

JUN 1999

EXAMEN PROVINCIAL

MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION

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 **exclu** 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 : 11 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 autorisés.

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 ainsi que les fonctions graphiques. 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 à l'examen. Vous ne pouvez 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

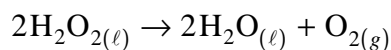
Durée suggérée : 70 minutes

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 la bulle contenant la lettre qui correspond à votre réponse.

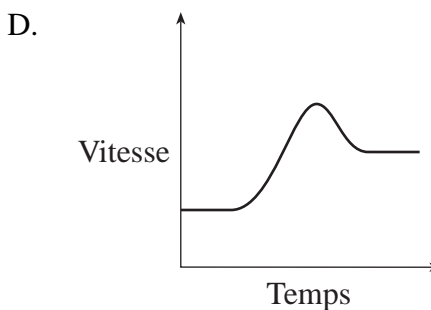
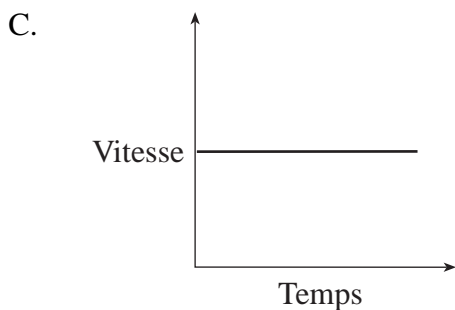
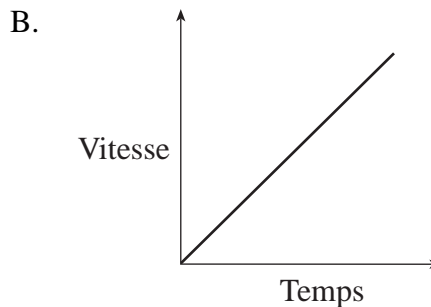
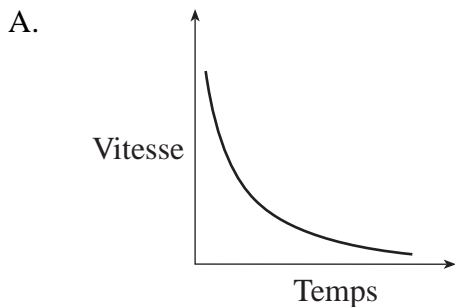
1. Laquelle des unités suivantes peut être utilisée pour représenter la vitesse d'une réaction?

- A. $\frac{\text{g}}{\text{L}}$
- B. $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
- C. $\frac{\text{g} \cdot \text{min}}{\text{mol}}$
- D. $\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}}$

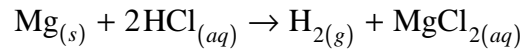
2. Considérez la réaction suivante :



Quel graphique illustre la relation entre la vitesse de décomposition de H_2O_2 et le temps?



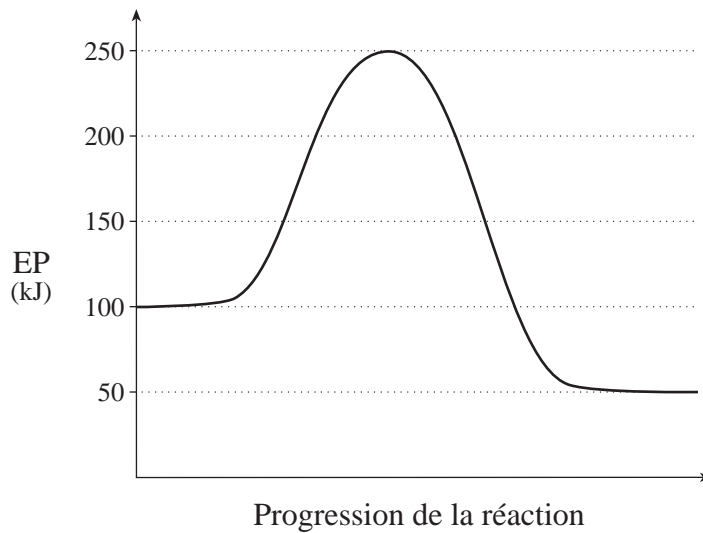
3. Considérez la réaction suivante :



La vitesse de cette réaction augmente lorsqu'on ajoute plus de magnésium.
Ce changement est causé par

- A. l'addition d'un catalyseur.
- B. l'augmentation de la surface de contact.
- C. un changement dans la nature des réactifs.
- D. l'augmentation de la concentration des réactifs.

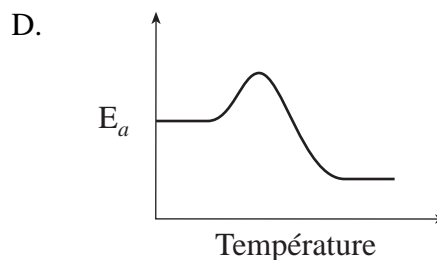
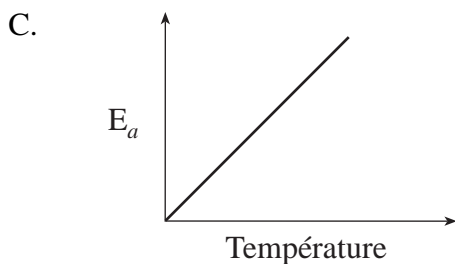
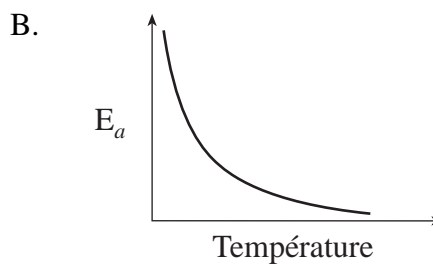
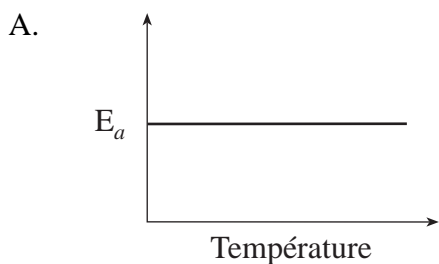
4. Considérez le diagramme de l'énergie potentielle (EP) suivant :



Laquelle des situations suivantes décrit la réaction directe?

	ΔH (kJ)	ÉNERGIE D'ACTIVATION (kJ)
A.	+50	250
B.	-50	200
C.	-50	150
D.	+50	150

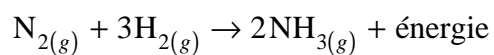
5. Quel graphique illustre la relation entre l'énergie d'activation (E_a) et la température?



6. Un catalyseur modifie la vitesse d'une réaction en

- A. changeant le ΔH .
- B. augmentant la température.
- C. diminuant l'énergie des produits.
- D. fournissant un autre mécanisme de réaction.

7. Considérez la réaction suivante :

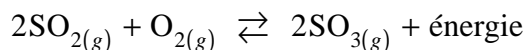


Laquelle des situations suivantes décrit les changements d'enthalpie et d'entropie à mesure que la réaction se déroule?

	ENTHALPIE	ENTROPIE
A.	augmente	diminue
B.	augmente	augmente
C.	diminue	diminue
D.	diminue	augmente

TOURNEZ LA PAGE

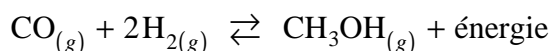
8. Considérez l'équilibre suivant :



Laquelle des modifications suivantes fera déplacer l'équilibre vers la gauche?

- A. addition d'un catalyseur
- B. addition de SO_2
- C. augmentation du volume
- D. diminution de la température

9. Le méthanol, CH_3OH , peut être produit par la réaction suivante :



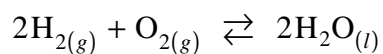
Les conditions qui sont nécessaires pour maximiser le rendement de CH_3OH à l'équilibre sont

- A. une température basse et une pression faible.
- B. une température élevée et une pression faible.
- C. une température basse et une pression élevée.
- D. une température élevée et une pression élevée.

10. On ajoute un catalyseur à un système déjà en équilibre. Quel est l'effet de l'addition du catalyseur sur les vitesses directe et inverse de la réaction?

	VITESSE DE LA RÉACTION DIRECTE	VITESSE DE LA RÉACTION INVERSE
A.	augmente	augmente
B.	augmente	demeure constante
C.	demeure constante	diminue
D.	demeure constante	demeure constante

11. Considérez la réaction suivante :



Quelle est l'expression de la constante d'équilibre pour cette réaction?

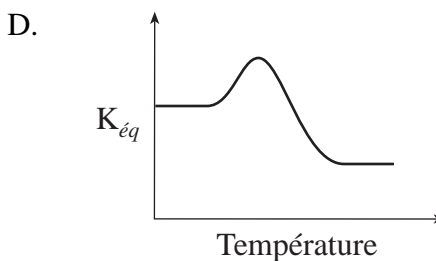
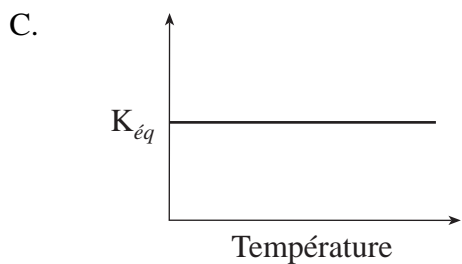
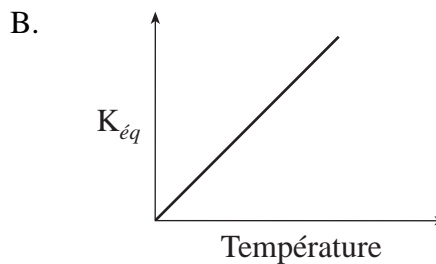
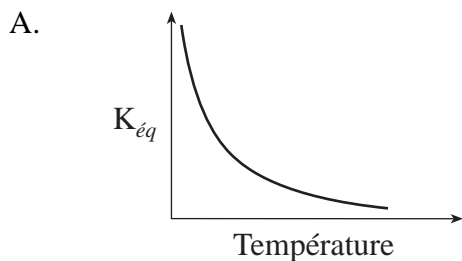
A. $K_{\text{éq}} = [\text{H}_2]^2 [\text{O}_2]$

B. $K_{\text{éq}} = \frac{[\text{H}_2]^2 [\text{O}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$

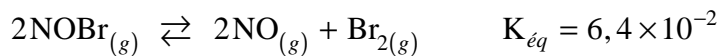
C. $K_{\text{éq}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2 [\text{O}_2]}$

D. $K_{\text{éq}} = \frac{1}{[\text{H}_2]^2 [\text{O}_2]}$

12. La relation entre $K_{\text{éq}}$ et la température pour une réaction exothermique est représentée par



13. Considérez l'équilibre suivant :



À l'équilibre, une fiole de 1,00 L contient 0,030 mol de NOBr et 0,030 mol de NO.
Combien de moles de Br₂ sont présentes?

- A. $1,9 \times 10^{-3}$ mol
- B. $6,4 \times 10^{-2}$ mol
- C. $3,0 \times 10^{-2}$ mol
- D. $4,7 \times 10^{-1}$ mol

14. Les concentrations en ions dans 2,00 L de K₃PO₄ à 0,32 M sont de

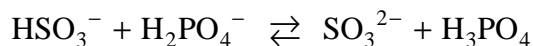
	[K ⁺]	[PO ₄ ³⁻]
A.	0,16 M	0,16 M
B.	0,32 M	0,32 M
C.	0,48 M	0,16 M
D.	0,96 M	0,32 M

15. Lequel des composés suivants est le moins soluble dans l'eau?

- A. CaS
- B. Fe(OH)₃
- C. KMnO₄
- D. NH₄HC₂O₄

16. Une solution contient deux cations, qui ont chacun une concentration de 0,20 M. Lorsqu'on ajoute un volume égal de OH^- à 0,20 M, ces cations sont retirés de la solution par précipitation. Ces ions sont
- A. Ba^{2+} et K^+
 - B. Sr^{2+} et Na^+
 - C. Mg^{2+} et Sr^{2+}
 - D. Mg^{2+} et Ca^{2+}
17. La solubilité de $\text{Mn}(\text{IO}_3)_2$ est de $4,8 \times 10^{-3}$ M. Quelle est la valeur du K_s ?
- A. $1,1 \times 10^{-7}$
 - B. $4,4 \times 10^{-7}$
 - C. $7,1 \times 10^{-6}$
 - D. $1,1 \times 10^{-1}$
18. La concentration maximale de $[\text{SO}_4^{2-}]$ pouvant être présente dans du $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ à $1,0 \times 10^{-3}$ M sans qu'il y ait formation d'un précipité est de
- A. $7,1 \times 10^{-5}$ M
 - B. $1,0 \times 10^{-3}$ M
 - C. $8,4 \times 10^{-3}$ M
 - D. $7,1 \times 10^{-2}$ M
19. Une solution de $1,0 \times 10^{-4}$ M a un pH de 10,00. Le soluté est
- A. un acide faible.
 - B. une base faible.
 - C. un acide fort.
 - D. une base forte.

20. Considérez le système de Brönsted-Lowry en équilibre suivant :



Quelles sont les deux bases de Brönsted-Lowry dans l'équilibre ci-dessus?

- A. HSO_3^- et SO_3^{2-}
- B. H_2PO_4^- et SO_3^{2-}
- C. HSO_3^- et H_3PO_4
- D. H_2PO_4^- et H_3PO_4

21. L'équation qui représente la réaction prédominante de l'éthanoate de sodium, NaCH_3COO , avec l'eau est

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

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

- A. HF à 0,1M
- B. NaF à 0,1M
- C. H_2SO_3 à 0,1M
- D. NaHSO_3 à 0,1M

23. Quelle est la base de Brönsted-Lowry la plus forte?

- A. NH_3
- B. CO_3^{2-}
- C. HSO_3^-
- D. H_2BO_3^-

24. Considérez les ions suivants :

	IONS
I.	HCO_3^-
II.	H_2PO_4^-
III.	CH_3COO^-

Les ions amphotères sont

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

25. L'ionisation de l'eau à température ambiante est représentée par

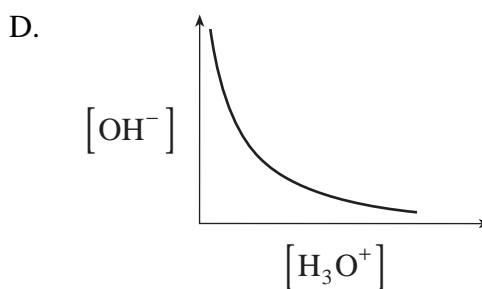
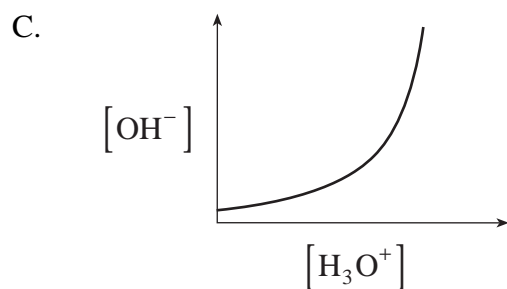
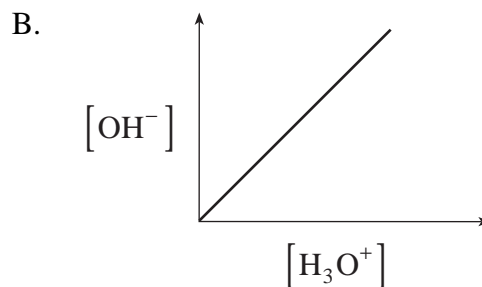
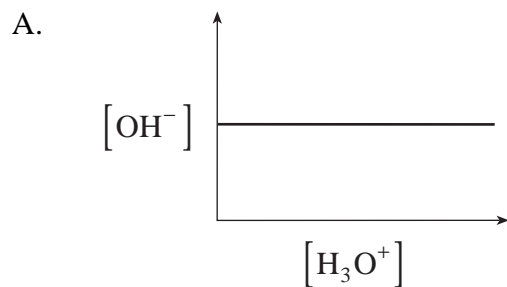
- A. $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{O}^{2-}$
- B. $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
- C. $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
- D. $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

26. L'addition de HCl à l'eau entraîne

- A. l'augmentation de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et de $[\text{OH}^-]$.
- B. la diminution de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et de $[\text{OH}^-]$.
- C. l'augmentation de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et la diminution de $[\text{OH}^-]$.
- D. la diminution de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et l'augmentation de $[\text{OH}^-]$.

TOURNEZ LA PAGE

27. Lequel des graphiques suivants décrit la relation entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{OH}^-]$ dans des solutions aqueuses à température constante?



28. Considérez le tableau suivant :

I.	H_2SO_4
II.	HSO_4^-
III.	SO_4^{2-}

Lequel ou lesquels des composés ci-dessus sont présents dans une bouteille de réactifs portant l'étiquette H_2SO_4 à 1,0 M ?

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

29. Le pH d'une solution de KOH à 0,10 M est de

- A. 0,10
- B. 1,00
- C. 13,00
- D. 14,10

30. L'expression d'équilibre de la réaction prédominante entre l'ion oxalate d'hydrogène, HC_2O_4^- , et l'eau est

A.
$$K_a = \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HC}_2\text{O}_4^-]}$$

B.
$$K_b = \frac{[\text{HC}_2\text{O}_4^-]}{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}][\text{OH}^-]}$$

C.
$$K_a = \frac{[\text{HC}_2\text{O}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]}$$

D.
$$K_b = \frac{[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4][\text{OH}^-]}{[\text{HC}_2\text{O}_4^-]}$$

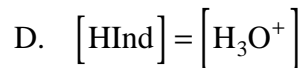
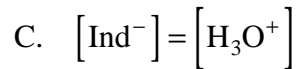
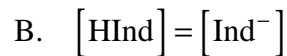
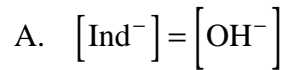
31. Lequel des sels suivants se dissoudra dans l'eau pour produire une solution neutre?

- A. LiF
- B. CrCl_3
- C. KNO_3
- D. NH_4Cl

32. Un indicateur change de couleur dans la zone de pH de 9,0 à 11,0. Quelle est la valeur de K_a pour l'indicateur?

- A. 1×10^{-13}
- B. 1×10^{-10}
- C. 1×10^{-7}
- D. 1×10^1

33. Laquelle des situations suivantes s'applique toujours au point de transition de l'indicateur HInd ?



34. Calculez la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ d'une solution préparée en ajoutant 10,0 mL de HCl à 2,0 M, à 10,0 mL de NaOH à 1,0 M.

A. 0,020 M

B. 0,50 M

C. 1,0 M

D. 2,0 M

35. Considérez le tableau suivant :

I.	H_3O^+
II.	CH_3COO^-
III.	CH_3COOH

Le but d'un système tampon composé de CH_3COOH et de CH_3COONa est de maintenir une concentration relativement constante de

A. I seulement.

B. I et II seulement.

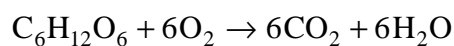
C. II et III seulement.

D. I, II et III.

36. Lequel des composés suivants, lorsqu'il est dissous dans l'eau, produira une solution acide?
- A. SrO
 - B. NO₂
 - C. CaO
 - D. Na₂O

37. Lequel des ions suivants peut agir à la fois comme agent d'oxydation et comme agent de réduction?
- A. H⁺
 - B. Na⁺
 - C. Sn²⁺
 - D. MnO₄⁻

38. Considérez la réaction redox suivante :



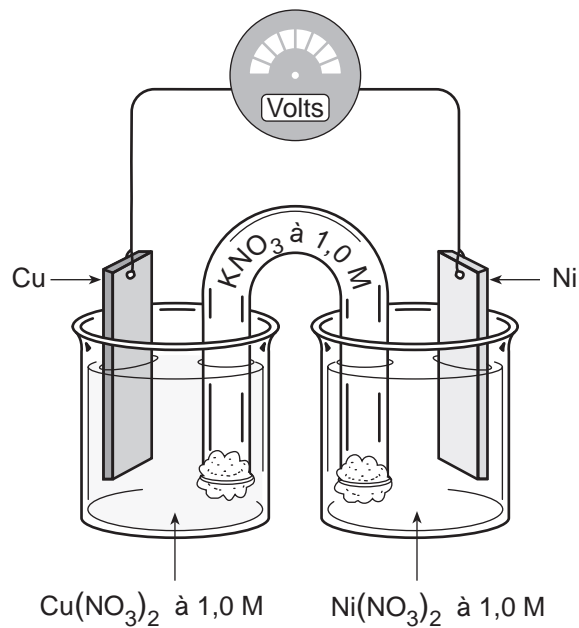
La substance qui subit une réduction est

- A. O₂
 - B. CO₂
 - C. H₂O
 - D. C₆H₁₂O₆
39. Le nombre d'oxydation du P dans H₄P₂O₇ est de
- A. -10
 - B. -5
 - C. +5
 - D. +10

TOURNEZ LA PAGE

40. Une solution contenant un cation inconnu réagit spontanément avec le zinc et le cuivre.
Le cation inconnu est
- A. H^+ à 1,0 M
 - B. Ag^+ à 1,0 M
 - C. Sr^{2+} à 1,0 M
 - D. Mn^{2+} à 1,0 M
41. Laquelle des demi-réactions suivantes est équilibrée?
- A. $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{OH}^-$
 - B. $2\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 3\text{OH}^-$
 - C. $2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$
 - D. $2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^- + 2\text{e}^-$
42. Laquelle des réactions suivantes est une réaction redox spontanée?
- A. $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI}$
 - B. $\text{Ag}^+ + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Ag} + \text{Fe}^{3+}$
 - C. $3\text{Ag}^+ + \text{Au} \rightarrow 3\text{Ag} + \text{Au}^{3+}$
 - D. $2\text{Ag}^+ + \text{Ni}^{2+} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Ni}$
43. Le salage des rues pendant l'hiver augmente la corrosion des automobiles.
Ceci se produit parce que le sel
- A. réagit avec le fer.
 - B. fournit un électrolyte.
 - C. agit comme un agent de réduction.
 - D. agit comme un agent d'oxydation.
44. Lequel des produits suivants ne réagira **pas** spontanément avec HCl à 1,0 M?
- A. étain
 - B. lithium
 - C. mercure
 - D. aluminium

45. Considérez la pile électrochimique suivante :



La demi-réaction qui se produit à l'anode est

- A. $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$
- B. $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$
- C. $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$
- D. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

46. Lequel des composés suivants peut être produit à partir de l'électrolyse d'une solution aqueuse de 1,0 M contenant son ion?
- A. nickel
 - B. sodium
 - C. aluminium
 - D. magnésium
47. Lors de l'électrolyse du ZnCl_2 fondu, à l'aide d'électrodes en carbone, la réaction qui se produit à l'anode est
- A. $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
 - B. $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$
 - C. $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$
 - D. $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$
48. Pour qu'une pile électrolytique fonctionne, elle doit avoir
- A. un voltmètre.
 - B. un pont de sel.
 - C. une source de tension.
 - D. une solution aqueuse.

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

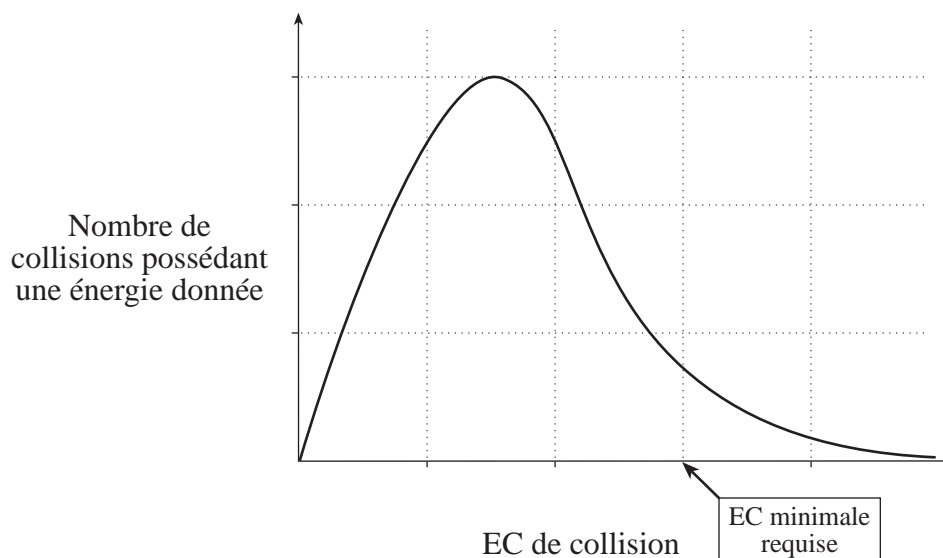
DIRECTIVES : Vous devez communiquer vos connaissances et votre compréhension des principes de la chimie d'une manière claire et logique.

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.

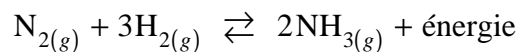
Dans les questions exigeant des calculs, on n'accordera PAS le nombre maximal de points pour la réponse seule.

1. Considérez la courbe de distribution de l'énergie cinétique (EC) pour des particules en collision :

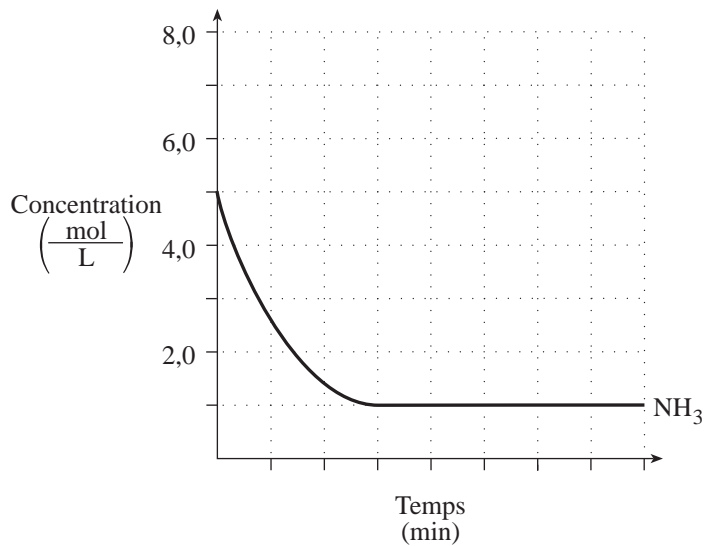


- a) Sur le diagramme ci-dessus, tracez une courbe représentant la distribution des collisions à une température plus élevée. **(2 points)**
- b) Ombrez la région représentant les collisions qui pourraient former un complexe activé à la température plus basse. **(1 point)**

2. Considérez le système en équilibre suivant :



Un contenant de 1,00 L est rempli de 5,0 moles de NH_3 et le système atteint un équilibre tel qu'indiqué sur le graphique.



a) Tracez et désignez les graphes respectifs de N_2 et de H_2 . **(2 points)**

b) Calculez le $K_{\text{éq}}$ pour $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$. **(2 points)**

3. Énoncez le principe de Le Chatelier.

(2 points)

4. Écrivez l'équation ionique nette représentant la réaction qui se produit lorsqu'on combine 50,0 mL de ZnSO_4 à 0,20 M, à 50,0 mL de BaS à 0,20 M.

(2 points)

5. Lorsqu'on ajoute 1,00 g de MgCO_3 à 2,0 L d'eau, **une partie seulement** sera dissoute pour former une solution saturée. Calculez la masse de solide qui ne se dissout pas. **(4 points)**

6. Dans des solutions aqueuses, H_3O^+ est l'acide le plus fort qui est présent. On nomme ce phénomène l'effet de nivellement. Expliquez pourquoi ce phénomène se produit. **(2 points)**

7. Une solution de OCl^- à 1,00 M a une $[\text{OH}^-]$ de $5,75 \times 10^{-4}$ M.

a) Calculez le K_b pour OCl^- .

(3 points)

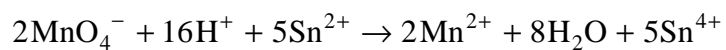
b) Calculez le K_a pour HOCl .

(1 point)

8. Calculez la masse de NaOH requise pour préparer 2,0 L d'une solution dont le pH sera de 12,00.

(3 points)

9. Les données ci-dessous ont été obtenues lors du titrage redox d'un échantillon de 25,00 mL contenant des ions Sn^{2+} , à l'aide de KMnO_4 à 0,125 M, selon la réaction suivante :

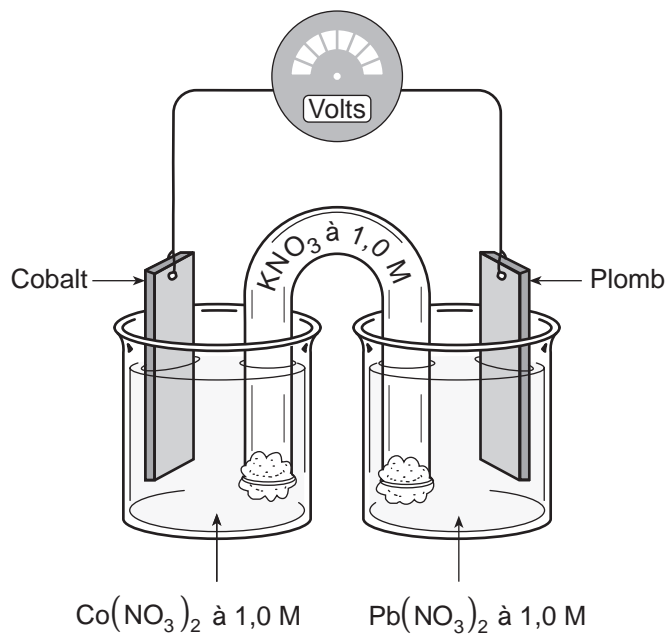


	Volume de KMnO_4 utilisé (mL)		
	Essai #1	Essai #2	Essai #3
Lecture initiale de la burette	2,00	13,80	24,55
Lecture finale de la burette	13,80	24,55	35,32

Calculez la $[\text{Sn}^{2+}]$ dans l'échantillon initial.

(4 points)

10. Considérez la pile électrochimique suivante :



a) Calculez la tension initiale de la pile.

(1 point)

b) Quelle est la fonction du pont de sel?

(1 point)

11. Considérez l'électrolyse de H_2SO_4 à 1,0 M à l'aide d'électrodes de platine inerte.

a) Écrivez la demi-réaction d'oxydation.

(1 point)

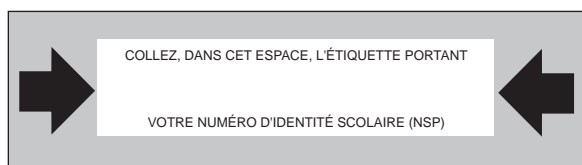
b) Écrivez la demi-réaction de réduction.

(1 point)

FIN DE L'EXAMEN

PAGE BLANCHE





CHIMIE 12
Juin 1999

Code du cours = CHF

FOR OFFICE USE ONLY

CHIMIE 12

Juin 1999

Code du cours = CHF

Note pour la
question 1 :

1. _____
(3)

Note pour la
question 7 :

7. _____
(4)

Note pour la
question 2 :

2. _____
(4)

Note pour la
question 8 :

8. _____
(3)

Note pour la
question 3 :

3. _____
(2)

Note pour la
question 9 :

9. _____
(4)

Note pour la
question 4 :

4. _____
(2)

Note pour la
question 10 :

10. _____
(2)

Note pour la
question 5 :

5. _____
(4)

Note pour la
question 11 :

11. _____
(2)

Note pour la
question 6 :

6. _____
(2)

Livret de données

CHIMIE 12

Le travail effectué dans ce livret
ne sera pas corrigé.

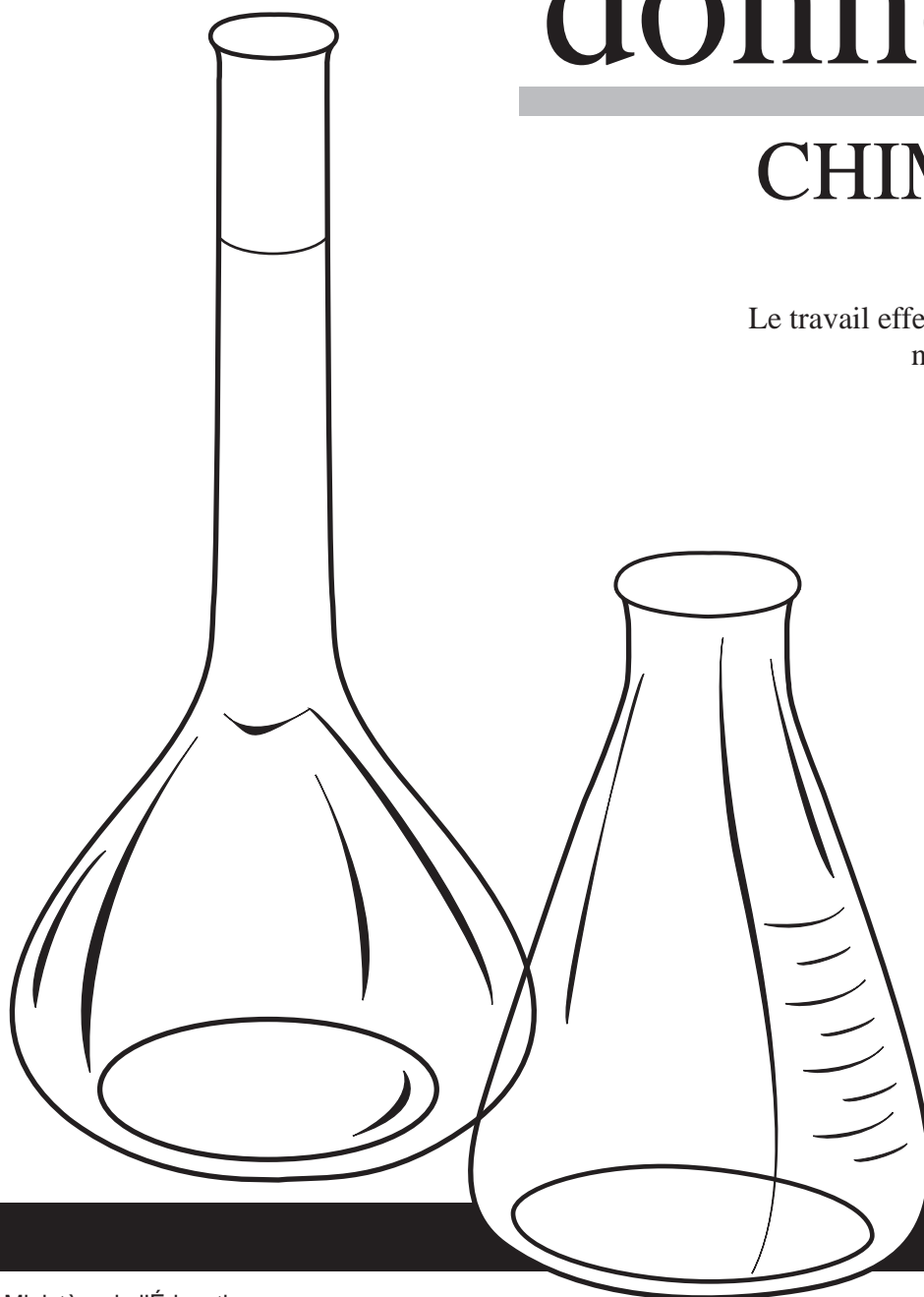


TABLE DES MATIÈRES

PAGE	TABLEAU
1	Classification périodique des éléments
2	Masse atomique des éléments
3	Nom, formule et charge de certains ions communs
4	Solubilité de composés communs dans l'eau
5	Produits de solubilité de certains composés à 25° C
6	Force relative des acides et bases de Brönsted-Lowry
7	Indicateurs colorés
8	Potentiel standard de réduction des demi-cellules

Tiré de

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

CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

1 H Hydrogène 1,0												18 He Hélium 4,0					
2												13	14	15	16	17	
3 Li Lithium 6,9	4 Be Béryllium 9,0											5 B Bore 10,8	6 C Carbone 12,0	7 N Azote 14,0	8 O Oxygène 16,0	9 F Fluor 19,0	10 Ne Néon 20,2
11 Na Sodium 23,0	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 Rb Rubidium 85,5	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 Cs Césium 132,9	56 Ba Baryum 137,3	57 La Lanthane 138,9	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 Astate (210)	86 Rn Radon (222)
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89 Ac Actinium (227)	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Ha Hahnium (262)	106 Sg Seaborgium (263)	107 Uns Unnilseptium (262)	108 Uno Unniloctium (265)	109 Une Unnilennium (266)									

14 ——— Nombre atomique
Si ——— Symbole
 Silicium ——— Nom
 28,1 ——— Masse atomique

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.

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 Europium 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
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 Américium (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)

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	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
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+}	Hydrogencarbonate, 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+}	Hydrogénoxalate, binoxalate	HC_2O_4^-
Manganèse(II), manganoux	Mn^{2+}	Hydroxyle	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	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
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 DE COMPOSÉS COMMUNS DANS L'EAU

Le terme «Soluble» 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, H^+ , NH_4^+ , Be^{2+} Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}	Solubles
	Tous les autres	Faible solubilité
Hydroxyle, OH^-	Ions alcalins, H^+ , NH_4^+ , Sr^{2+}	Solubles
	Tous les autres	Faible solubilité
Phosphate, PO_4^{3-} ou Carbonate, CO_3^{2-} ou Sulfite, SO_3^{2-}	Ions alcalins, H^+ , NH_4^+	Solubles
	Tous les autres	Faible solubilité

PRODUITS DE SOLUBILITÉ DE CERTAINS COMPOSÉS À 25°C

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

FORCE RELATIVE 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	$\text{HClO}_4 \rightarrow$	$\text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$	très élevé	Faible
	Acide hydroiodique	$\text{HI} \rightarrow$	$\text{H}^+ + \text{I}^-$	très élevé	
	Acide hydrobromique	$\text{HBr} \rightarrow$	$\text{H}^+ + \text{Br}^-$	très élevé	
	Acide hydrochlorique	$\text{HCl} \rightarrow$	$\text{H}^+ + \text{Cl}^-$	très élevé	
	Acide nitrique	$\text{HNO}_3 \rightarrow$	$\text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	très élevé	
	Acide sulfurique	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$	très élevé	
	Ion hydronium	$\text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$	1,0	
	Acide iodique	$\text{HIO}_3 \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{IO}_3^-$	$1,7 \times 10^{-1}$	
	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 ($\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$)	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$	$1,5 \times 10^{-2}$	
	Ion hydrogène sulfate	$\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$1,2 \times 10^{-2}$	
	Acide phosphorique	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,5 \times 10^{-3}$	
	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	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$4,6 \times 10^{-4}$	
	Acide hydrofluorique	$\text{HF} \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{F}^-$	$3,5 \times 10^{-4}$	
	Acide formique (méthanoïque)	$\text{HCOOH} \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	$1,8 \times 10^{-4}$	
	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	$\text{HC}_2\text{O}_4^- \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$6,4 \times 10^{-5}$	
	Acide acétique (éthanoïque)	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,8 \times 10^{-5}$	
	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 ($\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$)	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,3 \times 10^{-7}$	
	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	$\text{HSO}_3^- \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$1,0 \times 10^{-7}$	
	Acide sulfurique	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{HS}^-$	$9,1 \times 10^{-8}$	
	Ion dihydrogénéphosphate	$\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6,2 \times 10^{-8}$	
	Acide borique	$\text{H}_3\text{BO}_3 \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$7,3 \times 10^{-10}$	
	Ion ammonium	$\text{NH}_4^+ \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{NH}_3$	$5,6 \times 10^{-10}$	
	Hydrocyanic	$\text{HCN} \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{CN}^-$	$4,9 \times 10^{-10}$	
	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	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$5,6 \times 10^{-11}$	
	Peroxyde d'hydrogène	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{HO}_2^-$	$2,4 \times 10^{-12}$	
	Ion phosphate monohydrogéné	$\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$2,2 \times 10^{-13}$	
	Eau	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ + \text{OH}^-$	$1,0 \times 10^{-14}$	
	Ion hydroxyle	$\text{OH}^- \leftarrow$	$\text{H}^+ + \text{O}^{2-}$	très bas	Faible
Faible	Ammoniac	$\text{NH}_3 \leftarrow$	$\text{H}^+ + \text{NH}_2^-$	très bas	Forte

INDICATEURS COLORÉS

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 alizarine	10,1 – 12,0	jaune à rouge
Carmin d'indigo	11,4 – 13,0	bleu à jaune

POTENTIEL STANDARD DE RÉDUCTION DES DEMI-CELLULES

Les concentrations ioniques sont de 1 mol/L dans l'eau à 25° C

FORCE DES AGENTS OXYDANTS	AGENTS OXYDANTS	AGENTS RÉDUCTEURS E°(VOLTS)	FORCE DES AGENTS RÉDUCTEURS
↑ forts	$F_{2(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$ +2,87	↓ faibles
	$S_2O_8^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons 2SO_4^{2-}$ +2,01	
	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O$ +1,78	
	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$ +1,51	
	$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au_{(s)}$ +1,50	
	$BrO_3^- + 6H^+ + 5e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}Br_{2(l)} + 3H_2O$ +1,48	
	$ClO_4^- + 8H^+ + 8e^- \rightleftharpoons Cl^- + 4H_2O$ +1,39	
	$Cl_{2(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$ +1,36	
	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$ +1,23	
	$\frac{1}{2}O_{2(g)} + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2O$ +1,23	
	$MnO_{2(s)} + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2H_2O$ +1,22	
	$IO_3^- + 6H^+ + 5e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}I_{2(s)} + 3H_2O$ +1,20	
	$Br_{2(l)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$ +1,09	
	$AuCl_4^- + 3e^- \rightleftharpoons Au_{(s)} + 4Cl^-$ +1,00	
	$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftharpoons NO_{(g)} + 2H_2O$ +0,96	
	$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg_{(l)}$ +0,85	
	$\frac{1}{2}O_{2(g)} + 2H^+(10^{-7}M) + 2e^- \rightleftharpoons H_2O$ +0,82	
	$2NO_3^- + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons N_2O_4 + 2H_2O$ +0,80	
	$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)}$ +0,80	
	$\frac{1}{2}Hg_2^{2+} + e^- \rightleftharpoons Hg_{(l)}$ +0,80	
	$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$ +0,77	
	$O_{2(g)} + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2O_2$ +0,70	
	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightleftharpoons MnO_{2(s)} + 4OH^-$ +0,60	
	$I_{2(s)} + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$ +0,54	
	$Cu^+ + e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$ +0,52	
	$H_2SO_3 + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons S_{(s)} + 3H_2O$ +0,45	
	$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$ +0,34	
	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2SO_3 + H_2O$ +0,17	
	$Cu^{2+} + e^- \rightleftharpoons Cu^+$ +0,15	
	$Sn^{4+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn^{2+}$ +0,15	
	$S_{(s)} + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2S_{(g)}$ +0,14	
	$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$ +0,00	
	$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb_{(s)}$ -0,13	
$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn_{(s)}$ -0,14		
$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni_{(s)}$ -0,26		
$H_3PO_4 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_3PO_3 + H_2O$ -0,28		
$Co^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Co_{(s)}$ -0,28		
$Se_{(s)} + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2Se$ -0,40		
$Cr^{3+} + e^- \rightleftharpoons Cr^{2+}$ -0,41		
$2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-(10^{-7}M)$ -0,41		
$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)}$ -0,45		
$Ag_2S_{(s)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Ag_{(s)} + S^{2-}$ -0,69		
$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr_{(s)}$ -0,74		
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn_{(s)}$ -0,76		
$Te_{(s)} + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2Te$ -0,79		
$2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)} + 2OH^-$ -0,83		
$Mn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mn_{(s)}$ -1,19		
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al_{(s)}$ -1,66		
$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg_{(s)}$ -2,37		
$Na^+ + e^- \rightleftharpoons Na_{(s)}$ -2,71		
$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca_{(s)}$ -2,87		
$Sr^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sr_{(s)}$ -2,89		
$Ba^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ba_{(s)}$ -2,91		
$K^+ + e^- \rightleftharpoons K_{(s)}$ -2,93		
$Rb^+ + e^- \rightleftharpoons Rb_{(s)}$ -2,98		
$Cs^+ + e^- \rightleftharpoons Cs_{(s)}$ -3,03		
$Li^+ + e^- \rightleftharpoons Li_{(s)}$ -3,04		
↓ faibles			

Effet surpotentiel

Effet surpotentiel