

Programme de colle

n° 27

du 20 mai au 24 mai

Attention : dernier changement de barème question de cours et rapport

Cours

Les parties du cours *en italique* sont des compléments non exigibles.

Physique:

Thermodynamique

Introduction à la thermodynamique

Capacités :

- Connaître la valeur de la constante d'Avogadro.
- identifier un système ouvert, un système fermé, un système isolé.
- Comparer le comportement d'un gaz réel au modèle du gaz parfait sur des réseaux d'isothermes en coordonnées de Clapeyron ou d'Amagat.
- Connaître et utiliser l'équation d'état des gaz parfaits.
- Savoir que $U=U(T)$ pour un gaz parfait. Citer l'expression de l'énergie interne d'un gaz parfait monoatomique et diatomique.
- Connaître quelques ordres de grandeur de volumes molaires ou massiques dans les conditions usuelles de pression et de température

Notion de thermométrie :

- Grandeurs thermométriques, principes thermométriques (sans détail).
- Echelles thermométriques, échelles centésimales, échelle Celsius.
- Equilibre thermique, principe zéro.

Energie interne d'un GP et MIGP, capacité thermique isochore :

- Première définition de l'énergie interne d'un GP. Expression pour un GP monoatomique, 1^{ère} loi de Joule.
- Capacité thermique à volume constant C_v (massique, molaire, relation entre les deux).
- Evolution de C_v avec T , capacité thermique molaire d'un GP monoatomique puis diatomique. Interprétation qualitative des évolutions pour un gaz diatomique *et théorème d'équipartition*.
- Mélange idéal de GP : pression partielle, pression totale, relation entre pression partielle et pression totale, masse molaire du mélange (application à l'air). Energie interne du mélange et capacité thermique molaire du mélange.

Gaz réels, température absolue :

- Comportement des gaz réels, isothermes en diagramme d'Amagat, température de Mariotte, température critique.
- Etat liquide, gazeux et diphasiques (seront étudiés dans un chapitre à part).
- Coefficients de compressibilité isotherme et de dilatation isobare, interprétation, ODG pour les liquides et les gaz, conséquences.
- Comportement des gaz réels aux basses pressions.
- Définition de la température absolue, relation avec l'échelle Celsius.
- Interprétation physique de la pression dans un gaz réel: pression cinétique (effet répulsif) et pression moléculaire (effet attractif), modèle de l'équation d'état de Van der Waals.
- *Développements du Viriel : calcul des deux premiers coefficients dans le cas de l'équation de Van der Waals, calcul de la température de Mariotte sur l'équation de VdW.*

Chimie:

Chimie des solutions

Diagrammes potentiel – pH ou de Pourbaix

Capacités spécifiques :

- Attribuer les différents domaines d'un diagramme fourni à des espèces données.
- (Re)Trouver la valeur de la pente d'une frontière dans un diagramme potentiel-pH.
- Justifier la position d'une frontière verticale.
- Prévoir le caractère thermodynamiquement favorisé ou non d'une transformation par superposition de diagrammes.
- Discuter de la stabilité des espèces dans l'eau.
- Prévoir la stabilité d'un état d'oxydation en fonction du pH du milieu.
- Prévoir une éventuelle dismutation ou médiamutation.
- Confronter les prévisions à des données expérimentales et interpréter d'éventuels écarts en termes cinétiques.
- Présentation des diagrammes E-pH, intérêts.
- Conventions générales de tracé et de frontière.
- Principe de construction d'un diagramme potentiel-pH.
- Diagramme du Fer. Raccords par continuité.
- Diagramme de l'eau.
- Prédiction de réactions par superposition de diagrammes (sens de réaction et avancement en lien avec les écarts entre frontières : réaction thermodynamiquement favorisée ou non).
- Exemples :
 - Réaction entre l'iode et le fer en milieu acide.
 - Stabilité du fer dans l'eau : notion de corrosion, domaine d'immunité et de passivité.
 - ~~Diagramme E-pH de l'étain, exploitation.~~
- ~~Notions succinctes de blocage cinétique.~~
- ~~Diagramme du chlore : construction, dismutation et médiamutation, conservation.~~
- ~~Exemple :~~
 - ~~Diagramme E-pH de l'étain, exploitation.~~

Math pour la physique :

Informatique physique :

Questions de Cours sur 6 points

- Energie interne d'un gaz parfait, 1^{ère} loi de Joule.
- Expressions de l'énergie interne pour un GP monoatomique ou diatomique.
- Définition et expressions de C_v pour un GP monoatomique ou diatomique.
- Energie interne, C_v , d'un mélange idéal de gaz parfaits.
- Masse molaire d'un mélange idéal de gaz parfaits, cas de l'air (sec).
- Pression partielle, loi de Dalton.
- Définition de α ou χ_T , ODG, conséquences pour gaz ou liquide (quantifiée).
- Savoir interpréter les deux principales causes d'écarts gaz réels – gaz parfaits.
- Principe de construction d'un diagramme potentiel-pH.
- Construction du diagramme du Fer (espèces et données à rappeler).
- Construction du diagramme de l'eau (couples et potentiels standards à connaître).
- Prévoir les réactions possibles par superposition de diagrammes fournis.

Rem : suivant la longueur (et ou la difficulté de la question de cours), celle-ci peut comporter un ou plusieurs des points précédents...ou d'autres, au choix de l'interrogateur.

Travaux Pratiques

TP Chimie : dosage du dioxygène dissous : méthode de Winckler

Capacités : cf texte TP.

Exercices

Tout exercice sur l'induction (circuits fixes ou non) en 1^{er} exercice.

Tout exercice d'oxydoréduction (2nd exercice), simple pour E – pH (un diagramme et sans dismutation, type : construction, placement espèces, trouver équations frontière, par lecture déterminer un E^0 , $c_{tracé}$ ou une constante quelconque).

Compte rendu

Dès lors que le colleur attribue une **note inférieure à 10** à un étudiant, celui-ci (l'étudiant) doit me faire un rapport de colle donnant la question de cours et l'énoncé de l'exercice. Il doit sur ce rapport rédiger la question de cours et la solution à l'exercice.

Je remercie donc les colleurs de donner les notes aux étudiants en fin de colle ainsi que la question de cours et l'énoncé de l'exercice en cas de note inférieure à 9.

Avertissement aux étudiants :

si vous ne faites pas le rapport dans la semaine qui suit la colle, la note sera divisée par 2 !

Notation

Vous êtes libre dans l'appréciation de la prestation de l'étudiant. Toutefois je souhaite que vous :

Sanctionnez

- La méconnaissance des définitions, des énoncés des théorèmes ou expressions fondamentales et plus généralement du cours.

A terme, soit dès le début du second semestre, tout étudiant ne connaissant pas son cours (y compris le cours des programmes antérieurs) se verra attribué une note inférieure à 10. Toutefois le questionnement du cours hors programme de colle doit intervenir dans le cadre d'un exercice portant sur le programme de colle actuel et ne peut faire l'objet d'une question spécifique.

Ex : sur un programme de méca portant sur le TEC, on ne peut pas poser de questions de cours sur l'optique, les ondes etc. Mais si l'exercice porte sur la mesure d'une vitesse par effet Doppler par exemple, ceci devient possible dans le cadre de l'exercice.

Valorisez

- La prise d'initiative dans la recherche d'une solution.
- La justification soignée des arguments développés.
- L'utilisation de graphiques propres.
- La qualité de l'expression.
- Les calculs justes !

Informatique :

- Vous pouvez utiliser l'info dans vos exercices.

Rappels :

- Les programmes de colles sont valables 2 semaines (cours et exercices).
- Les parties du cours en italique ne sont pas exigibles en question de cours, mais peuvent faire l'objet d'exercices, en rappelant certains résultats ou en guidant pour les retrouver.
- Les points indiqués « question de cours » ne sont que des suggestions pour le colleur et des exemples pour les étudiants. En aucun cas ils n'indiquent que les points de cours à savoir !

Précisions :

- Il n'y a pas de barème pour l'exercice. L'examineur dispose en effet de points supplémentaires qu'il affecte selon la prestation de l'étudiant dans la limite toutefois d'une note globale ne dépassant pas 24, ramenée au final sur 20 bien entendu.