

Chapitre 1 : notions de thermodynamique



ANF CNRS – École de mécanique « *Refroidissement des expériences : conception et instrumentation* »
Centre Paul-Langevin à Aussois, 21 au 25 septembre 2020

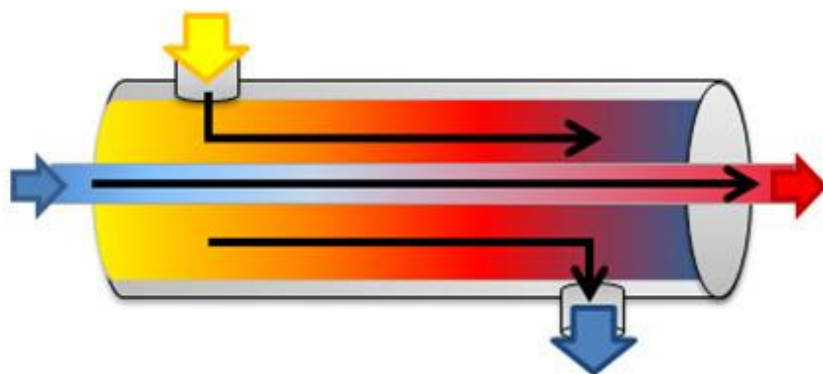
Eric CONTE (IPHC / UHA)

1. Exemples d'applications
2. Systèmes thermodynamiques
3. Propriétés thermodynamiques des fluides
4. Théorie des systèmes fermés
5. Théorie des systèmes ouverts

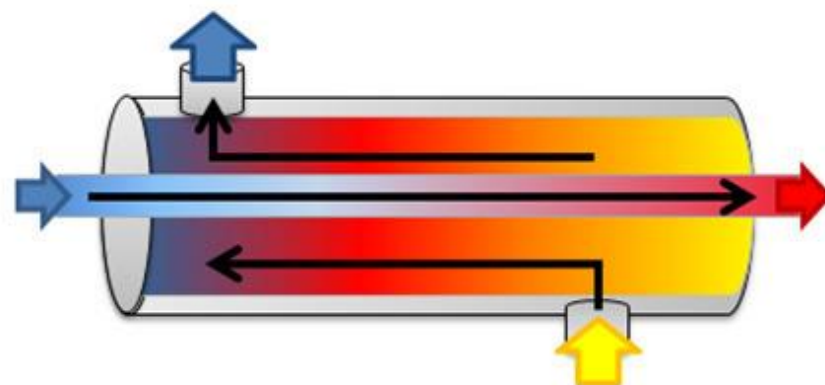
1. Exemples d'application

1. Exemples

L'échangeur de chaleur (cas d'un échange parallèle)



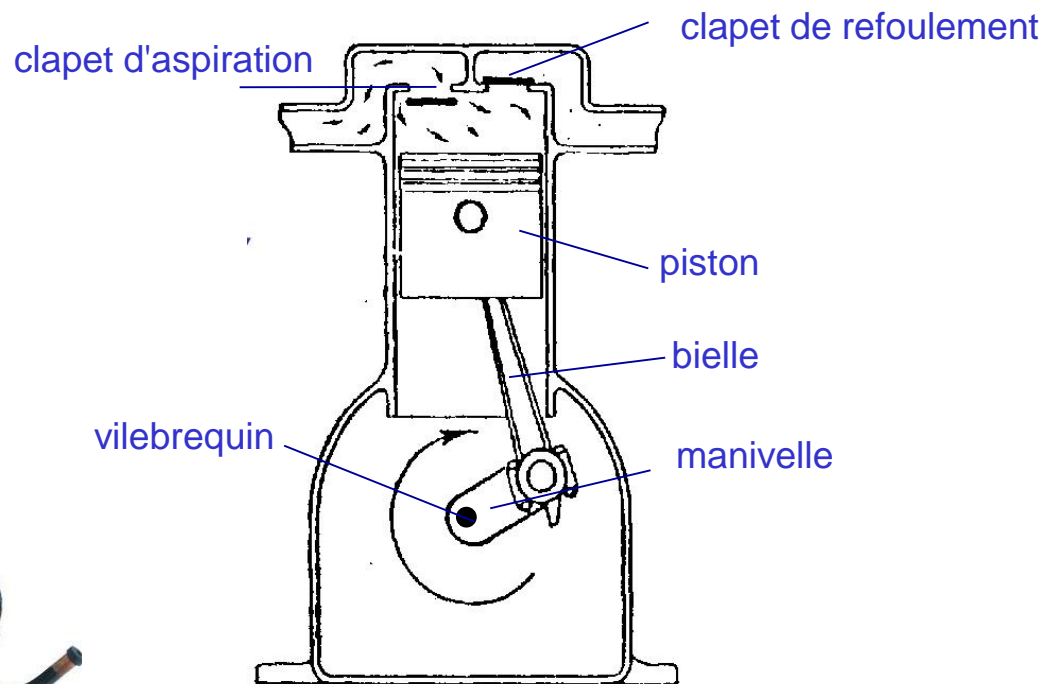
Mode co-courant



Mode contre-courant

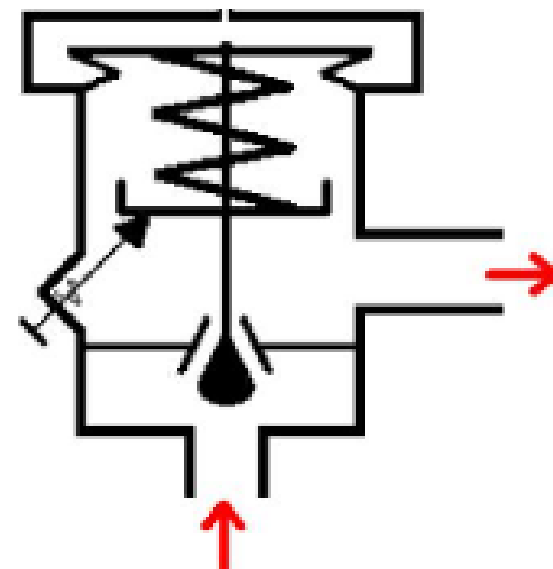
1. Exemples

Le compresseur (cas d'un compresseur à piston monoétagé)



1. Exemples

Le détendeur (plusieurs technologies)



1^{er} étage

+

Flexible MP

+

2^{ème} étage

Principe

=

détente de Joule-Thompson

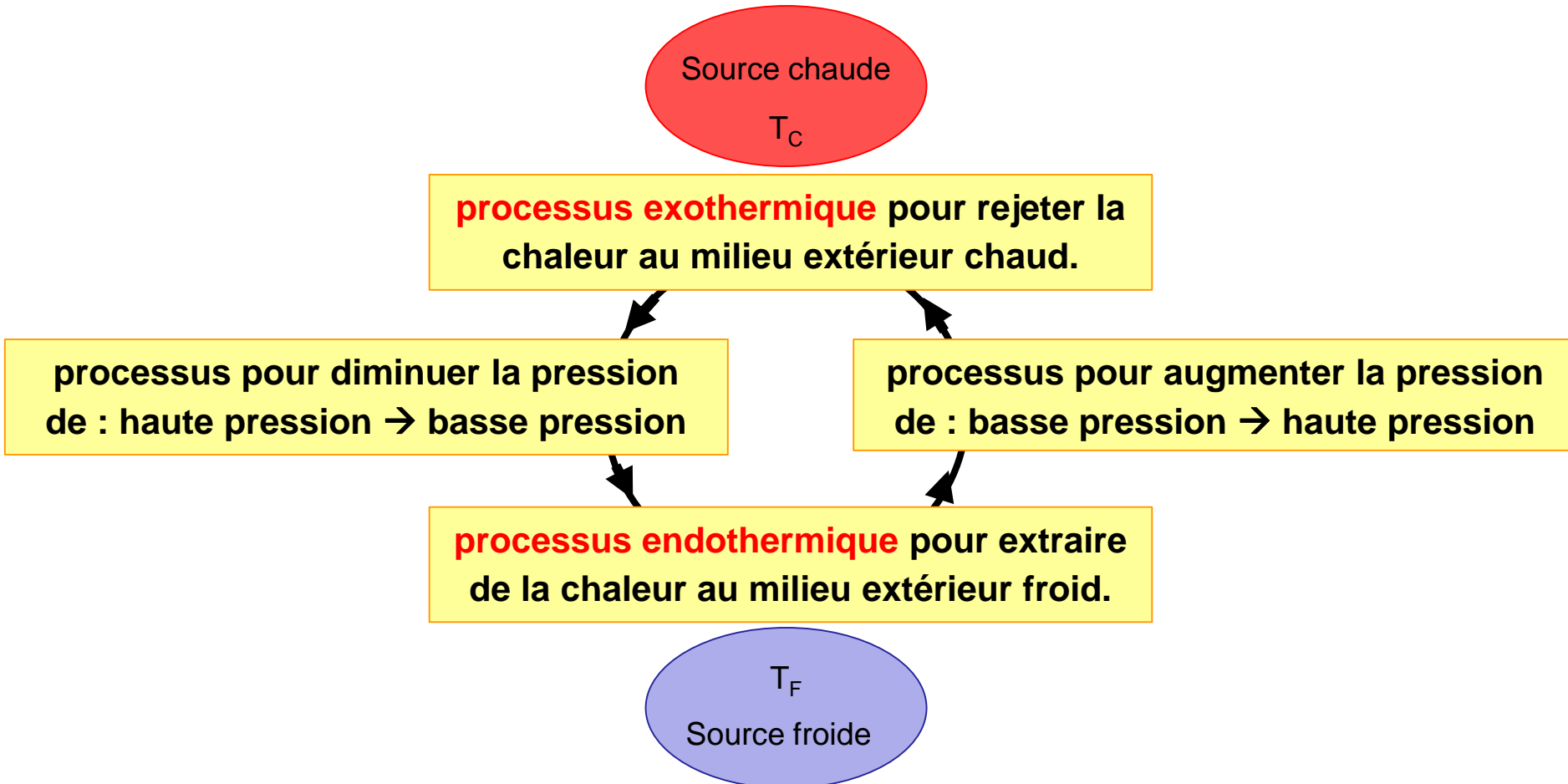
La machine frigorifique & la pompe à chaleur



Un fluide frigorigène subit des changements d'état.

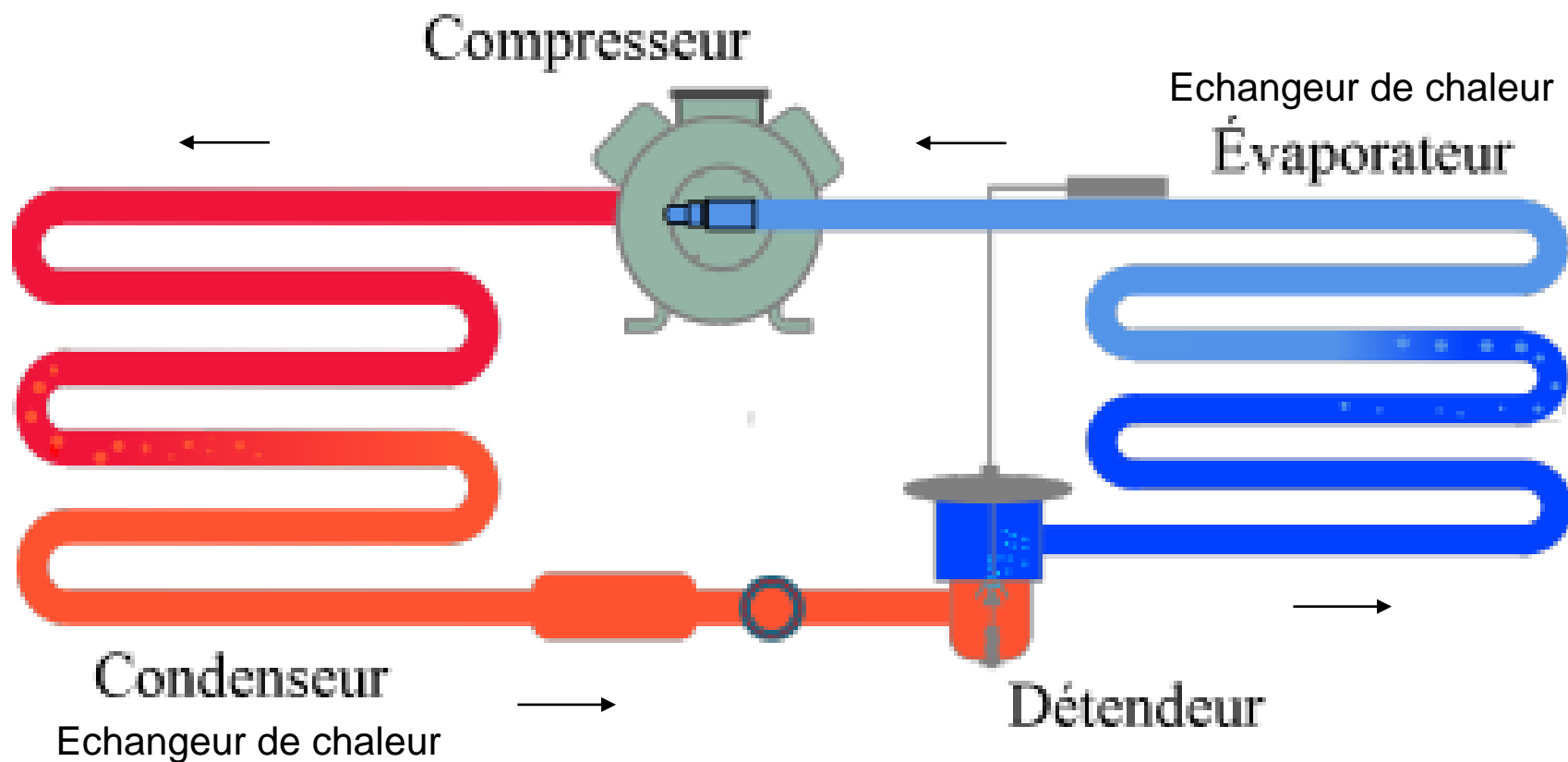


La machine frigorifique & la pompe à chaleur



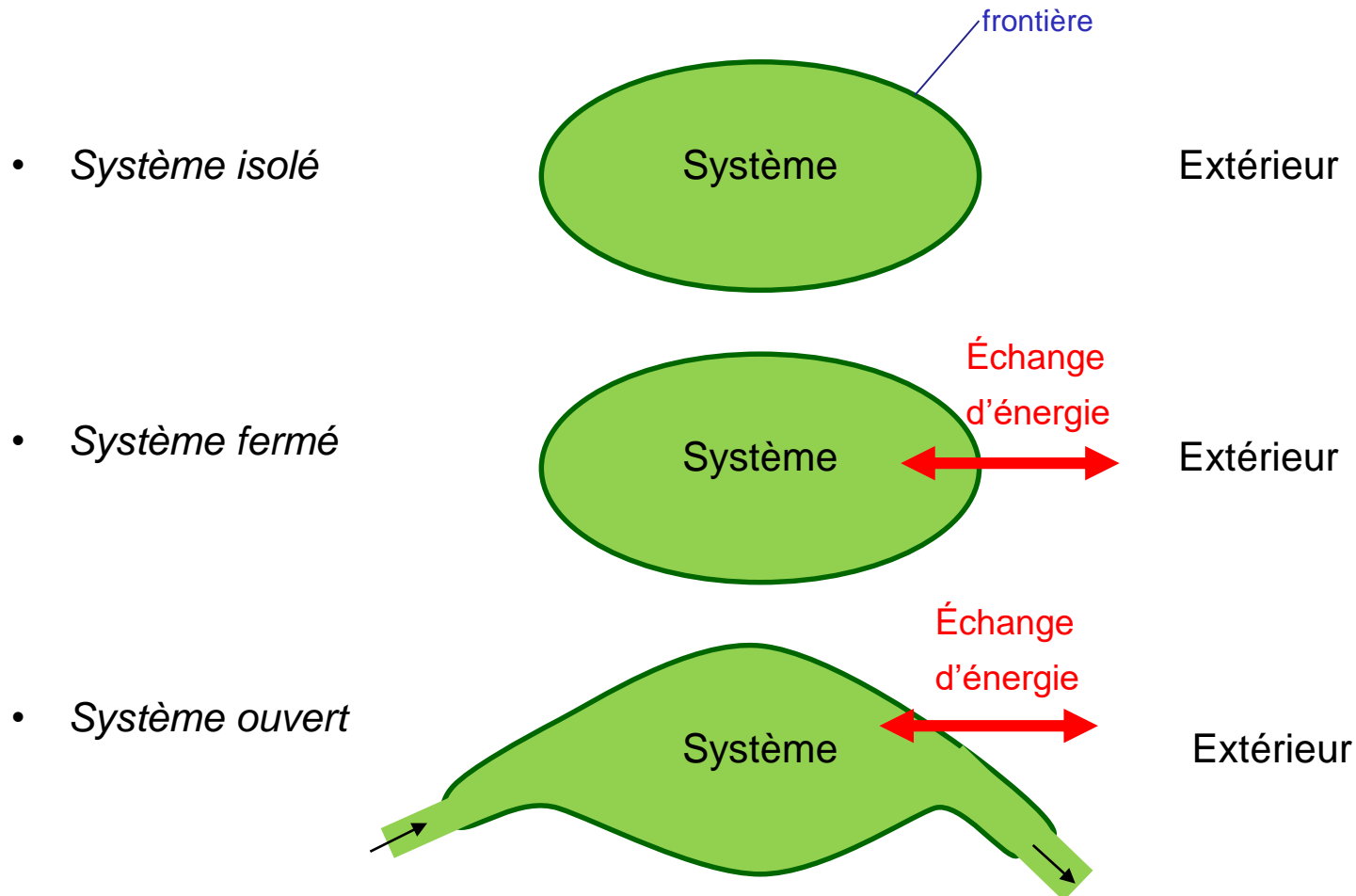
1. Exemples

La machine frigorifique & la pompe à chaleur



2. Systèmes thermodynamiques

Les différents types de systèmes thermodynamiques



Les différents types de systèmes thermodynamiques

Système ouvert

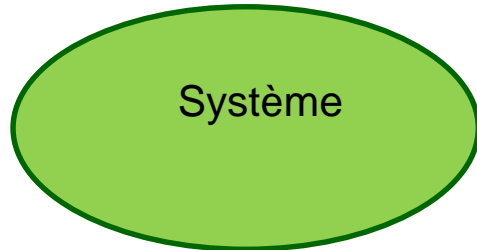


Système fermé



Système étudié = circuit frigorifique

Les variables d'états d'un système thermodynamique



L'état du système est caractérisé par une collection de **grandeurs scalaires** :

- Température T , pression P , quantité de matière n , masse m , volume V , ...
- Energie interne, Energie cinétique, enthalpie,
- ...

Pour connaître le système, seul un ensemble de **paramètres indépendants** est requis.

On distingue parmi ces paramètres :

- Les **valeurs intensives** : qui ne dépendent pas de la taille du système.
Ex: température ou pression.
- Les **valeurs extensives** : qui dépendent de la taille du système et sont proportionnelles à la masse du système. Ex : le volume, l'énergie, ...

Les échanges d'énergies avec l'extérieur

On distingue deux formes d'échange d'énergie (en J):

- le **travail W** : énergie produite par une force au cours d'un déplacement **macroscopique**.
- le **chaleur ou transfert thermique Q** : transfert d'énergie se produisant lorsque deux corps de température différente sont en contact. Correspond à l'agitation thermique des particules à l'échelle **microscopique**.

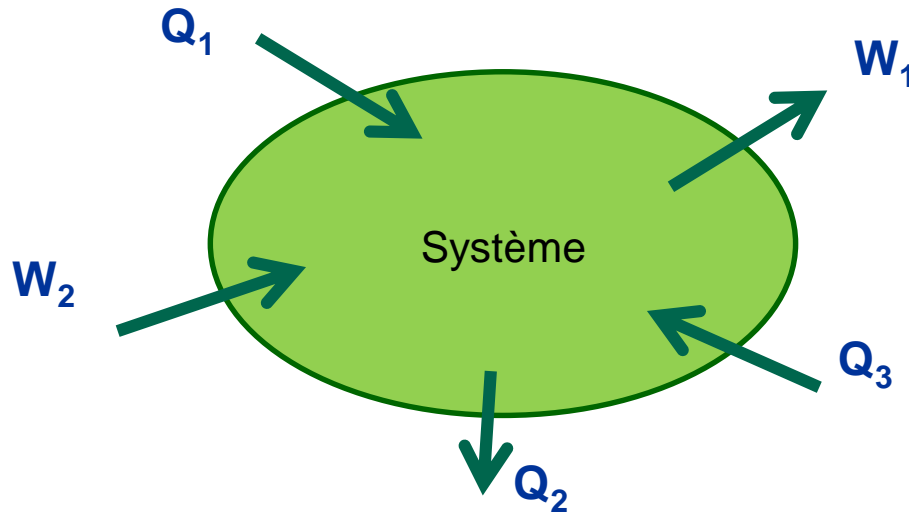
Grandeurs
extensives

Ces échanges peuvent être également exprimées sous forme de :

- Énergie massique (**en J/kg**) :
 - $w = \frac{W}{m}$
 - $q = Q/m$
- Puissance (**en W=J/s**) :
 - $\bar{W} = \frac{dW}{dt}$: puissance mécanique
 - $\bar{Q} = \frac{dQ}{dt}$: puissance thermique

Les échanges d'énergies avec l'extérieur

Conventions de signe sur W et Q :



- énergie cédée par le système : Q ou $W < 0$
- énergie reçue par le système : Q ou $W > 0$

Les échanges d'énergies avec l'extérieur



*si pas de perte
(adiabatique)*

W_{el}

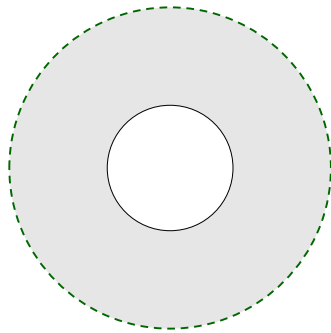


*si pas de perte
(adiabatique)*

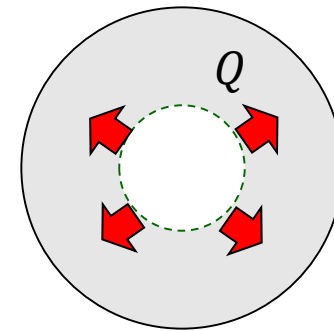
Les échanges d'énergies avec l'extérieur



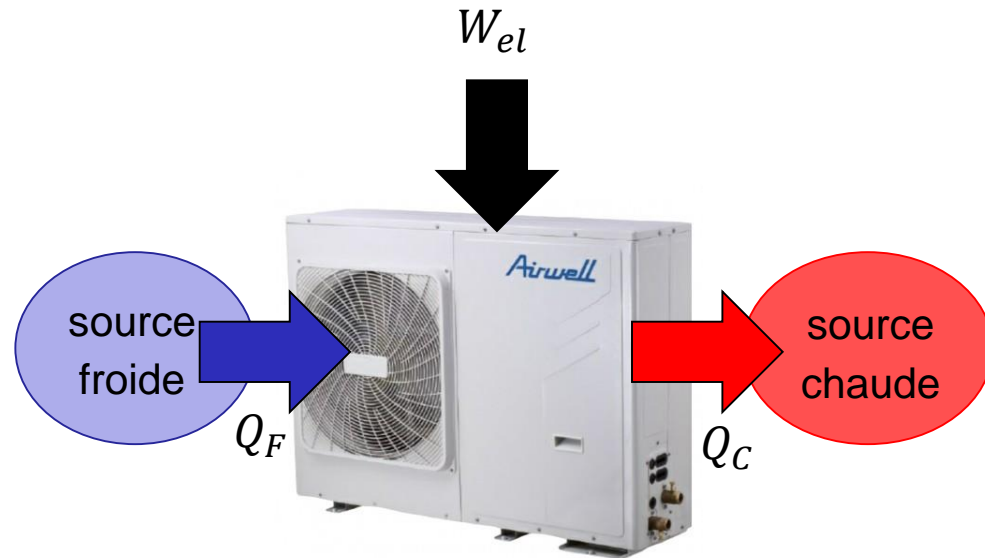
*si pas de perte
(adiabatique)*



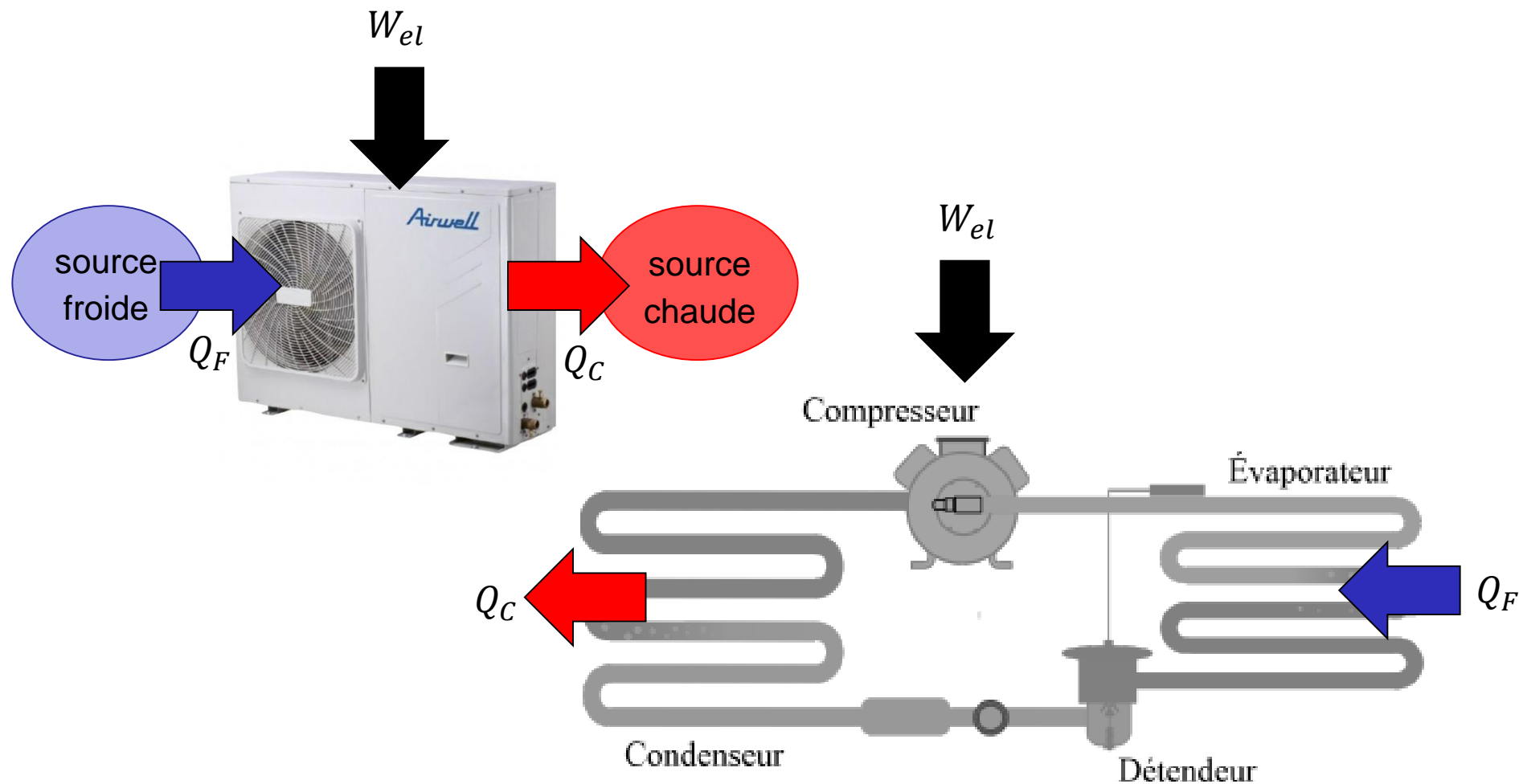
*dépend de la
définition du système*



Les échanges d'énergies avec l'extérieur



Les échanges d'énergies avec l'extérieur



3. Propriétés thermiques des fluides

Equation d'état

- L'équilibre thermodynamique d'un fluide peut être décrit par les grandeurs physiques suivantes : **T** température, **P** pression, **V** volume et **n** la quantité de matière.
- **L'équation d'état** décrit la relation entre ces 4 variables : $f(T, P, V, n) = 0$
- Exemple d'équations d'état :
 - **L'équation des gaz parfait** : $PV = nRT$
 - avec R la constante des gaz parfait = $k_B \cdot N_A = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$
 - **L'équation de Van der Waals** : $\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - bn) = nRT$
 - a la constante de cohésion (caractère attractif des molécules à grande distance)
 - b la constante de covolume (les molécules ont un volume \rightarrow espace vide non occupé)
 - \rightarrow On retrouve l'équation des gaz parfaits quand $a=b=0$.

Equation d'état

- Quelques valeurs de coefficients de l'équation de Van Der Waals (intrinsèques à la nature des molécules).

	a atm L ² / mol ²	b L / mol
H ₂	0.244	0.0266
He	0.0341	0.0237
N ₂	1.39	0.0391
O ₂	1.36	0.0318
Cl ₂	6.49	0.0562
NH ₃	4.17	0.0371
CO	1.49	0.0399
CO ₂	3.59	0.0427

Capacités calorifiques massiques

- **Capacité calorifique massique à pression constante c_p (en $J.K^{-1}.kg^{-1}$) :**
quantité d'énergie à apporter pour augmenter la température du fluide de $1^\circ C$ à $P=cst$
- **Capacité calorifique massique à volume constante c_v (en $J.K^{-1}.kg^{-1}$) :**
quantité d'énergie à apporter pour augmenter la temperature du fluide de $1^\circ C$ à $V=cst$

Lien avec les 4 variables d'état : équations de Clapeyron

$$\left(\frac{\partial c_v}{\partial v}\right)_{T,n} = T \left(\frac{\partial^2 P}{\partial T^2}\right)_{v,n} \quad \left(\frac{\partial c_p}{\partial P}\right)_{T,n} = T \left(\frac{\partial^2 v}{\partial T^2}\right)_{P,n}$$

Lien entre les 2 capacités est donnée par la relation de Mayer générale

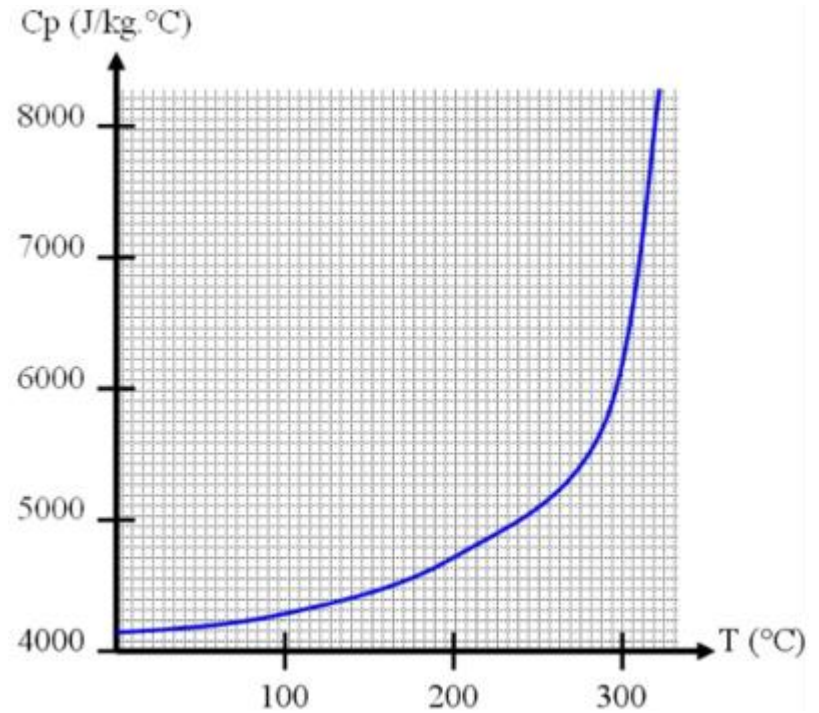
$$c_p - c_v = T \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_{v,n} \left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_{P,n}$$

En règle générale, c_p et c_v dépendent des 4 variables d'état.

Capacités calorifiques massiques

	M	cp	cv
	kg/kmole	J/kg/K	J/kg/K
Air	28.97	1005	718
Hydrogène (H ₂)	2.02	14320	10170
Hélium (He)	4	5234	3140
Méthane (CH ₄)	16.04	188.9	1687
vapeur d'eau (H ₂ O)	18.02	1867	1406
Néon (Ne)	20.18	1030	618
Acétylène (C ₂ H ₂)	26.04	1712	1394
Monoxyde de carbone (CO)	28.01	1043	745
Azote (N ₂)	28.02	1038	741
Ethylène (C ₂ H ₄)	28.05	1548	1252
Ethane (C ₂ H ₆)	30.07	1767	1495
Oxygène (O ₂)	32	917	653
Argon (Ar)	39.94	515	310
Dioxyde de carbone (CO ₂)	44.01	846	653
Propane (C ₃ H ₈)	44.09	1692	1507
Isobutane (C ₄ H ₁₀)	58.12	1758	1620
Octane (C ₈ H ₁₈)	114.23	1711	1638

Quelques valeurs de capacités calorifiques massiques dans les CSTP



Variation de la capacité calorifique massique à $P=cst$ de l'eau

Capacités calorifiques massiques : cas d'un gaz parfait

- Capacités calorifiques massiques ne dépendent que de la température T.

En effet :

$$\left(\frac{\partial c_V}{\partial v}\right)_{T,n} = \left(\frac{\partial c_P}{\partial P}\right)_{T,n} = 0$$

- La relation de Mayer devient : $c_P - c_V = r = \frac{R}{M}$

Capacités calorifiques massiques : cas d'un gaz parfait idéal (capacités calorifiques cst)

- $c_P = \frac{r\gamma}{\gamma-1}$ et $c_V = \frac{r}{\gamma-1}$

avec $\gamma = c_P/c_V$ le facteur de Laplace
= 5/3 = 1,67 pour un gaz monoatomique
= 7/5 = 1,40 pour un gaz diatomique

Diagramme de phase d'un corps pur

- On appelle **phase** un milieu dans lequel les variables (T , P , V et n) varient de manière continue.
- Ainsi les états de la matière (liquide, gaz, vapeur) constituent des phases. Mais le concept de phase est beaucoup plus large.
Ex : la glace présente 11 états solides différents (donc 11 phases)
On parle de **variétés allotropiques**.
- Il faut dresser la «carte» des phases en fonction des conditions thermodynamiques du fluide (T, P, V, \dots). Cette «carte» est appelé **diagramme de phases**.
- Le diagramme de phase est un **diagramme d'équilibre**. Il prédit la phase du fluide lorsque ce dernier est à **l'équilibre**.

Diagramme de phase d'un corps pur

L'équilibre thermodynamique d'un fluide peut être décrit par les grandeurs physiques :

T température, P pression, V volume et n la quantité de matière.

Au final, 3 paramètres doivent être pris en compte : P, T et V. Il faut un diagramme de phase en 3D.

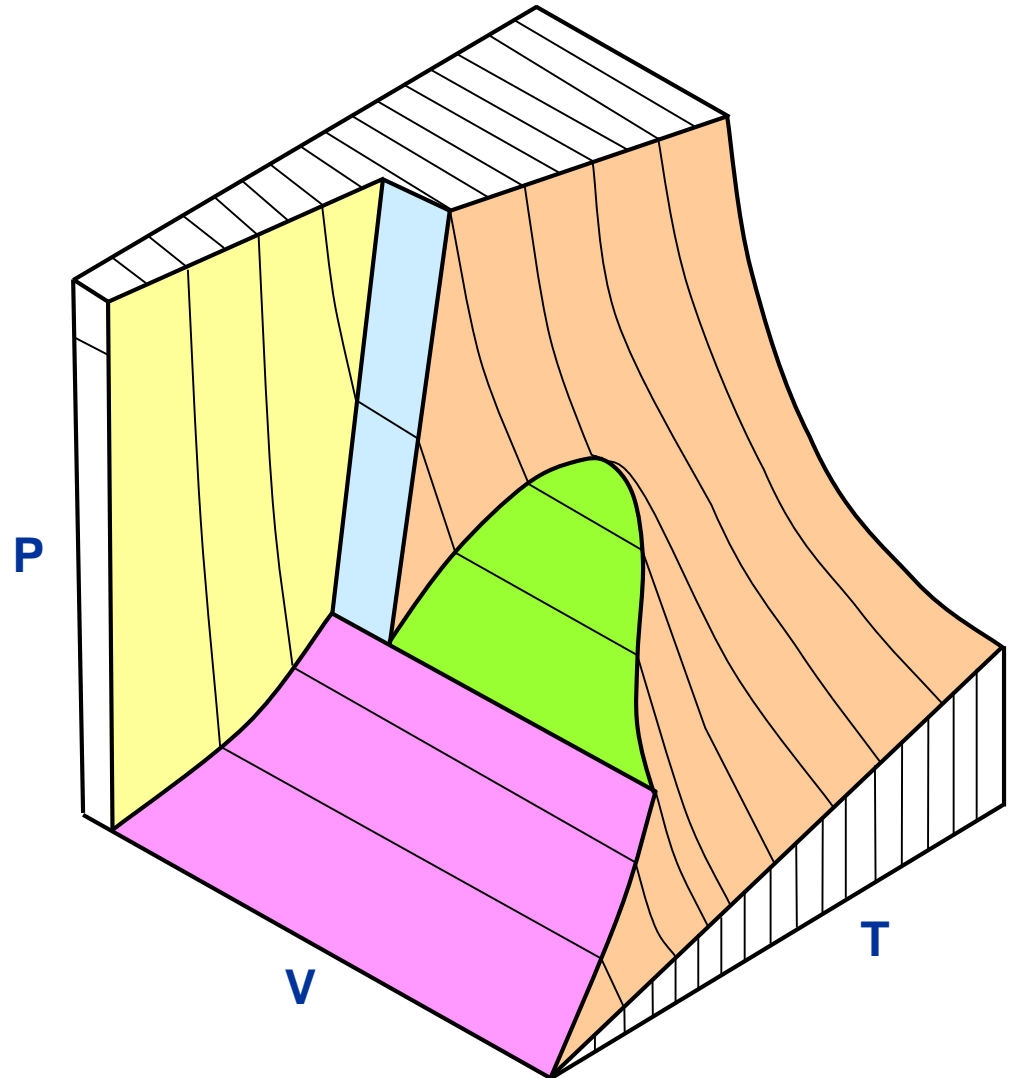
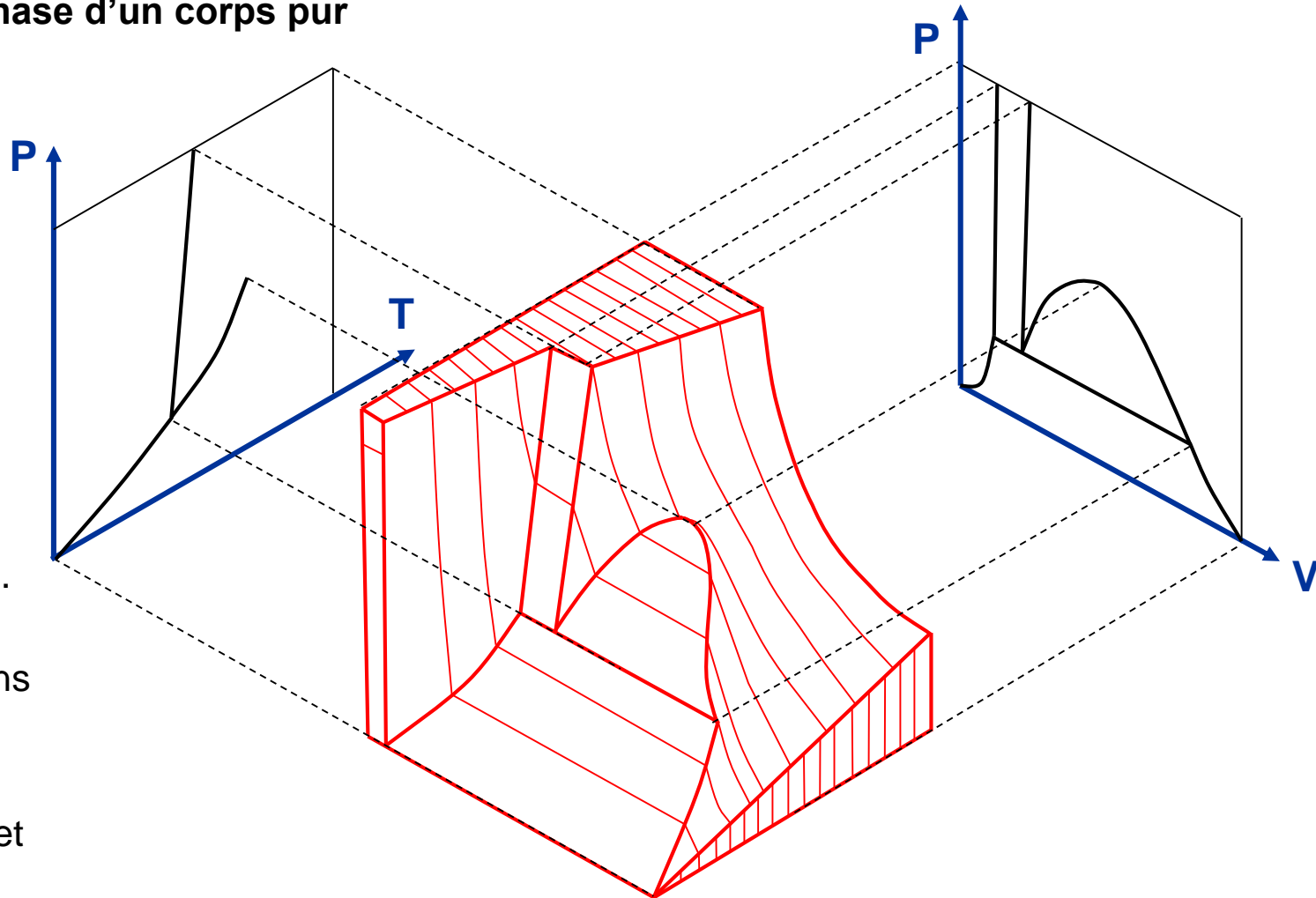


Diagramme de phase d'un corps pur



On préfère utiliser
des projections 2D.

Sur les 3 projections
possibles, nous
étudierons les
diagrammes P-T et
diagramme P-V.

Diagramme de phase d'un corps pur

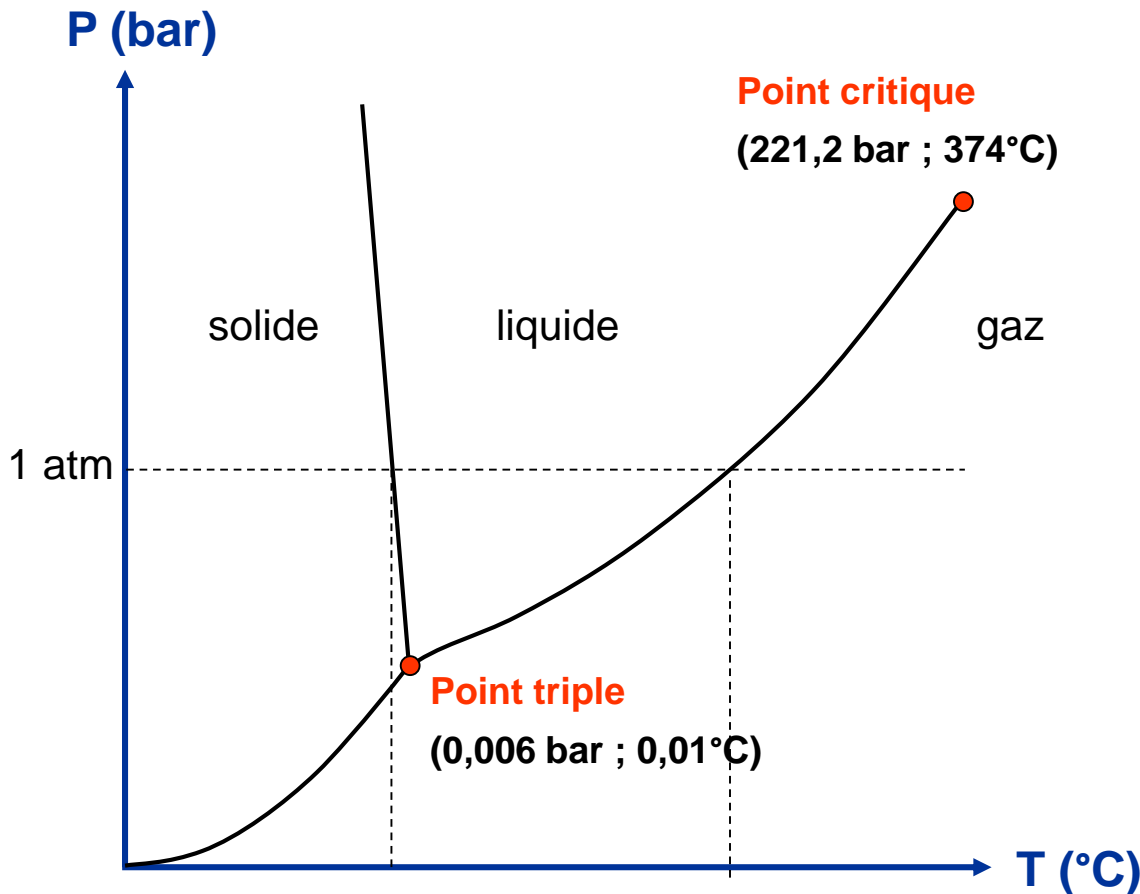


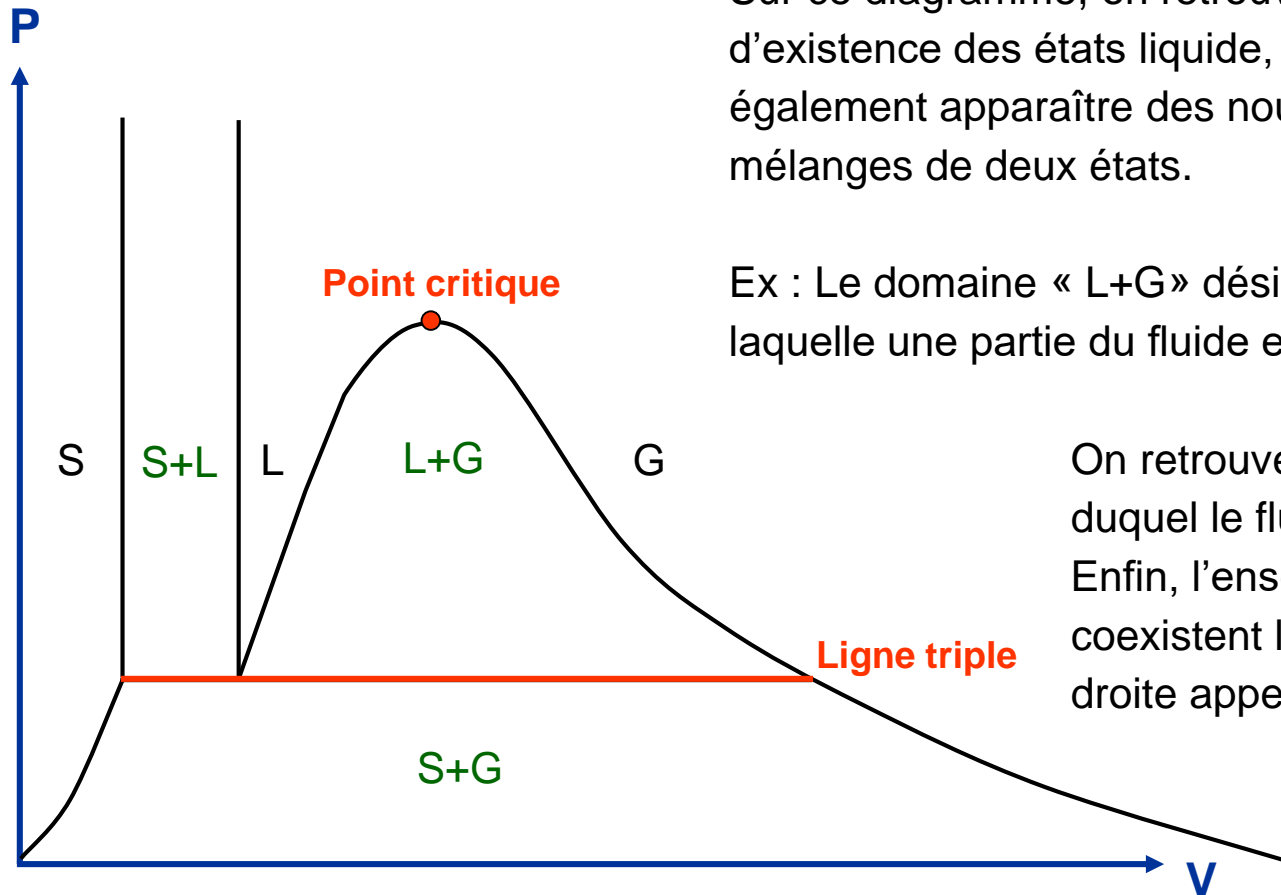
Diagramme P-T de l'eau

Deux points particuliers :

- **le point triple** est l'unique point où les trois états coexistent.
- **le point critique** termine la séparation entre liquide gaz. Au-delà de ce point, on est plus capable de faire la différence entre un gaz et un liquide. On parle de fluide **supercritique**.

Diagramme de phase d'un corps pur

Diagramme P-V de l'eau

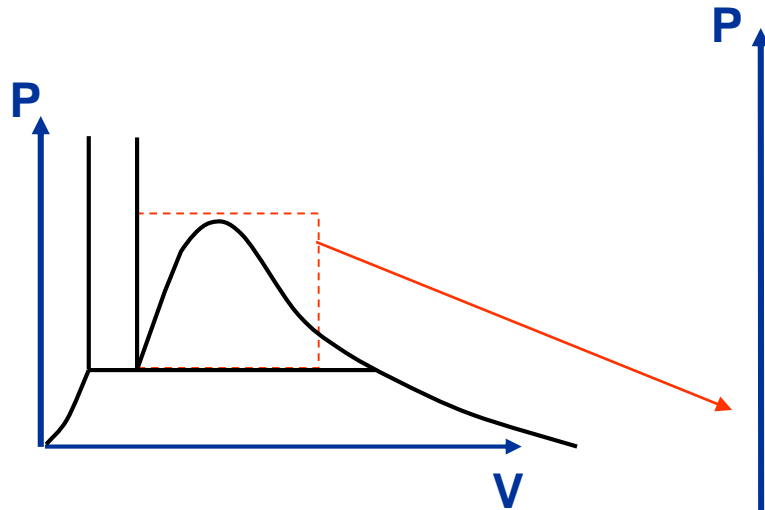


Sur ce diagramme, on retrouve les domaines d'existence des états liquide, solide, gaz. Mais on voit également apparaître des nouvelles phases qui sont des mélanges de deux états.

Ex : Le domaine « L+G » désigne une phase dans laquelle une partie du fluide est liquide, et l'autre gazeux.

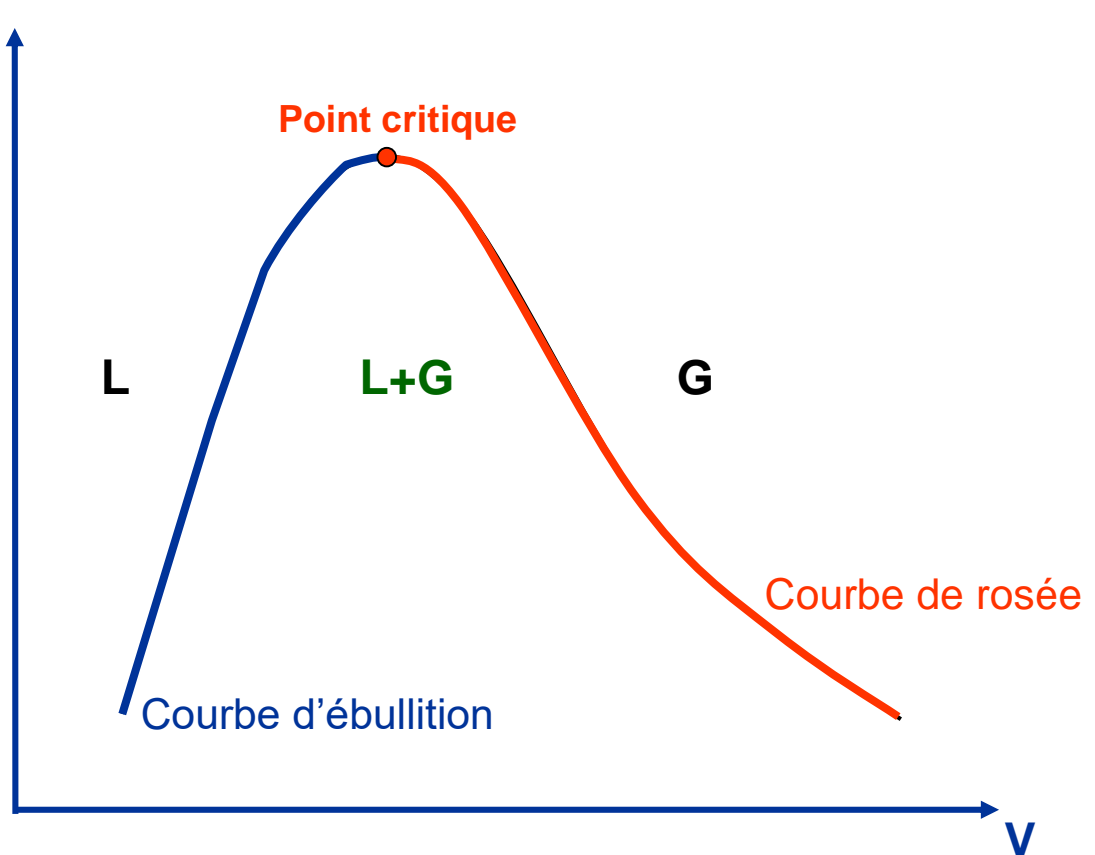
On retrouve le **point critique** au-delà duquel le fluide est supercritique. Enfin, l'ensemble des points où coexistent les trois états forment une droite appelée **ligne triple**.

Diagramme de phase d'un corps pur



Concentrons nous sur la partie du diagramme correspondant à la transition Liquide – Vapeur.

Diagramme P-V de l'eau



courbe d'ébullition + courbe de rosée
= **courbe de saturation**

Diagramme de phase d'un corps pur

Diagramme P-h du fluide R134a

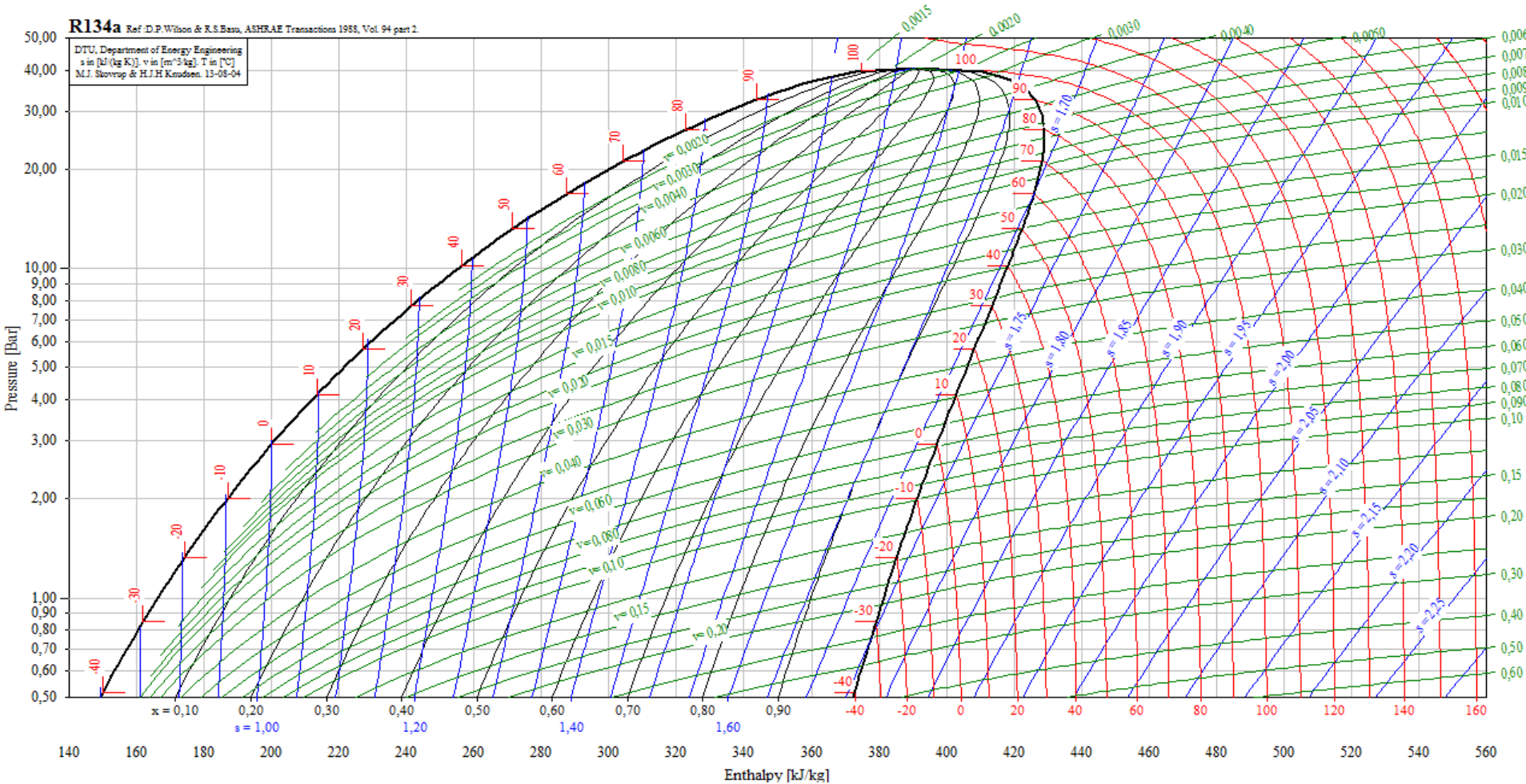


Diagramme de phase d'un mélange

L'équilibre thermodynamique d'un mélange peut être décrit par les grandeurs physiques :

T température, P pression, V volume, ~~n~~
~~la quantité de matière~~ et la composition
du mélange

Au final, 4 paramètres doivent être pris
en compte : P, T, V, composition. Il faut
un diagramme de phase en 4D.

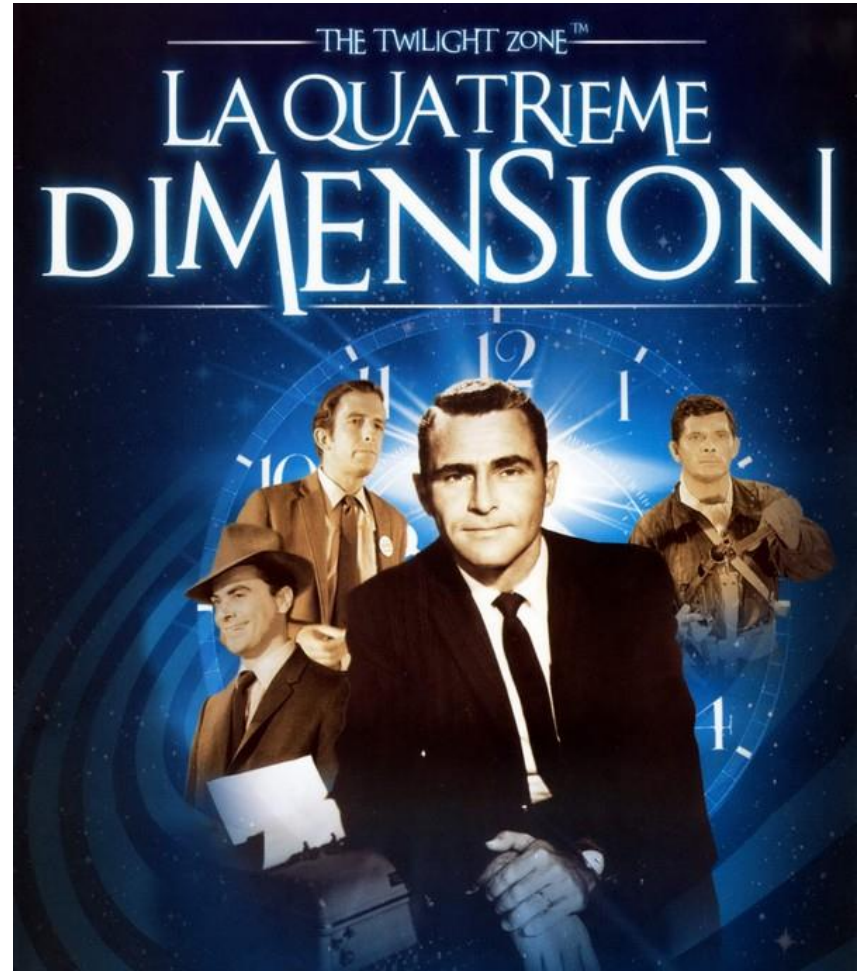


Diagramme de phase d'un mélange

mélange **azéotrope**
(comme un corps pur)



évaporation
→
à $P=cst, T=cst$
←
condensation



Mélange **zéotrope**
(différemment d'un
corps pur)

T de rosée



évaporation
→
à $P=cst, T \neq cst$
←
condensation

T de bulle



Glissement de température = $| T \text{ de rosée} - T \text{ de bulle} |$

Mélange **quasi-azéotrope** : mélange zéotrope dont glissement de $T < 1^\circ\text{C}$

4. Théorie des systèmes fermés

4. Systèmes fermés

4.1) Bilan d'énergie : premier principe (principe pressenti par Mayer en 1842)

- **Formulation macroscopique :**

La différence d'énergie totale E d'un système fermé entre deux instants t_1 et t_2 est égale au travail W et à la chaleur Q échangés avec l'extérieur.

$$\Delta E = W + Q \quad \text{en J}$$

$$\text{or } \Delta E = \Delta E_p + \Delta E_c + \Delta U$$

différence d'énergie potentielle
liée à la variation d'altitude z

différence d'énergie cinétique liée
à la variation de vitesse v

différence d'énergie interne liée à la
l'interaction entre molécules ou
l'agitation des molécules

*En thermo, on considère des **systèmes immobiles** →*

$$\Delta U = W + Q$$

4.1) Bilan d'énergie : premier principe (principe pressenti par Mayer en 1842)

- Formulation massique :

$$\Delta u = w + q$$

avec :

- $u = U/m$
- $w = W/m$
- $q = Q/m$

} en J/kg

- Formulation différentielle ou infinitésimale :

$$dU = \delta W + \delta Q$$

en J

4. Systèmes fermés

4.1) Bilan d'énergie : premier principe (principe pressenti par Mayer en 1842)

- **Formulation sous forme de puissance :**

$$\frac{dE}{dt} = \dot{W} + \dot{Q}$$

en W

Taux de variation de l'énergie du système thermodynamique

- $\frac{dE}{dt} \geq 0$: l'énergie du système augmente.
- $\frac{dE}{dt} \leq 0$: l'énergie du système diminue.
- $\frac{dE}{dt} = 0$: l'énergie du système est constante.

- **Que se passe-t-il en régime permanent ?**

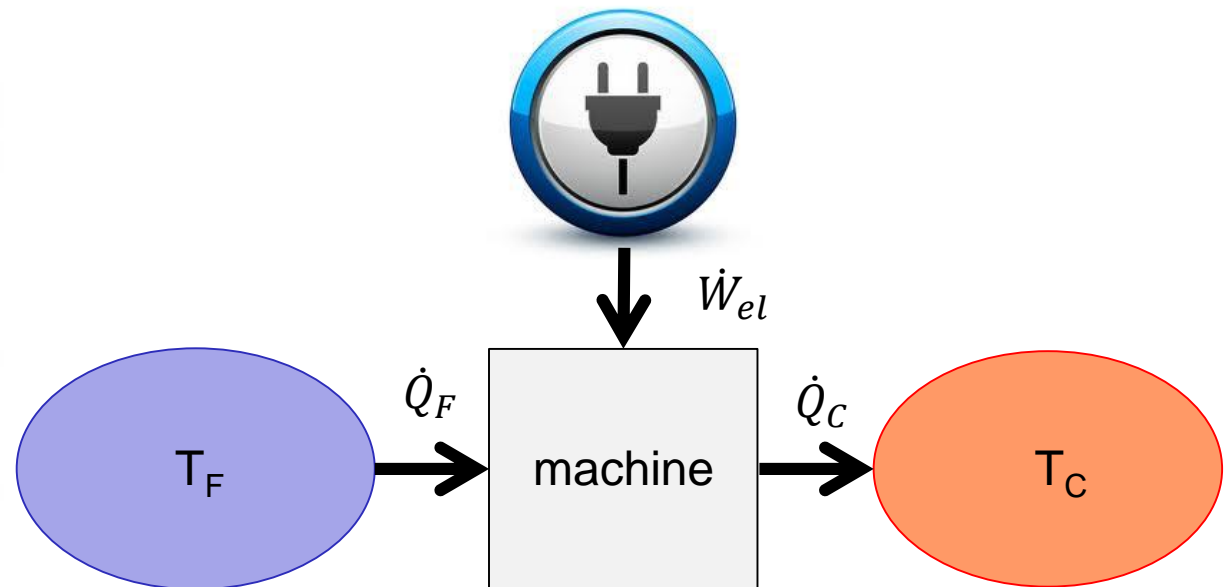
→ $\frac{dE}{dt} = 0$: l'énergie du système est constante.

$$\dot{W} + \dot{Q} = 0$$

4. Systèmes fermés

4.1) Bilan d'énergie : premier principe (principe pressenti par Mayer en 1842)

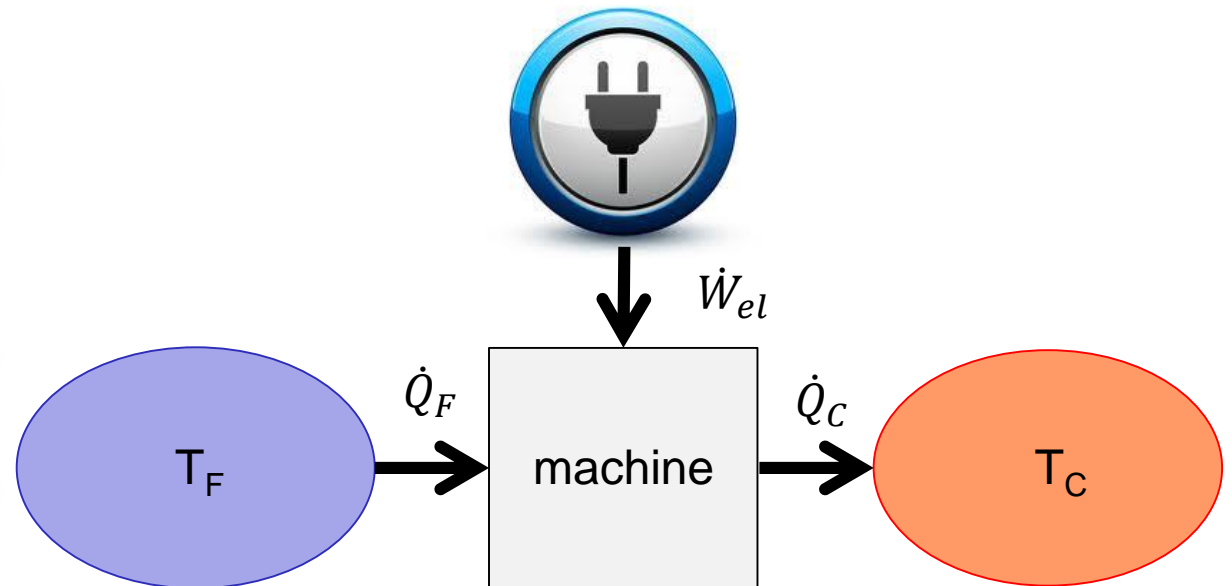
- Application à une machine frigorifique & pompe à chaleur :



4. Systèmes fermés

4.1) Bilan d'énergie : premier principe (principe pressenti par Mayer en 1842)

- Application à une machine frigorifique & pompe à chaleur :



$$\frac{dE}{dt} = \dot{W} + \dot{Q}_F + \dot{Q}_C$$

→ en régime permanent →

$$\dot{W} + \dot{Q}_F + \dot{Q}_C = 0$$

4. Systèmes fermés

4.1) Bilan d'énergie : premier principe (principe pressenti par Mayer en 1842)

- Application à une machine frigorifique & pompe à chaleur :

La conversion d'énergie est caractérisée par l'efficacité : $\left| \frac{\text{puissance souhaitée}}{\text{puissance payée}} \right|$ entre $[0; +\infty[$

- Pour une machine frigorifique : **EER (Energy Efficiency Ratio)**

$$EER = \left| \frac{\text{puissance souhaitée}}{\text{puissance payée}} \right| = \left| \frac{\dot{Q}_F}{\dot{W}} \right| = \frac{\dot{Q}_F}{\dot{W}}$$

- Pour une pompe à chaleur : **COP (COefficient de Performance)**

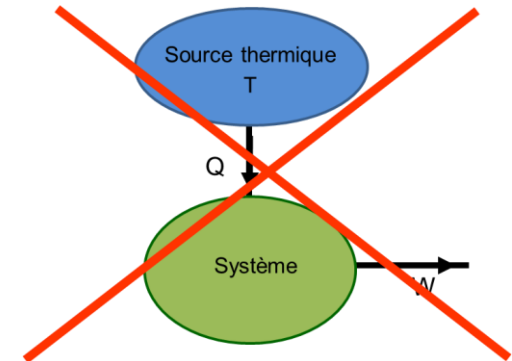
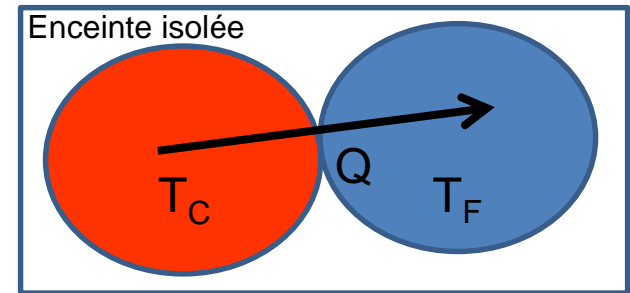
$$COP = \left| \frac{\text{puissance souhaitée}}{\text{puissance payée}} \right| = \left| \frac{\dot{Q}_C}{\dot{W}} \right| = -\frac{\dot{Q}_C}{\dot{W}}$$

- Relation COP et EER : $COP = EER + 1$ (grâce au premier principe)

4.2) Bilan d'entropie : deuxième principe

Les premières formulations historiques du principe :

- **Enoncé de Carnot (1824)** : un moteur thermique possède un rendement maximal appelé rendement de Carnot : $\eta_C = 1 - \frac{T_F}{T_C}$
- **Enoncé de Clausius (1850)** : la chaleur Q passe spontanément du corps le plus chaud vers le corps froid.
- **Enoncé de Thomson/Kelvin (1852)** : un système en contact avec une seule source de chaleur ne peut au cours du cycle que recevoir du travail et fournir de la chaleur. Autrement dit, on ne peut pas créer un moteur thermique avec une seule source de chaleur.



4.2) Bilan d'entropie : deuxième principe

Ce principe rend compte de l'irréversibilité des transformations thermodynamiques.



Avez-vous déjà observé dans un café au lait sucré : le lait, le café et le sucre se séparent et reprennent leur état initial (c'est-à-dire avant mélange) ?

Le degré d'irréversibilité d'une transformation thermodynamique est traduit par une fonction thermodynamique notée **S** et appelée **entropie** (Clausius, 1865). Grâce au second principe, elle indique dans quel sens peut avoir lieu une transformation thermodynamique.

L'entropie est liée au **désordre moléculaire**.

4. Systèmes fermés

4.2) Bilan d'entropie : deuxième principe

(formulation la plus générale : Prigogine (1950))

- **Formulation macroscopique :**

La différence d'entropie d'un système fermé entre deux instants t_1 et t_2 est égale à l'entropie échangée avec l'extérieur, ainsi que de l'entropie créée spontanément dans le système.

$$\Delta S = S_{\text{échangée}} + S_{\text{créée}} \quad \text{en J/K}$$

Lié à la chaleur entre le système et une source thermique de température T

$$S_{\text{échangée}} = \int_{\text{frontière}} \frac{\delta Q}{T}$$

Processus réversible : $S_{\text{créée}} = 0$

Processus irréversible : $S_{\text{créée}} > 0$

on ne connaît pas a priori sa valeur

4. Systèmes fermés

4.2) Bilan d'entropie : deuxième principe

(formulation la plus générale : Prigogine (1950))

- **Formulation massique :**

$$\Delta S = S_{\text{échangée}} + S_{\text{créée}}$$

avec :

- $s = S/m$
- $S_{\text{échangée}} = S_{\text{échangée}}/m$
- $S_{\text{créée}} = S_{\text{créée}}/m$

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

- **Formulation différentielle ou infinitésimale :**

$$dS = dS_{\text{échangée}} + dS_{\text{créée}}$$

en J/K

- **Ecriture sous forme de taux :**

$$\frac{dS}{dt} = \dot{S}_{\text{échangée}} + \dot{S}_{\text{créée}}$$

en W/K

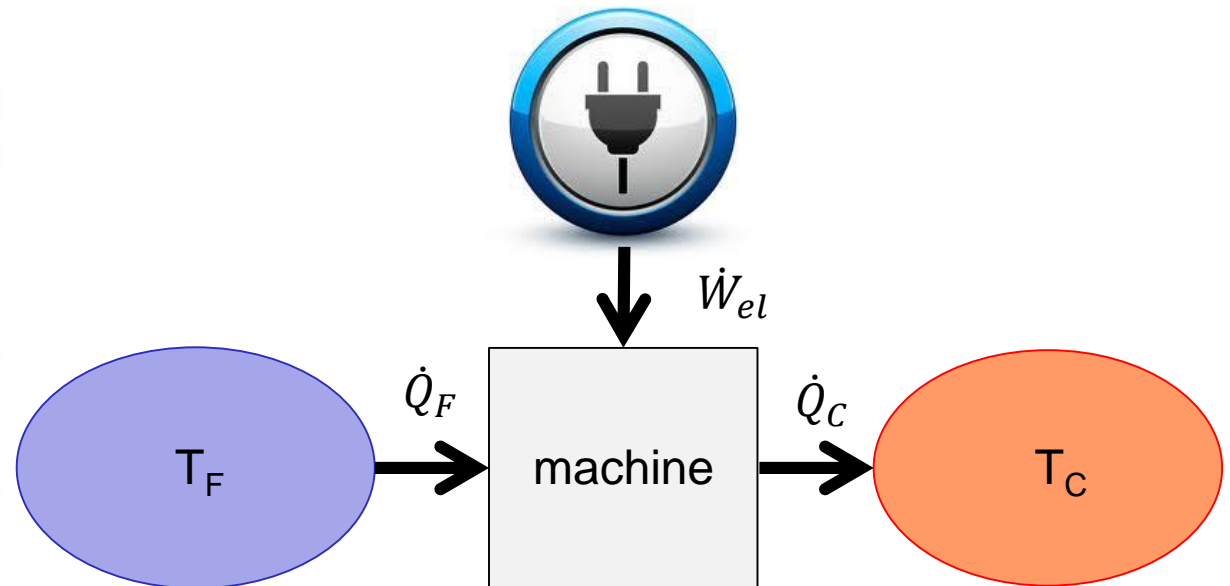
en régime permanent

$$\frac{dS}{dt} = 0$$

4. Systèmes fermés

4.2) Bilan d'entropie : deuxième principe

- Application à une machine frigorifique & pompe à chaleur :



$$\frac{dS}{dt} = \dot{S}_{\text{échangée}} + \dot{S}_{\text{créée}}$$

→ en régime permanent →

$$\dot{S}_{\text{échangée}} + \dot{S}_{\text{créée}} = 0$$

4. Systèmes fermés

4.2) Bilan d'entropie : deuxième principe

- Application à une machine frigorifique & pompe à chaleur :

$$\dot{S}_{\text{échangée}} + \dot{S}_{\text{créée}} = 0 \quad \Rightarrow \quad \frac{\dot{Q}_F}{T_F} + \frac{\dot{Q}_C}{T_C} \leq 0 \quad (\text{inégalité de Clausius})$$

Théorème de Carnot :

Machine frigorifique

Pompe à chaleur

$$EER \leq \frac{T_F}{T_C - T_F}$$

$$COP \leq \frac{T_C}{T_C - T_F}$$



EER de Carnot



COP de Carnot

4.2) Bilan d'entropie : deuxième principe

- Application à une machine frigorifique & pompe à chaleur :

$$EER_{Carnot} = \frac{T_F}{T_C - T_F} \quad \text{Attention : utiliser les températures en K dans le calcul}$$

T_C	-10°C	0°C	10°C	20°C	30°C	100°C	1 000°C
T_F	-10°C	-10°C	-10°C	-10°C	-10°C	-10°C	-10°C
EER_{Carnot}	$+\infty$	26,3	13,2	8,8	6,6	2,4	0,3

- Pour avoir le meilleur EER (COP), il faut que l'écart de température soit le plus faible possible.
- Situation préférable : EER (COP) constant en maintenant la température T_C (T_F) constante.

4.2) Bilan d'entropie : deuxième principe

- **Application à une machine frigorifique & pompe à chaleur :**

Les différents EER d'une machine frigorifique :

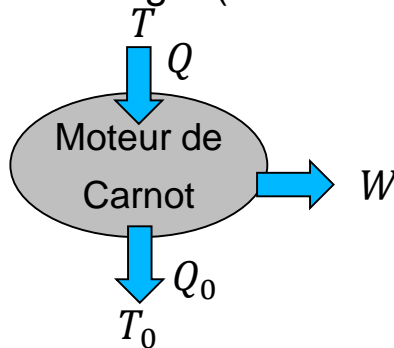
- **EER de Carnot :** EER en considérant que la machine est réversible. Il ne dépend que des températures des sources.
- **EER isentropique :** EER correspondant au cas où le compresseur est idéal (adiabatique + réversible).
- **EER réel :** EER prenant en compte les rendements et l'irréversibilité du compresseur.
- **EER global :** EER prenant en compte la consommation électrique des autres composants de l'installation (régulation, ventilateurs, ...)
- **SEER ou EER saisonnier :** EER moyen calculé en considérant toutes les valeurs de T_c au cours d'une année (exemple : la climatisation)
→ directive sur l'éco-conception

4.3) Bilan exergetique

- Energie = Exergie (énergie noble) + Anergie (énergie dégradée)
- Exergie (notée X ou F_0) d'une énergie = **travail maximal** récupérable à partir de cette énergie.
On suppose que pour récupérer ce travail un système idéal est mis en place et interagit avec un réservoir d'énergie thermique à pression P_0 et T_0 .

- Cas de l'énergie de potentiel Ep ou cinétique Ec :
→ l'énergie de potentiel = 100% exergie (donc 0% anergie)

- Cas de la chaleur Q :
→ chaleur = mélange d'exergie + anergie
→ fraction d'exergie : $1 - \frac{T}{T_0}$



$$\eta = \left| \frac{W}{Q} \right| = -\frac{W}{Q} = 1 - \frac{T}{T_0}$$

$$\hookrightarrow W = -\left(1 - \frac{T}{T_0}\right) Q$$

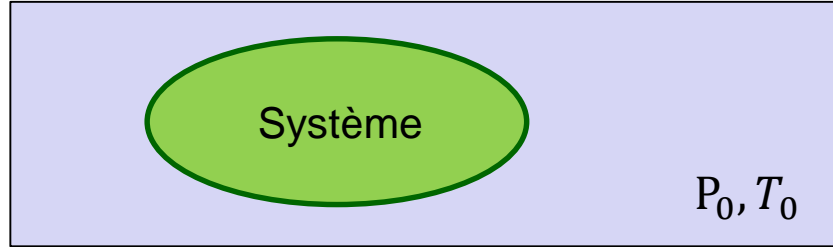
4. Systèmes fermés

4.3) Bilan exergetique

- Environnement de référence : P_0, T_0
- Rappel des 2 premiers principes :

$$\left\{ \begin{array}{l} (1) \quad \frac{dE}{dt} = \dot{W}^* - P_0 \cdot \frac{dV}{dt} + \dot{Q} \\ (2) \quad \frac{dS}{dt} = \frac{\dot{Q}}{T} + \dot{S}_{créée} \end{array} \right.$$

- Le bilan d'exergie est obtenu en faisant : $(E_1) - T_0(E_2) + P_0 \cdot \frac{dV}{dt}$



$$\frac{dX}{dt} = \dot{W}^* + \sum_i \dot{Q}_i \cdot \left(1 - \frac{T_i}{T_0}\right) - T_0 \dot{S}_{créée}$$

en W

Travail = 100% exergie

Exergie disponible dans la chaleur

Exergie détruite à cause des irréversibilités

4.3) Bilan exergétique

- Application à une machine frigorifique : régime permanent + $T_0 = T_C$

$$\cancel{\frac{dX}{dt}} = \dot{W} + \dot{Q}_C \cdot \left(1 - \frac{T_C}{T_C}\right) + \dot{Q}_F \cdot \left(1 - \frac{T_F}{T_C}\right) - T_C \dot{S}_{créée}$$

$$\dot{W} + \dot{Q}_F \cdot \left(1 - \frac{T_F}{T_C}\right) = T_C \dot{S}_{créée}$$

On peut définir un **rendement exergétique** :

$$\eta_{ex} = \left| \frac{\text{exergie souhaitée}}{\text{exergie payée}} \right|$$

$$\eta_{ex} = \left| \frac{\dot{Q}_F \cdot \left(1 - \frac{T_F}{T_C}\right)}{\dot{W}} \right|$$

$$\eta_{ex} = \frac{EER}{EER_{Carnot}}$$

4.3) Bilan exergétique

- Application à une pompe à chaleur : régime permanent + $T_0 = T_F$

$$\cancel{\frac{dX}{dt}} = \dot{W} + \dot{Q}_C \cdot \left(1 - \frac{T_C}{T_F}\right) + \cancel{\dot{Q}_F \cdot \left(1 - \frac{T_F}{T_F}\right)} - T_F \dot{S}_{créée}$$

$$\dot{W} + \dot{Q}_C \cdot \left(1 - \frac{T_C}{T_F}\right) = T_F \dot{S}_{créée}$$

On peut définir un **rendement exergétique** :

$$\eta_{ex} = \left| \frac{\text{exergie souhaitée}}{\text{exergie payée}} \right|$$

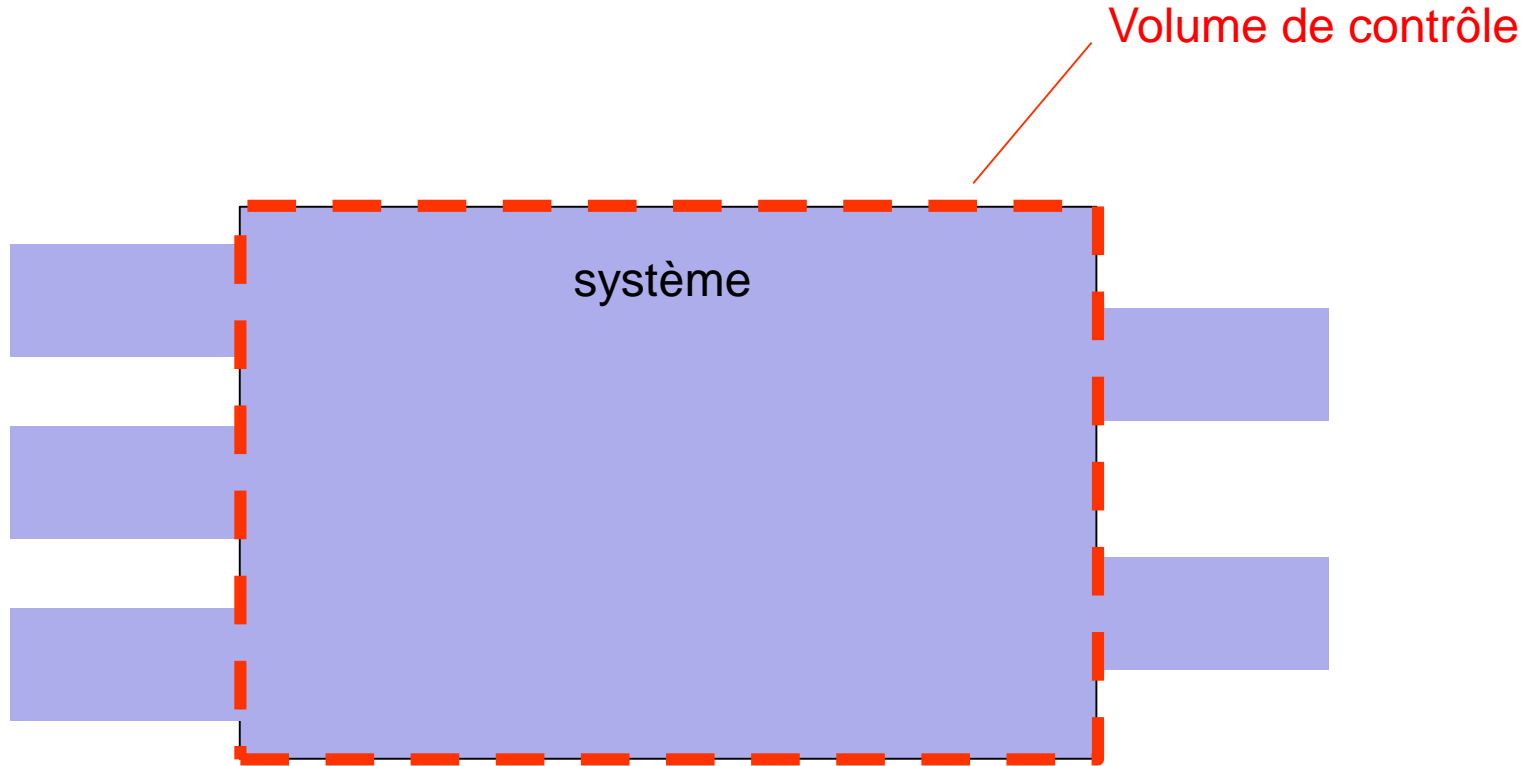
$$\eta_{ex} = \left| \frac{\dot{Q}_C \cdot \left(1 - \frac{T_C}{T_F}\right)}{\dot{W}} \right|$$

$$\eta_{ex} = \frac{COP}{COP_{Carnot}}$$

2. Théorie des systèmes ouverts

5. Systèmes ouverts

5.1) Notion de volume de contrôle



5.2) Bilan de matière

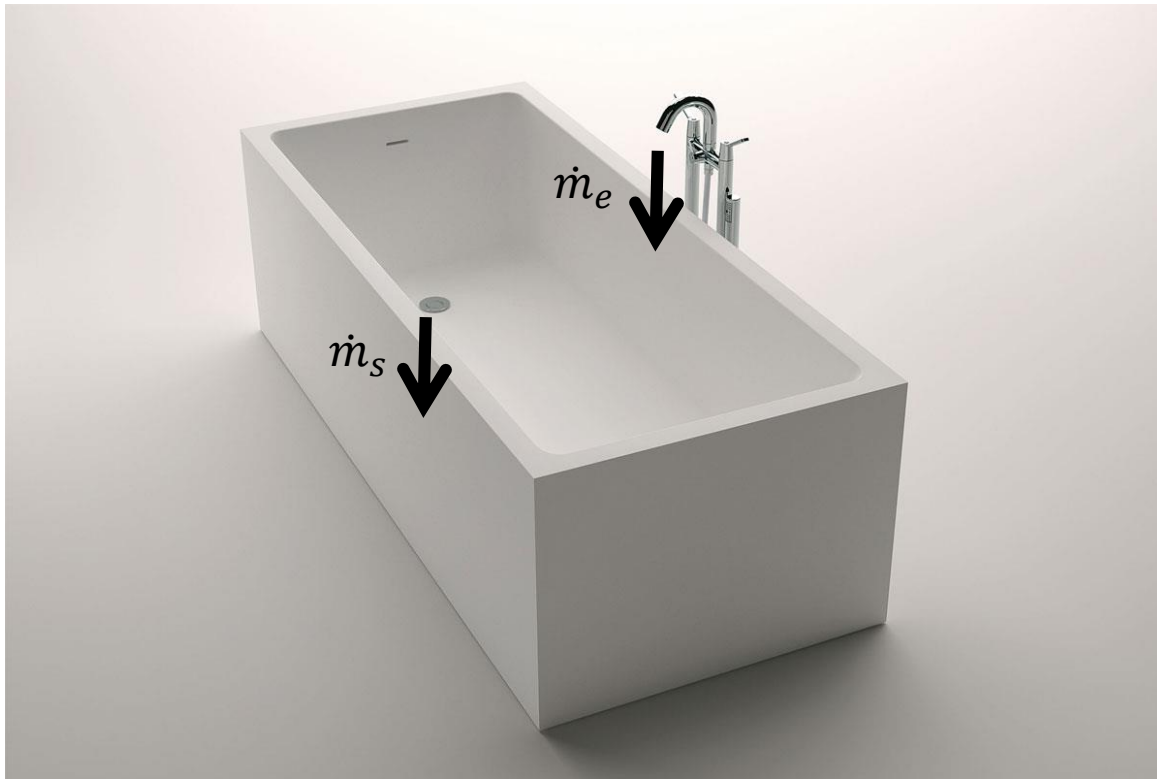


$$\frac{dm}{dt} = \sum_e \dot{m}_e - \sum_s \dot{m}_s$$

Cas particulier du régime permanent :

$$\sum_e \dot{m}_e = \sum_s \dot{m}_s$$

5.2) Bilan de matière



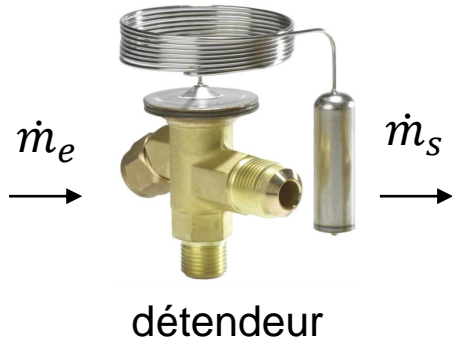
Comment évolue la quantité d'eau dans la baignoire quand :

- $\dot{m}_e = \dot{m}_s$?
- $\dot{m}_e > \dot{m}_s$?
- $\dot{m}_e < \dot{m}_s$?

5. Systèmes ouverts

5.2) Bilan de matière

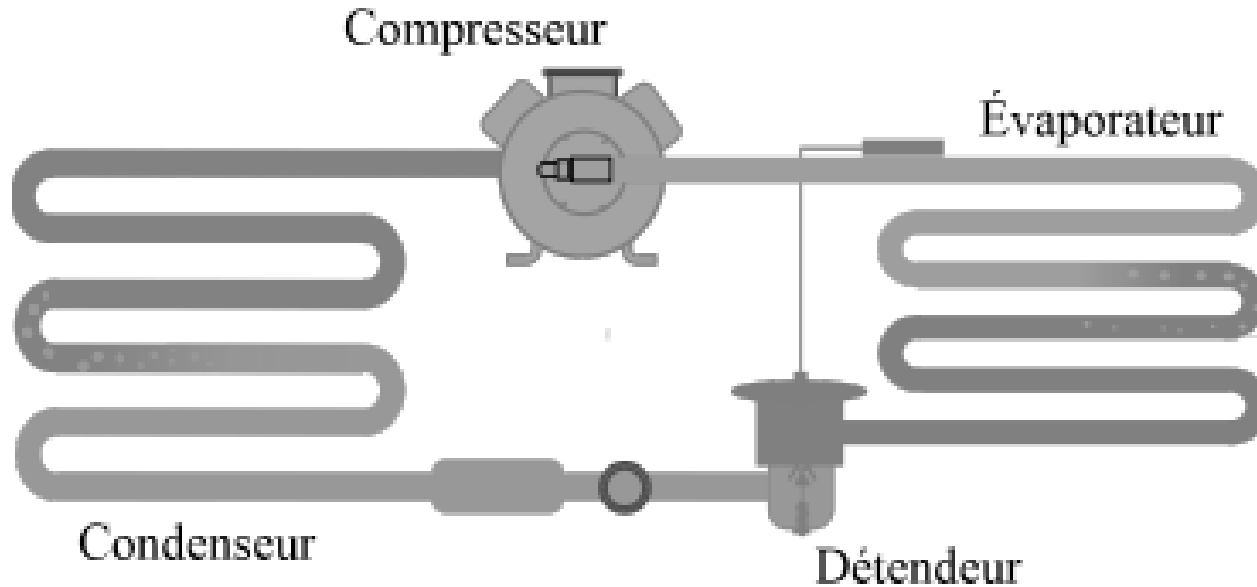
- Application aux constituants d'une machine frigorifique & pompe à chaleur :



en régime permanent
 $\dot{m}_e = \dot{m}_s$

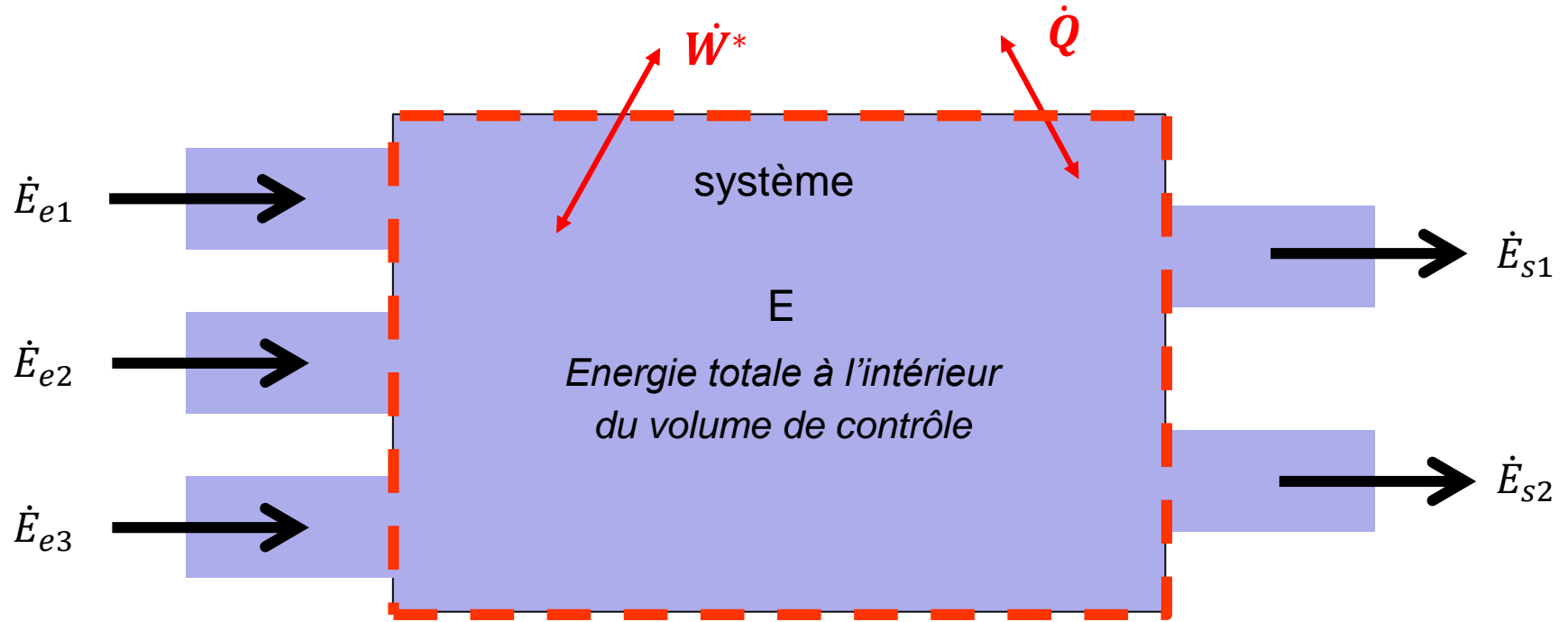
5.2) Bilan de matière

- Application aux constituants d'une machine frigorifique & pompe à chaleur :



Le débit massique est constant en tout point en régime permanent. Il sera noté \dot{m} .
En revanche le débit volumique varie selon le point.

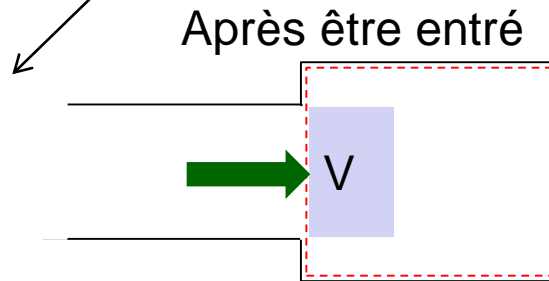
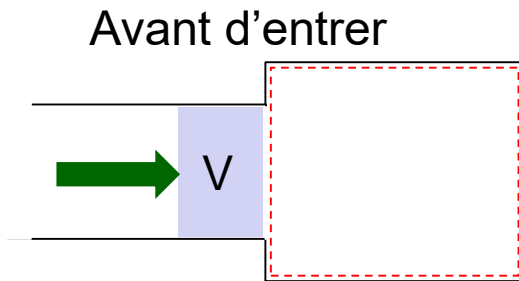
5.3) Bilan d'énergie/puissance : 1^{er} principe



$$\frac{dE}{dt} = \dot{W}^* + \dot{Q} + \sum_e \dot{E}_e - \sum_s \dot{E}_s$$

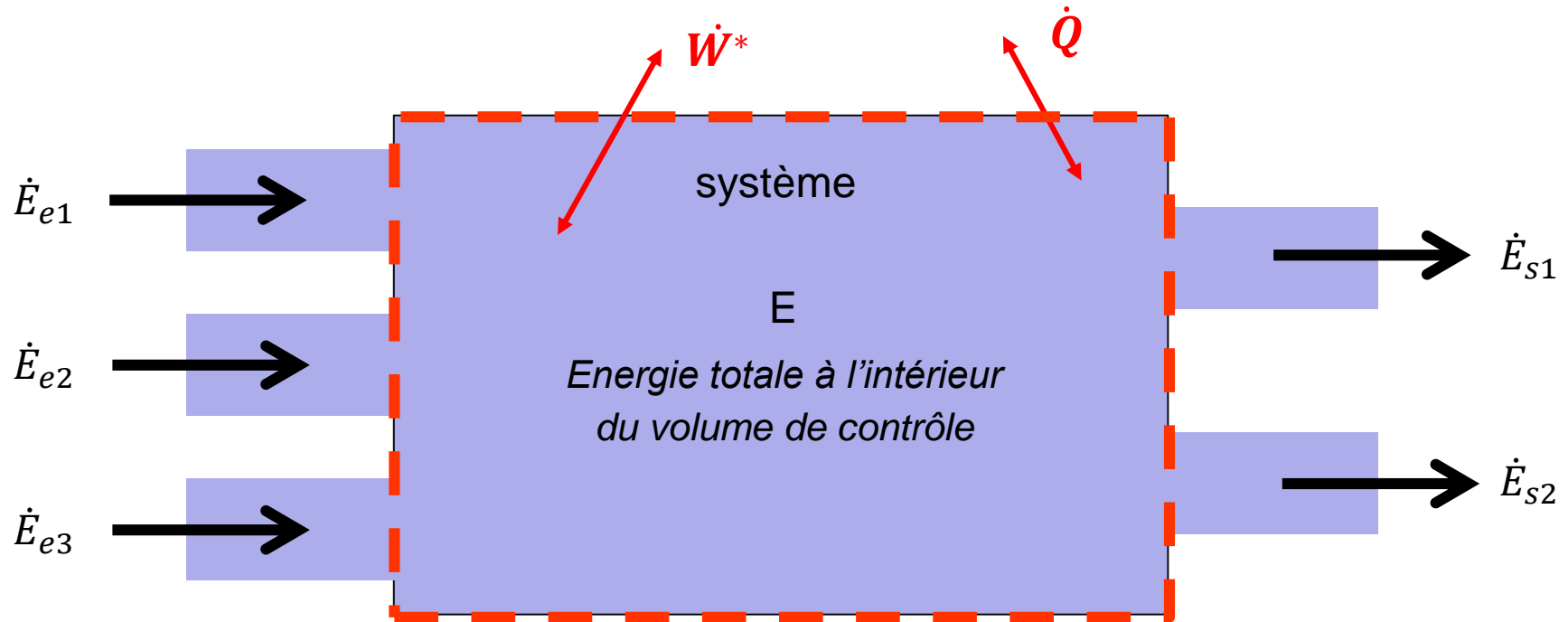
5.3) Bilan d'énergie/puissance : 1^{er} principe

$$\dot{E}_{\text{écoulement}} = \dot{m} e_{\text{écoulement}} = \dot{m} \left(\frac{1}{2} v^2 + gz + \underbrace{u + pV}_{h} \right)$$



$$W_{\text{écoul}} = pV$$

5.3) Bilan d'énergie/puissance : 1^{er} principe



$$\frac{dE}{dt} = \dot{W}^* + \dot{Q} + \sum_e \dot{m}_e \left(\frac{1}{2} v_e^2 + g z_e + h_e \right) - \sum_s \dot{m}_s \left(\frac{1}{2} v_s^2 + g z_s + h_s \right)$$

5.3) Bilan d'énergie/puissance : 1^{er} principe

- **Simplification pour l'application à une machine frigorifique & pompe à chaleur :**

- Régime permanent : $\frac{dE}{dt} = 0$

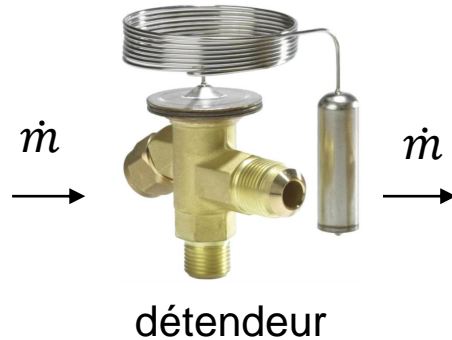
$$\dot{W}^* + \dot{Q} = \sum_s \dot{m}_s \left(\frac{1}{2} v_s^2 + g z_s + h_s \right) - \sum_e \dot{m}_e \left(\frac{1}{2} v_e^2 + g z_e + h_e \right)$$

- Variation de vitesse entre les entrées et les sorties sont négligeables.
Variation d'altitude entre les entrées et les sorties sont négligeables.

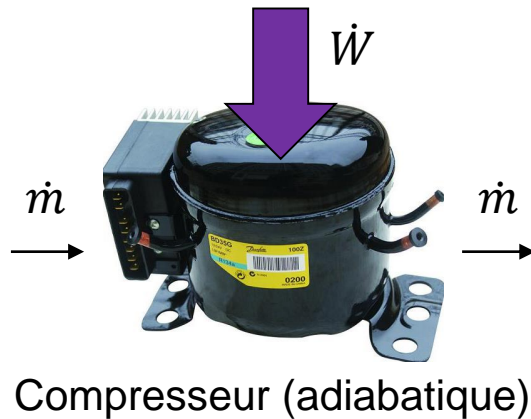
$$\dot{W}^* + \dot{Q} = \sum_s \dot{m}_s h_s - \sum_e \dot{m}_e h_e$$

5.3) Bilan d'énergie/puissance : 1^{er} principe

- Application aux composants d'une machine frigorifique & pompe à chaleur :



$$h_s - h_e = 0$$



$$\dot{m}(h_s - h_e) = \dot{W}$$

5.3) Bilan d'énergie/puissance : 1^{er} principe

- Application aux composants d'une machine frigorifique & pompe à chaleur :



$$\dot{m}(h_s - h_e) = \dot{Q}_F$$

évaporateur

(on se limite au circuit du fluide frigorigène)



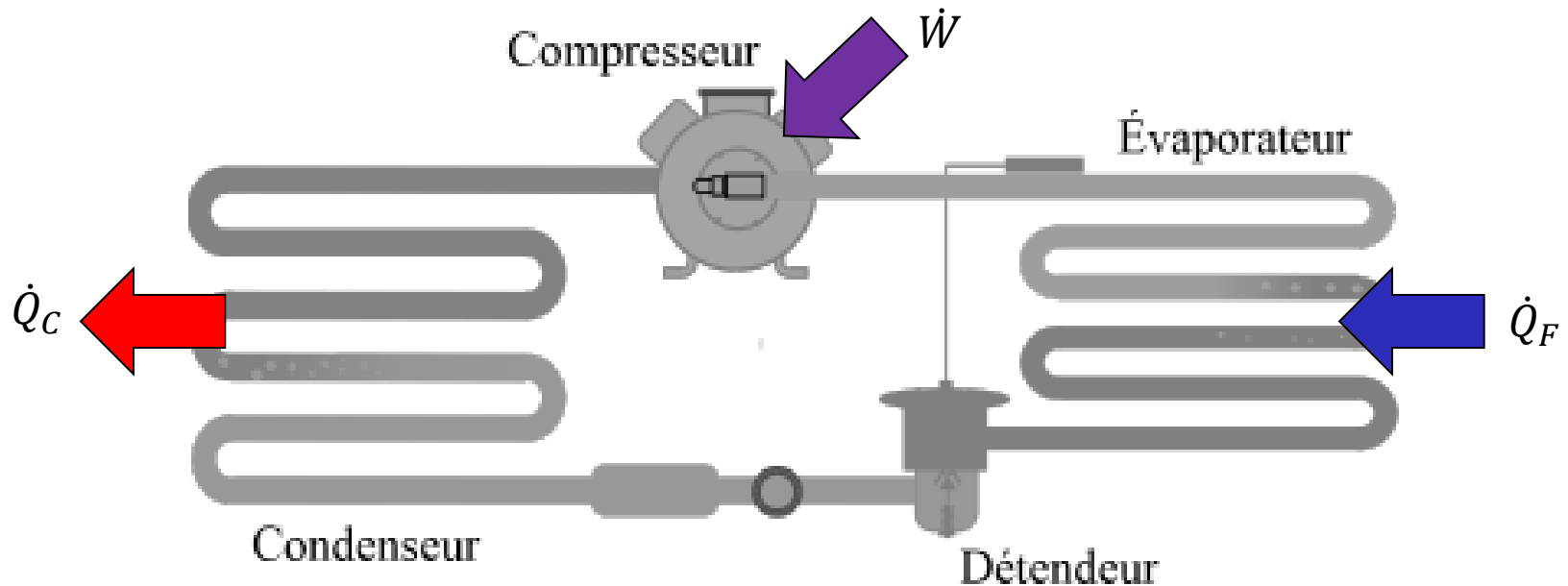
$$\dot{m}(h_s - h_e) = \dot{Q}_C$$

condenseur

(on se limite au circuit du fluide frigorigène)

5.3) Bilan d'énergie/puissance : 1^{er} principe

- Application aux composants d'une machine frigorifique & pompe à chaleur :



En utilisant les 4 relations, on retrouve la relation obtenue avec le bilan d'énergie pour un système fermé :

$$\dot{W} + \dot{Q}_F + \dot{Q}_C = 0$$

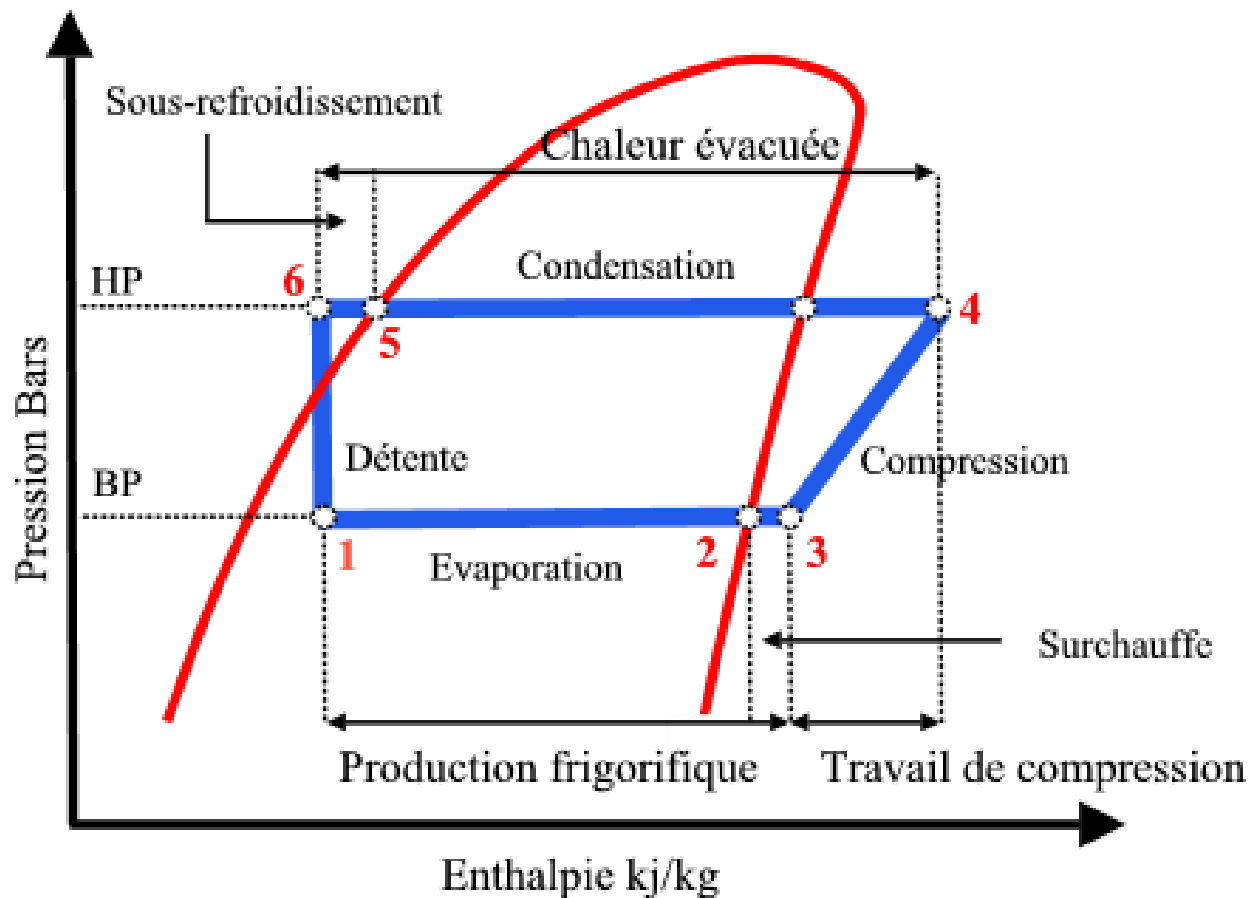
5. Systèmes ouverts

5.3) Bilan d'énergie/puissance : 1^{er} principe

- Application aux composants d'une machine frigorifique & pompe à chaleur :

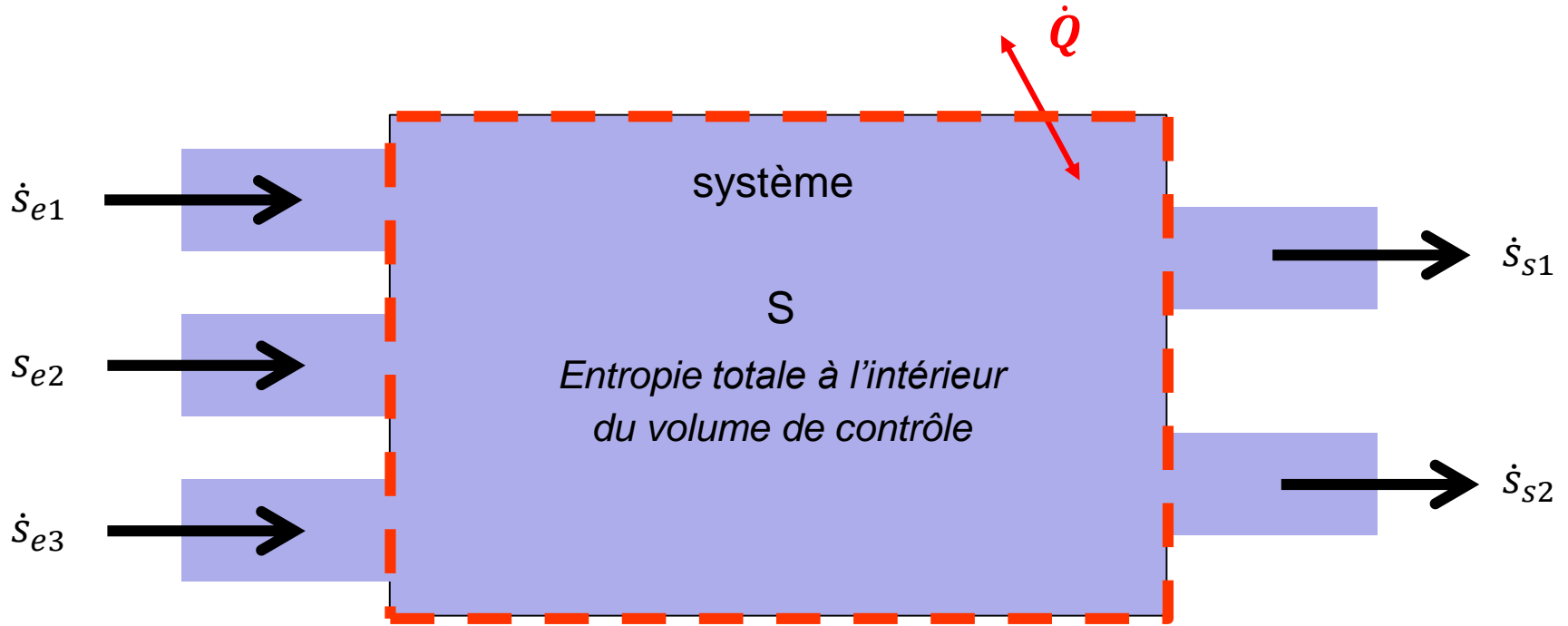
Où trouver la valeur de l'enthalpie massique h ?

- Calculable dans des cas simples (gaz parfait)
- Utilisation du diagramme enthalpique



5. Systèmes ouverts

5.4) Bilan d'entropie : 2^{ème} principe

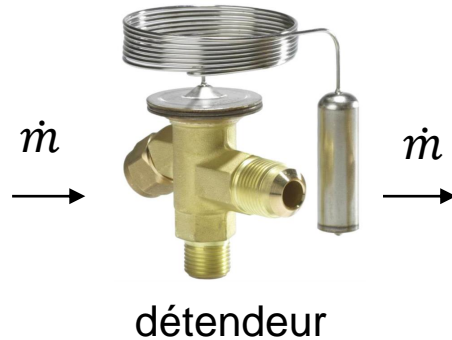


$$\frac{dS}{dt} = \dot{S}_{\text{échangée}} + \dot{S}_{\text{créée}} + \sum_e \dot{m}_e s_e - \sum_s \dot{m}_s s_s$$

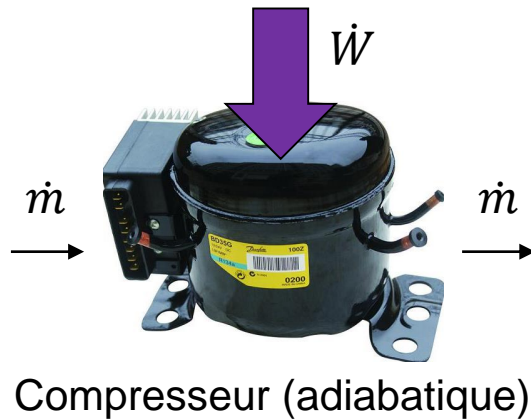
5. Systèmes ouverts

5.4) Bilan d'entropie : 2^{ème} principe

- Application aux composants d'une machine frigorifique & pompe à chaleur :



$$\dot{m}(s_s - s_e) = \dot{S}_{créée}$$



$$\dot{m}(s_s - s_e) = \dot{S}_{créée}$$

5. Systèmes ouverts

5.4) Bilan d'entropie : 2^{ème} principe

- Application aux composants d'une machine frigorifique & pompe à chaleur :



évaporateur

(on se limite au circuit du fluide frigorigène)

$$\dot{m}(s_s - s_e) = \frac{\dot{Q}_F}{T_F} + \dot{S}_{créée}$$



condenseur

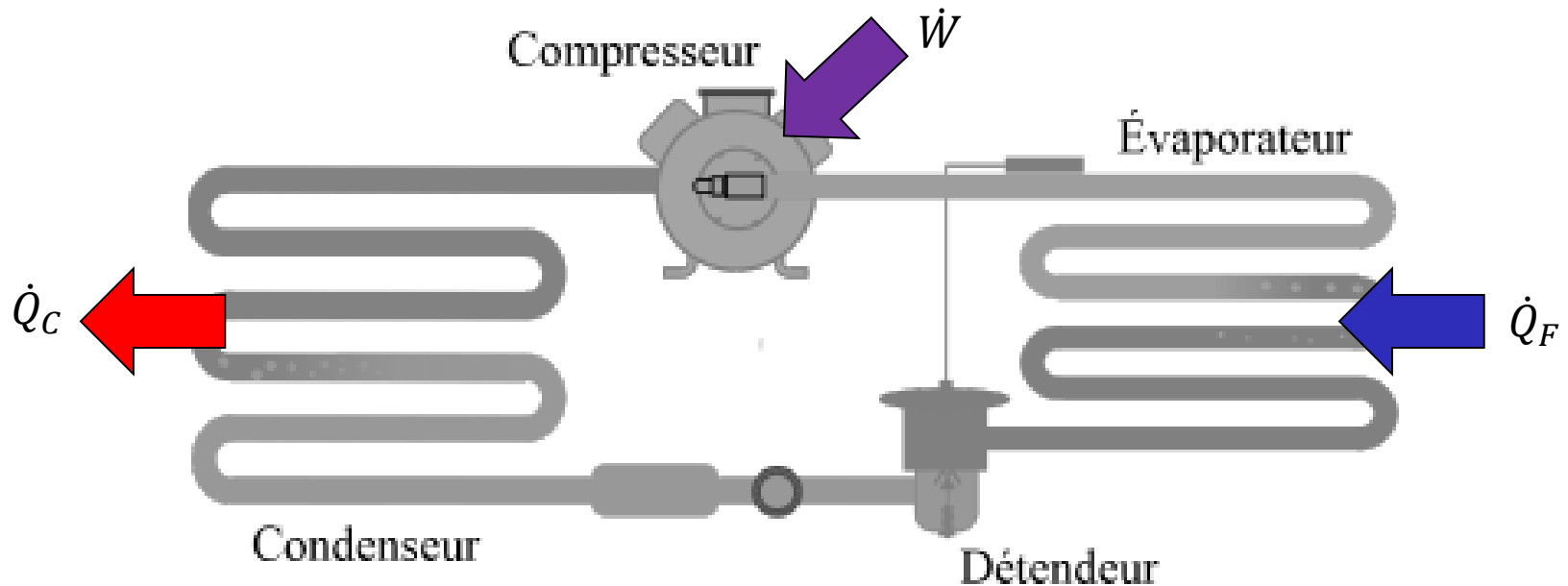
(on se limite au circuit du fluide frigorigène)

$$\dot{m}(s_s - s_e) = \frac{\dot{Q}_C}{T_C} + \dot{S}_{créée}$$

5. Systèmes ouverts

5.4) Bilan d'entropie : 2^{ème} principe

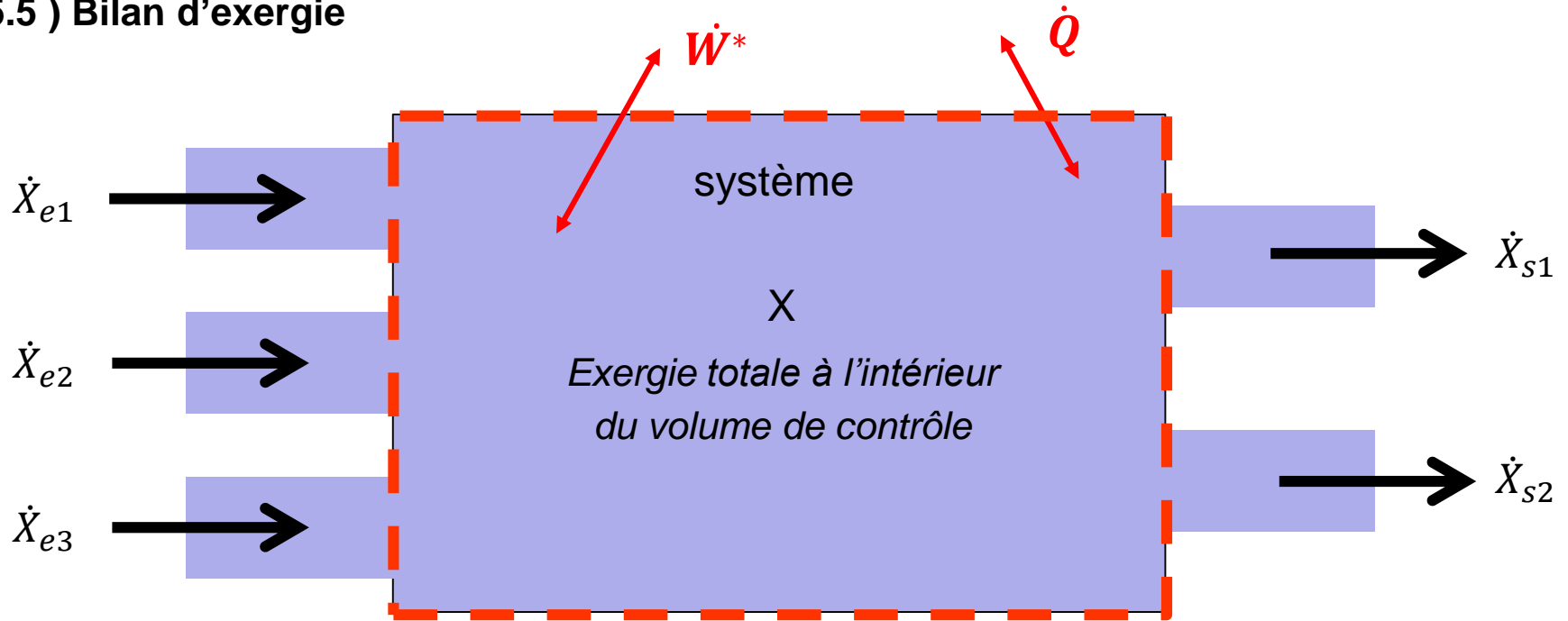
- Application aux composants d'une machine frigorifique & pompe à chaleur :



En utilisant les 4 relations, on retrouve la relation obtenue avec le bilan d'entropie pour un système fermé :

$$\frac{\dot{Q}_F}{T_F} + \frac{\dot{Q}_C}{T_C} \leq 0$$

5.5) Bilan d'exergie



Référence : T_0, P_0

Bilan d'exergie : bilan d'énergie - $T_0 \times$ bilan d'entropie

$$\frac{dX}{dt} = \dot{W}^* + \dot{Q} \cdot \left(1 - \frac{T_0}{T}\right) - T_0 \dot{S}_{créée} + \sum_e \dot{m}_e x_e - \sum_s \dot{m}_s x_s$$

avec $x = (h - T_0 s)$

Conclusion

- **Systèmes étudiés** = systèmes utilisant un fluide qui subit des transformations thermodynamiques.
- **Importance de connaître les propriétés du fluide :**
 - Equation d'état reliant les paramètres indépendants.
 - Le diagramme de phase permettant de prédire les états du fluide.
2 comportements différents : corps pur et mélange azéotrope VS mélange zéotrope.
- **Théorie des systèmes fermés :**
 - Bilan d'énergie
 - Bilan d'entropie
 - Bilan d'exergie
- **Théorie des systèmes ouverts :**
 - Bilan de matière
 - Bilan d'énergie
 - Bilan d'entropie
 - Bilan d'exergie
- **Application pour les machines frigorifiques :**
 - Lien entre les différentes puissances.
 - Expression de la puissance en fonction du débit massique et de l'enthalpie massique.
 - Existence d'un EER maximal
 - En termes d'exergie, le rendement le + important est : EER/EER_{Carnot}

Annexes