

Une épreuve de chimie du baccalauréat - Abitur - allemand

par Alfred MATHIS
Lycée Jean Rostand - 67000 Strasbourg

1. GÉNÉRALITÉS

Il s'agit d'un sujet correspondant à l'enseignement obligatoire proposé en Saxe en 1993/1994.

L'élève doit répondre aux questions de trois parties différentes notées A, B et C. Dans chaque partie l'élève doit traiter un des différents sujets proposés et notés par exemple (1) et (2). La partie C comporte des expériences à réaliser par l'élève sur place.

La durée totale de l'épreuve est de trois heures trente. Les coefficients des parties sont :

- A coefficient : 3,
- B coefficient : 2,
- C coefficient : 1.

2. SUJETS DE LA PARTIE A

2.1. Sujet A.(1) : Équilibres chimiques

1. La synthèse industrielle du gaz ammoniac, à partir des matières premières diazote, eau et méthane, fait intervenir des équilibres chimiques.

1.1. Écrire l'équation de la réaction de synthèse de l'ammoniac en précisant le caractère énergétique de celle-ci.

Préciser les caractères d'un équilibre chimique à l'aide de cet exemple.

1.2. Donner l'expression de la loi d'action de masse appliquée à cet équilibre.

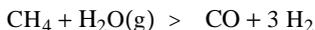
1.3. En vous aidant du tableau ci-après et de la loi d'action de masse, discuter la position de l'équilibre pour la synthèse étudiée.

p in MPa	T in K	K _c in l ² .mol ⁻²
0.1	673	1,7 . 10 ⁻⁴
0.1	773	0,15 . 10 ⁻⁴
0.1	873	0,024 . 10 ⁻⁴
0.1	773	0,15 . 10 ⁻⁴
3.0	773	0,16 . 10 ⁻⁴
10.0	773	0,17 . 10 ⁻⁴

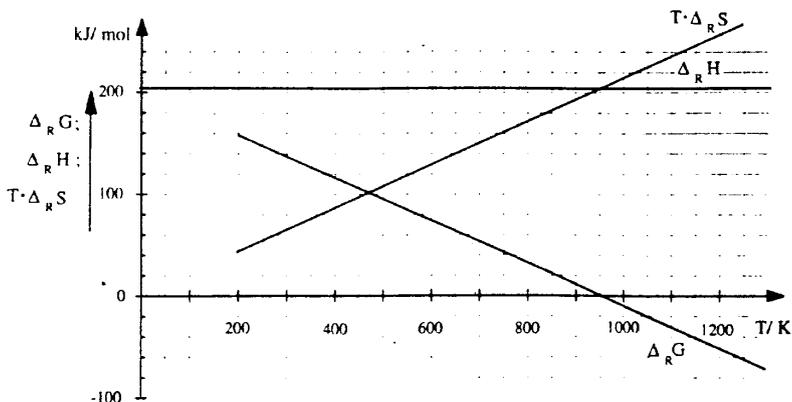
Constante d'équilibre K_c pour la réaction de synthèse de l'ammoniac.

Retrouver ces résultats en utilisant le principe de Le Chatelier et Braun.

2. Pour la synthèse du gaz dihydrogène nécessaire, on part de méthane et de vapeur d'eau que l'on fait réagir selon la réaction :



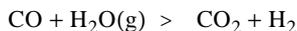
- 2.1. Calculer dans l'hypothèse d'une réaction totale, l'enthalpie de la réaction supposée réalisée dans les conditions standards.
- 2.2. On donne la représentation graphique, en fonction de la température, de la variation des fonctions :
- enthalpie de réaction,
 - enthalpie libre de réaction,
 - entropie de réaction,
- pour la réaction donnée en 2, selon la relation de Gibbs-Helmholtz $\Delta_R G = \Delta_R H - T \cdot \Delta_R S$.



En vous aidant de cette représentation graphique :

- établir la relation liant chacune des trois grandeurs à la température,
- donner la valeur de chaque grandeur pour les températures T_1 600 K ; T_2 950 K ; T_3 1200 K,
- que pouvez-vous dire sur le déroulement spontané de la réaction dans chaque sens à partir des valeurs trouvées. Justifier les réponses.

- 2.3. Le gaz de synthèse utilisé pour l'obtention de l'ammoniac est débarrassé du monoxyde de carbone par conversion selon la réaction :



Calculer la quantité de vapeur d'eau (nombre de moles) nécessaire dans les conditions suivantes :

le mélange initial renferme une mole de monoxyde de carbone et trois moles de dihydrogène. Le monoxyde de carbone doit être transformé à 90 %.

La constante d'équilibre vaut $K = 4$ à la température de réalisation.

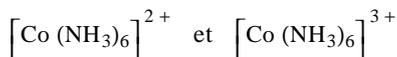
2.2. Sujet A.(2) : Éléments de transition

- I. Les éléments de transition ont des propriétés métalliques.

1.1. Préciser, à partir de la structure électronique, la position de l'élément manganèse dans la classification périodique des éléments. Justifier le fait que l'élément manganèse possède essentiellement les degrés d'oxydation + II et + VII.

1.2. Les métaux alcalino-terreux ne possèdent qu'un seul degré d'oxydation. Par contre les éléments de transition possèdent plusieurs degrés d'oxydation. Proposer une explication.

1.3. Les ions cobalt s'associent à l'ammoniac pour donner les deux ions complexes :



Nommer chacun de ces ions complexes.

Justifier la différence de stabilité de ces ions complexes.

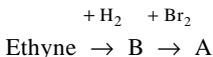
2. Pour obtenir du manganèse on procède au grillage du minerai de manganèse. L'oxyde de manganèse (II, III) alors obtenu est totalement réduit avec de l'aluminium.
 - 2.1. Écrire l'équation de réaction de l'oxyde de manganèse Mn_3O_4 avec l'aluminium.
 - 2.2. Calculer l'enthalpie de cette réaction.
 - 2.3. Quelle masse d'aluminium est nécessaire pour réduire 50 g d'oxyde de manganèse. Calculer l'enthalpie pour cette réaction.
3. La mise en évidence de l'ion manganèse II peut se faire par la réaction :

$$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{NO}_3^- + 4 \text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} + 2 \text{NO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O}$$
 - 3.1. Quelle est la nature de cette réaction ? Justifier.
 - 3.2. Préciser le rôle des ions nitrates et hydroxydes.
4. Une solution de permanganate de potassium se décolore lorsqu'elle est introduite dans une solution aqueuse de dioxyde de soufre. Il y a alors formation d'ions sulfates.
 - 4.1. Écrire les réactions chimiques correspondantes (écriture ionique).
 - 4.2. Justifier en utilisant les potentiels redox, le déroulement observé de cette réaction.

3. SUJETS DE LA PARTIE B

3.1. Sujet B.(1) : Dérivés halogénés

1. La combustion de 282 mg d'un dérivé halogéné renfermant uniquement du carbone, de l'hydrogène et du brome a donné 132 mg de dioxyde de carbone et 54 mg d'eau. La masse molaire moléculaire de la substance, notée A, est de $188 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 - 1.1. Déterminer la formule brute de la substance A.
 - 1.2. Proposer différentes formules développées pour la substance A. Nommer toutes les substances correspondantes.
 - 1.3. A partir des réactions proposées, ci-après, préciser la nature de la substance A. Écrire les réactions correspondantes.





2. Les dérivés chlorés et bromés du méthane sont obtenus par des réactions photochimiques dont le mécanisme est du type radicalaire.
 - 2.1. En prenant comme exemple la réaction de monochloration du méthane, expliquer l'ensemble des étapes (initiation, propagation, fin) mises en jeu. Écrire ces réactions.
 - 2.2. C'est l'énergie lumineuse qui permet la réaction d'initiation de la chloration ou de la bromation du méthane. Pour la réaction de chloration il faut une source de rayonnement UV. Pour la réaction de bromation une lumière blanche est suffisante.

Expliquer ces différences en utilisant les données ci-après :



On donne les énergies pour différentes radiations lumineuses :

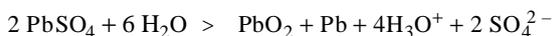
rouge	170 ... 197 kJ.mol ⁻¹	bleu	243 ... 271 kJ.mol ⁻¹
jaune	200 ... 206 kJ.mol ⁻¹	violet	271 ... 298 kJ.mol ⁻¹
vert	213 ... 243 kJ.mol ⁻¹	UV	> 298 kJ.mol ⁻¹

(ces énergies sont données par mole de photons).

3.2. Sujet B.(2) : Piles

1. Pour réaliser une pile on dispose des éléments suivants : plaque d'argent et plaque de zinc, solutions aqueuses de nitrate d'argent et de nitrate de zinc, nitrate de potassium, eau distillée, béchers, tube en U, fils de laine, bec Bunsen.
 - 1.1. Faire un schéma annoté de la pile que vous réalisez en utilisant les deux plaques métalliques disponibles.
 - 1.2. Expliquer le fonctionnement de cette pile.
 - 1.3. En utilisant uniquement des plaques d'argent, la solution de nitrate d'argent, l'eau distillée et la verrerie serait-il possible d'obtenir d'autres piles ?

2. Au cours de la charge d'un accumulateur au plomb se déroule une réaction électrochimique qui peut être représentée par le schéma réactionnel simplifié suivant :



- 2.1. Écrire les réactions se déroulant aux électrodes.
Caractériser l'ensemble du processus en ce qui concerne la transformation de l'énergie.
- 2.2. L'accumulateur au plomb contient à l'origine de l'acide sulfurique de concentration $4,5 \text{ mol.L}^{-1}$ et de masse volumique $1,26 \text{ g.mL}^{-1}$. Les variations de ces valeurs permettent de connaître l'état de charge de l'accumulateur. Préciser pourquoi et comment.
- 2.3. Un accumulateur reçoit au cours de sa charge, une charge électrique de 36 Ah sous une tension de 12 V.

Calculer la masse d'oxyde de plomb (IV) qui se forme au cours de la charge en supposant la réaction totale.

4. SUJETS DE LA PARTIE C

4.1. Sujet C.(1)

1. Vous avez à réaliser les expériences suivantes :

Expérience A

Placer dans un tube à essai une solution acidifiée de sel de Mohr. Ajouter gouttes à gouttes une solution diluée de permanganate de potassium.

Noter les observations.

Expérience B

Mettre dans un tube à essai une solution d'iodure de potassium et ajouter une solution de chlorure de fer III.

Ce mélange est réparti dans deux tubes à essai.

Dans le premier tube à essai ajouter quelques millilitres d'hexane et agiter. Dans le second tube à essai introduire un peu d'une solution d'amidon.

Noter les observations.

2. Interprétation

Pour les deux réactions redox écrire, sous forme ionique, les équations des réactions correspondantes. Préciser la réaction d'oxydation et la réaction de réduction. Justifier les observations expérimentales à l'aide des potentiels redox indiqués dans le tableau joint en annexe.

4.2. **Sujet C.(2)**

1. Vous disposez de tubes à essai numérotés contenant les solutions suivantes :

acide chlorhydrique dilué acétate de sodium
chlorure de potassium eau distillée
acide acétique dilué

1.1. Préciser comment vous pourriez identifier ces différentes substances. Justifier.

1.2. Dresser la liste des produits chimiques nécessaires à cette identification.

2. Réalisation expérimentale de l'identification

2.1. Effectuer l'identification selon les indications mises au point au paragraphe 1.1.

2.2. Interpréter les réactions réalisées et écrire les équations correspondantes.

2.3. Attribuer à chaque tube à essai la substance qui s'y trouve.

5. TABLEAUX DE VALEURS NUMÉRIQUES

Au sujet étaient joints un tableau donnant les valeurs des enthalpies de formation et de l'entropie pour un certain nombre de composés ainsi qu'un tableau donnant les valeurs des potentiels redox normaux pour différents couples redox.

6. CONCLUSION

Il est certainement intéressant de pouvoir comparer les contenus des sujets d'examen des différents pays européens. On y voit apparaître quelques différences au niveau des contenus des programmes de chimie

des différents pays. Ce qui me frappe personnellement dans les sujets de baccalauréat allemand et qui constitue une différence importante avec les sujets français c'est le caractère plus technique des questions. L'ensemble du sujet semble plus orienté vers la chimie pratique et réelle réalisée dans les installations de production et au laboratoire.