Colles de Chimie
Semaine du 22 septembre

Jeremy Luccioni

1 Liste des questions de cours

1.1 Description d'un système physique (T1)

Question 1 : Définir les grandeurs d'état extensives et intensives. Donner trois exemples de chaque type.

Question 2 : Définir un système ouvert, fermé, calorifugé et isolé. Préciser les implications de chacun.

Question 3 : Énoncer la loi des gaz parfaits et définir la pression partielle dans un mélange de gaz parfaits.

Question 4 : Définir la fraction molaire, la fraction massique et la concentration molaire. Quelle relation existe-t-il entre les fractions molaires d'un mélange ?

Question 5 : Décrire les états de la matière (solide, liquide, gaz) d'un point de vue microscopique. Qu'est-ce qu'une forme allotropique ?

1.2 Étude thermodynamique des transformations chimiques (T2)

Question 6 : Définir l'activité chimique d'une espèce gazeuse, liquide (solvant et soluté) et solide.

Question 7 : Définir le quotient de réaction et donner son expression générale. Comment s'exprime-t-il pour la réaction $\mathrm{N_2(g) + 3\,H_2(g) = 2\,NH_3(g)}$?

Question 8 : Qu'est-ce que l'avancement molaire d'une réaction ? Comment construit-on un tableau d'avancement ?

Question 9 : Énoncer la loi d'action des masses. Définir les types de réactions (quantitative, équilibrée, peu avancée) selon la valeur de K^o.

Question 10 : Comment prévoir le sens d'évolution d'un système chimique à partir du quotient réactionnel initial ?

Planche 1

Questions de cours

Question T1 : Énoncer la loi des gaz parfaits et définir la pression partielle dans un mélange de gaz parfaits.

Question T2 : Définir l'activité chimique d'une espèce gazeuse, liquide (solvant et soluté) et solide.

Exercice : Équilibre en phase gazeuse

On introduit 12,5 mmol de tétraoxyde de diazote N_2O_4 dans un récipient de volume $V = 1$ L, à la température $T = 298$ K.

Il se produit une dissociation partielle selon la réaction d'équation :

$$N_2O_4(g) = 2\,NO_2(g)$$

1. Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
2. Sachant que la pression finale P_f dans le récipient est égale à 0,39 bar, calculer l'avancement ξ_{eq} de la réaction.
3. En déduire les quantités de matière de chaque gaz à l'équilibre.
4. Calculer les fractions molaires de chaque gaz à l'équilibre.
5. En déduire les pressions partielles de chaque gaz à l'équilibre.
6. Calculer la constante d'équilibre $K^o(T)$ à 298 K.
7. Calculer le taux d'avancement final τ. La réaction est-elle quantitative, équilibrée ou peu avancée ?
8. On ajoute maintenant 5,0 mmol de NO_2 supplémentaire dans le récipient à volume et température constants. Dans quel sens évolue le système ? Justifier sans calcul supplémentaire.

Données : constante des gaz parfaits $R = 8,314$ J·K^{-1}·mol^{-1} ; 1 bar = 10^5 Pa

Planche 2

Questions de cours

Question T1 : Définir la fraction molaire, la fraction massique et la concentration molaire. Quelle relation existe-t-il entre les fractions molaires d'un mélange ?

Question T2 : Énoncer la loi d'action des masses. Définir les types de réactions (quantitative, équilibrée, peu avancée) selon la valeur de K^o.

Exercice : Mélange gazeux et équilibre

Partie 1 : Mélange initial

Un mélange gazeux constitué de 6,00 g de dioxygène et 9,00 g de méthane est placé dans un réacteur de 15,0 L à 0°C.

1. Calculer les quantités de matière de chaque gaz.
2. Déterminer les fractions molaires de chaque constituant.
3. En supposant le mélange idéal, calculer la pression totale du système.
4. En déduire les pressions partielles de chaque gaz.

Données : $M_{O_2} = 32,0$ g·mol^{-1} ; $M_{CH_4} = 16,0$ g·mol^{-1} ; $R = 8,314$ J·mol^{-1}·K^{-1}

Partie 2 : Quotient réactionnel et évolution

On considère maintenant la réaction : $2\,SO_2(g) + O_2(g) = 2\,SO_3(g)$

5. Écrire l'expression du quotient de réaction Q_r en fonction des activités, puis en fonction des pressions partielles.
6. À un instant donné, on mesure : $P_{SO_2} = 0,50$ bar, $P_{O_2} = 0,25$ bar et $P_{SO_3} = 1,0$ bar. Calculer Q_r.
7. Sachant que $K^o = 2,5 \times 10^3$ à cette température, dans quel sens évolue le système ?
8. Quel est le type de cette réaction (quantitative, équilibrée ou peu avancée) ?
9. Proposer deux moyens expérimentaux pour favoriser la formation de SO_3. Justifier.

Planche 3

Questions de cours

Question T1 : Définir un système ouvert, fermé, calorifugé et isolé. Préciser les implications de chacun.

Question T2 : Comment prévoir le sens d'évolution d'un système chimique à partir du quotient réactionnel initial ?

Exercice : Solution et tableau d'avancement

Partie 1 : Concentration d'une solution

On introduit dans une fiole jaugée de 100 mL, 30 g de glucose ($C_6H_{12}O_6$) et on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

1. Calculer la masse molaire du glucose.
2. Calculer la quantité de matière de glucose introduite.
3. Quelle serait la concentration si tout le glucose se dissolvait ?
4. Prévoir si la solution obtenue après agitation est limpide. Justifier.
5. Calculer la concentration réelle du glucose en solution.

Données : $M(\mathrm{H}) = 1$ g·mol^{-1}, $M(\mathrm{C}) = 12$ g·mol^{-1}, $M(\mathrm{O}) = 16$ g·mol^{-1} ; la solubilité du glucose dans l'eau est de 5 mol·L^{-1}.

Partie 2 : Tableau d'avancement et réaction totale

On étudie la réaction redox entre l'ion thiosulfate $S_2O_3{}^{2-}$ et le diiode I_2 d'équation :

$$\mathrm{I_2(aq) + 2\,S_2O_3{}^{2-}(aq) = 2\,I^-(aq) + S_4O_6{}^{2-}(aq)}$$

Cette réaction est quasi-totale.

6. Compléter le tableau d'avancement volumique suivant :

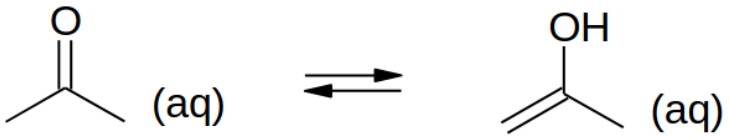
mol·L^{-1}	I_2(aq) +	2 $S_2O_3{}^{2-}$(aq) =	2 I^-(aq) +	$S_4O_6{}^{2-}$(aq)
État initial	$4{,}0 \times 10^{-2}$	$4{,}0 \times 10^{-2}$	0	0
En cours				
État final				

7. Les réactifs sont-ils introduits en proportions équimolaires ou stœchiométriques ? Justifier.
8. Déterminer le réactif limitant.
9. Calculer l'avancement volumique maximal x_{max}.
10. En déduire la composition finale du système.
11. On considère maintenant le cas où l'on mélange les réactifs avec : $[I_2]_0 = 4{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1} et $[S_2O_3{}^{2-}]_0 = 8{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}. Sans refaire tout le tableau, déterminer directement la composition finale.

Exercice Bonus

Isomérisation de la propanone

En solution aqueuse la propanone peut se transformer en propèn-2-ol selon la réaction d'équation :



À l'instant initial, on introduit de la propanone dans de l'eau distillée de façon à ce que sa concentration initiale soit égale à $C = 0,050$ mol·L^{-1}.

On suit l'avancement de la réaction au cours du temps et on obtient les résultats donnés ci-dessous :

$[CH_3-C(OH)=CH_2]$ (mol·L^{-1})	0	0,016	0,028	0,034	0,036	0,038	0,039	0,039	0,039
t (min)	0	2,0	5,0	8,0	10,0	15,0	20,0	25,0	30,0

1. Quel est l'avancement volumique maximal de cette réaction ?
2. Donner l'expression littérale du quotient de réaction associé à cette réaction. Déterminer sa valeur à $t = 5,0$ min et $t = 10,0$ min.
3. Que remarque-t-on pour l'avancement à $t \geq 20,0$ min ? Que peut-on alors dire du système ?
4. Déterminer la valeur de la constante d'équilibre associée à cette réaction.

2 Corrections

2.1 Correction Planche 1

Exercice : Équilibre en phase gazeuse

1. Tableau d'avancement

	$N_2O_4(g)$	=	$2\ NO_2(g)$
État initial	$n_0 = 12{,}5$ mmol		0
En cours	$n_0 - \xi$		2ξ
État final	$n_0 - \xi_{eq}$		$2\xi_{eq}$

2. Calcul de l'avancement ξ_{eq}
La quantité totale de gaz à l'équilibre est : $n_{tot} = (n_0 - \xi_{eq}) + 2\xi_{eq} = n_0 + \xi_{eq}$
D'après la loi des gaz parfaits :

$$P_f V = n_{tot} RT = (n_0 + \xi_{eq})RT$$

Donc :

$$\xi_{eq} = \frac{P_f V}{RT} - n_0$$

Application numérique :

$$\begin{aligned}\xi_{eq} &= \frac{0{,}39 \times 10^5 \times 1}{8{,}314 \times 298} - 12{,}5 \times 10^{-3} \\ &= \frac{3{,}9 \times 10^4}{2{,}478 \times 10^3} - 0{,}0125 \\ &= 0{,}0157 - 0{,}0125 \\ &= 3{,}2 \times 10^{-3} \text{ mol}\end{aligned}$$

$\boxed{\xi_{eq} = 3{,}2 \text{ mmol}}$

3. Quantités de matière à l'équilibre
— $n_{N_2O_4} = n_0 - \xi_{eq} = 12{,}5 - 3{,}2 = 9{,}3$ mmol
— $n_{NO_2} = 2\xi_{eq} = 2 \times 3{,}2 = 6{,}4$ mmol
$\boxed{n_{N_2O_4} = 9{,}3 \text{ mmol} \quad ; \quad n_{NO_2} = 6{,}4 \text{ mmol}}$

4. Fractions molaires
Quantité totale : $n_{tot} = 9{,}3 + 6{,}4 = 15{,}7$ mmol

$$\begin{aligned}x_{N_2O_4} &= \frac{9{,}3}{15{,}7} = 0{,}59 \\ x_{NO_2} &= \frac{6{,}4}{15{,}7} = 0{,}41\end{aligned}$$

$\boxed{x_{N_2O_4} = 0{,}59 \quad ; \quad x_{NO_2} = 0{,}41}$

5. Pressions partielles à l'équilibre
— $P_{N_2O_4} = x_{N_2O_4} \times P_f = 0{,}59 \times 0{,}39 = 0{,}23$ bar
— $P_{NO_2} = x_{NO_2} \times P_f = 0{,}41 \times 0{,}39 = 0{,}16$ bar
$\boxed{P_{N_2O_4} = 0{,}23 \text{ bar} \quad ; \quad P_{NO_2} = 0{,}16 \text{ bar}}$

6. Constante d'équilibre
L'expression de K^o est :

$$K^o = \frac{a_{NO_2}^2}{a_{N_2O_4}} = \frac{(P_{NO_2}/P^o)^2}{P_{N_2O_4}/P^o} = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4} \times P^o}$$

avec $P^o = 1$ bar.

Application numérique :

$$K^o = \frac{(0{,}16)^2}{0{,}23 \times 1} = \frac{0{,}0256}{0{,}23} = 0{,}11$$

$\boxed{K^o(298\text{ K}) = 0{,}11}$

7. Taux d'avancement

$$\tau = \frac{\xi_{eq}}{\xi_{max}} = \frac{\xi_{eq}}{n_0} = \frac{3{,}2}{12{,}5} = 0{,}26 = 26\%$$

$\boxed{\tau = 26\%}$

Avec $10^{-4} < K^o = 0{,}11 < 10^4$, la réaction est **équilibrée**.

8. Ajout de NO_2

Après ajout de 5,0 mmol de NO_2 : - La quantité de NO_2 augmente - Le quotient réactionnel $Q_r = \frac{P^2_{NO_2}}{P_{N_2O_4}}$ augmente - On aura $Q_r > K^o$

Le système évolue dans le sens inverse ($\leftarrow$) pour reformer du N_2O_4

2.2 Correction Planche 2

Partie 1 : Mélange initial

1. Quantités de matière

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{6{,}00}{32{,}0} = 0{,}188 \text{ mol}$$
$$n_{CH_4} = \frac{m_{CH_4}}{M_{CH_4}} = \frac{9{,}00}{16{,}0} = 0{,}563 \text{ mol}$$

$\boxed{n_{O_2} = 0{,}188 \text{ mol} \quad ; \quad n_{CH_4} = 0{,}563 \text{ mol}}$

2. Fractions molaires

Quantité totale : $n_{tot} = n_{O_2} + n_{CH_4} = 0{,}188 + 0{,}563 = 0{,}751$ mol

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{tot}} = \frac{0{,}188}{0{,}751} = 0{,}250$$
$$x_{CH_4} = \frac{n_{CH_4}}{n_{tot}} = \frac{0{,}563}{0{,}751} = 0{,}750$$

$\boxed{x_{O_2} = 0{,}25 \quad ; \quad x_{CH_4} = 0{,}75}$

3. Pression totale

$$P_{tot} = \frac{n_{tot}RT}{V} = \frac{0{,}751 \times 8{,}314 \times 273}{15{,}0} = \frac{1{,}705 \times 10^3}{15{,}0} = 114 \text{ Pa}$$

$\boxed{P_{tot} = 114 \text{ Pa} = 1{,}14 \times 10^{-3} \text{ bar}}$

4. Pressions partielles

$$P_{O_2} = x_{O_2} \times P_{tot} = 0{,}25 \times 114 = 28{,}5 \text{ Pa}$$
$$P_{CH_4} = x_{CH_4} \times P_{tot} = 0{,}75 \times 114 = 85{,}5 \text{ Pa}$$

$\boxed{P_{O_2} = 28{,}5 \text{ Pa} \quad ; \quad P_{CH_4} = 85{,}5 \text{ Pa}}$

Partie 2 : Quotient réactionnel

5. Expression de Q_r

Pour la réaction $2\,SO_2(g) + O_2(g) = 2\,SO_3(g)$:

En activités :

$$Q_r = \frac{a_{SO_3}^2}{a_{SO_2}^2 \times a_{O_2}}$$

En pressions partielles (gaz parfaits) :

$$Q_r = \frac{(P_{SO_3}/P^o)^2}{(P_{SO_2}/P^o)^2 \times (P_{O_2}/P^o)}$$

Avec $P^o = 1$ bar :

$\boxed{Q_r = \dfrac{P_{SO_3}^2}{P_{SO_2}^2 \times P_{O_2}}}$

6. Calcul de Q_r

$$Q_r = \frac{(1{,}0)^2}{(0{,}50)^2 \times 0{,}25} = \frac{1{,}0}{0{,}25 \times 0{,}25} = \frac{1{,}0}{0{,}0625} = 16$$

$\boxed{Q_r = 16}$

7. Sens d'évolution

On compare Q_r et K^o :

— $Q_r = 16$
— $K^o = 2{,}5 \times 10^3 = 2500$

On a $Q_r < K^o$, donc le système évolue dans le sens direct.

Le système évolue dans le sens direct ($\rightarrow$)

8. Type de réaction

Avec $K^o = 2{,}5 \times 10^3 > 10^4$ est faux, mais $K^o > 10^4$ non plus.

En fait $10^{-4} < 2{,}5 \times 10^3 < 10^4$, donc :

La réaction est équilibrée (mais avec déplacement vers les produits)

9. Moyens pour favoriser SO_3

Deux moyens :

Moyen 1 : Augmenter la pression totale - Q_r contient P^2 au numérateur et P^3 au dénominateur - En augmentant P, on diminue Q_r - Donc $Q_r < K^o$: sens direct favorisé

Moyen 2 : Retirer SO_3 au fur et à mesure - Diminue le numérateur de Q_r - Donc $Q_r < K^o$: formation de SO_3 favorisée

Augmenter P ou retirer SO_3 en continu

2.3 Correction Planche 3

Partie 1 : Concentration d'une solution

1. Masse molaire du glucose

$$M(C_6H_{12}O_6) = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 72 + 12 + 96 = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$\boxed{M(C_6H_{12}O_6) = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$

2. Quantité de matière

$$n_{glucose} = \frac{m}{M} = \frac{30}{180} = 0{,}167 \text{ mol}$$

$\boxed{n_{glucose} = 0{,}167 \text{ mol}}$

3. Concentration si dissolution totale

$$C = \frac{n_{glucose}}{V} = \frac{0{,}167}{0{,}100} = 1{,}67 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$\boxed{C = 1{,}67 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ (si tout se dissout)}}$

4. Aspect de la solution

Comparaison avec la solubilité :
— Concentration calculée : $C = 1{,}67$ mol·L^{-1}
— Solubilité : $s = 5$ mol·L^{-1}
Comme $C < s$, tout le glucose se dissout.
$\boxed{\text{La solution est limpide (pas de précipité)}}$

5. Concentration réelle

Puisque tout se dissout :
$\boxed{C_{glucose} = 1{,}67 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$

Partie 2 : Tableau d'avancement

6. Tableau d'avancement complété

mol·L^{-1}	I_2(aq) +	2 $S_2O_3^{2-}$(aq) =	2 I^-(aq) +	$S_4O_6^{2-}$(aq)
État initial	$4{,}0 \times 10^{-2}$	$4{,}0 \times 10^{-2}$	0	0
En cours	$4{,}0 \times 10^{-2} - x$	$4{,}0 \times 10^{-2} - 2x$	$2x$	x
État final	$4{,}0 \times 10^{-2} - x_f$	$4{,}0 \times 10^{-2} - 2x_f$	$2x_f$	x_f

7. Équimolaire ou stœchiométrique ?

Les concentrations initiales sont égales : $[I_2]_0 = [S_2O_3^{2-}]_0 = 4{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}
$\boxed{\text{Le mélange est équimolaire}}$
Mais les coefficients stœchiométriques sont 1 et 2, donc :
$\boxed{\text{Le mélange n'est PAS stœchiométrique}}$

8. Réactif limitant

Pour I_2 : $x_{max,1} = 4{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}
Pour $S_2O_3^{2-}$: $4{,}0 \times 10^{-2} - 2x_{max,2} = 0 \Rightarrow x_{max,2} = 2{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}
Le plus petit est $x_{max,2}$.
$\boxed{\text{Le réactif limitant est } S_2O_3^{2-}}$

9. Avancement volumique maximal

$\boxed{x_{max} = 2{,}0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$

10. Composition finale

Avec $x_f = x_{max} = 2{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1} :

$$[I_2]_f = 4{,}0 \times 10^{-2} - 2{,}0 \times 10^{-2} = 2{,}0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$
$$[{S_2O_3}^{2-}]_f = 4{,}0 \times 10^{-2} - 2 \times 2{,}0 \times 10^{-2} = 0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$
$$[I^-]_f = 2 \times 2{,}0 \times 10^{-2} = 4{,}0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$
$$[{S_4O_6}^{2-}]_f = 2{,}0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$\boxed{[I_2]_f = 2{,}0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad ; \quad [{S_2O_3}^{2-}]_f = 0}$

$\boxed{[I^-]_f = 4{,}0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad ; \quad [{S_4O_6}^{2-}]_f = 2{,}0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$

11. Nouveau cas avec $[{S_2O_3}^{2-}]_0 = 8{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}

Réactif limitant :

— Pour I_2 : $x_{max,1} = 4{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}

— Pour ${S_2O_3}^{2-}$: $8{,}0 \times 10^{-2} - 2x_{max,2} = 0 \Rightarrow x_{max,2} = 4{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}

Maintenant les deux donnent le même x_{max} : **proportions stœchiométriques !**

Avec $x_f = 4{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1} :

$$[I_2]_f = 0$$
$$[{S_2O_3}^{2-}]_f = 0$$
$$[I^-]_f = 8{,}0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$
$$[{S_4O_6}^{2-}]_f = 4{,}0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Les deux réactifs sont totalement consommés (proportions stœchiométriques)

2.4 Correction Exercice Bonus

Isomérisation de la propanone

Notons A = propanone et B = propèn-2-ol.

1. Avancement volumique maximal

Si la réaction était totale : $x_{max} = [\text{A}]_0 = 0{,}050$ mol·L^{-1}

$\boxed{x_{max} = 0{,}050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$

2. Expression et valeur de Q_r

Pour la réaction $\text{A(aq)} = \text{B(aq)}$:

$$Q_r = \frac{a_\text{B}}{a_\text{A}} = \frac{[\text{B}]/C^o}{[\text{A}]/C^o} = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$$

avec $C^o = 1$ mol·L^{-1}.

À $t = 5{,}0$ min :

— $[\text{B}] = 0{,}028$ mol·L^{-1}

— $[\text{A}] = 0{,}050 - 0{,}028 = 0{,}022$ mol·L^{-1}

$$Q_r(5{,}0 \text{ min}) = \frac{0{,}028}{0{,}022} = 1{,}27$$

$\boxed{Q_r(t = 5{,}0 \text{ min}) = 1{,}3}$

À $t = 10{,}0$ min :

— $[\text{B}] = 0{,}036$ mol·L^{-1}

— $[\text{A}] = 0{,}050 - 0{,}036 = 0{,}014$ mol·L^{-1}

$$Q_r(10{,}0 \text{ min}) = \frac{0{,}036}{0{,}014} = 2{,}57$$

$\boxed{Q_r(t = 10{,}0 \text{ min}) = 2{,}6}$

On observe que Q_r augmente au cours du temps et tend vers K^o.

3. Observation à $t \geq 20$ min

Pour $t \geq 20$ min, on observe que $[\text{B}] = 0{,}039$ mol·L^{-1} = constante.

L'avancement ne varie plus : $x_{eq} = 0{,}039$ mol·L^{-1}

$\boxed{\text{Le système a atteint l'état d'équilibre thermodynamique}}$

4. Constante d'équilibre

À l'équilibre ($t \geq 20$ min) :

— $[\text{B}]_{eq} = 0{,}039$ mol·L^{-1}

— $[\text{A}]_{eq} = 0{,}050 - 0{,}039 = 0{,}011$ mol·L^{-1}

D'après la loi d'action des masses : $K^o = Q_r^{eq}$

$$K^o = \frac{[\text{B}]_{eq}}{[\text{A}]_{eq}} = \frac{0{,}039}{0{,}011} = 3{,}5$$

$\boxed{K^o = 3{,}5}$

Vérification : Avec $10^{-4} < K^o = 3{,}5 < 10^4$, la réaction est bien **équilibrée**.

Le taux d'avancement final est :

$$\tau = \frac{x_{eq}}{x_{max}} = \frac{0{,}039}{0{,}050} = 0{,}78 = 78\%$$

La réaction n'est pas totale, ce qui est cohérent avec une réaction équilibrée.