

- Description des systèmes thermodynamiques -

Notions et contenus	Capacités exigibles
Caractérisation d'un système thermodynamique - Système thermodynamique. Échelles microscopique, mésoscopique et macroscopique. - État d'équilibre thermodynamique.	- 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.
Gaz parfait - Modèle du gaz parfait. Masse volumique, température, pression. - Équation d'état du gaz parfait.	- Exploiter l'équation d'état du gaz parfait pour décrire le comportement d'un gaz.
 - Énergie interne du gaz parfait. Extensivité de l'énergie interne. - Capacité thermique à volume constant d'un gaz considéré comme parfait.	- 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.
Phase condensée indilatable et incompressible - Modèle de la phase condensée indilatable et incompressible. - Énergie interne et capacité thermique à volume constant d'une phase condensée indilatable et incompressible.	- 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 **SYSTE**ME **THERMODYNAMIQUE** un **corps ou un ensemble de corps séparés du milieu extérieur par une surface fermée**, appelée **surface de contrôle**.

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**.

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 :

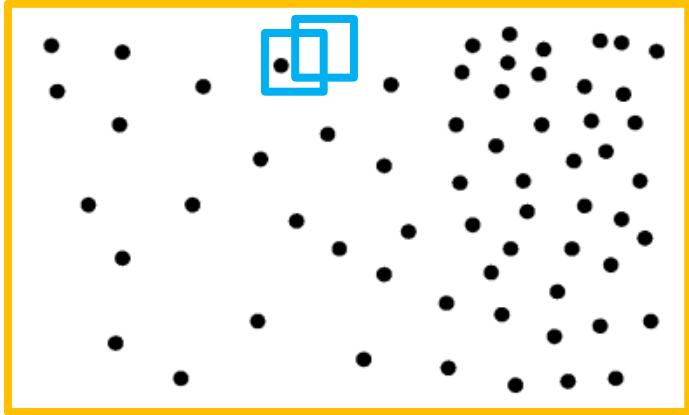
	Système thermodynamique	Surface de contrôle	Isolé / Fermé / Ouvert ?
Une bouée	Air contenu dans la bouée	L'enveloppe de caoutchouc	Fermé
Un thermos de café	Le café + l'air dans le thermos	Les parois du thermos	Isolé
Un bol d'eau chaude	L'eau contenue dans le bol	Surface air/eau + Surface eau/bol	Ouvert

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

2) Les échelles d'observation

Echelle **MACROSCOPIQUE**

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



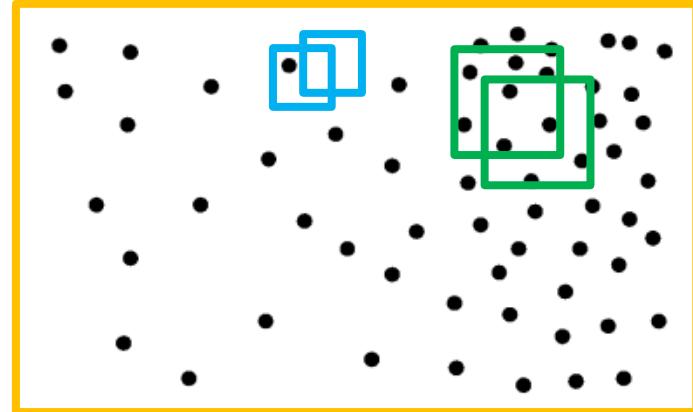
Echelle **MICROSCOPIQUE**

- *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 ...

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 **G₁** et **G₂** pour deux systèmes différents : si on réunit les deux systèmes, **G = G₁ + G₂**)

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 **G₁** et **G₂** pour deux systèmes différents : si on réunit les deux systèmes, **G = G₁ + G₂**)

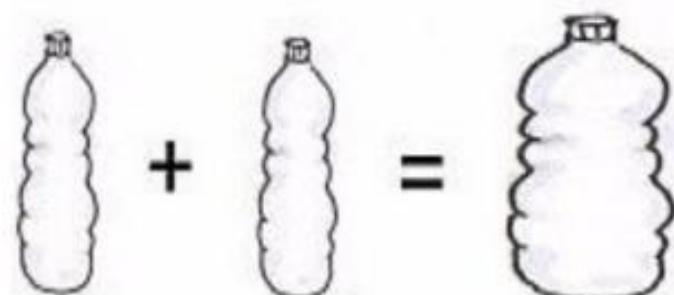


Pour savoir si une grandeur d'état est extensive ou intensive, il suffit de regarder si sa valeur change quand la taille du système change ...

→ 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 en masse ou en quantité de matière
EXTENSIVE	INTENSIVE	INTENSIVE



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

Massé	Quantité de matière	Pression	Température
EXTENSIVE	EXTENSIVE	INTENSIVE	INTENSIVE
Volume	Massé volumique	Concentration en masse ou en quantité de matière	
EXTENSIVE	INTENSIVE		INTENSIVE

☞ Grandeurs d'état MOLAIRE et MASSIQUE : pour toute grandeur d'état G extensive, on peut définir :

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

• La **grandeur massique** associée :
$$g = \frac{G}{m}$$
 (unité de g = [unité de G].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.

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

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

b) Relier le volume massique à la masse volumique.

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

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

☞ **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.

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

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

b) Relier le volume massique à la masse volumique.

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

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

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) : $T(K) = \theta(^\circ\text{C}) + 273,15$

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)** : $T(K) = \theta(°C) + 273,15$

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



- Dans un gaz monoatomique, l'énergie cinétique moyenne d'une molécule vaut $\langle E_c \rangle = 3/2 \times k_B \times T$ avec $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$.

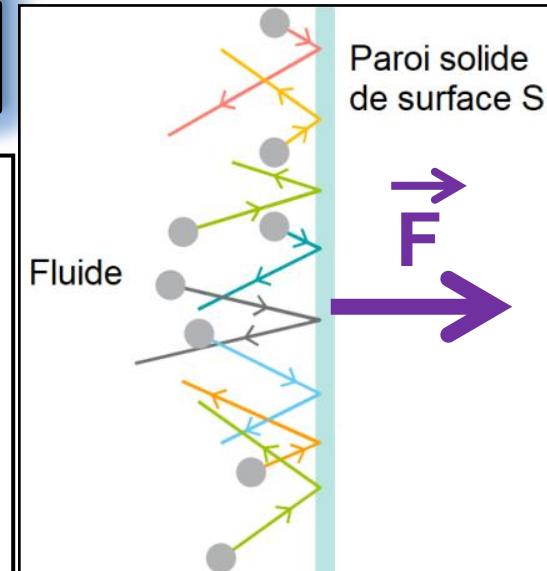
- Température en Kelvin = **température absolue**, par référence au zéro absolu, température la plus basse possible (état de repos des particules).

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 :

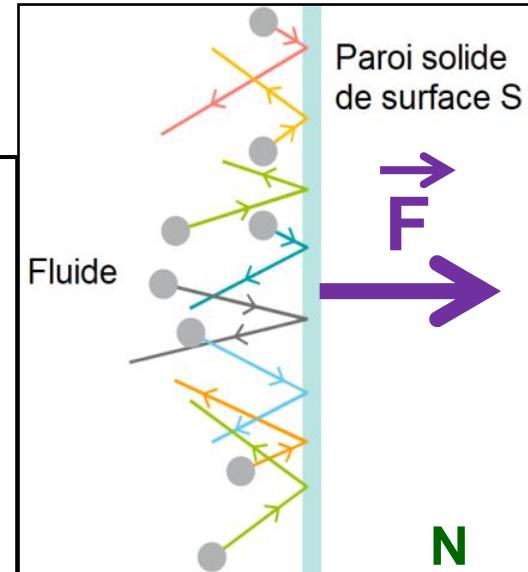
La PRESSION exercée par un fluide sur une paroi est une grandeur **intensive** ayant pour origine **les chocs des particules de fluide sur la paroi.**

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) :** $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$



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

$$\text{N.m}^{-2} = \text{Pa} \quad \text{m}^2$$

(Pascal)



- *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.

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

N m²

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

$$N \cdot m^{-2} = Pa$$

(Pascal)

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

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 **grandes 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 grandes d'état lorsque le système est dans un état d'équilibre thermodynamique*

- Application 5 : L'**équilibre mécanique** impose que $P_{\text{système}} = P_{\text{extérieure}}$
- Application 5-bis : 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*

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) :

Pression du gaz,
en Pascal (Pa)

Volume de gaz (m³)

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

Quantité de matière
de gaz (mol)

Température du gaz, en
degré Kelvin (K)

Constante des gaz parfaits :
 $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Conversions « Pression » : $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$ et $1 \text{ hPa} = 10^2 \text{ Pa}$

Conversion « Volume » : $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$

Conversion « Température » : $T(K) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$

→ **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 $25,0^{\circ}\text{C}$.

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

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

$$8,314 \times (25,0 + 273,15)$$

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

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

☞ **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 $25,0^\circ\text{C}$.

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

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

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

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

- Masse volumique : $\rho = \frac{m}{V} \leftrightarrow \rho = \frac{n \times M}{V} \leftrightarrow$

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

$$\rho = \frac{M}{V_m}$$

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** : Calculer la valeur attendue pour le produit **P.V** pour **une mole de méthane** à **0 °C** et à **50 °C** si on considère ce gaz comme parfait.

Dans le modèle du gaz parfait, **P.V = n.R.T**

AN (à 0 °C) : $P.V = 1 \times 8,314 \times (0 + 273,15)$ soit **P.V = 2,27.10³ J**

AN (à 50 °C) : $P.V = 1 \times 8,314 \times (50 + 273,15)$ soit **P.V = 2,69.10³ J**

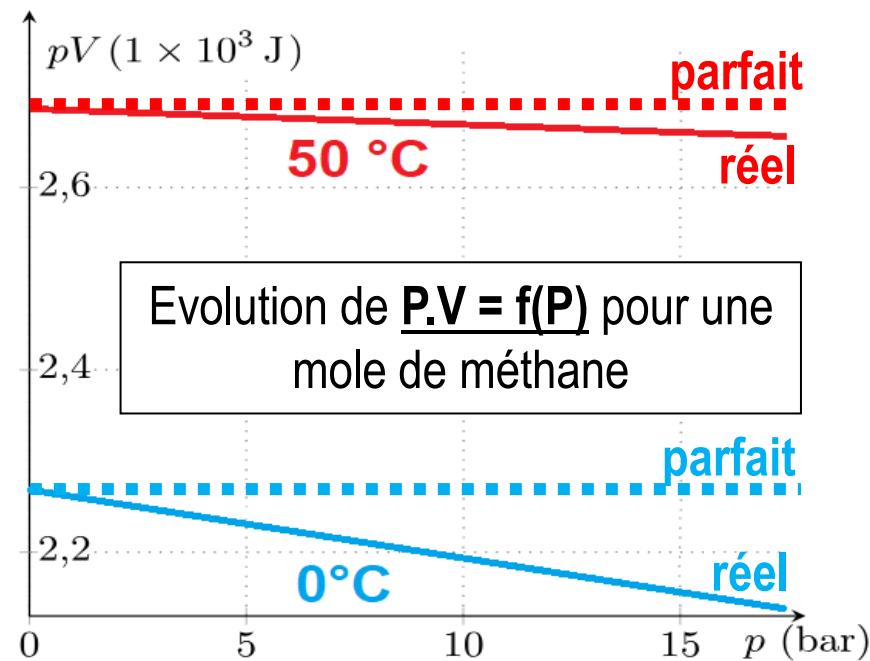
► **CONCLUSION** :

A quelle condition de température et de pression un gaz se comporte-t-il le plus comme un gaz parfait ?

Pour une température fixée, **P.V** devrait être une **constante**

► C'est le cas :

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



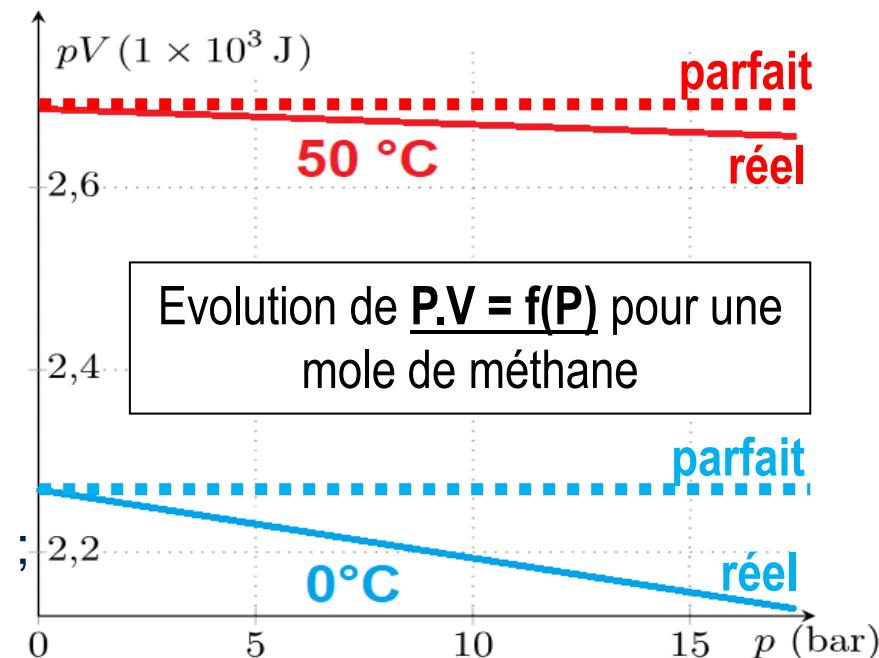
► **CONCLUSION**:

A quelle condition de température et de pression un gaz se comporte-t-il le plus comme un gaz parfait ?

Pour une température fixée, **P.V** devrait 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

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



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 ?

Le volume d'une phase condensée est constant et ne dépend ni de la pression (INCOMPRESSIBLE), ni de la température (INDILATABLE).

Conséquence sur le volume molaire d'une phase condensée : $V_m = \text{constante}$

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

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

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

Le volume d'une phase condensée est constant et ne dépend ni de la pression (INCOMPRESSIBLE), ni de la température (INDILATABLE).

Conséquence sur le volume molaire d'une phase condensée : $V_m = \text{constante}$

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

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

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

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

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

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

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

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°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 **U₁** et **U₂** vaut **U₁ + U₂**.

FONCTION D'ETAT

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

La variation $\Delta U = U(\text{EF}) - U(\text{EI})$ 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 MOLAIRE

J.mol^{-1}

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

GRANDEUR **INTENSIVE**

- L'énergie interne MASSIQUE

J.kg^{-1}

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

GRANDEUR **INTENSIVE**

- L'énergie interne MOLAIRE

$J \cdot mol^{-1}$

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

GRANDEUR **INTENSIVE**

- L'énergie interne MASSIQUE

$J \cdot kg^{-1}$

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

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 :

$\langle E_c \rangle = 3/2 \times k_B \times T$ où k_B est la constante de Boltzman ($k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} J \cdot K^{-1}$).

☞ 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** : $U = N \times \langle E_c \rangle$

$$\Leftrightarrow U = N \times 3/2 \times k_B \times T$$

$$\Leftrightarrow U = n \times N_A \times 3/2 \times k_B \times T$$

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

☞ **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 : 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

$J \cdot K^{-1}$

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 MOLAIRE à volume constant :

$J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

$$C_{Vm} = \frac{C_V}{n}$$

GRANDEUR INTENSIVE

• La capacité thermique MASSIQUE à volume constant :

$J \cdot K^{-1} \cdot kg^{-1}$

$$C_V = \frac{C_V}{m}$$

GRANDEUR INTENSIVE



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

- **Formule** : $dU = \text{variation de l'énergie interne du système}$
 $dT = \text{variation de la température du système}$

$$C_V = \frac{dU}{dT} \quad \text{J K}^{-1}$$

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 MOLAIRE à volume constant : $J.K^{-1}.mol^{-1}$ —

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

- La capacité thermique MASSIQUE à volume constant : $J.K^{-1}.kg^{-1}$

SIQUE à volume $C_v = \frac{C_v}{m}$ $J.K^{-1}$ $J.K^{-1}.kg^{-1}$ kg

GRANDEUR INTENSIVE

GRANDEUR INTENSIVE

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

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

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

a- Application 10 : Pour un gaz parfait monoatomique, $\mathbf{U} = 3/2 nRT$. 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)

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

$$C_V = \frac{dU}{dT} \Leftrightarrow dU = C_V \times dT = \text{variation élémentaire d'énergie interne d'un système subissant une variation élémentaire de température}$$

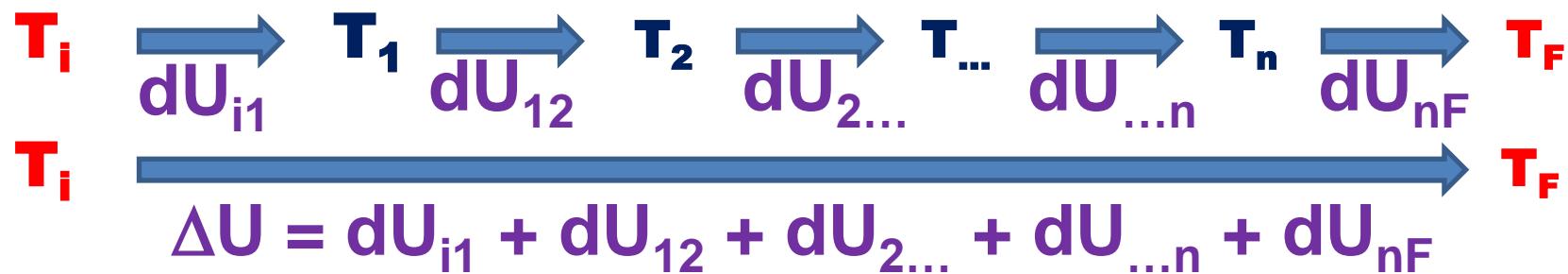
Que vaut la variation d'ENERGIE INTERNE ΔU d'un système dont la température évolue de T_i à T_F ?

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

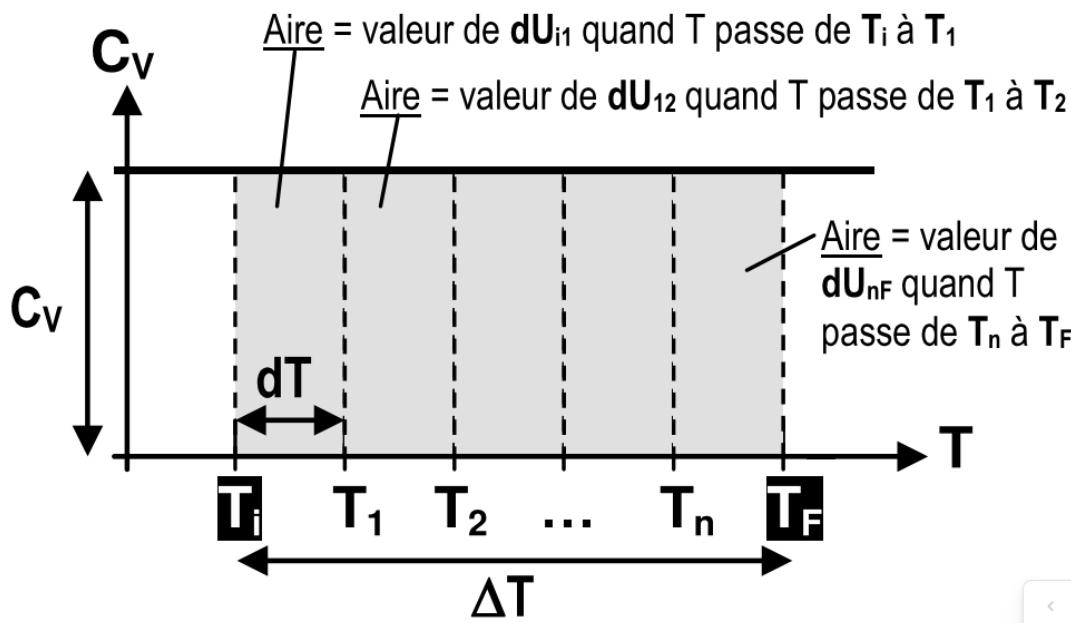
$$\begin{array}{ccccccccccc}
 T_i & \xrightarrow{dU_{i1}} & T_1 & \xrightarrow{dU_{12}} & T_2 & \xrightarrow{dU_{2...}} & T_{...} & \xrightarrow{dU_{...n}} & T_n & \xrightarrow{dU_{nF}} & T_F \\
 T_i & \xrightarrow{\Delta U = dU_{i1} + dU_{12} + dU_{2...} + dU_{...n} + dU_{nF}} & T_F
 \end{array}$$

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 . ($dU = C_v dT$)



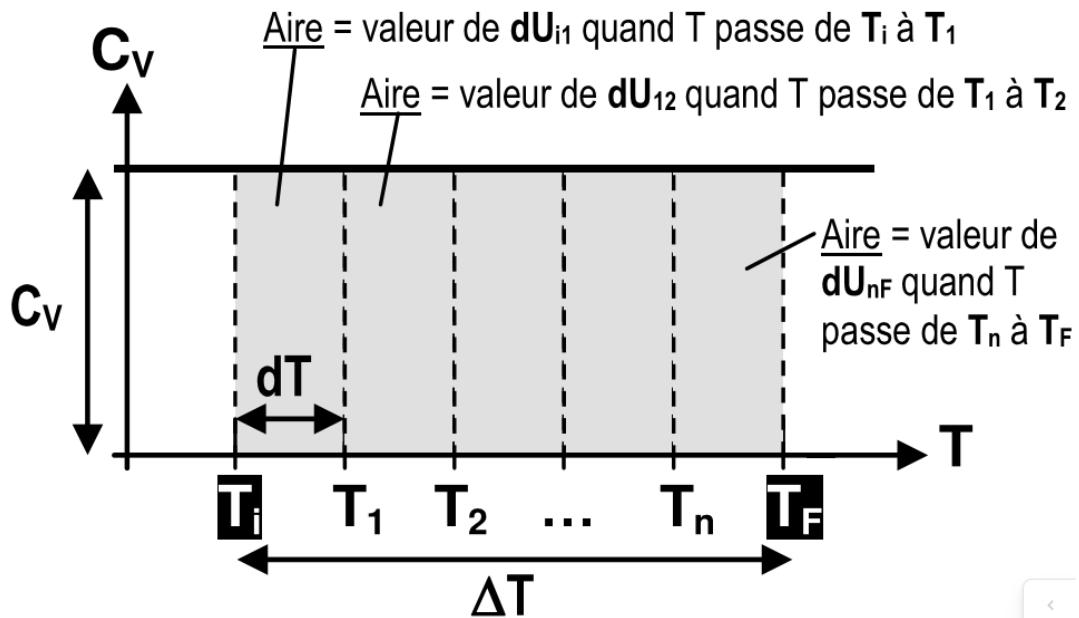
Si C_v ne DEPEND PAS de la température



A red box contains the equation $\Delta U = U_F - U_i = C_v \times (T_F - T_i)$. Above the equation, J is connected to the first C_v , $J.K^{-1}$ is connected to the second C_v , and K is connected to the $(T_F - T_i)$ term.

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

Si C_V ne DEPEND PAS de la température



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

J $J \cdot K^{-1}$ K

- Application 11 : La capacité thermique massique à volume constant de l'eau vaut $c_V = 4,18 \cdot 10^3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$ et on peut la considérer comme une constante. On chauffe $m_{\text{eau}} = 250 \text{ g}$ d'eau initialement à une température $T_i = 20^\circ\text{C}$. Quelle sera sa température finale T_F si on lui apporte une énergie de 15 kJ ?

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

$$\Leftrightarrow T_F = \frac{\Delta U}{m_{\text{eau}} \times c_V} + T_i$$

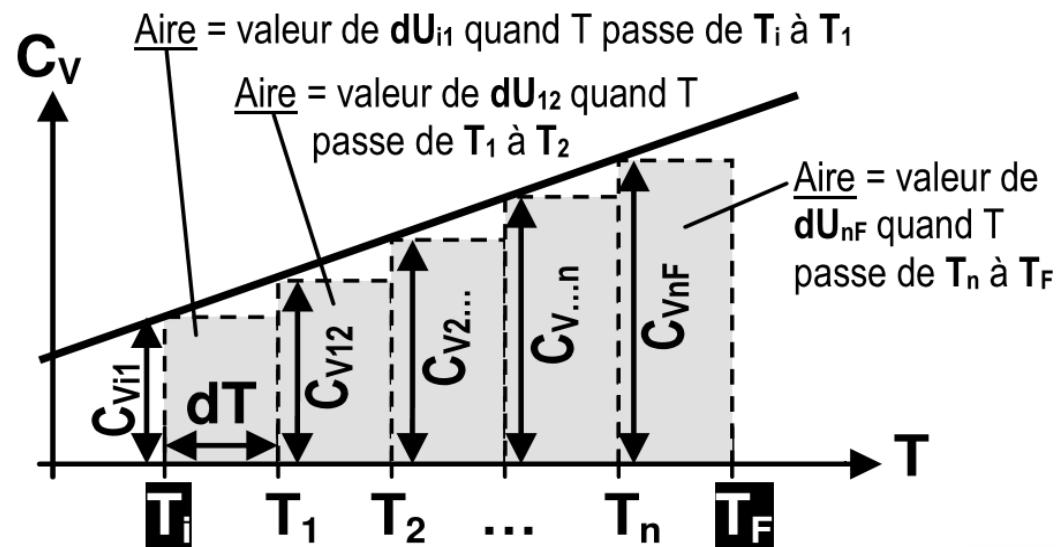
AN : $T_F = \frac{15 \cdot 10^3}{0,250 \times 4,18 \cdot 10^3} + 20 \rightarrow \text{Soit } T_F = 34^\circ\text{C}$

☞ **Application 11** : La capacité thermique massique à volume constant de l'eau vaut $c_V = 4,18 \cdot 10^3 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$ et on peut la considérer comme une constante. On chauffe $m_{\text{eau}} = 250 \text{ g}$ d'eau initialement à une température $T_i = 20 \text{ }^{\circ}\text{C}$. Quelle sera sa température finale T_F si on lui apporte une énergie de 15 kJ ?

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

$$\Leftrightarrow T_F = \frac{\Delta U}{m_{\text{eau}} \times c_V} + T_i \quad \text{AN: } T_F = \frac{15 \cdot 10^3}{0,250 \times 4,18 \cdot 10^3} + 20 \rightarrow \text{Soit } T_F = 34 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

Si C_V DEPEND de la température



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