

# Programme de colle

S8 : 20 - 24 Novembre

## Questions de cours et exercices

### Évolution temporelle d'un système chimique

1. Savoir exprimer les coefficients stoechiométriques algébriques d'une réaction donnée.
2. Connaître la notion d'avancement de la réaction et savoir le relier (par définition) à l'avancement volumique et à la vitesse volumique de réaction.
3. Connaître la définition de la vitesse d'apparition et de disparition d'une espèce présente dans un bilan de réaction et savoir la relier à la vitesse volumique de réaction.
4. Connaître l'expression de la vitesse volumique d'une réaction admettant un ordre courant en fonction des concentrations et du facteur cinétique. Exprimer les ordres partiels dans le cas d'une réaction d'ordre simple (ou loi de Van't Hoff).
5. Savoir retrouver l'expression de la concentration d'un réactif en fonction du temps dont la réaction suit une loi d'ordre simple 0, 1 ou 2.
6. Savoir retrouver l'expression des temps de demi-réaction en fonction de l'ordre 0, 1 ou 2.
7. Savoir expliquer qu'il est possible, quand la situation le permet, de ramener une réaction présentant un ordre courant à une réaction d'ordre 0, 1 ou 2 en utilisant des conditions initiales stoechiométriques ou par loi d'isolement d'Ostwald (dégénérescence de l'ordre). Savoir interpréter dans ces cas si l'ordre apparent correspond à un ordre partiel ou à un ordre global.
8. Connaître la loi d'Arrhenius et interpréter l'influence d'une augmentation de température sur la cinétique de la réaction.

### Introduction aux équilibres chimiques

9. Savoir exprimer le quotient de réaction en fonction des activités des espèces chimiques intervenant dans la réaction.
10. Savoir exprimer l'activité d'une espèce chimique en fonction de son état physico-chimique.
11. Prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système chimique en fonction de la différence entre le quotient de réaction et la constante d'équilibre de la réaction.
12. Savoir distinguer les cas d'équilibre chimique ou de transformation totale.
13. Savoir construire un tableau d'avancement d'une réaction et relier le quotient de réaction à l'avancement molaire de la réaction.
14. Savoir déterminer le taux d'avancement à l'équilibre d'une réaction impliquant des espèces dans l'état gazeux (supposées se comporter comme des gaz parfaits) à partir de la valeur de la constante d'équilibre.

### Équilibres acido-basiques

15. Connaître les définitions de la constante d'acidité, du produit ionique de l'eau (valeur à connaître), du pH, d'un acide et d'une base (au sens de Brønsted).
16. Savoir retrouver le diagramme de prédominance d'un couple acido-basique à partir de l'expression du pKa du couple.

**Programme officiel :****Notions et contenus****Capacités exigibles****Évolution temporelle d'un système chimique  
Cinétique en réacteur fermé de composition uniforme**

Lois de vitesse : réactions sans ordre, réactions avec ordre simple (0, 1, 2), ordre global, ordre apparent. Temps de demi-vie d'un réactif, temps de demi-réaction.

Loi d'Arrhenius ; énergie d'activation.

Vitesses de consommation d'un réactif et de formation d'un produit. Vitesse de réaction pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique supposée sans accumulation d'intermédiaires. Relier la vitesse de réaction, dans les cas où elle est définie, à la vitesse de consommation d'un réactif ou de formation d'un produit.

Exprimer la loi de vitesse si la réaction chimique admet un ordre et déterminer la valeur de la constante cinétique à une température donnée. Déterminer la vitesse de réaction à différentes dates en utilisant une méthode numérique ou graphique. Déterminer un ordre de réaction à l'aide de la méthode différentielle ou à l'aide des temps de demi-réaction. Confirmer la valeur d'un ordre par la méthode intégrale, en se limitant strictement à une décomposition d'ordre 0, 1 ou 2 d'un unique réactif, ou se ramenant à un tel cas par dégénérescence de l'ordre ou conditions initiales stœchiométriques.

Déterminer la valeur de l'énergie d'activation d'une réaction chimique à partir de valeurs de la constante cinétique à différentes températures.

**Transformation chimique d'un système**

Modélisation d'une transformation par une ou plusieurs réactions chimiques. Équation de réaction ; constante thermodynamique d'équilibre.

Évolution d'un système lors d'une transformation chimique modélisée par une seule réaction chimique : avancement, activité, quotient réactionnel, critère d'évolution.

Composition chimique du système dans l'état final : état d'équilibre chimique, transformation totale.

Écrire l'équation de la réaction (ou des réactions) qui modélise(nt) une transformation chimique donnée.

Décrire qualitativement et quantitativement un système chimique dans l'état initial ou dans un état d'avancement quelconque. 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. Exprimer le quotient réactionnel. Prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système chimique.

Identifier un état d'équilibre chimique. Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique ou de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique.

Capacité numérique : déterminer, à l'aide d'un langage de programmation, l'état final d'un système, siège d'une transformation, modélisée par une réaction à partir des conditions initiales et valeur de la constante d'équilibre.

**Réactions acido-basiques**

Constante d'acidité, diagramme de prédominance, de distribution.

Exemples usuels d'acides et bases : nom, formule et nature – faible ou forte – des acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique, phosphorique, acétique, de la soude, l'ion hydrogénocarbonate, l'ammoniac.

Identifier le caractère acido-basique d'une réaction en solution aqueuse. Écrire l'équation de la réaction modélisant une transformation en solution aqueuse en tenant compte des caractéristiques du milieu réactionnel (nature des espèces chimiques en présence, pH...) et des observations expérimentales. Déterminer la valeur de la constante d'équilibre pour une équation de réaction, combinaison linéaire d'équations dont les constantes thermodynamiques sont connues. Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique.

Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires.