

Nom : \_\_\_\_\_ Groupe : \_\_\_\_\_

Date : \_\_\_\_\_

## CHIMIE 5<sup>e</sup> secondaire THÉORIE PORTANT SUR LES GAZ

### LA RELATION ENTRE LA PRESSION ET LA TEMPÉRATURE ABSOLUE (K)

La loi de Gay-Lussac : À volume constant, la pression d'une quantité donnée de gaz est directement proportionnelle à la température absolue de ce gaz.

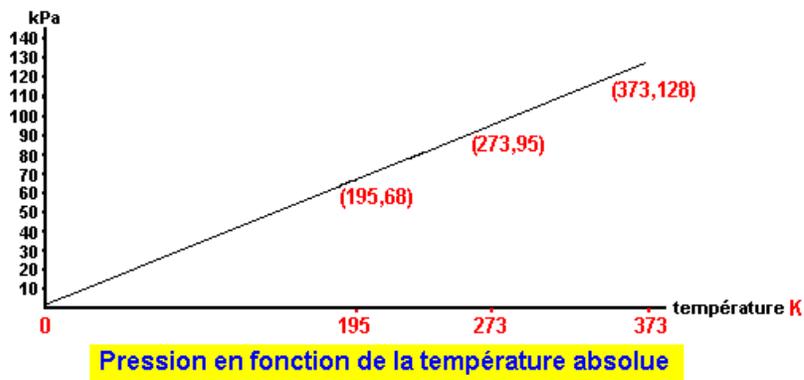
Nous avons donc que P est directement proportionnel à T (K),  $P \propto T$  ce qui devient

$$P = k \times T, \quad P/T = k$$

**La loi de Gay-Lussac:  $P_1/T_1 = P_2/T_2$**

où  $P_1$  est la pression initiale,  $T_1$  température initiale (K),  $P_2$  est la pression finale et  $T_2$  la température finale (K).

Graphiquement :



Exemple :

À 14,0 °C, de l'hélium gazeux entreposé dans une bouteille métallique exerce une pression de 507 kPa. Quelle sera la pression si la bouteille est placée dans un entrepôt où la température augmente à 40,0 °C?

## LA RELATION ENTRE LE VOLUME ET LA QUANTITÉ DE GAZ EXPRIMÉE EN NOMBRE DE MOLES

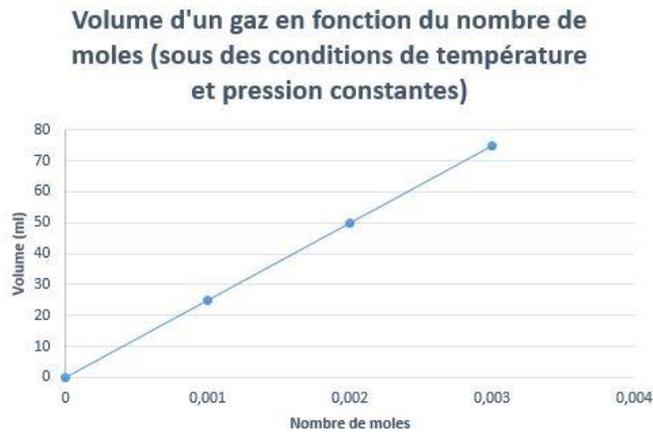
L'hypothèse d'Avogadro: Aux mêmes conditions de température et de pression, le volume d'un gaz est directement proportionnel à sa quantité exprimée en nombre de moles.

Nous avons donc que V est directement proportionnel à n,  $V \propto n$  ce qui devient  $V = k \times n$ ,  
 **$V/n = k$**

**La loi d'Avogadro:  $V_1/n_1 = V_2/n_2$**

où  $V_1$  est le volume initial,  $n_1$  quantité initiale de gaz (mol),  $V_2$  est le volume final et  $n_2$  la quantité finale de gaz (mol).

Graphiquement :



Exemple :

Un ballon d'hélium occupe un volume de 15 L et contient 0,50 mol d'hélium à TAPN.  
Quel sera le nouveau volume du ballon si on ajoute 0,20 mol d'hélium dans le ballon aux mêmes conditions?

## LE VOLUME MOLAIRE GAZEUX

Le volume molaire gazeux est le volume occupé par une mole de gaz, quel que soit ce gaz, sous des conditions de température et de pression définies. Le volume molaire ( $V_m$ ) s'exprime en L/mol.

Selon l'hypothèse d'Avogadro, aux mêmes conditions de température et de pression, des volumes égaux de n'importe quel gaz contiennent le même nombre de particules.

Volume molaire d'un gaz à TPN : 1 mol occupe un volume de 22,4 L

Volume molaire d'un gaz à TAPN : 1 mol occupe un volume de 24,5 L

Exemple :

Combien y-a-t-il de moles de gaz dans un contenant qui renferme 69,2 L de méthane gazeux à TPN?

## LA RELATION ENTRE LA PRESSION ET LA QUANTITÉ DE GAZ (MOLES)

Relation entre la pression et la quantité de gaz exprimée en nombre de moles : Aux mêmes conditions de température et de volume, la pression d'un gaz est directement proportionnelle à son nombre de moles.

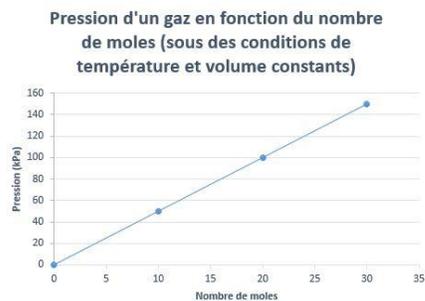
Nous avons donc que P est directement proportionnel à n,  $P \propto n$  ce qui devient  $P = k \times n$ ,

$$P/n = k$$

$$\text{On a donc que } P_1/n_1 = P_2/n_2$$

où  $P_1$  est la pression initiale,  $n_1$  quantité initiale de gaz (mol),  $P_2$  est la pression finale et  $n_2$  la quantité finale de gaz (mol).

Graphiquement :



Exemple :

Un des pneus bien gonflé d'une automobile contient 5,0 mol d'air à une pression de 220 kPa. Combien reste-t-il de moles d'air à l'intérieur du pneu s'il est partiellement dégonflé et que la pression indiquée par un manomètre est de 185 kPa?

### **LA LOI DES GAZ PARFAITS**

La loi des gaz parfaits met en relation les quatre variables qui caractérisent un échantillon de gaz à un moment donné, soit la pression, le volume, la température absolue et la quantité de gaz et la constante des gaz.

Loi des gaz parfaits :  $PV = nRT$  où  $P$  (kPa),  $V$  (L),  $n$  (mol),  $T$  (K) et  $R$  est la constante des gaz exprimée en  $(\text{kPa}\cdot\text{L})/(\text{mol}\cdot\text{K})$ , cette constante est égale à  $8,31 (\text{kPa}\cdot\text{L})/(\text{mol}\cdot\text{K})$ .

Exemple :

Lorsqu'ils sont gonflés au maximum, les poumons d'une personne contiennent environ 4,09 L d'air à  $37,0^\circ\text{C}$ . Combien de moles d'air les poumons contiennent-ils si la pression de l'air est de 100 kPa?

Exemple :

Quelle est la masse molaire d'un échantillon de gaz inconnu si, à une température de  $0^\circ\text{C}$  et sous une pression de 102 kPa, un volume de 2,30 L de ce gaz pèse 4,23 g?

## **LA LOI GÉNÉRALE DES GAZ**

La loi générale des gaz met en relation les quatre variables qui décrivent les gaz, soit la pression, le volume, la température absolue et la quantité de gaz exprimée en moles. Elle permet de prévoir les conditions finales d'un gaz après qu'on a modifié ses conditions initiales.

Loi générale des gaz :  $P_1V_1/n_1T_1 = P_2V_2/n_2T_2$  où  $T_1$  (K) et  $T_2$  (K)

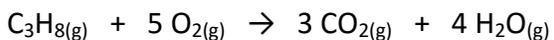
Exemple :

À TAPN, 0,150 mol de vapeur d'eau occupe un volume de 55,0 mL. Quelle sera la nouvelle température en degrés Celsius si on retire 0,030 mol de vapeur d'eau tout en augmentant la pression jusqu'à 115,0 kPa et en diminuant le volume jusqu'à 40,0 mL?

## **LA STOECHIOMÉTRIE DES GAZ**

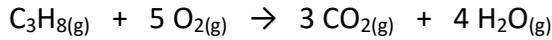
Exemple :

Le propane ( $C_3H_8$ ) brûle dans l'air selon l'équation suivante :



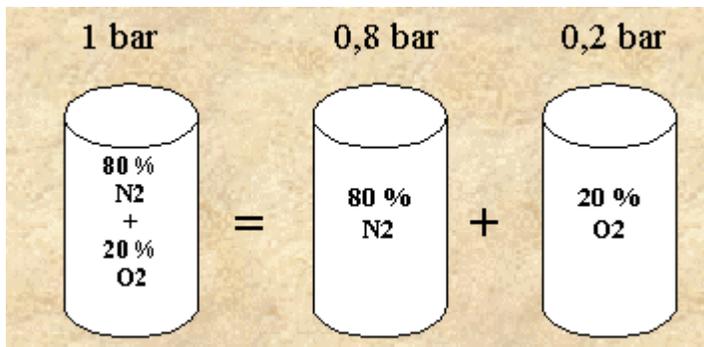
Quel volume de dioxygène est nécessaire à la combustion de 35,0 L de propane si les volumes sont mesurés aux mêmes conditions de température et de pression?

Quel sera le volume de dioxyde de carbone produit si 155 g de propane réagissent avec suffisamment de dioxygène à TAPN?



### LA LOI DE DALTON

Selon la loi de Dalton, aussi connue sous le nom de loi des pressions partielles, à une température donnée, la pression totale d'un mélange de gaz est égale à la somme de la pression de chacun des gaz.



Loi de Dalton :  $P_T = P_A + P_B + P_C + \dots$

Où  $P_T$  pression totale du mélange,  $P_A$  pression partielle du gaz A,  $P_B$  pression partielle du gaz B ...

Exemple :

À une température donnée, un mélange de gaz contient 3,35 mol de Néon, 0,64 mol d'argon et 2,19 mol de xénon. Quelle est la pression partielle du xénon si la pression totale du mélange est de 200,0 kPa?