



Activités de la séquence n°12

Énergie chimique



Fiches de synthèse mobilisées :

Fiche n° 1b de 1^{ère} STL : cohésion de la matière

Fiche n°12 : énergie chimique



Sommaire des activités

ACTIVITÉ 1 : étude du CO₂ supercritique dans un procédé d'extraction..... 1

ACTIVITÉ 2 : combien de fois peut-on utiliser une cartouche de butane pour un réchaud ? 4

ACTIVITÉ 3 : combien de fois peut-on utiliser une cartouche de butane pour un réchaud ? 5

ACTIVITÉ 4 : régulation thermique du corps humain 6

ACTIVITÉ 5 : étude expérimentale d'un combustible 7

ACTIVITÉ 1 : étude du CO₂ supercritique dans un procédé d'extraction

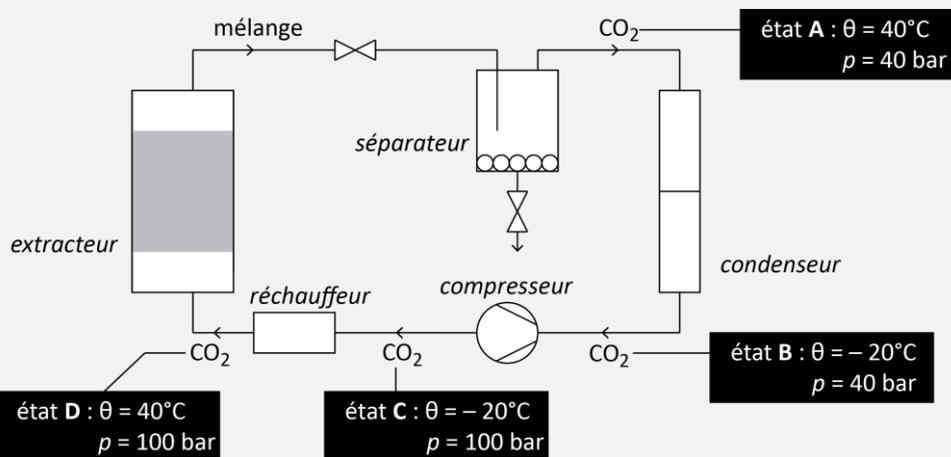
DOCUMENT 1 : extraction de la caféine par le CO₂ supercritique

Différentes techniques ont été mises au point pour en extraire la caféine du café et obtenir du décaféiné. Pendant longtemps, l'extraction par solvant a été utilisée : le processus est simple mais présente l'inconvénient de laisser des traces de solvants organiques dans le café. Cette technique est aujourd'hui boudée au bénéfice de celle qui utilise du dioxyde de carbone super critique, qui ne présente lui aucune toxicité.

Lorsqu'il est comprimé à haute pression et à 31°C, le CO₂ passe à un état dit "supercritique", intermédiaire entre l'état gazeux et l'état liquide. Dans cet état, il a notamment un fort pouvoir de solubilisation des composés plutôt apolaires et de masses molaires non trop élevées (en dessous de 300 g.mol⁻¹). La température modérée permet de ne pas dénaturer les qualités organoleptiques des produits traités.

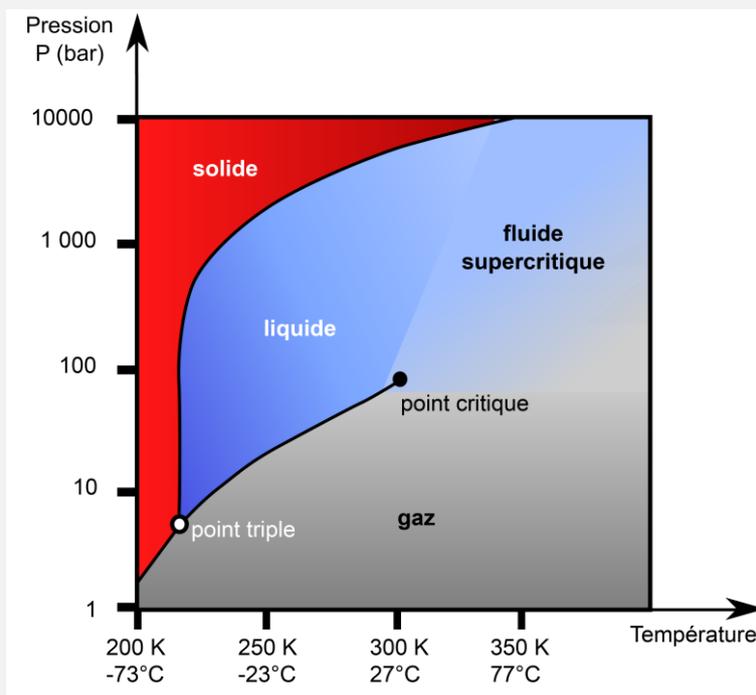
Techniquement, du CO₂ supercritique est injecté dans un extracteur qui contient l'espèce à extraire. À la sortie de l'extracteur, la pression est abaissée de façon à faire revenir le CO₂ à l'état gazeux, ce qui permet sa séparation facile des composés extraits, eux obtenus à l'état liquide ou solide. Le CO₂ ainsi recyclé peut resservir à une nouvelle extraction.

Extrait de *La petite chimie du matin* Edition EDP Sciences





DOCUMENT 2 : Diagramme d'état du CO₂

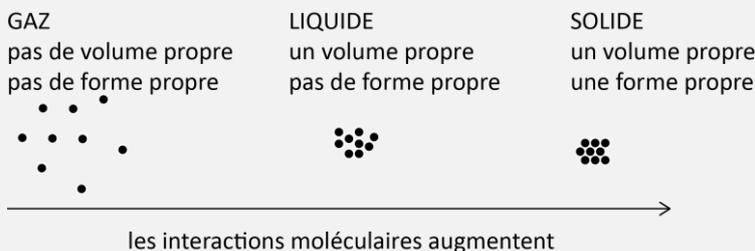


Un composé est en conditions supercritique lorsqu'il est porté à une température et à une pression supérieure à sa température et sa pression critique (Tc et Pc). Un fluide supercritique peut être considéré comme un gaz dense, possédant des propriétés physico-chimiques intermédiaires entre celles de l'état liquide et de l'état gazeux.

DOCUMENT 3 : Transfert d'énergie et changement d'état

Un changement d'état macroscopique correspond à l'établissement ou la rupture d'interactions entre molécules à l'échelle microscopique.

Pour passer d'un état où les molécules sont fortement liées à un état où elles le sont moins, il faut apporter de l'énergie à la matière pour rompre les interactions. Inversement, passer d'un état avec de faibles interactions moléculaires à un état avec de fortes interactions moléculaires induit une variation négative de l'énergie du corps.



L'enthalpie (notée H) représente l'énergie du système qui peut être échangée par transfert thermique lors d'une transformation à pression constante. La variation d'enthalpie (noté ΔH) est alors égale à l'énergie échangée par transfert thermique pendant cette transformation.

ΔH est positive si le système reçoit de l'énergie ou négative si le système cède de l'énergie.

On appelle **enthalpie de changement d'état**, la quantité d'énergie échangée par le corps avec l'extérieur pendant le changement d'état. Cette énergie se calcule ainsi : $\Delta H_{\text{transformation}} = m \cdot L_{\text{transformation}}$

Avec ΔH_{transformation} : l'enthalpie de changement d'état en J ; m : la masse du corps en kg



1. Sur le diagramme du document 2, placer les différents points (A, B, C et D) correspondant à chaque état du CO₂ sur son diagramme d'état.
2. Sur le schéma du document 1 et indiquer l'état physique du CO₂ à la sortie de chaque élément du dispositif d'extraction.
3. Donner le nom du changement d'état associée au passage du CO₂ de l'état A vers l'état B
4. Prévoir le signe de l'enthalpie de changement d'état associé à ce changement d'état de l'état A vers l'état B. Justifier votre réponse.
5. **Vers le Grand Oral :**
Pourquoi le procédé d'extraction utilisant le CO₂ supercritique est-il bien adapté à l'extraction de la caféine ?
Et en quoi ce procédé s'inscrit-il bien dans une logique de développement durable et de chimie verte ?
La réponse devra être **argumentée**.

Préparer une présentation de 2 minutes afin de répondre aux questions posées.

Vous pourrez vous aider notamment :

- des renseignements sur le procédé (document 1),
- des renseignements sur la caféine (document 4),
- des principes de la chimie verte (document 5).

DOCUMENT 4 : la caféine

La caféine est présente notamment dans le café et dans de nombreuses boissons énergisantes.

C'est un excitant stimulant le système nerveux central et le système cardiovasculaire. Elle permet de surmonter la fatigue. Prise en trop grande quantité elle peut avoir des effets néfastes sur la santé.

Carte d'identité de la caféine :

- Formule : C₈H₁₀N₄O₂ Molécule apolaire
- M = 194,2 g/mol
- Poudre blanche, inodore, légèrement amère

Extrait de www.wikipedia.fr

DOCUMENT 5 : principes de la chimie verte

Extraits des **12 principes de la chimie verte**, énoncés par les chimistes, P. Anastas et J. C. Warner :

- Limiter la pollution à la source, prévention des déchets
- Favoriser l'économie d'atomes
- Favoriser des synthèses chimiques moins toxiques
- Utiliser des produits chimiques plus sûrs
- Réduire l'utilisation de solvants et d'auxiliaires
- Abaisser les dépenses énergétiques
- Utiliser des matières premières renouvelables
- Réduire le nombre de produits dérivés
- Utiliser la catalyse
- Concevoir des produits en vue de leur dégradation
- Analyser en temps réel pour prévenir la pollution
- Minimiser le risque d'accidents

Voir également le site : <http://www.gruene-chemie.ch/fr/les-12-principes-de-la-chimie-verte>



ACTIVITÉ 2 : combien de fois peut-on utiliser une cartouche de butane pour un réchaud ?

Les réchauds de camping fonctionnent avec des cartouches de butane.

On suppose qu'un réchaud est utilisé pour porter de l'eau à ébullition.

Combien d'utilisations seront possibles avec une cartouche de 200 g de butane, si l'on porte à chaque fois un litre d'eau à ébullition ?

DOCUMENT 1 : échange d'énergie et variation de température d'un corps

Lorsqu'un corps échange de l'énergie par transfert thermique à pression constante, sa température évolue selon la relation :

$$\Delta H = m \cdot c \cdot \Delta T$$

Avec : ΔH : la variation d'enthalpie du corps en J

m : la masse du corps en kg

c : la capacité thermique massique du corps en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

ΔT : la variation de température du corps en K tel que $\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{initial}}$

DOCUMENT 2 : données physico-chimiques sur l'eau

Masse volumique : $998 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

Capacité thermique massique de l'eau $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Température initiale : $20 \text{ }^\circ\text{C}$

Température d'ébullition : $100 \text{ }^\circ\text{C}$

DOCUMENT 3 : données sur le butane

Masse molaire : $M = 58 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

Enthalpie standard de combustion : $\Delta_{\text{combustion}} H_{298}^0(\text{butane}) = 2874 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$



ACTIVITÉ 3 : combien de fois peut-on utiliser une cartouche de butane pour un réchaud ?

Les réchauds de camping fonctionnent avec des cartouches de butane. On suppose qu'un réchaud est utilisé pour porter de l'eau à ébullition.

Combien d'utilisations seront possibles avec une cartouche de 200 g de butane, si l'on porte à chaque fois un litre d'eau à ébullition ?

DOCUMENT 1 : échange d'énergie et variation de température d'un corps

Lorsqu'un corps échange de l'énergie par transfert thermique à pression constante, sa température évolue selon la relation :

$$\Delta H = m \cdot c \cdot \Delta T$$

Avec : ΔH : la variation d'enthalpie du corps en J

m : la masse du corps en kg

c : la capacité thermique massique du corps en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

ΔT : la variation de température du corps en K tel que $\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{initial}}$

DOCUMENT 2 : données physico-chimique sur l'eau et sur le butane

■ Données sur l'eau :	Masse volumique : $998 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$	■ Donnée sur le butane :	Masse molaire :
	capacité thermique massique :		$M = 58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
	$c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$		
	Température initiale : $20 \text{ }^\circ\text{C}$		
	Température de vaporisation : $100 \text{ }^\circ\text{C}$		

DOCUMENT 3 : enthalpie standard de formation

Il s'agit de la variation d'enthalpie correspondant à la réaction de **formation d'un corps** à une température donnée (le plus souvent 298 K) à **partir des corps simples** sous leur forme moléculaire la plus stable à 298 K et sous une pression constante de 1 bar. Les réactifs et produits doivent se trouver dans l'état physique le plus stable.

Exemple : formation d' H_2O à 298 K à partir de H_2 et O_2

$\Delta_f H_{298, \text{H}_2\text{O}}^\circ$ correspond à l'enthalpie standard de formation d' H_2O à 298 K selon la réaction : $\frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

$\Delta_f H_{298, \text{H}_2\text{O}}^\circ$ s'exprime en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Remarque : l'enthalpie standard de formation d'un corps simple est par définition égale à 0.

**DOCUMENT 4 : enthalpie standard de réaction et loi de Hess**

La variation d'enthalpie d'un système en réaction ne dépend que de l'état initial et de l'état final. Elle ne dépend pas du chemin parcouru pour aller de l'état initial à l'état final. Ainsi, on peut écrire :

$$\Delta_r H_{298}^\circ = \sum \Delta_f H_{298}^\circ, \text{ produits} - \sum \Delta_f H_{298}^\circ, \text{ réactifs}$$

Avec $\Delta_r H_{298}^\circ$: l'enthalpie standard de réaction à 298 K qui s'exprime en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exemple : Réaction de combustion du méthane

Soit la réaction : $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

L'enthalpie standard de la réaction à 298 K s'écrit et se calcule ainsi :

$$\Delta_r H_{298}^\circ = 2 \Delta_f H_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) + \Delta_f H_{298}^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) - 2 \Delta_f H_{298}^\circ(\text{O}_2(\text{g})) - \Delta_f H_{298}^\circ(\text{CH}_4(\text{g}))$$

DOCUMENT 5 : données thermodynamique sur la réaction de combustion du butane

$$\Delta_f H_{298}^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -285,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H_{298}^\circ(\text{O}_2(\text{g})) = 0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H_{298}^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})) = -126,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

ACTIVITÉ 4 : régulation thermique du corps humain**DOCUMENT 1 : le corps humain, une machine thermique**

L'organisme peut être représenté comme un noyau central producteur de chaleur entouré par une enveloppe (la peau) dont la capacité en tant qu'isolant thermique peut varier. La peau échange de la chaleur avec le milieu ambiant et le sens et l'intensité de ces échanges dépendent de la température de l'environnement et du pouvoir d'isolation thermique de la peau. Il existe différents modes de transfert thermique entre la peau et le milieu environnant afin d'éliminer un excès d'énergie: la radiation (60%), la convection (15%), la conduction (5%), et l'évaporation (20%). La thermorégulation représente l'ensemble des processus permettant à l'homme de maintenir sa température interne autour de 37°C quel que soit son niveau métabolique ou la température du milieu ambiant.

D'après <https://biologiedelapeau.fr>

DOCUMENT 2 : aspect thermique des réactions

Une transformation physique ou chimique peut entraîner une modification de la température du milieu.

- Si la température du milieu augmente, la transformation est dite exothermique et $\Delta_r H^\circ < 0$
- Si la température du milieu diminue, la transformation est dite endothermique et $\Delta_r H^\circ > 0$
- Si la température du milieu est constante, la transformation est dite athermique et $\Delta_r H^\circ = 0$

DOCUMENT 3 : caractéristique corps humain

Masse moyenne : 70 kg

Capacité thermique massique du corps humain $c_{\text{corps}} = 3,5 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Chaleur latente de vaporisation de l'eau à 37 °C : $L_{\text{vap}} = 2400 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Masse molaire de l'eau : $M = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$



1. Donner les différents modes de transfert thermique possibles pour réguler la température du corps humain.
2. Indiquer le changement d'état associé à l'évaporation et préciser le caractère exo-, endo- ou athermique de cette transformation.
3. Calculer la masse d'eau que le corps doit éliminer pour faire chuter sa température de 2°C (*on supposera que cette variation de température n'est liée qu'à l'évaporation*).

ACTIVITÉ 5 : étude expérimentale d'un combustible

DOCUMENT 1 : Différents types de combustion

Une combustion est une réaction chimique qui se déroule entre deux espèces chimiques et s'accompagne de la production d'énergie thermique : c'est une réaction exothermique. Ces deux espèces chimiques peuvent être catégorisés dans les combustibles et les comburants (principalement le dioxygène). Le phénomène de combustion nécessite la présence simultanée de 3 paramètres : le combustible, le comburant et une température élevée.

En fonction des conditions expérimentales, la réaction de combustion peut être :

- Complète (conditions stœchiométriques) : les pertes d'énergie sont alors minimales
- Complète (avec un excès de O₂) : avec davantage de pertes thermiques par les fumées
- Incomplète (avec un défaut de O₂) : avec des pertes d'énergies conséquentes (le combustible ne libère pas toute l'énergie qu'il aurait dû libérer car il produit du CO et du H₂)

D'après le BUP n°854, vol 97 de mai 2003 sur les combustions industrielles

DOCUMENT 2 : pouvoir calorifique d'un combustible

Le pouvoir calorifique (PC) d'un combustible est la quantité d'énergie par unité de masse que libère sa réaction de combustion. C'est une grandeur extensive qui dépend bien sûr de la quantité de combustible brûlée.

On peut l'exprimer tel que : $\Delta H = m \cdot \Delta_r h$ avec m : la masse de combustible en kg et $\Delta_r h$: l'enthalpie massique de réaction (ou PC) en MJ.kg⁻¹.

Ci-dessous quelques valeurs de référence :

$\Delta_r h$ (charbon) = 30,9 MJ.kg⁻¹ ; $\Delta_r h$ (bois) = 15 MJ.kg⁻¹ ; $\Delta_r h$ (essence) = 47,3 MJ.kg⁻¹

D'après le BUP n°854, vol 97 de mai 2003 sur les combustions industrielles

DOCUMENT 3 : Matériel disponible

- Un briquet contenant du butane ;
- une canette ;
- une potence et une pince ;
- un thermomètre électronique ;
- de l'eau ;
- une éprouvette graduée de 100 mL ;
- une balance.

**DOCUMENT 4 : Capacités thermiques massiques**Aluminium : $C_{\text{alu}} = 900 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ Eau : $C_{\text{eau}} = 4180 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ **1^{ère} partie : expérimentation et estimation du pouvoir calorifique du butane**

1. Proposer un protocole expérimental détaillé d'expériences réalisables à l'aide du matériel listé au document 3 et qui vous permettrait de déterminer le pouvoir calorifique du butane.
2. Réaliser les expériences après validation du protocole par votre professeur et noter vos différentes mesures.
3. À l'aide de vos résultats, faire les calculs nécessaires vous permettant d'estimer le pouvoir calorifique du butane.
4. Comparer le pouvoir calorifique du butane avec les valeurs de références du document 2 et indiquer quel serait à priori le meilleur combustible.

2^{ème} partie : validation théorique**DOCUMENT 5 : enthalpie standard de formation**

Il s'agit de la variation d'enthalpie correspondant à la réaction de **formation d'un corps** à une température donnée (le plus souvent 298 K) à **partir des corps simples** sous leur forme moléculaire la plus stable à 298 K et sous une pression constante de 1 bar. Les réactifs et produits doivent se trouver dans l'état physique le plus stable.

Exemple : formation d' H_2O à 298 K à partir de H_2 et O_2

$\Delta_f H_{298, \text{H}_2\text{O}}^\circ$ correspond à l'enthalpie standard de formation d' H_2O à 298 K selon la réaction : $\frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

$\Delta_f H_{298, \text{H}_2\text{O}}^\circ$ s'exprime en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Remarque : l'enthalpie standard de formation d'un corps simple est par définition égale à 0.

DOCUMENT 6 : enthalpie standard de réaction et loi de Hess

La variation d'enthalpie d'un système en réaction ne dépend que de l'état initial et de l'état final. Elle ne dépend pas du chemin parcouru pour aller de l'état initial à l'état final. Ainsi, on peut écrire :

$$\Delta_r H_{298}^\circ = \sum \Delta_f H_{298}^\circ, \text{ produits} - \sum \Delta_f H_{298}^\circ, \text{ réactifs}$$

Avec $\Delta_r H_{298}^\circ$: l'enthalpie standard de réaction à 298 K qui s'exprime en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exemple : Réaction de combustion du méthane

Soit la réaction : $\text{CH}_4(g) + 2 \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(g)$.

L'enthalpie standard de la réaction à 298 K s'écrit et se calcule ainsi :

$$\Delta_r H_{298}^\circ = 2 \Delta_f H_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}(g)) + \Delta_f H_{298}^\circ(\text{CO}_2(g)) - 2 \Delta_f H_{298}^\circ(\text{O}_2(g)) - \Delta_f H_{298}^\circ(\text{CH}_4(g))$$

DOCUMENT 7 : Données thermodynamique sur la réaction de combustion du butane

$\Delta_f H_{298}^\circ(\text{CO}_2(g)) = -393,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta_f H_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}(g)) = -285,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta_f H_{298}^\circ(\text{O}_2(g)) = 0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ et

$\Delta_f H_{298}^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}(g)) = -126,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

1. Calculer l'enthalpie standard de combustion du butane à l'aide des données thermodynamiques.
2. Donner une relation entre l'enthalpie standard de combustion, la masse molaire et le pouvoir calorifique.
3. En déduire la valeur du pouvoir calorifique théorique du butane.
4. Indiquer si le résultat obtenu expérimentalement est cohérent avec la valeur théorique.
5. Quelles améliorations du montage pourrait-on réaliser pour améliorer la concordance entre le résultat expérimental et la valeur théorique ?