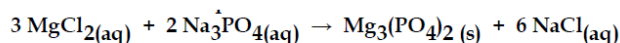


Corrigé : Les solutions en réactions aqueuses

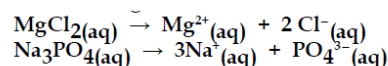
1. a. $\text{NaBr}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Br}^-_{(aq)}$
 b. $\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$
 c. $\text{Fe}(\text{OH})_{3(s)} \rightarrow \text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3 \text{OH}^-_{(aq)}$
 d. $\text{Na}_2(\text{SO}_4)_{(aq)} \rightarrow 2\text{Na}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$

2. a) soluble b) soluble c) solubilité faible d) soluble
 e) soluble f) soluble e) soluble f) soluble
 g) peu soluble h) soluble i) solubilité faible j) soluble
3. a) Le $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ va probablement précipiter.

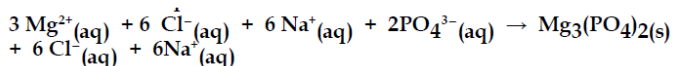
équation chimique équilibrée



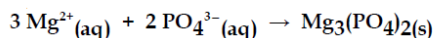
Équations dissociation



Équation ionique totale

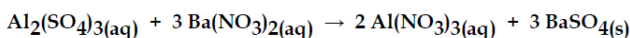


Équation ionique nette

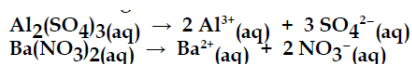


- b) Le sulfate de baryum va probablement précipiter.

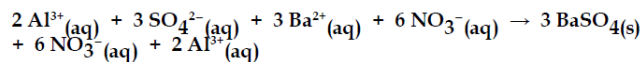
équation chimique équilibrée



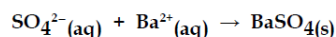
Équations dissociation



Équation ionique totale

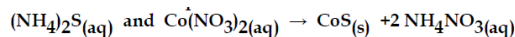


Équation ionique nette

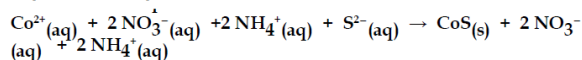


- c) Le sulfure de cobalt(II) va probablement précipiter.

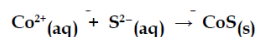
équation chimique équilibrée



Équation ionique totale



Équation ionique nette



1.2 La neutralisation

1. Base forte : une base qui se dissocie complètement en ions Ex. NaOH, KOH, RbOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂

2. sel : composé ionique produit lors d'une réaction de neutralisation entre un acide et une base Ex. NaCl, KCl

- 3.
- $\text{HBr}_{(\text{aq})} + \text{NaOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{NaBr}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
 - $\text{HCl}_{(\text{aq})} + \text{NaOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{NaCl}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
 - $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + \text{KOH}_{(\text{aq})} \rightarrow$
 $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + 2 \text{KOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
 - $\text{NaOH}_{(\text{aq})} + \text{HI}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{NaI}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
 - $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{aq})} + \text{HCl}_{(\text{aq})} \rightarrow$
 $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{aq})} + 2 \text{HCl}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{CaCl}_{2(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
 - $\text{HNO}_{3(\text{aq})} + \text{KOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{KNO}_{3(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

1.3 L'oxydation et la réduction

1. oxydé

2. Réduit

3 a) Mg

b) Co²⁺

4. a) Cu⁺

b) Fe³⁺

5. Oxydée, réduite

6. Al → Al³⁺ + 3e⁻ et Fe³⁺ + 3e⁻ → Fe

7. a) Fe → Fe²⁺ + 2e⁻ et Cu²⁺ + 2e⁻ → Cu

b) Cd → Cd²⁺ + 2e⁻ et 2Ag⁺ + 2e⁻ → 2Ag

c) Sn → Sn²⁺ + 2e⁻ et Pb²⁺ + 2e⁻ → Pb

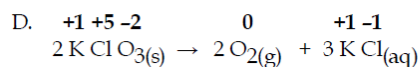
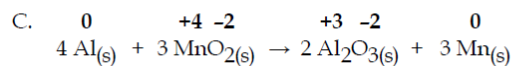
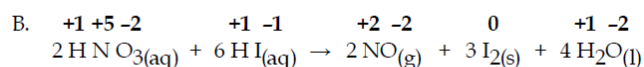
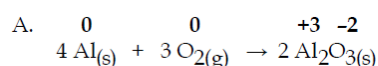
d) Au³⁺ + 3e⁻ → Au et 3Ag → 3Ag⁺ + 3e⁻

e) 3Zn → 3Zn²⁺ + 6e⁻ et 2Fe³⁺ + 6e⁻ → 2Fe

- 8.
- Fe 0
 - Ca²⁺ +2
 - SO₂ S = +4, O = -2
 - Na₂SO₄ Na = +1, S = +6, O = -2
 - CO₃²⁻ C = +4, O = -2
- 9.
- Ag 0 2, Cl = -1
 - Br₂ 0
 - KNO₃ -2
 - KClO₃ +5
 - PbSO₄ +6
 - K₃PO₄ +1
 - NO₃⁻ -2
 - NH₄⁺ -3
 - Na₂O₂ +1
 - SO₂ +4

1.4 Les réactions d'oxydoréduction

1. a)



b)

Élément oxydé	Élément réduit	Agent oxydant	Agent réduit
Al	O	O	Al
I	N	N	I
Al	Mn	Mn	Al
O	Cl	Cl	O

2. a) Il s'agit d'une réaction non redox car il n'y a ni perte ni gain d'électrons.

b) Il s'agit d'une réaction redox car le nombre d'électrons perdus est égal au nombre d'électrons gagnés.

3. Une augmentation du nombre d'oxydation d'un atome signifie une oxydation, tandis qu'une diminution du nombre d'oxydation signifie une réduction.

4. réduction, oxydant, réduit, réducteur, oxydé

5. a) Les atomes N passent de +5 à +2, ils sont donc réduits.

Les atomes As passent de +3 à +5, ils sont donc oxydés.

As: +3 à +5, changement net = +2

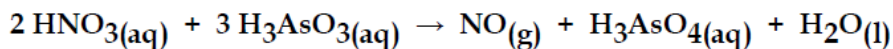
N: +5 à +2, variation nette = -3

Six électrons seraient perdus par trois atomes d'arsenic.

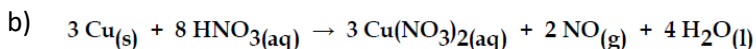
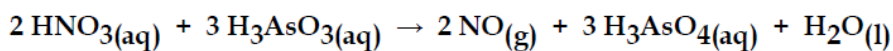
2 atomes de N donneraient une diminution nette de -6.

Deux atomes d'azote gagneraient six électrons.

Ajoute des coefficients aux formules qui contiennent les éléments dont le nombre d'oxydation change.



Équilibre le restant de l'équation.

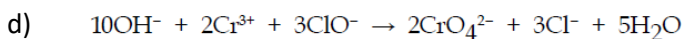
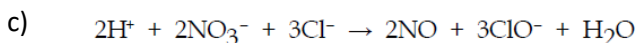
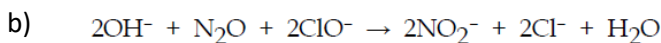
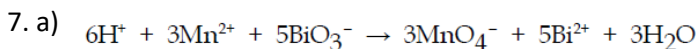


6. Facile

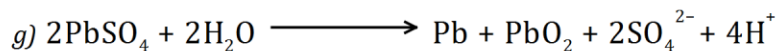
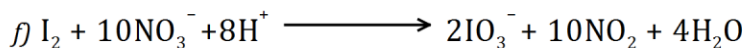
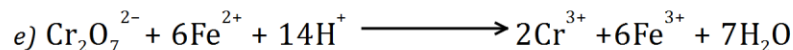
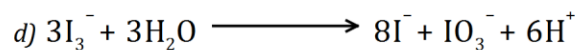
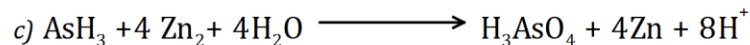
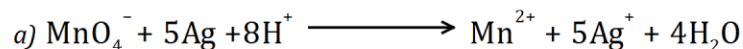
- 1) $\text{CS}_2 + 3\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2$
- 2) $\text{BaO}_3 + 6\text{Mg} \longrightarrow 3\text{MgO} + \text{Mg}_3\text{B}_2$
- 3) $2\text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4 \longrightarrow \text{SnCl}_2 + 2\text{FeCl}_3$
- 4) $3\text{H}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3 \longrightarrow 3\text{S} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr} \longrightarrow \text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{N}_2\text{O} + 4\text{H}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3$
- 7) $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{S} \longrightarrow 4\text{Fe} + 6\text{SO}_2$
- 8) $3\text{PbO}_2 + 2\text{Sb} + 2\text{NaOH} \longrightarrow 3\text{PbO} + 2\text{NaSbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Moyen

- 9) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HI} \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- 10) $10\text{K} + 2\text{KNO}_3 \longrightarrow \text{N}_2 + 6\text{K}_2\text{O}$
- 11) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \longrightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
- 12) $\text{MnO}_2 + 4\text{HBr} \longrightarrow \text{Br}_2 + \text{MnBr}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 13) $2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{SiO}_2 + 10\text{C} \longrightarrow \text{P}_4 + 6\text{CaSiO}_3 + 10\text{CO}$



8.



9.

