

JUIN 1997

EXAMEN PROVINCIAL

MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE

CHIMIE 12

DIRECTIVES GÉNÉRALES

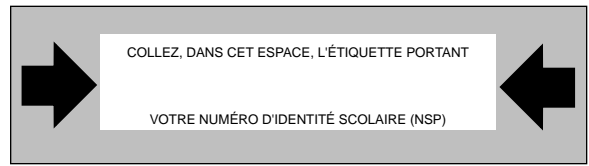
1. Collez les étiquettes portant votre numéro d'identité scolaire (NSP) dans les espaces prévus ci-dessus. **En aucun cas votre nom ou votre identité, autre que votre numéro d'identité scolaire, ne doit apparaître dans ce livret.**
2. Suivez les directives se trouvant sur la première page de la feuille de réponses.
3. Vous devez avoir un **crayon HB** et une gomme à effacer pour remplir la feuille de réponses. Suivez les directives de la feuille de réponses pour répondre aux questions à choix multiple.
4. Pour chaque question à développement, écrivez votre réponse dans l'espace prévu.
5. Lorsqu'on vous dira d'ouvrir ce livret, **vérifiez la numérotation des pages** afin de vous assurer qu'elles sont en ordre, de la page 1 jusqu'à la dernière page sur laquelle est écrit

FIN DE L'EXAMEN .

6. À la fin de l'examen, placez votre feuille de réponses sous la première page de couverture de ce livret et rendez le livret et la feuille de réponses à la personne chargée de la surveillance de l'examen.

PAGE BLANCHE

RÉSERVÉ AUX CORRECTEURS



EXAMEN PROVINCIAL – CHIMIE 12 – JUIN 1997

Code du cours = CHF Type d'examen = P

1. $\frac{\quad}{(4)}$

2. $\frac{\quad}{(2)}$

3. $\frac{\quad}{(3)}$

4. $\frac{\quad}{(4)}$

5. $\frac{\quad}{(2)}$

6. $\frac{\quad}{(3)}$

7. $\frac{\quad}{(2)}$

8. $\frac{\quad}{(4)}$

9. $\frac{\quad}{(3)}$

10. $\frac{\quad}{(3)}$

11. $\frac{\quad}{(2)}$

PAGE BLANCHE

EXAMEN PROVINCIAL – CHIMIE 12

	Valeur	Durée suggérée
1. Cet examen comporte deux parties :		
PARTIE A : 48 questions à choix multiple	48	70
PARTIE B : 11 questions à développement	32	50
	Total : 80 points	120 minutes

2. Les tableaux suivants se trouvent dans un document séparé, le **Livret de données** :

- Classification périodique des éléments
- Masse atomique des éléments
- Nom, formule et charge de certains ions communs
- Solubilité de composés communs dans l'eau
- Constantes du produit de solubilité à 25°C
- Force relative des acides et des bases de Brønsted-Lowry
- Indicateurs acide-base
- Potentiel normal de réduction des demi-cellules

Aucune autre documentation et aucun autre tableau ne sont permis.

3. L'utilisation d'une calculatrice scientifique d'un modèle approuvé est essentielle pour l'examen. La calculatrice doit être un appareil portatif conçu **uniquement** pour effectuer des calculs mathématiques tels que les fonctions logarithmiques et trigonométriques. Elle **peut être** programmable, mais elle **ne doit pas** pouvoir tracer de courbes. **Sont interdits** en salle d'examen tous les compléments à la calculatrice tels que les manuels, les cartes imprimées ou électroniques, les imprimantes, les cartes ou puces d'extension de mémoire et les claviers.

4. La durée de cet examen est de **deux heures**.

PAGE BLANCHE

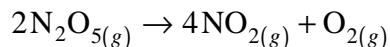
PARTIE A : QUESTIONS À CHOIX MULTIPLE

Valeur : 48 points

Durée suggérée : 70 minutes

DIRECTIVES : Pour chaque question, choisissez la **meilleure** réponse et inscrivez votre choix sur la feuille de réponses que l'on vous a donnée. À l'aide d'un crayon HB, noircissez complètement le cercle contenant la lettre qui correspond à votre réponse.

1. Soit la réaction :



À une température donnée, la vitesse de décomposition de N_2O_5 est de $2,5 \times 10^{-6}$ mol/s.
La vitesse de formation de NO_2 est

- A. $1,0 \times 10^{-5}$ mol/s
- B. $1,3 \times 10^{-6}$ mol/s
- C. $2,5 \times 10^{-6}$ mol/s
- D. $5,0 \times 10^{-6}$ mol/s

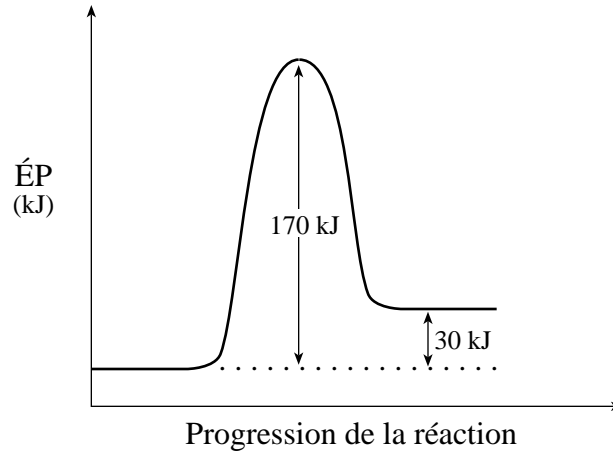
2. Parmi les facteurs suivants, quels sont ceux qui influencent la vitesse des réactions homogènes et hétérogènes?

I.	nature des réactifs
II.	présence d'un catalyseur
III.	température du système
IV.	concentration des réactifs

- A. I et IV seulement
- B. II et III seulement
- C. II, III et IV seulement
- D. I, II, III et IV

TOURNEZ LA PAGE

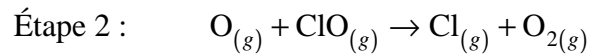
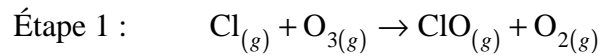
3. Soit le graphique de l'énergie potentielle :



L'énergie d'activation de la réaction inverse est de

- A. 30 kJ
- B. 140 kJ
- C. 170 kJ
- D. 200 kJ

4. Considérez le mécanisme réactionnel suivant :



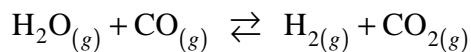
Le produit intermédiaire de la réaction est

- A. Cl
- B. O₂
- C. O₃
- D. ClO

5. Dans un mécanisme réactionnel, l'étape déterminante de la vitesse est

- A. la plus rapide et elle a l'énergie d'activation la plus basse.
- B. la plus rapide et elle a l'énergie d'activation la plus élevée.
- C. la plus lente et elle a l'énergie d'activation la plus basse.
- D. la plus lente et elle a l'énergie d'activation la plus élevée.

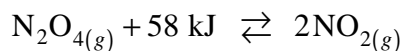
6. Soit la réaction d'équilibre suivante :



À haute température, on place H_2O et CO dans un contenant fermé. À mesure que le système s'approche de l'équilibre,

- A. la vitesse de la réaction directe et la vitesse de la réaction inverse augmentent.
- B. la vitesse de la réaction directe et la vitesse de la réaction inverse diminuent.
- C. la vitesse de la réaction directe diminue et la vitesse de la réaction inverse augmente.
- D. la vitesse de la réaction directe augmente et la vitesse de la réaction inverse diminue.

7. Soit la réaction d'équilibre suivante :



L'équilibre se déplace vers la droite

- A. lorsqu'on ajoute du NO_2 .
- B. lorsqu'on enlève du N_2O_4 .
- C. lorsqu'on abaisse la température.
- D. lorsqu'on augmente le volume du système.

8. Lorsqu'une réaction endothermique a atteint l'équilibre,

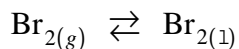
- A. l'enthalpie minimale et l'entropie maximale favorisent les produits.
- B. l'enthalpie minimale et l'entropie maximale favorisent les réactifs.
- C. l'enthalpie minimale favorise les produits et l'entropie maximale favorise les réactifs.
- D. l'enthalpie minimale favorise les réactifs et l'entropie maximale favorise les produits.

9. Un système en équilibre se déplace vers la gauche lorsqu'on élève la température. La réaction directe est

- A. exothermique et ΔH est positif.
- B. exothermique et ΔH est négatif.
- C. endothermique et ΔH est positif.
- D. endothermique et ΔH est négatif.

TOURNEZ LA PAGE

10. Soit le système suivant à l'équilibre :



L'expression représentant la constante d'équilibre de ce système est :

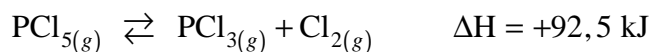
A. $K_{\text{éq}} = \frac{[\text{Br}_{2(l)}]}{[\text{Br}_{2(g)}]}$

B. $K_{\text{éq}} = [\text{Br}_{2(g)}]$

C. $K_{\text{éq}} = \frac{1}{[\text{Br}_{2(g)}]}$

D. $K_{\text{éq}} = [\text{Br}_{2(g)}][\text{Br}_{2(g)}]$

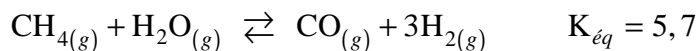
11. Soit la réaction d'équilibre suivante :



Lorsque la température diminue, l'équilibre

- A. se déplace vers la gauche et la valeur de $K_{\text{éq}}$ augmente.
- B. se déplace vers la gauche et la valeur de $K_{\text{éq}}$ diminue.
- C. se déplace vers la droite et la valeur de $K_{\text{éq}}$ augmente.
- D. se déplace vers la droite et la valeur de $K_{\text{éq}}$ diminue.

12. Soit la réaction d'équilibre suivante :



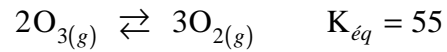
À l'équilibre, $[\text{CH}_4] = 0,40 \text{ mol/L}$, $[\text{CO}] = 0,30 \text{ mol/L}$ et $[\text{H}_2] = 0,80 \text{ mol/L}$.

La $[\text{H}_2\text{O}]$ est de

- A. 0,067 mol/L
- B. 0,11 mol/L
- C. 2,2 mol/L
- D. 5,3 mol/L

TOURNEZ LA PAGE

13. Soit le système suivant à l'équilibre :



Lorsqu'on introduit 0,060 mol de O_3 et 0,70 mol de O_2 dans un récipient de 1,0 L,

- A. $K_{\text{éq}}$ à l'essai $> K_{\text{éq}}$ et $[\text{O}_2]$ augmente.
- B. $K_{\text{éq}}$ à l'essai $< K_{\text{éq}}$ et $[\text{O}_2]$ augmente.
- C. $K_{\text{éq}}$ à l'essai $> K_{\text{éq}}$ et $[\text{O}_2]$ diminue.
- D. $K_{\text{éq}}$ à l'essai $< K_{\text{éq}}$ et $[\text{O}_2]$ diminue.

14. Lequel des composés suivants forme une solution moléculaire lorsqu'il est dissous dans l'eau?

- A. $\text{HCl}_{(g)}$
- B. $\text{NaNO}_{3(s)}$
- C. $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$
- D. $\text{K}_2\text{SO}_{4(s)}$

15. Lequel des composés suivants sera le plus soluble dans l'eau à 25°C ?

- A. AgI
- B. PbS
- C. MgSO_4
- D. $\text{Ba}(\text{OH})_2$

16. On a ajouté une solution contenant un cation inconnu à trois solutions et les observations suivantes ont été notées :

SOLUTION	OBSERVATION
NaI	aucun précipité
Na ₂ SO ₄	précipité
NaOH	aucun précipité

Le cation inconnu est

- A. Pb²⁺
B. Sr²⁺
C. Ca²⁺
D. Ag⁺
17. Si la solubilité de Pb(OH)₂ est de 0,155 g/L, alors la concentration de chacun des ions ci-dessous dans une solution saturée de Pb(OH)₂ est de :
- A. [Pb²⁺] = 0,155 g/L et [OH⁻] = 0,155 g/L
B. [Pb²⁺] = 0,052 g/L et [OH⁻] = 0,103 g/L
C. [Pb²⁺] = 6,43 × 10⁻⁴ mol/L et [OH⁻] = 1,29 × 10⁻³ mol/L
D. [Pb²⁺] = 6,43 × 10⁻⁴ mol/L et [OH⁻] = 6,43 × 10⁻⁴ mol/L
18. L'expression du K_{ps} pour une solution saturée de Ca₃(PO₄)₂ est
- A. K_{ps} = [Ca²⁺][PO₄³⁻]
B. K_{ps} = [Ca²⁺]³[PO₄³⁻]²
C. K_{ps} = [3Ca²⁺][2PO₄³⁻]
D. K_{ps} = [3Ca²⁺]³[2PO₄³⁻]²

TOURNEZ LA PAGE

19. À 25°C, la solubilité d'un composé inconnu est de $7,1 \times 10^{-5}$ mol/L. Le composé est

- A. CuI
- B. AgI
- C. CaCO₃
- D. CaSO₄

20. À 25°C, la solubilité de Mg(OH)₂ est de

- A. $1,1 \times 10^{-32}$ mol/L
- B. $5,6 \times 10^{-12}$ mol/L
- C. $2,4 \times 10^{-6}$ mol/L
- D. $1,1 \times 10^{-4}$ mol/L

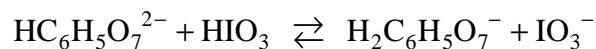
21. Une base de Brønsted-Lowry est définie comme une espèce chimique qui

- A. accepte des protons.
- B. neutralise des acides.
- C. donne des électrons.
- D. produit des ions hydroxyde en solution.

22. Laquelle des solutions suivantes aura la plus grande conductivité électrique?

- A. HCN à 1,0 mol/L
- B. H₂SO₄ à 1,0 mol/L
- C. H₃PO₄ à 1,0 mol/L
- D. CH₃COOH à 1,0 mol/L

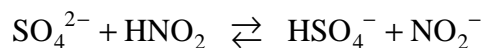
23. Soit la réaction d'équilibre suivante :



L'ordre des acides et des bases de Brønsted-Lowry est

- A. acide, base, acide, base
- B. acide, base, base, acide
- C. base, acide, acide, base
- D. base, acide, base, acide

24. Dans la réaction ci-dessous :



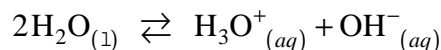
l'équilibre favorisera

- A. les produits de réaction parce que HSO_4^- est un acide plus faible que HNO_2 .
- B. les réactifs parce que HSO_4^- est un acide plus faible que HNO_2 .
- C. les produits de réaction parce que HSO_4^- est un acide plus fort que HNO_2 .
- D. les réactifs parce que HSO_4^- est un acide plus fort que HNO_2 .

25. L'équation ionique nette de l'hydrolyse de Na_2CO_3 est

- A. $\text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+ \rightleftharpoons \text{NaOH} + \text{H}^+$
- B. $\text{H}_2\text{O} + 2\text{Na}^+ \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{O} + 2\text{H}^+$
- C. $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{O}^{2-}$
- D. $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$

26. Soit la réaction d'équilibre suivante :



On ajoute quelques gouttes de HCl à 1,0 mol/L au système ci-dessus. Lorsque l'équilibre est rétabli,

- A. la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a augmenté et la $[\text{OH}^-]$ a diminué.
- B. la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a augmenté et la $[\text{OH}^-]$ a augmenté.
- C. la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a diminué et la $[\text{OH}^-]$ a augmenté.
- D. la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a diminué et la $[\text{OH}^-]$ a diminué.

27. Dans une solution dont la $[\text{OH}^-]$ est de $1,5 \times 10^{-4}$ mol/L, la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est de

- A. $6,7 \times 10^{-11}$ mol/L
- B. $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L

TOURNEZ LA PAGE

C. $1,5 \times 10^{-4}$ mol/L

D. $1,2 \times 10^{-2}$ mol/L

28. Le pH de l'eau pure est de 6,52 à 60°C. La $[\text{OH}^-]$ est de

- A. $3,3 \times 10^{-8}$ mol/L
- B. $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L
- C. $3,0 \times 10^{-7}$ mol/L
- D. $8,1 \times 10^{-1}$ mol/L

29. Considérez les données suivantes :

ESPÈCES CHIMIQUES	VALEUR DE K_a
H_3AsO_4	$5,0 \times 10^{-5}$
H_2AsO_4^-	$8,0 \times 10^{-8}$
HAsO_4^{2-}	$6,0 \times 10^{-10}$

La valeur de K_b pour H_2AsO_4^- est

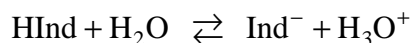
- A. $2,0 \times 10^{-10}$
- B. $8,0 \times 10^{-8}$
- C. $1,2 \times 10^{-7}$
- D. $1,7 \times 10^{-5}$

30. Une solution de NH_4NO_2 à 1,0 mol/L est

- A. acide parce que $K_a > K_b$
- B. basique parce que $K_a > K_b$
- C. acide parce que $K_a < K_b$
- D. basique parce que $K_a < K_b$

TOURNEZ LA PAGE

31. Soit la réaction d'équilibre d'un indicateur :



Lorsqu'on ajoute quelques gouttes de rouge de phénol à du NaOH à 1,0 mol/L, l'équilibre

- A. se déplace vers la gauche et la couleur de la solution devient rouge.
- B. se déplace vers la droite et la couleur de la solution devient rouge.
- C. se déplace vers la gauche et la couleur de la solution devient jaune.
- D. se déplace vers la droite et la couleur de la solution devient jaune.

32. Lorsqu'on titre du NH_3 à 1,0 mol/L avec du HCl à 1,0 mol/L, l'indicateur le plus approprié est

- A. le violet de méthyle.
- B. le carmin d'indigo.
- C. la phénolphtaléine.
- D. le vert de bromocrésol.

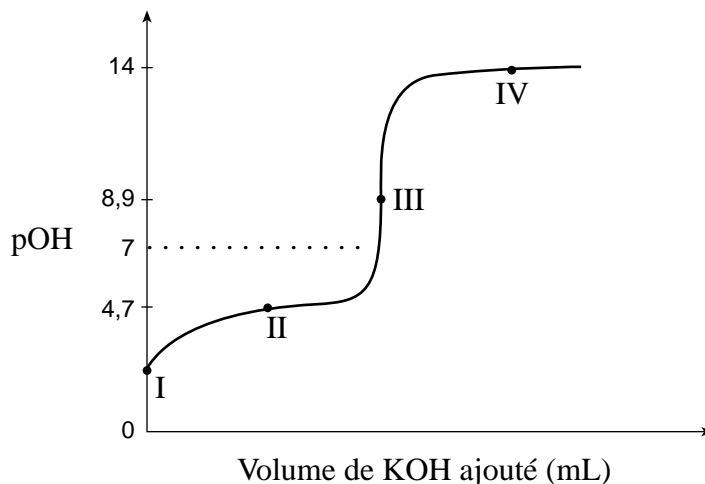
33. Une équation ionique nette représentant la réaction entre HNO_2 à 1,0 mol/L et NaOH à 1,0 mol/L est

- A. $\text{Na}^+ + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{NaNO}_2$
- B. $\text{H}^+ + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$
- C. $\text{HNO}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$
- D. $\text{HNO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

34. Lorsqu'on dose HNO_2 0,1 M par NaOH 0,1 M, le pH au point d'équivalence est :

- A. égal à 7 parce que HNO_2 est un acide faible et NaOH est une base faible.
- B. inférieur à 7 parce que HNO_2 est un acide faible et NaOH est une base forte.
- C. égal à 7 parce que HNO_2 est un acide fort et NaOH est une base forte.
- D. supérieur à 7 parce que HNO_2 est un acide faible et NaOH est une base forte.

35. Considérez la courbe de titrage de la neutralisation de CH_3COOH par KOH :



Sur le graphique ci-dessus, la solution agit comme tampon au point

- A. I
- B. II
- C. III
- D. IV

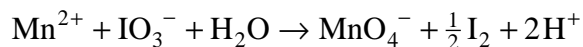
36. Parmi les oxydes suivants, lequel donnera la solution aqueuse la plus basique?

- A. SO_2
- B. CO_2
- C. BaO
- D. ClO

37. Un agent oxydant est une substance qui

- A. accepte des protons.
- B. donne des protons.
- C. accepte des électrons.
- D. donne des électrons.

38. Soit la réaction d'oxydo-réduction :



Le réducteur est :

- A. I_2
- B. IO_3^-

TOURNEZ LA PAGE

C. H_2O

D. Mn^{2+}

39. La substance qui est la plus susceptible de gagner des électrons au cours d'une réaction d'oxydoréduction spontanée est

A. I_2

B. Li

C. Au

D. Hg

40. L'équation de la réaction spontanée entre Sn et HCl à 1,0 mol/L est

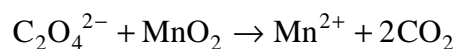
A. $\text{Sn} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{H}^+$

B. $\text{Sn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{H}_2$

C. $\text{Sn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

D. $\text{Sn} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{Cl}_2$

41. Lors de la réaction d'oxydo-réduction :



le nombre d'oxydation des atomes de carbone

A. a augmenté de 1.

B. a augmenté de 2.

C. a diminué de 2.

D. a diminué de 4.

42. Une solution de nitrate de plomb(II) peut être emmagasinée en toute sécurité dans un contenant fait de

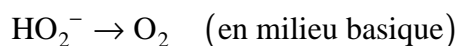
A. Cu

B. Ni

C. Fe

D. Zn

43. Considérez la demi-réaction suivante :



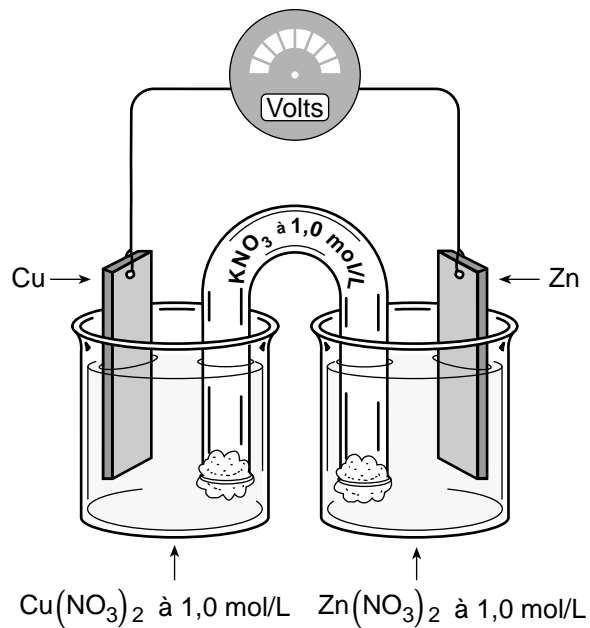
L'équation équilibrée est

A. $\text{HO}_2^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}^+ + 2\text{e}^-$

- B. $2\text{HO}_2^- + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$
C. $2\text{HO}_2^- + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$
D. $\text{HO}_2^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$

44. Pour déterminer la $[\text{Fe}^{2+}]$ lors d'un dosage d'oxydoréduction, un agent oxydant approprié est
- A. SO_4^{2-} en solution acide.
 - B. H_3PO_4 en solution acide.
 - C. MnO_4^- en solution acide.
 - D. MnO_4^- en solution basique.

Répondez aux questions 45 et 46 à l'aide du schéma de la pile électrochimique suivant.



45. Lorsque la pile ci-dessus fonctionne,
- A. les ions de cuivre migrent dans le pont de sel.
 - B. les cations migrent vers l'électrode de zinc.
 - C. la masse de l'électrode de cuivre augmente.
 - D. les anions migrent vers l'électrode de cuivre.
46. La tension initiale de la pile est de
- A. 0,42 V
 - B. 0,91 V
 - C. 1,10 V
 - D. 1,28 V

47. L'électrolyse du sel fondu met en jeu la migration

- A. d'anions seulement.
- B. de cations seulement.
- C. d'électrons seulement.
- D. de cations et d'anions.

48. Lors de l'électroplaqage d'une cuillère en fer avec de l'argent, la demi-réaction se produisant sur la cuillère est

- A. $\text{Ag}^+_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$
- B. $\text{Ag}_{(s)} \rightarrow \text{Ag}^+_{(aq)} + e^-$
- C. $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$
- D. $\text{Fe}_{(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

TOURNEZ LA PAGE

**Fin de la section des questions à choix multiple.
Répondez aux questions suivantes directement dans ce livret d'examen.**

PARTIE B : QUESTIONS À DÉVELOPPEMENT

Valeur : 32 points

Durée suggérée : 50 minutes

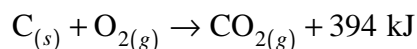
DIRECTIVES : Vous devez communiquer vos connaissances et votre compréhension des principes de la chimie d'une manière claire et logique.

Les étapes et les hypothèses vous menant à une solution doivent être écrites dans l'espace offert après chaque question.

Les réponses doivent être accompagnées des unités appropriées et du nombre requis de chiffres significatifs.

Dans les questions exigeant des calculs, on N'attribuera PAS le nombre maximal de points pour la réponse seule.

1. La combustion du charbon, C, produit du dioxyde de carbone gazeux selon l'équation suivante :



- a) Quelle est la valeur de ΔH pour cette réaction? **(1 point)**

- b) À l'aide de la théorie des collisions, expliquez pourquoi un morceau de charbon ne réagit pas avec l'oxygène à température et à pression ambiantes. **(1 point)**

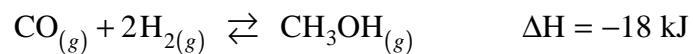
- c) De nombreux désastres survenus dans des mines de charbon ont été provoqués par une étincelle mettant le feu à de la poussière de charbon dans l'air. Expliquez ce phénomène à l'aide de la théorie des collisions. **(2 points)**

Note pour la question 1 :

1. _____
(4)

TOURNEZ LA PAGE

2. Soit la réaction d'équilibre suivante :



À l'aide du principe de Le Chatelier, expliquez l'effet des changements suivants sur le nombre de moles de CH_3OH présentes à l'équilibre.

a) Ajout d'un catalyseur. **(1 point)**

b) Diminution du volume du système. **(1 point)**

Note pour la
question 2 :

TOURNEZ LA PAGE

(2)

3. Soit la réaction d'équilibre suivante :



On place un nombre égal de moles de H_2 et de I_2 dans un contenant de 1,00 L.

À l'équilibre, $[\text{HI}] = 0,160 \text{ mol/L}$. Calculez la $[\text{H}_2]$ initiale. **(3 points)**

Note pour la
question 3 :

TOURNEZ LA PAGE

(3)

4. a) Écrivez l'équation ionique nette de la réaction de précipitation qui se produit lorsqu'on mélange des solutions de NaIO_3 et de AgNO_3 . **(1 point)**
- b) À l'aide des calculs appropriés, expliquez pourquoi il y a formation d'un précipité lorsqu'on ajoute 15,0 mL de NaIO_3 à 0,50 mol/L, à 35,0 mL de AgNO_3 à 0,50 mol/L. **(3 points)**

Note pour la
question 4 :

TOURNEZ LA PAGE

(4)

5. Quelle est la $[\text{CO}_3^{2-}]$ maximale pouvant être présente dans une solution de AgNO_3 à $1,3 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$?

(2 points)

Note pour la
question 5 :

5. _____
(2)

6. a) Écrivez l'équation ionique nette de la réaction prédominante entre NaHSO_3 et NaHC_2O_4 . **(2 points)**

b) Expliquez pourquoi les réactifs sont favorisés dans la réaction ci-dessus. **(1 point)**

Note pour la question 6 :
6. _____
(3)

7. Quelle est la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dans une solution formée par l'ajout de 60,0 mL d'eau à 40,0 mL de KOH à 0,040 mol/L? **(2 points)**

Note pour la question 7 :

7. _____
(2)

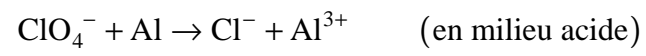
8. Calculez le pH de 100,0 mL de H_3BO_3 à 0,400 mol/L.

(4 points)

Note pour la question 8 :
8. _____ (4)

9. Équilibrez la réaction d'oxydoréduction suivante :

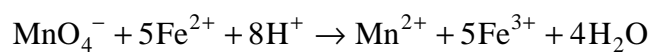
(3 points)



Note pour la
question 9 :

9. _____
(3)

10. Un échantillon de fer impur a été dissous dans un acide. Le Fe^{2+} présent dans cette solution a été titré avec KMnO_4 à 0,0210 mol/L. À l'aide du tableau de données et de l'équation d'oxydoréduction ci-dessous, déterminez le nombre de moles de Fe^{2+} dans l'échantillon. **(3 points)**

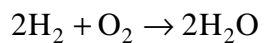


ESSAI	VOLUME de KMnO_4
1	37,26 mL
2	35,18 mL
3	35,22 mL

Note pour la
question 10 :

10. _____
(3)

11. La réaction globale dans une pile à combustible est la suivante :



a) Écrivez l'équation de la demi-réaction à l'anode.

(1 point)

b) La réaction globale est-elle spontanée? Expliquez.

(1 point)

Note pour la
question 11 :

11. _____
(2)

FIN DE L'EXAMEN