

MPSI – Physique/Chimie
Programme de colle semaine 24
(rentrée des vacances de printemps)

Mécanique :

Toute la mécanique de première année est au programme (pendant au moins deux semaines après la rentrée des vacances), avec une attention toute particulière sur les deux derniers chapitres : « théorème du moment cinétique » et « mouvements à force centrale ».

Equilibres acido - basiques en solution aqueuse :

- Définition d'un acide et d'une base au sens de Brønsted. Couple acide/base AH/A⁻. Monoacides et polyacides. Ampholytes.

- L'eau : solvant amphotère. Réaction d'autoprotolyse de l'eau et « produit ionique de l'eau » K_e. Définition du pH. Calcul du pH de l'eau pure à 25°C.

- Acides forts, ou « totalement dissociés » : ce sont ceux pour lesquels la réaction $AH + H_2O = A^- + H_3O^+$ est totale. Par exemple l'acide chlorhydrique HCl. Dans ce cas, la base conjuguée (par exemple Cl⁻) n'a aucune aptitude à capter des protons : on dit que c'est une base indifférente.

- « Classement des acides faibles » : un acide faible est tel que sa réaction avec l'eau : $AH + H_2O = A^- + H_3O^+$ n'est pas totale. Pour quantifier la force de l'acide, on utilise la constante

d'équilibre de cette réaction (appelée « constante d'acidité ») : $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$. On utilise aussi le

$$pK_a = -\log(K_a).$$

- Effet nivelant du solvant pour les acides forts et les bases fortes.

- Echelle d'acidité (échelle de pK_a) : utilisation de l'échelle pour prédire si une réaction acide-base sera plutôt avancée ou non (« règle du gamma »), et calculer sa constante d'équilibre.

- Formule : $pH = pK_a + \log\left(\frac{[base]}{[acide]}\right)$: la connaître si possible, et, surtout, être capable de la retrouver !

- Diagramme de prédominance : savoir tracer un diagramme de prédominance, y compris pour un polyacide.

- Calculs de pH : pH d'une solution d'acide fort, d'acide faible, de base forte ou de base faible. On se limite à des cas simple où il suffit de prendre en compte une seule réaction (« méthode de la réaction prépondérante »).

- Titrages acido-basiques : la réaction de titrage doit être totale, rapide et unique.

Connaître la verrerie et le matériel utilisés.

Savoir définir précisément l'équivalence d'un dosage, et calculer la concentration inconnue à partir du volume équivalent.

Savoir donner l'allure de la courbe du pH en fonction du volume versé ou bien de la conductivité en fonction du volume versé et expliquer qualitativement ces allures.

Notions de base sur les solutions tampon.

Indicateur coloré : comment choisir un indicateur adapté à un dosage ?

Introduction à la thermodynamique :

Remarque pour les colleurs : Sur ce chapitre, contentez-vous pour l'instant de questions de cours très simples : les élèves ont eu un document à lire pendant les vacances et le but est seulement de s'assurer qu'ils l'ont fait.

- Qu'est-ce que la thermodynamique ? (définition « à l'ancienne » et définition « plus moderne »). Bref historique (pouvoir citer quelques « grands noms » : Sadi Carnot, James Watt, James Joules, William Thomson (devenu Lord Kelvin), Ludwig Boltzmann...).

- Différence entre une fonction d'état extensive et une fonction d'état intensive. Exemples.

- Définition de la pression exercée par un fluide (formule $\overline{dF}_n = P \overline{dS}$). Unités. Mesure : principe du manomètre de Toricelli.

- Température : construction de l'échelle « empirique » de Celsius. Température « absolue » en Kelvin. Conversion Kelvin \leftrightarrow Celsius.

Interprétation microscopique (« cinétique ») de ce qu'est la température. Formule : $\frac{1}{2} Mv^2 = \frac{3}{2} RT$ pour un gaz parfait (permettant de déterminer la vitesse quadratique moyenne des molécules d'air).

- Notion « d'équilibre » thermodynamique.

- Modèle du gaz parfait et équation d'état du gaz parfait ($PV = nRT$). Savoir tracer l'allure des isothermes du gaz parfait en coordonnées de Clapeyron ou d'Amagat.

- Modèle d'une phase condensée incompressible et indilatable ($v = \text{cte}$).