**Exercice 1** **: Premier principe**

On considère un gaz parfait dans les conditions initiales (PA, TA, VA) auquel on fait subir les transformations citées ci-dessous.

1. Calculer les paramètres manquants (P ;V ;T) pour chaque état.
2. Représenter les différentes transformations sur un diagramme de Clapeyron (P,V).
3. Calculer W, Q, ΔU et ΔH pour chaque transformation.
4. Montrer que le premier principe est vérifié pour le cycle ABCDA.

**AB** : Compression adiabatique, **BC** : Refroidissement isochore

**CD** : Détente isotherme **DA :** Transformation isobare

PA= 3atm ; VA=16,4 L ; TA=300K ; γ = 1,66 ; TB= 450K, PC=4,5atm, PD= 3atm, R=8,32 J.mol-1.K-1

**Exercice 2 : Loi de Hess / Loi de Kirchhof**

1. Ecrire la réaction de combustion du benzène liquideà25°C et à pression atmosphérique.
2. Calculer l’enthalpie standard de la combustion du benzène liquide.
3. Calculer $∆H\_{comb, T }^{°}a$ccompagnant la même réaction à 600 °C.

 **H2O (l) CO2 (g) C6H6(l) O2(g)**

$∆H\_{f}^{0 }$**kJ.mol-1** -285,83 -393,51 49,45 -

**Cp  J.K-1mol-1** 75,29 37,11 136,10 29,36

**Exercice** **3** : **Combinaison des réactions/ Cycle thermodynamique/ Energie de liaison**

La réaction d’hydrogénation de CO à 25°C est la suivante : **CO (g) + 3H2(g) → CH4(g) + H2O (l)**

a) Calculer$ ΔH\_{R,298K }^{0}$.En déduire si la réaction est endothermique ou exothermique ?

 (1) **CO (g) + 1/2O2 (g) → CO2 (g)** $ΔH\_{R1,298K}^{0}=-283 kJ.mole^{-1}$

(2**) H2 (g) + 1/2O2 (g) → H2O (l)** $ΔH\_{R2,298K}^{0}-285,8 kJ.mole^{-1} $

(3) **CH4 (g) + 2O2 (g) → CO2 (g) + 2H2O (l)** $ΔH\_{R3,298K}^{0}=-890 kJ.mole^{-1}$

b) Calculer l’énergie de la liaison C-H dans le méthane à partir des données suivantes, à 298K : $∆H\_{Comb,CH\_{4(g)}}^{0}$ $∆H\_{f,H\_{2}O\_{\left(l\right)}}^{0} , ∆H\_{Sub, C\_{gr}}^{0}= 171,7, kcal.mol^{-1}$, $E\_{L, H-H}^{}= -104,2 kcal.mol^{-1}$, $∆H\_{f,CO\_{2\left(g\right)}}^{0}= -94,1 kcal.mol^{-1}$

**Exercice 4 : Relation entre QP et QV**

La réaction de synthèse de l’ammoniac est : $\frac{1}{2}N\_{2(g)}+\frac{3}{2}H\_{2(g)} →NH\_{3(g)}$

A 0°C et à pression constante, la chaleur de formation de NH3 est $∆H\_{R, 273K}^{°}=-12,2Kcal.mol^{-1}$

1. Calculer la chaleur de formation de NH3, à pression constante, à la température à 450°C.
2. Calculer la chaleur de formation de NH3, à volume constant, à la même température.

**On donne : CP** (N2)= CP (H2)= 6,5+ 10-3 T (cal.mol-1.K-1), **CP** (NH3)= 8,3 + 7.10-4 T (cal.mol-1.K-1),

 **R**=2cal. mol-1.K-1