

Programme de colle

S12 : 18 - 22 décembre

Questions de cours et exercices

Équilibres acido-basiques

1. 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).
2. Savoir retrouver le diagramme de prédominance d'un couple acido-basique à partir de l'expression du pKa du couple.
3. Savoir prédire les réactions quantitatives entre espèces appartenant à différents couples acido-basiques à partir de l'échelle d'acidité et de la "règle du gamma". Savoir calculer la constante d'équilibre de ces réactions à partir des constantes d'acidité (données) et du produit ionique de l'eau.
4. Savoir tracer le tableau d'avancement lors d'un titrage d'un acide faible par une base forte et savoir donner l'expression approchée du pH avant et après l'équivalence.

Réactions de précipitation et de dissolution

5. Connaître les définitions du produit de solubilité et de la solubilité molaire ou massique.
6. Savoir calculer la solubilité d'un solide dans l'eau à partir du produit de solubilité. Savoir quantifier l'impact de l'effet d'ions communs sur la solubilité.
7. Prévoir l'état de saturation ou de non saturation d'une solution.
8. Savoir retrouver la condition limite d'existence d'un solide en fonction de la concentration des ions qu'il produit en solution. Pour les hydroxydes métalliques, savoir tracer un diagramme d'existence en fonction du pH.

Réactions d'oxydo-réduction

9. Savoir déterminer le nombre d'oxydation des éléments d'une espèce chimique sans avoir recours à la structure de Lewis de la molécule. Vérifier que le nombre d'oxydation d'un élément est compatible avec son nombre d'oxydation maximal ou minimal.
10. Savoir équilibrer une demi-équation rédox en milieu acide (équilibre du nombre d'éléments avec H^+ et H_2O) en partant de la différence du nombre d'oxydation entre le réducteur et l'oxydant d'un couple.
11. Connaître la formule de Nernst. Savoir l'appliquer sur un exemple concret de demi-équation rédox (savoir exprimer les activités des espèces chimiques en fonction de leur état).
12. Savoir construire un diagramme de prédominance ou d'existence pour un couple oxydant-réducteur.
13. Prévoir les réactions d'oxydoréductions thermodynamiquement favorisées à partir des potentiels standards (échelle des potentiels standards).
14. Savoir déterminer la polarité d'une pile et savoir calculer sa force électromotrice.
15. Savoir trouver la constante d'équilibre d'une équation d'oxydoréduction à partir des potentiels standards des deux couples oxydant-réducteurs.

Diagrammes potentiel-pH

16. Savoir tracer le diagramme E-pH de l'eau,
17. Savoir placer des espèces sur un diagramme E-pH dont les frontières sont déjà tracées,
18. Indiquer les domaines de corrosion, de passivation et d'immunité,
19. Savoir tracer une frontière associée à un phénomène de dismutation.

Programme officiel :**Notions et contenus****Capacités exigibles****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.

Réactions de dissolution, précipitation

Constante de l'équation de dissolution, produit de solubilité K_s , solubilité et condition de précipitation ; domaine d'existence ; facteurs influençant la solubilité.

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.

Prévoir l'état de saturation ou de non saturation d'une solution. Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires. Exploiter des courbes d'évolution de la solubilité d'un solide en fonction d'une variable.

Réactions d'oxydo-réduction**Oxydants et réducteurs, réactions d'oxydo-réduction**

Nombre d'oxydation.

Exemples d'oxydants et de réducteurs minéraux usuels : nom, nature et formule des ions thiosulfate, permanganate, hypochlorite, du peroxyde d'hydrogène.

Pile, tension à vide, potentiel d'électrode, formule de Nernst, électrodes de référence.

Aspect thermodynamique des réactions d'oxydo-réduction. Dismutation et médimutation.

Relier la position d'un élément dans le tableau périodique et le caractère oxydant ou réducteur du corps simple correspondant.

Prévoir les nombres d'oxydation extrêmes d'un élément à partir de sa position dans le tableau périodique.

Identifier l'oxydant et le réducteur d'un couple.

Décrire le fonctionnement d'une pile à partir d'une mesure de tension à vide ou à partir des potentiels d'électrode.

Prévoir qualitativement ou quantitativement le caractère thermodynamiquement favorisé ou défavorisé d'une réaction d'oxydo-réduction à partir des potentiels standard des couples.

Diagrammes potentiel-pH

Principe de construction, lecture et utilisation d'un diagramme potentiel-pH.

Diagramme potentiel-pH de l'eau

Identifier les différents domaines d'un diagramme fourni associés à des espèces chimiques données. Déterminer la valeur de la pente d'une frontière dans un diagramme potentiel-pH. Justifier la position d'une frontière verticale. Prévoir le caractère thermodynamiquement favorisé ou non d'une transformation par superposition de diagrammes.

Prévoir la stabilité des espèces dans l'eau. Prévoir une dismutation ou médimutation en fonction du pH du milieu. Confronter les prévisions à des données expérimentales et interpréter d'éventuels écarts en termes cinétiques.