

TD 3 : Equilibre et déplacement d'équilibre chimique

Exercice 1 : CCinP 2024

Une machine à eau pétillante permet aux consommateurs de transformer facilement l'eau du robinet en eau pétillante en quelques secondes. Elle permet également de transformer une boisson sucrée quelconque en soda.

Ces machines offrent une alternative économique et écologique à la consommation de boissons gazeuses en bouteilles plastiques à usage unique.

L'eau pétillante est obtenue par dissolution de dioxyde de carbone sous haute pression dans l'eau initialement plate (sans gaz). Le dioxyde de carbone est stocké dans une bonbonne métallique sous haute pression. Les données relatives à la partie II sont indiquées ci-après.

Données - Partie II

Numéros atomiques et masses molaires atomiques

Élément	H	C	O
Numéro atomique	1	6	8
Masse molaire (g·mol ⁻¹)	1,0	12	16

Électronégativité dans l'échelle de Pauling

L'électronégativité de l'hydrogène vaut 2,2 et celle de l'oxygène vaut 3,4.

Enthalpies standard de formation à 298 K

$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_{2(g)}) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_{2(aq)}) = -413,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\text{Relation de Van't Hoff : } \frac{d \ln(K^\circ)}{dT} = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2}$$

$$\text{Masse volumique du thé liquide : } \rho = 1,0 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{Masse d'un glaçon : } m \approx 10 \text{ g}$$

$$\text{Capacité thermique massique du thé liquide et de l'eau liquide : } c_{liq} \approx 4,0 \text{ kJ}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{kg}^{-1}$$

$$\text{Capacité thermique massique de la glace : } c_g \approx 2,0 \text{ kJ}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{kg}^{-1}$$

$$\text{Enthalpie massique de fusion de la glace à } 0^\circ\text{C : } L_{fus} = 3,3 \cdot 10^2 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$$

II.1 - Étude des molécules d'eau et de dioxyde de carbone

Q19. Donner les schémas de Lewis des molécules d'eau et du dioxyde de carbone.

La molécule d'eau est coudée alors que le dioxyde de carbone est une molécule linéaire.

Q20. Expliquer qualitativement cette différence.

Q21. Représenter, justifications à l'appui, le vecteur moment dipolaire de la molécule d'eau sur un schéma de celle-ci. Préciser le qualificatif donné en conséquence à cette molécule.

Q22. En expliquant la démarche suivie, déterminer quelle espèce, parmi l'eau ou le dioxyde de carbone, possède la température d'ébullition la plus élevée sous une pression de 1 bar.

II.2 - Équilibre chimique de gazéification de l'eau

Lors de la gazéification de l'eau, le dioxyde de carbone gazeux, supposé parfait, se dissout suivant l'équation (1) :



Q23. Déterminer l'enthalpie standard de réaction de l'équilibre (1). Préciser si la transformation est exothermique ou endothermique.

Q24. Indiquer l'influence d'une augmentation de température sur l'équilibre (1). Justifier la réponse apportée.

On donne dans le **tableau 1** quelques valeurs de la solubilité du CO₂ dans l'eau :

Température (°C)	0	10	20	30	40	50
Solubilité du dioxyde de carbone (g·L ⁻¹)	3,35	2,32	1,69	1,26	0,97	0,76

Tableau 1 - Solubilité du dioxyde de carbone dans l'eau à différentes températures sous 1 bar

Q25. La réponse à la question précédente est-elle en accord avec les valeurs expérimentales du **tableau 1** ? Justifier la réponse apportée.

Q26. Déterminer l'expression du quotient de réaction Q_r associé à l'équilibre précédent en fonction notamment de la pression partielle p_{CO_2} en dioxyde de carbone gazeux et de la concentration $[\text{CO}_{2(aq)}]$ en dioxyde de carbone dissous.

Q27. Préciser l'influence d'une augmentation isotherme de la pression en dioxyde de carbone gazeux sur le quotient de réaction. Dans quel sens le milieu réactionnel évoluera-t-il pour retourner vers l'équilibre ?

Q28. Donner l'expression du potentiel chimique du dioxyde de carbone gazeux supposé parfait, $\mu_{\text{CO}_2,g}$ à la température T et pour une pression partielle p_{CO_2} en CO₂.

Q29. Donner l'expression du potentiel chimique du dioxyde de carbone dissous, soluté supposé infiniment dilué, $\mu_{\text{CO}_2,aq}$, à la température T, en fonction de la concentration en quantité de matière en CO₂ dissous.

Lorsqu'une espèce chimique est dans un état d'équilibre entre deux phases, son potentiel chimique est le même dans chacune des phases.

Q30. Montrer alors, lorsque l'équilibre (1) est établi à la température T et sous une pression totale P fixée, qu'il est possible d'écrire :

$$[\text{CO}_{2(aq)}] = k p_{\text{CO}_2}$$

où k est une constante ne dépendant que de la température T dont vous donnerez l'expression littérale.

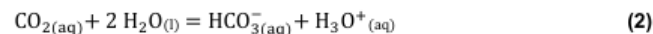
Dans les conditions de l'expérience, la constante k a pour valeur : $k = 0,025 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{bar}^{-1}$.

Q31. Calculer la valeur de la concentration en quantité de matière en dioxyde de carbone dissous, à 298 K, en équilibre avec une phase gazeuse dont la pression partielle en CO₂ est égale à 4,0 bar.

Q32. En déduire la masse de CO₂ contenue dans 1,0 L d'eau.

II.3 - pH de l'eau gazéifiée

Le dioxyde de carbone dissous dans l'eau pure donne lieu à l'équilibre (2) suivant, à 298 K :



dont la constante d'équilibre thermodynamique K_2° vaut $10^{-6.4}$ à 298 K.

Q33. En considérant que la concentration en dioxyde de carbone dissous $\text{CO}_{2(aq)}$ de l'eau gazéifiée est égale à $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, déterminer le pH de la solution.

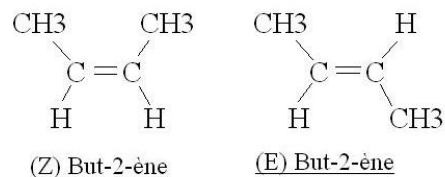
II.4 - Thé glacé pétillant

Un étudiant souhaite réaliser un thé glacé pétillant bien rafraîchissant. Dans un thermos, il ajoute 100 cL de thé pétillant à la température de 20°C , ainsi que des glaçons à la température de -15°C .

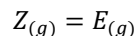
Q34. En détaillant la démarche suivie, déterminer la masse de glaçons à ajouter pour obtenir une température finale de 10°C . Commenter.

Exercice 2 : Etude thermodynamique d'une réaction simple

On considère la réaction sous $P = P^0 = 1\text{bar}$ et à la température $T = 298\text{K}$ de l'isomérisation en phase gazeuse du (Z)-but-2-ène en (E)-but-2-ène



Pour simplifier on écrira la réaction :



La valeur de l'enthalpie libre standard de cette réaction à 298K est de $-3,08\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. On prendra un potentiel standard $\mu_Z^*(298) = 0$ et on note V le volume

- 1) Quelle est l'expression de l'enthalpie libre du système obtenu à partir d'une quantité initiale $n_0 = \frac{P^0 V}{RT} = 1\text{mol}$ de Z en fonction de l'avancement ξ de la réaction ?
- 2) Calculer $\left. \frac{\partial G}{\partial \xi} \right|_{T,P}$

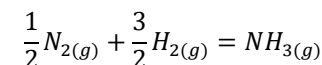
- 3) Vérifier que l'on a bien $\Delta_r G = \sum_i \nu_i \mu_i = \left. \frac{\partial G}{\partial \xi} \right|_{T,P}$
- 4) Tracer, à l'aide de python, sur un même graphe $G(\xi)$ et $\Delta_r G$.
- 5) En déduire l'état d'équilibre du système.

On donne les éléments suivant afin d'engager une résolution dichotomique :

```
import scipy.optimize as sc
print(sc.bisect(polynome, borne_inf, borne_sup))
```

Exercice 3 : Synthèse de l'ammoniac

On considère la réaction suivante :



On donne à 298K :

$$\Delta_f H^0(\text{NH}_{3(g)}) = -46,1\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}; S_m^0(\text{NH}_{3(g)}) = 192,3\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\text{mol}^{-1};$$

$$S_m^0(\text{N}_{2(g)}) = 191,5\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\text{mol}^{-1}; S_m^0(\text{H}_{2(g)}) = 130,6\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

- 1) Calculer la valeur de de l'enthalpie libre standard $\Delta_r G^0(T)$ de cette réaction à 298K.
- 2) En déduire la valeur de la constante d'équilibre à cette température
- 3) Sous une pression constante de 1,00bar et à 298K, On part d'une mole de diazote, 1 mol de de dihydrogène et 2 moles d'ammoniac. Calculer Q et en déduire le sens d'évolution du système.
- 4) Sous une pression constante de 1,00bar, on part d'une mole de diazote, 1 mol de de dihydrogène et 0 mole d'ammoniac. Exprimer $K^0(T)$ et utiliser un programme python afin d'obtenir l'évolution du rendement en fonction de T pour $T \in [200,800]\text{K}$.
- 5) Le résultat obtenu à la question précédente est-il cohérent avec la loi de Van't Hoff ?

Etudier l'état d'équilibre

Exercice 4 : Détermination de la constante d'équilibre

La réaction de dissociation de l'acide éthanoïque dans l'eau conduit à l'état d'équilibre suivant :

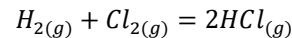
$$[CH_3CO_2H]_{eq} = 10^{-1} mol/L$$

$$[CH_3CO_2^-]_{eq} = 10^{-3} mol/L$$

Calculer la constante d'équilibre de cette réaction.

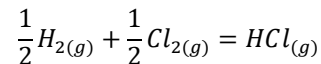
Exercice 5 : Constante d'équilibre d'une réaction

On considère la réaction suivante à la température T et sous une pression de 1 bar :



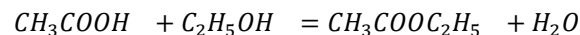
La constante K_1 de cet équilibre vaut 100 à la température T .

Quelle est, dans les mêmes conditions de température, la valeur de K_2 de l'équilibre suivant ?



Exercice 6 : Constante d'équilibre et état final

On considère suivante effectuée à 298K dans un solvant organique (l'eau n'est pas le solvant mais un soluté) :



En partant d'une mole de CH_3COOH et d'une mole de C_2H_5OH , on obtient 2/3 de mole de $CH_3COOC_2H_5$.

- 1) Exprimer la constante d'équilibre à 298K
- 2) On part de 2 moles de $CH_3COOC_2H_5$ et une mole d'eau. Donner la composition finale à l'équilibre.

Exercice 7 : Composition à l'équilibre

La réaction de dissociation de $HI_{(g)}$ en diode et dihydrogène gazeux est associée à une constante de réaction $K^0 = 2,20 \times 10^{-2}$ (coefficient stœchiométrique 2 pour $HI_{(g)}$)

On introduit dans un récipient 2,00mol de $HI_{(g)}$ et $5,00 \times 10^{-1} mol$ de diode. La réaction s'effectue à pression constante $P^0 = 1bar$

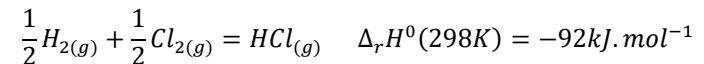
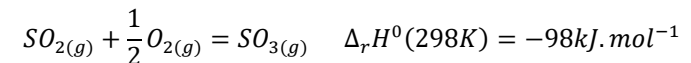
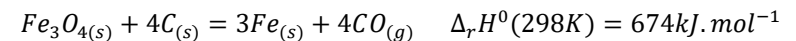
- 1) Ecrire la réaction de dissociation
- 2) Déterminer, à l'équilibre, les quantités de matière de tous les constituants.
- 3) En déduire leur pression partielle

Déplacement d'équilibre

Exercice 8 : Influence de la température et de la pression totale

Prévoir, sur les équilibres suivants, l'effet :

- a) D'une élévation de température
- b) D'une augmentation isotherme de la pression totale



Exercice 9 : Influence de la température

On étudie l'équilibre suivant en phase gazeuse et sous une pression de 1 bar :

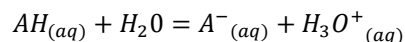


A 27°C et à 327°C les degrés de dissociation de $PCl_{5(g)}$ sont respectivement 0,01 et 0,1.

- 1) Calculer les valeurs des constantes d'équilibre K à 27°C et 327°C
- 2) On donne la loi de Van't Hoff : $\frac{d \ln K}{dT} = \frac{\Delta_r H^0}{RT^2}$. Calculer $\Delta_r H^0$ dans l'hypothèse d'Ellingham. $\ln 10 \approx 2$

Exercice 10 : Influence de la dilution-loi de dilution d'Ostwald

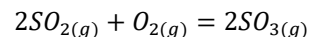
On s'intéresse à la réaction dissociation a priori partielle d'un acide AH dans l'eau, de concentration initiale $C_0 = \frac{n_0}{V}$, dans un volume V , suivant la réaction :



- 1) Donner l'expression de la constante d'équilibre K associée à cette réaction
- 2) On part de la situation d'équilibre. Prévoir qualitativement si le quotient de réaction augmente ou diminue lors :
 - d'une dilution du milieu
 - si on ajoute, à volume quasi-constant, quelques moles de AH

Exercice 11 : Ajout d'un constituant inactif gazeux

On considère l'équilibre gazeux parfait suivant :



A partir de la situation d'équilibre (obtenue avec un mélange réactionnel ne contenant initialement que du $SO_{2(g)}$ et du $O_{2(g)}$), on augmente, à pression totale et température constantes, le nombre total n_T de moles de gaz en introduisant un gaz d'hélium inactif (qui n'intervient pas dans l'équation bilan). Dans quel sens se déplace l'équilibre ?

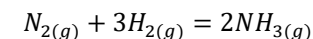
Exercice 12 : Ajout d'un constituant actif gazeux

On considère la réaction : $\frac{1}{2}H_{2(g)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)} = HCl_{(g)}$

Prévoir quantitativement l'évolution du système si l'on ajoute du dihydrogène gazeux à température constante et pression maintenue à 1 bar depuis la situation d'équilibre.

Exercice 13 : Ajout d'un constituant actif gazeux

On considère l'équilibre suivant :



Prévoir quantitativement l'évolution du système si on ajoute tour à tour de l'ammoniac, du dihydrogène puis du diazote à température et pression constantes (le volume du milieu réactionnel pouvant varier)

Exercice 14 : Pile de concentration

On considère la pile formée par deux demi-piles constituées d'un fil de cuivre plongeant dans deux volumes V de 50 mL de sulfate de cuivre (II) de concentration 0,1 mol/L et 0,01 mol/L.

On donne $E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,34V$

- 1) Représentation de la pile
 - a) Schématiser la pile
 - b) Repérer l'anode et la cathode
 - c) Indiquer le sens de circulation des électrons
 - d) Préciser le rôle du pont salin
 - e) Le sens de circulation des ions dans le pont salin
- 2) Fonctionnement de la pile
 - a) Déterminer la force électromotrice de la pile.
 - b) Calculer le potentiel et les concentrations quand la pile sera usée (on pourra utiliser python pour cette question)
 - c) Calculer la quantité d'électricité totale susceptible d'être débitée par cette pile.

Exercice 15 : Centrale 2015

Les sondes Argo étant complètement autonomes, elles embarquent des batteries pour assurer leurs besoins en énergie. Toutefois, perdues dans l'immensité de l'océan, il n'est pas envisageable de les récupérer régulièrement pour les recharger. Ainsi, la durée de vie d'un flotteur est directement liée à la capacité des batteries qu'il embarque.

On s'intéresse ici à un flotteur Argo Deep SOLO dont chaque cycle de mesure dure 10 jours et consomme une énergie $E_{\text{SOLO}} = 26,9 \text{ kJ}$. Ces flotteurs sont alimentés par des batteries au lithium, dont l'étude fait l'objet de cette partie.

I – Le lithium et ses propriétés

Sur Terre, l'isotope le plus abondant (92,5 %) est ${}^7_3\text{Li}$.

Q29. Rappeler la définition du terme *isotope*.

Q30. Donner la composition du noyau d'un atome de lithium ${}^7_3\text{Li}$.

Q31. Sachant qu'il n'y a que deux isotopes naturels du lithium, et compte tenu de la masse molaire du lithium naturel donnée en fin d'énoncé, déterminer le symbole atomique du second isotope.

Q32. Quelle est la position de l'élément lithium dans la classification périodique des éléments? Nommer la famille d'éléments chimique à laquelle il appartient et dessiner son schéma de Lewis.

À température ambiante, le lithium cristallise dans un système cubique centré de paramètre de maille $a = 351 \text{ pm}$, représenté en figure 9, où chaque boule noire correspond à l'emplacement d'un atome de lithium.

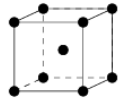


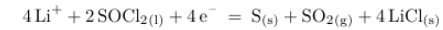
Figure 9 – Maille du système cubique centré

Q33. Calculer la population de cette maille.

Q34. En déduire l'expression puis la valeur de la masse volumique ρ_{Li} du lithium solide. Commenter.

II – La pile au lithium-chlorure de thionyle

Les batteries des flotteurs Argo SOLO II sont des batteries au lithium-chlorure de thionyle : une des électrodes est constituée de $\text{Li}_{(s)}$ et l'autre est constituée de carbone poreux rempli d'une solution de chlorure de thionyle $\text{SOCl}_{2(l)}$ concentrée à $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ions Li^+ . Cette solution, qui joue à la fois les rôles de solvant et d'électrolyte, est engagée dans la demi-équation électronique



Q35. Pourquoi ne peut-on pas utiliser pour solvant une solution aqueuse d'ions Li^+ ?

Q36. La molécule de chlorure de thionyle dont le schéma de Lewis est donné en figure 10 est-elle polaire? Commenter vis-à-vis de la solubilité des ions Li^+ .

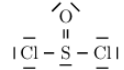


Figure 10 – Schéma de Lewis du chlorure de thionyle

Q37. Déterminer l'équation de fonctionnement de la pile. L'électrode de lithium joue-t-elle le rôle de cathode ou d'anode ?

Les données thermodynamiques relatives aux espèces chimiques mises en jeu sont données en fin d'énoncé. On se place dans l'approximation d'Ellingham.

Q38. Déterminer les enthalpies standard de formation du lithium et du soufre à l'état solide.

Q39. À partir des données fournies en fin d'énoncé, calculer l'enthalpie libre standard de réaction $\Delta_r G^\circ$ à 25°C .

Q40. En déduire la force électromotrice standard e° de la pile au lithium-chlorure de thionyle à 25°C .

La température de l'eau dans les océans varie sur une plage d'environ $\Delta T = 30^\circ\text{C}$.

Q41. Calculer la variation Δe° de la force électromotrice standard de la pile qui en découle. Commenter.

Q42. Dans l'hypothèse où la pile fonctionne de façon réversible à 25°C , déterminer la masse minimale de lithium solide que doit contenir la pile neuve pour assurer le fonctionnement d'un flotteur Argo Deep SOLO pendant 5 ans. Commenter.

Constante d'Avogadro

$$\mathcal{N}_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Constante de Faraday

$$\mathcal{F} = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Masse molaire des nucléons

$$M_n = M\left(\frac{1}{1}\text{p}\right) = M\left(\frac{1}{0}\text{n}\right) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Extrait du tableau périodique

Élément	Li	O	S	Cl
Numéro atomique	3	8	16	17
Masse molaire ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	6,93	16,0	32,1	35,5
Électronégativité χ (échelle de Pauling)	0,98	3,44	2,58	3,16

Données thermodynamiques à 25°C :

	$\text{SOCl}_{2(l)}$	$\text{Li}_{(s)}$	$\text{S}_{(s)}$	$\text{SO}_{2(g)}$	$\text{LiCl}_{(s)}$
$\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	-245,0	?	?	-296,8	-408,6
S_m° ($\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)	221,8	29,1	32,1	248,2	59,31

I – Gaz naturel

Le gaz naturel est un combustible fossile présent naturellement dans les roches poreuses du sous-sol, exploité par l'Homme pour répondre à une partie de ses besoins énergétiques. Il est principalement utilisé pour la production d'électricité, le chauffage, et comme carburant.

Le terme « gaz naturel » fait spécifiquement référence à un mélange d'hydrocarbures gazeux principalement composé de méthane (CH_4) mais contenant aussi d'autres alcanes (butane, propane...), et parfois un faible pourcentage de dioxyde de carbone (CO_2), de diazote (N_2), de sulfure d'hydrogène (H_2S) ou d'hélium (He).

- Q1.** Donner les formules de Lewis de la molécule de méthane, de la molécule de diazote et de la molécule de dioxyde de carbone.

Dans la suite, pour simplifier, on pourra assimiler le « gaz naturel » à du méthane pur. Au cours de la combustion du méthane, celui-ci réagit avec le dioxygène de l'air pour former de l'eau et du dioxyde de carbone, supposés à l'état de vapeur.

- Q2.** Établir l'équation de réaction modélisant la combustion du méthane.
- Q3.** Déterminer la valeur de l'enthalpie standard de réaction de cette réaction, et commenter son signe.
- Q4.** Déterminer la valeur de l'énergie thermique libérée par la combustion complète d'un mètre cube de méthane pur assimilé à un gaz parfait, à la température initiale $T = 0^\circ\text{C}$ sous une pression fixée de 1,013 bar. Cette quantité est nommée *pouvoir calorifique inférieur* (ou PCI). Comparer à sa valeur tabulée pour le gaz naturel commercial, comprise entre 9,2 et 10,2 $\text{kW}\cdot\text{h}\cdot\text{m}^{-3}$ suivant le type de gaz et l'altitude.

En 2023, la France a consommé 33,9 milliards de m^3 de gaz naturel tous usages confondus - volume calculé dans les conditions de la question **Q4** - la quasi-totalité étant importée. Par ailleurs, son empreinte carbone totale est estimée pour 2023 par l'INSEE à 644 millions de tonnes équivalent CO_2 . L'empreinte carbone de la France représente la quantité de gaz à effet de serre (GES) induite par la demande finale intérieure d'un pays.

- Q5.** Estimer la proportion due à la consommation de gaz naturel dans l'empreinte carbone totale de la France en 2023.

On cherche maintenant à estimer la température dans la flamme bleue produite par la combustion du méthane qui a donné son nom au *Blue Fire*. Celle-ci peut être modélisée en première approche comme un réacteur adiabatique fermé dans laquelle se déroule la transformation. Ce réacteur est constitué initialement d'air d'une part - de composition molaire de 80 % de N_2 et 20 % de O_2 - et de méthane d'autre part. Les réactifs sont supposés en proportions stoechiométriques dans ce réacteur, et le mélange gazeux avant combustion est initialement à la température de $T_i = 20^\circ\text{C}$. Les capacités thermiques à pression constante des différents gaz seront supposées indépendantes de T , de valeurs précisées dans les données numériques.

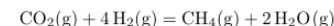
- Q6.** Proposer une estimation numérique de la température de la flamme bleue en détaillant la démarche.

II – Le *Power to Gas*

Le *power to gas* est une technologie qui permet de convertir l'électricité excédentaire, souvent issue de sources renouvelables comme l'éolien ou le solaire, en gaz. Ce procédé se déroule en plusieurs étapes :

- Électrolyse de l'eau** : L'électricité est utilisée pour décomposer l'eau en dihydrogène et en dioxygène.
- Méthanation** : L'hydrogène produit est ensuite combiné avec du dioxyde de carbone pour produire du méthane.

La réaction modélisant la transformation ayant lieu au cours de la méthanation est la réaction de Sabatier :



Les conditions opératoires pour la méthanation sont cruciales pour optimiser le rendement de la réaction. Généralement, la réaction se déroule à des températures entre 200°C et 400°C , et sous une pression comprise entre 20 et 30 bars.

Le *power to gas* présente plusieurs avantages, tant sur le plan industriel qu'environnemental :

- **Stockage de l'énergie** : Il permet de stocker l'électricité excédentaire sous forme de gaz, qui peut être utilisé ultérieurement pour produire de l'électricité ou comme carburant.
- **Réduction des émissions de CO_2** : En utilisant le CO_2 capturé dans l'atmosphère ou issu de procédés industriels, le *power to gas* contribue à la réduction des émissions de gaz à effet de serre.
- **Intégration des énergies renouvelables** : Cette technologie facilite l'intégration des énergies renouvelables intermittentes (éolien, solaire) dans le réseau électrique, en offrant une solution de stockage flexible.
- **Diversification des sources énergétiques** : Le méthane produit peut être injecté dans le réseau de gaz naturel existant, diversifiant ainsi les sources d'approvisionnement en énergie.

- Q7.** Déterminer les valeurs de l'enthalpie standard de réaction et l'entropie standard de réaction pour la réaction de Sabatier à 298 K.
- Q8.** On suppose les enthalpies et entropies standard de réaction indépendantes de la température. Déterminer la valeur de la constante d'équilibre de cette réaction à $T = 400^\circ\text{C}$. Commenter.
- Q9.** En s'appuyant sur la loi de van't Hoff fournie dans les données, déterminer si une augmentation de température favorise ou défavorise le rendement de cette réaction. En déduire que le choix de la température du milieu réactionnel résulte d'un compromis que l'on précisera.
- Q10.** En notant p la pression du milieu, établir l'expression du quotient réactionnel Q_r , en fonction des quantités de matière en chaque gaz, de la pression p et de la pression standard p° .
- Q11.** En déduire l'effet d'une augmentation de la pression du milieu sur le rendement de cette réaction. Commenter le résultat obtenu.