

- Description des systèmes thermodynamiques -

<i>Notions et contenus</i>	<i>Capacités exigibles</i>
<p>Caractérisation d'un système thermodynamique</p> <ul style="list-style-type: none"> - Système thermodynamique. Échelles microscopique, mésoscopique et macroscopique. - État d'équilibre thermodynamique. 	<ul style="list-style-type: none"> - Préciser les paramètres nécessaires à la description d'un état microscopique et d'un état macroscopique d'un système thermodynamique. - Définir l'échelle mésoscopique et en expliquer la nécessité. - Associer qualitativement la température et la pression aux propriétés physiques du système à l'échelle microscopique.
<p>Gaz parfait</p> <ul style="list-style-type: none"> - Modèle du gaz parfait. Masse volumique, température, pression. - Équation d'état du gaz parfait. - Énergie interne du gaz parfait. Extensivité de l'énergie interne. - Capacité thermique à volume constant d'un gaz considéré comme parfait. 	<ul style="list-style-type: none"> - Exploiter l'équation d'état du gaz parfait pour décrire le comportement d'un gaz. - Exploiter l'expression de la variation d'énergie interne d'un gaz considéré comme parfait, l'expression de la capacité thermique à volume constant étant fournie.
<p>Phase condensée indilatable et incompressible</p> <ul style="list-style-type: none"> - Modèle de la phase condensée indilatable et incompressible. - Énergie interne et capacité thermique à volume constant d'une phase condensée indilatable et incompressible. 	<ul style="list-style-type: none"> - Exploiter l'expression de la variation de l'énergie interne d'une phase condensée incompressible et indilatable en fonction de sa température.

I- Les outils de description de la thermodynamique

1) Le système thermodynamique

➤ **Définition** : On appelle **SYTEME THERMODYNAMIQUE** un **corps ou un ensemble de corps séparés du milieu extérieur par une surface fermée**, appelée **surface de contrôle** (réelle ou fictive).

1) Le système thermodynamique

- ☛ Définition : On appelle **SYTEME THERMODYNAMIQUE** un **corps ou un ensemble de corps séparés du milieu extérieur par une surface fermée**, appelée **surface de contrôle** (réelle ou fictive).

Transferts d'ENERGIE et de MATIERE à travers la surface de contrôle ?

- ☛ Système ISOLE : N'échange **ni matière ni énergie** avec le milieu extérieur
- ☛ Système FERME : **Peut échanger de l'énergie** avec l'extérieur **mais pas de matière**
- ☛ Système OUVERT : **Peut échanger énergie et matière** avec l'extérieur

☛ - Application 2 : *identifier le système thermodynamique le plus naturel, la surface de contrôle qui le délimite, et indiquer s'il est isolé, fermé ou ouvert :*

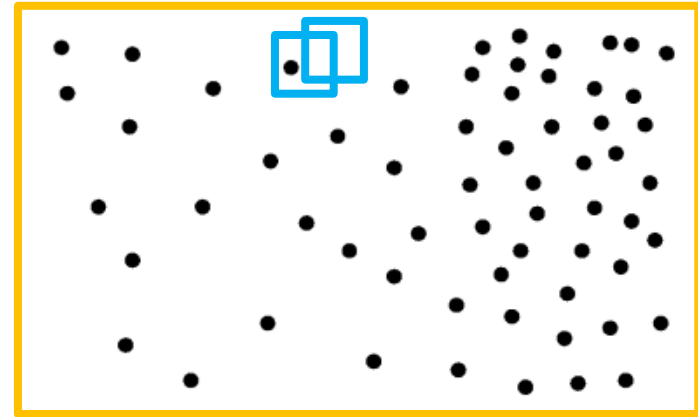
	Système thermodynamique	Surface de contrôle	Isolé / Fermé / Ouvert ?
Une bouée	Air contenu dans la bouée	L'enveloppe de caoutchouc (surface réelle)	Fermé
Un thermos de café	Le café + l'air dans le thermos	Les parois du thermos (surface réelle)	Isolé
Un bol d'eau chaude	L'eau contenue dans le bol	Surface air/eau + Surface eau/bol (surface fictive)	Ouvert

	Système thermodynamique	Surface de contrôle	Isolé / Fermé / Ouvert ?
Une bouée	Air contenu dans la bouée	L'enveloppe de caoutchouc (surface réelle)	Fermé
Un thermos de café	Le café + l'air dans le thermos	Les parois du thermos (surface réelle)	Isolé
Un bol d'eau chaude	L'eau contenue dans le bol	Surface air/eau + Surface eau/bol (surface fictive)	Ouvert

2) Les échelles d'observation

Echelle **MACROSCOPIQUE**

- ➔ *Domaine observable à l'œil nu*
- ➔ Distance : **au-delà du millimètre**
- ➔ Echelle adaptée ? **Pas toujours !**



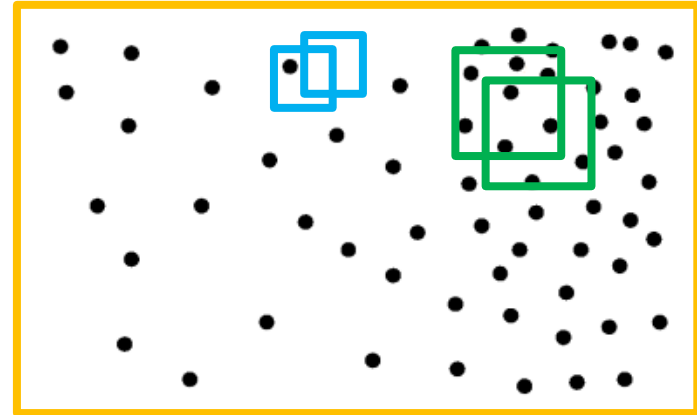
Echelle **MICROSCOPIQUE**

- ➔ *Domaine des particules (atomes, molécules ...)*
- ➔ Distance : **celle de l'atome (le nanomètre)**
- ➔ Echelle adaptée ? **Pas du tout !**

2) Les échelles d'observation

Echelle **MACROSCOPIQUE**

- ➔ *Domaine observable à l'œil nu*
- ➔ Distance : **au-delà du millimètre**
- ➔ Echelle adaptée ? **Pas toujours !**



Echelle **MICROSCOPIQUE**

- ➔ *Domaine des particules (atomes, molécules ...)*
- ➔ Distance : **celle de l'atome (le nanomètre)**
- ➔ Echelle adaptée ? **Pas du tout !**

Echelle **MESOSCOPIQUE**

- ➔ *Echelle intermédiaire entre les 2 précédentes :*
 - grande par rapport à l'échelle **MICROSCOPIQUE** ;
 - petite par rapport à l'échelle **MACROSCOPIQUE** ;
- ➔ Echelle adaptée ? **OUI !**

Echelle **MESOSCOPIQUE**

➔ *Echelle intermédiaire entre les 2 précédentes :*

- grande par rapport à l'échelle **MICROSCOPIQUE** ;
- petite par rapport à l'échelle **MACROSCOPIQUE** ;

➔ Echelle adaptée ? **OUI !**

3) Les grandeurs d'état

- ☛ Définition : Une **GRANDEUR D'ETAT** est une **grandeur macroscopique caractérisant l'état** dans lequel se trouve un système thermodynamique.
Exemples : masse, quantité de matière, pression, température, volume ...

PARAMETRES D'ETAT = grandeurs d'état suffisantes pour décrire un système

a/ Classification des grandeurs d'état

- ☛ Grandeurs d'état EXTENSIVES ou INTENSIVES :

Une grandeur d'état est **EXTENSIVE** si sa valeur dépend de la taille du système ; dans le cas contraire, on dit qu'elle est **INTENSIVE**.

a/ Classification des grandeurs d'état

• Grandeurs d'état EXTENSIVES ou INTENSIVES :

Une grandeur d'état est **EXTENSIVE** si sa valeur dépend de la taille du système ; dans le cas contraire, on dit qu'elle est **INTENSIVE**.

Conséquence : Une grandeur d'état **EXTENSIVE** est ADDITIVE.

(soit **G** une grandeur extensive valant G_1 et G_2 pour deux systèmes différents : si on réunit les deux systèmes, $G = G_1 + G_2$)



Pour savoir si une grandeur d'état est extensive ou intensive, il suffit de regarder si sa valeur change quand la taille du système change ...

🔗 - Application 3 : pour chaque grandeur, indiquer si elle est intensive ou extensive.

Masse	Quantité de matière	Pression	Température
EXTENSIVE	EXTENSIVE	INTENSIVE	INTENSIVE

Volume	Masse volumique	Concentration molaire
EXTENSIVE	INTENSIVE	INTENSIVE

🦋 - **Application 3** : pour chaque grandeur, indiquer si elle est intensive ou extensive.

Masse	Quantité de matière	Pression	Température
EXTENSIVE	EXTENSIVE	INTENSIVE	INTENSIVE

Volume	Masse volumique	Concentration molaire
EXTENSIVE	INTENSIVE	INTENSIVE

• Grandeurs d'état MOLAIRES et MASSIQUES : pour toute grandeur d'état **G** extensive, on peut définir :

• La grandeur molaire associée : $G_m = \frac{G}{n}$ (unité de $G_m = [\text{unité de } G].\text{mol}^{-1}$)

• La grandeur massique associée : $g = \frac{G}{m}$ (unité de $g = [\text{unité de } G].\text{kg}^{-1}$)

🦋 - **Application 4** : Pour un système de volume V , de masse m et contenant n moles.

a) Donner les expressions du volume molaire et du volume massique.

Volume molaire : $V_m = \frac{V}{n}$

Volume massique : $v = \frac{V}{m}$

b) Relier le volume massique à la masse volumique.

Masse volumique : $\rho = \frac{m}{V}$

Donc $v = \frac{1}{\rho}$

🔗- **Application 4** : Pour un système de volume V , de masse m et contenant n moles.

a) Donner les expressions du volume molaire et du volume massique.

$$\text{Volume molaire : } V_m = \frac{V}{n} \qquad \text{Volume massique : } v = \frac{V}{m}$$

b) Relier le volume massique à la masse volumique.

$$\text{Masse volumique : } \rho = \frac{m}{V} \qquad \text{Donc } v = \frac{1}{\rho}$$

b/ Deux grandeurs d'état particulières

La TEMPERATURE

☛ Interprétation microscopique : la **TEMPERATURE** est une grandeur **intensive** qui traduit l'agitation thermique qui règne au sein de la matière. Elle est d'autant plus grande que l'agitation thermique est grande.

➡ Unité du système international : Le **Kelvin (K)**

➡ Autres unités : Le **degré Celsius (°C)** : $T(\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273,15$

Le **degré Fahrenheit (°F)** : $T(^{\circ}\text{F}) = 1,8 \times \theta(^{\circ}\text{C}) + 32$.

➔ Unité du système international : Le **Kelvin (K)**

➔ Autres unités : Le **degré Celsius (°C)** : $T(K) = \theta(^{\circ}C) + 273,15$

Le **degré Fahrenheit (°F)** : $T(^{\circ}F) = 1,8 \times \theta(^{\circ}C) + 32.$



- Dans un gaz monoatomique, l'énergie cinétique moyenne d'une molécule vaut $\langle E_c \rangle = 3/2 \times k_B \times T$ avec $k_B = 1,38.10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$.

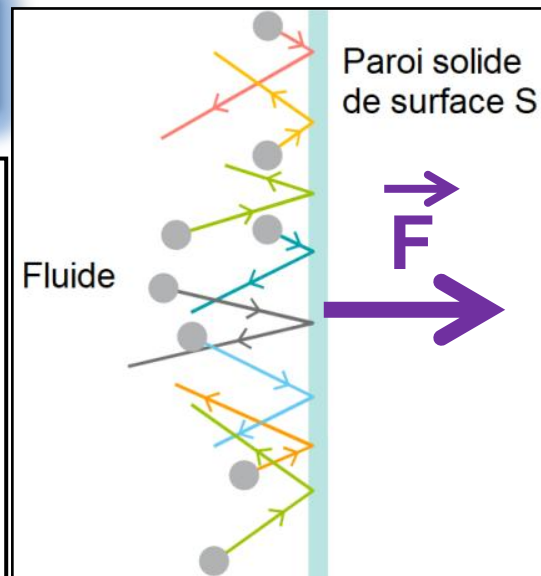
- Température en Kelvin = **température absolue**, par référence au **zéro absolu**, température la plus basse possible (état de repos des particules).

La **PRESSION**

☛ Interprétation microscopique :

La **PRESSION** exercée par un fluide sur une paroi est une grandeur **intensive** ayant pour origine **les chocs des particules de fluide sur la paroi**.

La pression augmente avec le **nombre de chocs** et avec **l'intensité des chocs**.

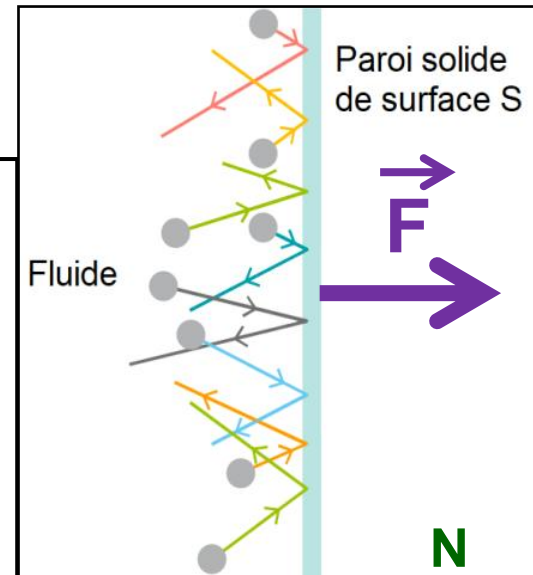


La **PRESSION**

☛ Interprétation microscopique :

La **PRESSION** exercée par un fluide sur une paroi est une grandeur **intensive** ayant pour origine **les chocs des particules de fluide sur la paroi**.

La pression augmente avec le **nombre de chocs** et avec **l'intensité des chocs**.



☛ Définition : La pression exercée par un fluide sur une paroi est égale au **rapport de la force pressante F** exercée par les particules de fluide sur une paroi **par la surface S** de cette paroi.

➔ Unité du Système International : Le **Pascal (Pa)**

➔ Autre unité : Le **bar (bar)** : **1 bar = 10⁵ Pa**

$$P = \frac{F}{S}$$

$\text{N.m}^{-2} = \text{Pa}$
(Pascal) m^2



- Cette pression est appelée **pression cinétique**.

- Par extrapolation, la **pression au sein d'un fluide** est la pression qui serait mesurée sur une surface fictive située en cet endroit du fluide.

• **Définition** : La pression exercée par un fluide sur une paroi est égale au **rapport de la force pressante F** exercée par les particules de fluide sur une paroi **par la surface S** de cette paroi.

➔ Unité du Système International : Le **Pascal (Pa)**

➔ Autre unité : Le **bar (bar)** : **1 bar = 10⁵ Pa**

$$P = \frac{F}{S}$$

$\text{N.m}^{-2} = \text{Pa}$
(Pascal)

m^2

II- Etat d'équilibre thermodynamique

1) Le système thermodynamique

ETAT D'EQUILIBRE THERMODYNAMIQUE = *état vers lequel tend à évoluer spontanément n'importe quel système thermodynamique abandonné à lui-même*

Dans l'état d'équilibre :

- Toutes les **grandeurs d'état** sont **constantes** au cours du temps ;
- Le système **n'échange ni matière ni énergie** avec l'extérieur.

2 équilibres particuliers ↓ **sont nécessaires**

- **équilibre MECANIQUE** : **Pression uniforme et constante** dans tt le système
- **équilibre THERMIQUE** : **Température uniforme et constante** dans tt le système

Dans l'état d'équilibre :

- Toutes les **grandeurs d'état** sont **constantes** au cours du temps ;
- Le système **n'échange ni matière ni énergie** avec l'extérieur.

2 équilibres particuliers  **sont nécessaires**

- équilibre MECANIQUE : **Pression uniforme et constante** dans tt le système
- équilibre THERMIQUE : **Température uniforme et constante** dans tt le système

🔗 - Application 5 : *Si un système est séparé du milieu extérieur par des parois mobiles (ex : piston), que peut-on dire de la pression du système et de la pression extérieure une fois l'équilibre thermodynamique atteint ?*

L'équilibre mécanique impose que $P_{\text{système}} = P_{\text{extérieure}}$

🔗 - Application 5-bis : *Si un système est séparé du milieu extérieur par des parois permettant les transferts thermiques, que peut-on dire de la température du système et de la température extérieure une fois l'équilibre thermodynamique atteint ?*

L'équilibre thermique impose que $T_{\text{système}} = T_{\text{extérieure}}$

2) Equation d'état

EQUATION D'ETAT = *équation qui relie les grandeurs d'état lorsque le système est dans un état d'équilibre thermodynamique*

🚫 - Application 5 : L'équilibre mécanique impose que $P_{\text{ystème}} = P_{\text{extérieure}}$

🚫 - Application 5-bis : L'équilibre thermique impose que $T_{\text{ystème}} = T_{\text{extérieure}}$

2) Equation d'état

EQUATION D'ETAT = équation qui relie les grandeurs d'état lorsque le système est dans un état d'équilibre thermodynamique

a/ Systèmes gazeux : modèle du GAZ PARFAIT

L'étude des propriétés des gaz *aux faibles pressions* ($P < 1 \text{ bar}$) a permis de dégager un modèle, appelé **MODELE DU GAZ PARFAIT**, et une équation d'état qui lui est associée.

Loi de BOYLE-MARIOTTE (1670)

Le produit $P \times V$ d'une quantité de gaz fixée reste constant à température fixée

Loi de GAY-LUSSAC et CHARLES (1800)

Le produit $P \times V$ ne dépend pas de la nature du gaz, mais n'est fonction que de la température

Loi d'Avogadro-Ampère (1810)

Le produit $P \times V$, à température fixée, est proportionnel au nombre de molécules de gaz

☛ Un gaz qui satisfait rigoureusement aux lois de Boyle-Mariotte, Gay-Lussac, Charles et Avogadro-Ampère est appelé « **GAZ PARFAIT** ». En combinant ces trois lois, on obtient l'équation d'état des gaz parfaits (EEGP) :

$$P \times V = n \times R \times T$$

a/ Systèmes gazeux : modèle du GAZ PARFAIT

☛ Un gaz qui satisfait rigoureusement aux lois de Boyle-Mariotte, Gay-Lussac, Charles et Avogadro-Ampère est appelé « **GAZ PARFAIT** ». En combinant ces trois lois, on obtient l'équation d'état des gaz parfaits (EEGP) :

$$P \times V = n \times R \times T$$

Pression du gaz, en Pascal (**Pa**)

Volume de gaz (**m³**)

Quantité de matière de gaz (**mol**)

Température du gaz, en degré Kelvin (**K**)

Constante des gaz parfaits : **R = 8,314 J.K⁻¹.mol⁻¹**

Conversions « Pression » : **1 bar = 10⁵ Pa** et **1 hPa = 10² Pa**

Conversion « Volume » : **1 m³ = 1000 L**

Conversion « Température » : **T(K) = T(°C) + 273,15**

☛ - Application 6 : L'air étant un gaz parfait de masse molaire 29,0 g.mol⁻¹, déterminer son volume molaire et sa masse volumique à 1013 hPa et à 25,0 °C.

• Par définition, le volume molaire V_m vaut : $V_m = \frac{V}{n}$ Soit, $V_m = \frac{R \times T}{P}$

AN : $V_m = \frac{8,314 \times (25,0 + 273,15)}{1013 \cdot 10^2}$

Soit $V_m = 2,45 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$
($V_m = 24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$)

☞ - **Application 6** : L'air étant un gaz parfait de masse molaire $29,0 \text{ g.mol}^{-1}$, déterminer son volume molaire et sa masse volumique à 1013 hPa et à $25,0 \text{ }^\circ\text{C}$.

• Par définition, le volume molaire V_m vaut : $V_m = \frac{V}{n}$ Soit, $V_m = \frac{R \times T}{P}$

AN : $V_m = \frac{8,314 \times (25,0 + 273,15)}{1013 \cdot 10^2}$ Soit $V_m = 2,45 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$
 ($V_m = 24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$)

• Par définition, la masse volumique ρ vaut : $\rho = \frac{m}{V}$ Soit, $\rho = \frac{n \times M}{V}$

$\rho = \frac{M}{V_m}$ AN : $\rho = \frac{29,0}{24,5}$ Soit $\rho = 1,19 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

A quelles conditions un gaz peut-il être considéré comme parfait ?

- Les particules constituant le gaz sont **ponctuelles**, c'est-à-dire que chacune occupe un volume négligeable devant le volume disponible pour l'ensemble du gaz.
- Les particules constituant le gaz sont **sans interaction entre elles**.

A quelles conditions un gaz peut-il être considéré comme parfait ?

- Les particules constituant le gaz sont **ponctuelles**, c'est-à-dire que chacune occupe un volume négligeable devant le volume disponible pour l'ensemble du gaz.
- Les particules constituant le gaz sont **sans interaction entre elles**.

✎ - **Application 7** : Exprimer le rapport $\frac{P \cdot V_m}{R}$ en fonction de **T** pour un gaz parfait.

Dans le **modèle du gaz parfait**,

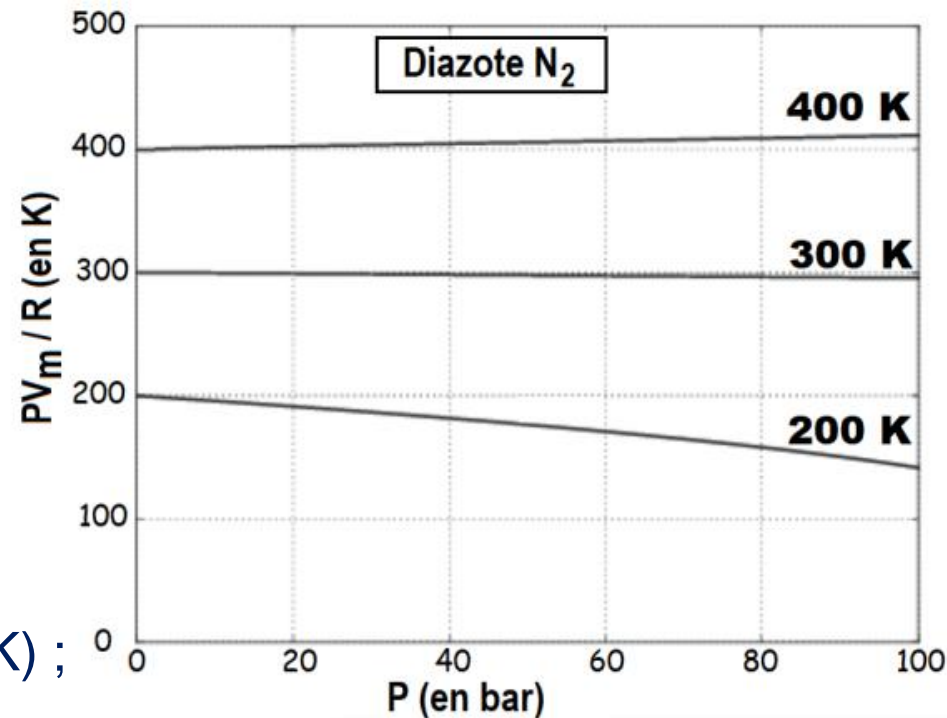
$$\frac{P \times V_m}{R} = \frac{P \times V}{n \times R} = T$$

A l'aide du graphique ci-contre, en déduire si un gaz peut être considéré comme parfait à haute ou à basse température. Puis faire de même pour la pression.

Pour une température fixée, $\frac{P \cdot V_m}{R}$ devrait donc être une **constante**

➔ C'est le cas :

- aux « **hautes températures** » (> 250 K) ;
- aux « **faibles pressions** » (< 10 bar).



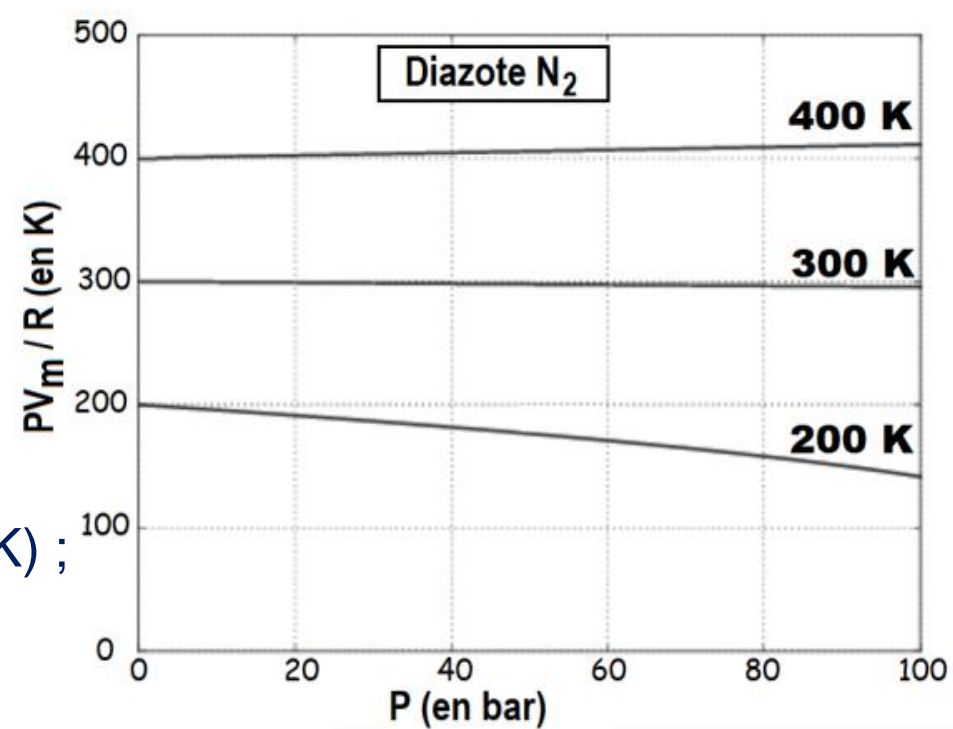
Dans le *modèle du gaz parfait*,

$$\frac{P \times V_m}{R} = \frac{P \times V}{n \times R} = T$$

Pour une température fixée, $\frac{P \cdot V_m}{R}$ devrait donc être une **constante**

➔ C'est le cas :

- aux « **hautes températures** » (> 250 K) ;
- aux « **faibles pressions** » (< 10 bar).



b/ Systèmes solides ou liquides : modèle de la PHASE CONDENSEE INDILATABLE et INCOMPRESSIBLE

$$\rho_{GAZ} \ll \rho_{LIQUIDE}, \rho_{SOLIDE}$$



liquide et solide = PHASES CONDENSEES

Par comparaison aux gaz, les phases condensées sont en général :

- **peu COMPRESSIBLES** : Leur **volume varie peu** lorsqu'on change la **pression**
- **peu DILATABLES** : Leur **volume varie peu** lorsqu'on change la **température**

En quoi consiste le modèle de la PHASE CONDENSEE INDILATABLE ET INCOMPRESSIBLE ?

b/ Systèmes solides ou liquides : modèle de la PHASE CONDENSEE INDILATABLE et INCOMPRESSIBLE

$$\rho_{\text{GAZ}} \ll \rho_{\text{LIQUIDE}}, \rho_{\text{SOLIDE}}$$



liquide et solide = PHASES CONDENSEES

Par comparaison aux gaz, les phases condensées sont en général :

- **peu COMPRESSIBLES** : Leur **volume varie peu** lorsqu'on change la **pression**
- **peu DILATABLES** : Leur **volume varie peu** lorsqu'on change la **température**

En quoi consiste le modèle de la PHASE CONDENSEE INDILATABLE ET INCOMPRESSIBLE ?

Dans ce modèle, on considère que **le volume de la phase condensée est constant** et **ne dépend ni de la pression (INCOMPRESSIBLE), ni de la température (INDILATABLE)**.

Conséquence : le volume molaire V_m d'une phase condensée est une constante

Application 8 : Donner un ordre de grandeur du volume molaire des liquides et des solides (à 25 °C) en vous basant sur l'eau liquide et le fer solide dont les caractéristiques sont précisées ci-dessous.

Données : $\rho_{\text{EAU}} = 1000 \text{ g.L}^{-1}$; $\rho_{\text{FER}} = 7870 \text{ kg.m}^{-3}$;
 $M_{\text{EAU}} = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{FER}} = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$

Dans ce modèle, on considère que **le volume de la phase condensée est constant** et **ne dépend ni de la pression (INCOMPRESSIBLE), ni de la température (INDILATABLE)**.

Conséquence : le volume molaire V_m d'une phase condensée est une constante

☞ - **Application 8** : Donner un ordre de grandeur du volume molaire des liquides et des solides (à 25 °C) en vous basant sur l'eau liquide et le fer solide dont les caractéristiques sont précisées ci-dessous.

Données : $\rho_{\text{EAU}} = 1000 \text{ g.L}^{-1}$; $\rho_{\text{FER}} = 7870 \text{ kg.m}^{-3}$;
 $M_{\text{EAU}} = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{FER}} = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$

Par définition, $V_m = \frac{V}{n} \Leftrightarrow V_m = \frac{V \times M}{m} \Leftrightarrow V_m = \frac{M}{\rho}$

AN : Pour l'eau, $V_m = 18 / 1000$ soit $V_m(\text{eau}) = 0,018 \text{ L.mol}^{-1}$

➔ $V_m(\text{liquide}) \approx 0,01 \text{ L.mol}^{-1}$

AN : Pour le fer, $V_m = 0,0558 / 7870$ soit $V_m(\text{fer}) = 7,1 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3.\text{mol}^{-1}$
 $= 7,1 \cdot 10^{-3} \text{ L.mol}^{-1}$

➔ $V_m(\text{solide}) \approx 0,01 \text{ L.mol}^{-1}$

AN : Pour l'eau, $V_m = 18 / 1000$ soit $V_m(\text{eau}) = 0,018 \text{ L.mol}^{-1}$

→ $V_m(\text{liquide}) \approx 0,01 \text{ L.mol}^{-1}$

AN : Pour le fer, $V_m = 0,0558 / 7870$ soit $V_m(\text{fer}) = 7,1 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$

$= 7,1 \cdot 10^{-3} \text{ L.mol}^{-1}$

→ $V_m(\text{solide}) \approx 0,01 \text{ L.mol}^{-1}$

III- Energie interne et capacité thermique à volume constant

1) Energie interne

a/ Définition et propriétés

Camion roulant à
 130 km.h^{-1}

Boule de bowling
à 3 m de hauteur

Bol d'eau
à $90 \text{ }^\circ\text{C}$

Energie mécanique = Energie cinétique + Energie
potentielle de pesanteur = **Energie MACROSCOPIQUE**

Autre énergie = **Energie
MICROSCOPIQUE**

☛ Définition : L'**ENERGIE INTERNE** d'un système, c'est son **énergie microscopique**, qui est la **somme** :

- **des énergies cinétiques** de toutes les particules du système ;

1) Energie interne

a/ Définition et propriétés

- Définition : L'ENERGIE INTERNE d'un système, c'est son **énergie microscopique**, qui est la **somme** :
 - **des énergies cinétiques** de toutes les particules du système ;
 - **des énergies potentielles d'interaction** de ces particules.

Notation : **U** ; Unité : **le Joule (J)**

L'énergie interne possède deux propriétés principales. C'est une :

• **FONCTION D'ETAT**

Sa valeur peut être **obtenue grâce aux valeurs des grandeurs d'état T, P, V, n** du système thermodynamique

La variation $\Delta U = U(EF) - U(EI)$ de l'énergie interne entre 2 états ne dépend que de EI et de EF mais pas du chemin suivi entre ces 2 états

• **GRANDEUR EXTENSIVE** :

L'énergie interne de la **réunion de 2 systèmes** d'énergie internes U_1 et U_2 vaut $U_1 + U_2$.

FONCTION D'ETAT

Sa valeur peut être **obtenue grâce aux valeurs des grandeurs d'état T, P, V, n** du système thermodynamique

La variation $\Delta U = U(EF) - U(EI)$ de l'énergie interne entre 2 états ne dépend que de EI et de EF mais pas du chemin suivi entre ces 2 états

GRANDEUR EXTENSIVE

L'énergie interne de la **réunion de 2 systèmes** d'énergie internes U_1 et U_2 vaut $U_1 + U_2$.

Du fait de cette dernière propriété, on peut définir pour un système contenant n moles et de masse m :

- L'énergie interne MOLLAIRE $U_m = \frac{U}{n}$ **GRANDEUR INTENSIVE**
J.mol⁻¹ (pointing to U) J (pointing to U) mol (pointing to n)
- L'énergie interne MASSIQUE $u = \frac{U}{m}$ **GRANDEUR INTENSIVE**
J.kg⁻¹ (pointing to U) J (pointing to U) kg (pointing to m)

- L'énergie interne MOLAIRES

J.mol^{-1}

$$U_m = \frac{U}{n}$$

GRANDEUR INTENSIVE

- L'énergie interne MASSIQUE

J.kg^{-1}

$$u = \frac{U}{m}$$

GRANDEUR INTENSIVE

b/ Application aux modèles du GAZ PARFAIT et de la PHASE CONDENSEE INDILATABLE et INCOMPRESSIBLE

Gaz parfait
MONOATOMIQUE



ENERGIE INTERNE = Somme des énergies cinétiques de chaque atome

Donnée : l'énergie cinétique moyenne de chaque particule vaut :

$$\langle E_c \rangle = \frac{3}{2} \times k_B \times T \text{ où } k_B \text{ est la constante de Boltzman } (k_B = 1,38.0^{-23} \text{ J.K}^{-1}).$$

🔗- Application 9 : En déduire l'expression de l'énergie interne puis de l'énergie interne molaire d'un gaz parfait monoatomique (remarque : $N_A \times k_B = R$).

Soit N le nombre de molécules de gaz dans le système.

▶▶ Energie interne U : $U = N \times \langle E_c \rangle$

$$\Leftrightarrow U = N \times \frac{3}{2} \times k_B \times T$$

$$\Leftrightarrow U = n \times N_A \times \frac{3}{2} \times k_B \times T$$

Soit $U = \frac{3}{2} \times n \times R \times T$

🔗- **Application 9** : En déduire l'expression de l'énergie interne puis de l'énergie interne molaire d'un gaz parfait monoatomique (remarque : $N_A \times k_B = R$).

Soit N le nombre de molécules de gaz dans le système.

▶ Energie interne U : $U = N \times \langle E_c \rangle$ \Leftrightarrow $U = N \times 3/2 \times k_B \times T$
 \Leftrightarrow $U = n \times N_A \times 3/2 \times k_B \times T$

Soit $U = 3/2 \times n \times R \times T$

▶ Energie interne molaire U_m : $U_m = U / n$ Soit $U_m = 3/2 \times R \times T$

☛ Généralisation : L'énergie interne molaire U_m d'un gaz parfait et d'une phase condensée indilatable et incompressible ne dépend que de sa température, ce qu'on peut noter $U_m = U_m(T)$: c'est la 1^{ère} LOI DE JOULE.

2) Capacité thermique à volume constant

a/ Définition et propriétés

CHAUFFAGE d'un système thermodynamique



Quelle est la variation d'ENERGIE INTERNE associée à une variation de la TEMPERATURE de x degrés ?

☛ Définition : La **CAPACITE THERMIQUE A VOLUME CONSTANT** d'un système, notée C_V , c'est l'énergie qu'il faut lui fournir pour que sa température augmente de 1 K, tout en maintenant son volume constant.

2) Capacité thermique à volume constant

a/ Définition et propriétés

☛ Définition : La **CAPACITE THERMIQUE A VOLUME CONSTANT** d'un système, notée C_v , c'est l'**énergie qu'il faut lui fournir pour que sa température augmente de 1 K, tout en maintenant son volume constant.**

☛ Formule : dU = variation de l'énergie interne du système
 dT = variation de la température du système

$$C_v = \frac{dU}{dT}$$

GRANDEUR EXTENSIVE

(On peut dire que C_v est la dérivée de U par rapport à T)

Du fait de l'EXTENSIVITE de cette grandeur, on peut définir pour un système contenant n moles et de masse m :

• La capacité thermique MOLLAIRE à volume

constant :

$$C_{vm} = \frac{C_v}{n}$$

GRANDEUR INTENSIVE

• La capacité thermique MASSIQUE à volume

constant :

$$c_v = \frac{C_v}{m}$$

GRANDEUR INTENSIVE



Pour une phase condensée indilatable et incompressible, on trouve les notations C , C_m et c car le volume est forcément constant ...

- Formule : dU = variation de l'énergie interne du système
 dT = variation de la température du système

$J.K^{-1}$

$$C_v = \frac{dU}{dT}$$

GRANDEUR EXTENSIVE

(On peut dire que C_v est la dérivée de U par rapport à T)

Du fait de l'EXTENSIVITE de cette grandeur, on peut définir pour un système contenant n moles et de masse m :

- La capacité thermique MOLLAIRE à volume constant :

constant :

$J.K^{-1}.mol^{-1}$

$$C_{vm} = \frac{C_v}{n}$$

GRANDEUR INTENSIVE

- La capacité thermique MASSIQUE à volume constant :

constant :

$J.K^{-1}.kg^{-1}$

$$c_v = \frac{C_v}{m}$$

GRANDEUR INTENSIVE

➤ Application 10 : Pour un gaz parfait monoatomique, $U = 3/2 nRT$. En déduire que la capacité thermique à volume constant d'un gaz parfait monoatomique ne dépend pas de la température.

Par définition,
$$C_v = \frac{dU}{dT} = \frac{d(3/2 \times n \times R \times T)}{dT}$$

➔ Soit $C_v = 3/2 \times n \times R$
 (ne dépend pas de T)

☞ - **Application 10** : Pour un gaz parfait monoatomique, $U = 3/2 nRT$. En déduire que la capacité thermique à volume constant d'un gaz parfait monoatomique ne dépend pas de la température.

Par définition, $C_v = \frac{dU}{dT} = \frac{d(3/2 \times n \times R \times T)}{dT} \rightarrow$ Soit $C_v = 3/2 \times n \times R$
(ne dépend pas de T)

b/ Application : Calcul de la variation ΔU d'énergie interne

$$C_v = \frac{dU}{dT} \Leftrightarrow$$

$dU = C_v \times dT =$ variation élémentaire d'énergie interne d'un système subissant une variation élémentaire de température

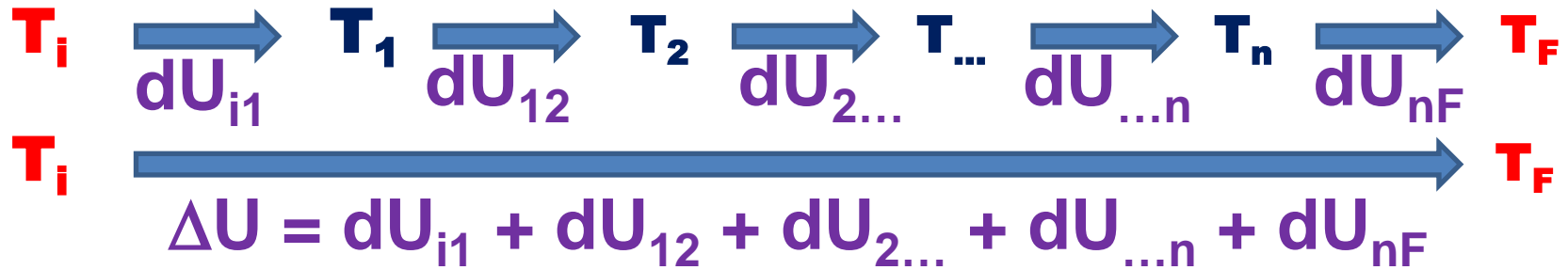
Que vaut la variation d'ENERGIE INTERNE ΔU d'un système dont la température évolue de T_i à T_F ?

METHODE : on décompose la transformation en une suite de transformations élémentaires faisant passer la température de T_i à T_F .

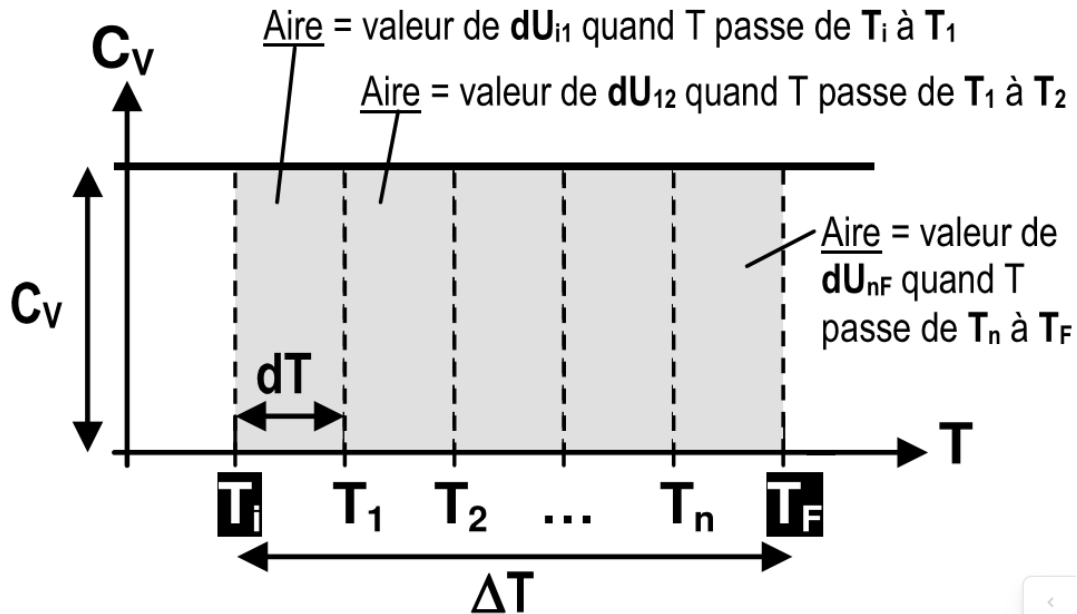
$$\begin{array}{ccccccccccc}
 T_i & \xrightarrow{dU_{i1}} & T_1 & \xrightarrow{dU_{12}} & T_2 & \xrightarrow{dU_{2\dots}} & T_{\dots} & \xrightarrow{dU_{\dots n}} & T_n & \xrightarrow{dU_{nF}} & T_F \\
 T_i & \xrightarrow{\Delta U = dU_{i1} + dU_{12} + dU_{2\dots} + dU_{\dots n} + dU_{nF}} & & & & & & & & & T_F
 \end{array}$$

b/ Application : Calcul de la variation ΔU d'énergie interne

METHODE : on décompose la transformation en une suite de transformations élémentaires faisant passer la température de T_i à T_F . ($dU = C_v \cdot dT$)



Si C_v ne DEPEND PAS de la température

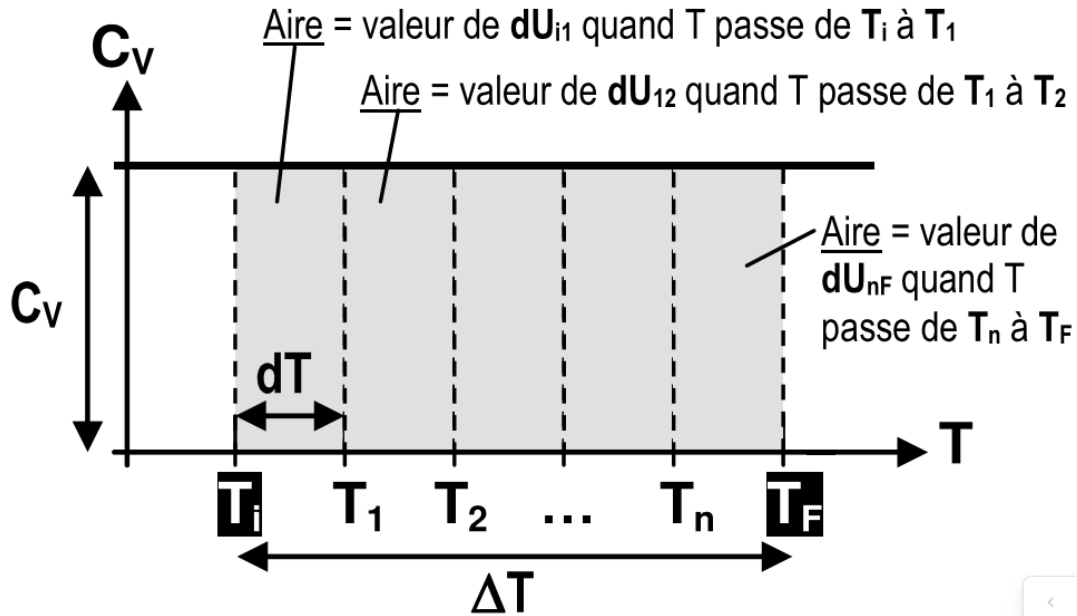


$$\Delta U = U_F - U_i = C_v \times (T_F - T_i)$$

Units: J , $J \cdot K^{-1}$, K

b/ Application : Calcul de la variation ΔU d'énergie interne

Si C_V ne DEPEND PAS de la température



$$\Delta U = U_F - U_i = C_V \times (T_F - T_i)$$

Units: J , $J.K^{-1}$, K

Application 11 : La capacité thermique massique à volume constant de l'eau vaut $c_v = 4,18.10^3 \text{ J.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$ et on peut la considérer comme une constante. On chauffe **250 mL** d'eau initialement à une température de **20 °C**. Quelle sera sa température finale si on lui apporte une énergie de **15 kJ** ?

$$c_v \text{ étant une constante, } \Delta U = C_V \times (T_F - T_i) \Leftrightarrow \Delta U = m \times c_v \times (T_F - T_i)$$

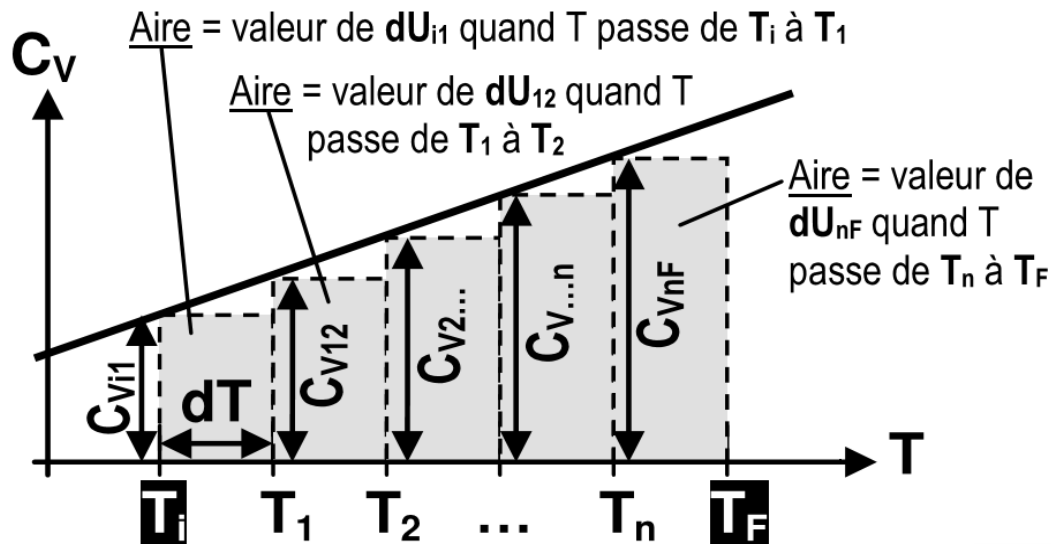
$$\Leftrightarrow T_F = \frac{\Delta U}{m \times c_v} + T_i \quad \underline{\text{AN}} : T_F = \frac{15.10^3}{0,250 \times 4,18.10^3} + 20 \rightarrow \text{Soit } \underline{T_F = 34 \text{ °C}}$$

☞ - **Application 11** : La capacité thermique massique à volume constant de l'eau vaut $c_v = 4,18.10^3 \text{ J.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$ et on peut la considérer comme une constante. On chauffe **250 mL** d'eau initialement à une température de **20 °C**. Quelle sera sa température finale si on lui apporte une énergie de **15 kJ** ?

$$c_v \text{ étant une constante, } \Delta U = C_v \times (T_F - T_i) \Leftrightarrow \Delta U = m \times c_v \times (T_F - T_i)$$

$$\Leftrightarrow T_F = \frac{\Delta U}{m \times c_v} + T_i \quad \underline{\text{AN}} : T_F = \frac{15.10^3}{0,250 \times 4,18.10^3} + 20 \rightarrow \text{Soit } \underline{T_F = 34 \text{ °C}}$$

Si C_v DEPEND de la température



$$\Delta U = U_F - U_i = \text{Aire sous la courbe } C_v(T) \text{ entre } T_i \text{ et } T_F = \int_{T_i}^{T_F} C_v(T). dT$$