

NUCLEO TEMATICO 5: **PRINCIPALI REAZIONI CHIMICHE: ACIDO-BASE**

1. Premessa	1
2. Definizione di acidi e basi	2
3. Acidi e basi comuni	6
4. Forza di acidi e basi e definizione di pH	8
5. Reazioni acido base e indicatori di pH	15
6. Soluzioni tampone	22

1. PREMESSA

Acidi e basi possiedono particolari caratteristiche e sono prodotti chimici che si possono facilmente ritrovare nelle nostre case. Tutti hanno familiarità con acidi di origine naturale quali l'acido acetico presente nell'aceto, e quello citrico degli agrumi o la basicità del bicarbonato di sodio ma si ritiene fondamentale per uno studente in ingresso all'università avere le basi per poter fare un confronto non solo qualitativo ma anche quantitativo tra tali categorie di sostanze. Lo studente deve altresì comprendere le reazioni caratteristiche che coinvolgono acidi e basi, dato il loro ruolo fondamentale e le ricadute in tutti i settori delle scienze, incluse le bioscienze, scienze mediche e farmacologiche e le scienze ambientali. La teoria acido-base permette di comprendere e quantificare le proprietà acide e basiche delle soluzioni saline, gli equilibri acido-base in soluzione, gli indicatori di pH e le soluzioni tampone, ha dunque applicazioni pratiche fondamentali e trasversali.

Per l'apprendimento e la comprensione di questo argomento lo studente deve avere precedentemente acquisito: i) informazioni sulla struttura delle sostanze chimiche (molecole, ioni, diversi tipi di legami e loro forza e polarità); ii) familiarità con i concetti di mole e di concentrazione; iii) comprensione della dissociazione degli elettroliti in soluzione acquosa e iv) conoscenza qualitativa e quantitativa dell'equilibrio chimico. Le conoscenze del punto i) sono contenute nel nucleo 2, quelle relative ai punti ii) - iv) sono invece parte del nucleo 3 di questo quadro di riferimento. Lo studente deve inoltre conoscere e saper maneggiare (o risolvere) i

numeri in notazione scientifica, i logaritmi e le equazioni di primo e di secondo grado (tutti punti contenuti nel quadro di riferimento di matematica).

Si ritiene rilevante, al fine di un proficuo ingresso dello studente ai corsi universitari, conoscere la teoria acido-base ed essere in grado di predire il risultato di una reazione acido-base anche in maniera quantitativa, a tal fine si devono acquisire le conoscenze e le abilità relative a tutti i punti di questa sezione declinati qui di seguito più in dettaglio.

2. DEFINIZIONE DI ACIDI E BASI

Questo primo punto attiene alle conoscenze ed alla comprensione dei concetti di base di questo argomento. Si deve conoscere la teoria protonica degli acidi e delle basi: definizione del concetto di acido e base secondo la teoria di Brønsted-Lowry e similitudini e differenze con quella di Lewis, comprensione e identificazione delle coppie di acidi e basi coniugati. Un punto di attenzione è la comprensione dell'influenza della struttura molecolare sul comportamento acido-base delle varie specie.

CONOSCENZE

- Teoria protonica degli acidi e delle basi e definizione del concetto di acido e base secondo la teoria di Brønsted-Lowry
- Definizione di acido e di base secondo Lewis
- Definizione di coppia acido - base coniugata

ABILITÀ

- Individuazione di acidi e basi (sia secondo Brønsted-Lowry che di Lewis) tra i reagenti e prodotti delle reazioni acido-base
- Individuazione delle coppie acido-base coniugate in una reazione acido-base
- Individuare la base coniugata di un acido dato (e viceversa)
- Determinare l'acidità o basicità di una sostanza correlandola alla sua natura e dunque a come la struttura influenzi la sua abilità di cedere ioni H^+

Esempi di quesiti

Quesito 1

Quale tra le seguenti è la definizione di acido secondo la teoria di Brønsted e Lowry?

- A.** Acido: specie chimica che, dissociandosi in soluzione, fornisce ioni H^+
- B.** Acido: specie chimica capace di accettare uno ione H^+ (accettore di protoni) da una base
- C.** Acido: specie chimica capace di cedere uno ione H^+ (donatore di protoni) a una base
- D.** Acido: specie chimica capace di accettare un doppietto elettronico (accettore)
- E.** Acido: specie chimica che, dissociandosi in soluzione, fornisce ioni OH^-

Conoscenze: definizione del concetto di acido e base secondo la teoria di Brønsted-Lowry.

Competenze: questo quesito richiede solo la conoscenza della definizione e non altre competenze.

Secondo la teoria di Brønsted e Lowry un acido è una specie chimica (molecola o ione) capace di cedere ioni H^+ ad una base (specie chimica -molecola o ione- capace di legarsi a ioni H^+). Pertanto, la risposta esatta è la **C**.

Quesito 2

Quale tra le seguenti è una coppia acido-base coniugata?

- A.** NH_4^+ - NH_4Cl
- B.** HSO_3^- - HSO_4^-
- C.** HSO_3^- - HPO_3^{2-}
- D.** H_2PO_3^- - HPO_3^{2-}
- E.** Na^+ - Cl^-

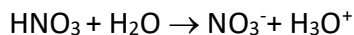
Conoscenze: definizione di coppia acido - base coniugata.

Competenze: individuare la base coniugata di un acido dato (e viceversa) applicando la definizione di coppia acido - base coniugata.

Secondo la Teoria di Brønsted e Lowry un acido è una specie chimica (molecola o ione) capace di cedere ioni H^+ ad una base (specie chimica -molecola o ione- capace di legarsi a ioni H^+). Un acido cedendo un protone si trasforma nella sua base coniugata e viceversa dunque per individuare le coppie acido-base coniugate si deve cercare la coppia che presenta due specie che differiscono solo per un H^+ . In questo caso l'unica coppia con questi requisiti è la coppia H_2PO_3^- - HPO_3^{2-} dunque la risposta giusta è la **D**.

Quesito 3

Qual è tra le risposte proposte la sola corretta riferita alla seguente reazione?



- A.** Sia HNO_3 che H_2O si comportano da acidi e reagendo tra loro formano le loro basi coniugate
- B.** Sia HNO_3 che H_2O si comportano da basi e reagendo tra loro formano i loro acidi coniugati
- C.** La base NO_3^- reagisce con l'acido H_3O^+ dando come prodotti le loro specie coniugate
- D.** L'acido HNO_3 reagisce con H_2O , che si comporta da base in questa reazione, per dare le loro specie coniugate
- E.** La base HNO_3 reagisce con H_2O , che si comporta da acido in questa reazione, per dare le loro specie coniugate

Conoscenze: come si scrive una reazione chimica; teoria protonica degli acidi e delle basi e definizione del concetto di acido e base secondo la teoria di Brønsted-Lowry; definizione di coppia acido - base coniugata.

Competenze: lo studente, data una reazione chimica, sa individuare i reagenti ed i prodotti ed applicare la definizione di acido e base secondo la teoria di Brønsted-Lowry ai reagenti per determinare quale ceda un protone (e quale lo accetti) per trasformarsi nei prodotti.

Le reazioni chimiche si scrivono ponendo a sinistra i reagenti e a destra i prodotti, separati da una freccia (nel caso la reazione sia quantitativa). La risposta **C** è dunque certamente sbagliata perché indica come reagenti le specie scritte a destra della freccia.

Secondo la teoria protonica di Brønsted e Lowry gli acidi e le basi reagiscono tra loro scambiandosi protoni mentre non avvengono reazioni tra due acidi (o due basi) perché entrambi potenzialmente possono cedere un protone (o accettare un protone) ma solo in presenza di almeno una specie che lo possa accettare (o cedere). Le risposte **A** e **B** sono dunque certamente sbagliate.

Tra le risposte **D** ed **E** la prima (**D**) è quella corretta perché HNO_3 cede un H^+ ad H_2O che lo accetta per dare le specie prodotto NO_3^- e H_3O^+ (rispettivamente coniugate dei reagenti). Secondo la teoria di Brønsted e Lowry, dunque, HNO_3 si comporta da acido mentre H_2O da base come indicato nella risposta **D**.

3. ACIDI E BASI COMUNI

Lo studente deve conoscere la teoria protonica e riuscire a collegare ed applicare i concetti di acido e base, al comportamento di sostanze comunemente utilizzate nel quotidiano valutando ad esempio l'acidità di alcuni cibi, la basicità di alcuni saponi o l'impatto sugli ecosistemi delle attività umane (piogge acide). Inoltre, deve conoscere le categorie più comuni di acidi forti (idracidi quali HCl ed ossiacidi quali HNO_3) e di basi forti come gli idrossidi di metalli alcalini ed alcalino-terrosi (NaOH , Ca(OH)_2).

CONOSCENZE

- Teoria protonica degli acidi e delle basi.
- Famiglie di acidi e basi forti.
- Natura di sostanze comunemente utilizzate nel quotidiano (cibi, detersivi, bevande, ecc.)

ABILITÀ

- Determinare la natura acida o basica di sostanze di uso quotidiano conoscendo la loro natura o famiglia di appartenenza e correlandola alla loro abilità di cedere ioni H^+ .

Esempi di quesiti

Quesito 4

Quale dei seguenti prodotti ha carattere acido?

- A.** Benzina
- B.** Alcol denaturato
- C.** Vitamina C
- D.** Candeggina (varechina)
- E.** Carbonato di sodio

Conoscenze: la teoria protonica degli acidi e delle basi e la natura di sostanze di uso comune con potenziali capacità acide o basiche.

Competenze: lo studente è in grado di valutare il carattere acido di una sostanza correlandolo alla sua possibilità e facilità di cedere ioni H^+ sapendo la natura della sostanza.

Secondo la teoria di Brønsted e Lowry un acido è una specie chimica capace di cedere ioni H^+ (mentre una base è una specie chimica capace di legarsi a ioni H^+). Il carattere acido di una sostanza è dunque correlato alla sua possibilità e facilità di cedere ioni H^+ . Esaminiamo dunque le varie sostanze proposte nelle risposte da questo punto di vista.

Risposta A benzina: si ottiene dalla distillazione frazionata e trattamento del petrolio greggio e dal punto di vista chimico è una miscela di idrocarburi paraffinici leggeri ($C_6 - C_{12}$) in proporzione variabile, contenenti piccole quantità di diversi additivi (antidettonanti, antiossidanti, disincrostanti, ecc.) destinati a migliorarne le proprietà. Gli idrocarburi sono composti formati solo da atomi di carbonio e di idrogeno che presentano elettronegatività molto simile, per cui il legame che formano è apolare. La reattività acida degli idrocarburi paraffinici è trascurabile, infatti la loro deprotonazione porta alla formazione di una base coniugata, un carboanione, che è una base estremamente forte. Questa non è dunque la risposta esatta.

Risposta B alcol etilico denaturato: è costituito da alcol etilico addizionato con coloranti ed altre sostanze utili a renderlo riconoscibile e non edibile. L'alcol etilico è un alcol primario che presenta un carattere acido molto debole. La sua base coniugata (anione etossido) è una specie carica negativamente che è una base più forte dello ione idrossido (la specie più basica che può esistere in soluzione acquosa), per questo motivo la deprotonazione dell'alcool etilico è trascurabile in acqua. Anche questa non è la risposta corretta.

Risposta C vitamina C (esatta): è la molecola che in chimica viene chiamata acido ascorbico, già dalla nomenclatura si capisce che presenta almeno un H con carattere acido che può essere ceduto come H^+ in una reazione acido/base che trasforma la vitamina C nella sua base coniugata detta ascorbato.

Risposta D candeggina (varechina): è il nome commerciale 'comune' di una soluzione acquosa di ipoclorito di sodio ($NaClO$) al 5-10% comunemente usata in tutte le case, soprattutto per la sua azione sbiancante. Lo ione ipoclorito, che si genera dalla dissociazione del sale, ha proprietà basiche ed in acqua instaura una reazione di idrolisi basica che rende la soluzione fortemente basica. Questa non può quindi essere la risposta corretta.

Risposta E carbonato di sodio: è un sale che in acqua si dissocia nei suoi ioni costituenti, ioni carbonato e ioni sodio. Lo ione sodio è inattivo dal punto di vista acido-base mentre lo ione carbonato deriva dalla deprotonazione di un acido debole e, come suo coniugato, ha carattere di base debole. In acqua lo ione carbonato reagirà dunque per dare idrolisi basica. Questa risposta è errata.

4. FORZA DI ACIDI E BASI E DEFINIZIONE DI pH

Le reazioni acido base più comuni sono in acqua (alimentazione, biologia, medicina e ambiente) è dunque fondamentale conoscere il comportamento dell'acqua in termini di equilibrio acido-base. Si deve conoscere la definizione di sostanza anfiprotica e le conseguenti reazioni di autoprotolisi (detta anche autoionizzazione), in particolare la reazione di autoprotolisi dell'acqua e la definizione ed il valore del prodotto ionico dell'acqua (costante di equilibrio della reazione di autoprotolisi dell'acqua). La conoscenza della definizione di pH permetterà poi di comprendere e calcolare l'acidità o basicità di soluzioni acquose (pH e pOH). Nell'ambito della teoria protonica in acqua, infatti, la forza di un acido è la misura dalla sua tendenza a donare protoni al solvente (di una base ad accettarli) dunque si dovranno conoscere le definizioni di acidi (e basi) forti e deboli e come si quantifica la forza degli acidi e delle basi: costanti di equilibrio della reazione di acidi (K_a) e di basi (K_b) con l'acqua.

CONOSCENZE

- Equilibri chimici e definizione delle costanti di equilibrio
- Reazione di autoprotolisi dell'acqua, definizione del prodotto ionico dell'acqua e suo valore a 25°C
- Definizione di pH (e di pOH)
- Definizione di soluzione acida, basica e neutra
- Definizione di acido (e base) forte e debole
- Reazione di un acido (o base) debole con l'acqua e definizione della costante di equilibrio (K_a o K_b) di tali reazioni
- Correlazione tra la forza dell'acido (o della base) ed il valore della sua K_a (o K_b)

ABILITÀ

- Dato un determinato acido (o base) scrivere la sua reazione con l'acqua e bilanciarla
- Per le specie deboli scrivere le reazioni di equilibrio con l'acqua, bilanciarle e determinare la K_a (o K_b) dalle concentrazioni delle specie all'equilibrio (o viceversa)
- Determinare il valore del pH (e/o del pOH) di soluzioni di acidi e di basi forti
- Determinare il valore del pH (e/o del pOH) di soluzioni di acidi e di basi deboli

Esempi di quesiti

Quesito 5

Mettere in ordine crescente di basicità (dalla più acida alla più basica) le seguenti soluzioni:

a) 0,001 M KOH

b) 0,001 M NH_3

c) 0,01 M NaOH

d) 0.01 M HNO_2

e) 0.01 M HCl

A. e); d); b); a); c)

B. e); d); c); a); b)

C. e); d); a); c); b)

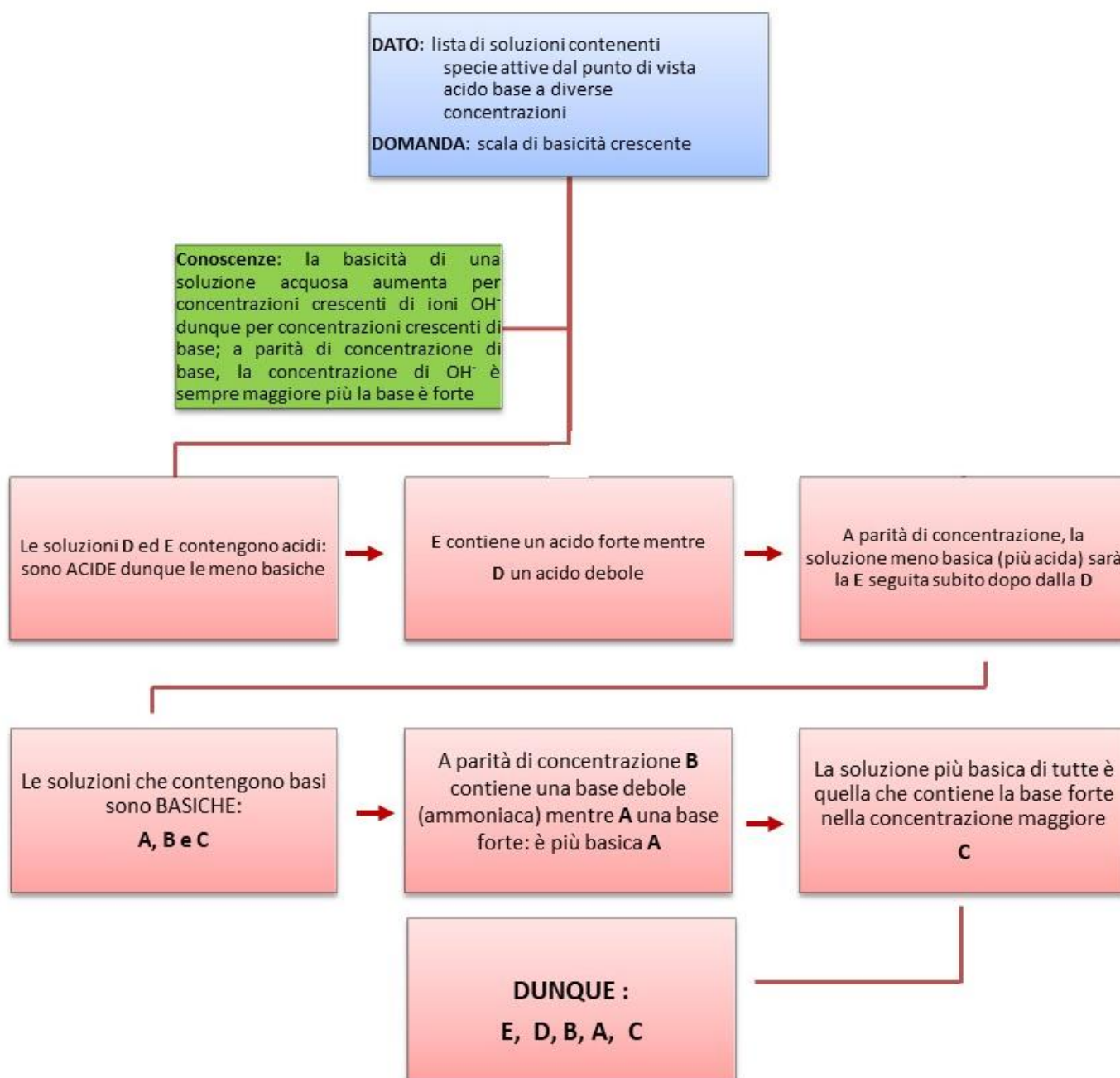
D. b); d); a); e); c)

E. d); e); a); c); b)

Conoscenze: definizione di soluzione acida, basica e neutra; definizione di acido (e base) forte e debole; conoscenza dei più comuni acidi e basi forti e deboli; concentrazione delle soluzioni espressa in molarità.

Competenze: lo studente è in grado correlare l'acidità o la basicità di una soluzione alla forza ed alla concentrazione dell'acido o della base che contiene.

Si definisce basica qualsiasi soluzione acquosa in cui $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ (acida $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ e neutra $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$); in generale maggiore è la concentrazione di ioni OH^- in soluzione maggiore sarà la sua basicità. Nelle soluzioni che contengono basi la quantità di OH^- dipende da due fattori: a) la concentrazione della base, b) la forza della base (più la base è forte più è dissociata a parità di concentrazione dunque maggiore sarà la concentrazione degli ioni OH^-).



Esaminiamo le soluzioni elencate:

- le prime tre soluzioni contengono basi, dunque, saranno tutte e tre basiche;
- le soluzioni **D** ed **E**, al contrario, contengono sostanze che cedono ioni H^+ cioè acidi e quindi saranno acide risultando le prime della lista (quelle meno basiche);
- tra le soluzioni acide la **D** contiene un acido debole (HNO_2 , acido inorganico, acido nitroso, parzialmente dissociato in acqua) mentre la **E** contiene un acido forte (HCl) dunque completamente dissociato in acqua. Di conseguenza, a parità di concentrazione, la soluzione **E** sarà più acida (meno basica) della soluzione **D**.
- consideriamo ora le tre soluzioni basiche: gli idrossidi di potassio (KOH , soluzione **A**) e di sodio (NaOH , soluzione **C**) sono basi forti, si dissociano dunque completamente in acqua

producendo ioni OH^- in quantità pari alla loro concentrazione. La soluzione **C**, di conseguenza, presentando la concentrazione maggiore (0,01M), sarà quella più basica delle due e anche di tutte quelle elencate;

- la soluzione **A** sarà, però, più basica di quella **B**, a parità di concentrazione, in quanto l'ammoniaca NH_3 è una base debole (reagisce con l'acqua solo parzialmente) mentre KOH produce quantitativamente ioni OH^- in soluzione.

Concludendo la scala di basicità crescente sarà: **e); d); b); a); c)**

Quesito 6

Si consideri la seguente tabella di costanti di dissociazione di acidi:

Sostanza	Ka
Acido formico	$1,77 \times 10^{-5}$
Acido acetico	$1,74 \times 10^{-5}$
Acido benzoico	$6,45 \times 10^{-5}$

Qual è il corretto ordine di acidità crescente (dalla più acida alla meno acida) delle loro soluzioni di uguale concentrazione?

- A.** acido formico > acido acetico > acido benzoico
- B.** acido formico > acido benzoico > acido acetico
- C.** acido benzoico > acido formico > acido acetico
- D.** acido benzoico > acido acetico > acido formico
- E.** non è prevedibile dai dati forniti

Conoscenze: definizione della costante di equilibrio acida Ka di acidi deboli; correlazione tra la forza dell'acido ed il valore della sua Ka.

Competenze: lo studente è in grado correlare l'acidità di una soluzione alla forza ed alla concentrazione dell'acido che contiene.

Gli acidi deboli sono quelli che in soluzione non si dissociano completamente ma danno origine ad equilibri la cui costante viene detta 'costante di dissociazione acida' ed indicata con Ka. Un valore maggiore di Ka, a parità di concentrazione iniziale dell'acido, corrisponde ad uno spostamento maggiore dell'equilibrio verso i prodotti e dunque una maggiore concentrazione di $[H_3O^+]$ (prodotto) in soluzione e ad una più alta acidità.

Di conseguenza la scala di acidità crescente, a parità di concentrazione, corrisponde alla scala di valori di Ka crescenti (risposta esatta **B**):

acido formico > acido benzoico > acido acetico

Quesito 7

Quale tra le seguenti soluzioni acquose ha $\text{pH} = 2$?

- A.** NaCl 0,001 M
- B.** NaOH 0,100 M
- C.** KOH 0,010 M
- D.** HNO_3 0,010 M
- E.** HCl 0,001 M

Conoscenze: concentrazione delle soluzioni espressa in molarità; definizione di pH; definizione di acido (e base) forte e debole; conoscenza dei più comuni acidi e basi forti e deboli.

Competenze: lo studente è in grado applicare la definizione di pH per calcolare dal suo valore la concentrazione molare in soluzione degli ioni H_3O^+ ; lo studente è in grado di calcolare la concentrazione molare in soluzione degli ioni H_3O^+ prodotta da acidi forti, conoscendo la loro concentrazione iniziale.

Il pH è il valore del logaritmo (in base 10) negativo della concentrazione degli ioni H_3O^+ in soluzione acquosa:

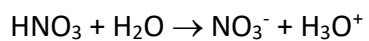
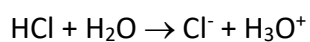
$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{di conseguenza} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

A 25°C il prodotto ionico dell'acqua ha valore 1×10^{-14} e da questo consegue che, in queste condizioni, il pH può avere assumere valori compresi tra 0 e 14:

- per valori inferiori a 7, la soluzione è acida ($[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$)
- per valori superiori a 7 la soluzione è basica ($[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$)
- se $\text{pH} = 7$ la soluzione è neutra ($[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$).

Il valore $\text{pH} = 2$ indica che siamo in presenza di una soluzione acida, e quindi vanno scartate le risposte **B** e **C** che sono relative a soluzioni che contengono solo basi e che di conseguenza presenteranno un pH basico (> 7) e la risposta **A** che contiene un sale che in acqua si dissocia in due ioni (lo ione sodio e lo ione cloruro) che sono inattivi dal punto di vista acido base (non danno né idrolisi acida, né idrolisi basica).

La scelta sarà dunque tra la risposta **D** e la risposta **E**, e va fatta sulla base delle concentrazioni dell'acido in soluzione in quanto sia l'acido nitrico (HNO_3) che l'acido cloridrico (HCl) sono forti. La loro concentrazione, dunque, determina la concentrazione di H_3O^+ in soluzione e di conseguenza il pH della soluzione. Sapendo che entrambi gli acidi sono forti, sappiamo che reagiscono in maniera quantitativa con l'acqua formando la loro base coniugata e ioni H_3O^+ :



pertanto, la concentrazione di ioni H_3O^+ coincide con quella nominale dell'acido. Per avere $\text{pH} = 2$ la concentrazione degli ioni ossonio dovrà essere $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2}$ e di conseguenza la concentrazione iniziale dell'acido $M = 0.010$. La risposta esatta è **D**.

5. REAZIONI ACIDO BASE E INDICATORI DI pH

Nelle reazioni acido-base, un acido reagisce con una base (e viceversa), scambiandosi un protone. Quando acidi e basi diversi dall'acqua sono presenti nella stessa soluzione acquosa, si deve essere in grado di prevedere la reazione acido-base prevalente e per questo è necessaria la conoscenza della teoria protonica, del concetto di forza di acidi e basi e del valore delle costanti acide e basiche di tutti i potenziali reagenti. Tali conoscenze permettono di individuare i reagenti, di scrivere la reazione ed i prodotti: reazione di neutralizzazione, formazione dei sali. Di conseguenza, si potranno prevedere e valutare le proprietà acido-base anche dei sali (idrolisi acida e idrolisi basica) o meglio degli ioni che formano i sali che vengono prodotti. In presenza di sali che abbiano almeno uno ione attivo dal punto di vista acido-base, potranno avvenire in soluzione anche reazioni tra acidi e sali basici o basi e sali acidi. Anche in questo caso, la conoscenza della teoria protonica e delle forze delle specie in gioco permette di prevedere i prodotti e di valutare il pH della soluzione finale. In questo contesto, si deve conoscere il ruolo degli indicatori di pH nella stima del pH di soluzioni. Tali indicatori sono acidi o basi organiche deboli che hanno la caratteristica di presentare un colore diverso nella loro forma acida e basica. La conoscenza del meccanismo con cui operano è fondamentale per riuscire a scegliere l'indicatore appropriato alla misura di pH desiderata.

CONOSCENZE

- Meccanismo delle reazioni acido-base, formazione di sali
- Dissociazione di sali e conoscenza dell'attività acido-base di ioni
- Reazioni di Idrolisi: idrolisi acida ed idrolisi basica
- Definizione di indicatore di pH e di punto di viraggio
- Meccanismo con cui operano gli indicatori di pH
- I più comuni indicatori di pH

ABILITÀ

- Scrivere e bilanciare la reazione acido-base in soluzione acquosa, tra specie attive diverse dall'acqua
- Scrivere la dissociazione dei sali nei loro ioni in acqua
- Scrivere la reazione di idrolisi acida (o basica) e calcolare il pH della soluzione
- Prevedere il colore di un indicatore dato ai vari pH
- Determinare l'indicatore appropriato alla misura di pH desiderata

Esempi di quesiti

Quesito 8

Aggiungendo una delle seguenti soluzioni a 1 L di una soluzione di acido nitroso (HNO_2) 0.1 M, il pH della soluzione finale si abbassa.

Quale delle seguenti soluzioni induce questo effetto?

- A.** 1 L di una soluzione di HCl 0.1 M
- B.** 1 L di H_2O
- C.** 1 L di una soluzione di nitrito di sodio (NaNO_2) 0.1 M
- D.** 1 L di una soluzione di acido nitroso (HNO_2) 0.1 M
- E.** 1 L di una soluzione di idrossido di sodio (NaOH) 0.1 M

Conoscenze: il quesito valuta le conoscenze riguardanti la reattività di acidi deboli in acqua e la risposta del pH alla diluizione ed all'aggiunta di altre sostanze acide e basiche.

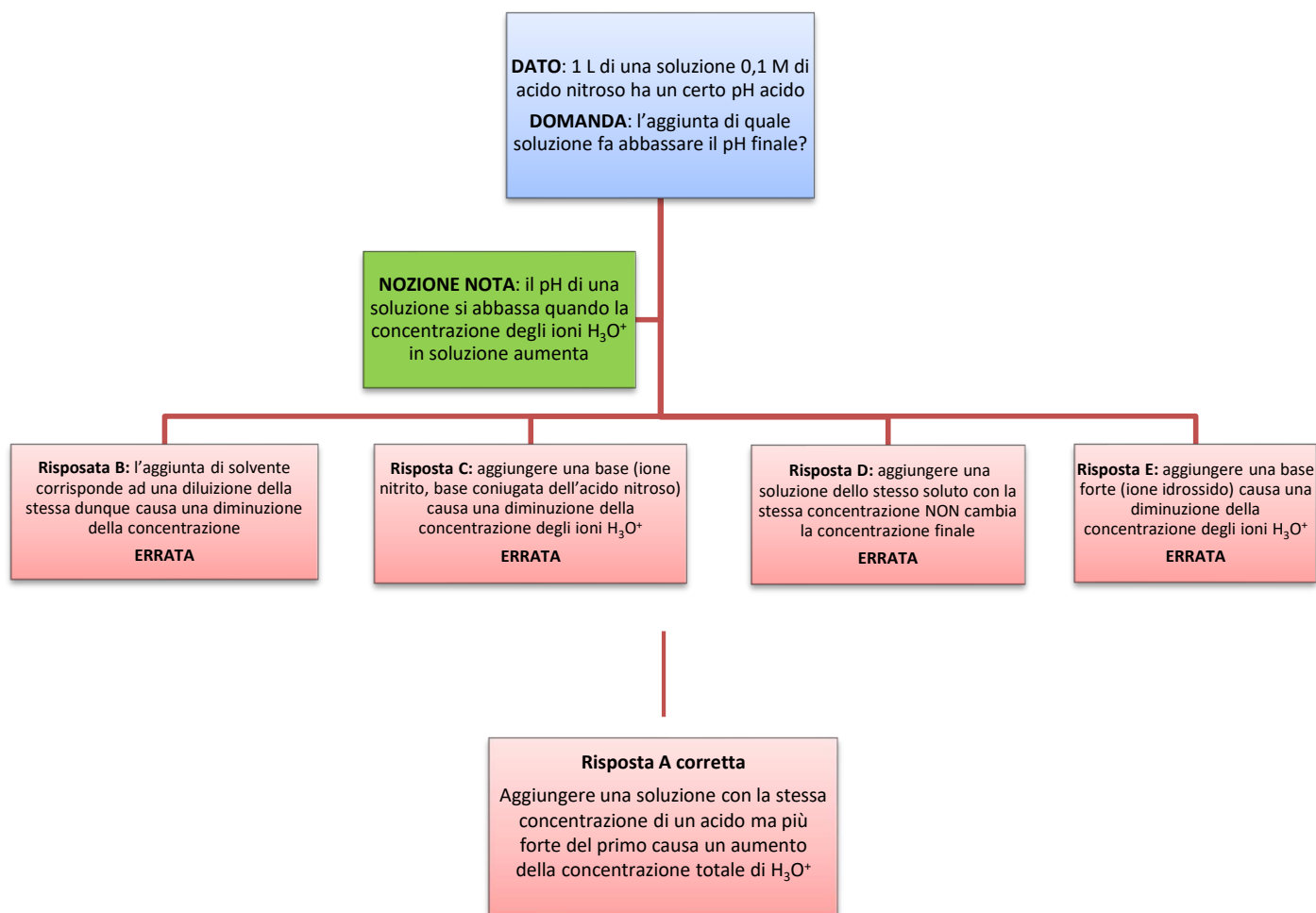
Competenze: lo studente è in grado valutare la variazione della concentrazione degli ioni H_3O^+ in soluzione per aggiunta di volumi dati di altre soluzioni e di correlarla al valore del pH.

Diminuire il pH di una soluzione significa che la concentrazione degli H_3O^+ in soluzione deve aumentare; il pH è infatti definito come $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$.

Questo si può ottenere aggiungendo ad una soluzione acida una seconda soluzione acida contenente H_3O^+ in concentrazione maggiore (acido più forte alla stessa concentrazione o superiore o acido con la stessa forza ma a concentrazione maggiore).

Al contrario, aggiungere una base o diluire la soluzione porta ad una diminuzione della concentrazione di H_3O^+ e dunque ad un aumento del pH.

Per rispondere bisogna perciò ricordare che partiamo da una soluzione 0,1 M di un acido debole (acido nitroso, solo parzialmente dissociato).



Risposta A (esatta): aggiungere una soluzione di un acido con la stessa concentrazione ma con una forza maggiore (HCl è un acido forte, dissociato in maniera quantitativa) porta ad una soluzione finale con una concentrazione di H_3O^+ maggiore dunque abbassa il pH, questa è perciò la risposta esatta.

Risposta B: aggiungere altro solvente significa diluire la soluzione dunque diminuire la concentrazione di H_3O^+ e di conseguenza aumentare il pH, questa risposta è perciò sbagliata.

Risposta C: il nitrito di sodio è un sale solubile che si dissocia in ioni sodio (inattivi dal punto di vista acido/base) e ioni nitrito (NO_2^-) che si comportano da base debole in acqua. In generale, aggiungere una base diminuisce l'acidità di una soluzione, dunque, ne aumenta il pH. In questo caso particolare, la base aggiunta è proprio la base coniugata dell'acido debole, cioè un prodotto della reazione di dissociazione. Se ad una reazione all'equilibrio si aggiunge un prodotto (si aumenta la sua quantità in soluzione) l'equilibrio reagisce a questa perturbazione spostandosi verso sinistra (principio di Le Chatelier) cioè verso una minore dissociazione dell'acido ed una minore quantità di H_3O^+ formati, la soluzione diventa meno acida e dunque il pH aumenta. Questa risposta è perciò sbagliata.

Risposta D: aggiungere lo stesso acido nella stessa concentrazione significa non cambiare il rapporto tra il numero delle moli totali ed il volume totale della soluzione finale dopo il mescolamento, cioè mantenere costante la concentrazione; di conseguenza il pH non cambia. Questa risposta è perciò sbagliata.

Risposta E: aggiungere una base diminuisce l'acidità di una soluzione perché diminuisce la concentrazione degli ioni H_3O^+ , di conseguenza aumenta il pH della soluzione. Questa risposta è dunque sbagliata.

Quesito 9

Se si fanno reagire idrossido di potassio e cloruro di ammonio in acqua cosa si ottiene?

$\text{KOH} + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \dots\dots\dots$

- A.** Non reagiscono perché sono due acidi
- B.** Non reagiscono perché sono due basi
- C.** Non reagiscono perché sono due sali
- D.** $\dots \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$
- E.** $\dots \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_2^-$

Conoscenze: il quesito valuta le conoscenze riguardanti le reazioni acido-base, in particolare quelle in cui entrambi sono diversi dall'acqua.

Competenze: lo studente è in grado di riconoscere i sali, di dissociarli nei loro ioni costituenti e di riconoscere le proprietà acido-base degli ioni. Dati poi l'acido e la base reagenti, di determinare i prodotti e bilanciare la reazione.

Per rispondere a questo quesito bisogna conoscere la definizione di reazione acido-base: è una reazione in cui l'acido si trasforma in una base (la sua base coniugata) e la base in un acido (il suo acido coniugato) grazie allo scambio di un protone. Le reazioni acido-base possono essere scritte in forma ionica o in forma non ionica (come in questo quesito) e in questo caso bisogna sapere dissociare le specie forti e conoscere le proprietà acide o basiche degli ioni.

I reagenti sono due sali che contengono il primo uno ione basico (OH^- base coniugata dell'acqua, H_2O) ed il secondo uno ione acido (NH_4^+ , acido coniugato dell'ammoniaca NH_3) dunque la risposta **A** e **B** sono sbagliate, non sono né due acidi né due basi. La risposta **C** è sbagliata perché i sali in acqua si dissociano nei loro ioni che, se hanno proprietà adatte, reagiscono; come in questo caso, visto che il primo sale produce uno ione con proprietà basiche ed il secondo uno con proprietà acide.

Conoscendo la definizione di reazione tra un acido ed una base, si capisce che tra le risposte **D** ed **E** quella esatta è la **D**. I prodotti che riporta la risposta **D**, infatti, sono la base e l'acido coniugati (H_2O e NH_3) dei reagenti dati dal testo del quesito. La risposta **E** è sbagliata in quanto H_3O^+ e NH_2^- non sono i coniugati dei reagenti (differiscono per due protoni), inoltre, sono un acido ed una base più forti di quelli di partenza e le reazioni acido-base procedono sempre verso la formazione delle specie più deboli.

Quesito 10

Il rosso fenolo è un acido debole dal colore giallo in soluzione acquosa, mentre la sua base coniugata presenta colore rosso; è utilizzato come indicatore di pH ed ha il punto di viraggio a $\text{pH} = 7,6$. Stabilire quale colore assume una soluzione acquosa a 25°C contenente una concentrazione di H_3O^+ pari $1 \times 10^{-3} \text{ M}$.

- A.** La soluzione è acquosa e dunque è incolore
- B.** La soluzione è basica, ha $\text{pH} < 7,6$ dunque sarà rossa
- C.** La soluzione è acida, ha $\text{pH} < 7,6$ dunque sarà rossa
- D.** La soluzione è acida, ha $\text{pH} < 7,6$ dunque sarà gialla
- E.** La soluzione è basica, ha $\text{pH} > 7,6$ perciò sarà gialla

Conoscenze: il quesito valuta le conoscenze riguardanti la definizione di pH, la definizione di soluzione acida e basica, la definizione di indicatore di pH, il meccanismo con cui operano gli indicatori di pH.

Competenze: lo studente è in grado di calcolare il pH di una soluzione sapendo la concentrazione di ioni H_3O^+ che contiene e di prevedere il colore di un indicatore dati il suo punto di viraggio ed il pH della soluzione.

Il pH di una soluzione si definisce come $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, conoscendo dunque la concentrazione degli ioni H_3O^+ in soluzione si può calcolare il pH. Sapendo inoltre che a 25°C il pH neutro corrisponde a 7 si potrà dire che la soluzione sarà acida se il suo $\text{pH} < 7$ mentre basica se ha $\text{pH} > 7$.

Un indicatore di pH è tipicamente un acido debole il cui grado di dissociazione (e dunque il rapporto tra la concentrazione della specie indissociata e quella della sua base coniugata) dipende dall'acidità della soluzione a cui è aggiunto. Si definisce punto di viraggio di tali specie il pH al quale il rapporto tra la concentrazione dell'acido debole non dissociato e della sua base coniugata è 1, a questo pH il colore della soluzione sarà esattamente la somma dei colori delle due specie, mentre per gli altri pH sarà dominato da quello della specie presente in maggiore concentrazione in quelle condizioni.

L'acqua è incolore ma una soluzione acquosa presenta il colore somma dei colori delle sostanze che contiene, non è perciò detto che una soluzione sia incolore. La risposta A è dunque sbagliata.

Il pH di una soluzione si definisce come $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, la nostra soluzione con $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$ avrà un $\text{pH} = 3$. Questo è un pH acido ed il valore è $\text{pH} < 7,6$ dunque la risposta E sarà sicuramente sbagliata.

Tra le risposte che indicano correttamente $\text{pH} < 7,6$ la **B** è chiaramente sbagliata perché la nostra soluzione con $\text{pH} 3$ è acida e non basica. Le risposte **C** e **D** indicano giustamente la soluzione come acida ma solo la **D** è esatta perché l'indicatore, ad un pH al di sotto del suo pH di viraggio, assume il colore della sua forma acida (indissociata) e dunque, in questo caso (come da testo della domanda), giallo.

6. SOLUZIONI TAMPONE

Data l'importanza biologica (e non solo) delle soluzioni tampone si ritiene rilevante avere percezione del valore applicativo di tali soluzioni e, a tale scopo, si devono conoscere le loro proprietà e la loro definizione. Risulta inoltre fondamentale sapere come una soluzione tampone riesca a mantenere il pH (circa) costante anche a seguito di aggiunte di acidi o di basi o per diluizione o concentrazione della soluzione stessa. Conoscendo il meccanismo di funzionamento delle soluzioni tampone si potranno riconoscere le coppie acido-base (acido-sale) che possono formare una soluzione tampone e prevedere il suo range di pH di funzionamento.

CONOSCENZE

- Definizione di soluzione tampone e proprietà che la caratterizzano
- Meccanismo di azione delle soluzioni tampone

ABILITÀ

- determinare o riconoscere coppie acido-base (acido-sale) in grado di formare un tampone in acqua
- prevedere il comportamento di una soluzione tampone (variazione o meno di pH) in conseguenza ad una variazione delle sue condizioni (aggiunta di acidi o basi, diluizione o concentrazione)
- calcolare il pH di una soluzione tampone

Esempi di quesiti

Quesito 11

Cosa succede se aggiungo una piccola quantità di acido forte ad una soluzione tampone a $\text{pH} = 7$?

- A.** Il pH diventa molto maggiore di 7
- B.** Il pH diventa molto minore di 7
- C.** Il pH rimane circa 7
- D.** La soluzione cambia colore
- E.** La soluzione inizia a bollire

Conoscenze: il quesito valuta le conoscenze riguardanti le proprietà che caratterizzano le soluzioni tampone.

Competenze: Lo studente è in grado di prevedere il comportamento di una soluzione tampone (variazione o meno di pH) in conseguenza ad una variazione delle condizioni, in particolare, in questo caso, all'aggiunta di un acido.

La principale proprietà delle soluzioni tampone è quella di rendere minime le variazioni di pH che potrebbero essere indotte da aggiunta di acidi e basi.

Conoscendo le proprietà che caratterizzano le soluzioni tampone si possono escludere subito come sbagliate le risposte **D** ed **E** in quanto tali proprietà non agiscono in maniera diretta né sul colore della soluzione, né sui suoi passaggi di stato, dunque sull'ebollizione.

Sapendo che la capacità principale di tali soluzioni è opporsi alla variazione del pH per aggiunta di acidi e basi, è chiaro che la risposta esatta sarà la **C** mentre la **A** e la **B** sono sbagliate.

Quesito 12

Tra le seguenti soluzioni solo una ha proprietà tampone. Quale?

- A.** HCl e NaCl entrambi 1×10^{-3} M
- B.** NaOH e NaCl entrambi 1×10^{-3} M
- C.** HNO₂ e HCl entrambi 1×10^{-3} M
- D.** HNO₂ e NaNO₂ entrambi 1×10^{-3} M
- E.** NaOH e HCl entrambi 1×10^{-3} M

Conoscenze: il quesito valuta le conoscenze riguardanti la definizione di soluzione tampone.

Competenze: lo studente è in grado di riconoscere coppie acido-base (acido-sale) in grado di formare una soluzione tampone in acqua.

Il primo requisito (ma non l'unico) per avere una soluzione tampone è che contenga inizialmente una coppia acido-base coniugata debole.

Per formare una soluzione tampone dobbiamo utilizzare una coppia acido-base debole, dunque, tutte le coppie coniugate in cui uno dei partner (l'acido o la base) è forte non possono formare una soluzione con tali proprietà. La risposta **A** è dunque sbagliata perché anche se la soluzione contiene un acido e un sale della sua base coniugata, l'acido HCl è forte.

Le risposte **B**, **C** ed **E** sono chiaramente sbagliate perché nessuna delle tre soluzioni indicate in tali risposte contiene una coppia acido-base coniugata (né forte, né debole).

Solo la risposta **D** può dunque essere quella giusta ed infatti la soluzione indicata contiene l'acido debole HNO₂ ed il sale di sodio della sua base coniugata (NaNO₂).