DS n°2 – CORRECTION
SOLUTIONS AQUEUSES – THERMOCHIMIE

Correction Problème n°1 : Traitement des eaux de ruissellement chargées en cations métalliques (G2E 2020)

Q1.
On étudie l'équilibre : $Fe(OH)_{2(s)} = Fe^{2+} + 2\ OH^-$
à l'apparition du solide : $K_s = [Fe^{2+}].[OH^-]^2$ avec $[Fe^{2+}] = 3{,}0.10^{-4}\ mol{\cdot}L^{-1}$ et $K_s = 10^{-15,1}$

cela donne $[OH^-] = 1{,}6.10^{-6}\ mol{\cdot}L^{-1}$ soit pOH = 5,8
pH = 14 – pOH = 8,2

Le pH de précipitation de $Fe(OH)^{2(s)}$ vaut 8,2.

Q2.
Les courbes du document 1 montrent que la concentration en Cu^{2+} diminue et que celle en Fe^{2+} augmente.
Seul Cu^{2+} précipite en $CuS_{(s)}$ ce qui explique la diminution de la concentration en Cu^{2+}.

$Cu^{2+} + S^{2-} = CuS_{(s)}$ $K_1 = 1/K_s(CuS)$
$Fe^{2+} + S^{2-} = FeS_{(s)}$ $K_2 = 1/K_s(FeS)$
On a donc $K_1 > K_2$, soit $1/K_s(CuS) > 1/K_s(FeS)$
$K_s(CuS) < K_s(FeS)$
donc **$pK_s(CuS) > pK_s(FeS)$**

Q3.
La solution S_0 contient les ions Fe^{2+} et Cu^{2+}.
Les bactéries produisent H_2S qui va réagir préférentiellement avec Cu^{2+} pour former $CuS_{(s)}$, ceci explique la diminution de la concentration en Cu^{2+}.
Dans le même temps, l'hydroxyde de fer $Fe(OH)_{2(s)}$ contenu dans la terre se solubilise car le pH est de 3,6, inférieur au pH d'apparition de $Fe(OH)_{2(s)}$. Ceci explique l'augmentation de la concentration en Fe^{2+}.
Les deux **réactions sont lentes** ce qui explique les variations sur plusieurs jours.

Q4.
La solution S_0 contient H_3O^+, Cu_{2+} et Fe^{2+}. L'ajout de OH^- peut donner :
$H_3O+ + OH^- = 2\ H_2O$
$Cu^{2+} + 2\ OH^- = Cu(OH)_{2(s)}$
$Fe^{2+} + 2\ OH^- = Fe(OH)_{2(s)}$

Q5.
Pour comparer les constantes thermodynamiques, il faut la même stoechiométrie pour l'espèce commune (ici OH^-) :
$2\ H_3O+ + 2\ OH^- = 4\ H_2O$ $K_1 = (1/K_e)^2 = 10^{+28}$
$Cu^{2+} + 2\ OH^- = Cu(OH)_{2(s)}$ $K_2 = 1/K_s(Cu(OH)_2) = 10^{+19,3}$
$Fe^{2+} + 2\ OH^- = Fe(OH)_{2(s)}$ $K_3 = 1/K_s(Fe(OH)_2) = 10^{+15,1}$

$K_1 >> K_2$ et K_3 de plus d'un facteur 10^4 donc **OH^- commence par réagir avec H_3O^+**.

Q6.
K_2 >> K_3 de plus d'un facteur 10^4 donc :
à la fin de la 2ème équivalence la précipitation de Cu^{2+} se termine : $Cu^{2+} + 2\ OH^- = Cu(OH)_{2(s)}$
à la 3ème équivalence la précipitation de Fe^{2+} se termine : $Fe^{2+} + 2\ OH^- = Fe(OH)_{2(s)}$

Q7.
<u>à la 2ème équivalence :</u>
$n(Cu^{2+})/1 = n(OH^-)/2$
$[Cu^{2+}] \times V_0 = [OH^-] \times (v_{e2} - v_{e1})/2$

Pour la courbe bleue, on lit v_{e1} = 1,3 mL et v_{e2} = 2,9 mL.
V_0 = 5 mL et $[OH^-] = 1{,}0.10^{-3}$ mol·L^{-1}
$[Cu^{2+}] = 1{,}6.10^{-4}$ mol·L^{-1}

<u>à la 3ème équivalence :</u>
$n(Fe^{2+})/1 = n(OH^-)/2$
$[Fe^{2+}] \times V_0 = [OH^-] \times (v_{e3} - v_{e2})/2$

Pour la courbe bleue, on lit v_{e2} = 2,9 mL et v_{e3} = 5,9 mL.
V_0 = 5 mL et $[OH^-] = 1{,}0.10^{-3}$ mol·L^{-1}
$[Fe^{2+}] = 3{,}0.10^{-4}$ mol·L^{-1}

La courbe bleue correspond bien aux conditions initiales de la solution S_0.

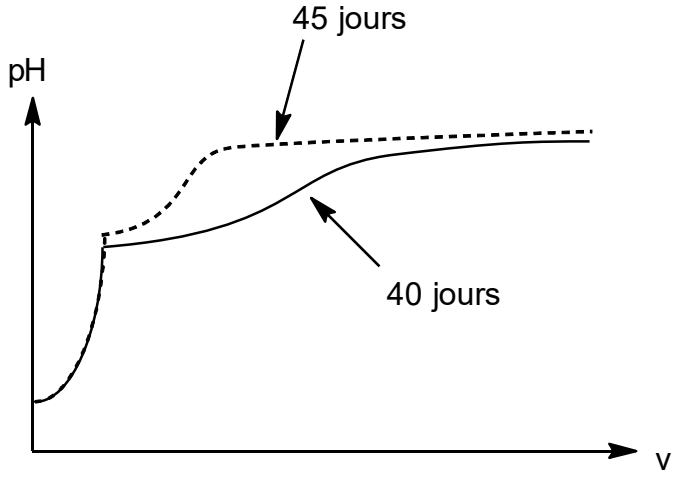
Q8.
Le document montre la disparition progressive de Cu^{2+} donc **$v_{e2} - v_{e1}$ doit diminuer**.
Dans le même temps, il y a apparition de Fe^{2+} donc **$v_{e3} - v_{e2}$ doit augmenter**.

L'ordre chronologique des courbes est donc bleue < rouge < verte < violette.

Q9.
D'après le document 1, à 35 jours il n'y a plus de Cu^{2+}. **Donc les courbes suivantes ne présentent plus que deux équivalences à v_{e1} et v_{e3}** (on a $v_{e2} = v_{e1}$).
La première est toujours à v_{e1} = 1,3 mL.

Comme il n'y a plus de Cu^{2+}, c'est au tour de Fe^{2+} de précipiter sous forme de FeS. L'énoncé précise que cette précipitation est plus rapide que la dissolution de $Fe(OH)_2$ contenu dans la terre donc la concentration en Fe^{2+} diminue ce qui fait que $v_{e3} - v_{e2}$ diminue.

D'où l'allure des courbes à 40 et 45 jours :



Correction Problème n°2 : La respiration, une source d'énergie pour le sportif (G2E 2020)

Q1.
D'après la loi de Hess : $\Delta_r H° = \Sigma \nu_i \times \Delta_f H°_i$
$\Delta_r H° = 6 \times (-290,0) + 6 \times (-393,5) - 1 \times (-1268) - 6 \times 0$
$\Delta_r H° = -2833$ kJ·mol^{-1}

$\Delta_r H° < 0$, la réaction est exothermique (elle libère de l'énergie)

Q2.
L'énergie consommée par le cycliste provient de la respiration :
$E = -\Delta_r H° \times \xi$
avec E = 4500 kcal = 18810 kJ
ξ = n(glucose) d'après la stoechiométrie de la réaction
n(glucose) = 6,64 mol
m(glucose) = n(glucose).M

m(glucose) = 1,2 kg

Q3.
pour une transformation monobare $\Delta H = Q$ et adiabatique $Q = 0$
soit $\Delta H = 0$
H étant une fonction d'état, on peut écrire :
$\Delta H = \Delta H_{respiration} + \Delta H_{échauffement}$
avec $\Delta H_{respiration} = 75/100 \times (-18810) = -14108$ kJ
et $\Delta H_{échauffement} = m.Cp_{eau}.(T_f - T_i)$

avec m = 70 kg = 70.10^3 g ; $Cp_{eau} = 4,18$ J.K^{-1}.g^{-1}
cela donne $T_f = 14108.10^3/(70.10^3 \times 4,18) + 37 = 85°C$

La température finale du cycliste serait de 85°C.

Cette valeur est largement **surestimée**.
D'une part, **le cycliste n'est pas calorifugé**, il y a des pertes de chaleur dans le milieu extérieur (rayonnement...), d'autre part **l'organisme met en jeu des mécanismes afin de lutter contre cette augmentation de température**.

Q4.
Si l'organisme reste à 37 °C, cela signifie que toute l'énergie non utilisée par les muscles (14108 kJ) doit servir à évaporer de l'eau liquide.
$m_{eau} \times L_{vap} = 14108$ kJ
$m_{eau} = 5,9$ kg

La perte d'eau par déshydratation est de 5,9 kg.
Le cycliste doit absorber 5,9 L d'eau.

Q5.
Le cycliste consommant 1 L par heure, cela donne **un effort d'environ 6 h**.
La modélisation permet de trouver un **ordre de grandeur acceptable**.

Néanmoins, il serait possible d'affiner le modèle :

- en n'assimilant pas le cycliste à une masse de 70 kg d'eau
- en connaissant plus exactement le pourcentage d'énergie produite par la respiration convertie en travail (25 % ?, valeur constante pendant l'effort ?)
- en tenant compte des pertes dues au système non parfaitement calorifugé
- en modélisant mieux la température du cycliste pendant l'effort (reste-t-elle toujours à 37°C ?)
- en distinguant les phénomènes de sudation (perte de $H_2O_{(\ell)}$ sans forcément évaporation) et d'expiration de vapeur d'eau.

Correction Problème n°3 : Formes polymorphes de la caféine (Mines-Ponts PC 2020)

Q1.
pour le gaz parfait : $a_g = P/P°$
$\boldsymbol{\mu_g(T,P) = \mu_g°(T) + R.T.\ln(P/P°)}$

pour la phase condensée solide pure : $a_s = 1$
$\boldsymbol{\mu_s(T,P) = \mu_s°(T)}$

$\mu_g°(T)$ est le potentiel chimique de l'espèce gazeuse dans son état standard à T.
$\mu_s°(T)$ est le potentiel chimique de l'espèce solide dans son état standard àT.

Q2.
1er principe : $dU = \delta W + \delta Q = -P_e.dV + \delta Q$
2ème principe : $dS = \delta S_e + \delta S_i = \delta Q/T_e + \delta S_i$
or $P_e = P$ et $T_e = T$ (équilibre mécanique et thermique)
$dU = -PdV + TdS - T.\delta S_i$

$G = U + PV - TS$
$dG = V.dP - S.dT - T.\delta S_i$

or $dG = V.dP - S.dT + \Sigma\, \mu_i.dn_i$

Par identification : $\boldsymbol{\Sigma\, \mu_i.dn_i = -T.\delta S_i}$

Q3.
Pour une **évolution spontanée**, la transformation est irréversible $\boldsymbol{\delta S_i > 0}$.
Cela donne $\boldsymbol{\Sigma\, \mu_i.dn_i < 0}$.

On étudie

	$A_{(s)}$	=	$A_{(g)}$
	n_s		n_g
	n_s+dn_s		n_g+dn_g

$\mu_s.dn_s + \mu_g.dn_g < 0$
avec $dn_s = -dn_g$
$(\mu_s - \mu_g).dn_s < 0$

Si la phase solide est la plus stable cela signifie que le système évolue spontanément dans le sens indirect $dn_s > 0$.
$\mu_s - \mu_g < 0$, soit $\mu_s < \mu_g$
avec les expressions de **Q1** :
$\mu_s°(T) < \mu_g°(T) + R.T.\ln(P/P°)$
ce qui donne $\boldsymbol{P > P°.\exp\left(\frac{\mu_s° - \mu_g°}{RT}\right) = P_{sat}}$ **si la phase solide est plus stable**.

Q4.
$\mu_g(T+dT,P+dP) = \mu_s(T+dT,P+dP)$
$\mu_g(T,P) + (\partial\mu_g/\partial T).dT + (\partial\mu_g/\partial P).dP = \mu_s(T,P) + (\partial\mu_s/\partial T).dT + (\partial\mu_s/\partial P).dP$
or $\mu_g(T,P) = \mu_s(T,P)$
il vient $-s_g.dT + v_g.dP = -s_s.dT + v_s.dP$
$\mathbf{dP/dT = (s_g - s_s)/(v_g - v_s)}$
or $s_g - s_s = \Delta_{subl}S$

Pour un changement d'état à T et P constantes :
$\Delta S = Q/T$ or $Q = \Delta H$ d'où $\Delta S = \Delta H/T$

$s_g - s_s = \Delta_{subl}H/T$

On fait l'approximation $v_g >> v_s$.

<u>Justification :</u>
- Pour un gaz parfait $v_g = V/n = RT/P$
  dans les conditions T = 298 K et P = 10^5 Pa, $v_g = 25.10^{-3}$ $m^3.mol^{-1}$ = 25 $L.mol^{-1}$
- Pour une phase condensée, par exemple de l'eau
  $v_s = V/n = m/(\rho n) = M/\rho$
  M = 18 $g\cdot mol^{-1}$ et ρ = 1 $g.mL^{-1}$
  v_s = 18 $mL.mol^{-1}$
- on a bien $v_g >> v_s$ d'un facteur 10^3.

On obtient l'expression demandée :
$\mathbf{dP/dT = \Delta_{subl}H/(T.v_g)}$

Q5.
$dP/dT = \Delta_{subl}H/(T.v_g)$
or $v_g = RT/P$
$dP/P = \Delta_{subl}H/R \times 1/T^2.dT$
Si $\Delta_{subl}H$ est indépendnant de T, on peut primitiver :
$\ln P = \Delta_{subl}H/R \times (-1/T) + \text{constante}$

On obtient la forme demandée : $\ln P = -A/T + B$ avec $A = \Delta_{subl}H/R$.

Q6.
$$P_{sat} = P^\circ.\exp\left(\frac{\mu_s^\circ - \mu_g^\circ}{RT}\right)$$ d'après **Q3**
$\mu_s^\circ(T) = \mu_g^\circ(T) + R.T.\ln(P_{sat}/P^\circ)$

Si la forme I est plus stable que la forme II : $\mu^\circ_I(T) < \mu^\circ_{II}(T)$.
$\mu_g^\circ(T) + R.T.\ln(P_I/P^\circ) < \mu_g^\circ(T) + R.T.\ln(P_{II}/P^\circ)$
soit $P_I < P_{II}$

La forme solide la plus stable a bien la pression de vapeur saturante la plus faible.

Q7.
à l'équilibre forme I = forme II
$\mu°_I(T_{trs}) = \mu°_{II}(T_{trs})$
$P_I = P_{II}$
$\ln P_I = \ln P_{II}$
$-A_I/T_{trs} + B_I = -A_{II}/T_{trs} + B_{II}$

après calcul on obtient : $\mathbf{T_{trs} = \frac{A_{II} - A_I}{B_{II} - B_I}}$

Q8.
Avec les régressions linéaires, il vient :
$A_I = 1{,}3.10^4$ K $B_I = 33{,}1$
$A_{II} = 1{,}4.10^4$ K $B_{II} = 35{,}8$

$\Delta_{subl}H = R \times A$

$\mathbf{\Delta_{subl}H(I) = 108\ kJ\cdot mol^{-1}}$
$\mathbf{\Delta_{subl}H(II) = 116\ kJ\cdot mol^{-1}}$

$\mathbf{T_{trs} = 370\ K}$

Q9.

$$\begin{array}{ccc} & \Delta_{trs}H & \\ & \text{forme II} = \text{forme I} & \\ \Delta_{subl}H(II) \searrow & \text{gaz} & \nearrow -\Delta_{subl}H(I) \end{array}$$

$\Delta_{trs}H = \Delta_{subl}H(II) - \Delta_{subl}H(I)$
$\mathbf{\Delta_{trs}H = 8\ kJ\cdot mol^{-1}}$

On note un **écart non négligeable du au manque de chiffres significatifs des valeurs de A_I et A_{II}** qui permettent ensuite le calcul de $\Delta_{subl}H(I)$ et $\Delta_{subl}H(I)$.

Correction Problème n°4 : Décomposition thermique de la sidérite (Agro-Véto 2009)

Q1.
$\Delta_r H° = \Sigma\ \nu_i.\Delta_f H°_i$
$\Delta_r H° = 1 \times (-260) + 1 \times (-393) - 1 \times (-740)$
$\mathbf{\Delta_r H° = 87\ kJ\cdot mol^{-1}}$

$\Delta_r S° = \Sigma\ \nu_i.S_m°_i$
$\Delta_r S° = 1 \times 58 + 1 \times 214 - 1 \times 93$
$\mathbf{\Delta_r S° = 179\ J\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1}}$

Dans le cadre de l'approximation d'Ellingham, **$\Delta_r H°$ et $\Delta_r S°$ sont indépendantes de T**.

$\Delta_r G°(500\ K) = \Delta_r H° - T.\ \Delta_r S°$
$\mathbf{\Delta_r G° = -2{,}5\ kJ\cdot mol^{-1}}$

$\Delta_r G° = -R.T.\ln K°$
K° = 1,8

$Q = (P_{CO2}/P°) \times 1 / 1$
à l'équilibre : Q = K°
$\mathbf{P_{CO2,éq} = 1{,}8\ bar}$

Q2.
Dans le sens direct, il y a **production d'espèces gazeuses** donc le **désordre augmente** ce qui est cohérent avec $\Delta_r S° > 0$.

Q3.
loi de Van t'Hoff : $\mathbf{d\ln K°/dT = \Delta_r H° /(RT^2)}$

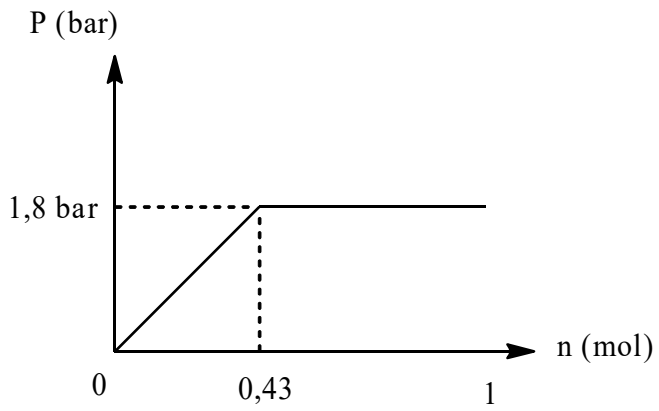
$\Delta_r H° > 0$ donc $d\ln K°/dT > 0$
lnK° est donc une fonction croissante de T.
ln étant une fonction croissante, K° est une fonction croissante de T.

Si la température augmente alors K° augmente et donc $P_{CO2,éq}$ augmente.
Un augmentation de température déplace l'équilibre dans le sens direct.

Q4.
à l'équilibre $P_{CO2,éq} = 1{,}8\ bar = 1{,}8.10^5\ Pa$
$P_{CO2,éq}.V = n_{CO2,éq}.R.T$
avec $V = 10\ L = 10.10^{-3}\ m^3$ et T = 500 K
$\mathbf{n_{CO2,éq} = 0{,}43\ mol}$

mol	$FeCO_{3(s)}$	=	$FeO_{(s)}$	+	$CO_{2(g)}$
EI	n		0		0
EF	n-ξ		ξ		ξ

Si l'état final est un état d'équilibre alors $\xi = n_{CO2,éq}$ et les deux solides sont présents.
La présence de $FeCO_{3(s)}$ impose $n-\xi = n-n_{CO2,éq} > 0$ soit $n > n_{CO2,éq}$.
Si $n > n_{CO2,éq}$ alors il y a suffisamment de $FeCO_{3(s)}$ initialement pour atteindre l'équilibre. $P = P_{CO2,éq}$.
Si $n < n_{CO2,éq}$ alors la réaction est totale jusqu'à disparition de $FeCO_{3(s)}$ et $\xi = n$
$P = \xi.R.T/V = n.R.T/V$



Q5.
La variance est le nombre de paramètres intensifs indépendants que l'opérateur doit fixer afin que l'état d'équilibre du système soit parfaitement défini.

Q6.

- **Pour $n < n_{CO2,éq}$**

nombre de paramètres intensifs : X = 4 T, P, $x_{FeO(s)}$, $x_{CO2(g)}$ $FeCO_{3(s)}$ est absent
nombre de relations : Y = 2 2 phases pas de loi d'action des masses
v = 4 – 2
v = 2
L'opérateur peut fixer T et P indépendamment tout en étant en rupture d'équilibre.

- **Pour $n > n_{CO2,éq}$**

nombre de paramètres intensifs : X = 5 T, P, $x_{FeO(s)}$, $x_{CO2(g)}$, $x_{FeCO3(s)}$
nombre de relations : Y = 4 3 phases et 1 loi d'action des masses
v = 5 – 4
v = 1
L'opérateur peut fixer T ou P (si T est fixée alors P est imposée), le système étant alors à l'équilibre.

Q7.
$\Delta_rG = \Delta_rG° + RT.\ln Q$
$A = -\Delta_rG$
$A = -\Delta_rG° - RT.\ln Q = RT.\ln K° - RT.\ln Q$
$\mathbf{A = RT.\ln(K°/Q)}$

$K° = P_{CO2,éq}/P° = (n_{CO2,éq}RT)/(P°V)$
$Q = P_{CO2}/P° = (n_{CO2}RT)/(P°V)$

$A = RT.\ln(n_{CO2,éq}/n_{CO2})$
avec $n_{CO2,éq} = 0,43$ mol et $n_{CO2} = 1$ mol
$n_{CO2,éq}/n_{CO2} < 1$
$\mathbf{A < 0}$

La condition d'évolution spontanée est $A.d\xi > 0$.
Comme $A < 0$ alors $d\xi < 0$.
Le système évolue spontanément dans le sens indirect.

Q8.

mol	$FeCO_{3(s)}$	=	$FeO_{(s)}$	+	$CO_{2(g)}$
EI	0		1		1
EF	ξ		$1-\xi$		$1-\xi$

A l'état final d'équilibre, $1-\xi = 0,43$ soit $\xi = 0,57$ mol.

Composition du système à l'équilibre :
$FeCO_{3(s)}$: 0,57 mol
$FeO_{(s)}$ et $CO_{2(g)}$: 0,43 mol

Correction Problème n°5 : Combustion des alcanes (ENSTIM 2001)

1.
à T et P fixées, $Q = \int \Delta_r H.d\xi$
Le signe de $\Delta_r H$ renseigne donc sur le signe de l'énergie thermique reçue par le système Q.
Si $\mathbf{\Delta_r H > 0}$, $Q > 0$, le système reçoit de l'énergie thermique, **réaction endothermique**.
Si $\mathbf{\Delta_r H < 0}$, $Q < 0$, le système fournit de l'énergie thermique, **réaction exothermique**.
Si $\mathbf{\Delta_r H \approx 0}$, $Q \approx 0$, le système n'échange pas d'énergie thermique, **réaction athermique**.

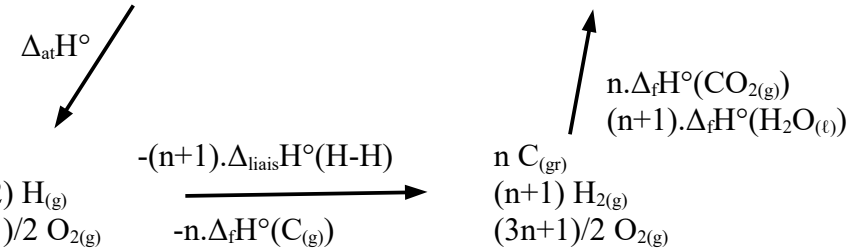
État standard d'une espèce :
pour un gaz : ce même gaz parfait, pur, à T et P° = 1 bar ;
pour une phase condensée : cette même phase condensée, pure, à T et P° :
pour un soluté : ce même soluté en solution infiniment diluée extrapolée à c° = 1 mol·L^{-1}, à T et P°.

Enthalpie standard de formation $\Delta_f H°$:
C'est l'enthalpie standard de la réaction de formation d'une espèce, qui correspond à la formation de cette espèce avec un coefficient stœchiométrique de 1 à partir des éléments qui la constituent pris dans leur état standard de référence.

2.
équation bilan : $\mathbf{C_nH_{2n+2(g)} = n\,C_{(g)} + (2n+2)\,H_{(g)}}$

dans C_nH_{2n+2}, il y a :
n-1 liaison C-C
2n+2 liaisons C-H
d'où $\mathbf{\Delta_{at}H° = (n-1).\Delta_{liais}H°(C\text{-}C) + (2n+2).\Delta_{liais}H°(C\text{-}H)}$

3.
réaction de combustion :
$\mathbf{C_nH_{2n+2(g)} + (3n+1)/2\ O_{2(g)} = n\ CO_{2(g)} + (n+1)\ H_2O_{(\ell)}}$ $\Delta_r H°$



$\Delta_r H° = \Delta_{at}H° - (n+1).\Delta_{liais}H°(H\text{-}H) - n.\Delta_f H°(C_{(g)}) + n.\Delta_f H°(CO_{2(g)}) + (n+1).\Delta_f H°(H_2O_{(\ell)})$

$\mathbf{\Delta_r H° = (n-1).\Delta_{liais}H°(C\text{-}C) + (2n+2).\Delta_{liais}H°(C\text{-}H) - (n+1).\Delta_{liais}H°(H\text{-}H) - n.\Delta_f H°(C_{(g)}) + n.\Delta_f H°(CO_{2(g)}) + (n+1).\Delta_f H°(H_2O_{(\ell)})}$

numériquement en fonction de n et en kJ·mol^{-1} :
$\mathbf{\Delta_r H° = -574n - 245\ \ (kJ\cdot mol^{-1})}$

4.
$Q = \Delta_r H°.\xi$ (énergie reçue par le système).
donc $E_{libérée} = -\Delta_r H°.\xi$ avec $\xi = n(C_nH_{2n+2})$
$\mathbf{E_{libérée} = -\Delta_r H°.n(C_nH_{2n+2})}$

$q(n) = E_{libérée} / m(C_nH_{2n+2}) = -\Delta_rH°.n(C_nH_{2n+2})/m(C_nH_{2n+2}) = -\Delta_rH°/M(C_nH_{2n+2})$
$M(C_nH_{2n+2}) = n.M(C) + (2n+2).M(H) = 14n + 2\ g\cdot mol^{-1} = (14n + 2).10^{-3}\ kg\cdot mol^{-1}$
$q(n) = (574n + 245)/(14n + 2) \times 10^3$ (en $kJ\cdot kg^{-1}$)

$q(n) = (574n +245) / (14n + 2)$ en $MJ\cdot kg^{-1}$

5.
$q(1) = 51,2\ MJ\cdot kg^{-1}$
$q(3) = 44,7\ MJ\cdot kg^{-1}$
$q(4) = 43,8\ MJ\cdot kg^{-1}$
q(n) décroît légèrement (de 15 % de 1 à 4).

6.
L'énergie à fournir pour chauffer 1 L (= 1 kg) d'eau de 20°C à 100°C vaut :
$Q_{eau} = m_{eau}.C_{eau}.\Delta T = 1 \times 4,2 \times (100 – 20) = 336\ kJ$

1 mol de C_nH_{2n+2} libère $-\Delta_rH°$ et n mol de CO_2.
Il faut donc $Q_{eau} / -\Delta_rH°$ mol de C_nH_{2n+2} pour chauffer l'eau, ce qui libère $n.Q_{eau} / -\Delta_rH°$ mol de CO_2.

$n(CO_2) = n.Q_{eau} / -\Delta_rH°$
$n(CO_2) = 336n/(574n+245)$

CH_4 0,41 mol de CO_2 libéré
C_3H_8 0,51 mol de CO_2 libéré
C_4H_{10} 0,53 mol de CO_2 libéré

7.
Le méthane est le combustible au plus fort pouvoir calorifique et d'émission de CO_2 le plus faible.