



TUTORAT UE 1 2015-2016 – Chimie Générale

CORRECTION Séance n°1 – Semaine du 21/09/2015

Chimie Générale Mme Nurit

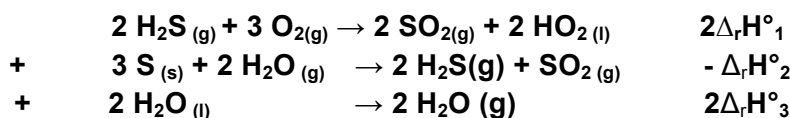
QCM n°1 : A, D

A. Vrai

B. Faux. Valable pour $3 \Delta_f H^\circ$ (SO_2)!

C. Faux

D. Vrai.



$$3 \Delta_f H = 2\Delta_r H^\circ_1 - \Delta_r H^\circ_2 + 2\Delta_r H^\circ_3 = -2056,76 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\text{D'où } \Delta_f H = 1/3 (-2056,76) = -685,58 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Remarque : « mol⁻¹ » signifie par mole d'avancement de la réaction.

E. Faux. Attention aux valeurs : T est en Kelvin et non en °C et Δn correspond au nombre de moles de gaz uniquement.

Remarque : Si on prend : $3 \text{S}(\text{s}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3 \text{SO}_2(\text{g})$: $\Delta_f U^\circ = -2056,76 - 8,31 \cdot 10^{-3} \times 373 \times (3 - 3)$
 Si on prend : $\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g})$: $\Delta_f U^\circ = -685,58 - 8,31 \cdot 10^{-3} \times 373 \times (1 - 1)$

QCM n°2 : A, B, D

A. Vrai. O₂ est un corps simple.

B. Vrai. Une réaction de combustion dans le O₂ peut donner :

- soit CO₂ et /ou pas un autre composé
- soit H₂O et /ou pas un autre composé
- soit CO₂ et H₂O

On l'appelle encore « réaction d'oxydation »

En revanche une réaction d'oxydation n'est pas forcément une réaction de combustion

Ex : CH₃-CH₂-OH → CH₃-CHO par oxydation ménagée

Remarque : $\Delta_r H^\circ_3$ est aussi appelé chaleur latente de vaporisation.

C. Faux. L'enthalpie est une variable extensive, c'est à dire une variable proportionnelle à la quantité de matière que contient le système tout comme le volume.

D. Vrai.

E. Faux. $\Delta_r H^\circ_2$ est négative donc exothermique.

QCM n°3 : A, B, E

A. **Vrai.**

B. **Vrai.**

C. Faux. On applique la loi de Hess. $\Delta_r H = \Delta_f H_{\text{produits}} - \Delta_f H_{\text{réactifs}}$

$$\begin{aligned} \Delta_r H^\circ_1 &= \Delta_r H^\circ_2 + 2 \times \Delta_r H^\circ_3 - 2 \times \Delta_r H^\circ_4 - \Delta_r H^\circ_5 - \Delta_r H(\text{Cl}_2) \\ &= -814 + 2 \times (-92,3) - 2 \times (-246) - (-296,8) - 0 \\ &= -209,8 \text{ kJ.mol}^{-1} \end{aligned}$$

On peut également faire une combinaison d'équation.

D. Faux. $\Delta_r H^\circ_1 < 0$, elle est donc exothermique.

E. **Vrai.**

QCM n°4 : A, B, E

A. **Vrai.**

B. **Vrai.**

C. Faux. La capacité calorifique massique, comme son nom l'indique sera associée à la masse, on la retrouvera donc dans la formule $Q_p = m \times c \times \Delta T$

D. Faux. La chaleur spécifique est la quantité de chaleur nécessaire pour élever la température d'un **gramme** de matière d'un degré Kelvin

E. **Vrai.**

QCM n°5 : B, C, D

A. Faux. Capacité calorifique massique = chaleur spécifique = c

B. **Vrai.** $Q_p = m \times c \times \Delta T \Rightarrow c = \frac{Q_p}{m \times \Delta T} = \frac{115}{7,6 \times 2,4} = 6,3 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$ soit /4,18 = $1,5 \text{ cal.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$

C. **Vrai.** Capacité calorifique molaire = $C_p = \frac{Q_p}{n \times \Delta T} = \frac{115}{\frac{7,6}{180} \times 2,4} = 1135 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Soit / 4,18 = $271,5 \text{ cal.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$.

D. **Vrai.** Capacité calorifique totale : $C_{\text{TOT}} = C_p \times n = 1135 \times 0,042 = 47,9 \text{ J.K}^{-1} = 11,5 \text{ cal.K}^{-1}$.

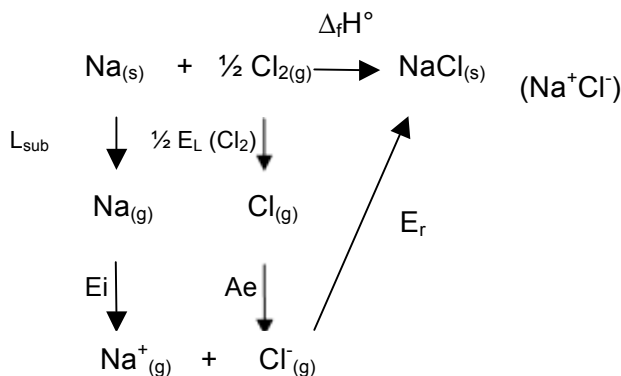
E. Faux.

QCM n°6 : E

A. Faux. C'est l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome ou ion isolé à l'état gazeux pour lui arracher un électron.

B. Faux. C'est l'énergie requise pour rompre la liaison entre deux atomes.

C. Faux. $\Delta_f H^\circ (\text{NaCl}) = L_{\text{sub}} (\text{Na}) + E_i + \frac{1}{2} E_L (\text{Cl}_2) + A_e + E_r$
 $= 108 + 496 + (0,5 \times 240) - 349 - 786 = -411 \text{ kJ.mol}^{-1}$



D. Faux. D'après la loi de Hess : $\Delta_r H^\circ (1) = [\Delta_f H^\circ (\text{NaCl}) + \Delta_f H^\circ (\text{H}_2\text{O})] - [\Delta_f H^\circ (\text{HCl}) + \Delta_f H^\circ (\text{NaOH})]$
 $= (-411 - 285) - (-93 - 553) = -50 \text{ kJ.mol}^{-1}$

C'est la valeur de la variation d'enthalpie de neutralisation d'1 monoacide fort par une monobase forte.

E. **Vrai.**

QCM n°7 : C, D

- A. Faux. L'équation comporte 12 O₂ et non pas 11.
B. Faux. C'est une combustion elle libère donc de l'énergie, par conséquent elle est exothermique.
C. **Vrai.** $Q_{\text{reçue}} = C \times \Delta T = 600 \times (313,24 - 311) = 1344 \text{ J}$
D. **Vrai.** Attention au signe ! $\Delta H = - Q_r = Q_d = - 1344 \text{ J mol}^{-1}$
E. Faux. $\Delta H = Q_d = - 1344 \text{ J mol}^{-1}$
F. Faux

QCM n°8 : A, B, E

- A. **Vrai.** Elle correspond à une dégradation d'une partie de l'énergie qui n'est alors plus récupérable.
B. **Vrai.** Elle n'est nulle qu'au zéro absolu (soit - 273 K) et augmente avec la température.
C. Faux. La variation d'entropie n'est assurément positive que dans le cas d'un système isolé ou en considérant l'entropie totale (système + milieu extérieur). Exemple de système : l'eau liquide se solidifiant à une température < 0°C, son entropie diminue bien. On dit alors que la réaction est défavorisée d'un point de vue entropique.
D. Faux. La variation d'enthalpie de la réaction est l'autre facteur de spontanéité. Il faut regarder le signe de ΔG qui correspond à $\Delta H - T\Delta S$.
E. **Vrai.** Augmentation de l'entropie = Diminution de la capacité à fournir du travail.

QCM n°9 : C, D, E

- A. Faux. L'entropie molaire de l'état gazeux d'un corps est plus élevée que celle de l'état liquide, car la matière est plus « désorganisée » dans les gaz.
B. Faux.
C. **Vrai.** $\Delta_r S^\circ = S^\circ_{(\text{CO}_2)} - S_{(\text{CO})} - \frac{1}{2} S_{(\text{O}_2)} = - 86,3 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
Attention aux unités ! L'entropie est souvent en J et non en kJ.
D. **Vrai.** Il s'agit de la loi de Kirchhoff appliquée à l'entropie.
E. **Vrai.** Car $\Delta_r S < 0$: l'état final est plus ordonné que l'état initial car il y a moins de moles de G.

QCM n°10 : A, B, C, D, E

- A. **Vrai.** Car c'est un corps simple.
B. **Vrai.** $\Delta_r G^\circ = \Delta_f G^\circ_{(\text{CO}_2)} - \Delta_f G^\circ_{(\text{CO})} - \frac{1}{2} \Delta_f G^\circ_{(\text{O}_2)} = - 257,3 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
C. **Vrai.** $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ$ donc $\Delta_r H^\circ = \Delta_r G^\circ + T\Delta_r S^\circ = - 257,3.10^3 + 298 \times (- 86,3) = - 283 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
D. **Vrai.** Car $\Delta_r H^\circ < 0$.
E. **Vrai.** Car dans le sens 1 : $\Delta_r G < 0$.

QCM n°11 : F

- A. Faux. $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T.\Delta_r S^\circ = 57,2.10^3 - 298 \times 175,8 = 4811,6 \text{ J.mol}^{-1}$.
B. Faux. $\Delta_r G^\circ > 0$, la réaction est donc non spontanée dans le sens 1.
C. Faux. $\Delta_r G^\circ > 0$, la réaction est donc endergonique.
D. Faux. $\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ_{(\text{produits})} - \Delta_f H^\circ_{(\text{réactifs})} = 2 \times \Delta_f H^\circ_{(\text{NO}_2)} - \Delta_f H^\circ_{(\text{N}_2\text{O}_4)}$
$$\Rightarrow \Delta_f H^\circ_{(\text{NO}_2)} = \frac{[\Delta_r H^\circ + \Delta_f H^\circ_{(\text{N}_2\text{O}_4)}]}{2} = \frac{(57,2 + 9,2)}{2} = 33,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

E. Faux. $\Delta_r S^\circ = \Delta_f S^\circ_{(\text{produits})} - \Delta_f S^\circ_{(\text{réactifs})} = 2 \times \Delta_f S^\circ_{(\text{NO}_2)} - \Delta_f S^\circ_{(\text{N}_2\text{O}_4)}$
$$\Rightarrow \Delta_f S^\circ_{(\text{N}_2\text{O}_4)} = 2 \times \Delta_f S^\circ_{(\text{NO}_2)} - \Delta_r S^\circ = 2,240 - 175,83 = 304,2 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

F. **Vrai.**

QCM n° 12 : C

- A. Faux. On utilise la loi de Kirchhoff $\Delta_r H^\circ_{(310)} = \Delta_r H^\circ_{(298)} + \Delta T \times [(nC_p)_{\text{produits}} - (nC_p)_{\text{réactifs}}]$
$$\Rightarrow \Delta_r H^\circ_{(310)} = - 455.10^3 + (37 - 25) \times (6 \times 75,3 + 6 \times 42,6) - (6 \times 31,1 + 81,2) = - 449796,8 \text{ J.mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow \Delta_r H^\circ_{(310)} \approx - 449,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

B. Faux. Cf item A
C. **Vrai.** C'est la même chose que $\Delta_r S^\circ_{(310)} = \Delta_r S^\circ_{(298)} + \ln(T_f/T_i) \times [(nC_p)_{\text{produits}} - (nC_p)_{\text{réactifs}}]$ (inversion)
D. Faux. $\Delta_r S^\circ_{(310)} = 259 + \ln(310/298) \times [(6 \times 42,6 + 6 \times 75,3) - (81,2 + 6 \times 32,1)] = 276,12 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$
E. Faux. $\Delta_r G^\circ_{(310)} = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ = - 449796,8 - 310 \times 276,12 = - 535393,39 \text{ J.mol}^{-1} \approx - 535,4 \text{ kJ.mol}^{-1}$