**DS n°2 – CORRECTION**
**THERMOCHIMIE – SOLUTIONS AQUEUSES**

## Correction Problème n°1 : Formation de l'éthanol (CCP PC 2008)

**Q1.**

| mol | $H_2C{=}CH_{2(g)}$ | + $H_2O_{(g)}$ | = $CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH_{(g)}$ |
|---|---|---|---|
| EI | 1 | 1 | 0 |
| EF | 1-ξ | 1-ξ | ξ |

$n_{gaz} = 2-\xi$
$\alpha = \xi/1$

À l'équilibre $Q_r = K°_1$, avec $Q_r = \dfrac{\dfrac{P(CH_3CH_2OH)}{P°}}{\dfrac{P(H_2C{=}CH_2)}{P°}\cdot\dfrac{P(H_2O)}{P°}}$.

on utilise $P_i = x_i.P = n_i/n_{gaz} \times P$

$$Q_r = \frac{n(CH_3CH_2OH).n_{gaz}}{n(H_2C{=}CH_2).n(H_2O)}\cdot\frac{P°}{P} = \frac{\alpha.(2-\alpha)}{(1-\alpha)^2}\cdot\frac{P°}{P}$$

**On obtient** $\mathbf{K°_1 = \frac{\alpha.(2-\alpha)}{(1-\alpha)^2}\cdot\frac{P°}{P}}$.

**Q2.**
Dans le cadre de l'approximation d'Ellingham, **$\Delta_rH°$ et $\Delta_rS°$ sont indépendants de la température.**

**Q3.**
Réaction de formation à partir des éléments pris dans leur état standard de référence :
**$2\ C_{(gra)} + 2\ H_{2(g)} = H_2C{=}CH_{2(g)}$**

**Q4.**
$H_2C{=}CH_{2(g)} + H_2O_{(g)} = CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH_{(g)}$

$2\ C_{(g)} + 6\ H_{(g)} + O_{(g)}$

On casse 1 C=C, 4 C-H, 2 O-H puis on forme 5 C-H, 1 C-C, 1 C-O et 1 O-H.

$\Delta_rH° = 1\times\Delta_{diss}H°(C{=}C) + 4\times\Delta_{diss}H°(C\text{-}H) + 2\times\Delta_{diss}H°(O\text{-}H) - 5\times\Delta_{diss}H°(C\text{-}H) - 1\times\Delta_{diss}H°(C\text{-}C)$
$- 1\times\Delta_{diss}H°(C\text{-}O) - 1\times\Delta_{diss}H°(O\text{-}H)$

**$\Delta_rH° = -14\ kJ.mol^{-1}$**

**Q5.**
$\Delta_rH° = \Sigma\ \nu_i.\Delta_fH°_i$
$\Delta_rH° = 1\times\Delta_fH°(CH_3CH_2OH) - 1\times\Delta_fH°(H_2C{=}CH_2) - 1\times\Delta_fH°(H_2O)$

**$\Delta_rH° = -45{,}6\ kJ.mol^{-1}$**

**Q6.**
Les deux valeurs sont du **même ordre de grandeur** (négatives, quelques dizaines de $kJ.mol^{-1}$) **mais quand même relativement différentes**.
**La valeur utilisant les enthalpies standard de dissociation de liaison est une valeur approchée** car les enthalpies standard de dissociation de liaison sont des valeurs moyennes obtenues sur un grand nombre de composés.
Il convient de **conserver la valeur $\Delta_r H° = –45,6\ kJ.mol^{-1}$.**

**Q7.**
$\Delta_r S° = \Sigma\ \nu_i.S_m°_i$
$\Delta_r S° = 1\times S_m°(CH_3CH_2OH) – 1\times S_m°(H_2C{=}CH_2) – 1\times S_m°(H_2O)$

$\mathbf{\Delta_r S° = –126\ J.K^{-1}.mol^{-1}}$

La valeur est **négative** ce qui signifie que la réaction se fait avec **augmentation de l'ordre**.
Ceci est cohérent avec la **diminution du nombre d'espèces gazeuses** dans le sens direct (passage de 2 à 1 espèces).

**Q8.**
Dans le cadre de l'**approximation d'Ellingham**, les valeurs de $\Delta_r H°$ et $\Delta_r S°$ à 400 K sont prises égales à celles calculées à 298 K.

$\Delta_r G° = \Delta_r H° – T\times\Delta_r S°$
$\Delta_r G° = –45,6 – 400\times(–126.10^{-3})$
$\mathbf{\Delta_r G° = +4,8\ kJ.mol^{-1}}$

**Q9.**
$\Delta_r G° = – R.T.\ln K°_1$
$K°_1 = \exp(–4800/(8,314\times400))$

$\mathbf{K°_1 = 0,236}$

Il faut résoudre :
$K°_1 = \frac{\alpha.(2-\alpha)}{(1-\alpha)^2}.\frac{P°}{P}$ avec $K°_1 = 0,236$ et $P = 1$ bar

On résout l'équation du 2nd degré ou on utilise la calculatrice.
Il y a deux solutions : $\alpha = 0,100$ et $\alpha = 1,90$.
Seule la valeur inférieure à 1 convient.
$\mathbf{\alpha = 0,100}$

**Q10.**
On part d'un état d'équilibre : $Q_r = K°_1$.

d'après la loi de Van't Hoff : $d(\ln K°_1)/dT = \Delta_r H°/RT^2$
soit $d(\ln K°_1) = \Delta_r H°/RT^2 \times dT$
On augmente T, soit $dT > 0$, or $\Delta_r H° < 0$, il en résulte $d(\ln K°_1) < 0$.
$\ln K°_1$ diminue donc $K°_1$ diminue (ln étant une fonction croissante).

On a alors $Q_r > K°_1$, **le système évolue dans le sens indirect**.

**Q11.**
On part d'un état d'équilibre : $Q_r = K°_1$.

$$Q_r = \frac{n(CH_3CH_2OH).n_{gaz}}{n(H_2C{=}CH_2).n(H_2O)}.\frac{P°}{P}$$

On augmente P à composition fixée, donc $Q_r$ diminue.

On a alors $Q_r < K°_1$, **le système évolue dans le sens direct**.

**Q12.**
$\Delta_rG = \Delta_rG° + RT.\ln Q_r = -R.T.\ln K°_1 + RT.\ln Q_r = RT.\ln (Q_r/K°_1)$

avec $Q_r = \dfrac{\dfrac{P(CH_3CH_2OH)}{P°}}{\dfrac{P(H_2C{=}CH_2)}{P°}.\dfrac{P(H_2O)}{P°}}$

$Q_r = 10^{-3} / (0{,}5\times0{,}5) = 4.10^{-3}$
$\Delta_rG = 8{,}314 \times 400 \times \ln (4.10^{-3} / 0{,}236)$
$\mathbf{\Delta_rG = -13{,}6\ kJ.mol^{-1}}$

d'après la condition d'évolution spontanée : $\Delta_rG.d\xi < 0$
$\Delta_rG < 0$ implique $d\xi > 0$
**Le système évolue dans le sens direct.**

**Q13.**
La pression est maintenue constante, pour une transformation **monobare $\Delta H = Q$**.
Le réacteur étant calorifugé, la transformation est **adiabatique $Q = 0$**.
$\Delta H = 0$ donc **H est la fonction d'état qui reste constante**.

**Q14.**
On décompose les transformations en deux étapes :
réaction totale à T et P constantes (réactifs en proportion stœchiométrique, on forme 1 mol d'éthanol)
puis échauffement du réacteur et de l'éthanol (seul espèce présente).
$\Delta H = 0 = \Delta H_{réaction} + \Delta H_{échauffement}$
$\Delta H_{réaction} = \xi.\Delta_rH°$
$\Delta H_{échauffement} = (C_p(\text{réacteur}) + \xi.C_p°(\text{éthanol})).\Delta T_{max}$

il vient $\mathbf{\Delta T_{max} = -\xi.\Delta_rH°/(C_p(\text{réacteur}) + \xi.C_p°(\text{éthanol}))}$

**Q15.**
$\Delta T_{max} = -(1\times(-45{,}6.10^3))/(500 + 1\times65)$
$\mathbf{\Delta T_{max} = 81\ K}$

**Correction Problème n°2 : Équilibre de dissociation de l'oxyde de cuivre (II) (Agro Véto A 2004)**

**1.1.**
nombre de paramètres intensifs : X = 5
T, P, x(CuO), x($Cu_2O$), x($O_2$)
nombre de relations entre ces paramètres : Y = 4
3 phases et 1 équilibre qui donne 1 loi d'action des masses

v = X – Y
**La variance v vaut 1.**

**1.2.**
Si il n'y a que CuO à l'état initial, on a n($Cu_2O$)/2 = n($O_2$)/1 à l'état final mais comme ces deux espèces ne sont pas dans la même phase, **il n'y a aucune relation entre x($Cu_2O$) et x($O_2$)**.

**La variance est échangée et reste égale à 1.**

**1.3.**
Une variance de 1 signifie que l'opérateur peut fixer un seul paramètre intensif.
La température est un paramètre intensif, le volume un paramètre extensif.
**L'opérateur peut donc fixer indépendamment T et V.**

**1.4.**
T et P sont des paramètres intensifs.
**L'opérateur ne peut donc pas fixer indépendamment T et P.**

**2.1.**
$\Delta_rG_1° = \Delta_rH_1° - T.\Delta_rS_1°$
$\Delta_rG_1° = 279 - 1300 \times 0{,}202$
$\Delta_rG_1° = 16{,}4$ kJ.mol$^{-1}$

$\Delta_rG_1° = - R.T.\ln K°_1$
$K°_1 = \exp(-16{,}4.10^3/(8{,}314\times1300))$
**$K°_1 = 0{,}219$**

**2.2.**
On part d'un état d'équilibre : $Q_r = K°_1$.
d'après la loi de Van't Hoff : $d(\ln K°_1)/dT = \Delta_rH_1°/RT^2$
soit $d(\ln K°_1) = \Delta_rH_1°/RT^2 . dT$
Si on augmente la température alors dT > 0. Comme $\Delta_rH_1° > 0$ alors $d(\ln K°_1) > 0$.
ln $K°_1$ augmente donc $K°_1$ augmente (car ln est une fonction croissante).
On a $Q_r < K°_1$.
**Le système évolue dans le sens direct.**

Comme la variance vaut 1 et que la pression reste fixée, le système ne peut atteindre un état d'équilibre après cette augmentation de la température.
**Le système évolue dans le sens direct jusqu'à épuisement de CuO, il se produit une rupture d'équilibre. À l'état final le système est constitué de $Cu_2O_{(s)}$ et $O_{2(g)}$.**

**3.1.**
$Q_r = P(O_2)/P° = P/P°$ (les activités des solides valant 1)
à l'équilibre $Q_r = K°_1$
**P = 0,219 bar**

Le système étant à l'équilibre, $\mathbf{\Delta_r G_1 = 0\ J.mol^{-1}}$.

**3.2.**
$\Delta_r G_2 = \Delta_r G_1° + RT.\ln Q_r$
$\Delta_r G_2 = -R.T.\ln K°_1 + RT.\ln Q_r$
avec $K°_1 = P/P°$ et $Q_r = P'/P°$
$\mathbf{\Delta_r G_2 = RT.\ln(P'/P)}$

**3.3.**
La variance étant de 1 et la température restant égale à T = 1300 K, la pression d'équilibre est P. Comme on impose P' différente de P, le système ne peut pas atteindre un nouvel état d'équilibre.

Si P' > P alors $\Delta_r G_2 > 0$, d'après la condition d'évolution spontanée $\Delta_r G_2.d\xi < 0$, $d\xi < 0$. Le système évolue dans le sens indirect.
Au départ seul CuO a été introduit donc à l'équilibre, $O_2$ et $Cu_2O$ étaient en proportion stoechiométrique.
**Si P' > P, le système évolue dans le sens indirect jusqu'à épuisement de $O_{2(g)}$ et $Cu_2O_{(s)}$.**
**À l'état final, il ne reste que $CuO_{(s)}$.**

Si P' < P alors $\Delta_r G_2 < 0$, et cette fois-ci le système évolue dans le sens direct.
**Si P' < P, le système évolue dans le sens direct jusqu'à épuisement de $CuO_{(s)}$.**
**À l'état final, il y a $Cu_2O_{(s)}$ et $O_{2(g)}$.**

**4.1.1.**
à l'équilibre P = 0,219 bar
$P.V = n(O_2).R.T$ avec $P = 0{,}219.10^5$ Pa, $V = 10.10^{-3}$ m³ et T = 1300 K
**$n(O_2)$ = 0,0203 mol**

**4.1.2.**

| mol | $4\ CuO_{(s)}$ | = | $2\ Cu_2O_{(s)}$ | + | $O_{2(g)}$ |
|---|---|---|---|---|---|
| EI | n | | 0 | | 0 |
| EF | $n-4\xi$ | | $2\xi$ | | $\xi$ |

Si on atteint l'équilibre alors $\xi = n(O_2)$ et il reste $CuO_{(s)}$ c'est à dire $n-4\xi > 0$.
Il faut $n > 4\xi$ soit $n > 4.n(O_2) = n_{min}$.
**Il faut au minimum $n_{min}$ = 0,0812 mol de CuO pour atteindre l'équilibre.**

**4.2.1.**
On part $n < n_{min}$ donc **l'état d'équilibre ne peut pas être atteint**.
$CuO_{(s)}$ est entièrement consommé $n-4\xi = 0$ soit $\xi = 0{,}0125$ mol.
**À l'état final, $n(Cu_2O_{(s)})$ = 0,0250 mol et $n(O_{2(g)})$ = 0,0125 mol.**

$P = n(O_2).RT/V$
**P = 0,135 bar**

**4.2.2.**

| mol | $4\ CuO_{(s)}$ | = | $2\ Cu_2O_{(s)}$ | + | $O_{2(g)}$ |
|---|---|---|---|---|---|
| EI | 0 | | 0,0250+0,0100 | | 0,0125 |

Le système cherche à atteindre l'état d'équilibre pour lequel $n(O_2) = 0,0203$ mol.
L'ajout de $Cu_2O$ ne le permet pas.

**Le système n'évolue pas.**
**Il y a donc $n(Cu_2O_{(s)}) = 0,0350$ mol et $n(O_{2(g)}) = 0,0125$ mol.**

**4.2.3.**

| mol | $4\ CuO_{(s)}$ | = | $2\ Cu_2O_{(s)}$ | + | $O_{2(g)}$ |
|---|---|---|---|---|---|
| EI | 0 | | 0,0250 | | 0,0125+0,0100 |
| EF | $4\xi$ | | $0,0250-2\xi$ | | $0,0225-\xi$ |

Désormais, l'état d'équilibre peut être atteint.
$0,0225-\xi = 0,0203$ soit $\xi = 0,0022$ mol

**À l'état final d'équilibre, on a :**
**$n(CuO_{(s)}) = 0,0088$ mol ; $n(Cu_2O_{(s)}) = 0,0206$ mol ; $n(O_{2(g)}) = 0,0203$ mol**
**P = 0,219 bar**

**4.3.**

| mol | $4\ CuO_{(s)}$ | = | $2\ Cu_2O_{(s)}$ | + | $O_{2(g)}$ |
|---|---|---|---|---|---|
| EI | n | | 0 | | 0 |
| EF | $n-4\xi$ | | $2\xi$ | | $\xi$ |

Supposons que l'état final soit un état d'équilibre alors $K° = P/P°$ et donc $P = 0,219$ bar.
On a $P.V = \xi.R.T$ soit $\xi = PV/RT$

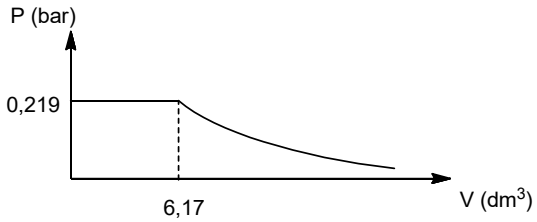
La deux solides doivent être présents :

$Cu_2O$ impose $2\xi > 0$
$2\xi > 0$ donne $2PV/RT > 0$ soit $V > 0$ (trivial)

CuO impose $n-4\xi > 0$
soit $n > 4\xi$ d'où $n > 4PV/RT$
d'où $V < nRT/4P$ avec $n = 0,0500$ mol, $T = 1300$ K et $P = 0,219.10^5$ Pa
soit $V < 6,17.10^{-3}$ m³ = 6,17 dm³

**Si $V < V_0 = 6,17$ dm³ alors l'état final est l'état d'équilibre et donc P = 0,219 bar.**

**Si $V > V_0$**, CuO est entièrement consommé et alors $\xi = n/4$.
**$P = nRT/4V$** ce qui donne une portion d'hyperbole.



**Correction Problème n°3 : Étude de la méthanisation (G2E 2022)**

**Q1.**
$\Delta_rH°_1 = \Sigma\ \nu_i.\Delta_fH°_i$
$\Delta_rH°_1 = 1\times\Delta_fH°(CH_3COO^-) + 2\times\Delta_fH°(H_2) + 1\times\Delta_fH°(H_3O^+) - 1\times\Delta_fH°(CH_3CH_2OH) - 2\times\Delta_fH°(H_2O)$
$\mathbf{\Delta_rH°_1 = 77{,}2\ kJ.mol^{-1}}$

$\Delta_rS°_1 = \Sigma\ \nu_i.S_m°_i$
$\Delta_rS°_1 = 1\times S_m°(CH_3COO^-) + 2\times S_m°(H_2) + 1\times S_m°(H_3O^+) - 1\times S_m°(CH_3CH_2OH) - 2\times S_m°(H_2O)$
$\mathbf{\Delta_rS°_1 = 117{,}3\ J.K^{-1}.mol^{-1}}$

$\mathbf{\Delta_rS°_1 > 0}$ donc le **désordre augmente** dans le sens direct.
Ceci est cohérent avec la **production d'espèces gazeuses** dans le sens direct.

**Q2.**
On se place dans le cadre de l'**approximation d'Ellingham**, donc $\Delta_rH°$ et $\Delta_rS°$ sont indépendants de T et on peut prendre les valeurs calculer à 298 K.
$\Delta_rG°_1 = \Delta_rH°_1 - T\times\Delta_rS°_1$
$\Delta_rG°_1 = 77{,}2 - 313\times0{,}117{,}3$
$\mathbf{\Delta_rG°_1 = 40{,}49\ kJ.mol^{-1}}$

**Q3.**
$\Delta_rG_i = \Delta_rG°_i + RT.\ln(Q_{ri})$
L'énoncé précise que toutes les espèces sauf $H_{2(g)}$ ont une activité prise égale à 1.
Il vient :
$\mathbf{\Delta_rG_1 = \Delta_rG°_1 + RT.\ln(P_{H2}/P°)^2}$
$\mathbf{\Delta_rG_2 = \Delta_rG°_2 + RT.\ln(P_{H2}/P°)^3}$
$\mathbf{\Delta_rG_3 = \Delta_rG°_3 + RT.\ln(P_{H2}/P°)^2}$
$\mathbf{\Delta_rG_4 = \Delta_rG°_4 + RT.\ln(P°/P_{H2})^4}$

**Q4.**
$\Delta_rG_4 = \Delta_rG°_4 + RT.\ln(P°/P_{H2})^4$
$\Delta_rG_4 = \Delta_rG°_4 - 4RT.\ln(P_{H2}/P°)$
Cela correspond à la seule droite de pente < 0 soit la courbe c

$\Delta_rG_1 = \Delta_rG°_1 + 2RT.\ln(P_{H2}/P°)$
$\Delta_rG_2 = \Delta_rG°_2 + 3RT.\ln(P_{H2}/P°)$
$\Delta_rG_3 = \Delta_rG°_3 + 2RT.\ln(P_{H2}/P°)$
1 et 3 ont la même pente donc sont parallèles, ce qui correspond aux courbes a et d.
2 est croissante avec une pente plus grande que 1 et 3, elle correspond à b.

$\Delta_rG°_1 = 40{,}49\ kJ.mol^{-1}$ et $\Delta_rG°_3 = 48{,}1\ kJ.mol^{-1}$
L'ordonnée à l'origine de 3 est plus grande que celle de 1 donc 3 est au-dessus de 1 (en raisonnant sur l'échelle normée en $\ln(P_{H2}/P°)$
3 est donc la courbe a, 1 la courbe d.

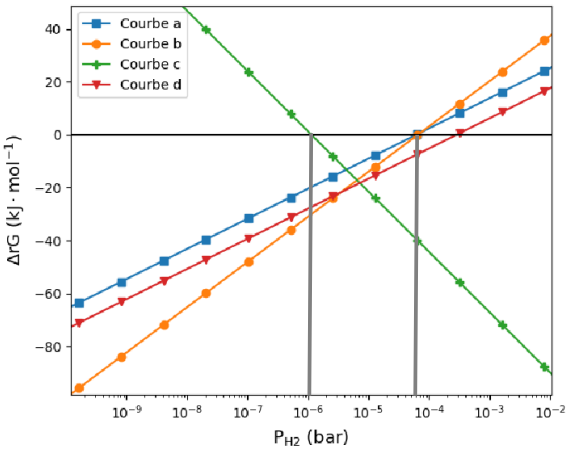
**courbe a : 3 ; courbe b : 2 ; courbe c : 4 ; courbe d : 1**

Rem :
Il est possible de vérifier l'exactitude de la valeur de $\Delta_rG°_1$ en calculant $\Delta_rG_1$ pour une valeur quelconque et en comparant avec la valeur sur le graphique.
Pour $P_{H2} = 10^{-7}$ bar, on calcule $\Delta_rG_1 = -43{,}4$ kJ.mol$^{-1}$ ce qui est cohérent avec le graphique.

**Q5.**
La droite horizontale $\mathbf{\Delta_rG = 0}$ permet de conclure sur le **sens spontané d'évolution** des réactions étudiées.
La condition d'évolution est $\Delta_rG.d\xi < 0$, si $\Delta_rG > 0$ alors $d\xi < 0$ et la réaction évolue dans le sens indirect.
C'est l'inverse pour $\Delta_rG < 0$.

**Si une droite est en-dessous de la droite horizontale, la réaction a lieu dans le sens direct, si elle est au-dessus, la réaction a lieu dans le sens indirect.**

**Q6.**
On souhaite que les 4 réactions aient lieu dans le sens direct donc il faut trouver un intervalle de pression $P_{H2}$ pour lequel les 4 droites soient au-dessous de la droite horizontale.




**Il faut donc que $P_{H2}$ soit compris entre $10^{-6}$ bar et $5.10^{-5}$ bar.**

**Q7.**
On considère que les transformations sont monobares, ainsi $\Delta H = Q$.
On considère que le système global est calorifugé ainsi $Q = 0$.
On a $\Delta H = 0$.

La transformation est décomposée en 2 étapes :
* la réaction de combustion du méthane menée à T et P constante
pour laquelle $\Delta H_{réaction} = n(CH_4).\Delta_rH°$
* l'échauffement de 250 mL d'eau (soit $m_{eau} = 250$ g car $d_{eau} = 1$) de 20 à 100 °C soit $\Delta T = 80$ K
pour laquelle $\Delta H_{échauffement} = m_{eau}.c_{eau}.\Delta T$

$\Delta H = 0 = \Delta H_{réaction} + \Delta H_{échauffement}$
$n(CH_4).\Delta_rH° + m_{eau}.c_{eau}.\Delta T = 0$
soit $n(CH_4) = -(250 \times 4{,}18 \times 80) / (-890.10^3)$
$n(CH_4) = 0{,}0939$ mol

$(C_6H_{10}O_5)_{n(aq)}$ + n $H_2O_{(\ell)}$ = 3n $CO_{2(g)}$ + 3n $CH_{4(g)}$
amidon

On suppose cette réaction totale : $n(CH_4)/(3n) = n(amidon)/1$
avec n(amidon) = m(amidon)/M(amidon) et M(amidon) = n×(6×12+10×1+5×16) = 162n

$n(CH_4)/(3n) = m(amidon)/(162n)$
$m(amidon) = 54.n(CH_4)$
**m(amidon) = 5,1 g**

**Correction Problème n°4 : Détermination de l'épaisseur de zinc déposé sur une rondelle (E3A PC 2015 Partie C)**

**C1.**
Il faut :
- une électrode de mesure (dont le potentiel dépend du pH) : **l'électrode de verre**
- une électrode de référence (dont le potentiel est constant) : **l'électrode au calomel saturé**

**C2.**
Pour pouvoir comparer les constantes, il faut ramener toutes les équations à 1 $OH^-$.

$H^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} = H_2O_{(\ell)}$ $K°_1 = 1{,}0.10^{14}$
$1/3\ Fe^{3+}_{(aq)} + HO^-_{(aq)} = 1/3\ Fe(OH)_{3(s)}$ $K°_2' = (K°_2)^{1/3} = 4{,}6.10^{12}$

$K°_1/K°_2' = 22 < 10^3$
**Les deux espèces $H^+$ et $Fe^{3+}$ sont dosées simultanément.**

$1/2\ Fe^{2+}_{(aq)} + HO^-_{(aq)} = 1/2\ Fe(OH)_{2(s)}$ $K°_3' = (K°_3)^{1/2} = 3{,}6.10^7$
$1/2\ Zn^{2+}_{(aq)} + HO^-_{(aq)} = 1/2\ Zn(OH)_{2(s)}$ $K°_4' = (K°_4)^{1/2} = 4{,}0.10^8$

$K°_4'/K°_3' = 11 < 10^3$
**Les deux espèces $Zn^{2+}$ et $Fe^{2+}$ sont dosées simultanément.**

De plus, $K°_2'/K°_4' = 1{,}2.10^4 > 10^3$
**$H^+$ et $Fe^{3+}$ sont donc dosés avant $Fe^{2+}$ et $Zn^{2+}$.**

**C3.**
Entre la 1ère et la 2ème équivalence : $n(OH^-\ total) = n(OH^-\ dosant\ Fe^{2+}) + n(OH^-\ dosant\ Zn^{2+})$.
$1/2\ Fe^{2+}_{(aq)} + HO^-_{(aq)} = 1/2\ Fe(OH)_{2(s)}$
$1/2\ Zn^{2+}_{(aq)} + HO^-_{(aq)} = 1/2\ Zn(OH)_{2(s)}$

$n(OH^-\ total) = 2.n(Fe^{2+}) + 2.n(Zn^{2+})$
$n(Fe^{2+}) + n(Zn^{2+}) = n(OH^-\ total)/2 = C.(V_{eq2} - V_{eq1})/2$

Ceci est valable pour une prise d'essai de $V_1 = 50{,}0$ mL, pour $V_0 = 100$ mL de solution $S_0$ :
$$n = \frac{C.(V_{eq2} - V_{eq1})}{2} \times 2$$
**$n = 5{,}50.10^{-4}$ mol**

**C4.**
Il ne faut pas jeter le contenu du bécher à l'évier car :
- les hydroxydes métalliques sont des **solides peu solubles**, on risque de boucher l'évier ;
- les sels de métaux de transition (Fe, Zn) sont **potentiellement toxiques**.

**C5.**
$Fe^{2+}_{(aq)} + Ce^{4+}_{(aq)} = Fe^{3+}_{(aq)} + Ce^{3+}_{(aq)}$
à l'équivalence, $n(Fe^{2+})/1 = n(Ce^{4+})/1$
dans $V_2 = 10$ mL : $n(Fe^{2+}) = C'.V_{eq3}$
dans $V_0 = 100$ mL : $n(Fe^{2+}) = 10.C'.V_{eq3}$

**soit $n(Fe^{2+}) = 4{,}03.10^{-4}$ mol**

**C6.**
$n = n(Fe^{2+}) + n(Zn^{2+})$
$n(Zn^{2+}) = n - n(Fe^{2+}) = 5{,}50.10^{-4} - 4{,}03.10^{-4}$
**$n(Zn^{2+}) = 1{,}47.10^{-4}$ mol**

**C7.**
$V = S.e$
$m(Zn) = \rho(Zn).V = M(Zn).n(Zn)$
d'où $e = \dfrac{M(Zn).n(Zn)}{S.\rho(Zn)}$
$e = \dfrac{65{,}4 \times 1{,}47.10^{-4}}{9{,}6 \times 7{,}14} = 1{,}40.10^{-4}\ \text{cm} = 1{,}40\ \mu\text{m}$

**soit e = 1,4 µm**