

MPSI – Physique/Chimie Programme de colle semaine 7
--

Toute l'optique géométrique :

L'optique géométrique reste au programme de colle.

Introduction à la chimie : la matière et ses transformations, loi de l'équilibre chimique :

- Les trois états possibles d'un corps pur : gaz, liquide solide : savoir décrire (dans les grandes lignes) ces trois états. Pour l'état solide, connaître la différence entre un solide amorphe et un solide cristallin. Savoir ce qu'est l'allotropie (et donner un exemple).

- Changement d'état : connaître l'allure de la courbe (P,T) pour un corps pur, et être capable de retrouver les domaines d'existence du liquide, du solide et du gaz. Savoir ce que représentent le point triple et le point critique.

- Transformations de la matière : distinguer les trois types de transformations : transformations physiques (changement d'état), transformations chimiques (concernent les nuages électroniques : échanges d'électrons, établissement ou rupture de liaisons covalentes), transformations nucléaires (concernent le noyau : radioactivité, fission, fusion).

- Description d'un système physico-chimique : connaître la différence entre un paramètre intensif (température, pression, masse volumique) et un paramètre extensif (volume, masse, quantité de matière).

- Cas du gaz parfait : équation d'état $PV = nRT$

Mélange idéal de gaz parfaits : pressions partielles : $p_i = x_i P_{tot}$ où $x_i = \frac{n_i}{n_{tot}}$ est la fraction molaire du constituant i.

- Description d'une réaction chimique : équation bilan, coefficients stœchiométriques, coefficients stœchiométriques algébriques. Tableau d'avancement. Avancement de la réaction ξ tel que, pour tout constituant i : $n_i = n_i^0 + \nu_i \xi$ où n_i^0 est la quantité de matière initiale et ν_i le coefficient stœchiométrique algébrique. Avancement volumique $x = \frac{\xi}{V}$. Réactif limitant, avancement maximal, rendement.

- Notion d'activité d'une espèce chimique : elle vaut 1 pour le solvant ou pour un solide ou liquide seul dans sa phase. Sinon : $a_i = \frac{c_i}{c^0}$ pour un soluté (c^0 est la concentration standard, qui vaut 1 mol/L) et

$a_i = \frac{p_i}{P^0}$ pour un constituant dans un mélange de gaz (p_i est la pression partielle du constituant et P^0 la pression standard, qui vaut 1 bar).

- Quotient réactionnel Q_r .

- Loi de l'équilibre chimique : « loi d'action de masse » ou « loi de Guldberg et Waage » : la valeur du quotient réactionnel à l'équilibre est indépendante des conditions initiales, on l'appelle « constante d'équilibre thermodynamique » et on la note en général $K(T)$ (car elle dépend de la température). On a donc : $Q_{r,eq} = K(T)$.

Application : être capable, connaissant les concentrations initiales et la constante d'équilibre de la réaction, de déterminer les concentrations à l'équilibre (pour une solution aqueuse ou un mélange gazeux).

- Prévision du sens d'évolution d'une réaction : sens direct si $Q_{r,0} < K$ et sens inverse si $Q_{r,0} > K$ où $Q_{r,0}$ est le quotient réactionnel initial.

Cinétique chimique : (questions de cours uniquement)

- Qu'est-ce que la cinétique chimique et quel est son intérêt ?

- Vitesse de formation d'une espèce A : $v_f = \frac{d[A]}{dt}$

- Vitesse de disparition d'une espèce B : $v_d = -\frac{d[B]}{dt}$

- Vitesse de réaction : $v = \frac{dx}{dt} = \frac{1}{\nu_i} \frac{d[A_i]}{dt}$ où x est l'avancement volumique, A_i est un réactif ou produit quelconque et ν_i est son coefficient stœchiométrique algébrique.

- Influence de la concentration : notion d'ordre de réaction quand la vitesse de réaction peut s'écrire sous la forme $v = k \prod_{\text{réactifs}} [A_i]^{q_i}$ (les q_i sont les ordres partiels et la somme des q_i est l'ordre global).

Cas particulier des réactions d'ordre simple : les ordres partiels sont égaux aux coefficients stœchiométriques. (Attention : ce n'est pas le cas pour la plupart des réactions).