Anthony Christopher Duncan

Licence
1 et 2

Chimie

Les clés pour réussir



- Fiches de résumé de cours
- QCM d'évaluation
- Approches intuitives
- 50 exercices corrigés
- Examens blancs
- Rappels des outils mathématiques
- Les astuces indispensables à connaître
- Erreurs à éviter

ellipses

Références sciences

Licence 1 et 2

Chimie

Les clés pour réussir

- Fiches de résumé de cours
- QCM d'évaluation
- Approches intuitives
- 50 exercices corrigés
- Examens blancs
- Rappels des outils mathématiques
- Les astuces indispensables à connaître
- Erreurs à éviter

Anthony Christopher Duncan

ellipses

Collection Références sciences

dirigée par Paul de Laboulaye
paul.delaboulaye@editions-ellipses.fr

Retrouvez tous les livres de la collection et des extraits sur www.editions-ellipses.fr

ISBN 9782340-080409
©Ellipses Édition Marketing S.A., 2023
8/10 rue la Quintinie 75015 Paris

DANGER
LE PHOTOCOPILLAGE TUE LE LIVRE

Le Code de la propriété intellectuelle n'autorisant, aux termes de l'article L. 122-5.2° et 3°a), d'une part, que les « copies ou reproductions strictement réservées à l'usage privé du copiste et non destinées à une utilisation collective », et d'autre part, que les analyses et les courtes citations dans un but d'exemple et d'illustration, « toute représentation ou reproduction intégrale ou partielle faite sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit ou ayants cause est illicite » (art. L. 122-4).
Cette représentation ou reproduction, par quelque procédé que ce soit constituerait une contrefaçon sanctionnée par les articles L. 335-2 et suivants du Code de la propriété intellectuelle.

www.editions-ellipses.fr

Avant-propos

« Il est absolument possible qu'au delà de ce que perçoivent nos sens, se cachent des mondes insoupçonnés. » Albert Einstein (1879-1955)

Cet ouvrage est à destination des étudiants en L1-L2, formations IUT, IUP, BTS et autres formations professionnelles de l'éducation supérieure. Il est également adapté à la compréhension des concepts clés du programme de chimie des élèves de formations préparatoires (PACES, BCPST, CPGE…) et autres parcours équivalents.

L'objectif de l'ouvrage est surtout d'aider l'étudiant à comprendre intuitivement les concepts clés évoqués et à être opérationnel dans les délais impartis. Chaque concept clé à connaître impérativement est aisément et directement accessible *via* un résumé de cours sous forme de fiche. Cette fiche est suivie par une partie explication basée sur une **approche intuitive** *pour mieux comprendre*, puis un QCM pour assister l'étudiant dans ses révisions, un descriptif d'erreurs à éviter assorti d'astuces utiles ainsi qu'une petite anecdote illustrative, le tout visant à l'accompagner dans sa quête personnelle d'une meilleure appréhension des concepts évoqués.

Finalement un panel d'exercices et d'examens blancs les plus pertinents est proposé avec leurs corrections détaillées afin que l'étudiant puisse vérifier son niveau de connaissances, l'améliorer si besoin et s'entraîner de manière optimale en vue de la réussite à son examen.

SOMMAIRE

FICHE 1 - GAZ PARFAITS.....9

I. DÉFINITIONS – GAZ PARFAITS 9
II. LOI DES GAZ PARFAITS (LGP) 10
III. MÉLANGES DE GAZ PARFAITS 11

FICHE 2 - TRANSFORMATIONS.....27

I. SYSTÈMES THERMODYNAMIQUES 27
II. TRANSFORMATIONS 27
III. TRANSFORMATIONS PARTICULIERES 28

FICHE 3 - TRAVAIL ET PRESSION.....39

I. TRAVAIL DES FORCES DE PRESSION 39
II. TRANSFORMATIONS RÉVERSIBLES 40
III. TRANSFORMATIONS IRRÉVERSIBLES 41

FICHE 4 - CHALEUR 51

I. DEFINITIONS 51
II. PROPRIETES 51
III. ÉCHANGES DE CHALEUR 52
IV. NOTION DE CAPACITÉ CALORIFIQUE 52
V. NOTION DE CHALEUR LATENTE DE CHANGEMENT D'ÉTAT 53

FICHE 5 - PREMIER PRINCIPE 61

I. PRINCIPE DE CONSERVATION DE L'ENERGIE 61
II. PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE 61

FICHE 6 - CALORIMÉTRIE 73

I. CALORIMETRE 73
II. ÉCHANGES DE CHALEUR LORS D'UNE TRANSFORMATION CHIMIQUE 73
III. APPLICATION AU CALCUL DE CHALEUR DE RÉACTION 74

FICHE 7 - SECOND PRINCIPE.....81

I. INTRODUCTION 81
II. LE CONCEPT D'ENTROPIE 81
III. ÉNONCE DU SECOND PRINCIPE 82
IV. PETITE VARIATION D'ENTROPIE 83
V. APPLICATIONS DU SECOND PRINCIPE 83

FICHE 8 - CHALEUR DE RÉACTION 95

I. LA FONCTION ENTHALPIE 95
II. ENTHALPIE ET CHALEUR DE REACTION 95
III. APPLICATION A L'ENTHALPIE DE REACTION 95

FICHE 9 - RÉACTIONS SPONTANÉES 105

I. LA FONCTION ENTHALPIE LIBRE 105
II. VARIATION DE L'ENTHALPIE LIBRE 105

FICHE 10 ÉQUILIBRES RÉACTIONNELS 115

I. DEFINITION 115
II. LA FONCTION ENTHALPIE LIBRE STANDARD DE REACTION 115
III. ÉVOLUTION D'UNE REACTION CHIMIQUE 115

FICHE 11 - RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTION 125

I. INTRODUCTION 125
II. DEGRE D'OXYDATION 125
III. LES DEMI-REACTIONS 126
IV. L'EQUATION DE NERNST 127

FICHE 12 - LES PILES 139

I. INTRODUCTION 139
II. LES DEMI-PILES 139
III. LA PILE DANIELL 140
IV. FORCE ELECTROMOTRICE DE LA PILE 142
V. ENTHALPIE LIBRE ET PILE 142

FICHE 13 - ACIDES ET BASES 155

I. DEFINITIONS 155
II. REACTION ACIDO-BASIQUE 155
III. ACIDE FORT ET BASE FORTE 156
IV. ACIDE FAIBLE ET BASE FAIBLE 157
V. AUTOPROTOLYSE DE L'EAU (APE) 158
VI. CALCUL DE PH 159
VII. POLYACIDES 160

FICHE 14 - DOSAGES ACIDO-BASIQUES 171

I. INTRODUCTION 171
II. DOSAGE ACIDE FORT – BASE FORTE 171
III. DOSAGE ACIDE FAIBLE – BASE FORTE 171
IV. DOSAGE BASE FAIBLE – ACIDE FORT 172
V. POLYACIDE – BASE FORTE 172
VI. SOLUTIONS TAMPONS 172

FICHE 15 - CINÉTIQUE 187

I. INTRODUCTION 187
II. VITESSE DE REACTION 187
III. ORDRE DE REACTION 188
IV. TEMPS DE DEMI-REACTION 189
V. DEGENERESCENCE 189

ANNEXES..... 201

LES UNITES DU SYSTEME INTERNATIONAL (USI) 201
AUTRES UNITES UTILISEES 203

EXAMENS BLANCS 205

Fiche 1 - Gaz parfaits

« Dans tout chaos il existe un cosmos, dans tout désordre il existe un ordre caché. » Carl Gustav Jung (1875-1961)

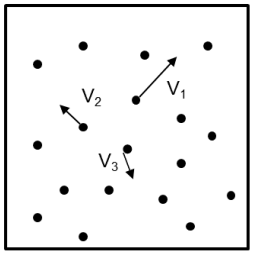
RÉSUMÉ DU COURS

I. Définitions – Gaz parfaits

Un gaz parfait (GP) est un gaz « idéal ». Il est important de souligner le fait qu'un tel gaz n'existe pas en dehors du monde de la pensée. C'est une représentation de l'esprit. Cependant, le concept de gaz parfait permet de « prédire » et de comprendre le comportement d'un gaz réel (ceci est important pour de nombreuses applications quotidiennes, scientifiques, technologiques ou industrielles). En effet, le comportement d'un gaz réel est comparable (ou assimilable) à celui d'un gaz parfait lorsque certaines conditions sont réunies.

On dira qu'un gaz est parfait (GP) si chacune des particules qui le composent peut être considérée comme une particule rigide exhibant les propriétés suivantes : A) présente un volume nul, B) n'est soumise à aucune force à distance, C) possède la capacité de se déplacer librement dans toutes les directions (en absence d'obstacle matériel).

Analogie - Billes dans un jeu de billard imaginaire : *ainsi les particules d'un GP contenues dans une enceinte fermée s'apparentent à des billes dures (chocs élastiques exclusivement)* ***et*** *sans volume, qui se déplaceraient « librement » en n'étant soumises à aucune force à distance (ni attraction ni répulsion).*

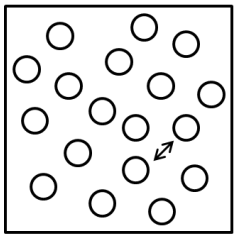


Gaz parfait

- Volume nul
- Aucune force à distance entre les particules
- Chocs élastiques exclusivement
- Distribution gaussienne des vitesses

En réalité : les particules constituant un **gaz réel** possèdent **un volume réel** et peuvent exercer des **forces à distance** entre elles (de moyenne et courte portées) ou encore subir des **chocs inélastiques** notamment contre les parois de l'enceinte. À moyenne distance, ce sont les *forces d'attraction de Van der Waals* qui

prédominent, essentiellement les forces de London (de type dipôles induit-induit) pour les gaz ne possédant aucune charge électrique partielle permanente (O_2, N_2, H_2, He, Ne, Ar…).



Gaz réel

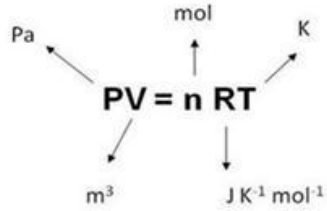
- Volume non nul
- Forces à distance entre particules
- Chocs inélastiques possibles
- Altérations des vitesses dues à ces forces ou interactions interparticulaires

Les forces de Van der Waals d'attraction incluent aussi les forces de Debye (dipôles permanent-induit) ou encore les forces de Keesom (dipôles permanent-permanent) lorsque au moins une des espèces gazeuses possède une charge électrique partielle permanente. *A contrario,* lorsque deux particules sont *à proximité* l'une de l'autre, la répulsion interparticulaire prédominera, due notamment aux *forces de répulsion* de Pauli (liées à l'interpénétration non autorisée de certaines orbitales électroniques des particules de gaz entre elles).

À température et pression ambiantes (ou relativement faibles), le comportement des gaz réels s'apparente à celui des gaz parfaits.

II. Loi des gaz parfaits (LGP)

Le comportement d'un gaz parfait peut se décrire mathématiquement par l'équation suivante appelée *loi des gaz parfaits* (LGP) :



où **P** est la *pression* du gaz exprimée en Pascals (Pa), **V** est le *volume* occupé par le gaz exprimé en mètres cubes (m^3), **n** est la quantité de molécules du gaz étudié exprimée en *nombre de moles*, **R** est la constante des gaz parfaits égale à 8,314 et exprimée en joules par unité de kelvins et nombre de moles ($J.K^{-1}.mol^{-1}$) et **T** est la *température* du gaz exprimée en kelvins (K).

Une mole est une quantité correspondant à **$6{,}022.10^{23}$** molécules de gaz parfait (c'est le **nombre d'Avogadro N_a**).

À une température donnée et homogène en tout point du système, une quantité donnée de gaz parfait occupera de manière homogène tout le volume qui lui est offert. À l'équilibre thermodynamique, sa densité (nombre de molécules par unité de volume) sera également identique en tout point du système.

À une température **de 0 °C** et à une pression égale à 1 atmosphère, **une mole** de gaz parfait occupera un volume de **22,4 litres.**

Par convention, les conditions précitées sont parfois appelées *« Conditions normales de température et de pression »* (ou CNTP).

La température d'un gaz parfait est un indicateur macroscopique de son énergie cinétique à l'échelle microscopique. En effet, *l'agitation ou* ***l'énergie cinétique (E_c) moyenne des particules au sein d'un gaz parfait est directement proportionnelle à sa température (T).***

III. Mélanges de gaz parfaits

La loi de Dalton permet de décrire le comportement de chaque gaz parfait dans un mélange de gaz parfaits. Elle s'énonce mathématiquement comme suit.

La pression partielle P_A d'un gaz parfait A dans un mélange de plusieurs gaz parfaits (A, B, C) est reliée à pression totale par la relation suivante :

$$P_A = x_A P \qquad \text{avec } x_A = (n_A / n)$$

où $\mathbf{x_A}$ est la fraction molaire du gaz parfait A, $\mathbf{n_A}$ est le nombre de moles de A et **n** est le nombre de moles total du mélange gazeux.

▪ POUR MIEUX COMPRENDRE

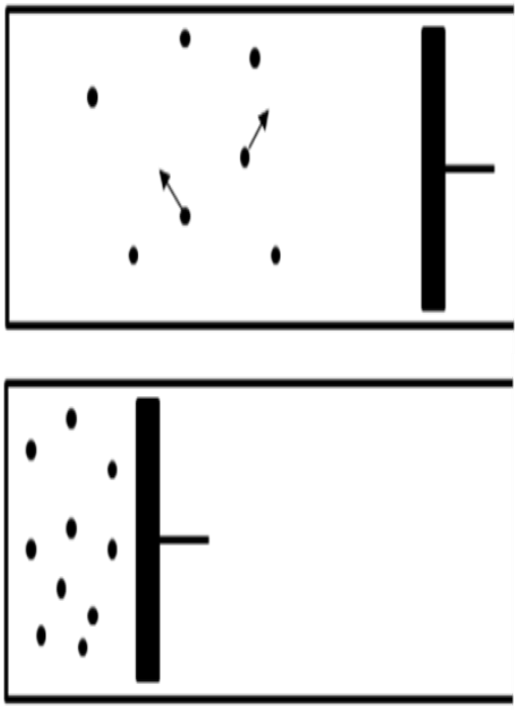
La loi des gaz parfaits peut être interprétée des quatre manières suivantes.

▪ Loi de Boyle-Mariotte

À température et quantité de matière fixes, la *pression* d'un gaz parfait croît proportionnellement à l'inverse de son volume :

$$\mathbf{P \ \alpha \ \frac{1}{V}} \qquad \textbf{loi de Boyle-Mariotte}$$

Exemple : *pompe à vélo métallique et compression très lente (avec échange de chaleur vers l'extérieur)*



Placez le pouce sur l'orifice de votre ***pompe à vélo****. Puis de l'autre main, comprimez* très lentement *le gaz qui y est enfermé. Vous ressentirez progressivement croître la résistance du piston.*

Explication : la réduction de volume augmente le nombre et la probabilité de collisions des particules gazeuses contre les parois (fixes ou mobile), augmentant ainsi la force (F) et donc la pression P contre la paroi mobile. Les parois thermo-conductrices permettent l'évacuation de l'excès de chaleur vers l'extérieur.

Résultat : à température fixe, l'énergie totale du gaz parfait demeure constante (P V = constante). Tout se passe comme si l'énergie totale du gaz était répartie sur un volume plus réduit (augmentation de la densité énergétique interne du gaz parfait ou P). *Ainsi, la température et n demeurant constants* (énergie du GP constante), *la pression P du gaz augmente lorsque son volume V diminue*.

Point de vue énergétique : P peut être vue comme reflétant la densité énergétique du gaz parfait car PV ou nRT ont chacun les unités d'une énergie. Lors de cette compression isotherme (T constante), l'énergie totale du GP (P V), qui ne dépend que de T, reste constante. Par conséquent, une diminution de V implique une augmentation de P.

- **Loi d'Avogadro**

À température et pression fixes, le *volume* d'un gaz parfait croît proportionnellement à la quantité de particules qui le composent :

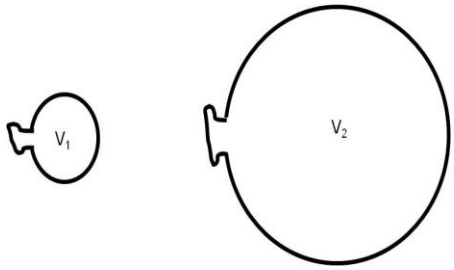
V α n loi d'Avogadro

Exemple : *ballon de baudruche*

Si le volume V_2 est égal à 9 fois le volume V_1, alors il contiendra 9 fois plus de molécules de gaz.

Analogie : *soufflez dans un* ***ballon*** *de baudruche, son volume augmente. En effet, vous y aurez incorporé une plus grande quantité de molécules de gaz.*

Explication : ***à température et pression*** **restant constantes**, si la quantité de gaz parfait (son nombre de particules) augmente, le volume requis pour contenir ce gaz devra en conséquence augmenter aussi.

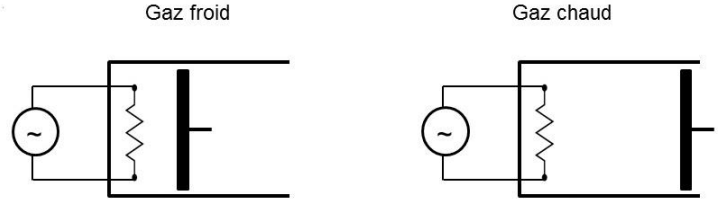


- **Loi de Charles**

À pression et quantité de matière fixes, le *volume* d'un gaz parfait croît proportionnellement à sa température :

$V \alpha T$ loi de Charles

Exemple : *dilatation d'un GP sous l'effet d'une résistance chauffante*



Un GP est enfermé à l'intérieur d'une enceinte dont l'une des parois est mobile. Après dilatation du gaz sous l'effet de la chaleur, ce dernier occupera un volume plus grand (ou présentera une densité plus faible) à l'état final.

Analogie : *l'air chaud à l'intérieur du ballon d'une* ***montgolfière*** *est plus « léger » (moins dense) que l'air extérieur. Cette différence de densité la fait monter dans les airs (un fluide moins dense monte toujours au-dessus d'un fluide plus dense).*

Explication : en chauffant le gaz parfait, la vitesse moyenne des particules de ce gaz et l'intensité des chocs de ces dernières contre les parois augmentent. Afin de maintenir une pression constante, ces particules devront occuper un espace plus important.

Point de vue énergétique : lorsque le GP passe de l'état froid à l'état chaud, il a acquis de l'énergie (cinétique). Or P V reflète l'énergie du GP (exprimée en joules). Ainsi, d'après la LGP (P V = n R T), l'augmentation de T implique celle de P V. La pression P restant constante, le volume V doit donc augmenter.

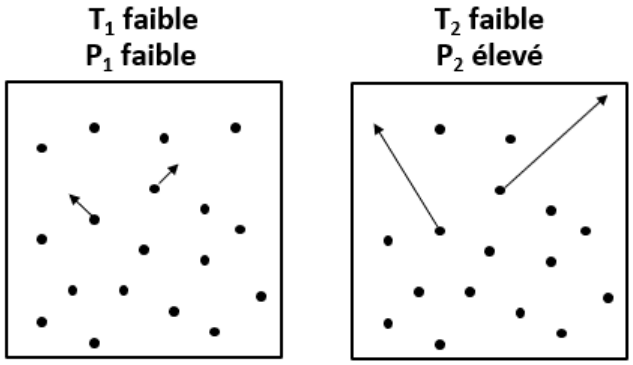
- **Loi de Gay-Lussac**

À volume et quantité de matière fixes, la pression d'un gaz parfait croît proportionnellement à sa température :

$P \alpha T$ loi de Gay-Lussac

Exemple : *la cocotte-minute*

Une fois la cocotte-minute fermée puis chauffée, l'augmentation de la température du gaz au sein de cette dernière entraîne une augmentation de sa pression.



La vitesse moyenne des molécules du gaz est donnée dans chaque cas par v_1 et v_2.

Analogie : *l'augmentation de la pression interne au sein de la* ***cocotte-minute*** *augmente sa température interne, aidant ainsi à la cuisson accélérée des aliments.*

Explication : accroître la température du gaz parfait revient sur le plan microscopique à augmenter la vitesse moyenne (**v**) – encore l'énergie cinétique – des particules qui le composent. Cela aura pour conséquence d'augmenter la quantité et la violence des collisions existant au sein du système, et se traduira macroscopiquement par une augmentation de la pression.

Pour aller plus loin : vitesses supersoniques des molécules dans l'air ambiant

L'azote N_2 est le principal constituant de l'air avec approximativement 80 % de pourcentage molaire.

Dans l'air à température ambiante (20 °C) sous pression atmosphérique, la vitesse moyenne des molécules d'azote est de l'ordre de 500 $m.s^{-1}$ soit 1800 $km.h^{-1}$.

La vitesse moyenne d'une molécule d'air dans les conditions ambiantes peut dépasser la célérité du son !

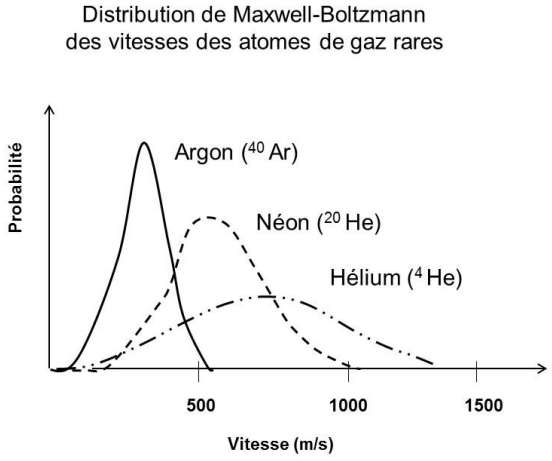
Remarque : *cette vitesse moyenne augmente avec la température et diminue avec la masse de la molécule considérée (plus rapide pour l'azote que pour l'oxygène par exemple). La théorie cinétique des gaz, qui n'est pas au programme L1 et dont est issue la LGP, donne pour cette vitesse (quadratique) moyenne la formule suivante :*

$$\mathbf{v = (3\ k_b\ T\ /\ m)^{1/2} = (3\ R\ T\ /\ M)^{1/2}}$$

où $\mathbf{k_b}$ est la constante de Boltzmann (R / N_a), **T** la température, **m** la masse de la particule de gaz et **M** sa masse molaire.

Cette vitesse, appliquée à toutes les particules, donnerait la même énergie cinétique pour le GP étudié. Cette dernière formule exprime le fait suivant : ***la vitesse moyenne des particules du gaz diminue lorsque leur masse augmente***.

Ceci est illustré par la distribution des vitesses de Maxwell-Boltzman de trois gaz rares, présentée ci-dessous, allant dans le sens décroissant des masses molaires de l'argon à l'hélium.



▪ ERREURS À ÉVITER

▪ Unités du Système International

Afin d'éviter ces erreurs, il est recommandé d'utiliser le système de référence des **Unités du Système International (USI)** données dans le tableau en Annexe 1.

Les unités utilisées doivent être « cohérentes » au sein du système.

Exemple : *si la pression est exprimée en Pascals (Pa ou $N.m^{-2}$) et la constante R des gaz parfaits en $J.mol^{-1}.K^{-1}$, alors* ***le volume V doit être exprimé en mètres cubes (m^3)*** **et non pas en litres.**

▪ Autres unités

D'autres unités peuvent aussi être utilisées en dehors des **USI** *à condition que* celles-ci soient cohérentes entre elles.

Ces unités et leur équivalence en USI sont données de façon non exhaustive dans le tableau en Annexe 2.

Afin d'éviter les erreurs sur la cohérence des unités, il est recommandé au préalable de « traduire » chaque grandeur (pression, température, constante R) en USI.

▪ ASTUCES

Pour comprendre le concept de cohérence des unités, il est recommandé de comprendre le lien entre les grandeurs correspondantes.

▪ Lien entre Énergie et nRT

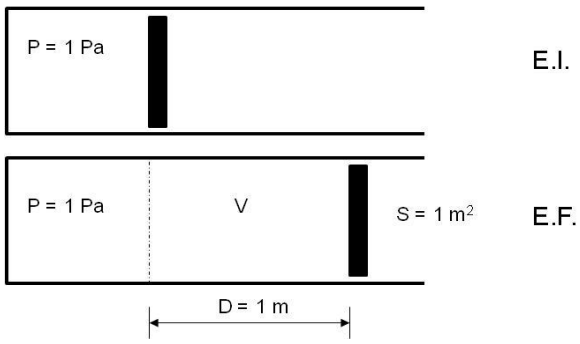
En USI, l'unité pour l'énergie (le joule) est équivalente à celle pour nRT. En effet, l'unité de mole multipliée par celle de la constante des gaz parfaits et de la température (K) est équivalente à 1 joule : 1 mol x 1 $J.K^{-1}.mol^{-1}$ x 1 K = **1 J**.

▪ Lien entre Énergie et Pression

La pression peut être vue comme une densité énergétique car l'unité du produit PV est équivalente à celle d'une énergie – le joule. En effet, une unité de pression (Pa ou $N.m^{-2}$) multipliée par celle d'un volume (m^3) est équivalente à 1 N.m, soit 1 joule : 1 $N.m^{-2}$ x 1 m^3 = 1 N.m = **1 J**.

▪ PV est équivalent à une énergie

Pour comprendre, imaginons le système de GP suivant, dans lequel le gaz exerce une pression **P** constante de 1 Pa (ou 1 $N.m^{-2}$) sur un piston mobile de surface **S** d'aire égale à 1 m^2. Ce dernier se déplace sur une distance **D** égale à 1 mètre. Le système évoluera donc de l'état initial (E.I.) à l'état final (E.F.) comme suit :



Lors de cette évolution, la valeur absolue de la quantité de travail W mise en œuvre (équivalente à la norme de la force F multipliée par la distance D parcourue par le piston) pourra s'écrire :

$$| \mathbf{W} | = \mathbf{F}\,\mathbf{D} = (P\,S)\,D = P\,(S\,D) = \mathbf{P}\,\mathbf{V} = 1\ Pa \times 1\ m^3 = 1\ N.m^{-2} \times 1\ m^3$$

$$\mathbf{| W | = P\,V = 1\ N.m = 1\ J}$$

V représente ici l'augmentation de volume entre les deux états. Ainsi, en utilisant les USI adaptées aux variables utilisées, on retrouve l'unité d'une énergie pour le résultat final (cohérence des unités).

Par ailleurs, puisque P V = énergie = n R T, on retrouve une propriété intéressante des GP : **l'énergie totale d'un gaz parfait dépend uniquement de sa température (T).**

▪ LA PETITE ANECDOTE

AIR CANADA VOL 143 – LE PLANEUR DE GIMLI

Le 23 juillet 1983, le Boeing 767 d'Air Canada vol 143 décolle d'Ottawa (Canada) à destination d'Edmonton avec 61 âmes à bord. Après à peine une heure de vol, le pilote Bob Pearson est contraint d'atterrir en toute urgence. La raison ? Une panne sèche à plus de 10 000 mètres d'altitude ! Son seul salut : une piste où se déroule une course automobile dans le petit village de Gimli (Manitoba). Bob réussira contre vents et marées à y poser en douceur son 186 tonnes tel un planeur, sans faire de victimes ! Grâce à son talent, la catastrophe est évitée de justesse. L'origine de « l'incident » : une erreur de calcul sur la quantité de carburant à transporter...

Explication : le Canada possédait, et possède encore à ce jour, deux systèmes d'unités, le système métrique et le système impérial, ce dernier étant le plus couramment utilisé au quotidien.

La densité du carburant utilisé est de **0,803 kg/l**, et il fallait 22300 kg de carburant pour le vol… Le calcul était donc le suivant :

22300 kg ÷ **0,803** kg/l = 27771 l

Cependant, l'équipage technique va utiliser un mauvais facteur de conversion : au lieu de 0,803, ils vont prendre 1,77… soit la densité au gallon (gal) du système impérial d'unités (1 gallon pèse 1,77 kg) !

Les préparateurs responsables du carburant vont ainsi faire le calcul suivant :

22300 kg ÷ **1,77** kg/gal = 12599 l

Soit une différence de près de 15000 litres sur la commande !

Résultat : l'avion décolle avec les réservoirs à moitié vides !

Cette anecdote illustre l'importance d'être toujours vigilant quant au système d'unités et aux facteurs de conversion utilisés.

▪ VRAI/FAUX

1. Les gaz réels se comportent toujours comme des gaz parfaits.

2. La vitesse moyenne des molécules d'un gaz parfait (GP) croît avec sa température.

3. Une mole de gaz parfait contient approximativement $6{,}02.10^{23}$ molécules.

4. Le nombre de molécules dans 1 mole de gaz parfait est égal au nombre d'Avogadro.

5. La pression d'un GP reflète la quantité et l'intensité des collisions des molécules contre le piston mobile et contre la paroi de l'enceinte qui le contient.

6. À température constante, la pression d'une quantité donnée de GP décroît avec son volume.

7. À volume constant, pour une quantité donnée de GP, sa pression augmente avec sa température.

8. À pression et température constantes, le volume d'un gaz parfait décroît avec son nombre de moles.

9. Pour un mélange de GP donné, la pression partielle maximale sera observée pour le gaz présentant la fraction molaire la plus élevée.

10. Dans un volume fermé occupé exclusivement par trois gaz parfaits A, B, et C, la pression totale du mélange gazeux est égale à la somme des pressions partielles P_A, P_B et P_C.

Réponses : **1** FAUX (uniquement sous des conditions de pression *et* de température faibles ou modérées, température ambiante et pression atmosphérique par exemple), **2** VRAI, **3** VRAI (c'est le nombre d'Avogadro), **4** VRAI, **5** VRAI, **6** FAUX, **7** VRAI, **8** VRAI, **9** VRAI, **10** VRAI.

▪ ÉNONCÉ DES EXERCICES

Exercice 1.1

Une mole de gaz parfait à 0 °C occupe un volume de 22,4 litres. En vous appuyant sur le tableau des USI, montrer que la constante des gaz parfaits **R** est égale en première approximation à 8,31 $J.K^{-1}.mol^{-1}$.

Exercice 1.2

À 20 °C, la pression atmosphérique au niveau de la mer vaut environ 1013 millibars.

1) Donner l'expression littérale de la loi des gaz parfaits en fonction de la concentration **c** d'un gaz parfait.

2) Calculer le nombre de moles d'air au mètre cube.

3) En déduire la masse d'un mètre cube d'air.

4) En utilisant le résultat de la question 2), déduire la quantité de molécules contenues dans 1 m^3 puis dans 1 mm^3.

Données : l'air sera assimilé à un gaz parfait de masse molaire M = 28,95 $g.mol^{-1}$.

Exercice 1.3

On considère une quantité donnée de gaz parfait. Dans les conditions initiales, à pression atmosphérique, sa température est de 20 °C et il occupe un volume de 50 cm^3. Répondre aux questions suivantes pour chacune des transformations proposées.

1) Le gaz est comprimé à *température constante* par un piston jusqu'à un volume de 17 cm^3. Calculer la nouvelle valeur de pression du gaz.

2) Dans une enceinte adiabatique à piston mobile (isolé thermiquement), à *pression constante,* on chauffe le gaz à l'aide d'un élément chauffant interne jusqu'à une température finale de 80 °C. Donner en cm^3 la nouvelle valeur du volume. Déduire en pourcentage l'accroissement de volume par rapport au volume initial.

3) Partant des conditions initiales, on chauffe maintenant ce gaz à *volume constant*. La température interne du gaz atteint une valeur de 167 °C. Calculer la nouvelle valeur de la pression. Déduire en pourcentage l'accroissement de la pression par rapport à sa valeur initiale.

Exercice 1.4

On étudie le comportement du gaz d'éthylène (CH_2CH_2) à destination de la synthèse du polymère de polyéthylène, utilisé dans la fabrication de matières plastiques couramment employées dans la vie quotidienne (sacs à provisions entre autres). Pour n moles de ce gaz qui sera considéré ici comme un gaz parfait, donner l'allure des courbes pour les transformations suivantes :

1) l'évolution de la pression **P** en fonction du volume **V** pour une détente isotherme ;

2) l'évolution de la pression **P** en fonction de la température **T** pour une détente isochore ;

3) l'évolution du volume **V** en fonction de la température **T** pour une détente isobare.

Exercice 1.5

On considère une bouteille pour usage médical de dioxygène (O_2). La masse, le volume et la pression du gaz au sein de la bouteille sont respectivement égaux à 1,335 kg, 3 litres et 200 bars.

1) Si le dioxygène est assimilé à un gaz parfait, quelle serait la température théorique au sein de la bouteille ?

2) À pression atmosphérique, quel serait le volume de cette même quantité de dioxygène à une température ambiante de 20°C ?

3) Quelle serait *théoriquement*, en pascals et en bars, la pression du gaz au sein de la bouteille pour une température interne de *– 213,15 °C* ? Commenter votre résultat.

Données : on rappelle que la masse molaire de l'oxygène est $M(O) = 16\ g.mol^{-1}$.

Exercice 1.6

Les mesures de la pression atmosphérique au cours du temps font partie des données qui permettent aux météorologistes de prédire le temps qu'il fera.

Au niveau de la mer, une pression atmosphérique mesurée inférieure à une valeur de référence de 1013 hectopascals (hPa) annonce bien souvent un temps pluvieux et venteux (dépression). En revanche, une surpression par rapport à cette dernière annonce un temps beau ou stable.

Le baromètre à mercure fonctionne sur le principe de la poussée exercée par l'air ambiant sur une surface de mercure liquide (Hg).

1) La pression atmosphérique mesurée est donnée par la hauteur à laquelle le mercure liquide monte dans la colonne du baromètre. Sachant que la pression P de l'air ambiant peut s'écrire $P = \rho\, g\, h$, calculer en millimètres la hauteur du mercure pour une pression égale à 1 atm.

2) La lecture du jour sur le baromètre à mercure est de 768 millimètres de mercure (mm Hg). Quelle météo est à prévoir ?

Données : la densité du mercure ρ est égale à 13,6 $g.cm^{-3}$ et la constante g est égale à 9,8 $N.kg^{-1}$.

Exercice 1.7

Une bouteille de plongée de 12 litres renferme un gaz qui peut être considéré essentiellement comme un mélange de diazote (N_2), d'oxygène (O_2), d'Argon (Ar) et de gaz carbonique (CO_2) respectivement dans les proportions molaires suivantes : 78 %, 21 %, 0,97 %, 0,03 % (ainsi que quelques traces en quantités négligeables d'autres gaz). La pression interne totale du gaz au sein de la bouteille est de 238 bars.

1) En faisant l'hypothèse que ce mélange est un gaz parfait, calculer en *bar*, en *atm* et en *pascal (Pa)* la pression partielle de l'oxygène, du diazote et de l'argon au sein de la bouteille.

2) Calculer le nombre de moles total du gaz contenu dans la bouteille.

3) En déduire les nombres de moles respectifs et les masses de chacune des trois espèces N_2, O_2 et CO_2 contenues dans la bouteille, sachant que la température interne de cette dernière est égale à – 215 °C. En déduire la masse (minimale) de la bouteille.

4) À pression atmosphérique et température ambiante (25 °C), quel serait en litres le volume du gaz initialement contenu dans la bouteille ?

Données : $M(N) = 14{,}0\ g.mol^{-1}$; $M(O) = 16{,}0\ g.mol^{-1}$; $M(Ar) = 39{,}9\ g.mol^{-1}$.

▪ CORRECTIONS DES EXERCICES

Exercice 1.1

Pour une mole de gaz parfait (n = 1), on a P V = R T. On en déduit l'expression :

$$R = P\,V / T = (1{,}013.10^{5} \times 22{,}4.10^{-3}) / 273{,}15 = 8{,}314\ J.mol^{-1}.K^{-1}$$

Commentaire : souvenez-vous que la pression de 1 atm équivaut à 1013 millibars ou encore 1,013 bar (1 bar = 10^5 Pa), et un litre correspond à 10^{-3} m^3.

Exercice 1.2

1) On a $P\,V = n\,R\,T$ donc $P = (n / V)\,R\,T = c\,R\,T$

2) $c = P / (R\,T) = 1{,}013.10^5 / (8{,}314 \times 293{,}15) = 41{,}56\ \text{mol.m}^{-3}$

3) En assimilant l'air à un gaz parfait de masse molaire **M** = 28,95 g.mol^{-1}, la masse **m** pour 1 m^3 d'air est donnée par la relation :

$m = n\,M = 40{,}89 \times 28{,}95 = 1183{,}77$ g soit environ 1,184 kg

Un mètre cube d'air pèserait donc environ 1,18 kg.

4) Le nombre de molécules N est donné par l'expression :

$N = n\,N_a$ (où N_a est le nombre d'Avogadro)

Soit ici $N = 40{,}89 \times 6{,}02.10^{23} = 246{,}16.10^{23}$ molécules pour 1 m^3.

Le nombre de molécules d'air dans un mètre cube est donc supérieur au nombre d'étoiles dans tout l'univers (visible).

En effet, selon l'état de nos connaissances actuelles, chaque galaxie contiendrait 10^{11} *à* 10^{12} étoiles. L'univers dénombrerait tout autant de galaxies (ce qui donnerait un nombre moyen situé entre 10^{23} *et* 10^{24} étoiles dans tout l'univers visible).

1 m est équivalent à 1000 mm (ou 10^3 mm). Ainsi 1 m^3 équivaut à 10^9 mm^3.

1 mm^3 d'air contient donc environ $246{,}16.10^{23} / 10^9 = 2{,}5.10^{16}$ molécules.

Il y a donc 10 000 fois plus de molécules dans 1 mm^3 d'air que d'étoiles dans notre galaxie, la Voie lactée !

Exercice 1.3

1) P_1, V_1, T_1 représentent respectivement la pression, le volume et la température à l'état initial (EI).

On prendra P_2, V_2, T_2 respectivement la pression, volume et température à l'état final. Appliquons la loi des gaz parfaits pour l'état initial (EI) et l'état final (EF) :

EI : $P_1\,V_1 = n_1\,R\,T_1$ (1)

EF : $P_2\,V_2 = n_2\,R\,T_2$ (2)

La température est constante entre l'état initial et l'état final donc $T_2 = T_1 = T$.

La quantité de matière est constante donc $n_2 = n_1 = n$. Ainsi on peut écrire :

$P_2\,V_2 = P_1\,V_1$ soit $P_2 = P_1\,V_1 / V_2$

Application numérique (A.N.) : $P_2 = (1 \times 50) / 17 = 2{,}941$ atm

2) À pression et nombre de moles constants, les équations (1) et (2) deviennent :

$V_2 / V_1 = T_2 / T_1$ d'où $V_2 = V_1\,T_2 / T_1$

A.N. : $T_1 = 0\ °C = 273\ K$ et $T_2 = 80\ °C = (80 + 273)\ K = 353\ K$

$V_2 = V_1 \times (353/293) = 1{,}2\ V_1$

On a donc une augmentation de 20 % du volume.

Le volume final est égal à 60 cm^3.

3) Le nombre de moles ($n_2 = n_1$) et le volume ($V_2 = V_1$) restent constants. Dans ces conditions en divisant l'équation (1) par (2) membre à membre on a :

$$P_2 / P_1 = T_2 / T_1$$

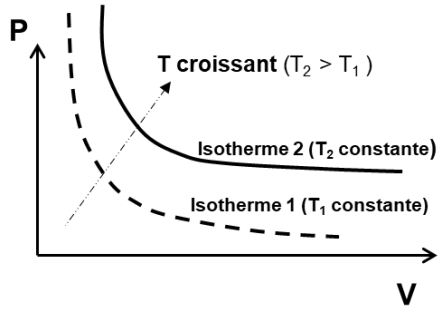
A.N. : $P_2 = P_1 (T_2 / T_1) = (440{,}15 / 293{,}15) \times P_1 = 1{,}5\ P_1$

L'augmentation de la température entraîne donc une augmentation de la pression de 50 %. Ainsi la valeur de la pression finale est égale à 1,5 atm.

Exercice 1.4

1) Pour une ***transformation isotherme*** *de n moles de gaz* parfait *(n constant)*, la température T est constante. La relation des gaz parfaits PV = nRT devient : PV = α (où α est une constante égale à nRT). On a donc $\boldsymbol{P = \alpha\,(1/V)}$. La représentation de **P** en fonction de **V** est donc une ***hyperbole***.

Pour une transformation isotherme à une température T_1 fixée, on aura la courbe isotherme 1. À une température T_2 ($T_2 > T_1$), on aura la courbe isotherme 2.



2) Pour une ***transformation isochore*** *de n moles de gaz parfait (n constant)*, le volume V est constant. La relation des gaz parfaits P V = n R T devient : **P = a T** (où a est une constante égale à nR/V). Dans ce cas **P** est une fonction affine de **T** :

