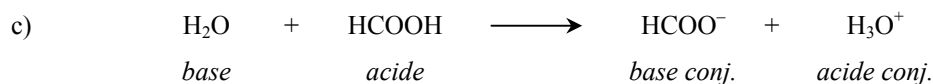
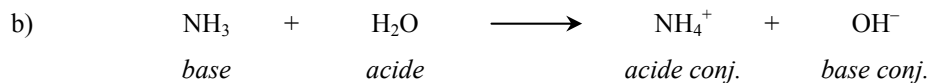
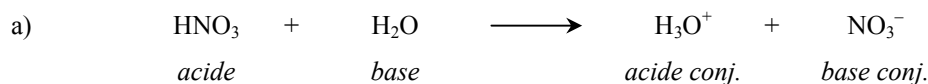
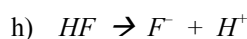
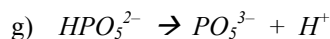
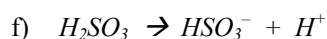
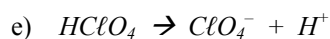
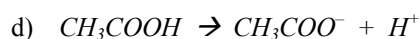
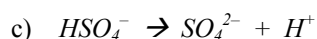
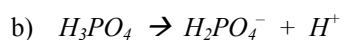
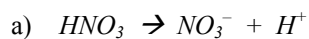


Exercices sur les acides et les bases : corrections

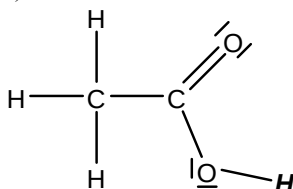
Exercice 1 : Désignez l'acide, la base, l'acide conjugué et la base conjuguée dans les réactions ci-dessous.



Exercice 2 : Quelle est la base conjuguée des acides ci-dessous ?

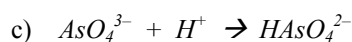
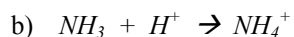
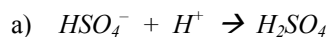


d)

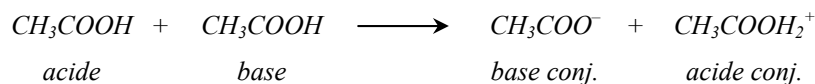
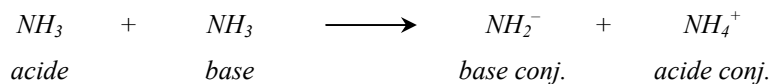


« C » est un atome peu électronégatif, alors que « O » est un atome très électronégatif. Un atome d'hydrogène fixé sur un atome de carbone ne peut donc pas partir sous forme de H^+ .

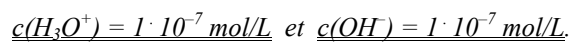
Exercice 3 : Quel est l'acide conjugué des bases ci-dessous ?



Exercice 4 : Citez deux espèces chimiques ampholytes et écrivez leur réaction d'autoprotolyse.



Exercice 5 : Quelles sont les valeurs de $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ et $c(\text{OH}^-)$ dans l'eau pure à 22°C ?



Exercice 6 : Que vaut la concentration en ions hydroxyde OH^- dans une solution aqueuse de $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 3.2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$? Cette solution est-elle acide, neutre ou basique ?
 $c(\text{OH}^-) = 3.1 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$ (deux chiffres dans la réponse car deux chiffres dans la donnée). *Solution acide.*

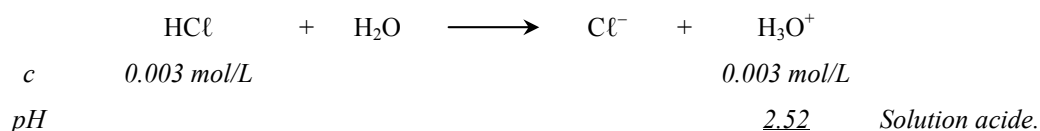
Exercice 7 : Que vaut la concentration en ions hydronium H_3O^+ dans une solution aqueuse de $c(\text{OH}^-) = 2.9 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$? Cette solution est-elle acide, neutre ou basique ?
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 3.4 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$ (deux chiffres dans la réponse car deux chiffres dans la donnée). *Solution basique.*

Exercice 8 : Que vaut la concentration en ions hydronium H_3O^+ dans une solution aqueuse de $c(\text{OH}^-) = 6.9 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$? Cette solution est-elle acide, neutre ou basique ?
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1.4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ (deux chiffres dans la réponse car deux chiffres dans la donnée). *Solution acide.*

Exercice 9 : Quel est le pH d'une solution aqueuse dans laquelle $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0.04 \text{ mol/L}$? Cette solution est-elle acide, neutre ou basique ?
 $\text{pH} = 1.40$ (les pH sont généralement exprimés avec une précision de deux chiffres après la virgule). *Solution acide.*

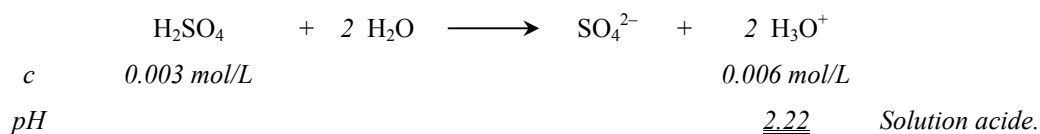
Exercice 10 : L'acide chlorhydrique HCl réagit avec l'eau selon la réaction ci-dessous.

Quel est le pH d'une solution aqueuse de HCl 0.003 mol/L ? Cette solution est-elle acide, neutre ou basique ?



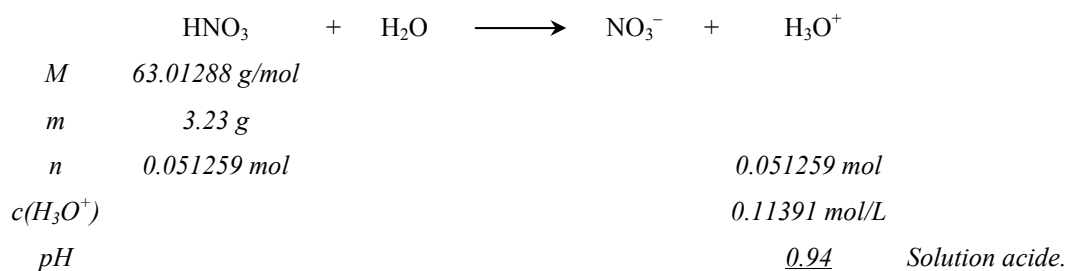
Exercice 11 : On considère que l'acide sulfurique H_2SO_4 est un diacide fort, et qu'il réagit avec l'eau selon la réaction (à équilibrer) ci-dessous.

Quel est le pH d'une solution aqueuse d'acide sulfurique 0.003 mol/L ? Cette solution est-elle acide, neutre ou basique ?



Exercice 12 : L'acide nitrique HNO_3 réagit avec l'eau selon la réaction ci-dessous.

3.23 g d'acide nitrique sont introduits dans de l'eau. Le volume de la solution obtenue est de 450 mL. Quel est son pH ? Cette solution est-elle acide, neutre ou basique ?

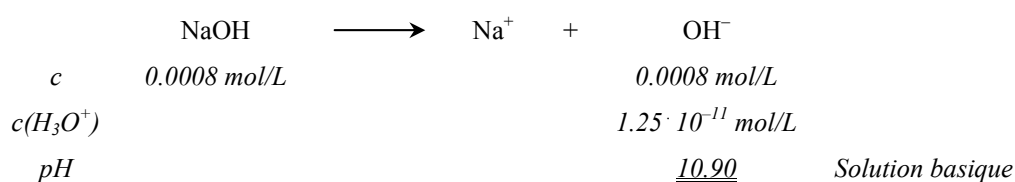


Exercice 13 : Quel est le pH d'une solution aqueuse dans laquelle $c(\text{OH}^-) = 0.05 \text{ mol/L}$? Cette solution est-elle acide, neutre ou basique ?

$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$, et donc $pH = 12.70$. Solution basique.

Exercice 14 : L'hydroxyde de sodium NaOH est un sel soluble dans l'eau (équation ci-dessous).

Quel est le pH d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium NaOH 0.0008 mol/L ? Cette solution est-elle acide, neutre ou basique ?

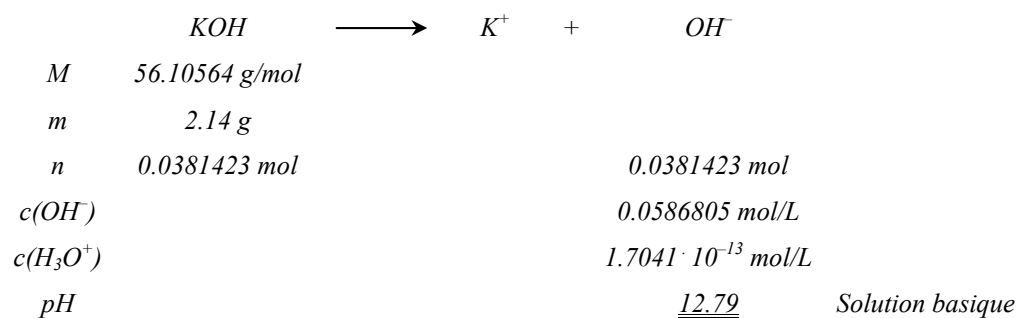


Exercice 15 : L'hydroxyde de baryum Ba(OH)_2 est un sel soluble dans l'eau (équation ci-dessous, à équilibrer).

Quel est le pH d'une solution aqueuse d'hydroxyde de baryum Ba(OH)_2 0.0004 mol/L ? Cette solution est-elle acide, neutre ou basique ?



Exercice 16 : 2.14 g d'hydroxyde de potassium KOH sont dissous dans de l'eau. Le volume de la solution obtenue est de 650 mL. Ecrivez l'équation de la réaction de dissolution et calculez le pH de la solution. Est-elle acide, neutre ou basique ?



Exercice 17 : Une solution aqueuse de 20.0 mL contient au départ 0.0020 mol de H_3O^+ .

a) Quel est son pH ?

Par dissolution de Na^+OH^- (sel de volume négligeable),

b) On rajoute 0.0010 mol de ions OH^- . Combien de ions H_3O^+ reste-t-il ? pH = ?

c) On rajoute encore 0.0009 mol de ions OH^- . Combien de ions H_3O^+ reste-t-il ? pH = ?

d) On rajoute encore 0.0001 mol de ions OH^- . Combien de ions H_3O^+ reste-t-il ? pH = ?

e) On rajoute encore 0.0001 mol de ions OH^- . Combien de ions OH^- reste-t-il ? pH = ?

f) On rajoute encore 0.0009 mol de ions OH^- . Combien de ions OH^- reste-t-il ? pH = ?

	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$ initial / mol	$n(\text{OH}^-)$ introduit / mol	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$ résultant* / mol	$n(\text{OH}^-)$ résultant* / mol	V total / L	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ résultant / $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$c(\text{OH}^-)$ résultant / $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	pH
a)	0.0020	-	0.0020	-	0.0200	0.1000	inutile	1.00
b)	0.0020	0.0010	0.0010	-	0.0200	0.0500	inutile	1.30
c)	0.0020	0.0019	0.0001	-	0.0200	0.0050	inutile	2.30
d)	0.0020	0.0020	« 0 »	« 0 »	0.0200	$1 \cdot 10^{-7}$ **	$1 \cdot 10^{-7}$ **	7.00
e)	0.0020	0.0021	-	0.0001	0.0200	$2 \cdot 10^{-12}$	0.0050	11.70
f)	0.0020	0.0030	-	0.0010	0.0200	$2 \cdot 10^{-13}$	0.0500	12.70

* On néglige ici les ions issus de l'autoprotolyse.

** Ces ions proviennent de l'autoprotolyse. Ils ne peuvent être négligés dans le cas présent (il ne reste qu'eux !).

Exercice 18 : Une solution aqueuse de 20.0 mL contient au départ 0.100 mol/L de H_3O^+ .

a) Quel est son pH ?

Une solution aqueuse de OH^- 0.100 mol/L est progressivement rajoutée, selon la liste ci-dessous.

b) On rajoute 10.0 mL de solution de OH^- . Combien de ions H_3O^+ reste-t-il ? pH = ?

c) On rajoute encore 9.0 mL de solution de OH^- . Combien de ions H_3O^+ reste-t-il ? pH = ?

d) On rajoute encore 1.0 mL de solution de OH^- . Combien de ions H_3O^+ reste-t-il ? pH = ?

e) On rajoute encore 1.0 mL de solution de OH^- . Combien de ions OH^- reste-t-il ? pH = ?

f) On rajoute encore 9.0 mL de solution de OH^- . Combien de ions OH^- reste-t-il ? pH = ?

	$V(\text{H}_3\text{O}^+)$ initial / L	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$ initial / mol	$V(\text{OH}^-)$ introduit / L	$n(\text{OH}^-)$ introduit / mol	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$ résultant* / mol	$n(\text{OH}^-)$ résultant* / mol	V total / L	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ résultant / mol · L ⁻¹	$c(\text{OH}^-)$ résultant / mol · L ⁻¹	pH
a)	0.0200	0.0020	-	-	0.0020	-	0.0200	0.1000	-	1.00
b)	0.0200	0.0020	0.0100	0.0010	0.0010	-	0.0300	0.0333	-	1.48
c)	0.0200	0.0020	0.0190	0.0019	0.0001	-	0.0390	0.0026	-	2.59
d)	0.0200	0.0020	0.0200	0.0020	« 0 »	« 0 »	0.0400	$1 \cdot 10^{-7}$ **	$1 \cdot 10^{-7}$ **	7.00
e)	0.0200	0.0020	0.0210	0.0021	-	0.0001	0.0410	$4.100 \cdot 10^{-12}$	$2.439 \cdot 10^{-3}$	11.39
f)	0.0200	0.0020	0.0300	0.0030	-	0.0010	0.0500	$5.000 \cdot 10^{-13}$	$2.000 \cdot 10^{-2}$	12.30

* On néglige ici les ions issus de l'autoprotolyse

** Ces ions proviennent de l'autoprotolyse. Ils ne peuvent être négligés dans le cas présent (il ne reste qu'eux !).

Exercice 19 : 12.3 mL de NaOH 0.172 mol/L sont ajoutés à 20.0 mL de HCl 0.250 mol/L. Quel est le pH de la solution obtenue ?

La solution acide contient $5.0000 \cdot 10^{-3}$ mol de H_3O^+ .

La solution basique contient $2.1156 \cdot 10^{-3}$ mol de OH^- .

Dans la solution obtenue, il reste $2.8844 \cdot 10^{-3}$ mol de H_3O^+ , dans un volume total de 0.0323 L.

Donc, $c(H_3O^+) = 8.9300 \cdot 10^{-2}$ mol/L ; $pH = 1.05$.

Exercice 20 : 0.125 L de KOH 0.412 mol/L sont ajoutés à 0.025 L de HNO₃ 0.250 mol/L. Quel est le pH de la solution obtenue ?

La solution acide contient $6.2500 \cdot 10^{-3}$ mol de H_3O^+ .

La solution basique contient $5.1500 \cdot 10^{-2}$ mol de OH^- .

Dans la solution obtenue, il reste $4.5250 \cdot 10^{-2}$ mol de OH^- , dans un volume total de 0.150 L.

Donc, $c(OH^-) = 3.0167 \cdot 10^{-1}$ mol/L et $c(H_3O^+) = 3.3149 \cdot 10^{-14}$ mol/L ; $pH = 13.48$.

Exercice 21 : Quel volume de NaOH $1.00 \cdot 10^{-3}$ mol/L faut-il pour neutraliser 0.23 m³ d'une solution d'acide fort de pH = 3.45 ?

La neutralité est obtenue lorsque $n(H_3O^+) = n(OH^-)$.

Grâce au pH, on sait que dans la solution acide $c(H_3O^+) = 3.5481 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

Comme $V(H_3O^+) = 230$ L, on calcule que $n(H_3O^+) = 0.0816071$ mol.

Donc, $V(OH^-) = n(OH^-) / c(OH^-) = 81.607082$ L ≈ 82 L.

Exercice 22 : Quel volume de HCl $1.00 \cdot 10^{-3}$ mol/L faut-il pour neutraliser 7.5 m³ d'une solution de base forte de pH = 11.67 ?

La neutralité est obtenue lorsque $n(H_3O^+) = n(OH^-)$.

Grâce au pH, on sait que dans la solution basique $c(H_3O^+) = 2.138 \cdot 10^{-12}$ mol/L

et donc $c(OH^-) = 4.6774 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

Comme $V(OH^-) = 7.5 \cdot 10^3$ L, on calcule que $n(OH^-) = 35.080135$ mol.

Donc, $V(H_3O^+) = n(H_3O^+) / c(H_3O^+) = 35080.135$ L ≈ 35 m³.

Exercice 23 : 26.4 mL d'une solution de HCl 0.100 mol/L ont été nécessaires pour neutraliser une solution d'hydroxyde de lithium de pH = 12.20.

a) Quel était le volume de cette solution ?

b) Quelle masse d'hydroxyde de lithium contenait-elle ?

La neutralité est obtenue lorsque $n(H_3O^+) = n(OH^-)$.

On sait que dans la solution acide $c(H_3O^+) = 0.100$ mol/L.

Comme $V(H_3O^+) = 26.4 \cdot 10^{-3}$ L, on calcule que $n(H_3O^+) = 2.64 \cdot 10^{-3}$ mol.

Dans la solution basique $c(H_3O^+) = 6.3096 \cdot 10^{-13}$ mol/L et donc $c(OH^-) = 1.5849 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

Donc, $V(OH^-) = n(OH^-) / c(OH^-) = 1.6657 \cdot 10^{-1}$ L ≈ 167 mL.

$m(LiOH) = n(LiOH) \cdot M(LiOH) = 2.64 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 23.94834 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 6.3224 \cdot 10^{-2} \text{ g} \approx \underline{\underline{63.2 \text{ mg}}}$.

Exercice 24 : 26.4 mL d'une solution de NaOH 0.250 mol/L ont été nécessaires pour neutraliser 20.00 mL d'une solution d'acide sulfurique (diacide fort).

a) Quel était le pH de cette solution ?

b) Quelle masse d'acide sulfurique contenait-elle ?

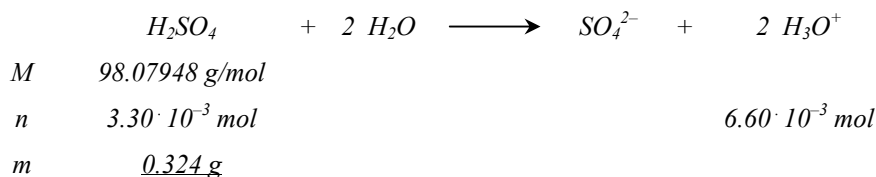
La neutralité est obtenue lorsque $n(H_3O^+) = n(OH^-)$.

On sait que dans la solution basique $c(OH^-) = 0.250 \text{ mol/L}$.

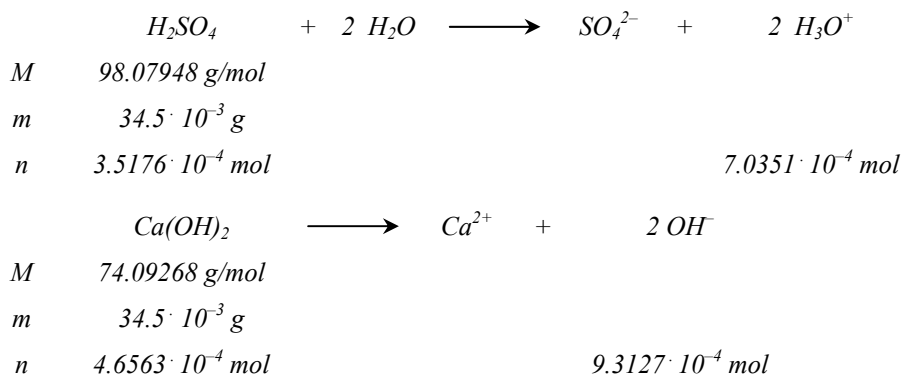
Comme $V(OH^-) = 26.4 \cdot 10^{-3} \text{ L}$, on calcule que $n(OH^-) = 6.60 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

La solution d'acide a un volume de $V(H_3O^+) = 20.00 \cdot 10^{-3} \text{ L}$, donc $c(H_3O^+) = n(H_3O^+) / V(H_3O^+) = 3.30 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$ et $pH = 0.48$.

Attention à l'équation de protolyse du diacide H_2SO_4 (voir exercice 19) :



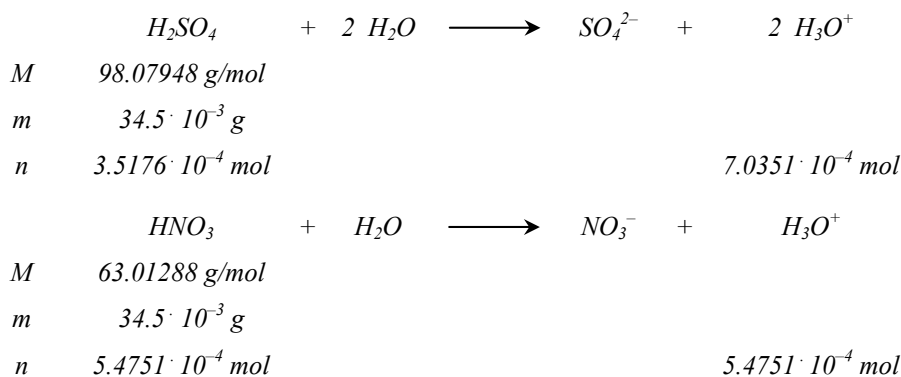
Exercice 25 : Dans un ballon jaugé de 250 mL, vous avez introduit 34.5 mg d'acide sulfurique, 34.5 mg d'hydroxyde de calcium, et de l'eau jusqu'au trait de jauge. Quel est le pH de ce mélange ?



Dans la solution obtenue, il reste $2.2776 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ de OH^- , dans un volume de 0.250 L.

Donc, $c(OH^-) = 9.110 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$, $c(H_3O^+) = 1.0977 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$; $pH = 10.96$.

Exercice 26 : Dans un ballon jaugé de 100 mL, vous avez introduit 34.5 mg d'acide sulfurique, 34.5 mg d'acide nitrique, et de l'eau jusqu'au trait de jauge. Quel est le pH de ce mélange ?



Dans la solution obtenue, se trouveront $1.251 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de H_3O^+ , dans un volume de 0.100 L.

Donc, $c(H_3O^+) = 1.251 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $pH = 1.90$.

Exercice 27 : Donnez la formule des composés ci-dessous.

a) nitrate d'ammonium	$NH_4^+NO_3^-$	ou	NH_4NO_3
b) dihydrogénophosphate de potassium	$K^+H_2PO_4^-$	ou	KH_2PO_4
c) acide orthosilicique	H_2SiO_4		
d) carbonate de sodium	$(Na^+)_2CO_3^{2-}$	ou	Na_2CO_3
e) chlorure d'aluminium	$Al^{3+}(Cl^-)_3$	ou	$AlCl_3$
f) hydrogénosulfate d'or (III)	$Au^{3+}(HSO_4^-)_3$	ou	$Au(HSO_4)_3$

Exercice 28 : Ajoutez autant de protons que nécessaire aux anions ci-dessous pour les rendre neutres, puis nommez les composés ainsi obtenus.

a) S^{2-}	sulfure	H_2S	acide sulfhydrique
b) CO_3^{2-}	carbonate	H_2CO_3	acide carbonique
c) HPO_4^{2-}	hydrogénophosphate	H_3PO_4	acide phosphorique
d) NO_3^-	nitrate	HNO_3	acide nitrique
e) PO_4^{3-}	phosphate	H_3PO_4	acide phosphorique
f) MnO_4^-	permanganate	$HMnO_4$	acide permanganique

Exercice 29 : Donnez la formule des composés ci-dessous.

a) acide oxalique	$H_2C_2O_4$	b) acide cyanhydrique	HCN
c) acide dithionieux	$H_2S_2O_4$	d) acide stannique	H_2SnO_3

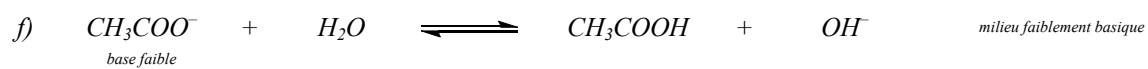
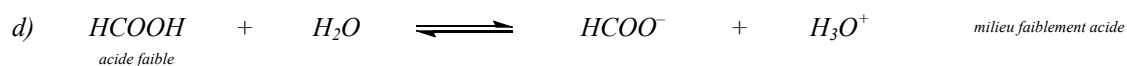
Exercice 30 : Nommez les composés ci-dessous.

a) HIO_4	acide periodique	b) HBr	acide bromhydrique
c) $LiNO_2$	nitrite de lithium	d) $Ba(H_2PO_4)_2$	dihydrogénophosphate de baryum
e) $HClO$	acide hypochloreux	f) H_2CrO_4	acide chromique
g) NH_4Br	bromure d'ammonium	h) $Pb(CH_3COO)_2$	acétate de plomb II

Exercice 31 : Que peut-on dire de la force de la base conjuguée d'un acide fort ?

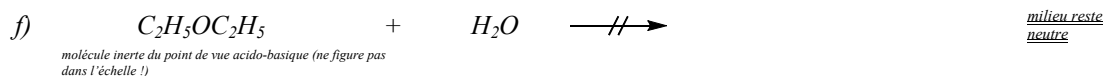
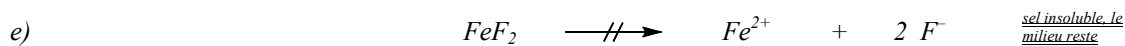
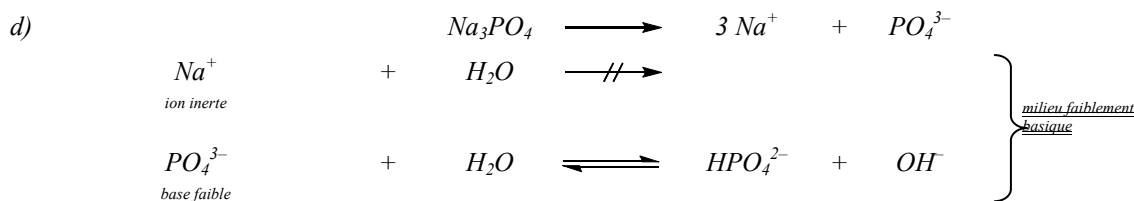
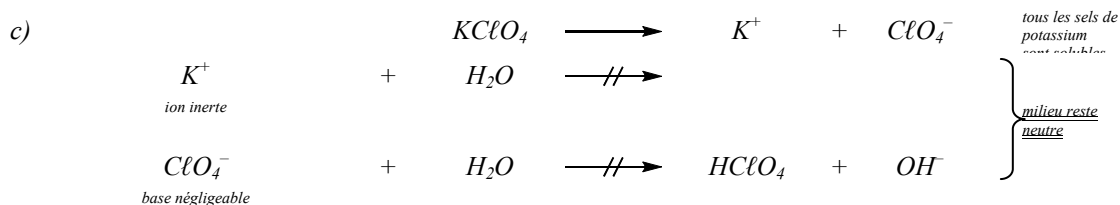
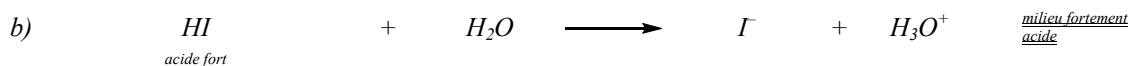
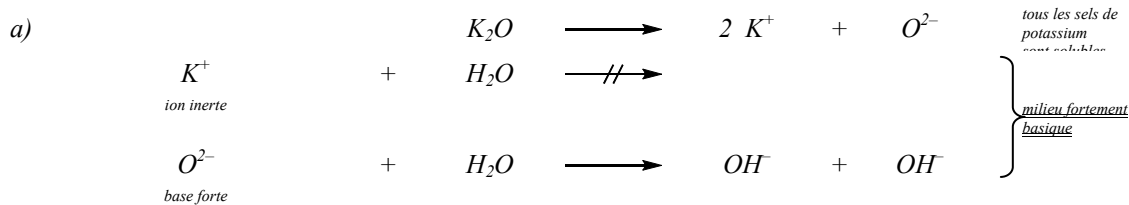
La base conjuguée d'un acide fort est une base négligeable.

Exercice 32 : Donnez l'équation des réactions des espèces chimiques ci-dessous avec l'eau en indiquant si les réactions sont complètes ou partielles (= avec équilibre). Les solutions aqueuses obtenues sont-elles acides, neutres, ou basiques ?



Exercice 33 : Donnez l'équation des réactions des espèces chimiques ci-dessous avec l'eau en indiquant si les réactions sont complètes ou partielles (= avec équilibre). Les solutions aqueuses obtenues sont-elles acides, neutres, ou basiques ?

a) K_2O b) HI c) $KClO_4$ d) Na_3PO_4 e) FeF_2 f) $C_2H_5OC_2H_5$



dessin de la molécule :

