LP11-Gaz réels, gaz parfait

**Rapport Jury :**

 **(2017)** – “ Les corrections apportées au modèle du gaz parfait doivent s'appuyer sur des analyses physiques et pas seulement sur des développements calculatoires. La leçon ne peut pas se limiter aux modèles du gaz parfait et du gaz de van der Waals. L'utilisation d'un diagramme enthalpique permet notamment de voir les limites des modèles.”

 **(2015)** – “ Les discussions d'ordres de grandeurs sont importantes et l'appui sur des diagrammes thermodynamiques recommandé. La distribution des vitesses de Maxwell-Boltzmann est trop souvent méconnue.”

 **(2014)** – “Les candidats doivent avoir réfléchi à la notion de collision à l'échelle moléculaire et prendre du recul vis-à-vis du modèle des sphères dures. Le calcul de la pression cinétique doit être fait avec soin. Il faut préciser à quel moment intervient la moyenne statistique des grandeurs microscopiques. Les limites du modèle du gaz parfait et le cas des gaz réels doivent occuper une partie significative de la durée de la leçon”

 **(2013, 2012)** – “Les candidats doivent avoir réfléchi à la notion de collision à l’échelle moléculaire et prendre du recul vis-à-vis du modèle des sphères dures. Le calcul de la pression cinétique doit être fait avec soin. Il faut préciser à quel moment intervient la moyenne statistique des grandeurs microscopiques.1”

 **(2010)** – “Le théorème d’équipartition de l’énergie est un théorème limite dont il faut bien connaître les conditions de validité (voir aussi LP50). Le calcul de la pression cinétique nécessite de choisir une distribution des vitesses, qui peut être simple mais qui doit être cohérente.”

 **(2008)** – “Les notions de moyennes, de valeurs quadratiques moyennes ainsi que l’exploitation des hypothèses formulées pour l’étude du gaz parfait sur l’évaluation de ces grandeurs sont très souvent mal introduites, voire mal comprises.”

 **(2005)** – “Les notions de température cinétique et de température thermodynamique doivent être clairement dégagées.”

 **(2004)** – “Le candidat doit maîtriser les ordres de grandeur des valeurs des grandeurs introduites : densité particulaire ; nombre de collisions par unité de temps, de surface ; vitesse quadratique moyenne ; longueur d’onde de de Broglie associée à une entité... et savoir les utiliser de manière pertinente au cours de l’exposé. La notion de gaz parfait polyatomique doit être abordée.”

 **(2002)** – “Cette leçon nécessite d’avoir bien réfléchi à la logique de la démarche adoptée. On ne doit pas se limiter au seul cas du gaz monoatomique. L’interprétation cinétique de la notion de température est souvent confuse, en particulier dans le cas des gaz parfaits polyatomiques. Les conditions d’utilisation ou d’application du théorème de l’équipartition de l’énergie et la définition légale de la température doivent être connues.2”

 **(2001)** – “Dans cette leçon, on doit aussi étendre l’étude aux gaz parfaits polyatomiques. La notion de libre parcours moyen doit être mieux soulignée et il convient de donner les ordres de grandeurs des quantités utilisées.”

 **(2000)** – “Dans cette leçon, il faut évidemment distinguer les caractéristiques générales d’un gaz parfait de celles d’un gaz parfait monoatomique. La loi de distribution des vitesses de Maxwell doit être citée et commentée. Enfin, dans le calcul de la pression, est-il vraiment nécessaire de séparer les deux phases d’adsorption et de désorption.”

 **(1999)** – “Les limites du modèle sont souvent mal comprises (notion de libre parcours moyen par exemple). Le lien entre le modèle du gaz parfait et les gaz réels doit être détaillé.”

 **(1998)** – “Il est suggéré aux candidats de faire ressortir le fait que la pression est une grandeur macroscopique nécessitant pour être définie que l’on procède à une moyenne sur un grand nombre de chocs élémentaires. Beaucoup de candidats définissent le gaz parfait comme un modèle où "‘ ... aucune interaction ne s’exerce entre les molécules..."’, alors que le rôle des collisions y est essentiel. La notion de libre parcours moyen doit être introduite [NB : ce n’est pas une limitation du modèle]. L’exposé des limitations se résume trop souvent à l’énoncé de l’équation d’état de Van der Waals, alors que les effets quantiques ne sont que rarement mentionnés, de même que les rôles respectifs des interactions répulsives et attractives selon la valeur de la température.”

 **(1997)** – “ Avant de se lancer dans le calcul de la pression cinétique, il est nécessaire de discuter qualitativement les phénomènes à l’échelle microscopique.”

* 1’15 : XVIIe siècle Loi de Boyle Mariotte : Dispositif de boyle mariotte. Air 20 degré. Possibilité de faire varier le volume. Température thermostat. Loi de mariotte. Aspect expérimental. **Quels sont les limites de cette expérience ? Loi phénoménologique.** 4’50 Van Der Waals. I- Comment on construit ces fonctions d’états avec les diagrammes thermodynamiques. **II- Limites du modèles.**
* **Isothermes d’andrews : Ecart avec modèle du GP et Gaz réel. Le gaz réel a pression inférieur aux GP. Aux faibles dilutions, écart négligeable.**
* **7’53 : Amagat. Palier ( ?). Minimum courbe de boyle. Haute température et faible pression (favorise le GP)**
* **9’50 PV/nRT : numériquement si on a un GP ou pas. Si z=1 FACTEUR DE COMPRESSIBILITE**
* **Courbes idépendantes de la nature du gaz.**
* **12’26 Ecart modèle gaz parfait /gaz réel : par diagramme mais pas que… Si on dispose des équations d’état et capacité calorifique, on peut remonter à l’entropie. ( ???)**
* **13’21 : Van der Waals : Gaz prend en compte le volume. V-> V-nb Idée2 : Interaction entre molécule. Correction de la pression. Autant de pair de molécule N^2**
* **15’04 : Calcul** La capacité calorifique à volume constant ne dépend pas de la tepéraure. Interprétation que la prise encompte des interactions permet de modéliser des gaz réels.
* **18’00 :** Vérifier en quoi les corrections de VDW semble mieux suivre les courbes expérimentales. Amagat on peut remonter aux paramètres a et b à partir des point critiques.
* **19’26 :** Limites du modèle de Van Der Waals
* **20’30 :** Autre approche de corrections viriel. V🡪 lorsque p🡪0. On montre que z peu se mettre sous cette forme.
* **21’41 :** Autre approche d’étude des gaz parfait par la détente. Détente à énergie interne constante ; Joule Gay lussac. Pour un GP, pas de variation de température. Diminution de température pour VDW. Joule Thomson : Gaz parfait 🡪 pas d’abaissement de température.
* **23’43 : Fonder le modèle du Gaz parfait :** Considérer gaz si energie cinétique >Epi ; action >hbarre et si l’énergie potentielle d’interaction est négligeable. Validité de la description classique. Comment expression de l’énergie potentiel quand
* **28’41 :** On admet les distributions de maxwell déjà démontré. On peut trouver la loi des gaz parfait***. La température cinétique*** coincide avec la température thermodynamique.
* **33’44 : On retrouve l’équation d’état des gaz parfaits : Par une approche statistique.**
* **39’41 : L’aspect historique et expérimental. Travailler l’aspect phys stat. Ne pas parler des détentes.** Clapeyron, Amagat= Compressibilité. Parler que compressibilité.
* 42’07 : Gaz parfait. Avez-vous besoin de toute la thermodynamique pour faire la leçon ? On a juste vu le premier principe. On a peut être besoin du 2nd principe mais faire une pirouette.
* 45’05 : On a un thermostat. Pour mariotte. Il y a des échanges de chaleur pour maintenir T constant.
* 45’49. On a trop vite sur R. C’est une contante universelle. R ne dépend pas de la nature des gaz ! PV=nRT veut pas dire qu’on a un gaz parfait. Il faut d’autres conditions == Lois de joule etc. Conditions nécessaires.
* 47’26 : Patrick Puzo (?).Courbe 47’53.
* 48.31. Si Z vaut 0.7. On voit tout de suite qu’on a 30%.
* 49’55 : présentation heuristique historique. Il faut donner les unités. De a.
* 51’23 : Approximation sur la fonction de partition. On trouve que a est l’intégrale de l’énergie sur R ( ???) moyenne des interactions de van der Waals. On doit dire en 30 seconde. Relier 55’00. Sigma rayon des particules. Exposant 12. Il n’a pas de fondement théorique. Lennard-Jones. Terme répulsif pour rejeter l’exclusion de pauli. Pour les calculs c’était plus simple.
* **57’09. b=volume exclu. R devrait être D. Il manque un ½ à cause du comptage des pairs. Il y a un facteur 4 !!**
* **59’19 : On peut négliger le 1 devant N.**
* **1 :02 L’énergie augmente si j’éloigne les particules.**
* **1 :03 : Transition liquide-vapeur :** Etat métastable et état stable. La partie E C est interdite thermodynamiquement. La pression augmente avec le volume. Relié au coefficient -1/VdV/dP. Doit toujours être positif. On peut montrer avec la phys stat que ce coefficient doit être positif. Grand succès de l’équation de Van Der Waals. Le liquide n’est autre q’un gaz avec des interactions plus faibles.
* **1 :08. B positif Négatif.Viriel** Terme par terme on peut faire des graphes. Comment on fait ? 1’10. La meilleur modélisation des gaz réels est le viriel. Il existe des formules Starnam Kaling Au lieu d’avoir une série, on a une fraction rationnelle. Il faut absolument parler du viriel. Van der Waalls est bon pédagogiquement. Mais pas expé 1’11. Parler du changement de signe pour B !!! Il faut garder ce transparent.
* Van der Waals : On peut calculer a et b à partir des diagrammes. Ce n’est pas bon près de la transition de phase.
* On s’en fout qu’on peut relier les coefficients. La discussion essentielle est sur le signe de B. Le premier terme correspond aux interacion à 2 corps, le 2e terme à 3 corps. Le second terme est négligeable. 1/Vm est la concentration = probabilité de trouver particules à un endroit. P = 1/Bro. E = 1/ro^2. 1’17. Probabilité de trouver deux particules au même endroit. 1’18. B, C et D dépendent de la température. LE VIRIEL EST IMPORTANT !!
* Choix entre détente et diagramme.
* Validité de la description classique : Aspect quantique : gaz d’hélium ou gaz d’électron. En plus, il faut prendre la statistique quantique.
* Distribution canonique, normée, juste la présenter
* 1’27 : Principe ergodique. Temps de relaxation.
* 1’31 : Mieux introduire le facteur de boltzmann, normalisation. On présente l’origine de la formule. Il manque peut être le vecteur.
* 1’32 : Il faut mettre des barres car ce sont des moyennes.
* 1’33 : Calcul de la pression.
* 1’34 : Constatation expérimentale pV=nRT. Un modèle cinétique donne pV=nRT. Cette température absolue c’est la même que la moyenne de la valeur de l’énergie cinétique ; On relie un modèle microscopique. Définition thermo : On retrouve le même T que dans la loi pV=nRT.
* 1’36 : Energie cinétique de translation. La molécule n’a pas de degré de liberté interne. Mais les autres molécules peuvent avoir d’autres degré de liberté.
* 1’38 : C’est le produit de 3 exponentielles, c’est pour cela qu’on a le 3. Pas convaincu. Mais citer la rêgle d’équipartition. On l’a montré si on admet la statistique de Boltzmann.
* Polyatomique rigide : rotation. Non rigide : vibration. Montrer courbe des capacités.
* Température de vibration ne se voient pas à température ambiante.
* Attention 1’45. Facile d’obtenir PV=nRT avec une énergie libre.
* **Quels sont les modes de vibrations, rotations, translations : Gaz parfait d’électron.**
* **1 :48 : Hélium a 2 points critiques.**