

Nom : _____ Groupe : _____

Date : _____

CHIMIE 5^e secondaire THÉORIE PORTANT SUR LES GAZ

LES PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DES GAZ

L'utilisation quotidienne des gaz :

Un gaz se diffuse dans toutes les directions.

Mouvement des trois états :

Solide

Liquide

Gazeux

L'air que nous respirons est un mélange homogène gazeux. Il est composé de 78% de diazote (N₂), de 21 % de dioxygène (O₂) et de 1% (Argon, Dioxyde de carbone (CO₂), Néon, Hélium, Méthane (CH₄), Krypton, Xénon, Dihydrogène, Ozone (O₃), Radon ...)

La photosynthèse : $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{énergie} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$

Isolant que l'on retrouve entre les deux verres d'une fenêtre : Argon

Diazote (N₂) : Propulseur d'aérosol, engrais, conservation d'aliments.

Dioxygène (O₂) : Comburant le plus commun (il entretient la combustion). Autres gaz comburants : O₃, F₂, Cl₂

Ozone (O₃) : En haute altitude, protège des rayons nocifs du Soleil. En basse altitude, l'ozone est toxique.

Méthane (CH₄) : Produit de la fermentation anaérobie (absence de dioxygène). Le méthane est un gaz à effet de serre (GES) 20 à 25 fois plus puissant que le CO₂.

Sources : Flatulences, fonte du pergélisol, fond des océans, estomac des ruminants.

Radon : Désintégration naturelle de l'uranium.

Propane (C₃H₈) : propulseur d'aérosol, barbecue, source d'énergie (combustible).

Butane (C₄H₁₀) : Briquets, gaz réfrigérant, propulseur d'aérosol, source d'énergie (combustible).

La réactivité chimique des gaz :

Les gaz inertes ont une faible réactivité chimique car la dernière couche électronique est saturée.

Le difluor est réactif :

Le diazote est peu réactif :

Propriétés caractéristiques du dihydrogène (H₂), du dioxygène (O₂) et du dioxyde de carbone (CO₂)

Réaction à la flamme : Le dihydrogène explose en présence d'une flamme.

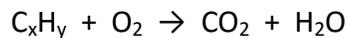
Équation (combustible propre) :

Réaction au tison : Le dioxygène rallume le tison.

Réaction à l'eau de chaux : Le dioxyde de carbone brouille l'eau de chaux (précipité blanc formé).

Gaz combustibles (hydrocarbures) (C_xH_y) et le dihydrogène (H₂):

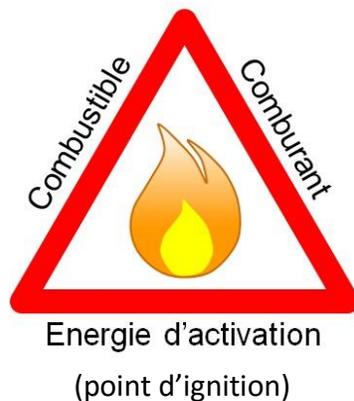
Octane (C₈H₁₈), Méthane (CH₄), Éthane (C₂H₆), Propane (C₃H₈), Butane (C₄H₁₀) ...



Exemple : Combustion du méthane (principal constituant du gaz naturel)

Monoxyde de carbone (CO) : Système de chauffage au gaz, à l'huile, au bois dont l'installation est déficiente.

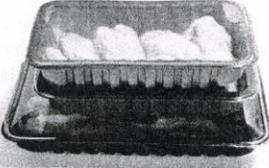
Conditions pour avoir une combustion : Présence d'un comburant, d'un combustible et de chaleur.



Électrolyse de l'eau : H₂O_(l) → H_{2(g)} + O_{2(g)}

Tableau 1 p. 42 (Utilisation des gaz dans diverses applications technologiques).

Tableau 1 L'utilisation des gaz dans diverses applications technologiques.

Gaz	Exemples d'applications technologiques	
Diazote (N_2)	<ul style="list-style-type: none"> • Il sert à créer des atmosphères peu réactives qui préservent la fraîcheur des aliments dans les emballages sous atmosphère modifiée. ► • Il constitue la matière première dans la fabrication d'engrais à base d'ammoniac (NH_3). • On l'utilise pour gonfler les pneus dans le domaine de l'aviation, et, de plus en plus, de l'automobile. 	
Dioxygène (O_2)	<ul style="list-style-type: none"> • On l'administre aux personnes souffrant de troubles respiratoires comme l'asthme et on l'utilise pour assurer la fonction de respiration des patients pendant certaines opérations sous anesthésie générale. ► • Il permet la pressurisation de l'intérieur des avions commerciaux. • Il agit comme comburant pour activer la flamme du chalumeau dans la soudure oxy-acétylène. 	
Air comprimé	<ul style="list-style-type: none"> • Lorsqu'on fait de la plongée sous-marine, les bouteilles d'air comprimé permettent de rester autonome sous l'eau pour une longue période. ► • Il permet de faire fonctionner de l'outillage pneumatique (marteau piqueur, fraise de dentiste, etc.). • Il sert à produire des bulles dans certains procédés industriels de fabrication de matériaux légers ou isolants, comme le polystyrène. 	
Gaz combustibles	<ul style="list-style-type: none"> • L'acétylène (C_2H_2) est utilisé fréquemment comme combustible dans certains procédés de soudure. ► • Le gaz naturel et le propane (C_3H_8) permettent de chauffer des résidences et de faire cuire des aliments. • Ils alimentent les moteurs à combustion interne, comme ceux des voitures à essence. 	
Gaz nobles	<ul style="list-style-type: none"> • Ils sont enfermés dans les tubes de certaines enseignes lumineuses qui émettent une lumière blanche ou colorée lorsqu'on les allume. Le néon (Ne), par exemple, émet une couleur rouge orangée. ► • Il y en a dans les ampoules incandescentes et entre les vitres des fenêtres à haut rendement énergétique. • Ils remplissent les ballons-sondes utilisés en météorologie. 	
Dioxyde de carbone (CO_2)	<ul style="list-style-type: none"> • Il permet d'éteindre les incendies dans les salles informatiques sans endommager les ordinateurs. ► • Il sert à conserver des denrées alimentaires dans des entrepôts à atmosphère contrôlée. • On utilise des bouteilles de dioxyde de carbone (CO_2) comprimé pour le paintball. 	

LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DES GAZ

La théorie cinétique des gaz :

La théorie cinétique des gaz cherche à expliquer les similitudes observées dans le comportement des gaz en se basant sur le mouvement des particules qui les composent.

Rappel : Il y a trois types de mouvements qui peuvent animer les particules de matière (vibration-rotation-translation).

L'état solide (**VIBRATION**) : Volume déterminé-forme définie-incompressible

L'état liquide (vibration→**ROTATION**→translation) : volume déterminé-forme non définie-incompressible

L'état gazeux (vibration→rotation→**TRANSLATION**) : volume indéterminé-forme non définie-compressible

La température d'une substance correspond au degré d'agitation de ses particules. Exemple : Les particules d'un solide chaud vibrent à un rythme plus élevé que celles d'un solide froid.

L'énergie d'un objet en mouvement se calcule à l'aide de la formule suivante :

$E_c = \frac{1}{2} m v^2$ où E_c (énergie cinétique en joules (J)), m (masse en kilogrammes (kg)), v (vitesse en mètres par seconde (m/s))

Plus la température d'un gaz est élevée, plus ses particules se déplacent rapidement.

Les hypothèses de la théorie cinétique des gaz :

Hypothèse 1 : Les particules d'un gaz sont infiniment petites et la taille d'une particule est négligeable par rapport au volume du contenant dans lequel se trouve le gaz.

Hypothèse 2 : Les particules d'un gaz sont continuellement en mouvement et se déplacent en ligne droite dans toutes les directions. Les collisions sont élastiques (sans perte d'énergie).

Hypothèse 3 : Les particules d'un gaz n'exercent aucune force d'attraction ou de répulsion les unes sur les autres.

Hypothèse 4 : L'énergie cinétique moyenne des particules d'un gaz est directement proportionnelle à la température absolue.

Le comportement des gaz :

Le comportement des gaz désigne la façon qu'ont les gaz de réagir lorsque certaines de leurs propriétés physiques subissent des variations de certaines de leurs propriétés physiques. Ce comportement peut être décrit qualitativement, par des observations, ou quantitativement, par des lois.

La compressibilité :

Distance entre les particules est plus grande que la taille des particules. Ce qui explique pourquoi on peut compresser un gaz. Cela permet d'entreposer de grandes quantités dans un espace restreint.

L'expansion :

Les gaz n'ont ni forme ni volume, ils se dilatent.

La diffusion et l'effusion :

Diffusion : un gaz qui se mélange avec d'autres gaz dans un contenant.

Effusion : Gaz qui passe au travers d'une paroi par une petite ouverture.

La loi de Graham :

$$\frac{Vitesse_1}{Vitesse_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Où v_1 et v_2 : vitesses de diffusion ou d'effusion des gaz 1 et 2 en m/s

M_1 et M_2 : Masses molaires des gaz 1 et 2 en g/mol

Exemples :

1. À une température donnée, la vitesse de diffusion des molécules de diazote est de 0,098 m/s. Trouvez la vitesse de diffusion des molécules de dioxygène à cette même température.

2. De l'hélium et un gaz inconnu s'effusent par un trou percé dans la paroi d'un contenant. Quelle est la masse molaire du gaz inconnu si sa vitesse d'effusion est de 0,077 m/s et que celle de l'hélium est de 0,256 m/s? De quel gaz pourrait-il s'agir?

Plus un gaz a une masse molaire moléculaire petite, plus il se déplace vite.

Exemple :

Lequel de ces gaz s'échappera le plus rapidement d'un contenant ouvert? Les gaz sont :
 $\text{CH}_4 - \text{O}_2 - \text{N}_2 - \text{NH}_3 - \text{CO}_2$

Classe les gaz par ordre croissant de vitesse de diffusion.

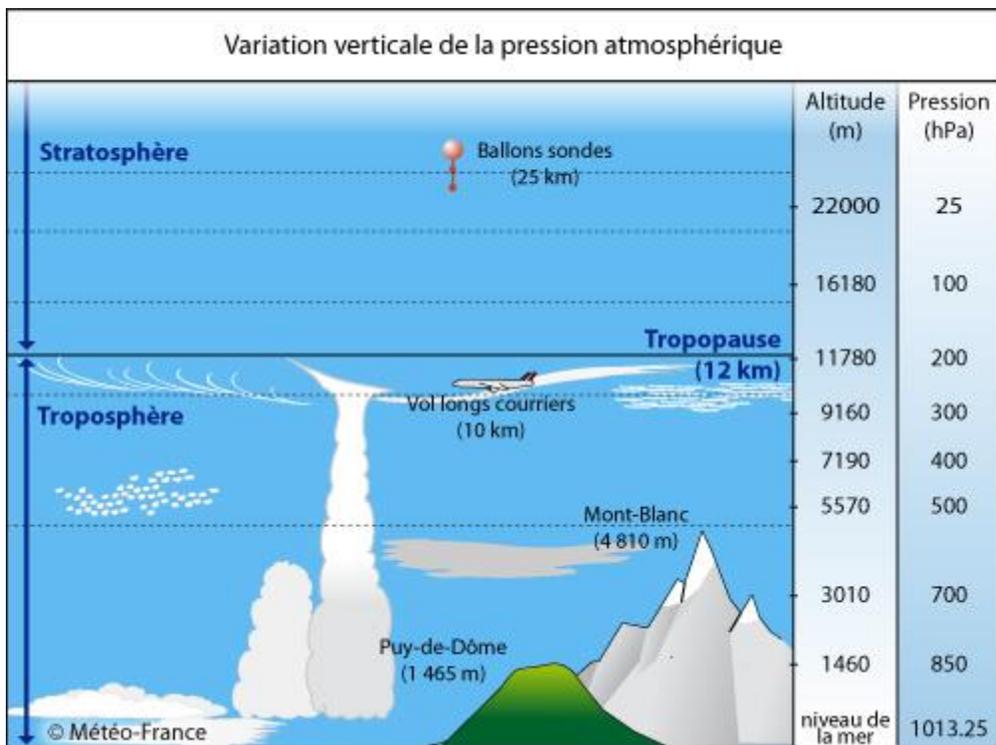
La pression des gaz :

La pression des gaz correspond à la force exercée par ceux-ci sur une surface.

Plus il y a de collisions, plus la force appliquée sur le contenant par unité de surface est grande et plus la pression exercée par le gaz est élevée.

La pression atmosphérique :

La pression atmosphérique normale est de 101,3 kPa (kilopascals). Cette pression a été mesurée à une température de 0° Celsius et au niveau de la mer). Ces conditions sont des conditions de température et de pression normale (TPN).



Équivalences des unités de mesures de la pression :

101,3 kPa = 760 mm Hg = 76 cm Hg = 1 atm

Où kPa → kilopascals, mm Hg → millimètres de mercure, cm Hg → centimètres de mercure, atm → atmosphères

Exemple : La pression atmosphérique la plus basse jamais enregistrée dans le monde est de 87,0 kPa. Cette pression fut mesurée au niveau de la mer dans l'œil du typhon Tip en octobre 1979. Quelle est la valeur de cette basse pression en millimètres de mercure, en centimètres de mercure et en atmosphères?

La mesure de la pression des gaz :

La pression atmosphérique se mesure à l'aide d'un baromètre.



La pression d'un gaz dans un contenant se mesure à l'aide d'un manomètre.



On retrouve deux types de manomètres : les manomètres à cadran et les manomètres à tube en U.

Manomètre à cadran

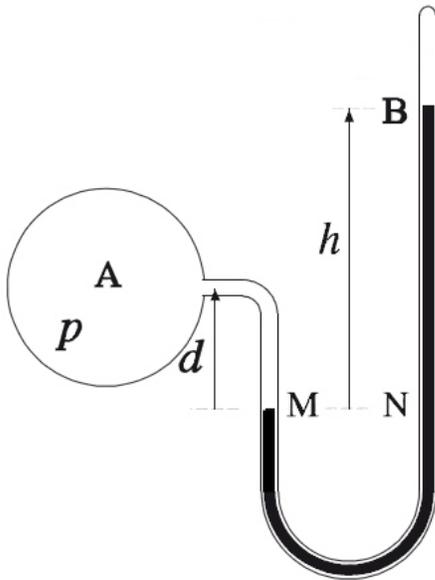


Le **psi**, pour « **pound-force per square inch** » (« livre-force par pouce carré », lbf/in²)

Manomètre à tube en U :

Bout fermé

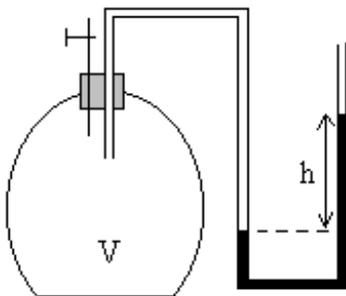
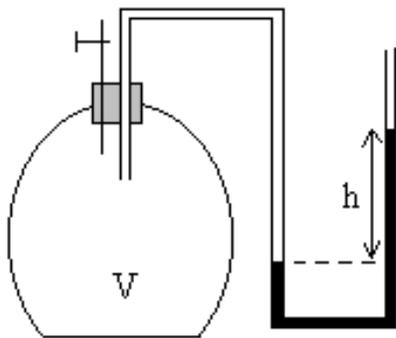
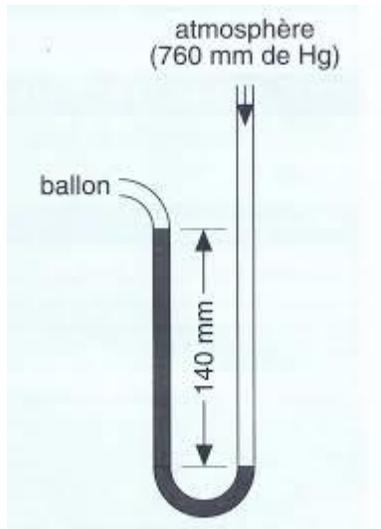
$P_{\text{gaz}} = h$ où P_{gaz} = Pression du gaz dans le contenant, h = hauteur de la colonne de mercure.



Bout ouvert

Si $P_{\text{gaz}} > P_{\text{atm}}$ alors $P_{\text{gaz}} = P_{\text{atm}} + h$

Si $P_{\text{gaz}} < P_{\text{atm}}$ alors $P_{\text{gaz}} = P_{\text{atm}} - h$



Les lois simples des gaz :

Les lois simples des gaz permettent de résoudre des problèmes qui mettent en relation deux des quatre variables qui décrivent les gaz : la pression (P), le volume (V), la température absolue (T) et la quantité de gaz (n), pendant que les deux autres variables sont maintenues constantes.

Les deux normes concernant la température et la pression des gaz :

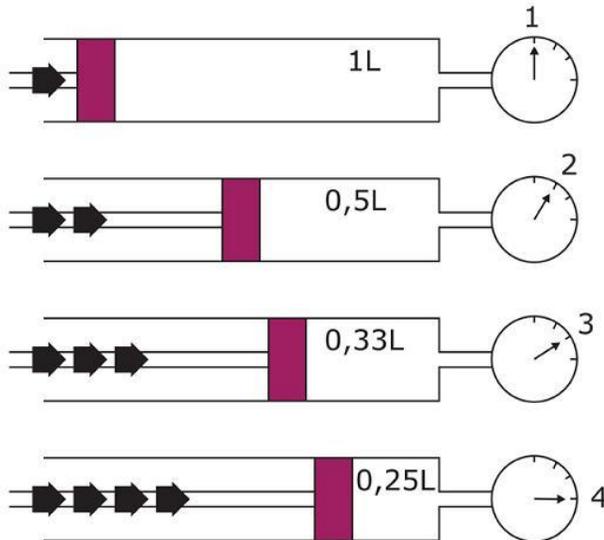
Température et pression normales (TPN) : $T = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$ et $P = 101,3\text{ kPa}$

Température ambiante et pression normale (TAPN) : $T = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$ et $P = 101,3\text{ kPa}$

La relation entre la pression (P) et le volume (V) :

Loi de Boyle-Mariotte : À température constante, le volume occupé par une quantité donnée de gaz est inversement proportionnel à la pression de ce gaz.

Exemple : Si on double la pression, le volume diminuera de moitié.



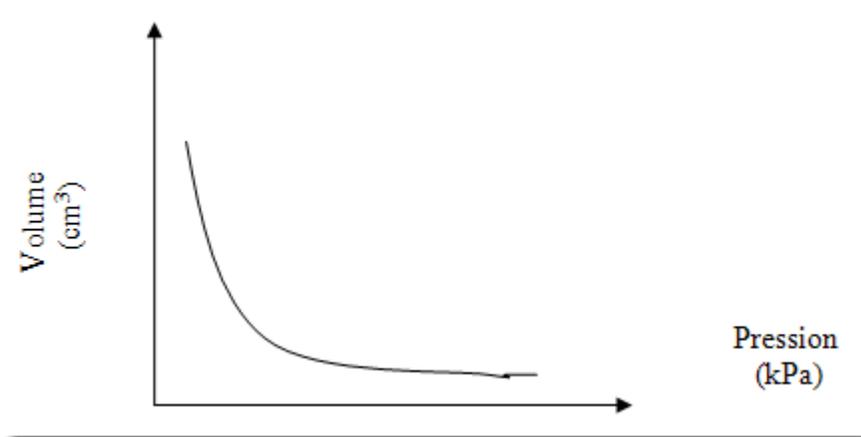
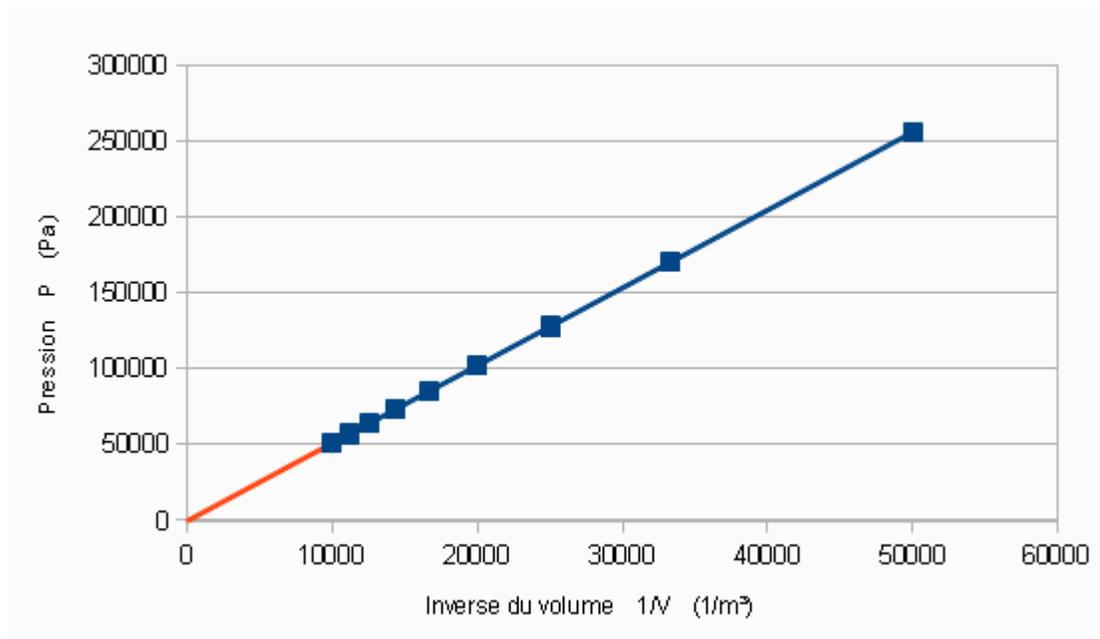
Nous avons donc que V est proportionnel à $1/P$, $V \propto 1/P$ ce qui devient $V = k \times 1/P$,

$$PV = k$$

La loi de Boyle-Mariotte : $P_1V_1 = P_2V_2$

où P_1 est la pression initiale, V_1 volume initial (mL ou L), P_2 est la pression finale et V_2 le volume final.

Graphiquement :



Exemple :

Un échantillon d'hélium gazeux est recueilli à la température ambiante dans un ballon de caoutchouc élastique de 2,5 L à la pression atmosphérique normale. Le ballon est ensuite plongé au fond d'un bassin d'eau, également à la température ambiante, de sorte que la pression externe qui s'exerce sur ses parois augmente à 110,6 kPa. Quel est le volume final du ballon?