

TUTORAT DE MEDECINE RANGUEIL  
ANNEE UNIVERSITAIRE 2005-2006  
PCEM1

# BIOPHYSIQUE



## Commentaire de cours et entraînement aux QCM

Salim Kanoun  
Jean-Christophe Lecomte  
Elise Birague-Cavallie  
Djaouad Berkach

# Sommaire :

## Partie I : Commentaires de cours :

Chapitre 1 : Forces, Vecteurs, Travaux

Chapitre 2 : Température, Chaleur

Chapitre 3 : 1<sup>er</sup> principe

Chapitre 4 : 2<sup>nd</sup> principe

## Partie II : Entraînement aux QCM :

Chapitre 1 : Forces, Vecteurs, Travaux

Chapitre 2 : Température, Chaleur

Chapitre 3 : Transformations thermodynamiques

Chapitre 4 : Calculs de l'évolution des systèmes

- Les commentaires de cours sont des **commentaires** ! Ils ne visent donc pas à être exhaustifs mais à offrir une approche complémentaire au cours du Dr Victor.

- Un certain nombre de ces QCM est issu d'annales de concours des années passées. Nous remercions donc le Dr Victor de nous avoir permis d'en emprunter et de nous en inspirer.

- **En aucun cas, les commentaires de cours et QCM de ce polycopié ne pourront engager la responsabilité des auteurs de ce polycopié, de la faculté de médecine ou du Dr Victor responsable de l'enseignement de la thermodynamique en PCEM1 à Rangueil.**

# Partie I

## Commentaires de cours

# Chapitre 1 :

# Forces, Vecteurs, Travaux

*Commenté par Elise  
Birague-Cavallie*

# Introduction à la thermodynamique :

## Définition :

Etude de la matière et de ses transformations dans tous les cas où intervient la température.

Un corps physique est constitué d'un grand nombre de particules dont l'évolution individuelle n'est accessible ni à l'expérience ni à la précision théorique.

Cependant, il est possible de caractériser un comportement collectif par des grandeurs mesurables à notre échelle.

Le lien entre les grandeurs thermodynamiques, à l'échelle macroscopique et les grandeurs mécaniques, discontinus, à l'échelle moléculaire est de nature statistique : par le calcul utilisant l'intégration.

## Rappels mathématiques :

### Scalaire :

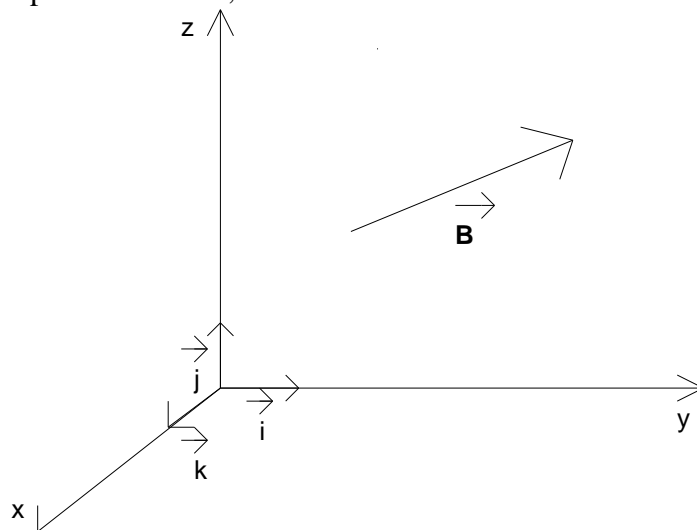
Un scalaire est un point défini par une valeur numérique.

Exemple : une distance quantitative du point A au point B

La voiture va de A en B, l'info porte uniquement sur la distance.

### Vecteur :

Un vecteur est défini par sa direction, son sens et sa norme. Sa norme est une valeur scalaire.



$\vec{B}$  est défini par ses coordonnées dans le repère (x, y, z).

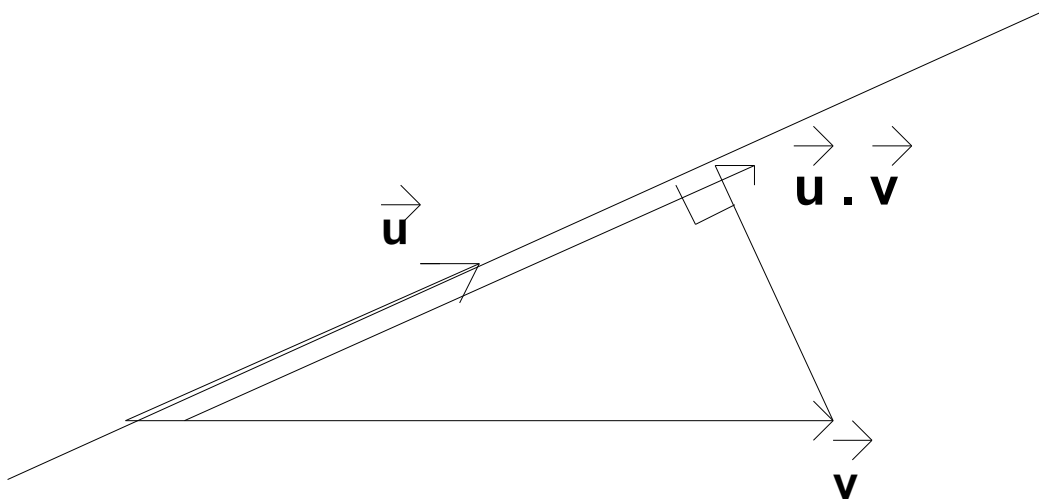
On peut écrire que 
$$\vec{B} = B_x \cdot \vec{k} + B_y \cdot \vec{i} + B_z \cdot \vec{j}$$

Ou bien

$$\vec{B} \begin{array}{|l} B_x \\ B_y \\ B_z \end{array}$$

$(B_x, B_y, B_z)$  sont les valeurs de la norme de  $\vec{B}$  selon les 3 axes (0x), (0y) et (0z) eux-mêmes définis par leurs vecteurs directions  $\vec{i}$ ,  $\vec{j}$  et  $\vec{k}$ .

### Produit scalaire :



Le produit scalaire de 2 vecteurs est égal à la projection orthogonale de  $\vec{v}$  sur la droite ayant comme direction  $\vec{u}$  multiplié par le module de vecteur  $\vec{u}$  (le résultat est un scalaire).

### Dérivée :

La dérivée d'une fonction est la variation de cette fonction par unité de variation de sa variable (le plus souvent).

$$f'(x) = df(x)/dx$$

### Différentielle totale exacte (DTE) :

Soit  $f$ , une fonction qui varie selon 2 variables  $x$  et  $y$  :  $f(x,y)$ .

$$df(x, y) = f'(x).dx + f'(y).dy$$
$$= \left( \frac{\partial f}{\partial x} \right)_y .dx + \left( \frac{\partial f}{\partial y} \right)_x .dy$$

$\partial$  : dérivée partielle

Une DTE est définie par la propriété de commutativité:

$$\frac{\partial^2 f(x, y)}{\partial x \partial y} = \frac{\partial^2 f(x, y)}{\partial y \partial x}$$

### Mécanique classique :

On considère un référentiel  $(x,y,z)$ .

#### Le point :

Est défini comme un scalaire.

#### La vitesse :

$\rightarrow$

$\mathbf{V}$  représente la dérivée de la position de ce point par rapport au temps :  $dx/dt$  (sur un axe par exemple)

#### Quantité de mouvement :

$\rightarrow$

$$\mathbf{p} = m.\mathbf{v}$$

### La force :

Est définie par la relation fondamentale de la dynamique :  $\vec{F} = m \cdot \vec{a}$

$$\vec{F} = \frac{m \cdot d\vec{v}}{dt} = \frac{d\vec{p}}{dt}$$

C'est une variation de quantité mouvement par unité de temps.

### Travail d'une force :

Pour un travail infinitésimal,  $dW = \vec{F} \cdot d\vec{r}$

On applique au point une vitesse  $\vec{v}$  pendant un temps dt.

Le point se déplace d'une distance  $dr$ , dans la direction donnée par le vecteur  $d\vec{r}$ .

D'un point A à un point B, il y a une succession d'états infinitésimaux dr, le travail de A en B ( $W_{AB}$ ) est la somme des travaux élémentaires sur les trajets.

Le travail élémentaire est noté dW

La somme des dW est notée mathématiquement  $W = \int_A^B dW$ .

Cela signifie que l'on additionne les différents dW sur un trajet continu du point A au point B.

Le calcul mathématique revient à effectuer une intégration.

### Puissance cinétique :

$\vec{F}$ , force totale appliquée à un point de masse m, de vitesse  $\vec{v}$ , dans un référentiel (x,y,z)

$$\vec{F} = m \cdot \vec{a} = m \cdot \frac{d\vec{v}}{dt}$$



$$\text{Et } \vec{F} \cdot \vec{v} = m \cdot v \cdot \frac{d\vec{v}}{dt}$$

$$\vec{F} \cdot \vec{v} = \frac{d\left(\frac{m \cdot v^2}{2}\right)}{dt} = \frac{dEc}{dt}$$

L'énergie cinétique  $E_c$  est égale à  $\frac{1}{2} m \cdot v^2$ .

La puissance  $\mathcal{P}$  est égale à  $\frac{dEc}{dt}$ .

### Energie cinétique :

Une force peut communiquer un mouvement à un point

Le travail élémentaire de la force pendant la durée élémentaire  $dt$  est  $dW = \mathcal{P} \cdot dt = dEc$

Déplacement du point matériel M d'une position M1 à la date  $t_1$  à un point M2 à la date  $t_2$  : déplacement infinitésimal  $dM$ .

$$W = \int_{t_1, t_2} \mathcal{P} \cdot dt = \int_{t_1, t_2} \vec{F} \cdot d\vec{M} = Ec(t_2) - Ec(t_1)$$

Le travail dépend généralement du chemin suivi (en effet, il est non conservatif le plus souvent).

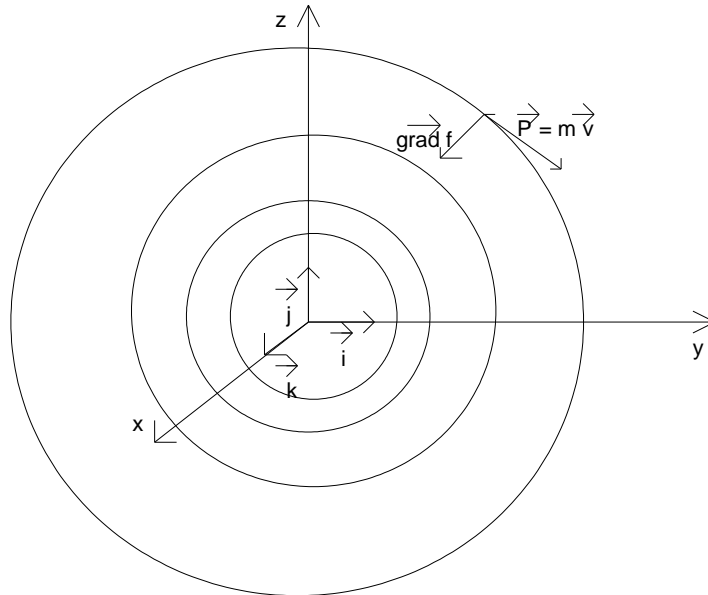
La variation d'énergie cinétique entre 2 temps,  $dt$ , est égale au travail de la force qui lui est appliquée (somme des travaux des forces qui s'exercent sur le système).

## Forces conservatives :

### - Champ de force :

Une force qui ne dépend que de son point d'application définit un champ de force.

Une ligne de niveau est l'ensemble des points de l'espace pour lesquels la force a une valeur identique



### - Gradient :

Un gradient est un vecteur de composantes les dérivées partielles de la fonction scalaire  $f$ .

C'est la variation de la fonction scalaire suivant les lignes de niveaux, c'est-à-dire la variation d'une grandeur dans l'espace.

### - Travail de la force conservative :

Le travail est indépendant du chemin suivi, la force est conservée pendant le chemin.

$$W_{ANB} = W_{AMB}$$

Le travail sur une ligne de niveau est nul.

Dans le référentiel  $(x,y,z)$ , on considère le point  $O(x_0,y_0,z_0)$ .

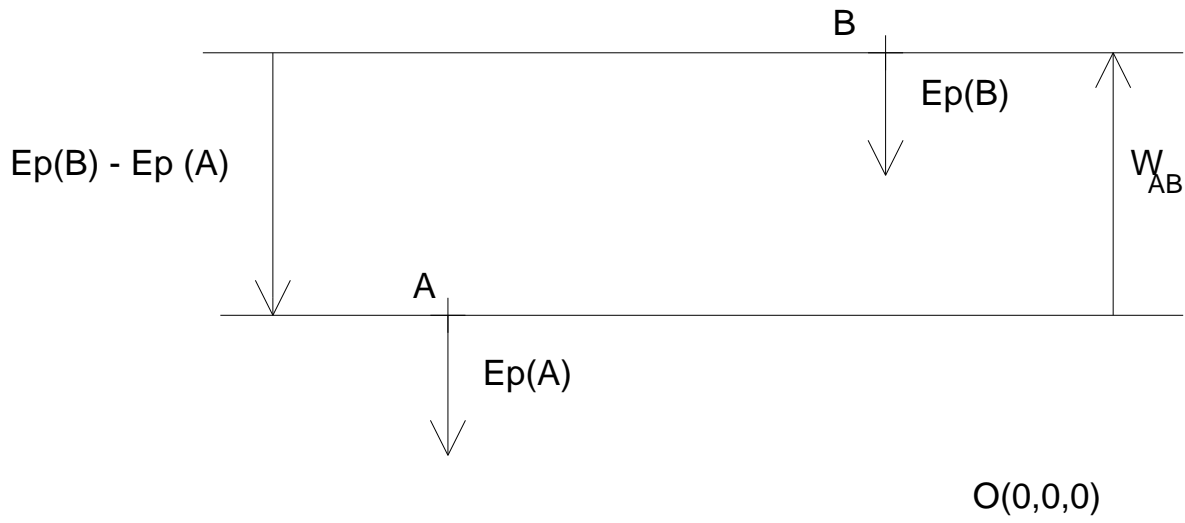
$$\text{Alors } f(A \rightarrow B) = f(AOB)$$

$$W_{A \rightarrow B} = W_{A \rightarrow O \rightarrow B}$$

$$f(A,B) = f(A,O) - f(B,O)$$

La variation de la fonction  $f$  entre A et O est égale à une énergie potentielle  $E_p(A)$

$$\text{Donc } W_{AB} = E_p(A) - E_p(B) = -\Delta E_p$$



**- Déterminer si la force est conservative :**

$$\vec{F} \text{ de coordonnées } (F_x, F_y) : \vec{F} = F_x \cdot \vec{i} + F_y \cdot \vec{j}$$

$$\text{On vérifie que: } \frac{\partial F_x}{\partial y} = \frac{\partial F_y}{\partial x}$$

Soit  $f(x,y)$  fonction primitive de la force conservative  $\vec{F}$

$$df(x, y) = \left( \frac{\partial f}{\partial x} \right)_y \cdot dx + \left( \frac{\partial f}{\partial y} \right)_x \cdot dy$$

$$dW = F_x \cdot dx + F_y \cdot dy$$

La force dérive d'une énergie potentielle :

Notation :

$$F_x = -\frac{\partial E_p}{\partial x}$$

$$F_y = -\frac{\partial E_p}{\partial y}$$

$$dW = -dE_p \quad \text{pour une force conservative}$$

$$\vec{F}_c = -\vec{\text{grad}}E_p$$

## Thermodynamique application :

C'est l'ensemble des études microscopiques que l'on additionne pour obtenir une étude macroscopique.

### Grandeurs extensives :

Relatives au système entier, elles sont additives lors la réunion de 2 systèmes.

Exemple : la masse d'un livre est une grandeur extensive: cela correspond à la somme des masses de chaque page et de la couverture.

### Grandeur intensive :

Elles sont définies en un point indépendamment de la quantité de matière.

Exemple : la masse volumique  $\rho$ .

# Chapitre 2 :

# Chaleur

# Température

*Commenté par Salim  
Kanoun*

C'est une partie facile qui donne lieu chaque année à 1 ou 2 QCM (sur 6 ou 7), c'est donc une partie à ne pas rater.

Vous avez tous plus ou moins des notions abstraites concernant la température, la chaleur, vous verrez qu'elles sont des notions beaucoup plus concrètes que vous ne le croyez.

Les principaux objectifs de ce chapitre :

- ✓ Définir l'équilibre thermique d'un système thermodynamique.
- ✓ Comprendre les différences entre échelle Celsius et Kelvin.
- ✓ Comprendre les phénomènes d'agitation moléculaire et comprendre d'où provient la force pressante.
- ✓ Définir et calculer l'énergie cinétique moyenne, la vitesse quadratique, l'énergie interne.
- ✓ Différencier chaleur et température, définir la capacité thermique.
- ✓ Savoir utiliser l'équation d'état des gaz parfaits.
- ✓ Différencier grandeurs extensives et intensives.
- ✓ Savoir se placer dans le système étudié et comprendre le sens des échanges.
- ✓ Application : comment obtenir une température de 20°C dans un avion ?

### ***1) Définir l'équilibre thermique d'un système thermodynamique :***

Pré-requis : un système thermodynamique :

Un système thermodynamique est défini par une quantité de matière connue, limitée par une paroi aux propriétés connues et exposée à des énergies internes et externes au système.

La paroi et le système peuvent avoir plusieurs caractéristiques :

- ❖ Par rapport à la matière :
  - Laisse passer la matière : système ouvert.
  - Ne laisse pas passer la matière : système fermé.
- ❖ Par rapport aux rayonnements :
  - Laisse passer les rayonnements : paroi transparente.
  - Ne laisse pas passer les rayonnements : paroi opaque.
- ❖ Par rapport aux forces mécaniques :
  - Transmet les forces mécaniques : paroi souple.
  - Ne transmet pas les forces mécaniques : paroi rigide.
- ❖ Par rapport à la chaleur :
  - Permet les échanges de chaleur : paroi diatherme.
  - Ne permet pas les échanges de chaleur : paroi adiabatique.

En fonction des propriétés du système et de la paroi, on définit donc une qualité du système :

Transferts de :	Oui	Non
Matière	Système ouvert	Fermé
Chaleur	Paroi diatherme	Adiabatique
Force	Paroi souple	Paroi rigide
Rayonnement	Paroi transparente	Opaque

**Attention :** système isolé = fermé + adiabatique + rigide + opaque donc système isolé implique système fermé mais pas l'inverse !

L'état d'équilibre thermique : c'est la mise à égalité des températures des deux systèmes en relation via une paroi diatherme.

Autrement dit : *si une paroi séparant deux systèmes n'est pas totalement adiabatique, la température de deux systèmes est forcément égale au bout d'un certain temps.*

Par exemple, c'est le cas de votre appartement, les murs n'étant pas adiabatiques si vous éteignez votre chauffage la température à l'intérieur va tendre vers la température extérieure. L'équilibre va être décalé vers la température extérieure : on se doute que la chaleur de votre appartement ne suffira pas à réchauffer le monde entier...

Plus votre appartement sera isolé plus l'équilibre sera long à réaliser. A l'extrême, on peut empêcher l'équilibre de se réaliser via une enceinte adiabatique (mais qui coûte bien trop cher pour être utilisée dans le bâtiment).

**L'équilibre thermique est un principe (aussi appelé principe zéro), il n'y a pas d'exception connue, on le considère comme universel, en tout temps et en tout lieu de l'espace.**

Comment mesure-t-on la température ?

- ❖ Soit par comparaison, sans définir le « zéro » via un simple rapport c'est le thermoscope.
- ❖ Soit en définissant un « zéro » et en comparant avec une échelle de nombres c'est le thermomètre.

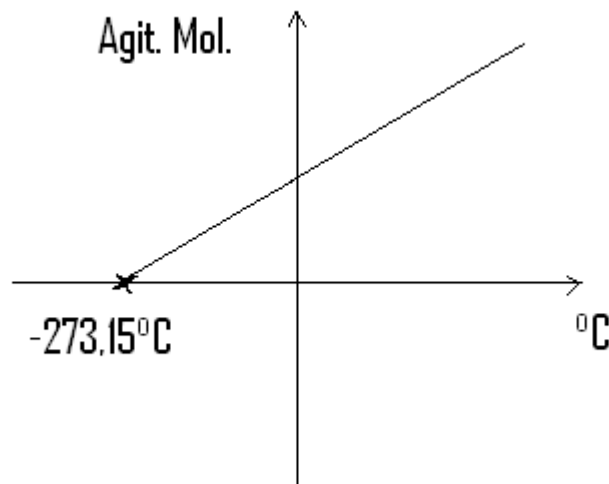
## **2) Comprendre les différences entre échelles Celsius (centigrade) et Kelvin :**

Les deux échelles ont le même « pas », c'est-à-dire qu'il revient exactement au même de dire « le système a vu sa température augmenter d'un degré Celsius » et « le système a vu sa température augmenter d'un Kelvin ».

En revanche, l'origine (le « zéro ») est différente.

## Comment sont calculés les deux zéros ?

- ❖ Dans l'échelle Celsius, c'est la température de la glace fondante (ou température de fusion de l'eau ou température de liquéfaction).  
C'est une échelle utile dans la vie de tous les jours, le signe indique par exemple la présence possible ou non de verglas...
- ❖ Dans l'échelle Kelvin, l'approche du zéro est mathématique.  
On mesure l'agitation moléculaire à plusieurs températures différentes et on trace la courbe en fonction de ces valeurs.  
On extrapole cette courbe pour obtenir la température pour laquelle les molécules sont théoriquement immobiles : c'est le zéro absolu.



On tombe sur  $-273,15^{\circ}\text{C}$  (c'est un chiffre très important).

Aucune température ne peut être inférieure (il n'y a pas moins mobile qu'immobile).

- En conséquence :
  - ◆ La température en Kelvins n'est **JAMAIS** négative (sauf erreur de calcul)
  - ◆ Pour trouver la température en Kelvins il faut **AJOUTER** 273,15 à une température donnée en Celsius.
  - ◆ L'échelle Kelvin étant basée sur une théorie physique c'est la seule utilisable en thermodynamique.  
***Tout calcul en thermodynamique nécessite d'utiliser cette échelle (d'où l'importance de ce nombre : 273,15 soit environ 273)***



### 3) *Comprendre les phénomènes d'agitation moléculaire et comprendre d'où provient la force pressante :*

La température anime les molécules d'air ou de gaz.  
Elles ont un mouvement aléatoire et peuvent donc se percuter *entre elles* et *sur les parois*.

Les chocs sur la paroi provoquent une force normale à la paroi : la force pressante (qu'il faut bien distinguer de la pression).

C'est une force très intense : D'ailleurs dans les avions où il existe un gradient de pression entre une cabine pressurisée et l'atmosphère d'altitude à une pression inférieure cela implique d'avoir une carlingue très rigide.

C'est même un problème de sécurité aérienne, suivant le nombre d'heures de vol, les variations de vitesse... on détermine les forces qu'a subies l'avion.

Quand le risque de rupture devient supérieur à 1% on change l'avion...

Le terme de pression est abusif car il ne désigne qu'une valeur numérique alors qu'une force est définie par une direction, un sens et une intensité (valeur en N).

*La pression est un scalaire, pas une force ni un vecteur.*

### 4) *Définir et calculer l'énergie cinétique moyenne, la vitesse quadratique, l'énergie interne :*

L'énergie du système est contenue dans l'énergie qui provoque le mouvement des molécules. Ces mouvements sont aléatoires : il n'y a pas de trajectoire ni de vitesse définie.

Ces mouvements étant aléatoires, il en résulte une équirépartition dans tous les plans de l'espace.

La somme *vectorielle* de toutes les trajectoires est donc *nulle*.

Les particules en mouvement ayant une masse non nulle, ce mouvement est porteur d'une énergie cinétique.

Elle s'exprime par la formule :  $Ec = \frac{1}{2} m.V^2$ .

C'est une relation fondamentale dans la physique. Ainsi, l'énergie cinétique d'une particule dépend de sa masse et de sa vitesse.

*L'énergie Interne : pour un gaz parfait, c'est la somme de toutes les énergies cinétiques (des différentes particules) (il n'y a pas d'énergie potentielle dans le modèle du gaz parfait).*

On la notera donc :  $U = \frac{1}{2} m_1.V_1^2 + \frac{1}{2} m_2.V_2^2 + \dots + \frac{1}{2} m_n.V_n^2 = \sum_{n=1}^{n=+\infty} \frac{1}{2} m_n.V_n^2$

En pratique, il faut simplifier cette expression.

On définit donc la vitesse moyenne d'une molécule du gaz :

$$\overrightarrow{V} = \frac{\sum_{n=1}^{i=+\infty} \overrightarrow{V}_n}{n \cdot N}$$

Rappel sur le nombre d'Avogadro (N) :

- Dire « il y a une mole de produit » revient à dire « il y a  $6.02 \times 10^{23}$  molécules de ce produit ».   
*Cela est vrai pour tous les atomes et toutes les molécules.*
- La masse molaire correspond en fait au nombre de molécules contenues dans un gramme d'un élément donné.   
On exprime ce nombre en fraction de mole (c'est-à-dire par unité de  $6.02 \times 10^{23}$  molécules)   
*Exemple : si dans un gramme il y a  $12,04 \times 10^{23}$  molécules (=2 moles) la masse molaire est de 0,5g/mol*
- Connaissant les masses molaires de tous les atomes, on déduit les masses molaires des molécules en additionnant les masses molaires de chaque atome qui les composent.
- *La mole permet donc de passer d'une dimension que l'on a l'habitude de mesurer (la masse), à celle d'un nombre de molécules contenues dans un échantillon. Ceci est très utile en physique- chimie : cette unité permet de savoir le nombre de réaction qui va se produire, dans quelle proportion...*
- *Pour conclure, il suffit de multiplier le nombre de moles (n) par  $6.02 \times 10^{23}$  (N) pour avoir le nombre de particules présentes* (d'où le produit  $n \cdot N$  dans le calcul de la vitesse moyenne d'une molécule du gaz).

Les mouvements étant aléatoires, la somme vectorielle des vitesses sera nulle et on a donc :

$$\overrightarrow{V} = \frac{\sum_{n=1}^{n=+\infty} \overrightarrow{V}_n}{nN} = \vec{0}$$

Pour s'affranchir de cette contrainte on va chercher à déterminer  $\overline{V^2}$ .

$\overline{V^2}$  (qui peut aussi s'écrire  $\overline{V^2}$  car c'est un carré scalaire) est forcément positif (le produit de deux nombres négatifs donne un résultat positif) et la moyenne des carrés des vitesses est donc non nulle.

Il ne faut pas confondre avec le carré de la moyenne des vitesses qui reste nul :

$$\overline{\vec{V}}^2 = \left( \frac{\sum_{n=1}^{n=+\infty} \vec{V}_n}{nN} \right)^2 = \left( \vec{0} \right)^2 = 0$$

Pour s'affranchir de cette contrainte on cherche à calculer :  $\overline{V^2} = \frac{\sum_{n=1}^{n=+\infty} V_n^2}{nN} \neq 0$

**L'énergie cinétique moyenne** pour une particule est alors facilement déterminable :

$$\overline{E_C} = \frac{1}{2} m \overline{V^2}$$

On peut en déduire l'énergie interne du gaz parfait :  $U = n.N \times \overline{E_C}$

**La vitesse quadratique moyenne** est définie par  $V^* = \sqrt{\overline{V^2}}$

Il faut retenir que pour un gaz parfait monoatomique :  $V^* = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$  (formule très importante)

R est la constante des gaz parfaits :  $R \approx 8,314 J.K^{-1}.mol^{-1}$ .

T est la température (en kelvins comme toujours)

M est la masse molaire en kg/mol (attention aux unités !)

**Démonstration d'une autre expression de  $\overline{E_C}$  pour le gaz parfait monoatomique (3 DDL) :**

On a démontré :  $\overline{E_C} = \frac{1}{2} m \overline{V^2}$

On sait que  $m = \frac{M}{N}$  (masse molaire divisée par nombre d'Avogadro)

De plus :  $V^* = \sqrt{\overline{V^2}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$

$$\text{D'où : } \overline{V^2} = \frac{3RT}{M}$$

On remplace donc dans la formule initiale :  $\overline{Ec} = \frac{1}{2} \times \frac{M}{N} \times \frac{3RT}{M}$

$$\text{Par simplification : } \overline{Ec} = \frac{3}{2} \times \frac{R}{N} \times T = \frac{3}{2} kT$$

R et N étant des constantes leur rapport est aussi une constante que l'on note k (constante de Boltzmann) :  $k = \frac{R}{N} \approx 1.38 \times 10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$ .

$$\text{Par conséquent : } U = n.N \times \overline{Ec} = n.N \times \frac{3}{2} \times \frac{R}{N} \times T = \frac{3}{2} n.R.T$$

Par analogie, les mathématiciens ont déduit que si le gaz comptait 5 degrés de liberté (gaz parfait diatomique rigide (comme O<sub>2</sub> N<sub>2</sub>), on avait  $\overline{Ec} = \frac{5}{2} kT$  et que s'il comportait 7 DDL

(GP diatomique non rigide), on avait  $\overline{Ec} = \frac{7}{2} kT$

Rigide : distance en deux atomes fixes, pas de mouvement relatif, pas de mouvement  
Non rigide : vibration permise car la distance entre deux atomes varie.

Plus généralement, pour une GP, on a :  $\overline{Ec} = \frac{DDL}{2} kT$  avec DDL le nombre de Degrés De Liberté.

### ***5) Différencier chaleur et température. Définir la capacité thermique :***

Dans le langage courant, on confond souvent 2 grandeurs pourtant différentes.

La température (en °C ou K) est le reflet de l'agitation moléculaire.

LA chaleur (en J) est un mode de transfert d'énergie. Pour la chaleur, il vous faut donc adopter un nouveau concept : celui de la capacité thermique.

Vous pouvez aisément comprendre qu'il faut fournir plus d'énergie (sous forme de chaleur ou de travail) pour chauffer une piscine olympique à 35°C que pour chauffer un verre d'eau à 35°C. De même, pour un même volume il faut plus d'énergie pour chauffer de l'eau que de l'air...

La différence réside dans la capacité thermique.

Salim Kanoun, Jean-Christophe Lecomte, Elise Birague-Cavallie et Djaouad Berkach. 20

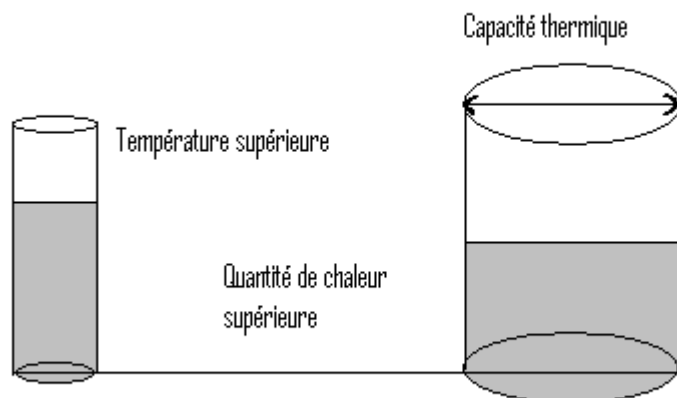
Tous droits des auteurs réservés : sauf autorisation, la duplication, la vente, la diffusion partielle ou totale de ce photocopié sont interdits (droits déposés chez Creasafe).

Symboliquement prenons un récipient rempli d'un liquide. La hauteur du liquide symbolise la température et le volume du liquide symbolise la chaleur.

Vous voyez bien que si le récipient est très large il faudra beaucoup de liquide pour avoir une faible augmentation de hauteur du liquide. (Donc beaucoup de chaleur pour une petite variation de température).

A l'inverse, si le récipient est très étroit, une petite variation de volume influe grandement sur la hauteur du liquide...

Le diamètre du récipient est le lien entre les deux : c'est la capacité thermique.



Mathématiquement, on a :  $C = \frac{\partial Q}{\partial T}$

Elle s'exprime en Joules/Kelvin

Elle exprime la quantité de chaleur à fournir pour faire varier la température d'un degré.

Pour s'affranchir de la variable d'étendue du système, on définit les capacités thermiques molaire et massique c'est-à-dire la capacité thermique par mole ou par unité de masse du système :

$$c = \frac{C}{n} \qquad c' = \frac{C}{m}$$

Ainsi, ces capacités massiques ou molaires sont spécifiques à un matériau et il suffit de multiplier par la masse ou le nombre de moles pour déterminer la capacité thermique d'un système thermodynamique.

- ✓ Remarque : nous avons vu que l'équilibre thermique imposait que deux systèmes en relation via une paroi diatherme aient des températures égales.  
Le niveau va donc s'égaliser avant le volume !  
Si les deux systèmes n'ont pas la même capacité thermique, la répartition de chaleur sera inégale mais la température des deux systèmes se stabilisera à une valeur commune.

Attention : ne pas confondre équilibre et moyenne ! Si vous arrêtez de chauffer votre appartement qui était à la température de 20°C alors que la température à l'extérieur est de 0°C l'équilibre thermique ne se fera pas à 10°C mais à 0°C.

En effet, la capacité thermique de l'extérieur est tellement grande que la chaleur que communiquera votre appartement à l'extérieur aura un effet similaire à la variation du niveau de la mer provoquée par une goutte d'eau...

Plus généralement, quand vous étudierez les transformations thermiques, on considérera que la température d'une source de chaleur ne varie pas.

Pour résumer :

- ❖ La capacité thermique varie en fonction de l'étendue et de la nature du système.
- ❖ Pour s'affranchir de l'étendue du système on peut définir la capacité thermique molaire ( $c$ ) ou la capacité thermique massique ( $c'$ ).
- ❖ Pour les calculs :
  - Il ne faut jamais utiliser de température en °C (toujours en Kelvins !)
  - Pour les calculs de chaleur, si on vous donne une capacité thermique molaire ou massique, il faut en 1<sup>er</sup> lieu déterminer la capacité thermique (en multipliant par la masse ou le nombre de moles).
  - Pour calculer la quantité de chaleur contenue dans un corps on utilise la

relation :  $Q = C \times T$

- Pour calculer la chaleur échangée, la relation à utiliser est :

$$Q = C.\Delta T$$

Cette équation n'est valable que si  $C$  est constante. Si elle est exprimée en fonction de  $T$ , alors il faut procéder à une intégration (voir dans les QCM en annexe).

## 6) Savoir utiliser la formule des gaz parfaits :

Le gaz parfait est un modèle qui sert aux physiciens pour approcher des calculs pour des cas particuliers.

A partir de relations fondamentales, ils appliquent des facteurs correctifs pour adapter leurs calculs à un gaz réel étudié.

Le gaz parfait est le seul modèle de gaz étudié en PCEM1.

- ❖ Les propriétés d'un gaz parfait
  - Les molécules sont animées d'un mouvement incessant (comme tous les gaz).
  - Les molécules sont identiques
  - Les molécules sont ponctuelles (les plus petites possibles).
  - Pas de forces extérieures exercées sur le gaz.
  - Faible pression, peu de molécules dans un grand volume donc pas d'interactions entre les molécules du gaz.
  - Répartition des vitesses équivalente dans tous les plans de l'espace : isotrope.

**L'équation d'état d'un gaz parfait est  $p.V = n.R.T$  (formule très importante)**

Avec :

$p$  : pression en Pascal

$V$  : volume en  $m^3$

$n$  : nombre de moles

$R$  : constante des gaz parfait :  $R \approx 8,314 J.K^{-1}.mol^{-1}$

$T$  : température en kelvins

Nous avons pour le GPM :  $\overline{Ec} = \frac{3}{2} k.T$

De l'équation d'état du gaz parfait on déduit  $T = \frac{p.V}{n.R}$

Par ailleurs, on rappelle que  $k = \frac{R}{N}$

En injectant ces termes dans l'équation initiale, on obtient :  $\overline{Ec} = \frac{3}{2} \times \frac{R}{N} \times \frac{p.V}{n.R} = \frac{3}{2} \times \frac{p.V}{n.N}$

D'où :  $p = \frac{2}{3} \times \frac{n.N}{V} \times \overline{Ec}$

Cette relation  $p.V = n.R.T$  a de nombreuses applications dans les 1<sup>er</sup> et 2<sup>nd</sup> principes.

## 7) Différencier grandeur extensive et grandeur intensive :

Leurs noms sont assez explicites.

« Extensive » (= facteur de quantité) signifie que la valeur varie en fonction de l'étendue du système.

A contrario, « intensif » (facteur de tension) signifie que la valeur de la grandeur est indépendante de l'étendue du système.

Pour les différencier, il faut imaginer que vous coupez le système en deux. Vous pouvez alors intuitivement deviner quelles grandeurs sont extensives et quelles grandeurs sont intensives.

❖ Les grandeurs extensives : e :

- Les plus logiques : longueur, surface, volume, masse, quantité de matière (nombre de moles).
- Les moins évidentes : énergie, quantité de mouvement, charge, capacité thermique.

- ❖ Les grandeurs intensives :  $i$  :
  - Les plus logiques : la densité moléculaire, la vitesse.
  - Les moins évidentes : la concentration, la température, la pression, la masse volumique, les capacités thermiques molaire et massique, le potentiel (énergie divisée par une grandeur extensive).

$$i \times e \rightarrow e \qquad \frac{e}{e} \rightarrow i$$

Quelques astuces pour bien fixer les idées :

- Souvenez vous des colonnes d'eau : si vous divisez la colonne en deux (selon un plan sagittal médian), la hauteur du liquide est la même dans les deux colonnes filles, mais le volume et le diamètre sont réduits. De même, la température ne change pas mais la capacité thermique et la chaleur (qui est une énergie) changent.
- Toutes les grandeurs qui sont exprimées par unité d'un facteur extensif (masse ou quantité de matière) sont des grandeurs intensives. C'est le cas de la capacité thermique massique ou molaire, de la concentration, de la pression (pression = norme de la force pressante par unité de surface). Toute grandeur qui est accompagnée du terme « *massique* » ou « *molaire* » est donc intensive... (a priori)

## 8) Savoir se placer dans le système étudié et comprendre le sens des échanges :

Ici le problème, est avant tout un problème de vocabulaire.

En physique il y a un certain nombre de conventions à respecter.

Il faut bien comprendre ce qu'est une convention dans le cas présent : c'est une méthode d'analyse des résultats décidée arbitrairement et qui permet aux individus de mieux se comprendre.

En thermodynamique, vous devez vous souvenir ***qu'on se place toujours du point de vue du système.***

On note avec une ***valeur positive*** toute ***arrivée*** d'énergie vers le système

On note avec une ***valeur négative*** toute ***sortie*** d'énergie hors du système et donc vers le milieu extérieur.

Si l'on se place du point de vue extérieur, une valeur positive correspond à une perte d'énergie du milieu extérieur vers le système. Inversement, lorsque la valeur est négative, c'est le milieu extérieur qui a gagné de l'énergie.

***Il faut donc bien faire attention à deux mots dans les libellés des QCM : quelle est la partie concernée (milieu extérieur ou système) et le verbe (reçoit ou perd de l'énergie).***

Salim Kanoun, Jean-Christophe Lecomte, Elise Birague-Cavallie et Djaouad Berkach. 24

Tous droits des auteurs réservés : sauf autorisation, la duplication, la vente, la diffusion partielle ou totale de ce photocopié sont interdits (droits déposés chez Creasafe).



N.B. : il y a des grandeurs pour lesquelles l'énergie perdue par le système est égale à l'énergie gagnée par le milieu extérieur. Exemple : la chaleur

Cependant, il y a des grandeurs pour lesquelles le raisonnement est un peu plus complexe comme l'entropie :

- ✓ Pour l'entropie échangée  $\Delta_e S$ , ce qui est perdu par l'un est gagné par l'autre dans tous les cas.
- ✓ Cependant, la variation d'entropie  $\Delta S$  est différente du fait de la création d'entropie au sein du système  $\Delta_i S$  : (voir 2<sup>ème</sup> principe)
  - Le système perd moins d'entropie qu'il n'en fournit au milieu extérieur.
  - Le système gagne plus d'entropie qu'il n'en reçoit du milieu extérieur.

### ***9) Comment obtenir une température de 20°C dans un avion ?***

- ❖ Le défi : passer d'une température extérieure de -50°C à une température de +20°C dans la cabine.
  - Utiliser un chauffage ? Impossible : trop gourmand en énergie et le transfert de chaleur serait trop lent.
  - La solution : dans le moteur, l'air extérieur est comprimé donc sa température s'élève à plusieurs centaines de degrés Celsius. Par conséquent, il suffit de mêler cet air à un volume adéquat d'air extérieur pour obtenir de l'air à une température proche de +20°C. D'où l'importance de connaître les capacités thermiques pour ce calcul.

# Chapitre 3 :

## 1<sup>er</sup> Principe

*Commenté par Salim  
Kanoun*

# Le premier principe :

$$dU = \partial W + \partial Q$$

Objectif :

- ✓ Comprendre le système thermodynamique et ses définitions.
- ✓ Savoir comment calculer les travaux suivant le mode réversible ou irréversible.
- ✓ Comprendre et définir le 1<sup>er</sup> principe.
- ✓ Comprendre les propriétés des différents modes de transformation.
- ✓ Appliquer les relations du 1<sup>er</sup> principe aux capacités thermiques.

## 1) *Comprendre le système thermodynamique et ses définitions.*

Nous avons déjà posé qu'il contenait une quantité de matière définie avec une paroi qui peut avoir de nombreuses propriétés.

Au cours d'une transformation, le système thermodynamique passe d'un état initial à un état final.

Les fonctions d'état du système ne sont définies que dans les états d'équilibre du système.

Il y a différents modes de transformations :

- ❖ Si la transformation est brutale = transformation irréversible :
  - On ne fait des calculs qu'à l'état initial et à l'état final (seuls états d'équilibre du système).
  - Cela correspond au cas de l'ensemble des transformations réelles (qui ont lieu en pratique dans la vie courante).
- ❖ Si la transformation est faite d'étapes intermédiaires = transformation quasi-statique (TQS) :
  - On peut faire des calculs sur les états : initial, final et intermédiaires.
- ❖ Si la transformation est théorique = transformation réversible :
  - C'est une approche mathématique utilisant les dérivées. La transformation comporte une infinité d'états d'équilibre infiniment voisins.

Voyons ceci d'une manière plus imagée : comment descendre du 10<sup>ème</sup> au 1<sup>er</sup> étage :

- Sauter dans le vide : une fois mort, il sera difficile de remonter. C'est irréversible.
- Prendre l'escalier. C'est l'équivalent de la TQS (au pire vous risquez de vous fouler la cheville).
- Emprunter un long plan incliné à petit pas. C'est l'équivalent d'une transformation réversible.

Entre 2 états d'équilibre, il y a une phase d'échange d'énergie que l'on note avec les conventions déjà vues (on se place toujours du point de vue du système !).

Vous verrez avec l'étude du 2<sup>ème</sup> principe que, dans un cycle réversible (aller et retour), le milieu extérieur revient à l'état initial (avant les échanges).

En revanche, dans un cycle irréversible, le milieu extérieur garde une « cicatrice » de la transformation.

## 2) *Comment calculer les travaux suivant les modes réversible et irréversible ?*

❖ Travail des forces pressantes sachant que  $\partial W = -p.dV$  (à savoir +++):

➤ Dans la transformation irréversible, on ne s'intéresse qu'aux états initial et final.

La formule est donc simple :  $W_{AB}^i = -p_B(V_B - V_A)$

avec  $p_B$  la pression à l'état d'équilibre final (B) et  $V_A$  et  $V_B$  désignant les volumes aux états initial (A) et final (B).

➤ Dans la transformation réversible, étant donné que les étapes intermédiaires sont

de nombre infini, il faut procéder à une intégrale :  $W_{AB}^r = \int_A^B -p.dV$

❖ Pour les transferts de chaleur, en se rappelant que  $\partial Q = C.dT$  :

➤ Suivant le mode réversible :  $Q_{AB}^r = \int_A^B C.dT$

➤ Suivant le mode irréversible, il faut connaître  $\Delta_e S$ , sachant que :  $\Delta_e S = \frac{Q^i}{T_f}$

## 3) *Comprendre et définir le 1<sup>er</sup> principe :*

$$dU = \partial W + \partial Q$$

➤ Remarques :

- $dU$  est une DTE donc *dans tous les cas (réversibles et irréversibles)* on a :

- ◆  $\Delta U_{AB} = -\Delta U_{BA}$

- ◆  $\oint dU = 0$

- $\partial W$  et  $\partial Q$  ne sont pas des DTE donc *les propriétés précédentes ne s'appliquent pas pour le travail et la chaleur sauf dans des cas très particuliers* que nous allons étudier plus loin (voir 4<sup>ème</sup> objectif).

- Un système isolé n'échange ni travail, ni chaleur, ni énergie, ni matière.
  - On a donc :  $\partial W = \partial Q = 0$
  - Par conséquent :  $dU = 0$  d'où U est constante  
*Un système isolé a donc une énergie interne constante.*
- A partir de p et de U on définit une autre fonction d'état : l'enthalpie H :
  - $H = U + p.V$  (à apprendre ainsi)

#### 4) Les propriétés des différents modes de transformation :

- ❖ Si transformation à volume constant = ISOchore ( $dV=0$ ) :
  - Alors :  $\partial W = 0$  donc  $dU = \partial Q = C_V .dT$  (d'où le nom de phénomène calorifique pur) (avec  $C_V$  la capacité thermique à volume constant).
  - De fait,  $\partial Q$  prend les propriétés d'une DTE dans ce cas (dQ).
  - On peut aussi déduire de précédemment :  $C_V = \frac{dU}{dT}$
- ❖ Si paroi adiabatique ( $\partial Q = 0$ ) :
  - Donc dans ce cas :  $dU = \partial W = -p.dV$
  - De fait,  $\partial W$  prend les propriétés d'une DTE dans ce cas.
- ❖ Si pression constante pendant toute la transformation = ISObare ( $dp=0$ ) :
  - On sait que :  $H = U + p.V$   
D'où :  $dH = dU + d(p.V) = dU + p.dV + V.dp$   
Or  $dU = \partial Q - p.dV$  car  $\partial W = -p.dV$   
On a donc  $dH = \partial Q - p.dV + p.dV + V.dp$  donc  $dH = \partial Q + V.dp$
  - Ici, comme la pression constante,  $dp = 0$   
On a donc  $dH = \partial Q = C_p .dT$   
De fait,  $\partial Q$  prend les propriétés d'une DTE dans ce cas (dQ).

On peut aussi déduire de précédemment :  $C_p = \frac{dH}{dT}$

Attention : Ne pas confondre ISObare et MONObare !

- Monobare : système en contact avec une seule « source de pression » qui

modifie la pression du système :  $P_A = P_B = P_0$ .

- Isobare : la pression du système est constante pendant toute la durée de

la transformation :  $P = P_A = P_B = P_0$

### 5) Appliquer ces relations aux capacités thermiques :

Dans le phénomène thermique pur ( $dV=0$ ), on a :  $C_v = \frac{dU}{dT}$

Dans le cas isobare ( $dp=0$ ), on a :  $C_p = \frac{dH}{dT}$

Pour les gaz parfaits :  $U = \frac{3}{2}n.R.T$

Par simple dérivation on obtient alors :

$$C_v = \frac{3}{2}n.R$$

$$C_p = \frac{dH}{dT} = \frac{d(U + p.V)}{dT}$$

$$\text{Or } p.V = n.R.T$$

$$\text{Donc } C_p = \frac{d(U + n.R.T)}{dT} = C_v .n.R = \frac{3}{2}n.R + n.R .$$

$$\text{Par conséquent : } C_p = \frac{5}{2}n.R$$

Il en résulte que :  $H = \frac{5}{2}n.R.T$

➤ Remarques importantes :

- $C_p$  et  $C_v$  **pour le gaz parfait ne dépendent que de  $n$  (et ne dépendent ni de la température ni de la nature du gaz parfait)**
- Leurs expressions molaires ( $\frac{C_p}{n}$  et  $\frac{C_v}{n}$ ) donnent deux constantes.
- On observe que  $C_p > C_v$  : la capacité thermique à volume constant est plus petite donc la température va augmenter plus vite que dans le cas où la pression est constante (à transfert de chaleur égal). D'où l'intérêt de mettre un couvercle à votre casserole.

# Chapitre 4 :

## 2<sup>nd</sup> principe, Transformations

*Commenté par  
Salim Kanoun*



# Le deuxième principe :

$$dS = \partial_e S + \partial_i S$$

Objectifs :

- ✓ Savoir ce qu'est l'entropie.
- ✓ Connaître les relations fondamentales de l'entropie.
- ✓ Différencier entropie créée et échangée.
- ✓ Comprendre et savoir utiliser le second principe dans certaines situations.
- ✓ Comprendre les relations entre fonction d'état, fonction conservatrice et DTE.
- ✓ Connaître la définition de l'énergie et de l'enthalpie libre.
- ✓ Calculs et applications aux gaz parfaits.
- ✓ Conclusion : ce qui se passe dans un moteur à explosion.

## 1) *Savoir ce qu'est l'entropie :*

C'est une grandeur purement mathématique : on n'a aucun instrument qui permette de la mesurer, on ne peut que la calculer à partir de relation mathématique.

***C'est la grandeur qui détermine l'irréversibilité d'une transformation.***

## 2) *Connaître les relations fondamentales de l'entropie :*

Elles sont au nombre de trois :

$$dS = \frac{\partial Q^r}{T}$$

$$\partial_e S = \frac{\partial Q^i}{T}$$

$$\partial_i S = \frac{\partial Q'}{T}$$

$Q'$  est la chaleur non compensée de Clausius.

Elle correspond à la différence entre chaleur réversible et chaleur irréversible.

L'entropie est une grandeur extensive.

### 3) Différencier entropie créée et échangée :

L'entropie échangée est celle qui passe au travers de la paroi du système (dans un sens ou dans l'autre)

***L'entropie échangée supporte le transfert de chaleur, elle est toujours du même signe que la chaleur échangée.***

L'entropie créée est une entropie qui se crée à l'intérieur du système de façon spontanée.

La convention veut qu'elle soit ***toujours placée à l'intérieur du système*** et qu'elle soit ***toujours positive ou nulle***.

De fait, étant donné que l'entropie peut se créer spontanément, elle ne peut répondre à une loi de conservation.

L'entropie est donc une fonction d'état non conservative (sauf cas particulier, voir plus loin).

### 4) Comprendre et savoir utiliser le second principe dans certaines situations :

$$dS = \partial_e S + \partial_i S$$

➤ Remarques :

- $dS$  est une DTE donc ***dans tous les cas*** on a :
  - ◆  $\Delta S_{AB} = -\Delta S_{BA}$
  - ◆  $\oint dS = 0$
- $\partial_e S$  et  $\partial_i S$  ne sont pas des DTE donc ***les propriétés précédentes ne s'appliquent pas, sauf dans des cas très particulier que nous allons étudier.***

❖ Dans le système isolé (ou comportant une paroi adiabatique) :

➤ Il n'échange pas de chaleur donc pas d'entropie non plus (car l'entropie est le

« support d'échange » de la chaleur) :  $\partial_e S = 0$

➤ La variation d'entropie est liée seulement à la création d'entropie et on écrit alors :

$$\partial S = \partial_i S : dS \text{ perd donc ses propriétés de DTE et devient } \partial S.$$

➤  $\partial_i S$  étant positive : l'entropie d'un système isolé augmente (sauf dans le cas d'un cycle réversible qui se produit à l'intérieur du système et qui fait que l'entropie reste constante).

➤ Univers = Système + milieu extérieur.

L'univers est un système isolé, s'il était modifié par un autre élément il deviendrait à son tour un système thermodynamique qui serait modifié par un milieu extérieur...

❖ Dans une transformation réversible :

➤  $\partial_i S = 0$

➤  $\partial_e S = dS$

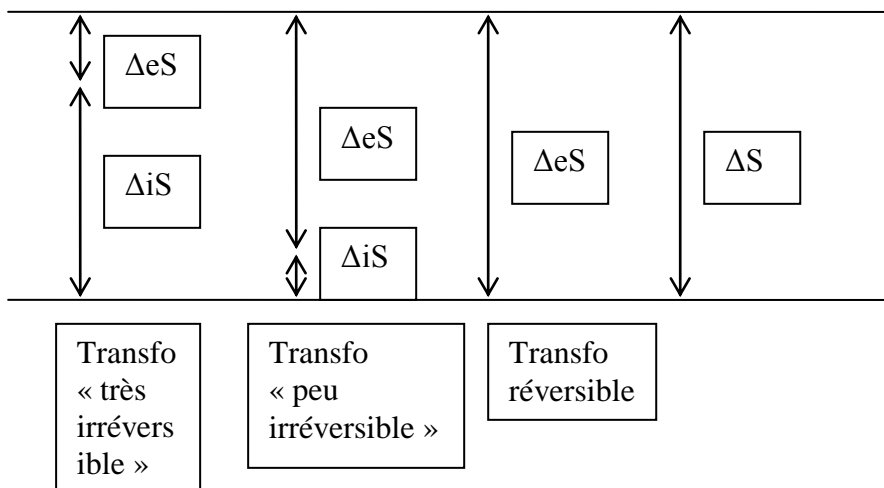
- Ici  $\partial_e S$  acquière les propriétés d'une DTE.
- C'est seulement dans ce cas où l'entropie répond à la loi de conservation.

❖ Dans une transformation irréversible

➤  $dS$  étant une DTE pour un trajet donné AB cette valeur est toujours la même et est l'opposé dans le chemin retour BA

➤ En revanche, suivant les conditions de réversibilité cette variation d'entropie est partagée inégalement entre  $\partial_e S$  et  $\partial_i S$ .

- La part portée par  $\partial_i S$  sera d'autant plus importante que la transformation irréversible.



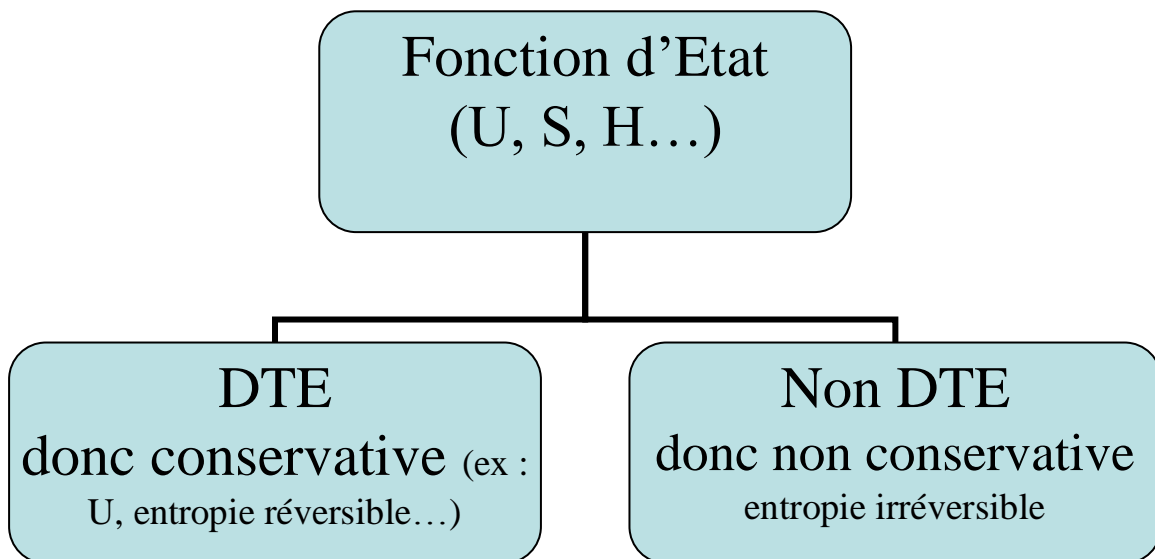
### 5) Comprendre les relations entre fonction d'état, fonction conservatrice, DTE :

Il faut faire attention à ne pas confondre ces différents termes.

Les Fonctions d'Etat sont celle que vous avez étudiées dans les différentes formules : Energie interne (U), Entropie, Enthalpie...

La plupart du temps, elles donnent des dérivées totales exactes mais il existe des exceptions.

La fonction conservative est une propriété réservée aux DTE, elle signifie qu'il n'y a pas de création spontanée d'une grandeur : seul ce qui est mis à disposition dans l'Univers peut être mobilisé.



**6) Connaître la définition de l'énergie libre (F) et de l'enthalpie libre (G) :**

Deux relations à connaître :

- $F = U - TS$   
Et surtout :  $\partial Q^r = d[U - F]$   
D'où  $\partial Q^r = dF$  dans un système isolé  $dU=0$
- $G = F + PV$

## 7) Calculs et application aux gaz parfaits :

Retenir les formules suivantes peut vous faire gagner beaucoup de temps (il vaut mieux le faire)

Mais au moindre doute, tout peut se retrouver comme ainsi :

Pour le Calcul du Travail :

❖ Suivant le mode réversible dans une transformation isotherme (T=constante)

➤ On sait  $W_{AB}^r = \int -p.dV$  et  $p.V = n.R.T$

$$\text{D'où : } p = \frac{n.R.T}{V}$$

$$W_{AB}^r = \int_A^B -\frac{n.R.T}{V}.dV = -n.R.T \ln \frac{V_B}{V_A} \quad (\text{On peut sortir } n.R.T \text{ car se sont des constantes})$$

➤ Mais également  $V = \frac{n.R.T}{p}$

$$W_{AB}^r = -n.R.T \ln \frac{\frac{n.R.T}{p_B}}{\frac{n.R.T}{p_A}} = -n.R.T \ln \left( \frac{n.R.T}{p_B} \times \frac{p_A}{n.R.T} \right) = -n.R.T \ln \frac{p_A}{p_B} = n.R.T \ln \frac{p_B}{p_A}$$

❖ Suivant le mode irréversible :

➤ On sait  $W_{AB}^i = -p_B(V_B - V_A)$  et  $p.V = n.R.T$

$$\begin{aligned} W_{AB}^i &= -p_B(V_B - V_A) = -p_B \left( \frac{n.R.T}{p_B} - \frac{n.R.T}{p_A} \right) = -p_B.n.R.T \left( \frac{1}{p_B} - \frac{1}{p_A} \right) \\ &= n.R.T \left( \frac{-p_B}{p_B} + \frac{p_B}{p_A} \right) = n.R.T \left( \frac{p_B}{p_A} - 1 \right) \end{aligned}$$

Pour le calcul d'entropie :

❖ Variation d'entropie :

➤ Dans un gaz parfait U ne dépend que de T.

▪ T étant constante dans le mode réversible isotherme  $dU=0$  et  $\partial W = -\partial Q$

$$dS = \frac{Q_{AB}^r}{T} = \frac{-W_{AB}^r}{T} = -n.R \ln \frac{p_B}{p_A} = n.R \ln \frac{p_A}{p_B}$$

❖ Entropie échangée :

$$\text{➤ } \partial_e S = \frac{Q_{AB}^i}{T} = \frac{-W_{AB}^i}{T}$$

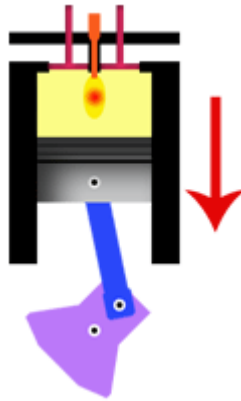
❖ N.B. : dans le cadre d'une transformation calorifiquement pure (= isochore), on ne peut utiliser le travail (il n'y en a pas) !

- $\Delta S_{AB} = \int dS = \int \frac{\partial Q^r}{T} = \int \frac{C \cdot dT}{T} = C \cdot \ln \frac{T_B}{T_A}$
- Valable aussi pour la transformation isobare.

### 8) Conclusion : ce qui se passe dans un moteur à explosion :

#### ❖ Le principe :

- Un piston comprime un peu d'air, du combustible et une étincelle déclenche la réaction.



- La combustion des hydrocarbures libère beaucoup de chaleur  
Le gaz s'échauffe.  
Comme  $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$  quand  $T$  augmente la pression augmente donc une force s'exerce sur le piston mobile qui en se déplaçant va faire augmenter le volume (et diminuer la pression).  
Ensuite le piston remonte et se produit un nouveau cycle.

#### ❖ Un peu de Thermodynamique.

- D'après le premier principe on sait que l'énergie interne du système (qui est ici le cylindre) est égale à la somme : chaleur échangée et travail échangé.
- Au sens ALLER :
  - Le système par la combustion de l'essence reçoit de la chaleur.
  - Le système en repoussant le piston fournit un travail.
- Au sens RETOUR (qui n'existe pas tout à fait ainsi dans un vrai moteur)
  - Le système reçoit une énergie mécanique.
  - Le système émet de la chaleur car l'augmentation de pression produit une augmentation de température (transfert de chaleur car obligation de mise en équilibre thermique).

Attention : dans un vrai moteur, il faut évacuer les gaz d'échappement dans la remontée du piston évacue vers l'extérieur ces gaz (il n'y a pas transfert de chaleur mais transfert de matière vers le milieu extérieur).

*La somme de ces deux termes est la même lors du sens aller et retour.*

Car  $dU = \partial W + \partial Q$  ( $dU$  étant une DTE)

**Et l'entropie dans tout ça ?**

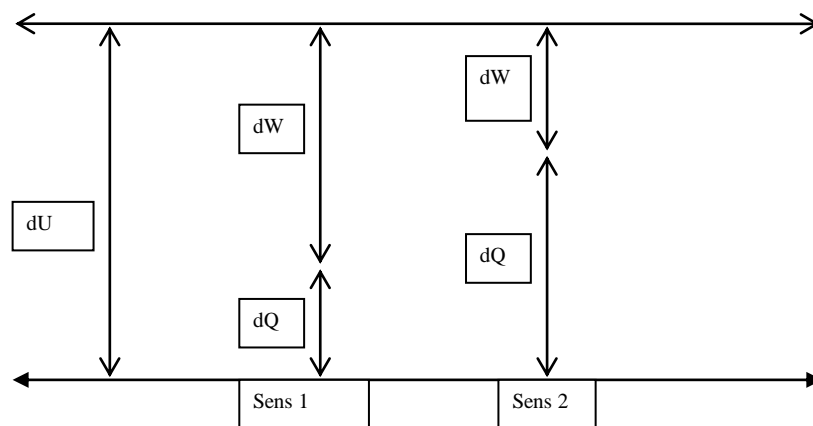
Le moteur est irréversible,  $\partial_i S$  est positif non nul, le milieu extérieur ayant une capacité infinie par rapport au piston on considèrera que T est constante pendant les phases d'équilibre.

$dS$  se calcule facilement (il suffit de connaître la capacité thermique du gaz parfait) et  $\partial_e S$  se calcule à partir de la chaleur qui a été échangé.

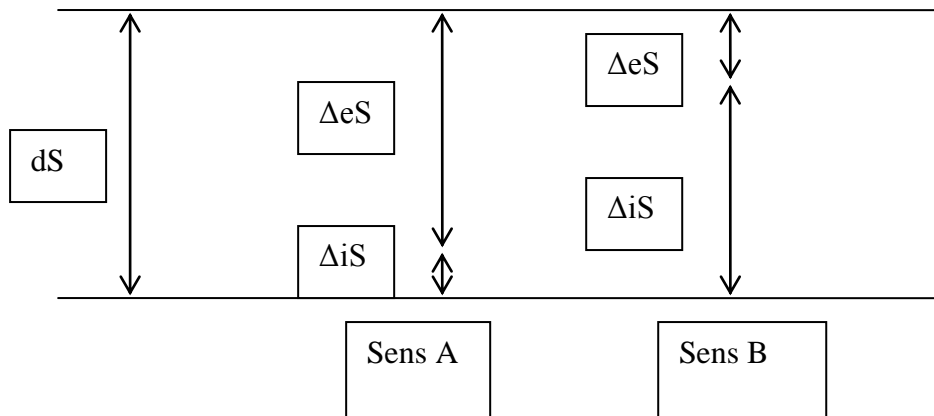
On peut alors grâce au deuxième principe déterminer le degré d'irréversibilité du moteur.

**Les différences entre le sens aller et retour**

**Si la somme de travail et chaleur est la même, chacune de ces deux composantes est différente entre le sens aller et retour.**



*De même pour le 2<sup>nd</sup> principe :*



*Le degré d'irréversibilité est donc différent dans le sens aller et dans le sens retour.*

*A quoi sert tout cela ???*

La création d'entropie correspond en fait à l'énergie que vous avez perdue lors de la transformation.

Pour une même transformation, il vous faudra fournir d'autant plus d'énergie que la transformation est brutale.

Dans l'idéal, le minimum que l'on puisse atteindre est la chaleur réversible.

Comme  $dU$  est fixe ( $\frac{3}{2}n.R.T$ ) vous remarquerez que si la chaleur réversible est minimale, il faut annuler le bilan par un échange de travail maximal...



# Partie II

## Entraînement aux QCM

# Chapitre 1 :

# Forces, Vecteurs, Travaux

*QCM commentés par Elise  
Birague-Cavallie*

**Question n°1 :**

- A) Un potentiel est une grandeur extensive.
- B) Une énergie est une grandeur intensive.
- C) La masse molaire est un paramètre extensif.
- D) La pression est une grandeur scalaire.

**Question n°2 :**

- A) Une variation élémentaire de potentiel est une Différentielle Totale Exacte (DTE).
- B) Une DTE n'est intégrable que sur un trajet fermé.
- C) Un champ scalaire peut être exprimé par un gradient.
- D) Une force dissipative dérive d'un potentiel.

**Q.C.M. n°3 :**

Calculer le travail de la force de composantes  $f_x = ky$  et  $f_y = kx$  sur la courbe

$Y = 2\sqrt{x} + 4$  de  $x_A = 1$  à  $x_B = 9$  :

- |           |          |          |
|-----------|----------|----------|
| A: - 96 k | B: 24 k  | C : 52 k |
| D: 80 k   | E : 84 k |          |

**Q.C.M. n°4 :**

Calculer le travail d'une force de composantes  $f_x = f_y = -kxy$  sur le trajet  $y = -2x + 3$  du point A (0;3) au point B (3;-3).

- |          |            |        |
|----------|------------|--------|
| A: - 9 k | B: - 4,5 k | C: 0 k |
| D: + 9 k | E: + 32 k  |        |

**Question n°5 :**

Calculer le travail d'une force de composantes  $f_x = k(y + 1)$  et  $f_y = k(x - 1)$  sur le trajet A (-1;+2)  $\rightarrow$  B (+4;+3) :

- |           |            |            |
|-----------|------------|------------|
| A : + 4 k | B : + 8 k  | C : + 18 k |
| D: + 22 k | E : + 32 k |            |

**Question n°6 :**

Calculer le travail d'une force de composante  $f_x = -k$  et  $f_y = +k$  sur le trajet A (-1;2)  $\rightarrow$  B (4;2) :

- A : k            B : - 3 k            C : + 5 k  
D : - k           E : - 5 k

**Question n° 7 :**

Calculer le travail d'une force de composantes  $f_x = k(x - y)$  et  $f_y = -kx$  sur le trajet A (+1;-1)  $\rightarrow$  B (+ 3, + 2) (k = constante).

- A : + 4 k            B : + 11 k            C : - k            D : - 3 k            E : 0 k

**Question n°8 :**

Soit la fonction  $f(x, y) = x^2y^2 + x^2 \ln y + e^{2x} + 3x\sqrt{y}$  Calculer  $\frac{\partial^3 f}{\partial x \partial y \partial x}$

- A:  $8 e^{2x}$             B:  $2xy^2 + e^{2x} + y$             C :  $4y + \frac{2}{y}$   
D:  $4y - \frac{2x}{y^2}$             E:  $4xy + \frac{2x}{y} + \frac{3}{2\sqrt{y}}$

**Question n°9 :**

Calculer le travail d'une force de composantes  $f_x = f_y = -k(x + y)$  sur le trajet A (3;-1)  $\rightarrow$  B (2;2) (k = constante).

- A : + 13 k            B : + 6 k            C : - 5 k  
D : - 6 k            E : - 13 k

**Question n° 10 :**

Calculer la DTE de la fonction :  $f(x, y) = 2\frac{x}{y} - x^2y + xy$ .

A :  $(-2x \ln y - x^2 + x).dy + (\frac{2}{y} - 2xy + y). dx$ .

B :  $(-\frac{2x}{y^2} - x^2 + x).dx + (\frac{2}{y} - 2xy + y).dy$ .

C :  $(\frac{2}{y} - 2x + y).dx + (-2x \ln y - x^2 + x). dy$ .

D :  $(\frac{2}{y} - 2xy + y).dx + (-\frac{2x}{y^2} - x^2 + x). dy$ .

E :  $(\frac{2}{y} - 2xy + y).dx + (\frac{2x}{y^2} - x^2 + x). dy$

**Question n°11 :**

Calculer le travail d'une force de composantes  $F_x = k(y+1)$  et  $F_y = kx$  sur la droite A(1,1), B(2,3).

A : 3 k

B: - 7 k

C: 6 k

D: - 6 k

E : 10 k

**Question n° 12 :**

A) Le gradient est un vecteur perpendiculaire aux lignes de niveau d'un champ scalaire.

B) Un gradient d'énergie potentielle est un vecteur qui représente une force conservative parallèle et de même sens.

C) Une force qui peut s'exprimer par un gradient est une force conservative.

D) Le gradient est une grandeur scalaire qui exprime la variation spatiale d'un vecteur.

1. D
2. AC
3. E
4. B
5. C
6. E
7. D
8. C
9. D
10. D
11. C
12. AC

### **QCM 1 :**

#### **Rappel :**

Valeurs extensives : sont relatives au système entier et sont additives lors la réunion de 2 systèmes.

Valeurs intensives : elles sont définies en un point indépendamment de la quantité de matière.  
Exemple : la masse volumique  $\rho$ .

Calcul : intensif x extensif  $\rightarrow$  extensif

Extensif / extensif  $\rightarrow$  intensif

A) potentiel  $V=dE_p/dq \Rightarrow \text{ext/ext} \rightarrow \text{intensif}$

B) Energie cinétique  $E_c = \frac{1}{2} m.v^2$ , masse  $m$ , est une valeur extensive, énergie = grandeur extensive.

C) La masse molaire est définie comme un rapport entre 2 valeurs extensives : unité en  $\text{g.mol}^{-1}$

D) La pression est une grandeur scalaire.

### **QCM 2 :**

B) Un trajet fermé est un cycle. Lorsque l'on revient au point de départ,  $A \rightarrow B \rightarrow A$

Une DTE est indépendant du chemin parcouru. De fait, elle ne dépend que de l'état initial et de l'état final et est intégrable sur n'importe quel trajet.

Un trajet fermé est un cycle : on revient au point de départ ( $A \rightarrow B \rightarrow A$ ) et on a :

$$\oint DTE = 0$$

D) Une force conservative dérive d'une énergie potentielle.

**O.C.M. n°3 :**

**Méthode :**

- 1) vérifier que la force est conservative
- 2) calcul de la fonction primitive
- 3) calcul du travail entre 2 points

**Correction :**

La force est-elle conservative ?

$$\frac{\partial f_x}{\partial y} = \frac{\partial f_y}{\partial x}$$

Ici, égal à k

$$\int f_x . dx = kxy$$

$$\int f_y . dy = kxy$$

[kxy] à intégrer entre 2 points, chacun ayant 2 coordonnées.

Calcul des coordonnées, on résout l'équation avec x=1, puis avec x=9

Pour x=1 : y=6

Pour x=9 : y=10

Donc  $W = k (90-6) = 84 k$

#### **QCM. 4 :**

Force conservative ?  $\frac{\partial f_x}{\partial y} = \frac{\partial f_y}{\partial x}$  ?

Ici ce n'est pas le cas :  $\frac{\partial f_x}{\partial y} = -kx$  alors que  $\frac{\partial f_y}{\partial x} = -ky$  donc non DTE.

Dans ce cas, la force est dissipative et de fait le travail dépend du chemin suivi.

$$dy = y'(x).dx \text{ donc } dy = (-2x+3).dx = -2.dx$$

D'où :

$$\begin{aligned} df &= f_x .dx + f_y .dy = -kxy.dx + [-kxy \times (-2dx)] = -kxy.dx + 2kxy.dx = kxy.dx \\ &= kx \times (-2x+3).dx \end{aligned}$$

$$\Rightarrow df = -2kx^2 + 3kx.dx$$

$$\text{Donc } W_{AB} = \int_A^B -2kx^2 + 3kx.dx = \left[ -\frac{2}{3}kx^3 + \frac{3}{2}kx^2 \right]_{A(0;3)}^{B(3;-3)}$$

$$\Rightarrow W_{AB} = \left( -\frac{2}{3}k \times 3^3 + \frac{3}{2}k \times 3^2 \right) - \left( -\frac{2}{3}k \times 0^3 + \frac{3}{2}k \times 0^2 \right) = -18k + \frac{27}{2}k = -\frac{9}{2}k = -4,5k$$

Réponse B

*Remarque : la résolution de ce genre de QCM est particulièrement complexe. C'est pourquoi au concours un tel QCM serait probablement formulé de façon différente.*



**Question n° 5 :**

$$\frac{\partial f_x}{\partial y} = \frac{\partial f_y}{\partial x} \text{ donc c'est une force conservative.}$$

$$F_x = \int f_x \cdot dx = \int k(y+1) \cdot dx = [kxy + kx]$$

$$F_y = \int f_y \cdot dy = \int k(x-1) \cdot dy = [kxy - ky]$$

$$\text{D'où : } W_{AB} = [kxy + kx - ky]_{A(-1;+2)}^{B(+4;+3)}$$

$$\Rightarrow W_{AB} = [k \times (+4) \times (+3) + k \times (+4) - k \times (+3)] - [k \times (-1) \times (+2) + k \times (-1) - k \times (+2)]$$

$$\Rightarrow W_{AB} = [12k + 4k - 3k] - [-2k - k - 2k] = 13k - (-5k) = +18k$$

Réponse C

**Question n° 6 :**

force conservative ? Oui

$$W_{ab} = [-k(x-y)] \text{ à prendre entre } (-1,2) \text{ et } (4,2)$$

$$= -k(x_b - y_b - x_a + y_a)$$

$$W_{ab} = -5k$$

**Question n° 7 :**

force conservative ? oui

$$W_{ab} = [k(x^2/2 - xy)]_{AB}$$

$$= k(x_b^2/2 - y_b x_b - x_a^2/2 + y_a x_a)$$

$$= -3k$$

### **Question n°8 :**

On demande de dériver 2 fois par rapport à x ce que l'on fait à la suite

$$\text{Rappel : } \partial x \partial y \partial x = \partial x^2 \partial y = \partial y \partial x^2$$

On commence à dériver par rapport à x :

$$\frac{\partial f}{\partial x} = 2y^2 + 2x \ln y + 2e^x + 3\sqrt{y}$$

$$\frac{\partial^2 f}{\partial x^2} = 2y^2 + 2 \ln(y) + 4e^{2x}$$

$$\frac{\partial^3 f}{\partial x^2 \partial y} = 4y + \frac{2}{y}$$

### **Question n°9 :**

force conservative, oui

$$W_{ab} = [-k(x^2/2 + xy + y^2/2)]_{AB} \text{ entre } A(3,-1) \text{ et } B(2,2)$$

$$= -k(x_b^2 + x_b y_b + y_b^2) - (x_a^2 + x_a y_a + y_a^2)$$

$$= -6k$$

### **Question n° 10 :**

Il s'agit ici de dériver une fonction à 2 variables.

Il faut d'abord dériver par rapport à x, puis dériver par rapport à y.

$$\frac{\partial f(x, y)}{\partial x} = \frac{2}{y} - 2xy + y$$

### Question n°11 :

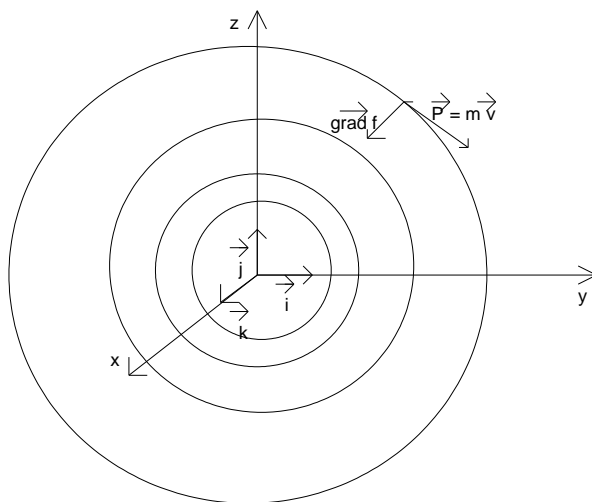
Force conservative, oui.

$W_{ab} = [kx(y+1)]_{AB}$  avec  $A(1,1)$  et  $B(2,3)$

$W_{ab} = k(xb(yb+1) - xa(ya+1)) = 6k$

### Question n° 12 :

A) Par exemple, une source sonore émet des sons. Chaque onde est une ligne de niveau où l'on entend le même niveau sonore tant que l'on reste à une distance constante de la source.



B) attention !!!

L'énergie potentielle a un sens opposé au travail,

Il faut se rappeler que  $\vec{F} = -\overrightarrow{grad}Ep$

D) le gradient est un vecteur.

# Chapitre 2 :

## Température, Chaleur

**QCM commentés par  
Salim Kanoun**

### Question n° 1 :

Calculer la vitesse quadratique moyenne des molécules d'un gaz parfait monoatomique de masse molaire  $M = 20 \text{ g.mol}^{-1}$  à la température de  $77^\circ\text{C}$ .

$$3R=25$$

$$k = 1,38.10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$$

$$\sqrt{0,3} = 0,5$$

- A  $v^* = 1250 \text{ m.s}^{-1}$
- B  $v^* = 650 \text{ m.s}^{-1}$
- C  $v^* = 1250 \text{ km.s}^{-1}$ .
- D  $v^* = 20,5 \text{ m.s}^{-1}$
- E  $v^* = 1250 \text{ km.s}^{-1}$

### Question n°2 :

A : La température est une variable qui mesure la chaleur d'un corps.

B : La capacité thermique ne dépend pas de l'étendue du système.

C : Le principe 0 permet de définir la température en tant que variable d'état mesurable.

D : La température est l'expression macroscopique de l'intensité de l'agitation moléculaire.

E : La température est une grandeur intensive.

### Question n°3 :

Calculer la vitesse quadratique moyenne des molécules d'un gaz parfait monoatomique de masse molaire  $M = 14 \text{ g.mol}^{-1}$  en équilibre.

Thermodynamique à la température de  $-40^\circ\text{C}$

$$3R = 25$$

$$\sqrt{\frac{25}{14}} = 1,34 \quad \sqrt{23,3} = 4,83$$

- A:  $20 \text{ m.s}^{-1}$
- B:  $267 \text{ m.s}^{-1}$
- C:  $444 \text{ m.s}^{-1}$
- D:  $544 \text{ m.s}^{-1}$
- E:  $647 \text{ m.s}^{-1}$

#### Question n°4:

Quelle est la température d'un gaz parfait monoatomique de masse molaire :  
 $2 \text{ g.mol}^{-1}$  et de vitesse quadratique moyenne  $1,8 \text{ km.s}^{-1}$  ?  
 $3R=25$

- A: 144 K                      B : 260 K              C : 320 K.  
D: 1565 K                    E: 259800 K.

#### Question n°5 :

Quelle est la vitesse quadratique moyenne des molécules d'un gaz parfait monoatomique de masse molaire  $M = 4 \text{ g.mol}^{-1}$  en équilibre thermodynamique à la température  $T = 46,85^\circ\text{C}$      $3R = 25$      $\sqrt{2} = 1,41$

- A:  $1414 \text{ m.s}^{-1}$               B:  $44 \text{ m.s}^{-1}$               C:  $481 \text{ m.s}^{-1}$   
D:  $1,41 \text{ km.s}^{-1}$             E:  $1,05 \text{ km.s}^{-1}$

#### Question n°6 :

Quelle est la vitesse quadratique moyenne des molécules d'un gaz parfait monoatomique de masse molaire  $M = 20 \text{ g.mol}^{-1}$  en équilibre thermodynamique à la température  $t = 127^\circ\text{C}$      $3R=25$      $\sqrt{2} = 1,41$

- A:  $401 \text{ m.s}^{-1}$               B:  $0.705 \text{ Km.s}^{-1}$               C:  $529,6 \text{ m.s}^{-1}$   
D:  $705 \text{ m.s}^{-1}$               E:  $1023 \text{ m.s}^{-1}$

#### Question n°7:

A : Un système en phase solide doit forcément passer par une phase liquide avant de se vaporiser.

B : La définition de l'égalité de 2 températures est une condition nécessaire et suffisante pour en faire une variable mesurable.

C : Une variation de température n'est pas la même dans l'échelle Celsius et dans l'échelle Kelvin.

D : Deux systèmes en équilibre thermique entre eux sont forcément à la même température.

E : Deux systèmes en équilibre thermique contiennent forcément la même quantité de chaleur

**Question n°8 :**

Quelle est la vitesse quadratique moyenne des molécules d'un gaz parfait monoatomique de masse molaire  $M = 40 \text{ g.mol}^{-1}$  en équilibre thermodynamique à la Température de  $7 \text{ }^\circ\text{C}$  ? On donne  $3R = 25$   $\sqrt{0,7} = 0,84$

- A :  $86 \text{ m.s}^{-1}$       B :  $612 \text{ m.s}^{-1}$       C :  $420 \text{ m.s}^{-1}$   
D :  $13,3 \text{ m.s}^{-1}$       E :  $177,6 \text{ m.s}^{-1}$

**Question n°9 :**

Quelle est la vitesse quadratique moyenne des molécules d'un gaz parfait monoatomique de masse molaire  $M = 30 \text{ g.mol}^{-1}$  en équilibre thermodynamique à la température de  $327 \text{ }^\circ\text{C}$  ? On donne  $3R = 25$   $\sqrt{2} = 1,41$

- A :  $16 \text{ m.s}^{-1}$       B :  $78 \text{ km.s}^{-1}$       C :  $83 \text{ m.s}^{-1}$   
D :  $705 \text{ m.s}^{-1}$       E :  $2461 \text{ km.s}^{-1}$

**Question n° 10 :**

- A : La chaleur est proportionnelle à l'intensité moyenne de l'agitation moléculaire.  
B : La capacité molaire est une grandeur intensive.  
C : La chaleur est une grandeur intensive.  
D : La chaleur est un opérateur de transfert d'énergie.  
E : La pression est perpendiculaire à une paroi.

**Question n° 11 :**

- A) L'équation d'état du gaz parfait est vérifiée au cours de toute transformation subie par ce gaz.  
B) La capacité thermique molaire d'un gaz parfait monoatomique dépend de la nature du gaz parfait.  
C) La vitesse quadratique moyenne est le carré de la moyenne des vitesses moléculaires.  
D) L'énergie interne du gaz parfait monoatomique est exclusivement de l'énergie cinétique de translation des molécules.

E)  $U = n.N \times \overline{Ec}$

### Question n° 12 :

A très basse température, la capacité thermique molaire à volume constant du chlorure de sodium est une fonction linéaire de la température:  $c_v=2000.T$  ( $J.mol^{-1}$ ).

Quelle quantité de chaleur faut-il fournir à 10 g de NaCl pour élever sa température de 20 à 40 K.

On donne la masse molaire du NaCl :  $M = 58,5 g.mol^{-1}$ .

- A : 205 kJ                      B : 136,7 kJ                      C: 410 kJ  
D :  $1200.10^4$  J                      E: 6837 J

### Question n° 13 :

Calcul de chaleur dans le cadre d'un phénomène calorifique pur et sans changement d'état.

La capacité thermique molaire d'un corps pur est:

$$c = 17+20.10^{-3}T \text{ J.mol}^{-1}.K^{-1}$$

Calculer la quantité de chaleur reçue par un système constitué par 2,5 moles de ce corps pur à la température initiale de 360 K, dans une transformation qui amènera sa température à 260 K.

$$2,6^2 - 3,6^2 = - 6,2$$

- A: - 4000 J                      B : - 2320 J                      C : - 5800 J  
D: - 5550 J                      E : - 2700 J.

### Question n° 14 :

La capacité thermique molaire du dioxyde de carbone est :

$$C = a + b.10^{-3}. T + c.10^{-6}.T^2 \text{ cal.mol}^{-1}.K^{-1}$$

avec  $a = 7,70$                        $b = 5,3$                        $c = -0,83$ .

Calculer la quantité de chaleur que doit recevoir 11g de  $CO_2$  pour que sa température s'élève de 280 K à 300 K.

Masse molaire du  $CO_2$  :  $M = 44 g.mol^{-1}$ .

$$3^2 - 2.8^2 = 1.16$$

$$3^3 - 2.8^3 = 5.1$$

- A. 183 cal  
B. 31 cal  
C. 39 cal  
D. 46 cal  
E. 9,3 cal



### Question n°15:

La capacité thermique massique d'un corps pur est:

$$C' = A_0 - \frac{A_1}{T} \quad (\text{J.K}^{-1}.\text{g}^{-1}) \quad A_0 = 1,41 \quad A_1 = 492.$$

Quelle quantité de chaleur doit recevoir un système constitué par 100g de ce corps pur dans une transformation calorifique pure modifiant sa température de 250° à 25°C ?

***Vous pouvez utiliser une calculatrice***

- A : 81560 ± 10J      B : -59380 ± 10J      C : -4060 ± 10J  
D : 27800 ± 10J      E : -6050 ± 10J.

### Question n° 16 :

Calculer l'enthalpie d'une mole d'un gaz parfait monoatomique de masse molaire

$M = 40 \text{ g.mol}^{-1}$  dont la vitesse quadratique moyenne est  $v^* = 610 \text{ m.s}^{-1}$

$R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

***Vous pouvez utiliser une calculatrice***

- A 12,4.10<sup>6</sup>J    B : 10 000 J    C : 12 403 J    D : 5 856 J    E : 7 442 J

- 1- AE
- 2- DE
- 3- E
- 4- B
- 5- AD
- 6- BD
- 7- D
- 8- C
- 9- D
- 10- BD
- 11- DE
- 12-A
- 13-C
- 14-D
- 15-C
- 16-C

**Correction :**

**Qcm 1 :**  $V^* = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$

Attention : M doit être exprimée en **kg.mol<sup>-1</sup>**

Ne pas oublier : **Toujours convertir la température en kelvin** (*dans toutes les formules de thermodynamiques*) :

$T = 77 + 273,15 = 350,15 \text{ kelvin}$

$$\sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{25 \times 350}{20 \times 10^{-3}}} = \sqrt{\frac{5 \times 5 \times 5 \times 75}{4 \times 5 \times 10^{-3}}} = \sqrt{\frac{5 \times 5 \times 5 \times 15}{10^{-3}}} = 5 \times 5 \sqrt{3 \times 10^3} = 25 \times 10^2 \sqrt{0.3} = 1250 \text{ m/sec}$$

**Qcm 2 :**

A : non elle reflète l'agitation moléculaire.

B : Seulement si elle est massique ou molaire

C : Repérable seulement, pour être mesurable il faut définir le « zéro »

**QCM 3 :**

$$T = -40 + 273,15 = 233,15 \text{ K}$$

$$V^* = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{25 \times 233}{14 \times 10^{-3}}} = \sqrt{\frac{25}{14}} \times \sqrt{23,3 \times 10^4} = 1,34 \times 4,83 \times 10^2$$

$$\approx 624 \text{ m.s}^{-1}$$

Pour les calculs limitez vous à un chiffre après la virgule et choisissez la valeur la plus proche.

**QCM 4 :**

$$1800 = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

En élevant l'équation au carré :  $324 \times 10^4 = \frac{3RT}{M}$

D'où :

$$T = \frac{324 \times 10^4 \times M}{3R} = \frac{324 \times 10^4 \times 2 \times 10^{-3}}{25} = \frac{324 \times 20}{5 \times 5} = \frac{324 \times 4}{5} = 324 \times 0,8 = 259,2 \text{ K}$$

**QCM 5 :**

$$T = 46,85 + 273,15 = 320 \text{ K}$$

$$V^* = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{25 \times 320}{4 \times 10^{-3}}} = \sqrt{\frac{25 \times 8 \times 4 \times 10}{4 \times 10^{-3}}}$$

$$= \sqrt{25 \times 8 \times 10^4} = 5 \times 10^2 \times 2\sqrt{2} = 10^3 \sqrt{2} = 1414 \text{ m.s}^{-1}$$

**QCM 6 :**

$$T = 127 + 273,15 = 400,15 \text{ K}$$

$$V^* = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{25 \times 400}{20 \times 10^{-3}}} = \sqrt{\frac{25 \times 20}{10^{-3}}}$$

$$= 5\sqrt{2 \times 10^4} = 5 \times 10^2 \times 1,41 = 705 \text{ m.s}^{-1}$$

### QCM 7 :

A : Faux, il peut se sublimer.

B : Repérable, il faut définir le « zéro » pour devenir mesurable

C : Si, le « pas » est identique

E : Non : la quantité de chaleur dépend de la capacité thermique de chaque élément.

### QCM 8 :

$$V^* = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{25 \times 280}{40 \times 10^{-3}}} = \sqrt{25 \times 7 \times 10^3} = 5 \times 10^2 \sqrt{0.7} = 420 \text{ m.s}^{-1}$$

### QCM 9 :

$$V^* = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{25 \times 600}{30 \times 10^{-3}}} = \sqrt{25 \times 20 \times 10^3} = 5 \times 10^2 \sqrt{2} = 705 \text{ m.s}^{-1}$$

### QCM 10 :

A : C'est la température

C : Extensif

E : C'est la force pressante.

### QCM 11 :

A : Définie qu'à l'état d'équilibre

B : Elle ne dépend que de la température

C :  $\bar{V} = 0$  donc  $\bar{V}^2 = 0 \times 0$

### QCM 12 :

$$\begin{aligned} Q_{AB} &= \int_A^B n.c.dT = n \int_A^B 2000T.dT = n \left[ 2000 \frac{T^2}{2} \right] = n \left[ 2000 \times \frac{40^2 - 20^2}{2} \right] \\ &= n \left[ 2000 \times \frac{12 \times 10^2}{2} \right] = \frac{10}{58.5} \times \frac{2400000}{2} = 205 \text{ kJ} \end{aligned}$$

**QCM 13 :**

$$\begin{aligned}
Q_{AB} &= \int_A^B n c dT = n \int_A^B (17 + 20 \times 10^{-3} T) dT = n \left[ 17T + 20 \times 10^{-3} \frac{T^2}{2} \right] = n \left[ 17 \times -100 + 20 \times 10^{-3} \frac{260^2 - 360^2}{2} \right] \\
&= n \left[ -1700 + 20 \times 10^{-3} \frac{-6.2 \times 10^4}{2} \right] = 2.5 \times -2320 = -5800 J
\end{aligned}$$

**QCM 14 :**

$$\begin{aligned}
Q_{AB} &= \int_A^B n.c.dT = n \int_A^B (7,70 + 5,5 \times 10^{-3} T - 0,83 \times 10^{-6} T^2) dT = n \left[ 7,70T + 5,5 \times 10^{-3} \frac{T^2}{2} - 0,83 \times 10^{-6} \frac{T^3}{3} \right] \\
&= n \left[ 7,70(300 - 280) + 5,5 \times 10^{-3} \frac{300^2 - 280^2}{2} - 0,83 \times 10^{-6} \frac{300^3 - 280^3}{3} \right] \\
&= n \left[ 7,7 \times 20 + 5,5 \times 10^{-3} \frac{32 \times 10^4 - 2,8^2 \times 10^4}{2} - 0,83 \times 10^{-6} \frac{3^3 \times 10^6 - 2,8^3 \times 10^6}{3} \right] \\
&= n \left[ 154 + 5,5 \times 10^{-3} \frac{1,16 \times 10^4}{2} - 0,83 \times 10^{-6} \frac{5,1 \times 10^6}{3} \right] = \frac{11}{44} [154 + 31,9 - 1,41] = 0,25 \times 184,49 = 46 cal
\end{aligned}$$

**QCM 15 :**

$$\begin{aligned}
Q_{AB} &= \int_A^B m.c'.dT = -m \int_B^A \left( 1,41 - \frac{492}{T} \right) dt = -m [141T - 492 \ln T] \\
&= m [1,41 \times 225 - 492 (\ln 298 - \ln 523)] \\
&= -100 \times \left[ 317,25 - 492 \ln \frac{523}{298} \right] \approx -100 \times 41,73 \approx -4173 J
\end{aligned}$$

### QCM 16 :

Pour un gaz parfait on a :  $H = \frac{5}{2}n.R.T$

Il nous faut donc connaître T

$$V^* = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

$$\text{D'où } 610^2 = \frac{25 \times T}{40 \times 10^{-3}}$$

$$T = \frac{610^2 \times 40 \times 10^{-3}}{25} = 595,360K$$

$$H = \frac{5}{2} \times 1 \times 8,3 \times 595 = 12346J$$

# Chapitre 3 :

## Transformations thermodynamiques

### QCM commentés par Djaouad Berkach

Salim Kanoun, Jean-Christophe Lecomte, Elise Birague-Cavallie et Djaouad Berkach.  
Tous droits des auteurs réservés : sauf autorisation, la duplication, la vente, la diffusion  
partielle ou totale de ce polycopié sont interdits (droits déposés chez Creasafe).

### Question n°1 :

- A) Un système réel évoluant à la surface de la terre dans des conditions monotherme et monobare évoluera spontanément dans le sens qui minimise son enthalpie libre.
- B) Le 2ème principe permet de calculer de manière parfaitement déterminée le degré d'irréversibilité d'une transformation réelle.
- C) Sans postulat complémentaire, l'entropie d'un système ne peut être connue qu'à une constante près.
- D) Le 2ème principe affirme que dans une transformation monotherme, irréversible d'un état d'équilibre initial A à un état d'équilibre final B, le système ne peut que recevoir du travail et fournir de la chaleur.
- E) L'entropie est une grandeur accessible à nos sens.

### Question n°2 :

- A) Une transformation isotherme est une transformation monotherme au cours de laquelle la température, en tous les points du système, reste égale à celle de la source de chaleur.
- B) Une paroi adiabatique est une paroi qui s'oppose à toute variation de la température du système.
- C) Une variable intensive est une variable qui ne dépend pas de l'étendue du système.
- D) La température d'une source de chaleur ne reste pas constante lors du transfert d'une grande quantité de chaleur.
- E) Un système fermé entouré d'une paroi adiabatique et rigide peut toujours échanger avec le milieu extérieur.

### Question n° 3 :

- A) La variation élémentaire d'entropie échangée par un système non isolé est une DTE.
- B) La variation d'entropie d'un système fermé non isolé dans une transformation quelconque d'un état d'équilibre B à un état d'équilibre A est l'opposée de la variation d'entropie de ce système dans une transformation réversible AB.
- C) L'entropie décrit le système d'un point de vue microscopique.
- D) L'entropie est le facteur extensif de la chaleur.
- E) L'entropie créée est d'autant moins importante que la vitesse de transformation est grande.



**Question n°4 : L'énergie interne :**

**A:** est une fonction d'état.

**B:** permet de calculer directement le travail adiabatique.

**C:** permet de calculer directement la chaleur dans une transformation à pression constante.

**D:** est une grandeur extensive.

**E:** peut être calculée à partir d'une seule variable d'état pour une mole d'un gaz parfait monoatomique en équilibre thermodynamique.

**Question n° 5 :**

A) La variation d'enthalpie est la chaleur de transformation isobare.

B) La variation d'énergie interne d'un système qui subit une transformation d'un état initial A à un état final B est indépendante des quantités de travail ou de chaleur que le système reçoit du milieu extérieur.

C) Un système isolé ne peut évoluer qu'à énergie interne constante.

D) L'entropie de l'univers ne peut qu'augmenter.

E) L'énergie libre est l'énergie minimale que le système doit recevoir sous forme de travail pour subir une transformation de A vers B.

**Question n° 6 :**

A) L'enthalpie est la somme de l'énergie interne et du produit de la pression par le volume.

B) L'enthalpie permet de calculer l'irréversibilité d'une transformation.

C) La variation d'enthalpie est égale à la variation d'énergie interne.

D) La variation d'enthalpie est égale à l'effet thermique d'une réaction chimique quelconque.

E) L'enthalpie n'est pas une fonction d'état

**Question n° 7 : L'énergie libre :**

- A) est égale à la différence entre l'énergie interne et le produit de la température thermodynamique par l'entropie.
- B) est une grandeur énergétique dont la variation est égale au travail reçu par un système qui évolue de manière monotherme réversible.
- C) est une fonction d'état.
- D) joue le rôle de fonction potentiel thermodynamique d'un système qui évolue selon une transformation monotherme isobare.
- E) est supérieure au travail monotherme irréversible.

**Q.C.M. n°8 : Un système isolé :**

- A) ne reçoit ni matière, ni énergie.
- B) évolue vers un minimum d'énergie interne.
- C) évolue vers un maximum d'entropie.
- D) ne peut subir aucune transformation.
- E) peut être constitués de plusieurs phases distinctes.

**Question n° 9 : La variation élémentaire d'entropie d'un système s'écrit**  
 $dS = \partial_e S + \partial_i S$

- A) Si la transformation est réversible, la création d'entropie est nulle et  $dS = deS$
- B) Si la transformation est irréversible,  $S$  est positif et  $(dS)_{irr}$  est plus grand que  $(dS)_{rév.}$
- C) Dans tous les cas la variation d'entropie de l'univers est égale à la création d'entropie.
- D) Si  $dS$  est négatif la transformation est interdite.
- E) Le fait qu'une transformation s'accomplisse spontanément suffit à prouver que l'entropie du système a augmenté.

**Q.C.M. n°10:** On fait subir à un système un cycle de transformations calorifiques pures en l'échauffant de  $T_A$  à  $T_B$  puis en le refroidissant de  $T_B$  à  $T_A$ , sans changement d'état ni variation significative du volume.

- A) La chaleur reçue par le système dans la transformation AB sera la même quel que soit le mode, réversible ou irréversible, de l'échauffement.
- B)  $Q_{BA} = -Q_{AB}$  et  $\Delta S_{BA} = -\Delta S_{AB}$
- C)  $\Delta_e S_{BA}$  et  $\Delta_e S_{AB}$  seront de signes opposés.
- D)  $\Delta_i S_{BA}$  et  $\Delta_i S_{AB}$  seront de signes opposés.
- E) Le fait que le système revienne à son état initial prouve que la réaction est réversible.

**Q.C.M. n°11: A propos du 2<sup>nd</sup> principe :**

- A: Il introduit la fonction d'état entropie du système.
- B : Il permet de prévoir l'évolution spontanée de l'état du système.
- C : Il postule que l'entropie de l'univers est une fonction d'état.
- D : Il permet de différencier évolution réversible et évolution irréversible de l'état du système.
- E: Il montre que l'entropie échangée par le système et reçue par le milieu extérieur.

**Q. C. M. n°12 :**

- A) Un facteur de quantité est une variable extensive.
- B) Une énergie élémentaire s'exprime comme le produit d'un facteur intensif par la variation de son facteur extensif conjugué.
- C) Une capacité thermique molaire est un facteur intensif.
- D) Quand on divise le système en B sous-systèmes, le facteur de tension est modifié.
- E) Pour refroidir le système, on aura recours à une source froide.

**Question n°13 :**

- A) Un système fermé entouré par une paroi diatherme peut échanger de la chaleur par convection.
- B) Les échelles de températures Kelvin et Celsius coïncideront si elles sont basées sur les mêmes points fixes.
- C) Tous les thermoscopes à gaz fournissent la même échelle de température indépendamment de la pression.
- D) Le principe zéro permet de définir l'égalité de B température en affirmant le caractère obligatoire de la réalisation de l'équilibre thermique.
- E) Toute grandeur échangée entre le système et le milieu extérieur est considérée du point de vue du système comme un gain pour le système.

**Question n°14 :**

- A) Un système fermé entouré par une paroi diatherme peut échanger de la chaleur par conduction.
- B) La température est une variable intensive.
- C) Pour un système fermé où ne s'exercent que des forces de pression, la chaleur mise en jeu dans une transformation isochore ne dépend que de l'état initial et de l'état final du système.
- D) L'expression  $\delta Q$  signifie que la chaleur élémentaire est une DTE.
- E) La durée de la phase de déséquilibre de la transformation se nomme temps de relaxation.

**Q.C.M. n°15 :**

- A: C'est un principe de conservation de l'énergie.
- B: Il postule l'équivalence entre travail et chaleur.
- C: Il introduit l'énergie interne qui est dans tous les cas une fonction d'état.
- D: Il permet de différencier évolution réversible et évolution irréversible de l'état du système.
- E: Pour un système isolé, la variation d'énergie interne est nulle.

- 1 A B C
- 2 A C
- 3 B D
- 4 A B D E
- 5 A B C D E
- 6 A
- 7 A B C
- 8 A C E
- 9 A C E
- 10 A B C
- 11 A B D E
- 12 A B C E
- 13 B D E
- 14 A B C E
- 15 A B C E

1 A L'enthalpie libre molaire joue le rôle de potentiel thermodynamique d'un système monobare et monotherme. Par conséquent, le système a tendance à diminuer son enthalpie libre.

B Le deuxième principe permet de déterminer l'entropie créée, autrement dit : le degré d'irréversibilité de la transformation. Plus  $\partial_i S$  est élevé, plus la transformation est irréversible.

$$C \quad \Delta S_{AB} = \int_{T_A}^{T_B} \frac{\partial Q^r}{T}$$

Etant donné que l'entropie est ici définie par une intégrale, on ne peut la connaître qu'à une constante près, à moins de disposer d'une information complémentaire.

D Le 2<sup>ème</sup> principe dit que c'est le sens spontané des échanges, mais il n'interdit pas à l'inverse de se produire, à condition de fournir de l'énergie au système.

E L'entropie a beau être une grandeur physique à part entière, elle n'est pas accessible à nos sens.

2 A C'est la définition même.

B La paroi adiabatique s'oppose aux transferts de chaleur entre le milieu extérieur et le système. Néanmoins, le système peut toujours évoluer par transformation interne.

C C'est la définition même. Exemple de variable intensive : p, T...

D C'est la définition même. On peut rajouter que la capacité thermique du milieu extérieur est très supérieure à celle du système.  $C_{ME} \gg \gg C_{système}$

E Ce type de système est dit isolé. Il est totalement coupé du milieu extérieur.

3 A La variation totale d'entropie du système est une DTE, pas la variation d'entropie échangée.

A savoir :  $\Delta_e S_{AB} = \frac{Q_{AB}^i}{T_f}$  et  $\partial Q_{AB}^i$  n'est pas une DTE.

B L'entropie est une fonction d'état. Par conséquent, elle est indépendante du mode de transformation.

Donc:  $\Delta S_{AB} = - \Delta S_{BA}$ .

Or  $\Delta S_{AB} = (\Delta S_{eAB})_{rev}$  Donc  $\Delta S_{BA} = - (\Delta S_{eAB})_{rev}$

Et comme  $(\Delta S_{eAB})_{rev} = (\Delta S_{AB})_{rev}$  ( puisque  $(\Delta S_{iAB})_{rev} = 0$  )

Alors  $\Delta S_{BA} = - (\Delta S_{AB})_{rev}$

C L'entropie est une grandeur macroscopique. Pour s'en souvenir, il suffit de se rappeler que l'entropie est le support des échanges de chaleur et que la chaleur se ressent macroscopiquement.

E Plus la transformation est rapide, plus la création d'entropie est grande. Pour vous en souvenir, sachez que plus la transformation est rapide, plus elle est irréversible.

4 B On a  $dU = \partial W_r$

C Si la transformation est isobare, on a :  $dQ_p = C_p dT = dH$ . C'est l'enthalpie qui permet de calculer directement la chaleur dans une transformation à pression constante.

D L'énergie interne dépend de la quantité de matière.

E Si le système est à l'équilibre, pour 1 mole de ce GPM, on a

$$U = \frac{3}{2} \times 1 \times R.T = \frac{3}{2} R.T$$

Donc seule compte la température.

5 A Si la transformation est isobare, on a :  $dQ_p = C_p.dT = dH$ . L'enthalpie permet de calculer directement la chaleur dans une transformation à pression constante.

B U est une fonction d'état, elle est indépendante du mode de transformation.

C L'énergie interne ne se « crée » pas plus qu'elle ne se « perd ». Si le système ne peut en échanger, alors son énergie reste constante.

E C'est la définition.

6 A C'est la définition même.

B C'est l'entropie

C Non il y a le facteur PV qu'il faut prendre en compte suivant les différents modes de transformation.

D  $dH = \partial Q$  dans le cas d'une transformation isobare.

7 A C'est la définition même :  $dF = dU - T.dS$

B On a  $dF = \partial W - T \partial_i S$ . Si le système évolue réversiblement alors  $\partial_i S = 0$

Donc  $dF = \partial W$

Retenez que :  $dF = \partial W_r$ . Le travail monotherme a les propriétés d'une fonction d'état.

C  $dF = dU - T.dS$ . U et S sont des fonctions d'état, donc F est une fonction d'état.

D C'est l'enthalpie libre qui joue le rôle de fonction potentiel thermodynamique d'un système qui évolue selon une transformation monotherme isobare.

E  $dF = \partial W_r$ . Et  $\partial W_{irr} > \partial W_r$ . Donc  $\partial W_{irr} > dF$

8 A Par définition même.

B L'énergie interne d'un système isolé ne peut pas varier.

C Si le système isolé ne peut pas échanger d'entropie, il peut toujours en créer. Donc s'il ne perd pas de l'entropie et qu'il en crée, son entropie totale ne peut qu'augmenter.

D Le système peut toujours évoluer par transformation interne. Par exemple : un système isolé contenant de l'alcool et de l'acide carboxylique peut continuer d'évoluer vers un mélange d'ester et d'eau.



9 A Par définition même.

$$B \quad dS_{\text{irr}} = dS_{\text{rev}} .$$

**Mais si  $\partial_i S > 0$  alors  $\partial_e S_{\text{irr}} < \partial_e S_{\text{rev}}$**

C L'univers est un système isolé, donc  $\partial_e S = 0$ . Par conséquent  $dS = \partial_i s$

D La transformation est possible, mais il faudra lui fournir de l'énergie. Cela va contre le sens d'évolution spontanée du système, mais ce n'est pas interdit.

E La transformation d'un système se fait spontanément vers l'augmentation d'entropie.

10 A Si le volume est constant, alors le système ne produit pas de travail. Donc  $\partial Q_v = dU$

La chaleur prend les propriétés d'une fonction d'état.

B Puisque la chaleur a les propriétés d'une fonction d'état dans cette transformation, alors :  $Q_{BA} = - Q_{AB}$ . L'entropie quant à elle est toujours une fonction d'état.

C Puisque  $\Delta S_{BA} = -\Delta S_{AB}$  et que  $\Delta S_{AB} = \Delta_e S_{AB} + \Delta_i S_{AB}$   
et que  $\Delta S_{BA} = \Delta_e S_{BA} + \Delta_i S_{BA}$   
alors  $\Delta_e S_{AB}$  et  $\Delta_e S_{BA}$  seront de signes opposés.

D  $\Delta_i S$  est toujours positif.

E Pour qu'une réaction soit réversible, il faut que le système et le milieu extérieur reviennent à leur état initial.

11 B Le deuxième principe permet de connaître la création d'entropie. On peut ainsi prévoir l'évolution spontanée du système, en sachant que la transformation qui crée le plus d'entropie sera celle que le système réalisera spontanément. Par exemple, sortez un pain du four et placez-le sur la table. Le pain a deux possibilités : se réchauffer encore plus, ou se refroidir en donnant sa chaleur au milieu extérieur. Il se trouve que la création d'entropie lors du refroidissement est supérieure à celle lors du réchauffement. Par conséquent, le pain aura spontanément tendance à se refroidir.

C Entropie de l'univers =  $\partial_i S$ , ce n'est pas une fonction d'état (seule S l'est)

D Une transformation irréversible est une transformation où le système crée de l'entropie. Une transformation réversible est une transformation où le système ne crée pas de l'entropie.

12 A Exemple de variables extensives : n, m. Plus généralement, toutes les variables qui dépendent de la quantité de matière du système sont des variables extensives.

B C'est la définition même.

C D'une manière générale, toutes les variables qui sont ramenées à leur valeur pour une mole (ou une autre quantité) sont des variables intensives. Ex : Concentration en  $\text{g.mol}^{-1}$ , capacité thermique massique en  $\text{J.K}^{-1}.\text{g}^{-1}$  ...

D La tension est une variable intensive, par conséquent, elle n'est pas modifiée lorsqu'on divise le système en deux sous-systèmes.

13 A La convection se définit comme un transfert de chaleur supporté par un transfert de matière.

C La température et la pression d'un système gazeux sont liées. Par conséquent une échelle de température ne peut être établie qu'en spécifiant la pression à laquelle se font les mesures.

D Le caractère obligatoire de la réalisation d'un équilibre entre deux systèmes mis en contact prolongé par le biais de parois diathermes constitue le postulat du principe zéro. La température est définie comme la variable qui atteint cet équilibre.

Salim Kanoun, Jean-Christophe Lecomte, Elise Birague-Cavallie et Djaouad Berkach.  
Tous droits des auteurs réservés : sauf autorisation, la duplication, la vente, la diffusion partielle ou totale de ce polycopié sont interdits (droits déposés chez Creasafe).

14 A La conduction se définit comme le transfert de chaleur sans transfert de matière. C'est le seul type d'échange que peut réaliser un système fermé entouré d'une paroi diatherme rigide.

C Puisque les transformations s'effectuent à volume constant, alors le travail des forces de pression est nul. Or  $dU = \partial W + \partial Q$ . Donc à pression constante :  $dU = \partial Q$ . La chaleur prend les propriétés d'une fonction d'état, elle ne dépend plus que de l'état initial et de l'état final.

D  $\partial Q$  signifie que la chaleur élémentaire est une dérivée partielle.

E C'est la définition.

15 A Le 1<sup>er</sup> principe stipule que lors d'échanges de travail et de chaleur dans un cycle, il existe une variable qui reste constante : c'est l'énergie interne.

B Ce principe explique que le travail et la chaleur sont des opérateurs de transfert de l'énergie. Il s'agit de deux formes que peut prendre l'énergie.

D C'est le deuxième principe qui permet de faire cette différenciation.

E Un système isolé ne peut échanger ni de la chaleur ni du travail donc  $\partial W + \partial Q = 0$ . Donc  $dU = 0$ . Cela signifie que la variation d'énergie interne est nulle.

# **Chapitre 4 :**

## **Calculs de l'évolution des systèmes**

**QCM commentés par  
Jean-Christophe Lecomte**

**Q.C.M n°1:**

Un système est constitué par 2 mol d'un gaz parfait en équilibre, thermodynamique à la température de 300,7 K sous la pression atmosphérique ( $10^5$  Pa). On lui fait subir une transformation monobare qui l'amène au volume final de 72 litres.

Calculer le travail reçu par le système ( $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ ).

- A: -2200 J                      B: +2200 J                      C : -2200 kJ  
D: +2200 kJ                      E : -4700 J

**Q.C.M. n° 2:**

Un système est constitué par 41: d'un gaz supposé parfait, en équilibre thermodynamique avec une source de chaleur  $T_0 = 340\text{K}$ , et sous une pression de  $4.10^5$  Pa. On lui fait subir une détente monotherme irréversible qui l'amène à la pression atmosphérique et au cours de laquelle sa variation d'énergie libre est

$\Delta F = -2218 \text{ J}$ . Quel est le travail reçu par le système dans cette transformation ?

- A: 4800 J                      B: 2218 J                      C: -1200 J  
D: -2380 J                      E: -2400 J

**Q.C.M. n°3 :**

La capacité thermique massique d'un corps pur est :

$$c' = 292 + 2.10^{-3} T^2 \quad (\text{J.K}^{-1}.\text{kg}^{-1})$$

Un système constitué par 100g de ce corps pur initialement en équilibre thermique avec une source de chaleur à  $17^\circ\text{C}$  est mis en contact par une paroi diatherme avec une source à  $80^\circ\text{C}$ . Quelle est la variation d'entropie du système dans cette transformation calorifique pure entre les états d'équilibre initial et final ?

- A:  $1,6 \text{ J.K}^{-1}$                       B:  $9,8 \text{ J.K}^{-1}$                       C:  $8,9 \text{ J.K}^{-1}$   
D:  $10,8 \text{ J.K}^{-1}$                       E :  $13,7 \text{ J.K}^{-1}$

**Question n° 4:**

Un corps de pompe à paroi diatherme contient 0,04 mol d'air (gaz parfait) en équilibre thermodynamique à la pression atmosphérique. La source de chaleur est l'air ambiant à  $17^\circ\text{C}$ .

On effectue une compression qui amène ce système à une pression finale de 3 atm.

Calculer la variation d'énergie libre du système dans cette transformation :

( $R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ ).

- A: + 192 J                      B : +45 J                      C : +6 J  
D: +106J                      E: -192J.

**Enoncé commun aux 2 questions suivantes :**

On comprime de manière monotherme, de 2 à 10 atm, un système constitué par 3 moles d'un gaz parfait.

La température de la source de chaleur est  $t_a = 107\text{ }^\circ\text{C}$ .

On donne  $R = 8,31\text{ J.K}^{-1}\text{.mol}^{-1}$

**Question 5 :**

Calculer la variation d'énergie libre du système.

A: -15247 J      B : + 4293 J      C : + 6622 J r

D : +15247 J      E: + 37894 J

**Question 6 :**

Calculer la variation d'entropie du système.

A: -99,7 J.K<sup>-1</sup>      B: -40 J.K<sup>-1</sup>      C: -17,4 J.K<sup>-1</sup>

D : +40,1 J.K<sup>-1</sup>      E : +99,7 J.K<sup>-1</sup>

**Enoncé commun aux Questions 7 et 8 :**

Soit un corps pur de capacité thermique  $C_p = 2,3 + 4.10^{-4}T$  (J.K<sup>-1</sup>).

On diminue sa température, sans changement d'état, de 900 à 400 K.

**Question n°7 :**

Calculer la chaleur reçue par la source de chaleur :

A : +5,26 J.K<sup>-1</sup>      C : + 10,8 J.K<sup>-1</sup>      E : + 1410 J

B : + 1280 J      D : + 127,7 J.

**Question n°8 :**

Calculer la création d'entropie  $\Delta_j S$ .

A+ 5,26 J.K<sup>-1</sup>      C : +10,8 J.K<sup>-1</sup>      E: + 1,14 J.K-1

B : +4,86 J.K<sup>-1</sup>      D : + 3,48 J.K<sup>-1</sup>

**Enoncé commun aux 2 questions suivantes :**

Un système constitué par 2 moles d'un gaz parfait est en équilibre thermodynamique, sous une pression extérieure de 8 atm, avec une source de chaleur à la température  $t_0 = 257^\circ\text{C}$ . On effectue une transformation monotherme irréversible au cours de laquelle la source de chaleur fournit une quantité de chaleur de 8038 J au système.

On donne  $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ .

**Question n°9:**

Calculer la pression du système à l'état d'équilibre final.

Une réponse exacte.

- A: 3,2 atm                      B: 0,7 atm                      C: 15,1 atm.  
D: 2 atm                        E: 0,4 atm.

**Question n°10 :**

Calculer la création d'entropie dans cette transformation irréversible.

Une réponse exacte

- A: + 25,3  $\text{J.K}^{-1}$                       B: + 40  $\text{J.K}^{-1}$                       C : + 15  $\text{J.K}^{-1}$   
D: + 52,2  $\text{J.K}^{-1}$                       E: + 55,6  $\text{J.K}^{-1}$

**Enoncé commun aux 4 questions suivantes :**

Un système est constitué par 0,6 moles d'un gaz parfait en équilibre thermique avec une source de chaleur à  $t_0 = 30^\circ\text{C}$ . Sa pression initiale est  $p_A = 3.10^5 \text{ Pa}$ . On effectue une détente monotherme irréversible qui l'amène à la pression finale  $p_B = 10^5 \text{ Pa}$ .

On donne  $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Pour cette transformation irréversible :

**Question n°11 :**

Calculer le travail reçu par le système.

- A: -100 J                      B : 1007J                      C:-1678J  
D: -721 J                      E:-1660J.

**Question n°12 :**

Calculer la variation d'énergie libre du système.

- A:-1048J                      B:-164J                      C: -1007J  
D: -721J                      E: -1660 J

**Question n°13:**

Calculer la variation d'entropie du système.

- A: +5,5  $\text{J.K}^{-1}$                       B: +55  $\text{J.K}^{-1}$                       C:+3.3  $\text{J.K}^{-1}$   
D: +33  $\text{J.K}^{-1}$                       E: + 24  $\text{J.K}^{-1}$

**Question n°14 :**

Calculer la création d'entropie

A:  $+3,3 \text{ J.K}^{-1}$

B:  $+33 \text{ J.K}^{-1}$

D:  $+22 \text{ J.K}^{-1}$

E:  $+8,8 \text{ J.K}^{-1}$

C:  $+2,2 \text{ J.K}^{-1}$

**Enoncé commun aux 3 questions suivantes (questions n°18, n°19 et n°20)**

La capacité thermique molaire (en  $\text{J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ ) d'un corps pur est

$$c = 15,1 + 30,1 \cdot 10^{-3} T.$$

Un système constitué par 2 mol de ce corps pur est initialement en équilibre thermodynamique avec l'air ambiant à 290 K. On effectue une transformation calorifique pure qui amène sa température à 460 K, sans changement d'état.

**Question n°15 :**

Calculer la quantité de chaleur reçue par le système.

Indiquer la seule réponse exacte:

A:  $+2694 \text{ J}$

B:  $+4480 \text{ J}$

C:  $+8972 \text{ J}$

D:  $+9841 \text{ J}$

E:  $+12809 \text{ J}$

**Question n° 16 :**

Calculer la variation d'entropie du système dans cette transformation.

Indiquer la seule réponse exacte:

A:  $+21,1 \text{ J.K}^{-1}$

B:  $+24,2 \text{ J.K}^{-1}$

C:  $+30,0 \text{ J.K}^{-1}$

D:  $+52,5 \text{ J.K}^{-1}$

E:  $-3,6 \text{ J.K}^{-1}$

**Question n°17:**

1) La variation d'entropie de la source de chaleur est  $-19,5 \text{ J.K}^{-1}$

2) L'entropie créée dans le système lors de cette transformation est  $+4,7 \text{ J.K}^{-1}$ .

3) Si on ramène le système à son état initial, la quantité de chaleur reçue par le système et aussi la variation d'entropie du système seront chacune, par rapport à l'aller, changées de signe mais égales en valeur absolue.

4) La variation d'entropie de l'univers est  $-4,7 \text{ J.K}^{-1}$

Indiquer la seule combinaison des propositions exactes:

A: 1,2,3

B: 1,3

C: 2,4

D: 4

E: 1,2,3,4



## Réponses :

- 1 – A
- 2 – C
- 3 – B
- 4 – D
- 5 – D
- 6 – B
- 7 – B
- 8 – E
- 9 – B
- 10 – A
- 11 – B
- 12 – E
- 13 – A
- 14 – C
- 15 – C
- 16 – B
- 17 – A

### QCM 1 :

Il s'agit d'un gaz parfait (GP).

$$W_{\text{monobare}} = -p_0(V_B - V_A)$$

Par hypothèse :  $p_0 = 10^5 \text{ Pa}$  et  $V_B = 72L = 72 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$  (en effet, il faut exprimer les volumes en unités du système international :  $\text{m}^3$  !)

Il faut déterminer  $V_A$  :

D'après l'équation d'état des GP :  $p.V = n.R.T$

$$\Rightarrow V_A = \frac{n.R.T_A}{p_0} = \frac{2 \times 8,314 \times 300,7}{10^5} \approx 50 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$\Rightarrow W_{\text{monobare}} = -10^5 (72 \cdot 10^{-3} - 50 \cdot 10^{-3}) = -22 \cdot 10^{-2} = -2200 \text{ J}$$

Réponse A

### QCM 2 :

Le gaz est supposé parfait.

$$W_{\text{monotherme}} = n.R.T_0 \left( \frac{p_B}{p_A} - 1 \right)$$

Par hypothèse :  $p_A = 4 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  et  $p_B = 10^5 \text{ Pa}$  puisqu'il s'agit de la pression atmosphérique.

Il faut déterminer  $n$  :

D'après l'équation d'état des GP :  $p.V = n.R.T$

$\Rightarrow n.R.T_0 = p_A.V_A = 4.10^5 \times 4.10^{-3} = 16.10^2 \text{ U.S.I.}$  (en effet, il faut exprimer les volumes en unités du système international :  $V_A = 4L = 4.10^{-3} m^3$  !)

Donc  $W_{\text{monotherme}} = 16.10^2 \left( \frac{10^5}{4.10^5} - 1 \right) = 16.10^2 \times \left( \frac{-3}{4} \right) = -1200J$

Réponse C

QCM 3 :

$$dS = \frac{\partial Q^r}{T}$$

$$\Rightarrow \Delta S = \int \frac{\partial Q^r}{T} .dT = \int \frac{m.c'(T)}{T} .dT$$

Attention : il faut exprimer toutes les données dans les unités adéquates :

$$m = 100g = 10^{-1} kg, T_A = 17^\circ C = 17 + 273 = 290K \text{ et } T_B = 80^\circ C = 80 + 273 = 353K$$

$$\text{Donc : } \Delta S_{AB} = \int \frac{10^{-1} \times (292 + 2.10^{-3} T^2)}{T} .dT = \int \frac{29,2}{T} .dT + \int \frac{2.10^{-4} T^2}{T} .dT$$

$$\Rightarrow \Delta S_{AB} = \int \frac{29,2}{T} .dT + \int 2.10^{-4} T .dT = [29,2 \ln T]_A^B + [2.10^{-4} \times \frac{T^2}{2}]_A^B$$

$$\Rightarrow \Delta S_{AB} = 29,2 \times (\ln T_B - \ln T_A) + 10^{-4} \times (T_B^2 - T_A^2) = 29,2 \ln \frac{T_B}{T_A} + 10^{-4} \times (T_B^2 - T_A^2)$$

$$\Rightarrow \Delta S_{AB} = 29,2 \ln \frac{353}{290} + 10^{-4} \times (353^2 - 290^2) \approx 9,8J.K^{-1}$$

Réponse B

QCM 4 :

$$\Delta F = W^r$$

Le gaz est supposé parfait.

$$\Rightarrow \Delta F = W_{\text{isotherme}} = n.R.T_0 . \ln \frac{p_B}{p_A}$$

Attention de bien exprimer les données dans les unités adéquates :

$T_0 = 17^\circ C = 17 + 273 = 290K$  (il est ici possible de laisser  $p_A$  et  $p_B$  en atm car ces valeurs vont être employées dans un rapport).

$$\Rightarrow \Delta F = 0,04 \times 8,31 \times 290 \times \ln \frac{3}{1} \approx 106J$$

Réponse D

(normalement,  $\ln 3$  vous sera donné dans l'énoncé le jour du concours)

### QCM 5 :

$$\Delta F = W^r$$

Il s'agit d'un gaz parfait.

$$\Rightarrow \Delta F = W_{isotherme} = n.R.T_0 \cdot \ln \frac{p_B}{p_A}$$

Attention : la température doit être exprimée en kelvins !

$T_0 = 107^\circ C = 107 + 273 = 380K$  (il est ici possible de laisser  $p_A$  et  $p_B$  en atm car ces valeurs vont être employées dans un rapport).

$$\Rightarrow \Delta F = 3 \times 8,31 \times 380 \times \ln \frac{10}{2} \approx 15247J$$

Réponse D

(normalement,  $\ln 3$  vous sera donné dans l'énoncé le jour du concours)

### QCM 6 :

$$dS = \frac{\partial Q^r}{T}$$

$$\Rightarrow \Delta S = \int \frac{\partial Q^r}{T} .dT = \int \frac{\partial Q^r}{T_0} .dT = \frac{1}{T_0} \int \partial Q^r .dT = \frac{Q_{isotherme}}{T_0}$$

Or il s'agit d'un gaz parfait donc :  $W_{isotherme} = -Q_{isotherme}$

$$\Rightarrow Q_{isotherme} = -\Delta F = -15247J$$

$$\Rightarrow \Delta S = \frac{-15247}{380} \approx -40,1J.K^{-1} \text{ (attention au signe !)}$$

Réponse B

### QCM 7 :

Attention : il s'agit de la chaleur **reçue par la source de chaleur !**

C'est donc l'opposé de la chaleur reçue par le système :  $Q_{SC} = -Q$

$$Q = \int C(T).dT$$

$$\Rightarrow Q_{SC} = -\int 2,3 + 4.10^{-4} T .dT = -[2,3T + 2.10^{-4} T^2]_{900}^{400}$$

$$\Rightarrow Q_{SC} = -[2,3 \times (400 - 900) + 2.10^{-4} (400^2 - 900^2)]$$

$$\Rightarrow Q_{SC} = -[230 \times (-5) + 2.10^{-4} \times 10^4 (16 - 81)] = -[-1150 + 2 \times (-65)]$$

$$\Rightarrow Q_{SC} = -[-1150 + 2 \times (-65)] = -(-1280) = +1280J \text{ (attention au signe !)}$$

Réponse B

### QCM 8 :

D'après le second principe :  $dS = \partial_e S + \partial_i S$

$$\Rightarrow \Delta_i S = \Delta S - \Delta_e S$$

$$\Delta S = \int \frac{\delta Q^r}{T} . dT = \int \frac{C(T)}{T} . dT = \int \frac{2,3 + 4 \cdot 10^{-4} T}{T} . dT$$

$$\Rightarrow \Delta S = \int \frac{2,3}{T} . dT + \int 4 \cdot 10^{-4} . dT = [2,3 \ln T]_{900}^{400} + [4 \cdot 10^{-4} T]_{900}^{400}$$

$$\Rightarrow \Delta S = 2,3 \ln \frac{400}{900} + 4 \cdot 10^{-4} X (400 - 900) = 2,3 X \ln \left[ \left( \frac{2}{3} \right)^2 \right] + 4 \cdot 10^{-4} X (-500)$$

$$\Rightarrow \Delta S = 4,6 X (\ln 2 - \ln 3) - 0,2 \approx 4,6 X (0,7 - 1,1) - 0,2 \approx -2,04 J \cdot K^{-1}$$

$$\Delta_e S = \frac{Q^i}{T_f} = \frac{Q}{T_f} = \frac{-Q_{SC}}{T_f} = \frac{-1280}{400} = -3,2 J \cdot K^{-1}$$

$\Rightarrow \Delta_i S = -2,04 - (-3,2) = -2,04 + 3,2 = 1,16 \approx 1,14 J \cdot K^{-1}$  (approximation due aux arrondis pris pour les calculs de ln)

Réponse E

### QCM 9 :

Il s'agit d'un gaz parfait.

$$W_{monotherme} = n \cdot R \cdot T_0 \left( \frac{p_B}{p_A} - 1 \right)$$

$$\Rightarrow \frac{p_B}{p_A} - 1 = \frac{W_{monotherme}}{n \cdot R \cdot T_0}$$

$$\Rightarrow p_B = p_A X \left( \frac{W_{monotherme}}{n \cdot R \cdot T_0} + 1 \right)$$

Attention : la température doit être exprimée en kelvins !

$$T_0 = 257^\circ C = 257 + 273 = 530 K$$

$p_A$  et  $p_B$  ont laissées en atm car ces valeurs vont être employées dans un rapport.

La source de chaleur fournit  $Q_{SC} = 8038 J$  donc le système reçoit  $Q_{monotherme} = 8038 J$ .

Or il s'agit d'un gaz parfait donc  $W_{monotherme} = -Q_{monotherme}$ .

$$\Rightarrow p_B = 8 X \left( \frac{-8038}{2 X 8,31 X 530} + 1 \right) \approx 0,7 atm$$

Réponse B

### QCM 10 :

D'après le second principe :  $dS = \partial_e S + \partial_i S$

$$\Rightarrow \Delta_i S = \Delta S - \Delta_e S$$

$$dS = \frac{\partial Q^r}{T}$$

$$\Rightarrow \Delta S = \int \frac{\partial Q^r}{T} . dT = \int \frac{\partial Q^r}{T_0} . dT = \frac{1}{T_0} \int \partial Q^r . dT = \frac{Q_{isotherme}}{T_0}$$

Or il s'agit d'un gaz parfait donc :  $W_{isotherme} = -Q_{isotherme}$

$$\text{De plus, } W_{isotherme} = n.R.T_0 . \ln \frac{P_B}{P_A}$$

$$\Rightarrow \Delta S = \frac{-n.R.T_0 . \ln \frac{P_B}{P_A}}{T_0} = -n.R . \ln \frac{P_B}{P_A}$$

$$\Rightarrow \Delta S = -2 \times 8,31 \times \ln \frac{0,7}{8} \approx 40,5 J.K^{-1}$$

$$\Delta_e S = \frac{Q^i}{T_f} = \frac{Q_{monotherme}}{T_0} = \frac{8038}{530} \approx 15,2 J.K^{-1}$$

$$\Rightarrow \Delta_i S = 40,5 - 15,2 = 25,3 J.K^{-1}$$

Réponse A

### QCM 11 :

Il s'agit d'un gaz parfait.

$$W_{monotherme} = n.R.T_0 \left( \frac{P_B}{P_A} - 1 \right)$$

Attention de bien exprimer la température en kelvins !

$$T_0 = 30^\circ C = 30 + 273 = 303 K$$

$$\Rightarrow W_{monotherme} = 0,6 \times 8,31 \times 303 \times \left( \frac{10^5}{3 \cdot 10^5} - 1 \right)$$

$$\Rightarrow W_{monotherme} = 0,6 \times 8,31 \times 303 \times \left( \frac{-2}{3} \right) \approx -1007 J$$

Réponse B

QCM 12 :

$$\Delta F = W^r$$

Il s'agit d'un gaz parfait.

$$\Rightarrow \Delta F = W_{isotherme} = n.R.T_0 \cdot \ln \frac{p_B}{p_A}$$

$$\Rightarrow \Delta F = 0,6 \times 8,31 \times 303 \times \ln \frac{10^5}{3 \cdot 10^5} = 0,6 \times 8,31 \times 303 \times (-\ln 3) \approx -1660 J$$

Réponse E

QCM 13 :

$$dS = \frac{\partial Q^r}{T}$$

$$\Rightarrow \Delta S = \int \frac{\partial Q^r}{T} . dT = \int \frac{\partial Q^r}{T_0} . dT = \frac{1}{T_0} \int \partial Q^r . dT = \frac{Q_{isotherme}}{T_0}$$

Or il s'agit d'un gaz parfait donc :  $W_{isotherme} = -Q_{isotherme}$

De plus,  $W_{isotherme} = W^r = \Delta F$

$$\Rightarrow \Delta S = \frac{-(-1660)}{303} = \frac{1660}{303} \approx 5,5 J.K^{-1}$$

Réponse A

QCM 14 :

D'après le second principe :  $dS = \partial_e S + \partial_i S$

$$\Rightarrow \Delta_i S = \Delta S - \Delta_e S$$

$$\Delta_e S = \frac{Q^i}{T_f} = \frac{Q_{monotherme}}{T_0}$$

Or il s'agit d'un gaz parfait donc :  $Q_{monotherme} = -W_{monotherme}$

$$\Rightarrow \Delta_e S = \frac{-(-1007)}{330} = \frac{1007}{330} \approx 3,3 J.K^{-1}$$

$$\Rightarrow \Delta_i S = 5,5 - 3,3 = 2,2 J.K^{-1}$$

Réponse C

QCM 15 :

$$Q = \int n.c(T).dT$$

$$\Rightarrow Q = \int 2X(15,1 + 30,1 \cdot 10^{-3} T).dT = 2X[15,1T + 15,05 \cdot 10^{-3} T^2]_{290}^{460}$$

$$\Rightarrow Q = 2X[15,1X(460 - 290) + 15,05 \cdot 10^{-3} (460^2 - 290^2)]$$

$$\Rightarrow Q = 2X[151X17 + 15,05 \cdot 10^{-3} X10^2 X(46^2 - 29^2)]$$

$$\Rightarrow Q = 2X[2567 + 15,05 \cdot 10^{-1} X(2116 - 841)] \approx 8972J$$

Réponse C

QCM 16 :

$$dS = \frac{\partial Q^r}{T}$$

$$\Rightarrow \Delta S = \int \frac{\delta Q^r}{T} .dT = \int \frac{n.c(T)}{T} .dT = \int \frac{2X(15,1 + 30,1 \cdot 10^{-3} T)}{T} .dT$$

$$\Rightarrow \Delta S = \int \frac{2X15,1}{T} .dT + \int 2X30,1 \cdot 10^{-3} .dT = 30,2X[\ln T]_{290}^{460} + 60,2 \cdot 10^{-3} [T]_{290}^{460}$$

$$\Rightarrow \Delta S = 30,2X \ln \frac{460}{290} + 60,2 \cdot 10^{-3} X(460 - 290)$$

$$\Rightarrow \Delta S = 30,2X \ln \frac{46}{29} + 60,2 \cdot 10^{-3} X170 \approx 24,2J.K^{-1}$$

Réponse B

QCM 17 :

1)  $\Delta S_{SC} = -\Delta_e S$

Or  $\Delta_e S = \frac{Q}{T_f}$

$$\Rightarrow \Delta S_{SC} = -\frac{8972}{460} \approx -19,5J.K^{-1}$$

Vrai

2) D'après le second principe :  $dS = \partial_e S + \partial_i S$

$$\Rightarrow \Delta_i S = \Delta S - \Delta_e S$$

Or  $\Delta_e S = -\Delta S_{SC}$  donc  $\Delta_e S = 19,5J.K^{-1}$

$$\Rightarrow \Delta_i S = 24,2 - 19,5 = 4,7J.K^{-1}$$

Vrai

3) Vrai car il s'agit d'une transformation calorifique pure.

Démonstration :

- D'après le 1<sup>er</sup> principe :

$$dU = \partial W + \partial Q$$

Or c'est une transformation calorifique pure donc  $\partial W_{\text{isochore}} = 0$

$\Rightarrow dU = \partial Q_{\text{isochore}} = dQ_{\text{isochore}}$  : la chaleur isochore prend les propriétés d'une fonction d'état.

Or  $\Delta U_{BA} = -\Delta U_{AB}$ . Par conséquent :  $\Delta Q_{\text{isochore}BA} = -\Delta Q_{\text{isochore}AB}$

- La variation d'entropie du système a toujours les propriétés d'une fonction d'état.

$$\Rightarrow \Delta S_{BA} = -\Delta S_{AB}$$

4) L'Univers est un système isolé :  $\Delta S_{\text{Univers}} = \Delta_i S$

$$\Rightarrow \Delta S_{\text{Univers}} > 0$$

Faux

Réponse A (ce format de QCM ne vous sera pas proposé au concours : tous les QCM du concours sont sans patrons de réponse).