

JANVIER 1998

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 et sur la couverture **arrière** de ce livret. **En aucun cas votre nom ou votre identité, autre que votre numéro d'identité scolaire, ne doit apparaître dans ce livret.**
2. Assurez-vous d'avoir, en plus du livret d'examen, un **livret de données** et une **feuille de réponses**. Suivez les directives qui apparaissent sur la première page de la feuille de réponses.
3. Vous serez **exclus** de l'examen si vous apportez dans la salle d'examen des livres, documents, notes ou appareils électroniques non autorisés.
4. Vous devez répondre à toutes les questions à choix multiple sur la feuille de réponses en utilisant un **crayon HB**. **Aucun point** ne sera attribué pour les réponses aux questions à choix multiple inscrites dans ce livret d'examen.
5. Pour chacune des questions à développement, écrivez dans l'espace prévu dans ce livret.
6. 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 .

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

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 : 10 questions à développement	32	50
	Total : 80 points	120 minutes

2. À l'exception d'une calculatrice approuvée, les appareils électroniques, y compris les dictionnaires et les téléavertisseurs, **ne** sont **pas** permis dans la salle d'examen.

3. 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
- Produits de solubilité de certains composés à 25°C
- Force relative des acides et bases de Brønsted-Lowry
- Indicateurs colorés
- Potentiel standard de réduction des demi-cellules

Aucune autre documentation et aucun autre tableau ne sont permis.

4. **L'utilisation d'une calculatrice est essentielle pour l'examen provincial du cours Chimie 12.**

La calculatrice doit être un appareil portatif conçu principalement pour effectuer des calculs mathématiques tels que les fonctions logarithmiques et trigonométriques. Les ordinateurs, les calculatrices munies d'un clavier QWERTY et les bloc-notes électroniques ne sont pas autorisés. 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. Vous pouvez apporter plus d'une calculatrice pour l'examen. Vous ne pouvez pas partager votre calculatrice avec un autre élève et la communication entre les calculatrices est interdite pendant l'examen. Outre une calculatrice autorisée, vous pouvez vous servir de règles, de compas et de rapporteurs pendant l'examen.

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

PAGE BLANCHE

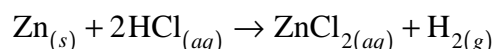
PARTIE A : QUESTIONS À CHOIX MULTIPLE

Valeur : 48 points

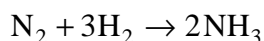
Durée suggérée : 70 minutes

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

1. Parmi les propriétés suivantes, laquelle peut être utilisée pour mesurer la vitesse de la réaction à l'air libre ci-dessous.

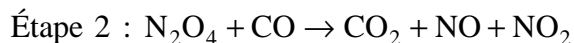
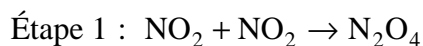


- A. masse de Zn
 - B. solubilité de HCl
 - C. concentration en Cl^-
 - D. couleur de la solution
2. Soit la réaction :



La vitesse de formation de NH_3 est de 3,0 mL/min. La vitesse de décomposition de H_2 est

- A. 1,5 mL/min
 - B. 2,0 mL/min
 - C. 4,5 mL/min
 - D. 9,0 mL/min
3. Soit le mécanisme de réaction :

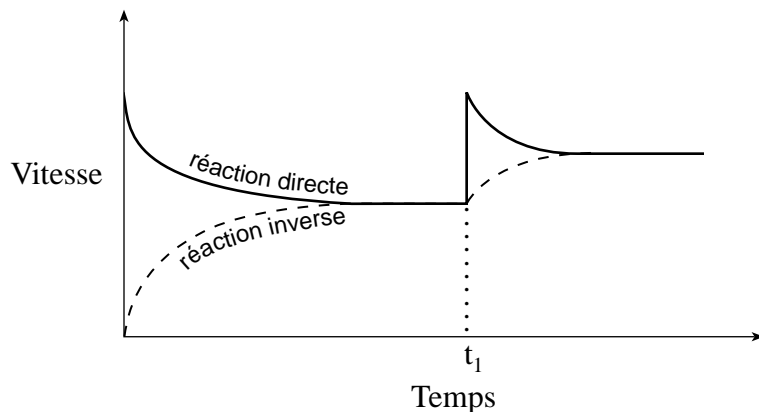
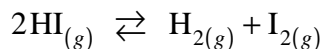


Dans la réaction globale, N_2O_4 est

- A. un produit.
- B. un catalyseur.
- C. un réactif.
- D. un produit intermédiaire.

TOURNEZ LA PAGE

4. Considérez le diagramme de la vitesse ci-dessous pour la réaction suivante :



Lequel des événements suivants se produit au temps t_1 ?

- A. addition de H_2
- B. addition de HI
- C. addition d'un catalyseur
- D. une diminution de volume

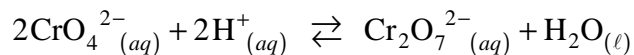
5. L'équilibre chimique est un phénomène dynamique parce que

- A. la réaction se produit rapidement.
- B. la masse des réactifs diminue.
- C. les propriétés macroscopiques sont constantes.
- D. les réactions directe et inverse se produisent simultanément.

6. Laquelle des réactions suivantes possède la plus grande valeur de $K_{\text{éq}}$?

- A. $\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(g)} \quad \Delta H = 21 \text{ kJ}$
- B. $\text{C}_2\text{H}_{6(g)} \rightleftharpoons 2\text{C}_{(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \quad \Delta H = 83 \text{ kJ}$
- C. $\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(g)} \quad \Delta H = -240 \text{ kJ}$
- D. $\text{Ca}_{(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\ell)} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{OH})_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)} \quad \Delta H = -240 \text{ kJ}$

7. Soit la réaction :



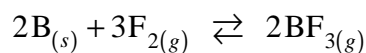
Lorsque l'un des composés suivants est ajouté au système à l'équilibre, on observe une diminution de $[\text{CrO}_4^{2-}]$. Quel est ce composé?

- A. NaOH
- B. HNO₃
- C. Na₂CrO₄
- D. Na₂Cr₂O₇

8. L'ajout d'un catalyseur dans un système à l'équilibre

- A. augmente la valeur de $K_{\text{éq}}$.
- B. augmente la quantité de produits.
- C. n'a aucun effet sur les vitesses de réaction.
- D. augmente la vitesse de formation des réactifs et des produits.

9. Soit la réaction :



L'expression représentant la constante d'équilibre est

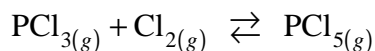
- A. $K_{\text{éq}} = \frac{[\text{2BF}_3]}{[\text{3F}_2]}$
- B. $K_{\text{éq}} = \frac{[\text{F}_2]^3}{[\text{BF}_3]^2}$
- C. $K_{\text{éq}} = \frac{[\text{BF}_3]^2}{[\text{F}_2]^3}$
- D. $K_{\text{éq}} = \frac{[\text{BF}_3]^2}{[\text{B}]^2[\text{F}_2]^3}$

TOURNEZ LA PAGE

10. La valeur de la constante d'équilibre $K_{\text{éq}}$ peut être modifiée en

- A. ajoutant un catalyseur.
- B. changeant la température.
- C. changeant la concentration des réactifs.
- D. changeant la capacité du contenant.

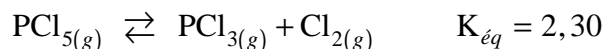
11. Soit la réaction d'équilibre :



On place 0,40 mol de PCl_3 et 0,40 mol de Cl_2 dans un contenant d'une capacité de 1,00 L. Lorsque l'équilibre est atteint, on observe la présence de 0,244 mol de PCl_5 . En se servant de cette information, on peut déduire que la valeur de $K_{\text{éq}}$ est de :

- A. 0,10
- B. 0,30
- C. 3,3
- D. 10

12. Soit la réaction d'équilibre :



On remplit un contenant d'une capacité de 1,0 L avec 0,05 mol de PCl_5 , 1,0 mol de PCl_3 , et 1,0 mol de Cl_2 . La réaction évolue vers

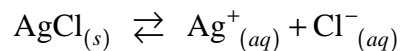
- A. la gauche car $K_{\text{éq}}$ à l'essai $> K_{\text{éq}}$
- B. la gauche car $K_{\text{éq}}$ à l'essai $< K_{\text{éq}}$
- C. la droite car $K_{\text{éq}}$ à l'essai $> K_{\text{éq}}$
- D. la droite car $K_{\text{éq}}$ à l'essai $< K_{\text{éq}}$

13. Lorsqu'on ajoute du AgBr solide à une solution saturée de AgBr , les vitesses de réaction peuvent être décrites comme suit :

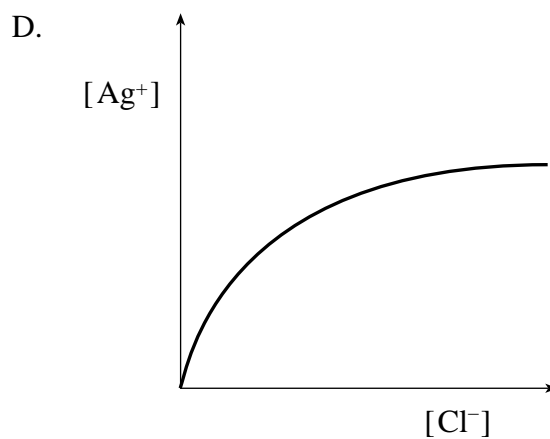
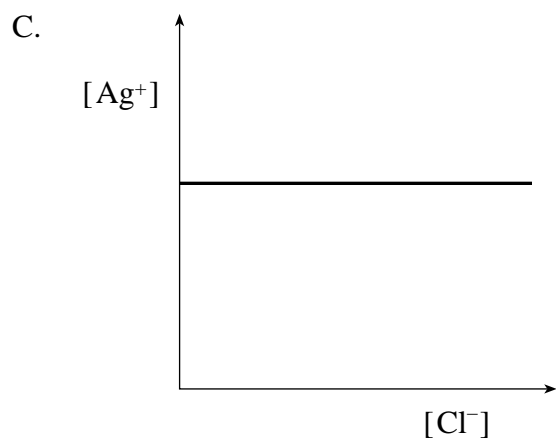
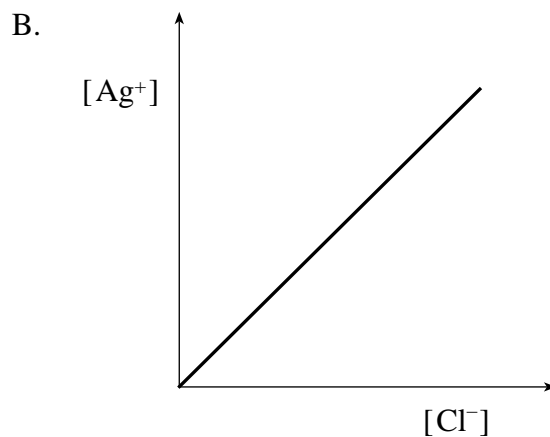
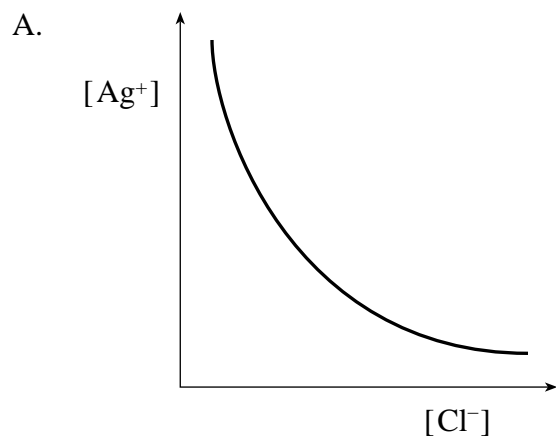
	VITESSE DE DISSOLUTION	VITESSE DE CRISTALLISATION
A.	augmente	augmente
B.	augmente	diminue
C.	diminue	augmente
D.	augmente	aucun changement

14. Parmi les unités suivantes, laquelle peut être utilisée pour caractériser la solubilité?
- A. g
 - B. mol
 - C. mol/L
 - D. mL/s
15. Lorsqu'on mélange des volumes égaux de K_2CO_3 0,2 M et de Na_3PO_4 0,2 M,
- A. aucun précipité ne se forme.
 - B. un précipité de K_3PO_4 se forme.
 - C. un précipité de Na_2CO_3 se forme.
 - D. un précipité de K_3PO_4 et de Na_2CO_3 se forme.
16. Dans 3,0 L de solution de $NiCl_2$, la concentration des ions chlore est de 0,60 M. La concentration des ions nickel(II) de cette solution est
- A. 0,30 M
 - B. 0,60 M
 - C. 0,90 M
 - D. 1,2 M
17. Lorsqu'on ajoute un des anions ci-dessous à $Sr^{2+}_{(aq)}$, on observe un précipité tandis que lorsqu'on ajoute ce même anion à $Zn^{2+}_{(aq)}$, on n'observe pas de précipité. Quel est cet anion?
- A. S^{2-}
 - B. Cl^-
 - C. SO_4^{2-}
 - D. CO_3^{2-}
18. La solubilité de PbS est $2,9 \times 10^{-14}$ M. Quelle est la valeur du produit de solubilité K_s de PbS ?
- A. $8,4 \times 10^{-28}$
 - B. $2,9 \times 10^{-14}$
 - C. $5,8 \times 10^{-14}$
 - D. $1,7 \times 10^{-7}$

19. Soit la réaction :



Parmi les graphiques suivants, lequel représente la relation entre $[\text{Ag}^+]$ et $[\text{Cl}^-]$ à température constante?



20. L'acide retrouvé dans le vinaigre

- A. a un goût amer.
- B. est glissant au toucher.
- C. fait virer le papier tournesol au bleu.
- D. réagit avec Mg pour donner H_2

21. Pour quelle réaction d'équilibre HCO_3^- agit-il comme une base de Brønsted-Lowry?

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

22. L'acide conjugué de H_2O est

- A. O^{2-}
- B. OH^-
- C. H_3O^+
- D. H_2O_2

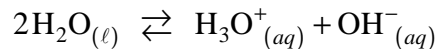
23. Quel est l'acide le plus fort qui puisse exister en solution aqueuse?

- A. NH_2^-
- B. H_3O^+
- C. HNO_2
- D. HClO_4

24. Parmi les combinaisons suivantes relativement aux acides, laquelle est possible?

	FORCE DE L'ACIDE	CONCENTRATION	pH
A.	fort	0,01 M	2,0
B.	faible	0,01 M	1,0
C.	fort	3 M	5,5
D.	faible	3 M	-0,5

25. Soit la réaction d'équilibre :



On ajoute une petite quantité de HCl à l'eau et on laisse l'équilibre se rétablir. En comparant le nouvel équilibre avec l'ancien, on observe :

- A. une diminution du pH et de $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
- B. une augmentation du pH et de $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
- C. une augmentation de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et une diminution du pH.
- D. une diminution de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et une augmentation du pH.

26. Dans 100,0 mL de KOH 0,015 M, la valeur de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est

- A. $6,7 \times 10^{-13}$
- B. $6,7 \times 10^{-12}$
- C. $1,5 \times 10^{-3}$
- D. $1,5 \times 10^{-2}$

27. Quelle que soit la température, le pK_e est défini comme suit

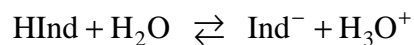
- A. $\text{pK}_e = \text{pH} + \text{pOH}$
- B. $\text{pK}_e = \text{pH} - \text{pOH}$
- C. $\text{pK}_e = \text{pH} \times \text{pOH}$
- D. $\text{pK}_e = \frac{\text{pH}}{\text{pOH}}$

28. Dans une solution dont le pH est 5,75, la valeur de $[\text{OH}^-]$ est

- A. $5,6 \times 10^{-9}$ M
- B. $1,8 \times 10^{-6}$ M
- C. $7,6 \times 10^{-1}$ M
- D. $9,2 \times 10^{-1}$ M

29. La valeur du K_b de HPO_4^{2-} est
- A. $2,2 \times 10^{-13}$
 - B. $6,2 \times 10^{-8}$
 - C. $1,6 \times 10^{-7}$
 - D. $4,5 \times 10^{-2}$
30. On forme une solution 0,10 M avec chacun des composés suivants. Laquelle est basique?
- A. LiCl
 - B. K_3PO_4
 - C. NaClO_4
 - D. NH_4NO_3

31. Au point d'équivalence, la réaction d'équilibre de l'indicateur coloré HInd est :



En ajoutant une petite quantité de solution basique, l'équilibre est déplacé vers

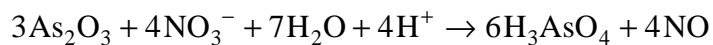
- A. la gauche et $[\text{HInd}] > [\text{Ind}^-]$
 - B. la gauche et $[\text{HInd}] < [\text{Ind}^-]$
 - C. la droite et $[\text{HInd}] > [\text{Ind}^-]$
 - D. la droite et $[\text{HInd}] < [\text{Ind}^-]$
32. La valeur approximative du K_a du thymolphtaléine est
- A. 1×10^{-10}
 - B. 1×10^{-4}
 - C. 4
 - D. 10

33. Quel est le volume de NaOH 0,100 M qui est nécessaire pour neutraliser complètement 25,0 mL de H_2SO_4 0,100 M?
- A. 12,5 mL
 - B. 25,0 mL
 - C. 50,0 mL
 - D. 75,0 mL
34. Lorsqu'on ajoute 0,10 mol de NaOH à 1,00 L de HCl 0,30 M, le pH de la solution qui résulte est :
- A. 0,52
 - B. 0,70
 - C. 1,00
 - D. 13,30
35. Quels sont les produits qui peuvent être employés pour préparer une solution tampon?
- A. HBr et NaOH
 - B. HCl et NH_4Cl
 - C. HNO_3 et NaNO_3
 - D. H_2CO_3 et NaHCO_3
36. Le pH de l'eau de pluie normale est environ 6, car le gaz suivant y est dissout :
- A. oxygène.
 - B. dioxyde de carbone.
 - C. dioxyde de soufre.
 - D. dioxyde d'azote.
37. Parmi les réactions suivantes, laquelle est une réaction redox?
- A. $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 - B. $\text{CuS} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{Cu}$
 - C. $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
 - D. $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$

38. Le nombre d'oxydation du carbone dans $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ est

- A. +3
- B. +4
- C. +5
- D. +6

39. Soit la réaction redox :



L'oxydant est

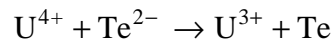
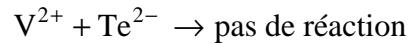
- A. H^+
- B. H_2O
- C. NO_3^-
- D. As_2O_3

40. Lorsque W_2O_5 est transformé en WO_2 au cours d'une réaction redox, W a été

- A. réduit car son nombre d'oxydation a été augmenté.
- B. réduit car son nombre d'oxydation a été diminué.
- C. oxydé car son nombre d'oxydation a été augmenté.
- D. oxydé car son nombre d'oxydation a été diminué.

TOURNEZ LA PAGE

41. Au cours d'une expérience sur les réactions redox, un élève a observé ce qui suit :



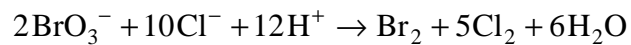
À partir de ces résultats, il a déduit que les oxydants peuvent être placés en ordre de force décroissant de la manière suivante :

- A. V^{2+} , Te , U^{4+}
- B. U^{4+} , Te , V^{2+}
- C. U^{3+} , Te^{2-} , V^{2+}
- D. V^{2+} , Te^{2-} , U^{3+}

42. Une réaction redox spontanée se produit lorsque Sn^{2+} est mélangé avec

- A. I_2
- B. Cu
- C. H_2S
- D. Ag_2S

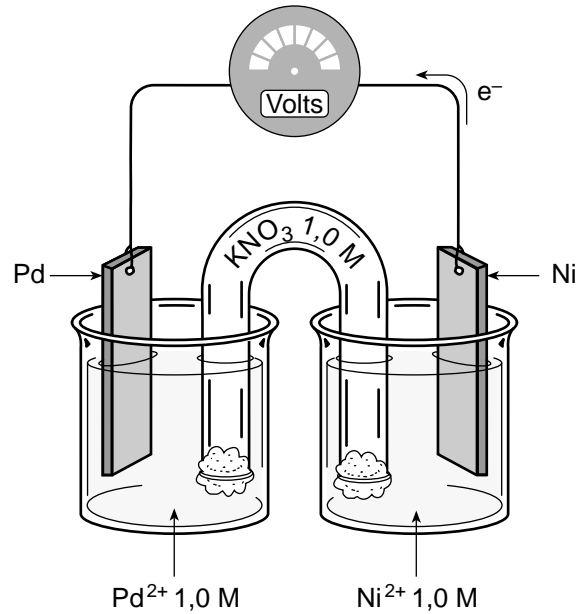
43. Soit la réaction redox :



La demi-réaction d'oxydation de cette réaction est

- A. $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$
- B. $2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{e}^-$
- C. $\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \frac{1}{2}\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- D. $\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ \rightarrow \frac{1}{2}\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + 5\text{e}^-$

Employer le schéma suivant pour répondre aux questions 44, 45 et 46.



44. Lorsque la pile fonctionne, les électrons migrent de l'électrode de nickel vers l'électrode de palladium. La réaction à l'anode est
- A. $\text{Pd} \rightarrow \text{Pd}^{2+} + 2\text{e}^-$
 - B. $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$
 - C. $\text{Pd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pd}$
 - D. $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$
45. Lorsque la pile fonctionne,
- A. les ions K^+ et NO_3^- migrent vers l'électrode de nickel.
 - B. les ions K^+ et NO_3^- migrent vers l'électrode de palladium.
 - C. les ions K^+ migrent vers l'électrode de nickel et les ions NO_3^- migrent vers l'électrode de palladium.
 - D. les ions K^+ migrent vers l'électrode de palladium et les ions NO_3^- migrent vers l'électrode de nickel.
46. Le potentiel de pile initial est 1,21 V. Le potentiel de réduction de Pd^{2+} est
- A. -1,21 V
 - B. -0,95 V
 - C. +0,95 V
 - D. +1,21 V

TOURNEZ LA PAGE

47. Soient les composés chimiques :

I	eau
II	oxygène gazeux
III	azote gazeux

À 25°C, un morceau de fer rouille en présence de

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

48. Au cours de l'électrolyse de Na_2SO_4 1,0 M, la réaction à la cathode est

- A. $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$
- B. $2\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^-$
- C. $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$
- D. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

Fin de la section 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

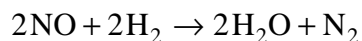
DIRECTIVES : Vous devez communiquer vos connaissances et votre compréhension des principes de la chimie d'une manière claire et logique.

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'accordera PAS le nombre maximal de points pour la réponse seule.

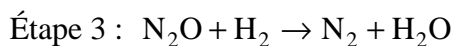
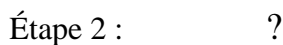
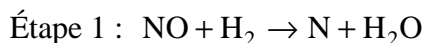
1. Soit la réaction globale :



a) Expliquez pourquoi il est vraisemblable que cette réaction comporte plus d'une étape.

(1 point)

b) Un mécanisme de réaction possible serait :



i) Écrivez l'équation représentant l'étape 2.

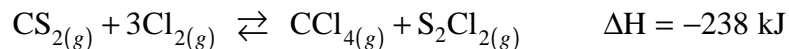
(2 points)

ii) Identifiez tous les produits intermédiaires.

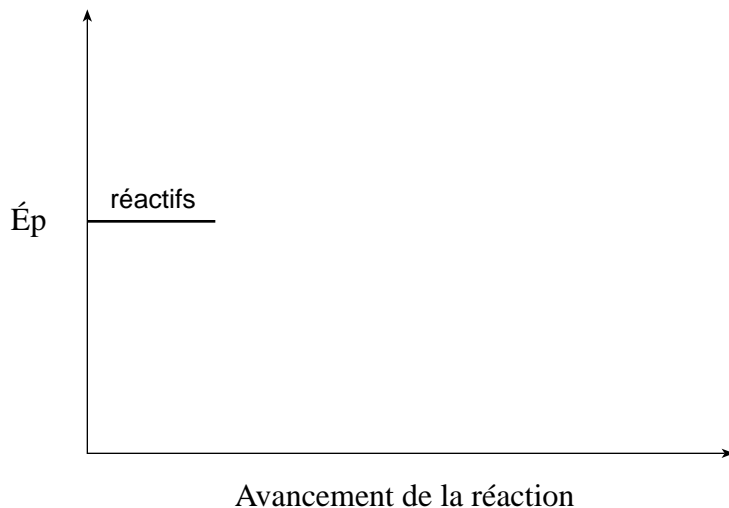
(1 point)

TOURNEZ LA PAGE

2. Soit la réaction d'équilibre :



a) Tracez le graphique de l'énergie potentielle de cette réaction et indiquez le ΔH . **(2 points)**



b) On ajoute une certaine quantité de CS_2 et on laisse l'équilibre se rétablir. Indiquez la direction du déplacement de l'équilibre et le changement résultant de $[\text{Cl}_2]$. **(1 point)**

c) On diminue la température et on laisse l'équilibre se rétablir. Quel sera l'effet sur la valeur du $K_{\text{éq}}$? **(1 point)**

3. On évapore complètement 100,00 mL d'une solution saturée en $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
La masse du solide résiduel est 0,125 g. Calculez le produit de solubilité de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
(4 points)

4. Écrivez l'équation-bilan ionique représentant la réaction qui se produit lorsqu'on mélange des volumes égaux de H_2SO_4 0,20 M et de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 0,20 M . **(2 points)**

5. Donnez une définition d'un acide *fort de Brønsted-Lowry* . **(2 points)**

6. L'acide nicotinique, $\text{HC}_6\text{H}_4\text{NO}_2$, est un acide faible que l'on retrouve dans la vitamine B.
Calculez le pH d'une solution de $\text{HC}_6\text{H}_4\text{NO}_2$ 0,010 M ($K_a = 1,4 \times 10^{-5}$). **(4 points)**

7. On utilise une solution de NaOH pour neutraliser des solutions séparées de HF et de HBr.

a) Écrivez l'équation représentant la neutralisation de HF. **(1 point)**

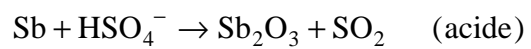
b) Écrivez l'équation-bilan ionique représentant la neutralisation de HBr. **(1 point)**

c) Une des réactions de neutralisation ci-dessus produit un sel qui subit une hydrolyse.
Identifiez ce sel et écrivez l'équation-bilan ionique représentant la réaction d'hydrolyse. **(2 points)**

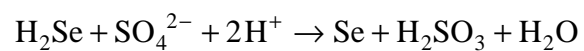
TOURNEZ LA PAGE

8. Équilibrez la réaction redox suivante :

(3 points)



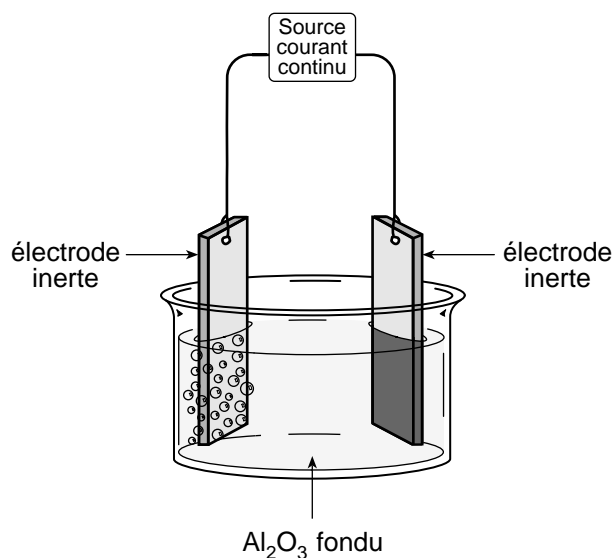
9. Soit la réaction redox ci-dessous :



Calculez le E° de la réaction ci-dessus.

(2 points)

10. La pile électrolytique illustrée ci-dessous sert à électrolyser l'oxyde d'aluminium fondu.



a) Écrivez l'équation représentant la demi-réaction se produisant à l'anode. **(1 point)**

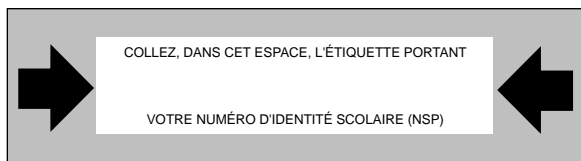
b) Écrivez l'équation représentant la demi-réaction se produisant à la cathode. **(1 point)**

c) Indiquez clairement le flux d'électrons sur le schéma ci-dessus. **(1 point)**

FIN DE L'EXAMEN

PAGE BLANCHE





CHIMIE 12
Janvier 1998

Code du cours = CHF

CHIMIE 12

Janvier 1998

Code du cours = CHF

Note pour la
question 1 :

1. _____
(4)

Note pour la
question 8 :

8. _____
(3)

Note pour la
question 2 :

2. _____
(4)

Note pour la
question 9 :

9. _____
(2)

Note pour la
question 3 :

3. _____
(4)

Note pour la
question 10 :

10. _____
(3)

Note pour la
question 4 :

4. _____
(2)

Note pour la
question 5 :

5. _____
(2)

Note pour la
question 6 :

6. _____
(4)

Note pour la
question 7 :

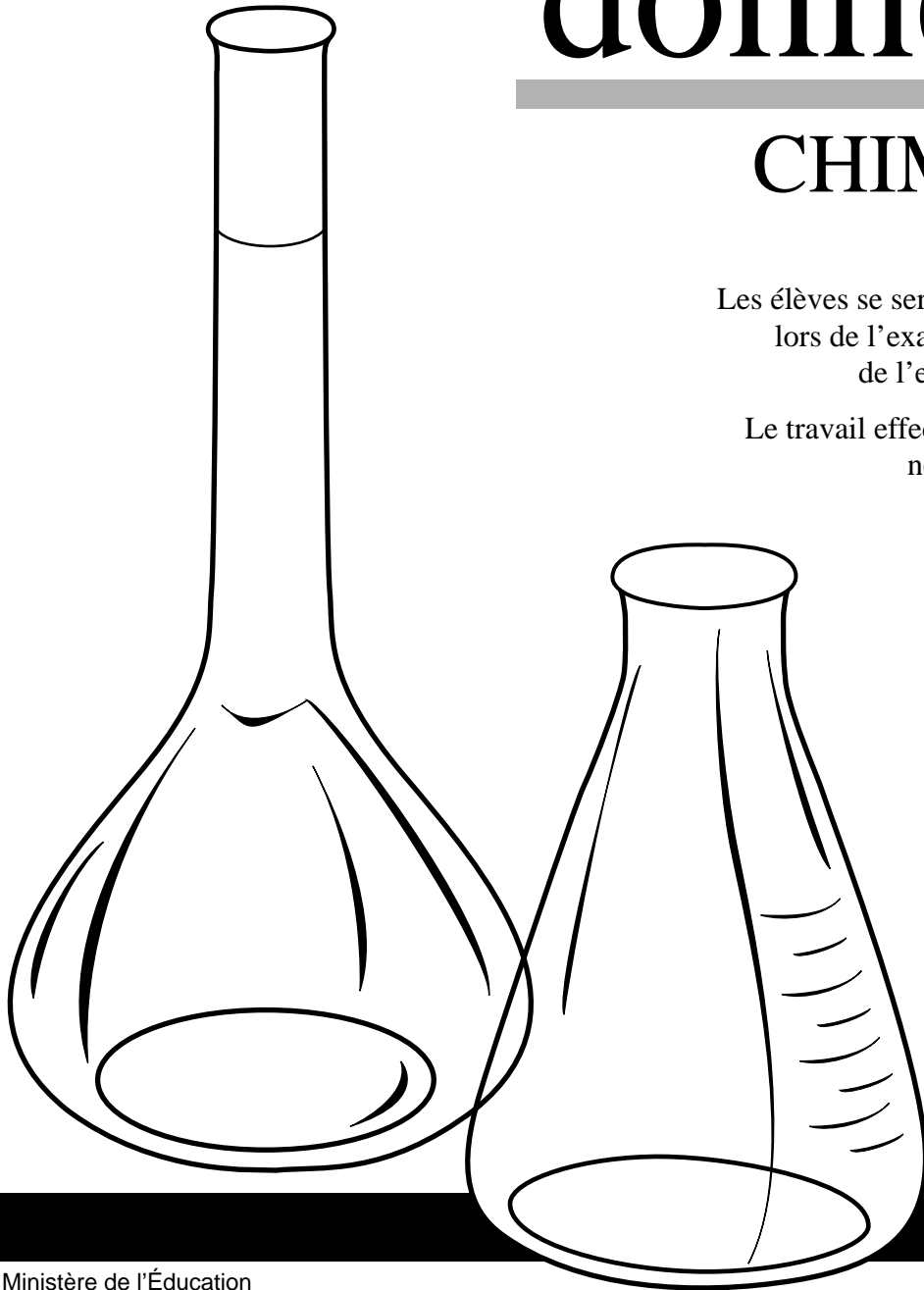
7. _____
(4)

Livret de données

CHIMIE 12

Les élèves se serviront de ce livret
lors de l'examen provincial et
de l'examen de bourse.

Le travail effectué dans ce livret
ne sera pas corrigé.



© Ministère de l'Éducation

Révisé en novembre 1994

TABLE DES MATIÈRES

PAGE	TABLEAU
1	Classification périodique des éléments
2	Masse atomique des éléments
3	Nom, formule et charge de certains ions communs
4	Solubilité dans l'eau de composés communs
5	Constantes du produit de solubilité de certains composés à 25° C
6	Forces relatives des acides et bases de Brønsted-Lowry
7	Indicateurs d'acidité et de basicité
8	Potentiel normal de réduction des demi-cellules

Tiré de

D.R. Lide, *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 74^e édition, CRC Press, Boca Raton, 1993.

1	H	Hydrogène	1,0
---	---	-----------	-----

3	Li	Lithium	6,9
4	Be	Béryllium	9,0
11	Na	Sodium	23,0
12	Mg	Magnésium	24,3

19	K	Potassium	39,1
37	Rb	Rubidium	85,5
55	Cs	Césium	132,9
87	Fr	Francium	(223)
20	Ca	Calcium	40,1
38	Sr	Strontium	87,6
56	Ba	Baryum	137,3
88	Ra	Radium	(226)
21	Sc	Scandium	45,0
39	Y	Yttrium	88,9
57	La	Lanthane	138,9
89	Ac	Actinium	(227)
22	Ti	Titane	47,9
40	Zr	Zirconium	91,2
72	Hf	Hafnium	178,5
104	Rf	Rutherfordium	(261)
23	V	Vanadium	50,9
41	Nb	Niobium	92,9
73	Ta	Tantale	180,9
105	Ha	Hahnium	(262)
24	Cr	Chrome	52,0
42	Mo	Molybdène	95,9
74	W	Tungstène	183,8
106	Sg	Seaborgium	(263)
25	Mn	Manganèse	54,9
43	Tc	Technétium (98)	
75	Re	Rhénium	186,2
107	Uns	Unnilseptium	(262)
26	Fe	Fer	55,8
44	Ru	Ruthénium	101,1
76	Os	Osmium	190,2
108	Uno	Unniloctium	(265)
27	Co	Cobalt	58,9
45	Rh	Rhodium	102,9
77	Ir	Iridium	192,2
109	Une	Unnilennium	(266)
28	Ni	Nickel	58,7
46	Pd	Palladium	106,4
78	Pt	Platine	195,1
80	Hg	Mercure	200,6
29	Cu	Cuivre	63,5
47	Ag	Argent	107,9
79	Au	Or	197,0
30	Zn	Zinc	65,4
48	Cd	Cadmium	112,4
81	Tl	Thallium	204,4
83	Bi	Bismuth	209,0
31	Ga	Gallium	69,7
49	In	Indium	114,8
81	Tl	Thallium	204,4
82	Pb	Plomb	207,2
32	Ge	Germanium	72,6
50	Sn	Étain	118,7
82	Pb	Plomb	207,2
33	As	Arsenic	74,9
51	Sb	Antimoine	121,8
83	Bi	Bismuth	209,0
34	Se	Sélénium	79,0
52	Te	Tellure	127,6
84	Po	Polonium	(209)
35	Br	Brome	79,9
53	I	Iode	126,9
85	At	Astato	(210)
36	Kr	Krypton	83,8
54	Xe	Xénon	131,3
86	Rn	Radon	(222)
37	Ar	Argon	39,9
55	At	Astato	(210)
87	Rn	Radon	(222)

CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

2	He	Hélium	4,0
10	Ne	Néon	20,2
18	Ar	Argon	39,9
5	B	Bore	10,8
13	Al	Aluminium	27,0
6	C	Carbone	12,0
14	Si	Silicium	28,1
7	N	Azote	14,0
15	P	Phosphore	31,0
8	O	Oxygène	16,0
16	S	Soufre	32,1
9	F	Fluor	19,0
17	Cl	Chlore	35,5
12	Mg	Magnésium	24,3
13	Al	Aluminium	27,0
14	Si	Silicium	28,1
15	P	Phosphore	31,0
16	S	Soufre	32,1
17	Cl	Chlore	35,5
18	Ar	Argon	39,9
19	K	Potassium	39,1
20	Ca	Calcium	40,1
21	Sc	Scandium	45,0
22	Ti	Titane	47,9
23	V	Vanadium	50,9
24	Cr	Chrome	52,0
25	Mn	Manganèse	54,9
26	Fe	Fer	55,8
27	Co	Cobalt	58,9
28	Ni	Nickel	58,7
29	Cu	Cuivre	63,5
30	Zn	Zinc	65,4
31	Ga	Gallium	69,7
32	Ge	Germanium	72,6
33	As	Arsenic	74,9
34	Se	Sélénium	79,0
35	Br	Brome	79,9
36	Kr	Krypton	83,8
37	Ar	Argon	39,9
38	Sr	Strontium	87,6
39	Y	Yttrium	88,9
40	Zr	Zirconium	91,2
41	Nb	Niobium	92,9
42	Mo	Molybdène	95,9
43	Tc	Technétium (98)	
44	Ru	Ruthénium	101,1
45	Rh	Rhodium	102,9
46	Pd	Palladium	106,4
47	Ag	Argent	107,9
48	Cd	Cadmium	112,4
49	In	Indium	114,8
50	Sn	Étain	118,7
51	Sb	Antimoine	121,8
52	Te	Tellure	127,6
53	I	Iode	126,9
54	Xe	Xénon	131,3
55	At	Astato	(210)
56	Rn	Radon	(222)
57	La	Lanthane	138,9
58	Ce	Cérium	140,1
59	Pr	Praséodyme	140,9
60	Nd	Néodyme	144,2
61	Pm	Prométhium	(145)
62	Sm	Samarium	150,4
63	Eu	Europtium	152,0
64	Gd	Gadolinium	157,3
65	Tb	Terbium	158,9
66	Dy	Dysprosium	162,5
67	Ho	Holmium	164,9
68	Er	Erbium	167,3
69	Tm	Thulium	168,9
70	Yb	Ytterbium	173,0
71	Lu	Lutécium	175,0
72	Hf	Hafnium	178,5
73	Ta	Tantale	180,9
74	W	Tungstène	183,8
75	Re	Rhénium	186,2
76	Os	Osmium	190,2
77	Ir	Iridium	192,2
78	Pt	Platine	195,1
79	Au	Or	197,0
80	Hg	Mercure	200,6
81	Tl	Thallium	204,4
82	Pb	Plomb	207,2
83	Bi	Bismuth	209,0
84	Po	Polonium	(209)
85	At	Astato	(210)
86	Rn	Radon	(222)
87	Fr	Francium	(223)
88	Ra	Radium	(226)
89	Ac	Actinium	(227)
90	Th	Thorium	232,0
91	Pa	Protactinium	231,0
92	U	Uranium	238,0
93	Np	Neptunium	(237)
94	Pu	Plutonium	(244)
95	Am	Amercium	(243)
96	Cm	Curium	(247)
97	Bk	Berkélium	(247)
98	Cf	Californium	(251)
99	Es	Einsteinium	(252)
100	Fm	Fermium	(257)
101	Md	Mendélévium	(258)
102	No	Nobélium	(259)
103	Lr	Lawrencium	(262)

Tableau basé sur la masse de C¹² à 12,00.

Pour les éléments que l'on ne trouve pas à l'état naturel, les valeurs entre parenthèses représentent la masse des isotopes les plus stables ou les mieux connus.

MASSE ATOMIQUE DES ÉLÉMENTS

Tableau basé sur la masse de C¹² à 12,00. Pour les éléments que l'on ne trouve pas à l'état naturel, les valeurs entre parenthèses représentent la masse des isotopes les plus stables ou les mieux connus.

Élément	Symbole	Nombre atomique	Masse atomique	Élément	Symbole	Nombre atomique	Masse atomique
Actinium	Ac	89	(227)	Mendélévium	Md	101	(258)
Aluminium	Al	13	27,0	Mercure	Hg	80	200,6
Américium	Am	95	(243)	Molybdène	Mo	42	95,9
Antimoine	Sb	51	121,8	Néodyme	Nd	60	144,2
Argent	Ag	47	107,9	Néon	Ne	10	20,2
Argon	Ar	18	39,9	Neptunium	Np	93	(237)
Arsenic	As	33	74,9	Nickel	Ni	28	58,7
Astate	At	85	(210)	Niobium	Nb	41	92,9
Azote (nitrogène)	N	7	14,0	Nobélium	No	102	(259)
Baryum	Ba	56	137,3	Or	Au	79	197,0
Berkélium	Bk	97	(247)	Osmium	Os	76	190,2
Béryllium	Be	4	9,0	Oxygène	O	8	16,0
Bismuth	Bi	83	209,0	Palladium	Pd	46	106,4
Bore	B	5	10,8	Phosphore	P	15	31,0
Brome	Br	35	79,9	Platine	Pt	78	195,1
Cadmium	Cd	48	112,4	Plomb	Pb	82	207,2
Calcium	Ca	20	40,1	Plutonium	Pu	94	(244)
Californium	Cf	98	(251)	Polonium	Po	84	(209)
Carbone	C	6	12,0	Potassium	K	19	39,1
Cérium	Ce	58	140,1	Praséodyme	Pr	59	140,9
Césium	Cs	55	132,9	Prométhium	Pm	61	(145)
Chlore	Cl	17	35,5	Protactinium	Pa	91	231,0
Chrome	Cr	24	52,0	Radium	Ra	88	(226)
Cobalt	Co	27	58,9	Radon	Rn	86	(222)
Cuivre	Cu	29	63,5	Rhénium	Re	75	186,2
Curium	Cm	96	(247)	Rhodium	Rh	45	102,9
Dysprosium	Dy	66	162,5	Rubidium	Rb	37	85,5
Einsteinium	Es	99	(252)	Ruthénium	Ru	44	101,1
Erbium	Er	68	167,3	Rutherfordium	Rf	104	(261)
Étain (stannum)	Sn	50	118,7	Samarium	Sm	62	150,4
Europium	Eu	63	152,0	Scandium	Sc	21	45,0
Fer	Fe	26	55,8	Sélénium	Se	34	79,0
Fermium	Fm	100	(257)	Silicium	Si	14	28,1
Fluor	F	9	19,0	Sodium	Na	11	23,0
Francium	Fr	87	(223)	Soufre	S	16	32,1
Gadolinium	Gd	64	157,3	Strontium	Sr	38	87,6
Gallium	Ga	31	69,7	Tantale	Ta	73	180,9
Germanium	Ge	32	72,6	Technétium	Tc	43	(98)
Hafnium	Hf	72	178,5	Tellure	Te	52	127,6
Hahnium	Ha	105	(262)	Terbium	Tb	65	158,9
Hélium	He	2	4,0	Thallium	Tl	81	204,4
Holmium	Ho	67	164,9	Thorium	Th	90	232,0
Hydrogène	H	1	1,0	Thulium	Tm	69	168,9
Indium	In	49	114,8	Titane	Ti	22	47,9
Iode	I	53	126,9	Tungstène	W	74	183,8
Iridium	Ir	77	192,2	Uranium	U	92	238,0
Krypton	Kr	36	83,8	Vanadium	V	23	50,9
Lanthane	La	57	138,9	Xénon	Xe	54	131,3
Lawrencium	Lr	103	(262)	Ytterbium	Yb	70	173,0
Lithium	Li	3	6,9	Yttrium	Y	39	88,9
Lutécium	Lu	71	175,0	Zinc	Zn	30	65,4
Magnésium	Mg	12	24,3	Zirconium	Zr	40	91,2
Manganèse	Mn	25	54,9				

NOM, FORMULE ET CHARGE DE CERTAINS IONS COMMUNS

Ions positifs (cations)		Ions négatifs (anions)	
Aluminium	Al^{3+}	Bromure	Br^{-}
Ammonium	NH_4^{+}	Carbonate	CO_3^{2-}
Argent	Ag^{+}	Chlorate	ClO_3^{-}
Baryum	Ba^{2+}	Chlorure	Cl^{-}
Calcium	Ca^{2+}	Chlorite	ClO_2^{-}
Chrome(II), chromeux	Cr^{2+}	Chromate	CrO_4^{2-}
Chrome(III), chromique	Cr^{3+}	Cyanure	CN^{-}
Cuivre(I)*, cuivreux	Cu^{+}	Dichromate	$Cr_2O_7^{2-}$
Cuivre(II), cuivrique	Cu^{2+}	Dihydrogénophosphate	$H_2PO_4^{-}$
Étain(II)*, stanneux	Sn^{2+}	Ethanoate, Acétate	CH_3COO^{-}
Étain(IV), stannique	Sn^{4+}	Fluorure	F^{-}
Fer(II)*, ferreux	Fe^{2+}	Hydrogénocarbonate, bicarbonate	HCO_3^{-}
Fer(III), ferrique	Fe^{3+}	Hydrogénophosphate	HPO_4^{2-}
Hydrogène	H^{+}	Hydrogénosulfate, bisulfate	HSO_4^{-}
Hydronium	H_3O^{+}	Hydrogénosulfure, bisulfure	HS^{-}
Lithium	Li^{+}	Hydrogénosulfite, bisulfite	HSO_3^{-}
Magnésium	Mg^{2+}	Hydrogénéoxalate, binoxalate	$HC_2O_4^{-}$
Manganèse(II), manganoux	Mn^{2+}	Hydroxyde	OH^{-}
Manganèse(IV)	Mn^{4+}	Hypochlorite	ClO^{-}
Mercure(I)*, mercureux	Hg_2^{2+}	Iodure	I^{-}
Mercure(II), mercurique	Hg^{2+}	Nitrate	NO_3^{-}
Plomb(II)	Pb^{2+}	Nitrite	NO_2^{-}
Plomb(IV)	Pb^{4+}	Oxalate	$C_2O_4^{2-}$
Potassium	K^{+}	Oxyde**	O^{2-}
Sodium	Na^{+}	Perchlorate	ClO_4^{-}
Zinc	Zn^{2+}	Permanganate	MnO_4^{-}
		Phosphate	PO_4^{3-}
		Sulfate	SO_4^{2-}
		Sulfure	S^{2-}
		Sulfite	SO_3^{2-}
		Thiocyanate	SCN^{-}

* Les solutions aqueuses sont facilement oxydées par l'air.

** Non stable dans les solutions aqueuses.

SOLUBILITÉ DANS L'EAU DE COMPOSÉS COMMUNS

Le terme «Solubles» signifie ici: $> 0,1 \text{ mol/L}$ à 25°C .

IONS NÉGATIFS (Anions)	IONS POSITIFS (Cations)	SOLUBILITÉ DES COMPOSÉS
Tous	Ions alcalins: $\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+, \text{Fr}^+$	Solubles
Tous	Ion hydrogène, H^+	Solubles
Tous	Ion ammonium, NH_4^+	Solubles
Nitrate, NO_3^-	Tous	Solubles
Chlorure, Cl^- ou Bromure, Br^- ou Iodure, I^-	Tous les autres	Solubles
	$\text{Ag}^+, \text{Pb}^{2+}, \text{Cu}^+$	Faible solubilité
Sulfate, SO_4^{2-}	Tous les autres	Solubles
	$\text{Ag}^+, \text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}, \text{Pb}^{2+}$	Faible solubilité
Sulfure, S^{2-}	Ions alcalins, $\text{H}^+, \text{NH}_4^+, \text{Be}^{2+}$ $\text{Mg}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$	Solubles
	Tous les autres	Faible solubilité
Hydroxide, OH^-	Ions alcalins, $\text{H}^+, \text{NH}_4^+, \text{Sr}^{2+}$	Solubles
	Tous les autres	Faible solubilité
Phosphate, PO_4^{3-} ou Carbonate, CO_3^{2-} ou Sulfite, SO_3^{2-}	Ions alcalins, $\text{H}^+, \text{NH}_4^+$	Solubles
	Tous les autres	Faible solubilité

CONSTANTES DU PRODUIT DE SOLUBILITÉ DE CERTAINS COMPOSÉS À 25°C

Composé	Formule	K_{ps}
carbonate de baryum	BaCO ₃	$2,6 \times 10^{-9}$
chromate de baryum	BaCrO ₄	$1,2 \times 10^{-10}$
sulfate de baryum	BaSO ₄	$1,1 \times 10^{-10}$
carbonate de calcium	CaCO ₃	$5,0 \times 10^{-9}$
oxalate de calcium	CaC ₂ O ₄	$2,3 \times 10^{-9}$
sulfate de calcium	CaSO ₄	$7,1 \times 10^{-5}$
iodure de cuivre(I)	CuI	$1,3 \times 10^{-12}$
iodate de cuivre(II)	Cu(IO ₃) ₂	$6,9 \times 10^{-8}$
sulfure de cuivre(II)	CuS	$6,0 \times 10^{-37}$
hydroxyde de fer(II)	Fe(OH) ₂	$4,9 \times 10^{-17}$
sulfure de fer(II)	FeS	$6,0 \times 10^{-19}$
hydroxyde de fer(III)	Fe(OH) ₃	$2,6 \times 10^{-39}$
bromure de plomb(II)	PbBr ₂	$6,6 \times 10^{-6}$
chlorure de plomb(II)	PbCl ₂	$1,2 \times 10^{-5}$
iodate de plomb(II)	Pb(IO ₃) ₂	$3,7 \times 10^{-13}$
iodure de plomb(II)	PbI ₂	$8,5 \times 10^{-9}$
sulfate de plomb(II)	PbSO ₄	$1,8 \times 10^{-8}$
carbonate de magnésium	MgCO ₃	$6,8 \times 10^{-6}$
hydroxyde de magnésium	Mg(OH) ₂	$5,6 \times 10^{-12}$
bromate d'argent	AgBrO ₃	$5,3 \times 10^{-5}$
bromure d'argent	AgBr	$5,4 \times 10^{-13}$
carbonate d'argent	Ag ₂ CO ₃	$8,5 \times 10^{-12}$
chlorure d'argent	AgCl	$1,8 \times 10^{-10}$
chromate d'argent	Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \times 10^{-12}$
iodate d'argent	AgIO ₃	$3,2 \times 10^{-8}$
iodure d'argent	AgI	$8,5 \times 10^{-17}$
carbonate de strontium	SrCO ₃	$5,6 \times 10^{-10}$
fluorure de strontium	SrF ₂	$4,3 \times 10^{-9}$
sulfate de strontium	SrSO ₄	$3,4 \times 10^{-7}$
sulfure de zinc	ZnS	$2,0 \times 10^{-25}$

FORCES RELATIVES DES ACIDES ET BASES DE BRÖNSTED-LOWRY

dans une solution aqueuse à température ambiante

Force de l'acide	Nom de l'acide	Acide	Base	K_a	Force de la base
Forte 	Acide perchlorique	HClO_4	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$	très élevé	Faible
	Acide hydroiodique	HI	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{I}^-$	très élevé	
	Acide hydrobromique	HBr	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{Br}^-$	très élevé	
	Acide hydrochlorique	HCl	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	très élevé	
	Acide nitrique	HNO_3	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	très élevé	
	Acide sulfurique	H_2SO_4	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$	très élevé	
	Ion hydronium	H_3O^+	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$	1,0	
	Acide iodique	HIO_3	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{IO}_3^-$	$1,7 \times 10^{-1}$	
	Acide oxalique	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HC}_2\text{O}_4^-$	$5,9 \times 10^{-2}$	
	Acide sulfureux ($\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$)	H_2SO_3	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$	$1,5 \times 10^{-2}$	
	Ion hydrogène sulfaté	HSO_4^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$1,2 \times 10^{-2}$	
	Acide phosphorique	H_3PO_4	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,5 \times 10^{-3}$	
	Fer (III), ion ferrique	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})^{2+}$	$6,0 \times 10^{-3}$	
	Acide citrique	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^-$	$7,1 \times 10^{-4}$	
	Acide nitreux	HNO_2	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$4,6 \times 10^{-4}$	
	Acide hydrofluorique	HF	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	$3,5 \times 10^{-4}$	
	Acide formique (méthanoïque)	HCOOH	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	$1,8 \times 10^{-4}$	
	Chromium (III), ion chromique	$\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})^{2+}$	$1,5 \times 10^{-4}$	
	Acide benzoïque	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	$6,5 \times 10^{-5}$	
	Ion hydrogénéoxalate	HC_2O_4^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$6,4 \times 10^{-5}$	
	Acide acétique (éthanoïque)	CH_3COOH	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,8 \times 10^{-5}$	
	Ion citrate dihydrogéné	$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^-$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-}$	$1,7 \times 10^{-5}$	
	Ion aluminium	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})^{2+}$	$1,4 \times 10^{-5}$	
	Acide carbonique ($\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$)	H_2CO_3	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,3 \times 10^{-7}$	
	Ion citrate monohydrogéné	$\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-}$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}$	$4,1 \times 10^{-7}$	
	Hydrogénosulfite	HSO_3^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$1,0 \times 10^{-7}$	
	Acide sulfurique	H_2S	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$	$9,1 \times 10^{-8}$	
	Ion dihydrogénéphosphate	H_2PO_4^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6,2 \times 10^{-8}$	
Acide borique	H_3BO_3	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$7,3 \times 10^{-10}$		
Ion ammonium	NH_4^+	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NH}_3$	$5,6 \times 10^{-10}$		
Hydrocyanic	HCN	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$4,9 \times 10^{-10}$		
Phénol	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	$1,3 \times 10^{-10}$		
Ion hydrogénécarbonate	HCO_3^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$5,6 \times 10^{-11}$		
Peroxyde d'hydrogène	H_2O_2	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}_2^-$	$2,4 \times 10^{-12}$		
Ion phosphate monohydrogéné	HPO_4^{2-}	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$2,2 \times 10^{-13}$		
Eau	H_2O	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$	$1,0 \times 10^{-14}$		
Ion hydroxyde	OH^-	$\leftarrow \text{H}^+ + \text{O}^{2-}$	très bas		
Ammoniac	NH_3	$\leftarrow \text{H}^+ + \text{NH}_2^-$	très bas		
Faible					Forte

INDICATEURS D'ACIDITÉ ET DE BASICITÉ

INDICATEUR	ÉTENDUE DES VALEURS DU pH POUR LESQUELLES LA COULEUR CHANGE	CHANGEMENT DE COULEUR LORSQUE LE pH AUGMENTE
Violet de méthyle	0,0 – 1,6	jaune à bleu
Bleu de thymol	1,2 – 2,8	rouge à jaune
Orange IV	1,4 – 2,8	rouge à jaune
Orange de méthyle	3,2 – 4,4	rouge à jaune
Vert de bromocésol	3,8 – 5,4	jaune à bleu
Rouge de méthyle	4,8 – 6,0	rouge à jaune
Rouge de chlorophénol	5,2 – 6,8	jaune à rouge
Bleu de bromothymol	6,0 – 7,6	jaune à bleu
Rouge de phénol	6,6 – 8,0	jaune à rouge
Rouge neutre	6,8 – 8,0	rouge à ambre
Bleu de thymol	8,0 – 9,6	jaune à bleu
Phénolphtaléine	8,2 – 10,0	incolore à rose
Thymolphtaléine	9,4 – 10,6	incolore à bleu
Jaune d'alizarine	10,1 – 12,0	jaune à rouge
Carmin d'indigo	11,4 – 13,0	bleu à jaune