préparation du ds 1

SAVOIRS

❑ Connaître les noms des différents changements d'états.
❑Connaître l'équation d'état des gaz parfaits.
❑Savoir que la pression partielle d'un gaz i est la pression p_i de ce gaz dans un mélange de gaz. Si y_i est la fraction molaire de ce gaz, alors $p_i = y_i.p$ p étant la pression totale.
❑Connaître le lien entre pression partielle p_i, pression totale p et fraction molaire y_i.
❑Définition de l'avancement ξ et de l'avancement volumique ξ/V d'une réaction chimique.
❑Définition de l'activité a_i d'un composé i en fonction de son état physique : en phase condensée pure, solvant, soluté ou gaz parfait dans un mélange de gaz parfaits.
❑Relation de Guldberg et Waage : expression de la constante d'équilibre d'une réaction K°. K° ne dépend que de la température T.
❑Expression du quotient de réaction d'une réaction Q. En comparant cette grandeur instantanée à K°, on prévoit le sens d'évolution d'un système.
❑Existence de réactions totales, de réactions équilibrées. Parfois, un réactif limitant peut entraîner une rupture d'équilibre.
❑Connaître la loi de beer-Lambert : $A = \varepsilon.l.c$, avec le sens de chacun des termes intervenant.

SAVOIRS-FAIRE

❑Dessiner l'allure du diagramme de phases (P, T) d'un corps pur.
❑Pour un diagramme de phases (P, T), attribuer les domaines du solide, du liquide et du gaz ; identifier le point triple et le point critique ; interpréter le déplacement du point représentatif de l'état du système, à T constante, ou bien à p constante.
❑Recenser les constituants physico-chimiques présents dans un système. Décrire la composition d'un système à l'aide des grandeurs physiques pertinentes.
❑Appliquer l'équation d'état des gaz parfaits pour calculer une pression ou une quantité de matière sans faire d'erreur dans les unités : pression en Pa, volume en m^3, n en mol, T en K et R en $J.K^{-1}.mol^{-1}$.
❑Exprimer la pression partielle d'un gaz en mélange en fonction de la pression totale et des quantités de matière des gaz en présence dans le mélange. Ceci est facilité en faisant apparaître la quantité de matière gazeuse totale « en bout de ligne du tableau d'avancement » (dans une dernière colonne).
❑Reconnaître une transformation physique, chimique ou nucléaire.

❑Écrire l'équation de la réaction qui modélise une transformation chimique donnée et identifier les nombres stœchiométriques algébriques.
❑Exprimer l'activité d'une espèce chimique pure ou dans un mélange dans le cas de solutions aqueuses très diluées ou de mélanges de gaz parfaits avec référence à l'état standard.
❑Écrire la constante d'équilibre K° d'une réaction donnée en fonction des activités à l'équilibre.
❑Calculer le quotient de réaction d'une réaction donnée et savoir comparer le résultat à la constante d'équilibre (afin de prévoir le sens spontané d'évolution du système en évolution).
❑Dresser un tableau d'avancement (éventuellement volumique), identifier le réactif limitant, en calculant l'avancement maximal, le réactif en excès et reconnaitre des proportions stœchiométriques.
❑Utiliser une constante d'équilibre : pour déterminer l'état final d'équilibre d'un système en évolution.
❑Reconnaitre une réaction quantitative (ou quasi-totale) et faire les approximations usuelles afin de déterminer rapidement l'état final d'équilibre.
❑Savoir qu'avec un réactif en phase condensée (typiquement un solide), il peut y avoir une rupture d'équilibre si la quantité de matière de ce réactif n'est pas suffisante.
❑Savoir utiliser la loi de beer-Lambert : $A = \varepsilon.l.c$: à partir d'une mesure d'absorbance, revenir à une concentration ou bien déterminer le coefficient d'extinction molaire.