

# Thermo 1 - CM2

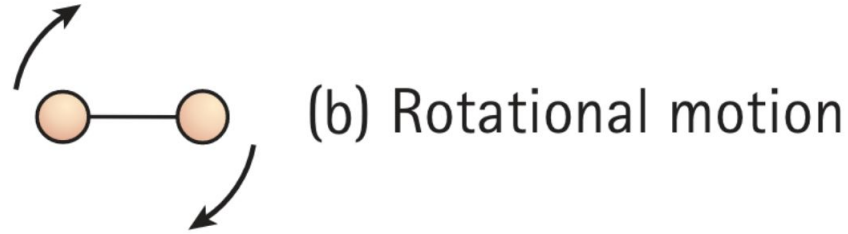
# Rappels

## Question

Vrai ou faux ? La température d'un gaz est la mesure de l'énergie cinétique totale du gaz.

- A. Vrai
- B. Faux

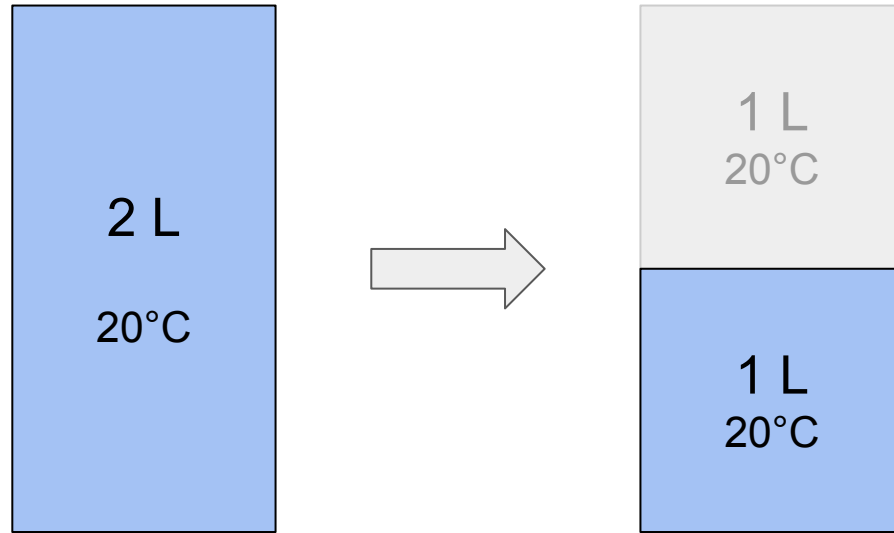
# Énergie cinétique et température



La température ne mesure que l'énergie cinétique **de translation**.

# Énergie totale - énergie moyenne

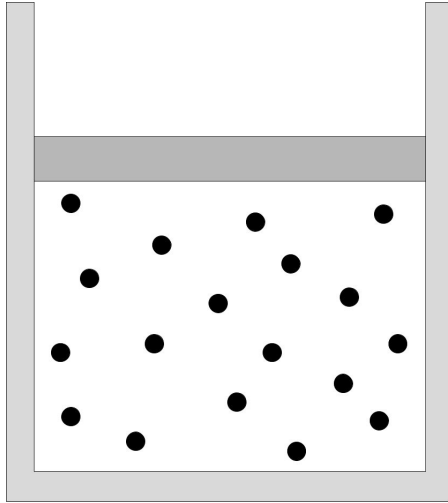
La température est une mesure de l'énergie **moyenne**.



1L d'eau (à 20°C) a 2 fois moins d'énergie que 2 L d'eau (à 20°C).

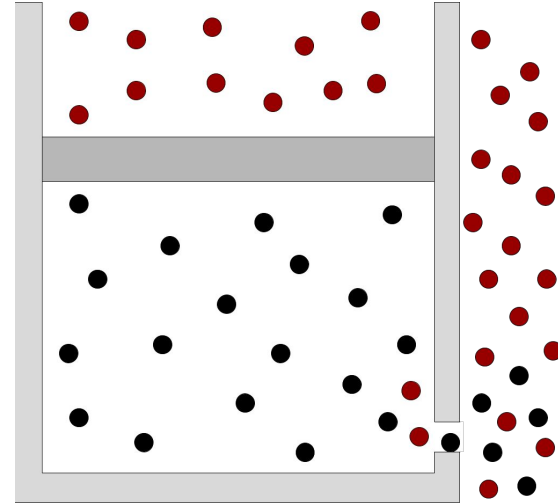
**Systeme, variables d'état, lois d'état**

# Systeme fermé / ouvert



**Systeme fermé :**

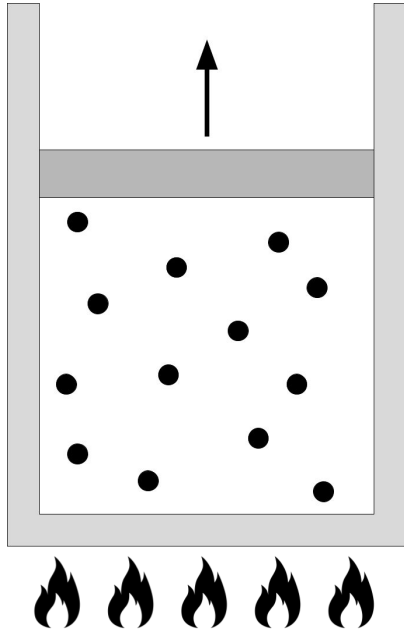
n'échange pas de matière  
avec l'extérieur



**Systeme ouvert :**

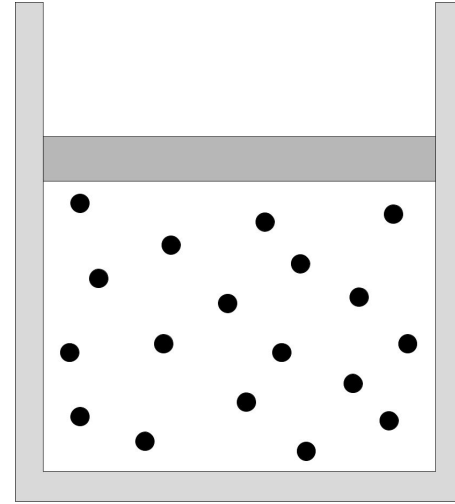
échange de la matière avec  
l'extérieur

# Système isolé



**Système fermé non isolé :**

échange de l'énergie avec  
l'extérieur



**Système isolé :**

n'échange ni matière, ni  
énergie avec l'extérieur



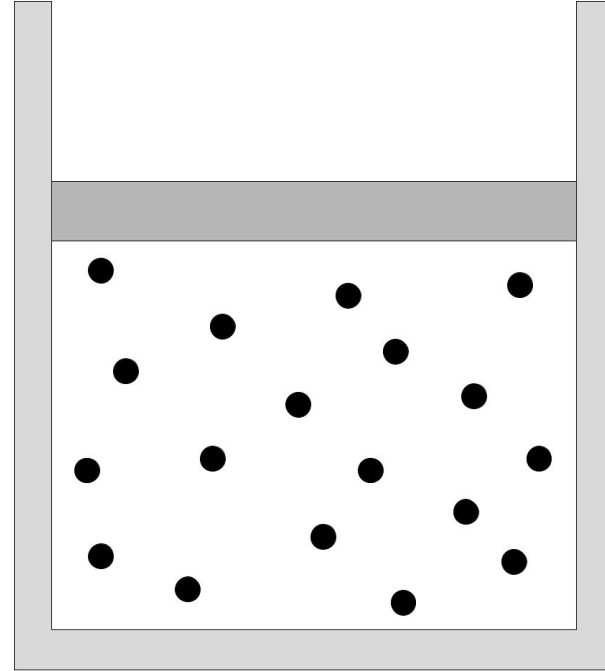
# L'équilibre thermodynamique

Si on attend suffisamment **longtemps**, alors :

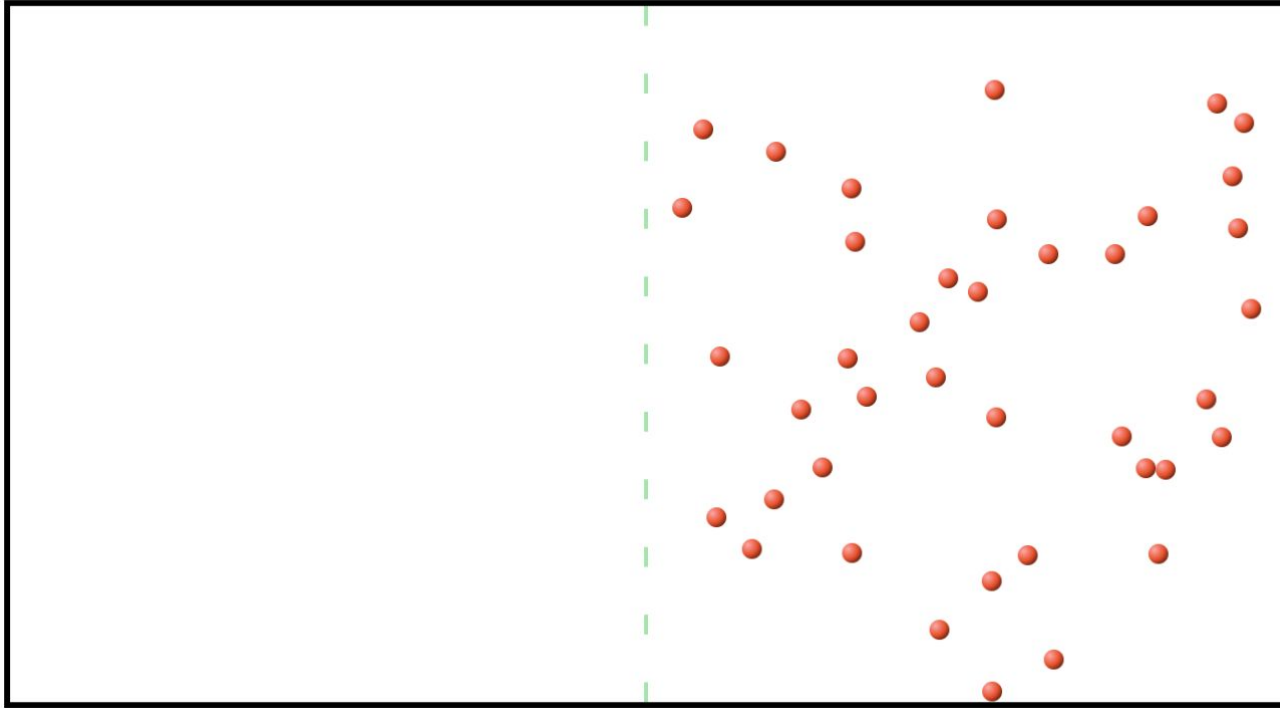
- la **pression**,
- la **température**,
- la **répartition des particules**,

d'un système **isolé** deviennent **homogène**.

On appelle cela l'**équilibre thermodynamique**.



# Example



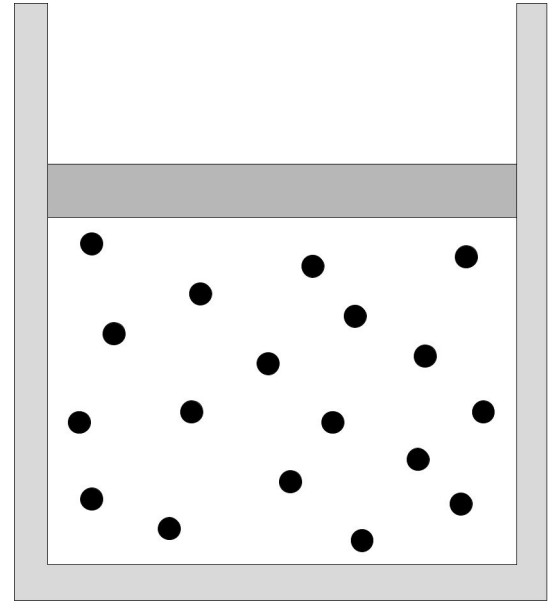
# Variables d'états

Un système à l'**équilibre thermodynamique** est parfaitement décrit à l'échelle macroscopique par un **nombre fini** de variables.

Par exemple :

- sa **pression**,
- sa **température**,
- son **nombre de particules**,
- son **volume**.

Ces variables sont appelées **variables d'états**.



# **Le modèle du gaz parfait**

# Le modèle du gaz “parfait”

## Pourquoi faire ?

- Trouver une relation **mathématique** qui permette de **relier** les différentes variables d'états ( $P$ ,  $T$ ,  $V$ ,  $n$ ).

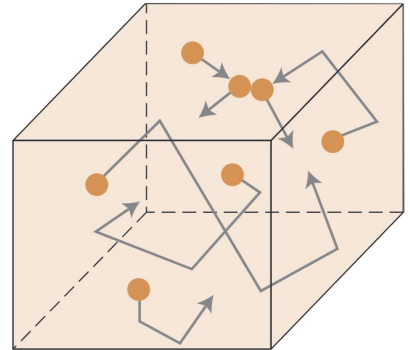
# Le modèle du gaz “parfait”

## Pourquoi faire ?

- Trouver une relation **mathématique** qui permette de **relier** les différentes variables d'états ( $P$ ,  $T$ ,  $V$ ,  $n$ ).

## Hypothèse :

- La **distance moyenne** entre les particules est **beaucoup plus grande** que la **taille** des particules.
- Les particules interagissent **uniquement** lors de **collisions élastiques** (pas de forces inter-particulaires).
- Les particules obéissent aux lois de Newton.

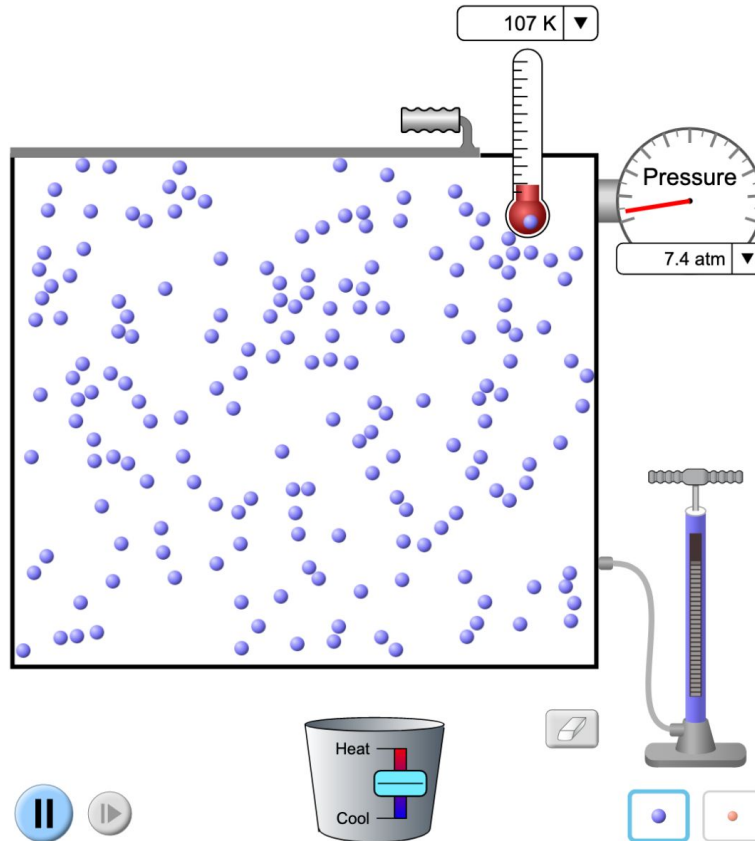


# Le modèle du gaz “parfait”

## Quelques conséquences

- Les particules se déplacent **en lignes droites** entre deux collisions.
- La **pression** est uniquement d'origine **cinétique**.

# Le modèle du gaz "parfait"



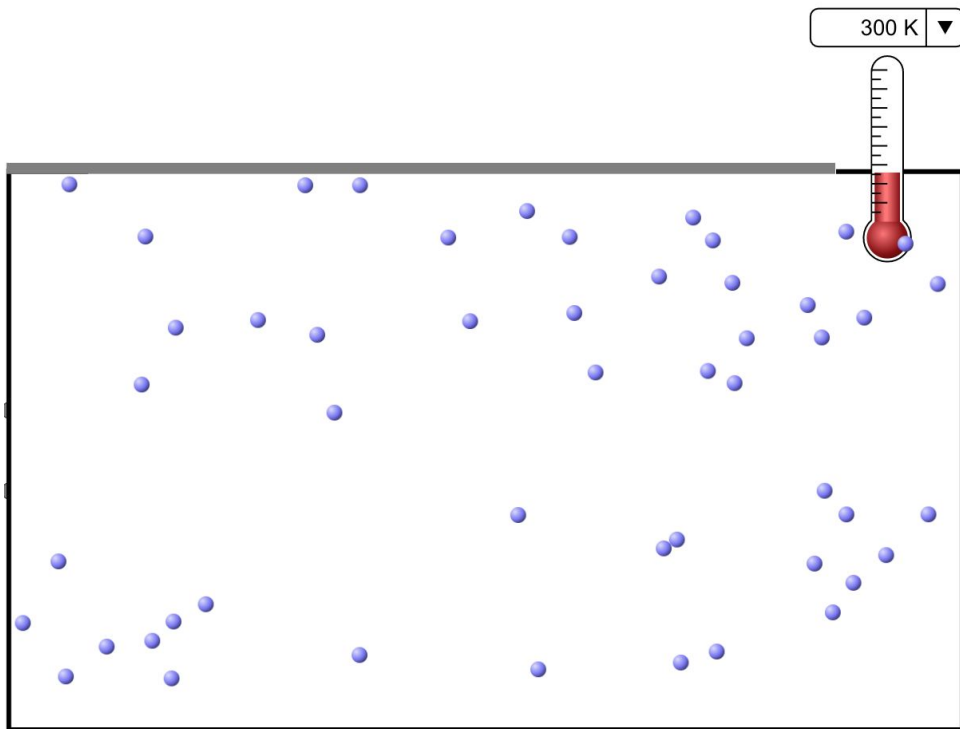


## Question

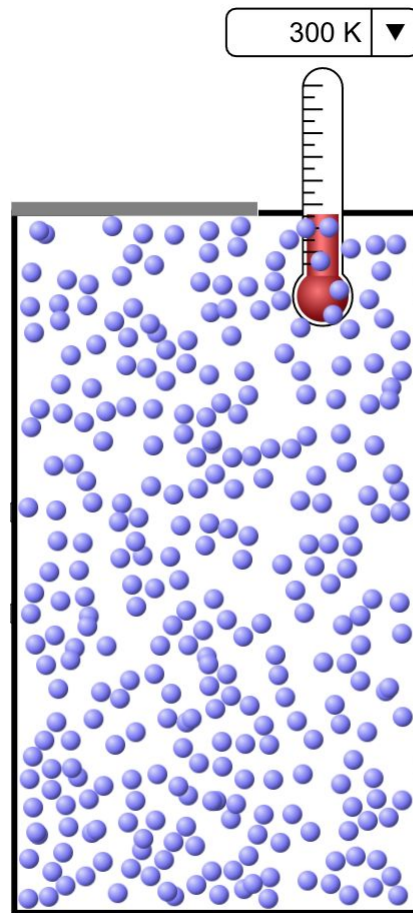
L'une des deux situations suivantes ne respecte pas l'une des hypothèses du modèle de gaz parfait.

Laquelle et pourquoi ?

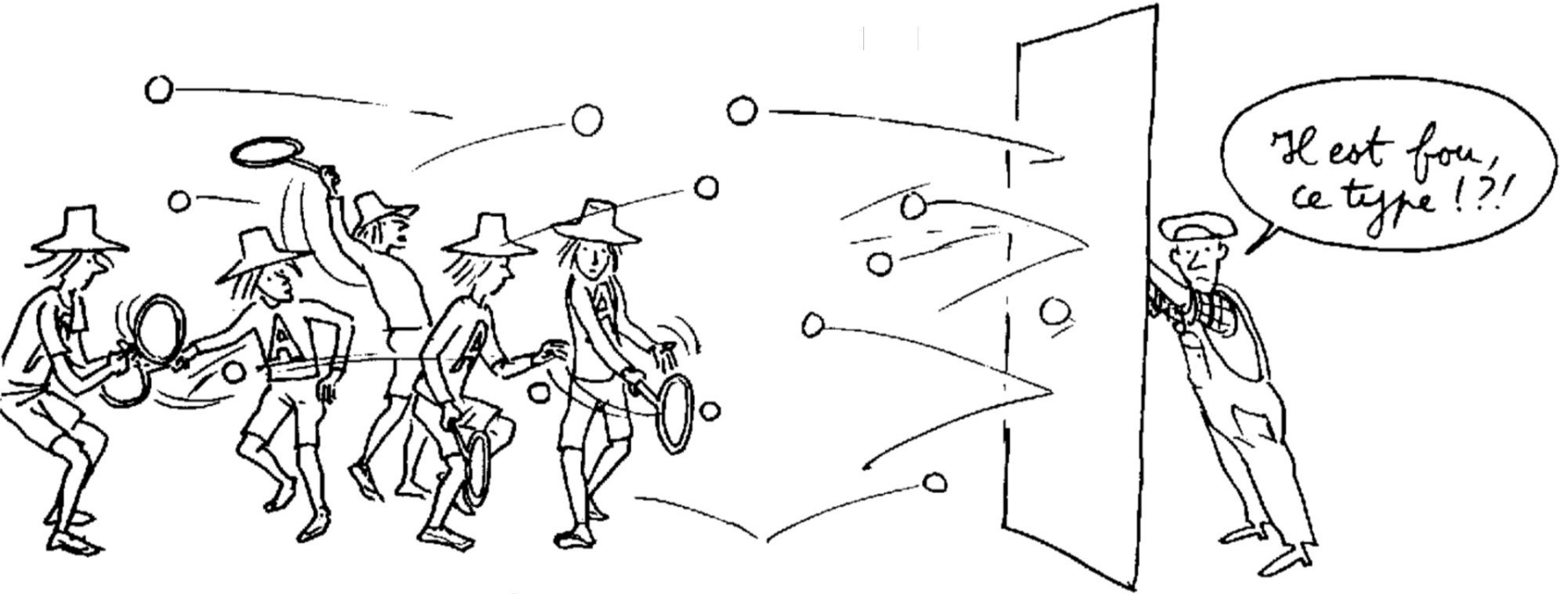
# A



# B

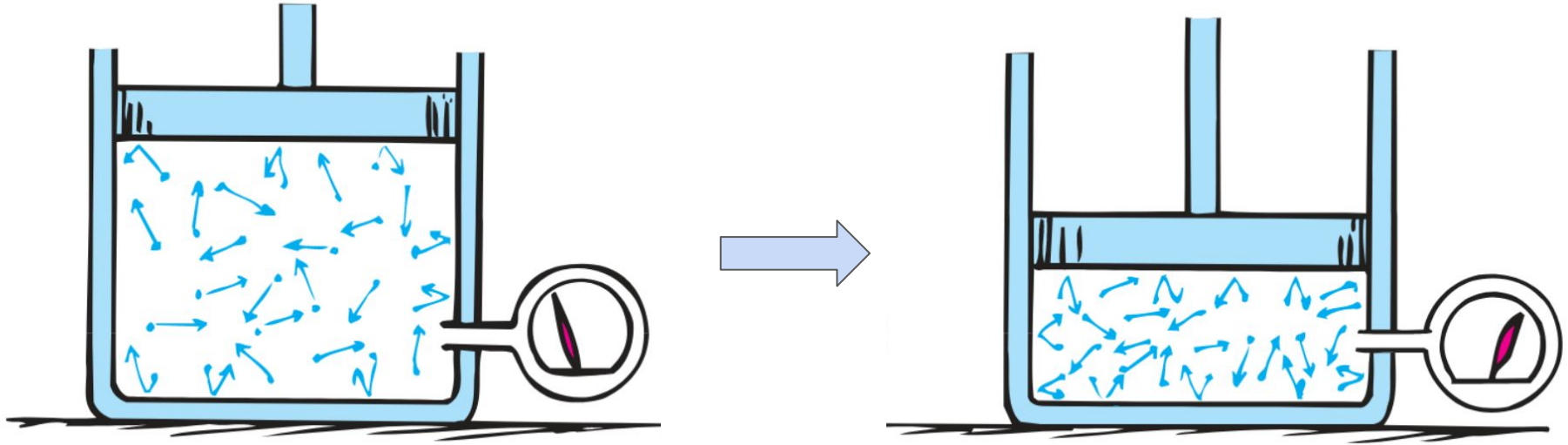


# Quelques observations



$P \sim T$

# Loi de Boyle



On baisse le piston et on attend que la température redevienne identique.

On constate que la pression augmente  $\Rightarrow P \sim 1/V$

# La loi d'état du gaz parfait

Pour un gaz parfait, on peut **démontrer** que :

$$P V = n R T$$

ou de manière équivalente :

$$P = \rho \frac{R}{M} T$$

$R = 8.3 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$  est appelée la **constante des gaz parfaits**.

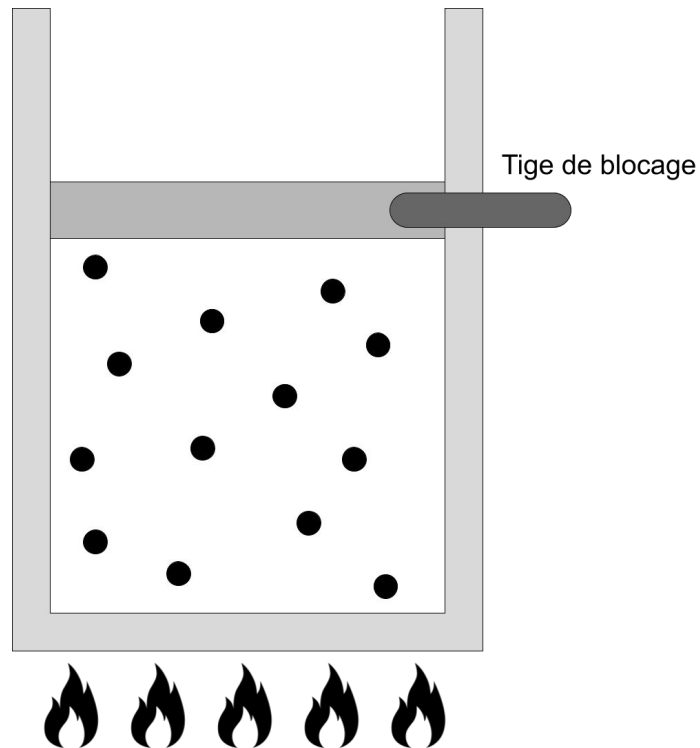
# Question

Un gaz parfait est contenu dans un cylindre fermé par un piston bloqué (qui ne peut plus se déplacer).

On le chauffe et la température est alors multipliée par 2.

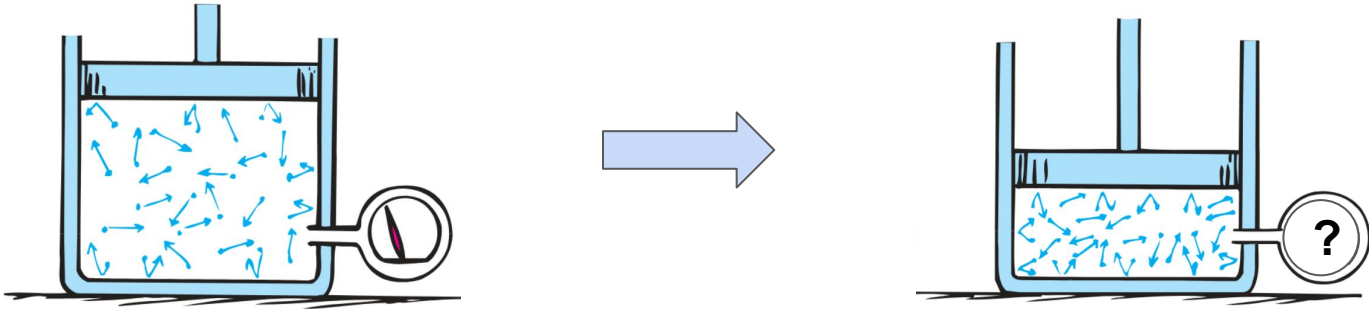
Comment a évolué la pression ?

- A. Elle a été multipliée par 2.
- B. Elle a été divisée par 2.
- C. Elle est restée identique.



# Question

On diminue le volume par 2 à température constante.



Comment a évolué la pression ?

- A. Multipliée par 2
- B. Divisée par 2
- C. Restée identique

# Le gaz parfait est-il parfait ?

Le mot **parfait** ne veut pas dire parfait (comme moi), mais **simplifié**.

Ce modèle est très utilisé :

- il est la base des modèles avancés,
- Il décrit très bien les gaz courants dans les conditions habituelles,
- il est compréhensible facilement et prédit les grandes tendances.



# Équation d'état

# Un autre modèle : gaz de van der Waals

Une amélioration du modèle du gaz parfait :

- les particules ont un volume non négligeable,
- les particules s'attirent entre elles (forces inter-particulaires).

On obtient alors :

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

# Équation d'état

Une relation mathématique qui relie les variables d'états entre elles est appelée une **équation d'état**.

Ex :  $PV = nRT$

Gaz parfaits

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

van der Waals

$$p = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m(V_m + b)}$$

Peng Robinson

## Et ensuite ?

Il existe plusieurs dizaines d'équations d'états.

Le modèle du gaz parfait fonctionne très bien aux conditions standard avec de nombreux gaz (dont  $N_2$ ,  $O_2$  donc l'air).

Dans l'industrie, on utilise soit :

- le modèle du gaz parfait,
- des lois plus complexes dans certaines configurations (ex : Peng Robinson),
- des lois d'états **tabulées** (pas de formule analytique) pour certains gaz.

## Et pour ce cours ?

Par défaut du gaz parfait (pour les gaz !).

Parfois du van der Waals (ça sera précisé).

# Les transformations

# Les transformations

En thermodynamique, on étudie les variations entre :

- un état **initial** à l'**équilibre**,
- et un état **final** à l'**équilibre**.

Ces deux états sont décrits par des variables d'états (ex :  $n$ ,  $T$ ,  $P$ ,  $V$ ).

Dans ce cours, on étudie uniquement les systèmes fermés (donc  $n = \text{cste}$ ).

# Exemple





# Transformations rapides ou lentes

Lors de la transformation, le système n'est pas forcément en équilibre

⇒  $P$ ,  $T$  et  $p$  ne sont pas forcément définis **durant la transformation**,

⇒ mais ils le sont à l'état initial et à l'état final.

# Transformations rapides ou lentes

Lors de la transformation, le système n'est pas forcément en équilibre

⇒  $P$ ,  $T$  et  $p$  ne sont pas forcément définis **durant la transformation**,

⇒ mais ils le sont à l'état initial et à l'état final.

Cependant, si la transformation est **très lente**, alors le système a le temps de revenir **proche d'un état d'équilibre** :

- la transformation est dite **quasi statique**
- le gaz est homogène :  $P$ ,  $T$  et  $p$  sont définis à **chaque instant**.

# Représentation graphique

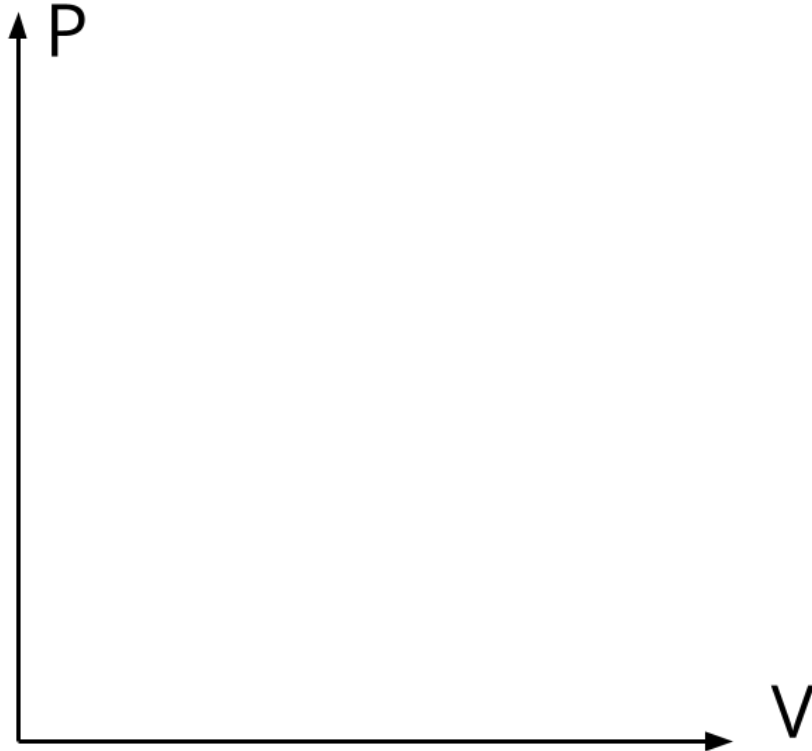
Pour un système fermé (**n fixé**), **3** variables sont suffisantes pour décrire le système (ex :  $P, V, T$ ).

Mais on dispose aussi d'une **équation d'état** (ex :  $PV = n R T$ ).

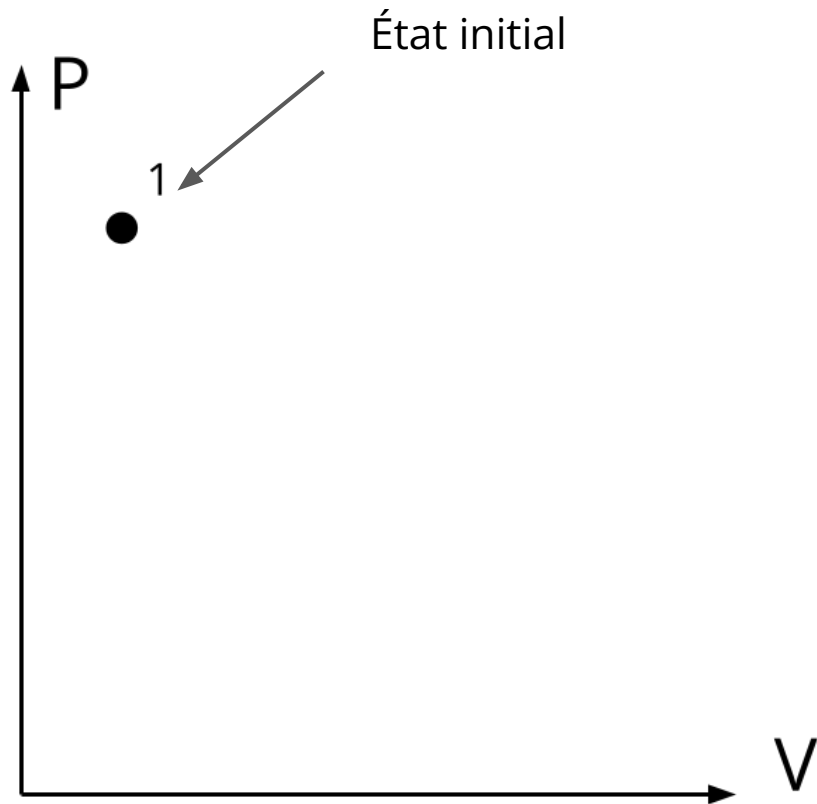
Donc 2 variables **suffisent à décrire le système**.

Ex : **P et V**,  $P$  et  $T$  ou  $V$  et  $T$ .

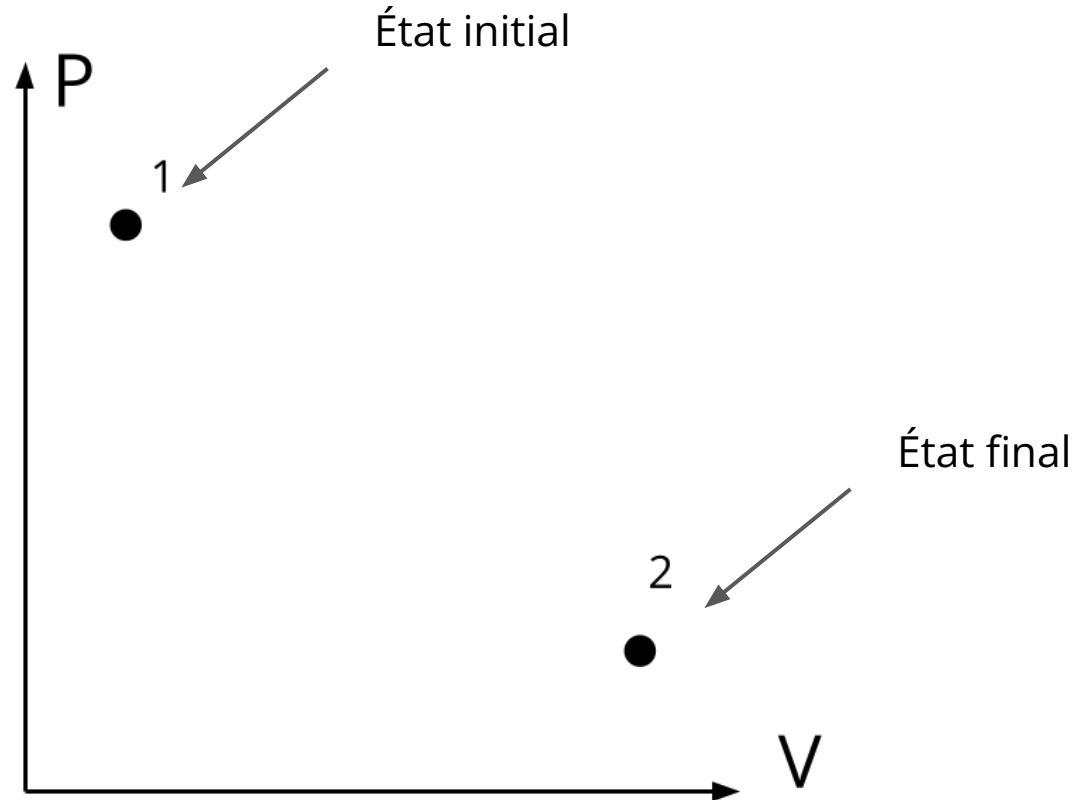
# Diagramme PV



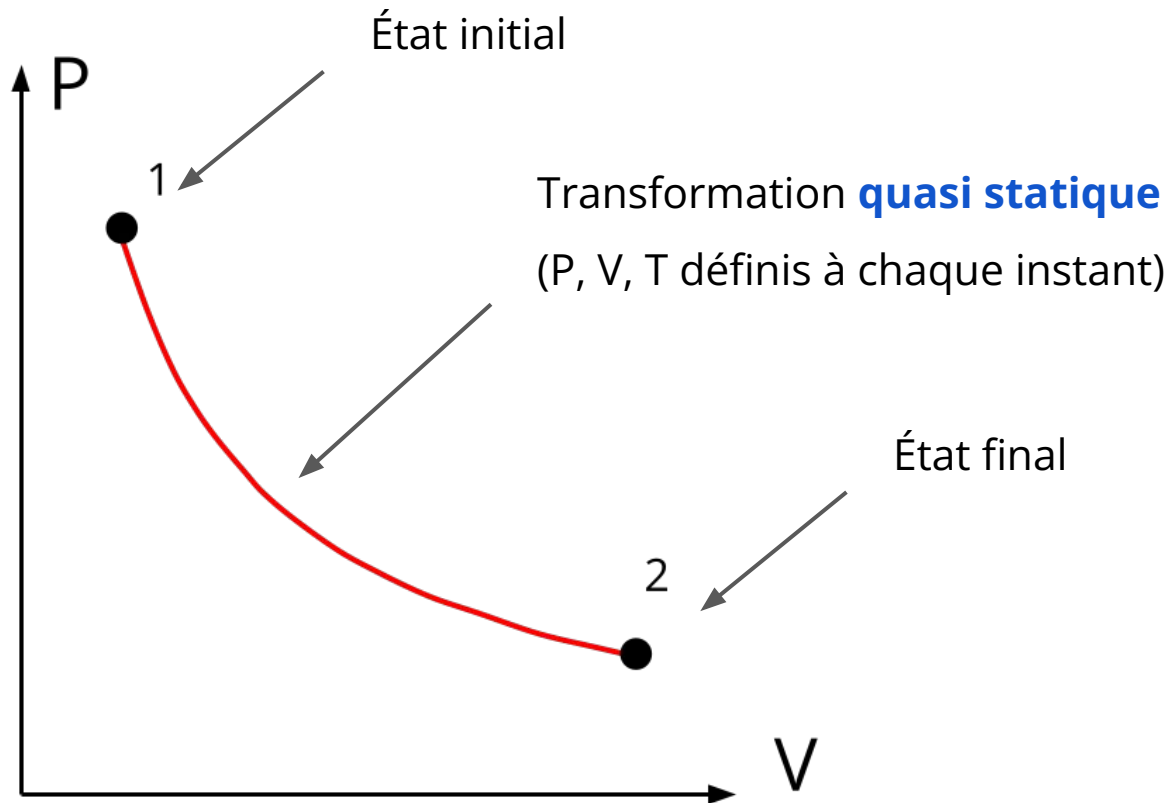
# Diagramme PV



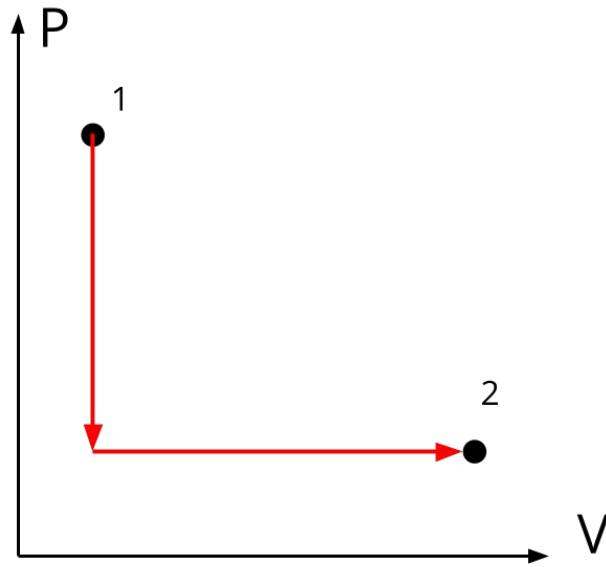
# Diagramme PV



# Diagramme PV



# Question



La transformation représentée est-elle quasi statique ?

- A. Oui
- B. Non
- C. Je ne sais pas



# Les transformations usuelles

Trois transformations quasi statiques (lentes) sont très utilisées :

- isotherme.
- isochore,
- isobare.

# Transformation isotherme (T)

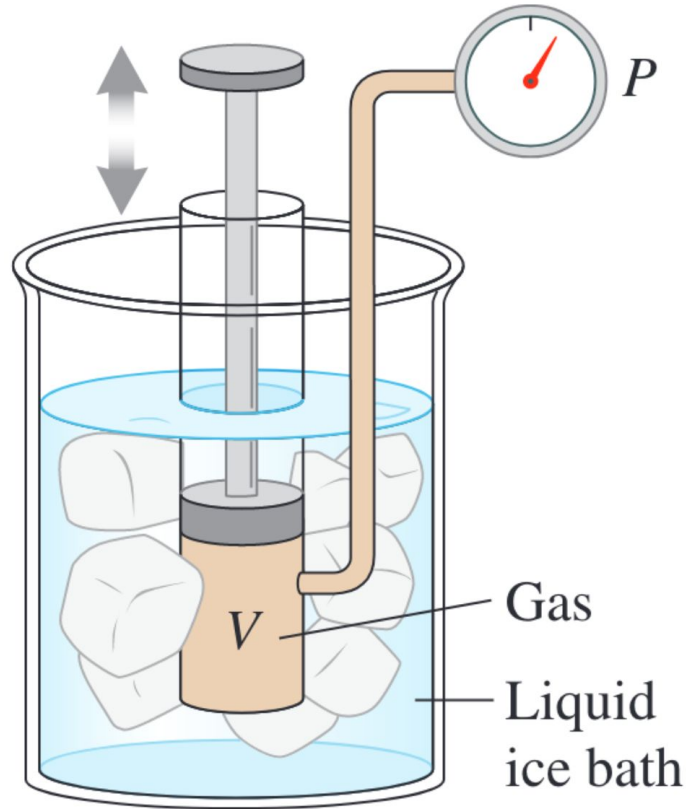
Deux conditions :

- La transformation est suffisamment **lente** pour que T soit homogène dans le gaz ( $\Rightarrow$  1 seul T pour décrire le système) - **quasi statique**
- La **température reste constante** pendant toute la transformation

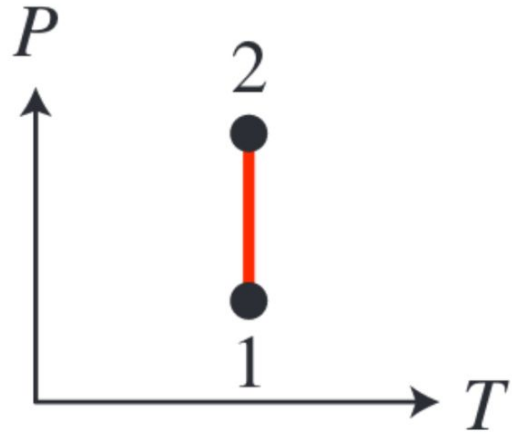
Conséquence :

- Pour un Gaz Parfait (GP) dans un système fermé, alors  **$P \sim 1 / V$**

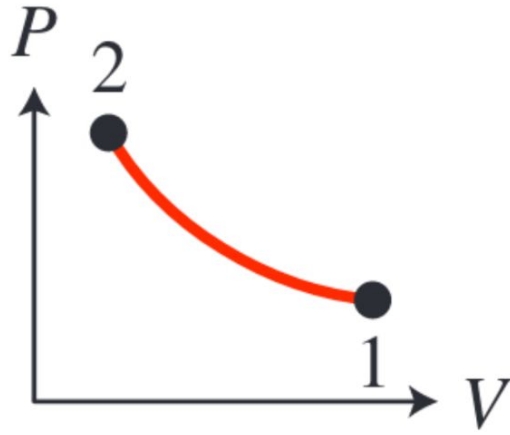
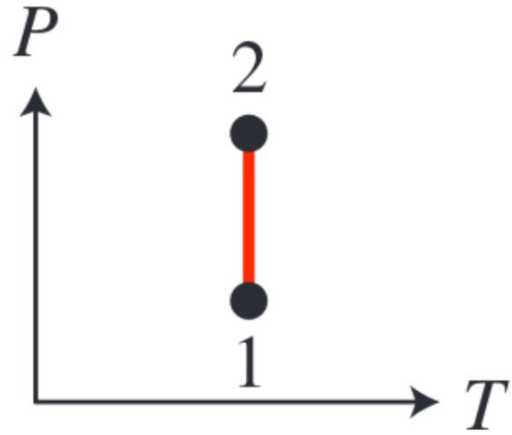
# Transformation isotherme : exemple



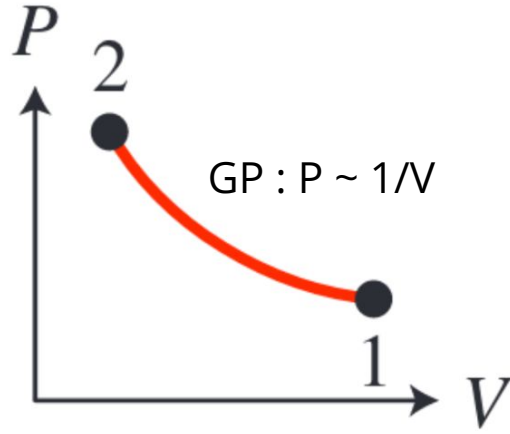
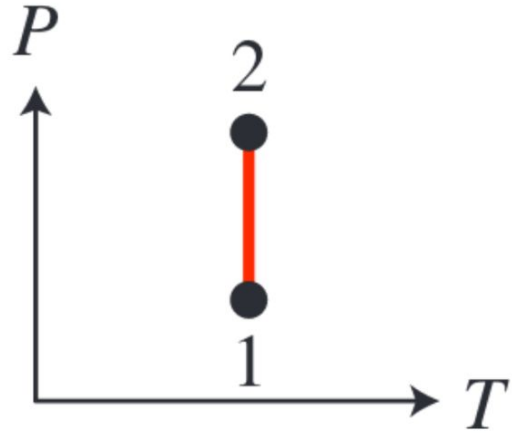
# isoT - diagrammes



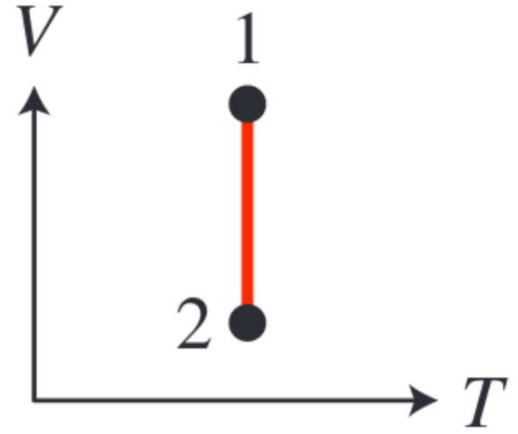
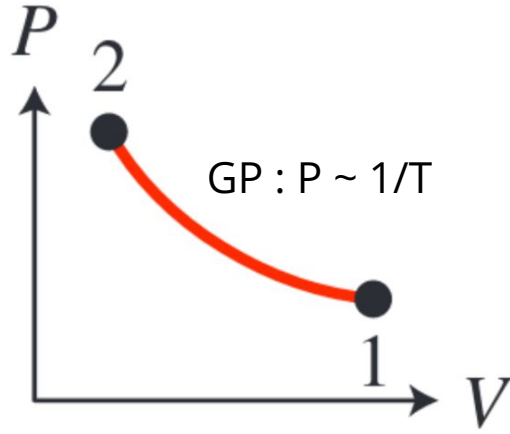
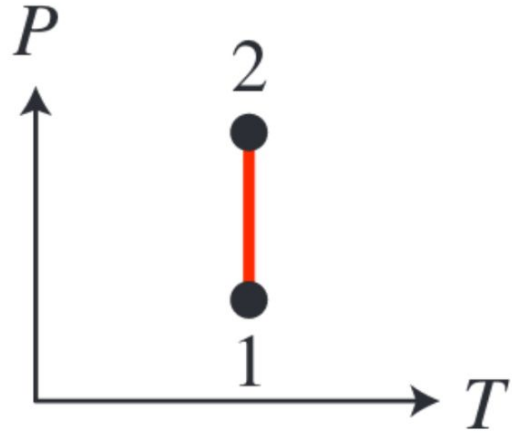
## isoT - diagrammes



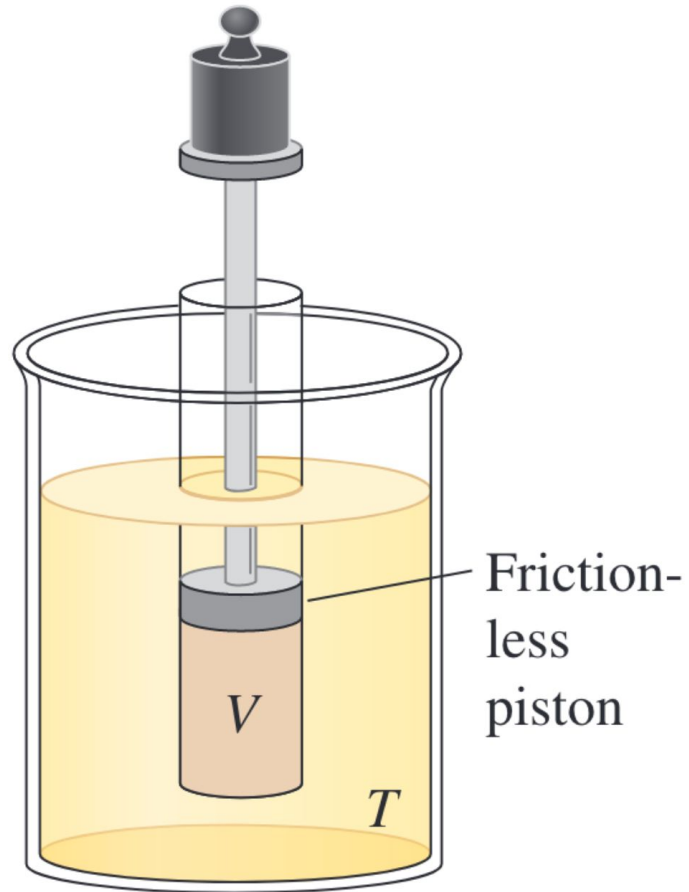
# isoT - diagrammes



# isoT - diagrammes



# La transformation isobare



Quasi statique

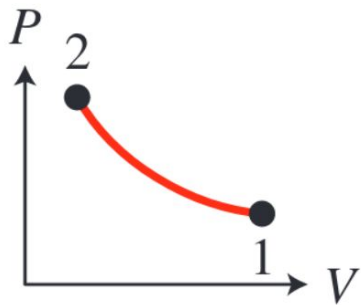
$$P = \text{cste}$$



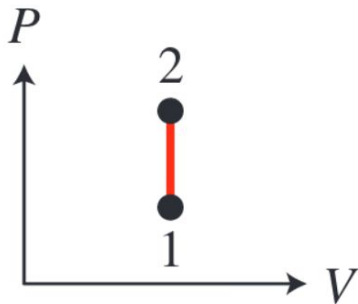
# Question

Quel diagramme correspond à une transformation isobare ?

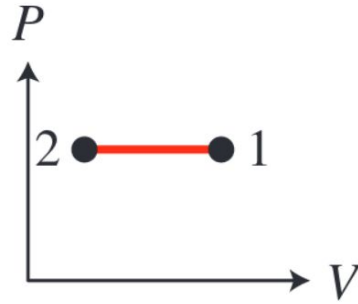
**A**



**B**



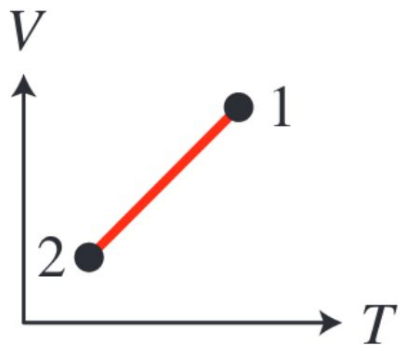
**C**



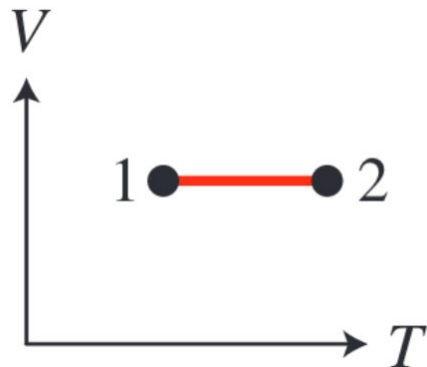
# Question

Pour un gaz parfait, quel diagramme correspond à une transformation isobare ?

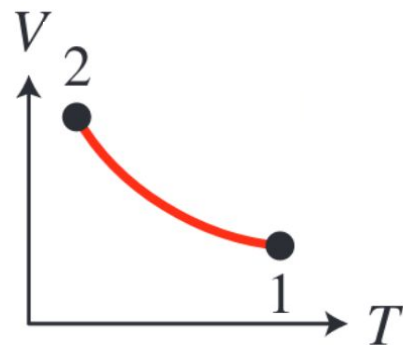
**A**



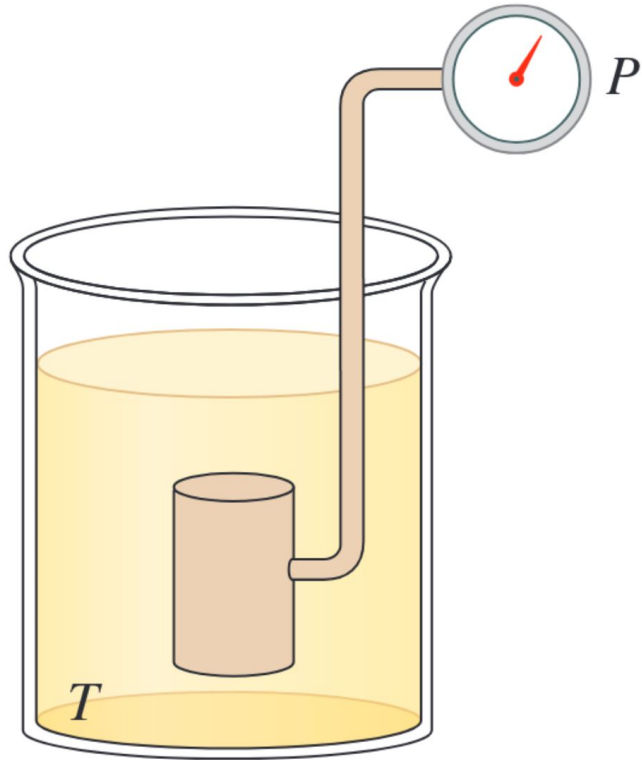
**B**



**C**



# Transformations isochore



Quasi statique

$V = \text{cste}$

GP :  $P \sim T$

# Pour un système fermé

Nom	Type de transfo.	Condition	Pour un GP
Isobare	quasi statique	$P = \text{cste}$	$V \sim T$
Isotherme	quasi statique	$T = \text{cste}$	$P \sim 1/V$
Isochore	quasi statique	$V = \text{cste}$	$P \sim T$