

JANVIER 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 : 9 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

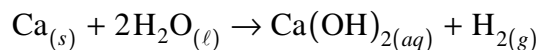
PARTIE A : QUESTIONS À CHOIX MULTIPLE

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. Considérez la réaction suivante :

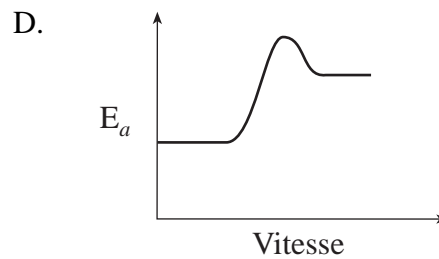
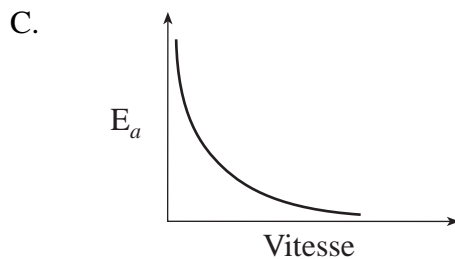
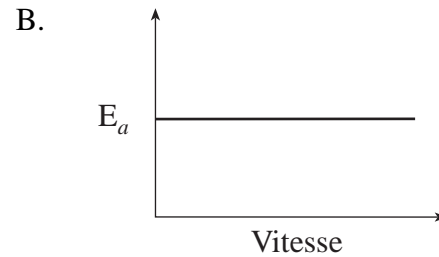
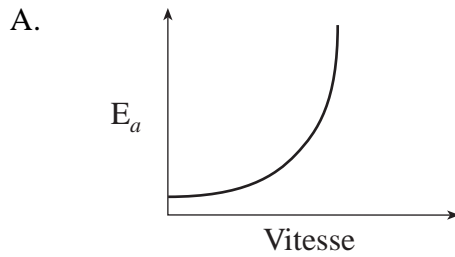


À une certaine température, 2,50 g de Ca réagissent complètement en 30,0 secondes.
La vitesse de consommation du Ca est de

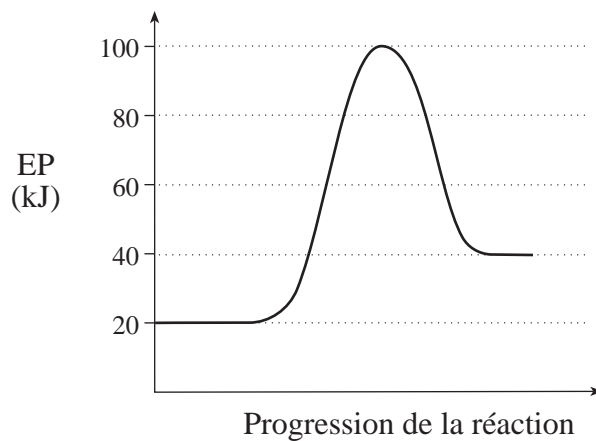
- A. 0,00208 mol/min
 - B. 0,0833 mol/min
 - C. 0,125 mol/min
 - D. 5,00 mol/min
2. La quantité minimale d'énergie requise pour franchir la barrière énergétique dans une réaction chimique est
- A. la chaleur de la réaction.
 - B. l'énergie d'activation.
 - C. l'énergie cinétique (EC) des réactifs.
 - D. l'enthalpie des produits.
3. Un complexe activé est une espèce chimique qui est
- A. stable et dont l'énergie potentielle est faible.
 - B. stable et dont l'énergie potentielle est élevée.
 - C. instable et dont l'énergie potentielle est faible.
 - D. instable et dont l'énergie potentielle est élevée.

TOURNEZ LA PAGE

4. Une certaine réaction peut se produire par l'intermédiaire de divers mécanismes. Chaque mécanisme a une E_a différente et entraîne une vitesse globale différente. Lequel des graphes suivants décrit le mieux la relation entre les valeurs de E_a et les vitesses?



5. Considérez le graphique de l'énergie potentielle suivant :



La réaction directe peut être décrite le mieux par

	ΔH (kJ)	ÉNERGIE D'ACTIVATION (kJ)	TYPE DE RÉACTION
A.	+20	80	endothermique
B.	+20	60	exothermique
C.	-20	80	exothermique
D.	-20	100	endothermique

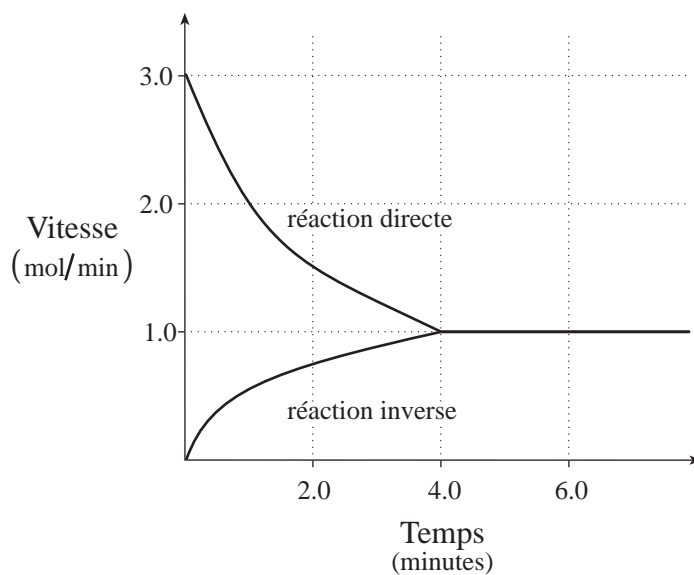
6. Considérez le mécanisme réactionnel suivant :

Étape 1	$2\text{NO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$
Étape 2	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Dans cette réaction, H_2 est un

- A. produit.
- B. catalyseur.
- C. réactif.
- D. intermédiaire de la réaction.

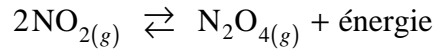
7. Considérez le graphe suivant :



Lorsque l'équilibre est atteint, la vitesse de la réaction directe est de

- A. 0,00 mol/min
- B. 0,25 mol/min
- C. 1,0 mol/min
- D. 3,0 mol/min

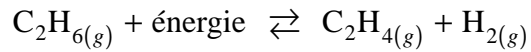
8. Considérez l'équilibre suivant :



L'équilibre se déplacera vers la gauche si on

- A. ajoute un catalyseur.
- B. augmente le volume du contenant.
- C. enlève du N_2O_4 .
- D. baisse la température.

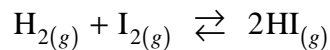
9. L'éthylène, C_2H_4 , peut être produit dans le système industriel suivant :



Les conditions qui sont nécessaires pour maximiser le rendement à l'équilibre de C_2H_4 sont

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

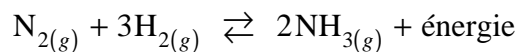
10. Considérez l'équilibre suivant :



On augmente le volume du système à l'équilibre et un nouvel équilibre est établi. Par rapport aux vitesses de l'équilibre initial, laquelle des situations suivantes décrit les vitesses des réactions directe et inverse du nouvel équilibre?

	VITESSE DE LA RÉACTION DIRECTE	VITESSE DE LA RÉACTION INVERSE
A.	diminuée	diminuée
B.	augmentée	augmentée
C.	diminuée	augmentée
D.	est demeurée constante	est demeurée constante

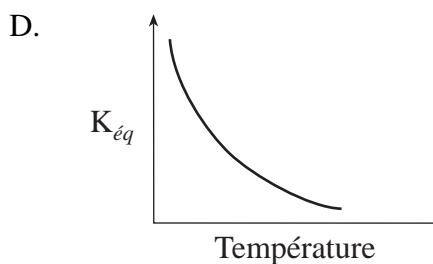
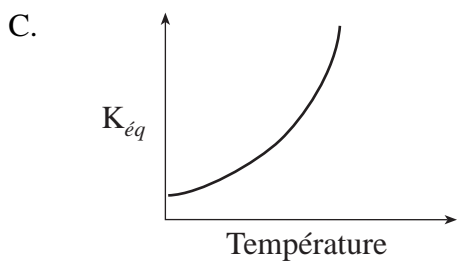
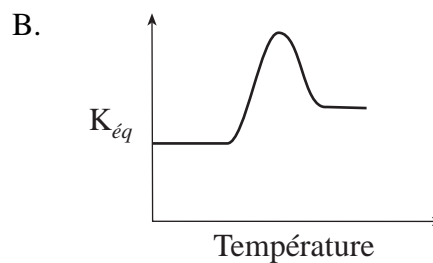
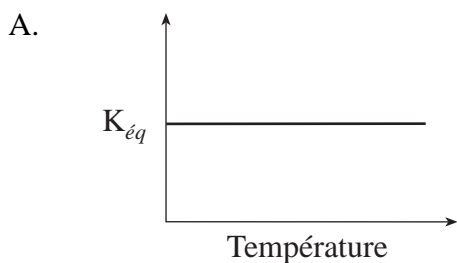
11. Considérez l'équilibre suivant :



Certaines conditions produisent moins de 10% de NH_3 à l'équilibre. Laquelle des conditions suivantes décrit cet équilibre?

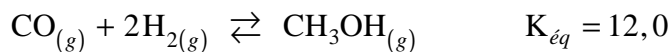
	$K_{\text{éq}}$	POSITION D'ÉQUILIBRE
A.	grand	favorise les produits
B.	petit	favorise les produits
C.	grand	favorise les réactifs
D.	petit	favorise les réactifs

12. Laquelle des situations suivantes décrit le mieux la relation entre $K_{\text{éq}}$ et la température pour une réaction endothermique?



TOURNEZ LA PAGE

13. Considérez l'équilibre suivant :



À l'équilibre, une fiole de 1,00 L contient 0,020 mol de CO et 0,35 mol de H₂.
Quelle est la concentration de CH₃OH à l'équilibre?

- A. $2,0 \times 10^{-4}$ mol/L
- B. $5,8 \times 10^{-4}$ mol/L
- C. $2,9 \times 10^{-2}$ mol/L
- D. $8,4 \times 10^{-2}$ mol/L

14. Quelle unité peut être utilisée pour décrire la solubilité?

- A. g/s
- B. g/L
- C. M/L
- D. mol/s

15. Considérez les anions suivants :

ANIONS EN SOLUTION	
I.	10,0 mL de Cl ⁻ à 0,20 M
II.	10,0 mL de OH ⁻ à 0,20 M
III.	10,0 mL de SO ₃ ²⁻ à 0,20 M

Lorsqu'on ajoute 10,0 mL d'une solution de Pb(NO₃)₂ à 0,20 M à chacune des solutions ci-dessus, des précipités se forment dans

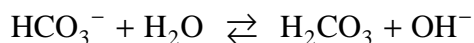
- A. I et II seulement.
- B. I et III seulement.
- C. II et III seulement.
- D. I, II et III.

16. Lorsqu'on combine des volumes égaux de solutions de CuSO_4 à 0,20 M et de Li_2S à 0,20 M, l'équation ionique complète est
- A. $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{S}^{2-}_{(aq)} \rightarrow \text{CuS}_{(s)}$
- B. $\text{CuSO}_{4(aq)} + \text{Li}_2\text{S}_{(aq)} \rightarrow \text{CuS}_{(s)} + \text{Li}_2\text{SO}_{4(aq)}$
- C. $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)} + 2\text{Li}^+_{(aq)} + \text{S}^{2-}_{(aq)} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_{4(aq)} + \text{CuS}_{(s)}$
- D. $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)} + 2\text{Li}^+_{(aq)} + \text{S}^{2-}_{(aq)} \rightarrow \text{CuS}_{(s)} + 2\text{Li}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$
17. L'expression donnant le K_s pour une solution saturée de Ag_2CO_3 est
- A. $K_s = [\text{Ag}_2^+][\text{CO}_3^{2-}]$
- B. $K_s = [\text{Ag}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}]$
- C. $K_s = [2\text{Ag}^+][\text{CO}_3^{2-}]$
- D. $K_s = [2\text{Ag}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}]$
18. La solubilité de FeF_2 est de $8,4 \times 10^{-3}$ M. La valeur du K_s est de
- A. $5,9 \times 10^{-7}$
- B. $2,4 \times 10^{-6}$
- C. $7,1 \times 10^{-5}$
- D. $8,4 \times 10^{-3}$
19. Si le produit ionique d'essai calculé pour AgBrO_3 est de $1,0 \times 10^{-7}$, alors
- A. il y a formation d'un précipité parce que le produit ionique d'essai $> K_s$
- B. il y a formation d'un précipité parce que le produit ionique d'essai $< K_s$
- C. aucun précipité ne se forme parce que le produit ionique d'essai $> K_s$
- D. aucun précipité ne se forme parce que le produit ionique d'essai $< K_s$

20. Le composé le moins soluble dans l'eau est

- A. CaS
- B. CaSO₄
- C. CaC₂O₄
- D. Ca(NO₃)₂

21. Considérez l'équilibre acide-base suivant :



Dans la réaction ci-dessus, les acides de Brønsted-Lowry sont

- A. H₂O et OH⁻
- B. HCO₃⁻ et OH⁻
- C. H₂O et H₂CO₃
- D. HCO₃⁻ et H₂CO₃

22. Considérez l'équilibre de solubilité suivant :



Un composé qu'on pourrait ajouter pour provoquer un déplacement de l'équilibre vers la droite est

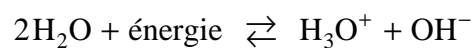
- A. Na₂O
- B. NH₄Cl
- C. Sr(OH)₂
- D. Mg(OH)₂

23. La solution dont la conductivité électrique est la plus faible est

- A. H₂S à 0,10 M
- B. HNO₂ à 0,10 M
- C. H₂SO₃ à 0,10 M
- D. NH₄Cl à 0,10 M

24. La solution dont le pH est le plus bas est
- A. HF à 1,0 M
 - B. HCN à 1,0 M
 - C. HCOOH à 1,0 M
 - D. CH₃COOH à 1,0 M
25. À mesure que la [H₃O⁺] diminue dans une solution, la [OH⁻]
- A. augmente et le pH augmente.
 - B. augmente et le pH diminue.
 - C. diminue et le pH augmente.
 - D. diminue et le pH diminue.
26. La valeur de pK_{eau} à 25°C est de
- A. 1,0 × 10⁻¹⁴
 - B. 1,0 × 10⁻⁷
 - C. 7,00
 - D. 14,00

27. Considérez l'équilibre suivant :



Dans l'eau pure, à une température de 50°C,

- A. pH < 7
- B. pH + pOH = 14
- C. K_{eau} = 1,0 × 10⁻¹⁴
- D. [OH⁻] < 1,0 × 10⁻⁷

28. Quel est le pOH de NaOH à 2,5 M ?

- A. -0,40
- B. 0,0032
- C. 0,40
- D. 13,60

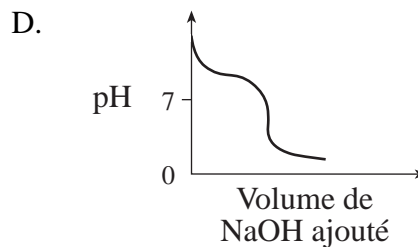
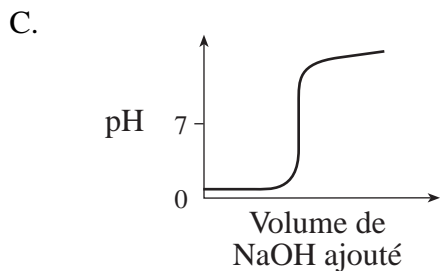
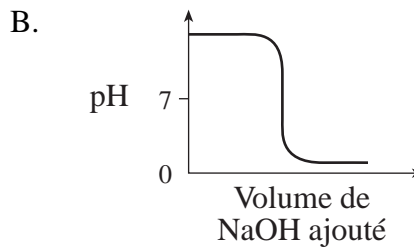
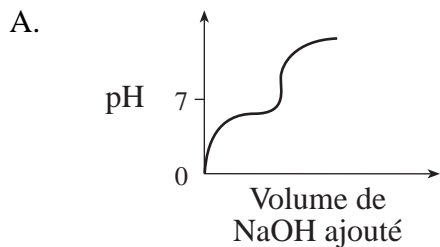
29. Une solution acide de 0,010 M a un pH de 2,00. L'acide pourrait être

- A. HNO_3
- B. H_2SO_3
- C. HCOOH
- D. CH_3COOH

30. Lequel des sels suivants se dissout pour produire une solution basique aqueuse?

- A. LiF
- B. KClO_4
- C. NaHSO_3
- D. NH_4NO_3

31. Quelle courbe de titrage représente le titrage de HCl avec NaOH?



32. Une solution tampon peut être formée lorsqu'on dissout une quantité égale de moles de

- A. HF et NaF
- B. HCl et NaOH
- C. KBr et Na_3PO_4
- D. CH_3COOH et NaCl

33. Lequel des gaz suivants contribue à la formation des pluies acides?

- A. H_2
- B. O_3
- C. SO_2
- D. NH_3

34. Au cours d'un titrage, on découvre qu'un indicateur change de couleur lorsque la $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-6} \text{ M}$. Identifiez l'indicateur.
- A. violet de méthyle
 - B. jaune d'alizarine
 - C. phénolphtaléine
 - D. rouge de chlorophénol

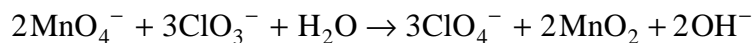
35. Considérez les composés suivants :

I.	PO_4^{3-}
II.	HPO_4^{2-}
III.	H_2PO_4^-
IV.	H_3PO_4

Le terme amphotère peut être utilisé pour décrire

- A. I seulement.
 - B. II et III seulement.
 - C. I, II et III seulement.
 - D. II, III et IV seulement.
36. Calculez la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dans une solution préparée en mélangeant 25,0 mL de HCl à 1,0 M avec 50,0 mL de KOH à 0,50 M.
- A. 1,0 M
 - B. 0,50 M
 - C. 0,25 M
 - D. $1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$

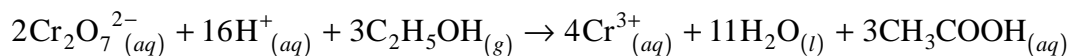
37. Considérez la réaction redox suivante :



L'agent de réduction est

- A. H_2O
- B. ClO_3^-
- C. MnO_2
- D. MnO_4^-

38. Considérez la réaction suivante qui se produit dans un ivressomètre (analyseur d'haleine) :



Quel atome voit son degré d'oxydation augmenter?

- A. le carbone
- B. l'oxygène
- C. l'hydrogène
- D. le chrome

39. Lequel des agents de réduction suivants est le plus fort?

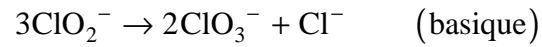
- A. Al
- B. Cu
- C. Zn
- D. Mg

40. Laquelle des réactions suivantes est spontanée dans des conditions normales?

- A. $\text{Pb} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Pb}^{2+}$
- B. $\text{H}_2 + \text{Mg}^{2+} \rightarrow \text{Mg} + 2\text{H}^+$
- C. $\text{Br}_2 + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{Br}^-$
- D. $2\text{Ag} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + 2\text{Ag}^+$

TOURNEZ LA PAGE

41. Considérez la réaction redox suivante :



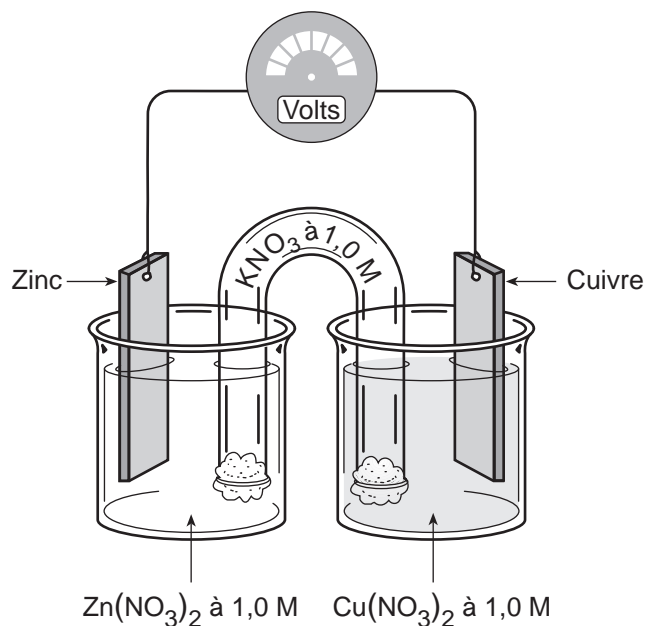
La demi-réaction de réduction qui se produit est

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

42. Le métal de vanadium, V, réagit spontanément avec Cd^{2+} et non avec Ti^{2+} . Basé sur ces résultats, les agents d'oxydation, du plus fort au plus faible, sont dans l'ordre

- A. Cd^{2+} , V^{2+} , Ti^{2+}
- B. V^{2+} , Ti^{2+} , Cd^{2+}
- C. Ti^{2+} , Cd^{2+} , V^{2+}
- D. Ti^{2+} , V^{2+} , Cd^{2+}

43. Considérez la pile électrochimique suivante :



Lorsque cette pile électrochimique fonctionne

- A. les électrons circulent vers le Cu et les ions Cu^{2+} migrent vers le Zn.
- B. les électrons circulent vers le Cu et les ions Zn^{2+} migrent vers le Cu.
- C. les électrons circulent vers le Zn et les ions Cu^{2+} migrent vers le Zn.
- D. les électrons circulent vers le Zn et les ions Zn^{2+} migrent vers le Cu.

44. Lequel des facteurs suivants a un effet sur les potentiels des piles électrochimiques?

I.	l'espèce utilisée comme agent d'oxydation
II.	la température
III.	la concentration des réactifs

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

TOURNEZ LA PAGE

45. Lorsque le fer rouille, la réaction de réduction qui se produit est
- A. $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$
 - B. $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$
 - C. $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$
 - D. $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$
46. Au cours d'une protection cathodique, l'anode sacrificielle
- A. accepte des électrons du métal protégé.
 - B. réagit spontanément avec le métal protégé.
 - C. s'oxyde plus rapidement que le métal protégé.
 - D. favorise la transformation du métal protégé en anode.
47. Au cours de l'électrolyse d'une solution aqueuse de KI, quelle est la substance qui se forme à la cathode?
- A. de l'iode
 - B. de l'oxygène
 - C. de l'hydrogène
 - D. du potassium
48. Lors de la galvanoplastie d'un médaillon avec du nickel,
- A. le médaillon est une anode.
 - B. la cathode est faite de nickel pur.
 - C. la solution contient du Ni^{2+} .
 - D. la réaction à l'anode est $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$

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 le mécanisme réactionnel suivant :

Étape 1	?
Étape 2	$\text{H}_2 + \text{Cl} \rightarrow \text{HCl} + \text{H}$
Étape 3	$\text{H} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{Cl}$
Étape 4	$\text{Cl} + \text{Cl} \rightarrow \text{Cl}_2$
Réaction globale	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

a) Écrivez l'équation pour l'étape 1.

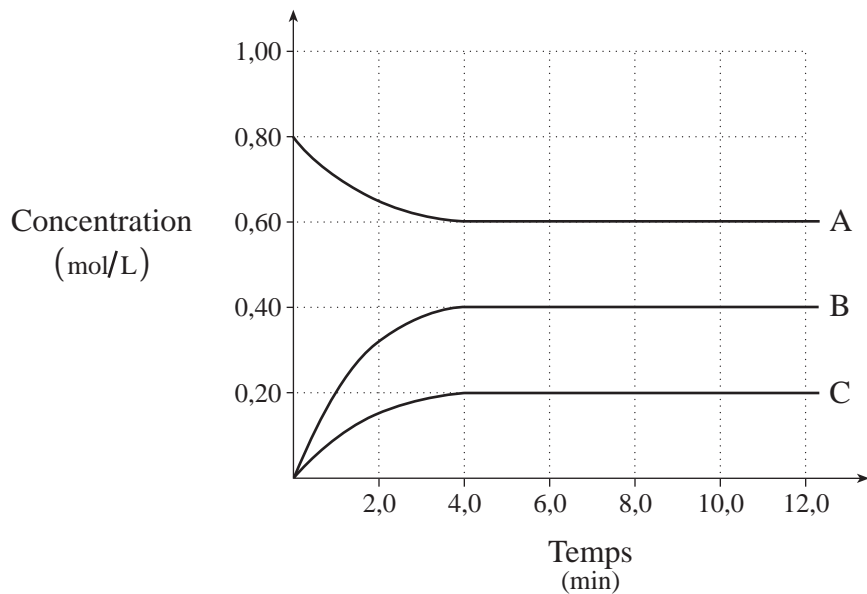
(2 points)

b) Identifiez l'intermédiaire ou les intermédiaires de la réaction.

(1 point)

TOURNEZ LA PAGE

2. Considérez le diagramme suivant pour un système chimique qui contient trois substances représentées par A, B et C :



a) Quelle caractéristique du graphe indique que le système a atteint l'équilibre? **(1 point)**

b) Écrivez une équation équilibrée pour la réaction à l'équilibre. **(2 points)**

c) Calculez le K_{eq} à l'équilibre. **(2 points)**

3. Lors d'une expérience visant à déterminer la solubilité du fluorure de baryum, on a chauffé 500,0 mL de la solution saturée dans une capsule d'évaporation afin d'enlever l'eau. On a ensuite chauffé la capsule d'évaporation et le résidu deux autres fois afin de s'assurer que toute l'eau s'était évaporée.

I.	Volume de la solution saturée de BaF_2	500,0 mL
II.	Masse de la capsule d'évaporation	72,540 g
III.	Masse de la capsule d'évaporation et de BaF_2 après le premier chauffage	73,500 g
IV.	Masse de la capsule d'évaporation et de BaF_2 après le deuxième chauffage	72,855 g
V.	Masse de la capsule d'évaporation et de BaF_2 après le troisième chauffage	72,855 g

À l'aide des données ci-dessus, calculez le K_s pour BaF_2 .

(4 points)

TOURNEZ LA PAGE

4. Considérez le sel oxalate de sodium, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

a) Écrivez l'équation de dissociation de l'oxalate de sodium.

(1 point)

b) Une solution d'oxalate de sodium de 1,0 M devient rose lorsqu'on ajoute quelques gouttes de l'indicateur phénolphtaléine. Écrivez une équation d'hydrolyse et expliquez pourquoi ce sel fait changer la couleur de l'indicateur.

(2 points)

c) Calculez la constante d'équilibre pour l'hydrolyse décrite en b).

(1 point)

5. Calculez le pH de H_3BO_3 à 0,50 M .

(4 points)

6. Un échantillon de 25,0 mL de $\text{Sr}(\text{OH})_2$ est titré avec une solution standardisée de HCl jusqu'au point d'équivalence.

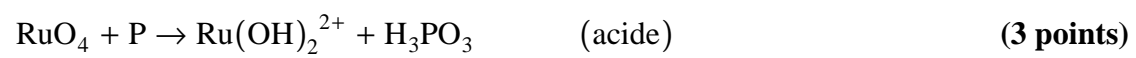
a) Écrivez l'équation de la formule pour la neutralisation. **(1 point)**

b) Écrivez l'équation ionique nette pour la neutralisation. **(1 point)**

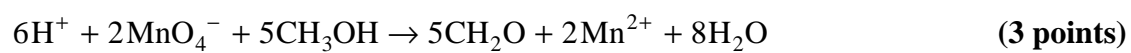
c) Que signifie le terme solution «standardisée»? **(1 point)**

d) Définissez le terme *point d'équivalence*. **(1 point)**

7. Équilibrez la réaction redox suivante dans une solution acide :



8. Un technicien teste la concentration du méthanol, CH_3OH , dans une solution diluée d'antigel de lave-glace, à l'aide d'un titrage redox. Un échantillon de 25,00 mL est titré avec 14,50 mL de KMnO_4 à 0,0200 M. Déterminez la concentration du méthanol dans l'échantillon, en considérant la réaction redox suivante :

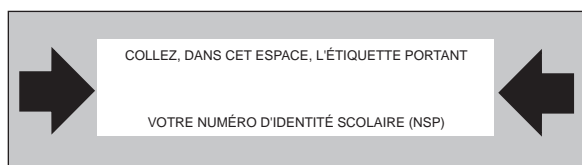


9. Une pile électrolytique peut être utilisée pour recouvrir un sou de cuivre d'une couche d'argent. Tracez un diagramme de la pile électrolytique. Désignez la cathode et montrez la direction du flux d'électrons. **(2 points)**

FIN DE L'EXAMEN

PAGE BLANCHE





CHIMIE 12

Janvier 1999

Code du cours = CHF

RÉSERVÉ AUX CORRECTEURS

CHIMIE 12

Janvier 1999

Code du cours = CHF

Note pour la
question 1 :

1. _____
(3)

Note pour la
question 8 :

8. _____
(3)

Note pour la
question 2 :

2. _____
(5)

Note pour la
question 9 :

9. _____
(2)

Note pour la
question 3 :

3. _____
(4)

Note pour la
question 4 :

4. _____
(4)

Note pour la
question 5 :

5. _____
(4)

Note pour la
question 6 :

6. _____
(4)

Note pour la
question 7 :

7. _____
(3)

Livret de données

CHIMIE 12

Le travail effectué dans ce livret
ne sera pas corrigé.

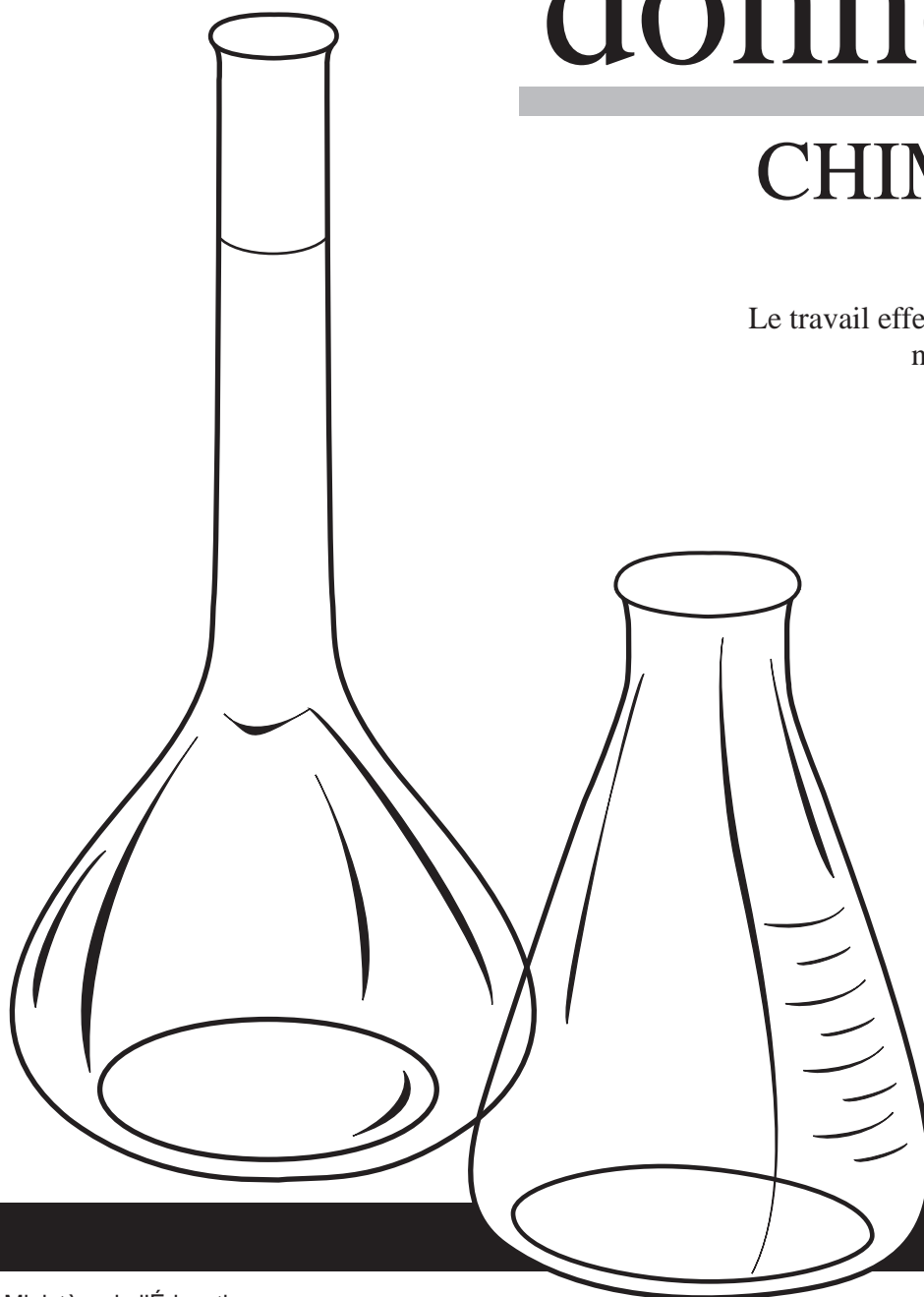


TABLE DES MATIÈRES

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	$2,6 \times 10^{-9}$
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	$2,0 \times 10^{-25}$

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	
	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	
	Ammoniac	$\text{NH}_3 \leftarrow$	$\text{H}^+ + \text{NH}_2^-$	très bas	
Faible					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