

| |
|---|
| MPSI – Physique/Chimie Programme de colle semaine 25 |
|---|

Mécanique (Newtonienne) du point et du solide :

La mécanique reste une dernière semaine au programme de colle (plutôt sous forme d'exercices pour terminer la colle s'il reste du temps).

Equilibres acido - basiques en solution aqueuse :

Même chose que la semaine dernière.

Dissolution et précipitation :

- Définitions : qu'est-ce qu'un « sel », une réaction de « dissolution » (et comment a-t-elle lieu : rôle de la permittivité diélectrique relative de l'eau), une réaction de « précipitation » ? Que signifie qu'une solution est « saturée » ?

- Notion de « produit de solubilité K_s d'un sel » : savoir que c'est la constante d'équilibre de la réaction de dissolution. Savoir que, pour qu'il y ait égalité entre le quotient réactionnel et la constante d'équilibre, il faut que le précipité soit présent en solution (autrement dit, que la solution soit saturée).

- Condition de précipitation : être capable de prédire, quand on mélange deux solutions, si un précipité va apparaître ou pas (il faut comparer le quotient réactionnel initial au K_s).

- Solubilité : définition et méthode de calcul. Savoir calculer la solubilité d'un sel dans une solution quelconque.

- Cas des hydroxydes métalliques : savoir calculer le pH d'apparition du précipité (à une concentration donnée) et tracer un diagramme d'existence du précipité en fonction du pH.

- Influence de la température sur la solubilité : notions qualitatives.

Introduction à la thermodynamique : (questions de cours et exercices simples)

- Qu'est ce que la thermodynamique ? Connaître quelques physiciens qui se sont illustrés dans ce domaine.

- Définitions : système fermé / ouvert / isolé. Variable extensive / intensive.

- Pression : définition, unités, principe du manomètre de Torricelli.

- Température : définition, formule $\frac{1}{2} Mv^2 = \frac{3}{2} RT$ (valable pour un gaz parfait) qui montre que la température est proportionnelle à l'énergie cinétique moyenne des molécules.

- Equilibre thermodynamique : équilibre mécanique + équilibre thermique + équilibre chimique. Savoir exploiter l'équilibre mécanique pour déterminer la pression à l'intérieur d'un récipient fermé par un piston mobile.

- Equation d'état :

- Cas du gaz parfait (constitué de molécules ponctuelles et sans interactions) : $PV = nRT$. Savoir tracer l'allure des isothermes du gaz parfait en coordonnées de Clapeyron ou d'Amagat.

- Cas des gaz réels : savoir interpréter les deux termes correctifs dans l'équation d'état de Van der Waals (l'équation en elle-même n'est pas à connaître par cœur !)

- Cas d'une phase condensée incompressible et indilatable : $V = \text{cte}$

- Energie interne : $U = E_{c,micro} + E_{p,micro}$ et capacité thermique à volume constant C_V telle que, si on chauffe un système en maintenant son volume constant, on ait : $\Delta U = C_V \Delta T$.

- Cas du gaz parfait : U ne dépend que de T (et pas de V) : c'est la « première loi de Joule ».
Pour un gaz parfait monoatomique, on a $U = \frac{3}{2}nRT$ (donc $C_V = \frac{3}{2}nR$) tandis que pour un gaz parfait diatomique on a $U = \frac{5}{2}nRT$ (donc $C_V = \frac{5}{2}nR$).

- Pour une phase condensée idéale, comme on néglige toutes les variations de volume, on parle de « capacité thermique » C tout court (pas la peine de préciser « à volume constant »), et on a donc $\Delta U = C \Delta T$.

- Notion de capacité thermique massique c et de capacité thermique molaire C_m . Savoir que la capacité thermique massique de l'eau est de l'ordre de $4000 \text{ J.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$ (ce qui signifie, concrètement, qu'il faut fournir une énergie de 4000 J pour augmenter de 1 K la température de 1 kg d'eau).