour toute espèce chimique i : $\mathrm{d}\xi = \frac{\mathrm{d}n_i}{\nu_i}$,

l'avancement volumique $x_v = \frac{\xi}{V}$

le taux d'avancement $\tau = \frac{\xi}{\xi_{\max}}$ (pour $\xi \geqslant 0$), où l'avancement maximal $\xi_{\max} \geqslant 0$ est la plus petite valeur positive de ξ annulant la quantité de l'un des réactifs.

Tableau d'avancement

	$\alpha_1 R_1$	$+ \ldots +$	$\alpha_r R_r \rightleftharpoons$	$\beta_1 P_1$	$+ \ldots +$	$\beta_p P_p$
initial	n_{10}		n_{r0}	m_{10}		m_{p0}
ultérieur mol	$n_{10}-\alpha_1\xi$		$n_{r0}-\alpha_r\xi$	$m_{10}+\beta_1\xi$		$m_{p0}+\beta_p\xi$
ultérieur ($\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$)	$C_{10}-\alpha_1 x_v$		$C_{r0}-\alpha_r x_v$	$D_{10}+\beta_1 x_v$		$D_{p0}+\beta_p x_v$

Excès et défaut

Définition : Conditions stœchiométriques
Un mélange réactionnel est préparé dans les conditions ***stœchiométriques*** si les quantités initiales de chacun des réactifs vérifient :

$$\frac{n_{10}}{\alpha_1} = \ldots = \frac{n_{r0}}{\alpha_r}.$$

Dans le cas contraire, le réactif pour lequel n_{i0}/α_i est minimale est dit ***en défaut*** ou ***limitant***. Les autres réactifs sont dits ***en excès***.

En proportions stœchiométriques, on peut écrire, avec $\tau = x_v/C$ le ***taux d'avancement*** :

	$\alpha_1 R_1$ + … +	$\alpha_r R_r$ $\rightleftharpoons$	$\beta_1 P_1$ + … +	$\beta_p P_p$
initial	$\alpha_1 C$	$\alpha_r C$	0	0
ultérieur	$\alpha_1 C(1-\tau)$	$\alpha_r C(1-\tau)$	$\beta_1 C\tau$	$\beta_p C\tau$

Exercice

Le dihydrogène et le diazote peuvent réagir pour former de l'ammoniac selon : $N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \longrightarrow 2\,NH_{3(g)}$

1. On met en présence la même quantité de matière de $N_{2(g)}$ et $H_{2(g)}$. Quelle est l'espèce en défaut ? Quelle sera la composition du système à l'issue de la réaction si on la suppose totale ?

2. Quels volumes doit-on préparer pour consommer entièrement $H_{2(g)}$ et $N_{2(g)}$ si N_2 et H_2 sont initialement à la même pression et à la même température ?

3. On considère qu'on est dans les conditions stoœchiométriques et que la pression initiale était 1 bar. Si la température reste constante, quelle est la pression totale quand le taux d'avancement est $\tau = 1/2$?

Équilibre macroscopique

Équilibre macroscopique

Si les équilibres :

thermique caractérisé par une température T uniforme,

mécanique caractérisé par une pression P uniforme et un système au repos,

physico-chimique caractérisé par des phases déterminées, uniformes et stationnaires,

sont réalisés, le système se dirige vers un ***état stationnaire*** où les quantités de réactifs et produits n'évoluent plus.

Si $\xi < \xi_{max}$ il s'agit d'un ***équilibre chimique***.

Activité d'une espèce chimique

Définition : Activité

On définit l'***activité*** d'une espèce chimique $\mathcal{a}$, sans dimension selon son état physico-chimique.

Phase condensée pour un solide ou un liquide purs et pour le solvant : $\mathcal{a} = 1$.

Soluté en solution diluée $\mathcal{a} = \frac{c_i}{c^\circ}$.

Gaz dans un mélange de gaz parfaits $\mathcal{a} = \frac{P_i}{P^\circ}$.

Dans ces expressions, c° (resp. P°) est la concentration (resp. pression) de référence, égale à $c^\circ = 1\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ (resp. $P^\circ = 1\,\mathrm{bar}$).

Quotient de réaction

Définition : Quotient de réaction

Soit une réaction chimique, d'équation bilan :

$$\alpha_1 R_1 + \ldots + \alpha_r R_r \underset{\text{indirect}}{\overset{\text{direct}}{\rightleftharpoons}} \beta_1 P_1 + \ldots \beta_p P_p.$$

On définit son ***quotient de réaction***, sans dimension, par :

$$Q = \frac{\prod_j \mathcal{a}^{\beta_j}(P_j) \overset{\text{produits}}{\longleftarrow}}{\prod_i \mathcal{a}^{\alpha_i}(R_i) \overset{\text{réactifs}}{\longleftarrow}}.$$

Exercice : Expressions de quotients de réaction

1. Exprimer les quotients des réactions suivantes :

$$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^- \qquad Cl_{2(g)} \rightleftharpoons Cl_{2(aq)}$$
$$CO_{2(aq)} + 2\,OH^- \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_2O$$
$$2\,KNO_{3(s)} + 3\,C + S \longrightarrow K_2S_{(s)} + 3\,CO_{2(g)} + N_{2(g)}$$

2. Commenter son expression pour la réaction $2\,Cl_2 \rightleftharpoons 2\,Cl_{2(aq)}$

3. On dissout à l'instant initial du dioxyde de carbone et de la soude ($NaOH_{(s)}$) en proportions stœchiométriques. Exprimer à un instant ultérieur le quotient de leur réaction en fonction de la concentration initiale c de soude et de l'avancement volumique, puis du taux d'avancement.

Loi d'Action des Masses

Loi d'Action des Masses

Soit un système fermé en équilibres : thermique à T, mécanique et physico-chimique, dans lequel est susceptible de se produire la réaction :

$$\alpha_1 R_1 + \ldots + \alpha_r R_r \underset{\text{indirect}}{\overset{\text{direct}}{\rightleftharpoons}} \beta_1 P_1 + \ldots \beta_p P_p.$$

Le système évolue spontanément ***vers*** un état ***d'équilibre chimique***, d'avancement $\xi_e < \xi_{\max}$, dans lequel le quotient de réaction $Q(\xi_e)$ est égal à une grandeur sans dimension nommée ***constante de la réaction à*** T $K^\circ(T)$.

Si l'équilibre chimique est atteint, $Q(\xi_e)$ vérifie :

$$Q(\xi_e) = K^\circ(T).$$

Sens d'évolution

Sens d'évolution

Le ***sens d'évolution*** est déterminé par la ***valeur initiale*** du quotient de réaction :

- Si $Q(\xi_0) < K^\circ(T)$, le système évolue dans le sens direct,
- Si $Q(\xi_0) > K^\circ(T)$, le système évolue dans le sens indirect
- Si $Q(\xi_0) = K^\circ(T)$, le système est en équilibre chimique et n'évolue pas.

Exercice : combinaison de réactions

Réaction inverse On désigne par $K_1^\circ(T)$ la constante, à la température T de la réaction :

$$\alpha_1 R_1 + \ldots + \alpha_r R_r \rightleftharpoons \beta_1 P_1 + \ldots \beta_p P_p.$$

Déterminer, à la même température, la constante $K_2^\circ(T)$ de la réaction ***inverse*** :

$$\beta_1 P_1 + \ldots \beta_p P_p \rightleftharpoons \alpha_1 R_1 + \ldots + \alpha_r R_r.$$

Réactions enchaînées Déterminer la constante, à la température T, de la réaction entre les ions argent(I) Ag^+ et les ions ammonium NH_4^+ connaissant les constantes, à la même température T, des réactions :

$$\begin{array}{lrcll} (1) & NH_4^+ + H_2O & \rightleftharpoons & NH_{3(aq)} + H_3O^+ & K_1(T) \\ (2) & Ag^+ + 2\,NH_{3(aq)} & \rightleftharpoons & Ag(NH_3)_2^+ & K_2(T) \end{array}$$

État final

Avancement à l'état final

Pour déterminer l'état stationnaire final, d'avancement ξ_f d'un système chimique, on doit rechercher l'avancement ξ_e tel que $Q(\xi_e) = K^\circ(T)$. Pour une évolution dans le sens direct :

Si $\xi_e \leqslant \xi_{\max}$ on atteint l'***équilibre chimique***, dans lequel $\xi_f = \xi_e$.

Si $Q(\xi_{max}) < K^\circ$ on atteint un état ***stationnaire*** dans lequel $\xi_f = \xi_{\max}$ mais il ne s'agit pas d'un équilibre chimique.

On dira que la réaction est :

totale (ou quantitative) si $\xi_f \simeq \xi_{\max}$ (plus précisément : $\xi_{\max} - \xi_f \ll \xi_{\max}$),

nulle si $\xi_f \ll \xi_{\max}$.

Critères quantitatifs ?

La réaction sera :

totale
- si K° est « grand ». On ne peut pas donner de valeur universelle : elle dépend de la stœchiométrie et des quantités initiales,
- ou si un réactif solide ou liquide (donc dont l'activité ne varie pas avec la quantité) disparaît avant d'avoir atteint $Q(\xi) = K$: on aura alors ***rupture d'équilibre chimique*** (souvent avec les équilibres de précipitation)

nulle
- si K° petit (avec les mêmes réserves),
- si les réactifs et produits ont été introduits exactement dans les proportions correspondant aux conditions de l'équilibre.

Résolution algébrique possible

On considère la réaction acido basique entre l'ion méthanoate et l'acide nitreux :

$$HCOO^- + HNO_{2(aq)} \rightleftharpoons HCOOH_{(aq)} + NO_2^-$$

1. Le système est à l'équilibre pour :

$$[HCOO^-]=[HNO_{2(aq)}]=3{,}86\cdot10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}} \quad [HCOOH_{(aq)}]=[NO_2^-]=6{,}14\cdot10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}.$$

   Déterminer la constante de cette réaction.

2. On introduit les réactifs aux concentrations suivantes :

$$c_{HCOO^-} = 8{,}68\cdot10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}} \qquad c_{HNO_{2(aq)}} = 6{,}80\cdot10^{-3}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$$
$$c_{HCOOH_{(aq)}} = 1{,}13\cdot10^{-1}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}} \qquad c_{NO_2^-} = 1{,}3\cdot10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}.$$

   Quelle est l'évolution du système ?

3. Même question pour :

$$c_{HCOO^-} = 4{,}03\cdot10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}} \qquad c_{HNO_{2(aq)}} = 6{,}96\cdot10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$$
$$c_{HCOOH_{(aq)}} = 2{,}23\cdot10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}} \qquad c_{NO_2^-} = 1{,}48\cdot10^{-1}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}.$$

Résolution par approximations

On introduit dans un bécher :

- $V_1 = 20{,}0\,\mathrm{mL}$ d'une solution à $c_0 = 2{,}00\cdot10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ de $Cd(NO_3)_2$
- un même volume d'hydrazine (N_2H_4) en solution à la concentration $c_0' = 8{,}00\cdot10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$.

Ils réagissent selon la réaction :

$$Cd^{2+} + 4\,N_2H_{4aq} \rightleftharpoons [Cd(N_2H_4)_4]^{2+}_{aq} \quad \text{de constante } K^\circ = 10^4 \text{ à } 25\,^\circ\mathrm{C}.$$

1. Déterminer la concentration initiale c de Cd^{2+}.
2. Établir le tableau d'avancement et déterminer l'expression du quotient de réaction en fonction de la concentration c et du taux d'avancement τ. La mettre sous la forme :

$$\frac{\tau}{(1-\tau)^n} = A \quad \text{où } A \text{ est une constante réelle et } n \text{ un entier.}$$

3. (a) Calculer numériquement la valeur de A. En déduire qu'on doit avoir $\tau \ll 1$.
   (b) En déduire, en simplifiant la fraction rationnelle en τ pour $\tau \ll 1$, une valeur approximative de τ.
   (c) Vérifier qu'on a bien $\tau \ll 1$.
4. Reprendre la résolution précédente pour $c_0 = 1{,}00\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$, en restant en proportions stœchiométriques. On supposera cette fois-ci $1-\tau \ll 1$ pour calculer $1-\tau$, dont on vérifiera qu'il est bien très petit devant 1.
5. Qu'obtient-on pour $c_0' \gg c_0$?