



BLAISE PASCAL
PT 2024-2025

Préparation à l'oral

Chimie

- 💡 Difficulté d'analyse et compréhension, initiative requise ;
- ✂️ Difficulté technique et calculatoire ;
- ⊗ Exercice important.

Flasher ce code pour
accéder aux corrigés



Architecture de la matière

Exercice 1 : Trioxyde de tungstène

💡 2 | ✂️ 1



- ▷ Étude d'une maille complexe ;
- ▷ Sites interstitiels.

Le trioxyde de tungstène WO_3 solide est, en première approche, un solide ionique. Il présente une structure cubique telle que les ions tungstène W^{6+} occupent les sommets du cube et les ions oxyde O^{2-} le milieu des arêtes. On note a le paramètre de maille.

- 1 - Dessiner une maille et vérifier la stœchiométrie du cristal.
- 2 - On admet une tangence anion-cation. Calculer la compacité du cristal WO_3 .
- 3 - Le centre du cube et les centres des faces de la maille dessinée précédemment sont vides. Calculer le rayon maximal d'un hétéroélément qui pourrait s'insérer dans ces sites sans déformation de la structure.
- 4 - On observe expérimentalement que les cations M^+ , où M peut être H, Li, Na ou K, peuvent s'insérer dans le cristal et occupent tous le même type de site. En déduire de quel site il s'agit.

Espèce	H^+	Li^+	Na^+	K^+	O^{2-}	W^{6+}
Rayon ionique (pm)	10^{-5}	78,0	98,0	133	132	62,0

Cinétique chimique

Exercice 2 : Décomposition de l'éthanal

oral CCINP PSI | 💡 3 | ✂️ 2



- ▷ Détermination d'ordre par méthode intégrale ;
- ▷ Temps de demi-réaction.

On place n_0 moles d'éthanal CH_3CHO seul dans une enceinte fermée, indéformable, de volume V à la température T . À l'instant initial, la pression dans l'enceinte est p_0 . Il se décompose en CH_4 et CO . Tous les composés sont gazeux.

- 1 - Nommer les espèces et écrire l'équation de réaction.
- 2 - Construire le tableau d'avancement à l'instant t en fonction de l'avancement $\xi(t)$.
- 3 - Montrer que l'on peut suivre l'avancement par la mesure d'une seule grandeur physique.

On constate expérimentalement que la fonction $F(t) = -\frac{p(t) - p_0}{p(t) - 2p_0}$ est proportionnelle à t .

- 4 - Montrer qu'une réaction d'ordre 2 est compatible avec ces résultats.
- 5 - Calculer le temps de demi-réaction.

Exercice 3 : Décomposition de l'eau oxygénée

oral banque PT | 💡 3 | ✂️ 2 | Ⓜ️



- ▷ Dosage direct ;
- ▷ Suivi cinétique par méthode intégrale.

On dispose d'une solution d'eau oxygénée H_2O_2 de concentration $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On dose 25 mL de cette solution par une solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$). On obtient les résultats suivants :

t (min)	0	4	12	20	30	45
$V_{\text{éq}}$ (mL)	25,0	19,7	12,1	7,6	4,4	1,9

- 1 - Faire un schéma annoté du montage.
- 2 - Que vaut la concentration de la solution de permanganate de potassium ?
- 3 - On souhaite montrer que l'eau oxygénée se décompose suivant une cinétique d'ordre 1. Quel graphe $y = f(t)$ faut-il réaliser à partir des données du tableau ?
- 4 - Ce graphe est donné figure 1. Déterminer la constante de vitesse et la vitesse initiale.

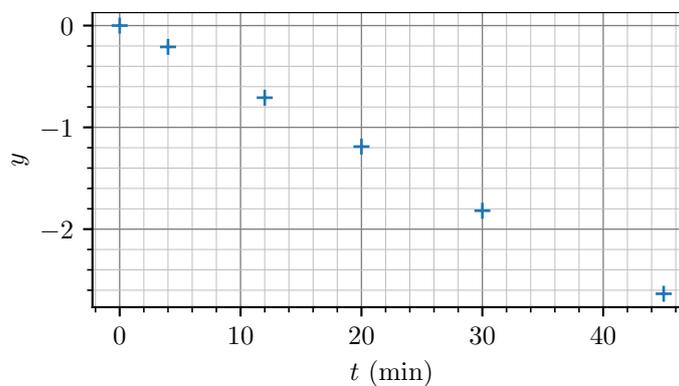


Figure 1 – Tracé d'exploitation du suivi cinétique.

Données : $E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = 0,69 \text{ V}$.

Chimie des solutions aqueuses

Exercice 4 : Mise en solution d'un comprimé d'aspirine

oral CCINP PSI | 💡 2 | ✂️ 1



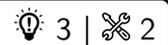
- ▷ Équilibre chimique ;
- ▷ pH-métrie ;
- ▷ Conductimétrie.

Un comprimé d'aspirine contient de l'acide acétylsalicylique que l'on notera AH, et A^- sa base conjuguée. On dissout une masse précise de AH dans $V = 500 \text{ mL}$ d'eau : on a alors une concentration $C = 5,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 1.a - On mesure le pH de la solution : $\text{pH} = 2,9$. Calculer la concentration en ions oxonium.
- 1.b - En écrivant l'équation de la réaction, déterminer l'avancement final x_{final} .
- 1.c - Déterminer l'avancement maximal x_{max} . La réaction est-elle totale ?
- 2.a - On mesure la conductivité de la solution : $\sigma = 44 \text{ mS}$. Calculer x_{final} .
- 2.b - En déduire les concentrations molaires des espèces à l'équilibre et la constante d'acidité K_a du couple AH/A^- .
- 3 - Laquelle des deux méthodes est la plus précise ?

Données : conductivités molaires ioniques à 298 K

$$\Lambda_1 = \Lambda^\circ(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1} \quad \text{et} \quad \Lambda_2 = \Lambda^\circ(\text{A}^-) = 3,6 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Exercice 5 : Précipitation et redissolution

- ▷ Critère de précipitation ;
- ▷ Facteurs d'influence sur la solubilité.

En solution, les ions argent Ag^+ donnent avec les ions sulfite SO_3^{2-} un précipité blanc de sulfite d'argent $\text{Ag}_2\text{SO}_3(\text{s})$ de produit de solubilité $\text{p}K_s = 13,8$. En présence d'un excès d'ions sulfite, ce précipité se redissout par formation de l'ion $\text{Ag}(\text{SO}_3)_2^{3-}(\text{aq})$. On néglige les propriétés acido-basiques de l'ion sulfite SO_3^{2-} .

1 - Écrire l'équation de dissolution du précipité $\text{Ag}_2\text{SO}_3(\text{s})$ en ses ions constitutifs Ag^+ et SO_3^{2-} . Exprimer sa constante d'équilibre.

2 - Écrire l'équation de réaction associée à la redissolution du précipité $\text{Ag}_2\text{SO}_3(\text{s})$ en ion $\text{Ag}(\text{SO}_3)_2^{3-}(\text{aq})$ en présence d'un excès d'ions sulfite. Exprimer la constante d'équilibre associée K' , valant numériquement $K' = 10^{3,6}$.

On note $s = \frac{1}{2} ([\text{Ag}^+] + [\text{Ag}(\text{SO}_3)_2^{3-}])$ la solubilité du sulfite d'argent en solution. On représente figure 2 son évolution obtenue pour une solution contenant une concentration totale en argent $c = 1 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en fonction de $\log([\text{SO}_3^{2-}]/c^\circ)$.

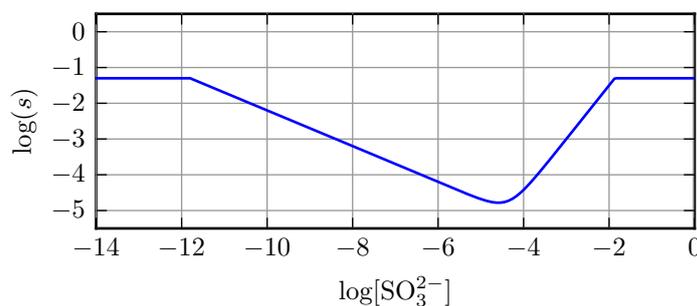


Figure 2 – Solubilité du sulfite d'argent.

3 - Interpréter qualitativement la courbe obtenue. On raisonne en considérant qu'on ajoute progressivement une solution contenant les ions sulfite à une solution contenant initialement uniquement les ions Ag^+ à la concentration c .

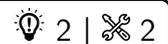
On dispose de deux flacons contenant

- ▷ pour l'un, une solution A de sulfite de sodium ($2\text{Na}^+ + \text{SO}_3^{2-}$) de concentration $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- ▷ pour l'autre, une solution B de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$) à la même concentration $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

À 10 mL de solution B on ajoute quelques gouttes de solution A . La quantité d'ions sulfite ajoutée est estimée à $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$. Il apparaît un trouble blanc dans la solution.

4 - Montrer que le précipité de sulfite d'argent se forme. Calculer sans tenir compte de la redissolution la quantité de matière de précipité formé et la concentration à l'équilibre des ions Ag^+ et SO_3^{2-} .

5 - On veut pour finir montrer que la redissolution est bien négligeable dans la transformation précédente. Calculer la concentration en ion $\text{Ag}(\text{SO}_3)_2^{3-}$ dans la solution. Commenter la valeur trouvée.

Exercice 6 : Stabilisation du cuivre (I) par précipitation

- ▷ Loi de Nernst ;
- ▷ Produit de solubilité.

L'objectif de cet exercice est d'étudier la stabilisation du cuivre au $\text{NO} + \text{I}$ par précipitation, qui illustre plus généralement l'influence de la précipitation sur l'oxydoréduction. Les ions cuivre (I) forment avec les ions iode I^- le précipité $\text{CuI}(\text{s})$, de produit de solubilité $K_s = 10^{-11}$.

Données : potentiels standards des couples Cu^+/Cu : $E_1^\circ = 0,52 \text{ V}$ et $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$: $E_2^\circ = 0,16 \text{ V}$.

1 - Montrer que l'ion Cu^+ est instable s'il est seul en solution. Nommer le phénomène.

2 - Écrire l'équation de dissolution du précipité, puis écrire les demi-équations redox pour les couples CuI/Cu et $\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}$.

3 - En déduire la relation de Nernst pour les couples CuI/Cu et $\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}$ en notant leurs potentiels standards E_3° et E_4° . Exprimer alors E_3° en fonction de $\text{p}K_s$ et E_1° , et de même E_4° en fonction de $\text{p}K_s$ et E_2° . Calculer les valeurs numériques.

4 - Expliquer en quoi les ions cuivre (I) sont stabilisés en présence d'iode.

Exercice 7 : Titrage d'un sérum physiologique

exemple officiel banque PT | 💡 2 | ✂️ 2 | Ⓜ️



- ▷ *Titration directe ;*
- ▷ *Suivi potentiométrique ;*
- ▷ *Mesure d'une grandeur thermodynamique à partir d'une courbe de titrage.*

Le sérum physiologique est généralement composée d'eau distillée et de chlorure de sodium dilué à 9 pour 1 000, c'est à dire une solution à 0.9 % de masse par unité de volume de solution.

Il est absolument nécessaire que cette concentration soit respectée, car on en fait divers usages médicaux.

Au cours d'une activité expérimentale, on titre 5 mL de sérum physiologique de concentration c_f diluée 5 fois par une solution de nitrate d'argent de concentration 0.010 mol.L^{-1} . On complète la solution titrée par 95 mL d'eau distillée.

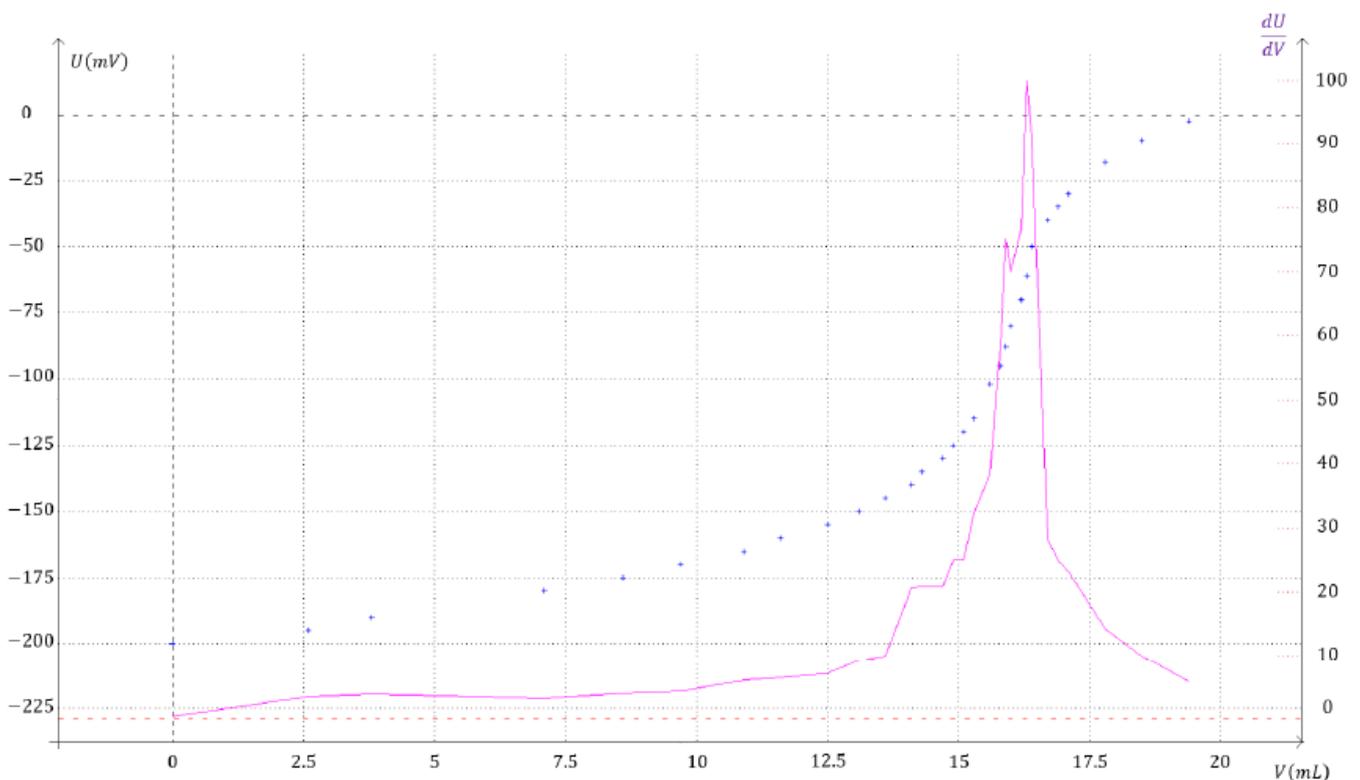
On effectue un suivi potentiométrique en mesurant la différence de potentiel entre l'électrode d'Argent et l'électrode de sulfate mercureux. La courbe obtenue est fournie en annexe.

On admet que dès la première goutte de nitrate d'argent versée, un précipité de chlorure d'argent apparaît.

Les données du problème sont les suivantes :

- $pK_s(\text{AgCl}) = 9.7$
- $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}_{(s)}) = 0.80 \text{ V}$; $E(\text{Hg}_{(l)}/\text{Hg}_2\text{SO}_{4(s)}) = 0.62 \text{ V}$
- $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35.5 \text{ g.mol}^{-1}$

1. Déterminer la concentration attendue en chlorure de sodium dans le sérum physiologique.
2. Comparer à la concentration expérimentale mesurée.
3. Exprimer la tension mesurée en fonction de la concentration en solution des ions Ag^+ .
4. A l'aide de la tension mesurée à la demi-équivalence, évaluer le pK_s et le comparer à la valeur tabulée.



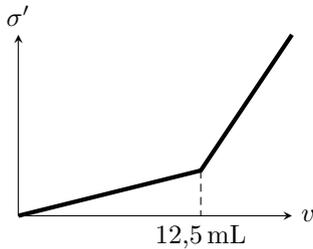
Exercice 8 : Dosage conductimétrique

oral banque PT | 💡 2 | ✂️ 2



- ▷ *Titration direct ;*
- ▷ *Suivi conductimétrique.*

On réalise le titrage conductimétrique de $V_0 = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'ammoniac de concentration C_0 inconnue par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $c = 20 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



1 - Rappeler la relation entre la conductivité σ , les conductivités molaires ioniques λ_i et les concentrations C_i . Présenter le montage à réaliser.

2 - Déterminer la constante d'équilibre de la réaction de titrage. Peut-on la considérer totale ?

3 - La figure ci-contre représente la conductivité corrigée $\sigma' = (V_0 + v)\sigma$ en fonction du volume v d'acide chlorhydrique versé. Expliquer l'intérêt de représenter la conductivité corrigée σ' plutôt que la conductivité σ .

4 - Expliquer l'allure du graphe $\sigma' = f(v)$. Déterminer la concentration C_0 .

Données : $\text{p}K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$

Ion	H_3O^+	Cl^-	NH_4^+
Conductivité molaire ionique ($\text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$)	35,0	7,6	7,3

Électrochimie**Exercice 9 : Étamage**

💡 2 | ✂️ 2 | Ⓢ



- ▷ *Structure et fonctionnement d'un électrolyseur ;*
- ▷ *Tracé qualitatif de courbes intensité-potentiel ;*
- ▷ *Bilan de matière d'une électrolyse.*

Une canette ou une boîte de conserve est formée d'une tôle d'acier recouverte d'une fine couche d'étain permettant de la protéger contre la corrosion. La proportion de carbone dans l'acier étant minoritaire, on assimilera ses propriétés d'oxydoréduction à celles du fer métallique.

On étudie l'étamage par électrolyse d'un échantillon de fer de 240 cm^2 . L'électrolyte est une solution aqueuse contenant des ions Sn^{2+} à $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et divers additifs inertes du point de vue de l'électrolyse permettant de maintenir son pH à une valeur voisine de 0. La pièce de fer étamée constitue l'une des électrodes de la cellule d'électrolyse, l'autre étant constituée d'étain $\text{Sn}_{(s)}$. L'électrolyse est réalisée sous une tension $U = 3,0 \text{ V}$ et un courant $I = 1,0 \text{ A}$.

Données :

- ▷ Masse molaire $M_{\text{Sn}} = 118 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- ▷ Le couple Sn^{2+}/Sn est rapide sur le fer et sur l'étain ;
- ▷ La surtension cathodique du couple H^+/H_2 $\eta_c = -0,40 \text{ V}$ est la même sur le fer et sur l'étain ;
- ▷ Potentiels standard à 25°C :

Couple	Fe^{2+}/Fe	Sn^{2+}/Sn	H^+/H_2	$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$
$E^\circ \text{ (V)}$	-0,44	-0,14	0,00	1,23

1 - Identifier l'anode et la cathode. Schématiser le dispositif utilisé, en précisant le sens du courant et la polarité du générateur.

2 - Représenter les courbes intensité-potentiel pertinentes.

3 - À partir des courbes tracées, identifier les réactions électrochimiques anodique et cathodique. Un léger dégagement gazeux est observé au niveau de la pièce de fer : proposer une explication.

4 - Déterminer la masse m maximale d'étain déposée sur le fer pour une durée d'électrolyse $\Delta t = 5 \text{ min}$.

5 - Calculer l'énergie consommée pendant cette même durée.

Exercice 10 : Nickelage du fer

adapté oral banque PT | 💡 2 | ✂️ 2



- ▷ Structure et fonctionnement d'un électrolyseur ;
- ▷ Rendement d'une électrolyse.

On souhaite protéger un disque de fer (diamètre 10 cm, épaisseur 0,5 mm) par un dépôt de nickel. On compare ici deux procédés de nickelage.

Données :

- ▷ Potentiels standard : $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$;
- ▷ Masses molaires : $M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- ▷ Masses volumiques : $\rho(\text{Ni}) = 8,9 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$; $\rho(\text{Fe}) = 7,8 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

A - Nickelage par déplacement. Le disque de fer à protéger est plongé dans une solution aqueuse de sulfate de nickel NiSO_4 . On observe qu'il se recouvre de nickel métallique.

1 - Justifier qu'il y ait un dépôt de nickel sur la pièce en fer. Pourrait-on réaliser de manière analogue un dépôt de fer sur une pièce de nickel en utilisant une solution de sulfate de fer ?

2 - Ce procédé ne permet que de déposer des couches de nickel très fines : sa vitesse s'annule lorsque le dépôt de nickel atteint une épaisseur de l'ordre de quelques dizaines de nanomètres. Expliquer.

B - Nickelage par électrodéposition. Le dépôt électrochimique de nickel métallique est largement utilisé industriellement. Le procédé consiste à immerger la pièce en fer dans une solution de sulfate de nickel et à effectuer une électrolyse, l'autre électrode étant inerte. L'épaisseur de nickel déposé n'est alors pas limitée, et dépend principalement de la durée de l'opération et de la densité de courant.

La pièce traitée a une masse initiale de 30,866 g. Après 65 minutes d'électrolyse sous un courant de 2,4 A, la masse vaut désormais 32,051 g.

3 - La pièce en fer joue-t-elle le rôle d'anode ou de cathode ? Représenter le dispositif en indiquant le sens du courant.

4 - Quelle est l'épaisseur du dépôt de nickel obtenu ?

5 - Quelle masse de nickel aurait-on dû obtenir si le rendement de l'opération avait été de 100 % ?

6 - Déterminer le rendement réel. Quel processus électrochimique peut expliquer cette baisse du rendement ?

Thermochimie**Exercice 11 : Chalumeau oxyacétylénique**

💡 1 | ✂️ 1



- ▷ Température de flamme.



Un chalumeau est un outil employé pour la découpe ou la soudure thermique de pièces de métal. La source de chaleur est obtenue par la combustion d'un mélange de gaz. Dans le cas d'un chalumeau oxyacétylénique, le gaz utilisé est l'acétylène C_2H_2 , dont la combustion dégage une énergie importante du fait de la triple liaison carbone-carbone et de l'efficacité de l'oxycombustion. La température de la flamme ainsi produite peut dépasser 3000°C .

1 - Écrire l'équation de la réaction, supposée totale dans les conditions d'utilisation.

2 - Justifier la valeur de l'enthalpie standard de formation du dioxygène et du diazote. Calculer l'enthalpie standard de réaction.

3 - En supposant la réaction suffisamment rapide pour être adiabatique et réalisée à partir d'un mélange stœchiométrique de dioxygène pur et d'acétylène, déterminer la température de flamme.

4 - Commenter le résultat : quelle hypothèse faut-il reconsidérer ? Recalculer en conséquence la température de flamme, commenter.

Données : extrait de table thermodynamique à 298 K.

Espèce chimique	$\text{C}_2\text{H}_{2(\text{g})}$	$\text{O}_{2(\text{g})}$	$\text{N}_{2(\text{g})}$	$\text{CO}_{2(\text{g})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$
$\Delta_f H^\circ$ (kJ · mol ⁻¹)	226,5	0	0	-393,5	-241,8
C_p° (J · K ⁻¹ · mol ⁻¹)	46,9	29,4	29,1	37,1	33,6

Exercice 12 : Chauffage par combustion de l'éthanol

- ▷ Énergie libérée par une réaction ;
- ▷ Bilans d'enthalpie divers et variés.

On étudie une chaudière à combustion d'éthanol, permettant par exemple la production de chaleur dans une usine chimique dont l'éthanol est un sous-produit. On injecte $200 \text{ g} \cdot \text{s}^{-1}$ d'éthanol liquide dans un brûleur de $2,5 \text{ m}^3$ rempli d'air à $p = p^\circ$ et $T_0 = 25^\circ\text{C}$. La combustion est supposée instantanée et monobare. Les produits de combustion traversent ensuite un échangeur thermique où ils réchauffent de l'eau par transfert thermique. En sortie de l'échangeur, les gaz de combustion sortent à $T_2 = 120^\circ\text{C}$ alors que l'eau passe de $T_1' = 10^\circ\text{C}$ à $T_2' = 90^\circ\text{C}$.

1 - Écrire l'équation de réaction de la combustion de l'éthanol liquide $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ en supposant l'eau formée à l'état gazeux. Calculer l'enthalpie de réaction $\Delta_r H^\circ_{\text{comb}}$ à 25°C .

2 - Le PCI (pouvoir calorifique inférieur) d'un combustible, exprimé en $\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$, est défini comme le transfert thermique libéré par la réaction de combustion par unité de masse du combustible. Montrer que

$$\text{PCI} = -\frac{\Delta_r H^\circ_{\text{comb}}}{M}$$

Calculer le PCI de l'éthanol.

3 - Déterminer les quantités de matière des constituants en fin de réaction et la pression partielle en dioxygène. Déterminer la température T_1 des gaz en fin de combustion.

4 - Calculer le volume d'eau chaude produit par seconde.

5 - Proposer une définition pour le rendement du dispositif et le calculer.

Données : à 25°C .

- ▷ Table thermodynamique :

	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	$\text{N}_{2(g)}$
$\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	-278	0	-394	-242	0
C_P° ($\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$)	111	29	37	34	29
M ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	46	32	44	18	28

- ▷ Volume molaire des gaz : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- ▷ Capacité thermique massique de l'eau liquide : $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$.

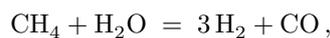
Exercice 13 : Vaporeformage du méthane

oral banque PT | 1 | 2



- ▷ Grandeurs standard de réaction ;
- ▷ Optimisation d'un équilibre ;
- ▷ Composition d'un système à l'équilibre.

Le reformage du méthane vise à produire du dihydrogène à partir du méthane présent dans le gaz naturel ou le biométhane. Le vaporeformage consiste à faire réagir ce dernier avec de la vapeur d'eau en présence d'un catalyseur. Cette transformation a lieu à une température comprise entre 840 à 950°C et sous une pression de 20 à 30 bar . La première étape se modélise par la réaction étudiée dans cet exercice,



et se poursuit par une seconde réaction entre le monoxyde de carbone et la vapeur d'eau. Pour la réaction étudiée, on donne

$$\Delta_r G^\circ = 227 \cdot 10^3 - 216 T \quad (\text{en } \text{J} \cdot \text{mol}^{-1}).$$

1 - Déterminer l'enthalpie et l'entropie standard de la réaction. Commenter leurs signes.

2 - Le vaporeformage doit-il être réalisé à haute ou basse température ?

3 - Quelle est l'influence de la pression sur l'équilibre ? Commenter le choix d'une pression de 30 bar .

4 - Exprimer la relation entre la constante de réaction K et le taux d'avancement α .

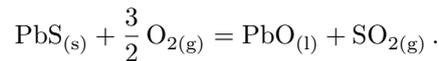
5 - Pour quelle température obtient-on $\alpha = 0,5$? Commenter.

Exercice 14 : Grillage du sulfure de plomboral banque PT |  2 |  2 | 

- ▷ Grandeurs standard de réaction ;
- ▷ Déplacement d'équilibre ;
- ▷ Température de flamme.

Cet énoncé a été photographié par le candidat lorsqu'il attendait dans le couloir (ce que je ne vous conseille pas!), il est donc exactement fidèle à l'original.

Le plomb peut être obtenu par voie sèche à partir d'un minerai contenant du sulfure de plomb et de la silice (considérée ici comme une impureté). La préparation du métal se déroule en deux étapes. Seule la première sera considérée ici, où l'on réalise le grillage du sulfure de plomb, à une température comprise entre 1161 K et 1387 K, d'équation



- 1 - Calculer l'enthalpie standard $\Delta_r H^\circ$ et l'entropie standard $\Delta_r S^\circ$ de la réaction à 1273 K. La réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Commenter le signe de $\Delta_r S^\circ$.
- 2 - Justifier comment évolue l'équilibre si on augmente la température à pression et composition constantes.
- 3 - Dans le cadre de l'approximation d'Ellingham, calculer la valeur de la constante d'équilibre à 1273 K. Commenter la valeur obtenue.

On utilise de l'air pour effectuer la réaction. Les réactifs sont portés à 1273 K pour réagir entre eux de façon monobare. Le caractère de la réaction permet de formuler une hypothèse d'adiabaticité.

4 - En supposant que l'on part des proportions stoechiométriques, calculer en justifiant la démarche, pour $n_0 = 1$ mol de PbS, la quantité de matière minimale n de silice SiO_2 dans le minerai pour que la température finale atteinte par le milieu réactionnel ne dépasse pas 1387 K (température de fusion de PbS).

Données :

- ▷ Constante des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;
- ▷ Température de fusion sous 1 bar : $T_{\text{fus}}(\text{PbO}) = 1161 \text{ K}$ et $T_{\text{fus}}(\text{PbS}) = 1387 \text{ K}$;
- ▷ Enthalpie standard de fusion du monoxyde de plomb à 1161 K : $\Delta_{\text{fus}} H^\circ = 11,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- ▷ Données thermodynamiques à 298 K : les grandeurs sont supposées indépendantes de la température.

	Pb _(s)	O _{2(g)}	PbO _(s)	SO _{2(g)}
$\Delta_f H^\circ$ (en kJ · mol ⁻¹)	-120,4	0	-219,0	-296,8
S_m° (en J · K ⁻¹ · mol ⁻¹)	91,2	205,2	66,5	248,2

- ▷ Données thermodynamiques à 1273 K : les grandeurs sont supposées indépendantes de la température.

	Pb _(s)	O _{2(g)}	PbO _(l)	SO _{2(g)}	N _{2(g)}	SiO _{2(g)}
$C_{p,m}^\circ$ (en J · K ⁻¹ · mol ⁻¹)	49,5	29,4	45,8	39,9	29,1	72,5

Exercice 15 : Décomposition de l'oxyde d'argentoral banque PT |  3 |  2

- ▷ Grandeurs standard de réaction ;
- ▷ Composition à l'équilibre.

On considère l'équilibre $2 \text{Ag}_2\text{O}_{(s)} \rightleftharpoons 4 \text{Ag}_{(s)} + \text{O}_{2(g)}$. On mesure expérimentalement la pression d'équilibre $P_{\text{éq}}$ du système à différentes températures, voir figure 3.

- 1 - Donner le lien entre $\Delta_r G^\circ$ et les données.
- 2 - Déterminer l'enthalpie standard de formation de l'oxyde d'argent à 100 °C.
- 3 - Dans un récipient à 100 °C initialement vide, on introduit 0,01 mol d'oxyde d'argent. Donner la pression finale et la quantité restante d'oxyde si le volume est fixé à 2 L.
- 4 - À la même température, on augmente progressivement le volume du récipient. Que se passe-t-il ? Étudier et représenter la pression finale en fonction du volume du récipient.
- 5 - Combien faut-il introduire d'oxygène pour limiter à moins de 2 % la décomposition de 0,01 mol d'oxyde d'argent dans un volume de 2 L à 100 °C ?

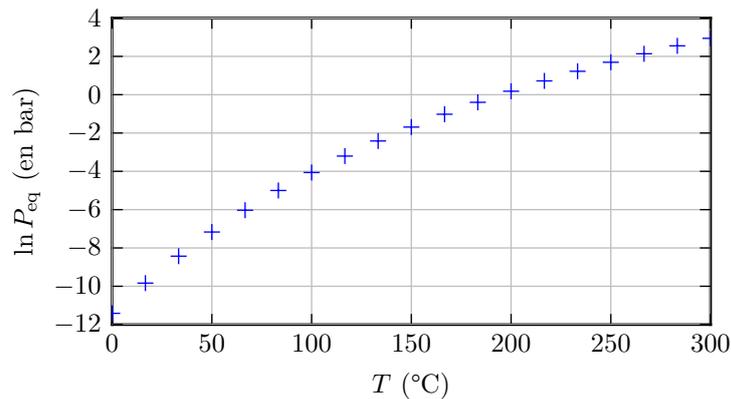


Figure 3 – Pression d'équilibre à différentes température.

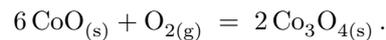
Exercice 16 : Oxydation du monoxyde de cobalt

oral banque PT | 💡 2 | ✂ 2 | Ⓜ



- ▷ Grandeurs standard de réaction ;
- ▷ Composition d'un système à l'équilibre ;
- ▷ Sens d'évolution d'un système chimique.

Le tétraoxyde de tricobalt Co_3O_4 est un intermédiaire important dans la synthèse de cobalt métallique. On l'obtient par chauffage à l'air libre du monoxyde de cobalt selon la réaction d'équation



- 1 - Définir l'approximation d'Ellingham. Calculer l'enthalpie libre standard de la réaction à 450 °C et à 850 °C.
- 2 - La réaction se fait industriellement à l'air libre à une température comprise entre 400 et 500 °C. Calculer la pression partielle $p_{\text{O}_2, \text{eq}}$ à l'équilibre. Commenter le choix d'opérer à l'air libre.
- 3 - On se place désormais à 850 °C. Dans un volume fermé $V_0 = 10 \text{ L}$, on introduit 0,3 mol de O_2 et 1 mol de CoO à 450 °C. Le monoxyde de cobalt CoO est-il oxydé ?
- 4 - Pour quelle gamme de valeur du volume y a-t-il oxydation de CoO ?

Données :

Composé	$\text{CoO}_{(s)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$\text{Co}_3\text{O}_{4(s)}$
$\Delta_f H^\circ / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	-237,9	0	-891,0
$S_m^\circ / \text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$	53,0	205,2	102,5