

JUIN 1996

EXAMEN PROVINCIAL

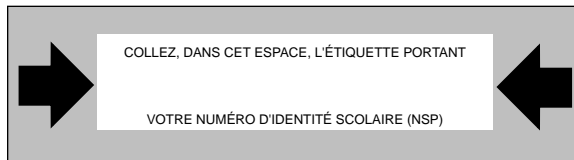
MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE

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. Pour répondre aux questions à choix multiple, suivez les directives de la feuille de réponses.
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



_____ - _____

EXAMEN PROVINCIAL – CHIMIE 12 – JUIN 1996

Code du cours = CHF Type d'examen = P

1. _____
(2)

2. _____
(1)

3. _____
(2)

4. _____
(3)

5. _____
(4)

6. _____
(4)

7. _____
(2)

8. _____
(4)

9. _____
(3)

10. _____
(4)

11. _____
(3)

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 certains composés dans l'eau
- Constantes du produit de la 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

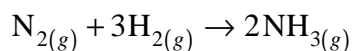
PARTIE A : QUESTIONS À CHOIX MULTIPLE

Valeur : 48 points

Durée suggérée : 70 minutes

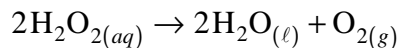
DIRECTIVES : Pour chaque question, choisissez **la meilleure** réponse et inscrivez votre choix sur la feuille de réponses que l'on vous a donnée. À l'aide d'un crayon HB, noircissez complètement le cercle contenant la lettre qui correspond à votre réponse.

1. Considérez la réaction suivante :



Si la vitesse de formation de NH_3 est de $9,0 \times 10^{-4}$ mol/s, alors la vitesse de consommation de N_2 est de

- A. $4,5 \times 10^{-4}$ mol/s.
 - B. $6,0 \times 10^{-4}$ mol/s.
 - C. $9,0 \times 10^{-4}$ mol/s.
 - D. $1,4 \times 10^{-3}$ mol/s.
2. Considérez la réaction suivante :



Lorsqu'on ajoute 1,0 g de KI au H_2O_2 , des bulles de O_2 sont produites à un rythme plus élevé. Lorsque la réaction est complète, la masse de KI est de 1,0 g. Le KI est

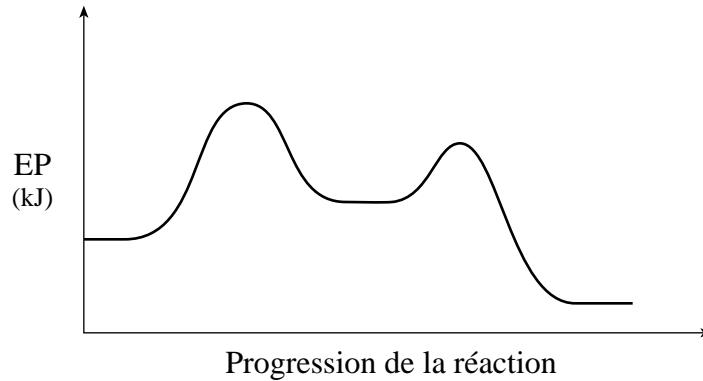
- A. un produit.
 - B. un catalyseur.
 - C. un réactif.
 - D. un intermédiaire de la réaction.
3. Lesquelles des conditions suivantes sont nécessaires pour que des collisions efficaces se produisent?

- I. Une géométrie favorable aux collisions
- II. Suffisamment d'énergie cinétique
- III. Un ΔH important

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

TOURNEZ LA PAGE

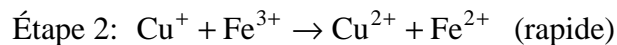
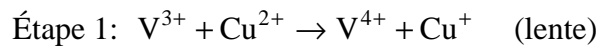
4. Considérez le diagramme de l'énergie potentielle suivant :



Le diagramme de l'énergie potentielle ci-dessus représente une

- A. réaction exothermique comportant une étape.
- B. réaction exothermique comportant deux étapes.
- C. réaction endothermique comportant une étape.
- D. réaction endothermique comportant deux étapes.

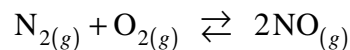
5. Considérez le mécanisme réactionnel suivant :



L'intermédiaire de la réaction est le

- A. Cu^{+}
- B. Cu^{2+}
- C. V^{3+}
- D. Fe^{3+}

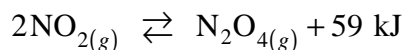
6. Considérez l'équilibre suivant :



L'azote gazeux et l'oxygène gazeux réagissent lorsqu'on les place dans un contenant fermé. À mesure que la réaction tend vers l'équilibre, la vitesse de la réaction inverse

- A. augmente lorsque la concentration des produits diminue.
- B. diminue lorsque la concentration des produits diminue.
- C. augmente lorsque la concentration des produits augmente.
- D. diminue lorsque la concentration des produits augmente.

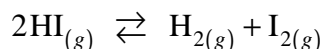
7. Considérez l'équilibre suivant :



Pour l'équation ci-dessus,

- 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 réactifs et l'entropie maximale favorise les produits.
- D. l'enthalpie minimale favorise les produits et l'entropie maximale favorise les réactifs.

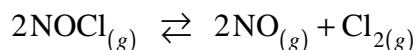
8. Considérez l'équilibre suivant :



À température et à volume constants, on ajoute du I_2 à l'équilibre ci-dessus. Un nouvel état d'équilibre se produit en raison d'un déplacement vers la

- A. gauche et d'une diminution nette de $[\text{H}_2]$.
- B. gauche et d'une augmentation nette de $[\text{H}_2]$.
- C. droite et d'une augmentation nette de $[\text{H}_2]$.
- D. droite et d'une diminution nette de $[\text{H}_2]$.

9. Considérez l'équilibre suivant :

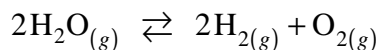


Un contenant de 1,0 L à l'équilibre renferme 1,0 mole de NOCl, 0,70 mole de NO et 0,40 mole de Cl_2 . À température et à volume constants, on ajoute 0,10 mole de NOCl. Comparées aux concentrations de «l'ancien» équilibre, les concentrations du «nouvel» équilibre sont

	$[\text{NOCl}]$	$[\text{NO}]$	$[\text{Cl}_2]$
A.	nouvelle = ancienne	nouvelle = ancienne	nouvelle = ancienne
B.	nouvelle > ancienne	nouvelle > ancienne	nouvelle > ancienne
C.	nouvelle < ancienne	nouvelle < ancienne	nouvelle > ancienne
D.	nouvelle < ancienne	nouvelle > ancienne	nouvelle > ancienne

TOURNEZ LA PAGE

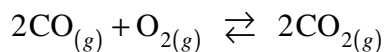
10. Considérez l'équilibre suivant :



Lorsqu'on place 0,1010 mole de H_2O dans un contenant de 1,000 L, l'équilibre est établi. La concentration de O_2 à l'équilibre est de 0,0010 mol/L. Les concentrations de H_2O et de H_2 à l'équilibre sont

	$[\text{H}_2\text{O}]$	$[\text{H}_2]$
A.	0,0990	0,0020
B.	0,1000	0,0010
C.	0,1005	0,0005
D.	0,1010	0,0020

11. Considérez l'équilibre suivant :



Le rapport utilisé pour calculer la constante d'équilibre est

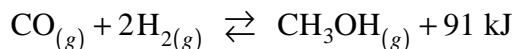
A. $\frac{[2\text{CO}]^2[\text{O}_2]}{[2\text{CO}_2]^2}$

B. $\frac{[2\text{CO}_2]^2}{[2\text{CO}]^2[\text{O}_2]}$

C. $\frac{[\text{CO}]^2[\text{O}_2]}{[\text{CO}_2]^2}$

D. $\frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2[\text{O}_2]}$

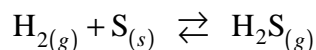
12. Considérez l'équilibre suivant :



Un changement de température du système ci-dessus augmente la valeur de la constante d'équilibre. Le nouvel état d'équilibre a été établi par un déplacement vers la

- A. gauche résultant d'une diminution de température.
- B. droite résultant d'une diminution de température.
- C. gauche résultant d'une augmentation de température.
- D. droite résultant d'une augmentation de température.

13. Considérez l'équilibre suivant :



Un contenant de 1,0 L à l'équilibre renferme 0,050 mole de H_2 , 0,050 mole de S et 1,0 mole de H_2S . La valeur de $K_{\text{éq}}$ est de

- A. $2,5 \times 10^{-3}$
- B. $5,0 \times 10^{-2}$
- C. $2,0 \times 10^1$
- D. $4,0 \times 10^2$

14. Lorsqu'on ajoute 250 mL de $\text{Sr}(\text{OH})_2$ à 0,36 mol/L à 750 mL d'eau, les concentrations ioniques résultantes sont

- A. $[\text{Sr}^{2+}] = 0,12 \text{ mol/L}$ et $[\text{OH}^-] = 0,12 \text{ mol/L}$
- B. $[\text{Sr}^{2+}] = 0,12 \text{ mol/L}$ et $[\text{OH}^-] = 0,24 \text{ mol/L}$
- C. $[\text{Sr}^{2+}] = 0,090 \text{ mol/L}$ et $[\text{OH}^-] = 0,090 \text{ mol/L}$
- D. $[\text{Sr}^{2+}] = 0,090 \text{ mol/L}$ et $[\text{OH}^-] = 0,180 \text{ mol/L}$

15. Lequel des composés suivants pourrait-on utiliser pour préparer une solution d'ion hydroxyle à 0,20 mol/L ?

- A. KOH
- B. $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- C. $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- D. $\text{Zn}(\text{OH})_2$

16. Lorsqu'on mélange des volumes égaux de K_2CrO_4 à 0,20 mol/L et de AgNO_3 à 0,20 mol/L, il y a formation d'un précipité rouge. L'équation ionique nette de cette réaction est

- A. $\text{K}^+_{(aq)} + \text{NO}_3^-_{(aq)} \rightarrow \text{KNO}_{3(s)}$
- B. $2\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{CrO}_4^{2-}_{(aq)} \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_{4(s)}$
- C. $\text{K}_2\text{CrO}_{4(aq)} + 2\text{AgNO}_{3(aq)} \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_{4(s)} + 2\text{KNO}_{3(s)}$
- D. $2\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{CrO}_4^{2-}_{(aq)} + 2\text{K}^+_{(aq)} + 2\text{NO}_3^-_{(aq)} \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_{4(s)} + 2\text{KNO}_{3(s)}$

TOURNEZ LA PAGE

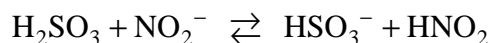
17. Lequel des composés suivants pourrait-on utiliser pour séparer Pb^{2+} de Ba^{2+} par précipitation?
- Na_2S
 - NaOH
 - Na_2CO_3
 - Na_2SO_4
18. La solubilité molaire du sulfure de fer(II) est de
- $3,6 \times 10^{-37}$ mol/L
 - $3,0 \times 10^{-19}$ mol/L
 - $6,0 \times 10^{-19}$ mol/L
 - $7,7 \times 10^{-10}$ mol/L
19. Lorsqu'on mélange des volumes égaux de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ à 2,0 mol/L et de KCl à 2,0 mol/L,
- il y a formation d'un précipité parce que le produit ionique $< K_{ps}$
 - il y a formation d'un précipité parce que le produit ionique $> K_{ps}$
 - il n'y a formation d'aucun précipité parce que le produit ionique $< K_{ps}$
 - il n'y a formation d'aucun précipité parce que le produit ionique $> K_{ps}$
20. Considérez l'équilibre suivant :
- $$\text{AgCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$$
- Lorsqu'on ajoute $\text{Br}^-_{(aq)}$ à une solution saturée de AgCl ,
- plus de AgCl se dissout et son produit de solubilité augmente.
 - plus de AgCl précipite et son produit de solubilité diminue.
 - plus de AgCl se dissout et son produit de solubilité demeure constant.
 - plus de AgCl précipite et son produit de solubilité demeure constant.

21. Lesquelles des propriétés suivantes sont communes aux acides **et** aux bases?

- I. Ont une saveur amère.
- II. Conduisent un courant électrique.
- III. Provoquent un changement de couleur du papier tournesol neutre.

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

22. Considérez l'équilibre suivant :



Les acides et les bases de Brønsted-Lowry sont respectivement

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

23. La solution à 0,10 mol/L qui a **la plus grande** conductivité électrique est

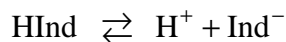
- A. H_2S
- B. H_2SO_4
- C. H_2SO_3
- D. H_2CO_3

24. Laquelle des réactions suivantes favorise les produits?

- A. $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^- + \text{CH}_3\text{COOH}$
- B. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^- \rightleftharpoons \text{HC}_2\text{O}_4^- + \text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$
- C. $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{HCOO}^- \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{HCOOH}$
- D. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$

TOURNEZ LA PAGE

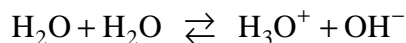
25. Considérez l'équilibre suivant :



Dans une solution basique, l'indicateur vert de bromocrésol est

- A. bleu et $[\text{HInd}]$ est inférieure à $[\text{Ind}^-]$
- B. jaune et $[\text{HInd}]$ est inférieure à $[\text{Ind}^-]$
- C. bleu et $[\text{HInd}]$ est supérieure à $[\text{Ind}^-]$
- D. jaune et $[\text{HInd}]$ est supérieure à $[\text{Ind}^-]$

26. Considérez l'équilibre suivant :



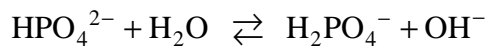
Lorsqu'on ajoute une solution de $\text{Sr}(\text{OH})_2$, l'équilibre se déplace vers la

- A. gauche et $[\text{H}_3\text{O}^+]$ augmente.
- B. gauche et $[\text{H}_3\text{O}^+]$ diminue.
- C. droite et $[\text{H}_3\text{O}^+]$ augmente.
- D. droite et $[\text{H}_3\text{O}^+]$ diminue.

27. Une solution aqueuse qui contient plus d'ions hydronium que d'ions hydroxyle est une

- A. solution basique.
- B. solution acide.
- C. solution neutre.
- D. solution étalon.

28. Considérez l'équilibre suivant :



La valeur de la constante d'ionisation de la base est de

- A. $2,2 \times 10^{-13}$
- B. $6,2 \times 10^{-8}$
- C. $1,6 \times 10^{-7}$
- D. $4,5 \times 10^{-2}$

29. L'équation ionique nette de la réaction d'hydrolyse qui se produit dans une solution de NaF est

- A. $F^{-}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons HF_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$
B. $NaF_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NaOH_{(aq)} + HF_{(aq)}$
C. $NaF_{(s)} + 2H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H_3O^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)} + Na^{+}_{(aq)} + F^{-}_{(aq)}$
D. $Na(H_2O)_6^{+}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H_3O^{+}_{(aq)} + Na(H_2O)_5(OH)^{+}_{(aq)}$

30. Placez les solutions à 0,10 mol/L suivantes en ordre croissant de $[H_3O^{+}]$.

NaBr NH_4Cl LiCN

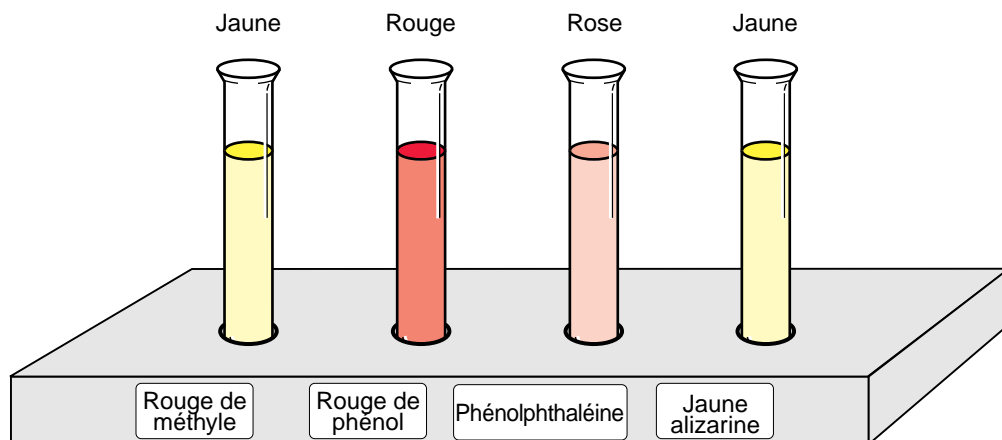
- A. LiCN, NaBr, NH_4Cl
B. NH_4Cl , NaBr, LiCN
C. NH_4Cl , LiCN, NaBr
D. NaBr, LiCN, NH_4Cl

31. Calculez le pH de KOH à $4,0 \times 10^{-4}$ mol/L.

- A. 3,40
B. 4,60
C. 9,40
D. 10,60

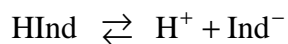
TOURNEZ LA PAGE

32. Des tests ont été effectués sur une solution à 0,10 mol/L à l'aide de **quatre** indicateurs et les résultats suivants ont été observés.



Dans cette solution, la $[\text{OH}^-]$ est de

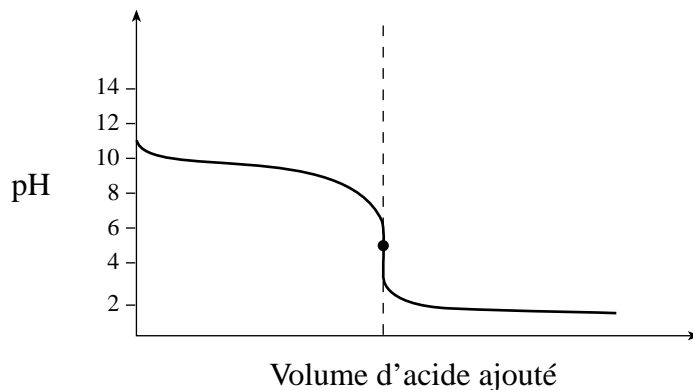
- A. 1×10^{-10} mol/L
 - B. 1×10^{-8} mol/L
 - C. 1×10^{-6} mol/L
 - D. 1×10^{-4} mol/L
33. Considérez l'équilibre suivant :



Laquelle des relations suivantes est vraie pour un indicateur au point de transition?

- A. $[\text{H}^+] = K_{eau}$
- B. $[\text{H}^+] = \text{pH}$
- C. $[\text{H}^+] = K_a$
- D. $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$

Répondez aux questions 34 et 35 à l'aide du diagramme suivant.



34. Quelle paire de solutions à 0,10 mol/L produirait la courbe de titrage ci-dessus?

- A. HF et KOH
- B. HCl et NH_3
- C. H_2S et NaOH
- D. HNO_3 et KOH

35. Un indicateur approprié pour le titrage ci-dessus est

- A. le violet de méthyle.
- B. le jaune alizarine.
- C. la thymolphthaléine.
- D. le vert de bromocrésol.

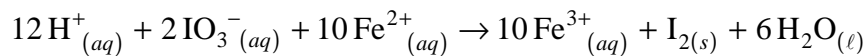
36. Lequel des composés suivants est principalement responsable des pluies acides?

- A. HCl
- B. H_2SO_4
- C. HClO_4
- D. CH_3COOH

37. Lors d'une réaction d'oxydoréduction, l'espèce qui perd des électrons

- A. est oxydée.
- B. est appelée la cathode.
- C. subit un gain de masse à l'électrode.
- D. verra son degré d'oxydation diminuer.

38. Au cours de la réaction d'oxydoréduction suivante :



l'agent réducteur est le

- A. I_2
- B. H^+
- C. Fe^{2+}
- D. IO_3^-

39. Lequel des ions suivants est l'agent réducteur le plus fort?

- A. Cu^{2+}
- B. Pb^{2+}
- C. Ni^{2+}
- D. Sn^{2+}

40. Le platine métallique réagit spontanément avec $\text{Au}^{3+}_{(aq)}$, mais il ne réagit pas avec $\text{Ag}^+_{(aq)}$.
L'ordre croissant de la force réductrice de ces métaux est

- A. Ag, Pt, Au
- B. Pt, Au, Ag
- C. Au, Ag, Pt
- D. Au, Pt, Ag

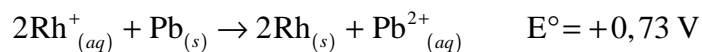
41. Laquelle des paires d'ions suivantes réagira spontanément en solution?

- A. Cu^{2+} et Fe^{2+}
- B. Pb^{2+} et Sn^{2+}
- C. Co^{2+} et Cr^{2+}
- D. Mn^{2+} et Cr^{2+}

42. Lorsque NO_2 réagit pour former N_2O_4 , le nombre d'oxydation de l'azote

- A. augmente de 2.
- B. augmente de 4.
- C. augmente de 8.
- D. ne change pas.

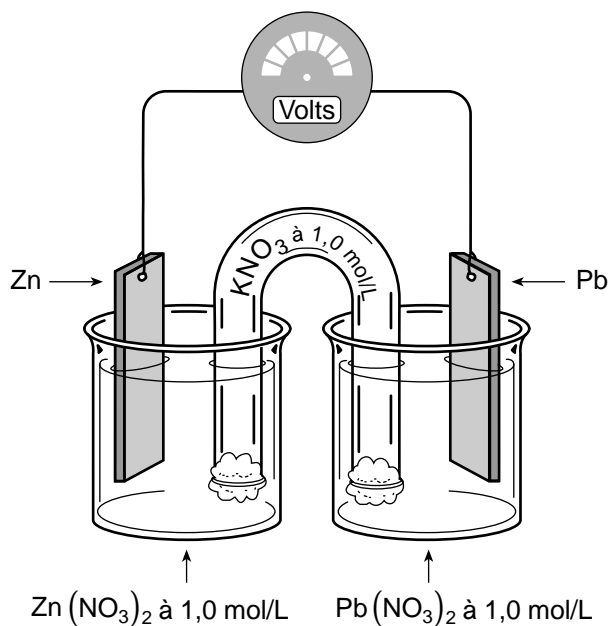
43. Considérez la réaction globale suivante :



Le E° de la demi-réaction $\text{Rh}_{(aq)}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Rh}$ est de

- A. $-0,86 \text{ V}$
- B. $-0,60 \text{ V}$
- C. $+0,60 \text{ V}$
- D. $+0,86 \text{ V}$

Répondez aux questions 44 et 45 à l'aide du diagramme suivant.



44. Dans la pile électrochimique illustrée ci-dessus, le flux d'électrons passe du

- A. zinc au plomb et la masse de zinc augmente.
- B. zinc au plomb et la masse de plomb augmente.
- C. plomb au zinc et la masse de zinc augmente.
- D. plomb au zinc et la masse de plomb augmente.

45. La tension initiale de la pile est de

- A. $-0,89\text{ V}$
- B. $-0,63\text{ V}$
- C. $+0,63\text{ V}$
- D. $+0,89\text{ V}$

46. L'hydrogène et l'oxygène réagissent pour fournir de l'énergie dans
- A. une pile sèche.
 - B. une pile à combustible.
 - C. une pile alcaline.
 - D. un accumulateur au plomb.
47. On peut empêcher la corrosion du fer en attachant un morceau de zinc au fer parce que
- A. le fer agit comme une anode.
 - B. le zinc est réduit plus facilement que le fer.
 - C. les électrons circulent du zinc au fer.
 - D. les ions de fer se forment plus facilement que les ions de zinc.
48. On recouvre une cuillère de fer avec du cuivre par galvanoplastie. L'équation représentant la réaction de réduction est
- A. $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$
 - B. $\text{Cu}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^-$
 - C. $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$
 - D. $\text{Fe}_{(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^-$

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

TOURNEZ LA PAGE

PARTIE B : QUESTIONS À DÉVELOPPEMENT

Valeur : 32 points

Durée suggérée : 50 minutes

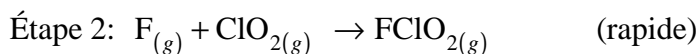
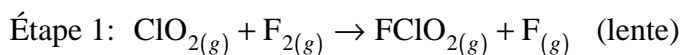
DIRECTIVES : Vous devez communiquer vos connaissances et votre compréhension de la chimie d'une manière claire et logique.

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 finale seule.

1. Considérez le mécanisme réactionnel suivant :



a) Écrivez l'équation de la réaction globale.

(1 point)

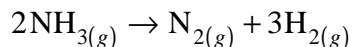
b) Déterminez un intermédiaire de la réaction.

(1 point)

Note pour la question 1 :

1. _____
(2)

2. Considérez la décomposition de l'ammoniac :



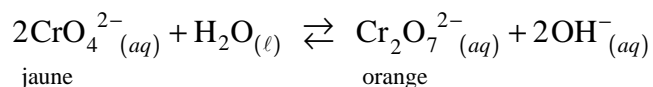
Lorsque 1,0 mole de NH_3 réagit, 46 kJ d'énergie sont absorbés. Récrivez l'équation de cette réaction, en incluant la valeur de l'énergie thermique.

(1 point)

Note pour la question 2 :

2. _____
(1)

3. Considérez l'équilibre suivant :

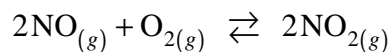


Lorsqu'on ajoute du HCl goutte à goutte à la solution jaune ci-dessus, la solution devient orange. Expliquez la raison de ce changement de couleur. **(2 points)**

Note pour la question 3 :

3.
(2)

4. Considérez l'équilibre suivant :



À 227°C, un contenant de 2,00 L renferme 0,044 mole de NO, 0,100 mole de O₂ et 7,88 moles de NO₂ à l'équilibre. Calculez la constante d'équilibre. **(3 points)**

Note pour la question 4 :

4.
(3)

TOURNEZ LA PAGE

5. On a procédé à l'évaporation complète d'un échantillon de 25,00 mL d'une solution saturée de ZnF_2 . La masse du résidu était de 0,508 g. Calculez la constante du produit de solubilité de ZnF_2 . **(4 points)**

Note pour la question 5 :

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

6. Les données suivantes ont été recueillies lorsqu'on a titré un échantillon de 25,00 mL d'eau contenant l'ion chlorure en utilisant du AgNO_3 à 0,100 mol/L pour précipiter complètement l'ion chlorure.

Volume initial de AgNO_3	18,20 mL
Volume final de AgNO_3	27,22 mL

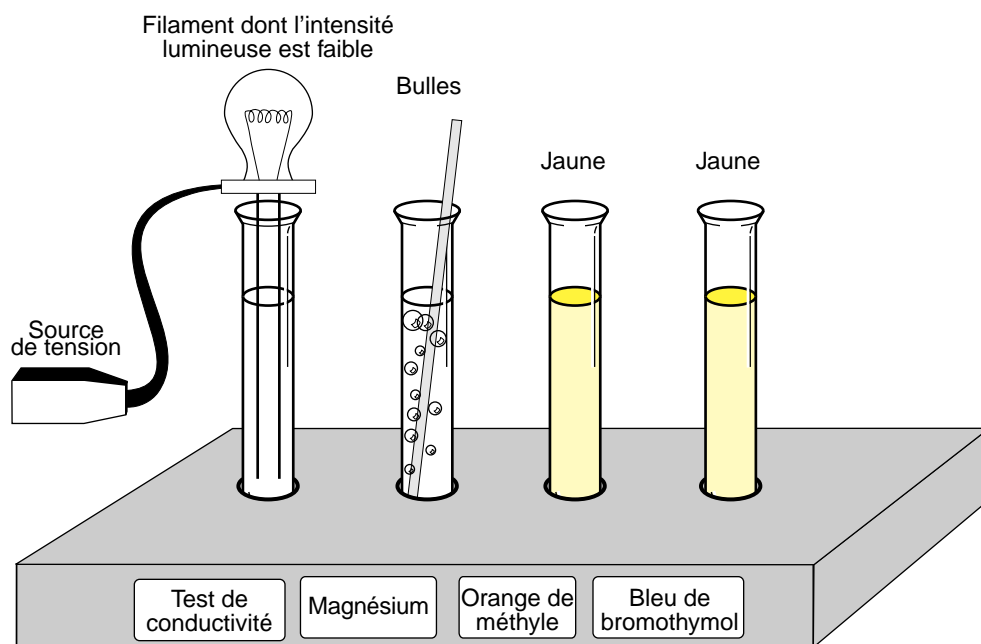
- a) Écrivez l'équation ionique nette de la réaction de précipitation. **(1 point)**

- b) Calculez la $[\text{Cl}^-]$. **(3 points)**

Note pour la question 6 :

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

7. À la suite de l'analyse d'une solution inconnue à 1,0 mol/L, les résultats suivants ont été observés :



Classez la solution inconnue comme un acide ou une base, en indiquant si l'acide ou la base est faible ou fort(e). Justifiez votre réponse à l'aide des données présentées. **(2 points)**

Note pour la question 7 :
7. _____
(2)

8. Calculez le pH de l'acide nitreux à 2,0 mol/L.

(4 points)

Note pour la
question 8 :

8. _____
(4)

9. Une solution de 2,0 L contient une mole de l'acide faible H_3PO_4 en équilibre avec une mole du sel NaH_2PO_4 .

a) Écrivez l'équation qui représente cet équilibre.

(2 points)

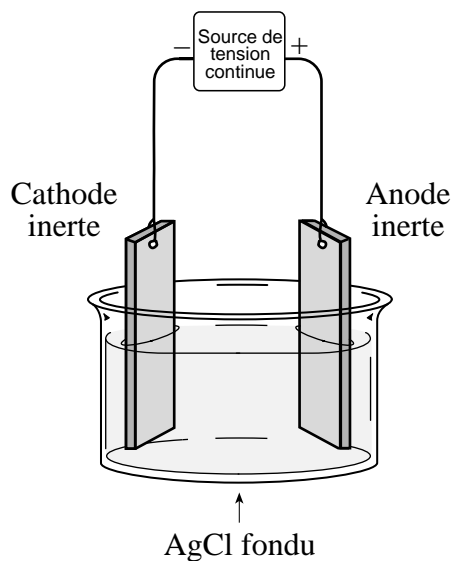
b) Expliquez pourquoi le pH de cette solution ne change pas de manière significative lorsqu'on ajoute 10,0 mL de KOH à 1,0 mol/L.

(1 point)

Note pour la
question 9 :

9. _____
(3)

10. Considérez la pile électrolytique suivante utilisée pour l'électrolyse du AgCl fondu.



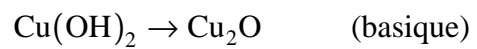
- a) Sur le diagramme ci-dessus, indiquez clairement la direction du flux d'électrons dans le fil. **(1 point)**
- b) Écrivez l'équation de la demi-réaction qui se produit à l'anode. **(1 point)**
- c) Écrivez l'équation de la demi-réaction qui se produit à la cathode. **(1 point)**
- d) Écrivez l'équation de la réaction globale. **(1 point)**

Note pour la question 10 :

10.
(4)

TOURNEZ LA PAGE

11. Écrivez l'équation équilibrée de la demi-réaction suivante :



(3 points)

Note pour la
question 11 :

11. _____
(3)

FIN DE L'EXAMEN