

JANVIER 1997

EXAMEN PROVINCIAL

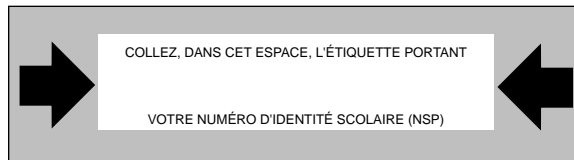
MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE

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 **FINDEL'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 – JANVIER 1997

Code du cours = CH Type d'examen = P

1. _____
(2)

2. _____
(2)

3. _____
(2)

4. _____
(3)

5. _____
(2)

6. _____
(3)

7. _____
(3)

8. _____
(3)

9. _____
(4)

10. _____
(3)

11. _____
(5)

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

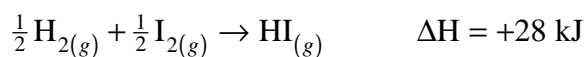
DIRECTIVES : Pour chaque question, choisissez la **meilleure** réponse et inscrivez votre choix sur la feuille de réponses que l'on vous a donnée. À l'aide d'un crayon HB, noircissez complètement le cercle contenant la lettre qui correspond à votre réponse.

1. Parmi les facteurs suivants, quel est celui qui influence uniquement la vitesse des réactions hétérogènes?
 - A. la nature des réactifs
 - B. la température du système
 - C. la surface de contact des réactifs
 - D. la concentration des réactifs

2. Un échantillon de peroxyde d'hydrogène de 25,0 mL se décompose en produisant 50,0 mL d'oxygène gazeux en 137 s. La vitesse de formation de O₂ en mL/min est de
 - A. 0,182 mL/min
 - B. 0,365 mL/min
 - C. 10,9 mL/min
 - D. 21,9 mL/min

3. Pour que des collisions soient efficaces, les réactifs doivent
 - A. uniquement avoir une configuration géométrique favorable.
 - B. uniquement avoir une chaleur de réaction suffisante.
 - C. uniquement avoir une énergie potentielle suffisante.
 - D. avoir une énergie cinétique suffisante et une configuration géométrique favorable.

4. Soit la réaction :

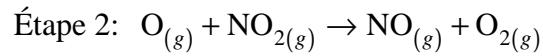
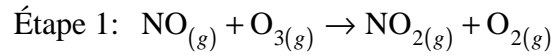


L'énergie d'activation pour la formation de HI est de 167 kJ. L'énergie d'activation pour la décomposition de HI est de

- A. 28 kJ
- B. 139 kJ
- C. 167 kJ
- D. 195 kJ

TOURNEZ LA PAGE

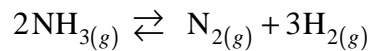
5. Dans le mécanisme réactionnel suivant,



le catalyseur est

- A. O_2
- B. O_3
- C. NO
- D. NO_2

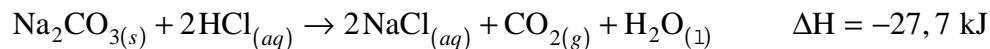
6. Soit l'équation :



On a rempli un ballon de réaction de NH_3 . À mesure que le système s'approche de l'équilibre, la vitesse de la réaction directe

- A. augmente alors que la vitesse de la réaction inverse diminue.
- B. diminue alors que la vitesse de la réaction inverse augmente.
- C. augmente alors que la vitesse de la réaction inverse augmente.
- D. diminue alors que la vitesse de la réaction inverse diminue.

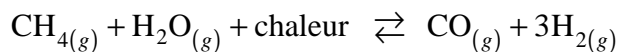
7. Soit la réaction :



Dans cette réaction,

- 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.

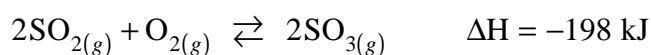
8. Soit l'équilibre :



Dans laquelle des situations suivantes les deux changements déplaceront-ils l'équilibre vers la droite?

- A. une baisse de température et une diminution de volume
- B. une élévation de température et une diminution de volume
- C. une baisse de température et une augmentation de volume
- D. une élévation de température et une augmentation de volume

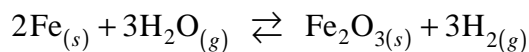
9. Soit l'équilibre :



L'équilibre n'est pas déplacé quand

- A. on ajoute de l'O₂.
- B. on introduit un catalyseur.
- C. on augmente le volume.
- D. on augmente la température.

10. Soit l'équilibre :

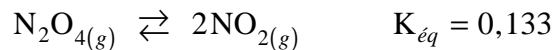


L'expression de la constante d'équilibre est

- A. $K_{\text{éq}} = \frac{[\text{Fe}_2\text{O}_3][\text{H}_2]^3}{[\text{Fe}]^2[\text{H}_2\text{O}]^3}$
- B. $K_{\text{éq}} = \frac{[\text{Fe}_2\text{O}_3][3\text{H}_2]}{[2\text{Fe}][3\text{H}_2\text{O}]}$
- C. $K_{\text{éq}} = \frac{[\text{H}_2]^3}{[\text{H}_2\text{O}]^3}$
- D. $K_{\text{éq}} = [\text{H}_2]^3$

TOURNEZ LA PAGE

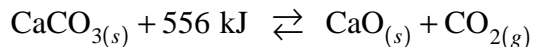
11. Soit l'équilibre :



À l'équilibre, la $[\text{N}_2\text{O}_4]$ est égale à

- A. $\frac{0,133}{[\text{NO}_2]}$ B. $\frac{[\text{NO}_2]}{0,133}$
- C. $\frac{0,133}{[\text{NO}_2]^2}$ D. $\frac{[\text{NO}_2]^2}{0,133}$

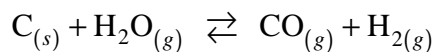
12. Soit l'équilibre :



La valeur de la constante d'équilibre augmente lorsqu'on

- A. ajoute du CO_2 .
B. enlève du CO_2 .
C. augmente la température.
D. diminue la température.

13. Soit l'équilibre :



L'analyse du contenu d'un récipient de 1,00 L à l'équilibre a permis de déterminer qu'il est composé de 0,20 mol de C, de 0,20 mol de H_2O , de 0,60 mol de CO et de 0,60 mol de H_2 . La constante d'équilibre est

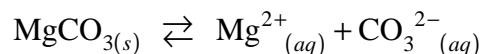
- A. 0,11
B. 0,56
C. 1,8
D. 9,0

14. Lorsqu'une élève mélange des volumes égaux de Na_2S 0,20 mol/L et de $\text{Sr}(\text{OH})_2$ 0,20 mol/L,
- A. il n'y a formation d'aucun précipité.
 - B. il y a formation d'un précipité de SrS seulement.
 - C. il y a formation d'un précipité de NaOH seulement.
 - D. il y a formation d'un précipité de NaOH et d'un précipité de SrS .
15. Un élève désire identifier un cation inconnu dans une solution. Il n'y a formation d'aucun précipité lorsqu'il ajoute du SO_4^{2-} , mais un précipité se forme lorsqu'il ajoute du S^{2-} . Quel est le cation inconnu parmi les cations suivants?
- A. Ag^+
 - B. Mg^{2+}
 - C. Ca^{2+}
 - D. Cu^{2+}
16. Lequel des composés suivants forme une solution ionique lorsqu'il est dissous dans l'eau?
- A. O_2
 - B. CH_4
 - C. CaCl_2
 - D. $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
17. La solubilité de MnS est de $4,8 \times 10^{-7}$ mol/L à 25°C . La valeur de K_s est de
- A. $2,3 \times 10^{-13}$
 - B. $4,8 \times 10^{-7}$
 - C. $9,6 \times 10^{-7}$
 - D. $6,9 \times 10^{-4}$
18. Parmi les unités suivantes, laquelle est utilisée le plus souvent pour décrire la solubilité?
- A. mL/s
 - B. g/ $^\circ\text{C}$
 - C. mol/L
 - D. $^\circ\text{C}/\text{mol}$

19. Une solution de 200,0 mL contient 0,050 mol de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. La $[\text{NO}_3^-]$ est de

- A. 0,050 mol/L
- B. 0,10 mol/L
- C. 0,25 mol/L
- D. 0,50 mol/L

20. Soit l'équilibre de solubilité :



Quelle substance parmi les suivantes devrait-on ajouter pour diminuer la solubilité de MgCO_3 ?

- A. H_2O
- B. NaCl
- C. NaOH
- D. Na_2CO_3

21. Une solution basique

- A. a une saveur aigre.
- B. est visqueuse.
- C. ne conduit pas l'électricité.
- D. réagit avec les métaux pour libérer de l'oxygène gazeux.

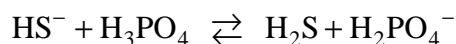
22. L'équation équilibrée de la neutralisation de H_2SO_4 par KOH est

- A. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- B. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- C. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- D. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

23. Une base d'Arrhenius est définie comme une substance qui

- A. libère des protons.
- B. libère des électrons.
- C. produit des H^+ en solution.
- D. produit des OH^- en solution.

24. Soit l'équilibre :



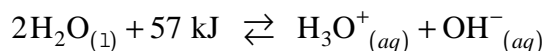
L'ordre des acides et des bases de Brønsted-Lowry est

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

25. L'équation représentant la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau est

- A. $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$
- B. $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{COO}^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
- C. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- D. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}_2^+ + \text{OH}^-$

26. Soit l'équilibre :



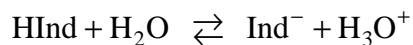
Lorsqu'on diminue la température, l'eau

- A. reste neutre et la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ augmente.
- B. reste neutre et la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ diminue.
- C. devient basique et la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ diminue.
- D. devient acide et la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ augmente.

TOURNEZ LA PAGE

27. Dans une solution à 25°C, la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est de $3,5 \times 10^{-6}$ mol/L. La $[\text{OH}^-]$ est de
- $3,5 \times 10^{-20}$ mol/L
 - $2,9 \times 10^{-9}$ mol/L
 - $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L
 - $3,5 \times 10^{-6}$ mol/L
28. Dans une solution dont le pOH est de 4,22, la $[\text{OH}^-]$ est de
- $1,7 \times 10^{-10}$ mol/L
 - $6,0 \times 10^{-5}$ mol/L
 - $6,3 \times 10^{-1}$ mol/L
 - $1,7 \times 10^4$ mol/L
29. Une solution aqueuse de NH_4CN est
- basique parce que $K_a < K_b$
 - basique parce que $K_a > K_b$
 - acide parce que $K_a < K_b$
 - acide parce que $K_a > K_b$
30. L'équation ionique nette de l'étape prédominante de la réaction d'hydrolyse de KHSO_4 est
- $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
 - $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{OH}^-$
 - $\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
 - $\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{OH}^-$

31. Soit l'équation d'équilibre d'un indicateur :



Au point de virage,

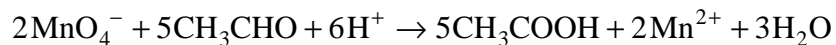
- A. $[\text{HInd}] > [\text{Ind}^-]$
 - B. $[\text{HInd}] = [\text{Ind}^-]$
 - C. $[\text{HInd}] < [\text{Ind}^-]$
 - D. $[\text{HInd}] = [\text{H}_3\text{O}^+]$
32. Lors d'un dosage, le point d'équivalence est atteint lorsqu'on ajoute 20,0 mL de H_2SO_4 à 20,0 mL de KOH 0,420 mol/L. La $[\text{H}_2\text{SO}_4]$ dans la solution initiale est de
- A. 0,00840 mol/L
 - B. 0,210 mol/L
 - C. 0,420 mol/L
 - D. 0,840 mol/L
33. Lors d'un dosage d'un acide faible par une base forte, le pH au point d'équivalence est de
- A. 3
 - B. 5
 - C. 7
 - D. 9
34. Le pH d'une solution de 100,0 mL de NaOH 0,0050 mol/L est de
- A. 2,30
 - B. 3,30
 - C. 10,70
 - D. 11,70
35. On prépare une solution tampon en ajoutant 1,0 mol de NaCH_3COO à 1,0 L de CH_3COOH 1,0 mol/L. La concentration molaire de CH_3COO^- est d'environ
- A. 0,0
 - B. 0,5
 - C. 1,0
 - D. 2,0

TOURNEZ LA PAGE

36. L'équation de la réaction de Cl_2O avec l'eau est

- A. $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HClO}$
- B. $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{ClO} + \text{H}_2$
- C. $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$
- D. $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2$

37. Soit la réaction d'oxydoréduction :



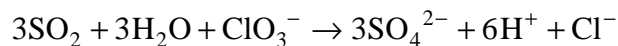
Le composé qui perd des électrons est

- A. H_2O
- B. MnO_4^-
- C. CH_3CHO
- D. CH_3COOH

38. Une réaction d'oxydoréduction spontanée se produit lorsqu'on place un morceau de fer dans une solution de CuSO_4 1,0 mol/L. L'agent réducteur est

- A. Fe
- B. Cu^{2+}
- C. H_2O
- D. SO_4^{2-}

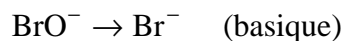
39. Soit la réaction d'oxydoréduction :



La demi-réaction de réduction est

- A. $\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^-$
- B. $\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$
- C. $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^-$
- D. $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+$

40. Le brome, Br_2 , réagit spontanément avec
- A. I^-
 - B. I_2
 - C. Cl^-
 - D. Cl_2
41. Dans quelle suite les substances H_2O_2 , H_3PO_4 , H_2SO_3 sont-elles placées en ordre croissant selon leur pouvoir oxydant?
- A. H_2O_2 , H_3PO_4 , H_2SO_3
 - B. H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_2O_2
 - C. H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2O_2
 - D. H_2O_2 , H_2SO_3 , H_3PO_4
42. Le nombre d'oxydation du platine dans $\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})_4^{2+}$ est
- A. +2
 - B. 0
 - C. +4
 - D. $+\frac{1}{2}$
43. Soit la demi-réaction :



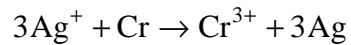
L'équation équilibrée de la demi-réaction est

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

44. Lorsqu'une pile électrochimique fonctionne, les anions se déplacent
- A. vers l'anode en passant par le fil.
 - B. vers la cathode en passant par le fil.
 - C. vers l'anode en passant par le pont salin.
 - D. vers la cathode en passant par le pont salin.

45. On peut empêcher la corrosion d'un morceau de fer en
- A. l'utilisant comme une cathode.
 - B. le plaçant dans une solution acide.
 - C. y attachant un petit morceau de plomb.
 - D. y attachant un petit morceau d'or.

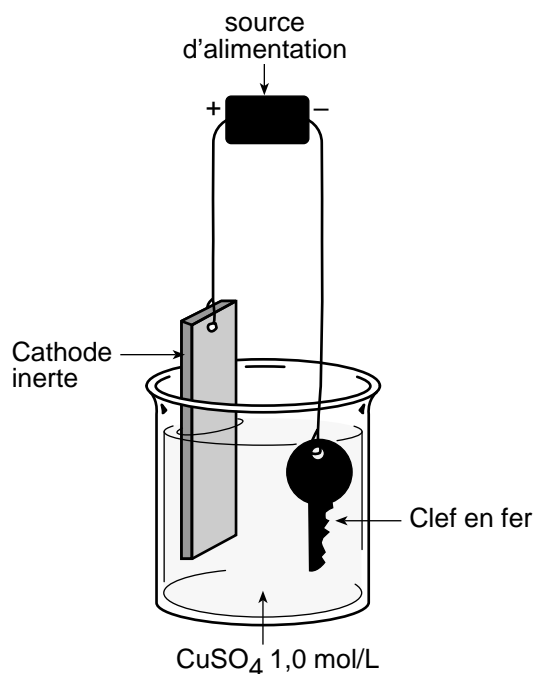
46. Considérez l'équation globale suivante pour une pile électrochimique :



Sous les conditions normales, le voltage initial de la pile est de

- A. +0,06 V
- B. +0,39 V
- C. +1,21 V
- D. +1,54 V

47. Soit le diagramme :



La demi-réaction à la cathode est

- A. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$
- B. $2\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^-$
- C. $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$
- D. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{OH}^-$

48. On utilise un processus électrolytique pour purifier du plomb impur. Les électrodes sont

	ANODE	CATHODE
A.	carbone	plomb impur
B.	plomb pur	carbone
C.	plomb pur	plomb impur
D.	plomb impur	plomb pur

**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 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. Définissez le terme *complexe activé*.

(2 points)

Note pour la question 1 :

1.
(2)

2. À l'aide de la théorie des collisions, expliquez pourquoi un mélange de gaz naturel et d'air, qui ne réagit pas à température ambiante, explose lorsqu'on y place un morceau de platine.

(2 points)

Note pour la question 2 :

2.
(2)

3. Énumérez quatre caractéristiques d'un équilibre chimique. **(2 points)**

i) _____

ii) _____

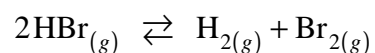
iii) _____

iv) _____

Note pour la
question 3 :

3. _____
(2)

4. On a placé 0,500 mol de HBr dans un contenant de 1,00 L à haute température.
L'équilibre suivant s'est établi :



À l'équilibre, la $[\text{Br}_2]$ est de 0,0855 mol/L. Quelle est la valeur de la constante
d'équilibre? **(3points)**

Note pour la
question 4 :

4. _____
(3)

TOURNEZ LA PAGE

5. Une solution saturée de BaF_2 a une $[\text{Ba}^{2+}]$ de $3,6 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.
Calculez la valeur du K_s .

(2 points)

Note pour la
question 5 :

5.
(2)

6. Calculez la quantité maximale de Na_2SO_4 que l'on peut dissoudre dans un volume de 2,0 L de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 1,5 mol/L sans qu'il y ait formation d'un précipité. **(3 points)**

Note pour la
question 6 :

6.
(3)

7. a) Écrivez deux équations illustrant la nature amphotère de l'eau lorsqu'elle réagit avec HCO_3^- . **(2 points)**

- b) Calculez le K_b pour HCO_3^- . **(1 point)**

Note pour la question 7 :

7.
(3)

8. Calculez la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dans une solution de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ 0,550 mol/L. **(3 points)**

Note pour la question 8 :

8.
(3)

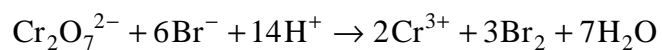
TOURNEZ LA PAGE

9. Calculez le pH d'une solution formée en mélangeant 20,0 mL de HCl 0,500 mol/L à 30,0 mL de NaOH 0,300 mol/L. **(4points)**

Note pour la question 9 :

9.
(4)

10. Soit la réaction :



Lors d'un dosage redox, 15,58 mL de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ 0,125 mol/L ont été utilisés pour oxyder complètement le Br^- contenu dans 25,00 mL de NaBr. Calculez la $[\text{Br}^-]$ dans la solution initiale. **(3 points)**

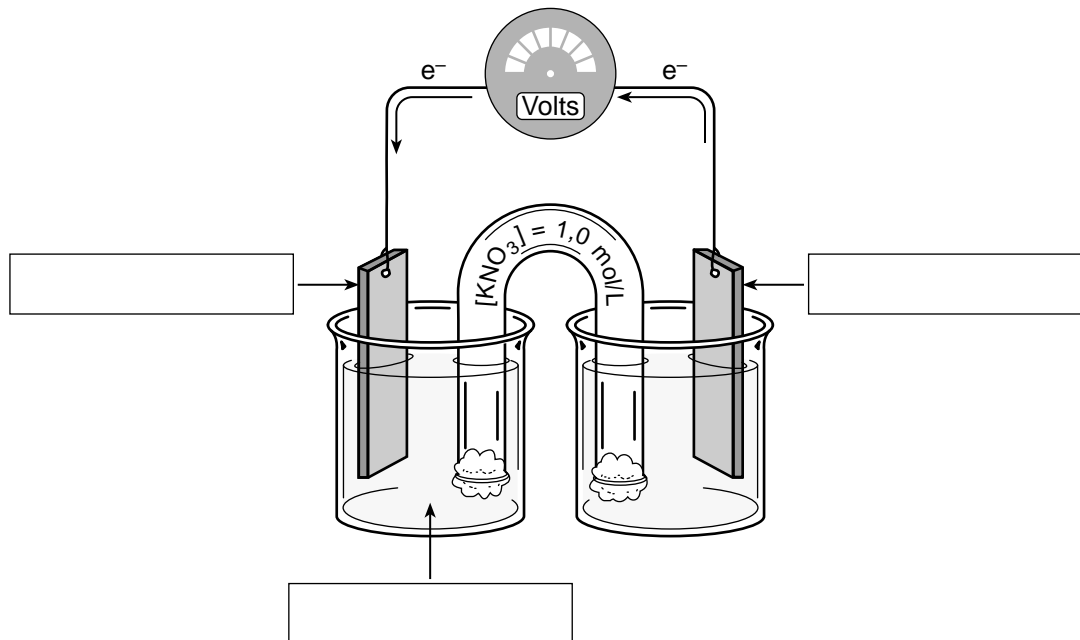
Note pour la question 10 :

10.
(3)

11. Considérez le matériel suivant et le diagramme de la pile ci-dessous :

- électrodes d'argent, d'aluminium et de nickel
- solutions de AgNO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ et $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ 1,0 mol/L

a) À partir de la liste ci-dessus, choisissez le matériel pouvant produire le voltage le plus élevé, puis complétez le diagramme ci-dessous. **(3 points)**



b) Calculez le voltage initial de la pile électrochimique décrite dans la partie a).

(1 point)

c) Dans la liste de métaux ci-dessus, quels sont les deux métaux qui produiraient la pile électrochimique ayant le voltage initial la plus faible?

(1 point)

Note pour la question 11 :
11. _____
(5)

FIN DE L'EXAMEN