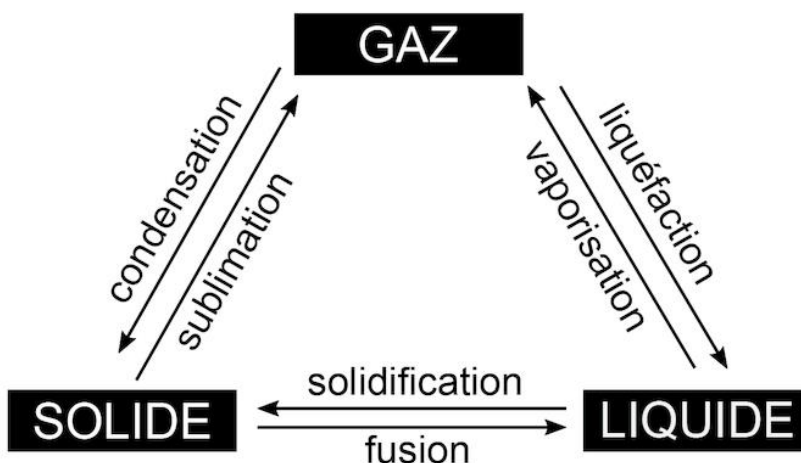


Correction de l'examen

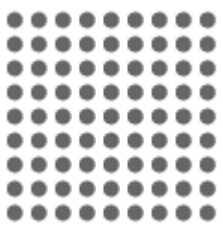
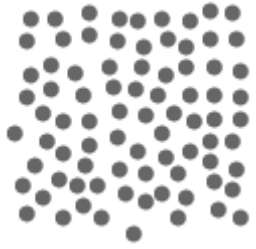
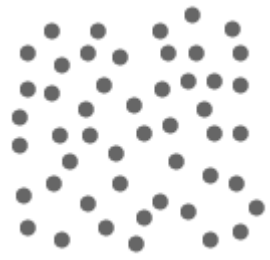
Ex 01 :

- Faux.** Un système n'est pas nécessairement isolé de son environnement. Il peut échanger de la matière et de l'énergie avec son environnement, mais dans des conditions définies.
- Vrai.** Les grandeurs d'état, comme la température, la pression ou le volume, permettent de décrire l'état d'un système à un moment donné.
- Vrai.** La quantité de matière dans un système fermé est constante.
- Faux.** Le travail effectué par un système dépend de la trajectoire du processus et non uniquement de l'état initial et final du système.
- Faux.** L'ébullition peut se produire à une température inférieure à la température d'ébullition normale sous pression réduite.
- Faux.** Un système fermé n'échange ni matière ni énergie avec son environnement.
- Faux.** La vitesse d'une réaction chimique dépend également de facteurs tels que la concentration des réactifs, la température et la présence de catalyseurs.
- Faux.** Le point triple est la température et la pression où les trois phases d'une substance pure (solide, liquide et gaz) coexistent en équilibre.
- Faux.** La sublimation d'un solide nécessite moins d'énergie que sa fusion, car elle ne nécessite pas de rompre les liaisons entre les molécules dans le réseau cristallin.
- Faux.** Le diagramme de Clapeyron représente la relation entre la pression et la température de vaporisation d'une substance pure.
- Vrai.** Une réaction endothermique absorbe de la chaleur de son environnement, ce qui entraîne une diminution de sa température.
- Vrai.** Une propriété intensive, comme la densité ou l'indice de réfraction, ne dépend pas de la masse ou du volume du système.
- Faux.** L'énergie interne d'un système peut diminuer lors de certaines transformations, comme lors d'une réaction exothermique.
- Vrai.** L'enthalpie de formation standard est une grandeur thermodynamique importante qui permet de prédire la chaleur dégagée lors de réactions chimiques.
- Vrai.** Une pile voltaïque convertit l'énergie chimique d'une réaction redox en énergie électrique.

Ex 02 :



Ex 03 :

Etat de la matière	Solide	liquide	Gaz
Diagramme			
Arrangement	Très proche	Proche	loin les uns des autres
Energie	Faible	Moyen	Élevé
Forces intermoléculaire	Fort	Faible	Aucun
Mouvement et vitesse	Vibre sur place	aléatoire	Rapide et aléatoire
Forces	Fixe	Non fixe	Non fixe
Volume	Fixe	fixe	Non fixe

Ex 04 :**1. Déterminer la quantité de gaz en moles:**

Utilisons la loi des gaz parfaits $PV = nRT$, où:

- P est la pression en pascals (Pa),
- V est le volume en mètres cubes (m^3),
- n est le nombre de moles,
- R est la constante des gaz parfaits ($8.314 J/(mol \cdot K)$),
- T est la température en kelvins (K).

Pour convertir la température en kelvins, ajoutons 273.15 à la température en degrés Celsius.

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$P = 100 \text{ kPa} = 100,000 \text{ Pa}$$

$$V = 2.5 \text{ L} = 0.0025 \text{ m}^3$$

$$T = 20^\circ \text{C} = 293.15 \text{ K}$$

$$n = \frac{100,000 \times 0.0025}{8.314 \times 293.15} \approx 0,1027 \text{ mol}$$

Donc, il y a environ 0,1027 mol de gaz dans le récipient.

2. Déterminer la pression finale du gaz:

- Convertir les températures en kelvin :
 - Température initiale (T_1) : $20^\circ \text{C} + 273,15 = 293,15 \text{ K}$
 - Température finale (T_2) : $100^\circ \text{C} + 273,15 = 373,15 \text{ K}$
- La loi des gaz parfaits $PV = nRT$ et la relation $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ (volume et nombre de moles constants).
- Calculer la pression finale (P_2) : $P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1}$

Supposons que la pression initiale P_1 est à 20°C : $P_2 = P_1 \times \frac{373,15}{293,15}$

Donc, la pression finale est : $P_2 = P_1 \times 1,273$

La pression finale du gaz est 1,273 fois la pression initiale.

3. Déterminer le volume final du gaz:

- Convertir les températures en kelvin :
 - Température initiale (T_1) : $20^\circ \text{C} + 273,15 = 293,15 \text{ K}$
 - Température finale (T_2) : $100^\circ \text{C} + 273,15 = 373,15 \text{ K}$
- La loi des gaz parfaits $PV = nRT$ et la relation $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ (volume et nombre de moles constants).
- Calculer la pression finale (P_2) : $P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1}$

Supposons que la pression initiale P_1 est à 20°C : $P_2 = P_1 \times \frac{373,15}{293,15}$

Donc, la pression finale est : $P_2 = P_1 \times 1,273$

La pression finale du gaz est 1,273 fois la pression initiale.

4. Déterminer les pressions partielles des gaz:

Les pressions partielles des gaz peuvent être trouvées en utilisant la loi de Dalton des pressions partielles. Selon cette loi, la pression totale P_{totale} dans un mélange de gaz est égale à la somme des pressions partielles des gaz individuels. $P_{\text{totale}} = P_{\text{azote}} + P_{\text{dihydrogène}}$ La pression partielle d'un gaz peut être calculée à l'aide de la formule:

$$P_{\text{gaz}} = \frac{n_{\text{gaz}}}{n_{\text{total}}} \times P_{\text{totale}} \text{ Avec } n_{\text{azote}} = 2 \text{ mol et } n_{\text{dihydrogène}} = 3 \text{ mol,}$$

$$P_{\text{totale}} = 4 \text{ bars} = 400,000 \text{ Pa} \text{ Donc, les pressions partielles sont:}$$

$$P_{\text{azote}} = \frac{2}{2+3} \times 400,000$$

$$P_{\text{dihydrogène}} = \frac{3}{2+3} \times 400,000 P_{\text{azote}} \approx 160,000 \text{ Pa}$$

$P_{\text{dihydrogène}} \approx 240,000 \text{ Pa}$ Donc, la pression partielle de l'azote est d'environ 160,000 Pa et la pression partielle du dihydrogène est d'environ 240,000 Pa.

5. La variation d'énergie interne (ΔU)

$$\Delta U = Q - W$$

où :

- ΔU est la variation d'énergie interne du système,
- Q est la chaleur absorbée par le système,
- W est le travail effectué par le système sur son environnement.

Dans ce cas :

- $Q = 200 \text{ J}$ (le système absorbe 100 J de chaleur),
- $W = 75 \text{ J}$ (le système effectue un travail de 50 J sur son environnement).

En utilisant la formule :

$$\Delta U = 200 \text{ J} - 75 \text{ J} = 125 \text{ J}$$

Donc, la variation d'énergie interne du système est de 125 J.