



CHIMIE
NIVEAU MOYEN
ÉPREUVE 2

Lundi 20 mai 2002 (après-midi)

1 heure

Nom

--

Numéro

--	--	--	--	--	--	--	--

INSTRUCTIONS DESTINÉES AUX CANDIDATS

- Écrivez votre nom et numéro de candidat dans les cases ci-dessus.
- N'ouvrez pas cette épreuve avant d'y être autorisé.
- Section A : Répondez à toute la section A dans les espaces prévus à cet effet.
- Section B : Répondez à une question de la section B. Écrivez vos réponses sur un livret de réponses supplémentaire. Indiquez le nombre de livrets utilisés dans la case ci-dessous. Écrivez votre nom et numéro de candidat sur la page de couverture des livrets supplémentaires et attachez-les à ce sujet d'examen au moyen des attaches fournies.
- À la fin de l'examen, indiquez dans les cases ci-dessous le numéro de question de la section B à laquelle vous avez répondu.

QUESTIONS CHOISIES		EXAMINATEUR	CHEF D'ÉQUIPE	IBCA
SECTION A	TOUTES	/20	/20	/20
SECTION B QUESTION	/20	/20	/20
NOMBRE DE LIVRETS DE RÉPONSES SUPPLÉMENTAIRES UTILISÉS	TOTAL /40	TOTAL /40	TOTAL /40

SECTION A

Les candidats doivent répondre à **toutes** les questions dans les espaces prévus à cet effet.

1. Les valeurs des rayons atomiques et des rayons ioniques des éléments de la 3ème période sont indiquées dans le tableau ci-dessous :

Symbole de l'élément	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Rayon atomique / 10^{-12} m	186	160	143	117	110	104	99
Rayon ionique / 10^{-12} m	98	65	45	42	212	190	181

- (a) Compléter le tableau suivant en indiquant le nombre de protons et le nombre d'électrons pour **chacune** des espèces spécifiées :

[3]

	Nombre de protons	Nombre d'électrons
Na
Al³⁺
P³⁻

- (b) Expliquer pourquoi le rayon **atomique** décroît du sodium au chlore.

[2]

.....

.....

.....

.....

- (c) Le rayon ionique de l'aluminium est inférieur à son rayon atomique. Le rayon ionique du phosphore est supérieur à son rayon atomique. Expliquer la grande différence de rayon ionique entre l'aluminium et le phosphore.

[2]

.....

.....

.....

.....

(Suite de la question à la page suivante)

(Suite de la question 1)

(d) Le sodium et le chlore réagissent tous les deux avec l'eau.

(i) Écrire une équation de la réaction du sodium avec l'eau et préciser si la solution obtenue est acide, neutre ou basique. [2]

.....
.....
.....

(ii) Écrire une équation de la réaction entre le chlore et l'eau et préciser si la solution obtenue est acide, neutre ou basique. [2]

.....
.....
.....

2. En solution aqueuse, l'hydroxyde de sodium est une base forte, tandis que l'ammoniac est une base faible.

(a) Utiliser la théorie de Brønsted-Lowry pour démontrer que ces deux composés appartiennent à la classe des bases. [1]

.....
.....

(b) Des solutions d'hydroxyde de sodium $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ et d'ammoniac $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ ont des conductivités électriques différentes.

(i) Déterminer quelle solution possède la conductivité électrique la plus élevée. Expliquer la réponse. [1]

.....
.....

(ii) Une solution d'ammoniac $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ a un pH d'environ 11. Comparer à cette valeur le pH d'une solution d'hydroxyde de sodium $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$. Expliquer la réponse. [2]

.....
.....
.....

(Suite de la question à la page suivante)

(Suite de la question 2)

- (c) Écrire une équation traduisant la réaction de l'ammoniac avec l'eau. Identifier **chaque** espèce en termes d'acide ou de base de Brønsted-Lowry. [2]

.....
.....
.....

3. On demande à un étudiant de préparer du sulfate de cuivre(II) 5 fois hydraté ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) en faisant réagir de l'oxyde de cuivre(II) (CuO) avec de l'acide sulfurique.

- (a) Calculer la masse molaire moléculaire du sulfate de cuivre(II) 5 fois hydraté. [1]

.....
.....

- (b) Calculer la quantité (en moles) de sulfate de cuivre(II) 5 fois hydraté présente dans un échantillon de 10,0 g. [1]

.....
.....

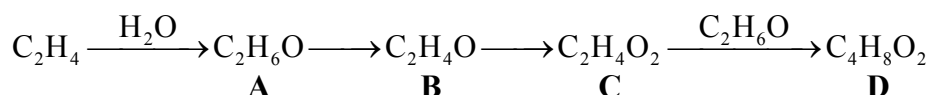
- (c) Calculer la masse d'oxyde de cuivre(II) à mettre en œuvre pour préparer cet échantillon de 10,0 g. [1]

.....
.....

SECTION B

Répondez à **une** question. Répondez sur un livret de réponses supplémentaire. Écrivez votre nom et numéro de candidat sur la page de couverture des livrets supplémentaires et attachez-les à ce sujet d'examen au moyen des attaches fournies.

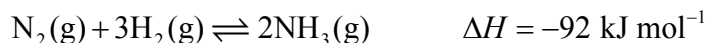
4. Cette question porte sur quatre composés **A**, **B**, **C** et **D** qui peuvent être préparés à partir de l'éthène par les réactions schématisées ci-dessous. Ces quatre composés sont tous liquides à température ambiante. La formule moléculaire de chaque composé est donnée. Deux des réactifs nécessaires sont indiqués au-dessus des flèches symbolisant les réactions.



Du magnésium a été ajouté à chaque composé et le seul qui ait produit un gaz est le composé **C**.

- (a) Utiliser l'information précédente pour identifier **chacun** des composés **A**, **B**, **C** et **D**. Nommer chaque composé. [4]
- (b) (i) Quel est le type de réaction impliqué dans la transformation de **C** en **D**? Indiquer un catalyseur utilisé dans cette réaction. Nommer l'autre produit formé lors de la réaction. [3]
- (ii) Écrire les formules développées de **A** et de **C**. [2]
- (iii) Citer une utilisation de composés du même type que **D** dans l'industrie agro-alimentaire. [1]
- (c) Identifier le gaz formé lorsque **C** réagit avec le magnésium et écrire l'équation de la réaction. Nommer l'autre produit formé lors de cette réaction. [3]
- (d) Classer les composés **A**, **B** et **C** dans l'ordre **croissant** de leurs températures d'ébullition (le composé dont la température d'ébullition est la plus basse figure en première position). Expliquer votre choix **dans chaque cas** en vous référant aux forces intermoléculaires. [4]
- (e) Le composé **C** possède un autre isomère. Nommer cet isomère et représenter sa formule développée. [2]
- (f) Aucun des composés **A**, **B**, **C** ou **D** n'existe sous la forme d'isomères optiques. Indiquer la caractéristique structurale que doit présenter un composé qui existe sous la forme d'isomères optiques. [1]

5. L'ammoniac est produit à grande échelle selon le procédé Haber. La réaction globale est la suivante :



- (a) Citer **deux** caractéristiques d'une réaction réversible à l'équilibre. [2]
- (b) La réaction ci-dessus est qualifiée d'*homogène*. Que signifie le terme *homogène* ? [1]
- (c) Écrire l'expression de la constante d'équilibre de cette réaction. [2]
- (d) Lorsqu'on mélange de l'azote et de l'hydrogène à température ambiante et sous la pression atmosphérique, la réaction est très lente. Dans l'industrie, les valeurs de pression et de température sont de l'ordre de 250 atmosphères et 450 °C.
- (i) Indiquer l'effet d'une augmentation de la température sur la vitesse de la réaction et sur la valeur de la constante d'équilibre de la réaction. [2]
- (ii) Indiquer l'effet d'une augmentation de la pression sur la vitesse de la réaction et sur la valeur de la constante d'équilibre de la réaction. [2]
- (iii) Suggérer une (des) raison(s) pour justifier le fait qu'on n'utilise pas des pressions de l'ordre de 1000 atmosphères. [1]
- (e) Nommer le catalyseur utilisé dans le procédé Haber. Expliquer son effet sur la valeur de la constante d'équilibre de la réaction. [3]
- (f) Utiliser la théorie des collisions pour expliquer l'effet d'une augmentation de la température sur la vitesse de la réaction entre l'azote et l'hydrogène. [3]
- (g) Un mélange d'azote et d'hydrogène est maintenu à 450 °C sous une pression de 250 atmosphères jusqu'à ce que l'équilibre soit atteint. Utiliser le principe de Le Châtelier pour expliquer comment va évoluer la position de l'équilibre dans les deux situations suivantes :
- (i) On élimine du milieu réactionnel une partie de l'ammoniac formé ; [2]
- (ii) On augmente la pression. [2]

6. (a) Les éléments sodium et fluor, ainsi que le composé fluorure de sodium, peuvent servir à montrer le lien entre le type de liaison, la structure et les propriétés physiques.
- (i) Décrire le type de liaison représenté dans le sodium métallique et expliquer pourquoi le sodium est bon conducteur de l'électricité. [4]
 - (ii) Représenter la structure de Lewis du fluor. Nommer et décrire les liaisons intramoléculaires et intermoléculaires du fluor liquide. [5]
 - (iii) Représenter les structures électroniques respectives du sodium et du fluor et expliquer la manière dont leurs atomes se combinent pour former le fluorure de sodium. [4]
 - (iv) Expliquer pourquoi le fluorure de sodium ne devient conducteur de l'électricité qu'une fois chauffé à une température supérieure à sa température de fusion. [1]
- (b) Représenter les molécules ci-dessous et, pour chaque cas, nommer la structure (forme) correspondante
- (i) SiH_4 ; [2]
 - (ii) PH_3 . [2]
- (c) Indiquer la valeur de l'angle de liaison dans SiH_4 . Expliquer pourquoi l'angle de liaison dans PH_3 est inférieur à celui de SiH_4 . [2]
-