Colles de Chimie
Chapitres C1 et C2

Jeremy Luccioni

Programme

— **C1 : Molécules**
— **C2 : Transformations chimiques**

Remarques importantes :
— Pas d'atomistique (les électrons de valence sont obtenus par la position dans la classification)
— Pas de calcul de moment dipolaire (seules la direction et le sens sont à déterminer)
— Calcul d'équilibres seulement pour des réactions uniques
— Pas de critère donné pour les réactions quantitatives (quasi-totales)

Liste des questions de cours

Chapitre C1 : Molécules

Question 1 : Définir la liaison covalente et citer les ordres de grandeur de sa longueur et de son énergie de liaison.
Question 2 : Énoncer la règle du duet et la règle de l'octet et donner la valence d'atomes courants.
Question 3 : Citer les écarts à la règle de l'octet et en donner des exemples.
Question 4 : Expliquer le principe de la théorie VSEPR et donner des exemples de géométries simples.
Question 5 : Expliquer l'origine de la polarisation d'une liaison covalente et définir son moment dipolaire ; justifier les conditions de polarisation d'une molécule.
Question 6 : Décrire les forces intermoléculaires (interactions de van der Waals et liaison hydrogène) et donner leur ordre de grandeur énergétique.
Question 7 : Citer les différentes caractéristiques d'un solvant et leurs conséquences sur la solubilité.

Chapitre C2 : Transformations chimiques

Question 8 : Énoncer la loi des gaz parfaits et exprimer la pression partielle d'un mélange idéal de gaz parfaits.
Question 9 : Donner l'expression de l'activité chimique d'un gaz parfait, d'un constituant de phase condensée, d'un soluté.
Question 10 : Définir le quotient réactionnel d'une transformation chimique.
Question 11 : Énoncer la loi de l'équilibre chimique (ou loi d'action de masse).
Question 12 : Énoncer le critère d'évolution spontané d'un système chimique.

Planche 1

Questions de cours

Question C1 : Expliquer le principe de la théorie VSEPR et donner des exemples de géométries simples.

Question C2 : Énoncer la loi de l'équilibre chimique (ou loi d'action de masse).

Exercice : Le dioxyde de soufre - structure et réactivité

Le dioxyde de soufre SO_2 est un gaz incolore utilisé comme conservateur alimentaire et intervient dans la fabrication de l'acide sulfurique.

Partie 1 : Structure et propriétés du dioxyde de soufre

On donne les électronégativités : $\chi_S = 2{,}58$; $\chi_O = 3{,}44$. Le soufre est dans la même colonne que l'oxygène.

1. Donner la représentation de Lewis de la molécule SO_2.
2. À l'aide de la théorie VSEPR, prévoir la géométrie de cette molécule et l'angle de liaison approximatif.
3. La molécule SO_2 est-elle polaire ? Justifier en indiquant la direction et le sens du moment dipolaire.
4. Le dioxyde de soufre est très soluble dans l'eau. Expliquer cette propriété en identifiant les interactions intermoléculaires mises en jeu.

Partie 2 : Oxydation du dioxyde de soufre

Le dioxyde de soufre peut être oxydé en trioxyde de soufre selon la réaction :

$$2\,SO_2(g) + O_2(g) = 2\,SO_3(g)$$

Dans un réacteur de volume $V = 8{,}0$ L maintenu à $T = 900$ K, on introduit initialement :

— $n^0_{SO_2} = 1{,}20$ mol

— $n^0_{O_2} = 0{,}80$ mol

À l'équilibre, on mesure $n^{eq}_{SO_3} = 0{,}90$ mol.

5. Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
6. Calculer l'avancement ξ_{eq} à l'équilibre et déterminer les quantités de matière de toutes les espèces à l'équilibre.
7. Calculer la pression totale dans le réacteur à l'équilibre.
8. Calculer les pressions partielles de chaque espèce à l'équilibre.
9. Écrire l'expression de la constante d'équilibre K^o et calculer sa valeur.
10. On ajoute 0,40 mol de O_2 au système à l'équilibre. Calculer le nouveau quotient réactionnel Q_r et prévoir le sens d'évolution du système.

Données : $R = 8{,}314$ J·K^{-1}·mol^{-1} ; $P^o = 1$ bar $= 10^5$ Pa

Planche 2

Questions de cours

Question C1 : Décrire les forces intermoléculaires (interactions de van der Waals et liaison hydrogène) et donner leur ordre de grandeur énergétique.

Question C2 : Donner l'expression de l'activité chimique d'un gaz parfait, d'un constituant de phase condensée, d'un soluté.

Exercice : Ammoniac - structure et équilibre de synthèse

L'ammoniac NH_3 est un gaz incolore à l'odeur piquante, synthétisé industriellement par le procédé Haber-Bosch. La réaction est éxothermique donc K^o diminue avec T qui augmente.

Partie 1 : Structure et propriétés de l'ammoniac

On donne les électronégativités : $\chi_N = 3{,}04$; $\chi_H = 2{,}20$.

1. Donner la représentation de Lewis de la molécule NH_3.
2. Prévoir la géométrie de la molécule à l'aide de la théorie VSEPR en précisant l'angle de liaison approximatif.
3. La molécule NH_3 est-elle polaire ? Justifier en indiquant la direction et le sens du moment dipolaire.
4. L'ammoniac est très soluble dans l'eau (environ 700 g·L^{-1} à 20°C). Expliquer cette solubilité exceptionnelle en identifiant les interactions intermoléculaires mises en jeu entre NH_3 et H_2O.
5. Comparer qualitativement les températures d'ébullition de NH_3 ($T_{eb} = -33$°C) et de PH_3 ($T_{eb} = -88$°C). Justifier cette différence.

Partie 2 : Équilibre de synthèse de l'ammoniac

La synthèse de l'ammoniac se fait selon la réaction :

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) = 2\,NH_3(g)$$

Dans un réacteur de volume $V = 10{,}0$ L maintenu à $T = 500$ K, on introduit initialement :

— $n^0_{N_2} = 0{,}50$ mol

— $n^0_{H_2} = 1{,}50$ mol

À cette température, la constante d'équilibre vaut $K^o = 6{,}0 \times 10^{-3}$.

6. Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
7. Les réactifs sont-ils introduits dans les proportions stœchiométriques ?
8. Écrire l'expression de la constante d'équilibre K^o en fonction des pressions partielles.
9. En supposant que la réaction est peu avancée ($\xi_{eq} \ll n^0_{N_2}$), montrer que :

$$K^o \approx \frac{4\xi_{eq}^2}{n^0_{N_2} \times (n^0_{H_2})^3} \times \left(\frac{RT}{V}\right)^{-2}$$

10. Calculer une valeur approchée de ξ_{eq} puis les quantités de matière à l'équilibre.
11. Calculer le taux d'avancement de la réaction. L'approximation était-elle justifiée ?
12. Proposer deux méthodes pour améliorer le rendement en ammoniac dans le procédé industriel. Justifier.

Données : $R = 8{,}314$ J·K^{-1}·mol^{-1} ; $P^o = 1$ bar $= 10^5$ Pa

Planche 3

Questions de cours

Question C1 : Énoncer la règle du duet et la règle de l'octet et donner la valence d'atomes courants.

Question C2 : Énoncer le critère d'évolution spontané d'un système chimique.

Exercice : Dioxyde d'azote - structure et équilibre de dissociation

Le tétraoxyde de diazote N_2O_4 est un gaz incolore qui se dissocie spontanément en dioxyde d'azote NO_2 brun-rouge selon :

$$N_2O_4(g) = 2\,NO_2(g)$$

Partie 1 : Structure et propriétés du dioxyde d'azote

On donne les électronégativités : $\chi_N = 3{,}04$; $\chi_O = 3{,}44$.

1. Donner la représentation de Lewis de NO_2. Cette molécule présente-t-elle une particularité ?
2. Prévoir la géométrie de la molécule NO_2 à l'aide de la théorie VSEPR en précisant l'angle de liaison approximatif.
3. La molécule NO_2 est-elle polaire ? Justifier en indiquant la direction et le sens du moment dipolaire.
4. Le NO_2 est un gaz toxique brun-rouge. Expliquer pourquoi un mélange contenant du N_2O_4 et du NO_2 peut changer de couleur selon les conditions.

Partie 2 : Équilibre de dissociation

Dans un ballon de volume $V = 2{,}50$ L maintenu à $T = 350$ K, on introduit $n_0 = 0{,}50$ mol de N_2O_4 pur. La constante d'équilibre à cette température vaut $K^o = 4{,}0$.

5. Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
6. Calculer la pression initiale avant toute dissociation.
7. Exprimer les pressions partielles de N_2O_4 et NO_2 à l'équilibre en fonction de l'avancement ξ_{eq}.
8. Écrire l'expression de la constante d'équilibre K^o en fonction de ξ_{eq}, V, T et des constantes.
9. On pose $\alpha = \xi_{eq}/n_0$. Montrer que : $K^o = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha} \times \frac{n_0 RT}{VP^o}$.
10. Résoudre l'équation pour déterminer α puis ξ_{eq}.
11. Calculer les quantités de matière et les pressions partielles de chaque espèce à l'équilibre.
12. Calculer le taux d'avancement de la réaction. Commenter.

Partie 3 : Influence de la température

On observe expérimentalement qu'en chauffant le ballon, le mélange gazeux devient plus foncé (plus de couleur brune).

13. Que peut-on déduire sur le sens de déplacement de l'équilibre lors d'une augmentation de température ?
14. La dissociation de N_2O_4 est-elle endothermique ou exothermique ? Justifier.
15. À $T = 400$ K, on mesure $K^o = 15$. Cette valeur est-elle cohérente avec votre réponse précédente ? Justifier.

Données : $R = 8{,}314$ J·K^{-1}·mol^{-1} ; $P^o = 1$ bar $= 10^5$ Pa

Planche Bonus (sans question de cours)

Exercice : Équilibre de dissociation et propriétés moléculaires

Le tétraoxyde de diazote N_2O_4 est un gaz incolore qui se dissocie en dioxyde d'azote NO_2 brun-rouge selon :

$$N_2O_4(g) = 2\,NO_2(g)$$

Partie 1 : Structure et propriétés de NO_2 et N_2O_4

On donne les électronégativités : $\chi_N = 3{,}04$; $\chi_O = 3{,}44$.

1. Donner la représentation de Lewis de NO_2. Cette molécule présente-t-elle une particularité ?
2. Prévoir la géométrie de la molécule NO_2 à l'aide de la théorie VSEPR en précisant l'angle de liaison approximatif.
3. La molécule NO_2 est-elle polaire ? Justifier en indiquant la direction et le sens du moment dipolaire.
4. Donner la représentation de Lewis de N_2O_4. Comment peut-on décrire la liaison entre les deux atomes d'azote ?
5. Prévoir la géométrie autour de chaque atome d'azote dans N_2O_4.

Partie 2 : Équilibre de dissociation à température constante

Dans un ballon de volume $V = 3{,}00$ L maintenu à $T = 350$ K, on introduit $n_0 = 0{,}60$ mol de N_2O_4 pur. La constante d'équilibre à cette température vaut $K^o = 4{,}0$.

6. Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
7. Calculer la pression initiale avant toute dissociation.
8. Exprimer les pressions partielles de N_2O_4 et NO_2 à l'équilibre en fonction de l'avancement ξ_{eq}, de V, T et des données.
9. Écrire l'expression de K^o en fonction de ξ_{eq} uniquement. On posera $\alpha = \xi_{eq}/n_0$ (taux de dissociation).
10. Montrer que K^o s'écrit : $K^o = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha} \times \frac{n_0 RT}{VP^o}$.
11. Résoudre l'équation du second degré pour déterminer α puis ξ_{eq}.
12. Calculer les quantités de matière et les pressions partielles de chaque espèce à l'équilibre.
13. Calculer la pression totale à l'équilibre. Comparer avec la pression initiale et commenter.

Partie 3 : Influence de la température et de la pression

On observe expérimentalement qu'en augmentant la température, le mélange gazeux devient plus foncé (plus de couleur brune).

14. Que peut-on déduire sur le sens de déplacement de l'équilibre lors d'une augmentation de température ?
15. La dissociation de N_2O_4 est-elle endothermique ou exothermique ? Justifier.
16. À $T = 400$ K, on mesure $K^o = 15$. Vérifier la cohérence avec votre réponse précédente.
17. On comprime le système précédent (à 350 K et à l'équilibre) en réduisant le volume de moitié. Dans quel sens l'équilibre va-t-il se déplacer ? Justifier qualitativement sans calcul.
18. Proposer deux méthodes expérimentales pour favoriser la formation de N_2O_4 à partir de NO_2.

Données : $R = 8{,}314$ J·K^{-1}·mol^{-1} ; $P^o = 1$ bar $= 10^5$ Pa