

22. EQUILIBRIO CHIMICO

22.1. Velocità di reazione

D. Alcune reazioni chimiche sono lente, come ad esempio la formazione della ruggine, altre rapide, come l'esplosione del tritolo.

R. Allora si può parlare di *velocità* di una reazione ma come esprimerla?

D. Dal numero di moli di un reagente, o di un prodotto, che reagiscono nell'unità di tempo. La velocità di reazione dipende da molti fattori: temperatura, pressione, concentrazione, stato di suddivisione delle sostanze, presenza o meno di catalizzatori. Ritourneremo sull'argomento.

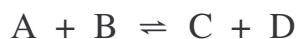
22.2. Reazioni reversibili

D. Sono reazioni che possono avvenire tanto in un senso quanto nel senso opposto. Queste reazioni «non finiscono mai», nel senso che, anche dopo un tempo lunghissimo, accanto ai prodotti della reazione rimane sempre una quantità più o meno grande dei reagenti.

Una reazione reversibile si indica ponendo una doppia freccia (\rightleftharpoons) tra i reagenti e i prodotti.

Esempio. Si consideri la reazione: $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_3 + \text{NO}$. E' una reazione reversibile e quindi può avvenire anche in senso contrario: $\text{SO}_3 + \text{NO} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{NO}_2$. Ambedue le reazioni avvengono a determinate velocità. Tanto i reagenti quanto i prodotti sono gassosi e le velocità delle due reazioni dipendono dalla temperatura e dalle concentrazioni dei reagenti e dei prodotti.

Per una reazione reversibile in fase omogenea tra reagenti A e B, i cui prodotti sono C e D



la velocità v' della reazione tra A e B dipende dalla temperatura ed è direttamente proporzionale alle concentrazioni molari di A e di B (si indicano con c_A e c_B oppure racchiudendo le formule tra parentesi quadre)

$$v' = k' [A] [B]$$

La velocità v'' della reazione tra C e D, contraria alla prima, è direttamente proporzionale alle concentrazioni di C e D

$$v'' = k'' [C] [D]$$

k' e k'' sono coefficienti di proporzionalità che dipendono dalla temperatura.

Quando i due reagenti A e B vengono introdotti in un recipiente in cui la temperatura è mantenuta costante. A e B reagiscono formando C e D. Con il trascorrere del tempo, le concentrazioni di A e B diminuiscono mentre le concentrazioni di C e D, nulle alla partenza, acquistano un certo valore.

R. Quindi, la velocità v' diminuisce con il trascorrere del tempo mentre la velocità v'' aumenta. Cosa avviene nel momento in cui le due velocità diventano uguali?

D. A questo punto, la reazione non procede più nè in un senso nè nel senso opposto: i reagenti e i prodotti si trovano in *equilibrio chimico*.

22.3. Equilibrio chimico

D. E' uno stato di coesistenza tra i reagenti e i prodotti di una reazione reversibile in fase omogenea, a cui si giunge quando la velocità della reazione in un senso diventa uguale alla velocità della reazione in senso opposto e quindi la composizione del sistema non varia con il tempo.

R. Quindi, si ferma tutto.

D. No. Non si tratta di un equilibrio statico ma *statistico*: mentre un certo numero di particelle dei reagenti reagiscono per formare i prodotti, un uguale numero di particelle dei prodotti reagiscono per formare i reagenti.

Poichè all'equilibrio $v' = v''$, per una reazione $A + B \rightleftharpoons C + D$ anche

$$k' [A] [B] = k'' [C] [D] \quad \text{ovvero}$$

$$\frac{[C] [D]}{[A] [B]} = k' / k'' = K_c,$$

essendo costante il rapporto tra due costanti.

K_c è una delle *costanti di equilibrio* della reazione, che dipende dalla temperatura.

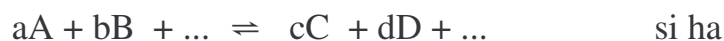
Risponda ai seguenti QSM: 1) Una reazione è in equilibrio quando: a) Le quantità dei prodotti sono uguali a quelle dei reagenti. b) La velocità di reazione in un senso è uguale alla velocità della reazione in senso contrario.
2) La costante di equilibrio K_c di una reazione dipende: a) Dalla temperatura. b) Dalla presenza di catalizzatori. c) Dalla concentrazione dei reagenti.

R. La risposta esatta del primo QSM è *b* mentre a quella del secondo è *a* ma non so cosa sono i catalizzatori.

D. Li incontreremo più avanti.

22.4. Legge dell'azione di massa (l.a.m.)

D. Per una reazione di equilibrio in fase omogenea



$$\frac{[C]^c [D]^d [\dots]}{[A]^a [B]^b [\dots]} = K_c$$

dove le concentrazioni, elevate al rispettivo coefficiente di reazione, sono dette *masse attive*.

In un sistema chimico omogeneo in equilibrio, «a temperatura costante, è costante il rapporto tra il prodotto delle masse attive dei prodotti e il prodotto delle masse attive dei reagenti». Non è uno scioglilingua ma l'enunciazione della *legge dell'azione di massa*, dovuta ai chimici norvegesi Cato Guldberg (1836-1902) e P. Waage.

Esempi. Applicazione della l.a.m a due reazioni reversibili in fase gassosa:



Ora risponda: La costante di equilibrio della reazione tra ossido di azoto e cloro, in cui si forma cloruro di nitrosile NOCl è: a) $K = [\text{NOCl}] / [\text{NO}] [\text{Cl}_2]$.
 b) $K = [\text{NOCl}]^2 / [\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]$.
 c) $K = [\text{Cl}_2]^2 [\text{NO}] / [\text{NOCl}]^2$.

R. La risposta esatta è b) poichè $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$.

D. Il diossido di azoto, riscaldato, si decompone è parzialmente ossido di azoto e ossigeno: $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$. Ad una certa temperatura si trovano in equilibrio 0,006 mol/l di NO_2 , 0,024 mol/l di NO e 0,012 mol/l di O_2 . Calcoli la costante di equilibrio della reazione.

R. $K_c = [\text{NO}]^2 [\text{O}_2] / [\text{NO}_2]^2 = 0,024^2 \times 0,012 / 0,006^2 = 0,192$

D. Consideriamo ora la reazione reversibile $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$, la cui costante di equilibrio è, ad una determinata temperatura, $K_c = 4$. Calcoliamo quante moli di C e quanti moli di D si trovano in equilibrio quando:

a) Si è partiti da 1 mol di A e da 1 mol di B come richiede la reazione.

b) Si è usato un eccesso di uno dei reattivi e precisamente si è partiti con 1 mol di A e 3 mol di B.

$$K_c = [C] [D] / [A] [B] = 4 \quad \text{Siano } x \text{ le moli di C (e di D) all'equilibrio.}$$

Per risolvere questo tipo di problemi è utile impostare uno schema in cui, nella prima riga, si riportano le moli presenti all'inizio della reazione; nella seconda riga si riporta la variazione del numero di moli secondo la reazione e nella terza riga si calcola il numero di moli di A, B, C e D all'equilibrio. Poi, si applica la l.a.m.

Caso a)	A	B	C	D
all' inizio	1	1	0	0
variazioni	- x	- x	+ x	+ x
all'equilibrio	1 - x	1 - x	x	x

$$\frac{x \times x}{(1 - x)(1 - x)} = 4 \quad \text{da cui} \quad 3x^2 - 8x + 4 = 0 \quad x_1 = 2 \text{ mol} \quad x_2 = 0,67 \text{ mol}$$

La prima soluzione è da scartare, non potendosi formare due moli di C (e di D) da una sola mole di A (e di B). All'equilibrio vi sono quindi 0,67 mol di C e di D. Se la reazione *non fosse reversibile*, al termine non si troverebbero più A e B ma 1 mol di C e 1 mol di D.

Caso b)	A	B	C	D
all' inizio	1	3	0	0
variazioni	- x	- x	+ x	+ x
all'equilibrio	1 - x	3 - x	x	x

$$\frac{x^2}{(1 - x)(3 - x)} = 4 \quad \text{da cui} \quad x_1 = 4,4 \text{ mol} \quad x_2 = 0,9 \text{ mol}$$

La prima soluzione è da scartare, non potendosi formare 4,4 moli di C (e di D) da 1 mol di A e 3 mol di B. All'equilibrio vi sono quindi 0,9 mol di C e di D.

Confrontiamo i risultati di a) e b): noteremo che quando si usa un *eccesso di uno dei reagenti*, all'equilibrio si trova una *quantità maggiore di prodotti* di quella che si otterrebbe se il reattivo fosse in quantità stechiometrica.

22.5. Equilibri in fase gassosa

D. In questi casi, nella l.a.m., le masse attive possono essere sostituite dalle *pressioni parziali attive*

$$\frac{p_C^c \times p_D^d}{p_A^a \times p_B^b} = K_p$$

Le ricordo che la pressione parziale p_A di un gas A in una miscela di gas è $p_A = p \times n_A / \Sigma n$ ovvero $p_A = x_A \times p$, dove n_A è il numero di moli di A, Σn il numero di moli totali, x_A la frazione molare di A e p la pressione totale.

* *Quando la reazione avviene senza variazione del numero di moli*

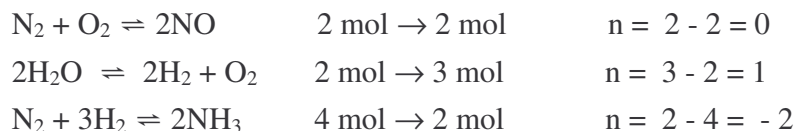
$$K_c = K_p$$

* *Quando la reazione avviene con variazione del numero di moli*

$$K_c = K_p / (RT)^{\Delta n} \quad \text{dove } \Delta n \text{ è la variazione del numero di moli.}$$

Quando il numero di moli non varia, $\Delta n = 0$ (per cui $K_c = K_p$). Quando le moli aumentano, $\Delta n > 0$; quando diminuiscono, $\Delta n < 0$.

Esempi.



Relativamente alla reazione $2\text{CO}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO} + \text{O}_2$, alla pressione di 1 atm e alla temperatura di 2000 °C, si trovano in equilibrio 0,018 mol di O_2 , 0,036 mol di CO e 1,964 mol di CO_2 . Calcoli le costanti di equilibrio K_p e K_c .

R. Moli totali: $0,018 + 0,036 + 1,964 = 2,018$ mol $2 \text{ mol} \rightarrow 3 \text{ mol}$ $\Delta n = 1$

$$p_{\text{CO}_2} = 1,964 / 2,018 = 0,973 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}} = 0,036 / 2,018 = 0,0178 \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = 0,018 / 2,018 = 0,0089 \text{ atm}$$

$$K_p = 0,0178^2 \times 0,0089 / 0,973^2 = 2,9 \cdot 10^{-6}$$

$$K_c = K_p / (RT)^2 = 2,9 \cdot 10^{-6} / [0,082 (273+2000)]^2 = 1,6 \cdot 10^{-8}$$

22.6. Spostamento dell'equilibrio

D. Abbiamo visto che l'equilibrio di una reazione reversibile viene «spostato verso destra» usando un eccesso di uno dei reagenti.

Analogo risultato si ottiene sottraendo all'equilibrio anche parzialmente uno dei due prodotti, cioè diminuendo la sua concentrazione.

Esempio. L'esterificazione è una reazione *acido + alcole* \rightleftharpoons *estere* + H_2O e la sua reazione inversa si chiama *idrolisi* dell'estere.

a) Per favorire l'esterificazione si impiega un eccesso di alcole (o di acido) rispetto ai valori stechiometrici oppure si sottrae in qualche modo l'acqua (per esempio per mezzo di un disidratante).

b) Per favorire l'idrolisi si impiega un eccesso di acqua rispetto alla quantità stechiometrica oppure si sottrae in qualche modo l'acido (per esempio aggiungendo una base) oppure l'alcole (per esempio per distillazione, se è più volatile dell'estere e dell'acido).

Lo spostamento dell'equilibrio in una certa direzione è spontaneo quando uno dei prodotti è gassoso e anche quando, in una soluzione, uno dei prodotti è insolubile e si separa («precipita»), come vedremo.

Esempi. a) Quando si riscalda sodio cloruro con acido solforico conc. l'equilibrio $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$ è spostato verso destra perchè HCl è gassoso mentre gli altri composti coinvolti sono due solidi (NaCl e NaHSO₄) e un liquido non volatile (H₂SO₄).

b) Quando si fonde anidride cromica con sodio carbonato, l'equilibrio $\text{CrO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2\uparrow$ è spostato a destra perchè il diossido di carbonio è gassoso mentre gli altri composti sono solidi.

c) Quando si aggiunge acido solforico dil. ad una soluzione di bario cloruro l'equilibrio $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightleftharpoons \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ è spostato verso destra perchè tre composti coinvolti sono solubili in acqua mentre BaSO_4 , essendo insolubile, precipita.

Stabilisca in quale direzione si sposta spontaneamente:

a) l'equilibrio della reazione $6\text{HCl} + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightleftharpoons 3\text{CaCl}_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$; i due sali sono solidi, l'acido cloridrico è un gas e l'acido fosforico è un liquido non volatile.

b) l'equilibrio della reazione in soluzione acquosa: $\text{AgCl} + \text{KNO}_3 \rightleftharpoons \text{AgNO}_3 + \text{KCl}$; tra i quattro sali l'unico insolubile in acqua è l'argento cloruro.

R. Nel caso a) l'equilibrio è spostato verso sinistra e nel caso b) verso destra.

22.7. Legge di Le Chatelier

D. «Quando si verifica una variazione di uno dei fattori che influenzano un sistema in equilibrio, il sistema reagisce subendo una trasformazione che tende ad annullare la variazione e ripristinare l'equilibrio stesso». E' questa la *legge dell'equilibrio mobile* dovuta al chimico francese Henry Le Chatelier (1850-1936). Ne deriva che:

* Un aumento della *temperatura* sposta l'equilibrio di una reazione nel senso in cui si ha assorbimento di calore; in altri termini, favorisce le reazioni endotermiche.

Esempio. L'equilibrio della reazione endotermica $\text{CaCO}_3 + \text{cal} \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$ si sposta verso destra aumentando la temperatura; si sposta verso sinistra diminuendo la temperatura.

* Un aumento della *pressione* sposta l'equilibrio di una reazione nel senso in cui si ha diminuzione del numero di moli. Le reazioni in cui non si verifica variazione del numero di moli sono indifferenti alle variazioni di pressione.

Esempio. L'equilibrio della reazione $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ è favorito dalla pressione nel senso della formazione di ammoniaca; nella reazione le moli diminuiscono da 4 a 2.

Ora risponda ai QSM. 1) L'equilibrio della reazione endotermica $2HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$: a) Viene spostato verso destra quando si aumenta la temperatura. b) Viene spostato verso destra quando si aumenta la pressione.

2) L'equilibrio della reazione $4HCl(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g) + 2Cl_2(g)$ si sposta a sinistra quando: a) Si aumenta la concentrazione dell'ossigeno. b) Si aumenta la concentrazione del cloro. c) Si aumenta la pressione.

3) Stabilisca quando aumenta la concentrazione dei prodotti in una reazione di equilibrio esotermica in fase gassosa: a) Quando aumenta la temperatura. b) Quando diminuisce la temperatura. c) Quando è presente un catalizzatore.

R. Le risposte sono: 1) a). 2) b). 3) b).

22.8. Dissociazione termica

D. E' la decomposizione reversibile di una sostanza, per effetto della temperatura, con formazione di due o più sostanze aventi massa molare inferiore.

Esempio. Ad una temperatura inferiore a 22 °C, il tetrossido di diazoto N_2O_4 è stabile; a temperature superiori avviene la dissociazione termica $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ e si forma una miscela di N_2O_4 e NO_2 tanto più ricca in diossido di azoto quanto più alta è la temperatura. A 140 °C la dissociazione è completa. Per raffreddamento di NO_2 avviene il passaggio inverso.

22.9. Dissociazione elettrolitica

D. E' la separazione degli ioni di un composto ionico C^+A^- (*elettrolito*, o *elettrolita*) quando viene sciolto in un solvente polare: gli ioni del cristallo vengono staccati e avvolti dalle molecole del solvente: si formano *ioni solvatati* $C(solv)_n^+$ e $A(solv)_n^-$ liberi di muoversi nella soluzione. Il fenomeno si chiama *solvatazione* ed è un processo esotermico.

Esempio. Quando si scioglie in acqua il potassio cloruro KCl, i cui cristalli sono costituiti da ioni K^+ e ioni Cl^- , gli ioni risultano solvatati dalle molecole di acqua, cioè

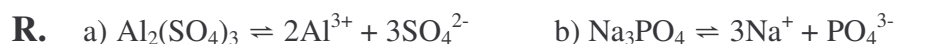
circondati da un alone di molecole di acqua che non permettono loro di avvicinarsi per attrazione elettrostatica. La reazione di solvatazione



si considera, per semplificare, come *dissociazione elettrolitica* del sale, scrivendo



Scriva le reazioni di dissociazione elettrolitica dei seguenti sali: a) alluminio solfato, b) sodio fosfato, c) sodio idrogenofosfato, d) sodio diidrogenofosfato.



22.10. Grado di dissociazione (α)

D. E' la frazione di sostanza che ha subito la dissociazione (termica o elettrolitica)

$$\alpha = \frac{\text{moli dissociate}}{\text{moli esistenti prima della dissociazione}}$$

Per una sostanza totalmente dissociata, $\alpha = 1$.

Per una sostanza AB che si dissocia originando due sostanze A e B, indicando con n_0 il numero di moli iniziali e con n il numero delle moli totali (sostanza indissociata + prodotti della dissociazione), si ha:

$$\begin{aligned} \text{moli dissociate:} & \quad n_0 \alpha \\ \text{moli indissociate:} & \quad n_0 - n_0 \alpha = n_0 (1 - \alpha) \\ \text{moli originate:} & \quad 2 n_0 \alpha \\ \text{moli totali:} & \quad n = n_0 (1 - \alpha) + 2 n_0 \alpha \end{aligned}$$

Il grado di dissociazione elettrolitica di una soluzione 0,2 M di una sostanza AB è $\alpha = 0,03$. Calcoli il numero di moli al litro totali presenti nella soluzione.

R. Moli indissociate: $0,2 (1 - 0,03) = 0,194$. Moli originate: $2 \times 0,2 \times 0,03 = 0,012$. Moli totali: $0,194 + 0,012 = 0,206$.

D. Quando da 1 mol di sostanza si ottengono ν mol più piccole si ha:

moli dissociate: $n_0 \alpha$
 moli indissociate: $n_0 (1 - \alpha)$
 moli originate: $\nu n_0 \alpha$
 moli totali: $n = n_0 (1 - \alpha) + \nu n_0 \alpha$ ovvero

$$n = n_0 [1 + (\nu - 1) \alpha]$$

Il binomio $1 + (\nu - 1) \alpha = i$ prende il nome di *coefficiente di van't Hoff*.

Calcoli il numero di moli totali in equilibrio, relativo ad 1 mol di una sostanza A_3B , dissociata fornendo 3 mol di A e 1 mol di B, avente $\alpha = 0,4$.

R. Poichè ogni mole di A_3B origina $3 + 1 = 4$ nuove moli, $\nu = 4$ per cui $n = 1 [1 + (4 - 1) 0,4] = 2,2$.

22.11. Proprietà colligative e dissociazione

D. Quando si misurano le proprietà colligative di una sostanza in equilibrio con i prodotti della dissociazione, le formule che abbiamo incontrato devono essere modificate come segue:

Pressione osmotica: $\pi = i c R T$

Abbassamento tensimetrico: $\Delta p = i n_{\text{soluto}} / n_{\text{solvente}} + i n_{\text{soluto}}$

Abbassamento crioscopico: $\Delta t = k_c i c$

Innalzamento ebullioscopico: $\Delta t = k_e i c$

Calcoli i valori della pressione osmotica, a 18 °C, di una soluzione acquosa contenente 0,206 mol/l di un composto AB₂ quando: a) Il composto non è un elettrolito. b) Il composto è un elettrolito totalmente dissociato in cationi A²⁺ e anioni B⁻. c) Il composto forma associazioni bimolecolari (AB₂)₂.

- R.** a) $\pi = c R T = 0,206 \times 8,31 \times 291 = 498 \text{ kPa}$
 b) $\nu = 3 \quad i = 3 \quad \pi = i c R T = 3 \times 498 = 1494 \text{ kPa}$
 c) La concentrazione diventa la metà di quella che si avrebbe se la sostanza non si associasse, per cui $\pi = 0,5 \times 498 = 249 \text{ kPa}$.

D. La pressione osmotica di 0,30 g di acido acetico (C₂H₄O₂) in 50 ml di soluzione in benzene, alla temperatura di 20 °C, è $\pi = 121,5 \text{ kPa}$. Calcoli la massa formale dell' acido acetico.

R. La soluzione contiene $0,30 \times 20 = 6,0 \text{ g/l}$ di acido acetico.

$$M = g/l R T / \pi = 6,0 \times 8,31 \times 293 / 121,5 = 120,2$$

La massa formale dell'acido acetico, ricavata dalla formula, è $24 + 4 + 32 = 60$ per cui, trovando sperimentalmente un valore doppio, significa che nel benzene l' acido acetico è associato in molecole dimere (C₂H₄O₂)₂.

22.12. Osmolarità (osm/l)

D. E' la concentrazione molare di tutte le particelle di varia natura presenti in 1 l di soluzione.

* Quando il soluto *non è un elettrolito* l'osmolarità coincide con la molarità.

* Quando il soluto *è un elettrolito*, l'osmolarità è superiore alla molarità, comprendendo tanto la concentrazione della sostanza indissociata quanto quella degli ioni prodotti.

$$\text{osm/l} = i \times \text{mol/l}$$

Calcoli: a) L'osmolarità di una soluzione 0,5 M di un elettrolito A₂B dissociato per il 70 % in 2A e B.

b) L'osmolarità di una soluzione contenente 0,2 mol/l di glucosio (non elettrolito) e 0,3 mol/l di sodio cloruro (elettrolito, considerato totalmente dissociato)

- R.** a) $\nu = 2 + 1 = 3$ $i = 1 + (3 - 1) 0,7 = 2,4$ $2,4 \times 0,5 \text{ mol/l} = 1,2 \text{ osm/l}$
 b) Per glucosio: $0,2 \text{ osm/l}$ Per NaCl: $\alpha = 1$ $\nu = 2$ $i = 2$
 $2 \times 0,3 = 0,6 \text{ osm/l}$ Totale: $0,8 \text{ osm/l}$

22.13. Attività e forza ionica

D. Nelle soluzioni dei sali (e degli acidi e delle basi forti, come vedremo) gli ioni interagiscono e quindi non sono totalmente «liberi»; la concentrazione effettiva di uno ione, detta *attività* (a), è sempre minore della concentrazione molare ed è il prodotto della concentrazione c per un *coefficiente di attività* γ

$$a = \gamma c$$

Si definisce *forza ionica* (Γ) di un elettrolito la semisomma dei prodotti delle concentrazioni c degli ioni per i quadrati delle loro cariche elettriche z

$$\Gamma = \frac{1}{2} (c_1 z_1^2 + c_2 z_2^2 + c_3 z_3^2 + \dots)$$

- Calcoli la forza ionica: a) Per una soluzione acquosa di NaCl 0,1 M.
 b) Per una soluzione acquosa 0,1 M di Na₂SO₄.

- R.** a) $\Gamma = \frac{1}{2} (0,1 \times 1^2 + 0,1 \times 1^2) = 0,1$ b) $\Gamma = \frac{1}{2} (0,1 \times 1^2 + 0,1 \times 2^2) = 0,3$.

D. Il coefficiente di attività γ di uno ione si può ricavare approssimativamente secondo la relazione

$$\text{colg } \gamma = \frac{1}{2} z^2 \sqrt{\Gamma}$$

Calcoli la forza ionica e l'attività degli ioni in una soluzione acquosa 0,01 M di potassio solfato.

- R.** $\Gamma = \frac{1}{2} (0,02 \times 1^2 + 0,01 \times 2^2) = 0,03$
 Per K⁺ $\text{colg } \gamma = \frac{1}{2} 1^2 \sqrt{0,03} = 0,086$ $\gamma = 0,82$
 $a = 0,82 \times 0,02 = 0,016 \text{ mol/l}$
 Per SO₄²⁻ $\text{colg } \gamma = \frac{1}{2} 2^2 \sqrt{0,03} = 0,346$ $\gamma = 0,45$

$$a = 0,45 \times 0,01 = 0,0045 \text{ mol/l}$$